باب
3

پیریاڈک ٹیبل اور خصوصیت کی دوریت

وقت کی تقسیم

تدریسی پیریڈز = 08

تشخیصی پیریڈز = 02

سلیبس میں حصہ = 28 %

اہم تصورات:

3.1 دوری جدول

3.2 خصوصیات کی دوریت

طلبہ کے آموزشی حاصلات:

طلبہ اس باب کو پڑھنے کے بعد اس قابل ہو جائیں گے کہ:

- دوری قانون کو بیان کر سکیں۔
- دوری جدول میں پیریڈ اور گروپ کے درمیان تفریق کر سکیں۔
- عناصر کی جماعت بندی دو گروپوں اور پیریڈ میں ان کے بیرونی لیکن ان کی موجودگی کے مطابق کر سکیں۔
- پیریاڈک ٹیبل یا دوری جدول میں f-block, اور s-block, p-block, d-block میں حد بندی کا تعین کر سکیں۔
- دوری جدول کو بنا سکیں۔
- دوری دور میں خاندانوں (Families) کے محل وقوع کا تعین کر سکیں۔
- عناصر کے ایک ہی خاندان میں موجود عناصر کی کیمیائی اور طبعی خصوصیات میں یکسانیت کو تسلیم کر سکیں۔
- دوری جدول میں عناصر کے مقام اور الیکٹرانک ساخت کے درمیان تعلق کو شناخت کر سکیں۔
- یہ وضاحت کر سکیں گے شیلڈنگ (Shielding) اثرات کس طرح سے دوری جدول پر اثر انداز ہوتے ہیں۔
- یہ بیان کر سکیں کہ ایک گروپ اور پیریڈ میں Electro negativity, Electron affinity, Atomic radii اور Ionization energy کس طرح سے ہوتی ہے۔

تعارف

عناصر کا پیریاڈک ٹیبل دوری جدول جسے آپ کسی بھی کمرہ جماعت کے سامنے یا کیمسٹری کی تجربہ گاہ میں لگا ہوا دیکھتے ہیں آپ اِسے ایسے سمجھتے ہیں لیکن سائنسدانوں کے ہزاروں سال کی جدوجہد کا نتیجہ ہے جو انہوں نے اس دنیا کو عنصر کے حوالے سے پیچیدگی کو سمجھنے کے لئے بنایا ہے جب عناصر کی ایک بڑی تعداد دریافت ہوئی تو سائنسدانوں نے یہ فیصلہ کیا کہ ان کو خاص ترتیب میں رکھا جائے۔
سب سے پہلے جرمنی کے کیمیادان ڈوبرنیئر نے انہیں Triads کی ترتیب دینے کی تجویز پیش کی جس میں تین عناصر پر مشتمل گروہ ایٹمی کمیت کی بنیاد پر رکھے گئے اس Triads میں مرکزی عنصر کی کمیت دوسرے دو عناصر کی کمیت کا اوسط ہے مثلاً کیلشیم (40) اسٹرانشیم (87.6) اور بیریم (137) اس میں اسٹرانشیم کی ایٹمی کمیت کیلشیم اور بیریم کی ایٹمی کمیت کا حسابی اوسط ہے۔

جدول 3.1 ڈوبرنیئرز کی Triads پر مشتمل درجہ بندی

عنصر		ایٹمی کمیت	حسابی اوسط
تثلیث (Triads)	لیتھیم سوڈیم پوٹاشیم	7 23 39	$\frac{7+39}{2}=23$
تثلیث (Triads)	کلورین برومین آئوڈین	35.5 80 126.5	$\frac{35.5+126.5}{2}=81$
تثلیث (Triads)	کیلشیم اسٹرانشیم بیریم	40 87.6 137	$\frac{137+40}{2}=88.5$

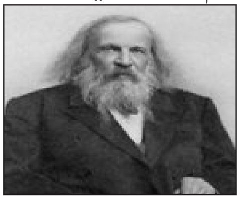
1864 میں برطانوی کیمیادان نیولینڈ نے آٹھویں کا قانون (Law of octaves) دیا اور عناصر کو بڑھتی ہوئی کمیت کے ساتھ ترتیب دیا اس کے مطابق اگر عناصر کو ان کی بڑھتی ہوئی کمیت کی ترتیب سے رکھا جائے تو ہر آٹھویں عنصر کی خصوصیت پہلے والے عنصر کی خصوصیت سے یکسانیت رکھتے ہیں۔ مثال کے طور پر

جدول 3.2 نیولینڈ کی ہشت عناصر کی درجہ بندی

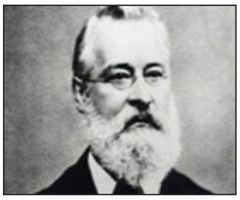
Li =7	Be=9	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19
Na=23	Mg=24	Al=27.3	Si=28	P=30.9	S = 32	Cl=35.5

اس ترتیب میں Li اور Na، Be اور Mg، B اور Al، C اور Si، N اور P، O اور S، F اور Cl یکساں کیمیائی خصوصیات کے حامل ہیں۔

1869 میں مینڈلیو نے عناصر کی طبعی اور کیمیائی خصوصیات کی بنیاد پر آٹھ عمودی اور افقی قطاروں پر مشتمل عناصر کی بنیاد کو تصنیف کیا۔ جرمنی کے سائنس دان لوتھر میئر نے دوری جدول چھاپہ جس میں 56 عناصر کو عمودی کالم یا گروپس میں ایٹمی کمیت کی بنیاد پر تقسیم کر کے پیش کیا۔


مینڈلیو

لوتھر میئر


نیولینڈ

ڈوبرنیئر

شکل 3.1 وہ سائنس دان جنہوں نے دوری جدول کی درجہ بندی میں حصّہ لیا

3.1 دوری جدول (Periodic Table)

مینڈلیو کا دوری جدول عناصر کو ترتیب دینے کا پہلا قدم تھا حالانکہ یہ دوری جدول کی خرابیوں کی وجہ سے ناکام ہو گیا لیکن اس نے پیریاڈک کے قانون کا پتہ لگانے کے لئے بنیاد فراہم کی پیریاڈک قانون (Periodic Law) کے مطابق ایک پیریاڈک ٹیبل بنایا گیا جس میں اس کے کالم کو گروپ اور عمودی قطاروں کو پیریڈ کہا گیا۔ پیریاڈک ٹیبل نے عناصر کی خصوصیات کی پیشن گوئی کی۔

3.1.1 پیریاڈک قانون (Periodic Law)

1869 میں مینڈلیو نے پیریاڈک قانون طبعی اور کیمیائی خصوصیات کی بنیاد پر بنایا یہ قانون بیان کرتا ہے کہ ان عناصر کی خصوصیات ان کے ایٹمی ماس کا دوری کام ہے بعض اوقات مینڈلیو نے خالی جگہ چھوڑ دی تھی جنہیں موسلے (Mosely) نے تجدید کیا۔

