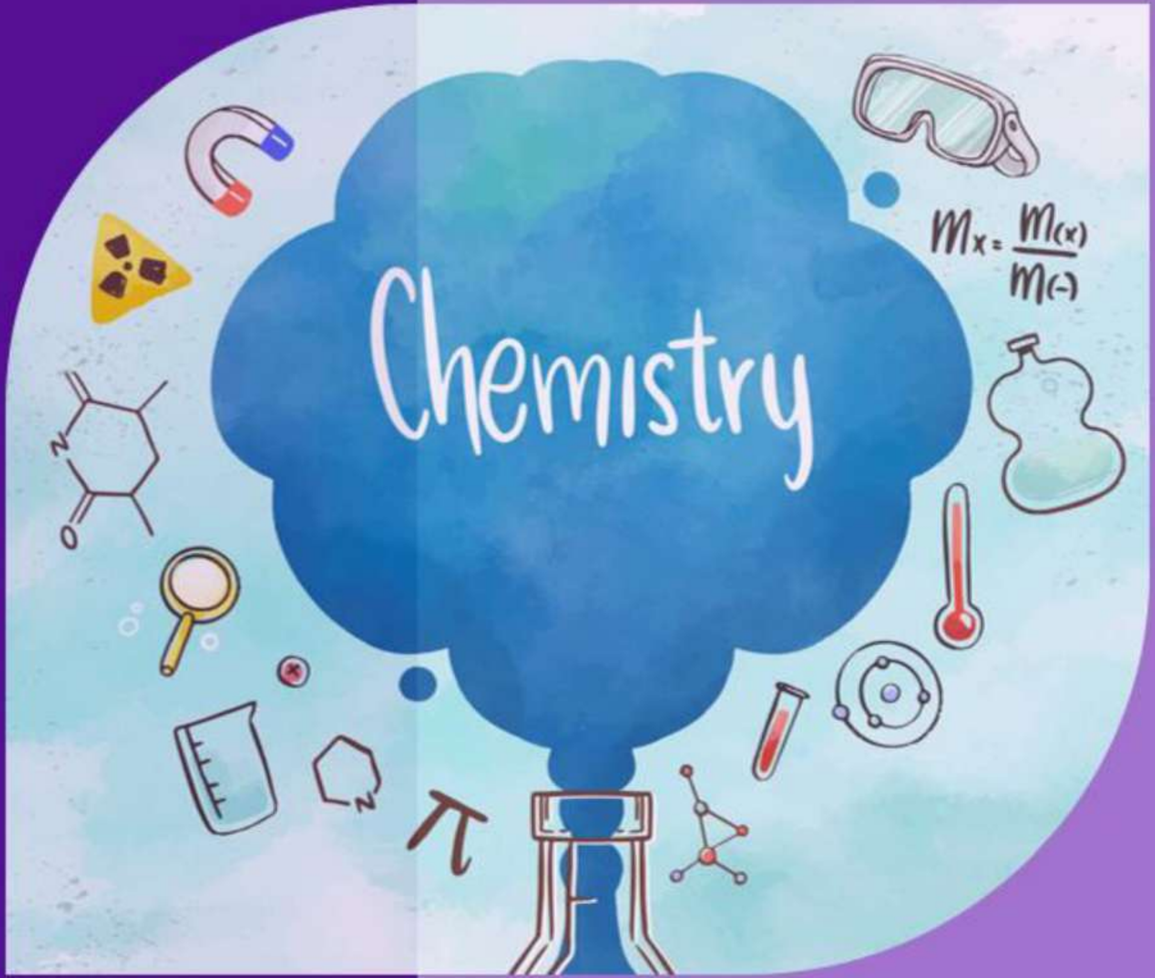
মেডিকেল এন্ড ডেন্টাল এডমিশন কেয়ার ২০২০

রসায়ন

লেকচার : C-01

অধ্যায় ৩ : মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম ও রাসায়নিক বন্ধন (১ম পত্র) (পর্যায়বৃত্ত ধর্ম পর্যন্ত)



মেডিকেল ও ডেন্টাল ভর্তি পরীক্ষার জন্য এই অধ্যায়ের গুরুত্বপূর্ণ টপিকসমূহঃ

গুরুত্ব	টপিক	ভর্তি পরীক্ষায় যে বছর প্রশ্ন এসেছে
✪✪✪	ইলেকট্রন বিন্যাসের ভিত্তিতে মৌলের শ্রেণিবিভাগ	MAT: 18-19, 12-13, 07-08, 01-02; DAT: 07-08, 01-02, 00-01
✪✪✪	s-ব্লক মৌলসমূহ	MAT: 19-20, 15-16, 11-12, 10-11, 05-06; DAT: 04-05
✪✪✪	p-ব্লক মৌলসমূহ	MAT: 19-20, 18-19, 16-17, 15-16, 14-15, 13-14, 12-13, 11-12, 10-11, 08-09, 07-08, 06-07, 04-05, 03-04, 02-03, 01-02; DAT: 19-20, 17-18, 16-17, 10-11, 08-09, 06-07, 05-06, 04-05, 03-04, 02-03
✪✪✪	d-ব্লক মৌলসমূহ	MAT: 19-20, 17-18; DAT: 18-19, 04-05
✪✪✪	f-ব্লক মৌলসমূহ	MAT: 19-20, 16-17; DAT: 18-19
✪✪✪	মৌলসমূহের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম	MAT: 19-20, 17-18, 14-15, 11-12, 02-03, 01-02; DAT: 17-18

পর্যায় সারণির ইতিহাস

1869

- সর্বপ্রথম মেন্ডেলিফ জ্ঞাত ৬৩টি মৌলকে এদের পারমাণবিক ভরের ক্রম বৃদ্ধি অনুসারে ১২ টি পর্যায় ও ৮টি গ্রুপে বিন্যস্ত করেন।
- বিজ্ঞানী বোর ইলেকট্রন বিন্যাসের ভিত্তিতে বিস্তৃত পর্যায় আকারে একটি পর্যায় সারণি তৈরি করেন। এটি দীর্ঘকায় পর্যায় সারণি বা বোরের পর্যায় সারণি নামে পরিচিত।
- IUPAC সংস্থা কর্তৃক অনুমোদিত মৌলের সংখ্যা হলো ১১৮টি।

Mosley - 1913

1 Dobereiner

Triad

$\frac{Li + K}{2}$

Na

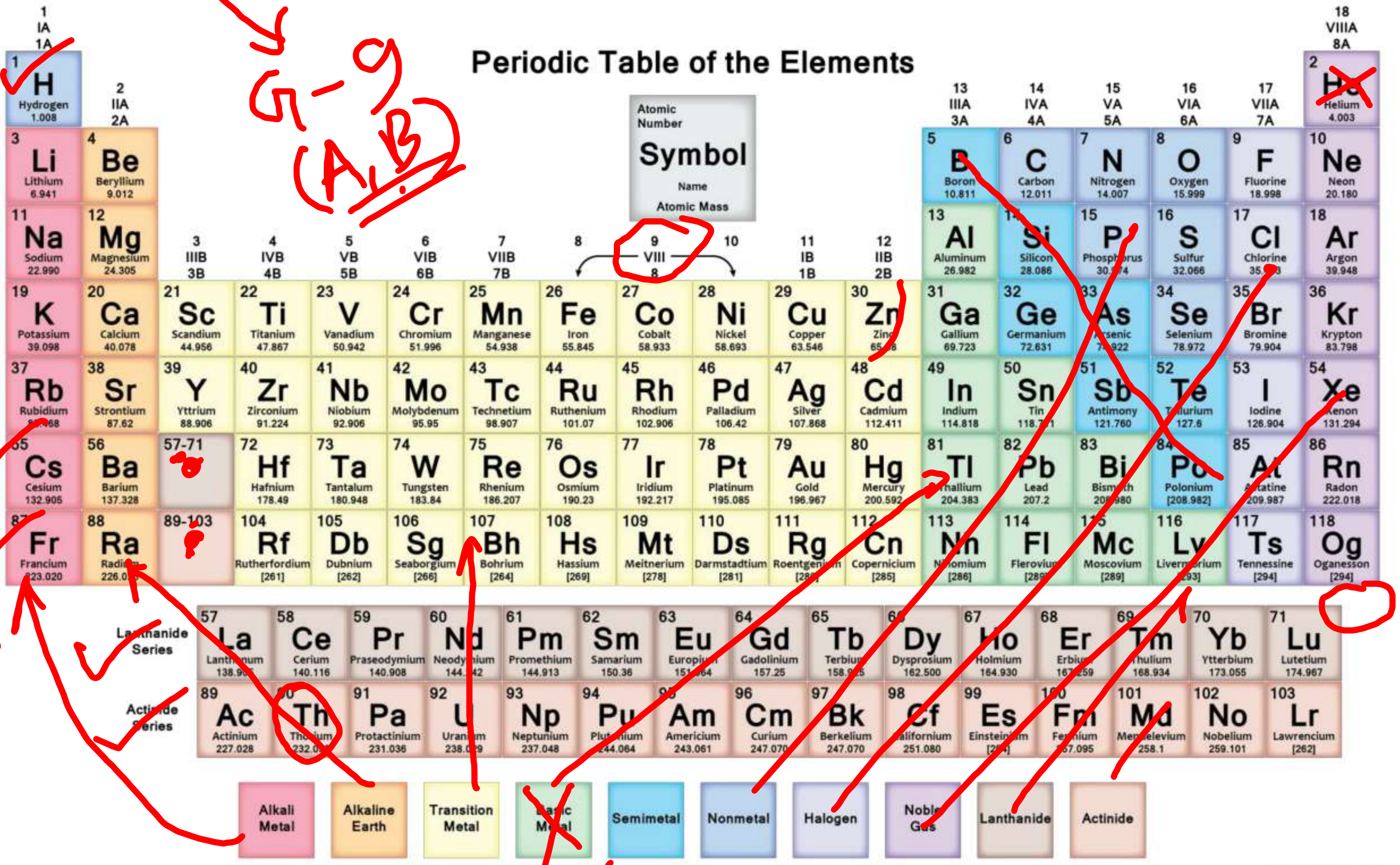
2 Newland

H F Cl

আধুনিক পর্যায় সারণি ?

G-14

G-9 (A,B)



H

He

Th

La, Ac

পর্যায়গুলোর নামঃ

পর্যায়	বিশেষ নাম	মৌল সংখ্যা
১ম পর্যায় H থেকে He (1, 2)	অতিহ্রস্ব পর্যায়	২ ২ টি মৌল
২য় পর্যায় Li থেকে Ne (3, 10)	হ্রস্ব পর্যায়	৮ ৮ টি মৌল
৩য় পর্যায় Na থেকে Ar (11, 18)		৮ ৮ টি মৌল
৪র্থ পর্যায় K থেকে Kr (19, 36)	দীর্ঘ পর্যায়	১৮ ১৮টি মৌল
৫ম পর্যায় Rb থেকে Xe (37)		১৮ ১৮ টি মৌল
৬ষ্ঠ পর্যায় Cs থেকে Rn (57)	অতিদীর্ঘ পর্যায়	৩২ ৩২ টি মৌল
৭ম পর্যায় Fr থেকে Og (101)		৩২ ৩২ টি মৌল

২
৮
১৮
৩২

ধাতু, অধাতু ও অপধাতু

- সর্বমোট মৌল ১১৮ টি
  - ধাতু ৯৪টি
    - কঠিন ৯০
    - তরল ৫
  - অধাতু ১৮টি
    - গ্যাস ১১টি
    - কঠিন ৬টি
    - তরল ১টি — Br
  - অপধাতু ৬টি

ফ্রান্সে গেলে হাতী মাইরো
Fr Ga Hg Cs

Poll Question 01

আধুনিক পর্যায় সারণিতে মৌলের পর্যায়ভিত্তিক শ্রেণীকরণের মূল ভিত্তি কী?

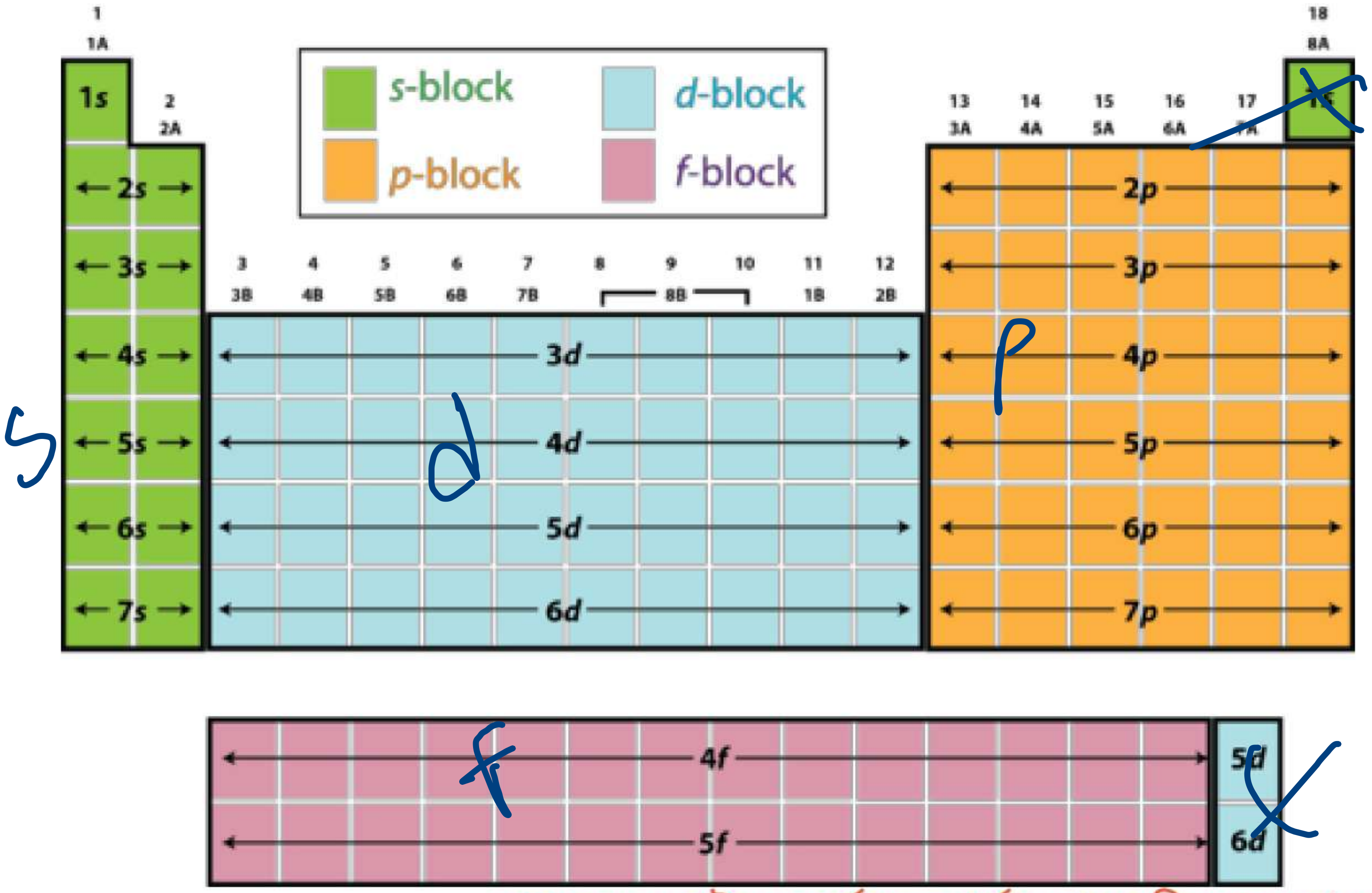
(a) আণবিক সংখ্যা

(b) ইলেকট্রন বিন্যাস

(c) পারমাণবিক ভর

(d) যোজ্যতা

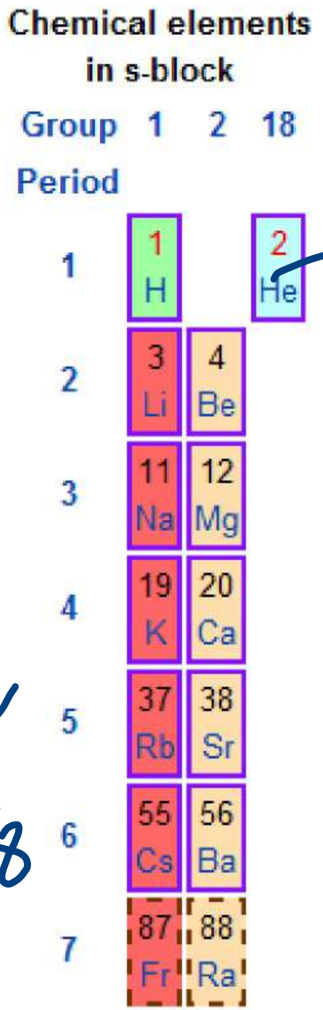
বিভিন্ন ব্লক সমূহ



s-block
p-block
d-block
f-block
1
1A
1s
2
2A
2s
3s
4s
5s
6s
7s
3
3B
4
4B
5
5B
6
6B
7
7B
8
9
8B
10
11
1B
12
2B
3d
4d
5d
6d
13
3A
14
4A
15
5A
16
6A
17
18
8A
2p
3p
4p
5p
6p
7p
4f
5f
5d
6d
s
d
p
f

s-ব্লক মৌল

- সর্বশেষ ইলেকট্রনটি s অরবিটালে যায়।
- পর্যায় সারণির গ্রুপ 1 ও 2 মৌলসমূহ এবং He এ গ্রুপের অন্তর্ভুক্ত।
- মৌলের সংখ্যা হলো 14
- সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তর বা যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস হলো ns^1 বা ns^2.
- গ্রুপ সংখ্যা = সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরের ইলেকট্রনের সংখ্যা।



ns^1

ns^2

1

2

s

1

2

18

p-ব্লক মৌল

- সর্বশেষ ইলেকট্রনটি p অরবিটালে যায়।
- পর্যায় সারণির গ্রুপ- 13,14,15,16,17 ও 18 গ্রুপের He ব্যতীত মৌলসমূহ এ গ্রুপের অন্তর্ভুক্ত।
- মৌলের সংখ্যা 36।
- সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তর বা যোজ্যতা স্তরের সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস হলো $ns^2\ np^1$ থেকে $ns^2\ np^6$.
- গ্রুপ সংখ্যা = 10+ সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরের ইলেকট্রন সংখ্যা (ns এবং np).

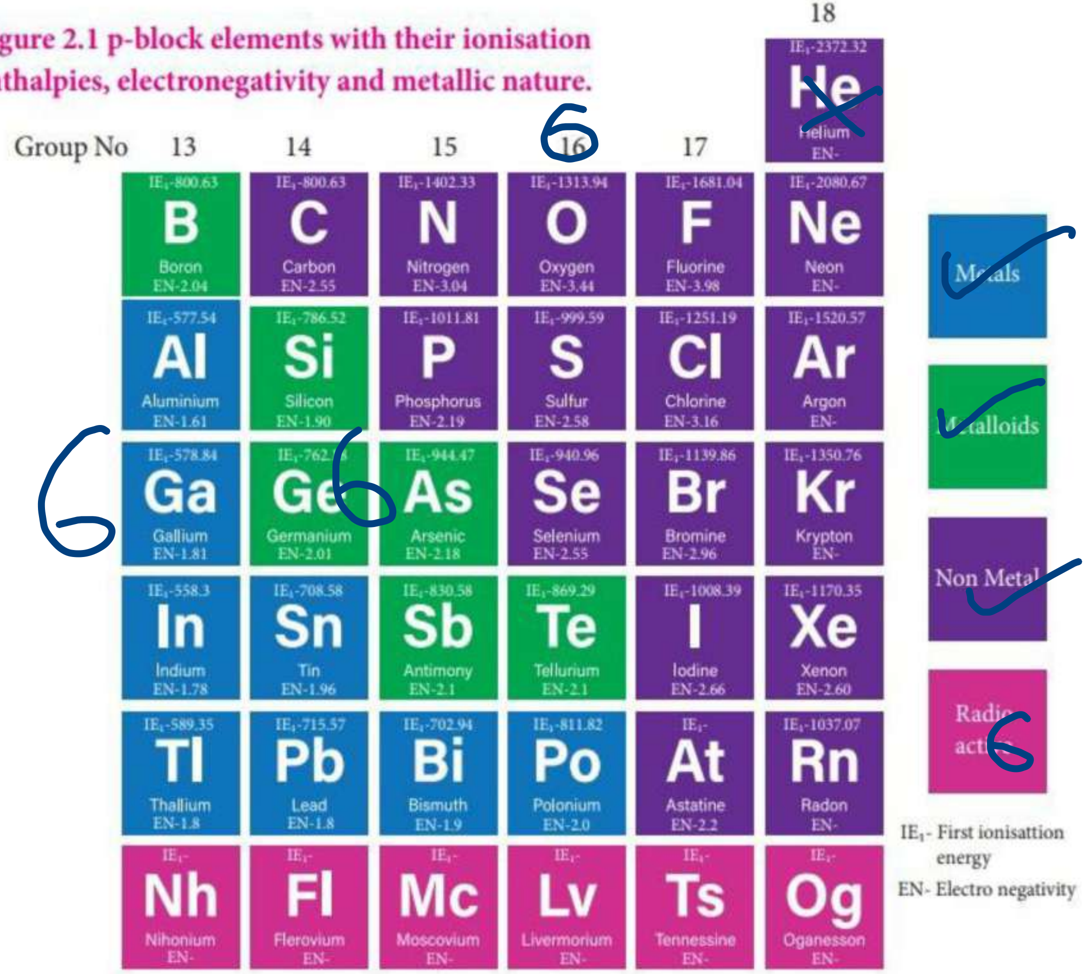


Figure 2.1 p-block elements with their ionisation enthalpies, electronegativity and metallic nature.

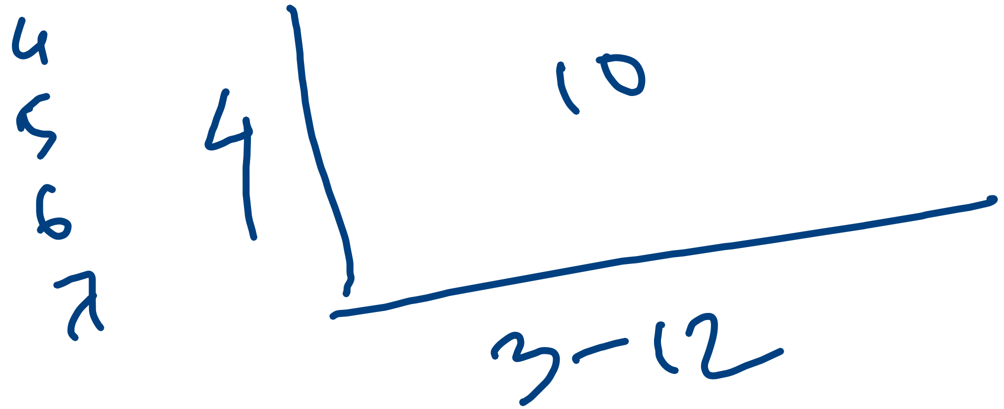
d-ব্লক মৌল

- সর্বশেষ ইলেকট্রনটি d অরবিটালে যায়।
- পর্যায় সারণিতে গ্রুপ-3 থেকে 12 অর্থাৎ B উপশ্রেণির মৌলসমূহ এ শ্রেণির অন্তর্ভুক্ত। তারা সবই ধাতু।
- মৌলের সংখ্যা থোরিয়াম সহ ৪১টি।
- সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তর বা যোজ্যতাস্তরের সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস হলো $(n-1)\,d^{1\text{-}10} + ns^{1\text{-}2}$ ।
- d- ব্লক মৌলগুলোর ক্ষেত্রে গ্রুপ সংখ্যা= $(n-1)\,d + ns$ উপস্তরে ইলেকট্রনের সংখ্যা।

$4s^2 3d^6$

$\cancel{4s^2 3d^4}$

$\cancel{4s^1}\ 3d^5$



$\boxed{4 \times 10 = 40}$

Previous question

পর্যায় সারণিতে d- ব্লকের মৌল সংখ্যা কয়টি? (MAT: 17-18)

(a) 24 টি

(b) 43টি

(c) 41টি

(d) 15টি

f-ব্লক মৌল

- সর্বশেষ ইলেকট্রন f অরবিটালে যায়।
- ৬ষ্ঠ পর্যায়ের ল্যান্থানাম থেকে পরবর্তী লুটেসিয়াম পর্যন্ত পনেরটি মৌলকে ল্যান্থানয়ডস বা ল্যান্থানাইড সিরিজ বলা হয়। a
- অ্যাক্টিনিয়াম থেকে পরবর্তী লরেনসিয়াম পর্যন্ত পনেরটি মৌলকে অ্যাক্টিনয়ডস বা অ্যাক্টিনাইড সিরিজ বলা হয়। b
- f-ব্লকের মৌলগুলোর সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস হলো $(n-2)\ f^{1\text{-}14}(n-1)\ d^{0,1,2} + ns^2$.
- প্রকৃতপক্ষে f-ব্লক মৌলের সংখ্যা হলো ২৭টি। La,Ac,Th f ব্লক মৌল নয়।
- f- ব্লক মৌলগুলোর ক্ষেত্রে গ্রুপ সংখ্যা = f ব্লক মৌলসমূহ পর্যায় সারণির 3 নং গ্রুপে অবস্থান করবে।

অবস্থান্তর

Transition metal = 38

inner " " = 28

f block = 27

ইলেকট্রন বিন্যাস হতে পর্যায় সারণিতে মৌলের অবস্থান নির্ণয়ঃ

- **পর্যায় সংখ্যা নির্ণয়:** মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বোচ্চ প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা n এর মান মৌলের পর্যায় সংখ্যা নির্দেশ করে।
- **গ্রুপ সংখ্যা নির্ণয়:**

s-ব্লক মৌলের গ্রুপ সংখ্যা = সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরের ইলেকট্রনের সংখ্যা।

p-ব্লক মৌলের গ্রুপ সংখ্যা = 10+ সর্ববহিঃস্থ শক্তিস্তরের ইলেকট্রন সংখ্যা (ns এবং np).

d-ব্লক মৌলগুলোর ক্ষেত্রে গ্রুপ সংখ্যা= (n – 1) d + ns উপস্তরে ইলেকট্রনের সংখ্যা

f- ব্লক মৌলগুলোর ক্ষেত্রে গ্রুপ সংখ্যা = f ব্লক মৌলসমূহ পর্যায় সারণির 3 নং গ্রুপে অবস্থান করবে।

$4s^2 3d^5$

3

4th shell

Lu $1s^2$

বিভিন্ন মৌলের অবস্থান নির্ণয়ঃ

2 ~~He~~

10 ~~Ne~~

18 ~~Ar~~

36 ~~Kr~~

54 ~~Xe~~

86 ~~Rn~~ — P-6

Og

33

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$

G-15

$ns^2 \; np^3$

G 30

15 16 17 18

5 + 10 = 15

83 84 85 86

4 = Period

Poll Question 02

ইলেকট্রন বিন্যাস অনুযায়ী Cr কোন পর্যায়ে অবস্থিত?

24 26

(21 – 30)

$[Ar] 4s^1 3d^5$

(a) 3

(b) 4

(c) 2

(d) 6

মৌলসমূহের গ্রুপভিত্তিক ধারণাঃ

নাম	গ্রুপ/শ্রেণি	মৌল সংখ্যা	মৌলসমূহ
১. ক্ষার ধাতু	গ্রুপ-1	৬ টি	H,Li,Na,K,Rb,Cs,Fr
২. মৃৎক্ষার ধাতু	গ্রুপ-2	৬ টি	Be,Mg,Ca,Sr,Ba,Ra
৩. মুদ্রা ধাতু	গ্রুপ-11	৩ টি	Cu,Ag,Au
৪. চ্যালকোজেন বা আকরিক উৎপন্নকারী মৌল	গ্রুপ-16	৪ টি	O,S,Se,Te
৫. হ্যালোজেন মৌল	গ্রুপ-17	৫ টি	F,Cl,Br,I,At
৬. নিষ্ক্রিয় বা অভিজাত মৌল	গ্রুপ-18	৬ টি	He,Ne,Ar,Kr,Xe,Rn
৭. বিরল মৃত্তিকা ধাতু	La সিরিজ	১৫ টি	ল্যান্থানাইড মৌল
৮. অপধাতু	-	৬ টি	B,Si,Ge,As,Sb,Te

বড় ছেলে গেল খাত এর থেকে
উপদার্থ

গ্রুপের ছন্দ, লাগবে না মন্দ.....

গ্রুপঃ IA নামঃ	হায়! H (1)	লি Li (3)	না Na (11)	কে K (19)	রুবি Rb (37)	সাজাবে Cs (55)	ফ্রান্সে Fr (87)
গ্রুপঃ IIA নামঃ	বিরিয়ানি Be (4)	মোগলাই Mg (12)	কাবাব Ca (20)	সরিয়ে Sr (38)	বাইরে Ba (56)	রাখ Ra (88)	-
গ্রুপঃ IIIA নামঃ	বাংলাদেশের B(5)	আলিয়া Al (13)	গেল Ga (31)	ইন্ডিয়ার In (81)	ট্যুরে Tl (81)	নাচতে Nh (113)	-
গ্রুপঃ IVA নামঃ	কাঁদলে C (6)	শার্ট Si (14)	গেঞ্জি Ge (32)	স্যান্ডেল Sn (50)	পাবে Pb (82)	ফিরে Fl (114)	-
গ্রুপঃ VA নামঃ	না N (7)	ফিস P (15)	আছে As (33)	আন্টির Sb (51)	বাসায় Bi (83)	মস্কোতে Mc (115)	-
গ্রুপঃ VIA নামঃ	ও O (8)	এস S (16)	এস-ই Se (34)	তে Te (52)	পড়লেই Po (84)	লাভ Lv (116)	-
গ্রুপঃ VIIA নামঃ	ফেল F (9)	করলাম Cl(17)	ব্রো Br(35)	আইজ I (53)	আসতে At (85)	ট্রেনে Ts (117)	-
গ্রুপঃ VIIIA নামঃ	হে He (2)	না Ne (10)	আর Ar (18)	করিম Kr (36)	যাবে Xe (54)	রমনায় Rn (86)	আজকে Og (118)

s-ব্লক মৌলসমূহের রসায়ন

ক্ষার ধাতু	▪ গ্রুপ-1 এর মৌলসমূহ। ▪ পানির সাথে বিক্রিয়া করে সবল ক্ষার ধাতব হাইড্রোক্সাইড ও গ্যাস উৎপন্ন করে।
মৃৎ-ক্ষার ধাতু	▪ গ্রুপ-2 এর ধাতব মৌলসমূহ। ▪ Mg ও Ca এর অক্সাইড ও কার্বনেট লবণ মাটি বা মৃত্তিকায় পাওয়া যায়। ▪ পানির সাথে ধীরে বিক্রিয়া করে ধাতব হাইড্রোক্সাইড ক্ষারক ও গ্যাস উৎপন্ন করে।
ক্ষার ধাতু ও মৃৎ-ক্ষার ধাতুর উৎস	▪ বিভিন্ন আকরিক।
আদর্শ বা প্রতিনিধি মৌল	▪ s-ব্লক ও p-ব্লকের মৌলসমূহ।

?

s octet

p octet

s-ব্লক ধাতব মৌলসমূহের সাধারণ ধর্মাবলিঃ

- নিম্ন গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক বিশিষ্ট।
- নরম, নমনীয় (Na ধাতুকে ছুরি দিয়ে কাটা যায়)।
- ঘনত্ব কম বলে সাধারণত এগুলো পানির উপর ভাসে।
- Gr-1 একটি ত্যাগ করে একক ধনাত্মক আয়ন এবং Gr-2 দুইটি ত্যাগ করে দ্বি-ধনাত্মক আধানযুক্ত আয়নে পরিণত হয়।
- যৌগসমূহ বর্ণহীন। ব্যতিক্রম - ডাইক্রোমেট, ক্রোমেট, ম্যাঙ্গানেট ও পারম্যাঙ্গানেট।

Na

d d d

ns^1 ns^2

Na

ছুরি

Kerosene

Golden Brown

No Isotope

s-ব্লক ধাতব মৌলসমূহের সাধারণ ধর্মাবলিঃ

- ডায়াম্যাগনেটিক (চৌম্বক দ্বারা বিকর্ষিত হয়)।
- Gr-1 এর আয়নীকরণ শক্তি সবচেয়ে কম। Gr –2 এর অপেক্ষাকৃত বেশি।
- তীব্র বিজারক, তড়িৎ ধনাত্মক (তীব্র)।
- Be ও Mg ব্যতীত সবাই বুনসেন শিখায় বর্ণ দেয়।
- এদের সক্রিয়তা একই গ্রুপের নিচের দিকে মৌলসমূহে বৃদ্ধি পায়।

Fe Co Ni

SN

↑	↑	↑

ไม่คู่ ē ↑

↓

แรงดึงๆ ↑

↓

Ferromagnetic

che + phy

↑↓	↑↓	↑

↓

แรงดึงดูด ↓

↓

paramagnetic

d block

Na

Na^+

↑↓	↑↓	↑↓

No

Mg (12)

ns^2

↑↓

Diagamagnetic

Previous question

পর্যায় সারণির কোন মৌলগুলিকে আদর্শ মৌল বলা হয়? (MAT: 18-19, DAT: 00-01)

(a) s-ব্লক ও p-ব্লক মৌলসমূহ

(b) ১ম পর্যায়ের মৌলসমূহ

(c) ৩য় পর্যায়ের মৌলসমূহ

(d) গ্রুপ-৩ এর মৌলসমূহ

Previous question

সবচেয়ে হালকা ধাতু কোনটি? (DAT: 04-05)

(a) লিথিয়াম

(b) অ্যালুমিনিয়াম

(c) ম্যাগনেশিয়াম

(d) সোডিয়াম

Poll Question 03

নিচের কোনটি S ব্লক মৌল?

(a) Al

(b) C

(c) Be

(d) Nh

p-ব্লক মৌলসমূহের রসায়ন

p ব্লকের সব মৌল তাপ ও বিদ্যুৎ কুপরিবাহী (ধাতু ১২ টি ও গ্রাফাইট ব্যতীত)

↓

p ব্লকভূক্ত ৬টি অপধাতু → সেমিকন্ডাক্টর → তড়িৎ ঋণাত্মক অধাতু

12 ÷ 1

↓

পর্যায় সারণীর একই পর্যায়

বাম থেকে ডান →
- যোজ্যতা e^- সংখ্যা ↑
- পারমাণবিক সংখ্যা ↑
- পারমাণবিক আকার ↓
- বিজারণ ক্ষমতা ↓
- জারণ ক্ষমতা ↑

←

একই গ্রুপের উপর থেকে নিচে

↓
- জারণ ক্ষমতা ↓
- পারমাণবিক আকার ↑
- আয়নীকরণ বিভব ↓
- ধাতব ধর্ম ↑
- বিজারণ ক্ষমতা ↑

↓

পরিবর্তনশীল যোজ্যতা দেখায় → ধাতুর সাথে আয়নিকরণ যৌগ সৃষ্টি করে

11
12
13
14

P block এ 2 টো মৌল বিদ্যুৎ পরিবাহী কোনটি?

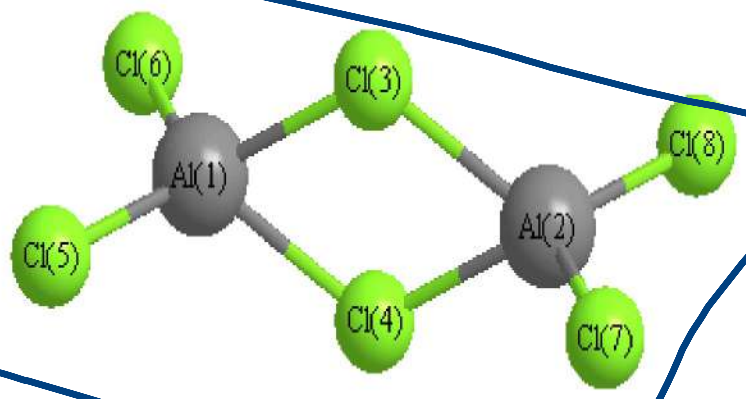
গ্রুপ-13 এর মৌলসমূহের রসায়নঃ

মৌলসমূহঃ B হলো অপধাতু এবং Al,Ga,In,Tl হলো ধাতু

উৎস (আকরিক): Al- এর উৎস-

- কোরান্ডাম-Al_2O_3
- বক্সাইট-$Al_2O_3.2H_2O$,
- কেওলিন-$Al_2O_3.SiO_2.2H_2O$, ***
- ফেলসপার-$K_2O.\ Al_2O_3.6SiO_2$,
- ক্রায়োলাইট-$AlF_3.3NaF$

জারণ অবস্থা: এরা 3+ জারণ অবস্থা প্রদর্শন করে।



$AlCl_3$ → A

গ্রুপ-14 এর মৌলসমূহঃ

মৌলসমূহ: ৬টি মৌলের মধ্যে C ও Si অধাতু, Ge উপধাতু এবং Sn,Pb ও Fl ধাতু।

Pb

উৎস (আকরিক):—

- C এর প্রধান উৎস কয়লা
- Si-এর উৎস বালি ও কোয়ার্টজ(SiO_2)
- Pb-এর উৎস গ্যালেনা-PbS, ক্রোমাইট-$PbCrO_4$.

জারণ অবস্থা: জারণ অবস্থা পরিবর্তনশীল +2এবং +4

গ্রুপ-14 এর মৌলসমূহঃ

যৌগসমূহের প্রকৃতি:

- —কার্বন এবং সিলিকন অধাতু, তাই এদের সব যৌগই সমযোজী। Si এর অষ্টক সম্প্রসারণ সম্ভব।
- —টিন এর সব যৌগই সমযোজী যেমন- $SnCl_2$,$SnCl_4$ ইত্যাদি।
- $SiCl_4$ আর্দ্র বিশ্লেষিত হলেও CCl_4 আর্দ্র বিশ্লেষিত হতে পারে না।
- —স্বাভাবিক অবস্থায় CO_2 গ্যাস, কিন্তু SiO_2 হলো কঠিন পদার্থ।

d orbital

কেন্দ্রীয় পরমাণুর ফাঁকা d orbital

আর্দ্র বিশ্লেষণের শর্ত

দৈত্যাকার ~~অণু~~ অণু

Giant molecule

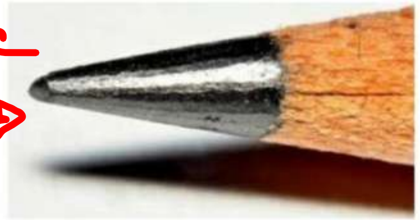
কার্বনের বহুরূপতা:

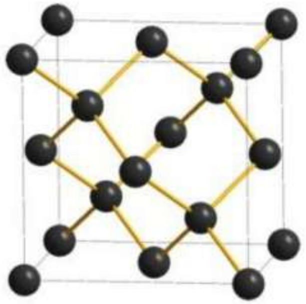
১৮৫১।

2×

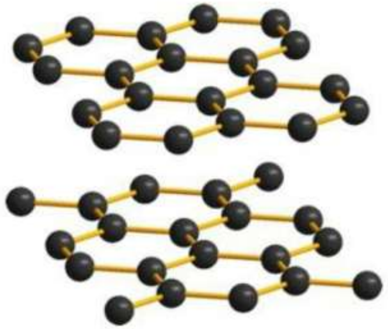
বিষয়	হীরক	গ্রাফাইট
সংকরণ	sp^3	sp^2
গঠন	চতুস্তলকীয়।	ষড়কোণীয়।
C-C দূরত্ব	0.154nm	ষড়ভূজে-0.142nm দুটি স্তরে-0.335nm
গলনাঙ্ক	3600°C	3730°C
বিদ্যুৎ ও তাপ পরিবাহিতা	~~বিদ্যুৎ অপরিবাহী~~ কিন্তু তাপ পরিবাহী।	বিদ্যুৎ ও তাপ পরিবাহী।

1000°C





Cubic



Hexagonal

$-C=C-$

0.134 nm

$\boxed{0.142\ nm}$

$\boxed{0.139\ nm}$

গ্রুপ-15 এর মৌলসমূহের রসায়ন

মৌলসমূহ: N ও P অধাতু, As ও Sb উপধাতু এবং Bi ও Mc ধাতু।

উৎস (আকরিক): নাইট্রোজেনের সবচেয়ে বড় উৎস হলো বায়ু।

ফসফরাসের উৎস প্রধানত ২টি–

(i) অস্থি-হাড়ের ৬০% হলো $Ca_3(PO)_4$

(ii) বিভিন্ন আকরিক যেমন: ফসফোরাইটস, ক্লোর অ্যাপাটাইট ,ফ্লোর অ্যাপাটাইট

নিরীহ — N

জারণ অবস্থা : এ গ্রুপের মৌলগুলোর পরিবর্তনশীল জারণ অবস্থা -3,+3,+5 প্রদর্শন করে।

গ্রুপ-15 এর মৌলসমূহের অক্সাইড

১৮/-

N এর ৫টি অক্সাইডে ৫ ধরনের জারণ অবস্থা প্রদর্শন করে। যেমন-

- নাইট্রাস অক্সাইড (N_2O): +1 → Laughing gas, চেতনানাশক
- নাইট্রিক অক্সাইড (NO): +2 → রক্তনালীর প্রসারণ
- ডাইনাইট্রোজেন ট্রাইঅক্সাইড (N_2O_3): +3 $+H_2O \rightarrow HNO_2$ (Nitrous anhydride)
- ডাই নাইট্রোজেন টেট্রোক্সাইড বা নাইট্রোজেন ডাই অক্সাইড (NO_2): +4 (Mixed ~) HNO_2 HNO_3
- ডাইনাইট্রোজেন পেন্টঅক্সাইড (N_2O_5): +5 (Nitric anhydride) HNO_3

নিরপেক্ষ অক্সাইড

কোনো এসিড নাই

CO NO H_2O N_2O

হ্যালাইড গঠন:

- ত্রিযোজী N মৌল NCl_3 গঠন করলেও NCl_5 গঠিত হয় না।
- —P উদ্দীপিত অবস্থায় PCl_5 গঠন করে। এটিকে P এর অষ্টক সম্প্রসারণ বলে।

d orbital

- —NF_3 ব্যতীত অন্যান্য হ্যালাইড পানির সংস্পর্শে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়।
- —NH_3 একটি ক্ষারক, বিজারক এবং জটিল যৌগের লিগান্ড হিসেবে কাজ করে।

a

PH_3

ক্ষারক-

b

Poll Question 04

নিম্নের কোন অক্সাইড এ নাইট্রোজেনের জারণ সংখ্যা +4?

(a) N_2O

(b) NO

(c) NO_2

(d) N_2O_5

N (3.0)

NH_3 P (2.1)

PH_3

গ্রুপ-15 এর মৌলসমূহের বহুরূপতা

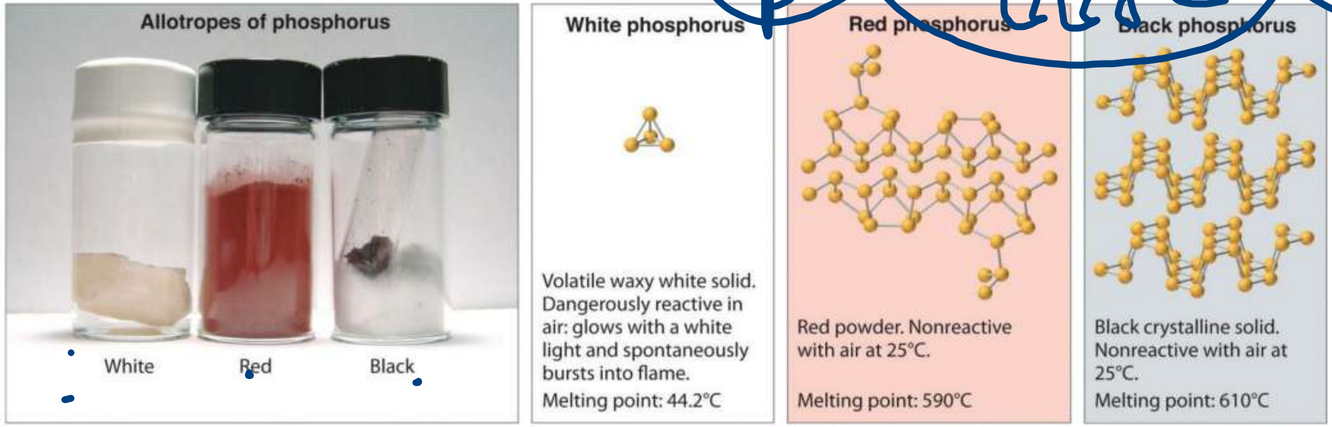
আর্সেনিকের রূপভেদঃ

শ্বেত P $\xrightarrow{২৫০^\circ C}$ লাল P

৩০০°C

P_4

ফসফরাসের রূপভেদঃ



এক নজরে সকল রূপভেদ

- নাইট্রোজেনঃ
  - ~~I.~~ α- নাইট্রোজেন (কিউবিক কেলাস)
  - ~~II.~~ β- নাইট্রোজেন (হেক্সাগোনাল কেলাস)
- ফসফরাসঃ
  - I. শ্বেত ফসফরাস,
  - II. লোহিত ফসফরাস
  - III. কাল ফসফরাস।
- আর্সেনিকঃ
  - I. ধূসর আর্সেনিক
  - II. হলুদ আর্সেনিক
  - III. কালো আর্সেনিক।
- অ্যান্টিমনিঃ
  - I. ধাতব অ্যান্টিমনি
  - II. অ্যান্টিমনি
  - III. বিস্ফোরক অ্যান্টিমনি।

Sn

Tin

Sn

Previous question

নিষ্ক্রিয় গ্যাসের পর সবচেয়ে নিষ্ক্রিয় মৌল কোনটি? (DAT: 17-18)

(a) অক্সিজেন

(b) হাইড্রোজেন

(c) নাইট্রোজেন

(d) কার্বন

Previous question

কোনটি আর্সেনিকের রূপভেদ নয়? (MAT: 13-14)

(a) ধূসর

(b) কালো

(c) হলুদ

(d) সাদা

গ্রুপ-16 এর মৌলসমূহঃ

মৌলসমূহ:

- অক্সিজেন, সালফার, সেলেনিয়াম ও টেলুরিয়াম অধাতু এবং পোলোনিয়াম ও লিভারমোভিয়াম তেজস্ক্রিয় ধাতু।

উৎস (আকরিক):—

- অক্সিজেনের প্রধান উৎস হলো বায়ুমণ্ডল এবং অক্সাইডসমূহ।
- সালফার পাওয়া যায় খনিতে মৌলিক সালফার হিসেবে এবং আকরিক হিসেবে। যেমন —কপার পিরাইট, গ্যালেনা, জিংক ব্লেন্ড, সিনাবার এবং অর্পিমেন্ট।

জারণ অবস্থা :—

- অক্সিজেন ব্যতীত অন্যান্য মৌলগুলোর জারণ অবস্থা পরিবর্তনশীল।
- অক্সিজেনের জারণ মান স্থির। ব্যতিক্রম: পার অক্সাইডে -1 এবং সুপার অক্সাইডে -½ .

$\overset{+1}{K}O_2$

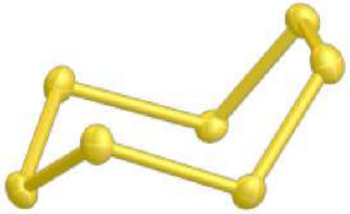
$\overset{+1}{Na}O_2$

$-\frac{1}{2}$

সালফারের বহুরূপতাঃ

দোলনা

S_8



অবস্থা

তরল

দানাদার

Mono clinic

Rhombic

অদানাদার

প্লাস্টিক

চূর্ণ

অক্সিজেনের যৌগ: অক্সাইড সমূহঃ

১০%

অম্লত্ব বাড়ে

অক্সাইড	উদাহরণ
(১) অম্লীয় অক্সাইড	• CO_2, SO_2, SO_3, NO_2 ইত্যাদি।
(২) ক্ষারকীয় অক্সাইড	• Na_2O, K_2O, MgO, CaO ইত্যাদি।
(৩) নিরপেক্ষ বা প্রশম অক্সাইড	• H_2O, CO, N_2O, NO ইত্যাদি। → কোনো ধর্ম নাই
(৪) উভধর্মী অক্সাইড	• ZnO, Al_2O_3, PbO, SnO_2 ইত্যাদি।
(৫) পার-অক্সাইড	• Na_2O_2, H_2O_2 ইত্যাদি। -1
(৬) পলি-অক্সাইড →	• PbO_2, MnO_2 ইত্যাদি।
(৭) সাব-অক্সাইড	• লেড সাব-অক্সাইড (Pb_2O)।
(৮) সুপার অক্সাইড	• পটাসিয়াম সুপার অক্সাইড(KO_2)। $-\frac{1}{2}$
(৯) যুগ্ম বা মিশ্র অক্সাইড	• Fe_3O_4, Pb_3O_4 ইত্যাদি।

জনি	তুমি	আজ	ইন্ডিয়া	গেলে	সোনা	পাবেই		বললাম
ZnO	TeO_2	Al_2O_3	In_2O_3	Ga_2O_3	SnO_2	PbO	PbO_2	BeO

Previous question

নিচের কোনটি সুপার অক্সাইড? **(DAT: 19-20)**

(a) MnO_2

(b) KO_2

(c) Pb_3O_4

(d) Na_2O_2

Previous question

নিম্নের কোন অক্সাইডটি অম্লীয়? (MAT: 16-17, 15-16)

(a) CO_2

(b) Al_2O_3

(c) MgO

(d) Na_2O

Poll Question 06

নিচের কোনটি অম্লীয় অক্সাইড?

(a) NO_2

(b) PbO_2

(c) Na_2O

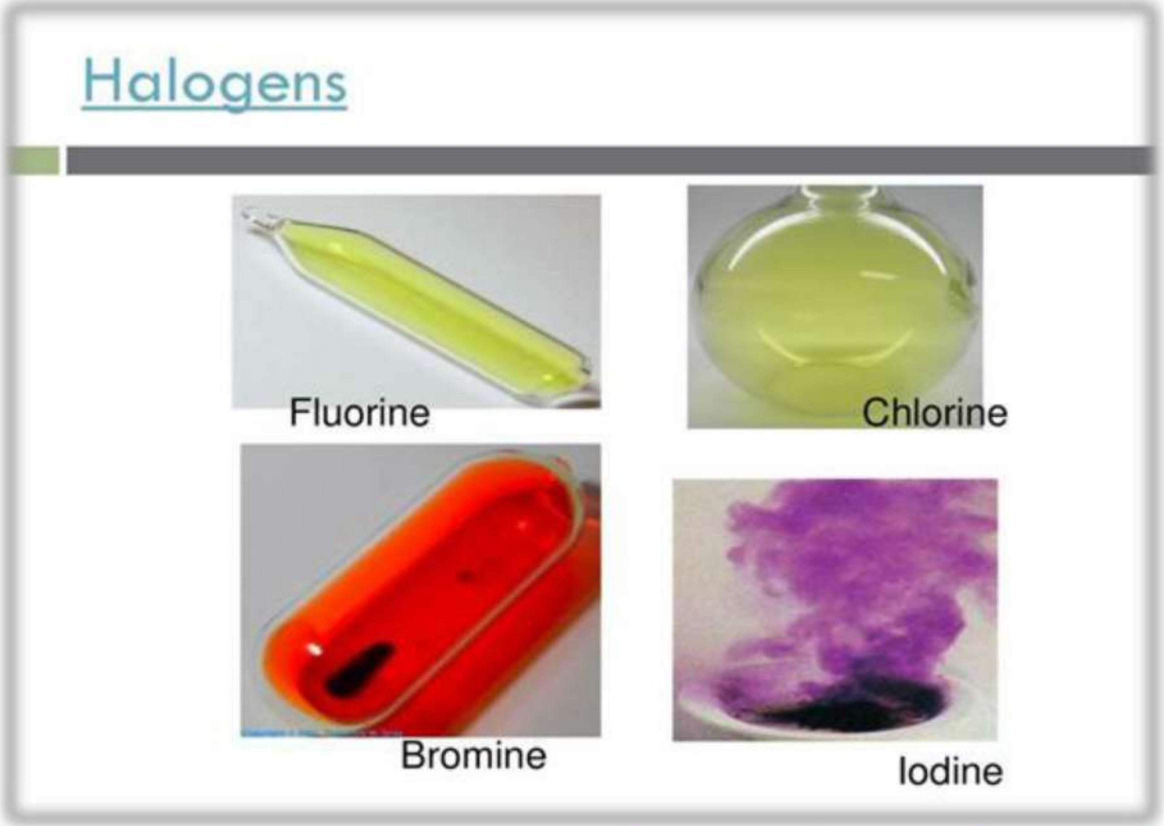
(d) BaO_2

গ্রুপ-17 এর মৌলসমূহঃ

14

- সাধারণ নাম হ্যালোজেন বা সামুদ্রিক লবণ উৎপন্নকারী মৌল।
- বিজ্ঞানী বার্জেলিয়াস এ নাম দেন।

সমুদ্র প্রভব



হ্যালোজেনসমূহের রাসায়নিক ধর্ম

- —F ব্যতীত অন্যান্য হ্যালোজেন পরিবর্তনশীল জারণ অবস্থা প্রদর্শন করতে পারে।
- ফ্লোরিনের জারণ অবস্থা স্থির -1 .
- তড়িৎ ঋণাত্মকতা (ইলেকট্রন আকর্ষণের ক্ষমতা) বেশ উচ্চ।
- —ইলেকট্রন আসক্তির মান বেশি।
- —সর্বোপরি এরা তীব্র সক্রিয় অধাতু। বস্তুত অধাতুর মধ্যে সবচেয়ে সক্রিয় হলো হ্যালোজেন।
- —হ্যালোজেন মৌলসমূহ হলো শক্তিশালী জারক। এ গ্রুপের F হলো সর্বাধিক তড়িৎ ঋণাত্মক সক্রিয় অধাতব মৌল। ক্লোরিন একটি বিরঞ্জক। এটি জারণ ক্রিয়ার মাধ্যমে বিরঞ্জন ক্রিয়া ঘটায়।
- —তড়িৎ ঋণাত্মকতার ক্রম : I<Br<Cl<F
- —সক্রিয়তার ক্রম : I<Br<Cl<F
- ইলেকট্রন আসক্তির ক্রম:I<Br<F<Cl
- হ্যালোজেন হাইড্রাসিডের শক্তি ক্রম: HI>HBr>HCl>HF

[H] [O]
a b

F
Cl
Br
I

Cl > F
EA

Previous question

নিচের কোনটি সাধারণ অবস্থায় তরল? (DAT: 16-17)

(a) F_2

(b) Cl_2

(c) Br_2

(d) I_2

Previous question

হ্যালোজেন সমূহের সক্রিয়তার ক্রম কোনটি? (MAT: 12-13)

(a) ফ্লোরিন > ব্রোমিন > আয়োডিন > ক্লোরিন

(b) ব্রোমিন > ফ্লোরিন > ক্লোরিন > আয়োডিন

(c) ফ্লোরিন > ক্লোরিন > ব্রোমিন > আয়োডিন

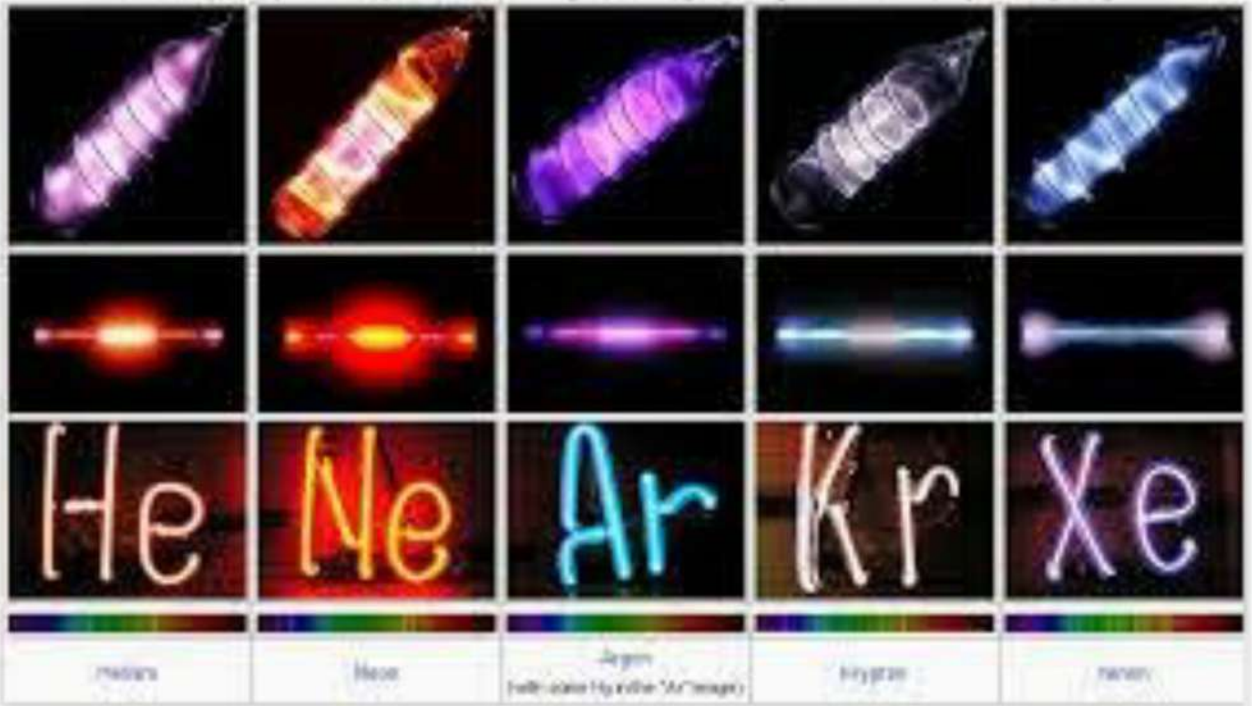
(d) ক্লোরিন > আয়োডিন > ব্রোমিন > ফ্লোরিন

গ্রুপ-18 এর মৌলসমূহঃ

বিভিন্ন নাম: নিষ্ক্রিয় গ্যাস, অভিজাত গ্যাস (Noble Gas) বা বিরল গ্যাস (Rare Gas).

