அலகு 10 வேதிப் பிணைப்புகள்

லீனஸ் கார்ல் பௌலிங்

லீனஸ் கார்ல் பௌலிங் ஒரு அமெரிக்க வேதியியலாளர், உயிர் வேதியியல் அறிஞர், அமைதிக்கான செயற்பாட்டாளர், எழுத்தாளர், கல்வியாளர் என பன்முகத்தன்மை கொண்டவர். வேதியியல் பாடத்தோடு மட்டும் அல்லாமல் பல்வேறு உயிரியல் அறிஞர்களுடனும் பணியாற்றியுள்ளார். வேதிப் பிணைப்புகளின் இயல்பு மற்றும் சிக்கலான சேர்மங்களுக்கான வடிவமைப்பினை வருவித்தலில் அவற்றின் பயன்பாடு பற்றிய ஆய்விற்காக 1954 ஆம் ஆண்டிற்கான வேதியியலுக்கான நோபல் பரிசு இவருக்கு வழங்கப்பட்டது.

கற்றலின் நோக்கங்கள்

இப்பாடப் பகுதியைக் கற்றறிந்த பின்னர் மானவர்கள்,

- வேதிப் பிணைப்பினைப் பற்றிய கோசல் மற்றும் லூயிஸின் அணுகுமுறையினை விவரித்தல்.
- எண்ம விதியினை விளக்குதல்.
- எளிய மூலக்கூறுகளுக்கான லூயிஸ் வடிவமைப்புகளை வரைதல்.
- பல்வேறு வகை பிணைப்பு உருவாதல் மற்றும் பிணைப்பு அளவீட்டுக் காரணிகளை விவரித்தல்.
- எளிய மூலக்கூறுகளுக்கான உடனிசைவு அமைப்புகளை வரைதல்.
- எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை பற்றிய கோட்பாட்டினைப் பயன்படுத்தி சகப் பிணைப்பின் முனைவுத்தன்மையை விளக்குதல்.
- VSEPR கொள்கையை விவரித்தல் மற்றும் எளிய மூலக்கூறுகளின் வடிவமைப்புகளைத் தீர்மானித்தல்.
- சகப்பிணைப்பு உருவாதலுக்கான இணைதிறன் பிணைப்புக் கொள்கையை விளக்குதல்.
- s,p மற்றும் d ஆர்பிட்டால்களின் பல்வேறு இனக்கலப்பாதலை விளக்குதல் மற்றும் எளிய சகப்பிணைப்பு மூலக்கூறுகளின் வடிவங்களை வரைதல்.
- மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் கொள்கையினை விளக்குதல் பிணைப்புத்தரத்தை கணக்கிடுதல் மற்றும் H_2, O_2, N_2, CO மற்றும் NO ஆகிய மூலக்கூறுகளின் காந்தப் பண்புகளை விளக்குதல்.
- உலோகப் பிணைப்பினைச் சுருக்கமாக விளக்குதல்.

ஆகிய திறன்களைப் பெறலாம்.

Unit 10 layout - jagan.indd 71 23-12-2021 18:02:43

10.1 பாட அறிமுகம்

வைரம் கடினத்தன்மை உடையது அதே நேரத்தில் அதன் மற்றொரு புறவேற்றுமை வடிவமான கிராபைட் மிக மென்மையானது. ஹைட்ரஜன், மற்றும் ஆக்சிஜன் ஆகியன ஈரணு மூலக்கூறுகளாகும் ஆனால் மந்த வாயுக்கள் ஓரணு வாயுக்களாக உள்ளன. கார்பன், குளோரினுடன் இணைந்து திரவ நிலையில் உள்ள நீருடன் கலக்காத கார்பன் டெட்ராகுளோரைடை தருகிறது. சோடியம், குளோரினுடன் இணைந்து கடினமானதும், படிக நிலையில் உள்ளதும், நீரில் எளிதில் கரையும் தன்மையுடையதுமான சோடியம் குளோரைடைத் தருகிறது.

மேற்கண்டுள்ள பண்புகளுக்கு அம்மூலக்கூறுகளில் காணப்படும் அணுக்களுக்கு இடையேயான இடையீட்டின் தன்மையே அடிப்படையாக அமைகின்றன. மேலும் இந்த இடையீடுகளே மூலக்கூறுகளில் உள்ள அணுக்கள் / அயனிகளை பிணைத்து வைத்திருக்க காரணமாகவும் அமைகின்றன. ஒரு மூலக்கூறில் உள்ள அணுக்கள் / அயனிகளை பிணைத்து வைத்திருக்க காரணமான அணுக்களுக்கிடையேயான கவர்ச்சி விசையே வேதிப்பிணைப்பு எனப்படுகிறது.

அணுக்கள் ஒரு குறிப்பிட்ட விகிதத்தில் மட்டுமே இணைந்து மூலக்கூறுகளை உருவாக்குகின்றன ஏன்? எடுத்துக்காட்டாக ஆக்சிஜன், ஹைட்ரஜனுடன் இணைந்து நீரைத் தருகிறது (H_2O) மேலும் கார்பனுடன் இணையும் போது கார்பன்டை ஆக்ஸைடைத் (CO_2) தருகிறது. நீர் மூலக்கூறு ‘V’ வடிவத்தைப் பெற்றுள்ளது. ஆனால் CO_2 நேர்கோட்டு வடிவமைப்பை பெற்றுள்ளது.மேற்கண்டுள்ளவை போன்ற வினாக்களுக்கு விடையளிக்க வேதிப் பிணைப்பினைப் பற்றிய கொள்கைகள் பயன்படுகின்றன. பல ஆண்டுகளாக மேம்படுத்தப்பட்டு, வேதிப் பிணைப்பினை விளக்குவதற்காக பயன்படுத்தப்பட்டு வரும் பல்வேறு கொள்கைகள் மற்றும் கோட்பாடுகளைப் பற்றி இப்பாடப்பகுதியில் கற்போம்.

10.1.1 வேதிப்பிணைப்பு பற்றிய கோசல் – லூயிசின் அணுகுமுறை

1916ல் வேதிப்பிணைப்பு பற்றிய தர்க்க ரீதியான அணுகு முறையானது கோசல் மற்றும் லூயிஸ் ஆகிய அறிவியல் அறிஞர்களால் முன்மொழியப்பட்டது. மந்த வாயுக்கள் பிற அணுக்களுடன் வினைபுரியாத அல்லது அரிதாக வினைபுரியும் தன்மையைப் பெற்று மந்தத் தன்மையுடன் இருப்பதன் அடிப்படையில் வேதிப்பிணைப்பு உருவாதலை இவ்வறிவியல் அறிஞர்கள் அணுகினார்கள்.

முழுவதுமாக நிரப்பப்பட்ட வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பினை மந்த வாயுக்கள் பெற்றிருப்பதால் அவைகள் அதிக நிலைப்புத் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன என இவர்கள் முன்மொழிந்தனர். மந்த வாயுக்களைத் தவிர்த்த பிற தனிமங்கள் தங்கள் வெளிக்கூட்டில் உள்ள ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களை இழத்தல், ஏற்றுக்கொள்ளுதல் அல்லது பங்கிடுதல் ஆகியவற்றின் மூலம் நிலைப்புத் தன்மையை பெற முயல்கின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, NaCl உருவாதலில் சோடியம் ஒரு எலக்ட்ரானை இழப்பதன் மூலம் Na^+ அயனி உருவாகிறது. அது இழக்கும் எலக்ட்ரானை குளோரின் ஏற்றுக் கொண்டு Cl^- அயனி உருவாகிறது. இதன் விளைவாக இரண்டு அணுக்களும் தங்களுக்கு அருகே உள்ள மந்த வாயுக்களின் நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெறுகின்றன.

இவ்வாறு உருவான Na^+ மற்றும் Cl^- அயனிகளுக்கிடையேயான மின் நிலையியல் கவர்ச்சிவிசையின் காரணமாக இவ்வயனிகள் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன மேலும் இந்த கவர்ச்சி விசையானது வேதிப்பிணைப்பு என அழைக்கப்படுகிறது குறிப்பாக அயனிப்பிணைப்பு எனப்படுகிறது.

$$\underset{[Ne]\,3s^1}{Na} \longrightarrow \underset{[Ne]}{Na^+} + e^-$$

$$\underset{[Ne]\,3s^2\,3p^5}{Cl} + e^- \longrightarrow \underset{[Ar]}{Cl^-}$$

$$Na^+ + Cl^- \longrightarrow NaCl$$

Unit 10 layout - jagan.indd 72 23-12-2021 18:02:43

நைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் போன்ற ஈ ர ணு மூலக்கூறுகளில், அவற்றின் அணுக்களுக் கிடையே எலக்ட்ரான்களைப் பங்கிட்டுக்கொள்வதன் மூலமாக நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பு உருவாகிறது என்ற கருத்தினை G. N. லூயிஸ் முன்மொழிந்தார். அணுக்களுக்கிடையேயான வேதிப்பிணைப்பு மற்றும் இணைந்துள்ள அணுக்களின் வெளிக்கூட்டில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்களை குறிப்பிட்டுக்காட்ட ஒரு எளிய முறையினை அவர் அறிமுகப்படுத்தினார். அம்முறை லூயிஸ் புள்ளி வடிவமைப்பு என அழைக்கப்படுகிறது. இம் முறையில் ஒரு அணுவின் எழுத்து வடிவ குறியீட்டினைச் சுற்றி அவற்றின் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்கள் சிறிய புள்ளிகள் மூலம் குறித்துக்காட்டப்படுகிறது. முதல் நான்கு எலக்ட்ரான்கள் அணு குறியீட்டின் நான்கு புறமும் நான்கு புள்ளிகளாகக் குறிக்கப்படுகின்றது. ஐந்தாவது எலக்ட்ரானிலிருந்து, எலக்ட்ரான்கள் இரட்டைகளாக குறிப்பிடப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக நைட்ரஜனின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $1s^2$, $2s^2$, $2p^3$. இது ஐந்து இணைதிற எலக்ட்ரான்களை வெளிக்கூட்டில் பெற்றுள்ளது. இதன் லூயிஸ் வடிவமைப்பு பின்வருமாறு

படம் 10.1. நைட்ரஜனின் லூயிஸ் வடிவமைப்பு

இதைப்போலவே, கார்பன் மற்றும் ஆக்சிஜனின் லூயிஸ் வடிவமைப்பினை பின்வருமாறு எழுத முடியும்.

படம் 10.2. C மற்றும் Oன் லூயிஸ் வடிவமைப்புகள்

விதிவிலக்காக, இரண்டே எலக்ட்ரான்களை இணைதிற கூட்டில் பெற்றுள்ள ஹீலியத்தில் உள்ள இரு எலக்ட்ரான்கள், ஒரு இரட்டையாகக் குறிப்பிடப்படுகின்றது.

படம் 10.3. He அணுவின் லூயிஸ் வடிவமைப்பு

எண்ம விதி:

வேதிப்பிணைப்பு பற்றிய கோசல் – லூயிஸ் அணுகுமுறையானது எண்மவிதி உருவாக காரணமாக அமைந்தது. ஒரு வேதிப் பிணைப்பில் ஈடுபடும் அனைத்து அணுக்களும் தங்களது இணைதிற வெளிக்கூட்டில் 8 எலக்ட்ரான்களைப் பெறும் வகையில் தங்களுக்குள் எலக்ட்ரான்களை பரிமாற்றம் அல்லது பங்கீடு செய்து கொள்கின்றன.

10.2 வேதிப்பிணைப்பின் வகைகள்

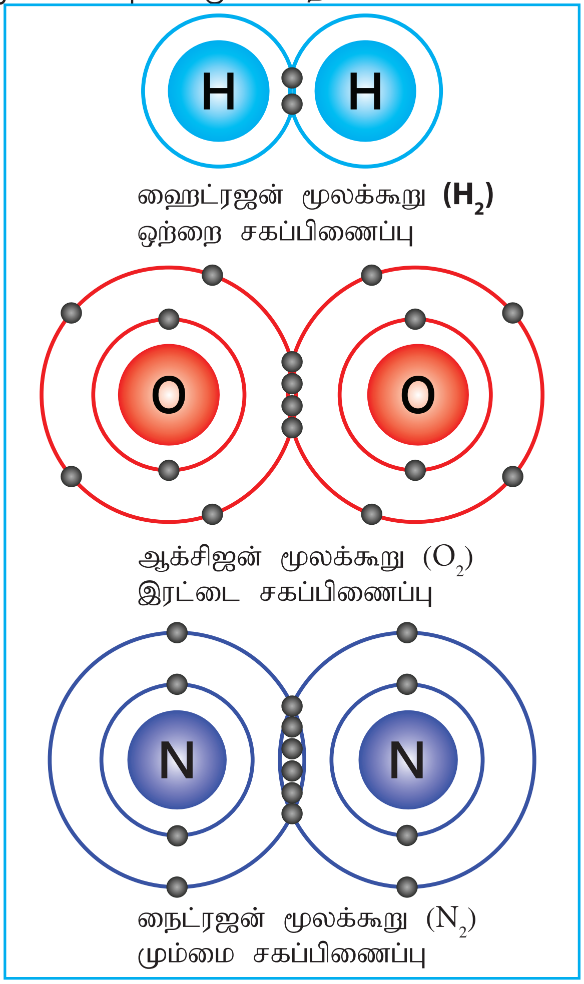
பிணைக்கப்பட்டுள்ள அணுக்களுக்கு இடையேகாணப்படும்இடையீட்டின்தன்மையினைப் பொறுத்து வேதிப்பிணைப்பினை வகைப்படுத்த இயலும். சகப்பிணைப்பு, மற்றும் அயனிப்பிணைப்பு ஆகியன வேதிப்பிணைப்பின் இரு பெரும் வகைகளாகும். பொதுவாக உலோகங்கள், அலோகங்களுடன் வினைபுரியும் போது அயனிச் சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன. மேலும் அலோகங்களின் சேர்மங்களில் சகப்பிணைப்பு காணப்படுகின்றது.

10.2.1 சகப்பிணைப்புகள்:

மந்த வாயுக்களைத் தவிர்த்து பிற அனைத்து தனிமங்களும் சேர்மங்களாகவோ அல்லது பல்லணு மூலக்கூறுகளாகவோ காணப்படுவது உங்களுக்குத் தெரியுமா? இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் இணைவதால் உருவாகும் ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறினை நாம் கருதுவோம். ஒவ்வொரு ஹைட்ரஜன் அணுவும் ஒவ்வொரு எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன. இவ்விரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் தங்களுக்கு அருகாமையில் உள்ள மந்த வாயுவான ஹீலியத்தின் எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற வேண்டுமெனில் அவைகளுக்கு மேலும் ஒரு எலக்ட்ரான் தேவை. இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் அவைகளிடம் உள்ள எலக்ட்ரான்களை தங்களுக்குள் சமமாக பங்கிட்டுக்கொள்வதன் மூலம் ,இரு ஹைட்ரஜன்களும் நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெறும் என லூயிஸ் கருதினார். இதைப்போலவே, ஆக்சிஜன் மூலக்கூறில், இரு ஆக்சிஜன் அணுக்களும் தங்களுக்கிடையே இரு எலக்ட்ரான் இரட்டைகளை பங்கிட்டுக் கொள்கின்றன. மேலும் நைட்ரஜன் மூலக்கூறில், நைட்ரஜன் அணுக்களுக்கிடையே மூன்று எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் பங்கிடப்படுகின்றன. இவ்வாறாக இணையும் இரண்டு அணுக்களுக்கிடையே ஒன்று அல்லது அதற்கு

Unit 10 layout - jagan.indd 73 23-12-2021 18:02:43

மேற்பட்ட எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் சமமாகப் பங்கிடப்படுவதால் அவைகளுக்கிடையே வேதிப் பிணைப்பு உருவாகிறது. இப்பிணைப்பு சகப்பிணைப்பு என்றழைக்கப் படுகிறது. ஹைட்ரஜனைப் போன்று இணையும் இரு அணுக்களுக்கிடையே ஒரேயொரு எலக்ட்ரான் இரட்டை பங்கிடப்படுவதால் அவைகளுக்கிடையே ஒற்றை சகப்பிணைப்பு உருவாகிறது. இரண்டு அல்லது மூன்று எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் பங்கிடப்படும் நிலைகளில் , அவைகளுக்கிடையே முறையே இரட்டை மற்றும் முப்பிணைப்புகள் உருவாகின்றன.



படம் 10.4. சகப்பிணைப்புகளைக் குறிக்கும் லூயிஸ் வடிவமைப்புகள்

10.2.2. சகப்பிணைப்பைக் குறித்துக் காட்டுதல் – லூயிஸ் வடிவமைப்புகள்

இரு அணுக்களுக்கிடையேயான சகப்பிணைப்பினை உருவகப்படுத்தி குறித்துக்காட்டும் வடிவங்கள் லூயிஸ் வடிவமைப்புகள் எனப்படுகின்றன. இந்த வடிவமைப்பில், இணையும் அணுக்களுக்கிடையே பங்கிடப்பட்ட இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் அவ்வணுக்களுக்கிடையே இரட்டை புள்ளிகளாகவும் (சிறு நேர் கோடாகவும்), பங்கிடப்படாத பிணைப்பில் ஈடுபடாத எலக்ட்ரான்கள் அவ்வணுவின் மீது தனித்த இரட்டைகளாகவும் குறிப்பிடப்படுகின்றன.

கொடுக்கப்பட்ட ஒரு சேர்மத்திற்கு, லூயிஸ் வடிவமைப்பினை பின்வரும் படிநிலைகளைப் பின்பற்றி எழுத முடியும். நீர் மூலக்கூறிற்கு லூயிஸ் வடிவமைப்பை எழுதுவதன் மூலம் இப்படிநிலைகளை நாம் புரிந்து கொள்வோம்.

1. **மூலக்கூறில் உள்ள அணுக்களின் அமைப்பினை குறித்தல்:** பொதுவாக, குறைந்த எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை உடைய அணுவானது மையத்தில் குறிக்கப்பட வேண்டும். ஹைட்ரஜன் மற்றும் புளூரின் அணுக்கள் வடிவமைப்பின் இறுதி முனைப்பகுதியில் குறிக்கப்பட வேண்டும். நீர் மூலக்கூறுக்கான அணுக்களின் அமைவு வடிவமைப்பு பின்வருமாறு.

   H O H

2. **ஒரு மூலக்கூறில் உள்ள அனைத்து அணுக்களின் இணைதிற எலக்ட்ரான்களின் மொத்த எண்ணிக்கையினைக் கணக்கிடுதல்:**

பல அணுக்களைக் கொண்ட அயனிகளைப் பொறுத்த வகையில், இணைதிற எலக்ட்ரான்களைக் கணக்கிடும் போது அயனியின் மின்சுமையினையும் கருத்திற்கொள்ள வேண்டும். எதிரயனிகளைப் பொறுத்தவரையில், இணைதிற எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையுடன் எதிரயனியின் மின்சுமை எண்ணிக்கையும் சேர்த்துக் கொள்ள வேண்டும். நேர் அயனிகளைப் பொறுத்த வரையில், ஒட்டு மொத்த இணைதிற எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையிலிருந்து நேர் அயனியின் மின்சுமை கழிக்கப்பட வேண்டும்.

நீர் மூலக்கூறில், ஒட்டு மொத்த இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் $= [2 \times 1$ (ஹைட்ரஜனின் இணைதிற எலக்ட்ரான்)$] + [1 \times 6$ (ஆக்சிஜனின் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள்)$] = 2 + 6 = 8$.

Unit 10 layout - jagan.indd 74 23-12-2021 18:02:44

3. மூலக்கூறின் அணு அமைவு அமைப்பில், அணுக்களுக்கிடையே ஒற்றைப் பிணைப்பை வரைதல்: ஒவ்வொரு பிணைப்பும், இரு இணைதிற எலக்ட்ரான்களைக் (ஒரு பிணைப்பு இரட்டை) குறிப்பிடுகின்றது. நீர் மூலக்கூறில் ,நான்கு இணைதிற எலக்ட்ரான்களுக்கு பின்வருமாறு இரு பிணைப்புகளை நாம் வரைய முடியும்.

H — O — H

4. மீதமுள்ள இணைதிற எலக்ட்ரான்களை இரட்டைகளாக (தனித்த இரட்டை) மூலக்கூறில் உள்ள அனைத்து அணுக்களும் எட்டு எலக்ட்ரான்களைப் (ஹைட்ரஜனைப் பொறுத்த வரையில் இரட்டை எலக்ட்ரான்) பெறும் வகையில் பங்கிடுதல்.

முதலில் அதிக எலக்ட்ரான்கவர் தன்மை கொண்ட அணுவில் தொடங்கி ,பின்னர் அதனைத் தொடர்ந்து மற்ற அணுக்களுக்கு தனித்த எலக்ட்ரான் இரட்டை பங்கிடப்படுதல் வேண்டும்.

நீர் மூலக்கூறில், மீதமுள்ள நான்கு எலக்ட்ரான்களும் அதிக எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை உடைய மைய ஆக்சிஜன் மீது இரு தனித்த இரட்டைகளாக குறிக்கப்படுகிறது, ஆக்சிஜன் எட்டு எலக்ட்ரான்களைப் பெறுகிறது.

H — Ö — H

5. அனைத்து அணுக்களும் எட்டு எலக்ட்ரான் விதியினை நிறைவு (H அணுவிற்கு இரட்டை எலக்ட்ரான்) செய்கின்றனவா என சரிபார்த்தல். நிறைவு செய்யவில்லை எனில், தனித்த இரட்டை எலக்ட்ரான்களைப் பயன்படுத்தி அணுக்களுக்கிடையே கூடுதல் பிணைப்புகளை உருவாக்குவதன் மூலம் எட்டு எலக்ட்ரான் விதியினை நிறைவு செய்ய வேண்டும்.

நீர் மூலக்கூறைப் பொறுத்த வரையில், மேற்கண்டுள்ள அமைப்பில், ஆக்சிஜன் எட்டு எலக்ட்ரான்களையும், ஹைட்ரஜன் இரு எலக்ட்ரான்களையும் பெற்று இருப்பதால், தனித்த இரட்டையைப் பயன்படுத்தி கூடுதல் பிணைப்பினை உருவாக்க வேண்டிய நிலை எழவில்லை. எனவே நீரின் லூயிஸ் அமைப்பு

H — Ö — H

படம் 10.5 நீரின் லூயிஸ் அமைப்பு

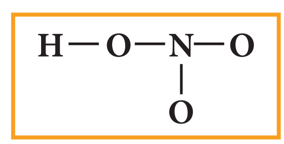
நைட்ரிக் அமிலத்திற்கான லூயிஸ் அமைப்பினை நாம் வரைவோம்.

1. அணுக்களின் அமைவு அமைப்பு

H O N O
O

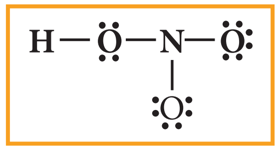
2. HNO_3 ல் உள்ள ஒட்டு மொத்த இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் = [1 (ஹைட்ரஜன்)× 1] + [1 (நைட்ரஜன்) × 5] + [3(ஆக்சிஜன்)× 6] = 1+ 5 + 18 = 24

3. அணுக்களுக்கிடையே ஒற்றைப் பிணைப்பினை வரைக. HNO_3-க்கு படத்தில் காட்டியுள்ளவாறு நான்கு பிணைப்புகளை வரைய இயலும். இது எட்டு எலக்ட்ரான்களால் (4 பிணைப்பு இரட்டை) உருவாக்கப் பட்டதாகும்.

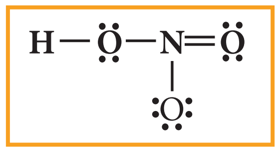


4. மீதமுள்ள 16 எலக்ட்ரான்களை (24 – 8 = 16) அதிக எலக்ட்ரான் கவர் தன்மையுடைய ஆக்சிஜன் அணுவிலிருந்து துவங்கி ஒவ்வொரு அணுவும் எட்டு எலக்ட்ரான்களைப் பெறும் வகையில் பங்கீடு செய்ய வேண்டும். வடிவமைப்பின் முனைப் பகுதியில் உள்ள ஒவ்வொரு ஆக்சிஜன் மீதும் தலா மூன்று ஜோடி தனித்த எலக்ட்ரான்கள் என மொத்தம் ஆறு தனித்த ஜோடி எலக்ட்ரான்கள், எட்டு எலக்ட்ரான் விதியை நிறைவு செய்யும் வகையில் பங்கிடப்படுகின்றது. மீதமுள்ள இரு தனித்த இரட்டைகளை ஹைட்ரஜனோடு இணைக்கப்பட்டுள்ள, ஆக்சிஜன் மீது பங்கிடுவதன் மூலம் அது எட்டு எலக்ட்ரானைப் பெறும்.

Unit 10 layout - jagan.indd 75 23-12-2021 18:02:44

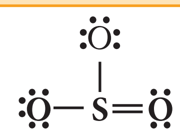
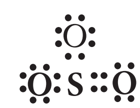
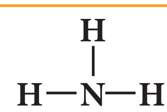
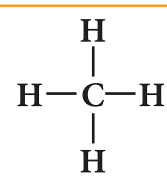
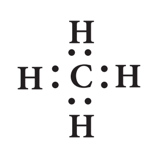
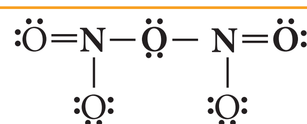
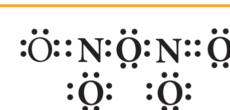


5. அனைத்து அணுக்களும் எட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ளதா என்பதை சரிபார்க்க வேண்டும். மேற்கண்டுள்ள பங்கீட்டில், நைட்ரஜனானது எட்டு எலக்ட்ரான்களைப்பெற ஒரு இரட்டை குறைவாக உள்ளது. எனவே வடிவமைப்பில் இறுதியில் உள்ள ஆக்சிஜனிலிருந்து ஒரு தனித்த இரட்டையினை பயன்படுத்தி அந்த ஆக்சிஜனுக்கும், நைட்ரஜனுக்கும் இடையே மற்றுமொரு பிணைப்பினை உருவாக்குக. நைட்ரிக் அமிலத்தின் லூயிஸ் வடிவமைப்பானது



படம் 10.6. நைட்ரிக் அமிலத்தின் லூயிஸ் அமைப்பு.

அட்டவணை 10.1. சில மூலக்கூறுகளுக்கான லூயிஸ் புள்ளி அமைப்புகள்

வ. எண்	மூலக்கூறு	லூயிஸ் வடிவமைப்பு	
1.	கந்தக ட்ரைஆக்ஸைடு (Sulphur trioxide) SO_3)		
2.	அம்மோனியா (Ammonia) (NH_3)		
3.	மீத்தேன் (Methane) (CH_4)		
4.	டைநைட்ரஜன் பென்டாக்ஸைடு (Dinitrogen Pentoxide) (N_2O_5)		

குறிப்பு:

சில தனிமங்கள் அவற்றின் பெரும்பாலான சேர்மங்களில் குறிப்பிட்ட எண்ணிக்கை உடைய பிணைப்புகளை உருவாக்குகின்றன என்பது குறிப்பிடத்தக்கது. எடுத்துக்காட்டாக புளூரின் ஒரே ஒரு பிணைப்பை மட்டும் ஏற்படுத்துகிறது. ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன், நைட்ரஜன் மற்றும் கார்பன் ஆகியன முறையே ஒன்று, இரண்டு, மூன்று மற்றும் நான்கு பிணைப்புகளை உருவாக்குகின்றன.

Unit 10 layout - jagan.indd 76 23-12-2021 18:02:44

தன் மதிப்பீடு:

1. i) நைட்ரஸ் அமிலம் (HNO_2)

   ii) பாஸ்பாரிக் அமிலம்

   iii) சல்பர் ட்ரை ஆக்ஸைடு (SO_3)

   ஆகியவற்றிற்கான லூயிஸ் வடிவமைப்புகளை வரைக.

10.2.3 முறைசார் மின்சுமை (Formal charge):

கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடிற்கான லூயிஸ் வடிவமைப்பினை நாம் வரைவோம்.