3.1.2 جدید پیریاڈک ٹیبل

ایٹمی نمبر بنیادی خصوصیت ہے کیونکہ یہ ایک عنصر سے لے کر دوسرے عنصر تک مسلسل بڑھتی ہے اور یہ ہر عنصر کے لیے مقرر ہے۔ اس بات کو نوٹ کیا گیا ہے کے عناصر کو ترتیب دینے میں ایٹمی نمبر الٹے سے سیدھے کی طرف افقی قطار میں بڑھتا ہے اور عناصر کی خصوصیات مخصوص عرصے کے بعد دہراتی ہیں۔

1913 میں موسلے نے یہ دریافت کیا کہ ایٹمی نمبر کسی بھی ایٹم کی بنیادی خصوصیت ہے. موسلے نے کہا کہ عناصر کی طبعی اور کیمیائی خصوصیات ان کا دوری کام ہے کسی بھی عنصر کا ایٹمی نمبر تعدیلی ایٹم میں الیکٹرانز کی تعداد کے برابر ہوتا ہے اس لئے ایٹمی نمبر پیریاڈک ٹیبل میں عناصر کی الیکٹرانی ساخت فراہم کرتی ہے اس طرح سے پیریاڈک ٹیبل میں عناصر کی ترتیب سات قطاروں اور اٹھارہ کالمز پر مشتمل ہے۔

پیریاڈک ٹیبل میں پیریڈز

پیریاڈک ٹیبل میں سات قطاریں ہیں جو پیریڈ کہلاتی ہیں۔ پیریڈز میں طبعی اور کیمیائی خصوصیات الٹے ہاتھ سے سیدھے ہاتھ کی طرف تبدیل ہوتی ہیں پیریڈ کے عناصر مختلف خصوصیات ظاہر کرتے ہیں کیونکہ الیکٹرانی تشکیل مسلسل پیریڈ کے اندر تبدیل ہوتی رہتی ہے اور ویلنس الیکٹرانکس کی تعداد پیریڈ میں عنصر کی پوزیشن کا تعین کرتی ہے۔ ان پیریڈز کو چھوٹے اور بڑے پیریڈ کہا جاتا ہے جو درج ذیل ہیں۔

پہلا پیریڈ سب سے چھوٹا پیریڈ

- اس پیریڈ میں سے دو عناصر ہائیڈروجن (H) اور ہیلیئم (He) پائے جاتے ہیں۔
- اس پیریڈ میں (K) شیل بھرتا ہے۔

دوسرا اور تیسرا پیریڈ (مختصر پیریڈ)

- ہر پیریڈ میں آٹھ عناصر ہوتے ہیں
- ان پیریڈز میں L اور N شیل الیکٹرونس سے بھرتے ہیں
- دوسرے پیریڈ میں Li,Be,B,C,N,O,F اور Ne ہوتے ہیں
- تیسرے پیریڈ میں Na, Mg, Al, Si, P,S,Cl اور Ar ہوتے ہیں

چوتھا اور پانچواں پیریڈ (لمبا پیریڈ)

- ہر پیریڈ میں اٹھارہ عناصر ہوتے ہیں
- ان پیریڈ میں M اور N شیل الیکٹران سے بھرتے ہیں
- چوتھا پیریڈ پوٹاشیم K سے شروع ہوتا ہے اور Kr کرپٹان پر ختم ہوتا ہے
- پانچواں پیریڈ روبیڈیم (Rb) سے شروع ہو کر زی نون (Xe) پر ختم ہوتا ہے

چھٹا پیریڈ (سب سے لمبا پیریڈ)

- اس پیریڈ میں 32 عناصر ہوتے ہیں سب سے نیچے والے چودہ عناصر Lanthanides کہلاتے ہیں
- چھٹا پیریڈ سیزیم (Cs) سے شروع ہو کر ریڈون (Rn) پر ختم ہوتا ہے

ساتواں پیریڈ (نامکمل پیریڈ)

- یہ پیریڈ فرانشیم (Fr) سے شروع ہوتا ہے
- یہ پیریڈ نامکمل سمجھا جاتا ہے
- اس پیریڈ میں چودہ عناصر کا گروپ ہوتا ہے جو ایکٹینائڈز (Actinides) کہلاتا ہے

تمام پیریڈ سوائے پہلے پیریڈ کے الکلی میٹلز سے شروع ہوتے ہیں اور نوبل گیس پر ختم ہوتے ہیں یہ مشاہدہ کیا گیا ہے کہ ہر پیریڈ میں عناصر کی تعداد مقرر ہے کیونکہ زیادہ سے زیادہ الیکٹران کی تعداد ایک عناصر کے ایک مخصوص شیل میں مخصوص مقرر ہوتی ہے۔

جدول 3.3 پیریاڈک ٹیبل میں پیریڈ کے لحاظ سے ایٹمی نمبر

پیریڈ نمبر	عناصر کی تعداد	ایٹمی نمبر کی حد
پہلا	2	1 سے 2 تک
دوسرا	8	3 سے 10 تک
تیسرا	8	11 سے 18 تک
چوتھا	18	19 سے 36 تک
پانچواں	18	37 سے 54 تک
چھٹا	32	55 سے 86 تک
ساتواں	[32]*	87 سے *118 تک

*(نامکمل پیریڈ کو ظاہر کرتا ہے)

