<u>**কোয়ান্টাম সংখ্যাসমূহ:**</u>

কোয়ান্টাম সংখ্যা: কোয়ান্টাম বলবিদ্যা অনুযায়ী ইলেকট্রনের কক্ষপথ বা শক্তিস্তরের আকার কক্ষপথের আকৃতি ও কক্ষপথের ত্রিমাত্রিক দিক বিন্যাস প্রকাশক পরস্পর তিনটি রাশি আছে। এ ছাড়া পারমাণবিক বর্ণালীর সূক্ষ্ম গঠন বিশ্লেষণের জন্য ইলেক্ট্রনের অক্ষ বরাবর ঘূর্ণন প্রকাশক চতুর্থ রাশি আছে। এ চারটি রাশিকে একত্রে কোয়ান্টাম সংখ্যা বলা হয়। কোয়ান্টাম সংখ্যা চার প্রকার। যথা:

i. প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা
ii. সহকারী বা অ্যাজিমুথাল কোয়ান্টাম সংখ্যা
iii. চৌম্বকীয় বা ম্যাগনেটিক কোয়ান্টাম সংখ্যা
iv. স্পিন বা ঘূর্ণন কোয়ান্টাম সংখ্যা

প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা: বোর পরমাণু মডেল অনুসারে পরমাণুর ইলেকট্রনসমূহ নিউক্লিয়াসকে কেন্দ্র করে কতগুলো স্থায়ী বৃত্তাকার কক্ষপথে আবর্তন করে থাকে যে সংখ্যা দ্বারা এ বৃত্তাকার কক্ষপথ প্রকাশ করা হয় তাকে প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা বলা হয়। ইহাকে n দ্বারা প্রকাশ করা হয়। n এর মান 1,2,3...... ইত্যাদি।

$n = 1$ হলে ইহাকে K শেল বলা হয়

$n = 2$ হলে ইহাকে L শেল বলা হয়

$n = 3$ হলে ইহাকে M শেল বলা হয়

$n = 4$ হলে ইহাকে N শেল বলা হয়

কোনো প্রধান শক্তিস্তরে সর্বোচ্চ ইলেকট্রন ধারণ ক্ষমতা $2n^2$

প্রথম শক্তিস্তরে ইলেকট্রন ধারণ ক্ষমতা $= 2 \times (1)^2 = 2$

দ্বিতীয় শক্তিস্তরে ইলেকট্রন ধারণ ক্ষমতা $= 2 \times (2)^2 = 8$

সহকারী বা অ্যাজিমুথাল কোয়ান্টাম সংখ্যা: পরমাণুতে ইলেকট্রন আবর্তনের জন্য প্রতিটি প্রধান শক্তিস্তর নির্দিষ্ট সংখ্যক উপশক্তিস্তরে বিভক্ত থাকে। যে সংখ্যা দ্বারা এ উপশক্তিস্তর প্রকাশ করা হয় তাকে সহকারী বা অ্যাজিমুথাল কোয়ান্টাম সংখ্যা বলা হয়। ইহাকে l দ্বারা প্রকাশ করা হয়। l এর মান n এর উপর নির্ভরশীল এবং $l = n - 1$ হয়।

প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা n এবং সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা l এর মানের উপর নির্ভর করে নিম্নোক্ত উপশক্তিস্তর বা অরবিটাল পরমাণুতে থাকে।

প্রধান শক্তিস্তর n =1 হলে l = 0 অর্থাৎ ১ম শক্তিস্তরে উপশক্তিস্তর 1টি এবং উহা 1s

প্রধান শক্তিস্তর n =2 হলে l = 0 ,1 অর্থাৎ ২য় শক্তিস্তরে উপশক্তিস্তর 2টি এবং উহারা 2s, 2p

প্রধান শক্তিস্তর n =3 হলে l = 0 ,1,2 অর্থাৎ ৩য় শক্তিস্তরে উপশক্তিস্তর 3টি এবং উহারা 3s, 3p, 3d

প্রধান শক্তিস্তর n =4 হলে l = 0 ,1,2,3 অর্থাৎ ৪র্থ শক্তিস্তরে উপশক্তিস্তর 4টি এবং উহারা 4s, 4p, 4d, 4f

ইলেকট্রন বিন্যাসের বিভিন্ন নিয়মঃ

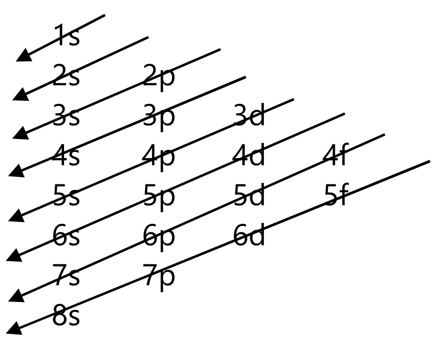
i. আউফবাউ নীতি
ii. পলির বর্জন নীতি
iii. হুন্ডের নিয়ম

আউফবাউ নীতি (Aufbau principle)**:** পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসের সময় ইলেকট্রনসমূহ বিভিন্ন অরবিটালে তাদের শক্তির নিম্নক্রম থেকে উচ্চক্রমে প্রবেশ করে অর্থাৎ যে অরবিটালের (n+l) এর মান কম ইলেকট্রন প্রথমে ঐ অরবিটালে প্রবেশ করে, তাকে আউফবাউ নীতি বলা হয়। Aufbau জার্মানী শব্দ এর অর্থ building up

অরবিটালের শক্তিক্রম বৃদ্ধি নিম্নরূপঃ

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p, 8s

শক্তিক্রম মনে রাখার সহজ ছকঃ



1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p, 8s

এক্ষেত্রে

1s এর জন্য (n+l) এর মান = 1+0 =1

2s এর জন্য (n+l) এর মান = 2+0 =2

2p এর জন্য (n+l) এর মান = 2+1 =3

3s এর জন্য (n+l) এর মান = 3+0 =3

3p এর জন্য (n+l) এর মান = 3+1 =4

4s এর জন্য (n+l) এর মান = 4+0 =4

3d এর জন্য (n+l) এর মান = 3+2 =5

(n+l) এর মান সমান হলে যার n এর মান কম উহা প্রথমে আসবে।

বিভিন্ন মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস (আউফবাউ নীতি অনুযায়ী):