1. அணு அமைவு அமைப்பு

O C O

2. CO_2 ல் உள்ள மொத்த இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை

   = [1 (கார்பன்) x 4] +[2 (ஆக்சிஜன்) x 6] = 4+ 12 = 16

3. அணுக்களுக்கிடையே ஒற்றை பிணைப்பை வரைக.

   CO_2 மூலக்கூறுக்கு பின்வரும் படத்தில் காட்டியுள்ளவாறு இரு ஒற்றைபிணைப்புகளை வரைய முடியும். இப்பிணைப்பு உருவாக (இரண்டு பிணைப்பு இரட்டைகள்) நான்கு எலக்ட்ரான்கள் காரணமாக அமைகின்றன.

O — C — O

4. மீதமுள்ள பன்னிரெண்டு (16–4=12) எலக்ட்ரான்களை ஆறு தனித்த இரட்டை எலக்ட்ரான்களாக, அதிக எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை உடைய ஆக்சிஜனில் துவங்கி பங்கீடு செய்க. முனை இறுதியில் உள்ள இரண்டு ஆக்சிஜன்கள் மீது அவைகள் எட்டு எலக்ட்ரான்களைப் பெறும் வகையில் (ஒவ்வொரு ஆக்சிஜனுக்கும் தலா மூன்று எலக்ட்ரான் இரட்டைகளை) பங்கீடு செய்க.

5. அனைத்து அணுக்களும் எட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பினை பெற்றுள்ளனவா என சரிபார்க்க. மேற்கண்டுள்ள பங்கீட்டில், மையத்தில் உள்ள கார்பன் அணு எட்டு எலக்ட்ரான்களைப் பெறுவதற்கு இரண்டு எலக்ட்ரான் இரட்டைகளைக் குறைவாகப் பெற்றுள்ளது. எனவே, எட்டு எலக்ட்ரான் விதியினை நிறைவு செய்யும் பொருட்டு ஒவ்வொரு ஆக்சிஜன் அணுவிலிருந்தும் ஒரு தனித்த இரட்டை எலக்ட்ரானைப் பயன்படுத்தியோ அல்லது ஒரு ஆக்சிஜன் அணுவிலிருந்து இரண்டு எலக்ட்ரான் இரட்டைகளைப் பயன்படுத்தியோ கார்பனுடன் ஒன்றிற்கும் மேற்பட்ட பிணைப்புகளை உருவாக்குவதன் மூலம் பின் வரும் இரு வடிவங்கள் சாத்தியமாகின்றன.

அமைப்பு 1 அமைப்பு 2

படம் 10.7. (அ) கார்பன்டை ஆக்ஸைடிற்கான சாத்தியமான இரு வடிவங்கள்

இதைப்போலவே, மேற்கண்டுள்ள வழிமுறையினைப் பயன்படுத்தி லூயிஸ் வடிவங்களை வரையும் போது பல மூலக்கூறுகளுக்கு ஒன்றிற்கும் மேற்பட்ட ஏற்கத்தக்க வடிவங்களை வரைய வாய்ப்புள்ளது.

CO_2 ன் மேற்கண்டுள்ள இரு வடிவங்களில், எந்த ஒரு வடிவத்தில் எலக்ட்ரான்களின் பங்கீடு சீராக அமைந்துள்ளது? இவ்வினாவிற்கான விடையினை நாம் தெரிந்து கொள்ள லூயிஸ் அமைப்பில் உள்ள ஒவ்வொரு அணுவின் மீதமுள்ள முறைசார் மின்சுமை மதிப்பை நாம் அறிந்திருக்க வேண்டும்.

Unit 10 layout - jagan.indd 77 23-12-2021 18:02:45

ஒரு மூலக்கூறில் உள்ள தனித்த அணு ஒன்றின் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கைக்கும், லூயிஸ் அமைப்பில் அந்த அணுவிற்கு ஒதுக்கீடு செய்யப்பட்ட எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கைக்கும் இடையேயான மின்சுமை வேறுபாடே அம்மூலக்கூறில் அந்த அணுவின் முறைசார் மின்சுமை எனப்படுகிறது.

ஒரு அணுவின் முறைசார் மின்சுமை $= N_v - \left(N_l + \frac{N_b}{2}\right)$

இங்கு,

N_v - தனித்த நிலையில் உள்ள அணு ஒன்றின் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள்

N_l - லூயி அமைப்பில் அணுவினைச் சுற்றி தனித்த இரட்டைகளாகக் காணப்படும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை.

N_b - லூயி அமைப்பில் அணுவினைச் சுற்றியுள்ள பிணைப்பு இரட்டை எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை

இப்போது இரு அமைப்புகளிலும் காணப்படும் அணுக்களின் முறைசார் மின்சுமை மதிப்பினைக் கணக்கிடுவோம்.

வடிவமைப்பு 1ற்கு,

கார்பனின் முறைசார் மின்சுமை $= N_v - \left(N_l + \frac{N_b}{2}\right)$

$$= 4 - \left(0 + \frac{8}{2}\right) = 0$$

ஆக்சிஜனின் முறைசார் மின்சுமை $= 6 - \left(4 + \frac{4}{2}\right)$

0 (இரண்டு ஆக்சிஜன் மட்டும்)

வடிவமைப்பு 2ற்கு

கார்பன் அணுவின் மேல் உள்ள முறைசார் மின்சுமை

$$= N_v - \left(N_l + \frac{N_b}{2}\right)$$

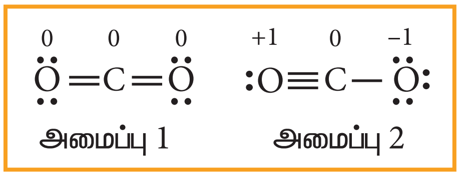
$$= 4 - \left(0 + \frac{8}{2}\right) = 0$$

ஆக்சிஜன் அணுவின் மேல் உள்ள முறைசார் மின்சுமை

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

மும்மை பிணைப்புக் கொண்ட ஆக்சிஜன் அணுவின் மேல் உள்ள முறைசார் மின்சுமை

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



படம் 10.7 கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடிற்கான சாத்தியமான இரு அமைப்புகள் (முறைசார் மின்சுமையுடன்)

முறைசார் மின்சுமை மதிப்புகளிலிருந்து பின்வரும் வழிமுறைகளைப் பின்பற்றி மிக பொருத்தமான லூயிஸ் வடிவமைப்பை தெரிவு செய்யலாம்.

1. அனைத்து அணுக்களின் முறைசார் மின் சுமை மதிப்புகளும் பூஜ்ஜியமாக உள்ள வடிவமைப்பானது, பிற முறைசார் மின்சுமை காணப்படும் வடிவமைப்புகளைக் காட்டிலும் முன்னுரிமை பெறுகிறது.
2. முறைசார் மின்சுமை மதிப்பு குறைவாக உள்ள வடிவமைப்பானது, அதிகமான முறைசார் மின்சுமை கொண்டுள்ள வடிவமைப்பை விட முன்னுரிமை பெறுகிறது.

Unit 10 layout - jagan.indd 78 23-12-2021 18:02:45

3. ஒரு வடிவமைப்பில், அதிக எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை உடைய அணு, எதிர் முறைசார் மின்சுமையைப் பெற்றிருப்பின் அவ்வமைப்பு முன்னுரிமையுடையது.

கார்பன் டையாக்ஸைடின் (CO_2) வடிவமைப்புகளில், வடிவமைப்பு 1ல் அனைத்து முறைசார் மின்சுமை மதிப்புகளும் பூஜ்யம் என்பதால் இவ்வமைப்பு வடிவமைப்பு 2 ஐக் காட்டிலும் அதிக முன்னுரிமை பெறுகிறது.

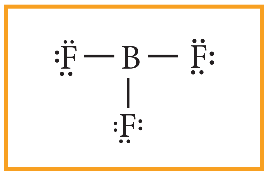
10.2.4 எட்டு எலக்ட்ரான் விதிக்கு விதிவிலக்காக அமையும் லூயிஸ் அமைப்புகள்

எட்டு எலக்ட்ரான் விதியானது, இரண்டாம் வரிசைத் தனிமங்களை மைய அணுவாகக் கொண்டுள்ள மூலக் கூறுகளுக்கான லூயிஸ் அமைப்புகளை எழுதுவதற்கு பயன்படுகிறது. சில சேர்மங்களில், மைய அணுவானது எட்டு எலக்ட்ரான்களை விட கூடுதலாகவோ அல்லது குறைவான எண்ணிக்கையிலோ எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன. எட்டு எலக்ட்ரான் விதிக்கு விதிவிலக்காக அமைந்துள்ள நேர்வுகளை பின்வருமாறு மூன்று வகைகளாக வகைப்படுத்தலாம்.

1. எலக்ட்ரான் பற்றாக்குறைவாக உள்ள மைய அணுவைக் கொண்டுள்ள மூலக்கூறுகள்.
2. ஒற்றை எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டுள்ள மூலக்கூறுகள்.
3. இணைதிற கூட்டினை விரிவாக்கும் தன்மையுடைய மூலக்கூறுகள்.

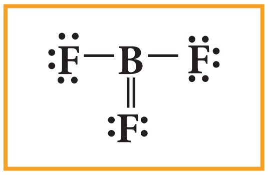
எலக்ட்ரான் குறை மைய அணுவைப் பெற்றுள்ள மூலக்கூறுகள்

போரான் ட்ரை புளூரைடை நாம் எடுத்துக்காட்டாகக் கருதுவோம். மைய போரான் அணுவானது மூன்று இணைதிற எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டுள்ளது. மேலும் ஒவ்வொரு புளூரின் அணுவும் ஏழு இணைதிற எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன. லூயிஸ் வடிவமைப்பானது,



படம் 10.8 (a) BF_3 ன் லூயிஸ் வடிவமைப்பு.

மேற்கண்டுள்ள வடிவமைப்பில், போரான் அணுவினைச் சுற்றி ஆறு எலக்ட்ரான்கள் மட்டுமே உள்ளன. புளூரினில் உள்ள ஒரு தனித்த இரட்டை மூலம் போரானிற்கும், புளூரினிற்கும் இடையே கூடுதலாக ஒரு பிணைப்பை பின்வருமாறு ஏற்படுத்துக.



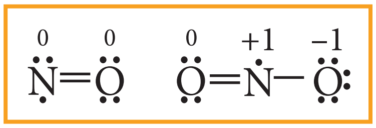
படம் 10.8 (b) BF_3 ன் லூயிஸ் வடிவமைப்பு

எனினும், மேற்கண்டுள்ள அமைப்பில் அதிக எலக்ட்ரான்கவர் தன்மையுடைய புளூரினின் முறைசார் மின்சுமையானது நேர்மின்சுமையாக இருப்பதால் இவ்வடிமைப்பு ஏற்கத்தக்கதல்ல. எனவே மைய போரான் எட்டு எலக்ட்ரான்களை நிறைவாக பெறாமல் உள்ள லூயிஸ் வடிவமைப்பே (படம் 10.8.(a))சாத்தியமான ஒன்றாகும். BCl_3, $BeCl_2$ போன்ற மூலக்கூறுகளிலும் நிறைவடையா எட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பு காணப்படுகிறது.

ஒற்றை எண்ணிக்கையில் எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டுள்ள மூலக்கூறுகள்

சில மூலக்கூறுகளில், மைய அணுவானது, ஒற்றைப்படை எண்ணிக்கையில் இணைதிற எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன. எடுத்துக் காட்டாக, நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடு மற்றும் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடுகளில் அனைத்து அணுக்களும் முழுமையான எட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பை பெற்றிருப்பதில்லை. அம் மூலக்கூறுகளின் லூயிஸ் வடிவமைப்புகள் பின்வருமாறு.

Unit 10 layout - jagan.indd 79 23-12-2021 18:02:46

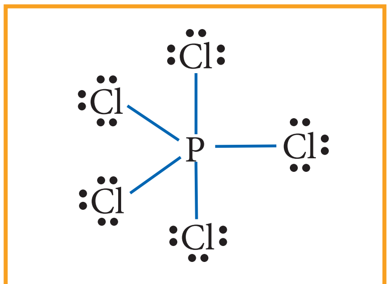


படம் **10.9** நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு மற்றும் நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடின் லூயிஸ் வடிவமைப்புகள் (முறைசார் மின் சுமையுடன்)

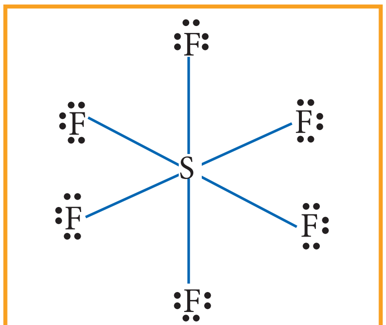
இணைதிறன் கூட்டினை விரிவாக்கும் தன்மை பெற்றுள்ள மூலக்கூறுகள்

கந்தக ஹெக்ஸா புளுரைடு (SF_6), பாஸ்பரஸ் பென்டா குளோரைடு (PCl_5) போன்ற மூலக்கூறுகளில், மைய அணுவானது, அவற்றைச் சுற்றி எட்டு எலக்ட்ரான்களை விட அதிக எண்ணிக்கையில் எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன. இம்மூலக்கூறில் கூடுதல் எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் இடம் பெறுவதற்கு மைய அணுவின் காலியான வெளி d ஆர்பிட்டால்கள் பயன்படுகின்றன.

SF_6ல் மையத்தில் உள்ள கந்தக அணுவினைச் சுற்றி ஆறு எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் (12 எலக்ட்ரான்கள்) அமைந்துள்ளன.



(PCl_5)



SF_6

படம் **10. 10** SF_6 மற்றும் PCl_5 ன் லூயிஸ் வடிவமைப்புகள்

தன்மதிப்பீடு:

2. கார்பனைல் குளோரைடு ($COCl_2$)ல் உள்ள ஒவ்வொரு அணுவிற்குமான முறைசார் மின் சுமையைக் கண்டறிக.

10.3 அயனிப்பிணைப்பு

பிணைக்கப்பட்டுள்ள இரு அணுக்களுக்கிடையேயான எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை மதிப்பின் வேறுபாடு அதிகமாக உள்ளபோது, குறைவான எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை உடைய அணுவானது ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட அதன் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களை இணையும் மற்றொரு அணுவிற்கு முழுவதுவமாக பரிமாற்றம் செய்வதன் மூலம் பிணைக்கப்படும் இரு அணுக்களும் தங்களுக்கு அருகாமையில் உள்ள மந்த வாயுக்களின் நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெறுகின்றன. எலக்ட்ரான்கள் முற்றிலுமாக பரிமாற்றம் செய்யப்படுவதால் நேர் மற்றும் எதிர் மின் சுமையுடைய அயனிகள் உருவாகின்றன. இவ்விரு அயனிகளும் வலிமை மிக்க நிலை மின்னியல் கவர்ச்சி விசையால் ஒன்றோடொன்று பிணைக்கப்படுகின்றன. இப்பிணைப்பு அயனிப்பிணைப்பு எனப்படுகிறது.

பொட்டாசியம் குளோரைடு உருவாவதைக் கருதுவோம். பொட்டாசியம் மற்றும் குளோரின் ஆகியவற்றின் எலக்ட்ரான் அமைப்புகள் முறையே

பொட்டாசியம் (K) : $[Ar]\ 4s^1$

குளோரின் (Cl) : $[Ne]3s^2, 3p^5$

பொட்டாசியம் தனது இணைதிறன் கூட்டில் ஒரு எலக்ட்ரானையும், குளோரின் தனது இணைதிறன் கூட்டில் ஏழு எலக்ட்ரான்களையும் பெற்றுள்ளது. பொட்டாசியம் அணு ஒரு எலக்ட்ரானை இழப்பதால் ஆர்கானின் நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்று K^+ அயனியாக மாறுகிறது. பொட்டாசியம் இழந்த எலக்ட்ரானை ஏற்றுக் கொண்டு Cl^- அயனியாக மாறுவதன் மூலம் குளோரினானது ஆர்கானின்

Unit 10 layout - jagan.indd 80 23-12-2021 18:02:46

நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெறுகிறது. இவ்விரு அயனிகளும் இணைந்து (KCl) பொட்டாசியம் குளோரைடு என்ற அயனிப்படிகத்தை உருவாக்குகின்றன. இப்படிகத்தில் இந்த அயனிகள் நிலை மின்னியல் கவர்ச்சி விசையால் பிணைத்து வைக்கப்பட்டுள்ளன.

ஒரு மோல் K^+ உருவாவதற்கு தேவைப்படும் ஆற்றலின் (அயனியாக்கும் ஆற்றல்) மதிப்பு 418.81 kJ மேலும் ஒரு மோல் Cl^- உருவாகும் போது வெளிப்படும் ஆற்றலின் மதிப்பு -348.56 kJ (எலக்ட்ரான் நாட்டம்) இவ்விரு ஆற்றல் மதிப்புகளின் கூடுதல் நேர்குறி உடையது (70.25 KJ). எனினும், ஒரு மோல் பொட்டாசியம் குளோரைடு, அதில் இடம் பெற்றுள்ள அயனிகளிலிருந்து உருவாகும்போது 718 KJ ஆற்றல் வெளியிடப்படுகிறது. இந்நிகழ்வு KCl உருவாதலை ஆதரிப்பதுடன், மூலக்கூறினை நிலைப்புத் தன்மையுறச் செய்கிறது.

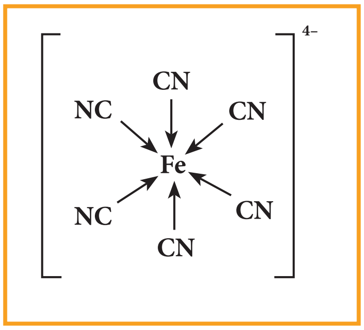
தன்மதிப்பீடு

2. MgO மற்றும் CaF_2 ல் அயனிப்பிணைப்பு உருவாதலை விளக்குக.

10.4 ஈதல் சகப்பிணைப்பு

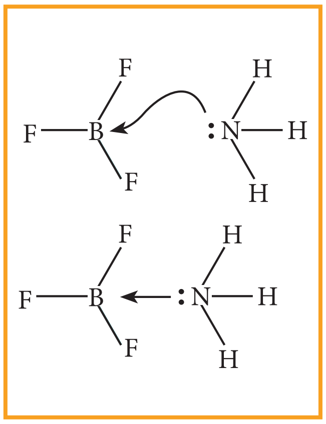
சகப்பிணைப்பு உருவாதலின்போது இணையும் இரண்டு அணுக்கள் தலா ஒவ்வொரு எலக்ட்ரானை வழங்கி, அந்த எலக்ட்ரான்களை தங்களுக்குள் சமமாகப் பங்கிட்டுக் கொள்கின்றன. சில பிணைப்பு உருவாக்கத்தின் போது, சகப்பிணைப்பு உருவாவதற்குத் தேவையான இரு எலக்ட்ரான்களையும் இணையும் இரு அணுக்களில் ஒரு அணுவே வழங்குகிறது. மேலும் அவ்வணு வழங்கும் இரு எலக்ட்ரான்கள் இணையும் மற்றொரு அணுவுடன் சமமாகப் பங்கிடப்படுகிறது. இத்தகைய பிணைப்புகள் ஈதல் சகப்பிணைப்பு என அழைக்கப்படுகின்றன. எலக்ட்ரான் இரட்டையை பிணைப்பிற்கு வழங்கும் அணு வழங்கி (donar) அணு எனவும் ஏற்கும் மற்றொரு அணு ஏற்பி அணு எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன. வழங்கி அணுவிலிருந்து ஏற்பி அணுவை நோக்கிய ஒரு அம்புக் குறியால் இப்பிணைப்பு குறித்துக்காட்டப்படுகின்றது. (அணைவுச் சேர்மங்கள் பற்றி நாம் பின்னர் கற்கும்போது வழங்கி அணுவை ஈனி எனவும், ஏற்பி அணுவை மைய உலோக அணு/அயனி எனவும் அழைப்போம்).

எடுத்துக்காட்டாக, பெர்ரோசயனைடு $[Fe(CN)_6]^{4-}$ அயனியில் ஒவ்வொரு சயனைடு அயனியும் (CN^-) ஒரு எலக்ட்ரான் இரட்டையினை இரும்பு (II) ற்கு வழங்கி (Fe^{2+}) உடன் ஈதல் சகப்பிணைப்பினை ஏற்படுத்துகின்றன. மேலும் இந்த எலக்ட்ரான்கள் Fe^{2+} மற்றும் CN^- அயனிகளுக்கிடையே சமமாக பங்கிடப் படுகின்றன.



படம் 10.11 பெர்ரோ சயனைடு அயனியின் அமைப்பு

சில நேர்வுகளில், அம்மோனியா போன்ற தனித்த இரட்டை எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ள மூலக்கூறுகள் தங்களிடம் உள்ள எலக்ட்ரான் இரட்டையினை எலக்ட்ரான் பற்றாக்குறை உள்ள BF_3 போன்ற மூலக்கூறுகளுக்கு வழங்கி ஈதல் சகப்பிணைப்பினை உருவாக்குகின்றன.



படம் 10. 12 $BF_3 \leftarrow NH_3$ வடிவமைப்பு

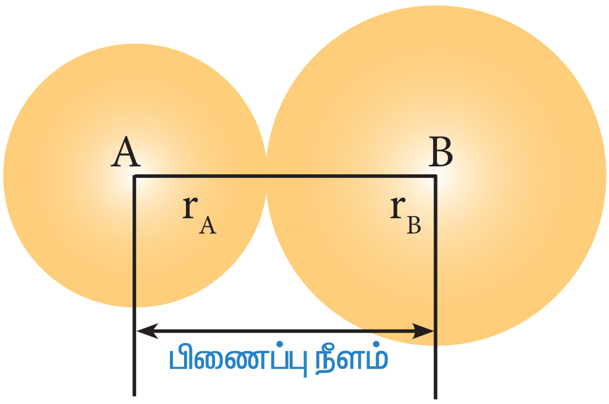
Unit 10 layout - jagan.indd 81 23-12-2021 18:02:47

10.5 பிணைப்பு அளவீட்டுக் காரணிகள்

ஒரு சகப்பிணைப்பானது பிணைப்பு நீளம், பிணைப்புக் கோணம், பிணைப்புத் தரம் போன்ற அளவீட்டுக்காரணிகளால் வரையறுக்கப்படுகிறது. சில பிணைப்பு அளவீட்டுக் காரணிகள் பின்வரும் பகுதியில் சுருக்கமாக தரப்பட்டுள்ளன.

10.5.1 பிணைப்பு நீளம்

சகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ள இரு அணுக்களின் அணுக்கருக்களுக்கு இடைப்பட்ட தொலைவு பிணைப்பு நீளம் எனப்படுகின்றது. A–B என்ற சகப்பிணைப்பு மூலக்கூறினைக் கருதுக. பிணைப்பு நீளமானது பிணைக்கப்பட்டுள்ள அணுக்களின் அணுஆரங்களின் கூடுதல் $(r_A + r_B)$ மதிப்பால் பெறப்படுகிறது. நிறமாலை முடிவுகள் X-கதிர் விளிம்பு விளைவு மற்றும் எலக்ட்ரான் விளிம்பு விளைவு நுட்பங்களைப் பயன்படுத்திப் பிணைப்பு நீளத்தினைக் கண்டறியலாம். இணையும் அணுக்களின் உருவளவு மற்றும் அவைகளுக்கிடையேயான பிணைப்புகளின் எண்ணிக்கை ஆகியவற்றினைப் பொறுத்து பிணைப்பு நீளம் அமைகின்றது.



படம் 10.13 A – B சகப்பிணைப்பு மூலக்கூறின் பிணைப்பு நீளம்

அணுவின் உருவளவு அதிகமாக உள்ளபோது, பிணைப்பு நீளம் அதிகமாக இருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக கார்பன் – கார்பன் ஒற்றை பிணைப்பின் நீளமானது (1.54 Å) கார்பன் – நைட்ரஜன் ஒற்றை பிணைப்பின் நீளத்தைக் (1.43 Å) காட்டிலும் அதிகமாகும்.

இணையும் இரு அணுக்களுக் கிடையேயான பிணைப்புகளின் எண்ணிக்கை அதிகமாக இருப்பின் பிணைப்பு நீளம் குறைவாக இருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக கார்பன் –கார்பன் ஒற்றை பிணைப்பின் நீளம் (1.54 Å) ஆனது, கார்பன் –கார்பன் முப்பிணைப்பின் நீளம் (1.20 Å) மற்றும் கார்பன் –கார்பன் இரட்டைப் பிணைப்பு நீளம் (1.33 Å) ஆகியவற்றைக்காட்டிலும் அதிகம்.

10.5.2 பிணைப்புத்தரம்

ஒரு மூலக்கூறில் உள்ள இரு அணுக்களுக்கு இடையேயான பிணைப்புகளின் எண்ணிக்கை பிணைப்புத்தரம் என்றழைக்கப்படுகிறது. லூயிஸ் கொள்கையில், **பிணைப்புத்தரம் என்பது பிணைக்கப்பட்டுள்ள இரு அணுக்களுக்கிடையே சமமாகப் பங்கிடப்பட்டுள்ள எலக்ட்ரான் இரட்டைகளின் எண்ணிக்கை ஆகும்.**

எடுத்துக்காட்டாக ஹைட்ரஜன் மூலக் கூறில், ஒரே ஒரு எலக்ட்ரான் இரட்டையானது இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுக்கிடையே பங்கிடப்பட்டுள்ளது. எனவே, ஹைட்ரஜனின் பிணைப்புத்தரம் ஒன்று. இதைப் போலவே H_2O, HCl, மீத்தேன் போன்றவற்றில் மைய அணுவானது ஒற்றைப் பிணைப்பை கொண்டுள்ளது, எனவே அம்மைய அணுவின் பிணைப்புத்தரம் ஒன்று.

Unit 10 layout - jagan.indd 82 23-12-2021 18:02:47

அட்டவணை 10.2 சில பொதுவான பிணைப்புகளுக்கான பிணைப்புத்தரம்:

வ.எண்.	மூலக்கூறு	பிணைக்கப்பட்டுள்ள அணுக்கள்	பிணைப்புத்தரம் (பிணைக்கப்பட்டுள்ள அணுக்களுக்கிடையே பங்கிடப்பட்ட எலக்ட்ரான் இரட்டைகளின் எண்ணிக்கை)
1	H_2	H-H	1
2	O_2	O=O	2
3	N_2	N≡N	3
4	HCN	C≡N	3
5	HCHO	C=O	2
6	CH_4	C–H	1
7	C_2H_4	C=C	2

10.5.3 பிணைப்புக் கோணம்

சகப்பிணைப்புகள் திசைப்பண்புடையவை அவைகள் புறவெளியில் குறித்த திசையினை நோக்கி அமைகின்றன. இத்திசைப் பண்பின் காரணமாக ஒரு மூலக்கூறின் இருசகப் பிணைப்புகளுக் கிடையே குறிப்பிட்ட நிலையான கோணம் உருவாகிறது. இக்கோணம் பிணைப்புக் கோணம் என்றழைக்கப்படுகின்றது. இது வழக்கமாக டிகிரி (˚) அலகில் குறிப்பிடப்படும். நிறமாலை முறைகளைப் பயன்படுத்தி பிணைப்புக் கோணத்தைக் கண்டறியலாம். மேலும் பிணைப்புக் கோணம் மூலக்கூறின் வடிவமைப்பு பற்றிய கருத்தினைத் தருகிறது.

