

اکائی 3

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 موقع 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 کیمیاوی عناصر اکائیوں کا یہ ترتیب مجموعہ نہیں ہے بلکہ ایک عام رجحان کا اظہار کرتے ہیں اور ایک ساتھ جماعتوں میں رہتے ہیں۔ دوری جدول سے واقعیت ہر اس شخص کے لیے لازمی ہے جو اس دنیا کو سلچھانا چاہتا ہے اور یہ دیکھنا چاہتا ہے کہ یہ علم کیمیا کے بنیادی بلڈنگ بلاک کیمیاوی عناصر سے مل کر کس طرح بنی ہے۔

”
گلن، شی. سیرگ (Glen, Sir. Sierg)

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 ایٹم کے الیکٹرانی تشکل کے منطقی نتیجہ کو اختیار کرتی ہے۔ آخر میں ہم عناصر کی طبعی اور کیمیاوی 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 کلیک کو سمجھ سکیں؟
 - دوری درجہ بندی کی بنیاد فراہم کرنے میں ایسی عدد اور الیکٹرانی تشکل کی اہمیت کو سمجھ سکیں گے۔
- IUPAC نام کے مطابق Z > عناصر کے نام بتائیں؟
- عناصر کو s, p, d, f بلاک میں تقسیم کر سکیں گے اور ان کی اہم خصوصیات یاد کر سکیں۔
- عناصر کی طبعی اور کیمیائی خصوصیات میں دوری رجحان کو پہچان سکیں؟
- عناصر کی تحریکیت کا موازنہ کر سکیں گے اور اسے قدرتی ماحول میں ان کے وقوع سے ہم آہنگ کر سکیں؟
- آیونائزیشن ایشچالپی اور دھاتی خصوصیات میں تعلق کیوضاحت کر سکیں؟

- ایٹم کی اہم خصوصیات مثلاً ایٹمی/ آئینی نصف قطر، آیونائزیشن ایشچالپی۔ الیکٹران کیس ایشچالپی برقراری ممکن ہے۔ عناصر کی گرفت وغیرہ سے تعلق رکھنے والے تصورات کے اظہار کے لیے سائنسی زبان کا استعمال کر سکیں۔

جدول 3.1 ڈوبرنیٹ کے ٹرائیڈز

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

عنصر کا ایگی وزن باقی دو عناصر کے ایگی 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 ڈوبرنیٹ کا یہ تعلق جسے ٹرائیڈز 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 عناصر کو تقسیم کرنے کی الگی کوشش فرانسیسی ارضیات دال اے ای بی ڈی چانکروٹاؤس نے 1862 میں کی۔ انہوں نے اس وقت تک دریافت شدہ عناصر کو ان کے ایگی وزن کی بڑھتی ہوئی ترتیب میں رکھا اور عناصر کا ایک اسطوانی جدول بنایا جس میں ان کی خصوصیات کے دوری تو اتر کو دکھایا گیا۔ اس نے بھی زیادہ توجہ حاصل نہیں کی۔ اگر یہ کیمیا دال جان ایکسپرنس نیولینڈ نے 1865 میں آکٹیو کلیہ (Law of Octaves) دیا۔ اس نے عناصر کو ان کے بڑھتے ہوئے ایگی وزن کے ساتھ ترتیب دیا اور دیکھا کہ ہر آٹھوں عنصر کی خصوصیات پہلے عنصر کی خصوصیات سے مشابہ 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 مشابہ ہوتا ہے۔ نیولینڈ کا آکٹیو کلیہ صرف کیلشیم تک کے عناصر تک تھی 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 لائق عناصر کی کیمیاوی 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 متعلق کرنے کا طریقہ تلاش کر لیا۔ اس طرح نہ صرف یہ کہ عناصر سے متعلق معلوم شدہ تھائق کو استدلال فراہم کیا جاسکے گا بلکہ آئندہ مطالعے کے لیے نئے تھائق کی پیشین گوئی بھی کی جاسکے گی۔

3.2 درجہ بندی کی ابتداء (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 جمن کیمیا دال جون ڈوبرنیٹ (John Dobereiner) پہلا سائنسدان تھا جس نے عناصر کی خصوصیات میں ایک رجحان کے تصور پر غور کیا۔ 1829 تک اس نے تین عناصر (Triods) کے مختلف گروہوں کی طبعی اور کیمیائی خصوصیات میں یکسانیت کو نوٹ کیا۔ ہرگز وہ میں اس نے دیکھا کہ ہر ٹرائیڈز کے درمیانی

جدول 3.2 نیولینڈ کے آکٹیو

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

کیا۔ مینڈلیف نے خاص طور پر امپیریکل فارمولوں میں کیسانیت اور عناصر کے مرکبات کی خصوصیات پر بھروسہ کیا۔ اس نے یہ محسوس کیا کہ اگر ایٹھی وزن کی سختی سے پابندی کی جاتی ہے تو کچھ عناصر درجہ بندی کی اس اسکیم میں فٹ نہیں ہوتے۔ اس نے ایٹھی وزن کو یہ سوچتے ہوئے نظر انداز کر دیا کہ ہو سکتا ہے کہ ایٹھی پیاسکیچ سمجھ نہ ہو، اور یکساں خصوصیات والے عناصر کو ایک ساتھ رکھ دیا۔ مثال کے طور پر آئیوڈین جس کا ایٹھی وزن ٹیلووریم (گروپ VI) سے کم ہے اسے گروپ VII میں فلورین کلورین اور برولین 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 گلیم اور جرمینیم دونوں عناصر ہی اس وقت دریافت نہیں ہوئے تھے جب مینڈلیف نے دوری جدول کو شائع کیا تھا۔ اس نے ایک ایلومنیم کے نیچے اور ایک سلیکان کے نیچے خالی مقام چھوڑ دیا اور ان عناصر کو ایکالموئیم اور ایکاسلیکان کہا۔ مینڈلیف نے صرف گلیم اور جرمینیم کی موجودگی کی پیشین گوئی کی بلکہ ان کی کچھ عام طبعی خصوصیات بھی بیان کیے۔ 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۔ 1905ء 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 روئی کیمیا داں، دمتری مینڈلیف (1834 - 1907) اور جرمون کیمیا داں لوٹھر میسر (1830-1895) کے سرہے دونوں کیمیا داں نے انفرادی طور پر کام کرتے ہوئے 1869 میں یہ تجویز رکھی کہ عناصر کو ان کے بڑھتے ہوئے ایٹھی وزن کی ترتیب میں رکھے جانے پر ایک باقاعدہ وقفہ کے بعد ان کی طبعی اور کیمیا دی خصوصیات میں کیسانیت ظاہر ہوتی ہے۔ لوٹھر میسر نے طبعی خصوصیات جیسے کہ جنم نقطہ گذاشت اور نقطہ جوش کو ایٹھی وزن کے مطابق ترتیب دیا تو دیکھا کہ ایک دوری بالتوات نقشہ ابھر کر آتا ہے۔ نیولینڈ کے برخلاف لوٹھر میسر نے اس دوہراتے 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 سائنس داں دمتری مینڈلیف کا کام شائع نہیں ہوا، جسے جدید دوری جدول کے ارقاء سے شہرت ملی۔ جبکہ ڈوبیر نیر 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 کرے ایٹھی وزن کا دوری تفاعل ہوتی ہیں“

مینڈلیف نے عناصر کو ان کے بڑھتے ہوئے ایٹھی 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 کیمیا دی خصوصیات کے وسیع دائرے کو استعمال

جدول 3.3 ایکالموئیم (گلیم) اور ایکاسلیکان (جرمینیم) کے لیے مینڈلیف کی پیشین گوئیاں

جرمینیم دریافت	ایکاسلیکان پیشین گوئی	گلیم (دریافت)	ایکالموئیم (پیشین گوئی)	خصوصیات
72.6	72	70	68	ایٹھی وزن
5.36	5.5	5.94	5.9	کثافت / (g/cm ³)
1231	زیادہ	29.78	کم	نقطہ گذاشت (K)
GeO ₂	EO ₃	Ga ₂ O ₃	E ₂ O ₃	آکسائنڈ کا ضابطہ
GeCl ₄	ECl ₃	GaCl ₃	ECl ₃	کلورائنڈ کا ضابطہ

کریوپ اور سلسلہ میں عناصر کا درجہ نام

نام	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	-	Hydrogen H 1.008	-	Boron B 11.0	Carbon C 12.0	Nitrogen N 14.04	Oxygen O 16.00	Fluorine F 19.0	
2	Helium He 4.0	Lithium Li 7.03	Beryllium Be 9.1	Aluminium Al 27.0	Silicon Si 28.4	Phosphorus P 31.0	Sulphur S 32.06	Chlorine Cl 35.45	
3	Neon Ne 19.9	Magnesium Mg 24.3	Magnesium Mg 24.3						
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	Cobalt Co 55.9
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	Nickel Ni 59
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	Nickel Ni 59
7		Silver Ag 107.9	Cadmium Cd 112.4	Indium In 114.0	Thin Sn 119.0	Antimony Sb 120.0	Tellurium Te 127.6	Rhenium Ru 103.0	Palladium Pd 106.5
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	-		
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 SALINE OXIDES R ₂ O ₅	Os 191	Iridium Ir 193	Platinum Pt 194.9
						HIGHER GASEOUS HYDROGEN COMPOUNDS RH ₃			(Au)
						RO ₄			

شکل 3.1 مینائلف کا درجی جدول جو پہلے شائع ہوا۔

دمتری مینڈلیف، ٹوبالسک، سائبیریا (روس) میں پیدا ہوئے۔ ان کے والد کے انتقال کے بعد ان کا خاندان سینٹ پیترز برگ منتقل ہو گیا۔ انہوں نے 1856ء میں کیمسٹری میں ماسٹر ڈگری حاصل کی اور 1865ء میں پی-ایچ-ڈی کی ڈگری حاصل کی۔ وہ سینٹ پیترز برگ میں پڑھاتے تھے جہاں ان کی تقرری 1867ء میں جنرل کیمسٹری کے پروفیسر کی حیثیت سے ہوئی تھی۔ اپنی عظیم نصابی کتاب پرنسل آف کیمسٹری، کے ابتدائی کام نے 'دوری کلیہ' تجویز کرنے اور عناصر کی دوری جدول تشكیل کرنے میں ان کی رہنمائی کی۔ اس وقت ایتم کی ساخت کا علم نہیں تھا اور مینڈلیف کا یہ خیال کہ عناصر کی خاصیتیں کسی نہ کسی طرح ان کی ایتمی کمیتوں سے تعلق رکھتی ہیں، بہت ہی تصوراتی خیال تھا۔ بعض عناصر کو ان کی کیمیاولی 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 ایتمی 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 نا معلوم 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 کر دی۔ 1890ء 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 پوری بیم اور تھوریم کے تابکارانہ انحطاطی سلسلے (Radioactive Decay Series) پر تحقیقی کام کی طرف بھی دوری جدول نے ہی رہنمائی کی تھی۔

