اکائی 11

پی (*p*) بلاک عناصر
(The *p*-Block Elements)

5166CH11

"بھاری عناصر کے ایٹموں کی اندرونی کور (Inner Core) میں موجود ڈی (*d*) اور ایف (*f*) الیکٹرانوں کے اثر سے پی (*p*) بلاک عناصر کی خصوصیات میں تبدیلی نے ان کی کیمیا کو دلچسپ بنا دیا ھے۔"

مقاصد

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

- پی بلاک عناصر کے عام کیمیائی رجحانات کی تائید کرسکیں؛
- گروپ 13 اور 14 کے عناصر کی طبعی اور کیمیائی خصوصیات کے رجحانات کو بیان کرسکیں؛
- بورون اور کاربن کا بے ربط طرز عمل واضع کرسکیں؛
- کاربن کی بہروپی شکلیں بیان کرسکیں؛
- بورون-کاربن اور سیلیکان کے چند اہم مرکبات کی کیمیا کو جان سکیں؛
- گروپ 13 اور 14 کے عناصر اور ان کے مرکبات کے اہم استعمال کی فہرست تیار کرسکیں۔

p- بلاک عناصر میں آخری الیکٹران *p*-اربٹل (*p*-Orbital) میں جاتا ہے۔ جیسا کہ ہم جانتے ہیں کہ *p*- اربٹل کی تعداد تین ہے اس لیے *p*-اربٹل میں زیادہ سے زیادہ چھ الیکٹران آسکتے ہیں۔ نتیجتاً دوری جدول میں *p*- بلاک چھ گروپوں پر مشتمل ہے جو کہ 13 سے 18 تک ہیں۔ ان گروپوں کے اوّل عناصر بورون، کاربن، نائٹروجن، آکسیجن، فلورین اور ہیلیم ہیں۔ ان کے گرفت خول کا **الیکٹرانی تشکل** (ہیلیم کو چھوڑ کر) ns^2np^{1-6} ہے۔ الیکٹرانی تشکل کی **اندرونی کور مختلف** ہوسکتی ہے۔ اندرونی کور میں فرق کی وجہ سے عناصر کی طبعی خصوصیات (جیسے ایٹمی اور آینی نصف قطر، آیونائزیشن اینتھالپی وغیرہ) اور کیمیائی خصوصیات مختلف ہوتی ہیں۔ اس لیے پی بلاک عناصر کی خصوصیات میں بہت فرق پایا جاتا ہے۔ پی بلاک عنصر کی زیادہ سے زیادہ تکسیدی حالت گرفت الیکٹرانوں کی کل تعداد کے برابر ہوتی ہے (یعنی s اور p الیکٹرانوں کا مجموعہ) ظاہر ہے کہ ممکنہ تکسیدی حالت دوری جدول میں داہنی طرف بڑھتی ہے۔ گروپ تکسیدی حالت کے علاوہ *p*- بلاک عناصر دوسری ایسی تکسیدی حالتوں کو ظاہر کرتے ہیں جو عام طور پر (لیکن ضروری نہیں) گرفت الیکٹرانوں کی تعداد سے دو اکائی کم ہوتی ہیں۔ پی بلاک عناصر کی اہم تکسیدی حالتیں جدول 11.1 میں دی گئی ہیں۔ بورون، کاربن اور نائٹروجن فیملی میں تکسیدی حالت، گروپ میں ہلکے عناصر کے لیے سب سے زیادہ مستحکم ہوتی ہے۔ گروپ کی تکسیدی حالت سے دو اکائی کم تکسیدی حالت ہر ایک گروپ کے بھاری عناصر میں بتدریج زیادہ

© NCERT not to be republished

جدول 11.1 پی بلاک عناصر کا عمومی الیکٹرانی تشکل اور تکسیدی حالتیں

گروپ	13	14	15	16	17	18
عمومی الیکٹرانی تشکل	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6 (ہیلیم کے لیے $1s^2$)
گروپ کا پہلا ممبر	B	C	N	O	F	He
گروپ تکسیدی حالت	+3	+4	+5	+6	+7	+8
دیگر تکسیدی حالتیں	+1	−4،+2	− 3 ،+3	−2 ،+2 ،+4	−1 ،+1 ،+3 ،+5	+2 ،+4 ،+6

مستحکم ہوجاتی ہے۔گروپ کی تکسیدی حالت دو اکائی کم تکسیدی حالت کو **'جامد جفت اثر' (Inert Pair Effect)** کہتے ہیں۔ان دونوں تکسیدی حالتوں یعنی گروپ تکسیدی حالت اور گروپ تکسیدی حالت سے دو اکائی کم، کے نسبتی استحکام گروپ کے ساتھ تبدیلی ہوتے رہتے ہیں اور مناسب موقع پر ان کا تذکرہ کیا جائے گا۔

دلچسپ اور قابل غور بات یہ ہے کہ غیردھات اور دھتونت (Metalloids) دوری جدول کے صرف p- بلاک میں ہوتے ہیں۔ گروپ میں نیچے جانے پر عناصر کی غیر دھاتی خاصیت گھٹتی ہے۔درحقیقت p-بلاک کے ہر ایک گروپ کا سب سے بھاری عنصر فطرتاً سب سے زیادہ دھاتی ہوتا ہے غیر دھاتی خاصیت سے دھاتی خاصیت کی طرف تبدیلی گروپ کے ان عناصر کی کیمیا میں تنوع کا باعث ہوتی ہے جو اس گروپ میں پائی جاتی ہیں۔

عموماً دھاتوں کے مقابلہ میں غیر دھاتوں کی آیونائزیشن اینتھالپی اور برقی منفیت (Electronagativity) زیادہ ہوتی ہے۔اس لیے دھاتوں کے برخلاف جو کہ آسانی سے کیٹ آین بناتی ہیں غیر دھاتیں آسانی سے این آین بناتی ہیں۔برقی منفیت میں بہت زیادہ فرق ہونے کی وجہ سے بہت زیادہ متعامل غیر دھاتیں بہت زیادہ متعامل دھاتوں سے مل کر آینی مرکبات (Ionic Compounds) بناتے ہیں۔دوسری طرف برقی منفیت میں کم فرق ہونے کی وجہ سے غیر دھاتیں شریک گرفت (Covalent) مرکبات بناتی ہیں غیر دھاتی خاصیت سے دھاتی خاصیت کی تبدیلی کو ان سے بننے والے آکسائڈوں کی فطرت کی مدد سے زیادہ بہتر طریقے سے سمجھا جاسکتا ہے۔غیر دھاتی آکسائڈ تیزابی یا تعدیلی (Neutral) ہوتے ہیں جبکہ دھاتی آکسائڈ فطرتاً اساسی (Basic) ہوتے ہیں۔

p-بلاک کا پہلا رکن اپنے نظیری گروپ ممبروں سے دو باتوں میں مختلف ہوتا ہے۔ پہلا جسامت ہے اور وہ تمام خصوصیات جو جسامت پر منحصر ہوتی ہیں۔اس طرح p-بلاک کا سب سے ہلکا عنصر وہ تمام فرق ظاہر کرتا ہے جو s-بلاک کے سب سے ہلکے عناصر لیتھیم اور بیریلیم ظاہر کرتے ہیں۔دوسرا اہم فرق جو صرف p-بلاک عناصر پر لاگو ہوتا ہے وہ بھاری عناصر کے گرفت خول کے d اربٹل (d-Orbitals) کا اثر ہے (جو تیسرے دور کے بعد سے شروع ہوتا ہے) اور دوسرے دور کے عناصر میں ان کی غیر موجودگی ہے۔ دوسرے دور کے عناصر بورون سے شروع ہوتے ہیں ان میں زیادہ سے زیادہ گرفت چار ($2s$ اور تین $2p$ اربٹل کا استعمال کرتے ہوئے) تک محدود ہے۔ اس کے برخلاف p گروپ کے تیسرے دور کے عناصر جن کا الیکٹرانی تشکل $3s^23p^n$ ہے ان میں $3d$ خالی اربٹل ہیں جو $3p$ اور $4s$ انرجی لیول کے درمیان ہیں۔ ان d اربٹل کا استعمال کرکے تیسرے دور کے عناصر اپنی شریک گرفت (Covalence) کو چار سے زیادہ بڑھا سکتے ہیں۔مثلاً جبکہ بورون صرف $[BF_4]^-$ بناتا ہے۔ ایلومینیم $[AlF_4]^{3-}$ آین دیتا ہے۔ ان d اربٹل کی موجودگی بھاری عناصر کی کیمیا پر کئی طرح سے اثر انداز ہوتی ہے۔ جسامت اور d اربٹل کی دستیابی کا مجموعی اثر ان عناصر میں پائی (π) بند بنانے کی صلاحیت پیدا کرتا ہے۔گروپ کا پہلا ممبر بھاری ممبروں کے مقابلہ خود اپنے ساتھ (مثلاً $C = C$ ،$C \equiv C$، $N \equiv N$) اور دیگر دوسری قطار کے عناصر کے ساتھ (مثلاً $C = O$، $C \equiv N$، $N = O$) $p\pi - p\pi$ بند بنانے کی صلاحیت کے اعتبار سے مختلف ہے۔اس طرح کی π بندشیں بھاری p

© NCERT not to be republished

بلاک عناصر میں مضبوط نہیں ہوتیں۔ بھاری عناصر بھی π بند بناتے ہیں اور یہ d اربٹل کا استعمال کرتے ہیں ($d\pi - d\pi$ یا $d\pi - p\pi$)۔ کیونکہ d اربٹل کی توانائی p اربٹل کے مقابلے زیادہ ہوتی ہے اس لیے سالمات کا استحکام دوسری قطار کے عناصر (جن میں $p\pi - p\pi$ بند ہوتے ہیں) کے مقابلے میں کم ہوتا ہے۔ تاہم بھاری عناصر کا کوآرڈی نیشن نمبر (Coordination Number) یکساں تکسیدی حالت میں اوّل عنصر کے مقابلے زیادہ ہوتا ہے۔ مثلاً تکسیدی حالت +5 میں N اور P دونوں آکسو این آین : NO_3^- (تین کو آرڈینیشن ہمراہ π- بانڈ جس میں نائٹروجن کا ایک p اربٹل شامل ہے) اور PO_3^- (چار کوآرڈی نیشن بشمول s، p اور d اربٹل کے استعمال سے π بانڈ) بناتے ہیں۔ اس اکائی میں ہم دوری جدول کے گروپ 13 اور 14 کے عناصر کا مطالعہ کریں گے۔

11.1 گروپ 13 عناصر: بورون فیملی (Group 13 Elements: The Boron Family)

اس گروپ کے عناصر متنوع خصوصیات ظاہر کرتے ہیں۔ بورون ایک امتیازی (Typical) غیر دھات ہے۔ ایلومینیم ایک دھات ہے لیکن کئی کیمیائی خصوصیات ایلومینیم اور بورون میں یکساں ہیں۔ گیلیم، انڈیم، تھیلیم اور نیہونیم تقریباً خالص دھاتی خصوصیات کے حامل ہیں۔

بورون ایک بہت کم پایا جانے والا عنصر ہے۔ جو خاص طور سے آرتھوبورک ایسڈ (H_3BO_3)، بوریکس ($Na_2B_4O_7.10H_2O$) اور کرنائٹ ($Na_2B_4O_7.4H_2O$) میں پایا جاتا ہے۔ ہندوستان میں پوگا گھاٹی (لداخ) اور سانبھر جھیل (راجستھان) میں بوریکس ملتا ہے۔ کمیت کے اعتبار سے بورون قشر ارض میں 0.0001% سے بھی کم ہے۔ بورون کے دو ہم جا ^{10}B (19%) اور ^{11}B (81%) ہوتے ہیں۔ ایلومینیم سب سے زیادہ پائی جانے والی دھات ہے۔ دراصل قشر ارض میں کمیت کے اعتبار سے آکسیجن (45.5%) اور سیلکان (27.7%) کے بعد تیسرا سب سے زیادہ پایا جانے والا عنصر ایلومینیم (8.3%) ہے۔ باکسائٹ ($Al_2O_3.\ 2H_2O$) اور کرائیولائٹ (Na_3AlF_6) ایلومینیم کے اہم معدنیات ہیں۔ ہندوستان میں ابرق (Mica) کی شکل میں یہ مدھیہ پردیش، کرناٹک، اڑیسہ اور جموں میں پایا جاتا ہے۔ گیلیم، انڈیم اور تھیلیم قدرتی ماحول میں کم پائے جانے والے عناصر ہیں۔ نیہونیم ایک تالیفی تابکار عنصر ہے۔

نیہونیم کی علامت Nh، ایٹمی عدد 113، ایٹمی کمیت 286 اور الیکٹرانی تشکل $[Rn]5^{14},6d^{10},7s^2,7p^1$ ہے۔ ابھی تک اسے کافی کم مقدار میں بنایا گیا ہے اور اس سے مستحکم ہم جا کی نصف عمر صرف 20 سیکنڈ ہے۔ ان وجوہات کی بنا پر اس کی خصوصیات ابھی تک واضح نہیں ہو پائی ہیں۔ یہاں اس گروپ کے باقی عناصر کی ایٹمی طبعی اور کیمیائی خصوصیات ذیل میں بیان کی گئی ہیں۔

11.1.1 الیکٹرانی تشکل (Electronic Configuration)

ان عناصر کا باہری الیکٹرانی تشکل ns^2np^1 ہے۔ الیکٹرانی تشکل کا قریب سے مطالعہ کرنے پر معلوم ہوتا ہے کہ بورون اور ایلومینیم کا قلب (Core) نوبل گیس جیسا ہے۔ گیلیم اور انڈیم کا کور نوبل گیس کے ساتھ ساتھ 10d الیکٹران اور تھیلیم کا کور نوبل گیس کے ساتھ ساتھ 14f الیکٹران اور 10d الیکٹران کور پر مشتمل ہوتا ہے۔ اس طرح ان عناصر کی الیکٹرانی ساخت پہلے دو گروپوں کے عناصر (اکائی 10) سے زیادہ پیچیدہ ہے۔ الیکٹرانی ساخت کے فرق کی وجہ سے اس گروپ کے عناصر کی خصوصیات اور نتیجتاً ان کی کیمیا متاثر ہوتی ہے۔

11.1.2 ایٹمی نصف قطر (Atomic Radii)

