রাসায়নিক বন্ধন ও আনবিক গঠন (Chemical bonding & Molecular structure)

⇒ পদার্থের ক্ষুদ্রতম কনা হল পরমানু, কিন্তু পরমানুর কোন স্বাধীন অস্তিত্ব নেই। (ব্যতিক্রম : নিষ্ক্রিয় গ্যাসের পরমানু। কিন্তু অপরপক্ষে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের পরমানুকে এক পরমানু বিশিষ্ট অনু হিসাবে ধরা হয়। সেদিক থেকে বলা যায়, পরমানুর কোন স্বাধীন অস্তিত্ব নেই under normal condition)।

⇒ পদার্থের ক্ষুদ্রতম কনা যার স্বাধীন অস্তিত্ব আছে তাকে বলা হয় "অনু" (Molecule)।

⇒ দুই বা ততোধিক পরমানু (একই রকম বা ভিন্ন রকম) সংযোজিত হয়ে অনু গঠন করে।

⇒ সুতরাং, দুই বা ততোধিক পরমানু (এক বা ভিন্ন রকম) যে আকর্ষনী বলের প্রভাবে সংযোজিত হয়ে অনু গঠন করে তাকে বলা হয় রাসায়নিক বন্ধনী।

⇒ এই আকর্ষনী বলের প্রকৃতি (Nature of attractive force) এবং সংযোজনের পদ্ধতি (way of combination) অনুসারে রাসায়নিক বন্ধনী কে মূলত তিন ভাগে ভাগ করা যায়।

i) সমযোজী বন্ধনী (Covalent Bond)
ii) তড়িৎযোজী বন্ধনী (Ionic Bond)
iii) অসমযোজী বন্ধনী (Co-ordinate Bond).

⇒ <u>সমযোজী বন্ধন</u> → দুটি পরমাণুর সর্ববহিস্থ কক্ষের ইলেকট্রনের পারস্পরিক অংশগ্রহণের ফলে (Mutual sharing of electrons in the valence shell) সমযোজী বন্ধন গঠিত হয়।

$Cl_2 \Rightarrow$:C̈l· + ·C̈l: ⟶ :C̈l—C̈l:

$O_2 \Rightarrow$:Ö + Ö: ⟶ :Ö═Ö:

$N_2 \Rightarrow$ N̈· + ·N̈ ⟶ :N≡N:

$H_2O \Rightarrow$ H· + ·Ö· + ·H ⟶ H—Ö—H

$CO_2 \Rightarrow$:Ö: + :C: + :Ö: ⟶ Ö═C═Ö

<u>সমযোজী বন্ধন গঠনের শর্ত</u> →

i) অংশগ্রহণকারী পরমাণুগুলির মধ্যে তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য খুব কম হতে হবে এবং তাদের যোজ্যতা কক্ষে ইলেকট্রনের সংখ্যা হতে হবে 4, 5, 6, 7 (হাইড্রোজেনের ক্ষেত্রে 1)।

ii) অংশগ্রহণকারী পরমাণু গুলির আয়নীকরণ বিভব এবং ইলেকট্রন আসক্তি খুব বেশি হতে হবে।

⇒ <u>তড়িৎযোজী বন্ধনী</u> → ক্যাটায়ন এবং অ্যানায়নের মধ্যে স্থির তড়িতিক আকর্ষণ বলের (Electrostatic force of attraction) প্রভাবে গঠিত বন্ধনী কে তড়িৎযোজী বন্ধন বলে।

$$Na\ (2s^2 2p^6 3s^1) \quad + \quad Cl\ (3s^2 3p^5)$$

$$\downarrow -e \qquad\qquad\qquad \downarrow +e$$

$$Na^{\oplus}\ (2s^2 2p^6) \quad + \quad Cl^{\ominus}\ (3s^2 3p^6)$$

$$\downarrow \text{Electrostatic force of attraction}$$

$$Na^+Cl^-$$

<u>তড়িৎ যোজী বন্ধন গঠনের শর্ত</u> →

i) অংশগ্রহণকারী পরমাণু গুলির মধ্যে তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য খুব বেশি হতে হবে।

ii) ক্যাটায়ন সৃষ্টিকারী পরমাণুটির যোজ্যতা কক্ষে ইলেকট্রনের সংখ্যা 1/2/3 হতে হবে এবং অপরপক্ষে, অ্যানায়ন সৃষ্টিকারী পরমাণুর যোজ্যতা কক্ষে ইলেকট্রনের সংখ্যা 7/6/5 হতে হবে।

