

کیمیائی بندش اور سالماتی ساخت (Chemical Bonding and Molecular Structure)

سائنسدان مسلسل نئے مرکبات دریافت کر رہے ہیں، ان سے متعلق حقائق کو سلسلے وار ترتیب دے رہے ہیں، موجودہ علم کی بنیاد پر وضاحت کرنے کی کوشش کر رہے ہیں یا ابتدائی نظریات کو بہتر طور پر مرتب کر رہے ہیں یا مشاہدہ کیے گئے نئے حقائق کی وضاحت کر لیے نظریات کی تشکیل کر رہے ہیں۔

مقاصد

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

- کیمیائی بندش کے کوسل-لیوس نظریے کو سمجھ سکیں؛
- آئیٹیٹ قاعدے (Octate) کی وضاحت کر سکیں اور اس کی حدود بیان کر سکیں۔ سادہ سالموں کے لیے لیوس ساخت بنائیں؛
- مختلف قسم کے بند کی تشکیل کے عمل کو سمجھ سکیں؛
- وی ای پی آر (VSEPR) نظریے کو بیان کر سکیں اور سادہ سالموں کی جویزی کی پیشین گوئی کر سکیں؛
- شریک گرفت بندش کے لیے ویلنس باہمی طریقہ کارکی وضاحت کر سکیں؛
- شریک گرفت بندش کی سنتی خصوصیات کی پیشین گوئی کر سکیں؛
- اور p-p-s- اور d-d- اربٹل کی شمولیت سے ہابھرایڈ اریشیشن (Hybridisation) کی مختلف اقسام کی وضاحت کر سکیں اور سادہ شریک گرفت سالموں کی شکل بنائیں؛
- اسونیوکلیر دو اشی سالموں کے سالماتی اربٹل نظریہ (Molecular Orbital Theory) کو بیان کر سکیں؛
- ہاندروجن بند کے تصور کی وضاحت کر سکیں۔

ماہدہ ایک یا مختلف قسم کے عناصر سے مل کر بنتا ہے۔ عام حالات میں نوبل گیسوں کے علاوہ اور کوئی عنصر قدرت میں آزاد حالت میں نہیں پایا جاتا ہے۔ تاہم ایٹیوں کا ایک مجموعہ ایک نوع کی قسم میں نمایاں خاصیتوں کے ساتھ پایا جاتا ہے۔ ”ایٹیوں کے ایسے گروپ کو سالمہ (Molecular) کہتے ہیں۔ ظاہر ہے کہ ایک سالے میں ایٹیوں کو باندھنے کے لیے کوئی قوت درکار ہوگی وہ قوت کشش جو مختلف اجزا (ایٹم، آئین وغیرہ) کو مختلف کیمیائی انواع میں ایک ساتھ باندھ رکھتی ہے، کیمیائی بند کہلاتا ہے۔“ چونکہ ایک کیمیائی مرکب کی تشکیل مختلف عناصر کے علیحدہ علیحدہ طریقوں سے ملنے کے نتیجہ میں ہوتی ہے۔ ایٹم کیوں متعدد ہوتے ہیں؟ کچھ مخصوص اتحاد ہی کیوں ممکن ہیں؟ ایسا کیوں ہے کہ کچھ ایٹم متعدد ہوتے ہیں اور کچھ نہیں؟ سالمات کی مخصوص ساخت کیوں ہوتی ہے؟ ان سوالات کا جواب دینے کے لیے وقت فوچتا مختلف تصورات اور نظریات پیش کیے گئے ہیں۔ یہ کوسل-لیوس اپروچ، ویلنس شیل الیکٹران پیپر پلٹن ٹھیوری (VSEPR)، ویلنس بونڈ (VB) ٹھیوری اور مولیکول آر بیٹل (MO) ٹھیوری ہیں۔ بندش کے مختلف نظریات کا ارتقاء اور کیمیائی بندش کی نوعیت کی وضاحت کا قریبی تعلق ایٹم کی ساخت، عناصر کا الیکٹرانی تشکیل اور دوری جدول کی سمجھ پیدا کرنے کی کوششوں سے ہے۔ ہر نظام کی کوشش زیادہ مستحکم رہنے کی ہوتی ہے اور بندش نظام کو استحکام فراہم کرنے کے لیے تو نامی کو کم کرنے کا ایک قدرتی طریقہ ہے۔

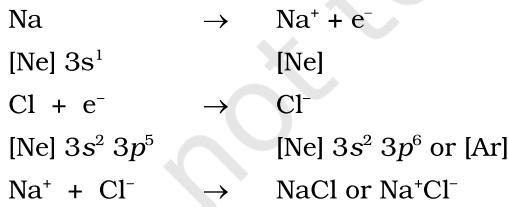
$\text{Li}^+ \text{Be}^+ \cdot \text{B}^- \cdot \text{C}^- \cdot \text{N}^- \cdot \text{O}^- \cdot \text{F}^- \cdot \text{Ne}$

لیوس علامات کی اہمیت: علامت کے ارگرو نقوشوں کی تعداد پلنس الکٹرانوں کی تعداد کو ظاہر کرتی ہے۔ پلنس الکٹرانوں کا یہ عدد عناصر کی عام یا گروپ پلنس معلوم کرنے میں مدد کرتا ہے۔ عناصر کا گروپ پلنس عام طور پر لیوس علامت میں نقوشوں کی تعداد کے برابر یا آٹھ میں سے نقوشوں یا پلنس الکٹرانوں کی تعداد گھٹانے پر حاصل شدہ عدد کے برابر ہوتا ہے۔

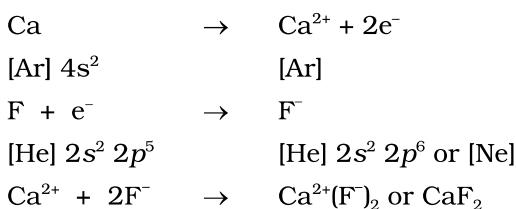
- کیمیائی بندش سے متعلق کوسل نے مندرجہ ذیل حقائق کی سمت توجہ دلائی:
- دوری جدول میں بہت زیادہ بر قی منفی ہیلوجن اور بہت زیادہ بر قی ثابت قلوی دھاتیں نوبل گیسوں کے ذریعہ جدا کی گئی ہیں۔
- ہیلوجن ایٹم سے منفی آین کے بننے اور قلوی دھات سے ایک ثابت آین بننے کا تعلق متعلقہ ایٹموں کے ذریعہ الکٹران حاصل کرنے یا گنوانے سے ہے۔
- اس طرح بننے والے منفی اور ثابت آین مستحکم نوبل گیسوں کا الکٹران تشکل حاصل کر لیتے ہیں۔ نوبل گیسوں میں (سوڈیم کے علاوہ جس میں صرف دو الکٹران ہوتے ہیں) خاص طور پر آٹھ الکٹرانوں (Octet) کا مستحکم تشکل پایا جاتا ہے۔

منفی اور ثابت آین بر قی سکونی کش (Electrostatic Attraction) کے ذریعہ قائم رہتے ہیں۔

مثال کے طور پر مندرجہ بالا اسکیم کے تحت سوڈیم اور کلورین سے سوڈیم کلورائڈ کا بننا اس طرح واضح کیا جاسکتا ہے:



اسی طرح CaF_2 کا بننا بھی مندرجہ ذیل طریقے سے دھلایا جاسکتا ہے:

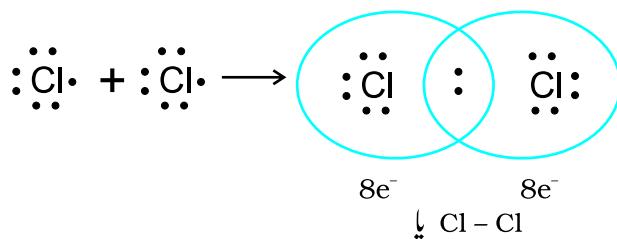


4.1 کیمیائی بندش کے لیے کوسل-لیوس کا طریقہ کار (Kossel-Lewis Approach to Chemical Bonding)

الکٹران کی اصطلاح میں کیمیائی بندش کی تشکیل کی وضاحت کے لیے متعدد کوششیں کی گئی ہیں لیکن یہ صرف 1916 میں ممکن ہوا جب کوسل اور لیوس نے آزادانہ طور پر ایک تسلی بخش وضاحت پیش کرنے میں کامیابی حاصل کی۔ وہ پہلے شخص تھے جنہوں نے نوبل گیسوں کی غیر عاملیت کی بنیاد پر بندش کی منطقی وضاحت پیش کی۔

لیوس نے ایٹم کی تصویر پیش کی جس کے مطابق ثبت چارج شدہ 'نیکلیس اور اندرونی الکٹران' (Kernel) ہوتا ہے اور اندرونی شیل میں زیادہ آٹھ الکٹران سماستے ہیں۔ اس نے مزید یہ تصویر کیا کہ یہ آٹھ الکٹران مکعب کے آٹھ کونوں کو گھیرتے ہیں جو 'Kernel' کو گھیرے ہوئے ہے۔ اس طرح سوڈیم کا باہری خول کا واحد الکٹران مکعب کے ایک کونے کو گھیرے گا، جبکہ گیس میں آٹھوں کونے گھرے ہوئے ہوں گے۔ الکٹرانوں کا یہ آٹھیٹ (Octet) ایک مخصوص مستحکم الکٹرانی تشکل کو ظاہر کرتا ہے۔ لیوس نے مزید یہ بھی دعویٰ کیا کہ ایٹم اس وقت مستحکم آٹھیٹ حاصل کر لیتے ہیں جب وہ کیمیائی بند کے ذریعے جوڑے ہوئے ہوئے ہیں۔ "سوڈیم اور کلورین کے معاملے میں یہ ایک الکٹران کی منتقلی کی شکل میں ہو سکتا ہے جب سوڈیم کا ایک الکٹران کلورین پر منتقل ہو جاتا ہے اور Na^+ اور Cl^- آین بنتے ہیں۔ دوسرے سالموں جیسے, H_2 , Cl_2 , F_2 وغیرہ میں دو ایٹموں کے درمیان ایک الکٹران کے جوڑے کے اشتراک سے بند بنتا ہے۔ اس عمل میں ہر ایٹم الکٹرانوں کے باہری مستحکم آٹھیٹ حاصل کر لیتا ہے۔

لیوس علامتیں: سالمہ کے بننے کے دوران کیمیائی اتحاد میں صرف باہری الکٹران ہی حصہ لیتے ہیں اور وہ گرفتی الکٹران (Valence Eletron) کہلاتے ہیں۔ اندرونی الکٹران کافی محفوظ ہوتے ہیں اور عام طور پر اتحادی عمل میں حصہ نہیں لیتے۔ جی۔ این۔ لیوس، امریکی کیمیادال نے ایٹم میں گرفتی الکٹرانوں کو ظاہر کرنے کا آسان طریقہ بتایا۔ یہ اظہار لیوس علامتیں کہلاتا ہے۔ مثال کے طور پر دوسرے دور کے عناصر کی لیوس علامتیں مندرجہ ذیل ہیں۔



دو کلورین ایٹموں کے درمیان شریک گرفت بند

”یہ نقطہ الیکٹران کو ظاہر کرتے ہیں۔ اس طرح کی ساخت کو یوں ڈاٹ ساخت کہا جاتا ہے۔“

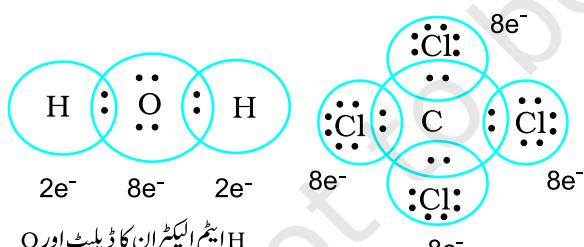
لیوں ڈاٹ ساخت دوسرے سالموں کے لیے بھی لکھے جاسکتے ہیں جن میں متعدد ہونے والے ایٹم مماثل یا مختلف ہو سکتے ہیں۔ ضروری حالات یہ ہیں کہ:

- ہر ایک بند ایٹموں کے درمیان الیکٹران کے جوڑے میں ساچھے کے نتیجے میں بنتا ہے۔

متعدد ہونے والا ہر ایک ایٹم اس ساچھے کے جوڑے میں کم از کم ایک الیکٹران کی حصہ داری کرتا ہے۔

الیکٹران کی شرکت کے نتیجے میں متعدد ہونے والے ایٹم نوبل گیس کے پیرونی شیل تسلیح حاصل کر لیتے ہیں۔

اس طرح پانی اور کاربن ٹیئرا کلو ائینڈ میں شریک گرفت بند کی تشکیل کو مندرجہ ذیل طریقے سے دکھایا جاسکتا ہے۔



”اس طرح جب دو ایٹم اپنے درمیان الیکٹران کے ایک جوڑے میں شرکت کرتے ہیں تو وہ واحد شریک گرفت بند کے ذریعہ جڑے ہوئے ہوتے ہیں۔“ بہت سے مرکبات میں ایٹموں کے درمیان کثیر بند ہوتے ہیں۔ دو ایٹموں کے درمیان ایک الیکٹران جوڑے سے زیادہ کی شرکت سے کثیر بند بنتے ہیں۔ اگر دو ایٹموں کے درمیان دو الیکٹران جوڑے

”ثبت اور منفی آئین کے درمیان بر قی سکونی کشش کے نتیجے میں بننے والا بند بر قی گرفت بند (Electrovalent Bond) کہلاتا ہے۔ اس طرح بر قی گرفت (Electro Valence) آئین پر اکائی چارج کی تعداد کے برابر ہوتی ہے۔“ اس طرح الیکٹرم کو ثبت الیکٹرو پلنس دو اور کلورین کو منفی الیکٹرو پلنس دیا جاتا ہے۔

کوسل کے اصول مسلمہ (Poslutes) الیکٹران کی منتقلی کے ذریعہ آئین بننے اور آئینی قلمی مرکبات بننے سے متعلق جدید تصورات کے لیے بنیاد فراہم کرتے ہیں۔ آئینی مرکبات کو سمجھنے اور انہیں منظم کرنے میں اس کے خیالات بہت اہم ثابت ہوئے ہیں۔ اس کے ساتھ ہی اس نے اس حقیقت کو بھی تسلیم کیا ہے کہ مرکبات کی ایک بڑی تعداد ان تصورات میں نہیں ہوتی۔

4.1.1 آکٹیٹ کا قاعدہ (Octet Rule)

1916 میں کوسل اور لیوں نے ایٹموں کے درمیان کیمیائی اتحاد کا ایک اہم نظریہ پیش کیا ہے جسے کیمیائی بندش کا الیکٹرانی نظریہ کہتے ہیں۔ اس کے مطابق ایک ایٹم دوسرے ایٹم کو گرفت الیکٹران (Valence Electron) منتقل کر کے (حاصل کر کے یا گناہ کر) اتحاد کر سکتے ہیں یا گرفت الیکٹرانوں کا سماجھا کر سکتے ہیں تاکہ وہ اپنے گرفت خول میں آکٹیٹ قائم کر سکیں۔ یہ آکٹیٹ قاعدہ کہلاتا ہے۔

4.1.2 شریک بندش بند (Covalent Bond)

لینگوویر (1919) نے لیوں کے اصول مسلمہ کو بہتر بنانے کے لیے آکٹیٹ کے ساکن مکعبی ترتیب کے تصور کو رد کر کے شریک گرفت بند (Covalent Bond) کی اصطلاح پیش کی۔ لیوں-لینگوویر نظریے کو کلورین کے سالمہ Cl_2 کے بننے کے عمل کے ذریعہ سماجھا جاسکتا ہے۔ Cl ایٹم جس کا الیکٹرانی تسلیح $5p^5$ [Ne] $3s^2 3p^5$ (Ar) کے الیکٹرانی تسلیح سے ایک الیکٹران کم ہے۔ کلورین (Cl_2) سالمہ کے بننے کے عمل کو اس طرح سماجھا جاسکتا ہے کہ دو کلورین ایٹم ایک الیکٹران کے جوڑے کا سماجھا کر لیتے ہیں، ہر کلورین ایٹم اس جوڑے کو اپنا ایک الیکٹران دے رہا ہے۔ نتیجہ کے طور پر دونوں کلورین ایٹم اپنے نزدیک ترین نوبل گیس (لیعنی آرگن) پیرونی شیل آکٹیٹ حاصل کر لیتے ہیں۔

یہ کسی حد تک سالمے کے بننے اور اس کی خصوصیات کو مجھے میں مدد کرتی ہے۔ لہذا سالمے کا یوں ڈاٹ ساخت لکھنا بہت فائدے مند ہوتا ہے۔

- مندرجہ ذیل اقدامات کی مدد سے یوں ڈاٹ ساخت لکھی جاسکتی ہیں۔
- ساخت لکھنے کے لیے درکار الیکٹرانوں کی کل تعداد کو اتحادی ایٹموں کے گرفتی الیکٹرانوں کو جمع کر کے حاصل کیا جاتا ہے۔
- مثال کے طور پر CH_4 سالمے میں بندش کے لیے 8 گرفتی الیکٹران دستیاب ہیں (چار کاربن سے اور 4 ہائڈروجن کے چار ایٹموں سے)۔

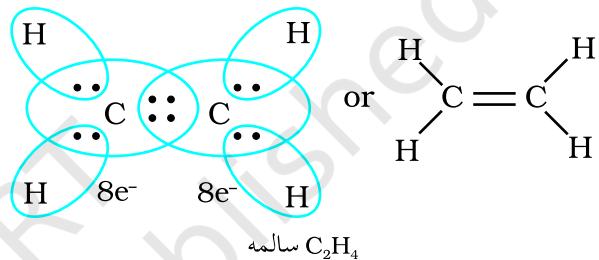
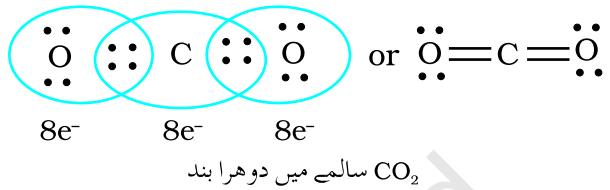
این آئین کے لیے ہر ایک منفی چارج کا مطلب ہے ایک الیکٹران کا داخل ہونا۔ کیٹ آئین کے لیے ہر ثبت چارج کے لیے گرفتی الیکٹرانوں کی کل تعداد میں سے ایک الیکٹران گھٹایا جائے گا۔ مثال کے طور پر CO_3^{2-} آئین کے لیے دو منفی چارج کا مطلب ہے تعدیلی ایٹموں کے ذریعے مہیا کیے گئے الیکٹرانوں کے علاوہ دو الیکٹران زائد ہیں۔ NH_3^+ آئین کے لیے ایک ثبت چارج کا مطلب ہے کہ تعدیلی ایٹموں کے گروپ میں سے ایک الیکٹران کم ہو گیا۔

تمدد ہونے والے ایٹموں کی کیمیائی علامتیں جانتے ہوئے اور مرکب کے ساختی ڈھانچے کا علم رکھتے ہوئے (جانتے ہوئے یا اندازہ کرتے ہوئے) الیکٹران کی کل تعداد کو ایٹموں کے درمیان کل بند کے تناسب میں مشترک گرفتی جوڑوں کو تقسیم کرنا آسان ہو جاتا ہے۔

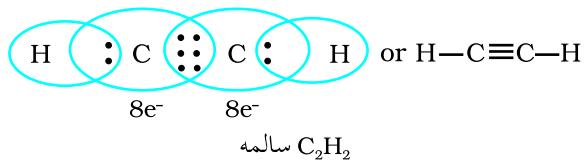
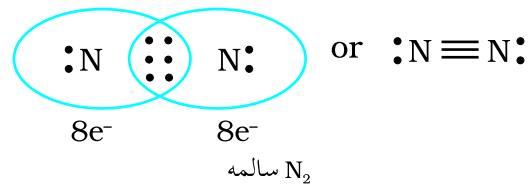
- عام طور پر کسی سالمے/آئین میں بر قی منفی ایٹم مرکزی مقام پر رہتا ہے۔ مثال کے طور پر CO_3^{2-} اور NF_3 میں نائٹروجن اور کاربن مرکزی ایٹم ہیں جبکہ کلورین اور آسیجن کا مقام سروں پر ہے۔

- اکھرے بند میں مشترک الیکٹران جوڑوں کی تقسیم کے بعد باقی ماندہ الیکٹرانوں کے جوڑے کثیر بندش میں استعمال ہو جاتے ہیں یا تہبا جوڑے (Lone Pair) کی حیثیت سے باقی رہتے ہیں بنیادی ضرورت تو یہ ہے کہ ہر بندشی ایٹم کے پاس آٹھ الیکٹران ہوں۔
- جدول 4.1 میں کچھ سالموں/آئینوں کے یوں نمونے پیش کیے گئے ہیں۔

مشترک ہیں تو ان کے درمیان شریک گرفت بند دوہرا بند (Double Bond) کہلاتے گا، مثال کے طور پر کاربن ڈائی آسیانڈ کے سالمے میں ہمارے پاس کاربن اور آسیجن کے درمیان دوہرے بند ہوتے ہیں۔ اسی طرح ایٹھیں کے سالمے میں دو کاربن ایٹم دوہرے بند کے ذریعہ بند ہوئے ہوتے ہیں۔



جب ساجھا کرنے والے ایٹم تین الیکٹران جوڑوں میں شرکت کرتے ہیں جیسا کہ دو نائٹروجن ایٹم ایک نائٹروجن سالمے میں یا دو کاربن ایٹم ایک ایٹھا میں کے سالمے میں تو ایک تہرا بند (Triple Bond) بنتا ہے۔



4.1.3 سادہ سالموں کا یوں اظہار (یوں ساخت)

[Lewis Representation of Simple Molecules (the Lewis Structures)]

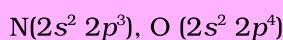
یوں ڈاٹ ساخت سالموں اور آئینوں میں مشترک الیکٹران جوڑوں اور آکٹیٹ قاعدے کی اصطلاح میں بندش کی تصویر مہیا کرتے ہیں۔ اگرچہ یہ شکل سالمے کی بندش اور خصوصیات کو مکمل طور پر واضح نہ کر سکتی ہو پھر بھی

**مسئلہ 4.2**

نائٹرائٹ آئین کے لیے یوں ساخت بنائیے۔

حل

قدم 1: ناٹروجن ایٹم، آسیجن ایٹم اور مزید ایک منفی چارج کے لیے کل گرفتی الیکٹرانوں کی تعداد شمار کیجیے۔



$$5 + (2 \times 6) + 1 = 18$$

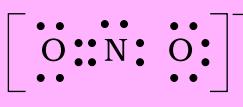
قدم 2: NO_2^- کا ساختی ڈھانچہ اس طرح لکھا جائے گا:



قدم 3: ناٹروجن اور ہر ایک آسیجن کے درمیان اکہر بند (ایک مشترک الیکٹران جوڑا) بنائیے کہ آسیجن ایٹم کا آکٹیٹ مکمل ہو جائے۔ یہ پھر بھی ناٹروجن کے آکٹیٹ کو مکمل نہیں کرے گا اگر باقی دو الیکٹران اس پر تہبا جوڑے کی شکل میں ہوں گے۔



لہذا ہمیں ناٹروجن اور ایک آسیجن کے درمیان کثیر بندش بنانی ہوگی (یہاں دو ہری بندش) اس طرح مندرجہ ذیل یوں ڈاٹ ساخت حاصل ہوگی۔



or

**4.1.4 فارمل چارج (Formal Charge)**

یوں ڈاٹ ساخت عام طور پر سالموں کی اصل شکل کو ظاہر نہیں کرتے۔ کثیر ایٹمی آئیونوں میں چارج گل آئین پر ہوتا ہے نہ کہ کسی ایک ایٹم پر۔ لہذا یہ ممکن ہے کہ ہر ایک ایٹم کو ایک فارمل چارج دیا جائے۔ ایک کثیر ایٹمی سائلے یا آئین میں کسی ایٹم کا فارمل چارج تنہا یا آزاد حالت میں اس ایٹم