مینڈلیف ہمہ گیر عابری شخص تھے۔ انہوں نے روس کے قدرتی وسائل سے جڑے ہوئے کئی مسائل پر کام کیا۔ انہوں نے ایک بیرونی میڈیا ایجاد کیا۔ 1890ء میں انہوں نے پروفیسر کے عہدے سے استغفاری دے دیا۔ انہیں وزن اور پیمائش کے بیورو کا ڈائریکٹر بنایا گیا۔ 1907ء 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 ایتمی عدد والی عنصر کا نام مینڈلیف کے نام پر مینڈلیویم رکھ کر مینڈلیف کے نام کو زندہ جاوید کر دیا گیا ہے۔ یہ نام امریکی سائنسدان گلین۔ ٹی سیبریک "عظیم رو سی کیمیادان" کے اہم رول کے اعتراض میں تجویز کیا تھا جس نے سب سے پہلے عناصر کے دوری نظام کو نا معلوم عناصر کی کیمیاولی خصوصیات کی پیشین گوئی کے لیے استعمال کیا تھا، ایک اصول جو تقریباً تمام ورائے یورنیم (Transuranium) عناصر کی دریافت کی کنجی رہا ہے۔

وقتاً فو قتاً 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 الیکٹرانی تسلیم پر زور دیا۔ ایک جدید تسلیم جو عناصر کے دوری جدول کی لمبی شکل کھلاتی ہے (شکل 3.2) بہت آسان اور زیادہ استعمال کی جانے والی شکل ہے۔ افتقی قطاریں (جنسیں مینڈلیف نے سلسلہ کہا تھا) دور (Period) کھلاتی ہیں اور عمودی کالم گروپ کھلاتے ہیں۔ وہ عناصر جن کے باہری الیکٹرانی تسلیم یکساں ہوتے ہیں انہیں عمودی کالم میں رکھا گیا ہے جنیں گروپ یا خاندان کہا جاتا ہے انہیں یونین آف پیورایٹ اپلائڈ کیمیٹری (IUPAC) کی سفارشات کے مطابق گروپوں کو 1 سے 18 تک نمبر دیتے گئے ہیں جس سے گروپوں کی پرانی شاخت VII اور O ختم ہو گئی۔

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

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

پہلے نئے عناصر کے نام رکھنے کی ذمے 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 تنازعہ پیدا ہوئے ہیں۔ بہت زیادہ ایٹھی اعداد والے نئے عناصر اتنے غیر مستقل ہوتے ہیں کہ ان کی بہت کم مقدار یا پھر کبھی کبھی چندا یہی حاصل ہو سکتے ہیں۔ لہذا ان کی تالیف اور وصف نگاری کے لیے نہایت مخصوص اور قوتی آلات نیز تجویز گا ہوں کی ضرورت ہوتی ہے۔ اس طرح کا کام دنیا کی

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 انوں کو ایٹھ کی اندر ورنی ساخت کا کوئی علم نہ تھا۔ بہر حال بیسویں صدی کی ابتداء میں ایٹھی ذرات سے متعلق نظریات کے عمیق ارتقا کی شاہد ہے۔ 1913 میں انگریز ماہر طبیعیات ہیزی مولے (Henry Moseley) نے عناصر کے مخصوص ایکسرے اپیکٹرم (X-Ray Spectrum) میں باقاعدگی دیکھی۔ ایک ٹریک پلیٹ (جہاں ۷ خارج کی گئی ایکسرے کی فریکوئنسی ایٹھی عدد 2) کے ساتھ ایک سیدھی لائن دیتا ہے جبکہ ۷ کا پلیٹ ایٹھی کمیت کے ساتھ سیدھی لائن نہیں دیتا۔ اس طرح اس نے یہ دکھایا کہ کسی عنصر کا ایٹھی عدد اس کی ایٹھی کمیت کے مقابلے میں زیادہ بنیادی خصوصیت ہے۔ مینڈلیف کا دوری کلیہ پھر اسی اعتبار سے تبدیل کیا گیا۔ یہ جدید دوری کلیہ کھلا تا ہے اور اسے اس طرح بیان کر سکتے ہیں کہ:

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

دوری کلیہ نے قدرتی طور پر پائے جانے والے 94 عناصر میں اہم مشاہدہ کا اکشاف کیا (نیپوئیم اور پلوٹوئیم بھی ایٹھنیم اور پروٹوئیم کی طرح یورینیم کی ایک کچھ دھات چیزیں میں پائے جاتے ہیں)۔ اس نے غیر نامیاتی کیمیا (Inorganic Chemistry) میں نئے سرے سے دوچھپی کی تحریک پیدا کی جو ابھی بھی مختصر و قفقہ حیات والے مصنوعی طریقے سے پیدا کیے جانے والے عناصر کے تیار کرنے میں جاری ہے۔ آپ کو یاد ہو گا کہ ایٹھی عدد نیوکلیئی چارج (یعنی پروٹان کی تعداد) کے برابر ہوتا ہے یا پھر بر قی لحاظ سے تعدل ایٹھ کے الیکٹرانوں کی تعداد کے برابر ہوتا ہے اس طرح عناصر کی دوریت میں کوئی نمبر اور الیکٹرانی تسلیم کی اہمیت کا تصور کرنا آسان ہو جاتا ہے۔ درحقیقت اب یہ تسلیم کیا گیا ہے کہ دوری کلیہ الیکٹرانی تسلیم میں دوری تبدیلیوں کا لازمی نتیجہ ہے جو دراصل عناصر اور ان کے مرکبات کی طبعی اور کیمیائی خاصیتوں کا تعین کرتا ہے۔

* 20 وین صدی کے وسط میں گلن ٹی۔ سیبریک کا کام 1940 میں پلوٹوئیم کی دریافت سے شروع ہوا، اس کے بعد 94 سے 104 تک تمام ورائے یورنیم عناصر کی دریافت نے دوری جدول کی دوبارہ تشکیل کی جس میں ایکٹینیڈ کو لینٹھائیڈ کے نیچے رکھا گیا۔ 1951 میں سیبریک کو علم کیمیا میں اپنے کام کے لیے نوبل انعام دیا گیا۔ عنصر 106 کو ان کے اعزاز میں سیبور گیم (Sg) کا نام دیا گیا۔

نماندہ عنصر		کرڈ نمبر		نماندہ عنصر										نوبیتیں		نوبیتیں						
1	2	1	2	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
2	Li	Be	H 1s ¹	3	4	5	6	7	8	VIA	VIIA	VIIA	VIIA	VIIA	VIIA	VIIA	VIIA	VIIA	VIIA	VIIA	VIIA	
3	Na	Mg	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Al	Si	P	O	S	Cl	Ar	Ne	
4	K	Ca	Sc	3d ¹ 4s ²	3d ² 4s ²	3d ³ 4s ¹	3d ⁴ 4s ²	3d ⁵ 4s ²	3d ⁶ 4s ¹	3d ⁷ 4s ²	3d ⁸ 4s ²	3d ⁹ 4s ¹	3d ¹⁰ 4s ²	3s ³ p ¹	3s ³ p ²	3s ³ p ³	2s ² 2p ⁵	2s ² 2p ⁴	2s ² 2p ³	2s ² 2p ²	2s ² 2p ¹	1s ²
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	Ar	Ne	
6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	Ar	Xe	Ne	
7	Fr	Ra	Ac**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	6s ² 6s ²	6s ² 6p ¹	6s ² 6p ²	6s ² 6p ³	6s ² 6p ⁴	6s ² 6p ⁵	6s ² 6p ⁶	6s ² 6p ⁷	6s ² 6p ⁸	6s ² 6p ⁹	6s ² 6p ¹⁰

f-اندرونی معتبری عنصر

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79
4f ⁿ 5d ⁰⁻¹ 6s ²	4f ³ 5d ⁰ 6s ²	4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	4f ⁵ 5d ¹ 6s ²	4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	4f ⁵ 5d ¹ 6s ²	4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	4f ⁵ 5d ¹ 6s ²	4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	4f ⁵ 5d ¹ 6s ²	4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	4f ⁵ 5d ¹ 6s ²	4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	4f ⁵ 5d ¹ 6s ²	4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	4f ⁵ 5d ¹ 6s ²	4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	4f ⁵ 5d ¹ 6s ²	4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	4f ⁵ 5d ¹ 6s ²	4f ⁵ 5d ⁰ 6s ²	4f ⁵ 5d ¹ 6s ²
*	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu							
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	No	Lr						

* ایکسپلائڈ
** ایکسپلائڈ

شکل 3.2 عناصر کے ایڈم اور گراؤنڈ اسپینٹ میں بالہری الکترونی تشكیلات کے ساتھ دوری جدول کی لمبی شکل گروپوں کو 1984 کی آئی بولی اے سی (IUPAC) سفارشات کے مطابق 1 سے 18 تاکے عدد سے ظاہر کیا گیا ہے اس طبقہ اعداد کے پرانے طریقے - VIIA - VIIIB - IB اور O کی گگے لی ہے۔

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

جدول 3.4 عناصر کے IUPAC نام کے لیے اظہار

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

صرف چند ہی تجربہ گاہوں میں مقابلہ جاتی جوش کے ساتھ کیا جاتا ہے۔ کبھی کبھی سائنسداروں نے عضر سے متعلق معتبر اعداد و شمار جمع کرنے سے پہلے ہی اپنی دریافت پر حق جانے کے لیے جلد بازی سے کام لیتے ہیں۔ مثال کے طور پر امریکی اور روسی دونوں سائنسداروں نے عضر 104 کی دریافت کے لیے شہرت کا دلی مطالبہ کیا۔ امریکیوں نے اسے روutherfordium (Rutherfordium) کا نام دیا جبکہ روسیوں نے کرچاتوفیوم (Kurchatovium) کا نام دیا۔ اس طرح کے تنازعے سے بچنے کے لیے IUPAC نے تجویز کر گئی کہ جب تک کہ نئے عضر 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 عضر کے ایٹھی عدد سے نکلا جائے جس میں 0 اور 1-9 تک کے اعداد کے لیے اعدادی اساس کا استعمال کیا جائے۔ یہ جدول 3.4 میں دکھائے گئے ہیں۔ اسas کا اکھٹا کر کے ہنسوں (Root) جدول 3.4 میں دکھائے گئے ہیں۔