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

$He\ (2) \rightarrow 1s^2$

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

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

$K(19) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

ইলেকট্রন বিন্যাস লিখার নিয়ম:

- ইলেকট্রন বিন্যাস করতে হবে (n+l) এর মান অনুযায়ী।
- সাজাতে হবে n এর মান অনুযায়ী।
- ইলেকট্রন আদান-প্রদান করতে হবে সর্বশেষ শক্তিস্তর থেকে। **যেমন:** $Fe\ (26)$, $Fe^{2+}(26)$ এর ইলেকট্রন বিন্যাস।

$Fe\ (26) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$

$Fe\ (26) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6\ 4s^2$

$Fe^{2+}(26) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6$

নিজে কর: $Al(13)$, $S(16)$, $Zn(30)$, $Cu^+(29)$ এর ইলেকট্রন বিন্যাস কর।

ইলেকট্রন বিন্যাসের সাধারণ নিয়মের কিছু ব্যতিক্রম:

ইলেকট্রন বিন্যাসের সুস্থিতি: সাধারণভাবে দেখা যায় যে, সমশক্তি সম্পন্ন অরবিটালসমূহ ঠিক অর্ধপূর্ণ বা সম্পূর্ণরূপে ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ হলে তা অন্যান্য অরবিটালের চেয়ে অধিক সুস্থিতি অর্জন করে থাকে। অর্থাৎ np^3, np^6, nd^5, nd^{10}, nf^7, nf^{14} অরবিটাল সমূহ অধিক সুস্থিতি লাভ করে। এর ফলেই d^4s^2 এর পরিবর্তে d^5s^1 এবং d^9s^2 এর পরিবর্তে $d^{10}s^1$ বিন্যাস অধিকতর স্থায়ী। এ কারণে Cr(24) ও Cu(29) এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ:

$Cr\ (24) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \boxed{3d^5 4s^1}$

$Cu\ (29) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \boxed{3d^{10} 4s^1}$

নিজে কর: $Mo(42)$, $Ag(47)$

চতুর্থ অধ্যায়

পর্যায় সারণি

পর্যায় সারণি: প্রায় একই ধরণের ধর্ম বিশিষ্ট মৌলসমূহকে একই শ্রেণিভুক্ত করে আবিস্কৃত সব মৌলসমূহকে স্থান দিয়ে মৌলসমূহের যে সারণি বর্তমানে প্রচলিত, তাকে মৌলের পর্যায় সারণি বলা হয়।

পর্যায় সারণি সম্পর্কে প্রথম ধারণা দেন 1789 সালে বিজ্ঞানী ল্যাভয়সিয়ে। অক্সিজেন, নাইট্রোজেন, হাইড্রোজেন, মার্কারি ইত্যাদিসহ মৌলের সংখ্যা ছিল 33, তিনি মৌলসমূহকে ধাতু ও অধাতু এ দু'ভাগে বিভক্ত করেন। পরবর্তীতে বিভিন্ন বিজ্ঞানী বিভিন্ন মতবাদ প্রকাশ করেন।

ত্রয়ী বা ট্রায়াড সূত্র:

1829 সালে ডোবেরাইনার নামক একজন বিজ্ঞানী তারঁ ত্রয়ী বা ট্রায়াড সূত্রটি প্রদান করেন। এ সূত্র মতে, মৌলসমূহকে তিন তিনটি করে নিয়ে বিভিন্ন শ্রেণি বা গ্রুপ তৈরী করা হয়। একই গ্রুপের মৌলসমূহের মধ্যে ধর্মের খুবই সাদৃশ্য থাকে। মৌলসমূহের মধ্যে যাদের পারমাণবিক ভর খুব কাছাকাছি অথবা দ্বিতীয় মৌলটির ভর প্রথম ও তৃতীয় মৌলের পারমাণবিক ভরের গড় মানের সমান। **যেমন:**

	মৌল	**পারমাণবিক ভর**	**গড় পারমাণবিক ভর**
প্রথম ত্রয়ী	Li Na K	6.94 23.00 39.10	গড় $= \frac{6.94+39.10}{2}$ $= 23.02$

নিউল্যান্ডের অষ্টক সূত্র:

1864 সালে জন নিউল্যান্ডস্ নামক একজন বিজ্ঞানী তৎকালে প্রাপ্ত সব মৌলসমূহকে তাদের পারমাণবিক ভরের উচ্চক্রমানুসারে সাজিয়ে দেখেন যে, প্রথম মৌলের ধর্মের সাথে অষ্টম মৌলের ধর্মের পুরোপুরি মিলে যায়। একই রূপে দ্বিতীয় মৌলের ধর্মের সাথে নবম মৌলের ধর্মের পুরোপুরি মিয়ে যায়। তখনও নিষ্ক্রিয় মৌলসমূহ আবিস্কৃত হয়নি। এ নিয়মকে নিউল্যান্ডের অষ্টক সূত্র বলা হয়।

যেমন:

- ১ম অষ্টক: H Li Be B C N O
- ২য় অষ্টক: F Na Mg Al Si P S

তৃতীয় পর্যায়ভুক্ত মৌলের আপেক্ষিক পারমাণবিক ব্যাসার্ধ pm এককে দেখানো হল:

৩য় পর্যায়ের মৌল	*Na(11)*	*Mg(12)*	*Al(13)*	*Si(14)*	*P(15)*	*S(16)*	*Cl(17)*
ইলেকট্রন বিন্যাস	2,8,1	2,8,2	2,8,3	2,8,4	2,8,5	2,8,6	2,8,7
পারমাণবিক ব্যাসার্ধ (pm)	186	160	143	117	110	104	99
পরমাণুর আপেক্ষিক আকার	⊙	⊙	⊙	⊙	⊙	⊙	⊙