جدول 4.1 کچھ سالموں کے یوں نمونے

ساملے/آئین	یوں اظہار
H_2	$H : H^*$
O_2	$:O\ddot{:}\cdot O:$
O_3	$\begin{array}{c} \cdot O^+ \\ \\ O\ddot{:} \end{array} \cdot O^-$
NF_3	$\begin{array}{c} :F\ddot{:} \\ \\ N \\ \\ :F: \end{array} F^-$
CO_3^{2-}	$\left[\begin{array}{c} :O: \\ \\ C \\ \\ :O: \end{array} \right]^{2-}$
HNO_3	$\begin{array}{c} \ddot{O}: \\ \\ N \\ \\ :O: \\ \\ :O: \end{array} H^-$

* ہائڈروجن کاہر ایک ایشم، ہیلیم کا تشکل اختیار کرتا ہے۔
(الیکٹرانوں کا ڈپلیٹ)

مسئلہ 4.1

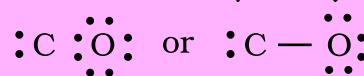
CO کے لیے یوں ڈاٹ ساخت لکھیے

حل

قدم 1: کاربن اور آسیجن ایٹم کے گل گرفتی الیکٹرانوں کی تعداد معلوم کیجیے۔ کاربن اور آسیجن کے باہری (گرفت) خول تشکل بالترتیب اس طرح ہیں $2p^2 2s^2$ اور $2p^4 2s^2$ ۔ دستیاب گرفت الیکٹران ہیں $10 = 4 + 6$ ۔

قدم 2: CO کا ساختی ڈھانچہ اس طرح لکھا جائے گا:

قدم 3: C اور O کے درمیان اکہری بندش (ایک مشترک الیکٹرانوں کا جوڑا) بنائیے اور O پر آکٹیٹ مکمل کیجیے۔ باقی ماندہ دو الیکٹران C پر تہبا جوڑا ہے۔



یہ کاربن کے آکٹیٹ کو مکمل نہیں کرتی لہذا ہمیں C اور O کے درمیان کثیر بندش کی ضرورت ہوتی ہے (اس معاملے میں ایک تہری بندش) یہ دونوں ایٹم کے لیے آکٹیٹ قاعدے کے اصول کو پورا کرتا ہے۔

ہمیں یہ سمجھنا چاہیے کہ فارمل چارج سالے کے اندر چارج کی علیحدگی کو ظاہر نہیں کرتے۔ لیوں ساخت میں چارج ظاہر کرنے سے صرف سالے کے اندر ویلس الیکٹرانوں کا مقام معلوم کرنے میں مدد ملتی ہے۔ فارمل چارج کسی نوع کی مکمل مختلف لیوں ساختوں میں سے سب سے کم توانائی والی ساخت کو چننے میں مدد کرتا ہے ”عام طور پر سب سے کم توانائی والی ساخت وہ ہوتی ہے جس میں ایٹم کے اوپر سب سے چھوٹے (کم) فارمل چارج ہوں۔ فارمل چارج ایک ایسا عامل ہے جس کی بنیاد بندش کے خالص صور پر ہوتی ہے جہاں الیکٹران کے جوڑے کا اشتراک آس پاس کے ایٹوں کے ماہین مساوی طور پر ہوتا ہے۔

4.1.5 آکٹیٹ قاعدے کی حدود (Limitation of the Octet Rule)

آکٹیٹ قاعدہ اگرچہ مفید ہے پھر بھی آفاتی نہیں ہے۔ زیادہ تر نامیاتی مرکبات کی ساختیں سمجھنے میں یہ کافی مفید ہے اور یہ زیادہ تر دوری جدول کے دوسرے دور کے لیے خاص طور پر استعمال ہوتا ہے۔ آکٹیٹ کلیے کہ تین قسم کے اتنی ہیں۔

(The incomplete octet of the central atom)

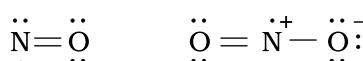
کچھ مرکبات میں مرکزی ایٹم کے گرد الیکٹرانوں کی تعداد آٹھ سے کم ہوتی ہے۔ یہ خاص طور پر ان عناصر کے ساتھ ہوتا ہے جن میں ویلس الیکٹران BCl_3 اور BeH_2 ، LiCl اور BF_3 وغیرہ۔



اور B_2O_3 کے پاس بالترتیب 1، 2 اور 3 گرفت الیکٹران ہوتے ہیں۔ اس قسم کے کچھ اور مرکبات AlCl_3 اور BF_3 ہیں۔

(Odd-electron Molecules)

وہ سالے جن میں الیکٹران کی تعداد طاق ہوتی ہے جیسا کہ ناٹرک آکسائڈ NO اور ناٹروجن ڈائی آکسائڈ NO_2 میں آکٹیٹ قاعدہ تمام ایٹوں کے لیے اطمینان بخش نہیں ہے۔



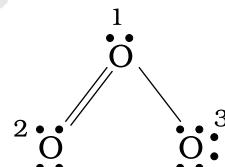
کے گرفت الیکٹرانوں اور لیوں ساخت میں اس کو دیے گئے الیکٹرانوں کے فرق کے برابر ہوتا ہے۔ اسے اس طرح ظاہر کرتے ہیں:

$$= \boxed{\begin{array}{c} \text{لیوں ساخت میں کسی ایٹم پر} \\ \text{فارمل چارج} \end{array}}$$

$$\left[\frac{\text{آزاد ایٹم پر گرفت الیکٹرانوں کی}}{\text{کل تعداد}} \right] - \left[\frac{\text{غیر بندش (تمہا جوڑے)}}{\text{کل تعداد}} \right]$$

$$\left[\frac{\text{بندش الیکٹرانوں}}{\text{(مشترک) کی کل تعداد}} \right] - (1/2)$$

یہ شمار اس مفروضے پر کیا جاتا ہے کہ سالے میں ایٹم ہر ایک مشترک جوڑے میں سے ایک الیکٹران اور تمہا جوڑے کے دونوں الیکٹرانوں کا مالک ہے۔ آئینے اوزون سالے کو دیکھتے ہیں۔ O_3 کی لیوں ساخت اس طرح لکھی جاسکتی ہے۔



ایٹوں کو 1، 2 اور 3 عدد دیے گئے ہیں۔

- درمیانی O ایٹم کو 1 عدد دیا گیا ہے

$$= 6 - 2 - \frac{1}{2}(6) = +1$$

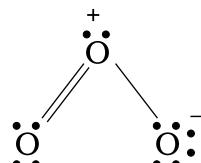
سرے پر O سے 2 نشان دیا گیا ہے

$$= 6 - 4 - \frac{1}{2}(4) = 0$$

سرے پر O سے 3 نشان دیا گیا ہے

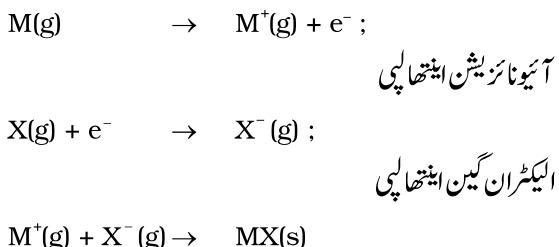
$$= 6 - 6 - \frac{1}{2}(2) = -1$$

لہذا ہم O_3 کو اس کے فارمل چارج کے ساتھ اس طرح ظاہر کرتے ہیں:



- تعدیل ایٹموں سے ان کے ثبت اور منفی آئین بننے میں آسانی؛
- ٹھوس میں ثبت اور منفی آئین کی ترتیب، یعنی قلمی مرکبات کی لیٹس (Lattice)۔

ثبت آئین کے بننے میں آئینونائزیشن شامل ہوتا ہے یعنی ایک تعدیلی ایٹم سے الیکٹران کا خارج ہونا اور منفی آئین کے لیے تعدیلی ایٹم میں الیکٹران کا شامل ہونا۔



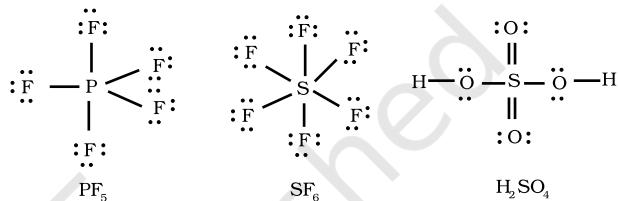
الیکٹران گین اپنے تھاپی، Δ_{eg} اپنے تھاپی کی وہ تبدیلی (اکائی 3) ہوتی ہے کہ جب کیسی حالت میں ایٹم اپنی گراونڈ اسٹیٹ میں ایک الیکٹران حاصل کرتا ہے۔ الیکٹران گین کا عمل حرارت زا (Exothermic) ہو سکتا ہے۔ آئینونائزیشن، دوسرا طرف، صرف حرارت خور (Endothermic) ہوتا ہے۔ الیکٹران اپنی الیکٹران گین کے ساتھ شامل منفی تو انائی تبدیل ہوتی ہے۔

”ظاہر ہے کہ آئینی بندش ان عناصر میں زیادہ آسانی سے ہو گی جن کی آئینونائزیشن اپنے تھاپی نسبتاً کم ہو گی اور وہ عناصر جن کی الیکٹران گین اپنے تھاپی کی منفی قدر نسبتاً زیادہ ہو گی۔

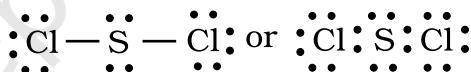
زیادہ تر آئینی مرکبات میں ثبت آئین دھاتی عناصر سے اور منفی آئین غیر دھاتی عناصر سے حاصل ہوتے ہیں۔ امونیم آئین (دون گراؤنڈ دھاتی عناصر سے مل کر بنتا ہے) ایک اتنی ہے۔ یہ بہت سے آئینی مرکبات کے کیٹ آئین بناتا ہے۔

قلمی حالت میں آئینی مرکبات میں کیٹ آئین اور این آئین آپس میں کولومبیکی عمل تو انائیوں (Coulombic Interation Energies) کے ذریعہ جو کرسے ابعادی ترتیب میں پائے جاتے ہیں۔ یہ مرکبات مختلف قلمی ساختوں میں کرستلا ہوتے ہیں جس کا انحصار آئین کے سائز، پیلیگ کی ترتیب اور دوسرے عوامل پر ہوتا ہے۔ مثال کے طور پر NaCl ، سوڈیم کلورائٹ کا قلمی ڈھانچہ نیچے دکھایا گیا ہے۔

توسیعی آکٹیٹ (The Expanded Octet) دوری جدول میں تیسرا دور اور اس کے بعد کے عناصر میں 3s-3p-3d-3p اریٹل کے علاوہ بندش کے لیے 3d اریٹل بھی دستیاب ہیں۔ ان عناصر کے بہت سے مرکبات میں مرکزی عنصر کے پاس 8 سے زیادہ گرفتی الیکٹران ہوتے ہیں۔ اسے توسیعی آکٹیٹ کہتے ہیں۔ ظاہر ہے کہ ان مثاولوں میں آکٹیٹ قاعدہ استعمال نہیں ہوتا۔ ایسے مرکبات کی چند مثالیں PF_5 , SF_6 , H_2SO_4 اور بہت سے ہم ربط مرکبات (Coordination Compound) ہیں۔



S کے گرد 12 الیکٹران کے گرد 12 الیکٹران P کے گرد 10 الیکٹران دلچسپ بات یہ ہے کہ سلفر ایسے بہت سے مرکبات بناتا ہے جن میں آکٹیٹ قاعدہ کا استعمال ہوتا ہے۔ سلفر ڈائی کلورائٹ میں سلفر کے گرد الیکٹرانوں کا آکٹیٹ ہوتا ہے۔



آکٹیٹ نظریے کی دیگر خامیاں (Other Drawbacks of the Octet Theory)

- یہ واضح ہے کہ آکٹیٹ قاعدہ کی بنیاد نوبل گیسوں کی غیر عاملیت ہے۔ تاہم کچھ نوبل گیسیں (مثلاً زینان اور کرپلان) بھی آسیجن اور فورین کے ساتھ مل کر بہت سے مرکبات جیسے KrF_2 , XeF_2 , XeOF_2 وغیرہ بناتی ہیں۔
- یہ نظریہ سالمے کی ساخت کی وضاحت نہیں کرتا۔
- یہ سالموں کے اضافی استحکام کی وضاحت نہیں کرتا اور سالموں کی تو انائی کے بارے میں خاموش ہے۔

4.2 آئینی یا برق گرفتی بند (Ionic or Electrovalent Bond)

آئینی بند بننے کے سلسلے میں کوسل اور لیوں ٹریٹمنٹ سے یہ معلوم ہوتا ہے کہ بنیادی طور پر آئینی مرکبات بننے کا انحراف مندرجہ ذیل پر ہو گا۔

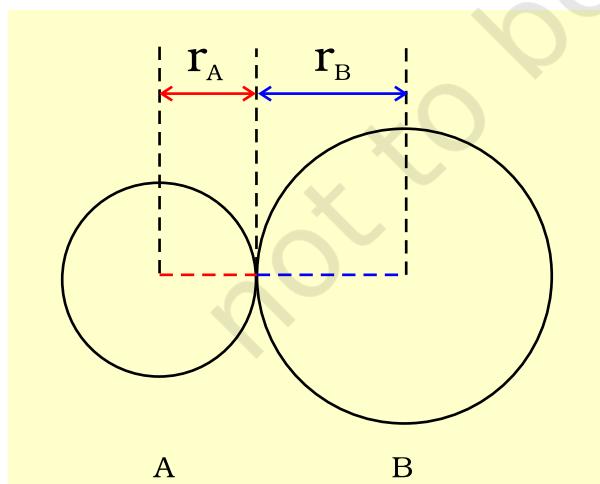
اس عمل میں مخالف چارج والے آئین کے درمیان قوت کشش اور یکساں چارج والے آئینوں کے درمیان دافع قوت شامل ہوتی ہے۔ چونکہ ٹھوس قلم سے العادی ہوتے ہیں اس لیے یہ ممکن نہیں ہوتا کہ لیٹس کی اینٹھاپی براہ راست قوت کشش اور دافع قوت کے باہمی عمل سے معلوم کی جاسکے۔ کریل جو میٹری سے تعلق رکھنے والے عوامل کو بھی اس میں شامل کرنا پڑے گا۔

4.3 بندشی پیرامیٹر (Bond Parameters)

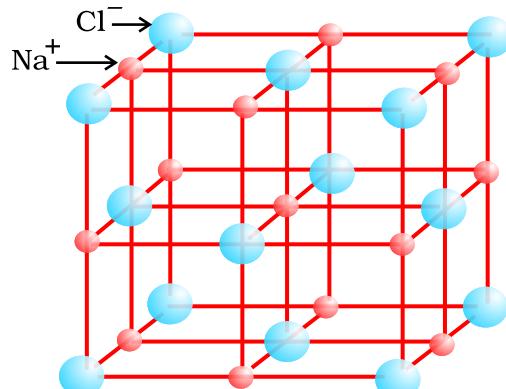
4.3.1 بندشی لمبائی (Bond Length)

ایک سالے میں بندھے ہوئے دو ایٹم کے مرکزوں کے درمیان توازنی فاصلہ بندشی لمبائی کہلاتا ہے۔ بندشی لمبائی کی پیمائش اپکیٹر واسکوپی، ایکسرے ڈیفریکشن اور الیکٹران ڈیفریکشن کے طریقوں سے کی جاتی ہے جس کے باارے میں آپ اعلیٰ جماعتوں میں پڑھیں گے۔ بندشی جوڑے کا ہر ایک ایٹم بندشی لمبائی میں شریک ہوتا ہے (شکل 4.1)۔ شریک گرفت بندش میں ہر ایک ایٹم کا تعاون اس ایٹم کا شریک گرفت نصف قطر (Covalent Radius) کہلاتا ہے۔

شریک گرفت نصف قطر کی پیمائش اندازاً ایک ایٹم کے مرکز کا نصف قطر ہوتی ہے جو بندشی حالت میں برابر والے ایٹم کے مرکز کے تعلق میں ہوتا ہے۔ شریک گرفت نصف قطر ایک ہی سالے میں شریک گرفت بند سے بندھے ہوئے دو یکساں ایٹموں کے درمیانی فاصلے کا نصف حصہ ہوتا ہے۔



شکل 4.1 شریک گرفت سالے AB میں بندشی لمبائی R = $r_A + r_B$ (R بندشی لمبائی ہے اور r_A ایٹم A کے شریک بندش نصف قطر ہیں)



چنانی نمک کی ساخت

آئینی ٹھوس میں الیکٹران گین اینٹھاپی اور آئینوناٹریشن اینٹھاپی کی گل مقدار ثابت ہو سکتی ہے لیکن قائمی ساخت کریل لیٹس بننے کے دوران خارج ہونے والی تو انائی کی وجہ سے ہتی مستحکم ہوتا ہے۔ مثال کے طور پر $Na^+(g)$ سے $Na(g)$ بننے کے دوران آئینوناٹریشن اینٹھاپی $495.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ ہوتی ہے؛ جبکہ $Cl^-(g) + e^- \rightarrow Cl(g)$ تبدیلی کے لیے الیکٹران گین اینٹھاپی صرف $348.7 \text{ kJ mol}^{-1}$ ہی ہے۔ دونوں کی گل تو انائی $NaCl(s)$ کی لیٹس تشکیل کی اینٹھاپی $147.1 \text{ kJ mol}^{-1}$ سے کہیں زیادہ ہے۔ لہذا اس عمل میں خارج -788 kJ mol^{-1} سے کہیں زیادہ ہے۔ لہذا اس کے نتیجے ہونے والی تو انائی جذب ہونے والی تو انائی سے زیادہ ہے۔ لہذا ایک آئینی مرکب لیٹس استحکام کے لیے کیفیتی پیمائش اس کی لیٹس تشکیل کی اینٹھاپی کے ذریعہ فراہم کیے جاتے ہیں نہ کہ صرف گیسی حالت میں آئینی انواع کے گرد الیکٹرانوں کے آکٹیوٹ حاصل کر کے۔

چونکہ لیٹس اینٹھاپی آئینی مرکبات کی تشکیل میں اہم کردار ادا کرتی ہے، یہ ضروری ہے کہ ہم اس کے بارے میں مزید معلومات حاصل کریں۔

4.2.1 لیٹس اینٹھاپی (Lattice Enthalpy)

کسی آئینی ٹھوس کی لیٹس اینٹھاپی کی تعریف اس تو انائی کی شکل میں کی جاتی ہے جو ایک مول ٹھوس آئینی مرکب کو اس کے لگسی آئینوں میں مکمل طور پر علیحدہ کرنے کے لیے درکار ہوتی ہے۔ مثال کے طور پر $NaCl$ کی لیٹس اینٹھاپی 788 kJ mol^{-1} ہے۔ اس کا مطلب ہے کہ ایک مول ٹھوس $NaCl$ کو ایک مول $Na^+(g)$ اور ایک مول $Cl^-(g)$ کو لامتناہی فاصلے تک علیحدہ کرنے کے لیے 788 kJ تو انائی کی ضرورت ہوتی ہے۔

جدول 4.2 کچھ اکھرے، دوہرے اور تھرے بند کی اوسط بندشی لمبائیاں

شریک بندش بندشی لمبائی (pm)	بند کی قسم
96	O-H
107	C-H
136	N-O
143	C-O
143	C-N
154	C-C
121	C=O
122	N=O
133	C=C
138	C=N
116	C≡N
120	C≡C

جدول 4.3 عام سالموں میں بندشی لمبائیاں

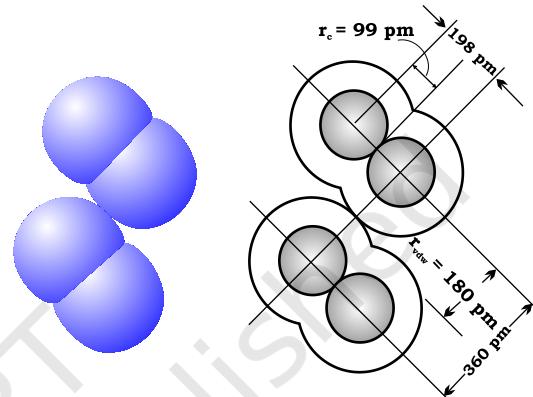
سالمہ	بندشی لمبائی (pm)
H ₂ (H - H)	74
F ₂ (F - F)	144
Cl ₂ (Cl - Cl)	199
Br ₂ (Br - Br)	228
I ₂ (I - I)	267
N ₂ (N ≡ N)	109
O ₂ (O ≡ O)	121
HF (H - F)	92
HCl (H - Cl)	127
HBr (H - Br)	141
HI (H - I)	160

جدول 4.4 شریک بندش نصف قطر (pm)
 $*r_{cov}$

H	37						
C	77(1)	N	74 (1)	O	66(1)	F	64
	67 (2)		65(2)		57 (2)	Cl	99
	60(3)		55(3)				
		P	110	S	104(1)	Br	114
					95(2)		
		As	121	Se	104	I	133
		Sb	141	Te	137		

* قیمتیں اکھرے بند کے لئے دی گئی ہیں، سوائے ان کے جہاں قوسین میں قیمت دی گئی ہے۔ (دوری رجحان کے لیے اکائی 3 بھی دیکھئے)

ون ڈر والز نصف قطر ایٹم کے پورے سائز کو ظاہر کرتا ہے جس میں غیر بندشی حالت میں ان کا گرفتی خول شامل ہوتا ہے۔ مزید، ون ڈر والز نصف قطر اس فاصلے کا آدھا حصہ ہوتا ہے جو ایک ٹھوں کے علیحدہ سالموں میں یکسان ایٹموں کے درمیان ہوتا ہے۔ شکل 4.2 میں کلورین کے شریک گرفت اور ون ڈر والز نصف قطر دکھائے گئے ہیں۔

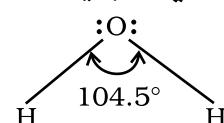


شکل 4.2 کلورین سالموں میں شریک گرفت اور ون ڈر والز نصف قطر اندرونی دائیں کلورین ایٹم کے سائز کے مطابق ہیں اور r_c بالترتیب ونڈروالز اور شریک گرفت نصف قطر ہیں۔

جدول 4.2 میں کچھ عام اکھرے، دوہرے اور تھرے بند کی اوسط بندشی لمبائی گئی ہیں۔ کچھ عام سالموں کی بندشی لمبائیاں جدول 4.3 میں دکھائی گئی ہیں۔ جدول 4.4 میں کچھ عام عناصر کے شریک گرفت نصف قطر دکھائے گئے ہیں۔

4.3.2 بندشی زاویہ (Bond Angle)

اس کی تعریف اس زاویہ کی طرح کی جاتی ہے جو کسی سالمہ / پیچیدہ آئین کے مرکزی ایٹم اور بندشی ایکیشن کا جوڑا رکھنے والے ارٹل کے درمیان ہوتا ہے۔ بندشی زاویے کوڈ گری میں ظاہر کرتے ہیں جو اپنی واسکوپ طریقوں سے تجرباتی طور پر معلوم کیے جاسکتے ہیں۔ یہ ہمیں کسی سالمہ / پیچیدہ آئین میں مرکزی ایٹم کے گرد ارٹل کی تقسیم کا اندازہ فراہم کرتے ہیں جس کی مدد سے ہمیں اس کی ساخت کا تعین کرنے میں مدد ملتی ہے۔ مثال کے طور پر پانی میں H-O-H میں بندشی زاویہ کو مندرجہ ذیل طریقہ سے ظاہر کیا جاتا ہے۔



$$\text{او سط بانڈ انٹھاپی} = \frac{502 + 427}{2} = 465.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

4.3.4 بانڈ آرڈر (Bond Order)

