

अणुसंरचना

Historical Background

महर्षि कणाद (इ.स.पू. 600)

- यांनी सांगितले की पदार्थ हा अत्यंत लहान कणांनी बनलेला असतो.
- त्याला त्यांनी 'परमाणु' हे नाव दिले.

डेमोक्रीटस (Democritus)

- यानी इ. स. पू. 430 मध्ये सिद्धांत मांडला.
- यांनी सांगितले की सर्व द्रव्य अत्यंत लहान कणांनी बनलेला आहे.
- त्यांनी त्या कणाला 'atoms' असे नाव दिले.

जॉन डाल्टन (John Dalton)

- इ.स. 1808 मध्ये यांनी सिद्धांत मांडला.
- सर्व द्रव्य लहान कणांनी बनलेला आहे, त्याला अणु म्हणतात.
- अणूला निर्माण ही करता येत नाही आणि नष्ट ही करता येत नाही.
- अणू हा एक भरीव गोळा आहे.

उणीवा: या तिन्ही सिद्धांतानुसार अणु मध्ये असणाऱ्या प्रभाराविषयी व कणाविषयी सांगता आले नाही.

जे. जे थॉमसन (J. J. Thomson)

- इ.स. 1867 मध्ये या शास्त्रज्ञाने अणु सिद्धांत मांडला.
- यांनी आणुच्या आतील कणाचा शोध लावला, म्हणून याला अणुला सर्वप्रथम भेटणारा माणूस म्हणतात.
- यांनी अणूला 'कलिंगडाची' उपमा दिली, ज्या मध्ये लाल भाग म्हणजे positive प्रभार, तर काळ्या बिया म्हणजे Negative प्रभार सांगितले.
- यांनी सांगितले की, positive प्रभार सर्वत्र पसरलेला असतो व त्यामध्ये Negative प्रभार विखुरलेला असतो.

उणीवा: Positive प्रभार अणु मध्ये सर्वत्र पसरलेला असतो व त्यामध्ये Negative प्रभार विखुरलेला असतो. हे सांगणे थॉमसनचे चुकीचे होते.

रूदरफोर्ड (Ernest Rutherford)

- इ.स. 1911 मध्ये यांनी सिद्धांत मांडला.
- याने अणूला सूर्यमालेची उपमा दिली. त्यामध्ये सूर्य हे केंद्रक तर, ग्रह हे electron सांगितले.
- अणू हा पोकळ असतो.
- अणुच्या मध्यबिंदुला केंद्रक म्हणतात.
- अणुच्या चा सर्व वस्तुमान केंद्रकात सामावलेला असतो .
- Electron अणुच्या बाहेर वर्तुकाकार मार्गाने फिरत असतात.

उणीवा: रूदरफोर्ड ला electron ठराविक कक्षेमध्ये फिरत असतो, हे सांगता आले नाही.

अणू (Atoms)

A. केंद्रक (nucleus)

वस्तुमान & +ve प्रभार (Rutherford)

अणूमध्ये प्रोटॉन आणि न्यूट्रॉन असतात.

प्रोटॉन (Protons)	न्यूट्रॉन (Neutrons)
शोध - गोल्डस्टीन (Eugen Goldstein)	शोध - जेम्स चॅडविक (James Chadwick)
प्रभार - +ve $+1.6 \times 10^{-19}C$	प्रभार - Neutral
वस्तुमान - $1\mu = 1.67 \times 10^{-27} Kg$	वस्तुमान - $1\mu = 1.67 \times 10^{-27} Kg$

B. कक्षा (Orbit)

-ve प्रभार

कक्षेमध्ये इलेक्ट्रॉन्स आणि पॉझिट्रॉन्स असतात.

Electrons	Positrons
शोध - थॉमसन (J. J. Thomson)	शोध - कार्ल अँडरसन (Carl Anderson)
प्रभार - -ve $-1.6 \times 10^{-19}C$	प्रभार - Protons एवढा प्रभार i.e. $+1.6 \times 10^{-19}C$
वस्तुमान - $0.0005\mu = 9.1 \times 10^{-31} Kg$	वस्तुमान - Electrons एवढा वस्तुमान $0.0005\mu = 9.1 \times 10^{-31} Kg$

अणुअंक (Atomic Number)

- एखाद्या अणु मधील proton किंवा electron च्या संख्येला अणुअंक (Atomic No.) म्हणतात.
- अणुअंक हे 'Z' या अक्षराने दाखवतात.
- उदा. कार्बनच्या अणुमध्ये 6 proton व 6 electron आहेत. म्हणून Carbon चा अणुअंक (Z) हा 6 असतो.

