باب 4

ایٹم کی ساخت

4916CH04

(Structure of the Atom)

باب 3 میں آپ پڑھ چکے ہیں کہ ایٹم اور سالمے (Molecules) مادے کے بنیادی بلڈنگ بلاک ہیں۔ مادہ کی مختلف قسموں کا وجود ان کی تشکیل کرنے والے مختلف ایٹموں کی وجہ سے ہے۔ اب سوالات یہ پیدا ہوتے ہیں کہ: (i) ایک عنصر کے ایٹم کو کیا چیز دوسرے ایٹم کے عنصر سے مختلف بناتی ہے؟ کیا ایٹم واقعی نا قابل تقسیم ہیں، جیسا کہ ڈالٹن (Dalton) نے تجویز کیا تھا؟ کیا ایٹم کے اندر مزید چھوٹے تشکیلی اجزا ہو سکتے ہیں؟ اس باب میں ہم ان سوالات کے جواب حاصل کریں گے، جہاں ہم ذیلی ایٹمی ذرات (Sub Atomic Particles) کے بارے میں معلومات حاصل کریں گے اور ان مختلف ماڈلوں سے واقف ہوسکیں گے جو ایٹم کے اندر ان ذرات کی ترتیب کی وضاحت کرنے کے لیے تجویز کیے ہیں۔

19 ویں صدی کے اختتام تک، سائنس دانوں کے سامنے ایک اہم سوال یہ تھا کہ ایٹم کی ساخت کو کس طرح بیان کیا جائے اور ساتھ ہی اس کی مختلف خاصیتوں کی وضاحت کیسے کی جائے۔ ایٹم کی ساخت کی تفصیلی وضاحت تجربات کے ایک سلسلے پر مبنی ہے۔

ایٹموں کے نا قابل تقسیم نہ ہونے کا پہلا اشارہ سکونی برق اور ان شرائط کے مطالعے سے ملا، جن کے تحت مختلف مادے برق کا ایصال کرتے ہیں۔

4.1 مادے میں چارج شدہ ذرات
(Charged Particles in Matter)

مادے کی برقی نوعیت کو سمجھنے کے لیے، اہم مندرجہ ذیل سرگرمیاں انجام دیتے ہیں:

سرگرمی 4.1

A۔ سوکھے ہوئے بالوں میں کنگھا کیجیے۔ کیا کنگھا کاغذ کے چھوٹے چھوٹے ٹکڑوں کو اپنی طرف کھینچتا ہے؟

B۔ ایک شیشہ کی چھڑ کو سلک کے کپڑے سے رگڑیے اور اسے ایک ہوا بھرے ہوئے غبارے کے نزدیک لے جائیے۔ مشاہدہ کیجیے کیا ہوتا ہے؟

ان سرگرمیوں سے کیا ہم یہ نتیجہ اخذ کر سکتے ہیں کہ جب دو اشیا کو آپس میں رگڑتے ہیں تو ان پر چارج آ جاتا ہے۔ یہ برقی چارج کہاں سے آتا ہے؟ اس سوال کا جواب اس وقت مِلا جب یہ معلوم ہوا کہ ایک ایٹم قابل تقسیم ہے اور بار آور ذرات پر مشتمل ہے۔

ایک ایٹم میں چارج ذرات کی موجودگی کا پتہ لگانے میں بہت سے سائنسدانوں نے حصہ لیا 1900 تک یہ معلوم ہو چکا تھا کہ ایٹم ایک سادہ اور نا قابل تقسیم ذرہ نہیں ہے بلکہ اس میں کم از کم ایک ذیلی ایٹمی ذرہ ضرور ہوتا ہے یعنی الیکٹران۔ اس کی شناخت جے جے تھامسن (J. J. Thomson) نے کی تھی۔ الیکٹران شناخت کیے جانے سے پہلے ہی، 1886 میں (E. Goldstein) نے ایٹم سے خارج ہونے والی نئی شعائیں دریافت کر لی تھیں اور انھیں کینال شعاعوں (Canal rays) کا نام دیا تھا۔ یہ شعاعیں مثبت چارج والے اشعاع کی شکل میں تھیں اور جنھوں نے آخر کار ایک دوسرے ذیلی ایٹمی ذرہ کی دریافت کی راہ دکھائی۔ اس تحت ایٹمی ذرہ کا برقی چارج عددی قدر میں الیکٹرون کے برقی چارج کے مساوی تھا لیکن اس کی علامت (Sign) مخالف تھی۔ اس کی کمیت (Mass) الیکٹران کی کمیت کی تقریباً 2000 گنا تھی۔ اسے پروٹان (Proton) کا نام دیا گیا۔ عام طور سے الیکٹران کو "e^-" اور پروٹان کو "p^+" سے ظاہر کیا جاتا ہے۔ پروٹان کی کمیت کو 1 اکائی اور اس کے برقی چارج کو مثبت ایک (+1) مانا جاتا ہے۔ الیکٹران کی کمیت کو نا قابل لحاظ اور اس کے برقی چارج کو منفی ایک (–1) مانا جاتا ہے۔

یہ بات بڑی حد تک ممکن معلوم ہوتی تھی کہ ایک ایٹم پروٹان اور الیکٹرانوں پر مشتمل ہے، جو اس کے برقی چارج کو متوازن کر دیتے ہیں۔

© NCERT not to be republished

یہ بھی لگتا تھا کہ پروٹان ایٹم کے اندرونی حصے میں ہیں کیونکہ الیکٹرانوں کو آسانی سے ایٹم سے الگ کیا جاسکتا تھا جبکہ پروٹانوں کو نہیں۔ اب ایک بڑا سوال یہ تھا کہ ایٹم کے یہ ذرات کس قسم کی ساخت تشکیل دیتے ہیں؟ ہم ذیل میں اس سوال کا جواب حاصل کریں گے۔

سوالات

1۔ کینال شعاعیں کیا ہیں؟

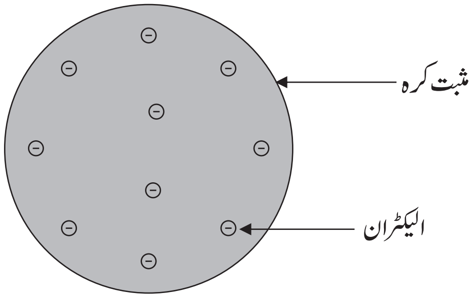
2۔ اگر ایک ایٹم میں ایک الیکٹران اور ایک پروٹان ہو، تو اس پر کوئی برقی چارج ہوگا یا نہیں؟

