வேதியியல்

(புகுமுக வகுப்புக்குரியது)

ஆசிரியர்கள்

T. முனியப்பன்

திருமதி R. முத்துலட்சுமி

தமிழ் வெளியீட்டுக் கழகம்

தமிழக அரசு

தமிழ் வெளியீட்டுக் கழக வரிசை எண்—156

வேதியியல்

(புகுமுக வகுப்புக்குரியது)

ஆசிரியர்கள்

T. முனியப்பன், எம்.ஏ., எம்.எஸ். (இல்லினாய்ஸ்),
முதல்வர்,
அரசினர் கலைக் கல்லூரி, கடலூர்.

திருமதி R. முத்துலட்சுமி, எம்.ஏ.,
வேதியியல் துணை விரிவுரையாளர்,
அரசினர் மகளிர் கல்லூரி,
மாயூரம்.

தமிழ் வெளியீட்டுக் கழகம்
தமிழக அரசு

First Edition— July, 1968
Reprint — April, 1969

B. T. P. No. 156

© Bureau of Tamil Publications

CHEMISTRY

T. MUNIYAPPAN AND
R. MUTHULAKSHMI

Price Rs. 7-00

Printed by :
Giridhar Art Printers,
17 & 19, Badrian Street,
Madras-1.

அணிந்துரை

(திரு இரா. நெடுஞ்செழியன், தமிழகக் கல்வி-தொழில் அமைச்சர்)

தமிழைக் கல்லூரிக் கல்வி மொழியாக ஆக்கி ஏழு ஆண்டுகள் ஆகிவிட்டன. தொடக்கத்தில் இருந்த இடர்ப்பாடு கள் மெல்ல மெல்ல மறைந்து வருகின்றன. நாடு முழுதும் பரந் துள்ள மாணவர்களின் ஆர்வம், 'தமிழிலேயே கற்பிப்போம்' என முன்வந்துள்ள கல்வி ஆசிரியர்களின் ஊக்கம், பிற பல துறைகளிலும் தொண்டு செய்வோர் இதற்கெனத் தந்த உழைப்பு, தங்கள் சிறப்புத் துறைகளில் நூல்கள் எழுதித் தர முன்வந்த நூலாசிரியர்கள் தொண்டுணர்ச்சி, இவற்றின் காரண மாக இத் திட்டம் நம்மிடையே மகிழ்ச்சியும், மன நிறைவும் தரத்தக்க வகையில் நடைபெற்று வருகிறது.

பல துறைகளில் பணிபுரியும் பேராசிரியர்கள் எத்தனையோ நெருக்கடிகளுக்கிடையே குறுகிய காலத்தில் அரிய முறையில் நூல்கள் எழுதித் தந்துள்ளனர்.

வரலாறு, அரசியல், உளவியல், பொருளாதாரம், புவியியல், வேதியியல், உயிரியல், வானியல், புள்ளியியல், தத்துவம் ஆகிய பல துறைகளில் தனி நூல்கள், மொழிபெயர்ப்பு நூல்கள் என்ற இருவகையிலும் தமிழ் வெளியீட்டுக் கழகம் நூல்களை வெளியிட்டு வருகிறது.

இவற்றுள் ஒன்றான **'வேதியியல்'** என்ற இந் நூல் தமிழ் வெளியீட்டுக் கழகத்தின் **156**ஆவது வெளியீடாகும். கல்லூரித் தமிழ்க் குழுவின் சார்பில் வெளியான **35** நூல்களையும் சேர்த்து இதுவரை **191** நூல்கள் வெளிவந்துள்ளன.

கணக்கிலடங்காத் தடைகளை எல்லாம் அகற்றித் தமிழன்னை கல்லூரிக் கலை மண்டபத்தில் கொலு வீற்றிருக் கிறாள். எனவே, இவ்வன்னையை வாழ்த்துவோமாக! உழைப்பின் வாரா உறுதிகள் இல்லை; ஆதலின், உழைத்து வெற்றி காண்போம். தமிழைப் பயிலும் மாணவர்கள் உலக மாணவர்களிடையே சிறந்த இடம் பெறவேண்டும்; அதுவே தமிழன்னையின் குறிக்கோளுமாகும். சென்னைப் பல்கலைக் கழகத் தின் பலவகை உதவிகளுக்கும் ஒத்துழைப்புக்கும் நம் மனம் கலந்த நன்றி உரித்தாகுக.

இரா. நெடுஞ்செழியன்.

பொருளடக்கம்

அனங்கக வேதியியல்

பக்கம்

1. அறிமுகம் ... 1

அறிவியல் முறை — வேதியியலின் முக்கியத்துவம் — வினாக்கள்.

2. பொருள் ... 4

பொருள் — அதனின் மூன்று நிலைகள் — பண்புகள் — பௌதிக, வேதிய மாறுதல்கள்; வேதிய மாற்றங்கள் ஏற்படத் தூண்டும் நிபந்தனைகள் — உடனிகழ்ச்சிகள் — வேதிய மாற்ற வகைகள் — சக்தியும் அதன் மாற்றங்களும் — வினாக்கள்.

3. தனிமம், சேர்மம், கலவை ... 15

தனிமங்கள் — கலவைகள் — சேர்மங்கள் — காற்று ஒரு கலவை—தெளியவைத்து இறுத்தல் —வடிகட்டுதல்—பதங்கமாதல் — காய்ச்சி வடித்தல் — படிகமாக்கிப் பகுத்தல் — வினாக்கள்.

4. ஹைட்ரஜன் ... 25

சோதனைச்சாலை, தொழிற்சாலை தயாரிப்பு முறைகள் — அவற்றின் குணங்கள் — பயன்கள் — கண்டறியும் சோதனைகள் — பலவித ஆக்ஸைடுகள்—வினாக்கள்.

5. நீர் ... 47

இயற்கை நீரைச் சுத்தம் செய்தல்—சோதனைச்சாலை, தொழிற்சாலை, வீடுகள் முதலியவற்றிற்குப் பயன்படும் நீர் — மென்னீர் — வன்னீர்—படிக நீர் — தூள் பூத்தல் — நீர்த்தல், அபூரித, பூரித, அதிபூரிதக் கரைசல்கள் — கரைதிறன் — அவற்றின் வரைபடம்—வினாக்கள்.

பக்கம்

6. **வேதிக் கூடுகையின் விதிகள்** ... 66

பொருள், சக்தி ஆகியவற்றின் அழியாத் தன்மை பற்றிய விதிகள் — வாயு சம்பந்தமான விதிகள் — டால்டனின் அணுக் கொள்கை — வினாக்கள்.

7. **அவாகாட்ரோ கற்பிதக் கொள்கை** ... 85

அணுக்களும் மூலக்கூறுகளும் — அவற்றின் எடைகள் — அவாகாட்ரோவின் கற்பிதக் கொள்கை — விக்டர் மேயர் முறையில் ஆவி அடர்த்தியை மதிப்பிடல் — எளிதில் ஆவியாகும் பொருளின் மூலக்கூறெடை — கிராம் மூலக் கூறெடை — கிராம் மூலக்கூறின் கன அளவு— அவாகாட்ரோவின் எண்—வினாக்கள்.

8. **குறியீடுகள்** ... 98

வாய்பாடுகள் — முற்றுரு வாய்பாடும் மூலக் கூறு வாய்பாடும் — மூலக்கூறு வாய்பாட்டின் அளவறி தன்மை — மூலங்கள் ; இணைதிறன் — சமன்பாடுகள் — அவற்றின் சம்பந்தமான கணக்குகள், சமான, அணு எடைகள் — அவற்றை மதிப்பிடும் முறைகள்—வினாக்கள்.

9. **அணுவின் அமைப்பு** ... 139

அதனின் மின்னியல்பு ; எலெக்ட்ரான்கள், புரோட்டான்கள், நியூட்ரான்கள் — ஓரிடத் தனிமங்கள் (ஐசோடோப்புகள்) ; அணு எடை — அணு நிறை — நிறை எண் ; இணைதிறனைப் பற்றிய மின்னணுக் கொள்கை—மின், சமவலு, ஈதல் பிணைப்புகள் — உதாரணங்கள் — முக்கிய தனிம வகைகளின் அணுக்களின் வெளிக் கோள எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு ; துருவ குண முள்ள, துருவ குணமில்லாப் பிணைப்புள்ள சேர்மங்களின் பண்புகள்—வினாக்கள்.

பக்கம்

10. மின்கடத்திகள் ... 156

பலவகை மின்கடத்திகள் — அயனிகளின் கொள்கை; காரங்கள்—அமிலங்கள்—உப்புகள் —இவற்றின் சமான எடைகள் — நடுநிலை யாக்கல்—தரம் பார்த்தல் — பருமனறி பகுப்பு முறை—வினாக்கள்.

11. உப்பீனிகள் குடும்பம் ... 187

குளோரின் — சோதனைச்சாலை, தொழிற்சாலை முறைகளில் தயாரித்தல் — குணங்கள் — பயன்கள்—ஹைட்ரஜன் குளோரைடும் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலமும்— சலவைத்தூள்: தயாரிப்பு முறை—பண்புகள்—பயன்கள்—வினாக்கள்.

12. ஆக்ஸிஜனேற்றமும் ஒடுக்கமும் ... 207

இவற்றின் மின்னணுக் கொள்கை—ஆக்ஸிஜனேற்ற இணைதிறன் எண்கள் — சேர்மங்களில் உள்ள தனிம அணுக்களின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களை மதிப்பிடல்; மெண்டலீஃபின் தனிமங்களின் வகையிடு—மாஸ்லேயின் விதியும் அணு எண்களும்—வினாக்கள்.

13. கந்தகம் ... 221

தொழிற்சாலை முறையில் தயாரிப்பு—புற வேற்றுருக்கள்—பண்புகள்; ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு, கந்தக டையாக்ஸைடு, கந்தக டிரையாக்ஸைடு, கந்தக அமிலம் பெருவாரியாகத் தயாரிக்கும் முறைகள்—குணங்கள்—பயன்கள்—வினாக்கள்.

14. வாயுமண்டலம் ... 255

நைட்ரஜன் — அம்மோனியாவை சோதனைச் சாலை, தொழில் முறைகளில் தயாரித்தல், குணங்கள், பயன்கள் — நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்தல் —ஹேபரின் முறை—வினாக்கள்.

15. பாஸ்பரஸ் ... 278

புறவேற்றுருக்கள் — தயாரிப்பு முறைகள் — பண்புகள்—பயன்கள்—பாஸ்பரஸின் ஆக்ஸைடுகள், குளோரைடுகள், அமிலங்கள்—வினாக்கள்.

பக்கம்

16. கார்பன் ... 289

புறவேற்றுருக்கள்—பலவித கரிகள்—கார்பன் மோனுக்ஸைடு, கார்பன் டையாக்ஸைடு—விஞக்கள்.

உலோகங்கள்

17. உலோகங்கள் ... 307

உலோக, அலோக வேற்றுமைகள்—உலோக இயல் — இளக்கிகள் — மிதப்புக் கசடுகள் — கனிமங்களை அடர்ப்பித்தல் — சோடியம் : தயாரிப்பு, பண்புகள், பயன்கள் — சோடியச் சேர்மங்கள் ; ஹைட்ராக்ஸைடு, கார்பனேட்டு, பைகார்பனேட்டு, குளோரைடு, தையோசல் பேட்டு—பொட்டாசியச் சேர்மங்கள்; பெர்மாங் னேட்டு, டைகுரோமேட்டு—விஞக்கள்.

18. மக்னீசியம் ... 329

மக்னீசியம், அலுமினியம்: தயாரிப்பு, பண்பு கள் — பயன்கள்—விஞக்கள்.

19. வெள்ளி ... 336

வெள்ளி, தாமிரம், பாதரஸம்—தயாரிப்பு—குணங்கள்—உபயோகங்கள்—விஞக்கள்.

20. இரும்பு ... 346

இரும்பின் வகைகள்:வார்ப்பிரும்பு,தேனிரும்பு, எஃகு, தொழில்முறை தயாரிப்பு—குணங்கள்—பயன்கள்—விஞக்கள்.

அங்கக வேதியியல்

21. அங்கக வேதியியல் ... 359

அங்கக, அனங்ககச் சேர்மங்களின் வேற்றுமை கள்—மீதேன், எத்திலின், அஸிடிலின் தயாரிப்பு முறைகள், குணங்கள், பயன்கள்—நொதித்தல், எதில் ஆல்கஹாலைத் தயாரிக்கும் முறைகள்—பண்புகள்—பயன்கள்—விஞக்கள்,

செய்முறை வேதியியல்

பக்கம்

22. செய்முறை வேதியியல் ... 376

I. புன்சன் அடுப்பு — II. பண்பறி பகுப்பு: கார்பனேட்டு, சல்பைடு, சல்பேட்டு, நைட்ரேட்டு, குளோரைடு, புரோமைடு, அயோடைடு முதலிய அமில மூலங்களைக் கண்டறியும் சோதனைகள்—உப்புமூல அயனிகளைக் கண்டறியும் சோதனைகள்—III. பருமனறி பகுப்பு; NaOH, Na_2CO_3, $KMnO_4$, HCl, H_2SO_4, $H_2C_2O_4$, $FeSO_4(NH_4)_2SO_4$ முதலிய சேர்மங்களைக் கரைசலில் தரமிட்டு மதிப்பிடுதல் — வினாக்கள் — VI. சமான எடை அட்டவணை.

பிற்சேர்க்கை

அணுஎடை இணைதிறன் அட்டவணை ... 426

சில முக்கிய வாயுக்களைக் கண்டறிய உதவும் சோதனைகள் ... 427

கலைச்சொல் அகராதி ... 429

அனங்கக வேதியியல்
(Inorganic Chemistry)

1. அறிமுகம்

அறிவியல் வளர்ச்சியும் கண்டுபிடிப்புகளும் நாளுக்கு நாள் அதிகரித்துக்கொண்டே வருவதால், அறிவியலைப் பல பிரிவு களாகப் பிரிக்கவேண்டியது மிக அவசியமாகிறது. ஒவ்வொரு பிரிவையும் ஒருவகை அறிவியல் பெட்டகம் எனக் கூறலாம். இவ்வகைப் பெட்டகங்களில் ஒன்றுதான் வேதியியல். இஃது உலகிலுள்ள பல்வகைப் பொருள்களைப்பற்றிய இயல்புகளையும் உண்மைகளையும் தன்னுள் கொண்டதாக விளங்குகின்றது. இந் நூல் பொருள்களின் அமைப்பைப்பற்றியும், பொருள்களின் குணங்களுக்கும் அவற்றின் அமைப்பிற்கும் உள்ள உறவு பற்றியும், ஒரு பொருள் மற்றொன்ருக மாற்றப்படுவதற்கு அவசியமானதும் சாதகமானதுமான சூழ்நிலைகளைப்பற்றியும் விவாதிக்கின்றது. வேதியியல் மிக விரிவானதொன்ருக இருப்ப தால் அஃது மேலும் பல பிரிவுகளாகப் பிரிக்கப்பட்டிருக் கின்றது. அவைகளில் சில:

அங்கக இரசாயனம் (Organic Chemistry),

அனங்கக இரசாயனம் (Inorganic Chemistry),

பௌதிக இரசாயனம் (Physical Chemistry),

உயிர் இரசாயனம் (Biochemistry).

அறிவியல் முறைகள்

அறிவியல் உண்மைகளை ஒரு விஞ்ஞானி ஒழுங்குபடுத்தியும் உறுதிப்படுத்தியும் கூறும் முறையே அறிவியல் முறை எனப் படுகிறது. இம் முறை, அறிவியல் துறையில் மட்டுமன்றி, வாணிபம், சட்டம், அரசாங்கம், கூட்டுறவு, அகில உலக உறவு முறைகள் போன்ற பல்வேறு துறைகளுக்கும் பயன்படக் கூடிய விலை மதிப்பற்றதொன்ருகும். விஞ்ஞானி முதலில்

சம்பந்தப்பட்ட பொருளைப்பற்றிய உண்மைகளைச் சேகரிக்கிருன். இவ்வுண்மைகளைச் சோதனைகள் பல நிகழ்த்தியும் அநுபவரீதியாகவும் பெறுகின்ருன். அதன் பிறகு ஓர் உத்தேசமான கற்பிதக் கொள்கைமூலம் (hypothesis) கண்டு பிடித்த உண்மைகளை ஒழுங்குபடுத்திக் கூறுகின்ருன். இவ் உத்தேசமான நியதி பல சோதனைகளின்மூலம் சரிபார்க்கப் படுகின்றது. சோதனைகளின் முடிவுகள் உத்தேசமான நியதிக்குச் சாதகமானவைகளாக இருந்தால் இக் கற்பிதக் கொள்கையை ஏற்றுக்கொள்கிருர்கள். இக் கொள்கை யானது காலத்தின் சோதனைகளாலும் பரிசோதனை முடிவுகளாலும் சரியானதென்று நிரூபிக்கப்படவேண்டும். மேலும், இக் கொள்கைக்கு யாதொரு விதிவிலக்கும் காணப் படாவிட்டால் அக் கொள்கையே விதி (law) என்று அழைக்கப் படுகின்றது. எனவே, அறிவியல் மொழியில் விதி எனப்படுவது எண்ணற்ற சோதனைகளின் முடிவுகளைச் சுருக்கமாகவும் பொது வாகவும் கூறுவதொன்ருகும். அறிவியலில் நிலையானதென்று எதுவும் இல்லை. காலப்போக்கில் விதிகள் மாற்றப்படுவதும் கைவிடப்படுவதும் சாதாரண நிகழ்ச்சிகளேயாகும்.

இரசாயனத்தின் முக்கியத்துவம்

நாம் வாழ்ந்துகொண்டிருப்பது, பொதுவாகக் கூறினுல் அறிவியல் யுகம்; குறிப்பாகக் கூறினுல் அணு யுகம். அதில் வேதியியல் எல்லாவற்றிற்கும் அடிப்படையானதொன்ருகும். வேதியியல் நமது வாழ்விற்கும், மனித சமுதாயத்தின் நாகரீகத்திற்கும், உலக முன்னேற்றத்திற்கும் இன்றியமையாத தொன்ருகும். அன்ருட வாழ்க்கையில் வீட்டிலோ, அலுவலகத்திலோ, வயல்வெளியிலோ, சாலையிலோ, தொழிற்சாலையிலோ, எங்குப் பார்த்தாலும் நம்மைச் சுற்றி இருக்கும் பொருள்களில் வேதியியலின் முத்திரையைக் காண்கிருேம். மருத்துவர்களுக்கு மருந்துகளையும், கிருமி நாசினிகளையும், உழவர்களுக்கு உரங்களையும் பூச்சிகளைக் கொல்லும் மருந்துகளையும், தொழில் புரிவோருக்குப் பல்வகைச் சாயங்களையும், காகிதம், செலுலாய்ட் (celluloid), பிளாஸ்டிக் (plastic), ரப்பர் (rubber), செயற்கை நூல்கள் (synthetic fibres), செயற்கைத் தோல்கள் (synthetic leather) போன்ற பண்டங்களையும், பொறியியல் வல்லுநருக்குச் சிமெண்ட், எஃகு போன்ற கட்டடம் கட்டுவதற்குரிய பொருள்களையும், மின்சார வசதிக்காகத் தாமிரத்தையும், விமானம், கார்கள் போன்ற வற்றின் பாகங்கள் செய்யப் பயன்படும் உலோகக் கலவை களையும் தர, வேதியியலே வழிகள் வகுக்கின்றது. சமாதான

காலத்திற்குமட்டுமன்றிப் போர்க் காலத்திற்கும் இரசாயன இயல் இன்றியமையாத சாதனங்களைக் கொடுக்கின்றது. வெடி மருந்துகள், வெடி குண்டுகள், நச்சு வாயுக்கள் போன்றவைகளை வேதியியலே வழங்கி வருகின்றது. சுருங்கக் கூறுமிடத்து, வேதியியல் இன்றேல் இன்றைய நாகரீக உலகம் நடைபெறுதென்றே திட்டமாகத் துணிந்து கூறலாம்.

வேதியியல் மனித சமுதாயத்தின் முன்னேற்றத்திற்கும் உலக சமாதானத்திற்கும் பெருமளவு காரணமாயிருந்திருக்கிற தென்பதில் யாதோர் ஐயமும் இல்லை.

வினு

(1) விஞ்ஞான முறை, கற்பிதக் கொள்கை, கோட்பாட்டு விதி இவற்றைப்பற்றிச் சிறு குறிப்பு எழுதுக.

2. பொருள்
(Matter)

பொருள்களை ஒளி, வெப்பம், மின்சாரம் முதலியவைகளால் பாதிக்கும்படி செய்யுங்கால் ஏற்படும் மாறுதல்களைப்பற்றியும், ஒரு பொருள் அதிக அல்லது குறைந்த வெப்ப நிலையில் மற்றொரு பொருளோடு சேரும்போது உண்டாகும் மாறுதல்களைப் பற்றியும் இந்த அத்தியாயத்தில் காண்போம்.

பொருளின் தன்மையை முதன்முதல் உணர்ந்து அறிந்து வெளியிட்டவர் இராபர்ட் பாயில் (Robert Boyle) என்ற விஞ்ஞானி. இனி, பொருள் என்றால் என்னவென்று பார்ப்போம்.

பொருள்

உலகில் பலவகைப் பொருள்கள் உண்டு. (உ-ம்) சர்க்கரை, இரும்பு, கண்ணாடி. ஒவ்வொரு பொருளுக்கும் அதனைக் கண்டறியக்கூடிய பல பண்புகள் உண்டு. நிறம், வாசனை, அடர்த்தி, சுவை, நீரில் கரைதிறன், வெப்பம் கடத்தும் திறன் போன்றவை சில பண்புகளாகும். பொருள்கள் அமைப்பில் (composition) மாறுபட்டிருப்பதால் அவைகள் பல்வேறு குணங்களைக் கொண்டுள்ளன. எல்லாப் பொருள்களும் இடத்தை அடைத்துக்கொள்ளும் தன்மையையும் நிறையையும் (mass) பெற்றுள்ளன. பொருள்கள் வேதிய மாற்றங்கள் அடையும் போது அவற்றின் அமைப்பு மாறுபடும்; ஆனால், அதனுடைய மொத்த நிறையில் மாற்றம் ஏற்படாது. ஆகவே, வேதிய முறைகளால் ஒரு பொருளை மற்றொரு பொருளாக மாற்றலாம்; ஆனால், அதை அழித்துவிட முடியாது. ஐன்ஸ்டீன் (Eienstein) என்ற அறிவியல் நிபுணர் பொருளைச் சக்தியாகவும் (energy),

சக்தியைப் பொருளாக்வும் மாற்றலாம் என்ற உண்மையைக் கண்டுபிடித்தார். இதன் விளைவே தற்கால அணுயுகத்திற்கு ஆதரவாய் இருந்தது.

ஓரினமான அல்லது சமச்சீராக (homogeneous) உள்ள ஒன்றைப் பொருள் அல்லது பண்டம் (substance) என்கிறோம். உதாரணமாக, பாதரசம், ஆக்ஸிஜன், நீர், சமையல் உப்பு போன்றவை பண்டங்களாகும்.

பொருளின் மூன்று நிலைகள்

ஒரு பொருளானது திட, திரவ, வாயு நிலைகளில் இருக்கும் தன்மையுடையதாக இருக்கின்றது. (உ-ம்) நீர், பனிக்கட்டி, நீராவி போன்ற மூன்று நிலைகளிலும் தண்ணீரானது இருக்கின்றது. சாதாரண வெப்ப நிலையிலும் காற்றின் அழுத்தத் திலும் நீரானது திரவ வடிவில் இருக்கின்றது. நீரைக் குளிர்ச்சியடையச் செய்தால், பனிக்கட்டியாய் திடப் பொருளாக மாறுகிறது. நீரைக் கொதிக்கவைத்தால் ஆவியாகி வாயுநிலையை அடைகின்றது. இதேபோல் கரியமில வாயுவாகிய கார்பன் டைஆக்ஸைடும் திட திரவ நிலைகளில் இருப்பதனை நாம் அறிவோம். அழுத்த நிலையில் இருக்கும் கரியமில வாயுவைக் குளிர்ச்சியடையச் செய்தால் திரவமாக மாறுகின்றது. இதை மேலும் குளிர்ச்சியடையச் செய்வதன்மூலம் திடப் பொருளாக மாற்ற முடியும். திடப் பொருளாக மாற்றப்பட்ட கார்பன் டைஆக்ஸைடு (carbon dioxide) வரட்டுப்பனிக்கட்டி (dry ice) எனப்படுகிறது. இது உருகி திரவ நிலையை அடையாமலே ஆவி யாய் மாறும் தன்மையுடையதாய் இருத்தலால் இவ்வாறு அழைக் கப்படுகின்றது. மேற்கூறிய உதாரணங்களிலிருந்து ஒரு பொருள் வைக்கப்பட்டிருக்கும் சூழ்நிலையில் மாறுதல்கள் ஏற்படுத்து வதன்மூலம் அந்தப் பொருளை ஒரு நிலையிலிருந்து மற்றொரு நிலைக்கு மாற்ற முடியும் என்பதனை அறிகிறோம். இதைத் திட, திரவ, வாயுநிலை மாற்றம் (change of state) என்கிறோம்.

பொருளின் குணங்கள்

ஒரு பொருளின் குணங்கள் எனப்படுபவை அந்தப் பொருளுக்கே உரித்தான அல்லது அதனது சிறப்புக் குணங்க ளாக இருக்கவேண்டும். இத்தகைய குணங்களின்மூலம் அவற்றைக் கொண்டுள்ள பண்டங்கள் யாதென அறிவது சாத்தியமாகும். பண்டங்களின் குணங்களை பௌதிக குணங் கள் (Physical Properties), இரசாயன குணங்கள் (Chemical Properties) என இரு வகையாகப் பிரிக்கலாம்.

பௌதிக குணங்கள்

ஒரு பொருள் இருக்கும் நிலை (physical state), அதன் நிறம், கரைதிறன் (solubility), மணம் (odour), சுவை, கொதிநிலை (boiling point), உறைநிலை (freezing point), அடர்த்தி (density) போன்றவை அதன் பௌதிக குணங்களாகும்.

வேதி குணங்கள்

ஒரு பொருளானது ஒளி, வெப்பம், மின்சாரம் போன்றவைகளால் பாதிக்கப்படும்பொழுது ஏற்படும் மாறுதல்களையும், ஒரு பொருள் மற்றொரு பொருளுடன் சேரும்பொழுது உண்டாகும் மாறுதல்களையும் குறிப்பவைகளே வேதி குணங்கள் எனப்படும்.

பௌதிக, வேதி மாற்றங்கள்

பௌதிக மாற்றம் (Physical Change)

(புதிதான) வேறு பொருள் உண்டாகாமல் தற்காலிகமாக ஏற்படும் குண பேதங்களுக்கு அல்லது மாற்றங்களுக்கு பௌதிக மாற்றம் எனப் பெயர். பௌதிக மாற்றம் ஏற்படும் பொழுது ஒரு பண்டத்தின் ஒருசில பௌதிக குணங்களே மாறுமேயன்றிப் புதிதான பொருள் எதுவும் உண்டாவதில்லை. பௌதிக மாற்றத்திற்குக் காரணமான சாதனத்தை அல்லது சூழ்நிலையை நீக்கிவிட்டால் முதலிலிருந்த பொருளே மீண்டும் பெறப்படுகின்றது. ஆகவே, பௌதிக மாற்றம் தற்காலிக மானதும் (திரும்பித் தன்னிலை) மீளும் (reversible) தன்மை யுடையதாகவும் இருக்கின்றது. (உ-ம்) (1) சிறிதளவு நீரை எடுத்துக் காய்ச்சினால் அது கொதித்து நீராவியாக மாறி விடுகிறது. நீராவியைக் குளிரச் செய்தால் முதலில் நீராகவும், பின்பு இன்னுமதிகமாகக் குளிரச் செய்தால் பனிக்கட்டியாக வும் மாறிவிடுகிறது. வாயு வடிவத்திலுள்ள நீராவியைக் குளிரச் செய்தாலும் திட வடிவத்திலுள்ள பனிக்கட்டியைச் சூடு செய்தாலும் முதலில் எடுத்துக்கொண்ட நீர் கிடைக்கிறது. (2) ஒரு பிளாட்டினக் கம்பியை புன்ஸன் அடுப்புச் சுடரில் சூடேற்றினால் அது வெண்ணிற ஒளியுடன் பிரகாசிக்கும். அடுப்பிலிருந்து அதை எடுத்துவிட்டால், உடனே பிரகாசம் நீங்கி முன்போல் ஆகிவிடும். (3) சாதாரண இரும்புத் துண்டிற்குக் காந்தக் கவர்ச்சி கிடையாது. ஆனால், அது ஒரு காந்தத் துண்டுடன் ஒட்டியிருக்குமேயானால், அந்நிலையிலுள்ள இரும்புத் துண்டிற்கு மற்ற இரும்புத் துண்டுகளை இழுக்கும்

சக்தி தற்காலிகமாக உண்டாகிறது. ஆனால், காந்தத்தை விட்டு அது எடுக்கப்பட்டவுடன் அதனிடமிருந்த சக்தி போய்விடும். (4) நம் வீடுகளிலுள்ள மின் விளக்கின் உள்ளிருக்கும் டங்ஸ்டன் (tungsten) இழை மின்சாரம் பாய்ச்சியவுடன் பிரகாசமாக எரிகிறது. விளக்கை அணைத்தவுடன் மின்சாரம் விளக்கினுள் பாய்வது நிறுத்தப்பட்டு, டங்ஸ்டன் இழை முன்பிருந்த நிலையையே அடைகிறது. (5) உப்பை நீரில் கலந்தால் உப்புக் கரைசல் கிடைக்கிறது. இக் கரைசலைக் காய்ச்சி வடித்தால் மறுபடியும் உப்பையும் நீரையும் வேறாகப் பெறலாம்.

வேதி மாற்றம் (Chemical Change)

ஒரு பொருள் வேறு குணங்களை அடைந்து வேறொரு புதிய பொருளாக மாறும்பொழுது வேதி மாற்றம் ஏற்படுவதாகக் கூறுகிறோம். வேதி மாற்றத்தினால் பண்டங்களின் பௌதிக, இரசாயன குணங்கள் நிரந்தரமாக மாறுதலடைகின்றன. இம் மாறுதல் பௌதிக மாற்றத்தைப் போல முன்பிருந்த நிலைக்கு மீளும் தன்மையுடையதன்று. மாறுதலுக்குக் காரணமான சூழ்நிலை அல்லது சாதனத்தை அகற்றுவதன்மூலம் முதலி லிருந்த பொருளை மீண்டும் பெற முடியாது. இக் காரணங்களால் வேதி மாறுதல் பௌதிக மாறுதலுக்கு முற்றிலும் நேர் மாறானது என்று தெரியவரும். (உ-ம்) (1) இரும்பையும் கந்தகத்தையும் சேர்த்துக் காய்ச்சினால் ஃபெரஸ் சல்ஃபைடு (Ferrous Sulphide) என்ற புதியதொரு சேர்மம் கிடைக்கிறது. (2) மக்னீசிய உலோக நாடாவை (Magnesium Ribbon) எரித்தால் மக்னீசிய ஆக்ஸைடு (Magnesium Oxide) என்ற புதுச் சேர்மம் உண்டாகிறது. (3) ஒரு மெழுகுவர்த்தி எரியும் பொழுது மெழுகு, கார்பன் டைஆக்ஸைடாகவும் நீராகவும் மாற்றப்படுகிறது. (4) கந்தகத்தை எரித்தால் கந்தக டைஆக்ஸைடு (sulphur dioxide) என்ற புதுப் பண்டம் கிடைக்கிறது. (5) அமிலங் கலந்த நீரானது மின்சாரத்தின் உதவியால் மின்னாற்பகுப்பு முறையின் (Electrolysis) மூலம் ஆக்ஸிஜனாகவும் ஹைட்ரஜனாகவும் பிரிக்கப்படுகிறது.

மேற்கூறிய உதாரணங்கள் எல்லாவற்றிலும் முற்றிலும் புதிய பண்டங்களே உண்டாக்கப்படுகின்றன ; பழைய பொருள் களைத் திரும்பவும் பெற முடியாதபடி, மாற்றம் நிரந்தரமாய் இருக்கிறது. ஆகையால், இவைகள் வேதி மாற்றங்கள் எனப்படும்.

இரசாயன மாற்றம் நடைபெறத் தூண்டும் நிபந்தனைகள் (Conditions to Effect a Chemical Change)

இரசாயன மாற்றங்கள் அநேகமாக இரசாயன வினைகளால் தொடரப்படுகின்றன. இரசாயன மாற்றங்கள் ஏற்படவும் அவைகளை ஒழுங்குபடுத்தவும் சில சூழ்நிலைகள் ஏற்றவையாக இருக்கின்றன. அவை (a) வெப்பம், (b) ஒளி, (c) மின்சாரம், (d) நெருக்கமான பரிசம் (close contact), (e) கிரியா ஊக்கி (catalyst) முதலியனவாகும்.

(a) வெப்பம்

வெப்பம் இரசாயனக் கவர்ச்சியை உண்டாக்கவும், அதிகரிக்கவும், அகற்றவும் பயன்படுகிறது. (உ-ம்) (1) பொட்டாசியம் குளோரேட்டு (potassium chlorate) என்ற உப்பைச் சோதனைக்குழாயில் போட்டுச் சூடேற்றினால் ஆக்ஸிஜன் (oxygen) வாயு வெளிவருகிறது. சோதனைக் குழாயில் பொட்டாசியம் குளோரைடு (potassium chloride) தங்கிவிடுகிறது. (2) அதேபோல் பாதரச ஆக்ஸைடை சோதனைக் குழாயில் போட்டுச் சூடேற்றினால் அது பாதரசமாக வும் ஆக்ஸிஜனாகவும் பிரிக்கப்படுகின்றது. மேற்கூறியவற்றில் வெப்பம் இரசாயனக் கவர்ச்சியை அழிக்கப் பயன்படுகிறது. (3) மக்னீசிய உலோக நாடாவை எரித்தால், அது ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து மக்னீசியம் ஆக்ஸைடாக (magnesium oxide) மாறுகின்றது. (4) அதேபோல் கந்தகமும் ஆக்ஸிஜனும் சேர்ந்து எரியும்பொழுது கந்தக டைஆக்ஸைடு என்ற சேர்மம் உண்டாகிறது. இயற்கையிலேயே மக்னீசியத்திற்கும் ஆக்ஸிஜனுக்கும், கந்தகத்திற்கும் ஆக்ஸிஜனுக்கும் இரசாயனக் கவர்ச்சி இருப்பினும், இரசாயன வினை உண்டாவதற்கு மக்னீசியமும் கந்தகமும் அதன் தன் எரிநிலைக்குக் கொண்டுவரப்படவேண்டும். இதற்கு வெப்பம் தேவை.

(b) ஒளி

(1) குளோரின் வாயுவும், ஹைட்ரஜன் வாயுவும் சேர்ந்த கலவையைச் சூரிய ஒளியில் காண்பித்தால் அவை இரண்டும் சேர்ந்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடு (Hydrogen Chloride) என்ற சேர்மம் உண்டாகிறது. (2) புகைப்படம் பிடிக்கும்பொழுது புகைப்படப் பெட்டிக்குள் செல்லும் ஒளி, பெட்டியின் பின் புறத்திலுள்ள கண்ணாடியில் பூசப்பட்டிருக்கும் இரசாயனப் பொருளாகிய வெள்ளி புரோமைடில் (Silver Bromide) வேதி

மாற்றத்தை உண்டாக்குகிறது. இம் மாற்றத்தின் பயனுகப் படங்களைப் பிடிக்கின்றோம். இதில் ஒளி, வேதி மாற்றத்திற்குத் தூண்டுகோலாக இருக்கிறது என்பதை இந்த உதாரணங்கள் விளக்குகின்றன.

(c) மின்சாரம்

நீரை மின் பகுப்பு முறையில் ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் என்ற இரண்டு வாயுக்களாகப் பிரிக்கலாம். ஆக்ஸிஜன், ஹைட்ரஜன் சேர்ந்த கலவையை மின்சாரப் பொறியினுல் (spark) நீராகச் செய்யலாம். எனவே, இங்கு மின்சாரம் இரசாயனக் கவர்ச்சியை நீக்கப் பயன்படுகிறது.

(d) நெருக்கமான பரிசம்

(1) சோடியம் பைகார்பனேட்டு (sodium bicarbonate) என்ற உப்பையும், டார்ட்டாரிக் அமிலத்தையும் (Tartaric acid) கலந்தால் யாதொரு வினையும் ஏற்படுவதில்லை. இக் கலவையின் மேல் நீரை ஊற்றினுல் கார்பன் டைஆக்ஸைடு (carbon dioxide) வாயு வெளிவருகிறது. இப் பொருள்கள் நீரில் கரைந்ததனுல் இவற்றின் மூலக்கூறுகள் நெருக்கமாக இருந்து வேதி மாற்றம் அடைகின்றன. இங்கே நெருக்கமான பரிசம் இரசாயன வினைக்கு உதவுகிறது.

(2) சோடியத்தை நீரில் போட்டவுடன் துரிதமான வேதி வினை ஏற்பட்டு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடும் (sodium hydroxide) ஹைட்ரஜன் வாயுவும் உண்டாகின்றன. பாதரசத்தையும் அயோடினையும் கல்வத்தில் (mortar) போட்டுக் குழவியால் (pestle) அழுத்தித் தேய்த்தால் அப் பொருள்கள் ஒன்று சேர்ந்து பாதரச அயோடைடாக மாறும். அழுத்துதல் அல்லது அரைத்தலின்மூலம் நெருக்கமான பரிசம் ஏற்பட்டு இரசாயன மாற்றம் ஏற்படுகிறது.

(e) கிரியா ஊக்கி (Catalyst)

பொட்டாசியம் குளோரேட்டிலிருந்து ஆக்ஸிஜனைத் தயாரிக்க அதை வெகுநேரம் சூடேற்ற வேண்டும். ஆனுல், அதனுடன் மங்கனீசு டைஆக்ஸைடைச் சேர்த்துக் காய்ச்சினுல் மிகவும் குறைந்த வெப்ப நிலையிலேயே ஆக்ஸிஜன் வெகு வேகமாக வெளிவருகிறது. இதில் மங்கனீசு டைஆக்ஸைடு எந்த வித இரசாயன மாறுதலையும் அடைவதில்லை. வேதி மாற்றத்தை ஊக்குவிக்க மங்கனீசு டைஆக்ஸைடு பயன்

படுவதால் அதற்குக் கிரியா ஊக்கி என்று பெயர். கிரியா ஊக்கி வினையின் இறுதியில் எவ்வித இரசாயன மாறுதலும் அடைவதில்லை.

வேதி மாற்றத்துடன் ஏற்படும் உடன் நிகழ்ச்சிகள்
(Accompaniments of a Chemical Change)

ஓர் இரசாயன வினை நடக்கும்பொழுது அதனுடன் வெப்பம், ஒளி, மின்சாரம், ஒலி, நிற மாறுதல் போன்ற நிகழ்ச்சிகளும் ஏற்படுகின்றன.

(a) வெப்பம்

மக்னீசிய நாடா ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து எரியும் பொழுது பிரகாசமான ஒளி உண்டாவதையும் அதிக அளவு வெப்ப சக்தி வெளியிடப்படுவதையும் நாம் காண்கிறோம். வெப்ப சக்தி வெளிப்படும் இரசாயன வினைகளுக்கு வெப்பம் வெளிவிடும் வினை (Exothermic Reaction) என்று பெயர். ஆனால், நைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் அதிக அளவு வெப்பத்தை உள் வாங்கிக்கொண்டு சேருவதால் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது. இது வெப்பம் உட்கொள்ளும் வினை (Endothermic Reaction) எனப்படும்.

(b) ஒலி

ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் சேர்ந்து நீராகும்பொழுது பலத்த சப்தம் உண்டாவதைக் கேட்கலாம்.

(c) நிறமாற்றம்

இலேசான மஞ்சள் நிறமுள்ள ஃபெர்ரிக் குளோரைடு (Ferric Chloride) கரைசலுடன் அம்மோனியம் தயோசயனேட்டுக் (Ammonium Thiocyanate) கரைசலைச் சேர்த்தால் இரத்தச் சிவப்பு நிறத்துடன் கூடிய இரும்பு தயோசயனேட்டு (Ferric Thiocyanate) உண்டாகிறது. இதன்மூலம் இரசாயன வினைகளைத் தொடர்ந்து நிறமாறுதல் உண்டாகிறது என்பதனை அறிகிறோம்.

(d) மின்சாரம்

டேனியல் மின்கலத்தில் நீர்த்த கந்தக அமிலத்தினுள் வைக்கப்பட்டிருக்கும் துத்தநாகத் தகட்டையும் தாமிர சல்ஃபேட்டுக் கரைசலிலிருக்கும் தாமிரத் தகட்டையும் ஓர்

உலோகக் கம்பியால் இணைத்தால் அதனுள் மின்சாரம் பாய்வதை மின்சாரமானியின்மூலம் அறியலாம்.

வேதி மாற்ற வகைகள்

இரசாயன வினைகள் பல வகைப்படும். அவை பின் வருமாறு :

(1) **கூடுகை அல்லது தொகுப்பு முறை** (Combination or Synthesis)

இரண்டோ அல்லது இரண்டிற்கு மேற்பட்ட பொருள்களோ ஒன்றோடொன்று இணையும்பொழுது ஒரு புதிய சேர்மம் உண்டானால் அது கூடுகை இரசாயன வினை எனப்படும்.

(உ-ம்) ஹைட்ரஜன் + குளோரின் $\xrightarrow{\text{ஒளி}}$ ஹைட்ரஜன் குளோரைடு ↑ ↑

Hydrogen + Chlorine $\xrightarrow{\text{light}}$ Hydrogen Chloride ↑ ↑

இரும்பு + கந்தகம் $\xrightarrow{\triangle}$ ஃபெரஸ் சல்ஃபைடு

Iron + Sulphur $\xrightarrow{\triangle}$ Ferrous Sulphide

ஹைட்ரஜன் + ஆக்ஸிஜன் ⟶ நீர்
Hydrogen + Oxygen ⟶ Water

(2) **முறிவு அல்லது சிதைவு** (Decomposition)

ஓர் இரசாயனச் சேர்மம் ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட வித்தியாசமான பல பொருள்களாக முறிக்கப்படும் முறை, சிதைவு இரசாயன வினை எனப்படும்.

(உ-ம்) (a) மெர்குரிக் ஆக்ஸைடு $\xrightarrow{\triangle}$ மெர்குரி + ஆக்ஸிஜன் ↑

Mercuric Oxide $\xrightarrow{\triangle}$ Mercury + Oxygen ↑

(b) அமிலம் கலந்த நீர் $\xrightarrow{\text{மின்சாரம்}}$ ஹைட்ரஜன் ↑ + ஆக்ஸிஜன் ↑

Acid + Water ⟶ Hydrogen ↑ + Oxygen ↑

(3) **இரட்டைச் சிதைவு** (Double decomposition)

இரண்டு சேர்மங்கள் ஒன்றோடொன்று இணைந்து வினை புரியும்பொழுது ஒரு சேர்மத்தின் உலோகப் பகுதியானது மற்றொரு சேர்மத்தின் அலோகப் பகுதியுடன் இணைய நேரிட்டால் அம் முறை இரட்டைச் சிதைவு எனப்படும். இம் முறையில் இரண்டு சேர்மங்களின் கூறுகள் அல்லது உட்பகுதிகள் பரிவர்த்தனம் (exchange) செய்துகொள்ளுகின்றன.

(உ-ம்) (a) கால்ஸியம் குளோரைடு + சோடியம் கார்பனேட்டு → சோடியம் குளோரைடு + கால்ஸியம் கார்பனேட்டு ↓

Calcium Chloride + Sodium Carbonate → Sodium Chloride + Calcium Carbonate ↓

(b) பேரியம் குளோரைடு + பொட்டாசியம் குரோமேட்டு → பேரியம் குரோமேட்டு ↓ + பொட்டாசியம் குளோரைடு

Barium Chloride + Potassium Chromate → Barium Chromate ↓ + Potassium Chloride

(c) சோடியம் குளோரைடு + சில்வர் நைட்ரேட்டு → சில்வர் குளோரைடு ↓ + சோடியம் நைட்ரேட்டு

Sodium Chloride + Silver Nitrate → Silver Chloride ↓ + Sodium Nitrate

(4) **இடப்பெயர்ச்சி** (Displacement)

இவ்வகையான வேதிய வினைகளில் ஒரு தனிமமானது மற்றொரு தனிமத்தை அதன் சேர்மத்திலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

(உ-ம்) (a) துத்தநாகம் + தாமிர சல்ஃபேட்டுக் கரைசல் → துத்தநாக சல்ஃபேட்டுக் கரைசல் + தாமிரம் ↓

Zinc + Copper Sulphate Solution → Zinc Sulphate Solution + Copper ↓

(b) குளோரின் வாயு + பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசல் ⟶ பொட்டாசியம் குளோரைடு + அயோடின் ↓

Chlorine gas + Potassium Iodide Solution ⟶ Potassium Chloride Solution + Iodine ↓

(5) **நீராற் பகுத்தல்** (Hydrolysis)

இதுவும் ஒருவகைச் சிறப்பு இரட்டைச் சிதைவு வினையே யாகும். இவ்வகை வினைகளில் வினைபுரியும் சேர்மங்கள் இரண்டில் ஒன்று எப்பொழுதும் நீராகவே இருக்கும்.

(a) பாஸ்பரஸ் டிரைகுளோரைடு + நீர் ⟶ பாஸ்பரஸ் அமிலம் + ஹைட்ரஜன் குளோரைடு.

Phosphorus Trichloride + Water ⟶ Phosphoric Acid + Hydrogen Chloride

(b) பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு + நீர் ⟶ பாஸ்பரஸ் அமிலம் + ஹைட்ரஜன் குளோரைடு

Phosphorus Pentaoxide + Water ⟶ Phosphorous Acid + Hydrogen Chloride

(6) **மின்னாற் பகுத்தல்** (Electrolysis)

அமிலங் கலந்த நீரில் நேர் மின்சாரத்தைச் செலுத்தினால் சேர்மப் பொருளான நீர், அதன் கூறுகளாகிய ஆக்ஸிஜனாகவும் ஹைட்ரஜனாகவும் பிரிக்கப்படுகிறது.

சக்தி (Energy)

வேலை செய்யப் பயன்படும் திறனை அல்லது ஆற்றலைச் சக்தி என்று கூறுகிறோம். வேலை செய்யும் எல்லாப் பொருள் களுக்கும் வெவ்வேறான சக்தி தேவையாக இருக்கிறது. எல்லாப் பொருள்களும் சக்தியைத் தன்னுள் கொண்டவை யாகவே இருக்கின்றன. இரசாயன மாற்றங்கள் ஏற்படுவதற்கும் பொருள்களுள் இருக்கும் சக்தியே காரணமாயிருக்கிறது. ஒரு பொருள் மற்றொரு பொருளாக மாற்றப்படும்பொழுது அப் பொருளினுள் புதைந்திருக்கும் சக்திகளிலும் மாற்றம் ஏற்படு கின்றது. சக்தியை இரண்டு வகையாகப் பிரிக்கலாம். ஒன்று,

நிலைச் சக்தி (Potential Energy) : மற்றொன்று, இயங்கு சக்தி (Kinetic Energy). ஒரு பொருளில் வெளிப்படையாகத் தெரியா மல் மறைந்துள்ள சக்தி, நிலைச் சக்தியாகும். இந்தச் சக்தி வெளிப்பட்டு வேலை செய்யப் பயன்படும்பொழுது அது இயங்கு சக்தியாக மாறிவிடுகிறது. சக்தி பல வகைப்படும். அவை வெப்ப சக்தி, ஒளிச்சக்தி, ஒலிச் சக்தி, இயந்திர சக்தி, மின்சார சக்தி, காந்த சக்தி போன்றவையாகும். வேதி சக்தியும் ஒரு வகைச் சக்தியேயாகும். தீக்குச்சியில் உள்ள மருந்தில் இரசாயன சக்தியே இருக்கின்றது. சாதாரண இரசாயன மாற்றங்களின் மூலம் சக்தியை உண்டாக்கவோ அழிக்கவோ முடியாது. ஆனால், ஒரு சக்தியை மற்றொரு சக்தியாக மாற்றுவது சாத்தியமாகும். இத் தன்மைக்குச் சக்தி மாற்றம் (Transformation of Energy) என்று பெயர். பொருள்களினுள் மறைந்திருக்கும் சக்தி சில சமயங்களில் வேலைக்குப் பயன் படுத்தக் கிடைக்காமல் போகலாம். நிலக்கரி எரியும்பொழுது இரசாயன சக்தி வெப்ப சக்தியாக மாற்றப்படுகிறது. மின் கலங்களில் இரசாயன சக்தி மின் சக்தியாக மாற்றப்படுகிறது.

வினாக்கள்

(1) பௌதிக மாறுதலுக்கும் வேதி மாறுதலுக்கும் உள்ள வேறுபாடுகளைத் தக்க உதாரணங்களுடன் விளக்குக.

(2) வேதி மாற்றம் நிகழ்வதற்குத் தேவையான சாதனங் களை உதாரணங்களுடன் விளக்குக.

(3) வேதி மாற்றங்களின் வகைகளைக் கூறி ஒவ் வொன்றுக்கும் இரண்டு உதாரணங்கள் தருக.

(4) கந்தகம், மெழுகு இவை ஒவ்வொன்றும் அடையக் கூடிய பௌதிக மாற்றம் ஒன்றையும், வேதி மாற்றம் ஒன்றை யும் விவரிக்க.

3. தனிமம், சேர்மம், கலவை

இவ்வுலகில் காணப்படும் பொருள்களைத் தனிமம், சேர்மம், கலவை என்று மூன்று வகையாகப் பிரிக்கலாம்.

தனிமங்கள் (Elements)

'சிறிதளவுகூடக் கலப்பில்லாத எப் பொருளும் எவ்விதத்தி லாவது வேறு பொருளாகப் பிரிக்கப்படுமாயின் அதை நான் மூலப்பொருள் என்றாவது தனிமம் என்றாவது ஒருபொழுதும் கருதமாட்டேன்' என்று இராபர்ட் பாயில் கூறியிருக்கிறார்.

எந்தப் பொருளை எவ்வித இரசாயன முறையினாலும் அதனினும் எளிதான பொருளாகப் பிரிக்க முடியாதோ அப் பொருள் தனிமம் எனப்படும். இரசாயன முறைப்படி பிரிக்கப் பட்ட பொருள்களில் கடைசியாக நிலையாக நிற்கும் பொருளே தனிமம் ஆகும். நமக்குத் தெரிந்த வரையில் எதில் ஒரு பொருளே காணப்படுகிறதோ அதுவே தனிமம் என்று கூறலாம். தனிமமானது திட, திரவ நிலைகளிலும் வாயு நிலைகளிலும் இருக்கும் தன்மையுடையதாகும். உதாரணமாக, இரும்பு திட நிலையிலுள்ள ஒரு தனிமம் ஆகும். பாதரசம் திரவ நிலையிலும், ஆக்ஸிஜன் வாயு நிலையிலும் உள்ள தனிமங்களுக்கு உதாரணங்களாகும். தனிமங்களை உலோகங்கள், அலோகங்கள் என இரண்டு வகையாகப் பிரிக்கலாம். இரும்பு, வெள்ளி, தங்கம், தாமிரம், துத்தநாகம் போன்றவை உலோகங்களாகும். குளோரின், ஹைட்ரஜன், நைட்ரஜன், கந்தகம் போன்றவை அலோகங்களாகும். தனிமங்களின் மொத்த எண்ணிக்கை (யுரேனியத்திற்குப் பின் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட தனிமங்கள்

னங்கலாக) 92 ஆகும். சமீப காலத்தில் இன்னும் சுமார் பத்துத் தனிமங்களை விஞ்ஞானிகள் கண்டுபிடித்திருக்கிறார்கள்.

கலவைகள் (Mixtures)

இரண்டு அல்லது இரண்டிற்கும் மேற்பட்ட பண்டங்கள் ஒன்றோடொன்று வேதி மாற்றமின்றிக் கலக்கப்படுவதன்மூலம் கிடைப்பதற்குக் கலவை என்று பெயர். கலக்கப்படும் பண்டங்கள் சேர்மங்களாகவோ அல்லது தனிமங்களாகவோ இருக்கலாம். மணலையும் உப்பையும் கலப்பதன்மூலம் கிடைக்கும் கலவையானது இரண்டு சேர்மங்களின் கலவை யாகும். இரும்பையும் கந்தகத்தையும் கலப்பதனால் கிடைக்கும் கலவை இரண்டு தனிமங்களின் கலவையாகும்.

உப்பையும் மணலையும் சேர்த்து எவ்வளவு நன்றாக அரைத்தாலும் அவைகள் தனித்தனியே இருப்பதைச் சாதாரண மாகக் காணலாம். அப்படிக் காணமுடியாத சமயத்தில் நுண் பெருக்கியைக் (Microscope) கொண்டு அவைகளை வெவ்வேறாகக் காணலாம். இரும்பு கந்தகக் கலவையைச் சோதித்துப் பார்த்தால் கந்தகத் துகள்களையும் இரும்புத் துகள்களையும் வெவ் வேறாகக் காணலாம். இதன்மூலம் கலப்புப் பொருள்கள் பல்லின மானவை, சமச்சீரற்றவை (heterogeneous) என்று அறிகிறோம். மேற்கூறிய கலவைகளில் உப்பையும் மணலையும் எந்த அளவிலும் சேர்த்து ஒரு கலவையாக ஆக்கலாம். அதேபோல் இரும்புப் பொடியையும் கந்தகத் தூளையும் பல விகிதங்களில் கலக்கலாம். கலவைப் பொருள்களின் குணங்கள் கலக்கப் பட்ட பொருள்களின் குணங்களையும் விகிதங்களையும் ஒத்து இருக்கும். சான்று: இரும்பு-கந்தகக் கலவையின் நிறம், இரும்பின் நிறத்திற்கும் கந்தகத்தின் நிறத்திற்கும் இடையான நிலையில் இருக்கும். கந்தகம் அதிகமாக இருந்தால் மஞ்சள் நிறம் மிகையாக இருக்கும். இரும்பு அதிகமாக இருந்தால் சாம்பல் நிறம் மேலோடி நிற்கும்.

மேலும், ஒரு கலவையின் கூறுகளைக் கைச்சாதனங்கள் கொண்டு எளிதிற் பிரித்துவிடலாம். இரும்பு-கந்தகக் கலவையி லிருந்து இரும்புத் துகள்களை ஒரு காந்தத் துண்டின்மூலம் பிரித்துவிடலாம். அதேபோல் கந்தகத் துகள்களை கார்பன் டைசல்பைடு (carbon disulphide) என்ற கரைப்பானின்மூலம் கரைத்துப் பிரித்துவிடலாம். கலவையிலுள்ள கந்தகம் மட்டுமே கார்பன் டைசல்பைடில் (carbon disulphide) கரையும்; இரும்புத் துகள் கரையாது. கலவைகள் தயாரிக்கப்படும்

பொழுது எவ்விதமான இரசாயன வினைமாற்றமும் நடைபெறுவதில்லை. வெப்பம், ஒளி, மின்சாரம் போன்ற எந்தச் சக்தியும் உடன் தோன்றுவதில்லை.

சேர்மங்கள் (Compounds)

இரண்டோ அல்லது இரண்டிற்கும் மேற்பட்ட தனிமங்களோ இணைந்து இரசாயன வினை புரியும்பொழுது உண்டாகும் முற்றிலும் புதிய பொருள்களுக்குச் சேர்மம் என்று பெயர். (உ-ம்) ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் சேருவதன் மூலம் நீர் கிடைக்கிறது. ஆக்ஸிஜனும் கரியும் சேரும்பொழுது கார்பன் டைஆக்ஸைடு (carbon dioxide) கிடைக்கிறது. இரும்பும் கந்தகமும் சேர்ந்த கலவை சூடுபடுத்தப்படும்பொழுது ஃபெரஸ் சல்ஃபைடு (ferrous sulphide) கிடைக்கிறது. நீர், கார்பன் டைஆக்ஸடு, ஃபெரஸ் சல்ஃபைடு போன்றவை சேர்மங்களாகும். இவையெல்லாம் ஒரே இயல்புள்ள ஓரினப் பொருள்களாகும். ஃபெரஸ் சல்ஃபைடிலுள்ள ஒவ்வொரு துகளும் அந்தச் சேர்மமாகவே இருக்கும். சேர்மங்களின் குணங்கள் அவற்றின் மூலப்பொருள்களின் குணங்களிலிருந்து முற்றிலும் மாறுபட்டவையாக இருக்கும். உதாரணமாக, நீரின் குணங்கள் வாயு வடிவத்திலிருக்கும் அதன் மூலப்பொருள்களான ஆக்ஸிஜன், ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்றின் குணங்களிலிருந்து முற்றிலும் மாறுபட்டவையாக இருக்கும். மேலும் ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் ஒன்றுசேர்ந்து நீராகும்பொழுது ஒரு குறிப்பிட்ட (definite) அளவிலேயே சேரும். அதாவது, ஒரு கிராம் எடையுள்ள ஹைட்ரஜன் 8 கிராம் எடையுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன்தான் சேரும். 55·84 கிராம் எடையுள்ள இரும்பு 32·07 கிராம் எடையுள்ள கந்தகத்துடன்தான் எப்பொழுதும் இணையும். ஆகையால், சேர்மங்களிலுள்ள தனிமங்கள் ஒரு திட்டமான விகிதத்திலேயே சேர்ந்திருக்கும் என அறிகிறோம். இரசாயன மாறுதலடையும்போதும் இவ் விகிதப்படியேதான் அவை இணையும். ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் சேர்ந்து நீராகும்பொழுது அதிக அளவு வெப்பம் வெளிப்படுவதுடன் பலத்த சப்தம் உண்டாவதையும் உணர்கிறோம். ஆகையால், ஒரு சேர்மத்தின் உற்பத்தி ஓர் இரசாயன வினையின்மூலமே சாத்தியமாகும். வெளியிலிருந்து மின்சார சக்தியை அமிலங் கலந்த நீரில் பாய்ச்சுவதன் மூலம்தான் நீரை, ஹைட்ரஜனாகவும் ஆக்ஸிஜனாகவும் பிரிக்க முடியும். மேற்கூறியவற்றிலிருந்து நீர் ஒரு சேர்மமேயன்றிக் கலவையன்று என்புதைத் தெளிவாக அறிகிறோம்.