अणुवस्तुमानांक (Atomic mass number)

- अणुमध्ये असणाऱ्या कणांचा एकत्रित वस्तुमान म्हणजे अणुवस्तुमान असतो.
- अणुमध्ये Protons, Neutrons & Electrons हे कण असतात. परंतु electron चे वस्तुमान खूपच कमी असते म्हणून अणूचे वस्तुमान मोजताना फक्त Protons व Neutrons चेच वस्तुमान गृहित धरले जाते.
- अणूतील Proton व Neutron ची एकत्रित संख्या म्हणजे अणुवस्तुमान.
- अणुवस्तुमान 'A' या अक्षराने दाखवतात.

$$A = p + n$$

$$\text{As } Z \text{ (अणुअंक)} = p$$

$$\text{अणुवस्तुमानांक (A)} = \text{अणुअंक} + n$$

$$\text{Neutron} = \text{अणुवस्तुमानांक(A)} - \text{अणुअंक(Z)}$$

- उदा. कार्बनच्या अणुमध्ये 6 Protons व 6 neutrons आहेत, म्हणून Carbon चा अणुवस्तुमानांक(A) हा $6+6 = 12$ असतो.

रेणू वस्तुमान

- रेणू मधील असणाऱ्या अणूंच्या एकत्रित वस्तुमानाची बेरीज म्हणजे रेणू वस्तुमान होय
- उदा. H_2O

$$= H \times 2 + O$$

$$= 1 \times 2 + 16$$

$$= 1 \times 2 + 16$$

टिप्पणी: हेड्रोजन अणूमध्ये 1 Proton & 0 Neutrons असतात, म्हणून H चा अणुवस्तुमानांक 1 असतो.

कक्षा

नील्स बोर (Niels Bohr)

- या शास्त्रज्ञाने कक्षांचा शोध लावला.
- यांनी सांगितले की, electron हे ठराविक कक्षेत (fix Orbit), ठराविक ऊर्जा घेऊन, ठराविक वेगाने फिरत असतात



- अनुच्या दोन कक्षेच्या मध्यंतरी पोकळ जागा असते, ज्या मध्ये election कधीही राहू शकत नाही. याचा अर्थ electron फक्त कक्षेमध्ये आढळेल.
- यांनी या कक्षांना ऊर्जा पातळीच्या चढत्या क्रमानुसार K, L, M, N असे नाव दिले.
- प्रत्येक कक्षेमध्ये Electron सामावून घेण्याची क्षमता ही वेगवेगळी व ठराविक असते.
- कक्षेमध्ये Electron भरण्यासाठी त्यांनी $2n^2$ सूत्र सांगितले.
कक्षा = $2n^2$ (n = कक्षेचा क्रमांक)

$$K = 2X(1)^2 = 2$$

$$L = 2X(2)^2 = 8$$

$$M = 2X(3)^2 = 18$$

$$N = 2X(4)^2 = 38$$

उपकक्षा

- प्रत्येक कक्षेमध्ये ठराविक उपकक्षा असतात.
- ऊर्जा पातळीच्या चढत्या क्रमानुसार हे नाव देण्यात आले आहे.
- प्रत्येक उपकक्षेमध्ये ठराविक electrons सामावण्यासाठी क्षमता असते.
- उपकक्षेमध्ये election सामावण्यासाठी हे $2(2l + 1)$ सूत्र वापरतात

l	उपकक्षा	$2(2l + 1)$
0	s	2
1	p	6
2	d	10
3	f	14

कक्षा	उपकक्षा
$K = 2$	$1s^2$
$L = 8$	$2s^2 2p^6$

$M = 18$	$3s^2 3p^6 3d^{10}$
$N = 38$	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$