அட்டவணை 10.3 சில மூலக்கூறுகளுக்கான பிணைப்புக் கோணம்

வ. எண்.	மூலக்கூறு	கோணம் வரையறுக்கப்படும் பிணைப்பு	பிணைப்புக் கோணம் (°)
1	CH_4	H-C-H	109^0 28'
2	NH_3	H-N-H	107^0 18'
3	H_2O	H-O-H	104^0 35'

10.5.4 பிணைப்பு ஆற்றல்

ஒரு மூலக்கூறானது அதன் வாயுநிலையில் உள்ளபோது அதிலுள்ள ஒரு மோல் அளவுள்ள ஒரு குறிப்பிட்ட பிணைப்பினை பிளப்பதற்குத் தேவைப்படும் குறைந்தபட்ச ஆற்றல் அக்குறிப்பிட்ட பிணைப்பின் பிணைப்பு ஆற்றல் என வரையறுக்கப்படுகிறது. பிணைப்பு ஆற்றலின் அலகு $KJmol^{-1}$ பிணைப்பு ஆற்றலின் மதிப்பு அதிகமெனில், பிணைப்பு அதிகவலிமை உடையது. பிணைக்கப்பட்டிருக்கும் அணுக்களின் உருவளவு மற்றும் அவைகளுக்கிடையேயான பிணைப்புகளின் எண்ணிக்கை ஆகியவற்றினைப் பொறுத்து பிணைப்பு ஆற்றல் அமையும். பிணைப்பில் ஈடுபட்டுள்ள அணுவின் உருவளவு அதிகம் எனில், பிணைப்பு ஆற்றலின் மதிப்பு குறைவாகும்.

இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட ஒரே மாதிரியானப் பிணைப்பினைக் கொண்டுள்ள பல்லணு மூலக்கூறுகளில் சராசரி பிணைப்பு ஆற்றல் என்ற சொற்கூறு (term) பயன்படுத்தப்படுகிறது. அத்தகைய பிணைப்புகளில் ஒரே மாதிரியான பிணைப்புகளின் பிணைப்பு ஆற்றல்களின் கூட்டு சராசரி மதிப்பானது சராசரி பிணைப்பு ஆற்றலாகக் கருதப்படுகிறது. எடுத்துக் காட்டாக நீர்மூலக்கூறில் இரு O–H பிணைப்புகள் காணப்படுகின்றன. மேலும் இவ்விரண்டு பிணைப்புகளை பிளப்பதற்கு தேவையான ஆற்றல் வெவ்வேறு மதிப்புகளை உடையது.

$$H_2O(g) \rightarrow H(g)+OH(g) \quad \Delta H_1 = 502 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$OH(g) \rightarrow H(g)+O(g) \quad \Delta H_2 = 427 \text{ kJ mol}^{-1}$$

எனவே, நீர்மூலக்கூறில் உள்ள O–H பிணைப்புகளின் பிணைப்பு ஆற்றல்களின் சராசரி மதிப்பு $= \dfrac{502+427}{2} = 464.5 \text{ kJ mol}^{-1}$

Unit 10 layout - jagan.indd 83 23-12-2021 18:02:47

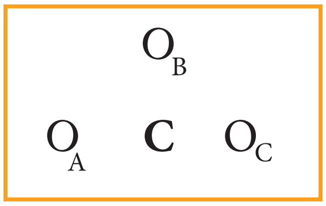
அட்டவணை **10.4** சில பொதுவான பிணைப்புகளுக்கான பிணைப்பு நீளம் மற்றும் பிணைப்பு ஆற்றல்:

வ. எண்.	பிணைப்பு வகை	பிணைப்பு ஆற்றல் (kJ mol^{-1})	பிணைப்பு நீளம் (Å)
1	H-H	432	0.74
2	H-F	565	0.92
3	H-Cl	427	1.27
4	H-Br	363	1.41
5	H-I	295	1.61
6	C-H	413	1.09
7	C-C	347	1.54
8	C-Si	301	1.86
9	C-N	305	1.47
10	C-O	358	1.43
11	C-P	264	1.87
12	C-S	259	1.81
13	C-F	453	1.33
14	C-Cl	339	1.77
15	C-Br	276	1.94
16	C-I	216	2.13

10.5.5 உடனிசைவு

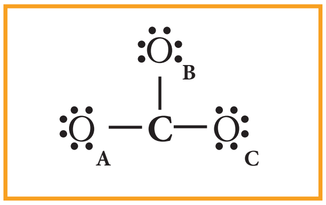
சில நேர்வுகளில், ஒரு மூலக்கூறிற்கு ஒன்றிற்கும் மேற்ப்பட்ட சாத்தியமான லூயிஸ் வடிவமைப்புகளை வரைய இயலும் . எடுத்துக்காட்டாக, கார்பனேட் அயனியின் (CO_3^{2-}) .லூயிஸ் வடிவமைப்புகளைக் கருதுவோம்.

கார்பனேட் அயனியின் அணுஅமைவு அமைப்பு (ஆக்சிஜன் அணுக்கள் O_A, O_B மற்றும் O_C என குறிப்பிடப்பட்டுள்ளன.)

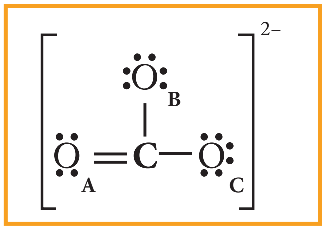


இணைதிற எலக்ட்ரான்களின் மொத்த எண்ணிக்கை = [1×4 (கார்பன்)] + [3×6 (ஆக்ஸிஜன்)] + [2 (எதிர் மின்சுமை)] = 24 எலக்ட்ரான்கள்.

இந்த இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களைப் பங்கீடு செய்வதால் பின்வரும் அமைப்பு கிடைக்கப் பெறுகிறது.



கார்பன் எட்டு எலக்ட்ரான்களைப் பெறும் வகையில் ஒரு ஆக்சிஜன் அணுவிலிருந்து (O_A) ஒரு தனித்த எலக்ட்ரான் இரட்டையினை இடம் பெயரச் செய்து அவற்றிற்கிடையே கூடுதல் பிணைப்பை உருவாக்குக. படத்தில் காட்டியுள்ளவாறு வலது மேல்புறத்தில் மின்சுமை (2-)ஐ குறித்துக்காட்டுக.

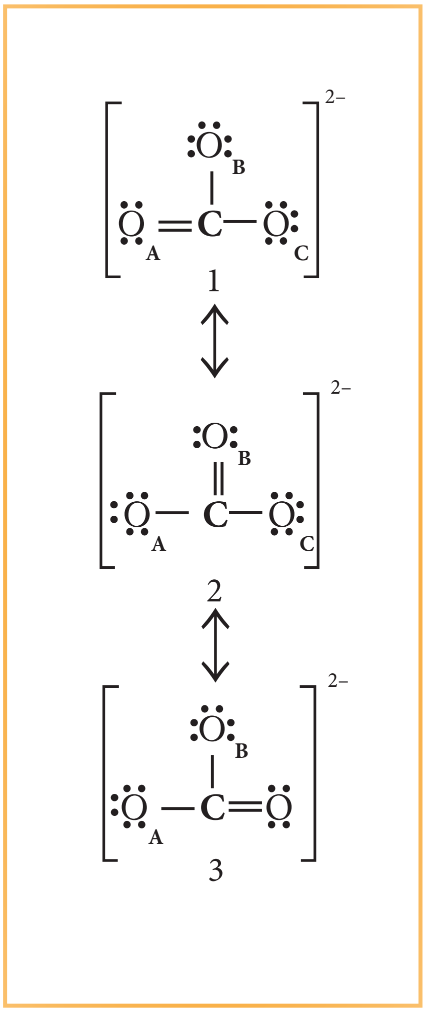


படம் 10.14 (அ) CO_3^{2-} அயனியின் லூயிஸ் வடிவ அமைப்பு

இந்நேர்வில் O_A விற்கு பதிலாக மற்ற இரு ஆக்சிஜனில் (O_B மற்றும் O_C) உள்ள தனித்த இரட்டை எலக்ட்ரான்களை இடம் பெயரச் செய்வதன் மூலமாகவும், மேலும் இரு லூயிஸ் வடிவங்களை நாம் வரைய இயலும்.

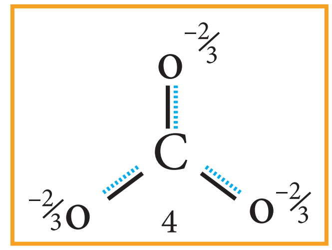
எனவே, நாம் (CO_3^{2-}) அயனிக்கு கீழ்கண்டவாறு மூன்று ஒத்த லூயிஸ் வடிவமைப்புகளை வரைய இயலும். இவ்வடிவமைப்புகளில் அணுக்களின் ஒப்பீட்டு இட அமைவு மாறுவதில்லை. ஆனால் பிணைப்பின் இட அமைவு மற்றும் தனித்த இரட்டை எலக்ட்ரான்களின் இட அமைவு ஆகியன மட்டுமே மாறுபடுகின்றன. இத்தகைய வடிவமைப்புகள் உடனிசைவு அமைப்புகள் என அழைக்கப்படுகின்றன. மேலும் இந்நிகழ்வு உடனிசைவு எனப்படுகிறது.

Unit 10 layout - jagan.indd 84 23-12-2021 18:02:48



படம் 10. 14 (b) CO_3^{2-} அயனியின் உடனிசைவு அமைப்புகள்

கார்பனேட் அயனியில் உள்ள அனைத்து கார்பன் – ஆக்சிஜன் பிணைப்புகளும் சமமாக உள்ளன என சோதனை முடிவுகளின் அடிப்படையில் அறிய முடிகிறது. எனவே கார்பனேட் அயனியின் உண்மையான அமைப்பு என்பது. மேற்கண்டுள்ள மூன்று உடனிசைவு வடிவமைப்புகளின் சராசரி இனக்கலப்பு உடனிசைவு ஆகும். இந்நேர்வில், கார்பனேட் அயனியானது ஒரு வடிவமைப்பிலிருந்து மற்றொரு வடிவமைப்பிற்கு மாறுவதாக கருதக்கூடாது. கார்பனேட் அயனியை ஒரே ஒரு லூயிஸ் வடிவமைப்பினைக் கொண்டு குறிப்பிட்டுக் காட்ட இயலாது, எனினும் பின்வரும் அமைப்பானது அதன் சரியான வடிவமைப்பு பற்றிய ஒரு கருத்தினைத் தருகிறது.



படம்10. 14 (இ) CO_3^{2-} அயனியின் இனக்கலப்பு உடனிசைவு அமைப்பு

இனக்கலப்பு உடனிசைவு அமைப்பின் (வடிவம் 4) ஆற்றலானது மற்ற அனைத்து உடனிசைவு அமைப்புகளின் (வடிவம் 1, 2 மற்றும் 3) ஆற்றலைக் காட்டிலும் குறைவானது. அதிக நிலைப்புத் தன்மையுடைய உடனிசைவு அமைப்பின் (வடிவம் 1 (அ) 2 (அ) 3) ஆற்றலுக்கும் இனக்கலப்பு உடனிசைவு அமைப்பின் ஆற்றலுக்கும் (வடிவம்4) இடையேயான ஆற்றல் வேறுபாடு உடனிசைவு ஆற்றல் என்றழைக்கப்படுகின்றது.

தன்மதிப்பீடு

4. i) ஓசோன் மூலக்கூறு

ii) N_2O ஆகியவற்றிற்கான உடனிசைவு அமைப்புகளை வரைக

10.5.6 பிணைப்புகளின் முனைவுத் தன்மை

சகப்பிணைப்பின் பகுதி அயனித் தன்மை:

இரு ஒத்த அணுக்களுக்கிடையே (H_2, O_2, Cl_2 போன்றவற்றில் உள்ளவாறு) சகப்பிணைப்பு உருவாகும் போது இணைந்துள்ள இரண்டு அணுக்களும் பிணைப்பு எலக்ட்ரான் இரட்டையை தங்களை நோக்கி சமஅளவில் ஈர்க்கின்றன. எனவே பங்கிடப்பட்ட பிணைப்பு எலக்ட்ரான் மிகச்சரியாக பிணைக்கப்பட்டுள்ள இரு அணுக்களுக்கு மையத்தில் அமையும். எனினும், மாறுபட்ட எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை மதிப்புகளைக் கொண்டுள்ள அணுக்களுக்கு இடையே சகப்பிணைப்பு உருவாகும் நேர்வுகளில், பிணைக்கப்பட்டுள்ள அணுக்களில் அதிக எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை கொண்ட அணுவானது மற்றொரு அணுவைக்காட்டிலும் சகப்பிணைப்பு எலக்ட்ரான்களை தனக்கு அருகில் ஈர்க்கும்

Unit 10 layout - jagan.indd 85 23-12-2021 18:02:48

தன்மையினை அதிகமாகப் பெற்றுள்ளது. இதன் விளைவாக பங்கிடப்பட்ட எலக்ட்ரான் இரட்டையின் திரள் முகில் (cloud of shared electron pair) உருக்குலைகிறது.

ஹைட்ரஜன் புளூரைடில் உள்ள ஹைட்ரஜனுக்கும் புளூரினுக்கும் இடையேயான சகப்பிணைப்பைக் கருதுக. பாலிங் அளவீட்டு முறையில் ஹைட்ரஜன் மற்றும் புளூரினின் எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை மதிப்புகள் முறையே 2.1 மற்றும் 4. இதிலிருந்து புளூரினானது, ஹைட்ரஜனைக் காட்டிலும் ஏறத்தாழ இரு மடங்கு கவர்ச்சி விசையுடன் சகப்பிணைப்பு எலக்ட்ரான்களை தன்னை நோக்கி கவரும் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளது என அறிய முடிகிறது. இதன் விளைவாக HFல் உள்ள புளூரின் ஆனது பகுதி எதிர்மின் சுமையையும், ஹைட்ரஜன் ஆனது பகுதி நேர்மின் சுமையையும் பெறுகின்றன. எனவே HF பிணைப்பானது முனைவுற்ற சகப்பிணைப்பு என அழைக்கப்படுகிறது. இங்கு, மிகச் சிறிய சமமான எதிர் எதிர் மின்சுமையுடைய மின்சுமைகள் மிகச்சிற தொலைவில் (91pm) பிரித்து வைக்கப்பட்டுள்ளன. இத்தகைய அமைப்பு இருமுனை (dipole) என அழைக்கப்படுகிறது.

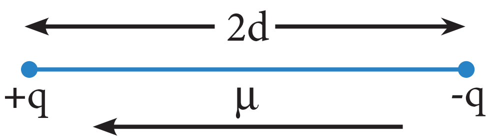
இருமுனை திருப்புத் திறன்:

ஒரு சகப்பிணைப்பின் முனைவுத் தன்மையை இருமுனை திருப்புத் திறனின் அடிப்படையில் அளவிட இயலும். இது,

$$\mu = q \times 2d$$

என்று வரையறுக்கப்படுகிறது.

இங்கு μ என்பது இருமுனை திருப்புத் திறனையும், q என்பது மின்சுமை மற்றும் 2d என்பது இரு மின்சுமைகளுக்கு இடையேயானத் தொலைவினையும் குறிப்பிடுகின்றன. இருமுனை திருப்புத் திறனானது ஒரு வெக்டர் அளவீடாகும். இவ்வெக்டரின் திசையானது எதிர்மின் சுமையிலிருந்து நேர்மின்சுமையினை நோக்கி அமையும்



படம் 10.15 இருமுனையினை குறித்துக்காட்டுதல்

இருமுனை திருப்புத் திறனின் அலகு கூலூம் மீட்டர் (Cm), இது பொதுவாக டிபை அலகில் (D) குறிப்பிடப்படுகிறது. 1டிபை = 3.336×10^{-30} Cm என்ற சமன்பாட்டினைப் பயன்படுத்தி டிபை அலகினை கூலூம்-மீட்டர் அலகிற்கு மாற்றலாம்.

H_2, O_2, F_2 போன்ற ஈரணு மூலக்கூறுகள் பூஜ்ய இருமுனைதிருப்புத் திறனைப் பெற்றுள்ளன. மேலும் இவைகள் முனைவற்ற மூலக்கூறுகள் (non polar molecules) எனப்படுகின்றன. HF, HCl, CO, NO போன்ற மூலக்கூறுகள் பூஜ்யமற்ற இருமுனை திருப்புத்திறன் மதிப்புகளைப் பெற்றுள்ளன. இத்தகைய மூலக்கூறுகள் முனைவுற்ற மூலக்கூறுகள் (Polar Molecules) என அழைக்கப்படுகின்றன.

முனைவுற்ற பிணைப்புகளைப் பெற்றுள்ள மூலக்கூறுகள் அனைத்தும் இருமுனை திருப்புத் திறன்களைப் பெற்றிருப்பதிற்கான அவசியமில்லை எடுத்துக்காட்டாக நேர்கோட்டு வடிவமைப்பைப் பெற்றுள்ள கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடானது இரண்டு முனைவுற்ற ($C^{\delta+} - O^{\delta-}$) பிணைப்புகளைப் பெற்றிருந்த போதிலும், அதன் இருமுனை திருப்புத் திறன் பூஜ்ஜியமாகும். நேர்கோட்டு CO_2ல் இரு முனைவுற்ற (CO) பிணைப்பு, சம மதிப்புடைய எதிரெதிர் திசையிலான இருமுனை திருப்புத் திறன்களைப் பெற்றுள்ளன. எனவே, CO_2ன் இருமுனை திருப்புத் திறனின் நிகர மதிப்பு பூஜ்யமாகும்

$$\mu = \mu_1 + \mu_2 = \mu_1 + (-\mu_1) = 0$$

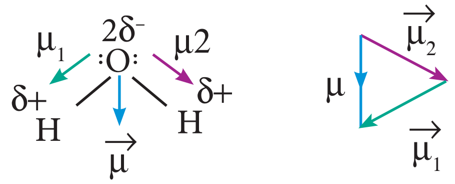
$$O = C = O$$

$$\overrightarrow{\quad}\ \mu_1 \qquad \overleftarrow{\quad}\ \mu_2$$

இங்கு $\mu = \vec{\mu}_1 + \overleftarrow{\mu}_2$

$$= \vec{\mu}_1 + (-\vec{\mu}_1) = 0$$

நீர் மூலக்கூறை பொறுத்த வரையில், நிகர இருமுனை திருப்புத்திறன் என்பது μ1, μ2 ஆகியவற்றின் வெக்டர் கூடுதலாகும். இவை கீழே காட்டப்பட்டுள்ளது,



படம் 10.16 நீரின் இருமுனை திருப்புத் திறன்

நீரின் இருமுனை திருப்புத் திறனின் மதிப்பு 1.85D

அட்டவணை 10.5 சில மூலக்கூறுகளுக்கான இருமுனை திருப்புத் திறனின் மதிப்பு

வ. எண்.	மூலக்கூறு	இருமுனை திருப்புத் திறன் (D யில்)
1	HF	1.91
2	HCl	1.03
3	H_2O	1.85
4	NH_3	1.47
5	$CHCl_3$	1.04

ஒரு சகப்பிணைப்பில் எந்த அளவிற்கு அயனித்தன்மை காணப்படுகிறது. என்பதனை இணைக்கப்பட்டுள்ள இரு அணுக்களுக்கிடையேயான எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை வேறுபாடோடு தொடர்புபடுத்த இயலும்

$A^{\delta-}$-$B^{\delta+}$ என்ற முனைவுற்ற மூலக்கூறினைக் கருதுவோம்.இம்மூலக்கூறிலுள்ள அணுக்களின் எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை வேறுபாடு (X_A- X_B) ஆனது,

i) 1.7க்குச் சமம் எனில் பிணைப்பு A–Bயானது 50% அயனித் தன்மையைப் பெற்றுள்ளது.

ii) 1.7ஐ விட அதிகமாக இருந்தால், பிணைப்பு A–Bயானது 50%க்கும் அதிகமான அயனித் தன்மையைப் பெற்றிருக்கும்.

iii) 1.7ஐ விடக் குறைவு எனில், பிணைப்பு A – B யானது 50% க்கும் குறைவாக அயனித் தன்மையைப் பெற்றிருக்கும்.

தன்மதிப்பீடு

5. OCS மற்றும் CS_2 ஆகிய இரு மூலக்கூறுகளில் எம்மூலக்கூறு அதிக இருமுனை திருப்புத் திறனைப் பெற்றிருக்கும்? ஏன்?

அயனிப் பிணைப்பில் பகுதி சகப்பிணைப்புத் தன்மை:

சகப்பிணைப்பு சேர்மங்களில் பகுதி அயனித் தன்மை காணப்படுவது போன்று, அயனிச் சேர்மங்களும் பகுதி சகப்பிணைப்புத் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக அயனிச் சேர்மமான லித்தியம் குளோரைடானது சகப்பிணைப்புத் தன்மையினை பெற்றிருப்பதால் எத்தனால் போன்ற கரிமக் கரைப்பான்களில் கரைகிறது.

அயனிச் சேர்மங்களில் காணப்படும் பகுதி சகப்பிணைப்புத் தன்மையினை முனைவுறுதல் (polarisation) என்ற நிகழ்வின் மூலம் விளக்கலாம். அயனிச் சேர்மங்களில் நேர் அயனிக்கும், எதிர் அயனிக்கும் இடையில் நிலை மின்னியியல் கவர்ச்சி விசை காணப்படுகிறது என்பதை நாம் அறிவோம். நேர் மின்சுமை உடைய நேர் அயனியானது எதிர் அயனியின் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களைக் கவருகிறது. அதே நேரத்தில் அதன் அணுக்கருவினை விலக்குகிறது. இதன் விளைவாக எதிர் அயனியின் எலக்ட்ரான் திரள் முகில் உருக்குலைவுறுகிறது. மேலும், எலக்ட்ரான் அடர்த்தியானது நேர்மின் அயனியை நோக்கி நகர்கிறது. இதன் விளைவாக இவ்விரு அயனிகளுக்கிடையே இணைதிற எலக்ட்ரான்களின் பங்கீடு சிறிதளவு ஏற்படுகிறது. எனவே அவைகளுக்கிடையே பகுதி சகப்பிணைப்புத் தன்மை ஏற்படுகிறது. இந்நிகழ்வு முனைவுறுதல் எனப்படும்.

Unit 10 layout - jagan.indd 87 23-12-2021 18:02:49

ஒரு எதிர் அயனியை முனைவுறச் செய்யும் ஒரு நேர் அயனியின் திறன் அதன் முனைவுறுத்தும் திறன் (polarising ability) எனப்படும். மேலும் எதிர் அயனியின் முனைவுறும் தன்மை அதன் முனைவுறும் திறன் (polarisibility) எனப்படும்.

ஒரு அயனிச் சேர்மத்தில் எந்த அளவிற்கு முனைவுறுதல் நிகழ்கிறது என்பதனை பெஜான்ஸ் விதி மூலம் அறியலாம்

பெஜான்ஸ் விதிகள்

அதிக சகப்பிணைப்புத் தன்மையினை பெற்றிருக்க வேண்டுமெனில் நேர்அயனி மற்றும் எதிர் அயனி ஆகிய இரண்டின் மின்சுமைகளும் அதிகமாக இருக்க வேண்டும். நேர்அயனியின் மீதுள்ள மின்சுமை அதிகமாக இருப்பின், எதிர் அயனியின் எலக்ட்ரான் திரள்முகிலின் மீது செலுத்தும் கவர்ச்சி விசையும் அதிகமாக இருக்கும். இதைப் போலவே எதிர் அயனியின் மீதுள்ள எதிர் மின்சுமையின் எண்மதிப்பு அதிகம் எனில் அதன் முனைவுறும் திறன் அதிகம். எனவே, நேர் அயனி அல்லது எதிர் அயனியின் மின்சுமை அதிகமாக இருப்பின் சகப்பிணைப்புத் தன்மை அதிகரிக்கும்.

அலுமினியம் குளோரைடு, மெக்னீசியம் குளோரைடு மற்றும் சோடியம் குளோரைடு ஆகிய மூன்று வகை அயனிச் சேர்மங்களை நாம் கருதுவோம். நேர் அயனிகள் மீதுள்ள மின்சுமை $Na^+ < Mg^{2+} < Al^{3+}$ என்றவரிசையில் அதிகரிப்பதால் சகப்பிணைப்புத் தன்மையும் $NaCl < MgCl_2 < AlCl_3$ என்ற அதே வரிசையில் அதிகரிக்கின்றது.

நேர் அயனியின் உருவளவு சிறியதாகவும், எதிரயனியின் உருவளவு பெரியதாகவும் இருப்பின் முனைவுறுத்தும் திறன் அதிகமாக இருக்கும். மேலும் சகப்பிணைப்புத் தன்மை அதிகமாக அமையும்.

சோடியம் குளோரைடைக் காட்டிலும் லித்தியம் குளோரைடு அதிக சகப்பிணைப்புத் தன்மை உடையது. Na^+ அயனியைக் காட்டிலும் Li^+ன் உருவளவு சிறியது. எனவே Li^+ன் முனைவுறுத்தும் திறன் அதிகம். லித்தியம் குளோரைடைக் காட்டிலும் லித்தியம் அயோடைடு அதிக சகப்பிணைப்புத் தன்மை உடையது. ஏனெனில் Cl^- ஐக் காட்டிலும் I^-ன் உருவளவு பெரியது. எனவே Li^+ நேர் அயனியால், Cl^-ஐக் காட்டிலும் I^- அயனியானது அதிகமாக முனைவுறுகின்றது.

iii. $ns^2\ np^6\ nd^{10}$ எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ள நேர் அயனிகள் $ns^2\ np^6$ எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ள நேர்அயனிகளைக் காட்டிலும் அதிக முனைவுறுத்தும் திறனைப் பெற்றுள்ளன, எனவே அதிக சகப்பிணைப்புத் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன.

CuCl ஆனது NaCl ஐக் காட்டிலும் அதிக சகப்பிணைப்புத் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளது. Na^+ அயனியோடு ஒப்பிடும்போது (1.13Å), Cu^+(0.6Å) அயனியானது உருவளவில் சிறியது. மேலும் $3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$ எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ளது.

Cu^+ன் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

$[Ar]\ 3d^{10}$

Na^+ன் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

$[He]\ 2s^2, 2p^6$

Unit 10 layout - jagan.indd 88 23-12-2021 18:02:49

10.6 VSEPR கொள்கை (இணைதிறன் எலக்ட்ரான் இரட்டை விலக்கல் கொள்கை) மூலக்கூறுகளின் வடிவமைப்பு பற்றிய லூயிஸின் கொள்கையானது மூலக்கூறுகளில் அணுக்களின் இடம், மற்றும் அவைகளுக்கிடையேபங்கிடப்பட்ட எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை ஆகியனவற்றைப் பற்றிவிளக்குகிறது. எனினும் லூயிஸின் கொள்கையினைப் பயன்படுத்தி நம்மால் மூலக்கூறுகளின் வடிவமைப்பினை கணிக்க இயலாது. லூயிஸ் கொள்கையை VSEPR கொள்கையுடன் இணைத்துப் பயன்படுத்துவதன் மூலம் மூலக்கூறுகளின் வடிவத்தினை தீர்மானிக்க இயலும்.

VSEPR கொள்கையின் முக்கிய கோட்பாடுகள் பின்வருமாறு:

1. ஒரு மூலக்கூறின் வடிவமானது அதிலுள்ள மைய அணுவைச் சுற்றி காணப்படும் இணைதிற கூடு எலக்ட்ரான் இரட்டைகளின் எண்ணிக்கையினைப் பொருத்து அமைகிறது.

2. எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் இருவகைப்படும். அவையாவன (i) பிணைப்பு எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் (ii) தனித்த எலக்ட்ரான் இரட்டைகள். இரு அணுக்களுக்கிடையே பகிர்ந்து கொள்ளப்படும் எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் ஆனவை பிணைப்பு எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் எனப்படுகின்றன. அதே நேரத்தில் பிணைப்பில் ஈடுபடாத, இணைதிற எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் ஆனவை தனித்த இரட்டைகள் எனப்படுகின்றன.

3. மைய அணுவினை சூழ்ந்துள்ள எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் ஒவ்வொன்றும் தங்களுக்குள் ஒன்றையொன்று விலக்குகின்றன. எனவே, இந்த விலக்குவிசையினை எந்த அளவிற்கு சிறுமமாக்க இயலுமோ , அதற்கேற்றவாறு முப்பரிமாண வெளியில் அவைகள் விலகி அமைகின்றன.