4.2 ایٹم کی ساخت
(The Structure of an Atom)

ہم باب 3 میں ڈالٹن کے ایٹمی نظریہ کا مطالعہ کرچکے ہیں، جس نے یہ تجویز کیا کہ ایٹم ناقابل تقسیم ہے اور اس کو فنا نہیں کیا جاسکتا۔ لیکن ایٹم کے اندر دو بنیادی ذرات (الیکٹران اور پروٹان) کی دریافت نے ڈالٹن کے ایٹمی نظریہ کی اس تجویز کو غلط ثابت کردیا۔ پھر یہ معلوم کرنا ضروری ہوگیا کہ ایٹم میں الیکٹرون اور پروٹان کی ترتیب کیا ہوتی ہے؟ اس کی وضاحت کے لیے کئی سائنسدانوں نے مختلف ایٹمی ماڈل تجویز کیے۔ جے۔ جے۔ تھامسن وہ پہلے شخص تھے، جنھوں نے ایٹم کی ساخت کی وضاحت کے لیے ایک ماڈل تجویز کیا۔

4.2.1 ایٹم کا تھامسن ماڈل
(Thomson's Model of an Atom)

تھامسن نے ایٹم کا جوماڈل تجویز کیا وہ کرسمس پڈنگ (Christmas Pudding) جیسا تھا۔ جس میں الیکٹران ایک مثبت چارج والے کرہ میں ان میواجات کی طرح سمجھے جاسکتے ہیں جو کرسمس پر تیار کی جانے والی کروی شکل کی پڈنگ میں پیوست ہوتے ہیں۔ ہم اسے ایک تربوز کی طرح بھی تصور کرسکتے ہیں، جس میں مثبت چارج پورے کرہ میں پھیلا ہوتا ہے، جیسا کہ تربوز میں لال رنگ کا کھایا جانے والا حصہ (گودا) ہوتا ہے اور الیکٹران اس مثبت چارج شدہ کرہ میں اس طرح پیوست ہوتے ہیں جیسے کہ تربوز میں بیج ہوتے ہیں (شکل 4.1)۔



شکل 4.1 ایٹم کا تھامسن ماڈل

جے۔ جے تھامسن، 1856-1940 ایک انگریز طبیعیات داں، مان چیسٹر کے نیم شہری علاقے چیتھام ہل میں 18 دسمبر، 1856 کو پیدا ہوئے۔ انھیں 1906 میں، ان کے الیکٹران کی دریافت کے کام کے لیے طبیعیات کے نوبل انعام سے نوازا گیا۔ انھوں نے 35 سال تک کیونڈش لیباریٹری کی سربراہی کی اور ان کے 7 ریسرچ اسسٹنٹ نے نوبل انعام حاصل کیا۔

تھامسن نے تجویز کیا کہ:

(i) ایٹم مثبت چارج شدہ کرہ پر مشتمل ہے، جس میں الیکٹران پیوست ہوتے ہیں۔

(ii) منفی اور مثبت برقی بار کی عددی قدر یکساں ہوتی ہے۔ اس طرح ایٹم برقی طور پر تعدیلی (Neutral) ہوتا ہے۔

حالانکہ تھامسن ماڈل نے ایٹم کے برقی طور پر تعدیل ہونے کی بخوبی وضاحت کردی، لیکن دوسرے سائنس دانوں کے ذریعے کیے گئے تجربات سے حاصل ہونے والے نتائج کی اس ماڈل سے وضاحت نہیں ہوسکی، جیسا کہ ہم ذیل میں دیکھیں گے۔

4.2.2 ایٹم کا ردرفورڈ ماڈل
(Rutherford's Model of an Atom)

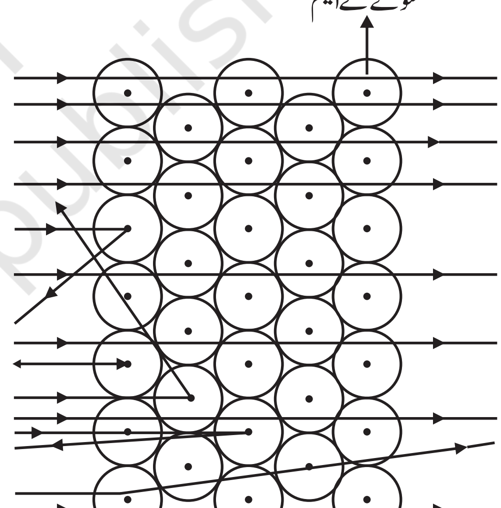
ارنسٹ ردرفورڈ (Ernest Rutherford) یہ معلوم کرنے میں دلچسپی رکھتے تھے کہ ایٹم میں الیکٹران کس طرح مرتب رہتے ہیں؟ اس کے لیے

© NCERT not to be republished

2019-20

انھوں نے ایک تجربہ انجام دیا۔ اس تجربے میں تیزی سے حرکت کرتے ہوئے α-ذرات کی سونے کے باریک ورق پر بوچھار کی گئی۔

- انھوں نے سونے کے ورق کا انتخاب اس لیے کیا کیونکہ وہ چاہتے تھے کہ جتنی پتلی تہہ ہو اتنا بہتر ہے۔ انھوں نے جو سونے کا ورق منتخب کیا اس کی موٹائی 1000 ایٹموں کی موٹائی کے مساوی تھی۔
- α-ذرات ہیلیم آین ہیں، جن کا برقی چارج دو مثبت اکائی ہوتا ہے۔ کیونکہ ان کی کمیت 4u ہوتی ہے لہٰذا تیز رفتار سے حرکت کرتے ہوئے α- ذرات کی توانائی قابل لحاظ ہوتی ہے۔
- انھیں امید تھی کہ سونے کے ایٹموں کے ذیلی ذرات سے یہ α-ذرات منفرج (Deflect) ہو جائیں گے۔ لیکن کیونکہ یہ α-ذرات پروٹانوں کے مقابلے میں کہیں زیادہ بھاری تھے، اس لیے ان کا خیال تھا کہ یہ انفراج زیادہ نہیں ہوگا۔



شکل 4.2 سونے کے ورق سے α- ذرات کا انتشار

لیکن α- ذرات انتشار تجربے سے بالکل ہی خلاف توقع نتائج حاصل ہوئے۔ (شکل 4.2) مندرجہ ذیل مشاہدات کیے گئے:

(i) تیز رفتار سے حرکت کرتے ہوئے α- ذرات کی بڑی اکثریت سونے کے ورق میں سے سیدھی گزر گئی۔

