அலகு - I

வேதிப்பிணைப்பு

(Chemical Bonding)

மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் கொள்கை (Molecular Orbital Theory):

சகப்பிணைப்பு : இரு அணுக்கள் தமக்கிடையே ஒரு ஜோடி எலக்ட்ரான்களைப் பங்கிட்டுக் கொண்டு உருவாக்கிக் கொள்ளும் வேதிப் பிணைப்பே சகபிணைப்பு எனப்படுகிறது. இவ்வாறு இணையும் இரு அணுக்களும் தலா ஒரு எலக்ட்ரானை வழங்கி அவ்வாறு பெறப்பட்ட ஒரு ஜோடி எலக்ட்ரான்களை தம்க்குள் பங்கிட்டுக் கொள்கின்றன. பங்கிடப்பட்ட இரு எலக்ட்ரான்கள் மீதும் பிணைக்கப்பட்டுள்ள அணுக்கள் இரண்டும் சம உரிமை பெறுகின்றன.

அலை இயக்கவியலில் ஏற்பட்ட வளர்ச்சி வேதிப்பிணைப்புகளுக்கான இரு கொள்கைகளுக்கு வழிகோலின.

1. இணைதிறன் பிணைப்புக் கொள்கை (Valence Bond Theory - VBT)
2. மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் கொள்கை (Molecular Orbital Theory - MOT)

ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறுகள் உருவாவதை எடுத்துக்காட்டாகக் கொண்டு இவ்விரு கொள்கைகளை விளக்குவோம்.

மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் (M.O.) கொள்கையின் அடிப்படைக் கருத்துக்கள்: இக்கொள்கையின் படி

1. மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் கொள்கையின் படி, அணுக்கருக்கள் ஒன்றையொன்று நெருங்கும்போது, மூலக்கூறு உருவாதலில் பங்கு பெறும் அணுக்களின் அணு ஆர்பிட்டால்கள் அனைத்தும் பாதிக்கப்படுகின்றன.
2. அணு ஆர்பிட்டால்கள் கலந்து, **மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள்** எனப்படும் புதிய ஆர்பிட்டால்களை சமமான எண்ணிக்கையில் தருகின்றன.
3. ஒரு ஒற்றை அணுவிலுள்ள ஒவ்வொரு எலக்ட்ரானையும் ஒரு குறிப்பிட்ட அலைச்சார்பு ψ மூலம் குறித்துக்காட்டுவது போன்ற மூலக்கூறிலுள்ள ஒவ்வொரு எலக்ட்ரானையும் ஒரு குறிப்பிட்ட மூலக்கூறுக்கு உரித்தான ஒரு அலைச்சார்பின் மூலம் குறிப்பிடலாம்.
4. அணு ஆர்பிட்டாலைப் போன்றே ஒரு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டாலும் இரு எலக்ட்ரான்களும் மேல் பெற்றிருக்காது.
5. இவ்விரு எலக்ட்ரான்களும் எதிரெதிர்சுழற்சி பெற்றிருத்தல் வேண்டும்.
6. ஒரு அணு ஆர்பிட்டாலுக்கும் ஒரு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டாலுக்கும் இடையே ஒரு திட்டவட்டமான வேறுபாடு உண்டு. அணு ஆர்பிட்டாலில் உள்ள ஒரு

எலக்ட்ரான் நேர்மின்சுமை கொண்ட, ஒரு அணுக்கருவின் ஆதிக்கத்தில் மட்டுமே உள்ளது. மாறாக மூலக்கூறு ஆர்பிட்டாலில் உள்ள எலக்ட்ரான் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட அணுக்கருக்களின் கூட்டு ஆதிக்கத்தில் உள்ளது.

பிணைப்பு மற்றும் எதிர்-பிணைப்பு ஆர்பிட்டால்கள் (Bonding and anti-bonding orbitals)

அணுக்களில் உள்ளது போன்றே மூலக்கூறுகளிலும் பல்வேறு ஆற்றல் மட்டங்கள் அதாவது ஆர்பிட்டால்கள் இருப்பதாக கருதப்படுகிறது. ஒரு மூலக்கூறில் உள்ள இந்த ஆற்றல் மட்டங்கள் **மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள்** எனப்படுகின்றன. ஆஃபௌ மற்றும் பாலியின் விலக்குதல் தத்துவங்களைப் பின்பற்றி அணு ஆர்பிட்டால்களை நிரப்புவதைப் போன்றே மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களையும், நிரப்பலாம். இவ்வாறாக, எதிரெதிர்ச் சுழற்சிகளையுடைய இரு எலக்ட்ரான்களை மட்டுமே உச்சபட்சமாக ஒரு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் பெற்றிருக்க வேண்டும்.

இரு வகையான மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள் உள்ளன. அவை

1. பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள்
2. எதிர் பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள்

அணுக்களின் அணு ஆர்பிட்டால்கள் இணைந்து மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள் உருவாக்கப்படுகின்றன. இதற்கு நாம் அணு ஆர்பிட்டால்களின் நேர்க்கோட்டு இணைப்பு (Linear Combination of Atomic Orbitals) என்ற தத்துவத்தைப் பயன்படுத்துகிறோம்.

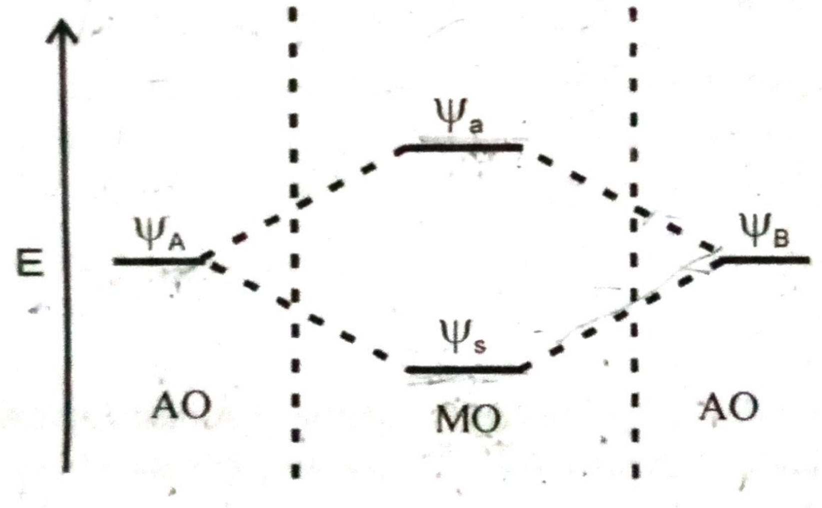
ஈரணு மூலக்கூறு ஒன்றில் A மற்றும் B ஆகிய இரு அணுக்கருக்களின் புலத்தில் உள்ள ஒரு எலக்ட்ரானுக்கான அலைச்சார்பு ψ சீர்மையான இணைப்பு மற்றும் எதிர்சீர்மையான இணைப்பு என்ற இருவகை இணைப்புகளினால் தரப்படுகிறது. இவ்வாறாக, நமக்கு கிடைப்பது.

$$\psi_s = \psi_A + \psi_B \quad (1)$$

$$\psi_a = \psi_A - \psi_B \quad (2)$$

சமன்பாடு (1) ன் படி LCAO முறையில் பெறப்பட்ட மூலக்கூறு ஆர்பிட்டாலில் ஒரு எலக்ட்ரானைக் காண்பதற்கான நிகழ்தகவு ψ_Aயிலோ அல்லது ψ_Bயிலோ உள்ளதை விட அதிகம் என்பதாகும். வேறுவகையில் கூறின் ψ_s என்று குறிப்பிடப்படும் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் ψ_A அல்லது ψ_B யை விடக் குறையான ஆற்றலைப் பெற்றிருக்கும். எனவே இந்த ஆர்பிட்டால் ஒரு நிலையான வேதிப்பிணைப்பு உருவாக வழிகோலும், எனவே இந்த ஆர்பிட்டால் **பிணைப்பு ஆர்பிட்டால்** எனப்படுகிறது.

