

عناصر کی درجہ بندی اور خصوصیات میں دوریت (Classification of Elements and Periodicity in Properties)

دوری جدول اصول اور عمل کے لحاظ سے بلاشبہ علم کیمیا میں ایک اہم تصور ہے۔ طلباء کے لیے یہ روز مرہ کا معاون ہے ماہرین کے لیے تحقیق کے نئے مواقع تجویز کرتا ہے، اور کل علم کیمیا کے لیے مختصر اور جامع تنظیم مہیا کرتا ہے۔ یہ اس امر کا قابل تعریف اظہار ہے کہ کیمیائی عناصر اکائیوں کا بے ترتیب مجموعہ نہیں ہے بلکہ ایک عام رجحان کا اظہار کرتے ہیں اور ایک ساتھ جماعتوں میں رہتے ہیں۔ دوری جدول سے واقفیت ہر اس شخص کے لیے لازمی ہے جو اس دنیا کو سلجھانا چاہتا ہے اور یہ دیکھنا چاہتا ہے کہ یہ علم کیمیا کے بنیادی بلڈنگ بلاک کیمیائی عناصر سے مل کر کس طرح بنی ہے۔ (گلن۔ ٹی۔ سیبرگ)

اس باب میں ہم دوری جدول (جیسی کہ یہ آج ہے) کے تاریخی ارتقا اور جدید دوری کلیہ کا مطالعہ کریں گے۔ ہم یہ بھی سیکھیں گے کہ دوری درجہ بندی کس طرح ایٹموں کے الیکٹرانیک شکل کے منطقی نتیجہ کو اختیار کرتی ہے۔ آخر میں ہم عناصر کی طبعی اور کیمیائی خصوصیات میں دوری رجحان کا جائزہ بھی لیں گے۔

3.1 ہمیں عناصر کی درجہ بندی کی ضرورت کیوں ہے (Why do we

Need to Classify Elements)

اب ہم جان چکے ہیں کہ عناصر ہر قسم کے مادے کی بنیادی اکائیاں ہوتی ہیں۔ 1800 عیسوی میں کل 31 عناصر کے بارے میں معلومات تھیں۔ 1865 تک دریافت شدہ عناصر کی تعداد دو گنی ہو کر 63 تک پہنچ گئی۔ آج تک 114 عناصر معلوم کیے جا چکے ہیں۔ ان میں سے حال ہی میں دریافت کیے گئے عناصر انسانوں کے بنائے ہوئے ہیں۔ نئے عناصر

مقاصد

اس سبق کو پڑھنے کے بعد آپ اس لائق ہو جائیں گے کہ:

- سمجھ سکیں گے کہ کس طرح عناصر کی ان کی خصوصیات کی بنیاد پر درجہ بندی نے دوری جدول بنانے میں مدد کی؛

- دوری کلیہ کو سمجھ سکیں؛

- دوری درجہ بندی کی بنیاد فراہم کرنے میں ایٹمی عدد اور الیکٹرانیک شکل کی اہمیت کو سمجھ سکیں گے۔

- IUPAC تسمیہ کے مطابق $Z > 100$ عناصر کے نام بتا سکیں؛

- عناصر کو f, d, p, s بلاک میں تقسیم کر سکیں گے اور ان کی اہم خصوصیات یاد رکھ سکیں۔

- عناصر کی طبعی اور کیمیائی خصوصیات میں دوری رجحان کو پہچان سکیں؛

- عناصر کی تعاملیت کا موازنہ کر سکیں گے اور اسے قدرتی ماحول میں ان کے وقوع سے ہم آہنگ کر سکیں؛

- آیونائزیشن اینتھالپی اور دھاتی خصوصیات میں تعلق کی وضاحت کر سکیں؛

- ایٹموں کی اہم خصوصیات مثلاً ایٹمی/آئینی نصف قطر، آیونائزیشن اینتھالپی، الیکٹران گین اینتھالپی برقی منفیت۔ عناصر کی گرفت وغیرہ سے تعلق رکھنے والے تصورات کے اظہار کے لیے سائنسی زبان کا استعمال کر سکیں۔

جدول 3.1 ڈوبرینر کے ٹرائیڈز

عنصر	ایٹمی وزن	عنصر	ایٹمی وزن	عنصر	ایٹمی وزن
Li	7	Ca	40	Cl	35.5
Na	23	Sr	88	Br	80
K	39	Ba	137	I	127

عنصر کا ایٹمی وزن باقی دو عناصر کے ایٹمی وزن کے مجموعہ کا آدھا ہے (جدول 3.1)۔ اس کے علاوہ درمیانی عنصر کی خصوصیات بھی باقی دو عناصر کی خصوصیات کے درمیان ہیں۔ چونکہ ڈوبرینر کا یہ تعلق جسے ٹرائیڈ کا کلیہ (Law of Triads) کہتے ہیں صرف چند عناصر کے لیے ہی کارگر ثابت ہوتا ہے اس کو اتفاقی کہہ کر رد کر دیا گیا عنصر کو تقسیم کرنے کی اگلی کوشش فرانسیسی ارضیات داں اے ای بی ڈی چاکر ٹوائس نے 1862 میں کی۔ انہوں نے اس وقت تک دریافت شدہ عناصر کو ان کے ایٹمی وزن کی بڑھتی ہوئی ترتیب میں رکھا اور عناصر کا ایک اسطوانی جدول بنایا جس میں ان کی خصوصیات کے دوری تواتر کو دکھایا گیا۔ اس نے بھی زیادہ توجہ حاصل نہیں کی۔ انگریز کیمیا داں جان الیکسزینڈر نیولینڈ نے 1865 میں آکٹیو کلیہ (Law of Octaves) دیا۔ اس نے عناصر کو ان کے بڑھتے ہوئے ایٹمی وزن کے ساتھ ترتیب دیا اور دیکھا کہ ہر آٹھویں عنصر کی خصوصیات پہلے عنصر کی خصوصیات سے مشابہہ ہیں (جدول 3.2)۔ یہ تعلق بالکل ایسا ہی ہے جیسا کہ موسیقی کے آٹھ سروں میں ہوتا ہے جہاں ہر آٹھواں سر پہلے کے مشابہہ ہوتا ہے۔ نیولینڈ کا آکٹیو کلیہ صرف یکیشیم تک کے عناصر تک صحیح ہے۔ اگرچہ اس خیال کو اس زمانے میں بہت زیادہ مقبولیت نہیں ملی پھر بھی 1887 میں لندن کی رائل سوسائٹی نے ان کے کام کے لیے انہیں ڈیوی میڈل سے نوازا۔

کے تالیف کی کوششیں جاری ہیں۔ عناصر کی اتنی بڑی تعداد کے ساتھ یہ بہت مشکل ہے کہ ہر عنصر اور اس کے لاتعداد مرکبات کی کیمیائی خصوصیات کا مطالعہ انفرادی طور پر کیا جاسکے۔ اس مسئلہ کو حل کرنے کے لیے سائنسدانوں کے عناصر کی درجہ بندی کر کے ان کے متعلق معلومات کو منظم کرنے کا طریقہ تلاش کر لیا۔ اس طرح نہ صرف یہ کہ عناصر سے متعلق معلوم شدہ حقائق کو استدلال فراہم کیا جاسکے گا بلکہ آئندہ مطالعے کے لیے نئے حقائق کی پیشین گوئی بھی کی جاسکے گی۔

3.2 دوری درجہ بندی کی ابتدا (Genesis of Periodic Classification)

عناصر کی مختلف درجات میں درجہ بندی اور دوری کلیہ نیز دوری جدول کا ارتقا سائنسدانوں کے اپنے مشاہدے اور تجربات کی بنیاد پر حاصل کی گئی معلومات کو اصول کے مطابق ترتیب دینے کا نتیجہ ہے۔ 1800 کے ابتدائی برسوں میں جرمن کیمیا داں جون ڈوبرینر (John Dobereiner) پہلا سائنسدان تھا جس نے عناصر کی خصوصیات میں ایک رجحان کے تصور پر غور کیا۔ 1829 تک اس نے تین عناصر (Triads) کے مختلف گروہوں کی طبعی اور کیمیائی خصوصیات میں یکسانیت کو نوٹ کیا۔ ہر گروہ میں اس نے دیکھا کہ ہر ٹرائیڈ کے درمیانی

جدول 3.2 نیولینڈ کے آکٹیو

عنصر	Li	Be	B	C	N	O	F
ایٹمی وزن	7	9	11	12	14	16	19
عنصر	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
ایٹمی وزن	23	24	27	29	31	32	35.5
عنصر	K	Ca					
ایٹمی وزن	39	40					

کیا۔ مینڈلیف نے خاص طور پر امپیریکل فارمولوں میں یکسانیت اور عناصر کے مرکبات کی خصوصیات پر بھروسہ کیا۔ اس نے یہ محسوس کیا کہ اگر ایٹمی وزن کی سختی سے پابندی کی جاتی ہے تو کچھ عناصر درجہ بندی کی اس اسکیم میں فٹ نہیں ہوتے۔ اس نے ایٹمی وزن کو یہ سوچتے ہوئے نظر انداز کر دیا کہ ہوسکتا ہے کہ ایٹمی پیمائش صحیح نہ ہو، اور یکساں خصوصیات والے عناصر کو ایک ساتھ رکھ دیا۔ مثال کے طور پر آئیوڈین جس کا ایٹمی وزن ٹیلوریم (گروپ VI) سے کم ہے اسے گروپ VII میں فلورین کلورین اور برومین کے ساتھ رکھ دیا کیونکہ ان کی خصوصیات یکساں تھیں (شکل 3.1)۔ اسی وقت یکساں خصوصیات والے عناصر کو ایک ہی گروپ میں ترتیب دینے کے اپنے بنیادی مقصد کے تحت اس نے تجویز کیا کہ کچھ عناصر دریافت ہونا باقی ہیں اور اسی لیے اس نے جدول میں بہت سے خالی مقامات چھوڑ دیے۔ مثال کے طور پر گلیمیم اور جرمینیم دونوں عناصر ہی اس وقت دریافت نہیں ہوئے تھے جب مینڈلیف نے دوری جدول کو شائع کیا تھا۔ اس نے ایک ایلومینیم کے نیچے اور ایک سیلیکان کے نیچے خالی مقام چھوڑ دیا اور ان عناصر کو ایک المونیم اور ایک سیلیکان کہا۔ مینڈلیف نے نہ صرف گلیمیم اور جرمینیم کی موجودگی کی پیشین گوئی کی بلکہ ان کی کچھ عام طبعی خصوصیات بھی بیان کیں۔ ان عناصر کی دریافت بعد میں ہوئی ان عناصر کی کچھ خصوصیات جن کی پیشین گوئی مینڈلیف نے کی تھی اور جو تجربہ کی بنیاد پر پائی گئیں وہ جدول 3.3 میں دکھائی گئی ہیں۔

مینڈلیف کی جرأت مندانہ طریقہ سے کی گئی مقداری پیشین گوئیاں اور آخر کار ان کی کامیابی نے اسے اور اس کی دوری جدول کو شہرت بخشی۔ 1905 میں شائع ہوئی مینڈلیف کی دوری جدول کو شکل 3.1 میں دکھایا گیا ہے۔

دوری کلیہ جیسا کہ آج ہم اسے جانتے ہیں اس کا سہرا روسی کیمیا داں، دمتری مینڈلیف (1834-1907) اور جرمن کیمیا داں لوٹھر میسر (1830-1895) کے سر ہے دونوں کیمیا دانوں نے انفرادی طور پر کام کرتے ہوئے 1869 میں یہ تجویز رکھی کہ عناصر کو ان کے بڑھتے ہوئے ایٹمی وزن کی ترتیب میں رکھے جانے پر ایک باقاعدہ وقفہ کے بعد ان کی طبعی اور کیمیائی خصوصیات میں یکسانیت ظاہر ہوتی ہے۔ لوٹھر میسر نے طبعی خصوصیات جیسے کہ حجم نقطہ گداخت اور نقطہ جوش کو ایٹمی وزن کے مطابق ترتیب دیا تو دیکھا کہ ایک دوری بالتوازن نقشہ ابھر کر آتا ہے۔ نیولینڈ کے برخلاف لوٹھر میسر نے اس دوری ہرارتے ہوئے نقشہ کی لمبائی تبدیلی نوٹ کی۔ 1868 تک لوٹھر میسر نے ایک جدول تیار کی جو جدید دوری جدول سے مشابہ تھی۔

بہر حال اس کا کام اس وقت تک شائع نہیں ہوا جب تک کہ سائنسداں دمتری مینڈلیف کا کام شائع نہیں ہوا، جسے جدید دوری جدول کے ارتقا سے شہرت ملی۔ جبکہ ڈویرنیر نے دوری تعلقات کا مشاہدہ کیا تھا، یہ مینڈلیف ہی تھا جس نے پہلی مرتبہ دوری کلیہ کو شائع کیا۔ اس کا بیان اس طرح ہے کہ:

”عناصر کی خصوصیات ان کے ایٹمی وزن کا دوری تفاعل ہوتی ہیں“

مینڈلیف نے عناصر کو ان کے بڑھتے ہوئے ایٹمی وزن کے اعتبار سے ایک جدول میں افقی قطاروں اور عمودی کالموں میں اس طرح ترتیب دیا کہ یکساں خصوصیات والے عناصر ایک ہی عمودی کالم یا گروپ میں ہوں۔ عناصر کی درجہ بندی کا مینڈلیف کا طریقہ لوٹھر میسر کے طریقہ سے زیادہ واضح تھا۔ انہوں نے دوریت کی اہمیت کو پوری طرح پہچانا اور عناصر کی تقسیم میں ان کی طبعی اور کیمیائی خصوصیات کے وسیع دائرے کو استعمال

جدول 3.3 ایک المونیم (گلیمیم) اور ایک سیلیکان (جرمینیم) کے لیے مینڈلیف کی پیشین گوئیاں

خصوصیات	ایک ایلومینیم (پیشین گوئی)	گلیمیم (دریافت)	ایک سیلیکان (پیشین گوئی)	جرمینیم دریافت
ایٹمی وزن	68	70	72	72.6
کثافت / (g/cm ³)	5.9	5.94	5.5	5.36
نقطہ گداخت (K)	کم	29.78	زیادہ	1231
آکسائیڈ کا ضابطہ	E ₂ O ₃	Ga ₂ O ₃	EO ₃	GeO ₂
کلورائیڈ کا ضابطہ	ECl ₃	GaCl ₃	ECl ₃	GeCl ₄

گروپ اور سلسلہ میں عناصر کا دوری نظام

سلسلہ											VIII	
	0	I	II	III	IV	V	VI	VII				
1	Helium He 4.0	Hydrogen H 1.008	Beryllium Be 9.1 Magnesium Mg 24.3	Boron B 11.0 Aluminium Al 27.0	Carbon C 12.0 Silicon Si 28.4	Nitrogen N 14.04 Phosphorus P 31.0	Oxygen O 16.00 Sulphur S 32.06	Fluorine F 19.0 Chlorine Cl 35.45				
2		Lithium Li 7.03										
3		Sodium Na 23.5										
4	Argon Ar 38	Potassium K 39.1	Calcium Ca 40.1	Scandium Sc 44.1	Titanium Ti 48.1	Vanadium V 51.4	Chromium Cr 52.1	Manganese Mn 55.0	Iron Fe 55.9	Cobalt Co 59	Nickel Ni 59	
5		Copper Cu 63.6	Zinc Zn 65.4	Gallium Ga 70.0	Germanium Ge 72.3	Arsenic As 75	Selenium Se 79	Bromine Br 79.95				
6	Krypton Kr 81.8	Rubidium Rb 85.4	Sr 87.6	Yttrium Y 89.0	Zirconium Zr 90.6	Niobium Nb 94.0	Molybdenum Mo 96.0	-	Ruthenium Ru 101.7	Rhodium Rh 103.0	Palladium Pd 106.5	
7		Silver Ag 107.9	Cadmium Cd 112.4	Indium In 114.0	Tin Sn 119.0	Antimony Sb 120.0	Tellurium Te 127.6	Iodine I 126.9				
8	Xenon Xe 128	Caesium Cs 132.9	Barium Ba 137.4	Lanthanum La 139	Cerium Ce 140	-	-	-				
9		-	-	-	-	-	-	-	-			
10	-	-	-	Ytterbium Yb 173	-	Tantalum Ta 183	Tungsten W 184	-	Osmium Os 191	Iridium Ir 193	Platinum Pt 194.9	
11		Gold Au 197.2	Mercury Hg 200.0	Thallium Tl 204.1	Lead Pb 206.9	Bismuth Bi 208	-	-				
12	-	-	Radium Ra 224	-	Thorium Th 232	-	Uranium U 239					
	R	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	HIGHER GASEOUS HYDROGEN COMPOUNDS RH ₄ RO ₃ R ₂ O ₇ RH			RO ₄			

