পঞ্চম অধ্যায়

রাসায়নিক বন্ধন

Chemical Bond

প্রশ্ন –১ ▶ নিচের ছকটি দেখে প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

মৌল	পর্যায়	শ্রেণি
A	2	15
B	3	15

[এখানে A ও B প্রতীকী অর্থে; প্রচলিত কোনো মৌলের প্রতীক নয়]

ক. যোজ্যতা ইলেকট্রন কাকে বলে?

খ. $CaCl_2$ বিদ্যুৎ পরিবহন করে কেন? ব্যাখ্যা কর।

গ. A এর ক্লোরাইড–এ কতটি বন্ধন–জোড় ইলেকট্রন বিদ্যমান? ব্যাখ্যা কর।

ঘ. BCl_5 যৌগের স্থিতিশীলতা ব্যাখ্যায় অষ্টক নিয়ম প্রযোজ্য নয়– যুক্তি দাও।

◀◀ ১নং প্রশ্নের উত্তর ▶▶

ক. কোনো মৌলের সর্বশেষ প্রধান শক্তিস্তরের মোট ইলেকট্রন সংখ্যাকে সেই মৌলের যোজ্যতা ইলেকট্রন বলে।

খ. $CaCl_2$ আয়নিক যৌগ। বিদ্যুৎ পরিবহনের জন্য আয়নসমূহের চলাচল দরকার হয় যা $CaCl_2$ এর কঠিন অবস্থায় সম্ভব হয় না। $CaCl_2$ গলিত অবস্থায় Ca^{2+} এবং $2Cl^-$ পরিণত হয়।

$CaCl_2 \rightarrow Ca^{2+}(l) + 2Cl^-(l)$ [গলিত অবস্থায়]

$CaCl_2(s) + H_2O(l) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq)$ [জলীয় দ্রবণে]

এই আয়নগুলো দ্রবীভূত অবস্থায় চলাচল করতে পারে। এই চলাচলের ফলে $CaCl_2$ বিদ্যুৎ পরিবহন করে থাকে।

গ. 'A' পর্যায় সারণির দ্বিতীয় পর্যায়ের 15 শ্রেণির মৌল। উক্ত মৌলটি হলো নাইট্রোজেন (N)। এর ক্লোরাইড যৌগটি হলো নাইট্রোজেন ট্রাইক্লোরাইড NCl_3।

NCl_3 যৌগে উপাদান মৌল N ও Cl এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :

$N(7) : 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$

এবং $Cl(17) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2\ 3p_x^2\ 3p_y^2\ 3p_z^1$

অর্থাৎ, N পরমাণুর সর্বশেষ শক্তিস্তরে তিনটি এবং Cl পরমাণুর সর্ববহিস্থ স্তরে একটি অযুগ্ম ইলেকট্রন বিদ্যমান।

N পরমাণুর উক্ত বিজোড় ইলেকট্রন Cl পরমাণুর তিনটি অযুগ্ম ইলেকট্রনের সাথে বন্ধন জোড় গঠন করে NCl_3 গঠন করে।

এক্ষেত্রে N পরমাণু ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাস নিয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে এবং ক্লোরিন পরমাণু তার নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাস আর্গন এর ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে স্থিতিশীল অবস্থা লাভ করে। নিচে চিত্রের সাহায্যে এ বন্ধনটি দেখানো হলো :

NCl_3(A এর ক্লোরাইড)-এ তিনটি বন্ধন জোড় ইলেকট্রন বিদ্যমান।

ঘ. BCl_5 যৌগের B পরমাণুটি তৃতীয় পর্যায়ের এবং 15 শ্রেণির বিধায় এটি ফসফরাস এবং যৌগটি PCl_5। PCl_5 যৌগের উপাদান মৌল P এবং Cl এর ইলেকট্রন বিন্যাস–

$P(15) : 1s^2 2s^2 2p^6\ 3s^2\ 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$

$Cl\ (17) : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p_x^2\ 3p_y^2 3p_z^1$

উত্তেজিত অবস্থায়–

$P^*(15) : 1s^2 2s^2 2p^6\ 3s^1\ 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$

এবং $Cl^*\ (17) : 1s^2 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p_x^2\ 3p_y^2 3p_z^1$

দেখা যাচ্ছে যে, P পরমাণুর স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাস বা অষ্টক পূর্ণতা লাভের জন্য 3টি ইলেকট্রন গ্রহণ প্রয়োজন। অন্যদিকে একই কারণে Cl পরমাণুর 1টি ইলেকট্রন গ্রহণ করা প্রয়োজন। এ কারণে 1টি P পরমাণু 3টি ক্লোরিন পরমাণুর সাথে ইলেকট্রন শেয়ার করে PCl_3 যৌগ গঠন করতে পারে। যা উভয় পরমাণুর জন্য অষ্টক নিয়মকে সমর্থন করে। কিন্তু PCl_5 যৌগে প্রতিটি ক্লোরিন পরমাণুর সর্ববহিস্থ স্তরে 8টি ইলেকট্রন বিদ্যমান হলেও, ফসফরাস পরমাণুর সর্ববহিস্থ স্তরে 10টি ইলেকট্রন পরিলক্ষিত হয় যা অষ্টক নিয়মকে সমর্থন করে না। বরং দুই–এর নিয়মকে সমর্থন করে। প্রকৃতপক্ষে, PCl_5 যৌগের P পরমাণু উত্তেজিত অবস্থায় উপরোক্ত ইলেকট্রন বিন্যাস অনুসারে 5টি অযুগ্ম ইলেকট্রন গঠন করে যার প্রতিটিই ক্লোরিন পরমাণুর অযুগ্ম ইলেকট্রনের সাথে দুই এর নিয়ম অনুসারে যুগ্ম বা জোড়াবদ্ধ হয়ে সমযোজী বন্ধন গঠন করে স্থিতিশীলতা অর্জন করে।

অর্থাৎ PCl_5 যৌগের স্থিতিশীলতা ব্যাখ্যায় অষ্টক নিয়ম অপেক্ষা দুই এর নিয়ম অধিক কার্যকরী। সুতরাং, BCl_5 যৌগের স্থিতিশীলতা ব্যাখ্যায় অষ্টক নিয়ম প্রযোজ্য নয়।

প্রশ্ন –২ ▶ নিচের চিত্র দেখ এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

[এখানে X এবং Y প্রতীকী অর্থে; প্রচলিত কোনো মৌলের প্রতীক নয়]

ক. সমযোজী বন্ধন কাকে বলে?

খ. Na এবং Na^+ আয়নের আকারের ভিন্নতা দেখা যায় কেন?

গ. উদ্দীপকের XY যৌগে কোন ধরনের বন্ধন বিদ্যমান? ব্যাখ্যা কর।

ঘ. X আয়নিক ও সমযোজী উভয় ধরনের যৌগ গঠন করলেও Y কখনও সমযোজী বন্ধন গঠন করে না–যুক্তিসহ ব্যাখ্যা কর।

◀◀ ২নং প্রশ্নের উত্তর ▶▶

ক. মৌলের পরমাণুসমূহের সর্বশেষ শক্তিস্তরে স্থায়ী ইলেকট্রন বিন্যাস লাভের জন্য ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে যে বন্ধন গঠিত হয়, তাকে সমযোজী বন্ধন বলে।

খ. ইলেকট্রন বিন্যাসের ভিন্নতার কারণে Na এবং Na^+ আয়নের আকারের ভিন্নতা দেখা যায়।

Na একটি ধাতু এবং Na^+ তার ক্যাটায়ন।

Na এবং Na^+ আয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস পর্যবেক্ষণ করে দেখা যায়,

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

Na^+(10) : $1s^2 2s^2 2p^6$

দেখা যাচ্ছে যে, Na পরমাণু থেকে 1টি ইলেকট্রন অপসারিত হওয়ায় তার একটি শক্তিস্তর হ্রাস পেয়েছে। এ কারণেই Na এবং Na^+ আয়নের আকারের ভিন্নতা দেখা যায়।

গ. উদ্দীপকের চিত্রে X পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হলো :

X (8) : 2, 6

অর্থাৎ X এর সর্ববহিস্থ স্তরে 6টি ইলেকট্রন বিদ্যমান। অষ্টক নিয়ম অনুসারে উক্ত পরমাণু নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাস নিয়ন এর ইলেকট্রন বিন্যাস Ne(10) : 2, 8 অর্জনের জন্য অন্য পরমাণুর সাথে ইলেকট্রন আদান–প্রদান বা শেয়ারের মাধ্যমে 2টি ইলেকট্রন গ্রহণ করে সর্বশেষ শক্তিস্তরে 8টি ইলেকট্রন লাভের চেষ্টা করবে। অর্থাৎ X পরমাণু আয়নিক বা সমযোজী উভয় পদ্ধতিতেই বন্ধন গঠনে সক্ষম।

অন্যদিকে, Y পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হলো :

Y (12) : 2, 8, 2

অর্থাৎ Y পরমাণুর সর্বশেষ শক্তিস্তরে 2টি ইলেকট্রন থাকায় শুধুমাত্র আয়নিক বন্ধনের মাধ্যমে যৌগ গঠনে সক্ষম। এক্ষেত্রে পরমাণুটি 2টি ইলেকট্রন ত্যাগ করে নিষ্ক্রিয় গ্যাস নিয়ন এর ইলেকট্রনিক কাঠামো লাভ করতে চেষ্টা করবে।

অতএব, X ও Y যৌগ গঠনকালে Y পরমাণু দুটি ইলেকট্রন ত্যাগ করে Y^{2+} ধনাত্মক আয়ন গঠন করে এবং X উক্ত ইলেকট্রনদ্বয় গ্রহণ করে X^{2-} ঋণাত্মক আয়ন গঠন করে।

Y^{2+} : 2, 8 [অষ্টক পূর্ণ কাঠামো]

X^{2-}: 2, 8

নিচে চিত্রের সাহায্যে দেখানো হলো :

উৎপন্ন আয়নদ্বয়ের আকর্ষণের ফলে আয়নিক বন্ধন গঠিত হয়। অর্থাৎ XY যৌগে আয়নিক বন্ধন বিদ্যমান।

ঘ. আলোচ্য X পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 6। অর্থাৎ X পরমাণুটি অন্য পরমাণু থেকে 2টি ইলেকট্রন গ্রহণ বা শেয়ার করে স্থিতিশীল নিষ্ক্রিয় গ্যাস নিয়নের অনুরূপ (2, 8) অষ্টকপূর্ণ ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনে সক্ষম।

অন্যদিকে, যেসব পরমাণুর সর্বশেষ কক্ষপথে 1টি বা 2টি যোজ্যতা ইলেকট্রন বিদ্যমান সেগুলো কেবলমাত্র আয়নিক বন্ধন গঠন করে। কেননা এক্ষেত্রে অন্য পরমাণুর সাথে সমযোজী বন্ধন গঠনে অষ্টকপূর্ণ ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন সম্ভব হয় না।

Y পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 2। অর্থাৎ সর্বশেষ শক্তিস্তরে 2টি ইলেকট্রন বিদ্যমান। তাই এ পরমাণু অন্য পরমাণুর 2টি অযুগ্ম ইলেকট্রনের সাথে সমযোজী বন্ধন গঠন করে অষ্টকপূর্ণ স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করতে পারে না। কেবল 2টি ইলেকট্রন ত্যাগ করে ধনাত্মক আয়নে পরিণত হয় এবং অন্য কোনো ঋণাত্মক আয়নের সাথে মিলিত হয়ে আয়নিক বন্ধন গঠন করে।

অতএব, X আয়নিক ও সমযোজী উভয় ধরনের যৌগ গঠন করলেও Y কখনো সমযোজী বন্ধন গঠন করে না।

প্রশ্ন–৩ ▶

মৌল	A	D	E	R
পারমাণবিক সংখ্যা	1	6	19	17

A, D ও R প্রচলিত কোনো মৌলের প্রতীক নয়।

ক. ব্যাপন কী? ১

খ. R মৌলের যোজনী ও যোজ্যতা ইলেকট্রন ভিন্ন– ব্যাখ্যা কর। ২

গ. A ও R মৌল দুটির মধ্যে বন্ধন গঠন প্রক্রিয়া চিত্রসহ ব্যাখ্যা কর। ৩

ঘ. DR এবং ER যৌগ দুটির মধ্যে কোনটির তড়িৎ বিশ্লেষণ সম্ভব? বিশ্লেষণ কর। ৪

৩নং প্রশ্নের উত্তর

ক. কোনো মাধ্যমে কঠিন, তরল বা গ্যাসীয় বস্তুর স্বতঃস্ফূর্ত ও সমভাবে পরিব্যাপ্ত হওয়ার প্রক্রিয়াকে ব্যাপন বলে।

খ. উদ্দীপকে উল্লিখিত R মৌলটি হলো 17 পারমাণবিক সংখ্যাবিশিষ্ট মৌল ক্লোরিন। ক্লোরিনের যোজনী এবং যোজ্যতা ইলেকট্রন ভিন্ন।

ক্লোরিনের ইলেকট্রন বিন্যাস, $Cl_{(17)} \longrightarrow 2, 8, 7$

কোনো মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ কক্ষপথে যত সংখ্যক ইলেকট্রন বা অযুগ্ম ইলেকট্রন থাকে, তাকে যোজ্যতা ইলেকট্রন বলে। ক্লোরিনের ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে দেখা যায় যে, এর সর্বশেষ কক্ষপথে 7টি অযুগ্ম ইলেকট্রন রয়েছে। সুতরাং ক্লোরিনের যোজ্যতা ইলেকট্রন সংখ্যা 7। আবার, কোনো অধাতব মৌল তার অষ্টক কাঠামো অর্জনের জন্য যত সংখ্যক ইলেকট্রন গ্রহণ করে তাকে ঐ মৌলের যোজনী বলে। অর্থাৎ, ক্লোরিনের যোজনী এক। এজন্য ক্লোরিনের যোজনী এবং যোজ্যতা ইলেকট্রন ভিন্ন।

গ. উদ্দীপকে উল্লিখিত A এবং R মৌলদ্বয় হলো যথাক্রমে হাইড্রোজেন (H) এবং ক্লোরিন (Cl)। এদের মধ্যে সমযোজী বন্ধন গঠিত হয়।

সর্বশেষ শক্তিস্তরে নিকটতম নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভের জন্য ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে যে বন্ধন গঠিত হয়, তাকে সমযোজী বন্ধন বলে। সমযোজী অণু গঠনকারী প্রতিটি পরমাণুই অধাতু। হাইড্রোজেন ছাড়া সব অধাতু মৌলেরই শেষ শক্তিস্তরে তিনের অধিক ইলেকট্রন রয়েছে। দুই–এর ও অষ্টক নিয়ম অনুসারে যৌগ গঠন করার জন্য ইলেকট্রন বর্জন করতে যতটা শক্তি প্রয়োজন তা তাদের নেই। ফলে, নিজেদের মধ্যে তারা ইলেকট্রন শেয়ার করে।

বন্ধনে অংশগ্রহণকারী পরমাণু সমসংখ্যক ইলেকট্রন যোগান দিয়ে এক বা একাধিক ইলেকট্রন যুগল সৃষ্টি করে উভয় পরমাণু সমানভাবে শেয়ার করে। কোনো পরমাণুর যোজ্যতাস্তরের ইলেকট্রন জোড় যা বন্ধন গঠনে অংশগ্রহণ করে না, তাদের মুক্তজোড় ইলেকট্রন বলে। হাইড্রোজেন (H) এবং ক্লোরিনের (Cl) সমযোজী বন্ধনে গঠিত HCl অণুর Cl পরমাণুতে তিন জোড়া মুক্ত ইলেকট্রন

থাকে। যোজ্যতাস্তরের ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে HCl অণুর সমযোজী বন্ধন গঠনের চিত্র নিম্নে দেখানো হলো :

ঘ. উদ্দীপকে উল্লিখিত DR এবং ER যৌগদ্বয় যথাক্রমে $CC1_4$ এবং KCl। এদের মধ্যে KCl আয়নিক যৌগ হওয়ায় এর তড়িৎ বিশ্লেষণ সম্ভব।

কোনো যৌগ তড়িৎ বিশ্লেষণে অংশগ্রহণ করবে কিনা সেটি মূলত নির্ভর করে দ্রবণে তড়িৎ পরিবহন করার মতো মুক্ত আয়ন আছে কিনা তার উপর। উদ্দীপকে যৌগদ্বয়ের মধ্যে DR হলো CCl_4 এবং ER হলো KCl। CCl_4 একটি অপোলার সমযোজী যৌগ। CCl_4-এ কার্বন পরমাণুসমূহ সমতলীয় স্তর আকারে সজ্জিত। প্রতিটি কার্বন পরমাণু অপর চারটি ক্লোরিন পরমাণুর সাথে সমযোজী বন্ধনে যুক্ত থাকে। ফলে এর উপাদান মৌলসমূহ জলীয় দ্রবণে আয়নে বিশ্লিষ্ট হয় না। অন্যদিকে, আয়নিক বন্ধনে আবদ্ধ KCl একটি জলীয় দ্রবণে বিশ্লিষ্ট হয়ে K^+ এবং Cl^- আয়নদ্বয়ে বিশ্লিষ্ট হয়ে পড়ে। কারণ, KCl একটি আয়নিক যৌগ এবং পোলার অণু। যেহেতু, পানি একটি পোলার দ্রাবক এবং সাধারণত জলীয় দ্রবণে তড়িৎ বিশ্লেষণ সংঘটিত হয়। এজন্য, পোলার দ্রাবক পানিতে KCl এর পোলার অণুসমূহ আয়নে বিশ্লিষ্ট হয়ে পড়ে।

চিত্র : পানি অণু সংযোজিত K^+ ও Cl^- আয়ন

অতএব, দেখা যাচ্ছে যে, উদ্দীপকের যৌগদ্বয়ের মধ্যে CCl_4-এর তড়িৎ বিশ্লেষণ ঘটানো সম্ভব না হলেও পটাসিয়াম ক্লোরাইডের (KCl) তড়িৎ বিশ্লেষণ সম্ভব।

প্রশ্ন–৪ ▶ নিম্নের ডায়াগ্রামগুলো লক্ষ কর :

ক. উভমুখী বিক্রিয়া কাকে বলে? ১

খ. কার্বনিক এসিডকে দুর্বল এসিড বলা হয় কেন? ব্যাখ্যা কর। ২

গ. 'Y' মৌলটির দ্বিপরমাণুক অণু গঠনে রাসায়নিক বন্ধন প্রক্রিয়া বর্ণনা কর। ৩

ঘ. Y ও Z মৌল দ্বারা গঠিত যৌগ অষ্টক নিয়ম মেনে চলে কিন্তু X ও Y দ্বারা গঠিত যৌগ অষ্টক নিয়ম মেনে চলে না– বিশ্লেষণ কর। ৪

◀◀ ৪নং প্রশ্নের উত্তর ▶▶

ক. যে বিক্রিয়ায় বিক্রিয়ক পদার্থসমূহ বিক্রিয়া করে উৎপাদে পরিণত হয়, একইসাথে উৎপন্ন পদার্থসমূহ বিক্রিয়া করে পুনরায় বিক্রিয়কে পরিণত হয়, তাকে উভমুখী বিক্রিয়া বলে।

খ. কার্বনিক এসিড (H_2CO_3) জলীয় দ্রবণে আংশিক আয়নিত বলে একে দুর্বল এসিড বলা হয়। জলীয় দ্রবণে যে এসিডের অণুগুলোর মধ্যে খুব কমসংখ্যক অণু আয়নে বিশ্লিষ্ট হয় এবং দ্রবণে কমসংখ্যক H^+ আয়ন দেয়, তারাই দুর্বল এসিড। খাবার হিসেবে আমরা দুর্বল এসিডই গ্রহণ করে থাকি। যেমন– H_2CO_3 বা কার্বনিক এসিড একটি দুর্বল প্রকৃতির এসিড। সংশ্লিষ্ট রাসায়নিক বিক্রিয়াটি নিম্নরূপ–

$H_2CO_3(aq)$ $2H^+_{(aq)} + CO_3^{2-}(aq)$

গ. উদ্দীপকের 'Y' মৌলটির ইলেকট্রন সংখ্যা তথা পারমাণবিক সংখ্যা 9। সুতরাং, মৌলটি হলো ফ্লোরিন (F) যা দ্বিপরমাণুক অণু (F_2) গঠন করে।

ফ্লোরিনের (F) ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ–

$F_{(9)} \longrightarrow 1s^2 2s^2 2p^5$

আমরা জানি, বিভিন্ন মৌলের পরমাণুসমূহ নিজেদের মধ্যে ইলেকট্রন আদান–প্রদানের মাধ্যমে ও শেয়ারের দ্বারা পরমাণুসমূহের সর্বশেষ শক্তিস্তরে 2টি বা বেশির ভাগ ক্ষেত্রে 8টি ইলেকট্রনের বিন্যাস লাভ করে স্থিতিশীল দ্বিত্ব বা অষ্টক কাঠামো লাভ করতে চায়। অধাতুর সাথে বন্ধন গঠনের সময় নিয়নের যোজ্যতা স্তরের স্থায়ী অষ্টক গঠনের জন্য স্থায়ী ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের জন্য ফ্লোরিনের 1টি ইলেকট্রন গ্রহণ প্রয়োজন হয়। আবার, সমযোজী বন্ধনের ক্ষেত্রে, সর্বশেষ শক্তিস্তরে স্থায়ী ইলেকট্রন বিন্যাস লাভের জন্য ইলেকট্রন বিন্যাসের মাধ্যমে বন্ধন গঠিত হয়। সুতরাং, Y-মৌলটি দ্বিপরমাণুক (F_2) অণু গঠনে সমযোজী বন্ধন প্রক্রিয়ায় অংশ গ্রহণ করে।

অথবা, F – F (F_2)

অতএব, উপরিউক্ত প্রক্রিয়ায় Y মৌলটি দ্বিপরমাণুক অণু গঠনে রাসায়নিক বন্ধনে আবদ্ধ হয়।

ঘ. উদ্দীপকে উল্লিখিত X, Y ও Z মৌল তিনটি যথাক্রমে লিথিয়াম (Li), ফ্লোরিন (F) এবং ক্যালসিয়াম (Ca)।

লিথিয়াম, ফ্লোরিন এবং ক্যালসিয়ামের ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :

Li (3) $\longrightarrow$ $1s^2 2s^1$

F (9) $\longrightarrow$ $1s^2 2s2^2 p^5$

Ca (20) $\longrightarrow$ $1s^2 2s2^2 p^6 3s^2 3sp^6 4s^2$

লিথিয়াম পরমাণু যোজ্যতাস্তরের একটি ইলেকট্রন বর্জন করে হিলিয়ামের স্থায়ী দুই–এর (duplet) এবং ফ্লোরিন পরমাণু যোজ্যতাস্তরের একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে নিয়নের যোজ্যতাস্তরের স্থায়ী অষ্টক (Octet) বিন্যাস লাভ করে। দুটি পরমাণু যখন কাছাকাছি আসে তখন লিথিয়াম পরমাণু তার যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রনটি ফ্লোরিন পরমাণুকে দান করবে এবং ফ্লোরিন সেই দানকৃত ইলেকট্রনটি গ্রহণ করে Li^+ আয়ন ও F^- আয়নে পরিণত হবে। দুটি আয়ন যুক্ত হয়ে LiF যৌগে পরিণত হবে।