عناصر کا پیریاڈک ٹیبل

Atomic Number
Symbol
Name
Atomic Mass

1 IA 1A	2 IIA 2A	3 IIIB 3B	4 IVB 4B	5 VB 5B	6 VIB 6B	7 VIIB 7B	8	9 VIII 8	10	11 IB 1B	12 IIB 2B	13 IIIA 3A	14 IVA 4A	15 VA 5A	16 VIA 6A	17 VIIA 7A	18 VIIIA 8A
1 H Hydrogen 1.008																	2 He Helium 4.003
3 Li Lithium 6.941	4 Be Beryllium 9.012											5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.011	7 N Nitrogen 14.007	8 O Oxygen 15.999	9 F Fluorine 18.998	10 Ne Neon 20.180
11 Na Sodium 22.990	12 Mg Magnesium 24.305											13 Al Aluminum 26.982	14 Si Silicon 28.086	15 P Phosphorus 30.974	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.453	18 Ar Argon 39.948
19 K Potassium 39.098	20 Ca Calcium 40.078	21 Sc Scandium 44.956	22 Ti Titanium 47.867	23 V Vanadium 50.942	24 Cr Chromium 51.996	25 Mn Manganese 54.938	26 Fe Iron 55.845	27 Co Cobalt 58.933	28 Ni Nickel 58.693	29 Cu Copper 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.631	33 As Arsenic 74.922	34 Se Selenium 78.971	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 84.798
37 Rb Rubidium 84.468	38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.906	40 Zr Zirconium 91.224	41 Nb Niobium 92.906	42 Mo Molybdenum 95.95	43 Tc Technetium 98.907	44 Ru Ruthenium 101.07	45 Rh Rhodium 102.906	46 Pd Palladium 106.42	47 Ag Silver 107.868	48 Cd Cadmium 112.411	49 In Indium 114.818	50 Sn Tin 118.711	51 Sb Antimony 121.760	52 Te Tellurium 127.6	53 I Iodine 126.904	54 Xe Xenon 131.294
55 Cs Cesium 132.905	56 Ba Barium 137.328	57-71	72 Hf Hafnium 178.49	73 Ta Tantalum 180.948	74 W Tungsten 183.84	75 Re Rhenium 186.207	76 Os Osmium 190.23	77 Ir Iridium 192.217	78 Pt Platinum 195.085	79 Au Gold 196.967	80 Hg Mercury 200.592	81 Tl Thallium 204.383	82 Pb Lead 207.2	83 Bi Bismuth 208.980	84 Po Polonium [208.982]	85 At Astatine 209.987	86 Rn Radon 222.018
87 Fr Francium 223.020	88 Ra Radium 226.025	89-103	104 Rf Rutherfordium [261]	105 Db Dubnium [262]	106 Sg Seaborgium [266]	107 Bh Bohrium [264]	108 Hs Hassium [269]	109 Mt Meitnerium [268]	110 Ds Darmstadtium [269]	111 Rg Roentgenium [272]	112 Cn Copernicium [277]	113 Uut Ununtrium unknown	114 Fl Flerovium [289]	115 Uup Ununpentium unknown	116 Lv Livermorium [298]	117 Uus Ununseptium unknown	118 Uuo Ununoctium unknown

Lanthanide Series	57 La Lanthanum 138.905	58 Ce Cerium 140.116	59 Pr Praseodymium 140.908	60 Nd Neodymium 144.243	61 Pm Promethium 144.913	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.964	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.925	66 Dy Dysprosium 162.500	67 Ho Holmium 164.930	68 Er Erbium 167.259	69 Tm Thulium 168.934	70 Yb Ytterbium 173.055	71 Lu Lutetium 174.967
Actinide Series	89 Ac Actinium 227.028	90 Th Thorium 232.038	91 Pa Protactinium 231.036	92 U Uranium 238.029	93 Np Neptunium 237.048	94 Pu Plutonium 244.064	95 Am Americium 243.061	96 Cm Curium 247.070	97 Bk Berkelium 247.070	98 Cf Californium 251.080	99 Es Einsteinium [254]	100 Fm Fermium 257.095	101 Md Mendelevium 258.1	102 No Nobelium 259.101	103 Lr Lawrencium [262]

Alkali Metal | Alkaline Earth | Transition Metal | Basic Metal | Semimetal | Nonmetal | Halogen | Noble Gas | Lanthanide | Actinide

پیریاڈک ٹیبل میں گروپ

پیریاڈک ٹیبل میں اٹھارہ کالمز ہیں جو گروپ کہلاتے ہیں ذیلی گروپ اپنی کسی خصوصیت کی بناپرA اورB میں تقسیم ہوتے ہیں اور پیریاڈک ٹیبل میں ایک ساتھ رکھے جاتے ہیں۔

سب گروپ یاذیلی گروپA کے عناصر مین یا نمائندہ عناصر (Representative Elements) کہلاتے ہیں۔

ذیلی گروپB کے عناصر (Transition Elements) کہلاتے ہیں گروپ کا نمبر عناصر کے ویلنس شیل میں موجود الیکٹرانوں کے مجموعی تعداد کو ظاہر کرتا ہے

A1 گروپ (الکلی میٹلز) یا لیتھیم فیملی

- اس گروپ میں لیتھیم(Li)، سوڈیم(Na)، پوٹاشیم(K)، روبیڈیم(Rb)، سیزیم اور فرانسیم شامل ہیں۔
- ان کے ویلنس شیل میں ایک الیکٹران ہوتا ہے۔
- تعامل کے دوران یہ ایک الیکٹران دے کر یونی ویلنٹ مثبت آئن(Cation) بنالیتے ہیں یہ بہت زیادہ عامل دھاتیں ہیں۔
- ان کے نقطہ پگھلاو بہت کم ہوتے ہیں۔

کیاآپ جانتے ہیں؟

فرانسیم(Fr) IA گروپ کا تابکار عنصر ہے۔

II A گروپ (الکلائن ارتھ میٹلز یابیریلیم فیملی)

- اس گروپ میں بیری لیم (Be) میگنیشیم(Mg) کیلشیم (Ca) ایسٹرانشیم(Sr) بیریم (Ba) اور ریڈیم(Ra) شامل ہیں۔
- ان کے ویلنس شیل میں دوالیکٹران ہوتے ہیں۔
- تعامل ہونے پر یہ دوالیکٹران کھوکرڈائی ویلنٹ مثبت آئن بناتے ہیں۔
- ان کی کثافتیں نقطہ پگھلاؤاور نقطہ کھولاؤ میں بے ترتیب رجحان ہوتا ہے۔

کیاآپ جانتے ہیں؟

ریڈیم(Ra) IIA گروپ کا تابکار عنصر ہے۔

IIIA گروپ (بورون فیملی)

- اس گروپ میں بورون(B) ایلومینیم (Al) گیلیم (Ga) انڈیم(In) اور تھیلیم(Tl) شامل ہیں۔
- ان کے ویلنس شیل میں تین الیکٹران ہوتے ہیں۔
- کیمیائی عمل ہونے پر یہ تین الیکٹران کھودیتے ہیں اور ٹرائی ویلنٹ آئن (Cation) بناتے ہیں سوائے بورون کے۔

کیاآپ جانتے ہیں؟

بورن(B) IIIA گروپ میں میٹالائیڈ ہے ایٹمی حجم میں اضافے کی وجہ سے بورون کچھ دھاتی خصوصیات اور کچھ غیر دھاتی خصوصیات رکھتاہے

IVA گروپ (کاربن فیملی)

- اس گروپ میں کاربن(C) سلیکون(Si) جرمینیم(Ge) ٹن(Sn) اور لیڈ(Pb) شامل ہیں
- ان کے ویلنس شیل میں 4 الیکٹران ہوتے ہیں۔

- Si, C اور Ge کوویلنٹ بانڈ بناتے ہیں جبکہ Sn اور Pb بغیر پذیر ویلنسی 2 اور 4 ظاہر کرتے ہیں۔
- کاربن غیر دھات ہے سلیکون اور جرمینیم میٹلائڈز ہیں ٹن اور لیڈ دھاتیں ہیں۔

کیاآپ جانتے ہیں؟

کاربن اور ٹن IVA گروپ میں قلمی شکل میں موجود ہیں، ایٹمی radii اور حجم میں اضافے کی وجہ سے، نئے شیل کا اضافہ ہوتا ہے۔