கலவைக்கும் சேர்மத்துக்கும் உள்ள வித்தியாசங்கள்

	கலவை	சேர்மம்
1.	குணங்கள் : அதன் கூறுகளின் (constituents) குணங்களை ஒத்திருக்கும்.	குணங்கள் : அதன் கூறுகளின் குணங்களிலிருந்து முற்றிலும் மாறுபட்டதாக இருக்கும்.
2.	வெவ்வேறு இயல்புடையது; சமச்சீரற்றது (heterogeneous); பல்படித்தானது.	எப் பாகமும் ஓரியல்புடையது; ஓரினமானது; சமச்சீருடையது (homogeneous).
3.	கூறுகளை எளிதில் கைச்சாதனங்களின் உதவியால் பிரித்துவிடலாம்.	கூறுகளைக் கைச்சாதனங்களின் உதவியால் பிரிக்க முடியாது.
4.	தயாரிக்கப்படும்பொழுது வெப்பம், ஒளி, அல்லது வேறு எந்தச் சக்தி மாற்றமும் நிகழ்வதில்லை.	சேர்மம் உண்டாகும்பொழுது சாதாரணமாகச் சக்தி மாற்றங்கள் நிகழ்கின்றன.
5.	கூறுகளை எந்த அளவிலும் சேர்த்துக் கலவையாக மாற்றமுடியும்.	கூறுகளை ஒரு திட்டமான குறிப்பிட்ட அளவில் சேர்ப்பதன் மூலமே சேர்மங்களை உண்டாக்க இயலும்.
6.	இதற்கென்று தனியாகமாறாத பௌதிகநிலை எண்கள் (physical constants) கிடையா. கூறுகளின் பௌதிகநிலையைப் பொறுத்தே கலவையினுடையதும் இருக்கும்.	சேர்மமானது தனக்கே உரித்தான உருகுநிலை, கொதிநிலை போன்ற மாறாத பௌதிக நிலை எண்களைக் கொண்டுள்ளது.

காற்று ஒரு கலவையேயன்றிச் சேர்மம் அன்று

பொருளின் ஒவ்வொரு பாகமும் ஒரே விதமான குணங்கள் கொண்டிருந்தால், அந்தப் பொருளை ஒரே இயல்புடையது என்று

கூறுகிறோம். எல்லா இரசாயனச் சேர்மங்களும் இவ்வினத்தைச் சேர்ந்தவையே. ஆனால், இவ்வினத்தைச் சேர்ந்த எல்லாப் பொருள்களும் இரசாயனச் சேர்மமாகமாட்டா. (உ-ம்) காற்று ஒரே இயல்புள்ளதாகத் தோன்றினாலும், அதில் கலந்துள்ள நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் போன்ற வாயுக்களின் குணங்களைக் கொண்டதாகவே இருக்கிறது. காற்றை நீருக்குள் செலுத்தினால் ஆக்ஸிஜனைவிட நைட்ரஜன் அதிகமாகக் கரைவதைக் காண்கிறோம்.

புன்ஸன் (Bunsen) என்பவர் காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனின் அளவு இடத்திற்குத் தக்கபடி 20·97-லிருந்து 20·84 சதவிகிதம் வரை வியாபித்திருப்பதைக் கண்டார். பல இடங்களில் காணப்படும் ஒரே பொருளின் எடை மாறுபட்டிருக்குமேயானால் அது சேர்மமன்று; கலவையேயாகும்.

நைட்ரஜனையும் ஆக்ஸிஜனையும் தேவையான அளவு கலப்பதன்மூலம் செயற்கை முறையில் காற்றைத் தயாரிக்கும் பொழுது எந்தவிதமான சக்தி விரையமும் தோற்றமும் நிகழ்வதில்லை. இதிலிருந்து சேர்மம் எதுவும் உண்டாகவில்லை என்பதை நன்கு அறிகிறோம்.

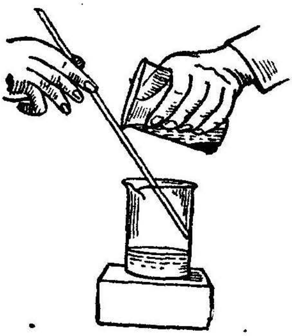
காற்றை வியாபிக்கச் செய்தல் முறையின்மூலமும் திரவமாக்கப்பட்ட காற்றை பின்னக் காய்ச்சி வடிப்பதன் மூலமும் காற்றிலுள்ள பல கூறுகளைப் பிரிப்பது சாத்தியமாகும். காய்ச்சி வடித்தலின்போது நைட்ரஜன் ஆக்ஸிஜனுக்கு முன்னால் குறைந்த வெப்பநிலையில் கொள்கலத்தில் (receiver) வந்து இறங்குவதைக் காண்கிறோம். காற்றிலுள்ள நைட்ரஜன் ஆக்ஸிஜன் ஆகியவற்றின் அளவுகள் ஒரு குறிப்பிட்ட தனியான விகிதத்தில் இல்லை. மேலே கண்ட பல சோதனைகளாலும் காரணங்களாலும் காற்று ஒரு கலவைதான் ; சேர்மம் அன்று என்பதை நிரூபிக்கலாம்.

பொருள்களைத் தூய்மைப்படுத்தவும் கலவையின் கூறுகளைப் பிரித்தெடுக்கவும் பரிசோதனைச் சாலையில் கையாளப்படும் எளிய முறைகள்

தெளியவைத்து இறுத்தல் (Decantation)

ஒரு கலவையில் திடப்பொருளும் திரவமும் கலந்திருக்குமேயானால், தெளியவைத்து இறுத்தலின் மூலம் திடப்பொருளைத்

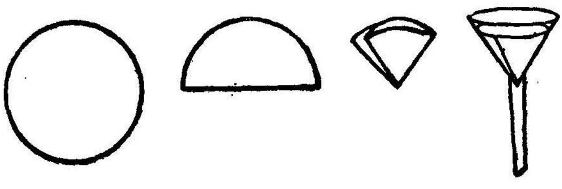
திரவத்தினின்று பிரித்துவிடலாம். உதாரணமாக, கொதிக்கும் நீரில் காப்பித்தூளையோ அல்லது தேயிலைத்தூளையோ போட்டுக் காப்பியோ அல்லது தேயிலை பானமோ தயாரிக்கிறோம். தூளைப் போட்டவுடன் ஒரு கரண்டியால் நன்றாகக் கலக்கி மூடிவைத்துவிட வேண்டும். பின் சிறிது நேரம் கழிந்து பார்த்தால் திடப்பொருளான காப்பித் தூளோ அல்லது தேயிலைத் தூளோ அடியில் படிந்திருக்கும். பிறகு தெளிந்த மேல் திரவத்தை இறுத்துவிடலாம். அடியில் வண்டல் தங்கி நிற்கும். இம் முறைக்குத் தெளியவைத்து இறுத்தல் எனப் பெயர்.



படம் 1
தெளியவைத்து இறுத்தல்

வடிகட்டுதல் (Filtration)

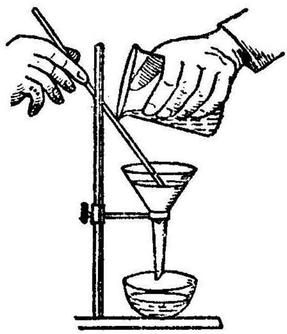
நீரிலோ அல்லது வேறு எந்தத் திரவத்திலோ கரையாமல் இருக்கும் பொருள்களைப் பிரித்தெடுக்கும் முறைக்கு வடிகட்டுதல் என்று பெயர். இம் முறையும் திடப்பொருளிலிருந்து திரவத்தைப் பிரிப்பதற்கே பயன்படுகிறது. திரவத்தைப் போக விட்டுத் திடப்பொருளைமட்டும் தங்கச் செய்யும் ஒரு வடிகட்டும் கருவி வடிகட்டுதலுக்குப் பயன்படுகிறது. வடிகட்டுதலுக்குச் சாதாரணமாக வடிதாள்தான் உபயோகிக்கப்படுகிறது. படத்தில் காட்டியபடி ஒரு புனலை வடிதாங்கியில் வைக்கவும்.



படம் 2
வடிதாளை மடிக்கும் விதம்

வட்டமாய் இருக்கும் வடிதாளைச் சமமாய் மடித்து மறுபடியும் மத்திய பாகத்தில் நேர்கோணம் ஏற்படும்படி மடிக்கவும். அதைக் கூம்பு உருவமாக வரும்படி பிரிக்க, ஒரு பக்கத்தில் மூன்று அடுக்குகளும் மற்றொரு பக்கத்தில் ஓர் அடுக்கும் காணப்படும்.

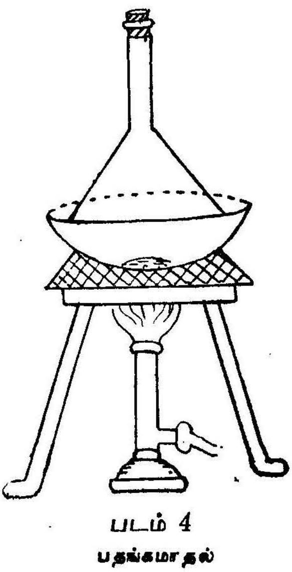
அதைக் கண்ணாடிப் புனலில் வைத்து, கழுவு சீசாவில் உள்ள நீரின் உதவிகொண்டு நனைத்து, வடிதாள் புனலில் நன்ருகப் படிந்து ஒட்டிக்கொள்ளும்படி செய்யவும். ஒரு கண்ணாடி முகவையைப் புனலுக்கடியில் வடிநீர் விழும்படி வைக்கவும். படத்தில் காட்டியிருப்பதுபோல் புனலின் பக்கத்தில் ஒரு கண்ணாடிக் கோலைத் தொட்டு நிற்கும்படி செய்து, அக் கண்ணாடிக் கோலின் வழியாகச் செல்லும்படி வடிகட்ட வேண்டிய திரவத்தை ஊற்றவும். முகவையில் விழுந்து தேங்கியிருக்கும் திரவம் தெளிவானதாக இருக்கும். இதற்கு வடிநீர் (filtrate) என்று பெயர். வடிதாளில் தங்கியிருக்கும் திடப்பொருளானது வண்டல் அல்லது கசடு (residue) எனப்படும். கடைசியாகச் சிறிது காய்ச்சி வடித்த நீர் (distilled water) கொண்டு வடிதாளிலிருக்கும் வண்டலை (கசடை) நன்ருகக் கழுவி வடித்துவிடவும்.



படம் 3
வடிகட்டுதல்

பதங்கமாதல் (Sublimation)

சில திடப்பொருள்களைச் சூடேற்றிப் பதங்கமாக்கி சுத்தம் செய்யலாம். அப்பொருள்கள் உருகித் திரவமாக மாறி, பின் கொதித்து ஆவியாக மாருமல் திடநிலையிலிருந்து இரசாயன மாறுதலில்லாமல் நேரே ஆவியாகி, மறுபடியும் திடப்பொருளாகக் குளிர்ந்த பாகத்தில் படிந்துவிடும். (உ-ம்) கற்பூரம் (camphor), அயோடின் (iodine). இம்முறைக்குப் பதங்கமாதல் என்று பெயர்.



படம் 4
பதங்கமாதல்

தூய்மைப்படுத்த வேண்டிய திடப்பொருளைப் பீங்கான் கிண்ணத்தில் வைத்து, அதன்மேல் ஒரு கண்ணாடிப் புனலை (funnel) படத்தில் காட்டியபடி மூடி, புனலின் குழாய்ப் பகுதியின் நுனியை இலேசாகப் பஞ்சால் மூடவும். உதாரணமாக,

சாதாரண உப்பையும் நவச்சார உப்பையும் (ammonium chloride) பிரிக்கவேண்டும் என்றால், இக் கலவையைக் கீழ்ப் பீங்கான் கிண்ணத்தில் வைக்கவும். பின் படத்தில் காட்டியதுபோல் சூடேற்றவும். நவச்சார உப்பு ஆவியாகி மேலே மூடியுள்ள புனலின் மேல்பாகங்களில் ஒட்டிக்கொண்டு தங்கிவிடுகிறது. கீழ்க் கிண்ணத்தில் சமையல் உப்பு (sodium chloride or common salt) தங்கிவிடுகிறது. இவ்வாறு இந்த இரண்டு உப்புகளையும் பதங்கமாதல் முறையில் பிரிக்கலாம்.

காய்ச்சி வடித்தல் (Distillation)

கரைசலிலிருக்கும் கரை(ந்த)பொருளையும் (solute) கரைப்பானையும் (solvent) பிரிக்கும் முறைக்குக் காய்ச்சிவடித்தல் எனப் பெயர்.

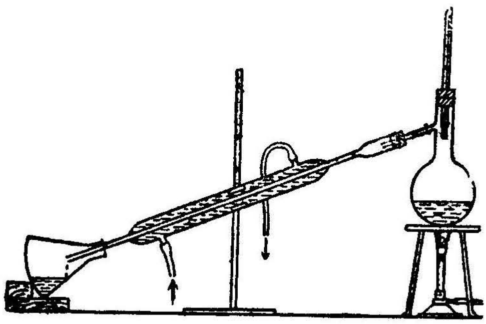
இம் முறையின்மூலம் ஒரு கரைசலிலிருந்து கரை பொருளையும் கரைப்பானையும் தனித்தனியாகப் பிரித்து விடலாம். (இரண்டு திரவங்களின் கலவையிலிருந்து) திரவங்களைத் தனித்தனியே பிரித்தெடுப்பதற்கும் இம் முறை பயன் படும். ஆனால், இரண்டு திரவங்களின் கொதிநிலைகளுக்கும் உள்ள வித்தியாசம் கணிசமான அளவு இருந்தாலன்றி, இம் முறையின் மூலம் இரண்டு திரவங்களைப் பிரிப்பது கடினமாக இருக்கும்.

இம் முறைக்கு வேண்டிய முக்கியச் சாதனங்கள் மூன்று. வடித்தல் குடுவை (distilling flask), லீபிக் குளிர்கலம் (Liebig condenser), கொள்கலம் (receiver).

வடித்தல் குடுவையின் பக்கக் குழாயை ஒரு தக்கையைக் கொண்டு படத்தில் காட்டியபடி லீபிக் குளிர்கலத்துடன் இணைக்கவும். குளிர்கலத்தின் கீழ்நோக்கிய நுனியைக் கொள்கலத்தினுள் இருக்கும்படி செய்யவும். குளிர்கலத்தின் உட்குழாய் குளிரும்பொருட்டு வெளிக்குழாயின் வழியாக நீரைப் படத்தில் காட்டியபடி செலுத்திக்கொண்டிருக்க வேண்டும். வடித்தல் குடுவையில் கரைசலையோ அல்லது திரவக் கலவையையோ ஊற்றிய பிறகு, அதன் வாயை அடைப்பானால் அடைத்துச் சூடு செய்யவும் (பல திரவக் கலவைகளை பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல்மூலம் பிரிக்க, அத் தக்கையில் ஒரு வெப்பமானியைப் பொருத்தி உபயோகிக்க வேண்டும்). குடுவையிலுள்ள கரைசல் கொதித்தவுடன், திரவம் ஆவியாக மாறும்.

அவ் ஆவி லீபிக் குளிர்கலத்தால் குளிர்விக்கப்பட்டுக் கொள்கலத்தில் திரவமாக வந்திறங்கும்.

திரவத்தின் கொதிநிலை மிக அதிகமாக இருந்தால், லீபிக் குளிர்கலத்திற்குப் பதிலாக ஒரு நீளமான கண்ணாடிக் குழாயை உபயோகப்படுத்தலாம். இதில் காற்றே வாயுவைக் குளிரச் செய்வதால் இது காற்றுக் குளிரி (air condenser) என அழைக்கப்படுகின்றது. இரண்டு திரவங்களின் கொதி



படம் 5

பகுத்துக் காய்ச்சி வடித்தல்

நிலைகளும் ஒன்றுக்கொன்று அருகிலிருந்தால், முதலில் வெளிச் செல்லும் திரவத்தின் ஆவியுடன் ஓரளவு இரண்டாவது திரவத்தின் ஆவியும் கலந்து சென்றுவிடும். இதைத் தடுப்பதற்கு பின்னப்படுத்தும் சாதனத்தை (fractionating column) உபயோகப்படுத்த வேண்டும். இதன்மூலம் இரண்டு திரவங்களும் தனித்தனியே ஒன்றன்பின் ஒன்றாகக் கொள்கலத்தில் சேகரமாகிறது. இதற்கு பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் முறை (fractional distillation) என்று பெயர்.

வினாக்கள்

(1) இலக்கணம் கூறி வகைக்கு இரண்டு உதாரணங்கள் கொடுக்கவும்: தனிமம், கலவை, சேர்மம்.

(2) கலவைகளுக்கும் சேர்மங்களுக்கும் உள்ள வித்தியாசங்களைக் கூறுக.

(3) நீர், காற்று இவை கூட்டுப் பொருள்களா அல்லது கலவைப் பொருள்களா? உன் விடைக்குத் தகுந்த காரணங்கள் தருக.

(4) பின்வரும் கலவைகளைப் பிரிக்க நீ கையாளும் முறைகளைக் கூறுக.

(a) தேங்காய் எண்ணெய் + நீர்; (b) உப்பு + மரத்தூள்; (c) அயோடின் + மணல்; (d) இரும்புத் தூள் + கந்தகம் + சாதாரண உப்பு; (e) வெடியுப்பு + சாதாரண உப்பு; (f) இரும்புத் தூள் + கந்தகம்; (g) ஆல்கஹால் + நீர்.

(5) சிறு குறிப்பு வரைக: (a) பதங்கமாதல், (b) தெளிய வைத்து இறுத்தல், (c) காய்ச்சி வடித்தல், (d) பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல்.

4. ஹைட்ரஜன்

(Hydrogen)

சரித்திரம்

காவெண்டிஷ் (Cavendish) என்பவர் 1766ஆம் ஆண்டு இவ் வாயுவைத் தயார் செய்து, இதனுடைய சிறப்பியல்புகளேயும் இது ஒரு தனிமம் என்பதையும் முதல் முறையாக நிரூபித்தார்; மேலும், அவர் நீர்த்த அமிலங்கள் துத்தநாகத்துடனே, இரும் புடனே, வெள்ளீயத்துடனே கலக்கும்பொழுது இவ் வாயு உண்டாகிறது என்று கண்டார். லெவாய்சியர் (Lavoisier), பல பரிசோதனைகளின் பயனாக இதற்கு ஹைட்ரஜன் அல்லது நீரை உண்டாக்கும் வாயு என்று பெயரிட்டார்.

கிடைக்குமிடம்

இயற்கையில் தனிம நிலையில் மிகக் குறைந்த அளவிலேயே இது வியாபித்திருக்கிறது. எரிமலையிலிருந்து வரும் வாயுக் களிலும், மண்ணெண்ணெய் தயாரிக்கும்பொழுது பூமியிலிருந்து வெளிவரும் இயற்கை வாயுவிலும் இது காணப்படுகிறது. நிறமாலைகாட்டியைக் (spectroscope) கொண்டு சோதனை செய்ததில், இவ் வாயு சூரியனிலும் வியாபித்திருப்பதாகத் தெரிகிறது. சேர்மங்களில் இதுதான் அதிக அளவில் காணப் படுகிறது. நீரின் எடையில் ஒன்பது பாகத்தில் ஒரு பாகம் இவ் வாயுவே. அமிலங்களிலும் காரங்களிலும் ஹைட்ரஜன் இருக்கிறது.

தயார் செய்யும் முறைகள்

இவ் வாயுவை (1) நீரிலிருந்தும், (2) அமிலங்களிலிருந்தும் (3) காரங்களிலிருந்தும் தயாரிக்கலாம்.

(1) நீரிலிருந்து தயாரிக்கும் முறைகள்

குளிர்ச்சியான நீரானது சோடியம், பொட்டாசியம், கால்சியம் ஆகியவற்றுடன் வெகு வீரியத்துடன் வினைபுரிகிறது. இவ் வினையின் மற்றோர் உற்பத்திப் பொருளானது, எடுத்துக் கொண்ட உலோகத்தின் ஹைட்ராக்ஸைடு.

சோடியம் + நீர் ⟶ சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு + ஹைட்ரஜன் ↑

$$2\,Na + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,NaOH + H_2\uparrow$$

பொட்டாசியம் + நீர் ⟶ பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு + ஹைட்ரஜன் ↑

$$2\,K + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,KOH + H_2\uparrow$$

பொட்டாசியம் சோடியத்தைக் காட்டிலும் நீருடன் அதிக வீரியத்துடனும், சோடியம் கால்சியத்தைக் காட்டிலும் அதிக வீரியத்துடனும் வினை புரிகிறது. பொட்டாசியம் நீருடன் ஹைட்ரஜனை மிக்க வீரியத்துடன் விலக்குவதால், இவ் வாயு பொட்டாசியத்துடன் கலந்து சிவப்பு நிறத்துடன் எரியும். இவ் வீரியத்தைத் தணிக்கப் பொட்டாசியத்திற்குப் பதிலாகப் பொட்டாசியம் இரசக் கலவையை (potassium amalgam) நீருடன் சேர்த்து வினைப்படுத்தலாம். இரசக் கலவை என்பது பாதரசமும் உலோகமும் சேர்ந்த ஒரு கரைசலாகும்.

சூடு நீரிலிருந்து

அலுமினியம், மக்னீசியம், துத்தநாகம்-தாமிரம் ஜோடி (zinc-copper couple) ஆகியவை சுடுநீருடன் வினைபுரியும் போது ஹைட்ரஜன் உற்பத்தியாகிறது. தாமிரமும் துத்தநாகமும் சேர்ந்த ஜோடியை நாம் துத்தநாக-தாமிர ஜோடி (couple) எனக் கூறுகிறோம்.

$$அலுமினியம் + நீர் \xrightarrow{\Delta} அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைட் + ஹைட்ரஜன்$$

$$2 Al + 6 H_2O \xrightarrow{\Delta} 2 Al(OH)_3 + 3 H_2 \uparrow$$

$$மக்னீசியம் + நீர் \xrightarrow{\Delta} மக்னீசியம் ஹைட்ராக்ஸைட் + ஹைட்ரஜன்$$

$$Mg + 2 H_2O \xrightarrow{\Delta} Mg(OH)_2 + H_2 \uparrow$$

நீராவியிலிருந்து

சூடேறிய இரும்பு, மக்னீசியம், துத்தநாகம் முதலிய உலோகங்கள் நீராவியைச் சிதைத்து ஹைட்ரஜனையும் ஆக்ஸைடுகளையும் கொடுக்கின்றன.

$$இரும்பு + நீராவி \xrightarrow{\Delta} காந்த இரும்பு ஆக்ஸைடு + ஹைட்ரஜன்$$

$$3 Fe + 4 H_2O \xrightarrow{\Delta} Fe_3 O_4 + 4 H_2 \uparrow$$

$$மக்னீசியம் + நீராவி \longrightarrow மக்னீசிய ஆக்ஸைடு + ஹைட்ரஜன்$$

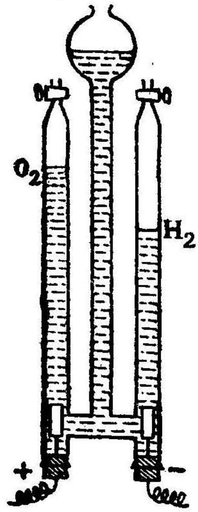
$$2 Mg + 2 H_2O \longrightarrow 2 MgO + 2 H_2 \uparrow$$

ஹைட்ரஜனை அதிக அளவில் தயாரிப்பதற்கு இரும்பானது நீராவியுடன் புரியும் வினையே பயன்படுத்தப்படுகிறது.

மின்பகுமுறையில் (Electrolysis) ஹைட்ரஜனைத் தயாரித்தல்

சுத்தமான நீர், மின்சாரத்தைக் கடத்தாதாகையால், அமிலங் கலந்த நீரையே மின்முறிகலத்தில் (voltameter) எடுத்துக்கொள்ளவேண்டும். மின்சாரமானது கலத்திலுள்ள பிளாட்டின மின்வாய்களின் மூலமாக நீரினுள் பாய்ச்சப்படுகிறது. மின்சாரம் செலுத்தியவுடன், எதிர் மின்வாயில்

(cathode) ஹைட்ரஜனும், நேர் மின்வாயில் (anode) ஆக்ஸிஜனும் போய்ச் சேருகின்றன.



படம் 6
மின்முறிகலம்

நீர் $\xrightarrow{\text{மின்சாரம்}}$ ஹைட்ரஜன் + ஆக்ஸிஜன்

$$2\,H_2O \longrightarrow 2\,H_2\uparrow + O_2\uparrow$$

(2) அமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜன்

மக்னீசியம், இரும்பு, அலுமினியம், துத்தநாகம் முதலிய உலோகங்கள் நீர்த்த கந்தக அமிலம் அல்லது நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் சேர்ந்து ஹைட்ரஜன் வாயுவைக் கொடுக்கின்றன.

துத்தநாகம் + நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் ⟶ துத்தநாகக் குளோரைடு + ஹைட்ரஜன்

$$Zn + 2\,HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

மக்னீசியம் + கந்தக அமிலம் ⟶ மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டு + ஹைட்ரஜன்

$$Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2\uparrow$$

அலுமினியம் + ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் ⟶ அலுமினியம் குளோரைடு + ஹைட்ரஜன்

$$Al + 6\,HCl \longrightarrow 2\,AlCl_3 + 3\,H_2\uparrow$$

(3) உப்பு மூலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜன் தயாரிக்கும் முறை

துத்தநாகம், அலுமினியம், வெள்ளீயம் முதலிய உலோகங்கள் சூடான உப்பு மூலக் கரைசல்களுடன் வினை புரியும்பொழுது ஹைட்ரஜன் வாயு வெளிவருகிறது.

துத்தநாகம் + சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு ⟶ சோடியம் ஸிங்கேட் + ஹைட்ரஜன்

$$Zn + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2\uparrow$$

அலுமினியம் + சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு → சோடியம் அலுமினேட் + ஹைட்ரஜன்

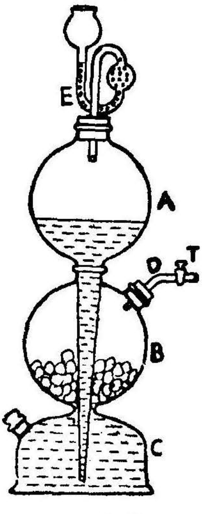
$$2\ Al + 6\ NaOH \longrightarrow 2\ Na_3AlO_3 + 3\ H_2\uparrow$$

வெள்ளீயம் + சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு → சோடியம் ஸ்டேனேட்டு + ஹைட்ரஜன்

$$Sn + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2SnO_3 + 2\ H_2\uparrow$$

சோதனைச்சாலையில் ஹைட்ரஜன் தயாரிக்கும் முறை

அதிக அளவு ஹைட்ரஜன், சோதனைகளுக்குத் தேவையாய் இருக்கும்பொழுது கிப் ஜனனியைப் (Kipp's apparatus) பயன்படுத்துகிறோம். இந்தச் சாதனத்தில் மூன்று உருண்டை வடிவமான குமிழ்கள் உள்ளன. இச் சாதனம் இரண்டாகப் பிரித்து எடுக்கக்கூடிய பாகங்களைக் கொண்டதாய் இருக்கிறது. மேல் குமிழ் (A) அடிப்பாகத்தில் ஒரு நீண்ட குழாயாக முடிகிறது. குழாயின் மேல்பாகம் இரண்டாவது குமிழின் மேல் (B) சரியாகப் பொருந்துகிறது. குழாயின் அடிப்பாகம் அடிக்குமிழின் (C) அடிவரையிலும் செல்லுகின்றது. நடுக் குமிழில் ஓர் அடைப்பானும் (D) அடிக்குமிழில் ஓர் அடைப்பானும் உள்ளன.



படம் 7.
கிப் ஜனனி

அடிக்குமிழில் பொருத்தப்பட்டிருக்கும் அடைப்பான் பயனற்ற கரைசலை வெளியேற்றுவதற்காக வைக்கப்பட்டிருக்கிறது.

இரண்டாவது B குமிழில் துத்தநாகத் துண்டுகளைப் போடு. திசில் புனல் E வழியாக மூன்றாவது C குமிழ் முழுவதும், இரண்டாவது B குமிழில் உள்ள துத்தநாகத் துண்டுகள் மூழ்கும்வரையிலும் நீர்த்த கந்தக அமிலத்தை ஊற்று. துத்தநாகத் துண்டுகள் அமிலத்துடன் வினைப்பட்டு ஹைட்ரஜனை உண்டாக்கும். ஹைட்ரஜன் இரண்டாவது B குமிழில் உள்ள போக்குக் குழாய் D-யின் வழியாக, அதனில் உள்ள அடைப்பான்

T-ஐத் திறந்ததும் ஹைட்ரஜன் வெளிவரும். அதை ரப்பர் குழாய் இணைப்பின் மூலம் நீர்த்தொட்டியில் துளைமேடைக்குள் செலுத்திப் பல வாயு ஜாடிகளில் நீரை விலக்குதல் முறையில் சேகரிக்கலாம். ஹைட்ரஜனைத் தேவையான அளவு சேகரித்த பிறகு போக்குக் குழாயின் அடைப்பானை மூடிவிட்டால், உபகரணத்தில் இரண்டாவது B குமிழில் உள்ள அமிலம் முதல் A குமிழில் ஏறிவிடும். இதனால் வினை இரண்டாம் குமிழில் நின்றுவிடும் மீண்டும் ஹைட்ரஜன் தேவைப்படும்போது போக்குக் குழாயின் அடைப்பானைத் திறந்து ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்தலாம். ஆகையால், வேண்டிய பொழுதும், தேவையான அளவிலும் ஹைட்ரஜனை எளிதில் தயாரிக்க இச் சாதனம் பயன்படுகிறது

சுத்தி செய்யப்பட்ட துத்தநாகமும், தூய கந்தக அமிலமும் கலந்து வினைபுரிவதில்லை. இந் நிலையில் தாமிர சல்ஃபேட்டுக் கரைசலில் 10 அல்லது 15 துளிகளைச் சேர்த்தால் உடனே ஹைட்ரஜன் வெளிவரும். சாதாரணமாய்க் கிடைக்கும் துத்தநாகம் தூயதாக இல்லாததால், அது கந்தக அமிலத்துடன் சேர்ந்தவுடன் ஹைட்ரஜன் உண்டாகிறது.

தூய ஹைட்ரஜனைத் தயாரித்தல்

இப் சாதனத்தின் மூலம் தயாரிக்கப்பட்ட ஹைட்ரஜனில் கார்பன் டைஆக்ஸைடு, கந்தக டைஆக்ஸைடு, ஹைட்ரஜன் சல்பைடு, பாஸ்ஃபீன் (phosphine), ஆர்சின் (arsine) முதலிய மாசுகள் சாதாரணமாய்க் காணப்படும்.

கார்பன்டைஆக்ஸைடும் கந்தக டைஆக்ஸைடும் கலந்துள்ள ஹைட்ரஜன் வாயுவைப் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலினுள் பாய்ச்சுவதன் மூலமும், ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு காரீய அஸிடேட் (lead acetate) கரைசலினுள் பாய்ச்சுவதன் மூலமும், பாஸ்ஃபீனும் ஆர்ஸீனும் வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலினுள் பாய்ச்சுவதன் மூலமும் நீக்கப்படுகின்றன. இவ் விதம் தூயதாக்கப்பட்ட ஹைட்ரஜன் வாயுவை உலர்ந்த நிலையில் தயாரிக்க, பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாக்ஸைடு அல்லது நீரற்ற கால்ஸியம் குளோரைடுக்கு இடையில் செலுத்தப்பட்டு, முடிவில் பாதரசத்தின்மேல் சேகரித்துவைக்கப்படுகின்றது.

தொழிற்சாலை முறையில் ஹைட்ரஜன் தயாரித்தல்

(1) லேன் முறை (Lane' Process)

செஞ்சூட்டு வெப்பமுள்ள இரும்புடன் (சுமார் 850°C வெப்பநிலையில்) நீராவியானது சேர்க்கப்பட்டால், இரும்பானது நீராவியைச் சிதைத்து ஹைட்ரஜன் வாயுவை உண்டாக்குகிறது.

இரும்பு + நீராவி ⟶ காந்த இரும்பு ஆக்ஸைடு + ஹைட்ரஜன்

$$3\,Fe + 4H_2O \longrightarrow Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$$

இரும்பு ஆக்ஸைடிலுள்ள ஆக்ஸிஜனை நீக்கி அல்லது குறைத்து அதனை இரும்பாக்குவதற்கு அதன்மீது நீர்வாயு செலுத்தப்படுகின்றது. கார்பன் மோனாக்ஸைடும் ஹைட்ரஜனும் சேர்ந்த கலவையே நீர்வாயு எனப்படும்.

காந்த இரும்பு ஆக்ஸைடு + நீர்வாயு ⟶ இரும்பு + நீர் + கார்பன் டைஆக்ஸைடு.

$$2\,Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow + 4CO\uparrow \longrightarrow 3\,Fe + 4H_2O + 4\,CO_2\uparrow$$

ஆக்ஸிஜன் குறைக்கப்பட்ட இரும்பானது மறுபடியும் ஹைட்ரஜன் தயாரிக்கப் பயன்படுவதால், இம்முறை தொடர்ச்சியாகச் (continuous process) செயல்படுகின்றது.

(2) போஷ் முறை (Bosch Process)

கரித்தண்டுகளை மின்வாய்களாக உப்பு மூலம் கலந்த நீருக்குள்ளே அமைத்து, மின்சாரத்தைச் செலுத்தி, மின்பகுப்பு முறையில் ஹைட்ரஜனைத் தயாரிக்கலாம். வேறொரு முறையில் நீராவியைச் (800°C–900°C-க்குச்) சூடேற்றிக் கரிமேற் செலுத்தினால் நீர்வாயு உண்டாகும்.

$$\text{கரி} + \text{நீராவி} \xrightarrow{\triangle} \text{கார்பன் மோனாக்ஸைடு}\uparrow + \text{ஹைட்ரஜன்}\uparrow$$

$$C + H_2O \xrightarrow{\triangle} CO\uparrow + H_2\uparrow$$

இந் நீர்வாயுவை அதிக அளவு நீராவியுடன் சேர்த்துப் பின் இரும்பு ஆக்ஸைடு வினைதூண்டியின் மேல் 500°C வெப்ப

நிலையில் செலுத்தினுல், நீர்வாயுக் கலவையிலிருக்கும் கார்பன் மோனுக்ஸைடு கார்பன் டைஆக்ஸைடாக மாற்றப்படுகிறது.

கார்பன் மோனுக்ஸைடு + நீராவி ⟶ கார்பன் டைஆக்ஸைடு ↑ + ஹைட்ரஜன் ↑

$$CO + H_2O \longrightarrow CO_2 + H_2 \uparrow$$

இந்த வாயுக் கலவையை 25 வாயுமண்டல அமுக்க நிலையில் நீருக்குள் செலுத்தி, கார்பன் டைஆக்ஸைடைக் கரைத்துப் பிரித்துவிடலாம். இவ்விதமாக நீர்வாயுவிலிருந்து ஹைட்ரஜன் தயாரிக்கப்படுகிறது. மிகத் தூய ஹைட்ரஜனை, பேரியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலை நிக்கல் மின்வாய்களின் உதவியால் மின் பகுத்தல் முறையில் தயாரிக்கலாம்.

(3) ஸிலிகால் முறை (Silicol Process)

இரும்பும் ஸிலிகனும் சேர்ந்த உலோகக் கலவையை (alloy) சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடன் கலந்தால் ஹைட்ரஜன் வாயு உண்டாகிறது. ஆனுல், இம் முறையைப் பின்பற்றுவது சற்றுக் கடினமாகும்.

ஸிலிகான் + சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு + நீர் ⟶ சோடியம் ஸிலிகேட்டு + ஹைட்ரஜன் ↑

$$Si + 2NaOH + H_2O \longrightarrow Na_2SiO_3 + 2H_2 \uparrow$$

பௌதிகப் பண்புகள்

இவ்வாயுவிற்கு நிறம், மணம், சுவை முதலியவை கிடையா. எல்லா வாயுக்களையும் விட இதுவே இலேசானது. இவ் வாயு நீரில் மிகச் சிறிய அளவே கரைகின்றது. பிளாட்டினம், பெலேடியம் போன்ற உலோகங்கள் ஹைட்ரஜனை உட்கொள்ளும் (absorbs) தன்மையுடையனவாய் இருக்கின்றன. ஹைட்ரஜனை உட்கொண்ட பிறகும் இவ்வுலோகங்களின் பண்புகளில் அதிக மாறுதல் ஏதுவும் ஏற்படுவதில்லை. இவ்வுலோகங்களைச் சூடு செய்வதன் மூலம் அவற்றினுள் இருக்கும் ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றலாம்.

இரசாயன குணங்கள்

(1) ஹைட்ரஜன் ஓர் எரியும் பொருள். மற்ற எரி பொருள்கள் இதில் எரியா. ஆனுல், ஆக்ஸிஜனை இந்த வாயுவில் எரியும்

படி செய்யலாம். ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் எரியும்பொழுது நீர் உண்டாகிறது.

$$2H_2+O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

இவ்விரண்டு வாயுக்களும் ஒருசிறிதும், நீரற்ற நிலையில் சூடு படுத்தப்பட்டாலும் ஒன்றோடொன்று சேருவதில்லை. ஆனால், சாதாரணமான ஈரநிலையில் குறைந்த சூட்டிலும், பிளாட்டினம் பிளாக் (platinum black) கிரியா ஊக்கியின் முன்னிலையிலும் ஒன்றோடொன்று வேகமாகச் சேரும்.

(2) நைட்ரஜன் வாயுவுடன் அதிக அளவு வெப்ப அமுக்க நிலையில் சேர்வதன்மூலம் அம்மோனியா உண்டாகிறது. இவ் வினைக்கு இரும்பானது கிரியா ஊக்கியாகப் பணியாற்றுகிறது.

$$N_2+3H_2 \longrightarrow 2NH_3\uparrow$$

(3) இவ் வாயு ஃப்ளோரினுடன் இருட்டிலும், குளோரினுடன் வெளிச்சத்திலும் சேருகின்றது.

ஹைட்ரஜன் + ஃப்ளோரின் ⟶ ஹைட்ரஜன் ஃப்ளோரைடு

$$H_2 + F_2 \longrightarrow 2HF$$

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

(4) மேலும், இவ் வாயு புரோமின், அயோடின், கந்தகம் ஆகியவற்றுடன் சூடுபடுத்தப்பட்டவுடன் சேருகின்றது.

ஹைட்ரஜன் + கந்தகம் ⟶ ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு

$$H_2 + S \longrightarrow H_2S\uparrow$$

(5) இவ் வாயு ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜன் குறைப்பான் (reducing agent). இதற்கு ஆக்ஸிஜனுடன் அதிகக் கவர்ச்சி உண்டு. எனவே, தாமிர ஆக்ஸைடு போன்ற ஆக்ஸைடுகளிலிருந்து ஆக்ஸிஜனை நீக்க உதவுகிறது. ஒரு சேர்மத்திலிருந்து ஆக்ஸிஜனை விலக்குவதற்கும், ஒரு தனிப் பொருளுடன் ஹைட்ரஜனைச் சேர்ப்பதற்கும் ஆக்ஸிஜன் குறைத்தல் என்று பெயர்.

தாமிர ஆக்ஸைடு + ஹைட்ரஜன் ⟶ தாமிரம் + நீர்

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

காந்த இரும்பு ஆக்ஸைடு + ஹைட்ரஜன் ⟶ இரும்பு + நீர்
$$Fe_3O_4 + 4H_2 \longrightarrow 3Fe + 4H_2O$$

பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன் (Nascent Hydrogen)

சாதாரண நிலையில் இருப்பதைவிடப் பிறவிநிலையில் ஹைட்ரஜன் அதிக இரசாயன வீரியத் தன்மையுடையதாய் இருக்கிறது. ஒரு சோதனைக் குழாயில் பொட்டாசியப் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலை எடுத்துக்கொண்டு, அதனுடன் நீர்த்த கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்து, அதன் வழியாகக் கிப்பின் ஜனனியிலிருந்து ஹைட்ரஜன் வாயுவைக் குமிழ்க்கச் செய்யவும். இப்பொழுது மாறுதலொன்றும் ஏற்படாது. இந்தச் சோதனைக் குழாயில் துத்தநாகத் துணுக்குகளைப் போடு. இவ் உலோகம் அமிலத்துடன் வினைப்பட்டுப் பிறவிநிலையில் ஹைட்ரஜன் வாயு உண்டாகிறது. இவ் வாயு ஆக்ஸிஜன் குறைப்பானாக (reducing agent) பணிபுரிந்து, கரைசலின் நிறம் நீக்கி, கடைசியில் நிற மற்றதாக மாற்றுகிறதைக் கவனி. பிறவிக் காலத்தில் இவ் வாயுவுக்கு வீரியம் அதிகம். ஆகையால்தான், சாதாரண வெப்ப நிலையில் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டில் உள்ள ஆக்ஸிஜனைப் பிறவிநிலையில் உள்ள ஹைட்ரஜன் ஒடுக்குகிறது (reduces).

உபயோகங்கள்

1. திரவ ஹைட்ரஜனின் உதவிகொண்டு அதிகமான குளிர் நிலையை அடையலாம். இதன் உதவிகொண்டே ஆகாயத்தி லுள்ள ஆர்கான் முதலிய மந்த வாயுக்கள் (inert gases) கண்டு பிடிக்கப்பட்டுப் பிரித்தெடுக்கப்பட்டன.

2. ஆக்ஸிஜன்—ஹைட்ரஜன் வாயுக்கலவையின் சுடரால் சுலபமாக 2,800°C வெப்பநிலையை அடையலாம். இச் சுடர் உலோகங்களை உருக்குவதற்கும் இணைப்பதற்கும் பயன் படுகிறது.

3. வானிலை ஆராய்ச்சியாளர் பரிசோதனைக்கு, உயரத்தில் பறக்கவிடும் பலூன்களை நிரப்புவதற்கு இது மிக இலேசான வாயுவாக இருத்தலால் இவ் வாயு பயன்படுத்தப்படுகிறது.

4. இதன் உதவிகொண்டு சாதாரணமான தாவர எண்ணெய் களைக் கெட்டிப்படுத்தி, வனஸ்பதி என்னும் பொருளாகப் பெரு வாரியாக நெய்யினுக்குப் பதிலாக உபயோகப்படுகிறது.

5. அணு ஹைட்ரஜன் குழலின்மூலம் சுமார் 4,000°C வெப்பநிலையைப் பெறலாம்.

6. செயற்கை முறையில் பெட்ரோல், ஹைட்ரஜன் குளோரைடு, மெத்தில் ஆல்கஹால் (methyl alcohol) போன்ற வேதிப்பொருள்களின் உற்பத்திக்கும் பயன்படுகிறது.

7. ஆகாயத்திலுள்ள நைட்ரஜனைச் (அனங்கக) சேர்மங்களாக நிலைப்படுத்தி, அதன்மூலம் உரங்கள் தயாரிப்பதற்கும் உதவுகிறது.

8. இது உலோகங்கள் தயாரிப்பில் சிறந்த ஆக்ஸிஜன் குறைப்பானுகவும் பயன்படுகிறது.

வினுக்கள்

(1) ஹைட்ரஜன் வாயுவை (a) நீரிலிருந்து, (b) அமிலங்களிலிருந்து, (c) உப்பு மூலங்களிலிருந்து (காரம்) தயாரிக்கும் முறைகளைக் கூறுக.

(2) சோதனைச்சாலையில் உலர்ந்த தூய ஹைட்ரஜன் வாயுவைத் தயாரிக்கும் முறையை விளக்குக. இதன் பண்புகளைப் பற்றியும் உபயோகங்களைப்பற்றியும் சிறு குறிப்பு வரைக.

(3) பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன் என்ருல் என்ன? இது சாதாரண ஹைட்ரஜனைவிட அதிக வீரியம் வாய்ந்தது என்பதை நிரூபிக்க.

(4) (a) ஹைட்ரஜன் வாயுவைக் குப்ரிக் ஆக்ஸைடின்மீது செலுத்துதல், (b) நீராவியை இரும்பின்மீது செலுத்துதல், (c) சோடியத்தை நீருடன் வினைபுரியச் செய்தல் ஆகியவற்றின்போது நிகழ்பவைகளைச் சமன்பாட்டின்மூலம் விளக்குக.

ஆக்ஸிஜன் (Oxygen)

சரித்திரம்

1774ஆம் ஆண்டில் பிரீஸ்ட்லி, மெர்க்யுரிக் ஆக்ஸைடு (mercuric oxide) என்ற பொருளைச் சூடுபடுத்தி ஒரு வாயுவைத் தயாரித்தார். இவ் வாயுவில் மெழுகுவர்த்தி மிகுந்த ஒளியுடன்

எரிந்தது. லவாய்சியர் இவ் வாயுவிற்கு ஆக்ஸிஜன் எனப் பெயரிட்டார்.

கிடைக்குமிடம்

ஆக்ஸிஜன் வாயுவே எல்லாத் தனிமங்களையும்விடப் பூமியில் மிகுதியான விகிதத்தில் உள்ளது. எடை அளவில் அது நீரில் $\frac{8}{9}$ பங்கும், காற்றில் சுமார் $\frac{1}{5}$ பங்கும், இன்னும் பூமியிலுள்ள கல், பாறை முதலியவைகளில் $\frac{1}{2}$ பங்குமாக வியாபித்திருக்கிறது. நீரிலும் அது சிறிதளவு கரைந்திருக்கிறது.

தயாரிக்கும் முறைகள்

(a) சில ஆக்ஸைடுகளையும் பெராக்ஸைடுகளையும் சூடாக்குவதன்மூலமும், (b) ஆக்ஸிஜன் அதிகமாகவுள்ள உப்புகளைக் காய்ச்சுவதன்மூலமும், (c) பெர் உப்புகளை (per salts) அடர் கந்தக அமிலத்துடன் சேர்த்தலின்மூலமும் ஆக்ஸிஜனைத் தயாரிக்கலாம்.

1. ஆக்ஸைடுகளிலிருந்து தயாரிக்கும் முறை

எந்த ஒரு தனிமமும் ஆக்ஸிஜனுடன் சேரும்பொழுது உண்டாகும் சேர்மத்திற்கு ஆக்ஸைடு எனப் பெயர். பல உலோக ஆக்ஸைடுகள் சூடுபடுத்தப்படும்பொழுது ஆக்ஸிஜனாகவும் உலோகமாகவும் சிதைக்கப்படுகின்றன. சில ஆக்ஸைடுகள் சூடுபடுத்தப்படும்பொழுது ஆக்ஸிஜனாகவும், முதலிலிருந்த ஆக்ஸைடைக் காட்டிலும் குறைந்த அளவு ஆக்ஸிஜனைக் கொண்டுள்ள ஆக்ஸைடாகவும் சிதைக்கப்படுகின்றன.

$$\text{மெர்கியூரிக் ஆக்ஸைடு} \xrightarrow{\Delta} \text{மெர்குரி} + \text{ஆக்ஸிஜன்} \uparrow$$

$$2HgO \xrightarrow{\Delta} 2Hg + O_2 \uparrow$$

$$\text{வெள்ளி ஆக்ஸைடு} \xrightarrow{\Delta} \text{வெள்ளி} + \text{ஆக்ஸிஜன்} \uparrow$$

$$2Ag_2O \xrightarrow{\Delta} 4Ag + O_2 \uparrow$$

காரீய டையாக்ஸைடு $\xrightarrow{\Delta}$ காரீய மோனுக்ஸைடு + ஆக்ஸிஜன் ↑

$$2\,PbO_2 \xrightarrow{\Delta} 2\,PbO + O_2 \uparrow$$

மாங்கனிஸ் டைஆக்ஸைடு $\xrightarrow{\Delta}$ ட்ரைமாங்கனிசு டெட்ராக்ஸைடு + ஆக்ஸிஜன் ↑

$$3\,MnO_2 \xrightarrow{\Delta} Mn_3O_4 + O_2 \uparrow$$

2. ஆக்ஸிஜன் மிகையாக உள்ள உப்புகளிலிருந்து தயாரிக்கும் முறை

நைட்ரேட்டுகள், குளோரேட்டுகள், பெர்குளோரேட்டுகள், பெர்மாங்கனேட்டுகள் முதலியன அதிக அளவு ஆக்ஸிஜனேக் கொண்டவையாகும். இவற்றைச் சூடுபடுத்திஞல் ஆக்ஸிஜன் வெளிவருகிறது.

பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டு $\xrightarrow{\Delta}$ பொட்டாசியம் நைட்ரைட்டு + ஆக்ஸிஜன் ↑

$$2\,KNO_3 \xrightarrow{\Delta} 2\,KNO_2 + O_2 \uparrow$$

காரீய நைட்ரேட்டு $\xrightarrow{\Delta}$ காரீய ஆக்ஸைடு + நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு + ஆக்ஸிஜன் ↑

$$2\,Pb(NO_3)_2 \xrightarrow{\Delta} 2\,PbO + 4\,NO_2 + O_2 \uparrow$$

பொட்டாசியம் குளோரேட்டு $\xrightarrow{\Delta}$ பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட்டு + பொட்டாசியம் குளோரைடு

$$4\,KClO_3 \xrightarrow{\Delta} 3\,KClO_4 + KCl$$

$$KClO_4 \xrightarrow{\Delta} KCl + 2\,O_2 \uparrow$$

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு $\xrightarrow{\triangle}$ பொட்டாசியம் மாங்கனேட்டு + மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடு + ஆக்ஸிஜன் ↑

$$2\,KMnO_4 \xrightarrow{\triangle} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$$

பெராக்ஸைடுகளிலிருந்து தயாரிக்கும் முறை

பேரியம் பெராக்ஸைடு ⟶ பேரியம் ஆக்ஸைடு + ஆக்ஸிஜன்

$$2\,BaO_2 \longrightarrow 2\,BaO + O_2\uparrow$$

சோடியம் பெராக்ஸைடுடன் நீரைச் சேர்த்தால் ஆக்ஸிஜன் வெளிவருகிறது.

$$2\,Na_2O_2 + 2\,H_2O \longrightarrow 4\,NaOH + O_2\uparrow$$

ஹைடரஜன் பெராக்ஸைடு ⟶ நீர் + ஆக்ஸிஜன்

$$H_2O_2 \longrightarrow H_2O + [O]$$

ஆக்ஸிஜன் அதிகமாக உள்ள உப்புகளை அடர் கந்தக அமிலத்துடன் சேர்ப்பதன்மூலம் ஆக்ஸிஜன் தயாரித்தல்

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுப் படிகங்களுடன் சிறிது அடர் கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தினால் ஆக்ஸிஜன் உற்பத்தியாகிறது.

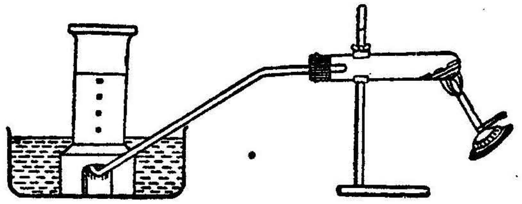
பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டு + நீர்த்த கந்தக அமிலம் ⟶ பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டு + மாங்கனீஸ் சல்ஃபேட்டு + நீர் + ஆக்ஸிஜன்

$$4\,KMnO_4 + 6\,H_2SO_4 \longrightarrow 2\,K_2SO_4 + 4\,MnSO_4 + 6\,H_2O + 5\,[O_2]$$

சோதனைச்சாலை முறை

பரிசோதனைச்சாலையில் பொட்டாசியம் குளோரேட்டு உப்பை அதிக அளவு (வெப்ப நிலையில்) சூடுபடுத்துவதன்மூலம் ஆக்ஸிஜனைத் தயாரிக்கலாம்.

பொட்டாசியம் குளோரேட்டுடன் அதன் எடையில் நாலில் ஒரு பங்கு மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடைச் சேர்த்தால், ஆக்ஸிஜன் வேகமாகக் குறைந்த வெப்பநிலையிலேயே வெளிவந்துவிடுகிறது. மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடானது ஆக்ஸிஜன் வெளியேற்றத்தை வேகப்படுத்தினாலும், வினையின் முடிவில் எந்தவித வேதி



படம் 8

ஆக்ஸிஜன் தயாரித்தல்

மாற்றத்திற்கும் உள்ளாகாமல் மீண்டும் பெறப்படுகிறது. ஒரு பொருள் எந்தவித இரசாயன மாறுதலுக்கும் உட்படாமல் ஒரு குறிப்பிட்ட இரசாயன வினையைத் துரிதப்படுத்தமட்டுமே பயன் பட்டால் அதனை ஒரு கிரியா ஊக்கி (catalyst) என அழைக்கிறோம். அதிக அளவுள்ள பொருள்களிலும் இரசாயன வினையைத் துரிதப்படுத்த மிகக் குறைந்த அளவு வினைதூண்டியே போதுமானது.

பொட்டாசியம் குளோரேட்டையும் மாங்கனீசு டைஆக்ஸைடையும் 4:1 என்ற விகிதத்தில் கலந்து, அக் கலவையை ஒரு கெட்டிச் சோதனைக் குழாயில் போட்டு, ஒரு துளை அடைப்பானால் மூடிவிடவும். இந்தத் துளையில் ஒரு போக்குக்குழாயை இணைத்து, அதன் நுனியை ஒரு தொட்டியிலுள்ள துளைமேடையின் உள்ளே இருக்கும்படி பொருத்திவிட்டு, பின் சோதனைக் குழாயை ஒரு தாங்கியில் நிறுத்தி, துளைமேடை முழுவதும் நீரில் அமிழ்ந்து இருக்குமாறு நீரை ஊற்றவும். பின்னர் சோதனைக் குழாயினுள் இருக்கும் கலவையைச் சூடுபடுத்தினால் ஆக்ஸிஜன் வெளிவரும். இதனை நீர் நிறைந்த வாயு ஜாடியைத் துளைமேடையின்மேல் தலைகீழாய் வைத்துச் சேகரிக்கவும். இது கீழ்முகப் பெயர்ச்சி முறையில் (downward displacement) சேகரிக்கப்படுகின்றது.

நீரற்ற ஆக்ஸிஜன் தேவைப்பட்டால், போக்குக்குழாயை ஒரு பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு உள்ள குழாயுடன் இணைத்து, பின் பாதரசத்தின்மேல் ஆக்ஸிஜன் வாயுவைச் சேகரிக்கவேண்டும்.

மிகத் தூய ஆக்ஸிஜன் தேவையானால், அதனைப் பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டுப் படிகங்களைச் சூடுபடுத்துவதன் மூலம் பெறலாம்.

வாணிப முறையில் தயாரிப்பு

ஆக்ஸிஜன் வாயு அதிக அளவில் நீரிலிருந்து தயாரிக்கப் படுகிறது.

(1) காற்றிலிருந்து தயாரித்தல்

நீரும் கார்பன் டைஆக்ஸைடும் அற்ற தூய காற்றை அழுத்தத்திற்கும் குளிர்ச்சிக்கும் உட்படச் செய்வதன் மூலம் திரவமாக மாற்றலாம். திரவமாக மாற்றியபின் அதனை பின்னக் காய்ச்சி வடித்தலுக்கு உட்படுத்துவதன் மூலம் காற்றின் கூறுகளைப் (முக்கியமாக நைட்ரஜனையும் ஆக்ஸிஜனையும்) பிரிக்கலாம். நைட்ரஜன் திரவத்தின் கொதிநிலையானது (—195°C)ஆக்ஸிஜன் திரவத்தின் கொதிநிலையைவிடக் குறைவாக இருந்தால், நைட்ரஜன் வாயு முதல் பின்னமாக வெளிவந்து விடுகிறது; சுத்தமான ஆக்ஸிஜன் வடித்தல் குடுவையிலேயே தங்கிவிடுகிறது. குடுவையிலுள்ள திரவ ஆக்ஸிஜனைச் சூடேற்றி ஆவியாக மாற்றிவிடலாம். இம் முறைக்கு பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் முறை எனப் பெயர்.

(2) மின்பகுப்பு முறை

இதைப்பற்றிய விளக்கம் ஹைட்ரஜன் தயாரிப்புமுறைகளின்கீழ் ஏற்கெனவே கொடுக்கப்பட்டிருக்கின்றது.

பௌதிக குணங்கள்

ஆக்ஸிஜனுக்கு மணம், குணம், சுவை முதலியவை கிடையா. இது காற்றைக் காட்டிலும் சற்று கனமான ஒரு வாயு. இது நீரில் சிறிதளவு கரையும் தன்மையுடையது. இவ்விதம் தண்ணீரில் கரைந்திருக்கும் ஆக்ஸிஜனைத்தான் மீன்போன்ற நீர் வாழ் உயிர்கள் சுவாசித்தலுக்குப் பயன்படுத்துகின்றன. திரவ ஆக்ஸிஜன் காந்தத்தால் கவரப்படும் தன்மையுடையதாயும், இலேசான ஊதா நிறம் உடையதாயும் இருக்கிறது.

இரசாயன குணங்கள்

இவ் வாயு மற்றப் பொருள்கள் எரிதலுக்கு உதவியாயிருக்குமேயன்றித் தானகவே எரியாது. இவ் வாயு அதிக வினைபுரியும் சக்தி பொருந்திய ஒரு தனிமமாகும். இது அநேகமாக எல்லாப் பொருள்களுடனும் சூடுபடுத்தப்படும்பொழுது கூடுகிறது. செந்நிறச் சூடுள்ள கரி, இந்த வாயுவில் பிரகாசத்துடன் எரியும். அப்பொழுது கார்பன் டைஆக்ஸைடு உண்டாகிறது. அதே போல் பாஸ்பரஸ"ும் மிகுந்த ஒளியுடன் எரிந்து பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது. கந்தகம், கந்தக ஆக்ஸைடு களைக் கொடுக்கின்றது. ஹைட்ரஜனுடன் சேரும்பொழுது பலத்த சப்தத்துடன் நீர் உண்டாகிறது. உலோகங்களில் சோடியம், மக்னீசியம் போன்றவை இவ் வாயுவில் எரிந்து அதனதன் ஆக்ஸைடுகளாக மாறுகின்றன.

சில தனிமங்கள் ஆக்ஸிஜனுடன் விரைவில் இணைந்து, வெப்பத்தையோ அல்லது ஒளியையோ அல்லது இவ்விரண்டையுமோ தரும். இவ் வினைக்குத் தகனம் (combustion) என்று பெயர்.

கரி + ஆக்ஸிஜன் ⟶ கார்பன் டைஆக்ஸைடு

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

பாஸ்பரஸ் + ஆக்ஸிஜன் ⟶ பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு

$$4\,P + 5\,O_2 \longrightarrow 2\,P_2O_5$$

கந்தகம் + ஆக்ஸிஜன் ⟶ கந்தக டைஆக்ஸைடு

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

ஹைட்ரஜன் + ஆக்ஸிஜன் ⟶ நீர்

$$2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$$

மக்னீசியம் + ஆக்ஸிஜன் ⟶ மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு

$$2\,Mg + O_2 \longrightarrow 2\,MgO$$

சோடியம் + ஆக்ஸிஜன் ⟶ சோடியம் ஆக்ஸைடு

$$4\,Na + O_2 \longrightarrow 2\,Na_2O$$

ஆக்ஸிஜனை அறிந்துகொள்ள உதவும் சோதனைகள்

1. எரியும் தீக்குச்சியை மேலும் பிரகாசமாக எரியச் செய்தல்.

2. ஆக்ஸிஜன் வாயு உப்பு மூலங்களில் கரைக்கப்பட்ட பைரோகலாலினால் (alkaline solution of pyrogallol) முழுதும் உட்கொள்ளப்படுகிறது.

3. நிறமற்ற நைட்ரிக் ஆக்ஸைடுடன் (NO) ஆக்ஸிஜன் சேரும்பொழுது, பழுப்பு நிறமுள்ள நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடு வெளிவருவதைக் காணலாம்.

4. பாஸ்பரஸானது ஆக்ஸிஜனுடன் சேரும்பொழுது வெண்ணிறமான புகை உண்டாகிறது.