4. வெவ்வேறு வகை எலக்ட்ரான் இரட்டைகளுக்கு இடையேயான விலக்குவிசை பின்வரும் வரிசையில் அமைகிறது.

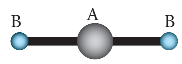
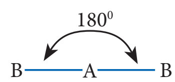
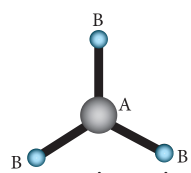
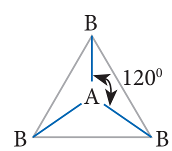
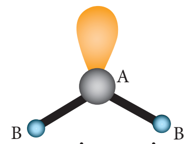
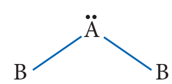
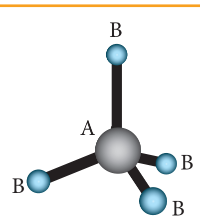
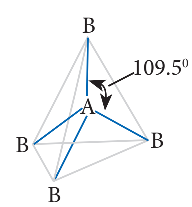
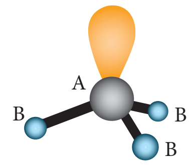
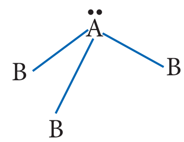
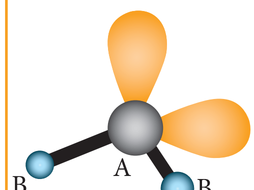
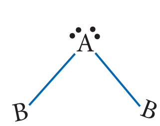
lp - lp > lp - bp> bp-bp

lp- தனித்த இரட்டை (lone pair) ; bp பிணைப்பு இரட்டை (bond pair)

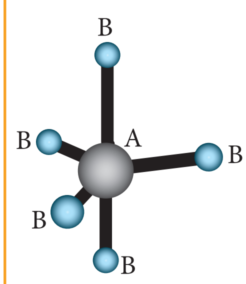
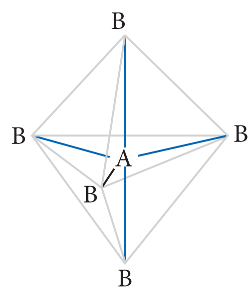
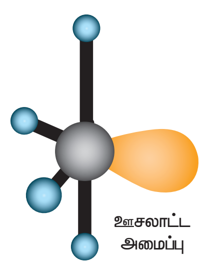
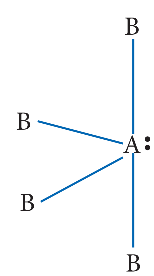
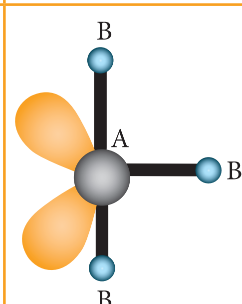
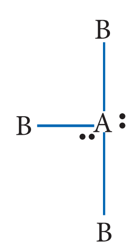
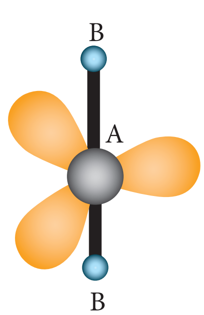
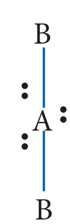
தனித்த இரட்டை எலக்ட்ரான்கள் என்பன மைய அணுவினை மட்டுமே சார்ந்து அமைந்திருக்கும் . மேலும் அவைகள் ஒரே ஒரு அணுக்கருவோடு மட்டுமே இடையீடு செய்கின்றன. ஆனால் பிணைப்பு இரட்டை எலக்ட்ரான்கள் இரு அணுக்களுக்கு இடையே பங்கிடப்படுதலால் அவைகள் இரு அணுக்கருக்களோடும் இடையீடு புரிகின்றன. இதன் விளைவாக மூலக்கூறுகளில் உள்ள தனித்த இரட்டையானது பிணைப்பு இரட்டையைவிட அதிக இடத்தை ஆக்கிரமிக்கிறது.மேலும், அதிக விலக்கும் திறனையும் பெற்றுள்ளது.

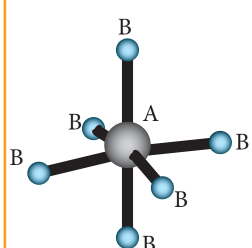
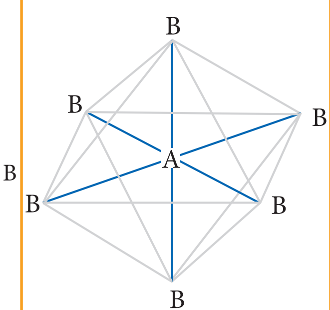
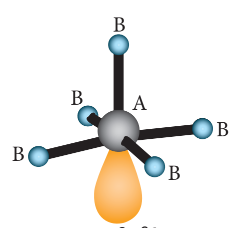
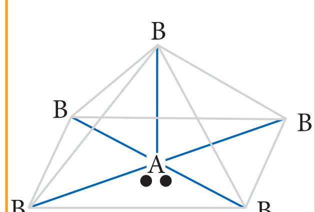
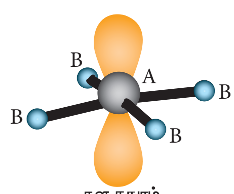
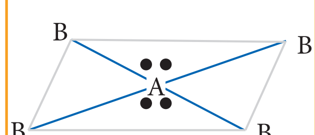
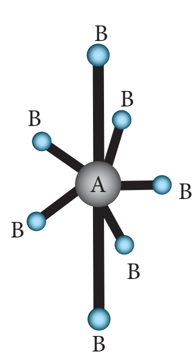
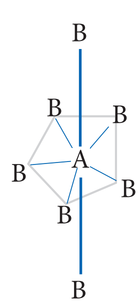
VSEPR கொள்கையின்படி மூலக்கூறுகளின் வடிவங்கள் தீர்மானிக்கப்படுதலைக் கீழ்கண்டுள்ள அட்டவணை விளக்குகிறது. $AB_x L$ என்ற மூலக்கூறினைக் கருதுவோம். இதில் A என்பது மைய அணுவையும், x என்பது A உடன் சகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ள B அணுக்களின் எண்ணிக்கையையும், L என்பது தனித்த எலக்ட்ரான் இரட்டையையும் குறிப்பிடுகின்றது.

அட்டவணை 10.6 VSEPR கொள்கையின் அடிப்படையில் மூலக்கூறுகளின் வடிவங்கள்.

எலக்ட்ரான் இரட்டைகளின் எண்ணிக்கை	மூலக்கூறு	பிணைப்பு எலக்ட்ரான் இரட்டைகளின் எண்ணிக்கை	தனித்த எலக்ட்ரான் இரட்டைகளின் எண்ணிக்கை	வடிவம்	மூலக்கூறு வடிவமைப்பு	எடுத்துக்காட்டுகள்
2	AB_2	2	-	 நேர்கோடு	 நேர்கோடு	$BeCl_2$, $HgCl_2$, CO_2, CS_2, HCN, BeF_2
3	AB_3	3	-	 தள முக்கோணம்	 தள முக்கோணம்	BF_3, BCl_3, NO_3^-, BF_3, CO_3^{2-}, HCHO
	AB_2L	2	1	 வளைந்த அமைப்பு V-வடிவம்	 வளைந்த அமைப்பு V-வடிவம்	SO_2, O_3, $PbCl_2$, $SnBr_2$
4	AB_4	4	-	 நான்முகி	 நான்முகி	CH_4, CCl_4, CCl_2F_2, SO_4^{2-}, ClO_4^-, NH_4^+
	AB_3L	3	1	 பிரமிடு	 பிரமிடு	NH_3, PF_3, ClO_3^-, H_3O^+,
	AB_2L_2	2	2	 வளைந்த அமைப்பு V-வடிவம்	 வளைந்த அமைப்பு V-வடிவம்	H_2O, OF_2, SCl_2

Unit 10 layout - jagan.indd 90 23-12-2021 18:02:51

எலக்ட்ரான் இரட்டைகளின் எண்ணிக்கை	மூலக்கூறு	பிணைப்பு எலக்ட்ரான் இரட்டைகளின் எண்ணிக்கை	தனித்த எலக்ட்ரான் இரட்டைகளின் எண்ணிக்கை	வடிவம்	மூலக்கூறு வடிவமைப்பு	எடுத்துக்காட்டுகள்
5	AB_5	5	-	 முக்கோண இருபிரமிடு	 முக்கோண இருபிரமிடு	PCl_5, AsF_5, SOF_4
	AB_4L	4	1	 ஊசலாட்ட அமைப்பு	 ஊசலாட்ட அமைப்பு	SF_4, XeO_2F_2, IF_4^+, $IO_2F_2^-$
	AB_3L_2	3	2	 T வடிவம்	 T வடிவம்	BrF_3, ClF_3,
	AB_2L_3	2	3	 நேர்கோடு	 நேர்கோடு	XeF_2, I_3^-, IF_2^-

எலக்ட்ரான் இரட்டைகளின் எண்ணிக்கை	மூலக்கூறு	பிணைப்பு எலக்ட்ரான் இரட்டைகளின் எண்ணிக்கை	தனித்த எலக்ட்ரான் இரட்டைகளின் எண்ணிக்கை	வடிவம்	மூலக்கூறு வடிவமைப்பு	எடுத்துக்காட்டுகள்
	AB_6	6	-	 எண்முகி	 எண்முகி	SF_6, IOF_5,
6	AB_5L	5	1	 சதுர பிரமிடு	 சதுர பிரமிடு	BrF_5, IF_5, TeF_5^-, $XeOF_4$,
	AB_4L_2	4	2	 தள சதுரம்	 தள சதுரம்	XeF_4, ICl_4^-
7	AB_7	7	-	 ஐங்கோண இருபிரமிடு	 ஐங்கோண இருபிரமிடு	IF_7

Unit 10 layout - jagan.indd 92 23-12-2021 18:02:53

தன்மதிப்பீடு;

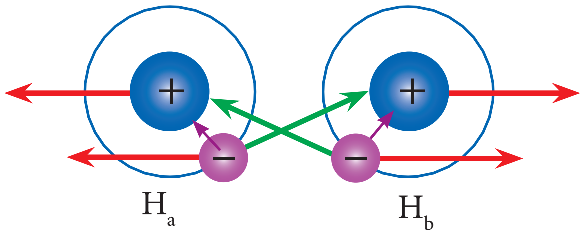
6. பின்வரும் மூலக்கூறுகளை அவற்றின் பிணைப்புக் கோணங்களின் இறங்கு வரிசையில் வரிசைப்படுத்துக.

i) CH_4, H_2O, NH_3 ii) C_2H_2, BF_3, CCl_4

10.7 இணைதிற பிணைப்புக் கொள்கை (valence bond theory)

ஹையட்லர் மற்றும் லண்டன் ஆகிய அறிவியல் அறிஞர்கள் ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறில் சகப்பிணைப்பு உருவாதலை, எலக்ட்ரானின் அலை இயக்கவியலை அடிப்படையாகக் கொண்டு கருத்தியலாக விளக்கினார்கள். இக்கருத்துக்கள் பாலிங் மற்றும் ஸ்லேட்டர் ஆகியோர்களால் மேலும் மேம்படுத்தப்பட்டது. இணைதிறன் பிணைப்புக் கொள்கையினை (VB கொள்கை) அலை இயக்கவியல் கோட்பாடுகளின் அடிப்படையில் விளக்கவது இப்பாடப்பகுதியின் நோக்கத்திற்கு அப்பாற்பட்டது. ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு உருவாவதலுக்கு, VB கொள்கையின் அடிப்படையில் அமைப்பு ஒரு எளிய, பண்புகள் அடிப்படையிலான விளக்கம் பின்வருமாறு.

இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் (H_a மற்றும் H_b ஆகியன) முடிவில்லாத தொலைவில் பிரித்து வைக்கப்பட்டிருக்கும் ஒருநிலையினைக் (படம் 10.17அ- நிலை 1) கருத்திற்கொள்க. இந்நிலையில் அவ்விரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுக்கிடையே எவ்வித இடையீடுகளும் இல்லை. மேலும் இந்த அமைப்பின் நிலை ஆற்றல் பூஜ்யம் என தன்னிச்சையாக எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. இவ்விரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் ஒன்றை ஒன்று நெருங்கும் பொழுது, ஒவ்வொரு அணுவின் அணுக்கருக்களுக்கும், அவற்றினுடைய எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையேயான கவர்ச்சி விசை (ஊதா நிற அம்புக் குறியால் காட்டப்பட்டுள்ளது)யுடன் பின்வரும் புதிய விசைகளும் செயல்பட துவங்குகின்றன.



படம் 10. 17 (அ) ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு உருவாதல்- VB கொள்கை

புதிய கவர்ச்சி விசைகள் (பச்சை நிற அம்புக்குறி)

1. H_a ன் அணுக்கருவிற்கும், H_b ன் இணைதிற எலக்ட்ரானுக்கும் இடையே உருவாகிறது.

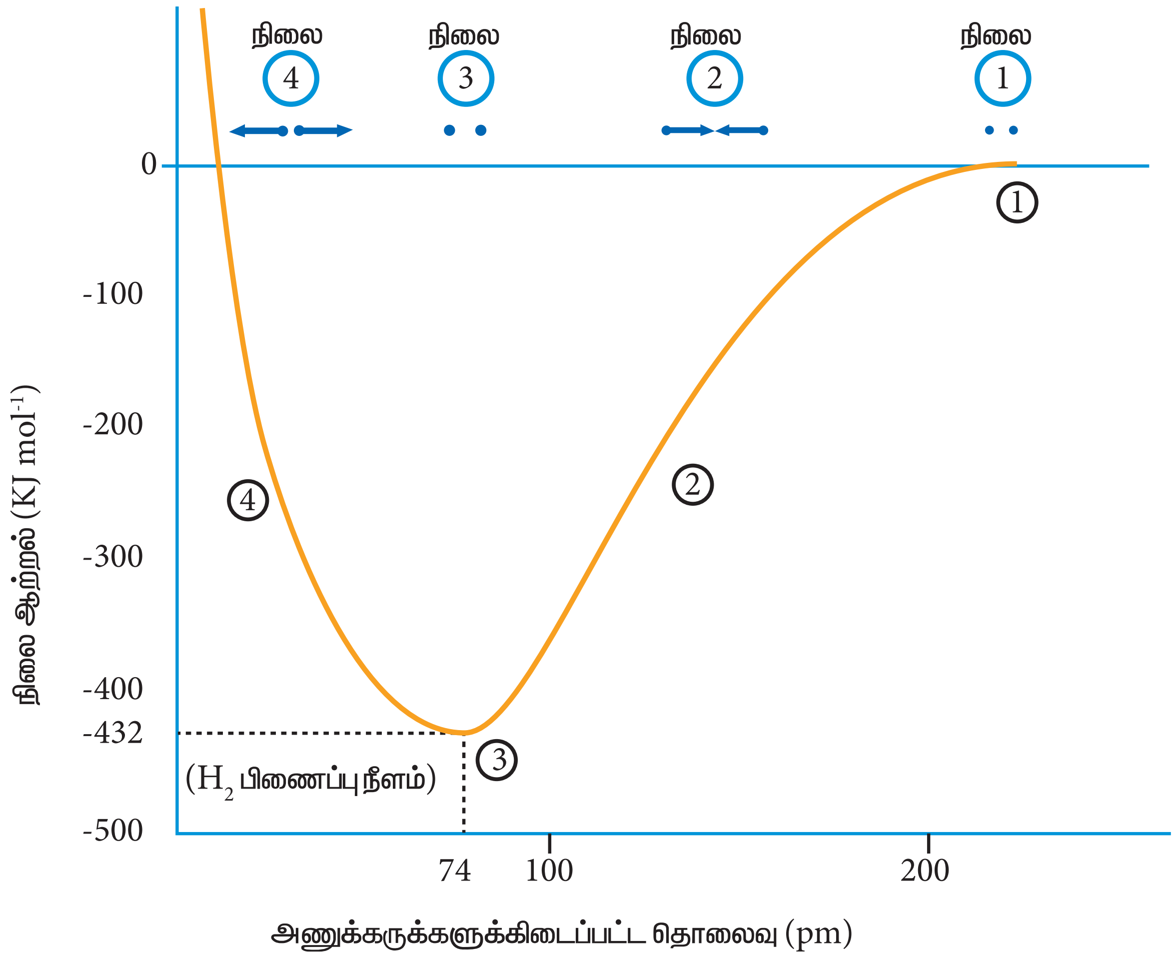
2. H_b ன் அணுக்கருவிற்கும், H_a ன் இணைதிற எலக்ட்ரானுக்கும் இடையே உருவாகிறது.

புதிய விலக்கு விசைகள் (சிவப்பு நிற அம்புக்குறி)

i. H_a மற்றும் H_b ஆகியவற்றின் அணுக்கருக்களுக்கிடையே உருவாகிறது.

ii. H_a மற்றும் H_b ஆகிய இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களுக்கு இடையே உருவாகிறது.

கவர்ச்சி விசையின் காரணமாக H_a மற்றும் H_b ஆகியன ஒன்றோடொன்று நெருங்குகின்றன (படம் 10.17ஆ- நிலை 2). ஆனால் அதே நேரத்தில் விலக்குவிசைகள் அவைகளை விலகலடையுமாறுச் செய்கின்றன. ஆரம்ப நிலையில், இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் ஒன்றோடொன்று நெருங்கும்போது, விலக்குவிசையினைக் காட்டிலும், கவர்ச்சி விசைகள் அதிக வலிமையுடையதாக உள்ளன. மேலும் நிலை ஆற்றல் குறைந்துக் கொண்டே வருகின்றது. ஒரு குறிப்பிட்ட நிலையை அடைந்ததும் நிகர கவர்ச்சி விசையானது விலக்கு விசைகளுக்குச் சரி சமமாகிறது. இந்நிலையில் (படம் 10.17ஆ- நிலை 3)அமைப்பானது, மிகக் குறைந்த நிலை ஆற்றலைப் பெற்றிருக்கும்.



படம் 10.17 (ஆ) H_2 மூலக்கூறு உருவாதல்- VB கொள்கை

இந்நிலையில் ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் (H_a மற்றும் H_b) அணு ஆர்பிட்டால்களுக்கிடையே அதிகபட்ச மேற்பொருந்துதல் நிகழ்கிறது. மேலும் அவைகள் ஒன்றோடொன்று சகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன எனப்படுகின்றது. இந்நிலையில் அவ்விரு ஹைட்ரஜன் அணுக்கருக்களுக்கிடையேயானத் தொலைவு H-H பிணைப்பு நீளத்தைத் தருகிறது. இதன் மதிப்பு 74pm. இந்நிலையில் வெளியிடப்படும் ஆற்றல் 436 KJ mol^{-1} ஆகும். மேலும், இவ்வாற்றல் பிணைப்பாற்றல் (bond energy) எனப்படுகிறது.

இந்தபிணைப்புஉருவாதலின்போது,ஆற்றல்வெளியிடப்படுகிறது.எனவேஉருவானமூலக்கூறானது அதிக நிலைப்புத்தன்மை உடையது. இவ்விரு அணுக்களுக்கு இடையேயான தொலைவினை மேலும் குறைக்கும் பொழுது கவர்ச்சி விசையினைக் காட்டிலும் விலக்கு விசையானது அதிகரிப்பதால் அமைப்பின் நிலையாற்றல் அதிகரிக்கிறது.(படம் 10.17ஆ- நிலை 4)

Unit 10 layout - jagan.indd 94 23-12-2021 18:02:53

10.7.1. VB கொள்கையின் முக்கிய அம்சங்கள்:

i. இரு அணுக்களின் சரிபாதி அளவு நிரப்பப்பட்ட ஆர்பிட்டால்கள் ஒன்றோடொன்று மேற்பொருந்தும் பொழுது அவைகளுக்கிடையே சகப்பிணைப்பு உருவாகின்றது.

ii. உருவான மேற்பொருந்திய ஆர்பிட்டாலில் எதிரெதிர் சுழற்ச்சியினைப் பெற்றுள்ள இரு எலக்ட்ரான்கள் இடம்பெறுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, H_2 மூலக்கூறு உருவாகும்போது இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் 1s எலக்ட்ரான்களும் எதிர்சுழற்சியுடன் இரட்டை ஆகின்றன. மேலும் அவைகள் மேற்பொருந்திய ஆர்பிட்டாலில் இடம்பெறுகின்றன.

iii. அணு ஆர்பிட்டால்கள் எந்த அளவிற்கு மேற்பொருந்துகின்றனவோ, அதைப் பொருத்து சகப் பிணைப்பின் வலிமை அமைகிறது. மேற்பொருந்துதல் அதிகமாக இருக்கும் போது, வெளியிடப்படும் ஆற்றல் அதிகமாகும், மேலும் உருவாகும் பிணைப்பும் வலிமையுடையதாக இருக்கும்.

iv. ஒவ்வொரு அணு ஆர்பிட்டாலும் குறிப்பிட்ட திசையில் அமைந்துள்ளது (s-ஆர்பிட்டால் மட்டும் சீர்மைக்கோள வடிவம் பெற்றுள்ளது) எனவே, அணு ஆர்பிட்டால்கள் மேற்பொருந்துதலானது, அதிகபட்சமாக மேற்பொருந்துதல் நிகழும் திசையில் நடைபெறுகிறது.

ஹைட்ரஜன், புளுரின் மற்றும் ஹைட்ரஜன் புளுரைடில் சகப்பிணைப்பு உருவாதலை VB கொள்கையினைப் பயன்படுத்தி விளக்கிடுவோம்.

10.8 ஆர்பிட்டால் இனக்கலப்பு

அணுக்கள் இணைந்து சகப்பிணைப்பு மூலக்கூறினை உருவாக்கும் போது, இணையும் அணுக்களின், அணு ஆர்பிட்டால்கள் ஒன்றோடொன்று மேற்பொருந்தி சகப்பிணைப்பினை உருவாக்குகின்றது. ஆர்பிட்டால்கள் மேற்பொருந்தியுள்ள பகுதியில் பிணைப்பு இரட்டை எலக்ட்ரான்கள் இடம்பெறும். மேற்பொருந்துதலின் தன்மையினைப் பொறுத்து, இரு அணுக்களுக்கு இடையேயான சகப்பிணைப்பினை சிக்மா(σ) மற்றும் பை (π) பிணைப்புகள் என வகைப்படுத்தலாம்.

10.8.1 சிக்மா மற்றும் பை பிணைப்புகள்

இரண்டு அணு ஆர்பிட்டால்கள் அச்சுகளின் வழியே நேர்க்கோட்டில் மேற்பொருந்தும் போது உருவாகும் பிணைப்பு σ சகப்பிணைப்பு எனப்படுகிறது. இந்த மேற்பொருந்துதல் நேர் கோட்டு மேற்பொருந்துதல் (head on overlapping) அல்லது அச்சுவழி மேற்பொருந்துதல் (axial overlapping) எனவும் அழைக்கப்படுகிறது. s ஆர்பிட்டால் இடம்பெறும் மேற்பொருந்துதல் நிகழ்வில் (s-s மற்றும் s-p மேற்பொருந்துதல்) எப்போதும் σ பிணைப்பே உருவாகும். ஏனெனில் s ஆர்பிட்டால் சீர்மைக்கோள வடிவத்தினைக் கொண்டது. எனவே, அதனுடன் நிகழும் மேற்பொருந்துதல் எப்பொழுதும் நேர் கோட்டு மேற்பொருந்துதலாகவே அமையும். இரு p ஆர்பிட்டால்கள் மூலக்கூறு அச்சின் வழியே மேற்பொருந்தும் நிகழ்விலும் σ பிணைப்பே உருவாகிறது. x அச்சினை மூலக்கூறு அச்சாக கருதும் நேர்வில் p_x-p_x ஆர்பிட்டால் மேற்பொருந்துதல் ஆனது σ-பிணைப்பினைத் தரும்.

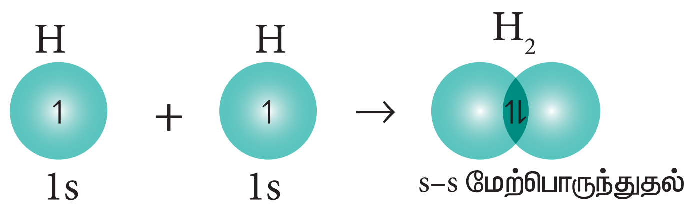
இரு அணு ஆர்பிட்டால்கள் பக்கவாட்டில் மேற்பொருந்தும்போது உருவாகும் சகபிணைப்பு பை பிணைப்பு(π) எனப்படும். x-அச்சினை மூலக்கூறு அச்சாக கருதும் நேர்வில் p_y-p_y மற்றும் p_z-p_z ஆகிய ஆர்பிட்டால்கள் மேற்பொருந்துதலால் π பிணைப்பு உருவாகிறது. பின் வரும் எடுத்துக்காட்டுகள் மூலம் ஆர்பிட்டால்கள் மேற்பொருந்துதலைப் புரிந்து கொள்ளலாம்.

Unit 10 layout - jagan.indd 95 23-12-2021 18:02:54

10.8.2. H_2 மூலக்கூறு உருவாதல்

ஹைட்ரஜன் அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $1s^1$

ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு உருவாகும் போது, ஒற்றை எலக்ட்ரானைக் கொண்டுள்ள இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களின், 1s ஆர்பிட்டால்களும் அவ்விரு அணுக்களுக்கிடையேயான அச்சின் வழியே மேற்பொருந்துகின்றன. இந்த மேற்பொருந்துதல் s-s மேற்பொருந்துதல் எனப்படும். இத்தகைய அச்சுவழி ஆர்பிட்டால் மேற்பொருந்துதுல் காரணமாக சிக்மா (σ) பிணைப்பு உருவாகிறது.

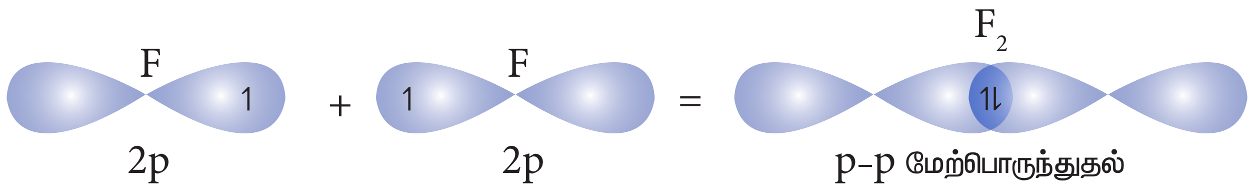


படம் 10. 18 ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு உருவாதல்

F_2 மூலக்கூறு உருவாதல்:

புளூரின் அணுவின் இணைதிற கூட்டின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு : $2s^2\ 2p_x^2, 2p_y^2, 2p_z^1$

இரு புளூரின் அணுக்களின், சரிபாதி நிரப்பப்பட்ட p_z ஆர்பிட்டால்கள் z-அச்சின் வழியே ஒன்றோடொன்று மேற்பொருந்தும் போது, அவைகளுக்கிடையே ‘ σ ’ சகப்பிணைப்பு உருவாகிறது.



படம் 10.19 F_2 மூலக்கூறு உருவாதல்

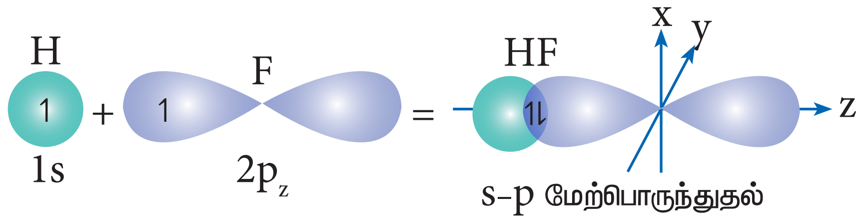
HF மூலக்கூறு உருவாதல்:

ஹைட்ரஜன் அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $1s^1$

புளூரின் அணுவின் இணைதிற கூட்டின் எலக்டரான் அமைப்பு : $2s^2\ 2p_x^2, 2p_y^2, 2p_z^1$

ஹைட்ரஜனின் சரிபாதி நிரப்பப்பட்ட 1s ஆர்பிட்டாலானது, புளூரினின் பாதி நிரப்பப்பட்ட $2p_z$ ஆர்பிட்டாலுடன் நேர்கோட்டில் மேற்பொருந்தும் போது ஹைட்ரஜனுக்கும் புளூரினுக்கும் இடையே ஒரு σ-சகப்பிணைப்பு உருவாகிறது.

