باب 3

دؤري جدول ۽ دؤري خاصيتون

Time Allocation

Teaching periods	= 12
Assessment period	= 3
Weightage	= 12

مکيه تصورات (Major Concepts)

3.1 دؤري جدول
3.2 خاصيتن جي دؤريت

شاگردن جي سکيا جا حاصلات (Students Learning Outcomes)

هن باب سکڻ بعد شاگرد:

- دؤري جو قانون (Periodic Law) بيان ڪري سگهندا.
- دؤري جدول (Periodic Table) ۾ پيرڊ ۽ گروپ ۾ فرق سڃاڻي سگهندا.
- عنصرن جي ٻاهرئين اليڪٽرانن جي ترتيب مطابق(ٻن درجن ۾ (گروپ ۽ پيرڊ))درجي بندي ڪري سگهندا.
- دؤري جدول ۾ ‘s’ بلاڪ، p بلاڪ، d بلاڪ ۽ f بلاڪ جي حدن جو تعين ڪري سگهندا.
- دؤري جدول جو خاڪو ناهي سگهندا.
- دؤري جدول ۾ خاندانن (فيميليز) جو محل وقوع (هنڌ) بيان ڪري سگهندا.
- عنصرن جي ساڳئي خاندان يا فيملي ۾ عنصرن جي ڪيميائي ۽ طبعي خاصيتن ۾ هڪ جهڙائي جي نشاندهي ڪري سگهندا.
- دؤري جدول تي اليڪٽران جي ترتيب ۽ عنصر جي ويهڪ ۾ تعلق پرکي سگهندا.
- شيلڊنگ اثر (Shielding effect) جو دؤري لاڙن تي اثر انداز ٿيڻ واضع ڪري سگهندا.
- دؤري جدول ۾ گروپ اندر يا پيرڊ اندر برقي منفيت (Electro negativity)، اليڪٽراني رغبت (Electron affinity)، ائٽمي نيم قطر (Atomic radii) ۽ آيونائيزيشن واري توانائي (Ionization Energy) ڪيئن تبديل ٿين ٿا اهو بيان ڪري سگهندا.

تعارف (Introduction)

عنصرن جي دؤري جدول، توهان پنهنجي ڪلاس روم ۾ يا تجربيگاهه ۾ ڏسندا آهيو. توهان ان ڪي معمولي سمجهو ٿا پر اهو سائنسدانن جي سوين سالن جي جستجو ۽ تحقيق جو حاصل نتيجو آهي. جڏهن عنصرن جو گهڻو تعداد دريافت ٿيو ته سائنسدانن عنصرن ڪي ڪنهن مناسب سلسلي ۾ ترتيب ڏيڻ جو فيصلو ڪيو.

ڊوبيرائينر، هڪ جرمن ڪيمياڊان سڀ کان پهرئين ٽِڪي واري درجي بندي (Classification of Triads) تجويز ڪئي. جنهن ۾ هن ٽن ٽن عنصرن جا ڪيترائي گروپ ائٽمي مايي جي بنياد تي ناهيا. هن ٽِڪي (Triad) ۾ عنصرن مان وچئين عنصر جو ائٽمي مايو باقي ٻن عنصرن جي ائٽمي مايي جي سراسري مايي جي لڳ ڀڳ برابر ٿئي ٿو. مثال طور، ڪئلشيم (40)، اسٽرونيم (88) ۽ بيريم (137) جنهن ۾ اسٽرونيم جو ائٽمي مايو، ڪئلشيم ۽ بيريم جي ماين جي سراسري مايي برابر آهي.

جدول 3.1 ڊوبيرائينر جي ٽِڪي واري درجه بندي (Dobereiner classification of Triads)

عنصر (Elements)		ائٽمي مايو (Atomic Mass)	حسابي سراسري (Arithmetic Mean)
ٽِڪا (Triads)	ليٿيم سوڊيم پوٽئشيم	7 23 39	$23 = \frac{39+7}{2}$
ٽِڪا (Triads)	ڪلورين برومين آيوڊين	35.5 80 126.5	$81 = \frac{137+40}{2}$
ٽِڪا (Triads)	ڪئلشيم اسٽرونيم بئريم	40 87.6 137	$88.5 = \frac{137+40}{2}$

نيوليند (Newland)، هڪ برطانوي ڪيمياڊان، 1864ع ۾ وڏنڈز ائٽمي ماين جي ترتيب ۾ اٺين واري قاعدي (Newland's law of Octaves) کي سامهون رکيو. هن قاعدي مطابق اگر عنصرن کي وڏنڈز مايي جي ترتيب سان رکيا وڃن ته اٺين (Eighth) عنصر جون خاصيتون پهرئين عنصر جي خاصيتن جهڙيون هونديون آهن. مثال طور

جدول 3.2: نيوليند وارو اٺين جو قاعدو (Newland classification Law of octaves)

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	S = 32	Cl = 35.5

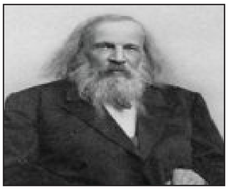
مٿئين ترتيب ۾ Li ۽ Na، Be ۽ Mg، B ۽ Al، C ۽ Si، N ۽ P، O ۽ S، F ۽ Cl هڪجهڙيون ڪيميائي خاصيتون ڏيکارين ٿا.

روسي سائنسدان مئنڊليو 1869ع ۾، عنصرن جي طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتن جي آڌار تي اٺ عمودي خانن (گروپ Group) ۽ افقي قطارن (پيرڊ Periods) وارو دؤري جدول شايع ڪيو. لوٿر ميئر (Lother Meyer)، جرمن سائنسدان 1869ع ۾ هڪ دؤري جدول شايع ڪيو جنهن ۾ 56 عنصرن کي ائٽمي ماين جي بنياد تي عمودي 9 خانن (گروپس) ۾ ترتيب ڏنو.

ڊوبيرائينر
(Dobereiner)

نيولينڊ
(Newland)

لوٿر ميئر
(Lother Meyer)



مئنڊليف
(Mendeleev)

شڪل 3.1 دؤري جدول جي درجه بندي ۾ حصو وٺندڙ سائنسدان.

3.1 دؤري جدول (Periodic Table)

مئنڊليو واري دؤري جدول عنصرن کي ترتيب ڏيڻ جي پهرئين ڪوشش هئي توڙي جو گهٽ ئي خامين سبب هي دؤري جدول ڪامياب نه ويو پر دؤري قانون (Periodic Law) جي دريافت لاءِ بنياد مهيا ڪيا. دؤري قانون جي ان بنياد تي هڪ دؤري جدول تيار ڪئي ويئي جنهن ۾ عمودي خانن (Column) کي گروپ (Groups) ۽ افقي قطارن کي پيرڊس (Periods) چئجي ٿو. هي دؤري جدول عنصرن جي خاصيتن جي اڳڪٿي ڪري ٿو.