(ii) کچھ α- ذرات سونے کے ورق سے منفرج تو ہوئے لیکن زاویہ انفراج چھوٹا تھا۔

(iii) سب سے زیادہ تعجب خیز بات یہ تھی کہ تقریباً ہر 12000 ذرات میں سے ایک ذرہ سونے کے ورق سے ٹکرا کر سیدھا واپس لوٹ آیا۔

ای۔ ردرفورڈ (E. Rutherford) (1871-1937) اسپرنگ گروو (Spring Grove) میں 30/اگست 1871 کو پیدا ہوئے۔ انھیں بابائے نیوکلیائی طبعیات کی حیثیت سے جانا جاتا تھا۔ انھیں تابکاری (Radio-activity) پر کیے گئے کام اور طلائی ورق تجربے کے ذریعے ایٹم کے نیوکلیس کی دریافت کی وجہ سے بہت زیادہ شہرت حاصل ہوئی۔ انھیں 1908 میں کیمسٹری کے نوبل انعام سے نوازا گیا۔

ردرفورڈ کے الفاظ میں ''یہ نتیجہ اتنا حیرت انگیز تھا کہ جیسے ایک ٹشو کاغذ پر آپ 15 انچ کا گولا داغیں اور وہ گولا ٹشو کاغذ سے ٹکرا کر واپس آپ کو زخمی کر دے۔

آیئے، اس تجربہ کے مضمرات کو سمجھنے کے لیے کھلے میدان میں ایک سرگرمی کرتے ہیں۔ ایک بچے کو ایک دیوار کے سامنے اس کی آنکھیں بند کر کے کھڑا کر دیں۔ اسے کچھ فاصلے سے دیوار پر کنکریاں مارنے دیں۔ جب کنکری دیوار سے ٹکرائے گی تو بچہ کو ٹکرانے کی آواز سنائی دے گی۔ اگر وہ بچہ دس مرتبہ کنکری پھینکے گا تو اسے دس بار آواز سنائی دی گی۔ اب اسی بچے کو پارک میں لے جایئے، جہاں کنارے پر تار کھنچے ہوئے ہیں۔ اب بچے کو تاروں سے کچھ فاصلے پر اس کی آنکھیں بند کر کے کھڑا کر دیجیے اور اس سے کہیے کہ وہ پھر کنکریاں مارے۔ زیادہ تر پتھر کیونکہ تار سے نہیں ٹکرائیں گے، اس لیے کوئی آواز نہیں سنائی دے گی۔ اس سے پتہ چلتا ہے کہ تاروں کے درمیان میں بہت سی خالی جگہ ہے اور کنکریاں اس خالی جگہ سے تاروں کے پار گزر جاتی ہیں۔

اسی طرح کی توجیہہ سے ردرفورڈ نے α- ذرات انتشار تجربے سے مندرجہ ذیل نتائج اخذ کیے:

© NCERT not to be republished

(i) ایٹم کے اندر زیادہ تر جگہ خالی ہے، کیونکہ زیادہ تر α- ذرات سونے کے ورق میں سے، بغیر منفرج (Deflect) ہوئے، گزر گئے۔

(ii) کیونکہ بہت کم ذرات اپنے راستے سے منفرج ہوئے، اس سے معلوم ہوتا ہے کہ ایٹم کا مثبت چارج بہت کم جگہ گھیرتا ہے۔

(iii) بہت کم α- ذرات 180° کے زاویے سے منفرج ہوئے جس سے یہ پتہ چلتا ہے کہ سونے کے ایٹم کا کل مثبت چارج اور اس کی کل کمیت ایٹم کے اندر بہت چھوٹے حجم میں مرتکز ہے۔

ان تجربات سے حاصل ہونے والے اعداد وشمار کی مدد سے ردرفورڈ نے یہ حساب بھی لگایا کہ نیوکلیس کا نصف قطر، ایٹم کے نصف قطر سے 10^5 گنا چھوٹا ہے۔

ردرفورڈ نے اپنے تجربات کی بنیاد پر ایٹم کا نیوکلیائی ماڈل تجویز کیا، جس کے اہم نکات مندرجہ ذیل ہیں:

(i) ایٹم میں ایک مثبت چارج شدہ مرکز ہوتا ہے، جسے نیوکلیس کہتے ہیں۔ ایٹم کی تقریباً کل کمیت صرف نیوکلیس میں ہی پائی جاتی ہے۔

(ii) الیکٹران نیوکلیس کے گرد متعین مداروں میں چکر لگاتے ہیں۔

(iii) نیوکلیس کا سائز ایٹم کے سائز کے مقابلے میں بہت چھوٹا ہوتا ہے۔

ردرفورڈ کے ایٹمی ماڈل کی کمیاں:

الیکٹران کی مداری حرکت کے مستحکم ہونے کی امید نہیں کی جاسکتی۔ دائری مدار میں حرکت کرتا ہوا کوئی بھی ذرہ اسراع پذیر ہوگا۔ اسراع کے دوران، چارج شدہ ذرات توانائی کا اشعاع کریں گے۔ اس لیے دائری حرکت کرتا ہوا الیکٹران توانائی کھوتا رہے گا اور بالآخر نیوکلیس میں گر جائے گا۔ اگر ایسا ہوتا تو ایٹم بہت زیادہ غیر مستحکم ہوتا اور مادہ اس شکل میں نہیں پایا جاتا، جس میں ہم اسے دیکھتے ہیں۔ ہم جانتے ہیں کہ ایٹم اچھے خاصے مستحکم ہوتے ہیں۔

4.2.3 ایٹم کا بور ماڈل

(Bohr's Model of Atom)

ردرفورڈ کے ماڈل پر کیے گئے اعتراضات کو ختم کرنے کے لیے نیلز (Neils Bohr) نے ایٹمی ماڈل کے سلسلے میں مندرجہ ذیل مسلمات (Postulates) پیش کیے:

(i) ایٹم کے اندر الیکٹران صرف کچھ مقررہ مداروں میں ہی چکر لگا سکتے ہیں جنہیں مجرد مدار (Discrete Orbits) کہا جاتا ہے۔