گروپ VA (نائٹروجن فیملی)

- اس گروپ میں نائٹروجن (N) فاسفورس (P) آرسینیک (As) اینٹی مونی (Sb) اور بسمتھ (Bi) شامل ہیں۔
- ان کے ویلنس شیل میں 5 الیکٹران ہوتے ہیں۔
- جیسے ہی ہم گروپ میں نیچے کی طرف جاتے ہیں یہ خصوصیات میں وسیع پیمانے پر تفسیرات ظاہر کرتے ہیں۔
- نائیٹروجن کے علاوہ یہ سب (allotropic) قلمی شکل میں ہوتے ہیں۔

VIA گروپ (آکسیجن فیملی)

- اس گروپ میں آکسیجن (O) سلفر (S) سیلنیم (Se) ٹیلیوریم (Te) اور پولونیم (Po) شامل ہیں۔
- ان کے ویلنس شیل میں 6 الیکٹران ہوتے ہیں۔
- تمام عناصر قلمی شکل (allotropic) میں ملتے ہیں۔
- آکسیجن اور سلفر غیر دھاتیں ہیں۔ پولونیم دھات ہے اور دوسرے تمام metalloids ہیں۔

VIIA گروپ (ہیلوجن فیملی)

- اس گروپ میں فلورین (F) کلورین (Cl) برومین (Br) آیوڈین (I) اور ایسٹاٹائن (At) شامل ہیں۔
- ان کے ویلنس شیل میں 7 الیکٹران ہوتے ہیں۔
- آرسینیک کے علاوہ تمام غیر دھاتیں ہیں۔
- فلورین اور کلورین گیسیں ہیں برومین مائع ہیں اور آیوڈین کمرے کے درجہ حرارت پر ٹھوس ہے۔

VIIIA گروپ (انرٹ اور نوبل گیسز)

- اس گروپ میں ہیلیم (He) نیون (Ne) آرگان (Ar) کرپٹون (Kr) زی نون (Xe) اور ریڈون (Rn) شامل ہیں۔
- ان کے ویلنس شیل میں 8 الیکٹران ہوتے ہیں سوائے ہیلیم کے جس میں 2 الیکٹران ہوتے ہیں۔

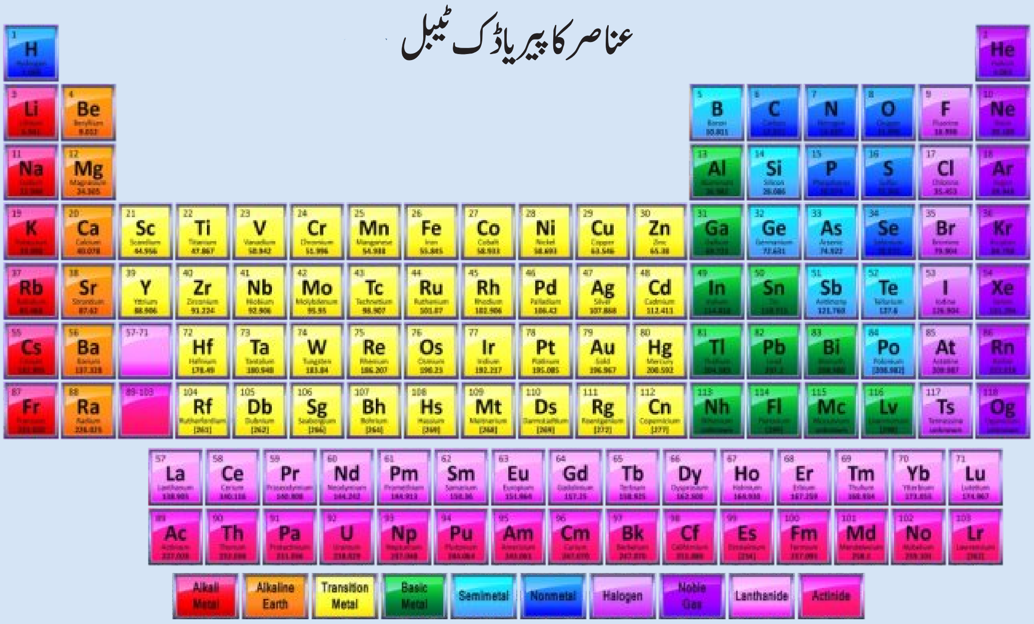
IB سے VIIIB گروپ تک (Transition Elements)

- یہ گروپ دھاتیں ہیں
- کیمیائی عمل میں یہ بدلتی ہوئی ویلینسیز ظاہر کرتے ہیں۔
- ان کے ویلنس شیل نہ مکمل ہوتے ہیں۔

اپنی آزمائش کیجیے

دیے گئے پیریاڈک ٹیبل کو غور سے دیکھیں درج ذیل سوالات کے جوابات دیں۔

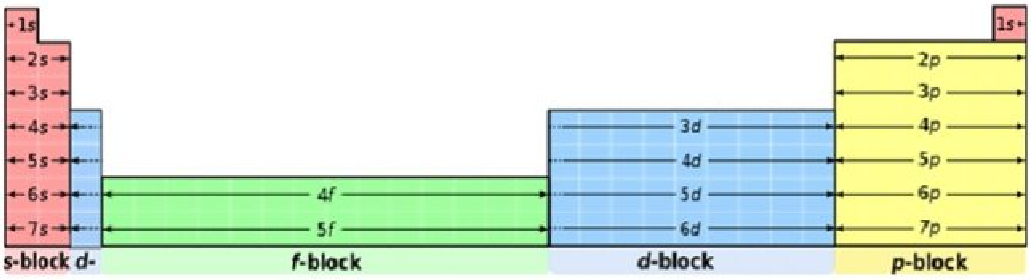
عناصر کا پیریاڈک ٹیبل



- پیریاڈک ٹیبل سے ٹھوس مائع اور گیس کو کمرے کے درجہ حرارت پر شناخت کر کے لکھیے۔
- اوپر دیئے گئے پیریاڈک ٹیبل میں مصنوعی عناصر کے نام بتائے۔
- ریڈیوایکٹیو عناصر کو شناخت کر کے ان کی فہرست بنائیے۔
- الکلی الکلائین اور ٹرانزیشن دھاتوں کو شناخت کیجیے۔
- میٹلائڈ، لینتھانائڈ، اور ایکٹینائڈ کو شناخت کر کے فہرست بنائے۔

3.1.3 پیریاڈک ٹیبل کی s, p, d اور f بلاک میں تقسیم

پیریاڈک ٹیبل کو ان کی الیکٹرونی تشکیل کی بنیاد پر چار بلاک s, p, d اور f میں تقسیم کیا گیا ہے۔