চিত্র : লিথিয়াম ফ্লোরাইড যৌগ গঠন প্রক্রিয়া

অপরদিকে, ক্যালসিয়াম মৌল তার সর্বশেষ স্তরে স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের জন্য দুইটি ইলেকট্রন ত্যাগের মাধ্যমে নিষ্ক্রিয় গ্যাস আর্গনের ইলেকট্রন (অষ্টক) বিন্যাস লাভ করে। অপরদিকে, ফ্লোরিন একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে নিয়নের স্থিতিশীল ইলেকট্রন (অষ্টক) বিন্যাস লাভ করে।

প্রশ্ন –৫ ▶ নিচের উদ্দীপকটি পড় এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

মৌল	পারমাণবিক সংখ্যা
X	8
Y	15
Z	17

ক. ভরসংখ্যা কাকে বলে? ১

খ. ব্যাপন বলতে কী বুঝায়? ২

গ. X_2 অণুর গঠন প্রক্রিয়া চিত্রসহ ব্যাখ্যা কর। ৩

ঘ. উদ্দীপকের একটি মৌলের একাধিক যোজনী বিদ্যমান–বিশ্লেষণ কর। ৪

◀▶ ৫নং প্রশ্নের উত্তর ◀▶

ক. পরমাণুর কেন্দ্র নিউক্লিয়াসে অবস্থিত প্রোটন ও নিউট্রন সংখ্যার সমষ্টিকে নিউক্লিয়ন সংখ্যা বা ভরসংখ্যা বলে।

খ. কোনো মাধ্যমে কঠিন, তরল বা গ্যাসীয় বস্তুর স্বতঃস্ফূর্ত ও সমভাবে পরিব্যপ্ত হওয়ার প্রক্রিয়াকে ব্যাপন বলে।

একটি টেস্টটিউবে কিছু পরিমাণ বিশুদ্ধ পানি নিয়ে তাতে কয়েকটি $KMnO_4$ স্ফটিক যোগ করলে টেস্টটিউবের পুরোটা পানি খুব অল্প সময়ের মধ্যে হালকা বেগুনি রঙ ধারণ করবে। এক্ষেত্রে, কোনো বাহ্যিক চাপের প্রয়োজন হবে না। এভাবে, ব্যাপন প্রক্রিয়ার মাধ্যমে $KMnO_4$ স্ফটিকের কণাসমূহ টেস্টটিউবে ছড়িয়ে পড়ে।

গ. উদ্দীপকে উল্লেখিত X মৌলটির পারমাণবিক সংখ্যা 8। সুতরাং মৌলটি হলো অক্সিজেন। অক্সিজেন (O_2) অণুর বন্ধন গঠন প্রক্রিয়া নিচে ব্যাখ্যা করা হলো :

আমরা জানি, সর্বশেষ শক্তিস্তরে নিকটতম নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভের জন্য ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে যে বন্ধন গঠিত হয়, তাকে সমযোজী বন্ধন বলে। সমযোজী বন্ধনের ক্ষেত্রে

সাধারণত দুটি অধাতব পরমাণুর মধ্যে সমযোজী বন্ধন গঠিত হয়। বন্ধনে অংশগ্রহণকারী পরমাণু সমসংখ্যক ইলেকট্রন যোগান দিয়ে এক বা একাধিক ইলেকট্রন যুগল সৃষ্টি করে যা উভয় পরমাণু সমানভাবে শেয়ার করে। সমযোজী বন্ধনে গঠিত O_2 অণুকে সমযোজী অণু বলা হয়। O_2–এর অণুসমূহ দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস শক্তি দ্বারা আবদ্ধ থাকে যা কম তাপমাত্রায় বিচ্ছিন্ন হয়। অক্সিজেন (O_2) অণুর বন্ধনচিত্র নিম্নরূপ–

ঘ. উদ্দীপকের Y মৌলটির পারমাণবিক সংখ্যা 15। সুতরাং মৌলটি হলো ফসফরাস। ফসফরাসের একাধিক যোজনী বিদ্যমান।

কোনো মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ কক্ষপথে যতসংখ্যক ইলেকট্রন থাকে বা যতসংখ্যক বিজোড় ইলেকট্রন থাকে, তাকে মৌলের যোজ্যতা বলে।

ধাতব মৌলের ক্ষেত্রে সর্বশেষ কক্ষপথের ইলেকট্রনের সংখ্যা এবং অধাতব মৌলের ক্ষেত্রে সর্বশেস কক্ষপথের বিজোড় ইলেকট্রন সংখ্যা মৌলের যোজ্যতা নির্দেশ করে। কোনো অধাতব মৌল তার অষ্টক পূরণের জন্য যতসংখ্যক ইলেকট্রন গ্রহণ করে সে সংখ্যাকেও ঐ মৌলের যোজ্যতা বলে। মৌলের সর্বশেষ কক্ষপথের উপস্তরসমূহের মধ্যে ইলেকট্রন পুনর্বিন্যাসের কারণে বিজোড় ইলেকট্রন সংখ্যা পরিবর্তিত হয়। এই মৌলসমূহ পরিবর্তনশীল যোজ্যতা প্রদর্শন করে।

যেমন সাধারণ অবস্থায় ফসফরাসের ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ–

$P(15) \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2\ 3px^1\ 3py^1\ 3p_z{}^1$

এক্ষেত্রে ফসফরাসের সর্বশেষ কক্ষপথের ইলেকট্রন সংখ্যা 5, সর্বশেষ কক্ষপথের বিজোড় ইলেকট্রন সংখ্যা 3। সুতরাং ফসফরাসের যোজনী 3। আবার, উত্তেজিত অবস্থায় ফসফরাসের ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ–

$P^*(15) \rightarrow 1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^1\ 3px^1\ 3py^1\ 3pz^1\ 3d^1$

* চিহ্ন দ্বারা মৌলের উত্তেজিত অবস্থা নির্দেশ করা হয়। এ অবস্থায় মৌলের যোজ্যতাস্তরের ফাঁকা উপস্তরে ইলেকট্রন পুনর্বিন্যস্ত হয়। এ অবস্থায় ফসফরাসের সর্বশেষ কক্ষপথের মোট এবং বিজোড় ইলেকট্রন সংখ্যা 5। তাই ফসফরাসের যোজনী 5। এজন্য উদ্দীপকের Y মৌল তথা ফসফরাসের একাধিক যোজনী + 3 এবং + 5 বিদ্যমান।

প্রশ্ন –৬ ▶ নিচে দুটি পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস দেখানো হলো :

ক. ক্যাটায়ন কী? ১

খ. আয়নিক যৌগের গলনাংক ও স্ফুটনাংক বেশি কেন? ২

গ. ইলেকট্রন বিন্যাসের মাধ্যমে X ও Y পরমাণুদ্বয়ের যৌগ গঠন প্রক্রিয়া দেখাও। ৩

ঘ. Y পরমাণুর সর্বশেষ কক্ষপথে একটি ইলেকট্রন বেশি থাকলে তা X পরমাণুর সাথে কোন বন্ধনে আবদ্ধ হতো? তোমার উত্তরের পক্ষে যুক্তি দেখাও। ৪

৬নং প্রশ্নের উত্তর

ক. ধনাত্মক চার্জযুক্ত পরমাণুকে ক্যাটায়ন বলে। যেমন : Na^+, Ca^{2+} ইত্যাদি।

খ. আয়নিক যৌগের অণুতে ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্ত থাকায় গলনাংক ও স্ফুটনাংক বেশি হয়। আয়নিক যৌগের প্রতিটি আয়ন তার চতুর্দিকে বিপরীত চার্জযুক্ত আয়ন দ্বারা বেষ্টিত থাকে। এ সময় আয়নসমূহ উচ্চ আন্তঃআণবিক বল দ্বারা এমনভাবে আবদ্ধ থাকে যে, তাদের পরস্পর থেকে আলাদা করতে অনেক বেশি শক্তির প্রয়োজন হয়। এ স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ বলের কারণেই আয়নিক যৌগের গলনাংক ও স্ফুটনাংক অনেক বেশি।

গ. X পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 5 অর্থাৎ বহিস্থ কক্ষপথে অষ্টক পূরণের জন্য এর আরও তিনটি ইলেকট্রন প্রয়োজন। অন্যদিকে, Y পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 7 অর্থাৎ Y পরমাণুর বহিস্থ কক্ষপথের অষ্টক পূর্ণতার জন্য একটি ইলেকট্রন প্রয়োজন। এখন, X ও Y পরমাণুর মধ্যে পরস্পর যৌগ গঠন প্রক্রিয়ায় রাসায়নিক বন্ধন গঠন করার জন্য পরস্পরের অষ্টকপূর্ণ করা প্রয়োজন। এজন্য, একটি X পরমাণু তার তিনটি ইলেকট্রন যথাক্রমে তিনটি Y পরমাণুর একটি ইলেকট্রনের সঙ্গে শেয়ার করে এবং সমযোজী বন্ধন গঠনের মাধ্যমে XY_3 অণু গঠন করে।

ঘ. Y পরমাণুর সর্বশেষ কক্ষপথে একটি ইলেকট্রন বেশি থাকলে তা X পরমাণুর সাথে কোনো বন্ধনেই আবদ্ধ হতো না।

উদ্দীপকের চিত্রে দেখা যাচ্ছে, X পরমাণুর সর্ববহিস্থ কক্ষপথে 5টি ইলেকট্রন আছে। অর্থাৎ, অষ্টক পূরণের জন্য এটি আরও তিনটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে আয়নিক বন্ধন গঠন করতে পারে। আবার যেকোনো পরমাণুর সাথে তিনটি ইলেকট্রন শেয়ার করে সমযোজী বন্ধন গঠন করতে পারে। অর্থাৎ X এর কোনো পরমাণুর সাথেই বন্ধন গঠন করতে কোনো বাধা নেই।

অপরদিকে, Y পরমাণুর সর্ববহিস্থ কক্ষপথে 7টি ইলেকট্রন আছে। অর্থাৎ নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাসের Ar (18) : 2, 8, 8 ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করতে এটি সহজেই অন্য যে কোনো মৌল থেকে একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে Y^+ আয়নে পরিণত হয়ে আয়নিক বন্ধনে আবদ্ধ হতে পারে।
যদি উদ্দীপকে প্রদত্ত পরমাণুর সর্ববহিস্থ কক্ষপথে 1টি ইলেকট্রন বেশি থাকে, তাহলে তার অষ্টকপূর্ণ হবে। অর্থাৎ, তা স্থিতিশীলতা অর্জন করবে। সেক্ষেত্রে Y একটি নিষ্ক্রিয় মৌল বলে বিবেচ্য হবে। অতএব, এটি শুধু X পরমাণু নয়, অন্য কোনো পরমাণুর সাথে এমনকি নিজেরাও নিজেদের মধ্যে কোনো বন্ধনে আবদ্ধ হবে না।

প্রশ্ন – ৭ ▶ নিচের যৌগগুলো লক্ষ কর এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

H_2O, NH_3, CO_2

ক. যৌগমূলক কী? ১
খ. সমযোজী যৌগের বৈশিষ্ট্যগুলো কী কী? ২
গ. চিত্রের যৌগগুলোর বন্ধন জোড় ইলেকট্রন গঠন করে দেখাও। ৩
ঘ. প্রদত্ত যৌগগুলোতে মৌলগুলোর যোজনী কীভাবে নির্ধারণ করবে? ৪

৭নং প্রশ্নের উত্তর

ক. যৌগমূলক হচ্ছে একাধিক মৌলের একাধিক পরমাণুর সমন্বয়ে গঠিত একটি পরমাণুগুচ্ছ যা একটি আয়নের ন্যায় আচরণ করে।

খ. সমযোজী যৌগের বৈশিষ্ট্যগুলো হলো :
১. এরা সাধারণত তরল বা গ্যাসীয় হয়।
২. এদের গলনাংক ও স্ফুটনাংক কম হয়।
৩. এরা সাধারণত বিদ্যুৎ পরিবহন করে না।
৪. যৌগসমূহ পানিতে অদ্রবণীয়।

গ. **H_2O:**

NH_3 :

CO_2:

ঘ. সমযোজী যৌগ বা মৌলের অণুর গঠনে কোনো মৌলের পরমাণু যতগুলো ইলেকট্রন জোড় গঠন করে, সেই সংখ্যা দ্বারা মৌলটির যোজনী পরিমাপ করা হয়।

গ থেকে দেখা যায়, H_2O অণুর গঠনে O দুটি বন্ধন জোড় ইলেকট্রন গঠন করে আর হাইড্রোজেন একটি করে বন্ধন জোড় ইলেকট্রন গঠন করে। সুতরাং H_2O অণুতে O এর যোজনী 2 আর H এর যোজনী 1।

NH_3 অণুর গঠনে N তিনটি বন্ধন জোড় ইলেকট্রন গঠন করে আর হাইড্রোজেন একটি করে বন্ধন জোড় ইলেকট্রন গঠন করে। সুতরাং, NH_3 অণুতে N এর যোজনী 3 আর H এর যোজনী 1।

CO_2 অণুর গঠনে C চারটি বন্ধন জোড় ইলেকট্রন গঠন করে আর অক্সিজেন দুটি করে বন্ধন জোড় ইলেকট্রন গঠন করে। সুতরাং CO_2 অণুতে C এর যোজনী 4 আর O এর যোজনী 2।

প্রশ্ন –৮ ▶ নিচের উদ্দীপকটি পড় এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

কপার, অ্যালুমিনিয়াম, সিলভার, ক্লোরিন, অ্যামোনিয়াম, ফসফেট, হাইড্রোক্সাইড ইত্যাদি মৌল এবং যৌগমূলকের নাম।

ক. ক্যারামেল কাকে বলে? ১

খ. পানি একটি সমযোজী যৌগ হলেও আয়নিক যৌগসমূহ এতে দ্রবীভূত হয় কেন? ২

গ. উদ্দীপকের মৌলগুলোর মধ্যে কোনটি ধনাত্মক যৌগমূলকের সাথে যৌগ গঠন করবে তার কারণ ব্যাখ্যা কর। ৩

ঘ. উদ্দীপকে উল্লিখিত ১ম, ২য়, ৪র্থ ও ৫ম মৌল বা যৌগমূলকের সমন্বয়ে গঠিত যৌগসমূহের সংকেত থেকে ঋণাত্মক বা ধনাত্মক মৌল বা মূলকের অবস্থান যৌগের কোন পাশে হবে তা পর্যালোচনা কর। ৪

◀◀ ৮নং প্রশ্নের উত্তর ▶▶

ক. চিনির গলনের পর বাদামি থেকে কালো রঙ ধারণ করাকে ক্যারামেল বলে।

খ. পোলারিটির কারণে আয়নিক যৌগসমূহ সমযোজী যৌগ পানিতে দ্রবীভূত হয়।

আমরা জানি, পানি (H_2O) একটি পোলার সমযোজী যৌগ। এর H ও O মৌল দুটির মধ্যে তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য থাকার কারণে অক্সিজেনে আংশিক ঋণাত্মক ও হাইড্রোজেনে আংশিক ধনাত্মক প্রান্তের সৃষ্টি হয়। আবার আয়নিক যৌগেও ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্ত থাকে। আয়নিক যৌগের

ধনাত্মক প্রান্ত পানির ঋণাত্মক অক্সিজেন প্রান্ত দ্বারা আকর্ষিত হয় এবং আয়নিক যৌগের ঋণাত্মক প্রান্ত পানির ধনাত্মক হাইড্রোজেন প্রান্ত দ্বারা আকর্ষিত হয়। এ কারণেই আয়নিক যৌগসমূহ সমযোজী যৌগ পানিতে দ্রবীভূত হয়।

গ. উদ্দীপকের মৌলগুলোর মধ্যে ক্লোরিন (Cl), ধনাত্মক যৌগমূলক অ্যামোনিয়াম (NH_4^+) এর সাথে বিক্রিয়া করে অ্যামোনিয়াম ক্লোরাইড (NH_4Cl) যৌগ গঠন করবে।

ক্লোরিনের পারমাণবিক সংখ্যা 17। এর ইলেকট্রন বিন্যাস Cl(17) → 2, 8, 7 অর্থাৎ নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাস Ar(18) এর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 8 এর মতো স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের জন্য তার একটি ইলেকট্রনের প্রয়োজন হয়। তাই সে যখন বিক্রিয়ায় অংশগ্রহণ করে তখন একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে ঋণাত্মক আয়নে পরিণত হয়। একযোজী বলে তার আয়ন হয় ক্লোরাইড আয়ন (Cl^-)। এই আয়ন পরবর্তীতে ধনাত্মক যৌগমূলক $[NH_4]^+$ এর সাথে বিক্রিয়া করে অ্যামোনিয়াম ক্লোরাইড যৌগ গঠন করে। অর্থাৎ $NH_4^+ + Cl^- \rightarrow NH_4Cl$.

ঘ. উদ্দীপকে উল্লিখিত ১ম, ২য়, ৪র্থ ও ৫ম মৌল বা মূলকের প্রতীক ও সংকেত হচ্ছে Cu, Al, Cl ও NH_4। এরা নিজেদের সাথে মিলিত হয়ে তিনটি যৌগ উৎপন্ন করে।

i. $CuCl_2$ ii. $AlCl_3$ iii. NH_4Cl

সাধারণত যৌগ গঠনের সময় ধাতব অংশটি একটি অধাতব অংশ বা অধাতুর ন্যায় ক্রিয়াশীল একটি যৌগমূলকের সাথে যুক্ত হয়। ধাতব পরমাণুগুলো ইলেকট্রন দান করে ধনাত্মক আয়নে এবং অধাতব পরমাণুগুলো ইলেকট্রন গ্রহণ করে ঋণাত্মক আয়নে পরিণত হয়। আর, এই ধনাত্মক এবং ঋণাত্মক অংশ নিয়েই যৌগ গঠিত হয়। সাধারণত যৌগের নামে ধনাত্মক অংশ বামদিকে এবং ঋণাত্মক অংশ ডানদিকে লেখা হয়।

i. $CuCl_2$ এর ক্ষেত্রে Cu মৌল ধনাত্মক অংশ গঠন করে এবং Cl মৌল ঋণাত্মক অংশ গঠন করে। তাই যৌগের সংকেতে Cu বামদিকে এবং Cl ডানদিকে অবস্থান করে।

ii. $AlCl_3$ এর ক্ষেত্রে Al ধনাত্মক অংশ এবং Cl ঋণাত্মক অংশ গঠন করে বলে Al মৌলটি যৌগের বামদিকে এবং Cl মৌলটি ডানদিকে অবস্থান করবে।

iii. অনুরূপভাবে, NH_4Cl–এ ধনাত্মক NH_4^+ প্রথমে এবং ঋণাত্মক Cl^- শেষে অবস্থান করে।

প্রশ্ন –৯ ▶ নিচের উদ্দীপকটি পড় এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

রিফাত রসায়ন পড়ার সময় H_2O ও H_2O_2 সংকেত দেখে চিন্তা করল, একই পরমাণু দিয়ে গঠিত যৌগে কীভাবে দু'রকমের সংযুক্তি হতে পারে? H_2O_2 এর ক্ষেত্রে রিফাতের যোজনী বুঝতে বেশ অসুবিধা হলো।

ক. যোজ্যতা ইলেকট্রন কী? ১

খ. নিষ্ক্রিয় গ্যাসের যোজনী শূন্য কেন? ২

গ. উদ্দীপকের প্রথম যৌগটি কীভাবে গঠিত হয়? ইলেকট্রন বিন্যাসের সাহায্যে দেখাও। ৩

ঘ. রিফাত শেষ পর্যন্ত H_2O_2 এর বন্ধন ও যোজনী কীভাবে সমাধান করে? তোমার উত্তরের পক্ষে যুক্তি দাও। ৪

৯নং প্রশ্নের উত্তর

ক. কোনো পরমাণুর শেষ কক্ষপথের ইলেকট্রন সংখ্যাকে যোজ্যতা ইলেকট্রন বলা হয়।

খ. নিষ্ক্রিয় গ্যাসের যোজনী শূন্য হওয়ার কারণ এর স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাস।

কোনো মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ কক্ষপথে যত সংখ্যক ইলেকট্রন থাকে অথবা যত সংখ্যক বিজোড় ইলেকট্রন থাকে তাকে মৌলের যোজনী বা যোজ্যতা বলে। যোজ্যতা মূলত কোনো মৌলের অন্য মৌলের সাথে যুক্ত হওয়ার সামর্থ্য বা ক্ষমতা। পর্যায় সারণির নিষ্ক্রিয় শ্রেণির মৌলসমূহ সাধারণত অন্য মৌলের সাথে যুক্ত হয় না, তাই এদের যোজ্যতা শূন্য ধরা হয়।

গ. উদ্দীপকের প্রথম যৌগটি হলো পানি (H_2O)। H_2O এর অণুতে হাইড্রোজেন ও অক্সিজেনে পরমাণু ইলেকট্রন শেয়ারের দ্বারা সমযোজী বন্ধন গঠন করে। পানির একটি অণু যা দুটি হাইড্রোজেন ও একটি অক্সিজেন পরমাণু নিয়ে গঠিত। হাইড্রোজেন ও অক্সিজেনের ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :

$H(1) \rightarrow 1s^1$;

$O(8) \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^4$

অক্সিজেনের পারমাণবিক সংখ্যা 8, এর ইলেকট্রন বিন্যাস : 2, 6। হাইড্রোজেনের পারমাণবিক সংখ্যা 1, এর ইলেকট্রন বিন্যাস 1। নিয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভের জন্য অক্সিজেনের সর্ববহিস্থ স্তরে 2টি ইলেকট্রন প্রয়োজন। সে কারণে দুটি হাইড্রোজেন পরমাণুর একটি করে ইলেকট্রন অক্সিজেনের যোজ্যতা স্তরের দুটি ইলেকট্রনের সাথে শেয়ার করে অক্সিজেন অষ্টক ও হাইড্রোজেন দুই এর বিন্যাস লাভ করে এবং H_2O অণু গঠন করে।

ঘ. রিফাত শেষ পর্যন্ত শেয়ারকৃত ইলেকট্রনের বন্ধন জোড় হিসাব করে H_2O_2 এর বন্ধন ও যোজনী সমাধান করে।

H_2O_2 একটি গ্যাসীয় অণু যা দুটি হাইড্রোজেন ও দুটি অক্সিজেন পরমাণু নিয়ে গঠিত। অক্সিজেনের পারমাণবিক সংখ্যা 8। এর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 6। নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাস Ne (নিয়ন) এর ইলেকট্রন বিন্যাস (2, 8) লাভের জন্য এর সর্বশেষ স্তরে 2টি ইলেকট্রন প্রয়োজন। এই দুটি ইলেকট্রন সে অন্য যেকোনো মৌলের পরমাণু থেকে গ্রহণও করতে পারে, শেয়ারও করতে পারে। আবার, হাইড্রোজেনের পারমাণবিক সংখ্যা 1। নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাস He (হিলিয়াম) এর ইলেকট্রন বিন্যাস 2 অর্জন করতে হবে। একটি ইলেকট্রন সে অন্য যেকোনো মৌল থেকে গ্রহণও করতে পারে আবার শেয়ারও করতে পারে।

এই দুটি মৌল মিলে পানি (H_2O) গঠন করে যার গঠন 'গ' তে আলোচনা করা হয়েছে। নিচে H_2O_2 এর গঠন ব্যাখ্যা করা হলো :