جدول 3.5 100 سے زیادہ ایٹھی عدد والے عناصر کا اسماں

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

+ عناصر جن کی دریافت ہونا امکنی باقی ہے۔

* عارضی IUPAC نام جن کا اعلان ہوتا امکنی باقی ہے۔

پرنسپل تو انائی سطح ($2s = 1$, $n = 1$) کو بھرنے سے وابستہ ہے۔ یہ آسانی سے دیکھا جاسکتا ہے کہ ہر ایک دور میں عناصر کی تعداد بھری جانے والی تو انائی کی سطح میں مستیاب اربٹل کی تعداد کے دو گنے کے برابر ہے۔ پہلا دور ($n = 1$) سب سے نیچی سطح ($1s$) کے بھرنے سے شروع ہوتا ہے لہذا اس میں دو عناصر ہائڈروجن ($1s^1$) اور ہیلیم ($1s^2$) ہوتے ہیں جب پہلا خول (K) مکمل ہو جاتا ہے دوسرا خول ($n = 2$) یہیم سے شروع ہوتا ہے اور تیسرا الیکٹران (s^2) اربٹل میں داخل ہوتا ہے۔ اگلے عنصر یہیلیم میں 4 الیکٹران ہیں اور الیکٹرانی تشكیل ($1s^2 2s^2$) 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۔ اور $3p$ اربٹل کی بھرائی سوڈیم سے آرگن تک 8 عناصر کے تیسرا دور کو جنم دیتی ہے۔ چوتھا دور ($n = 4$) پوتاشیم سے شروع ہوتا ہے اور اگلے الیکٹران (s^2) اربٹل بھر دیتے ہیں۔ اب آپ نوٹ کر سکتے ہیں کہ اس سے پہلے کہ $4p$ اربٹل بھرا جائے $3d$ اربٹل کا بھرنا تو انائی کے موافق ہوتا ہے اور ہمارا واسطہ $3d$ عبوری سلسلہ کھلائے جانے والے عناصر سے ہوتا ہے۔ یہ اسکینڈیم ($Z = 21$) سے شروع ہوتا ہے جس کا الیکٹرانی تشكیل ($3d^1 4s^2$) ہوتا ہے۔ d -3 اربٹل زنک ($Z = 30$) کو پر بھر جاتے ہیں جس کا الیکٹرانی تشكیل ($3d^{10} 4s^2$) ہوتا ہے۔ چوتھا دور کر پٹان پر ختم ہوتا ہے جب $4p$ اربٹل بھر جاتے ہیں کل ملا کر چوتھے دور میں ہمارے پاس 18 عناصر ہوتے ہیں۔ پانچواں دور ($n = 5$) رو بیڈیم سے شروع ہوتا ہے جو چوتھے دور کی طرح ہی ہوتا ہے جس میں d -4۔ عبوری سلسلہ ہوتا ہے جو ایٹمیم ($Z = 39$) سے شروع ہوتا ہے۔ یہ دوسرے $5p$ 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 $6s$, $6p$, $5d$, $6s$ اربٹل میں داخل ہوتے ہیں۔ $4f$ اربٹل کی بھرائی سیریم ($Z = 58$) سے شروع ہوتی ہے اور لیوٹیم ($Z = 71$) پر ختم ہوتی ہے جو $5f$ میں 4 اندرونی عبوری سلسلہ دیتی ہے جسے لینتھنا ہائڈ سلسلہ کہتے ہیں۔ ساتواں دور ($n = 7$) چھٹے دور کی طرح ہی ہوتا ہے جس میں متواتر $7s$, $5f$, $7s$, $5d$, $5f$, $7s$, اور $7p$ اربٹل کا بھراوہ ہوتا ہے اور اس میں زیادہ تر انسانوں کے بنائے ہوئے تباکار عناصر ہیں۔ یہ دو رائیئنی عدد 118 والے عنصر پر ختم ہو گا 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 ذریعے سے مستقل نام اور علامت دی جائے گی۔ مستقل نام میں ملک (یا ملک کی ریاست) کے نام انہیں ہو سکتا ہے جہاں اس کی دریافت ہوئی یا کسی نامور سائنسدار کے لیے خراج عقیدت ہو سکتا ہے۔ اب تک 118، ایئنی عدد والے عنصر دریافت ہو چکے ہیں۔ IUPAC کی جانب سے 117, 115, 113 اور 118 ایئنی عدد والے عناصر کے ناموں کا اعلان ہونا باقی ہیں۔

مسئلہ 3.1

IUPAC نام اور علامت کیا ہو گی جس کا ایئنی عدد 120 ہے؟

حل:

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

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

(a) ادوار میں الیکٹرانی تشكیل (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 عصر کی خاصیتوں کا دوری انحصار اس کے ایئنی عدد پر ہوتا ہے نہ کہ اس کی شبیہ ایئنی کمیت پر۔

3.6 الیکٹرانی تشكیل 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 ایٹمیں کا الیکٹرانی تشكیل دوری درجہ بندی کے لیے ایک نظریاتی بنیاد فراہم کرتا ہے۔ دوری جدول کی عمودی قطار میں عناصر ایک گروپ یا حاندان بناتے ہیں اور ایک جیسے کیمیائی طرز عمل کا اظہار کرتے ہیں۔ یہ یکسانیت اس وجہ سے ہے کہ ان کے سب سے باہری ارٹل میں الیکٹرانوں کی تعداد اور قسم 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 ایئنی ارٹل کی قسم پر ہوتا ہے جس میں الیکٹران بھرے جاتے ہیں۔ یہ تشكیل 3.3 میں دکھائی گئی ہیں۔ اس درجہ بندی میں ہم دو اتنی دیکھتے ہیں۔ صحیح معنوں میں ہیم کا تعلق s-بلاک سے ہے لیکن اس کا مقام p-بلاک کے دوسرا گروپ 18 کے عناصر کے ساتھ ہونے کا جواز یہ ہے کہ یہ گرفت خول (Valance Shell) کو مکمل طور پر (1s²) بھر چکا ہے اور نتیجہ کے طور پر نوبل گیسوں کی خاصیتوں کا مظاہرہ کرتا ہے۔ دوسرا اتنی ہاڈ روجن ہے۔ اس کے پاس واحد۔ الیکٹران ہے لہذا اسے گروپ I (قلوی دھاتوں) کے ساتھ رکھا جاسکتا ہے۔ یہ 1 ایکٹران حاصل کر کے نوبل گیس کا تشكیل حاصل کر سکتی ہے اور اس طرح یہ گروپ 17 (ہیلوجن) کے عناصر کی طرح برتاو 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 تشكیل 3.2 اور 3.3 میں دکھایا گیا ہے ہم

نوبل گیس والے خاندان سے ہوگا۔ ایکٹینیم (Z = 89) کے بعد 5 ارٹل کا بھرنا 5 اندرونی عبوری سلسلہ دیتا ہے جو کہ ایکٹینیا نہ سلسلہ کھلاتا 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۔

3.2 مسئلہ

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

حل:

جب $n = 5$ ہے تو $l = 0, 1, 2, 3$ ہوگا۔ وہ ترتیب جس میں دستیاب ارٹل 4d، 5s اور 5p کی توانائی بڑھتی ہے وہ $5s > 5p > 4d$ ہے۔ کل دستیاب ارٹل کی تعداد 9 ہے۔ الیکٹرانوں کی زیادہ سے زیادہ تعداد جس کی گنجائش ہو سکتی ہے وہ 18 ہے۔ لہذا 5 ویں دور میں 18 عناصر ہیں۔

(b) گروپ کے لحاظ سے الیکٹرانی تشكیل (Groupwise Electronic Configuration)

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

ایئنی عدد	علامت	الیکٹرانی تشكیل
3	Li	$1s^2 2s^1$ یا $[He]2s^1$
11	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ یا $[Ne]3s^1$
19	K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ یا $[Ar]4s^1$
37	Rb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ یا $[Kr]5s^1$
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 $[Xe]6s^1$
87	Fr	$[Rn]7s^1$

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 اندروفنی d-اربٹل میں بھرے جاتے ہیں اسی لیے انہیں d- بلاک عناصر کہا جاتا ہے۔ ان عناصر کی باہری الیکٹرانی تشکل $d^{1-10}ns^{0-2}$ (n-1) ہوتی ہے۔ یہ تمام عناصر دھاتیں ہیں۔ یہ عام طور پر نگین 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 الیکٹرانی تشکل $d^{10}ns^2$ (n-1) ہوتا ہے وہ عبوری عناصر کی زیادہ تر خصوصیات کو نہیں دکھاتے ہیں۔ ایک طریقے سے عبوری دھاتیں s- بلاک کے کیمیائی معامل عناصر اور گروپ 13 اور 14 کی کم معامل دھاتوں کے درمیان ایک پل بناتی ہیں اسی لیے ان کا نام ”عبوری عناصر“ پڑ گیا۔

3.6.4 f- بلاک عناصر (اندروفنی عبوری عناصر)

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

دوری جدول کے سب سے نیچے عناصر کی جو لینٹھائڈ (Cs, Z = 58) سے Lr (Z = 103) تک اور ایکٹینیا نڈ (Lu, Z = 71) سے Th (Z = 90) تک کھلاتی ہیں ان کا باہری الیکٹرانی تشکل $(n-2)d^{0-14}(n-1)f^{1-14}ns^2$ کھلاتے ہیں۔ ہر ایک عنصر کے یہ دونوں سلسلے اندروفنی عبوری عناصر (f- بلاک عناصر) کہلاتے ہیں۔ یہ سب دھاتیں ہیں۔ ہر سلسلے کے ابتدائی عناصر کی خصوصیات تقریباً یکساں ہوتی ہیں۔ ایکٹینیا نڈ سلسلے کے ابتدائی عناصر کی خصوصیات لینٹھینیا نڈ سلسلے کے ابتدائی عناصر کے مقابلے میں کافی پچیدہ ہوتی ہیں جس کی وجہ یہ ہے کہ ایکٹینیا نڈ عناصر میں بڑی تعداد میں تکسیدی دھاتیں ممکن ہیں۔ ایکٹینیا نڈ عناصر تابکار ہوتے ہیں۔ زیادہ تر ایکٹینیا نڈ 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 یورنیم کے بعد آتے ہیں وہ وراء یورنیم عناصر (ٹرانس یورنیم عناصر) کہلاتے ہیں۔

دوری جدول میں نشاندہ چار قسم کے عناصر کی نمایاں کیفیت کے بارے میں محض 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 سیشن 3.7 میں درج بند کیا گیا ہے۔

3.6.1 s- بلاک عناصر (s-Block Elements)

گروپ I (قلوی دھاتیں) اور گروپ II (فلوی مٹی دھاتیں) کے عناصر جن کے سب سے باہری الیکٹرانی تشکل ns^1 اور ns^2 ہیں۔ s- بلاک عناصر سے تعلق رکھتے ہیں یہ تمام تعاملی دھاتیں ہیں جن کی آیونائزیشن انہتھاپی (Ionization Enthalpies) کم ہوتی ہے۔ یہ سب سے باہر کا (کے) الیکٹران آسانی سے نکال دیتے ہیں اور +1 (قلوی مٹی دھاتوں میں) اور +2 (قلوی مٹی دھاتوں میں) آئین بناتے ہیں گروپ میں ہم جیسے جیسے نیچے کی سمت چلنے ہیں تو دھاتی تعاملیت بڑھتی جاتی ہے۔ s- بلاک کے عناصر کے مرکبات سوائے یورنیم اور بیریلم کے زیادہ تر آئینی 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 نشاندہ عناصر یا اصل گروپ عناصر کھلاتے ہیں۔ ہر ایک دور میں بیرونی الیکٹرانی تشکل 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 تشکل 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 گیسیں بہت کم درجے کے تعامل کا مظاہرہ کرتی ہیں۔ نوبل گیسیں کے گروپ سے پہلے غیر دھاتوں کے کیمیائی اعتبار سے اہم دو گروپ ہیں۔ یہ پہلومن گروپ (گروپ 17) اور چالکوجن (Chalcogens) گروپ (گروپ 16) ہیں۔ ان دونوں گروپوں کے عناصر بہت اونچے درجے کی منقی الیکٹران گین ایکٹھاپی رکھتے ہیں اور اور مستحکم والی نوبل گیس کا تشکل اختیار کرنے کے لیے آسانی کے ساتھ ایک یا دو الیکٹرانوں کا اضافہ کر لیتے ہیں۔ ایک دور میں باہمی سے دوئیں سمت چلنے پر غیر دھاتی خاصیت میں اضافہ ہوتا ہے اور گروپ میں اوپر سے نیچے کی سمت دھاتی خصوصیت میں اضافہ ہوتا ہے۔

شكل 3.3 دوری جدول میں عناصر کی قسمیں جن کی بنیاد رشل کے بہرے جانے سے متعلق ہے۔ عناصر کی وسیع تقسیم دھاتوں (■ ■ ■ ■ ■) غیر دھاتوں (■ ■ ■) اور دھرتونتوں (■ ■ ■ ■ ■) 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 یہم دھات یا دھتوں (Metalloids) کہتے ہیں۔