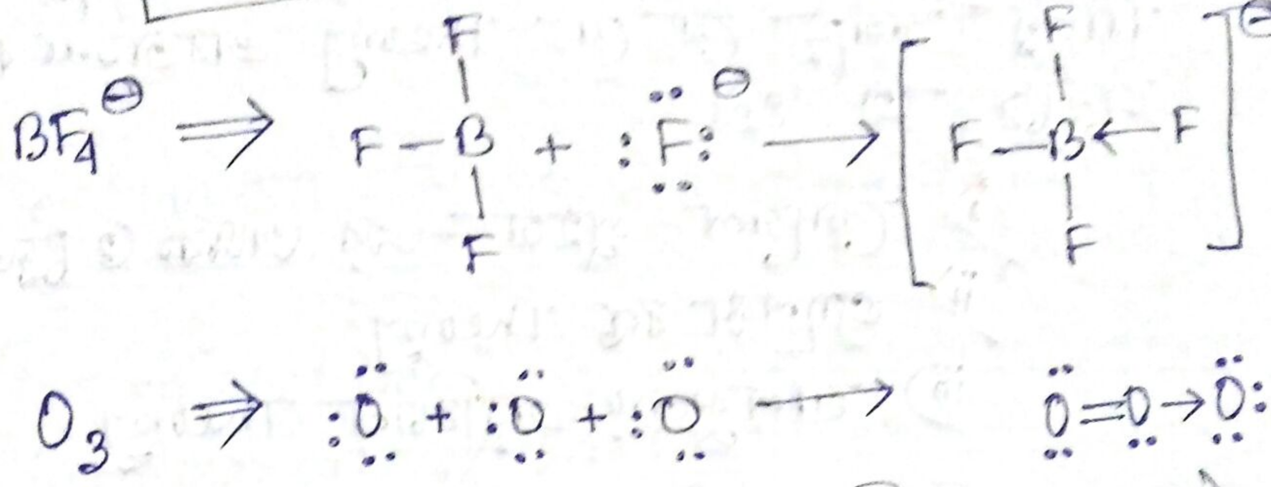
iii) ক্যাটায়ন সৃষ্টিকারী পরমাণুর আয়নীকরণ বিভব খুব কম এবং অ্যানায়ন সৃষ্টিকারী পরমাণুর ইলেকট্রন আসক্তি খুব বেশি হতে হবে।

iv) কেলাস জালকের (Crystal lattice) জালক শক্তি (Lattice energy)-র মান উচ্চ ঋণাত্মক (Highly negative) হতে হবে।

⇒ <u>অসমযোজী বন্ধনী</u> → যখন অংশগ্রহণকারী দুটি পরমাণুর মধ্যে কেবল একটি মাত্র পরমাণু বন্ধনে প্রয়োজনীয় ইলেকট্রন জোড় দান করে কিন্তু দান করার পর উভয়ে পরমাণু সেই ইলেকট্রন জোড় ব্যবহার করে, তখন সেই প্রক্রিয়ায় গঠিত বন্ধন কে অসমযোজী বন্ধন বলে। এক্ষেত্রে যে পরমাণুটি ইলেকট্রন জোড় দান করে তাকে দাতা (Donor) পরমাণু এবং যে পরমাণুটি গ্রহণ করে তাকে গ্রহীতা (Acceptor) পরমাণু বলে। এই বন্ধনীকে দাতা থেকে গ্রহীতার দিকে "→" চিহ্ন দ্বারা বোঝানো হয়। অথবা যদি সমযোজী বন্ধন দ্বারা প্রকাশ করা হয় তবে দাতা এবং গ্রহীতা কে + এবং − দ্বারা লেখা হয়।