சமன்பாடு (2) ன் படி LCAO முறையில் பெறப்பட்ட மூலக்கூறு ஆர்பிட்டாலில் ஒரு எலக்ட்ரான்களைக் காண்பதற்கான நிகழ்தகவு ψ_A யிலோ ψ_B யிலோ உள்ளதை விடக் குறைவு என்பதாகும். வேறு வகையில் கூறின் ψ_a என்று குறிப்பிடப்படும் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் ψ_A அல்லது ψ_B யைவிடக் கூடுதலான ஆற்றலைப் பெற்றிருக்கும். எனவே இந்த ஆர்பிட்டால் ஒரு நிலையான வேதிப்பிணைப்பை உருவாக்க வழிவகுக்காது. எனவே இந்த ஆர்பிட்டால் **எதிர் பிணைப்பு ஆர்பிட்டால்** எனப்படுகிறது.



படம் -1

AO = அணு ஆர்பிட்டால்

MO = மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்

ψ_A மற்றும் ψ_B ஆகிய இரு அணு ஆர்பிட்டால்களிலிருந்து பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் ψ_s மற்றும் எதிர் பிணைப்பு. மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் ψ_a ஆகியவை உருவாதல் படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளது.

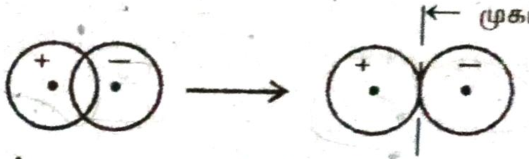
இவ்வாறாக இரு அணு ஆர்பிட்டால்கள் இணைந்து இரு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களைக் தருகின்றன எனக் காண்கிறோம். இவற்றில் ஒன்று பிணைப்பு ஆர்பிட்டால் மற்றொன்று எதிர் பிணைப்பு ஆர்பிட்டால் ஆகும்.

இரு அணு ஆர்பிட்டால்கள் நேர்கோட்டில் மேற்பொருந்துமாயின் நமக்கு இரு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள் கிடைக்கின்றன. இவை σ (பிணைப்பு) மற்றும் σ* (எதிர் பிணைப்பு) எனக்குறிப்பிடப்படுகின்றன. இவ்வாறாக s - s

→ AB

மேற்பொருந்துதல் அல்லது s - p மேற்பொருந்துதல் அல்லது p - p மேற் பொருந்துதல் ஆகியவை இயலும். இவை அனைத்தும் σ மற்றும் σ* ஆர்பிட்டால்களைத் தரும்.

பிணைப்பு மற்றும் எதிர் பிணைப்பு ஆர்பிட்டால்களுக்கிடையேயான வேறுபாடுகள்

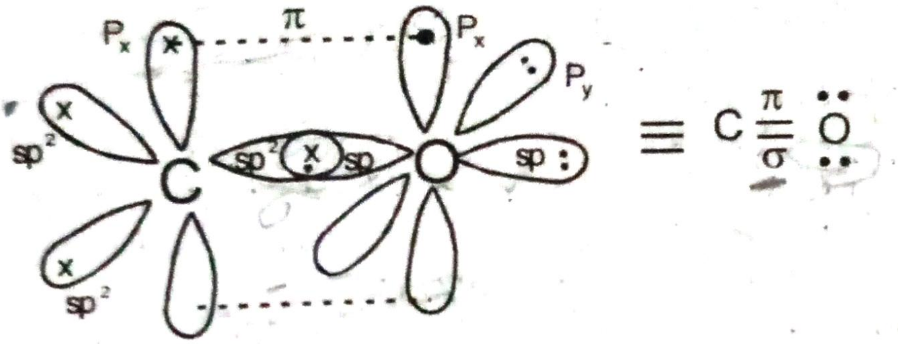
	பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்	எதிர் பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்
1.	ஒத்த குறிகளுள்ள எலக்ட்ரான் அலைகள் இணைவதால். அதாவது, அணு ஆர்பிட்டால்களின் கூட்டு மேற் பொருந்துகை மூலம் உருவாகிறது.	எதிரெதிர்க்குறிகளுள்ள எலக்ட்ரான் அலைகள் இணைவதால் அதாவது அணு ஆர்பிட்டால் நீக்கு மேற்பொருந்துகை மூலம் உருவாகிறது. 
2.	எந்த அணு ஆர்பிட்டால்களிலிருந்து உருவானதோ அவற்றை விடக் குறைவான ஆற்றல் கொண்டது.	எந்த அணு ஆர்பிட்டால்களிலிருந்து உருவானதோ அவற்றை விடக் கூடுதலான ஆற்றல் கொண்டது.
3.	அணுக்கருக்களுக்கிடையே எலக்ட்ரான் செறிவு அதிகம், எனவே அணுக்கருக்களுக்கிடையே யான ஈர்ப்பு அதிகம், அணுக்களுக் -கிடையே பிணைப்பு உருவாவதை இது விளக்குகிறது.	அணுக்கருக்களுக்கிடையே எலக்ட்ரான் செறிவு குறைவு, எனவே அணுக்கருக்களுக்கிடையே விலக்கம் அதிகம். அணுக்களுக்கிடையே பிணைப்பு உருவாகாமல் இருப்பதை இது விளக்குகிறது.

பிணைப்பிலில்லா ஆர்பிட்டால்கள் (Non Bonding Orbitals)

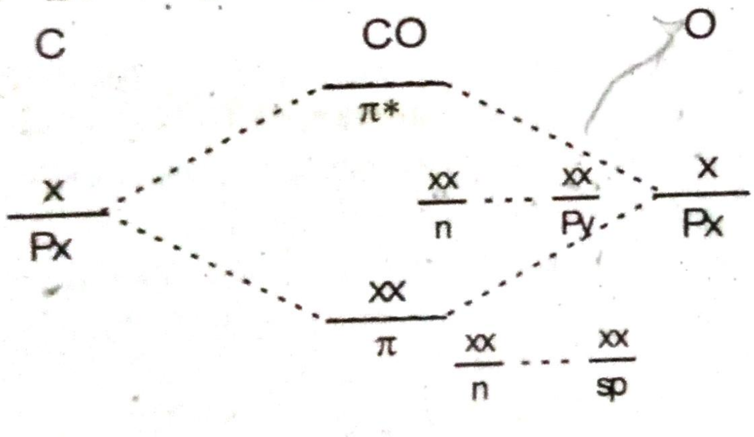
இதுவரை பிணைப்பு மற்றும் எதிர் பிணைப்பு ஆர்பிட்டால்கள் பற்றி அறிந்தோம். இப்போது மூன்றாவது வகை மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் ஒன்றினை அறிமுகப்படுத்துவோம். அதுவே பிணைப்பிலில்லா ஆர்பிட்டால் என்பதாகும். இந்த வகை ஆர்பிட்டால், மூலக்கூறின் பிணைப்பு ஆற்றலுக்கு என தன்பங்காக ஆற்றல் எதையும் அளிப்பதில்லை. வேறு வகையில் கூறின், பிணைப்பில்லா ஆர்பிட்டால்களில் இடம் பெற்றிருக்கும் எலக்ட்ரான்கள், மூலக்கூறின் பிணைப்பு ஆற்றலுக்கு பங்கேதும் அளிப்பதில்லை. அதாவது பிணைப்பில்லா ஆர்பிட்டால்கள் மூலக்கூறுகளிலுள்ள பிணைப்புகளில் பங்கேற்பதில்லை.