گروپ میں نیچے جانے پر ہر ایک اگلے ممبر میں ایک الیکٹرانی خول بڑھ جاتا ہے اس لیے ایٹمی نصف قطر کے بڑھنے کی امید ہے۔ تاہم ایک انحراف دیکھا جاتا ہے۔ Ga کا نصف قطر Al سے کم ہے۔ اس کو اندرونی قلب (Inner Core) میں الیکٹرانی تشکل کے فرق سے سمجھا جا سکتا ہے۔ گیلیم میں زائد 10d الیکٹرانوں کی موجودگی باہری الیکٹرانوں کے لیے ایک کمزور اسکریننگ اثر (Poor Screening Effect) دیتا ہے جو نیوکلائی چارج کے بڑھنے سے ہوتا ہے۔ جس کے نتیجہ میں گیلیم کا ایٹمی نصف قطر (135pm) ایلومینیم (143pm) سے کم ہوتا ہے۔

11.1.3 آیونائزیشن اینتھالپی (Ionization Enthalpy)

عام رجحان کے مطابق گروپ میں نیچے جانے پر آیونائزیشن اینتھالپی یکساں طور پر جیسا کہ امید کی جاتی ہے نہیں گھٹتی۔ B سے Al کی طرف اینتھالپی میں کمی اس کے جسامت کے بڑھنے سے وابسطہ ہے۔ Al اور Ga کے درمیان اور In اور Tl کے درمیان آیونائزیشن اینتھالی کی قدر میں عدم تسلسل کا مشاہدہ ان میں d اور f الیکٹرانوں کی وجہ سے ہے کیونکہ ان کے کم اسکریننگ اثر (Poor Screening Effect) ان کے بڑھتے نیوکلیائی چارج کی تلافی (Compensate) نہیں کرپاتے۔

© NCERT not to be republished

جیسا کہ توقع کی جاتی ہے کہ آیونائزیشن اینتھالپی کی ترتیب $\Delta_iH_1<\Delta_iH_2<\Delta_iH_3$. ہے۔ ہر ایک عنصر کی پہلی تین آیونائزیشن اینتھالپی کا مجموعہ بہت زیادہ ہے۔ اس کا اثر اس وقت معلوم ہوگا جب آپ ان کی کیمیائی خصوصیات کا مطالعہ کریں گے۔

11.1.4 برقی منفیت (Electronegativity)

گروپ میں نیچے جانے پر برقی منفیت پہلے B سے Al تک گھٹتی ہے اس کے بعد معمولی طور پر بڑھتی ہے (جدول 11.2)۔ اس کی وجہ عناصر کی ایٹمی جسامت میں فرق ہے۔

11.1.5 طبیعی خصوصیات (Physical Properties)

بورون فطرتاً غیر دھاتی ہے۔ یہ بہت سخت کالے رنگ کا ٹھوس ہے۔ یہ بہت سی بہروپی شکلوں میں پایا جاتا ہے۔ بہت مضبوط کرسٹل لیٹس کی وجہ سے بورون کا نقطہ گداخت بہت زیادہ ہے۔ بقیہ ممبر ملائم دھاتیں ہیں جن کا نقطہ گداخت کم اور برقی موصلیت زیادہ ہوتی ہے۔ قابل غور بات یہ ہے کہ گیلیم جس کا نقطہ گداخت (303K) غیر معمولی طور پر کم ہے موسم گرما میں مائع حالت میں ہوسکتا ہے۔ زیادہ نقطہ جوش (2676K) ہونے کی وجہ سے اس

جدول 11.2 گروپ 13 عناصر کی ایٹمی اور طبیعی خصوصیات

عنصر					خاصیت
تھیلیم Tl	انڈیم In	گیلیم Ga	ایلومنیم Al	بورون B	
81	49	31	13	5	ایٹمی عدد
204.38	114.82	69.72	26.98	10.81	ایٹمی کمیت $g\ mol^{-1}$
$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^1$	$[Kr]4d^{10}5s^25p^1$	$[Ar]3d^{10}4s^24p^1$	$[Ne]3s^23p^1$	$[He]2s^22p^1$	الیکٹرانی تشکل
170	167	135	143	(85)	ایٹمی نصف قطر $/pm^a$
88.5	80.0	62.0	53.5	(27)	آینی نصف قطر M^{3+}/pm^b
150	140	120	-	-	آینی نصف قطر M^+/pm
589	558	579	577	801	آیونائزیشن اینتھالپی (kJ mol^{-1}) Δ_iH_1
1971	1820	1979	1816	2427	Δ_iH_2
2877	2704	2962	2744	3659	Δ_iH_3
1.8	1.7	1.6	1.5	2.0	الیکٹران منفیت[c]
11.85	7.31	5.90	2.70	2.35	کثافت 298K پر $g cm^{-3}$
576	430	303	933	2453	نقطہ گداخت/K
1730	2353	2676	2740	3923	نقطہ جوش/K
+1.26	–0.34	–0.56	–1.66	-	(M^{3+}/M) $E^\ominus/V$
–0.34	–0.18	–0.79(Acid) –1.39(Alkali)	+0.55	-	(M^+/M) $E^\ominus/V$

[a] دھاتی نصف قطر، [b] 6-کوآرڈی نیشن، [c] پالنگ پیمانہ

© NCERT not to be republished

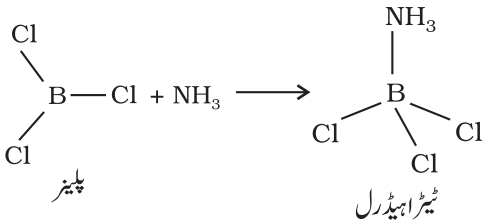
کا استعمال بہت اونچے درجہ حرارت کو ناپنے میں کرتے ہیں۔ گروپ میں نیچے جانے پر بورون سے تھیلیم تک عناصر کی کثافت بڑھتی جاتی ہے۔

11.1.6 کیمیائی خصوصیات (Chemical Properties)

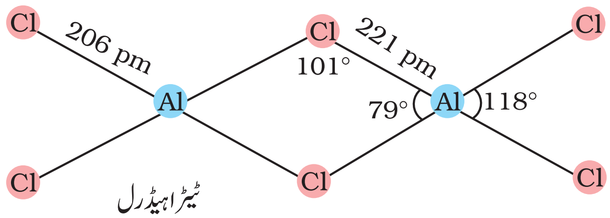
تکسیدی حالت اور کیمیائی تعاملیت کے رجحانات (Oxidation state and trends in chemical reactivity)

چھوٹی جسامت ہونے کی وجہ سے بورون کی پہلی تین آیونائیزیشن کا مجموعہ بہت زیادہ ہوتا ہے۔ یہ اس کو 3+ آین بنانے سے باز رکھتا ہے اور صرف شریک گرفت مرکبات تشکیل دینے کے لیے مجبور کرتا ہے۔ لیکن B سے Al کی طرف چلنے پر Al کی پہلی تین آیونائیزیشن اینتھالپی کا مجموعہ بہت کم ہوجاتا ہے اس لیے یہ Al^{3+} آین بنا سکتا ہے۔ دراصل ایلومینیم ایک بہت زیادہ برقی مثبت (Electropositive) دھات ہے۔ گروپ میں نیچے جانے پر کمزوراسکریننگ اثر (Poor Shielding Effect) جو کہ اندرونی d اور f مداروں کی وجہ سے ہے بڑھا ہوا موثر نیوکلیائی چارج ns الیکٹرانوں کو مضبوطی سے جوڑے رکھتا ہے (بین جفتی اثر کے لیے ذمہ دار) جو کہ ان کو بندش (Bonding) میں حصہ لینے سے روکتا ہے۔ اس کے نتیجہ میں صرف p- اربٹل کے الیکٹران ہی بندش میں استعمال ہوتے ہیں۔ دراصل Ga، In، اور Tl میں 1+ اور 3+ دونوں تکسیدی حالتیں پائی جاتی ہیں۔ 1+ تکسیدی حالت کا نسبتی استحکام (Relative Stability) بھاری عناصر میں بتدریج بڑھتا ہے $Al < Ga < In < Tl$۔ تھیلیم میں 1+ تکسیدی حالت متغلب ہے جبکہ 3+ تکسیدی حالت فطرتاً بہت زیادہ تکسیدی (Oxidising) ہے۔ 1+ تکسیدی حالت والے مرکبات 3+ تکسیدی حالت والے مرکبات سے زیادہ آینی (Ionic) ہوتے ہیں۔

سہ گرفت (Trivalent) حالت میں ان عناصر کے سالمہ کے مرکزی ایٹم کے گرد (مثلاً BF_3 میں بورون) صرف چھ الیکٹران ہوتے ہیں۔ اس قسم کے **ناکافی الیکٹران والے** (Electron Deficient) سالمات میں الیکٹران کا ایک جوڑا حاصل کرکے متحکم الیکٹرانی تشکل حاصل کرنے کا رجحان ہوتا ہے اور اس طرح لوئس تیزاب جیسا برتاؤ کرتے ہیں۔ گروپ میں نیچے چلنے پر جسامت بڑھنے کی وجہ سے لوئس تیزاب جیسا طرز عمل کم ہوجاتا ہے۔ BCl_3 آسانی سے امونیا سے الیکٹران کا ایک لون جوڑا (Lone Pair) لے کر $BCl_3.NH_3$ بناتا ہے۔



$AlCl_3$ ڈائمر (Dimer) کی تشکیل کے ذریعے استحکام حاصل کرلیتا ہے



سہ گرفت حالت میں اکثر مرکبات شریک گرفت ہوتے ہیں اور پانی میں آب پاشیدہ (Hydrolyse) ہوجاتے ہیں۔ مثلاً ٹرائی کلورائڈ پانی میں آب پاشیدہ ہوکر ٹیٹراہیڈرل $[M(OH)_4]^-$ انواع بناتے ہیں۔ M عنصر کی مخلوط حالت (Hybridization State) sp^3 ہے۔ ایلومینیم کلورائڈ تیزابی آبی محلول میں آکٹا ہیڈرل $[Al(H_2O)_6]^{3+}$ آین بناتا ہے۔ اس پیچیدہ آین میں ایلومینیم کے $3d$ اربٹل شامل ہوتے ہیں اور Al کی مخلوط حالت sp^3d^2 ہوتی ہے۔

مسئلہ 11.1

Al^{3+}/Al اور Tl^{3+}/Tl کے معیاری الیکٹروڈ مضمر $E^\ominus$ بالترتیب –1.66V اور + 1.26V ہیں۔ محلول میں M^{3+} آین بننے کے بارے میں پیشین گوئی کیجیے اور دونوں دھاتوں کے برق مثبت کردار کا موازنہ کیجیے۔

حل

دو نصف سیل (Half Cell) تعاملات کے معیاری الیکٹروڈ مضمر کی قدروں سے ظاہر ہوتا ہے کہ ایلومینیم کا $Al^{3+}(aq)$ آین بنانے کا زیادہ رجحان ہے جب کہ Tl^{3+} نہ صرف محلول میں غیر متحکم ہے بلکہ یہ ایک مضبوط تکسیدی ایجنٹ بھی ہے۔ اس طرح محلول میں Tl^{3+} کے مقابلے میں Tl^+ زیادہ متحکم ہے۔ ایلومینیم چونکہ آسانی سے 3+ آین بنا سکتا ہے اس لیے یہ تھیلیم کے مقابلے میں زیادہ برقی مثبت ہے۔

© NCERT not to be republished

(i) ہوا سے تعامل (Reactivity Towards Air)

قلمی شکل میں بورون غیر متعامل ہوتا ہے۔ ایلومینیم کی سطح پر ایک باریک آکسائڈ کی پرت بن جاتی ہے جو دھات کو مزید تعامل سے باز رکھتی ہے۔ غیر قلمی بورون اور ایلومینیم دھات ہوا میں گرم کرنے پر بالترتیب B_2O_3 اور Al_2O_3 بناتے ہیں۔ زیادہ درجہ حرارت پر ڈائی نائٹروجن سے مل کر نائٹرائڈ بناتے ہیں۔

$$2E(s) + 3O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2E_2O_3(s)$$
$$2E(s) + N_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2EN(s)$$

(E = عنصر)

گروپ میں نیچے جانے پر ان آکسائڈوں کی فطرت تبدیل ہوتی جاتی ہے۔ بورون ٹرائی آکسائڈ تیزابی ہوتا ہے اور آساسی (دھاتی) آکسائڈ کے ساتھ مل کر دھاتی بوریٹ بناتا ہے۔ ایلومینیم اور گیلیم کے آکسائڈ ایمفوٹیرک (Amphoteric) ہوتے ہیں اور انڈیم اور تھیلیم کی آکسائڈ کی خصوصیات اساسی ہوتی ہیں۔

(ii) تیزابوں اور القلی سے تعامل (Reactivity Towards Acids and Alkalies)

معتدل درجہ حرارت پر بورون تیزابوں اور القلیوں سے تعامل نہیں کرتا لیکن ایلومینیم معدنی تیزابوں اور آبی القلیوں میں گھل کر ایمفوٹیرک خصوصیت کو ظاہر کرتا ہے۔

ایلومینیم ڈائی لیوٹ HCl میں گھل کر ڈائی ہائڈروجن خارج کرتا ہے۔

$$2Al(s) + 6HCl(aq) \rightarrow 2Al^{3+}(aq) + 6Cl^-(aq) + 3H_2(g)$$

مرتکز نائٹرک ایسڈ ایلومینیم کی سطح پر آکسائڈ کی ایک حفاظتی پرت بنا کر اس کو غیر عامل بنا دیتا ہے۔

ایلومینیم آبی القلی سے تعامل کرکے ڈائی ہائڈروجن خارج کرتا ہے۔

$$2Al(s) + 2NaOH(aq) + 6H_2O(l)$$
$$\downarrow$$
$$2\,Na^+\,[Al(OH)_4]^-(aq) \quad + \quad 3H_2(g)$$

سوڈیم ٹیٹرا ہائڈروکسو
ایلیومینیٹ (III) آین

(iii) ہیلوجنوں سے تعامل (Reactivity Towards Halogens)

یہ عناصر ہیلوجنوں سے تعامل کرکے ٹرائی ہیلائڈ ($TlCl_3$ کو چھوڑ کر) بناتے ہیں۔

$$2E(s) + 3X_2(g) \rightarrow 2EX_3(s) \; (X = F, Cl, Br, I)$$

مسئلہ 11.2

نابیدہ ایلومینیم کلورائڈ کی بوتل کے چاروں طرف سفید دھواں ظاہر ہوتا ہے۔ وجہ بتائیے۔

حل

نابیدہ ایلومینیم کلورائڈ فضا کی نمی سے جزوی طور پر آب پاشیدہ ہوکر HCl گیس خارج کرتا ہے مرطوب HCl سفید رنگ کا نظر آتا ہے۔