شکل 3.2

نوبل گیس: یہ بے رنگ کیمیائی عمل میں حصہ نہ لینے والی ڈائی میگنیٹک (Diamagnetic) ہوتی ہے انہیں زیرو گروپ بھی کہا جاتا ہے ان کی الیکٹرانی تشکیل ns^2, np^6 ہیں اور یہ ناقابل حد تک غیر تغیر پذیر ہیں۔

نمائندہ عناصر (Representative Elements): ان میں دھاتیں اور غیر دھاتیں دونوں شامل ہیں ڈائی میگنیٹک (Diamagnetic) ہیں اور کچھ پیرا میگنیٹک ہیں اور انہیں S اور P بلاک کے عناصر کہا جاتا ہے۔

(الف) s بلاک کے عناصر: s کے عناصر میں الیکٹرانز ns آربٹل میں ہوتے ہیں۔

(ب) p بلاک کے عناصر: p بلاک کے عناصر میں الیکٹران np^1 سے np^6 تک بھرتے ہیں. گروپ IIIA سے لے کر VIIA اور زیرو گروپ کے عناصر سوا He کے بھی p بلاک کے عنصر ہیں۔

d بلاک کے عناصر (بیرونی ٹرانزیشن عناصر) عناصر عام آکسیڈیشن کی حالت ظاہر کرتے ہیں ان عناصر میں الیکٹران $ns^2 (n-1) d^{1-10}$ آربٹل کو بھرتے ہیں۔ d بلاک کے عناصر تین سیریز پر مشتمل ہوتے ہیں۔

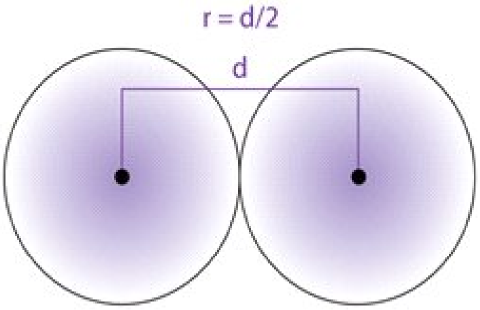
f بلاک کے عناصر (اندرونی ٹرانزیشن عناصر) وہ عناصر جن میں اندرونی f آربٹل بھرا ہوتا ہے f بلاک کے عناصر کہلاتے ہیں یہ الیکٹرانی تشکیل $ns^2(n-1) d^1, (n-2)f^{1-14}$ ظاہر کرتے ہیں اس میں دو سیریز ایکٹینائڈ اور لینتھینائڈ ہیں۔

3.2 خصوصیات کی دوریت (Periodicity of Properties)

دوریت معنی ہیں کہ کوئی چیز مخصوص وقفے کے بعد دہرائی جائے۔ خصوصیات کی دوریت کا مطلب یہ ہے کہ عنصروں کی ایسی ترتیب جس میں کچھ خصوصیات مخصوص عرصے کے بعد دہرائی جائے۔

3.2.1 ایٹمی سائز اور ایٹمی نصف قطر (Atomic Size and Atomic Radius)

ایٹم اتنے چھوٹے ہوتے ہیں کہ انہیں بہت طاقتور خوردبین سے بھی دیکھنا ناممکن ہے۔ واحد ایٹم کا سائز اسی لیے براہ راست ناپا نہیں جا سکتا مگر چند ایسی ٹیکنیک بنائی گئی ہے جن کے ذریعے کسی بھی عنصر کے بانڈ بنانے والے ایٹموں کے درمیان فاصلہ ناپا جا سکتا ہے اس فاصلے کے آدھے حصے کو ایٹم کا ریڈیس سمجھا جاتا ہے یہ Angstrom Unit (A^o) میں ناپا جاتا ہے۔
یہ دو ایک جیسے ایٹموں جو ایک دوسرے کو چھو رہے ہو ان کے مرکزوں کے درمیان کا نصف فاصلہ ہوتا ہے $(1A^o = 10^{-8}cm)$۔



شکل 3.3 ایٹمی ریڈیس یا ایٹمی نصف قطر

پیریاڈک ٹیبل میں ایٹمی نصف قطر گروپ کے اندر اوپر سے نیچے کی طرف ایٹمی نمبر بڑھنے کی وجہ سے بڑھتا ہے ایسا اس لیے ہوتا ہے کہ مزید ایک شیل کا اضافہ ہر پیریڈ میں ہونے کی وجہ سے ہوتا ہے۔ ریڈیس میں بتدریج کی نیوکلیس میں مثبت چارج میں اضافے کی وجہ سے ہوتی ہے جیسے ہی نیوکلیئس میں مثبت چارج بڑھتا ہے تو منفی چارج والے الیکٹرونز نیوکلیس کے نزدیک ہی کھینچ کر آجاتے ہیں لہٰذا بیرونی شیل کا سائز بتدریج چھوٹا ہو جاتا ہے یہ اثر لمبے پیریڈ والے عناصر میں ہوتا ہے جن میں "d" اور "f" ذیلی شیل ہوتے ہیں مثال کے طور پر لینتھانائڈ میں کافی حد تک نمایاں ہے اور لینتھانائڈ کونٹریکشن (Lanthanides Contraction) کہلاتا ہے۔

جدول 3.4 پیریڈ میں ایٹمی نصف قطر کم ہو جاتے ہیں

^{10}Ne	^{9}F	^{8}O	^{7}N	^{6}C	^{5}B	^{4}Be	^{3}Li	دوسرے پیریڈ کے عناصر
152	113	88	77	75	73	71	69	ایٹمی نصف قطر

جدول 3.5 گروپ میں ایٹمی نصف قطر بڑھ جاتے ہیں۔

$100pm = 1A^o$

ایٹمی نصف قطر (pm)	پہلے گروپ کے عناصر
152	^{3}Li
186	^{11}Na
227	^{19}K
248	^{37}Rb
265	^{55}Cs

3.2.2 آئیونائزیشن کی توانائی (Ionization Energy)

آئیونائزیشن کی توانائی، توانائی کی وہ مقدار ہے جس کا انحصار ایٹمی سائز پر اور نیوکلیائی چارج پر ہوتا ہے۔ آئیونائزیشن کی توانائی جتنی زیادہ ہوگی اتنا ہی الیکٹران کا علیحدہ ہونا مشکل ہوگا مثال کے طور پر ہائیڈروجن کی آئیونائزیشن کی توانائی 1312 KJ/Mol۔

$$H(g) \ + \text{توانائی} \longrightarrow H^+ + e^- \ (I.E = +1312 KJ/mol)$$

اگر ہم الٹے ہاتھ سے سیدھے ہاتھ کی طرف پیریڈ میں جائیں تو آئیونائزیشن توانائی بڑھ جائے گی ایسا ایٹموں کے سائز کم ہونے کی وجہ سے ہوگا۔ اس وجہ سے الٹے سائیڈ کے عناصر کی آئیونائزیشن توانائی کم ہوگی جو جدول 3.6 میں دکھائی گئی ہے۔