~~অক্রিয় গ্যাস~~

Colors and spectra (bottom row) of electric discharge in noble gases; only the second row represents pure gases.

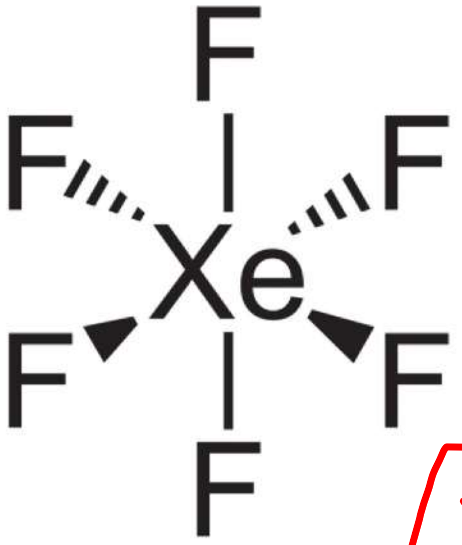


নিষ্ক্রিয় গ্যাসসমূহের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্ম

- — সাধারণ উষ্ণতা ও চাপে এরা বর্ণহীন ও গন্ধহীন গ্যাস, এদের গলনাঙ্ক–স্ফুটনাঙ্ক অত্যন্ত নিম্ন।
- —এদের আয়নীকরণ বিভবের মান অস্বাভাবিক উচ্চ।
- —রাসায়নিকভাবে এরা সক্রিয়তাহীন অর্থাৎ নিষ্ক্রিয়।
- —নিষ্ক্রিয় গ্যাসের অণু এক পরমাণুক।
- —যুক্ত হওয়ার ক্ষমতা নেই বলে এদের যোজনী শূন্য।
- নিষ্ক্রিয় গ্যাসগুলোর মধ্যে জেনন এবং ক্রিপ্টনের যৌগের সংখ্যাই বেশি।

একপরমাণুক গ্যাস

O_3



XeF_2
XeF_4
XeF_6

Clathrate Compound

জেলখানা

১০০%

একনজরে নিষ্ক্রিয় গ্যাসসমূহের ব্যবহারঃ

- **হিলিয়াম:** বেলুন উত্তোলন , অক্সিজেন সিলিন্ডারে ও NMR যন্ত্রে
- **নিয়ন :** উড়ন্ত বিমানে পাইলটগণ উজ্জ্বল লাল বর্ণের নিয়ন আলো- সংকেত ব্যবহার করেন। বাণিজ্যিক নিয়ন বাতিতে এবং ভোল্টামিটারেও ব্যবহার করা হয়
- **আর্গন:** বৈদ্যুতিক বালবে নিষ্ক্রিয় পরিবেশরূপে আর্গন ব্যবহৃত হয়।
- **ক্রিপ্টন-জেনন:** ফটোগ্রাফিক ফ্লাশ বালব তৈরিতে ক্রিপটন জেনন মিশ্রণ ব্যবহৃত হয়। টিউবলাইটে Kr গ্যাস ব্যবহৃত হয়।
- **রেডন:** তেজস্ক্রিয় রেডন ক্যান্সার চিকিৎসায় (রেডিওথেরাপিতে) ক্যান্সার কোষ ধ্বংস করার কাজে ব্যবহৃত হয়।

Mg

Poll Question 05

ক্যান্সার চিকিৎসায় রেডিও থেরাপিতে কোনটি ব্যবহৃত হয়?

(a) He

(b) Ne

(c) Rn

(d) Ar

d ব্লকের মৌলসমূহের সাধারণ ধর্মাবলিঃ

- d-ব্লকের সব মৌলই ভারী ধাতু। এদের ঘনত্ব খুব বেশি।
- প্রায় সব মৌলেই পরিবর্তনশীল জারণ অবস্থা দেখা যায়।
- d-ব্লক মৌলসমূহ উচ্চ গলনাঙ্ক ও উচ্চ স্ফুটনাঙ্কবিশিষ্ট হয়।
- এ সব ভারী ধাতু কঠিন ও শক্ত (ব্যতিক্রম: Hg শুধু তরল)। Fr, Cs — s block
- d-ব্লক মৌলসমূহ তাপ ও বিদ্যুৎ সুপরিবাহী।
- d-ব্লক মৌলের আয়নীকরণ শক্তি s-ব্লক মৌল অপেক্ষা বেশি হয়; কিন্তু p-ব্লকের মৌল অপেক্ষা কম।
- এরা তড়িৎ-ধনাত্মক ধাতব মৌল হলেও এদের তড়িৎ ধনাত্মকতা s-ব্লক মৌল অপেক্ষা কম।
- d ব্লকের মৌলসমূহ এরা প্যারাম্যাগনেটিক অর্থাৎ চুম্বকক্ষেত্র দ্বারা আকৃষ্ট হয়। আয়রন ও কোবাল্ট ধাতুকে চুম্বকে পরিণত করা যায়। তাই এদেরকে ফেরোম্যাগনেটিক বলা হয়।
- d-ব্লকের অধিকাংশ ধাতুর সংমিশ্রণে সংকর-ধাতু তৈরি হয়।

IE ↑

$s < d < p$

অবস্থান্তর মৌলঃ

d-ব্লকের যেসব মৌলের কোনো সুস্থিত আয়নের d- অরবিটাল আংশিকভাবে (যেমন,d^{1-9}) ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ থাকে, তাদেরকে অবস্থান্তর মৌল বলা হয়।

অবস্থান্তর ধাতুগুলোর বৈশিষ্ট্যপূর্ণ রাসায়নিক ধর্ম:

d^{1-9}

a — T
b — Inner

(১) অবস্থান্তর ধাতুর জারণ অবস্থা পরিবর্তনশীল।

(২)অবস্থান্তর ধাতুসমূহের যৌগ রঙিন হয়।

(৩) এরা জটিল যৌগ গঠন করে। যেমন–ফেহলিং দ্রবণ কপারের এবং টলেন বিকারক সিলভারের একটি জটিল যৌগ।

(৪) অবস্থান্তর ধাতু এবং তাদের যৌগ প্রভাবক হিসেবে কাজ করে।

(৫) প্যারাচুম্বকীয় ধর্ম প্রদর্শন করে ।

d^0 Sc^{3+}

❑ সকল অবস্থান্তর মৌল d ব্লক মৌল কিন্তু সকল d ব্লক মৌল অবস্থান্তর মৌল নয়–ব্যাখ্যা কর

d^{10} Zn^{2+}

অবস্থান্তর ধাতুর আয়নের বর্ণঃ

ধাতব আয়ন	বর্ণ
Sc^{3+}	বর্ণহীন
Ti^{3+}	রক্তবর্ণ/বেগুনি
V^{3+}	সবুজ
V^{4+}	নীল
Cr^{3+}	হালকা সবুজ/ বেগুনি
Mn^{2+}	গোলাপি/ হালকা গোলাপি/বর্ণহীন
Mn^{3+}	বেগুনি
Fe^{2+}	সবুজ
Fe^{3+}	হালকা বাদামি/হলুদ
Co^{3+}	গোলাপি
Ni^{2+}	সবুজ
Cu^{2+}	নীল
Zn^{2+}	বর্ণহীন

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2
+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	
	+4	+4	+4	+4	+4	+4	+4		
	+5	+5	+5	+5	+5	+5			
			+6	+6	+6				
				+7					

অবস্থান্তর ধাতুর জটিল আয়ন বা যৌগ গঠনঃ

লিগ্যান্ড/দাতা: নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল প্রদানকারী ঋণাত্মক আয়ন বা যৌগ অণু

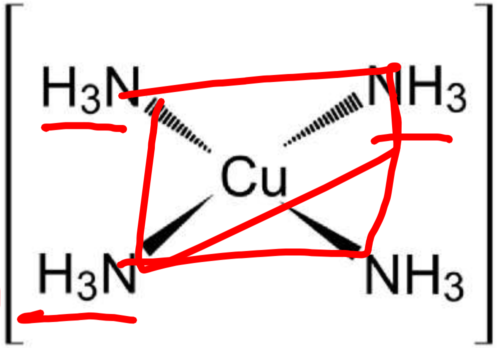
সন্নিবেশ সংখ্যা:

- লিগ্যান্ড প্রদত্ত নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল সংখ্যা
- Cu ও Fe এর সন্নিবেশ সংখ্যা যথাক্রমে 4 ও 6

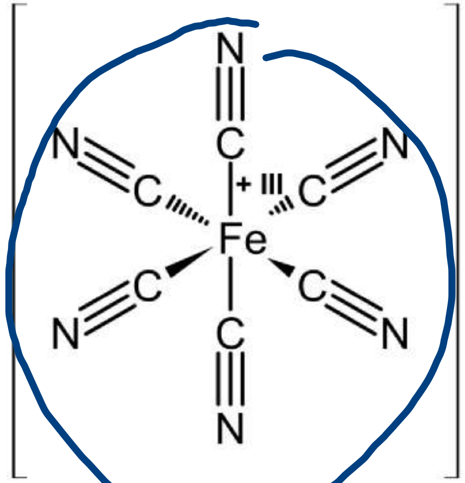
জটিল আয়ন গঠনের ব্যাখ্যা:

- যোজনী বন্ধন তত্ত্ব ও বিজ্ঞানী সিজউইক এর ইলেকট্রনীয় মতবাদ

- সন্নিবেশ সংখ্যা
- সংকরণ ? (d-orbital)
- বর্ণ
- আকৃতি



- 4
- sp^2d
- Blue
- সমতলীয় বর্গাকার



6
অষ্টতলীয়

Previous question

নিচের কোন আয়নটি রঙ্গিন যৌগ গঠন করে? **(MAT: 17-18)**

(a) Ca^{2+}

(b) Ni^{2+}

(c) Hg^{2+}

(d) Zn^{2+}

Previous question

নিচের কোন মৌলটি রঙ্গিন যৌগ গঠন করে না? (DAT: 18-19)

(a) Co

(b) Fe

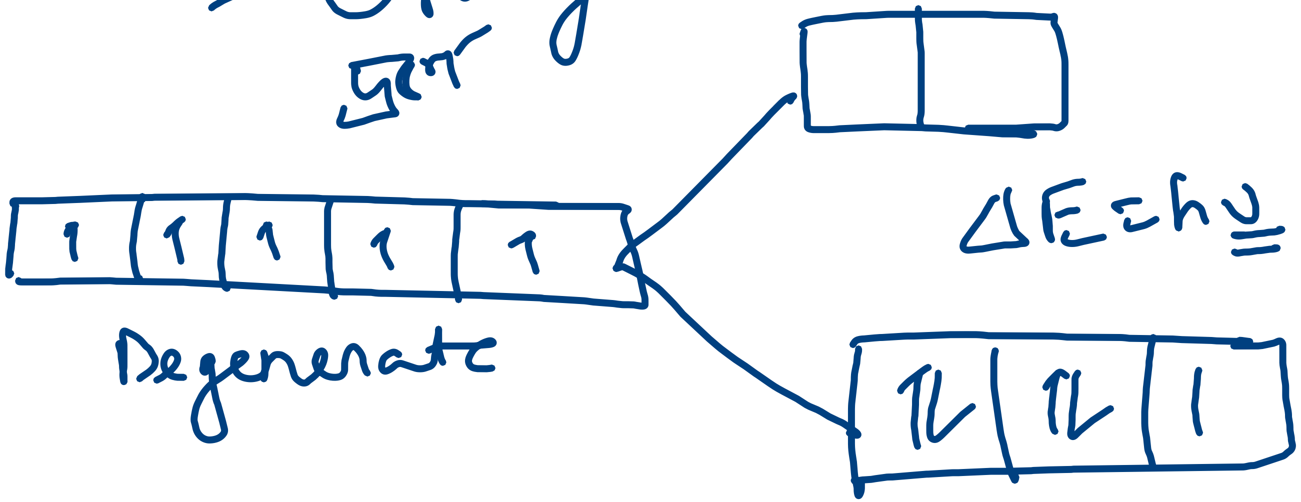
~~(c) Al~~

(d) Cu

Blue → Orange

লোহিত

Red → Green



$\Delta E = h\nu$

f-ব্লক মৌলসমূহ

- f-ব্লক মৌলসমূহ ল্যান্থানাইড ও অ্যাক্টিনাইড এই দুটি সিরিজে বিভক্ত।
- **ল্যান্থানাইড সিরিজঃ**৬ষ্ঠ পর্যায়ের ল্যান্থানাম থেকে লুটেসিয়াম পর্যন্ত।
- **অন্য নাম:**বিরল মৃত্তিকা মৌল বা Rare earth elements.
- **অ্যাক্টিনাইড সিরিজঃ** ৭ম পর্যায়ের অ্যাক্টিনিয়াম থেকে লরেনসিয়াম পর্যন্ত।
- **অন্তঃঅবস্থান্তর মৌলঃ** সুস্থিত আয়নে অপূর্ণ f অরবিটাল থাকে।

ল্যান্থানাইডের ধর্মাবলি:

(i) ভারী ধাতু।

(ii) তাপ ও বিদ্যুৎ সুপরিবাহী।

(iii) আয়নীকরণ শক্তি < d ব্লক এর আয়নীকরণ শক্তি।

(iv) আন্তঃ অবস্থান্তর মৌল আয়ন বর্ণযুক্ত জটিল আয়ন গঠন।

d block

(v) এদের প্রধান ও অধিকতর স্থায়ী জারণ অবস্থা হলো +3

(vi) অবলোহিত রশ্মি শোষণ করে।

(vii) গগলস্ তৈরিতে ব্যবহার।

***

(viii) ল্যান্থানাইড সংকোচন ঘটে।

অ্যাক্টিনাইডের ধর্মাবলি:

(i) তেজস্ক্রিয় মৌল।

(ii) ঘনত্ব খুব বেশি।

(iii) উচ্চ গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক।

(iv) অধিক তড়িৎ ধনাত্মক ধাতু। এরা +3,+4,+5,+6 জারণ অবস্থা প্রদর্শন করে।

(v) আয়নীকরণ শক্তি কম।

(vi) বাতাসের সংস্পর্শে মলিন হয়।

(vii) ক্ষার দ্রবণের প্রভাব নেই।

(ix) সাধারণত বেশি ক্ষারীয় হয়।

(x) থোরিয়া ও সেরিয়া মিশ্রণ গাড়ির হেডলাইট জাহাজ ও রেলগাড়ির সার্চ লাইট তৈরিতে ব্যবহৃত হয়।

D

Previous question

অ্যাক্টিনাইড মৌল কোনটি? (MAT: 16-17)

(a) ক্রোমিয়াম

(b) থোরিয়াম

(c) সেলেনিয়াম

(d) পটাশিয়াম

মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্মসমূহ

ক্র: নং	পর্যায়বৃত্ত ধর্ম	পর্যায়গত প্রবণতা	গ্রুপ বা শ্রেণিগত প্রবণতা
1	পারমাণবিক ব্যাসার্ধ বা আকার	• বাম থেকে ডান দিকে হ্রাস	• ওপর থেকে নিচের দিকে বৃদ্ধি
2	ধাতব ধর্ম	• বাম থেকে ডান দিকে হ্রাস	• ওপর থেকে নিচের দিকে বৃদ্ধি
3	অধাতব ধর্ম	• বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	• ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস
4	জারণ ক্ষমতা	• বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	• ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস
5	বিজারণ ক্ষমতা	• বাম থেকে ডান দিকে হ্রাস	• ওপর থেকে নিচের দিকে বৃদ্ধি
6	যোজ্যতা	• বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	• কোনো পরিবর্তন হয় না
7	আয়নীকরণ শক্তি	• বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	• ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস
8	ইলেকট্রন আসক্তি	• বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	• ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস
9	তড়িৎ ঋণাত্মকতা	• বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	• ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস
10	অক্সাইড যৌগের ক্ষারকীয় ধর্ম	• বাম থেকে ডান দিকে হ্রাস	• ওপর থেকে নিচের দিকে বৃদ্ধি
11	অক্সাইড যৌগের অম্লীয় ধর্ম	• বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	• ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস

কত সহজ এই জিনিস ...।

−

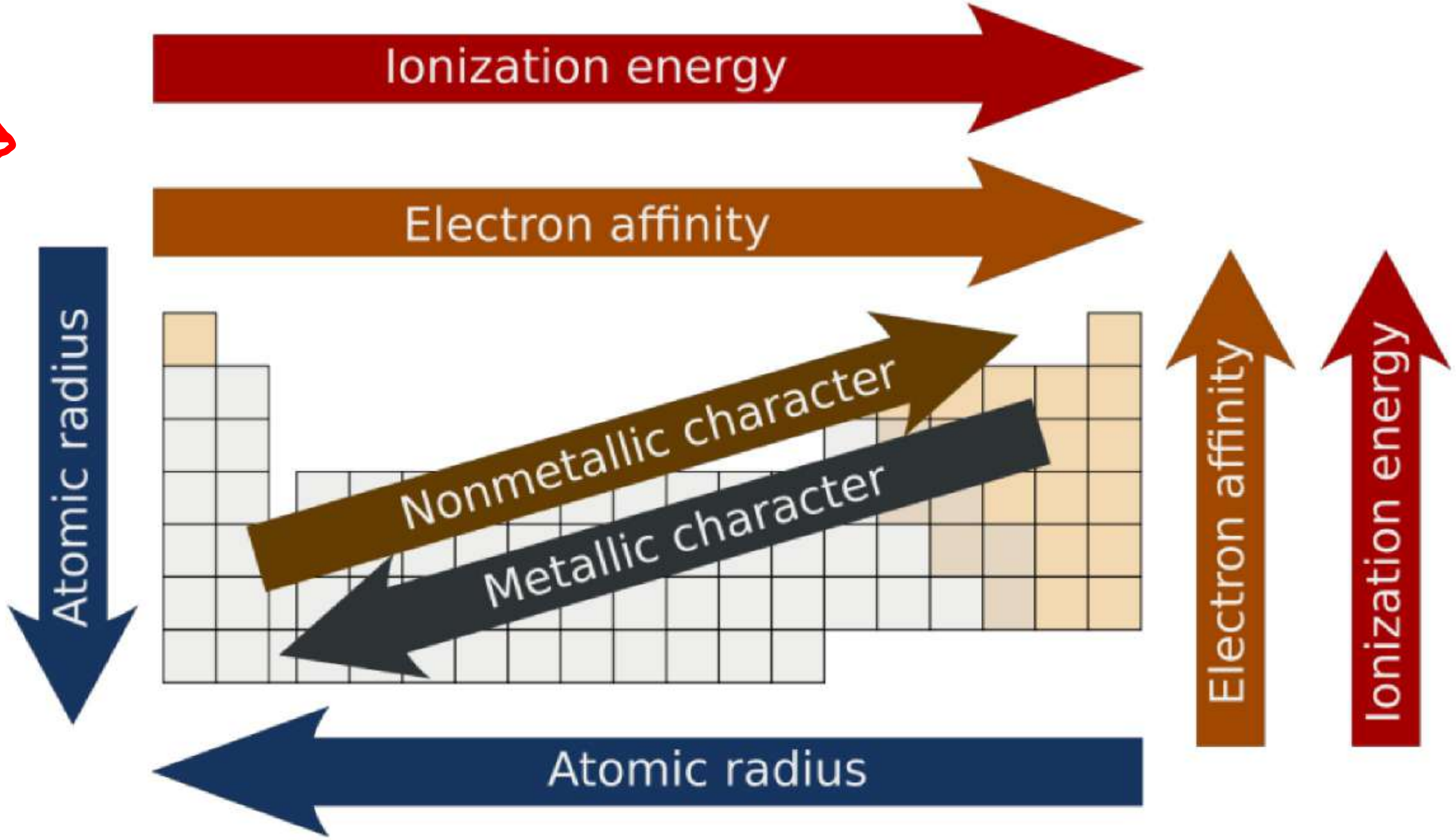
বিধাতার

বিজারণ ক্ষমতা ধাতব ধর্ম

+

পরীক্ষা

পারমাণবিক আকার ক্ষার ধর্ম



Previous question

নিচের কোনটির জারণ ক্ষমতা সবচেয়ে বেশি? (MAT: 17-18)

(a) F_2

(b) Cl_2

(c) Br_2

(d) I_2

Previous question

নিচের কোনটি সবচেয়ে শক্তিশালী বিজারক? (DAT: 17-18)

(a) Al

(b) Zn

(c) Fe

(d) Li

আয়নীকরণ শক্তি

- মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ শক্তিস্তরে পূর্ণ বা অর্ধপূর্ণ অরবিটাল অধিকতর স্থিতিশীল।এ কারণে-

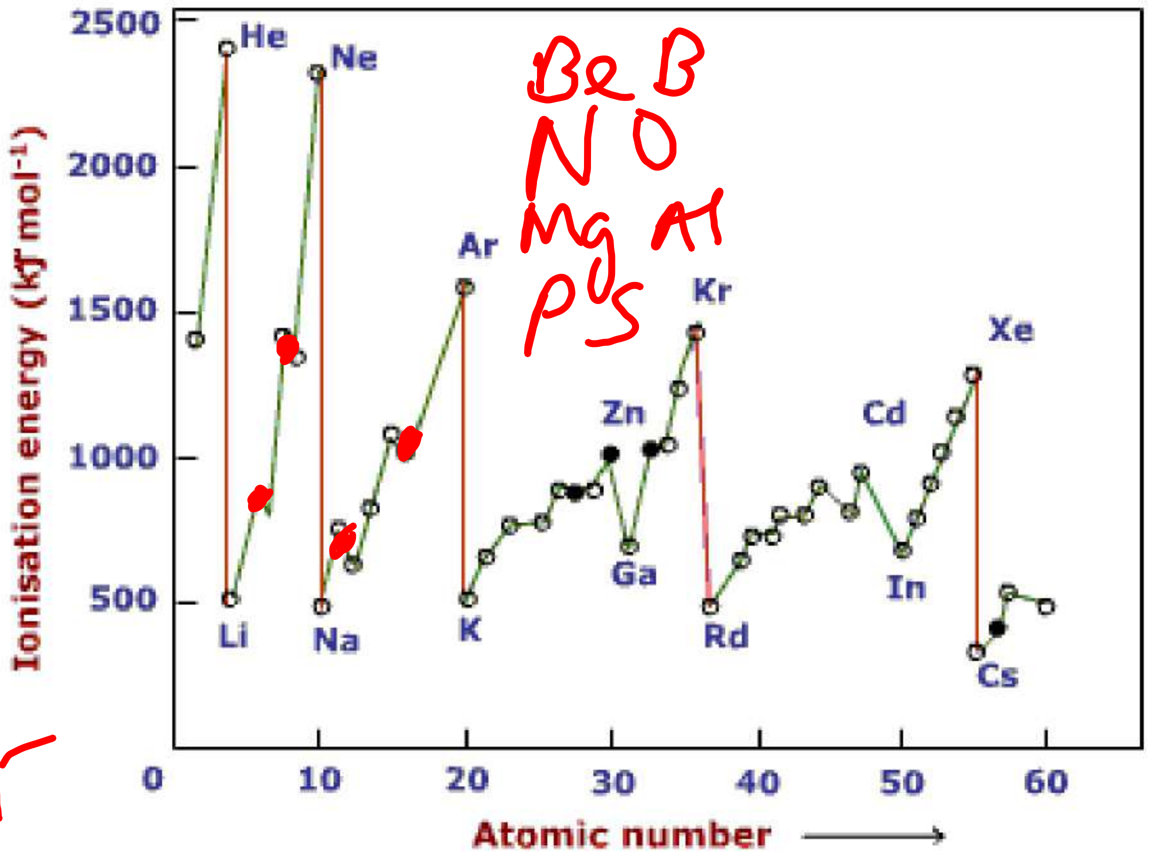
(i) বোরনের আয়নীকরণ শক্তি বেরিলিয়াম অপেক্ষা কম।

(ii) অক্সিজেনের আয়নীকরণ শক্তি নাইট্রোজেন অপেক্ষা কম।

(iii) Al এর প্রথম আয়নীকরণ বিভবের মান Mg অপেক্ষা নিম্ন।

(iv) S এর প্রথম আয়নীকরণ বিভবের মান P অপেক্ষা নিম্ন।

- কোন মৌলের আয়নীকরণ শক্তির মান যত কম তার সক্রিয়তা তত বেশি।



১ মোল electron – গ্যাস

১ম একক মাত্রার অপসারণ

সর্বনিম্ন "প্রয়োজন"

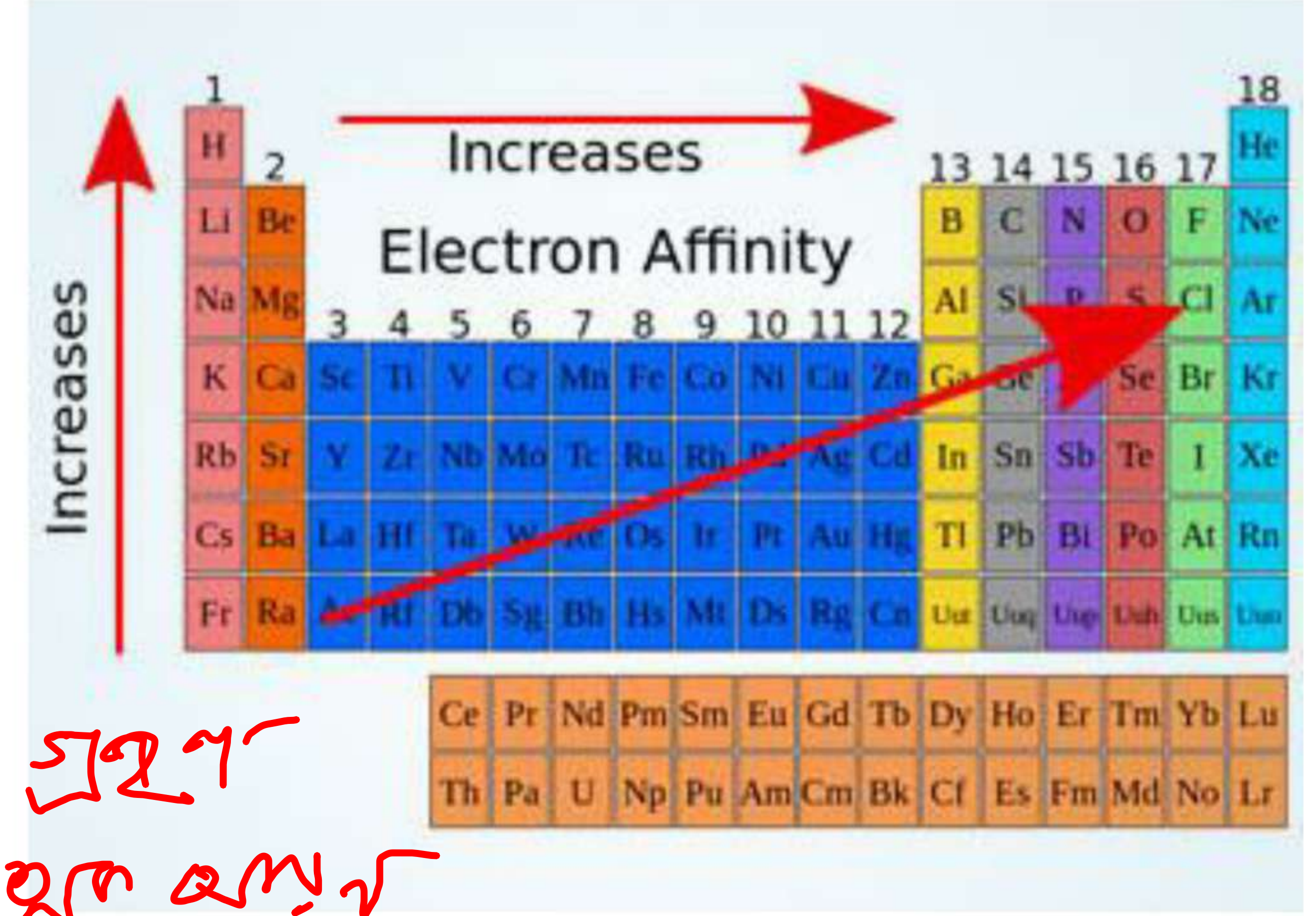
ইলেকট্রন আসক্তি

- ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ক্লোরিনের চেয়ে কম।
- নাইট্রোজেনের ইলেকট্রন আসক্তি এর বাম ও ডান উভয়দিকের সদস্যদ্বয় C ও O এর চেয়ে কম।
- কোনো মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান যতো বেশি সে মৌলটির –

(i) জারণ ক্ষমতা ততো বেশি হবে।

(ii) আয়নিক বন্ধন গঠন করার ক্ষমতা ততো বেড়ে যায়।

(iii) তড়িৎ ঋণাত্মকতা ধর্ম বৃদ্ধি পায়।



১ মোল ইলেকট্রন – গ্রহণ
১ " এককঋণাত্মক আয়ন
– শক্তির "নিঃসরণ"

Poll Question 07

হ্যালোজেন সমূহের ইলেক্ট্রন আসক্তির কোন ক্রমটি সঠিক?

(a) $I < Br < F < Cl$

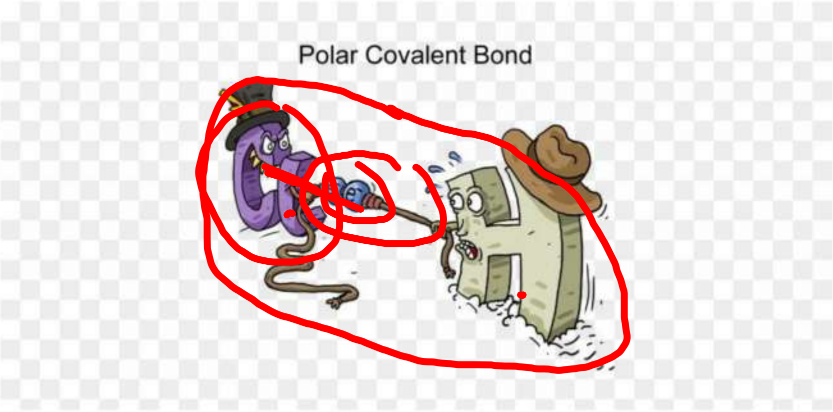
(b) $I > Br > F > Cl$

(c) $F > Cl > Br > I$

(d) $F < Cl < Br < I$

$Cl > F$

তড়িৎ ঋণাত্মকতা ↑



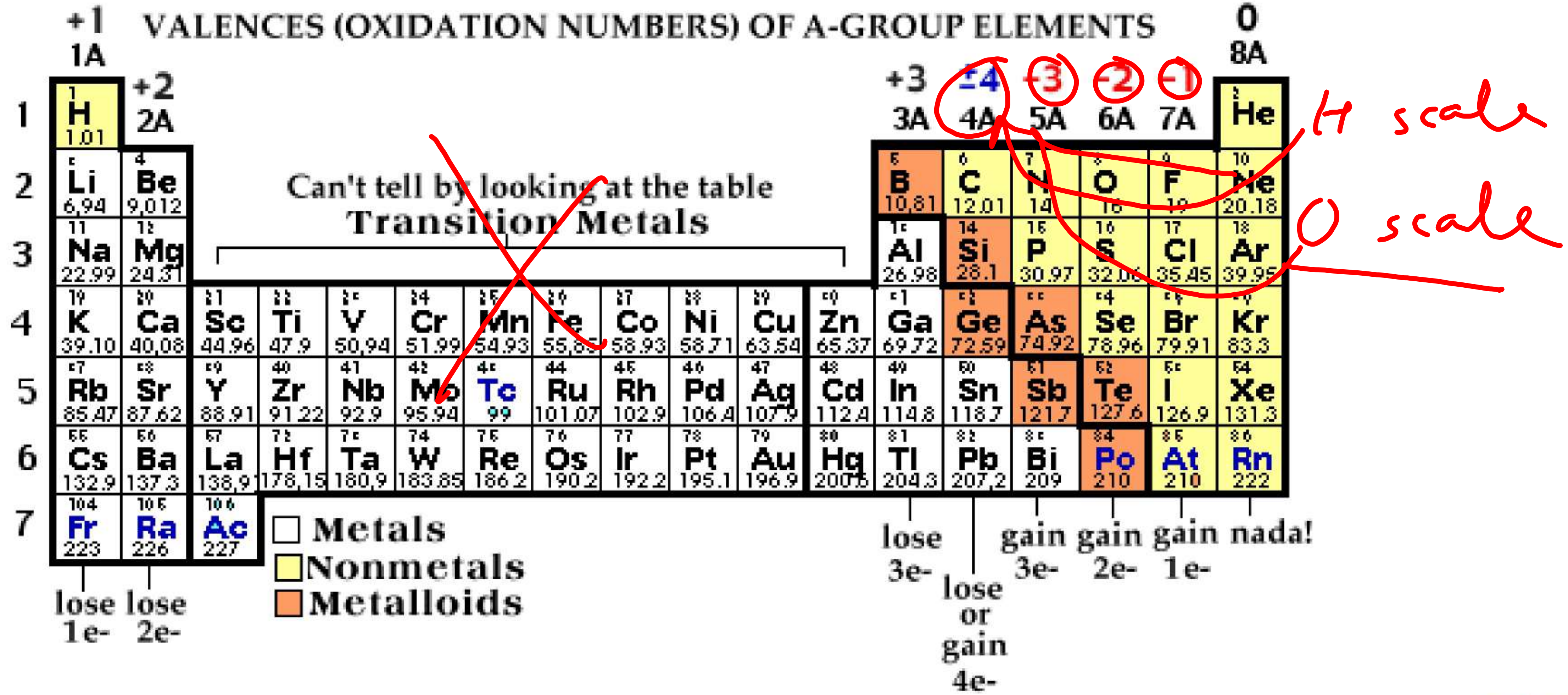
H 2.1																	He ---
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne ---
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar ---
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr 3.0
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe 2.6
Cs 0.7	Ba 0.9	La-Lu 1.1-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn ---
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac-No 1.1-1.7															

F এর তড়িৎ ঋণাত্মকতা সর্বাধিক হয়। পাউলিং স্কেল মতে এর মান হলো 4.0.

ইলেকট্রন আসক্তি ও তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্যঃ

বিষয়	ইলেকট্রন আসক্তি	তড়িৎ ঋণাত্মকতা
১। পর্যায়গত সম্পর্ক	১। একই পর্যায়ের মৌলসমূহের মধ্যে বাম থেকে ডানদিকে বৃদ্ধি পায়।	১। একই পর্যায়ের মৌলসমূহের মধ্যে বাম থেকে ডানদিকে বৃদ্ধি পায়।
২। গ্রুপ বা শ্রেণিগত সম্পর্ক	২।একই গ্রুপে মৌলসমূহের ইলেকট্রন আসক্তি সাধারণত ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস পায়।	২।একই গ্রুপে অধাতুসমূহের তড়িৎ ঋণাত্মকতা ওপর দিক থেকে নিচের দিকে হ্রাস পায়।
৩। মান	৩।বিভিন্ন মৌলভেদে ঋণাত্মক, ধনাত্মক ও শূন্য হতে পারে।	৩।সব মৌলের বেলায় ধনাত্মক মান হয়। শূন্য বা ঋণাত্মক মানের হয় না।
৪। জারণ-বিজারণ ধর্ম	৪।কোনো মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান যতো বেশি, সে মৌলটির জারণ ক্ষমতাও ততো বেশি হয়। তবে F ও Cl এর মধ্যে ব্যতিক্রম।	৪।কোনো মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা যতো বেশি, সে মৌলটি ততো বেশি শক্তিশালী জারক হয়। যেমন, F>Cl>Br>I।
৫। ইলেকট্রন স্থানান্তর	৫।আয়নিক বন্ধন গঠনকালে ও রিডক্স বিক্রিয়াকালে ইলেকট্রন আসক্তি কার্যকর থাকে। তখন পূর্ণ চার্জ সৃষ্টি হয়।	৫।সমযোজী যৌগ গঠনের পর কম ইলেকট্রন চার্জ শিফটের মাধ্যমে তড়িৎ ঋণাত্মকতা কার্যকর হয়। এক্ষেত্রে আংশিক ধনাত্মক ও আংশিক ঋণাত্মক চার্জ সৃষ্টি হয়।

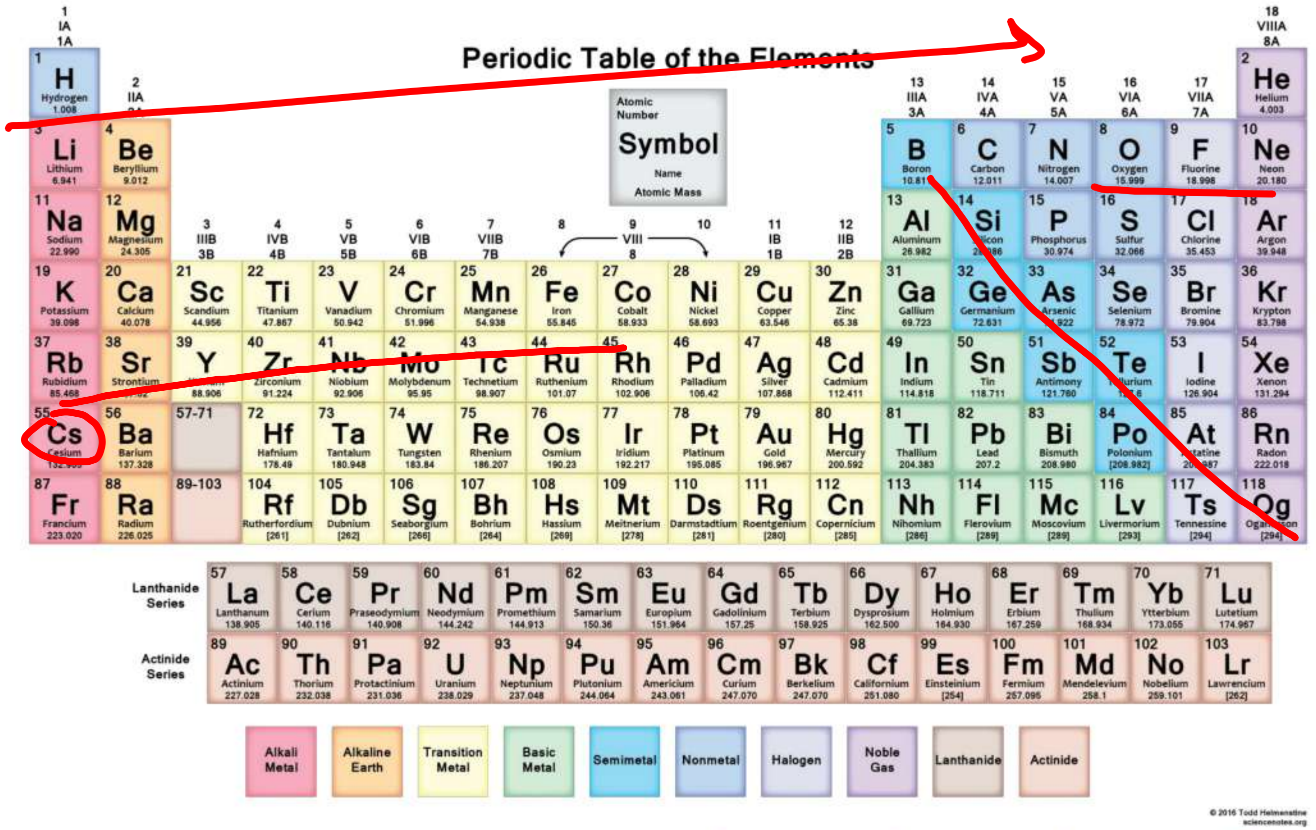
যোজ্যতাঃ



VALENCES (OXIDATION NUMBERS) OF A-GROUP ELEMENTS
+1 1A
+2 2A
+3 3A
±4 4A
-3 5A
-2 6A
-1 7A
0 8A
Can't tell by looking at the table
Transition Metals
Metals
Nonmetals
Metalloids
lose 1e-
lose 2e-
lose 3e-
lose or gain 4e-
gain 3e-
gain 2e-
gain 1e-
nada!
H scale
O scale

ধাতব ধর্ম

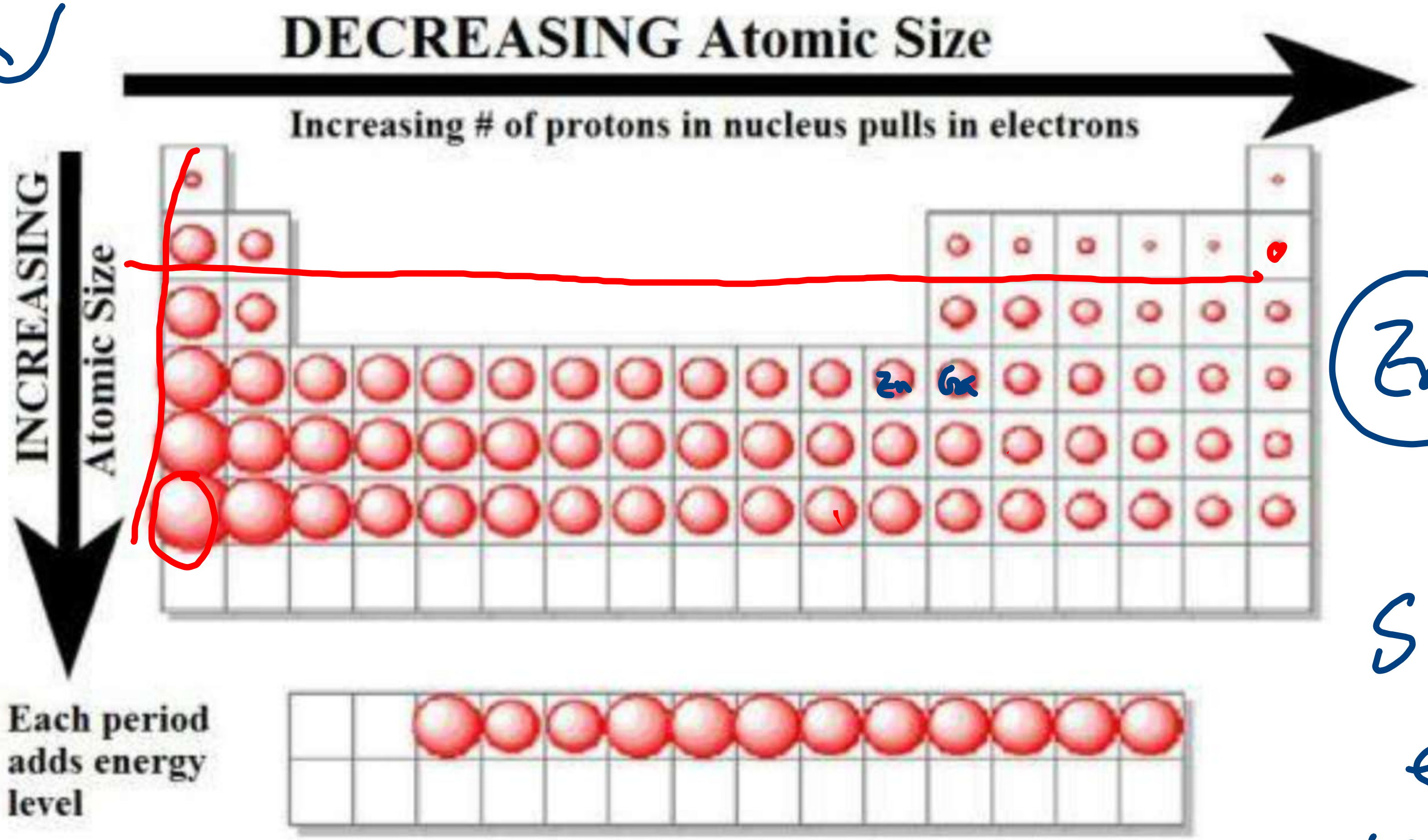
- পর্যায় সারণির বাম দিকের সর্বনিম্ন মৌল ফ্র্যান্সিয়াম হলো সর্বাধিক সক্রিয় ধাতব মৌল।
- Fr তেজস্ক্রিয় অস্থায়ী ধাতব মৌল হওয়ায়, স্থায়ী সর্বাধিক সক্রিয় ধাতু হলো Cs .



পরমাণুর আকারঃ

Zeff ↓

radius ↑



Zn

Ga

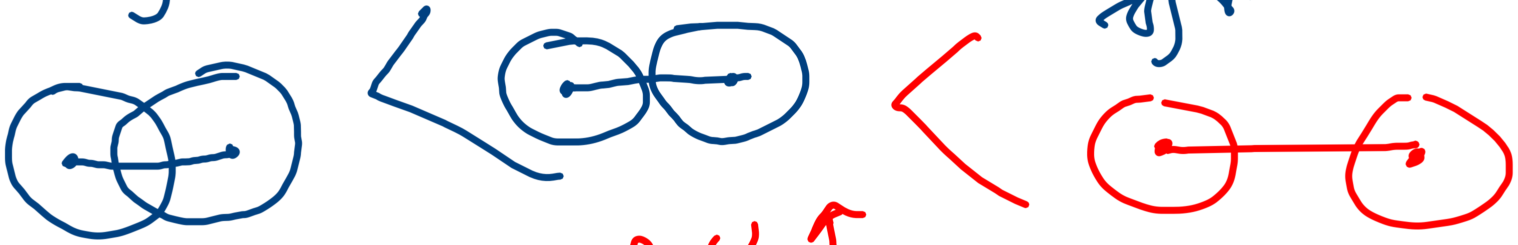
Shielding effect

Atomic size

সমযোজী ব্যাসার্ধ

ধাতব ব্যাসার্ধ

ভ্যানডার Waals ব্যাসার্ধ



10–20% ↑

Poll Question 08

কোন মৌলের সমযোজী ব্যাসার্ধ বেশি?

(a) Li

(b) Cs

(c) Rb

(d) K

মৌলের অক্সাইডের ধর্ম:

- পর্যায়ের বাম দিকের অক্সাইডগুলো ক্ষারকীয়, মাঝেরগুলো মৃদু ক্ষারধর্মী বা অম্লধর্মী অথবা উভধর্মী এবং ডান দিকের অধাতুর অক্সাইডগুলো অম্লীয়।
- ধাতুর অক্সাইড ক্ষারকীয় এবং অধাতুর অক্সাইড অম্লীয়।

একনজরে বিভিন্ন নির্ভরশীলতাঃ

আয়নীকরণ শক্তির নির্ভরশীলতা

- (i) পরমাণুর আকার
- (ii) নিউক্লিয়ার চার্জ
- (iii) আচ্ছাদন প্রভাব
- (iv) মধ্যবর্তী শক্তিস্তর ও উপস্তরের প্রতিবন্ধকতা
- (v) পরমাণুর বহিস্তরের ইলেকট্রনীয় কাঠামো

ইলেকট্রন আসক্তির নির্ভরশীলতা

উপরের (i, iii, iv, v)

তড়িৎ ঋণাত্মকতার নির্ভরশীলতা

উপরের (i, ii, iii, v)

এক নজরে...

• সর্বাধিক সক্রিয় ধাতব মৌল	ফ্র্যান্সিয়াম
• সর্বাধিক সক্রিয় স্থায়ী ধাতু	সিজিয়াম
• সর্বাধিক তড়িৎ ঋণাত্মক সক্রিয় অধাতব মৌল	ফ্লোরিন
• সবচেয়ে দামী ধাতু	ক্যালিফোর্নিয়াম
• সর্বপেক্ষা ভারী তরল ধাতু	পারদ
• সর্বাপেক্ষা খাদসহ ধাতু	স্বর্ণ
• প্রকৃতিতে সবচেয়ে হালকা মৌল	হাইড্রোজেন
• প্রকৃতিতে সবচেয়ে ভারী মৌল	ইউরেনিয়াম

এক নজরে...

• সবচেয়ে হালকা ধাতু	লিথিয়াম
• সর্বাধিক সক্রিয় স্থায়ী ধাতু	সিজিয়াম
• সবচেয়ে নমনীয় ধাতু	প্লাটিনাম
• সবচেয়ে বেশি গলনাঙ্ক বিশিষ্ট ধাতু	টাংস্টেন
• সবচেয়ে কম স্ফুটনাঙ্ক বিশিষ্ট মৌল	হিলিয়াম
• সর্বাপেক্ষা শক্তিশালী বিজারক	লিথিয়াম
• সর্বাপেক্ষা বিদ্যুৎ সুপরিবাহী ধাতু	রুপা
• প্রকৃতিতে সবচেয়ে ভারী মৌল	ইউরেনিয়াম

সবচেয়ে হালকা মৌল এর কোন স্থায়ী isotope নেই?