دمتری مینڈلیف، ٹوبالسک، سائبیریا (روس) میں پیدا ہوئے۔ ان کے والد کے انتقال کے بعد ان کا خاندان سینٹ پیٹرز برگ منتقل ہو گیا۔ انہوں نے 1856 میں کیمسٹری میں ماسٹر ڈگری حاصل کی اور 1865 میں پی۔ایچ۔ڈی کی ڈگری حاصل کی۔ وہ سینٹ پیٹرز برگ میں پڑھاتے تھے جہاں ان کی تقرری 1867 میں جنرل کیمسٹری کے پروفیسر کی حیثیت سے ہوئی تھی۔ اپنی عظیم نصابی کتاب پرنسپل آف کیمسٹری، کے ابتدائی کام نے 'دوری کلیہ' تجویز کرنے اور عناصر کی دوری جدول تشکیل کرنے میں ان کی رہنمائی کی۔ اس وقت ایٹم کی ساخت کا علم نہیں تھا اور مینڈلیف کا یہ خیال کہ عناصر کی خاصیتیں کسی نہ کسی طرح ان کی ایٹمی کمیتوں سے تعلق رکھتی ہیں، بہت ہی تصوراتی خیال تھا۔ بعض عناصر کو ان کی کیمیائی خصوصیات کے لحاظ سے صحیح گروپ میں رکھنے کے لیے مینڈلیف نے عناصر کے کچھ جوڑوں کی ترتیب بدل دی اور پر زور طور پر کہا کہ ان کی ایٹمی کمیتیں غلط تھیں۔ مینڈلیف میں پیشین گوئی کی بھی صلاحیت تھی جس کے باعث انہوں نے دوری جدول میں اس وقت نا معلوم عناصر کے لیے جگہ مقرر کردی تھی اور متعلقہ عناصر کی خاصیتوں کے رجحان کو دیکھتے ہوئے ان کی خصوصیات کی پیشین گوئی بھی کردی تھی۔ جب وہ نامعلوم عناصر اور ان کی خصوصیات دریافت ہوئیں تو مینڈلیف کی پیشین گوئیاں حیرت انگیز طور پر درست ثابت ہوئیں۔

مینڈلیف کے دوری کلیہ نے بعد کے برسوں میں تحقیق کے مختلف شعبوں میں تحریک پیدا کردی۔ 1890 میں پہلی دو نوبل گیسوں ہیلیم اور آرگن کی دریافت نے اس بات کی طرف اشارہ کیا کہ ایسے اور بھی عنصر ہونے چاہئیں جو اس خاندان کو پر کر دیں۔ اس خیال نے ریمسے (Ramsay) کی رہنمائی کرپٹان اور زینان کی کامیاب تلاش کی سمت میں کی۔ بیسویں صدی کے ابتدائی برسوں میں یورینیم اور تھوریئم کے تابکارانہ انحطاطی سلسلے (Radioactive Decay Series) پر تحقیقی کام کی طرف بھی دوری جدول نے ہی رہنمائی کی تھی۔

مینڈلیف ہمہ گیر عبقری شخص تھے۔ انہوں نے روس کے قدرتی وسائل سے جڑے ہوئے کئی مسائل پر کام کیا۔ انہوں نے ایک بیرومیٹر بھی ایجاد کیا۔ 1890 میں انہوں نے پروفیسر کے عہدے سے استعفیٰ دے دیا۔ انہیں وزن اور پیمائش کے بیورو کا ڈائریکٹر بنایا گیا۔ 1907 میں اپنے انتقال کے وقت تک انہوں نے مختلف شعبوں میں اہم تحقیقی کام کیا۔

آپ جدید دوری جدول (شکل 3.2) سے یہ بات نوٹ کریں گے کہ 101 ایٹمی عدد والے عنصر کا نام مینڈلیف کے نام پر مینڈیلویم رکھ کر مینڈلیف کے نام کو زندہ جاوید کر دیا گیا ہے۔ یہ نام امریکی سائنسدان گلین۔ ٹی سیبرگ "عظیم روسی کیمیادان کے اہم رول کے اعتراف میں تجویز کیا تھا جس نے سب سے پہلے عناصر کے دوری نظام کو نا معلوم عناصر کی کیمیائی خصوصیات کی پیشین گوئی کے لیے استعمال کیا تھا، ایک اصول جو تقریباً تمام ورائے یورینیم (Transuranium) عناصر کی دریافت کی کنجی رہا ہے۔"

3.3 جدید دوری کلیہ اور دوری جدول کی موجودہ شکل

(Modern Periodic Law and the Present Form of the Periodic Table)

ہمیں یہ بات ذہن میں رکھنی چاہیے کہ جب مینڈلیف نے اپنی دوری جدول (Periodic Table) تیار کی تھی تو اس وقت کیمیا دانوں کو ایٹم کی اندرونی ساخت کا کوئی علم نہ تھا۔ بہر حال بیسویں صدی کی ابتدا ذیلی ایٹمی ذرات سے متعلق نظریات کے عمیق ارتقا کی شاہد ہے۔ 1913 میں انگریز ماہر طبیعیات ہیزری موسلے (Henry Mosely) نے عناصر کے مخصوص ایکس رے اسپیکٹرم (X-Ray Spectrum) میں باقاعدگی دیکھی۔ ایک $\sqrt{n}$ کا پلاٹ (جہاں n خارج کی گئی ایکس رے کی فریکوئنسی ایٹمی عدد Z) کے ساتھ ایک سیدھی لائن دیتا ہے جبکہ $\sqrt{n}$ کا پلاٹ ایٹمی کمیت کے ساتھ سیدھی لائن نہیں دیتا۔ اس طرح اس نے یہ دکھایا کہ کسی عنصر کا ایٹمی عدد اس کی ایٹمی کمیت کے مقابلے میں زیادہ بنیادی خصوصیت ہے۔ مینڈلیف کا دوری کلیہ پھر اسی اعتبار سے تبدیل کیا گیا۔ یہ جدید دوری کلیہ کہلاتا ہے اور اسے اس طرح بیان کر سکتے ہیں کہ:

”عناصر کی طبعی اور کیمیائی خاصیتیں ان کے ایٹمی اعداد کا دوری تفاعل ہوتی ہیں“۔

دوری کلیہ نے قدرتی طور پر پائے جانے والے 94 عناصر میں اہم مشابہت کا انکشاف کیا (پہلوئیم اور پلوٹونیم بھی ایلیٹنیم اور پروٹو ایلیٹنیم کی طرح یورینیم کی ایک کچھ دھات ٹچ بلینڈ میں پائے جاتے ہیں)۔ اس نے غیر نامیائی کیمیا (Inorganic Chemistry) میں نئے سرے سے دلچسپی کی تحریک پیدا کی جو ابھی بھی مختصر وقفہ حیات والے مصنوعی طریقے سے پیدا کیے جانے والے عناصر کے تیار کرنے میں جاری ہے۔

آپ کو یاد ہوگا کہ ایٹمی عدد نیوکلیائی چارج (یعنی پروٹان کی تعداد) کے برابر ہوتا ہے یا پھر برقی لحاظ سے تعدیل ایٹم کے الیکٹرانوں کی تعداد کے برابر ہوتا ہے اس طرح عناصر کی دوریت میں کوآٹم نمبر اور الیکٹران کی شکل کی اہمیت کا تصور کرنا آسان ہو جاتا ہے۔ درحقیقت اب یہ تسلیم کیا گیا ہے کہ دوری کلیہ الیکٹران کی شکل میں دوری تبدیلیوں کا لازمی نتیجہ ہے جو دراصل عناصر اور ان کے مرکبات کی طبعی اور کیمیائی خاصیتوں کا تعین کرتا ہے۔

وقتاً فوقتاً دوری جدول کی کئی شکلیں وجود میں آئیں کچھ شکلوں نے کیمیائی تعامل اور گرفت پر زور دیا جبکہ کچھ دوسری شکلوں نے عناصر کے الیکٹران کی شکل پر زور دیا۔ ایک جدید شکل جو عناصر کے دوری جدول کی لمبی شکل کہلاتی ہے (شکل 3.2) بہت آسان اور زیادہ استعمال کی جانے والی شکل ہے۔ افقی قطاریں (جنہیں مینڈلیف نے سلسلہ کہا تھا) دور (Period) کہلاتی ہیں اور عمودی کالم گروپ کہلاتے ہیں۔ وہ عناصر جن کے باہری الیکٹران کی شکل یکساں ہوتے ہیں انہیں عمودی کالم میں رکھا گیا ہے جنہیں گروپ یا خاندان کہا جاتا ہے انٹرنیشنل یونین آف پور اینڈ اینپلائڈ کیمسٹری (IUPAC) کی سفارشات کے مطابق گروپوں کو 1 سے 18 تک نمبر دیئے گئے ہیں جس سے گروپوں کی پرانی شناخت VII A.....VIII, IB.....VII B اور O ختم ہو گئی۔

اس میں کل ملا کر سات پیریڈ ہیں۔ دوری عدد اس دور کے عناصر کے اعلیٰ ترین پرنسپل کوآٹم نمبر (n) کے مطابق ہوتا ہے۔ پہلے دور میں 2 عناصر ہیں۔ اس کے بعد کے ادوار میں بالترتیب 8، 8، 18، اور 32 عناصر ہوتے ہیں۔ ساتواں دور نامکمل ہے اور چھٹے دور کی طرح اس میں بھی نظریاتی طور پر (کوآٹم نمبر کی بنیاد پر) 32 عناصر ہوں گے۔ دوری جدول کی اس شکل میں چھٹے اور ساتویں دور کے 14 عناصر (بالترتیب لینتھائڈ اور ایکٹینائڈ) علاحدہ قطاروں میں سب سے نیچے رکھے گئے ہیں۔*

3.4 100 سے بڑے ایٹمی اعداد والے عناصر کا نظام تسمیہ (Nomenclature of Elements With Atomic Numbers > 100)

پہلے نئے عناصر کے نام رکھنے کی ذمہ داری روایتی طور پر ان کے دریافت کرنے والے (یا والوں) پر چھوڑ دی جاتی تھی اور تجویز کیے گئے نام کی تصدیق IUPAC کرتی تھی۔ حالیہ برسوں میں اس سے کچھ تنازعے پیدا ہوئے ہیں۔ بہت زیادہ ایٹمی اعداد والے نئے عناصر اتنے غیر مستقل ہوتے ہیں کہ ان کی بہت کم مقدار یا پھر کبھی کبھی چند ایٹم ہی حاصل ہو سکتے ہیں۔ لہذا ان کی تالیف اور وصف نگاری کے لیے نہایت مخصوص اور قیمتی آلات نیز تجربہ گاہوں کی ضرورت ہوتی ہے۔ اس طرح کا کام دنیا کی

* 20 ویں صدی کے وسط میں گلن ٹی۔ سیربرگ کا کام 1940 میں پلوٹونیم کی دریافت سے شروع ہوا، اس کے بعد 94 سے 104 تک تمام ورائے یورینیم عناصر کی دریافت نے دوری جدول کی دوبارہ تشکیل کی جس میں ایکٹینائڈ کو لینتھائڈ کے نیچے رکھا گیا۔ 1951 میں سیربرگ کو علم کیمیا میں اپنے کام کے لیے نوبل انعام دیا گیا۔ عنصر 106 کو ان کے اعزاز میں سیبورگیئم (Sg) کا نام دیا گیا۔

نمائندہ عناصر

گروپ نمبر

نمائندہ عناصر

گروپ نمبر

1
H
1s¹

d- عبوری عناصر

گروپ نمبر

1		2		H 1s ¹										-d عبوری عناصر										گروپ نمبر										3		4		5		6		7													
1A		2A		3A		4A		5A		6A		7A		8A		9A		10A		11A		12A		13B		14B		15B		16B		17B		18B																					
3	Li 2s ¹	4	Be 2s ²	11	Na 3s ¹	12	Mg 3s ²	19	K 4s ¹	20	Ca 4s ²	37	Rb 5s ¹	38	Sr 5s ²	55	Cs 6s ¹	56	Ba 6s ²	87	Fr 7s ¹	88	Ra 7s ²	101	La 5d ¹ 6s ²	102	Ce 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	103	Pr 4f ³ 6s ²	104	Nd 4f ⁴ 6s ²	105	Pm 4f ⁵ 6s ²	106	Sm 4f ⁶ 6s ²	107	Eu 4f ⁷ 6s ²	108	Gd 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	109	Tb 4f ⁹ 6s ²	110	Dy 4f ¹⁰ 6s ²	111	Ho 4f ¹¹ 6s ²	112	Er 4f ¹² 6s ²	113	Tm 4f ¹³ 6s ²	114	Yb 4f ¹⁴ 6s ²	115	Lu 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²	116	Uuo
2	Li 2s ¹	4	Be 2s ²	11	Na 3s ¹	12	Mg 3s ²	19	K 4s ¹	20	Ca 4s ²	37	Rb 5s ¹	38	Sr 5s ²	55	Cs 6s ¹	56	Ba 6s ²	87	Fr 7s ¹	88	Ra 7s ²	101	La 5d ¹ 6s ²	102	Ce 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	103	Pr 4f ³ 6s ²	104	Nd 4f ⁴ 6s ²	105	Pm 4f ⁵ 6s ²	106	Sm 4f ⁶ 6s ²	107	Eu 4f ⁷ 6s ²	108	Gd 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	109	Tb 4f ⁹ 6s ²	110	Dy 4f ¹⁰ 6s ²	111	Ho 4f ¹¹ 6s ²	112	Er 4f ¹² 6s ²	113	Tm 4f ¹³ 6s ²	114	Yb 4f ¹⁴ 6s ²	115	Lu 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²	116	Uuo
3	Li 2s ¹	4	Be 2s ²	11	Na 3s ¹	12	Mg 3s ²	19	K 4s ¹	20	Ca 4s ²	37	Rb 5s ¹	38	Sr 5s ²	55	Cs 6s ¹	56	Ba 6s ²	87	Fr 7s ¹	88	Ra 7s ²	101	La 5d ¹ 6s ²	102	Ce 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	103	Pr 4f ³ 6s ²	104	Nd 4f ⁴ 6s ²	105	Pm 4f ⁵ 6s ²	106	Sm 4f ⁶ 6s ²	107	Eu 4f ⁷ 6s ²	108	Gd 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	109	Tb 4f ⁹ 6s ²	110	Dy 4f ¹⁰ 6s ²	111	Ho 4f ¹¹ 6s ²	112	Er 4f ¹² 6s ²	113	Tm 4f ¹³ 6s ²	114	Yb 4f ¹⁴ 6s ²	115	Lu 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²	116	Uuo
4	Li 2s ¹	4	Be 2s ²	11	Na 3s ¹	12	Mg 3s ²	19	K 4s ¹	20	Ca 4s ²	37	Rb 5s ¹	38	Sr 5s ²	55	Cs 6s ¹	56	Ba 6s ²	87	Fr 7s ¹	88	Ra 7s ²	101	La 5d ¹ 6s ²	102	Ce 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	103	Pr 4f ³ 6s ²	104	Nd 4f ⁴ 6s ²	105	Pm 4f ⁵ 6s ²	106	Sm 4f ⁶ 6s ²	107	Eu 4f ⁷ 6s ²	108	Gd 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	109	Tb 4f ⁹ 6s ²	110	Dy 4f ¹⁰ 6s ²	111	Ho 4f ¹¹ 6s ²	112	Er 4f ¹² 6s ²	113	Tm 4f ¹³ 6s ²	114	Yb 4f ¹⁴ 6s ²	115	Lu 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²	116	Uuo
5	Li 2s ¹	4	Be 2s ²	11	Na 3s ¹	12	Mg 3s ²	19	K 4s ¹	20	Ca 4s ²	37	Rb 5s ¹	38	Sr 5s ²	55	Cs 6s ¹	56	Ba 6s ²	87	Fr 7s ¹	88	Ra 7s ²	101	La 5d ¹ 6s ²	102	Ce 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	103	Pr 4f ³ 6s ²	104	Nd 4f ⁴ 6s ²	105	Pm 4f ⁵ 6s ²	106	Sm 4f ⁶ 6s ²	107	Eu 4f ⁷ 6s ²	108	Gd 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	109	Tb 4f ⁹ 6s ²	110	Dy 4f ¹⁰ 6s ²	111	Ho 4f ¹¹ 6s ²	112	Er 4f ¹² 6s ²	113	Tm 4f ¹³ 6s ²	114	Yb 4f ¹⁴ 6s ²	115	Lu 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²	116	Uuo
6	Li 2s ¹	4	Be 2s ²	11	Na 3s ¹	12	Mg 3s ²	19	K 4s ¹	20	Ca 4s ²	37	Rb 5s ¹	38	Sr 5s ²	55	Cs 6s ¹	56	Ba 6s ²	87	Fr 7s ¹	88	Ra 7s ²	101	La 5d ¹ 6s ²	102	Ce 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	103	Pr 4f ³ 6s ²	104	Nd 4f ⁴ 6s ²	105	Pm 4f ⁵ 6s ²	106	Sm 4f ⁶ 6s ²	107	Eu 4f ⁷ 6s ²	108	Gd 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	109	Tb 4f ⁹ 6s ²	110	Dy 4f ¹⁰ 6s ²	111	Ho 4f ¹¹ 6s ²	112	Er 4f ¹² 6s ²	113	Tm 4f ¹³ 6s ²	114	Yb 4f ¹⁴ 6s ²	115	Lu 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²	116	Uuo
7	Li 2s ¹	4	Be 2s ²	11	Na 3s ¹	12	Mg 3s ²	19	K 4s ¹	20	Ca 4s ²	37	Rb 5s ¹	38	Sr 5s ²	55	Cs 6s ¹	56	Ba 6s ²	87	Fr 7s ¹	88	Ra 7s ²	101	La 5d ¹ 6s ²	102	Ce 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	103	Pr 4f ³ 6s ²	104	Nd 4f ⁴ 6s ²	105	Pm 4f ⁵ 6s ²	106	Sm 4f ⁶ 6s ²	107	Eu 4f ⁷ 6s ²	108	Gd 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	109	Tb 4f ⁹ 6s ²	110	Dy 4f ¹⁰ 6s ²	111	Ho 4f ¹¹ 6s ²	112	Er 4f ¹² 6s ²	113	Tm 4f ¹³ 6s ²	114	Yb 4f ¹⁴ 6s ²	115	Lu 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²	116	Uuo

f- اندرونی عبوری عناصر

58 Ce 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	59 Pr 4f ³ 6s ²	60 Nd 4f ⁴ 6s ²	61 Pm 4f ⁵ 6s ²	62 Sm 4f ⁶ 6s ²	63 Eu 4f ⁷ 6s ²	64 Gd 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	65 Tb 4f ⁹ 6s ²	66 Dy 4f ¹⁰ 6s ²	67 Ho 4f ¹¹ 6s ²	68 Er 4f ¹² 6s ²	69 Tm 4f ¹³ 6s ²	70 Yb 4f ¹⁴ 6s ²	71 Lu 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²
90 Th 5f ¹ 6d ² 7s ²	91 Pa 5f ² 6d ¹ 7s ²	92 U 5f ³ 6d ¹ 7s ²	93 Np 5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	94 Pu 5f ⁶ 6d ¹ 7s ²	95 Am 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	96 Cm 5f ⁷ 6d ² 7s ²	97 Bk 5f ⁹ 6d ¹ 7s ²	98 Cf 5f ¹⁰ 6d ¹ 7s ²	99 Es 5f ¹¹ 6d ¹ 7s ²	100 Fm 5f ¹² 6d ¹ 7s ²	101 Md 5f ¹³ 6d ¹ 7s ²	102 No 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	103 Lr 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²