চিত্র : H_2O_2 এর গঠন

চিত্র থেকে দেখা যাচ্ছে যে, দুটি অক্সিজেন পরমাণু দুটি হাইড্রোজেন এর সাথে একটি করে ইলেকট্রন শেয়ার করে এবং নিজেদের মধ্যে একটি করে ইলেকট্রন শেয়ার করে H_2O_2 গঠন করে। এ যৌগে 3টি বন্ধন জোড় ইলেকট্রন ও 4টি মুক্ত জোড় ইলেকট্রন রয়েছে। সার্বিকভাবে যৌগটির যোজনী শূন্য।

প্রশ্ন –১০ নিচের উদ্দীপকটি পড় এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

A, B এবং C তিনটি মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা যথাক্রমে $Z - 2$, Z ও $Z + 1$। B একটি নিষ্ক্রিয় গ্যাস। এটি পর্যায় সারণির দ্বিতীয় পর্যায়ের মৌল।

ক. বন্ধন কাকে বলে? ১

খ. অষ্টক নিয়ম কী? ২

গ. A এবং C এর মধ্যে কী ধরনের বন্ধন হবে এবং গঠিত যৌগের সংকেত কী? ৩

ঘ. রাসায়নিক বন্ধন ব্যাখ্যায় B এর ভূমিকা আলোচনা কর। ৪

১০নং প্রশ্নের উত্তর

ক. যে আকর্ষণ বলের মাধ্যমে একটি পরমাণু অন্য পরমাণুর সাথে যুক্ত হয় তাকে বন্ধন বা রাসায়নিক বন্ধন বলে।

খ. যোজ্যতা স্তরে মৌলসমূহের আটটি ইলেকট্রন লাভ করাকে অষ্টক নিয়ম বলা হয়।
মৌলের পরমাণুসমূহ এদের শেষ শক্তিস্তরে ইলেকট্রন আদান–প্রদান বা শেয়ারের মাধ্যমে অষ্টক নিয়ম লাভ করতে চায়। শেষ শক্তিস্তরে আটটি ইলেকট্রন লাভ করে পরমাণুসমূহ সুস্থিত হয়।

গ. A, B এবং C তিনটি মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা যথাক্রমে $Z - 2$, Z ও $Z + 1$। B একটি নিষ্ক্রিয় গ্যাস।
উদ্দীপকে প্রদত্ত শর্ত অনুযায়ী B মৌলটি Ne। Ne এর পারমাণবিক সংখ্যা 10। সুতরাং A মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা হবে = $Z - 2 = 10 - 2 = 8$। এ পারমাণবিক সংখ্যাবিশিষ্ট মৌলের নাম অক্সিজেন। C মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা হবে = $Z + 1 = 10 + 1 = 11$। এ পারমাণবিক সংখ্যবিশিষ্ট মৌলের নাম Na।

পর্যায় সারণিতে A অর্থাৎ অক্সিজেন মৌল 16 নং গ্রুপে এবং C অর্থাৎ সোডিয়াম মৌল 1 নং গ্রুপে অবস্থিত।

C অর্থাৎ Na পরমাণু এর বাইরের কক্ষে 1টি ইলেকট্রন বর্জন করে নিয়নের কাঠামো লাভ করে Na^+ আয়নে পরিণত হয়। এভাবে দুটি Na পরমাণু দুটি ইলেকট্রন ত্যাগ করে $2Na^+$ গঠন করে। A অর্থাৎ O পরমাণু ওই দুটি ইলেকট্রন গ্রহণ করে নিয়নের কাঠামো লাভ করে O^{2-} আয়নে পরিণত হয়। 2টি Na^+ এবং 1টি O^{2-} আয়ন পরস্পর যুক্ত হয়ে আয়নিক বন্ধন গঠন করে।

সুতরাং, A এবং C এর মধ্যে গঠিত যৌগের নাম ও সংকেত সোডিয়াম অক্সাইড (Na_2O)।

ঘ. B একটি নিষ্ক্রিয় গ্যাস। আমরা জানি, নিষ্ক্রিয় মৌলসমূহ সহজে অন্য মৌলের সঙ্গে বা নিজেদের মধ্যে যৌগ গঠন করে না। নিষ্ক্রিয় গ্যাসসমূহের পরমাণু মুক্ত অবস্থায় বিশেষভাবে স্থিতিশীল। নিষ্ক্রিয় মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে দেখা যায় যে, হিলিয়াম $He(2) \longrightarrow 1s^2$ ব্যতীত অন্য সকল মৌলের শেষ কক্ষপথে (ns^2np^6) অর্থাৎ আটটি ইলেকট্রন থাকে।

এরূপ ইলেকট্রন বিন্যাস রাসায়নিকভাবে নিষ্ক্রিয়। যেকোনো মৌল সর্বতোভাবে স্থিতিশীল হতে চায়। মৌলসমূহের সর্ববহিস্থ স্তরে স্থায়ী ইলেকট্রন বিন্যাস না থাকায় মৌলসমূহ স্থায়ী ইলেকট্রন বিন্যাস গঠনে আগ্রহী হয়। ফলে একটি পরমাণু অন্য পরমাণুর সঙ্গে বিক্রিয়ার মাধ্যমে ইলেকট্রন বর্জন, গ্রহণ বা শেয়ার করে নিকটবর্তী নিষ্ক্রিয় মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করে স্থিতি লাভ করে। এর ফলে রাসায়নিক বন্ধন সৃষ্টি হয়।

রাসায়নিক বন্ধন গঠনে পরমাণুসমূহ এমনভাবে ইলেকট্রন আদান–প্রদান বা শেয়ার করে যাতে অংশগ্রহণরত প্রত্যেকটি পরমাণুর সর্বশেষ স্তরে 8টি ইলেকট্রন থাকে এবং নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করে। একে ইলেকট্রনীয় অষ্টক নিয়ম বলা হয়। অল্প কিছু ব্যতিক্রম ছাড়া সকল রাসায়নিক বন্ধন গঠন অষ্টক নিয়ম দ্বারা ব্যাখ্যা করা যায়।

সুতরাং, রাসায়নিক বন্ধন ব্যাখ্যায় B এর গুরুত্বপূর্ণ ভূমিকা রয়েছে।

প্রশ্ন –১১ ▶ নিচের উদ্দীপকটি পড় এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

চিত্রে একটি যৌগের বন্ধন গঠন প্রক্রিয়া দেখানো হলো :

ক. যোজ্যতা কী? ১

খ. আয়নিক যৌগ গঠনের শর্ত কী? ২

গ. চিত্রের যৌগে যে বন্ধন গঠিত হয়েছে তা কী প্রকারে গঠিত হয়েছে ব্যাখ্যা কর। ৩

ঘ. চিত্রের যৌগের অনুরূপ একটি যৌগের বন্ধন গঠন প্রক্রিয়া মূল্যায়ন কর। ৪

▶◀ ১১নং প্রশ্নের উত্তর ▶◀

ক. যোজ্যতা মূলত কোনো মৌলের অন্য মৌলের সাথে যুক্ত হওয়ার সামর্থ্য বা ক্ষমতা।

খ. **আয়নিক যৌগ গঠনের শর্ত :**

১. আয়নিক বন্ধন সাধারণত পর্যায় সারণির গ্রুপ 1 ও 2 এর ধাতু এবং গ্রুপ 16 ও 17–এর অধাতুর মধ্যে ঘটে থাকে।

২. সাধারণত যেসব পরমাণুর সর্ববহিস্থ শক্তিস্তরে 1 বা 2টি ইলেকট্রন থাকে তারা প্রয়োজনীয় সংখ্যক ইলেকট্রন ত্যাগ করে ধনাত্মক আয়ন এবং যেসব পরমাণুর সর্ববহিস্থ স্তরে 5 বা 6টি ইলেকট্রন থাকে তারা ঐ প্রদত্ত ইলেকট্রন গ্রহণ করে ঋণাত্মক আয়ন সৃষ্টি করে আয়নিক বন্ধন গঠন করে থাকে।

গ. চিত্রে পরমাণুদ্বয়ের নাম যথাক্রমে Mg ও O| G,‡jv wg‡j MgO †hŠM MVb K‡i| MgO অণুতে আয়নিক বন্ধন গঠিত হয়েছে।

ম্যাগনেসিয়ামের পারমাণবিক সংখ্যা 12। এর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 2। এর শেষ কক্ষপথে 2টি ইলেকট্রন আছে। এ দুটি ইলেকট্রন ত্যাগ করলে Mg^{2+} আয়নের সৃষ্টি হয়, যার ইলেকট্রন বিন্যাস (2, 8) নিষ্ক্রিয় গ্যাস নিয়নের অনুরূপ। অপরদিকে, অক্সিজেনের পারমাণবিক সংখ্যা 8 এবং ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 6। ম্যাগনেসিয়াম পরমাণু কর্তৃক ত্যাগকৃত 2টি ইলেকট্রন গ্রহণ করলে O^{2-} আয়নের সৃষ্টি হয়, যার ইলেকট্রন বিন্যাস হয় 2, 8। অর্থাৎ নিষ্ক্রিয় গ্যাস নিয়ন এর অনুরূপ। সৃষ্ট Mg^{2+} ও O^{2-} আয়নদ্বয় বিপরীত আধানযুক্ত হওয়ায় পরস্পরের প্রতি আকৃষ্ট হয় এবং ম্যাগনেসিয়াম অক্সাইড MgO এর সৃষ্টি করে। অর্থাৎ, ম্যাগনেসিয়াম অক্সাইডে আয়নিক বন্ধন বিদ্যমান থাকে।

ঘ. চিত্রের যৌগের অনুরূপ একটি যৌগ হলো CaS| GB †hŠMwU K¨vjwmqvg avZz (Ca) ও সালফার অধাতু (S) মিলে গঠিত হয়েছে। অর্থাৎ, এতে আয়নিক বন্ধন বিদ্যমান।
Ca এর পারমাণবিক সংখ্যা 20। এর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 8, 2 অর্থাৎ এর শেষ কক্ষপথে 2টি ইলেকট্রন আছে। এ দুটি ইলেকট্রন ত্যাগ করলে Ca^{2+} আয়নের সৃষ্টি হয় যার ইলেকট্রন বিন্যাস (2, 8, 8) নিষ্ক্রিয় গ্যাস আর্গনের (Ar) অনুরূপ।
অপরদিকে, S এর পারমাণবিক সংখ্যা 16। এর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 6। অর্থাৎ এর শেষ কক্ষপথে আরও 2টি ইলেকট্রন গ্রহণ করলে S^{2-} আয়নের সৃষ্টি হয় যার ইলেকট্রন বিন্যাসও (2, 8, 8) নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাস আর্গনের (Ar) অনুরূপ। সৃষ্ট Ca^{2+} ও S^{2-} আয়ন দুটি বিপরীত আধানযুক্ত হওয়ায় পরস্পরের প্রতি আকৃষ্ট হয় এবং CaS যৌগ সৃষ্টি করে।

এভাবে চিত্রে দেখানো MgO যৌগের অনুরূপ প্রক্রিয়ায় আরেকটি যৌগ CaS এর বন্ধন গঠিত হয়।

প্রশ্ন –১২ ▶ নিচের চিত্রটি লক্ষ কর এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

ক. একটি ঋণাত্মক যৌগমূলকের উদাহরণ দাও। ১

খ. সমযোজী বন্ধন গঠনের শর্ত কী? ২

গ. চিত্রে কী ধরনের বন্ধন তৈরি হয়েছে আলোচনা কর। ৩

ঘ. চিত্রে সংঘটিত বন্ধন দ্বারা মৌলিক ও যৌগিক উভয় প্রকার অণু গঠন সম্ভব কিনা যুক্তিসহ মূল্যায়ন কর। ৪

১২নং প্রশ্নের উত্তর

ক. একটি ঋণাত্মক যৌগমূলকের উদাহরণ হলো ফসফেট (PO_4^{3-})।

খ. **সমযোজী বন্ধন গঠনের শর্ত :**

১. সাধারণভাবে দুটি অধাতব পরমাণুর মধ্যে সমযোজী বন্ধন ঘটে থাকে।

২. বন্ধনে অংশগ্রহণকারী পরমাণু সমসংখ্যক ইলেকট্রন যোগান দিয়ে এক বা একাধিক ইলেকট্রন যুগল সৃষ্টি করে যা উভয় পরমাণু সমানভাবে শেয়ার করে।

গ. চিত্রে সমযোজী বন্ধন গঠিত হয়েছে।

চিত্রের কেন্দ্রীয় পরমাণুটির ইলেকট্রন বিন্যাস $\rightarrow 2, 5$। কাজেই এটি হলো নাইট্রোজেন (N)। এর শেষ শক্তিস্তরে পাঁচটি ইলেকট্রন আছে। এখন নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাস Ne এর ইলেকট্রন বিন্যাস (2, 8) লাভ করতে আরও তিনটি ইলেকট্রন প্রয়োজন।

অন্যদিকে, হাইড্রোজেনের ইলেকট্রন বিন্যাস $H(1) \rightarrow 1s^1$। অর্থাৎ নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাস He এর বিন্যাস $1s^2$ লাভ করতে 1টি ইলেকট্রন প্রয়োজন। তাই 3টি হাইড্রোজেন পরমাণু 3টি ও 1টি N পরমাণু 3টি ইলেকট্রন শেয়ার করে তিনটি বন্ধন জোড় ইলেকট্রন যুগল সৃষ্টি করে একক বন্ধনে আবদ্ধ হয়ে NH_3 (অ্যামোনিয়া) অণু গঠন করে।

অর্থাৎ, N ও H এর মধ্যে সমযোজী বন্ধন গঠিত হয়েছে।

ঘ. চিত্রে যে বন্ধন সংঘটিত হয়েছে সেটি হলো সমযোজী বন্ধন।

অধাতব পরমাণুসমূহের মধ্যে সমসংখ্যক ইলেকট্রন শেয়ার করার মাধ্যমে সমযোজী বন্ধন গঠিত হয়। এ ইলেকট্রন শেয়ার একই পরমাণুর মধ্যে বা ভিন্ন পরমাণুর মধ্যে হতে পারে। যখন একই রকম দুটি অধাতব পরমাণুর মধ্যে ইলেকট্রন শেয়ার ঘটে এবং উভয় পরমাণু সমানভাবে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগল ব্যবহার করে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করে তখন মৌলিক অণু গঠিত হয়। যেমন : মৌলিক অণু H_2 গঠনে সমযোজী বন্ধন দ্বারা দুটি হাইড্রোজেন পরমাণু একত্রিত হয়,

তখন উভয় পরমাণু থেকে একটি করে ($1s^1$) ইলেকট্রন যোগান দিয়ে একটি ইলেকট্রন যুগল সৃষ্টি করে। ঐ ইলেকট্রন যুগল দুটি পরমাণুর নিউক্লিয়াসকে পরিবেষ্টন করে চলে। ফলে প্রতিটি H পরমাণু নিকটতম নিষ্ক্রিয় গ্যাস হিলিয়াম (He) এর ইলেকট্রন বিন্যাস $1s^2$ লাভ করে।

$H. + {}^{\times}H \rightarrow H.{}^{\times}H$ বা, $H - H$ বা H_2 মৌলিক অণু।

অন্যদিকে, ভিন্ন পরমাণুর মধ্যে বন্ধন জোড় ইলেকট্রন সৃষ্টি করলে উভয় পরমাণু নিকটতম নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করার মাধ্যমে সমযোজী যৌগিক অণু গঠন করে। যেমন : HCl অণু গঠনে H এর ইলেকট্রন বিন্যাস $H(1) \rightarrow 1$ এবং ক্লোরিনের ইলেকট্রন বিন্যাস $Cl(17) \rightarrow 2, 8, 7$ অর্থাৎ হাইড্রোজেনের 1টি ও ক্লোরিনের 1টি ইলেকট্রন দিয়ে একটি বন্ধন জোড় ইলেকট্রন সৃষ্টি করা যায়। ফলে হাইড্রোজেন পরমাণুর সর্বমোট দুটি এবং ক্লোরিন পরমাণুর সর্বশেষ শক্তিস্তরে সর্বমোট 8টি ইলেকট্রন পাওয়া সম্ভব হয়। এভাবে H ও Cl পরমাণুর মধ্যে সমযোজী একক বন্ধন সৃষ্টি হয়।

সুতরাং, সমযোজী বন্ধন দ্বারা মৌলিক ও যৌগিক উভয় প্রকার অণু গঠন করা সম্ভব।

প্রশ্ন –১৩ নিচের চিত্রটি লক্ষ কর এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

ক. বিপরীত আধানযুক্ত আয়ন দ্বারা কী ধরনের বন্ধন তৈরি হয়? ১

খ. মৌলের পরমাণুতে ক্যাটায়ন কীভাবে সৃষ্টি হয়? ২

গ. চিত্রের যৌগের বন্ধন প্রক্রিয়া ব্যাখ্যা কর। ৩

ঘ. চিত্রের যৌগের বৈশিষ্ট্য আলোচনা কর। ৪

১৩নং প্রশ্নের উত্তর

ক. বিপরীত আধানযুক্ত আয়ন দ্বারা গঠিত যৌগে আয়নিক বন্ধন তৈরি হয়।

খ. যেসব মৌলের শেষ শক্তিস্তর বা যোজ্যতা স্তরে কম সংখ্যক (1, 2, 3) ইলেকট্রন থাকে সেসব মৌল সহজেই ইলেকট্রন ত্যাগ করে। স্বাভাবিক অবস্থায় পরমাণুর ইলেকট্রন ও প্রোটন সংখ্যা সমান থাকে। ইলেকট্রন ত্যাগের কারণে কক্ষপথে ইলেকট্রনের তুলনায় নিউক্লিয়াসে ধনাত্মক চার্জের

পরিমাণ এক একক বেড়ে যায়। তখন এটি একক ধনাত্মক চার্জযুক্ত পরমাণু বা ক্যাটায়নে পরিণত হয়। এভাবে মৌলের পরমাণুতে ক্যাটায়ন সৃষ্টি হয়।

গ. চিত্রের যৌগ $CaCl_2$ একটি আয়নিক যৌগ।

ক্যালসিয়াম পরমাণুর (Ca) ইলেকট্রন বিন্যাস $_{20}Ca \rightarrow 2, 8, 8, 2$। অর্থাৎ এর সর্ববহিস্থ স্তরে 2টি ইলেকট্রন বিদ্যমান।

অন্যদিকে, ক্লোরিন (Cl) পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস $_{17}Cl \rightarrow 2, 8, 7$ অর্থাৎ বহিস্থ স্তরে 7টি ইলেকট্রন বিদ্যমান। রাসায়নিক বিক্রিয়ার সময় Ca পরমাণু তার সর্ববহিস্থ স্তরের 2টি ইলেকট্রন Cl পরমাণুকে দান করে অষ্টক পূর্ণ করে এবং নিষ্ক্রিয় গ্যাস আর্গনের (Ar) ইলেকট্রন বিন্যাস ($_{18}Ar \rightarrow 2, 8, 8$) অর্জন করে সে সঙ্গে Ca^{2+} আয়নে পরিণত হয়। অন্যদিকে, 2টি Cl পরমাণু প্রত্যেকে 1টি করে ইলেকট্রন লাভ করে Ar–এর ইলেকট্রন বিন্যাস (2, 8, 8) অর্জন করে এবং Cl^- আয়নে পরিণত হয়। এখন বিপরীতধর্মী আয়ন Ca^{2+} এবং দুটি Cl^- আয়ন স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ দ্বারা আবদ্ধ হয়ে $CaCl_2$ নামক আয়নিক যৌগ গঠন করে।

ঘ. চিত্র অনুসারে $CaCl_2$ একটি আয়নিক যৌগ যা নিম্নোক্ত বৈশিষ্ট্যসমূহ প্রদর্শন করে :

১. সাধারণ চাপে ও তাপে $CaCl_2$ একটি কঠিন পদার্থ।

২. এর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক উচ্চ।

৩. এটি পানিতে দ্রবণীয়।

৪. গলিত বা দ্রবীভূত অবস্থায় বিদ্যুৎ পরিবহন করে।

আমরা জানি, কঠিন আয়নিক পদার্থের আয়নসমূহ স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ বল দ্বারা স্ফটিক কেলাসে অবস্থান করে। তাই তাদের বিগলিত করতে প্রচুর তাপশক্তির প্রয়োজন হয় অর্থাৎ গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক উচ্চ হয়। আয়নিক যৌগসমূহের ধনাত্মক আধানের সঙ্গে পোলার পানির অণুর ঋণাত্মক প্রান্তের এবং ঋণাত্মক আধানের সঙ্গে পোলার পানির অণুর ধনাত্মক প্রান্তের আকর্ষণে আকর্ষিত হয় এবং কেলাস ল্যাটিস থেকে ক্রমশ দ্রবণে চলে আসে এবং দ্রাবক অণু পানি সংযোজিত হয়ে দ্রবীভূত হয়। তাই, $CaCl_2$ কঠিন অবস্থায় বিদ্যুৎ পরিবহন করে না, কিন্তু গলিত এবং দ্রবীভূত অবস্থায় মুক্ত ইলেকট্রনের উপস্থিতির কারণে বিদ্যুৎ পরিবহন করে।

প্রশ্ন – ১৪ ▶ রসায়ন পরীক্ষাগারে শিক্ষার্থীরা একটি পাত্রে বরফকে তাপ দিলে নিম্নরূপ উপাত্ত পেল :

তাপমাত্রা (°C)	–10	0	0	0	25	50	75	100	100	120
সময় (মিনিট)	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18

ক. নিঃসরণ কী? ১

খ. মরিচা সৃষ্টি কী ধরনের পরিবর্তন ব্যাখ্যা কর। ২

গ. ছক কাগজে প্রদত্ত উপাত্তের একটি চিত্র অঙ্কন করে 2–6 মিনিট এবং 14–16 মিনিট তাপমাত্রা অপরিবর্তিত থাকার কারণ ব্যাখ্যা কর। ৩

ঘ. বন্ধন জোড় ও মুক্ত জোড় ইলেকট্রন উল্লেখ করে উদ্দীপকের যৌগটির চিত্র অঙ্কন কর এবং মুক্ত জোড় ইলেকট্রনের ভর নির্ণয় কর। ৪

১৪নং প্রশ্নের উত্তর

ক. সরু ছিদ্রপথে কোনো গ্যাসের অণুসমূহের উচ্চচাপ থেকে নিম্নচাপ অঞ্চলে বেরিয়ে আসার প্রক্রিয়াকে নিঃসরণ বলে।

খ. মরিচা সৃষ্টি একটি রাসায়নিক পরিবর্তন।

বিশুদ্ধ লোহা জলীয় বাষ্পের উপস্থিতিতে বায়ুর অক্সিজেনের সাথে রাসায়নিক বিক্রিয়ার মাধ্যমে লোহার অক্সাইড নামক সম্পূর্ণ নতুন পদার্থে পরিণত হয় যা মরিচা নামে পরিচিত। মরিচার ধর্ম লোহা, অক্সিজেন ও পানি হতে সম্পূর্ণ ভিন্ন। সুতরাং, লোহার উপর মরিচা পড়া একটি রাসায়নিক পরিবর্তন।

গ. উদ্দীপকের উপাত্তগুলো নিয়ে বরফের তাপরেখা অঙ্কন করা হলো :