লাল-সবুজে দাগানো
TEXT BOOK

রসায়ন
১ম পত্র

উন্মেষ
মেডিকেল এন্ড ডেন্টাল এডমিশন কেয়ার

তত্ত্বীয় আলোচনা	= ২১
শ্রেণি কর্মকাণ্ড	= ৯
মোট পিরিয়ড	= ৩০

তৃতীয় অধ্যায়

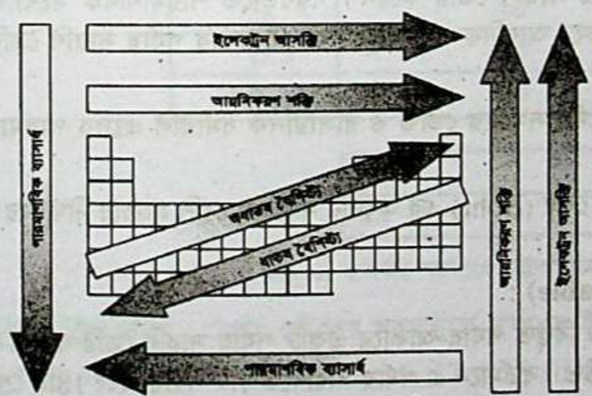
মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম ও রাসায়নিক বন্ধন

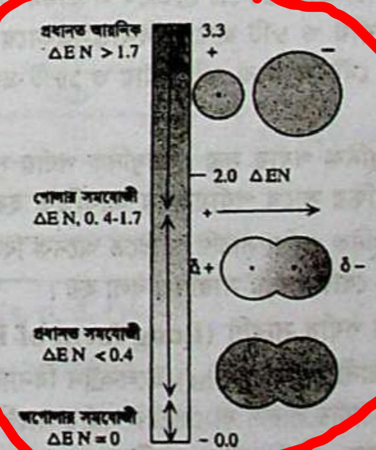
Periodic Properties and Bonding in Elements

ভূমিকা (Introduction)

আমরা দ্বিতীয় অধ্যায়ে পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে জেনেছি যে, মৌলসমূহের ধর্মাবলি ইলেকট্রন বিন্যাসের ওপর নির্ভর করে পরিবর্তিত হয়ে পুনরাবৃত্তি ঘটে। এ কারণে মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাসভিত্তিক পরিবর্তনশীল ধর্মসমূহকে পর্যায়বৃত্ত বা পর্যায়ভিত্তিক ধর্ম বলা হয়। আয়নীকরণ শক্তি ও ইলেকট্রন আসক্তির ওপর নির্ভর করে ধাতু ও অধাতুর মধ্যে আয়নিক বন্ধন, অধাতুর পরমাণুর মধ্যে সমযোজী বন্ধন ঘটে। আবার আয়নিক যৌগে পোলারায়ন ও সমযোজী অণুতে পোলারিটি সৃষ্টির ফলে উভয় শ্রেণির যৌগের মধ্যে বিপরীত মিশ্র রাসায়নিক ধর্মাবলি প্রকাশ পায়। বিভিন্ন শ্রেণি বা গ্রুপের মৌল ও তাদের যৌগের মধ্যে এসব বৈশিষ্ট্য আমরা গভীর আগ্রহসহকারে ধাপে ধাপে লক্ষ করবো।

অধ্যায়ের প্রধান শব্দসমূহ (Key Words) : ইলেকট্রন বিন্যাস, অবস্থান্তর মৌল, ক্ষার ধাতু, পর্যায়বৃত্ততা, আয়নীকরণ শক্তি, ইলেকট্রন আসক্তি, তড়িৎ ঋণাত্মকতা, অক্সাইডের pH পর্যায়বৃত্ততা, অরবিটাল সংকরণ, সিগমা ও পাই বন্ধন, অণুর আকৃতি, মুক্তজোড় ইলেকট্রন, সন্নিবেশ বন্ধন, পোলারায়ন, ডাইপোল, ভ্যানডার ওয়ালস বল, H-বন্ধন, H-বন্ধনের গুরুত্ব, অজৈব যৌগের নামকরণে IUPAC পদ্ধতি।





শিখনফল : এ অধ্যায় পাঠ শেষে শিক্ষার্থীরা—

১. ইলেকট্রন বিন্যাসের ওপর ভিত্তি করে মৌলসমূহকে s, p, d ও f ব্লকে শ্রেণিবিভাগ করতে পারবে।
২. বিভিন্ন ব্লকের মৌলসমূহের সাধারণ ধর্মাবলি জানতে ও বর্ণনা করতে পারবে।
৩. মৌলসমূহের বিভিন্ন ধর্মের পর্যায়বৃত্ততা ব্যাখ্যা করতে পারবে।
৪. মৌলের আয়নীকরণ শক্তি, ইলেকট্রন আসক্তি ও তড়িৎ ঋণাত্মকতার ওপর নিয়ামকের (পরমাণুর আকার, উপস্তর, ইলেকট্রন বিন্যাস ইত্যাদির) প্রভাব জানতে ও বর্ণনা করতে পারবে।
৫. পর্যায় সারণির বিভিন্ন মৌলের (যেমন, ২য় ও ৩য় পর্যায়ের মৌলের) অক্সাইডের ধর্ম ব্যাখ্যা করতে পারবে।
৬. ব্যবহারিক : মৌলের দ্রবণীয় অক্সাইডের pH মান 'হাতে-কলমে' কাজের মাধ্যমে নির্ণয় করে তাদের অম্ল-ক্ষার প্রকৃতি ব্যাখ্যা করতে পারবে।
৭. মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্ম ও রাসায়নিক বন্ধনের মধ্যে সম্পর্ক নির্ণয় করতে পারবে।

৮. অরবিটাল অধিক্রমণের ভিত্তিতে সমযোজী বন্ধনের শ্রেণিবিভাগ ব্যাখ্যা করতে পারবে।
৯. অরবিটালের সংকরণের ধারণা ও সংকর অরবিটালের প্রকারভেদ ব্যাখ্যা করতে পারবে।
১০. সংকর অরবিটালের সাথে সমযোজী যৌগের আকৃতির সম্পর্ক ব্যাখ্যা করতে পারবে।
১১. অণুর আকৃতি ও বন্ধন কোণের ওপর মুক্তজোড় ইলেকট্রনের প্রভাব ব্যাখ্যা করতে পারবে।
১২. ছোট ছোট গোল আলু ব্যবহার করে 'হাতে কলমে' বিভিন্ন যৌগের মডেল তৈরি করে দেখাতে পারবে।
১৩. সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধনের গঠন কৌশল ব্যাখ্যা করতে পারবে।
১৪. সন্নিবেশ সমযোজী বন্ধন সমযোজী বন্ধনের একটি রূপ তা প্রমাণ করতে পারবে।
১৫. আয়নিক যৌগের সমযোজী বৈশিষ্ট্য ফাজানের সূত্রের সাহায্যে ব্যাখ্যা করতে পারবে।
১৬. **ব্যবহারিক :** পরীক্ষার মাধ্যমে পানির ডাইপোলের উপস্থিতি প্রমাণ করতে পারবে।
১৭. ভ্যানডার ওয়ালস বল ব্যাখ্যা করতে পারবে।
১৮. হাইড্রোজেন বন্ধন গঠন ব্যাখ্যা করতে পারবে।
১৯. H_2O তরল হলেও H_2S গ্যাস এর কারণ বিশ্লেষণ করতে পারবে।
২০. জীবজগতের টিকে থাকার জন্য হাইড্রোজেন বন্ধনের গুরুত্ব বিশ্লেষণ করতে পারবে।
২১. অজৈব যৌগের নামকরণ করতে পারবে।

৩.১ ইলেকট্রন বিন্যাসের ভিত্তিতে মৌলের শ্রেণিবিভাগ
Classification of Elements based on Electronic Configuration

আমরা জানি ১৮৬৯ খ্রিস্টাব্দে সর্বপ্রথম মেন্ডেলিফ জ্ঞাত ৬৩টি মৌলকে এদের পারমাণবিক ভরের ক্রম বৃদ্ধি অনুসারে ১২টি পর্যায় ও ৮টি গ্রুপে বিন্যস্তসহকারে প্রথম পর্যায় সারণি তৈরি করেন। পরবর্তীতে পারমাণবিক সংখ্যার ক্রম অনুসারে মৌলসমূহকে ৭টি পর্যায় ও ১৮টি গ্রুপে বিন্যস্ত করে আধুনিক পর্যায় সূত্র মতে দীর্ঘাকার পর্যায় সারণি তৈরি করা হয়।

আধুনিক পর্যায় সূত্র : আধুনিক পর্যায় সূত্র মতে, **"মৌলসমূহের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্মাবলি এদের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে পর্যায়ক্রমে আবর্তিত হয়।"**

আধুনিক পর্যায় সারণি তৈরিতে অনেক বিজ্ঞানীর মধ্যে বোর (Bohr)-এর অবদান সবচেয়ে বেশি হওয়ায় দীর্ঘাকার পর্যায় সারণিকে **বোর পর্যায় সারণিও** বলা হয়।

দীর্ঘাকার পর্যায় সারণি (Long form of Periodic table) :

বিজ্ঞানী বোর (Bohr) ইলেকট্রন বিন্যাসের ভিত্তিতে বিস্তৃত পর্যায় আকারে একটি পর্যায় সারণি তৈরি করেন। এটি দীর্ঘাকার পর্যায় সারণি বা বোরের পর্যায় সারণি নামে পরিচিত। বর্তমানে এ পর্যায় সারণিতে 7টি পর্যায় এবং 18টি শ্রেণি বা গ্রুপ রয়েছে। দীর্ঘ পর্যায়ে 10টি করে d-ব্লক মৌল পর্যায় সারণির মধ্যভাগে থাকে। প্রতি পর্যায়ের শেষ প্রান্তে নিষ্ক্রিয় গ্যাসগুলোর অবস্থান নির্দিষ্ট করা হয়েছে। ল্যান্থানাইড ও অ্যাক্টিনাইড মৌলগুলোকে পৃথক দুই সিরিজ হিসেবে এ সারণির ষষ্ঠ এবং সপ্তম পর্যায়ের তৃতীয় গ্রুপে রাখা হয়েছে। এটিই হলো আধুনিক পর্যায় সারণি।

আধুনিক পর্যায় সারণির ভিত্তি : আধুনিক পর্যায় সারণিতে মৌলের পর্যায়ভিত্তিক শ্রেণিবদ্ধকরণের মূল ভিত্তি হলো মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা ও ইলেকট্রন বিন্যাস। আবার পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসের ক্ষেত্রে অরবিটালসমূহের ইলেকট্রন ধারণের ক্রম অনুসারে মৌলসমূহকে চারটি ব্লকে ভাগ করা হয়েছে। নিচের চিত্র-৩.১ এ তা দেখানো হলো। উল্লেখ্য ১০.১১.২০১৬ পর্যন্ত আবিষ্কৃত ও IUPAC সংস্থা কর্তৃক অনুমোদিত মৌলের সংখ্যা হলো ১১৮টি। ২০১৬ খ্রিস্টাব্দে অনুমোদিত 113, 115, 117 ও 118 পারমাণবিক সংখ্যার চারটি মৌল দ্বারা সপ্তম পর্যায়টি পূর্ণতা লাভ করলো।

আউফবাউ নীতি অনুসারে, পর্যায় সারণিতে সর্বোচ্চ বাম দিক থেকে ডানদিকে পর্যায়ক্রমে পরমাণুর অরবিটালসমূহে **ইলেকট্রন প্রবেশের ক্রম হলো :**

$$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p$$

ইলেকট্রন বিন্যাস অনুসারে মৌলসমূহের চারটি ব্লক ও এদের বর্ণনা হলো নিম্নরূপ :

(১) s-ব্লক মৌল : যেসব মৌলের সর্বশেষ ইলেকট্রনটি s-অরবিটালে যায়, তাদেরকে s-ব্লক মৌল বলে। সেসব মৌলের সর্ববহিঃস্তরে s^1 অথবা s^2 ইলেকট্রন বিন্যাস থাকে। পর্যায় সারণির গ্রুপ-1 ও 2 (IA ও IIA) মৌলসমূহ এবং He এ s-ব্লকের অন্তর্ভুক্ত। s-ব্লকের মৌলের সংখ্যা হলো ১৪টি। যেমন,

H (1) $= 1s^1$
He (2) $= 1s^2$
Li (3) $= 1s^2\ 2s^1$
Be (4) $= 1s^2\ 2s^2$
Mg (12) $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

MCQ-3.1 : ২০১৮ সাল পর্যন্ত আবিষ্কৃত ও IUPAC সংস্থা কর্তৃক অনুমোদিত মৌলের সংখ্যা কত?
(ক) 113 (খ) 115
(গ) 117 (ঘ) 118

s-ব্লক মৌলসমূহের সর্ববহিস্থ শক্তিস্তর বা যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস হলো ns^1 বা ns^2 ; এখানে $n = 1, 2, 3$ ইত্যাদি হলো প্রধান শক্তিস্তর বা অরবিটি নির্দেশক সংখ্যা।

Begin here →	1s		1s	
	2s		2p	
	3s		3p	
	4s	3d	4p	
	5s	4d	5p	
	6s ↘	5d	6p	
	7s ↘↘	6d	7p	← End here

↘	4f
↘↘	5f

চিত্র-৩.১ : পর্যায় সারণিতে মৌলসমূহের চারটি ব্লক (s, p, d, f)।

(২) p-ব্লক মৌল : যেসব মৌলের পরমাণুতে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি p অরবিটালে যায়, তাদেরকে **p-ব্লক মৌল** বলে। পর্যায় সারণির গ্রুপ- 13, 14, 15, 16, 17 ও 18 (IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA এবং VIIIA) গ্রুপের He ব্যতীত মৌলসমূহ এ ব্লকের অন্তর্ভুক্ত। এ ছাড়া নতুন আবিষ্কৃত নিহোনিয়াম, Nh(113), ফ্লেরোভিয়াম, Fl (114), মস্কোভিয়াম, Mc (115) ও লিভারমরিয়াম, Lv (116), টেনেসিন; Ts (117) ও ওগানেসান, Og (118) সহ বর্তমানে p-ব্লক মৌলের সংখ্যা ৩৬টি। যেমন,

B (5) $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
C (6) $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
Al (13) $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
Cl (17) $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$
Ar (18) $= 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

MCQ-3.2 : s-ব্লকের মৌল সংখ্যা কত? [ঢা. বো. ২০১৬]
(ক) 14 (খ) 24 (গ) 26 (ঘ) 36

p-ব্লক মৌলসমূহের সর্ববহিস্থ শক্তিস্তর বা যোজ্যতা স্তরের সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস হলো ns^2np^1 থেকে ns^2np^6। এখানে $n = 2, 3, 4, 5$ ইত্যাদি সর্ববহিস্থ অরবিট হবে।

জেনে নাও :

১০-১১-২০১৬ ইং পর্যন্ত আবিষ্কৃত ও IUPAC সংস্থা কর্তৃক অনুমোদিত 113, 115, 117 ও 118 পারমাণবিক সংখ্যার চারটি মৌলের প্রতীক, ইংরেজি নাম ও নামের উচ্চারণ নিম্নরূপ :

$_{113}$Nh, Nihonium [nee-HOH–neeum] = নিহোনিয়াম

$_{115}$Mc, Moscovium [Mah–SKOH–vee-um] = মস্কোভিয়াম

$_{117}$Ts, Tennessine [TEH–neh-seen] = টেনেসিন

$_{118}$Og, Oganesson [OH-gah–NEH–sun] = ওগানেসান

MCQ-3.3 : p-ব্লকের মৌল সংখ্যা কত? [য. বো. ২০১৬]
(ক) 14 (খ) 36 (গ) 41 (ঘ) 27

(৩) d-ব্লক মৌল : যেসব মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বশেষ ইলেকট্রনটি d অরবিটালে যায়, তাদেরকে d-ব্লক মৌল বলে। চতুর্থ পর্যায়ের স্ক্যানডিয়াম, Sc (21) থেকে জিঙ্ক, Zn (30) এবং পঞ্চম পর্যায়ের ইট্রিয়াম, Y (39) থেকে ক্যাডমিয়াম, Cd (48) মৌলগুলো d-ব্লক মৌল। এছাড়া ষষ্ঠ পর্যায় ও সপ্তম পর্যায়ে d ব্লক মৌল আছে। তারা সবই ধাতু। পর্যায় সারণিতে গ্রুপ-3 থেকে 12 অর্থাৎ "B" উপশ্রেণির মৌলসমূহ এ শ্রেণির অন্তর্ভুক্ত। বর্তমানে d-ব্লক মৌলের সংখ্যা থোরিয়াম, Th(90) সহ $\boxed{\text{৪১টি}}$। তাদের পরমাণুতে d^1 থেকে d^{10} ইলেকট্রন থাকে।

যেমন,

$$Sc\ (21) = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1 4s^2$$
$$Fe\ (26) = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6\ 4s^2$$
$$Zn\ (30) = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2$$

d–ব্লক মৌলগুলোর সর্ববহিস্থ শক্তিস্তর বা যোজ্যতাস্তরের সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস হলো $(n-1)\ d^{1-10}\ ns^{1-2}$। এখানে n = 4, 5, 6, 7 হবে।

d-ব্লক মৌলসমূহের মধ্যে বিশেষ ধর্মবিশিষ্ট কতগুলো মৌলকে অবস্থান্তর মৌল (transition elements) বলে।

অবস্থান্তর মৌলের সংজ্ঞা : যে সব d-ব্লক মৌল অন্তত এমন একটি আয়ন গঠন করে, যাদের ইলেকট্রন বিন্যাসে d-অরবিটাল আংশিকভাবে পূর্ণ ($d^1 - d^9$) থাকে, তাদেরকে অবস্থান্তর মৌল বলে।

অবস্থান্তর মৌলসমূহের বৈশিষ্ট্য :

(১) অবস্থান্তর মৌলসমূহের পরিবর্তনশীল যোজ্যতা থাকে;

(২) তারা রঙিন যৌগ গঠন করে;

(৩) তারা জটিল যৌগ গঠন করে,

(৪) তারা প্রভাবকরূপে ক্রিয়া করে,

(৫) তারা প্যারা চুম্বকীয় ধর্ম প্রদর্শন করে।

MCQ-3.4 : s-ব্লক ও p-ব্লকের মৌল সংখ্যার ক্রম কোন্‌টি?
(ক) 36, 14 (খ) 41, 36
(গ) 14, 36 (ঘ) 14, 41

অবস্থান্তর মৌলের সংজ্ঞা মতে, ৪র্থ পর্যায়ের d-ব্লকভুক্ত Sc এবং Zn—এ দুটি মৌল অবস্থান্তর মৌল নয়। কারণ তারা কেবল Sc^{3+} আয়ন এবং Zn^{2+} আয়ন গঠন করে। Sc^{3+} আয়ন এর ইলেকট্রন বিন্যাসে 3d অরবিটালে কোনো ইলেকট্রন নেই এবং Zn^{2+} আয়ন এর ইলেকট্রন বিন্যাসে 3d অরবিটাল পূর্ণ অর্থাৎ $3d^{10}$ থাকে।

$$Sc^{3+}\ (21) = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \boxed{3d^0}$$

$$Zn^{2+}\ (30) = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \boxed{3d^{10}}$$

অপরদিকে Fe হলো d-ব্লক মৌল ও অবস্থান্তর মৌল উভয়ই। কারণ এটির Fe^{2+} আয়ন ও Fe^{3+} আয়নের d-অরবিটাল আংশিকভাবে পূর্ণ থাকে। যেমন—

$$Fe^{2+} = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \boxed{3d^6}$$

$$Fe^{3+} = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \boxed{3d^5}$$

MCQ-3.5 : d-ব্লকের মৌল সংখ্যা কত? [ঢা. বো. ২০১৭]
(ক) 14 (খ) 36 (গ) 41 (ঘ) 27

এজন্য বলা হয়, সব **d-ব্লক** মৌল অবস্থান্তর মৌল নয়; কিন্তু সব অবস্থান্তর মৌল **d-ব্লক** মৌল বটে।

(৪) f-ব্লক মৌল : এ সব মৌলের পরমাণুতে সর্বশেষ ইলেকট্রন f অরবিটালে যায়। ৬ষ্ঠ পর্যায়ের ল্যান্থানাম, La (57) থেকে পরবর্তী লুটেসিয়াম, Lu (71) পর্যন্ত পনেরটি মৌলকে **ল্যান্থানয়ড্স** (Lanthanoids) বা **ল্যান্থানাইড সিরিজ** (Lanthanides) এবং অ্যাক্টিনিয়াম, Ac (89) থেকে পরবর্তী লরেনসিয়াম, Lr (103) পর্যন্ত পনেরটি মৌলকে **অ্যাক্টিনয়ড্স** (Actinoids) বা **অ্যাক্টিনাইড সিরিজ** (Actinides) বলা হয়। এ দু' শ্রেণির অন্তর্ভুক্ত $\boxed{\text{৩০টি}}$ মৌলকে বর্তমানে আধুনিকতম পর্যায় সারণির নিচে লেখা হয়েছে। f-ব্লকের মৌলগুলোর সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস হলো—

$(n-2)\ f^{1-14}\ (n-1)d^{0,1,2}\ ns^2$; এখানে $n = 6, 7$ হবে।

উল্লেখ্য ল্যান্থানাইড সিরিজের ১ম মৌল La (57) এর সর্বশেষ ইলেক্ট্রন $5d^1$ এ এবং অ্যাক্টিনাইড সিরিজের প্রথম মৌল Ac (89) ও ২য় মৌল Th (90) এর সর্বশেষ ইলেকট্রন যথাক্রমে $6d^1$ ও $6d^2$ রূপে আছে। তাই তারা f-ব্লক মৌল নয়। সুতরাং প্রকৃতপক্ষে **f-ব্লক মৌলের সংখ্যা হলো** $\boxed{\text{২৭টি}}$ (পর্যায় সারণি দ্রষ্টব্য)।

অন্তঃঅবস্থান্তর মৌল :

যে সব মৌলের কোনো সুস্থিত আয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস f^1 হতে f^{13} হয়, তাদেরকে **অন্তঃঅবস্থান্তর মৌল** (Inner transition elements) বলা হয়। তাদের একটি গ্রুপে বা, ল্যান্থানাইড সিরিজভুক্ত মৌলে 4f অরবিটাল অসম্পূর্ণ থাকে এবং তাদের অন্য গ্রুপে বা, অ্যাক্টিনাইড সিরিজভুক্ত মৌলে 5f অরবিটাল আংশিক পূর্ণ থাকে। এরূপ অন্তঃঅবস্থান্তর মৌলের উদাহরণ হলো সেরিয়াম ($_{58}Ce$) = [Xe] $4f^2 6s^2$। কারণ এর Ce^{3+} আয়নটিতে $4f^1$ ইলেকট্রন থাকে।

আমরা দেখলাম এ যাবৎ (২০১৬ ইং যাবৎ) আবিষ্কৃত Nh (113), Fl (114), Mc (115), Lv (116), Ts (117) ও Og (118) সহ মোট ১১৮টি মৌলকে পর্যায় সারণিতে এদের ইলেকট্রন বিন্যাস মতে চারটি ব্লক যেমন s-ব্লক, p-ব্লক, d-ব্লক ও f-ব্লকে ভাগ করা হয়েছে। এখন এসব ব্লকের মৌলসমূহের সাধারণ ধর্মাবলি জানতে চেষ্টা করব।

জেনে নাও :

(১) s-ব্লক মৌলগুলোর ক্ষেত্রে গ্রুপ সংখ্যা = সর্ববহিস্থ শক্তিস্তরের ইলেকট্রন সংখ্যা।

(২) p-ব্লক মৌলগুলোর ক্ষেত্রে গ্রুপ সংখ্যা = 10 + সর্ববহিস্থ শক্তিস্তরের ইলেকট্রন সংখ্যা (ns এবং np)

(৩) d-ব্লক মৌলগুলোর ক্ষেত্রে গ্রুপ সংখ্যা = (n – 1) d + ns উপস্তরের ইলেকট্রন সংখ্যা।

(৪) f-ব্লক মৌলগুলোর ক্ষেত্রে গ্রুপ সংখ্যা = f-ব্লক মৌলসমূহ পর্যায় সারণির 3 নং গ্রুপে অবস্থান করবে।

শিক্ষার্থীর কাজ-৩.১ : ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে মৌল শনাক্তকরণ :

সমস্যা-৩.১ : নিচের মৌলগুলোর ইলেকট্রন বিন্যাস লেখ এবং কোন মৌলটি কোন ব্লকের তা ব্যাখ্যা কর।

C(6), Na(11), P(15), Ca(20), Cr(24), Fe(26)

সমস্যা-৩.২ : Sc(21) ও Zn(30) মৌল দুটি d-ব্লকভুক্ত মৌল হলেও এরা অবস্থান্তর মৌল নয়;—এর ব্যাখ্যা কর। [দি. বো. ২০১৫]

IUPAC অনুমোদিত সর্বাধুনিক পর্যায় সারণি

[যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাসসহ]

ধাতু = 94টি, অধাতু = 18টি [11টি গ্যাস, 6টি কঠিন, 1টি তরল (Br_2)]
অপধাতু (সর্বসম্মত) = 6টি (B, Si, Ge, As, Sb, Te)

26	← পারমাণবিক সংখ্যা
Fe	← প্রতীক
$3d^64s^2$	← ইলেকট্রন বিন্যাস

← s ব্লক মৌল → ← d–ব্লক মৌল → ← p–ব্লক মৌল →

গ্রুপ → / পর্যায় ↓	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H $1s^1$																	2 He $1s^2$
2 [He(2)]	3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$											5 B $2s^22p^1$	6 C $2s^22p^2$	7 N $2s^22p^3$	8 O $2s^22p^4$	9 F $2s^22p^5$	10 Ne $2s^22p^6$
3 [Ne(10)]	11 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$											13 Al $3s^23p^1$	14 Si $3s^23p^2$	15 P $3s^23p^3$	16 S $3s^23p^4$	17 Cl $3s^23p^5$	18 Ar $3s^23p^6$
4 [Ar(18)]	19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Sc $3d^14s^2$	22 Ti $3d^24s^2$	23 V $3d^34s^2$	24 Cr $3d^54s^1$	25 Mn $3d^54s^2$	26 Fe $3d^64s^2$	27 Co $3d^74s^2$	28 Ni $3d^84s^2$	29 Cu $3d^{10}4s^1$	30 Zn $3d^{10}4s^2$	31 Ga $4s^24p^1$	32 Ge $4s^24p^2$	33 As $4s^24p^3$	34 Se $4s^24p^4$	35 Br $4s^24p^5$	36 Kr $4s^24p^6$
5 [Kr(36)]	37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	39 Y $4d^15s^2$	40 Zr $4d^25s^2$	41 Nb $4d^45s^1$	42 Mo $4d^55s^1$	43 Tc $4d^55s^2$	44 Ru $4d^75s^1$	45 Rh $4d^85s^1$	46 Pd $4d^{10}$	47 Ag $4d^{10}5s^1$	48 Cd $4d^{10}5s^2$	49 In $5s^25p^1$	50 Sn $5s^25p^2$	51 Sb $5s^25p^3$	52 Te $5s^25p^4$	53 I $5s^25p^5$	54 Xe $5s^25p^6$
6 [Xe(54)]	55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	57 La $5d^16s^2$	72 Hf $5d^26s^2$	73 Ta $5d^36s^2$	74 W $5d^46s^2$	75 Re $5d^56s^2$	76 Os $5d^66s^2$	77 Ir $5d^76s^2$	78 Pt $5d^96s^1$	79 Au $5d^{10}6s^1$	80 Hg $5d^{10}6s^2$	81 Tl $6s^26p^1$	82 Pb $6s^26p^2$	83 Bi $6s^26p^3$	84 Po $6s^26p^4$	85 At $6s^26p^5$	86 Rn $6s^26p^6$
7 [Rn(86)]	87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	89 Ac $6d^17s^2$	104 Rf $6d^27s^2$	105 Db $6d^37s^2$	106 Sg $6d^47s^2$	107 Bh $6d^57s^2$	108 Hs $6d^67s^2$	109 Mt $6d^77s^2$	110 Ds $6d^97s^1$	111 Rg $6d^{10}7s^1$	112 Cn $6d^{10}7s^2$	113 Nh $7s^27p^1$	114 Fl $7s^27p^2$	115 Mc $7s^27p^3$	116 Lv $7s^27p^4$	117 Ts $7s^27p^5$	118 Og $7s^27p^6$

← f–ব্লক মৌল →

ল্যান্থানাইড সারি → [Xe(54)]	58 Ce $4f^15d^16s^2$	59 Pr $4f^35d^06s^2$	60 Na $4f^45d^06s^2$	61 Nd $4f^55d^06s^2$	62 Sm $4f^65d^06s^2$	63 Eu $4f^75d^06s^2$	64 Pu $4f^75d^16s^2$	65 Tb $4f^95d^06s^2$	66 Dy $4f^{10}5d^06s^2$	67 Ho $4f^{11}5d^06s^2$	68 Er $4f^{12}5d^06s^2$	69 Tm $4f^{13}5d^06s^2$	70 Yb $4f^{14}5d^06s^2$	71 Lu $4f^{14}5d^16s^2$
অ্যাক্টিনাইড সারি → [Rn(86)]	90 Th $5f^06d^27s^2$	91 Pa $4f^25d^17s^2$	92 Ua $5f^36d^16s^2$	93 Np $5f^45d^17s^2$	94 Pu $5f^66d^07s^2$	95 Am $5f^76d^07s^2$	96 Cm $5f^75d^17s^2$	97 Bk $4f^96d^06s^2$	98 Dy $5f^{10}6d^06s^2$	99 Es $5f^{11}6d^07s^2$	100 Em $5f^{12}6d^07s^2$	101 Md $5f^{13}6d^07s^2$	102 No $5f^{14}6d^07s^2$	103 Lr $5f^{14}6d^17s^2$

সমস্যা : ওপরের সারণিতে দেয়া যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস লক্ষ্য কর এবং এদের মধ্যে ২১টি মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সাধারণ নিয়মের ব্যতিক্রম ঘটেছে, তা চিহ্নিত কর।

নির্দেশিকা : পারমাণবিক সংখ্যা 24, 29, 41, 42, 44, 45, 46, 47, 57, 58, 64, 78, 79, 89, 90, 91, 92, 93, 96, 110, 111 এসব মৌলের যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস দেখ।

৩.১.১ ইলেকট্রন বিন্যাস হতে পর্যায় সারণিতে মৌলের অবস্থান নির্ণয়
Position of Elements in Periodic Table from Electronic Configuration

যেহেতু পর্যায় সারণির সত্যিকার ভিত্তি হচ্ছে ইলেকট্রন বিন্যাস, সেহেতু যে কোনো মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস হতে পর্যায় সারণিতে তার অবস্থান সহজেই বের করা যায়। কোনো মৌলের সত্যিকার ইলেকট্রন বিন্যাস জানা না থাকলেও মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা মতে অরবিটালের শক্তিক্রম অনুযায়ী তার ইলেকট্রন বিন্যাস লিখে পর্যায় সারণিতে এর স্থান নির্ণয় করা হয়। এ ক্ষেত্রে নিম্নোক্ত নিয়ম অনুসরণ করতে হয়।

(ক) পর্যায় সংখ্যা নির্ণয় : মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বোচ্চ প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা n এর মান মৌলের পর্যায় সংখ্যা নির্দেশ করে। যেমন Na (11)-এর ইলেকট্রন বিন্যাস Na (11) = $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ হতে দেখা যায়; এতে সর্বোচ্চ প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা n = 3। সুতরাং Na মৌলটি ৩য় পর্যায়ে অবস্থিত।

(খ) গ্রুপ সংখ্যা নির্ণয় : কোন্ গ্রুপে মৌলটি অবস্থিত তা নির্ধারণের জন্য মৌলটির ইলেকট্রন বিন্যাসগত ব্লক ও যোজ্যতা ইলেকট্রন সংখ্যা জানা প্রয়োজন। যেমন,

(১) s-ব্লক মৌলসমূহের বেলায় সর্ববহিস্থ s অরবিটাল (ns^{1-2}) এর মোট ইলেকট্রন সংখ্যা মৌলটির গ্রুপ সংখ্যা নির্দেশ করে। যেমন, ns^1 দ্বারা গ্রুপ-1 এবং ns^2 দ্বারা গ্রুপ-2 বোঝায়।

(২) p-ব্লক মৌলসমূহের বেলায় ($10 + ns^2\ np^{1-6}$) এর মোট ইলেকট্রন সংখ্যা গ্রুপ সংখ্যা নির্দেশ করে। যেমন, $ns^2\ np^1$ দ্বারা $(10 + 2 + 1) = 13$ নং গ্রুপ বোঝায়; $ns^2\ np^2$ দ্বারা $(10 + 2 + 2) = 14$ নং গ্রুপ বোঝায়।

(৩) d-ব্লক মৌলসমূহের বেলায় (n–1)d ns অরবিটাল দুটির মোট ইলেকট্রন সংখ্যা মৌলটির গ্রুপ সংখ্যা প্রকাশ করে।

(৪) f-ব্লক মৌলসমূহের বেলায় যোজ্যতা স্তরে f অরবিটালে ইলেকট্রন থাকে। f-ব্লকভুক্ত সব মৌল গ্রুপ-3 এর অন্তর্ভুক্ত। নিচে সাতটি উদাহরণ দ্বারা উপরোক্ত নিয়মগুলো ব্যাখ্যা করা হলো। যেমন—

উদাহরণ : $Na(11) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \boxed{3s^1}$ এর পর্যায় সংখ্যা = 3; গ্রুপ-1

$Cl(17) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \boxed{3s^2\ 3p^5}$ এর পর্যায় সংখ্যা = 3; গ্রুপ-(10 + 7) = 17

$Ar(18) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \boxed{3s^2\ 3p^6}$ এর পর্যায় সংখ্যা = 3; গ্রুপ-(10 + 8) = 18

$Cr(24) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \boxed{3d^5\ 4s^1}$ এর পর্যায় সংখ্যা = 4; গ্রুপ-6

$Ni(28) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \boxed{3d^8\ 4s^2}$ এর পর্যায় সংখ্যা = 4; গ্রুপ-10

$Cu(29) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \boxed{3d^{10}\ 4s^1}$ এর পর্যায় সংখ্যা = 4; গ্রুপ-11

$Ce(58) \rightarrow [Xe\ (54)]\ \boxed{4f^2\ 6s^2}$ এর পর্যায় সংখ্যা = 6; গ্রুপ-3 [যেহেতু f ব্লকভুক্ত]

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১ : পর্যায় সারণিতে নিম্নোক্ত পারমাণবিক সংখ্যাবিশিষ্ট মৌলসমূহের অবস্থান নির্ণয় কর :

(ক) 18 (খ) 22 (গ) 29 (ঘ) 48 (ঙ) 16 (চ) 59

সমাধান : (ক) পারমাণবিক সংখ্যা 18 বিশিষ্ট মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \boxed{3s^2\ 3p^6}$। সুতরাং অষ্টক পূর্ণ থাকায় এটি একটি নিষ্ক্রিয় গ্যাস। অতএব এটির গ্রুপ সংখ্যা 18। যেহেতু ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্বোচ্চ প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা 3, সেহেতু মৌলটির অবস্থান ৩য় পর্যায়ে। তাই মৌলটির পর্যায় হলো 3 এবং গ্রুপ-18।

(খ) পারমাণবিক সংখ্যা 22 বিশিষ্ট মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \boxed{3d^2\ 4s^2}$। যেহেতু এক্ষেত্রে সর্বোচ্চ প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা 4, সেহেতু মৌলটি চতুর্থ পর্যায়ে অবস্থিত। অসম্পূর্ণ d অরবিটাল ($3d^2$) হতে বোঝা যায় যে এটি d-ব্লক মৌল। 3d ও 4s অরবিটালে মোট ইলেকট্রন সংখ্যা (2 + 2) = 4। অতএব এটির গ্রুপ সংখ্যা 4। তাই মৌলটির পর্যায় হলো 4, গ্রুপ সংখ্যা- 4।

(গ) পারমাণবিক সংখ্যা 29 বিশিষ্ট মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \boxed{3d^{10}\ 4s^1}$। যেহেতু এক্ষেত্রে সর্বোচ্চ প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা 4, সেহেতু মৌলটি চতুর্থ পর্যায়ে অবস্থিত। $3d^{10}\ 4s^1$ ইলেকট্রন বিন্যাস থাকায় এটির গ্রুপ সংখ্যা- 11। তাই মৌলটির পর্যায় সংখ্যা- 4, গ্রুপ সংখ্যা- 11।

(ঘ) পারমাণবিক সংখ্যা 48 বিশিষ্ট মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ \boxed{4d^{10}\ 5s^2}$। যেহেতু এক্ষেত্রে সর্বোচ্চ প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা 5, সেহেতু মৌলটি ৫ম পর্যায়ে অবস্থিত। $4d^{10}\ 5s^2$ ইলেকট্রন বিন্যাসের কারণে এটির গ্রুপ সংখ্যা-12।

(ঙ) পারমাণবিক সংখ্যা 16 বিশিষ্ট মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \boxed{3s^2\ 3p^4}$। সর্বোচ্চ প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা 3 হওয়ায় মৌলটি ৩য় পর্যায়ে অবস্থিত। এটি একটি প্রতিরূপী মৌল 3s ও 3p অরবিটালে সর্বমোট ইলেকট্রন সংখ্যা $(2 + 4) = 6$ হওয়ায় এটি $(10 + 6) = 16$ গ্রুপে অবস্থিত।

(চ) পারমাণবিক সংখ্যা 59 বিশিষ্ট মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ \boxed{4f^3}\ 5s^2\ 5p^6\ 6s^2$। সর্বোচ্চ কোয়ান্টাম সংখ্যা 6 হওয়ায় মৌলটি ৬ষ্ঠ পর্যায়ে অবস্থিত। আংশিক পূর্ণ 4f অরবিটাল থাকায় এটি একটি অন্তঃঅবস্থান্তর মৌল। অতএব এটি গ্রুপ -3 এর অন্তর্ভুক্ত।

৩.২ বিভিন্ন ব্লকের মৌলের সাধারণ ধর্মাবলি
General Properties of Blocks-Elements

s-ব্লক মৌলসমূহ (s-block elements) :

s-ব্লক মৌল : যে সব মৌলের সর্বশেষ ইলেকট্রন s অরবিটালে প্রবেশ করে, তাদেরকে s-ব্লক মৌল বলে। পর্যায় সারণির গ্রুপ-1 ও গ্রুপ-2 এর 13টি মৌল ও He সহ মোট 14টি মৌল হলো s-ব্লকের মৌল। এদের যোজ্যতা স্তরে বা সর্ববহিস্থ শক্তিস্তরে ns^1 অথবা ns^2 ইলেকট্রন থাকে।

s-ব্লকের ধাতুসমূহ দুটি বিশেষ নামে পরিচিত; যেমন—

(১) ক্ষার ধাতু বা অ্যালকালি মেটালস (alkali metals) ও

(২) মৃৎ ক্ষার ধাতু বা alkaline earth metals

MCQ-3.6 : f-ব্লকের মৌল সংখ্যা কত? [ব. বো. ২০১৬]
(ক) 14 (খ) 41 (গ) 30 (ঘ) 27

(১) ক্ষার ধাতু : s-ব্লক মৌলসমূহের মধ্যে গ্রুপ-1 এর মৌলসমূহ যেমন Li, Na, K, Rb, Cs ও Fr ইত্যাদিকে ক্ষার ধাতু বলে। কারণ এসব মৌল পানির সাথে তীব্রভাবে বিক্রিয়া করে সবল ক্ষার ধাতব হাইড্রক্সাইড ও H_2 গ্যাস উৎপন্ন করে। যেমন-

$$2Li\,(s) + 2H_2O\,(l) \longrightarrow 2LiOH\,(aq) + H_2\,(g)$$
$$2Na\,(s) + 2H_2O\,(l) \longrightarrow 2NaOH\,(aq) + H_2\,(g)$$
$$2K\,(s) + 2H_2O\,(l) \longrightarrow 2KOH\,(aq) + H_2\,(g)$$

মৃৎ-ক্ষার ধাতু : গ্রুপ-2 এর ধাতব মৌলসমূহ হলো Be, Mg, Ca, Sr, Ba ও Ra। এদের ns^2 যোজ্যতা ইলেকট্রন থাকে। এদেরকে মৃৎ-ক্ষার ধাতু (alkaline earth metals) বলে। কারণ এ ধাতুগুলোর মধ্যে Mg ও Ca এর অক্সাইড ও কার্বনেট লবণ মাটি বা মৃত্তিকায় পাওয়া যায়। এরা পানির সাথে ধীরে বিক্রিয়া করে ধাতব হাইড্রক্সাইড ক্ষারক ও H_2 গ্যাস উৎপন্ন করে।

$$Ca\,(s) + 2H_2O\,(l) \longrightarrow Ca(OH)_2\,(aq) + H_2\,(g)$$
$$CaO\,(s) + H_2O\,(l) \longrightarrow Ca(OH)_2\,(aq)$$

৩.২.১ s-ব্লক ধাতব মৌলসমূহের সাধারণ ধর্মাবলি (General Properties of s-block metals).

(১) s-ব্লকের ধাতব মৌলসমূহ নিম্ন গলনাঙ্ক ও নিম্ন স্ফুটনাঙ্কবিশিষ্ট ধাতু। যেমন, গ্রুপ-1এর সর্বোচ্চ গলনাঙ্কবিশিষ্ট ধাতু হলো Li; এর গলনাঙ্ক হলো 180.5°C এবং Cs এর গলনাঙ্ক হলো 28.4°C। অপরদিকে Be এর গলনাঙ্ক 1278°C, Ra এর গলনাঙ্ক হলো 700°C।

(২) s-ব্লকের মৌলসমূহ নরম ও নমনীয় ধাতু; যেমন Na ধাতুকে ছুরি দিয়ে কাটা যায়।

(৩) গ্রুপ-1 এর ধাতুসমূহ, এদের যোজ্যতা ইলেকট্রন (ns^1) ত্যাগ করে একক ধনাত্মক আয়ন (Li^+,Na^+) এবং গ্রুপ-2 এর ধাতুসমূহ, এদের যোজ্যতা ইলেকট্রন (ns^2) ত্যাগ করে দ্বিধনাত্মক আয়ন (Be^{2+},Mg^{2+}) তৈরি করে।

(৪) গ্রুপ-1 ও গ্রুপ-2 এর ক্যাটায়নসমূহে কোনো বিজোড় বা **অযুগ্ম ইলেকট্রন না থাকায় এদের যৌগসমূহ বর্ণহীন**। কিন্তু ব্যতিক্রম হলো এদের সাথে বর্ণযুক্ত ঋণাত্মক আয়নবিশিষ্ট ডাইক্রোমেট ($K_2Cr_2O_7$), ক্রোমেট (K_2CrO_4), ম্যাঙ্গানেট (K_2MnO_4) ও পারম্যাঙ্গানেট ($KMnO_4$) লবণসমূহ বর্ণযুক্ত হয়।

(৫) ক্যাটায়নসমূহে বিজোড় ইলেকট্রন না থাকায়, এরা ডায়াম্যাগনেটিক বা চুম্বকক্ষেত্র দ্বারা বিকর্ষিত হয়।

(৬) গ্রুপ-1 এর ধাতুসমূহের আয়নীকরণ শক্তি সবচেয়ে কম; এদের তুলনায় গ্রুপ-2 এর ধাতুসমূহের আয়নীকরণ শক্তি বেশি হয়। [অনুচ্ছেদ ৩.৩ (ঘ) দেখ]

(৭) s-ব্লক মৌল হলো তীব্র তড়িৎ ধনাত্মক মৌল। এদের সক্রিয়তা একই গ্রুপের নিচের দিকের মৌলসমূহে বৃদ্ধি পায়।

(৮) s-মৌলসমূহ তীব্র বিজারকরূপে ক্রিয়া করে।

(৯) Be ও Mg ব্যতীত s-ব্লকের অন্য সব মৌল বুনসেন শিখায় বৈশিষ্ট্যপূর্ণ বর্ণ সৃষ্টি করে।

*বেরিলিয়াম ও ম্যাগনেসিয়াম ধাতুর পরমাণু তুলনামূলকভাবে আকারে ছোট। এদের নিউক্লিয়াস দ্বারা যোজ্যতা ইলেকট্রন অধিক আকৃষ্ট থাকে; ফলে এদের আয়নীকরণ শক্তি অন্য সব s ব্লক মৌলের চেয়ে বেশি হয়। বুনসেন শিখার তাপে এসব মৌলের যোজ্যতাস্তরের ইলেকট্রন উদ্দীপিত হয়ে উচ্চতর শক্তিস্তরে উন্নীত হতে পারে না। এ কারণে Be ও Mg এর পরমাণু বা ধাতব লবণ বুনসেন শিখায় কোনো বিশেষ বর্ণ সৃষ্টি করে না।

(১০) Be ব্যতীত s-ব্লকের অন্য সব ধাতু আয়নিক যৌগ গঠন করে।

ছোট আকারের জন্য কখনো Be^{2+} আয়ন সৃষ্টি হয় না। Li পরমাণু Li^+ আয়ন গঠন করলেও এর অধিক চার্জ ঘনত্বের কারণে পোলার সমযোজী যৌগে পরিণত হয়। এ কারণে Li-লবণ পানিতে কম দ্রবণীয়। LiCl, LiBr, LiI প্রভৃতি পোলার দ্রাবক অ্যালকোহল ও অ্যাসিটোন প্রভৃতি জৈব দ্রাবকে অধিক দ্রবণীয় হয়।

s-ব্লক মৌলসমূহের প্রত্যেকটির ইলেকট্রন বিন্যাসকে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের প্রতীকের সাথে সর্ববহিস্থ শক্তিস্তর বা যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাসসহ নিম্নরূপে দেখানো হয়। [বইয়ের প্রথমে দেয়া পর্যায় সারণি দেখ।]

গ্রুপ-1	H(I) $1s^1$	Li(3) [He] $2s^1$	Na(11) [Ne] $3s^1$	K(19) [Ar] $4s^1$	Rb(37) [Kr] $5s^1$	Cs(55) [Xe] $6s^1$	Fr(87) [Rn] $7s^1$
গ্রুপ-2		Be(4) [He] $2s^2$	Mg(12] [Ne] $3s^2$	Ca (20) [Ar] $4s^2$	Sr(38) [Kr] $5s^2$	Ba(56) [Xe] $6s^2$	Ra(88) [Rn] $7s^2$

গ্রুপ → পর্যায় ↓	1	M.P °C	2	M.P °C
2	$_3Li$	180.5	$_4Be$	1278
3	$_{11}Na$	97.7	$_{12}Mg$	650
4	$_{19}K$	63.3	$_{20}Ca$	842
5	$_{37}Rb$	39.3	$_{38}Sr$	777
6	$_{55}Cs$	28.4	$_{56}Ba$	727
7	$_{87}Fr$	—	$_{88}Ra$	700
ইলেকট্রন বিন্যাস	ns^1		ns^2	

MCQ-3.7 : কোন্‌গুলো অপধাতু?

(ক) Si, Ge, As
(খ) Na, K, Rb
(গ) Mg, Al, Sb
(ঘ) B, Fe, Ni

জেনে নাও : সবচেয়ে সবল ক্ষার বা, অ্যালকালি দ্রবণ হলো KOH, NaOH এবং LiOH দ্রবণ।

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.২ : Be ও Mg ধাতু বুনসেন শিখায় কোনো বিশেষ বর্ণ সৃষ্টি করে না কেন ; ব্যাখ্যা কর।

সমাধান : Be ও Mg পরমাণুর আকার অপেক্ষাকৃত ছোট হওয়ায় এদের আয়নীকরণ শক্তি বেশি। বুনসেন শিখার তাপ শক্তি এদের যোজ্যতা-ইলেকট্রনকে উচ্চ শক্তিস্তরে উত্তোলিত করতে পারে না। তাই এরা শিখায় বর্ণ সৃষ্টি করে না।

s-ব্লক মৌলসমূহের রাসায়নিক ধর্ম :

গ্রুপ-1 এর মৌলসমূহের বিক্রিয়াসমূহ :

$2M(s) + H_2(g) \rightarrow 2MH(s)$
$M = Li, Na, K, Rb, Cs$

$2M(s) + X_2(g) \rightarrow 2MX(s)$
$X = F, Cl, Br, I$

$4M(s) + O_2(g) \rightarrow 2M_2O(s)$

$6M(s) + N_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2M_3N(s)$

$2M(s) + 2C(s) \xrightarrow{\Delta} M_2C_2(s)$
$M_2C_2(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2MOH(aq) + HC\equiv CH(g)$

$2M(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2MOH(aq) + H_2(g)$
$2M(s) + 2HCl(aq) \rightarrow 2MCl(aq) + H_2(g)$

s-ব্লক মৌল

গ্রুপ 1 – 2

গ্রুপ-2 এর মৌলসমূহের বিক্রিয়াসমূহ :

$G(s) + H_2(g) \rightarrow GH_2(s)$
$G = Be, Mg, Ca, Sr, Ba$

$G(s) + X_2(g) \rightarrow GX_2(s)$
$X = F, Cl, Br, I$

$2G(s) + O_2(g) \rightarrow 2GO(s)$

$3G(s) + N_2(g) \xrightarrow{\Delta} G_3N_2(s)$
$G_3N_2(s) + 6H_2O(l) \rightarrow 3G(OH)_2(s) + 2NH_3(g)$

$G(s) + 2C(s) \xrightarrow{\Delta} GC_2(s)$
$GC_2(s) + 2H_2O(l) \rightarrow G(OH)_2(aq) + HC\equiv CH(g)$

$G(s) + 2H_2O(l) \rightarrow G(OH)_2 + H_2(g)$
$G = Ca, Sr, Ba$

s-ব্লক মৌলসমূহের রাসায়নিক বিক্রিয়া এবং এদের বুঝে মনে রাখার নিয়ম :

(১) **অধাতুসহ আয়নিক যৌগ :** s-ব্লকের গ্রুপ-1 ও গ্রুপ-2 এর মৌলসমূহের প্রত্যেকে পর্যায় সারণির অধাতব মৌল H_2, হ্যালোজেন ($X_2 = F_2, Cl_2, Br_2, I_2$), O_2, N_2, C ইত্যাদির সাথে আয়নিক যৌগ গঠন করে। [ওপরের চিত্রে দেখ]

(২) **নাইট্রাইড ও কার্বাইডের আর্দ্র বিশ্লেষণ :** s-ব্লকের ধাতব নাইট্রাইড (M_3N, G_3N_2) ও ধাতব কার্বাইড (M_2C_2, GC_2) গরম পানির সংস্পর্শে আর্দ্রবিশ্লেষিত হয়ে যথাক্রমে NH_3, $HC\equiv CH$ (অ্যাসিটিলিন) গ্যাস ও ধাতব হাইড্রক্সাইড উৎপন্ন করে। [ওপরের বিক্রিয়া দেখ]

যেমন Mg ধাতুকে N_2 গ্যাসসহ উত্তপ্ত করলে আয়নিক যৌগ ম্যাগনেসিয়াম নাইট্রাইড (Mg_3N_2) গঠন করে। Mg_2N_2 অণুতে নাইট্রাইড আয়নের অধিক পোলারায়নের কারণে এটি সমযোজী যৌগের মতো গরম পানিতে সহজে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়ে $Mg(OH)_2$ ও NH_3 গ্যাস উৎপন্ন করে :

$$Mg(s) + N_2(g) \xrightarrow{\Delta} Mg_3N_2(s)$$
$$Mg_3N_2(s) + 6H_2O(l) \longrightarrow 3Mg(OH)_2(s) + 2NH_3(g)$$

অনুরূপভাবে ম্যাগনেসিয়াম কার্বাইড (MgC_2) গঠিত হয় এবং গরম পানির সাথে আর্দ্র বিশ্লেষণ বিক্রিয়ায় $Mg(OH)_2$ ও অ্যাসিটিলিন গ্যাস উৎপন্ন করে।

$$Mg(s) + 2C(s) \xrightarrow{\Delta} MgC_2(s)$$
$$MgC_2(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow Mg(OH)_2(s) + HC\equiv CH(g)$$

(৩) **পানিসহ বিক্রিয়া :** গ্রুপ-1 এর অধিক সক্রিয় ধাতুসমূহ প্রবলভাবে পানির সাথে বিক্রিয়া করে সবল ক্ষার যেমন NaOH, KOH ও H_2 গ্যাস উৎপন্ন করে। এজন্য **গ্রুপ-1 এর ধাতুসমূহকে ক্ষার ধাতু বলে।** কিন্তু গ্রুপ-2 এর কম সক্রিয় ধাতুসমূহ পানির সাথে ধীরে বিক্রিয়া করে ধাতুর হাইড্রক্সাইড ও H_2 গ্যাস উৎপন্ন করে। এছাড়া গ্রুপ-2 এর ধাতুর যৌগ মাটির অন্যতম উপাদান হওয়ায় **গ্রুপ-2 এর ধাতুসমূহকে মৃৎ-ক্ষার ধাতু বলে।** [ওপরের বিক্রিয়া দেখ]

(৪) **এসিডের H-প্রতিস্থাপন :** HCl এসিডের সাথে গ্রুপ-1 ও গ্রুপ-2 এর ধাতুসমূহ প্রবলভাবে বিক্রিয়া করে ধাতব ক্লোরাইড ও H_2 গ্যাস উৎপন্ন করে।

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.৩ : সোডিয়াম ধাতুকে কেরোসিনের মধ্যে সংরক্ষণ করা হয় কেন; ব্যাখ্যা কর।

সমাধান : সোডিয়াম ধাতু অতীব সক্রিয় গ্রুপ-1 এর ধাতু। সোডিয়াম ধাতুকে বাতাসে ও পানিতে রাখা যায় না। কারণ বাতাসের সংস্পর্শে বাতাসের মধ্যস্থ অক্সিজেনের সাথে Na ধাতু বিক্রিয়া করে সোডিয়াম অক্সাইড গঠন করে। পরে উৎপন্ন Na_2O বাতাসের CO_2 গ্যাসের সাথে বিক্রিয়া করে সোডিয়াম কার্বনেটে পরিণত হয়।

$$4\,Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$$
$$Na_2O + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3$$

MCQ-3.8 : অপধাতুর সংখ্যা কত?
(ক) 7 (খ) 8 (গ) 9 (ঘ) 10

আবার সোডিয়াম ধাতুকে পানিতেও রাখা যায় না। পানির সংস্পর্শে সোডিয়াম ধাতু পানির সাথে প্রবলভাবে বিক্রিয়া করে সোডিয়াম হাইড্রক্সাইড ক্ষার ও H_2 গ্যাস উৎপন্ন করে। এটি তাপোৎপাদী বিক্রিয়া হওয়ায় উৎপন্ন H_2 গ্যাসে আগুন ধরে যায়। ফলে পানি উৎপন্ন হয়।

$$2Na\,(s) + 2H_2O\,(l) \longrightarrow 2NaOH\,(aq) + H_2\,(g) + \text{তাপ}$$
$$2H_2\,(g) + O_2\,(g) \longrightarrow 2H_2O\,(l)$$

তাই সোডিয়াম ধাতুকে নিষ্ক্রিয় তরল পদার্থ কেরোসিনের মধ্যে সংরক্ষণ করা হয়।

৩.২.২ p-ব্লকের মৌলসমূহের সাধারণ ধর্মাবলি (General Properties of p-block elements)

প্রতিনিধি মৌল : s-ব্লক ও p-ব্লকের মৌলসমূহকে **আদর্শ বা প্রতিনিধি মৌল** (normal or representative elements) বলা হয়; কারণ এদের যোজ্যতা স্তরে অরবিটালসমূহ সাধারণ নিয়ম মতে ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ হয়ে থাকে। অর্থাৎ এসব মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাস সাধারণ নিয়ম যেমন আউফবাউ নীতি মেনে চলে।

পর্যায় সারণির গ্রুপ-13 এর মৌলসমূহে $ns^2\,np^1$ ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে শুরু করে গ্রুপ-14, 15, 16, 17 ও গ্রুপ-18 এর ($ns^2\,np^6$) মৌলসমূহ p-ব্লকে স্থান পেয়েছে। যেমন-

পর্যায় ↓ গ্রুপ →	13	14	15	16	17	18
2	$_5B$	$_6C$	$_7N$	$_8O$	$_9F$	$_{10}Ne$
3	$_{13}Al$	$_{14}Si$	$_{15}P$	$_{16}S$	$_{17}Cl$	$_{18}Ar$
4	$_{31}Ga$	$_{32}Ge$	$_{33}As$	$_{34}Se$	$_{35}Br$	$_{36}Kr$
5	$_{49}In$	$_{50}Sn$	$_{51}Sb$	$_{52}Te$	$_{53}I$	$_{54}Xe$
6	$_{81}Tl$	$_{82}Pb$	$_{83}Bi$	$_{84}Po$	$_{85}At$	$_{86}Rn$
7	$_{113}Nh$	$_{114}Fl$	$_{115}Mc$	$_{116}Lv$	$_{117}Ts$	$_{118}Og$
ইলেকট্রন বিন্যাস	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6

(১) p-ব্লকের মৌল সংখ্যা নবআবিষ্কৃত নিহোনিয়াম Nh (113), ফ্লেরোভিয়াম, *Fl* (114), মস্কোভিয়াম, Mc (115), লিভারমরিয়াম, Lv(116), টেনেসিন, Ts(117) ও ওগানেসান, Os(118) সহ ৩৬টি। এদের মধ্যে **ধাতু, অপধাতু বা মেটালয়েড ও অধাতু** রয়েছে।

(২) ধাতু (১২টি) ও গ্রাফাইট (কার্বনের বহুরূপ) ব্যতীত p-ব্লকের অন্য সব মৌল **তাপ ও বিদ্যুৎ কু-পরিবাহী**। p-ব্লকভুক্ত মোট অপধাতু ৬টি (B, Si, Ge, As, Sb, Te) হলো সেমিকন্ডাক্টর।

(৩) p-ব্লকের বেশির ভাগই **তড়িৎ ঋণাত্মক অধাতু**।

(৪) একই পর্যায়ে বাম থেকে ডানদিকে মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে যোজ্যতা ইলেকট্রন সংখ্যা বৃদ্ধি পায়; কিন্তু শক্তিস্তর একই থাকে। ফলে মৌলসমূহের **পারমাণবিক আকার হ্রাস পায়**।

(৫) একই পর্যায়ে বাম থেকে ডান দিকে p-ব্লকের মৌলসমূহের **বিজারণ ক্ষমতা ক্রমশ হ্রাস পায়**।

(৬) একই পর্যায়ে বাম থেকে ডানদিকে p-ব্লকের মৌলসমূহের **জারণ ক্ষমতা ক্রমশ বৃদ্ধি পায়**। কিন্তু একই গ্রুপের ওপর থেকে নিচের দিকে মৌলসমূহের **জারণ ক্ষমতা হ্রাস পায়**।

(৭) একই গ্রুপে ওপর থেকে নিচের দিকে মৌলসমূহের বেলায় **পারমাণবিক আকার বৃদ্ধি পায়; আয়নীকরণ বিভব হ্রাস পায় এবং ধাতব ধর্ম ক্রমশ বৃদ্ধি পায়**।

(৮) একই গ্রুপে ওপর থেকে নিচের দিকে মৌলসমূহের বিজারণ ক্ষমতা বৃদ্ধি পায়।

(৯) p-ব্লকের অধাতু মৌলসমূহ নিজেদের মধ্যে সমযোজী যৌগ এবং ধাতুর সাথে আয়নিক যৌগ সৃষ্টি করে।

(১০) p-ব্লকের মৌলসমূহের **পরিবর্তনশীল জারণ অবস্থা** বিভিন্ন যৌগে দেখা যায়।

* p-ব্লক মৌলসমূহের মধ্যে ns^2np^5 ইলেকট্রনীয় কাঠামোর অর্থাৎ গ্রুপ-17 এর **মৌলসমূহ হলো হ্যালোজেন** যেমন, F, Cl, Br, I ও At। হ্যালোজেন (halogen) শব্দের অর্থ হলো 'সামুদ্রিক লবণ প্রস্তুতকারী'। কারণ এসব মৌলের লবণ NaCl, NaBr, NaI সমুদ্রের লবণাক্ত পানিতে থাকে।

* অধিকাংশ ধাতু প্রকৃতিতে ধাতব অক্সাইড ও ধাতব সালফাইড আকরিকরূপে থাকে। তাই গ্রুপ-16 এর মৌলসমূহকে (O, S, Se, Te ইত্যাদিকে) **চ্যালকোজেন** (Chalcogens, ore-forming) বা আকরিক সৃষ্টিকারী মৌল বলা হয়।

* অধিকাংশ p-ব্লক মৌল অধাতু। তবে এদের মধ্যে B, Si, Ge, As, Sb, Te—এ ছয়টি মৌলে ধাতু ও অধাতু উভয় শ্রেণির ধর্ম প্রকাশ পায়; এজন্য এদেরকে **অপধাতু বা মেটালয়েড** (metalloid) বলে। পর্যায় সারণির p-ব্লকের মাঝখানের সিঁড়ি-রেখার ডানদিকের অবশিষ্ট মৌল অধাতু এবং বামদিকের মৌলসমূহ ধাতু।

* আবার $ns^2\,np^6$ ইলেকট্রনীয় কাঠামোর মৌলসমূহকে (He সহ যদিও এর ইলেকট্রন বিন্যাস ভিন্নতর) নিষ্ক্রিয় গ্যাস বলে। যেমন, Ne, Ar, Kr, Xe ও Rn নিষ্ক্রিয় গ্যাস। কারণ এদের অধিকতর স্থায়ী $ns^2\,2p^6$ ইলেকট্রন বিন্যাস থাকায় এরা রাসায়নিকভাবে নিষ্ক্রিয় হয়।

নিষ্ক্রিয় গ্যাসসমূহের বিশেষ ব্যবহার :

(ক) হিলিয়াম : সবচেয়ে হালকা H_2 গ্যাস। এরপর He গ্যাস, এটি অদাহ্য। H_2 এর তুলনায় He গ্যাসের বেলুন উত্তোলন ক্ষমতা 92%। গভীর পানির নিচে কর্মরত ডুবুরিগণের শ্বাস-প্রশ্বাসে ব্যবহৃত অক্সিজেন সিলিন্ডারে 80% He ও 20% O_2 থাকে।

(খ) নিয়ন : নিয়ন আলো উজ্জ্বল লাল বর্ণের ও কুয়াশার মধ্যেও দৃশ্যমান। তাই উড়ন্ত বিমানে পাইলটগণ উজ্জ্বল লাল বর্ণের নিয়ন আলো-সংকেত ব্যবহার করেন। সবুজ বা নীল বর্ণের বালবে অন্যান্য নিষ্ক্রিয় গ্যাস অথবা মার্কারি বাষ্প মিশ্রিত থাকে।