உபயோகங்கள்

(1) மருத்துவத்துறையில் செயற்கை முறையில் சுவாசித்தலை உண்டாக்குவதற்கும், சுவாசிப்பதற்கும், மலைமேல் ஏறுபவர்கள், நீர்மூழ்கிக் கப்பலில் வாழ்பவர்கள் முதலியோர் சுவாசித்தலுக்கும் இது இன்றியமையாததாயிருக்கிறது.

(2) சில வெடிகுண்டுகளில் திரவ ஆக்ஸிஜனைச் சேர்த்து வெடிக்கவிடுகிறார்கள். மலைகளைத் துளைக்கவும் பாறைகளைப் பெயர்க்கவும் இது சாதகமாக இருக்கிறது.

(3) ஆக்ஸிஜனும் ஹைட்ரஜனும் சேர்ந்த கலவையை அதற்குரிய உலையில் எரிப்பதால் உண்டாகும் சுடர்மிகுந்த வெப்பமுடையதாய் இருப்பதால், அது உலோகத் தகடுகளை வெட்டுவதற்கும் பயன்படுகிறது. ஆக்ஸிஜனும் அஸிடிலின் (acetylene) வாயுவும் சேர்ந்த கலவை இன்னும் அதிக வெப்ப நிலையைக் கொடுக்கும். இவ் வாயுக் கலவைகளினால் உண்டாகும் சுவாலை, உலோகங்களைத் துண்டித்தல், உருக்குதல், ஒன்றோடொன்று இணைத்தல் முதலியவைகளைச் செய்யப் பயன்படுகிறது.

(4) காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜன் எல்லா உயிரினங்களும் சுவாசிப்பதற்கும், பொருள்களும் எரிவதற்கும் பயன்படுகிறது. இவ் வாயு இல்லாவிடில் பொருள்கள் எரியா; ஜீவராசிகள்

உயிரோடிரா. ஆகவே, நாம் இதைப் பிராணவாயு என்று கூறுகிறோம்.

ஆக்ஸைடுகளின் வகையீடு

எந்த ஒரு தனிமமும் ஆக்ஸிஜனுடன் சேரும்பொழுது உண்டாகும் சேர்மத்தை ஆக்சைடு என்கிறோம். பொதுவாக ஆக்ஸைடுகள் பின்வரும் ஆறு வகைகளாகப் பகுக்கப்பட்டிருக்கின்றன.

(1) அமில ஆக்ஸைடுகள் அல்லது நீரற்ற அமிலங்கள் (Acidic oxides or acid anhydrides)

அலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகளெல்லாம் அமில ஆக்ஸைடுகளே. இவை நீரில் கரையும்பொழுது அமிலங்கள் உண்டாகும். இவை நீல லிட்மஸ் தாளைச் சிவப்பாக மாற்றக்கூடியனவாகவும், உப்பு மூல ஆக்ஸைடுகளுடன் வினைபுரிந்து உப்புகளை உண்டாக்கும் தன்மை உடையனவாகவும் இருக்கின்றன. கார்பன் டைஆக்ஸைடு, பாஸ்பரஸ் பென்டாக்சைடு, கந்தக டைஆக்ஸைடு ஆகியவை அமில ஆக்ஸைடுகளுக்கு உதாரணங்களாகும்.

கார்பன் டைஆக்ஸைடு + நீர் ⟶ கார்பானிக் அமிலம்

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$$

கந்தக டைஆக்ஸைடு + நீர் ⟶ ஸல்ஃப்யூரஸ் அமிலம்

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$$

பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு + நீர் ⟶ பாஸ்பாரிக் அமிலம்

$$P_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4$$

கார்பன் டைஆக்ஸைடு + சோடியம் ⟶ சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு கார்பனேட்டு + நீர்

$$CO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

கந்தக டைஆக்ஸைடு + சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு ⟶ சோடியம் சல்ஃபைடு + நீர்

$$SO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_3 + H_2O$$

(2) உப்புமூல ஆக்ஸைடுகள் (Basic oxides)

பொதுவாக எல்லா உலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகளும் உப்பு மூல ஆக்ஸைடுகளே. இவை நீரில் கரையும்பொழுது உப்பு மூலங்களைக் கொடுக்கும். அக் கரைசல், சிவப்பு லிட்மஸ் காகிதத்தை நீல நிறமாக மாற்றும். அமிலங்களுடன் சேர்ந்து உப்புகளை உண்டாக்கும். கால்ஸியம் ஆக்ஸைடு, சோடியம் ஆக்ஸைடு போன்றவை இவற்றிற்கு உதாரணங்களாகும்.

கால்ஸியம் ஆக்ஸைடு + நீர் ⟶ கால்ஸியம் ஹைடிராக்ஸைடு

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

கால்ஸியம் ஆக்ஸைடு + ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலம் ⟶ கால்ஸியம் குளோரைடு + நீர்

$$CaO + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O$$

(3) ஈரியல்புள்ள ஆக்ஸைடுகள் (Amphoteric oxides)

இவைகளும் பெரும்பாலும் உலோக ஆக்ஸைடுகளேயாகும். இவை அமில ஆக்ஸைடுகளின் குணங்களையும் உப்பு மூல ஆக்ஸைடுகளின் குணங்களையும் கொண்டனவாக இருக்கும். துத்தநாக ஆக்ஸைடு, அலுமினியம் ஆக்ஸைடு போன்றவை இவ்வினத்தைச் சேர்ந்தவை. நாக ஆக்ஸைடு, கந்தக அமிலத்துடனும் சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடுடனும் வினைபுரியும் தன்மையுடையது.

துத்தநாக ஆக்ஸைடு + கந்தக அமிலம் ⟶ துத்தநாக சல்ஃபேட்டு + நீர்

$$ZnO + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2O\uparrow$$

துத்தநாக ஆக்ஸைடு + சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு ⟶ சோடியம் சிங்கேட்டு + நீர்

$$ZnO + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$$

அலுமினியம் ஆக்ஸைடு + கந்தக அமிலம் ⟶ அலுமினியம் சல்ஃபேட்டு + நீர்

$$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$

அலுமினியம் ஆக்ஸைடு + சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு ⟶
சோடியம் அலுமினேட்டு + நீர்

$$Al_2O_3 + 6\ NaOH \longrightarrow 2\ Na_3AlO_3 + 3\ H_2O$$

(4) **நடுநிலை ஆக்ஸைடுகள்** (Neutral oxides)

இவை அமிலத்தின் குணத்தையோ, உப்பு மூலத்தின் குணத்தையோ உடையன அல்ல. இவை அமிலங்களுடனோ, உப்பு மூலங்களுடனோ வினைபுரிந்து உப்புகளை உண்டாக்கா. சான்றாக, நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு (NO), கார்பன் மோனாக்ஸைடு (CO), நீர் (H_2O).

(5) **பெராக்ஸைடுகள்** (Peroxides)

இவை உப்பு மூல ஆக்ஸைடுகளைக் காட்டிலும் அதிக ஆக்ஸிஜனை உடையனவாக இருக்கும். இவை குளிர்ந்த நீர்த்த அமிலங்களுடன் வினைபுரியும்பொழுது ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடைக் கொடுக்கின்றன.

(உ-ம்) சோடியம் பெராக்ஸைடு, பேரியம் பெராக்ஸைடு முதலியன.

சோடியம் பெராக்ஸைடு + கந்தக அமிலம் ⟶ சோடியம் சல்ஃபேட்டு + ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு

$$Na_2O_2 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O_2$$

பேரியம் பெராக்ஸைடு + ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலம் ⟶
பேரியம் குளோரைடு + ஹைடிரஜன் பெராக்ஸைடு

$$BaO_2 + 2\ HCl \longrightarrow BaCl_2 + H_2O_2$$

(6) **சேர்ம ஆக்ஸைடுகள்** (Compound oxides)

இவ் வகையைச் சேர்ந்த ஒவ்வோர் ஆக்ஸைடையும் அதே உலோகத்தின் இரண்டு ஆக்ஸைடுகளின் சேர்மமாகக் கருதலாம்.

(உ-ம்) காந்த இரும்பு ஆக்ஸைடு (magnetic oxide of iron) (Fe_3O_4); ட்ரைமாங்கனிக் டெட்ராக்ஸைடு(trimanganic tetroxide) (Mn_3O_4); செவ்வீயம் (red lead) (Pb_3O_4).

(a) ஃபெரஸ் ஆக்ஸைடு + ஃபெரிக் ஆக்ஸைடு ⟶ காந்த இரும்பு ஆக்ஸைடு

$FeO + Fe_2O_3 \longrightarrow Fe_3O_4$

(b) மாங்கனீஸ் ஆக்ஸைடு + மாங்கனீஸ் ட்ரையாக்ஸைடு ⟶ ட்ரைமாங்கனிக் டெட்ராக்ஸைடு

$MnO + Mn_2O_3 \longrightarrow Mn_3O_4$

(c) காரீய மோனாக்ஸைடு + காரீய டைஆக்ஸைடு ⟶ காரீயச் செந்தூரம்

$2\,PbO + PbO_2 \longrightarrow Pb_3O_4$

வினாக்கள்

(1) சோதனைச்சாலையில் ஆக்ஸிஜன் தயாரிக்கும் முறையையும், அதன் குணங்களையும், உபயோகங்களையும் விவரி.

(2) ஆக்ஸைடுகள் எத்தனை வகைப்படும்? அவற்றை உதாரணங்களுடன் விளக்குக.

(3) ஆக்ஸிஜன் வாயுவை வியாபார முறையில் தயாரித்தல் பற்றிச் சிறு குறிப்பு வரைக.

5. நீர்

சரித்திரம்

நீர் ஒரு தனிமம் என்றே வெகுகாலமாகக் கருதப்பட்டுவந்தது. ஹைட்ரஜன் வாயுவானது ஆக்ஸிஜனுடன் சேரும்பொழுது நீர் உண்டாகும் என்பதை 1781ஆம் ஆண்டு காவெண்டிஸ் நிரூபித்தார். 1783ஆம் வருடம் காவெண்டிஸ் கண்டுபிடித்ததை லவாய்சியர் என்ற விஞ்ஞானி நிலைநாட்டினார்.

கிடைக்குமிடம்

பனிக்கட்டி, நீர், நீராவி என்ற மூன்று நிலைகளிலும் தண்ணீர் அதிக அளவில் காணப்படுகிறது. பூமியின் பரப்பில் முக்கால் பாகம் நீரால் சூழப்பட்டிருக்கிறது. தாவரங்கள், உயிரினங்கள் முதலியவற்றின் அமைப்பில் நீரே அதிக அளவில் உள்ளது. மீன்களின் உடலில் 80% நீர் இருக்கிறது. பாலில் 87% நீரும் வெள்ளரிக்காயில் 95% நீரும் இருக்கிறது. இயற்கையில் கிடைக்கும் நீரை ஆறு வகையாகப் பிரிக்கலாம்.

1. மழைநீர்

இயற்கையில் கிடைக்கும் பலவகை நீருள் மழைநீரே தூய்மையானது. கிராமப்புறங்களில் பெய்யும் மழைநீரில் ஆக்ஸிஜன், கார்பன் டைஆக்ஸைடு, நைட்ரஜன் போன்ற வாயுக்களே பெரும்பாலும் காணப்படும். நகரங்களிலும் கைத்தொழில் மிகுந்த இடங்களிலும் பெய்யும் மழைநீரில் தூசி, கரித்தூள்கள் முதலியவைகளுடன் கந்தகத் துகள்களும் அதன் சேர்மங்களும் காணப்படலாம். மழைநீரில் நைட்ரஸ் அமிலமும், நைட்ரிக் அமிலமும், அவ்வமிலங்கட்குரிய அம்மோனிய உப்புகளும் காணப்படுகின்றன.

2. ஊற்று நீரும் கிணற்று நீரும்

சில ஊற்று நீரில் இரும்பு முதலிய உலோக உப்புகள் கலந்திருக்கின்றன. ஊற்று நீரில் கரைந்து கலந்திருக்கும் உப்புகள் அந்த இடத்தின் மண்ணின் இரசாயன அமைப்பைப் பொறுத்து இருக்கும். இரும்பு, கால்ஸியம், பொட்டாசியம், மக்னீசியம்போன்ற உலோகங்களின் பைகார்ப னேட்டுகள், குளோரைடுகள், சல்ஃபேட்டுகள் ஆகியவை ஊற்று நீரில் சாதாரணமாகக் காணப்படுகின்றன. இந் நீரில் கார்பன் டைஆக்ஸைடும் கரைந்திருக்கும். கிணற்று நீர் அநேகமாய் உப்பு சம்பந்தப்பட்டதாகத்தான் இருக்கும். இதில் நீரானது மணல், மண் முதலியவைகளுக்கிடையே வடிந்து வந்திருப் பதால், ஊற்று நீரும் கிணற்று நீரும் நிறமற்றுத் தெளிவாக இருக்கும்.

3. ஆற்று நீர்

இந் நீரானது அநேகமாகத் தேங்கியும் கரைந்துமுள்ள அங்ககப் பொருள்களைக் கொண்டிருக்கும். களிமண், கால்ஸியம் பைகார்பனேட்டு, கால்ஸியம் சல்ஃபேட்டு போன்றவை இந் நீரில் இருக்கும்.

4. கடல் நீர்

இந் நீரில்தான் அதிக அளவு கரைபொருள்கள் உள்ளன. இதிலிருக்கும் முக்கியமான கரைபொருளானது சாதாரண உப் பாகும் (சோடியம் குளோரைடு). இதைத் தவிரப் பொட்டாசியம், கால்ஸியம், மக்னீசியம் போன்ற உலோகங்களின் புரோமைடு களும் சல்ஃபேட்டுகளும் இதில் கரைந்திருக்கும்.

5. தாதுநீர்

இதுவும் ஒரு வகை ஊற்று நீரேயாகும். ஆனால், இவ் வகை நீருக்கு ஒருவகைச் சுவை உண்டு. இந் நீர் பானத்திற்குரிய தாகவும் ஆரோக்கியத்திற்கு உகந்தாகவும் உள்ளது. இந் நீர் மூன்று வகைப்படும் : (a) கார்பன் டைஆக்ஸைடு கரைந்துள்ள நீர் ; (b) சோடியம் பைகார்பனேட்டைக் கொண்டுள்ள நீர் ; (c) சோடியம் பைகார்பனேட்டைத் தவிர வேறு உப்புகளைக் கொண்டுள்ள உவர்ப்பு நீர்.

6. குடிநீர்

குடிப்பதற்கு உபயோகப்படுத்தும் நீரானது நிறமற்றதாகவும், மணமற்றதாகவும், சுகாதார முறைப்படி சுத்தம் செய்யப்பட்டதாகவும், சுவையற்றதாகவும் (இலேசான சுவை கொடுக்கக்கூடிய உப்புகளைச் சிறிதளவு கொண்டிருக்கலாம்) இருக்கவேண்டும். சாதாரணமாக, ஊற்று நீரும் ஆற்று நீரும் குடிப்பதற்கு ஏற்றவை. ஆனல், இந் நீரில் வியாதிகளை உண்டாக்கும் பாக்டீரியாக்களோ அல்லது வேறு கிருமிகளோ இருக்கக்கூடாது. நீரைக் கொதிக்கவைப்பதன் மூலம் தீங்கு இழைக்கும் வியாதிக் கிருமிகளை அழித்துவிட முடியும். ஆனல், நகரங்களுக்கு அதிக அளவு சுத்தம் செய்யப்பட்ட நீரைக் கொடுப்பதற்கு வேறு முறை பின்பற்றப்படுகிறது.

இயற்கையில் கிடைக்கும் நீரானது முதலில் ஒரு தொட்டியில் சேகரித்து வைக்கப்படுகிறது. இதனல் தொங்கும் அசுத்தங்கள் (suspended impurities) அடியில் படிந்து விடுகின்றன. இதனைத் துரிதமாக்குவதற்குச் சிறிதளவு சீனக் காரம் (alum) சேர்க்கப்படவேண்டும். பின்னர் நீரானது மணலையும் கூழாங் கற்களையும் கொண்ட வடிபடுகையின் மீது மெதுவாகப் பாய்ச்சப்பட வேண்டும். இதன் மூலம் தொங்கும் மாசுகள் நீக்கப்படும். இதன் பிறகு வியாதிக் கிருமிகளைக் கொல்வதற்கு குளோரின் வாயு (chlorine gas), சலவைத் தூள் (bleaching powder), ஓஸோன் (ozone), பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு (potassium permanganate) போன்றவைகளில் ஏதாவதொன்றை உபயோகப்படுத்தலாம்.

இரசாயனச் சோதனைகளுக்கும் இன்னும் பல முக்கியமான சோதனைகளுக்கும் உபயோகப்படுத்தப்படும் நீரானது மிகவும் தூயதாக இருக்கவேண்டும். இதற்குக் காய்ச்சி வடித்த நீரைப் பயன்படுத்தலாம். இம் முறைப்படி கரைக்கப்பட்ட அசுத்தங்களைக் கொண்டுள்ள நீரை ஒரு வாலையில் வைத்துக் கொதிக்க வைத்தால் அது ஆவியாகி, குளிர்கலத்தில் ஆற்றப்பட்டு, கொள் கலத்தில் வந்து சுத்தமான நீராகத் தங்கும். வாலையில் உள்ள நீருடன் சிறிதளவு காரத்தில் கரைக்கப்பட்ட பர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்து மறுபடியும் காய்ச்சி வடிக்கலாம். சாதாரணக் கண்ணாடி நீரில் சிறிதளவு கரையும் தன்மை உடையதாய் இருத்தலால், மிக முக்கியமான சோதனைகளைச் செய்வதற்குப் பிளாட்டினத்தாலோ வெள்ளியத்தாலோ செய்யப்பட்ட கலங்களைப் பயன்படுத்தவேண்டும். இவ்வாறு காய்ச்சி வடித்த நீரை மிகச் சிறிய அளவே நீரில் கரையும் தன்மையுள்ள

பைரக்ஸ் அல்லது ஜெனு (pyrex or jena) கண்ணாடி புட்டிகளில் பாதுகாப்பாகச் சேமிக்கவேண்டும்.

நீரின் கடினத் தன்மை

நீரானது வன்னீர், மென்னீர் என இருவகைப்படும். சில இடங்களில் கிடைக்கும் நீரில் சோப்புக் கரையும்பொழுது நிலையான நுரை உடனே உண்டாகாமல் திரிதிரியான வீழ்படிவு உண்டாகும். இத்தகைய நீரைக் கடின நீர் என்கிறோம். மற்றும் சில இடங்களில் கிடைக்கும் நீரில் சோப்பு கரைந்து நிலையான நுரை உடனே உண்டாகும். இந் நீரை மென்னீர் என்கிறோம்.

கடினத் தன்மையை (a) தற்காலிகக் கடினத் தன்மை, (b) நிலையான கடினத் தன்மை என இருவகையாகப் பிரிக்கலாம்.

நீரின் கடினத் தன்மைக்குக் காரணம் அதில் கரைந்துள்ள ஆறுவகை உப்புகள் ; கால்ஸியம், மக்னீசியம் என்ற உலோகங்களின் (a) குளோரைடுகள், (b) சல்பேடுகள், (c) பைகார்பனேட்டுகள் ஆகியவையே. தற்காலிகக் கடினத் தன்மையானது கால்ஸியம், மக்னீசியம் பைகார்பனேட்டுகளால் உண்டாவதாகும். நிலையான கடினத் தன்மையானது கால்ஸியம், மக்னீசியம் ஆகியவற்றின் குளோரைடுகளாலும் சல்ஃபேட்டுகளாலும் உண்டாகிறது.

கடினத் தன்மையை நீக்கும் விதம்

நீரின் தற்காலிகக் கடினத் தன்மையை நீக்க இரண்டு முறைகளைப் பின்பற்றலாம் : (a) கொதிக்கவைத்தல், (b) கிளார்க்கு முறை.

தற்காலிகக் கடினத் தன்மையை நீக்க, நீரைக் கொதிக்க வைத்தால் போதும். இவ்வளவு எளிதில் இக் கடினத் தன்மை நீங்கிவிடுவதால்தான் இது தற்காலிகக் கடினத் தன்மை எனப்படுகிறது. நீரைக் கொதிக்கவைப்பதால் நீரிலுள்ள கால்ஸியம், மக்னீசியம் பைகார்பனேட்டுகளிலிருந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடு வாயு வெளியேறிக் கரையாத (இவ்விரு) உலோகக் கார்பனேட்டுகள் வீழ்படிவுகளாக அடியில் தங்கிவிடுகின்றன. பிறகு இந் நீரைத் தெளியவைத்து இறுத்தோ வடிகட்டியோ வீழ்படிவுகளை நீக்கிவிட்டுச் சுத்தமான நீரைப் பெறலாம்,

$$\text{கால்ஸியம் பைகார்பனேட்டு} \xrightarrow{\Delta} \text{கால்ஸியம் கார்பனேட்டு} + \text{நீர்} + \text{கார்பன் டைஆக்ஸைடு.}$$

$$Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{\Delta} CaCO_3 \downarrow + H_2O + CO_2 \uparrow$$

ஆனால், இம் முறையில் நகரங்களுக்கோ இரயில் நிலையங்களுக்கோ வேண்டிய நீரைக் கொதிக்கவைத்துச் சுத்தப்படுத்த முடியாதாகையால் கிளார்க்கு முறை என்ற வேறோர் எளிய முறை கையாளப்படுகிறது. நீருடன் சுண்ணாம்பு நீரைத் தக்க அளவு சேர்த்துக் கலக்குவார்கள். இதனால் பைகார்பனேட்டுகள் கரையாத கார்பனேட்டுகளாக மாறி அடியில் வீழ்படிவாகத் தங்கிவிடும். ஆனால், அளவிற்கு அதிகமாகச் சுண்ணாம்பு சேர்த்தால் நீர் முன்னைவிட அதிகக் கடினமாகிவிடும். ஆகவே, நீரின் கடினத் தன்மைக்கு ஏற்றபடி போதுமான அளவு சுண்ணாம்பு நீரையே சேர்க்க வேண்டும்.

கால்ஸியம் பைகார்பனேட்டு + சுண்ணாம்பு நீர் ⟶ கால்ஸியம் கார்பனேட்டு + நீர்

$$Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2CaCO_3 \downarrow + 2H_2O$$

கொதிக்கவைத்தல், கிளார்க்கு முறை என்ற இருவகையிலும் தற்காலிகக் கடினத் தன்மையைத்தான் நீக்க முடியும்; நிலையான கடினத் தன்மையை நீக்க முடியாது.

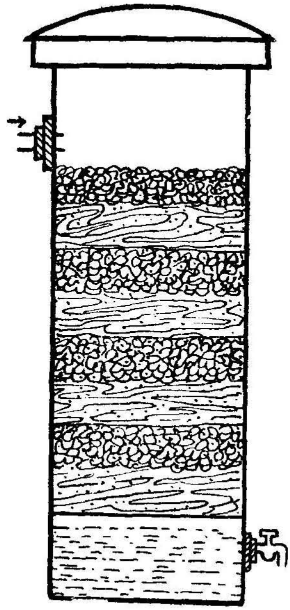
நிலையான கடினத் தன்மையைப் போக்குவதற்குச் சலவைச் சோடா முறையை உபயோகிக்கலாம். இக் கடினத் தன்மையைப் போக்க நீரில் போதிய அளவு சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலைச் சேர்க்கவேண்டும். இதனால் கடின நீரில் கரைந்துள்ள கால்ஸியம், மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டுகளும் குளோரைடுகளும் இரட்டைச் சிதைவு முறையில் அதனதன் கார்பனேட்டுகளாக மாறிக் கீழே படிந்துவிடும். பிறகு மென்னீரைத் தெளியவைத்து அல்லது வடிகட்டிப் பெறலாம்.

கால்ஸியம் சல்ஃபேட்டு + சோடியம் கார்பனேட்டு ⟶ கால்ஸியம் கார்பனேட்டு + சோடியம் சல்ஃபேட்டு

$$CaSO_4 + Na_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + Na_2SO_4$$

சோடியம் சல்ஃபேட்டு நீரில் கரைந்திருந்தாலும் அது நீருக்குக் கடினத் தன்மையைத் தராது.

இரண்டு வகைக் கடினத் தன்மையையும் நீக்குவதற்கு பர்மியூடிட் முறை (permutit process) என்ற மற்றொரு முறையும் கையாளப்படுகிறது. பர்மியூடிட் என்பது நீரேறிய சோடியம் சிலிகேட்டு, அலுமினியம் சிலிகேட்டு (hydrated sodium alumino silicate) என்னும் இரண்டு பொருள்களாலான சேர்மமாகும். இந்த பர்மியூடிட்டுக்குத் தன்னிடமிருக்கும் அயனியை வேறு உலோக அயனியுடன் இடம் மாற்றிக்கொள்ளும் சிறப்பான குணம் உண்டு. இப் பர்மியூடிட்டும் சரளைக் கற்களும் மாறி மாறிப் பல அடுக்குகளில் ஒரு கோபுரம் போன்று அமைந்த வடிகட்டும் தொட்டியில் அமைக்கப்பட்டிருக்கும். இக் கோபுரத்தின் மேல் பக்கமுள்ள குழாய் மூலம் கடின நீர் புகுந்து இவ்வடுக்குகளின் வழியாகச் செல்லும்போது, அந்நீரின் கடினத் தன்மைக்குக் காரணமான உப்புகளும் பர்மியூடிட்டும் இரட்டைச் சிதைவு முறையில் வினைபுரிகின்றன.



படம் 9
பர்மியூடிட் முறையில் நீரின் கடினத் தன்மையைப் போக்குதல்

மக்னீசியம் பைகார்பனேட்டு + சோடியம் பர்மியூடிட் ⟶ சோடியம் பைகார்பனேட்டு + மக்னீசியம் பர்மியூடிட்

$$Mg(HCO_3)_2 + 2Na \text{ permutit} \longrightarrow 2NaHCO_3 + Mg(\text{permutit})_2$$

கால்சியம் குளோரைடு + சோடியம் பர்மியூடிட் ⟶ சோடியம் குளோரைடு + கால்சியம் பர்மியூடிட்

$$CaCl_2 + 2Na \text{ permutit} \longrightarrow 2NaCl + Ca(\text{permutit})_2$$

இவ்வாறாகக் கிடைக்கும் சோடியம் பைகார்பனேட்டு, குளோரைடு உப்புகள் நீருக்குக் கடினத் தன்மையைக் கொடுப்பவையல்ல. கால்சியம், மக்னீசியம் பர்மியூடிட்டுகள் தண்ணீரில் கரையா. எனவே, இவை கோபுரத்திலேயே அடுக்குகளில் தங்கிவிடும். கடினத் தன்மை அகற்றப்பட்ட நீர்

மட்டுமே கோபுரத்தின் கீழுள்ள குழாயிலிருந்து வெளிவரும். இம் முறையில் முதலில் உபயோகிக்கப்பட்ட சோடியம் பர்மியூடிட் சிறிது காலத்தில் கால்ஸியம், மக்னீசியம் பர்மியூடிட்டுகளாக மாற்றப்பட்டுவிடுவதால், அது கடினத் தன்மையை மீண்டும் போக்கப் பயனற்றதாகிவிடுகிறது. இதன் வழியாக அடர் சோடியம் குளோரைடு கரைசலைச் செலுத்தினால், இரசாயன மாறுதல் ஏற்பட்டு மறுபடியும் சோடியம் பர்மியூடிட் உண்டாகிறது.

மக்னீசியம் பர்மியூடிட் + சோடியம் குளோரைடு ⟶
சோடியம் பர்மியூடிட் + மக்னீசியம் குளோரைடு

கால்ஸியம் பர்மியூடிட் + சோடியம் குளோரைடு ⟶
சோடியம் பர்மியூடிட் + கால்சியம் குளோரைடு

இம்முறையில் கடின நீரை மென்னீராக்கப் பயன்படுத்தப் படுவது சோடியம் குளோரைடு உப்பு ஒன்றுதான்.

அயனி பரிமாற்ற முறை (Ion Exchange Process)

இம்முறையால் நீரின் தற்காலிகக் கடினத் தன்மையையும் நிலையான கடினத் தன்மையையும் நீக்குவது முடியும். இம் முறையின் முதல் பகுதியில் நீர் எதிர் அயனி மாற்றுப் பிசினுக்குள் (cation exchange resin) செலுத்தப்படுகிறது. இந்தப் பிசினானது, நீரினுள் கரைந்திருக்கும் உப்புகளிலுள்ள நேர்மின் அயனிகளைத் தன்னுள் வாங்கிக்கொண்டு பதிலாக எதிர்மின் ஹைடரஜன் அயனிகளைக் கொடுக்கிறது.

Mg^{+2} + 2H பிசின் ⟶ Mg பிசின் + $2H^{+}$

இரண்டாவது பகுதியில் முதற் பகுதியில் வெளியேற்றப் பட்ட அமிலங் கலந்த நீரினுள்ளிருக்கும் நேர் அயனிகளைப் பிரித் தெடுப்பதற்கு நீர் நேர் அயனி மாற்றுப் பிசினுக்குள் (anion exchange resin) செலுத்தப்படுகின்றது.

Cl^{-} + பிசின் — NH_2OH ⟶ பிசின் — NH_2Cl + OH^{-}

மேற்கூறிய அயனி மாற்று முறையில் தயாரிக்கப்பட்ட நீரில் எந்தவிதமான கரைந்த உப்பும் இல்லாமலிருக்கும். இந் நீரானது காய்ச்சி வடித்த நீருக்கு ஒப்பாகும். மேற்கூறிய இரண்டு பிசின்களையும், குறிப்பிட்ட இடைவெளிக்குப் பின்

உபயோகப்படுத்திய பிசின்களை முறையே கந்தக அமிலத்துடனும் சோடியம் கார்பனேட்டுடனும் வினைபுரியச் செய்வதன் மூலம் மீண்டும் பெறலாம்.

கால்கான் முறை (Calgon process)

சோடியம் ஹெக்ஸாமெட்டாபாஸ்பேட் (sodium hexametaphosphate) $(NaPO_3)_6$ இரசாயனக் காரணிதான் வியாபார மொழியில் கால்கான் என அழைக்கப்படுகிறது. இம் முறை கொதிகலங்களில் உபயோகப்படும் நீரைச் சுத்தம் செய்வதற்குப் பயன்படுகிறது. இவ் உப்பிலுள்ள பல்பொருள் நேர் அயனியானது (complex anions) நான்கு சோடியம் அயனிகளைத் தன்னுள் கொண்டதாக இருக்கிறது.

$$Na_2 [Na_4P_6O_{18}] \rightleftarrows 2Na^{\pm} + [Na_4P_6O_{18}]$$

இந்த நான்கு சோடியம் அயனிகளையும் கடின நீரிலுள்ள கால்ஸியம், மக்னீசியம் அயனிகள் நீக்கிவிட்டு, சோடியம் அயனிகளின் இடத்தைக் கால்ஸியம், மக்னீசியம் அயனிகள் எடுத்துக்கொள்கின்றன. இவ்விதம் உண்டாகும் பல்பொருள் நேர் அயனிகளின் எண்ணிக்கை அதிகமாக ஆகக் கால்ஸியம் அயனிகளின் எண்ணிக்கை குறைக்கப்பட்டுவிடுவதால் நீரின் கடினத்தன்மை நீக்கப்பட்டுவிடுகிறது.

வன்னீரைப் பயன்படுத்துவதால் ஏற்படும் விளைவுகள்

(1) கடின நீரை சோப்புடன் பயன்படுத்தினால் சோப்பு வீணாகிறது. (2) தற்காலிகக் கடின நீரைக் கொதிக்கவைத்தவுடனேயே பாத்திரங்களில் வீழ்படிவு உண்டாகிறது. இந்த வீழ்படிவு நாளடைவில் பாத்திரத்தின் உட்புறத்திலும், நீராவி வெளிவரும் குழாயிலும் சேர்ந்து செதிளாக மாறும். இக் கொதிகலச் செதிள்கள் (boiler scales) அரிதில் வெப்பக் கடத்திகளாக இருத்தலால், கொதிகலத்தைச் சூடுபடுத்துவதற்கு அதிக நேரமும் அதிகமான எரிபொருள்களும் செலவாகும். இதனால் கொதிகலங்கள் வெடித்து அபாயம் ஏற்படலாம். கொதிகலங்களில் நிலையான கடினத் தன்மையையுடைய நீரைப் புழங்கினாலும் நாளடைவில் கால்ஸிய, மக்னீசிய உப்புகள் அதில் வீழ்படிவாக உண்டாகக்கூடும். (3) நிலையான கடினத் தன்மையுடைய நீரில் பொருள்களை நன்கு வேகவைக்க முடியாதாகையால், அவ்வகைக் கடின நீர் சமையலுக்குப் பயன்படாது.

ஆகவே, சோப்புத் தேய்த்துக் குளிப்பதற்கும், துணிகள் வெளுப்பதற்கும், கொதிகலங்களில் புழங்குவதற்கும், சமையல் செய்வதற்கும் கடினத் தன்மை நீக்கப்பட்ட மென்னீரையே பயன்படுத்தவேண்டும்.

சலவை செய்வோர் துணிகளை வெளுக்க மென்னீருள்ள நீர் நிலைகளை நாடிச் செல்வதையும், வீடுகளில் உணவுப் பொருள்களை எளிதில் வேகவைக்கச் சிறிது சோடா உப்புச் சேர்க்கப் படுவதையும் நீங்கள் கவனித்திருக்கலாம்.

நீரின் பௌதிகப் பண்புகள்

நீர் தெளிவான நிறமற்ற, மணமற்ற, சுவையற்றதொரு திரவ மாகும். அதிக அளவில் சேர்த்துப் பார்க்கும்பொழுது நீர் கருநீல நிறமுடையதாகத் தோற்றமளிக்கும். ஒரு வாயு மண்டல அழுக்கத்தில் அதன் உறைநிலை 0°C-ம், கொதிநிலை 100°C-ம் ஆகும். 4°C-ல் நீருக்கு உச்ச அளவு அடர்த்தி உள்ளது. தூய நீர் ஓர் அரிதில் மின்கடத்தியாகும்.

வேதியப் பண்புகள்

(a) இது ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் சேர்ந்த சேர்மமாகும். இதிலுள்ள இரு தனிமங்களைப் பிரிப்பது சாதாரணமாக முடிவதில்லை. ஆனால், நீரை மின்பகுப்பு முறைக்கு (electrolysis) உட்படுத்துவதன்மூலமோ அல்லது 2500°C-க்கு மேல் சூடு படுத்துவதன் மூலமோ நீரிலிருந்து ஹைட்ரஜனையும் ஆக்ஸிஜனை யும் பிரித்துவிடலாம்.

(b) பொட்டாசியமும் சோடியமும் குளிர்ந்த நீருடன் எளிதில் வினைபுரிந்து உப்பு மூலங்களையும் ஹைட்ரஜனையும் கொடுக்கின்றன (ஹைட்ரஜன் தயாரிக்கும் முறைகளைப் பார்க்க).

(c) நீரானது கார்பன், குளோரின் போன்ற அலோகங் களுடனும் வினைப்படுகிறது. செஞ்சூட்டிலிருக்கும் கார்பன் நீராவியுடன் சேர்ந்து நீர்வாயுவைக் கொடுக்கிறது.

$$C + H_2O \longrightarrow CO\uparrow + H_2\uparrow$$

(d) நீரானது குளோரின் வாயுவுடன் சேர்ந்து, ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலமும், ஹைபோகுளோரஸ் அமிலமும் கொடுக் கின்றது.

$$Cl_2 + H_2O \longrightarrow HCl + HClO$$

(e) குளோரின் வாயுவானது சூரிய வெளிச்சத்தில் நீருடன் சேரும்பொழுது ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தையும் ஆக்ஸிஜனையும் கொடுக்கின்றது.

$$2\,Cl_2 + 2H_2O \longrightarrow 4HCl + O_2 \uparrow$$

(f) நீரானது சோடியம், கால்ஸியம் ஆகிய உலோக ஆக்ஸைடுகளுடன் சேர்ந்து உப்பு மூலங்களை உண்டாக்குகிறது

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$$
$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca\,(OH)_2$$

(g) கந்தக டைஆக்ஸைடு, கார்பன் டைஆக்ஸைடு, பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு போன்ற அலோக ஆக்ஸைடுகளுடன் சேர்ந்து நீரானது அமிலங்களைக் கொடுக்கிறது.

கந்தக டைஆக்ஸைடு + நீர் ⟶ சல்ஃப்பூரஸ் அமிலம்

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$$

பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு + நீர் ⟶ மெட்டா பாஸ்பாரிக் அமிலம்

$$P_2O_5\ H_2O \longrightarrow 2HPO_3$$

கார்பன் டைஆக்ஸைடு + நீர் ⟶ கார்பானிக் அமிலம்

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$$

படிக நீர் (Water of Hydration)

நீரானது சில உப்புகளுடன் சேர்ந்து காணப்படலாம். இவ்வித உப்புகள் பெரும்பான்மையாகப் படிக வடிவத்தை உடையனவாக இருக்கலாம். இவற்றைச் சூடு செய்ய அவை பொரிந்து அவற்றிலுள்ள நீரை விடுவிப்பதுடன் தமது படிக வடிவையும் இழக்கின்றன. எனவே, இந் நீருக்குப் படிக நீர் (Water of Crystallisation or Hydration) என்று பெயர். படிக நீரைக் கொண்ட பொருள்களை நீர்ப்பொருள்கள் என அழைக்கலாம். பேரியம் குளோரைடு ($BaCl_2 \cdot 2H_2O$), மயில்துத்தம் ($CwSO_4 \cdot 5H_2O$), அன்னபேதி ($FeSO_4 \cdot 7H_2O$), சீனக்காரம் (alum) (K_2SO_4, Al_2SO_4, $24H_2O$), வெங்காரம் (borax) ($2Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$), சோடியம் சல்ஃபேட்டு ($Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$) போன்றவற்றில் படிக நீர் உள்ளது.

சில படிக நீருடைப் பொருள்கள் படிக நீரை இழக்கும் பொழுது தமது நிறத்தை இழந்து வேறு நிறத்தைப் பெறலாம். ஒரு சோதனைக் குழாயில் (தாமிர சல்ஃபேட்டு) நீல நிற மயில் துத்தப் படிகத்தை எடுத்துக் குழாயைச் சூடு செய். நீராவி பிரிந்து வெளியேறிக் குழாயில் குளிர்ந்த பாகத்தில் நீர்த்துளி களாகப் படியும். துத்தத்தின் நீல நிறம் மாறி வெளுத்துப் போகும். மயில்துத்தத் துண்டுகளும் தங்களது படிக வடிவத்தை இழந்து பொடியாகும். நீர் நீங்கி அடியில் தங்கி யிருக்கும் பொருளுக்கு நீரற்ற (anhydrous) மயில்துத்தம் எனப் பெயர். உலர்ந்த மயில்துத்தத்தின் மீது சில நீர்த்துளிகளை ஊற்றிப்பார். துத்தத்தின் பழைய நீல நிறம் திரும்புவதையும், அது சிறிய படிக உருவமுள்ள துணுக்குகளாய் மெதுவாய் மாறு வதையும் கவனி. ஆகையால், படிக நீரே அவ் உப்பின் நிறத் திற்கும் படிக வடிவத்திற்கும் ஆதாரமென அறிகிறோம்.

தூள் பூத்தல் (Efflorescence)

சில நீருடைப் படிக வடிவமுள்ள இரசாயனப் பொருள் களைக் காற்றுப்பட வைத்தால் அவை படிக நீரை ஒரு பாக மளவிலோ, முற்றிலுமோ வெளியிட்டுத் தூள் பூத்துப் பொடி யாகின்றன. படிக சோடியம் சல்ஃபேட்டு உப்பையும் படிக சலவைச் சோடா உப்பையும் வெவ்வேறு கண்ணடி அகல்களில் (watch glass) எடுத்துக் காற்றுப் படும்படி மேசையின் மேல் வை. சற்று நேரம் சென்று பார்த்தால் அவை பூத்துப் பொடி யாய் இருப்பதைக் காண்பாய். இவ்விதமான பொருள்களுக்குத் தூள்பூக்கும் பொருள்கள் என்றும், இத்தன்மைக்குத் தூள்பூத் தல் (efflorescence) என்றும் பெயர். வாயு மண்டலத்திலுள்ள நீராவியின் அழுத்தம் படிக நீர்ப் பொருளின் நீராவி அமுக்கத்தை விடக் குறைந்திருக்குமாயின், அப் பொருள் பூக்கும்.

(உ-ம்) $Na_2SO_4 \cdot 10\,H_2O$ (சோடியம் சல்ஃபேட்டு);
$Na_2CO_3 \cdot 10\,H_2O$ (சோடியம் கார்பனேட்டு அல்லது சலவைச் சோடா உப்பு).

நீர்த்தல் (Deliquescence)

சில திடப்பொருள்களைக் காற்றுப்பட வைத்தால் அவை காற்றிலுள்ள நீராவியை உறிஞ்சிக் கசிந்து கரைந்து பாகுபோல் மாறும். படிகக் கால்சியம் குளோரைடையும் படிகப் பெரிக் குளோரேடையும் காற்றுப்பட வைத்தால் அவை காற்றிலுள்ள

ஈரத்தை உறிஞ்சிக் கசிந்து பாகுபோலாகும். இத் தன்மைக்கு நீர்த்தல் (deliquescence) என்றும் இப் பொருள்களுக்கு நீர்க்கும் பொருள்களென்றும் பெயர். அநேகமாய் நீரில் அதிக அளவு கரையும் பொருள்களெல்லாம் இங்ஙனம் நீர்க்கும் தன்மையன. ஒரு பொருளின் பூரிதக் கரைசல் காட்டும் நீராவி அமுக்கம் வாயுமண்டலத்திலுள்ள நீராவியின் அமுக்கத்தைவிடக் குறைந்திருக்குமாயின். அப் பொருள் கசிந்து நீர்க்கும் தன்மை யுடையதாய் இருக்கும். கரைசலின் நீராவி அமுக்கம் வாயு மண்டலத்திலுள்ள நீராவியின் அமுக்கத்திற்குச் சமமாகும் வரை கரைபொருள் காற்றிலுள்ள நீரை உறிஞ்சிக் கரைந்து கசியும். ஒரு பொருளின் நீர்க்கும் தன்மை அதன் கரைசல் கொடுக்கும் நீராவி அமுக்கம் எவ்வளவுக்கெவ்வளவு குறைந் திருக்குமோ அவ்வளவுக்கவ்வளவு அதிகமாக இருக்கும்.

ஒரு பொருளின் நீர்க்கும் தன்மையும் (deliquescent nature) நீர் உறிஞ்சும் தன்மையும்(hygroscopic nature)வெவ்வேறானவை. அலுமினியம் ஆக்ஸைடு, தாமிர ஆக்ஸைடு போன்ற திடப் பொருள்களைக் காற்றுப் படும்படி வைத்தால் அவை வாயு மண்டலத்திலுள்ள நீரைத் தம்முள் ஈர்த்துக்கொள்கின்றன. எனினும், இப் பொருள்கள் நீர்க்கும் பொருள்களைப்போல் பாகாக மாறாமல் திடப்பொருள்களாகவே இருக்கும். நீர் ஈர்த்த லால் இப் பொருள்களின் பௌதிக நிலையில் எவ்வித மாற்றமும் ஏற்படாது. இவ்விதம் நீர் உறிஞ்சிய பின்பும் தன்னிலை மாறாமல் இருக்கும் பொருள்கள் நீர் உறிஞ்சும் பொருள்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. சான்றாக, அடர் கந்தக அமிலம் சிறந்த நீர் உறிஞ்சியாகப் பயன்படுகிறது. நீர் உறிஞ்சிய பின்பும் முன் புள்ள திரவநிலையிலேயே இருப்பதைக் கவனிக்கவும்.

கரைசல்கள்

மயில்துத்தப் படிகத்தை நீரில் கரைத்தால் அது கரைகிறது. திரவம் ஒருவித நீல நிறத்தை அடை கின்றது. கரைசல் என்பது கரைப்பானும் (solvent) கரை பொருளும் (solute) சேர்ந்த ஒரே இயல்புள்ள (homogeneous) கலவையாகும். மேற்கூறிய கரைசலில் மயில்துத்தத்தைக் கரை பொருள் என்றும், நீரைக் கரைப்பான் என்றும் அழைக்கிறோம். மயில்துத்தம் நீரில் ஒன்றிக் கரையும்போது, அதை மயில்துத்தக் கரைசல் என்கிறோம்.

கரைபொருளானது திட, திரவ, வாயுப் பொருள்களாக இருக்கலாம். கரைப்பான் எனப்படுவது கரைபொருளைக்

கரைக்கும் பண்டமே. சாதாரணமாக, இது திரவ நிலையிலேயே இருக்கும். ஆனால், திடப்பொருளாகவும் வாயுப்பொருளாகவும் அது இருக்கலாம்.

கரைசலின் பண்புகள்

(1) கரைசலில் கரைப்பானும் கரைபொருளும் எந்த விகிதத்தில் வேண்டுமானாலும் கலக்கப்பட்டிருக்குமாதலால், கரைசல் ஒரு கலவைப் பொருளே (mixture) யாகும்; (2) கரைசலில் ஒவ்வொரு துளியும் ஒரே இயல்புடையதாய் இருக்கும்; (3) கரைசலைக் கலத்தில் (vessel) அதிக நேரம் வைத்திருந்தாலும் கரைபொருளானது பிரிந்து அடியில் படிந்து விடாமல் இருக்கும்; (4) கரைசல் பார்வைக்கு ஒரே திரவத்தைப்போலவே இருக்கும்; (5) கரைபொருளைக் கரைப்பானிலிருந்து வடிகட்டிப் பிரிக்க முடியாது. ஆனால், காய்ச்சி வடித்துக் கரைப்பானையும் கரைபொருளையும் பிரித்து விடலாம்; காய்ச்சி வடித்தலின்போது எந்தவித இரசாயன வினையும் ஏற்படாததால், கரைசலின் கூறுகளைச் சாதாரண முறைகளின் மூலம் பிரிப்பது சாத்தியமாகும்.

கரைசலின் வகைகள்

கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் அளவிற்குத் தகுந்தவாறு கரைசல்களை நான்கு வகையாகப் பிரிக்கலாம்:

(1) நீர்த்த கரைசல் (Dilute solution)

இதில் கரைப்பானின் அளவோடு ஒப்பிடும்பொழுது கரைபொருள் மிகக் குறைந்த அளவிலேயே இருக்கும். இவ்வகைக் கரைசலில் இன்னும் அதிக அளவு கரைபொருள் கரையும்.

(2) அடர்கரைசல் (Concentrated solution)

இவ்வகைக் கரைசலில் கரைபொருளின் அளவு (கரைப்பானின் அளவோடு ஒப்பிடும்பொழுது) சற்று அதிகமானதாக இருக்கும்.

(3) பூரிதக் கரைசல் (Saturated solution)

குறித்த வெப்பநிலையில் எடுத்துக்கொண்ட கரைபொருள் இனிச் சிறிதளவேனும் கரையாது என்ற நிலையில் அந்தக் கரை

பொருள் சம்பந்தப்பட்டமட்டில் கரைசல் பூரித்திருக்கிறது என்கிறோம். ஆனால், அப் பூரிதக் கரைசல் வேறு பொருள்களைக் கரைத்துக்கொள்ளும். உதாரணமாக, பூரித உப்புக் கரைசலில் சர்க்கரை கரையும். ஒவ்வொரு வெப்ப நிலையிலும் ஒவ்வொரு கரைபொருளும் திட்டமான அளவிலேயேதான் கரையும். அந்த வெப்ப நிலையில் அந்தந்த அளவிற்கு மேல் கரையாது. குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில் ஒரு கரைபொருளின் கரைதிறன் (solubi ity) அந்தக் கரைபொருளையும் கரைப்பானையும் பொறுத்தே இருக்கும்.

பூரிதக் கரைசல் தயாரிக்கும் முறை

(a) கரைபொருளை நன்றாகப் பொடி செய்து வைத்துக் கொள்ளவும். ஒரு குடுவையில் காய்ச்சி வடித்த நீரை 50 ml. அளவு எடுத்துக்கொண்டு அதில் சுமார் ஐந்தைந்து கிராமாக உப்பைப் போட்டுச் செவ்வையாய்க் குடுவையைக் கலக்கவும். ஏறக்குறைய 20 கி. உப்பைப் போட்டுக் குலுக்கியவுடன் சிறிதளவு உப்புக் கரையாமல் அடியில் தங்கி இருப்பதைக் கவனிக்கவும். இன்னும் சிறிதளவு உப்பைப் போட்டு 10 நிமிடங்களுக்குக் குறையாமல் விட்டுவிட்டுக் குலுக்கவும். இவ்விதம் செய்வதால் கரைசலில் இனி உப்புக் கரையாது என்பதைக் காட்டுவதுபோல் கரைசலின் அடியில் உப்புக் கரையாமல் தங்கியிருக்கும். இக் கரைசலை வடிகட்டினால் உப்பின் பூரிதக் கரைசல் கிடைக்கிறது.

(b) குடுவையில் முன்போல் நீரை எடுத்து அதில் 20 கி. எடையுள்ள உப்பைப் போட்டுக் கலக்கிச் சிறிதளவு சூடு செய்யவும். கரைசல் தெளிவாகத் தோன்றும். இன்னும் 5 கி. அல்லது 10 கி. உப்பைப் போட்டுச் சூடு செய்யவும். எல்லா உப்பும் கரையாமல் அடியில் ஒரு பாகம் தங்கியிருக்கும். ஆகையால், அதிக வெப்ப நிலையில் கரைசல் தயாரிக்கப்பட்டிருக்கிறதென்று அறிகிறோம். குடுவையைக் குழாயினடியில் வைத்துக் குளிர்ந்த நீரைக் குடுவையில் வெளிப்பாகத்தின்மீது விழும்படி செய்தால், சூடான கரைசல் குளிர்ச்சி அடைந்து அதிக வெப்ப நிலையில் கரைந்த அதிக உப்பெல்லாம் பிரிந்து படிந்துவிடும். குளிர்ந்த கரைசல் சோதனைச்சாலையின் வெப்ப நிலையை அடையும்பொருட்டுக் குடுவையை 30 நிமிடம் மேஜையின் மேல் வைக்கவும். பின்பு கரைசலை வடிகட்டவும். இவ் வடி திரவமே பூரிதக் கரைசல்.

(4) அபூரிதக் கரைசல் (Unsaturated solution)

25°C-ல் தயாரிக்கப்பட்ட பூரிதக் கரைசல் கரைபொருள் கொஞ்சமேனும் தனியே இல்லாமல் இருக்கும் சமயத்தில் 40°C வரை சூடு செய்யப்பட்டால் அந்நிலையில் அபூரிதமாயிருக்கும்; இதற்கு அபூரிதக் கரைசல் என்று பெயர்.

(5) அதிபூரிதக் கரைசல்

40°C வெப்ப நிலையிலுள்ள பூரிதக் கரைசலை அதில் கரைபொருள் சிறிதளவுகூடத் தனியாயில்லாமல் இருக்கும் சமயத்தில் மெதுவாகக் குளிரும்படி செய்தால், வெப்பம் தணிந்ததும் அதிக அளவிலுள்ள கரைபொருள் சில சமயம் பிரிந்து வெளிப்படாமல் இருக்கலாம். இந் நிலையிலிருக்கும் கரைசலுக்கு அதிபூரிதக் கரைசல் (supersaturated solution) எனப் பெயர். கரைசலின் இத் தன்மை நிலையானதன்று. இக் கரைசலின் கரைபொருளில் ஒரு துணுக்கை இக் கரைசலினுள் போட்டாலோ அல்லது இக் கரைசலைக் கண்ணாடிக் கோல்கொண்டு கலக்கினாலோ, உடனே அவ் வெப்பநிலைக்குரிய கரைதிறனுக்கு மேற்பட்டுள்ள கரைபொருள் எல்லாம் பிரிந்து படிகமாகப் படிந்துவிடும்.

கரைதிறன்

'ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில் 100 கிராம் எடையுள்ள கரைப்பானைப் பூரித்திருக்கும்படி செய்ய எவ்வளவு எடையுள்ள கரைபொருள் தேவையோ அவ் எடையே அவ் வெப்ப நிலையில் கரைபொருளின் கரைதிறன் (solubility) எனப்படுகிறது.' உதாரணமாக, 20°C வெப்பநிலையில் 100 கி. நீர், 35 கி. பொட்டாசியம் குளோரைடு உப்பைக் கரைத்துக்கொள்ளும். எனவே, 20°C-ல் பொட்டாசியம் குளோரைடின் கரைதிறன் 35 என்று கூறுகிறோம்.

சோதனைச்சாலையில் கரைபொருள்களின் கரைதிறனை நிர்ணயித்தல்

சோதனை

முற்கூறிய முறைகளில் ஏதாவதொன்றால் தயாரிக்கப்பட்ட வடிகட்டிய பூரிதக் கரைசலில் சுமார் 20 ml. அளவை ஓர் எடை தெரிந்த பீங்கான் கிண்ணத்தில் எடுத்துக்கொள்ளவும். அதைக் கொதி (நீருடைய) நீர்த் தொட்டியின்மேலே வைத்துக்

கரைசலிலுள்ள நீரெல்லாம் ஆவியாகச் செல்லும்வரை வற்ற வைக்கவும். பிறகு கிண்ணத்தை மெதுவாக வெளியே எடுத்துச் சுத்தமான துணியில் கிண்ணத்தின் அடிப்பாகத்தைத் துடைத்து, உலர்த்தும் கலனில் (desiccator) குளிரச் செய்து, பின்னர் அதன் எடையைக் கண்டுபிடிக்கவும். தொடர்ந்து இரண்டு தடவைகளிலும் ஒரே மாதிரியான எடை காணப்படும் வரையில் கிண்ணத்தைச் சூடு செய்து குளிரச்செய்து எடையைக் கண்டுபிடிக்கவும். அதன்பின் அடியிற் கண்டபடி உப்பின் கரைதிறனைக் கணக்கிடவும்:

சோதனைச்சாலையின் வெப்ப நிலை	$=t°C$
கிண்ணத்தின் எடை	$=a$ கி.
பூரிதக் கரைசலைக் கொண்ட கிண்ணத்தின் எடை	$=b$ கி.
உப்புள்ள கிண்ணத்தின் எடை (இங்கு இறுதியில் நிறுத்த எடையையே குறிக்கவும்)	$=c$ கி.
உப்பின் எடை (இறுதியில் நிறுத்தது)	$=(c-a)$ கி.
கரைசலின் எடை	$=(b-a)$ கி.
நீரின் எடை	$=(b-\ )-(c-a)$ கி.
	$=(b-c)$ கி.

t°C-ல் (b—c) கி. நீரானது (c—a) கி. உப்பைக் கரைக்கின்றது

t°C-ல் 100 கி. நீரில் கரையும் கரைபொருளின் எடையானது $=\left(\frac{c-a}{b-c}\times 100\right)$

$\therefore$ கரைதிறன் $=\frac{c-a}{b-c}\times 100$

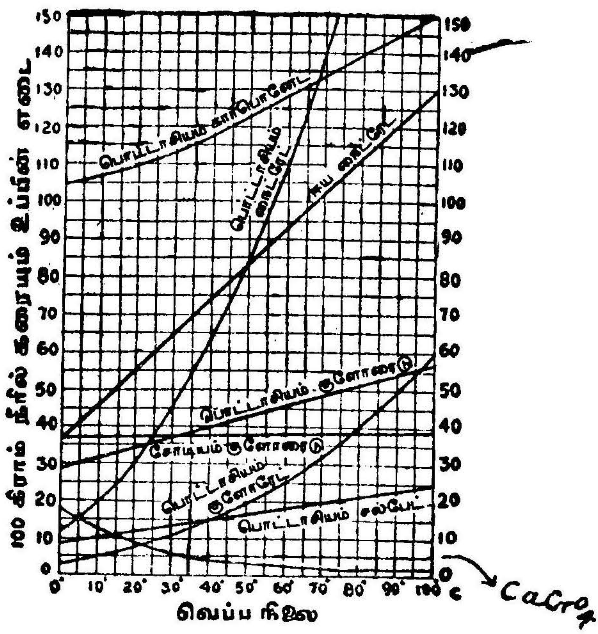
$=\left(\frac{\text{கரைபொருளின் எடை}}{\text{கரைப்பானின் எடை}}\times 100\right)$

ஒரு பொருளின் கரைதிறனானது (a) அப் பொருளின் தன்மையையும், (b) கரைப்பானின் தன்மையையும், (c) கரைசல் தயாரிக்கப்படும் வெப்பநிலையையும் பொறுத்திருக்கும். அழுத்தமும் ஓரளவிற்கு ஒரு பொருளின் கரைதிறனைப் பாதிக்கும்.

கரைதிறன் வளைகோடுகள்

கரைபொருளை நன்றாகப் பொடித்து எடுத்துக்கொள்ளுதல் மூலமும், கரைசலை நன்றாகக் கலக்குதல்மூலமும், எளிதில்

ஒரு பொருளைக் கரையச் செய்யலாம். மேலே விவரித்தபடி பல உப்புகளின் கரைதிறன்களைப் பல வெப்ப நிலைகளில் கண்டு கொள்ளவும். இம் மதிப்பீடுகளின் வரைபடமொன்று (graph) வரைந்து காட்டவும். வரைபடத்திலுள்ள கோடுகளுக்குக் கரை திறன் வளைகோடுகள் (solubility curves) என்று பெயர். அதைப் பார்த்தமாத்திரத்திலேயே வெப்பநிலைக்கும் கரை திறனுக்குமுள்ள சம்பந்தத்தை இவ் வளைகோடுகள் தெளிவுபட



படம் 10

கரைதிறன் வளைகோடுகள்

அறிவிக்கின்றன. பெரும்பாலும் வெப்பநிலை அதிகரிப்பதற்கு ஏற்பக் கரைதிறனும் அதிகமாகும். வரைபடத்தில் காட்டிய பல பொருள்களின் வளைகோடுகளைக் கவனி.

(a) வெப்பநிலை அதிகமாகும்பொழுது பெரும்பாலும் பல பொருள்களின் கரைதிறனும் அதிகரிக்கிறது என்பதைக் கரை திறன் வளைகோடுகள் இடப்பக்கத்திலிருந்து வலப்பக்கமாக மேல்நோக்கிச் செல்வதிலிருந்து தெரிகிறது. (உ-ம்) பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டு.

(b) மிகச் சில பொருள்களின் கரைதிறன், வெப்பநிலை அதிகரித்தலால் அதிக வித்தியாசம் அடைவதில்லை. (உ-ம்) சோடியம் குளோரைடு உப்பின் கரைதிறன் வளைகோடு.

(c) மற்றும் சில பொருள்களின் கரைதிறன், வெப்பநிலை அதிகரிக்க அதிகரிக்கக் குறைந்துகொண்டே வருகிறது. இப்பொருள்களின் கரைமானக்கோடுகள் இடமிருந்து வலமாகக் கீழ் நோக்கியே செல்லும். (உ-ம்) கால்ஸியம் குரோமேட்டு; கால்ஸியம் ஹைட்ராக்ஸைடு.

உப்பின் பெயர்	0°C	50°C	100°C	←வெப்பநிலை
கால்ஸியம் குரோமேட்டு ($CaCrO_4$)	4·5	1·12	0·42	←கரைதிறன்
கால்ஸியம் ஹைட்ராக்ஸைடு $Ca(OH)_2$	0·14	0·10	0·06	←கரைதிறன்

(d) ஒரு குறிப்பிட்ட கரைபொருளின் கரைதிறனை எந்த வெப்ப நிலையில் வேண்டுமானாலும் சோதனை செய்யாமலே வரைபடத்திலுள்ள வரைகோட்டின்மூலம் தெரிந்துகொள்ளலாம்.