لیتھانائڈ
4fⁿ 5d⁰⁻¹ 6s²

ایکٹینائڈ
5fⁿ 6d⁰⁻² 7s²

شکل 3.2 عناصر کے ایٹمی اعداد اور گراؤنڈ اسٹیٹ میں باہری الیکٹران کی تشکلات کے ساتھ دوری جدول کی لمبی شکل گروپوں کو 1984 کی آئی یو پی سی (IUPAC) سفارشات

کے مطابق 1 سے 18 تک کے عدد سے ظاہر کیا گیا ہے اس اظہار نے اعداد کے پرانے طریقہ VIIA - IIB اور O کی جگہ لی ہے۔

کی ترتیب میں دیے گئے ہیں جو ایٹمی عدد کو پورا کرتی ہیں اور آخر میں ایٹیم (IUM) کا اضافہ کیا گیا ہے 100 سے زیادہ ایٹمی عدد (Z) والے عناصر کے IUPAC نام جدول 3.5 میں دکھائے گئے ہیں۔

جدول 3.4 عناصر کے IUPAC تسمیہ کے لیے اظہار

ہندسہ (Digit)	نام (Name)	مخفف (Abbreviation)
0	nil	n
1	un	u
2	bi	b
3	tri	t
4	quad	q
5	pent	p
6	hex	h
7	sept	s
8	oct	o
9	enn	e

صرف چند ہی تجربہ گاہوں میں مقابلہ جاتی جوش کے ساتھ کیا جاتا ہے۔ کبھی کبھی سائنسدان نئے عنصر سے متعلق معتبر اعداد و شمار جمع کرنے سے پہلے ہی اپنی دریافت پر حق جتانے کے لیے جلد بازی سے کام لیتے ہیں۔ مثال کے طور پر امریکی اور روسی دونوں سائنسدانوں نے عنصر 104 کی دریافت کے لیے شہرت کا دلی مطالبہ کیا۔ امریکیوں نے اسے روتھر فورڈیم (Rutherfordium) کا نام دیا جبکہ روسیوں نے کرچاٹوویم (Kurchatovium) کا نام دیا۔ اس طرح کے تنازعے سے بچنے کے لیے IUPAC نے تجویز رکھی کہ جب تک کہ نئے عنصر کی دریافت ثابت نہیں ہو جاتی اور اس کے نام کو قانونی طور پر تسلیم نہیں کیا جاتا ایک نظام بنایا جائے جو براہ راست عنصر کے ایٹمی عدد سے نکالا جائے جس میں 0 اور 9-1 تک کے اعداد کے لیے اعدادی اساس کا استعمال کیا جائے۔ یہ جدول 3.4 میں دکھائے گئے ہیں۔ اساس (Root) اکھٹا کر کے ہندسوں

جدول 3.5 100 سے زیادہ ایٹمی عدد والے عناصر کا تسمیہ

ایٹمی عدد (Atomic Number)	نام (Name)	علامت (Symbol)	IUPAC نام (IUPAC Official Name)	IUPAC علامت (IUPAC Symbol)
101	Unnilunium	Unu	Mendelevium	Md
102	Unnibium	Unb	Nobelium	No
103	Unltrium	Unt	Lawrencium	Lr
104	Unnilquadium	Unq	Rutherfordium	Rf
105	Unnilpentium	Unp	Dubnium	Db
106	Unnilhexium	Unh	Seaborgium	Sg
107	Unnilseptium	Uns	Bohrium	Bh
108	Unniloctium	Uno	Hassium	Hs
109	Unnilennium	Une	Meitnerium	Mt
110	Unnnillium	Uun	Darmstadtium	Ds
111	Unununnium	Uuu	Rontgenium*	Rg
112	Ununbium	Uub	Copernicium	Cn
113	Ununtrium	Uut	*	
114	Ununquadium	Uuq	Flerovium	Fl
115	Ununpentium	Uup	*	
116	Ununhexium	Uuh	Livermorium	Lv
117	Ununseptium	Uns	*	
118	Ununoctium	Uuo	*	

+ عناصر جن کی دریافت ہونا ابھی باقی ہے۔

*عارضی IUPAC نام جن کا اعلان ہونا ابھی باقی ہے۔

پرنسپل توانائی سطح ($n = 1, n = 2$) کو بھرنے سے وابستہ ہے۔ یہ آسانی سے دیکھا جاسکتا ہے کہ ہر ایک دور میں عناصر کی تعداد بھری جانے والی توانائی کی سطح میں دستیاب اربٹل کی تعداد کے دو گنے کے برابر ہے۔ پہلا دور ($n = 1$) سب سے نچلی سطح ($1s$) کے بھرنے سے شروع ہوتا ہے لہذا اس میں دو عناصر ہائیڈروجن ($1s^1$) اور ہیلیم ($1s^2$) ہوتے ہیں جب پہلا خول (K) مکمل ہو جاتا ہے دوسرا خول ($n = 2$) لیتھیم سے شروع ہوتا ہے اور تیسرا الیکٹران $2s$ اربٹل میں داخل ہوتا ہے۔ اگلے عنصر بیریلیم میں 4 الیکٹران ہیں اور الیکٹران کی شکل ($1s^2 2s^2$) ہے۔ اگلے عنصر بورون سے شروع ہو کر $2p$ اربٹل بھرنے شروع ہوتے ہیں جب L خول نی آن پر مکمل ہوتا ہے ($2s^2 2p^6$)۔ لہذا دوسرے دور میں 8 عنصر ہوتے ہیں۔ تیسرا دور ($n = 3$) سوڈیم سے شروع ہوتا ہے اور آنے والا الیکٹران $3s$ اربٹل میں داخل ہوتا ہے۔ $3s$ اور $3p$ اربٹل کی بھرائی سوڈیم سے آرگن تک 8 عناصر کے تیسرے دور کو جنم دیتی ہے۔ چوتھا دور ($n = 4$) پوٹاشیم سے شروع ہوتا ہے اور اگلے الیکٹران $4s$ اربٹل بھر دیتے ہیں۔ اب آپ نوٹ کر سکتے ہیں کہ اس سے پہلے کہ $4p$ اربٹل بھرا جائے $3d$ اربٹل کا بھرنا توانائی کے موافق ہوتا ہے اور ہمارا واسطہ $3d$ عبوری سلسلہ کہلائے جانے والے عناصر سے ہوتا ہے۔ یہ اسکیڈنڈیم ($Z = 21$) سے شروع ہوتا ہے جس کا الیکٹران کی شکل ($3d^1 4s^2$) ہوتا ہے $3d$ اربٹل تک ($Z = 30$) پر بھر جاتے ہیں جس کا الیکٹران کی شکل $3d^{10} 4s^2$ ہوتا ہے۔ چوتھا دور کرپٹان پر ختم ہوتا ہے جب $4p$ اربٹل بھر جاتے ہیں کل ملا کر چوتھے دور میں ہمارے پاس 18 عناصر ہوتے ہیں۔ پانچواں دور ($n = 5$) روبیڈیم سے شروع ہوتا ہے جو چوتھے دور کی طرح ہی ہوتا ہے جس میں $d-4$ عبوری سلسلہ ہوتا ہے جو ایٹرم ($Z = 39$) سے شروع ہوتا ہے۔ یہ دور $5p$ اربٹل کی بھرائی کے ساتھ زینان پر ختم ہوتا ہے۔ چھٹے دور ($n = 6$) میں 32 عناصر ہیں اور ایک کے بعد ایک الیکٹران بالترتیب $6s, 6d, 6p$ اربٹل میں داخل ہوتے ہیں۔ $4f$ اربٹل کی بھرائی سیریم ($Z = 58$) سے شروع ہوتی ہے اور لیٹھیم ($Z = 71$) پر ختم ہوتی ہے جو ہمیں $4f$ اندرونی عبوری سلسلہ دیتی ہے جسے لیٹھنائڈ سلسلہ کہتے ہیں۔ ساتواں دور ($n = 7$) چھٹے دور کی طرح ہی ہوتا ہے جس میں متواتر $7s, 7f, 7d$ اور $7p$ اربٹل کا بھراؤ ہوتا ہے اور اس میں زیادہ تر انسانوں کے بنائے ہوئے تابکار عناصر ہیں۔ یہ دور ایٹمی عدد 118 والے عنصر پر ختم ہوگا جس کا تعلق

اس طرح نئے عنصر کو پہلے ایک عارضی نام ملے گا جس کی علامت میں تین حروف ہوں گے۔ بعد میں ہر ملک سے IUPAC کے نمائندوں کے ووٹ کے ذریعہ اسے مستقل نام اور علامت دی جائے گی۔ مستقل نام میں ملک (یا ملک کی ریاست) کے نام اظہار ہو سکتا ہے جہاں اس کی دریافت ہوئی یا کسی نامور سائنسداں کے لیے خراج عقیدت ہو سکتا ہے۔ اب تک 118، ایٹمی عدد والے عناصر دریافت ہو چکے ہیں۔ IUPAC کی جانب سے 113، 115، 117 اور 118 ایٹمی عدد والے عناصر کے ناموں کا اعلان ہونا باقی ہیں۔

مسئلہ 3.1

اس عنصر کا IUPAC نام اور علامت کیا ہوگی جس کا ایٹمی عدد 120 ہے؟

حل:

جدول 3.4 سے 1، 2 اور 0 کے لیے روٹ بالترتیب un, bi اور nil ہیں۔ لہذا علامت اور نام بالترتیب Ubn اور $(Unbinilium)$ ہوگا۔

3.5 عناصر کا الیکٹران کی شکل اور دوری جدول

(Electronic Configuration of Elements and the Periodic Table)

اس سے پہلے باب میں ہم یہ پڑھ چکے ہیں کہ ایٹم میں موجود الیکٹران کو چار کوانٹم اعداد کے سیٹ سے مخصوص کیا جاتا ہے، اور پرنسپل کوانٹم نمبر (n) اصل توانائی سطح کو بیان کرتا ہے۔ جسے شیل کہتے ہیں۔ ہم یہ بھی پڑھ چکے ہیں کہ ایٹم میں الیکٹران مختلف ذیلی شیل جنہیں اربٹل (s, p, d, f) بھی کہتے ہیں، کو بھرنا شروع کرتے ہیں۔ اربٹل میں کسی ایٹم کے الیکٹرانوں کی تقسیم الیکٹران کی شکل کہلاتی ہے۔ دوری جدول میں کسی عنصر کا مقام آخری بھرے ہوئے اربٹل کے کوانٹم نمبر کو ظاہر کرتا ہے۔ اس حصے میں ہم عناصر کے الیکٹران کی شکل اور دوری جدول کی لمبی شکل کے درمیان براہ راست تعلق کا مطالعہ کریں گے۔

(a) ادوار میں الیکٹران کی شکل (Electronic Configuration in Periods)

دور سب سے باہری یا گرفت خول کے لیے n کی قیمت کو ظاہر کرتا ہے۔ دوسرے الفاظ میں دوری جدول میں بعد میں آنے والا ہر ایک دور اگلی

لہذا یہ دیکھا جاسکتا ہے کہ کسی عنصر کی خاصیتوں کا دوری انحصار اس کے ایٹمی عدد پر ہوتا ہے نہ کہ اس کی نسبتی ایٹمی کمیت پر۔

3.6 الیکٹران کی شکل اور عناصر کی قسمیں s، p، d، f، بلاک

(Electronic Configurations and Types of Elements: s, p, d, f, Blocks)

آف باؤ (تعمیر کا) کا اصول اور ایٹموں کا الیکٹران کی شکل دوری درجہ بندی کے لیے ایک نظریاتی بنیاد فراہم کرتا ہے۔ دوری جدول کی عمودی قطار میں عناصر ایک گروپ یا خاندان بناتے ہیں اور ایک جیسے کیمیائی طرز عمل کا اظہار کرتے ہیں۔ یہ یکسانیت اس وجہ سے ہے کہ ان کے سب سے باہری آرٹل میں الیکٹرانوں کی تعداد اور تقسیم ایک جیسی ہے۔ عناصر کو ہم 4 بلاک میں درجہ بند کرتے ہیں۔ s-بلاک، p-بلاک، d-بلاک اور f-بلاک اس کا انحصار ایٹمی آرٹل کی قسم پر ہوتا ہے جس میں الیکٹران بھرے جاتے ہیں۔ یہ شکل 3.3 میں دکھائی گئی ہیں۔ اس درجہ بندی میں ہم دو استثنی دیکھتے ہیں۔ صحیح معنوں میں ہیلیم کا تعلق s-بلاک سے ہے لیکن اس کا مقام p-بلاک کے دوسرے گروپ 18 کے عناصر کے ساتھ ہونے کا جواز یہ ہے کہ یہ گرفت خول (Valance Shell) کو مکمل طور پر $(1s^2)$ بھر چکا ہے اور نتیجہ کے طور پر نوبل گیسوں کی خاصیتوں کا مظاہرہ کرتا ہے۔ دوسرا استثنی ہائیڈروجن ہے۔ اس کے پاس واحد s-الیکٹران ہے لہذا اسے گروپ I (قلوی دھاتوں) کے ساتھ رکھا جاسکتا ہے۔ یہ 1 الیکٹران حاصل کر کے نوبل گیس کا شکل حاصل کر سکتی ہے اور اس طرح یہ گروپ 17 (ہیلوجن) کے عناصر کی طرح برتاؤ کر سکتی ہے۔ چونکہ یہ ایک خاص صورت حال ہے لہذا ہم اسے دوری جدول میں سب سے الگ اور سب سے اوپر رکھتے ہیں جیسا کہ شکل 3.2 اور 3.3 میں دکھایا گیا ہے ہم

نوبل گیس والے خاندان سے ہوگا۔ ایکٹینیم ($Z = 89$) کے بعد 5f آرٹل کا بھرنہ 5f اندرونی عبوری سلسلہ دیتا ہے جو کہ ایکٹینائیڈ سلسلہ کہلاتا ہے۔ دوری جدول میں 4f اور 5f اندرونی عبوری سلسلے کے عناصر کو جدول کی ساخت بنائے رکھنے اور ایک جیسی خاصیت رکھنے کے حامل عناصر کو ایک کالم میں رکھنے کے درجہ بندی کے اصول کو برقرار رکھنے کے لیے جدول میں علیحدہ رکھا گیا ہے۔

مسئلہ 3.2

دوری جدول کے پانچویں دور میں 18 عناصر کی موجودگی کو آپ کس طرح صحیح ثابت کریں گے؟

حل:

جب $n = 5$ ہے تو $l = 0, 2, 3$ ہوگا۔ وہ ترتیب جس میں دستیاب آرٹل 5s، 4d اور 5p کی توانائی بڑھتی ہے وہ $5s < 4d < 5p$ ہے۔ کل دستیاب آرٹل کی تعداد 9 ہے۔ الیکٹرانوں کی زیادہ سے زیادہ تعداد جس کی گنجائش ہو سکتی ہے وہ 18 ہے: لہذا 5ویں دور میں 18 عناصر ہیں۔

(b) گروپ کے لحاظ سے الیکٹران کی شکل (Groupwise Electronic Configuration)

ایک ہی عمودی کالم یا گروپ میں سب سے باہری خول کا الیکٹران کی شکل یکساں ہوگا، باہری آرٹل میں الیکٹرانوں کی تعداد برابر ہوگی اور یکساں خصوصیات ہوں گی۔ مثال کے طور پر گروپ 1 کے سب عناصر (قلوی دھاتیں) میں ns^1 الیکٹران کی شکل ہوگا جیسا کہ نیچے دکھایا گیا ہے۔

ایٹمی عدد	علامت	الیکٹران کی شکل
3	Li	$1s^2 2s^1$ یا $[\text{He}]2s^1$
11	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ یا $[\text{Ne}]3s^1$
19	K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ یا $[\text{Ar}]4s^1$
37	Rb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ یا $[\text{Kr}]5s^1$
55	Cs	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$ یا $[\text{Xe}]6s^1$
87	Fr	$[\text{Rn}]7s^1$

3.6.3 d-بلاک عناصر (عبوری عناصر)

(The d-Block Elements: Transition Elements)