3.1.1 دؤري قانون (Periodic Law)

مئنڊليو 1869ع ۾ عنصرن جي طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتن جي مشاهداتي بنياد تي دؤري قانون تجويز ڪيو. جيڪي ٻڌائي ٿو ته ”عنصرن جون طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتون سندن ائٽمي مايي جي دهرائڻ واري عمل تي دارومدار رکن ٿيون.“ مئنڊليو پنهنجي جدول ۾ ڪي خالي جڳهون به ڇڏي ڏنيون هيون، بعد ۾ موزلي (Moseley) ان ۾ ترميم ڪئي.

3.1.2 جديد دؤري جدول (Modern Periodic Table)

ائٽمي نمبر هڪ بنيادي خاصيت آهي ڇاڪاڻ جو اهو هر عنصر لاءِ مقرر ٿيل آهي. اِهو عنصر کان عنصر وچ ۾ باقاعدگي سان وڌي ٿو.

عنصرن جي ترتيب ۾ اهو نظر آيو ته ائٽمي نمبر هڪ افقي قطار ۾ کاٻي کان ساڄي پاسي وڌي رهيو هو ۽ ڪيميائي خاصيتون باقاعدا وقفي سان دهرائجي رهيون هيون. عنصرن جي هڪ جهڙين خاصيتن ۽ ساڳئي اليڪٽراني ترتيب جي ڪري انهن کي ساڳئي گروپ ۾ رکيو ويو آهي.

موزلي (Moseley) 1913ع ۾ دريافت ڪيو ته ائٽمي نمبر عنصر جي بنيادي خاصيت آهي. هن ان مطابق هڪ نئون دؤري قانون تجويز ڪيو. موزلي ٻڌائي ٿو ته ”عنصرن جون طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتون سندن ائٽمي نمبر جي دؤري خاصيت تي دارومدار رکن ٿيون.“ عنصر جو ائٽمي نمبر ان جي اليڪٽرانن جي تعداد برابر ٿيندو آهي. تنهنڪري ائٽمي نمبر دؤري جدول ۾ عنصرن جي اليڪٽراني ترتيب به مهيا ڪري ٿو.

دؤري جدول 7 قطارن (Rows) ۽ 8 خانن (Columns) ۾ ترتيب ڏنل آهي.

دؤري جدول ۾ پيرڊ (Periods in Periodic Table)

دؤري جدول ۾ ست افقي قطارون آهن جن کي پيرڊس چئبو آهي.

پيرڊس ۾ کاٻي کان ساڄي پاسي هلندي طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتون تبديل ٿين ٿيون. ڇاڪاڻ جو پيرڊ ۾ اليڪٽران جي ترتيب لڳاتار تبديل ٿيندي رهي ٿي ۽ پيرڊ ۾ هر عنصر جي بيهڪ ويلنس اليڪٽران جي نمبر تي دارومدار رکي ٿي. پيرڊس جي ننڍي پيرڊ (Short Periods) ۽ وڏي پيرڊ (Long Periods) ۾ درجه بندي ڪئي ويئي آهي. جيڪي هيٺ ڏنل آهن.

پهريون پيرڊ (سڀ کان ننڍو پيرڊ) (The First Period – Shortest Period)

- هن پيرڊ ۾ فقط ٻه عنصر هائڊروجن (H) ۽ هيليم (He) آهن.
- هن پيرڊ ۾ K شيل پرجي پورو ٿئي ٿو.

ٻيون ۽ ٽيون پيرڊ (ننڍا پيرڊ) (The Second and Third Period – Short Periods)

- هر پيرڊ ۾ اٺ عنصر هوندا آهن.
- هي پيرڊ ترتيب وار L شيل ۽ M شيل اليڪٽرانن سان پرجن ٿا.
- ٻيون پيرڊ Li، Be، B، C، N، O، F ۽ Ne عنصر رکي ٿو.
- ٽيون پيرڊ Na، Mg، Al، Si، P، S، Cl ۽ Ar عنصر رکي ٿو.

چوٿون ۽ پنجون پيرڊ (ڊگها پيرڊ) (The Fourth and Fifth Period (Long Period)

- هر پيرڊ ۾ 18 عنصر هوندا آهن.
- هن پيرڊ ۾ ترتيبوار M ۽ N شيل اليڪٽرانن سان پرجن ٿا.
- چوٿون پيرڊ پوٽئشيم (K) کان شروع ٿئي ٿو ۽ ڪرپٽان (Kr) وٽ پورو ٿئي ٿو.
- پنجون پيرڊ روبيڊيم (Rb) کان شروع ٿئي ٿو ۽ زينان (Xe) تي پورو ٿئي ٿو.

ڇهون پريڊ (ڊگهي ۾ ڊگهو پيرڊ) The Sixth Period (Longest Period)

- هن پيرڊ ۾ 32 عنصر آهن.
- هن ۾ هيٺ الڳ 14 عنصر هوندا آهن انهن کي لئنٿينائيڊس (Lanthanides) چئبو آهي.
- ڇهون پيرڊ سيسيم (Cs) کان شروع ٿئي ٿو ۽ رئڊان (Ra) تي ختم ٿئي ٿو.

ستون پيرڊ (نامڪمل پيرڊ) (The Seventh Period – Incomplete Period)

- هي پريڊ فرانسيم (Fr) کان شروع ٿئي ٿو.
- هن پيرڊ کي نامڪمل پيرڊ سمجهيو وڃي ٿو.
- هن پيرڊ ۾ 14 عنصرن جي هڪ گروپ کي ايڪٽينائيڊس (Actinides) طور ورتو وڃي ٿو.

سيئي پيرڊ سواءِ پهرئين پيرڊ جي، اساسي يا الڪلي ڌاتو (Alkali Metal) کان شروع ٿين ٿا ۽ بي عمل (Inert) يا نوبل (Noble) گئس تي پورا ٿين ٿا. هي مشاهدي هيٺ آيو آهي ته هر پيرڊ ۾ عنصرن جو تعداد مقرر ٿئي ٿو. ان جو سبب عنصرن جي مخصوص شيل جو وڌ کان وڌ اليڪٽرانن سان پرجي پورو ٿيڻ آهي. جيڪي هيٺ جدول 3.2 ۾ ڏيکاريل آهن.