مسئلہ 3.4

مندرجہ ذیل عناصر کے اینٹی عد اور دوری جدول میں مقام کو دیکھتے ہوئے ان کی دھاتی خصوصیت کی بڑھتی ہوئی ترتیب میں لکھیے۔
-P, Na, Mg, Be, Si

حل:

جب گروپ میں اوپر سے نیچے کی سمت آتے ہیں تو دھاتی خصوصیت میں اضافہ ہوتا ہے اور جب باکیں سے دائیں طرف جاتے ہیں تو دھاتی خصوصیت میں کمی آتی ہے۔ لہذا دھاتی خصوصیت کی بڑھتی ہوئی ترتیب کا نظم اس طرح ہے۔ P < Si < Be < Mg < Na

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 طبیعی 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 قلوی 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 اینٹی ساخت کے نظریات اور ایٹم کی خصوصیات کا مطالعہ کرنا ہوگا اس حصے میں ہم چند طبعی اور کیمیائی خواص کے دوری رجحان پر بحث کریں گے انہیں الکٹران 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 الکٹرانی تشكیل بھی لکھیے۔

حل:

شکل 3.2 سے ہم دیکھتے ہیں کہ Z = 117 = ہیلوجن خاندان (گروپ 17) سے تعلق رکھے گا۔ اس کا الکٹرانی تشكیل (نقوی مٹی دھاتوں) میں رکھا جائے گا۔ اور اس کا الکٹرانی تشكیل (نقوی مٹی دھاتوں) میں رکھا جائے گا۔ اور اس کا الکٹرانی تشكیل [Uuo] 8s² ہوگا۔

3.6.5 دھات، غیر دھات اور دھتوں

(Metals, Non-metals and Metalloids)

عناصر کی s, p, d اور f بلاک میں درجہ بندی کے علاوہ شکل 3.3 ان ہی پر مختص 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 باکیں سمت لکھی جاتی ہیں۔ دھاتیں عام طور پر کمرہ کے درجہ حرارت پر ٹھوس ہوتی ہیں پارہ ایک اتنی ہے: گیلیم اور سیزریم کا درجہ حرارت بھی بہت کم ہوتا ہے۔ (باتر تیپ 302K اور 303K)۔ 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 داکیں سمت ہوتی ہیں جن کے نقطہ گداخت اور نقطہ جوش کم ہوتے ہیں (بورون اور کاربن اتنی ہیں۔ یہ حرارت اور برق کی خراب موصل ہوتی ہیں۔ زیادہ تر غیر دھات بھر بھرے ٹھوس ہوتے ہیں اور یہ نہ تو ورق پذیر ہوتے ہیں اور نہ 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 باکیں سے داکیں 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 ترجیحی لکیر سے دکھایا گیا ہے۔ وہ عناصر (مثال کے

سے ایٹھی 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 سالے میں جب وہ اکھری بندش سے جڑے ہوں، دو ایٹھوں کے درمیان کا فاصلہ ناپا جائے اور پھر اس سے غصر کا شریک گرفت نصف قطر (Covalent Radius) معلوم کیا جاسکتا ہے۔ مثال کے طور پر کلورین سالے (Cl_2) میں بندشی فاصلہ 198 پیکو میٹر (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 کرٹل میں دھات کے آئینوں کو الگ کرنے والی بین نیوکلیائی فاصلہ (Inter Nuclear Distance) کا نصف لیتے ہیں۔ مثال کے طور پر ٹھوس تانبے کے متصل ایٹھوں کے درمیان کا فاصلہ 256 پیکو میٹر ہے اس لیے تانبہ کے ایٹم کے دھاتی نصف قطر کی قدر 128 پیکو میٹر ہی گئی ہے۔ آسانی کے لیے ہم اس کتاب میں گرفت یادھاتی نصف قطر دونوں کے لیے ایٹھی نصف قطر (Atomic Radius) کی اصطلاح استعمال کریں گے، اس پر انحصار کرتے ہوئے کہ غصر غیر دھات ہے یا دھات۔ ایٹھی نصف قطر X۔ شعاعوں یا دوسرے اپیکٹر واسکوپ طریقوں سے ناپے جاتے ہیں جدول 3.6 میں کچھ عناصر کے نصف قطر دیئے گئے ہیں۔ دور جنات

3.7.1 طبعی خصوصیات میں رجحان

(Trends in Physical Properties)

عناصر کی متعدد طبعی خصوصیات ہوتی ہیں۔ جیسے نقطہ گدراخت اور نقطہ جوش، گدراخت اور تباخ کی حرارت، ایٹھی تحلیل کی تو انائی وغیرہ جو دوری تبدیلیاں دکھاتی ہیں۔ بحر حال ہم ایٹھی اور آئینی نصف قطر، آئونائزیشن اینٹھاپی، الیکٹران گینں اینٹھاپی اور برتنی منفیت کے حوالے سے دوری رجحان پر بحث کریں گے۔

(a) ایٹھی 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 چیزیدہ عمل ہے۔ آپ جانتے ہیں کیوں؟ پہلے تو یہ کہ ایٹم کا سائز $\sim 1.2\text{A}^\circ$ 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 متحده حالت میں ایٹھوں کے درمیان کا فاصلہ معلوم ہونے

جدول 3.6(a) ایٹھی نصف قطر / پیکو میٹر دور کے آر پار

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

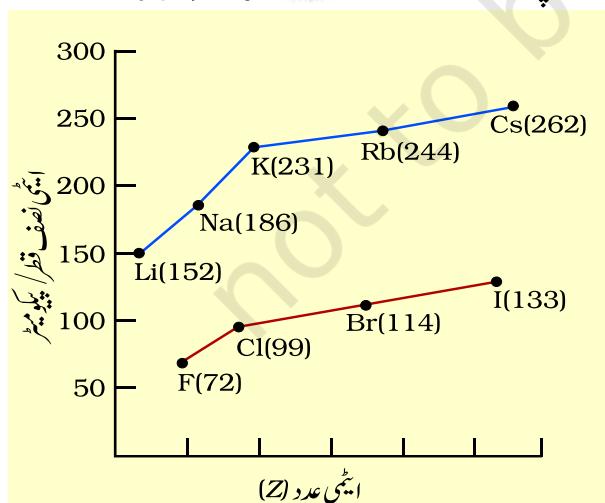
جدول 3.6(b) ایٹھی نصف قطر / پیکو میٹر گروپ میں نیچے کی سمت

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

(b) آئینی نصف قطر (Ionic Radius)

کسی ایٹم میں سے ایک الیکٹران نکالنے سے ایک کیٹ آئین بنتا ہے جبکہ ایک الیکٹران کے داخل ہونے سے این آئین بنتا ہے۔ کسی آئین قلم میں ثابت اور منفی آئینوں کے درمیان فاصلے کی پیمائش کر کے آئینی نصف قطر معلوم کیا جاسکتا ہے۔ عام طور پر عناصر کے آئینی نصف قطر اسی رجحان کا مظاہرہ کرتے ہیں جن کا مظاہرہ ایٹمی نصف قطر کرتے ہیں۔ ایک ثابت آئین اپنے متعلقہ ایٹم سے جامت میں کم ہوتا ہے کیونکہ اس میں الیکٹرانوں کی تعداد میں کمی ہو جاتی ہے جبکہ مرکز میں نیوکلیائی چارج یکساں رہتا ہے۔ منفی آئین کا سائز اپنے متعلقہ ایٹم سے جامت 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 موثر نیوکلیائی چارج گھٹ جاتا ہے مثال کے طور پر فلورائٹ آئن (F^-) کا آئینی نصف قطر 136 پکیو میٹر ہوتا ہے جبکہ فلورین کا ایٹمی نصف قطر صرف 72 پکیو میٹر ہی ہوتا ہے۔ دوسری طرف سوڈیم کا ایٹمی نصف قطر 186 پکیو میٹر ہوتا ہے اس کے مقابلے میں (Na^+) کا آئینی نصف قطر 95 پکیو میٹر ہوتا ہے۔

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

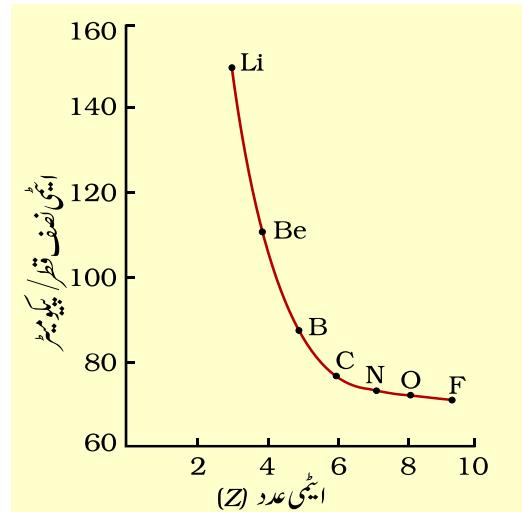


شکل (b) 3.4(a) قلوی دھاتوں اور ہیلیوجنوں کے لیے ایٹمی عدد کے ساتھ ایٹمی نصف قطر میں تغیر۔

فٹ نوٹ: آئیسو الیکٹرانک انواع: دو یادو سے زیادہ انواع جن میں عناصر کی نوعیت خواہ کچھ بھی ہو لیکن ایٹمی اور گرفت الیکٹرانوں کی تعداد مساوی ہو اور ساخت بھی ایک ہے۔

جدول 3.6 میں کچھ عناصر کے نصف قطر دیے گئے ہیں۔ دو 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 لختا 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 موثر نیوکلیائی چارج بڑھتا ہے جس کے سبب الیکٹران اور نیوکلیس کے درمیان کشش بڑھتی ہے۔ دوسری جدول کے ایک ہی خاندان یا عمودی کالم میں ایٹمی عدد کے ساتھ ایٹمی نصف قطر بترتخ بڑھتا ہے جیسا کہ شکل (b) 3.4 میں دکھایا گیا ہے۔ قلوی دھاتوں اور ہیلیوجن کے لیے جیسے جیسے ہم گروپ میں نیچے کی سمت چلتے ہیں پرنسپل کو اٹم 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 بہر 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۔

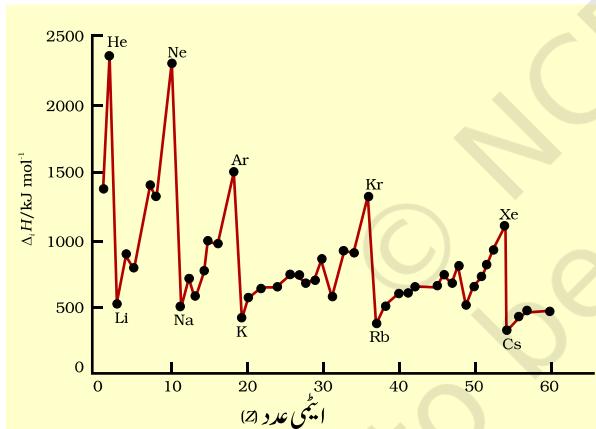
نوٹ تجھے کہ یہاں نوبل گیسوں کے ایٹمی نصف قطر پر غور نہیں کیا گیا ہے۔ یک ایٹمی ہونے کی وجہ سے ان کی (غیر بندری نصف قطر) قدریں بہت زیادہ ہوتی ہیں۔ دراصل نوبل گیسوں کے نصف قطر کا موازنہ دیگر عناصر کے شریک گرفت نصف قطر سے نہیں بلکہ وانڈروال نصف قطر سے کرنا چاہیے۔