یہ دوری جدول کے درمیانی گروپ 3 سے گروپ 12 تک کے عناصر ہیں۔ ان کی خصوصیت یہ ہے کہ ان میں الیکٹران اندرونی d-اربٹل میں بھرے جاتے ہیں اسی لیے انہیں d-بلاک عناصر کہا جاتا ہے۔ ان عناصر کی باہری الیکٹرونی شکل $d^{1-10}ns^{0-2}(n-1)$ ہوتی ہے۔ یہ تمام عناصر دھاتیں ہیں۔ یہ عام طور پر رنگین آئین بناتے ہیں اور تغیر پذیر گرفت (تکسیدی حالت) مقناطیس پسند خصوصیت کا اظہار کرتے ہیں اور اکثر وسیط (Catalyst) کے طور پر استعمال ہوتے ہیں۔ لیکن Ca, Zn اور Hg جن کا الیکٹرونی شکل $d^{10}ns^2(n-1)$ ہوتا ہے وہ عبوری عناصر کی زیادہ تر خصوصیات کو نہیں دکھاتے ہیں۔ ایک طریقے سے عبوری دھاتیں s-بلاک کے کیمیائی متعامل عناصر اور گروپ 13 اور 14 کی کم متعامل دھاتوں کے درمیان ایک پل بناتی ہیں اسی لیے ان کا نام ”عبوری عناصر“ پڑ گیا۔

3.6.4 f-بلاک عناصر (اندرونی عبوری عناصر)

(The f-Block Elements: Inner-Transition Elements)

دوری جدول کے سب سے نیچے عناصر کی جو لینتھانڈ Cs (Z = 58) سے Lu (Z = 71) تک اور ایکٹینائڈ Th (Z = 90) سے Lr (Z = 103) تک کہلاتی ہیں ان کا باہری الیکٹرونی شکل $f^{1-14}(n-1)d^{0-1}ns^2$ ہوتا ہے۔ ہر عنصر میں جڑنے والا آخری الیکٹران f-اربٹل کو بھرتا ہے۔ اسی لیے عناصر کے یہ دونوں سلسلے اندرونی عبوری عناصر (f-بلاک عناصر) کہلاتے ہیں۔ یہ سب دھاتیں ہیں۔ ہر سلسلے کے اندر عناصر کی خصوصیات تقریباً یکساں ہوتی ہیں۔ ایکٹینائڈ سلسلے کے ابتدائی عناصر کی خصوصیات لینتھانڈ سلسلے کے ابتدائی عناصر کے مقابلے میں کافی پیچیدہ ہوتی ہیں جس کی وجہ یہ ہے کہ ایکٹینائڈ عناصر میں بڑی تعداد میں تکسیدی حالتیں ممکن ہیں۔ ایکٹینائڈ عناصر تابکار ہوتے ہیں۔ زیادہ تر ایکٹینائڈ عناصر نیوکلیائی تعاملات کے ذریعے صرف نیوگرام یا اس سے بھی کم مقدار میں تیار کیے جاتے ہیں نیز ان کا کیمیائی مطالعہ بھی ممکن طور پر نہیں کیا گیا۔ جو عناصر یورینیم کے بعد آتے ہیں وہ ورائے یورینیم عناصر (ٹرانس یورینیم عناصر) کہلاتے ہیں۔

دوری جدول میں نشانہ چار قسم کے عناصر کی نمایاں کیفیت کے بارے میں مختصر طور پر بحث کریں گے ان عناصر کے بارے میں تفصیلی بحث بعد میں ہوگی۔ ان کی خصوصیات کے بیان میں کچھ اصطلاحات کا استعمال کیا گیا ہے جن کو سیکشن 3.7 میں درجہ بند کیا گیا ہے۔

3.6.1 s-بلاک عناصر (s-Block Elements)

گروپ I (قلوی دھاتیں) اور گروپ II (قلوی مٹی دھاتیں) کے عناصر جن کے سب سے باہری الیکٹرونی شکل ns^1 اور ns^2 ہیں s-بلاک عناصر سے تعلق رکھتے ہیں یہ تمام تعالیٰ دھاتیں ہیں جن کی آئیونائزیشن اینتھالپی (Ionization Enthalpies) کم ہوتی ہے۔ یہ سب سے باہر کا (کے) الیکٹران آسانی سے نکال دیتے ہیں اور $1+$ (قلوی دھاتوں میں) اور $2+$ (قلوی مٹی دھاتوں میں) آئین بناتے ہیں گروپ میں ہم جیسے جیسے نیچے کی سمت چلتے ہیں تو دھاتی تعاملیت بڑھتی جاتی ہے۔ s-بلاک کے عناصر کے مرکبات سوائے تھیم اور بیریلیم کے زیادہ تر آئنی ہوتے ہیں۔

3.6.2 p-بلاک عناصر (p-Block Element)

p-بلاک کے عناصر گروپ 13 سے لے کر 18 تک کے عناصر پر مشتمل ہے اور s-بلاک عناصر کے ساتھ مل کر نمائندہ عناصر یا اصل گروپ عناصر کہلاتے ہیں۔ ہر ایک دور میں بیرونی الیکٹرونی شکل ns^2np^1 سے ns^2np^6 تک بدلتا ہے۔ ہر دور کا اختتام نوبل گیس عنصر پر ہوتا ہے جس کا مکمل خول ns^2np^5 شکل پر ختم ہوتا ہے۔ نوبل گیس کے گرفت خول کے تمام اربٹل مکمل طور پر الیکٹرانوں سے بھرے ہوئے ہوتے ہیں اور یہ بہت مشکل ہے کہ اس مستحکم نظام کو الیکٹرانوں کے اضافے یا اخراج سے تبدیل کیا جاسکے۔ اسی لیے نوبل گیس بہت کم درجے کے تعامل کا مظاہرہ کرتی ہیں۔ نوبل گیسوں کے گروپ سے پہلے غیر دھاتوں کے کیمیائی اعتبار سے اہم دو گروپ ہیں۔ یہ ہیلوجن گروپ (گروپ 17) اور چالکو جین (Chalcogens) گروپ (گروپ 16) ہیں۔ ان دونوں گروپوں کے عناصر بہت اونچے درجے کی منفی الیکٹران گین اینتھالپی رکھتے ہیں اور اور مستحکم والی نوبل گیس کا شکل اختیار کرنے کے لیے آسانی کے ساتھ ایک یا دو الیکٹرانوں کا اضافہ کر لیتے ہیں۔ ایک دور میں بائیں سے دائیں سمت چلنے پر غیر دھاتی خاصیت میں اضافہ ہوتا ہے اور گروپ میں اوپر سے نیچے کی سمت دھاتی خصوصیت میں اضافہ ہوتا ہے۔

s-بلاک			p-بلاک															
1s	1	2																
2s	Li	Be																
3s	Na	Mg																
4s	K	Ca																
5s	Rb	Sr																
6s	Cs	Ba																
7s	Fr	Ra																

H																
d-بلاک																
3d	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn						
4d	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd						
5d	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg						
6d	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn						

لیتھنم 4f

f-BLOCK

ایکٹینم 5f

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

شکل 3.3 دوری جدول میں عناصر کی قسمیں جن کی بنیاد ارنل کے پھرے جانے سے متعلق ہے۔ عناصر کی وسیع تقسیم دھاتوں () غیر دھاتوں () اور دھوتوں () کے ذریعے دکھائی گئی ہیں۔

طور پر سیلیکان جرمینیم آرسنیک اینٹی منی اور ٹیلوریم) جو اس لائن کے کنارے ہیں اور دوری جدول میں وتر کی شکل میں دکھائی دے رہے ہیں ایسی خصوصیات دکھاتے ہیں جن کا اظہار دھات اور غیر دھات دونوں کرتے ہیں۔ ایسے عناصر کو نیم دھات یا دھتوت (Metalloids) کہتے ہیں۔

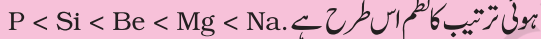
مسئلہ 3.4

مندرجہ ذیل عناصر کے ایٹمی عدد اور دوری جدول میں مقام کو دیکھتے ہوئے ان کی دھاتی خصوصیت کی بڑھتی ہوئی ترتیب میں رکھیے۔



حل:

جب گروپ میں اوپر سے نیچے کی سمت آتے ہیں تو دھاتی خصوصیت میں اضافہ ہوتا ہے اور جب بائیں سے دائیں طرف جاتے ہیں تو دھاتی خصوصیت میں کمی آتی ہے۔ لہذا دھاتی خصوصیت کی بڑھتی ہوئی ترتیب کا نظم اس طرح ہے۔



3.7 عناصر کی خصوصیات میں دوری رجحان

(Periodic Trends in Properties of Elements)

جب دوری جدول کے گروپ میں اوپر سے نیچے اور دور کے آر پار جاتے ہیں تو عناصر کی طبعی اور کیمیائی خصوصیات میں باقاعدہ نظم دیکھا جاسکتا ہے۔ مثال کے طور پر ایک دور میں گروپ 1 میں دھاتوں میں تعاملیت بہت زیادہ ہوتی ہے درمیانی دھاتوں میں کم ہو جاتی ہے اور گروپ 17 کی غیر دھاتوں میں بڑھتی ہوئی سب سے زیادہ ہو جاتی ہے۔ اسی طرح نمائندہ دھاتوں (مثلاً قلوئی دھاتوں) کے ایک ہی گروپ میں اوپر سے نیچے کی سمت جاتے ہوئے تعاملیت بڑھتی ہے جبکہ غیر دھاتوں (مثلاً ہیلوجن) کے گروپ میں اوپر سے نیچے کی سمت تعاملیت گھٹتی ہے۔ لیکن عناصر کی خاصیتیں اس رجحان پر کیوں چلتی ہیں؟ اس سوال کا جواب دینے کے لیے ہمیں ایٹمی ساخت کے نظریات اور ایٹم کی خصوصیات کا مطالعہ کرنا ہوگا اس حصہ میں ہم چند طبعی اور کیمیائی خواص کے دوری رجحان پر بحث کریں گے انہیں الیکٹران کی تعداد اور توانائی کی سطح کی اصطلاحات میں واضح کرنے کی کوشش کریں گے۔

مسئلہ 3.3

عناصر $Z = 117$ اور $Z = 120$ ابھی دریافت نہیں ہوئے ہیں۔ آپ انہیں کس گروپ میں رکھیں گے نیز ان میں سے ہر ایک کی الیکٹران کی شکل بھی لکھیے۔

حل:

شکل 3.2 سے ہم دیکھتے ہیں کہ $Z = 117$ ہیلوجن خاندان (گروپ 17) سے تعلق رکھے گا۔ اس کا الیکٹران کی شکل $[Rn] 5f^{14} 6d^{10} 7s^2 7p^5$ ہوگا۔ عنصر $Z = 120$ گروپ 2 (قلوی مٹی دھاتوں) میں رکھا جائے گا۔ اور اس کا الیکٹران کی شکل $[Uuo] 8s^2$ ہوگا۔

3.6.5 دھات، غیر دھات اور دھتوت

(Metals, Non-metals and Metalloids)

عناصر کی s ، p ، d اور f بلاک میں درجہ بندی کے علاوہ شکل 3.3 ان ہی پر منحصر ایک اور وسیع درجہ بندی کو ظاہر کرتی ہے۔ ان عناصر کو دھات (Metals) اور غیر دھات (Non Metals) میں تقسیم کیا جاسکتا ہے۔ دھاتیں تمام معلوم عناصر کا 78% حصہ بناتی ہیں اور دوری جدول میں بائیں سمت لکھی جاتی ہیں۔ دھاتیں عام طور پر کمرہ کے درجہ حرارت پر ٹھوس ہوتی ہیں پارہ ایک استثنا ہے: گلیسیم اور سیزیم کا درجہ حرارت بھی بہت کم ہوتا ہے۔ (بالترتیب $303K$ اور $302K$)۔ دھاتوں کا نقطہ جوش اور نقطہ گداخت عام طور پر زیادہ ہوتا ہے۔ یہ حرارت اور برق کے اچھے موصل ہوتے ہیں۔ یہ ورق پذیر (کوٹ کر چادر بنائی جاسکتی ہے) اور تار پذیر (کھینچ کر تار بنائے جاسکتے) ہوتے ہیں۔ ان کے مقابلے میں غیر دھاتیں دوری جدول میں اوپر دائیں سمت ہوتی ہیں جن کے نقطہ گداخت اور نقطہ جوش کم ہوتے ہیں (بورون اور کاربن استثنیٰ ہیں۔ یہ حرارت اور برق کی خراب موصل ہوتی ہیں۔ زیادہ تر غیر دھات بھرے ٹھوس ہوتے ہیں اور یہ نہ تو ورق پذیر ہوتے ہیں اور نہ ہی تار پذیر۔ جیسے جیسے ہم کسی گروپ میں نیچے کی سمت جاتے ہیں یہ زیادہ دھاتی ہوتے جاتے ہیں اور جیسے جیسے ہم دوری جدول میں بائیں سے دائیں سمت جاتے ہیں غیر دھاتی خصوصیت میں اضافہ ہوتا جاتا ہے۔ دھات سے غیر دھات میں یہ تبدیلی اچانک ہی نہیں ہوتی جیسا کہ شکل 3.3 میں ایک موٹی ترچھی لکیر سے دکھایا گیا ہے۔ وہ عناصر (مثال کے

3.7.1 طبعی خصوصیات میں رجحان

(Trends in Physical Properties)

عناصر کی متعدد طبعی خصوصیات ہوتی ہیں۔ جیسے نقطہ گداخت اور نقطہ جوش، گداخت اور تجزیر کی حرارت، ایٹمی تحلیل کی توانائی وغیرہ جو دوری تبدیلیاں دکھاتی ہیں۔ بحر حال ہم ایٹمی اور آئنی نصف قطر، آئیونائزیشن اینتھالپی، الیکٹران گین اینتھالپی اور برقی منفیت کے حوالے سے دوری رجحان پر بحث کریں گے۔

(a) ایٹمی نصف قطر (Atomic Radius)

آپ بہت اچھی طرح تصور کر سکتے ہیں کہ ایک گیند کے نصف قطر کی پیمائش کے مقابلے میں ایک ایٹم کا نصف قطر معلوم کرنا بہت زیادہ پیچیدہ عمل ہے۔ آپ جانتے ہیں کیوں؟ پہلے تو یہ کہ ایٹم کا سائز ($1.2 \text{ \AA}$) یعنی $1.2 \times 10^{-10} \text{ m}$ کا نصف قطر بہت چھوٹا ہوتا ہے دوسرے یہ کہ الیکٹران کا بادل جو ایٹم کو گھیرے رہتا ہے اس کی حدود واضح نہیں ہوتیں۔ لہذا ایٹم کا سائز پوری درستگی سے نہیں معلوم کیا جاسکتا۔ دوسرے الفاظ میں ایسا کوئی عملی طریقہ نہیں ہے جس سے کہ کسی منفرد ایٹم کا سائز معلوم کیا جاسکے۔ تاہم متحدہ حالت میں ایٹموں کے درمیان کا فاصلہ معلوم ہونے

سے ایٹمی سائز کا اندازہ لگایا جاسکتا ہے۔ کسی غیر دھاتی عنصر کے ایٹم کے سائز کا اندازہ کرنے کا ایک عملی طریقہ یہ ہے کہ شریک گرفت سائلے میں جب وہ اکہری بندش سے جڑے ہوں، دو ایٹموں کے درمیان کا فاصلہ ناپا جائے اور پھر اس سے عنصر کا شریک گرفت نصف قطر (Covalent Radius) معلوم کیا جاسکتا ہے۔ مثال کے طور پر کلورین سائلے (Cl_2) میں بندش فاصلہ 198 پیکومیٹر (pm) ہے اور اس فاصلے کے نصف (99pm) کو کلورین کا نصف قطر مانا جاتا ہے۔ دھاتوں کے لیے ہم اس اصطلاح کو دھاتی نصف قطر فاصلہ کہتے ہیں اس کو ہم دھاتی کرشل میں دھات کے آئینوں کو الگ کرنے والی بین نیوکلیائی فاصلہ (Inter Nuclear Distance) کا نصف لیتے ہیں۔ مثال کے طور پر پٹھوں تانبے کے متصل ایٹموں کے درمیان کا فاصلہ 256 پیکومیٹر ہے اس لیے تانبے کے ایٹم کے دھاتی نصف قطر کی قدر 128 پیکومیٹر لگائی گئی ہے۔ آسانی کے لیے ہم اس کتاب میں گرفت یا دھاتی نصف قطر دونوں کے لیے ایٹمی نصف قطر (Atomic Radius) کی اصطلاح استعمال کریں گے، اس پر انحصار کرتے ہوئے کہ عنصر غیر دھاتی ہے یا دھاتی۔ ایٹمی نصف قطر X-شعاعوں یا دوسرے اسپیکٹر واسکوپک طریقوں سے ناپے جاتے ہیں جدول 3.6 میں کچھ عناصر کے نصف قطر دیئے گئے ہیں۔ دور رجحانات

جدول 3.6 (a) ایٹمی نصف قطر / پیکومیٹر دور کے آر پار

ایٹم (دور II)	Li	Be	B	C	N	O	F
ایٹمی نصف قطر	152	111	88	77	70	74	72
ایٹم (دور III)	Na	Mg	Al	Si	O	S	Cl
ایٹمی نصف قطر	186	160	143	117	110	104	99