جدول 3.2 دؤري جدول ۾ عنصرن جو پيرڊ وار ائٽمي نمبر
Period wise Atomic Number of Elements in Periodic Table

پيرڊ نمبر	عنصرن جو تعداد	ائٽمي نمبر جي حد
پهريون	2	1 کان 2
ٻيون	8	3 کان 10
ٽيون	8	11 کان 18
چوٿون	18	19 کان 36
پنجون	18	37 کان 54
ڇهون	32	55 کان 86
ستون	[32]*	87 کان 118*

هيءَ * نشان نامڪمل پيرڊ کي ظاهر ڪري ٿو

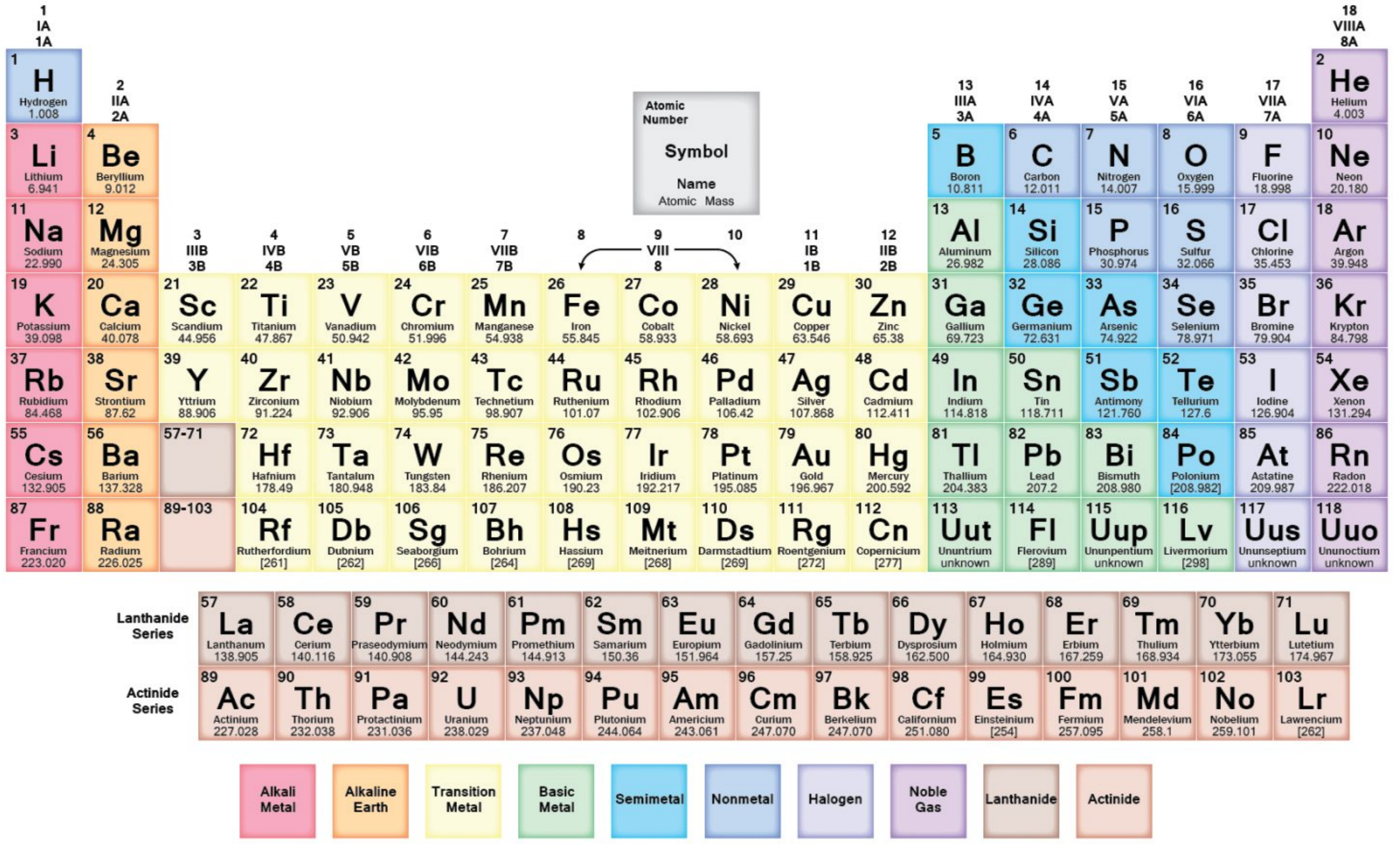
دؤري جدول ۾ گروپ (Groups of Periodic Table)

دؤري جدول ۾ 18 اُڀا يا عمودي خانا ٺهيل آهن. جن کي گروپ چئبو آهي، هر هڪ گروپ کي هڪ جهڙين خاصيتن جي بنياد تي ذيلي گروپن A ۽ B ۾ ورهايو ويو آهي جيڪي دؤري جدول ۾ هڪ ٻئي سان گڏ رکيل آهن.

ذيلي گروپ (A) Sub Group وارن عنصرن کي مکيه (Main) يا نمائنده (Representative) عنصر چئبو آهي.

ذيلي گروپ (B) Sub Group جي عنصرن کي بدلجندڙ يا ٽرانزيشن (Transition) عنصر چئبو آهي. گروپ نمبر ساڳئي گروپ ۾ موجود عنصرن جي ويلنس شيل ۾ موجود اليڪٽرانن جي تعداد کي ظاهر ڪري ٿو.

عنصرن جي دؤري جدول



گروپ IA (اساسي يا الڪلي ڌاتو) يا ليٿيم خاندان
Group IA(Alkali Metal) or Lithium Family

- هن گروپ ۾ ليٿيم (Li)، سوڊيم (Na)، پوٽشيم (K)، روبيڊيم (Rb)، سيزيم (Cs) ۽ فرانسيم (Fr) اچي وڃن ٿا.
- هنن جي ويلنس شيل ۾ فقط هڪ اليڪٽران هوندو آهي.
- ڪيميائي عمل جي دوران اهو هڪڙو اليڪٽران ڏيئي ڇڏيندا آهن ۽ هڪڙي مثبت بار وارو آئن (Univalent Ion) ناهيندا آهن.
- هي تمام تيز ڪيميائي عمل ڪندڙ ڌاتو آهن.
- هنن جو رجڻ پد (Melting Point) تمام گهٽ هوندو آهي.

ڇا توهان کي خبر آهي؟
ريڊيم (Radium) گروپ IIA جو تابڪار عنصر آهي.

ڇا توهان کي خبر آهي؟
بوران (Boron) گروپ IIIA جو نيم ڌاتو آهي. هن جي ائٽمي حجم(Volume) وڏيڪ هئڻ سبب ڪجهه خاصيتون ڌاتن ۽ ڪجهه غير ڌاتن واريون ٿينديون آهن.

ڇا توهان کي خبر آهي؟
فرانسيم (Fr) Francium گروپ IA جو تابڪار عنصر آهي.

گروپ II A الڪلائين زميني ڌاتو يا بيريليم جو خاندان
(Alkaline Earth Metals or Beryllium Family)

- هن گروپ ۾ بيريليم (Be)، مئگنيشيم (Mg)، ڪئلشيم (Ca)، اسٽرونشيم (Sr)، بيريم (Ba) ۽ ريڊيم (Ra) عنصر اچي وڃن ٿا.
- هنن جي ويلنس شيل ۾ ٻه اليڪٽران هوندا آهن.
- ڪيميائي عمل جي دوران عنصر اهي ٻه اليڪٽران ڇڏي ڏيندا آهن ۽ ٻن مثبت بار وارو آئن (Divalent Positive Ion) ناهيندا آهن.
- هنن عنصرن جي گهاٽائي، رجڻ واري درجي ۽ ٽهڪڻ واري درجي ۾ ڪو خاص فرق وارو رجحان ڏسڻ ۾ ڪونه ايندو آهي.