পরমাণুর আকারের গ্রুপ ভিত্তিক সম্পর্ক: পর্যায় সারণির একই গ্রুপে উপর থেকে নিচের দিকে পরমাণুর আকার বৃদ্ধি পায়। কেননা একই গ্রুপের উপর থেকে নিচের দিকে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে একটি করে নতুন শক্তিস্তর যুক্ত হয় আর এ কারণে আকার বৃদ্ধি পায়।

1-গ্রুপ মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস ও তাদের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ pm এককে দেখানো হল:

মৌল	ইলেকট্রন বিন্যাস	পারমাণবিক ব্যাসার্ধ pm	আপেক্ষিক পা. আকার
Li (3)	2, 1	152	⊙
Na(11)	2, 8, 1	186	⊙
K(19)	2, 8, 8, 1	227	⊙
Rb(37)	2, 8, 18, 8, 1	248	⊙
Cs(55)	2, 8, 18, 18, 8, 1	265	⊙

আয়নীকরণ শক্তি (Ionisation Energy): গ্যাসীয় অবস্থায় কোনো মৌলের এক মোল পরমাণু থেকে একটি করে ইলেকট্রন সরিয়ে তাকে গ্যাসীয় বিচ্ছিন্ন এক মোল একক ধনাত্মক আয়নে পরিণত করতে যে পরিমাণ শক্তির প্রয়োজন হয়, তাকে ঐ মৌলের আয়নীকরণ শক্তি বলা হয়। যেমন:

$$Na_{(g)} \rightarrow Na^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad Ei = +496\ KJmol^{-1}$$

$$Mg_{(g)} \rightarrow Mg^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad Ei = +738\ KJmol^{-1}$$

প্রথম আয়নীকরণ শক্তি অপেক্ষা দ্বিতীয় আয়নীকরণ শক্তি বেশি কেন?

প্রথম আয়নীকরণ শক্তির ক্ষেত্রে পরমাণুটি চার্জ নিরপেক্ষ অবস্থায় থাকে। ফলে উহা হতে একটি ইলেকট্রন সরাতে কম পরিমাণ শক্তির প্রয়োজন হয়। দ্বিতীয় আয়নীকরণ শক্তির ক্ষেত্রে পরমাণুটি চার্জিত অবস্থায় থাকে ফলে উহা হতে দ্বিতীয় আর একটি ইলেকট্রন সরাতে বেশি পরিমাণ শক্তির প্রয়োজন হয়। এ কারণে প্রথম আয়নীকরণ শক্তি অপেক্ষা দ্বিতীয় আয়নীকরণ শক্তি বেশি। **যেমন:**

$$Mg_{(g)} \rightarrow Mg^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad E_{i1} = +738\ KJmol^{-1}$$

$$Mg^{+}_{(g)} \rightarrow Mg^{2+}_{(g)} + e^{-} \qquad E_{i2} = +1450\ KJmol^{-1}$$

নিজে কর: Na এর ১ম আয়নীকরণ শক্তি (+496 $KJmol^{-1}$) অপেক্ষা দ্বিতীয় আয়নীকরণ শক্তি অনেক বেশি (+4562 $KJmol^{-1}$) কেন?

পর্যায় সারণিতে আয়নীকরণ শক্তি একই পর্যায় ও শ্রেণিতে কিভাবে পরিবর্তিত হয়।

আয়নীকরণ শক্তির পর্যায় ভিত্তিক সম্পর্ক:

পর্যায় সারণির একই পর্যায়ে বাম দিক থেকে ডান দিকে আয়নীকরণ শক্তি বৃদ্ধি পায়। কেননা একই পর্যায়ে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে এদের শক্তি স্তরের কোনো পরিবর্তন হয় না। আবার সর্ববহিঃস্থ স্তরের ইলেকট্রনের সাথে নিউক্লিয়াসের আকর্ষণের কারণে আকার হ্রাস পায়। এর ফলে সর্ববহিঃস্থ স্তরে ইলেকট্রনের সাথে নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বেশি হওয়ায় উহা হতে 1টি ইলেকট্রন সরাতে অধিক পরিমাণ শক্তির প্রয়োজন হয়। এ কারনে পর্যায় সারণির একই পর্যায়ে মৌলের আয়নীকরণ শক্তি বৃদ্ধি পায়।

নিম্নে ২য় ও ৩য় পর্যায়ের মৌলের আয়নীকরণ শক্তি দেখানো হল:

২য় পর্যায়ের মৌল		*Li*	*Be*	*B*	*C*	*N*	*O*	*F*	*Ne*
আয়নীকরণ শক্তি $KJmol^{-1}$	*Ei*	*520*	***899***	***800***	*1086*	***1402***	***1314***	*1681*	*2080*
৩য় পর্যায়ের মৌল		*Na*	*Mg*	*Al*	*Si*	*P*	*S*	*Cl*	*Ar*
আয়নীকরণ শক্তি $KJmol^{-1}$	*Ei*	*496*	***738***	***578***	*786*	***1062***	***1007***	*1260*	**--**

পঞ্চম অধ্যায়

রাসায়নিক বন্ধন (Chemical Bond)

যোজ্যতা ইলেকট্রন:

কোনো মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ কক্ষপথ বা শক্তিস্তরে যে ইলেকট্রন বা ইলেকট্রনসমূহ বিদ্যমান থাকে তার সংখ্যাকে যোজ্যতা ইলেকট্রন বলা হয়।

যোজনী ও যোজ্যতা:

কোনো মৌলের একটি পরমাণুর সাথে অপর একটি মৌলের পরমাণুর যুক্ত হওয়ার ক্ষমতাকে যোজনী বা যোজ্যতা বলা হয়।

যোজ্যতা শক্তিস্তর: সর্বশেষ শক্তিস্তর যোজনী হিসাব করা হয় বলে সর্বশেষ শক্তিস্তরকে যোজ্যতা শক্তিস্তর বলা হয়।