(গ) আর্গন : বায়ুতে নিষ্ক্রিয় গ্যাসসমূহের মধ্যে আর্গনের পরিমাণ বেশি (0.93%)। বৈদ্যুতিক বাল্‌বে নিষ্ক্রিয় পরিবেশরূপে আর্গন ব্যবহৃত হয়।

(ঘ) ক্রিপটন-জেনন : ফটোগ্রাফিক ফ্লাশ বাল্‌ব তৈরিতে ক্রিপটন জেনন মিশ্রণ ব্যবহৃত হয়।

(ঙ) রেডন : তেজস্ক্রিয় রেডন ক্যান্সার চিকিৎসায় ক্যান্সার কোষ ধ্বংস করার কাজে ব্যবহৃত হয়।

(১) p-ব্লক মৌলসমূহের রাসায়নিক ধর্ম (Chemical Properties of p-block elements) :

p-ব্লকভুক্ত ছয়টি গ্রুপ আছে। p-ব্লকের এ ছয়টি গ্রুপে থাকা মৌলের পরমাণুর p-অরবিটালে এক-একটি করে ছয়টি ইলেকট্রন ক্রমান্বয়ে বৃদ্ধি পায়। p-ব্লক মৌলসমূহের সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস $ns^2\,np^{1-6}$। p-ব্লকের ছয়টি গ্রুপের রাসায়নিক ধর্মাবলি পৃথকভাবে গ্রুপভিত্তিক দেখানো হলো :

p-ব্লক গ্রুপ 13

$$2M(s) + 3Cl_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2MCl_3(s)$$
M = B, Al, Ga, In, Tl

$$2B(s) + 3Cl_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2BCl_3(s)$$

$$4B(s) + 3O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2B_2O_3(s)\ (\text{অম্লীয়})$$

$$4Al(s) + 3O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2Al_2O_3(s)\ (\text{উভধর্মী})$$

$$2M(s) + N_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2MN(s)$$
M = B, Al, Ga, In Tl

$$2Al(s) + N_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2AlN(s)$$

$$AlN(s) + 3H_2O(l) \rightarrow Al(OH)_3(s) + NH_3(g)$$

$$2M(s) + 6H_2O(g) \xrightarrow[\Delta]{100\,^\circ C} 2M(OH)_3(s) + 3H_2(g)$$
M = B, Al, Ga, In Tl

কক্ষ তাপে Al পানির সংস্পর্শে ক্ষয় প্রতিরোধী Al_2O_3 স্তর সৃষ্টি করে।

$$2M(s) + 6HCl(aq) \rightarrow 2MCl_3(aq) + 3H_2(g)$$
M = Al, Ga, In Tl

$$2Al(s) + 6HCl(aq) \rightarrow 2AlCl_3(aq) + 3H_2(g)$$

$$B(s) + \underset{(\text{জারক})}{3HNO_3(aq)} \rightarrow \underset{\text{বোরিক এসিড}}{H_3BO_3(aq)} + 3NO_2(g)$$

$$2Al(s) + \underset{(\text{জারক})}{12HNO_3(aq)} \rightarrow 2Al(NO_3)_3(aq) + 6NO_2(g) + 6H_2O(l)$$

p-ব্লকের গ্রুপ-13 এর মৌলসমূহের রাসায়নিক বিক্রিয়া এবং এদের বুঝে মনে রাখার নিয়ম :

(১) ধাতব ও অধাতব দ্বিমৌল যৌগ গঠন : গ্রুপ-13 এর প্রথম মৌল B হলো অপধাতু, Al, Ga, In, Tl হলো ধাতু। s-ব্লক মৌলের চেয়ে এরা কম সক্রিয়। তাই অধাতব মৌল Cl_2, O_2, N_2 এর সাথে উচ্চ তাপ প্রয়োগে এরা দ্বিমৌল যৌগ যেমন ক্লোরাইড, অক্সাইড ও নাইট্রাইড গঠন করে। [ওপরের সমীকরণ দেখ]

(২) অম্লধর্মী অক্সাইড গঠন : বোরনের অক্সাইড (B_2O_3) অম্লীয়। তাই B_2O_3 পানির সাথে বিক্রিয়ায় বোরিক এসিড বা অর্থোবোরিক এসিড, H_3BO_3 (or $B_2O_3.3H_2O$) ও মেটাবোরিক এসিড, HBO_2 (or $B_2O_3.H_2O$) উৎপন্ন করে।

$$B_2O_3(s) + H_2O(l) \longrightarrow 2HBO_2(s) \text{ (কম পানিসহ)}$$
$$B_2O_3(s) + 3H_2O(l) \longrightarrow 2H_3BO_3(s) \text{ (বেশি পানিসহ)}$$
$$2HBO_2(s) + 2H_2O(l) \longrightarrow 2H_3BO_3(s) \text{ (বেশি পানিসহ)}$$

(৩) উভধর্মী অক্সাইড গঠন : Al_2O_3 উভধর্মী অক্সাইড। তাই এটি পৃথকভাবে অম্ল (HCl) ও গাঢ় ক্ষার (NaOH) দ্রবণের সাথে বিক্রিয়ায় প্রতিক্ষেত্রে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে।

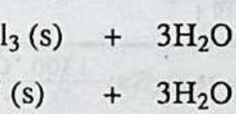
$$Al_2O_3(s) + 6HCl(aq) \longrightarrow 2AlCl_3(aq) + 3H_2O(l)$$
$$Al_2O_3(s) + 2NaOH(aq) \longrightarrow \underset{\text{সোডিয়াম অ্যালুমিনেট}}{2NaAlO_2(aq)} + H_2O(l)$$

(৪) ধাতব ক্লোরাইড ও নাইট্রাইডের আর্দ্রবিশ্লেষণ : ধাতব ক্লোরাইড ($AlCl_3$) ও ধাতব নাইট্রাইড (AlN) অণুতে সর্বাধিক পোলারায়নের কারণে (অনুচ্ছেদ-৩.১৫.২ দেখ), সমযোজী যৌগের মতো $AlCl_3$ ও AlN পানিতে আর্দ্রবিশ্লেষিত হয়ে $Al(OH)_3$, HCl ও NH_3 তৈরি করে।

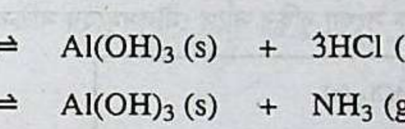
$$AlCl_3(s) + 3H_2O(l) \rightleftharpoons Al(OH)_3(s) + 3HCl(aq)$$
$$AlN(s) + 3H_2O(l) \rightleftharpoons Al(OH)_3(s) + NH_3(g)$$

জেনে নাও : **$AlCl_3$ ডাইমার অণু (Al_2Cl_6) গঠন করে।**

এর কারণ হলো মূলত অ্যালুমিনিয়াম ক্লোরাইড $AlCl_3$) আয়নিক বন্ধন দ্বারা গঠিত হলেও Al^{3+} আয়নের চার্জ ঘনত্ব অধিক। [অর্থাৎ আয়নের চার্জ/ব্যাসার্ধ, অনুপাত হলো (3 একক /0.05 nm) = 60 একক চার্জ nm^{-1} যা Na^+ আয়ন ও Mg^{2+} আয়নের 'চার্জ/ব্যাসার্ধ' অনুপাত অপেক্ষা অনেক বেশি। যেমন Na^+ এর চার্জ ঘনত্ব 10 একক চার্জ nm^{-1} এবং Mg^{2+} এর চার্জ ঘনত্ব 30 একক চার্জ nm^{-1}]। ফলে Al^{3+} আয়ন দ্বারা ঋণাত্মক আয়ন যেমন Cl^- আয়নের পোলারায়ন সহজেই ঘটে। এ অবস্থায় ঋণাত্মক আয়ন যেমন Cl^- আয়নের ইলেকট্রন ঘনত্ব Al পরমাণু ও Cl পরমাণুর দুই নিউক্লিয়াসের মাঝখানে অবস্থান নেয়। তখন Al পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে তিন জোড়া বন্ধন ইলেকট্রন থাকে অর্থাৎ অষ্টক অপূর্ণ থাকে। তাই অষ্টক পূরণের জন্য দুটি করে $AlCl_3$ অণুর Al পরমাণু পার্শ্ববর্তী Cl পরমাণুর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগলের সাথে সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা ডাইমার অণু (Al_2Cl_6) সৃষ্টি করে। তখন ভিতরের বন্ধন কোণ ∠ClAlCl = 79° এবং এর বিপরীতে বাইরের বন্ধন কোণ ∠ClAlCl = 118° হয়।



মনোমার ($AlCl_3$).



ডাইমার (Al_2Cl_6)

কঠিন অবস্থায় এই ডাইমার অণুসমূহ মোটামুটি চতুস্তলকীয় গঠন ও শীট আকারে দুর্বল ভ্যানডারওয়াল আকর্ষণ বল দ্বারা কেলাস সৃষ্টি করে। তবে 180°C তাপমাত্রায় ডাইমার অণু (Al_2Cl_6) ভেঙ্গে মনোমার অণু ($AlCl_3$) রূপে কঠিন অবস্থা থেকে সরাসরি বাষ্পীয় অবস্থায় উর্ধপাতিত হয়।

(৫) এসিডের H-প্রতিস্থাপন : কম সক্রিয় হওয়ায় গ্রুপ-13 এর ধাতুসমূহ 100°C এ পানির সাথে বিক্রিয়া করে ধাতব হাইড্রক্সাইড ও H_2 গ্যাস উৎপন্ন করে। এছাড়া এ সব ধাতু HCl এসিড থেকে H_2 উৎপন্ন করে। [সমীকরণ দেখ]

$$2Al\,(s) + 6H_2O\,(g) \xrightarrow{100°C} 2Al(OH)_3\,(s) + 3H_2\,(g)$$
$$2Al\,(s) + 6HCl\,(aq) \longrightarrow 2AlCl_3\,(aq) + 3H_2\,(g)$$

(৬) জারণধর্মী এসিডসহ বিক্রিয়া : জারণধর্মী এসিড গাঢ় HNO_3 দ্বারা B জারিত হয়ে B_2O_3 এবং HNO_3 বিজারিত হয়ে বাদামি NO_2 গ্যাস উৎপন্ন হয়। অম্লধর্মী B_2O_3 পানির সাথে বিক্রিয়ায় H_3BO_3 উৎপন্ন করে।

অনুরূপভাবে Al ধাতু ও HNO_3 এর বিক্রিয়ায় প্রথমে Al_2O_3 ও NO_2 গ্যাস এবং Al_2O_3 পরে HNO_3 এর সাথে বিক্রিয়ায় $Al(NO_3)_3$ লবণ ও পানি উৎপন্ন করে। (সমীকরণ দেখ)।

প্রথমে গাঢ় HNO_3 বিয়োজিত হয়ে H_2O, বাদামি NO_2 গ্যাস ও জায়মান অক্সিজেন [O] উৎপন্ন করে।

B সহ বিক্রিয়া :
$$2HNO_3\,(\text{গাঢ়}) \longrightarrow H_2O\,(l) + 2NO_2\,(g) + [O] \;\ldots \times 3$$
$$2B\,(s) + 3\,[O] \longrightarrow B_2O_3\,(s)$$
$$B_2O_3\,(s) + 3H_2O\,(l) \longrightarrow 2H_3BO_3\,(s)\ (\text{বোরিক এসিড})$$

Al সহ বিক্রিয়া :
$$2HNO_3\,(\text{গাঢ়}) \longrightarrow H_2O\,(l) + 2NO_2\,(g) + [O] \;\ldots \times 3$$
$$2Al + 3\,[O] \longrightarrow Al_2O_3\,(s)$$
$$Al_2O_3\,(s) + 6HNO_3\,(aq) \longrightarrow 2Al(NO_3)_3\,(aq) + 3\,H_2O\,(l)$$

(২) p-ব্লকের গ্রুপ-14 এর মৌলসমূহের রাসায়নিক ধর্মাবলি :

গ্রুপ-13 এর মৌলের মতো গ্রুপ-14 এর মৌলসমূহ হ্যালোজেন, অক্সিজেনসহ H_2, স্টিম, এসিড ও ক্ষার দ্রবণসহ বিক্রিয়া করে। পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে মৌলসমূহের সক্রিয়তা বৃদ্ধি পায়।

p-ব্লক গ্রুপ-14

$M\,(s) + 2Cl_2\,(g) \xrightarrow{\Delta} MCl_4\,(s)$
M = C, Si, Ge, Sn, Pb
কিন্তু $SnCl_2$, $PbCl_2$ আয়নিক হয়।

$M\,(s) + O_2\,(g) \rightarrow MO_2\,(s)$ (অম্লধর্মী)
SnO_2, PbO উভধর্মী অক্সাইড
$SnO_2\,(s) + 2NaOH\,(aq) \rightarrow H_2O\,(l) + Na_2SnO_3\,(aq)$ স্ট্যানেট

$C\,(s) + 2H_2\,(g) \xrightarrow{\Delta} CH_4\,(g)$
$Si\,(s) + 2H_2\,(g) \xrightarrow{\Delta} SiH_4\,(g)$ সিলেন
$SiH_4\,(g) + 2O_2\,(g) \rightarrow SiO_2\,(s) + 2H_2O\,(l)$

$C\,(s) + H_2O\,(\text{স্টিম}) \xrightarrow{1300\,°C} [CO\,(g) + H_2\,(g)]$
উত্তপ্ত — ওয়াটার গ্যাস
$Si\,(s) + 2H_2O\,(\text{স্টিম}) \xrightarrow{\Delta} SiO_2\,(s) + 2H_2\,(g)$
$Pb\,(s) + 2H_2O\,(\text{স্টিম}) \xrightarrow{\Delta} Pb(OH)_2\,(s) + H_2\,(g)$

$Sn\,(s) + 2HCl\,(aq) \rightarrow SnCl_2\,(aq) + H_2\,(g)$
$Pb\,(s) + 2HCl\,(aq) \rightarrow PbCl_2\,(s) + H_2\,(g)$
এসিডের সাথে কেবল এরা বিক্রিয়া করে।
গ্রুপের নিচের দিকে ধাতব ধর্মের বৃদ্ধি পায়।

$Sn\,(s) + 2NaOH\,(aq) + H_2O\,(l) \rightarrow 2H_2\,(g) + Na_2SnO_3\,(aq)$ স্ট্যানেট
$Pb\,(s) + 2NaOH\,(aq) + H_2O\,(l) \rightarrow 2H_2\,(g) + Na_2PbO_3\,(aq)$ প্লাম্বেট

p-ব্লকের গ্রুপ-14 এর মৌলসমূহের রাসায়নিক বিক্রিয়া এবং এদের বুঝে মনে রাখার নিয়ম :

(১) Cl_2 সহ বিক্রিয়া : গ্রুপ-14 এর অধাতব মৌল C ও Si এবং ধাতব মৌল Sn ও Pb প্রত্যেকেই Cl_2 সহ উচ্চ তাপমাত্রায় চতুর্যোজ্যতা সহকারে সমযোজী টেট্রাক্লোরাইড গঠন করে। কিন্তু Sn ও Pb ধাতুর ডাইক্লোরাইড মোটামুটি আয়নিক হয়। [ওপরের সমীকরণ দেখ।]

(২) O_2 সহ বিক্রিয়া : গ্রুপ-14 এর সব মৌল O_2 সহ উচ্চ তাপমাত্রায় চতুর্যোজ্যতাসহ অক্সাইড গঠন করে। যেমন অম্লধর্মী CO_2, SiO_2; জারণধর্মী SnO_2, PbO_2 উৎপন্ন হয়। তবে SnO_2 ও PbO উভধর্মী অক্সাইডরূপে পৃথকভাবে গাঢ় NaOH দ্রবণ ও HCl এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে প্রতি ক্ষেত্রে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে।

SnO_2 ক্ষারকরূপে : $SnO_2(s) + 4HCl(aq) \longrightarrow SnCl_4(aq) + 2H_2O(l)$

SnO_2 অম্লরূপে : $SnO_2(s) + 2NaOH(aq) \longrightarrow Na_2SnO_3(aq) + H_2O(l)$
সোডিয়াম স্ট্যানেট

PbO ক্ষারকরূপে : $PbO(s) + 2HNO_3(aq) \longrightarrow Pb(NO_3)_2(aq) + H_2O(l)$

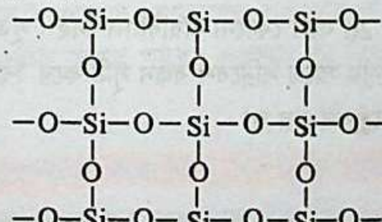
PbO অম্লরূপে : $PbO(s) + 2NaOH(aq) \longrightarrow Na_2PbO_2(aq) + H_2O(l)$
সোডিয়াম প্লাম্বাইট

জেনে নাও : স্বাভাবিক অবস্থায় CO_2 গ্যাস, কিন্তু SiO_2 হলো কঠিন পদার্থ। এর কারণ হলো CO_2 একটি একক অণু। CO_2 এর অণুতে একটি কার্বন পরমাণু দুটি অক্সিজেন পরমাণুর সাথে দুই জোড়া ইলেকট্রন শেয়ার করে দ্বিবন্ধন দ্বারা যুক্ত থাকে। CO_2 এর আণবিক গঠন সরলরৈখিক। যেমন,

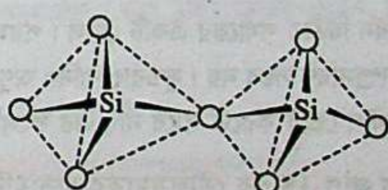
$$:\ddot{O}::\overset{\times}{\underset{\times}{}}C\overset{\times}{\underset{\times}{}}::\ddot{O}: \quad \text{বা, } O=C=O$$

CO_2 অণুসমূহের মধ্যে কেবল দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস বল কার্যকর থাকে। তাই সাধারণ তাপমাত্রায় CO_2 হলো গ্যাস। এটি একক সমযোজী যৌগ অণু হওয়ায় এর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক কম। শুষ্ক বরফ বা কঠিন CO_2 এর গলনাঙ্ক হলো $-56°C$।

অপরদিকে সিলিকন ডাই অক্সাইড (SiO_2) হলো একটি পলিমার যৌগ $(SiO_2)_n$ অর্থাৎ অসংখ্য SiO_2 অণু পরস্পর যুক্ত হয়ে বৃহৎ আকারের সুস্থিত গুচ্ছ অণু সৃষ্টি করে। এরূপ যৌগকে পলিমার যৌগ বা দৈত্যাকার অণু (giant molecule) বলে। SiO_2 পলিমার গঠনে প্রতিটি Si পরমাণু চারটি O পরমাণুর সাথে এবং একটি O পরমাণু দুটি Si পরমাণুর সাথে যুক্ত হয়ে চতুস্তলকীয় গঠন সৃষ্টি করে। প্রতিটি চতুস্তলক O পরমাণু দ্বারা যুক্ত হয়ে পলিমার শিকল $(SiO_2)_n$ গঠন করে। এর পলিমার গঠন নিম্নরূপ :



চিত্র-৩.২ : $(SiO_2)_n$ এর গঠন



চিত্র-৩.২(ক) : পলিমার শিকলে SiO_2 এর চতুস্তলকীয় গঠন

পলিমার যৌগ $(SiO_2)_n$-এর গলনকালে বহু সমযোজী বন্ধন ভাঙতে হয় এবং অধিক তাপ শক্তি শোষিত হয়। সুতরাং সিলিকন ডাইঅক্সাইড $(SiO_2)_n$-এর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক অনেক বেশি; যেমন গলনাঙ্ক 1610°C ও স্ফুটনাঙ্ক 2230°C এবং সাধারণ তাপমাত্রায় SiO_2 হলো কঠিন কেলাসাকার পদার্থ।

(৩) হাইড্রাইড গঠন : গ্রুপ-14 এর মৌলসমূহ উচ্চ তাপমাত্রায় H_2 সহ বিক্রিয়া করে টেট্রা হাইড্রাইড গঠন করে। [ওপরের সমীকরণ দেখ।]

(৪) পানির H-প্রতিস্থাপন : উচ্চ তাপমাত্রায় স্টিমের সাথে C, Si, Pb বিক্রিয়া করে H_2 গ্যাস উৎপন্ন করে। এতে প্রমাণিত হয় H থেকে এদের সক্রিয়তা বেশি। [সমীকরণ দেখ।]

(৫) HCl এসিডের H-প্রতিস্থাপন : ধাতুরূপে Sn, Pb লঘু HCl থেকে H_2 গ্যাস উৎপন্ন করে। [সমীকরণ দেখ।]

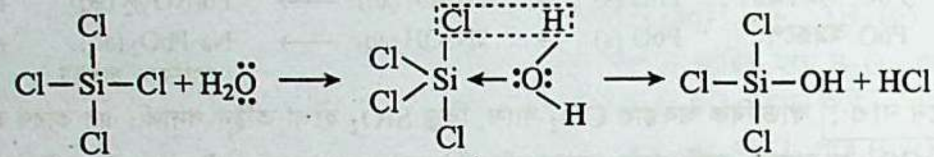
(৬) হ্যালাইডের আর্দ্র বিশ্লেষণ : CCl_4 ব্যতীত গ্রুপ-14 এর অন্যান্য সমযোজী হ্যালাইড যেমন, $SiCl_4$ পানির সংস্পর্শে আর্দ্র-বিশ্লেষিত হয়। আর্দ্র-বিশ্লেষণের প্রথম শর্ত হলো কেন্দ্রীয় পরমাণুর একটি ফাঁকা d-অরবিটাল থাকা প্রয়োজন। ঐ ফাঁকা d-অরবিটালের সাথে পানি অণুর O-পরমাণুর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল একটি সন্নিবেশ বন্ধন যেন করতে পারে। দ্বিতীয় পর্যায়ভুক্ত C-পরমাণুতে কোনো d-অরবিটাল থাকে না। তাই CCl_4 পানিতে আর্দ্র-বিশ্লেষিত হতে পারে না।

অপরদিকে $SiCl_4$ এর কেন্দ্রীয় পরমাণু Si তৃতীয় পর্যায়ভুক্ত অধাতব মৌল হওয়ায় এবং এর 3d-অরবিটাল খালি থাকায় এটি পানি অণুর O পরমাণুর সাথে সন্নিবেশ বন্ধন গঠনের মাধ্যমে আর্দ্র-বিশ্লেষিত হয়।

$$SiCl_4 + 4H{-}OH \longrightarrow 4HCl + Si(OH)_4 \text{ [সিলিসিক এসিড]}$$

$$CCl_4 + H_2O \longrightarrow \text{কোনো বিক্রিয়া ঘটে না।}$$

ব্যাখ্যা : $SiCl_4$ এর আর্দ্র বিশ্লেষণ নিম্ন মতে পানির অক্সিজেন পরমাণুর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন সহযোগে সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা অন্তর্বর্তী যৌগ বা বিক্রিয়া-মধ্যক গঠনের মাধ্যমে সংঘটিত হয়। এভাবে সৃষ্ট অন্তর্বর্তী-যৌগ থেকে পরবর্তীতে HCl অপসারিত হয়ে –OH মূলক Si এর সাথে যুক্ত হয়।



এরূপে চার ধাপে পানি অণুর সাথে বিক্রিয়ায় $SiCl_4$ এর চারটি Cl পরমাণু চারটি –OH মূলক দ্বারা প্রতিস্থাপিত হয়ে থাকে।

$$SiCl_4 + 4H\text{–}OH \longrightarrow 4HCl + Si(OH)_4$$

প্রাথমিক অবস্থায় এ বিক্রিয়ায় 'বিক্রিয়া-মধ্যকে' Si পরমাণুর সর্বশেষ শক্তিস্তরে ১০টি ইলেকট্রন বিদ্যমান থাকে। এর মধ্যে চারটি Si-Cl বন্ধন থেকে চার জোড়া এবং $Si \leftarrow OH_2$ সন্নিবেশ বন্ধন থেকে এক জোড়া ইলেকট্রন রয়েছে। যেহেতু সিলিকন তৃতীয় পর্যায়ের মৌল সেহেতু তার শূন্য 3d-অরবিটাল আছে, যেখানে H_2O কর্তৃক যোগান ও শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগল স্থান দেয়া সম্ভব; অন্য কথায় **Si এর পক্ষে অষ্টক সম্প্রসারণ সম্ভব হয়েছে**। পরবর্তীতে $Si(OH)_4$ অণুতে অষ্টক বিন্যাস ঘটে থাকে।

কিন্তু কার্বন দ্বিতীয় পর্যায়ের একটি মৌল। পরমাণুর দ্বিতীয় শক্তিস্তরে 2d বলে কোনো অরবিটাল নেই। সুতরাং কার্বনের পক্ষে অষ্টক সম্প্রসারণ সম্ভব নয়। সুতরাং পানির অণু CCl_4 এর C পরমাণুর সাথে সন্নিবেশ বন্ধন সৃষ্টি করে 'বিক্রিয়া-মধ্যক' বা অন্তর্বর্তী-যৌগ তৈরি করতে পারে না। এর ফলে **CCl_4 এর আর্দ্র বিশ্লেষণ হয় না।**

(৩) p-ব্লকের গ্রুপ-15 এর মৌলসমূহের রাসায়নিক ধর্মাবলি :

গ্রুপ-14 এর মৌলের মতো গ্রুপ-15 এর মৌলসমূহ হ্যালোজেন, অক্সিজেন ও H_2 গ্যাসের সাথে বিক্রিয়া করে। N_2 ও Cl_2 এর বিক্রিয়ায় কেবল NCl_3; অন্যান্য মৌল পেন্টাক্লোরাইড গঠন করে এদের d-অরবিটাল ব্যবহারের মাধ্যমে অষ্টক সম্প্রসারণ করে। N এর 5টি অক্সাইড, P এর 4টি অক্সাইড আছে। উভয়ের অক্সাইডে জারণ অবস্থা +3 এবং এর বেশি হলে অম্লধর্মী হয়। এরা পানিসহ বিক্রিয়ায় অক্সোএসিড যেমন HNO_2, HNO_3, H_3PO_3, H_3PO_4 গঠন করে।

জেনে নাও : **নিষ্ক্রিয় গ্যাসের পর সবচেয়ে নিষ্ক্রিয় মৌল হলো N_2 গ্যাস। তাই N_2 গ্যাস নিষ্ক্রিয় মাধ্যম হিসেবে ব্যবহৃত হয়।** [কু. বো. ২০১৬]

এর ব্যাখ্যা হলো : নাইট্রোজেন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস $[N(7) = 1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1]$ থেকে বোঝা যায়, এতে তিনটি অর্ধপূর্ণ 2p অরবিটাল রয়েছে এবং তা সুষম ও অধিক স্থিতিশীল। আবার ২য় শক্তিস্তরে যোজ্যতা স্তর থাকায় N পরমাণু আকারে ছোট। তাই দ্বিপরমাণুক (N_2) অণু সৃষ্টির কালে নাইট্রোজেন-নাইট্রোজেন সিগমা (σ) বন্ধন গঠনের পর উভয় N পরমাণুর 1টি করে 2টি p অরবিটালের মধ্যে পাশাপাশি সুষ্ঠু অধিক্রমণ দ্বারা 2টি π বন্ধন গঠিত হতে পারে (N≡N)। তাই নাইট্রোজেন-নাইট্রোজেন ত্রিবন্ধন (N≡N) খুবই দৃঢ় হয়। এ ত্রিবন্ধনের বিযোজন শক্তি 945 $kJmol^{-1}$ এবং বন্ধন দূরত্ব 0.1098 nm হয়। এসব কারণে N_2 অণু রাসায়নিকভাবে অত্যন্ত নিষ্ক্রিয়। বস্তুত নিষ্ক্রিয় গ্যাসের পর সবচেয়ে নিষ্ক্রিয় মৌল হলো নাইট্রোজেন। **তাই N_2 গ্যাস নিষ্ক্রিয় মাধ্যম হিসেবে ব্যবহৃত হয়।** তবে উচ্চ তাপমাত্রায় যেমন, 3000°C এ N≡N ত্রিবন্ধনের এক একটি করে ধাপে ধাপে তিনটি বন্ধন ভাঙ্গনের শেষে পারমাণবিক নাইট্রোজেন সৃষ্টির পর নাইট্রোজেন মৌল সক্রিয় হয়।

$$\ddot{N} \equiv \ddot{N} \xrightarrow{3000^{\circ}C} \cdot\ddot{N}{=}\ddot{N}\cdot \xrightarrow{\Delta} \cdot\ddot{N} - \ddot{N}\cdot \xrightarrow{\Delta} 2\,\cdot\ddot{N}\cdot$$

p-ব্লক গ্রুপ-15

$2M(s) + 3Cl_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2MCl_3(s)$
$M = N, P, As, Sb, Bi$
$2P(s) + 5Cl_2(g) \rightarrow 2PCl_5(s)$

$2M + 3O_2(g) \rightarrow M_2O_3$
$2N_2(g) + 5O_2(g) \rightarrow 2N_2O_5(s)$
$P_4(s) + 5O_2(g) \rightarrow 2P_2O_5(s)$

$N_2(g) + 3H_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2NH_3(g)$
$P_4(s) + 3KOH + 3H_2O \rightarrow PH_3(g) + 3KH_2PO_3$

$N_2O_3(g) + H_2O(l) \rightarrow 2HNO_2(aq)$ নাইট্রাস এসিড
$N_2O_5 + H_2O \rightarrow 2HNO_3$ নাইট্রিক এসিড
$N_2O_4(s) + H_2O(l) \rightarrow HNO_2(aq) + HNO_3(aq)$

$P_2O_3(s) + 3H_2O(l) \xrightarrow{10^{\circ}C} 2H_3PO_3(l)$
$2P_2O_3(s) + 6H_2O(l) \xrightarrow{60^{\circ}C} 3H_3PO_4(s) + PH_3(g)$
$P_2O_5(s) + H_2O(l) \xrightarrow{10^{\circ}C} 2HPO_3(s)$ মেটাফসফরিক এসিড
$P_2O_5(s) + 3H_2O(l) \xrightarrow{60^{\circ}C} 2H_3PO_4(s)$ অর্থোফসফরিক এসিড

p-ব্লকের গ্রুপ-15 এর মৌলসমূহের রাসায়নিক বিক্রিয়া এবং এদের বুঝে মনে রাখার নিয়ম :

(১) ক্লোরাইড গঠন : ত্রিযোজী N মৌল Cl_2 সহ NCl_3 গঠন করলেও P তৃতীয় পর্যায়ের মৌল হওয়ায় উদ্দীপিত অবস্থায় এর $3s^2$ থেকে একটি ইলেকট্রন খালি 3d-অরবিটালে উত্তোলিত হলে P পরমাণুতে 5টি বিজোড় ইলেকট্রন হয়। তখন PCl_5 গঠন সম্ভব হয়। এটিকে **P এর অষ্টক সম্প্রসারণ** বলে।

যেমন, নাইট্রোজেনের ইলেকট্রন বিন্যাস $N(7) = 1s^2\,2s^2\,2p_x^1\,2p_y^1\,2p_z^1$ মতে নাইট্রোজেন পরমাণুতে তিনটি বিজোড় ইলেকট্রন থাকায় হ্যালোজেন পরমাণুর (F. Cl. Br. I) সাথে সমযোজ্যতা দ্বারা ট্রাইহ্যালাইড যেমন, NF_3, NCl_3, NBr_3, NI_3 গঠন করতে পারে। এক্ষেত্রে N এর সমযোজ্যতা 3 হয়।

$$N_2(g) + 3Cl_2(g) \longrightarrow 2NCl_3(l)$$

এসব হ্যালাইডের মধ্যে NF_3 বেশ সুস্থিত এবং NCl_3. NBr_3 ও NI_3 কিছুটা বিস্ফোরণ প্রবণ হয়।

অনুরূপভাবে ফসফরাসের ইলেকট্রন বিন্যাস মতে P পরমাণুতে 3টি বিজোড় ইলেকট্রন থাকায় P এর সমযোজ্যতা 3 হয়। আবার উদ্দীপিত অবস্থায় $3s^2$ থেকে একটি ইলেকট্রন খালি 3d-অরবিটালে উত্তোলিত হলে পাঁচটি বিজোড় ইলেকট্রন হয়। তখন P এর সমযোজ্যতা 5 হয়।

$$P(15) = 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p_x^1\,3p_y^1\,3p_z^1\,3d^0$$
$$^*P(15) = 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1\,3p_x^1\,3p_y^1\,3p_z^1\,3d_{xy}^1$$

তাই ফসফরাস F_2, Cl_2, Br_2 এর সাথে ট্রাইহ্যালাইড ও পেন্টাহ্যালাইড গঠন করে। কিন্তু আয়োডিনের সাথে PI_3 গঠন করলেও PI_5 গঠন করে না। ফসফরাস সীমিত Cl_2 এর সাথে PCl_3 গঠন করে এবং এর অধিক পরিমাণ Cl_2 প্রবাহে PCl_5 গঠিত হয়।

$$P_4(s) + 6Cl_2(g) \longrightarrow 4PCl_3(l)$$
$$P_4(s) + 10Cl_2(g) \quad 4PCl_5(s)$$

কিন্তু N পরমাণুর সর্বশেষ ২য় শক্তিস্তরে 2d-অরবিটাল না থাকায় N পরমাণুর সমযোজ্যতা বৃদ্ধি সম্ভব নয়। ফলে NCl_5 গঠিত হয় না।

(২) অক্সাইড গঠন : গ্রুপ-15 এর অধাতু N এর 5টি অক্সাইড যেমন নাইট্রাস অক্সাইড (N_2O), নাইট্রিক অক্সাইড (NO), ডাইনাইট্রোজেন ট্রাইঅক্সাইড (N_2O_3), ডাইনাইট্রোজেন টেট্রোক্সাইড (N_2O_4) বা নাইট্রোজেন ডাইঅক্সাইড (NO_2) ও ডাইনাইট্রোজেন পেন্টঅক্সাইড (N_2O_5) আছে। অপরদিকে P এর 2টি স্থায়ী অক্সাইড যেমন ফসফরাস ট্রাইঅক্সাইড

(P_2O_3) ও ফসফরাস পেন্টঅক্সাইড (P_2O_5) আছে। N এর দুটি অক্সাইড যেমন- N_2O ও NO গ্যাস নিরপেক্ষ; অপর অক্সাইডসমূহ অম্লধর্মী। এরা পানির সাথে বিক্রিয়া করে অম্ল তৈরি করে। [সমীকরণ দেখ।]

* এসিড অ্যানহাইড্রাইড যেমন P_2O_5 কম সংখ্যক পানি অণুসহ এসিড গঠন করলে মেটাফসফরিক এসিড (HPO_3) এবং অধিক সংখ্যক পানি অণুসহ বিক্রিয়ায় এসিড গঠন করলে অর্থোফসফরিক (H_3PO_4) বা ফসফরিক এসিড নামকরণ হয়।

(৩) হাইড্রাইড গঠন : উচ্চচাপে (200 atm) ও উচ্চ তাপমাত্রায় (500°C) লৌহ গুঁড়া প্রভাবকের উপস্থিতিতে N_2 ও H_2 বিক্রিয়া করে অ্যামোনিয়া (NH_3) গ্যাস উৎপন্ন করে। কিন্তু গাঢ় NaOH ক্ষার দ্রবণের সাথে শ্বেত ফসফরাসকে উত্তপ্ত করলে ফসফিন (PH_3) গ্যাস ও সোডিয়াম হাইপোফসফাইট (NaH_2PO_2) উৎপন্ন হয়।

$$N_2(g) + 3H_2(g) \underset{200\text{ atm}}{\overset{500^\circ C,\ Fe}{\rightleftharpoons}} 2NH_3(g)$$

$$P_4(s) + 3NaOH(aq) + 3H_2O(l) \xrightarrow{\Delta} PH_3(g) + 3NaH_2PO_2(aq)$$

$\ddot{N}H_3$ ও $\ddot{P}H_3$ এর ক্ষারধর্মিতা : অ্যামোনিয়া $(\ddot{N}H_3)$ ও ফসফিন $(\ddot{P}H_3)$ উভয় যৌগের অণুতে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল থাকায় উভয় যৌগ নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল দ্বারা প্রোটনের সাথে সন্নিবেশ বন্ধন গঠন করতে পারে অর্থাৎ প্রোটন গ্রহণ করে। তাই **NH_3 ও PH_3 উভয়ই ক্ষারধর্মী।**

$$H_3N: \;+\; H^+ \longrightarrow [H_3N \rightarrow H]^+ \text{ বা } NH_4^+ \text{ (অ্যামোনিয়াম আয়ন)}$$

$$H_3P: \;+\; H^+ \longrightarrow [H_3P \rightarrow H]^+ \text{ বা } PH_4^+ \text{ (ফসফোনিয়াম আয়ন)}$$

তবে PH_3 অপেক্ষা NH_3 অধিক ক্ষারধর্ম প্রদর্শন করে। এর দুটি কারণ রয়েছে—

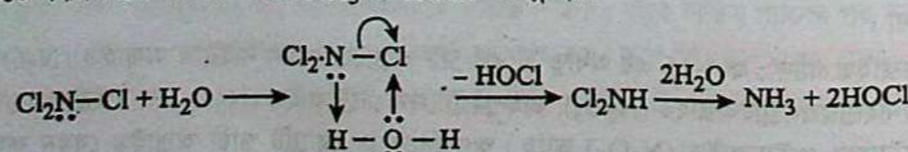
(১) প্রথম কারণ হলো ফসফরাসের তড়িৎ ঋণাত্মকতা (2.1) এর চেয়ে নাইট্রোজেনের তড়িৎ-ঋণাত্মকতা (3.0) বেশি: অধিক তড়িৎ ঋণাত্মকতার কারণে P–H এর বন্ধনের তুলনায় N–H এর বন্ধনের ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব N পরমাণুর দিকে অধিক আকৃষ্ট হয়।

(২) দ্বিতীয় কারণ হলো ফসফরাসের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ (0.11 nm) এর তুলনায় নাইট্রোজেনের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ (0.075 nm) ছোট হওয়া। ফসফরাসের পরমাণুর তুলনায় N পরমাণুর আকার ছোট হওয়ায় উক্ত বন্ধন ইলেকট্রন মেঘ ও নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন মেঘের নিট ঘনত্ব N পরমাণুতে তুলনামূলকভাবে বেশি থাকে। ফলে $\ddot{P}H_3$ এর P পরমাণুর তুলনায় $\ddot{N}H_3$ এর N পরমাণু কর্তৃক প্রোটন গ্রহণ বা ইলেকট্রন প্রদান ক্ষমতা বেশি হয়। তাই ফসফিনের চেয়ে অ্যামোনিয়া তীব্রতর ক্ষার।

(৪) হ্যালাইডের আর্দ্র বিশ্লেষণ : NF_3 ব্যতীত N ও P এর অন্যান্য হ্যালাইড পানির সংস্পর্শে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়। যেমন, NCl_3 পানির সংস্পর্শে আর্দ্র -বিশ্লেষিত হয়ে NH_3 গ্যাস ও HOCl এসিড উৎপন্ন করে।

$$NCl_3(l) + 3H_2O(l) \longrightarrow NH_3(g) + 3HOCl(aq)$$

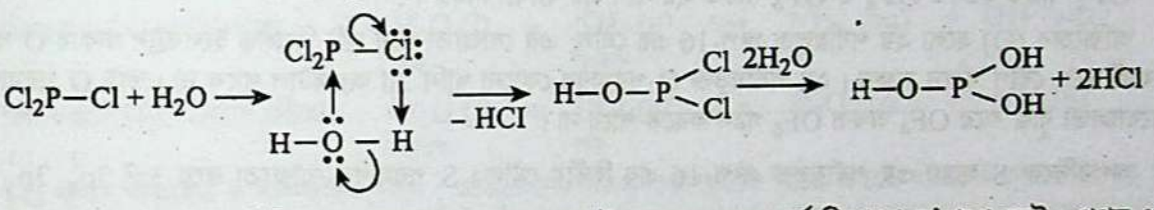
আর্দ্র বিশ্লেষণকালে প্রথমে ট্রাইহ্যালাইড অণু পানি অণুর সাথে একটি নতুন সন্নিবেশ বন্ধন গঠন করে। তখন গ্রুপ-15 এর মৌল অথবা সংশ্লিষ্ট হ্যালোজেন পরমাণু-এ দুটির কোনো একটিতে ফাঁকা d-অরবিটাল থাকা প্রয়োজন। উল্লেখ্য, NF_3 এর N পরমাণু অথবা F পরমাণুর কোনো একটিতেও d-অরবিটাল না থাকায় NF_3 আর্দ্র বিশ্লেষিত হয় না। অপরদিকে NCl_3 এর N পরমাণুর দ্বিতীয় শক্তিস্তরে d-অরবিটাল না থাকলেও Cl এর তৃতীয় শক্তিস্তরে ফাঁকা d-অরবিটাল বর্তমান থাকায় NCl_3 অণুর Cl পরমাণুর সাথে H_2O এর অক্সিজেন পরমাণুর নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল দ্বারা সন্নিবেশ বন্ধন গঠন করতে পারে। পরে নিম্নমতে বন্ধন বিযোজন ঘটে এবং NH_3 ও HOCl উৎপন্ন হয়।



PCl_3 পানির সংস্পর্শে (NCl_3 এর মতে) সহজেই আর্দ্র-বিশ্লেষিত হয়। তবে NCl_3 এর তুলনায় PCl_3 এর আর্দ্র-বিশ্লেষণ দ্রুত ঘটে। পানির সংস্পর্শে N–Cl এর বন্ধন বিযোজন অপেক্ষা P–Cl এর বন্ধন বিযোজন দ্রুত ঘটে। কারণ N-এর তুলনায় P এর তড়িৎ ঋণাত্মকতা কম এবং Cl এর অধিকতর তড়িৎ ঋণাত্মকতার প্রভাবে $\overset{\delta+}{P}-\overset{\delta-}{Cl}$ এর বন্ধনে পোলারিটির মাত্রা বেশি হয়। ফলে আর্দ্র-বিশ্লেষণের গতিও দ্রুত হয়। PCl_3 এর আর্দ্র-বিশ্লেষণে H_3PO_3 এবং HCl উৎপন্ন হয়।

$$PCl_3\,(l) + 3H_2O\,(l) \longrightarrow H_3PO_3\,(aq) + 3HCl\,(aq)$$

PCl_3 এর আর্দ্র-বিশ্লেষণকালে P এবং Cl পরমাণু নিজ নিজ d অরবিটাল ব্যবহার করে পানি অণুর সাথে সন্নিবেশ বন্ধন করতে সক্ষম এবং নিম্নলিখিতভাবে PCl_3 এর আর্দ্র-বিশ্লেষণ ঘটায়। ফলে H_3PO_3 ও HCl উৎপন্ন হয়।

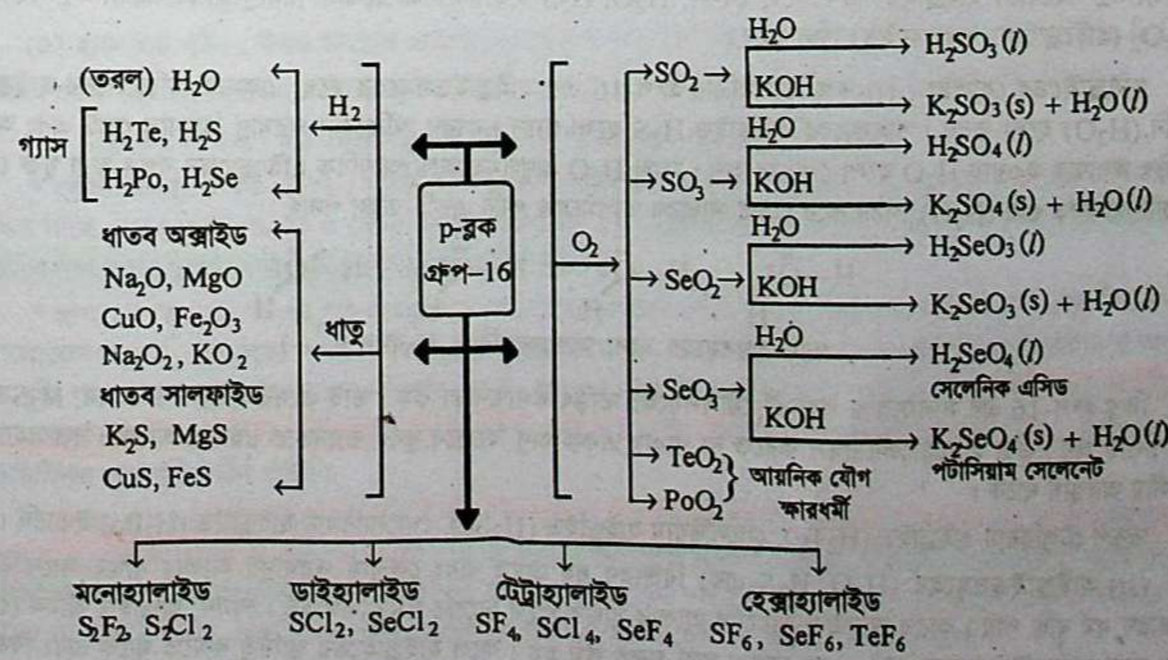


উল্লেখ্য PCl_5 এর আর্দ্র-বিশ্লেষণে H_3PO_4 এবং HCl উৎপন্ন হয়। এ আর্দ্র-বিশ্লেষণ দু'ধাপে ঘটে। প্রথম ধাপে ফসফরাস অক্সিক্লোরাইড ($POCl_3$) ও HCl এবং দ্বিতীয় ধাপে $POCl_3$ এর আর্দ্র-বিশ্লেষণে H_3PO_4 ও HCl উৎপন্ন হয়।

$$PCl_5\,(s) + H_2O\,(l) \longrightarrow POCl_3\,(aq) + 2HCl\,(aq)$$
$$POCl_3\,(aq) + 3H_2O\,(l) \longrightarrow H_3PO_4\,(aq) + 3HCl\,(aq)$$

(৪) p-ব্লকের গ্রুপ-16 এর মৌলসমূহের রাসায়নিক ধর্মাবলি :

গ্রুপ-16 এর প্রথম মৌল O হলো দ্বিতীয় অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক মৌল। এর সাথে একই গ্রুপের অন্যান্য মৌল এবং এর চেয়ে কম তড়িৎ ঋণাত্মক পর্যায় সারণিতে এর বামে স্থান প্রাপ্ত সব মৌল যুক্ত হয়। অধিকাংশ ধাতু প্রকৃতিতে ধাতব অক্সাইড ও ধাতব সালফাইড আকরিকরূপে থাকে। তাই গ্রুপ-16 এর মৌলসমূহকে (যেমন O, S, Se, Te ইত্যাদিকে) আকরিক উৎপন্নকারী মৌল বা চ্যালকোজেনস (chalcogens) বলা হয়। এ গ্রুপের অন্যান্য মৌলের বিক্রিয়া নিচে দেখানো হলো। গ্রুপ-14 ও গ্রুপ-15 এর মৌলসমূহের মতো গ্রুপ-16 এর মৌলের বিক্রিয়া বুঝে নাও।



অধিক জেনে নাও :

অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক ফ্লোরিন ($F = 4.0$, $Cl = 3.0$, $O = 3.5$) এবং কম তড়িৎ ঋণাত্মক Cl পরমাণু O এর সাথে যথাক্রমে অক্সিজেন ফ্লোরাইড (OF_2) ও ক্লোরিন অক্সাইড (Cl_2O) গঠন করে। এক্ষেত্রে O পরমাণুর sp^3 অরবিটাল সংকরণ ঘটে ($2\psi_1^2, 2\psi_2^2, 2\psi_3^1, 2\psi_4^1$)।

অপরদিকে, তৃতীয় পর্যায়ভুক্ত S পরমাণু অধিক সক্রিয় F এর সাথে সমযোজ্যতা 2, 4 ও 6 সহযোগে যথাক্রমে SF_2, SF_4 ও SF_6 গঠন করে। কিন্তু—

OF_2 গঠিত হলেও OF_4 ও OF_6 গঠিত হয় না। এর ব্যাখ্যা নিম্নরূপ :

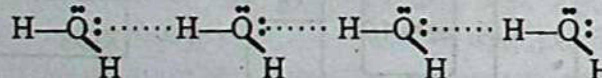
অক্সিজেন (O) হলো ২য় পর্যায়ভুক্ত গ্রুপ-16 এর মৌল; এর যোজ্যতা স্তরে দুটি বিজোড় ইলেকট্রন থাকায় O পরমাণু দ্বিযোজীরূপে যৌগ গঠনে সক্ষম। ২য় পর্যায়ভুক্ত O পরমাণুর কোনো খালি 2d অরবিটাল থাকে না। তাই O পরমাণু এর সমযোজ্যতা বৃদ্ধি করে OF_4 অথবা OF_6 গঠন করতে পারে না।

অপরদিকে S হলো ৩য় পর্যায়ভুক্ত গ্রুপ-16 এর দ্বিতীয় মৌল। S পরমাণুর যোজ্যতা স্তরে $3s^2\ 3p_x^2\ 3p_y^1\ 3p_z^1$ ইলেকট্রন বিন্যাসসহ খালি 3d অরবিটাল আছে। তাই S পরমাণু $3p_y^1$, $3p_z^1$ বিজোড় ইলেকট্রন সহযোগে অর্থাৎ সম যোজ্যতা 2 সহযোগে যেমন SF_2 অণু গঠন করে; অপরদিকে এর $3p_x^2$ এর একটি ইলেকট্রন উদ্দীপিত অবস্থায় খালি $3d_{xy}^0$ অরবিটালে স্থানান্তর এবং পরে sp^3d অরবিটাল সংকরণ ($3\psi_1^2, 3\psi_2^1, 3\psi_3^1, 3\psi_4^1, 3\psi_5^1$) সহযোগে ত্রিকোণাকার দ্বিপিরামিড আকৃতির SF_4 অণু গঠন করে থাকে। আবার S পরমাণু এর $3p_x^2$ ও $3s^2$ থেকে একটি করে 2টি ইলেকট্রন উদ্দীপিত অবস্থায় খালি $3d_{xy}^0$ ও $3d_{yz}^0$ অরবিটালে স্থানান্তর এবং পরে sp^3d^2 অরবিটাল সংকরণ ($3\psi_1^1, 3\psi_2^1, 3\psi_3^1, 3\psi_4^1, 3\psi_5^1, 3\psi_6^1$) সহযোগে অষ্টতলকীয় গঠনের SF_6 অণু গঠন করে। SF_4 এবং SF_6 অণু গঠনকালে S পরমাণুর অষ্টক সম্প্রসারণ ঘটেছে।

p-ব্লকের গ্রুপ-16 এর মৌলসমূহের রাসায়নিক বিক্রিয়া এবং এদের মনে রাখার নিয়ম :

(১) হাইড্রাইড গঠন : গ্রুপ-16 এর মৌলসমূহের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে পরমাণুর আকার বাড়ে এবং তড়িৎ ঋণাত্মকতা কমে। যেমন, O ও S এর তড়িৎ ঋণাত্মকতা যথাক্রমে 3.5 এবং 2.5 হয়। গ্রুপ-16 এর মৌলসমূহ জারণ সংখ্যা –2 সহযোগে হাইড্রাইড গঠন করে; যেমন, H_2O, H_2S ইত্যাদি। অক্সিজেন পরমাণু জারণ সংখ্যা –1 সহযোগে H_2O_2 (হাইড্রোজেন পারঅক্সাইড) গঠন করে।

হাইড্রাইডের বৈশিষ্ট্য : (i) কক্ষ তাপমাত্রায় গ্রুপ-16 এর হাইড্রাইডসমূহের মধ্যে একমাত্র অক্সিজেনের হাইড্রাইড পানি (H_2O) হলো তরল। সালফারের হাইড্রাইড H_2S হলো গ্যাস। কারণ অক্সিজেন পরমাণু আকারে ছোট এবং অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক হওয়ায় H_2O হলো পোলার অণু। ফলে H_2O অণুসমূহ আন্তঃআণবিক হাইড্রোজেন বন্ধন দ্বারা যুক্ত থেকে বিরাট আণবিক গুচ্ছ $(H_2O)_n$ গঠন করে। তাই সাধারণ তাপমাত্রায় পানি একটি তরল পদার্থ।



পানি অণুসমূহের মধ্যে আন্তঃআণবিক H-বন্ধন (----)

কিন্তু গ্রুপ-16 এর সালফার ও পরবর্তী মৌলসমূহের তড়িৎ ঋণাত্মকতা কম। তাই এদের হাইড্রাইড যেমন, H_2S হলো অপোলার অণু। এরা হাইড্রোজেন বন্ধন করতে না পারায় একক অণু হিসেবে দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস আকর্ষণ বল সহযোগে গ্যাসীয় অবস্থায় থাকে।

তদ্রূপ টেলুরিয়াম হাইড্রাইড (H_2Te), সেলেনিয়াম হাইড্রাইড (H_2Se), পোলোনিয়াম হাইড্রাইড (H_2Po) ইত্যাদি।

(ii) **হাইড্রাইডসমূহের (H_2O, H_2S এর)** বিজারণ ধর্ম আছে এবং কেন্দ্রীয় পরমাণুর আকার বৃদ্ধির সাথে এদের বিজারণ ধর্ম বৃদ্ধি পায়। কারণ ঋণাত্মক আয়নের আকার বৃদ্ধির সাথে চার্জের ঘনত্ব কম হয়। যেমন, অক্সাইড আয়ন (O^{2-}) এর চেয়ে সালফাইড আয়ন (S^{2-}) এর বেলায় চার্জ ঘনত্ব কম হয়। ফলে হাইড্রাইডের স্থায়িত্ব কমতে থাকে এবং বিজারণ

ক্ষমতা বাড়তে থাকে। যেমন, উষ্ণ পানির সাথে Cl_2 এর বিক্রিয়ায় অক্সিজেন এবং সাধারণ তাপমাত্রায় H_2S এর সাথে Cl_2 এর বিক্রিয়ায় সালফার উৎপন্ন হয়।

$$2H_2\overset{-2}{O} + 2\overset{0}{Cl_2} \xrightarrow{\Delta} 4H\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{O_2}$$
$$H_2\overset{-2}{S} + \overset{0}{Cl_2} \xrightarrow{\Delta} 2H\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{S}$$

(iii) **হাইড্রাইডের প্রকৃতি :** H_2S হলো দুর্বল এসিড। কিন্তু H_2O হলো প্রশম যৌগ। H_2O প্রোটন দাতা ও প্রোটন গ্রহীতা উভয়রূপে ক্রিয়া করে। এজন্য পানিকে উভধর্মী যৌগ বলে। এ ছাড়া হাইড্রোজেন পারঅক্সাইড (H_2O_2) নামক অক্সিজেনের অম্লধর্মী একটি অক্সাইড আছে।

অম্লরূপে H_2O প্রোটন দাতা : $\underset{\text{অম্ল}}{H_2O\,(l)} + \underset{\text{ক্ষারক}}{NH_3\,(g)} \longrightarrow NH_4^+\,(aq) + \bar{O}H\,(aq)$

ক্ষারকরূপে H_2O প্রোটন গ্রহীতা : $\underset{\text{ক্ষারক}}{H_2O\,(l)} + \underset{\text{অম্ল}}{HCl\,(g)} \longrightarrow H_3O^+\,(aq) + \bar{Cl}\,(aq)$

(২) ধাতব অক্সাইড ও সালফাইড গঠন : অক্সিজেনের সাথে ধাতুসমূহকে উত্তপ্ত করলে ধাতব অক্সাইড উৎপন্ন হয়। যেমন Na_2O, MgO, CuO, Fe_2O_3 ইত্যাদি। অনুরূপভাবে ধাতু ও সালফারের মিশ্রণকে উত্তপ্ত করলে ধাতব সালফাইড উৎপন্ন হয়।

$$4Na\,(s) + O_2\,(g) \xrightarrow{\Delta} 2Na_2O\,(s)\,;\quad Mg\,(s) + S\,(s) \xrightarrow{\Delta} MgS\,(s)$$
$$2Cu\,(s) + O_2\,(g) \xrightarrow{\Delta} 2CuO\,(s)\,;\quad Fe\,(s) + S\,(s) \xrightarrow{\Delta} FeS\,(s)$$