شریک گرفت بند کے لیوس کے بیان میں بانڈ آرڈر ایک سالمہ میں دو ایٹموں کے درمیان بند کی تعداد کی شکل میں دیا جاتا ہے۔ مثال کے طور پر H_2 (جس میں مشترک الیکٹران جوڑا ایک ہے)، O_2 میں (جس میں مشترک الیکٹران جوڑے دو ہیں) اور N_2 میں (جس میں مشترک الیکٹران جوڑے تین ہیں) بانڈ آرڈر بالترتیب 1، 2 اور 3 ہوگا۔ اسی طرح CO میں (C) اور O کے درمیان مشترک الیکٹران کے تین جوڑے میں بانڈ آرڈر 3 ہوگا۔ N_2 کے لیے بانڈ آرڈر 3 ہوگا اور اس کی $\Delta_a H^\ominus = 946 \text{ kJ mol}^{-1}$ ہے جو ایک دو ایٹھی سالموں اور آئین میں بانڈ آرڈر مماثل ہوتے ہیں۔ آئنو الیکٹرانی سالموں اور آئین میں بانڈ آرڈر 3 ہوگا۔ مثال کے طور پر F_2 اور O_2^- کے بانڈ آرڈر 1 ہیں اور N_2^+ ، CO^+ ، NO^+ کے بانڈ آرڈر 3 ہوتے ہیں۔

”سالموں کے استحکام کو سمجھنے کے لیے ایک عام ربط یہ ہے کہ: بانڈ آرڈر پڑھنے کے ساتھ بندشی انٹھاپی بڑھتی ہے اور بندشی لمبائی گھٹتی ہے۔“

4.3.5 ملک ساختیں (Resonance Structures)

کبھی کبھی یہ دیکھا گیا ہے کہ واحد لیوس ساخت کسی سالمے کے اظہار میں اس کے تجرباتی طور پر متعین کیے گئے پیرامیٹر سے مطابقت رکھنے میں ناکافی ہوتی ہے۔ مثال کے طور پر، اووزون، O_3 سالمے کو ساخت I اور ساخت II دونوں طرح سے ظاہر کیا جاسکتا ہے۔

دونوں ساختوں میں ایک O - O - O اکھرا بند اور ایک O = O دوہرہ بند ہے۔ عام طور پر O-O-O اور O=O بندشی لمبائیاں بالترتیب 148 pm اور 121 pm ہوتی ہیں۔ تجرباتی طور پر معلوم کی گئی O - O - O بندشی لمبائیاں O_3 میں برابر ہوتی ہیں (128 pm)۔ لہذا O_3 سالمے میں O-O-O ساختے ہیں۔

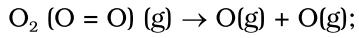
بند اکھرے اور دوہرے بند کے درمیان ہوتے ہیں۔ ظاہر ہے کہ انہیں مندرجہ بالا دونوں لیوس ساختوں میں سے کسی کے ذریعہ نہیں دکھایا جاسکتا۔

4.3.3 بانڈ انٹھاپی (Bond Enthalpy)

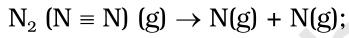
اس کی تعریف اس تو انی کی مقدار کی شکل میں کی جاتی ہے جو گستاخی حالت میں دو ایٹموں کے درمیان ایک مخصوص قسم کے 1 مول کو توڑنے میں خرچ ہوتی ہے۔ بانڈ انٹھاپی کی اکائی kJ mol^{-1} ہوتی ہے۔ مثال کے طور پر $\text{H}-\text{H}$ بانڈ روجن سالمے میں $\Delta_a H^\ominus = 435.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ ہوتی ہے۔



اسی طرح ان سالموں میں جن میں کثیر بند ہوتے ہیں مثلاً O_2 اور N_2 ، میں بانڈ انٹھاپی اس طرح ہوگی:

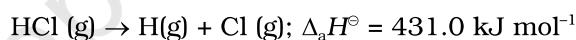


$$\Delta_a H^\ominus = 498 \text{ kJ mol}^{-1}$$

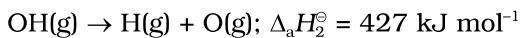
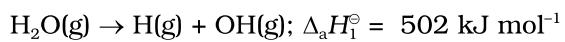


$$\Delta_a H^\ominus = 946.0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

یہ بات اہم ہے کہ بندشی افتراق انٹھاپی (Bond Dissociation Enthalpy) سالمے میں ہوگا۔ ایک ہیشو نیوکلیئر ڈائی اٹامک مائلیوں (Heteronuclear Diatomic Molecule) جیسے HCl کے لیے

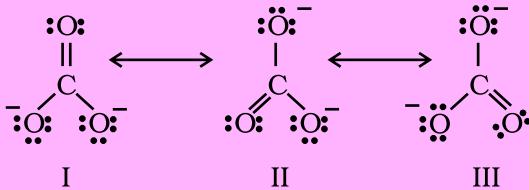


کثیر ایٹھی سالموں میں بندشی تو انی کی پیمائش زیادہ پیچیدہ ہوتی ہے۔ مثال کے طور پر H_2O سالمے میں دو H - O - H بند کو توڑنے میں یکساں تو انی کی ضرورت نہیں ہوتی۔



$\Delta_a H_2^\ominus$ کی قیمتوں کا فرق بتاتا ہے کہ دوسرے میں O - H بند میں کیمیائی ماحول تبدیل ہونے کی وجہ سے کچھ تبدیلی آ جاتی ہے۔ یہی وجہ ہے کہ مختلف سالموں جیسے $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (Ethanol) اور پانی کے سالموں میں یکساں H - O - H بند کے لیے تو انی میں فرق پایا جاتا ہے۔ لہذا کثیر ایٹھی سالموں میں او سط بانڈ انٹھاپی (Average Bond Enthalpy) کی اصطلاح استعمال کی جاتی ہے۔ اسے حاصل کرنے کے لیے کل بندشی افتراق انٹھاپی کی اصطلاح استعمال کی جاتی ہے۔ اسے حاصل کرنے کے لیے کل بندشی افتراق انٹھاپی کو ٹوٹنے والے بند کی تعداد سے تقسیم کر دیتے ہیں۔ جیسا کہ پانی کے سالمے کے لیے مندرجہ ذیل طریقے میں سمجھایا گیا ہے۔

کو مستند اشکال I، II اور III کے گمک مخلوط کی شکل میں مندرجہ ذیل طریقے سے ظاہر کیا جاسکتا ہے۔



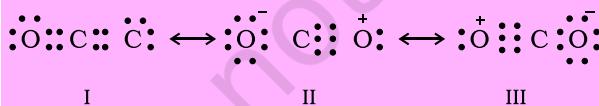
شکل 4.4 CO_3^{2-} میں گمک I، II اور III تین مستند اشکال دکھاتے ہیں۔

مسئلہ 4.4

CO_2 سالمے کی ساخت کی وضاحت بچیجے۔

حل

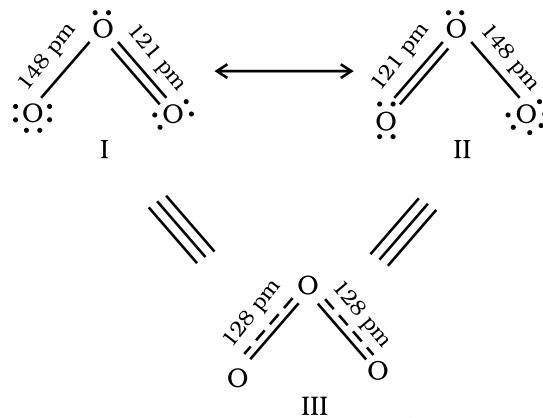
CO_2 میں کاربن اور آئسینجن کے درمیان بندشی لمبائی تجرباتی طور پر 115 pm معلوم کی گئی ہے۔ کاربن اور آئسینجن کے درمیان دوہرہ بند (C = O) اور کاربن اور آئسینجن کے درمیان تہرے بند (C ≡ O) کی لمبائی عام طور پر بالترتیب 121 pm اور 110 pm ہوتی ہے۔ CO_2 میں کاربن اور آئسینجن کے درمیان بندشی لمبائی 115 pm اور C = O، C ≡ O 110 pm کی قیتوں کے درمیان ہے۔ ظاہر ہے کہ ایک واحد لیوس ساخت اس صورت حال کو ظاہر نہیں کر سکتا اور یہ لازمی ہو جاتا ہے کہ ایک سے زیادہ لیوس ساختیں لکھی جائیں اور یہ خیال کیا جائے کہ CO_2 کی ساخت، مستند یا گمک اشکال I، II اور III کے مخلوط کی شکل میں زیادہ صحیح طور پر دکھائی جاسکتی ہے۔



شکل 4.5 CO_2 سالمے میں گمک I، II اور III مستند اشکال دکھاتی ہیں

عمومی طور پر کہا جاسکتا ہے

- گمک سالمے کو مستحکم کر دیتا ہے کیونکہ گمک مخلوط کی توانائی کسی بھی ایک مستند ساخت سے کم ہوتی ہے؛ اور



شکل 4.3 O_3 سالمے میں گمک

(ساخت I اور ساخت II مستند (Cononical) اشکال کا اظہار کرتی ہیں اور ساخت III اس کی گمک مخلوط ہے)

O_3 بھی سالموں کی صحیح ساخت کے اظہار میں آنے والی دشواریوں سے پہنچنے کے لیے ہی گمک کا تصویر پیش کیا گیا ہے "گمک کے تصور کے مطابق جب کبھی بھی کوئی ایک لیوس ساخت کسی سالمے کی ساخت کو صحیح طور پر ظاہر نہیں کر سکے گی تو بہت سی ساختیں جو توانائی، مرکزوں کے مقام، الیکٹرانوں کے بندشی اور غیر بندشی جوڑے میں یکساں ہوں گی تو انہیں مخلوط کی مستند ساختوں کے طور پر لیا جائے گا جو سالمے کی ساخت کو بالکل صحیح طور پر ظاہر کریں گی"۔ لہذا O_3 کے لیے مندرجہ بالا دو ساختیں مستند یا گمک ساختیں بناتی ہیں اور ان کا مخلوط یعنی III ساخت O_3 کی ساخت کو زیادہ صحیح طور پر ظاہر کرتی ہے۔ اس کو گمک مخلوط (Resonance Hybrid) بھی کہتے ہیں۔ گمک کو دوسروں والے تیر سے ظاہر کرتے ہیں۔ کاربونیٹ آین اور کاربن ڈائی آکسائیڈ کے سالمے گمک ساختوں کی کچھ اور مثالیں ہیں۔

مسئلہ 4.3

گمک کی اصطلاح میں CO_3^{2-} آین کی وضاحت بچیجے۔

حل

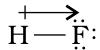
کاربن اور آئسینجن کے درمیان دوا کہرے بند اور ایک دوہرے بند پر مختص واحد لیوس ساخت سالمے کو ظاہر کرنے کے لیے ناقابلی ہے کیونکہ وہ غیر مساوی بندش کو ظاہر کرتا ہے۔ تجربات کی بنیاد پر نتائج کے مطابق CO_3^{2-} کے تمام بند مساوی ہیں۔ لہذا کاربونیٹ آین

چارج (Q) \times علیحدگی کا فاصلہ (r) = (a) ڈاپول مونٹ ڈاپول مونٹ کو عام طور پر ڈبائی اکائی (D) سے ظاہر کرتے ہیں۔ کنورژن فیکٹر مندرجہ ذیل ہے:

$$1 D = 3.33564 \times 10^{-30} C m$$

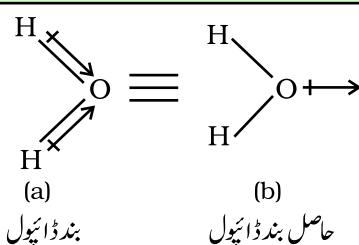
جہاں C کو لمب اور m میٹر ہے۔

مزید یہ کہ ڈاپول مونٹ ایک ویکٹر ہے اور اسے ایک چھوٹے سے تیر کے ذریعہ ظاہر کرتے ہیں جس کی دم منفی مرکز کی طرف اور سر مثبت مرکز کی طرف ہوتا ہے۔ لیکن کیمیا میں ڈاپول مونٹ کی موجودگی صلیبی تیر (→) کے ذریعے ظاہر کیا جاتا ہے جو سالمے کی لیوس ساخت کے اوپر ہوتا ہے۔ اس کا صلیب مثبت جانب جب کہ سر منفی جانب ہوتا ہے۔ مثال کے طور پر HF کے ڈاپول مونٹ کو اس طرح ظاہر کرتے ہیں:



یہ تیر سالمے میں الیکٹران کی کثافت میں تبدیلی کی سمت کو ظاہر کرتا ہے۔ نوٹ کیجیے کہ صلیبی تیر کی سمت ڈاپول مونٹ کی روایتی سمت کے خلاف ہے۔ کثیر ایئنی سالموں میں ڈاپول مونٹ نہ صرف بندشوں کے منفرد ڈاپول مونٹ، جس کو باند ڈاپول (Bond Dipole) بھی کہتے ہیں، پر منحصر ہوتا ہے بلکہ سالمے میں مختلف بندشوں کے مکانی ترتیبیم پر بھی منحصر ہوتا ہے۔ ایسی حالت میں سالمے کے ڈاپول مونٹ مختلف بند کے ڈاپول مونٹ کا دیکھ رہا جا سکتے ہیں۔ مثال کے طور پر H_2O کا سالمہ جس کی ساخت خمیدہ ہوتی ہے $-H-O-$ کے دو بندوں کے درمیان 104.5° کا زاویہ ہوتا ہے۔ $6.17 \times 10^{-30} C m$ کا کل ڈاپول \times (ID = $3.33564 \times 10^{-30} C m$) دو OH بند کے ڈاپول مونٹ کا حاصل ہوتا ہے۔

پیتر ڈبائی، ڈچ کیمیادان جسے 1936 میں ایکسرے ڈیفریکشن اور ڈائی پول مونٹ میں اپنے کام پر نوبل انعام ملا تھا۔ ان کے اعزاز میں ڈاپول مونٹ کی مقدار ڈبائی اکائی میں ظاہر کی جاتی ہے۔



- گلک بندش کی خصوصیات بحیثیت کل اوسط کر دیتا ہے۔ لہذا O_3 مخلوط گلک کی تو انائی اس کی دو مستند اشکال I اور II (شکل 4.3) سے کم ہوتی ہے۔

- گلک سے متعلق کچھ غلط فہمیاں ہیں جن کو دور کرنا لازمی ہے۔ آپ کو یاد رکھنا چاہیے کہ:

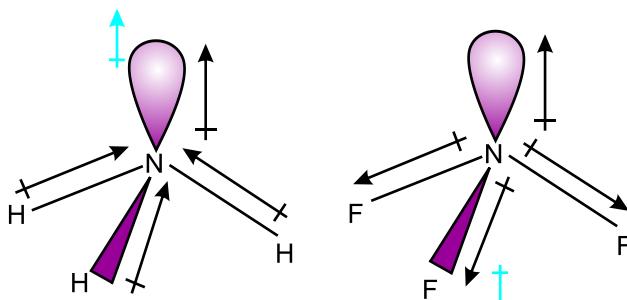
 - مستند اشکال کی کوئی حقیقت نہیں ہوتی۔
 - کوئی سالمہ ایک لمحہ کے لیے ایک مستند شکل اور دوسرے لمحے میں دوسری مستند شکل میں نہیں پایا جاتا۔
 - مستند اشکال کے درمیان ایسا کوئی توازن نہیں ہوتا جیسے کہ ٹوٹو میرزم میں ٹوٹو میرک (کیتو اور اینول) شکلوں میں دیکھتے ہیں۔
 - سالمے کی ایک ہی ساخت ہوتی ہے جو مستند اشکال کی گلک مخلوط ہوتی ہے اور جسے ایک لیوس ساخت سے ظاہر نہیں کیا جاسکتا۔

4.3.6 بند کی قطبیت (Polarity of Bonds)

سو فیصد آئی یا شریک گرفت بندش کا وجود ایک مثالی صورت حال ہے۔ حقیقت میں کوئی بھی بندش پوری طرح سے آئی یا شریک بندش نہیں ہوتی۔ یہاں تک کہ ہائڈروجن کے دو ایٹھوں کے درمیان شریک گرفت بندش میں کچھ آئی خصوصیت بھی ہوتی ہے۔

جب دو ایٹھوں مثال کے طور پر H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 یا F_2 کے درمیان شریک گرفت بندش ہوتی ہے۔ تو مشترک الیکٹرانوں کے جوڑے پر دونوں ایٹھوں کے ذریعہ برابر کشش ہوتی ہے۔ نتیجہ کے طور پر الیکٹران جوڑا مامثل مرکزوں کے عین درمیان ہوتا ہے۔ اس طرح سے بننے والا بند غیر قطبی شریک گرفت بند کہلاتی ہے۔ اس کے برخلاف غیر متجانس مرکزی سالموں (Heteronuclear Molecule) میں دو ایٹھوں کے درمیان مشترک الیکٹرانوں کا جوڑا فلورین کی سمت جھک جاتا ہے کیونکہ فلورین کی الیکٹران منفیت ہائڈروجن کے مقابلے میں بہت زیادہ ہوتی ہے (اکائی 3)۔ حاصل شدہ شریک گرفت بند قطبی شریک گرفت بند ہے۔

قطبیت کی وجہ سے سالموں میں ڈاپول مونٹ (Dipole Moment) ہوتا ہے (جیسا کہ ذیل میں ظاہر کیا گیا ہے) جس کی تعریف اس طرح بیان کی جاسکتی ہے کہ یہ ثابت اور منفی چارج کے مرکز کے درمیانی فاصلے اور چارج کی قدر کے حاصل ضرب کے برابر ہوتا ہے۔ اس کو یونانی حرф 'μ' (میو) سے ظاہر کرتے ہیں۔ ریاضیاتی طور پر اسے مندرجہ ذیل طریقے سے ظاہر کرتے ہیں۔



NH_3 میں حاصل ڈائپول مومنٹ
 $4.90 \times 10^{-30} \text{ C m} =$

NF_3 میں حاصل ڈائپول مومنٹ
 $0.80 \times 10^{-30} \text{ C m} =$

جیسا کہ نام شریک گرفت بند میں جزوی آئینی خصوصیت ہوتی ہے۔ آئینی بند میں بھی جزوی شریک گرفت خصوصیت ہوتی ہے۔ آئینی بند کی جزوی شریک گرفت خصوصیت کو فاجان نے مندرجہ ذیل اصول کی شکل میں بیان کیا ہے۔

- کیٹ آئین کا سائز جتنا چھوٹا اور این آئین کا سائز جتنا بڑا ہوگا آئینی بند کا شریک گرفتی کردار اتنا ہی زیادہ ہوگا۔

- کیٹ آئین پر جتنا زیادہ چارج ہوگا۔ آئینی بند کی شریک گرفت خصوصیت اتنی ہی زیادہ ہوگی۔

یکساں سائز اور چارج والے کیٹ آئین میں جس کا الیکٹرانی تشکل عام عبوری دھات کی طرح $^{\circ}\text{ns}^{\circ} \text{d}^n$ ($n - 1$) ہوگا اس سے وہ زیادہ قطبی ہوگا جس کا الیکٹرانی تشکل نوبل گیس $^6\text{np}^6$ ، ns^2 ، خاص قلوی اور قلوی ارضی دھاتوں کے دھاتی کیٹ آئین کی طرح ہوگا۔ کیٹ آئین الیکٹرانی چارج کو اپنی سمت کھینچ کر این آئین کی تقطیب کرتا ہے اور اس طرح دونوں کے درمیان الیکٹرانی چارج بڑھ جاتا ہے۔ بالکل یہی شریک گرفت بند میں ہوتا ہے۔ یعنی نیوکلیس کے درمیان الیکٹرانی چارج کثافت بڑھ جاتی ہے۔ کیٹ آئین کی تقطیب کی صلاحیت، این آئین کی تقطیب کی صلاحیت اور این آئین کے مسخ آئین سازی ہونے کی حدودہ عوامل ہیں جو آئینی بند کی فی صدر شریک گرفت خصوصیت کا تعین کرتے ہیں۔

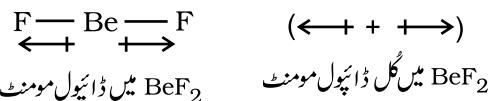
4.4 ویلسن شیل الیکٹران پیر ریپلوزن تھیوری (VSEPR)

جیسا کہ پہلے وضاحت کی جا بیکی ہے، لیوس کا نظریہ سالموں کی ساخت کی وضاحت کرنے میں ناکام رہا ہے۔ یہ نظریہ شریک گرفت سالموں کی شکل کی پیشین گوئی کا آسان طریقہ فراہم کرتا ہے۔ سڈوک اور پاؤل نے

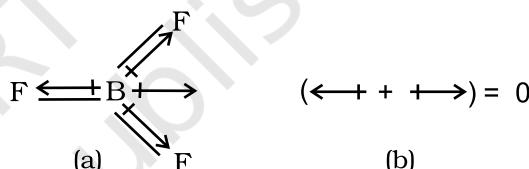
$$\text{کل ڈائپول مومنٹ } \mu = 1.85 \text{ D}$$

$$1.85 \times 3.33564 \times 10^{-30} \text{ C m} = 6.17 \times 10^{-30} \text{ C m}$$

میں ڈائپول مومنٹ صفر کے برابر ہوتا ہے۔ یہ اس وجہ سے کہ دو مساوی بند ڈائپول نقطے مخالف سمت میں ہوتے ہیں ایک دوسرے کے اثر کو ختم کر دیتے ہیں۔



ٹیڑا ایٹمی سالموں جیسے BF_3 میں، ڈائپول مومنٹ صفر ہوتا ہے حالانکہ $\text{F} - \text{B} - \text{F}$ بند ایک دوسرے سے 120° پر ہوتے ہیں۔ تین بانڈ مومنٹ کا کل مجموعہ صفر ہوتا ہے کیونکہ کوئی بھی دو حاصل کا تیرے کے مخالف اور مساوی ہوتا ہے۔



آئینی NH_2 اور NF_3 کے دلچسپ کیس کا مطالعہ کرتے ہیں۔ دونوں سالموں کی شکل پائیہ امثل ہے جس میں ناٹروجن ایٹم کے اوپر ایک الیکٹران کا تہبا جوڑا ہے۔ حالانکہ کلورین، ناٹروجن سے زیادہ الیکٹرائیٹو ہے NH_3 کا حاصل ڈائپول مومنٹ ($4.90 \times 10^{-30} \text{ C m}$) NF_3 ($0.80 \times 10^{-30} \text{ C m}$) سے زیادہ ہے۔ یہ اس وجہ سے ہے کہ NH_3 میں تہبا جوڑے کی وجہ سے اربٹل ڈائپول اسی سمت میں ہے جس سمت میں $\text{H} - \text{N}$ بانڈ کا حاصل ڈائپول مومنٹ ہے، جبکہ NF_3 میں اربٹل ڈائپول $\text{F} - \text{N}$ بانڈ کے حاصل ڈائپول مومنٹ کی مخالف سمت میں ہے۔ تہبا جوڑے کی وجہ سے ڈائپول مومنٹ $\text{F} - \text{N}$ کے حاصل مومنٹ کے اثر کو زائل کر دیتا ہے جس کی وجہ NF_3 کا ڈائپول مومنٹ کم ہوتا ہے۔ جیسا کہ نیچے دکھایا گیا ہے۔

کچھ سالموں کے ڈائپول مومنٹ جدول 4.5 میں دکھائے گئے ہیں۔

جدول 4.5 کچھ چندہ سالمات کے ڈائپول مومٹ

سالمے کی قسم (AB)	مثال	ڈائپول مومٹ (D) (μ)	جو میٹری
نھی (Linear)	HF	1.78	
نھی (Linear)	HCl	1.07	
نھی (Linear)	HBr	0.79	
نھی (Linear)	HI	0.38	
نھی (Linear)	H_2	0	
سالمہ (AB ₂)			
نمیدہ (Bent)	H_2O	1.85	
نمیدہ (Bent)	H_2S	0.95	
نھی (linear)	CO_2	0	
سالمہ (AB ₃)			
ترائی گوئی پانچپر امبل (Trigonal-pyramidal)	NH_3	1.47	
ترائی گوئی پانچپر امبل (Trigonal-pyramidal)	NF_3	0.23	
ترائی گوئی پلینر (Trigonal-planar)	BF_3	0	
سالمہ (AB ₄)			
ٹیٹراہیڈرل (Tetrahedral)	CH_4	0	
ٹیٹراہیڈرل (Tetrahedral)	$CHCl_3$	1.04	
ٹیٹراہیڈرل (Tetrahedral)	CCl_4	0	