নিষ্ক্রিয় মৌল:

পর্যায় সারণির 18-গ্রুপের মৌলসমূহকে নিষ্ক্রিয় মৌল বলা হয়। শুধু নিষ্ক্রিয় গ্যাস সমূহের পরমাণু মুক্ত অবস্থায় প্রকৃতিতে থাকে। একমাত্র হিলিয়াম ব্যতীত সব নিষ্ক্রিয় গ্যাসের সর্ববহিঃস্থ বা যোজ্যতাস্তরে ইলেকট্রন বিন্যাস ns^2np^6 । নিষ্ক্রিয় গ্যাসসমূহের সর্বশেষ স্তরের s^2p^6 ইলেকট্রন বিন্যাস থাকায় বোঝা যায় এ বিন্যাসটি বিশেষভাবে স্থিতিশীল। এ কারণে অন্যান্য মৌল সমূহ এ ধরণের অধিকতর স্থায়ী ইলেকট্রন বিন্যাস গঠনে আগ্রহী। বিভিন্ন মৌল বিভিন্ন ভাবে এ s^2p^6 বন্ধন গঠনে সচেষ্ট হয়। এ নিয়মকে অষ্টক নিয়ম বলা হয়

যোজনীর ইলেকট্রনীয় মতবাদ:

কোনো মৌলের পরমাণু তা নিকটতম নিষ্ক্রিয় গ্যাসের গঠন কাঠামো অর্জন করতে তার সর্বশেষ শক্তিস্তর থেকে যতটি ইলেকট্রন গ্রহণ, বর্জন অথবা শেয়ার করে ঐ সংখ্যাকে ঐ মৌলের যোজনী বলা হয়।

নিষ্ক্রিয় মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস:

$He\ (2) \rightarrow \boxed{1s^2}$

$Ne\ (10) \rightarrow 1s^2\ \boxed{2s^2\ 2p^6}$

$Ar\ (18) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \boxed{3s^2\ 3p^6}$

যোজনী নির্ণয়:

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

Na এর যোজনী স্তর হল ৩য় শক্তিস্তর তাতে নিকটতম নিষ্ক্রিয় মৌলের চেয়ে 1টি ইলেকট্রন বেশি আছে তাকে নিষ্ক্রিয় মৌলের গঠনের জন্য 1টি ইলেকট্রন ত্যাগ করতে হবে। তাই এর যোজনী = 1

$Mg\ (12) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ যোজনী = 2

$F(9) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ নিষ্ক্রিয় মৌলের চেয়ে 1টি ইলেকট্রন কম থাকায় 1টি ইলেকট্রন গ্রহণ করতে হবে তাই এর যোজনী = 1

$F\ (9) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ যোজনী = 1

নিজে কর: *Al(13), K(19)* এর যোজনী কত?

যোজনী: কোনো মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ শক্তিস্তরে যতটি অযুগ্ম বা বিজোড় ইলেকট্রন বিদ্যমান থাকে তাকে ঐ মৌলের যোজনী বলা হয়। **যেমন:**

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

সর্বশেষ শক্তিস্তর হল ৩য় শক্তিস্তর এবং তাতে 1টি বিজোড় ইলেকট্রন থাকায় তার যোজনী =1

$F\ (9) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2Px^2\ 2Py^2\ 2Pz^1$ যোজনী =1

$C\ (6) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2Px^1\ 2Py^1\ 2Pz^0$ যোজনী =2

নিজে কর: *O(8), N(7)*

পরিবর্তনশীল যোজনী: কোনো মৌল অবস্থাভেদে একাধিক যোজনী প্রদর্শন করে থাকে তার ঐ যোজনীকে পরিবর্তনশীল যোজনী বলা হয়। **যেমন:** *C(6), P(15), S(16)*

কার্বনের যোজনী 2,4 ব্যাখা কর।

স্বাভাবিক অবস্থায় $C\ (6) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2Px^1\ 2Py^1\ 2Pz^0$ যোজনী =2

উদ্দীপিত অবস্থায় $*\ C\ (6) \rightarrow 1s^2\ 2s^1\ 2Px^1\ 2Py^1\ 2Pz^1$ যোজনী =4

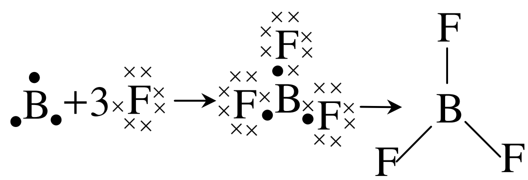
ফসফরাসের যোজনী 3,5 ব্যাখ্যা কর।

স্বাভাবিক অবস্থায় $P\ (15) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2P^6\ 3s^2\ 3Px^1\ 3Py^1\ 3Pz^1$ যোজনী =3

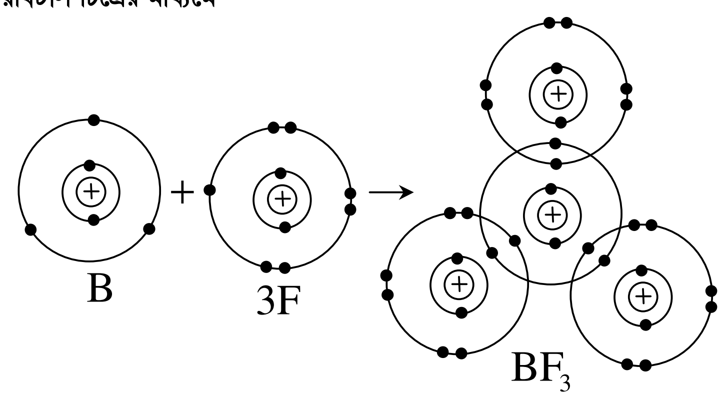
উদ্দীপিত অবস্থায় $*\ P\ (15) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2P^6\ 3s^1\ 3Px^1\ 3Py^1\ 3Pz^1\ 3dxy^1$ যোজন =5