(ii) مجرد مداروں میں حرکت کرتے ہوئے، الیکٹران توانائی کا اشعاع نہیں کرتے۔

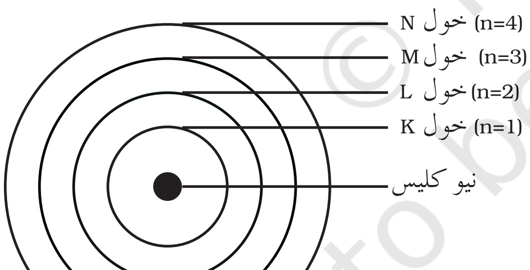
نیلز بور (Neils Bohr)، (1885-1962) کوپن ہیگن (Copenhagen) میں 7 اکتوبر 1985 کو پیدا ہوئے۔ 1916 میں کوپن ہیگن یونیورسٹی میں انھیں طبیعیات کا پروفیسر مقرر کیا گیا۔ 1922 میں انھیں ان کے ''ایٹم کی ساخت پر'' کیے گئے کام کے لیے نوبل انعام سے نوازا گیا۔ پروفیسر نیلز بور کی متعدد تخلیقات میں سے 3 کتابی شکل میں شائع ہوئیں:

(i) دی تھیوری آف اسپیکٹرا اینڈ ایٹومک کانسٹی ٹیوشن (Theory of Spectra and Atomic Constitution)

(ii) ایٹومک تھیوری (Atomic Theory)

(iii) دی ڈیسکرپشن آف نیچر (The Description of Nature)

یہ مدار یا خول (Shells) توانائی منازل (Energy hevels) کہلاتے ہیں۔ ایک ایٹم کے توانائی منازل شکل 4.3 میں دکھائے گئے ہیں۔



شکل 4.3 ایک ایٹم میں چند توانائی منازل

یہ مدار یا خول حروف K, L, M, N, ... یا اعداد n=1, 2, 3, 4,... سے ظاہر کیے جاتے ہیں۔

© NCERT not to be republished

سوالات

1۔ ''ایٹم برقی طور پر تعدیل ہے''۔اس بیان کو تھامسن کے ایٹمی ماڈل کی بنیاد پر سمجھایئے۔

2۔ ردر فورڈ کے ایٹمی ماڈل کے مطابق، ایٹم کے نیوکلیس میں کون سا ذیلی ایٹمی ذرہ موجود ہوتا ہے؟

3۔ ایٹم کے بور ماڈل کا ایک ایسا خاکہ کھینچے جس میں تین خول ہوں۔

4۔ اگر α- ذرات انتشار تجربہ سونے کے علاوہ کسی اور دھات کے ورق کے ساتھ کیا جائے آپ کے خیال میں کیا مشاہدات کیے جاسکیں گے؟

4.2.4 نیوٹران (Neutrons)

1932 میں جے چیڈوک (J.Chadwick) نے ایک اور ذیلی ایٹمی ذریافت کیا، جس پر کوئی برقی چارج نہیں تھا اور جس کی کمیت پروٹان کی کمیت کے تقریباً مساوی تھی۔اس ذرے کو نیوٹران (Neutron) کا نام دیا گیا۔ نیوٹران سوائے ہائڈروجن کے، ہرعنصر کے نیوکلیس میں پائے جاتے ہیں۔عمومی طور پر نیوٹران کو "n" سے ظاہر کرتے ہیں۔اس لیے، ایک ایٹم کی کمیت، اس کے نیوکلیس میں پائے جانے والے پروٹانوں کی کمیت اور نیوٹرانوں کی کمیت کا حاصل جمع ہوتی ہے۔

سوالات

1۔ ایک ایٹم کے تین بنیادی ذیلی ایٹمی ذرات کے نام بتایئے۔

2۔ ہیلیم ایٹم کی ایٹمی کمیت 4u ہوتی ہے اور اس کے نیوکلیس میں 2 پروٹان ہوتے ہیں۔اس میں کتنے نیوٹران ہوں گے۔

4.3 الیکٹران مختلف مداروں (خولوں) میں کس طرح منقسم ہیں؟

(How Electrons are Distributed in Different Orbits (Shells)

ایٹم کے مختلف مداروں میں الیکٹرانوں کی تقسیم کا طریقہ بور (Bohr) اور بُری (Bury) نے تجویز کیا۔مختلف توانائی منازل یا خولوں میں الیکٹرانوں کی تعداد لکھنے کے لیے مندرجہ ذیل قاعدوں پر عمل کیا جاتا ہے:

(i) ایک شیل میں کی زیادہ سے زیادہ تعداد فارمولا: $2n^2$ سے ظاہر کی جاسکتی ہے، جہاں n مدار نمبر یا توانائی منزل اشاریہ $1, 2, 3, \ldots$ ہے۔اس لیے پہلے مدار یا K - خول میں الیکٹرانوں کی زیادہ سے زیادہ تعداد ہوگی: $2 \times 1^2 = 2$ دوسرے مدار یا L- خول میں الیکٹرانوں کی ازحد تعداد ہوگی: $2 \times 2^2 = 8$ اور تیسرے مدار یا M- خول میں الیکٹرانوں کی زیادہ سے زیادہ تعداد ہوگی: $2 \times 3^2 = 18$ چوتھے مدار یا N- خول میں الیکٹرانوں کی زیادہ سے زیادہ تعداد ہوگی: $2 \times 4^2 = 32$ اور اسی طرح آگے بھی۔

(ii) سب سے باہر والے مدار میں الیکٹرانوں کی زیادہ سے زیادہ تعداد 8 ہوسکتی ہے۔

(iii) کسی خول میں الیکٹران اس وقت تک نہیں رکھے جاسکتے، جب تک کہ اندرونی خول مکمل طور پر نہ بھر جائیں یعنی کہ خول ایک، ایک کر کے بھرے جاتے ہیں۔