வினாக்கள்

நீர்

(1) கடின நீர், மென்னீர் என்பவைகளை விளக்குக. நீரின் கடினத் தன்மைக்குக் காரணம் யாது? கடினத் தன்மையை ஏன் நீக்கவேண்டும்?

(2) தற்காலிகக் கடினத் தன்மை, நிலையான கடினத் தன்மை என்றால் என்ன? அவற்றை நீக்கும் முறைகளை விளக்குக.

(3) நீரானது (a) வீடு, (b) சோதனைச்சாலை, (c) தொழிற்சாலை ஆகியவற்றின் உபயோகங்களுக்காக முறையே எவ்வாறு சுத்தம் செய்யப்படுகிறது?

(4) சிறு குறிப்பு வரைக: (a) பெர்மியூடிட் முறை, (b) கால்கான் முறை, (c) நீர்த்தல், (d) தூள்பூத்தல், (e) படிகநீர், (f) அயனி பரிமாற்றப் பிசின்கள்.

கரைசல்கள்

(1) பின் வருபவைகளை விளக்குக: (a) பூரிதக் கரைசல், (b) அதி பூரிதக் கரைசல், (c) கரைதிறன்.

(2) சோதனைச்சாலையின் வெப்பநிலையில் ஓர் உப்பின் கரைதிறனை எப்படி நிர்ணயிப்பாய் என்று விவரி.

(3) கரைதிறன் வளைகோடுகள் என்றால் என்ன? அவற்றின் உபயோகங்களை விளக்கிக் கூறு.

6. வேதிக் கூடுகையின் விதிகள்

பொருளின் அமைப்பை விளக்குவதே இரசாயன இயலின் முக்கியக் குறிக்கோளாகும். தனிமங்கள் ஒன்றோடொன்று சேர்வதன்மூலம் சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன என்பதை அறிந்து கொண்டோம். இனி இந்த அத்தியாயத்தில் இரசாயனக் கூடுகையைக் கட்டுப்படுத்தும் விதிகள் யாவை என அறிவோம். எண்ணற்ற சோதனைகளால் நிரூபிக்கப்பட்ட உண்மைகளின் சுருக்கத்தையே விஞ்ஞான மொழியில் விதி (law) என அழைக்கிறோம். சேர்மங்களின் அமைப்புபற்றிய ஆராய்ச்சிகள், இரசாயனக் கூடுகைகள் சில விதிகளுக்குக் கட்டுப்பட்டே நடக்கின்றன என்னும் கருத்தையே வலியுறுத்தி வந்திருப்பதாக அறிகிறோம். இவ் விதிகள் சரியானவைதானா என்பதனைச் சில சோதனைகளின்மூலம் அறிந்துகொள்வது சாத்தியமாகும். இவ் விதிகள் ஐந்தாகும்: முதல் நான்கும், பொருளின் எல்லா நிலைகளுக்கும் பொருந்துவனவாகவும், பொருளின் எடை சம்பந்தப்பட்டனவாகவும், ஐந்தாவது விதி பொருளின் கனபரிமாணத்தைக் குறிப்பதாகவும், வாயுநிலைக்கே உரித்தானதாகவும் உள்ளன. கற்பிதக் கொள்கை, கொள்கை, அல்லது கோட்பாட்டு விதி என்ற மூன்றுக்கும் உள்ள வித்தியாசங்களை முதல் அத்தியாயத்திலேயே அறிந்துகொண்டோம்.

1. பொருளின் அழியாத்தன்மை விதி அல்லது நிறையின் அழியாத்தன்மை விதி
(Law of Indestructibility of Matter or Law of Conservation of Mass)

பொருளின் அழியாமை என்னும் இவ் விதியை முதன் முதல் நிரூபித்தவரும் நிலைநாட்டியவரும் லெவாய்சியர் என்ற

விஞ்ஞானி. நாம் புதிதாய் ஒரு பொருளை உண்டாக்கவே முடியாது ; இருக்கும் பொருள் ஒன்றை அழிக்கவும் முடியாது என்பதே இவ்விதியின் பொருள். ஓர் இரசாயன வினை நடைபெறும்பொழுது வினையில் பங்கு பெறும் பொருள்களின் மொத்த எடையானது வினையின் காரணமாக விளைந்த பொருள்களின் மொத்த எடைக்குச் சமமாக இருக்கும் என்றும் இவ் விதி கூறுகிறது.

(உ-ம்) $A+B+C \longrightarrow X+Y+Z$ என்ற இரசாயனச் சமன்பாட்டை எடுத்துக்கொள்வோம். A, B, C என்பவையின் எடைகள் a, b, c எனவும் X, Y, Z என்பவையின் எடைகளை x, y, z எனவும் கொள்வோம். மேற்கூறிய விதியின்படி $a+b+c=x+y+z$. இக் காரணத்தால் தான் மெழுகுவத்தி எரியும்பொழுது எவ்விதப்பொருள் அழிவும் ஏற்படுவதில்லை என்று வேதி நூலோர் கூறுகின்றனர். மெழுகுவத்தியானது எரிந்து இருந்த இடம் தெரியாமல் போவதுபோல் நமக்குத் தோற்றமளித்தாலும் உண்மையில் எந்தவிதமான பொருள் சேதமும் ஏற்படுவதில்லை. மெழுகுவத்தியிலுள்ள கார்பனும் ஹைட்ரஜனும் காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடாகவும் நீராகவும் மாறிவிடுகின்றன. மெழுகுவத்தியின் மொத்த எடையும் அதனுடன் சேரும் ஆக்ஸிஜன் ஆகியவற்றின் எடையின் கூட்டுத் தொகையும் மெழுகுவத்தி எரியும்பொழுது உண்டாகும் விளைபொருள்களாகிய கார்பன் டைஆக்ஸைடு, நீர் ஆகியவற்றின் எடையின் கூட்டுத் தொகைக்குச் சமமாக இருக்கும். ஆகவே, இரசாயன வினையின்போது பொருளின் கூறுகள் மீண்டும் வேறு விதமாகப் பங்கீடு செய்யப்படுகின்றனவேயன்றி வேறு எந்தவித எடை மாறுதலும் உண்டாவதில்லை என அறிகிறோம். இரசாயன வினைகளில் ஈடுபட்டுள்ள பொருளின் மொத்த எடையில் சோதனைக்குரிய பிழைகளைக் காட்டிலும் அதிகமான எடை வித்தியாசம் இதுவரை எவராலும் கண்டுபிடிக்கப்படவில்லை எனக் கூறலாம்.

விதியைச் சரிபார்த்தல்

பொருளின் அழியாமை விதியைப் பரிசோதனைச் சாலையில் எளிதாகச் சரிபார்க்கலாம். இரசாயன வினையை விளைபொருள்கள் வெளியில் தப்பிச் செல்ல இயலாதவாறு மூடப்பட்ட

குடுவையொன்றில் நடைபெறச் செய்வதன்மூலம் வினையில் பங்கு பெறும் பொருள்களின் மொத்த எடையானது வினையின் காரணமாக உண்டான விளைபொருள்களின் மொத்த எடைக்குச் சமமாக இருக்கும் என்ற உண்மையை நிலைநாட்டலாம்.

2. நிலை விகித விதி (Law of Definite Proportions)

ஜீன் ரே என்பவர் பல சோதனைகளைச் செய்ததன் பயனாக உலோகங்களைச் சுட்டு எரிப்பதால் (ignition) அவைகளின் எடை அதிகரிக்கும் என்று கண்டுபிடித்தார். இதிலிருந்து குறிப்பிட்ட எடையுள்ள ஓர் உலோகம் குறிப்பிட்ட எடையுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது என்னும் உண்மையை அவர் வெளியிட்டார். மக்னீசியம் எரிக்கப்படும் பொழுது 1·52 எடை மக்னீசியம் 1·00 எடை ஆக்ஸிஜனுடன் கூடுகிறது. ஒரு சேர்மத்தின் எந்தப் பாகத்தை எடுத்துச் சோதித்தாலும் அப் பொருளின் இயைபு (composition) ஒரே அளவிலிருப்பதைக் காணலாம். வெவ்வேறு சேர்மங்களின் தனிமங்கள் ஒன்றாகவே இருப்பினும், அவற்றின் இயைபு ஒரே மாதிரியாக இருக்கவேண்டிய அவசியமில்லை. (உ-ம்) நீர் (H_2O), ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு (H_2O_2) ஆகிய சேர்மங்கள் ஒரே வகையான தனிமங்களைக் கொண்டிருப்பினும் அவைகளின் இயைபுகள் வெவ்வேறாக இருப்பதைக் காணலாம். இவ் விதியை நிலைநாட்ட ஸ்டாஸ், ரிச்சர்ட்ஸ் என்ற இரண்டு இரசாயன நிபுணர்களும் பல அபூர்வ முறைகளைக் கையாண்டிருக்கின்றனர். ஸ்டாஸ் என்பவர் வெள்ளி குளோரைடு உப்பை மூன்று முறைகளில் தயாரித்து அவை ஒவ்வொன்றின் இயைபையும் கணக்கிட்டுப் பார்த்து நூறு எடை வெள்ளியிலிருந்து,

(a) முதல் முறையில் ... 132.8425 எடை
(b) இரண்டாவது முறையில் ... 132.8475 எடை
(c) மூன்றாவது முறையில் ... 132.8420 எடை

உள்ள வெள்ளி குளோரைடு உப்பு உண்டாவதைக் கண்டார். தயாரிக்கும் முறையாவது, வெப்பநிலையாவது வெள்ளி குளோரைடின் இயைபை பாதிக்கவில்லை என்பதையும் அறிந்தார்.

தயாரிக்கும் முறைக்கும் பொருளின் இயைபுக்கும் யாதொரு சம்பந்தமும் கிடையாது. தயாரிக்கும் சமயத்தில் ஏதாவதொரு

தனிமம் அதிக அளவில் இருக்குமாயின், அதிக அளவிலுள்ள அப்பொருள் ஐக்கியப்பட்ட பொருளோடு சம்பந்தப்பட்டதன்று; அது தனியாகவே நிற்கும். ஆகவே, இவ் விதியைப் பின் வருமாறு வரையறுத்துக் கூறலாம்: 'ஒரு குறிப்பிட்ட சேர்மத்தில் திட்டமான ஒரே அளவில் ஒரே விதமான தனிமங்கள் கூடி இருக்கின்றன.' கூப்ரிக் ஆக்ஸைடு எந்த விதமாகத் தயாரிக்கப்பட்டிருந்தாலும் அதில் 63·57 எடை தாமிரம் 16 எடை ஆக்ஸிஜனுடன்தான் கூடி இருக்கும் என்பதை நிச்சயமாகக் காணலாம். அவ்வாறே நீர் எந்த முறையில் தயாரிக்கப்பட்டதாக இருந்தாலும் அதில் ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் 1·008 : 8 என்ற விகிதத்திலேயே சேர்ந்திருக்கும்.

நிலைவிகித விதியைச் சரிபார்த்தல்

ஒரு குறிப்பிட்ட சேர்மத்தின் தனிமங்கள் ஒரே மாதிரியானவை என்றும் அவை ஒரே மாதிரியான எடை விகிதத்தில் கூடியுள்ளனவென்றும் நிரூபிப்பதன்மூலம் இலகுவில் மெய்ப்பிக்கலாம். தாமிர ஆக்ஸைடை இரண்டு முறைகளில் தயாரிக்கலாம். தயாரிக்கப்பட்ட மாதிரிகளின் ஒரு குறிப்பிட்ட எடையை ஆக்ஸிஜன் குறைத்தலுக்கு உட்படுத்தினால், தாமிர ஆக்ஸைடு தாமிரமாகக் குறைக்கப்படுகிறது. தாமிர ஆக்ஸைடு தாமிரம் ஆகியவற்றின் எடைகளிலிருந்து ஒவ்வொரு மாதிரியிலுமுள்ள தாமிரம், ஆக்ஸிஜன் ஆகியவற்றின் எடை விகிதத்தை அறிந்துகொள்வது சாத்தியமாகும்.

தாமிர நைட்ரேட்டைச் சூடுபடுத்திச் சிதைப்பதன் மூலமும், உப்பு மூல தாமிர கார்பனேட்டை (basic copper carbonate) நன்றாய்ச் சூடுபடுத்துவதன் மூலமும் கூப்ரிக் ஆக்ஸைடை (cupric oxide) இரு முறைகளில் தயாரிக்கலாம்.

3. மடங்கு விகித விதி (Law of Multiple Proportions)

இவ் விதியைப் பல சோதனைகளுக்குப் பின் வெளியிட்டவர் டால்டன் என்ற விஞ்ஞானி. 'இரண்டு தனிமங்கள் சேர்ந்து (வினைப்பட்டு) இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட (எண்ணிக்கையில்) சேர்மங்களைக் கொடுத்தால், அச் சேர்மங்கள் ஒவ்வொன்றிலும் ஒரு தனிமத்தின் குறிப்பிட்ட (திட்ட) எடையுடன் ஐக்கியமாகி இருக்கும் மற்றத் தனிமங்களின் எடைகள் சிறிய முழு எண்கள் அளவிலேயே அமைந்திருக்கும்'. (உ-ம்.) நீர், ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு என்னும் இரு பொருள்களும் ஆக்ஸிஜனும்

ஹைட்ரஜனும் சேர்ந்த சேர்மங்களாகும். இவைகளில் ஒரே எடையுள்ள ஹைட்ரஜனுடன் சேர்ந்திருக்கும் ஆக்ஸிஜனின் எடைகளை ஒப்பிட்டுப்பார்த்தால் அவ் எடைகள், 1 : 2 என்ற விகிதத்திலிருக்கின்றன என்பதை அறிகிறோம் (16 : 32).

தாமிரம் இரண்டு ஆக்ஸைடுகளைத் தருகிறது. உதாரணமாகத் தாமிர (I) ஆக்ஸைடின் (கூப்ரஸ் ஆக்ஸைடு) சதவீத இயைபைக் கவனித்தால் அதில் தாமிரம் 88.81%ம் ஆக்ஸிஜன் 11·19%ம் இருப்பதாக அறிகிறோம். தாமிர (II) ஆக்ஸைடில் (கூப்ரிக் ஆக்ஸைடு) தாமிரம் 79·9%ம், ஆக்ஸிஜன் 20·1%ம் இருக்கக் காண்கிறோம். ஒரு கிராம் ஆக்ஸிஜன், தாமிர (I) ஆக்ஸைடில் 88·81/ 11·19 = 7·95 கி. தாமிரத்துடன் சேர்ந்திருக்கிறது ; ஒரு கிராம் ஆக்ஸிஜன், தாமிர (II) ஆக்ஸைடில் 79·9/20·1 = 3·975 கி. தாமிரத்துடன் சேர்ந்திருக்கிறது.

இவ்விரு ஆக்ஸைடுகளிலும் ஒரே எடை ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்திருக்கும் தாமிரத்தின் எடையின் விகிதம் 3·975 : 7·95= 1 : 2 இதனைச் சோதனைச்சாலையில் பரிசோதனையின் மூலம் நிரூபிக்கலாம். நைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் சேர்ந்து ஐந்து வகை ஆக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கின்றன. அவைகளின் அமைப்பை அடியிற்காணும் விவரப்படி கவனிப்போம்.

	நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடு N_2O	நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு NO	நைட்ரஜன் டிரை ஆக்ஸைடு N_2O_3	நைட்ரஜன் பெராக் ஸைடு NO_2	நைட்ரஜன் பென்டாக் ஸைடு N_2O_5
நைட்ரஜன் %	63·7	46·7	36·9	30·5	25·99
ஆக்ஸிஜன் %	36·3	53·3	63·1	69 5	74 01
நைட்ரஜன் எடை	1 கி.	1 கி.	1 கி.	1 கி.	1 கி.
ஆக்ஸிஜன் எடை	0·57 கி.	1·14 கி.	1·71 கி.	2·29 கி.	2·85 கி.
விகித எடை முழு அளவில்	1	2	3	4	5

மடங்கு விகிதச் சம விதி டால்டனின் அணுக் கொள்கைக்கு அடிப்படையாக இருந்தது.

4. தலைகீழ் விகித விதி (Law of Reciprocal Proportions)

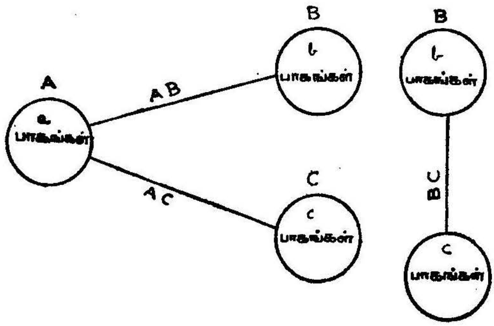
1810ஆம் வருடத்திலிருந்து 1862ஆம் வருடம்வரை பெர்ஸீலியஸ் என்ற இரசாயன நிபுணர் பல பொருள்களின் இயைபுகளை அதிகக் கவனத்துடன் கண்டுபிடித்துத் தனிமங்கள், ஒன்றோடொன்று சேரும் விகிதங்களை அளவிட்டு, அச் சோதனைகளின் பயன்களை வெளியிட்டார். 100 எடை இரும்பும், 230 எடை தாமிரமும், 381 எடை ஈயமும், 29·6 எடை ஆக்ஸிஜனுடனாவது 58·73 எடை கந்தகத்துடனாவது சேருகின்றன என்பதை அச் சோதனைகளின் பயனாக அறிந்தார். ஆகையால், கந்தகமும் ஆக்ஸிஜனும் சேருமேயாயின், 58·73 எடை கந்தகம், 29·6 எடை அல்லது அதன் மடங்கு (multiple) அல்லது காரணப் பகுதிகள் (submultiples) எடை ஆக்ஸிஜனோடுதான் சேரவேண்டுமென யூகித்துச் சோதனை செய்து பார்த்தார். சோதனையின் முடிவுகள் எதிர்பார்த்தபடியே இருக்கக் கண்டார்.

இச் சோதனையின் முடிவு பின்வருமாறு வெளியிடப் பட்டது: 'இரண்டு தனிமங்கள் ஒன்றோடொன்று சேரும் பொழுது, எந்த எடைவிகிதத்தில் சேருகின்றனவோ, அதே எடை அல்லது அந்த எடையின் மடங்கு அல்லது காரணப் பகுதிகள் எடையில்தான் மூன்றாவது தனிமத்தின் திட்டமான எடையுடன் தனித்தனியே சேரும்.' இதுதான் ரிக்டரின் தலைகீழ் விகிதச் சமவிதி. இதையே பின்வரும் எளிதான முறையில் விளக்கலாம்.

'A என்ற பொருளானது B என்ற பொருளுடனும் C என்ற பொருளுடனும் சேர்ந்து AB, AC என்ற சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றது எனக் கொள்வோம். Bயும் Cயும் ஒன்றோடொன்று சேரவேண்டுமேயானால், அவை இரண்டும் தனித்தனியே Aயுடன் எந்த எடையில் சேர்ந்தனவோ அதே எடையில் அல்லது அந்த எடையின் மடங்கு அல்லது காரணப் பகுதிகள் எடையில்தான் சேரவேண்டும்.

A-யின் திட்டமான ஓர் எடையுடன் தனித்தனியே சேரும் B, C ஆகியவற்றின் எடை விகிதம் b/c. Bயும் Cயும் ஒன்றோடொன்று சேரும் எடைவிகிதம் x/y. தலைகீழ் விகித விதிப்படி b/c : x/y சிறிய முழு எண்கள் விகிதத்திலேயே அமைந்திருக்க வேண்டும். இவ் விதியைப் பின்வரும் உதாரணம் காட்டி

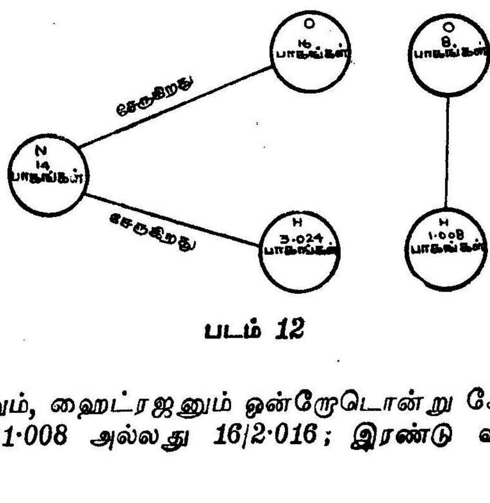
விளக்கலாம். நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு, அம்மோனியா, நீர் ஆகிய மூன்று சேர்மங்களையும் எடுத்துக்கொள்வோம். நைட்ரிக் ஆக்ஸைடில் 16 எடை ஆக்ஸிஜன், 14 எடை நைட்ரஜனோடு



படம் 11

ஐக்கியமாகி இருக்கிறது. அம்மோனியாவில் 3·024 எடை ஹைட்ரஜன் 14 எடை நைட்ரஜனோடு சேர்ந்திருக்கிறது. நீரில் 1·008 எடை ஹைட்ரஜனும் 8 எடை ஆக்ஸிஜனும் சேர்ந்திருக்கிறது.

14 எடை நைட்ரஜனுடன் தனித்தனியே சேரும் ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் ஆகியவற்றின் எடை விகிதம் 16/3·024.



படம் 12

ஆக்ஸிஜனும், ஹைட்ரஜனும் ஒன்றோடொன்று சேரும் எடை விகிதம் 8/1·008 அல்லது 16/2·016; இரண்டு விகிதங்களும்

16/3·024 : 16/2·016 அல்லது 2 : 3 ஆகும். இது ஒரு சிறிய முழு எண் விகிதமேயாகும். இவ் விகிதம் தலைகீழ் விகிதச் சமவிதியை நிரூபிப்பதாய் அமைந்திருக்கிறது.

5. கேலூசாக்கின் கன அளவு விதி
(Gay-Lussac's Law of Gaseous Volumes)

இவ் விதி வாயுப் பொருள்கள் சம்பந்தப்பட்டதொன்றாகும். கேலூசாக் 300 கன அளவுள்ள ஹைட்ரஜனையும், 100 கன அளவுள்ள ஆக்ஸிஜனையும் கலந்து வெடிக்கச் செய்தால் வினை முடிந்த பிறகு சுமார் 100 கன அளவு ஹைட்ரஜன் மீதி இருக்கிறது என அறிந்தார்.

2 கன அளவு ஹைட்ரஜன் + 1 கன அளவு ஆக்ஸிஜன் ⟶
2 கன அளவு நீராவி

1 கன அளவு ஹைட்ரஜன் + 1 கன அளவு குளோரின் ⟶
1 கன அளவு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு

1 கன அளவு நைட்ரஜன் + 3 கன அளவு ஹைட்ரஜன் ⟶
2 கன அளவு அம்மோனியா

ஆகையால், வாயு நிலையிலுள்ள பொருள்கள் வினை புரியும் பொழுது அப் பொருள்களின் கன அளவுகளும் வினையின் காரணமாகத் தோன்றிய புதிதான விளைபொருள்களின் கன அளவுகளும், ஒரே வெப்ப அழுத்த நிலையில் இருந்தால், இவற்றின் கன அளவுகளிடையே உள்ள சம்பந்தம் சிறிய முழு எண் அளவிலேயே (அல்லது முழு விகிதத்திலேயே) இருக்கின்றன. V_1 கன அளவில் 'A' என்னும் வாயுப் பொருள் V_2 கன அளவுள்ள 'B' என்னும் வாயுப் பொருளுடன் சேர்ந்து V_3 கன அளவுள்ள 'C' என்னும் வாயுப் பொருளைக் கொடுக்கிறது எனக் கொள்வோம்.

V_1, V_2, V_3 இவைகளின் சம்பந்தங்களைக் கவனித்தால் இவை சிறிய முழு எண்கள் விகிதத்திலேயே இருக்கும். இதற்குத்தான் கேலூசாக்கின் கன அளவு விதி எனப் பெயர். இவ் விதியானது வினையில் பங்கு பெறும் பொருள்களும் வினையின் விளைவாக உண்டான விளைபொருள்களும் வாயு நிலையில் இருந்தால்தான் பொருந்தும். வினையில் சம்பந்தப் பட்ட வாயுக்களின் கன அளவுகள் ஒரே வெப்ப அழுத்த நிலையில் அளக்கப்பட்டவையாய் இருத்தல் அவசியம்.

ஏனெனில், வெப்ப அழுத்த நிலைகள் வாயுக்களின் கன அளவு களை அதிகமாகப் பாதிக்கும்.

சக்தியின் அழியாத்தன்மை விதி
(Law of Conservation of Energy)

பொருளும் சக்தியும் ஒன்றேடொன்று சம்பந்தப்பட்டவை யாகும். இருபதாம் நூற்றூண்டில் விஞ்ஞான ஆராய்ச்சிகளின் மூலம் ஓர் அணுவின் கருவில் மாற்றங்கள் நிகழும்பொழுது அவ் வணுவின் எடையிலும் மாற்றங்கள் ஏற்படுகின்றன என்பதை அறிகிறோம். 1905ஆம் ஆண்டு ஆல்பர்ட் ஐன்ஸ்டீன் என்னும் விஞ்ஞான மேதை திணிவு-சக்தி (mass-energy) சம்பந்தமான விதிகளை உலகிற்கு அறிவித்தார். இவ் விதியானது திணிவு மாறு விதி, சக்தி மாறு விதி ஆகியவற்றின் சேர்க்கையாகும். ஒரு குறிப்பிட்ட பொருளின் திணிவும் சக்தியும் எப்பொழுதும் மாறு நிலையிலேயே இருக்கின்றன. ஆனுல், பொருள்களின் திணிவைச் சக்தியாக மாற்றுவதும், சக்தியைத் திணிவாக மாற்றுவதும் ஐன்ஸ்டீனின் சமன்பாடாகிய $E=mc^2$ன்படி சாத்தியமாகும். E என்பது சக்தியையும், c என்பது ஒளியின் வேகத்தையும், m என்பது பொருளின் திணிவையும் குறிப்பன வாகும்.

பொருள் A + சக்தி A ⟶ பொருள் B + சக்தி B
வினைக்கு முன்பு   வினைக்குப்பின்பு

ஒளியின் வேகமானது மிகப் பெரிய எண்ணுதலால், (ஸெகண்டிற்கு 1,86,000 மைல்கள் அல்லது $2{\cdot}99\times10^{10}$ சென்டி மீட்டர்) சிறிய அளவு பொருளின் எடையும் மிக அதிக அளவு சக்தியாக மாற்றப்படுகின்றது. 1938ஆம் ஆண்டு மய்ட்னர், ஹான் என்ற விஞ்ஞானிகள் சிறிதளவு பொருளை அழிப்பதன் மூலம் அதிக அளவு சக்தியை உண்டாக்க முடியும் என்பதைக் கண்டறிந்தார்கள். இதுவே அணு சகாப்தத்தின் தொடக்க மெனக் கூறலாம். யுரேனியம் 235 ஐசோடோப்பானது (isotope) நியூட்ரான்களால் தாக்கப்படும்பொழுது இரண்டு இலேசான அணுக்களாகவும், சில நியூட்ரான்களாகவும், சக்தி யாகவும் மாற்றப்படுகிறது.

நியூட்ரான் + யுரேனியம் ⟶ பேரியம் + கிரிப்டான் +
2 அல்லது 3 நியூட்ரான்கள் + சக்தி

சமன்பாட்டில் இடப் பக்கமுள்ள பொருள்களின் எடை x ஐயும், வலப் பக்கமுள்ள பொருள்களின் எடை y ஐயும் சரியாகக் கண்டுபிடித்ததில், x எடை y எடையைவிட அதிகமாயிருப்பது புலனாயிற்று. மறைந்துபோன சிறிதளவு எடையானது ஐன்ஸ்டீனின் சமன்பாட்டின்படி அதிக அளவு சக்தியாக மாற்றப்பட்டுவிட்டது. அணுவின் கருவைப் பிளப்பதன்மூலம் கிடைக்கும் சக்தியில் பெருமளவு முதலில் யுத்தத்திற்கே பயன்பட்டுவந்தது. ஆனால், தற்காலத்தில் இவ் அணுசக்தியே மின்சார சக்தியாக மாற்றப்பட்டுத் தொழில் வளத்தைப் பெருக்குவதற்கே பயன்பட்டுவருகின்றது.

சாதாரணமாகப் பொருளின் அழியாமை விதிக்கு இரசாயன வினைகள் கட்டுப்பட்டுள்ளனபோல் தோன்றினாலும் அது உண்மையன்று. வினைகளின்போது ஏற்படும் மிகச் சிறிய எடை மாற்றத்தைக் கண்டுபிடிக்கும் அளவிற்கு நமது சோதனை முறைகளும், கருவிகளும், நிறுப்பதற்கு உதவும் தராசுகளும் நுண்மையற்றனவாய் இருத்தலால்தான் எடை மாற்றம் நிகழாதது போல் தோற்றுகிறது. கரியானது ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து எரிந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடாக மாறும்போது வெப்ப சக்தி வெளிச் செல்கிறது.

$$\text{கார்பன்} + \text{ஆக்ஸிஜன்} \longrightarrow \text{கார்பன் டைஆக்ஸைடு} + 94{,}200 \text{ கலோரிகள்}$$
$$12 + 32 \longrightarrow (44 - w)$$

w எடையானது சக்தியாக மாற்றப்பட்டுவிட்ட பொருளின் எடையையே குறிக்கின்றது. இந்த w எடை மிகமிகக் குறைந்த அளவில் இருத்தலால், இதைச் சாதாரணத் தராசில் கண்டுபிடிக்கவே இயலாது.

வாயு சம்பந்தமான விதிகள்

(a) கன அளவிற்கும் அழுத்தத்திற்கும் உள்ள சம்பந்தம்

பாயில் விதி (Boyle's Law) : *1660*ஆம் ஆண்டு வெகு கவனத்துடன் செய்த சோதனைகளின் பயனாக ராபர்ட் பாயில் பின்வரும் விதியை வெளியிட்டார். இதற்கு பாயிலின் விதி என்று பெயர். 'வெப்பம் மாறாத நிலையில் ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் கன அளவு அழுத்தத்திற்குத் தலைகீழ் விகிதப் பொருத்தமுடையதாக மாறுகின்றது.' அதாவது, அழுத்தம்

அதிகமானால் வாயுவின் கன அளவு குறையும்; அழுத்தம் குறைந்தால் கன அளவு அதிகமாகும்.

12 லிட்டர் அளவுள்ள பாத்திரத்தில் உராய்வு (friction) இல்லாமல் மேலும் கீழும் எளிதில் நழுவிச் செல்லும்படியான பிஸ்டன் அமைந்திருக்கிறது என்று வைத்துக்கொள்வோம். மேலும், உள்ளிருக்கும் காற்று ஏதோ ஓர் எடையைத் தாங்கும் சக்தியுள்ளது என்றும் வைத்துக்கொள்வோம். அந்த எடைக்குச் சமமான இன்னுமோர் எடையை பிஸ்டனின் மேல் வைக்கக் கன அளவு 6 லிட்டராக மாறும். 3 பங்குள்ள எடையைத் தாங்கும்பொழுது அதன் கன அளவு 4 லிட்டராகவும், 4 பங்கு எடைக்கு 3 லிட்டராகவும், 6 பங்கு எடைக்கு 2 லிட்டராகவும் மாறும்.

அழுத்தம்	P	1	2	3	4	6
கன அளவு	V	12	6	4	3	2

அழுத்தம் × கன அளவு = Pressure × Volume

$$P_1V_1 = P_2V_2 = P_3V_3 = P_4V_4 = 12 = K$$

வெப்பம் மாறாத நிலையில் ஒரு குறிப்பிட்ட எடை வாயுவின் அழுத்தம் கன அளவுகளின் பெருக்குத் தொகை எப்பொழுதும் மாறாத நிலையிலேயே இருக்கும் என்ற பாயிலின் விதியை மேற்கூறிய சோதனை நிரூபிக்கிறது. இதை $P \propto 1/V$ அல்லது $V \propto 1/P$ அல்லது $P_1V_1 = P_2V_2 = K$ என அமைக்கலாம். $P \propto 1/V$ என்பதற்கு அழுத்தம் $1/V$ என்பதற்கு ஏற்றவாறு மாறும் என்பது பொருள்.

பின்னால் சோதனை செய்ததில் பாயிலின் விதி முற்றிலும் சரியல்லவென்று கண்டுபிடிக்கப்பட்டது. முக்கியமாக அதிக அமுக்க நிலையில் இவ் விதி சரியானதாக இல்லை.

(b) கன அளவிற்கும் வெப்பத்திற்குமுள்ள சம்பந்தம்

சார்லசின் விதி (Charle's Law): அழுத்த நிலையை மாறாமல் வைத்துக்கொண்டு வெப்பத்தால் வாயுக்களின் கன அளவுகள் எவ்விதம் மாறுபடுகின்றன என்பதை

இங்குக் கவனிப்போம். 1802ஆம் வருடம் கேலூசாக் என்பவர் திடப்பொருள்கள், திரவப்பொருள்கள் இவைகளுக்கு மாறாக எல்லா வாயுக்களும் வெப்பத்தால் ஒரே விதமாகப் பாதிக்கப்படுகின்றன என்பதை அறிந்தார். இதற்கு முன்பே ஜே. ஏ. சி. சார்லஸ் என்பவர், 'அமுக்கம் மாறாத நிலையில் ஒரே கன அளவுள்ள வாயுக்களை ஒரே வெப்பநிலையளவிற்குச் சூடு செய்ய அவை ஒவ்வொன்றும் ஒரே அளவிற்கு விரிகின்றன' என்று கண்டார். அதாவது, ஒவ்வொரு வெப்ப நிலையிலும் வாயுக்கள் பூஜ்ய சதாம்ச வெப்பநிலையிலுள்ள கன அளவில் 273-ல் ஒரு பங்கு வித்தியாசத்தை அடைகின்றன. உதாரணமாக, வாயுவின் கன அளவு 0°C-ல் 273 ml. என்று வைத்துக்கொள்வோம். அதை1°C-க்குச் சூடு செய்தால் அதன் கன அளவு 274 ml. ஆகும். 1°C-க்குக் குளிர்வித்தால் 272 ஆகும். 0°C வெப்ப நிலையில் வாயுவின் கன அளவு V_0 என்று வைத்துக் கொள்வோம். அதை 1°C-க்குச் சூடு செய்ய கன அளவுப் பெருக்கம் $V_0 \times 1/273$.

1°C-ல் வாயுவின் மொத்த கன அளவு	$= V_0 + V_0 \times 1/273$
	$= V_0 (1 + 1/273)$
t°C-க்குச் சூடு செய்ய விரிவடையும் கன அளவு	$= V_0 \times t/273$
t°C-ல் வாயுவின் மொத்தக் கன அளவு	$= V_0 \times V_0 \times t/273$
	$= V_0 (1 + t/273)$
0°C-க்குக் கீழே 1°ச.விற்குக் குளிர்விக்க கன அளவுக் குறைவு	$= V_0 \times 1/273$
∴ —1°C-ல் வாயுவின் கன அளவு	$= V_0 - V_0 \times 1/273$
	$= V_0 (1 - 1/273)$
வாயுவை —273°C-க்குக் குளிர்விக்க அதன் கன அளவு	$= V_0 - V_0 \times 273/273$
	$= V_0 (1 - 273/273)$
	$= 0$

இந்நிலையில் வாயுவின் கன அளவு பூஜ்யமாகிறது.

எந்த வாயுவையும் —273°C-க்குக் குளிரச் செய்தால், அதன் கன அளவு ஒன்றுமில்லாமல் பூஜ்யமாக ஆகிவிடும் என்று தோன்றுகிறதல்லவா? இந்த —273°C நிலையைச் சூனிய வெப்பம் (absolute zero) என்று அழைக்கிறோம். சதாம்ச வெப்ப அளவை (centigrade scale) தனி அளவிற்கு (absolute

scale) மாற்றச் சதாம்ச வெப்ப அளவுடன் 273ஐக் கூட்ட வேண்டும்.

$$Vt=V_0\,(273+t/273)$$

மாருத அழுத்தத்தில் T°C வெப்பநிலையில் வாயுவின் கன அளவு V_0 ஆகவும் T_1°C வெப்ப நிலையில் கன அளவு V_1 ஆகவும் இருந்தால் $T_0/V_0=T_1V_1$ (T°, T_1, என்பவை தனி அளவு வெப்ப நிலைகள்) ஆகையால் அழுத்தம் மாருமலிருக்க கன அளவு, தனி அளவு வெப்ப நிலையை ஒத்தேதான் மாறுகிறது என்றும் அறிகிருேம். இதுதான் சார்லஸ் விதியாகும்.

வாயுவின் வெப்பம், அழுத்தம் ஆகிய இரண்டும் ஒரே சமயத்தில் மாறிஞல், அதன் கன அளவு எவ்வாறு பாதிக்கப் படுகின்றது என்று இனிக் கவனிப்போம்.

1. பாயிலின் விதிப்படி $V \propto C\,1/P$ (நிலையான வெப்பத்தில்)

2. சார்லஸ் விதிப்படி $V \propto T$ (நிலையான அமுக்கத்தில்) இரண்டு விதிகளையும் ஒன்றுசேர்த்தால் $V \propto T/P$ அல்லது $V=K.\,T/P$ அல்லது $PV=KT$. K என்பது நிலை எண். $PV=KT$ என்ற சமன்பாட்டில் K என்ற எழுத்திற்குப் பதிலாக 'R' என்ற எழுத்தைச் சமன்பாட்டில் சேர்த்துக்கொண்டால் $PV=RT$ என்ருகிறது. இந்த R, Kஐ விடப் பொருள் நிறைந்த தொன்ருகும். இந்த 'R'-ன் மதிப்பானது உலகிலுள்ள எல்லா வாயுக்களின் மூலக்கூறுகளுக்கும் ஒரே மாதிரியானதாகவும் மாருததாகவும் இருக்கும் நிலையெண் (constant). $PV=RT$ என்ற சமன்பாடு குறையற்ற (இலக்ஷிய) வாயுச் சமன்பாடு (ideal gas equation) என்று அழைக்கப்படுகிறது. இந்தச் சமன்பாடு வாயுக்களின் தன்மைக்கு விளக்கம் தரக்கூடிய தொன்ருக இருக்கவேண்டும். ஆனுல், இஃது அவ்வாறு இல்லை என்பதும், இதில் சில திருத்தங்கள் செய்யப்படவேண்டும் என்பதும் பிற்காலத்தில் நிரூபிக்கப்பட்டுவிட்டது. வாயுச் சமன்பாட்டிலிருந்து 'R'-ன் மதிப்பைக் கண்டுபிடிப்பது சுலபமாகும். அதாவது, $R=PV/T$ என்று அறிகிருேம்.

நீராவியின் அழுத்தம் (Pressure of Water-Vapour)

ஒரு வாயு நீரின்மேல் சேகரிக்கப்படும்பொழுது அதனுடன் நீராவியும் கலந்திருக்கும். இந் நீராவியின் அளவானது வெப்ப நிலையைப்பொறுத்தே இருக்கும். ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில் நீராவியால் அடைக்கப்பட்டுள்ள இடத்தில் நீராவியால்

மட்டும் உண்டாகும் அழுத்தத்திற்கு நீராவியின் அழுத்தம் (aqueous tension) அல்லது பூரித நீராவியின் அழுத்தம் எனப் பெயர். ஒவ்வொரு வெப்பநிலையிலும் இவ் அழுத்தத்தின் மதிப்பீட்டைக் கணித, பௌதிக அட்டவணையின்மூலமாக (mathematical and physical tables) தெரிந்துகொள்ளலாம்.

நீரின்மேல் சேகரிக்கப்பட்ட ஒரு வாயுவின் (காணப்பட்ட) அழுத்தத்தை (observed pressure) P எனக் கொள்வோம். இவ் அழுத்தமானது P_1 என்ற வாயு அழுத்தம், Pt என்ற நீராவி அழுத்தம் ஆகிய இரண்டு அழுத்தங்களின் கூட்டுத் தொகையாகும். $P=P_1+Pt$. $Pt=t°C$-ல் நீராவியின் அழுத்தம்; $P_1=$ வாயுவின் அழுத்தம்; ஆகையால், வாயுவின் அழுத்தம் மட்டும் $P_1=P-Pt$ ஆகும். ஒரு வாயுவானது நீரின்மேல் சேகரிக்கப்படும்பொழுதெல்லாம் அவ் வாயுவின் சரியான அழுத்தத்தைக் கண்டுபிடிக்க, காணப்பட்ட அழுத்தத்திலிருந்து அச் சோதனையின் வெப்பநிலையிலுள்ள நீராவியின் அழுத்தத்தைக் கழித்துவிடவேண்டும். வாயுவானது பாதரசத்தின்மேல் சேகரிக்கப்படும்பொழுதுதான் காணப்பட்ட அழுத்தமும், வாயுவின் சரியான அழுத்தமும் ஒன்றாகவே இருக்கும் ; ஏனெனில், இங்கு நீராவியின் அழுத்தம் (நீரின்மையால்) இல்லாதிருக்கிறது.

திட்ட வெப்பநிலை அழுத்தம்
(Normal Temperature and Pressure)

ஒரு வாயுவின் கன அளவை வெப்பமும் அழுத்தமும் குறிப்பிடத்தக்க முறையில் மாற்றும் என்பதை முன்பே அறிந்துகொண்டோம். வாயுவின் கன அளவைக் குறிப்பிடும்பொழுது அதற்குரிய வெப்ப நிலையையும் அழுத்தத்தையும் குறிப்பிடுதல் மிக அவசியமாகும். வாயுக்களின் கன அளவுகளை ஒப்பிட்டுப் பார்ப்பதற்கு அவை ஒரே சூழ்நிலையில் (அதாவது, ஒரே வெப்ப நிலை அழுத்தத்தில்) அளக்கப்பட்டவையாக இருக்கவேண்டும்.

திட்ட வெப்பநிலை 0°C அல்லது 273°A-ம் திட்ட அழுத்தமாக ஒரு வாயு மண்டல அழுத்தமும் (one atmosphere) அதாவது, 76 செ.மீ. அல்லது 760 மி.மீ. பாதரச அழுத்தமும் தேர்ந்தெடுக்கப்பட்டிருக்கின்றன.

திட்ட வெப்பநிலை அழுத்தத்திற்கு வாயுவின் கன அளவை மாற்றுதல்

வாயுக்களின் கன அளவுகளை திட்ட வெப்ப, அழுத்த நிலைகளில் எப்பொழுதும் அளத்தல் சாத்தியமன்று. சாதாரண

வாயுக்களின் கன அளவுகள் அவை இருக்கும் வெப்ப அழுத்த நிலைகளில்தான் அளக்கப்படுகின்றன ; ஆனால், வாயுச் சமன்பாட்டின் உதவியால் திட்ட வெப்ப அழுக்க நிலைகளில் அவற்றின் கன அளவுகளைக் கணக்கிடலாம். திட்ட வெப்ப நிலை அழுத்தத்தைச் சுருக்கமாக தி.வெ.அ. (N.T.P.) என்று கூறுகிறார்கள்.

V_1 என்பது ஒரு குறிப்பிட்ட வாயுவின் ஒரு குறிப்பிட்ட எடையின் கன அளவு எனவும், P_1 என்பதை அதன் அழுத்தமாகவும், t_1°C என்பதை வெப்ப நிலையாகவும் கொள்வோம். மேலும் V_0 என்பதனை P_0 திட்ட அழுத்தத்திலும் 273°A அல்லது T_0 வெப்பநிலையிலும் வாயுவின் கன அளவாகக் கொள்வோம்.

$$P_0V_0/T_0=P_1V_1/T_1; P_0V_0/273=P_1V_1/t_1+273$$
$$760\times V_0/273=P_1V_1/t_1+273$$
$$V_0=[P_1\times V_1\times 273(t_1+273)\times 760]$$

P_1, V_1, t_1 ஆகியவை தெரிந்திருந்தால் V_0ஐ எளிதாகக் கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு 1

500 மி.மீ. அழுத்தத்தில் ஒரு வாயுவின் கன அளவானது 50 க.செ.மீ. 760 மி.மீ. அழுக்கத்தில் இவ் வாயுவின் கன அளவு யாது? பாயிலின் விதிப்படி கன அளவும் அழுத்தமும் தலைகீழ் விகிதப் பொருத்தமுடையனவாதலால், அதிக அழுத்தத்தில் கன அளவானது குறையும். எனவே, 760 மி.மீ. அழுத்தத்தில் வாயுவின் கன அளவு=$50\times 500/760$.

$$50\times 500/760=32.82 \text{ க.செ.மீ.}$$

மாதிரிக் கணக்கு 2

நீரின்மேல் சேகரிக்கப்பட்ட ஹைட்ரஜன் வாயுவின் கன அளவு (30°ச.விலும், 758 மி.மீ. அழுத்தத்திலும்) 150 க.செ.மீ. இவ் வாயுவின் கன அளவை தி.வெ.அ.வில் கணக்கிடு.

(*நீராவியின் அழுத்தம்=31·7 மி.மீ. 30 ச. வில்*)

$$P_0V_0/T_0=P_1V_1; T_1=273+t_1$$

ஹைட்ரஜன் வாயு நீரின்மேல் சேகரிக்கப்பட்டிருப்பதால் அதன் சரியான அழுத்தம் $= 758 - 31{\cdot}7 = 726{\cdot}3$ மி.மீ. $P_1 = 726{\cdot}3$ மி.மீ ; $V_1 = 150$ க.செ.மீ ; $t_1 = 30°C$.

எனவே, $760 \times V_0/273 = 726{\cdot}3 \times 150/303$

$V_0 = 726{\cdot}3 \times 150/303 \times 273/760 = 129{\cdot}2$ க.செ.மீ.

தி.வெ.அ.வில் ஹைட்ரஜன் வாயுவின் கன அளவு
$= 129{\cdot}2$ க.செ.மீ.

டால்டனின் அணுக் கொள்கை (Dalton's Atomic Theory)

முதன்முதலில் இரசாயனத் தத்துவங்களை விளக்கிக் காண்பிக்க அணுக் கொள்கை கையாளப்பட்டது. இரசாயன இயலின் பல விதிகளை நிரூபிக்க அணுக் கொள்கையை முக்கிய ஆதாரமாகக் கொண்டவர் ஜான் டால்டன். 'ஏன் வரையறுத்த எண்ணளவிலேயே தனிமங்கள் கூடிச் சேர்மங்கள் உண்டாக வேண்டும்?' என்ற வினவுக்கு விடை காணும் பொருட்டு அவர் அடியில் குறிப்பிட்டிருக்கும் கொள்கைகளைக் கையாண்டார். இக் கொள்கைகளைப் பிறகு சோதனைகளின் மூலம் சோதித்துப் பார்த்துக்கொண்டதுடன், இவைகளின் உதவியால் வேதியியலுக்குரிய எல்லா அடிப்படை விதிகளும் சரியென்று விளக்கினர்.

1. எல்லாப் பொருள்களும் மிக நுண்ணிய துகள்கள் போன்ற அணுக்காளாலனவை. இத் துகள்களுக்குத்தான் டால்டன், அணு (atom) என்று பெயரிட்டார். தனிமங்களின் அணுக்களை அவற்றினும் சிறியதாகவும் எளிதான பொருள்களாகவும் பிரிக்க முடியாது. 'Atom' என்ற சொல்லுக்கு வெட்டிப் பகுக்க முடியாதது என்று பொருள்.

2. இவ் அணுக்களை எத்தகைய சக்தி வாய்ந்த உருப்பெருக்கியின் உதவியாலும் காணமுடியாது.

3. இவ் அணுக்களை ஆக்கவும் அழிக்கவும் முடியாது.

4. ஒரு தனிமத்தின் அணுக்களெல்லாம் ஒரே மாதிரியான உருவம், நிறை போன்ற குணங்களைக் கொண்டிருக்கும். ஒரு தனிமத்தின் குணங்களும் அதன் அணுக்களின் குணங்களும் ஒன்றேயாகும்.

5. வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்களின் குணங்கள் வேறுபட்டவையாய் இருக்கும்.

6. வெவ்வேறு அணுக்களின் சேர்க்கையாலேயே சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன. ஒரு தனிமத்தினுடைய அல்லது பல தனிமங்களின் அணுக்கள் கூடி ஐக்கிய அணுக்கள் அல்லது சேர்ம அணுக்கள் (compound atoms) உண்டாகும்பொழுது, அணுக்கள் (பின்ன அளவில் இல்லாமல்) முழு எண்ணளவிலேயே சேருகின்றன. ஒரு சேர்மத்திலுள்ள ஐக்கிய அணுக்களெல்லாம் எல்லா வகையிலும் ஒரே குணமுடையவையாக இருக்கும். ஐக்கிய அணுக்கள் என்பது பிற்காலத்தில் அவோகாட்ரோ என்பவரால் மூலக்கூறு (molecule) என்று அழைக்கப்பட்டது.

இக் கொள்கையின்படி அணுக்களை ஆக்கவோ அழிக்கவோ முடியாதாகையால், இதிலிருந்து பொருளின் அழியாமை என்னும் இரசாயனக் கூடுகை விதி வெளியாகின்றது. அதாவது, இரசாயன வினைகளின்போது தனிமங்களின் அணுக்கள் கலந்து மீண்டுமொரு முறை வேறுவிதமாகச் சேர்ந்து புதிய சேர்மங்களை உண்டாக்குகின்றனவேயல்லாது வேறு எவ்வித மாற்றமும் நிகழ்வதில்லை. எனவே, இத்தகைய நிகழ்ச்சிகளில் எடை மாற்றம் எதுவும் இருக்குமென எதிர்பார்க்கக் கூடாது. இதுவே பொருளின் அழியாத் தன்மை விதியாகும்.

ஒரு சேர்மத்திலுள்ள அணுக்களெல்லாம் ஒரே தன்மையுடையனவாக இருப்பதாலும், அவை ஒவ்வொன்றிலும் தனிமங்களின் அணுக்கள் ஒரே அளவிலேயே காணப்படுவதாலும் திட்ட விகித சம விதி உண்மை என்பது புலனாகிறது. தலைகீழ் விகித சம விதி உண்மை என்பதையும் மேற்கூறிய கொள்கையிலிருந்து அறியலாம்.

தனிமங்கள் வெவ்வேறு விகிதங்களில் ஐக்கியமாகுங்கால், ஓர் ஐக்கியப் பொருளின் ஓர் ஐக்கிய அணுவிலுள்ள ஒரு தனிமத்தின் அணுக்களும், மற்றோர் ஐக்கியப் பொருளின் ஓர் ஐக்கிய அணுவிலுள்ள அத் தனிமத்தின் அணுக்களும் சிறு முழு எண்ணளவிலேயே வித்தியாசப்படவேண்டும். இதிலிருந்து மடங்கு விகித சம விதி சரியானதுதான் என்று அறிகிறோம்.

டால்டன் கற்பனை செய்த கொள்கைகளெல்லாம் வேதியியல் விதிகளை நிரூபித்துக் காட்டினாலும், அவைகளில் குறைகளும் காணப்படுகின்றன. இக் கற்பனைகள் ஒன்றும் ' ஏன் சேர்மங்

களின் எடை நிலையாயிருக்க வேண்டும்' என்ற கேள்விக்கு விடை இறுக்கவில்லை. மேலும், அணுவின் உண்மை நிலையை இக் கோட்பாடுகளால் சரியாகக் காட்ட முடியவில்லை.

மற்றும் 20ஆம் நூற்றுண்டு விஞ்ஞானிகள் அணுவைப் பிளந்து அதை அதனினும் எளிய பல துகள்களாக ஆக்கமுடியும் என்றும், அதை அழிக்க முடியும் என்றும் நிரூபித்துவிட்டனர். மேலும், ஐஸடோப்புகள் (isotopes) அல்லது ஓரிடத் தனிமங்களும் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுவிட்டன. இவை ஒரே தனிம அணுக்களாயினும், அவற்றின் எடை வெவ்வேருக இருக்கக் காண்கிறேம்.

வினுக்கள்

இரசாயனக் கூடுகை விதிகள்

1. இரசாயனக் கூடுகையின் விதிகள் யாவை? அவற்றைத் தக்க உதாரணங்களுடன் விளக்கிக் கூறுக.

2. ஒரு சோதனையின் மூலம் 1·179 கி. தாமிரம் நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைக்கப்பட்டு, தாமிர நைட்ரேட்டாக மாற்றப் படுகிறது. பிறகு இந் நைட்ரேட்டைச் சூடுபடுத்த அது 1·476 கி. கூப்ரிக் ஆக்ஸைடாக மாற்றப்படுகிறது. மற்றொரு சோதனையின் மூலம் 1·375 கி. தாமிர ஆக்ஸைடானது ஹைட்ரஜனுல் 1·098 கி. தாமிரமாகக் குறைக்கப்படுகிறது. மற்றொரு சோதனையின் மூலம் 1·375 கி. தாமிர ஆக்ஸைடானது ஹைட்ரஜனுல் 1·098 கி. தாமிரமாகக் குறைக்கப்படுகிறது. இம் முடிவுகள் திட்ட விகித சம விதியை நிரூபிக்கின்றன என்பதைக் காட்டுக.

3. பின்வரும் முடிவுகள் மடங்கு விகித சம விதியை நிரூபிக்கின்றன என்பதைக் காட்டுக :

கியூப்ரஸ் குளோரைடு, Cu=64·3% ; Cl=35·7%

கியூப்ரிக் குளோரைடு, Cu=47·4% ; Cl=52·6%

4. A, B ஆகிய இரண்டு தனிமங்கள் சேர்ந்து மூன்று வெவ்வேறு சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன. அவற்றில் ஒரு தனிமத்தின் சதவிகிதம் பின்வருமாறு: 25% ; 14·28% ; 7·69%. இம் முடிவுகள் மடங்கு விகித சம விதியை எவ்விதம் நிரூபிக்கின்றன ?

5. பின்வரும் முடிவுகளிலிருந்து தலைகீழ் விகித சம விதியை நிரூபி :

மீதேன், CH_4	கார்பன் மோனாக் ஸைடு, CO	நீர், H_2O
C=75% H=25%	C=42·86% O=57·14%	H=11·11% O=88·89%

வாயு சம்பந்தமான விதிகள்

1. ஒரு வாயுவின் கன அளவு, அழுத்தத்தால் எவ்விதம் பாதிக்கப்படுகிறது என்பதை விளக்குக.

2. PV=RT என்ற வாயுச் சமன்பாட்டை வருவி.

3. சூனிய வெப்பம் என்றால் என்ன? −32°C; 100°C; 27°C; 0°C ஆகியவற்றின் தனி வெப்பநிலைகள் யாவை?

4. திட்ட வெப்பநிலை அழுத்தம் என்றால் என்ன ? ஏன் வாயுக்களின் கன அளவுகளைத் திட்டநிலை வெப்ப அமுக்கத்தில் ஒப்பிட வேண்டும்?

5. நீராவியின் அழுத்தம் என்பதை விளக்குக. வாயுக் களின் அழுத்தங்களை அறிவதில் இதன் முக்கியத்துவம் யாது?

6. தி.வெ.அ.வில் ஆக்ஸிஜனின் அடர்த்தி 16. அதன் அடர்த்தியை (a) பாதி அமுக்கத்திலும், (b) இரண்டு மடங்கு அமுக்கத்திலும் கணக்கிடு. [விடை (a) 8; (b) 32.]

7. 735 மி. மீ. அமுக்கத்தில் ஹைட்ரஜன் வாயுவின் கன அளவு 625 க.செ.மீ. வெப்பநிலை மாறாத நிலையில், 800 மி.மீ. அழுத்தத்தில் ஹைட்ரஜன் வாயுவின் கன அளவு என்னவாக இருக்கும்? [விடை 574·6 க.செ.மீ.]

8. நீரின்மேல் சேகரிக்கப்பட்ட ஹைட்ரஜன் வாயுவின் கன அளவு 22°C-லும் 730 மி.மீ. அழுத்தத்திலும் 170 க.செ.மீ. தி.வெ.அ.வில் ஹைட்ரஜன் வாயுவின் கன அளவு என்னவாக இருக்கும்? [விடை=147 க.செ.மீ.]

டால்டனின் அணுக் கொள்கை

டால்டனின் அணுவைப்பற்றிய கொள்கைகள் யாவை? அவை எங்ஙனம் வேதியியல் கூடுகை விதிகளை விளக்குகின்றன?

7. அவோகாட்ரோ கற்பிதக் கொள்கை

டால்டனின் கற்பனையிலிருந்து வெவ்வேறு தனிமங்கள் ஒன்றோடொன்று சேரும்பொழுது அவற்றின் அணுக்கள் சாதாரண முழு எண்ணளவிலேயே சேருகின்றன எனவும், கேலூசாக்கின் கன அளவு விதியின்மூலம் வாயுநிலையிலுள்ள பொருள்கள் இரசாயன வினைப்படும்போது அவைகளின் கன அளவுகளும் இரசாயன மாற்றத்தினால் உண்டாகும் வினை பொருள்களின் கன அளவுகளும் சிறிய முழு எண்ணளவிலேயே சம்பந்தப்பட்டிருக்கும் எனவும் அறிந்துகொண்டோம்.

இக் குழப்பமான நிலையிலிருந்து பொருத்தமற்ற கொள்கைகளை விலக்கி டால்டன், கேலூசாக் ஆகியவர்களின் விதிகளை நிலைநிறுத்தும் வண்ணம் அவோகாட்ரோ என்பவர் 1811ஆம் ஆண்டு ஒரு கொள்கையை வெளியிட்டார்: 'ஒரே வெப்ப அழுத்த நிலைகளில் சம கன அளவுள்ள வாயுக்களெல்லாம் சம எண்ணிக்கையுள்ள மூலக்கூறுகளைக் கொண்டிருக்கும்'. இதுவே அவோகாட்ரோவின் கற்பிதக் கொள்கையாகும் (Avogadros's hypothesis).

அணு

இரசாயன வினைகளில் பங்குகொள்ளும் ஆற்றல்வாய்ந்த, பிரிக்க முடியாத மிகச் சிறிய துகளைத்தான் 'அணு' என்கிறோம். சில தனிமங்களின் அணுக்கள் சாதாரண நிலையில் தனித்து இருக்கும்; மற்றும் சில தனிமங்களின் அணுக்கள் தனித்து நிலையாக நில்லாமல் ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட பல அணுவுள்ள மூலக்கூறுகளாக நிலைத்து இருக்கும்.

மூலக்கூறு

தனியாக நிலைத்து நிற்கும் ஆற்றல் பெற்ற மிகச் சிறிய துகளுக்கு மூலக்கூறு (molecule) என்று பெயர். தனிமங்களின் மூலக்கூறுகள் ஒரே வகை அணுக்களாலானவை; சேர்மங்களில் உள்ள அணுக்கள் பல்வேறு தனிமங்களின் அணுக்களாலானவை. (உ-ம்) (a) ஹைட்ரஜன் வாயுவின் மிகச் சிறிய பிரிக்க முடியாத துகளானது ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவாகும். இவ் அணு ஒரு குளோரின் அணுவுடன் சேர்ந்து ஒரு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறைக் கொடுக்கிறது எனக் கொள்வோம். ஆனால், ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் தனியாக நிலைத்து இருக்க இயலாது. ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறை இரண்டாகப் பிரித்தால் ஒரே மாதிரியான இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களைப் பெறலாம். ஹைட்ரஜன் இரண்டு அணுவுள்ள மூலக்கூறாக நிலைத்து இருக்கிறது.