گروپ IIIA بوران وارو خاندان (Boron Family)

- هن گروپ ۾ بوران (B)، ايلومينيم (Al)، گئليم (Ga)، انڊيم (In) ۽ ٿئيليم (Tl) شامل هوندا آهن.
- هنن جي ويلنس شيل ۾ 3 اليڪٽران هوندا آهن.
- هي ڪيميائي عمل جي دؤران 3 اليڪٽران ڏيئي ڇڏيندا آهن ۽ ٽن مثبت بار وارو آئن (Trivalent Ion) ناهيندا آهن.

گروپ IVA ڪاربان خاندان (Carbon Family)

- هن گروپ ۾ ڪاربان (C)، سليڪان (Si)، جرمينيم (Ge)، ٽين (Sn) ۽ شيهو (Pb) شامل هوندا آهن.
- هنن عنصرن جي ويلنس شيل ۾ چار اليڪٽران هوندا آهن.
- ڪاربان (C)، سليڪان (Si) ۽ جرمينيم (Ge) ڪوويلنٽ بانڊ ناهيندا آهن، جڏهن تہ ٽن (قلعي) (Sn) ليڊ (شيهو) (Pb) '2' ۽ '4' واريون بدلجندڙ ويلنسيون ظاهر ڪندا آهن.
- ڪاربان غيرڌاتو آهي، سليڪان ۽ جرمينيم نيم ڌاتو (Metalloids) آهن ۽ ٽين (Sn) ۽ ليڊ (Pb) ڌاتو آهن.

گروپ VA نائٽروجن وارو خاندان (Nitrogen Family)

- هن گروپ ۾ نائٽروجن (N)، فاسفورس (P)، آرسينڪ (As)، اينٽيمني (Sb) ۽ بسمٿ (Bi) شامل هوندا آهن.
- هنن عنصرن جي ويلنس شيل ۾ پنج اليڪٽران هوندا آهن.
- هن گروپ ۾ مٿان کان هيٺ عنصرن جي خاصيتن ۾ وڏو فرق نظر ايندو آهي.
- نائٽروجن کان سواءِ بيا سڀ عنصر بهروپي (Allotropic) صورت ۾ رهندا آهن.

گروپ VIA آڪسيجن وارو خاندان (Oxygen Family)

- هن گروپ ۾ آڪسيجن (O)، سلفر (S)، سيلينيم (Se)، ٽيلوريم (Te) ۽ پولونيم (Po) شامل هوندا آهن.
- هنن عنصرن جي ٻاهرين شيل (Valance Shell) ۾ ڇهہ اليڪٽران هوندا آهن.
- اهي سڀ عنصر بهروپ صورت ۾ هوندا آهن.
- آڪسيجن ۽ سلفر غير ڌاتو آهن. پولونيم ڌاتو آهي ۽ بيا سڀ نيم ڌاتو آهن.

گروپ VIIA، هيلوجن وارو خاندان (Halogen Family)

- هن گروپ ۾ فلورين (F)، ڪلورين (Cl)، برومين (Br)، آيوڊين (I) ۽ ايسٽاٽين (At) شامل هوندا آهن.
- هنن عنصرن جي ويلنس شيل ۾ ست اليڪٽران هوندا آهن.
- ايسٽاٽين (ڌاتو) کان سواءِ بيا سڀ عنصر غير ڌاتو آهن.
- فلورين ۽ ڪلورين گئسون آهن، برومين پٽڙو آهي ۽ آيوڊين عام گرمي پد تي نهرو آهي.

گروپ VIIIA بي عمل گئسون (Inert or Noble Gases)

- هن گروپ ۾ هيليم (He)، نيون (Ne)، آرگان (Ar)، ڪرپٽان (Kr)، زينان (Xe) ۽ ريڊان (Rn) شامل هوندا آهن.
- هنن عنصرن جي ويلنس شيل ۾ اٺ اليڪٽران هوندا آهن سواءِ هيليم جي جنهن ۾ ٻہ اليڪٽران هوندا آهن.

گروپ IB کان VIIIB ٽرانزيشن يا بدلجندڙ عنصر (Transition Elements)

- هي عنصر ڌاتو هوندا آهن.
- هي ڪيميائي عملن ۾ بدلجندڙ ويلنسيون ظاهر ڪندا آهن.
- هنن عنصرن جا ويلنس شيل مڪمل نہ هوندا آهن.

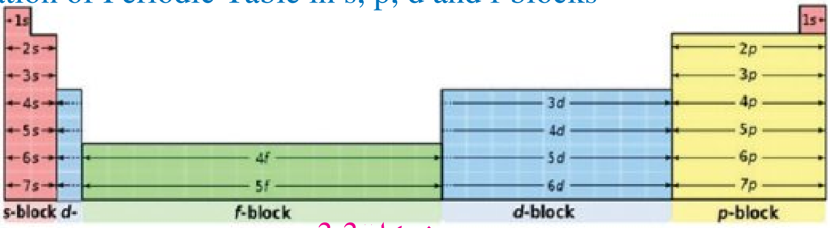
آزمائشي سوال

(i) هيٺ دؤري جدول جو غور سان جائزو وٺو ۽ هيٺين سوالن جا جواب ڏيو.

عنصرن جي دؤري جدول

- ڏنل دؤري جدول مان ڪمري جي گرمي پد تي نهرو، پٽڙو ۽ گئسن جي سڃاڻپ ڪريو ۽ فهرست لکي ڏيکاريو.
- مٿي ڏنل دؤري جدول مان هٿرادو عنصرن جي سڃاڻپ ڪريو ۽ انهن جا نالا ٻڌايو.
- تابڪار عنصرن جي سڃاڻپ ڪريو ۽ اهي لکي ڏيکاريو.
- الڪلي، الڪلائين ۽ ٽرانزيشن عنصرن جي نشاندهي ڪريو.
- نيم ڌاتو، لئٿنائيڊس ۽ ايڪٽينائيڊس واري عنصرن جي لسٽ ناهيو.

3.1.3 دؤري جدول ۾ s، p، d ۽ f بلاڪن جي حد بندي
Demarcation of Periodic Table in s, p, d and f blocks



شڪل 3.3

بي عمل يا نوبل گئسون (Noble Gases)، هي بي رنگ (Colorless)، بلڪل بي عمل (Un reative) ۽ گهٽ چقمقي (Diamagnetic) ٿيندا آهن. هنن کي ٻڙي (Zero) گروپ ۾ رکيو ويو آهي. هنن جي اليڪٽران جي ترتيب ns^2 ، np^6 ۽ غير معمولي طور تي پائيدار ٿيندا آهن.