பிணைப்பில்லா ஆர்பிட்டால்களில் தனி இணை எலக்ட்ரான்கள் இடம் பெறுகின்றன. இவை தூய அணு ஆர்பிட்டால்கள் ஆகும். இவை எந்த இணை அணுக்களாலும் பங்கிடப்படுவதில்லை. எனவே இவை பிணைப்பு ஆற்றலுக்கு

தம் பங்காக ஆற்றல் எதையும் அளிப்பதில்லை. இவை n-ஆர்பிட்டால்கள் எனப்படுகின்றன (இங்கு n - என்பது non - bonding பிணைப்பில் இல்லை என்பதாகும்) (எ.கா.) கார்பனைல் தொகுதி.



கார்பனைல் தொகுதியில் sp^2 இனக்கலப்படைந்த நிலையில் கார்பனும் sp இனக்கலப்படைந்த நிலையில் ஆக்ஸிஜனும் உள்ளன. மேற்காணும் படத்தில் காட்டியுள்ளபடி இதில் ஆக்ஸிஜன் இரு பிணைப்பில்லா ஆர்பிட்டால்களைப் பெற்றுள்ளது.



பிணைப்பின் தரம் அல்லது **பிணைப்பு எண் (Bond Order) :**

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

N_b = பிணைப்பு ஆர்பிட்டால்களில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை

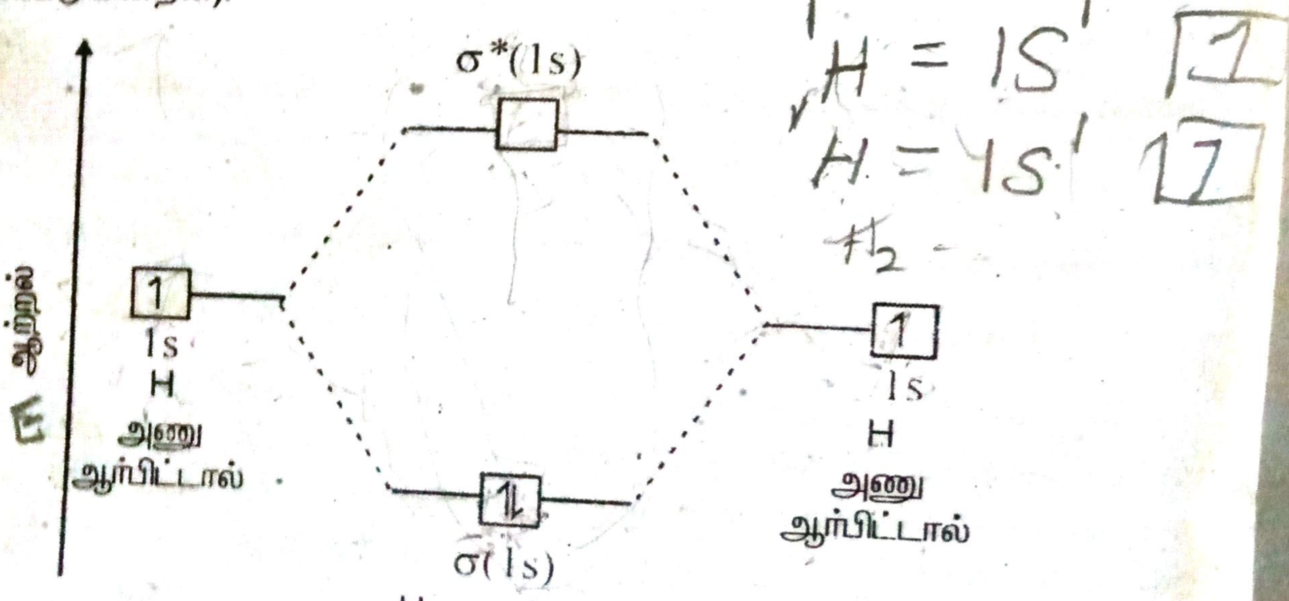
N_a = எதிர் பிணைப்பு ஆர்பிட்டால்களில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை

பிணைப்பின் தரம் என்பது ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள பிணைப்புகளின் எண்ணிக்கையை குறிக்கிறது. பிணைப்பின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கும் போது மூலக்கூறின் நிலைப்புத் தன்மையும் அதாவது வலு அதிகரிக்கிறது. பிணைப்பின் தரம் அதிகரிக்கம் போது பிணைப்புத்தூரம் குறைகிறது.

மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் கொள்கையின் பயன்பாடு :

1. H_2 மூலக்கூறு

மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் கொள்கையின் படி ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு உருவாவதைக் காண்போம். ஒவ்வொரு ஹைட்ரஜன் அணுவிலிருந்தும் ஒரு 1s அணு ஆர்பிட்டால் வீதம் இரு அணு ஆர்பிட்டால்கள் ஒன்றை ஒன்று நெருங்கி ஒரு மூலக்கூறினை உருவாக்குகின்றன. அணு ஆர்பிட்டால்களிலிருந்து உருவாகும் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களின் எண்ணிக்கை அணு ஆர்பிட்டால்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமம். ஆற்றலைக் குறைக்கும் வகையான மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால், அமைப்பிற்கு நிலைப்புத்தன்மையைத் தருகிறது. இதுவே அணுக்களுக்கிடையே பிணைப்பு ஏற்படக் காரணமாய் உள்ளது. எனவே, இவ்வகையான மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள் **பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள்** எனப்படுகின்றன. 1s அணு ஆர்பிட்டால்களிலிருந்து உருவாகும் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களை σ(1s) என்று குறிப்பிடப் படுகின்றன. ஒரு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டாலில் உள்ள எலக்ட்ரான் செறிவு அணுக்கருக்களுக்கிடைப்பட்ட பகுதியில், முனைகளில் இருப்பதைவிட அதிகமாக இருக்கும். மற்றொரு வகையான மூலக்கூறு, ஆர்பிட்டால்கள் உயர் ஆற்றல் நிலைக்குப் பொருந்துபவை. இத்தகைய மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களின் எலக்ட்ரான் செறிவு முனைகளில் உச்சபட்சமாக இருக்கும். அணுக்கருக்களுக்கிடைப்பட்ட பகுதியில் எலக்ட்ரான் செறிவு கிட்டத்தட்ட பூஜ்யமாக இருக்கும். இவை **எதிர் பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள்** எனப்படுகின்றன. (இவை விண்மீன் குறிகளால் '*' குறிப்பிடப்படுகின்றன).