(৩) অধাতব অক্সাইড অম্লধর্মী : সালফার ও সেলেনিয়াম অধাতুদ্বয়ের অক্সাইডগুলো অম্লধর্মী হওয়ায় এরা পানির সাথে বিক্রিয়ায় অক্সোএসিড এবং ক্ষার দ্রবণের সাথে বিক্রিয়ায় অক্সোএসিডের ধাতব লবণ তৈরি করে।

$SO_2\,(g) + H_2O\,(l) \longrightarrow H_2SO_3\,(l)$ [সালফিউরাস এসিড]

$SO_2\,(g) + 2KOH\,(aq) \longrightarrow H_2O\,(l) + K_2SO_3\,(s)$ [পটাসিয়াম সালফাইট]

$SeO_2\,(g) + H_2O\,(l) \longrightarrow H_2SeO_3\,(l)$ [সেলেনাস এসিড]

$SeO_2\,(g) + 2KOH\,(aq) \longrightarrow H_2O\,(l) + K_2SeO_3\,(s)$ [পটাসিয়াম সেলেনাইট]

(৪) হ্যালাইড গঠন : উত্তপ্ত অবস্থায় হ্যালোজেনসমূহ সালফারের সাথে সমযোজ্যতায় মনোহ্যালাইড (S_2F_2, S_2Cl_2); ডাইহ্যালাইড ($SCl_2, SeCl_2$); টেট্রাহ্যালাইড (SF_4, SCl_4) ও হেক্সাহ্যালাইড (SF_6, SCl_6) ইত্যাদি গঠন করে।

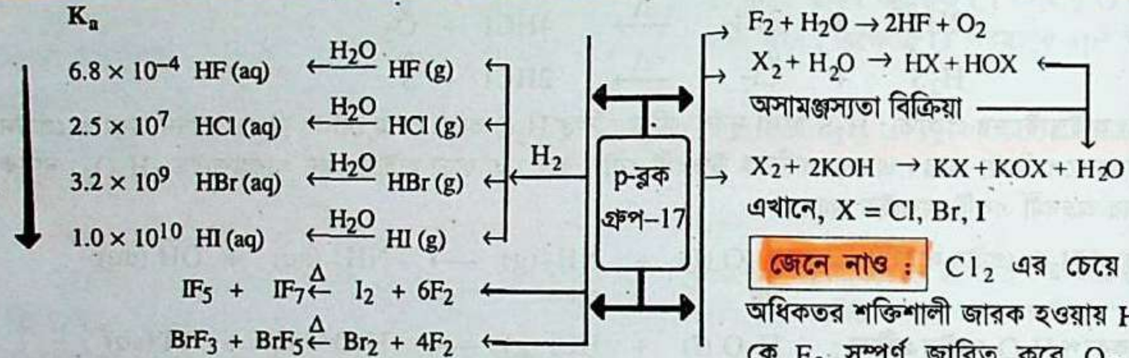
(৫) p-ব্লকের গ্রুপ-17 এর মৌলসমূহের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্মাবলি ও ব্যবহার :

* **ভৌত অবস্থা ও বর্ণ :** গ্রুপ-17 এর মৌলগুলো সাধারণ তাপমাত্রায় দ্বিপরমাণুক অবস্থায় থাকে। পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে এদের বর্ণের গাঢ়তা ও ভৌত অবস্থা পরিবর্তিত হয়। ফ্লোরিন ফিকে হলুদ গ্যাস, ক্লোরিন সবুজাভ হলুদ গ্যাস, ব্রোমিন লাল বর্ণের তরল ও আয়োডিন গাঢ় বেগুনি কঠিন পদার্থ।

* গ্রুপ-17 (বা VIIA) এর মৌলসমূহের বা হ্যালোজেনসমূহের ভৌত অবস্থা এদের আণবিক ভরের ওপর নির্ভর করে। হ্যালোজেন অণু X_2 এর মধ্যে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে X_2 এর বিভিন্ন মৌলের অণুগুলোর মধ্যে ক্রমান্বয়ে আণবিক ভর বৃদ্ধি পায়। ফলে ভ্যানডার ওয়ালস্ আকর্ষণ বল F_2 থেকে I_2 এর দিকে ক্রমশ বৃদ্ধি পায়। অর্থাৎ ভ্যানডার ওয়ালস্ আকর্ষণ বল এর বৃদ্ধি ক্রম হলো $F_2 < Cl_2 < Br_2 < I_2$। এর জন্য আয়োডিন কঠিন, ব্রোমিন তরল, ক্লোরিন ও ফ্লোরিন গ্যাস। অ্যাস্টাটিনও পুরোপুরি কঠিন পদার্থ।

* গ্রুপ-17 এর মৌলসমূহকে (বিশেষত F, Cl, Br, I কে) হ্যালোজেনস (halogens) বা সামুদ্রিক লবণ (যেমন NaCl) উৎপন্নকারী মৌল বলা হয়। হ্যালোজেন মৌলসমূহ হলো শক্তিশালী জারক। এ গ্রুপের F হলো সর্বাধিক তড়িৎ ঋণাত্মক সক্রিয় অধাতব মৌল। এ গ্রুপের বাম দিকে অবস্থিত সব মৌলের সাথে এ সব হ্যালোজেনের বিক্রিয়া ঘটে। এদের সাথে H_2, H_2O, NaOH দ্রবণসহ বিক্রিয়া এবং আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ গঠন দেখানো হলো।

* কম তড়িৎ ঋণাত্মক হ্যালোজেন বেশি তড়িৎ ঋণাত্মক হ্যালোজেন সদস্যদের সাথে সমযোজী আন্তঃহ্যালাইড গঠন করে। এদেরকে আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ বলে। যেমন IF_5 (আয়োডিন পেন্টাফ্লোরাইড), IF_7 (আয়োডিন হেপ্টাফ্লোরাইড)।



জেনে নাও : Cl_2 এর চেয়ে F_2 অধিকতর শক্তিশালী জারক হওয়ায় H_2O কে F_2 সম্পূর্ণ জারিত করে O_2 তে পরিণত করে। Cl_2 তা পারে না।

p-ব্লকের গ্রুপ-17 এর মৌলসমূহের রাসায়নিক বিক্রিয়া এবং এদের বুঝে মনে রাখার নিয়ম :

(১) **HX গঠন :** H_2 গ্যাসের সাথে হ্যালোজেন ($X_2 = F_2, Cl_2, Br_2, I_2$) এর বিক্রিয়ায় হাইড্রোজেন হ্যালাইড (HX) উৎপন্ন হয়। উল্লেখ্য **H-বন্ধনের কারণে HF অণুসমূহ সংবদ্ধ অণু (associated) রূপে থাকে। তাই HF এর স্ফুটনাঙ্ক 19.5°C হয়ে থাকে।** HX গ্যাসের জলীয় দ্রবণকে **হ্যালোজেন হাইড্রাসিড HX (aq)** বলা হয়। হ্যালোজেন হাইড্রাসিডের শক্তি ক্রম হলো HI (aq) > HBr (aq) > HCl (aq) > HF (aq)। এসব এসিডের বিয়োজন ধ্রুবক K_a এর মান থেকে তা বোঝা যায়। হ্যালোজেন হাইড্রাসিডের মধ্যে HF সবচেয়ে দুর্বল এসিড বলে এর $K_a = 6.8 \times 10^{-4}$ হয়েছে। HI এসিড সবচেয়ে সবল এসিড বলে $K_a = 1.0 \times 10^{10}$ হয়েছে। [K_a এর মান ওপরে HX (aq) এসিডের পার্শ্বে দেখ।]

(২) **O_2 থেকে F_2 অধিক সক্রিয় :** অক্সিজেনের চেয়ে F_2 ও Cl_2 অধিক শক্তিশালী জারক। তাই F_2 দ্বারা H_2O অণু সম্পূর্ণ জারিত হয়ে O_2 গ্যাস ও HF(aq) উৎপন্ন হয়। $2F_2(g) + 2H_2O(l) \rightarrow 4HF(aq) + O_2(g)$

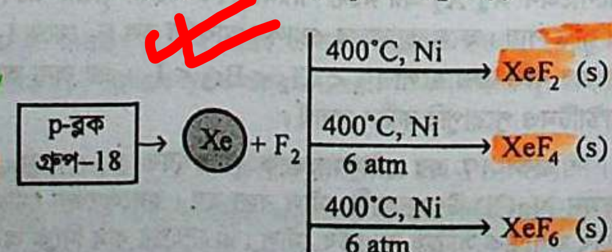
(৩) **অসামঞ্জস্যতা বিক্রিয়া :** পানির সাথে Cl_2 ধীরে বিক্রিয়া করে হাইড্রোক্লোরিক এসিড HCl(aq) ও ক্লোরিক (I) এসিড HOCl(aq) উৎপন্ন করে। এক্ষেত্রে ক্লোরিনের দুটি পরমাণুর মধ্যে একই সাথে জারণ ও বিজারণ ঘটায়, এ বিক্রিয়াকে **অসামঞ্জস্যতা বিক্রিয়া** (disproportionation) বলা হয়। $\overset{0}{Cl_2}(g) + H_2O(l) \rightarrow H\overset{-1}{Cl}(aq) + HO\overset{+1}{Cl}(aq)$

উৎপন্ন HCl এর বেলায় Cl এর জারণ সংখ্যা –1 হওয়ায়, এক্ষেত্রে Cl পরমাণুর বিজারণ ঘটেছে এবং HOCl এর বেলায় Cl এর জারণ সংখ্যা +1 হওয়ায়, এক্ষেত্রে Cl পরমাণুর জারণ ঘটেছে। মৌলিক অবস্থায় Cl_2 এর জারণ সংখ্যা 0 (শূন্য)।

অনুরূপভাবে KOH ক্ষার দ্রবণে Cl_2 এর অসামঞ্জস্যতা বিক্রিয়া দ্বারা পটাসিয়াম ক্লোরাইড (KCl) ও পটাসিয়াম ক্লোরেট (I) লবণ ও পানি উৎপন্ন হয়। $\overset{0}{Cl_2}(g) + 2KOH(aq) \xrightarrow{25^\circ C} K\overset{-1}{Cl}(aq) + KO\overset{+1}{Cl}(aq) + H_2O(l)$

(৬) p-ব্লকের গ্রুপ-18 এর মৌলসমূহের রাসায়নিক ধর্ম :

গ্রুপ-18 এর মৌলসমূহের সর্ববহিস্থ শক্তিস্তর অষ্টক পূর্ণ থাকায় এরা অন্যকোনো মৌলের সাথে বিক্রিয়া করতে চায় না। তবে Xe মৌলটি অধিক সক্রিয় F_2 এর সাথে উচ্চ তাপমাত্রায় Ni প্রভাবকের উপস্থিতিতে জেনন ডাইফ্লোরাইড, টেট্রাফ্লোরাইড ও হেক্সাফ্লোরাইড গঠন করে।



নিষ্ক্রিয় মৌল জেনন (Xe) এর সাথে অতি সক্রিয় মৌল ফ্লোরিন (F_2) এর বিক্রিয়ায় বিভিন্ন জেনন ফ্লোরাইড গঠন এবং এর ব্যাখ্যা :

পঞ্চম পর্যায়ের মৌল জেননের পরমাণুর আকার অন্যসব হ্যালোজেন সদস্যের পরমাণুর আকারের চেয়ে বড়। আকারে বড় হওয়ায় এটির সর্ববহিস্থ কক্ষপথের ইলেকট্রনের ওপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ সাধারণ নিয়মে কমে যায়। উচ্চতাপমাত্রায় Ni প্রভাবকের উপস্থিতিতে অতি সক্রিয় ও সর্বাধিক তড়িৎ ঋণাত্মক ফ্লোরিন (F) পরমাণুর উপস্থিতিতে জেননের 5p অরবিটালের ইলেকট্রন যুগল ভেঙ্গে এর 5d-অরবিটালে বিজোড় ইলেকট্রন স্থানান্তরিত হয়। পরে অযুগ্ম বা বিজোড় ইলেকট্রন F পরমাণুর সাথে সমযোজী যৌগ গঠন করে থাকে। তখন জেনন +2, +4, +6 ও +8 জারণ-অবস্থায় থাকে। এসব জারণ-অবস্থা নিম্নরূপে ব্যাখ্যা করা হয়।

সাধারণ অবস্থায় Xe-এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :

$$Xe(54) = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ \boxed{5s^2\ 5p_x^2\ 5p_y^2\ 5p_z^2}\ ।$$

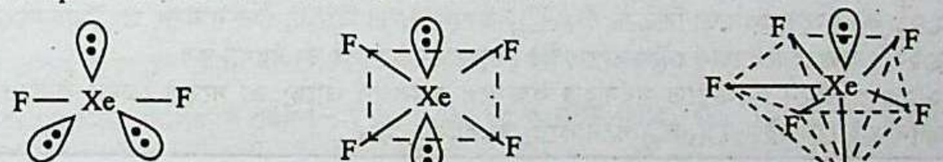
উদ্দীপিত অবস্থায় 5p অরবিটাল থেকে একটি ইলেকট্রন 5d অরবিটালে উত্তোলিত করলে Xe এর প্রথম উদ্দীপিত ইলেকট্রন বিন্যাস দাঁড়ায় ... ... $5s^2\ 5p_x^2\ 5p_y^2\ \boxed{5p_z^1\ 5d_{xy}^1}$; যাতে দুটি অযুগ্ম ইলেকট্রন আছে। তখন sp^3d অরবিটাল সংকরণে সৃষ্ট পাঁচটি সংকর অরবিটাল $\left(5\psi_1^2\ 5\psi_2^2\ 5\psi_3^2\ 5\psi_4^1\ 5\psi_5^1\right)$ এর মধ্যে বিজোড় ইলেকট্রন যুক্ত দুটি সংকর অরবিটাল দ্বারা Xe দুটি F পরমাণুর সাথে সমযোজী বন্ধনে XeF_2 গঠন করে। ফলে এ অবস্থায় এর যোজনী 2 হয়।

$$Xe\,(g) + F_2\,(g) \xrightarrow[Ni]{400°C} XeF_2\,(s)\ \text{[জেনন ডাইফ্লোরাইড]}$$

আবার 5p-অরবিটাল থেকে দুটি ইলেকট্রনকে উদ্দীপিত করে 5d-অরবিটালে স্থানান্তরিত করলে Xe-এর দ্বিতীয় উদ্দীপিত ইলেকট্রন বিন্যাস হয়, $5s^2\ 5p_x^2\ \boxed{5p_y^1\ 5p_z^1\ 5d_{xy}^1\ 5d_{yz}^1}$ । তখন sp^3d^2 সংকরণে সৃষ্ট ছয়টি সংকর অরবিটাল $\left(5\psi_1^2\ 5\psi_2^2\ 5\psi_3^1\ 5\psi_4^1\ 5\psi_5^1\ 5\psi_6^1\right)$ এর মধ্যে চারটি বিজোড় ইলেকট্রন থাকে। এ অবস্থায় চারটি অযুগ্ম ইলেকট্রন থাকায় এর যোজনী 4 হয়, যেমন XeF_4 যৌগে।

$$Xe\,(g) + 2F_2\,(g) \xrightarrow[56\ atm]{400°C,\ Ni} XeF_4\,(s)\ \text{[জেনন টেট্রাফ্লোরাইড]}$$

অনুরূপভাবে, তিনটি ইলেকট্রনের স্থানান্তরের মাধ্যমে sp^3d^3 সংকরণের ফলে যোজনী 6 এবং চারটি ইলেকট্রনের স্থানান্তরের মাধ্যমে sp^3d^4 সংকরণের ফলে যোজনী 8 ব্যাখ্যা করা যায়।



XeF_2 সরলরৈখিক | XeF_4 সমতলীয় বর্গাকার | XeF_6 পঞ্চভুজীয় পিরামিড

চিত্র-৩.২(খ) : XeF_2, XeF_4 ও XeF_6 এর আণবিক গঠন।

আবার প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যার মান যতই বৃদ্ধি পায় বিভিন্ন অরবিটালের মধ্যে শক্তির তারতম্য ততই কম হয়। এ কারণেই জেননের ইলেকট্রনসমূহ সহজেই বিভিন্ন অরবিটালে স্থানান্তরিত করা যায়। স্বভাবতই জেনন অপেক্ষা ক্রিপ্টনের উদ্দীপিত অবস্থা সৃষ্টি অধিকতর কঠিন। কারণ Kr এর সর্বশেষ শক্তিস্তর হলো $3s^2\,3p^6$ অর্থাৎ Ar ও Kr এর সর্বশেষ শক্তিস্তর Xe এর তুলনায় নিউক্লিয়াসের অধিকতর নিকটে। ফলে ক্রিপ্টনের যৌগসমূহের স্থিতি জেননের যৌগসমূহ অপেক্ষা কম; আর্গনের যৌগসমূহের স্থিতি আরও অনেক কম। নিয়নের ও হিলিয়ামের ক্ষেত্রে প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যার মান পরিবর্তন ছাড়া ইলেকট্রনকে উত্তোলিত করা সম্ভবপর নয়; ফলে তাদের ক্ষেত্রে প্রচুর শক্তির প্রয়োজন। তাই তাদের কোনো স্থিত যৌগ নেই।

জেনন ও অন্যান্য নিষ্ক্রিয় গ্যাসের ইলেকট্রনকে উচ্চতর স্তরে আনা তখনই সম্ভব, যখন অতি উচ্চ তড়িৎ-ঋণাত্মক মৌলসমূহ এর সাথে সংযুক্ত হয়। এ কারণে নিষ্ক্রিয় গ্যাসের সাথে শুধু ফ্লোরিন অধিকতর স্থিতিশীল যৌগ গঠন করে।

শিক্ষার্থীর কাজ ৩.২ : s-ব্লক ও p-ব্লকের মৌলভিত্তিক সমস্যাবলি :

সমস্যা-৩.২.১ : Be ও Mg বুনসেন শিখায় কোনো বর্ণ সৃষ্টি করে না কেন; ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.২ : সোডিয়াম ধাতুকে কেরোসিনের মধ্যে সংরক্ষণ করা হয় কেন; ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.৩ : Mg ধাতুকে N_2 সহ উত্তপ্ত করলে যে উৎপাদ উৎপন্ন হয়, তাকে গরম পানিতে যোগ করলে কী ঘটে; তা ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.৪ : Ca ধাতুকে কার্বনসহ উত্তপ্ত করলে যে উৎপাদ উৎপন্ন হয়, তাকে পানিতে যোগ করলে কী ঘটে তা ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.৫ : বোরনকে অক্সিজেনসহ উত্তপ্ত করলে যে উৎপাদ উৎপন্ন হয়; তাকে পানিতে যোগ করলে কী হয় তা ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.৬ : Al_2O_3 হলো উভধর্মী যৌগ; তা সংশ্লিষ্ট বিক্রিয়াসহ এর সত্যতা প্রতিষ্ঠা কর।

সমস্যা-৩.২.৭ : Al ধাতুকে গাঢ় HNO_3 এসিডে দ্রবীভূত করলে কী বিক্রিয়া ঘটে, তা সমীকরণসহ ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.৮ : Al ধাতুকে N_2 গ্যাসসহ উত্তপ্ত করে উৎপন্ন যৌগকে গরম পানিতে যোগ করলে কী ঘটে, তা ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.৯ : CCl_4 পানিতে আর্দ্রবিশ্লেষিত হয় না; কিন্তু $SiCl_4$ পানিতে আর্দ্র-বিশ্লেষিত হয়;-এর কারণ ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.১০ : SnO_2 হলো একটি উভধর্মী অক্সাইড; তা রাসায়নিক বিক্রিয়াসহ প্রমাণ কর।

সমস্যা-৩.২.১১ : PbO হলো একটি উভধর্মী অক্সাইড; তা রাসায়নিক বিক্রিয়াসহ প্রমাণ কর।

সমস্যা-৩.২.১২ : Cl_2 এর সাথে N_2 এর বিক্রিয়ায় NCl_3 গঠিত হলেও Cl_2 এর সাথে P এর বিক্রিয়ায় PCl_3 ও PCl_5 গঠিত হয় এর কারণ ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.১৩ : NCl_3 আর্দ্রবিশ্লেষিত হলেও NF_3 আর্দ্রবিশ্লেষিত হয় না কেন; ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.১৪ : PCl_3 পানির সংস্পর্শে আর্দ্র বিশ্লেষিত হয়; এর কারণ ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.১৫ : NCl_3 এর তুলনায় PCl_3 এর আর্দ্র বিশ্লেষণ দ্রুত ঘটে; এর কারণ ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.১৬ : NH_3 ও PH_3 উভয় হাইড্রাইড ক্ষারধর্ম প্রকাশ করে, তা সমীকরণসহ ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.১৭ : PH_3 অপেক্ষা NH_3 অধিক ক্ষারধর্মী; এর কারণ ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.১৮ : H_2O হলো তরল; কিন্তু H_2S হলো গ্যাস; এর কারণ ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.১৯ : H_2S ও H_2O এর বিজারণ ধর্ম আছে, তা উদাহরণসহ ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.২০ : H_2O হলো উভধর্মী অক্সাইড; তা ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.২১ : গ্রুপ-17 (বা VIIA) এর মৌলসমূহের ভৌত অবস্থা ব্যাখ্যা কর। [চ. বো. ২০১৭]

সমস্যা-৩.২.২১(ক) : অসামঞ্জস্যতা বিক্রিয়া কী? Cl_2 অসামঞ্জস্যতা বিক্রিয়া প্রদর্শন করে; তা উদাহরণসহ প্রমাণ কর।

সমস্যা-৩.২.২২ : আন্তঃহ্যালোজেন যৌগ বলতে কী বোঝ? উদাহরণসহ তা ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২.২৩ : জেনন পরমাণুতে সর্ববহিস্থ কক্ষপথে অষ্টকপূর্ণ আছে; তা সত্ত্বেও জেনন কীরূপে F_2 এর সাথে বিক্রিয়ায় জেনন ডাই ফ্লোরাইড (XeF_2) গঠন করে; তা ব্যাখ্যা কর।

৩.২.৩ d-ব্লকের মৌলসমূহের সাধারণ ধর্মাবলি

d-ব্লক মৌলের বহিস্থ দুটি শক্তিস্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস $(n-1)\,d^{1-10}\,n\,s^{1-2}$ হয়। অর্থাৎ এসব মৌলের সর্ববহিস্থ n-শক্তিস্তরের s-অরবিটালে 2টি বা 1টি ইলেকট্রন এবং পূর্ববর্তী (n – 1) শক্তিস্তরের d-অরবিটালে 1 থেকে 10টি ইলেকট্রন থাকে। যেমন, $Sc(21) \rightarrow 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,\boxed{3d^1\,4s^2}$; $Fe(26) \rightarrow 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,\boxed{3d^6\,4s^2}$

d-ব্লক মৌলের শ্রেণিবিভাগ :

3d-ব্লক মৌল বা ১ম অবস্থান্তর সিরিজ	:	Sc(21) থেকে Zn(30); এদের ইলেকট্রন বিন্যাস, $3d^{1-10}\,4s^{1-2}$
4d-ব্লক মৌল বা ২য় অবস্থান্তর সিরিজ	:	Y(39) থেকে Cd(48); এদের ইলেকট্রন বিন্যাস, $4d^{1-10}\,5s^{1-2}$
5d-ব্লক মৌল বা ৩য় অবস্থান্তর সিরিজ	:	La(57), Hf(72) – Hg(80); এদের ইলেকট্রন বিন্যাস, $5d^{1-10}\,6s^{1-2}$
6d-ব্লক মৌল বা ৪র্থ অবস্থান্তর সিরিজ	:	Ac(89), Th(90), Rf(104)-Cn(112); ইলেকট্রন বিন্যাস, $6d^{1-10}\,7s^{1-2}$

পর্যায় ↓	ব্লক ↓	গ্রুপ →	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
4	3d		$_{21}Sc$	$_{22}Ti$	$_{23}V$	$_{24}Cr$	$_{25}Mn$	$_{26}Fe$	$_{27}Co$	$_{28}Ni$	$_{29}Cu$	$_{30}Zn$
5	4d		$_{39}Y$	$_{40}Zr$	$_{41}Nb$	$_{42}Mo$	$_{43}Tc$	$_{44}Tu$	$_{45}Rh$	$_{46}Pd$	$_{47}Ag$	$_{48}Cd$
6	5d		$_{57}La$	$_{72}Hf$	$_{73}Ta$	$_{74}W$	$_{75}Re$	$_{76}Os$	$_{77}Ir$	$_{78}Pt$	$_{79}Au$	$_{80}Hg$
7	6d		$_{89}Ac$	$_{104}Rf$	$_{105}Db$	$_{106}Sg$	$_{107}Bh$	$_{108}Hs$	$_{109}Mt$	$_{110}Ds$	$_{111}Rg$	$_{112}Cn$
			$_{90}Th$	যোজ্যতা স্তরের সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস $[(n-1)\,d^{1-10})\,ns^{1-2}]$								

d-ব্লকের মৌলসমূহের সাধারণ ধর্মাবলি :

(১) d-ব্লকের সব মৌলই ভারী ধাতু। এদের ঘনত্ব খুব বেশি হয়। এদের মধ্যে স্কেন্ডেনিয়ামের ঘনত্ব সবচেয়ে কম এবং 5d-ব্লকের ইরিডিয়াম Ir(77) এর ঘনত্ব সবচেয়ে বেশি। স্কেন্ডেনিয়ামের ঘনত্ব হলো $3.4g\ cm^{-3}$, ইরিডিয়ামের ঘনত্ব হলো $22.61g\ cm^{-3}$, এরপর হলো অসমিয়াম Os(76) এর ঘনত্ব $22.59g\ cm^{-3}$.

(২) এদের d-অরবিটাল ইলেকট্রন দ্বারা অপূর্ণ থাকায় (gr–12 বাদে), এদের মধ্যে প্রায় সব মৌলেই পরিবর্তনশীল জারণ অবস্থা দেখা যায়। [ব্যতিক্রম : gr–12 এর Zn ও Cd এর স্থির যোজনী 2 হলেও Hg এর যোজনী 1, 2 হয়।]

(৩) d-ব্লক মৌলসমূহ হলো উচ্চ গলনাঙ্ক ও উচ্চ স্ফুটনাঙ্কবিশিষ্ট ধাতু।

(৪) d-ব্লকের এ সব ভারী ধাতু কঠিন ও শক্ত হয় (ব্যতিক্রম শুধু Hg, তরল)।

(৫) d-ব্লক মৌলসমূহ তাপ ও বিদ্যুৎ সুপরিবাহী।

(৬) d-ব্লক মৌলের আয়নীকরণ শক্তি s-ব্লক মৌল অপেক্ষা বেশি হয়; কিন্তু p-ব্লকের মৌল অপেক্ষা কম।

(৭) d-ব্লক মৌল তড়িৎ-ধনাত্মক ধাতব মৌল হলেও এদের তড়িৎ ধনাত্মকতা s-ব্লক মৌল অপেক্ষা কম।

(৮) d-ব্লকের মৌলসমূহ প্যারাম্যাগনেটিক অর্থাৎ চুম্বকক্ষেত্র দ্বারা আকৃষ্ট হয়। এর কারণ হলো এদের d-অরবিটালে বিজোড় ইলেকট্রন থাকে। আয়রন ও কোবাল্ট ধাতুকে চুম্বকে পরিণত করা যায়। তাই এদেরকে **ফেরোম্যাগনেটিক** বলা হয়। [**ব্যতিক্রম** : Sc^{3+}, Ti^{4+}, Zn^{2+}, Cu^{+} আয়ন হলো ডায়াম্যাগনেটিক।]

(৯) d-ব্লকের অধিকাংশ ধাতুর সংমিশ্রণে সংকর-ধাতু তৈরি করে।

(১০) d-ব্লকের অধিকাংশ মৌলকে এদের বিশেষ বৈশিষ্ট্যের জন্য **অবস্থান্তর মৌল** বলা হয়।

**** দ্রষ্টব্য** : বর্তমান সিলেবাসে কেবল 3d ব্লক মৌলসমূহ অন্তর্ভুক্ত আছে। 4d, 5d, 6d ব্লকের মৌলসমূহ সিলেবাসে অন্তর্ভুক্ত নয়।

অবস্থান্তর মৌল : d-ব্লকের যেসব মৌলের কোনো সুস্থিত আয়নের d-অরবিটাল আংশিকভাবে (যেমন, d^{1-9}) ইলেকট্রন দ্বারা পূর্ণ থাকে, তাদেরকে **অবস্থান্তর মৌল** বলা হয়। যেমন, আয়রন (Fe) হলো d-ব্লক মৌল ও অবস্থান্তর মৌল উভয়ই। প্রথমত এর শেষ ইলেকট্রনটি d-অরবিটালে যায়; দ্বিতীয়ত এর সুস্থিত Fe^{2+} এবং Fe^{3+} আয়নে d-অরবিটাল আংশিক পূর্ণ থাকে।

$Fe(26) = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6\ 4s^2$ [d-ব্লক মৌল।]

$$\left.\begin{array}{l} Fe^{2+}(26) = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^6 \\ Fe^{3+}(26) = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^5 \end{array}\right\}$$ [অবস্থান্তর মৌলের আয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস।]

অবস্থান্তর মৌলসমূহের নিম্নোক্ত বৈশিষ্ট্য থাকে। যেমন, (১) পরিবর্তনশীল জারণ অবস্থা; (২) রঙিন আয়ন সৃষ্টি; (৩) জটিল আয়ন গঠন; (৪) প্রভাবকরূপে ক্রিয়া ও (৫) প্যারাচুম্বকীয় ধর্ম।

সব d-ব্লক মৌল অবস্থান্তর মৌল নয় :

যে সব d-ব্লক মৌলের সুস্থিত ক্যাটায়নে d-অরবিটাল আংশিকভাবে পূর্ণ যেমন d^{1-9} ইলেকট্রন বিন্যাস থাকে, তাদেরকে অবস্থান্তর মৌল বলে। কিন্তু যে সব d-ব্লক মৌলের সুস্থিত আয়নে d-অরবিটাল পূর্ণ (d^{10}) অথবা খালি (d°) থাকে, এসব মৌল অবস্থান্তর মৌলের বৈশিষ্ট্য যেমন পরিবর্তনশীল জারণ অবস্থা, রঙিন আয়ন গঠন ইত্যাদি প্রদর্শন করতে পারে না। ফলে এসব মৌল d-ব্লকের মৌল হলেও অবস্থান্তর মৌল নয়। যেমন Sc(21) ও Zn(30) হলো d-ব্লকের মৌল; কিন্তু Sc এর সুস্থিত Sc^{3+} আয়নে d অরবিটাল খালি (d°) এবং Zn এর Zn^{2+} আয়নে d অরবিটাল আংশিক পূর্ণ নয় বরঞ্চ পরিপূর্ণ আছে। যেমন–

$$Sc^{3+}(21) = 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,\boxed{3d^{\circ}};\quad Zn^{2+}(30) = 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,\boxed{3d^{10}}\text{ ।}$$

তাই **Sc ও Zn অবস্থান্তর মৌল নয়।**

শিক্ষার্থীর কাজ-৩.৩ : d-ব্লক মৌল ও অবস্থান্তর মৌলভিত্তিক :

সমস্যা-৩.৩ (ক) : Cr(24), Mn(25), Ni(28), Cu(29), Pd(46), Cd(48) এর ইলেকট্রন বিন্যাস এবং এদের আয়ন Cr^{3+}, Mn^{2+}, Ni^{2+}, Cu^{2+}, Pd^{2+}, Cd^{2+} এর ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে এরা d-ব্লক মৌল ও অবস্থান্তর মৌল কীনা ব্যাখ্যা কর।

(খ) Cr(24) ও Cu(29) এর ইলেকট্রন বিন্যাস সাধারণ নিয়মের ব্যতিক্রম কেন? [কু. বো. ২০১৭; সি. বো. ২০১৫; দি. বো. ২০১৫]

(গ) অবস্থান্তর মৌল কাকে বলে? [ঢা. বো. ২০১৫; য. বো. ২০১৬; ব. বো. ২০১৭]

(ঘ) সব অবস্থান্তর মৌল d ব্লক মৌল; কিন্তু সব d-ব্লক মৌল অবস্থান্তর মৌল নয়; তা ব্যাখ্যা কর। [ঢা. বো. ২০১৭; রা. বো. ২০১৭]

(ঙ) Zn কি অবস্থান্তর মৌল; তা ব্যাখ্যা কর। [কু. বো. ২০১৭]

(চ) Cu ও Zn এর মধ্যে কোনটি অবস্থান্তর মৌল এবং কেন তা ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.৩(ছ) : পর্যায় সারণিতে বর্ণিত আদর্শ মৌল (s ও p ব্লক) এবং অবস্থান্তর মৌলের মধ্যে পার্থক্যসমূহ লেখ।

সমস্যা-৩.৩(জ) : A(24) ও D(30) মৌল দুটির ইলেকট্রন বিন্যাস লিখে তা হতে পর্যায় সারণিতে এদের অবস্থান নির্ণয় কর। [মাদ্রাসা বো. ২০১৭]

(ক) 3d মৌলসমূহের ভৌত ধর্ম (Physical Properties of 3d-elements) : 3d ধাতব মৌলসমূহের ভৌত বৈশিষ্ট্যসমূহ হলো— (১) এদের ধাতব ঔজ্জ্বল্য থাকে; (২) পারমাণবিক সংখ্যা (তথা পাঃ ভর) বৃদ্ধির সাথে পাঃ ব্যাস হ্রাসের কারণে ঘনত্ব বৃদ্ধি পায়। সবচেয়ে কম ঘনত্ব হলো স্কেন্ডিয়াম [Sc(21)] এর 3.4 g cm^{-3}; 3d ধাতুর মধ্যে Cu(29) এর ঘনত্ব সবচেয়ে বেশি 8.9 g cm^{-3}। আবার সবচেয়ে বেশি ঘনত্বযুক্ত ধাতু হলো 5d ধাতব মৌল ইরিডিয়াম [Ir(77)]; এর ঘনত্ব হলো 22.61g cm^{-3} এবং এর নিকটতম ঘনত্বের মৌল হলো অসমিয়াম [Os(76)]; এর ঘনত্ব হলো 22.59 g cm^{-3}। (৩) ধাতব বন্ধন শক্তিভিত্তিক 3d ধাতুসমূহের উচ্চ গলনাঙ্ক (m.p.) ও উচ্চ স্ফুটনাঙ্ক (b.p.) থাকে। (৪) 3d ধাতুর বিশেষ চৌম্বক ধর্ম ও (৫) 3d অবস্থান্তর ধাতুসমূহ রাসায়নিক বিক্রিয়ায় প্রভাবন ধর্ম দেখায়।

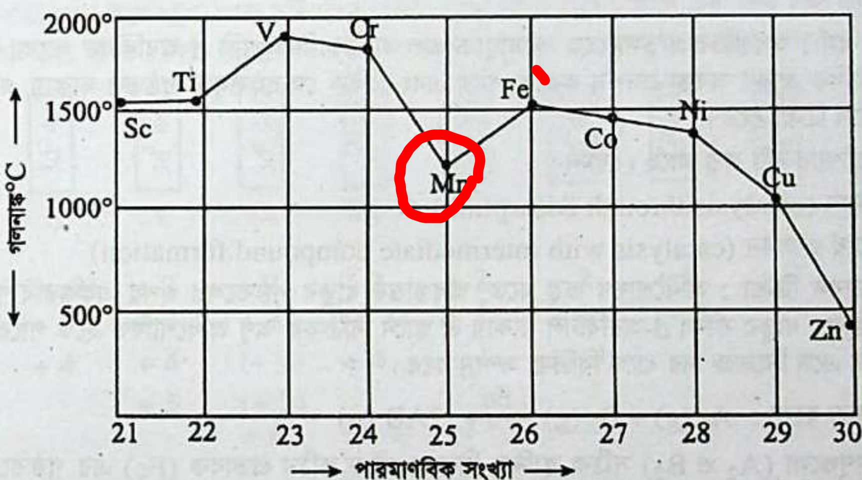
(১) 3d ধাতব মৌলের উচ্চ গলনাঙ্ক ও উচ্চ স্ফুটনাঙ্কের ব্যাখ্যা : ৪র্থ পর্যায়ভুক্ত 3d ধাতুসমূহের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে পর্যায়ের বাম থেকে ডান দিকে ধাতুসমূহের গলনাঙ্ক ক্রমান্বয়ে বৃদ্ধি পায় এবং তিনটি ধাতুর পরে আবার গলনাঙ্ক হ্রাস পায়। 3d ব্লকভুক্ত ১ম ধাতু Sc(21) এর গলনাঙ্ক 1541°C হয়। এরপর ক্রম বৃদ্ধি পেয়ে ভ্যানাডিয়াম V(23) ধাতুর গলনাঙ্ক সর্বোচ্চ 1910°C হয় এবং এরপর ক্রমহ্রাস পেয়ে মধ্য পর্যায়ভুক্ত ম্যাঙ্গানিজ Mn(25) এর গলনাঙ্ক হয় 1245°C। এরপর হঠাৎ লৌহধাতুর Fe(26) বেলায় গলনাঙ্ক বৃদ্ধি পেয়ে 1536°C হয়। এরপর পরবর্তী মৌলসমূহে গলনাঙ্ক ক্রমে হ্রাস পেয়ে কপার ধাতুর Cu(29) বেলায় 1083°C এবং সর্বশেষ জিংকের সর্বনিম্ন গলনাঙ্ক 420°C হয়ে থাকে।

ধাতুর গলনাঙ্ক নির্ভর করে ধাতুর পরমাণুসমূহের মধ্যস্থ ধাতব-বন্ধন শক্তির মাত্রার ওপর। আবার বন্ধনশক্তি নির্ভর করে ধাতুর পরমাণুর সঞ্চরণশীল বিজোড় ইলেকট্রন সংখ্যার ওপর। তাই $3d^1$ থেকে $3d^3$ ইলেকট্রন বিন্যাসের অর্থাৎ Sc(21)

থেকে V(23) ধাতুর গলনাঙ্ক ক্রম বৃদ্ধি পায়। প্রতিসমতাযুক্ত অধিক স্থায়িত্বের d^5 ইলেকট্রন বিন্যাস কম সঞ্চরণশীল থাকে। তাই Cr(24) ও Mn(25) এর গলনাঙ্ক হ্রাস পায়। নিচের বক্সভিত্তিক ইলেকট্রন বিন্যাসে তা সুস্পষ্ট হয়।

মৌল	বিন্যাস	$3d^{1-10}$	$4s^{1-2}$	
Sc(21)	$\rightarrow 3d^1 4s^2$	↑	↑↓	সঞ্চরণশীল বিজোড় ইলেকট্রন সংখ্যার ক্রম বৃদ্ধি।
Ti(22)	$\rightarrow 3d^2 4s^2$	↑ ↑	↑↓	
V(23)	$\rightarrow 3d^3 4s^2$	↑ ↑ ↑	↑↓	
Cr(24)	$\rightarrow 3d^5 4s^1$	↑ ↑ ↑ ↑ ↑	↑	3d অরবিটালে ইলেকট্রন বিন্যাসে প্রতিসমতা।
Mn(25)	$\rightarrow 3d^5 4s^2$	↑ ↑ ↑ ↑ ↑	↑↓	
Fe(26)	$\rightarrow 3d^6 4s^2$	↑↓ ↑ ↑ ↑ ↑	↑↓	এরপর বিজোড় ইলেকট্রন সংখ্যার ক্রম হ্রাস।
Co(27)	$\rightarrow 3d^7 4s^2$	↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑	↑↓	
Ni(28)	$\rightarrow 3d^8 4s^2$	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑	↑↓	
Cu(29)	$\rightarrow 3d^{10} 4s^1$	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑	3d অরবিটালে বিজোড় ইলেকট্রন নেই।
Zn(30)	$\rightarrow 3d^{10} 4s^2$	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	↑↓	

মৌল,	গলনাঙ্ক °C
Sc(21)	→ 1541°C
Ti(22)	→ 1668°C
V(23)	→ 1910°C
Cr(24)	→ 1875°C
Mn(25)	→ 1245°C
Fe(26)	→ 1536°C
Co(27)	→ 1495°C
Ni(28)	→ 1453°C
Cu(29)	→ 1083°C
Zn(30)	→ 420°C



নির্দেশিকা :
পাঃ সংখ্যা, গলনাঙ্ক
21 → 1541°C
22 → 1668°C
23 → 1910°C
24 → 1875°C
25 → 1245°C
26 → 1536°C
27 → 1495°C
28 → 1453°C
29 → 1083°C
30 → 420°C

চিত্র-৩.২(গ) : 3d মৌলসমূহের গলনাঙ্ক বনাম পাঃ সংখ্যা সম্পর্ক

আবার Fe(26) এর বেলায় সঞ্চরণশীল 4টি বিজোড় ইলেকট্রন থাকায় Fe এর গলনাঙ্ক হঠাৎ বৃদ্ধি পেয়ে 1536°C হয়। পরবর্তীতে সঞ্চরণশীল বিজোড় ইলেকট্রন সংখ্যা হ্রাসের ফলে এদের ধাতব বন্ধন শক্তি হ্রাস পায় তথা গলনাঙ্কও হ্রাস পায়। Cu(29) এর বেলায় কেবল $4s^1$ বিজোড় ইলেকট্রন থাকে। তাই Cu এর গলনাঙ্ক 1083°C এবং Zn(30) এর বেলায় কোনো সঞ্চরণশীল বিজোড় ইলেকট্রন না থাকায় 3d ধাতুসমূহের সর্বনিম্ন গলনাঙ্ক জিংকের ক্ষেত্রে 420°C হয়।

(২) চৌম্বক ধর্ম : পরমাণুর স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা থেকে আমরা জানি প্রতিটি ইলেকট্রন নিজের স্পিন গতির কারণে একটি অতি ক্ষুদ্র চুম্বকরূপে মৃদু চৌম্বকক্ষেত্র সৃষ্টি করে। একমুখী স্পিনের অযুগ্ম ইলেকট্রন ম্যাগনেটিক মোমেন্ট বা চৌম্বক ভ্রামক ($\mu = Q \times r$) সৃষ্টি করে এবং চৌম্বক ধর্ম প্রকাশ করে। অপরদিকে বিপরীত স্পিনের যুগলবদ্ধ ইলেকট্রনের ম্যাগনেটিক মোমেন্ট পরস্পর বিপরীত হওয়ায় সার্বিক চৌম্বক মোমেন্ট শূন্য হয়; তখন ঐ পরমাণু বা আয়নের চৌম্বক ধর্ম থাকে না।

phy

বাহ্যিক চৌম্বকক্ষেত্রের প্রভাবে পদার্থের আচরণ অনুসারে পদার্থগুলোকে তিন শ্রেণিতে বিভক্ত করা হয়। যেমন- (১) প্যারাম্যাগনেটিক, (২) ফেরোম্যাগনেটিক ও (৩) ডায়াম্যাগনেটিক।

(১) প্যারাম্যাগনেটিক : কোনো পদার্থ বাহ্যিক চৌম্বকক্ষেত্র দ্বারা আকৃষ্ট হলে ঐ সব পদার্থকে প্যারাম্যাগনেটিক বা প্যারাচৌম্বকীয় পদার্থ বলে। পদার্থের পরমাণু বা আয়নে বিজোড় ইলেকট্রন থাকার কারণে ঐ পদার্থে প্যারাম্যাগনেটিক ধর্ম প্রকাশ পায়। **মৌলের পরমাণুর প্যারাচৌম্বকীয় আকর্ষণ ধর্ম দ্বারা এর ইলেকট্রন বিন্যাসের মধ্যে কয়টি বিজোড় ইলেকট্রন থাকে তা সঠিকভাবে নির্ণয় করা সম্ভব হয়।** যেমন পরমাণুতে বিজোড় ইলেকট্রন সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে ঐ সব পদার্থের ঝুলন্ত টুকরাগুলো স্থায়ী চুম্বক দণ্ড দ্বারা ক্রমান্বয়ে অধিক আকৃষ্ট হয়ে থাকে। বিজোড় ইলেকট্রনযুক্ত সব অবস্থান্তর ধাতুর আয়ন যেমন Ti^{3+}, V^{3+}, Cr^{3+}, Mn^{2+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Co^{2+}, Ni^{2+}, Cu^{2+} ইত্যাদি হলো প্যারাম্যাগনেটিক বা প্যারাচুম্বকীয়।

(ii) ফেরোম্যাগনেটিক : যে সব পদার্থ বাহ্যিক চৌম্বকক্ষেত্র দ্বারা অধিক আকৃষ্ট হয়, তাদেরকে ফেরোম্যাগনেটিক পদার্থ বলে। যেমন Fe, Co, Ni হলো ফেরোম্যাগনেটিক। এ সব মৌলের পরমাণু বা আয়নে অধিক সংখ্যক বিজোড় ইলেকট্রন থাকে। ফেরোম্যাগনেটিক পদার্থকে চুম্বকে পরিণত করা যায়। মূলত প্যারাম্যাগনেটিক ধর্মের চূড়ান্ত অবস্থা হলো ফেরোম্যাগনেটিক ধর্ম।

(iii) ডায়াম্যাগনেটিক : যে সব পদার্থ বাহ্যিক চৌম্বকক্ষেত্র দ্বারা আকৃষ্ট হয় না; বরঞ্চ মৃদু বিকর্ষিত হয়, তাদেরকে ডায়াম্যাগনেটিক পদার্থ বলে। যে সব পরমাণু বা আয়নে সব ইলেকট্রন যুগলবদ্ধ থাকে, তাদের নিজস্ব কোনো চৌম্বক ধর্ম থাকে না। তাই এসব পদার্থ বাহ্যিক চুম্বক দ্বারা আকৃষ্ট হয় না। গ্রুপ-1 ও গ্রুপ-2 সব ধাতুর আয়ন ডায়াম্যাগনেটিক হয়; কারণ এসব আয়নে অক্টেট সেট পূর্ণ থাকে।

(৩) অবস্থান্তর ধাতুর প্রভাবন ধর্ম : অবস্থান্তর ধাতুসমূহের পরমাণুতে এক বা একাধিক খালি d-অরবিটাল থাকে; এ সব অবস্থান্তর ধাতু যৌগ গঠনে একাধিক জারণ অবস্থা প্রদর্শন করতে পারে এবং অধিক ক্ষেত্রফলযুক্ত পৃষ্ঠতল থাকায় এরা বিভিন্ন রাসায়নিক বিক্রিয়ায় প্রভাবকরূপে ক্রিয়া করে।

অবস্থান্তর ধাতুর প্রভাবন ক্রিয়া ব্যাখ্যার দুটি তত্ত্ব আছে। যেমন-

(১) অধিশোষণের মাধ্যমে প্রভাবন (catalysis through adsorption) ও

(২) অন্তর্বর্তী যৌগ গঠন প্রক্রিয়ায় প্রভাবন (catalysis with intermediate compound formation)

(i) অধিশোষণের মাধ্যমে প্রভাবন ক্রিয়া : অধিশোষণ তত্ত্ব মতে, অবস্থান্তর ধাতুর পৃষ্ঠতলের ওপর একস্তরবিশিষ্ট বিক্রিয়ক অণু অধিশোষিত হয়। অবস্থান্তর ধাতুর ফাঁকা d-অরবিটাল থাকায় ঐ স্থানে বিক্রিয়ক অণু অধিশোষিত হতে পারে। তখন বিক্রিয়ক অণুসমূহ খুব কাছাকাছি এসে নিম্নোক্ত চার ধাপে বিক্রিয়া সম্পন্ন করে।

নিচের বিক্রিয়া দ্বারা তা ব্যাখ্যা করা হলো : $A_2 (g) + B_2 (g) \xrightarrow{Fe} 2AB (g)$

১ম ধাপ : গ্যাসীয় বিক্রিয়ক অণুগুলো (A_2 ও B_2) সঠিক স্থানিক বিন্যাস মতে কঠিন প্রভাবক (Fe) এর পৃষ্ঠতলে রাসায়নিকভাবে অধিশোষিত হয়। অর্থাৎ ধাতুর খালি d-অরবিটালের সাথে দুর্বল রাসায়নিক বন্ধনসহকারে এক-আণবিক স্তর সৃষ্টি করে।

২য় ধাপ : এ ধাপে অধিশোষিত অবস্থায় অণুর সমযোজী বন্ধন দুর্বল হয়ে পড়ে। সঠিক স্থানিক বিন্যাসের ফলে পাশাপাশি অণুর মধ্যে সার্থক সংঘর্ষ সংখ্যা বেড়ে যায় এবং নিম্নশক্তির সক্রিয়ণকৃত জটিল যৌগ গঠন করে।

৩য় ধাপ : এ ধাপে অস্থায়ী সক্রিয়ণকৃত জটিল যৌগ বিযোজিত হয়ে নতুন অণু সৃষ্টি হয় এবং প্রভাবক পৃষ্ঠে তখনও আটকে থাকে। বিক্রিয়ায় উৎপন্ন শক্তি ধাতব প্রভাবকে শোষিত হয় এবং পরে তা বিক্রিয়ক অণুকে যোগান দেয়।

৪র্থ বা শেষ ধাপ : শেষ ধাপে উৎপাদ অণুসমূহ (2AB) প্রভাবকের পৃষ্ঠতল থেকে বিমুক্ত হয়।

উদাহরণ-(১) : হেবার পদ্ধতিতে নাইট্রোজেন ও হাইড্রোজেন হতে অ্যামোনিয়া সংশ্লেষণে আয়রন Fe(26) প্রভাবক ব্যবহৃত হয়। এ সময় প্রথমে আয়রন চূর্ণের পৃষ্ঠতলে N_2 ও H_2 রাসায়নিকভাবে অধিশোষিত হয়। এর ফলে N_2 এবং H_2 অণুর মধ্যেকার N≡N ও H–H বন্ধনের দৃঢ়তা হ্রাস পায়। ফলে অধিকতর সহজভাবে তারা প্রথমে NH এবং পরে দ্রুত NH_2 ও সবশেষে NH_3 অণু উৎপন্ন করে এবং প্রভাবকের পৃষ্ঠতল থেকে মুক্ত হয়।

[অনুচ্ছেদ-৪.৪.১ : অসমসত্ত্ব প্রভাবনের ক্রিয়া কৌশল দেখো।]

উদাহরণ-(২) : অসম্পৃক্ত হাইড্রোকার্বনসমূহের ও ভিজিট্যাবল অয়েলের (যেমন soya bean oil এর) হাইড্রোজেনেশন অর্থাৎ H_2 সংযোজন বিক্রিয়ায় Ni(28) ধাতু প্রভাবকরূপে ক্রিয়া করে।

(ii) অন্তর্বর্তী যৌগ গঠন প্রক্রিয়ায় প্রভাবন ক্রিয়া : অন্তর্বর্তী যৌগ গঠন তত্ত্ব মতে, অবস্থান্তর ধাতুর যৌগ যেমন ভ্যানাডিয়াম পেন্টাক্সাইড (V_2O_5) বিক্রিয়ার বিক্রিয়কের সাথে যুক্ত হয়ে একটি অস্থায়ী অন্তর্বর্তী যৌগ গঠন করে যা পরে বিযোজিত হয়ে থাকে। এক্ষেত্রে প্রভাবক ভিন্ন ভিন্ন জারণ অবস্থায় রূপান্তরিত হয় এবং পরে পূর্বের জারণ অবস্থায় ফিরে যায়। অন্তর্বর্তী যৌগ গঠনের মাধ্যমে প্রভাবক বিক্রিয়ায় প্রয়োজনীয় **'সক্রিয়ণ শক্তি' বা activation energy** এর মান হ্রাস করে বিক্রিয়ার গতিকে বৃদ্ধি করে থাকে। যেমন, স্পর্শ পদ্ধতিতে H_2SO_4 উৎপাদনকালে SO_2 গ্যাসের জারণ ক্রিয়ায় V_2O_5 প্রভাবক ব্যবহৃত হয়। প্রথমে V_2O_5 একটি অন্তর্বর্তী যৌগ গঠন করে V^{5+} জারণ অবস্থা থেকে V^{4+} জারণ অবস্থায় রূপান্তরিত হয়; শেষে O_2 এর সাথে বিক্রিয়ায় V^{5+} জারণ অবস্থায় ফিরে আসে। যেমন,

$$SO_2 + V_2O_5 \rightarrow SO_3 + 2VO_2$$
$$2VO_2 + \tfrac{1}{2}O_2 \rightarrow V_2O_5$$

সামগ্রিক বিক্রিয়া : $SO_2 + \frac{1}{2}O_2 + V_2O_5 \rightarrow SO_3 + V_2O_5$

MCQ-3.9 : কোন নিষ্ক্রিয় গ্যাসটি p-ব্লকের নয়? [ব. বো. ২০১৭]
(ক) He (খ) Ne
(গ) Ar (ঘ) Kr

(খ) 3d-ব্লক মৌলসমূহের রাসায়নিক ধর্ম (Chemical properties of 3d-block elements)

(১) পরিবর্তনশীল জারণ অবস্থা : অবস্থান্তর মৌলসমূহের মধ্যে (n – 1)d ও ns অরবিটালদ্বয়ের শক্তির পার্থক্য ns ও np অরবিটালের শক্তির পার্থক্যের তুলনায় অনেক কম। তাই এ সব ধাতুর ns অরবিটালের ইলেকট্রন ত্যাগের পর (n – 1)d অরবিটালের ইলেকট্রন বন্ধন সৃষ্টিতে সহজেই অংশ নিতে পারে। ফলে এরা ভিন্ন ভিন্ন স্থায়ী জারণ অবস্থাসহকারে স্থায়ী যৌগ গঠন করে থাকে। নিচে 3d ব্লকের ৮টি অবস্থান্তর মৌলের যোজ্যতা ইলেকট্রন, জারণ অবস্থা ও যৌগ দেখানো হলো।

$3d^2 4s^2$	$3d^3 4s^2$	$3d^5 4s^1$	$3d^5 4s^2$	$3d^6 4s^2$	$3d^7 4s^2$	$3d^8 4s^2$	$3d^{10} 4s^1$
Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu
							+ 1
(+ 2)	+ 2	**+ 2**	**+ 2**	**+ 2**	**+ 2**	**+ 2**	+ 2
+ 3	+ 3	**+ 3**	(+ 3)	**+ 3**	**+ 3**	(+ 3)	
+ 4	**+ 4**	(+ 4)	**+ 4**	+ 4	(+ 4)		
	+ 5	(+ 5)					
		+ 6	(+ 6)	(+ 6)			
			+ 7				

MCQ-3.10 : $_{39}Y$ মৌলটির পর্যায় সারণিতে পর্যায় ও গ্রুপ কত হবে?
(ক) পর্যায়-5, গ্রুপ-1
(খ) পর্যায়-5, গ্রুপ-2
(গ) পর্যায়-5, গ্রুপ-3
(ঘ) পর্যায়-4, গ্রুপ-2

মোটা হরফে দেখানো জারণ অবস্থা সংশ্লিষ্ট মৌলের সাধারণ জারণ অবস্থা।

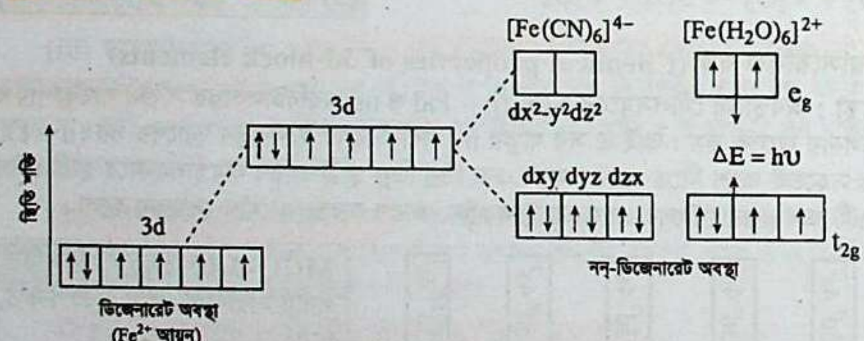
Cr এর বিভিন্ন যৌগ :	$CrCl_2$	$CrCl_3$	K_2CrO_4	$K_2Cr_2O_7$
Cr এর জারণ অবস্থা ⟶	+ 2	+ 3	+ 6	+ 6
Fe এর বিভিন্ন যৌগ :	FeO	Fe_2O_3		
Fe এর জারণ অবস্থা ⟶	+ 2	+ 3		