11.2 بورون کی بے ربط خصوصیات اور اہم رجحانات (Important Trends and Anomalous Properties of Boron)

گروپ 13 عناصر کے کیمیائی طرز عمل میں کچھ اہم رجحانات پائے جاتے ہیں۔ سبھی عناصر کے ٹرائی ہیلائڈ فطرتاً شریک گرفت ہوتے ہیں اور پانی میں آب پاشیدہ ہو جاتے ہیں۔ بورون چھوڑ کر ٹیٹرا ہیڈرل $[M(OH)_4]^-$ اور آکٹاہیڈرل $[M(H_2O)_6]^{3+}$ جیسی انواع آبی وسیلہ میں پائے جاتے ہیں۔

مونومر (Monomer) ٹرائی ہیلائڈ ناکافی الیکٹران ہونے کی وجہ سے قوی لوئس تیزاب ہوتے ہیں۔ بورون ٹرائی فلورائڈ آسانی سے لوئس اساس مثلاً NH_3 سے تعامل کرکے بورون کے اطراف آکٹیٹ (Octet) مکمل کر لیتے ہیں۔

$$F_3B + :NH_3 \rightarrow F_3B \leftarrow NH_3$$

d اربٹل کی عدم موجودگی کی وجہ سے B کی زیادہ سے زیادہ شریک گرفت 4 ہے۔ چونکہ Al اور دوسرے عناصر میں *d* اربٹل موجود ہوتے ہیں اس لیے ان میں شریک گرفت کی 4 سے زیادہ امید ہے۔ اکثر

© NCERT not to be republished

دوسرے دھاتی ہیلائڈ (مثلاً $AlCl_3$) ہیلوجن پُل (Halogen bridge) کے ذریعے ڈائی میرک (مثلاً Al_2Cl_6) بن جاتے ہیں۔ ان ہیلوجن پل والے سالموں میں دھاتی انواع، ہیلوجن سے الیکٹران لے کر اپنا آکٹیٹ مکمل کر لیتے ہیں۔

مسئلہ 11.3

بورون BF_6^{3-} آین نہیں بنا سکتا۔ سمجھائیے۔

حل

d اربٹل کی عدم موجودگی کی وجہ سے بورون اپنے آکٹیٹ کی توسیع نہیں کرسکتا اس لیے بورون میں شریک گرفت 4 سے زیادہ نہیں ہوسکتی۔

11.3 بورون کے چند اہم مرکبات (Some Important Compounds of Boron)

بورون کے چند مفید مرکبات بوریکس آرتھوبورک ایسڈ اور ڈائی بورین ہیں۔ ہم ان کی کیمیا کا مطالعہ مختصر طور پر کریں گے۔

11.3.1 بوریکس (Borax)

یہ بورون کا سب سے اہم مرکب ہے۔ یہ سفید قلمی ٹھوس ہے جس کا فارمولہ $Na_2B_4O_7.10H_2O$ ہے۔ دراصل اس میں ٹیٹرا نیوکلیائی اکائی $[B_4O_5(OH)_4]^{2-}$ ہوتی ہے اس لیے صحیح فارمولہ $Na_2[B_4O_5(OH)_4].8H_2O$ ہے۔ بوریکس پانی میں گھل کر ایک قلوی محلول دیتا ہے۔

$$Na_2B_4O_7 + 7H_2O \rightarrow 2NaOH + \underset{\text{آرتھوبورک ایسڈ}}{4H_3BO_3}$$

گرم کرنے پر بوریکس پہلے پانی کا سالمہ نکال دیتا ہے اور پھول جاتا ہے۔ مزید گرم کرنے پر یہ ایک شفاف مائع میں تبدیل ہو جاتا ہے جو کہ شیشہ جیسی شے کی شکل میں منجمد ہوتا ہے جیسے بوریکس بیڈ کہتے ہیں۔

$$Na_2B_4O_7.10H_2O \xrightarrow{\Delta} Na_2B_4O_7 \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{سوڈیم میٹابوریٹ}}{2NaBO_2} + \underset{\text{بورک این ہائڈرائڈ}}{B_2O_3}$$

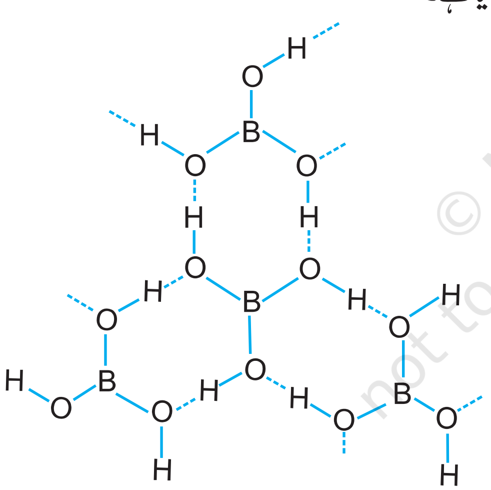
اکثر عبوری دھاتوں کے میٹابوریٹ مخصوص رنگ کے ہوتے ہیں اس لیے تجربہ گاہ میں ان کی شناخت کے لیے بوریکس بیڈٹیسٹ کا استعمال کرتے ہیں۔ مثال کے طور پر جب پلاٹینم تار کے حلقہ میں بنسن برنر کے شعلہ میں بوریکس کو CoO کے ساتھ گرم کرتے ہیں تو نیلے رنگ کی $Co(BO_2)_2$ بیڈ (Bead) بنتی ہے۔

11.3.2 آرتھوبورک ایسڈ (Orthoboric Acid)

آرتھوبورک ایسڈ H_3BO_3 ایک سفید قلمی ٹھوس ہے جس کا لمس صابن جیسا ہوتا ہے۔ یہ پانی میں بہت کم گھلتا ہے لیکن گرم پانی میں بہت زیادہ حل پذیر ہے۔ اسے بوریکس کے آبی محلول کو تیزابی کر کے تیار کرتے ہیں۔

$$Na_2B_4O_7 + 2HCl + 5H_2O \rightarrow 2NaCl + 4B(OH)_3$$

اسے بورون کے اکثر مرکبات (ہیلائڈ، ہائڈرائڈ وغیرہ) کی آب باشیدگی (پانی یا ڈائی لیوٹ تیزاب سے تعامل) سے بھی بناتے ہیں۔ اس کی ساخت پرت دار (Layer Structure) ہوتی ہے جس میں سطحی BO_3 اکائیاں ہائڈروجن بند سے جڑی ہوتی ہیں جیسا کہ شکل 11.1 میں دکھایا گیا ہے۔



شکل 11.1 بورک ایسڈ کی ساخت : نقطہ دار خطوط ہائڈروجن بند کو ظاہر کرتے ہیں۔

بورک ایسڈ ایک کمزور مونو بیسک تیزاب ہے۔ یہ پروٹونک تیزاب نہیں ہے بلکہ ہائڈوکسل آین سے الیکٹران لے کر لوئس تیزاب کی طرح کام کرتا ہے۔

$$B(OH)_3 + 2HOH \rightarrow [B(OH)_4]^- + H_3\overset{+}{O}$$

آرتھوبورک ایسڈ کو 370K کے اوپر گرم کرنے پر میٹابورک ایسڈ HBO_2 بنتا ہے۔ جو کہ مزید گرم کرنے پر بورک ایسڈ دیتا ہے۔

$$H_3BO_3 \xrightarrow{\Delta} HBO_2 \xrightarrow{\Delta} B_2O_3$$

© NCERT not to be republished

مسئلہ 11.4

بورک ایسڈ کو کمزور ایسڈ کیوں تصور کرتے ہیں؟

حل

کیونکہ یہ خود H^+ آین خارج کرنے کے قابل نہیں ہے۔ یہ پانی کے سالمہ سے OH^- آین لے کر اپنا آکٹیٹ (Octet) مکمل کرتا ہے اور پھر H^+ آین نکالتا ہے۔

11.3.3 ڈائی بورین، B_2H_6 (Diborane, B_2H_6)

سب سے سادہ بورون ہائڈرائڈ کو ڈائی بورین کہتے ہیں۔ اسے بورون ٹرائی فلورائڈ اور ڈائی ایتھائل ایتھر میں $LiAlH_4$ کے تعامل سے بناتے ہیں۔

$$4BF_3 + 3\ LiAlH_4 \rightarrow 2B_2H_6 + 3LiF + 3AlF_3$$

تجربہ گاہ میں ڈائی بورین بنانے کا آسان طریقہ سوڈیم بوروہائڈرائڈ کی آیوڈین سے تکسید ہے۔

$$2NaBH_4 + I_2 \rightarrow B_2H_6 + NaI + H_2$$

صنعتی پیمانہ پر ڈائی بورین کو BF_3 اور سوڈیم ہائڈرائڈ کے تعامل سے بناتے ہیں۔

$$2BF_3 + 6NaH \xrightarrow{450K} B_2H_6 + 6NaF$$

ڈائی بورین بغیر رنگ کی بہت زیادہ سمی (Toxic) گیس ہے اس کا نقطہ جوش 180K ہے۔ ہوا میں رکھنے پر یہ خود بخود آگ پکڑ لیتی ہے۔ آکسیجن میں جلنے پر یہ بہت زیادہ توانائی خارج کرتی ہے۔

$$B_2H_6 + 3O_2 \rightarrow B_2O_3 + 3H_2O; \quad \Delta_c H^\ominus = -1976\ kJ\ mol^{-1}$$

اکثر اونچے بورین بھی ہوا میں خود بخود جلتے ہیں۔ بورین پانی میں آب پاشیدہ ہو کر بورک ایسڈ دیتے ہیں۔

$$B_2H_6(g) + 6H_2O(l) \rightarrow 2B(OH)_3(aq) + 6H_2(g)$$

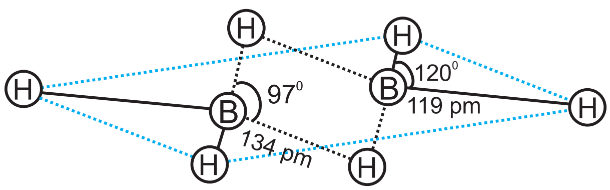
ڈائی بورین لوئس اساسوں (L) کے ساتھ شگافی (Cleavage) تعاملات کر کے بورین ایڈکٹ (Adducts) $BF_3.L$ دیتے ہیں۔

$$B_2H_6 + 2NMe_3 \rightarrow 2BH_3.NMe_3$$
$$B_2H_6 + 2CO \rightarrow 2BH_3.CO$$

امونیا کا ڈائی بورین کے ساتھ تعامل پہلے $B_2H_6.2NH_3$ دیتا ہے۔ جس کا ضابطہ $[BH_2(NH_3)_2]^+[BH_4]^-$ ہوتا ہے، مزید گرم کرنے پر بورازین $B_3N_3H_6$ دیتا ہے جس کو اس کی حلقہ نما ساخت جس میں متبادل BH اور NH گروپ ہوتے ہیں، کی وجہ سے ''غیر نامیاتی بینزین'' کہتے ہیں۔

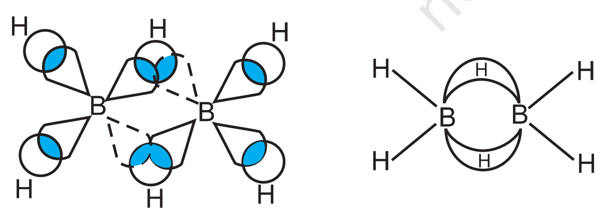
$$3B_2H_6 + 6NH_3 \rightarrow 3[BH_2(NH_3)_2]^+[BH_4]^- \xrightarrow{Heat} 2B_3N_3H_6 + 12H_2$$

ڈائی بورین کی ساخت شکل (a)11.2 میں دکھائی گئی ہے۔ کنارے کے چار ہائڈروجن ایٹم اور دو بورین کے ایٹم ایک ہی مستوی میں ہوتے ہیں۔ اس مستوی کے اوپر اور نیچے ہائڈروجن پل والے دو ایٹم ہوتے ہیں۔ کنارے کے چار B-H بند منظّم دو مرکز دو الیکٹران بند ہوتے ہیں جبکہ دو پل (B-H-B) بند مختلف ہوتے ہیں۔ اور تین مرکز دو الیکٹران بند کی طرح سمجھے جاسکتے ہیں جیسا کہ شکل (b)11.2 میں دکھایا گیا ہے۔



شکل 11.2(a) ڈائی بورین B_2H_6 کی ساخت

بورین بہت سے ہائڈرو بوریٹ بھی بناتا ہے جس میں سب سے اہم ٹیٹرا ہیڈرل $[BH_4]^-$ آین ہے۔ کئی دھاتوں کے ٹیٹرا ہائڈرائڈو بوریٹ معلوم ہیں۔ لیتھیم اور سوڈیم ٹٹرا ہائڈرو بوریٹ جن کو بورو ہائڈرائڈ بھی کہتے ہیں ڈائی ایتھائل ایتھر میں دھاتی ہائڈرائڈ کے B_2H_6 کے ساتھ تعامل سے تیار کرتے ہیں۔



شکل 11.2 (b) ڈائی بورین میں بندش۔ ہر ایک B ایٹم بندش کے لیے sp^3 ہائبرڈ استعمال کرتا ہے۔ ہر ایک B ایٹم پر چار sp^3 ہائبرڈ میں سے ایک بغیر الیکٹران کا ہے جسے ٹوٹی لائنوں سے ظاہر کیا گیا ہے۔ کنارے کے B-H بند نارمل 2 مرکز -2 الیکٹرون بند ہیں لیکن دو پل بند 3 مرکز -2 الیکٹرون بند ہیں 3 مرکز -2 الیکٹران پل بند کو کیلا بند (Banana Bonds) بھی کہتے ہیں۔

$LiBH_4$ اور $NaBH_4$ دونوں نامیاتی تالیف میں تحویلی ایجنٹ کے

© NCERT not to be republished

طور پر استعمال ہوتے ہیں۔ یہ دوسرے دھاتی بوروہائڈرائڈ بنانے کے لیے بھی استعمال ہوتے ہیں۔

11.4 بورون۔ ایلومینیم اور ان کے مرکبات کے استعمال (Uses of Boron and Aluminium and Their Compounds)