(b) இதேபோல் ஒரு சோடியம் குளோரைடு மூலக் கூறை எடுத்துக்கொண்டால், அது ஒரு சோடியம் அணுவும் ஒரு குளோரின் அணுவும் சேர்ந்த அணுக்கூட்டாக இருக்கக் காண்கிறோம். இது சோடியம் குளோரைடு உப்பின் எல்லாக் குணங்களையும் கொண்டதாக இருக்கும். இதிலிருந்து சோடியம், குளோரின் ஆகிய அணுக்களைத் தனித்தனியாகப் பிரித்தால் அவை சோடியம் குளோரைடு உப்பின் குணங்களைக் கொண்டவையாக இரா. இவ்வகை மூலக்கூறுகள்தாம் டால்டனால் ஐக்கிய அணுக்கள் என அழைக்கப்பட்டன.

அணு எடை (Atomic weight)

இது ஒரு தனிமத்தின் ஓர் அணுவின் எடைக்கும், ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடைக்கும் அல்லது $\frac{1}{16}$ பங்கு ஆக்ஸிஜன் அணுவின் எடைக்கும் உள்ள விகிதத்தைக் குறிக்கும் எண்ணாகும். இதையே, 1 தனிமத்தின் அணு எடை = தனிமத்தின் ஓர் அணுவின் எடை/ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடை அல்லது $\frac{1}{16}$ பங்கு ஆக்ஸிஜன் அணுவின் எடை எனக் கூறலாம்.

மூலக்கூறின் எடை (Molecular weight)

இது ஒரு தனிமம் அல்லது சேர்மத்தின் ஒரு மூலக்கூறின் எடைக்கும், ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடை அல்லது $\frac{1}{16}$ பங்கு ஆக்ஸிஜன் அணுவின் எடைக்கும் உள்ள விகிதத்தைக் குறிக்கும் எண்ணாகும்.

மூலக்கூறின் எடை = தனிமம் அல்லது சேர்மத்தின் ஒரு மூலக்கூறின் எடை/ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடை அல்லது $\frac{1}{16}$ பங்கு ஆக்ஸிஜன் அணுவின் எடை.

அணுவிற்கும் மூலக்கூறிற்கும் உள்ள வேறுபாடுகள்

	அணு	மூலக்கூறு
1.	இரசாயன வினைகளின் மூலம் அணுக்களைப் பிளக்கவோ பிரிக்கவோ முடியாது.	மூலக்கூறிலுள்ள அணுக்களைப் பிரிக்க முடியும்.
2.	'அணு' என்ற சொல் தனிமங்களுக்கே உரித்தானது.	மூலக்கூறு என்ற சொல் தனிமங்களுக்கும் சேர்மங்களுக்கும் பொருந்தும்.
3.	அணுக்கள் பொதுவாகத் தனியாக நிலைத்துநிற்கும் தன்மையற்றவை. ஆனால், அவற்றிற்கு இரசாயன வினைகளில் பங்கு கொள்ளும் ஆற்றல் உண்டு.	எல்லா மூலக்கூறுகளும் தனியாக நிலைத்து நிற்கும் தன்மையுடையனவாக இருக்கும்.

ஆகவே, அவோகாட்ரோவின் கொள்கைப்படி ஒரு கன அளவு ஹைட்ரஜன், ஒரு கன அளவு ஆக்ஸிஜன், ஒரு கன அளவு கார்பன் டைஆக்ஸைடு ஆகிய வாயுக்கள் திட்ட வெப்ப நிலை அழுத்தத்தில் சம எண்ணிக்கையுள்ள மூலக்கூறுகளைக் கொண்டிருக்கும் என அறிகிறோம். அதாவது, ஒரு கன அளவு ஹைட்ரஜனில் 'n' மூலக்கூறுகள் இருந்தால் மற்ற இரண்டு வாயுக்களிலும் 'n' மூலக்கூறுகளே இருக்கும்.

அணுத் தொகுதி எண் (Atomicity)

பெரும்பான்மையான வாயுத் தனிமங்களின் மூலக்கூறுகள் இரண்டு அணுக்களைக் கொண்டவையாகவே இருக்கின்றன. உதாரணமாக, H_2, O_2, F_2, Cl_2, N_2 முதலியன. மூன்று அணுக்கள் உள்ள மூலக்கூறு O_3; நான்கு அணுக்கள் உள்ள மூலக்கூறு P_4; மந்த வாயுக்களான தனிமங்கள் ஒற்றை அணுவில் நிலையாக இருக்கின்றன. ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை அம் மூலக்கூறின் அணுக்கட்டு

எண் எனப்படும். சோடியம், பொட்டாசியம், பாதரசம் ஆகிய தனிமங்களின் மூலக்கூறுகள் ஆவி நிலையில் ஓர் அணுவைக் கொண்டவையாகவே இருக்கும். இவ்வகை மூலக்கூறுகள் அவைகளின் அணுக்களேயாகும்.

அவோகாட்ரோவின் கொள்கையின் உபயோகங்களாவன

(a) ஒரு வாயுப் பொருளின் அணுக்கட்டு எண்ணைக் கண்டு பிடிக்க உதவுகிறது.

(b) கேலூசாக்கின் கன அளவு விதியை நன்கு விளக்கு கிறது.

(c) அணுக்களுக்கும் மூலக்கூறுகளுக்கும் உள்ள வேறு பாட்டை விளக்கிக் காட்டுகிறது.

(d) வாயுப் பொருள்களின் அடர்த்திகளின் உதவியால் அவற்றின் மூலக்கூறின் எடையைக் கணக்கிடப் பயன் படுகிறது.

(e) சேர்மங்களின் அணுக்கட்டு எண்ணை நிர்ணயிக்க உதவுகிறது.

(f) தனிமங்களின் அணு எடைகளைக் கண்டுபிடிக்க உதவுகிறது.

ஹைட்ரஜன், குளோரின் அணுக்கட்டு எண்ணை நிர்ணயிக்க

ஏற்கெனவே அறிந்தவற்றிலிருந்து ஹைட்ரஜன் வாயுவும் குளோரின் வாயுவும் சேருவதால் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு சேர்மம் உண்டாகிறது என்பது தெளிவாகிறது. அதாவது,

ஒரு கன அளவு ஹைட்ரஜன் + ஒரு கன அளவு குளோரின் ⟶ இரு கன அளவு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு.

ஒரு கன அளவு ஹைட்ரஜனில் 'n' மூலக்கூறுகள் இருக்கின்றன எனக் கொள்வோம்.

அப்படியானால் அவோகாட்ரோவின் கொள்கைப்படி ஒரு கன அளவு குளோரின் வாயுவில் 'n' மூலக்கூறுகளும், 2 கன அளவு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவில் $2n$ மூலக்கூறுகளும்

இருக்க வேண்டும். n=1 எனக் கொள்வோமானால்,

ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு + ஒரு குளோரின் மூலக்கூறு
$\longrightarrow$ இரண்டு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறுகள்

ஆனால், ஒரு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறானது குறைந்தது ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவையும் ஒரு குளோரின் அணுவையும் கொண்டிருக்க வேண்டும். உண்மையிலேயே, ஒரு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறு ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவையும் ஒரு குளோரின் அணுவையும் கொண்டதாகத் தான் இருக்கிறது என்பதைப் பிற சோதனைகளின்மூலமும் அறிகிறோம். ஆகவே, இரண்டு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறுகளில் இரண்டு ஹைடிரஜன் அணுக்களும் இரண்டு குளோரின் அணுக்களும் இருக்கும் என்பது தெளிவாகும். இரண்டு அணுக்களும் ஒரு மூலக்கூறிலிருந்து வந்தவை யாகவே இருக்கவேண்டும். இதிலிருந்து ஹைட்ரஜன், குளோரின் ஆகியவற்றின் ஒவ்வொரு மூலக்கூறும் இரண்டு அணுக்களைக் கொண்டவையாக இருக்கும் என்ற உண்மை புலனாகிறது.

கேலூசாக்கின் விதிக்கு அவோகாட்ரோவின் கொள்கை தரும் விளக்கம்

ஹைட்ரஜன், குளோரின் ஆகியவற்றின் ஒரு மூலக்கூறில் இரண்டு அணுக்கள் இருப்பதாக எண்ணிக்கொண்டு கேலூசாக்கின் விதியைப் பின்வருமாறு பெறலாம் :

ஒரு ஹைட்ரஜன் அணு + ஒரு குளோரின் அணு $\longrightarrow$
ஒரு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறு

$2n$ ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் + $2n$ குளோரின் அணுக்கள்
$\longrightarrow 2n$ ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறுகள்

$\therefore n$ ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு $+ n$ குளோரின் மூலக்கூறு
$\longrightarrow 2n$ ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறுகள்

ஒரு கன அளவு ஹைட்ரஜனில் 'n' மூலக்கூறுகள் இருக்கின்றன எனக் கொண்டோமானால், அவோகாட்ரோவின் கொள்கைப்படி, ஒரு கன அளவு குளோரின் 'n' மூலக்கூறுகளைக் கொண்டதாகவும், இரண்டு கன அளவு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு $2n$ மூலக்கூறுகளைக் கொண்டதாகவும் இருக்கும்.

இதிலிருந்து,

1 கன அளவு ஹைட்ரஜன் + ஒரு கன அளவு குளோரின் ⟶
2 கன அளவு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு

எனத் தெரியவரும். கன அளவுகளின் விகிதமானது 1: 1: 2. இது ஒரு சாதாரண முழு எண் விகிதமாகும். இதுவே கேலூசாக்கின் விதியுமாகும்.

மூலக்கூறெடையை நிர்ணயித்தல்
(Molecular Weight Determination)

மூலக்கூறு என்பது மிக நுண்ணியதாகையால், அதை எத்தகைய நுட்பமான தராசு கொண்டும் நேராக நிறுக்கவோ, எத்தகைய உருப்பெருக்கியாலும் காணவோ முடியாது. இவ் எடையானது ஒரு சாதாரண எண்ணேயன்றி மூலக்கூறின் உண்மையான எடையன்று. மூலக்கூறின் எடையை ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடையுடன் ஒப்பிடுவதன்மூலமே நிர்ணயிக்கப்படுகின்றது. உலகிலுள்ள தனிமங்களின் அணுக்களில் எல்லாவற்றையும்விட இலேசானது ஹைட்ரஜன் அணுவேயாகும்.

ஆகையால், அவ் அணுவின் எடை மூலக்கூறுகளின் எடையை நிர்ணயிப்பதற்கு நியம அலகாகப் (standard unit) பயன்படுத்தப்பட்டுவருகின்றது. ஆகையால், ஒரு பொருளின் மூலக்கூறின் எடை அதன் மூலக்கூறானது ஹைட்ரஜன் அணுவைவிட எத்தனை மடங்கு கனமுடையது என்பதைக் குறிக்கும் எண்ணிற்குச் சமமானது. சாதாரணமாக, நடைமுறையில் நாம் கிராம் எடையை உபயோகித்துவருவதால், மூலக்கூறின் எடையையும் கிராம் மூலக்கூறு எடை (Gram Molecular Weight) என்று சொல்லுகிறோம். ஒரு பொருளின் வாய்பாடு மூலம் அப் பொருளின் மூலக்கூறின் எடையைக் கணக்கிடலாம். அதாவது, பொருளின் வாய்பாட்டிலுள்ள தனிம அணுக்களின் எடைகளின் கூட்டுத் தொகையே அப் பொருளின் ஒரு மூலக்கூறின் எடையாகும். அவோகாட்ரோவின் விதிப்படி ஒரு கிராம் மூலக்கூறு அளவிலுள்ள எல்லாப் பொருள்களும் திட்ட வெப்பநிலை அழுத்தத்தில் (N.T.P.) ஒரே கன அளவுடையவைகளாக இருக்கவேண்டும். இக் கொள்கையின் பயனாக நாம் மூலக்கூறின் எடைகளைக் கண்டுகொள்ளலாம்.

ஒரே கன அளவுள்ள இரண்டு வாயுப் பொருள்களை (ஒரே வெப்பநிலை அழுத்தத்தில்) நிறுக்க, அவ் எடைகள் அவைகளின் மூலக்கூறுகளின் எடை விகிதத்திலேயே இருக்கும். ஆகையால், வாயுப் பொருள்களின் ஒப்பு அடர்த்தியைக் கண்டு பிடிப்பதன்மூலம் மூலக்கூறுகளின் எடைகளை நிர்ணயிப்பது சாத்தியமாகிறது.

ஒரே வெப்பநிலை அழுத்தத்தில் எடுத்துக்கொண்ட வாயுவின் எடைக்கும், அதே கன அளவு நியம அலகின் (அதாவது, ஹைட்ரஜன் வாயுவின்) எடைக்கும் உள்ள விகிதமே ஒப்பு அடர்த்தி எனப்படும். சாதாரணமாக, ஹைட்ரஜனையே நியம அலகாக (standard unit) வைத்து ஒப்பிடுகிறோம். மேற் கூறியவை வாயு நிலையிலுள்ள பொருள்களுக்குமட்டும்தான் உரியன என்பதில்லை : இரசாயன மாற்றத்திற்குள்ளாகாமல் ஆவியாய் மாறக்கூடிய எப் பொருளுக்கும் இது பொருந்தும். ஆகையால், ஒரு பொருளின் ஆவி அடர்த்திக்கு (vapour density) வரைவிலக்கணம் (definition) கூறுவோம்.

ஹைட்ரஜனின் ஆவி அடர்த்தியை ஒன்றெனக் கொண்டால், எடுத்துக்கொண்ட பொருளின் ஆவி அடர்த்திக்கும் ஹைட்ரஜனின் ஆவி அடர்த்திக்கும் உள்ள விகிதமே அப் பொருளின் ஆவி அடர்த்தியாகும். அதாவது, ஒரே வெப்பநிலை அழுத்தத்தில் எடுத்துக்கொண்ட பொருள்களினுடைய ஆவியின் எடை அதே கன அளவுள்ள ஹைட்ரஜனின் எடையை விட எத்தனை மடங்கு அதிக கனமுள்ளது என்பதைக் குறிக்கும் எண்ணே அப் பொருளின் ஆவி அடர்த்தியாகும். அவோகாட் ரோவின் கொள்கையை ஆதாரமாகக் கொண்டால்,

ஆவி அடர்த்தி=ஒரு கன அளவுள்ள ஆவியின் எடை/அதே கன அளவு ஹைட்ரஜனின் எடை

ஒரு கன அளவு பொருளின் ஆவியிலும் அதே கன அளவு ஹைட்ரஜனிலும் 'n' மூலக்கூறுகள் உள்ளன எனக் கொள்வோம்.

∴ ஆவி அடர்த்தி=பொருளின் ஆவியின் 'n' மூலக் கூறுகளின் எடை/ஹைட்ரஜனின் 'n' மூலக்கூறு களின் எடை

'n' என்பதை ஒன்று எனக் கொண்டால்,

ஆவி அடர்த்தி = ஆவியின் ஒரு மூலக்கூறின் எடை/ஒரு ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறின் எடை

ஆகையால், ஒரு பொருளின் ஆவி அடர்த்தியைக் காட்டும் எண்ணும், ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறின் எடையைவிட எடுத்துக்கொண்ட பொருளின் ஒரு மூலக்கூறானது எத்தனை மடங்கு அதிக எடையுள்ளது என்று காட்டும் எண்ணும் ஒன்றே. மூலக்கூறின் எடைக்குரிய வரைவிலக்கணத்துடன் இதனை ஒப்பிட்டுப் பார்த்தால்,

மூலக்கூறின் எடை = பொருளின் ஒரு மூலக்கூறின் எடை/ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடை

ஆவி அடர்த்தி = பொருளின் ஒரு மூலக்கூறின் எடை/ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறின் எடை

பொருளின் ஒரு மூலக்கூறின் எடை = பொருளின் ஆவி அடர்த்தி × ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறின் எடை

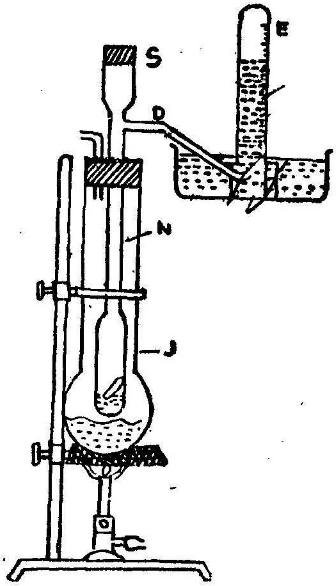
ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு இரண்டு அணுக்களைக் கொண்டது என்பதையும், ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடையை ஒன்றென ஏற்றுக்கொண்டிருக்கிறோம் என்பதையும் அறிவோமாதலால்,

பொருளின் ஒரு மூலக்கூறின் எடை=[ஆவி அடர்த்தி×2]

விக்டர் மேயர் முறையில் மூலக்கூறின் எடையை நிர்ணயித்தல்

இம் முறையில் உபயோகப்படுத்தப்பட்டுவரும் சாதனத்தைக் கவனிப்போம். இது ஒன்றோடொன்று நன்றாகப் பொருத்தப்பட்ட A, S, D என்ற மூன்று பாகங்களைக்கொண்ட கண்ணாடிக் குழாய் ஒன்றைக் கொண்டதாகும். A என்பது அழுத்தமான கண்ணாடியால் செய்யப்பட்ட ஒரு குழாய். இதற்குள் சிறிய கண்ணாடிச் சீசா விழுந்தால் குழாயின் அடிப் பாகம் உடைந்துவிடாமல் இருக்க, அதனடியில் சிறிதளவு கல்நாரைப் (asbestos) போடவேண்டும். A என்பதை J என்ற பாத்திரத்தினுள் பொருத்திவைத்துப் பின்னர் சூடு செய்ய வேண்டும். J என்னும் கண்ணாடிப் பாத்திரத்தில் மூலக்கூறின் எடையை நிர்ணயிக்க எடுத்துக்கொண்ட பொருளின் கொதி நிலையைவிட 20°C—30°C அதிக வெப்பநிலையில் கொதிக்கும் திரவத்தை எடுத்துக் கொதிக்கவிடவேண்டும். D என்பதுடன் விடுகுழாய் ஒன்று பொருத்தப்பட்டிருப்பதைக் கவனி. விடு குழாயின் நுனியை நீரில் அமுக்கி அதற்குமேல் நீர் நிரம்பிய

அளவு குடுவையை நிறுத்திவைக்கவேண்டும். S என்பது விரிகோண வளைவு குழாய். எடை நிர்ணயிக்கப்பட வேண்டிய பொருளைக் கண்ணாடி அடைப்பானுள்ள ஒரு சீசாவில் எடுத்து அச் சீசாவை S என்ற குழாயின் மேற்பாகத்தில் படத்தில் காட்டியபடி அமைத்து, நீர் நிரப்பிய அளவுக் குழாயை விடுகுழாயின் நுனியினின்றும் தள்ளிவைத்து விட்டு, J என்பதிலிருக்கும் திரவத்தைக் கொதிக்கவிடவும். A யிலுள்ள காற்றுச் சூடாகி விரிந்து விடுகுழாயின் வழியாய்ச் சென்று நீரில் கொப்புளித்து வெளியேறும். குழாயிலுள்ள காற்றின் வெப்பநிலை மாறாத நிலையை அடைந்தவுடன் விடு குழாயின் நுனி வழியாகக் காற்று வருவது நின்றுவிடும். அப்பொழுது அளவுக் குடுவையினை விடுகுழாயின் நுனியின் மேல் நிறுத்தி S மேலுள்ள சீசாவை Aயினுள் விழும்படி செய்ய வேண்டும். உடனே



படம் 13

விக்டர் மேயரின் சாதனம்

சீசாவினுள் இருக்கும் பொருளானது ஆவியாக மாறி, மேலே கிளம்பி, அதன் கன அளவு காற்றை வெளியே தள்ள, காற்று விடுகுழாயின் வழியாக அளவுக் குடுவைக்குள் குமிழ்த்து மேலே போகும் காற்று வெளிவருவது நின்றவுடன், அளவுக் குடுவையை விடுகுழாயின் நுனியினின்றும் நீக்கி, அதன் வாயை விரலால் நன்றாக மூடிப் பின்னர் அகன்ற வாயையுடைய ஒரு பாத்திரத்திலுள்ள நீருக்குள் அமுக்கி, விரலை எடுத்துவிட்டு, அதில் 20 அல்லது 30 நிமிடங்கள்வரை இருக்கச் செய்ய வேண்டும். நீரின் வெப்ப நிலைக்கு அளவுக் குழாய் வந்தவுடன் நீர்மட்டம் உள்ளும் வெளியும் சமமாக இருக்கச் செய்து காற்றின் கன அளவைக் குறித்துக்கொள்ள வேண்டும். நீரின் வெப்ப நிலையையும் வாயுமண்டல அழுத்தத்தையும் குறித்துக்கொண்டு, பின்னர் அடியிற் கண்டவாறு பொருளின் ஆவி அடர்த்தியையும் மூலக்கூறின் எடையையும் கணக்கிடவேண்டும். எளிதில் ஆவியாகும் திரவத்தின் எடையை 'a' எனவும், P_1, t_1°C என்பதை முறையே சோதனைச்சாலையின் அழுத்த வெப்ப நிலைகளாகவும்,

Pt என்பதை t°C-ல் நீராவியின் அழுத்தமாகவும் கொள்வோம். திட்ட வெப்பநிலை அழுக்கத்தில் காற்றின் கன அளவானது (ஆவியின் கன அளவிற்குச் சமமான) V_0 எனக் கொள்வோம். $P=(P_1-Pt)$; $T_1=273+t_1$; $V_1=$ சோதனையின் மூலம் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட வாயுவின் கன அளவிற்குச் சமமான காற்றின் கன அளவு.

$$P_0 V_0/ T_0=P_1V_1/T_1$$

$$V_0 = (P_1-Pt) \times V_1/ (273+t_1) \times \frac{273}{760}$$

தி.வெ.அ.வில் V_0 கன அளவு ஆவியின் எடை, அதாவது, எடுத்துக்கொண்ட (எளிதில் ஆவியாகும்) திரவத்தின் எடை = a கி.

தி.வெ.அ.வில் ஒரு லிட்டர் ஹைட்ரஜனின் எடை = 0·09 கி. என்பதை அறிந்திருக்கிறோமாதலால், தி.வெ.அ.வில் V_0 கன அளவு ஹைட்ரஜனின் நிறை $=V_0\times 0{\cdot}09/1000$ கி.

ஆவி அடர்த்தி = [V_0 கன அளவு ஆவியின் எடை/V_0 கன அளவு ஹைட்ரஜனின் எடை (தி.வெ.அ.)]
$= a \times 1000/V_0 \times 0{\cdot}09$ கி.

மூலக்கூறின் எடை = 2 ஆவி அடர்த்தி
$= 2\,a \times 1000/V_0 \times 0{\cdot}09$

கிராம் மூலக்கூறு எடையும் கிராம் மூலக்கூறு கன அளவும் (Gram Molecular Weight and Gram Molecular Volume)

மூலக்கூறுகளின் எடை கிராம் அளவில் கூறப்பட்டால், அதற்குக் கிராம் மூலக்கூறு எடை எனப் பெயர். ஹைட்ரஜனின் கிராம் மூலக்கூறு எடை=2·016 கிராம்கள். கிராம் மூலக்கூறு எடையை ஆங்கிலத்தில் 'மோல்' (mole) என்றும் கூறுவார்கள்.

0·09 கி ஹைட்ரஜன் வாயு தி.வெ.அ.வில் 1000 க.செ.மீ. இடத்தை அடைத்திருக்கிறதென்றால், 2·016 கி. ஹைட்ரஜன் வாயு $1000 \times 2{\cdot}016/0{\cdot}09 = 22400$ க.செ.மீ. (தி.வெ.அ.) இடத்தை அடைக்கும்.

ஆவி அடர்த்தி = [கிராமில் 22·4 லிட்டர் வாயுவின் எடை/ கிராமில் 22·4 லிட்டர் ஹைட்ரஜனின் எடை (தி.வெ.அ.)]

ஆவி அடர்த்தி = 22·4லிட்டர் வாயுவின் கிராம் எடை /2·016
= அல்லது சுமார் 2

2 × ஆவி அடர்த்தி = ஒரு கிராம் மூலக்கூறு எடை (தி.வெ.அ.)
= 2400 க.செ.மீ. (தி.வெ.அ.)வில் வாயுவின் எடை

இதிலிருந்து எந்த ஒரு பொருளின் கிராம் மூலக்கூறு எடையும் 22400 க.செ.மீ. இடத்தை அடைத்துக்கொள்ளும் தன்மை வாய்ந்தது என அறிகிறோம். மாறாக, தி.வெ.அ.வில் 22·400 க.செ.மீ. அளவின் எந்தப் பொருளின் எடையும் அதன் கிராம் மூலக்கூறு எடையாகவே இருக்கும் எனவும் அறிகிறோம்.

அவோகாட்ரோ எண் : அவோகாட்ரோ கொள்கையின் படி தி.வெ.அ.வில் எந்த ஒரு வாயுவின் 22400 க.செ.மீ. அளவிலும் ஒரே மாதிரி எண்ணிக்கையுள்ள மூலக்கூறுகளே காணப்படும். இந்த மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை = $6{\cdot}023 \times 10^{23}$ எனக் கண்டுபிடிக்கப்பட்டிருக்கிறது. ஆகவே, எல்லா வாயுக்களின் கிராம் மூலக்கூறு எடைகளும் $6{\cdot}023 \times 10^{23}$ மூலக்கூறுகளைக் கொண்டிருக்கும் என அறிகிறோம். இந்த எண்ணிற்குத்தான் அவோகாட்ரோ எண் (Avogadro's Number) எனப் பெயர். இது N என்னும் எழுத்தால் சாதாரணமாகக் குறிக்கப்படும்.

மாதிரிக் கணக்கு

(1) 0·24 கி. எடை குளோரோபாரமானது விக்டர் மேயர் சாதனத்தில் ஆவியாக்கப்பட்டபொழுது 52·2 க.செ.மீ. காற்றை இடப் பெயர்ச்சி செய்தது. சோதனைச் சாலையின் வெப்பம் 30°C ஆகவும் அழுத்தம் 756 மி.மீ. ஆகவும் இருக்குமானால், குளோரோஃபாரத்தின் மூலக்கூறின் எடை யாது? (நீராவியின் அமுக்கம் = 31·7 மி.மீ. 30°C-ல்.)

ஆவியின் உண்மையான அழுத்தம் $= 756 - 31{\cdot}7 = 724{\cdot}3$ மி.மீ. P_1
$V_1 = 52{\cdot}2$ க.செ.மீ.
$T_1 = 273 + 30 = 303°A$

தி.வெ.அ.வில் ஆவியின் கன அளவு $= (V_0)\ P_1V_1 \times T_0/P_0\,T$
$= 724{\cdot}3 \times 52{\cdot}2 \times 273/760 \times 303$
$= 44{\cdot}8$ க.செ.மீ.

தி.வெ.அ.வில் 44·8 க.செ.மீ. குளோரோபாரம் ஆவியின் எடை } $= 0·240$ கி.

தி.வெ.அ.வில் 44.8 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜனின் எடை } $= 0·09 \times 44·8/1000$

குளோரோபாரத்தின் ஆவி அடர்த்தி $= 0·240 \times 1000/0·09 \times 44·8$
$= 59·53$

குளோரோபாரம் மூலக்கூறின் எடை $= 2 \times 59·53$
$= 119·06$

மாதிரிக் கணக்கு (2)

கார்பன் மோனாக்ஸைடு மூலக்கூறின் எடை = 28; தி.வெ.அ.வில் இவ் வாயுவின் 320 க.செ.மீ.-ன் எடை யாது?

22400 க.செ.மீ. கார்பன் மோனாக்ஸைடின் எடை } $=28$ கி.

∴ 320 க.செ.மீ. கார்பன் மோனாக்ஸைடின் எடை } $=28 \times 320/22400$
$= 0·4$ கி.

(தி.வெ.அ.வில் ஒரு பொருளின் மூலக்கூறின் கன அளவு = 22400 க.செ.மீ.' இக் கன அளவின் எடை = மூலக்கூறின் எடை).

வினாக்கள்

(1) அணு, மூலக்கூறு ஆகியவற்றை வேறுபடுத்திக் காட்டுக.

(2) அவோகாட்ரோவின் கற்பிதக் கொள்கையைக் கூறுக. இதன் உபயோகங்களை விளக்கி எழுதுக.

(3) அணு எடை, மூலக்கூறின் எடை ஆகியவற்றை விளக்குக.

(4) ஆவி அடர்த்தி என்றால் என்ன? இதற்கும் மூலக்கூறின் எடைக்கும் உள்ள சம்பந்தம் யாது?

(5) விக்டர் மேயர் முறையில் மூலக்கூறின் எடையை நிர்ணயிக்கும் முறையை விளக்கிக் கூறு.

விக்டர் மேயர் சோதனையில் 0·18 கி. அங்ககத் திரவமானது 27°C-லும் 754 மி.மீ. அமுக்கத்திலும் நீரின்மேல் சேகரிக்கப்பட்ட 76 க.செ.மீ. காற்றை விலக்கிற்று. திரவத்தின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடு.

8. குறியீடுகள்

(Symbols)

தனிமங்கள், சேர்மங்கள் ஆகியவற்றின் முழுப் பெயர்களை அடிக்கடி எழுதிவருவது சிரமம் தரும் செயலாகவும், காலத்தை யும் காகிதத்தையும் வீணுகச் செய்வதாகவும் இருத்தலால், இவற்றைக் குறிப்பிடுவதற்குச் சுருக்கெழுத்து முறையொன்றை வேதியியல் வல்லுநர் நீண்ட காலமாகப் பின்பற்றிவந்திருக் கின்றனர். தனிமங்களின் பெயரைக் குறிப்பிடும் சுருக்கத்தைத் தான் அவற்றின் குறியீடு என்கிருேம்.

தற்காலத்தில் நாம் பின்பற்றிவரும் முறை பெர்ஸிலியஸ் என்னும் விஞ்ஞானியால் கண்டுபிடிக்கப்பட்டதாகும். இம் முறைதான் மிக எளிதானதாகவும், விஞ்ஞான ரீதியில் ஒழுங் கானதாகவும் இருக்கிறது. இம் முறையில் ஒவ்வொரு தனிமமும் அதன் ஆங்கில அல்லது இலத்தீன் பெயர்களின் முதல் எழுத்தையோ அல்லது முதல் இரண்டு முக்கிய எழுத்து களையோ அதனதன் குறியீடாகக் கொள்கிறது. இவ் எழுத்தை ஆங்கிலத்தில் பெரிய எழுத்தில் (capital letters) எழுதவேண்டும். உதாரணமாக : ஆக்ஸிஜன்—O ; கந்தகம்—S ; ஹைடிரஜன்—H முதலியன. ஒன்றிற்கும் மேற்பட்ட தனிமங் களின் பெயர்கள் ஒரே முதலெழுத்துக் கொண்டவையாக இருந்தால், அப் பெயர்களின் முதலெழுத்துடன் நன்ருக ஒலிக்கும் மற்ருேர் எழுத்தையும் சேர்த்துக்கொள்ளவேண்டும். இரண்டாவதாக, சேர்த்துக்கொள்ளப்பட்ட எழுத்தை ஆங்கி லத்தில் சிறிய எழுத்திலும் (small letters) முதலெழுத்தைப் பெரிய எழுத்திலும் (capital letters) எழுதவேண்டும்.

(உ-ம்.) கார்பன்- C ; குளோரின்– Cl ; போரன்—B ; புரோமின்—Br ; நைட்ரஜன்—N ; நிக்கல்—Ni முதலியன.

இலத்தீன் பெயர்களைக்கொண்ட தனிமங்கள் எல்லாம் அநேகமாக இரண்டு எழுத்துகளைக் கொண்ட குறியீடுகளையே கொண்டிருக்கின்றன. ஓர் எழுத்தைக் குறியீடாகக் கொண்ட தனிமங்களும் சில உண்டு. பின்வரும் தனிமங்களின் குறியீடுகள் அவற்றின் இலத்தீன் பெயர்களிலிருந்து வந்தவை.

ஆங்கிலப் பெயர்	இலத்தீன் பெயர்	குறியீடு
Copper	Cuprum	Cu
Silver	Argentum	Ag
Gold	Aurum	Au
Sodium	Natrium	Na
Potassium	Kalium	K
Lead	Plumbum	Pb
Tin	Stannum	Sn
Iron	Ferrum	Fe
Mercury	Hydrargyrum	Hg

சில முக்கிய தனிமங்களின் பெயர்களும் அவற்றின் குறியீடுகளும் :

தனிமம்	குறியீடு	தனிமம்	குறியீடு	தனிமம்	குறியீடு
Aluminium	Al	Chromium	Cr	Nickel	Ni
Bromine	Br	Hydrogen	H	Phosphorous	P
Boron	B	Iodine	I	Sulphur	S
Calcium	Ca	Magnesium	Mg	Silicon	Si
Carbon	C	Manganese	Mn	Zinc	Zn
Chlorine	Cl	Nitrogen	N		

குறியீடு தனிமத்தின் பெயரைக் குறிப்பிடும் அடையாளம் மட்டுமன்று. அது அத் தனிமத்தைப்பற்றிய வேறு பல

செய்திகளையும் தெரிவிக்கிறது. (a) பெயர்; (b) அணு; (c) அணு எடை. உதாரணமாக, O என்பது ஆக்ஸிஜனையும், ஓர் ஆக்ஸிஜன் அணுவையும், அதன் அணு எடையாகிய 16 கிராம் ஆக்ஸிஜன் வாயுவையும் குறிக்கின்றது.

மூலக்கூறின் வாய்பாடு (Formulae of Molecules)

மூலக்கூறின் வாய்பாடு என்பது ஒரு தனிமத்தின் அல்லது சேர்மத்தின் அமைப்பைச் சுருக்கமாகவும் விஞ்ஞான மொழியிலும் குறிப்பிடும் அடையாளமே. மூலக்கூறின் வாய்பாடுகளை எழுதுவதற்குத் தனிமங்களின் குறியீடுகள் பயன்படுகின்றன. தனிமங்களின் வாய்பாட்டை (formula) எழுதும்பொழுது அவற்றின் குறியீடுகளின் வலப்பக்க அடிமூலையில் அத் தனிமங்களின் மூலக்கூறிலுள்ள அணுத்தொகுதி எண்ணைக் (atomicity) குறிப்பிட வேண்டும். உதாரணமாக, ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன், குளோரின் முதலியவற்றின் மூலக்கூறுகளின் அணுத்தொகுதி எண் இரண்டாக இருத்தலால், அவற்றின் வாய்பாடுகளை H_2, O_2, N_2, Cl_2 என்று எழுத வேண்டும். சோடியம், இரும்பு, தாமிரம், தங்கம் போன்றவைகளின் மூலக்கூறுகளின் அணுத்தொகுதி எண் ஒன்றாக இருத்தலால், அவற்றின் வாய்பாடுகளை Na, Fe, Cu, Au என்று குறிக்க வேண்டும். அணுக்கட்டு எண் ஒன்றாக இருப்பின், அதனைச் சின்னத்தின் வலப்பக்க அடிமூலையில் குறிக்கவேண்டிய அவசியமில்லை.

ஓஸோன் வாயுவின் அணுத்தொகுதி எண் மூன்றாக இருத்தலால், அதனை O_3 என்று எழுதுகிறோம். குறியீட்டின் வலப்பக்க அடிமூலையில் இருக்கும் எண்ணானது அம் மூலக்கூறிலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கையையும், குறியீட்டின் முன்னால் எழுதப்படும் எண்ணானது தனிமங்களின் தனிமையான அணுக்களின் எண்ணிக்கையையும் குறிப்பனவாகும். N_2 என்பது ஒரு நைட்ரஜன் மூலக்கூறு, இரண்டு நைட்ரஜன் அணுக்களின் சேர்க்கையால் உண்டானது என்பதையும் ஒரு நைட்ரஜன் மூலக்கூறையும் குறிக்கிறது. ஆனால், 2N என்பது இரண்டு தனிமையான நைட்ரஜன் அணுக்களைக் குறிக்கின்றது.

ஒரு சேர்மத்தின் வாய்பாடானது அச் சேர்மத்தின் மூலக்கூறிலுள்ள வெவ்வேறு தனிமங்களையும், அவை ஒவ்வொன்றிலும் எத்தனை அணுக்கள் உள்ளன என்பதையும் குறிப்பதாகும். இதனைத் தனிமங்களின் குறியீடுகளை வரிசையாக

எழுதிப் பின்னர் அவை ஒவ்வொன்றிலுமுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கையை அதனதன் குறியீடுகளின் வலப்பக்க அடி மூலையில் குறித்து எழுதவேண்டும். சோடியம் குளோரைடின் வாய்பாடானது NaCl என்பதாகும். (சோடியம், குளோரின் ஆகிய ஒவ்வோர் இனத்திலும் ஓர் அணுவே இருப்பதால், அது குறிக்கப்படாமல் விடப்பட்டிருக்கிறது.) அதேபோல் HNO_3 என்பது நைட்ரிக் அமிலத்தைக் குறிப்பதாகும். இதிலிருந்து ஒரு நைட்ரிக் அமில மூலக்கூறில் ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவும், ஒரு நைட்ரஜன் அணுவும், மூன்று ஆக்ஸிஜன் அணுக்களும் உள்ளன என்று அறிகிறோம். 2NaCl என்பது இரண்டு சோடியம் குளோரைடு மூலக்கூறுகளைக் குறிக்கின்றது. இரண்டு என்ற எண் சேர்மத்திலுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைக் குறிப்பதாகும். இரண்டு சேர்மங்களின் சேர்க்கையினால் உண்டான சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாட்டை எழுதும் பொழுது, அச் சேர்மத்திலுள்ள இரண்டு சேர்மங்களின் மூலக் கூறுகளின் வாய்பாட்டையும் தனித்தனியே எழுதிப் பின்னர் அவை ஒவ்வொன்றின் மூலக்கூறின் எண்ணிக்கையையும் அதனதன் வாய்பாட்டின் முன்னால் எழுதுதல் வேண்டும். Na_2CO_3, $10H_2O$ என்பது, ஒரு சோடியம் கார்பனேட்டு மூலக் கூறில், ஒரு சோடியம் கார்பனேட்டு மூலக்கூறும் 10 படிக நீர் மூலக்கூறுகளும் இருப்பதைக் குறிக்கின்றது. அதேபோல், KCl, $MgCl_2$, $6H_2O$ என்பதில் ஒரு பொட்டாசியம் குளோரைடு, ஒரு மக்னீசியம் குளோரைடு, ஆறு படிக நீர் மூலக்கூறுகள் முறையே உள்ளன. இதிலுள்ள மூலக்கூறுகளைத் தெளிவாகப் பிரித்தறிவதற்கு ஏற்ப அவைகளின் இடையே கால்புள்ளிகள் போடப்பட்டிருக்கும்.

ஒரு சேர்மத்தில் ஒன்றிற்கு மேற்பட்ட மூலங்கள் இருக்குமே யானால், அம் மூலங்களின் (radicals) குறியீடுகளை அடைப்புக் குறிகளில் எழுதி, அவற்றின் எண்ணிக்கையை அடைப்புக் குறியின் வெளியில் வலப்பக்க அடிமூலையில் குறிக்கவேண்டும். $Al_2(SO_4)_3$: $Mg_3(PO_4)_2$: இவற்றிலிருந்து அலுமினியம் சல் ஃபேட்டில் இரண்டு சல்ஃபேட்டு மூலங்களும், மக்னீசியம் பாஸ் ஃபேட்டில் இரண்டு பாஸ்ஃபேட்டு மூலங்களும் இருக்கின்றன என்று அறிகிறோம். அவ்வாறே $(NH_4)_2SO_4$ என்பது அம் மோனியம் சல்ஃபேட்டைக் குறிப்பதென்பதையும், அதில் இரண்டு அம்மோனியம் மூலங்களும் ஒரு சல்ஃபேட்டு மூலமும் இருக்கின்றன என்பதையும் அறிகிறோம். மேலும், ஓர் அம்மோ னியம் மூலத்தில் ஒரு நைட்ரஜன் அணுவும், நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் உள்ளன என்பதும் தெளிவாகிறது.

மூலங்களின் எண்ணிக்கை ஒன்றிற்குமேல் இல்லாமல் இருப்பின், அவற்றினை அடைப்புக் குறியினுள் எழுதவேண்டிய அவசியமில்லை.

மூலக்கூறு வாய்பாட்டின் அளவறி தன்மை

சேர்மம், தனிமம் ஆகியவற்றின் மூலக்கூறு வாய்பாடு அவற்றின் மூலக்கூறு எடையையும் ஒரு மூலக்கூறையும் குறிப்பதாகும். இதன்மூலம் ஒரு சேர்மத்தில் என்னென்ன தனிமங்கள் இருக்கின்றன என்பதையும், அவை ஒவ்வொன்றிலும் எத்தனை அணுக்கள் உள்ளன என்பதையும் அறிந்து கொள்ளலாம். சேர்மங்களின் மூலக்கூறின் எடையானது அவற்றிலுள்ள அணுக்களின் எடைகளின் கூட்டுத்தொகையே யாகும். ஒரு நீர் மூலக்கூறின் எடை 18 ஆகும். இது H_2O விலிருந்து கணக்கிடப்பட்ட கூட்டுத்தொகையே. இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எடை+ஓர் ஆக்ஸிஜன் அணுவின் எடை $= 2 + 16 = 18$. சேர்மத்தின் மூலக்கூறின் எடையி லிருந்து அதிலுள்ள தனிமங்களின் சதவிகிதத்தைக் கணக் கிடுவது சுலபமாகும். உதாரணமாக, கந்தக அமிலத்திலுள்ள தனிமங்களின் சதவிகிதத்தைப் பின்வருமாறு கணக்கிடலாம் :

ஒரு கந்தக அமில மூலக் கூறின் எடை $\left.\right\} = H_2SO_4 = 2H + S + 4[O]$

$$= 2 + 32 + 4 \times 16$$
$$= 98.$$

98 பாக கந்தக அமிலத்தில் இரண்டு பாகம் ஹைட்ரஜன், 32 பாகம் கந்தகம், 64 பாகம் ஆக்ஸிஜன் இருக்கிறதென்றால்,

ஹைட்ரஜனின் சதவிகிதம் $= 2 \times 100 \div 98$
$= 2{\cdot}05\%$

கந்தகத்தின் சதவிகிதம் $= 32 \times 100/98 = 32{\cdot}68\%$

ஆக்ஸிஜனின் சதவிகிதம் $= 64 \times 100/98 = 65{\cdot}30\%$

மூலக்கூறு எடைகள் உதவியால் வாயுப் பொருள்களின் ஆவி அடர்த்திகளை ஒப்பிட்டுப் பார்க்கலாம்.

கார்பன் டைஆக்ஸைடு, CO_2 ; ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு, H_2S ; அம்மோனியா, NH_3 ;

கார்பன் டைஆக்ஸைடின் மூலக்கூறு எடை	$= 12 + 32 = 44$
∴ அதன் ஆவி அடர்த்தி	$= 44/2 = 22.$
(மூலக்கூறின் எடை	$= 2 \times$ ஆவி அடர்த்தி)
ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு மூலக்கூறின் எடை	$= H_2S$
	$= 2 + 32 = 34$
அதன் ஆவி அடர்த்தி	$= 34/2 = 17.$
அம்மோனியா மூலக்கூறின் எடை	$= NH_3$
	$= 14 + 3 = 17.$
அதன் ஆவி அடர்த்தி	$= 17/2 = 8{\cdot}5.$

இவ் வாயுக்களின் அடர்த்தி விகிதமும் ஆவி அடர்த்திகளின் விகிதமும் ஒன்றாகவே இருக்கும்.

(காற்றானது நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் ஆகியவை கலந்த ஒரு கலவைப் பொருள் என்று முன்பே அறிந்துகொண்டோம். இதன் மூலம் ஒரு வாயுப் பொருளின் வாய்பாடு நமக்குத் தெரிந்திருந்தால், அவ் வாயுவானது காற்றைவிட கனமானதா அல்லது இலேசானதா என்பதைத் தெரிந்து கொள்ளலாம். மேலேயுள்ள வாயுக்களில் கார்பன் டைஆக்ஸைடும் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடும் காற்றைவிட கனமானவை என்றும், அம்மோனியா, காற்றைவிட இலேசானதென்றும் அறிகிறோம். நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் ஆகியவற்றின் ஆவி அடர்த்திகள் முறையே 14, 16 என்பனவாகும்.)

இணைதிறன் (Valency)

இது இரசாயன இயலில் மிக முக்கியத்துவம் வாய்ந்த தொன்றாகும். மூலக்கூறுகளில் பல அணுக்கள் அமைந்துள்ளன என்பது நமக்குத் தெரியும். மூலக்கூறுகளின் அணுக்கள் ஏதோ தற்செயலாய் ஒன்றின் பக்கத்தில் ஒன்றாய் அமைந்திருப்பதாகக் கருதக் கூடாது. மூலக்கூறுகளின் அமைப்பிலுள்ள ஒழுங்கிற்கு அணுக்களுக்கிடையே உள்ள ஒருவித இரசாயனக் கவர்ச்சியே (chemical affinity) காரணமாகும். இக் கவர்ச்சியின் அடிப்படைத் தத்துவங்களைத் தெரிந்து கொள்வது எளிதன்று. எளிமையான முறையில் சொல்ல வேண்டுமானால், இணைதிறன் என்பது ஒரு தனிமத்தின் அணு, இரசாயனக் கூடுகையில் ஈடுபடும்பொழுது காட்டும் திறனாகும்.

சேர்மங்கள் உண்டாகும்பொழுது, தனிமத்தின் ஓர் அணு, எத்தனை ஹைட்ரஜன் அணுக்களோடு இணையும் என்பதைத் தெரிவிக்கும் எண்ணே அத் தனிமத்தின் இணைதிறனாகும். ஒரு தனிமத்தின் அணு ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவுடன் சேர்ந்தால் அதன் இணைதிறன் ஒன்றென்றும், இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் கூடினால் இரண்டென்றும், மூன்றுடன் சேர்ந்தால் மூன்றென்றும் கூறுகிறோம். சமான எடையிலிருந்தும் (equivalent weight) அணு எடையிலிருந்தும் இணைதிறனைக் கணக்கிடுவது இயலும்.

இணைதிறன் = அணு எடை/சமான எடை.

சில உதாரணங்களைக் கவனிப்போம்: ஆக்ஸிஜனும் குளோரினும் ஹைட்ரஜனுடன் சேருகின்றன. ஆனால், ஒரே எடையுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுவுடன் அவை வெவ்வேறு அளவில் சேருகின்றன. இரசாயன வினைகள் சம்பந்தப்பட்ட வகையில் அவை வெவ்வேறு இணைதிறன் உடையவைகளாக இருக்கின்றன. உப்பீனிகள் என்ற ஹாலஜன் (halogens) இனத்தைச் சேர்ந்த ஒவ்வொரு தனிமமும் ஹைட்ரஜனுடன் ஓர் அணுவிற்கு ஓர் அணு என்ற விகிதத்திலேயே சேருகின்றது. (HF, HCl, HBr, HI). ஹைட்ரஜன் அணுவுடன் சேரும் ஆற்றலையே தனிமங்கள் இணைதிறனின் ஆற்றல் எனக் கொண்டால், ஹாலஜன் தனிமங்களின் இணைதிறனும் ஒன்றென அறிகிறோம். இவ்வகைத் தனிம அணுக்களின் எடையும் அவற்றின் சமான எடையும் ஒன்றாகவே இருக்கும். இவ்வகை ஆற்றலுள்ள தனிமங்களை ஓரிணைதிறனுள்ள (univalent) தனிமங்கள் எனக் கூறுகிறோம்.

ஆக்ஸிஜன், கந்தகம், கால்சியம் ஆகிய ஒவ்வொன்றின் ஓர் அணுவுடன் சேரும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கை இரண்டு என அறிகிறோம். ஆகவே, இவை ஈரிணைதிறன் தனிமங்கள். H_2O, H_2S, CaH_2 என்பவை இத் தனிமங்களின் ஹைட்ரஜன் சேர்மங்களாகும்.

நைட்ரஜன், பாஸ்வரம், ஆர்ஸனிக், ஆன்டிமொனி ஆகியவற்றை முன்போலவே சோதித்தால், அவை மூவிணைதிறன் உள்ளவை எனத் தெரியவரும். இவற்றின் ஹைட்ரஜன் சேர்மங்கள் : NH_3, PH_3, AsH_3, SbH_3.

கார்பன், சிலிகன் போன்றவற்றின் இணைதிறன் நான்கென அறிகிறோம். கார்பன் டெட்ராகுளோரைடு (CCl_4), சிலிகன் டெட்ராஹைடிரைடு (SiH_4). உலோகங்கள் பெரும்பாலும்

ஹைட்ரஜனுடன் சேராதென்பதால் அவற்றின் இணைதிறனை அறிய ஹைட்ரஜனுக்குச் சமமாய் ஓரிணைதிறனுள்ள மற்றத் தனிமங்களுடன் அவை எவ்விதத்தில் சேருகின்றன என்று பார்க்கவேண்டும். ▫ ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவிற்கு ஒரு குளோரின் அணு இணைதிறனில் சமம். துத்தநாகம் குளோரினுடன் சேர்ந்து துத்தநாகக் குளோரைடைக் கொடுக்கின்றது. அதன் வாய்பாடு $ZnCl_2$ ஆகும். ஒரு துத்தநாக அணுவானது ஓரிணைதிறனுள்ள இரண்டு குளோரின் அணுக்களுடன் சேருவதால் துத்தநாகத்தின் இணைதிறன் இரண்டு. சாதாரண உப்பின் வாய்பாடானது NaCl. எனவே, சோடியம் ஓரிணைதிறன் வாய்ந்தது என அறிகிறோம்.

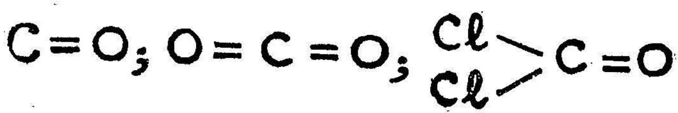
குளோரினுக்குப் பதிலாக ஆக்ஸிஜனை எடுத்துக் கொள்வோம். இதன் இணைதிறன் 2. துத்தநாக ஆக்ஸைடின் வாய்பாடு ZnO. இதிலிருந்து துத்தநாகத்தின் இணைதிறன் இரண்டு எனத் தெரிகிறது. CaO, BaO, MgO போன்ற ஆக்ஸைடுகளின் மூலக்கூறின் வாய்பாடுகளிலிருந்து, கால்சியம், பேரியம், மக்னீசியம் ஆகியவை ஈரிணைதிறன் கொண்டவை என அறிகிறோம்.

மேற்கூறியவற்றிலிருந்து **இணைதிறனுக்கு வரைவிலக்கணம்:** குறிப்பிட்ட ஒரு தனிம அணுவுடன் சேரும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையோ அல்லது ஹைட்ரஜனுக்குச் சமமான ஓரிணைதிறனுடைய வேறு தனிமங்களின் எண்ணிக்கையோ அத் தனிமத்தின் இணைதிறனும். இணைதிறன், அணு எடையைச் சமான எடையால் வகுத்து வரும் தொகையே யாகையால், அதனை எப்பொழுதும் மாருத ஒன்ருகக் கருதக் கூடாது. ஏனெனில், அணு எடை மாருத ஒன்ருக இருந்தும் அதன் சமான எடை மாறும் தன்மையது. பல தனிமங்களுக்கு ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட சமான எடைகள் உண்டு. உதாரணமாக, ஸ்டேனிக் ஆக்ஸைடில் (SnO_2) வெள்ளியத்தின் இணைதிறன் நான்கு; ஆனுல், ஸ்டேனஸ் ஆக்ஸைடில் (SnO) அதன் இணைதிறன் இரண்டே.

ஒரு தனிமம் சூழ்நிலைக்கேற்பப் பல இணைதிறன்களைக் கொண்டதாக இருப்பினும், அதன் உச்ச அளவு இணைதிறனையே அதன் இணைதிறனுகக் கொள்கிறோம்; ஏனெனில், குறைந்த இணைதிறனுள்ள நிலையிலிருக்கும் தனிமம் அதிக அளவு இணைதிறனுள்ள பொருளாகச் சூழ்நிலைக்கேற்றவாறு மாறும் தன்மை பெற்றிருக்கிறது. ஆகையால்தான், குறைந்த இணை

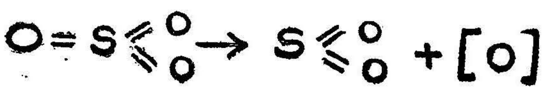
திறனைக் கொண்டுள்ள தனிமங்களெல்லாம் சிறந்த குறைப்பான்களாகச் செயல்படுகின்றன.

இணைதிறனை ஒரு சிறிய கோடிட்டுக் காண்பித்தல் வழக்கத்திலிருந்துவருகிறது. இதை ஆங்கிலத்தில் 'bond' என்று சொல்கிறார்கள். இதை நாம் பிணைக்கோடு என அழைப்போம். தனிமங்களின் அணுவைக் காட்டும் குறியீட்டிலிருந்து கோடுகளை அமைத்து அதன் இணைதிறனைக் குறிக்கலாம். (உ-ம்.) கார்பன் டைஆக்ஸைடு (CO_2), O = C = O; இதில் கார்பனின் இணைதிறன் நான்கு. கார்பன் மோனாக்ஸைடு, C = O ; இதில் கார்பனின் இணைதிறன் இரண்டாகத் தோன்றுகிறது. ஆகையால்தான், கார்பன் மோனாக்ஸைடு ஒரு குறைப்பான் எனப்படுகிறது. கார்பனின் இணைதிறன் நான்காக இருப்பதால், கார்பன் மோனாக்ஸைடு கார்பன் டைஆக்ஸைடாக மாறுவதற்கே முயலும். ஆகவே, கார்பன் மோனாக்ஸைடை ஒரு நிறைவுறா அபூரிதச் சேர்மம் (unsaturated compound) என்கிறோம். மீதி இருக்கும் இரண்டு பிணைக்கோடுகள் ஓர் ஆக்ஸிஜன் அணுவுடனாவது அல்லது இரண்டு குளோரின் அணுக்களுடனாவது இணைக்கப்படலாம்.

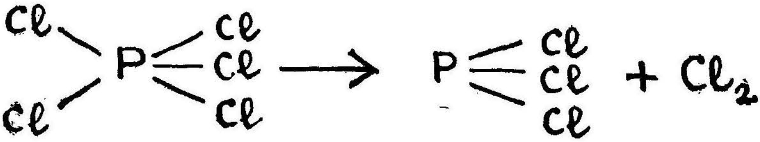


கார்பன் மோனாக்ஸைடு குளோரினுடன் சேர்ந்து கார்பனைல் குளோரைடு (carbonyl chloride) என்ற சேர்மத்தைக் கொடுக்கிறது. இங்கே கார்பனின் இணைதிறன் நான்காகிவிட்டது. சேர்மமும் நிறைவுற்ற நிலைக்கு (saturation) வந்துவிட்டது. இணைதிறன் சேர்மம் தயாரிக்கப்படும் சூழ்நிலையைப்பொறுத்தும் இருக்கும்.

(a) சில சமயங்களில் சேர்மத்தைச் சூடு செய்ய, அதன் இணைதிறன் மாறலாம். சல்ஃபர் டிரைஆக்ஸைடைச் சூடு செய்ய அது கந்தக டைஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. இதில் கந்தகத்தின் இணைதிறன் ஆறிலிருந்து நான்கிற்குக் குறைந்திருக்கிறது.



இதே விதமாகப் பாஸ்பரஸ் பென்டாகுளோரைடு பாஸ்பரஸ் டிரைகுளோரைடாக மாறும்.



இங்கே பாஸ்வரத்தின் இணைதிறன் ஐந்திலிருந்து மூன்றாகக் குறைந்திருக்கிறது.

(b) சில சமயங்களில் வெப்பம் அதிகரிக்க இணைதிறன் அதிகரிக்கிறது. ஃபெரஸ் குளோரைடில் இரும்பின் இணைதிறன் இரண்டாயும், ஃபெரிக் குளோரைடில் இரும்பின் இணைதிறன் மூன்றாயும் இருக்கிறது. இணைதிறன் இரண்டாயுள்ள இரும்பின் உப்புகளைக் காற்றுப் படும்படி சூடு செய்தால், இணைதிறன் மூன்றாயுள்ள இரும்பு உப்பாக மாறும். வெப்பம் இணைதிறனை அதிகரிக்கச் செய்கிறது என்று இதன் மூலம் அறிகிறோம். இதனையே ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் (oxidation) எனவும் கூறுகிறோம்.

தனிமங்களும் அவற்றின் இணைதிறனும்

ஓரிணைதிறன் தனிமங்கள்	ஈரிணைதிறன் தனிமங்கள்	மூவிணைதிறன் தனிமங்கள்	நாலிணைதிறன் தனிமங்கள்	ஐயிணைதிறன் தனிமங்கள்
H	S	Al	C	N
Na	O	Fe (ic)	Sn (ic)	P
K	Ba	Cr	Pb (ic)	As
Ag	Ca	P	Si	Sb
Cl	Sr	As		
Br	Mg	Sb		
I	Hg (ic)			
Cu (ous)	Cu (ic)			
Hg (ous)	Zn			
	Sn (ous)			
	Pb (ous)			
	Fe (ous)			

இவற்றிலிருந்து தனிமங்களின் இணைதிறன்கள் முழு எண்களே எனவும், நான்கிற்குமேல் இணைதிறனுள்ள தனிமங்கள் மிகச் சிலவே எனவும் அறிகிறோம்.

ஆஸ்மியம் தனிமம், உச்ச இணைதிறனுக எட்டைக் கொண்டுள்ளது.

மூலங்கள் (Radicals)

பல சேர்மங்கள் இரண்டிற்கும் மேற்பட்ட தனிமங்களைக் கொண்டுள்ளன. சோடியம் சல்ஃபேட்டு உப்பில் சோடியம், கந்தகம், ஆக்ஸிஜன் ஆகிய தனிமங்கள் இருக்கக் காண்கிறோம். ஆனால், அதன் மூலக்கூறின் வாய்பாட்டிலுள்ள சல்ஃபேட்டு என்னும் பகுதி சாதாரணமாக எல்லா சல்ஃபேட்டுகளிலும் காணப்படுவதாகும். இந்த சல்ஃபேட்டுப் பகுதியைத்தான் மூலம் என அழைக்கிறோம்.

ஒவ்வொரு மூலமும் பல தனிமங்களைக் கொண்டதாக இருக்கிறது. மூலங்கள் இவ்வித அமைப்பைப் பெற்றிருந்தும் இரசாயன வினைகளில் தனிமங்கள்போலவே இயங்குகின்றன. தனிமங்களுடன் இணைதல், சேர்மங்களைச் சிதைத்தல் ஆகிய இரசாயன வினைகளின்போது அவற்றின் அமைப்பில் யாதொரு மாறுபாட்டிற்கும் உள்ளாகாமல் இருக்கும் தனிமங்களின் அணுக்களின் சேர்க்கையே மூலம் எனப்படுகிறது.