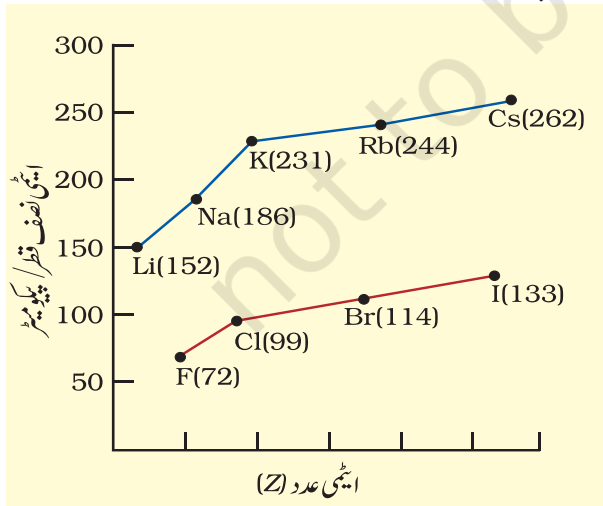
جدول 3.6 (b) ایٹمی نصف قطر / پیکومیٹر گروپ میں نیچے کی سمت

ایٹمی نصف قطر	ایٹم (گروپ 17)	ایٹمی نصف قطر	ایٹم (گروپ I)
Li	152	F	72
Na	186	Cl	99
K	231	Br	114
Rb	244	I	133
Cs	262	At	140

(b) آینی نصف قطر (Ionic Radius)

کسی ایٹم میں سے ایک الیکٹران نکالنے سے ایک کیٹ آئن بنتا ہے جبکہ ایک الیکٹران کے داخل ہونے سے این آئن بنتا ہے۔ کسی آینی قلم میں مثبت اور منفی آینوں کے درمیان فاصلے کی پیمائش کر کے آینی نصف قطر معلوم کیا جاسکتا ہے۔ عام طور پر عناصر کے آینی نصف قطر اسی رجحان کا مظاہرہ کرتے ہیں جن کا مظاہرہ ایٹمی نصف قطر کرتے ہیں۔ ایک مثبت آئن اپنے متعلقہ ایٹم سے جسامت میں کم ہوتا ہے کیونکہ اس میں الیکٹرانوں کی تعداد میں کمی ہو جاتی ہے جبکہ مرکز میں نیوکلیائی چارج یکساں رہتا ہے۔ منفی آئن کا سائز اپنے متعلقہ ایٹم سے جسامت میں نسبتاً بڑا ہوتا ہے کیونکہ اس میں ایک اور الیکٹران کا اضافہ ہوتا ہے جس سے الیکٹرانوں کے درمیان دفع (Repulsion) بڑھ جاتا ہے اور مؤثر نیوکلیائی چارج گھٹ جاتا ہے مثال کے طور پر فلورائن آئن (F^-) کا آینی نصف قطر 136 پیکومیٹر ہوتا ہے جبکہ فلورین کا ایٹمی نصف قطر صرف 72 پیکومیٹر ہی ہوتا ہے۔ دوسری طرف سوڈیم کا ایٹمی نصف قطر 186 پیکومیٹر ہوتا ہے اس کے مقابلے میں (Na^+) کا آینی نصف قطر 95 پیکومیٹر ہوتا ہے۔

جب ہمیں کچھ ایسے ایٹم اور آئن ملتے ہیں جن کے الیکٹرانوں کی تعداد برابر ہوتی ہے تو ہم انہیں آئیسوالیکٹراک انواع کہتے ہیں۔ مثال کے طور پر Na^+ ، F^- ، O^{2-} اور Mg^{2+} میں الیکٹرانوں کی تعداد برابر (10)

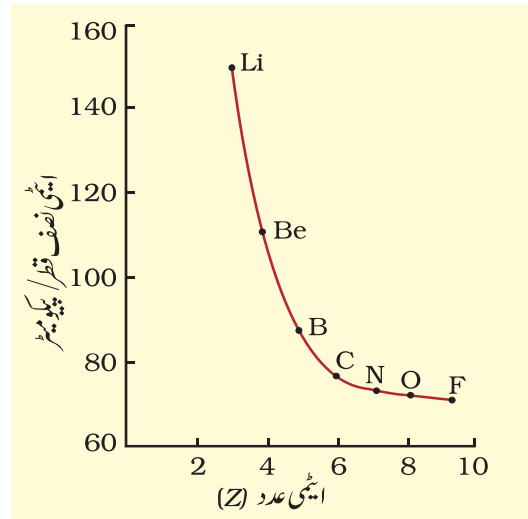


شکل 3.4(b) قلوئی دھاتوں اور ہیلوجنوں کے لیے ایٹمی عدد کے ساتھ ایٹمی نصف قطر میں تغیر۔

فٹ نوٹ: آئیسوالیکٹراک انواع: دو یا دو سے زیادہ انواع جن میں عناصر کی نوعیت خواہ کچھ بھی ہو لیکن ایٹموں اور گرفت الیکٹرانوں کی تعداد مساوی ہو اور ساخت بھی ایک سی ہو۔

جدول 3.6 میں کچھ عناصر کے نصف قطر دیئے گئے ہیں۔ دور رجحانات بہت واضح ہیں ان رجحانات کو ہم نیوکلیائی چارج اور انرجی لیول کی اصطلاحات کے حوالے سے واضح کر سکتے ہیں۔ ایٹمی سائز عام طور پر ایک دور میں بائیں سے دائیں گھٹتا ہے جیسا کہ شکل (a) 3.4 میں دوسرے دور کے عناصر کے لیے دکھایا گیا ہے۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ ایک دور میں باہری الیکٹران ایک ہی گرفت خول میں ہوتے ہیں اور جیسے جیسے ایٹمی عدد بڑھتا ہے ویسے ویسے مؤثر نیوکلیائی چارج بڑھتا ہے جس کے سبب الیکٹران اور نیوکلیس کے درمیان کشش بڑھتی ہے۔ دوری جدول کے ایک ہی خاندان یا عمودی کالم میں ایٹمی عدد کے ساتھ ایٹمی نصف قطر بتدریج بڑھتا ہے جیسا کہ شکل (b) 3.4 میں دکھایا گیا ہے۔ قلوئی دھاتوں اور ہیلوجن کے لیے جیسے جیسے ہم گروپ میں نیچے کی سمت چلتے ہیں پرنسپل کوانٹم نمبر (n) بڑھتا ہے اور گرفت الیکٹران نیوکلیس سے دور ہو جاتے ہیں۔ یہ اس وجہ سے ہوتا ہے کہ اندرونی انرجی لیول الیکٹران سے بھر جاتی ہیں جو باہری الیکٹران کو نیوکلیس کی کشش سے بچاتی ہیں۔ نتیجہ کے طور پر ایٹم کا سائز بڑھتا ہے جیسا کہ ایٹمی نصف قطر سے ظاہر ہے۔

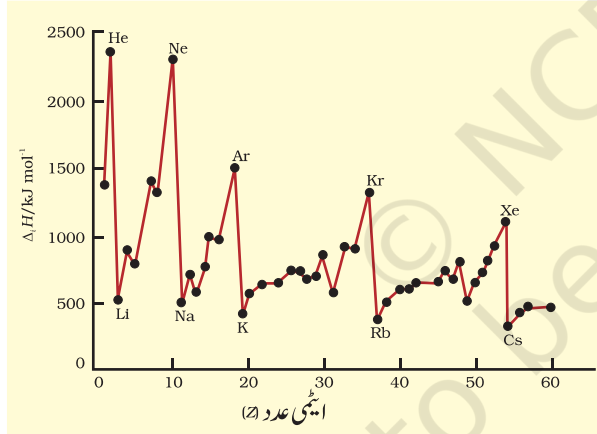
نوٹ کیجیے کہ یہاں نوبل گیسوں کے ایٹمی نصف قطر پر غور نہیں کیا گیا ہے۔ ایک ایٹمی ہونے کی وجہ سے ان کی (غیر بندشی نصف قطر) قدریں بہت زیادہ ہوتی ہیں۔ دراصل نوبل گیسوں کے نصف قطر کا موازنہ دیگر عناصر کے شریک گرفت نصف قطر سے نہیں بلکہ وائڈروال نصف قطر سے کرنا چاہیے۔



شکل 3.4(a) دوسرے دور کے آر پار ایٹمی عدد کے ساتھ ایٹمی نصف قطر میں تغیر۔

کسی ایٹم سے الیکٹران نکالنے کے لیے ہمیشہ ہی توانائی درکار ہوتی ہے لہذا آئیونائزیشن اینتھالپی ہمیشہ مثبت ہوتی ہیں۔ دوسری آئیونائزیشن اینتھالپی پہلی آئیونائزیشن اینتھالپی سے زیادہ ہوگی کیونکہ مثبت چارج شدہ آئن سے الیکٹران نکالنا ایک تعدیلی ایٹم سے ایک الیکٹران نکالنے کی بہ نسبت زیادہ مشکل ہوتا ہے اسی طرح تیسری آئیونائزیشن اینتھالپی دوسرے کے مقابلے میں زیادہ ہوگی اور اسی طرح آگے یہ سلسلہ چلے گا۔ اگر آئیونائزیشن اینتھالپی کی نوعیت نہیں دی گئی ہے۔ (یعنی پہلی دوسری یا تیسری) تو اس سے مراد پہلی آئیونائزیشن اینتھالپی ہی ہوتی ہے۔

شکل 3.5 میں 60 تک ایٹمی اعداد والے عناصر کی پہلی آئیونائزیشن اینتھالپی کا گراف کھینچا گیا ہے۔ گراف کی دوریت قابل توجہ ہے۔ آپ اعظم (Maxima) نوبل گیسوں پر دیکھیں گے جن کے الیکٹران شیل بند ہیں اور جن کے الیکٹرانئی تشکلات بہت مستحکم ہیں۔ دوسری طرف اقل (Minima) قلعوی دھاتوں پر واقع ہوتے ہیں اور جن کی کم آئیونائزیشن اینتھالپی کو ان



شکل 3.5 عناصر 1 = Z سے 60 کے ایٹمی اعداد کے ساتھ پہلی آئیونائزیشن اینتھالپی کا تغیر

کی اعلیٰ تعاملیت سے مربوط کر سکتے ہیں۔ اس کے علاوہ آپ دور جان اور دیکھیں گے کہ پہلی آئیونائزیشن اینتھالپی عام طور پر اس وقت بڑھتی ہے جب ہم دور میں بائیں سے دائیں سمت حرکت کرتے ہیں اور گھٹتی ہے جب ہم کسی گروپ میں اوپر سے نیچے کی سمت حرکت کرتے ہیں۔ یہ رجحان شکل 3.6(a) اور 3.6(b) میں دوری جدول کے دوسرے دور اور پہلے گروپ کے عناصر کے لیے دکھایا گیا ہے۔ آپ اس بات کو سراہیں گے کہ آئیونائزیشن اینتھالپی اور ایٹمی نصف قطری خصوصیات ہیں جن کا ایک

ہوتی ہے ان کے نصف قطر مختلف ہوں گے کیونکہ ان کے چارج مختلف ہیں۔ مثبت آئن میں زیادہ مثبت چارج ہونے کی وجہ سے نصف قطر نسبتاً چھوٹا ہوگا کیونکہ نیوکلیس کی سمت الیکٹرانوں کی کشش مقابلاً زیادہ ہوگی۔ منفی آئن کا نصف قطر زیادہ ہوگا کیونکہ اس میں زیادہ چارج ہے۔ اس صورت میں الیکٹرانوں کی مؤثر قوت دافعہ نیوکلیئر چارج کو بے اثر کر دے گی اور ایٹم کا سائز بڑھ جائے گا۔

مسئلہ 3.5

مندرجہ ذیل انواع میں سے کس کا سائز سب سے بڑا اور کس کا سب سے چھوٹا ہوگا؟ Al^{3+} ، Al ، Mg^{2+} ، Mg ۔

حل:

ایک دور کے آر پار ایٹمی نصف قطر گھٹتے ہیں۔ کیٹ آئن اپنے متعلقہ ایٹم سے چھوٹے ہوتے ہیں۔ آئسو الیکٹرانئی آئینوں میں جس کا مثبت نیوکلیائی چارج زیادہ ہوگا اس کا نصف قطر چھوٹا ہوگا۔ لہذا سب سے بڑی نوع Mg ہے اور سب سے چھوٹی Al^{3+} کی ہوگی۔

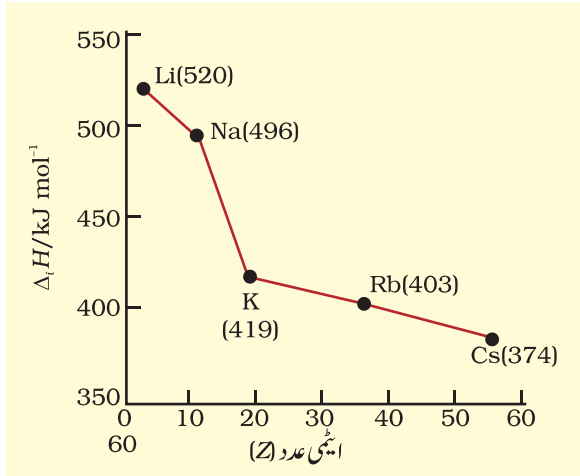
(c) آئیونائزیشن اینتھالپی (Ionization Enthalpy)

کسی عنصر کے الیکٹران کو خارج کرنے کے رجحان کی مقداری پیمائش اس آئیونائزیشن اینتھالپی (Ionization Enthalpy) سے دی جاتی ہے۔ یہ کسی تنہا گسی ایٹم (X) سے اس کی گراؤنڈ اسٹیٹ سے ایک الیکٹران ہٹانے کی مطلوب توانائی کا اظہار ہے۔ دوسرے الفاظ میں ایک عنصر (X) کے لیے پہلی آئیونائزیشن اینتھالپی، مساوات 3.1 میں دکھائے گئے تعامل کے لیے مطلوب توانائی تبدیلی ($\Delta_i H$) ہے۔



آئیونائزیشن اینتھالپی کلو جول فی مول ($kJ mol^{-1}$) اکائی میں ظاہر کی جاتی ہے۔ ہم دوسری آئیونائزیشن اینتھالپی کی تعریف بہت ڈھیلے ڈھالے بندھے ہوئے دوسرے الیکٹران کو ہٹانے کے لیے درکار توانائی کے طور پر کر سکتے ہیں۔ یہ توانائی مساوات 3.2 میں دکھائے گئے کیمیائی تعامل کے واقع ہونے کے لیے درکار ہوتی ہے۔

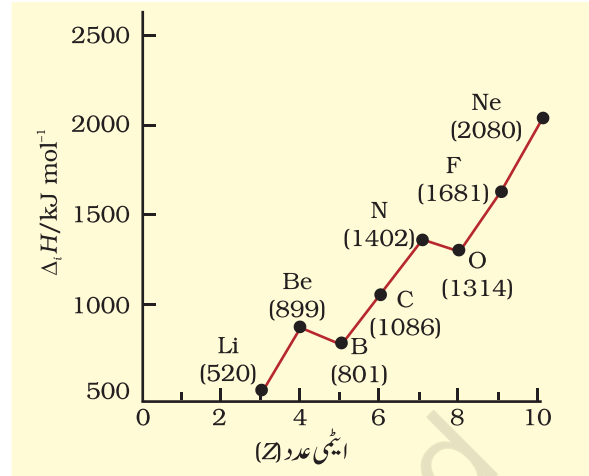




شکل 3.6 (b): قلعوی دھاتوں کی $(\Delta_1 H)$ ایٹمی عدد (Z) کے تفاعل کے طور پر۔

الیکٹران نیوکلیس سے لگاتار دور ہوتے جاتے ہیں اور اندرونی سطح کے الیکٹرانوں سے نیوکلیائی چارج کی ڈھال بڑھتی چلی جاتی ہے۔ اس صورت میں ڈھال میں بڑھوتری بڑھتے ہوئے نیوکلیائی چارج کو بے اثر کر دیتی ہے اور باہری الیکٹران کو ہٹانے میں گروپ میں نیچے کی سمت کم توانائی درکار ہوتی ہے۔

شکل 3.6(a) سے آپ یہ بات نوٹ کریں گے کہ بورون ($Z = 5$) کی پہلی آئیونائزیشن اینتھالپی، بیریلیم ($Z = 4$) کی آئیونائزیشن اینتھالپی سے معمولی سی کم ہے جبکہ پہلے والے کانیکلیائی چارج زیادہ ہے۔ جب ہم ایک ہی پرنسپل کوآٹم لیول کو لیں تو ایک s-الیکٹران ایک p-الیکٹران کے مقابلے میں نیوکلیس کی طرف زیادہ قوت سے کھینچتا ہے۔ بیریلیم میں آئیونائزیشن کے دوران جو الیکٹران ہٹایا جاتا ہے وہ s-الیکٹران ہے جبکہ بورون میں آئیونائزیشن کے دوران ہٹایا جانے والا الیکٹران p-الیکٹران ہے۔ نیوکلیس میں 2s-الیکٹران کا نفوذ 2p-الیکٹران کے مقابلے میں زیادہ ہوتا ہے لہذا بیریلیم کے 2s-الیکٹران کے مقابلے میں بورون کے 2p-الیکٹران نیوکلیس کے اثر سے اندرونی الیکٹرانوں کے سبب زیادہ بچاؤ میں ہے۔ اس لیے بیریلیم کے 2s-الیکٹران کو ہٹانے کے مقابلے میں بورون کا 2p-الیکٹران ہٹانا زیادہ آسان ہے۔ لہذا بورون کی پہلی آئیونائزیشن اینتھالپی بیریلیم کے مقابلے میں کم ہے۔ ایک دوسرا تضاد نائٹروجن کے مقابلے آکسیجن کی پہلی آئیونائزیشن اینتھالپی کا کم ہونا ہے۔ یہ تضاد اس لیے پیدا ہوتا ہے کہ نائٹروجن کے ایٹم میں تین 2p-الیکٹران الگ الگ ارٹھل میں ہیں (ہنڈ کے ضابطہ کے مطابق) جبکہ آکسیجن ایٹم