অঙ্কিত লেখচিত্রটিতে A – B পর্যন্ত তাপমাত্রার পরিবর্তন হলো, কিন্তু B – C পর্যন্ত হলো না। আবার, C – D পর্যন্ত তাপমাত্রার পরিবর্তন হলো, কিন্তু D – E পর্যন্ত হলো না। E – F পর্যন্ত তাপমাত্রা আবার বাড়তে থাকল।

অর্থাৎ উপাত্ত থেকে অংকিত লেখচিত্র থেকে দেখা যায় (B – C) 2 – 6 মিনিট এবং (D – E) 14 – 16 মিনিট পর্যন্ত তাপমাত্রার কোনো পরিবর্তন হয় না। কারণ, পদার্থ যখন ভৌত অবস্থা পরিবর্তন করে তখন তাপের প্রয়োজন হয়। তাই বাইরে থেকে যখন কোনো বস্তুকে উত্তপ্ত করা হয় তখন সংশ্লিষ্ট বস্তু তার ভৌত অবস্থা পরিবর্তনে তাপ গ্রহণ করে থাকে। আর তাই এ সময় তাপমাত্রা স্থির থাকে। ভৌত অবস্থা পরিবর্তনে ব্যবহৃত এ তাপকে সুপ্ততাপ বলা হয়।

চিত্রে সময়ের সাথে তাপমাত্রার পরিবর্তন (বৃদ্ধি) দেখানো হয়েছে। অর্থাৎ তাপমাত্রা বাড়ার সাথে পদার্থের ভৌত অবস্থারও পরিবর্তন হচ্ছে। B – C বরাবর তাপমাত্রা স্থির থাকার অর্থ হলো B বিন্দুতে বস্তু গলতে শুরু করেছে এবং BC বরাবর গলন সমাপ্ত হয়। অনুরূপভাবে, D – E বরাবর বস্তু তরল অবস্থা হতে বাষ্পীয় অবস্থায় রূপান্তর ঘটেছে। তাই উভয় অবস্থায় তাপমাত্রা স্থির রয়েছে।

ঘ. উদ্দীপকের যৌগটি হলো পানি (H_2O)। নিচে H_2O অণুতে বিদ্যমান বন্ধন জোড় ও মুক্ত জোড় ইলেকট্রন উল্লেখ করে H_2O এর চিত্র অঙ্কন করা হলো :

যৌগ গঠনে একটি পরমাণুর বহিস্থ স্তরের যে ইলেক্ট্রন জোড় বন্ধন গঠনে অংশগ্রহণ করে না, তাদেরকে মুক্ত জোড় ইলেকট্রন বলে। আবার, একটি পরমাণুর বহিস্থ স্তরে যে অযুগ্ম ইলেকট্রন অন্য পরমাণুর অযুগ্ম ইলেকট্রনের সাথে শেয়ারের মাধ্যমে যে ইলেকট্রন জোড় সৃষ্টি করে তাকে বন্ধন জোড় ইলেকট্রন বলে।

H_2O অণুতে বিদ্যমান O ও H এর ইলেকট্রন বিদ্যমান–

$_8O \rightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^{\ 2} 2p_y^{\ 1} 2p_z^{\ 1}$

$_1H \rightarrow 1s^1$

H_2O অণুতে O পরমাণু তার সর্ববহিস্থ স্তরের দুটি অযুগ্ম ইলেকট্রন দ্বারা 2টি H পরমাণুর সাথে বন্ধন গঠন করে। অর্থাৎ দুটি বন্ধন জোড় ইলেকট্রন বন্ধনে অংশ নেয় না। এরা H_2O অণুতে মুক্ত জোড় ইলেকট্রন হিসেবে বিদ্যমান থাকে। ফলে নিম্নোক্তভাবে H_2O অণু গঠিত হয়।

চিত্র : H_2O অণুতে বিদ্যমান মুক্ত জোড় ইলেকট্রন

মুক্ত জোড় ইলেকট্রনের ভর নির্ণয় : পানি (H_2O) অণুতে 2 জোড়া মুক্ত জোড় ইলেকট্রন বিদ্যমান থাকে।

আমরা জানি,

1টি ইলেকট্রনের প্রকৃত ভর = 9.11×10^{-28}g

$\therefore$ 2 জোড়া বা 4টি ইলেকট্রনের প্রকৃত ভর = $4 \times 9.11 \times 10^{-28}$g

$= 3.64 \times 10^{-27}$g

প্রশ্ন –১৫ A, B, C ও D চারটি মৌল যাদের পারমাণবিক সংখ্যা যথাক্রমে 6, 9, 17, 20।

ক. সমযোজী বন্ধন কাকে বলে? ১

খ. মৌলের পরমাণু সংখ্যার অনুপাত থেকে কীভাবে সংকেত লেখা হয়? ২

গ. B ও D মৌলদ্বয়ের মধ্যে বন্ধন গঠন প্রক্রিয়া বর্ণনা কর। ৩

ঘ. B ও D এর সমন্বয়ে গঠিত যৌগ পানিতে দ্রবণীয় হলেও A ও C মৌলদ্বয়ের সমন্বয়ে গঠিত যৌগ পানিতে অদ্রবণীয়–ব্যাখ্যা কর। ৪

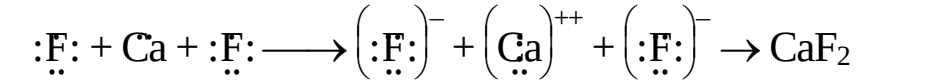
১৫নং প্রশ্নের উত্তর

ক. সর্বশেষ শক্তিস্তরে স্থায়ী ইলেকট্রন বিন্যাস লাভের জন্য ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে যে বন্ধন গঠিত হয়, তাকে সমযোজী বন্ধন বলে।

খ. সংকেত লেখার ক্ষেত্রে অধিক ধনাত্মক মৌলকে প্রথমে লেখা হয়।

দুটি নিরপেক্ষ পরমাণুর মাধ্যমে তৈরি যৌগের সংকেতে পর্যায় সারণির বাম পাশের মৌলকে প্রথমে লেখা হয়। কোনো একটি মৌলের যোজ্যতাকে অপর মৌলের সংখ্যা হিসেবে মৌলের পরমাণু সংখ্যার অনুপাত থেকে সংকেত লেখা হয়।

গ. B মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা 9। সুতরাং B মৌলটির নাম F (ফ্লোরিন)। এর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 7। D মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা 20। সুতরাং D মৌলটির নাম Ca (ক্যালসিয়াম)। এর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 8, 2। ক্যালসিয়াম পরমাণু এর বাইরের শক্তিস্তরের 2টি ইলেকট্রন বর্জন করে আর্গনের (Ar) কাঠামো (2, 8, 8) লাভ করে Ca^{++} আয়নে পরিণত হয়। অন্যদিকে 2টি ফ্লোরিন পরমাণুর প্রত্যেকে 1টি করে ঐ বর্জিত ইলেকট্রন গ্রহণ করে F^- আয়নে পরিণত হয় এবং প্রতিটি F পরমাণু নিয়নের (Ne) কাঠামো (2, 8) লাভ করে। এভাবে উৎপন্ন একটি Ca^{++} আয়ন এবং দুটি F^- আয়ন তড়িৎ আকর্ষণে পরস্পরের সঙ্গে মিলিত হয়ে CaF_2 আয়নিক বন্ধন গঠন করে।



2, 7 2, 8, 8, 2 2,7 2, 8 2, 8, 8 2, 8

ঘ. B ও D এর সমন্বয়ে গঠিত যৌগ CaF_2। A মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা 6। অর্থাৎ A মৌলটির নাম কার্বন (C)। C মৌলটির পারমাণবিক সংখ্যা 17। অর্থাৎ C মৌলটির নাম ক্লোরিন (Cl)। সুতরাং, A ও C এর সমন্বয়ে গঠিত যৌগ CCl_4।

CaF_2 আয়নিক যৌগ এবং CCl_4 সমযোজী যৌগ। পানিতে প্রায় সকল আয়নিক যৌগ দ্রবীভূত হয়। অপরদিকে, বেশিরভাগ সমযোজী যৌগ পানিতে দ্রবীভূত হয় না। এজন্য CaF_2 পানিতে দ্রবণীয় হলেও CCl_4 পানিতে অদ্রবণীয় থাকে।

এর কারণ আয়নিক যৌগে ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্ত থাকে। ধনাত্মক প্রান্ত পানির ঋণাত্মক অক্সিজেন প্রান্ত দ্বারা এবং ঋণাত্মক প্রান্ত পানির ধনাত্মক হাইড্রোজেন প্রান্ত দ্বারা আকর্ষিত হয়। এজন্য, CaF_2 পানিতে দ্রবণীয় হয়। CCl_4 পোলার এ প্রান্ত না থাকায় পানিতে অদ্রবণীয় থাকে।

সুতরাং, B ও D এর সমন্বয়ে গঠিত যৌগ পানিতে দ্রবণীয় হলেও A ও C মৌলদ্বয়ের সমন্বয়ে গঠিত যৌগ পানিতে অদ্রবণীয়।

প্রশ্ন –১৬ ▶ নিচের উদ্দীপকটি পড় এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

NaF একটি আয়নিক যৌগ আর CH_4 একটি সমযোজী যৌগ।

ক. কার্বন মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস লিখ। ১

খ. মৌলের পরমাণু কীভাবে অ্যানায়নে পরিণত হয়? ২

গ. উদ্দীপকে আয়নিক যৌগের বন্ধন প্রক্রিয়া দেখাও। ৩

ঘ. উদ্দীপকের CH_4 কে সমযোজী যৌগ বলার কারণ ব্যাখ্যা কর। ৪

◀▶ ১৬নং প্রশ্নের উত্তর ◀▶

ক. কার্বন মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস হলো :

$$C(6) : 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$$

খ. স্বাভাবিক অবস্থায় পরমাণুর ইলেকট্রন ও প্রোটন সংখ্যা সমান থাকে। যেসব মৌলের শেষ শক্তিস্তর বা যোজ্যতা স্তরে বেশি সংখ্যক (5, 6, 7) ইলেকট্রন থাকে সেসব মৌল সহজেই ইলেকট্রন গ্রহণ করে। একটি ইলেকট্রন গ্রহণের কারণে নিউক্লিয়াসে ঋণাত্মক চার্জের পরিমাণ এক একক বেড়ে যায়। তখন এটি একক ঋণাত্মক চার্জযুক্ত পরমাণু বা অ্যানায়নে পরিণত হয়। এভাবে মৌলের পরমাণু অ্যানায়নে পরিণত হয়।

গ. উদ্দীপকে NaF একটি আয়নিক যৌগ। Na ও F মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস যথাক্রমে 2, 8, 1 এবং 2, 7।

Na পরমাণু শেষ শক্তিস্তরের 1টি ইলেকট্রন ত্যাগ করে নিষ্ক্রিয় নিয়ন গ্যাসের সুস্থিত ইলেকট্রন বিন্যাস (2, 8) লাভ করে Na^+ আয়নে পরিণত হয়। অপরদিকে, F পরমাণু ওই বর্জিত ইলেকট্রন গ্রহণ করে নিয়ন গ্যাসের সুস্থিত ইলেকট্রন বিন্যাস লাভ করে F^- আয়নে পরিণত হয়। এখন, Na^+ এবং F^- আয়ন তড়িৎ আকর্ষণ দ্বারা পরস্পর যুক্ত হয়ে NaF অণু সৃষ্টি করে।

ঘ. যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে গঠিত হয় বলে CH_4 কে সমযোজী বলা হয়।

যখন কার্বন (C) পরমাণু হাইড্রোজেন (H) পরমাণুর সঙ্গে বিক্রিয়া করে মিথেন (CH_4) যৌগের অণু গঠন করে, তখন কার্বন পরমাণুর সর্ববহিস্থ কক্ষপথের 4টি ইলেকট্রন, 4টি হাইড্রোজেন

পরমাণুর 1টি করে ইলেকট্রনের সঙ্গে যুক্ত হয়ে 4টি বন্ধন জোড় ইলেকট্রন গঠন করে। ফলে কার্বন পরমাণু নিকটবর্তী নিষ্ক্রিয় গ্যাস নিয়নের ইলেকট্রন কাঠামো (2, 8) এবং হাইড্রোজেন পরমাণু নিকটবর্তী নিষ্ক্রিয় গ্যাস হিলিয়ামের ইলেকট্রন কাঠামো লাভ করে। ফলে মিথেন অণু (CH_4) উৎপন্ন হয়।

যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে CH_4 যৌগ গঠিত হয় বলে এটি সমযোজী যৌগ।

প্রশ্ন – ১৭ ▶ পর্যায় সারণির তৃতীয় পর্যায়ের মৌলগুলো লক্ষ কর :

মৌল	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

ক. পোলার যৌগ কাদের বলা হয়? ১

খ. বন্ধন জোড় ও মুক্ত জোড় ইলেকট্রন বলতে কী বোঝ? ২

গ. উদ্দীপকে প্রদত্ত পর্যায়টির প্রথম ও সপ্তম মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস লিখে বন্ধন কীভাবে গঠিত হয় দেখাও। ৩

ঘ. 'গ' তে গঠিত যৌগটির গলনাংক, দ্রবণীয়তা ও পানিতে দ্রবীভূত হলে তড়িৎ পরিবহন বৈশিষ্ট্য ব্যাখ্যা কর। ৪

◀▶ ১৭নং প্রশ্নের উত্তর ◀▶

ক. যেসব সমযোজী যৌগের অণুতে ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্তের সৃষ্টি হয় তাদের পোলার যৌগ বলা হয়। যেমন : পানি, চিনি, অ্যালকোহল ইত্যাদি।

খ. সমযোজী যৌগ গঠনের সময় কোনো পরমাণুর যত জোড়া ইলেকট্রন বন্ধন গঠনে অংশগ্রহণ করে তাদের বন্ধন জোড় ইলেকট্রন বলে আর যারা বন্ধন গঠনে অংশগ্রহণ করে না তাদের মুক্ত জোড় ইলেকট্রন বলে। যেমন : H_2O অণুতে 2টি বন্ধন জোড় এবং 1টি মুক্তজোড় ইলেকট্রন আছে।

গ. উদ্দীপকে প্রদত্ত পর্যায়টির প্রথম ও সপ্তম মৌল যথাক্রমে Na ও Cl। Na এবং Cl পরমাণুদ্বয়ের ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :

$Na\ (11) \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 \boxed{3s^1}$

$Cl\ (17) \Rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 \boxed{3s^2\ 3p^5}$

সোডিয়াম পরমাণুর সর্ববহিস্থ স্তরে একটিমাত্র ইলেকট্রন ($3s^1$) বিদ্যমান। অর্থাৎ সোডিয়াম পরমাণুতে এর নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাস নিয়ন (Ne) = 2, 8 অপেক্ষা একটি ইলেকট্রন বেশি আছে।

অন্যদিকে, ক্লোরিন পরমাণুর সর্ববহিস্থ স্তরে 7টি ইলেকট্রন ($3s^2\ 3p^5$) বিদ্যমান। অর্থাৎ ক্লোরিন পরমাণুতে এর নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাস আর্গন (Ar) = 2, 8, 8 অপেক্ষা একটি ইলেকট্রন কম আছে। সোডিয়াম এবং ক্লোরিন পরমাণুদ্বয় একত্রিত হলে সোডিয়াম পরমাণুর ৩য় শক্তিস্তর থেকে 1টি ইলেকট্রন ক্লোরিন পরমাণুতে স্থানান্তরিত হয়। এর ফলে সোডিয়াম পরমাণু একক ধনাত্মক চার্জবিশিষ্ট সোডিয়াম আয়নে (Na^+) পরিণত হয়। অর্থাৎ, Na^+ আয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস নিষ্ক্রিয় গ্যাস নিয়নের অনুরূপ হয়। $Na^+_{(10)} \Rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6 = Ne$

অপরদিকে, ক্লোরিন পরমাণু একক ঋণাত্মক চার্জবিশিষ্ট ক্লোরাইড আয়নে (Cl^-) পরিণত হয়। একই সঙ্গে এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাস আর্গনের (Ar) অনুরূপ হয়।

$Cl^-_{(18)} \Rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 = Ar$

ইলেকট্রন দান ও গ্রহণের ফলে সৃষ্ট সোডিয়াম আয়ন (Na^+) এবং ক্লোরাইড আয়ন (Cl^-) বিপরীত চার্জযুক্ত হওয়ায় স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ বল দ্বারা পরস্পরের প্রতি আকৃষ্ট হয়। এভাবে, সোডিয়াম ক্লোরাইড (NaCl) যৌগ গঠিত হয়।

ঘ. 'গ' তে গঠিত যৌগটি NaCl; যার গলনাংক 801°C। এটি একটি আয়নিক যৌগ।

আমরা জানি, আয়নিক যৌগের বিপরীত চার্জযুক্ত আয়নসমূহ তীব্র আকর্ষণের ফলে এরা পরস্পরের সঙ্গে দৃঢ়ভাবে আবদ্ধ থাকে। এদের পরস্পর থেকে আলাদা করতে হলে প্রচুর তাপশক্তি প্রয়োগের প্রয়োজন হয়। এ কারণে NaCl অর্থাৎ আয়নিক যৌগের গলনাংক বেশি হয়।

পানিতে প্রায় সকল আয়নিক যৌগ দ্রবীভূত হয়, যদিও পানি একটি সমযোজী যৌগ। NaCl যৌগে ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্ত থাকে। NaCl যৌগের ধনাত্মক প্রান্ত পানির ঋণাত্মক অক্সিজেন প্রান্ত দ্বারা আকর্ষিত হয় এবং ঋণাত্মক প্রান্ত পানির ধনাত্মক হাইড্রোজেন প্রান্ত দ্বারা আকর্ষিত হয় এবং পানিতে দ্রবীভূত হয়। এই ঘটনাকে সমযোজী যৌগের পোলারিটি বলা হয়।

চিত্র : পানি অণু সংযোজিত Na^+ ও Cl^- আয়ন

NaCl আয়নিক যৌগ। কঠিন অবস্থায় এটি তড়িৎ পরিবহন করে না। কিন্তু পানিতে দ্রবীভূত হলে NaCl যৌগের উপাদান আয়নগুলো পরস্পর থেকে বিচ্ছিন্ন হয়ে তড়িৎ পরিবহন করতে শুরু করে। তখন NaCl এর বন্ধন ভেঙে যায়।

প্রশ্ন –১৮ ▶ নিচের উদ্দীপকটি পড় এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

A ও B দুইটি মৌল যেখানে A মৌলে চারটি শক্তিস্তর ও B মৌলে দুইটি শক্তিস্তর বিদ্যমান, এদের সর্বশেষ শক্তিস্তরের ইলেকট্রন সংখ্যা নিচে দেখানো হলো :

ক. অ্যানায়ন কাকে বলে? ১

খ. অক্সিজেনের যোজ্যতা ও যোজ্যতা ইলেকট্রন ভিন্ন– ব্যাখ্যা কর। ২

গ. A ও B দ্বারা গঠিত যৌগের সংকেত নির্ণয় কর। ৩

ঘ. B মৌলটি আয়নিক ও সমযোজী উভয় ধরনের যৌগ গঠন করলেও A মৌলটি শুধু আয়নিক যৌগ গঠন করে– যুক্তিসহ ব্যাখ্যা কর। ৪

১৮নং প্রশ্নের উত্তর

ক. ঋণাত্মক আধানযুক্ত পরমাণুকে অ্যানায়ন বলে।

খ. যোজ্যতা মূলত কোনো মৌলের অন্য মৌলের সাথে যুক্ত হওয়ার সামর্থ্য বা ক্ষমতা। অক্সিজেন মৌলটির একটি পরমাণু হাইড্রোজেনের দুটি পরমাণুর সাথে যুক্ত হয়ে এক অণু পানি (H_2O) উৎপন্ন করে। সুতরাং, অক্সিজেনের যোজ্যতা দুই।

অন্যদিকে, কোনো মৌলের সর্ববহিস্থ স্তরে বিদ্যমান ইলেকট্রন সংখ্যাকে উক্ত মৌলের যোজ্যতা ইলেকট্রন বলে। অক্সিজেনের পারমাণবিক সংখ্যা ৪; ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 6। অর্থাৎ এর সর্ববহিস্থ স্তরে 6টি ইলেকট্রন উপস্থিত। সুতরাং, অক্সিজেনের যোজ্যতা ইলেকট্রন 6।

সুতরাং, অক্সিজেনের যোজনী ও যোজনী ইলেকট্রন ভিন্ন।

গ. উদ্দীপকের A মৌলটিতে চারটি শক্তিস্তর রয়েছে। অর্থাৎ এটি পর্যায় সারণির চতুর্থ পর্যায়ের মৌল এবং এর সর্বশেষ শক্তিস্তরে 2টি ইলেকট্রন রয়েছে। অর্থাৎ এটি পর্যায় সারণির দ্বিতীয় শ্রেণিতে অবস্থিত। অতএব, মৌলটির পারমাণবিক সংখ্যা 20। এর ইলেকট্রন বিন্যাস $\rightarrow$ 2, 8, 8, 2 এবং এর যোজনী 2 এবং B মৌলটিতে দুইটি শক্তিস্তর রয়েছে যার সর্বশেষ স্তরে 7টি ইলেকট্রন বিদ্যমান। অর্থাৎ এটি পর্যায় সারণির দ্বিতীয় পর্যায়ে সপ্তম শ্রেণিতে অবস্থিত। অতএব, মৌলটির পারমাণবিক সংখ্যা 9। এর ইলেকট্রন বিন্যাস $\rightarrow$ 2, 7 এবং এর যোজনী 1।

সুতরাং, A ও B দ্বারা গঠিত যৌগের সংকেত হবে AB_2। এ যৌগটি গঠন করতে A মৌলটিকে নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাস Ar (আর্গন) এর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 8 অর্জন করতে হয় অর্থাৎ 2টি ইলেকট্রন ত্যাগ করতে হয়। তখন এটি A^{2+} ক্যাটায়নে পরিণত হয়।

আবার, B মৌলটিকে তার নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাস Ne (নিয়ন) এর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8 অর্জন করতে হয় অর্থাৎ 1টি ইলেকট্রন গ্রহণ করতে হয়। এটি তখন B^- আয়নে পরিণত হয়।

ঘ. উদ্দীপকের A মৌলটির শক্তিস্তর চারটি এবং এর সর্ববহিস্থ স্তরে দুটি ইলেকট্রন বিদ্যমান। সুতরাং, মৌলটি ধাতু এবং সর্ববহিস্থ স্তরে 2টি ইলেকট্রন থাকায় সহজেই কোনো অধাতুকে ইলেকট্রন দান করে আয়নিক বন্ধন গঠন করে।

অন্যদিকে, B মৌলটির শক্তিস্তর দুটি এবং এর সর্ববহিস্থ স্তরে সাতটি ইলেকট্রন বিদ্যমান। সুতরাং মৌলটি অধাতু এবং এর সর্ববহিস্থ স্তরে সাতটি ইলেকট্রন থাকায় সহজেই ধাতু থেকে একটি ইলেকট্রন গ্রহণের মাধ্যমে আয়নিক বন্ধন গঠন করে। পাশাপাশি এটি অধাতুর সর্ববহিস্থ স্তরের একটি ইলেকট্রন শেয়ার করে সমযোজী বন্ধন গঠন করে। অন্যদিকে এটি ধাতু পরমাণুর দানকৃত ইলেকট্রন গ্রহণ করে আয়নিক বন্ধনও গঠন করে।