H_2 மூலக்கூறு
ஆர்பிட்டால்

இரு அணுக்களின் $1s^1$ அணு ஆர்பிட்டால்களிலிருந்து ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு உருவாகிறது. இதன் σ(1s) மற்றும் σ*(1s) ஆகிய இரு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களைத் தருகின்றன. இரு எலக்ட்ரான்கள் ஆஃபெள கொள்கையின்

படி நிரப்பப்படுகின்றன. இவ்வாறாக இந்த இரு எலக்ட்ரான்களும் ஆற்றல் குறைந்த பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டாலுக்குச் செல்கின்றன. எதிர் பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் காலியாக உள்ளது.

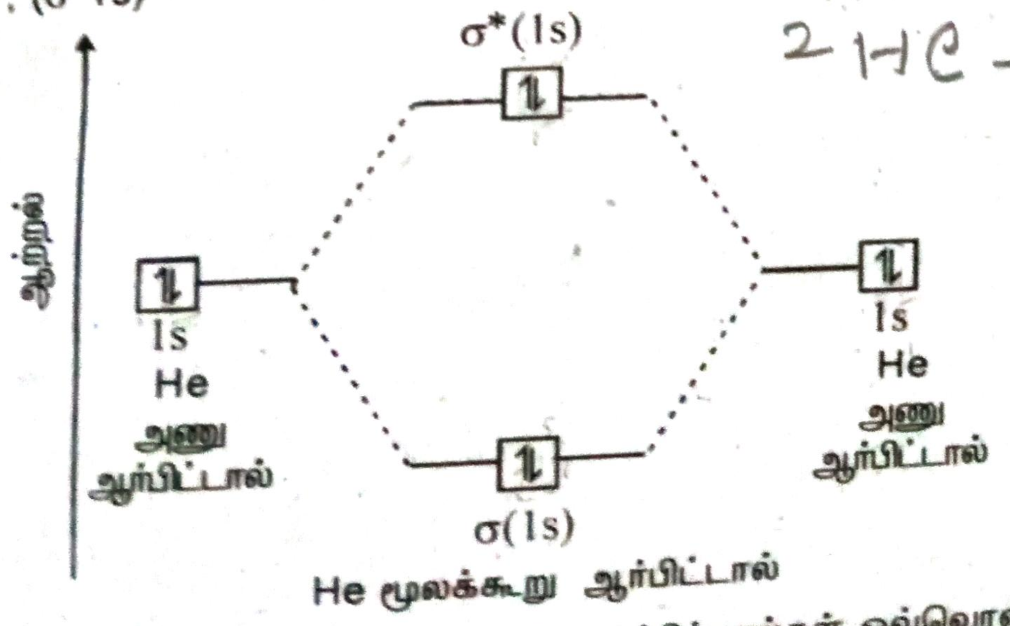
ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறின்
பிணைப்பின் தரம் (bond order) = ½ $(N_b - N_a)$
N_b = பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை
N_a = எதிர் பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை
$= \frac{1}{2}(2 - 0) = \frac{1}{2} \times 2 = 1.$

அதாவது ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு ஒரு பிணைப்பினால், H - H இணைக்கப்பட்டுள்ளது.

அதன் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களின் ஒழுங்கமைப்பு $\sigma(1s)^2\sigma^*(1s)^0$.

2. ஹீலியம் He_2 மூலக்கூறு :

இரண்டு ஹீலியம் அணுக்கள் இணைந்து He_2 மூலக்கூறினைத் தரும் சாத்தியக் கூறினைக் காண்போம். ஒவ்வொரு ஹீலியம் அணுவும் இரு 1s எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளது. ஆக நான்கு எலக்ட்ரான்களுக்கு இடமமைத்துத் தரவேண்டும். σ(1s) மூலக்கூறு ஆர்பிட்டாலில் இரு எலக்ட்ரான்களும் σ*(1s) மூலக்கூறு ஆர்பிட்டாலில் இரு எலக்ட்ரான்களும் இடம்பெறும். இது படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளது. மேலே தரப்பட்டுள்ள எலக்ட்ரான் ஒழுங்கமைப்பு $(\sigma 1s)^2, (\sigma^* 1s)^2$



He மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்

பிணைப்பு மற்றும் எதிர்ப் பிணைப்பு ஆர்பிட்டால்கள் ஒவ்வொன்றிலும் தலா இரு எலக்ட்ரான்கள் உள்ளன.

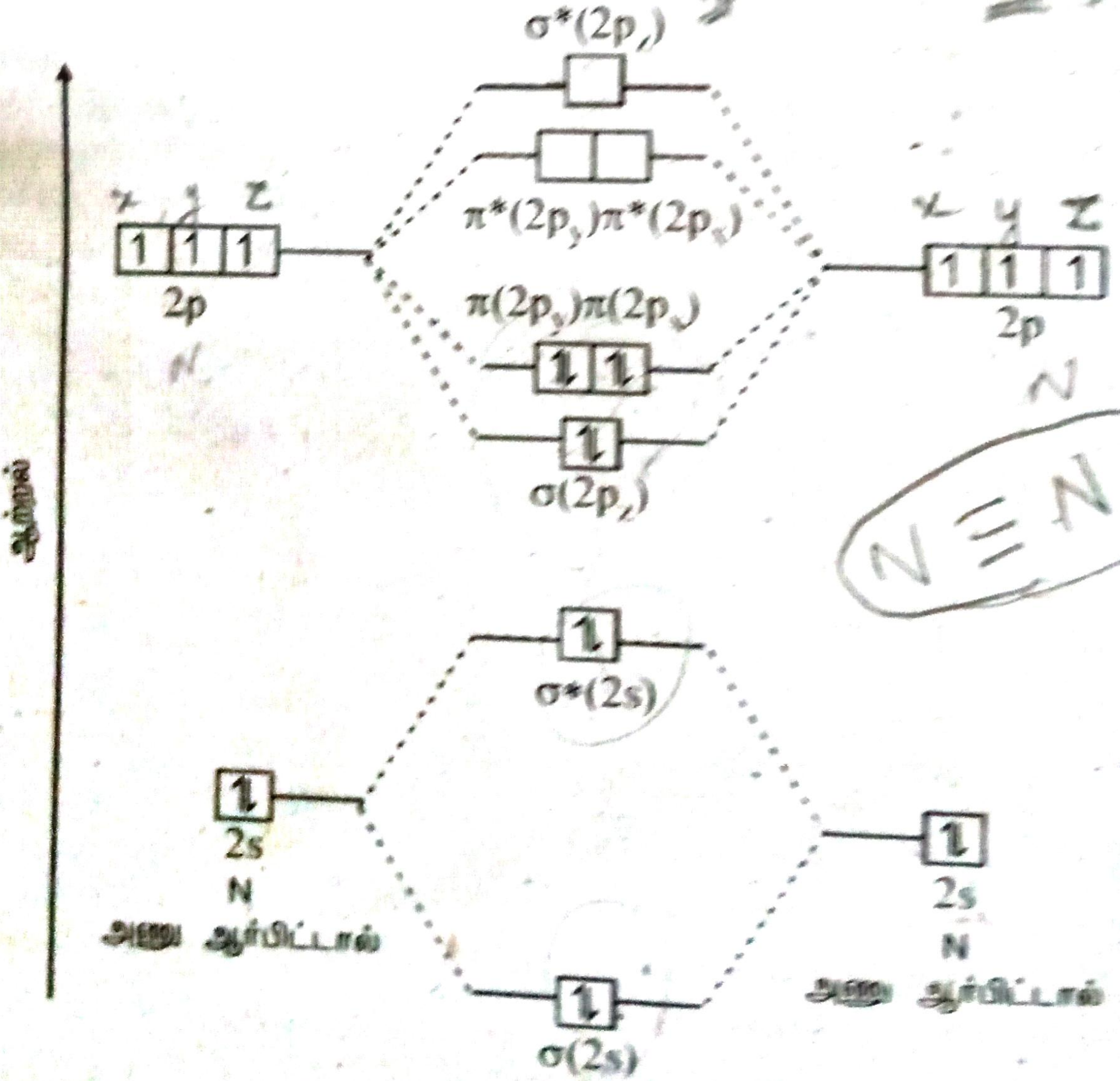
எனவே பிணைப்புகளின் எண்ணிக்கை = ½ (2-2) = 0