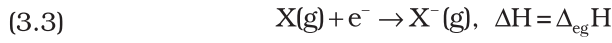


شکل 3.6(a): دوسرے دور کے عناصر کی پہلی آئیونائزیشن اینتھالپی $(\Delta_1 H)$ ایٹمی عدد (Z) کے تفاعل کے طور پر۔

دوسرے سے نزدیکی رشتہ ہے۔ ان رجحانات کو سمجھنے کے لیے ہمیں دو باتوں کا خیال رکھنا ہوگا: (i) الیکٹرانوں کی نیوکلیس کی سمت کشش (ii) الیکٹرانوں کے درمیان ہٹاؤ (دفع) کی قوت۔ کسی ایٹم میں گرفت الیکٹران جس مؤثر نیوکلیائی چارج کو محسوس کرے گا وہ نیوکلیس پر اصل چارج سے کم ہوگا کیوں کہ نیوکلیس اور اس کے درمیان آنے والے خاص الیکٹران 'ڈھال' یا 'محجب' کا کام کرتے ہیں۔ مثال کے طور پر یتھیم کے 2s-الیکٹران اور نیوکلیس کے درمیان 1s-الیکٹران ڈھال بنے ہوئے ہیں۔ نتیجہ کے طور پر گرفت الیکٹران نیٹ مثبت چارج محسوس کرے گا۔ جو کہ اصل چارج +3 سے کم ہوگا۔ عام طور پر جب اندرونی خول کے ارٹھل مکمل طور پر بھرے ہوئے ہوتے ہیں تو شیلڈنگ مؤثر ہوتی ہے۔ یہ صورت حال قلعوی دھاتوں کے ساتھ ہوتی ہے جس کے پاس ایک تنہا ns الیکٹران ہوتا ہے جس سے پہلے نو بل گیس الیکٹرانوں کی شکل ہوتا ہے۔

جب ہم دوسرے دور میں یتھیم سے فلورین کی سمت چلتے ہیں تو ایک ہی پرنسپل کوآٹم سطح میں ارٹھل میں ایک کے بعد ایک الیکٹران کا اضافہ ہوتا ہے اور نیوکلیائی چارج کے گرد اندرونی الیکٹرانوں کا حصہ اتنی ڈھال نہیں بنتا کہ نیوکلیس کی سمت الیکٹرانوں کی بڑھتی ہوئی کشش کا مقابلہ کر سکے۔ لہذا کسی دور کے آر پار بڑھتا ہوا نیوکلیائی چارج ڈھال کو بے اثر کر دیتا ہے۔ نتیجہ کے طور پر سب سے باہری الیکٹران زیادہ سے زیادہ مضبوطی سے روکے ہوئے ہوتے ہیں اور دور کے آر پار آئیونائزیشن اینتھالپی بڑھتی ہے۔ جیسے جیسے ہم گروپ میں اوپر سے نیچے کی سمت جاتے ہیں سب سے باہر کے

الیکٹران گین اینتھالپی ($\Delta_{eg}H$) کہتے ہیں الیکٹران گین اینتھالپی اس آسانی کی پیمائش فراہم کرتی ہے جس سے ایک ایٹم ایک الیکٹران حاصل کر کے ایک این آئن بناتا ہے جیسے کہ نیچے مساوات میں دکھایا گیا ہے۔



ایٹم کے ذریعے ایک الیکٹران کے حصول کا عمل حرارت زا (Exothermic) ہوگا یا حرارت خور (Endothermic)۔ اس کا انحصار اس عنصر پر ہوتا ہے جس میں الیکٹران داخل ہو رہا ہے۔ بعض عناصر میں ایٹم میں الیکٹران کا اضافہ ہونے پر توانائی خارج ہوتی ہے اور الیکٹران گین اینتھالپی منفی ہوتی ہے۔ مثال کے طور پر گروپ 17 کے عناصر (ہیلوجن) کی الیکٹران گین اینتھالپی بہت زیادہ منفی ہوتی ہیں کیونکہ وہ ایک الیکٹران حاصل کر کے نوبل گیس کا الیکٹرانیک تشکل اختیار کر لیتے ہیں۔ دوسری طرف نوبل گیسوں کی الیکٹران گین اینتھالپی بہت زیادہ مثبت ہوتی ہیں کیونکہ الیکٹران اگلے پرنسپل کوٹم سطح میں داخل ہوتا ہے جو ایک نہایت غیر مستحکم الیکٹرانیک تشکل بناتا ہے۔ یہ نوٹ کیا جاسکتا ہے کہ دوری جدول کے دائیں جانب اوپر کی طرف نوبل گیسوں سے پہلے الیکٹران گین اینتھالپی کی قیمت بہت زیادہ منفی ہوتی ہے۔

آیونائزیشن اینتھالپی کے مقابلے میں الیکٹران گین اینتھالپی کی تبدیلی میں کم باقاعدگی ہے۔ عموماً ایک دور میں ایٹمی عدد بڑھنے سے الیکٹران گین اینتھالپی زیادہ منفی ہوتی ہے۔ جب ہم دور میں بائیں سے دائیں کی سمت حرکت کرتے ہیں تو مؤثر مرکزی چارج بڑھتا ہے اور نتیجہ کے طور پر ایک چھوٹے ایٹم میں الیکٹران کا داخلہ آسان ہو جاتا ہے کیونکہ

جدول 3.7: اصل گروپ کے کچھ عناصر کی الیکٹران گین اینتھالپی kJ mol^{-1} *

Group 1	$\Delta_{eg}H$	Group 16	$\Delta_{eg}H$	Group 17	$\Delta_{eg}H$	Group 0	$\Delta_{eg}H$
H	- 73					He	+ 48
Li	- 60	O	- 141	F	- 328	Ne	+ 116
Na	- 53	S	- 200	Cl	- 349	Ar	+ 96
K	- 48	Se	- 195	Br	- 325	Kr	+ 96
Rb	- 47	Te	- 190	I	- 295	Xe	+ 77
Cs	- 46	Po	- 174	At	- 270	Rn	+ 68

* بہت سی کتابوں میں مساوات 3.3 میں دکھائے گئے عمل کی اینتھالپی تبدیلی کی نفی کو زیر غور ایٹم کی الیکٹران ایفینٹی A_e کے طور پر متعارف کیا گیا ہے اگر ایٹم میں الیکٹران کے اضافے پر توانائی خارج ہوتی ہے تو الیکٹران ایفینٹی مثبت لی جاتی ہے جو کہ تھرموڈائنامک کنونشن کے خلاف ہے۔ اگر ایٹم میں ایک الیکٹران کے اضافے پر توانائی درکار ہوتی ہے تو الیکٹران ایفینٹی کی علامت منفی لی جاتی ہے تاہم الیکٹران ایفینٹی کی تعریف مطلق صفر کے طور پر کی جاتی ہے اور اس لیے کسی اور درجہ حرارت پر متعاملات اور ماحصلات کی حرارتی گنجائش $\Delta_{eg}H = -A_e - 5/2RT$ میں شمار کی جاتی ہیں۔

میں $4p, 2p$ -الیکٹرانوں میں سے 2 کو ایک ہی $2p$ -میں رہنا ہے اس کے نتیجے میں الیکٹران دفع بڑھتا ہے۔ نتیجہ کے طور پر آکسیجن سے $2p$ -الیکٹران ہٹانا نائٹروجن کے تین $2p$ -الیکٹرانوں میں سے ایک الیکٹران ہٹانے کے مقابلے میں زیادہ آسان ہوتا ہے۔

مسئلہ 3.6

تیسرے دور کے عناصر Na، Mg اور Si کی پہلی آیونائزیشن اینتھالپی بالترتیب 496، 737 اور 786 کلو جول فی مول ہے۔ اندازہ لگائیے کہ ایلومینیم (Al) کی پہلی آیونائزیشن اینتھالپی (Δ_1H) کس کے زیادہ قریب ہوگی 575 یا 760 کلو جول فی مول؟ اپنے جواب کے لیے جواز پیش کیجیے۔

حل:

یہ 575 کلو جول فی مول کے زیادہ قریب ہوگی۔ ایلومینیم کے لیے قیمت Mg سے کم ہونی چاہیے کیونکہ $3s$ -الیکٹران کے ذریعے نیوکلیس سے $3p$ -الیکٹرانوں کی ڈھال مؤثر ہے۔

(d) الیکٹران گین اینتھالپی (Electron Gain Enthalpy)

جب کسی تعدیل شدہ گسی ایٹم (X) کو منفی آئن میں تبدیل کرنے کے لیے ایک الیکٹران دیا جاتا ہے تو اس عمل سے وابستہ اینتھالپی کی تبدیلی کو

(e) برقی منفیت (Electronegativity)

ایک کیمیائی مرکب میں کسی ایٹم کے ساجھے کے الیکٹرانوں کو اپنی طرف کھینچنے کی کیفیت پیمائش برقی منفیت (Electronegativity) کہلاتی ہے۔ آیونائزیشن گین اینتھالپی کے برخلاف یہ ایک قابل پیمائش مقدار نہیں ہے۔ تاہم عناصر کی برقی منفیت کے عددی پیمانے مثلاً پالنگ (Pauling) پیمانہ ملکن (Mullikan Jaffe) پیمانہ، آلرڈ۔ روشو پیمانے بنائے گئے ہیں۔ سب سے زیادہ استعمال ہونے والا پیمانہ پالنگ پیمانہ ہے۔ امریکی سائنسداں لائنس پالنگ نے 1922 میں فلورین کو ایک اختیاری قیمت 4.0 دی تھی، اس عنصر میں الیکٹران کو اپنی سمت کھینچنے کی سب سے زیادہ قوت تھی جدول 3.8(a) میں عناصر کی الیکٹران منفیت کی تقریبی قیمتیں دکھائی گئی ہیں۔

کسی دئے ہوئے عنصر کی برقی منفیت مستقل نہیں ہوتی ہے: اس کا انحصار اس عنصر پر ہوتا ہے جس کے ساتھ وہ بندھا ہوا ہوتا ہے۔ اگرچہ یہ ایک قابل پیمائش مقدار نہیں ہوتی تاہم یہ اس قوت کی پیشین گوئی کرنے کا ذریعہ فراہم کرتی ہے جو ایٹموں کو باندھے رکھتی ہیں، ایک ایسا تعلق جس کے بارے میں آپ بعد میں تحقیق کریں گے۔

دوری جدول میں برقی منفیت عام طور پر ایک دور میں بائیں سے دائیں بڑھتی ہے۔ (مثلاً یتھیم سے فلورین تک) اور گروپ میں اوپر سے نیچے کم ہوتی ہے (فلورین سے ایسٹیمین تک)۔ ان رجحانات کی وضاحت کس طرح کی جاسکتی ہے؟ کیا الیکٹران منفیت کا تعلق ایٹمی نصف قطر سے ہو سکتا ہے جو ایک دور میں بائیں سے دائیں سمت گھٹتا ہے لیکن ایک گروپ میں اوپر سے نیچے جانے میں بڑھتا ہے؟ ایک دور میں جیسے جیسے نصف قطر گھٹتا ہے تو سب سے باہری الیکٹرانوں اور نیوکلئس کے درمیان کشش بڑھتی ہے۔ برقی منفیت بھی بڑھتی ہے۔ اسی حساب سے اوپر سے نیچے ایٹمی نصف قطر بڑھتا ہے اور اس کے ساتھ برقی منفیت کی قیمت گھٹتی ہے۔ ایسا ہی رجحان آیونائزیشن اینتھالپی کے لیے ہے۔

اضافی الیکٹران اوسطاً مثبت چارج مرکزے کے زیادہ قریب ہوگا۔ جب ہم ایک گروپ میں نیچے کی طرف جاتے ہیں تو ہمیں الیکٹران گیس اینتھالپی کے کم منفی ہونے کی امید رکھنی چاہیے کیونکہ ایٹم کا سائز بڑا ہوتا جاتا ہے اور اضافہ شدہ الیکٹران نیوکلئس سے زیادہ فاصلے پر ہوتا ہے۔ یہ ایک عام صورت حال ہے (جدول 3.7)۔ تاہم O یا F کی الیکٹران گین اینتھالپی ان کے بعد میں آنے والے عناصر سے کم ہوتی ہے۔ یہ اس لیے ہوتا ہے کہ جب O یا F میں ایک الیکٹران کا اضافہ ہوتا ہے تو اضافی الیکٹران زیادہ چھوٹی کوانٹم سطح $n = 2$ کی طرف جاتا ہے اور اس سطح میں موجود الیکٹرانوں کے ذریعہ کافی قوت سے دھکیلا جاتا ہے۔ کوانٹم سطح $n = 3$ کے لیے (S یا Cl) اضافی الیکٹران خالی جگہ کا بڑا حصہ گھیرتا ہے اور اس طرح الیکٹران۔ الیکٹران دفع بہت کم ہوتا ہے۔

مسئلہ 3.7

مندرجہ ذیل میں سے کس کی الیکٹران گین اینتھالپی سب سے زیادہ منفی ہوتی ہے اور کس کی سب سے کم؟

P, S, Cl, F۔ اپنے جواب کی وضاحت کیجیے۔

حل:

الیکٹران گین اینتھالپی عام طور پر منفی ہوتی ہے جب ہم کسی دور میں بائیں سے دائیں سمت حرکت کرتے ہیں۔ گروپ میں اوپر سے نیچے جانے پر الیکٹران گین اینتھالپی کم ہوتی جاتی ہے۔ لیکن $2p$ -ارٹھل میں ایک الیکٹران کا اضافہ ہونے سے زیادہ ہٹاؤ ہوتا ہے بہ نسبت بڑے $3p$ -ارٹھل میں ایک الیکٹران کا اضافہ ہونے کے۔ لہذا وہ عنصر جس کی سب سے زیادہ منفی الیکٹران گین اینتھالپی ہوگی وہ Cl ہے اور جس کی سب سے کم منفی الیکٹران گین اینتھالپی ہوگی وہ فاسفورس ہے۔

جدول 3.8(a): دور کے آر پار برقی منفیت کی قیمت (پالنگ پیمانے پر)

F	O	N	C	B	Be	Li	ایٹم (دور II)
4.0	3.5	3.0	2.5	2.0	1.5	1.0	برقی منفیت
Cl	S	P	Si	Al	Mg	Na	ایٹم (دور III)
3.0	2.5	2.1	1.8	1.5	1.2	0.9	برقی منفیت

جدول 3.8 (b) گروپ میں نیچے کی طرف الیکٹران منفیت کی قیمت (پانگ پیمانے پر)

ایٹم (گروپ I)	برقی منفیت	ایٹم (گروپ 17)	الیکٹران منفیت
Li	1.0	F	4.0
Na	0.9	Cl	3.0
K	0.8	Br	2.8
Rb	0.8	I	2.5
Cs	0.7	At	2.2

3.7.2 کیمیائی خصوصیات میں دوری رجحانات (Periodic Trends in Chemical Properties)

Trends in Chemical Properties

عناصر کی کیمیائی خصوصیات کے زیادہ تر رجحانات جیسے کہ وتری تعلقات، جامد جفتہ اثرات (Inert Pair Effect)، لینتھناؤڈ کے سکڑنے کے اثرات وغیرہ پر ہر ایک گروپ کے لیے بعد کی یونٹ میں بحث ہوگی۔ اس حصہ میں ہم عناصر کے ذریعے دکھائی جانے والی گرفت حالت میں دوریت اور دوسرے دور (تیسیم سے فلورین تک) کے عناصر کی خصوصیات میں بے قاعدگی کا مطالعہ کریں گے۔

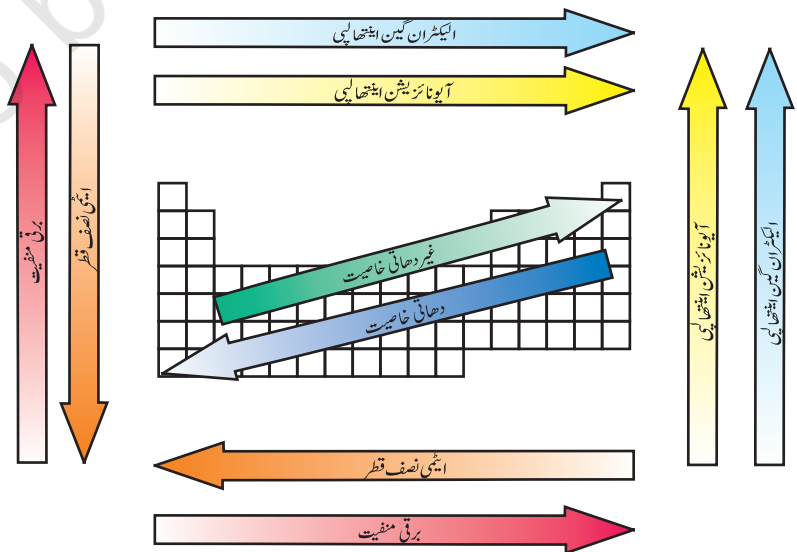
(a) گرفت یا تکسیدی حالتوں میں دوریت

(Periodicity of Valence or Oxidation States)

گرفت عناصر کی بہت اہم خاصیت ہوتی ہے اور ہم اسے ان کے الیکٹرانوں کی شکل کے حوالے سے سمجھ سکتے ہیں۔ نمائندہ عناصر کی گرفت عام طور پر (اگرچہ لازمی نہیں ہے) ان کے سب سے باہر کے آرٹھل میں الیکٹرانوں کی تعداد اور/یا 8 میں سے باہری الیکٹرانوں کی تعداد گھٹانے پر حاصل ہونے والے عدد کے برابر ہوتی ہے۔ جیسا کہ ذیل میں دکھایا گیا ہے۔