<u>অসমযোজী বন্ধন গঠনের শর্ত</u> → দাতা পরমাণুর উপর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড়ের উপস্থিতি এবং গ্রহীতা পরমাণুর শূন্য কক্ষকের উপস্থিতি।

$D \longrightarrow A$ অথবা $D^{+} - A^{-}$



NOTE : এক্ষেত্রে একবার অসমযোজী বন্ধন গঠিত হয়ে যাওয়ার পর সমযোজী বন্ধনের থেকে একে পার্থক্য করা যায়না।

* Fundamental Questions :—

⇒ i) পরমাণুগুলির কেন স্বাধীন অস্তিত্ব নেই, এবং তারা কেন সংযোজিত হয়ে অণু গঠন করে?

ii) পরমাণুগুলি কেন একটি নির্দিষ্ট সংখ্যায় সংযোজিত হয়ে অণু সৃষ্টি করে?

iii) পরমাণুগুলির মধ্যে এই আকর্ষণ বলের প্রকৃতি কিরূপ (Nature of attractive force)?

iv) পরমাণুগুলি কেন একটি নির্দিষ্ট দিকে বিন্যস্ত থেকে অণুগুলির একটি নির্দিষ্ট জ্যামিতিক আকৃতি প্রদান করে?

উপরোক্ত প্রশ্ন গুলির সঠিক উত্তর পাওয়ার জন্য বিভিন্ন সময়ে যে যে Theory অবতারণা করা হয়েছে তা হল

i) কোসেল - লুইস -এর অষ্টক ও দ্বৈত সূত্র
ii) ভ্যালেন্স বন্ড Theory
iii) মলিকুলার অরবিটাল Theory.

কোসেল - লুইস Theory

⇒ নিষ্ক্রিয় গ্যাস - যেমন Ne, Ar, Kr, Xn, Rn (যাদের সর্ববহিস্থ কক্ষে ইলেকট্রন সংখ্যা 8) এবং He (যার সর্ববহিস্থ কক্ষে ইলেকট্রন সংখ্যা 2) - এর পরমাণু গুলির সুস্থিতির উপর ভিত্তি করে কোসেল এবং লুইস "অষ্টক ও দ্বৈত" সূত্র প্রবর্তন করেন।

অষ্টক ও দ্বৈত সূত্র → বিভিন্ন মৌলের পরমাণু গুলি তাদের নিকটবর্তী নিষ্ক্রিয় গ্যাসের পরমাণুর মত ইলেকট্রন বিন্যাস লাভের চেষ্টায় (অর্থাৎ সর্ববহিস্থ কক্ষে 8 বা 2 টি ইলেকট্রন লাভ করার চেষ্টায়) ইলেকট্রন গ্রহণ / বর্জন / ভাগাভাগি করে রাসায়নিক বন্ধনী গঠনের মাধ্যমে সংযোজিত হয়। ইহাই অষ্টক ও দ্বৈত সূত্র নামে পরিচিত।

H, Li, Be ⟶ দ্বৈত সূত্র → He ($1s^2$)
C, N, Cl etc. ⟶ অষ্টক সূত্র → Other inert gas.

⇒ **লুইস গঠন** (Lewis structure of covalent compounds)

লুইস গঠন নিম্নলিখিত কয়েকটি ধাপের সাহায্যে বর্ণনা করা যায় / আঁকা যায়।

1) প্রতিটি পরমাণুর অষ্টক পূর্তির জন্য 8 টি করে (H এর 2) ইলেকট্রন ধরে যত গুলি পরমাণু আছে তার জন্য Total electron গণনা করে। একে "T" দ্বারা প্রকাশ করে।

2) সমস্ত যোজ্যতা ইলেকট্রনের সংখ্যা গণনা করে। একে "V" দ্বারা প্রকাশ করে। অ্যানায়নের ক্ষেত্রে প্রতি নেগেটিভ চার্জের জন্য 1 টি করে ইলেকট্রন যোগ করে এবং ক্যাটায়নের ক্ষেত্রে প্রতি পজিটিভ চার্জের জন্য 1 টি করে ইলেকট্রন ~~যোগ~~ বিয়োগ করে।