پہلے 18 عناصر کی ایٹمی ساخت شکل 4.4 میں دکھائی گئی ہے۔

سرگرمی 4.2

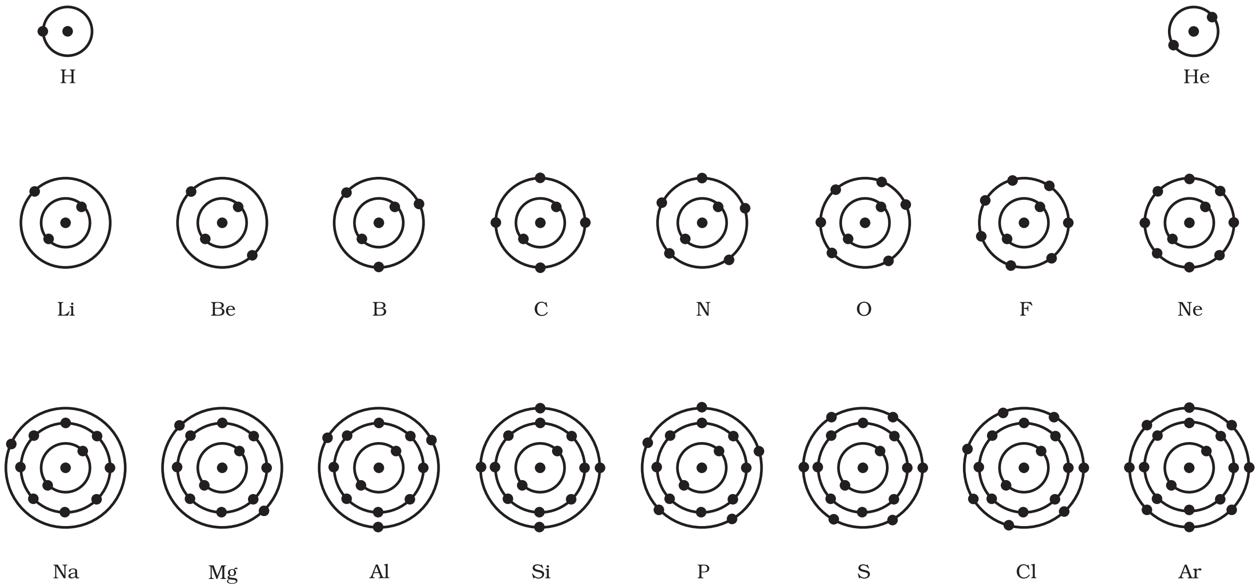
- ایک ساکن ایٹمی ماڈل بنایئے، جس میں پہلے 18 عناصر کی ایٹمی ساخت کو دکھایا گیا ہو۔
- پہلے 18 عناصر کے ایٹموں کی ترکیب جدول 4.1 میں دی گئی ہے۔

سوالات

1۔ کاربن اور سوڈیم ایٹموں میں الیکٹرانی تقسیم (Electronic Distribution) لکھیے۔

2۔ اگر ایک ایٹم کے K اور L خول مکمل طور پر بھرے ہوئے ہیں تو ایٹم میں الیکٹرانوں کی کل تعداد کتنی ہوگی؟

© NCERT not to be republished



شکل 4.4 پہلے اٹھارہ عناصر کی ایٹمی بناوٹ کا خاکہ

4.4 گرفت (Valency)

ہم سیکھ چکے ہیں کہ ایٹم میں الیکٹران مختلف خولوں/ مداروں میں کس طرح منقسم ہوتے ہیں۔ ایٹم کے سب سے باہری خول میں موجود الیکٹران ''گرفتی الیکٹران'' کہلاتے ہیں۔

بور بری کے خاکے سے ہم یہ بھی جانتے ہیں کہ ایک ایٹم کے سب سے باہری خول میں زیادہ سے زیادہ 8 الیکٹرون سما سکتے ہیں۔ یہ مشاہدہ کیا گیا کہ وہ عناصر جن کے ایٹم کا سب سے باہری خول مکمل طور پر بھرا ہوتا ہے، وہ بہت کم کیمیائی سرگرمی کا اظہار کرتے ہیں۔ دوسرے الفاظ میں، ان کی متحد ہونے کی صلاحیت (Combining Capacity) یا گرفت صفر ہوتی ہے۔ ان غیر متعامل (Inert) عناصر میں سے ہیلیم ایٹم کے سب سے باہری خول میں 2 الیکٹران ہوتے ہیں اور باقی سب عناصر کے آخری خول میں 8 الیکٹران ہوتے ہیں۔

دوسرے عناصر کے ایٹموں کی متحد ہونے کی صلاحیت، یعنی کہ ان کے اپنے ہی عنصر یا دوسرے عناصر کے ایٹموں سے تعامل کرکے مالیکیول تشکیل دینے کے رجحان کی وضاحت اس طرح کی جاسکتی ہے کہ یہ ان ایٹموں کی اپنے سب سے باہری خول کو مکمل طور پر بھرنے کی کوشش ہے۔ وہ سب سے باہری خول، جس میں 8 الیکٹران ہوں، آکٹیٹ (Octet) خول کہلاتا ہے۔ اس لیے، ایٹموں کے تعامل کرنے کی وجہ یہ ہے کہ وہ اپنے سب سے باہری خول میں آکٹیٹ حاصل کرنا چاہتے ہیں۔ وہ ایسا کرنے کے لیے الیکٹرانوں کا ساجھا کرتے ہیں یا انھیں خارج یا حاصل کرتے ہیں۔ الیکٹرانوں کی وہ تعداد، جن کی سب سے باہر والے شیل میں الیکٹرانوں کا آکٹیٹ تشکیل دینے کے لیے جتنے الیکٹرانوں کا ساجھا کیا جاتا ہے یا جتنے الیکٹران دیے یا لیے جاتے ہیں وہ اس عنصر کی براہ راست متحد ہونے کی صلاحیت ہے اسے ''گرفت'' کہا جاتا ہے۔ جس سے ہم پچھلے باب میں بحث کر چکے ہیں۔ مثلاً ہائڈروجن/ لیتھیم/ سوڈیم میں سے ہر ایک کے ایٹم کے سب سے باہری شیل میں 1 الیکٹران ہوتا ہے، اس لیے وہ 1 الیکٹرون خارج کر سکتے ہیں۔ اس لیے ہم کہتے ہیں کہ ان کی گرفت 1 ہے۔ کیا آپ بتا سکتے ہیں کہ میگنیشیم اور ایلیومنیم کی گرفت کتنی ہوگی؟ یہ بالترتیب، 2 اور 3 ہے، کیونکہ میگنیشیم کے سب سے باہر خول میں 2 الیکٹرون اور ایلیومنیم کے سب سے باہری خول میں 3 الیکٹرون ہوتے ہیں۔

اگر ایک ایٹم کے سب سے باہری خول میں الیکٹرانوں کی تعداد، اس خول میں سما سکنے والے الیکٹرانوں کی زیادہ سے زیادہ تعداد کے نزدیک ہو تو گرفت معلوم کرنے کا طریقہ مختلف ہے۔ فلورین ایٹم کے سب سے باہری

© NCERT not to be republished

2019-20

جدول 4.1: پہلے 18 عناصر کے ایٹموں کی ترکیب اور مختلف خولوں میں الیکٹرانوں کی تقسیم