নিজে কর: *S(16)* এর যোজনী =2,4,6

লুইস প্রতীকের সাহায্যে



অরবিটাল চিত্রের মাধ্যমে



নিজে করঃ BCl_3 অণুর গঠন।

অষ্টক সম্প্রসারণ:

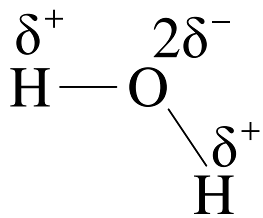
***PCl_5* অণুর গঠন**

স্বাভাবিক অবস্থায়: $P\ (15) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2P^6\ 3s^2\ 3Px^1\ 3Py^1\ 3Pz^1$

উদ্দীপিত অবস্থায়: $*P\ (15) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2P^6\ 3s^1\ 3Px^1\ 3Py^1\ 3Pz^1\ 3dxy^1$

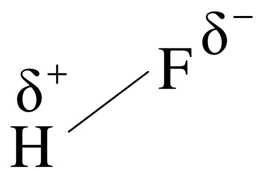
$Cl\ (17) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2P^6\ 3s^2\ 3Px^2\ 3Py^2\ 3Pz^1$

স্বাভাবিক অবস্থায় ফসফরাসের ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে দেখা যায় যে, তারঁ সর্বশেষ শক্তিস্তরে 3টি বিজোড় ইলেকট্রন বিদ্যমান। উদ্দীপিত অবস্থায় তার 3s থেকে 1টি ইলেকট্রন স্থানান্তরিত হয়ে *3dxy* এ চলে যায়। ফলে বিজোড় ইলেকট্রন সংখ্যা হয় 5টি। ফসফরাসের 5টি বিজোড় ইলেকট্রন 5টি ক্লোরিন পরমাণুর 5টি বিজোড় ইলেকট্রনের সাথে শেয়ার করে ফসফরাস পেন্টা ক্লোরাইড অণুর গঠন করে। এক্ষেত্রে ক্লোরিনের অষ্টক পূর্ণ হলেও ফসফরাসের অষ্টকের চেয়ে 2টি ইলেকট্রন বেশি আছে। তাই এক্ষেত্রে অষ্টক নিয়ম গ্রহণ যোগ্য নয়।



***HF* একটি পোলার যৌগ ব্যাখ্যা কর।**

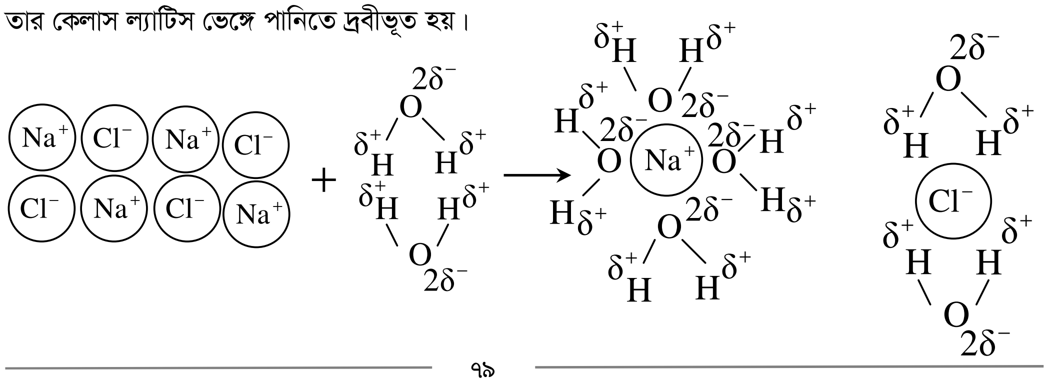
সমযোজী যৌগে সংশ্লিষ্ট দু'টি পরমাণুর তড়িৎ ঋনাত্মকতার মান 0.5 থেকে 1.9 এর মধ্যে হলে উহারা পোলার যৌগ গঠন করে। ***HF*** যৌগে ফ্লোরিন ও হাইড্রোজেনের তড়িৎ ঋনাত্মকতার পার্থক্য (4.0-2.1)= 1.9। যা সর্বাধিক পরিমাণে পোলারিটি প্রদর্শন করে। এ কারণে ***HF*** একটি পোলার যৌগ।



নিজে কর: *HCl* একটি পোলার যৌগ।

সোডিয়াম ক্লোরাইড কিভাবে পানিতে দ্রবীভূত হয়:

পানি একটি পোলার যৌগ হওয়ায় তাতে ধনাত্মক ও ঋনাত্মক প্রান্তের সৃষ্টি হয়। অপর পক্ষে সোডিয়াম ক্লোরাইড একটি আয়নিক যৌগ হওয়ায় তাতেও ধনাত্মক ও ঋনাত্মক প্রান্ত বিদ্যমান। সোডিয়াম ক্লোরাইডকে যখন পানিতে দ্রবীভূত করা হয়। তখন পানির ঋনাত্মক প্রান্ত সোডিয়াম ক্লোরাইডের ধনাত্মক প্রান্তকে এবং পানির ধনাত্মক প্রান্ত সোডিয়াম ক্লোরাইডের ঋনাত্মক প্রান্তকে আকর্ষণ করে। পানির পানি যোজন শক্তি বা হাইড্রেশন শক্তি সোডিয়াম ক্লোরাইডের কেলাস ল্যাটিস শক্তির চেয়ে বেশি হওয়ায় সোডিয়াম ক্লোরাইড তার কেলাস ল্যাটিস ভেঙ্গে পানিতে দ্রবীভূত হয়।



$\boldsymbol{Zn_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow ZnSO_{4(aq)} + H_{2(g)}}$ **বিক্রিয়াটি জারণ-বিজারণ বিক্রিয়া ব্যাখ্যা কর।**