(২) অবস্থান্তর ধাতুর রঙিন আয়ন বা রঙিন যৌগ গঠন : অবস্থান্তর ধাতু ও তাদের ক্যাটায়নে অপূর্ণ d-অরবিটাল থাকে বলে তারা রঙিন হয়। এছাড়া জটিল আয়ন গঠনকালে পাঁচটি d-অরবিটালে সামান্য পরিমাণে শক্তির তারতম্য ঘটে বলে সৃষ্ট জটিল আয়ন রঙিন হয়। অবস্থান্তর ধাতুর মুক্ত একক পরমাণুতে পাঁচটি d-অরবিটাল সমশক্তিস্তরে থাকে, একে ডিজেনারেট (degenerate) অবস্থা বলা হয়।

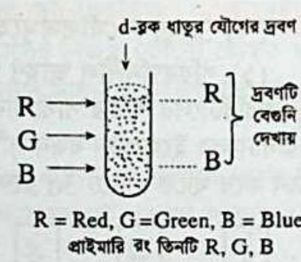
অবস্থান্তর ধাতুর আয়নের বর্ণ

Ti^{3+} $(3d^1)$	→	বেগুনি
V^{4+} $(3d^1)$	→	নীল
V^{3+} $(3d^2)$	→	সবুজ
Cr^{3+} $(3d^3)$	→	বেগুনি
Mn^{3+} $(3d^4)$	→	বেগুনি
Mn^{2+} $(3d^5)$	→	গোলাপি
Fe^{3+} $(3d^5)$	→	হলুদ
Fe^{2+} $(3d^6)$	→	সবুজ
Co^{2+} $(3d^7)$	→	গোলাপি
Ni^{2+} $(3d^8)$	→	সবুজ
Cu^{2+} $(3d^9)$	→	নীল

ক্রিস্টাল ফিল্ড মতবাদ (Crystal Field Theory) মতে, জটিল আয়ন গঠনকালে লিগ্যান্ডের নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল অরবিটালটি ধাতুর ধনাত্মক আয়নের পাঁচটি d-অরবিটালের মূলত x, y ও z অক্ষ বরাবর নিকটবর্তী হলে ঐ তিনটি অক্ষ বরাবরে থাকা $d_{x^2-y^2}$ ও d_{z^2} অরবিটালের ইলেকট্রন লিগ্যান্ডের ইলেকট্রন যুগল দ্বারা অধিকতর বিকর্ষিত হয়। এ বিকর্ষণের কারণে পাঁচটি d-অরবিটালের শক্তির মধ্যে সামান্য উর্ধ্বমুখী ও নিম্নমুখী পার্থক্য ঘটে। একে d-অরবিটালসমূহের নন-ডিজেনারেট (non-degenerate) অবস্থা বলা হয়। তখন নিম্নশক্তির d_{xy}, d_{yz} ও d_{zx} অরবিটালত্রয়কে t_{2g} শক্তির অরবিটাল সেট এবং উচ্চ শক্তির $d_{x^2-y^2}$ ও d_{z^2} অরবিটালদ্বয়কে e_g শক্তির অরবিটাল সেট বলে। লিগ্যান্ডের প্রভাবে অবস্থান্তর ধাতুর আয়নের পাঁচটি d-অরবিটালের মধ্যে শক্তির সামান্য উর্ধ্বমুখী ও নিম্নমুখী বিভক্তিকরণকে ক্রিস্টাল ফিল্ড ফলাফল (CFE) বলে এবং e_g সেট ও t_{2g} সেট অরবিটালের শক্তির পার্থক্য (ΔE) কে ক্রিস্টাল ফিল্ড বিভক্তিকরণ শক্তি বলে। জটিল আয়নের বর্ণ বিভিন্ন দুর্বল ও সবল লিগ্যান্ডের প্রভাবে সৃষ্ট ΔE এর মাত্রার ওপর নির্ভর করে। যেমন H_2O হলো weak-field লিগ্যান্ড এবং CN^- আয়ন হলো strong field লিগ্যান্ড। উল্লেখ্য weak-field লিগ্যান্ড দ্বারা সৃষ্ট বর্ণ হালকা এবং strong-field লিগ্যান্ড দ্বারা সৃষ্ট বর্ণ গাঢ় হয়। Fe^{2+} আয়নে ডিজেনারেট ও নন্-ডিজেনারেট অরবিটালের মধ্যে শক্তির পার্থক্য (ΔE) দেখানো হলো :



চিত্র-৩.৩ : লিগ্যান্ডের আগমনে d-অরবিটালসমূহের গড় স্থিতি শক্তি বৃদ্ধি ও দুটি পৃথক শক্তিস্তরে বিন্যস্তকরণ।



চিত্র-৩.৩ ক : দৃশ্যমান আলোর সবুজ বর্ণ d-ব্লক ধাতুর আয়ন দ্বারা শোষণের ফলে দ্রবণটি বেগুনি লাল দেখায়।

তখন দুটি শক্তিস্তরের (e_g ও t_{2g} এর) মধ্যে শক্তির যে পার্থক্য (ΔE) হয়, তা যদি দৃশ্যমান আলোর বর্ণালির নির্দিষ্ট তরঙ্গদৈর্ঘ্যের সঙ্গে সঙ্গতিপূর্ণ হয়, তবে t_{2g} সেটের জোড় বা বিজোড় d-ইলেকট্রনসমূহ ঐ আলো শোষণ করে e_g সেটের অরবিটালে লাফিয়ে চলে এবং আলোর অবশিষ্ট তরঙ্গদৈর্ঘ্যের রং আমাদের চোখে প্রতিফলিত হয়; অর্থাৎ ঐ অবস্থান্তর ধাতুর জটিল আয়ন বর্ণযুক্ত হয়। আয়নের দৃশ্যমান বর্ণ আয়ন দ্বারা শোষিত বর্ণের সম্পূরক হয়। যেমন, যদি সবুজ বর্ণ (green) শোষিত হয়, তবে দ্রবণের বর্ণ বেগুনি-লাল (purple) হয়। যদি নীল বর্ণ (blue) শোষিত হয়, তবে দ্রবণের বর্ণ হবে কমলা (orange)। $[Fe(CN)_6]^{4-}$ আয়ন হলুদ বর্ণ দেখায় এবং $[Fe(H_2O)_6]$ আয়ন হাল্‌কা সবুজ বর্ণ দেখায়।

জেনে নাও : (i) ক্রিস্টাল ফিল্ড বিভক্তিকরণ শক্তি ΔE বা, 'Δ' এর মাত্রা নির্ভর করে লিগ্যান্ডের প্রকৃতির ওপর। যেমন Ni^{2+} আয়নটি দুর্বল লিগ্যান্ড H_2O এর সাথে যুক্ত হয়ে $[Ni(H_2O)_6]^{2+}$ আয়ন গঠন করে। এটির বর্ণ সবুজ (green); এক্ষেত্রে ΔE এর তরঙ্গদৈর্ঘ্য 500 nm হয়। অপরদিকে সবল লিগ্যান্ড NH_3 এর সাথে যুক্ত হয়ে $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ আয়ন গঠন করে। এটির বর্ণ নীল (blue); এক্ষেত্রে ΔE এর তরঙ্গদৈর্ঘ্য 445 nm হয়।

(ii) ক্রিস্টাল ফিল্ড বিভক্তিকরণ শক্তি (splitting of energy of d-orbitals) নিম্নোক্ত ক্রম অনুসারে weak field লিগ্যান্ড থেকে strong field লিগ্যান্ডের পরিবর্তনের ফলে ΔE বা 'Δ' এর মান বৃদ্ধি পায়; তখন শোষিত শক্তির λ এর মান হ্রাস পায়। ফলে সৃষ্ট জটিল আয়ন অধিক বর্ণযুক্ত হয়।

(Weak field ligand) : $I^- < Br^- < Cl^- < F^- < H_2O$; (Strong field ligand) $< NH_3 < CN^- < CO$

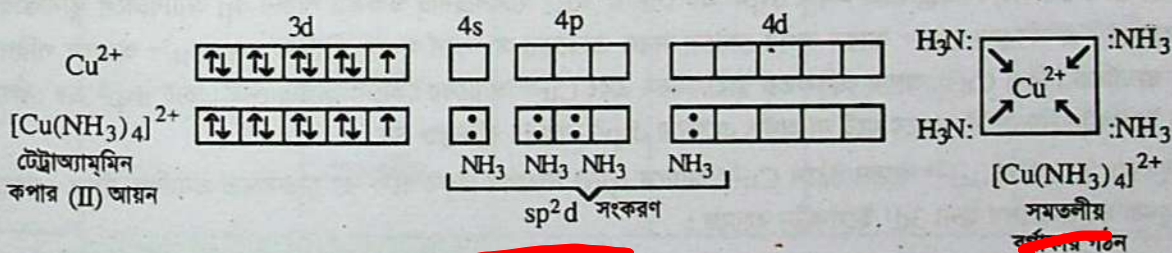
(iii) উল্লেখ্য ΔE বা, 'Δ' এর মানের ওপর জটিল আয়নের বর্ণসহ এর চৌম্বক ধর্ম নির্ভর করে।

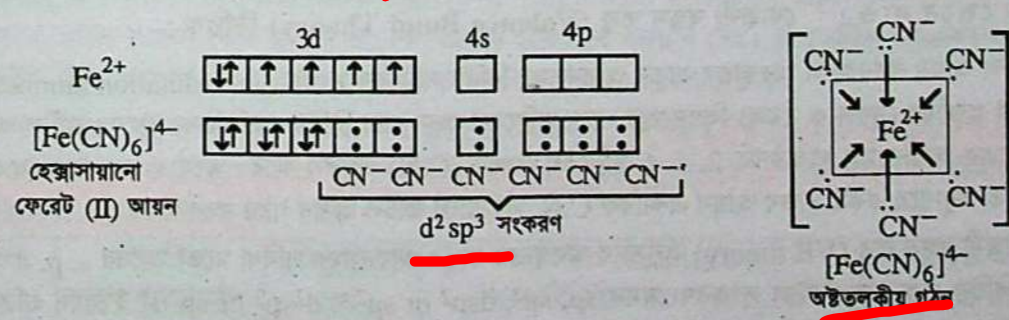
(৩) **অবস্থান্তর ধাতুর জটিল আয়ন বা যৌগ গঠন :** অবস্থান্তর ধাতুর পরমাণু বা আয়ন এর খালি অরবিটালের সাথে অপর কোনো নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল যুক্ত আয়ন বা অণু সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা যুক্ত হয়ে জটিল কাঠামোর আয়ন গঠন করলে, তাকে জটিল আয়ন বলে। জটিল আয়ন যুক্ত যৌগকে জটিল যৌগ বলে।

জটিল আয়ন বা জটিল যৌগ গঠনকালে নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল প্রদানকারী ঋণাত্মক আয়ন বা যৌগ অণুকে দাতা বা লিগ্যান্ড (ligand) বলা হয়। সাধারণ লিগ্যান্ড হলো $:NH_3$, $H_2\ddot{O}:$, $:Cl^-$, $:CN^-$ ইত্যাদি। যেমন, চারটি অ্যামোনিয়া ($:NH_3$) এর সাথে Cu^{2+} আয়ন সন্নিবেশ বন্ধনে আবদ্ধ হয়ে টেট্রাঅ্যাম্মিন কপার (II) আয়ন নামক ধনাত্মক জটিল আয়ন গঠন করে। যেমন, $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$। আবার ছয়টি ঋণাত্মক চার্জযুক্ত CN^- আয়ন এর সাথে Fe^{2+} আয়ন সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা ঋণাত্মক হেক্সাসায়ানোফেরেট(II) জটিল আয়ন $[Fe(CN)_6]^{4-}$ গঠন করে।

সন্নিবেশ সংখ্যা : জটিল যৌগ গঠনকালে সন্নিবেশ বন্ধন গঠনে লিগ্যান্ড প্রদত্ত নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল সংখ্যাকে অবস্থান্তর ধাতুর সন্নিবেশ সংখ্যা বলে। যেমন, Cu ও Fe এর সন্নিবেশ সংখ্যা উপরোক্ত জটিল আয়নে যথাক্রমে 4 ও 6।

জটিল আয়ন গঠনের ব্যাখ্যা : অবস্থান্তর ধাতু ও এর আয়ন দ্বারা লিগ্যান্ডের সাথে জটিল আয়ন সৃষ্টির ব্যাখ্যা **'যোজনী বন্ধন (VB) তত্ত্ব'** মতে দেয়া হলো। লিগ্যান্ডের নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগলের প্রভাবে অবস্থান্তর ধাতুর পরমাণু বা আয়নের ইলেকট্রনগুলো যথাসম্ভব যুগলবদ্ধ হয়ে অরবিটাল খালি করে দেয়। এ সব খালি অরবিটালগুলো যেমন 3d, 4s, 4p ও 4d ইত্যাদির মধ্যে বিভিন্ন প্রকার অরবিটাল সংকরণ যেমন **সমতলীয় বর্গাকার sp^2d (Cu^{2+} এর বেলায়), অষ্টতলকীয় d^2sp^3 (Fe^{2+} এর বেলায়)** অথবা sp^3d^2 ইত্যাদি দ্বারা সমশক্তির সংকর অরবিটাল গঠন করে। পরে সৃষ্ট সংকর অরবিটালের সাথে লিগ্যান্ডগুলো সন্নিবেশ বন্ধনে আবদ্ধ হয়ে জটিল আয়ন গঠন করে থাকে।





দ্রষ্টব্য : Systematic পদ্ধতিতে অবস্থান্তর ধাতুর জটিল যৌগের নামকরণ ও সংকেত লিখন এ অধ্যায়ের শেষে অনুচ্ছেদ-৩.২১.১ এ দেয়া হয়েছে।

অধিক জেনে নাও : $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ আয়ন গঠনে Cu^{2+} আয়নের sp^2d সংকরীকরণের পক্ষে যুক্তি ও তথ্য প্রমাণ :

X-ray diffraction analysis পরীক্ষা থেকে জানা যায় $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ জটিল আয়নের জ্যামিতিক গঠন হলো সমতলীয় বর্গাকার (square planar)। এছাড়া এটি হলো দুর্বল চুম্বকধর্মী অর্থাৎ Cu^{2+} আয়নে কম সংখ্যক বিজোড় ইলেকট্রন রয়েছে। এক্ষেত্রে Cu^{2+} আয়নের চার্জ সংখ্যা হলো +2 এবং সন্নিবেশ-সংখ্যা হলো 4। তাই যোজনী বন্ধন তত্ত্ব

মতে Cu^{2+} আয়নে dsp^2 অথবা, sp^2d সংকরণ দ্বারা 4টি সংকর অরবিটাল সৃষ্টি হতে পারে; যাতে 4টি NH_3 লিগ্যান্ড অণু 4টি ইলেকট্রন যুগলসহকারে সন্নিবেশ বন্ধন গঠন করে থাকে। এক্ষেত্রে অরবিটাল সংকরণের দুটি সম্ভাবনার মধ্যে কোনটি বাস্তবে ঘটে তা নিচের ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে প্রমাণিত হবে।

$_{29}Cu^{2+} \rightarrow [_{18}Ar]$ $3d^9$ [↿⇂][↿⇂][↿⇂][↿⇂][↿] $4s^0$ [ ] $4p^0$ [ ][ ][ ] $4d^0$ [ ][ ][ ][ ][ ]

সংকরণের ১ম সম্ভাবনা (1st Possibility) : dsp^2 সংকরণ মতে ইলেকট্রন বিন্যাস হলো নিম্নরূপ :

$_{29}Cu^{2+} \rightarrow [_{18}Ar]$ $3d^8$ [↿⇂][↿⇂][↿⇂][↿⇂][••] $4s$ [••] $4p^1$ [••][••][↿] $4d^0$ [ ][ ][ ][ ][ ]

$\underbrace{NH_3 \quad NH_3 \quad NH_3 \; NH_3}_{dsp^2}$

সংকরণের ২য় সম্ভাবনা (2nd Possibility) : sp^2d সংকরণ মতে ইলেকট্রন বিন্যাস হলো নিম্নরূপ :

$_{29}Cu \rightarrow [_{18}Ar]$ $3d^9$ [↿⇂][↿⇂][↿⇂][↿⇂][↿] $4s$ [••] $4p$ [••][••][ ] $4d$ [••][ ][ ][ ][ ]

$\underbrace{NH_3 \quad NH_3 \; NH_3 \quad\quad NH_3}_{sp^2d}$

ব্যাখ্যা : ১ম সম্ভাবনার ক্ষেত্রে অর্থাৎ dsp^2 এর বেলায় $3d^1_{z^2}$ ইলেকট্রনটি উচ্চতর শক্তির 4p অরবিটালে স্থানান্তরিত করা হয়েছে। এ অবস্থায় Cu^{2+} আয়ন অপর কোনো সবল জারকের সংস্পর্শে সহজে জারিত হয়ে Cu^{3+} আয়নে পরিণত হওয়া স্বাভাবিক। কিন্তু Cu^{2+} আয়ন অধিকতর স্থায়ী আয়ন এবং Cu^{3+} আয়নের কোনো অস্তিত্ব নেই। তাই dsp^2 এর বেলায় সম্ভাব্য ইলেকট্রন বিন্যাসটি বাস্তবে ঘটে না অর্থাৎ এক্ষেত্রে dsp^2 সংকরণ যুক্তিযুক্ত নয়।

সুতরাং $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ আয়ন গঠনে Cu^{2+} আয়নে sp^2d সংকরণ প্রকৃতপক্ষে তা যুক্তিসম্মত প্রমাণিত হয়। এক্ষেত্রে দুর্বল চুম্বক ধর্ম প্রকাশের জন্য $3d^1$ ইলেকট্রন রয়েছে।

অধিক জেনে নাও : যোজনী বন্ধন তত্ত্ব (Valence Bond Theory) ভিত্তিক :

* (i) জটিল আয়ন গঠনকালে অবস্থান্তর ধাতুর আয়নসমূহ নির্দিষ্ট সন্নিবেশ-সংখ্যা (co-ordination number, C.N.) সহযোগে নির্দিষ্ট প্রকৃতির (দুর্বল ও সবল) লিগ্যান্ডের সাথে সন্নিবেশ বন্ধন দ্বারা নির্দিষ্ট জ্যামিতিক-গঠনের জটিল আয়ন সৃষ্টি করে। তখন ধাতব আয়নসমূহ সাধারণত 2, 4, 6 সন্নিবেশ-সংখ্যা (C.N) প্রদর্শন করে। তবে ধাতব আয়নের প্রকৃতি ও লিগ্যান্ডের প্রকৃতি অনুসারে একই ধাতব আয়ন একাধিক C.N. সহযোগে জটিল আয়ন গঠন করে থাকে।

* (ii) যোজনী বন্ধন তত্ত্ব (VB theory) অনুসারে অবস্থান্তর ধাতুর আয়নসমূহ সুবিধা মতো তাদের s, p, d অরবিটাল ব্যবহার করে বিভিন্ন প্রকার অরবিটাল সংকরণ যেমন sp, sp^3, dsp^2 or sp^2d, d^2sp^3 or sp^3d^2 ইত্যাদি প্রক্রিয়ায় সৃষ্ট সংকর অরবিটালসমূহে লিগ্যান্ড প্রদত্ত 'ইলেকট্রন যুগল'সমূহকে গ্রহণ করে নির্দিষ্ট জ্যামিতিক গঠনের জটিল আয়ন সৃষ্টি করে; যা X-ray diffraction analysis পরীক্ষা দ্বারা জানা যায়। এ সব ক্ষেত্রে inner (n–1)d orbitals যেমন 3d অথবা outer nd orbitals যেমন 4d অরবিটাল সুবিধামতো সংশ্লিষ্ট 'অরবিটাল সংকরণে' ব্যবহৃত হয়ে থাকে।

সাধারণত এসব জটিল আয়নে ধাতব আয়নের সন্নিবেশ সংখ্যা 2, 4, 6 হয়ে থাকে; যা সংশ্লিষ্ট ধাতব আয়নের চার্জ সংখ্যা বা যোজনী সংখ্যার দ্বিগুণ হয়ে থাকে; তবে এর ব্যতিক্রম নিচের উদাহরণসমূহ থেকে জানা যাবে। এসব ক্ষেত্রে ধাতব আয়নের ইলেকট্রন বিন্যাসের ধরন এবং দুর্বল লিগ্যান্ড [যেমন $I^- < Br^- < Cl^- < F^- < H_2O$] এবং সবল লিগ্যান্ড [যেমন $< NH_3 <$ en $< CN^- < CO$] এর প্রভাব থাকে। এক্ষেত্রে 'en' হলো ethylene diamine ($H_2N–CH_2–CH_2–NH_2$) নামক দ্বিদন্তী (bidentate) লিগ্যান্ড বা কিলেটিং এজেন্ট [অনুচ্ছেদ-৫.২.২(গ) দ্রষ্টব্য]। উল্লেখ্য সবল লিগ্যান্ডের

ইলেকট্রন যুগলের বিকর্ষণে 3d-অরবিটালের বিজোড় ইলেকট্রনসমূহ যথাসম্ভব যুগলবদ্ধ হয়ে লিগ্যান্ডের জন্য 3d-অরবিটাল খালি করে দেয়।

সন্নিবেশ সংখ্যা	অরবিটাল সংকরণে d-অরবিটাল	জ্যামিতিক গঠন	ধাতব আয়ন	লিগ্যান্ড	সৃষ্ট জটিল আয়ন	চৌম্বক ধর্ম
2	sp	সরলরৈখিক	Ag^+	NH_3	$[Ag(NH_3)_2]^+$	$4d^{10}$ ডায়াচৌম্বকীয়
2	sp	সরলরৈখিক	Cu^+	Cl^-	$[CuCl_2]^-$	$3d^{10}$ ডায়াচৌম্বকীয়
4	sp^3	চতুস্তলকীয় (tetrahedral)	Co^{2+}	Cl^-	$[CoCl_4]^{2-}$	$3d^{2+2+1+1+1}$ প্যারাচুম্বকীয়
4	dsp^2 or, sp^2d $(d_{x^2-y^2})$	সমতলীয় বর্গাকার	Ni^{2+} dsp^2	CN^-	$[Ni(CN)_4]^{2-}$	$3d^{2+2+2+2+0}$ ডায়াচৌম্বকীয়
4	sp^2d	সমতলীয় বর্গাকার	Cu^{2+} spd^2	NH_3	$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$	$3d^{2+2+2+2+1}$ দুর্বল চুম্বকীয়
6	d^2sp^3	অষ্টতলকীয়	Fe^{2+}	CN^-	$[Fe(CN)_6]^{4-}$	$3d^{2+2+2+0+0}$ ডায়াচৌম্বকীয়
6	d^2sp^3	অষ্টতলকীয়	Fe^{3+}	CN^-	$[Fe(CN)_6]^{3-}$	$3d^{2+2+1+0+0}$ দুর্বল চুম্বকীয়
6	sp^3d^2	অষ্টতলকীয়	Fe^{3+}	F^-	$[FeF_6]^{3-}$	$3d^{1+1+1+1+1}$ প্যারাচুম্বকীয়

* **(iii) জটিল আয়নের চৌম্বক ধর্মের মাত্রা** (যেমন high spin complex and low spin complex গঠন অর্থাৎ কীভাবে জটিল আয়নে বেশি বা কম সংখ্যক বিজোড় ইলেকট্রন অবস্থান নেয়) এবং জটিল আয়নের বর্ণ সৃষ্টির প্রকৃত ব্যাখ্যা 'ক্রিস্টাল ফিল্ড মতবাদ' থেকে জানা যায়; VB মতবাদ তা সুষ্ঠুভাবে ব্যাখ্যা দেয় না।

(8) অবস্থান্তর ধাতুর আয়নের সাথে ক্ষার দ্রবণের বিক্রিয়া : অবস্থান্তর ধাতুর যৌগের দ্রবণে NaOH, KOH অথবা অ্যামোনিয়া দ্রবণ (NH_4OH) যোগ করলে অবস্থান্তর ধাতুর আয়ন ক্ষারের OH^- আয়নের সাথে বিক্রিয়া করে অদ্রবণীয় ধাতব হাইড্রক্সাইডরূপে অধঃক্ষিপ্ত হয়। যেমন,

ক্যাটায়ন	অধঃক্ষিপ্ত ধাতব হাইড্রক্সাইড	অধঃক্ষেপের বর্ণ	অতিরিক্ত NaOH দ্রবণের সাথে বিক্রিয়ার ফলে সৃষ্ট আয়ন	অতিরিক্ত অ্যামোনিয়া দ্রবণে সৃষ্ট জটিল আয়ন
$Cr^{3+}(aq)$	$Cr(OH)_3$	সবুজ	ক্রোমেট (III) আয়ন, $CrO_3^{3-}(aq)$	– –
$Mn^{2+}(aq)$	$Mn(OH)_2$	ধূসর	– –	– –
$Fe^{2+}(aq)$	$Fe(OH)_2$	সবুজ	– –	– –
$Fe^{3+}(aq)$	$Fe(OH)_3$	বাদামি	– –	– –
$Co^{2+}(aq)$	$Co(OH)_2$	গোলাপী	কোবাল্টেট (II) আয়ন, $Co(OH)_4^{2-}(aq)$	$[Co(NH_3)_6]^{2+}(aq)$
$Ni^{2+}(aq)$	$Ni(OH)_2$	সবুজ	– –	$[Ni(NH_3)_6]^{2+}(aq)$
$Cu^{2+}(aq)$	$Cu(OH)_2$	হাল্কা নীল	– –	$[Cu(NH_3)_4]^{2+}(aq)$
$Zn^{2+}(aq)$	$Zn(OH)_2$	সাদা	জিংকেট (II) আয়ন, $Zn(OH)_4^{2-}(aq)$	

শিক্ষার্থীর কাজ-৩.৪ : অবস্থান্তর মৌলের ভৌতধর্ম ও রাসায়নিক ধর্মভিত্তিক :

সমস্যা-৩.৪(ক) : 3d মৌলসমূহের পারমাণবিক সংখ্যার ক্রম বৃদ্ধি অনুসারে এদের উচ্চ গলনাঙ্কের পরিবর্তন ব্যাখ্যা কর। [কু. বো. ২০১৬]

সমস্যা-৩.৪(খ) : B(23), C(25), D(28) ও E(30)-এ চারটি d-ব্লকের মৌলের গলনাঙ্ক হলো যথাক্রমে 1910°C, 1245°C, 1453°C, 420°C।

এসব মৌলের এরূপ গলনাঙ্ক হওয়ার কারণ বিশ্লেষণ কর। [কু. বো. ২০১৫]

সমস্যা-৩.৪(গ) : Z(28) মৌলটি প্রভাবন ধর্ম প্রকাশ করে কি? তোমার উত্তরের পক্ষে বিশ্লেষণ কর। [কু. বো. ২০১৭]

সমস্যা-৩.৫(ক) : অবস্থান্তর ধাতু রঙিন যৌগ গঠন করে; তা ব্যাখ্যা কর। [রা. বো. ২০১৫; ব. বো. ২০১৫]

সমস্যা-৩.৫(খ) : $A = (n-1)d^5\ ns^1$ এবং $B = (n-1)d^1\ ns^2$; এখানে n = 4। A ও B মৌলদ্বয়ের মধ্যে কোনটি রঙিন যৌগ গঠন করে, তা কারণসহ ব্যাখ্যা কর। [সমাধানকৃত সমস্যা-৩.৪ দেখো।] [ঢা. বো. ২০১৬]

সমস্যা-৩.৫(গ) : ৪র্থ পর্যায়ভুক্ত মৌল 'A' এর যোজ্যতা ইলেকট্রন হলো $(n-1)d^6\ ns^2$। এর $[A(CN)_6]^{4-}$ আয়নটি রঙিন হবে কি; তা বিশ্লেষণ কর। [সমাধানকৃত সমস্যা-৩.৫ দেখো।] [চ. বো. ২০১৬]

সমস্যা-৩-৫(ঘ) : $A(3d^6\,4s^2)$, $B(3d^{10}\,4s^2)$, $C(3s^2\,3p^5)$-এ তিনটি মৌলের মধ্যে কোন মৌলটি রঙিন আয়ন গঠন করে; তা বিশ্লেষণ কর। [সমাধানকৃত সমস্যা-৩.৫ দেখো।] [কু. বো. ২০১৭]

সমস্যা-৩.৫(ঙ) : A(24), B(30)-এ দুটি মৌলের মধ্যে কোনটির যৌগ রঙিন হবে; তা বিশ্লেষণ কর।
[সমাধানকৃত সমস্যা-৩.৪ দেখো।] [মাদ্রাসা বো. ২০১৭]

সমস্যা-৩.৬(ক) : অবস্থান্তর ধাতু কীরূপে জটিল আয়ন গঠন করে, তা ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.৬(খ) : $[_{29}M(NH_3)_4]^{2+}$ আয়নের দ্রবণের প্রকৃতি বিশ্লেষণ কর। [সি. বো. ২০১৫]

সমস্যা-৩.৭(ক) : $CuSO_4$ এর জলীয় দ্রবণে NH_4OH দ্রবণ যোগ করলে কী ঘটে, তা বিশ্লেষণ কর।

সমস্যা-৩.৭(খ) : $[_{29}M(NH_3)_4]^{2+}$ আয়নের মধ্যস্থ M^{2+} আয়ন শনাক্তকরণ পরীক্ষা সমীকরণসহ লেখ। [সি. বো. ২০১৫]

সমস্যা-৩.৮ : $FeSO_4$ ও $FeCl_3$ এর জলীয় দ্রবণে NH_4OH দ্রবণ যোগ করলে কীরূপ বর্ণ পরিবর্তন ঘটে তা সমীকরণসহ লেখ।

সমস্যা-৩.৯ : $ZnSO_4$ এর জলীয় দ্রবণে ধীরে ধীরে NaOH দ্রবণ যোগ করলে কী ঘটে, তা সমীকরণসহ লেখ।

সমস্যা-৩..১০ : একটি ধাতব মৌল 'A' এর অক্সাইড ও ক্লোরাইডের সংকেত হলো AO, A_2O_3 এবং ACl_2, ACl_3। মৌলটি পর্যায় সারণির কোন শ্রেণিভুক্ত হবে, তা ব্যাখ্যা কর।

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.৪ : $A = (n-1)d^5\ ns^1$ [মাদ্রাসা বোর্ড ২০১৭; ঢা. বো. ২০১৬]
$B = (n-1)d^1\ ns^2$, এখানে n = 4

(ক) A মৌলের সর্বশেষ ইলেকট্রনটির চারটি কোয়ান্টাম সংখ্যার মান নির্ণয় কর।

(খ) A ও B মৌলের মধ্যে কোনটি রঙিন যৌগ গঠন করে তা কারণসহ বিশ্লেষণ কর।

সমাধান-(ক) : A মৌলের সর্বশেষ ইলেকট্রনটির চারটি কোয়ান্টাম সংখ্যার মান নির্ণয় :

উদ্দীপক মতে, $A = (n-1)d^5\ ns^1$ এখানে n = 4

∴ A এর যোজ্যতাস্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস হলো, $A = 3d^5 4s^1$

∴ A মৌলটি হলো ক্রোমিয়াম, Cr(24)। Cr(24) এর যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস বক্স পদ্ধতিতে হলো,

$3d^5$						$4s^1$
↑	↑	↑	↑	↑		↑

এক্ষেত্রে সর্বশেষ ইলেকট্রন বলতে $4s^1$ ইলেকট্রনটিকে বোঝানো হয়েছে।

$4s^1$ ইলেকট্রনের বেলায়,

প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা, n = 4

সহকারী কোয়ান্টাম সংখ্যা, $l = 0$ (s অরবিটালের জন্য)

চুম্বকীয় কোয়ান্টাম সংখ্যা, m = 0

স্পিন কোয়ান্টাম সংখ্যা, $s = +\frac{1}{2}$.

MCQ-3.11 : বিজোড় ইলেকট্রন সংখ্যার কোন ক্রমটি সঠিক? [দি. বো. ২০১৭]

(ক) $Mn^{2+} > Fe^{2+} > Cr^{3+}$

(খ) $Mn^{2+} > Cr^{3+} > Fe^{2+}$

(গ) $Fe^{2+} > Cr^{3+} > Mn^{2+}$

(ঘ) $Cr^{3+} > Mn^{2+} > Fe^{2+}$

সমাধান : (খ) A ও B মৌলের মধ্যে কোনটি রঙিন যৌগ গঠন করে এর ব্যাখ্যা :

উদ্দীপক মতে, $A = (n-1)d^5\ ns^1 = (4-1)d^5\ 4s^1 = 3d^5\ 4s^1$

$\therefore$ A মৌলটি হলো Cr (24)।

আবার, $B = (n-1)d^1\ ns^2 = (4-1)d^1\ 4s^1 = 3d^1\ 4s^2$

$\therefore$ B মৌলটি হলো Sc (21)।

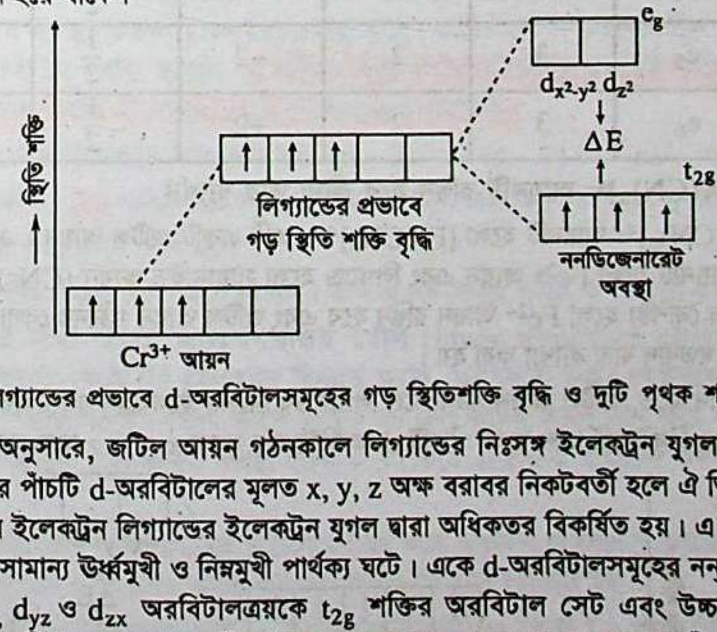
MCQ-3.12 : নিচের কোন দুটি মৌলই অষ্টক সম্প্রসারণ করে? [কু. বো. ২০১৫]
(ক) Al, S (খ) Al, Si
(গ) Al, Sb (ঘ) Si, P

Cr (24) ও Sc (21) এ মৌল দুটির মধ্যে Cr (24) হলো অবস্থান্তর মৌল এবং Sc (21) হলো d-ব্লক মৌল বটে, কিন্তু অবস্থান্তর মৌল নয়। কারণ অবস্থান্তর মৌলের সংজ্ঞা মতে, যে সব d-ব্লক মৌলের সুস্থিত ধনাত্মক আয়নে d-অরবিটাল আংশিকভাবে পূর্ণ থাকে অর্থাৎ d^1-d^9 ইলেকট্রন বিন্যাস থাকে, তাদেরকে অবস্থান্তর মৌল বলা হয়। Sc (21) এর সুস্থিত আয়ন হলো Sc^{3+} আয়ন এবং Cr (24) এর সুস্থিত আয়ন হলো Cr^{3+} আয়ন। উভয় আয়নের ইলেকট্রন বিন্যাস হলো :

Sc^{3+} (21) $\longrightarrow 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,3d^0$
Cr^{3+} (24) $\longrightarrow 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,3d^3$

উপরোক্ত ইলেকট্রন বিন্যাস মতে, Sc^{3+} আয়নে d অরবিটালে কোনো ইলেকট্রন নেই, তাই Sc অবস্থান্তর মৌল নয়। অপরদিকে Cr^{3+} আয়নে d^3 ইলেকট্রন আছে, যা d^1-d^9 এর মধ্যে রয়েছে। তাই Cr (24) মৌলটি হলো অবস্থান্তর মৌল। অবস্থান্তর মৌলের অন্যতম প্রধান বৈশিষ্ট্য হলো রঙিন যৌগ গঠন করা। এজন্য Cr (24) মৌলটি রঙিন যৌগ গঠন করে থাকে। কিন্তু Sc (21) অবস্থান্তর মৌল না হওয়ায় কোনো রঙিন যৌগ গঠন করতে পারে না।

অবস্থান্তর ধাতু Cr ও এর ক্যাটায়ন Cr^{3+} আয়নে অপূর্ণ d-অরবিটাল থাকে বলে তারা রঙিন হয়। এছাড়া জটিল আয়ন গঠনকালে লিগ্যান্ডের প্রভাবে পাঁচটি d-অরবিটালে সামান্য পরিমাণে শক্তির তারতম্য ঘটে, যা দৃশ্যমান আলো থেকে শোষিত হয়। তাই জটিল আয়ন রঙিন হয়ে থাকে।



চিত্র-৩.৪ (ক) : লিগ্যান্ডের প্রভাবে d-অরবিটালসমূহের গড় স্থিতিশক্তি বৃদ্ধি ও দুটি পৃথক শক্তিস্তরে বিভক্তিকরণ

ক্রিস্টাল ফিল্ড মতবাদ অনুসারে, জটিল আয়ন গঠনকালে লিগ্যান্ডের নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল অরবিটালটি Cr ধাতুর ধনাত্মক আয়ন Cr^{3+} আয়নের পাঁচটি d-অরবিটালের মূলত x, y, z অক্ষ বরাবর নিকটবর্তী হলে ঐ তিনটি অক্ষ বরাবরে থাকা d_{x2-y2} ও d_{z2} অরবিটালের ইলেকট্রন লিগ্যান্ডের ইলেকট্রন যুগল দ্বারা অধিকতর বিকর্ষিত হয়। এ বিকর্ষণের কারণে পাঁচটি d-অরবিটালের শক্তির মধ্যে সামান্য উর্ধ্বমুখী ও নিম্নমুখী পার্থক্য ঘটে। একে d-অরবিটালসমূহের নন্-ডিজেনারেট অবস্থা বলা হয়। তখন নিম্নশক্তির d_{xy}, d_{yz} ও d_{zx} অরবিটালত্রয়কে t_{2g} শক্তির অরবিটাল সেট এবং উচ্চশক্তির d_{x2-y2} ও d_{z2} অরবিটালদ্বয়কে e_g শক্তির অরবিটাল সেট বলে। লিগ্যান্ডের প্রভাবে অবস্থান্তর ধাতুর আয়নের পাঁচটি d-অরবিটালের মধ্যে শক্তির সামান্য উর্ধ্বমুখী ও নিম্নমুখী বিভক্তিকরণকে ক্রিস্টাল ফিল্ড ফলাফল বলে এবং e_g সেট ও t_{2g} সেট অরবিটালের শক্তির পার্থক্য (ΔE) কে ক্রিস্টাল ফিল্ড বিভক্তিকরণ শক্তি বলে। তখন দুটি শক্তিস্তরের মধ্যে যে পার্থক্য (ΔE) হয়, তা যদি দৃশ্যমান আলোর বর্ণালির নির্দিষ্ট তরঙ্গদৈর্ঘ্যের সঙ্গে মিল হয়, তবে t_{2g} সেটের জোড় বা বিজোড় d-ইলেকট্রন ঐ আলো শোষণ করে e_g সেটের অরবিটালে লাফিয়ে চলে এবং আলোর অবশিষ্ট তরঙ্গদৈর্ঘ্যের রং আমাদের চোখে প্রতিফলিত হয়; অর্থাৎ অবস্থান্তর ধাতু Cr^{3+} এর জটিল যৌগ যেমন $[Cr(H_2O)_3Cl_3]$ বেগুনি বর্ণের রঙিন হয়।

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.৫ : পর্যায় সারণির চতুর্থ পর্যায়ভুক্ত মৌল 'A' এর যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস হলো $(n-1)d^6 ns^2$। [কু. বো. ২০১৭; চ. বো. ২০১৬]

(ক) A মৌলের d-উপস্তরের ইলেকট্রনগুলোর জন্য চারটি কোয়ান্টাম সংখ্যার মানের সেট নির্ণয় কর।

(খ) $[A(CN)_6]^{4-}$ আয়নটি রঙিন হবে কীনা উদ্দীপকের আলোকে তা বিশ্লেষণ কর।

সমাধান : (ক) A মৌলের d-উপস্তরের ইলেকট্রনগুলোর জন্য চারটি কোয়ান্টাম সংখ্যার মানের সেট নিম্নরূপ :

উদ্দীপক মতে, $A = (n-1)d^6\ ns^2$, এখানে $n = 4$

$\therefore$ A এর যোজ্যতা স্তরে ইলেকট্রন বিন্যাস হলো, $A = 3d^6\,4s^2$

$\therefore$ A মৌলটি হলো আয়রন, Fe(26)। Fe(26) এর যোজ্যতাস্তরের ইলেকট্রন বিন্যাস বক্স পদ্ধতিতে হলো,

3d⁶						4s²
↑↓	↑	↑	↑	↑		↑↓

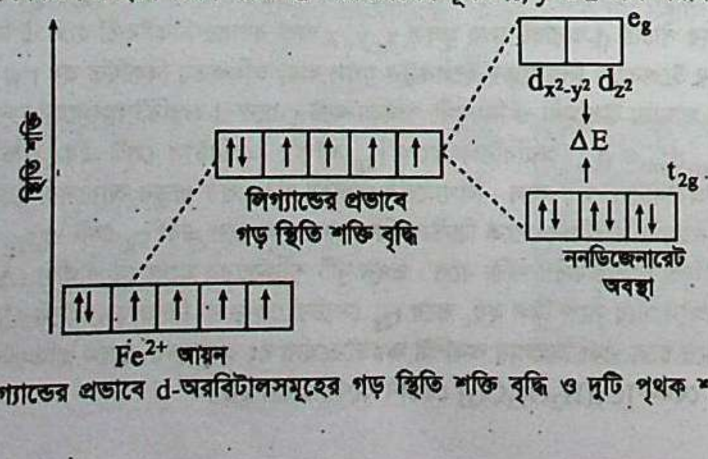
A মৌল বা Fe(26) এর d উপস্তরের $3d^6$ ইলেকট্রনসমূহের চারটি কোয়ান্টাম সংখ্যার মানের সেট হলো নিম্নরূপ :

ইলেকট্রন	n	l	m	s	অরবিটাল
e_1	3	2	+2	$+\frac{1}{2}$	d_{xy}
e_2	3	2	+1	$+\frac{1}{2}$	d_{yz}
e_3	3	2	0	$+\frac{1}{2}$	d_{zx}
e_4	3	2	−1	$+\frac{1}{2}$	$d_{x^2-y^2}$
e_5	3	2	−2	$+\frac{1}{2}$	d_{z^2}
e_6	3	2	+2	$-\frac{1}{2}$	d_{xy}

সমাধান : (খ) $[A(CN)_6]^{4-}$ আয়নটি রঙিন হবে কীনা তার ব্যাখ্যা :

উদ্দীপক মতে $[A(CN)_6]^{4-}$ আয়নটি হলো $[Fe(CN_6]^{4-}$। এটি একটি জটিল আয়ন। এ জটিল আয়নটিতে অবস্থান্তর মৌল Fe এর সুস্থিত আয়নটি হলো Fe^{2+} আয়ন এবং লিগ্যান্ড হলো সায়ানাইড আয়ন (CN^-)। Fe হলো অবস্থান্তর ধাতু। অবস্থান্তর ধাতুর অন্যতম বৈশিষ্ট্য হলো Fe^{2+} আয়ন রঙিন হবে এবং জটিল আয়ন গঠনের বেলায়ও রঙিন আয়ন সৃষ্টি করবে। এর কারণ ক্রিস্টাল ফিল্ড মতবাদ দ্বারা ব্যাখ্যা করা হয়।

ক্রিস্টাল ফিল্ড মতবাদ মতে, জটিল আয়ন গঠনকালে লিগ্যান্ডের নিঃসঙ্গ ইলেকট্রন যুগল অরবিটালটি ধাতুর যেমন Fe এর ধনাত্মক আয়ন Fe^{2+} এর নিকটবর্তী হলে তখন পাঁচটি d-অরবিটালের মূলত x, y ও z অক্ষ বরাবরে থাকা $d_{x^2-y^2}$ ও d_{z^2}



চিত্র-৩.৪ (খ) : লিগ্যান্ডের প্রভাবে d-অরবিটালসমূহের গড় স্থিতি শক্তি বৃদ্ধি ও দুটি পৃথক শক্তিস্তরে বিভক্তিকরণ

অরবিটালের ইলেকট্রন লিগ্যান্ডের ইলেকট্রন দ্বারা অধিকতর বিকর্ষিত হয়। এ বিকর্ষণের কারণে পাঁচটি d-অরবিটালের শক্তির মধ্যে সামান্য উর্ধ্বমুখী ও নিম্নমুখী পার্থক্য ঘটে। একে d-অরবিটালসমূহের নন্ ডিজেনারেট অবস্থা বলা হয়। তখন নিম্ন শক্তির d_{xy}, d_{yz} ও d_{zx} অরবিটালত্রয় t_{2g} শক্তির অরবিটাল সেট এবং উচ্চ শক্তির $d_{x^2-y^2}$ ও d_{z^2} অরবিটালদ্বয়কে e_g শক্তির অরবিটাল সেট বলে। এক্ষেত্রে e_g সেট ও t_{2g} সেট অরবিটালের শক্তির পার্থক্য (ΔE) কে ক্রিস্টাল ফিল্ড বিভক্তিকরণ শক্তি বলে। এ ক্রিস্টাল ফিল্ড বিভক্তিকরণ শক্তি (ΔE) যদি দৃশ্যমান আলোর বর্ণালির নির্দিষ্ট তরঙ্গদৈর্ঘ্যের সঙ্গে সঙ্গতিপূর্ণ হয়, তবে t_{2g} সেটের ঐ জোড় বা বিজোড় d-ইলেকট্রনসমূহ ঐ আলো শোষণ করে e_g সেটের অরবিটালে লাফিয়ে চলে এবং আলোর অবশিষ্ট তরঙ্গদৈর্ঘ্যের রং আমাদের চোখে প্রতিফলিত হয়। এরূপে জটিল আয়ন বর্ণযুক্ত হয়। এক্ষেত্রে $[Fe(CN)_6]^{4-}$ আয়ন হলুদ বর্ণযুক্ত হয়ে থাকে।

৩.২.৪ f-ব্লকের মৌলসমূহের সাধারণ ধর্মাবলি (General Properties of f-block elements)

পর্যায় সারণিতে f-ব্লকে অন্তর্ভুক্ত মৌলসমূহের পরমাণুতে সর্ববহিস্থ শক্তিস্তরের ns-অরবিটাল বা উপশক্তিস্তর পূর্ণ থাকে; কিন্তু $(n-1)d$ অরবিটাল অপূর্ণ রেখে শেষ ইলেকট্রন ক্রমান্বয়ে $(n-2)f$ অরবিটালে প্রবেশ করতে থাকে। এর মূলে রয়েছে উচ্চ শক্তিস্তরে d-অরবিটাল ও f-অরবিটালের মধ্যে ন্যূনতম পার্থক্য। এখানে $n = 6$ ও 7 হয়।

পর্যায়	ইলেকট্রন বিন্যাস : $(n-2)\ f^{(1-14)}, (n-1)\ d^{0,1}\ ns^2;\ n = 6, 7$														
6(4f)	$_{58}Ce$	$_{59}Pr$	$_{60}Nd$	$_{61}Pm$	$_{62}Sm$	$_{63}Eu$	$_{64}Gd$	$_{65}Tb$	$_{66}Dy$	$_{67}Ho$	$_{68}Er$	$_{69}Tm$	$_{70}Yb$	$_{71}Lu$
7(5f)		$_{91}Pa$	$_{92}U$	$_{93}Np$	$_{94}Pu$	$_{95}Am$	$_{96}Cm$	$_{97}Bk$	$_{98}Cf$	$_{99}Es$	$_{100}Fm$	$_{101}Md$	$_{102}No$	$_{103}Lw$

f-ব্লক মৌলসমূহ (১) ল্যান্থানাইড ও (২) অ্যাক্টিনাইড—এই দুটি সিরিজে বিভক্ত :

(১) ল্যান্থানাইড সিরিজ (Lanthanide Series) : পর্যায় সারণির ৬ষ্ঠ পর্যায়ের ও গ্রুপ-3 (3B) এর অন্তর্ভুক্ত ল্যান্থানাম ($_{57}La$) ও এর পরবর্তী সেরিয়াম ($_{58}Ce$) থেকে লুটেসিয়াম ($_{71}Lu$) পর্যন্ত 14টি মৌলসহ মোট 15টি মৌলকে একত্রে ল্যান্থানাইড সিরিজ বা ল্যান্থানয়ডস (Lanthanoids) বলে। এদের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্মে খুবই মিল থাকায় এদেরকে পর্যায় সারণিতে একই স্থানে রাখা হয়েছে। প্রকৃতিতে ল্যান্থানয়ড মৌলসমূহ খুব কম পরিমাণে যৌগরূপে পাওয়া যায় বলে এদেরকে বিরল মৃত্তিকা মৌল বা Rear earth elementsও বলা হয়।

ল্যান্থানাইড সিরিজের সাধারণ ইলেকট্রন বিন্যাস হলো : $(n-2)f^{1-14}\ (n-1)\ d^{0-1}\ ns^2$; এক্ষেত্রে $n = 6$ হয়।

ল্যান্থানাইডসমূহের ধর্মাবলি : (১) ল্যান্থানাইডসমূহ হলো ভারী ধাতু। এরা তাপ ও বিদ্যুৎ সুপরিবাহী।

(২) এদের ঘনত্ব, গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক বেশি হয়।

(৩) এদের আয়নীকরণ শক্তি d-ব্লক মৌল অপেক্ষা কম। তাই এ সব ধাতুর তড়িৎ ধনাত্মকতা ধর্ম বেশি থাকে।

(৪) f-ব্লক মৌলসমূহের মধ্যে রয়েছে **অন্তঃঅবস্থান্তর মৌল** (Inner transition elements)। যেসব f-ব্লক মৌলের কোনো সুস্থিত আয়নে f^1 থেকে f^{13} ইলেকট্রন বিন্যাস থাকে, তাদেরকে **অন্তঃঅবস্থান্তর মৌল বলে।** যেমন- Ce(58) এর $4f^1$ যুক্ত Ce^{3+} আয়ন আছে। এদের আয়ন বর্ণযুক্ত হয় এবং জটিল আয়ন গঠন করে।

(৫) এদের প্রধান ও অধিকতর স্থায়ী জারণ অবস্থা হলো + 3। তবে + 2 ও + 4 জারণ অবস্থাও দেখা যায়। যেমন $Eu^{2+}\ (4f^7)$, $Tb^{4+}(4f^7)$।

(৬) ল্যান্থানাইডসমূহ অতিবেগুনি ও অবলোহিত রশ্মিকে শোষণ করে দৃশ্যমান আলোর পরিসরে বিকিরণ করতে পারে। তাই এদের বিভিন্ন অক্সাইড সানগ্লাস ও ওয়েল্ডিং কাজে ব্যবহৃত গগল্‌স তৈরিতে ব্যবহৃত হয়।

(৭) ল্যান্থানাইড মৌলসমূহের ত্রিধনাত্মক আয়ন (M^{3+}) এর ব্যাসার্ধ La থেকে Lu পর্যন্ত নিয়মিতভাবে হ্রাস পেতে থাকে। একে ল্যান্থানাইড সংকোচন বলে।

ল্যান্থানাইড সংকোচনের কারণ : এদের ইলেকট্রন বিন্যাস হলো $4f^{2-14}\ 5s^2\ 5p^6\ 5d^{0-1}\ 6s^2$। পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে নতুন ইলেকট্রনটি এদের যোজ্যতা স্তর ষষ্ঠ শক্তিস্তরে প্রবেশ না করে 4f-উপশক্তিস্তরে প্রবেশ করে। তখন f-অরবিটালের গঠন প্রকৃতি মতে বিস্তৃত এলাকায় ইলেকট্রন মেঘ ছড়িয়ে থাকে (diffused)। ফলে নিউক্লিয়াসে ক্রম বৃদ্ধি পাওয়া ধনাত্মক চার্জকে সম্পূর্ণভাবে আবৃত করতে না পারায় নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ পরবর্তী উপশক্তিস্তরকে আকৃষ্ট করে। ফলে এদের পারমাণবিক ও আয়নিক ব্যাসার্ধে ক্রম হ্রাস ঘটে; যা ল্যান্থানাইড সংকোচন নামে পরিচিত।

(২) অ্যাক্টিনাইড সিরিজ (Actinide Series) : পর্যায় সারণির ৭ম পর্যায়ের ও গ্রুপ-3 (3B) এর অন্তর্ভুক্ত অ্যাক্টিনিয়াম ($_{89}Ac$) ও এর পরবর্তী $_{90}Th$ থেকে $_{103}Lr$ পর্যন্ত 14টি মৌলসহ মোট 15টি মৌলকে একত্রে অ্যাক্টিনাইড সিরিজ বা অ্যাক্টিনয়ড্‌স বলে। এদের ভৌত ও রাসায়নিক ধর্মে খুবই মিল থাকায় এদেরকে পর্যায় সারণিতে একই স্থানে রাখা হয়েছে। অ্যাক্টিনাইড সিরিজকে বর্তমানে IUPAC নিয়ম মতে অ্যাক্টিনয়ডস (actinoids)ও বলা হয়।

কারণ ঋণাত্মক আয়নের বেলায়, মৌলের পরমাণুর নামের শেষে 'ide' বিভক্তি বা suffix বসে যেমন ক্লোরাইড (chloride) আয়ন (Cl^-)। তাই ল্যান্থানাইড-এর পরিবর্তে 'ল্যান্থানয়ড' এবং অ্যাক্টিনাইড-এর পরিবর্তে 'অ্যাক্টিনয়ড' নতুন নামকরণ অনুমোদন দেয়া হয়েছে।

অ্যাক্টিনাইডসমূহের ধর্মাবলি :

(১) অ্যাক্টিনাইড মৌলসমূহ তেজস্ক্রিয় মৌল।

(২) এদের ঘনত্ব খুব বেশি। (ব্যতিক্রম থোরিয়াম sp.gr. 10.11)

(৩) এদের উচ্চ গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক আছে।

MCQ-3.13 : নিচের কোন আয়নটি রঙিন যৌগ গঠন করে? [অভিন্ন প্রশ্ন ২০১৮]
(ক) Sc^{3+} (খ) Mg^{2+}
(গ) Zn^{3+} (ঘ) Ni^{2+}

(৪) অ্যাক্টিনাইডসমূহ অধিক তড়িৎ ধনাত্মক ধাতু। এরা + 3, + 4, + 5, + 6 জারণ অবস্থা প্রদর্শন করে। এদের আয়নীকরণ শক্তি কম।

(৫) এরা বাতাসের সংস্পর্শে মলিন ও কম সক্রিয় হয়ে যায়।

(৬) সূক্ষ্ম চূর্ণ অবস্থায় অ্যাক্টিনাইড মৌলসমূহ অত্যন্ত সক্রিয় থাকে। উত্তপ্ত পানি এবং লঘু এসিডের সাথে বিক্রিয়া করে H_2 গ্যাস উৎপন্ন করে।

(৭) এদের ওপর ক্ষার দ্রবণে প্রভাব নেই। এদের যৌগসমূহ সাধারণত বেশি ক্ষারীয় হয়।

(৮) থোরিয়া (ThO_2) ও সেরিয়া (CeO_2) মিশ্রণ সূক্ষ্ম কণারূপে গাড়ির হেড লাইট, জাহাজ ও রেলগাড়ির সার্চ লাইটে থাকে।

জেনে রাখ : পর্যায় সারণির ১১৮টি মৌলের মধ্যে (২০১৬ সাল পর্যন্ত) ধাতু = ৯৪টি; অপধাতু (সর্বসম্মত) = ৬টি (B, Si, Ge, As, Sb, Te); অধাতু = ১৮টি [১১টি গ্যাস, ১টি তরল (Br_2), ৬টি কঠিন কক্ষ তাপমাত্রায় (C, P, S, Se, I, At)]।

৩.৩ মৌলের পর্যায়বৃত্ত ধর্মসমূহ
Periodic Properties of Elements

পর্যায়বৃত্ত ধর্ম : মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস এদের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে পরিবর্তিত হয়ে থাকে এবং নির্দিষ্ট সংখ্যা যেমন ২, ৮, ৮, ১৮, ১৮, ৩২ এর ব্যবধানের পর পর্যায়ক্রমিকভাবে অনুরূপ ধরনের হয়। মৌলসমূহের অনেক ধর্মেও একইভাবে পুনরাবৃত্তি ঘটে। এ কারণে **মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাসভিত্তিক পরিবর্তনশীল ধর্মসমূহকে পর্যায়বৃত্ত ধর্ম বলে।** এখানে মৌলসমূহের কিছু পর্যায়বৃত্ত ধর্ম যেমন- (ক) গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক, (খ) পরমাণুর আকার, (গ) যোজ্যতা, (ঘ) আয়নীকরণ শক্তি, (ঙ) ইলেকট্রন আসক্তি, (চ) তড়িৎ ঋণাত্মকতা ও (ছ) ধাতব ধর্ম বিশেষভাবে আলোচনা করা হলো।