अणुच्या कक्षेची त्रिज्या

- अणुची कक्षा व केंद्रक या मधील अंतराला त्रिज्या म्हणतात.
- प्रत्येक अणुच्या कक्षेची त्रिज्या ही वेगवेगळी असते.

$$r = \frac{0.53 n^2}{z} A^0$$

n = कक्षेचा क्रमांक

z = अनुअंक

उदा. Oxygen च्या दुसऱ्या कक्षेची त्रिज्या

$$n = 2$$

$$z = 8$$

$$r = \frac{0.53 \times 2^2}{8} A^0$$

$$r = 0.26 A^0$$

अणुचा वेग

- प्रत्येक कक्षेमध्ये Electron या वेग हा वेगवेगळा असतो.
- अणुच्या सर्वात आतील कक्षेतील Electron चा वेग सर्वाधिक असतो, तर अणुच्या सर्वात बाहेरील कक्षेतील Electron चा वेग सर्वात कमी असतो.

$$v = (2.18 \times 10^6) \frac{z}{n} m/s$$

उदा. Hydrogen च्या दुसऱ्या कक्षेतील Electrons चा वेग

$$n = 2$$

$$z = 1$$

$$v = (2.18 \times 10^6) \frac{1}{2} \text{ m/s}$$

$$v = 1.9 \times 10^6 \text{ m/s}$$

अणुच्या कक्षेतील Electron ची ऊर्जा

- प्रत्येक कक्षेतील Electron ची ऊर्जा ही वेगवेगळी असते.
- अणुच्या सर्वात आतील कक्षेत Electron ची ऊर्जा सर्वात कमी असते, तर अणुच्या सर्वात बाहेरील कक्षेतील Electron ची ऊर्जा सर्वात जास्त असते.

$$E = \frac{-13.6 z^2}{n^2} \text{ eV}$$

उदा. Hydrogen च्या दुसऱ्या कक्षेतील Electrons ची ऊर्जा

$$n = 2$$

$$z = 1$$

$$E = -13.6 \frac{z^2}{n^2} \text{ eV}$$

$$E = -13.6 \frac{1^2}{2^2} \text{ eV}$$

$$E = -13.6/4 \text{ eV}$$

$$E = -3.4 \text{ eV}$$

Ions Formation

- Electrons हे केंद्रकाभोवती विशिष्ट कक्षेत फिरत असतात, त्यातील सगळ्यात बाहेरील कक्षेत फिरणारे Electrons हे रासायनिक अभिक्रियेत भाग घेतात, कारण बाहेर का कक्षा अपूर्ण असते.
- रासायनिक अभिक्रियेत धातूंची Electrons देण्याची, तर अधातूंची Electrons घेण्याची प्रवृत्ती असते.
- धातूच्या बाह्यतम कक्षेत 1, 2, 3 असे Electrons असतात, तर अधातूच्या बाह्यतम कक्षेत 5,6, 7 असे Electrons असतात.

Bonds

Ionic Bond	Covalent Bond
Electron च्या देवाण-घेवाणीतून बनतो	Electron च्या भागीदारीतून तयार होतो.
हा बंध जास्त strong असतो.	Ionic bond पेक्षा weak असतो.

स्थायु पदार्थाच्या अणु मध्ये असतो.	वायु व हव मध्ये हा Bond दिसून येतो.
उदा. HCl, NaCl, etc.	उदा. H_2O , CO_2 , CH_4 , etc.

Valency (संयुजा)

- मूलद्रव्याला अष्टक स्थिती पूर्ण करण्यासाठी जेवढे Electrons द्यावे किंवा घ्यावे लागतात, त्याला संयुजा म्हणतात.
- मूलद्रव्य Electron घेत असेल, तर त्याची Negative Valency असते.
Example- Cl = -1, O = -2
- मूलद्रव्य Election देत असेल, तर त्यावर Positive Valency असते.
Example- Na = +1, Mg = +2
- धातूंची संयुजा ही Positive असते, तर अधातूंची संयुजा Negative असते.
- मुलद्रव्याची संयुजा जेवढी कमी असते, तो तेवढा जास्त क्रियाशील असतो.
- Electron Valency: अणुच्या बाह्यतम कक्षेतील Electron ची संख्या म्हणजे **Electron संयुजा** होय.