بورون جو کہ انتہائی سخت انعطاف پذیر اور زیادہ نقطہ گداخت کا ٹھوس ہے اور کم کثافت اور معمولی برقی موصلیت کا حامل ہے۔ یہ بہت کارآمد ہے۔ بورون کے ریشوں کا استعمال بلیٹ پروف جیکٹ اور ہوائی جہاز کے لیے ہلکے سامان بنانے میں ہوتا ہے۔ بورون 10 (^{10}B) ہم جا میں نیوٹرانوں کو جذب کرنے کی بہت زیادہ صلاحیت ہوتی ہے اس لیے دھاتی بورائڈوں کو نیوکلیائی صنعت میں حفاظتی ڈھال اور کنٹرول راڈ کے طور پر استعمال کرتے ہیں۔ بوریکس اور بورک ایسڈ کا خاص صنعتی استعمال حرارت مزاحم شیشوں (مثلاً پائی رکس)، گلاس اون (Glass Wool) اور فائبر گلاس (Fibre Glass) بنانے میں ہے۔ بوریکس کا استعمال دھاتوں کو جوڑنے میں بحیثیت فلکس، حرارت، خراش، داغ مزاحم گلیز شدہ استر بنانے میں اور ادویاتی صابن بنانے میں کرتے ہیں۔ آرتھو بورک آبی محلول عموماً ہلکے اینٹی سیپٹک (Antiseptic) کے طور پر استعمال ہوتا ہے۔

ایلومینیم چمکدار چاندی جیسی سفید دھات ہے۔ اس کی کھنچاؤ کی طاقت (Tensile Strength) برقی اور حرارتی موصلیت بہت زیادہ ہے۔ وزن کے لحاظ سے ایلومینیم کی برقی موصلیت تانبہ سے دوگنی ہے۔ ایلومینیم کا استعمال صنعتوں اور روزمرہ کی زندگی میں بہت زیادہ ہے۔ یہ Cu، Mn، Mg، Si اور Zn کے ساتھ بھرتیں (Alloys) بناتا ہے۔ ایلومینیم اور اس کی بھرتوں کو پائپ، ٹیوب، راڈ تار پلیٹ یا ورق کی شکل عطا کی جاسکتی ہے۔ اس لیے اس کا استعمال پیکنگ برتن بنانے تعمیری کاموں ہوائی جہاز اور نقل وحمل کی صنعتوں میں ہوتا ہے۔ ایلومینیم اور اس کے مرکبات کا استعمال گھریلو کاموں میں اس کی سمی اثر کی وجہ سے بہت کم ہوگیا ہے۔

11.5 گروپ 14 عناصر : کاربن فیملی (Group 14 Elements : The Carbon Family)

کاربن (C)، سلیکان (Si)، جرمینیم (Ge)، ٹن (Sn)، سیسہ (لیڈ)(Pb) اور فلیوورییم گروپ 14 کے ممبر ہیں۔ قشر ارض میں کمیت کے لحاظ سے کاربن سب سے زیادہ پایا جانے والا سترہواں عنصر ہے۔ دنیا میں یہ آزاد اور متحدہ دونوں حالتوں میں پایا جاتا ہے۔ عنصری حالت میں یہ کوئلہ (Coal)، گریفائٹ (Graphite) اور ہیرے (Diamond) کی شکل میں حاصل ہوتا ہے۔ متحدہ حالت میں یہ دھات کے کاربونیٹ، ہائڈروکاربن اور ہوا میں کاربن ڈائی آکسائڈ (0.03%) کی شکل میں ملتا ہے۔ ہم یہ کہہ سکتے ہیں کہ کاربن ہمہ گیر فطرت کا حامل عنصر ہے۔ یہ ڈائی ہائڈروجن، ڈائی آکسیجن، کلورین اور سلفر جیسے دیگر عناصر سے مل کر حیاتیاتی بافتوں سے لے کر دوائیں اور پلاسٹک جیسے مختلف مادّوں کی تشکیل کرتا ہے۔ نامیاتی کیمیا کاربن کے مرکبات کی کیمیا ہے۔ یہ حیاتیاتی اشیا کا اہم جزو ہے۔ قدرتی کاربن کے دو مستحکم ہم جا ^{12}C اور ^{13}C ہیں۔ ان کے علاوہ ایک تیسرا ہم جا ^{14}C بھی ہوتا ہے۔ یہ ایک تابکار ہم جا ہے جس کی نصف عمر 5770 سال ہے اور ریڈیو کاربن ڈیٹنگ (Radio-carbon Dating) میں استعمال ہوتا ہے۔ قشر ارض میں دوسرا سب سے زیادہ (کمیت کے اعتبار سے 27.7%) پایا جانے والا عنصر سلیکان ہے۔ یہ سلیکا اور سلیکیٹ کی شکل میں پایا جاتا ہے۔ یہ ترابیات (Ceramics)، شیشہ اور سیمینٹ کا بہت اہم جز ہے۔ جرمینیم بہت قلیل مقدار میں ملتا ہے۔ ٹن خاص کر کیسیٹرائٹ SnO_2 اور سیسہ گیلینا PbS کی شکل میں ملتا ہے۔ فلیوورییم ایک تالیفی تابکار عنصر ہے۔

فلیوورییم کی علامت Fl، ایٹمی عدد 114، ایٹمی کمیت 289 اور الیکٹرانی تشکل $[Rn]5^{14},6d^{10},7s^2,7p^2$ ہے۔ ابھی تک اسے کافی کم مقدار میں بنایا گیا ہے۔ اس کی نصف عمر کافی کم ہے۔ اس کی خصوصیات ابھی تک واضح نہیں ہوئی ہیں۔ بہت خالص جرمینیم اور سلیکان کا استعمال ٹرانسٹر، اور نیم موصل آلات (Semiconductor Device) بنانے میں کرتے ہیں۔ گروپ 14 کے باقی عناصر کی اہم ایٹمی اور طبیعی خصوصیات اور ان کے الیکٹرانی تشکل جدول 11.2 میں دیے گئے ہیں۔ چند ایٹمی طبیعی اور کیمیائی خصوصیات کا تذکرہ ذیل میں کیا جارہا ہے۔

11.5.1 الیکٹرانی تشکل (Electronic Configuration)

ان عناصر کے گرفت خول کا الیکٹرانی تشکل ns^2np^2 ہے۔

11.5.2 شریک گرفت نصف قطر (Covalent Radius)

C سے Si تک شریک گرفت نصف قطر کافی تیزی سے بڑھتا ہے اس کے بعد Si سے Pb تک نصف قطر میں بہت تھوڑی بڑھوتری ہوتی ہے اس کی

© NCERT not to be republished

جدول 11.3 گروپ 14 عناصر کی ایٹمی اور طبیعی خصوصیات

خصوصیت	عنصر				
	کاربن C	سلیکن Si	جرمینیم Ge	ٹن Sn	لیڈ Pb
ایٹمی عدد	6	14	32	50	82
ایٹمی کمیت ($g\ mol^{-1}$)	12.01	28.09	72.60	118.71	207.2
الیکٹرانی تشکل	$[He]2s^22p^2$	$[Ne]3s^23p^2$	$[Ar]3d^{10}4s^24p^2$	$[Kr]4d^{10}5s^25p^2$	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^2$
شریک گرفت نصف قطر/ pm^a	77	118	122	140	146
آینی نصف قطر/ M^{4+}/pm^b	-	40	53	69	78
آینی نصف قطر/ M^{2+}/pm^b	-	-	73	118	119
آیونائزیشن اینتھالپی ($kJ\ mol^{-1}$) Δ_iH_1	1086	786	761	708	715
Δ_iH_2	2352	1577	1537	1411	1450
Δ_iH_3	4620	3228	3300	2942	3081
Δ_iH_4	6220	4354	4409	3929	4082
برقی منفیت [c]	2.5	1.8	1.8	1.8	1.9
کثافت [d] / $g\ cm^{-3}$	3.51[e]	2.34	5.32	7.26[f]	11.34
نقطہ گداخت/K	4373	1693	1218	505	600
نقطہ جوش/K	-	3550	3123	2896	2024
برقی مزاحمت ohm cm/(293K)	$10^{14}–10^{16}$	50	50	10^{-5}	2×10^{-5}

[a] تکسیدی حالت برائے M^{IV}؛ [b] 6- کوآرڈینیشن، [c] پالنگ پیمانہ، [d] 293K [e] ہیرے کے لیے۔ گریفائٹ کے لیے، کثافت 2.22 ہے، [f] β شکل (کمرہ کے درجہ حرارت پر مستحکم)

وجہ بھاری ممبروں میں مکمل d اور f مدارچوں کی موجودگی ہے۔

11.5.3 آیونائزیشن اینتھالپی (Ionisation Enthalpy)

گروپ 14 کے ممبروں کی آیونائزیشن اینتھالپی گروپ 13 کے نظیری ممبروں سے زیادہ ہوتی ہے۔ یہاں پر بھی اندرون قلب الیکٹرانوں کا اثر ظاہر ہوتا ہے۔ عموماً گروپ میں نیچے جانے پر آیونائزیشن اینتھالپی گھٹتی ہے۔ Si سے Ge سے Sn کی Δ_iH میں تھوڑی کمی اور Sn سے Pb میں Δ_iH میں معمولی سا اضافہ درمیانی d اور f اربٹل کا کمزور اسکریننگ اثر اور ایٹم کی جسامت میں اضافہ کا نتیجہ ہے۔

11.5.4 برقی منفیت (Electronegativity)

چھوٹی جسامت (Small Size) ہونے کی وجہ سے اس گروپ کے عناصر کی برقی منفیت گروپ 13 کے عناصر سے کچھ زیادہ ہوتی ہے۔ Si سے Pb تک کے عناصر کی برقی منفیت تقریباً یکساں ہوتی ہے۔

11.5.5 طبیعی خصوصیات (Physical Properties)

گروپ 14 کے تمام ممبران ٹھوس ہوتے ہیں۔ کاربن اور سلیکان غیر دھات ہیں جرمینیم دھتونت (Metalloid) ہے جب کہ ٹن اور سیسہ (Pb) کم نقطہ

گداخت کی نرم دھاتیں ہیں۔ گروپ 14 عناصر کے نقطہ گداخت اور نقطہ جوش گروپ 13 کے نظیری عناصر سے بہت زیادہ ہوتے ہیں۔

11.5.6 کیمیائی خصوصیات (Chemical Properties)

تکسیدی حالتیں اور کیمیائی تعاملیت کے رجحانات (Oxidation States and Trends in Chemical Reactivity)

گروپ 14 عناصر کے سب سے باہری خول میں چار الیکٹران ہوتے ہیں یہ عناصر عام تکسیدی حالتیں +4 اور +2 ظاہر کرتے ہیں۔ چونکہ ابتدائی چار آیونائزیشن اینتھالپی کا مجموعہ بہت زیادہ ہے اس لیے +4 تکسیدی حالت کے مرکبات عموماً فطرتاً شریک گرفت ہوتے ہیں۔ بھاری ممبروں میں +2 تکسیدی حالت ظاہر کرنے کا رجحان Ge < Sn < Pb ترتیب میں بڑھتا ہے۔ ایسا گرفت خول (Valence Shell) کے ns^2 الیکٹرانوں کے بندش میں حصہ نہ لینے کی صلاحیت کی وجہ سے ہوتا ہے۔ گروپ میں نیچے جانے پر دونوں تکسیدی حالتوں کے نسبتی استحکام تبدیل ہوتے جاتے ہیں۔ کاربن اور سلیکان زیادہ تر +4 تکسیدی حالت کو ظاہر کرتے ہیں۔ Ge +4 حالت میں مستحکم مرکبات بناتا ہے اور +2 حالت میں صرف چند مرکبات بناتا ہے۔ Sn دونوں تکسیدی حالت میں مرکبات بناتا ہے (+2 حالت میں Sn ایک تحویلی ایجنٹ (Reducing agent) ہے۔ سیسہ (Pb) کے مرکبات +2 حالت میں مستحکم اور +4 حالت میں قوی تکسیدی ایجنٹ ہیں۔ چہار گرفت (Tetravalent) حالت میں سالمہ کے مرکزی ایٹم (مثلاً CCl_4 میں کاربن) کے چاروں طرف الیکٹرانوں کی تعداد آٹھ ہوتی ہے۔ الیکٹران پریسائز مالیکیول ہونے کی وجہ سے یہ نہ تو الیکٹران حصول کار (Acceptor) ہوتے ہیں اور نہ ہی الیکٹران معطی (Donor) اگرچہ کاربن اپنی شریک گرفت (Covalence) کو 4 سے زیادہ نہیں بڑھا سکتا گروپ کے دوسرے عناصر ایسا کر سکتے ہیں۔ اس کی وجہ ان میں d اربٹل کی موجودگی ہے۔ اس لیے ان کے ہیلائڈ آب پاشیدہ ہو جاتے ہیں اور الیکٹران معطی انواع سے الیکٹران کا جوڑا حاصل کر کے پیچیدہ مرکبات بنانے کا رجحان رکھتے ہیں۔ مثلاً، SiF_6^{2-}، $[GeCl_6]^{2-}$، $[Sn(OH)_6]^{2-}$ وغیرہ، جہاں مرکزی ایٹم کی مخلوطیت (Hybridisation) sp^3d^2 ہے۔

(i) آکسیجن سے تعامل (Reactivity Towards Oxygen)

تمام ممبر آکسیجن میں گرم کرنے پر آکسائڈ بناتے ہیں۔ خاص طور سے دو طرح کے آکسائڈ یعنی مونو آکسائڈ اور ڈائی آکسائڈ بنتے ہیں جن کے ضابطے بالترتیب MO اور MO_2 ہیں۔ SiO صرف اونچے درجہ حرارت پر قائم رہتا ہے۔ عناصر کی اونچی تکسیدی حالت کے آکسائڈ عموماً کم تکسیدی حالت کے آکسائڈ کے مقابلے زیادہ تیزابی ہوتے ہیں۔ ڈائی آکسائڈ جیسے CO_2، SiO_2 اور GeO_2 تیزابی ہوتے ہیں جب کہ SnO_2 اور PbO_2 فطرتاً ایمفوٹیرک (Amphoteric) ہوتے ہیں مونو آکسائڈ میں CO تعدیلی ہے GeO مکمل تیزابی اور SnO اور PbO ایمفوٹیرک ہوتے ہیں۔

مسئلہ 11.5

بتائیے کہ گروپ 14 کے ممبر جو (i) سب سے زیادہ تیزابی ڈائی آکسائڈ بناتا ہے (ii) عموماً +2 تکسیدی حالت میں پائے جاتے ہیں (iii) نیم موصل (Semiconductor) کی طرح استعمال ہوتے ہیں۔

حل

(i) کاربن (ii) سیسہ (iii) سلیکان اور جرمینیم

(ii) پانی سے تعامل (Reactivity Towards Water)