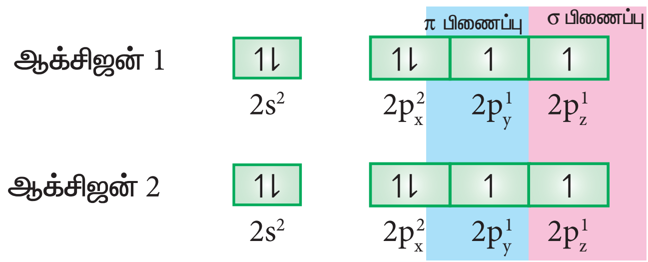
Unit 10 layout - jagan.indd 96 23-12-2021 18:02:54



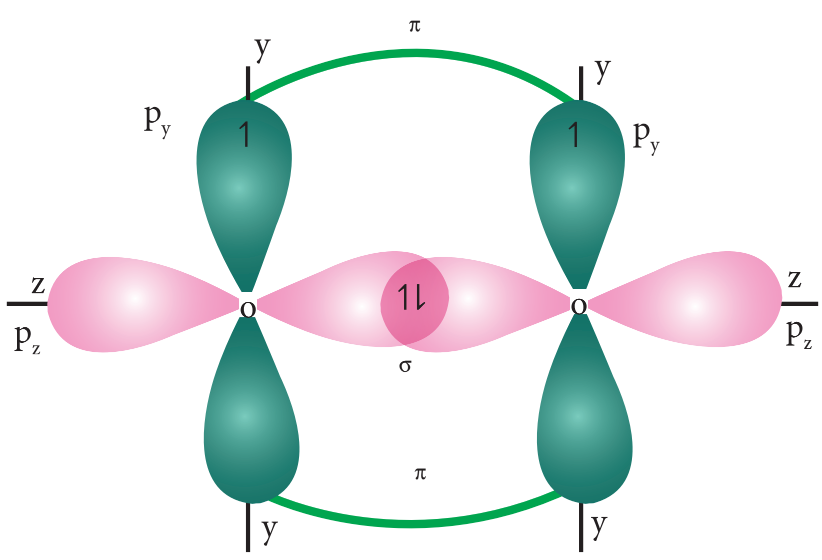
படம் 10.20 HF மூலக்கூறு உருவாதல்

O_2 மூலக்கூறு உருவாதல் (O_2):

ஆக்சிஜன் அணுவின் இணைதிற கூட்டின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு : $2s^2\ 2p_x^{\ 2},\ 2p_y^{\ 1},\ 2p_z^{\ 1}$



இரு ஆக்சிஜன் அணுக்களின் சரிபாதியளவு நிரப்பப்பட்ட p_z ஆர்பிட்டால்களும் z-அச்சின் வழியாக நேர்கோட்டில் மேற்பொருந்தும் போது (இந்நேர்வில் z-அச்சினை மூலக்கூறு அச்சாகக் கருதுக) அவைகளுக்கிடையே σ-சகப்பிணைப்பு உருவாகிறது. மற்ற இரு ஆக்சிஜன்களின் சரிபாதியளவு நிரப்பப்பட்ட இரண்டு p_y–ஆர்பிட்டால்களும் பக்கவாட்டில் மேற்பொருந்துவதால் அவைகளுக்கிடையே π-சகப்பிணைப்பு உருவாகிறது. எனவே, ஆக்சிஜன் மூலக்கூறில், இரு ஆக்சிஜன் அணுக்களும் இரட்டை சகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன. 2s மற்றும் $2p_x$ ஆர்பிட்டால்களில் காணப்படும் மற்ற இரு தனித்த எலக்ட்ரான் இரட்டைகளும் பிணைப்பில் ஈடுபடுவதில்லை. மேலும், அவைகள் தொடர்புடைய ஆக்சிஜன் அணுக்களிலேயே தனித்த எலக்ட்ரான் இரட்டைகளாக உள்ளன.



படம் 10.21 O_2 மூலக்கூறில் π -பிணைப்பு உருவாதல்

Unit 10 layout - jagan.indd 97
23-12-2021 18:02:55

தன் மதிப்பீடு

7. PH_4^+ன் பிணைப்புக் கோணமானது PH_3ன் பிணைப்புக் கோணத்தைக் காட்டிலும் அதிகம் ஏன்?

10.9 இனக்கலப்பாதல்

ஹைட்ரஜன், புளூரின் போன்ற எளிய மூலக்கூறுகளில் காணப்படும் பிணைப்புகளை, தொடர்புடைய பிணைந்துள்ள அணுக்களின் அணு ஆர்பிட்டால்கள் மேற்பொருந்துதல் மூலம் எளிதாக விளக்க இயலும். ஆனால் மீத்தேன், அம்மோனியா, பெரிலியம் குளோரைடு முதலிய பல்லணு மூலக்கூறுகளின் கண்டறியப்பட்ட பண்புகளை, அணு ஆர்பிட்டால்களின் எளிய மேற்பொருந்துதல் மூலம் விளக்க இயலவில்லை. எடுத்துக்காட்டாக, சோதனை முடிவுகளின் அடிப்படையில், மீத்தேன் மூலக்கூறானது நான்முகி வடிவத்தினை பெற்றுள்ளது எனவும் அதில் காணப்படும், நான்கு C-H பிணைப்புகளும் சமமானவை எனவும் நிரூபணம் செய்யப்பட்டுள்ளது. இப்பண்புகளை நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் (1s) ஆர்பிட்டால்கள், கார்பனின் வெவ்வேறு ஆற்றலுடைய ($2s^2\ 2p_x^2\ 2p_y\ 2p_z$) அணு ஆர்பிட்டால்களுடன் மேற்பொருந்துதல் மூலம் விளக்க இயலாது.

சோதனை முடிவுகளின் அடிப்படையில் கண்டறியப்பட்ட இத்தகைய பண்புகளை விளக்கும் பொருட்டு லினஸ் பாலிங் என்பவர் மூலக்கூறுகளில் காணப்படும் இணைதிற அணு ஆர்பிட்டால்கள் என்பன தனித்த அணுவின் ஆர்பிட்டாலிலிருந்து மாறுபட்டிருக்கின்றன என்ற கருத்தினை முன்மொழிந்தார். மேலும் அவர் இனக்கலப்பாதல் என்ற கோட்பாட்டினை அறிமுகப்படுத்தினார்.

ஒரே அணுவின், ஒப்பிடத்தக்க அளவு ஆற்றலுடைய அணு ஆர்பிட்டால்கள் ஒன்றோடொன்று கலந்து, சம எண்ணிக்கையில் சம ஆற்றலை பெற்றுள்ள புதிய சமமான ஆர்பிட்டால்களை தரும் செயல்முறை இனக்கலப்பாதல் என வரையறுக்கப்படுகிறது. இச்செயல்முறையில் உருவான புதிய ஆர்பிட்டால்கள் இனக்கலப்படைந்த ஆர்பிட்டால்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

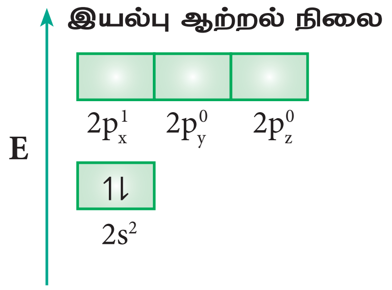
இனக்கலப்பு ஆர்பிட்டால்கள் அதிகபட்ச சமச்சீர் தன்மையை பெற்றிருப்பதுடன், அவைகளில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்களின் விலக்கு விசையினை சிறுமமாக்கும் வகையில் புறவெளியில் குறித்த திசையினை நோக்கியும் அமைகின்றன.

10.9.1 . இனக்கலப்பாதலின் வகைகள் மற்றும் மூலக்கூறுகளின் வடிவங்கள்

sp இனக்கலப்பாதல்:

பெரிலியம் குளோரைடில் பிணைப்பு உருவாதலை நாம் கருதுவோம். இயல்பு ஆற்றல் நிலையில் உள்ள பெரிலியம் அணுவின் இணைதிற கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பு $[He]2s^2\ 2p_x^0\ 2p_y^0\ 2p_z^0$.

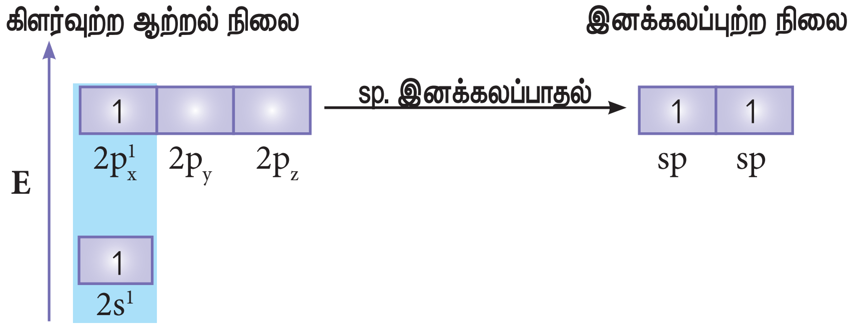
Unit 10 layout - jagan.indd 98 23-12-2021 18:02:56



பெரிலியம் குளோரைடில் உள்ள இரு Be-Cl பிணைப்புகளும் சமமானவை. மேலும், அம்மூலக்கூறு நேர்கோட்டு வடிவத்தினைப் பெற்றுள்ளது என கண்டறியப்பட்டுள்ளது. இப்பண்பினை sp இனக்கலப்பாதல் மூலம் VB கொள்கையினைப் பயன்படுத்தி விளக்கலாம்.

பெரிலியத்தின் 2s ஆர்பிட்டாலில் உள்ள இரு எலக்ட்ரான்களில் ஒரு எலக்ட்ரானானது கிளர்வுற்று 2p ஆர்பிட்டலுக்குச் செல்கிறது. கிளர்வுற்ற நிலையில் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $[He]2s^1 2p_x^1 2p_y^0 2p_z^0$.

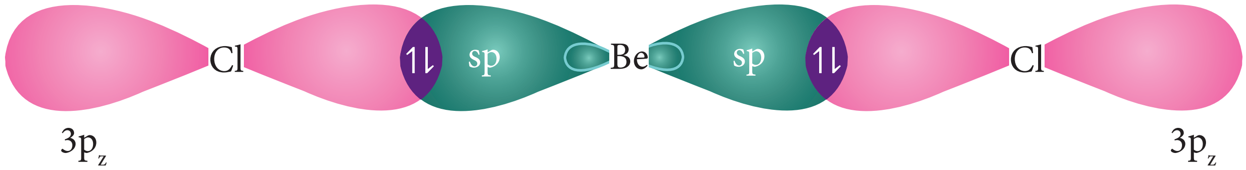
இந்நிலையில் பெரிலியத்தின் 2s மற்றும் 2p ஆர்பிட்டால்கள் இனக்கலப்பாதலுக்கு உட்பட்டு, இரு சமமான sp இனக்கலப்படைந்த ஆர்பிட்டால்களைத் தருகின்றன. இந்த புதிய ஆர்பிட்டால்கள் 50% s-பண்பினையும், 50% p-பண்பினையும் பெற்றுள்ளன. sp இனக்கலப்படைந்த ஆர்பிட்டால்கள் படத்தில் (படம் 10.22 ஆ) காட்டியுள்ளவாறு நேரெதிர் திசைகளில் (180^0)அமைகின்றன



படம் 10.22(அ) BeCl$_2$ உருவாதல்-Be இன் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

குளோரினின் ஆர்பிட்டாலுடன் மேற்பொருந்துதல்

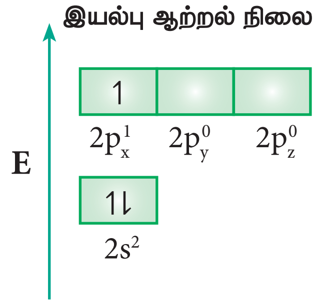
ஒவ்வொரு **sp** இனக்கலப்படைந்த ஆர்பிட்டால்களும், குளோரினின் p_z ஆர்பிட்டாலுடன் நேர்கோட்டில் மேற்பொருந்துவதால் படத்தில் காட்டியுள்ளவாறு **Be** மற்றும் **Cl**க்கு இடையே சகப்பிணைப்புகள் உருவாகின்றன.



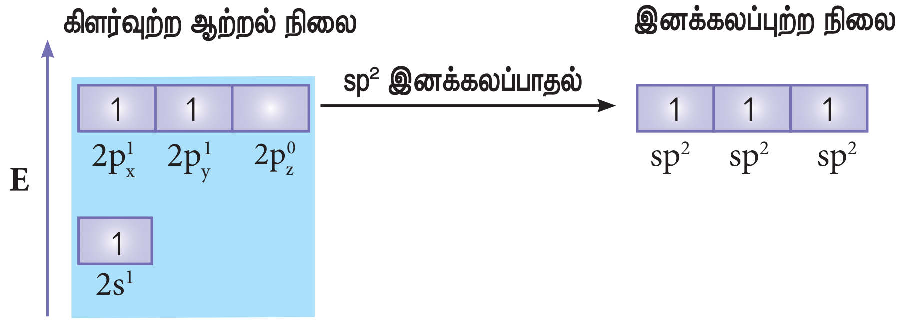
படம் 10.22 (ஆ) : sp இனக்கலப்பாதல் : BeCl$_2$

sp^2 இனக்கலப்பு:

போரான் ட்ரை புளூரைடு(BF_3) மூலக்கூறில் பிணைப்பு உருவாதலை கருதுக. போரான் அணுவின் இணைதிற கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பு $[He]2s^2\ 2p^1$

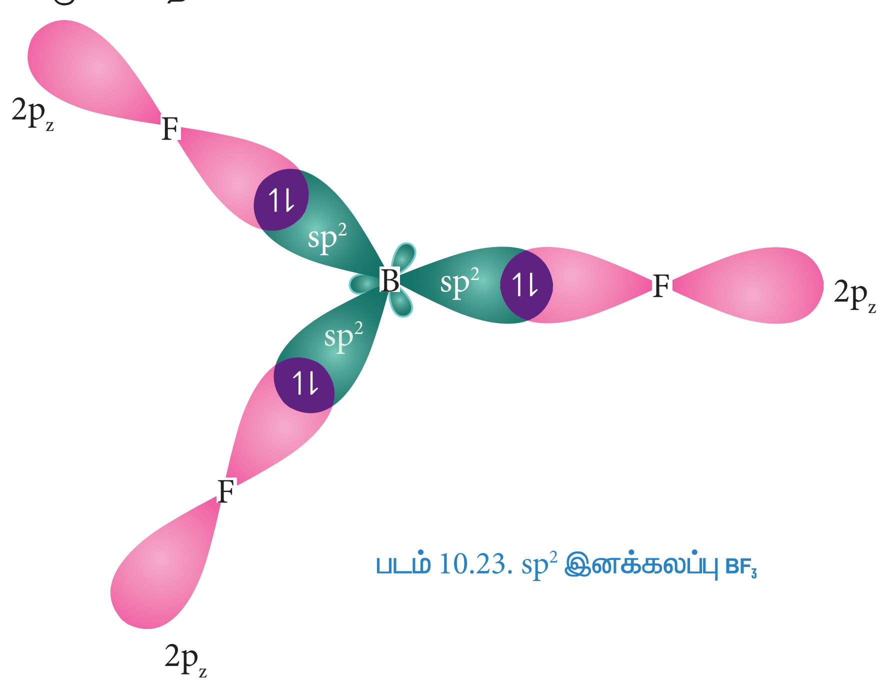


இயல்பு ஆற்றல் நிலையில் போரான் அணுவின் இணைதிறன் கூட்டில் இணையாகாத எலக்ட்ரான் ஒன்று மட்டுமே உள்ளது. ஆனால், புளூரினுடன் மூன்று சகப்பிணைப்பை ஏற்படுத்த மூன்று இணையாகாத எலக்ட்ரான்கள் தேவை. இதனை பெறும் பொருட்டு, போரானின் 2s ஆர்பிட்டாலில் உள்ள இரு எலக்ட்ரான்களில் ஒரு எலக்ட்ரானானது $2p_y$ ஆர்பிட்டாலுக்கு கிளர்வுற்று இனக்கலப்பாதலுக்கு உட்பட்டு, படத்தில் காட்டியுள்ளவாறு மூன்று சமமான sp^2 இனக்கலப்படைந்த ஆர்பிட்டால்களைத் தருகின்றன. இம்மூன்று ஆர்பிட்டால்களும் xy என்ற சம தளத்தில் அமைகின்றன. மேலும் இரு ஆர்பிட்டால்களுக்கு இடையேயான பிணைப்புக் கோணம் 120^0 ஆகும்.



புளூரினின் $2p_z$ ஆர்பிட்டால்கள் மேற்பொருந்துதல்:

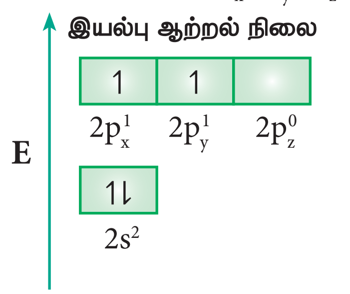
போரானின் மூன்று sp^2 இனக்கலப்படைந்த ஆர்பிட்டால்களுடன் மூன்று புளூரின் அணுக்களின் $2p_z$ ஆர்பிட்டால்கள் நேர்கோட்டில் மேற்பொருந்துவதால் படத்தில் காட்டியுள்ளவாறு B மற்றும் Fக்கு இடையே சகப்பிணைப்புகள் உருவாகின்றன.



படம் 10.23. sp^2 இனக்கலப்பு BF_3

sp^3 இனக்கலப்பு:

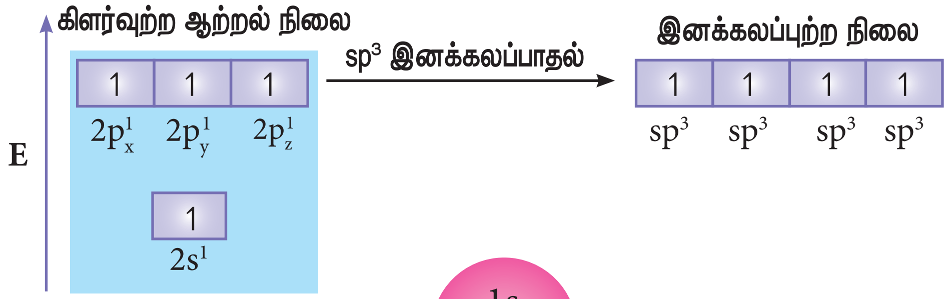
மீத்தேன் மூலக்கூறை எடுத்துக்காட்டாகக் கொண்டு sp^3 இனக்கலப்பினை விளக்கலாம். மீத்தேன் மூலக்கூறில் மைய கார்பன் அணு நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் பிணைக்கப்பட்டுள்ளது. கார்பன் அணுவின் இணைதிற கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பு இயல்பு ஆற்றல் நிலையில் $[He]2s^2\,2p_x^1\,2p_y^1\,2p_z^0$.

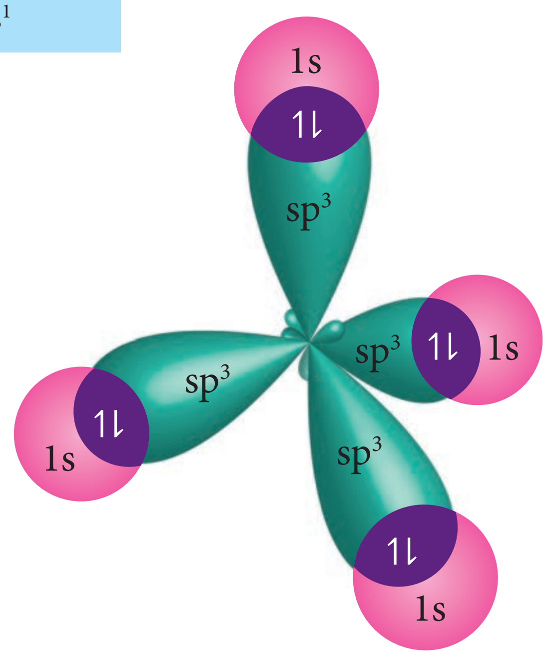


நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் நான்கு சகப்பிணைப்புகளை ஏற்படுத்த கார்பனின் 2s ஆர்பிட்டாலில் உள்ள இரு எலக்ட்ரான்களில் ஒரு எலக்ட்ரானானது $2p_z$ ஆர்பிட்டாலுக்கு கிளர்வுறுகிறது. கார்பனின் ஒரு 2s ஆர்பிட்டாலும் , மூன்று 2p ஆர்பிட்டால்களும் இனக்கலப்பு அடைந்து நான்கு சமமான sp^3 இனக்கலப்பு ஆர்பிட்டால்களைத் தருகின்றன. மேலும், இரு sp^3 ஆர்பிட்டால்களுக்கு இடையேயுள்ள பிணைப்புக் கோணம் $109^0\ 28'$ ஆகும்.

ஹைட்ரஜனின் 1s ஆர்பிட்டால்கள் மேற்பொருந்துதல்:

நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் 1s ஆர்பிட்டால்கள், கார்பன் அணுவின் நான்கு sp^3 இனக்கலப்பு ஆர்பிட்டால்களுடன் நேர்கோட்டில் மேற்பொருந்தி மீத்தேன் மூலக்கூறினில் 4C-H σ-பிணைப்பினை படத்தில் காட்டியுள்ளவாறு ஏற்படுத்துகின்றன.



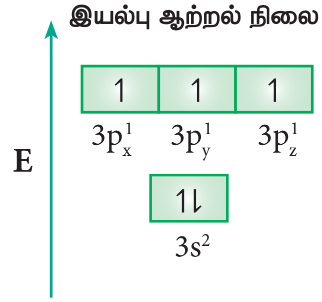


படம்10.24 sp^3 இனக்கலப்பு : CH_4

Unit 10 layout - jagan.indd 101 23-12-2021 18:02:57

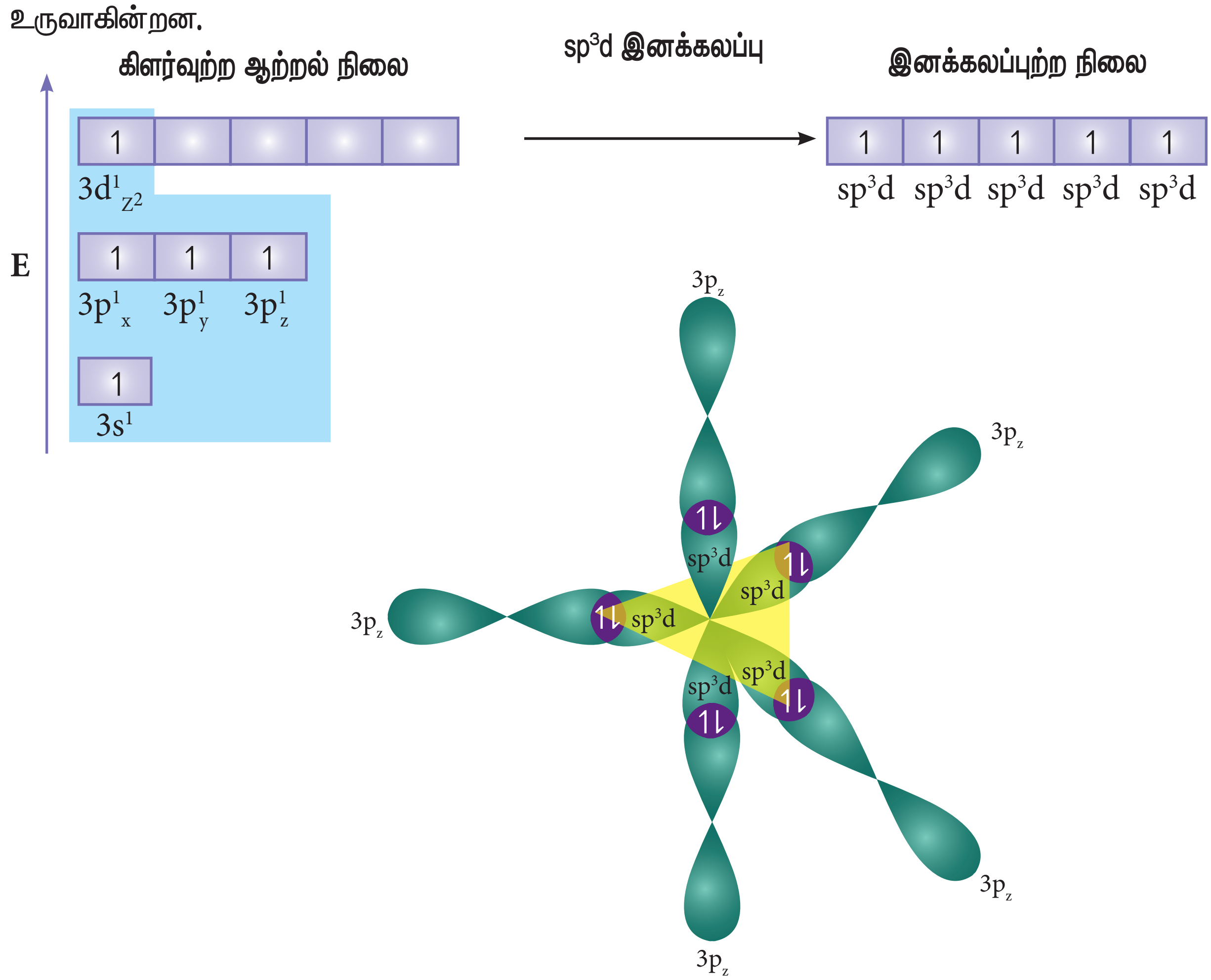
sp^3d இனக்கலப்பு:

PCl_5 போன்ற மூலக்கூறுகளில் மைய பாஸ்பரஸ் அணு ஐந்து குளோரின் அணுக்களுடன் சகப்பிணைப்பில் பிணைக்கப்பட்டுள்ளது. இங்கு பாஸ்பரஸின் அணு ஆர்பிட்டால்கள், அதாவது ஒரு 3s ஆர்பிட்டால் மூன்று 3p ஆர்பிட்டால்கள் மற்றும் ஒரு நிரப்பப்படாத 3d ஆர்பிட்டால் (d_{z^2}) ஆகியவைகள் sp^3d இனக்கலப்பில் ஈடுபடுகின்றன. பாஸ்பரஸ் அணுவின் இயல்பு ஆற்றல் நிலையில் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $[Ne]3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1$, (படம் 10.25) வில் காட்டப்பட்டுள்ளது. பாஸ்பரஸின் இரட்டை நிலையில் உள்ள 3s எலக்ட்ரானில் ஒன்று ஒரு காலியாக உள்ள 3d ஆர்பிட்டாலுக்கு ($3dz^2$) கிளர்வுறுகின்றது. பாஸ்பரஸ் அணுவின் ஒரு 3s ஆர்பிட்டால், மூன்று 3p ஆர்பிட்டால்கள் மற்றும் ஒரு $3dz^2$ ஆர்பிட்டால் ஆகியன கலந்து ஐந்து சமமான sp^3d ஆர்பிட்டால்களைத் தருகின்றன. sp^3d இனக்கலப்பு ஆர்பிட்டால்கள் முக்கோண இரு பிரமிடு வடிவமைப்பில் படத்தில் உள்ளவாறு அமைந்துள்ளன (படம் 10.25).



குளோரினின் $3P_z$ ஆர்பிட்டால்கள் மேற்பொருந்துதல்:

பாஸ்பரஸின் ஐந்து sp^3d ஆர்பிட்டால்கள், ஐந்து குளோரின் அணுக்களின் $3p_z$ ஆர்பிட்டால்களுடன் நேர்கோட்டில் மேற்பொருந்துவதால் ஐந்து P-Cl (σ) சகப்பிணைப்புகள் படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளவாறு உருவாகின்றன.