نمائنده عنصر (Representative Elements): هنن ۾ ڌاتو ۽ غير ڌاتو ٻنهي قسمن جا عنصر شامل آهن. هنن ۾ ڪجهه گهٽ چقمقي (Diamagnetic) ۽ ڪجهه هم چقمقي (Paramagnetic) ٿين ٿا ۽ انهن کي s- بلاڪ ۽ p- بلاڪ ۾ ورهايو ويو آهي.

(i) **s- بلاڪ وارا عنصر**: s- بلاڪ جي عنصرن ۾ اليڪٽران ns مدار ۾ سمايل هوندا آهن IA ۽ II A گروپ جا عنصر s- بلاڪ جا آهن. انهن جي اليڪٽراني ترتيب ns^1 کان ns^2 مدار/ ۾ تائين ٿيندي آهي.

(ii) **p بلاڪ وارا عنصر**: هن بلاڪ جي عنصرن ۾ اليڪٽران مدار کي np^1 کان ڀرڻ شروع ڪن ٿا ۽ np^6 تائين پري ختم ڪن ٿا. گروپ III A کان VII A ۽ ٻڙي گروپ جا عنصر سواءِ He بہ p بلاڪ وارا عنصر آهن.

d- بلاڪ وارا عنصر (پاهريان بدلجندڙ يا ٽرانزيشن عنصر): هن بلاڪ جا عنصر عام طور بدلجندڙ آڪسيجڻي حالت (Variable Oxidation State) ۾ هوندا آهن. هنن عنصرن ۾ اليڪٽران d مدار ۾ کي پريندا آهن هن جي عام اليڪٽراني ترتيب $ns^2(n-1)d^{1-10}$ آهي. d- بلاڪ وارا عنصرتن سلسلن تي مشتمل هوندا آهن.

f بلاڪ وارا عنصر (اندريان بدلجندڙ يا ٽرانزيشن عنصر): اهي عنصر جن ۾ اندريون f مدار جو ڀرجي پورو ٿئي ٿو ان کي f بلاڪ وارا عنصر چئبو آهي. هنن جي اليڪٽرانن واري ترتيب $ns^2(n-1)d^1(n-2)f^{1-14}$ هوندي آهي. هنن جي ٻن سلسلن کي لئنٿانائيڊس (Lanthanides) ۽ ايڪٽينائيڊس (Actinides) چئبو آهي.

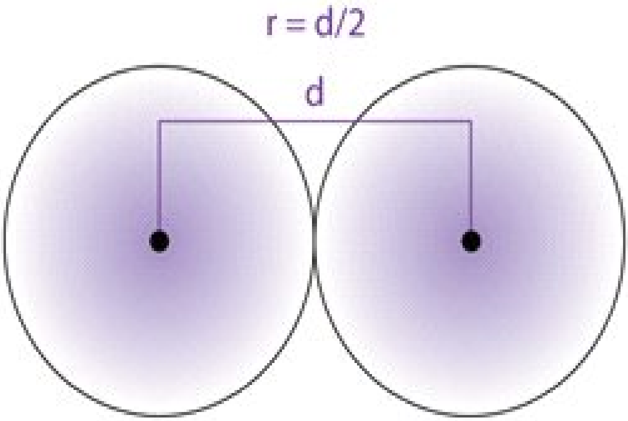
3.2 دؤري نوعيت واريون خاصيتون (Periodicity of Properties)

لفظ دؤريت (Periodicity) جو مطلب "مخصوص وقفي کان پوءِ ڪنهن شيءِ جو دهرائڻ" آهي. خاصيتن جي دؤريت جو مطلب اهو آهي تہ عنصر اهڙي طريقي سان ترتيب ڏنا ويا آهن جو ڪنهن خاص وقفي کان پوءِ عنصرن جون خاصيتون دهرائجن ٿيون.

3.2.1 ائٽمي وايو ۽ ائٽمي نيم قطر (Atomic Size and Atomic Radius)

ائٽم ايترا ته ننڍا آهن جو انهن ائٽمن کي سگهاري خوردبين سان به ڏسڻ ممڪن نه آهي. تنهنڪري ڪنهن اڪيلي ائٽم جو وايو سڌو سنئون ماپي نه ٿو سگهجي، تنهن هوندي به اهڙا سائنسي طريقا ايجاد ڪيا ويا آهن جن سان ڪنهن عنصر ۾ بانڊ وسيلي ڳنڍيل ائٽمن جي مرڪزن ڪان مفاصلو ماپي سگهجي ٿو. ان مفاصلي جي اڌ کي ائٽم جي نيم قطر (Atomic Radii) سمجهيو ويندو آهي. هن نيم قطر کي اينگسٽرام ايڪي (Angstrom (A^o) Unit) ۾ ماپيو ويندو آهي.

$1A^o = 10^{-8}$ سينٽي ميٽر



شڪل 3.2 ائٽمي نيم قطر

دؤري جدول ۾ جيئن اسان گروپن ۾ هيٺ هلندا وينداسين ته ائٽمن جا نيم قطر به وڌندا ويندا. ڇاڪاڻ ته هر هڪ عنصر جي ائٽم ۾ هڪ هڪ شيل جو واڌارو ٿيندو ويندو، پر پيرڊ جي اندر جيئن کابي کان ساڄي طرف وڃبو ته ائٽم جو نيم قطر گهٽجندو ويندو، ڇاڪاڻ ته نيوڪليئس ۾ پروٽان جو تعداد وڌندو ويندو يعني مرڪز جي واڌو چارج ۾ اضافو ٿيندو ويندو جنهن ڪري نيوڪليس چوڌاري گردش ڪندڙ ڪاٽو چارج اليڪٽرانن تي برقي ڪشش جو زور به وڌندو ويندو. ان ڪري ٻاهرئين شيل جو وايو آهستي (Radius) آهستي گهٽجندو ويندو. هي اثر تمام ڊگهي پيرڊس جي سب شيل d ۽ f شامل عنصرن ۾ گهڻو واضح آهي. مثال طور لئٿنائيڊس جو وايو درجي وار واضح طور گهٽجي ٿو. ان کي لئٿنائيڊس جو سُڪڙجڻ (Lanthanides Contraction) به چئبو آهي.