گرفتی خول کو ایک کڑہ (Sphere) کی طرح مانا جاتا ہے جہاں الیکٹران اس کی کزوی سطح پر ہوتا ہے اور ایک دوسرے سے زیادہ سے زیادہ فاصلے پر ہوتا ہے۔

کشیر بند کو ایک واحد الیکٹران جوڑے کی طرح سمجھا جاتا ہے اور کشیر بند کے دو یا تین الیکٹران جوڑوں کو واحد عظیم جوڑا سمجھتے ہیں۔

VSEPR ماؤل ان ساختوں میں استعمال ہو سکتا ہے جہاں دو یا دو سے زیادہ گمک ساختیں ایک سالمے کو ظاہر کرتی ہیں۔

الیکٹران جوڑوں کا دافع باہمی عمل مندرجہ ذیل ترتیب میں گھٹتا ہے: الیکٹران جوڑا (bp) بنڈی جوڑا (lp) تہا جوڑا (lp) تہا جوڑا (lp) تہا جوڑا (lp)

> بنڈی جوڑا - بنڈی جوڑا (bp) > bp - lp > lp - lp > lp - lp

- 1940 میں ایٹم کے گرفتی خول میں الیکٹران جوڑوں کے درمیان دافع باہمی عمل کی بنیاد پر سادہ نظریہ پیش کیا۔ اس کو نہیوم اور کلپسی نے 1957 میں مزید آگے بڑھایا اور دوبارہ تعریف بیان کی۔

VSEPR نظریہ کے اہم مفروضات مندرجہ ذیل ہیں:

- سالمے کی شکل کا انحصار مرکزی ایٹم کے گرد گرفتی خول کے الیکٹران جوڑوں (بنڈی یا غیر بنڈی) کی تعداد پر ہوتا ہے۔

گرفتی خول میں الیکٹران کے جوڑے ایک دوسرے کو دھلیتے ہیں کیونکہ ان الیکٹران بادلوں پر منفی چارج ہوتا ہے۔

- الیکٹرانوں کے یہ جوڑے اپسیں میں ایسا مقام حاصل کرنے کی کوشش کرتے ہیں جہاں قوت دافعہ کم سے کم ہو لہذا ان کے درمیان فاصلہ زیادہ سے زیادہ ہوگا۔

VSEPR نظریہ سالموں کی ایک بڑی تعداد خاص طور پر پی-بلک اس کے عناصر کی جیو میٹری کی پیشین گوئی کر سکتا ہے۔ یہ اس وقت بھی ساملے کی جیو میٹری کو بہت حد تک بالکل صحیح سمجھ بتانے میں کامیاب ہوتا ہے جب ممکنہ اشکال کے درمیان تو ان کے فرق بہت کم ہوں۔ VSEPR نظریہ کی سالموں کی اشکال پر الیکٹران جوڑوں کے دفاعی عمل سے متعلق اثرات کی نظریاتی بنیاد بہت زیادہ مضبوط نہیں ہے اور یہ شبہات اور بحث کا موزوں بن ہوا ہے۔

4.5 گرفت بند نظریہ (Valence Bond Theory)

ہم جانتے ہیں کہ لیوں کا نظریہ سالموں کی ساخت لکھنے میں ہماری مدد کرتا ہے لیکن یہ کیمیائی بند کے بنے کی وجوہات کیوضاحت کرنے میں ناکام ہے۔ یہ F_2 اور H_2 جیسے سالموں میں بند افتراق اپنے تھا پی اور بندشی لمبائی ہے۔ یہ F_2 کے لیے $435.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ اور F_2 کے لیے 74 pm کے فرق کی وجوہات کی بھیوضاحت نہیں کرتا حالانکہ دونوں میں اپنے اپنے ایٹھوں کے درمیان ایک الیکٹران جوڑے کے اشتراک سے تھا شریک بندش بند بنتا ہے۔ یہ کثیر ایٹھی سالموں کی شکل کے بارے میں بھی کوئی تصور پیش نہیں کرتا۔

اسی طرح VSEPR کا نظریہ سادہ سالموں کی جیو میٹری بتاتا ہے لیکن نظریاتی طور پر یہ ان کیوضاحت نہیں کرتا اور اس کے محدود استعمال ہیں۔ ان حدود کو پار کرنے کے لیے کوئی میکانیکی اصولوں کی بنیاد پر دو اہم نظریات پیش کیے گئے ہیں۔ یہ ویلنസ بانڈ نظریہ اور مولکول آرٹیل نظریات ہیں۔

ویلننس بانڈ تھیوری پیتلر اور لندن نے 1927 میں پیش کی اور پانگ اور دیگر سائنسدانوں نے اسے مزید آگے بڑھایا۔ ویلننس بانڈ تھیوری پر بحث عناصر کے الیکٹرانی تسلی (اکائی 2)، ایٹھی اربٹل کا اور لپنگ کر انٹیلر یا ایٹھی اربٹل کی ہابریڈ ائریشن تغیر اور انطباق کے اصولوں کے علم پر مبنی ہے۔ ان پہلوؤں کے مطابق ویلننس بانڈ تھیوری پر تفصیلی بحث اس کتاب کے احاطہ سے باہر ہے۔ لہذا آسانی کے لیے ویلننس بانڈ تھیوری پر بحث کیفیتی اور غیر ریاضیاتی طرز عمل کی اصطلاح میں ہی کی گئی ہے۔ ابتدا میں آئیے ہاندرو جن ساملے کے بنے کے عمل کو دیکھتے ہیں جو تمام سالموں میں سب سے سادہ ہے۔

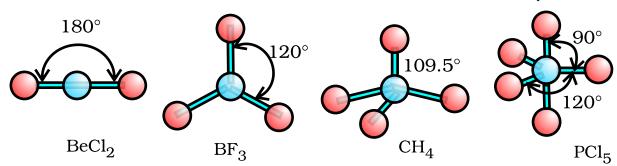
نیو ہوم اور گلپی (1957) نے VSEPR ماؤل کو الیکٹرانوں کے تنہا جوڑے اور بندشی جوڑے کے درمیان اہم فرق کو سمجھا کر بہتر بنانے کی کوشش کی۔ الیکٹرانوں کا تنہا جوڑا مرکزی ایٹھ پر ہی قائم رہتا ہے جبکہ ہر گرفت جوڑا دو ایٹھوں کے درمیان مشترک ہوتا ہے۔ نتیجہ کے طور پر ساملے میں تنہا الیکٹرانوں کا جوڑا الیکٹرانوں کے گرفتی جوڑے کے مقابلے میں زیادہ جگہ گھیرتا ہے۔ اسی لیے لوں پیپر-لوں پیپر میں ہٹاؤ زیادہ ہوتا ہے بنتد لوں پیپر، بانڈ پیپر اور بانڈ پیپر کے اسی ہٹاؤ کی وجہ سے سالموں کے بندشی راویوں میں تبدیلی اور ان کی مثالی شکلوں میں فرق پائے جاتے ہیں۔

"VSEPR نظریے کے مطابق سالموں کی جیو میٹریائی اشکال کی پیشین گوئی کے لیے سالموں کو دو جماعتوں میں تقسیم کرنا آسان ہوتا ہے جیسے (i) ایسے ساملے جن کے مرکزی ایٹھ پر الیکٹرانوں کا تنہا جوڑا ہے اور (ii) ایسے ساملے جن کے مرکزی ایٹھ پر ایک یا ایک سے زیادہ الیکٹرانوں کے تنہا جوڑے ہوں۔"

جدول 4.6 میں AB فرم کے کچھ سالموں / آئینوں کی جیو میٹری اور مرکزی ایٹھ A پر (بغیر تنہا الیکٹران کے جوڑے کے) الیکٹران کے جوڑوں کی ترتیب کو دکھایا گیا ہے۔ جدول 4.7 میں کچھ سادہ سالموں اور آئینوں کی اشکال کو دکھایا گیا ہے جن میں مرکزی ایٹھ پر ایک یا دو لوں پیپر ہیں۔

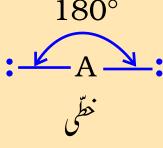
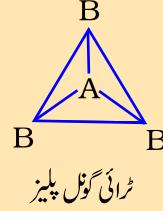
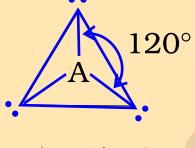
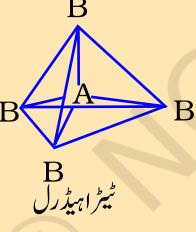
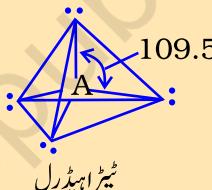
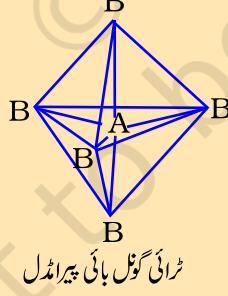
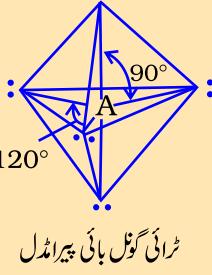
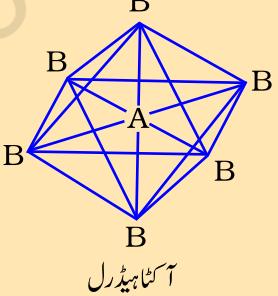
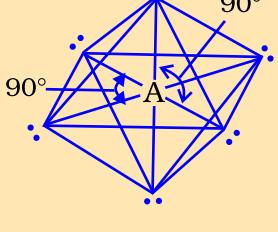
جدول 4.8 ان وجوہات کیوضاحت کرتی ہے جو سالموں کی جیو میٹری مسخ ہونے کے لیے ذمہ دار ہیں۔

جیسا کہ جدول 4.6 میں دکھایا گیا ہے، AB_2 , AB_3 , AB_4 , AB_5 اور AB_6 مرکبات میں مرکزی ایٹھ A کے گرد الیکٹران جوڑوں اور B ایٹھوں کی ترتیب خطی (Linear), ٹرائی گول پلپیٹریٹری ہیڈرل، ٹرائی گول بائی پرائل اور آکٹا ہیڈرل ہے۔ اس طرح کی ترتیب (AB_3) (BF_3) جیسے سالموں میں دیکھنے کو ملتی ہے اور انہیں نیچے گیندا اور چھٹر ماؤل کے ذریعہ دکھایا گیا ہے۔

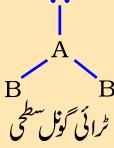
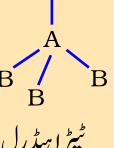
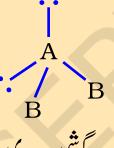
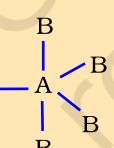
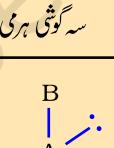
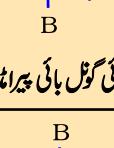
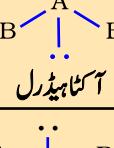


شکل 4.6 ان سالمات کی شکل جن کے مرکزی ایٹھ پر تنہا جوڑا نہیں ہے

جدول 4.6 ان سالموں کی جو میسری جن کے مرکزی ایٹم پر لوں چیز ایکٹران نہیں ہوتے

مثالیں	سالے کی جو میسری	ایکٹران جوڑوں کی ترتیب	ایکٹران جوڑوں کی تعداد
$\text{BeCl}_2, \text{HgCl}_2$	$\text{B}-\text{A}-\text{B}$ خالی	 180°	2
BF_3	 ٹرائی گول پلیز	 ٹرائی گول پلیز	3
$\text{CH}_4, \text{NH}_4^+$	 ٹیٹراہیڈرل	 ٹیٹراہیڈرل	4
PCl_5	 ٹرائی گول بائی پیراempl	 ٹرائی گول بائی پیراempl	5
SF_6	 آکٹاہیڈرل	 آکٹاہیڈرل	6

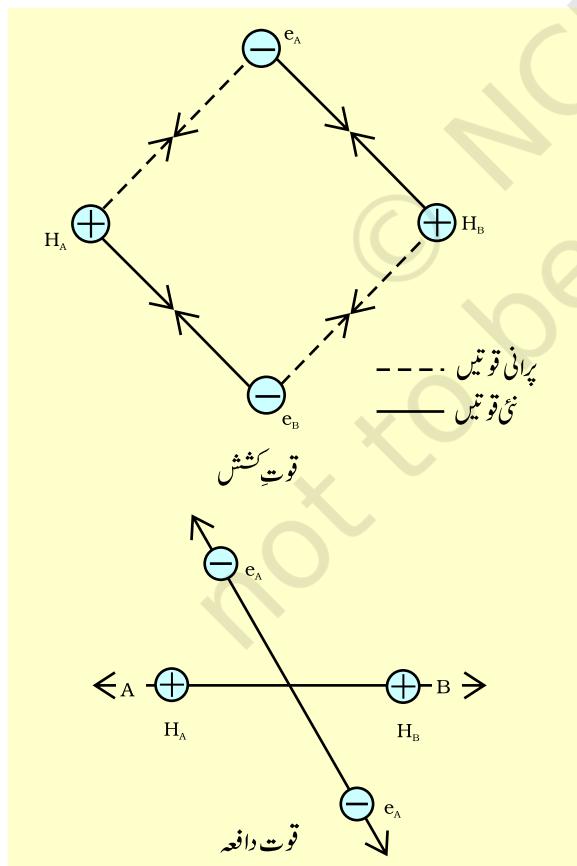
جدول 4.7 کچھ سادہ سالموں / آئیونوں کی ٹکھل (جیو میٹری) جن کے مرکزی ایٹم پر ایک یا ایک سے زیادہ تھا ایکٹرانوں کا جوڑا ہے۔

مثال	جیو میٹری	ایکٹران جوڑوں کی ترتیب	تھا جوڑوں کی تعداد	بندشی جوڑوں کی تعداد	سالموں کی قسم
SO_2, O_3	نمیدہ	 ٹرائی گوئل سطھی	1	2	AB_2E
NH_3	ٹرائی گوئل پیرا میڈل	 ٹریاہیڈرل	1	3	AB_3E
H_2O	نمیدہ	 سے گوشی دوہری	2	2	AB_2E_2
SF_4	سی سا	 سے گوشی ہری	1	4	AB_4E
ClF_3	ٹکھل	 ٹرائی گوئل پائی پیرا میڈل	2	3	AB_3E_2
BrF_5	مرجن پیرا میڈل	 اکٹاہیڈرل	1	5	AB_5E
XeF_4	مرجن سطھی	 اکٹاہیڈرل	2	4	AB_4E_2

جدول 4.8 بونڈ پیپر اور لوں پیپر رکھنے والے سالمنوں کی اشکال

سالمنے کی قسم	بندشی جوڑوں کی تعداد	تہا جوڑوں کی تعداد	الکٹرانوں کی ترتیب	شکل	حاصل شدہ شکل کی وجوہات
نظریاتی طور پر اس کی شکل ٹرائی اینگیلو سٹھی ہوئی چاہیے لیکن اس کی شکل نہیں ہے۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ اس میں لوں پیپر - بونڈ پیپر قوت دافعہ زیادہ ہے نسبت بونڈ پیپر - بونڈ پیپر قوت دافعہ کے لہذا زاویہ 120° سے گھٹ کر 119.5° رہ گیا۔	1	4	<chem>AB2E</chem>	خیہہ	
اگر یہاں lp کی جگہ bp ہوتا تو اس کی شکل ٹرائی گوئی ٹیپراہیڈرول ہوتی لیکن ایک تہا جوڑا موجود ہے لہذا باجی پیپر امیل قوت دافعہ (جو bp - bp قوت دافعہ سے زیادہ ہے) کی وجہ سے گرفتی جوڑوں کے درمیان زاویہ 109.5° سے گھٹ کر 107° ہو گیا ہے۔	1	3	<chem>AB3E</chem>	خیہہ	
یہ شکل ٹیپراہیڈرول ہوتی اگر یہاں چاروں بونڈ پیپر (bp) ہوتے لیکن دو لوں پیپر (lp) موجود ہیں جس کی وجہ سے شکل منځ شدہ ٹیپراہیڈرول یا خیہہ ہے۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ $lp - lp$ قوت دافعہ - $bp - bp$ قوت دافعہ سے زیادہ ہے جو $bp - bp$ سے زیادہ ہے لہذا زاویہ 109.5° سے گھٹ کر 104.5° رہ گیا۔	2	2	<chem>AB2E2</chem>	خیہہ	
(a) میں lp محوری مقام پر موجود ہے لہذا 90° پر تین $lp - bp$ قوت دافعہ ہیں۔ (b) میں lp خط استوائی مقام پر ہے اور دو $bp - bp$ قوت دافعہ ہیں لہذا (b) کی تنظیم یادہ مشتمل ہے۔ (b) میں ظاہر کی گئی شکل منځ شدہ ٹیپراہیڈرول، تہہ دار مریخ یا سیسا کاہلاتی ہے۔	1	4	<chem>AB4E</chem>	(a)- (b)	

سالہ کی قسم	بندھی جوڑوں کی تعداد	تھا جوڑوں کی تعداد	الیکٹرانوں کی ترتیب	شکل	حاصل شدہ شکل کی وجوہات
2	3	3			
AB ₃ E ₂					



شکل 4.7 H_2 سالہ کی تشکیل کے دوران کشش اور دافع قوتیں

مان لجیے ہائڈروجن کے دو ایٹم A اور B جن کے مرکز N_A اور N_B ہیں، ایک دوسرے کی سمت آرہے ہیں۔ ان میں موجود الیکٹرانوں کو اور C_A اور C_B سے دکھایا گیا ہے۔ جب یہ دونوں ایٹم ایک دوسرے سے زیادہ فاصلے پر ہیں تو ان کے درمیان کوئی کشش نہیں ہوتی۔ جیسے جیسے یہ ایک دوسرے کے نزدیک آتے ہیں، نئی قوت کشش اور دافع قوت عمل پیدا ہیں۔ قوت کشش پیدا ہوتی ہے:

(i) ایک ایٹم کے مرکز اور اس کے درمیان یعنی $N_A - N_B - e_B e_A$ اور

(ii) ایک ایٹم کے نیکلیس اور دوسرے ایٹم کے الیکٹران کے درمیان یعنی $N_A - e_B, N_A - e_B$ یعنی

اسی طرح دافع قوت پیدا ہوگی:

(i) دونوں ایٹموں کے الیکٹرانوں کے درمیان یعنی $-e_A - e_B$

(ii) دونوں ایٹموں کے نیکلیس کے درمیان یعنی $-N_A - N_B$

قوت کشش دونوں ایٹموں کو ایک دوسرے کے نزدیک لانے کی کوشش کرے گی جبکہ قوت دافعہ انہیں ایک دوسرے سے الگ کرنے کی کوشش کرے گی (شکل 4.7)۔

ایکٹرانوں کے جوڑے بننے ہیں۔ اور لیپ کی مقدار شریک گرفت بند کی توانائی کو طے کرتی ہے۔ عام طور پر جتنی اور لپنگ ہوگی دو ایٹھوں کے درمیان بننے والا بند اتنا ہی مضبوط ہوگا۔ لہذا ارٹل اور لیپ کے تصور کے مطابق دو ایٹھوں کے درمیان شریک گرفت بند کی تشکیل بندش خول میں موجود متفاہد اسپن والے ایکٹرانوں کے جوڑے بننے کے نتیجے میں ہوتی ہے۔

4.5.2 بندشوں کی سمتی خصوصیات

(Directional Properties of Bonds)

جیسا کہ ہم دیکھ چکے ہیں کہ شریک گرفت بند کی تشکیل ایٹھوں کے ارٹل کی اور لپنگ کے نتیجے میں ہوتی ہے۔ ہائڈروجن کا سالمند دوH ایٹھوں کے 1s ارٹل کی اور لپنگ کی وجہ سے ہوتا ہے۔

کثیر ایٹھی سالمنوں جیسے CH_4 ، NH_3 اور H_2O میں بند کی تشکیل کے علاوہ ان کی جیو میری بھی اہم ہوتی ہے۔ مثال کے طور پر ایسا کیوں ہے کہ CH_4 سالمنہ کی شکل ٹیڑا ہیدرول اور بندشی زاویہ $\text{HCH} = 109.5^\circ$ ہے؟ NH_3

ویلسن باند ٹھیوری CH_4 ، NH_3 اور H_2O جیسے کثیر ایٹھی سالمنوں میں بند کی شکل، ان کے بننے کے عمل اور سمتی خصوصیات کی وضاحت ایٹھی ارٹل کی اور لپنگ اور ہائڈرید ائریشن کی اصطلاح میں کرتی ہے۔

4.5.3 ایٹھی ارٹل کی اور لپنگ

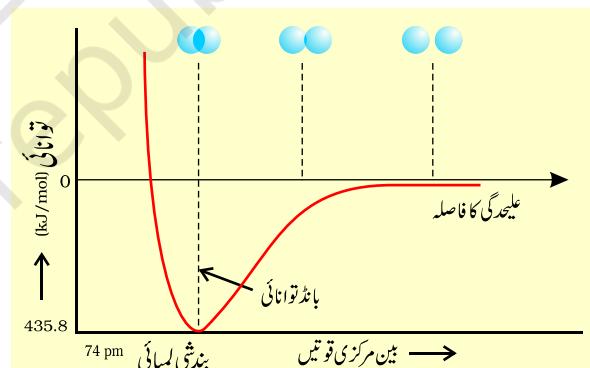
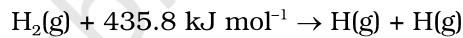
(Overlapping of Atomic Orbitals)

جب ارٹل کے دو ایٹھ بند تشکیل دینے کے لیے قریب آتے ہیں تو ان کا اور لیپ ثابت، منفی یا صفر ہو سکتا ہے اس کا انحصار نشان (ہیئت) اور جگہ میں مداری لہر کے نتائج کی وسعت اور اس کی تشریق کی سمت پر ہوتا ہے (شکل 4.9)۔ سرحدی سطح ڈائیگرام میں دیے گئے ثبت اور منفی نشانات مداری لہر کا نشان (ہیئت) ظاہر ہوتے ہیں۔ ان کا چارج سے تعلق نہیں ہوتا ہے۔ بند بنانے کے لیے ارٹل کے نشان (ہیئت) اور سمت یکساں ہونے چاہئیں۔ اسے ثبت اور لیپ کہتے ہیں۔ اور p ارٹل کے متعدد اور لیپوں کو شکل 4.9 میں ظاہر کیا گیا ہے۔

شریک گرفت بندش کی تشکیل کے خاص عوامل کے طور پر اور لیپ کے معیار کا اطلاق ہو مونوکلیر / پیٹر و نیوکلیر دو ایٹھی سالمنوں اور کثیر ایٹھی سالمنوں پر

تجرباتی طور پر یہ پایا گیا ہے کہ نتیجہ کی قدر نئی دافع قوت سے زیادہ ہوتی ہے۔ نتیجہ کے طور پر دونوں ایٹھ ایک دوسرے کے نزدیک آتے ہیں اور ان کی مضمود توانائی (Potential Energy) کم ہو جاتی ہے۔ یہاں تک کہ ایک مقام وہ آتا ہے جہاں کل قوت کش اور دافع قوت میں توازن پیدا ہو جاتا ہے اور نظام کمترین توانائی حاصل کرتا ہے۔ اس مقام پر دونوں ہائڈروجن ایٹھ بندھ جاتے ہیں اور ایک مستحکم سالمنہ بناتے ہیں جس کی بندشی لمبائی pm 74 ہوتی ہے۔