অতএব, উপর্যুক্ত যুক্তির আলোকে প্রমাণিত হলো যে, B মৌলটি আয়নিক ও সমযোজী উভয় ধরনের যৌগ গঠন করলেও A মৌলটি শুধু আয়নিক যৌগ গঠন করে।

প্রশ্ন –১৯ ▶ নিচের উদ্দীপকটি পড় এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

M, Q, R ও S চারটি মৌল যাদের পারমাণবিক সংখ্যা যথাক্রমে 6, 9, 17, 20। এরা বিভিন্ন বন্ধন গঠন প্রক্রিয়ায় অংশগ্রহণের মাধ্যমে বিভিন্ন যৌগ গঠন করে।

ক. দৈনন্দিন জীবনে ব্যবহৃত হয় এমন কয়েকটি ধাতুর নাম লেখ। ১

খ. মৌলের যোজনী ইলেকট্রন থেকে যোজনী নির্ণয় করা সম্ভব– ব্যাখ্যা কর। ২

গ. Q ও S মৌলদ্বয়ের মধ্যে বন্ধন গঠন প্রক্রিয়া বর্ণনা কর। ৩

ঘ. Q ও S–এর সমন্বয়ে গঠিত যৌগ পানিতে দ্রবণীয় হলেও M এবং R মৌলদ্বয়ের সমন্বয়ে গঠিত যৌগ পানিতে অদ্রবণীয়– ব্যাখ্যা কর। ৪

▶◀ ১৯নং প্রশ্নের উত্তর ▶◀

ক. দৈনন্দিন জীবনে ব্যবহৃত হয় এমন কয়েকটি ধাতু হলো : কপার, অ্যালুমিনিয়াম, লোহা ও জিংক।

খ. কোনো মৌলের পরমাণুর শেষ কক্ষপথের ইলেকট্রনকে যোজনী ইলেকট্রন বলে। যেমন : সোডিয়ামের ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 1; অতএব, সোডিয়ামের যোজনী ইলেকট্রন সংখ্যা 1। ধাতু পরমাণুগুলোর শেষ কক্ষপথে 1, 2 বা 3টি ইলেকট্রন থাকে। তাদের যোজনী এবং যোজনী ইলেকট্রন সংখ্যা একই। আবার, অধাতু পরমাণুগুলোর শেষ কক্ষপথে 5, 6, 7টি ইলেকট্রন থাকে। তাদের

ক্ষেত্রে ৪ থেকে সে সংখ্যা বিয়োগ করে যোজনী নির্ণয় করা যায়। যাদের যোজনী ইলেকট্রন সংখ্যা 4 তাদের ক্ষেত্রে যোজনী 4।

গ. Q মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা 9। এর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 7। S মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা 20। এর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 8, 2। S মৌলের নিকটতম নিষ্ক্রিয় গ্যাস আর্গন এবং Q মৌলের নিকটতম নিষ্ক্রিয় গ্যাস নিয়ন।

S মৌলটি শেষ কক্ষপথের 2টি ইলেকট্রন ত্যাগ করে S^{2+} আয়ন গঠন করে এবং আর্গনের ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 8 অর্জন করে। পক্ষান্তরে, Q মৌলটি একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করলে অকটেট পূর্ণ হয় এবং নিয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8 অর্জন করে। ফলে দুটি Q পরমাণু S মৌলটির প্রদত্ত 2টি ইলেকট্রন গ্রহণ করে 2টি Q^{+} আয়ন গঠন করে। এ দুটি বিপরীতধর্মী আয়নের মধ্যে স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণের ফলে SQ_2 যৌগটি গঠিত হয়।

$S = S^{2+} + 2e^{-}$

$2Q + 2e^{-} = 2Q.$

এভাবে, Q ও S মৌলদ্বয়ের মধ্যে আয়নিক বন্ধন গঠিত হয়।

ঘ. Q ও S এর সমন্বয়ে গঠিত যৌগ SQ_2 একটি আয়নিক যৌগ। আবার, M মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা 6। এর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 4। অপরদিকে, R মৌলটির পারমাণবিক সংখ্যা 17। R মৌলটির ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 7। আয়নিক বন্ধনের মাধ্যমে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জনের জন্য M কে চারটি ইলেকট্রন গ্রহণ অথবা চারটি ইলেকট্রন বর্জন করতে হয়। কিন্তু এত অধিক সংখ্যক ইলেকট্রন গ্রহণ বা বর্জন সম্ভব হয় না। এ কারণে M আয়নিক যৌগ গঠন করে না। M চারটি ইলেকট্রন শেয়ার করে। অপরদিকে, R মৌলটিও ইলেকট্রন শেয়ার করে। একটি M পরমাণু চারটি R পরমাণুর সাথে চারজোড়া ইলেকট্রন শেয়ার করে চারটি M–R বন্ধন সৃষ্টি করে। এভাবে, MR_4 সমযোজী যৌগটি গঠিত হয়।

SQ_2 যৌগটি আয়নিক এবং MR_4 যৌগটি সমযোজী। পানি সমযোজী যৌগ হলেও পোলারিটির কারণে এতে আংশিক ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্ত বিদ্যমান। আবার, আয়নিক যৌগটির ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্ত বিদ্যমান। পানির ঋণাত্মক প্রান্ত আয়নিক যৌগটির ধনাত্মক প্রান্তকে এবং পানির ধনাত্মক প্রান্ত আয়নিক যৌগটির ঋণাত্মক প্রান্তকে আকর্ষণ করে। ফলে আয়নিক যৌগটির ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্ত আলাদা হয়ে পানিতে দ্রবীভূত হয়।

অপরদিকে, MR_4 যৌগটিতে কোনো চার্জযুক্ত প্রান্ত বিদ্যমান না থাকার কারণে পানিতে অদ্রবণীয় হয়।

প্রশ্ন –২০ ▶ নিচের যৌগগুলো লক্ষ কর এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

যৌগ	গলনাঙ্ক	স্ফুটনাঙ্ক
H_2	–129°C	–253°C
H_2O	0°C	100°C
NaCl	801°C	1465°C

ক. সমযোজী যৌগ কাকে বলে? ১

খ. সমযোজী যৌগের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্কের কম কেন? ২

গ. ছকের যৌগসমূহের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্কের তারতম্যের কারণ ব্যাখ্যা কর। ৩

ঘ. ছকের কোন পদার্থটি কার মধ্যে দ্রবীভূত হয় এবং কোনটি হয় না, ব্যাখ্যা কর। ৪

২০নং প্রশ্নের উত্তর

ক. ইলেকট্রনের শেয়ারের মাধ্যমে দুটি পরমাণুর মধ্যে সমযোজী বন্ধনবিশিষ্ট যৌগকে সমযোজী যৌগ বলা হয়।

যেমন : মিথেন (CH_4)।

খ. দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস শক্তির কারণে সমযোজী যৌগের গলনাংক ও স্ফুটনাংক কম।

সমযোজী যৌগের অণুসমূহ একে অন্যের সাথে দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস শক্তি দ্বারা আকৃষ্ট থাকে। কোনো সমযোজী যৌগ কঠিন, তরল বা বায়বীয় অবস্থায় রূপান্তরিত হওয়ার সময় কেবল ভ্যানডার ওয়ালস শক্তিকে ছিন্ন করে। গলন বা স্ফুটনের সময় কোনো সমযোজী বন্ধন ছিন্ন হয় না। এ কারণে সমযোজী যৌগের গলনাংক ও স্ফুটনাংক কম।

গ. ছকের যৌগসমূহের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্কের তারতম্যের কারণ তাদের বন্ধনের গঠন।

ছকে H_2 ও H_2O হলো সমযোজী যৌগ এবং NaCl হলো আয়নিক যৌগ। আমরা জানি, আয়নিক যৌগের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক সমযোজী যৌগ অপেক্ষা বেশি। তাই NaCl এর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক H_2 ও H_2O অপেক্ষা বেশি।

অপরদিকে, H_2 ও H_2O এর মধ্যে H_2O গঠিত হয় দুটি H– পরমাণুর ২টি ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে। H_2^- তে দুটি পরমাণুই H বলে এদের মধ্যকার শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগল উভয় H পরমাণুর নিউক্লিয়াসের মাঝে অবস্থান করে। ফলে H_2 অণুটি অপোলার। ফলে দুটি H_2 অণুর মধ্যে

কোনো আকর্ষণ বল থাকে না। স্বাভাবিক তাপমাত্রায় এটি গ্যাসীয় অবস্থায় থাকে। কিন্তু H_2O সমযোজী যৌগ হলেও এতে পোলারায়ন ঘটে। কারণ, H ও O পরমাণুর মধ্যে তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্যের কারণে H ও O পরমাণুর মধ্যে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন O পরমাণুর দিকে অধিক সরে আসে এবং এতে আংশিক ঋণাত্মক চার্জ (δ^-) উৎপন্ন হয় এবং H পরমাণুতে ধনাত্মক চার্জ (δ^+) উৎপন্ন হয়। তাই H_2O পোলার অণু।

H_2O অণুতে সৃষ্ট ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্ত আরেকটি H_2O অণুর যথাক্রমে ঋণাত্মক ও ধনাত্মক প্রান্ত দ্বারা আকৃষ্ট হয় এবং বিরাট অণুগুচ্ছ গঠন করে। এই কারণে স্বাভাবিক তাপমাত্রায় পানি তরল। এই কারণেই H_2O এর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক H_2 এর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক অপেক্ষা বেশি।

ঘ. ছকের পদার্থগুলোর মধ্যে H_2 পানিতে (H_2O) দ্রবীভূত হয় না কিন্তু NaCl পানিতে দ্রবীভূত হয়। পানি একটি সমযোজী যৌগ হলেও তাতে কিছুটা ধনাত্মক ও ঋণাত্মক চার্জ বিশিষ্ট প্রান্ত আছে। H ও O–এর মধ্যে ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে পানির অণু গঠিত হওয়ার সময় 'শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগল' অক্সিজেনের অধিক তড়িৎ ঋণাত্মকতার কারণে সামান্য পরিমাণে অক্সিজেনের দিকে সরে যায়। ফলে পানির অক্সিজেন পরমাণুটি সামান্য পরিমাণে ঋণাত্মক চার্জ ($2\delta^-$) প্রাপ্ত হয় এবং হাইড্রোজেন পরমাণুদ্বয় সামান্য পরিমাণে ধনাত্মক চার্জ (δ^+) প্রাপ্ত হয়। ফলে পানির অণুতে ধনাত্মক ও ঋণাত্মক চার্জবিশিষ্ট প্রান্তের সৃষ্টি হয়। এই চার্জবিশিষ্ট প্রান্তগুলো NaCl–এর বিপরীতে চার্জযুক্ত আয়নসমূহকে আকর্ষণ করে; ফলে NaCl পানিতে দ্রবীভূত হয়। সোডিয়াম ক্লোরাইড (Na^+Cl^-) পানির সংস্পর্শে আসলে পানির অণুর ধনাত্মক হাইড্রোজেন প্রান্ত ঋণাত্মক Cl^- আয়নকে আকর্ষণ করে। পানির ঋণাত্মক অক্সিজেন প্রান্ত, Na^+ আয়নকে আকর্ষণ করে। ফলে NaCl সহজে পানিতে দ্রবীভূত হয়।

পানির পোলার প্রান্ত তথা চার্জগ্রস্থ প্রান্তসমূহকে, যথেষ্ট শক্ত করে আকর্ষণ করার মত আয়ন H_2–এর মধ্যে নেই। তাই, H_2 পানিতে দ্রবীভূত হয় না।

প্রশ্ন –২১ ▶ নিচের উদ্দীপকটি পড় এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

একটি পাত্রে খাদ্য লবণের দ্রবণ, অপর একটি পাত্রে চিনির দ্রবণ নিয়ে ইলেকট্রোড হিসেবে দুটি গ্রাফাইট দন্ড নেওয়া হলো। দন্ডদ্বয়ের সাথে কপার তার, ব্যাটারি, টর্চ বাল্ব যুক্ত করা হলো :

ক. CsF কী ধরনের যৌগ? ১

খ. HC1 একটি পোলার সমযোজী যৌগ– ব্যাখ্যা কর। ২

গ. চিত্রের দ্রবণ দুটির বিদ্যুৎ পরিবাহিতার পার্থক্য নির্ণয় কর। ৩

ঘ. উদ্দীপকের পাত্রে গ্রাফাইট দণ্ডের পরিবর্তে ধাতব দণ্ড ব্যবহার করা যাবে কিনা ব্যাখ্যা কর। ৪

২১নং প্রশ্নের উত্তর

ক. CsF আয়নিক যৌগ।

খ. হাইড্রোজেন ও ক্লোরিন পরমাণু তাদের সর্বশেষ শক্তিস্তরে ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে HCl সমযোজী যৌগ গঠন করে। HCl অণুতে H অপেক্ষা Cl অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক হওয়ায় Cl পরমাণু শেয়ারকৃত ইলেকট্রনকে নিজের দিকে টেনে নেয়। ফলে Cl আংশিক ঋণাত্মক এবং H আংশিক ধনাত্মক চার্জযুক্ত হয়ে পড়ে। এ কারণে HCl_{-} কে পোলার সমযোজী যৌগ বলে।

গ. চিত্রের প্রথম দ্রবণটি বিদ্যুৎ পরিবহন করে এবং দ্বিতীয় দ্রবণটি করে না।

কোনো দ্রবণ তড়িৎ পরিবহন করবে কিনা তা মূলত নির্ভর করে দ্রবণে তড়িৎ পরিবহন করার মতো মুক্ত আয়ন আছে কিনা তার উপর। চিত্রের দ্রবণ দুটির প্রথমটির দ্রব হচ্ছে সোডিয়াম ক্লোরাইড (NaCl) এবং দ্বিতীয়টির দ্রব হচ্ছে চিনি ($C_{12}H_{22}O_{11}$)। NaCl জলীয় দ্রবণে বিশ্লিষ্ট হয়ে Na^+ ও Cl^- আয়নে পরিণত হয়। কারণ NaCl আয়নিক যৌগ এবং পোলার অণু। আর পানি (H_2O) হচ্ছে একটি পোলার দ্রাবক। পোলার দ্রাবকে পোলার অণুসমূহ আয়নে বিশ্লিষ্ট হয়ে পড়ে। কিন্তু চিনি একটি অপোলার যৌগ। তাই এটি পানিতে দ্রবীভূত হয়ে কোনোরূপ আয়নে বিশ্লিষ্ট হয় না।

সুতরাং, চিত্রের ১ম দ্রবণটিতে ব্যাটারি সংযোগ চালু করা হলে বিদ্যুৎ পরিবহন ঘটবে এবং ২য় দ্রবণটিতে বিদ্যুৎ পরিবহন সংঘটিত হবে না।

ঘ. উদ্দীপকের চিত্র দুটিতে গ্রাফাইট দণ্ডের পরিবর্তে ধাতব দণ্ড ব্যবহার করা যাবে।

গ্রাফাইট হচ্ছে কার্বনের একটি রূপভেদ। এতে একটি কার্বন পরমাণু অপর একটি কার্বন পরমাণুর সাথে তিনটি একক বন্ধন দ্বারা যুক্ত থাকে। ফলে কার্বন পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে একটি ইলেকট্রন মুক্ত অবস্থায় থাকে যা তড়িৎ পরিবহনে অংশগ্রহণ করে। এ জন্য দ্রবণে তড়িৎদ্বার হিসেবে গ্রাফাইট দণ্ড ব্যবহার করা হয়েছে।

অপরদিকে, ধাতব দণ্ডে ধাতুর পরমাণুগুলো পরস্পরের সাথে ধাতব বন্ধনের দ্বারা আবদ্ধ থাকে। এতে করে ধাতুর যোজ্যতা স্তরে কম শক্তি সম্পন্ন ইলেকট্রনগুলো পরমাণুতে আবদ্ধ না থেকে সমগ্র ধাতব খণ্ডে ছড়িয়ে পড়ে। তাই ধাতুর খণ্ডকে যদি তড়িৎবাহী তার দ্বারা সংযুক্ত করা হয় তবে এসব মুক্ত ইলেকট্রনগুলো তড়িৎ পরিবহনে অংশ নেয়। এ কারণে ধাতুর দণ্ড তড়িৎ পরিবাহী হয়।

সুতরাং, উদ্দীপকের চিত্র দুটিতে তড়িৎ পরিবহনের জন্য গ্রাফাইট দণ্ডের পরিবর্তে ধাতব দণ্ড ব্যবহার করা যাবে।

প্রশ্ন –২২ ▶ নিচের উদ্দীপকটি পড় এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

পৃথিবীর কোনো দেশের খনিতে পাওয়া যাচ্ছে গ্রাফাইট, কোনো স্থানে হীরক। অথচ এগুলো একই মৌলের রূপভেদ।

ক. কার্বনের রূপভেদ কী কী? ১

খ. হীরক ও গ্রাফাইট দুটি একই মৌলের রূপভেদ হলেও এদের মধ্যে বিদ্যুৎ পরিবাহিতার পার্থক্য থাকে কেন? ২

গ. রূপভেদগুলোর কোনটি বিদ্যুৎ পরিবহন করে এবং কেন? ৩

ঘ. উদ্দীপকের পদার্থ দুটির মধ্যে কোনটি তাপ পরিবাহী এবং মসৃণকারক ব্যাখ্যা কর। ৪

◀◀ ২২নং প্রশ্নের উত্তর ▶▶

ক. গ্রাফাইট এবং হীরক কার্বনের দুটি রূপভেদ।

খ. বন্ধন গঠনের পার্থক্যের কারণে হীরক ও গ্রাফাইটের মধ্যে বিদ্যুৎ পরিবাহিতার পার্থক্য থাকে।
কারণ, হীরক ও গ্রাফাইট উভয়ই একই মৌল কার্বনের রূপভেদ। কিন্তু এদের অণুর মধ্যে পরমাণুসমূহের বন্ধন গঠনের পার্থক্য রয়েছে। আমরা জানি, বিদ্যুৎ পরিবহনের জন্য ইলেকট্রনের চলাচল প্রয়োজন। অতএব, হীরক বিদ্যুৎ পরিবহন করতে পারে না। পক্ষান্তরে, গ্রাফাইটে কার্বন পরমাণুর একটি যোজন ইলেকট্রন মুক্ত অবস্থায় থাকে বলে এটি বিদ্যুৎ পরিবহন করতে পারে।

গ. রূপভেদগুলোর মধ্যে গ্রাফাইট বিদ্যুৎ পরিবহন করে।
গ্রাফাইটে কার্বন পরমাণুসমূহ সমতলীয় স্তর আকারে সজ্জিত। প্রতিটি কার্বন পরমাণু অপর তিনটি কার্বন পরমাণুর সাথে সমযোজী বন্ধনে যুক্ত থাকে।
এভাবে অসংখ্য কার্বন পরমাণু যুক্ত হয়ে জালের মতো একটি সমতলীয় স্তর সৃষ্টি করে। এসব C – C বন্ধন সৃষ্টির পরও প্রতিটি কার্বন পরমাণুতে একটি অসংকরিত $2p_z^1$ অরবিটাল অব্যবহৃত থেকে যায়, যেখানে একটি অযুগ্ম ইলেকট্রন থাকে। এ অরবিটালসমূহ পরস্পরের সাথে যুক্ত হয়ে এমন অবস্থার সৃষ্টি করে যাতে তাদের ইলেকট্রনগুলো সমগ্র জালিতে অর্থাৎ অণুতে সঞ্চরণ করতে পারে। এ সঞ্চরণশীল ইলেকট্রনের কারণেই গ্রাফাইট তড়িৎ পরিবহন করে।

ঘ. উদ্দীপকের পদার্থ দুটির মধ্যে হীরক তাপ পরিবাহী এবং মসৃণকারক।

হীরকের প্রতিটি কার্বন পরমাণু একটি চতুস্তলকের চারটি কোণের দিকে প্রসারিত, যার কেন্দ্রস্থলে কার্বন পরমাণুটি অবস্থিত। যেহেতু প্রতিটি কার্বন পরমাণুর সব যোজ্যতা ইলেকট্রন অপর চারটি কার্বন পরমাণুর সাথে বন্ধন সৃষ্টিতে ব্যবহৃত হয় অর্থাৎ এতে কোনো মুক্ত বা সঞ্চরণশীল ইলেকট্রন থাকে না, সেজন্য হীরক বিদ্যুৎ অপরিবাহী। তবে ইলেকট্রন স্তরে স্পন্দনের সাহায্যে এর তাপ পরিবহন ঘটে। তাই হীরক তাপ পরিবাহী।

হীরক দিয়ে কাচ কাটা হয়। কালো রঙের একরকম হীরক আছে, একে কার্বনেডো বলা হয়। পাথর ও হীরক পালিশ বা মসৃণ করতে এ কার্বনেডো ব্যবহার করা হয়। এজন্য একে মসৃণকারকও বলা হয়।

প্রশ্ন –২৩ ▶ নিচের উদ্দীপকটি পড় এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

Na, Mg, Fe, Ca, Cu ইত্যাদি মৌল লক্ষ করলে দেখা যায় এরা চকচকে, উজ্জ্বল। এগুলো পিটিয়ে লম্বা করা যায়। এগুলো বিদ্যুৎ সুপরিবাহী। তাপ প্রয়োগে এগুলো দ্রুত উত্তপ্ত হয়। এগুলো আয়নিক বন্ধনবিশিষ্ট যৌগ গঠন করে। যৌগ গঠন ছাড়াও এগুলোর মধ্যে ধাতব বন্ধন বিদ্যমান।

ক. আয়ন কী? ১

খ. ধাতব বন্ধন ও ভ্যানডার ওয়ালস শক্তির মধ্যে পার্থক্য কী? ২

গ. উদ্দীপকে বর্ণিত বন্ধন দুটির মধ্যে কোনটি অধিকতর শক্তিশালী আলোচনা কর। ৩

ঘ. উদ্দীপকে বর্ণিত বৈশিষ্ট্যগুলোর কারণ বিশ্লেষণ কর। ৪

◀▶ ২৩নং প্রশ্নের উত্তর ◀▶

ক. ধনাত্মক ও ঋণাত্মক চার্জযুক্ত পরমাণুকে আয়ন বলে।

খ. ধাতব বন্ধন ও ভ্যানডার ওয়ালস শক্তির মধ্যে পার্থক্য :

১. ধাতব পরমাণুসমূহ যে আকর্ষণ বল দ্বারা পরস্পরের সাথে আবদ্ধ থাকে তাকে ধাতব বন্ধন বলে। অপরদিকে, সমযোজী অণুসমূহের আন্তঃআণবিক আকর্ষণ বলকে ভ্যানডার ওয়ালস আকর্ষণ বল বলে।

২. ধাতব বন্ধনের শক্তি ভ্যানডার ওয়ালস শক্তির চেয়ে অপেক্ষাকৃত বেশি।

গ. উদ্দীপকে বর্ণিত বন্ধন দুটির মধ্যে আয়নিক বন্ধন অধিকতর শক্তিশালী।

আধুনিক ধারণা অনুযায়ী বন্ধনে ধাতুসমূহ বহিস্থ কক্ষপথের এক বা একাধিক ইলেকট্রন ত্যাগ করে ধনাত্মক আয়নে পরিণত হয়। বিমুক্ত ইলেকট্রনগুলো এক ইলেকট্রন সমুদ্র সৃষ্টি করে। এসব ইলেকট্রন ও ধনাত্মক আয়নগুলো পরস্পর বিপরীত চার্জযুক্ত বলে একটি আকর্ষণ বল তৈরি হয় এবং বন্ধন গঠন করে। ধাতব বন্ধনে ধাতর নিজস্ব ইলেকট্রনসমূহ ঋণাত্মক চার্জ এবং এই ইলেকট্রন