جدول 3.6 آئیونائزیشن توانائی پیریاڈک ٹیبل کے پیریڈ میں بڑھ جاتی ہے۔

^{10}Ne	^{9}F	^{8}O	^{7}N	^{6}C	^{5}B	^{4}Be	^{3}Li	دوسرے پیریڈ کے عناصر
2081	1681	1314	1402	1086	801	899	520	آئیونائزیشن توانائی (KJ/mol)

جیسے ہی ہم نیچے کی طرف جاتے ہیں گروپ کی آئیونائزیشن توانائی اوپر سے نیچے کی جانب کم ہوجاتی ہے شیلز میں اضافے کی وجہ سے آئیونائزیشن توانائی میں کمی ہوجاتی ہے۔ آئیونائزیشن توانائی میں کمی جدول 3.7 میں دکھائی گئی ہے۔ یہ شیلز، ویلنس شیلز کے الیکٹرانز اور نیوکلیس کے درمیان الیکٹرواسٹیٹک کشش کو کم کردیتے ہیں۔

جدول 3.7 آئیونائزیشن توانائی گروپ میں کم ہوجاتی ہے۔

آئیونائزیشن کی توانائی (KJ/Mol)	پہلے گروپ کے عناصر
520	^{3}Li
496	^{11}Na
419	^{19}K
403	^{37}Rb
377	^{55}Cs

3.2.3 الیکٹران وابستگی (Electron Affinity)

الیکٹران Affinity توانائی کی وہ مقدار ہے جو اس وقت خارج ہوتی ہے جب گیس ایٹم کے بیرونی شیل میں الیکٹران کا اضافہ ہوتا ہے۔ اس کا KJ/Mol میں بھی حساب لگایا جاتا ہے۔ Affinity کے معنی ہیں کہ anion بنانے کے لیے الیکٹران کو قبول کرنے کی صلاحیت۔ مثال کے طور پر فلورین کی الیکٹران ایفنٹی 328 KJ/Mol – ہے۔

$$F_{(g)} + e^- \longrightarrow F^-_{(g)} \quad \Delta H = -328 \text{ KJ/Mol}$$

پیریڈ میں الیکٹران Affinity بائیں طرف ایٹمی سائز میں کمی کی وجہ سے بڑھ جاتا ہے کیونکہ جب ایٹم کا سائز کم ہوتا ہے تو پھر نیوکلیس اور نئے آنے والے الیکٹران کے درمیان کشش بڑھ جاتی ہے اور توانائی زیادہ خارج ہوتی ہے۔

جدول 3.8 پیریڈ میں الیکٹران اور نیوکلیس کا تعلق بڑھ جاتا ہے اور توانائی زیادہ خارج ہوتی ہے۔

دوسرے پیریڈ کے عناصر	${}^{3}Li$	${}^{4}Be$	${}^{5}B$	${}^{6}C$	${}^{7}N$	${}^{8}O$	${}^{9}F$	${}^{10}Ne$
الیکٹران افینٹی (KJ/mol)	-60	-48	-29	-122	-68	-141	-328	0

گروپ میں الیکٹران کا رشتہ یا تعلق کم ہوتا ہے

الیکٹران کے رشتے یا تعلق کی قیمت گروپ میں اوپر سے نچلی جانب کم ہو جاتی ہے۔ کیونکہ ایٹم کا سائز بڑھ جاتا ہے۔

جدول 3.9 گروپز میں الیکٹران کا رشتہ یا تعلق کم ہو جاتا ہے۔

17th گروپ کے عناصر	الیکٹران ایفنٹی (KJ/mol)
${}^{9}F$	-328
${}^{17}Cl$	-349
${}^{35}Br$	-325
${}^{53}I$	-295

گروپ میں نیچے کی طرف جائیں تو پھر آنے والے الیکٹرانوں اور نیوکلیس کی کشش کم ہو جاتی ہے اور توانائی کم خارج ہوتی ہے۔ کیونکہ آیوڈین کا سائز برومین کے مقابلے میں بڑا ہے، اس لیے اسکی الیکٹران Affinity سے رشتہ یا تعلق بھی برومین کے مقابلے میں کم ہے۔

جدول 3.9 میں الیکٹران Affinity کا کم ہونا دکھایا گیا ہے

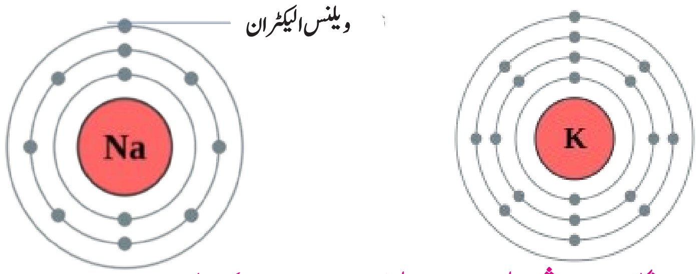
3.2.4 شیلڈنگ اثر (Shielding Effect)

شیلڈنگ کے اثر کو الیکٹران کے بادل پر اثر انداز ہونے والے نیوکلیائی چارج جو ایٹم میں کشش کی قوتوں میں فرق کی وجہ سے ہوتا ہے۔ نیوکلیس اور ویلنس شیل کے درمیان پائے جانے والے الیکٹران سب سے بیرونی شیل میں موجود الیکٹران پر نیوکلیائی چارج کا اثر کم کر دیتے ہیں۔ اس کے نتیجے میں ویلنس الیکٹران کو اصلی چارج کے بجائے نیوکلیائی چارج کم ملتا ہے۔

وہ الیکٹران جو اندرونی شیل میں ہوتے ہیں نیوکلیس کی کشش کی قوت کو شیلڈ کرتے ہیں۔ اسلیے:

"اندرونی شیل میں موجود الیکٹرانز نیوکلیس کی اس کشش قوت سے ویلنس شیل کے الیکٹرانز کو شیلڈ کرتے ہیں جسے شیلڈنگ اثر کہتے ہیں۔"

Shielding effect پیریاڈک ٹیبل میں جیسے جیسے نیچے کی طرف جائیں بڑھتا جاتا ہے اور left سے right کی طرف یکساں رہتا ہے مثال کے طور پر توپوٹاشیم ایٹم کا شیلڈنگ افیکٹ یا اثر سوڈیم ایٹم کے مقابلے میں زیادہ ہے۔



شکل 3.5 پوٹاشیم ایٹم میں سوڈیم ایٹم کے مقابلے میں شیلڈنگ افیکٹ زیادہ ہو جاتا ہے۔

3.2.5 الیکٹرونیگیٹوٹی Electronegativity

ایٹم کی وہ صلاحیت جس کے ذریعے وہ اشتر کی الیکٹرانوں کے جوڑے (Shared Electrons) کو اپنی طرف کھینچتا ہے، الیکٹرو نیگیٹوٹی کہلاتی ہے۔ اس کو ہم نمبر سے ظاہر کرتے ہیں۔ اور اس کی کوئی اکائی نہیں ہوتی۔ الیکٹرونیگیٹوٹی کا رجحان آئونائزیشن توانائی اور الیکٹران Affinity کی طرح ہے۔