அதாவது, பிணைப்பின் தரம் பூஜ்யம். வேறு வகையில் கூறின், இரு He அணுக்களுக்கிடையே பிணைப்பேதும் இருக்காது. அதாவது He_2 மூலக்கூறு இருக்க வாய்ப்பில்லை.

3. நைட்ரஜன் N_2 மூலக்கூறு

நைட்ரஜனின் எலக்ட்ரான் ஒழுங்கமைப்பு $1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$ ஒவ்வொரு அணுவும் 5 (2+1+1+1) இணைதிற எலக்ட்ரான்களைத் தருகின்றன. மூலக்கூறில் படம் 2 ல் காட்டியுள்ளது போல, எட்டு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்கள் இருக்கும். இவற்றில் பத்து எலக்ட்ரான்கள் இடம் பெற வேண்டும். எட்டு எலக்ட்ரான்கள், பிணைப்பு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களுக்கும், இரண்டு, பிணை எதிர் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களுக்கும் செல்கின்றன.

பிணைப்புகளின் எண்ணிக்கை = ½(8 - 2) = 3 இவ்வாறாக N_2 மூலக்கூறு ஒரு முப்பிணைப்பினைக் கொண்டுள்ளது.



நைட்ரஜன் மூலக்கூறு

நைட்ரஜனின் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் படத்திலிருந்து பின்வருவன புலனாகின்றன :

1. பிணைப்பின் தரம் = ½ (பிணைப்பு ஆர்பிட்டால்களிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை – எதிர் பிணைப்பு ஆர்பிட்டால்களிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை = ½ (8-2) = 3.
2. σ(2s) மற்றும் σ*(2s) ஆகிய இரு ஆர்பிட்டால்களிலும் தலா இரண்டு எலக்ட்ரான்கள் உள்ளன. எனவே இவை பிணைப்பில் இல்லா எலக்ட்ரான்களாகிவிடுகின்றன. σ(2p) மூலக்கூறு ஆர்பிட்டாலில் இரு எலக்ட்ரான்களும் π(2p) மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களில் நான்கு எலக்ட்ரான்களும் உள்ளன. எனவே N_2 வில் ஒரு σ பிணைப்பும் இரு π பிணைப்புகளும் உள்ளன.
3. மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால்களில் இணையாகா எலக்ட்ரான்கள் இல்லையாதலால் மூலக்கூறு டயா காந்தத் தன்மை பெற்றிருக்கும்.

இவ்வாறாக N_2 வின் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் அமைப்பு அதன் பண்புகளை விளக்குகிறது.

ஹைட்ரைடுகள் (Hydrides)

ஹைட்ரஜன் அதனைவிடக் குறைவான எலக்ட்ரான் கவர் தன்மைகொண்ட தனிமங்களுடன் தரும். ஈரினச் சேர்மங்கள் ஹைட்ரைடுகள் எனப்படுகின்றன.

இவ்வரையறையின் படி H_2O, H_2S, NH_3, PH_3, HF, HCl, HBr போன்ற சேர்மங்கள் ஹைட்ரைடுகள் எனப்படுவதில்லை. அலோகங்கள் மற்றம் ஹைட்ரஜன் கொண்ட ஈரினச்சேர்மங்கள் ஹைட்ரைடுகள் எனப்படுகின்றன.

வகைப்படுத்துதல்

ஹைட்ரைடுகளைக் கொடுக்கக்கூடிய தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் கவர் தன்மையைப் பொருத்து ஹைட்ரைடுகள் வகைப்படுத்தப்படுகின்றன.

கிப்ஸ் (Gibbs) பின்வருமாறு ஹைட்ரைடுகளை வகைப்படுத்தினார்.

1. அயனி ஹைட்ரைடுகள் (Ionic hydrides)
2. சகபிணைப்பு ஹைட்ரைடுகள் (Covalent hydrides)
3. உலோக ஹைட்ரைடுகள் (Metalic hydrides)
4. பலபடி ஹைட்ரைடுகள் (Polymeric hydrides)

1. உப்புப் போன்ற அல்லது அயனி ஹைட்ரைடுகள் :

மிகக்குறைந்த எலக்ட்ரான் கவர் தன்மைகொண்ட தனிமங்களே எலக்ட்ரான்களை ஹைட்ரஜனுக்கு இடமாற்றம் செய்து உப்புப்போன்ற

ஹைட்ரைடுகளைக் கொடுக்க முடியும். IA, IIA மற்றும் IIIA தொகுதித்தனிமங்களே இவ்வகை ஹைட்ரைடுகளைக் கொடுக்கின்றன. இவற்றில் (வாய்பாடு) இயைபு MH_x ஆகும். இங்கு x என்பது உலோகத்தின் தொகுதி இணைதிறன் (group valency).

2. ஆவியாகக்கூடிய அல்லது சகப்பிணைப்பு ஹைட்ரைடுகள்

அதிக எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை கொண்ட தனிமங்கள் ஹைட்ரஜனுடன் எலக்ட்ரான்களைப் பகிர்ந்து கொள்வதனால், இவ்வகை ஹைட்ரைடுகள் கிடைக்கின்றன. இவை $XH_{(8-n)}$ என்ற பொது வாய்ப்பாடு கொண்டுள்ளன. இங்கு n என்பது தனிமத்தின் தொகுதி எண் IIIB, IVB, VB, VIB மற்றும் VII B தொகுதி உலோகங்கள் இவ்வகை ஹைட்ரைடுகளைக் கொடுக்கின்றன.