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

کسی ایٹم سے الیکٹران نکالنے کے لیے ہمیشہ ہی تو انائی درکار ہوتی ہے لہذا آئونائزیشن اینٹھاپی ہمیشہ ثبت ہوتی ہیں۔ دوسری آئونائزیشن اینٹھاپی پہلی آئونائزیشن اینٹھاپی سے زیادہ ہوگی کیونکہ ثبت چارج شدہ آئین سے الیکٹران نکالنا ایک تبدیلی ایٹم سے ایک الیکٹران نکالنے کی بنیت زیادہ مشکل ہوتا ہے اسی طرح تیسرا آئونائزیشن اینٹھاپی دوسرے کے مقابلہ میں زیادہ ہوگی اور اسی طرح آگے یہ سلسلہ چلے گا۔ اگر آئونائزیشن اینٹھاپی کی نوعیت نہیں دی گئی ہے۔ (یعنی پہلی دوسری یا تیسرا) تو اس سے مراد پہلی آئونائزیشن اینٹھاپی ہی ہوتی ہے۔

شکل 3.5 میں 60 تک ایٹمی اعداد والے عناصر کی پہلی آئونائزیشن اینٹھاپی 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 الیکٹرانی تشكیلات بہت مستحکم ہیں۔ دوسری طرف قل (Minima) قلوی دھاتوں پر واقع ہوتے ہیں اور جن کی کم آئونائزیشن اینٹھاپی کو ان



شکل 3.5 عناصر $Z = 1$ سے 60 کے ایٹمی اعداد کے ساتھ پہلی آئونائزیشن اینٹھاپی کا تغیر

کی اعلیٰ تعاملیت سے مربوط کر سکتے ہیں۔ اس کے علاوہ آپ دور راجان اور دیکھیں گے کہ پہلی آئونائزیشن اینٹھاپی عام طور پر اس وقت برہتی ہے جب ہم دور میں باسیں سے دائیں سمت حرکت کرتے ہیں اور گھٹتی ہے جب ہم کسی گروپ میں اوپر سے نیچے کی سمت حرکت کرتے ہیں۔ یہ راجان 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 آئونائزیشن اینٹھاپی اور ایٹمی نصف قطر ایٹمی خصوصیات ہیں جن کا ایک

ہوتی ہے ان کے نصف قطر مختلف ہوں گے کیونکہ ان کے چارج مختلف ہیں۔ ثابت آئین میں زیادہ ثبت چارج ہونے کی وجہ سے نصف قطر نسبتاً چھوٹا ہوگا کیونکہ نیوکلیس کی سمت الیکٹرانوں کی کشش مقابلاً زیادہ ہوگی۔ متفق آئین کا نصف قطر زیادہ ہوگا کیونکہ اس میں زیادہ چارج ہے۔ اس صورت میں الیکٹرانوں کی موثر قوت دافعہ نیوکلیر 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+} , Mg^{2+} , Mg , Al

حل:

ایک دور کے آر پار ایٹمی نصف قطر گھنٹتے ہیں۔ کیٹ آئین اپنے متعلقہ ایٹم سے چھوٹے ہوتے ہیں۔ آئوا الیکٹرانی آئینوں میں جس کا ثبت نیوکلیاری چارج زیادہ ہوگا اس کا نصف قطر چھوٹا ہوگا۔ لہذا سب سے بڑی نوع Mg^{3+} ہے اور سب سے چھوٹی Al^{3+} کی ہوگی۔

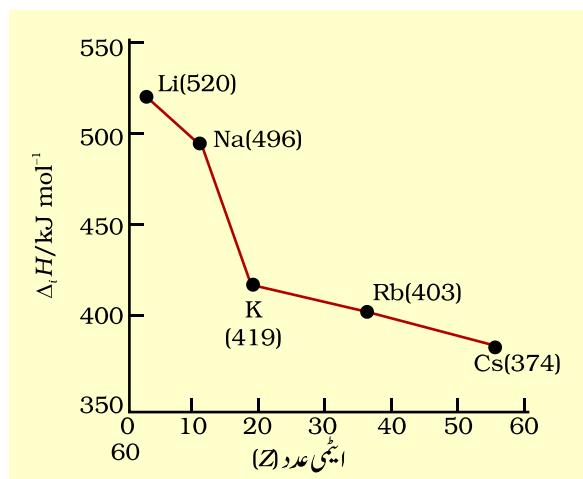
(c) آئونائزیشن اینٹھاپی (Ionization Enthalpy)

کسی عصر کے الیکٹران کو خارج کرنے کے راجان کی مقداری پیمائش اس آئونائزیشن اینٹھاپی (Ionization Enthalpy) سے دی جاتی ہے۔ یہ کسی تہائی ایٹم (X) سے اس کی گراڈ ایٹمیٹ سے ایک الیکٹران ہٹانے کی مطلوب تو انائی کا اظہار ہے۔ دوسرے الفاظ میں ایک عنصر (X) کے لیے پہلی آئونائزیشن اینٹھاپی، مساوات 3.1 میں دکھائے گئے تعامل کے لیے مطلوب تو انائی تبدیلی ($\Delta_t H$) ہے۔



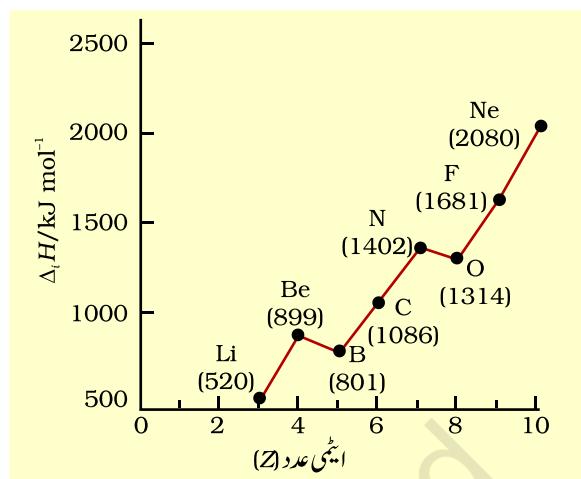
آئونائزیشن اینٹھاپی کلوجول فی مول (kJ mol^{-1}) اکائی میں ظاہر کی جاتی ہے۔ ہم دوسری آئونائزیشن اینٹھاپی کی تعریف بہت ڈھیلے ڈھالے بندھے ہوئے دوسرے الیکٹران کو ہٹانے کے لیے درکار تو انائی کے طور پر کر سکتے ہیں۔ یہ تو انائی مساوات 3.2 میں دکھائے گئے کیمیائی تعامل کے واقع ہونے کے لیے درکار ہوتی ہے۔





شکل 3.6 (b) : قلوی دهاتوں کی ($\Delta_i H$) ایشمنی عدد (Z) کے تفاعل کے طور پر۔

الیکٹران نیوکلیس سے لگاتار دور ہوتے جاتے ہیں اور اندروفن سطح کے الیکٹرانوں سے نیوکلیائی چارج کی ڈھال بڑھتی چلی جاتی ہے۔ اس صورت میں ڈھال میں بڑھتی بڑھتے ہوئے نیوکلیائی چارج کو بے اثر کر دیتی ہے اور باہری الیکٹران کو ہٹانے میں گروپ میں نیچے کی سمت کم تو انائی درکار ہوتی ہے۔ شکل 3.6(a) سے آپ یہ بات نوٹ کریں گے کہ بورون (Z = 5) کی پہلی آیونائزیشن اینٹھاپی، یہریلیم (4) کی آیونائزیشن اینٹھاپی سے معمولی سی کم ہے جبکہ پہلے والے کا نیوکلیائی چارج زیادہ ہے۔ جب ہم ایک ہی پرنسپل کو اٹم یول کو لیں تو ایک 2s-الیکٹران ایک p-الیکٹران کے مقابلے میں نیوکلیس کی طرف زیادہ قوت سے کھنچتا ہے۔ یہریلیم میں آیونائزیشن کے دوران جو الیکٹران ہٹایا جاتا ہے وہ 2s-الیکٹران ہے جبکہ بورون میں آیونائزیشن کے دوران ہٹایا جانے والا الیکٹران 2p-الیکٹران ہے۔ نیوکلیس میں 2s-الیکٹران کا نفوذ 2p-الیکٹران کے مقابلے میں زیادہ ہوتا ہے لہذا یہریلیم کے 2s-الیکٹران کے مقابلے میں بورون کے 2p-الیکٹران نیوکلیس کے اثر سے اندروفن الیکٹرانوں کے سبب زیادہ بچاؤ میں ہے۔ اس لیے یہریلیم کے 2s-الیکٹران کو ہٹانے کے مقابلے میں بورون کا 2p-الیکٹران ہٹانا زیادہ آسان ہے۔ لہذا بورون کی پہلی آیونائزیشن اینٹھاپی یہریلیم کے مقابلے میں کم ہے۔ ایک دوسرا تضاد نائزروجن کے مقابلے آ کہیں کی پہلی آیونائزیشن اینٹھاپی کا کم ہونا ہے۔ یہ تضاد اس لیے پیدا ہوتا ہے کہ نائزروجن کے ایٹم میں تین 2p-الیکٹران الگ الگ ارٹل میں ہیں (ہند کے ضابط کے مطابق) جبکہ آ کہیں ایٹم

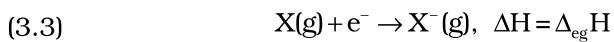


شکل 3.6(a) : دوسرے دور کے عناصر کی پہلی آیونائزیشن اینٹھاپی (ΔiH) ایشمنی عدد (Z) کے تفاعل کے طور پر۔

دوسرے سے نزدیکی رشتہ ہے۔ ان رجحانات کو سمجھنے کے لیے ہمیں دو بالتوں 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 موثر نیوکلیائی چارج کو محصور کرے گا وہ نیوکلیس پر اصل چارج سے کم ہوگا کیوں کہ نیوکلیس اور اس کے درمیان آئندے والے خاص الیکٹران ڈھال یا ”جگب“ کا کام کرتے ہیں۔ مثال کے طور پر یہیم کے 2s-الیکٹران اور نیوکلیس کے درمیان 1s-الیکٹران ڈھال بنے ہوئے ہیں۔ نتیجہ کے طور پر گرفت الیکٹران نیٹ مثبت چارج محصور کرے گا۔ جو کہ اصل چارج +3 سے کم ہوگا۔ عام طور پر جب اندروفن خول کے ارٹل مکمل طور پر بھرے ہوئے ہوتے ہیں تو شیلڈنگ موثر ہوتی ہے۔ یہ صورت حال قلوی دهاتوں کے ساتھ ہوتی ہے جس کے پاس ایک تہنا ns-الیکٹران ہوتا ہے جس سے پہلے نوبل گیس الیکٹرانی تکلیف ہوتا ہے۔

جب ہم دوسرے دور میں یہیم سے فلورین کی سمت چلتے ہیں تو ایک ہی پرنسپل کو اٹم سطح میں ارٹل میں ایک کے بعد ایک الیکٹران کا اضافہ ہوتا ہے اور نیوکلیائی چارج کے گرد اندروفن 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 آیونائزیشن اینٹھاپی بڑھتی ہے۔ جیسے جیسے ہم گروپ میں اوپر سے نیچے کی سمت جاتے ہیں سب سے باہر کے