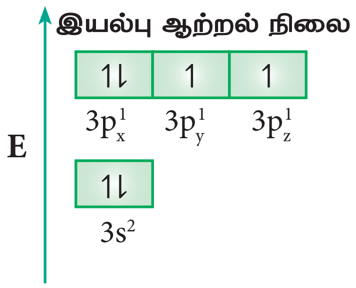


படம்10.25 sp^3d இனக்கலப்பு PCl_5

Unit 10 layout - jagan.indd 102 23-12-2021 18:02:58

sp^3d^2 இனக்கலப்பு:

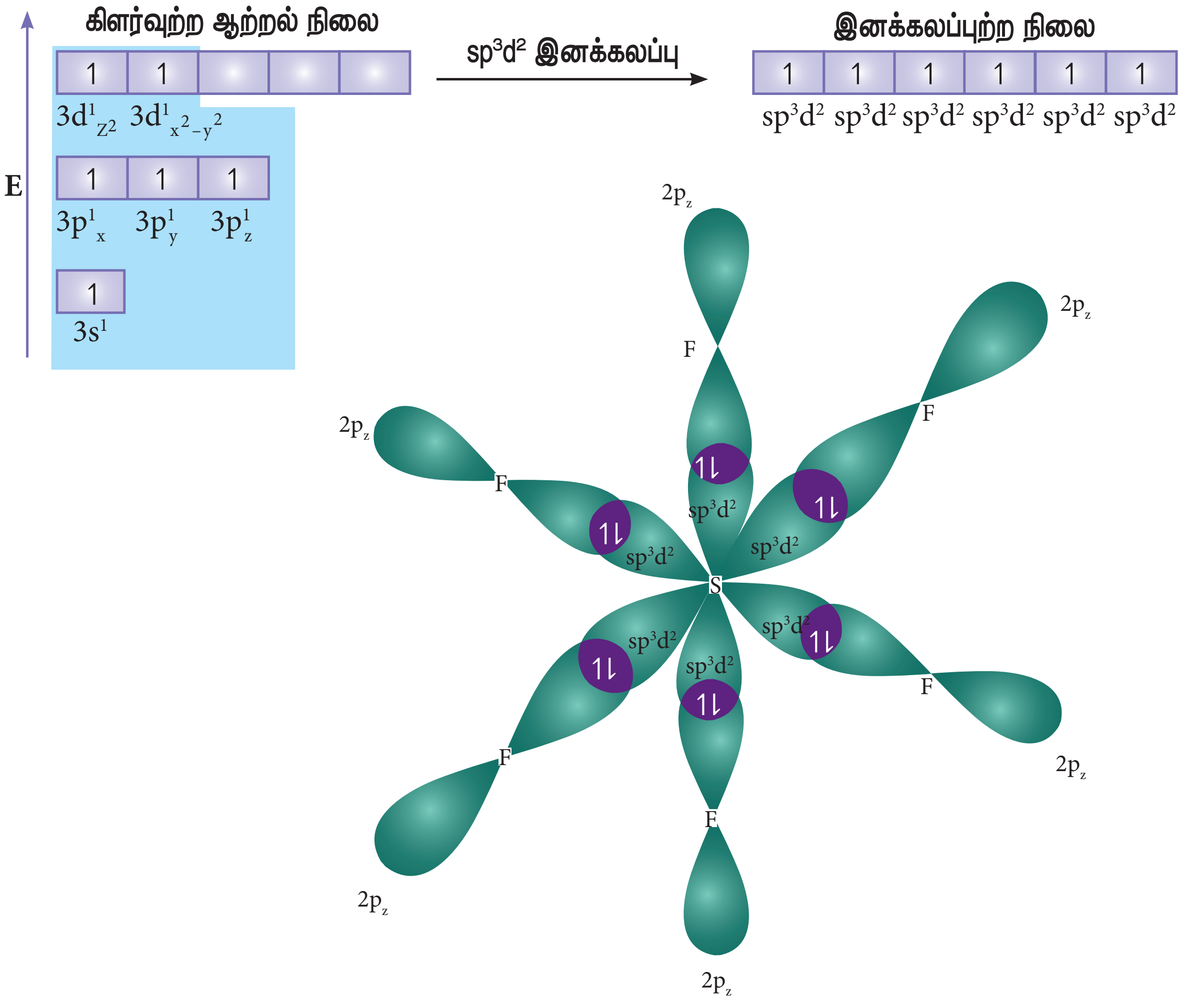
சல்பர் ஹெக்சா ஃபுளுரைடு (SF_6) மூலக் கூறில் மைய சல்பர் அணுவானது அதன் இணைதிறன் கூட்டினை விரிவாக்கி sp^3d^2 இனக்கலப்பிற்கு உட்பட்டு ஆறு சம ஆற்றலுடைய sp^3d^2 இனக்கலப்பு ஆர்பிட்டால்களை உருவாக்குகின்றன. இவைகள் ஆறு சமமான S-F (σ) சகப்பிணைப்புகள் உருவாக காரணமாகின்றன. சல்பர் அணுவின் இயல்பு ஆற்றல் நிலை எலக்ட்ரான் அமைப்பு $[Ne]3s^2\ 3p_x^2\ 3p_y^1\ 3p_z^1$.



3s ஆர்பிட்டால் மற்றும் 3p ஆர்பிட்டால் ஆகியஒவ்வொன்றிலிரும்இருந்தும்ஒருஎலக்ட்ரான் , காலியாக உள்ள 3d ஆர்பிட்டால்களுக்கு (d_{z^2} மற்றும் $d_{x^2-y^2}$)) கிளர்வுறுகின்றன. சல்பரின் இந்த ஆறு இணைதிற ஆர்பிட்டால்களும் (ஒரு 3s ஆர்பிட்டால், மூன்று 3p ஆர்பிட்டால்கள் மற்றும் இரண்டு 3d ஆர்பிட்டால்கள்) கலந்து ஆறு சமமான sp^3d^2 இனக் கலப்பு ஆர்பிட்டால்களைத் தருகின்றன. இந்த ஆர்பிட்டால்கள் படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளவாறு எண்முகி வடிவமைப்பினைக் பெற்றுள்ளன.

புளுரினின் $2p_z$ ஆர்பிட்டால்கள் மேற்பொருந்துதல்:

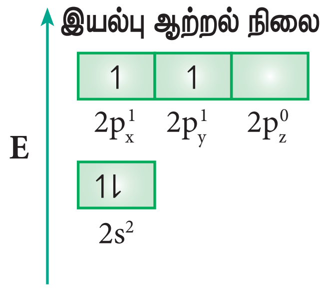
சல்பரின் ஆறு sp^3d^2 இனக்கலப்பு ஆர்பிட்டால்கள் ஆறு புளுரினின் $2p_z$ ஆர்பிட்டால்களுடன் நேர்கோட்டில் மேற்பொருந்தி சல்பர் ஹெக்சா புளுரைடில் ஆறு S-F பிணைப்புகளை உருவாக்குகின்றன.



படம் 10.26 sp^3d^2 இனக்கலப்பு : SF_6

எத்திலீனில் காணப்படும் பிணைப்புகள்:

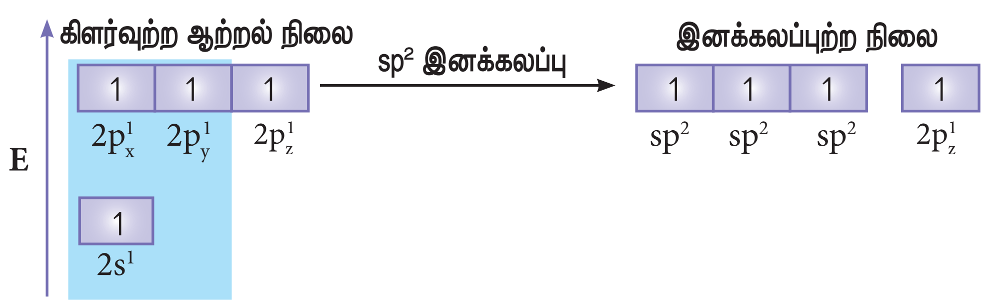
எத்திலீனில் பிணைப்பு உருவாதலை இனக்கலப்பாதல் கோட்பாட்டினைப் பயன்படுத்தி விளக்கலாம். எத்திலீனின் மூலக்கூறு வாய்பாடு C_2H_4. கார்பனின் இணைதிறன் நான்கு. அதன் இணைதிற கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பு இயல்பு ஆற்றல் நிலையில் $[He]2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^0$. கார்பனின் நான்கு இணை திறனை நிறைவு செய்யும் பொருட்டு, 2s ஆர்பிட்டாலிலிருந்து ஒரு எலகட்ரானை $2p_z$ ஆர்பிட்டாலுக்கு கிளர்வுறச் செய்க.



எத்திலீனில் உள்ள இரண்டு கார்பன் அணுக்களும் sp^2 இனக்கலப்பாதலுக்கு உட்பட்டுள்ளன. கார்பனின் 2s, $2p_x$ மற்றும் $2p_y$ ஆகிய ஆர்பிட்டால்கள் ஒன்றோடொன்று கலந்து மூன்று சமமான sp^2 இனக்கலப்படைந்த ஆர்பிட்டால்களை உருவாகின்றன. இந்த ஆர்பிட்டால்கள் ஒன்றுக்கொன்று 120^0 கோண இடைவெளியில் xy தளத்தில் அமைகின்றன. கார்பனின் இனக்கலப்படையாத $2P_z$ ஆர்பிட்டாலானது இந்த xy தளத்திற்கு செங்குத்தான திசையில் அமைகின்றது.

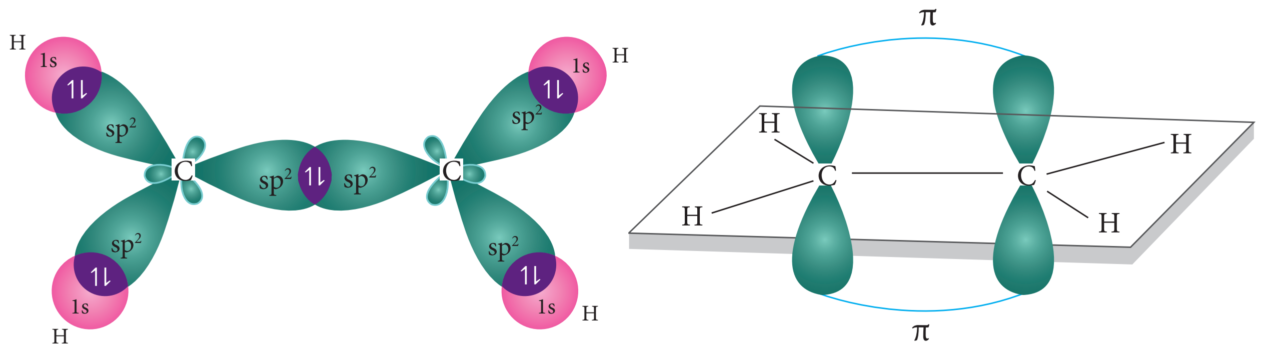
சிக்மா பிணைப்பு உருவாதல்:

மூலக்கூறு அச்சில் (x-அச்சு) அமைந்த, ஒவ்வொரு கார்பன் அணுவின் ஒரு sp^2 இனக்கலப்பு அடைந்த ஆர்பிட்டால்கள் ஒன்றோடொன்று நேர்கோட்டில் மேற்பொருந்தி C-C சிக்மா பிணைப்பினை உருவாக்குகிறது. இரண்டு கார்பன் அணுக்களின் மற்ற இரு sp^2 இனக்கலப்படைந்த ஆர்பிட்டால்களும், நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் நான்கு 1s ஆர்பிட்டால்களுடன் நேர்கோட்டில் மேற்பொருந்துவதால், ஒவ்வொரு கார்பனும், ஹைட்ரஜனுடன் இரு C-H சிக்மா பிணைப்புகளை உருவாக்குகின்றன.



π- பிணைப்பு உருவாதல்

இரு கார்பன் அணுக்களில் காணப்படும் இனக்கலப்பாதலுக்கு உட்படாத இரு $2p_z$ ஆர்பிட்டால்களும் மூலக்கூறு அச்சில் அமையாததால் பக்கவாட்டின் வழியாக மட்டுமே மேற்பொருந்த இயலும். இத்தகைய பக்கவாட்டு மேற்பொருந்துதலால் இரு கார்பன் அணுக்களுக்கும் இடையே படத்தில் காட்டியுள்ளவாறு ஒரு π பிணைப்பு உருவாகின்றது.



படம்10.27 sp^2 இனக்கலப்பு: C_2H_4

அசிட்டிலீனில் காணப்படும் பிணைப்புகள்:

எத்திலீனைப் போலவே, இனக்கலப்பாதல் கொள்கையினைப் பயன்படுத்தி அசிட்டிலீனில் பிணைப்பு உருவாதலை விளக்கலாம். அசிட்டிலீனின் மூலக்கூறு வாய்ப்பாடு C_2H_2. இயல்பு ஆற்றல் நிலையில் உள்ள கார்பனின் இணைதிற கூட்டின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $[He]2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^0$. கார்பனின் நான்கு இணைதிறனை நிறைவு செய்யும் பொருட்டு 2s ஆர்பிட்டாலில் உள்ள ஒரு எலக்ட்ரானை $2p_z$ ஆர்பிட்டாலுக்கு கிளர்வுறச் செய்க.

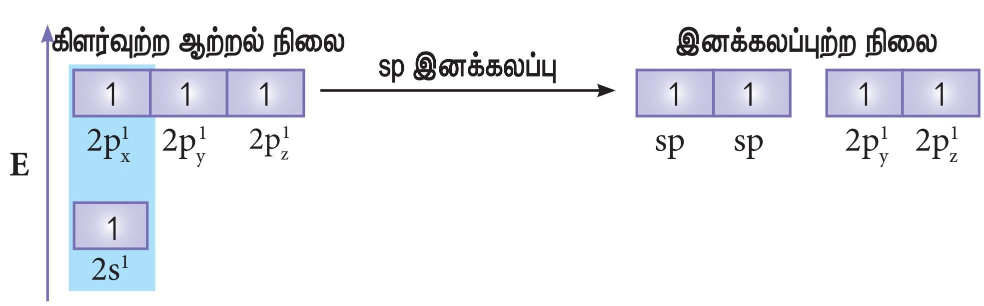
அசிட்டிலீன் மூலக்கூறில், இரு கார்பன் அணுக்களும் sp இனக்கலப்பு நிலையில் காணப்படுகிறது. அவற்றின் 2s மற்றும் $2p_x$ ஆர்பிட்டால்கள் ஒன்றோடோன்று கலந்து இரு சமமான **sp** இனக்கலப்படைந்த ஆர்பிட்டால்களை உருவாக்குகின்றன. இவைகள் மூலக்கூறு அச்சின் (x-அச்சு) வழியே நேர்கோட்டில் அமைகின்றன. இனக்கலப்பு அடையாத $2p_y$ மற்றும் $2p_z$ ஆர்பிட்டால்கள் மூலக்கூறு அச்சிற்கு செங்குத்தாக அமைந்துள்ளன.

சிக்மா பிணைப்பு உருவாதல்:

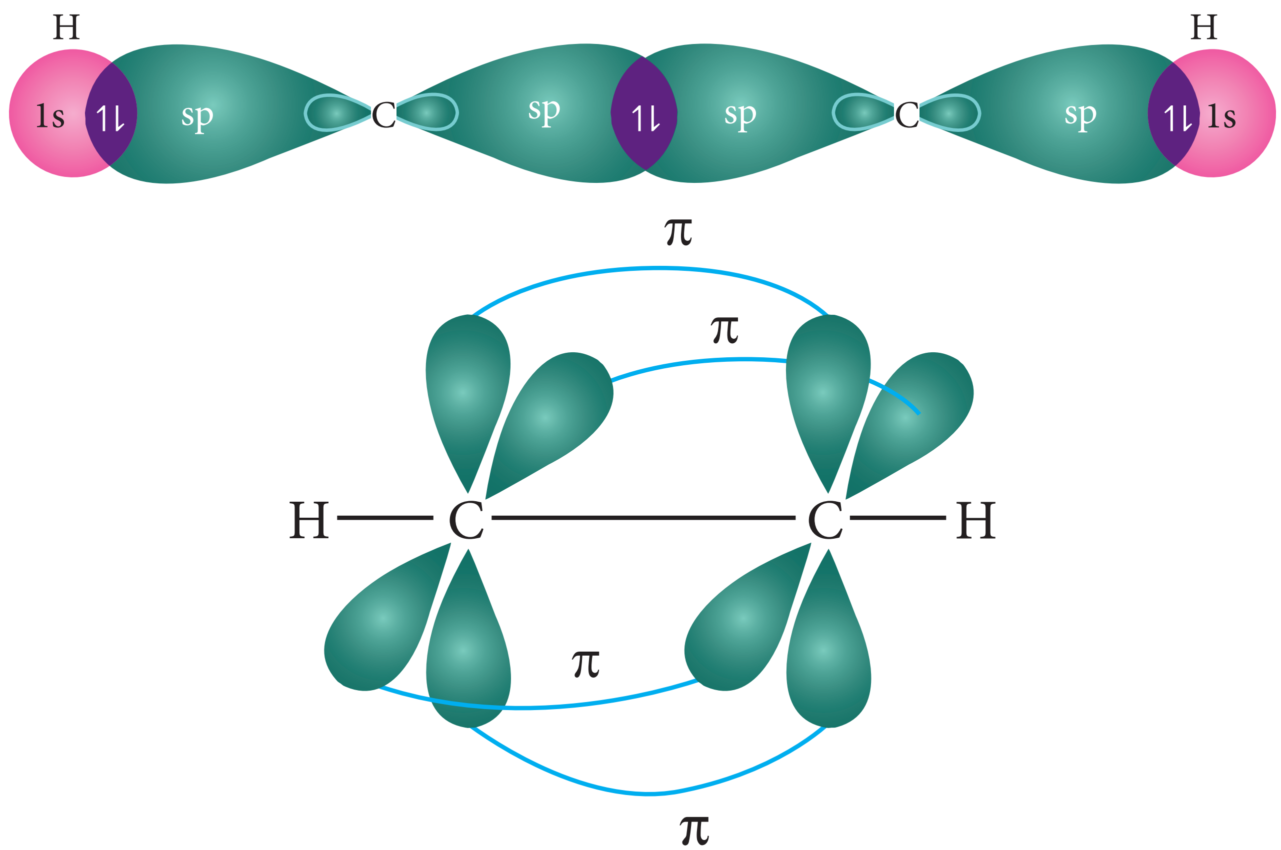
ஒவ்வொரு கார்பனிலும் உள்ள ஒரு sp இனக்கலப்படைந்த ஆர்பிட்டால் ஒன்றோடொன்று நேர்கோட்டில் மேற்பொருந்தி ஒரு C-C சிக்மா பிணைப்பினை ஏற்படுத்துகின்றது. இரு கார்பன்களின் மற்றுமொரு sp இனக்கலப்பு ஆர்பிட்டால்களுடன் இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் இரு 1s ஆர்பிட்டால்கள் நேர்கோட்டில் மேற்பொருந்துவதால், ஒவ்வொரு கார்பன் அணுவும், ஒரு ஹைட்ரஜனுடன் ஒரு C-H சிக்மா பிணைப்பினை ஏற்படுத்துகின்றன.

பை பிணைப்பு உருவாதல்:

ஒவ்வொரு கார்பன் அணுவிலும் காணப்படும் இனக்கலப்டையாத $2p_y$ மற்றும் $2p_z$ ஆர்பிட்டால்கள் பக்கவாட்டில் மேற்பொருந்துகின்றன. இதன் விளைவாக இரு கார்பன் அணுக்களுக்கிடையே இரு பை பிணைப்புகள் (p_y-p_y மற்றும் p_z-p_z) படத்தில் காட்டியுள்ளவாறு உருவாகின்றன.



Unit 10 layout - jagan.indd 105 23-12-2021 18:03:01



படம்10.28 அசிட்டிலீனில் sp இனக்கலப்பு

தன் மதிப்பீடு

8. SF_4 மற்றும் CCl_4 ல்பிணைப்பு உருவாதலை இனக்கலப்பாதல் கொள்கையைப் பயன்படுத்தி விளக்குக.

தன் மதிப்பீடு

9. N_2^+ ன் பிணைப்பு நீளமானது N_2 ன் பிணைப்பு நீளத்தைக் காட்டிலும் அதிகமாக உள்ளது. அதே நேரத்தில் NO^+ ன் பிணைப்பு நீளமானது NO வைக் காட்டிலும் குறைவு ஏன்?

10.10 மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் கொள்கை:

லூயிஸ் கொள்கை மற்றும் இணைதிற பிணைப்புக் கொள்கை (VB கொள்கை) ஆகியன வேதிப்பிணைப்பு உருவாதல் மற்றும் மூலக்கூறு அமைப்புகளை பண்பு ரீதியாக விளக்கின. எனினும், மூலக்கூறுகளின் கண்டறியப்பட்ட சில பண்புகளை விளக்குவதற்கு மேற்கண்டுள்ள இரு கொள்கைகளும் போதுமானதாக இல்லை. எடுத்துக்காட்டாக இவ்விரு கொள்கைகளின்படி ஆக்சிஜன் மூலக்கூறு டையாகாந்தப் பண்பினைப் பெற்றிருக்க வேண்டும் எனினும், வலுவான காந்தப் புலத்தில் திரவ நிலையில் உள்ள ஆக்சிஜன் காந்த துருவங்களுக்கிடையே கவரப்படுகின்றது. இதிலிருந்து ஆக்சிஜன் பாரா காந்தத் தன்மையுடையது என அறிகின்றோம். மேற்கண்டுள்ள இரு கொள்கைகளும் பிணைப்பு உருவாதலை எலக்ட்ரான் இரட்டையின் அடிப்படையில் விளக்கின. எனவே இக்கொள்கைகள் பாரா காந்தத் தன்மையுடைய மூலக்கூறுகளின் பிணைப்பு இயல்பினை விளக்க இயலவில்லை. F. ஹீண்ட் மற்றும் ராபர்ட் S. முல்லிகன் ஆகிய அறிஞர்கள் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் கொள்கை என்றழைக்கப்படும் பிணைப்புக் கொள்கையை உருவாக்கினார்கள். இக்கொள்கையானது மூலக்கூறுகளின் காந்தப் பண்பினை விளக்கியது. .

Unit 10 layout - jagan.indd 106 23-12-2021 18:03:01

இக்கொள்கையின் முக்கிய அம்சங்கள் பின்வருமாறு:

1. அணுக்கள் இணைந்து மூலக்கூறினை உருவாக்கும் போது, அவைகளின் அணு ஆர்பிட்டால்கள் தங்களது தனித்தன்மையை இழக்கின்றன. மேலும் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள் என்றழைக்கப்படும் புதிய ஆர்பிட்டால்கள் உருவாகின்றன.
2. இணையும் அணு ஆர்பிட்டால்களின் வடிவத்தனைப் பொறுத்து, உருவாகும் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களின் வடிவங்கள் அமைகின்றன.
3. இணைகின்ற அணு ஆர்பிட்டால்களின் எண்ணிக்கையும் உருவான மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களின் எண்ணிக்கையும் சமம். இணையும் தொடர்புடைய அணு ஆர்பிட்டால்களின் ஆற்றலுடன் ஒப்பிடும்போது, உருவான மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களில் சரி பாதியளவுஎண்ணிக்கையுடையஆர்பிட்டால்கள் அவற்றைவிட குறைவான ஆற்றலையும் மற்ற சரி பாதியளவு எண்ணிகையுடைய மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள் அதிக ஆற்றலையும் பெற்றுள்ளன. குறைவான ஆற்றலைப் பெற்றிருக்கும் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள் பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள் எனவும், அதிக ஆற்றலைப் பெற்றிருக்கும் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள் எதிர்பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள் எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன. பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள் சிக்மா (σ), பை(π)டெல்டா (δ) எனவும், எதிர் பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள் σ^*, π^* மற்றும் δ^* எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன.
4. மூலக்கூறில், எலக்ட்ரான்கள் புதிதாக உருவான மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களில் நிரப்பப்படுகின்றன. இந்த ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுதல், அணு ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுவது போன்றே ஆஃபா தத்துவம், பௌலி தவிர்க்கைத் தத்துவம் மற்றும் ஹீண்ட் விதி ஆகியவற்றின் அடிப்படையிலேயே அமையும்.
5. இணையும் இரு அணுக்களுக்கிடையே காணப்படும் பிணைப்புகளின் எண்ணிக்கை பிணைப்புத்தரம் எனப்படுகிறது. ஒரு மூலக்கூறின் பிணைப்புத் தரத்தினை பின்வரும் சமன்பாட்டால் கண்டறியலாம்/

$$\text{பிணைப்புத்தரம்} = \frac{N_b - N_a}{2}$$

இங்கு,

N_b என்பது பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களில் காணப்படும் மொத்த எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை.

N_a என்பது எதிர்பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களில் காணப்படும் மொத்த எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை.

மேலும் ஒரு மூலக்கூறின் பிணைப்புத் தரம் பூஜ்ஜியம் எனில் அத்தகைய மூலக்கூறு உருவாவதில்லை என அறியலாம்.

10.10.1 அணு ஆர்பிட்டால்களின் நேர்கோட்டு இணைவு (LCAO) Linear combination of atomic orbitals

ஒரு மூலக்கூறிற்கான ஷ்ரோடிங்கர் அலைச் சமன்பாட்டிற்கு தீர்வு கண்டறிவதன் மூலம் அதன் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களுக்கான அலைச் சார்பினைக் கண்டறிய இயலும். மூலக்கூறுகளின் ஷ்ரோடிங்கர் அலைச் சமன்பாட்டினை தீர்த்தல் என்பது மிகவும் சிக்கலானது என்பதால், மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களுக்கான அலைச்சார்பினைக் கண்டறிய தோராய முறைகள் பயன்படுகின்றன. அத்தகைய முறைகளில் பொதுவானதொரு முறை அணு ஆர்பிட்டால்களின் நேரிய இணைவு (LCAO) ஆகும்.

அணு ஆர்பிட்டால்களின் அலைச்சார்பு Ψ என குறிக்கப்படுவதை நாம் அறிவோம். ஒப்பிடத்தக்க ஆற்றலுடைய ψ_A மற்றும் ψ_B ஆகிய இரு அலைச்சார்புகளால் குறிப்பிடப்படும் இரு அணு ஆர்பிட்டால்கள் இணைந்து இரு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களைத் தரும் ஒரு நேர்வினை நாம் கருதுவோம்.