இவைகளும் தனிமங்களைப்போலவே வினைகளில் பங்கு பெறுகின்றன. இவைகளுக்கும் தனிமங்களைப்போலவே இணைதிறன் உண்டு. ஓரிணை திறனுள்ள ஒரு மூலம் ஓரிணை திறனுள்ள தனிமங்களுடனே அல்லது ஓரிணைதிறனுள்ள மற்றொரு மூலத்துடனே சேருகிறது. அம்மோனியம் என்னும் மூலம் உலோகங்களின் குணத்தை உடையதாக (அதாவது, நேர்மின் சக்தியை உடையதாகக்) காணப்படுகிறது. இம் மூலங்கள் நிலையான தன்மை இல்லாதவை; இவை தனித்து இருக்கும் இயல்பை உடையவையல்ல நேர்மின் மூலமும் எதிர்மின் மூலமும் சேர்ந்த மின் நடுநிலையான சேர்மமாகவே இருக்கும்.

மூலங்களின் இணைதிறனைக் காட்டும் அட்டவணைகள்

ஓரிணை திறன்	ஈரிணை திறன்	மூவிணை திறன்
நைட்ரேட்டு $(NO_3)^{-}$	கார்பனேட்டு $(CO_3)^{-2}$	பாஸ்ஃபேட்டு $(PO_4)^{-3}$
நைட்ரைட்டு $(NO_2)^{-}$	சல்ஃபேட்டு $(SO_4)^{-2}$	பாஸ்ஃபைட்டு $(PO_3)^{-3}$
பெர்குளோரேட்டு $(ClO_4)^{-}$	சல்ஃபைட்டு $(SO_3)^{-2}$	ஆர்சினேட்டு $(AsO_4)^{-3}$
குளோரேட்டு $(ClO_3)^{-}$	குரோமேட்டு $(CrO_4)^{-2}$	ஆர்சினைட்டு $(AsO_3)^{3}$
குளோரைட்டு $(ClO_2)^{-}$	டைகுரோமேட்டு $(Cr_2O_7)^{-2}$	
ஹைபோகுளோரைடு (ClO)	மாங்கனேட்டு $(MnO_4)^{-2}$	
ஹைடிராக்ஸைடு $(OH)^{-}$		
பைகார்பனேட்டு $(HCO_3)^{-}$		
பைசல்ஃபேட்டு $(HSO_4)^{-}$		
அம்மோனியம் $(NH_4)^{-}$		
பர்மாங்கனேட்டு $(MnO_4)^{-}$		
பைசல்ஃபைட்டு $(HSO_3)^{-}$		

மேற்கூறியவற்றையெல்லாம் நினைவில் வைத்துக்கொண்டு தனிமங்கள், மூலங்கள் ஆகியவற்றின் இணைதிறன்களையும் அறிந்துகொண்டு சேர்மங்களின் வாய்பாடுகளை எழுதுவது சுலபமாகும்.

முதல் முறையாக இரசாயன இயலைக் கற்பவர்கள் சேர்மங்களின் மூலக்கூறின் வாய்ப்பாட்டை எழுதுவதற்குப் பின்வரும் முறையைப் பின்பற்றவேண்டும்.

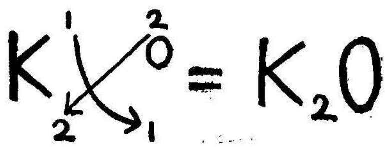
(1) சேர்மங்களிலுள்ள தனிமங்களின் குறியீடுகளை வரிசையாக, முதலில் உலோகம், பின்னர் அலோகத்தின் குறியீடுகளை அருகருகே வரிசையாக எழுதிக்கொள்ள வேண்டும்.

(2) பின்னர் குறியீடுகளின் வலது மேல்மூலையில் அதனதன் இணைதிறனைக் குறித்துக்கொள்ள வேண்டும்.

(3) பிறகு குறியீடுகளின் வலது மேல்மூலையிலுள்ள எண்களிலிருந்து நேர் எதிர்ப்புறம் நோக்கி அம்புக் குறியிடவும். அதாவது, குறியீட்டின் வலது கீழ்மூலையை நோக்கி அம்புக்குறியிட வேண்டும். உதாரணமாக, அலுமினியம் சல்ஃபேட்டின் வாய்பாட்டைப் பின் வருமாறு எழுதவேண்டும் :

(I) $AlSO_4$; (II) $Al^3SO^2_4$; (III) $Al_2(SO_4)_3$

ஒன்றிற்கு மேற்பட்ட மூலம் ஒரு சேர்மத்தில் இருக்குமேயானால், அதனை அடைப்புக்குறியில் அடக்கி வலது கீழ்மூலையில் மூலங்களின் எண்ணிக்கையைச் சிறிதாக எழுதவேண்டும். பொட்டாசியம் ஆக்ஸைடின் மூலக்கூறு வாய்ப்பாட்டைப் பின் வருமாறு எழுதவேண்டும்.



இரண்டு அணுக்களைச் சேர்க்கும் சிறிய கோட்டினுக்குப் பிணைப்புக் கோடு (bonding line) என்று பெயர். அணுக்கள் இரண்டு கோடுகளாகப் பிணைக்கப்பட்டிருந்தால், அதற்கு இரட்டைப் பிணைப்புக் கோடு (double bond) என்று பெயர். H_2O, NH_3 போன்ற அணுக்கட்டமைப்பு வாய்பாடுகள் பொருள்களின் உண்மையான அமைப்பையோ வடிவத்தையோ காட்டுவனவல்ல. ஒரு பொருளின் மூலக்கூறின் வாய்பாடானது அப் பொருளின் பெயரையும் அதன் எடையையும் காட்டுவதாக இருக்கின்றது.

பெயரிடுதல் (Nomenclature)

ஒரு சேர்மத்தின் வாய்பாட்டை எழுதுவதற்கு அப்பொருளின் பெயரை அறிந்திருக்கவேண்டியது அவசியமாகும். இதற்கு நடைமுறையில் சில பழக்கங்கள் இருந்து வருகின்றன.

இரண்டு தனிமங்கள் ஒன்றுசேர்ந்த சேர்மத்திற்குப் பெயரிட ஆங்கிலத்தில் இரு தனிமச் சேர்மங்களின் பெயரை எழுதும் போது, அதிக உலோகத் தன்மை வாய்ந்த (அதிக நேர் மின்னேற்றமுள்ள —more electropositive) தனிமத்தின் பெயரை மாற்றாமல் அப்படியே வைத்துக்கொண்டு, மற்றத் தனிமத்தின் கடைசியில் 'ஐடு' (-ide) என்ற பின்னிலையைச் சேர்த்துக் கூறுகிறார்கள். ஒரு சேர்மத்தின் அணுக்கட்டு வாய்பாட்டைச் சரியாக எழுதுவதற்கு அச் சேர்மத்திலுள்ள தனிமங்களின் பெயரை அறிந்திருக்க வேண்டியது மிக அவசியமாகும். இரண்டு தனிமங்களைக் கொண்ட சேர்மங்களின் பெயர்கள் எல்லாம் எப்பொழுதும் 'ஐடு' (ide) என்று முடியும். மேலும், இரண்டு தனிமங்களில் அதிக உலோகத் தன்மை வாய்ந்த தனிமத்தின் பெயரை முதலில் எழுதுவதுதான் முறையாகும்.

(உ-ம்.)• KI —பொட்டாசியம் அயோடைடு (Potassium iodide)

H_2S —ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு (Hydrogen sulphide)

Al_4C_3—அலுமினியம் கார்பைடு (Aluminium carbide)

குறிப்பிட்ட இரண்டு தனிமங்களின் சேர்க்கையால் இரண்டோ அல்லது இரண்டிற்கும் மேற்பட்ட சேர்மங்களோ உண்டானால், அவற்றை ஒரு தனிமத்தின் குறிப்பிட்ட அணுக்களுடன் சேரும் மற்றொரு தனிமத்தின் அணுக்களின் எண்ணிக்கையின் மூலம் வித்தியாசப்படுத்திக் காட்ட வேண்டும் : சான்றாக, பாதரசத்தின் இரண்டு குளோரைடுகள் —HgCl, $HgCl_2$. HgCl-ல், $HgCl_2$வில் இருப்பதைவிடக் குறைந்த அளவு குளோரின் இருப்பதை அறிகிறோம். இதில் HgClஐ மெர்க்யுரஸ் குளோரைடு என்றும், $HgCl_2$ஐ மெர்க்யுரிக் குளோரைடு என்றும் அழைக்கிறோம். மேலும் சில உதாரணங்கள் கீழே கொடுக்கப்பட்டிருக்கின்றன.

அலோகப் பகுதி குறைவாக இருக்கும் சேர்மங்களுக்குப் பெயரிடும்பொழுது 'அஸ்' (-ous) பின்னிலையை உலோகப் பெயரின் பின்னால் சேர்க்க வேண்டும். அலோகப் பகுதி அதிகமாக இருக்கும் கூட்டுப் பொருளுக்கு உலோகப் பெயரின் பின் இக் (-ic)) என்ற பின்னிலையையும் சேர்க்கவேண்டும்.

FeO — ஃபெரஸ் ஆக்ஸைடு ; இரும்பு (II) ஆக்ஸைடு

Cu_2O — கியூப்ரஸ் ஆக்ஸைடு ; தாமிர (I) ஆக்ஸைடு

Fe_2O_3— ஃபெரிக் ஆக்ஸைடு ; இரும்பு (III) ஆக்ஸைடு

CuO — கியூப்ரிக் ஆக்஦ைடு ; தாமிர (II) ஆக்ஸைடு

SnO — ஸ்டேனஸ் ஆக்ஸைடு

$FeSO_4$ — ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டு; இரும்பு (II) சல்ஃபேட்டு

SnO_2 — ஸ்டேனிக் ஆக்ஸைடு

$Fe_2(SO_4)_3$ — ஃபெரிக் சல்ஃபேட்டு; இரும்பு (III) சல்ஃபேட்டு

அமிலங்களின் பெயரிடுதலுக்கு ஒரு குறிப்பிட்ட முறை பழக்கத்திலிருந்துவருகிறது. பெரும்பாலான அமிலங்கள் ஹைட்ரஜனைக் கொண்டவையாக இருக்கின்றன என்பதை நாம் அறிவோம். இந்த ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் முழுதுமோ அல்லது ஒவ்வொன்றாகவோ உலோக அணுக்களால் பிரதியிடப் படும் (substitute) தன்மையுடையன.

இரண்டு தனிமங்களைக்கொண்ட அமிலங்களின் பெயர்கள் 'ஹைட்ரோ' என்று ஆரம்பிக்கின்றன.

(உ-ம்) HCl— ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம்
HI — ஹைட்ரோ அயோடிக் அமிலம்
HBr— ஹைட்ரோ புரோமிக் அமிலம்

இரண்டிற்கும் மேற்பட்ட தனிமங்களைக் கொண்ட அமிலங்களாக இருந்தால், அவற்றின் பொருள்களுக்குப் பின் 'அஸ்', 'இக்' (-ous and -ic) என்ற பின்னிலைகளைச் சேர்த்து வித்தியாசப்படுத்திக் காட்டவேண்டும்.

(உ-ம்) H_2SO_4 — சல்ஃப்யூரிக் அமிலம்
H_2SO_3 — சல்ஃப்யூரஸ் அமிலம்
HNO_3 — நைட்ரிக் அமிலம்
HNO_2 — நைட்ரஸ் அமிலம்
$HClO_3$ — குளோரிக் அமிலம்
$HClO_2$ — குளோரஸ் அமிலம்

குளோரஸ் அமிலத்திற்கும் குறைவான அளவு ஆக்சிஜனைக் கொண்ட அமிலத்தை ஹைப்போகுளோரஸ் அமிலம் ($HClO$) என்றும், குளோரிக் அமிலத்தைவிட அதிக ஆக்சிஜனைக் கொண்ட அமிலத்தை பெர்குளோரிக் அமிலம் ($HClO_4$) என்றும் அழைக்கிறோம்.

உப்புகளின் பெயர்கள் அவைகள் எந்த அமிலத்திலிருந்து தயாரிக்கப்படுகின்றனவோ அந்த அமிலத்திலிருந்து பெறப்பட்டவையாக இருக்கின்றன. 'அஸ்' (-ous) அமிலத்திலிருந்து தயாரிக்கப்படும் உப்புகள் அவற்றின் பெயர்களுக்குப் பின் 'ஐட்' (-ite) என்ற பின்னிலையையும், 'இக்' (-ic) அமிலத்திலிருந்து தயாரிக்கப்படும் உப்புகள் 'ஏட்' (-ate) என்ற பின்னிலையையும் கொண்டவையாக இருக்கின்றன.

குறியீடு	உப்புகளின் மூல அமிலம்	குறியீடு ⟶	உப்புகளின் பெயர்கள்
HNO_3	நைட்ரிக் அமிலம்	$NaNO_3$	சோடியம் நைட்ரேட்டு
HNO_2	நைட்ரஸ் அமிலம்	$NaNO_2$	சோடியம் நைட்ரேட்டு
H_2SO_4	சல்ஃப்யூரிக் அமிலம்	Na_2SO_4	சோடியம் சல்ஃபேட்டு
H_2SO_3	சல்ஃப்யூரஸ் அமிலம்	Na_2SO_3	சோடியம் சல்ஃபைட்டு
$HClO_4$	பெர்குளோரிக் அமிலம்	$NaClO_4$	சோடியம் பெர்குளோரேட்டு
$HClO_3$	குளோரிக் அமிலம்	$NaClO_3$	சோடியம் குளோரேட்டு
$HClO_2$	குளோரஸ் அமிலம்	$NaClO_2$	சோடியம் குளோரைட்டு
$HClO$	ஹைபோ குளோரஸ் அமிலம்	$NaClO$	சோடியம் ஹைபோ குளோரைட்டு

முற்றுரு வாய்பாடும் மூலக்கூறு வாய்பாடும் (Empirical and Molecular Formulae)

ஓர் இரசாயனப் பொருளின் அமைப்பையும் அதன் மூலக்கூறின் வாய்பாட்டையும் எவ்விதம் அறிந்துகொள்வது? முதலில் ஒரு கொடுக்கப்பட்ட சேர்மத்தில் என்னென்ன தனிமங்கள் இருக்கின்றன என்பதை அறிந்துகொள்ளவேண்டும்.

அவை A, B, C என்று வைத்துக்கொள்ளுவோம். பின்னர் இவற்றின் அணுக்கள் எவ்விதத்தில் சேர்ந்திருக்கின்றன என்பதைத் தெரிந்துகொள்ள வேண்டும். அவ்விதம் x : y : z என்று வைத்துக்கொள்வோம். A, B, C என்ற தனிமங்களின் அணு எடைகளை முறையே a, b, c எனக் கொள்வோம். மேற் கூறிய சேர்மங்களின் முற்றுரு வாய்பாடு Ax By Cz. இவ் வாய் பாட்டின் எடை $x \times a + y \times b + z \times c$; அதாவது, A என் பதில் ax எடையும், B என்பதில் by என்ற எடையும், C என் பதில் cz என்ற எடையும் ஒன்று சேர்ந்தே முற்றுரு வாய் பாட்டின் எடையைக் கொடுக்கின்றன. ax, by, cz என்ற எடை கள் எடுத்துக்கொண்ட பொருளின் சதவிகிதத்திலேயே இருக் கும். சதவிகிதத்தைச் சோதனை செய்து கணக்கிட A=P%, B=Q%, C=R% என்று வைத்துக்கொள்வோம்.

ஆகையால், $ax : by :: cz : : P : Q : R$

$$a : b : c : : P/x : Q/y : R/z.$$

P/x : Q/y : R/z என்பவை A,B,C என்ற தனிப்பொருளின் அணுக்கள் எவ் விகிதத்தில் அமைந்திருக்கின்றன என்பதைக் காட்டுகின்றன.

முற்றுரு வாய்பாட்டைப் பெறும் முறை

பண்பறி பகுப்பு முறையில் கொடுக்கப்பட்ட பொருளி லிருக்கும் தனிமங்களைத் தெரிந்துகொள்க. பின்பு அளவறி பகுப்பு முறையால் பொருளின் சதவிகித இயைபைக் (percentage composition) கணக்கிடுக. சதவிகிதங்கள் ஒவ்வொன்றையும் முறையே உரிய தனிமங்களின் அணு எடையால் வகுக்கவும்; ஈவுகளில் சிறிய எண்ணைக் கொண்டு மற்ற ஈவுகளை வகுக்கவும்; பின்னர் ஈவுகளை அவற்றிற்கு அடுத்த முழு எண்களாக ஆக்கவும். பொருளிலிருக்கும் தனிம அணுக்கள் எவ் விகிதத்தில் இருக்கின்றன என்பதை இவ்வெண்கள் அறிவிக்கும். அணுக்கள் பின்னமான நிலையில் சேராதாகையால் ஈவுகளை முழு எண்களாக மாற்றவேண்டும். பிறகு சேர்மத்திலுள்ள தனிமங்களின் குறியீடுகளை வரிசையாக அமைத்து, ஒவ்வொரு குறியீட்டின் வலது மூலைக்கும் அடியில் கண்டுபிடித்த உரிய எண்களை எழுதவும். அது பொருளின் முற்றுரு வாய்பாட்டைக் காட்டும்.

ஹைட்ரஜன் குளோரைடின் முற்றுரு வாய்பாட்டை வருவிக்கும் முறை

பண்பறி பகுப்பு முறையானது, இதில் ஹைட்ரஜனும் குளோரினும் இருக்கின்றன என்பதைக் காட்டுகின்றது.

அளவறி பகுப்பு முறையால், இதில் ஹைட்ரஜன் 2·8% அளவிலும், குளோரின் 97.2% அளவிலுமிருக்கின்றன என்று அறிகிறோம்.

பண்பறி பகுப்பு முறை தெரிவிப்பது	H	Cl
சதவிகித இயைபு	2·8	97·2
பகுதியை அணு எடையால் வகுக்க	2·8/1·008 = 2·79	97·2/35·46 =2·74

2·74 சிறிய எண்; இதனால் 2·79ஐ வகுக்க 1·01[3] வரும். அணுவானது சேர்மங்களின் வாய்பாடுகளில் பின்னமாக இராது. ஆகையால், அதன் முற்றுரு வாய்பாடு = HCl. ஒன்று என்ற எண்ணை வாய்பாடுகளில் காட்டுவது வழக்கமில்லையாதலால், அதை HCl என்றே எழுதவேண்டும். வாய்பாட்டிலுள்ள குறியீடுகளுக்கு அடியில் யாதோர் எண்ணும் காணப்படாவிட்டால் அக் குறியீடுகள் ஒவ்வொன்றும் ஓர் அணுவையே குறிக்கும். பொட்டாசியம் குளோரேட்டை மேற்கண்டவாறு சோதிப்போம்.

பண்பறி பகுப்பு முறை தெரிவிப்பது	சேர்மத்திலுள்ள தனிமங்கள்		
	K	Cl	O
நூற்றுப் பகுதி இயைபு	31·9	28·9	39.2
பகுதியை உரிய அணு எடையால் வகுத்து வந்த ஈவு	31·9/39·1 =0·82	28·9/35·46 =0·82	39·2/16 =2·45
ஈவெண்ணாகிய 0·82 ஆல் மற்ற ஈவுகளை வகுக்க.	1	1	3

ஆகையால், பொருளின் முற்றுரு வாய்பாடு = $KClO_3$

இவ் வாய்பாடுகளெல்லாம் சேர்மத்தின் முற்றுரு நிலையையே காட்டுகின்றன. இம் முற்றுரு வாய்ப்பாடு மிக எளிமையான வாய்பாடாகும். இதன்மூலம் ஒரு சேர்மத்தின் மூலக்கூறி லுள்ள ஒவ்வொரு தனிம அணுக்களின் உண்மையான எண்ணிக்கையை அறிய முடியாது. இவ் வாய்பாடானது சேர்மத்திலுள்ள பலவிதத் தனிம அணுக்கள் எந்த விகிதத்தில் சேர்ந்திருக்கின்றன என்பதைமட்டுமே காட்டும்.

ஆகவே, ஒரு சேர்மத்தின் மூலக்கூறின் வாய்பாட்டைக் கண்டு பிடிக்க, அதன் ஒரு மூலக்கூறின் எடையும் அதன் முற்றுரு வாய் பாடும் தெரிந்திருக்கவேண்டியது அவசியமாகும். முற்றுரு வாய் பாட்டு எடையை அறிய அதிலுள்ள அணுக்களின் எடையை ஒன்றுசேர்த்துக் கூட்டவேண்டும். ஹைட்ரஜன் குளோரைடின் முற்றுரு வாய்பாடு HCl ஆகும். அதன் அணுக்களின் எடை $1{\cdot}008 + 35{\cdot}46 = 36{\cdot}47$. அதன் மூலக்கூறின் எடையும் $36{\cdot}47$ ஆக இருப்பதால் அதன் முற்றுரு வாய்பாடும் மூலக்கூறு வாய்பாடும் ஒன்றே. முற்றுரு வாய்பாட்டு எடையும் மூலக்கூறு வாய்பாட்டு எடையும் ஒன்ருக இருந்தால், முற்றுரு வாய்பாடே பொருளின் உண்மையான வாய்பாடாகும். இவ்விரண்டு எடைகளுக்கும் வித்தியாசம் இருக்குமேயாயின், மூலக்கூறு வாய்பாட்டு எடையிலுள்ள எண்கள் முற்றுரு வாய்பாட்டு எடையிலுள்ள எண்களின் மடங்கியாக இருக்கும். உண்மை யான வாய்பாட்டை அறிய பொருளின் மூலக்கூறின் எடையை அளவிட்டு அதை முற்றுரு வாய்பாட்டு எடையைக் கொண்டு வகுக்க, சிறிய எண்ணளவில் ஈவு வரும். அதை அதன் மிக அருகிலிருக்கும் முழு எண்ணுக்கி, அவ் வெண்ணல் முற்றுரு வாய்பாட்டைப் பெருக்கவேண்டும்.

உதாரணமாக, மெர்கியுரஸ் குளோரைடின் முற்றுரு வாய்பாடு HgCl. இதன் எடை $= 200{\cdot}6 + 35{\cdot}46 = 236{\cdot}06$. இப் பொருளின் ஆவி அடர்த்தி 236 என்று கண்டுபிடிக்கப் பட்டிருக்கிறது. ஆகையால், அதன் மூலக்கூறின் எடை இதை விட இரண்டு மடங்காக இருக்கவேண்டும். ஆகையால், HgCl என்ற முற்றுரு வாய்பாட்டிலுள்ள எண்களை இரண்டால் பெருக்கி Hg_2Cl_2 என்று குறிப்பிடவேண்டும். இதன் உண்மை யான மூலக்கூறு வாய்பாடு Hg_2Cl_2 என்பதாகும்.

ஒரு பொருளின் முற்றுரு வாய்பாட்டைக் கணக்கிடும் பொழுது அணுக்களைக் காட்டும் விகித ஈவுகளை அவற்றிற்கு

அடுத்த முழு எண்களாக மாற்றவேண்டுமென்று பார்த்தோமல்லவா. எப்பொழுதும் அவ்வாறு செய்யமுடியாது. சில உதாரணங்களைக் கவனிப்போம். ஒருவித ஆர்ஸனிக் சல்ஃபைடைச் சோதித்ததில் அதில் 60·92% ஆர்ஸனிக்கும், 39·08% சல்ஃபரும் இருப்பதாகத் தெரியவந்தது. அதன் முற்றுரு வாய்பாடு என்னவென்று பார்ப்போம்.

பண்பறி பகுப்புமுறை அறிவிப்பது	ஆர்ஸனிக்	கந்தகம்
சதவிகித இயைபை அணு எடையால் வகுக்க	60·92/74·96 = 0·812	39·08/32=1·22
சிறிய ஈவெண்ணுகிய 0·812 ஆல் ஈவுகளை வகுக்க	1	1·50

இங்கு கந்தக ஈவாகிய 1·5ஐ என்ன செய்வது? முழு எண்ணுக ஆக்கக்கூடாது; கடைசியாக வந்த ஈவுகளை இரண்டால் பெருக்கிப் பொருளின் முற்றுரு வாய்பாட்டை As_2 S_3 என்று கொள்ளவேண்டும். இன்னும் ஒருவித இரும்பு ஆக்ஸைடைக் கவனிப்போம்.

நூற்றுப் பகுதி இயைபு	இரும்பு	ஆக்ஸிஜன்
	72·4%	27·6%
பகுதியை அணுவின் எடையால் வகுக்க	72·4/55·8 = 1·296	27·6/16 = 1·725

இந்த இரும்பு ஆக்ஸைடின் அணுக்கட்டு வாய்பாட்டை FeO என்று எழுதிவிடக்கூடாது. அப்படி எழுதிவிட்டால் பிழை அதிக அளவில் ஏற்படும். கடைசியாய் வந்த ஈவுகள் முழு எண்ணளவிலிருக்க, அவற்றை 3ஆல் பெருக்கவேண்டும். அப்பொழுது ஆக்ஸைடின் முற்றுரு வாய்பாடு Fe_3 $O_{3\cdot99}$ $=Fe_3O_4$ ஆகும். 3·99ஐ நான்காக வைத்துக்கொள்ளலாம். 1·5ஐ இரண்டாக எடுத்துக்கொள்ளக்கூடாது. 1·01ஐ 1 ஆக எடுத்துக்கொள்ளலாம். 1·33ஐ 1 ஆக எடுத்துக்கொள்ளக் கூடாது. சந்தர்ப்பத்திற்குத் தக்கபடி சிந்தித்து இவ்விதக்

கணக்குகளைப் போடவேண்டும். இல்லாவிடில், அதிகப் பிழை நேரிடும்.

மாதிரிக் கணக்கு 1

88·235% கார்பனையும் 11·765% ஹைட்ரஜனையும் கொண்டுள்ள ஹைட்ரோகார்பனின் முற்றுரு வாய்பாடு யாது ? (C=12; H=1) தனிமங்களின் சதவிகிதங்களை அவற்றின் அணு எடைகளால் வகுத்தால்,

$$88{\cdot}235/12 = 7{\cdot}353$$
$$11{\cdot}765/1 = 11{\cdot}765$$

இவ்வெண்களை இரண்டிலும் சிறிய எண்ணுன 7·353ஆல் வகுத்தால் $C = 7{\cdot}353/7{\cdot}353 = 1$; $H = 11{\cdot}765/7{\cdot}353 = 1{\cdot}6$. இவ்வெண்களை முழு எண்களாக மாற்றுவதற்கு இரண்டையும் 5ஆல் பெருக்கினுல், $C = 1 \times 5 = 5$; $H = 1{\cdot}6 \times 5 = 8{\cdot}0$. எனவே, ஹைட்ரோகார்பனின் முற்றுரு வாய்பாடு $= C_5H_8$.

மாதிரிக் கணக்கு 2

ஒரு சேர்மத்தின் முற்றுரு வாய்பாடு CH_2O ஆகும். அதன் ஆவி அடர்த்தி 30 என்றுல் அதன் மூலக்கூறு வாய்பாடு யாது ?

பொருளின் ஆவி அடர்த்தி $= 30$

மூலக்கூறு எடை $= 2 \times$ ஆவி அடர்த்தி $= 60$

முற்றுரு வாய்பாட்டின் எடை $= 12 + 2 + 16 = 30$

n = மூலக்கூறு எடை / முற்றுரு வாய்பாட்டு எடை $= 60/30 = 2$.

∴ சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு $= (CH_2O)_2 = C_2H_4O_2$

இரசாயனச் சமன்பாடு (Chemical Equation)

வெள்ளி நைட்ரேட்டுக் கரைசலையும் சாதாரண உப்புக் கரைசலையும் சோதனைக் குழாயில் ஒன்றுசேர்த்தால், உடனே கரைசலானது பால்போல் வெளுத்துத் திரிந்து, சற்று நேரத்திற்

கெல்லாம் வெள்ளை நிறமுள்ள தயிர் போன்ற வீழ்படிவு, குழாயின் அடிப்பாகத்தில் படிகிறது. இந்த இரசாயன வினையின்போது வெள்ளி குளோரைடு உண்டாகி, அது நீரில் கரையாததால் பிரிந்து கீழே படிகிறது. இரசாயன மொழியில் வெள்ளி நைட்ரேட்டையும் சோடியம் குளோரைடையும் ஒன்று சேர்க்க ஒரு வினை நிகழ்கிறதென்றும், அவ் வினையின் முடிவில் வெள்ளி குளோரைடு வீழ்படிவாகப் படிகின்றது என்றும், சோடியம் நைட்ரேட்டு உண்டாகி நீரில் கரைந்து நிற்கிறது என்றும் சொல்லுவோம். இதை ஒரு சமன்பாட்டின்மூலம் சுருக்கமாக வெளியிடலாம்.

சோடியம் குளோரைடு + வெள்ளி நைட்ரேட்டு ⟶
வெள்ளி குளோரைடு ↓ + சோடியம் நைட்ரேட்டு

$$NaCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl \downarrow + NaNO_3$$

Sodium Chloride + Silver Nitrate ⟶ Silver Chloride ↓ + Sodium Nitrate

இந்தச் சமன்பாடு, வினையின் பண்பையும், இதிலுள்ள அம்புமுனை வெள்ளி குளோரைடு வீழ்படிவாகப் படிகிறதென்பதையும் குறிப்பிடுகிறது. இம்மாதிரியாக ஓர் இரசாயன வினையைச் சுருக்கமாகவும் விஞ்ஞான ரீதியாகவும் குறிப்பிடுவதற்குச் சமன்பாடு என்று பெயர்.

ஒரு சமன்பாட்டை எழுதுவதற்கு (1) வினையில் பங்கு பெறும் பொருள்களின் பெயர்களையும், வினையால் கிடைக்கும் பொருள்களின் பெயர்களையும் தெரிந்துகொள்ள வேண்டும். (2) இப் பொருள்களின் வாய்பாடுகளையும் அறிந்துகொள்ள வேண்டும்.

பிறகு வினையில் பங்கு பெறும் பொருள்களை அவற்றிற்குரிய வாய்பாடுகளால் இடப் பக்கத்திலும், விளைபொருள்களை அவற்றிற்குறிய குரியீடுகளால் வலப் பக்கத்திலும் எழுதி, இரண்டிற்கும் இடையே சமநிலைக் குறியையாவது அம்புக் குறியையாவது எழுதவேண்டும். கடைசியாகச் சமன்பாட்டின் இரு பக்கத்தையும் சமப்படுத்தவேண்டும். எடுத்துக்கொண்ட சோதனைக்குரிய நான்கு பொருள்களின் வாய்பாடுகளையும் முன்குறித்த முறைப்படி எழுத, அவைகள் $NaCl$, $AgNO_3$, $AgCl$, $NaNO_3$ என்று அறிகிறோம்.

இவ் வினையை, $NaCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl + NaNO_3$ என்ற சமன்பாட்டின்மூலம் குறிக்கவேண்டும். இந்தச் சமன்பாடு வினையின் பண்பைமட்டும் காட்டாமல் அதில் பங்கு பெறும் பொருள்களின் எடை விகிதத்தையும் காட்டுகிறது ; அதாவது, $23 + 35{\cdot}5 = 58{\cdot}5$ கிராம் சோடியம் குளோரைடு, $(108 + 18 + 48) = 170$ கிராம் வெள்ளி நைட்ரேட்டுடன் வினைபுரியும்பொழுது $(108 + 35{\cdot}5) = 143{\cdot}5$ கிராம் வெள்ளி குளோரைடு வீழ்படிவும், $(23 + 14 + 48) = 85$ கிராம் சோடியம் நைட்ரேட்டும் உண்டாகின்றன என்பதைக் காட்டுகிறது. இரசாயன இயலில் வழங்கிவரும் வாய்பாடுகளும் சமன்பாடுகளும் பார்வைக்கு மிகச் சிறியனவாக இருந்த போதிலும், அவை தெரிவிக்கும் செய்திகள் அதிகமாக இருக்கின்றன. ஒரு சிறிய வரியில் அமைந்த சமன்பாடானது அதைப் பார்த்த மாத்திரத்திலேயே அவ் வினையின் பண்பையும், வினையில் பங்கு பெறும் பொருள்களையும், வினையினால் உண்டான வினை பொருள்களையும், அப் பொருள்களின் எடைகளையும் தெளிவுபடச் சுட்டிக்காட்டுகிறது. மற்றொரு சமன்பாட்டை எடுத்துக் கவனிப்போம்.

$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2 \uparrow$$

(1) ஏதோ ஒரு நிலையில் (இதைப்பற்றிச் சமன்பாட்டில் ஒன்றும் குறிப்பிடவில்லை) துத்தநாகமும் கந்தக அமிலமும் இணைந்து ஓர் இரசாயன வினை நிகழ்கிறது. அவ் வினையின் போது ஹைட்ரஜன், அமிலத்திலிருந்து வெளிவருகிறது. அதன் இடத்தில் துத்தநாகம் போய் பதிலிடுகிறது என்றும்; (2) நாகத்தின் ஓர் அணு கந்தக அமிலத்தின் ஒரு மூலக்கூறுடன் வினை புரிய ஒரு துத்தநாக சல்ஃபேட்டு மூலக்கூறு உண்டாகி ஒரு மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் வாயு வெளிக்கிளம்புகிறது என்றும்; (3) 65·4 கிராம் நாகம் 98 கிராம் கந்தக அமிலத்துடன் சேர்ந்து 161·4 கிராம் துத்தநாக சல்ஃபேட்டையும், 2·016 கிராம் அல்லது தி. வெ. அ.வில் 22·4 லிட்டர் ஹைட்ரஜன் வாயுவையும் உண்டாக்குகிறது என்றும் இந்தச் சமன்பாடு கூறுகிறது. இச் சமன்பாட்டின் உதவியால் எடுத்துக்கொண்ட துத்தநாகத்தின் எடைக்கு எவ்வளவு ஹைட்ரஜன் உண்டாகும் என்றோ அல்லது தேவையான ஹைட்ரஜனைத் தயாரிக்க எவ்வளவு துத்தநாகம், அமிலம் முதலியவை வேண்டுமென்றோ முன்னாலேயே கணக்கிட்டுச் சோதனைகளைச் செய்யலாம். இதனால் பொருள்களை வீணாக்காமலும் தேவைக்குக் குறைவாக எடுத்து வினையானது நடுவில் நின்றுபோகாமலும் பார்த்துக்கொள்ளலாம்.

சமன்பாடுகளைச் சமப்படுத்துதல்
(Balancing the Equations)

$Al + HCl \longrightarrow AlCl_3 + H_2$. இச் சமன்பாடு, வினையில் பங்குபெறும் பொருள்களின் எடை விகிதத்தைப்பற்றியோ அல்லது வினையின்மூலம் உண்டாகும் விளைபொருள்களின் எடை விகிதத்தைப்பற்றியோ எதுவும் கூறவில்லை. அலுமினியம் குளோரைடில் மூன்று குளோரின் அணுக்கள் உள்ளன. ஆனால், நாம் ஒரு மூலக்கூறு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தையே எடுத்துக்கொண்டுள்ளோம். இது ஒரு குளோரின் அணுவையே கொடுக்கும். மூன்று குளோரின் அணுக்கள் தேவையாய் இருப்ப தால், மூன்று மூலக்கூறு அமிலம் வேண்டும். இதற்குச் சரியாகச் சமன்பாட்டைத் திருத்தி அமைப்போம்.

$$Al + 3HCl \longrightarrow AlCl_3 + [3H] \uparrow$$

ஹைட்ரஜன் வாயுவின் மூலக்கூறில் இரண்டு அணுக்கள் இருக்கவேண்டும், வாயு நிலையிலுள்ள தனிமங்களின் மூலக் கூறுகள்தாம் தனித்திருக்க முடியுமென்றும், அவற்றின் அணுக்கள் தனியாக நிலையுள்ள தன்மையில் இருக்க முடியா தென்றும் அறிந்திருக்கிறோம். ஆகையால், சமன்பாட்டில் மூன்று மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் இருக்கும்படி செய்ய வேண்டும். அதற்குச் சமன்பாட்டில் இரு பாகங்களையும் இரண்டால் பெருக்க வேண்டும்.

$$2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2 \uparrow$$

மேலே கூறிய முறைக்குச் சமன்பாட்டைச் சமப்படுத்தல் என்று பெயர். சமன்பாட்டின் இடப்பக்கமும் வலப்பக்கமும் சமமாக இருக்கவேண்டும். அதாவது, இடப் பக்கத்தில் மொத்தமாக n ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் இருந்தால், வலப் பக்கத்திலும் n ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் இருக்கவேண்டும்.

சமன்பாட்டிலுள்ள குறைகள்

(a) இரசாயனச் சமன்பாடுகள் வினைகள் நிகழ்வதற்குரிய சூழ்நிலைகள்பற்றி எதுவும் கூறுவதில்லை. $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$ என்ற வினையில் ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் சேர்ந்து நீராகும்பொழுது பலத்த சத்தத்தையும் மிகு வெப்பத்தையும் உண்டாக்குகிறது. ஆனால், இத்தகைய சக்திகள்குறித்துச் சமன்பாடுகள் எதுவும் கூறவில்லை.

(b) $Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$

இவ் வினையில் உபயோகப்படுத்தப்படும் அமிலம் நீர்த்த நிலையிலுள்ளது என்பதைச் சமன்பாடு காட்டவில்லை; அமிலம் அடர்நிலையில் நாகத்துடன் வேறுவித வினை புரிந்து கந்தக டை-ஆக்ஸைடு, நீர், நாக சல்ஃபேட்டு ஆகியவைகளைக் கொடுக்கிறது.

$$Zn + 2H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$

(c) மேலும், பொட்டாசியம் குளோரேட்டானது வெப்பத்தினுல் சிதைக்கப்படுகிறது என்பது குறித்து அதன் சமன்பாடு எதுவும் கூறவில்லை.

$$2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2\uparrow$$

சமன்பாடு சம்பந்தமான கணக்குகள்

இவ் வகைக் கணக்குகளைச் செய்வதற்குச் சமப்படுத்தப் பட்ட சமன்பாடுகளை அறிந்திருக்கவேண்டியது அவசிய மாகும். பின்னர் வினையில் சம்பந்தப்பட்ட சேர்மங்களிலுள்ள அணுக்களின் எடைகளைக் கூட்டி அச் சேர்மங்களின் மூலக் கூறின் எடையை அறிந்துகொள்ளவேண்டும். இச் சமன் பாட்டின்மூலம் பொருள்களின் எடை, கன அளவு சம்பந்தமான கணக்குகளை எளிதாகப் போடலாம்.

மாதிரி 1

எவ்வளவு எடை பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டு உப்பைச் சூடுசெய்தால் 0·72 கி. கார்பனை முழுவதும் கார்பன் டைஆக்ஸை டாக மாற்றத் தேவையான ஆக்ஸிஜன் கிடைக்கும்? [அணு எடைகள் : $K = 39{\cdot}1$; $N = 14{\cdot}0$; $[O] = 16{\cdot}00$; $C = 12{\cdot}00$]

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2\uparrow$$

12 கி. + 32 கி. ⟶ 44 கி.

12 கி. கார்பனை முழுவதும் கார்பன் டைஆக்ஸைடாக மாற்ற 32 கி. ஆக்ஸிஜன் தேவைப்படுகிறதென்று சமன்பாட்டிலிருந்து அறிகிறோம். 0·72 கி. கார்பனை, கார்பன் டைஆக்ஸைடாக மாற்றத் தேவையான ஆக்ஸிஜன்

$32/12 \times 0{\cdot}72 = 1{\cdot}92$ கி.

பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டின் எடையானது 1·92 கி. ஆக்ஸிஜனைக் கொடுக்கக்கூடியதாய் இருக்கவேண்டும்.

$$2KNO_3 \longrightarrow 2KNO_2 + O_2 \uparrow$$

$$\underbrace{2\,(39{\cdot}1 + 14 + 48)}_{202{\cdot}2\text{ கி.}} \longrightarrow \underbrace{2 \times 16}_{32\text{ கி.}}$$

32 கி. ஆக்ஸிஜனானது 202·2 கி. பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டிலிருந்து கிடைக்கிறது. 1·92 கி. ஆக்ஸிஜனானது 202·2/32 × 1·92 கி. பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டிலிருந்து கிடைக்கும்; அதாவது, 12·13 கிராம்களிலிருந்து கிடைக்கும்.

மாதிரி 2

தி.வெ.அ.வில் 672 க.செ.மீ. சுத்தமான ஆக்ஸிஜனைப் பெறுவதற்கு எவ்வளவு எடை பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டைச் சூடுசெய்யவேண்டும்?

$$2\,KClO_3 \longrightarrow 2\,KCl + 3O_2 \uparrow$$

$$2\,(39{\cdot}1 + 35{\cdot}46 + 3 \times 16) \longrightarrow \underbrace{3 \times 32\text{ கி.}}_{(3\,\times\,22400)\text{ க.செ.மீ.}}$$

$$= 245{\cdot}1\text{ கி.}$$

ஒரு கிராம் மூலக்கூறின் எடை 22400 க.செ.மீ இடத்தை அடைத்துக்கொள்ளும் என்பதை நாம் முன்பே அறிந்திருக்கிறோம். ஆக்ஸிஜனின் மூலக்கூறின் எடை 32 கி. ஆக இருத்தலால் தி.வெ.அ.வில் அதன் கன அளவு 22400 க.செ.மீ. ஆக இருக்கும். எனவே, தி.வெ.அ.வில் 3 × 22400 க.செ.மீ. ஆக்ஸிஜனைப் பெறுவதற்குத் தேவையான பொட்டாசியம் குளோரேட்டின் எடை 245·1 கிராம்கள்.

∴ தி.வெ.அ.வில் 672 க.செ.மீ. ஆக்ஸிஜனைப் பெறுவதற்குத் தேவையான பொட்டாசியம் குளோரேட்டின் எடை $= 245 \times 672/3 \times 22400$
$= 2{\cdot}451$ கிராம்கள்.

மாதிரி 3

4·92 கி. பேரியம் குளோரைடு கொண்ட கரைசலுடன் அதிக அளவு நீர்த்த கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்தால் உண்டாகும் பேரியம் சல்ஃபேட்டின் எடை என்ன?

$[O = 16 ; S = 32 ; Ba = 137 ; Cl = 35.5]$

இவ் வினையைக் குறிக்கும் சமன்பாடானது,

$$BaCl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 \downarrow + 2HCl$$

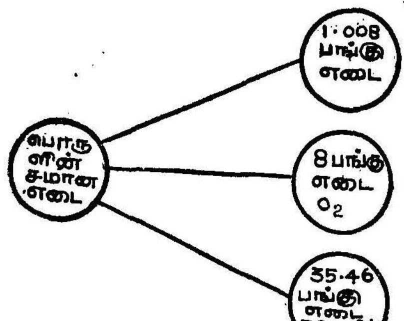
$= 208$ கி. $\qquad\qquad = 233$ கி.

208 கி. பேரியம் குளோரைடு உப்பானது, 233 கி. பேரியம் சல்ஃபேட்டைக் கொடுக்கிறது.

∴ 4·92 கி. பேரியம் குளோரைடானது 233 × 4·92/208 = 5·51 கி. பேரியம் சல்ஃபேட்டைக் கொடுக்கிறது.

சமான எடைகள் (Equivalent Weights)

தலைகீழ் விகித விதியின்மூலம் இரசாயனக் கூடுகையின் போது தனிமங்கள் ஒவ்வொன்றும் அவற்றிற்கே உரித்தான ஒரு குறிப்பிட்ட திட்டமான எடையிலோ அல்லது அந்த எடைகளின் மடங்குகளிலோதான் வினைபுரியும் என்பதை அறிந்து கொண்டோம்.



படம் 14

தனிமங்களின் சமான எடைகளைக் கண்டுபிடிக்க அவற்றுள் ஏதாவதொன்றின் சமான எடையைத் திட்டமான சமான எடையாக எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். ஹைட்ரஜனின் சமான எடையே இவ்விதத் திட்டமான சமான எடையாகப் பயன்படுகிறது. இவ் எடையை ஹைட்ரஜனுக்கு ஒன்றென்று வைத்துக்கொண்டார்கள். ஹைட்ரஜன் சேர்ந்த பல சேர்மங்

களில் (1) நீரையும் (2) ஹைட்ரஜன் குளோரைடையும் எடுத்துக்கொள்வோம். ஓர் எடை ஹைட்ரஜனுடன் எட்டு எடை ஆக்ஸிஜனும் 35·46 எடை குளோரினும் கூடுகின்றன எனக் கொள்வோம். பல காரணங்களால் தற்காலத்தில் ஆக்ஸிஜனின் சமான எடையான 8ஐயே திட்டமான சமான எடையாக யாவரும் ஒப்புக்கொண்டிருக்கிறார்கள். சில பொருள் களின் சதவிகித இயைபுகளிலிருந்து அவற்றின் சமான எடை களைக் கணக்கிடுவோம் :

	சேர்மங்கள்	மூலக்கூறு வாய்பாடு	சதவிகித இயைபு	சமான எடை
1.	நீர்	H_2O	H = 11·18 O = 88·82	H = 1·008
2.	ஹைட்ரஜன் குளோரைடு	HCl	H = 2·76 Cl = 97·24	H = 1·008 Cl = 35·46
3.	மக்னீசியம் குளோரைடு	$MgCl_2$	Mg = 25·53 Cl = 74·47	Mg = 12·16 Cl = 35·46
4.	வெள்ளி குளோரைடு	AgCl	Ag = 75·26 Cl = 24·74	Ag = 107·88 Cl = 35·46

ஆக்ஸிஜனை முக்கியமாக வைத்து 8 எடை ஆக்ஸிஜனுடன் சேரும் தனிமங்களின் எடைகளைக் கணக்கிட ஹைட்ரஜனின் எடை 1·008 என்றும் மக்னீசியத்தின் எடை 12·16 என்றும் அறிகிறோம்.

1·008 எடை ஹைட்ரஜன் 35·46 எடை குளோரினுடனும், 35·46 எடை குளோரின் 12·16 எடை மக்னீசியத்துடனும் 107·88 எடை வெள்ளியுடனும் சேருகிறது என்பதை அறி கிறோம். ஆகவே, 12·16, 107·88 ஆகியவை மக்னீசியம், வெள்ளி ஆகியவைகளின் சமான எடைகளாகும். இம்மாதிரியாக நாம் ஒவ்வொரு தனிமத்திற்கும் ஓர் எண்ணை நிர்ணயிக்கலாம். இந்த எண்தான் உரிய தனிமத்தின் சமான எடை எனப்படுகிறது.

ஆகையால், 1·008 எடை ஹைட்ரஜன், 8 எடை ஆக்ஸிஜன், 35·46 எடை குளோரின் ஆகியவற்றுடன் சேரும் அல்லது இடப் பெயர்ச்சி செய்யும் தனிமத்தின் எடையே அதன் சமான எடையாகும். உலோகங்கள் அமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜனை விலக்கும் என்று தெரிந்துகொண்டோமல்லவா! 1·008 எடை ஹைட்ரஜனை விலக்க 32·69 எடை துத்தநாகம் அல்லது 12·16கி. மக்னீசியம் அல்லது 9 எடை அலுமினியம் தேவையாக இருக்கும். வெள்ளி நைட்ரேட்டுக் கரைசலிலிருந்து 32·69 கி. துத்தநாகமோ அல்லது 12·16 கி. மக்னீசியமோ 107·88 கி. வெள்ளியை விலக்கும். ஆகையால், 107·88 கி. வெள்ளியானது 1·008 கி. ஹைட்ரஜனை விலக்கச் சக்தி வாய்ந்ததாக இருக்க வேண்டும்.

மேலும், 32·69 கி. நாகம் 31·79 கி. தாமிரத்தை மயில்துத்தக் கரைசலிலிருந்து விலக்கும். ஆகையால், 1·008 ஹைட்ரஜனை விலக்குவதற்கு 31·79 கி. தாமிரம் வேண்டும். 1·008 கி. ஹைட்ரஜனை விலக்குவதற்குத் தேவையான 32·69 கி. துத்தநாகமும், 107·88 கி. வெள்ளியும், 31·79 கி. தாமிரமும் சமானமானவையாக இருக்கவேண்டும். ஆகையால்தான், இவ் எண்களுக்கு இரசாயனச் சமான எடைகள் எனப் பெயர் வந்தது. மேற்கூறியவற்றையெல்லாம் சுருக்கமான முறையில்: '8 பங்கு எடை ஆக்ஸிஜனுடனோ அல்லது 35·5 பங்கு எடை குளோரினுடனோ அல்லது அதற்குச் சமான எடையுள்ள மற்றத் தனிமங்களுடனோ சேருவதும், 1·008 பங்கு எடை ஹைட்ரஜனுடன் சேரும் அல்லது 1·008 பங்கு எடை ஹைட்ரஜனை இடப் பெயர்ச்சி செய்வதுமான ஒரு தனிமத்தின் எடையைக் குறிக்கும் எண்ணே இரசாயனச் சமான எடை எனப்படுகிறது.'

சமான எடை என்பது வெறும் எண்ணே. அது நாம் எடுத்துக்கொள்ளும் அளவு முறையைப் பொறுத்ததாகும். உதாரணமாக, 1·008 கி. எடையுள்ள ஹைட்ரஜன் 8 கி. எடையுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து நீராகும். அதேபோல் 1·008 அவுன்ஸ் அல்லது 1·008 டன் எடையுள்ள ஹைட்ரஜன் முறையே 8 அவுன்ஸ் அல்லது 8 டன் ஆக்ஸிஜனுடன் சேரும். சமான எடையைக் கிராம் அளவில் குறிப்பிட்டோமானால் அதை 'கிராம் சமான எடை' (gram equivalent weight) என்கிறோம். வெள்ளீயம் ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து இரண்டுவித ஆக்ஸைடுகளையும் குளோரினுடன் சேர்ந்து இரண்டுவிதக் குளோரைடுகளையும் கொடுக்கிறது.

(1) ஸ்டேனஸ் ஆக்஀ைஸடு ஸ்டேனஸ் குளோரைடு } 118·7 கி. வெள்ளீயம் 16 கி. ஆக்ஸிஜனுடனாவது, 70·92 கி. குளோரினுடனாவது சேருகிறது.

ஆகையால், ஸ்டேனஸ் நிலையில் வெள்ளீயத்தின் சமான எடை = 59·35.

(2) ஸ்டேனிக் ஆக்ஸைடு ஸ்டேனிக் குளோரைடு } 118·7 கி. வெள்ளீயம் 32 கி. ஆக்ஸிஜனுடனாவது, 141·84 கி. குளோரினுடனாவது சேருகிறது.

ஆகையால், ஸ்டேனிக் நிலையில் வெள்ளீயத்தின் சமான எடை 29·68 ஆகும்.

ஆகையால், இணைதிறனைப்பொறுத்து ஒரு தனிமத்திற்கும் பல சமான எடைகள் இருக்கும். ஆகையால், சமான எடை தனிமங்களைப் பொறுத்திருக்கிறது என்று எல்லாச் சமயங்களிலும் சொல்ல முடியாது. சமான எடையானது தனிமங்களின் பல்வேறு இணைதிறனைப் பொறுத்துத்தானிருக்கும்.

சமான எடைகளை நிர்ணயித்தல்

(i) அமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்து சமான எடை கணக்கிடும் முறை

இம் முறை எல்லாத் தனிமங்களுக்கும் ஏற்றதன்று. அலோகங்களும் அமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்யமாட்டா. மேலும், எல்லா உலோகங்களும் அமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்யும் சக்தி வாய்ந்தவை அல்ல. ஆகையால், இம் முறை அமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்யும் சக்தி பெற்ற உலோகங்களுக்கே உரியது. ஓர் உலோகத்தின் சமான எடையானது 1·008 எடை ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்யக்கூடிய உலோகத்தின் எடையைக் குறிக்கும் எண்ணாகும்.

1·008 கி. ஹைட்ரஜன் தி.வெ.அ.வில் 11200 க.செ.மீ. அளவுள்ளது. ஆகையால், தேவையான அளவு உலோகத்தை எடுத்து அதை நிறுத்துப் பின் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்து, அதனால் உண்டான ஹைட்ரஜனின் கன அளவைச் சோதனைச்சாலையின் வெப்பநிலை அழுத்தத்தில் கணக்கிட்டு,

அதனைப் பின் தி.வெ.அ.வில் 11200 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜன் எவ்வளவு உலோகத்தால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்படும் என்பதைக் கணக்கிட வேண்டும். இந்த எண்ணே உலோகத்தின் சமான எடையாகும்.

(ii) தனிமங்களை நேரடியாக ஆக்ஸைடாக மாற்றிச் சமான எடையைக் கணக்கிடும் முறை

பல தனிமங்களைக் காற்றிலோ, ஆக்ஸிஜன் வாயுவிலோ சூடு செய்து ஆக்ஸைடாக மாற்றுவதன்மூலம் அவற்றின் சமான எடையைக் கணக்கிடலாம்.

(iii) தனிமங்களை மறைமுகமாக ஆக்ஸைடுகளாக மாற்றிச் சமான எடையைக் கணக்கிடும் முறை

பல தனிமங்களைக் காற்றிலோ, ஆக்ஸிஜனிலோ சூடுசெய்து ஆக்ஸைடுகளாக மாற்றிப் பின் அவைகளைச் சேகரித்து நிறுப்பதில் பல அசௌகரியங்களுண்டு. ஆகையால், ஒரு குறிப்பிட்ட எடை உலோகத்தை நைட்ரிக் அமிலங்கொண்டு நைட்ரேட்டாக மாற்றிப் பின்னர் அதைச் சூடுசெய்து ஆக்ஸைடாக நிறுத்துக் கணக்கிடலாம்.

(உ-ம்) தாமிரம்.

$$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$$

$$2Cu(NO_3)_2 \longrightarrow 2CuO + 4NO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$$

(iv) ஓர் உலோகத்தை மற்றோர் உலோகத்தால் இடப்பெயர்ச்சி செய்து ஒன்றன் சமான எடையைக் கணக்கிடுதல்

ஒரு தனிமத்தின் சமான எடை மற்றொரு தனிமத்தின் சமான எடையைத்தான் இடப்பெயர்ச்சி செய்யும்.

(உ-ம்.) $Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu \downarrow$

தனிமங்களின் சமான எடைகளை வேறு பல முறைகளின் மூலமும் கணக்கிடலாம். உதாரணமாக, எடை தெரிந்த உலோகத்தை அதன் குளோரைடாக மாற்றி, குளோரைடின் எடையிலிருந்தும் எடுத்துக்கொண்ட உலோகத்தின் எடையிலிருந்தும் குளோரினின் எடையைக் கணக்கிடுவதன் மூலம்

உலோகங்களின் சமான எடைகளைக் கணக்கிடலாம். வெள்ளி, வெள்ளீயம் ஆகியவற்றின் சமான எடைகளை, அவற்றினை அதனதன் குளோரைடாக மாற்றுவதன் மூலம் கணக்கிடலாம்.

தனிம அணுக்களின் எடைகளிலிருந்தும் அவற்றின் இணை திறன்களிலிருந்தும் அத் தனிமங்களின் சமான எடைகளைக் கணக்கிடலாம். அதாவது,

தனிமத்தின் சமான எடை = தனிம அணுவின் எடை, அதன் இணை திறன்.

சமான எடை சம்பந்தமான கணக்குகள்

மாதிரி 1

ஓர் உலோகத்தின் 0·208 கி. எடையை அமிலத்தில் கரைத்த பொழுது, 13°Cலும், 741 மி.மீ. அழுத்தத்திலும், 44·3 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றிற்று. இவ் உலோகத்தின் சமான எடையைக் கண்டுபிடி (13°C-ல் நீராவியின் அமுக்கம் = 11 மி.மீ.; தி.வெ.அ.வில் ஒரு லிட்டர் ஹைட்ரஜன் வாயுவின் எடை = 0·09 கி.).

சோதனைச்சாலை வெப்பநிலை = 13°C அல்லது 286°A
ஹைட்ரஜனின் அழுத்தம் = 741 மி.மீ.
நீராவியின் அழுத்தம் = 11 மி.மீ.

ஹைட்ரஜன் வாயுவின் சரியான அழுத்தம் } = 741 − 11 = 730 மி.மீ.

தி.வெ.அ.வில் ஹைட்ரஜன் வாயுவின் கன அளவு } = 44·3 × 273 × 730/286 × 760 க.செ.மீ.
= 40·61 க.செ.மீ.

1·000 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜனின் எடை (தி.வெ.அ.வில்) } = 0·09 கி.

∴ 40·61 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜனின் எடை } = 0·09 × 40·61/1000
= 0·003655 கி.

0·003655 கி. ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றத் தேவையான உலோகத்தின் எடை } = 0·208 × 1·008/0·0036

$0.208 \times 1.008/0.003655 = 57.35$ கி.

உலோகத்தின் சமான எடை $= 57.35$

மாதிரி 2

0.240 கி. தூய தாமிரம் ஆக்ஸைடாக மாற்றப்பட்ட பொழுது 0.3005 கி. தாமிர ஆக்ஸைடைக் கொடுத்தது. தாமிரத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடு.

தாமிரத்தின் எடை = 0.240 கி.
தாமிர ஆக்ஸைடின் எடை = 0.3005 கி.
ஆக்ஸிஜனின் எடை = 0.0605 கி.

0.0605 கி. ஆக்ஸிஜனானது 0.240 கி. தாமிரத்துடன் சேருகிறது. 8 கி. ஆக்ஸிஜனானது $0.240 \times 8/0.0605$ கி. ஆக்ஸிஜனுடன் சேரும். எனவே, தாமிரத்தின் சமான எடை $= 31.74$.

மாதிரி 3

0.6096 கி. உலோகமானது ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து 0.7586 கி. ஆக்ஸைடைக் கொடுத்தது. உலோகத்தின் 0.493 கி. எடையை அதிக அளவு தாமிர சல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன் சேர்த்தபொழுது 0.479 கி. தாமிரம் வீழ்படிவாகப் படிந்தது. இவற்றிலிருந்து தாமிரத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடு.

உலோகத்தின் எடை = 0.6096 கி.
அதன் ஆக்ஸைடின் எடை = 0.7586 கி.
உலோகத்துடன் சேர்ந்துள்ள ஆக்ஸிஜனின் எடை } = 0.1490 கி.

8 கி. ஆக்ஸிஜனுடன் சேரத் தேவையான உலோகத்தின் எடை } $= 0.6096 \times 8/0.149$
$= 32.73$ கி.

இப்பொழுது தாமிரத்தின் சமான எடை/உலோகத்தின் சமான எடை = இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்பட்ட தாமிரத்தின் எடை/எடுத்துக்கொண்ட உலோகத்தின் எடை.

∴ தாமிரத்தின் சமான எடை/$32.73 = 0.479/0.493$
தாமிரத்தின் சமான எடை $= 0.479 \times 32.73/0.493$
$= 31.8$

மாதிரி 4

பின்வரும் விபரங்களிலிருந்து உலோகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடு. 1·323 கி. எடை உலோகமானது குளோரினுடன் சேர்த்துச் சூடு செய்யப்பட்டபொழுது 1·792 கி. குளோரைடைக் கொடுத்தது.