ایکٹران گین اینٹھالپی ($\Delta_{eg}H$) کہتے ہیں ایکٹران گین اینٹھالپی اس آسانی کی پیاس فراہم کرتی ہے جس سے ایک ایٹم ایک ایکٹران حاصل کر کے ایک این آئین بنتا ہے جیسے کہ نیچے مساوات میں دکھایا گیا ہے۔



ایٹم کے ذریعے ایک ایکٹران کے حصول کا عمل حرارت زا (Exothermic) ہو گا یا حرارت خور (Endothermic)۔ اس کا انحراف اس عصر پر ہوتا ہے جس میں ایکٹران داخل ہو رہا ہے۔ بعض عناصر میں ایٹم میں ایکٹران کا اضافہ ہونے پر توانائی خارج ہوتی ہے اور ایکٹران گین اینٹھالپی منفی ہوتی ہے۔ مثال کے طور پر گروپ 17 کے عناصر (ہیلوجن) کی ایکٹران گین اینٹھالپی بہت زیادہ منفی ہوتی ہیں کیونکہ وہ ایک ایکٹران حاصل کر کے نوبل گیس کا ایکٹرانی تشکل اختیار کر لیتے ہیں۔ دوسری طرف نوبل گیسوں کی ایکٹران گین اینٹھالپی بہت زیادہ شبٹ ہوتی ہیں کیونکہ ایکٹران اگلے پرسل کو اتم سطح میں داخل ہوتا ہے جو ایک نہایت غیر مستحکم ایکٹرانی تشکل بنتا ہے۔ یہ نوٹ کیا جاسکتا ہے کہ دوسری جدول کے دائیں جانب اور کی طرف نوبل گیسوں سے پہلے ایکٹران گین اینٹھالپی کی قیمت بہت زیادہ منفی ہوتی ہے۔

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

جدول 3.7: اصل گروپ کے کچھ عناصر کی ایکٹران گین اینٹھالپی * 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 اینٹھالپی تبدیلی کی نفی کو زیر غور ایشم کی ایکٹران ایفینٹی (A_e) کے طور پر متعارف کیا گیا ہے اگر ایٹم میں ایکٹران کے اضافے پر توانائی خارج ہوتی ہے تو ایکٹران ایفینٹی مثبت لی جاتی ہے جو کہ تھرمودائیمک کونشن کے خلاف ہے۔ اگر ایک ایٹم میں ایک ایکٹران کے اضافے پر توانائی درکار ہوتی ہے تو ایکٹران ایفینٹی کی علامت منفی لی جاتی ہے تاہم ایکٹران ایفینٹی کی تعریف مطلق صفر کے طور پر کی جاتی ہے اور اس لیے کسی اور درجہ حرارت پر تعاملات اور ماحصلات کی حرارتی گنجائش $\Delta_{eg}H = -A_e - 5/2RT$ میں شمار کی جاتی ہیں۔

میں 4, 2p میں سے 2 کو ایک ہی 2p میں رہنا ہے اس کے نتیجہ میں ایکٹران دفع بڑھتا ہے۔ نتیجہ کے طور پر آسکیجن سے 2p ایکٹران ہٹانا ناٹرجن کے تین 2p ایکٹرانوں میں سے ایک ایکٹران ہٹانے کے مقابلے میں زیادہ آسان ہوتا ہے۔

3.6 مسئلہ

تیرے دور کے عناصر Na، Mg اور Si کی پہلی آیونائزیشن اینٹھالپی بالترتیب 496، 497 اور 786 کلو جول فی مول ہے۔ اندازہ لگائیے کہ الیمنیم (Al) کی پہلی آیونائزیشن اینٹھالپی ($\Delta_{eg}H$) کس کے زیادہ قریب ہو گی 575 یا 760 کلو جول فی مول؟ اپنے جواب کے لیے جواز پیش کیجیے۔

حل:

یہ 575 کلو جول فی مول کے زیادہ قریب ہو گی۔ الیمنیم کے لیے قیمت Mg سے کم ہونی چاہیے کیونکہ 3s-ایکٹران کے ذریعے نیکلیس سے 3p-ایکٹرانوں کی ڈھال موثر ہے۔

(d) ایکٹران گین اینٹھالپی (Electron Gain Enthalpy)

جب کسی تبدیل شدہ گیسی ایٹم (X) کو منفی آئین میں تبدیل کرنے کے لیے ایک ایکٹران دیا جاتا ہے تو اس عمل سے وابستہ اینٹھالپی کی تبدیلی کو

(e) برقی منفیت (Electronegativity)

ایک کیمیائی مرکب میں کسی ایٹم کے ساتھ کے الکٹرانوں کو اپنی طرف کھینچنے کی کیفیت پیاساٹش برقی منفیت (Electronagtivity) کہلاتی ہے۔ آئونائزیشن گین انٹھاپی کے بخلاف یہ ایک قابل پیاساٹش مقدار نہیں ہے۔ تاہم عناصر کی برقی منفیت کے عددی پیمانے مثلاً پانگ (Pauling) پیمانہ ملکن۔ ہے (Pauling Jaffe) پیمانہ، آلرڈ۔ روشو پیمانے بنائے گئے ہیں۔ سب سے زیادہ استعمال ہونے والا پیمانہ پانگ پیمانہ ہے۔ امریکی سائنسدار لائنس پانگ نے 1922 میں فلورین کو ایک اختیاری قیمت 4.0 دی تھی، اس عصر میں الکٹران کو اپنی سمت کھینچنے کی سب سے زیادہ قوت تھی جدول (a) میں عناصر کی الکٹران منفیت کی تقریبی قیمتیں دکھائی گئی ہیں۔

کسی دیئے ہوئے عنصر کی برقی منفیت مستقل نہیں ہوتی ہے: اس کا انحراف اس عنصر پر ہوتا ہے جس کے ساتھ وہ بندھا ہوا ہوتا ہے۔ اگرچہ یہ ایک قابل پیاساٹش مقدار نہیں ہوتی تاہم یہ اس قوت کی پیشین گوئی کرنے کا ذریعہ فراہم کرتی ہے جو ایٹم کو باندھ رکھتی ہے، 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 ایٹھیما میں تک)۔ ان رجحانات کی وضاحت کس طرح کی جاسکتی ہے؟ کیا الکٹران 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 الکٹرانوں اور نیوکلیس 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 آئونائزیشن انٹھاپی کے لیے ہے۔

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

مسئلہ 3.7

مندرجہ ذیل میں سے کس کی الکٹران گین انٹھاپی سب سے زیادہ منفی ہوتی ہے اور کس کی سب سے کم؟
P, S, Cl, F۔ اپنے جواب کی وضاحت کیجیے۔

حل:

الکٹران گین انٹھاپی 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 الکٹران گین انٹھاپی کم ہوتی جاتی ہے۔ لیکن 2p-اربل میں ایک الکٹران کا اضافہ ہونے سے زیادہ ہٹاؤ ہوتا ہے جنوبت بڑے 3p-اربل میں ایک الکٹران کا اضافہ ہونے کے لہذا وہ عنصر جس کی سب سے زیادہ منفی الکٹران گین انٹھاپی ہوگی وہ Cl ہے اور جس کی سب سے کم منفی الکٹران گین انٹھاپی ہوگی وہ فسفور ہے۔

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

F	O	N	C	B	Be	Li	اٹم (دور)
4.0	3.5	3.0	2.5	2.0	1.5	1.0	برقی منفیت
Cl	S	P	Si	Al	Mg	Na	اٹم (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 (پالنگ پیانے پر)

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

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

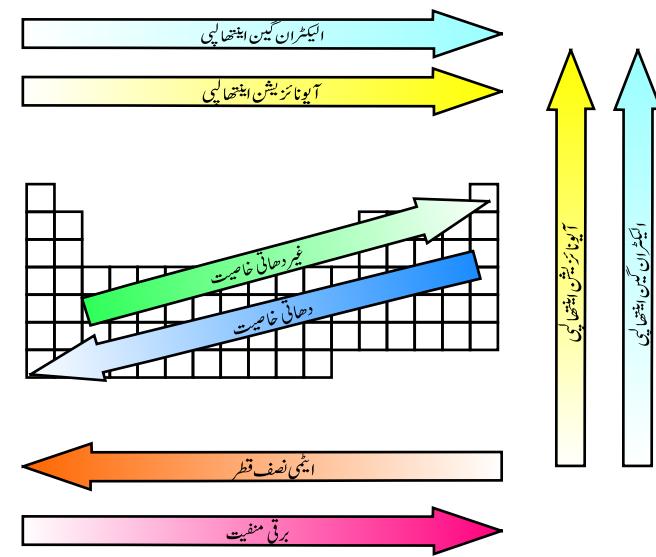
عناصر کی کیمیائی خصوصیات کے زیادہ تر روحانات جیسے کہ وتری تعلقات، جامد جفتہ اثرات (Inert Pair Effect)، لینٹھناڈ کے سکڑنے کے اثرات وغیرہ پر ہر ایک گروپ کے لیے بعد کی یونٹ میں بحث ہوگی۔ اس حصہ میں ہم عناصر کے ذریعے دکھائی جانے والی گرفت حالت میں دوریت اور دوسرے دور (یعنی ہم سے فورین تک) کے عناصر کی خصوصیات 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 الیکٹرانی تنکل کے حوالے سے سمجھ سکتے ہیں۔ نمائندہ عناصر کی گرفت عام طور پر (اگرچہ لازمی نہیں ہے) ان کے سب سے باہر کے اربٹل 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۔ آسیجن پر مشتمل دو مرکبات: Na_2O اور OF_2 کو دیکھئے۔ ان مرکبات میں

برقی منفیت اور ایئنی 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 بڑھتی ہوئی غیر 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 روحانات کا خلاصہ شکل 3.7 میں کیا گیا ہے۔



شکل 3.7 دوری جدول میں عناصر کے دوری روحانات۔

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

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) الیمنینیم اور سلفر

حل:

(a) سیلیکان، گروپ 14 کا غضر 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) الیمنینیم 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 الکیٹران منفیت کا رجحان $\text{F} > \text{O} > \text{Na}$ ہے۔ فلورین کا ہر ایک ایٹم جس کا باہری الکیٹرانی تشكیل $2s^2 2p^5$ ہے میں آکسیجن کے ایک الکیٹران سے ساجھا کرتا ہے۔ سب سے زیادہ الکیٹران منفی ہونے کی وجہ سے فلورین کو -1 کی آکسیڈیشن حالت (Oxidation State) دی گئی ہے۔ چونکہ اس مرکب میں فلورین کے دو ایٹم ہیں، آکسیجن اپنے الکیٹرانی تشكیل $2s^2 2p^4$ کے ساتھ اپنے دو الکیٹران فلورین کے ایٹموں کے ساتھ ساجھا کرتا ہے لہذا یہ آکسیڈیشن حالت +2 ظاہر کرتا ہے۔ Na_2O میں آکسیجن زیادہ الکیٹران منفیت ہونے کی وجہ سے سوڈیم کے ہر ایک ایٹم سے ایک ایک الکیٹران لیتا ہے، اور اس طرح آکسیڈیشن حالت -2 ظاہر کرتا ہے۔ دوسری طرف سوڈیم جس کا الکیٹرانی تشكیل $3s^1$ ہے ایک الکیٹران آکسیجن کو دے دیتا ہے اور آکسیڈیشن حالت حاصل کرتا ہے۔ کسی مرکب میں ایک غضر کی آکسیڈیشن حالت کو اس کے ایٹم کے ذریعے حاصل کیے گئے چارچ کی طرح بیان کیا جاتا ہے جو اس نے سالمہ کے دوسرے ایٹموں کی الکیٹران منفیت کو مدنظر کھتے ہوئے حاصل کیا ہے۔