آج کل گرفت کی جگہ تکسیدی حالت کا استعمال عام طور پر کیا جاتا ہے۔ آکسیجن پر مشتمل دو مرکبات: Na_2O اور OF_2 کو دیکھئے۔ ان مرکبات میں

برقی منفیت اور ایٹمی نصف قطر کے تعلق کو جانتے ہوئے کیا آپ الیکٹران منفیت اور غیر دھاتی خصوصیات میں تعلق قائم کر سکتے ہیں؟ غیر دھاتی عناصر میں الیکٹران حاصل کرنے کی زبردست صلاحیت ہوتی ہے۔ لہذا برقی منفیت کا تعلق عناصر کی غیر دھاتی خصوصیات سے براہ راست ہوتا ہے۔ اسی بات کو آگے بڑھاتے ہوئے اس طرح بھی کہا جاسکتا ہے کہ برقی منفیت عناصر کی دھاتی خصوصیات سے مقلوب تعلق رکھتی ہے۔ لہذا ایک دور میں عناصر کی بڑھتی ہوئی غیر دھاتی خصوصیات کے ساتھ (گھٹتی ہوئی دھاتی خصوصیات) برقی منفیت بڑھتی جاتی ہے۔ اسی طرح ایک گروپ میں عناصر کی گھٹتی ہوئی غیر دھاتی خصوصیات (بڑھتی ہوئی دھاتی خصوصیات) کے ساتھ برقی منفیت گھٹتی جاتی ہے۔ ان تمام دوری رجحانات کا خلاصہ شکل 3.7 میں کیا گیا ہے۔



شکل 3.7 دوری جدول میں عناصر کے دوری رجحانات۔

گروپ	1	2	13	14	15	16	17	18
گرفتگی الیکٹرانوں کی تعداد	1	2	3	4	5	6	7	8
گرفت	1	2	3	4	3.5	2.6	7.5	0.8

مسئلہ 3.8

دوری جدول کا استعمال کرتے ہوئے ان مرکبات کے فارمولوں کی پیشین گوئی کیجیے جو عناصر کے مندرجہ ذیل جوڑوں سے بن سکتے ہیں۔

(a) سیلیکان اور برومین

(b) ایلومینیم اور سلفر

حل:

(a) سیلیکان، گروپ 14 کا عنصر ہے جس کی گرفت 4 ہے برومین کا تعلق ہیلوجن سے ہے جن کی گرفت 1 ہے لہذا جو مرکب بنے گا اس کا ضابطہ SiBr_4 ہوگا۔

(b) ایلومینیم کا تعلق گروپ 13 سے ہے اور اس کی گرفت 3 ہے سلفر، گروپ 16 کے عناصر سے تعلق رکھتا ہے جس کی گرفت 2 ہے۔ لہذا مرکب کا ضابطہ Al_2S_3 ہوگا۔

شامل تین عناصر کی الیکٹران منفیت کا رجحان $\text{F} > \text{O} > \text{Na}$ ہے۔ فلورین کا ہر ایک ایٹم جس کا باہری الیکٹرانوں کی شکل $2s^2 2p^5$ ہے OF_2 میں آکسیجن کے ایک الیکٹران سے ساجھا کرتا ہے۔ سب سے زیادہ الیکٹران منفی ہونے کی وجہ سے فلورین کو 1- کی آکسیدیشن حالت (Oxidation State) دی گئی ہے۔ چونکہ اس مرکب میں فلورین کے دو ایٹم ہیں، آکسیجن اپنے الیکٹرانوں کی شکل $2s^2 2p^4$ کے ساتھ اپنے دو الیکٹران فلورین کے ایٹموں کے ساتھ ساجھا کرتا ہے لہذا یہ آکسیدیشن حالت +2 ظاہر کرتا ہے۔ Na_2O میں آکسیجن زیادہ الیکٹران منفیت ہونے کی وجہ سے سوڈیم کے ہر ایک ایٹم سے ایک ایک الیکٹران لیتا ہے، اور اس طرح آکسیدیشن حالت 2- ظاہر کرتا ہے۔ دوسری طرف سوڈیم جس کا الیکٹرانوں کی شکل $3s^1$ ہے ایک الیکٹران آکسیجن کو دے دیتا ہے اور +1 آکسیدیشن حالت حاصل کرتا ہے۔ کسی مرکب میں ایک عنصر کی آکسیدیشن حالت کو اس کے ایٹم کے ذریعے حاصل کیے گئے چارج کی طرح بیان کیا جاتا ہے جو اس نے سالمہ کے دوسرے ایٹموں کی الیکٹران منفیت کو مد نظر رکھتے ہوئے حاصل کیا ہے۔

جدول 3.9: عناصر کی گرفت میں ایٹمی رجحان جیسا کہ ان کے مرکبات کے ضابطوں سے ظاہر ہے۔

گروپ	1	2	13	14	15	16	17
ہائڈرائڈ کا ضابطہ	LiH NaH KH	CaH_2	B_2H_6 AlH_3	CH_4 SiH_4 GeH_4 SnH_4	NH_3 PH_3 AsH_3 SbH_3	H_2O H_2S H_2Se H_2Te	HF HCl HBr HI
آکسائیڈ کا ضابطہ	Li_2O Na_2O K_2O	MgO CaO SrO BaO	B_2O_3 Al_2O_3 Ga_2O_3 In_2O_3	CO_2 SiO_2 GeO_2 SnO_2 PbO_2	$\text{N}_2\text{O}_3, \text{N}_2\text{O}_5$ $\text{P}_4\text{O}_6, \text{P}_4\text{O}_{10}$ $\text{As}_2\text{O}_3, \text{As}_4\text{O}_5$ $\text{Sb}_2\text{O}_3, \text{Sb}_2\text{O}_5$ Bi_2O_3	SO_3 SeO_3 TeO_3	— Cl_2O_7 — —

جاتی ہے اس کے علاوہ گروپ کے پہلے ممبر کے پاس بندش کے لیے صرف 4 گرافٹ آرٹل (2s اور 2p) موجود ہوتے ہیں جبکہ گروپ کے دوسرے ممبر کے پاس 9 ویلنس آرٹل (3s، 3p، 3d) موجود ہوتے ہیں۔ اس کے نتیجے میں ہر گروپ کے پہلے ممبر کی زیادہ سے زیادہ گرافٹ 4 ہوتی ہے (مثال کے طور پر بورون صرف BF_4 ہی بنا سکتا ہے) جبکہ گروپ کے دوسرے عناصر اپنی گرافٹ خول کو الیکٹرانوں کے چار جوڑوں سے زیادہ کی جگہ بنانے کے لیے پھیلا سکتے ہیں مثال کے طور پر ایلومینیم $[AlF_6^{3-}]$ ۔ اس کے علاوہ

p-بلاک عناصر کا پہلا ممبر اسی گروپ کے باقی عناصر کے مقابلے میں اپنے آپ سے (مثلاً $N \equiv N$ ، $N = N$ ، $C \equiv C$ ، $C = C$) اور دوسرے دور کے دیگر عناصر کے ساتھ (مثلاً $N = O$ ، $C \equiv N$ ، $C = N$ ، $C = O$) $P_{\pi} - P_{\pi}$ کثیر بند بنانے کی زبردست صلاحیت رکھتا ہے۔

عنصر			خصوصیت
B 88	Be 111	Li 152	دھاتی نصف قطر M/pm
Al 143	Mg 160	Na 186	
	Be 31	Li 76	آئنی نصف قطر M^+ / pm
	Mg 72	Na 102	

کچھ دوری رجحانات جو عناصر کی گرافٹ میں دیکھے گئے ہیں (ہائڈرائڈ اور آکسائیڈ) وہ جدول 3.9 میں دکھائے گئے ہیں۔ ایسے دوسرے دوری رجحانات جو عناصر کے کیمیائی طرز عمل میں واقع ہوتے ہیں ان سے اس کتاب میں کہیں اور بحث کی گئی ہے۔ ایسے بہت سے عناصر ہیں جو تغیر پذیر گرافٹ دکھاتے ہیں۔ یہ خاص طور پر عبوری عناصر اور ایکٹائیڈ کی خصوصیات ہوتی ہیں جن کو ہم بعد میں پڑھیں گے۔

(b) دوسرے دور کے عناصر کی بے ربط خصوصیات (Anomalous Properties of Second Period Elements)

گروپ 1 (لیتھیم) اور 2 (بیریلیم) اور گروپ 13 سے 17 (بورون سے فلورین) تک، ان میں سے ہر ایک گروپ کا پہلا عنصر اپنے متعلقہ گروپ کے دوسرے ممبران سے کئی معاملوں میں مختلف ہوتا ہے مثال کے طور پر لیتھیم دوسری قلوئی دھاتوں کے برعکس اور بیریلیم دوسری قلوئی مٹی دھاتوں کے برعکس واضح شریک گرافٹ خصوصیت والے مرکبات بناتے ہیں: ان کے گروپوں کے دوسرے ممبران زیادہ تر آئنی مرکبات بناتے ہیں۔ درحقیقت لیتھیم اور بیریلیم کا طرز عمل اگلے گروپ کے دوسرے عنصر کے زیادہ مشابہ ہوتا ہے یعنی میگنیشیم اور ایلومینیم سے اس قسم کی یکسانیت کو عام طور پر دوری خصوصیات میں وتری تعلقات (Diagonal Relationship) کہتے ہیں۔

s- اور p-بلاک کے عناصر کے گروپ میں پہلے ممبر کی کیمیائی خاصیتیں اسی گروپ کے باقی عناصر کے مقابلے میں مختلف ہونے کی وجوہات کیا ہیں؟ اس بے ربط طرز عمل کی وجہ ان کا چھوٹے سائز، بڑے چارج / نصف قطر تناسب اور عناصر کی بہت زیادہ الیکٹران منفیت مانی

مسئلہ 3.9

کیا $[AlCl(H_2O_5)]^{2+}$ میں Al کی آکسائیڈیشن حالت اور گرافٹ برابر ہے؟

حل:

نہیں: ایلومینیم کی آکسائیڈیشن حالت +3 ہے اور گرافٹ 6 ہے۔

3.7.3 کیمیائی تعاملیت اور دوری رجحان (Periodic Trends and Chemical Reactivity)

Trends and Chemical Reactivity

ہم نے کچھ بنیادی خصوصیات جیسے ایٹمی اور آئنی نصف قطر آئیونائزیشن اینتھالپی، الیکٹران گین اینتھالپی اور گرافٹ وغیرہ میں دوری رجحانات کا مشاہدہ کیا ہے۔ اب ہم جان گئے ہیں کہ دوریت کا تعلق الیکٹران کی شکل سے ہوتا ہے یعنی عناصر کی تمام کیمیائی اور طبعی خصوصیات ان کے الیکٹران کی شکل کا اظہار ہوتی ہیں۔ اب ہم عناصر کی ان بنیادی خصوصیات کا ان کی کیمیائی تعاملیت سے رشتہ تلاش کرنے کی کوشش کریں گے۔

ایٹمی اور آئنی نصف قطر، جیسا کہ ہم جانتے ہیں ایک دور میں بائیں سے دائیں طرف گھٹتے ہیں۔ نتیجہ کے طور پر آئیونائزیشن اینتھالپی ایک دور

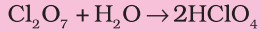
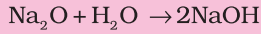
کرتے ہیں اور تیزاب کے ساتھ اساس جیسا برتاؤ کرتے ہیں، جبکہ تعدیلی آکسائیڈ کا طرز عمل نہ تو تیزابی ہوتا ہے اور نہ ہی اساسی۔

مسئلہ 3.10

پانی کے ساتھ تعامل کر کے دکھائیے کہ Na_2O اساسی آکسائیڈ ہے اور Cl_2O_7 ایک تیزابی آکسائیڈ ہے۔

حل:

Na_2O پانی کے ساتھ قوی اساس بناتا ہے اور Cl_2O_7 قوی تیزاب بناتا ہے۔



اساسی اور تیزابی خاصیت یقینی طور پر ٹیس پیپر کے ذریعے جانچی جاسکتی ہے۔

ایک دور میں نمائندہ عناصر کے مقابلے میں عبوری دھاتوں (3d-سیریز) کے ایٹمی نصف قطر میں تبدیلی بہت کم ہوتی ہے۔ ایٹمی نصف قطر میں تبدیلی اندرونی عبوری عناصر (4f-سیریز) میں اور زیادہ کم ہوتی ہے۔ آئیونائزیشن اینتھالپی s-اور p-بلاک کے انٹرمیڈیٹ ہوتی ہیں۔ نتیجہ کے طور پر یہ گروپ 1 اور گروپ 2 کی دھاتوں کے مقابلے کم برقی مثبت ہوتے ہیں۔ ایک گروپ میں گروپ کے خاص عناصر (تین گروپ عناصر) میں بڑھتے ہوئے ایٹمی عدد کے ساتھ ایٹمی اور آئینی نصف قطر میں اضافے کے نتیجہ میں عام طور پر آئیونائزیشن اینتھالپی میں بتدریج کمی (سیکشن 3.7.1(d)) میں دکھائے گئے تیسرے دور کے کچھ عناصر کے علاوہ) اور الیکٹران گین اینتھالپی میں باقاعدہ کمی واقع ہوتی ہے۔ اس طرح ایک گروپ میں اوپر سے نیچے کی طرف جاتے ہوئے دھاتی خصوصیت میں اضافہ ہوتا ہے اور غیر دھاتی خصوصیت میں کمی آتی ہے۔ اس رجحان کا تعلق ان کے تحویلی اور تکسیدی خصوصیات سے ہو سکتا ہے جس کے بارے میں آپ بعد میں پڑھیں گے۔ عبوری عناصر کے معاملے میں اگرچہ اس کے برخلاف رجحان دیکھا گیا ہے اس کو ایٹمی سائز اور آئیونائزیشن اینتھالپی کی اصطلاح میں واضح کیا جاسکتا ہے۔

کے آر پار بڑھتی ہیں (سیکشن 3.7.1 (a) میں دکھائے گئے کچھ استثنا) جبکہ الیکٹران گین اینتھالپی زیادہ منفی ہوتی جاتی ہے۔ دوسرے الفاظ میں ایک دور میں بائیں جانب سب سے آخر میں عناصر کی آئیونائزیشن اینتھالپی سب سے کم ہوتی ہے اور دائیں سرے کے آخر میں عناصر کی الیکٹران گین اینتھالپی سب سے زیادہ منفی ہوتی ہیں (نوٹ: نوبل گیسوں جن کے خول پوری طرح بھرے ہوئے ہوتے ہیں ان کی الیکٹران گین اینتھالپی کی قدر مثبت ہوتی ہے)۔ اس کی وجہ سے دور کے دونوں سروں پر عناصر کی کیمیائی تعاملیت بہت زیادہ ہوتی ہے اور درمیان میں سب سے کم ہوتی ہے۔ لہذا بائیں سرے کے عناصر (دھاتی عناصر میں) میں بہت زیادہ کیمیائی تعاملیت کا اظہار ایک الیکٹران دے کر مثبت آئن بنانے کی شکل میں ہوتا ہے اور دائیں سرے (ہیلوجن میں) پر اس کا اظہار ایک الیکٹران حاصل کر کے منفی آئن بنانے کی شکل میں ہوتا ہے۔ اس خاصیت کو عناصر کے تحویلی اور تکسیدی طرز عمل سے جوڑا جاسکتا ہے جس کے بارے میں آپ بعد میں پڑھیں گے۔ تاہم یہاں اسے عناصر کے دھاتی اور غیر دھاتی طرز عمل سے براہ راست جوڑا جاسکتا ہے۔ لہذا ایک دور میں بائیں سے دائیں طرف جانے میں عنصر کی دھاتی خصوصیت جو بائیں سرے پر سب سے زیادہ ہے، گھٹتی ہے اور غیر دھاتی خصوصیت میں اضافہ ہو جاتا ہے۔ کسی عنصر کی کیمیائی تعاملیت اس کے آکسیجن اور ہیلوجن کے ساتھ تعامل کے ذریعے سب سے بہتر طریقے سے دکھائی جاسکتی ہے۔ یہاں ہم عناصر کے صرف آکسیجن کے ساتھ تعامل کو دیکھیں گے۔ ایک دور کے دونوں سروں پر پائے جانے والے عناصر بہت آسانی کے ساتھ آکسیجن سے تعامل کر کے آکسائیڈ بناتے ہیں۔ آخری بائیں سرے پر پائے جانے والے عناصر کے ذریعے بنائے گئے آکسائیڈ عام طور پر سب سے زیادہ قلوبی ہوتے ہیں (مثال کے طور پر Na_2O) جبکہ سب سے دائیں سرے پر پائے جانے والے عناصر کے ذریعے بننے والے آکسائیڈ سب سے زیادہ تیزابی ہوتے ہیں (مثلاً Cl_2O_7)۔ درمیان میں پائے جانے والے عناصر کے آکسائیڈ ایمفوٹیرک (Amphoteric) ہوتے ہیں (مثال کے طور پر Al_2O_3 ، As_2O_3) یا تعدیلی ہوتے ہیں (مثلاً CO ، NO ، NO_2)۔ ایمفوٹیرک آکسائیڈ اساس کے ساتھ تیزاب کی طرح برتاؤ