3. உலோக ஹைட்ரைடுகள் அல்லது இடைச்செருகல் ஹைட்ரைடுகள்

இடைநிலைத் தனிமங்கள் மற்றும் அருமண் உலோகங்கள் ஆகியவை ஹைட்ரஜனுடன் சேர்ந்து கொடுக்கக்கூடிய ஹைட்ரைடுகள் உலோகத் தோற்றம் கொண்டுள்ளன. இவை நிச்சயமான இயைபு கொண்டிருக்கவில்லை. இந்த ஹைட்ரைடுகளில் உலோகங்களில் உள்ள இடைவெளிகளில் ஹைட்ரஜன் அணுக்களை இடம் பெறுவதாகத் தோன்றுகிறது. எனவே, இவை **இடைச்செருகல் ஹைட்ரைடுகள்** என்று அழைக்கப்படுகின்றன.

O = உலோகம்
• = ஹைட்ரஜன்

4. பலபடி ஹைட்ரைடுகள்

பலபடி ஹைட்ரைடுகளில் இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட உலோக அணுக்கள் ஹைட்ரஜன் பாலங்களால் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன. இவ்வகைக்கான எடுத்துக்காட்டுகள் $LiAlH_4$, $LiBH_4$ போன்ற அணைவு ஹைட்ரைடுகள்.

ஹைட்ரைடுகளைத் தயாரித்தல்

1. உப்பு போன்ற ஹைட்ரைடுகளைத் தயாரித்தல்

a) கார உலோகங்களின் ஹைட்ரைடுகள்

தக்க வெப்ப நிலைகளில் (150°C – 800°C) தூய உலோகங்கள் மற்றும் ஹைட்ரஜன் ஆகியவை நேரடியாக வினைப்படுத்தப்பட்டு இவை எளிதில் பெறப்படுகிறது.

$$2Li + H_2 \xrightarrow{700^oC - 800^oC} 2LiH$$

$$2Na + H_2 \xrightarrow{400^oC} 2NaH$$

b) *காரமண் உலோகங்களின் ஹைட்ரைடுகள் :*

காரஹைட்ரைடுகள் தயாரிக்கப்படுவது போன்ற அதே முறையில் இவைகளும் தயாரிக்கப்படுகின்றன.

$$Ca + H_2 \xrightarrow{150^oC - 300^oC} CaH_2$$

$$Sr + H_2 \xrightarrow{800^oC} SrH_2$$

$$Ba + H_2 \xrightarrow{150^oC} BaH_2$$

c) *IIIA - தொகுதி ஹைட்ரைடுகள் :*

அலுமினியம் குளோரைடின் ஈத்தர் கரைசலுடன் லித்தியம் ஹைட்ரைடை அல்லது லித்தியம் அலுமினியம் ஹைட்ரைடை வினைப்படுத்தி அலுமினியம் ஹைட்ரைடு தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$AlCl_3 + 3LiH \xrightarrow{\text{ஈத்தர்}} AlH_3 + 3LiCl$$

$$AlCl_3 + 3LiAlH_4 \xrightarrow{\text{ஈத்தர்}} 4AlH_3 + 3LiCl$$

2. சகப்பிணைப்பு ஹைட்ரைடுகளைத் தயாரித்தல்

i. தக்க தனிமத்தை ஹைட்ரஜனுடன் நேரடியாக வினைப்படுத்தி இவை தயாரிக்கப்படுகின்றன.

$$F_2 + H_2 \longrightarrow 2HF$$

ii. உலோக போரைடுகள், கார்பைடுகள், நைட்ரைடுகள் மற்றும் சிலிசைடுகள் ஆகியவற்றை நீருடன் வினைப்படுத்தி சகபிணைப்பு ஹைட்ரைடுகள் பெறப்படுகின்றன.

$$CaC_2 + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$$

$$Al_4C_3 + 6H_2O \longrightarrow 2Al_2O_3 + 3CH_4$$

$$Mg_3N_2 + 6H_2O \longrightarrow 3Mg(OH)_2 + 2NH_3$$

iii. உலோக போரைடுகள், கார்பைடுகள், நைட்ரைடுகள் மற்றும் சிலிசைடுகள் ஆகியவற்றை நீர்தத் அமிலங்களுடன் வினைப்படுத்தி இவற்றைப் பெறலாம்.

$$Mg_3B_2 + 6HCl \longrightarrow 3MgCl_2 + B_2H_6$$

$$Mg_2Si + 4HCl \longrightarrow 2\,MgCl_2 + SiH_4$$

iv. ஒரு உலோகத்துடன் அல்லது அதனுடைய சேர்மத்துடன் ஹைட்ரஜனை வினைப்படுத்தி இவற்றைப் பெறலாம்.

$$AsCl_3 + 6H \longrightarrow AsH_3 + 3HCl$$

$$SbCl_4 + 6H \longrightarrow SbH_3 + 3HCl$$

$$GeCl_4 + 8H \longrightarrow GeH_4 + 4HCl$$

v. லித்தியம் அலுமினியம் ஹைட்ரைடு கொண்டு தக்க ஹேலைடை ஒடுக்கி இவற்றைப் பெறலாம்.

$$SnCl_4 + LiAlH_4 \longrightarrow LiCl + AlCl_3 + SnH_4$$

$$GeCl_4 + LiAlH_4 \longrightarrow LiCl + AlCl_3 + GeH_4$$

3. உலோக ஹைட்ரைடுகளைத் தயாரித்தல் :

சுமாரான அல்லது உயர்வெப்பநிலையில் ஹைட்ரஜன் பரப்புக் கவரப்படுவதனால் (adsorption) அல்லது உட்கவரப்படுவதனால் (oclusion) உலோக ஹைட்ரைடுகள் பெறப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, 900 கன அளவு ஹைட்ரஜனை பெல்லேடியம் பரப்புக் கவருகிறது. இதே போன்று, ஏனைய உலோகங்களும் ஹைட்ஜனைப் பரப்புக்கவர்ச்சி செய்து உலோக ஹைட்ரைடுகளைக் கொடுக்கின்றன. Eg. Ni, Pd

மின்னாற் பகுப்பின் போது ஒரு உலோகத்தை எதிர் மின்முனையாகக் கொண்டு அதன்மீது ஹைட்ரஜனைப் பரப்புக் கவரச் செய்தும் உலோக ஹைட்ரைடுகளைப் பெறலாம்.

4. பல படிஹைட்ரைடுகளைத் தயாரித்தல் :

ஈத்தரில் உள்ள அலுமினியம் குளோரைடுடன் லித்தியம் ஹைட்ரைடைப் வினைப்படுத்தி லித்தியம் அலுமினியம் ஹைட்ரைட்டைப் பெறலாம்.

$$4LiH + AlCl_3 \xrightarrow{\text{ஈத்தர்}} LiAlH_4 + 3LiCl$$

போரான் புளூரைடை சோடியம் ஹைட்ரைடுடன் வினைப்படுத்தினால் சோடியம் போரோஹைட்ரைடு கிடைக்கிறது.

$$BF_3 + 4NaH \longrightarrow NaBH_4 + 3NaF$$

உயர் அழுத்தத்தில் ஈத்தர் முன்னிலையில் லித்தியம், அலுமினியம், ஹைட்ரஜன் ஆகியவை நேரிடையாக வினைபுரிந்து சோடியம் அலுமினியம் ஹைட்ரைடு உருவாகிறது.

$$Na + Al + 2H_2 \xrightarrow[150^{\circ}C,\ 136\ atm.]{\text{ஈத்தர்}} NaAl\,H_4$$