چونکہ توانائی کا اخراج ہوتا ہے جب ہائڈروجن کے دو ایٹھوں کے درمیان بند بنتا ہے، لہذا ہائڈروجن کا سالمنہ تنہا ہائڈروجن ایٹھوں کے مقابلے میں زیادہ مستحکم ہوتا ہے۔ اس میں جو توانائی خارج ہوتی ہے وہ بانڈ اینھالپی کہلاتی ہے جو شکل 4.8 میں دکھائے گئے منحنی کی سب سے پچھلی سطح کے مطابق ہے۔ اس کے برعکس ایک مول ہائڈروجن کے سالمنوں کو جدا کرنے میں $435.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ توانائی کی ضرورت ہوتی ہے۔



شکل 4.8 H_2 سالمنہ کی تشکیل کا مضمود توانائی منحنی H_2 ایٹھوں کے بین مرکزی فاصلوں کے فنکشن کی حیثیت سے۔ خم کا کمترین حصہ H_2 سالمنہ کی سب سے زیادہ مستحکم حالت کو ظاہر کرتا ہے۔

4.5.1 ارٹل اور لیپ کا تصور

(Orbital Overlap Concept)

ہائڈروجن سالمنے کی تشکیل میں کمترین توانائی کا ایک ایسا مقام ہوتا ہے جہاں ہائڈروجن کے دو ایٹھ اتنے نزدیک ہوتے ہیں کہ ان کے ایٹھی ارٹل کے مابین ہجومی دخل اندازی ہوتی ہے۔ ایٹھی ارٹل کی یہ ہجومی دخل اندازی ایٹھی ارٹل کی اور لپنگ کہلاتی ہے جس کے نتیجے میں

C-H بند بنتے ہیں۔ تاہم یہ دیکھا جائے گا کہ جبکہ کاربن کے تین p ارٹل ایک دوسرے سے 90° پر ہوتے ہیں ان کے لیے HCH زاویہ بھی 90° ہو گا۔ اس طرح تین C-H بند ایک دوسرے سے 90° پر ہوں گے۔ کاربن کا $2s$ ارٹل اور ہائڈروجن کا $1s$ ارٹل کزوی تشاکل ہوتے ہیں اور کسی سمت بھی اور لیپ کر سکتے ہیں۔ لہذا چوتھے C-H بند کی سمت واضح نہیں کی جاسکتی۔ یہ بیان HCH ٹیٹراہیڈرل زاویہ 109.5° سے مطابقت نہیں رکھتا۔ صاف ظاہر ہے کہ صرف ایٹمی ارٹل کی اور لیپ سالے کے بند کی سمت خصوصیات کے لیے ذمہ دار نہیں ہو سکتی۔ اسی CH_4 طریقہ اور بحث کا استعمال کرتے ہوئے دیکھا جاسکتا ہے کہ NH_3 اور H_2O سالموں میں HNH اور HOH بندشی زاویہ 90° کا ہونا چاہیے۔ یہ بیان H_2O اور NH_3 سالموں میں حقیقی بندشی زاویوں 107° اور 104.5° سے مطابقت نہیں رکھتا۔

4.5.4 اور لپنگ کی قسمیں اور شریک گرفت بند کی نظر (Types of Overlapping and Nature of Covalent Bonds)

اور لپنگ کی بنیاد پر شریک گرفت بند دو زمروں میں تقسیم کیے جاسکتے ہیں۔

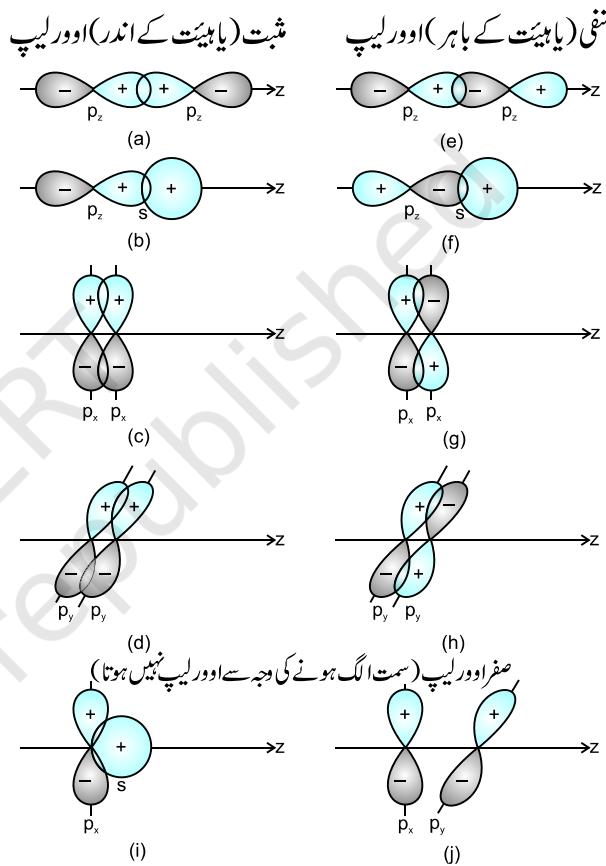
(i) سگما (σ) بند اور (ii) پائی (π) بند سگما (σ) بند: اس قسم کا شریک گرفت بند بندشی ارٹل کے سروں سے سروں کی اور لپنگ کے نتیجہ میں بنتے ہیں جو میں مرکزی محور کے ساتھ ہوتے ہیں۔ اس کو ہیڈ آن (Head On) یا محوری اور لیپ بھی کہتے ہیں۔ یہ ایٹمی ارٹل کے مندرجہ ذیل کسی بھی ایک اتحادی عمل سے بن سکتے ہیں۔

• s-s اور لپنگ: اس حالت میں دو آدھے بھرے ہوئے s-ارٹل کی بین مرکزی محور کے ساتھ اور لپنگ ہوتی ہے جیسا کہ نیچے دکھایا گیا ہے۔



• s-p اور لپنگ: اس طرح کی اور لپنگ ایک ایٹم کے نصف بھرے ہوئے s-ارٹل اور دوسرے ایٹم کے نصف بھرے ہوئے p-ارٹل کے درمیان ہوتی ہے۔

یکساں طور سے ہوتا ہے۔ ہم جانتے ہیں کہ CH_4 ، NH_3 اور H_2O سالموں کی اشکال بالترتیب ٹیٹراہیڈرل، پیراٹل اور خمیدہ ہوتی ہیں۔ یہ ایک دلچسپ بات ہوگی اگر ہم VB تھیوری کا استعمال کرتے ہوئے یہ معلوم کریں کہ کیا ان جیویٹریکل اشکال کو ارٹل اور لیپ کی اصطلاح میں واضح کیا جاسکتا ہے؟



شکل 4.9 s, p ارٹل کی مثبت، منفی اور صفر اور لیپ

آئیے ہم پہلے CH_4 (میتھن) سالمہ کو لیتے ہیں گراوڈ اسٹیٹ پر کاربن کا الیکٹرانی تشاکل $2s^2 2p^2$ [He] ہے جو کہ مشتعل حالت (Excited State) میں $2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ [He] ہو جاتی ہے۔ مشتعل ہونے کے لیے دستیاب تو انائی، کاربن اور ہائڈروجن کے ارٹل کے درمیان اور لیپ کے دوران خارج ہونے والی تو انائی سے فراہم ہوتی ہے۔ کاربن کے چار ارٹل جن میں سے ہر ایک میں ایک تہا بخیر جوڑے کا الیکٹران ہوتا ہے چار ہائڈروجن کے $1s$ ارٹل جن میں خود بھی ایک ہی الیکٹران ہوتا ہے، سے اور لیپ کر سکتے ہیں۔ نتیجہ کے طور پر چار

(Hybridisation) بند بنانے میں استعمال ہوتے ہیں اس عمل کو مخلوطیت کہتے ہیں جس کو اس طرح بیان کیا جاسکتا ہے کہ یہ تو انہی میں ہلکے سے فرق والے ارٹل کی ملاوٹ کا عمل ہے تاکہ ان کی تو انہی کو دوبارہ تقسیم کیا جاسکے اور وہ یکساں تو انہی اور یکساں شکل والے ارٹل کے نئے گروپ کی شکل میں حاصل ہو سکیں۔ مثال کے طور پر جب کاربن کے ایک $2s^2$ اور تین $2p^2$ ارٹل کا اخلاط ہوتا ہے تو چار نئے مخلوط ارٹل sp^3 حاصل ہوتے ہیں۔

مخلوطیت کی نمایاں خصوصیات : مخلوطیت کی اہم خصوصیات مندرجہ ذیل ہیں:

1. مخلوط ارٹل کی تعداد ان ایٹھی ارٹل کے برابر ہوتی ہے جن میں مخلوطیت ہوتی ہے۔
2. مخلوط ارٹل تو انہی اور شکل کے اعتبار سے ہمیشہ یکساں ہوتے ہیں۔
3. مستحکم بند بنانے میں خالص ایٹھی ارٹل کے مقابلے میں مخلوط ارٹل زیادہ اثردار ہوتے ہیں۔
4. یہ مخلوط ارٹل اپسیں میں ایسی سمت کی طرف رخ کرتے ہیں جہاں الیکٹران جوڑوں کے درمیان قوت دافعہ کمترین ہو اور اس طرح ان کی ترتیب مستحکم ہوتی ہے۔ لہذا مخلوطیت کی قسم کے سامنے کی جیو میٹری کو ظاہر کرتی ہے۔

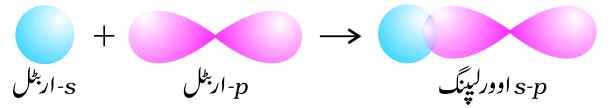
مخلوطیت کر لیئے اہم شرائط

- (i) ایٹھم کے گرفت خول میں موجود ارٹل ہی اخلاط کرتے ہیں۔
- (ii) جن ارٹل میں مخلوطیت ہو رہی ہے ان کی تو انہی تقریباً برابر ہونی چاہیے۔
- (iii) یہ ضروری نہیں ہے کہ مخلوطیت میں صرف نصف بھرے ہوئے ارٹل ہی حصہ لیں گے۔ کچھ جگہوں پر گرفت خول کے بھرے ہوئے ارٹل بھی مخلوطیت میں حصہ لیتے ہیں۔

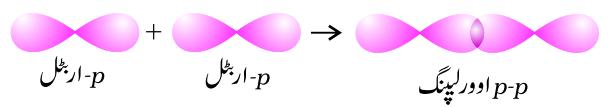
4.6.1 مخلوطیت کی قسمیں (Types of Hybridisation)

مخلوطیت کی بہت سی قسمیں ہوتی ہیں جن میں s , p , اور d ارٹل شامل ہوتے ہیں۔ مخلوطیت کی مختلف اقسام مندرجہ ذیل ہیں۔

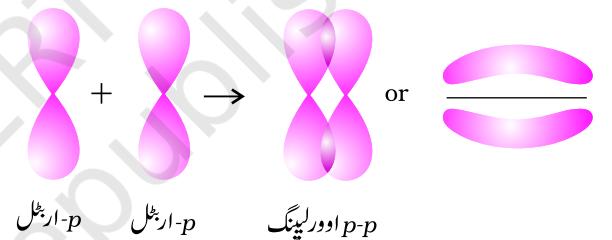
(I) sp -Mخلوطیت: مخلوطیت کی اس قسم میں ایک s اور ایک p ارٹل کی آمیزش شامل ہوتی ہے جس کے نتیجے میں دو یکساں مخلوط sp ارٹل



• **p-p** اور لپنگ: اس طرح کی اور لپنگ نزدیک آنے والے دو ایٹھوں کے نصف بھرے ہوئے p -ارٹل کے درمیان ہوتی ہے۔



(ii) پائی (π) بند: π بند بنانے میں ایٹھی ارٹل کی اور لپنگ اس طرح ہوتی ہے کہ ان کے محور ایک دوسرے کے متوازی اور میں مرکزی محور کے عوادي ہوتے ہیں اس طرح جانی اور لپنگ سے بننے والے ارٹل حصہ لینے والے ایٹھوں کی سطح کے اوپر اور نیچے تشری کی شکل کے دوالکٹران بادلوں پر مشتمل ہوتے ہیں۔



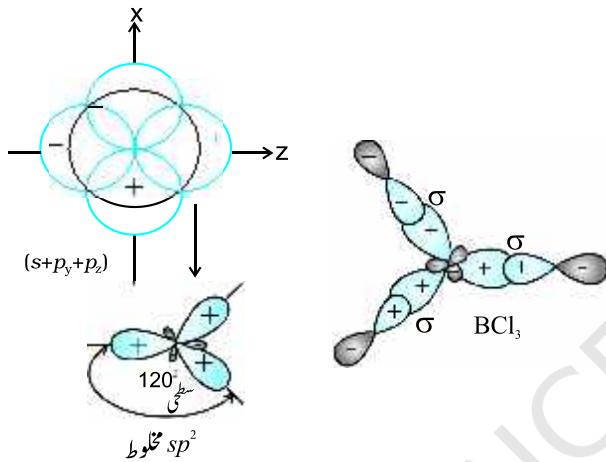
4.5.5 سگما اور پائی بند کی قوت (Strength of Sigma and pi Bonds)

بنیادی طور پر کسی بند کی طاقت اس کی اور لپنگ کی حد پر منحصر ہوتی ہے۔ سگما (σ) بند میں ارٹل کی اور لپنگ بہت زیادہ ہوتی ہے۔ لہذا یہ پائی (π) بانڈ سے زیادہ طاقتور ہوتے ہیں جہاں اور لپنگ کی حد کم ہوتی ہے۔ مزید یہ کہ π بند دو ایٹھوں کے درمیان سگما بند کے علاوہ ہوتا ہے۔ یہ ان سالموں میں ہمیشہ موجود ہوتا ہے جہاں کثیر بند (دو ہرے یا تہرے) پائے جاتے ہیں۔

4.6 مخلوطیت (Hybridisation)

H_2O اور CH_4 جیسے کثیر ایٹھی سالموں کی جیو میٹریائی شکل کی خصوصیات کی وضاحت کرنے کے لیے پالنگ نے مخلوطیت کا تصور پیش کیا ہے۔ اس کے مطابق ایٹھی ارٹل آپس میں مل کرنے نئے قسم کے یکساں ارٹل بناتے ہیں جو مخلوط ارٹل کہلاتے ہیں۔ خالص ارٹل کے بر عکس مخلوط ارٹل

الیکٹرانی تشكیل p^1 $2s^2$ $1s^2$ ہوتا ہے۔ مشتعل حالت میں $2s$ کا ایک الیکٹران خالی $2p$ اریٹل میں چلا جاتا ہے جس کے نتیجے میں بورون کے پاس تین غیر جفت الیکٹران ہو جاتے ہیں۔ یہ تین اریٹل (ایک $2s$ اور دو $2p$) مل کر تین sp^2 مخلوط اریٹل بناتے ہیں۔ اس طرح بننے والے تین مخلوط اریٹل ٹرائی گوںل پلیزیر ترتیب میں آ جاتے ہیں اور کلورین کے $2p$ اریٹل سے مل کر تین $B-Cl$ بند بناتے ہیں۔ لہذا BCl_3 کی جیو میٹری ٹرائی گوںل پلیزیر ہوتی ہے اور $Cl-BCl$ بند زاویہ 120° ہوتا ہے (شکل 4.11)۔



شکل 4.11 sp^3 مخلوط اریٹل اور BCl_3 سالمے کا بننا

(III) sp^3 مخلوطیت: اس طرح کی مخلوطیت کی وضاحت کے لیے CH_4 کی مثال لی جاسکتی ہے جس میں ایک s اور تین p -اریٹل کی آمیزش سے چار sp^3 مخلوط اریٹل بننے پڑیں جن کی تو انائی اور شکل یکساں ہوتی ہے۔ ہر ایک sp^3 اریٹل میں 25% s اور 75% p کردار شامل ہوتا ہے۔ اس طرح بننے والے چار sp^3 اریٹل چوٹھی شکل کے چاروں کونوں کی سمت ہوتے ہیں sp^3 مخلوط اریٹل کے درمیان 109.5° ہوتا ہے جیسا کہ شکل 4.12 میں دکھایا گیا ہے۔

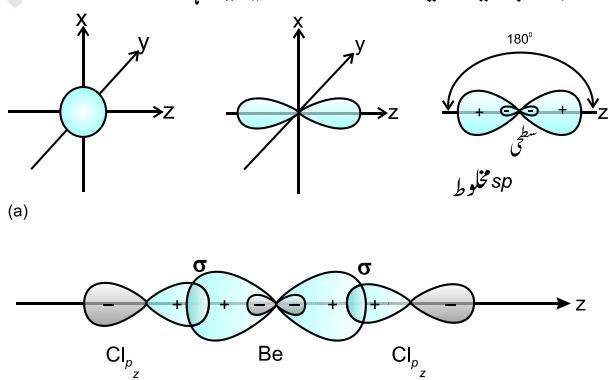
H_2O اور NH_3 کی اشکال بھی sp^3 مخلوطیت کی مدد سے واضح کی جاسکتی ہیں۔ NH_3 سالمے میں ناٹروجن کا گراوئڈ اسٹیٹ پر الیکٹرانی تشكیل میں $2s^2$ $2p_x^1$ $2p_y^1$ $2p_z^1$ ہوتا ہے۔ جس میں سے تین sp^3 مخلوط اریٹل میں غیر جفت الیکٹران ہوتے ہیں اور چوتھے میں ایک الیکٹرانوں کا تنہا جوڑا ہوتا ہے۔ یہ تین مخلوط اریٹل ہاندروجن کے $1s$ اریٹل سے اوورلیپ کر کے تین $N-H$ سالمے کا بناتے ہیں۔ ہم جانتے ہیں کہ تنہا جوڑے اور بندشی جوڑے کے درمیان قوت دافعہ الیکٹران کے دو

حاصل ہوتے ہیں۔ sp مخلوطیت کے لیے مناسب اریٹل s اور p_{z} ہوتے ہیں، اگر مخلوط اریٹل کو z -محور پر ہونا ہے۔ ہر ایک sp مخلوط اریٹل میں 50% اور 50% p کردار ہوتا ہے۔ ایسے سالمے جن کے مرکزی ایٹم میں $s-p$ مخلوطیت ہے اور وہ براہ راست دوسرے مرکزی ایٹموں سے جوڑے ہوئے ہوں تو ان کی جیو میٹری ٹرائی ہوتی ہے۔ اس طرح کی مخلوطیت وتری مخلوطیت (Diagonal Hybridisation) بھی کہلاتی ہے۔

دو sp مخلوط z -محور پر مخالف سمت میں ہوتے ہیں جن کے ثبت لوب اُبھرے ہوئے ہوتے ہیں اور مقنی لوب بہت چھوٹے اور دبے ہوئے ہوتے ہیں جس کی وجہ سے اوورلپنگ موثر ہوتی ہے جس کے نتیجے میں مضبوط بند بننے پڑتے ہیں۔

sp -مخلوطیت والے سالمات کی مثالیں

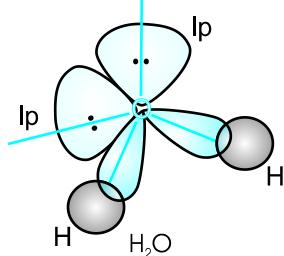
$BeCl_2$: Be کا گراوئڈ اسٹیٹ میں الیکٹرانی تشكیل $2s^2$ ہوتا ہے۔ مشتعل حالت میں ایک $2s$ الیکٹران خالی $2p$ اریٹل میں چلا جاتا ہے جس کی وجہ سے بندش دو ہوتی ہے ایک $2s$ اور ایک $2p$ اریٹل مخلوط ہو جاتے ہیں اور دو sp مخلوط اریٹل بناتے ہیں یہ دو مخلوط اریٹل مخالف سمت میں ہوتے ہیں اور 180° کا زاویہ بناتے ہیں۔ ہر ایک sp مخلوط اریٹل کلورین کے $2p$ اریٹل سے محوری اوورلیپ کرتا ہے اور دو $BaCl$ سالمات کے $2p$ اریٹل میں دکھایا گیا ہے۔



شکل 4.10 (a) s اور p اریٹل سے sp مخلوط کا بننا (b) خطی سالمہ $BeCl_2$ سالمہ کا بننا

(II) sp^2 مخلوطیت: اس قسم کی مخلوطیت میں ایک s اور $2p$ اریٹل شامل ہوتے ہیں جو تین معادل sp^2 اریٹل بناتے ہیں۔ مثال کے طور پر $BeCl_3$ سالمے میں مرکزی ایٹم بورون کا گراوئڈ اسٹیٹ میں

109.5° سے گھٹ کر 104.5° ہو جاتا ہے (شکل 4.14) اور سالمہ V-شکل یا خمیدہ شکل اختیار کرتا ہے۔



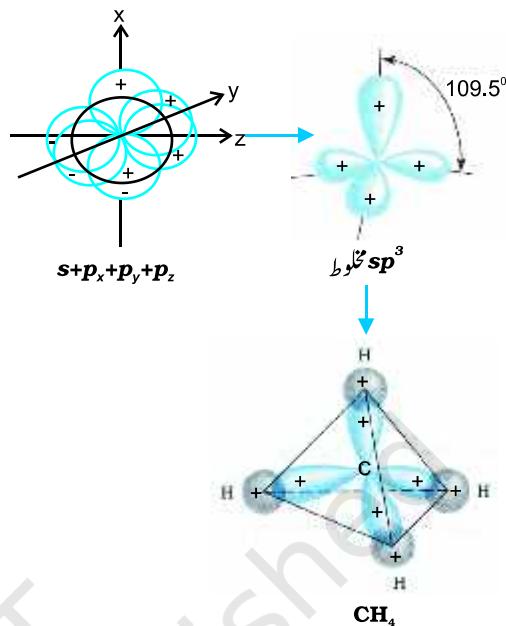
شکل 4.14 H₂O سالمہ کا بننا

4.6.2 sp, sp², sp³ مخلوطیت کی پچھا اور مثالیں

C₂H₆ سالمہ میں sp³ مخلوطیت: اتحین کے سالے میں دونوں کاربن ایٹم میں sp³ مخلوط حالت ہوتی ہے۔ کاربن ایٹم کے چار sp³ مخلوط اربٹل میں سے ایک محوری طور پر دوسرے کاربن کے ایسے ہی اربٹل کے ساتھ اور لیپ کرتا ہے اور ایک sp³-sp³ سگما بند بناتا ہے جبکہ ہر ایک کاربن کے تین مخلوط اربٹل ہائڈروجن ایٹم کے ساتھ sp³-s سگما بند بناتے ہیں جیسا کہ (iii) 4.6.1 میں دکھایا گیا ہے۔ لہذا اتحین میں 109 pm C-C بندشی لمبائی 154 pm C-H بندشی لمبائی ہوتی ہے۔

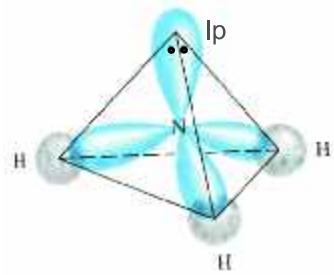
C₂H₄ میں sp² مخلوطیت: اتحین سالمہ کے بننے میں ایک کاربن ایٹم کا ایک sp² مخلوط اربٹل دوسرے ایٹم کے sp² مخلوط اربٹل کے ساتھ محوری طور پر اور لیپ کر کے C-C سگما بند بناتا ہے۔ جبکہ ہر ایک کاربن کے باقی دو sp² مخلوط اربٹل دو ہائڈروجن ایٹم کے ساتھ sp²-s سگما بند بناتے ہیں جبکہ ہر ایک کاربن کے باقی دو sp² مخلوط اربٹل دو ہائڈروجن ایٹم کے ساتھ sp²-s سگما بند بنانے میں استعمال ہوتے ہیں۔ ایک کاربن ایٹم کا غیر مخلوط اربٹل (2p_x یا 2p_y) دوسرے کاربن ایٹم کے مماثل اربٹل کے ساتھ پہلوی اور لیپ کر کے ایک کمزور π بند بناتا ہے جو کاربن اور ہائڈروجن کی سطح کے اوپر اور نیچے دو مساوی الیکٹران بادلوں کی شکل میں رہتا ہے۔