عنصر کا نام	علامت	ایٹمی عدد	پروٹانوں کی تعداد	نیوٹرانوں کی تعداد	الیکٹرانوں کی تعداد	الیکٹرانوں کی تقسیم				گرفت
						K	L	M	N	
ہائڈروجن (Hydrogen)	H	1	1	–	1	1	–	–	–	1
ہیلیم (Helium)	He	2	2	2	2	2	–	–	–	0
لیتھیم (Lithium)	Li	3	3	4	3	2	1	–	–	1
بیری لیم (Beryllium)	Be	4	4	5	4	2	2	–	–	2
بورون (Boron)	B	5	5	6	5	2	3	–	–	3
کاربن (Carbon)	C	6	6	6	6	2	4	–	–	4
نائٹروجن (Nitrogen)	N	7	7	7	7	2	5	–	–	3
آکسیجن (Oxygen)	O	8	8	8	8	2	6	–	–	2
فلورین (Fluorine)	F	9	9	10	9	2	7	–	–	1
نیون (Neon)	Ne	10	10	10	10	2	8	–	–	0
سوڈیم (Sodium)	Na	11	11	12	11	2	8	1	–	1
میگنیشیم (Megnesium)	Mg	12	12	12	12	2	8	2	–	2
ایلیومنیم (Aluminium)	Al	13	13	14	13	2	8	3	–	3
سلی کون (Silicon)	Si	14	14	14	14	2	8	4	–	4
فاسفورس (Phosphorous)	P	15	15	16	15	2	8	5	–	3.5
گندھک (Sulphur)	S	16	16	16	16	2	8	6	–	2
کلورین (Chlorine)	Cl	17	17	18	17	2	8	7	–	1
آرگن (Argon)	Ar	18	18	22	18	2	8	8	–	0

© NCERT not to be republished

خول میں 7 الیکٹران ہوتے ہیں اور اس کی گرفت 7 ہوسکتی تھی۔ اب فلورین ایٹم کے لیے 7الیکٹران خارج کرنے کے مقابلے 1 الیکٹرون حاصل کرنا زیادہ آسان ہے۔اس لیے، اس کی گرفت آکٹیٹ میں سے 7 الیکٹران نفی کرکے معلوم کی جاتی ہے۔، اور اس طرح ہمیں فلورین کی گرفت حاصل ہوتی ہے: "1"۔ اسی طریقے سے آکسیجن کی گرفت بھی معلوم کی جاسکتی ہے۔اس طریقے سے حساب لگانے پر حاصل ہونے والی آکسیجن کی گرفت کیا ہوگی؟

اس لیے ہرعنصر کے ایٹم کی ’’متحد ہونے کی صلاحیت‘‘ متعین ہوتی ہے، جسے گرفت کہتے ہیں۔ پہلے 18 عناصر کی گرفت جدول 4.1 کے آخری کالم میں دی گئی ہے۔

سوال

1۔ آپ کلورین سلفر اور میگنیشیم کی گرفت کیسے معلوم کریں گے۔

4.5 ایٹمی عدد اور کمیت عدد

(Atomic Number and Mass Number)

4.5.1 ایٹمی عدد (Atomic Number)

ہم جانتے ہیں کہ پروٹان، ایٹم کے نیوکلیس میں ہوتے ہیں۔ایٹم کے نیوکلیس میں پائے جانے والے پروٹانوں کی تعداد اس کا ایٹمی عدد متعین کرتی ہے۔اسے "Z" سے ظاہر کیا جاتا ہے۔ایک عنصر کے تمام ایٹموں کا ایٹمی عدد یکساں ہوتا ہے۔دراصل، عنصر کی تعریف ان کے ایٹم میں موجود پروٹانوں کی تعداد کی بنیاد پر کی جاتی ہے ہائڈروجن کے لیے: $Z=1$، کیونکہ ہائڈروجن ایٹم کے نیوکلیس میں صرف 1 پروٹان ہوتا ہے۔اسی طرح، کاربن کے لیے $Z = 6$، اس طرح ایک ایٹم کے نیوکلیس میں پائے جانے والے کل پروٹانوں کی تعداد اس کا ایٹمی عدد ہے۔

4.5.2 کمیت عدد (Mass Number)

ایٹم کے ذیلی ایٹمی ذرات کی خاصیتوں کا مطالعہ کر لینے کے بعد، ہم یہ نتیجہ اخذ کر سکتے ہیں کہ ایٹم کی کمیت عملی طور پر اس کے نیوکلیس میں پائے جانے والے پروٹانوں اور نیوٹرانوں کی وجہ سے ہے۔اس لیے پروٹانوں اور نیوٹرانوں کو نیوکلیون (Nucleon) بھی کہتے ہیں۔اس طرح ایٹم کی کمیت اس کے نیوکلیس میں پائی جاتی ہے۔مثلاً: کاربن کی کمیت 12u ہے، کیونکہ اس میں 6 پروٹان اور 6 نیوٹران ہوتے ہیں، $6u + 6u = 12u$ ہے۔اسی طرح ایلیومینیم کی کمیت 27u ہے (14 نیوٹران+13 پروٹان)۔ لہٰذا ایٹم کے نیوکلیس میں پائے جانے والے نیوٹرانوں اور پروٹانوں کی تعداد کا حاصل جمع کمیت عدد (Mass Number) کہلاتا ہے۔

ایک ایٹم کو علامتی شکل میں ظاہر کرنے کے لیے ایٹمی عدد، کمیت عدد اور عنصر کی علامت کو اس طرح لکھا جاتا ہے:

کمیت عدد

عنصر کی علامت

ایٹمی عدد

مثال کے طور پر، نائٹروجن کو اس طرح لکھا جائے گا: $^{14}_{7}N$

سوالات

1۔ اگر ایک ایٹم میں پروٹانوں کی تعداد 8 اور الیکٹرانوں کی تعداد بھی 8 ہے تو: (i) ایٹم کا ایٹمی عدد کیا ہے؟ (ii) ایٹم پر برقی چارج کتنا ہے؟

2۔ جدول 4.1 کی مدد سے، آکسیجن اور سلفر (گندھک) کے ایٹموں کے کمیت عدد معلوم کیجیے۔

4.6 ہم جا (Isotopes)

قدرت میں کچھ عناصر کے ایسے ایٹم بھی پائے گئے ہیں، جن کے ایٹمی عدد تو یکساں ہیں لیکن کمیت عدد مختلف ہیں۔مثال کے طور پر ہائیڈروجن ایٹم لیجیے، اس کی 3 ایٹمی قسمیں پروٹیم (Protium) ($^{1}_{1}H$) (Deiteroim) ($^{2}_{1}H$ یا D) اور ٹرائی ٹیم (Tritium) ($^{3}_{1}H$ یا T)۔ان تینوں میں سے ہر ایک کا ایٹمی عدد 1 ہے، جبکہ ان کے کمیت عدد، بالترتیب 1، 2 اور 3 ہیں۔ ایسی اور بھی مثالیں ہیں: (i) کاربن $^{12}_{6}C$ اور $^{14}_{6}C$ (ii) کلورین $^{37}_{17}Cl$ اور $^{35}_{17}Cl$۔