1. லித்தியம் அலுமினியம் ஹைட்ரைடு (Lithium aluminium hydride)

தயாரித்தல்

1. தனிமங்களிலிருந்து நேரடி தொகுப்பு

$$Li + Al + 2H_2 \longrightarrow Li[AlH_4]$$

2. ஈதர் கரைசலில் லித்தியம் ஹைட்ரைடும், அலுமினியம் குளோரைடும் நேரடியாக இணைந்து லித்தியம் அலுமினியம் ஹைட்ரைடை கொடுக்கிறது.

$$4\,LiH + AlCl_3 \xrightarrow{\text{ஈதர்}} Li[AlH_4] + 3LiCl_3$$

3. இரட்டை சிதைவு முறை. லித்தியம் குளோரைடும், சோடியம் அலுமினியம் ஹைட்ரைடும் சேர்ந்து லித்தியம் அலுமினியம் ஹைட்ரைடை தருகிறது.

$$LiCl + Na[AlH_4] \longrightarrow NaCl + Li[AlH_4]$$

பண்புகள்

1. இது எளிதில் ஆவியாகாத படிகம். ஈதரில் கரையும் தன்மையுடையது.

2. ***ஒடுக்கும் பண்புகள் :*** இது ஒரு சிறந்த ஒடுக்கி. தொகுதி III, IV, V ஹேலைடுகளை ஒடுக்குகிறது.

$$4BF_3 + 3Li[AlH_4] \longrightarrow \underset{\text{டை போரான்}}{2B_2H_4} + 3LiF + 3AlF_3$$

$$AlCl_3 + 3Li[AlH_4] \longrightarrow 4AlH_3 + 3LiCl$$

$$SiCl_4 + Li[AlH_4] \longrightarrow \underset{\text{சிலேன்}}{SiH_4} + LiCl + AlCl_3$$

3. கரிம சேர்மத்தை ஒடுக்குதல். ஆல்டிஹைடுகள், கீட்டோன்கள் மற்றும் கார்பாக்சிலிக் அமிலங்களை ஒடுக்கின்றன மற்றும் அமிலங்களை ஆல்கேன்களாக ஒடுக்குகின்றன.

$$\underset{\text{ஆல்டிஹைடு}}{RCHO} \xrightarrow{LiAlH_4} \underset{\text{ஆல்கஹால்}}{RCH_2OH}$$

$$\underset{\text{கீட்டோன்}}{RCOR} \xrightarrow{LiAlH_4} \underset{\text{ஈரிணைய ஆல்கஹால்}}{RCHOHR}$$

$$\underset{\text{அமிலம்}}{RCOOH} \xrightarrow{LiAlH_4} \underset{\text{ஆல்கேன்}}{RCH_3} + 2H_2O$$

4. நீராற்பகுத்தல் : இது நீராற்பகுப்படைந்து ஹைட்ரஜனை வெளியிடுகிறது.

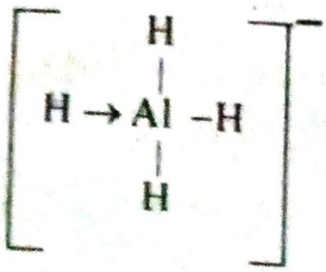
$$Li[AlH_4^-] + 2H_2O \longrightarrow LiAlO_2 + 4H_2$$

பயன்கள் :

1. கரிம மற்றும் கனிம சேர்மங்களை ஒடுக்கும் சிறந்த காரணியாக பயன்படுகிறது.
2. இது ஆல்டிஹைடுகளை ஆல்ஹாலாக ஒடுக்க பயன்படுகிறது.
3. இது அமிலங்களை அல்கேன்களாக ஒடுக்க பயன்படுகிறது.

அமைப்பு :

அலுமினியம் ஹைட்ஹைடு அயனியானது நான்முகி அமைப்பை கீழ்க்கண்டவாறு கொண்டுள்ளது.



2. சோடியம் போரோ ஹைட்ரைடு : $NaBH_4$

தயாரித்தல் :

1. டெட்ரா ஹைட்ரோப்யூரான் கரைப்பானில் மீத்தைல் போரேட்டை சோடியம் ஹைட்ரைடுடன் வினைபுரியச் செய்து தயாரிக்கலாம்.

$$4NaOH + \underset{\text{மீத்தைல் போரேட்}}{B(OCH_3)_3} \xrightarrow{LiAlH_4} 3CH_3ONa + NaBH_4$$

2. டைபோரேனுடன் சோடியம் ஹைட்ரைடு வினைபுரிந்து சோடியம் போரோ ஹைட்ரைடைத் தருகிறது.

$$2NaH + \underset{\text{டைபோரேன்}}{B_2H_6} \longrightarrow \underset{\text{சோடியம் போரோ ஹைட்ரைடு}}{2NaBH_4}$$

3. போரான் ட்ரை புளூரைடு, சோடியம் ஹைட்ரைடுடன் வினைபுரிந்து சோடியம் போரோஹைட்ரைடைத் தருகிறது.

$$BF_3 + 4NaOH \longrightarrow NaBH_4 + 3NaF$$

பயன்கள் :

1. டை போரேன் தயாரிப்பில் உதவுகிறது.

$$3NaBH_4 + 4BF_3 \longrightarrow \underset{\text{டைபோரேன்}}{B_2H_6} + 3NaBF_4$$

2. லித்தியம் போரோஹைட்ரைடைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

$$NaBH_4 + LiCl \xrightarrow{NaBH_4} LiBH_4 + NaCl$$

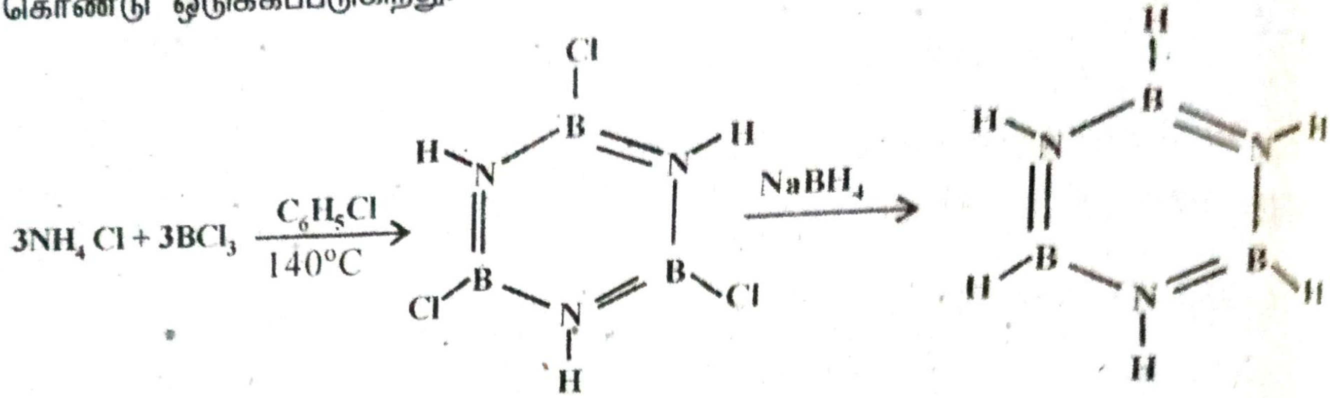
3. கரிம வேதியியலில் சிறந்த ஒடுக்கியாகப் பயன்படுகிறது.

$$\underset{\text{2 - பியூட்டேன்}}{CH_3 - CH_2 - CO - CH_3} \longrightarrow \underset{\text{2 - பியூட்டனால்}}{CH_3 - CH_2 - CHOH - CH_3}$$

3. போரசோல் (அ) போரசீன் : $B_3N_3H_6$

தயாரித்தல் :

அம்மோனியம் குளோரைடையும் போரான் டிரைகுளோரைடையும் வெப்பப்படுத்தி போரசோல் தயாரிக்கப்படுகிறது. பெறுதியாகக் கிடைக்கும் B-குளோரோ போரசீன், பாலிஈத்தரிலுள்ள சோடியம் போரோ ஹைட்ரைடு கொண்டு ஒடுக்கப்படுகிறது.