اس طرح اتحین سالے میں کاربن-کاربن بانڈ میں ایک sp²-sp² سگما بند ایک π بند ہوتا ہے جو اربٹل کے درمیان ہوتا ہے جو مخلوطیت میں حصہ نہیں لیتے اور سالمہ کی سطح کے عمودی ہوتے ہیں؛ بندشی لمبائی 134 pm ہوتی ہے۔ C-H بند sp²-s سگما بند ہوتا ہے جس کی بندشی



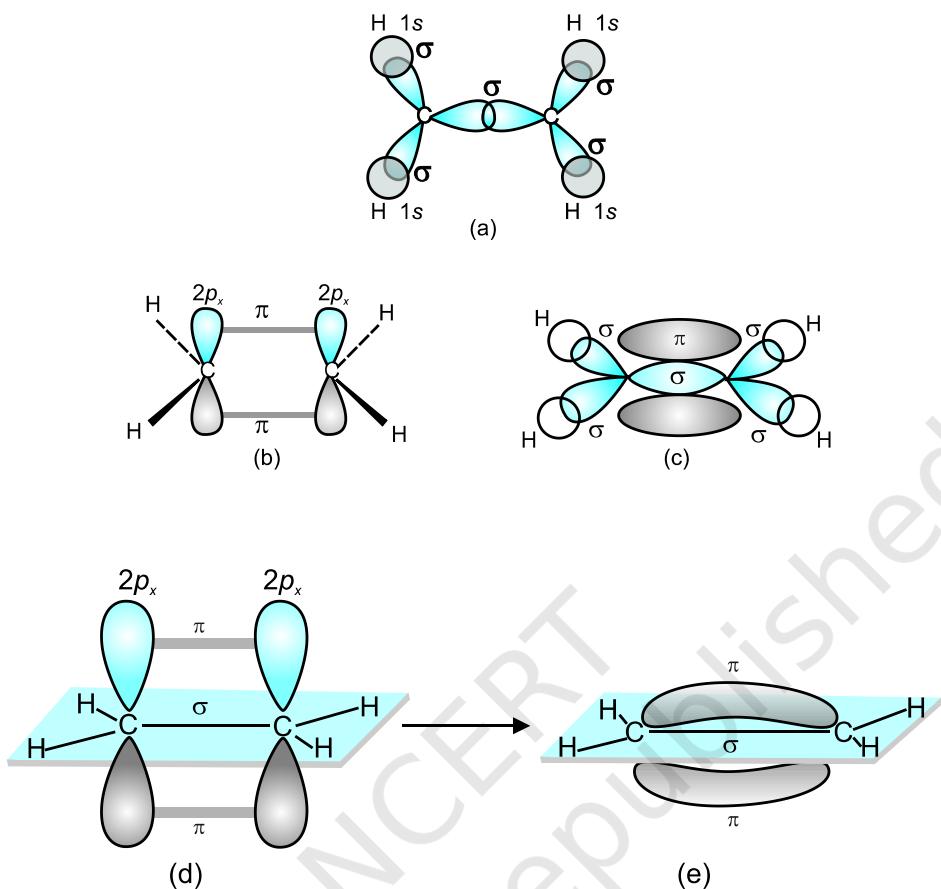
شکل 4.12 کاربن کے s, p_x, p_y اور p_z اربٹل کے اتحاد سے بننے والے sp³ مخلوط اربٹل اور CH₄ کا بننا

بندشی جوڑوں کے درمیان قوت دافعہ سے زیادہ ہوتی ہے۔ اس طرح سالمہ کی شکل مسخ ہو جاتی ہے اور بندز اویہ 109.5° سے گھٹ کر 107° ہو جاتا ہے۔ اس طرح کے سالموں کی جیو میٹری پیرامیڈل ہوتی ہے جیسا کہ شکل 4.13 میں دکھایا گیا ہے۔

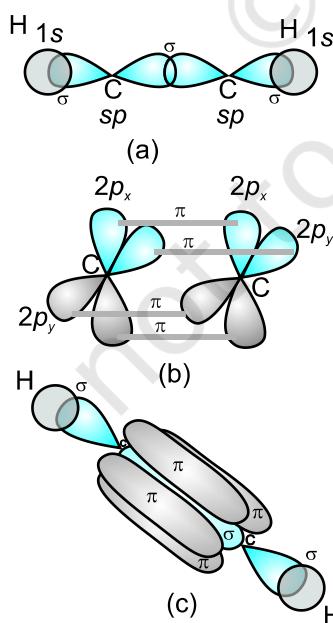


شکل 4.13 NH₃ سالمہ کا بننا

H₂O سالمہ میں آئیشن کے چار اربٹل (ایک 2s اور تین 2p) میں sp³ مخلوطیت ہوتی ہے اور چار sp³ اربٹل بنتے ہیں جن میں سے دو اربٹل میں سے ہر ایک میں ایک الیکٹران ہوتا ہے اور باقی دو میں ایک ایک ہر ایک ایک الیکٹران کا ہوتا ہے۔ یہ چار sp³ مخلوط اربٹل چہار سطحی جیو میٹری حاصل کرتے ہیں۔ جس کے دو کونوں میں دو ہائڈروجن کے ایٹم ہوتے ہیں اور باقی دو کونوں میں غیر بندشی جوڑے ہوتے ہیں۔ اس میں بندشی زاویہ



شکل 4.15 ایتھین میں سگما اور پائی بند کا بننا

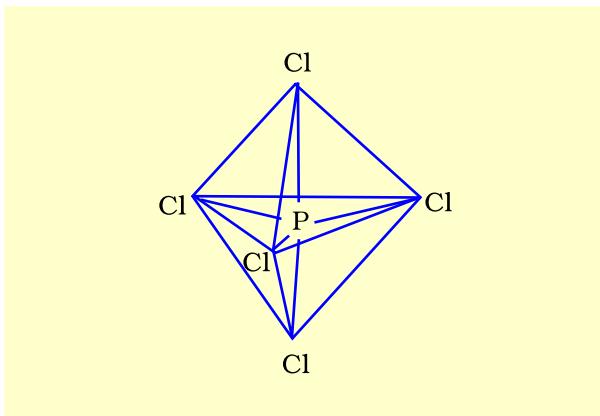


شکل 4.16 ایتھان میں سگما اور پائی بند کا بننا

لماہی pm 108 ہوتی ہے H-C-H بندشی زاویہ 117.6° جبکہ H-C-C بندشی زاویہ 121° ہوتا ہے۔ ایتھین میں سگما اور پائی بند کا بننا شکل 4.15 میں دکھایا گیا ہے۔

C₂H₂ میں sp مخلوطیت: ایتھان کے سامنے کی تشکیل میں دونوں کاربن ایٹموں میں sp مخلوطیت ہوتی ہے اور دو غیر مخلوط اربل، یعنی 2p_y اور 2p_x ہوتے ہیں۔

ایک کاربن ایٹم کا sp مخلوط اربل دوسرے کاربن ایٹم کے sp مخلوط اربل کے ساتھ محوری اور لیپ کر کے C-C سگما بند بناتے ہیں جبکہ ہر ایک کاربن کا دوسرا مخلوط اربل محوری سطح پر ہائیروجن ایٹم کے نصف بھرے ہوئے اربل پر اور لیپ کر کے σ بند بناتا ہے۔ دونوں کاربن ایٹموں کے دو غیر مخلوط p اربل جانی اور لیپ کر کے کاربن ایٹموں کے درمیان دو π بند بناتے ہیں۔ اس طرح دو کاربن ایٹموں کے درمیان تھرے بند میں ایک سگما اور دو پائی بند ہوتے ہیں جیسا کہ شکل 4.16 میں دکھایا گیا ہے۔



شکل 4.17 PCl_5 سالمہ کی ٹرائی گونل بائی پیرامڈل جیو میٹری

اب پانچ اربل (یعنی ایک s ، تین p اور ایک d اربل) مخلوطیت کے لیے دستیاب ہیں جو sp^3d مخلوط اربل کو بنائیں گے جو کہ ٹرائی گونل بائی پیرامڈل کے پانچ کونوں کی سمت میں ہوں گے جیسا کہ شکل 4.17 میں دکھایا گیا ہے۔

یہ دیکھنا چاہیے کہ ٹرائی گونل بائی پیرامڈل جیو میٹری میں تمام زاویے برابر نہیں ہوتے۔ PCl_5 میں فاسفورس کے پانچ sp^3d مخلوط اربل کلورین ایٹم کے p اربل، جس میں صرف ایک الیکٹران ہوتا ہے سے اور لیپ کر کے پانچ $\text{P}-\text{Cl}$ سگما بند ہناتے ہیں۔ تین $\text{P}-\text{Cl}$ بند ایک ہی سطح پر ہوتے ہیں اور ایک دوسرے سے 120° کا زاویہ ہناتے ہیں۔ ان بند کو استوائی بند (Equatorial Bond) کہتے ہیں۔ باقی کے دو $\text{P}-\text{Cl}$ بند استوائی سطح کے اوپر اور نیچے سطح کے ساتھ 90° کا زاویہ ہناتے ہوئے ہوتے ہیں۔ انھیں محوری بند کہتے ہیں۔ چونکہ محوری بند کے جوڑے استوائی بند کے جوڑوں کی طرف سے زیادہ دافع قوت برداشت کرتے ہیں۔ لہذا محوری بند، اسطوانی بند کے مقابلے میں تھوڑے سے لمبے اور کمزور پائے ہوتے ہیں جس کی وجہ سے PCl_5 زیادہ متعامل ہوتا ہے۔

(ii) SF_6 کا بنا $sp^3 d^2$ مخلوطیت: SF_6 میں مرکزی ایٹم سلفر کا گراوڈ اسٹیٹ میں الیکٹرانی تسلیم $3s^2 3p^4$ ہے۔ مشتعل حالت میں دستیاب چھ اربل یعنی، ایک s ، تین p - اور دو d - اربل میں ایک ایک

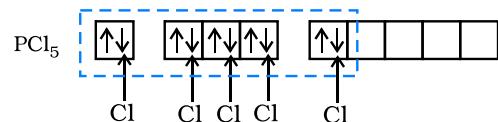
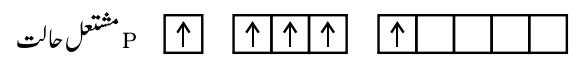
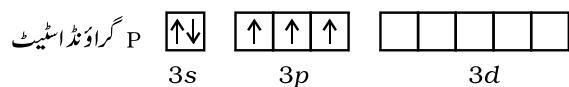
4.6.3 d- اربل والے عناصر میں مخلوطیت (Hybridisation of Elements Involving d Orbitals)

تیرسے دور میں پائے جانے والے عناصر میں s - اور p - کے علاوہ d - اربل ہوتے ہیں اربل کی توانائی کا موازنہ $3s$ اور $3p$ اربل سے کیا جاسکتا ہے۔ اربل کی توانائی کا موازنہ $4s$ اور $4p$ سے بھی کیا جاسکتا ہے۔ نتیجہ کے طور پر $3s, 3p, 3d$ اور $4s, 4p$ اور d - کے درمیان مخلوطیت ممکن ہو سکتی ہے۔ تاہم چونکہ $3p$ اور $4s$ اربل کے درمیان توانائی کا فرق باری ہوتا ہے، لہذا $3p, 3d$ اور $4s$ اربل کے ساتھ مخلوطیت ممکن نہیں ہوتی۔

d - اربل کے ساتھ مخلوطیت کی اسکیم کا خلاصہ مندرجہ ذیل ہے:

سالمند/آئنون کی شکل	مخلوطیت کی قسم	ایٹمی اربل	مشائیں
مربع سطحی (Square Planar)	dsp^2	$d+s+p(2)$	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}, [\text{Pt}(\text{Cl})_4]^{2-}$
ٹرائی گونل بائی پیرامڈل (Trigonal Bipyramidal)	sp^3d	$s+p(3)+d$	$\text{PF}_5, \text{PCl}_5$
اسکواڑ پیرامڈل (Square Pyramidal)	dsp^3	$d+s+p(3)$	$\text{BrF}_5, \text{XeOF}_4$
آکٹاہیڈرل	sp^3d^2 d^2sp^3	$s+p(3)+d(2)$ $d(2)+s+p(3)$	$\text{SF}_6, [\text{CrF}_6]^{3-}$ $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$

(i) PCl_5 کا بنا (sp^3d مخلوطیت): فاسفورس کی گراوڈ اسٹیٹ اور مشتعل حالت کا بیرونی الیکٹرانی تسلیم ($Z = 15$) مندرجہ ذیل ہے۔



sp^3d مخلوط اربل پانچ کلورین ایٹموں کے ذریعہ فراہم کرائے گئے الیکٹرانوں سے بھرے ہوئے

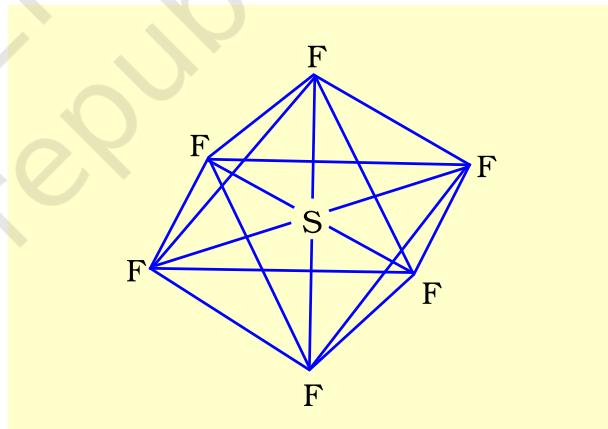
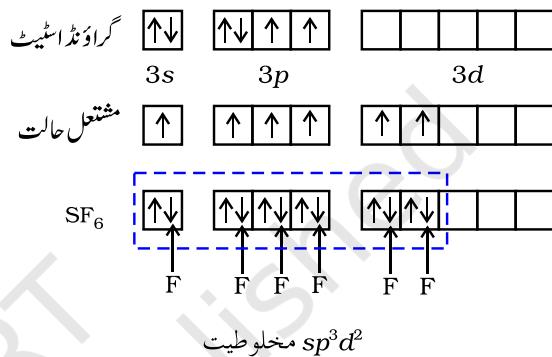
- (ii) قابل موازن توانائی اور مناسب تشاکل کے ایٹھی ار بٹل آپس میں مل کر مولیکول ار بٹل بناتے ہیں۔
- (iii) ایک ایٹھی ار بٹل میں الیکٹران ایک نیوکلیس کے زیر اثر ہے، جبکہ مولیکول ار بٹل میں وہ دو یادو سے زیادہ نیوکلیس اثر میں رہتا ہے اس کا انحصار سالے میں موجود ایٹھوں کی تعداد پر ہوتا ہے۔ لہذا ایٹھی ار بٹل اکائی مرکزی ہوتا ہے جبکہ مولیکول ار بٹل کثیر مرکزی ہوتا ہے۔
- (iv) بننے والے مولیکول ار بٹل کی تعداد متعدد ہونے والے ایٹھی ار بٹل کی تعداد کے برابر ہوتی ہے۔ جب دو ایٹھی ار بٹل متعدد ہوتے ہیں تو دو بونڈ نگ مولیکول ار بٹل بننے ہیں۔ ایک بونڈ نگ مولیکول ار بٹل اور دوسرا ایٹھی بونڈ نگ ار بٹل کہلاتا ہے۔
- (v) بندشی مولیکول ار بٹل کی توانائی کم ہوتی ہے لہذا متعلقہ ایٹھی بونڈ نگ مولیکول ار بٹل سے اس کا استحکام زیادہ ہوتا ہے۔
- (vi) جس طرح ایک ایٹھم میں مرکز کے گرد الیکٹرانوں کا احتمالی بٹاؤ ایک ایٹھی ار بٹل سے ظاہر کیا جاتا ہے اسی طرح ایک سالمہ میں مرکزوں کے گروہ کے گرد الیکٹرانوں کا احتمالی بٹاؤ مولیکول ار بٹل کے ذریعہ دیا جاتا ہے۔
- (viii) ایٹھی ار بٹل کی طرح مولیکول ار بٹل بھی پالی کے اصول اخراج اور ہنڈ کے قانون کا اتباع کرتے ہوئے آف باؤ کے اصول کے مطابق ہی بھرے جاتے ہیں۔

4.7.1 مولیکول ار بٹل کا بننا ایٹھی ار بٹل کا خطی اتحاد

**(Formation of Molecular Orbitals
Linear Combination of Atomic
Orbitals (LCAO))**

لہرمیکانیات (Wave Mechanics) کے مطابق ایٹھی ار بٹل کو لہر تناول (vii) سے ظاہر کرتے ہیں جو الیکٹران لہروں کی وسعت کو ظاہر کرتا ہے۔ انہیں شروع نجركی لہر مساوات کے حل سے حاصل کیا جاتا ہے۔ تاہم، جونکہ یہ کسی ایسے نظام کے لیے حل نہیں کی جاسکتی جس میں ایک سے زیادہ الیکٹران ہوں، مولیکول ار بٹل جو سالمہوں کے لیے ایک الیکٹران لہر تناول ہوتے ہیں انہیں براہ راست شروع نجركی لہر مساوات کے حل سے حاصل کرنا مشکل ہوتا ہے۔ اس مسئلہ پر قابو پانے کے لیے ایک تقریبی طریقہ استعمال کیا گیا جو ایٹھی ار بٹل کا خطی اتحاد (Linear Combination of Atomic Orbital) کہلاتا ہے۔

الیکٹران ہوتا ہے۔ یہ ار بٹل مخلوطیت کے بعد چھ نئے d^2 مخلوط ار بٹل بناتے ہیں جو SF_6 میں باقاعدہ آکٹا ہیڈر ان کے چھ کنوں کی سمت ہوتے ہیں۔ یہ چھ sp^3 ہے۔ مخلوط ار بٹل فلورین ایٹھم کے ایک الیکٹران سے گھرے ہوئے ہوتے ہیں ار بٹل پر اور لیپ کر کے چھ سیگما بند بناتے ہیں۔ اس طرح SF_6 سالے کی ایک باقاعدہ آکٹا ہیڈر ان شکل ہوتی ہے جیسا کہ شکل 4.18 میں دکھائی گئی ہے۔



شكل 4.18 SF_6 سالمہ کی آکٹا ہیڈر جیو میٹری

4.7 مولیکول ار بٹل تھیوری (Molecular Orbital Theory)

مولیکول ار بٹل نظریہ 1932 میں ایف۔ ہنڈ اور آر۔ ایس۔ ملکین نے تیار کیا تھا۔ اس نظریہ کی خصوصیات مندرجہ ذیل ہیں:

- (i) ایک سالمہ میں الیکٹران مختلف مولیکول ار بٹل میں پائے جاتے ہیں اسی طرح جیسے ایک ایٹھم میں الیکٹران ایٹھی ار بٹل میں پائے جاتے ہیں۔

اربٹل کے بننے میں بندشی ایٹمیوں کی دو الیکٹران لہریں ایک دوسرے کو تغیری تداخل کے سبب تقویت پہنچاتی ہیں جبکہ اینٹی بانڈنگ مالکیوول اربٹل کے بننے میں الیکٹران لہریں تخریجی تداخل کی وجہ سے ایک دوسرے کو رد کر دیتی ہیں۔ نتیجہ کے طور پر بانڈنگ مالکیوول اربٹل کی الیکٹران کثافت اتحادی ایٹمیوں کے مرکزوں کے درمیان قائم رہتی ہے جس کی وجہ سے نیوکلیس کے درمیان دفعہ بہت کم ہوتا ہے جبکہ اینٹی بانڈنگ مالکیوول اربٹل میں زیادہ تر الیکٹران کثافت کے درمیان کی جگہ سے دور ہوتے ہیں۔ دراصل مرکزوں کے درمیان ایک نوڈل مستوی ہوتا ہے (جس پر الیکٹران کثافت صفر ہوتی ہے) جس کی وجہ سے نیوکلیس کے درمیان قوت دافعہ زیادہ ہوتی ہے۔ گرفتی مالکیوول اربٹل میں موجود الیکٹران مرکزوں کو ایک ساتھ تھامے رہتے ہیں جس کی وجہ سے سالمہ مستحکم ہو جاتا ہے۔ لہذا ایک گرفتی مالکیوول اربٹل میں ہمیشہ ان دونوں اینٹی اربٹل سے کم توانائی ہوتی ہے جن سے مل کر وہ بنتے ہیں۔ اس کے عکس وہ الیکٹران جوانٹی بانڈنگ مالکیوول اربٹل میں ہوتے ہیں وہ سالمہ کو غیر مستحکم کرتے ہیں۔ یہ اس وجہ سے ہوتا ہے کہ اس اربٹل میں الیکٹرانوں کی آپسی قوت دافعہ الیکٹرانوں اور نیوکلیس کے درمیان کشش سے زیادہ ہوتی ہے جس کی وجہ سے کل توانائی میں اضافہ ہوتا ہے۔

یہ بات قابل غور ہے کہ اینٹی بانڈنگ اربٹل کی توانائی ان اینٹی اربٹل سے اوپر اٹھ جاتی ہے جن اربٹل سے مل کر وہ بنتے ہیں جبکہ بندشی اربٹل کی توانائی ان سے چھپے گر جاتی ہے جو ان کے بنا نے والے ہیں۔ تاہم، دونوں مالکیوول اربٹل کی کل توانائی اتنی ہی رہتی ہے جتنی کہ ابتدائی دو اینٹی اربٹل کی ہوتی ہے۔

4.7.2 اینٹی اربٹل کے اتحاد کی شرائط

(Conditions for the Combination of Atomic Orbitals)

مالکیوول اربٹل بنانے کے لیے اینٹی اربٹل کا خطي اتحاد اسی وقت ممکن ہے جبکہ مندرجہ ذیل شرائط پوری ہو سکیں۔

1. اتحادی اینٹی اربٹل کی توانائی تقریباً یکساں ہونی چاہیے۔ اس کا مطلب یہ ہے کہ $1s$ اربٹل $1s$ اربٹل کے ساتھ ہی اتحاد کر سکتا ہے لیکن $2s$ کے ساتھ نہیں کیونکہ $2s$ - اربٹل کی توانائی $1s$ - اربٹل سے

آئیے اس طریقہ کو ہومو نوکلیر دو اینٹی ہائڈروجن سالمہ کے لیے استعمال کرتے ہیں۔ مان لیجیے ہائڈروجن سالمہ دو اینٹم A اور B سے مل کر بنا ہے۔ ہر ایک ہائڈروجن اینٹم اپنی گراؤنڈ اسٹیٹ میں $1s$ اربٹل میں ایک الیکٹران ہوتا ہے۔ ان اینٹم کے اینٹی اربٹل لہر فکشن ψ_A اور ψ_B سے ظاہر کیے جاسکتے ہیں۔ ریاضیاتی طور پر مالکیوول اربٹل مالکیوول اربٹل کا بننا اینٹی اربٹل کے خطي اتحاد سے ظاہر کیا جاسکتا ہے جو منفرد اینٹی اربٹل کے لہر فکشن کے جمع اور گھٹا کرنے سے حاصل ہو سکتا ہے جیسا کہ نیچے دکھایا گیا ہے۔

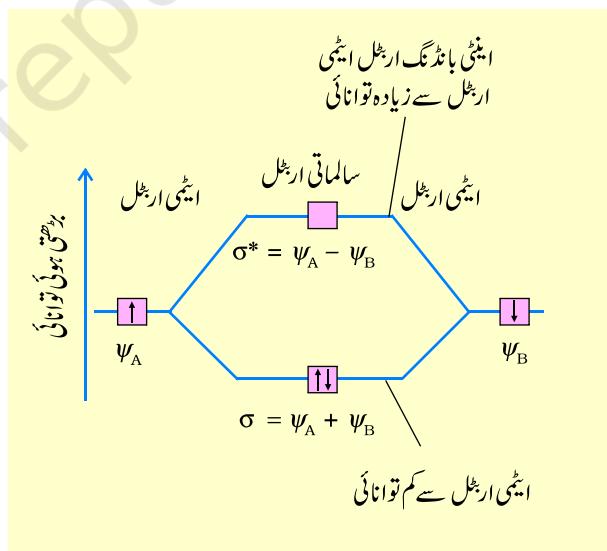
$$\psi_{MO} = \psi_A \pm \psi_B$$

لہذا اس اور σ^* دو مالکیوول اربٹل اس طرح بنیں گے۔

$$\sigma = \psi_A + \psi_B$$

$$\sigma^* = \psi_A - \psi_B$$

سالماتی اربٹل σ جو اینٹی اربٹل کے جمع کرنے سے بنائے ہوئے بندشی مالکیوول اربٹل مالکیوول اربٹل (Bonding Molecular Orbital) کہلاتا ہے جبکہ سالماتی اربٹل σ^* جو اینٹی اربٹل کی تقریق سے بنائے ہوئے اینٹی بانڈنگ مالکیوول اربٹل کہلاتا ہے۔ جیسا کہ شکل 4.19 میں دکھایا گیا ہے۔