ان مثالوں کی بنیاد پر ہم جا کی تعریف اس طرح کی جاتی ہے کہ ہم جا ایک ہی عنصر کے وہ ایٹم ہیں جن کے ایٹمی عدد یکساں ہوتے ہیں لیکن کمیت عدد مختلف ہوتے ہیں۔اس لیے، ہم کہہ سکتے ہیں کہ ہائڈروجن ایٹم کے تین ہم جا ہیں، یعنی پروٹیم، ڈیوٹیریم اور ٹرائی ٹیم۔

کئی عناصر ہم جاؤں کے آمیزے پر مشتمل ہوتے ہیں۔ایک عنصر کا ہر ہم جا ایک خالص شے ہوتی ہے۔ہم جاؤں کی کیمیائی خاصیتیں تو یکساں ہوتی ہیں لیکن طبعی خاصیتیں مختلف ہوتی ہیں۔

کلورین قدرتی طور پر 2 ہم جاؤں کی شکل میں پائی جاتی ہے، جن کی کمیتیں 35 اور 37 ہوتی ہیں اور ان کی نسبت: "3:1" ہوتی ہے۔اب سوال یہ پیدا ہوتا ہے کہ ہم کلورین ایٹم کی کمیت کیا مانیں؟ آیئے معلوم کریں۔کسی عنصر کے ایٹم کی کمیت ہم اس عنصر کے قدرتی طور پر پائے جانے والے تمام ایٹموں کی کمیت کی اوسط قدر کو مانتے ہیں۔اگر کسی عنصر کا کوئی ہم جا نہیں ہے تو اس کی کمیت اس میں موجود پروٹانوں اور نیوٹرانوں کی تعداد کے حاصل جمع کے برابر ہوگی۔لیکن اگر کسی عنصر کی ہم جائی قسمیں بھی پائی جاتی ہیں تو ہمیں ہر ہم جائی قسم کا فی صد بھی معلوم ہونا چاہیے، تب ہم اس کی کمیت کا حساب لگا سکتے ہیں۔

© NCERT not to be republished

اوپر دیے ہوئے اعداد وشمار کی بنیاد پر، کلورین ایٹم کی کمیت ہوگی:

$$\left[\left(35\times\frac{75}{100}+37\times\frac{25}{100}\right)\right.$$

$$\left.=\left(\frac{105}{4}+\frac{37}{4}\right)=\frac{142}{4}=35.5u\right]$$

اس کا یہ مطلب نہیں ہے کہ کلورین کے کسی ایک ایٹم کی کمیت کسری اعداد کی شکل میں 35.5u ہے۔ اس کا مطلب ہے کہ اگر آپ کلورین کی کچھ مقدار لیں، تو اس میں دونوں ہم جا موجود ہوں گے اور اوسط کمیت 35.5 ہے۔

استعمال (Applications)

کیونکہ ایک عنصر کے تمام ہم جاؤں کی کیمیائی خاصیتیں یکساں ہوتی ہیں، لہٰذا عام طور سے ہمیں آمیزہ سے کوئی فرق نہیں پڑتا ہے۔ لیکن کچھ ہم جاؤں کی مخصوص خاصیتیں ہوتی ہیں، جن کی بنا پر مختلف شعبوں میں ان کا استعمال کیا جاتا ہے۔ ان میں سے کچھ درج ذیل ہیں:

(i) یورنیم کا ایک ہم جا، نیوکلیائی ایندھن کے بطور نیوکلیائی ری ایکٹروں میں استعمال ہوتا ہے۔

(ii) کوبالٹ کا ایک ہم جا کینسر کے مرض کے علاج میں استعمال ہوتا ہے۔

(iii) آیوڈین کا ایک ہم جا، گائٹر (Goitre) کے علاج میں استعمال ہوتا ہے۔

4.6.1 ہم بار (Isobars)

آیئے دو عناصر ملاحظہ کریں: کیلشیم، جس کا ایٹمی عدد 20 اور آرگن، جس کا ایٹمی عدد 18 ہے۔ ان دونوں ایٹموں میں الیکٹرانوں کی تعداد مختلف ہے، لیکن ان دونوں عناصر کا کمیت عدد 40 ہے یعنی عناصر کے اس جوڑے میں نیوکلیانوں کی کل تعداد یکساں ہے۔ مختلف عناصر کے وہ ایٹم، جن کے ایٹمی عدد مختلف لیکن کمیت عدد یکساں ہوتے ہیں، ہم بار (Isobars) کہلاتے ہیں۔

سوالات

1۔ علامت H، D اور T کے لیے، ان میں سے ہر ایک میں پائے جانے والے تین ذیلی ایٹمی ذرات کی جدول تیار کیجیے۔

2۔ ہم جاؤں اور ہم باروں کے کسی ایک جوڑے کا الیکٹرانی تشکل لکھیے۔

آپ نے کیا سیکھا

- الیکٹران اور پروٹان کی دریافت کا سہرا، بالترتیب، جے۔ جے۔ تھامسن اور ای۔ گولڈ اسٹائن کے سر ہے۔
- جے۔ جے۔ تھامسن نے تجویز کیا کہ الیکٹران مثبت کرہ میں پیوست ہوتے ہیں۔
- ردرفورڈ کے α- ذرات تجربے نے ایٹمی نیوکلیس کی دریافت کی راہ دکھائی۔
- ایٹم کے ردرفورڈ ماڈل نے تجویز کیا کہ ایٹم کے اندر ایک بہت ہی چھوٹا نیوکلیس موجود ہوتا ہے اور الیکٹران اس نیوکلیس کے گرد گھومتے ہیں۔ اس ماڈل سے ایٹم کے استحکام کی وضاحت نہیں ہوگی۔
- نیلز بور کا ایٹمی ماڈل زیادہ کامیاب رہا۔ انھوں نے تجویز پیش کی کہ الیکٹران میں مجرد (Discrete) توانائیوں کے ساتھ، نیوکلیس کے گرد مختلف خولوں میں منقسم ہوتے ہیں۔ اگر ایٹمی خول مکمل ہوگا، تو ایٹم مستحکم اور کم تعامل پذیر ہوگا۔