کاربن سلیکان اور جرمینیم پر پانی کا اثر نہیں ہوتا ہے۔ ٹن بھاپ کو تحلیل کر کے ڈائی آکسائڈ اور ڈائی ہائڈروجن گیس بناتا ہے۔

$$Sn + 2H_2O \xrightarrow{\Delta} SnO_2 + 2H_2$$

سیسہ پر پانی کا اثر نہیں ہوتا جس کی وجہ یہ ہے کہ اس کے اوپر حفاظتی آکسائڈ کی پرت بن جاتی ہے۔

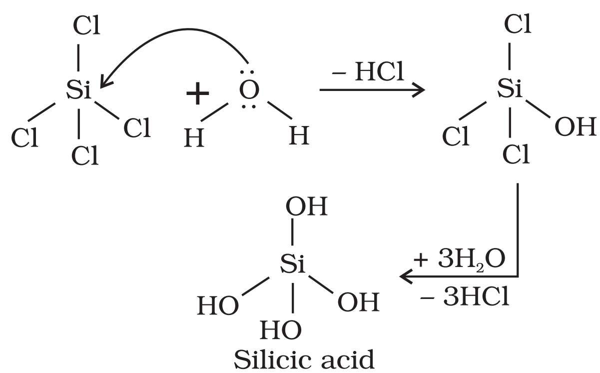
(iii) ہیلوجن سے تعامل (Reactivity Towards Halogen)

یہ عناصر MX_2 اور MX_4 فارمولے والے ہیلائڈ (جہاں X = F, Cl, Br, I) بنا سکتے ہیں۔ کاربن کو چھوڑ کر باقی تمام ممبر مناسب حالت میں براہ راست ہیلوجن سے تعامل کر کے ہیلائڈ بناتے ہیں۔ اکثر MX_4 فطرتاً شریک گرفت ہوتے ہیں۔ ان ہیلائڈوں میں مرکزی دھاتی ایٹم کی sp^3

© NCERT not to be republished

مخلوطیت ہوتی ہے اور سالمہ کی شکل ٹیٹراہیڈرل (Tetrahedral) ہوتی ہے۔ SnF_4 اور PbF_4 مستثنیٰ ہیں جو فطرتاً آینی ہیں۔ PbI_4 کا وجود نہیں ہے کیونکہ تعامل کے شروع میں بنے Pb-I بندش اتنی توانائی خارج نہیں کر پاتا کہ $6s^2$ الیکٹران غیر جفتی (Unpair) ہوسکیں اور ان میں سے ایک اونچے اربٹل میں جا کر سیسہ کے ایٹم کے چاروں طرف چار غیر جفتی الیکٹران دے سکیں۔ بھاری ممبر Ge سے Pb تک MX_2 ضابطہ والے ہیلائڈ بنا سکتے ہیں ڈائی ہیلائڈ کا استحکام گروپ میں نیچے جانے پر بڑھتا ہے۔ حرارتی اور کیمیائی استحکام کے اعتبار سے GeX_2 کے مقابلہ میں GeX_4 زیادہ مستحکم ہے جبکہ PbX_4 کے مقابلہ PbX_2 زیادہ مستحکم ہے۔ CCl_4 کے علاوہ دوسرے ٹیٹرا کلورائڈ پانی میں آسانی سے آب پاشیدہ ہو جاتے ہیں کیونکہ مرکزی ایٹم *d* اربٹل میں پانی کے سالمہ کے آکسیجن ایٹم کے تنہا جوڑے (Lone Pair) کو Accomodate کر لیتا ہے۔

$SiCl_4$ کی مثال کے ذریعہ آب پاشیدگی کو سمجھا جا سکتا ہے۔ $SiCl_4$ کی آب پاشیدگی پہلے پانی کے سالمہ کے الیکٹرانوں کے تنہا جوڑے کو Si کے *d* اربٹل میں حاصل کر کے اور آخر میں $SiCl_4$ کی $Si(OH)_4$ میں آب پاشیدگی ہوتی ہے جیسا کہ ذیل میں دکھایا گیا ہے۔



مسئلہ 11.6

$[SiF_6]^{2-}$ معلوم ہے جبکہ $[SiCl_6]^{2-}$ نہیں۔ ممکنہ وجوہات بتلائیے۔

حل

اہم وجوہات مندرجہ ذیل ہیں۔

(i) سیلکان ایٹم کی محدود جسامت کی وجہ سے چھ بڑے کلورین ایٹم اس کے گرد Accomodate نہیں ہو سکتے۔

(ii) کلورین ایٹم کے تنہا جوڑے اور سیلکان ایٹم کے درمیان باہمی عمل بہت مضبوط نہیں ہے۔

11.6 کاربن کے اہم رجحانات اور بے ربط طرز عمل (Important Trends and Anomalous Behaviour of Carbon)

دوسرے گروپوں کے پہلے ممبر کی طرح کاربن بھی بقیہ دوسرے ممبروں سے مختلف ہے۔ اس کی وجہ اس کی چھوٹی جسامت، زیادہ برقی منفیت، زیادہ آیونائزیشن اینتھالپی اور *d* اربٹل کی غیر موجودگی ہے۔

کاربن میں بندش کے لیے صرف s اور p اربٹل ہوتے ہیں اس لیے یہ اپنے گرد صرف چار الیکٹران جوڑے رکھ سکتا ہے۔ اس وجہ سے زیادہ سے زیادہ شریک گرفت چار تک محدود ہے۔ جبکہ دوسرے ممبران *d* اربٹل کی موجودگی کی وجہ سے اپنی شریک گرفت کو بڑھا سکتے ہیں۔

کاربن میں ایک یکتا صلاحیت یہ بھی ہے کہ یہ خود اپنے ساتھ اور کم جسامت نیز زیادہ برقی منفیت والے ایٹموں کے ساتھ $p\pi - p\pi$ کثیر بند بناتا ہے۔ کثیر بندشوں کی کچھ مثالیں ہیں $C = S$، $C = O$، $C \equiv C$، $C = C$ اور $C \equiv N$۔ بھاری عناصر $p\pi - p\pi$ بند نہیں بناتے کیونکہ ان کے ایٹمی اربٹل بہت بڑے ہوتے ہیں اور مضبوط اوورلیپنگ (Overlapping) نہیں ہوتی۔

کاربن ایٹم کی ایک اور خاصیت یہ ہے کہ یہ ایک دوسرے سے شریک گرفت بند کے ذریعہ جڑ کر زنجیر (Chain) اور حلقہ (Ring) بناتا ہے۔ اس خاصیت کو کیٹینیشن (Catenation) کہتے ہیں۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ C–C بند بہت مضبوط ہوتا ہے۔

گروپ میں نیچے جانے پر جسامت بڑھتی ہے اور برقی منفیت گھٹتی ہے اس لیے کیٹینیشن میں بھی کمی ظاہر ہوتی ہے۔ اسے بانڈ اینتھالپی کی قدروں سے واضح طور پر دیکھا جا سکتا ہے۔ کیٹینیشن ترتیب اس طرح ہے۔ $C << Si < Ge \approx Sn$، سیسہ زنجیری ترتیب نہیں ظاہر کرتا۔

© NCERT not to be republished

بانڈ (Bond)	بانڈ اینتھالپی (Bond Enthalpy) ($kJmol^{-1}$)
C—C	348
Si—Si	297
Ge—Ge	260
Sn—Sn	240

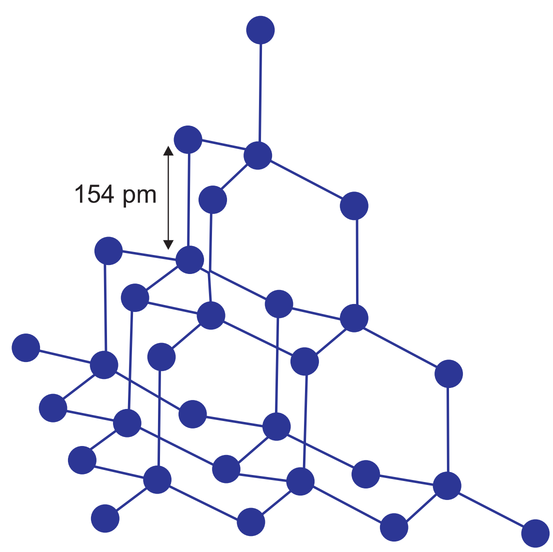
کیٹینیشن کی خاصیت اور $p\pi - p\pi$ بانڈ بننے کی وجہ سے کاربن بہروپی شکلیں ظاہر کرتا ہے۔

11.7 کاربن کے بہروپ (Allotropes of Carbon)

کاربن بہت سی بہروپی شکلیں قلمی اور غیر قلمی دونوں ظاہر کرتا ہے۔ ہیرا اور گیریفائٹ کاربن کی دو مشہور قلمی شکلیں ہیں۔ 1985 میں کاربن کی تیسری شکل جس کو فلیرین (Fullerenes) کہتے ہیں H.W. Kroto، E. Smalley اور R.F. Curl نے دریافت کی تھی اس دریافت پر ان کو 1996 میں نوبل انعام دیا گیا۔

11.7.1 ہیرا (Diamond)

یہ قلمی جالی (Crystalline Lattice) رکھتا ہے۔ ہیرے میں ہر ایک کاربن ایٹم میں sp^3 مخلوطیت (Hybridisation) ہوتی ہے اور دیگر چار کاربن ایٹموں سے مخلوط شدہ اربٹل کے ذریعہ ٹیٹرا ہیڈرل (Tetrahedral) انداز سے جڑا رہتا ہے۔ C–C بانڈ کی لمبائی 154 pm ہے یہ ساخت اسپیس (Space) میں پھیلی رہتی ہے اور کاربن ایٹم کا ایک سخت سہ ابعادی جال تیار ہوتا ہے۔ اس ساخت (شکل 11.3) میں سمتی شریک گرفت بانڈ تمام جالی میں موجود رہتے ہیں۔



شکل 11.3 ہیرے کی ساخت

توسیعی شریک گرفت بندش کو توڑنا بہت مشکل ہے اس لیے ہیرا دنیا میں سب سے سخت چیز ہے۔ اس کو سخت اوزاروں کے تیز کرنے کے لیے محترین (Abrasive) کے طور پر، ڈائی (Dyes) بنانے اور بجلی کے بلبوں میں ٹنگسٹن فلامنٹ بنانے میں استعمال کرتے ہیں۔

مسئلہ 11.7

ہیرا شریک گرفت ہے پھر بھی اس کا نقطہ گداخت بہت زیادہ ہے کیوں؟

حل:

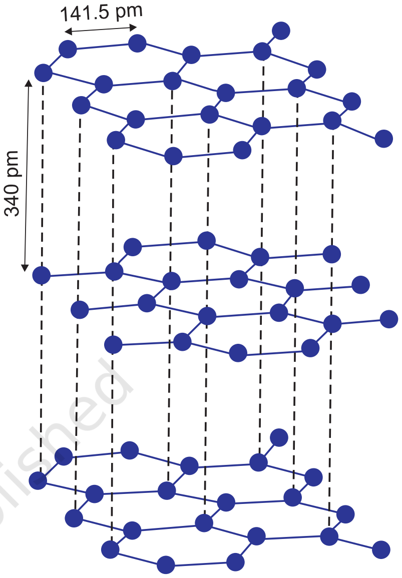
ہیرے میں سہ ابعادی نیٹ ورک (Three-dimensional Network) ہوتا ہے جو کہ مضبوط C—C بند پر مشتمل ہے جنھیں توڑنا بہت مشکل ہے۔ نتیجے کے طور پر اس کا نقطہ گداخت بہت زیادہ ہوتا ہے۔

© NCERT not to be republished

11.7.2 گریفائٹ (Graphite)

گریفائٹ کی ساخت پرتی (Layered) ہوتی ہے (شکل 11.4)۔ یہ پرتیں وانڈر وال قوتوں کے ذریعہ جڑی رہتی ہیں۔ دو پرتوں کے درمیان کا فاصلہ 340pm ہوتا ہے۔ ہر ایک پرت کاربن ایٹموں کے مسطح مسدسی حلقہ (Planer Hexagonal Ring) پر مشتمل ہوتی ہے۔ پرت کے اندر C–C بانڈ کا فاصلہ 141.5 pm ہے۔ مسدسی حلقہ میں ہر ایک کاربن ایٹم sp^2 مخلوطیت (Hybridisation) کے تحت اپنے قریبی کاربن ایٹموں سے تین سگما بند (Bonds) بناتا ہے۔ چوتھا الیکٹران پائی بانڈ (π Bond) بناتا ہے۔ الیکٹران پوری سطح پر Delocalised ہوتے ہیں۔ اس میں الیکٹران سیلان پذیر (Mobile) ہوتے ہیں اس لیے گریفائٹ برق کا ایصال کرتا ہے۔ پرتوں کے درمیان گریفائٹ آسانی

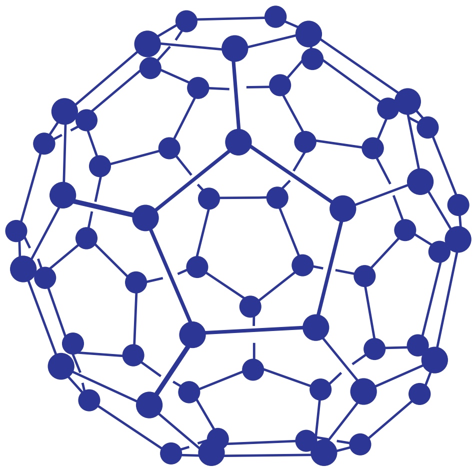
سے ٹوٹ جاتا ہے اس لیے یہ بہت نرم اور چکنا ہوتا ہے۔ اس وجہ سے اس کا استعمال اونچے درجہ حرارت پر چلنے والی مشینوں میں خشک مدھن (Dry Lubricant) کے طور پر کرتے ہیں جہاں تیل کو مدھن کے طور پر استعمال نہیں کیا جاسکتا۔



شکل **11.4** گریفائٹ کی ساخت

11.7.3 فلرین (Fullerenes)

غیر عامل گیس (Inert Gas) جیسے ہیلیم یا آرگن کی موجودگی میں گریفائٹ کو برقی قوس (Electric Arc) میں گرم کرکے فلرین (Fullerenes) بناتے ہیں۔ کاجلی مادہ (Sooty Material) تبخیر شدہ C^n کے چھوٹے سالموں کی تکثیف (Condensation) سے بنتا ہے جس کا اہم جزو C_{60} ہے جس میں تھوڑی سی مقدار C_{70} اور بہت قلیل مقدار میں فلرین (Fullerens) ہوتے ہیں جن میں جفت عدد کاربن ایٹم 350 یا اس سے زیادہ تک ہوسکتے ہیں۔ فلیرینس کاربن کی صرف خالص شکل ہے کیونکہ ان کی ساخت ہموار ہوتی ہے اور ان میں جھولتے ہوئے (Dangling) بانڈ نہیں ہوتے ہیں۔ فلرینس قفس نما (Cage Like) سالمے ہوتے ہیں۔ C_{60} سالمہ کی شکل ساکر بال (Soccer Ball) کی طرح ہوتی ہے اور اسے بک منسٹر فلیرینس (Buckminster Fullerens) کہتے ہیں (شکل 11.5)۔