உலோகத்தின் எடை = 1·323 கி.
குளோரைடின் எடை = 1·792 கி.
∴ குளோரினின் எடை = 0·469 கி.
0·469கி. குளோரின் 1·323 கி. உலோகத்துடன் சேருகிறது.
35·5 கி. குளோரின் 1·323 × 35·5/0·469 = 100·1 கி.
உலோகத்தின் சமான எடை = 100·1

அணு எடையை நிர்ணயித்தல்
(Atomic weight Determination)

தனிமங்களுள் மிக இலேசான ஹைட்ரஜனையே திட்டமாகக் கொண்டு அதன் அணு எடையை ஒன்று என்று ஏற்றுக் கொண்டனர். அதற்கொப்ப ஹைட்ரஜன் அணு எடைக்கும், எடுத்துக்கொண்ட தனிமத்தின் அணு எடைக்கும் உள்ள விகிதமே எடுத்துக்கொண்ட தனிமத்தின் அணு எடை என்று கருதப்பட்டது. தனிமங்களில் சுமார் ஒரு பாதியே ஹைட்ரஜனுடன் வினைப்பட்டு எளிதில் பகுப்பு முறைகளுக்கு உள்ளாகும் சேர்மங்களைத் தரவல்லவையென்று பின்பு தெரிந்தது. ஆனால், அநேகமாக எல்லாத் தனிமங்களும் ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து சேர்மங்களைத் தருகின்றன. ஆகையால், ஆக்ஸிஜனையே அடிப்படையாகக் கொண்டு அதன் அணு எடையை 16 என்று வைத்துக்கொள்ளத் தீர்மானித்தார்கள்.

(i) கேனிஜாரோ முறை (Cannizzaro's Method)

ஆக்ஸிஜன் அணு எடை 16 என்றும் மற்றத் தனிம அணுக்களின் எடைகளை அதனுடன் ஒப்பிடுவதென்றும் வேதி நூலோர் தீர்மானித்திருக்கிறார்கள். இவ்விதமாக நாம் வழங்கி வரும் அணு எடைகள் அணுக்களின் உண்மையான எடைகளைக் காட்டவில்லை என்பதையும் நாம் மறக்கக்கூடாது.

இவ் ஒப்பு எண்களை எவ்விதம் கணக்கிடலாம் என்பதை இனி அறிவோம். சென்ற நூற்றாண்டில் எல்லாத் தனிமங்களின்

அணுக்களின் எடைகளும் அதனதன் ஆவி அடர்த்திக்குச் சமமாக இருக்கவேண்டுமென்று சிலர் தப்பாகக் கருத நேரிட்டது. ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன், குளோரின் என்பவை போன்ற இரு அணுக்களைக் கொண்ட மூலக்கூறுகளை உடைய தனிமங்களுக்கே இது பொருந்தும். மற்றத் தனிமங்களுக்கு இது பொருந்தாது.

ஒரு தனிமத்தின் ஆவி அடர்த்தி, அணு எடை, அதன் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை தெரிந்தால் அதன் அணு எடையை எளிதில் கணக்கிடலாம்.

அணு எடை = மூலக்கூறு எடை/மூலக்கூறிலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை.

ஆவி நிலையிலில்லாததும், ஆவியாக மாற்ற முடியாததுமான பொருள்களின் அணுக்களின் எடைகளை ஆவி அடர்த்தி முறைகளினால் கணக்கிட முடியாது. அவற்றினைக் கணக்கிட வேறு முறைகள் உள.

அணுவின் எடை = சமான எடை × இணைதிறன்
என்ற சமன்பாடு அணு எடைகளைச் சரியாக நிர்ணயிக்க உதவும்.

ஒரு தனிமமானது அது அமைந்த சில சேர்மங்களின் மூலக்கூறுகளுள் சிலவற்றில் ஓர் அணு விகிதத்திலும், சிலவற்றில் இரண்டு அணு விகிதத்திலும், இன்னும் சிலவற்றில் அதற்கு மேற்பட்ட விகிதத்திலும் இருக்கலாம். ஆகையால், ஒரு குறிப்பிட்ட தனிமத்தைக் கொண்ட பல சேர்மங்களின் மூலக்கூறின் எடைகளும் அம் மூலக்கூறுகள் ஒவ்வொன்றிலுமுள்ள அத் தனிமத்தின் எடைகளும் தெரியவருமாகில், எப் பொருளின் மூலக்கூறு எடையில் எடுத்துக்கொண்ட அத் தனிமம் குறைந்த அளவில் காணப்படுகிறதோ அந்த அளவைக் குறிக்கும் எண்ணே அத் தனிமத்தின் அணு எடை எனக் கொள்ளலாம். இம் முறைக்குக் கேனிஜாரோ முறை (Cannizzaro's Method) எனப் பெயர். ஆனால், சேர்மங்களின் ஒரு மூலக்கூறில் இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எண்ணளவில்மட்டுமே ஒரு தனிமத்தின் அணுக்கள் காணப்பட்டால், அங்கு இம் முறை பயன் படாது.

(ii) டியூலாங்-பெடிட் முறை

டியூலாங்-பெடிட் (Dulong-Petit) என்ற விஞ்ஞானிகள் கண்டுபிடித்த விதியைப் பயன்படுத்துவதன்மூலமும் தனிம அணு எடைகளைக் கணக்கிடலாம்.

ஒரு கிராம் எடையுள்ள பொருளின் வெப்பநிலையை 0°C-லிருந்து 1°C-க்கு ஏற்றத் தேவையான வெப்பத்தின் அளவை அப் பொருளின் உரிமை வெப்பம் (specific heat) என்று கூறுகிறோம்.

இவ்விரு விஞ்ஞானிகளும் திட நிலையிலுள்ள தனிமங்களின் உரிமை வெப்பத்தை அளந்து ஆராய்ச்சி செய்ததன் பயனாகத் தனிமங்களின் அணு எடையை அதனது திடநிலையில் உள்ள உரிமை வெப்பத்தால் பெருக்கி வரும் பெருக்குத் தொகை அநேகமாய் நிலை எண்ணாக இருக்கக் கண்டனர். இப் பெருக்குத் தொகை 6·4 என்ற எண்ணுக்கு ஏறக்குறைய சமமாய் இருக்கிறதென்பதையும் அறிந்தனர். ஆகையால், எல்லாத் தனிம அணு வெப்பங்களும் ஒரே அளவுள்ளது என்று அறிகிறோம்.

தவிர்க்க முடியாத சோதனை வழுக்கலாலும் மற்றக் காரணங்களாலும் அணு வெப்பமாகிய இப் பெருக்குத் தொகை மாறாத நிலை எண்ணாக இருப்பதில்லை. டியூலாங்-பெடிட் விதியைப் பின்வரும் சமன்பாட்டின் மூலம் குறிக்கலாம்:

அணு எடை $\times$ உரிமை வெப்பம் $=6{\cdot}4$.

மேற்கூறிய விதி முற்றிலும் உண்மையாக இல்லாவிட்டாலும் நடைமுறையில் பயன்படுத்தப்பட்டுவருகிறது. இதன் மூலம் அணு எடைகளைச் சரியாகக் கணக்கிட முடியாவிட்டாலும் தோராயமாகக் காணலாம்.

திடநிலையிலுள்ள தாமிரம், வெள்ளீயம், துத்தநாகம் போன்ற பெரும்பாலான உலோகங்கள் ட்யூலாங்-பெடிட் விதிக்குக் கட்டுப்பட்டே இருக்கின்றன. மிக உயர்ந்த வெப்ப நிலையையும், மிகக் குறைந்த அணு எடையையும் கொண்டுள்ள தனிமங்கள் இவ்விதிக்கு விலக்காய் இருக்கின்றன. அவற்றில் கார்பன், போரான், சிலிகான் போன்றவை குறிப்பிடத்தக்கவையாகும். இவற்றின் அணுக்களின் உரிமை வெப்பம் சாதாரண வெப்ப நிலையில் மிகக் குறைந்தனவாய் இருக்கின்றன. இவ் விதிக்கு உட்படாத தனிமங்களும் அதிக வெப்ப நிலையில் இவ் விதிக்கு ஒத்து வருகின்றன.

டியூலாங்-பெடிட் முறையால் கணக்கிடப்பட்ட அணு எடையை அதன் துல்லியமான சமான எடையின் உதவியால் சீர்திருத்துவதன் மூலம் ஓர் அணுவின் திருத்தமான எடையைக் கணக்கிடலாம். அணுவின் எடையானது சமான எடையின்

மடங்காக இருக்கும். கொடுக்கப்பட்ட ஒரு தனிமத்தின் அணு எடையைப் பின்வருமாறு கணக்கிடலாம்.

முதலில் டியூலாங்-பெடிட் முறையால் அணுவின் தோராயமான எடையைக் கணக்கிட வேண்டும். பின் இந்த எடையானது, அணுவின் திருத்தமான சமான எடையின் எத்தனை மடங்கிற்கு ஒத்திருக்கிறதென்று கவனித்து அந்த மடங்கு எண்ணை அணுவின் இணைதிறனாகக் கொள்ளவேண்டும். அணுவின் திருத்தமான சமான எடையைக் கணக்கிடப்பட்ட இணைதிறன் எண்ணால் பெருக்க, திருத்தமான அணு எடை கிடைக்கும்.

உதாரணம்

ஓர் உலோக ஆக்ஸைடின் சதவிகிதப் பகுதி பின்வருமாறு : உலோகம் 52·94%, ஆக்ஸிஜன் 47·06%, உலோகத்தின் உரிமை வெப்பம் 0·25. உலோகத்தின் அணு எடை என்ன?

$$\text{தோராயமாக அணு எடை} = 6{\cdot}4/0{\cdot}25 = 25{\cdot}6$$

$$\text{உலோகத்தின் சமான எடை} = 52{\cdot}94 \times 8/47{\cdot}06 = 9{\cdot}0$$

$$\text{உலோகத்தின் இணைதிறன்} = 25{\cdot}6/9{\cdot}0 = 2{\cdot}84 = 3.$$

சமான எடையின் எந்த மடங்கு 25·6 என்ற எண்ணுக்கு அருகிலிருக்குமென்று கவனித்தால் $(3 \times 9) = 27$ என்று அறிகிறோம். ஆகையால், உலோக அணுவின் சரியான எடை $(3 \times 9) = 27$ ஆகும். அணுவின் தோராயமான எடையை அதன் சமான எடையால் வகுத்தால் வரும் ஈவானது அத் தனிமத்தின் இணைதிறனைக் குறிக்கும். இணைதிறன் எப்பொழுதும் முழு எண்ணாகவே இருக்குமாதலால், வகுத்துவந்த ஈவை அதன் மிக அருகிலிருக்கும் முழு எண்ணாகத் திருத்திவிட வேண்டும். அவ் எண்ணால் அப் பொருளின் திருத்தமான சமான எடையைப் பெருக்கினால் கிடைக்கும் பெருக்குத் தொகையே, அத் தனிமத்தின் திருத்தமான அணு எடையாகும்.

ஒரு தனிமத்தின் இணைதிறன், சமான எடை, அணு எடை ஆகியவைகளுக்கிடையே உள்ள சம்பந்தத்தை இச் சமன்பாட்டின்மூலம் அறியலாம்.

இணைதிறன் = அணு எடை/சமான எடை.

வினாக்கள்

வாய்பாடுகள்

(1) இணைதிறன் என்றால் என்ன? அதன் முக்கியத்துவத்தை விளக்கு.

(2) முற்றுரு வாய்பாடு, மூலக்கூறு வாய்பாடு ஆகியவற்றைப்பற்றிச் சிறு குறிப்பு வரைக.

(3) மூலங்கள் என்றால் என்ன? இவை மூலக்கூறுகளிலிருந்து எவ்விதம் வேறுபடுகின்றன?

(4) (a) பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டின் மூலக்கூறு வாய்பாடு KNO_3. இதிலுள்ள தனிமங்களின் சத விகிதத்தைக் கணக்கிடு.

(b) அம்மோனியம் கார்பனேட்டின் வாய்பாடு $(NH_4)_2CO_3$. இதிலுள்ள தனிமங்களின் சத விகிதத்தைக் கணக்கிடு.

(5) கார்பன், ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்றாலான ஒரு வாயுச் சேர்மத்தில் கார்பனின் எடை அளவு 80% தி.வெ.அ.வில் ஒரு லிட்டர் வாயுவின் எடை 1·35 கி. இதன் மூலக்கூறு வாய்பாடு யாது?

(6) கார்பன், ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்றாலான ஒரு வாயுச் சேர்மத்தின் இயைபு பின்வருமாறு : C = 22·25% ; H = 7·75%. இதன் ஆவி அடர்த்தி 13. இச் சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு யாது?

(7) நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடில் 4·019 கி. நைட்ரஜனும் 11·48 கி. ஆக்ஸிஜனும் உள்ளன. இந்த ஆக்ஸைடின் ஆவி அடர்த்தி 54. இதன் மூலக்கூறு வாய்பாடு யாது?

சமன்பாடுகள்

(1) $H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$. இச் சமன்பாட்டின்மூலம் நீ அறிவது யாது? சமன்பாட்டை ஏன் சமப்படுத்தவேண்டும்?

(2) ஒரு சமன்பாட்டிலுள்ள பொதுவான குறைகளை உதாரணங்களுடன் விளக்குக.

(3) பின்வரும் சமன்பாடுகளைப் பூர்த்திசெய்க :

(a) $Fe + O_2 \longrightarrow Fe_3 O_4$

(b) $Al + H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2 \uparrow$

(c) $KMnO_4 \longrightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2 \uparrow$

(d) $Mg + O_2 \longrightarrow MgO$

(e) $HCl + MnO_2 \longrightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2 \uparrow$

(4) 0·7296 கி. மக்னீசியத்தை அதன் ஆக்ஸைடாக எரிப்பதற்குத் தேவையான ஆக்ஸிஜனின் எடை யாது?

(5) தி.வெ.அ.வில் நீர்த்த கந்தக அமிலத்தில் கரைந்து 448 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜனை விலக்குவதற்குத் தேவையான அலுமினியத்தின் எடை யாது ?

(6) தாமிர சல்ஃபேட்டுக் கரைசலிலிருந்து 0·9807 கி. துத்தநாகத்தால் விலக்கப்படும் தாமிரத்தின் எடை யாது? (துத்தநாகத்தின் அணு எடை = 65·38 ; தாமிரத்தின் அணு எடை 63·54).

சமான எடை

(1) தனிமத்தின் சமான எடை என்றால் என்ன? மக்னீசியம், தாமிரம் ஆகியவற்றின் சமான எடையை நிர்ணயிக்கும் முறைகளை விளக்குக.

(2) துத்தநாகத்தின் சமான எடை தெரிந்திருந்தால் தாமிரத்தின் சமான எடையை எவ்வாறு கணக்கிடுவாய்?

(3) 0·917 கி. இரும்பு, 0·0327 கி. ஹைட்ரஜனை கந்தக அமிலத்திலிருந்து விலக்குகிறது. இரும்பின் சமான எடையைக் கணக்கிடு.

(4) அதிக அளவு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைக்கப்பட்ட 2·541 கி. நாகம் 969·6 க. செ. மீ. ஹைட்ரஜனைக் கொடுக்கிறது. இவ் வாயு 21°Cயிலும் 758 மி.மீ. அழுக்கத்திலும் நீரின்மேல் சேகரிக்கப்படுகிறது. இவ் அளவீடுகளிலிருந்து நாகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடு. (21°C-ல் நீராவியின் அழுத்தம் = 18·6 மி. மீ)

(5) ஓர் உலோகத்தின் 0·7125 கி. ஆக்ஸைடானது சூட்டினால் சிதைக்கப்பட்டபொழுது 14°C-யிலும் 778 மி.மீ. அழுத்தத்திலும் 37·9 க.செ.மீ. ஆக்ஸிஜனை வெளியிட்டது. உலோகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடு. (தி.வெ.அ.வில் ஒரு லிட்டர் ஆக்ஸிஜனின் எடை=1·429 கி.)

(6) 5·2632 கி. உலோகத்தை அதிக அளவு அமிலத்தில் கரைத்தபொழுது உண்டான ஹைட்ரஜன் எரிக்கப்பட்ட பொழுது 5·2562 கி. நீரைக் கொடுக்கிறது. இவ் உலோகத்தின் சமான எடை யாது?

அணு எடை

(1) சமான எடை, அணு எடை, இணைதிறன் இவற்றிற் கிடையே உள்ள சம்பந்தத்தை விளக்குக.

(2) ட்யூலாங்-பெடிட் விதியைக் கூறு. திடப் பொருளின் அணு எடையைச் சரியாக நிர்ணயிப்பதற்கு இது எங்ஙனம் பயன்படுகிறது?

(3) ஒரு திடப்பொருளின் உரிமை வெப்பம் (specific heat) 0·198. இவ் உலோகக் குளோரைடில் 77·45% குளோரின் உள்ளது. இதன் அணுவின் சரியான எடையைக் கண்டுபிடி. உலோகத்தின் குறியீட்டை M எனக் கொண்டு அதன் குளோரைடு, சல்ஃபேட்டு ஆகியவற்றிற்குரிய மூலக்கூறு வாய்பாட்டை எழுதுக.

(4) 0·11 உரிமை வெப்பமுள்ள ஓர் உலோகம் 30% ஆக்ஸிஜனைக் கொண்டுள்ள ஓர் ஆக்ஸைடை உண்டாக்குகிறது. அதன் சமான எடை, இணைதிறன், அணுவின் திருத்தமான எடை ஆகியவற்றைக் கண்டுபிடி.

(5) பின்வரும் அட்டவணையில் (a) குளோரின் சேர்மங்கள் சிலவற்றின் ஆவி அடர்த்தியும்; (b) அவற்றிலுள்ள குளோரின் தனிமத்தின் சதவிகிதமும் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன. இவற்றிலிருந்து குளோரினின் அணு எடையைக் கணக்கிடு.

சேர்மங்கள்	ஆவி அடர்த்தி	குளோரினின் சதவீதம்
ஹைட்ரஜன் குளோரைடு	1·269	97·23
குளோரின் மோனாக்ஸைடு	3·007	1·58
குளோரின் டைஆக்ஸைடு	2·3	52·55
பாஸ்ஜீன்	3·437	71·71
கார்பன் டெட்ரா குளோரைடு	4·93	92·2

9. அணுவின் அமைப்பு

டால்டனின் கொள்கைதான் அணுக் கொள்கையின் முடிவு என்று சுமார் 65 ஆண்டுகளுக்கு முன்வரை யாவரும் நினைத்தார்கள். அதாவது, அணுதான் மூலப்பொருள். அதனைப் பகுத்து அதனினும் எளிய பொருள்களைப் பெறமுடியாது என்றும், அதற்கு உள்ளே சிக்கலான அமைப்புக் கிடையாது என்றும் கருதிவந்தனர். இக் கருத்துகளை எல்லாம் தற்கால ஆராய்ச்சி முறைகள் மாற்றிக்கொண்டே வந்தாலும் அவை இரசாயன இயலின் அடிப்படைத் தத்துவங்களை மாற்றி விடவில்லை. இவ்வத்தியாயத்தில் அணுக்களின் உட்பாகங்களை யும் அமைப்பையும் காண்போம்.

டால்டன் அணுவைப்பற்றிப் பின்வருமாறு கூறினர்: 'ஒரு தனிமத்தைச் சேர்ந்த அணுக்கள் ஒரே தன்மை யுடையன. அவை வேறு தனிம அணுக்களுடன் இணைந்து சேர்மங்களாகும்போது, எவ்வித மாற்றமும் அடைவதில்லை. அணுக்கள் மின்னேற்றம் அற்றவை (electrically neutral).'

அணு

இது மிகமிகச் சிறியது. சுமார் 10 லட்சம் அணுக்களை ஒன்றன் பின் ஒன்ருகக் 'கியு' வரிசையில் நிற்பதைப்போல நிறுத்தினல், இத்தனை அணுக்களையும் ஓர் ஊசி முனையில் அடுக்கிவிடலாம். மிகச் சக்திவாய்ந்த நுண்பெருக்கியால் கூட (microscope) அணுவைக் காண முடியாது. அணுவின் உள் அமைப்பு ஒரு சூரிய மண்டலத்தைப் போன்றது. ஒரு சூரியனைச் சுற்றி அயனப் பாதையில் பல கோள்கள் சுற்றி வருவதைப்போல அணுவின் மையத்தில் உள்ள மிக நுண்ணிய

உட்கருவை (nucleus) எதிர் மின்னேற்றமுடைய எலக்ட்ரான்கள் வட்டமான அல்லது கோளவடிவமான பாதைகளில் சுற்றி வருகின்றன. அணுவின் உட்கரு ஒரு சென்டிமீட்டர் குறுக்களவுள்ள கோலி என்று கற்பனை செய்துகொண்டால், அதற்கு மிக அருகில் உள்ள வட்டப் பாதையில் சுற்றிக்கொண்டிருக்கும் எலக்ட்ரான் சுமார் 1,500 அடிக்கப்பால் சுற்றிக்கொண்டிருக்கும். அடுத்த வட்டப் பாதை சுமார் 5,000 அடிக்கப்பால் இருக்கும். இதிலிருந்து அணு, அதன் மைய உட்கரு இவற்றின் அளவுகளை ஒருவாறு கற்பனை செய்ய இயலும்.

அணுவின் உட்கரு (Atomic Nucleus)

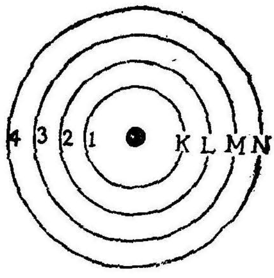
அணுவின் எடை ஏறக்குறைய முழுவதும் அதன் உட்கருவில்தான் திணித்து வைக்கப்பட்டிருக்கிறது. உட்கருவிலிருந்து தன்னைப்போலப் பல லட்சம் குறுக்களவுள்ள இடைவெளிக்கப்பால் எலக்ட்ரான்கள் சுற்றுகின்றன. ஹைட்ரஜன் அணுவின் உட்கருவின் எடை ஓர் எலக்ட்ரானின் எடையைக் காட்டிலும் 1836 மடங்கு அதிகமானது. உட்கருவில் மின்னேற்றமற்ற நியூட்ரான் (neutron) என்ற துகளும் நேர் மின்னேற்றமுடைய புரோட்டான் (proton) என்ற துகள்களும் இருப்பதால், அணுவின் உட்கரு நேர் மின்னேற்றமுடையது. இந் நேர் மின்னேற்றத்தின் அளவு அந்தக் கருவைச் சுற்றிவரும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமாகும். இந்த எண்ணிக்கைதான் தனிமத்தின் அணு எண் எனப்படும்.

புரோட்டான் (Proton)

ஹைட்ரஜன் அணுவின் கருவில் ஒரு நேர் மின்னேற்றமுடைய துகள் இருக்கிறது. இதன் வெளி வட்டத்தில் ஒரே ஓர் எலெக்ட்ரான் சுற்றிவருகிறது. இந்த எலக்ட்ரானை நீக்கிவிட்டால், எஞ்சியிருப்பது ஒரு நேர் மின்னேற்றமும் எடையும் உடைய புரோட்டான் ஆகும். ஹைட்ரஜன் அணு = ஓர் எலெக்ட்ரான் + ஒரு புரோட்டான்.

ஆகவே, மேற்கூறியவற்றிலிருந்து அணு அமைப்பானது டால்டன் நினைத்ததுபோல் அவ்வளவு எளிமையானதாக இல்லாமல் மிகச் சிக்கலானதொன்றாக இருக்கக் காண்கிறோம்; அணுவின் அமைப்பானது சூரிய மண்டல அமைப்பிற்கு ஒத்ததாகும். சூரிய மண்டலத்தின் மையத்தில் சூரியன் இருப்பது

போல் ஒவ்வோர் அணுவின் மையத்திலும் அதிநுண்ணிய கரு (nucleus) ஒன்று அமைந்திருக்கிறது. இக் கருவைச் சுற்றியுள்ள அயனவெளியில் (orbits) எலெக்ட்ரான்கள் K, L, M, N அல்லது 1, 2, 3, 4 என்ற வெவ்வேறு கோள வடிவுள்ள பாதைகளில் (orbits) சுழன்றுகொண்டே இருக்கின்றன.



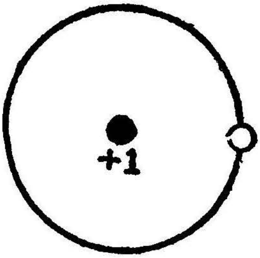
படம் 16 — அணுவின் அமைப்பு

அணுவின் கருவில் புரோட்டான்களும் நியூட்ரான்களும் அமைந்திருக்கின்றன. டால்டன், அணுவானது அழியாததொன்றெனக் கருதினர். ஆனல் 'அணுவைத் துளைத்து' என்ற ஔவையின் முதுமொழியை மெய்ப்பிப்பதுபோல் தற்காலத்தில் அணுவை ஆல்ஃபாத் துகள் (alpha particle)என்ற ஹீலிய அயனிகளாலும் நியூட்ரான்களாலும் சிதைக்கிருர்கள். ஓர் அணுவிலுள்ள புரோட்டான்கள் அல்லது எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையானது அதன் அணு எண் (atomic number) எனப்படுகிறது. நியூட்ரான்கள் மின்னேற்றம் இல்லாதவையாக இருத்தலாலும், அவை ஓர் அலகு எடை (unit mass) பெற்றிருத்தலாலும் அவைகளின் சேர்க்கையால் அணு எடை மட்டுமே அதிகரிக்கிறது; அணு எண் அதிகப்படுவதில்லை என்பதறிக. இக் கருத்துகளை மனத்தில் கொண்டு பின்வரும் தனிமங்களின் அணு அமைப்பைக் கவனிப்போம்.

(a) ஹைட்ரஜன்

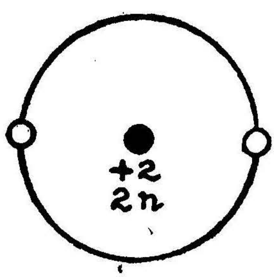
அணு எண் 1; அணு எடை 1. ஹைட்ரஜனின் அணு எண் ஒன்ருக இருத்தலால் அவ்வணுவில் ஓர் எலெக்ட்ரானும் ஒரு புரோட்டானும் இருக்கின்றன என்றறிகிருேம். இதன் எடை ஒன்று என்பதிலிருந்து இவ் அணுக்கருவில் நியூட்ரான்களே இல்லை என்றும் அறிகிருேம். நியூட்ரான்கள் இல்லாத ஒரே அணு ஹைட்ரஜன் அணுதான். உலகத்திலுள்ள வேறு எல்லா அணுக்களிலும் ஒன்றிற்கு மேற்பட்ட

நியூட்ரான்கள் இருக்கின்றன. ஹைட்ரஜன் அணுவின் அமைப்பைப் பின்வரும் படத்தின்மூலம் காட்டலாம்.



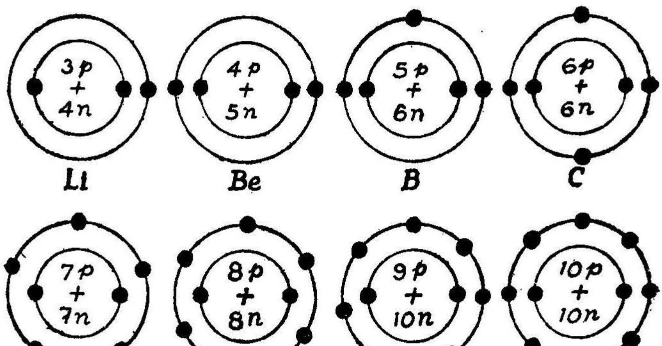
படம் 17

ஹைட்ரஜன் அணு
புரோட்டான் 1
எலெக்ட்ரான் 1



படம் 18

ஹீலிய அணு
புரோட்டான் 2
எலெக்ட்ரான் 2
நியூட்ரான் 2



படம் 19

தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான்கள் அமைப்பு

(b) ஹீலியம்

அணு எண் 2; அணு எடை 4. அணு எண் இரண்டு என்பது ஹீலியம் அணுவிலுள்ள 2 எலெக்ட்ரான்களையும் 2 புரோட்டான்களையும் குறிக்கின்றது. அணு எடை 4 ஆக இருத்தலால் ஹீலியம் அணுவின் கருவில் 2 புரோட்டான்களும் 2 நியூட்ரான்களும் உள்ளனவென்று தெரியவருகிறது;

அணுவிலுள்ள இரண்டு எலெக்ட்ரான்களும் உட்கருவின் அருகிலிருக்கும் K கோளத்தில் அமைந்திருக்கும்.

(c) லிதியம்

அணு எண் 3; அணு எடை 7. லிதியம் அணு மூன்று எலெக்ட்ரான்களையும், மூன்று புரோட்டான்களையும், நான்கு நியூட்ரான்களையும் கொண்டதாக இருக்கும். முதல் இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் K கோளத்திலும் மூன்றாவது எலெக்ட்ரான் L கோளத்திலும் அமைந்திருக்கும். இதேபோல், கார்பன், சோடியம், ஆக்ஸிஜன், குளோரின், ஃபுளோரின், நைட்ரஜன், கந்தகம், நியான் ஆகியவற்றின் அணுக்களின் அமைப்புகளைப் படத்தின் மூலம் விளக்கலாம்.

கோளங்களின் (orbits) எலெக்ட்ரான் ஏற்புத் திறனானது அக் கோளங்களின் தன்மைக்குத் தக்கவாறு இருக்கும். ஒரு கோளத்திலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையை $2n^2$ என்ற வாய்பாட்டின்மூலம் கணக்கிடலாம். இதில் n என்பது கோளத்தின் எண்ணைக் குறிக்கும்.

n			எலெக்ட்ரான்கள்
1	K	அல்லது முதற் கோளம்	$2 \times 1^2 = 2$
2	L	அல்லது இரண்டாம் கோளம்	$2 \times 2^2 = 8$
3	M	அல்லது மூன்றும் கோளம்	$2 \times 3^2 = 18$
4	N	அல்லது நான்காம் கோளம்	$2 \times 4^2 = 32$

இவ்வகையாகக் கோளங்களின் உச்ச வரம்பு எலெக்ட்ரான் ஏற்புத் திறனானது (maximum accommodation capacity) வரையறுக்கப்பட்டிருக்கின்றது. பெரும்பான்மையான தனிமங்கள் அவற்றின் உச்ச வரம்பு எலெக்ட்ரான் ஏற்கும் திறனைப் பெற்று நிலைப்பை அடைகின்றன. இவ்வகைத் தனிமங்களின் அணுக்கள் அவற்றின் வெளிக் கோளத்தில் (outermost orbit) 2 அல்லது 8 எலெக்ட்ரான்களை வைத்துக்கொள்ள முயலுகின்றன.

படத்திலிருந்து ஹீலியம், நியான் போன்ற மந்த வாயுக்களின் அணுக்கள் எல்லாம் அவற்றின் வெளி மேலோட்டிலுள்ள (outermost shell) கோளங்களில் 2 அல்லது 8 எலெக்ட்ரான்களையே கொண்டிருப்பதைக் காணலாம். ஆகவே, இவைகள் நிலையான எலெக்ட்ரான் அமைப்பைக் கொண்ட அணுக்களையுடைய தனிமங்களாகும். ஒரு தனிமம் மற்றொரு தனிமத்தோடு இரசாயன முறையில் இணைவதற்கு வேண்டிய திறனானது, அத்தனிமத்தின் வெளிக் கோளத்திலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைப் பொறுத்து இருக்கும். ஒரு தனிமத்தின் வீரியத் தன்மை அதன் அணுவானது நிலையான தன்மையை அடைய அதன் வெளிக் கோளத்திலுள்ள எலெக்ட்ரான்களை இழக்கும் அல்லது ஏற்கும் தன்மையைப் பொறுத்திருக்கும். உதாரணமாக, சோடியம் அணு தன்னுள் 11 எலெக்ட்ரான்களை K2, L8, M1 என்ற அமைப்பில் கொண்டிருக்கிறது. இவ் அணு தன் மூன்றாவது M கோளத்திலுள்ள (அதாவது, வெளி மேலோட்டிலுள்ள) ஓர் எலெக்ட்ரானை இழப்பதன் மூலம் அதன் அமைப்பை 2, 8 (Na^+) என்ற நிலையான சோடிய நேர் மின்னேற்ற அயனியாக மாற்றிக்கொள்கிறது. குளோரினானது K2, L8, M7 என்ற அமைப்பைக் கொண்டதாக இருத்தலால் ஓர் எலெக்ட்ரானை எளிதில் ஏற்றுக்கொள்வதன் மூலம் தன் அமைப்பைக் குளோரின் எதிர் மின்னேற்ற அயனியாக (Cl^-) (2, 8, 8) மாற்றிக்கொள்கிறது.

சோடியமும் குளோரினும் முறையே ஓர் எலெக்ட்ரானை ஏற்கவும் இழக்கவும் செய்வதால் வீரியமுள்ள (active) தனிமங்களாகக் கருதப்படுகின்றன. கார்பன் அணு 6 எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்டிருத்தலால் நிலையான தன்மையை அடைய 4 எலெக்ட்ரான்களை இழப்பதன்மூலம் ஹீலியத்தின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுகிறது. கார்பன் அணு நான்கு எலெக்ட்ரான்களை ஏற்பதன்மூலம் நியானின் வெளிமண்டல எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுகிறது.

நிறை எண் (Mass Number)

அணுக் கருவின் அமைப்பின்படி அதில் புரோட்டான்களும் நியூட்ரான்களும் மட்டுமே உள்ளன என்பதை ஏற்கெனவே அறிந்துகொண்டோம். அணுவின் கருவில் எலெக்ட்ரான்கள் இல்லை. கருவின் எடை அதிலுள்ள புரோட்டான்கள், நியூட்ரான்கள் ஆகியவற்றின் எடையின் கூட்டுத் தொகையேயாகும். நடைமுறை அலகுகளில் குறிக்கும் அணுவின் முழு எண் நிறை அதன் நிறை எண்ணே ஆகும்.

நியூட்ரான்களின் எடையும் புரோட்டான்களின் எடையும் ஒன்றாகவே இருத்தலால், உட்கருவிலுள்ள புரோட்டான், நியூட்ரான் ஆகியவற்றின் மொத்த எண்ணிக்கையே அவ் அணு நிறை எண் என அழைக்கப்படுகிறது. ஆனால், புரோட்டான் களின் எண்ணிக்கை அவ்வணுக் கருவிலுள்ள நேர்மின் துகள்களையும் அணு எண்ணையும் குறிக்கும். அணு நிறை எண்ணிற்கும் அணு எண்ணிற்கும் உள்ள வித்தியாசம் அவ் அணுவிலுள்ள நியூட்ரான்களைக் குறிப்பதாக இருக்கும். ஓர் அணுவின் அணு எண்ணை Z என்ற எழுத்தாலும், அதன் அணு நிறை எண்ணை M என்ற எழுத்தாலும், அதிலுள்ள நியூட்ரான் களை N என்ற எழுத்தாலும் குறிப்பிடுவது வழக்கம். அணு நிறை எண் = அணு எண் + நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை; $M = Z + N$; $N = M - Z$; $Z = M - N$. இவ்வாறாக ஓர் அணுவின் அணு எண்ணிலிருந்தும் அதன் நிறை எண்ணிலிருந் தும் அவ்வணுவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையை யும் அவ்வணு எடையையும் கணக்கிடலாம்.

அணு எண் (Atomic number)

இவ்வெண் ஒரு தனிமத்திலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையைக் குறிப்பதாகும். ஆவர்த்தன அட்டவணையில் (periodic table) தனிமங்கள் இவ் வெண்களின் வரிசையிலேயே அமைக்கப்பட்டிருக்கின்றன. இவ் எண்ணை நிறை எண்ணி லிருந்து அவ்வணுவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணைக் கழிப்பதன் மூலம் பெறலாம்.

ஓரிடத் தனிமங்கள்

ஐஸோடோப்புகள் (Isotopes)

பௌதிக வேதிக் குணங்களில் வித்தியாசமில்லாதனவும், ஆனால், அணு எடையில் மாத்திரம் வித்தியாசமுடையனவு மாகிய தனிமங்களுக்கு ஐஸோடோப்புகள் என்று ஸாடி (Soddy) என்ற அறிவியல் அறிஞர் பெயரிட்டார். ஆஸ்டன் (Aston) அநேகத் தனிமங்கள் ஐஸோடோப்புகளைக் கொண்டவையாகவே இருக்கின்றன என்பதை நிரூபித்திருக் கிறார். ஐஸோடோப்புகளில் புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை சமமாகவும், நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை வேறுபட்டும் இருக்கும். Cl^{35}, Cl^{37} என்ற இரண்டும் குளோரினின் ஐசோடோப்புகளாகும்.

விவரம்	Cl^{35}	Cl^{37}
(1) அணுக் கருவில்	17 புரோட்டான்கள் 18 நியூட்ரான்கள்	17 புரோட்டான்கள் 20 நியூட்ரான்கள்
(2) கருவிற்கு வெளியே	17 எலெக்ட்ரான்கள்	17 எலெக்ட்ரான்கள்

அணு எண் சமமாக இருத்தலால், இவற்றின் பௌதிக, இரசாயனக் குணங்களும் பெரும்பாலும் ஒரே மாதிரியாக இருக்கும். மெண்டலீஃபின் ஆவர்த்தன தனிம அட்டவணையில் இவ் ஐஸோடோப்புகள் ஓர் இடத்தைப் பெறுவதால் இவைகளை **ஓரிடத் தனிமங்கள்** என்கிறோம்.

ஹைட்ரஜன் மூன்று ஐஸோடோப்புகளைக் கொண்டது. (a) புரோட்டியம் அல்லது ஹைட்ரஜன் ^{1}H; (b) டியூடிரியம் (deuterium) $^{2}_{1}H$ அல்லது $^{2}_{1}D$; (c) டிரிட்டியம் (tritium) $^{3}_{1}T$ அல்லது $^{3}_{1}H$. இடப்பக்க அடிமூலையில் காணப்படும் எண் அணு எண்ணையும், இடப்பக்க மேல்மூலையில் காணப்படும் எண் அணு நிறை எண்ணையும் குறிக்கும். சில தனிமங்கள் ஐஸோடோப்புகளின் கலவைகளாக இருத்தலாலேயே பின்ன அணு எடைகளைக் (fractional atomic weight) கொண்டிருக்கின்றன. உதாரணமாக, சாதாரணக் குளோரின் வாயு 77% Cl^{35}-ம் 23% Cl^{37}-ம் கொண்ட கலவையாயிருத்தலால்,

குளோரினின் அணு எடை $\frac{35 \times 0{\cdot}77}{100} + \frac{37 \times 0{\cdot}23}{100} = 35{\cdot}46.$

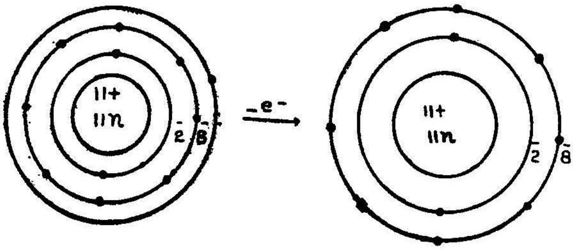
எனவே, குளோரினின் அணு எடை $= 35{\cdot}46$.

அயனிகள் (Ions)

ஓர் அணு எலெக்ட்ரான்களை இழக்கும்போது அல்லது ஏற்கும்போது அயனியாக மாறுகிறது. அயனிகள் அணுக்களிலிருந்தும் வேறுப்பட்டவையாகும். அயனிகளுக்கு மின் ஏற்றம் உண்டு; ஆனால், அணுவின் மின் இயல்பு நடுநிலைமையானது.

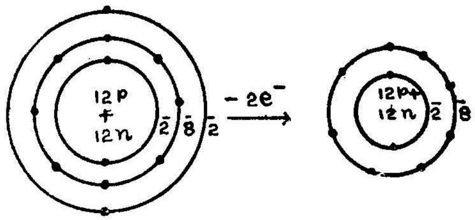
சோடியம் அணு ஓர் எலெக்ட்ரானை இழப்பதால், அதன் மின் நடுநிலைமையை இழந்து நேர் மின்னேற்ற அயனியாகிறது. சோடியம் அணுவில் 11 புரோட்டான்களும் 11 எலெக்ட்ரான்

களும் இருந்தன. சோடியம் அணுவில் உள்ள நியூட்ரான்கள் இதில் சம்பந்தப்படமாட்டா. பின்னர் ஓர் எலெக்ட்ரானை



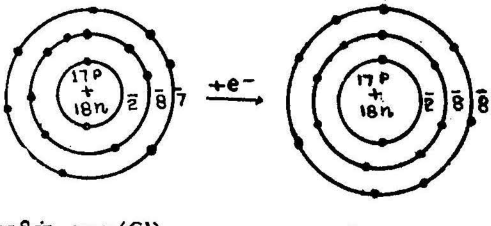
சோடியம் அணு (Na) சோடியம் நேர்மின் அயனி (Na+)

படம் 20



மக்னீசியம் அணு (Mg) மக்னீசியம் நேர்மின் அயனி (Mg++)

படம் 21



குளோரின் அணு (Cl) குளோரைடு எதிர்மின் அயனி(Cl^-)

படம் 22

இழந்த பிறகு அதன் அணுவில் 11 புரோட்டான்களும் 10 எலெக்ட்ரான்களுமே உள்ளன. அதாவது, சோடியம் அயனியில்

ஒரு நேர் மின்னேற்றம் (+) அதிகமாகிவிடுகிறது. எனவே, சோடியம் அணுவினது நேர்மின் இயல்புள்ள சோடியம் அயனியாக (Na^+) மாற்றப்படுகிறது. இவ்வாறே மக்னீசிய அணு 2 எலெக்ட்ரான்களை இழந்தும், குளோரின் அணு 1 எலெக்ட்ரானை ஏற்றும் முறையே ஈரிணை திறனுள்ள எதிர் அயனியாகவும் (Mg^{+2}) ஓரிணை திறனுள்ள நேர் அயனியாகவும் (Cl^-) மாறுகின்றன.

இணைதிறன் (Valency)

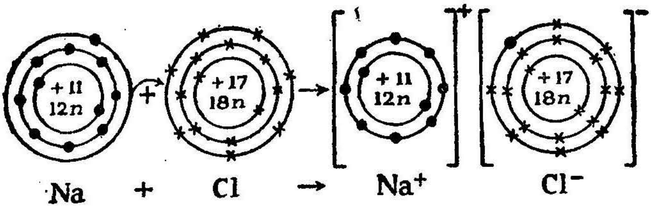
இனி, அணுவின் இணைதிறனைப்பற்றி ஆராய்வோம். அணுவின் வெளிக்கோணத்தில் காணப்படும் எலெக்ட்ரான்களே அவ் அணுவின் இணைவு எலெக்ட்ரான்கள். தனிம அணுக்கள் மந்த வாயுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பை (electronic configuration) அடைவதற்கு, இழக்கவேண்டிய அல்லது ஏற்கவேண்டிய எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும், இவ்வணுவின் இணைவு எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும் ஒன்றே. இதனாலேயே சோடியமும் குளோரினும் ஓரிணைதிறனுடையவை என்று கூறுகிறோம்.

இணைதிறன் இயல்பு, சேர்மங்கள் உண்டாகும்போது, அணு வெளிக்கோணத்திலுள்ள எலெக்ட்ரான்கள் எவ்விதம் அணுக்களின் பிணைப்பில் சம்பந்தப்படுத்தப்பட்டிருக்கின்றன என்பதைப் பொறுத்திருக்கும்.

1. மின்வலுப் பிணைப்பு (Electrovalency or electrostatic bonding)

இப் பிணைப்பின் இயல்பைக் காஸல் (Kassel) நன்கு விளக்குகிறார். ஒவ்வோர் அணுவும் எலெக்ட்ரான்களை மற்றோர் அணுவிற்கு இழந்தாவது அல்லது மற்றோர் அணுவிலிருந்து பெற்றாவது மந்த வாயுவின் நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பை அடைகிறது. இதனால் விளைந்த இரு துருவ அயனிகள் நிலையின் சக்தியால் (electrostatic force) ஒன்றையொன்று (நேர் அயனியை எதிர் அயனி) கவர்ந்து இழுக்கின்றன என்றும் காஸல் கூறினார். இவ்விரு வகை அயனிகளும் ஒரே அளவில், ஆனால், நேர்-எதிர் வகை மின் இயல்பைக் (equal but opposite electric charges) கொண்டிருக்கும். சான்றாக, சோடியமும் குளோரினும் வினைபுரிந்து உண்டாகும் சோடியம் குளோரைடு உப்பை நீரில் கரைக்க, நீரின் ஒரு சிறப்புக் குணத்தால், நேர்-எதிர் அயனிகளுக்குள் நிலவும் மின்கவர்ச்சி குறைவுபட்டு

சோடியம், குளோரைடு அயனிகள் விலகித் தனித்து சுயேச்சை யாகத் திரிகின்றன.



$$Na^{\circ}\ (2,8,1) + Cl^{\circ}\ (2,8,7) \rightarrow Na^{+}\ (2,8) + Cl^{-}\ (2,8,8)$$

சோடியம் அணு + குளோரின் அணு ⟶ சோடியம் குளோரைடு

படம் 23

$$\underset{(2,\,8,\,1)}{Na} + \underset{(2,\,8,\,7)}{Cl} \longrightarrow \underset{(2,\,8)}{Na^{+}} + \underset{(2,\,8,\,8)}{Cl^{-}}$$

இரண்டு வெவ்வேறு தனிம அணுக்களின் மேலோட்டிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் கொடுக்கல் வாங்கலினால் மின்வலுப் பிணைப்பு ஏற்படுகிறது. உண்மையில் மின்வலுப் பிணைப்பு ஒரு பிணைப்பன்று; அது ஒருவித மின்கவர்ச்சியே யாகும். சோடியம், பொட்டாசியம் முதலிய கார உலோகங்களின் அணுக்கள் ஒவ்வொன்றும் ஓர் எலெக்ட்ரானை இழக்கின்றன; எனவே, அவற்றின் இணைதிறன் ஒன்று. மக்னீசியம், கால்சியம் முதலிய கார மண் உலோகங்கள் (alkaline earth metals) இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை இழப்பதால், அவற்றின் இணைதிறன் இரண்டு. அலோகங்களான குளோரின் அணு ஓர் எலெக்ட்ரானையும், ஆக்ஸிஜன் அணு இரண்டு எலெக்ட்ரான்களையும் முறையே ஏற்றுக்கொள்வதால், இவைகளின் இணைதிறன் முறையே ஒன்று, இரண்டு என்று அறிகிறோம்.

சோடியம் குளோரைடு உப்பில் சோடியம் அயனிகளும் குளோரின் அயனிகளும் நிலைமின் கவர்ச்சியால் (electrostatic forces) பிணைக்கப்பட்டிருக்கும். இத்தகைய பிணைப்பை மின்வலுப் பிணைப்பு என்கிறோம். இப் பிணைப்பில் உலோக அணுவிலிருந்து அலோக அணுவிற்கு எலெக்ட்ரான்கள் மாற்றப் படுகின்றன. உதாரணங்களாக லிதியம் குளோரைடு, கால்ஸியம் குளோரைடு, மக்னீசியம் குளோரைடு ஆகியவைகளைக் கூறலாம்.

மின்வலுப் பிணைப்புள்ள பொருள்களின் சிறப்புக் குணங்கள்:

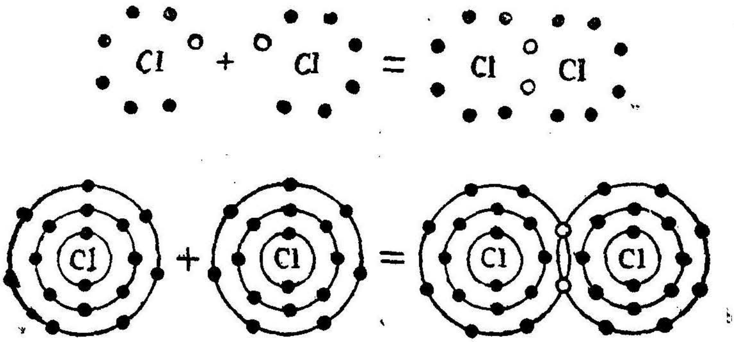
(a) அயனிகளாகத் திடப்பொருளில் இருக்கும் நீர்போன்ற திரவங்களில் கரையும் தன்மையன. இக் கரைசல் மின்னுல் பகுபடும். (b) மின் வெப்ப சக்திகளைக் கடத்தும் தன்மையன. (c) அதிக உருகு நிலைகள் பெற்றிருக்கும். (d) இவைகள் அங்ககத் திரவங்களில் கரையா.

2. சமவலுப் பிணைப்பு (Covalent bond)

ஓரிணைதிறனுள்ள இரண்டு அணுக்கள் ஒன்றோடொன்று இணையும்பொழுது ஓர் எலெக்ட்ரான்தான் பிணைப்பில் ஈடுபடுகிறது என்பது காஸலின் கொள்கை. லூயியின் (Lewis) கொள்கை காஸலின் கொள்கையினின்றும் சிறிது மாறுபட்டதாகும். Cl_2, O_2 போன்ற மூலக்கூறுகளின் அமைப்பைக் காஸலின் கொள்கைப்படி தெளிவுபடுத்த முடியாது. ஓர் ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறு உண்டாக ஓர் அணுமட்டும் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை இழப்பதாகக் கருத இடமில்லை. இன்னும் அயனிகளாகப் பிரியாத அங்கக இரசாயனச் சேர்மங்களின் (organic compounds) அமைப்பிற்குக் காரணம் கூறுவது மிகக் கடினமாகும். இவ்வகைப் பொருள்களுக்குள் இருக்கும் பிணைப்பை விளக்குவதற்கு லூயி பின்வரும் கொள்கையைக் கடைப்பிடித்திருக்கிறார்; அதாவது, அயனிகளாகப் பிரியாத பிணைப்பில் (non-ionisable bond) எலெக்ட்ரான்கள் இரண்டு அணுக்களுக்கும் இடையில் பொதுவாக அமைவதால் இப்பிணைப்பு ஏற்படுகிறது. ஒவ்வொரு பிணைப்பும் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களால் ஆனது. இணையும் இரண்டு அணுக்கள் ஒவ்வொன்றும் இப் பிணைப்பிற்கு ஓர் எலக்ட்ரானைக் கொடுக்கும். இது ஓர் உண்மையான பிணைப்பாகும். ஆகையால், இரண்டு அணுக்கள் கூடும்பொழுது அவ்விரண்டின் இணைதிறனும் பிணைப்பில் ஈடுபடவேண்டும்; இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் பிணைப்பில் கலந்துகொள்ள வேண்டும்.

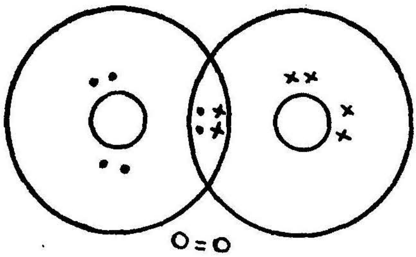
குளோரின் மூலக்கூறுகள் எவ்வாறு உண்டாகின்றன என்று கவனிப்போம். இரண்டு குளோரின் அணுக்கள் இணைந்து ஒரு

குளோரின் மூலக்கூறினைத் தருகின்றன. இணைதலுக்கும் சேர்மங்களின் இரசாயனக் குணங்களுக்கும் காரணமாயிருப்பவை அணுவின் வெளிக்கோணத்திலுள்ள எலெக்ட்ரான்களே. ஒவ்வொரு குளோரின் அணுவின் வெளிக்கோணத்திலும் ஏழு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன.



படம் 24

குளோரின் அணுக்கள் = குளோரின் மூலக்கூறு



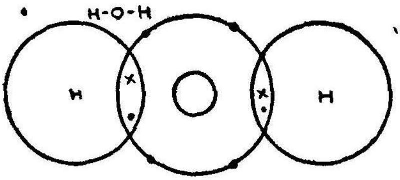
படம் 25

ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறு

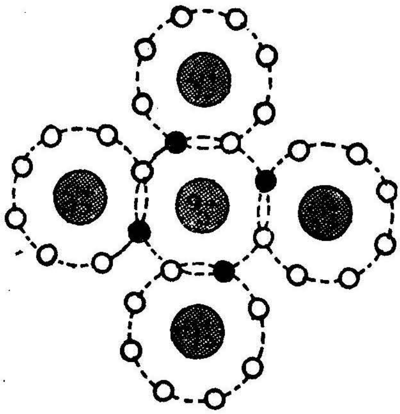
இப்பொழுது குளோரின் மூலக்கூறிலுள்ள ஒவ்வொரு குளோரின் அணுவைச் சுற்றிலும் எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் இருப்பதையும், இரண்டு அணுக்களுக்கிடையில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் பொதுவாய் அமைந்து அவற்றைச் சேர்ந்து நிற்பதையும் கவனிக்க.

ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறை [O=O] அல்லது படம் 25-ல் காட்டியபடி எழுதலாம். இரண்டு பிணைப்புக் கோடுகளும்

பொதுவாய் அமைந்திருக்கும் இரண்டு ஜோடி எலெக்ட்ரான்களைக் குறிக்கும். இரண்டு அணுக்களிலிருந்தும் ஒரே



படம் 26
நீரின் மூலக்கூறு



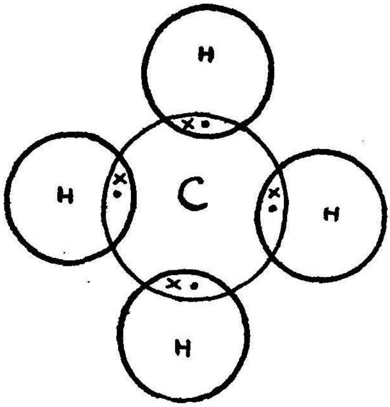
படம் 27
கார்பன் டெட்ராகுளோரைடு

எண்ணிக்கையுள்ள எலெக்ட்ரான்கள் பிணைப்பில் ஈடுபடுகின்றன. ஹைட்ரஜன், நீர் மூலக்கூறு படங்களைக் கவனிக்க.

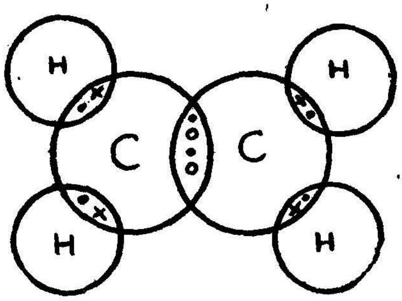
(தெளிவுபடக் காட்டும்பொருட்டே ஓர் அணுவின் எலெக்ட்ரான்கள் புள்ளிகளாகவும், மற்றொன்றின் எலெக்ட்ரான்கள் பெருக்கல் குறிகளாகவும் காட்டப்பட்டுள்ளன.)

கார்பன் டெட்ராகுளோரைடின் (carbon tetrachloride) அமைப்பில் கார்பனைச் சுற்றிலும் எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் உள; அதே விதமாகவே குளோரினைச் சுற்றிலும் எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் உள. இம் மூலக்கூறுகளினின்றும் குளோரின் அயனியாகப் பிரியாது. எத்திலீன், மீதேன் ஆகிய மூலக்கூறுகள்

அங்ககச் சேர்மங்கள். அவற்றின் வெளிக்கோணத்திலுள்ள எலெக்ட்ரான்கள் அமைப்பையும் கவனிக்கவும். ஹீலியத்தின்



படம் 28 மீதேன் (H_4)



$\binom{H}{H} > C{=}C < \binom{H}{H}$

படம் 29
எத்திலீன்

வெளிக்கோண எலெக்ட்ரான் அமைப்பையும், கார்பன் ஆவர்த்தனத் தனிம அட்டவணையில் அதன் அருகிலுள்ள மந்த வாயுவான நியான் அணுவின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பையும் கவனிக்கவும்.

துருவ குணமிலாப் பிணைப்பின் விசேஷப் பண்புகள்
(Characteristics of non-polar bonds)

(a) இவ்வகைப் பிணைப்பினைக் கொண்டுள்ள சேர்மங்களின் அணுக்கள் அயனிகளாகப் பிரியும் தன்மையுடையன அல்ல.

(b) இவ்வகைச் சேர்மங்களின் கரைசல்கள் மின்சாரத்தை யும் வெப்பத்தையும் கடத்தா.

(c) இவ்வகைச் சேர்மங்களின் உருகுநிலை, கொதிநிலை ஆகியவை துருவ குணமுள்ள (polar linkage) பிணைப்பினைக் கொண்டுள்ள சேர்மங்களின் உருகுநிலை, கொதிநிலைகளைவிட மிகக் குறைவாக இருக்கும். துருவகுணப் பொருள்களுக்கும் துருவகுணமிலாப் பொருள்களுக்கும் பொதுவான சில வேற்றுமைகளைக் காண்போம்:

துருவகுணமுள்ள சேர்மங்கள் (Polar Compounds)	துருவகுணமிலாச் சேர்மங்கள் (Non-polar Compounds)
(1) உருகுநிலை அதிகம்; எளிதில் ஆவியாகமாட்டா.	(1) குறைந்த உருகுநிலை உடையது; எளிதில் ஆவியாகும்.
(2) துருவகுணமிலாத் திரவங்களில் (non-polar solvents) அநேகமாகக் கரையா.	(2) பென்ஸீன் போன்ற துருவ குணமிலாத் திரவங்களில் கரையும். கரைசலில் அயனிகள் இருக்கமாட்டா.
(3) நீர் போன்ற அயனிகளாக்கும் திரவங்களில் அயனிகளாகப் பிரியும்.	(3) அயனிகளாகப் பிரியா.
(4) கரைசல்கள் மின்கடத்தியாக இருக்கும்; மின்னாற் பகுபொருள்கள்.	(4) இவை மின்சாரத்தைக் கடத்தா; இவை மின்கடத்தாப் பொருள்கள்.
(5) உருகிய நிலையிலும் மின் சாரத்தைக் கடத்த வல்லவை.	(5) உருகிய நிலையிலும் மின் சாரத்தைக் கடத்தா.

வினாக்கள்

(1) அணுவின் அமைப்பைப்பற்றி ஒரு சிறு கட்டுரை வரைக.

(2) மெண்டலீஃபின் தனிம ஆவர்த்தன அட்டவணையில் முதல் இரண்டு வரிசைகளிலுள்ள தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பை எழுதுக.

(3) அயனிகள் என்றால் என்ன? அவை எவ்விதம் உண்டாகின்றன? அணுவிலிருந்து அயனிகள் எவ்விதம் வேறு படுகின்றன?

(4) சிறு குறிப்பு வரைக: (a) இணைதிறனை நிர்ணயிக்கும் எலெக்ட்ரான்கள், (b) மின்வலுப் பிணைப்பு, (c) சமவலுப் பிணைப்பு.

(5) மின்வலுப் பிணைப்பிற்கும் சமவலுப் பிணைப்பிற்குமுள்ள வேறுபாடுகள் யாவை?

10. மின்கடத்திகள்

(Conductors)

(a) **உலோகக் கடத்திகள்** (Metalic conductors): இப் பொருள்கள் மின்சாரத்தை நன்கு கடத்திச் செல்லும் போது இரசாயன மாற்றங்கள் ஏற்படா; கடத்திகள் சிறிது சூடாகலாம்; இக் கடத்தியின் அணுக்கள் நகர்வதில்லை; ஆனால், இதனூடே எலெக்ட்ரான்கள் இலகுவில் ஓடுகின்றன. இவற்றை உலோகக் கடத்திகள் என்பர். (உ-ம்.) Cu, Hg, Fe.

(b) **மின்பகு கடத்திகள்** : இவைகள் மின்பகு பொருள்கள் (electrolytes) எனப்படும். உதாரணம்: அமிலம், காரம், உப்பு முதலியவற்றின் கரைசல்களும் உருகிய உப்புகளும். இவற்றுள் மின்சாரம் செல்லும்பொழுது கரைசல்களில் இரசாயன மாற்றங்கள் ஏற்பட்டே தீரும். இவற்றினுடைய அயனிகள் நகர்வதால் மின்சாரம் கடத்தப்படுகிறது.