Unit 10 layout - jagan.indd 107 23-12-2021 18:03:02

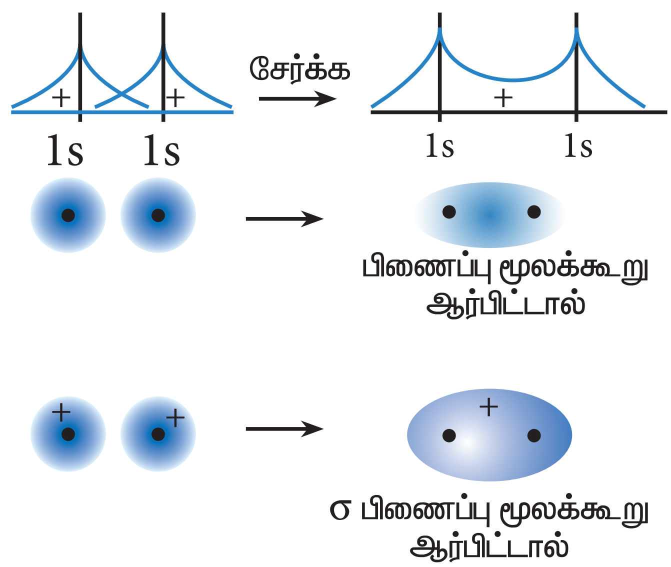
அவைகளுள் ஒன்று பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் ($\Psi_{\text{பிணைப்பு}}$) மற்றொன்று எதிர்பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் ($\Psi_{\text{எதிர்பிணைப்பு}}$) ஆகும். இவ்விரு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களுக்கான அலைச்சார்பினை அணு ஆர்பிட்டால்களான ψ_A மற்றும் ψ_B ஆகியவைகளின் நேரிய இணைவின் மூலம் பெறலாம்

$$\psi_{\text{பிணைப்பு}} = \psi_A + \psi_B$$

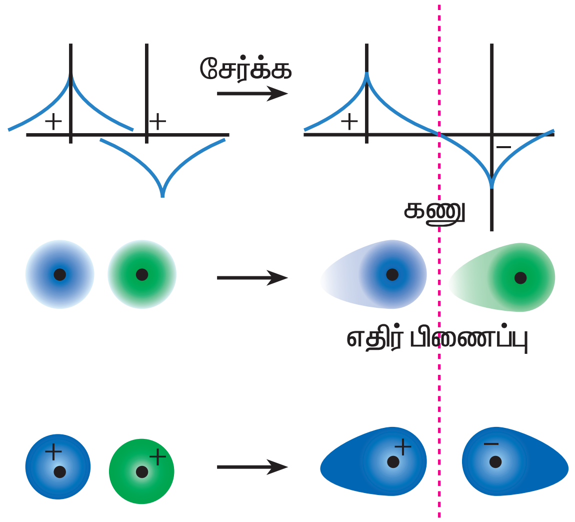
$$\psi_{\text{எதிர் பிணைப்பு}} = \psi_A - \psi_B$$

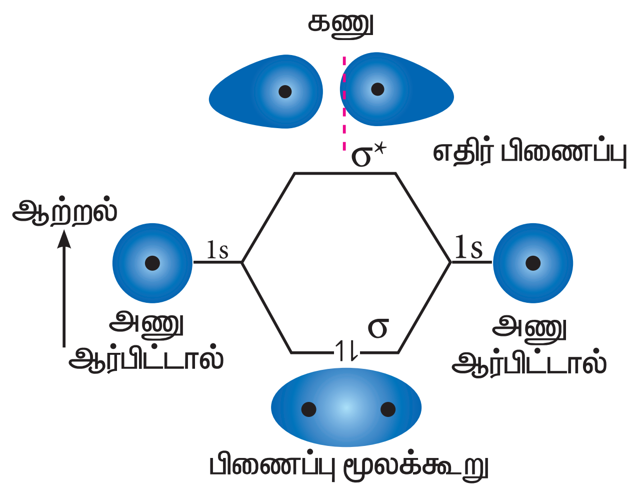
அணு ஆர்பிட்டால்களின் ஆக்கக் குறுக்கீட்டு விளைவால், பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள் உருவாவதாகவும், அணு ஆர்பிட்டால்களின் அழித்தல் குறுக்கீட்டு விளைவின் காரணமாக எதிர் பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள் உருவாவதாகவும் கருதலாம். இரு 1s ஆர்பிட்டால்களில் இருந்து இரு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள் உருவாவது பின்வரும் படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளது.

ஆக்கக் குறுக்கீட்டு விளைவு: இரண்டு 1s ஆர்பிட்டால்கள் ஒரே கட்டத்தில் உள்ளன. மற்றும் ஒரே குறிகளை பெற்றுள்ளன.



அழித்தல் குறுக்கீட்டு விளைவு:
இரண்டு ஆர்பிட்டால்கள்
வெவ்வேறு கட்டத்தில் உள்ளன

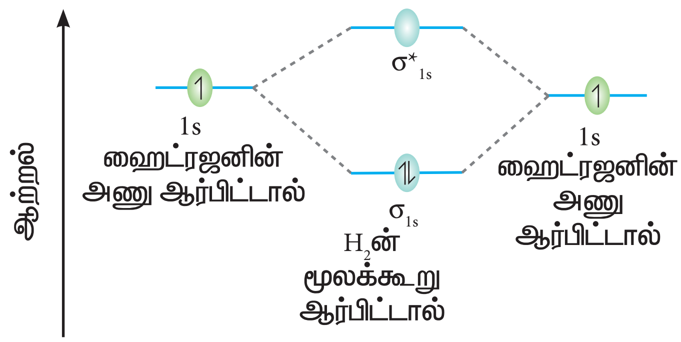




படம் **10.29** அணு ஆர்பிட்டால்களின் நேர்கோட்டு இணைவு

Unit 10 layout - jagan.indd 108 23-12-2021 18:03:03

10.10.2 ஒத்த இரு அணுக்கள் கொண்ட ஈரணு மூலக்கூறுகளின் பிணைப்பு



படம் 10.30 ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் வரைபடம் (H_2)

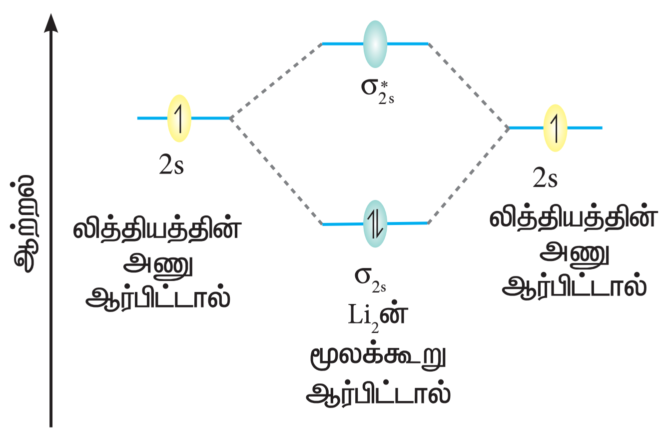
ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் வரைபடம் (H_2)

ஹைட்ரஜன் அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $1s^1$

ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு σ_{1s}^2

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

மூலக்கூறில் தனித்த எலக்ட்ரான்கள் இல்லை எனவே இது **டையாகாந்தப் பண்புடையது.**



படம் 10.31 லித்தியத்தின் (Li_2) மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் வரைபடம்

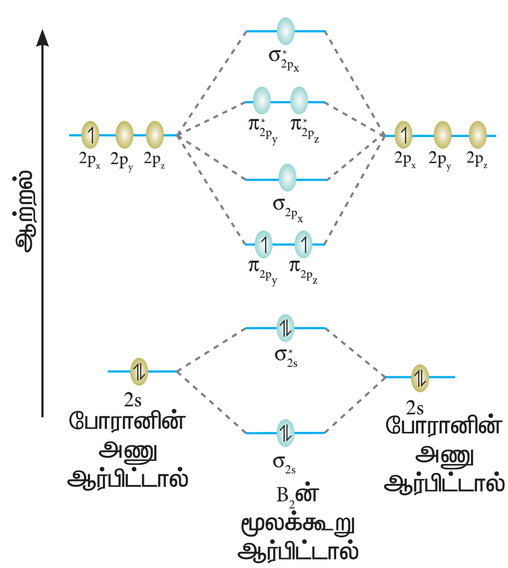
லித்தியத்தின் (Li_2) மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் வரைபடம்

லித்தியம் அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு = $1s^2, 2s^1$

லித்தியம் மூலக்கூறின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு = $\sigma_{1s}^2, \sigma^*_{1s}{}^2, \sigma_{2s}^2$

பிணைப்பு தரம்= $\frac{N_b - N_a}{2} = \frac{4-2}{2} = 1$

மூலக்கூறில் தனித்த எலக்ட்ரான்கள் இல்லை எனவே **இது டையாகாந்தப் பண்புடையது.**



போரான் (B_2) மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் வரைபடம்.

போரான் அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $=1s^2\,2s^2\,2p^1$

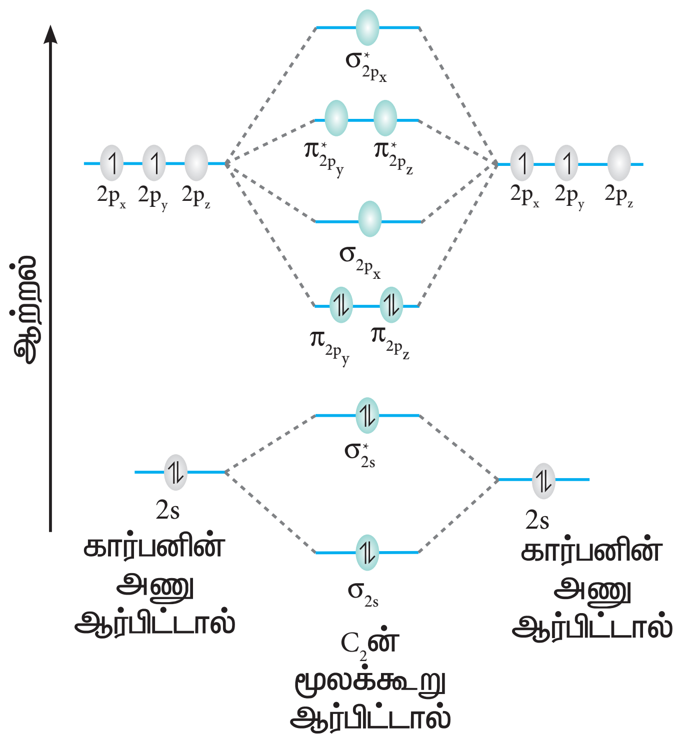
போரான் மூலக்கூறின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $\sigma_{1s}^2, \sigma^{*2}_{1s}, \sigma^2_{2s}, \sigma^{*2}_{2s}, \pi^1_{2p_y}, \pi^1_{2p_z}$

பிணைப்பு தரம்= $\frac{N_b - N_a}{2} = \frac{6-4}{2} = 1$

மூலக்கூறில் இரு தனித்த எலக்ட்ரான்கள் உள்ளது எனவே **இது பாரா காந்தப் பண்புடையது.**

படம் 10.32 போரான் (B_2) மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் வரைபடம்

Unit 10 layout - jagan.indd 109 23-12-2021 18:03:05



கார்பன் (C_2) மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் வரைபடம்

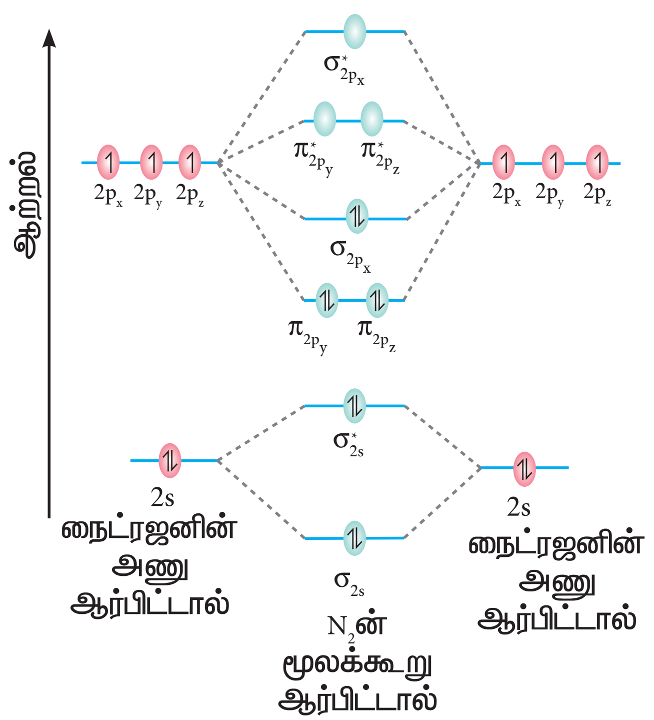
கார்பன் அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $1s^2 2s^2 2p^2$

கார்பன் மூலக்கூறின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $\sigma_{1s}^2, \sigma_{1s}^{*2}, \sigma_{2s}^2, \sigma_{2s}^{*2}, \pi^2_{2p_y}, \pi^2_{2p_z}$

பிணைப்பு தரம்= $\frac{N_b - N_a}{2} = \frac{8-4}{2} = 2$

மூலக்கூறில் தனித்த எலக்ட்ரான்கள் இல்லை எனவே **இது டையா காந்தப் பண்புடையது**.

படம் **10.33.** கார்பன் (C_2) மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் வரைபடம்



நைட்ரஜன் (N_2) மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் வரைபடம்

நைட்ரஜன் அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $1s^2 2s^2 2p^3$

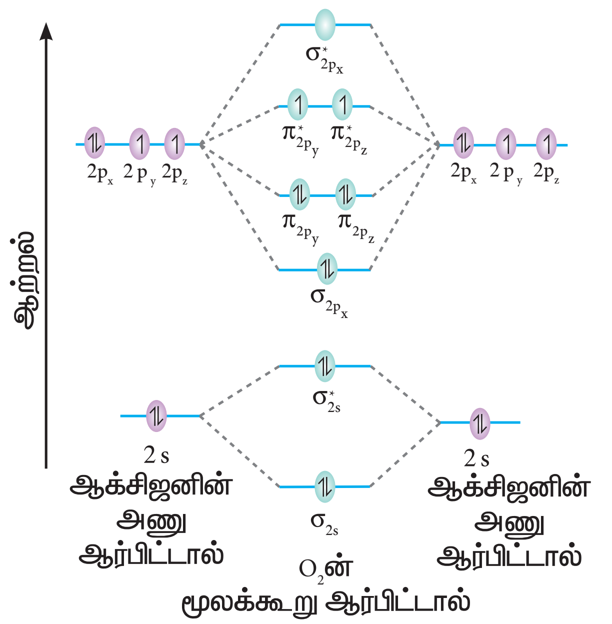
நைட்ரஜன் மூலக்கூறின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $=\sigma_{1s}^2, \sigma_{1s}^{*2}, \sigma_{2s}^2, \sigma_{2s}^{*2}, \pi^2_{2p_y}, \pi^2_{2p_z} \sigma^2_{2p_x}$

பிணைப்பு தரம் = $\frac{N_b - N_a}{2} = \frac{10-4}{2} = 3$

மூலக்கூறில் தனித்த எலக்ட்ரான்கள் இல்லை எனவே இது டையா காந்தப் பண்புடையது.

படம் **10.34.** நைட்ரஜன் (N_2) மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் வரைபடம்

Unit 10 layout - jagan.indd 110 23-12-2021 18:03:08



ஆக்சிஜன் (O_2) மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் வரைபடம்

ஆக்சிஜன் அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $1s^2 2s^2 2p^4$

ஆக்சிஜன் மூலக்கூறின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு (O_2)

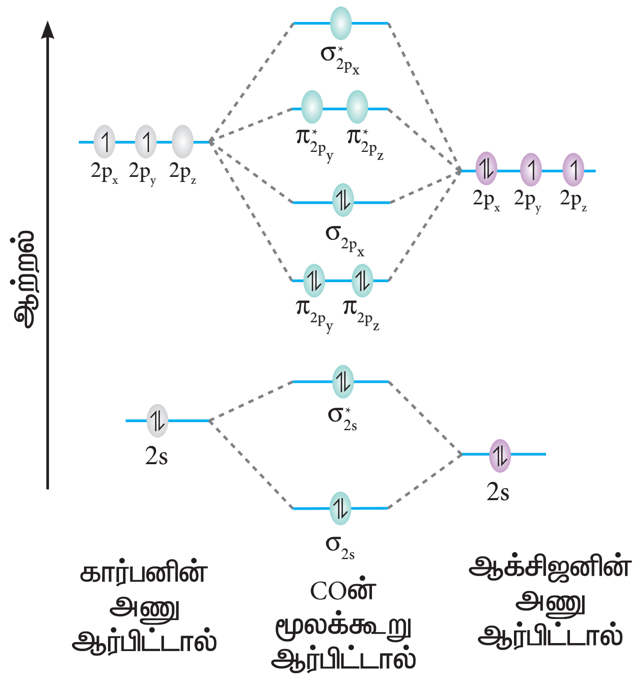
$\sigma_{1s}^2, \sigma_{1s}^{*2}, \sigma_{2s}^2, \sigma_{2s}^{*2}, \sigma_{2p_x}^2, \pi^2_{2p_y}, \pi^2_{2p_z}, \pi^{*1}_{2p_y}, \pi^{*1}_{2p_z},$

பிணைப்பு தரம் = $\dfrac{N_b - N_a}{2} = \dfrac{10-6}{2} = 2$

மூலக்கூறில் இரு தனித்த எலக்ட்ரான்கள் உள்ளது எனவே **இது பாரா காந்தப் பண்புடையது.**

படம் **10.35.** ஆக்சிஜன் (O_2) மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் வரைபடம்

10.10.3 வெவ்வேறு அணுக்களைக் கொண்ட இரு அணு மூலக்கூறுகளில் காணும் பிணைப்புகள்



கார்பன் மோனாக்ஸைடு (CO) மூலக்கூறின் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் வரைபடம்

கார்பன் அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு = $1s^2 2s^2 2p^2$

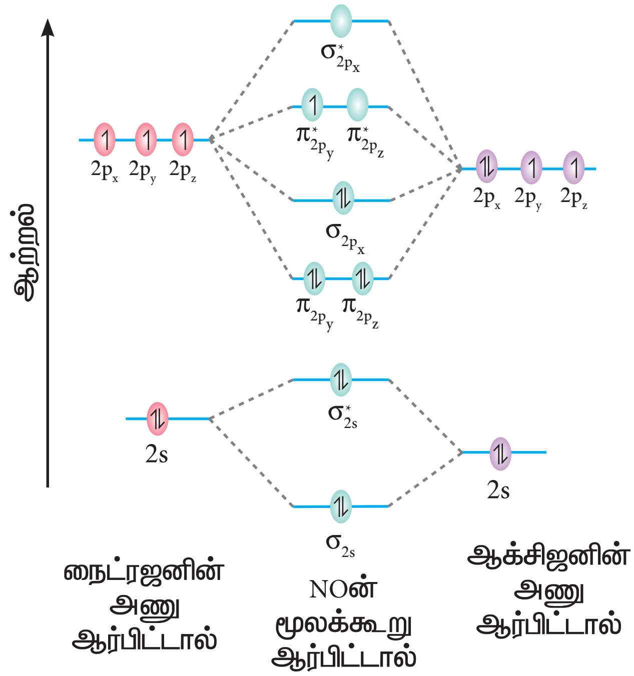
ஆக்சிஜன் அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $1s^2 2s^2 2p^4$

கார்பன் மோனாக்ஸைடு மூலக்கூறின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு = $\sigma_{1s}^2, \sigma_{1s}^{*2}, \sigma_{2s}^2, \sigma_{2s}^{*2}, \pi^2_{2p_y}, \pi^2_{2p_z}, \sigma^2_{2p_x}$

பிணைப்பு தரம் = $\dfrac{N_b - N_a}{2} = \dfrac{10-4}{2} = 3$

மூலக்கூறில் தனித்த எலக்ட்ரான்கள் இல்லை எனவே **இது டையா காந்தப் பண்புடையது.**

படம் **10.36** கார்பன் மோனாக்ஸைடு (CO) மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் வரைபடம்



நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு (NO) மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் வரைபடம்

நைட்ரஜன் அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு = $1s^2 2s^2 2p^3$

ஆக்சிஜன் அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு = $1s^2 2s^2 2p^4$

நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு (NO) மூலக்கூறின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு = $\sigma_{1s}^2, \sigma_{1s}^{*2}, \sigma_{2s}^2, \sigma_{2s}^{*2}, \pi_{2p_y}^2, \pi_{2p_z}^2, \sigma_{2p_x}^2\ \pi_{2p_y}^{*1}$

பிணைப்பு தரம் $= \dfrac{N_b - N_a}{2} = \dfrac{10-5}{2} = 2.5$

மூலக்கூறில் ஒரு தனித்த எலக்ட்ரான் உள்ளது எனவே இது பாரா காந்தப் பண்புடையது.

படம் 10.37. நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு (NO) மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் வரைபடம்

தன்மதிப்பீடு

10. அசிட்டிலைடு அயனியின் C_2^{2-} மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் படம் வரைந்து அதன் பிணைப்பு தரத்தினை கணக்கிடுக.

உலோக பிணைப்பு

உலோகங்கள் பளபளப்புத் தன்மை, அதிக அடர்த்தி, மின் மற்றும் வெப்பங்கடத்தும் தன்மை, தட்டையாக்குதல் மற்றும் கம்பியாக நீட்டுதல் ஆகிய அவற்றிற்கே உரிய பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. மேலும், இவற்றின் கொதிநிலை மற்றும் உருகுநிலை மதிப்புகள் அதிகம். உலோகப் படிகத்தில், உலோக அணுக்கள் மிக அருகில் நெருங்கி அமைந்திருக்க காரணமாக அமையும் விசை உலோகப்பிணைப்பு என அறியபடுகிறது. உலோகப்பிணைப்பானது ஒரு அயனிப்பிணைப்பல்ல ஏனெனில், அயனிப்பிணைப்பானது வெவ்வேறு எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை உடைய அணுக்களுக்கிடையே ஏற்படுகிறது. அதைப் போலவே இது ஒரு சகப்பிணைப்பும் அல்ல ஏனெனில் உலோக அணுக்களில் அதனை சூழ்ந்துள்ள 8 அல்லது 12 அணுக்களுடன் இணைதிற எலக்ட்ரான்களை சமமாகப் பங்கிடும் வகையில் அவைகளில் போதுமான எலக்ட்ரான்களும் இல்லை. எனவே உலோகப் பிணைப்பினை விளக்க ஒரு புதியக் கொள்கை தேவைப்பட்டது.

ட்ரூட் மற்றும் லாரன்ஸ் ஆகியோர்களால் முதன்முதலில் உலோக பிணைப்பிற்கானக் கொள்கை முன்மொழியப்பட்டது. இக் கொள்கையின்படி உலோகப்படிகமானது, கட்டுறா எலக்ட்ரான்களின் வாயுவில்,நேர்மின் சுமை கொண்ட அயனிகள் அமிழ்ந்துள்ள ஒரு தொகுப்பாக கருதப்படுகிறது. உலோகங்களின் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் அயனியாதலால் இந்த கட்டுறா எலக்ட்ரான்கள் உருவாகின்றன.அணுக்களின் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் உலோக படிகத்தில் உள்ள அனைத்து அணுக்களாலும் கட்டுப்பாடின்றி பங்கிடப்படுவதால் உலோக பிணைப்பானது எலக்ட்ரானிய பிணைப்பு (elctronic bonding) எனவும் அழைக்கப்படுகிறது.கட்டுறா எலக்ட்ரான்கள் ஒன்றையொன்று விலக்குவதால் அவைகள் உலோக அயனிகளைச் சுற்றி சீராக விரவியுள்ளன. உலோகங்களின் பெரும்பாலான இயற்பண்புகளை இக்கொள்கை விளக்கினாலும் சில வரம்புகளும் உள்ளன.

Unit 10 layout - jagan.indd 112 23-12-2021 18:03:12

உலோக அயனிகளுக்கும், கட்டுறா எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையே நிலைமின்னியல் கவர்ச்சி விசை காணப்படுவதால், உலோகமானது நெருங்கிப் பொதிந்த ,கணக்கற்ற உலோக அயனிகளைக் கொண்டுள்ள ஒரு முப்பரிமான வடிவமைப்பினைப் பெறுகிறது.எனவே உலோகங்கள் அதிக அடர்த்தியை பெற்றுள்ளன.உலோகத்தின்மீது வெளிப்புற இயந்திர தடை செயல்படும் போது, அதன் நெருங்கி பொதிந்த அமைப்பானது பல நழுவு தளங்களைக் கொண்டிருப்பதால், அதன் வழியே நகர்தல் நடைபெற இயலும். அதாவது உலோகமானது கம்பியாக நீளும் தன்மையைப் பெறுகிறது. வெளிப்புற இயந்திர தடை செயல்படும் போது தூய்மையான உலோகங்கள் உடையும் முன்னர் 40% முதல் 60% வரை நீட்சியடைகின்றன. ஒவ்வொரு உலோக அயனியும் அதனைச்சுற்றி அனைத்து திசைகளிலும் எலக்ட்ரான் திரள் முகிலால் சூழப்பட்டுள்ளதால், உலோகப் பிணைப்பிற்கு திசைப்பண்பு இல்லை.

நேர்மின்சுமை அயனிகளின் வழியே எலக்ட்ரான்கள் கட்டுப்பாடின்றி நகர்வதால் , உலோகங்கள் அதிக வெப்ப மற்றும் மின்கடத்தும் திறனைப் பெற்றுள்ளன.எலக்ட்ரான் திரள் முகிலால் ஒளியானது எதிரொளிக்கப்படுவதால் உலோகங்கள் பளபளப்புத்தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன.உலோகப் பிணைப்புகள் அதிக வலிமையுடையவை என்பதால், உலோக அயனிகள் தனித்தனியே பிரிகையுற்று திரவமாகவோ அல்லது வாயுவாகவோ நிலைமை மாற்றம் அடைதல் எளிதானது அல்ல. எனவே உலோகங்கள் அதிக உருகுநிலை மற்றும் கொதிநிலையைப் பெற்றுள்ளன.

உலோகங்களில் காணப்படும் பிணைப்பினை, மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் கொள்கைப்படி நன்கு விளக்க இயலும். இக்கொள்கையின்படி, உலோக படிகத்தில் உள்ள அதிக எண்ணிக்கையிலான அணுக்களின் அணு ஆர்பிட்டால்கள் மேற்பொருந்தி எண்ணற்ற பிணைப்பு மற்றும் எதிர்பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களை, ஆற்றல் இடைவெளியின்றி உருவாக்குகின்றன.

பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் ஒவ்வொன்றும், ஒரு ஜோடி எலக்ட்ரான்களுடன் முழுமையாக நிரப்பப்பட்டுள்ளன.எதிர்பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள் காலியாக உள்ளன.ஆற்றல் இடைவெளி இன்மை உலோகங்களின் மின்ககடத்தும் திறனுக்கு காரணமாக அமைகின்றன.இணைதிற பட்டையிலிருந்து, கடத்துப்பட்டைக்கு பல எலக்ட்ரான்கள் வெப்பக் கிளர்வுறுவதன் காரணமாக, உலோகங்கள் வெப்பம் கடத்தும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன.வெப்பநிலை அதிகரிக்கும்போது மின்கடத்துத் திறன் குறைகிறது.ஏனெனில் உலோக அயனிகளின் வெப்ப இயக்கத்தால், உலோக படிகத்திலுள்ள, கட்டுறா எலக்ட்ரான்களின் தடையற்ற இயக்கத்திற்கு தேவையான சீரான படிக அமைப்பானது குலைகிறது. தாமிரம், வெள்ளி மற்றும் தங்கத்தினை தவிர்த்த பெரும்பாலான உலோகங்கள் கருமை நிறத்தினை பெற்றுள்ளன. அனைத்து அலைநீளமுடைய ஒளியினை உட்கவர்தலே இதற்குக் காரணமாக அமைகிறது.

பாடச்சுருக்கம்

மூலக்கூறுகளிலுள்ள அணுக்களுக்கிடையே உள்ள கவர்ச்சிவிசையே வேதிப்பிணைப்பு எனப்படும். முதன்முதலில் கோசல் மற்றும் லூயிஸ் ஆகிய அறிஞர்கள் வேதிப்பிணைப்பிற்கான தர்க்கரீதியான விளக்கங்களை அளித்தனர். வேதிப்பிணைப்பு உருவாகும் போது ஒன்று (அ) அதற்கு மேற்பட்ட அணுக்கள் எலக்ட்ரான்களை ஏற்பதன் மூலமோ அல்லது இழப்பதன் மூலமோ அல்லது பங்கீட்டின் மூலமோ தமக்கு அருகிலுள்ள மந்தவாயுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பை பெற முயல்கின்றன. இணைதிறன் கூட்டில் எட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பினை பெற்றுள்ளமந்தவாயுக்கள் நிலைப்புத் தன்மை உள்ளவைகளாக கருதப்படுகின்றன. வேதிப் பிணைப்பு பற்றிய கோசல் – லூயிஸ் அணுகுமுறையானது எண்மவிதி உருவாக காரணமாக அமைந்தது. அதன்படி ஒரு வேதிப்பிணைப்பில் ஈடுபடும் அனைத்து அணுக்களும் தங்களது இணைதிறன் கூட்டில் 8 எலக்ட்ரான்களைப் பெறும் வகையில் தங்களுக்குள் எலக்ட்ரான்களைப் பரிமாற்றம் அல்லது பங்கீடு செய்து கொள்கின்றன.