شکل 11.5 بک منسٹر فلرینس C_{60} کی ساخت : نوٹ کیجئے کہ سالمہ کی شکل ساکر گیند (فٹبال) کی طرح ہے۔

اس میں چھ ممبر والے بیس اور پانچ ممبر والے بارہ حلقے ہوتے ہیں۔ چھ ممبروں کا حلقہ چھ یا پانچ ممبروں کے حلقہ سے جڑا ہوتا ہے لیکن پانچ ممبروں کا حلقہ صرف چھ ممبروں کے حلقے سے ہی جڑ سکتا ہے۔ تمام کاربن ایٹم یکساں ہوتے ہیں اور ان میں sp^2 مخلوطیت ہوتی ہے۔ ہر ایک کاربن ایٹم دیگر تین کاربن ایٹموں سے سگما بونڈ بناتے ہیں۔ ہر ایک کاربن ایٹم پر بقیہ الیکٹران مالیکیولر اربٹل میں Delocalised ہوتے ہیں۔ جو کہ سالمہ کو ایرومیٹک خاصیت (Aromatic Character) عطا کرتے ہیں۔ اس گنبد نما سالمہ میں 60 راس (Vertices) ہوتے ہیں اور ہر ایک پر ایک کاربن ایٹم ہوتا ہے اور یہ اکہرے اور دوہرے دونوں قسم کے بانڈ رکھتے ہیں جس میں C–C کا فاصلہ بالترتیب 143.5 pm اور 138.3 pm ہے۔ کروی (Spherial) فلرینس کو اختصار میں بکی بال (Bucky Balls) بھی کہتے ہیں۔

یہ جاننا بہت ضروری ہے کہ حرحرکیاتی اعتبار سے گریفائٹ کاربن کا سب سے زیادہ مستحکم بہروپ ہے۔ اس لیے گریفائٹ کا $\Delta_f H^\ominus$ صفر لیتے ہیں ہیرے کا $\Delta_f H^\ominus$ اور فلیرین C_{60} کا $\Delta_f H^\ominus$ بالترتیب 1.90 اور 38.1kJ mol^{-1} ہیں عنصر کاربن کی دوسری شکلیں جیسے کاربن بلیک (Carbon Black) کوک (Coke) اور چارکول (Charcoal) سب گریفائٹ یا فلرینس کی غیر خالص شکلیں ہیں۔ کاربن بلیک ہائڈروکاربن کو محدود ہوا کی موجودگی میں جلا کر بناتے ہیں۔ چارکول اور کوک بالترتیب لکڑی یا کوئلہ کو ہوا کی غیر موجودگی میں زیادہ درجہ حرارت پر گرم کرکے بناتے ہیں۔

© NCERT not to be republished

11.7.4 کاربن کے استعمال (Uses of Carbon)

پلاسٹک مادہ پر جسے گریفائٹ کے ریشے بہت مضبوط اور ہلکے مرکب ہوتے ہیں۔ ان مرکبات کا استعمال ٹینس کے ریکٹ، مچھلی پکڑنے کی چھڑیں، ہوائی جہاز اور کشتیاں بنانے میں کرتے ہیں۔ اچھا موصل ہونے کی وجہ سے گریفائٹ کا استعمال بیٹریوں میں الیکٹروڈ بنانے اور صنعتی برق پاشیدگی میں کرتے ہیں۔ گریفائٹ سے بنی کٹھالیاں (Crucibles) ہلکے تیزاب اور القلی کے لیے غیر عامل ہوتی ہیں۔ بہت زیادہ مسامدار (Porous) ہونے کی وجہ سے ایکٹیویٹڈ چارکول کا استعمال زہریلی گیسوں کو اس کی سطح پر جذب (Adsorpton) کرنے کے لیے کیا جاتا ہے۔ اس کا استعمال پانی کے فلٹر میں نامیاتی اشیا کو ہٹانے اور ایرکنڈیشنر میں بو کو کنٹرول کرنے میں کیا جاتا ہے۔ کاربن بلیک کا استعمال کالی روشنائی میں کالا رنگ لانے اور گاڑیوں کے ٹائروں میں فلر کے طور پر کیا جاتا ہے۔ کوک کو ایندھن کے طور پر اور فلز کاری (Metallurgy) میں بحیثیت تحویلی ایجنٹ (Reducing Agent) استعمال کرتے ہیں۔ ہیرا ایک قیمتی پتھر ہے اور زیورات میں استعمال ہوتا ہے۔ اس کو کیرٹ (Carat) میں ناپتے ہیں (1 کیرٹ = 200 ملی گرام)۔

11.8 کاربن اور سیلکان کے کچھ اہم مرکبات (Some Important Compounds of Carbon and Silicon)

کاربن کے آکسائڈ

کاربن کے دو اہم آکسائڈ، کاربن مونو آکسائڈ CO اور کاربن ڈائی آکسائڈ CO_2 ہیں۔

11.8.1 کاربن مونو آکسائڈ (Carbon Monoxide)

آکسیجن یا ہوا کی محدود مقدار میں کاربن کی براہ راست تکسید سے کاربن مونو آکسائڈ پیدا ہوتی ہے۔

$$2C(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} 2CO(g)$$

چھوٹے پیمانہ پر خالص CO کی تالیف 373K پر مرتکز H_2SO_4 کے ساتھ فورمک ایسڈ کی نابیدگی (Dehydration) کے ذریعے کی جاتی ہے۔

$$HCOOH \xrightarrow[H_2SO_4\ conc.]{373K} H_2O + CO$$

بڑے پیمانہ پر اس کو بنانے کے لیے پانی کی بھاپ کو گرم کوک پر گزارتے ہیں۔ اس طرح بننے والے CO اور H_2 کے آمیزہ کو **واٹر گیس** (Water Gas) **یا تالیفی گیس** (Synthesis Gas) کہتے ہیں۔

$$C(s) + H_2O(g) \xrightarrow{473-1273K} \underset{\text{واٹر گیس}}{CO(g) + H_2(g)}$$

اگر بھاپ کی جگہ ہوا کا استعمال کریں تو CO اور N_2 کا آمیزہ بنتا ہے جسے **پروڈیوسر گیس** (Producer Gas) کہتے ہیں۔

$$2C(s)+O_2(g)+4N_2(g) \xrightarrow{1273K} \underset{\text{پروڈیوسر گیس}}{2CO(g)+4N_2(g)}$$

واٹر گیس اور پروڈیوسر گیس بہت اہم صنعتی ایندھن ہیں۔ واٹر گیس اور پروڈیوسر گیس کی کاربن مونو آکسائڈ کے مزید احتراق (Combustion) سے کاربن ڈائی آکسائڈ بنتی ہے اور حرارت پیدا ہوتی ہے۔ یہ ایک بے رنگ اور بغیر بو والی گیس ہے جو کہ پانی میں تقریباً حل پذیر ہے۔ یہ ایک قوی تحویلی ایجنٹ ہے جو تقریباً تمام دھاتی آکسائڈوں کی تحویل کرتا ہے۔ (قلوی، قلوی مٹی دھاتوں، ایلومینیم اور چند عبوری دھاتوں کو چھوڑ کر) CO کی اس خاصیت کا استعمال دھاتوں کو ان کی آکسائڈ کچ دھاتوں سے نکالنے میں کرتے ہیں۔

$$Fe_2O_3 + 3CO \xrightarrow{\Delta} 2Fe + 3CO_2$$
$$ZnO + CO \xrightarrow{\Delta} Zn + CO_2$$

CO سالمہ میں کاربن اور آکسیجن کے درمیان ایک سگما اور دو π بانڈ $:C{\equiv}O:$ ہوتے ہیں۔ کاربن پر تنہا جوڑا (Lone Pair) ہونے کی وجہ سے CO سالمہ معطی کے طور پر کام کرتا ہے اور کچھ دھاتوں کے ساتھ گرم کرنے پر **دھاتی کاربونائل** (Metal Carbonyls) بناتا ہے۔ CO بہت زیادہ زہریلی گیس ہونے کی وجہ یہ ہے کہ **ہیموگلوبن کے ساتھ ایک پیچیدہ مرکب** بناتا ہے جو کہ آکسیجن ہیموگلوبن مرکب سے تقریباً 300 گنا زیادہ مستحکم ہے۔ یہ لال دموی خلیوں (Red Blood Corpuscles) کے ہیموگلوبن کو جسم کے اندر آکسیجن کو لے جانے سے روکتا ہے اور آخر میں موت واقع ہو جاتی ہے۔

11.8.2 کاربن ڈائی آکسائڈ (Carbon Dioxide)

اس کو کاربن یا کاربن ایندھنوں کو آکسیجن کی وافر مقدار میں مکمل احتراق سے بناتے ہیں۔

© NCERT not to be republished

$$C(s) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g)$$

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \xrightarrow{\Delta} CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

تجربہ گاہ میں اس کو بآسانی کیلشیم کاربونیٹ پر ڈائی لیوٹ HCl کے تعامل سے بناتے ہیں۔

$$CaCO_3(s) + 2HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

صنعتی پیمانہ پر اس کو چونا پتھر (Limestone) کو گرم کرکے تیار کرتے ہیں۔

یہ ایک بے رنگ اور بغیر بو والی گیس ہے۔ پانی میں تھوڑی حل پذیری کی وجہ سے یہ حیاتیاتی کیمیائی اور ارضی کیمیائی اہمیت کی حامل ہے۔ پانی کے ساتھ یہ کاربونک تیزاب H_2CO_3 بناتی ہے جو ایک کمزور ڈائی بیسک ایسڈ (Dibasic Acid) ہے اور دو مراحل میں افتراق کرتا ہے۔

$$H_2CO_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

$$HCO_3^-(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CO_3^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$$

H_2CO_3/HCO_3^- حاجب نظام (Buffer System) خون کے pH کو 7.26 سے 7.42 کے درمیان رکھتا ہے۔ تیزابی ہونے کی وجہ سے القلیوں (Alkalies) سے مل کر دھاتی کاربونیٹ بناتا ہے۔

کاربن ڈائی آکسائڈ جو کہ کرہ باد میں حجم کے اعتبار سے تقریباً 0.03% ہوتی ہے **ضیائی تالیف** (Photosynthesis) کے ذریعہ ہٹائی جاتی ہے۔ اس عمل کے ذریعہ ہرے پودے فضا کی CO_2 کو کاربوہائڈریٹ جیسے گلوکوز میں تبدیل کر دیتے ہیں۔ مجموعی طور پر کیمیائی تبدیلی مندرجہ ذیل ہے۔

$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow[\text{Chlorophyll}]{h\nu} C_6H_{12}O_6 + 6O_2$$

اس طریقے سے پودے اپنے لیے اور جانوروں نیز انسانوں کے لیے غذا تیار کرتے ہیں۔ CO کے برخلاف یہ زہریلی نہیں ہے۔ لیکن فوسل ایندھنوں (Fossil Fuels) کے احتراق کی زیادتی اور سیمنٹ بنانے میں چونا پتھر (Limestone) کی تحلیل کی وجہ سے حالیہ برسوں میں فضا میں CO_2 کی مقدار بہت بڑھ گئی ہے۔ نتیجہ کے طور پر **سبز گھر اثر** (Green House Effect) میں اضافہ ہو جاتا ہے جو فضا کا درجہ حرارت بڑھاتا ہے جس کے بہت سے خطرناک نتائج ہو سکتے ہیں۔

مائع شدہ CO_2 کو تیزی کے ساتھ پھیلانے سے وہ ٹھوس شکل میں آجاتی ہے جسے **خشک برف** (Dry Ice) کہتے ہیں۔ خشک برف کا استعمال آئس کریم اور کھانا ٹھنڈا کرنے میں بارد (Refrigerant) کے طور پر کرتے ہیں۔ گیسی CO_2 کا استعمال سوفٹ ڈرنک کو کاربونیٹ کرنے کے لیے کیا جاتا ہے۔ بھاری ہونے اور احتراق (Combustion) میں معاون نہ (Non-Supporter) ہونے کی وجہ سے اس سے آگ بجھانے کے لیے (Fire Extinguisher) استعمال کرتے ہیں۔ CO_2 کا استعمال یوریا بنانے میں کرتے ہیں۔

CO_2 سالمہ میں کاربن ایٹم *sp* مخلوطیت (Hybridisation) سے گزرتا ہے کاربن ایٹم کے دو *sp* مخلوط شدہ اربٹل آکسیجن ایٹموں کے دو *p* اربٹل سے اوورلیپ (Overlap) کرکے دو سگما بانڈ بناتے ہیں جبکہ کاربن ایٹم کے دوسرے دو الیکٹران آکسیجن ایٹم میں $p\pi-p\pi$ بندش میں استعمال ہوتے ہیں۔ اس نتیجہ میں اس کی خطی شکل ہوتی ہے (دونوں C–O بانڈ برابر لمبائی (115pm) کے ہوتے ہیں اور ڈائی پول مومنٹ (Dipole Moment) نہیں ہوتا۔ اس کی گمک (Resonance) ساخت ذیل میں دکھائی گئی ہے۔

$$:\overset{..}{\underset{..}{O}}{}^{-}-C\equiv O:^{+} \longleftrightarrow :\overset{..}{O}=C=\overset{..}{O}: \longleftrightarrow {}^{+}:O\equiv C-\overset{..}{\underset{..}{O}}:^{-}$$

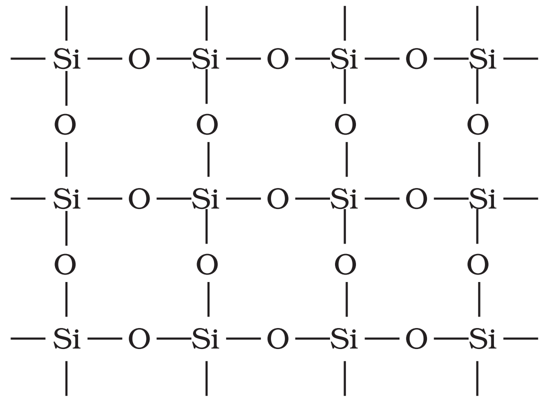
کاربن ڈائی آکسائڈ کی گمک (Resonance) ساخت