Zn এর জারণ সংখ্যা $= 0$

$ZnSO_4$ এ Zn এর জারণ সংখ্যা
$Zn + (-2) = 0$
$Zn = +2$

জারণ সংখ্যার পার্থক্য $= 2 - 0 = 2$

H_2SO_4 এ H এর জারণ সংখ্যা
$2H + (-2) = 0$
$H = +1$

H_2 এ H এর জারণ সংখ্যা $= 0$

জারণ সংখ্যার পার্থক্য $= 1 - 0 = 1$

এখানে,
জিঙ্ক ইলেকট্রন ত্যাগ করায় Zn বিজারক
এবং H_2SO_4 ইলেকট্রন গ্রহণ করায় H_2SO_4 জারক

$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ জারণ অর্ধবিক্রিয়া
$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$ বিজারণ অর্ধবিক্রিয়া

(+) করে $Zn + 2H^+ \longrightarrow Zn^{2+} + H_2$
বা, $Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2$
[SO_4^{2-} দর্শক আয়নের উপস্থিতিতে]

দর্শক আয়ন: যে সমস্ত আয়ন অপরিবর্তিত আয়ন রূপে রাসায়নিক বিক্রিয়ায় অংশ গ্রহণ করে থাকে তাদেরকে দর্শক আয়ন বলা হয়। **যেমন:** $Na^+, K^+, Cl^-,\ SO_4^{2-}$ ইত্যাদি।

$\boldsymbol{SnCl_2 + FeCl_3 \longrightarrow SnCl_4 + FeCl_2}$ **বিক্রিয়াটি জারণ-বিজারণ বিক্রিয়া ব্যাখ্যা।**

$SnCl_2$ এ Sn এর জারণ সংখ্যা
$Sn = +2$

$SnCl_4$ এ Sn এর জারণ সংখ্যা
$Sn = +4$

জারণ সংখ্যার পরিবর্তন$= 4 - 2 = 2$

আবার,

$FeCl_3$এ Fe এর জারণ সংখ্যা
$Fe = +3$

$FeCl_2$ এ Fe এর জারণ সংখ্যা
$Fe = +2$

জারণ সংখ্যার পরিবর্তন $= 3 - 2 = 1$

এখানে, Sn এর জারণমান $+2$ থেকে $+4$ হওয়ায় উহার ধনাত্মকতা বৃদ্ধি পাওয়ায় $SnCl_2$ বিজারক এবং Fe এর ধনাত্মকতা হ্রাস পাওয়ায় $FeCl_3$ জারক

$Sn^{2+} \longrightarrow Sn^{4+} + 2e^-$ জারণ অর্ধবিক্রিয়া .... (i)

$Fe^{3+} + e^- \longrightarrow Fe^{2+}$ বিজারণ অর্ধবিক্রিয়া .... (ii)

(i) নংকে 1 এবং (ii) নংকে 2 দ্বারা গুণ করে পাই

$Sn^{2+} \longrightarrow Sn^{4+} + 2e^-$

$2Fe^{3+} + 2e^- \longrightarrow 2Fe^{2+}$

$(+)$ করে $Sn^{2+} + 2Fe^{3+} \longrightarrow Sn^{4+} + 2Fe^{2+}$

বা, $SnCl_2 + FeCl_3 \longrightarrow SnCl_4 + FeCl_2$ [Cl^- দর্শক আয়নের উপস্থিতিতে]

$H_2S + Cl_2 \longrightarrow S + 2HCl$ বিক্রিয়াটি জারণ-বিজারণ বিক্রিয়া ব্যাখ্যা।

H_2S এ S এর জারণ মান
$S = -2$

S এর জারণ মান $S = 0$

জারণ সংখ্যার পার্থক্য $= 2 - 0 = 2$

Cl_2 এ Cl এর জারণ মান $= 0$ HCl এ Cl এর জারণ মান $Cl = -1$

জারণ সংখ্যার পার্থক্য $= 1 - 0 = 1$

এখানে, S এর জারণ মান -2 থেকে 0 হওয়ায় উহার ধনাত্মকতা বৃদ্ধি পেয়েছে অতএব H_2S বিজারক এবং Cl এর জারণ মান 0 থেকে -1 হওয়ায় উহার তড়িৎ ধনাত্মকতা হ্রাস পেয়েছে। অতএব Cl_2 জারক

$S^{2-} \longrightarrow S + 2e^-$ জারণ অর্ধবিক্রিয়া .... (i)

$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$ বিজারণ অর্ধবিক্রিয়া .... (ii)

$(+)$ করে, $S^{2-} + Cl_2 \longrightarrow S + 2Cl^-$

বা, $H_2S + Cl_2 \longrightarrow S + 2HCl$ [H^+ দর্শক আয়নের উপস্থিতিতে]

$FeCl_2 + Cl_2 \longrightarrow FeCl_3$ বিক্রিয়াটি জারণ-বিজারণ অর্ধ বিক্রিয়ার সাহায্যে সমতাসহ ব্যাখ্যা।

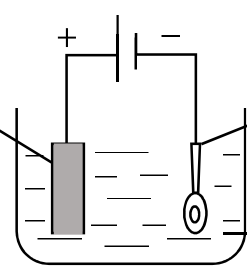
$FeCl_2$ এ Fe এর জারণ মান
$Fe = +2$

$FeCl_3$ এ Fe এর জারণ মান
$Fe = +3$

জারণ সংখ্যার পার্থক্য $= 3 - 2 = 1$

লোহার চামচের উপর নিকেলের ইলেকট্রোপ্লেটিং বর্ণনা।

বর্ণনা: লোহার তৈরি কোনো জিনিসকে যেমন লোহার চামচকে প্রথমে লঘু কস্টিক সোডা ও পরে লঘু সালফিউরিক এসিডে ধুয়ে এর পৃষ্ঠতলকে পরিষ্কার করা হয়। একটি কাচের পাত্রে নিকেল সালফেট $NiSO_4$ এর দ্রবণ নিয়ে একটি নিকেল ধাতুর দন্ডকে অ্যানোড রূপে এবং লোহার তৈরি পরিষ্কার চামচকে ক্যাথোড রূপে ঐ দ্রবণে নিমজ্জিত রাখা হয়। দ্রবণে নিকেল আয়নের পরিমাণ যাতে হ্রাস না পায় সেজন্য নিকেলের তৈরি অ্যানোড ব্যবহার করা হয়। ব্যাটারী থেকে বিদ্যুৎ চালনা করলে ক্যাথোড রূপী লোহার চামচের উপর নিকেল ধাতুর প্রলেপ পড়ে।