দ্বারা ধাতুর ধনাত্মক চার্জযুক্ত নিউক্লিয়াস আকর্ষিত হয়। তাছাড়া বিমুক্ত ইলেকট্রনসমূহ কোনো নির্দিষ্ট পরমাণুর অধীনে থাকে না এবং সমগ্র ধাতব খণ্ডের হয়ে এরা সঞ্চরণশীল থাকে ও সীমানার মধ্যে সহজে ও স্বাধীনভাবে চলাচল করে।

অন্যদিকে, আয়নিক বন্ধনও বিপরীত আয়নে আয়নিত ভিন্নধর্মী দুটি মৌলের মধ্যে স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ দ্বারা সৃষ্টি হয় এবং বন্ধন তৈরি করে। এক্ষেত্রে ধাতুসমূহ ইলেকট্রন ত্যাগ করে এবং অধাতুসমূহ সেই ইলেকট্রন গ্রহণ করে থাকে। অর্থাৎ, আয়নিক যৌগের অণুতে ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্ত থাকায় এদের আন্তঃআণবিক শক্তি বেশি হয়। ফলে ধাতব বন্ধনের চেয়ে আয়নিক বন্ধন বহুগুণ বেশি শক্তিশালী হয়।

ঘ. উদ্দীপকে বর্ণিত মৌলগুলো সব ধাতু।

আধুনিক ধারণা অনুযায়ী, ধাতুর পরমাণুর সর্ববহিস্থ স্তরের ইলেকট্রন নিউক্লিয়াসের সাথে দুর্বলভাবে আবদ্ধ থাকে। ধাতব খণ্ডে এ ইলেকট্রনগুলো পরমাণুর কক্ষপথ হতে বের হয়ে সমগ্র খণ্ডে মুক্তভাবে চলাচল করে। বিমুক্ত ইলেকট্রনগুলো কোনো নির্দিষ্ট পরমাণুর অধীনে থাকে না। বরং সমগ্র ধাতব খণ্ডের হয়ে যায়। ইলেকট্রন হারিয়ে ধাতুর পরমাণুগুলো আয়নে পরিণত হয়ে এক ত্রিমাত্রিক জালকে অবস্থান করে। এক ইলেকট্রন সাগরে ধাতব আয়নগুলো নিমজ্জিত আছে বলে মনে করা হয়।

এ জন্য কোনো ধাতুর উপর আলো পতিত হলে ধাতুর পৃষ্ঠের ইলেকট্রনের কারণে আলো বিচ্ছুরিত হয়ে আমাদের চোখে উজ্জ্বল দেখায়। আবার, তাপ প্রয়োগে ইলেকট্রনসমূহের গতি বাড়ে ও এ গতি পাশে সঞ্চারিত হয়। এ জন্য সহজেই তাপ পরিবহন করে। ধাতব বন্ধন নির্দিষ্ট দিকে বিস্তৃত নয় বলে এদের স্ফটিক কাঠামো ঠিক রেখে বিভিন্ন আকৃতির হয়। এ জন্য এরা ঘাতসহ ও নমনীয়।

প্রশ্ন –২৪ ▶ নিচের উদ্দীপকটি পড় এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

যৌগের সংকেত দ্বারা যৌগের অণুতে পরমাণু বা আয়নের অনুপাত প্রকাশ করে। যৌগমূলক হচ্ছে একাধিক মৌলের একাধিক পরমাণুর সমন্বয়ে গঠিত একটি পরমাণুগুচ্ছ যা একটি আয়নের ন্যায় আচরণ করে।

ক. একটি ধনাত্মক যৌগমূলকের নাম লেখ। ১

খ. Al একটি ত্রিযোজী ধাতু। এর সালফেট এবং ফসফেটের সংকেত লেখ। ২

গ. পাঠ্যপুস্তকের আলোকে দশটি যৌগের সংকেত লিখে যৌগমূলক চিহ্নিত করে উদ্দীপকের বক্তব্য ব্যাখ্যা কর। ৩

ঘ. পাঠ্যপুস্তকের আলোকে উদ্দীপকে বর্ণিত যৌগ এবং যৌগমূলকের মধ্যে সম্পর্ক স্থাপন কর। ৪

২৪নং প্রশ্নের উত্তর

ক. একটি ধনাত্মক যৌগমূলকের নাম অ্যামোনিয়াম NH_4^+।

খ. অ্যালুমিনিয়াম একটি ত্রিযোজী ধাতু। এর সালফেটের সংকেত $Al_2(SO_4)_3$ এবং ফসফেটের সংকেত $AlPO_4$।

গ. নিচে দশটি যৌগ থেকে যৌগমূলকসমূহ পৃথক করে দেখানো হলো :

ক্র. নং	যৌগের নাম	যৌগের সংকেত	যৌগমূলক
1.	ম্যাগনেসিয়াম কার্বনেট	$MgCO_3$	CO_3^{2-}
2.	সোডিয়াম সালফেট	Na_2SO_4	SO_4^{2-}
3.	ক্যালসিয়াম ফসফেট	$Ca_3(PO_4)_2$	PO_4^{3-}
4.	সিলভার নাইট্রেট	$AgNO_3$	NO_3^-
5.	পটাসিয়াম হাইড্রোক্সাইড	KOH	OH^-
6.	ফসফোনিয়াম সালফাইট	$(PH_4)_2SO_3$	SO_3^{2-}
7.	অ্যামোনিয়াম হাইড্রোক্সাইড	NH_4OH	OH^-
8.	অ্যালুমিনিয়াম নাইট্রাইট	$Al(NO_2)_3$	NO_2^-
9.	লিথিয়াম কার্বোনেট	Li_2CO_3	CO_3^{2-}
10.	সোডিয়াম ফসফেট	Na_3PO_4	PO_4^{3-}

ছক থেকে দেখা যাচ্ছে যে, যৌগসমূহের সংকেতে উপাদান মৌল ও পরমাণুসমূহের যোজনী দ্বারা তাদের অনুপাত প্রকাশিত হয়েছে। কিন্তু উপাদান যৌগমূলকসমূহ একাধিক পরমাণুর সমন্বয় হলেও তারা কোনো যৌগের মতো নয়। তারা একটি একক পরমাণু বা আয়নের মতো অন্য মৌল বা যৌগমূলকের সাথে মিলিত হয়ে বন্ধনে আবদ্ধ হয়ে যৌগ গঠন করেছে। অতএব, উদ্দীপকের বক্তব্য বিশ্লেষণ করতে প্রদত্ত ছকটি যথার্থ।

ঘ. উদ্দীপকে বর্ণিত যৌগ হলো দুই বা ততোধিক পরমাণুর সমন্বয়ে গঠিত সম্পূর্ণ ভিন্নধর্মবিশিষ্ট পদার্থ যা স্বাধীনভাবে অবস্থান করে। অপরদিকে, যৌগমূলক হলো এমন একটি গ্রুপ যা একটি মাত্র পরমাণুর ন্যায় আচরণ করে। যৌগসমূহ সাধারণত চার্জ নিরপেক্ষ হলেও যৌগমূলকগুলো ধনাত্মক বা ঋণাত্মক চার্জ পরিবহন করে।

যৌগের সংকেতে মৌল এবং যৌগমূলকের যোজনী ব্যবহৃত হয় কিন্তু সার্বিকভাবে যৌগের কোনো যোজনী থাকে না। কিন্তু যৌগমূলকের যোজনী থাকে। যৌগ এবং যৌগমূলক উভয়ই একাধিক পরমাণুগুচ্ছ হওয়া সত্ত্বেও যৌগ স্বাধীনভাবে অবস্থান করে কিন্তু যৌগমূলক সক্রিয়ভাবে যৌগ গঠনে অংশ নেয়।

সুতরাং, যৌগমূলকগুলো যৌগের অংশ হলেও যৌগ যৌগমূলকের অংশ হতে পারে না।

যৌগসমূহ রাসায়নিক বিক্রিয়ায় পরিবর্তিত হয়ে নতুন যৌগে পরিবর্তিত হয়। পক্ষান্তরে, যৌগমূলকসমূহ রাসায়নিক বিক্রিয়ায় বিক্রিয়ক এবং উৎপাদ উভয় যৌগের ক্ষেত্রে সমান থাকে।

সংশ্লিষ্ট রাসায়নিক বিক্রিয়াগুলো নিম্নরূপ–

$$NH_4Cl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl + NH_4NO_3$$

$$2NH_4OH + H_2SO_4 \longrightarrow (NH_4)_2SO_4 + 2H_2O$$

প্রশ্ন –২৫ (i) $Na + Cl_2 \rightarrow NaCl$; (ii) $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$

ক. অ্যারোমেটিক হাইড্রোকার্বন কাকে বলে? ১

খ. মোল কাকে বলে? 20 গ্রাম অক্সিজেনে কতটি পরমাণু আছে নির্ণয় কর। ২

গ. উদ্দীপকের (ii) নং বিক্রিয়ার উৎপাদ যে বন্ধন দ্বারা গঠিত তার গঠন প্রক্রিয়া আলোচনা কর। ৩

ঘ. উদ্দীপকের (i) নং বিক্রিয়ার ১ম বিক্রিয়ক এবং উৎপাদ এর কোনটি কঠিন অবস্থায় বিদ্যুৎ পরিবহন করে এবং কোনটি করে না কেন? ৪

২৫নং প্রশ্নের উত্তর

ক. যেসব হাইড্রোকার্বনে এক বা একাধিক বেনজিন চক্র বিদ্যমান থাকে, সেগুলোকে অ্যারোমেটিক হাইড্রোকার্বন বলে।

খ. গ্রামে প্রকাশিত আণবিক ভরকে মোল বলে।

আমরা জানি, 16g অক্সিজেনে পরমাণু আছে $6{\cdot}02 \times 10^{23}$ টি

$\therefore$ 1g ” ” ” $\frac{6{\cdot}02 \times 10^{23}}{16}$ টি

$\therefore$ 20g” ” ” $\frac{6{\cdot}02 \times 10^{23} \times 20}{16}$ টি

$= 7{\cdot}525 \times 10^{23}$টি

গ. উদ্দীপকের (ii) নং বিক্রিয়ায় উৎপাদ হলো অ্যামোনিয়া যা সমযোজী বন্ধন দ্বারা গঠিত। এতে একটি নাইট্রোজেন পরমাণু তিনটি হাইড্রোজেন পরমাণুর সাথে বন্ধন তৈরি করে।

একটি নাইট্রোজেন পরমাণুর সর্ববহিস্থ স্তরে থাকে 5টি ইলেকট্রন। অপরদিকে, একটি হাইড্রোজেন পরমাণুর সর্ববহিস্থ স্তরে থাকে 1টি ইলেকট্রন। কাজেই তিনটি হাইড্রোজেন পরমাণু, একটি নাইট্রোজেন পরমাণুর সাথে ইলেকট্রন শেয়ার করে। এতে নাইট্রোজেনের সর্ববহিস্থ স্তরে 8টি ইলেকট্রন তথা নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জিত হয়। অপরদিকে, প্রতিটি হাইড্রোজেন পরমাণু সর্ববহিস্থ স্তরে 2টি ইলেকট্রন, তথা নিষ্ক্রিয় গ্যাস হিলিয়ামের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে।

এরপরও নাইট্রোজেনের সর্ববহিস্থ স্তরে দুটি ইলেকট্রন বন্ধন ছাড়াই অবস্থান করে, কিন্তু বহিস্থ স্তরে অষ্টক পূর্ণ হয়ে যাওয়ার কারণে আর বিক্রিয়া হয় না, অর্থাৎ অ্যামোনিয়া অণু সুস্থিত হয়।

ঘ. উদ্দীপকের (i) নং বিক্রিয়ার ১ম বিক্রিয়ক হলো সোডিয়াম, যা একটি ধাতু। অপরদিকে, উৎপাদ হলো সোডিয়াম ক্লোরাইড, যা একটি লবণ তথা নিরপেক্ষ একটি যৌগ।

আমরা জানি, সোডিয়ামসহ অন্যান্য ধাতুর ক্ষেত্রে মুক্ত ইলেকট্রন থাকে। ধাতুর পরমাণুসমূহ মুক্ত অবস্থায় থাকে না, বরং পরস্পরের সাথে আকর্ষণের মাধ্যমে যুক্ত হয়ে খন্ড আকারে থাকে। এসব মুক্ত ইলেকট্রন একটি পরমাণুর অধীনে থাকে না, বরং তা পরমাণুর ইলেকট্রন শক্তিস্তর থেকে বের হয়ে সমগ্র ধাতুখন্ডে চলাচল করে। এ মুক্ত ইলেকট্রন যেহেতু এক জায়গা থেকে আরেক জায়গায় চলাচল করতে পারে এবং ইলেকট্রনের চলাচল মানেই বিদ্যুৎ প্রবাহ, কাজেই ধাতু তথা সোডিয়াম কঠিন অবস্থায় বিদ্যুৎ পরিবহন করতে পারে।

কিন্তু সোডিয়াম ক্লোরাইডের ক্ষেত্রে, সোডিয়ামের সর্ববহিস্থ স্তরে থাকে একটি ইলেকট্রন, যা সে ত্যাগ করে ধনাত্মক আয়নে পরিণত হয়। ক্লোরিনের সর্ববহিস্থ স্তরে থাকে সাতটি ইলেকট্রন যার সাথে আরেকটি ইলেকট্রন যুক্ত হলে অষ্টক পূর্ণ হয়। সুতরাং সোডিয়ামের ত্যাগকৃত ইলেকট্রন গ্রহণ করে ক্লোরিন ঋণাত্মক আয়নে পরিণত হয় এবং উভয়ের মধ্যে আয়নিক বন্ধন গঠনের মাধ্যমে সোডিয়াম ক্লোরাইড যৌগ গঠিত হয়। কঠিন অবস্থায় এই দান এবং গ্রহণকৃত ইলেকট্রনগুলো মুক্ত অবস্থায় থাকে না বলে সোডিয়াম ক্লোরাইড কঠিন অবস্থায় বিদ্যুৎ পরিবহন করতে পারেনা। কিন্তু দ্রবীভূত অবস্থায় যৌগটি আবার আয়নে বিভক্ত হয় বলে বিদ্যুৎ পরিবহন করতে পারে।

সুতরাং, (i) নং বিক্রিয়ার বিক্রিয়কে মুক্ত ইলেকট্রন থাকায় কঠিন অবস্থায় বিদ্যুৎ পরিবহন করতে পারে, কিন্তু উৎপাদ তা পারে না।

প্রশ্ন –২৬ ▶ নিচের উদ্দীপকটি পড়ে সংশ্লিষ্ট প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

X, Y এবং Z মৌল তিনটি পর্যায় সারণির ৩য় পর্যায়ে অবস্থিত। এদের বহিস্থ স্তরের ইলেকট্রনিক গঠন নিম্নরূপ :

ক. তড়িৎ ঋণাত্মকতা কাকে বলে? ১

খ. HCl পোলার যৌগ কেন? ২

গ. X ও Z এর মধ্যে রাসায়নিক বন্ধন গঠনের প্রক্রিয়া চিত্রসহ বর্ণনা কর। ৩

ঘ. উদ্দীপকে উল্লিখিত মৌলগুলোর মধ্যে কোনটির পারমাণবিক আকার বড়? যুক্তিসহকারে বিশ্লেষণ কর। ৪

২৬নং প্রশ্নের উত্তর

ক. কোনো অণুতে উপস্থিত দুটি পরমাণুর মধ্যে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগলকে একটি পরমাণুর নিজের দিকে আকর্ষণ করার ক্ষমতাকে তার তড়িৎ ঋণাত্মকতা বলে।

খ. HCl এর উপাদান মৌলসমূহের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মানের পার্থক্য আছে বলে HCl পোলার যৌগ।

HCl -এ, H পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা 2.2 এবং Cl পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতা 3.5। এ তড়িৎ ঋণাত্মকতার মানের পার্থক্য হওয়ার কারণে সমযোজী যৌগ HCl গঠনকালে Cl পরমাণু H ও Cl এর মধ্যে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগলকে নিজের দিকে টেনে নেয়। ফলে H^-আংশিক ধনাত্মক চার্জ ও Cl^- আংশিক ঋণাত্মক চার্জ লাভ করে। এই ধর্মকে পোলারিটি বলে। আণবিক চার্জযুক্ত H^{1+} ও Cl^{1-} পানির বিপরীতধর্মী OH^- এবং H^+ আয়ন কর্তৃক আকৃষ্ট হয়ে পানিতে দ্রবীভূত হয়। এ কারণেই HCl পোলার যৌগ।

গ. উদ্দীপকে বর্ণিত X মৌলটির ইলেকট্রন বিন্যাস হলো $\rightarrow$ Si (2, 8, 4)

Z মৌলটির ইলেকট্রন বিন্যাস হলো $\rightarrow$ Cl (2, 8, 7)

ইলেকট্রন বিন্যাস হতে দেখা যায়, Si এর সর্ববহিস্থ স্তরে 4টি ও Cl এর 7টি ইলেকট্রন বিদ্যমান। নিকটবর্তী নিষ্ক্রিয় গ্যাস Ne (2,8) অথবা Ar (2, 8, 8) এর ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করতে Si এর 4টি ইলেকট্রন বর্জন বা গ্রহণ করতে হয় যা সম্ভবপর নয়; কারণ এতে প্রচুর শক্তির প্রয়োজন হয়। পক্ষান্তরে, Cl এর নিকটবর্তী নিষ্ক্রিয় গ্যাস Ar (2, 8, 8) এর ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করতে আরও 1টি ইলেকট্রন প্রয়োজন। Si ও Cl নিজেদের মধ্যে বন্ধন গঠনকালে ইলেকট্রন গ্রহণ বা বর্জন না করে ইলেকট্রন শেয়ার করে। এক্ষেত্রে 1টি Si পরমাণু 4টি Cl পরমাণুর প্রতিটির সাথে 1টি করে ইলেকট্রন শেয়ার করে সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ হয় ও সমযোজী যৌগ $SiCl_4$ গঠন করে। এরূপ সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ Si ও 4টি Cl পরমাণুর প্রতিটি নিষ্ক্রিয় গ্যাস Ar (2, 8, 8) এর ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করে। নিচে X ও Z অর্থাৎ Si ও Cl এর মধ্যে রাসায়নিক বন্ধন গঠনের প্রক্রিয়া চিত্রে দেখানো হলো :

চিত্র : $SiCl_4$ সমযোজী বন্ধনে গঠিত যৌগ।

ঘ. উদ্দীপকে উল্লিখিত মৌলগুলোর মধ্যে X তথা Si এর পারমাণবিক আকার বড়। নিচে যুক্তি উপস্থাপন করা হলো :

প্রদত্ত, X মৌলটি $\longrightarrow {}_{14}Si$ (2, 8, 4)

Y মৌলটি $\longrightarrow {}_{16}S$ (2, 8, 6)

Z মৌলটি $\longrightarrow {}_{17}Cl$ (2, 8, 7)

তিনটি মৌলেরই ইলেকট্রন তিনটি কক্ষপথে বিন্যস্ত। অর্থাৎ প্রতিটি মৌলই ৩য় পর্যায়ের মৌল। আমরা জানি, কোনো একটি পর্যায়ে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে মৌলসমূহের পরমাণুর একই শক্তিস্তরে ক্রমান্বয়ে বেশি সংখ্যক ইলেকট্রন স্থান গ্রহণ করতে থাকে। এক্ষেত্রে, Si, S, Cl এর ৩য় শক্তিস্তরে যথাক্রমে 4টি, 6টি, 7টি ইলেকট্রন অবস্থান করছে।

পক্ষান্তরে, পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে নিউক্লিয়াসে ধনাত্মক চার্জও বৃদ্ধি পেতে থাকে। ফলে বহিস্থ ইলেকট্রনীয় স্তরের ওপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ ক্রমান্বয়ে তীক্ষ্ণতর হয়। ফলে পর্যায়ের বাম থেকে ডানে মৌলের পরমাণুর আকার হ্রাস পায়। সুতরাং, ক্রমবর্ধমান আকার অনুযায়ী মৌলগুলোকে নিম্নোক্তভাবে সাজানো যায় : Si > S > Cl

অতএব, দেখা যাচ্ছে যে, X এর পারমাণবিক আকার বড়।

প্রশ্ন –২৭

ক. পর্যায় সারণির কোন গ্রুপের মৌলকে নিষ্ক্রিয় গ্যাস বলা হয়? ১

খ. অধঃক্ষেপণ বিক্রিয়াকে সাধারণ অর্থে রাসায়নিক বিক্রিয়া বলা চলে না– ব্যাখ্যা কর। ২

গ. B এবং C নিজেদের মধ্যে কোন ধরনের বন্ধনে আবদ্ধ হয়? – ডায়াগ্রামসহ দেখাও। ৩

ঘ. ‘AC এবং BC উভয়ই পানিতে দ্রবণীয়’ যুক্তিসহ কারণ বিশ্লেষণ কর। ৪

২৭নং প্রশ্নের উত্তর

ক. পর্যায় সারণির গ্রুপ-18 এর মৌলকে নিষ্ক্রিয় গ্যাস বলা হয়।

খ. অধঃক্ষেপণ বিক্রিয়ায় কোনো ইলেকট্রনের স্থানান্তর ঘটে না বলে একে সাধারণ অর্থে রাসায়নিক বিক্রিয়া বলা চলে না।

যে বিক্রিয়ায় উৎপন্ন যৌগ অধঃক্ষেপ হিসেবে পাত্রের তলদেশে জমা হয় তাকে অধঃক্ষেপণ বিক্রিয়া বলে। এ বিক্রিয়ার দ্রবণে সকল আয়ন দর্শক আয়ন হিসেবে থাকে। কোনো ইলেকট্রন স্থানান্তর ঘটায় না। অর্থাৎ কোনো রাসায়নিক বিক্রিয়া সম্পন্ন হয় না।

গ. B হলো পর্যায় সারণির চতুর্থ পর্যায় ও গ্রুপ-1 এর মৌল পটাসিয়াম (K) এবং C হলো পর্যায় সারণির তৃতীয় পর্যায় ও গ্রুপ-17 এর মৌল ক্লোরিন (Cl)।
K এবং Cl ইলেকট্রন আদান প্রদানের মাধ্যমে আয়নিক বন্ধন গঠন করে। আয়নিক বন্ধন সাধারণত পর্যায় সারণির গ্রুপ 1 ও 2–এর ধাতু এবং গ্রুপ 16 ও 17-এর অধাতুর মধ্যে ঘটে থাকে। K এর পারমাণবিক সংখ্যা 19 এবং ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 8, 1। অন্যদিকে, Cl এর পারমাণবিক সংখ্যা 17 এবং ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 7। অর্থাৎ K গ্রুপ-1 এ এবং Cl গ্রুপ-17 এ অবস্থান করছে।
অতএব, K এর সর্ববহিস্থ কক্ষপথের একটি ইলেকট্রন ত্যাগ করে K^+ আয়নে পরিণত হয় এবং Cl সেই ইলেকট্রনটি গ্রহণ করে Cl^- পরিণত হয়। এভাবে এরা আয়নিক বন্ধনে আবদ্ধ হয়। এর ডায়াগ্রাম নিচে দেখানো হলো :