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

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

جاتی ہے اس کے علاوہ گروپ کے پہلے ممبر کے پاس بندش کے لیے صرف 4 گرفت ارٹل (2s- اور 2p) موجود ہوتے ہیں جبکہ گروپ کے دوسرے ممبر کے پاس 9 ویلنیس آرٹل (3s, 3p, 3d) موجود ہوتے ہیں۔ اس کے نتیجے میں ہر گروپ کے پہلے ممبر کی زیادہ سے زیادہ گرفت 4 ہوتی ہے (مثال کے طور پر بورون صرف BF_4^- ہی بناتا ہے) جبکہ گروپ کے دوسرے عناصر اپنی گرفت خول کو الیکٹرانوں کے چار جوڑوں سے زیادہ کی جگہ بنانے کے لیے پھیلا سکتے ہیں مثال کے طور پر الیومینیم $[\text{AlF}_6^{3-}]$ - اس کے علاوہ

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

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

کچھ دوری رجحانات جو عناصر کی گرفت میں دیکھے گئے ہیں (ہائڈرائٹ اور آسکسائٹ) 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 گرفت دکھاتے ہیں۔ یہ خاص طور پر عبوری عناصر اور الیکٹریٹنیٹ کی خصوصیات ہوتی ہیں جن کو ہم بعد میں پڑھیں گے۔

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

مسئلہ 3.9
کیا $[\text{AlCl}(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$ میں Al کی آسکیڈیشن حالت اور گرفت برابر ہے؟

حل:

نہیں: الیومینیم کی آسکیڈیشن حالت $3+$ ہے اور گرفت 6 ہے۔

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

ہم نے کچھ بنیادی خصوصیات جیسے ایٹمی اور آئینی نصف قطر آیونائزیشن اینٹھالپی، الیکٹریٹن اینٹھالپی اور گرفت وغیرہ میں دوری رجحانات کا مشاہدہ کیا ہے۔ اب ہم جان گئے ہیں کہ دوریت کا تعلق الیکٹریٹنی تشكیل سے ہوتا ہے لیکن عناصر کی تمام کیمیائی اور طبعی خصوصیات ان کے الیکٹریٹنی تشكیل 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 آئینی نصف قطر، جیسا کہ ہم جانتے ہیں ایک دور میں باہمیں سے دائیں طرف گھستے ہیں۔ نتیجہ کے طور پر آیونائزیشن اینٹھالپی ایک دور

گروپ 1 (لیتھیم) اور 2 (بیریٹھیم) اور گروپ 13 سے 17 (بورون سے فورین) تک، ان میں سے ہر ایک گروپ کا پہلا عصر اپنے متعلقہ گروپ کے دوسرے ممبر ان سے کئی معاملوں میں مختلف ہوتا ہیں مثال کے طور پر لیتھیم دوسری قلوی دھاتوں کے بر عکس واضح شریک گرفت خصوصیت والے مرکبات بناتے ہیں: ان کے گروپوں کے دوسرے ممبر ان زیادہ تر آئینی مرکبات بناتے ہیں۔ درحقیقت لیتھیم اور بیریٹھیم کا طرز عمل الگ گروپ کے دوسرے عصر کے عناصر کے زیادہ مشابہ ہوتا ہے لیکن مینیٹھیم اور الیومینیم سے اس قسم کی یکسانیت کو عام طور پر دوری خصوصیات میں وتری تعلقات (Diagonal Relationship) کہتے ہیں۔

- اور p- بلاک کے عناصر کے گروپ میں پہلے ممبر کی کیمیائی خاصیتیں اسی گروپ کے باقی عناصر کے مقابلے میں مختلف ہونے کی وجہات 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

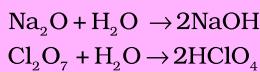
کرتے ہیں اور تیزاب کے ساتھ اساس جیسا برتاؤ کرتے ہیں، جبکہ تعدیلی آکسائڈ کا طرز عمل نہ تو تیزابی ہوتا ہے اور نہ ہی اساسی۔

مسئلہ 3.10

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

حل:

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



اساسی اور تیزابی خاصیت یقینی طور پر لمس پپر کے ذریعے جانچی جاسکتی ہے۔

ایک دور میں نمائندہ عناصر کے مقابلے میں عبوری دھاتوں (3d-سیرین) کے ایئنی نصف قطر میں تبدیلی بہت کم ہوتی ہے۔ ایئنی نصف قطر میں تبدیلی اندر ورنی عبوری عناصر (4f-سیرین) میں اور زیادہ کم ہوتی ہے۔ آیونائزیشن اینٹھالپی S-اور p-بلک کے انترمیڈینٹ ہوتی ہیں۔ نتیجہ کے طور پر یہ گروپ 1 اور گروپ 2 کی دھاتوں کے مقابلے کم برتنی ثابت ہوتے ہیں۔ ایک گروپ میں گروپ کے خاص عناصر (تین گروپ عناصر) میں بڑھتے ہوئے ایئنی عدد کے ساتھ ایئنی اور آئینی نصف قطر میں اضافے کے نتیجہ میں عام طور پر آیونائزیشن اینٹھالپی میں بتدرج کی (سیکشن(3.7.1(d)) میں دکھائے گئے تیسرے دور کے کچھ عناصر کے علاوہ) اور الکٹران گین اینٹھالپی میں باقاعدہ کی واقع ہوتی ہے۔ اس طرح ایک گروپ میں اوپر سے یونچ 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 بخلاف رجحان دیکھا گیا ہے اس کو ایئنی سائز اور آیونائزیشن اینٹھالپی کی اصطلاح میں واضح کیا جاسکتا ہے۔

کے آر پار بڑھتی ہیں (سیکشن(a) 3.7.1 میں دکھائے گئے کچھ اتنی) جبکہ الکٹران گین اینٹھالپی زیادہ منفی ہوتی جاتی ہے۔ دوسرے الفاظ میں ایک دور میں بائیں جانب سب سے آخر میں عناصر کی آیونائزیشن اینٹھالپی سب سے کم ہوتی ہے اور دائیں سرے کے آخر میں عناصر کی الکٹران گین اینٹھالپی سب سے زیادہ منفی ہوتی ہیں (نوٹ: نوبل گیسیں جن کے خول پوری طرح بھرے ہوئے ہوتے ہیں ان کی الکٹران گین اینٹھالپی کی قدر ثابت 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 الکٹران دے کر ثابت آئین بنانے کی شکل میں ہوتا ہے اور دائیں سرے (ہیلوجن میں) پر اس کا اظہار ایک الکٹران حاصل کر کے منفی آئین 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 آسیجن اور ہیلوجن کے ساتھ تعامل کے ذریعہ سب سے بہتر طریقے سے دکھائی جاسکتی ہے۔ یہاں ہم عناصر کے صرف آسیجن کے ساتھ تعامل کو دیکھیں گے۔ ایک دور کے دونوں سرے پر پائے جانے والے عناصر بہت آسانی کے ساتھ آسیجن سے تعامل کر کے آکسائڈ بناتے ہیں۔ آخری بائیں سرے پر پائے جانے والے عناصر کے ذریعے بنائے گئے آکسائڈ عام طور پر سب سے زیادہ قلوي ہوتے ہیں (مثال کے طور پر Na_2O) جبکہ سب سے دائیں سرے پر پائے جانے والے عناصر کے ذریعے بننے والے آکسائڈ سب سے زیادہ تیزابی ہوتے ہیں (مثال Cl_2O_7)۔ درمیان میں پائے جانے والے عناصر کے آکسائڈ ایکفوٹرک (Ambhoteric) ہوتے ہیں (مثال کے طور پر As_2O_3 ، Al_2O_3) یا تعدیلی ہوتے ہیں (مثال CO ، NO_2)۔ ایکفوٹرک آکسائڈ 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۔ مینڈ لیف 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 انتی تھاروس (اووار) 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 لیکن گرفت خول الیکٹرانی تشکل ہوتے ہیں لہذا وہ لیکن کیمیائی خصوصیات دکھاتے ہیں۔ بہرحال، ایک ہی دور کے عناصر میں باکی میں 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 اور **p**-بلاک اور **d**-بلاک اور **f**-بلاک عناصر ہیں۔ ہائزر جن جس کے اربٹل میں ایک ہی الیکٹران ہے، دوری جدول میں ایک منفرد مقام رکھتی ہے۔ دھاتیں معلوم عناصر کا 78 فیصد سے زیادہ حصہ بناتی ہیں۔ غیر دھاتیں جو دوری جدول میں اوپر کی سمت میں پائی جاتی ہیں ان کی تعداد بیش سے کم ہے۔ وہ عناصر جو دھات اور غیر دھات مثلاً Si، As، Ge، etc. کے درمیان ہیں، وضویت یا نیم دھاتیں کہلاتے ہیں۔ ایک گروپ میں بڑھتے ہوئے ایٹمی عدد کے ساتھ دھاتی خصوصیت میں اضافہ ہوتا ہے جبکہ ایک دور میں باکی میں 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، آئونیزیشن اسٹھاپی، الیکٹران گین اسٹھاپی، برقی مغفیت اور گرفت میں دوری رحمات پائے جاتے ہیں ایٹمی نصف قطر ایک دور میں باکی میں سمت جانے میں گھٹتے ہیں اور ایک گروپ میں ایٹمی عدد کے ساتھ بڑھتے ہیں۔ آئونیزیشن اسٹھاپی عام طور پر ایک دور میں بڑھتی ہیں اور گروپ میں نیچے کی سمت گھٹتی ہیں۔ الیکٹران مغفیت بھی ایسا ہی رجحان دکھاتی ہے۔ الیکٹران گین اسٹھاپی 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 اربٹل 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 باکی میں سرے پر تعاملیت کی وجہ الیکٹران دینے کی آسانی ہے (یا کم آئونیزیشن اسٹھاپی)۔ بہت زیادہ متعامل عناصر قدرت میں آزاد حالت میں نہیں پائے جاتے۔ یہ عام طور پر تحدیتشکل میں پائے جاتے ہیں۔ باکی میں سمت کے عناصر کے ساتھ بننے والے آسائند اساسی ہوتے ہیں اور دائیں سمت کے عناصر کے آسائند تیزابی ہوتے ہیں۔ درمیانی عناصر کے آسائند ایفویک یا تعدیلی ہوتے ہیں۔

مشققین

- 3.1 دوری جدول کی تنظیم میں بنیادی تصور کیا ہے۔
- 3.2 مینڈ لیف 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 مینڈ لیف کے دوری کلیہ اور جدید دوری کلیہ کے نظریے میں بنیادی فرق بتائیے۔
- 3.4 کوئی نمبر کی بنیاد پر جواز پیش کرتے ہوئے بتائیے کہ دوری جدول کے چھٹے دور میں 32 عناصر ہونے چاہیں۔
- 3.5 گروپ اور دور کے اعتبار سے آپ $Z = 14$ والے عصر کہاں رکھیں گے؟
- 3.6 دوری جدول کے تیسرے دور اور سترھویں گروپ میں پائے جانے والے عصر کا ایٹمی عدد لکھئے۔