یہ پیریڈ میں Left سے right کی طرف بڑھتا ہے۔ کیونکہ عنصروں کے نیوکلیر چارجز میں اضافہ ہوتا ہے جسکی وجہ سے نیوکلیس اور مشترکہ الیکٹران کے جوڑے کے درمیان کا فاصلہ کم ہو جاتا ہے (جدول 3.10) یہ مشترکہ جوڑے کی کشش کی قوت میں اضافہ کردیتا ہے۔

جدول 3.10 پیریڈز میں الیکٹرونیگیٹوٹی بڑھ جاتی ہے۔

^{9}F	^{8}O	^{7}N	^{6}C	^{5}B	^{4}Be	^{3}Li	دوسرے پیریڈ کے عناصر
4.0	3.5	3.0	2.6	2.0	1.6	1.0	الیکٹرونیگیٹوٹی

گروپ میں الیکٹرونیگیٹوٹی کم ہو جاتی ہے۔ کیونکہ ایٹم کا سائز زیادہ ہو جاتا ہے اور مشترکہ الیکٹران جوڑوں کے لیے کشش کم ہو جاتی ہے۔ مثال کے طور پر جدول 3.11 ہیلوجنز کی الیکٹرونیگیٹوٹی درج ذیل ہے۔

جدول 3.11 گروپ میں الیکٹرونیگیٹی کم ہو جاتی ہے۔

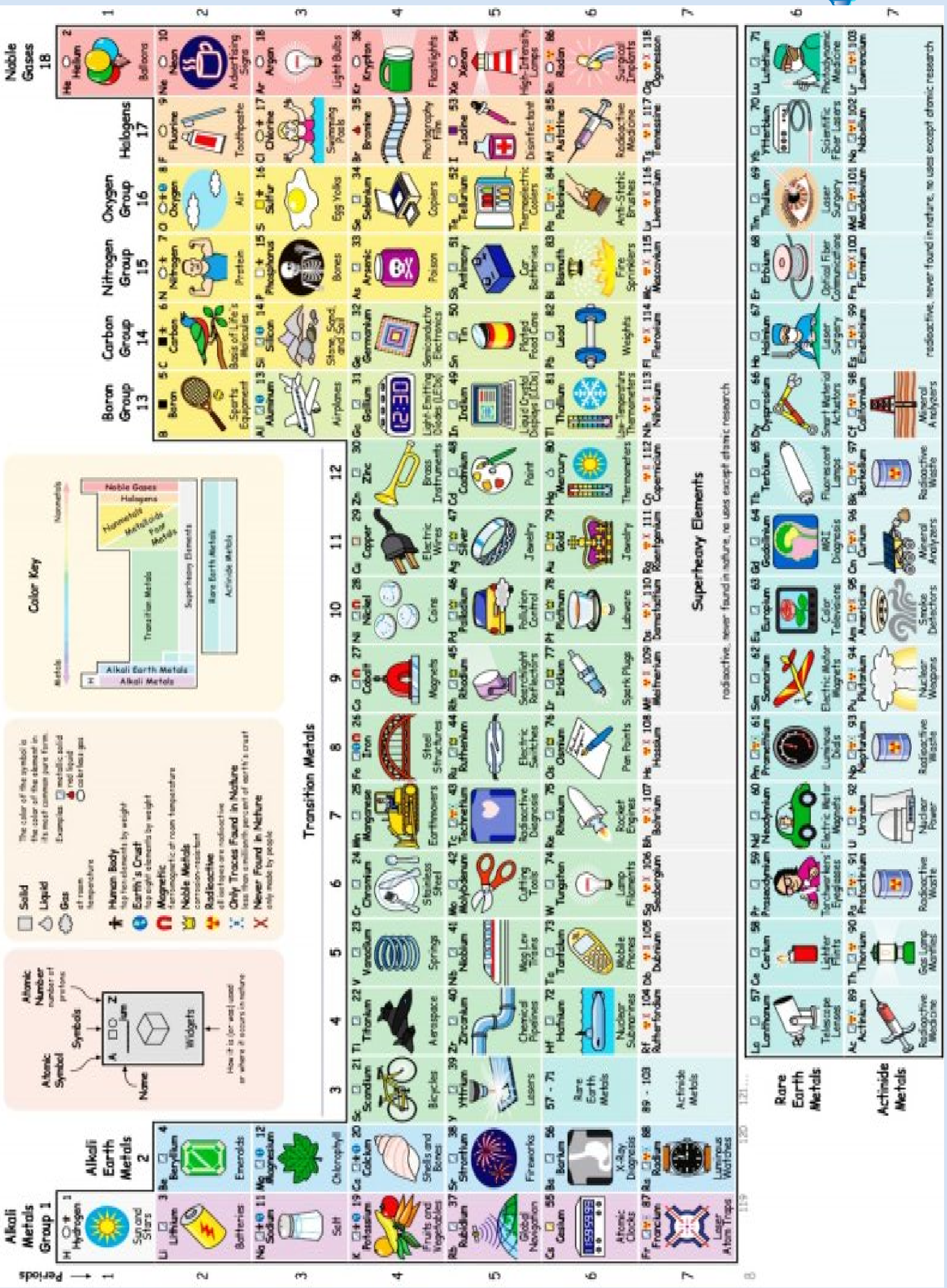
الیکٹرونیگیٹوٹی	17^{th} گروپ کے عناصر
4.0	^{9}F
3.1	^{17}Cl
3.0	^{35}Br
2.7	^{53}I

اپنے آپ کو آزمائیے۔

- گروپ میں ایٹمی نصف قطر کا رجحان کیا ہے؟
- بڑے سائز کے ایٹموں میں شیلڈنگ اثر کیوں زیادہ ہوتا ہے؟
- کونسے عنصر کی آئونائزیشن توانائی سب سے زیادہ ہوتی ہے اور کیوں؟