جدول 3.3 ائٽمي نيم قطر جو پيرڊس ۾ گهٽجڻ

ٻئين پيرڊ وارا عنصر	^{3}Li	^{4}Be	^{5}B	^{6}C	^{7}N	^{8}O	^{9}F	^{10}Ne
ائٽمي نيم قطر (pm)	152	113	88	77	75	73	71	69

جدول 3.4 ائٽمي نيم قطر جو گروپ ۾ وڌڻ

پهرئين گروپ جا عنصر	ائٽمي نيم قطر (pm)
^{3}Li	152
^{11}Na	186
^{19}K	227
^{37}Rb	248
^{55}Cs	265

3.2.2 آيونائيزيشن واري توانائي (Ionization Energy):

اها گهٽ ۾ گهٽ گهربل توانائي جيڪا گئس واري حالت ۾ ڪنهن ائٽم مان هڪ اليڪٽران کي خارج ڪرڻ لاءِ ڪم اچي ان کي آيونائيزيشن واري توانائي چئبو آهي ۽ هن کي جول في مول (Joule / Mole) ايڪي ۾ ماپيو ويندو آهي. گهٽي آيونائيزيشن واري توانائي جو مطلب آهي ته اليڪٽران کي خارج ڪرڻ اوترو وڌيڪ مشڪل آهي. مثال طور، هائڊروجن جي آيونائيزيشن واري توانائي 1312 ڪلو جول في مول KJ/mol آهي.

$$H\,(g) + \text{توانائي} \rightarrow H^{+1} + e^{-}\ (I.E = +1312\ KJ/mol)$$

پيرڊ جي اندر کابي کان ساڄي آيونائيزيشن واري توانائي جو مقدار وڌي ٿو ڇاڪاڻ ته ائٽمن جو ولايو گهٽجندو آهي. جنهن ڪري مرڪز جو اليڪٽرانن تي ڪشش جو زور وڌي ٿو. ان ڪري کابي پاسي وارن عنصرن جي آيونائيزيشن واري توانائي گهٽ ٿيندي آهي، جيڪا جدول 3.5 ۾ ڏيکاريل آهي.

جدول 3.5 پيرڊ ۾ آيونائيزيشن واري توانائي وڌندي آهي.

^{10}Ne	^{9}F	^{8}O	^{7}N	^{6}C	^{5}B	^{4}Be	^{3}Li	ٻئين پيرڊ جا عنصر
2081	1081	1314	1402	1086	801	899	520	آيونائيزيشن واري توانائي (KJ/mol)

جيئن اسان گروپ ۾ هيٺ هلنداسين ته آيونائيزيشن واري توانائي مٿان کان هيٺ شيلن جي اضافي سبب گهٽجندي ويندي. جدول 3.6 ۾ آيونائيزيشن واري توانائي جو گهٽجڻ ڏيکاريل آهي. شيلن ۾ اضافي سبب نيوڪليئس جي برقي ڪشش جو زور ٻاهرئين شيل جي اليڪٽرانن تي گهٽجي وڃي ٿو.

جدول 3.6 گروپ ۾ آيونائيزيشن واري توانائي گھٽجندي آهي.

پهرئين گروپ جا عنصر	آيونائيزيشن واري توانائي (KJ/mol)
^{3}Li	520
^{11}Na	496
^{19}K	419
^{37}Rb	403
^{55}Cs	377

3.2.3 اليڪتراني رغبت (Electron Affinity)

گئس واري حالت ۾ ٻاهرئين شيل ۾ اليڪتران حاصل ڪرڻ لاءِ خارج ڪيل توانائي جي مقدار اليڪتراني رغبت (Electron Affinity) سڏجي ٿي. هن کي پڻ ڪلوجول في مول KJ/mol ۾ ماپيو ويندو آهي. اليڪتراني رغبت جو مطلب واڌو برقيري ناهڻ لاءِ اليڪتران حاصل ڪرڻ آهي. مثال طور فلورين جو اليڪتراني رغبت ڪاٽو 328 ڪلو جول في مول (−328KJ/mol) آهي.

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

پيرڊ جي اندر کاٻي کان ساڄي طرف اليڪتراني رغبت وڌندي رهندي آهي. ڇاڪاڻ ته ائٽمي وايو يا سائيز گھٽجندو تو رهي جڏهن ائٽم جو وايو گھٽجي ٿو ته داخل ٿيندڙ اليڪتران ۽ مرڪز جي وچ ۾ ڪشش جو زور وڌي ٿو ۽ واڌو توانائي خارج ٿئي ٿي.

جدول 3.7 پيرڊ ۾ اليڪتراني رغبت وڌندي آهي.

ٻئين پيرڊ جا عنصر	^{3}Li	^{4}Be	^{5}B	^{6}C	^{7}N	^{8}O	^{9}F	^{10}Ne
اليڪتراني رغبت (KJ/mol)	−60	−48	−29	−122	−6.8	−141	−328	0

گروپ ۾ اليڪتراني رغبت گھٽجي ٿي.

گروپ ۾ اليڪتراني رغبت جو مقدار مٿان کان هيٺ هلندي گھٽجندو آهي. ڇاڪاڻ ته ائٽم جو وايو وڌندو آهي.

جدول 3.8 گروپن ۾ اليڪتراني رغبت گھٽجندي آهي.

ستين 7th گروپ جا عنصر	اليڪتران جي رغبت (KJ/mol)
^{9}F	−328
^{17}Cl	−349
^{35}B	−325
^{53}I	−295

گروپ ۾ هيٺ هلندي نيوڪليئس ۽ داخل ٿيندڙ اليڪٽران جي وچ ۾ ڪشش جو زور گهٽجي ٿو ۽ ٿوري توانائي خارج ٿئي ٿي.

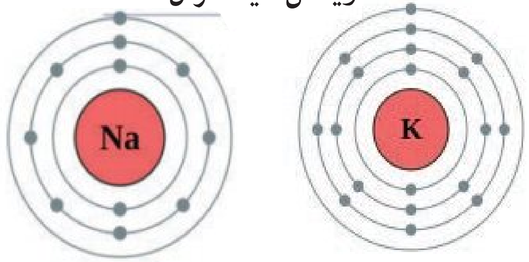
جيئن آيوڊين جو وايو برومين جي وايي کان گهٽو وڏيڪ آهي ۽ ان جي اليڪٽراني رغبت برومين کان گهٽو گهٽ آهي. جدول 3.8 ۾ اليڪٽراني رغبت جو گهٽجڻ ڏيکاريل آهي.

3.2.4 بچاءُ وارو اثر (Shielding Effect)

”ائٽم ۾ موجود ٻاهرئين (Valence) اليڪٽرانن تي نيوڪليس جي ڪشش ۾ گهٽتائي کي بچاءُ وارو اثر چئجي ٿو.“

ائٽم ۾ مرڪز ۽ ويلنس شيل جي وچ ۾ موجود اليڪٽران ٻاهرئين شيل ۾ موجود اليڪٽران تي نيوڪليائي چارج کي گهٽائيندا آهن، نتيجي طور ويلنس اليڪٽران اصل ڪشش کان گهٽ ڪشش محسوس ڪن ٿا. ٻين لفظن ۾، ”اندرئين شيلن ۾ موجود اليڪٽران ويلنس شيل جي اليڪٽرانن کي مرڪز واري ڪشش جو زور گهٽ محسوس ڪرائيندا آهن ان کي بچاءُ وارو اثر چئبو آهي.“

دؤري جدول جي گروپ ۾ هيٺ هلندي بچاءُ وارو اثر وڌندو ٿورهي ۽ اهو پيرڊ ۾ کابي کان ساڄي طرف هڪ جيترو ئي رهي ٿو. مثال طور پوٽئشيم ۾ بچاءُ وارو اثر سوڊيم جي ائٽم کان گهٽو وڏيڪ هوندو آهي.