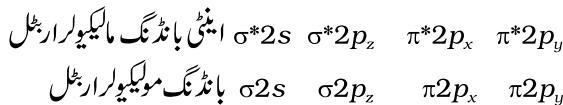


شکل 4.19 دو اینٹم A اور B کے مرکز پر ایشمی اربٹل ψ_B اور ψ_A کے خطي اتحاد سے بننے والے بانڈنگ (σ) اور اینٹی بانڈنگ (σ^*) مولکیوول اربٹل کا بنا

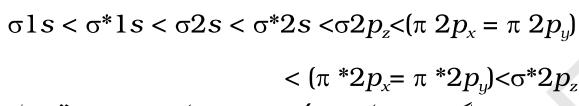
کیفیتی طور پر، سالماتی اربٹل کا بنا اتحادی اینٹم کی الیکٹرانی لہروں کی تغیری اور تخریجی تداخل (Constructive and Destructive) کی تغیری

4.7.4 مالکیو ار بیل کے انجی لیول ڈائیگرام (Energy Level Diagram for Molecular Orbitals)

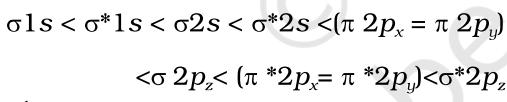
ہم نے دیکھا کہ دو ایٹم کے $1s$ ایٹم اور بیل کے طور پر دو مالکیو ار بیل کے مطابق 2- مالکیو ار بیل کے طور پر لیا جاتا ہے۔ اسی طرح $2s$ اور $2p$ ایٹم کے مطابق 2- مالکیو ار بیل کے طور پر لیا جاتا ہے۔



ان مالکیو ار بیل کے انجی لیول دوسری جدول کی دوسری قطار کے عناصر کے متناسق دو ایٹم سالمون کے تحریکی طور پر حاصل شدہ اسپیکٹر و اسکو پک اعداد و شمار کی مدد سے معلوم کیے گئے ہیں۔ اور O_2 اور F_2 کے مختلف مالکیو ار بیل کی تو انائی کی بڑھتی ہوئی ترتیب مندرجہ ذیل ہے:



تاہم مالکیو ار بیل کی تو انائی کے درجات کی یہ ترتیب باقی سالمون، C_2 , B_2 , Be_2 , Li_2 , N_2 کے لیے صحیح نہیں ہے۔ مثال کے طور پر تحریکی طور پر یہ دیکھا گیا ہے کہ B_2 , C_2 , N_2 وغیرہ جیسے سالمات کے لیے مختلف مالکیو ار بیل کے لیے تو انائی کی بڑھتی ہوئی ترتیب مندرجہ ذیل ہے۔



اس ترتیب کی اہم خصوصیت یہ ہے کہ $\sigma 2p_z$ مالکیو ار بیل کی تو انائی $\pi 2p_y$ اور $\pi 2p_x$ مالکیو ار بیل سے زیادہ ہے۔

4.7.5 الیکٹرانی تکھل اور سالماتی طرز عمل

(Electronic Configuration and Molecular Behaviour)

مختلف مالکیو ار بیل میں الیکٹرانوں کا بیاؤ سالمے کا الیکٹرانی تکھل کہلاتا ہے۔ سالمے کے الیکٹرانی تکھل سے یہ ممکن ہے کہ سالمے سے متعلق اہم معلومات حاصل کی جاسکیں جیسا کہ نیچے بیان کیا گیا ہے۔

سالمون کا استحکام: اگر بانڈنگ ار بیل میں الیکٹرانوں کی تعداد N_b ہے اور اینٹی بانڈنگ ار بیل میں الیکٹرانوں کی تعداد N_a ہے تو:

(i) اگر N_b, N_a سے زیادہ ہے تو سالمہ مستحکم ہوگا اور

خاصی زیادہ ہوتی ہے۔ یہ اس وقت درست نہیں ہوگا جب ایٹم بہت مختلف ہوں گے۔

2- تحد ہونے والے ایٹم ار بیل کا تشاکل سالمی محور کے برابر ہونا چاہیے۔ روایت کے مطابق 2- مالکیو ار بیل کے طور پر لیا جاتا ہے۔ یہ بات قابل غور ہے کہ برابر اور تقریباً برابر تو انائی والے ایٹم ار بیل بھی اتحاد نہیں کرتے ہیں اگر ان کا تشاکل برابر نہ ہو۔ مثال کے طور پر کسی ایٹم کے 2- ار بیل دوسرے ایٹم کے 2- ار بیل کے ساتھ ہی اتحاد کریں گے نہ کہ یا 2- یا 2- سے کیونکہ ان کا تشاکل مختلف ہے۔

3- تحد ہونے والے ایٹم ار بیل کا اور لیپ ہوگا مالکیو ار بیل کے مرکزوں کے درمیان چاہیے۔ جتنا زیادہ اور لیپ ہوگا مالکیو ار بیل کے مرکزوں کے درمیان اتنی ہی زیادہ الیکٹران کشافت ہوگی۔

4.7.3 مالکیو ار بیل کی قسمیں (Types of Molecular Orbitals)

دو ایٹم سالمات کے مالکیو ار بیل کو σ (سگما) π (پائی) اور δ (ڈیلٹا) سے ظاہر کرتے ہیں۔

اس تسمیہ میں سگما (σ) مالکیو ار بیل بند-محور کے گرد تشاکلی ہوتے ہیں جبکہ پائی (π) مالکیو ار بیل تشاکلی نہیں ہوتے۔ مثال کے طور پر 1- ار بیل کا خطی اتحاد جو دو مرکزوں کے گرد ہوتا ہے اور دو مالکیو ار بیل بناتا ہے جو بند-محور کے گرد تشاکلی ہوتے ہیں۔ ایسے مالکیو ار بیل σ قسم کے ہوتے ہیں اور ان کو $\sigma 1s$ اور $\sigma^* 1s$ سے ظاہر کرتے ہیں (شکل(a) 4.20)۔ اگر بین مرکزی محور z - سمت میں لیا جائے تو یہ دیکھا جاسکتا ہے کہ دو ایٹم کے $2p_z$ ار بیل کا خطی اتحاد بھی دو سگما مالکیو ار بیل بناتا ہے جن کو $\sigma 2p_z$ اور $\sigma^* 2p_z$ سے ظاہر کرتے ہیں (شکل(b) 4.20)۔

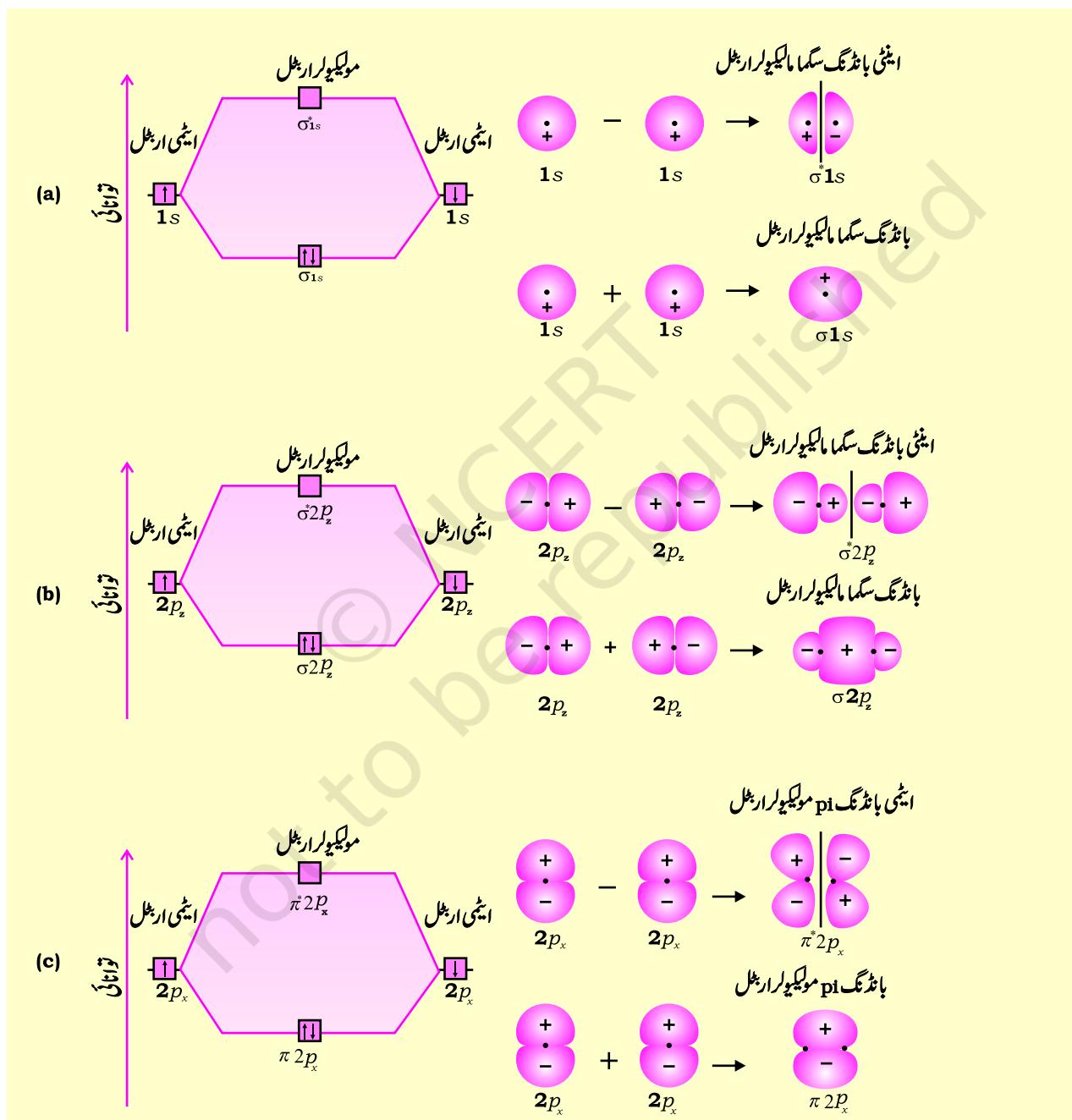
$\sigma 2p_x$ اور $\sigma 2p_y$ سے حاصل ہونے والے مالکیو ار بیل بانڈ-محور کے گرد تشاکلی نہیں ہوتے کیونکہ سالمات سطح کے اوپر ثابت لوپ اور نیچے منقی لوپ ہوتا ہے۔ ایسے مالکیو ار بیل کو π اور π^* سے ظاہر کرتے ہیں (شکل(c) 4.20)۔ π -بانڈنگ مالکیو ار بیل میں بین مرکزی محور کے اوپر اور نیچے الیکٹران کشافت زیادہ ہوتی ہے۔ π^* -انٹی بانڈنگ مالکیو ار بیل میں مرکزوں کے درمیان نوڈ ہوتی ہے۔

بانڈ آرڈر (Bond Order)

بانڈ آرڈر (BO) کی تعریف اس طرح بیان کی جاسکتی ہے کہ یہ بانڈنگ اور انٹی بانڈنگ اربٹل میں موجود الیکٹرونوں کی تعداد میں فرق کے آدھے کی برابر ہوتا ہے۔ یعنی

(ii) سالمنہ غیر مختکم ہوگا اگر $N_a < N_b$ سے کم ہے۔

(i) میں زیادہ بانڈنگ اربٹل بھرے ہوئے ہیں لہذا بانڈنگ کا اثر زیادہ ہوگا اور سالمنہ مختکم ہوگا۔ (ii) انٹی بانڈنگ اربٹل کا اثر زیادہ ہے لہذا سالمنہ غیر مختکم ہوگا۔

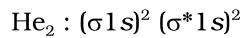


شکل 4.20 (a) 1s - ایٹھی اربٹل، (b) 2p_z ایٹھی اربٹل اور (c) 2p_x ایٹھی اربٹل کے اتحاد سے بننے والے بانڈنگ اور انٹی بانڈنگ مالیکیوں اربٹل کی توانائیاں اور خدوخال

$$\frac{N_b - N_a}{2} = \frac{2 - 0}{2} = 1$$

اس کا مطلب ہے کہ ہائڈروجن کے دو ایٹم آپس میں اکھرے بند سے بند ہے ہوتے ہوتے ہیں۔ ہائڈروجن سالمہ کی بند افتراق توانائی 438 kJ mol^{-1} معلوم کی گئی ہے اور بندشی لمبائی pm 74 ہے۔ چونکہ ہائڈروجن کے سالمے میں کوئی بھی بغیر جوڑے والا الیکٹران نہیں ہے لہذا یہ ڈایا مقناطیسی ہوتا ہے۔

2. ہیلیم سالمہ (He): ہیلیم ایٹم کا الیکٹرانی تشكیل $1s^2$ ہے۔ ہیلیم کے ہر ایک ایٹم میں دو الیکٹران ہوتے ہیں لہذا ہیلیم کے سالمہ میں چار (4) الیکٹران ہوں گے۔ یہ الیکٹران $1s^2$ اور $1s^2$ مالکیوں آر بیل میں ہوتے ہیں جس کی وجہ سے الیکٹرانی تشكیل مندرجہ ذیل ہوتا ہے۔



$$\frac{1}{2}(2 - 2) = 0$$

ہیلیم کا بانڈ آرڈر ہوگا 0 سالمہ لہذا غیر مستحکم ہے اور پایا نہیں جاتا۔

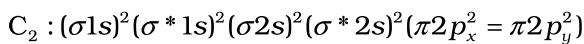
$(\sigma 1s)^2 (\sigma^* 1s)^2$ اسی طرح یہ بھی دکھایا جاسکتا ہے کہ Be_2 سالمہ $(\sigma 1s)^2 (\sigma^* 2s)^2$ بھی نہیں پایا جاتا۔

3. لیتھیم سالمہ (Li_2): لیتھیم کا الیکٹرانی تشكیل $2s^1, 1s^2$ ہے Li_2 میں چھ الیکٹران ہیں۔ لہذا Li_2 سالمہ کا الیکٹرانی تشكیل، $(\sigma 1s)^2 (\sigma^* 2s)^2$ ہوگا۔

مندرجہ بالا تشكیل کو اس طرح بھی لکھ سکتے ہیں $\text{KK}[{\sigma}2s]^2$ ، $\text{KK}[{\sigma}1s]^2 [{\sigma}^* 1s]^2$ کو ظاہر کرتے ہیں۔

Li_2 کے الیکٹرانی تشكیل سے یہ بات ظاہر ہے کہ بانڈنگ مالکیوں آر بیل میں چار الیکٹران موجود ہیں اور دو الیکٹران ایٹم بانڈنگ مالکیوں آر بیل میں موجود ہیں۔ لہذا اس کا بانڈ آرڈر، $1 = \frac{1}{2}(4 - 2) = \frac{1}{2}$ ہے۔ اس کا مطلب ہے کہ Li_2 سالمہ مستحکم ہے اور چونکہ اس کے پاس غیر جوڑے کے الیکٹران نہیں ہیں لہذا یہ ڈایا مقناطیسی ہوگا۔ درحقیقت ڈایا مقناطیسی Li_2 سالمہ بخارات کی شکل میں پائے جاتے ہیں۔

4. کاربن سالمہ (C_2): کاربن کا الیکٹرانی تشكیل $2s^2 2p^2$ سالمہ کا الیکٹرانی تشكیل:



$$(\text{BO}) = \frac{1}{2}(N_b - N_a)$$

ساملوں کی استحکام سے متعلق اوپر بیان کیے گئے اصولوں کو بانڈ آرڈر کی اصطلاحات میں مندرجہ ذیل طریقہ سے دوبارہ بیان کیا جاسکتا ہے۔ ایک ثابت بانڈ آرڈر (یعنی $N_b > N_a$) یا صفر (یعنی $N_a = N_b$) کا مطلب ہے غیر مستحکم سالمہ۔

بند کی فطرت (Nature of the Bond) بانڈ آرڈر کی تکمیلی قیمتیں 1، 2 یا 3 اکھرے، دوہرے یا تہرے بند کو ظاہر کرتی ہیں جیسا کہ ہم نے کاسکیل تصور میں پڑھا تھا۔

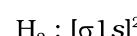
بندشی لمبائی (Bond-length) ایک سالمہ میں دو ایٹم کے درمیان بانڈ آرڈر کو بندشی لمبائی کی قریبی پیمائش کے طور پر لیا جاسکتا ہے جب بانڈ آرڈر بڑھتا ہے تو بندشی لمبائی کم ہوتی ہے۔

مقناطیسی فطرت (Magnetic Nature) اگر کسی سالمہ میں تمام مالکیوں آر بیل دوہرے (یا دو الیکٹرانوں سے) گھرے ہوئے ہیں تو وہ شے ڈایا مقناطیسی (Diamagnetic) (مقناطیسی میدان سے مدافعت کرے گی)۔ بہر حال اگر ایک یا زیادہ مالکیوں آر بیل میں اکھرے الیکٹران ہیں تو وہ پیرامیکنیک (Paramagnetic) ہوگی (مقناطیسی میدان کے تین کشش رکھے گی)۔ مثال کے طور پر O_2 کا سالمہ۔

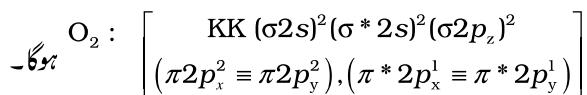
4.8 ہم نیوکلیائی دو ایٹمی سالموں میں بندش (Bonding in Some Homonuclear Diatomic Molecules)

اس سیکشن میں ہم کچھ ہم نیوکلیائی دو ایٹمی سالموں میں بندش پر بحث کریں گے۔

1. ہائڈروجن سالمہ (H_2): یہ دو ہائڈروجن ایٹم کے ملنے سے بنتا ہے۔ ہر ایک ہائڈروجن ایٹم کے $1s$ ار بیل میں ایک الیکٹران ہوتا ہے۔ لہذا ہائڈروجن کے سالمہ میں کل دو الیکٹران ہوتے ہیں جو $1s$ مالکیوں آر بیل میں موجود ہوتے ہیں۔ لہذا ہائڈروجن سالمہ کا الیکٹرانی تشكیل ہوتا ہے:



ہائڈروجن سالمہ H_2 کا بانڈ آرڈر مندرجہ ذیل طریقہ سے معلوم کیا جاسکتا ہے۔



O_2 سالمے کے الیکٹرانی تشکل سے یہ واضح ہوتا ہے کہ بانڈنگ مالکیوں اربٹل میں 10 (دس) الیکٹران موجود ہیں اور 6 الیکٹران اینٹی بانڈنگ مالکیوں اربٹل میں موجود ہیں۔ لہذا اس کا

$$\frac{1}{2}[N_b - N_a] = \frac{1}{2}[10 - 6] = 2$$

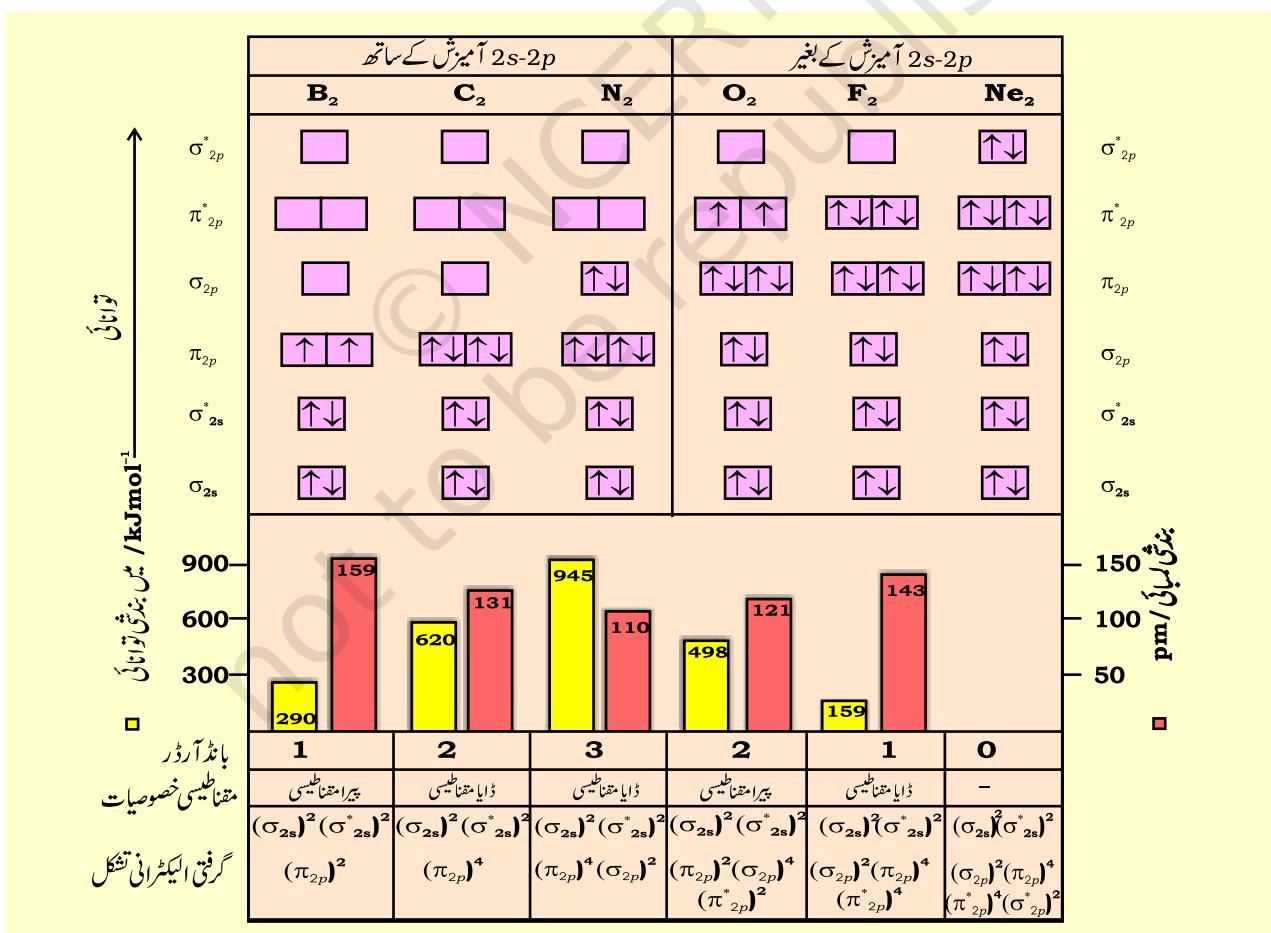
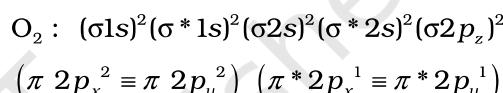
لہذا آکسیجن کے سالمے میں ایٹم دوہرے بند سے بند ہے ہوئے ہوتے ہیں۔ اس کے علاوہ یہ بھی دیکھا گیا ہے کہ اس کے پاس دو بغیر جوڑے کے الیکٹران $\pi^* 2p_x$ اور $\pi^* 2p_y$ مالکیوں اربٹل میں موجود ہیں۔ لہذا O_2 سالمہ، ایک پیرا مقناطیسی سالمہ ہونا چاہیے۔ ایک اندازہ جس کی تصدیق تجرباتی مشاہدہ سے ہوتی ہے۔ اس طرح یہ نظریہ آکسیجن کی پیرا مقناطیسی فطرت کی کامیابی کے ساتھ وضاحت کرتا ہے۔