3) বন্ধনী ইলেকট্রন সংখ্যা গণনা করে এবং তা থেকে বন্ধন সংখ্যা বের করে। যদি বন্ধনী ইলেকট্রন সংখ্যা "S" হয় তাহলে

$$S = (T - V)$$

∴ বন্ধন সংখ্যা $= \frac{S}{2} = \frac{1}{2}(T - V)$

4) নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন সংখ্যা (L) বের কর।

$$L = (V - S)$$

∴ নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন জোড় (Lone pair)

$$= \frac{L}{2} = \frac{1}{2}(V - S).$$

5) Molecule টির কেন্দ্রীয় পরমাণু নির্বাচন কর। কেন্দ্রীয় পরমাণুর যোজ্যতা হবে সর্বাধিক, তড়িৎ ঋণাত্মকতা সর্বনিম্ন, সবচেয়ে বড়।

6) কেন্দ্রীয় পরমাণুর (central atom) সাথে বহিস্থ পরমাণু (Terminal atom) গুলোকে একবন্ধন দ্বারা যুক্ত করে Molecule টির একটি Skeleton structure আঁকো। H, F সর্বদা Terminal atom। তারপর সমস্ত বন্ধন সংখ্যা দ্বারা terminal atom গুলোকে তাদের যোজ্যতা অনুযায়ী Central atom এর সাথে যুক্ত কর।

7) নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন গুলোকে প্রথমে terminal atom গুলোর উপর এবং পরে central atom এর উপর properly distribute কর যাতে করে সমস্ত atom গুলি তাদের Octate পূর্ণ করতে পারে।

8) Formal charge গণনা কর প্রতিটি atom এর ক্ষেত্রে। $F = (V - \frac{S}{2} - L)$.

9) যে structure এর ক্ষেত্রে Formal charge সর্বনিম্ন, সেটাই প্রকৃত Lewis structure.

উদাহরন

① O_2 ⇒

i) $T = 8 \times 2 = 16$

ii) $V = 6 \times 2 = 12$.

iii) $S = T - V$
$= 16 - 12$
$= 4$

$\therefore \frac{S}{2} = 2$

iv) $L = V - S = 12 - 4 = 8$

$\therefore \frac{L}{2} = 4$

v) এখানে central atom বলে কিছু নেই

vi) O — O এটি আঁকলাম, তবে আরও একটি বন্ধন বাকী আছে সুতরাং skeleton structure

O = O

vii) :Ö = Ö: (with lone pairs)

viii) :Ö = Ö: (with lone pairs)

$6 - 2 - 4 = 0$ $6 - 2 - 4 = 0$

ix) :Ö = Ö: ← Lewis Str.

Formal charge on the atom = [Total no. of valence electrons on free atom $- \frac{1}{2} \times$ Total no. of shared electrons of the atom $-$ Total no. of unshared valence electron of the atom]

Example-2

$O_3 \Rightarrow$ $T = 8 \times 3 = 24$

$V = 6 \times 3 = 18$

$S = T - V = 24 - 18 = 6$

$\therefore \frac{S}{2} = \frac{6}{2} = 3$

$L = V - S = 18 - 6 = 12$

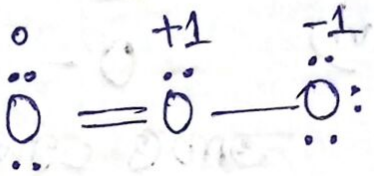
$\therefore \frac{L}{2} = 12/2 = 6$

Formal charge (right O) $= 6 - 1 - 6 = -1$

Formal charge (central O) $= 6 - 3 - 2 = +1$

Formal charge (left O) $= 6 - 2 - 4 = 0$

$\therefore$



Lewis Structure.

Example-3

$CO \Rightarrow$ $T = 8 \times 2 = 16$

$V = 4 + 6 = 10$

$\therefore S = T - V = 16 - 10 = 6$

$\therefore \frac{S}{2} = \frac{6}{2} = 3$

$L = V - S = 10 - 6 = 4$

$\therefore \frac{L}{2} = \frac{4}{2} = 2$