ঘ. উদ্দীপকে A ও B হলো পর্যায় সারণির গ্রুপ-1 এর মৌল এবং C গ্রুপ-17 এর মৌল। A = হাইড্রোজেন H, B = পটাসিয়াম K এবং C = ক্লোরিন Cl। সুতরাং, AC হলো হাইড্রোক্লোরিক এসিড HCl এবং BC হলো পটাসিয়াম ক্লোরাইড KCl।
HCl ও KCl উভয়েই আয়নিক যৌগ। অধিকাংশ আয়নিক যৌগ পানিতে দ্রবীভূত হয়।
আয়নিক যৌগে ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্ত থাকে। আয়নিক যৌগের ধনাত্মক প্রান্ত পানির ঋণাত্মক অক্সিজেন প্রান্ত দ্বারা আকর্ষিত হয় এবং আয়নিক যৌগের ঋণাত্মক প্রান্ত পানির ধনাত্মক হাইড্রোজেন প্রান্ত দ্বারা আকর্ষিত হয় এবং পানিতে দ্রবীভূত হয়।

সুতরাং, দেখা যাচ্ছে যে, AC এবং BC উভয়ই পানিতে দ্রবণীয়।

প্রশ্ন –২৮ ▶ A, B, M ক্রমিক মৌল তিনটির ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে দেখা যায় যে, B এর অষ্টক পূর্ণ আছে। A এর অষ্টক পূর্ণ হতে যতটি ইলেকট্রন কম আছে M এর সর্ববহিস্থ স্তরে তার দ্বিগুণ ইলেকট্রন আছে। B মৌলটি ৩য় পর্যায়ের মৌল। [উদ্দীপকের মৌলগুলো প্রচলিত সংকেত নয়।]

ক. বন্ধন কাকে বলে? ১
খ. আইসোটোপ কী? ব্যাখ্যা কর। ২
গ. A এর সাথে M মৌলটি কোন ধরনের বন্ধন গঠন করে তা চিত্র দিয়ে ব্যাখ্যা কর। ৩

ঘ. উদ্দীপকের মৌল তিনটি একই পর্যায়ভুক্ত কিনা এবং এদের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম ব্যাখ্যা কর। ৪

২৮নং প্রশ্নের উত্তর

ক. যে আকর্ষণ বলের মাধ্যমে একটি পরমাণু অন্য পরমাণুর সাথে যুক্ত হয় তাকে বন্ধন বলে।

খ. একই মৌলের বিভিন্ন পরমাণু যাদের পারমাণবিক সংখ্যা বা প্রোটন সংখ্যা একই, কিন্তু ভর সংখ্যা ভিন্ন, তাদের আইসোটোপ বলে। নিউট্রন সংখ্যার ভিন্নতার কারণে এমনটি হয়।
যেমন : প্রকৃতিতে হাইড্রোজেনের তিনটি আইসোটোপ আছে। এদের নাম হাইড্রোজেন, ডিউটেরিয়াম ও ট্রিটিয়াম। এদের পারমাণবিক সংখ্যা 1, ভর সংখ্যা যথাক্রমে 1, 2 ও 3 কিন্তু নিউট্রন সংখ্যা যথাক্রমে 0, 1 ও 2।

গ. A এর সাথে M মৌলটি আয়নিক বন্ধন গঠন করে।
এখানে A মৌলটি হলো Cl। B মৌলটি যেহেতু ক্রমিক মৌল এবং ৩য় পর্যায়ের অষ্টকপূর্ণ মৌল। সুতরাং মৌলটি Ar।
M মৌলটিতে A এর অষ্টক পূর্ণ থেকে যতটি ইলেকট্রন কম আছে এর সর্ববহিস্থ স্তরে তার দ্বিগুণ ইলেকট্রন আছে। সুতরাং, M মৌলটি হলো Ca। A, B ও M পর্যায় সারণিতে যথাক্রমে 17, 18 ও 2নং গ্রুপে অবস্থান করছে।
আয়নিক বন্ধন সাধারণত পর্যায় সারণির গ্রুপ 1 ও 2–এর ধাতু এবং গ্রুপ 16 ও 17 এর অধাতুর মধ্যে ঘটে থাকে। এখানে A যেহেতু গ্রুপ 17 এবং M যেহেতু গ্রুপ–2 তে অবস্থান করছে, তাই এরা আয়নিক বন্ধন গঠন করবে এবং $CaCl_2$ যৌগ গঠন করে।
ক্যালসিয়াম ক্লোরাইড ($CaCl_2$) এর যৌগ গঠন প্রক্রিয়া নিম্নরূপ :

ঘ. উদ্দীপকের Cl ও Ar একই পর্যায়ভুক্ত কিন্তু Ca একই পর্যায়ভুক্ত নয়। Cl ও Ar তৃতীয় পর্যায়ের এবং Ca চতুর্থ পর্যায়ের মৌল।
পর্যায় সারণিতে যেকোনো একটি পর্যায়ে বাম দিকের মৌলগুলো ধাতু এবং ডান দিকের মৌলগুলো অধাতু এবং 18–গ্রুপের মৌল নিষ্ক্রিয় গ্যাস। সুতরাং Cl অধাতু, Ar নিষ্ক্রিয় গ্যাস এবং Ca ধাতু।
পর্যায় সারণির বাম দিক থেকে ডান দিকে অর্থাৎ গ্রুপ 1 থেকে গ্রুপ 17 পর্যন্ত মৌলসমূহের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক প্রথমে বৃদ্ধি পেয়ে পরে হ্রাস পায়। এভাবে Cl এর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক Ca থেকে অনেক কম।
পর্যায় সারণির একই পর্যায়ের বামদিক থেকে ডানদিকে পারমাণবিক আকার হ্রাস পায় এবং কোনো গ্রুপের উপর থেকে নিচের দিকে পারমাণবিক আকার বৃদ্ধি পায়। এ হিসেবে Cl, Ar ও Ca এর

পারমাণবিক আকার পরিবর্তিত হয়। পারমাণবিক আকার ব্যতীত অন্যান্য ধর্ম একই পর্যায়ে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে বৃদ্ধি পায়।

প্রশ্ন –২৯

ক. 'ক' চিত্রের মৌলটির নাম কী? ১

খ. 'ক' চিত্রের মৌলটির সঙ্গে পারমাণবিক সংখ্যা 17 বিশিষ্ট মৌলটি কোন ধরনের বন্ধন গঠন করে? ব্যাখ্যা কর। ২

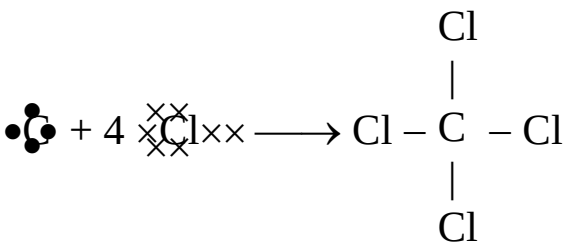
গ. 'ক' চিত্রের মৌলের সঙ্গে 'খ' চিত্রের মৌলের বন্ধন গঠন প্রক্রিয়া ডায়াগ্রামের সাহায্যে দেখাও। ৩

ঘ. 'খ' চিত্রের মৌলটির সঙ্গে পারমাণবিক সংখ্যা 14 বিশিষ্ট মৌলটি যে ধরনের বন্ধন গঠন করে তার প্রকৃতি বিশ্লেষণ কর। ৪

২৯নং প্রশ্নের উত্তর

ক. 'ক' চিত্রের মৌলটির নাম কার্বন।

খ. 'ক' চিত্রের মৌলটির সঙ্গে পারমাণবিক সংখ্যা 17 বিশিষ্ট মৌলটি সমযোজী বন্ধন গঠন করে। 'ক' হলো C এবং 17 পারমাণবিক সংখ্যার মৌলটি হলো Cl। উভয়েই অধাতু এবং CCl_4 যৌগ গঠন করে। কার্বন পরমাণুর বহিঃস্তরে 4টি ইলেকট্রন রয়েছে যা 4টি ক্লোরিন পরমাণুর সাথে শেয়ার করে কার্বন টেট্রাক্লোরাইড নামক সমযোজী যৌগ গঠিত হয়।



গ. উদ্দীপকে উল্লিখিত 'ক' চিত্রের মৌলটি হলো কার্বন এবং 'খ' চিত্রের মৌলটি হলো অক্সিজেন।

কার্বন এবং অক্সিজেন এর সমন্বয়ে কার্বন ডাইঅক্সাইড উৎপন্ন হয়। কার্বন ডাইঅক্সাইডের একটি অণু যা দুটি অক্সিজেন ও একটি কার্বন পরমাণু নিয়ে গঠিত। কার্বনের পারমাণবিক সংখ্যা 6, এর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 4 এবং অক্সিজেনের পারমাণবিক সংখ্যা 8, এর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 6। প্রতিটি কার্বন পরমাণুর বহিস্থ স্তরের চারটি ইলেকট্রন দুটি অক্সিজেন পরমাণুর প্রতিটিতে দুটি করে ইলেকট্রন শেয়ারে অংশ নেয় এবং CO_2 এর অণু গঠন করে।

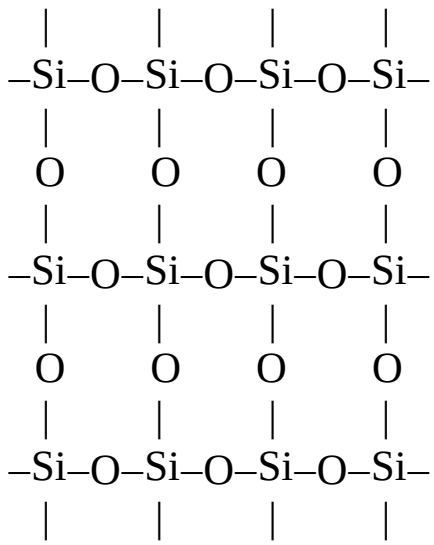
চিত্র : CO_2 এর বন্ধন গঠন

ঘ. উদ্দীপকে উল্লিখিত 'খ' চিত্রের মৌলটি হলো অক্সিজেন এবং 14 পারমাণবিক সংখ্যা বিশিষ্ট মৌলটি হলো সিলিকন।

সিলিকন এবং অক্সিজেন সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ হয়ে সিলিকন ডাইঅক্সাইড (SiO_2) গঠন করে। সিলিকন পরমাণুর বহিস্থস্তরে চারটি ইলেকট্রন এবং অক্সিজেন পরমাণুর বহিস্থস্তরে ছয়টি ইলেকট্রন রয়েছে। প্রতিটি সিলিকন পরমাণু বহিস্থস্তরের চারটি ইলেকট্রন দুটি অক্সিজেন পরমাণুর বহিস্থস্তরের চারটি বিজোড় ইলেকট্রনের সাথে শেয়ার করে সমযোজী বন্ধন গঠন করে।

চিত্র : SiO_2 অণুর গঠন

কিন্তু সিলিকন ডাইঅক্সাইড এর অণুসমূহ স্ফটিক কেলাস গঠন করে। প্রতিটি সিলিকন পরমাণু অপর চারটি অক্সিজেন পরমাণুর সাথে এবং প্রতিটি অক্সিজেন পরমাণু অপর দুটি সিলিকন পরমাণুর সাথে সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ হয়ে বিরাট কেলাসাকার অণু তৈরি করে।



চিত্র : বালির (SiO_2) কেলাস

সুতরাং, SiO_2 এর এই বিশাল কেলাস আকৃতির যৌগটি হলো কঠিন পদার্থ। অর্থাৎ, 'খ' চিত্রের মৌলটির সঙ্গে পারমাণবিক সংখ্যা 14 বিশিষ্ট মৌলটি যে যৌগ গঠন করে সেটি মূলত কঠিন পদার্থ।

প্রশ্ন –৩০ ▶ চিত্রটি দেখ এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

ক. কার্বন পার্টিক্যাল কাকে বলে? ১

খ. পানির অণুর আকৃতি কৌণিক কিন্তু কার্বন ডাইঅক্সাইড অণুর আকৃতি সরলরৈখিক কেন? ২

গ. মৌলের সক্রিয়তা ও নিষ্ক্রিয়তা নির্ধারণে ইলেকট্রন বিন্যাসের ভূমিকা আলোচনা কর। ৩

ঘ. উল্লিখিত মৌলটির ইলেকট্রন বিন্যাসে স্বাভাবিক নিয়মের ব্যতিক্রম ঘটে কেন? ৪

◀◀ ৩০নং প্রশ্নের উত্তর ▶▶

ক. কার্বনের ক্ষুদ্র ক্ষুদ্র কণাকে কার্বন পার্টিক্যাল বলে।

খ. পানির অণুতে অক্সিজেনে পরমাণুর চারদিকে হাইড্রোজেন–অক্সিজেন বন্ধন সৃষ্টিকারী দুই জোড়া বন্ধন জোড় ইলেকট্রন এবং দুটি মুক্ত জোড় ইলেকট্রন আছে। এই চার জোড়া ইলেকট্রন অক্সিজেন পরমাণুর চারদিকে চতুস্তলকীয়ভাবে অবস্থান নেয়। দুটি মুক্তজোড় ইলেকট্রন বন্ধন সৃষ্টি করছে না বিধায় এদের বিকর্ষণে পানির অণুর আকৃতি কৌণিক।
কিন্তু CO_2 এ কার্বন ও অক্সিজেন পরমাণুদ্বয়ের প্রতিটি পরস্পরের সাথে দ্বিবন্ধন দ্বারা যুক্ত। ফলে কার্বন পরমাণুর চারদিকে দুই জোড়া ইলেকট্রন বিদ্যমান। তাই এই অণুর আকৃতি সরলরৈখিক।

গ. মৌলের সক্রিয়তা ও নিষ্ক্রিয়তা নির্ধারণে ইলেকট্রন বিন্যাসের ভূমিকা অনস্বীকার্য।
ইলেকট্রন বিন্যাসের উপর ভিত্তি করে নির্ধারিত হয় কোনো মৌল কতটা সক্রিয় বা নিষ্ক্রিয়। উদাহরণস্বরূপ Na এর ক্ষেত্রে দেখা যায় এর সর্ববহিস্থ স্তরে 1টি ইলেকট্রন বিদ্যমান থাকে। কারণ এর ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 1 সে কারণে ইহা গ্রুপ 1 এর সদস্য এবং Na তার সর্ববহিস্থ স্তরের ইলেকট্রনটি সহজেই ত্যাগ করে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করতে পারে। সুতরাং গ্রুপ 1 এর মৌলগুলো অধিক তড়িৎ ধনাত্মক মৌল, আবার Cl পরমাণুর ক্ষেত্রে দেখা যায় এর সর্ববহিস্থ স্তরে 7টি ইলেকট্রন বিদ্যমান। কারণ Cl পরমাণু 17 নং গ্রুপে অবস্থিত এবং ইহা অষ্টক পূর্ণ করার জন্য 1টি ইলেকট্রন গ্রহণ করে, তাই গ্রুপ 17 এর মৌলগুলো অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক মৌল।

গ্রুপ–18 বা শূন্য গ্রুপের মৌল অর্থাৎ নিষ্ক্রিয় গ্যাসসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে দেখা যায় এরা ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ থাকে। অর্থাৎ এদের সর্ববহিস্থ স্তরে ২টি বা ৮টি ইলেকট্রন থাকে। যার ফলে এই মৌলগুলো রাসায়নিকভাবে নিষ্ক্রিয় অবস্থায় থাকে।

তাই বলা যায়, মৌলের সক্রিয়তা ও নিষ্ক্রিয়তা নির্ধারণে ইলেকট্রন বিন্যাস জরুরি।

ঘ. উদ্দীপকের মৌলটি হলো পটাসিয়াম (K)। এর ইলেকট্রন বিন্যাস–

$_{19}K \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{\circ} 4s^1$

অর্থাৎ $2n^2$ সূত্রানুযায়ী K এর ৩য় স্তরে 9টি ইলেকট্রন থাকার কথা ছিল। কিন্তু তা না হয়ে ৩য় স্তরে ৪টি এবং চতুর্থ স্তরে 1টি ইলেকট্রন বিদ্যমান থাকে।

কারণ, নিম্ন উপশক্তিস্তরে ইলেকট্রন আগে প্রবেশ করে তারপর পর্যায়ক্রমে উচ্চ উপশক্তিস্তরে ইলেকট্রন প্রবেশ করবে। এক্ষেত্রে 3d ও 4s উপস্তরের মধ্যে 3d উপস্তরের শক্তি 4s উপস্তরের শক্তি অপেক্ষা বেশি। তাই K এর 19তম ইলেকট্রনটি উচ্চ শক্তির উপস্তর 3d তে না গিয়ে নিম্ন উপস্তর 4s-এ গমন করে।

উপরিউক্ত কারণেই উল্লিখিত মৌলটির ইলেকট্রন বিন্যাসে স্বাভাবিক নিয়মের ব্যতিক্রম ঘটে।

প্রশ্ন –৩১ ▶ নিচের ছকটি লক্ষ কর এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

মৌল	পর্যায়	শ্রেণি
A	2	17
B	4	1

ক. মৌলের পরমাণুকে কিসের সাহায্যে প্রকাশ করা হয়? ১

খ. অধাতুর যোজনী এবং যোজনী ইলেকট্রন ভিন্ন ব্যাখ্যা কর। ২

গ. উল্লিখিত মৌল দুটি কীভাবে যৌগ গঠন করে তা ডায়াগ্রামের সাহায্যে বর্ণনা কর। ৩

ঘ. 'AB যৌগটি পোলার দ্রাবকে দ্রবীভূত হয়'– আলোচনা কর। ৪

◀▶ ৩১নং প্রশ্নের উত্তর ◀▶

ক. মৌলের পরমাণুকে প্রতীকের সাহায্যে প্রকাশ করা হয়।

খ. কোনো মৌলের সর্বশেষ প্রধান শক্তিস্তরের মোট ইলেকট্রন সংখ্যাকে সেই মৌলের যোজ্যতা ইলেকট্রন বলে। এই সংখ্যাকে মৌলের যোজনীও বলে।

কোনো মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ কক্ষপথে যত সংখ্যক ইলেকট্রন থাকে অথবা যত সংখ্যক বিজোড় ইলেকট্রন থাকে তাকে মৌলের যোজনী বা যোজ্যতা বলে। ধাতব মৌলের ক্ষেত্রে সর্বশেষ কক্ষপথের ইলেকট্রন সংখ্যা এবং অধাতব মৌলের ক্ষেত্রে সর্বশেষ কক্ষপথের বিজোড় ইলেকট্রন সংখ্যা মৌলের যোজ্যতা নির্দেশ করে। মৌলের সর্বশেষ কক্ষপথের উপস্তরসমূহের মধ্যে ইলেকট্রন পুনর্বিন্যাসের কারণে বিজোড় ইলেকট্রন সংখ্যা পরিবর্তিত হয়। এই মৌলসমূহ পরিবর্তনশীল যোজ্যতা বা একাধিক যোজ্যতা প্রদর্শন করে। অর্থাৎ মৌলের যোজনী ভিন্ন হতে পারে কিন্তু যোজনী ইলেকট্রন একই। এ কারণেই কোনো অধাতুর যোজনী ও যোজনী ইলেকট্রন ভিন্ন।

গ. উল্লিখিত মৌল দুটির মধ্যে A পর্যায় সারণির ২য় পর্যায়ের ১৭ নং শ্রেণিতে অবস্থিত। কাজেই এটি হলো ফ্লোরিন (F) যার পারমাণবিক সংখ্যা 9। B পর্যায় সারণির ৪র্থ পর্যায়ের ১নং শ্রেণিতে অবস্থিত। কাজেই এটি হলো পটাসিয়াম (K) যার পারমাণবিক সংখ্যা 19।

এখানে পটাসিয়াম একটি ধাতু। এর ইলেকট্রন বিন্যাস– 2, 8, 8, 1 এর শেষ কক্ষপথে একটি মাত্র ইলেকট্রন আছে। পটাসিয়াম পরমাণু তার শেষ কক্ষপথের ইলেকট্রনটি ত্যাগ করলে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করতে পারে। একটি ইলেকট্রন ত্যাগ করায় এটি ধনাত্মক আধানযুক্ত K^+ আয়নের উৎপত্তি হয়।

অপরদিকে, ফ্লোরিন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হচ্ছে 2, 7; তার সর্বশেষ কক্ষপথে 7টি ইলেকট্রন আছে। ফ্লোরিন পরমাণু একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করলে তার ইলেকট্রন বিন্যাস হয় 2, 8 যেটা নিয়নের অনুরূপ। একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করার কারণে ফ্লোরিন পরমাণু ঋণাত্মক আধানযুক্ত F^- আয়নে রূপান্তরিত হয়। এভাবে পটাসিয়াম ফ্লোরাইড (KF) যৌগের সৃষ্টি হয় যা একটি আয়নিক যৌগ।

নিচে একটি ডায়াগ্রামের সাহায্যে বন্ধন গঠন প্রক্রিয়াটি দেখানো হলো :

ঘ. 'গ' থেকে জানা যায়, AB যৌগটি হলো পটাসিয়াম ফ্লোরাইড (KF)। এটি একটি আয়নিক যৌগ যা পোলার দ্রাবকে দ্রবীভূত হয়।

পানি একটি পোলার দ্রাবক। পানিতে প্রায় সকল আয়নিক যৌগ দ্রবীভূত হয়, যদিও পানি একটি সমযোজী যৌগ। বন্ধন গঠনের পর পানির অণুতে অক্সিজেন ও হাইড্রোজেন পরমাণুর মধ্যবর্তী শেয়ারকৃত ইলেকট্রনকে উভয় পরমাণুর নিউক্লিয়াস আকর্ষণ করে। এই আকর্ষণ করার ক্ষমতা হাইড্রোজেনের তুলনায় অক্সিজেনের বেশি থাকে। যার ফলে অক্সিজেনে আংশিক ঋণাত্মক প্রান্তের এবং হাইড্রোজেনে আংশিক ধনাত্মক প্রান্তের সৃষ্টি হয়।

চিত্র : পানির অণুতে পোলারিটি

আয়নিক যৌগে ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্ত থাকে। আয়নিক যৌগের ধনাত্মক প্রান্ত পানির ঋণাত্মক অক্সিজেন প্রান্ত দ্বারা আকর্ষিত হয় এবং আয়নিক যৌগের ঋণাত্মক প্রান্ত পানির ধনাত্মক হাইড্রোজেন প্রান্ত দ্বারা আকর্ষিত হয়। আকর্ষণের কারণে যৌগের ধনাত্মক ও ঋণাত্মক প্রান্ত পরস্পর থেকে বিচ্ছিন্ন হয়ে পানির পোলার অণুর বিপরীত প্রান্ত দিয়ে পরিবেষ্টিত থাকে এবং পানিতে দ্রবীভূত হয়।

চিত্র : পানির অণু সংযোজিত K^+ ও F^- আয়ন

অতএব দেখা যাচ্ছে যে, AB যৌগ অর্থাৎ পটাসিয়াম ফ্লোরাইড (KF) যৌগটি পানি এবং অন্যান্য সকল পোলার দ্রাবকে দ্রবীভূত হয়।

প্রশ্ন –৩২ L, M ও N তিনটি মৌল যেখানে L মৌলে চারটি শক্তিস্তর, M মৌলে দুটি শক্তিস্তর এবং N মৌলে দুটি শক্তিস্তর বিদ্যমান। এদের সর্বশেষ শক্তিস্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা যথাক্রমে 2, 7 ও 6টি।