অবস্থান্তর ও অন্তঃঅবস্থান্তর মৌলসমূহে ধর্ম প্রধানত তাঁদের আংশিক পূর্ণ d ও f অরবিটালে অবস্থিত ইলেকট্রন দ্বারাই বিশেষভাবে প্রভাবান্বিত হয়। এজন্য পারমাণবিক সংখ্যার পরিবর্তনের সাথে এদের অনেক ধর্মের পরিবর্তন বিশেষভাবে পরিলক্ষিত হয় না।

(ক) গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক (Melting Point & Boiling Point)

গ্রুপ-1 (বা IA) এর ক্ষারধাতুসমূহের একটি করে যোজ্যতা ইলেকট্রন থাকায় এদের ধাতব বন্ধন দুর্বল হয়। তাই এ ধাতুগুলো নরম ধাতু, নিম্নগলনাঙ্কবিশিষ্ট হয়। একই গ্রুপে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে সাথে পরমাণুর আকার বৃদ্ধি পায় এবং যোজ্যতা স্তরে ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব কমে যায়। ফলে পরমাণুর বন্ধন আকর্ষণ কমে যায় বলে গ্রুপ-1 (বা IA) মৌলসমূহের গলনাঙ্ক ধীরে ধীরে কমে। তবে Li পরমাণুর আকার খুবই ছোট হওয়ায় এর ধাতব বন্ধন তুলনামূলকভাবে দৃঢ় হয়। এজন্য Li এর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক এ গ্রুপের অন্যদের তুলনায় বেশি হয়।

যে তাপমাত্রায় কঠিন পদার্থ গলে যায়, একে ঐ পদার্থের গলনাঙ্ক এবং 1 atm চাপে যে তাপমাত্রায় পদার্থটি বুদবুদসহ ফুটতে থাকে, একে ঐ পদার্থের স্ফুটনাঙ্ক বলে।

সারণি-৩.১ : গ্রুপ-I এর মৌলসমূহের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক :

মৌল :	Li	Na	K	Rb	Cs
গলনাঙ্ক, °C	180.5	97.7	63.3	39.3	28.4
স্ফুটনাঙ্ক, °C	1342	883	759	688	678.4

একই পর্যায়ে মৌলসমূহের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্কের ক্ষেত্রে কোনো সরল ধারাবাহিকতা দেখা যায় না। যেমন তৃতীয় পর্যায়ের মৌলসমূহের ক্ষেত্রে গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক নিম্নরূপ :

সারণি-৩.২ : তৃতীয় পর্যায়ের মৌলসমূহের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক

মৌল ⟶	Na	Mg	A1	Si	P	S	C1	Ar
গলনাঙ্ক, (°C)	97.8	649	660	1410	44	112.8	– 101	– 189.3
স্ফুটনাঙ্ক, (°C)	883	1090	2519	2355	280	444.67	– 34.6	– 185.7

সোডিয়াম থেকে অ্যালুমিনিয়াম পর্যন্ত ধাতব বন্ধন বিদ্যমান। সোডিয়ামের কেলাসে Na^+ আয়ন বিদ্যমান; এ আয়নের আকার বড় এবং মুক্ত একটি মাত্র ইলেকট্রনের ওপর আকর্ষণ কম। এ কারণে এ কেলাসের গলনের জন্য খুব বেশি শক্তির প্রয়োজন হয় না; অর্থাৎ Na এর গলনাঙ্ক কম। ম্যাগনেসিয়াম কেলাসে দ্বি-আধানবিশিষ্ট Mg^{2+} আয়নে দুটি মুক্ত ইলেকট্রন থাকে এবং অ্যালুমিনিয়ামের কেলাসে ত্রিআধানবিশিষ্ট Al^{3+} আয়ন ও তিনটি মুক্ত ইলেকট্রন বিদ্যমান। মুক্ত ইলেকট্রনের ওপর এদের আকর্ষণ বেশি। এ কারণে এদের ধাতব বন্ধনের দৃঢ়তা বৃদ্ধির সাথে গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক অধিক হয়।

সিলিকনের কেলাসে অতি বৃহৎ অণু বিদ্যমান, যা Si–Si বন্ধনের মাধ্যমে ত্রিমাত্রিক জাল হিসেবে গঠিত। এ কেলাসকে গলনের জন্য অনেক Si–Si বন্ধন ভাঙা প্রয়োজন, তাতে অনেক শক্তির প্রয়োজন। অতএব সিলিকনের গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্কও অনেক বেশি।

পরবর্তী মৌল ফসফরাস এর রূপভেদ শ্বেত P_4 অণু হিসেবে থাকে। এ অণু বিশুদ্ধ সমযোজী প্রকৃতির। বিভিন্ন অণুর মধ্যে দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস শক্তি আন্তঃআণবিক বল হিসেবে বিদ্যমান। সেহেতু এর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক অনেক কম।

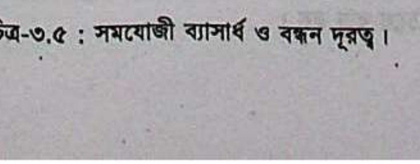
সালফারের অণু S_8 হিসেবে বিদ্যমান। একই মৌলের পরমাণু দ্বারা সৃষ্ট হওয়ায় সালফারের অণু সমযোজী। ফলে বিভিন্ন অণুর মধ্যে দুর্বল ভ্যানড়ার ওয়ালস শক্তি আন্তঃআণবিক শক্তি হিসেবে বিদ্যমান। তাই এর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক কম।

ক্লোরিন অণু দুটি পরমাণু দ্বারা সৃষ্ট। একই মৌলের পরমাণু দ্বারা সৃষ্ট হওয়ায় Cl_2 অণু পুরোপুরি অপোলার সমযোজী। ফলে বিভিন্ন Cl_2 অণুর মধ্যে দুর্বল ভ্যানডার ওয়ালস শক্তি আন্তঃআণবিক শক্তি হিসেবে বিদ্যমান। এ কারণে Cl_2 এর গলনাঙ্ক ও স্ফুটনাঙ্ক অনেক কম।

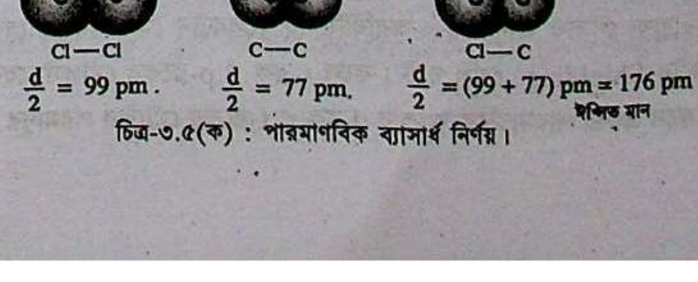
(খ) পরমাণুর আকার (Atomic Size)

পরমাণুর আকার তুলনা করার ক্ষেত্রে সাধারণভাবে কোনো পরমাণুর নিউক্লিয়াসের কেন্দ্র ও এর সর্ববহিস্থ ইলেকট্রন স্তরের মধ্যবর্তী দূরত্বকে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ ধরা হয়। বাস্তবে পরমাণুর কেন্দ্র বহির্ভূত ইলেকট্রন মেঘের সঠিক অবস্থান জানা অনিশ্চিত বলে এ দূরত্ব নির্ণয় করা বেশ কঠিন। মৌলের প্রকৃতির ওপর নির্ভর করে পরমাণুর আকার নিম্নোক্ত দু ভাবে প্রকাশ করা হয় : (১) সমযোজী ব্যাসার্ধ ও (২) ধাতব ব্যাসার্ধ।

(১) সমযোজী ব্যাসার্ধ : কোনো মৌলের দুটি পরমাণুর একক সমযোজী বন্ধনে উভয় পরমাণুর নিউক্লিয়াসের মধ্যকার দূরত্বের অর্ধেককে ঐ পরমাণুর সমযোজী ব্যাসার্ধ বলে। সমযোজী ব্যাসার্ধকে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ হিসেবে ধরা হয়। মৌলের দুটি পরমাণুর সমযোজী ব্যাসার্ধের যোগফল হলো তাদের দ্বারা গঠিত অণুর বন্ধন দূরত্ব।



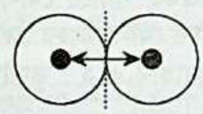
চিত্র-৩.৫ : সমযোজী ব্যাসার্ধ ও বন্ধন দূরত্ব।



চিত্র-৩.৫(ক) : পারমাণবিক ব্যাসার্ধ নির্ণয়।

হীরকে দুটি কার্বন পরমাণুর মধ্যকার আন্তঃনিউক্লিয়ার দূরত্ব বা (C–C বন্ধন দূরত্ব), রঞ্জন রশ্মি বিবর্তন পরীক্ষা বা X-ray diffraction analysis হতে 0.154 nm বা, 154 pm গণনা করা হয়। তাই কার্বন পরমাণুর সমযোজী ব্যাসার্ধ হবে এর অর্ধেক = 0.154/2 nm = 0.077 nm, বা, 77 pm (pico metre)। Cl_2 অণুতে দুটি Cl-পরমাণুর নিউক্লিয়াসের দূরত্ব বা Cl–Cl বন্ধন দূরত্ব হলো 198 pm. সুতরাং Cl-পরমাণুর ব্যাসার্ধ হবে এর অর্ধেক $198 \div 2 = 99$ pm।

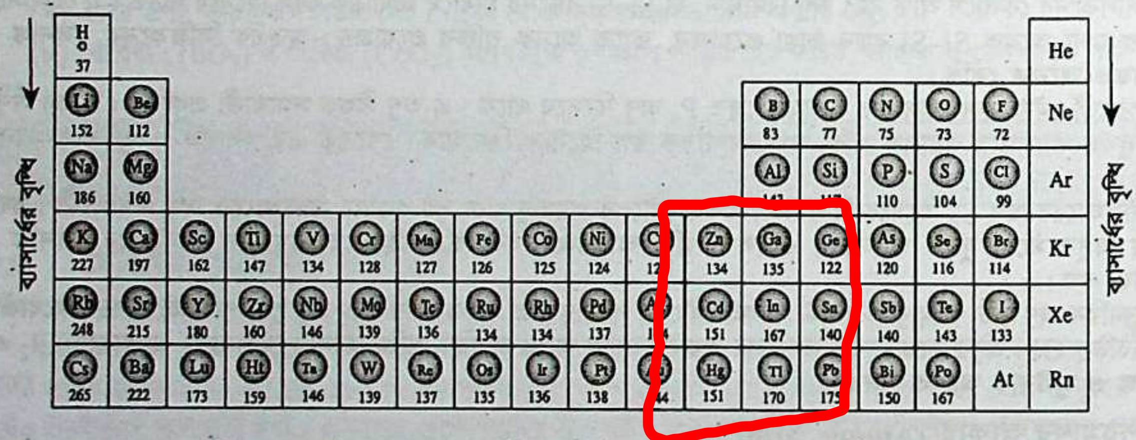
(২) ধাতব ব্যাসার্ধ : ধাতুর কেলাসে পরস্পর সংলগ্ন দুটি পরমাণুর আন্তঃনিউক্লিয়ার দূরত্বের অর্ধেককে ঐ ধাতুর ধাতব ব্যাসার্ধ বলা হয়। ধাতব ব্যাসার্ধ সাধারণত সমযোজী ব্যাসার্ধ অপেক্ষা প্রায় 10 – 20% বেশি হয়। সোডিয়াম ধাতুর কেলাসে পরস্পর সংলগ্ন দুটি Na পরমাণুর কেন্দ্র মধ্যবর্তী দূরত্ব হলো 372 pm. সুতরাং Na-এর ধাতব ব্যাসার্ধ = 372/2 pm = 186 pm. সমযোজী ব্যাসার্ধের সাথে ধাতব ব্যাসার্ধের তুলনা করার জন্য নিচে গ্রুপ IA-এর মৌলসমূহের সমযোজী ব্যাসার্ধ (pm) ও ধাতব ব্যাসার্ধ (pm) দেখানো হলো।



চিত্র-৩.৬ : ধাতব ব্যাস ও ব্যাসার্ধ।

সমযোজী ব্যাসার্ধ (pm) :	Li	123	Na	157	K	203	Rb	216	Cs	235
ধাতব ব্যাসার্ধ (pm) :	Li	152	Na	186	K	227	Rb	248	Cs	265

বিভিন্ন মৌলের আপেক্ষিক পারমাণবিক ব্যাসার্ধ pm এককে চিত্র-৩.৭-এ দেখানো হয়েছে। [1 pm = 10^{-12}m]



চিত্র-৩.৭ : মৌলসমূহের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ - pm (পিকোমিটার, 10^{-12} m এককে।

পর্যায়ভিত্তিক বিভিন্ন মৌলের পরমাণুর আকারের সম্পর্ক : মৌলের পর্যায়ভিত্তিক ধর্ম মতে s-ব্লক ও p-ব্লকভুক্ত আদর্শ মৌলসমূহের পারমাণবিক আকার এদের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে একই পর্যায়ে ক্রমশ হ্রাস পায়। কারণ একই পর্যায়ে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে একটি করে ইলেকট্রন যুক্ত হয়, কিন্তু ইলেকট্রনের স্তর সংখ্যা বাড়ে না। কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ (Z_{eff}) বৃদ্ধির ফলে ইলেকট্রনসমূহ নিউক্লিয়াস কর্তৃক আরো জোরে আকৃষ্ট হয়। ফলে পরমাণুর আকার হ্রাস পায়। **যোজ্যতাস্তরের একটি ইলেকট্রন দ্বারা বাস্তবে অনুভূত নিউক্লিয়ার চার্জকে কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ** (effective nuclear charge) বলে। অভ্যন্তরস্থ ইলেকট্রনের মেঘের আবরণ (electron shielding)-এর কারণে প্রকৃত মান থেকে কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জের মান কম হয়। কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ, $Z_{eff} = Z_{actual}$ – Electron Shielding.

উল্লেখ্য গোলক আকৃতির s-অরবিটালের ইলেকট্রন মেঘ এবং ডাম্বেল আকৃতির p-অরবিটালের ইলেকট্রন মেঘ দ্বারা ইলেকট্রন Shielding বেশি ঘটে। ফলে s-ব্লক ও p-ব্লকের মৌলসমূহের পরমাণুর কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ (Z_{eff}) কম হয়। ফলে এদের পারমাণবিক আকার d-ব্লক ও f-ব্লকের মৌলের পরমাণুর চেয়ে বড় হয়।

তৃতীয় পর্যায়ভুক্ত বিভিন্ন মৌলের আপেক্ষিক পারমাণবিক ব্যাসার্ধ pm এককে দেখানো হলো (চিত্র-৩.৮)।

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	⊙	⊙	⊙	⊙	⊙	⊙	⊙

চিত্র-৩.৮ : তৃতীয় পর্যায়ের মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস ও তাদের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ।

অপরদিকে ৪র্থ থেকে ৭ম পর্যায়ভুক্ত মৌলসমূহে d ও f অরবিটালের মেঘ দ্বারা ইলেকট্রন Shielding কম ঘটে; তাই d-ব্লক ও f-ব্লক মৌলের পরমাণুর ক্ষেত্রে কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ (Z_{eff}) এর আকর্ষণ বেশি থাকে। ফলে **d-ব্লক ও f-ব্লকের পরমাণুর আকার s-ব্লক ও p-ব্লকের মৌলের পরমাণুর আকারের চেয়ে ছোট হয়**।

গ্রুপভিত্তিক বিভিন্ন মৌলের পরমাণুর আকারের সম্পর্ক : একই গ্রুপের মৌলসমূহের বেলায় নিচের দিকের পরমাণুর ইলেকট্রনের জন্য নতুন কক্ষপথ বা শক্তিস্তর যুক্ত হয়, ফলে পারমাণবিক ব্যাসার্ধ বৃদ্ধি পায়। যেমন, গ্রুপ-1 এর ক্ষেত্রে মৌলসমূহের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ ক্রম বৃদ্ধি পায়। চিত্র-৩.৯ দেখ।

গ্রুপ-1 মৌল	ইলেকট্রন বিন্যাস স্তর	পারমাণবিক ব্যাসার্ধ (pm)	আপেক্ষিক পাঃ 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	⊙

চিত্র-৩.৯ : গ্রুপ-1 এর মৌলসমূহের ইলেকট্রন বিন্যাস ও তাদের পারমাণবিক ব্যাসার্ধ।

শিক্ষার্থী নিজে সমাধান কর-৩.৫ : পরমাণুর আকারভিত্তিক :

সমস্যা-৩.১১ : নিচের দুটি করে পরমাণুর মধ্যে কোনটির আকার ছোট হবে তা কারণসহ ব্যাখ্যা কর।

(ক) Mg ও Ba (খ) Si ও Sn (গ) Si ও Cl (ঘ) Cl ও I

সমস্যা-৩.১২ : Li(3), Be(4), B(5), C(6), N(7), O(8), F(9) মৌলসমূহের পরমাণুর আকারে কীরূপ পরিবর্তন ঘটে, তা ব্যাখ্যা কর। [ব. বো. ২০১৭]

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.৬ : Li (3), Be (4), B (5), C (6), N (7), O (8), F (9)-এ মৌলসমূহের পরমাণুর আকারে কীরূপ পরিবর্তন ঘটে; তা ব্যাখ্যা কর। [ব. বো. ২০১৭]

সমাধান : প্রশ্ন মতে উল্লেখিত মৌলসমূহ Li (3), Be (4), B (5), C (6), N (7), O (8), F (9) হলো পর্যায় সারণির ২য় পর্যায়ভুক্ত মৌল। এ সব মৌল একই পর্যায়ভুক্ত হওয়ায় পর্যায়ভিত্তিক ধর্ম মতে এদের পারমাণবিক আকার ক্রমান্বয়ে হ্রাস পায়। কারণ এ সব মৌল s-ব্লক ও p-ব্লকভুক্ত হওয়ায় এদের electron shielding এর তুলনায় প্রোটন সংখ্যা বৃদ্ধিজনিত কার্যকর নিউক্লিয়াস চার্জের আকর্ষণ বেশি থাকে। ফলে পর্যায়ের বাম দিক থেকে ডানদিকে পরমাণুর আকার ক্রমান্বয়ে ছোট হয়ে থাকে।

(গ) পরমাণুর যোজ্যতা (Valency of an Atom)

একটি যৌগ গঠনে কোনো মৌলের পরমাণু অন্য মৌলের পরমাণুর সাথে যুক্ত হওয়ার ক্ষমতাকে মৌলটির যোজ্যতা বলে। কোনো মৌলের অক্সিজেনের সাথে যুক্ত হওয়ার ক্ষমতাকে ঐ মৌলের 'অক্সিজেন-যোজ্যতা' বলে। অপরদিকে কোনো মৌলের H-পরমাণুর সাথে যুক্ত হওয়ার ক্ষমতাকে ঐ মৌলের 'হাইড্রোজেন-যোজ্যতা' বলে। গ্রুপ-1A থেকে গ্রুপ-4A এর মৌলসমূহের সর্ববহিস্থ ইলেকট্রন সংখ্যা এদের যোজ্যতা নির্দেশ করে। আবার গ্রুপ-5A থেকে গ্রুপ-7A পর্যন্ত মৌলসমূহের পরমাণুর বেলায় H-স্কেল অনুসারে কমতে থাকে এবং অক্সিজেন স্কেল অনুসারে বাড়তে থাকে। ৩য় পর্যায়ের মৌলসমূহের যৌগ গঠনে এদের যোজ্যতা নিম্নরূপ হয় :

সারণি-৩.৩ : অক্সিজেন স্কেল ও H-স্কেল মতে ৩য় পর্যায়ের মৌলের যোজ্যতা

যৌগ গঠন :	গ্রুপ-1A	গ্রুপ-2A	গ্রুপ-3A	গ্রুপ-4A	গ্রুপ-5A	গ্রুপ-6A	গ্রুপ-7A
অক্সাইড গঠন :	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
মৌলের যোজ্যতা : (অক্সিজেন স্কেলে)	1	2	3	4	5	6	7
হাইড্রাইড গঠন :	NaH	MgH_2	AlH_3	SiH_4	PH_3	H_2S	HCl
মৌলের যোজ্যতা :	1	2	3	4	3	2	1
H-স্কেল :	পরমাণুতে সর্বশেষ কক্ষপথে ইলেকট্রন সংখ্যা = যোজ্যতা সংখ্যা				(8 – সর্বশেষ কক্ষপথে ইলেকট্রন সংখ্যা) = যোজ্যতা সংখ্যা		

(ঘ) আয়নীকরণ শক্তি (Ionisation Energy)

আমরা ২য় অধ্যায়ে জেনেছি যে, পরমাণু কর্তৃক তড়িৎ-চুম্বকীয় তরঙ্গ শোষিত হলে যোজ্যতা ইলেকট্রন উচ্চতর শক্তি স্তরে (n এর মান অধিক) স্থানান্তরিত হয়। ফলে পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসে পরিবর্তন ঘটে। যদি এর চেয়েও প্রচুর শক্তি শোষিত হয়, তখন ইলেকট্রন নিউক্লিয়াসের প্রভাব মুক্ত হয়ে বের হয়ে পড়ে; ফলে ধনাত্মক আয়ন সৃষ্টি হয়।

সংজ্ঞা : গ্যাসীয় অবস্থায় কোনো মৌলের এক মোল বিচ্ছিন্ন পরমাণু থেকে একটি করে ইলেকট্রন সরিয়ে একে গ্যাসীয় বিচ্ছিন্ন এক মোল একক ধনাত্মক আয়নে পরিণত করতে যে পরিমাণ শক্তির প্রয়োজন হয়, তাকে সেই মৌলের আয়নীকরণ শক্তি বা বিভব বলা হয়। একে E_i দ্বারা প্রকাশ করা হয়। E_i এর মান সব সময় ধনাত্মক।

$$Na(g) \longrightarrow Na^+(g) + e^- \quad E_i = +496\ kJmol^{-1}$$
$$K(g) \longrightarrow K^+(g) + e^- \quad E_i = +419\ kJmol^{-1}$$
$$Mg(g) \longrightarrow Mg^+(g) + e^- \quad E_i = +738\ kJmol^{-1}$$

Cs এর E_i হলো সর্বনিম্ন যেমন 375.7 kJ/mol এবং He এর E_i হলো সর্বাধিক যেমন 2372 kJ/mol.

এক মোল একক চার্জবিশিষ্ট ধনাত্মক আয়ন থেকে এক মোল দ্বিচার্জবিশিষ্ট ধনাত্মক আয়ন সৃষ্টির জন্য প্রয়োজনীয় শক্তিকে **দ্বিতীয় আয়নীকরণ শক্তি** বলা হয়। যেমন,

$$Mg^+(g) \longrightarrow Mg^{2+}(g) + e^- \quad E_{i2} = +1450\ kJmol^{-1}$$
$$Na^+(g) \longrightarrow Na^{2+}(g) + e^- \quad E_{i2} = +4562\ kJmol^{-1}$$
$$K^+(g) \longrightarrow K^{2+}(g) + e^- \quad E_{i2} = +3051\ kJmol^{-1}$$

* Na^+ ও K^+ এর ২য় আয়নীকরণ শক্তির মান অষ্টক পূর্ণ Ne(10) এর আয়নীকরণ শক্তি ($E_i = 2080\ kJmol^{-1}$) থেকে অনেক বেশি হয়; কারণ এক্ষেত্রে এদের স্থায়ী অষ্টক ইলেকট্রন বিন্যাস ভাঙ্গতে হয়। তাই Na^{2+} আয়ন ও K^{2+} আয়ন অবাস্তব বা এসব দ্বিধনাত্মক আয়ন গঠিত হয় না।

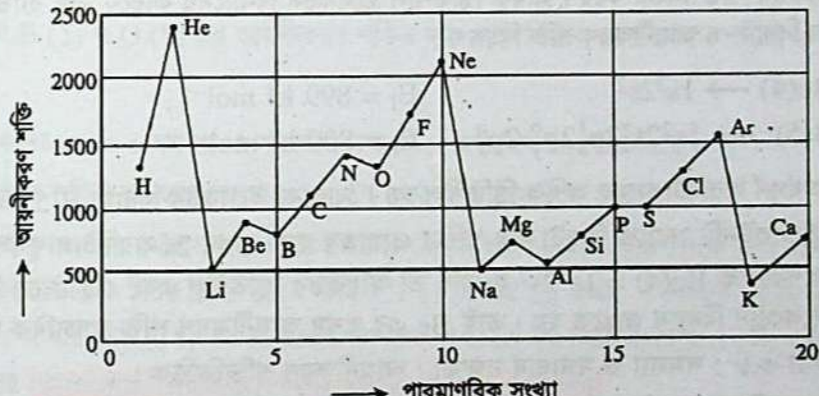
মৌলের আয়নীকরণ শক্তির ওপর বিভিন্ন নিয়ামকের প্রভাব :

(i) পরমাণুর আকার বৃদ্ধিতে আয়নীকরণ শক্তি হ্রাস পায় – গ্রুপভিত্তিক সম্পর্ক।
(ii) উপশক্তিস্তর বৃদ্ধিতে আয়নীকরণ শক্তি বৃদ্ধি পায় – এটি পর্যায়ভিত্তিক সম্পর্ক।
(iii) পূর্ণ ও অর্ধপূর্ণ অরবিটালযুক্ত পরমাণুর অধিক সুস্থিতির কারণে পর্যায়ভিত্তিক সম্পর্কে ব্যতিক্রম ঘটে।

গ্রুপভিত্তিক সম্পর্ক : একই গ্রুপে মৌলসমূহের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে ইলেকট্রনের শক্তিস্তর বাড়ে সর্ববহিস্থ ইলেকট্রন নিউক্লিয়াস থেকে ক্রমশ দূরবর্তী হয় এবং এর ওপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ কমে। তাই আয়নীকরণ শক্তি কম হয়; যেমন,

$$Li = 520\ kJ,\ Na = 496\ kJ,\ K = 419\ kJ,\ Rb = 403\ kJ,\ Cs = 376\ kJ.$$

পর্যায়ভিত্তিক সম্পর্ক : একই পর্যায়ে পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে মৌলের আয়নীকরণ শক্তি ক্রমশ বাড়ে (কয়েকটি ব্যতিক্রমসহ)। কোনো একটি পর্যায়ে মৌলসমূহের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির ফলে ইলেকট্রন এর শক্তিস্তর বাড়ে না, উপশক্তিস্তর বাড়ে; ফলে নিউক্লিয়াস থেকে সর্ববহিস্থ ইলেকট্রনের দূরত্ব বাড়ে না, বরঞ্চ কিছু কমে যায়। উপরন্তু নিউক্লিয়াসের চার্জ বৃদ্ধির ফলে সর্ববহিস্থ ইলেকট্রনটি অধিকতর দৃঢ়ভাবে আকৃষ্ট হয় অর্থাৎ তা অপসারণের জন্য অধিকতর শক্তির প্রয়োজন হয়। এতে বোঝা যায় যে, যে কোনো পর্যায়ে গ্রুপ-1 মৌলসমূহের আয়নীকরণ শক্তি সবচেয়ে কম এবং তা ক্রমান্বয়ে বৃদ্ধি পেয়ে কিছু ব্যতিক্রমসহ নিষ্ক্রিয় গ্যাসসমূহের আয়নীকরণ শক্তি সবচেয়ে বেশি হয়। [চিত্র-৩.১০ দেখো]



চিত্র-৩.১০ : ২০টি মৌলের আয়নীকরণ শক্তি বনাম পাঃ সংখ্যার লেখ (পাঃ সংখ্যা ১—২০)।

* অধিক স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাসের মৌলের আয়নীকরণ শক্তির চেয়ে কম স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাসের মৌলের আয়নীকরণ শক্তি কম হয়। এজন্য ২য় পর্যায়ের গ্রুপ-13 এর B(5) এবং ৩য় পর্যায়ের গ্রুপ-13 এর Al(13) এর আয়নীকরণ শক্তি ক্রম বৃদ্ধি না পেয়ে হঠাৎ হ্রাস পায়।

* অনুরূপভাবে গ্রুপ-15 এর মৌলসমূহের অর্ধপূর্ণ ইলেকট্রন বিন্যাস অধিক স্থিতিশীল হওয়ায় এদের আয়নীকরণ শক্তির চেয়ে পরবর্তী ২য় পর্যায়ের গ্রুপ-16 এর O(8) এবং ৩য় পর্যায়ের S(16) এর আয়নীকরণ শক্তির মান ক্রমবৃদ্ধির পরিবর্তে হঠাৎ হ্রাস পায়।

সারণি-৩.৪ : ২য় পর্যায়ের মৌলসমূহের আয়নীকরণ শক্তি :

২য় পর্যায়ের মৌল		Li(3)	Be(4)	B(5)	C(6)	N(7)	O(8)	F(9)	Ne (10)
আয়নীকরণ শক্তি	E_1	520	899	800	1086	1402	1314	1681	2080
($kJmol^{-1}$)	E_2	7297	1757	2426	2352	2855	3388	3375	3963
	E_3	11,810	14,845	3659	4714	4576	5296	6045	6130

সারণি-৩.৪(ক) : ৩য় পর্যায় ও ৪র্থ পর্যায়ের (s ও p ব্লক) মৌলসমূহের আয়নীকরণ শক্তি :

৩য় পর্যায়ের মৌল		Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
আয়নীকরণ শক্তি	E_1	496	738	578	786	1062	1007	1260	
($kJmol^{-1}$)	E_2	4562	1450	1882	–	–	–	–	
৪র্থ পর্যায়ের মৌল		K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
আয়নীকরণ শক্তি	E_1	419	590	579	760	945	948	1140	
($kJmol^{-1}$)	E_2	3051	1145	2083	–	–	–	–	

আয়নীকরণ শক্তি মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসের ওপরও নির্ভরশীল। তাই একই পর্যায়ে আয়নীকরণ শক্তির ক্রমশ বৃদ্ধির ক্ষেত্রে কিছু ব্যতিক্রম পরিলক্ষিত হয়। যেমন–

* বোরনের আয়নীকরণ শক্তি বেরিলিয়াম অপেক্ষা কম। [চিত্র-৩.১০ মতে]

* অক্সিজেনের আয়নীকরণ শক্তি নাইট্রোজেন অপেক্ষা কম। [চিত্র-৩.১০ মতে]

সমাধানকৃত সমস্যা- ৩.৭ : সমস্যা ও সমাধান দক্ষতা : আয়নীকরণ শক্তিভিত্তিক :

* **B(5) এর আয়নীকরণ শক্তি 800 kJmol^{-1}; কিন্তু Be (4) এর আয়নীকরণ শক্তি 899 kJmol^{-1} কেন;** ব্যাখ্যা কর।

সমাধান : সাধারণত একই পর্যায়ে পাঃ সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে আয়নীকরণ শক্তি বৃদ্ধি পায়। তবে পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসের ওপর আয়নীকরণ শক্তি নির্ভর করে। অধিক স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাসের কারণে কিছু ব্যতিক্রম হয়। বোরন ও বেরিলিয়ামের ইলেকট্রন বিন্যাস ও আয়নীকরণ শক্তি নিম্নরূপ :

$$Be(4) \longrightarrow 1s^2 2s^2 \qquad E_i = 899 \text{ kJ mol}^{-1}$$
$$B(5) \longrightarrow 1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^0\, 2p_z^0 \qquad E_i = 800 \text{ kJ mol}^{-1}$$

পরমাণুর পূর্ণ ও অর্ধপূর্ণ অরবিটালসমূহ অধিক স্থিতিশীল হয়। বোরনের ইলেকট্রন বিন্যাস $B(5) = 1s^2\, 2s^2\, 2p_x^1\ 2p_y^0\ 2p_z^0$। এক্ষেত্রে $2p_x^1$ ইলেকট্রনটি সরাতে কিছুটা কম শক্তির প্রয়োজন হয়। তখন 2s অরবিটাল যুগলবদ্ধ হয়ে স্থিতিশীল বিন্যাস অর্জিত হয়। অপরদিকে $Be(4) = 1s^2 2s^2$ হওয়ায় তা অধিকতর স্থিতিশীল এবং এটি থেকে ইলেকট্রন অপসারণ করলে যুগলবদ্ধ $2s^2$ ইলেকট্রন বিন্যাস ভাঙতে হয়। তাই Be এর প্রথম আয়নীকরণ শক্তি স্বাভাবিক অপেক্ষা বেশি।

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.৮ : সমস্যা ও সমাধান দক্ষতা : আয়নীকরণ শক্তিভিত্তিক :

* **অক্সিজেনের আয়নীকরণ শক্তি (1314 kJmol^{-1}) নাইট্রোজেনের আয়নীকরণ শক্তি (1402 kJmol^{-1}) অপেক্ষা কম কেন,** ব্যাখ্যা কর।

সমাধান : পর্যায়ভিত্তিক আয়নীকরণ শক্তি বাম থেকে ডান দিকে বাড়ে; কিন্তু অধিক স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাসের কারণে ব্যতিক্রম হয়। অক্সিজেন ও নাইট্রোজেনের ইলেকট্রন বিন্যাস ও আয়নীকরণ শক্তি নিম্নরূপ :

$$N(7) \rightarrow 1s^2 2s^2\, 2p_x^1\, 2p_y^1\, 2p_z^1 \qquad E_i = 1402 \text{ kJmol}^{-1}$$
$$O(8) \rightarrow 1s^2 2s^2\, 2p_x^2\, 2p_y^1\, 2p_z^1 \qquad E_i = 1314 \text{ kJmol}^{-1}$$

অক্সিজেনের ইলেকট্রন বিন্যাস $O(8) = 1s^2 2s^2\, 2p_x^2\, 2p_y^1\, 2p_z^1$ হওয়ায় তা থেকে একটি ইলেকট্রন অপসারণ করলে ইলেকট্রন বিন্যাস দাঁড়ায় $1s^2 2s^2\, 2p_x^1\, 2p_y^1\, 2p_z^1$। একক ধনাত্মক চার্জযুক্ত অক্সিজেন O^+ আয়নের ইলেকট্রন বিন্যাসে অর্ধপূর্ণ 2p অরবিটালসমূহ থাকায় তা তুলনামূলকভাবে অধিকতর স্থিতিশীল। ফলে অক্সিজেন-এর প্রথম আয়নীকরণ শক্তি তুলনামূলকভাবে কম। অপরদিকে নাইট্রোজেন পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস হচ্ছে $N(7) = 1s^2 2s^2\, 2p_x^1\, 2p_y^1\, 2p_z^1$ যা অর্ধপূর্ণ তিনটি 2p অরবিটালের কারণে তুলনামূলকভাবে অধিক স্থিতিশীল। এটি থেকে একটি ইলেকট্রন অপসারণ করলে এ স্থিতিশীলতা ভঙ্গ হয়। ফলে নাইট্রোজেনের আয়নীকরণ শক্তি স্বাভাবিক অপেক্ষা কিছু বেশি হয়। এ কারণে নাইট্রোজেন অপেক্ষা অক্সিজেনের পারমাণবিক সংখ্যা বেশি হলেও নাইট্রোজেনের প্রথম আয়নীকরণ শক্তি অক্সিজেনের প্রথম আয়নীকরণ শক্তি অপেক্ষা বেশি এবং অক্সিজেনের আয়নীকরণ শক্তি কম হয়।

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.৯ : Li (3), Be (4), B (5), C (6), N (7), O (8), F (9)-এ মৌলসমূহের আয়নীকরণ শক্তির ক্রম পরিবর্তন ব্যতিক্রম পরিলক্ষিত হয়; তা বিশ্লেষণ কর। [ব. বো. ২০১৭]

সমাধান : প্রশ্ন মতে, উল্লেখিত মৌলসমূহ যেমন Li (3), Be (4), B (5), C (6), N (7), O (8), F (9) ইত্যাদি হলো পর্যায় সারণির ২য় পর্যায়ভুক্ত আদর্শ মৌল। পর্যায়ভিত্তিক ধর্ম অনুসারে একই পর্যায়ে মৌলসমূহের পাঃ সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে মৌলের আয়নীকরণ শক্তি ক্রমশ বৃদ্ধি পায়। তাই গ্রুপ-1 এর মৌল Li (3) এর আয়নীকরণ শক্তি সবচেয়ে কম 520 kJmol^{-1} এবং এ পর্যায়ের ডানদিকের মৌল F (9) এর বেলায় আয়নীকরণ শক্তি বৃদ্ধি পেয়ে 1681 kJmol^{-1} হয়।

তবে কম স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাসের কারণে B (5) এর আয়নীকরণ শক্তি Be (4) থেকে কম হয়। তখন B (5) এর $2p_x^1$ ইলেকট্রন কম শক্তি প্রয়োগে অপসারণে অধিক স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাস Be(4) এর মতো B^+ অর্জন করে।

$$Be\ (4) \rightarrow 1s^2\ 2s^2; \quad B\ (5) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1$$

অনুরূপভাবে N (7) এর চেয়ে O (8) এর ১ম আয়নীকরণ শক্তি কম হয়। এক্ষেত্রে N (7) এর বেলায় অধিক স্থিতিশীল অর্ধপূর্ণ 2p অরবিটাল আছে। কিন্তু O (8) এর বেলায় কম স্থিতিশীল ইলেকট্রন বিন্যাস থেকে একটি ইলেকট্রন কম শক্তি প্রয়োগে অপসারণের পর অধিক স্থিতিশীল অর্ধপূর্ণ 2p অরবিটাল N(7) এর মতো O^+ আয়ন অর্জন করে।

$$N\ (7) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1; \quad O\ (8) \rightarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^1\ 2p_z^1$$

উপরোক্ত কারণে B (5) ও O (8) এর আয়নীকরণ শক্তির মান পর্যায়ভিত্তিক আয়নীকরণ শক্তির ক্রম পরিবর্তনে ব্যতিক্রম সৃষ্টি করেছে।

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১০ : সমস্যা ও সমাধান দক্ষতা : আয়নীকরণ শক্তিভিত্তিক :

যুক্তিসহ আয়নীকরণ শক্তির বৃদ্ধিক্রম অনুসারে Se, Cl ও S মৌল তিনটিকে সাজাও।

দক্ষতা : (i) পর্যায়গতভাবে মৌলসমূহের আয়নীকরণ শক্তি সাধারণত বাম দিক থেকে ডানদিকে বৃদ্ধি পায়; কিন্তু তা গ্রুপভিত্তিক ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস পায়। তাই Cl (17) এর E_i একই পর্যায়ভুক্ত বামে অবস্থিত S (16) এর E_i থেকে বেশি হবে। আবার Se (34) এর E_i একই গ্রুপভুক্ত S (16) এর নিচে হওয়ায় S (16) অপেক্ষা কম হবে।

সমাধান : সংশ্লিষ্ট মৌলসমূহের আয়নীকরণ শক্তি ক্রম হলো $Se < S < Cl$.

শিক্ষার্থী নিজে সমাধান কর-৩.৬ : আয়নীকরণ শক্তিভিত্তিক :

সমস্যা-৩.১৩ : পর্যায় সারণির সাহায্য নিয়ে নিচের মৌল যুগলের মধ্যে কোনটির আয়নীকরণ শক্তি বেশি হবে তা ব্যাখ্যা কর। (ক) K ও Br (খ) Ne ও Sr (গ) S ও Te (ঘ) Be ও C

সমস্যা-৩.১৪ : A(7), C(15); B(8), D(16)-এ মৌল চারটির গ্রুপভিত্তিক ও পর্যায়ভিত্তিক আয়নীকরণ শক্তির পরিবর্তন ব্যাখ্যা কর। [রা. বো. ২০১৭]

সমস্যা-৩.১৫ : Li(3), Be(4); B(5), C(6), N(7), O(8), F(9)-এ মৌলসমূহের আয়নীকরণ শক্তির ক্রম পরিবর্তনে ব্যতিক্রম পরিলক্ষিত হয়; তা বিশ্লেষণ কর। [সমাধানকৃত সমস্যা-৩.৯ দেখো] [ব. বো. ২০১৭]

সমস্যা-৩.১৬ : তৃতীয় পর্যায়ের মৌলগুলোর বাম থেকে ডানে আয়নীকরণ শক্তির মানের পরিবর্তন ব্যাখ্যা কর। [ঢা. বো. ২০১৫]

সমস্যা-৩.১৭ (ক) : Na^+ আয়ন গঠিত হলেও Na^{2+} আয়ন গঠিত হয় না কেন? ব্যাখ্যা কর : [চ. বো. ২০১৫]

(খ) Na^+ এর ২য় আয়নীকরণ শক্তি ও Ne এর আয়নীকরণ শক্তির মধ্যে কোনটির মান বেশি হবে ব্যাখ্যা কর। [দি. বো. ২০১৫]

(গ) N এর ১ম আয়নীকরণ শক্তি O এর ১ম আয়নীকরণ শক্তির চেয়ে বেশি কেন? [দি. বো. ২০১৭; চ. বো. ২০১৬; সি. বো. ২০১৫]

(ঘ) $D(ns^2)$, $G(n + 2)\ s^2$ এ মৌলদ্বয়ের মধ্যে D অপেক্ষা G এর আয়নীকরণ শক্তি বা বিভব কম কেন;—ব্যাখ্যা কর। [এখানে $n = 2$] [ঢা. বো. ২০১৬]

(ঙ) ইলেকট্রন আসক্তি (Electron Affinity)

আমরা এর আগের অনুচ্ছেদে জেনেছি যে, পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের একটি ইলেকট্রনকে অপসারণ করে ধনাত্মক আয়নে পরিণত করতে প্রয়োজনীয় শক্তি মাপা যায়। একে আয়নীকরণ শক্তি বলা হয়। অনুরূপভাবে পরমাণুতে একটি ইলেকট্রন যুক্ত করে ঋণাত্মক আয়নে পরিণত করতে যে শক্তির পরিবর্তন ঘটে তাও মাপা যায়। এরূপ শক্তির পরিবর্তনকে মৌলটির ইলেকট্রন আসক্তি বলে। যেমন—

সংজ্ঞা : গ্যাসীয় অবস্থায় কোনো মৌলের এক মোল বিচ্ছিন্ন পরমাণু প্রত্যেকে একটি করে এক মোল ইলেকট্রনের সাথে যুক্ত হয়ে গ্যাসীয় বিচ্ছিন্ন এক মোল একক ঋণাত্মক চার্জযুক্ত আয়ন সৃষ্টি করতে যে পরিমাণ শক্তি নির্গত হয়, তাকে সেই মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি বলে। একে E_{ea} দ্বারা প্রকাশ করা হয়। E_{ea} এর মান ঋণাত্মক হয়।

$$F(g) + e^- \longrightarrow F^-(g) \qquad E_{ea} = -328 \text{ kJmol}^{-1}$$
$$Cl(g) + e^- \longrightarrow Cl^-(g) \qquad E_{ea} = -349 \text{ kJmol}^{-1}$$

ইলেকট্রন আসক্তির মান ঋণাত্মক হবে নাকি ধনাত্মক হবে তা পরমাণুটির ইলেকট্রন বিন্যাস ও ইলেকট্রন গ্রহণ করে সৃষ্ট ঋণাত্মক আয়নের স্থায়িত্বের ওপর নির্ভর করে। যেমন,

$$F(g) + 1e^- \longrightarrow F^-(g) \qquad E_{ea} = -328 \text{ kJmol}^{-1}$$
$$H(1s^1) + 1e^- \longrightarrow H^-(1s^2) + 72.8 \text{ kJmol} \qquad E_{ea} = -72.8 \text{ kJmol}^{-1}$$
$$Mg(...3s^2) + 1e^- \longrightarrow Mg^-(...3s^2 3p^1) \qquad E_{ea} \approx 0 \text{ kJmol}^{-1}$$
$$Ne(1s^2 2s^2 2p^6) + 1e^- + \text{Energy} \longrightarrow Ne^-(...3s^1) \qquad E_{ea} > 0 \text{ kJmol}^{-1} = +29 \text{ kJmol}^{-1}$$

(i) অপূর্ণ p-অরবিটালযুক্ত পরমাণুসমূহ ইলেকট্রন গ্রহণ করে সৃষ্ট ঋণাত্মক আয়ন অধিকতর স্থায়িত্ব লাভ করে। তাই এদের ইলেকট্রন গ্রহণের আসক্তি বেশি থাকে; এদের E_{ea}এর মান বেশি ঋণাত্মক হয়।

(ii) s-ব্লকের ধাতুসমূহের পরমাণুতে কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ (Z_{eff}) কম থাকে। তাই এরা ইলেকট্রন গ্রহণ করতে আসক্তি দেখায় না। তাই s ব্লকের ধাতুর পরমাণুর ইলেকট্রন আসক্তির মান কম হয় (1A গ্রুপের মৌলে) অথবা প্রায় শূন্য হয় (2A গ্রুপের মৌলে)।

(iii) পূর্ণ p-অরবিটালের (ns^2np^6) পরমাণু যেমন নোভেল গ্যাসের বেলায় কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ ns^2 np^6 ইলেকট্রন মেঘ দ্বারা রুদ্ধ হয়ে যায়। তাই Ne, Ar, Kr, Xe ইত্যাদির ইলেকট্রন আসক্তির মান ধনাত্মক হতে বাধ্য।

1A (1)							8A (18)
H -72.8	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	He (0.0)
Li -59.6	Be ≤0	B -26.7	C -122	N +7	O -141	F -328	Ne (+29)
Na -52.4	Mg ≤0	Al -42.5	Si -134	P -72.0	S -200	Cl -349	Ar (+35)
K -48.4	Ca -2.37	Ga -28.9	Ge -119	As -78.2	Se -195	Br -325	Kr (+39)
Rb -46.9	Sr -5.03	In -28.9	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe (+41)
Cs -45.5	Ba -13.95	Tl -19.3	Pb -35.1	Bi -91.3	Po -183	At -270	Rn (+41)

চিত্র-৩.১১ : প্রধান গ্রুপসমূহের মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান।

মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির ওপর বিভিন্ন নিয়ামকের প্রভাব :

মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি নিম্নোক্ত বিষয়ের ওপর নির্ভরশীল : (i) পরমাণুর আকার বৃদ্ধিতে ইলেকট্রন আসক্তি হ্রাস পায়– এটি হলো গ্রুপভিত্তিক সম্পর্ক।

(ii) যোজ্যতা স্তরে ইলেকট্রনের ঘনত্ব বৃদ্ধিতে ইলেকট্রন আসক্তি হ্রাস পায় - এটি 7A বা 17 গ্রুপে দেখা যায়। কিন্তু হ্যালোজেনের ইলেকট্রন আসক্তির ক্রম হলো $Cl > F > Br > I$

(iii) নিউক্লিয়াসে চার্জ বৃদ্ধিতে ইলেকট্রন আসক্তি বৃদ্ধি পায়; এটি পর্যায়ভিত্তিক সম্পর্ক।

জেনে নাও : ইলেকট্রন আসক্তিভিত্তিক বৈশিষ্ট্য :

১. কোনো মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান যতো বেশি সে মৌলটির জারণ ক্ষমতা ততো বেশি হবে। হ্যালোজেন মৌলগুলোর ইলেকট্রন আসক্তির মান বেশি, সেজন্য এরা জারক পদার্থরূপে বিক্রিয়া করে।

২. কোনো মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান যতো বেশি হয়, মৌলটির আয়নিক বন্ধন গঠন করার ক্ষমতা ততো বেড়ে যায়।

৩. কোনো মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান বেশি হলে, মৌলটির তড়িৎ ঋণাত্মকতা ধর্ম বৃদ্ধি পায়।

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১১ : সমস্যা ও সমাধান দক্ষতা : ইলেকট্রন আসক্তিভিত্তিক :

* ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ক্লোরিনের চেয়ে কম কেন?

দক্ষতা : (i) F হলো ২য় শক্তিস্তরের মৌল, এতে $2s^2\,2p^5$ যোজ্যতা ইলেকট্রন আছে,

(ii) Cl হলো ৩য় শক্তিস্তরের মৌল, এতে $3s^2\,3p^5$ যোজ্যতা ইলেকট্রন আছে।

সমাধান : ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ক্লোরিন অপেক্ষা কম। এর কারণ ফ্লোরিন পরমাণুর ক্ষুদ্র আকার। ফ্লোরিনের ইলেকট্রন বিন্যাসের সর্বশেষ শক্তিস্তর হলো দ্বিতীয় শক্তিস্তর। তৃতীয় শক্তি স্তরের তুলনায় দ্বিতীয় শক্তি স্তরের আকার ছোট হওয়ায় এবং ক্ষুদ্র পরিসরে সাতটি ইলেকট্রন থাকায় তাতে ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব তুলনামূলকভাবে অনেক বেশি। ফলে আগমনকারী ইলেকট্রনের প্রতি দ্বিতীয় শক্তি স্তরের ইলেকট্রনসমূহের পারস্পরিক বিকর্ষণ বেশি হওয়ায় সামগ্রিকভাবে ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তির মান কম হয়।

অপরদিকে ক্লোরিনের তৃতীয় শক্তিস্তর বড় হওয়ায় এতে যোজ্যতা স্তরের সাতটি ইলেকট্রন সহজে স্থান করে নেয়। ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব হ্রাস পাওয়ায় ইলেকট্রন–ইলেকট্রন বিকর্ষণ কম হয়। এতে আগমনকারী ইলেকট্রন সহজে যোজ্যতা স্তরে প্রবেশ করতে পারে। ফলে ক্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তির মান ফ্লোরিনের চেয়ে বেশি হয়।

সমাধানকৃত সমস্যা- ৩.১২ : সমস্যা ও সমাধান দক্ষতা : ইলেকট্রন আসক্তিভিত্তিক :

* নাইট্রোজেনের ইলেকট্রন আসক্তি এর বাম ও ডান উভয়দিকের সদস্যদ্বয় C ও O এর চেয়ে কম কেন?