کیا آپ جانتے ہیں؟

عناصر کا پیریاڈک ٹیبل، تصویروں میں



خلاصہ

- 19ویں صدی پیریاڈک ٹیبل میں منظم طور پر ترتیب دینے میں سنگ میل سمجھی جاتی ہے۔
- Dobereinerنے عناصر کو triadsمیں ترتیب دیا۔
- نیولینڈ نے Law of octave(اٹھے کا قانون) پیش کیا۔
- مینڈلیف نے پیریاڈک قانون کو گروپ اور افقی rowsمیں یعنی قطاروں میں ترتیب دیا۔
- Moselyنے اپنے قانون کو اس طرح سے بیان کیا کہ ''عناصر کی طبعی اور کیمیائی خصوصیات ان کے ایٹمی نمبر پیریاڈک
- function ہیں۔
- جدید پیریاڈک ٹیبل میں 18 گروپ اور 7 پیریڈ ہیں۔
- طبعی اور کیمیائی خصوصیات پیریڈ کے اندر leftسے rightکی طرف تبدیل ہوتی ہیں۔ پیریڈ کے عناصر مختلف خصوصیات ظاہر کرتے ہیں کیونکہ الیکٹرانی تشکیل مسلسل پیریڈ کے اندر بدلتی رہتی ہے۔
- Sub یا ذیلی گروپ اپنی یکساں خصوصیات کی وجہ سے Aاور Bمیں تقسیم ہوتے ہیں اور پیریاڈک ٹیبل میں ایک ساتھ رکھے جاتے ہیں۔
- ذیلی گروپ Aکے عناصر Mainیا نمائندہ عناصر کہلاتے ہیں۔
- ذیلی گروپ Bکے عناصر ٹرانزیشن عناصر کہلاتے ہیں گروپ کا نمبر عنصر کے ویلنس شیل میں موجود الیکٹرانوں کی مجموعی تعداد کو ظاہر کرتا ہے۔
- گروپ میں نیچے کی طرف جائیں تو ایٹمی سائز پیریڈ میں بڑھ جاتا ہے۔
- آئیونائزیشن کی توانائی گروپ میں نیچے کی طرف جائیں تو کم ہو جاتیں لیکن پریڈ میں بڑھ جاتی ہے۔
- Electronic affinity گروپ میں نیچے کی طرف جائیں تو کم ہو جاتی ہے لیکن پیریڈ کے اندر بڑھ جاتی ہے۔
- شیلڈنگ اثر پیریڈک ٹیبل میں گروپ میں نیچے کی طرف جائیں تو بڑھ جاتا ہے اور پیریڈ کے اندر Leftسے rightکی طرف اتنا ہی رہتا ہے۔

مشق

حصّہ (الف) کثیر الامتحانی سوالات:

درست جواب پر (✓) کا نشان لگائیں۔

.1 1869 میں مینڈلیو نے اپنا پیریاڈک قانون کس سے متعلق پیش کیا۔
(ا) ایٹمی نمبر (ب) کیمیائی خصوصیات
(ج) طبعی خصوصیات (د) ایٹمی کمیت

.2 پیریاڈک ٹیبل s,p,d اور f بلاک میں کس بنیاد پر تقسیم کیا گیا ہے۔
(ا) ایٹمی نصف قطر (ب) الیکٹرانی تشکیل
(ج) آیونائزیشن توانائی (د) الیکٹران Affinity

.3 پیریاڈک ٹیبل چوتھے اور پانچویں پیریڈ کہلاتے ہیں۔
(ا) چھوٹے پیریڈ (ب) لمبے پیریڈ
(ج) نارمل پیریڈ (د) بہت زیادہ لمبے پیریڈ

.4 درج ذیل میں کونسا پیریڈ کے ساتھ کم ہو جاتا ہے۔
(ا) آیونائزیشن توانائی (ب) ایٹمی نصف قطر
(ج) الیکٹرونیگیٹوٹی (د) الیکٹران کا تعلق

.5 VII-A گروپ کے عناصر کہلاتے ہیں۔
ا) لینتھونائیڈز (ب) ایکٹی نائیڈز
(ج) ہیلوجنس د) نوبل گیس

.6 موسلے کے مطابق عناصر کی کیمیائی خصوصیات ان کے Periodic function ہیں۔
(ا) ایٹمی سائز کا (ب) ایٹمی کمیت کا
(ج) ایٹمی radius کا (د) ایٹمی نمبر کا

.7 پیریڈ میں Shielding کا اثر پیریڈ کے ساتھ ساتھ:
(ا) بڑھ جاتا ہے (ب) کم ہو جاتا ہے
(ج) معتدل ہو جاتا ہے (د) ویسا ہی رہتا ہے

.8 الیکٹران کے مشترکہ جوڑے کو کشش کرنے کی صلاحیت کہلاتی ہے۔
(ا) الیکٹران ایفنٹی (ب) الیکٹرون نیگیٹوٹی
(ج) آیونائزیشن کی توانائی (د) شیلڈنگ کا اثر

9. گروپ میں الیکٹران افینٹی اوپر سے لیکر نیچے کی طرف کم ہو جاتی ہے۔ کیونکہ
(ا) ایٹمی سائز نارمل ہوتا ہے (ب) ایٹمی سائز بڑھ جاتا ہے
(ج) ایٹمی سائز کم ہو جاتا ہے (د) ایٹمی سائز اتنا ہی رہتا ہے

10. تمام ٹرانزیشن عناصر ہیں۔
(ا) گیس (ب) دھاتیں
(ج) غیر دھاتیں (د) میٹالائیڈ

حصّہ (ب) مختصر سوالات:

1. پیریڈ اور گروپ کے درمیان تفریق کیجئے۔
2. گروپ اور پیریڈ میں الیکٹرو نیگیٹوٹی کے رجحان کو مثالوں کے ذریعے بیان کیجئے۔
3. ایک ہی Family کے عناصر کے درمیان کیمیائی اور طبعی خصوصیات کی وضاحت کیجئے۔
4. اس بات کا جواز پیش کیجئے کہ خصوصیات کی دوریت کا انحصار پروٹون کی تعداد پر ہوتا ہے۔
5. شناخت کیجئے کہ کونسے ہیلوجنز، گیس، مائع اور ٹھوس تینوں حالتوں میں ہوتے ہیں؟
6. الکلائن ارتھ میٹل (Metal) بے قاعدہ نقطہ پگھلاؤ اور نقطہ کھولاؤ کیوں ظاہر کرتے ہیں؟
7. آئیونائزیشن انرجی (توانائی) الیکٹران Affinity اور الیکٹرونیگیٹوٹی پیریڈ اور گروپ میں یکساں رجحان کیوں ظاہر کرتے ہیں؟

حصّہ (ج) تفصیلی سوالات:

1. تفصیل سے پیریاڈک ٹیبل کی Long form پر گفتگو کیجئے۔
2. پیریاڈک ٹیبل کی s,p,d اور f بلاک میں تقسیم کا پتہ لگائیے۔
3. درج ذیل عناصر کی الیکٹرانی تشکیل کو شناخت کیجئے۔

Na, Ca, F, Si

4. پیریاڈک ٹیبل فیملز کا محل وقوع معلوم کیجئے۔
5. مینڈلیو کی پیریاڈک لاء پر بحث کر کے یہ بتایئے کہ اس نے جدید پیریاڈک ٹیبل کی بنیاد رکھی۔
6. وضاحت کیجئے کہ Shielding کا اثر کس طرح سے پیریاڈک trends رجحانات پر اثر انداز ہوتا ہے۔