Unit 10 layout - jagan.indd 113 23-12-2021 18:03:12

வேதிப்பிணைப்பில் பல்வேறு வகைகள் உள்ளன. NaCl போன்ற மூலக்கூறுகளில் Na அணு இழக்கும் ஒரு எலக்ட்ரானை Cl அணு ஏற்பதால் Na^+ மற்றும் Cl^- அயனிகள் உருவாகின்றன. இந்த அயனிகள் நிலைமின்னியல் ஈர்ப்பு விசையினால் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன, இப்பிணைப்பே அயனிப் பிணைப்பு ஆகும். மேலும் சில சேர்மங்களில் எலக்ட்ரான்கள் முழுவதுமாக பரிமாற்றம் செய்யப்படாமல் இரு அணுக்களுக்கிடையே பங்கிடப்படுகின்றன. இணையும் இரு அணுக்களும் அவைகளுக்கிடையே பங்கிடப்பட்ட எலக்ட்ரான்களின் மீதான சமமான கவர்ச்சிவிசையால் ஒன்றோடொன்று பிணைக்கப்பட்டுள்ளன. இதுவே சகப்பிணைப்பு எனப்படும். இவ்வகை பிணைப்புகளுடன் இணையும் இரு அணுக்களுக்கிடையே ஒரு அணு மட்டும் சகப்பிணைப்பிற்கு தேவையான எலக்ட்ரானை வழங்கும் ஈதல் சகப்பிணைப்பும் சில சேர்மங்களில் காணப்படுகிறது. மேலும் உலோகங்களில் உலோகப் பிணைப்பு எனும் ஒரு வகைப் பிணைப்பு காணப்படுகிறது. லூயிஸ் கொள்கையுடன் VSEPR கொள்கையை பயன்படுத்தி மூலக்கூறுகளின் வடிவங்களைத் தீர்மானிக்க இயலும். இக்கொள்கையின்படி மூலக்கூறுகளின் மைய அணுவைச்சுற்றி காணப்படும் இணைதிற கூட்டு எலக்ட்ரான் இரட்டைகளைப் பொருத்து (பிணைப்பு இரட்டை மற்றும் தனித்த இரட்டை) அதன் வடிவமைப்பு அமைகிறது. ஒவ்வொரு இணைதிற கூட்டு எலக்ட்ரான் இரட்டையும் ஒன்றையொன்று விலக்குகின்றன. எனவே இவ்விலக்கு விசையை குறைக்கும் வகையில் அவைகள் எவ்வளவு தூரம் விலகி இருக்க இயலுமோ, அவ்வகையில் புறவெளியில் அமைகின்றன. ஹைட்லர் மற்றும் லண்டன் ஆகிய அறிவியல் அறிஞர்கள் ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறில் சகப்பிணைப்பு உருவாதலை, எலக்ட்ரானின் அலை இயக்கவியலை அடிப்படையாகக் கொண்டு கருத்தியலாக விளக்கினார்கள். இக்கருத்துக்கள் பாலிங் மற்றும் ஸ்லேட்டர் ஆகியோர்களால் மேலும் மேம்படுத்தப்பட்டது. இவர்களின் கொள்கையின் படி இரு அணுக்களின் சரிபாதி நிரம்பியுள்ள ஆர்பிட்டால்கள் மேற்பொருந்தும்போது அவைகளுக்கிடையே சகப்பிணைப்பு உருவாகிறது. லினஸ் பாலிங் இனக்கலப்பாதல் என்ற கருத்தினை அறிமுகப்படுத்தினார். ஒரே அணுவின், ஒப்பிடத்தக்க அளவு ஆற்றலுடைய அணு ஆர்பிட்டால்கள் ஒன்றோடொன்று கலந்து, சம எண்ணிக்கையில் சம ஆற்றலை பெற்றுள்ள புதிய சமமான ஆர்பிட்டால்களை தரும் செயல்முறை இனக்கலப்பாதல் என வரையறுக்கப்படுகிறது. இனக்கலப்பாதலில், sp, sp^2, sp^3, sp^3d^2...... போன்ற வெவ்வேறு வகைகள் உள்ளன.

F. ஹீண்ட் மற்றும் ராபர்ட் s. முல்லிக்கன் ஆகிய அறிஞர்கள் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் கொள்கை என்ற பிணைப்பு பற்றிய கொள்கையினை உருவாக்கினர். இக்கொள்கையின்படி, அணுக்கள் இணைந்து மூலக்கூறுகளை உருவாக்கும் போது, அணு ஆர்பிட்டால்கள் தங்களின் தனித்துவத்தினை இழக்கின்றன. மேலும் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள் உருவாகின்றன.இத்தகைய மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுதல், அணு ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுதலைப் போன்றே, ஆஃபா கொள்கை, பாலியின் தவிர்ப்புக்கொள்கை மற்றும் ஹீண்ட்விதி ஆகியனவற்றை பின்பற்றி நிகழ்கிறது.

மதிப்பீடு:

சரியான விடையினைத் தேர்வு செய்க

1. பின்வருவனவற்றுள் எண்ம விதிப்படி அமையும் மைய அணுவைப் பெற்றுள்ளது எது?

அ) XeF_4 ஆ) $AlCl_3$

இ) SF_6 ஈ) SCl_2

2. $O_A = C = O_B$, மூலக்கூறில், O_A, C மற்றும் O_B ஆகியவற்றினுடைய முறைசார் மின்சுமைகள் முறையே

அ) -1, 0, + 1 ஆ) +1, 0,-1

இ) -2,0,+2 ஈ) 0,0,0

3. பின்வருவனவற்றுள் எது எலக்ட்ரான் பற்றாக்குறைச் சேர்மம்?

அ) PH_3 ஆ) $(CH_3)_2$

இ) BH_3 ஈ) NH_3

4. பின்வருவனவற்றுள் π பிணைப்பு காணப்படாத மூலக்கூறு எது?

அ) SO_2 ஆ) NO_2

இ) CO_2 ஈ) H_2O

5. 2-பியுட்டைனலில் (2-butynal) உள்ளசிக்மா (σ) மற்றும் பை (π) பிணைப்புகளின் எண்ணிக்கைக்கு இடையேயுள்ளவிகிதம்

அ) 8/3 ஆ) 5/3

இ) 8/2 ஈ) 9/2

6. பின்வருவனவற்றுள், சல்பர் டெட்ரா புளூரைடு மூலக்கூறின் பிணைப்புக்கோணங்களாக இருக்க வாய்ப்புள்ளவை எவை?

அ) $120^0, 80^0$ ஆ) $109^0.28$

இ) 90^0 ஈ) $89^0, 117^0$

7. கூற்று: ஆக்சிஜன் மூலக்கூறு பாரா காந்தத்தன்மை கொண்டது.

காரணம்: அதன் பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டாலில் இரண்டு தனித்த எலக்ட்ரான்கள் காணப்படுகின்றன.

அ) கூற்று (A) மற்றும் காரணம் (R) இரண்டும் சரி, மேலும் காரணம் (R), ஆனது கூற்று (A)க்கான சரியான விளக்கம்.

ஆ) கூற்று (A) மற்றும் காரணம் (R) இரண்டும் சரி,ஆனால் காரணம் (R) ஆனது, கூற்று (A) க்கான சரியான விளக்கமல்ல.

இ) கூற்று (A) சரிஆனால் காரணம் (R) தவறு.

ஈ) கூற்று (A) மற்றும் காரணம் (R) இரண்டும் தவறு.

8. இணைதிற பிணைப்புக் கொள்கையின்படி, இரண்டு அணுக்களுக்கிடையே எந்நிலையில் பிணைப்பு உருவாகும்?

அ) முழுவதும் நிரம்பிய அணு ஆர்பிட்டால்கள் மேற்பொருந்தும்போது

ஆ) சரிபாதி நிரம்பிய அணு ஆர்பிட்டால்கள் மேற்பொருந்தும்போது

இ) பிணைப்பில் ஈடுபடாதஅணு ஆர்பிட்டால்கள் மேற்பொருந்தும்போது

ஈ) காலியான அணு ஆர்பிட்டால்கள் மேற்பொருந்தும்போது

9. ClF_3 ,NF_3 மற்றும் BF_3 மூலக்கூறுகளில் உள்ள குளோரின், நைட்ரஜன் மற்றும் போரான் அணுக்கள் ஆகியன

அ) sp^3 இனக்கலப்படைந்துள்ளன.

ஆ) முறையே sp^3 ,sp^3 மற்றும் sp^2 இனக்கலப்படைந்துள்ளன.

இ) sp^2 இனக்கலப்படைந்துள்ளன.

ஈ) முறையே sp^3d, sp^3 மற்றும் sp^2 இனக்கலப்படைந்துள்ளன.

10. ஒரு s மற்றும் மூன்று p ஆர்பிட்டால்கள் இனக்கலப்பிற்கு உட்படும்போது,

அ) ஒன்றுக்கொன்று 90^o ல் அமைந்துள்ள நான்கு சமான ஆர்பிட்டால்கள் உருவாகும்.

ஆ) ஒன்றுக்கொன்று 109^o $28'$-ல் அமைந்துள்ள நான்கு சமான ஆர்பிட்டால்கள் உருவாகும்.

இ) ஒரே தளத்தில் அமைந்துள்ள நான்கு சமான ஆர்பிட்டால்கள் உருவாகும்.

ஈ) இவற்றில் எதுவுமில்லை

11. பின்வருவனவற்றுள் எது, அவற்றின் பிணைப்புத்தரங்களின் ஏறுவரிசையில் அமைந்தசரியான வரிசையை குறிப்பிடுகிறது.

அ) $C_2 < C_2^{2-} < O_2^{2-} < O_2$

ஆ) $C_2^{2-} < C_2^{+} < O_2 < O_2^{2-}$

இ) $O_2^{2-} < O_2 < C_2^{2-} < C_2^{+}$

ஈ) $O_2^{2-} < C_2^{+} < O_2 < C_2^{2-}$

12. PCl_5 இல் உள்ள மைய அணுவின் இனக்கலப்பின்போது, கலப்பில் ஈடுபடும் ஆர்பிட்டால்கள்.

அ) s, p_x, p_y, d_{x2} , d_{x2-y2}

ஆ) s, p_x . p_y, p_{xy} . d_{x2-y2}

இ) s, p_x , p_y , p_z , d_{x2-y2}

ஈ) s, p_x , p_y , d_{xy} , d_{x2-y2}

13. ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு, ஓசோன் மற்றும் ஆக்சிஜன் ஆகியவற்றில் O-O பிணைப்பு

Unit 10 layout - jagan.indd 115 23-12-2021 18:03:13

நீளத்தின் சரியான வரிசை

அ) $H_2O_2 > O_3 > O_2$

ஆ) $O_2 > O_3 > H_2O_2$

இ) $O_2 > H_2O_2 > O_3$

ஈ) $O_3 > O_2 > H_2O_2$

14. பின்வருவற்றில் எது டையா காந்தத்தன்மை கொண்டது?

அ) O_2 ஆ) O_2^{2-}

இ) O_2^{+} ஈ) இவற்றில் ஏதுமில்லை.

15. ஒரு மூலக்கூறின் பிணைப்புத்தரம் 2.5 மற்றும் அதன் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டாலிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை 8 என கண்டறியப்பட்டுள்ளது எனில், அதன் எதிர்பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டாலிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை

அ) மூன்று ஆ) நான்கு

இ) பூஜ்ஜியம்

ஈ) கொடுக்கப்பட்ட தகவல்களிலிருந்து கண்டறிய முடியாது.

16. IF_5 மூலக்கூறின் வடிவம் மற்றும் இனக்கலப்பு

அ) முக்கோண இருபிரமிடு வடிவம், Sp^3d^2

ஆ) முக்கோண இருபிரமிடு வடிவம், Sp^3d

இ) சதுரபிரமிடு வடிவம், Sp^3d^2

ஈ) எண்முகி வடிவம், Sp^3d^2

17. பின்வருவனவற்றிலிருந்து தவறான கூற்றைத் தேர்ந்தெடு

அ) sp^3 இனக்கலப்புஆர்பிட்டால்கள் சமமானவை மேலும் அவை ஒன்றுக்கொன்று 109^0 $28'$ கோணத்தில் அமைந்துள்ளன.

ஆ) dsp^2 இனக்கலப்பு ஆர்பிட்டால்கள் சமமானவை மேலும் அவற்றில் எந்த இரண்டுக்கும் இடையே உள்ள கோணம் 90^0

இ) ஐந்து sp^3d இனக்கலப்பு ஆர்பிட்டால்களும் சமமற்றவை. இந்த ஐந்து sp^3d இனக்கலப்பு ஆர்பிட்டால்களில், மூன்று 120^0, கோணத்திலும், மீதமுள்ள இரண்டு ஆர்பிட்டால்கள் மற்ற மூன்று ஆர்பிட்டால்கள் அமைந்துள்ள தளத்திற்கு செங்குத்தாகவும் அமைந்துள்ளன.

ஈ) இவற்றில் எதுவுமில்லை

18. ஒத்த இனக்கலப்பு, வடிவம் மற்றும் தனித்த எலக்ட்ரான் இரட்டை எண்ணிக்கையை கொண்ட மூலக்கூறுகள்

அ) SeF_4, XeO_2F_2 ஆ) SF_4, XeF_2

இ) $XeOF_4$, TeF_4 ஈ) $SeCl_4$, XeF_4

19. பின்வரும் மூலக்கூறுகள்/அயனிகளில் BF_3, NO_2^-, H_2O எவற்றில் உள்ளமைய அணு sp^2 இனக்கலப்பில் உள்ளது?

அ) NH_2^- மற்றும் H_2O

ஆ) NO_2- மற்றும் H_2O

இ) BF_3 மற்றும் NO_2-

ஈ) BF_3 மற்றும் NH_2^-

20. இரண்டு அயனிகள் NO_3^- மற்றும் H_3O^+ ஆகியவற்றின் சில பண்புகள் கீழே விவரிக்கப்பட்டுள்ளன. அவற்றில் எந்த ஒன்று சரியானது?

அ) வெவ்வேறுவடிவங்களுடன், மைய அணுவின் இனக்கலப்பிலும் வேறுபடுகின்றன.

ஆ) ஒத்தவடிவங்களுடன், மைய அணுவின் இனக்கலப்பிலும் ஒத்துள்ளன.

இ) ஒத்தவடிவங்களுடன், மைய அணுவின் இனக்கலப்பில் வேறுபடுகின்றன.

ஈ) இவற்றில் எதுவுமில்லை

21. 2,3 பெண்டாடையீனில் (2,3 pentadiene) வலமிருந்து இடமாக உள்ள ஐந்து கார்பன் அணுக்களின் இனக்கலப்பு வகைகள்.

அ) sp^3, sp^2, sp, sp^2, sp^3

Unit 10 layout - jagan.indd 116 23-12-2021 18:03:13

ஆ) sp^3, sp, sp, sp, sp^3

இ) sp^2, sp, sp^2,sp^2, sp^3

ஈ) sp^3, sp^3, sp^2, sp^3, sp^3

22. Xe F_2 ஆனது _______ உடன் ஒத்த வடிவமுடையது.

அ) $SbCl_2$ ஆ) $BaCl_2$

இ) TeF_2 ஈ) ICl_2^-

23. மீத்தேன், ஈத்தேன், ஈத்தீன் மற்றும் ஈத்தைன் ஆகியவற்றில் உள்ள இனக்கலப்பு ஆர்பிட்டால்களின் s- பண்பு சதவீதங்கள் முறையே

அ) 25, 25,33.3,50

ஆ) 50,50,33.3,25

இ) 50,25,33.3,50

ஈ) 50,25,25,50

24. பின்வரும் மூலக்கூறுகளில் எது கார்பன்டையாக்சைடின் வடிவத்தை ஒத்துள்ளது?

அ) $SnCl_2$ ஆ) NO_2

இ) C_2H_2 ஈ) இவை அனைத்தும்

25. VSEPR கொள்கைப்படி, வெவ்வேறு வகை எலக்ட்ரான்களுக்கு இடைப்பட்ட விலக்கம்______ வரிசையில் அமைகிறது.

அ) l.p – l.p > b.p–b.p> l.p–b.p

ஆ) b.p–b.p> b.p–l.p> l.p–b.p

இ) l.p–l.p> b.p–l.p > b.p–b.p

ஈ) b.p–b.p> l.p–l.p> b.p–l.p

26. ClF_3 இன் வடிவம்

அ) முக்கோணசமதளம்

ஆ) பிரமிடுவடிவம்

இ) 'T' வடிவம்

ஈ) இவற்றில் ஏதுமில்லை

27. பூஜ்ஜிய மற்ற இரு முனை திருப்புத் திறனைக் காட்டுவது

அ) CO_2

ஆ) p-டைகுளோரோபென்சீன்

இ) கார்பன்டெட்ராகுளோரைடு

ஈ) நீர்

28. பின்வரும் நிபந்தனைகளில் எது உடனிசைவு அமைப்புகளுக்கு சரியானது அல்ல?

அ) பங்கேற்கும் வடிவமைப்புகள் கண்டிப்பாக ஒரே எண்ணிக்கையிலான தனித்த எலக்ட்ரான்களை கொண்டிருக்க வேண்டும்.

ஆ) பங்கேற்கும் வடிவமைப்புகள் ஒத்த ஆற்றல்களை கொண்டிருக்க வேண்டும்.

இ) உடனிசைவு இனக்கலப்பு வடிவமைப்பானது, பங்கேற்கும் எந்த அமைப்பைவிடவும் அதிக ஆற்றலை கொண்டிருக்க வேண்டும்.

ஈ) இவற்றில்எதுவுமில்லை

29. பின்வருவனவற்றுள், அயனி, சகப்பிணைப்பு மற்றும் ஈதல் சகப்பிணைப்பு இணைப்புகளை கொண்டுள்ள சேர்மம்

அ) NH_4Cl ஆ) NH_3

இ) NaCl ஈ)இவற்றில் ஏதுமில்லை

30. CaO மற்றும் NaCl ஆகியன ஒரே படிக அமைப்பையும், ஏறத்தாழ ஒரே ஆரத்தையும் கொண்டுள்ளன. NaCl இன் படிகக்கூடு ஆற்றலை U எனக்கொண்டால், CaO இன் தோராயபடிகக்கூடு ஆற்றல் மதிப்பு

அ) U ஆ) 2U

இ) U/2 ஈ) 4U

31. பின்வருவனவற்றை வரையறு

i) பிணைப்புத்தரம் ii) இனக்கலப்பு

iii) σ- பிணைப்பு

32. பை (π) பிணைப்பு என்றால் என்ன?

33. CH_4, NH_3 மற்றும் H_2O, ஆகியவற்றிலுள்ளமைய அணுக்கள் sp^3 இனக்கலப்பிற்கு உட்பட்டுள்ளன. எனினும்

Unit 10 layout - jagan.indd 117 23-12-2021 18:03:13

அவற்றின் பிணைப்புக் கோணங்கள் வெவ்வேறாக உள்ளன. ஏன்?

34. BF_3 மூலக்கூறில் காணப்படும் Sp^2 இனக்கலப்பை விளக்குக.

35. ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறிற்கு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் (MO) வரைபடத்தை வரைக. அதன் பிணைப்புத் தரத்தை கணக்கிடுக, மேலும் O_2 மூலக்கூறு பாரா காந்தத்தன்மை கொண்டது எனக் காட்டுக.

36. CO இன்மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் MO வரைபடத்தை வரைக, மேலும் அதன் பிணைப்புத் தரத்தை கணக்கிடுக.

37. மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் (MO) கொள்கையில், அணு ஆர்பிட்டால்களின் நேர்க்கோட்டு மேற்பொதிதல் என்பதிலிருந்து நீவிர்புரிந்து கொண்டது என்ன?

38. N_2 மூலக்கூறு உருவாதலை மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் (MO) கொள்கை மூலம் விவாதிக்கவும்.

39. இரு முனை திருப்புத் திறன் என்றால் என்ன?

40. கார்பன்டையாக்சைடு மூலக்கூறின் நேர்க்கோட்டு வடிவமானது இரண்டு முனைவுற்ற பிணைப்புகளை கொண்டுள்ளது. எனினும் மூலக்கூறு பூஜ்ஜிய இருமுனை திருப்புத்திறனை பெற்றுள்ளது ஏன்?

41. பின்வருவனவற்றிற்கு லூயி வடிவமைப்புகளை வரைக.

i) NO_3^- ii) SO_4^{2-}
iii) HNO_3 iv) O_3

42. $BeCl_2$ மற்றும் $MgCl_2$ ஆகியவற்றில் பிணைப்புகள் உருவாதலை விளக்குக .

43. σ மற்றும் π பிணைப்புகளில் எது வலிமையானது? ஏன்?

44. பிணைப்பு ஆற்றல் வரையறு.

45. ஹைட்ரஜன் வாயுவானது ஈரணு மூலக்கூறாகும், அதேசமயம் மந்த வாயுக்கள் ஓரணு வாயுக்களாகும்- மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் (MO) கொள்கையின் அடிப்படையில் விளக்குக.

46. முனைவுற்ற சகப்பிணைப்பு என்றால் என்ன?எடுத்துக்காட்டுடன் விவரி.

47. x- அச்சை மூலக்கூறு அச்சாகக் கருதினால், பின்வருவனவற்றுள் எவை சிக்மா பிணைப்பை உருவாக்கக்கூடும்?

i) 1s மற்றும் $2p_y$ ii) $2P_x$ மற்றும் $2P_x$ iii) $2p_x$ மற்றும் $2p_z$
iv) 1s மற்றும் $2p_z$

48. கார்பனேட் அயனியை மேற்கோளாக கொண்டு ஒத்திசைவை விளக்குக.

49. எத்திலீன் மற்றும் அசிட்டிலீனில் பிணைப்புகள் உருவாதலை விளக்குக.

50. பின்வரும் வடிவங்களில், என்னவகை இனக்கலப்புகள் நிகழசாத்தியப்படும்?

அ)எண்முகி ஆ)நான்முகி
இ)சதுரதளம்

51. VSEPR கொள்கையை விளக்குக. இக்கொள்கையை பயன்படுத்தி IF_7, மற்றும் SF_6 ஆகியவற்றின் வடிவமைப்புகளை கண்டுபிடி

52. CO_2 மற்றும் H_2O ஆகிய இரண்டும் மூவணு மூலக்கூறுகளாகும் ஆனால் அவற்றின் இருமுனை திருப்புத் திறன் மதிப்புகள் வெவ்வேறாக உள்ளன. ஏன்?

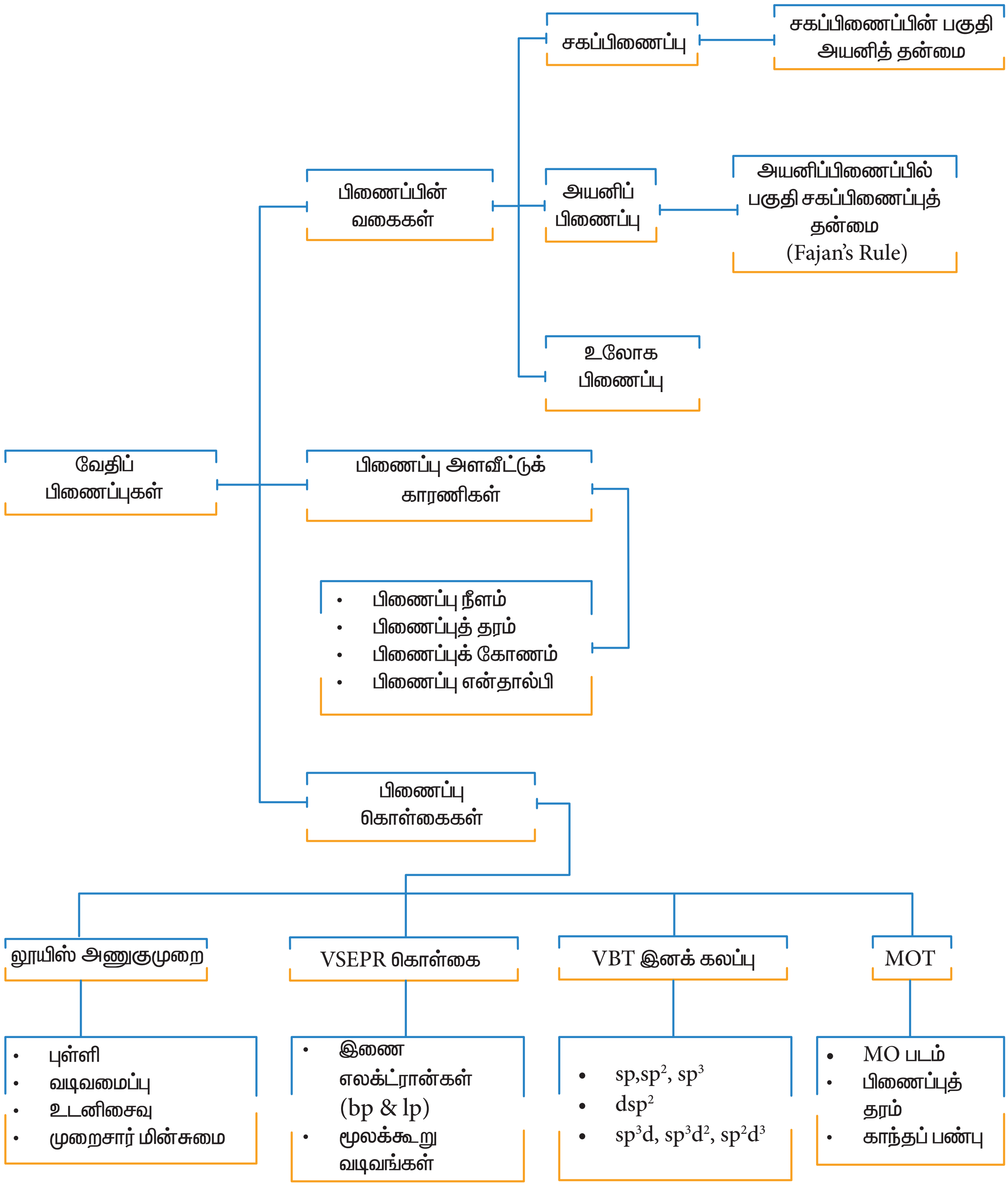
53. பின்வருவனவற்றுள் எந்த ஒன்று அதிகபட்ச பிணைப்புத் தரத்தைக் கொண்டுள்ளது?

N_2, N_2^+ அல்லது N_2^-

54. அயனிப் பிணைப்பிலுள்ள சகப்பிணைப்புத் தன்மையை விளக்குக.

55. ஃபஜான் விதியை விளக்குக.

கருத்து வரைபடம்


சகப்பிணைப்பு
சகப்பிணைப்பின் பகுதி அயனித் தன்மை
பிணைப்பின் வகைகள்
அயனிப் பிணைப்பு
அயனிப்பிணைப்பில் பகுதி சகப்பிணைப்புத் தன்மை (Fajan's Rule)
உலோக பிணைப்பு
வேதிப் பிணைப்புகள்
பிணைப்பு அளவீட்டுக் காரணிகள்
பிணைப்பு நீளம்
பிணைப்புத் தரம்
பிணைப்புக் கோணம்
பிணைப்பு என்தால்பி
பிணைப்பு கொள்கைகள்
லூயிஸ் அணுகுமுறை
VSEPR கொள்கை
VBT இனக் கலப்பு
MOT
புள்ளி
வடிவமைப்பு
உடனிசைவு
முறைசார் மின்சுமை
இணை எலக்ட்ரான்கள் (bp & lp)
மூலக்கூறு வடிவங்கள்
sp,sp², sp³
dsp²
sp³d, sp³d², sp²d³
MO படம்
பிணைப்புத் தரம்
காந்தப் பண்பு