B, B, B - டிரை குளோரோ போராசீன் — போரசோல்

உயர்வெப்பநிலையில் அம்மோனியாவுடன் டைபோரேன் வினைபுரிந்து போரோசோலைத் தருகிறது.

2. லித்தியம் போரோஹைட்ரைடு மற்றும் ஆகியவற்றின் கலவையை 230°Cக்கு சூடு படுத்த 30% போரோசோல் உருவாகிறது.

$$3NH_4Cl + 3LiBH_4 \xrightarrow{230^\circ C} B_3H_3H_6 + 3LiCl + 9H_2$$

3. உயர் வெப்பநிலைகளில் போரசோல் நீராற் பகுப்படைந்து போரிக் அமிலத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$2B_2H_6 + 6NH_3 \longrightarrow \underset{\text{பெறுதி}}{3[B_2H_6.2NH_3]} \longrightarrow 2B_3N_3H_6 + 12H_2$$

பண்புகள் :

i. போரோசோல் ஒரு நிறமற்ற பாகுதன்மை கொண்ட எளிதில் அவியாகக் கூடிய நீர்மம்

ii. அப்படியே வைக்கப்பட்டால், போரசோல் மெதுவாகச் சிதைகிறது.

iii. உயர் வெப்ப நிலையில் போரோசோல் நீராற்பகுப்படைந்து போரிக் அமிலத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$B_3N_3H_6 + 9H_2O \longrightarrow 3H_3BO_3 + 3NH_3 + 3H_2\uparrow$$

கனிம பென்சீன் :

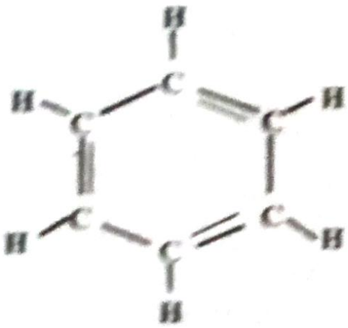
போரசீன் கனிம பென்சீன் என்று அழைக்கப்படுவதற்கான காரணங்கள் :

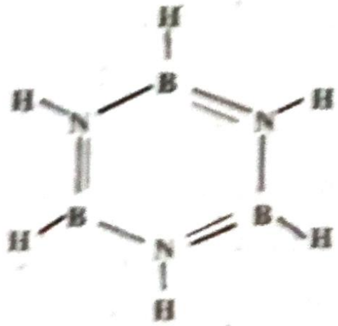
i. பென்சீனைப் போன்று போரசீன் ஆறு அணுக்களை கொண்ட வளையமாகும். அடுத்தடுத்த போரான் மற்றும் நைட்ரஜன் அணுக்களை வளையத்தில் கொண்டுள்ளது. பென்சீன் வளையத்தை போன்று ஒன்று விட்ட இரட்டைப் பிணைப்புகளைக் கொண்டுள்ளது.

ii. பென்சீனைப் போலவே போரசீன் HCl மற்றும் Br_2 முதலியவற்றுடன் பதிலீட்டு வினைகளைக் கொடுக்கிறது.

iii. பென்சீன் வளையம் கிராப்பைட் அடுக்கு அமைப்பைக் கொண்டிருப்பது போல போரசீன் வளையமும் BN அடுக்கு அமைப்பைக் கொண்டுள்ளது.

இருப்பினும் போரோசோல் அரோமேட்டிக் பண்பை கொண்டிருப்பதில்லை.


பென்சீன்


போரோசோல்

பயன்கள் :

i. போரோசோல் ஒரு சிறந்த கரைப்பானாக பயன்படுகிறது.

ii. போரோசோலிருந்து போரிக் அமிலம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

iii. போரோசோல் டைபோரான் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

iv. போரோசோல் கனிம பலபடிகள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

பல்கலைக்கழக வினாக்கள்

1. மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் கொள்கையின் அடிப்படை கருத்துக்கள் யாவை?
2. பிணைப்பு மற்றும் பிணைப்பு எதிர் ஆர்பிட்டால்கள் என்றால் என்ன? உதாரணம் கூறி விளக்குக.
3. பிணைப்பு மற்றும் பிணைப்பு எதிர் ஆர்பிட்டால்களுக்கு இடையேயான வேறுபாடுகளை எழுதுக.
4. பிணைபில்லா ஆர்பிட்டால்கள் என்றால் என்ன? உதாரணத்துடன் விளக்குக.
5. மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் கொள்கையின் அடிப்படையில் ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டாலின் அமைப்பை விளக்குக.
6. நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு மூலக்கூறு ஆர்பிட்டாலின் அமைப்பை வரைந்து அதன் காந்தப் பண்புகளை விளக்குக.
7. ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறின் மூலக்கூறு ஆர்பிட்டால் அமைப்பை வரைக. அதன் காந்தப் பண்புகளை விளக்குக.
8. பிணைப்பு எண் வரையறு.
9. நைட்ரஜன் மூலக்கூறுகளின் பிணைப்பு எண்ணை கணக்கிடுக.
10. ஹைட்ரைடுகள் என்றால் என்ன?
11. ஹைட்ரைடுகள் எவ்வாறு வகைப்படுத்தப்படுகின்றன.
12. அயனி ஹைட்ரேடுகள் என்றால் என்ன? உதாரணங்கள் தருக.
13. சகபிணைப்பு ஹைட்ரைடுகள் என்றால் என்ன? உதாரணங்கள் தருக.
14. உலோக ஹைட்ரைடுகள் என்றால் என்ன? உதாரணங்கள் தருக.
15. பலபடி ஹைட்ரைடுகள் என்றால் என்ன? உதாரணங்கள் தருக.
16. கீழ்க்கண்ட ஹைட்ரைடுகளை நீ எவ்வாறு தயாரிப்பாய். அ) லித்தியம் அலுமினியம் ஹைட்ரைடுகள், ஆ) சோடியம் போரோ ஹைட்ரைடுகள்
17. சோடியம் போரோ ஹைட்ரைடு எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? அதன் பயன்களை கூறுக.
18. லித்தியம் அலுமினியம் ஹைட்ரைடு எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? அதன் பயன்களை கூறுக.
19. போராசோல் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது?
20. போரசோல் பயன்களை எழுதுக.
21. போரசோல் ஓர் கனிம பென்சீன் என எதனால் அழைக்கப்படுகிறது?