خلاصہ

اس باب میں آپ نے دوری کلیہ اور دوری جدول کے ارتقا کے بارے میں پڑھا ہے۔ مینڈلیف کی دوری جدول کی بنیاد ایٹمی کمیتوں پر تھی۔ جدید دوری جدول نے عناصر کو ان کے بڑھتے ہوئے ایٹمی اعداد کی بنیاد پر سات افقی قطاروں (ادوار) اور 18 عمودی کالم (گروپ یا خاندان) میں ترتیب دیا ہے۔ ایک دور میں ایٹمی عدد متواتر ہوتے ہیں، جب کہ ایک گروپ میں ایک ترتیب کے ساتھ بڑھتے ہیں۔ ایک ہی گروپ کے عناصر کے یکساں گرفت خول الیکٹرانی تشکل ہوتے ہیں لہذا وہ یکساں کیمیائی خصوصیات دکھاتے ہیں۔ بہر حال، ایک ہی دور کے عناصر میں بائیں سے دائیں جانب الیکٹرانوں کی تعداد بڑھتی ہے، لہذا ان کی گرفت مختلف ہوتی ہے۔ الیکٹرانی تشکل کی بنیاد پر دوری جدول میں چار قسم کے عناصر کی شناخت کی جاسکتی ہے۔ یہ s-بلاک، p-بلاک، d-بلاک اور f-بلاک عناصر ہیں۔ ہائیڈروجن جس کے 1s اورٹل میں ایک ہی الیکٹران ہے، دوری جدول میں ایک منفرد مقام رکھتی ہے۔ دھاتیوں میں 78 فیصد سے زیادہ حصہ بناتی ہیں۔ غیر دھاتیوں میں جو دوری جدول میں اوپر کی سمت میں پائی جاتی ہیں ان کی تعداد بیس سے کم ہے۔ وہ عناصر جو دھاتی اور غیر دھاتی مثلاً As, Ge, Si کے درمیان ہیں، دھتوت یا نیم دھاتی کہلاتے ہیں۔ ایک گروپ میں بڑھتے ہوئے ایٹمی عدد کے ساتھ دھاتی خصوصیت میں اضافہ ہوتا ہے جبکہ ایک دور میں بائیں سے دائیں جانب اس میں کمی آتی ہے۔ عناصر کی طبعی اور کیمیائی خصوصیات ان کے ایٹمی اعداد کے ساتھ دوریت کے اعتبار سے تبدیل ہوتی ہیں۔

ایٹمی سائز، آئیونائزیشن اینتھالپی، الیکٹران گین، اینتھالپی، برقی منفیت اور گرفت میں دوری رجحانات پائے جاتے ہیں ایٹمی نصف قطر ایک دور میں بائیں سے دائیں سمت جانے میں گھٹتے ہیں اور ایک گروپ میں ایٹمی عدد کے ساتھ بڑھتے ہیں۔ آئیونائزیشن اینتھالپی عام طور پر ایک دور میں بڑھتی ہیں اور گروپ میں نیچے کی سمت گھٹتی ہیں۔ الیکٹران منفیت بھی ایسا ہی رجحان دکھاتی ہے۔ الیکٹران گین اینتھالپی عام طور پر ایک دور کے آر پار زیادہ منفی ہوتی ہیں اور ایک گروپ میں اوپر سے نیچے کی سمت کم منفی ہوتی ہیں۔ گرفت (Valency) میں بھی کچھ دوریت ہوتی ہے، مثال کے طور پر نمائندہ عناصر میں گرفت سب سے باہری اورٹل میں پائے جانے والے الیکٹرانوں کے برابر ہوتی ہے یا آٹھ میں سے اس تعداد کو گھٹانے پر حاصل ہونے والے عدد کے برابر ہوتی ہے۔ کیمیائی تعاملیت دور کے دونوں سروں پر سب سے زیادہ ہوتی ہے اور درمیان میں سب سے کم۔ دور کے سب سے بائیں سروے پر تعاملیت کی وجہ الیکٹران دینے کی آسانی ہے (یا کم آئیونائزیشن اینتھالپی)۔ بہت زیادہ متعادل عناصر قدرت میں آزاد حالت میں نہیں پائے جاتے۔ یہ عام طور پر متحد تشکل میں پائے جاتے ہیں۔ بائیں سمت کے عناصر کے ساتھ بننے والے آکسائیڈ اساسی ہوتے ہیں اور دائیں سمت کے عناصر کے آکسائیڈ تیزابی ہوتے ہیں۔ درمیانی عناصر کے آکسائیڈ ایفوفٹیرک یا تعدیلی ہوتے ہیں۔

مشقیں

- 3.1 دوری جدول کی تنظیم میں بنیادی تصور کیا ہے۔
- 3.2 مینڈلیف نے اپنی دوری جدول میں عناصر کی تقسیم کے لیے کون سی اہم خصوصیت کا استعمال کیا تھا اور کیا وہ اس پر قائم رہا؟
- 3.3 مینڈلیف کے دوری کلیہ اور جدید دوری کلیہ کے نظریے میں بنیادی فرق بتائیے۔
- 3.4 کوآٹم نمبر کی بنیاد پر جواز پیش کرتے ہوئے بتائیے کہ دوری جدول کے چھٹے دور میں 32 عناصر ہونے چاہئیں۔
- 3.5 گروپ اور دور کے اعتبار سے آپ $Z = 14$ والے عنصر کہاں رکھیں گے؟
- 3.6 دوری جدول کے تیسرے دور اور سترہویں گروپ میں پائے جانے والے عنصر کا ایٹمی عدد لکھئے۔

- 3.7 آپ کے خیال میں:
 (i) لارنس برکلی تجربہ گاہ اور
 (ii) سمیرگ کے گروپ نے
 کس عنصر کا نام دیا گیا تھا؟
- 3.8 ایک ہی گروپ کے عناصر کی طبعی اور کیمیائی خصوصیات یکساں کیوں ہوتی ہیں؟
- 3.9 ایٹمی نصف قطر اور آئینی نصف قطر سے آپ کیا سمجھتے ہیں؟
- 3.10 ایٹمی نصف قطر ایک دور میں اور ایک گروپ میں کس طرح تبدیل ہوتا ہے؟ آپ اس تبدیلی کی وضاحت کس طرح کریں گے؟
- 3.11 ہم الیکٹرونی نوع (Isoelectronic Species) سے آپ کیا سمجھتے ہیں۔ ایک ایسی اسپیشیز کا نام بتائیے جو مندرجہ ذیل میں سے ہر ایک ایٹم یا آئن کے ساتھ آکسوالیکٹرانک ہو۔
 Rb^+ (iv) Mg^{2+} (iii) Ar (ii) F^- (i)
- 3.12 مندرجہ ذیل انواع پر غور کیجئے N^{3-} ، O^{2-} ، F^- ، Na^+ ، Mg^{2+} اور Al^{3+}
 (a) ان میں مشترک کیا ہے؟
 (b) ان کو بڑھتے ہوئے آئینی نصف قطر میں ترتیب دیجیے۔
- 3.13 اپنے اصل ایٹم کے مقابلے میں این آئن کے نصف قطر بڑے اور کیٹ آئن کے نصف قطر چھوٹے کیوں ہوتے ہیں؟ وضاحت کیجیے۔
- 3.14 آئیونائزیشن اینتھالپی اور الیکٹران گین اینتھالپی کی تعریف بیان کرتے وقت اصطلاحات منفردگیسی ایٹم اور گراؤنڈ اسٹیٹ کی کیا اہمیت ہے؟
 اشارہ: موازنہ کرنے کے لیے
- 3.15 ہائڈروجن ایٹم کے ایک الیکٹران کی گراؤنڈ اسٹیٹ میں توانائی $-2.18 \times 10^{-18} \text{ J}$ ہے۔ J mol^{-1} میں ایٹمی ہائڈروجن کی آئیونائزیشن اینتھالپی معلوم کیجیے۔
 اشارہ: جواب حاصل کرنے کے لیے مول کے تصور کا استعمال کیجیے۔
- 3.16 دوسرے دور کے عناصر کے درمیان اصل آئیونائزیشن اینتھالپی کا رجحان
 $Li < B < Be < C < O < N < F < Ne$ ہے۔ وضاحت کیجیے کہ
 (i) Bo کی ΔH سے زیادہ ہے؟
 (ii) O کی ΔH سے کم ہے؟
- 3.17 اس حقیقت کو آپ کیسے سمجھائیں گے کہ Na کی پہلی آئیونائزیشن اینتھالپی میکینیشیم سے کم ہے لیکن اس کی دوسری آئیونائزیشن اینتھالپی میکینیشیم سے زیادہ ہے؟
- 3.18 وہ کون سے مختلف عوامل ہیں جن کی وجہ سے خاص گروپ عناصر کی آئیونائزیشن اینتھالپی ایک گروپ میں نیچے کی طرف گھٹتی ہے؟
- 3.19 گروپ 13 کے عناصر کی پہلی آئیونائزیشن اینتھالپی کی قیمتیں (kJ mol^{-1}) میں مندرجہ ذیل ہیں۔

B	Al	Ga	In	Tl
801	577	579	558	589

آپ عام رجحان سے اس انحراف کو کس طرح واضح کریں گے؟

- 3.20 مندرجہ ذیل عناصر کے جوڑوں میں سے کس کی الیکٹران گین اینتھالپی زیادہ منفی ہوگی؟
(i) O یا F (ii) F یا Cl
- 3.21 آپ کیا سمجھتے ہیں کہ O کی دوسری الیکٹران گین اینتھالپی پہلی کے مقابلے میں مثبت ہوگی، زیادہ منفی ہوگی یا کم ہوگی؟ اپنے جواب کا جواز پیش کیجیے۔
- 3.22 الیکٹران گین اینتھالپی اور الیکٹران منفیت اصطلاحات میں بنیادی فرق کیا ہے؟
- 3.23 آپ کا رد عمل اس بیان پر کیا ہوگا کہ N کی الیکٹران منفیت نائٹروجن کے تمام مرکبات میں پالنگ پیمانے پر 3.0 ہے؟
- 3.24 ایٹم کے نصف قطر سے متعلق نظریے کو بیان کیجیے جب وہ:
- (a) الیکٹران حاصل کرتا ہے۔
(b) الیکٹران کھودیتا ہے۔
- 3.25 آپ کے خیال میں ایک ہی عنصر کے دو ہم جا (Isotopes) کی پہلی آئیونائزیشن اینتھالپی یکساں ہوں گی یا مختلف؟ اپنے جواب کا جواز پیش کیجیے۔
- 3.26 دھاتوں اور غیر دھاتوں میں اہم فرق بیان کیجیے؟
- 3.27 مندرجہ ذیل سوالات کا جواب دینے کے لیے دوری جدول کا استعمال کیجیے۔
- (a) ایک عنصر کو پہچانیے جس کے بیرونی ذیلی شیل میں 5 الیکٹران ہوں۔
(b) ایک عنصر کو پہچانیے جو دو الیکٹران کھوسکتا ہے۔
(c) ایک عنصر کو پہچانیے جو دو الیکٹران حاصل کرسکتا ہے۔
(d) ایک ایسے گروپ کو پہچانیے جس میں دھات، غیر دھات، رقیق اور گیس کمرہ درجہ حرارت پر پائی جاتی ہو۔
- 3.28 گروپ 1 کے عناصر میں بڑھتی ہوئی تعاملیت $Li < Na < K < Rb < Cs$ ہے۔ جب کہ گروپ 17 کے عناصر میں $F > Cl > Br > I$ وضاحت کیجیے۔
- 3.29 s ، p ، d ، اور f بلاک کے عناصر کا عمومی بیرونی الیکٹرانئی تشکل لکھیے۔
- 3.30 مندرجہ ذیل الیکٹرانئی تشکل رکھنے والے عناصر کو دوری جدول میں مقام فراہم کیجیے۔
- (i) $n = 3$ کے لیے $ns^2 np^4$ (ii) $n = 4$ کے لیے $(n-1)d^2 ns^2$ اور
(iii) $n = 6$ کے لیے $(n-2)f^7 (n-1)d^2 ns^2$
- 3.31 مندرجہ ذیل کچھ عناصر کے لیے پہلی اور دوسری ($\Delta_1 H_1$) اور دوسری ($\Delta_1 H_2$) آئیونائزیشن اینتھالپی (kJ mol^{-1}) اور الیکٹران گین اینتھالپی ($\Delta_{eg} H$) kJ mol^{-1} میں دی گئی ہیں۔

عناصر	ΔH_1	ΔH_2	$\Delta_{eg} H$
I	520	7300	-60
II	419	3051	-48
III	1681	3374	-328
IV	1008	1846	-295
V	2372	5251	+48
VI	738	1451	-40

مندرجہ بالا عناصر میں سے کون سا عنصر:

- (a) سب سے کم تعامل پذیر
(b) سب سے زیادہ متعامل دھات ہوگی۔
(c) سب سے زیادہ متعامل غیر دھات ہوگی۔
(d) سب سے کم متعامل غیر دھات ہوگی۔
(e) وہ دھات جو ایک مستحکم بانسری ہیلانڈ بنا سکتی ہے جس کا ضابطہ MX_2 (X = ہیلوجن) ہے۔
(f) وہ دھات جو زیادہ تر مستحکم شریک گرفت ہیلانڈ بنا سکتی ہے جس کا ضابطہ MX (X = ہیلوجن) ہے؟
- 3.32 مندرجہ ذیل عناصر کے جوڑوں سے بننے والے مستحکم بانسری مرکبات کے ضابطوں کو پیشین گوئی کیجیے۔

- (a) لیٹھیم اور آکسیجن (b) میکینیشیم اور نائٹروجن
(c) ایلومینیم اور آئیوڈین (d) سیلیکان اور آکسیجن
(e) فاسفورس اور فلورین (f) عنصر 71 اور فلورین
- 3.33 جدید دوری جدول میں ایک دور مندرجہ ذیل میں سے کس کی قدر کو ظاہر کرتا ہے:

- (a) ایٹمی عدد کی (b) ایٹمی کمیت کی
(c) پرنسپل کوآٹم نمبر (d) سمت راس کوآٹم نمبر کی

3.34 جدید دوری جدول سے تعلق رکھنے والے مندرجہ ذیل بیانات میں کون سے غلط ہیں؟

- (a) p- بلاک میں 6 کالم ہوتے ہیں کیونکہ زیادہ سے زیادہ 6 الیکٹران p- خول کے اریٹل کو بھر سکتے ہیں۔
(b) d- بلاک میں 8 کالم ہوتے ہیں کیونکہ d- ذیلی شیل کے اریٹل میں زیادہ سے زیادہ 8 الیکٹران جگہ گھیر سکتے ہیں۔
(c) ہر ایک بلاک میں کالم کی تعداد اتنی ہی ہوتی ہے جتنی کہ اس کے اریٹل میں بھرے جانے والے الیکٹرانوں کی۔
(d) ایک بلاک اس آخری ذیلی شیل کے لیے سمت راس کوآٹم نمبر (l) کی قدر کو ظاہر کرتا ہے جو الیکٹران کی تشکیل کے لیے الیکٹرانوں کو حاصل کرتا ہے۔

3.35 جو چیز گرفت الیکٹرانوں کو متاثر کرے گی وہ عنصر کی کیما کو متاثر کرے گی۔ مندرجہ ذیل میں سے کون سے عوامل گرفت الیکٹرانوں کو متاثر نہیں کریں گے؟

- (a) ویلنس پرنسپل کوآٹم نمبر (n) (b) نیوکلیئر چارج (z)
(c) نیوکلیائی کمیت (d) کور الیکٹرانوں کی تعداد

3.36 ہم الیکٹرانائی انواع Na^+ اور Ne ، F^- کا سائز متاثر ہوتا ہے۔

- (a) نیوکلیئر چارج سے (Z)
(b) ویلنس پرنسپل کوآٹم نمبر
(c) باہری اریٹل میں الیکٹران۔ الیکٹران باہمی گر عمل سے ہے۔
(d) ان میں سے کوئی عوامل نہیں کیونکہ ان کی جسامت برابر ہے۔

3.37 آئیونائزیشن اینتھالپی کے اعتبار سے مندرجہ ذیل بیانات میں سے کون سا بیان غلط ہے۔

- (a) ہر آنے والے الیکٹران کے لیے آئیونائزیشن اینتھالپی بڑھتی ہے۔
 (b) نوبل گیس کے الیکٹرانیک تشکل سے ایک الیکٹران نکالنے میں اینتھالپی میں سب سے زیادہ بڑھوتری ہوتی ہے۔
 (c) آخری ویلنس الیکٹران کی وجہ سے آئیونائزیشن اینتھالپی میں زبردست اچھال آتا ہے۔
 (d) n کی زیادہ قدر والے آرٹھل کے مقابلے n کی کم قدر والے آرٹھل میں سے الیکٹران کو نکالنا نسبتاً آسان ہوتا ہے۔
- 3.38 Al، B، M اور K عناصر کے لیے ان کی دھاتی خصوصیت کی صحیح ترتیب مندرجہ ذیل میں سے کیا ہوگی؟

$$Al > Mg > B > K \quad (c) \quad B > Al > Mg > K \quad (a)$$

$$K > Mg > Al > B \quad (d) \quad Mg > Al > K > B \quad (c)$$

3.39 B، C، N، F اور Si عناصر کے لیے ان کی غیر دھاتی خصوصیت کی صحیح ترتیب مندرجہ ذیل میں سے کیا ہوگی؟

$$Si > C > B > N > F \quad (b) \quad B > C > Si > N > F \quad (a)$$

$$F > N > C > Si > B \quad (d) \quad F > N > C > B > Si \quad (c)$$

3.40 N اور O، Cl، F عناصر کے لیے تکیدی خصوصیت کی اصطلاح میں ان کی کیمیائی تعاملیت کی صحیح ترتیب مندرجہ ذیل میں سے کیا ہوگی؟

$$F > O > Cl > N \quad (b) \quad F > Cl > O > N \quad (a)$$

$$O > F > N > Cl \quad (d) \quad Cl > F > O > N \quad (c)$$