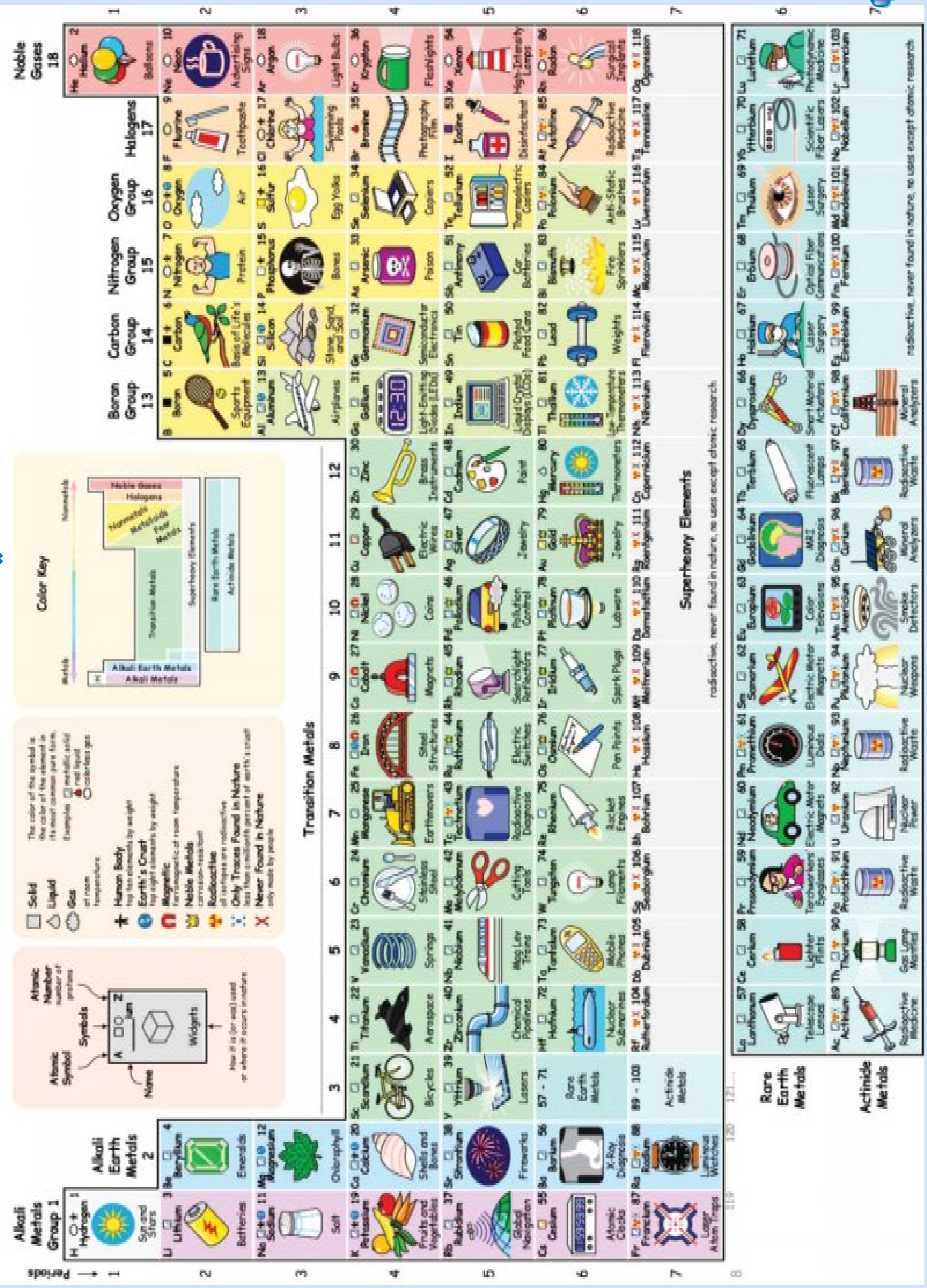


شڪل 3.3 پوٽئشيم ائٽم ۾ بچاءُ وارو اثر سوڊيم ائٽم کان وڏيڪ آهي.

3.2.5 برقي منفيت (Electro Negativity)

ڪنهن ماليڪيول جي ائٽم ۾ مشترڪ اليڪٽرانن جي جوڙي کي پاڻ ڏانهن ڇڪڻ جي رجحان کي برقي منفيت (Electro Negativity) چئبو آهي. برقي منفيت جو رجحان آيونائيزيشن واري توانائي ۽ اليڪٽراني رغبت وانگر ٿيندو آهي. هي پيرڊ ۾ کابي کان ساڄي طرف وڌندي ٿي رهي ڇو ته نيوڪلائي چارج وڌڻ سان مرڪز کان مشترڪ اليڪٽرانن جي جوڙي وارو مفاصلو گهٽجي ويجي ٿو.(جدول 3.9) جيڪو مشترڪ اليڪٽرانن واري جوڙي جي ڪشش جي زور واري سگهه کي وڌائي ٿو.

چا توهان کي خبر آهي؟



عنصرن جي تصويري دؤري جدول

جدول 3.9 پيرڊ ۾ برقي منفيت وڌندي آهي.

ٻئين پيرڊ جا عنصر	^{3}Li	^{4}Be	^{5}B	^{6}C	^{7}N	^{8}O	^{9}F
برقي منفيت	1.0	1.6	2.0	2.6	3.0	3.4	4.0

گروپ ۾ برقي منفيت گھٽجندي تي رهي ڇاڪاڻ جو ائٽم جو وايو يا سائيز وڌندو تو رهي ۽ مشترڪ اليڪٽرانن جي جوڙي تي ڪشش جو زور گھٽجندو تو رهي. مثال طور جدول 3.10 ۾ هئلوجين جي برقي منفيت هيٺ ڏنل آهي.

جدول 3.10 گروپ ۾ برقي منفيت گھٽجندي آهي.

ستين 7th گروپ جا عنصر	برقي منفيت
^{9}F	4.0
^{17}Cl	3.2
^{35}Br	3.0
^{53}I	2.7

آزمائشي سوال

- گروپ ۾ ائٽمي نيم قطر جو رجحان ڪھڙي طرح آهي؟
- وڏيڪ وايي وارن ائٽمن کي گھٽو بچاءُ وارو اثر ڇو ٿيندو آهي؟
- ڪھڙي عنصر کي تمام گھٽي آيونائيزيشن واري توانائي هوندي آهي ۽ ڇو؟

اختصار

- اٹويهين صدي کي دؤري جدول ۾ عنصرن جي سلسليوار ترتيب ڏيڻ ڪري ميل- پٽر طور سمجھيو ويندو آهي.
- ڊوبيرائينر عنصرن کي ٽِڪي (Triads) ۾ ترتيب ڏنو.
- نيولينڊ انين وارو قانون (Law of Octaves) پيش ڪيو.
- مئنڊليو گروپس ۽ پيرڊس سان دؤري قانون شايع ڪيو.
- موزلي پنهنجو قانون پيش ڪيو ته ”عنصرن جون طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتون سندن ائٽمي نمبر جي دؤري خاصيت تي دارومدار رکن ٿيون.“
- جديد دؤري جدول ۾ ڪُل 18 گروپ ۽ ست پيرڊ ٿيندا آهن.
- پيرڊ ۾ طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتون کابي کان ساڄي طرف تبديل ٿين ٿيون. پيرڊ ۾ عنصر مختلف خاصيتون ظاهر ڪن ٿا ڇاڪاڻ جو پيرڊ اندر اليڪٽراني ترتيب لڳاتار تبديل ٿيندي تي رهي.