یا $KK(\sigma 2s)^2(\sigma^* 2s)^2(\pi 2p_x^2 = \pi 2p_y^2)$ کاربن کا بانڈ آرڈر 2 $\frac{1}{2}(8 - 4) = 2$ ہے اور C_2 ڈایماقتیسی ہونا چاہیے۔ حقیقت میں بھارت کی شکل میں C_2 سالمے پائے گئے ہیں۔ یہ

بات نوٹ کرنے لائق ہے کہ C_2 میں دوہرے بند دونوں پائی بند پرمیشنل ہوتا ہے کیونکہ دو پائی مالکیوں اربٹل میں چار الیکٹران موجود ہوتے ہیں۔

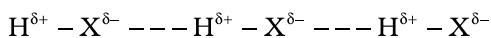
دوسرے زیادہ تر سالموں کے دوہرے بند میں ایک سگما اور دوسرا پائی بند ہوتا ہے۔ اسی طریقے سے N_2 سالمے میں بندش پر بحث کی جاسکتی ہے۔

5. آکسیجن سالمہ (O_2): آکسیجن ایٹم کا الیکٹرانی تشکل $1s^2 2s^2 2p^4$ ہے۔ ہر ایک آکسیجن ایٹم کے پاس 8 الیکٹران ہیں لہذا O_2 سالمہ میں 16 الیکٹران ہوں گے۔ O_2 - سالمہ کا الیکٹرانی تشکل اس طرح



شکل 4.21 Ne₂ سے B₂ تک عنصر کے لیے MO کے بھراؤ اور سالمندی خصوصیات

ہو جاتا ہے جس کے نتیجے میں ہائڈروجن دوسرا عضر X کے مقابلہ میں بہت زیادہ بر قی ثابت ہو جاتا ہے۔ چونکہ الیکٹران X کی سمت کھسک جاتے ہیں لہذا ہائڈروجن پر ایک جزوی ثابت چارج آ جاتا ہے (8+) جبکہ X پر جزوی منفی چارج (8-) آ جاتا ہے۔ اس کے نتیجے میں قطبی سالمند بنتا ہے جس میں بر قی سکونی قوت کشش ہوتی ہے اور جسے مندرجہ ذیل طریقہ سے ظاہر کرتے ہیں۔



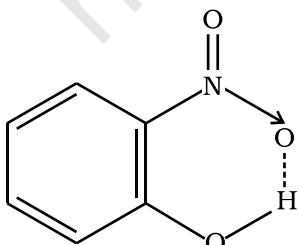
ہائڈروجن بند کی قدر مرکب کی طبعی حالت پر منحصر ہوتی ہے۔ یہ ٹھووس حالت میں سب سے زیادہ ہوتی ہے اور کسی حالت میں سب سے کم۔ اس طرح ہائڈروجن بند مرکب کی ساخت اور اس کی خصوصیات پر بہت زیادہ اثر ڈالتا ہے۔

4.9.2 H-Bond کی فرمیں (Types of H-Bonds)

- (i) میں سالی ہائڈروجن بند (Intermolecular Hydrogen Bond)
- (ii) درون سالی ہائڈروجن بند (Intramolecular Hydrogen Bond)

(I) میں سالی ہائڈروجن بند: یہ کسی ایک یا مختلف مرکب کے دو مختلف سالمندوں کے درمیان بننے میں: مثال کے طور پر HF سالمنے، الکول یا H_2O وغیرہ کے سالمندوں میں H-Bند۔

(II) درون سالی ہائڈروجن بند: یہ اس وقت بننے ہیں جب ہائڈروجن دو بہت زیادہ بر قی منفی (F, O, N) ایٹم کے درمیان ہو جو ایک ہی سالمنے کے اندر ہوں۔ مثال کے طور پر O-نائٹروفینول میں ہائڈروجن، دو آسیجن کے ایٹم کے درمیان ہوتی ہے (شکل 4.20)۔

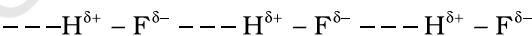


شکل 4.20 O-نائٹروفینول سالمنے میں درون سالی ہائڈروجن بندش

اسی طرح دوسری جدول کے دوسرے دور کے عناصر کے دوسرے ہم نیوکلیائی دو ایٹمی سالمندوں کے الیکٹرانی تشكیل بھی لکھے جاسکتے ہیں۔ شکل 4.21 میں B_2 سے Ne_2 تک عناصر کی سالمی خصوصیات اور مالکیوں اربٹل کا بھرا دیا گیا ہے۔ مالکیوں اربٹل کی ترتیب اور ان کے الیکٹرانوں کی تعداد دکھائی گئی ہے۔ بندشی تو انائی، بندشی لمبائی، بانڈ آرڈر، مقنٹیٹی ایٹمی خصوصیات اور بندش الیکٹران تشكیل آربٹل ڈائیگرام کے نیچے دکھائے گئے ہیں۔

4.9 ہائڈروجن بندش (Hydrogen Bonding)

نائٹروجن، آسیجن اور فلورین انتہائی الیکٹران منفی عناصر ہیں۔ جب یہ شریک گرفت بند بنانے کے لیے ہائڈروجن کے ساتھ جڑتے ہیں تو شریک بندش بند کے الیکٹران زیادہ الیکٹران منفی عنصر کی سمت کھسک جاتے ہیں۔ یہ چودوی ثابت چارج والے ہائڈروجن دوسرے زیادہ الیکٹرنگیوائیم کے ساتھ ایک بند بناتے ہیں۔ اس بند کو ہائڈروجن بند کہتے ہیں اور یہ شریک گرفت بند سے کمزور ہوتا ہے۔ مثال کے طور پر HF سالمنے میں ایک سالمنے کے ہائڈروجن ایٹم اور دوسرے سالمنے کے فلورین ایٹم کے درمیان ہائڈروجن بند ہوتا ہے جیسا کہ ذیل میں دکھایا گیا ہے۔



یہاں ہائڈروجن بند ایک پل کی طرح کام کرتا ہے جو ایک ایٹم کو شریک گرفت بونڈ کے ذریعہ اور دوسرے ایٹم کو ہائڈروجن بند کے ذریعہ باندھے رکھتا ہے۔

ہائڈروجن بند کو ٹوٹی ہوئی لائن (—) سے ظاہر کرتے ہیں جبکہ ایک ٹھووس لائن شریک بند کو ظاہر کرتی ہے۔ لہذا ہائڈروجن بند کی تعریف ہم اس طرح کر سکتے ہیں کہ یہ وہ قوت کشش ہے جو ایک سالمنے کے ہائڈروجن ایٹم کو دوسرے سالمنے کے بر قی منفی ایٹم (N یا O، F) سے باندھتی ہے۔

4.9.1 ہائڈروجن بند بننے کی وجہات (Cause of Formation of Hydrogen Bond)

جب ہائڈروجن ایک بہت زیادہ بر قی منفی عضر X کے ساتھ جڑتا ہے تو دونوں ایٹم کے درمیان مشترک الیکٹرانوں کا جوڑا ہائڈروجن سے دور

خلاصہ

برقی ثابت اور برقی منفی آئینوں کے بننے کے عمل میں کوئیل کی پہلی بصیرت کا تعلق آئینوں کے ذریعے نوبل گیس تشكیل حاصل کرنے کے عمل سے تعلق رکھتا ہے۔ آئینوں کے درمیان برقی سکونی کش ان کے استحکام کا سبب ہوتی ہے۔ اس نے برقی گرفت کے تصور کو پیدا کیا۔

شریک گرفت بندش کا پہلا بیان لیوں نے دو ایٹموں کے درمیان الکٹران جوڑے کی شرکت کی اصطلاح میں دیا تھا اور اس نے الکٹرانوں کے اشتراک کے نتیجے میں متعامل ایٹموں کے نوبل گیس تشكیل حاصل کرنے کے عمل کے درمیان تعلق بتایا ہے۔ لیوں کی نقطہ علامات (Lewis Dot Symbol) ایک دیے ہوئے عنصر کے گرفتی الکٹرانوں کی تعداد کو ظاہر کرتے ہیں اور لیوں نقطہ ساختیں سالموں میں بندش کا تصویری اظہار ہیں۔

ایک آئینی مرکب کی شکل ثابت اور آئینوں کے ایک باترتیب سے ابعادی مجموعہ کی شکل میں ہوتی ہے جسے کریستل لیٹس (Crystal Lattice) کہتے ہیں۔ قلمی ٹھوس میں ثبت اور منفی آئینوں کے درمیان ایک چارچنگ کا توازن ہوتا ہے۔ قلمی جالی لیٹس تشكیل کی پہنچاپی کے ذریعہ مستخدم ہوتی ہے۔ ایک اکھرا شریک گرفت بندوں ایٹموں کے درمیان ایک الکٹران جوڑے کے اشتراک سے بنتا ہے، کیونکہ بندالکٹرانوں کے دو یا تین جوڑوں کے اشتراک سے بنتے ہیں کچھ عناصر میں الکٹرانوں کے اضافی جوڑے ہوتے ہیں جو بندش میں حصہ نہیں لیتے۔ ان کو الکٹرانوں کے تہبا جوڑے کہتے ہیں۔ لیوں ڈاٹ ساخت سالموں کے ہر ایک ایٹم کے گرد بندشی جوڑے اور تہبا جوڑے کی ترتیب کو دکھاتی ہے۔ کیمیائی بندش سے تعلق رکھنے والے اہم پیرامیٹر جیسے: بندشی لمبائی، بندشی زاویہ، بندشی اڑور اور بند قطیبیت مرکبات کی خصوصیات پر بامعنی اثرات رکھتے ہیں۔

ساملات اور کیمیائی آئینوں کی ایک بڑی تعداد ایک لیوں ساخت سے ظاہر نہیں کی جاسکتی اور یکساں ساختی ڈھانچہ کی بنیاد پر کئی تفصیلات لکھی جاتی ہیں اور یہ سب مل کر سالمہ یا آئین کو ظاہر کرتے ہیں۔ یہ ایک بہت اہم اور انہائی مفید تصور ہے جو گلک (Resonance) کہلاتا ہے۔ یہ اشتراکی ساختیں یا مستند شکلیں ایک ساتھ مل کر گلک مخلوط بناتی ہیں جو سالمہ یا آئین کو ظاہر کرتی ہے۔

وی ایس ای پی آر (VSEPR) ماؤل کا استعمال سالموں کی جیو میٹریائی اشکال کی پیشین گوئی کے لیے کیا جاتا ہے جس کی بنیاد وہ مفروضہ ہے کہ الکٹران کے جوڑے ایک دوسرے کو دھکتے ہیں اور ایک دوسرے سے زیادہ سے زیادہ مکملہ فاصلے پر رہنے کی کوشش کرتے ہیں۔ اس ماؤل کے مطابق ”سالمی جیو میٹری لون پیئر-لون پیئر، لون پیئر-بونڈنگ پیئر اور بونڈنگ پیئر“ کے درمیان دفع کی بنیاد پر طے کی جاتی ہے ”ان دفع قوتوں کی ترتیب کا تسلیل اس طرح ہوتی ہے: $lp-lp > lp-bp > bp-bp$ “

شریک گرفت بندش کے لیے گرفت بند طرز رسمی (Valence Bond Approach) کا بنیادی تعلق دراصل شریک گرفت بند بننے کے لیے درکار تو نہیں سے ہے جس کے متعلق لیوں اور ویپار ماؤل خاموش ہیں۔ بنیادی طور پر وی بی نظریہ بند بننے کے عمل پر ارٹل کے انطباق (Overlap) کی اصطلاح میں بحث کرتا ہے۔ مثال کے طور پر دو H ایٹم سے H_2 سالمے کی تشكیل میں دونوں H ایٹم کے 1s ارٹل کے انطباق شامل ہیں جن میں ایک ایک الکٹران موجود ہے۔ یہ دیکھا گیا ہے کہ جیسے دونوں ہائیروجن ایٹم ایک دوسرے کے نزدیک آتے ہیں تو اس نظام کی مضررت واناٹی کم ہو جاتی ہے۔ بین مركزی متوازن فاصلے بندشی فاصلے پر یہ تواناٹی کم سے کم ہو جاتی ہے۔ ان نیوکلیس کو مزید قریب لانے کی کوشش تواناٹی میں فوری اضافہ کر دے گی اور سالمہ کو غیر ملکم بنادے گی۔ انطباق کی وجہ سے نیوکلیس کے درمیان الکٹران کی کثافت بڑھ جاتی ہے جو دونوں مرکزوں کو نزدیک لانے میں مدد کرتی ہے۔ تاہم یہ دیکھا گیا ہے کہ اصل بانڈ پہنچاپی اور بندشی لمبائی کی قدر میں مختص انطباق سے حاصل نہیں ہوتی بلکہ دوسرے مختیروں کو بھی اس میں شامل کرنا لازمی ہے۔

کیمیائی سالموں کی مخصوص شکل کی وضاحت کے لیے پائلنگ نے ایٹھی ارٹل کی مخلوطیت کا تصور پیش کیا تھا NH_3 , CH_4 , BCl_3 , $BeCl_2$, H_2O جیسے سالموں کی جیو میٹریائی اشکال کی وضاحت کے لیے C, B, N اور O کے ایٹھی ارٹل کی sp , sp^2 اور sp^3 مخلوطیت کا استعمال کیا گیا تھا۔ یہ C_2H_4 اور C_2H_2 جیسے سالموں میں کیمیائی بند کے بننے کی بھی وضاحت کرتے ہیں۔

مالکیو ار بٹل کا نظریہ (Molecular Orbital Theory, MO) ایٹھی ار بٹل کی ترتیب اور اتحاد کی اصطلاح میں مالکیو ار بٹل کے بننے کی وضاحت کرتا ہے جو کسی سالمی سے کمکل طور پر وابستہ ہوتے ہیں۔ مالکیو ار بٹل کی تعداد ہمیشہ ان ایٹھی ار بٹل کے رابر ہوتی ہے جن سے مل کر وہ بنتے ہیں۔ بانڈنگ مالکیو ار بٹل نیوکلیس کے درمیان الکیٹران کثافت کو بڑھاتے ہیں اور ان کی تو انائی انفرادی ایٹھی ار بٹل سے کم ہوتی ہے۔ اینٹھی بانڈنگ مالکیو ار بٹل میں نیوکلیس کے درمیان صغرا الکیٹران کثافت کا علاقہ ہوتا ہے اور ان کی تو انائی انفرادی ایٹھی ار بٹل سے زیادہ ہوتی ہے۔

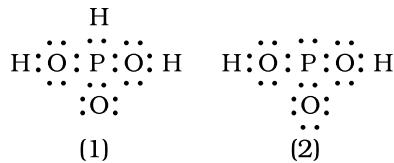
ساملموں کا الکیٹرانی تشکل مالکیو ار بٹل میں ان کی بڑھتی ہوئی تو انائی کی ترتیب میں الکیٹرانوں کو بھرتے ہوئے لکھا جاتا ہے۔ جیسا کہ ایٹھیوں میں ہوتا ہے، مالکیو ار بٹل میں بھی الکیٹرانوں کو بھرنے کے لیے پالی کا اصول اخراج (Pauli Exclusion Principle) اور ہندنگ کا قانون استعمال ہوتا ہے۔ سالمی اس وقت مستحکم کہے جاسکتے ہیں جب گرفتی مالکیو ار بٹل میں الکیٹرانوں کی تعداد اینٹھی بانڈنگ مالکیو ار بٹل میں الکیٹرانوں کی تعداد سے زیادہ ہوتی ہے۔

ہانڈروجن بند اس وقت بنتا ہے جب ہانڈروجن اپنے آپ کو دو بہت زیادہ بر قی منفی ایٹھم، جیسے F, O اور N کے درمیان پاتی ہے۔ یہ بین سالمی (ایک ہی یا مختلف اشیاء کے دو یا دو سے زیادہ سالموں کے درمیان موجود ہوتی ہے) یا درون سالمی (ایک ہی سالمی میں موجود ہوتی ہے) ہو سکتی ہے۔ ہانڈروجن بونڈ بہت سے مرکبات کی اشکال اور خصوصیات پر گہرا اثر رکھتے ہیں۔

مشقین

- | | |
|------|---|
| 4.1 | کیمیائی بندش کی تشکیل کی وضاحت کیجیے۔ |
| 4.2 | مندرجہ ذیل عناصر کے ایٹھیوں کے لیے لیوس ڈاٹ علامات لکھیے: |
| 4.3 | Mg, Na, B, O, N, Br
مندرجہ ذیل ایٹھیوں اور آئینوں کے لیے لیوس علامات لکھیے:
S اور S^{2-} ; Al ³⁺ اور H ⁺ اور |
| 4.4 | مندرجہ ذیل سالموں اور آئینوں کے لیے لیوس اشکال بنائیے: |
| 4.5 | آکٹیٹ قاعدے کی تعریف بیان کیجیے۔ اس کی اہمیت اور حدود لکھیے۔ |
| 4.6 | آنی بندش بننے کے لیے موافق عوامل لکھیے۔ |
| 4.7 | VSEPR ماؤل کا استعمال کرتے ہوئے مندرجہ ذیل سالموں کی اشکال پر بحث کیجیے: |
| 4.8 | PH_3 , H_2S , AsF_5 , $SiCl_4$, BCl_3 , $BeCl_2$, OH^- اور NH_3 سالموں کی جیو میٹری مسخ شدہ ٹیٹراہیڈرول ہے پانی میں بندشی زاویہ NH_3 سے کم ہے۔ بحث کیجیے۔ |
| 4.9 | بانڈ آرڈر کی اصطلاح میں آپ بندشی لمبائی کو کیسے ظاہر کریں گے۔ |
| 4.10 | بندشی لمبائی کی تعریف بیان کیجیے۔ |
| 4.11 | CO_3^{2-} آئین کے حوالے سے مگک کے اہم پہلوؤں کی وضاحت کیجیے۔ |

H_3PO_3 کی مندرجہ ذیل اشکال 1 اور 2 سے ظاہر کیا جاسکتا ہے۔ کیا ان دونوں شکلوں کو H_3PO_3 ظاہر کرنے والی مگک مخلوط کی معیاری اشکال مان سکتے ہیں؟ اگر نہیں تو اس کے لیے وجہ بتائیں۔



NO_3^- اور SO_3^{2-} کے لیے مگک ساختیں بنائیں۔

مندرجہ ذیل ایٹھوں میں کیجاں اور ایسا بنانے کے لیے الیکٹرانوں کی منتقلی کو دکھانے کے لیے لیوس علامات کا استعمال کیجیے:

N اور Al (c) O اور Ca (b) S اور K (a)

اگرچہ CO_2 اور H_2O سالنے کی شکل خمیدہ اور CO_2 کی خلی ہے۔ ڈائپول مومنٹ کی بنیاد پر وضاحت کیجیے۔

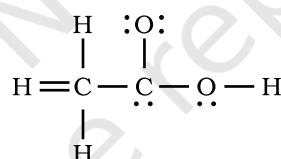
ڈائپول مومنٹ کی اہمیت/استعمال لکھیے۔

برقی منفیت کی تعریف بیان کیجیے۔ یہ الیکٹران گین اینٹھالپی (Electron Gain Enthalpy) سے کس طرح مختلف ہوتی ہے۔

قطبی شریک گرفت بندش کی وضاحت مناسب مثالوں کے ذریعہ کیجیے۔

مندرجہ ذیل سالمات میں بندکوان کے بڑھتے ہوئے آئنی کردار کی ترتیب میں لکھیے ClF_3 اور SO_2 , N_2 , K_2O , LiF

CH_3COOH کی نیچے دی گئی ڈھانچہ ساخت صحیح ہے، لیکن کچھ بند غلط جگہوں پر دکھائے گئے میں ایسیک ایسٹ کے لیے صحیح لیوس ساخت لکھیے۔



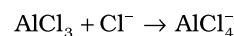
ٹیٹراہیڈرل جیومیٹری کے علاوہ CH_4 کی دوسری ممکن جیومیٹری مریخ سطحی (Square Planer) شکل بھی ہے جس میں مریخ کے چار کونوں میں چار ہائڈروجن اور کاربن مرکز میں ہو سکتا ہے۔ CH_4 مریخ سطحی کیوں نہیں ہے؟ وضاحت کیجیے۔

کا ڈائپول مومنٹ صفر کیوں ہے جبکہ BeH_2 بند قطبی ہوتے ہیں؟ وضاحت کیجیے۔

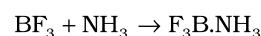
NF_3 اور NH_3 میں سے کس کا ڈائپول مومنٹ زیادہ ہوگا اور کیوں؟

ایٹھی ارٹل کی مخلوطیت سے آپ کیا سمجھتے ہیں؟ sp , sp^2 اور sp^3 مخلوط ارٹل کی شکل بیان کیجیے۔

مندرجہ ذیل تعامل میں $A1A1$ ایٹم کی مخلوطیت میں تبدیلی (اگر کوئی ہے تو) بتائیں۔



مندرجہ ذیل تعامل کے نتیجے میں کیا B اور N ایٹھوں کی مخلوطیت میں کوئی تبدیلی ہے؟



تصویر کی مدد سالموں میں دو ہرے اور تھرے بند بنتے ہوئے دکھائیے۔

4.28	مندرجہ ذیل سالموں میں کل سگما اور پائی بند کی تعداد بتائیے۔
	C_2H_4 (b) C_2H_2 (a)
4.29	X - محور کو میں مرکزی محور سمجھتے ہوئے بتائیے کہ مندرجہ ذیل میں سے کون سگما بند نہیں بنائے گا اور کیوں؟
	$2s$ اور $1s$ (d) $2p_y$ اور $2p_x$ (c) $2p_z$ اور $1s$ (b) $1s$ اور $1s$ (a)
4.30	مندرجہ ذیل سالموں میں کاربن اسٹم کے ذریعہ کون سے مخلوط اربٹل استعمال کیے گئے ہیں؟
	$CH_3 - CHO$ (d) $CH_3 - CH_2 - OH$ (c) $CH_3 - CH = CH_2$ (b) $CH_3 - CH_3$ (a)
	$CH_3 COOH$ (e)
4.31	بونڈ پیر الیکٹران اور لوں پیر الیکٹران سے آپ کیا سمجھتے ہیں؟ ہر ایک کی ایک ایک مثال دے کر سمجھائیے۔
4.32	سگما اور پائی بانڈ میں فرق بتائیے۔
4.33	ولینس بانڈ تھیوری کی بنیاد پر H_3 سالٹے کی بننے کی وضاحت کیجیے۔
4.34	مالکیو لار بٹل بنانے کے لیے ایٹھی اربٹل کے خطي اتحاد کے لیے لازمی حالات لکھیے۔
4.35	مالکیو لار بٹل تھیوری کی بنیاد پر واضح کیجیے کہ Be_2 سالٹے کیوں نہیں پایا جاتا؟
4.36	مندرجہ ذیل نسبتی استحکام کا مقابلہ کیجیے اور ان کی مقناتی خصوصیات ظاہر کیجیے۔
4.37	O_2^+ ، O_2^+ ، O_2 (سُپر آکسائڈ)، O_2^{2-} (پُر آکسائڈ) ار بٹل کے اظہار میں مخفی اور ثابت اشاروں کی اہمیت بتائیے۔
4.38	PCl_5 میں مخلوطیت کو بیان کیجیے۔ استوائی بانڈ کے مقابلے میں محوری بانڈ کیوں لمبے ہوتے ہیں۔
4.39	ہائلدروجن بانڈ کی تعریف بیان کیجیے۔ یون ڈروالزقوتوں کے مقابلے زیادہ قوی ہوتا ہے یا کمزور؟
4.40	اصطلاح بانڈ آرڈر سے کیا مراد ہے؟ N_2 ، O_2 ، O_2^+ اور O_2^- کا بانڈ آرڈر معلوم کیجیے۔