ক. রাসায়নিক বন্ধন কী? ১

খ. কোনো মৌলের যোজনী ও যোজনী ইলেকট্রন ভিন্ন–ব্যাখ্যা কর। ২

গ. L ও M মৌলদ্বয়ের বন্ধন প্রক্রিয়া ডায়াগ্রামের সাহায্যে দেখাও। ৩

ঘ. N উভয় ধরনের (আয়নিক ও সমযোজী) যৌগ গঠন করলেও L কখনো সমযোজী বন্ধন গঠন করে না যুক্তিসহ ব্যাখ্যা কর। ৪

৩২নং প্রশ্নের উত্তর

ক. যে আকর্ষণ বলের মাধ্যমে একটি পরমাণু অন্য পরমাণুর সাথে যুক্ত হয় তাকে রাসায়নিক বন্ধন বলে।

খ. কোনো মৌলের সর্বশেষ প্রধান শক্তিস্তরের মোট ইলেকট্রন সংখ্যাকে সেই মৌলের যোজ্যতা ইলেকট্রন বলে। এই সংখ্যাকে মৌলের যোজনীও বলে।

কোনো মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ কক্ষপথে যত সংখ্যক ইলেকট্রন থাকে অথবা যত সংখ্যক বিজোড় ইলেকট্রন থাকে তাকে মৌলের যোজনী বা যোজ্যতা বলে। ধাতব মৌলের ক্ষেত্রে সর্বশেষ কক্ষপথের ইলেকট্রন সংখ্যা এবং অধাতব মৌলের ক্ষেত্রে সর্বশেষ কক্ষপথের বিজোড় ইলেকট্রন সংখ্যা মৌলের যোজ্যতা নিদেশ করে। মৌলের সর্বশেষ কক্ষপথের উপস্তরসমূহের মধ্যে ইলেকট্রন পুনর্বিন্যাসের কারণে বিজোড় ইলেকট্রন সংখ্যা পরিবর্তিত হয়। এই মৌলসমূহ

পরিবর্তনশীল যোজ্যতা বা একাধিক যোজ্যতা প্রদর্শন করে। অর্থাৎ মৌলের যোজনী ভিন্ন হতে পারে কিন্তু যোজনী ইলেকট্রন একই। এ কারণেই কোনো মৌলের যোজনী ও যোজনী ইলেকট্রন ভিন্ন।

গ. L, M ও N তিনটি মৌলের মধ্যে L মৌলটির সর্বশেষ শক্তিস্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা 2 টি এবং এটিতে চারটি শক্তিস্তর বিদ্যমান।

অতএব, L মৌলটির ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 8, 2 এবং এর পারমাণবিক সংখ্যা 20। সুতরাং মৌলটি হলো ক্যালসিয়াম Ca (20)।

আবার, M মৌলটির সর্বশেষ শক্তিস্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা 7টি এবং এতে দুইটি শক্তিস্তর বিদ্যমান। অতএব, M মৌলটির ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 7 এবং এর পারমাণবিক সংখ্যা 9। সুতরাং মৌলটি হলো ফ্লোরিন F(9)। ক্যালসিয়াম পরমাণু কর্তৃক ত্যাগকৃত ইলেকট্রন গ্রহণ করলে F^- আয়নের সৃষ্টি হয়, যার ইলেকট্রন বিন্যাস হয় 2, 8। অর্থাৎ নিষ্ক্রিয় গ্যাস নিয়ন এর অনুরূপ। সৃষ্ট Ca^{2+} ও F^- আয়নদ্বয় বিপরীত আধানযুক্ত হওয়ায় এরা পরস্পরকে আকর্ষণ করে। দুটি F^- আয়ন 2টি ইলেকট্রন গ্রহণ করে। ফলে Ca^{2+} ও F^- এর মধ্যে আকর্ষণের ফলে CaF_2 যৌগের সৃষ্টি হয়। নিচের ডায়াগ্রামের সাহায্যে বন্ধন গঠন প্রক্রিয়াটি দেখানো হলো :

ঘ. N মৌলটির সর্বশেষ শক্তিস্তরে ইলেকট্রন সংখ্যা 6টি এবং এতে দুটি শক্তিস্তর বিদ্যমান। অতএব, N মৌলটির ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 6 এবং এর পারমাণবিক সংখ্যা 8। সুতরাং মৌলটি হলো অক্সিজেন O (8)।

এটি একটি অধাতু যা যেকোনো ধাতুর সাথে আয়নিক বন্ধনে আবদ্ধ হয়ে আয়নিক যৌগ গঠন করে। আবার, যেকোনো অধাতুর সাথে সমযোজী বন্ধনে আবদ্ধ হয়ে সমযোজী যৌগও গঠন করে।

অক্সিজেন যে আয়নিক যৌগ গঠন করতে পারে তা নিচের চিত্রে দেখানো হলো :

চিত্র : ম্যাগনেসিয়াম অক্সাইডের গঠন (MgO)

আবার, অক্সিজেন যে সমযোজী যৌগ গঠন করতে পারে তা নিচের চিত্রে দেখানো হলো :

চিত্র : পানির অণু (H_2O)

অন্যদিকে, 'গ' থেকে জানা যায় L মৌলটি হলো পটাসিয়াম (K) যা একটি ধাতু। এটি কেবলমাত্র কোনো অধাতুর সাথে আয়নিক বন্ধনে আবদ্ধ হয়ে আয়নিক যৌগ গঠন করতে পারে। কিন্তু ধাতু হওয়ায় এটি কখনোই সমযোজী বন্ধন গঠন করে না।

অতএব, N তথা অক্সিজেন উভয় ধরনের (আয়নিক ও সমযোজী) যৌগ গঠন করলেও L অর্থাৎ ক্যালসিয়াম কখনো সমযোজী বন্ধন গঠন করে না।

প্রশ্ন –৩৩ ▶ নিচের উদ্দীপকটি পড় এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

A=2,8,1 B=2,8,7

ক. আয়নিক বন্ধন কাকে বলে? ১

খ. সমযোজী যৌগ অপোলার হয় কেন? ২

গ. 'A' মৌলটির 10টি পরমাণুর ভর নির্ণয় কর। ৩

ঘ. 'A' এবং 'B' যুক্ত হয়ে কোনো যৌগ গঠন করলে তাতে কী ধরনের বন্ধন বিদ্যমান থাকবে? ব্যাখ্যা কর। ৪

◀◀ ৩৩নং প্রশ্নের উত্তর ▶▶

ক. ইলেকট্রন আদান–প্রদানের মাধ্যমে গঠিত ক্যাটায়ন (ধনাত্মক আয়ন) এবং অ্যানায়নসমূহ (ঋণাত্মক আয়ন) যে স্থির বৈদ্যুতিক আকর্ষণ বল দ্বারা যৌগের অণুতে আবদ্ধ থাকে তাকে আয়নিক বন্ধন বলে।

খ. সমযোজী যৌগ গঠনকারী মৌলসমূহের তড়িৎ ঋণাত্মকতা কম থাকে বলে সমযোজী যৌগ অপোলার হয়।

সমযোজী বন্ধনে শেয়ারকৃত ইলেকট্রনকে আকর্ষণ করার ক্ষমতাকে তড়িৎ ঋণাত্মকতা বলে। আকর্ষণের কারণে বন্ধনের শেয়ারকৃত ইলেকট্রনযুগল একটি পরমাণুর নিউক্লিয়াসের দিকে বেশি আকৃষ্ট হয়। ফলে আংশিক ধনাত্মক প্রান্তের এবং আংশিক ঋণাত্মক প্রান্তের সৃষ্টি হয়। এই ঘটনাকে সমযোজী যৌগের পোলারিটি বলা হয়। যে সমযোজী যৌগে পোলারিটির সৃষ্টি হয় তাকে পোলার সমযোজী যৌগ বলে। কিন্তু এই সংখ্যা খুবই কম। অধিকাংশ সমযোজী যৌগে পোলারিটি সৃষ্টি হয় না। এ কারণেই সমযোজী যৌগসমূহ অপোলার।

গ. 'A' মৌলটির ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 1। সুতরাং এর পারমাণবিক সংখ্যা 11। অতএব মৌলটি হলো সোডিয়াম (Na)।

আমরা জানি,

সোডিয়ামের (Na) পারমাণবিক ভর = 23

এর আণবিক সংকেত Na।

কাজেই সোডিয়ামের আণবিক ভর = 23

$\therefore$ সোডিয়ামের 1 mole = 23gm

আমরা জানি,

প্রতিটি বস্তুর 1 mole–এ 6.023×10^{23} টি অণু থাকে।

অতএব,

6.023×10^{23} টি Na পরমাণুর ভর 23gm

$\therefore$ 1 টি Na পরমাণুর ভর $\frac{23}{6.023 \times 10^{23}}$ gm

$\therefore$ 10 টি Na পরমাণুর ভর $\frac{23\times10}{6.023 \times 10^{23}}$ gm

$= 3.82\times10^{-22}$gm

সুতরাং, 10 টি Na পরমাণুর ভর 3.82×10^{-22}gm।

ঘ. 'গ' থেকে জানা যায়, 'A' মৌলটি হলো Na ধাতু যার পারমাণবিক সংখ্যা 11 ও ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 1।

আবার, চিত্র থেকে দেখা যায় 'B' মৌলটির ইলেকট্রন বিন্যাস 2, 8, 7। সুতরাং এর পারমাণবিক সংখ্যা 17। অতএব B মৌলটি হলো ক্লোরিন (Cl) যা একটি অধাতু 'A' এবং 'B' যুক্ত হয়ে কোনো যৌগ গঠন করলে তাতে আয়নিক বন্ধন বিদ্যমান থাকবে। ধাতু ও অধাতুর মধ্যে বিক্রিয়ার সময় ধাতু পরমাণু ইলেকট্রন ত্যাগ করে ধনাত্মক আধানযুক্ত আয়নে পরিণত হয় এবং অধাতু পরমাণু ইলেকট্রন গ্রহণ করে ঋণাত্মক আধানযুক্ত আয়নে পরিণত হয়। বিপরীত আধানের মধ্যে আকর্ষণ ঘটে, তাই এভাবে সৃষ্ট ধনাত্মক ও ঋণাত্মক আয়ন পরস্পরকে আকর্ষণ করে। এ আকর্ষণের ফলে যে বন্ধনের সৃষ্টি হয়, তাকে আয়নিক বন্ধন বলে।

উদ্দীপকে প্রদত্ত 'A' মৌল তথা Na ধাতুর পরমাণু তার শেষ কক্ষপথের ইলেকট্রনটি ত্যাগ করলে নিয়ন গ্যাসের ইলেকট্রন বিন্যাস অর্জন করতে পারে। পরমাণুটি পরিবর্তিত অবস্থায় যথেষ্ট স্থিতিশীলতা অর্জন করে। একটি ইলেকট্রন ত্যাগ করায় একটি ধনাত্মক আধানযুক্ত Na^+ আয়নের উৎপত্তি হয়।

অপরদিকে, ক্লোরিন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হচ্ছে 2, 8, 7; তার সর্বশেষ কক্ষপথে 7টি ইলেকট্রন আছে। নিকটস্থ নিষ্ক্রিয় গ্যাস আর্গনের ইলেকট্রন বিন্যাস হচ্ছে 2, 8, 8। ক্লোরিন পরমাণু একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করলে তার ইলেকট্রন বিন্যাস হয় 2, 8, 8 যা আর্গনের অনুরূপ। এ অবস্থায় তার ইলেকট্রন বিন্যাস যথেষ্ট স্থিতিশীলতা অর্জন করে। একটি ইলেকট্রন গ্রহণ করার কারণে ক্লোরিন পরমাণু একটি ঋণাত্মক আধানযুক্ত Cl^- আয়নে রূপান্তরিত হয়। এ বিপরীত আধানযুক্ত আয়নদ্বয় পরস্পরকে আকর্ষণ করে এবং এভাবে সোডিয়াম ক্লোরাইড (NaCl) যৌগের সৃষ্টি হয়।

প্রক্রিয়াটি নিচের চিত্রে দেখানো হলো :

চিত্র : সোডিয়াম ক্লোরাইডের গঠন (NaCl)

সুতরাং, A ও B মৌল দুটি যে যৌগ গঠন করে তাতে আয়নিক বন্ধন বিদ্যমান।

প্রশ্ন –৩৪ ▶ নিচের উদ্দীপকটি পড় এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

X, Y এবং Z এ তিনটি মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা যথাক্রমে 9, 19 এবং 16।

ক. নিঃসরণ কী? ১

খ. প্রোপেন ও বিউটেন এর মধ্যে কোনটির ব্যাপনের হার বেশি এবং কেন? ২

গ. X ও Y, X ও Z এবং Y ও Z মৌল জোড় তিনটির মধ্যে কী কী ধরনের বন্ধন গঠিত হয়? বন্ধনগুলোর গঠন দেখাও। ৩

ঘ. উদ্দীপকের মৌলগুলো দ্বারা গঠিত যৌগগুলোর তুলনামূলক পোলারিটি, গলনাঙ্ক, তড়িৎ পরিবাহিতা ও পানিতে দ্রাব্যতা ব্যাখ্যা কর। ৪

◀◀ ৩৪নং প্রশ্নের উত্তর ▶▶

ক. সরু ছিদ্রপথে কোনো গ্যাসের অণুসমূহের উচ্চচাপ থেকে নিম্নচাপ অঞ্চলে বেরিয়ে আসার প্রক্রিয়াকে নিঃসরণ বলে।

খ. প্রোপেন ও বিউটেনের মধ্যে প্রোপেনের ব্যাপনের হার বেশি।

কোনো মাধ্যমে কঠিন, তরল বা গ্যাসীয় বস্তুর স্বতঃস্ফূর্ত ও সমভাবে পরিব্যাপ্ত হওয়ার প্রক্রিয়াকে ব্যাপন বলে। যে বস্তুর ঘনত্ব বা আণবিক ভর যত কম তার ব্যাপন হার তত বেশি। প্রোপেন (C_3H_8) ও বিউটেন (C_4H_{10}) যথাক্রমে 3 ও 4 কার্বনবিশিষ্ট হাইড্রোকার্বন এবং এদের আণবিক ভর যথাক্রমে 44 ও 58। যেহেতু বিউটেনের আণবিক ভর বেশি কাজেই এর ব্যাপনের হার কম এবং প্রোপেনের আণবিক ভর কম বলে এর ব্যাপন হার বেশি।

গ. X ও Y মৌলদ্বয় যথাক্রমে ফ্লোরিন (F) ও পটাসিয়াম (K)। এদের মধ্যে আয়নিক বন্ধন গঠিত হয়।

$_9F\ (1s^2 2s^2 2p^5) + e^- = F\ (1s^2 2s^2 2p^6)$

$_{19}K\ (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 - e^- = K^+\ (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6)$

$K^+ F^- = KF$

X ও Z মৌলদ্বয় যথাক্রমে ফ্লোরিন ও সালফার। এদের মধ্যে সমযোজী বন্ধন গঠিত হয়। SF_6 যৌগ গঠনকালে S পরমাণুর বহিস্থ স্তরে 12টি ইলেকট্রন অর্জিত হয়। অর্থাৎ, অষ্টক সম্প্রসারণ ঘটে। একইভাবে, S পরমাণু অষ্টক সম্প্রসারণের মাধ্যমে SF_2 ও SF_4 যৌগ গঠন করে।

S এর চারিদিকে 8 টি ইলেকট্রন	S এর চারিদিকে 10 টি ইলেকট্রন	S এর চারিদিকে 12 টি ইলেকট্রন

X ও Y মৌলদ্বয় যথাক্রমে K ও S। এদের মধ্যে সর্ববহিস্থ স্তরের ইলেকট্রন আদান–প্রদানের মাধ্যমে আয়নিক বন্ধন গঠিত হয়।

$_{19}K\ (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1) - e^- = K^+\ (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6)$

$_{16}S\ (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4) + 2e^- = S^{2-}\ (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6)$

ঘ. উদ্দীপকের মৌলগুলো দ্বারা সৃষ্ট যৌগগুলো হলো KF; SF_2, SF_4, SF_6; K_2S। নিচে যৌগগুলোর তুলনামূলক পোলারিটি, গলনাঙ্ক, তড়িৎ পরিবাহিতা ও পানিতে দ্রাব্যতা ব্যাখ্যা করা হলো :

১. **পোলারিটি** : KF যৌগটির মৌলগুলোর তড়িৎ ঋণাত্মকতার মানের পার্থক্য অত্যন্ত বেশি, তাই যৌগটি পোলার। একই কারণে K_2S যৌগটিও পোলার। অন্যদিকে, S এবং F এর তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান প্রায় কাছাকাছি হওয়ায় SF_2, SF_4, SF_6 যৌগসমূহ অপোলার।

২. **গলনাংক** : KF এবং K_2S আয়নিক যৌগদ্বয়ের গলনাংক বেশি। অন্যদিকে, সমযোজী যৌগ SF_6 এর গলনাঙ্ক অত্যন্ত কম।

৩. **তড়িৎ পরিবাহিতা** : KF এবং K_2S তড়িৎ পরিবাহী। কারণ যৌগদ্বয় আয়ন দ্বারা গঠিত। অন্যদিকে, SF_2, SF_4, SF_6 যৌগসমূহ আয়ন দ্বারা গঠিত না হওয়ায় তড়িৎ পরিবাহী নয়।

৪. **পানিতে দ্রাব্যতা** : KF এবং K_2S যৌগদ্বয় আয়নিক হওয়ায় পোলার দ্রাবক যেমন পানিতে দ্রবণীয়। অন্যদিকে SF_2, SF_4, SF_6 যৌগসমূহ সমযোজী বলে পানিতে দ্রবীভূত হয় না, কিন্তু জৈব দ্রাবকে দ্রবণীয়।

প্রশ্ন –৩৫ ▶ নিচের যৌগগুলো লক্ষ কর এবং প্রশ্নগুলোর উত্তর দাও :

মৌল	যোজ্যতা স্তর
A	ns^2
B	$(n + 1)\ s^2$

C	ns^2np^4

এখানে $n = 3$

ক. মৃৎক্ষার ধাতু কী? ১

খ. জৈব যৌগ হওয়া সত্ত্বেও অ্যালকোহল পানিতে দ্রবণীয় হয় কেন? ২

গ. B এবং C মৌল দ্বারা গঠিত যৌগের বন্ধন প্রকৃতি ব্যাখ্যা কর। ৩

ঘ. AC এবং BC এর মধ্যে কোনটি পানিতে অধিকতর দ্রবণীয়? তোমার নিজস্ব যুক্তির আলোকে ব্যাখ্যা কর। ৪

৩৫নং প্রশ্নের উত্তর

ক. পর্যায় সারণির গ্রুপ–2 তে অবস্থিত Be থেকে শুরু করে Ra পর্যন্ত মৌলসমূহকে মৃৎক্ষার ধাতু বলে।

খ. অ্যালকোহল জৈব যৌগ হলেও এটি একটি পোলার সমযোজী যৌগ বলে পানিতে দ্রবীভূত হয়।

পানি (H_2O) একটি সমযোজী যৌগ। বন্ধন গঠনের পর পানির অণুতে অক্সিজেন ও হাইড্রোজেন পরমাণুর মধ্যবর্তী শেয়ারকৃত ইলেকট্রনকে উভয় পরমাণুর নিউক্লিয়াস আকর্ষণ করে। ফলে অক্সিজেনে আংশিক ঋণাত্মক প্রান্তের এবং হাইড্রোজেনে আংশিক ধনাত্মক প্রান্তের সৃষ্টি হয়। এই ঘটনাকে সমযোজী যৌগের পোলারিটি বলা হয়।

অ্যালকোহল (R-OH) এমনই একটি পোলার সমযোজী যৌগ। যেমন, ইথানল (C_2H_5OH) এর H^+ আংশিক ধনাত্মক যা পানির ঋণাত্মক প্রান্ত OH^- দ্বারা আকর্ষিত হয় এবং $C_2H_5O^-$ আংশিক ঋণাত্মক যা পানির ধনাত্মক প্রান্ত H^+ দ্বারা আকর্ষিত হয়। এ কারণেই জৈব যৌগ হওয়া সত্ত্বেও অ্যালকোহল পানিতে দ্রবীভূত হয়।

গ. B মৌলটির যোজ্যতা স্তর $(n+1)s^2$ । এখানে $n=3$ হলে B মৌলটির সর্ববহিস্থ কক্ষপথ সংখ্যা $3 + 1 = 4$ এবং সর্ববহিস্থ কক্ষপথের ইলেকট্রন বিন্যাস $4s^2$ অর্থাৎ ইলেকট্রন 2টি। সুতরাং B মৌলটি একটি ধাতু।

আবার, C মৌলটির যোজ্যতা স্তর ns^2np^4।এখানে $n = 3$ হলে এর ইলেকট্রন বিন্যাস $3s^23p^4$। সুতরাং এর সর্ববহিস্থ কক্ষপথে ইলেকট্রন সংখ্যা 6টি। সুতরাং C মৌলটি একটি অধাতু।

অতএব, B এবং C মৌল দ্বারা গঠিত যৌগের বন্ধন প্রকৃতি হবে আয়নিক বন্ধন।

উদ্দীপকে প্রদত্ত B মৌলের শেষ কক্ষপথে 2টি ইলেকট্রন আছে। এ 2টি ইলেকট্রন ত্যাগ করলে B^{2+} আয়নের সৃষ্টি হয়, যার ইলেকট্রন বিন্যাস নিষ্ক্রিয় গ্যাসের অনুরূপ। অপরদিকে C মৌলটি B পরমাণু কর্তৃক ত্যাগকৃত 2টি ইলেকট্রন গ্রহণ করলে C^{2-} আয়নের সৃষ্টি হয়, যার ইলেকট্রন বিন্যাস

নিষ্ক্রিয় গ্যাস এর অনুরূপ। সৃষ্ট B^{2+} ও C^{2-} আয়নদ্বয় বিপরীত আধানযুক্ত হওয়ায় পরস্পরকে আকর্ষণ করে স্থির বৈদ্যুতিক বল দ্বারা বন্ধনে যুক্ত BC যৌগ গঠন করবে। নিচে চিত্র দ্বারা দেখানো হলো :

চিত্র : BC আয়নিক যৌগ গঠন

সুতরাং B ও C মৌল দুটি যে যৌগ গঠন করে তাতে আয়নিক বন্ধন বিদ্যমান।

ঘ. AC এবং BC এর মধ্যে উভয়েই পানিতে সমান দ্রবণীয়। কারণ দুটিই আয়নিক যৌগ।

প্রায় সকল আয়নিক যৌগ পানিতে দ্রবীভূত হয়। 'গ' তে বর্ণিত BC যৌগের গঠন থেকে জানা যায় যে, BC যৌগটি একটি আয়নিক যৌগ। যেহেতু A মৌলের যোজ্যতা স্তর ns^2 অর্থাৎ সর্ববহিস্থ কক্ষপথে 2টি ইলেকট্রন বিদ্যমান, কাজেই A মৌলটিও ধাতু এবং C অধাতুর সাথে তা B মৌলের অনুরূপ বন্ধন গঠন করবে। ফলে AC হবে একটি আয়নিক যৌগ।

অতএব, AC এবং BC উভয় যৌগই পানিতে সমান দ্রবণীয়।