11.8.3 سلیکان ڈائی آکسائڈ (Silicon Dioxide, SiO_2)

قشرارض (Earth Crust) کا 95% حصہ سلیکا اور سلیکیٹ سے مل کر بنا ہے۔ سلیکان ڈائی آکسائڈ جس کو عموماً سلیکا کہتے ہیں کئی قلمی شکلوں میں پایا جاتا ہے۔ کوارٹز (Quartz)، کرسٹوبلائٹ (Cristobalite) اور ٹرائی ڈائمائٹ (Tridymite) سلیکا کی کچھ قلمی شکلیں ہیں جو مناسب درجہ حرارت پر باہم ایک دوسرے میں تبدیل ہو جاتے ہیں۔ سلیکان ڈائی آکسائڈ ایک شریک گرفت (Covalent) سہ ابعادی (Three Dimensional) نیٹ ورک پر مشتمل ٹھوس ہے جس میں ہر ایک سلیکان ایٹم شریک گرفت بندشوں سے چار آکسیجن ایٹم سے ٹیٹراہیڈرل (Tetrahedral) انداز میں جڑا رہتا ہے۔ پھر ہر ایک آکسیجن ایٹم شریک گرفت بند کے ذریعے سے دوسرے سلیکان ایٹم سے جڑا رہتا ہے جیسا کہ شکل میں دکھایا گیا ہے۔ ہر ایک کونہ دوسرے ٹیٹراہیڈرن

© NCERT not to be republished

(Tetrahedron) کے ساتھ حصہ داری کرتا ہے مکمل قلم کو ایک ضخیم سالمہ تصور کیا جاسکتا ہے جس میں آٹھ ممبروں والے حلقے بنتے ہیں جن میں متبادل سیلکان اور آکسیجن ایٹم ہوتے ہیں (شکل 11.6)۔



شکل 11.6 SiO_2 کی سہ ابعادی ساخت

بہت زیادہ Si–O بانڈ اینتھالپی کی وجہ سے سیلکا اپنی عام حالت میں تقریباً غیر عامل ہوتا ہے۔ یہ ہیلوجنوں، ڈائی ہائڈروجن اور زیادہ تر تیزابوں اور دھاتوں کے تعامل (Attack) کو اونچے درجہ حرارت پر بھی روکتا ہے۔ تاہم یہ HF اور NaOH سے تعامل کرتا ہے۔

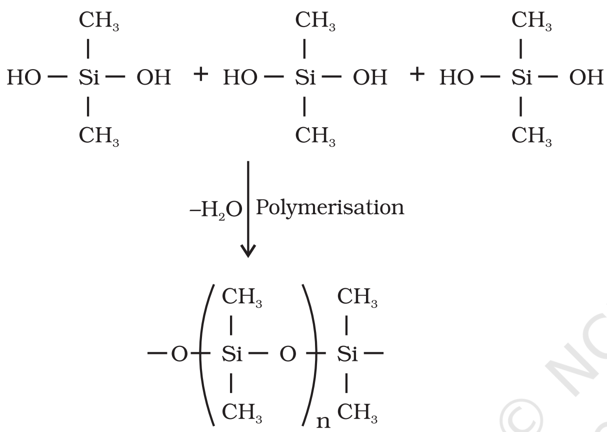
$$SiO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2SiO_3 + H_2O$$
$$SiO_2 + 4HF \rightarrow SiF_4 + 2H_2O$$

کوارٹز (Quartz) ایک پیزوالیکٹرک مادہ (Piezoeletric Material) کے طور پر بہت استعمال ہوتا ہے۔ اس نے بہت صحیح گھڑیاں، جدید ریڈیو اور ٹیلی ویژن نشریات اور موبائل ریڈیو ترسیل کو بہت ترقی دی ہے۔ سیلکا جیل (Gel) کا استعمال خشکندہ عامل (Drying Agent)، کرومیٹوگرافک مادہ (Chromatographic Material) کا معاون اور وسیط (Catalyst) کے طور پر کرتے ہیں۔ سیلکا کی ایک غیر قلمی (Amorphous) قسم کیسل گھر (Kieselghur) کا استعمال تقطیر پلانٹ میں کرتے ہیں۔

11.8.4 سیلکانس (Silicons)

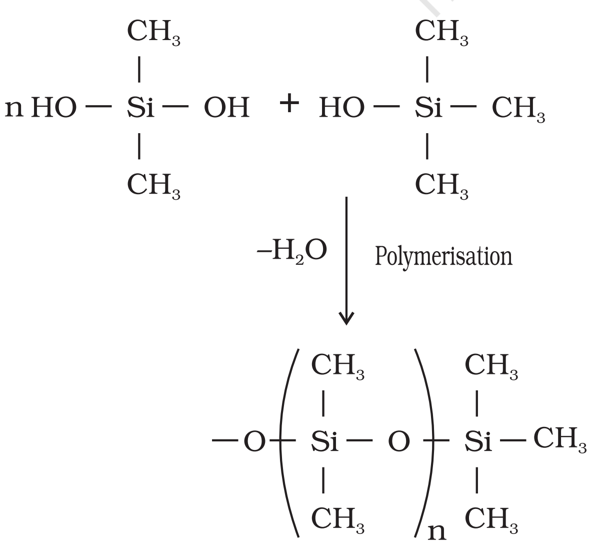
نامیاتی سیلکان پولیمر کا ایک گروپ ہے جس کی دوری اکائی (Repeating Unit) $(–R_2SiO–)$ ہوتی ہے۔ سیلکانس بنانے کے لیے آغازی مادہ الکائل یا ارائل متبادل سیلکان کلورائڈز R_2SiCl_2 ہے جہاں R الکائل یا ارائل گروپ ہے۔ جب متھائل کلورائڈ کا پر وسیط کی موجودگی میں 573K درجہ حرارت پر سیلکان سے تعامل کرتا ہے تو مختلف قسم کے متھائل متبادل کلوروسلین (جن کے ضابطے $MeSiCl_3$، Me_2SiCl_2، Me_3SiCl) اور تھوڑی مقدار میں Me_4Si بنتے ہیں۔ ڈائی کلوروسلین $(CH_3)_2SiCl_2$ کی آب پاشیدگی سے سیدھی زنجیر والے پولیمر بنتے ہیں۔

$$2CH_3Cl + Si \xrightarrow[570\ K]{Cu\ powder} (CH_3)_2SiCl_2$$
$$(CH_3)_2SiCl_2 \xrightarrow[-2HCl]{+2H_2O} (CH_3)_2Si(OH)_2$$



Silicone

پولیمر کی زنجیری لمبائی کو کنٹرول کرنے کے لیے $(CH_3)_3SiCl$ ملاتے ہیں جو پولیمر کے سروں کو بلاک (Block) کر دیتا ہے۔



Silicone

© NCERT not to be republished

سلیکانس غیر قطبی الکائل گروپوں سے گھرے ہونے کی وجہ سے پانی کو دفع (Repelling) کرتے ہیں۔ یہ عام طور پر زیادہ حرارتی استحکام، زیادہ ڈائی الیکٹرک (Dielectric) طاقت اور تکسیدی اور کیمیائی مرکبات کے تئیں مزاحمت (Resistance) رکھتے ہیں۔ ان کے بہت زیادہ استعمال ہیں۔ انھیں جوڑنے (Sealant)، چکنانے (Greases)، بجلی کے حاجز (Insulator) اور ریشوں کو واٹر پروف (Water Proofing) بنانے میں کرتے ہیں۔ حیاتی موافف (Biocompatible) ہونے کی وجہ سے اس کا استعمال سرجیکل (Surgical) اور کاسمیٹک (Cosmetic) پلانٹ میں کرتے ہیں۔

مسئلہ 11.8

سلیکانس کیا ہوتے ہیں؟

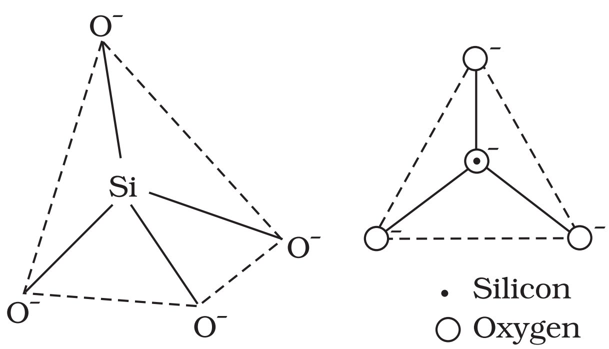
حل:

سادے سلیکانس $\left(-\overset{|}{\underset{|}{Si}} - O - \right)_n$ زنجیر پر مشتمل ہوتے ہیں جس میں الکائل یا فنائل گروپ ہر ایک سلیکان کی بقیہ بونڈنگ پوزیشن پر ہوتے ہیں۔ یہ فطرتاً آب گریز (Hydrophobic) ہوتے ہیں۔

11.8.5 سلیکیٹس (Silicates)

قدرتی ماحول میں بہت زیادہ سلیکیٹ معدنیات پائے جاتے ہیں۔ ان کی کچھ مثالیں فلڈ اسپار (Feldspar)، زیولائٹ (Zeolites)، مائکا (Micas) اور اسبسطوس (Asbestos) ہیں۔ سلیکیٹ کی بنیادی ساختی اکائی SiO_4^{4-} ہے (شکل 11.7) جس میں سلیکان ایٹم چار آکسیجن ایٹم سے ٹیٹراہیڈرن طرز پر بندھا رہتا ہے۔ سلیکیٹ میں یا تو مجرد اکائی موجود ہوتی ہے یا اس طرح کی بہت سی اکائیاں باہم کناروں پر حصہ داری کرکے جڑی رہتی ہیں جس میں 1،2،3 یا 4 آکسیجن ایٹم فی اکائی سلیکیٹ ہوتے ہیں۔ جب سلیکیٹ اکائیاں باہم جڑتی ہیں تو وہ زنجیر، حلقہ چادر یا سہ ابعادی (Three Dimensional) ساخت بناتی ہیں۔ سلیکیٹ ساخت پر منفی چارج دھاتی آینوں کے مثبت چارج سے تعدیل (Neutralize) ہوجاتا ہے۔ اگر چاروں کونوں پر ٹیٹراہیڈرل اکائیاں حصہ داری کرتی ہیں تو سہ ابعادی جال بنتا ہے۔

انسانوں کے بنائے دو اہم سلیکیٹ شیشہ (Glass) اور سیمنٹ (Cement) ہیں۔



شکل 11.7 (a) منفی چارج SiO_4^{4-} کی ٹیٹراھیڈرل ساخت (b) اکائی SiO_4^{4-} اکائیوں کا اظہار

11.8.6 زیولائٹ (Zeolites)

اگر سلیکان ڈائی آکسائڈ کے سہ ابعادی نیٹ ورک میں ایلومنیم ایٹم کچھ سلیکان ایٹم کی جگہ آجائیں تو یہ مجموعی ساخت ایلومینوسلیکیٹ کہلاتی ہے اور اس پر منفی چارج ہوتا ہے۔ کیٹ آین جیسے Na^+، K^+ یا Ca^{2+} اس منفی چارج کو متوازن (Balance) کرتے ہیں۔ اس کی مثالیں فلڈ اسپار اور زیولائٹ ہیں۔ زیولائٹ کا استعمال پٹرو کیمکل صنعتوں میں ہائڈروکاربنوں کی کریکنگ (Cracking) اور آئسومیرائزیشن (Isomerisation) میں وسیط (Catalyst) کے طور پر کرتے ہیں جیسے ZSM - 5 (ایک قسم کا زیولائٹ) کا استعمال الکوحل کو براہ راست گیسولین (Gasoline) میں تبدیل کرنے میں کرتے ہیں۔ آبیدہ زیولائٹ کا استعمال سخت پانی کو نرم بنانے میں آین ایکسچینج کے طور پر کیا جاتا ہے۔

© NCERT not to be republished

خلاصہ

دوری جدول کا **p-بلاک** اس لحاظ سے یکتا ہے کہ اس میں ہر طرح کے عناصر **دھات، غیر دھات** اور **دھتونت** موجود ہیں۔ دوری جدول کے p-بلاک عناصر کے چھ گروپ ہیں جو کہ 13 سے 18 تک ہیں۔ ان کے گرفت خول کی الیکٹرانی ساخت He کو چھوڑ کر ns^2np^{1-6} ہے۔ **اندرونی قلب** (Inner Core) کی الیکٹرانی ساخت میں فرق ان کی طبیعی اور کیمیائی خصوصیات کو بہت زیادہ متاثر کرتا ہے جس کے نتیجہ میں ان عناصر کی خصوصیات میں بہت زیادہ فرق نظر آتا ہے۔ گروپ تکسیدی حالت کے علاوہ یہ عناصر دوسری تکسیدی حالتیں ظاہر کرتے ہیں جو کہ گرفتی الیکٹرانوں کی کل تعداد سے دو کم ہوتی ہے۔ گروپ کے **ہلکے** عناصر کی گروپ تکسیدی حالت سب سے زیادہ مستحکم (Stable) ہوتی ہے جب کہ بھاری عناصر کی کم تکسیدی حالت بتدریج زیادہ مستحکم ہوتی ہیں۔ جسامت اور d اربٹل کی موجودگی مل کر ان عناصر کی π بونڈ بنانے کی اہلیت پر اثر انداز ہوتی ہے۔ **ہلکے عناصر** $p\pi - p\pi$ بانڈ بناتے ہیں جبکہ بھاری عناصر $d\pi - p\pi$ یا $d\pi - d\pi$ بانڈ بناتے ہیں۔ دوسرے دور کے عنصر میں d اربٹل کی غیر موجودگی ان کی شریک گرفت کو زیادہ سے زیادہ 4 تک محدود رکھتی ہے۔ جبکہ بھاری عناصر میں اس حد سے تجاوز ہوسکتا ہے۔