© NCERT not to be republished

چیڈوک نے ایٹم کے نیوکلیس میں نیوٹرانوں کی موجودگی دریافت کی۔ اس طرح ایک ایٹم کے تین ذیلی ایٹمی ذرات ہیں: (i) الیکٹران (ii) پروٹان اور (iii) نیوٹران۔ الیکٹران منفی چارج شدہ اور پروٹان مثبت چارج شدہ ہوتے ہیں، جب کہ نیوٹران برقی طور پر تعدیل ہوتے ہیں۔ الیکٹران کی کمیت ہائڈروجن ایٹم کی کمیت کا $\frac{1}{2000}$ گنا ہوتی ہے۔ پروٹان اور نیوٹران میں سے ہر ایک کی کمیت 1 اکائی مانی جاتی ہے۔

- ایٹم کے خولوں کی نشاندہی N، M، L، K،..... کے ذریعے کی جاتی ہے۔
- گرفت ایٹم کے متحد ہونے کی صلاحیت ہے۔
- ایک عنصر کا ایٹمی عدد اس کے ایٹم کے نیوکلیس میں موجود پروٹانوں کی تعداد ہے۔
- ایک ایٹم کا کمیت عدد اس کے نیوکلیس کے نیوکلیانوں کی تعداد کے مساوی ہوتا ہے۔
- ہم جا ایک ہی عنصر کے وہ ایٹم ہیں، جن کے کمیت عدد مختلف ہوتے ہیں۔
- ہم بار وہ ایٹم ہیں جن کے کمیت عدد یکساں ہوتے ہیں مگر ایٹمی عدد مختلف ہوتے ہیں۔
- عناصر کی تعریف ان کے پروٹانوں کی تعداد کے ذریعے کی جاتی ہے۔

مشق

1۔ الیکٹرون، پروٹون اور نیوٹرون کی خاصیتوں کا موازنہ کیجیے۔

2۔ جے۔ جے۔ تھامسن کے ایٹمی ماڈل کی کیا کمیاں ہیں؟

3۔ ردرفورڈ کے ایٹمی ماڈل کی کیا کمیاں ہیں؟

4۔ بور کا ایٹمی ماڈل بیان کیجیے۔

5۔ اس باب میں بیان کیے گئے تمام ایٹمی ماڈلوں کا ایک دوسرے سے موازنہ کیجیے۔

6۔ پہلے 18 عناصر کا الیکٹرانی شکل لکھنے کے قاعدوں کا خلاصہ کیجیے۔

7۔ سلی کون اور آکسیجن کی مثالوں کی مدد سے ''گرفت'' کی تعریف کیجیے۔

8۔ مثالوں کے ساتھ سمجھایئے: (i) ایٹمی عدد (ii) کمیت عدد (iii) ہم جا اور (iv) ہم بار۔ ہم جا کے کوئی دو استعمال لکھیے۔

9۔ Na^+ کے K اور L خول مکمل طور پر بھرے ہوتے ہیں۔ سمجھایئے۔

2019-20

© NCERT not to be republished

10۔ اگر برومین ایٹم دو ہم جاؤں $\underset{35}{\overset{79}{Br}}$(49.7%) اور $\underset{35}{\overset{81}{Br}}$(50.3%) کی شکل میں ملتا ہے، تو برومین ایٹم کی ایٹمی کمیت معلوم کیجیے۔

11۔ ایک عنصر X کے ایک نمونے کی اوسط ایٹمی کمیت 16.2u ہے۔ اس نمونے میں ہم جا $^{16}_{8}X$ اور $^{18}_{8}X$ کی فی صد کتنی ہے؟

12۔ اگر Z=3 ہے تو عنصر کی گرفت کیا ہوگی؟ عنصر کا نام بھی لکھیے۔

13۔ دو ایٹمی شکلوں X اور Y کے نیوکلیائی کی ترکیب مندرجہ ذیل ہے۔

		X	Y
پروٹان	=	6	6
نیوٹران	=	6	8

X اور Y کے کمیت عدد بتائیے۔ ان دونوں شکلوں میں کیا آپسی رشتہ ہے؟

14۔ مندرجہ ذیل بیانات میں سے جو صحیح ہیں، ان کے لیے T اور جو غلط ہیں، ان کے لیے F لکھیے۔

(a) جے۔ جے۔ تھامسن نے تجویز کیا کہ ایٹم کے نیوکلیس میں صرف نیوکلیون ہوتے ہیں۔

(b) ایک نیوٹرون، الیکٹرون اور پروٹان کے آپس میں متحد ہونے سے بنتا ہے۔ اس لیے یہ برقی طور پر تعدیل ہے۔

(c) الیکٹرون کی کمیت، پروٹان کی کمیت کی تقریباً $\frac{1}{2000}$ گنا ہے۔

(d) آیوڈین کا ایک ہم جا ٹنکچر آیوڈین بنانے میں استعمال ہوتا ہے، جو دوا کے طور پر استعمال ہوتا ہے۔

سوال 15، 16 اور 17 میں درست متبادل کے سامنے صحیح (✓) اور غلط متبادل کے سامنے غلط (×) کا نشان لگائیے۔

15۔ ردرفورڈ کے α- انتشار تجربے سے جس دریافت کی طرف رہنمائی ہوئی وہ ہے:

(a) ایٹمی نیوکلیس (b) الیکٹرون

(c) پروٹان (d) نیوٹرون

16۔ ایک عنصر کے ہم جا میں

(a) یکساں طبعی خاصیتیں ہوتی ہیں (b) کیمیائی خاصیتیں مختلف ہوتی ہیں

(c) نیوٹرانوں کی تعداد مختلف ہوتی ہے (d) ایٹمی عدد مختلف ہوتا ہے

© NCERT not to be republished

17۔ Cl^- آین میں گرفت الیکٹرانوں کی تعداد ہے

(a) 16 (b) 8 (c) 17 (d) 18

18۔ مندرجہ ذیل میں سوڈیم کا درست الیکٹرانی تشکل کون سا ہے:

(a) $2,8^{1}$ (b) 8,2,1 (c) 2,8 (d) 2,8,1

19۔ مندرجہ ذیل جدول کو مکمل کیجیے۔

ایٹمی عدد	کمیت عدد	نیوٹرانوں کی تعداد	پروٹانوں کی تعداد	الیکٹرانوں کی تعداد	ایٹمی قسم کا نام
9		10	—	—	
16	32	—	—	—	گندھک (Sulphur)
	24	—	12	—	
	2	—	1	—	
	1	0	1	0	

© NCERT not to be republished