- آپ کے خیال میں: 3.7
(i) لارنیس بر کے تجربہ گاہ اور
(ii) سیرگ کے گروپ نے
کس عصر کا نام دیا گیا تھا؟
- ایک ہی گروپ کے عناصر کی طبعی اور کیمیائی خصوصیات یکساں کیوں ہوتی ہیں؟ 3.8
ایئی نصف قطر اور آئی نصف قطر سے آپ کیا سمجھتے ہیں؟ 3.9
ایئی صنف قطر ایک دور میں اور ایک گروپ میں کس طرح تبدیل ہوتا ہے؟ آپ اس تبدیلی کی وضاحت کس طرح کریں گے؟ 3.10
ہم الیکٹرانی نوع (Isoelectronic Species) سے آپ کیا سمجھتے ہیں۔ ایک ایسی اسپشیز کا نام بتائیے جو مندرجہ ذیل میں سے ہر ایک ایٹم یا آئین کے ساتھ آئیکٹرانک ہو۔ 3.11
- Rb⁺ (iv) Mg²⁺ (iii) Ar (ii) F⁻ (i)
مندرجہ ذیل انواع پر غور کیجیے۔ N³⁻ ، O²⁻ ، F⁻ ، Na⁺ ، Al³⁺ اور Mg²⁺ اور
(a) ان میں مشترک کیا ہے؟
(b) ان کو بڑھتے ہوئے آئی نصف قطر میں ترتیب دیجیے۔ 3.12
- اپنے اصل ایٹم کے مقابلے میں این آئین کے نصف قطر بڑے اور کیت آئین کے نصف قطر چھوٹے کیوں ہوتے ہیں؟ وضاحت کیجیے۔ 3.13
آیون ائریشن اینٹھاپی اور الیکٹران گین اینٹھاپی کی تعریف بیان کرتے وقت اصطلاحات منفرد کیسی ایٹم اور گراونڈ اسٹیٹ کیا اہمیت ہے؟ 3.14
اشارة: موازنہ کرنے کے لیے
ہانڈروجن ایٹم کے ایک الیکٹران کی گراونڈ اسٹیٹ میں توانائی $J = 10^{-18} \times 2.18 \text{ J}$ ہے۔ mol⁻¹ J میں ایئی ہانڈروجن کی آیون ائریشن اینٹھاپی معلوم کیجیے۔ 3.15
- اشارة: جواب حاصل کرنے کے لیے مول کے تصور کا استعمال کیجیے۔
دوسرے دور کے عناصر کے درمیان اصل آیون ائریشن اینٹھاپی کا رجحان دوسرے دور کے عناصر کے درمیان اصل آیون ائریشن اینٹھاپی کا رجحان
Li < Be < B < C < O < N < F < Ne 3.16
- ΔH_{Bo} کی Bo، B، ΔH_{Bo} سے زیادہ ہے؟ (i)
O کی ΔH_{Bo} اور N کی ΔH_{Bo} سے کم ہے؟ (ii)
- اس حقیقت کو آپ کیسے سمجھائیں گے کہ Na کی پہلی آیون ائریشن اینٹھاپی میکنیشم سے کم ہے لیکن اس کی دوسری آیون ائریشن اینٹھاپی میکنیشم سے زیادہ ہے؟ 3.17
- وہ کون سے مختلف عوامل ہیں جن کی وجہ سے خاص گروپ عناصر کی آیون ائریشن اینٹھاپی ایک گروپ میں نیچے کی طرف گھٹتی ہے؟ 3.18
گروپ 13 کے عناصر کی پہلی آیون ائریشن اینٹھاپی کی قیمتیں (kJ mol⁻¹) میں مندرجہ ذیل ہیں۔ 3.19
- | | | | | |
|-----|-----|-----|-----|-----|
| 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 اینٹھاپی زیادہ منفی ہوگی؟
 (i) Cl یا F (ii) F یا O
 آپ کیا سمجھتے ہیں کہ O کی دوسری الیکٹران گین اینٹھاپی پہلی کے مقابلے میں ثابت ہوگی، زیادہ منفی ہوگی یا کم ہوگی؟ اپنے جواب کا جواز پیش کیجیے۔
- 3.21 الیکٹران گین اینٹھاپی اور الیکٹران منفیت اصطلاحات میں نیادی فرق کیا ہے؟
- 3.22 آپ کا رد عمل اس بیان پر کیا ہوگا کہ N کی الیکٹران منفیت نائزروجن کے تمام مرکبات میں پانگ پیانا نہ پر 3.0 ہے؟
- 3.23 ایٹم کے نصف قطر سے متعلق نظریے کو بیان کیجیے جب وہ:
- (a) الیکٹران حاصل کرتا ہے۔
 (b) الیکٹران کھو دیتا ہے۔
- 3.24 آپ کے خیال میں ایک ہی عنصر کے دو ہم جا (Isotopes) کی پہلی آیونائزیشن اینٹھاپی کیساں ہوں گی یا مختلف؟ اپنے جواب کا جواز پیش کیجیے۔
- 3.25 دھاتوں اور غیر دھاتوں میں اہم فرق بیان کیجیے۔
- 3.26 مندرجہ ذیل سوالات کا جواب دینے کے لیے دوری جدول کا استعمال کیجیے۔
- (a) ایک عنصر کو پیچانے جس کے بیرونی ذیلی شیل میں 5 الیکٹران ہوں۔
 (b) ایک عنصر کو پیچانے جو دو الیکٹران کھو سکتا ہے۔
 (c) ایک عنصر کو پیچانے جو دو الیکٹران حاصل کر سکتا ہے۔
 (d) ایک ایسے گروپ کو پیچانے جس میں دھات، غیر دھات، ریتیں اور گیس کم رہ درجہ حرارت پر پائی جاتی ہوں۔
- 3.27 گروپ 1 کے عناصر میں بڑھتی ہوئی تعاملیت $F > Cl > Br > I$ کے عناصر میں $Li < Na < K < Rb < Cs$ ہے۔ جب کہ گروپ 17 کے عناصر میں $-s > -p > -d > -f$ اور بلاک کے عناصر کا عمومی بیرونی الیکٹرانی تشکل لکھیے۔
- 3.28 مندرجہ ذیل الیکٹرانی تشکل رکھنے والے عناصر کو دوری جدول میں مقام فراہم کیجیے۔
- (i) $n = 3$ کے لیے $ns^2 np^4$ (ii) $ns^2 (n-1)d^2 ns^2$ اور $(n-2)f^7 (n-1)d^2 ns^2$ (iii) $n = 6$ کے لیے
- 3.29 مندرجہ ذیل کچھ عناصر کے لیے پہلی ($\Delta_1 H_i$) اور دوسری ($\Delta_2 H_i$) آیونائزیشن اینٹھاپی (kJ mol⁻¹ میں) اور الیکٹران گین اینٹھاپی (kJ mol⁻¹ $\Delta_{eg} H$) میں دی گئی ہیں۔

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

مندرجہ بالا عناصر میں سے کون سا غنصر:

(a) سب سے کم تعامل پذیر

(b) سب سے زیادہ تعامل دھات ہوگی۔

(c) سب سے زیادہ تعامل غیر دھات ہوگی۔

(d) سب سے کم تعامل غیر دھات ہوگی۔

(e) وہ دھات جو ایک مستحکم باسزی ہیلا کنڈ بنا سکتی ہے جس کا ضابط₂ MX_2 ($X = \text{ہیلوجن}$) ہے۔

(f) وہ دھات جو زیادہ تر مستحکم شریک گرفت ہیلا کنڈ بنا سکتی ہے جس کا ضابط MX ($X = \text{ہیلوجن}$) ہے؟

3.32 مندرجہ ذیل عناصر کے جوڑوں سے بننے والے مستحکم باسزی مرکبات کے ضابطوں کو پیشیں کوئی کیجیے۔

(a) لیتھیم اور آرسجن (b) میکنیٹیم اور نائروجن

(c) ایلومنیم اور آیوڈین (d) سلیکان اور آرسجن

(e) فاسفورس اور فلورین (f) عضر 71 اور فلورین

3.33 جدید دوری جدول میں ایک دور مندرجہ ذیل میں سے کس کی قدر کو ظاہر کرتا ہے:

(a) ایٹھی عردکی (b) ایٹھی کمیت کی

(c) پرنسپل کو اٹم نمبر (d) سمت راس کو اٹم نمبر کی

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

(a) - بلاک میں 6 کالم ہوتے ہیں کیونکہ زیادہ سے زیادہ 6 الیکٹران-p- خول کے اربٹل کو بھر سکتے ہیں۔

(b) - بلاک میں 8 کالم ہوتے ہیں کیونکہ-d- ذلیلی شیل کے اربٹل 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 اربٹل میں بھرے جانے والے الیکٹرانوں کی۔

(d) ایک بلاک اس آخری ذلیلی شیل کے لیے سمت راس کو اٹم نمبر (I) کی قدر کو ظاہر کرتا ہے جو الیکٹرانی تشکیل کی تشکیل کے لیے الیکٹرانوں کو حاصل کرتا ہے۔

3.35 جو چیز گرفتی الیکٹرانوں کو متاثر کرے گی وہ عضر کی کیمیا کو متاثر کرے گی۔ مندرجہ ذیل میں سے کون سے عوامل گرفتی الیکٹرانوں کو متاثر نہیں کریں گے؟

(a) ولنس پرنسپل کو اٹم نمبر (n) (b) نیوکلیئر چارج (Z)

(c) نیوکلیئی کمیت (d) کورا الیکٹرانوں کی تعداد

3.36 ہم الیکٹرانی انواع F^- اور Na^+ کا سائز متاثر ہوتا ہے۔

(a) نیوکلیئر چارج سے (Z)

(b) ولنس پرنسپل کو اٹم نمبر

(c) باہری اربٹل میں الیکٹران۔ الیکٹران باہمی گر عمل سے ہے۔

(d) ان میں سے کوئی عوامل نہیں کیونکہ ان کی جسامت برابر ہے۔

3.37 آئونائزیشن اپنچالپی کے اعتبار سے مندرجہ ذیل بیانات میں سے کون سا بیان غلط ہے۔

(a) ہر آنے والے الیکٹران کے لیے آئونائزیشن اپنچالپی بڑھتی ہے۔

(b) نوبل گیس کے الیکٹرانی تسلیم سے ایک الیکٹران نکالنے میں سب سے زیادہ بڑھوٹی ہوتی ہے۔

(c) آخری ویلس الیکٹران کی وجہ سے آئونائزیشن اپنچالپی میں زبردست اچھال آتا ہے۔

(d) n کی زیادہ قدر والے اربٹل کے مقابلے n کی کم قدر والے اربٹل میں سے الیکٹران کو نکالنا نسبتاً آسان ہوتا ہے۔

3.38 K، Al، M، B اور عنصر کے لیے ان کی دھاتی خصوصیت کی صحیح ترتیب مندرجہ ذیل میں سے کیا ہوگی؟

Al > Mg > B > K (c)

B > Al > Mg > K (a)

K > Mg > Al > B (d)

Mg > Al > K > B (c)

3.39 عنصر کے لیے ان کی غیر دھاتی خصوصیت کی صحیح ترتیب مندرجہ ذیل میں سے کیا ہوگی؟

Si > C > B > N > F (b)

B > C > Si > N > F (a)

F > N > C > Si > B (d)

F > N > C > B > Si (c)

3.40 عنصر کے لیے تکسیدی خصوصیت کی اصطلاح میں ان کی کیمیائی تعاملیت کی صحیح ترتیب مندرجہ ذیل میں سے کیا ہوگی؟

F > O > Cl > N (b)

F > Cl > O > N (a)

O > F > N > Cl (d)

Cl > F > O > N (c)