بورون ایک مخصوص غیر دھات ہے اور دوسرے ممبر دھات ہیں۔ چار اربٹل $2s$، $2p_x$، $2p_y$ اور $2p_z$ کو استعمال کرتے ہوئے شریک گرفت بانڈ بنانے کے لیے 3 گرفت الیکٹرانوں ($2s^22p^1$) کی موجودگی بورون مرکبات میں **الیکٹران کی کمی** (Electron Deficiency) پیدا کرتی ہے۔ یہ کمی ان کو اچھا الیکٹران حصول کار (Acceptor) بناتی ہے اور اس طرح بورون مرکبات **لوئس تیزاب** کی طرح برتاؤ کرتے ہیں۔ ہائڈروجن کے ساتھ بورون شریک گرفت سالماتی مرکبات **بورین** (Boranes) بناتی ہے جس میں سب سے سادہ **ڈائی بورین** B_2H_6 کہے۔ ڈائی بورین میں دو بورون ایٹم کے درمیان دو Bridging ہائڈروجن ایٹم ہوتے ہیں۔ یہ Bridge Bonds **تین مرکز دو الیکٹروں بونڈ** ہوتے ہیں۔ آکسیجن کے ساتھ بورون کے اہم مرکبات **بورک ایسڈ** اور **بوریکس** ہیں۔ بورک ایسڈ $B(OH)_3$ کمزور یک اساسی تیزاب ہے ایک سفید قلمی ٹھوس ہے جس کا ضابطہ $Na_2[B_4O_5(OH)].8H_2O$ ہے۔ **بوریکس بیڈ ٹیسٹ** (Borax Bead Test) عبوری دھاتوں کو مخصوص رنگ عطا کرتا ہے۔

ایلومینیم کی تکسیدی حالت 3+ ہے۔ گروپ میں نیچے جانے پر بھاری عناصر کی تکسیدی حالت 1+ بتدریج مستحکم ہوتی جاتی ہے اس نتیجہ کو **جامد جفت اثر** (Inert Pair Effect) کہتے ہیں۔

کاربن ایک مخصوص غیر دھات ہے جو اپنے چار گرفت الیکٹرانوں ($2s^22p^2$) کو استعمال کرکے شریک گرفت بانڈ بناتا ہے۔ اس میں **کیٹینیشن** (Catenation) کی خصوصیت ہوتی ہے جس کی وجہ سے زنجیریں اور حلقے نہ صرف C–C اکہرے بانڈ سے بلکہ متعدد (Multiple) بانڈ (C = C یا C ≡ C) سے بھی بنتے ہیں۔ کیٹینیشن کا یہ رجحان اس طرح گھٹتا ہے C>>Si>Ge≈Sn>Pb۔ کاربن **بہروپیت** (Allotropy) کی ایک بہت عمدہ مثال ہے۔ کاربن کے تین اہم **بہروپ** (Allotropes) **ہیرا، گریفائٹ** اور **فلیرین** (Fullerens) ہیں۔ کاربن فیملی کے ممبران عام طور سے 4+ اور 2+ تکسیدی حالتوں کو ظاہر کرتے ہیں 4+ تکسیدی حالت والے مرکبات عموماً شریک گرفت ہوتے ہیں۔ بھاری عناصر میں تکسیدی حالت 2+ کا رجحان بڑھتا جاتا ہے۔ سیسہ (Pb) 2+ تکسیدی حالت میں مستحکم (Stable) ہے اور 4+ تکسیدی حالت میں ایک قوی تکسیدی ایجنٹ (Strong Oxidising Agent) ہے۔ کاربن بھی منفی تکسیدی حالتوں کو ظاہر کرتا ہے۔ کاربن دو اہم آکسائڈ CO اور CO_2 بناتا ہے۔ کاربن مونو آکسائڈ تعدیلی (Neutral) اور CO_2 کی فطرت تیزابی ہے۔ کاربن مونو آکسائڈ کے C پر الیکٹرانوں کا جوڑا ہونے کی وجہ سے (Lone Pair of Electrons) یہ دھاتی **کاربونائل** (Metal Carbonyls) بناتی ہے۔ یہ بہت زیادہ زہریلی ہوتی ہے کیونکہ اس کا **ہیموگلوبن کا مپلیکس** آکسی ہیموگلوبن کامپلیکس کے مقابلے زیادہ مستحکم (Stable) ہے۔ کاربن ڈائی آکسائڈ بذات خود زہریلی نہیں ہے تاہم رکازی ایندھنوں (Fossil Fuels) کے احتراق (Combustion) اور چونا پتھر (Linestone) کی تحلیل (Decomposition) کے نتیجے میں فضا میں CO_2 کی زیادتی سے **'سبز گھر اثر'** (Green House Effect) کے بڑھ جانے کا خدشہ ہے جس کی وجہ سے فضا کا درجہ حرارت بڑھ جاتا ہے اور خطرناک عارضے پیدا ہو سکتے ہیں۔ **سلیکا، سلیکیٹ** اور **سلیکان** اہم قسم کے مرکبات ہیں جن کا استعمال صنعت اور ٹیکنالوجی میں بہت ہے۔

© NCERT not to be republished

مشقیں

11.1 B(i) سے Tl (ii) C سے Pb میں تکسیدی حالتوں کے تغیر کے پیٹرن پر بحث کیجیے۔

11.2 $TlCl_3$ کے مقابلہ میں BCl_3 کے زیادہ استحکام کو آپ کس طرح سمجھائیں گے؟

11.3 بورون ٹرائی فلورائڈ لوئس تیزاب کی طرح کیوں برتاؤ کرتا ہے؟

11.4 مرکبات BCl_3 اور CCl_4 پر غور کیجیے۔ یہ پانی کے ساتھ کس طرح کا طرز عمل ظاہر کریں گے؟ ثابت کیجیے۔

11.5 کیا بورک ایسڈ پروٹک ایسڈ ہے؟ سمجھائیے۔

11.6 سمجھائیے کیا ہوتا جب بورک ایسڈ کو گرم کرتے ہیں۔

11.7 BF_3 اور BH_4^- کی شکلیں (Shapes) بیان کیجیے۔ ان اشیا میں بورون کی مخلوطیت تفویض (Hybridisation) کیجیے۔

11.8 ایلومینیم کی ایمفوٹیرک فطرت (Amphoteric Nature) کو تعاملات لکھ کر ثابت کیجیے۔

11.9 الیکٹران کی کمی والے (Electron Deficient) مرکبات کیا ہیں؟ کیا BCl_3 اور $SiCl_4$ الیکٹران کی کمی والے مرکبات ہیں؟ سمجھائیے۔

11.10 CO_3^{2-} اور HCO_3^- کی گمک (Resonance) ساختیں لکھئیے۔

11.11 کاربن کی مخلوطی حالت (a) CO_3^{2-} (b) ہیرا (c) گریفائٹ میں کیا ہے۔

11.12 ساخت کی بنیاد پر ہیرا اور گیریفائٹ کی خصوصیات میں فرق سمجھائیے۔

11.13 ذیل میں دی گئی باتوں کو سمجھائیے اور کیمیائی تعاملات دیجیے۔

- لیڈ (II) کلورائڈ، Cl_2 سے تعامل کر کے $PbCl_4$ دیتا ہے۔
- لیڈ (IV) کلورائڈ حرارت میں بہت زیادہ غیر مستحکم (Unstable) ہے۔
- لیڈ کے بارے میں معلوم ہے کہ وہ آیوڈائڈ PbI_4 نہیں بناتا۔

11.14 وجہ بتائیے کہ BF_3 (130pm) اور BF_4^- (143pm) میں B-F بندشی لمبائی مختلف کیوں ہے

11.15 اگر B-Cl بانڈ میں ڈائی پول مومنٹ ہے تو BCl_3 کا ڈائی پول مومنٹ صفر کیوں ہے

11.16 ایلومینیم ٹرائی فلورائڈ نابیدہ HF میں نہیں گھلتا لیکن NaF ڈالنے سے گھل جاتا ہے۔ اگر محلول میں BF_3 گیس گزاریں تو ایلومینیم ٹرائی فلورائڈ کا رسوب بن جاتا ہے۔ وجہ بتائیے۔

11.17 وجہ بتائیے کہ CO زہریلی کیوں ہوتی ہے۔

11.18 CO_2 کی زیادتی کرہ ارض پر حرارت کی ذمہ دار کیوں ہے۔

11.19 ڈائی بورین اور بورک ایسڈ کی ساختوں کو واضح کیجیے۔

11.20 کیا ہوتا ہے جب

(a) بوریکس کو تیز گرم کرتے ہیں۔

(b) بورک ایسڈ کو پانی میں ڈالتے ہیں۔

© NCERT not to be republished

(c) ایلومینیم ڈائی لیوٹ NaOH سے تعامل کرتا ہے

(d) BF_3 کا تعامل امونیا سے کرتے ہیں۔

11.21 مندرجہ ذیل تعاملات کو سمجھایئے۔

(a) تانبہ کی موجودگی میں سیلکان کو متھائل کلورائڈ کے ساتھ زیادہ درجہ حرارت پر گرم کرتے ہیں۔

(b) سیلکان ڈائی آکسائڈ کا تعامل ہائڈروجن فلورائڈ سے کرتے ہیں۔

(c) CO کو ZnO کے ساتھ گرم کرتے ہیں۔

(d) آبیدہ ایلومینا (Alumina) کا تعامل آبی NaOH کے محلول سے کرتے ہیں۔

11.22 وجہ بتلایئے۔

(i) مرتکز HNO_3 کی نقل وحمل ایلومینیم کے برتن میں کی جاسکتی ہے۔

(ii) ڈائی لیوٹ NaOH اور ایلومینیم کے ٹکڑوں کے آمیزہ کو نالی (Drain) کھولنے کے لیے استعمال کرتے ہیں۔

(iii) گریفائٹ کو مدھن (Lubricant) کے طور پر استعمال کرتے ہیں۔

(iv) ہیرے کو مخرش (Abrasive) کے طور پر استعمال کرتے ہیں۔

(v) ایلومینیم کی بھرتیں ہوائی جہاز بنانے میں استعمال کی جاتی ہیں۔

(vi) ایلومینیم کے برتنوں کو رات بھر پانی میں نہیں رکھنا چاہیے۔

(vii) ایلومینیم کے تار کا استعمال ترسیل (Transmission) کے لیے کیبل بنانے میں کیا جاتا ہے۔

11.23 سمجھایئے کہ کاربن سے سیلکان تک آیونائزیشن اینتھالپی کم کیوں ہوتی ہے۔

11.24 آپ Al کے مقابلے میں Ga کے ایٹمی نصف قطر کی کمی کو کیسے سمجھائیں گے؟

11.25 بہروپ (Allotropes) کیا ہیں؟ کاربن کے دو بہروپوں ہیرا اور گریفائٹ کی ساختیں بنایئے۔ ان دو بہروپوں کی ساخت کا طبعی خصوصیات پر کیا اثر پڑتا ہے؟

11.26 مندرجہ ذیل آکسائڈوں کو تعدیلی، تیزابی۔ اساسی یا ایمفوٹیرک زمروں میں رکھیے۔

Tl_2O_3، PbO_2، Al_2O_3، CO_2، SiO_2، B_2O_3، CO۔

11.27 تھیلیم کچھ تعاملات میں ایلومینیم سے مطابقت رکھتا ہے۔ جبکہ کچھ میں وہ گروپ I کی دھاتوں سے مطابقت رکھتا ہے۔ اس بیان کی کچھ ثبوت دے کر تائید کیجیے۔

11.28 جب دھات X کا سوڈیم ہائڈراکسائڈ سے تعامل کرتے ہیں تو ایک سفید رسوب (A) ملتا ہے جو زیادہ NaOH میں گھل کر ایک پیچیدہ مرکب (B) بناتا ہے۔ مرکب (A) ڈائی لیوٹ HCl میں گھل کر مرکب (C) بناتا ہے۔ مرکب (A) تیز گرم کرنے پر (D) دیتا ہے جس کا استعمال دھات کے استخراج (Extract) میں کرتے ہیں (X)، (A)، (B)، (C) اور (D) کی شناخت کیجیے۔ مناسب مساوات کے ذریعہ ان شناختوں کی تائید کیجیے۔

11.29 مندرجہ ذیل سے آپ کیا سمجھتے ہیں۔

(a) جامد جفتی اثر (Inert Pair Effect)

(b) بہروپیت (Allotropy)

(c) کیٹینیشن (Catenation)

© NCERT not to be republished

11.30 کوئی نمک X مندرجہ ذیل نتائج دیتا ہے۔

(i) اس کا آبی محلول لٹمس کے تئیں قلوی ہے۔

(ii) تیز گرم کرنے پر یہ پھول کر ایک شیشہ جیسا مادہ Y(Glassy Material) بن جاتا ہے۔

(iii) جب X کے گرم محلول میں مرتکز H_2SO_4 ملاتے ہیں تو سفید قلمی تیزاب Z حاصل ہوتا ہے۔ اوپر کے تمام تعاملات کی مساوات لکھیے اور Y، X اور Z کی شناخت کیجیے۔

11.31 مندرجہ ذیل کے لیے متوازن مساوات لکھیے۔

(i) $BF_3 + LiH \rightarrow$

(ii) $B_2H_6 + H_2O \rightarrow$

(iii) $NaH + B_2H_6 \rightarrow$

(iv) $H_3BO_3 \xrightarrow{\Delta}$

(v) $Al + NaOH \rightarrow$

(iv) $B_2H_6 + NH_3 \rightarrow$

11.32 CO اور CO_2 ہر ایک کو بنانے کا صنعتی اور تجربہ گاہ میں استعمال ہونے والا طریقہ دیجیے۔

11.33 بوریکس کا آبی محلول ہے۔

(a) تعدیلی (b) ایمفوٹیرک (c) اساسی (d) تیزابی

11.34 بورک ایسڈ پالیمرک (Polymeric) ہے کیونکہ

(a) یہ فطرتاً تیزابی ہے (b) اس میں ہائڈروجن بانڈ موجود ہیں (c) یہ مونو بیسک ہے۔

(d) اپنی جیومیٹری (Geometry) کی وجہ سے۔

11.35 ڈائی بورین میں بورون کی مخلوطیت کی قسم ہے۔

(a) sp (b) sp^2 (c) sp^3 (d) dsp^2

11.36 حرحرکیاتی لحاظ سے کاربن کی سب سے زیادہ مستحکم شکل ہے۔

(a) ہیرا (b) گریفائٹ (c) فلرین (Fullrenes) (d) کوئلہ (Coal)

11.37 گروپ 14 کے عناصر

(a) صرف 4+ تکسیدی حالت ظاہر کرتے ہیں۔

(b) 2+ اور 4+ تکسیدی حالت ظاہر کرتے ہیں۔

(c) M^{2-} اور M^{2+} آین بتاتے ہیں۔

(d) M^{2+} اور M^{4+} آین بناتے ہیں۔

11.38 اگر سلیکونس (Silicones) بنانے کے لیے آغازی مادہ $RSiCl_3$ ہے تو بننے والے ماحصل کی ساخت (Structure) لکھیے۔

© NCERT not to be republished