Isotopes (समस्थानिके)

- एकाच मूलद्रव्याची अनेक रूपे म्हणजे समस्थानिक (Isotopes) होय.
- समस्थानिकांमध्ये अनुअंक सारखा असतो, परंतु अनुवस्तुमानांक हा वेगवेगळा असतो.
- Isotopes मध्ये Protons तसेच Electrons ची संख्या एकसारखी असते, परंतु Neutrons ची संख्या ही वेगवेगळी असते. [p & e => same]
- मूलद्रव्यांचे रासायनिक गुणधर्म Elections वर अवलंबून असतात व समस्थानिकामध्ये Elections ची संख्या सारखी असते. म्हणून समस्थानिकांचे रासायनिक गुणधर्म Elections सारखे असतात.
- समस्थानिकांचे भौतिक गुणधर्म हे वेगवेगळे असतात.
- Periodic Table मध्ये मूलद्रव्यांना जागा त्यांच्या रासायनिक गुणधर्मानुसार देण्यात येते (अनुअंक / electrons ची संख्या / Protons ची संख्या)
- समस्थानिकांचे रासायनिक गुणधर्म सारखे असल्यामुळे, Periodic Table मध्ये त्यांना एकाच ठिकाणी जागा देण्यात आली आहे.
Examples:

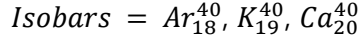
Oxygen: $O_2^A = O_8^{16}, O_8^{17}, O_8^{18}$

Isobar (समभार)

- या मूलद्रव्यांच्या समूहामध्ये / गटामध्ये (ज्यांचा अणुवस्तुमानांक सारखा, परंतु अणुअंक वेगळा असतो, त्या गटातील मूलद्रव्यांना Isobar elements म्हणतात.

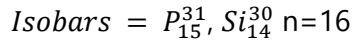
- समभारामध्ये Protons, Electrons & Neutrons यांची संख्या वेगवेगळी असते, परंतु Protons + Neutrons यांची एकत्रित संख्या सारखी असते [**p+n i.e. A => same**]
- समभाराचे रासायनिक तसेच भौतिक गुणधर्म वेगवेगळे असते.
- Periodic Table मध्ये समभारांना वेगवेगळ्या ठिकाणी जागा देण्यात आली आहे.

Examples:



Isotones (सम-न्यूट्रॉन्स)

- मूलद्रव्यांचा असा समूह ज्यामध्ये अणुअंक तसेच अणुवस्तुमानांक वेगवेगळा असतो, परंतु त्यांच्यामध्ये Neutron ची संख्या सारखी असते, मूलद्रव्यांच्या त्या समूहाला Isotones म्हणतात.
- Isotones मध्ये Protons तसेच Electrons ची संख्या वेगवेगळी असते, परंतु Neutrons ची संख्या सारखी असते. [**n => same**]
- Isotones चे रासायनिक तसेच भौतिक गुणधर्म हे वेगवेगळे असते.
- Periodic Table मध्ये Isotones वेगवेगळ्या ठिकाणी जागा देण्यात आली आहे.
- Example:



Q. इलेक्ट्रॉनचा शोध ... याने लावला. (MPSC Subordinate Prelim - 2018)

1. सर जे. जे. थॉमसन
2. गोल्ड स्टिन
3. जेम्स चॅडविक
4. रुदरफोर्ड

Q. दोन अणूना आयसोबार (Isobar) म्हणतात जर (MPSC Subordinate Prelim - 2017)

1. प्रोटॉन ची संख्या दोन्ही अणूंमध्ये सारखी असेल
2. न्यूट्रॉन ची संख्या दोन्ही अणूंमध्ये सारखी असेल
3. न्यूट्रॉन आणि प्रोटॉनची बेरीज दोन्ही अणूंमध्ये सारखी असेल
4. न्यूट्रॉन आणि प्रोटॉनची बेरीज दोन्ही अणूंमध्ये असमान असेल

Q. अणुच्या तिसऱ्या कक्षेत जास्तीत जास्त . इलेक्ट्रॉन असू शकतात. (MPSC Subordinate Prelim - 2019)

1. 3
2. 18
3. 12
4. 32