লোহার চামচের উপর নিকেল দ্বারা তড়িৎ প্রলেপন

অ্যানোড ও ক্যাথোডের বিক্রিয়া:

তড়িৎ বিশ্লেষ্যের বিয়োজন: $NiSO_{4(aq)} \rightarrow Ni^{2+}_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)}$

অ্যানোডে বিক্রিয়া: $Ni_{(s)} \rightarrow Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

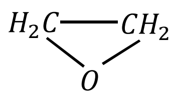
ক্যাথোডে বিক্রিয়া: $Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Ni_{(s)}$ [প্রলেপ]

নিজে কর: (i) লোহার চামচের উপর সিলভারের ইলেকট্রোপ্লেটিং
(ii) ঘড়ির চেইনের উপর ক্রোমিয়ামের ইলেকট্রোপ্লেটিং

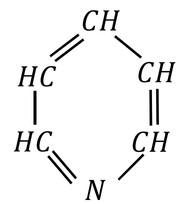
পানির তড়িৎ বিশ্লেষণ বর্ণনা কর। অথবা এসিড মিশ্রিত পানির তড়িৎ বিশ্লেষণ বর্ণনা।

বিশুদ্ধ পানির বিদ্যুৎ কুপরিবাহী অর্থাৎ বিশুদ্ধ পানি খুব কম বিদ্যুৎ পরিবহন করে। বিদ্যুৎ পরিবাহিতা বৃদ্ধির জন্য এতে অল্প পরিমাণ সালফিউরিক এসিড যোগ করা হয়। একটি পাত্রে মিশ্রিত দ্রবণকে নিয়ে দুই পাশে দুটি প্লাটিনাম তার ব্যবহার করা হয়। তার দুটি তড়িৎদ্বার হিসেবে কাজ করে। অতঃপর তার দুটিকে একটি ব্যাটারীর ধনাত্মক প্রান্ত ও ঋনাত্মক প্রান্তের সাথে যোগ করা হয়। এতে তড়িৎ প্রবাহিত হবে এবং একই সাথে প্লাটিনাম তারদ্বয়ে ছোট ছোট বুদবুদের সৃষ্টি হয়। দুটি গ্যাস জারে দুটি গ্যাস জমা করে পরীক্ষা করলে দেখা

- **হেটারোসাইক্লিক যৌগঃ** যে সমস্ত জৈব যৌগের কাঠামো বলয়টি অন্য মৌল যেমন, N, O ও S এর সাহায্য নিয়ে গঠিত হয় তাকে হেটারোসাইক্লিক যৌগ বলা হয়। **যেমনঃ**



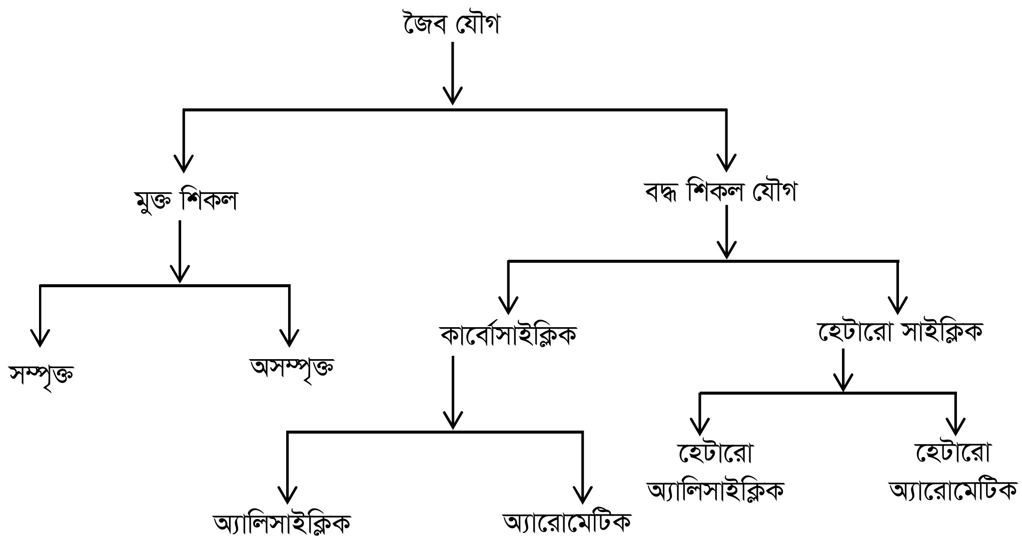
ইথিলিন অক্সাইড



পিরিডিন

উহা দু'প্রকার। যথাঃ

- হেটারো অ্যালিসাইক্লিক যৌগ
- হেটারো অ্যারোমেটিক যৌগ



কার্যকরী মূলকঃ

জৈব যৌগের অনুষ্ঠিত বিভিন্ন উপাদান মৌলের যে পরমাণু বা মূলক উক্ত যৌগের ধর্ম বিক্রিয়া ইত্যাদি নির্ধারণ করে থাকে, ঐ পরমাণু বা মূলকটিকে ঐ যৌগের তথা ঐ যৌগ শ্রেণির কার্যকরী মূলক বলা হয়। যেমন, অ্যালকোহলের কার্যকরী মূলক $-OH$।

বিভিন্ন সমগোত্রীয় শ্রেণির সাধারণ সংকেত ও কার্যকরী মূলক:

সমগোত্রীয় যৌগ শ্রেণির নাম	যৌগ শ্রেণির সাধারণ সংকেত	কার্যকরী মূলক	গাঠনিক সংকেত
1. অ্যালকিন	$RCH = CH - R$	$-\overset{\mid}{C} = \overset{\mid}{C} -$	$-\overset{\mid}{C} = \overset{\mid}{C} -$
2. অ্যালকাইন	$RC \equiv C - R$	$-C \equiv C -$	$-C \equiv C -$
3. অ্যালকোহল	$R - OH$	$-OH$	$-O - H$
4. অ্যালকাইল হ্যালাইড	$R - X$	$-X$	$-F, -Cl, -Br = I$
5. অ্যালডিহাইড	$R - CHO$	$-CHO$	$-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C} - H$
6. কিটোন	$R - CO - R$	$-CO -$	$-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C} -$
7. কার্বক্সিলিক এসিড	$R - COOH$	$-COOH$	$-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C} - O - H$
8. এস্টার	$R - CO - OR$	$-CO - OR$	$-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C} - O - R$
9. এসিড অ্যান হাইড্রাইড	$(RCO)_2O$	$(-CO)_2O$	$-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C} - O - \overset{\overset{O}{\parallel}}{C} -$
10. ইথার	$RCH_2 - O - CH_2 - R$	$-\underset{\mid}{\overset{\mid}{C}} - O - \underset{\mid}{\overset{\mid}{C}}$	$-\underset{\mid}{\overset{\mid}{C}} - O - \underset{\mid}{\overset{\mid}{C}}$

বিঃদ্রঃ অ্যালকেন সম্পৃক্ত যৌগ। অ্যালকেনে নির্দিষ্ট কার্যকরী মূলক নেই।

সমগোত্রীয় শ্রেণি (Homologous Series): একই প্রকার মৌল সমন্বয়ে গঠিত সমধর্মী জৈব যৌগ সমূহকে এদরে আনবিক ভরের ক্রমবর্ধমান অনুসারে সাজিয়ে অর্থাৎ পাশাপাশি দুটি যৌগের মধ্যে মিথিলিন $(-CH_2-)$ মূলকের পার্থক্য বজায় রেখে যে সমস্ত যৌগ পাওয়া যায় তাকে সমগোত্রীয় শ্রেণি বা হোমালোগাস সিরিজ বলা হয়।

সমগোত্রীয় শ্রেণির বৈশিষ্ট্য সমূহ:

i. এদেরকে একটি সাধারণ সংকেত দ্বারা প্রকাশ করা হয়। **যেমন:** অ্যালকোহলের সাধারণ সংকেত $C_nH_{2n+1}OH$।

ii. পাশাপাশি দুটি সমগোত্রকের মধ্যে একটি মিথিলিন মূলকের $(-CH_2-)$ পার্থক্য থাকে। যেমন: $CH_3OH, CH_3 - CH_2 - OH$

iii. প্রত্যেক সমগোত্রকের একটি কার্যকরী মূলক থাকে। **যেমন:** অ্যালকোহলের কার্যকরী মূলক $-OH$ ।

iv. এদের কতগুলো সাধারণ প্রস্তুতি থাকে।

নিজে কর:

i. প্রোপিনের সাথে ব্রোমিনের বিক্রিয়া
ii. প্রোপাইনের সাথে ব্রোমিনের বিক্রিয়া

2. **অসম্পৃক্ততার পরীক্ষা (জারণ প্রক্রিয়ায় মাধ্যমে):** ক্ষারীয় পটাসিয়াম পার ম্যাঙ্গানেটের দ্রবণকে বেয়ার বিকারক বলা হয়। এর বর্ণ গোলাপী। কোনো জৈব যৌগের সাথে ক্ষারীয় পটাসিয়াম পারম্যাঙ্গানেটের লঘু জলীয় দ্রবণ যৌগ করলে যদি গোলাপী বর্ণ বিনষ্ট হয়ে যায় তাহলে জৈব যৌগটি অসম্পৃক্ত।

$$CH_2 = CH_2 + H_2O + [O] \xrightarrow[KOH]{KMnO_4} \underset{\text{ইথিলিন গ্লাইকল}}{\overset{OH}{\overset{|}{CH_2}} - \overset{OH}{\overset{|}{CH_2}}}$$

$$CH \equiv CH + 4[O] \xrightarrow[KOH]{KMnO_4} \underset{\text{অক্সালিক এসিড।}}{HOOC - COOH}$$

নিজে কর:

1. প্রোপিন থেকে প্রোপিলিন গ্লাইকল

3. **অ্যালকিনের সাথে হাইড্রোজেন হ্যালাইডের বিক্রিয়া:** অ্যালকিনের সাথে হাইড্রোজেন হ্যালাইড বিক্রিয়া করে অ্যালকাইন হ্যালাইড উৎপন্ন করে।

$$CH_2 = CH_2 + HX \longrightarrow CH_3 - CH_2X$$
$$CH_2 = CH + HBr \longrightarrow CH_3CH_2Br$$

মারকনিকভের নিয়ম: অপ্রতিসম অসম্পৃক্ত জৈব যৌগের সাথে অপ্রতিসম বিকারকের যুত বিক্রিয়ায় অপ্রতিসম অসম্পৃক্ত যৌগের দ্বি-বন্ধনীর যে কার্বনের বেশি সংখ্যক H পরমাণু বিদ্যমান বিকারকের ধনাত্মক অংশটি তার সাথে যুক্ত হয়। একে মারকনিকভের নিয়ম বলা হয়। **যেমন:**
অপ্রতিসম প্রোপিন ও HBr এর 90% 2 − ব্রোমোপ্রোপেন ও 10% 1 − ব্রোমো প্রোপেন উৎপন্ন হয়।

$$2CH_3 - CH = CH_2 + 2HBr \longrightarrow \begin{cases} CH_3 - \overset{Br}{\overset{|}{CH}} - CH_3 \quad (90\%) \\ CH_3 - CH_2 - CH_2 - Br \quad (10\%) \end{cases}$$