- سب گروپن کي هڪ جهڙين خاصيتن جي بنياد تي ورهايو ويندو آهي جيئن دؤري جدول ۾ A ۽ B کي هڪ ٻئي سان گڏ رکيو ٿو وڃي.
- سب گروپ A جي عنصرن کي مکيہ يا نمائنده عنصر چيو ويندو آهي.
- سب گروپ B جي عنصرن کي ٽرانزيشن يا بدلجندڙ عنصر چيو ويندو آهي. گروپ نمبر ان عنصر جي ويلنس شيل ۾ ڪُل اليڪٽرانن کي ڏيکاري ٿو.
- ائٽمي آيونائيزيشن واري توانائي گروپ ۾ هيٺ هلندي گهٽجندي ٿي رهي پر پيرڊ ۾ اڳتي ويندي وڌندي ٿي رهي.
- برقي منفيت گروپ ۾ هيٺ هلندي گهٽجندي ٿي رهي پر پيرڊ ۾ اڳتي وڌندي ٿي رهي.
- اليڪٽراني رغبت گروپ ۾ هيٺ هلندي گهٽجندي ٿي رهي پر پيرڊ ۾ اڳتي وڌندي ٿي رهي.
- بچاءُ وارو اثر دؤري جدول جي گروپ ۾ هيٺ هلندي وڌندو ٿو رهي پر پيرڊ ۾ کاٻي کان ساڄي هلندي هڪ جيترو ٿو رهي.

مشق

ياڱو (الف) صحيح جواب جي چونڊ ڪريو.

صحيح جواب تي (✓) جو نشان لڳايو.

1. مئنڊليف 1869ع ۾ _____ موجب پنهنجو دؤري قانون پيش ڪيو:
   (الف) ائٽمي نمبر　　(ب) ڪيميائي خاصيتون
   (ج) طبعي خاصيتون　　(د) ائٽمي مايو
2. دؤري جدول کي ان بنياد تي s، p، d ۽ f بلاڪ ۾ تقسيم ڪيو ويو آهي:
   (الف) ائٽمي نيم قطر　　(ب) اليڪٽراني ترتيب
   (ج) آيونائيزيشن واري توانائي　　(د) اليڪٽراني رغبت
3. دؤري جدول ۾ چوٿين ۽ پنجين پيرڊ کي چئبو آهي:
   (الف) ننڍو پيرڊ　　(ب) وڏو پيرڊ
   (ج) عام پيرڊ　　(د) تمام وڏو پيرڊ
4. پيرڊ ۾ کاٻي پاسي هلندي ڪهڙو هڪ گهٽجندو ٿي رهي؟
   (الف) آيونائيزيشن واري توانائي　　(ب) ائٽمي نيم قطر
   (ج) برقي منفيت　　(د) اليڪٽران جي رغبت
5. گروپ VIIA جي عنصرن کي چئبو آهي:
   (الف) لئٿنائيڊس　　(ب) ايڪٽينائيڊس
   (ج) هئلوجنس　　(د) بي عمل يا نوبل گئسون

6. موزلي مطابق عنصرن جون ڪيميائي خاصيتون انهن جي _____ جا دؤري عمل آهن:
(الف) ائٽمي وايو يا سائيز (ب) ائٽمي مايو
(ج) ائٽمي نيم قطر (د) ائٽمي نمبر

7. بچاءُ وارو اثر پيرڊ منجهه:
(الف) وڌي ٿو (ب) گهٽجي ٿو
(ج) وچٿرو رهي ٿو (د) ساڳيو رهي ٿو

8. اليڪٽرانن جي مشترڪ جوڙي کي ڪشش واري خاصيت کي چئبو آهي.
(الف) اليڪٽران جي رغبت (ب) برقي منفيت
(ج) آيونائيزيشن واري توانائي (د) بچاءُ وارو اثر

9. گروپ ۾ اليڪٽران جي رغبت هيٺ هلندي گهٽجندي ٿي رهي ڇاڪاڻ جو:
(الف) ائٽمي وايو عام هجي ٿو (ب) ائٽمي وايو وڌي ٿو
(ج) ائٽمي وايو گهٽجي ٿو (د) ائٽمي وايو ساڳيو رهي ٿو

10. ٽرانزيشن يا بدلجندڙ عنصر آهن:
(الف) گئسون (ب) ڌاتو (ج) غير ڌاتو (د) نيم ڌاتو

ڀاڱو (ب) مختصر سوال

1. پيرڊ ۽ گروپ ۾ فرق ٻڌايو؟
2. گروپ ۽ پيرڊ ۾ برقي منفيت جو رجحان مثالن جي مدد سان بيان ڪريو؟
3. ساڳئي خاندان ۾ عنصرن جي طبعي ۽ ڪيميائي خاصيتن ۾ هڪ جهڙايون واضع ڪريو؟
4. خاصيتن جي دؤريت، ڪنهن ائٽم ۾ ان جي پروٽانن جي تعداد تي دارومدار رکي ٿي، اهو ثابت ڪريو؟
5. ڪهڙا هيلوجين عنصر گئس، پٽڙي ۽ نهري حالتن ۾ ملن ٿا اهي سڃاڻي ٻڌايو؟
6. ڇو الڪلائين زميني ڌاتو بي قاعدي رجحڻ پَد ۽ ٽهڪڻ پَد ظاهر ڪن ٿا؟
7. آيونائيزيشن واري توانائي، اليڪٽران جي رغبت ۽ برقي منفيت جو گروپ ۽ پيرڊ ۾ هڪ جهڙو رجحان ظاهر ڪن ٿا؟

ڀاڱو (ج) تفصيلي سوال

1. دؤري جدول جي ڊگهي صورت تفصيل سان بيان ڪيو؟
2. دؤري جدول جي s، p، d ۽ f بلاڪن ۾ درجه بندي بيان ڪريو؟
3. هيٺئين عنصرن جي اليڪٽراني ترتيب واضع ڪري ڏيکاريو؟
Si, F, Ca, Na
4. دؤري جدول تي خاندانن جو محل وقوع (هنڌ) جو تعين ڪريو؟
5. مئنڊليف جو دؤري قانون جديد دؤري جدول لاءِ بنياد فراهم ڪيو ان تي بحث ڪريو؟
6. بچاءُ وارو اثر ڪيئن دؤري رجحانن تي اثر انداز ٿين ٿا وضاحت ڪريو؟