দক্ষতা : মৌলের পরমাণুর ইলেকট্রন আসক্তির পরিমাণ এর যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রন বিন্যাসের ওপর নির্ভরশীল।

সমাধান : C, N, O এর ইলেকট্রন বিন্যাস নিম্নরূপ :

$C(6) : 1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^0$

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

$O(8) : 1s^2\ 2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y^1\ 2p_z^1$

> **MCQ-3.14 :** নিচের কোন আয়নটির আকার সবচেয়ে ছোট? [মাদ্রাসা বোর্ড. ২০১৭]
> (ক) Na^+ (খ) Mg^{2+}
> (গ) Be^{3+} (ঘ) Ca^{2+}

(i) C পরমাণুতে 2p উপশক্তিস্তরে দুটি ইলেকট্রন আছে এবং সহজেই বাইর থেকে একটি ইলেকট্রন এর খালি $2p_z$ অরবিটালে স্থান করে নিতে পারে।

(ii) N পরমাণুতে অর্ধপূর্ণ 2p উপশক্তিস্তর আছে; নতুন একটি ইলেকট্রন প্রবেশ করতে একটি 2p অরবিটালে যুগলবদ্ধ হতে হয়। তখন উপস্থিত ইলেকট্রন দ্বারা কিছুটা বিকর্ষিত হয়। তাই C পরমাণুর চেয়ে N পরমাণুর ইলেকট্রন আসক্তির মান কম হয়। আবার O-পরমাণুর বেলায় একইভাবে একটি ইলেকট্রন 2p অরবিটালে যুগলবদ্ধ হতে হয়। কিন্তু পর্যায়গতভাবে O-এর কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ বেশি হওয়ায় উপস্থিত ইলেকট্রন-ইলেকট্রন বিকর্ষণকে নষ্ট করে দেয়। ফলে কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ N-পরমাণুর চেয়ে বেশি হওয়ায় O এর ইলেকট্রন আসক্তিও বেশি হয়।

শিক্ষার্থীর কাজ-৩.৭ : ইলেকট্রন আসক্তিভিত্তিক :

সমস্যা-৩.১৮ : মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি ঋণাত্মক, ধনাত্মক ও এমনকি শূন্যও হতে পারে; তা উদাহরণসহ ব্যাখ্যা কর।

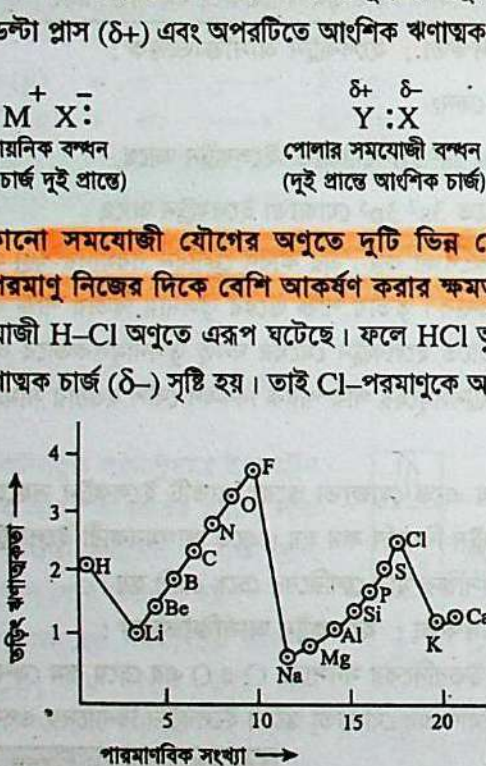
(চ) তড়িৎ ঋণাত্মকতা (Electronegativity)

আমরা জানি, ধাতু ও অধাতু পরমাণুদ্বয়ের মধ্যে ইলেকট্রন স্থানান্তরের মাধ্যমে আয়নিক বন্ধন ঘটে। অপরদিকে দুটি অধাতব পরমাণুর মধ্যে ইলেকট্রন যুগল শেয়ার করার মাধ্যমে বিশুদ্ধ সমযোজী বন্ধন সৃষ্টি হয়। আবার অসম্পূর্ণ স্থানান্তরিত ইলেকট্রন মেঘ অথবা অসম শেয়ারভুক্ত ইলেকট্রন উভয় পরমাণুর নিউক্লিয়াসের অধীনে অসমভাবে থাকে। এরূপ বন্ধনকে পোলার সমযোজী বন্ধন বলা হয়। তখন বন্ধনে আবদ্ধ দুই পরমাণুর যেটিতে কম ইলেকট্রন মেঘ শেয়ার করে এতে আংশিক ধনাত্মক চার্জ বা ডেল্টা প্লাস (δ+) এবং অপরটিতে আংশিক ঋণাত্মক চার্জ বা ডেল্টা মাইনাস (δ–) চিহ্ন দেয়া হয়। যেমন,

$\overset{+}{M}\ \overset{-}{X}\!:$	$\overset{\delta+}{Y}\ :\overset{\delta-}{X}$	$X:X$
আয়নিক বন্ধন (পূর্ণ চার্জ দুই প্রান্তে)	পোলার সমযোজী বন্ধন (দুই প্রান্তে আংশিক চার্জ)	অপোলার সমযোজী বন্ধন (ইলেকট্রনযুগল সমভাবে আছে)

সংজ্ঞা : কোনো সমযোজী যৌগের অণুতে দুটি ভিন্ন মৌলের পরমাণুর মধ্যে শেয়ারকৃত বন্ধন ইলেকট্রন যুগলকে একটি পরমাণু নিজের দিকে বেশি আকর্ষণ করার ক্ষমতাকে সেই মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা বলে।

যেমন, সমযোজী H–Cl অণুতে এরূপ ঘটেছে। ফলে HCl অণুটির H-প্রান্তে আংশিক ধনাত্মক চার্জ (δ+) এবং Cl-প্রান্তে আংশিক ঋণাত্মক চার্জ (δ–) সৃষ্টি হয়। তাই Cl–পরমাণুকে অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক পরমাণু বলে। সমযোজী অণুর উভয়



চিত্র-৩.১২ : পারমাণবিক সংখ্যার সাথে তড়িৎ ঋণাত্মকতার পরিবর্তন।

> **MCQ-3.15 :** $[Fe(CN)_6]^{4-}$ আয়নের কেন্দ্রীয় পরমাণুর কী ধরনের সংকরণ ঘটে?
> [ঢা. বো. ২০১৭]
> (ক) sp^2d^2 (খ) sp^3d
> (গ) sp^3d^3 (ঘ) d^2sp^3

পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য 0.5 থেকে 1.9 এর মধ্যে হলে ঐ সমযোজী অণুটি আংশিক ধনাত্মক চার্জ ও আংশিক ঋণাত্মক চার্জ যুক্ত হয়ে পোলার অণু হয়।

$$H \cdot\cdot Cl \longrightarrow H \overset{\longrightarrow}{\cdot\cdot} Cl \longrightarrow \overset{\delta+}{H}\overset{\delta-}{Cl}$$

মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতার ওপর বিভিন্ন নিয়ামকের প্রভাব

মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা নিম্নোক্ত বিষয়ের ওপর নির্ভরশীল :

(i) পরমাণুর আকার বৃদ্ধিতে তড়িৎ ঋণাত্মকতা হ্রাস পায় – এটি হলো গ্রুপভিত্তিক সম্পর্ক।

(ii) নিউক্লিয়াসে চার্জ বৃদ্ধিতে তড়িৎঋণাত্মকতা বৃদ্ধি পায় – এটি হলো পর্যায়ভিত্তিক সম্পর্ক।

পর্যায় সারণির ২য় পর্যায়ের সর্বশেষ ডানে ও গ্রুপ –17(7A) এর সবচেয়ে ওপরে স্থান প্রাপ্ত হওয়ায় ক্ষুদ্রাকার ও অতীব সক্রিয় মৌল হলো F। তাই সমযোজী যৌগ অণুতে শেয়ারকৃত ইলেকট্রনের ওপর ফ্লোরিনের নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ সবচেয়ে বেশি হয়। অর্থাৎ F এর তড়িৎ ঋণাত্মকতা সর্বাধিক হয়। পাউলিং স্কেল মতে F এর তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান হলো 4.0।

তড়িৎ ঋণাত্মকতা বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি পায় →

উপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস পায় ↓

H 2.1																	He
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
Cs 0.7	Ba 0.9	Lu 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.1	Rn

চিত্র-৩.১৩ : মৌলসমূহের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান।

* যে কোনো পর্যায়ে বামদিক থেকে যতোই ডানদিকে যাওয়া যায়, মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা ততোই বৃদ্ধি পায়। এর কারণ হচ্ছে একই পর্যায়ে কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ বৃদ্ধি পায়। ফলে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগলকে ঐ পরমাণুর নিউক্লিয়াস অধিক আকৃষ্ট করে এবং তড়িৎ ঋণাত্মকতা বৃদ্ধি পায়। পাউলিং স্কেল মতে, ২য় পর্যায়ের মৌলসমূহের তড়িৎ ঋণাত্মকতা হলো :

$Li = 1.0,\quad Be = 1.5,\quad B = 2.0,\quad C = 2.5,\quad N = 3.0,\quad O = 3.5,\quad F = 4.0$

মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি ও তড়িৎ ঋণাত্মকতা ধর্মের মধ্যে নিম্নরূপ সম্পর্ক দেখা যায় :

ইলেকট্রন আসক্তি	তড়িৎ ঋণাত্মকতা
১। **সংজ্ঞা :** গ্যাসীয় অবস্থায় কোনো মৌলের এক মোল বিচ্ছিন্ন পরমাণুর প্রত্যেকে একটি করে ইলেকট্রন যুক্ত করে এক মোল ঋণাত্মক আয়নে পরিণত হতে যে পরিমাণ শক্তি নির্গত হয়, তাকে ঐ মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি বলে। এটির একক হলো– $kJmol^{-1}$	১। **সংজ্ঞা :** কোনো সমযোজী যৌগের অণুতে দুটি ভিন্ন পরমাণুর মধ্যে শেয়ারকৃত ইলেকট্রন যুগলকে একটি পরমাণু নিজের দিকে বেশি আকর্ষণ করার ক্ষমতাকে ঐ মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা বলা হয়। এটির মান একক শূন্য।
২। **পর্যায়গত সম্পর্ক :** মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি একই পর্যায়ের মৌলসমূহের মধ্যে বাম থেকে ডানদিকে বৃদ্ধি পায়। যেমন, P (–72), S (–200) Cl (–349)।	২। **পর্যায়গত সম্পর্ক :** মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা একই পর্যায়ের মৌলসমূহের মধ্যে বাম থেকে ডানদিকে বৃদ্ধি পায়। যেমন, N (3.0), O (3.5), F (4)।
৩। **গ্রুপ বা শ্রেণিগত সম্পর্ক:** পর্যায় সারণির একই গ্রুপে মৌলসমূহের ইলেকট্রন আসক্তি সাধারণত ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস পায়। তবে এ ক্রমের ব্যতিক্রমও আছে। যেমন, গ্রুপ-16 এর O (–141), S (–200), Se (–195), Te (–190), Pb (–183)।	৩। **গ্রুপ বা শ্রেণিগত সম্পর্ক :** একই গ্রুপে অধাতুসমূহের তড়িৎ ঋণাত্মকতা ওপর দিক থেকে নিচের দিকে হ্রাস পায়। তবে p ব্লক ও d ব্লকের ধাতুসমূহের মধ্যে এর ব্যতিক্রমও দেখা যায়। যেমন, B (2.0), Al (1.5), Ga (1.6), In (1.7), Tl (1.8)।
৪। **ইলেকট্রন আসক্তির মান :** মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান বিভিন্ন মৌলভেদে ঋণাত্মক, ধনাত্মক ও শূন্য হতে পারে। যেমন, F (–328), N (+7), He (0.0), Be ($\leq$ 0)।	৪। **তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান :** মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা সব মৌলের বেলায় ধনাত্মক মান হয়। তড়িৎ ঋণাত্মকতা শূন্য বা ঋণাত্মক মানের হয় না। যেমন, F (4.0), N (3.0), Be (1.5)।
৫। **জারণ-বিজারণ ধর্ম :** কোনো মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান যতো বেশি, সে মৌলটির জারণ ক্ষমতাও ততো বেশি হয়। তবে F ও Cl এর মধ্যে ব্যতিক্রম।	৫। **জারণ-বিজারণ ধর্ম :** কোনো মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা যতো বেশি, সে মৌলটি ততো বেশি শক্তিশালী জারক হয়। যেমন, F > Cl > Br > I।

ইলেকট্রন আসক্তি	তড়িৎ ঋণাত্মকতা
৬। **ইলেকট্রন স্থানান্তর :** আয়নিক বন্ধন গঠনকালে ও রিডক্স বিক্রিয়াকালে ইলেকট্রন আসক্তি কার্যকর থাকে। তখন কম ইলেকট্রন আসক্তির পরমাণু থেকে বেশি ইলেকট্রন আসক্তির পরমাণুতে ইলেকট্রন স্থানান্তর ঘটে। ফলে পূর্ণ চার্জ সৃষ্টি হয়। যেমন, $Na\cdot + \cdot\ddot{\underset{..}{Cl}}: \rightarrow \overset{+}{Na} + Cl^- \rightarrow \overset{+}{Na}Cl^-$	৬। **ইলেকট্রন চার্জ শিফট :** সমযোজী যৌগ গঠনের পর কম ইলেকট্রন চার্জ শিফটের মাধ্যমে তড়িৎ ঋণাত্মকতা কার্যকর হয়। এক্ষেত্রেও কম ইলেকট্রন আসক্তির পরমাণু থেকে বন্ধন ইলেকট্রন যুগলের আংশিক চার্জ বেশি ইলেকট্রন আসক্তির পরমাণু দ্বারা অধিক আকৃষ্ট হয়ে থাকে। ফলে আংশিক ধনাত্মক $(+\delta)$ ও আংশিক ঋণাত্মক $(-\delta)$ চার্জ সৃষ্টি হয়। যেমন- $\overset{\delta+}{H}\cdot\cdot\overset{\delta-}{Cl}$।
৭। **শেষ ফল :** অধাতব মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মাত্রা ঐ পরমাণুর অ্যানায়ন গঠনের প্রবণতা সম্পর্কে ধারণা দেয়। ফলে আয়নিক যৌগ গঠনে ঐ মৌল অধিক সক্রিয় হয়।	৭। **শেষ ফল :** সমযোজী যৌগ অণুতে দুটি পরমাণুর তড়িৎ ঋণাত্মকতার পার্থক্য থেকে ঐ অণুতে সৃষ্ট পোলারিটির মাত্রা সম্পর্কে ধারণা দেয়।

শিক্ষার্থীর কাজ-৩.৮ : ইলেকট্রন আসক্তি ও তড়িৎ ঋণাত্মকতা ভিত্তিক :

সমস্যা-৩.১৯ : তড়িৎ ঋণাত্মকতার চিত্র-৩.১৩ এর সাহায্য নিয়ে ব্যাখ্যা কর। নিচের কোন যৌগ সমযোজী বা আয়নিক অথবা সমযোজী পোলার যৌগ হবে? (১) $SiCl_4$ (২) $CsBr$ (৩) CH_4 (৪) $FeBr_3$

সমস্যা-৩.১৯(ক) : নিচে লিখিত যৌগের সংকেত থেকে এসব যৌগে এদের বন্ধনের আয়নিক বৈশিষ্ট্যের ক্রম বৃদ্ধি অনুসারে যুক্তিসহ সাজাও। (১) CCl_4 (২) $BaCl_2$ (৩) $TiCl_3$ (৪) Cl_2O

সমস্যা-৩.২০ (ক) : ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ক্লোরিনের চেয়ে কম কেন; ব্যাখ্যা কর। [ঢা. বো. ২০১৫]

সমস্যা-৩.২০ (খ) : ফ্লোরিন সবচেয়ে তড়িৎ ঋণাত্মক মৌল; ব্যাখ্যা কর। [সি. বো. ২০১৬; রা. বো. ২০১৬]

সমস্যা-৩.২০ (গ) : E(3), Z(12), A(6), R(8)—এ মৌলগুলোর তড়িৎ ঋণাত্মকতার ক্রম বিশ্লেষণ কর। [চ. বো. ২০১৭]

সমস্যা-৩.২১ (ক) : মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি ও তড়িৎ ঋণাত্মকতার মধ্যে গ্রুপ ও পর্যায়ভিত্তিক সম্পর্ক এবং বন্ধন গঠনের ক্ষেত্রে এদের প্রভাব সারণিতে দেখাও।

* নিচের উদ্দীপকভিত্তিক সংশ্লিষ্ট প্রশ্নের উত্তর দাও :

মৌল →	F	Cl	Br	I
ইলেকট্রন আসক্তি $kJmol^{-1}$	−328	−349	−325	−295
তড়িৎ ঋণাত্মকতা	4.0	3.0	2.8	2.5

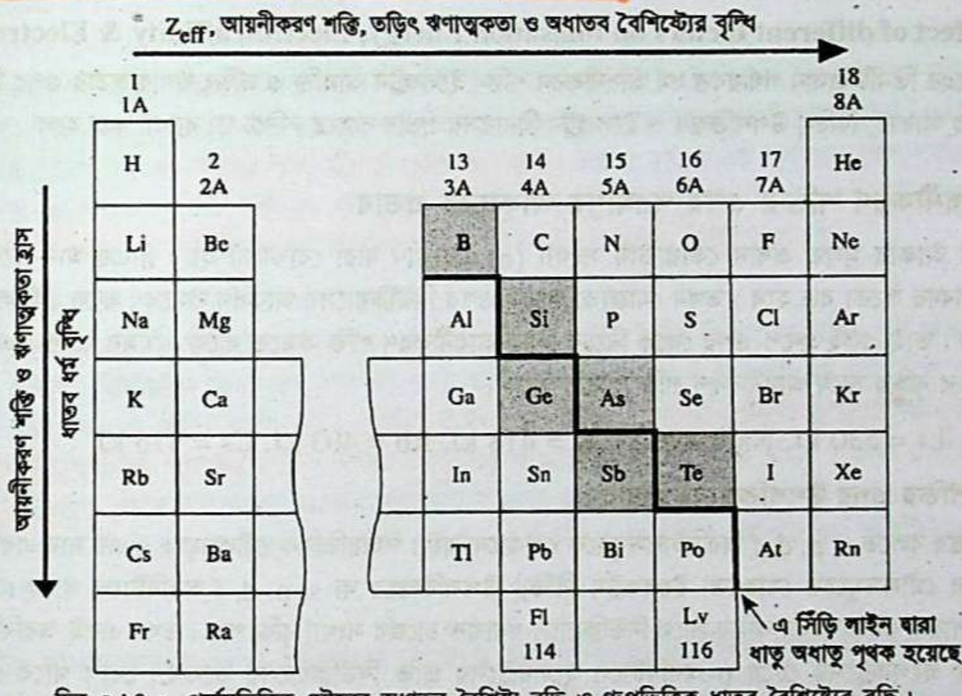
সমস্যা-৩.২১ (খ) : উদ্দীপকের মৌলসমূহের ইলেকট্রন আসক্তির এরূপ পরিবর্তনের ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২১ (গ) উদ্দীপকের মৌলসমূহের ইলেকট্রন আসক্তি ও তড়িৎ ঋণাত্মকতার পরিবর্তনের ওপর নিয়ামকের প্রভাব ব্যাখ্যা কর।

(ছ) ধাতব ধর্ম (Metallic Properties)

পর্যায়ভিত্তিক সম্পর্ক : এর মধ্যে আমরা জেনেছি, (১) একই পর্যায়ে মৌলসমূহের পরমাণুতে বহিঃস্তরে কার্যকর নিউক্লিয়ার চার্জ (Z_{eff}) বামদিক থেকে ডানদিকে ক্রমাগত বাড়তে থাকে। ফলে মৌলের পরমাণুর যোজ্যতা ইলেকট্রন অধিকতরভাবে নিউক্লিয়াস দ্বারা আকৃষ্ট হয়, পারমাণবিক ব্যাসার্ধ হ্রাস পায়, আয়নীকরণ শক্তি, ইলেকট্রন আসক্তি ও তড়িৎ ঋণাত্মকতা সাধারণত বৃদ্ধি পায়। (২) তখন পর্যায় সারণির বামদিকের মৌলসমূহ ইলেকট্রন ত্যাগ করে ধনাত্মক আয়ন এবং অপরদিকে ডানদিকের মৌলসমূহ ইলেকট্রন গ্রহণ করে ঋণাত্মক আয়ন সৃষ্টি করে। (৩) এরূপে পর্যায় সারণির বাম দিক

থেকে ডানদিকের মৌলসমূহে ধাতব ধর্ম হ্রাস পায় এবং অধাতব ধর্ম ক্রমাগত বৃদ্ধি পায়। যেমন ৩য় পর্যায়ের বেলায় Na, Mg Al হলো ধাতু; Si হলো অপধাতু এবং P, S ও Cl হলো অধাতু।



চিত্র-৩.১৪ : পর্যায়ভিত্তিক মৌলের অধাতব বৈশিষ্ট্য বৃদ্ধি ও গ্রুপভিত্তিক ধাতব বৈশিষ্ট্যের বৃদ্ধি।

গ্রুপভিত্তিক সম্পর্ক : (১) পর্যায় সারণির একই গ্রুপে ওপর থেকে নিচের দিকে মৌলের পরমাণুতে ইলেকট্রনের নতুন শক্তিস্তর যুক্ত হয় ও পারমাণবিক ব্যাসার্ধ বৃদ্ধি পায়। ফলে যোজ্যতা ইলেকট্রন নিউক্লিয়াস থেকে ক্রমাগত দূরে থাকে, আয়নীকরণ শক্তি ও ঋণাত্মকতা হ্রাস পায়। (২) তখন মৌলের ধাতব ধর্ম ওপর দিক থেকে নিচের দিকে বৃদ্ধি পায় ও অধাতব ধর্ম হ্রাস পায়। পর্যায় সারণির বাম দিকের সর্বনিম্ন মৌল ফ্রান্সিয়াম (Fr) হলো সর্বাধিক সক্রিয় ধাতব মৌল। তবে Fr তেজস্ক্রিয় অস্থায়ী ধাতব মৌল হওয়ায়, স্থায়ী সর্বাধিক সক্রিয় ধাতু হলো Cs। (৩) পর্যায় সারণির মাঝখানের বোরন থেকে ডানদিকে যাওয়ার সিঁড়ির আকারে চিহ্নিত রেখার নিকটস্থ B, Si, Ge, As, Sb, Te ইত্যাদি ছয়টি মৌল হলো (সর্বসম্মতভাবে) অপধাতু বা মেটালয়েড বা সেমিমেটেল (semimetals)।

শিক্ষার্থীর কাজ-৩.৯ : ধাতু, অধাতু ও অপধাতুভিত্তিক :

সমস্যা-৩.২২: (ক) নিচের প্রতিটি যুগলের মধ্যে কোন্‌টিতে ধাতব ধর্ম বেশি হবে, তা ব্যাখ্যা কর :

(1) B ও Al (2) Ge ও Br (3) Cl ও Te (4) In ও Se

সমস্যা-৩.২২: (খ) অপধাতু বা মেটালয়েড কী? এদের সংখ্যা ও নাম লেখ। কোন্ কোন্ পর্যায়ে অপধাতুর সংখ্যা বেশি রয়েছে?

জেনে রাখ : মৌলের রাসায়নিক ধর্মের ওপর আয়নীকরণ শক্তি ও ইলেকট্রন আসক্তির প্রভাব :

(ক) মৌলের আয়নীকরণ শক্তির মান যতো কম হবে—

* মৌলটির ধাতব ধর্ম ততো প্রবল হবে, বিজারণ ক্ষমতা ততো বেশি হবে অর্থাৎ ঐ মৌলটি প্রবল বিজারক হবে। যেমন- $Cs > Rb > K > Na > Li$ ।
* ধাতব মৌলটি ততো সহজে ইলেকট্রন ত্যাগ করে ধনাত্মক আয়নে পরিণত হয়ে আয়নিক বন্ধন গঠন করবে।

(খ) মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান যতো সংখ্যাগত বেশি হবে—

* মৌলটির অধাতব ধর্ম ততো প্রবল হবে, জারণ ক্ষমতা ততো বেশি হবে অর্থাৎ ঐ মৌলটি প্রবল জারক হবে। যেমন- হ্যালোজেনসমূহ।
* অধাতব মৌলটি ততো সহজে ইলেকট্রন গ্রহণ করে ঋণাত্মক আয়নে পরিণত হয়ে আয়নিক বন্ধন গঠন করবে।

৩.৪ আয়নীকরণ শক্তি, ইলেকট্রন আসক্তি, তড়িৎ ঋণাত্মকতার ওপর বিভিন্ন নিয়ামকের প্রভাব

Effect of different factors on Ionisation Energy, Electron affinity & Electronegativity

মৌলসমূহের তিনটি প্রধান পর্যায়বৃত্ত ধর্ম আয়নীকরণ শক্তি, ইলেকট্রন আসক্তি ও তড়িৎ ঋণাত্মকতার ওপর বিভিন্ন নিয়ামক যেমন পরমাণুর আকার, বিভিন্ন উপশক্তিস্তর ও ইলেকট্রন বিন্যাসের প্রভাব রয়েছে। নিচে তা ব্যাখ্যা করা হলো :

৩.৪.১ আয়নীকরণ শক্তির ওপর পরমাণুর আকারের প্রভাব

পরমাণুর আকার মূলত প্রধান কোয়ান্টাম সংখ্যা (n) এর মান দ্বারা বোঝানো হয়। n এর মান যতো বেশি হবে পরমাণুটির আকার ততো বড় হবে। তখন যোজ্যতা স্তরের ওপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ কমবে। ফলে মৌলের আয়নীকরণ শক্তি কম হবে। তাই একই গ্রুপে ওপর থেকে নিচের দিকে আয়নীকরণ শক্তি কমতে থাকে। যেমন, গ্রুপ-I এর ধাতুসমূহের পরমাণুর আকার বৃদ্ধির সাথে আয়নীকরণ শক্তি কমতে থাকে।

$$Li = 530\ kJ,\ Na = 496\ kJ,\ K = 418\ kJ,\ Rb = 403\ kJ,\ Cs = 376\ kJ$$

আয়নীকরণ শক্তির ওপর উপশক্তিস্তরের প্রভাব :

উপশক্তিস্তর বলতে s, p, d, f অরবিটালসমূহকে বোঝানো হয়। পর্যায়ভিত্তিক মৌলসমূহে n এর মান একই থাকে; কিন্তু একই পর্যায়ের মৌলসমূহের যোজ্যতা ইলেকট্রন বিভিন্ন উপশক্তিস্তরে বা s, p, d, f অরবিটালে থাকে। একই পর্যায়ে মৌলসমূহের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে নিউক্লিয়াসে ধনাত্মক চার্জের সংখ্যা বৃদ্ধি পায়। তখন একই অরবিট বা শক্তিস্তরে s-অরবিটালের ইলেকট্রনের চেয়ে p-অরবিটালে ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বেশি থাকে। অনুরূপভাবে d-অরবিটালের ইলেকট্রনের প্রতি নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ বেশি থাকে। এক্ষেত্রে আয়নীকরণ শক্তি পর্যায়ভিত্তিক বৃদ্ধি পায়। যেমন- d-উপশক্তিস্তর > p-উপশক্তিস্তর > s-উপশক্তিস্তর।

আয়নীকরণ শক্তির ওপর ইলেকট্রন বিন্যাসের প্রভাব :

পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাসে সর্ববহিস্থ শক্তিস্তরের উপশক্তিস্তর বা অরবিটালসমূহ ইলেকট্রন দ্বারা অর্ধপূর্ণ (যেমন p^3, d^5) অথবা পরিপূর্ণ (যেমন p^6, d^{10}) থাকলে, সে পরমাণুর ইলেকট্রন বিন্যাস অধিক স্থায়িত্ব লাভ করে। তখন ঐ সব অর্ধপূর্ণ বা পরিপূর্ণ অরবিটালের ইলেকট্রন অপসারণ করতে অধিক পরিমাণ শক্তির প্রয়োজন হয়। সুতরাং উপশক্তিস্তরভিত্তিক আয়নীকরণ শক্তির ক্রম হলো : পূর্ণ উপশক্তিস্তর > অর্ধপূর্ণ উপশক্তিস্তর > আংশিক পূর্ণ উপস্তর।

৩.৪.২ ইলেকট্রন আসক্তির ওপর পরমাণুর আকারের প্রভাব

পরমাণুর নিউক্লিয়াস থেকে বহিস্থ শক্তিস্তরের দূরত্ব যতো কম হয়, ইলেকট্রনের প্রতি ঐ নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ ততো বেশি হয়। তখন অধিক আকর্ষণ শক্তিসহকারে বাইর থেকে আগত ইলেকট্রনটি পরমাণুর যোজ্যতাস্তরে আকৃষ্ট হয়। ফলে নির্গত শক্তির পরিমাণ অধিক হয়। তাই যে পরমাণুর আকার যত ছোট সে পরমাণুর ইলেকট্রন আসক্তি তত বেশি হয়। একই পর্যায়ে মৌলসমূহের পরমাণুর আকার বাম দিক থেকে ডানদিকে ছোট হতে থাকে বলে মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান বৃদ্ধি পায়। যেমন ২য় পর্যায়ের O পরমাণুর ইলেকট্রন আসক্তি, $E_{ea} = -141\ kJmol^{-1}$ এবং এর ডানদিকে অবস্থিত ছোট আকারের F পরমাণুর বেলায় ইলেকট্রন আসক্তি বৃদ্ধি পেয়ে, $E_{ea} = -328\ kJmol^{-1}$ হয়েছে।

কিন্তু ফ্লোরিন পরমাণু সবচেয়ে ছোট হওয়া সত্ত্বেও ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ($E_{ea} = -328\ kJmol^{-1}$) ক্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তি ($E_{ea} = -349\ kJmol^{-1}$) অপেক্ষা কম। এর কারণ ফ্লোরিন পরমাণুর সবচেয়ে ক্ষুদ্র আকার। ফ্লোরিনের ইলেকট্রন বিন্যাসের সর্বশেষ শক্তিস্তর হলো দ্বিতীয় শক্তিস্তর। ক্লোরিন পরমাণুর তৃতীয় শক্তিস্তরের তুলনায় ফ্লোরিনের দ্বিতীয় শক্তিস্তরের আকার ছোট হওয়ায় এবং ২য় শক্তিস্তরের ক্ষুদ্র পরিসরে সাতটি ইলেকট্রন থাকায় তাতে ইলেকট্রন মেঘের ঘনত্ব

তুলনামূলকভাবে অনেক বেশি। ফলে আগমনকারী ইলেকট্রনের প্রতি দ্বিতীয় শক্তি স্তরের ইলেকট্রনসমূহের পারস্পরিক বিকর্ষণ বেশি হওয়ায় সামগ্রিকভাবে ফ্লোরিনের ইলেকট্রন আসক্তির মান ক্লোরিনের চেয়ে কম হয়।

ইলেকট্রন আসক্তির ওপর উপশক্তিস্তরের প্রভাব :

কোনো মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি মৌলটির পরমাণুর উপশক্তি-স্তরের ওপর অনেকটা নির্ভর করে। মৌলের সর্ববহিস্থ শক্তিস্তরের ইলেকট্রনের ওপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ মধ্যবর্তী উপশক্তি-স্তরের ইলেকট্রন মেঘ দ্বারা আচ্ছাদন ঘটে বা প্রতিহত (shielding) হয়। তাই পরমাণুতে উপশক্তিস্তর যতো বেশি হবে, পরমাণুর যোজ্যতা স্তরের ইলেকট্রনের ওপর নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ ততো কম হবে। ফলে মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি কম হবে। এজন্য ২য় ও ৩য় পর্যায়ের মৌলসমূহের ইলেকট্রন আসক্তির মানের চেয়ে ৪র্থ ও ৫ম পর্যায়ের মৌলের ইলেকট্রন আসক্তির মান কম হয়। ইলেকট্রন আসক্তির ওপর উপশক্তিস্তরের এরূপ প্রভাবকে উপশক্তিস্তরের আচ্ছাদন বা শিল্ডিং (shielding) প্রভাব বলা হয়।

ইলেকট্রন আসক্তির ওপর ইলেকট্রন বিন্যাসের প্রভাব :

মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি মৌলটির পরমাণুর সর্বশেষ শক্তিস্তরের ইলেকট্রন বিন্যাসের অষ্টক পূর্ণ করার প্রবণতাকে বোঝায়। তাই মৌলের ইলেকট্রন বিন্যাসের সর্ববহিস্থ স্তরে অষ্টক পূর্ণ হওয়া থেকে ইলেকট্রনের ঘাটতি যতো কম থাকে, মৌলটির ইলেকট্রন আসক্তি ততো বেশি হয়। একই পর্যায়ে বাম দিক থেকে ডান দিকে যতোই অগ্রসর হওয়া যায়, মৌলসমূহের পরমাণুর অষ্টক পূর্ণতা থেকে ইলেকট্রন ঘাটতির সংখ্যা ততো কম হতে থাকে। ফলে মৌলের ইলেকট্রন আসক্তি ততো বৃদ্ধি পায়। তবে F পরমাণুর আকার খুব ছোট হওয়ায় এবং ২য় শক্তিস্তরে ইলেকট্রন ঘনত্বের আধিক্য থাকায় ইলেকট্রনসমূহের মধ্যে বিকর্ষণ প্রভাব অধিক কার্যকরী থাকে। তাই F এর ইলেকট্রন আসক্তি ৩য় শক্তিস্তরের Cl পরমাণুর তুলনায় কম হয়।

৩.৪.৩ তড়িৎ ঋণাত্মকতার ওপর পরমাণুর আকার, উপশক্তিস্তর ও ইলেকট্রন বিন্যাসের প্রভাব

পরমাণুর আকার বৃদ্ধির সাথে মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা হ্রাস পায়। এটি হলো মৌলের গ্রুপভিত্তিক সম্পর্ক। একই গ্রুপে ওপর থেকে নিচের দিকে মৌলের পারমাণবিক সংখ্যা বৃদ্ধির সাথে প্রধান শক্তিস্তরে উপশক্তিস্তরও বাড়তে থাকে। ফলে নিউক্লিয়াসের আকর্ষণ যোজ্যতা স্তরের ওপর কমতে থাকে। তাই গ্রুপ-17 এর হ্যালোজেন মৌলসমূহের তড়িৎ ঋণাত্মকতার মান নিম্নরূপে হ্রাস পায় : $F = 4.0$, $Cl = 3.0$, $Br = 2.8$, $I = 2.5$

ইলেকট্রন বিন্যাস ও উপশক্তিস্তরের প্রভাবও একই রকম থাকে।

৩.৫ ২য় ও ৩য় পর্যায়ের মৌলের অক্সাইডের অম্ল-ক্ষারক ধর্ম

Acid-Base Properties of Oxides of 2nd & 3rd Periods' Elements

পর্যায় সারণির ২য় ও ৩য় পর্যায়ের মৌলসমূহের অক্সাইডের অম্ল-ক্ষারক ধর্ম মৌলসমূহের আয়নীকরণ শক্তি, ইলেকট্রন আসক্তি ও তড়িৎ ঋণাত্মকতা প্রভৃতি ধর্মের পার্থক্যের ওপর নির্ভরশীল। পর্যায়ভিত্তিক এসব ধর্মের আলোচনা থেকে আমরা জেনেছি যে,

(১) ২য় পর্যায়ভুক্ত Li, Be এবং ৩য় পর্যায়ভুক্ত Na, Mg, Al হলো ধাতু। অক্সিজেনের সাথে এসব মৌল ইলেকট্রন স্থানান্তরের মাধ্যমে আয়নিক ধাতব অক্সাইড গঠন করে। ধাতব অক্সাইডসমূহ ক্ষারধর্মী হয়। আবার একই পর্যায়ে বাম দিক থেকে ডানদিকে ক্রমান্বয়ে ধাতব ধর্ম হ্রাস পেতে থাকে এবং ডানদিকের শেষ ধাতুটির মধ্যে ধাতব-অধাতব মিশ্র ধর্ম প্রকাশ পায়। Al ধাতুর অক্সাইডের বেলায় তা আমরা দেখতে পাব।

(২) আবার ২য় পর্যায়ভুক্ত B, C, N মৌলের তড়িৎ ঋণাত্মকতা 2 এর অধিক হওয়ায় এসব অধাতব মৌল এবং ৩য় পর্যায়ের Si, P, S প্রভৃতি অনুরূপভাবে অধিক তড়িৎ ঋণাত্মক হওয়ায় এ সব অধাতব মৌল অক্সিজেনের সাথে ইলেকট্রন শেয়ারের মাধ্যমে সমযোজী অক্সাইড গঠন করে। অধাতব সমযোজী অক্সাইডসমূহের মধ্যে উচ্চ জারণ-সংখ্যা যুক্ত অক্সাইড পানির সাথে বিক্রিয়ায় অম্ল উৎপন্ন করে। তাই এদেরকে অম্লধর্মী অক্সাইড ও এসিড অ্যানহাইড্রাইড বলা হয়। যেমন–

$$CO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_2CO_3(aq); \quad N_2O_5(s) + H_2O(l) \longrightarrow 2HNO_3(aq)$$

নিম্ন জারণ সংখ্যার অধাতব অক্সাইড সাধারণত নিরপেক্ষ হয়। যেমন– CO, N_2O, NO ইত্যাদি হলো নিরপেক্ষ অক্সাইড।

সারণি-৩.৫ : ২য় ও ৩য় পর্যায়ের মৌলের অক্সাইড

সমযোজী বৈশিষ্ট্যের বৃদ্ধি ক্রম →

আয়নিক বৈশিষ্ট্যের বৃদ্ধি ক্রম ↓ ক্ষারধর্মের বৃদ্ধিক্রম

1 1A	2 2A	13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
Li ধাতু Li_2O সবল ক্ষার	Be ধাতু BeO উভধর্মী	B অধাতু B_2O_3	C অধাতু CO_2	N অধাতু N_2O_5			
Na ধাতু Na_2O সবল ক্ষার	Mg ধাতু MgO দুর্বল ক্ষারক	Al ধাতু Al_2O_3 উভধর্মী	Si অধাতু SiO_2 মৃদুঅম্লীয়	P অধাতু P_4O_{10} P_4O_6	S অধাতু SO_3 SO_2	Cl অধাতু Cl_2O_7 Cl_2O	

সবল অম্লধর্মী অক্সাইড

দ্রষ্টব্য : অধাতুর দুটি অক্সাইডের বেলায় উচ্চ জারণ সংখ্যার অক্সাইড অধিকতর অম্লধর্মী ও সবল এসিড তৈরি করে; কিন্তু নিম্নজারণ সংখ্যার অক্সাইড মৃদু অম্লীয় হয় এবং দুর্বল অম্ল তৈরি করে।

পানির সাথে একই পর্যায়ের মৌলসমূহের অক্সাইডের বিক্রিয়ায় ক্ষার ও অম্ল গঠন :

(১) একই পর্যায়ের বিভিন্ন মৌলের অক্সাইডের সাথে পানির বিক্রিয়ায় এদের ক্ষার ধর্ম থেকে অম্লধর্মে ক্রমপরিবর্তনের প্রমাণ মিলে। যেমন, ২য় পর্যায়ের Li_2O পানির সাথে বিক্রিয়ায় দ্রবণীয় লিথিয়াম হাইড্রক্সাইড ($LiOH$) সবল ক্ষার এবং ৩য় পর্যায়ের Na_2O পানির সাথে বিক্রিয়ায় দ্রবণীয় $NaOH$ সবল ক্ষার উৎপন্ন করে।

$$Li_2O\,(s) + H_2O\,(l) \longrightarrow 2LiOH\,(aq) \longrightarrow 2Li^+\,(aq) + 2OH^-\,(aq)$$
$$Na_2O\,(s) + H_2O\,(l) \longrightarrow 2NaOH\,(aq) \longrightarrow 2Na^+\,(aq) + 2OH^-\,(aq)$$

(২) ২য় পর্যায়ের বেরিলিয়াম অক্সাইড (BeO) ও ৩য় পর্যায়ের MgO উভয়েই পানিতে অদ্রবণীয়। তাই এরা পানির সাথে কোনো বিক্রিয়া করে না বলে কোনো ক্ষার দ্রবণ উৎপন্ন হয় না। তবে BeO উভধর্মী অক্সাইডরূপে এসিডের সাথে লবণ ও পানি এবং গাঢ় $NaOH$ দ্রবণের সাথে বেরিলেট লবণ উৎপন্ন করে।

ক্ষারকরূপে : $BeO\,(s) + 2HCl\,(aq) \longrightarrow BeCl_2\,(aq) + H_2O\,(l)$

এসিডরূপে : $BeO\,(s) + 2NaOH\,(aq) \longrightarrow \underset{\text{সোডিয়াম বেরিলেট}}{Na_2BeO_2\,(aq)} + H_2O\,(l)$

অপরদিকে তৃতীয় পর্যায়ভুক্ত Mg এর অক্সাইড MgO পানিতে অদ্রবণীয় ও পানির সাথে কোনো বিক্রিয়া করে না; কিন্তু দুর্বল ক্ষারকরূপে এসিডের সাথে বিক্রিয়ায় লবণ ও পানি উৎপন্ন করে।

$$MgO\,(s) + H_2SO_4\,(aq) \longrightarrow MgSO_4\,(aq) + H_2O\,(l)$$

(৩) ২য় পর্যায়ের B_2O_3 ও CO_2 মৃদু অম্লীয়; উভয় অক্সাইড পানির সাথে বিক্রিয়ায় অস্থায়ী এসিড ও ক্ষার দ্রবণের সাথে বিক্রিয়ায় লবণ ও পানি উৎপন্ন করে। B_2O_3 পানিতে অর্থোবোরিক এসিড ও ক্ষারের সাথে বিক্রিয়ায় মেটাবোরেট উৎপন্ন করে।

$$B_2O_3\,(s) + 3H_2O\,(l) \longrightarrow 2H_3BO_3\,(aq);\ H_3BO_3\,(aq) + NaOH\,(aq) \longrightarrow NaBO_2\,(aq) + 2H_2O\,(l)$$
$$CO_2\,(g) + H_2O\,(l) \longrightarrow H_2CO_3\,(aq);\ H_2CO_3\,(aq) + 2NaOH\,(aq) \longrightarrow Na_2CO_3\,(aq) + 2H_2O\,(l)$$

(৪) ২য় পর্যায়ভুক্ত N মৌলের দুটি অক্সাইড N_2O_3 ও N_2O_5 উভয়ই অম্লীয় অক্সাইড। পানির সাথে N_2O_3 এর বিক্রিয়ায় অস্থায়ী নাইট্রাস এসিড (HNO_2); কিন্তু NaOH সহ স্থায়ী লবণ সোডিয়াম নাইট্রাইট ($NaNO_2$) উৎপন্ন করে। কিন্তু N_2O_5 পানিসহ সবল নাইট্রিক এসিড ও ক্ষারসহ নাইট্রেট লবণ উৎপন্ন করে।

$$N_2O_3 (g) + H_2O (l) \longrightarrow 2HNO_2 (aq)$$
$$N_2O_5 (s) + H_2O (l) \longrightarrow 2HNO_3 (aq)$$
$$HNO_2 (aq) + NaOH (aq) \longrightarrow NaNO_2 (aq) + H_2O (l)$$
$$HNO_3 (aq) + NaOH (aq) \longrightarrow NaNO_3 (aq) + H_2O (l)$$

(৫) ৩য় পর্যায়ভুক্ত অ্যালুমিনিয়াম অক্সাইড (Al_2O_3) পানির সাথে বিক্রিয়া করে না, কিন্তু এটি অম্ল ও সবল ক্ষার দ্রবণ উভয়ের সাথে পৃথকভাবে বিক্রিয়া করে লবণ ও পানি উৎপন্ন করে। তাই অ্যালুমিনিয়াম অক্সাইড উভধর্মী অক্সাইড।

$$Al_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$$ [Al_2O_3 এর ক্ষার ধর্মের প্রমাণ]

$$Al_2O_3 + 2NaOH \longrightarrow \underset{\text{সোডিয়াম অ্যালুমিনেট}}{2NaAlO_2} + H_2O$$ [Al_2O_3 এর অম্ল ধর্মের প্রমাণ]

(৬) সিলিকন ডাইঅক্সাইড (SiO_2) পানি বা অম্লের সাথে বিক্রিয়া করে না; কিন্তু এটি সবল ক্ষারের সাথে বিক্রিয়া করে সোডিয়াম সিলিকেট লবণ ও পানি উৎপন্ন করে। অর্থাৎ সিলিকন ডাইঅক্সাইড (SiO_2) অম্লধর্মী অক্সাইড।

$$SiO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SiO_3 + H_2O$$

(৭) ডাইফসফরাস পেন্টাক্সাইড (P_2O_5) পানির সাথে বিক্রিয়া করে দুর্বল অম্ল ফসফরিক এসিড (H_3PO_4) উৎপন্ন করে। ক্ষারের সাথে এটির বিক্রিয়ায় ফসফেট লবণ ও পানি উৎপন্ন হয়। সুতরাং P_2O_5 হলো অম্লধর্মী অক্সাইড।

$$P_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4$$
$$P_2O_5 + 4NaOH \longrightarrow 2Na_2HPO_4 + H_2O$$

ফসফরাসের আরেকটি অক্সাইড P_2O_3 পানির সাথে বিক্রিয়া করে ফসফরাস এসিড উৎপন্ন করে।

$$P_2O_3 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_3$$

(৮) সালফার ট্রাইঅক্সাইড (SO_3) পানির সাথে বিক্রিয়া করে সবল অম্ল সালফিউরিক এসিড (H_2SO_4) উৎপন্ন করে। ক্ষারের সাথে এটির বিক্রিয়ায় সালফেট লবণ ও পানি উৎপন্ন হয়। সুতরাং SO_3 হলো অম্লধর্মী অক্সাইড।

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4 \ ; \ SO_3 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

সালফারের আরেকটি অক্সাইড SO_2 পানির সাথে বিক্রিয়ায় সালফিউরাস এসিড (H_2SO_3) এবং ক্ষারের সাথে বিক্রিয়ায় সালফাইট লবণ ও পানি উৎপন্ন করে। সুতরাং SO_2 হলো অম্লধর্মী অক্সাইড।

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3 ; \ SO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_3 + H_2O$$

(৯) ডাইক্লোরিন হেপ্টোক্সাইড (Cl_2O_7) পানির সাথে বিক্রিয়ায় পারক্লোরিক এসিড ($HClO_4$) উৎপন্ন করে। Cl_2O_7 ও ক্ষারের বিক্রিয়ায় পারক্লোরেট লবণ ও পানি উৎপন্ন হয়। তাই Cl_2O_7 হলো অম্লধর্মী।

$$Cl_2O_7 + H_2O \longrightarrow 2HClO_4 ; \ Cl_2O_7 + 2NaOH \longrightarrow 2NaClO_4 + H_2O$$

আবার ক্লোরিন মনোঅক্সাইড (Cl_2O) পানির সাথে বিক্রিয়া করে হাইপোক্লোরাস এসিড (HClO) উৎপন্ন করে।

$$Cl_2O + H_2O \longrightarrow 2HClO$$

উল্লেখ্য যে, ধাতুর অক্সাইড ক্ষারধর্মী; অধাতুর অক্সাইড অম্লধর্মী। এটি হলো মৌলের অক্সাইডসমূহের **pH পর্যায়বৃত্ততা ধর্ম**। সুতরাং ২য় ও ৩য় পর্যায়ের মৌলসমূহের অক্সাইডসমূহের ধর্ম থেকে বোঝা যায় যে, একই পর্যায়ে যতোই ডানদিকে যাওয়া যায়, ততোই মৌলসমূহের ধাতু ধর্ম হ্রাস পায় এবং অধাতু ধর্ম বৃদ্ধি পায়।

জেনে নাও : উচ্চ তাপমাত্রায় স্থায়িত্ব, যান্ত্রিক দৃঢ়তা, বৈদ্যুতিক রোধ ইত্যাদি ভৌত ধর্মের ওপর ভিত্তি করে বিভিন্ন অক্সাইডের ব্যবহারিক প্রয়োগ আছে। যেমন MgO ও Al_2O_3 ব্যবহৃত হয় অটো মোবাইল স্পার্ক প্লাগ, উচ্চ তাপমাত্রার ইলেকট্রিকেল হিটার প্রভৃতি বৈদ্যুতিক যন্ত্রে রোধক বা ইনস্যুলেটররূপে। SiO_2 ব্যবহৃত হয় আধুনিক যোগাযোগ ব্যবস্থার অপটিকেল ফাইবারের প্রধান উপাদানরূপে। অধাতুর অম্লীয় অক্সাইড থেকে উৎপন্ন হয় প্রধান তিনটি বাণিজ্যিক এসিড H_2SO_4, HNO_3 ও H_3PO_4.

এক নজরে :

	পর্যায়বৃত্ত ধর্ম	পর্যায়গত প্রবণতা	গ্রুপ বা শ্রেণিগত প্রবণতা
১	পারমাণবিক ব্যাসার্ধ বা আকার	বাম থেকে ডান দিকে হ্রাস	ওপর থেকে নিচের দিকে বৃদ্ধি
২	ধাতব ধর্ম	বাম থেকে ডান দিকে হ্রাস	ওপর থেকে নিচের দিকে বৃদ্ধি
৩	অধাতব ধর্ম	বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস
৪	জারণ ক্ষমতা	বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস
৫	বিজারণ ক্ষমতা	বাম থেকে ডান দিকে হ্রাস	ওপর থেকে নিচের দিকে বৃদ্ধি
৬	যোজ্যতা	বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	কোনো পরিবর্তন হয় না
৭	আয়নীকরণ শক্তি	বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস
৮	ইলেকট্রন আসক্তি	বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস
৯	তড়িৎ ঋণাত্মকতা	বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস
১০	অক্সাইড যৌগের ক্ষারকীয় ধর্ম	বাম থেকে ডান দিকে হ্রাস	ওপর থেকে নিচের দিকে বৃদ্ধি
১১	অক্সাইড যৌগের অম্লীয় ধর্ম	বাম থেকে ডান দিকে বৃদ্ধি	ওপর থেকে নিচের দিকে হ্রাস

সমাধানকৃত সমস্যা-৩.১৩ : সমস্যা ও সমাধান দক্ষতাভিত্তিক :

তিনটি মৌল A, B, C হলো যথাক্রমে ২য় পর্যায়ের গ্রুপ-15(5A); ৫ম পর্যায়ের গ্রুপ-14(4A) ও ৬ষ্ঠ পর্যায়ের গ্রুপ-2(2A) এর। এ তথ্য থেকে (ক) এদের সম্ভাব্য উচ্চ জারণ সংখ্যা বিশিষ্ট অক্সাইডের সংকেত লেখ। (খ) এদের কোনটি অধিক আয়নিক ও অধিক সমযোজী হবে? (গ) এদের অক্সাইডসমূহের মধ্যে কোনটি অম্লীয়, ক্ষারীয় ও নিরপেক্ষ অক্সাইড হবে?

দক্ষতা (Strategy) : (১) পর্যায় সারণিতে মৌলের অবস্থান থেকে প্রধানত গ্রুপের মৌলের সর্বোচ্চ জারণ সংখ্যা ও এর অক্সাইডের সংকেত নির্ধারিত হয়। (২) মৌলের সৃষ্ট যৌগে আয়নিক বৈশিষ্ট্য পর্যায়ভিত্তিক বাম থেকে ডানদিকে এবং গ্রুপভিত্তিক নিচের দিক থেকে ওপর দিকে হ্রাস পেয়ে থাকে। (৩) স্মরণ কর, একইভাবে অক্সাইডের ক্ষার ধর্ম থেকে অম্ল ধর্মে পরিবর্তন পর্যায়গতভাবে বাম থেকে ডানদিকে এবং গ্রুপভিত্তিক নিচের দিক থেকে ওপরদিকে ঘটে থাকে।

সমাধান (Solution) : (ক) উদ্দীপকের তথ্য মতে A, B, C মৌল তিনটি যথাক্রমে N, Sn ও Ba। এদের সর্বোচ্চ জারণ সংখ্যা যুক্ত অক্সাইডের সংকেত হলো N_2O_5, SnO_2 ও BaO।

(খ) BaO হলো সবচেয়ে বেশি আয়নিক; কারণ Ba হলো পর্যায় সারণির বাম দিকের অন্যতম প্রধান গ্রুপ-2(2A) এর মৌল। N_2O_5 হলো সবচেয়ে বেশি সমযোজী অক্সাইড কারণ, N হলো পর্যায় সারণির ডানদিকস্থ ওপরের মৌল।

(গ) BaO হলো ক্ষারধর্মী; N_2O_5 হলো অম্লধর্মী এবং SnO_2 হলো উভধর্মী অক্সাইড। লক্ষণীয় যে, Sn হলো প্রধান-গ্রুপ (main group) এর পাঁচটি মৌলের অন্যতম মৌল যারা উভধর্মী অক্সাইড গঠন করে। (যেমন, BeO, Al_2O_3, Ga_2O_3, SnO_2, PbO_2)

শিক্ষার্থী নিজে সমাধান কর-৩.১০ : অক্সাইডের রাসায়নিক ধর্মভিত্তিক :

সমস্যা-৩.২৩ : নিচের বিক্রিয়াসমূহের সমতাযুক্ত আয়নিক সমীকরণ লেখ :

(ক) পানিতে কঠিন Li_2O এর দ্রবণ তৈরিকরণ। (খ) পানিতে SO_3 গ্যাসের দ্রবীভূত হওয়া।

(গ) সবল এসিডে উভধর্মী Cr_2O_3 এর দ্রবীভূত হওয়া।

(ঘ) সবল ক্ষার দ্রবণে $Co(OH)_2$ এর বিক্রিয়ায় $Co(OH)_4^{2-}$ সৃষ্টিকরণ।

(ঙ) ZnO সবল ক্ষার দ্রবণ ও সবল এসিডে দ্রবীভূত হয় কেন ব্যাখ্যা কর।

সমস্যা-৩.২৪ : তৃতীয় পর্যায়ের মৌলগুলোর অক্সাইডের অম্ল-ক্ষার ধর্ম আলোচনা কর। [ঢা. বো. ২০১৫]

ব্যবহারিক (Practical)

ল্যাবরেটরিতে শিক্ষার্থীর কাজ : শ্রেণি শিক্ষকের সহায়তায় চারজনের গ্রুপ করে নিম্নোক্ত মূলনীতি সহকারে উপরোক্ত ধাপ অনুসরণ করে নিচের চিত্রমতে মৌলের দ্রবণীয় অক্সাইডের অম্ল-ক্ষার প্রকৃতি নির্ণয় কর।

পরীক্ষা নং-১১

তারিখ : .... **পরীক্ষার সময় : ২ পিরিয়ড**

৩.৬ পরীক্ষার নাম : মৌলের দ্রবণীয় অক্সাইডের অম্ল-ক্ষার প্রকৃতি নির্ণয়

মূলনীতি : দ্রবণীয় ধাতব অক্সাইড পানির সাথে বিক্রিয়া করে ধাতব হাইড্রক্সাইড উৎপন্ন করে, যা পরে আয়নিত হয়ে পানিতে OH^- আয়ন সৃষ্টি করে। উৎপন্ন OH^- আয়ন লাল লিটমাসকে নীল বর্ণ অথবা ইউনিভার্সাল নির্দেশককে নীল বা বেগুনি বর্ণ করে। অপরদিকে অধাতব অক্সাইড পানিতে দ্রবীভূত হয়ে মৃদু এসিড বা সবল এসিড উৎপন্ন করে, যা পানিতে আয়নিত হয়ে হাইড্রোজেন আয়ন বা প্রোটন (H^+) সৃষ্টি করে। উৎপন্ন H^+ আয়ন নীল লিটমাসকে লাল বর্ণ অথবা ইউনিভার্সাল নির্দেশককে লাল বা হলুদ বর্ণ করে।

$$CaO(s) + H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2(s); \qquad SO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_2SO_3(aq)$$

$$Ca(OH)_2(s) + aq \longrightarrow Ca^{2+}(aq) + 2OH^-(aq); \qquad H_2SO_3(aq) + aq \longrightarrow H^+(aq) + HSO_3^-(aq)$$

$OH^-(aq)$ + লাল লিটমাস ⟶ নীল লিটমাস; $H^+(aq)$ + নীল লিটমাস ⟶ লাল লিটমাস

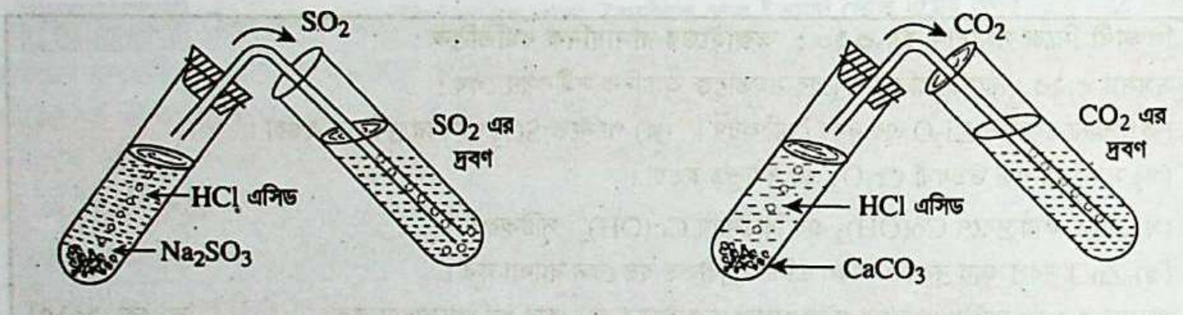
প্রয়োজনীয় অক্সাইড যৌগ : (১) চুন বা ক্যালসিয়াম অক্সাইড (CaO), (২) বেরিয়াম অক্সাইড (BaO), (৩) কার্বন ডাইঅক্সাইড (CO_2) গ্যাস, (৪) সালফার ডাইঅক্সাইড (SO_2) গ্যাস।

প্রয়োজনীয় রাসায়নিক পদার্থ : (১) সোডিয়াম সালফাইট (Na_2SO_3), (২) HCl এসিড, (৩) চুনাপাথর ($CaCO_3$), (৪) ডিসটিল্ড ওয়াটার বা বিশুদ্ধ পানি।

প্রয়োজনীয় যন্ত্রপাতি : (১) টেস্টটিউব, (২) গ্যাস ডেলিভারি বাঁকা নল (কর্কযুক্ত), (৩) লিটমাস পেপার (লাল ও নীল)।

কাজের ধারা : পরীক্ষা নং-(১) : অল্প চুনের গুঁড়া একটি টেস্টটিউবে নিয়ে 10 mL বিশুদ্ধ পানি যোগ করে টেস্টটিউব অর্ধেক পূর্ণ করে মিশ্রণটিকে ভালোভাবে নেড়ে CaO গুঁড়াকে দ্রবীভূত করা হয়। উৎপন্ন দ্রবণে প্রথমে লাল লিটমাস ও শেষে

নীল লিটমাস পেপার যোগ করে দেখা হয়। লাল লিটমাস নীল ও নীল লিটমাস নীল থাকে। এতে প্রমাণিত হয় চুনের জলীয় দ্রবণ ক্ষারধর্মী। দ্রবণের pH মান 7 থেকে বেশি। নিচের ছকে তা রেকর্ড করা হলো।



চিত্র-৩.১৫ : SO_2 ও CO_2 গ্যাস প্রস্তুতি।

পরীক্ষা নং-(২) : পরীক্ষা নং ১ এর মতো অল্প বেরিয়াম অক্সাইড নিয়ে দ্রবণ তৈরি করা হয়। উৎপন্ন দ্রবণে প্রথমে লাল লিটমাস ও পরে নীল লিটমাস পেপার যোগ করা হয়। উভয় ক্ষেত্রে লিটমাস পেপার নীল থাকে। প্রমাণিত হলো বেরিয়াম অক্সাইডের জলীয় দ্রবণ ক্ষারধর্মী। দ্রবণের pH মান 7 থেকে বেশি। নিচের ছকে তা রেকর্ড করা হলো।

পরীক্ষা নং-(৩) : একটি টেস্টটিউবে অল্প সোডিয়াম সালফাইট (Na_2SO_3) গুঁড়া নিয়ে HCl এসিড যোগ করে গ্যাস ডেলিভারি নল কর্কযুক্ত করা হয়। নির্গত SO_2 গ্যাসকে অপর একটি টেস্টটিউবে নেয়া পানিতে চালনা করা হলো। এবার SO_2 গ্যাসের জলীয় দ্রবণে লাল লিটমাস ও নীল লিটমাস পেপার যোগ করা হলো। উভয় লিটমাস লাল থাকে। এতে প্রমাণিত হয় SO_2 গ্যাসের জলীয় দ্রবণ অম্লধর্মী। দ্রবণের pH মান 7 থেকে কম। $SO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow \underset{\text{সালফিউরাস এসিড}}{H_2SO_3(l)}$

পরীক্ষা নং (৪) : পরীক্ষা নং-৩ এর মতো চুনাপাথর থেকে CO_2 গ্যাস তৈরি করে এবং এর জলীয় দ্রবণে লাল লিটমাস ও নীল লিটমাস যোগ করে দেখা গেল উভয় লিটমাস লাল হয়। প্রমাণিত হলো CO_2 এর জলীয় দ্রবণ অম্লধর্মী। দ্রবণের pH মান 7 থেকে কম। $CO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_2CO_3(l)$ [কার্বনিক এসিড]

সারণি-৩.৬ : পরীক্ষা, পর্যবেক্ষণ ডাটার চার্ট ও সিদ্ধান্ত

পরীক্ষার ক্রমিক	অক্সাইডের দ্রবণ	লাল লিটমাস দ্রবণসহ বর্ণ	নীল লিটমাস দ্রবণসহ বর্ণ	সিদ্ধান্ত
(১) নং পরীক্ষা :	CaO এর দ্রবণ	নীল	নীল	CaO এর দ্রবণ ক্ষারধর্মী; pH মান 7 থেকে বেশি।
(২) নং পরীক্ষা :	BaO এর দ্রবণ	নীল	নীল	BaO এর দ্রবণ ক্ষারধর্মী; pH মান 7 থেকে বেশি।
(৩) নং পরীক্ষা :	SO_2 এর দ্রবণ	লাল	লাল	SO_2 এর দ্রবণ অম্লধর্মী; pH মান 7 থেকে কম।
(৪) নং পরীক্ষা :	CO_2 এর দ্রবণ	লাল	লাল	CO_2 এর দ্রবণ অম্লধর্মী; pH মান 7 থেকে কম।

লেগে থাকো সৎ ভাবে,
স্বপ্ন জয় তোমারই হবে।