(c) இவை தவிர மின்பகுப்பிற்கு உள்ளாகாததும் கடத்தாததுமான பொருளை மின்பகாப் பொருள் (nonelectrolyte) என்று கூறுவர். இவ் வகைப் பொருள்கள் திரவநிலையிலோ கரைசல்களிலோ அயனிகளாகப் பிரியாததாகையால், இவை மின்சாரத்தைக் கடத்தா.

அயனிகள் கொள்கை

மின்பகு பொருள்களை எளிதில் மின்பகு பொருள் (strong electrolyte), எளிதில் மின்பகாப் பொருள் (weak electrolyte) என இருவகையாகப் பிரிக்கலாம்.

(உ-ம்.) (a) சோடியம் குளோரைடு, சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் ஆகியவை எளிதில் மின் பகு பொருள்கள்.

(b) எளிதில் மின்பகாப் பொருள்கள் மின்சாரத்தை மிகக் குறைந்த அளவிலேயே கடத்தும். (உ-ம்.) அஸிடிக் அமிலம், மெர்குரிக் குளோரைடு, அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு. மின் சாரத்தை மின்பகு பொருள்களினூடே செலுத்துவதை மின்பகுப்பு (electrolysis) என்பர்.

அர்ஹீனியஸின் அயனிகள் கொள்கை

(1) மின்பகு பொருள்கள் நீரில் கரைந்தவுடன் திட்டமான அளவில் நேர் அயனி (anion), எதிர் அயனி (cation) என்ற இரண்டுவித மின்னேற்றமுள்ள துகள்களாகப் (electrically charged particles) பிரிகின்றன.

(2) அயனிகள் என்பன மின்னேற்றம் பெற்ற அணுக்கள் அல்லது அணுக்கூட்டங்கள் அல்லது மூலங்கள் (radicals).

(3) கரைசல் மின் சமநிலையில் (electrically neutral) இருப்பதால், நேர்மின் அயனிகளின் மொத்த மின்னேற்றம் எதிர்மின் அயனிகளின் மொத்த மின்னேற்றத்திற்குச் சமமாக இருத்தல் வேண்டும்.

(4) எளிதில் மின்பகு பொருள்கள் (strong electrolytes) நீரில் அதிக அளவில் அயனிகளாகப் பிரிகின்றன; ஆனால், எளிதில் மின்பகாப் பொருள்கள் (weak electrolytes) குறைந்த அளவிலேயே அயனிகளாகப் பிரிகின்றன.

ஆனால், பொருள் முழுவதும் சாதாரணமாக இவ்விதம் துகள்களாக உடனே பிரிந்துவிடுவதில்லை. மேலும், உற்பத்தியான அயனிகள் மறுபடியும் சேர்ந்து முன்னே இருந்த மூலக்கூறாகவும் மாறிக்கொண்டேயிருக்கும். பொருளானது மீண்டும் அயனிகளாகப் பிரியும். கடைசியில் ஒரு திட்டமான சலனச் சமநிலை (mobile or dynamic equilibrium) ஏற்படும். குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில் எடுத்துக்கொண்ட கரைசலிலுள்ள மின்பகு பொருளின் ஒரு பாகம் அயனிகளாகப் பிரிந்து நிற்கும். புதிதாக உண்டான அயனிகளுக்கும் மின்பகா மூலக்கூறுகளுக்குமுள்ள விகிதம் மாறாததாக இருக்கும். இவ்

விகிதத்திற்கு அயனியாக்கல் நிலை எண் (ionisation or dissociation constant) எனப் பெயர். சோடியம் குளோரைடு கரைசல் மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்தப்படும்போது விளையும் நிகழ்ச்சிகள் பின்வருமாறு:

$$NaCl \rightleftarrows Na^{+} + Cl^{-}$$

$Na^{-} + e^{+} \longrightarrow Na^{\circ}$
$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$ (எதிர்மின் முனையில்)

$Cl^{-} \longrightarrow Cl^{\circ}e^{-}$
$Cl^{\circ} + Cl^{\circ} \longrightarrow Cl_2\uparrow$ (நேர்மின் முனையில்)

ஹைட்ரஜனும் உலோக அயனிகளும் நேர் மின்னேற்ற முடையன; அலோக அயனிகள் எதிர் மின்னேற்றமுடையன. அயனியின் மின்னேற்றம் அதனுடைய இணைதிறனைப் பொறுத்திருக்கிறது. நீரில் மின்பகு பொருள்களைக் கரைத்தவுடன் நேர், எதிர் அயனிகள் உண்டாகி அங்குமிங்கும் அலைந்துகொண்டிருக்கும். மின்முனைகள்மூலம் மின்சாரம் செலுத்தியவுடன் எதிர் அயனிகள் ($Na+$) எதிர் மின்முனையையும், நேர் அயனிகள் (Cl^{-}) நேர்மின் முனையையும் நோக்கிச் செல்லுகின்றன. மின் முனைகளில் மின்னேற்றம் அகற்றப்பட்டு அவை மின்சாரமற்ற நடுநிலைப் பொருள்களாக மாறுகின்றன. பின்னர் சோடிய அணுக்கள் நீருடன் வினைப்பட்டு, சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடாகவும் ஹைட்ரஜனாகவும் மாறுகின்றன. குளோரின் அணுக்கள் இணைந்து இரு குளோரின் அணுக்கள் கொண்ட மூலக்கூறுகளாக மாறுகின்றன. ஆகவே, மின்பகு இரசாயனப் பொருள்களெல்லாம் நீரில் கரைந்தவுடன் ஏதோ ஒரு திட்டமான அளவில் அயனிகளாகப் பிரிகின்றன என்பதும், அவ்வயனிகளே மின்சாரத்தைக் கரைசலின் வழியாகக் கடத்திச் செல்லுகின்றன என்பதும், அயனிகளாகப் பிரியாத மூலக்கூறுகளும் சாதாரணமாகக் கரைக்கும் திரவங்களும் மின்சாரக் கடத்திகள் அல்ல என்பதும், கரைசலில் அயனிகள் அதிகமாக இருக்க இருக்க அக் கரைசலின் மின்சாரம் கடத்தும் திறன் அதிகமாகிறது என்பதும் தெரியவருகிறது.

சாதாரண நிலையில் இவ் அயனிகள் தாறுமாறாகப் பல திசைகளில் நகர்ந்துகொண்டிருக்கும். கரைசலில் மின்முனைகளை அமைத்து மின்சாரத்தைச் செலுத்தியதும், அயனிகள் முறையே எதிர் மின்சக்தியைக்கொண்ட மின்முனைகளால் ஈர்க்கப்பட்டு

அவற்றை நோக்கிச் செல்லுகின்றன. அயனிகள் மின் முனைகளுக்குச் சென்றவுடன் தங்களிடத்திலுள்ள மின் னேற்றத்தை (electrical charge) இழந்து, சாதாரணத் தனிம அணுக்களாகவோ மூலக்கூறுகளாகவோ விடுதலை அடை கின்றன.

(a) சில சமயங்களில் இவ்வாறு மின்பகுப்பு மூலம் வெளிப்படும் பொருள்கள் அப்படியே வெளியேறலாம். உருகிய வெள்ளிக் குளோரைடு மின்னாற் பகுப்பில், வெள்ளியாக எதிர் மின்முனையிலும் குளோரினாக நேர் மின்முனையிலும் வெளி வருகின்றன.

(b) மின்பகுப்பில் வெளிவந்த பொருள்கள் சூழ்நிலைக்கு ஏற்ப மேலும் வினைப்பட்டு வேறு பொருளைத் தருகின்றன.

$$Na_2SO_4 \rightleftarrows 2Na^+ + SO_4^{-2}$$

$$SO_4^{-2} + 2e- \longrightarrow 2SO_4 + 2e-$$

$$2SO_4 + 2H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4 + O_2\uparrow$$

(c) இன்னும் சில சமயங்களில் மின்பகுப்பில் வெளி யாகிய பொருள்கள் மின்முனைகளுடன் வினைபுரியலாம் சான்றாக, அலுமினியத்தை அதன் ஆக்ஸைடிலிருந்து மின்பகு முறையில் பிரித்தெடுக்கும்போது வெளிவரும் ஆக்ஸிஜன், கார்பன் நேர் மின்முனையுடன் வினைபுரிந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

இந்த அயனிகளின் தத்துவத்திற்கும் சில எதிர்ப்புகள் உண்டு. சான்றாக, சாதாரண உப்புக் கரைந்த கரைசலைக் கவனிப்போம். கரைசலில் சோடியமும் குளோரினும் தம்மிச்சையாக இருக்க முடியுமா? இவை இரண்டும் சேர்ந்து இணைந்துவிடாவா? இது போன்ற வினாக்களுக்குப் பின்வருமாறு விளக்கம் கூறலாம். இவை சாதாரணமாய் அணுநிலையில் இருப்பதில்லை. இவை மின்சாரம் கொண்ட அயனிகளாகவே இருக்கின்றன. இவ் இரண்டு நிலைகளுக்கும் அதிக வேறுபாடு உண்டு. மின்சார சக்தி யானது மின்முனைகளால் நீக்கப்பட்ட பின்பே பழைய நடு நிலைக்கு வருகின்றன; பிறகு நீருடன் அவை வினைபுரியும். உதாரணமாக, சிறிதளவு கந்தக அமிலம் சேர்ந்த நீரானது எவ்விதம் மின்னாற் பகுப்பிற்கு உட்படுகிறது என்பதைக் கவனிப்போம்.

$$H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{-2}$$

எதிர் மின்வாயில்	நேர் மின்வாயில்
$H^+ + e^- \longrightarrow H$	$SO_4^{--} - 2e^- \longrightarrow SO_4$
$H + H \longrightarrow H_2\uparrow$	$SO_4 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + [O]$
	$[O] + [O] \longrightarrow O_2\uparrow$

e^- என்பது எலெக்ட்ரானைக் குறிப்பதாகும். முடிவில் கந்தக அமிலம் மீண்டும் பெறப்படுகிறது. எனவே, இவ்வினையில் நீர்தான் மின்பகுப்பினால் ஹைட்ரஜனாகவும் ஆக்ஸிஜனாகவும் முறையே எதிர் மின், நேர் மின் முனைகளில் வெளிப்படுகிறது.

இவ்விதமாக 'அர்ஹீனியஸின் அயனிகளின் கொள்கை' மின்சக்தி கடத்தலையும் மின்னாற் பகுத்தல் முறைகளையும்பற்றி நன்கு விளக்குகின்றது. இக் கொள்கை அமிலங்கள், காரங்கள், உப்புகள் ஆகியவற்றின் பண்புகளையும் காரமழித்தலையும் (neutralization) பற்றி விளக்குகின்றது.

அமிலங்கள்

முன் அத்தியாயங்களில் சாதாரண அமிலங்களான ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், கந்தக அமிலம், நைட்ரிக் அமிலம் ஆகியவற்றின் உபயோகங்கள் சிலவற்றை அறிந்துகொண்டோம். இப்பொழுது அமிலங்களின் **பொதுப் பண்புகளை** அறிந்துகொள்வோம்.

அமிலப் பண்புகள்

அமிலங்களின் கரைசல்கள் நீல லிட்மஸ் சாயத்தைச் சிவப்பாக்கும். இவை புளிப்புச் சுவையுடையன; இடப் பெயர்ச்சியடையும் தன்மையுடைய ஹைட்ரஜன் அணுவையோ அல்லது அணுக்களையோ கொண்டவை. பொருள்களை அரிக்கும் தன்மையுடையன. இவை காரங்களுடன் வினைபுரிந்து உப்புகளையும் நீரையும் கொடுக்கும்.

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$
$$2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

அமிலம் = இடப்பெயர்ச்சி அடையும் ஹைட்ரஜன் + அமில மூலம்.

$$Acid = Replaceable\ hydrogen + Acid\ radical$$
$$HNO_3 = H + NO_3$$

அமிலத்தின் காரத்துவம் அல்லது உப்புத்திறன் எண்

ஓர் அமிலத்தின் உப்பு மூலத்திறன் எண்ணானது (basicity of an acid) அந்த அமிலத்தின் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள இடப் பெயர்ச்சி அடையும் தன்மையுடைய ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையே ஆகும்.

ஒரு மூலக்கூறு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் இடப் பெயர்ச்சி அடையும் தன்மையுடைய ஒரு ஹைட்ரஜன் அணு உள்ளது. எனவே, இதன் உப்பு மூலத்திறன் எண் ஒன்றாகும். இதனை ஒரு காரத்துவமுடைய அமிலம் (monobasic acid) என்றும் கூறலாம்.

$$2HCl + Zn \longrightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow\ ;$$
$$CH_3\ COOH \longrightarrow CH_3\ COO^- + H^+$$

அஸிட்டிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறில் 4 ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் இருப்பினும், ஓர் அணுதான் இடப்பெயர்ச்சி அடையும் தன்மையது; ஆகையால், அதன் உப்பு மூலத்திறன் எண் ஒன்றாகும். இவ்வாறே கந்தக, பாஸ்ஃபாரிக் அமிலங்கள் முறையே இரண்டு, மூன்று உப்பு மூலத்திறன்கள் உள்ளவை.

காரம்

அமிலத்துடன் வினைப்பட்டுத் திட்டமாக நடுநிலைப்பட்டு உப்பும் நீரும் தரும் பொருளுக்குக் காரம் (base) என்று பெயர். அமிலத்தைக்கொண்டு நடுநிலையாக்கும்போது (neutralising) உப்பும் நீரும் உண்டாகின்றன. நீரில் கரைசலாக இருக்கும் காரம் ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளைத் தரும் தன்மையது [$NaOHN \longrightarrow Na^+ + OH^-$]. சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, பொட்டாஸியம் ஹைட்ராக்ஸைடு என்பவை மிக்க வீரியமுள்ளவை; ஆகையால், இவற்றை வன்காரங்கள் (strong alkalies) அல்லது எரிகாரங்கள் (cuastic alkalies) என்பர். அமோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு (NH_4OH), கால்சியம் ஹைட்ராக்ஸைடு [$Ca(OH)_2$], சோடியம் கார்பனேட்டு (Na_2CO_3), சோடியம் பைகார்பனேட் ($NaHCO_3$)

என்பனவற்றை வீரியம் குறைந்த அல்லது மென்காரங்கள் (weak or mild alkalies) என்பர்.

காரம் + அமிலம் ⟶ உப்பு + நீர்

$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$

$CuO + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + H_2O$

$K_2CO_3 + 2HNO_3 \longrightarrow 2KNO_3 + CO_2 + H_2O$

பல காரங்கள் நீரில் கரையும் தன்மையன. இவை சிவப்பு லிட்மஸ் சாயத்தை ஊதாவாக மாற்றக்கூடியதாகவும், சோப்பைப் போன்று வழுவழுப்புடையதாகவும் இருக்கும். இவை அமிலங்களுடன் வினைப்பட்டு உப்பையும் நீரையும் தரும். பல காரங்கள் ஒன்று அல்லது பல ஹைட்ராக்ஸைடு மூலங்களைப் பெற்றிருக்கும். சில காரங்கள் பைகார்பனேட்டு அல்லது கார்பனேட்டு உப்புகளாகும்.

காரத்தின் அமிலத்துவம்

காரத்தின் அமிலத்துவமானது (acidity of a base) அக் காரத்திலுள்ள ஹைட்ராக்ஸைடு மூலங்களைப் (radical) பொறுத்தே இருக்கும். சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் அமிலத்துவம் ஒன்றாகும். ஏனெனில், அதில் ஒரு ஹைட்ராக்ஸைடு மூலமே உள்ளது.

$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$

கால்சியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் இரண்டு ஹைட்ராக்ஸைடு மூலங்கள் உள்ளதால் அதன் அமிலத்துவம் இரண்டு.

உப்பு

ஓர் அமிலம் காரத்தின் அமிலத்துவத்தை அழிக்கும் பொழுது உப்பும் நீரும் உண்டாகின்றன. இவ்வகை உப்புகள் பல வகைப்படும்.

(a) **அமில உப்பு** (Acid salt)

ஓர் அமிலமானது காரத்துடன் வினைப்படும்பொழுது அந்த அமிலத்தின் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்களில்

சில அணுக்களே இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்படுவதன்மூலம் உண்டாகும் உப்பே அமில உப்பு என அழைக்கப்படுகிறது.

(உ-ம்) $NaHCO_3$, $NaHSO_4$

$$H_2SO_4 + NaOH \longrightarrow NaHSO_4 + H_2O$$

$$CO_2 + H_2O + NaOH \longrightarrow NaHCO_3 + H_2O$$

அமிலத்திலுள்ள எல்லா ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்படுவதன்மூலம் உண்டாகும் உப்பிற்கு இயல்பான உப்பு (normal or neutral salt) எனப் பெயர்; Na_2SO_4, $CuCl_2$, KNO_3.

(b) கார உப்பு (Basic salt)

இவ் உப்புகள் ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளைக் கொண்டவையாகும். இவ்வகை உப்புகள் முற்றுறா நடுநிலையாக்கலின் காரணமாக உண்டாகின்றன. உதாரணம்: கார நாகக் குளோரைடு = $Zn(OH)Cl$; கார ஈய நைட்ரேட்டு = $Pb(OH)NO_3$.

இவ் உப்புகள் மேலும் அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து இயல்பான உப்புகளைக் கொடுக்கும்:

$$Pb(OH)(NO_3) + HNO_3 \longrightarrow Pb(NO_3)_2 + H_2O$$

கார உப்பு + அமிலம் ⟶ இயல்பான உப்பு + நீர்

(c) கலப்பு உப்பு (Mixed salt)

இவ்வகை உப்புகள் ஹைட்ரஜன் அல்லது ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிக்குப் பிரதியாக வேறு இரண்டு நேர்மின் அயனிகளையோ எதிர்மின் அயனிகளையோ கொண்டிருக்கும்.

(உ-ம்) சோடியப் பொட்டாசியக் கார்பனேட்டு ($NaKCO_3$); கால்சியம் குளோரோ ஹைபோகுளோரைட்டு, $Ca(Cl)(ClO)$

(d) இரட்டை உப்பு (Double salt)

இவ்வகை உப்புகள் இரண்டு சாதாரண உப்புகளைச் சேர்ப்பதால் உண்டாகின்றன. இவ்வகை உப்புகளில் இரண்டு

வேறு வகை உலோக அயனிகள், ஒரு வகை அலோக அயனிகளுடன் இணைந்திருக்கும்; இவ்வாறே ஒரு வகை உலோக அயனியும் இரண்டு வேறுபட்ட அலோக அயனிகளுடன் இணைந்திருக்கலாம். உதாரணமாக, அமோனியம் சல்ஃபேட்டு, ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டு ஆகிய கரைசல்களைச் சம பங்கில் கலந்து சுண்டச் செய்வதன்மூலம் ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டு [$FeSO_4$, $(NH_4) SO_4$, $6H_2O$] என்ற இரட்டை உப்பின் படிகங்களைப் பெறலாம். பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டு, அலுமினியம் சல்ஃபேட்டு ஆகிய கரைசல்களைச் சேர்ப்பதன்மூலம் சாதாரணப் படிகாரத்தைப் (alum) [K_2SO_4, $Al_2 (SO_4)_3$, $24H_2O$] பெறலாம்.

உப்புகளின் குணங்கள்

உப்புகள் பொதுவாக ஆவியாகும் தன்மையற்ற, மணமற்ற திடப்பொருள்களாகும்; அனேகமாக மின்வலுப் பிணைப்புடைய சேர்மங்கள்; அதாவது, கரைசலில் அயனிகளாக மாறும் இயல்புடையவை. வீரியமற்ற அமிலங்கள், வீரியமற்ற காரங்கள் ஆகியவற்றிலிருந்து பெறப்பட்ட உப்புகள் நீருடன் வினைப்பட்டு நீராற் பகுத்தற்கு (hydrolysis) உட்படும் தன்மையன. நீராற் பகுத்தல் நடுநிலையாக்கலுக்கு நேர்மாறான வினையாகும். இவ்வகை உப்புகளின் கரைசல்கள் நடுநிலையாகவோ, கார அல்லது அமிலத் தன்மையுடையனவாகவோ இருக்கக் காண்கிறோம்.

அயனிகளின் கொள்கைமூலம், சோடியம் கார்பனேட்டு நீராற் பகுபடும்போது கீழே காணும் மாற்றங்களுக்கு உட்படுகிறது என்று அறிகிறோம் :

(1) $Na_2CO_3 \longrightarrow 2Na^+ + CO_3^{--}$

(2) $2H_2O \longrightarrow 2(OH)^- + 2H^+$

(3) $2H^+ + CO_3^{--} \longrightarrow H_2CO_3$

(1) and (2) : $2Na^+ + 2(OH)^- \longrightarrow 2NaOH$

சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலில் சோடியம் கார்பனேட்டும் நீரும் மேலே கண்ட சமன்பாடுகளில் குறிப்பிட்டுள்ளபடி அயனிகளாக மாறுகின்றன,

சோடியம் கார்பனேட்டிலுள்ள CO_3^{-2} அயனி, நீரிலுள்ள H^+, $(OH)^-$ அயனிகளுடன் இணைந்து (அயனியாக எளிதில் மாறும் தன்மையற்ற, வீரியமற்ற) கார்பனிக் அமிலமாக மாறுகின்றது. இவ்வாறு ஹைட்ரஜன் அயனி (H^+) நீக்கப்பட்டவுடன் இரண்டாம் சமன்பாட்டிலுள்ள சமநிலை (equilibrium) வலப்பக்கமாக நகர்த்தப்படுவதால், கரைசலில் ஹைட்ராக்சைடு அயனிகள் அதிக அளவு சேகரிக்கப்படுகின்றன. சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசல் நீருடன் இரட்டைச் சிதைவிற்கு உட்படும் காரணமாகத்தான் லிட்மஸ் காகிதத்தால் சோதிக்கப்படும்பொழுது காரத்திற்குரிய குணங்களைக் காட்டுகின்றது.

சோடியம் குளோரைடு அல்லது பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசல்களை லிட்மஸ் காகிதத்துடன் சோதித்தால் ஒருவித மாறுதலும் ஏற்படாது. இதிலிருந்து அவை நடுநிலைமையுள்ளவையாக இருப்பதைக் காண்கிறோம். இவ் உப்புகள் வீரியமுள்ள அமிலங்கள், காரங்களின் சேர்க்கையால் உண்டானவையாதலால், அவை நீருடன் இரட்டைச் சிதைவிற்கு உடன்படுவதில்லை. கரைசலில் Na^+ அயனிகளும் Cl^- அயனிகளும் சம எண்ணிக்கையில் இருப்பதால், கரைசல் நடுநிலைமையாகவே (neutral) இருக்கும்.

சேர்மங்களின் சமான எடைகள்
(Equivalent Weights of Compounds)

சேர்மங்களின் சமான எடையானது அது பங்கு பெறும் இரசாயன வினையின் தன்மையைப் பொறுத்திருக்கும்: (a) காரமழித்தல் வினையில் பங்குபெறும் அமிலங்கள் அல்லது காரங்கள்; (b) ஆக்ஸிஜன் ஏற்றியாகவோ (oxidising agent) அல்லது ஆக்ஸிஜன் குறைப்பானாகவோ (reducing agent) ஆக்ஸிஜன் குறைத்தல், ஆக்ஸிஜன் ஏற்றல் போன்ற வினைகளில் பங்குபெறும்பொழுது சேர்மங்களின் சமான எடையானது இவ் வினைகளிலிருந்து கணக்கிடப்படுகிறது.

(a) அமிலங்களின் சமான எடை

இடப்பெயர்ச்சி அடையும் தன்மையுடைய ஒரு ஹைட்ரஜனின் சமான எடையைக்கொண்டுள்ளஅமிலத்தின் எடையே அதன் சமான எடையாகும். எனவே, ஓர் அமிலத்தின் கிராம் சமான எடையானது, 1·008 கிராம் இடப்பெயர்ச்சி பெறும்

ஹைட்ரஜனின் எடையைக் கொண்டுள்ள அமிலத்தின் எடையே யாகும்.

(உ-ம்) (a) 36·46 பங்கு ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலமான அதன் மூலக்கூறில் 1·008 பங்கு எடை ஹைட்ரஜனைக் கொண்டுள்ளதால், அதன் சமான எடை 36·46: (b) 98 கிராம் கந்தக அமிலம் இரண்டு இடப்பெயர்ச்சி அடையும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களை அதன் மூலக்கூறில் கொண்டதாக இருப்பதால், அதன் சமான எடையானது 98 ÷ 2 = 49. ஓர் அமிலத்திலுள்ள இடப்பெயர்ச்சி அடையும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கை அவ் அமிலத்தின் காரத்தன்மையைக் குறிப்பதாகும்.

$$\text{அமிலத்தின் கிராம் சமானஎடை} = \frac{\text{அதன் கிராம் மூலக்கூறு எடை}}{\text{அதன் காரத்துவம்}}$$

நடுநிலையாக்கும் அமிலத்தின் காரத்துவமானது அதன் மூலக்கூறிலுள்ள இடப்பெயர்ச்சி அடையும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையின்மூலம் கணக்கிடப்படுகிறது. (a) ஓர் இடப்பெயர்ச்சி அடையும் ஹைட்ரஜன் அணுவைக் கொண்ட அமிலங்களின் உப்பு மூலத்திறன் எண் ஒன்றாக இருக்கும். (உ-ம்) HCl, HNO_3; (b) இரண்டு இடப்பெயர்ச்சி பெறும் அணுக்களைக்கொண்ட அமிலங்களின் உப்பு மூலத்திறன் எண் இரண்டாக இருக்கும்: H_2SO_4; H_2CO_3.

அஸிடிக் அமிலத்தில் (CH_3COOH) நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் இருப்பினும், அவற்றுள் ஒன்றுதான் இடப்பெயர்ச்சி அடையும் தன்மையுடையது. ஓர் அமிலத்தால் உண்டாகும் உப்புகள் அந்த அமிலத்தின் உப்பு மூலத்திறன் எண்ணைப் பொறுத்தே இருக்கும். அதாவது, உப்பு மூலத்திறன் எண் ஒன்றாகவுள்ள அமிலங்கள் ஒரேவகை உப்புகளையே கொடுக்கும்: உப்பு மூலத்திறன் எண் இரண்டாகவுள்ள அமிலங்கள் இரண்டு வகை உப்புகளையே கொடுக்கும்.

எண்	அமிலம்	மூலக்கூறு எடை	உப்பு மூலத் திறன் எண்	கிராம் சமான எடை = மூலக்கூறின் எடை ÷ உப்பு மூலத்திறன் எண்
1	ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் (HCl)	36·46	1	36·46 ÷ 1 = 36·46
2	நைட்ரிக் அமிலம் (HNO_3)	63	1	63 ÷ 1 = 63
3	கந்தக அமிலம் (H_2SO_4)	98	2	98 ÷ 2 = 49
4	ஆக்ஸாலிக் அமிலம் ($H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$)	126	2	126 ÷ 2 = 63
5	அஸிடிக் அமிலம் CH_3COOH	60	1	60 ÷ 1 = 60

காரங்களின் சமான எடை (Equivalent weight of bases)

ஓர் அமிலத்தின் சமான எடையுடன் வினைபுரிந்து அதனை நடுநிலையடையச் செய்வதற்கு எந்த எடை அளவு காரம் தேவையோ, அந்த எடையே அக் காரத்தின் சம எடை எனப்படும்.

(உ-ம்.) $NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$

36·46 கி. ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் சரியாக 40 கி. சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு தேவைப்படுகிறது என்று மேலே குறிப்பிட்டுள்ள சமன்பாட்டின் மூலம் அறிகிறோம். இதிலிருந்து 40 கி. தான் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் சமான எடை என்று அறிகிறோம். சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு காரமானது எந்த அமிலத்துடன் வினைபுரிந்தாலும் அதன் சமான எடை நாற்பதாகவே இருக்கும்.

$$2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

80 கி. சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு 98 கி. அல்லது இரண்டு சமான எடை கந்தக அமிலத்துடன் வினைபுரிகிறது. ஆனால், மேலே குறிப்பிட்டுள்ள காரத்தின் சமான எடைக்குரிய விளக்கத்திலிருந்து, ஒரு சமான எடை அமிலத்துடன் வினை புரிவதற்குத் தேவையான காரத்தின் எடையைத்தான் அதன் சமான எடை என்கிறோம். எனவே, ஒரு சமான எடை, அதாவது, 49 கி. கந்தக அமிலத்துடன் வினைபுரிவதற்குத் தேவையான காரத்தின் எடை $80 \div 2 = 40$ கிராம்களேயாகும்.

இவ்வாறே $Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$

இரண்டு சமான எடை ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினை புரிவதற்குத் தேவையான சோடியம் கார்பனேட்டின் எடை 106 கி. ஒரு சமான எடை அமிலத்துடன் வினைபுரியத் தேவையான கார்பனேட்டின் எடை $= 106/2 = 53$ கி. எனவே, சோடியம் கார்பனேட்டின் சமான எடை $= 53$.

ஆக்ஸிஜன் ஏற்றிகளும் ஒடுக்கிகளும்

ஆக்ஸிஜன் ஏற்றியின் சமான எடை (Equivalent weight of an oxidising agent)

எட்டுப் பங்கு எடை ஆக்ஸிஜனைக் கொடுப்பதற்குத் தேவையான ஆக்ஸிஜன் ஏற்றியின் எடையே அதன் சமான எடை.

(a) பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு : இது முக்கியமான வீரியமுள்ள ஆக்ஸிஜன் ஏற்றியாகும் ; இதை நீர்த்த கந்தக அமிலத்தில் கரைத்து வினைப்படுத்த, கீழ்வருமாறு நிகழ்கிறது :

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4^- \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5[O]$$

அதாவது, 316 கி. (இரண்டு மூலக்கூறு எடை) பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டிலிருந்து 80 கி. ஆக்ஸிஜன் வெளிவருகிறது. ஒரு மூலக்கூறு பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டானது 40 கி. ஆக்ஸிஜனை வெளியேற்றும். எனவே, 8 கி. ஆக்ஸிஜனை வெளியேற்ற $316/10 = 31{\cdot}6$ கி. பெர்மாங்கனேட்டு தேவை என அறிகிறோம். 31·6 கி. தான் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டின் சமான எடையாகும்.

(b) பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு மற்றோர் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றியாகும். $K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 4H_2O + 3[O]$ டைகுரோமேட்டை நீர்த்த கந்தக அமிலத்தில் வினைப்படுத்த, பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டு, குரோமியம் சல்ஃபேட்டு, ஆக்ஸிஜன் ஆகியவை கிடைக்கின்றன. 294 கி. டைகுரோமேட்டானது அதன் மூலக்கூறெடை 48 கி. ஆக்ஸிஜனைக் கொடுக்கிறது. எனவே, 8 கிராம் ஆக்ஸிஜனைப் பெறத் தேவையான டைகுரோமேட்டு $= 294 \div 6 = 49$ கிராம்; அதாவது, டைகுரோமேட்டின் சமான எடை $= 49$ என அறிகிறோம்.

ஆக்ஸிஜன் குறைப்பானின் சமான எடை (Equivalent weight of a reducing agent)

8 கிராம் அல்லது ஒரு சமான எடை ஆக்ஸிஜனுடன் ஆக்ஸிஜனேற்றமடையும் குறைப்பானின் எடையே அதன் சமான எடையாகும். ஃபெரஸ்சல்ஃபேட்டு ஓர் ஆக்ஸிஜன் குறைப்பானாகும். இது பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுடன் பின்வருமாறு கூடுகிறது :

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5[O]$$

$$5[O] + 10FeSO_4 + 5H_2SO_4 \longrightarrow 5Fe_2(SO_4)_3 + 5H_2O$$

இதிலிருந்து 80 பங்கு எடை ஆக்ஸிஜன் 1520 ஃபெரஸ்சல் ஃபேட்டுடன் கூடுகிறது. ஃபெரஸ்சல்ஃபேட்டின் சமான எடையானது 8 கிராம் ஆக்ஸிஜனுடன் ஆக்ஸிஜனேற்றமடையத் தேவையான எடையே. எனவே, ஃபெரஸ்சல்ஃபேட்டின் சமான எடையானது, அதாவது, அதன் மூலக்கூறின் எடையே யாகும். அதாவது, $= 1520 \div 10 = 152$; நீருள்ள ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டு ($FeSO_4 \cdot 7H_2O$), ஃபெரஸ்அம்மோனியம் சல் ஃபேட்டு [$FeSO_4 \cdot (NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$] ஆகியவைகளின் சமான எடைகள் அவற்றின் மூலக்கூறுகளின் எடைகளேயாம்; அவை முறையே 278, 392.

மூலக்கூறு எடை, அணு எடை, சமான எடை

ஒரு தனிமத்தின் அல்லது ஒரு சேர்மத்தின் மூலக்கூறின் எடையும், அதனின் சமான எடையும் ஒன்றாய் இருக்கலாம்; அல்லது அதன் சமான எடையின் மடங்காகவும் இருக்கலாம்.

பொருள்	எடைகள்		
	சமான—	அணு—	மூலக்கூறு—
ஹைட்ரஜன்	1	1	2
ஆக்ஸிஜன்	8	16	32
சோடியம்	23	23	—
ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம்	36·46	—	36·46
சோடியம் ஹைடிராக்சைடு	40	—	40
கந்தக அமிலம்	49	—	98
சோடியம் கார்பனேட்டு	53	—	106
குளோரின்	35·46	35·46	70·92

1. தனிமத்தின் சமான எடை × அதன் இணைதிறன் = அணு எடை.

2. தனிமத்தின் இணைதிறன் = அணு எடை/சமான எடை.

3. $\text{அணுத்தொகுதி எண் (Atomicity)} = \dfrac{\text{தனிமத்தின் மூலக்கூறெடை}}{\text{அதன் அணு எடை}}$

அமிலங்கள், காரங்கள், நடுநிலையாக்கல் ஆகியவைபற்றிய தற்காலக் கருத்துகள்

அமிலம்பற்றிய முற்காலக் கருத்துகளை ஏற்கெனவே அறிந்திருக்கிறீர்கள். ஆர்ஹனியஸின் அயனிகளின் கொள்கைப்படி, அமிலமானது நீரில் கரையும்பொழுது அதிக அல்லது குறைந்த அளவில் ஹைட்ரஜன் எதிர் அயனிகளாகும் (H^+), மற்றும் அமிலத்திலுள்ள (அமில மூலமாகவும், acid radical) நேர் அயனிகளாகவும் (anion) பிரிகின்றன. நேர் மின்னேற்றமுடைய ஹைட்ரஜன் அயனியானது ஹைட்ரஜன் அணுவின் உட்கருவேயாதலால், அது புரோட்டான் எனவும் அழைக்கப்படுகிறது.

(1) $HCl \underset{\longleftarrow}{\longrightarrow} H^+ + Cl^-$

(2) $H_2SO_4 \underset{\longleftarrow}{\longrightarrow} 2H^+ + SO_4^{--}$

(3) $CH_3COOH \underset{\longleftarrow}{\longrightarrow} H^+ + CH_3COO^-$

இவற்றிலிருந்து பொதுவாக எல்லா அமிலங்களின் கரைசல்களிலும் ஹைடரஜன் அயனிகள் (புரோட்டான்கள்) காணப்படுகின்றன என அறிகின்றோம். இதன் காரணமாகவே அமிலங்களெல்லாம் பொதுவான சில குணங்களை உடையனவாக இருக்கின்றன. மேலும், அயனியாதல் எல்லா அமிலங்களிலும் ஒரே அளவிற்கு நிகழ்வதில்லை ; சில அமிலங்களில் அதிக அளவிலும், மற்றும் சிலவற்றில் குறைந்த அளவிலும் அயனிகளாகப் பிரிகின்றன. அதிக அளவில் அயனிகளாகப் பிரியும் அமிலங்களை பலமான அமிலங்கள்(strong acids) என்றும், குறைந்த அளவில் அயனிகளாகப் பிரியும் அமிலங்களை பலவீன அமிலங்கள் (week acids) என்றும் அறிகிறோம்.

(a) ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், நைட்ரிக் அமிலம், கந்தக அமிலம் போன்றவை பலமான அமிலங்களுக்கு உதாரணங்களாகும். இவை நீரில் கரையும்பொழுது தோராயமாக இவற்றின் எல்லா மூலக்கூறுகளும் அயனிகளாகப் பிரிகின்றன ; இவைகள் வீரியமுள்ளவை. (b) அஸிட்டிக் அமிலம், ஆக்ஸாரிக் அமிலம் போன்ற அங்கக அமிலங்கள் பலவீன அமிலங்களுக்கு உதாரணங்களாகும். இவை நீரில் கரையும்பொழுது அயனியாதல் குறைந்த அளவிலேயே நிகழ்கிறது. இவை வீரியம் குறைந்தவை.

அர்ஹீனியஸின் கொள்கைப்படி, ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளைக் கொண்டுள்ள கரைசல்களையெல்லாம் காரங்கள் என்பர். ஒரு காரமானது கரையும்பொழுது ஹைட்ராக்ஸைடு நேர் அயனியாகவும் $(OH)^-$ (anion), அதனுடன் சம்பந்தப்பட்ட எதிர் அயனியாகவும் (cation) பிரிகிறது :

$NaOH \underset{\longleftarrow}{\longrightarrow} Na^+ + OH^-$

$NH_4OH \underset{\longleftarrow}{\longrightarrow} NH_4^+ + OH$

இவற்றிலிருந்து எல்லாக் காரங்களும் ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளைக் கொண்டவையே என்றும், அதன் காரணமாகக் காரங்கள் சில பொதுவான குணங்களை உடையனவாய் இருக்கின்றன என்றும் அறிகின்றோம்.

அதிக அளவில் ஹைட்ராக்ஸில் அயனிகளாகப் பிரியும் காரங்கள் வன்காரங்கள் எனப்படும். சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு இவை நீரில் முழுவதும் அயனிகளாக மாறுகின்றன.

குறைந்த அளவில் அயனிகளாக மாறும் காரங்கள் மென் காரங்கள் எனப்படும். இவற்றின் கரைசல்கள் குறைந்த அளவிலேயே ஹைட்ராக்ஸில் அயனிகளைக் கொண்டிருக்கும்; (உ-ம்.) அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு NH_4OH.

நடுநிலையாக்கல்

மேற்கூறிய கொள்கையின்படி, அமிலத்திலுள்ள ஹைட்ரஜன் அயனிக்கும் காரத்திலுள்ள ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிக்கும் இடையே நிகழும் வினையையே நடுநிலையாக்கல் (neutralization) என்பர். ஒரு வீரியமுள்ள அமிலத்திற்கும் காரத்திற்கும் இடையே நிகழும் வினையைப் பின்வருமாறு குறிப்பிடலாம்:

$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$ (முழுமையாகப் பிரிகிறது)

$KOH \longrightarrow K^+ + OH^-$ (முழுமையாகப் பிரிகிறது)

$HCl + KOH \longrightarrow K^+ + Cl^- + H_2O$

$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$ (அயனியாகாத நீர்)

ஒரு ஹைட்ரஜன் அயனியானது கரைசலில் தனித்து இராமல் நீரின் ஒரு மூலக்கூறுடன் இணைந்தே இருக்கு மென்பதைத் தற்கால ஆராய்ச்சி கூறுகிறது. அதாவது, $H^+ + H_2O \longrightarrow [H_3O]^+$. இதை ஹைட்ரோனியம் அயனி என்பர். இவ்வாராய்ச்சிகளின் பயனாக அர்ஹீனியஸின் கொள்கை லவ்ரி, பிரான்ஸ்டெட் (Loury, Bronsted) என்னும் விஞ்ஞானிகளால் சிறிது சீர்திருத்தப்பட்டிருக்கிறது.

லவ்ரி—பிரான்ஸ்டெட் கொள்கை

இக் கொள்கையின்படி புரோட்டான்களைக் கொடுக்கும் எந்தப் பொருளையும் அமிலம் என்றும், புரோட்டான்களை ஏற்றுக்

கொள்ளும் எந்தப் பொருளையும் காரம் என்றும் அழைப்பார். எனவே,

$$(1)\ HCl + H_2O \longrightarrow [H_3]^+ + Cl^-$$

இதன்படி HCl ஒரு புரோட்டானை இழப்பதால் அமிலம் எனவும், நீர் ஒரு புரோட்டானை ஏற்றுக்கொள்வதால் காரம் எனவும் கூறலாம்.

$$(2)\ NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

இவ் வினையின்படி அமோனியா ஒரு புரோட்டானை ஏற்றுக் கொள்வதால் காரம் என்றும், நீர் ஒரு புரோட்டானைக் கொடுப்பதால் அமிலம் என்றும் அழைக்கப்படுகின்றது. இக் கொள்கையின்படி ஒரு காரமானது ஹைட்ராக்ஸைடு அயனியைக் கொண்டதாக இருக்கவேண்டிய அவசியமில்லை என்பது குறிப்பிடத்தக்கது. முதல் வினையில் நீர் அமிலமாகவும், இரண்டாம் வினையில் அது காரமாகவும் செயல்படுவதை நன்கு கவனிக்கவும்.

பருமனறி பகுப்பு (Volumetric Analysis)

பொருள்களின் இரசாயனப் பண்பைப் பிரித்துப் பகுத்து அறியும் முறை பண்பறி பகுப்புமுறை என அழைக்கப்படுகிறது. உதாரணமாக, பண்பறி பகுப்பு முறையின் (qualitative analysis) மூலம் சாதாரண உப்பை சோடியம் குளோரைடு என அறிந்துகொள்ளமுடிகிறது. ஒரு பொருளின் குறிப்பிட்ட ஒரு தனிமம் எந்த அளவில் இருக்கிறது என்பதை அறிந்து கொள்ள உதவும் முறை அளவறி பகுப்புமுறை (quantitative analysis) எனப்படும்.

அளவறி பகுப்பு முறையில் இரண்டு பிரிவுகள் உள: (a) எடையறி பகுப்பு (gravimetric analysis); (b) பருமனறி பகுப்பு (volumetric analysis). இவ்வத்தியாயத்தில் நாம் பருமனறி பகுப்பு முறையைப்பற்றி அறிந்துகொள்வோம். இதனையே அமில அளவியல் (acidimetry) அல்லது கார அளவியல் (alkalimetry) எனவும் கூறலாம். நடுநிலையாக்கல் முறையில் அமிலமும் காரமும் அதனதன் சமான எடை அளவிலாவது அல்லது அவ்வெடையின் விகிதத்திலாவதுதான் கூடும்.

அமிலங்களின் சமான எடைகளை நடுநிலையாக்கல் முறையால் கணக்கிடுகிறோம்.

திறன் தெரிந்த காரத்தின் கரைசலைக்கொண்டு அமிலத்தின் திறனைக் கண்டுபிடிக்கும் முறையை அமில நிர்ணயம் அல்லது அமில அளவியல் என்றும், திறன் தெரிந்த அமிலக் கரைசலைக் கொண்டு காரத்தின் திறனைக் கண்டுபிடிக்கும் முறையைக் கார நிர்ணயம் அல்லது கார அளவியல் என்றும் பெயர். இரண்டு முறைகளிலும் நடுநிலையைக் கண்டுகொள்ள ஒரு சமன்காட்டி (neutralisation indicator) உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. இம் முறையில் கரைசல்களையே உபயோகப்படுத்துவதாலும், கரைசல்களின் திறன்களைக்கொண்டே கணக்கிடுவதாலும் கரைசலின் கன அளவைத் தெரிந்துகொள்வது மிக அவசிய மாகிறது.

அளவறி கரைசல் (Standard solution)

தெரிந்த எடையுள்ள கரைபொருள் தெரிந்த கன அளவு உள்ள கரைப்பானில் கரைந்து நிற்கும் கரைசலை அளவறி கரைசல் என்பர்.

அமிலங்களும் காரங்களும், இன்னும் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றிகளும் ஆக்ஸிஜன் குறைப்பான்களும் அதனதன் சமான எடைப்படி வினைபுரிவதால், திட்டக் கரைசலைத் தயாரிக்க சமான எடையையே முக்கியமாக எடுத்துக்கொள்ளுதல் முறையாகும். நாம் கன அளவு கொண்டே சோதனைகளைச் செய்வதால் சமான எடையை எவ்வளவு கன அளவு நீரில் கரைப்பது என்பது கேள்வி. சாதாரணமாகத் திட்டக் கரைசலின் அளவை ஒரு லிட்டராக எடுத்துக்கொள்வதே வழக்கிலிருந்துவருகிறது.

சமான எடைக் கரைசல் அல்லது விதிக்கரைசல்

அமிலம், காரம், உப்பு போன்ற எந்தப் பொருளையும் அதன் கிராம் சமான எடையில் ஒரு லிட்டர் கரைப்பானில் (சாதாரண மாக நீரில்) கரைந்திருக்கும்படி செய்தால், அக் கரைசலே சமான எடைக் கரைசல் அல்லது விதிக்கரைசல் (normal solution) எனப்படும். இதிலிருந்து அமிலத்தின் சமான எடைக் கரைசலும், காரத்தின் சமான எடைக் கரைசலும் ஒரே கன அளவில் வினைபுரிந்து நடுநிலையை அடையும் என்பது தெரியவரும்.

நமது வரையறுத்தலின்படி, ஒரு லிட்டர் கந்தக அமிலத்தின் சமான எடைக் கரைசலில் 49·01 கிராம் கந்தக அமிலம் கரைந்திருக்கும்; 100 க.செ.மீ அளவில் 4·901 கிராமும், 10 க.செ.மீ. அளவில் 0·4901 கிராமும், 1 க.செ.மீ. அளவில் 0·04901 கிராமும் இருக்கும். ஆகையால், கரைசலின் கன அளவிலிருந்து அதில் கரைந்திருக்கும் பொருளின் எடையை அறியலாம்.

ஒரு லிட்டர் கரைசலில் 4·901 கிராம் கந்தக அமிலம் இருக்கிறது என வைத்துக்கொள்வோம். இக் கரைசலின் திறன் சமான எடைக் கரைசலில் பத்தில் ஒரு பங்காகும். ஆகையால், இது தசம விதி அல்லது தசம சமான எடைக் கரைசல் (decinormal solution) ஆகும். ஒரு லிட்டர் கரைசலில் 0·4901 கிராம் கந்தக அமிலம் கரைந்திருந்தால், அது சதவீத சமான எடைக் கரைசல் அல்லது சதவீத விதிக்கரைசல் எனப்படும். இவ்விதமாகக் கரைக்கப்பட்ட பொருளின் எடைக்கு ஒத்தவாறு கரைசலின் திறனைக் குறிப்போம். சமான எடை அல்லது விதிக் கரைசலை N என்றும், தசம விதிக் கரைசலை 0·1 N என்றும், சதவீதக் கரைசலை N/100 (centinormal) என்றும் சுருக்கமாகக் குறிப்பிடுவது மரபு.

0·0SN கந்தக அமிலம் என்றால் என்ன? ஒரு லிட்டர் கரைசலில் $49{\cdot}01/20 = 2{\cdot}451$ கி. கந்தக அமிலம் கரைந்திருக்கிறது என்று பொருள். சாதாரணமாக தசமக் கரைசல்களையே நாம் கன அளவறி பகுப்பு முறையில் உபயோகப்படுத்துகிறோம். நடைமுறையில் 1·0N விதிக் கந்தக அமிலக் கரைசலைத் தயார் செய்வது மிகவும் கடினமாகும். 49·01 கி. கந்தக அமிலத்தைத் திருத்தமாக எடையிட்டு எடுப்பது சுலபமன்று. எனவே, சுமார் 49 கிராம் எடை அளவில் கந்தக அமிலத்தை எடுத்து அதைத் தோராயமாக ஒரு முகவையில் நிறுக்கவும். இந்த அமிலத்தை ஒரு முகவையில் ஊற்றி நீரில் ஊற்ற வெப்பம் உண்டாகும். குளிரவைத்துப் பின் அக் கரைசலை ஒரு லிட்டர் திட்ட அளவுக் குடுவையில் (standard flask) விட்டு, முகவையைப் பல தடவை சுத்தமான நீரைக்கொண்டு கழுவி, கழுவுநீரையும் திட்டக் குடுவையில் விட்டு, கடைசியாகக் கரைசலின் கன அளவு 1000 க.செ.மீ. இருக்கும்படி திரவமட்ட அளவுக் கோட்டுக்கு வரும்வரை சுத்தமான நீரைக் கவனமாய்ச் சேர்க்கவும். பிறகு குடுவையை அடைப்பானால் மூடி நன்கு குலுக்கவேண்டும். எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட கந்தக அமிலத்தின் எடை 50·08 கி. என்று வைத்துக்கொள்வோம். இக் கரைசலின் திறன் (strength) திட்டக் கரைசலின் திறனைப்போல் 51·08/49·01 பங்கு

இருக்கும். அதாவது, 1·0198 பங்கு திறனுடையது. இக் கரைசலை 1·0198 N என்று குறிப்பிடுவோம். N என்பதற்கு முன்னால் இருக்கும் எண்ணிற்கு **விதிக்குணகம்** (normality factor) எனப் பெயர்.

நிறுக்கப்பட்ட பொருளின் எடையைப் பொருளின் சமான எடையால் வகுத்து வந்த ஈவே விதிக்குணகம். இக் குணகம் கரைசலின் திறன் சமான எடைக் கரைசலோடு எவ்விதத்தில் சம்பந்தப்பட்டிருக்கிறது என்பதைக் காட்டுகிறது.

0·997 N கரைசலாவது அக் கரைசலின் ஒவ்வொரு லிட்டரிலும் சமான எடை ×0·997 கி. பொருள் கரைந்திருக்கும். விதிக்கரைசலில் ஒரு சமான எடைப்பொருள் ஒரு லிட்டரில் கரைந்திருக்கும். எனவே, 0·997 × சமான எடை 997 க.செ.மீ. விதிக்கரைசலில்தான் இருக்கும். ஆகையால், எடுத்துக்கொண்ட கரைசலின் கன அளவை விதிக்குணகத்தாற் பெருக்க, எடுத்துக் கொண்ட கரைசலில் கரைந்துள்ள பொருளின் எடை எந்த அளவிலிருக்கும் என்பதைக் குறிக்கும்.

ஒரு லிட்டர் கரைசலில்

$$\text{மேற்கூறியவற்றிலிருந்து, விதிக்குணகம்} = \frac{\text{உள்ள பொருளின் எடை}}{\text{பொருளின் சமான எடை}}$$

என்ற சமன்பாட்டைத் தெரிந்துகொள்கிறோம்.

சோடியம் கார்பனேட்டின் திட்டக் கரைசல் தயாரித்தல்

இதைத் தயாரிக்க ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு சுத்தமான படிக நீரற்ற சோடியம் கார்பனேட்டை ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு சுத்தமான நீரில் கரைத்துக்கொள்ளவேண்டும். இதற்கு அளவு தெரிந்த (ஒரு திட்ட அளவு) அளவுக் குடுவையை உபயோகிக்க வேண்டும். சாதாரணமாகத் தசம சமான எடைக் கரைசல்களே கன அளவறி பகுப்பு முறையில் பயன்படுத்தப்பட்டு வருகின்றன.

முறை

தசம சமான ($\frac{N}{10}$) எடைக் கரைசலில் 250 க.செ.மீ. அளவு சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலைத் தயாரிக்கத் தேவையான

$$\text{சோடியம் கார்பனேட்டு} = \left[\frac{\text{சமான எடை}}{10 \times 4}\right] = 53 \div 10 \times 4$$

$$= 1{\cdot}325 \text{ கி.}$$

சுமார் 1·3 கி. சோடியம் கார்பனேட்டை ஒரு நிறுவை சீசாவில் (weighing bottle) போட்டுச் சரியாக நிறுத்துக்கொள்ள வும். பின்னர் நிறுவை சீசாவிலுள்ள சோடியம் கார்பனேட்டு உப்பை ஒரு 100 க.செ.மீ. முகவையில் போட்டுவிட்டு, காலி நிறுவை சீசாவை மீண்டும் சரியாக எடைபோட வேண்டும். முகவையிலுள்ள சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலைக் குறைந்த அளவு சுத்தமான நீரில் கரைக்கவும். அதனை ஒரு 250 க.செ.மீ. திட்டக் குடுவைக்கு (standard flask) ஒரு புனலின் வழியே மாற்றவும். கரைசல் தயாரித்த பீக்கரை மீண்டும்மீண்டும் சுத்தமான நீரில் கழுவவும். அந் நீரையும் கவன மாகத் திட்ட அளவுக் குடுவைக்குள் விடவும். பிறகு திரவ மட்டம் 250 க.செ.மீ. அளவு இருக்கும்படி கோட்டுடன் வரும் வரை சுத்தமான நீரைக் கவனமாய்ச் சேர்க்கவும். இறுதியில் குடுவையை அடைப்பானால் மூடிச் செவ்வையாய்க் குலுக்கவும்.

எடுத்துக்கொண்ட சோடியம் கார்பனேட்டின் எடையானது நிறுவை சீசாவின் முதல் எடைக்கும் இரண்டாவது எடைக்கு முள்ள வித்தியாசமேயாகும். குடுவையிலுள்ள சோடியம் கார்ப னேட்டின் எடை w கி. என வைத்துக்கொள்வோம். 250 க.செ.மீ. கரைசலானது w கி. சோடியம் கார்பனேட்டைக் கொண்டுள்ளது. ஆகவே, ஒரு லிட்டரில் $1000 \times w \div 250 = 4\,w$ கி. சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைந்திருக்கும்.

சோடியம் கார்பனேட்டின் சமான எடை = 53

$$\text{கரைசலின் விதிக்குணகம்} = 4\,w \div 53.$$

கன அளவறி பகுப்பு விதிகள் (Laws of Volumetric Analysis)

ஒரு கிராம் சமான எடை அமிலமானது ஒரு கிராம் சமான எடைக் காரத்துடன் வினைபுரிந்து நடுநிலை பெற்று உப்பை உண்டாக்கும். விதிக்குணகம் N_1 ஆகவுள்ள V_1 க.செ.மீ. அமிலமானது விதிக்குணகம் N_2 ஆகவுள்ள V_2 க.செ.மீ. காரத்துடன் வினைபுரிகிறது எனக் கொள்வோம். 1000 க.செ.மீ. அமிலமானது N_1 கிராம் சமான எடை அமிலத்தைக் கொண்டிருக்கும். எனவே, V_1 க.செ.மீ. அமிலமானது $\frac{V_1 N_1}{1000}$ கி. சமான எடை அமிலத்தைக் கொண்டிருக்கும்.

விதி (1)

$$\frac{V_1N_1}{1000} = \frac{V_2N_2}{1000}; V_1N_1 = V_2N_2$$

[அமிலத்தின் கன அளவு × அமிலத்தின் விதிக்குணகம் = காரத்தின் கன அளவு × காரத்தின் விதிக்குணகம்.] இவ் விதிகள் நடுநிலையாக்கல் வினைக்கு மட்டுமல்லாது ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் குறைத்தல் வினைகளுக்கும் பயன்படும். பொதுவாக, இவ் விதி எந்தவிதத் தரம் பார்த்தலுக்கும் (titration) உதவும்.

விதி (2)

$$\text{கரைசலின் குணகம்} = \frac{\text{ஒரு லிட்டர் கரைசலில் உள்ள கரைபொருளின் எடை}}{\text{கரைபொருளின் சமான எடை}}$$

சரியான நடுநிலையாக்கலைக் கண்டுபிடிப்பதற்கு **நிறங் காட்டிகள்** எனப்படும் சில அங்ககப் பொருள்கள் (organic substances) உபயோகிக்கப்படுகின்றன. ஒரு குறிப்பிட்ட கன அளவு அமிலத்தையோ அல்லது காரத்தையோ நடு நிலையாக்கலுக்கு முறையே தேவையான காரம் அல்லது அமிலத் தின் கன அளவைக் கண்டுபிடிப்பதற்கு உதவும் செய் முறைக்குத் தரம் பார்த்தல் (titration) எனப் பெயர்.

இவ் அலகிடல் முறையால் அமிலம், காரம் ஆகியவற்றின் எடை அளவுகளைக் கண்டுபிடிப்பது இயலும்.

நிறங்காட்டிகள்

இவைகள் சரியான நடுநிலையைக் காட்டுவதற்கு அளவறி பகுப்பு முறையில் பயன்படுகின்றன. அமிலக் கரைசலில் ஒரு நிறத்தையும், காரக் கரைசலில் மற்றொரு நிறத்தையும் இவை பெற்றிருக்கும். தரம் பார்க்கும்போது அமிலமானது காரத் தன்மையையும், காரமானது அமிலத் தன்மையையும் அடைதலைக் காட்டும் வண்ணம் இந் நிறங்காட்டிகள் நிறமாறுதலை அடையும். இந் நிறமாற்றம் நடுநிலை அடைந்ததையும், தரம் பார்த்தல் முடிவுற்றுவிட்டதையும் காட்டும். நிறங்காட்டி களின் உபயோகங்களும், அவற்றின் நிறமாற்றங்களும், அவற்

றைப் பயன்படுத்தும் சூழ்நிலைகளும் பின்வரும் அட்டவணையில் காட்டப்பட்டிருக்கின்றன:

நிறங்காட்டிகள்	அமிலத்தில் நிறங்காட்டியின் நிறம்	காரத்தின் நிறங்காட்டியின் நிறம்	நிறங்காட்டியைப் பயன்படுத்த நிபந்தனைகள்
மெதில் ஆரஞ்சு (methyl orange)	இளஞ் சிவப்பு (pink)	மஞ்சள் (yellow)	பலமான அமிலத்துடன் பலமான காரம் வினைப்படும் போது (உ-தாரணம்) $H_2SO_4 \times NaOH$ $HCl \times NaOH$ அல்லது வீரியமான அமிலமும் வீரியமற்ற காரமும் வினைபுரியும் பொழுது
ஃபீனால்ப்தலின் (phenolphthalein)	நிறமற்றது	இளஞ் சிவப்பு	பலவீன அமிலமும் பலமான காரமும் வினைபுரியும்பொழுது (உதாரணம்) ஆக்ஸாலிக் அமிலம் × சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு

மெதில் ஆரஞ்சையும் ஃபீனால்ப்தலினையும், பலமான அமிலத்தையும் பலமான காரத்தையும் தரம் பார்க்கப் பயன் படுத்தலாம்.

பருமனை அளக்கும் சாதனங்கள்

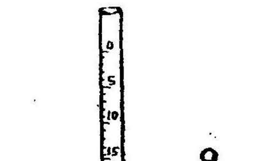
திரவங்களின் கன அளவை அளப்பதற்குப் பல கண்ணாடி அளவு சாதனங்கள் சோதனைச் சாலையில் பழக்கத்தில் இருந்து வருகின்றன.

அவற்றுள் முக்கியமானவை: (1) பியூரட் (Burette): (2) பிப்பெட் (Pipette); (3) அளவுக் குடுவை (Measuring Jar); (4) அளவுக் கோடிட்ட குவளை (Measuring Cylinder).

இவைகள் திருத்தமான வேலைக்குப் பயன்படுவதாலும், திரவங்களின் கன அளவைத் தெரிந்துகொள்ள உபயோகப் படுவதாலும் இச் சாதனங்களை மிகச் சுத்தமாக வைத்துக் கொள்ளவேண்டியது மிக அவசியமாகும்.

பியூரெட்

திரவத்தின் கன அளவைத் திருத்தமாக அளப்பதற்கு இக் கருவி உதவும். சாதாரணமாக உபயோகப்படுத்தப்படும் பியுரெட்50 க.செ.மீ. கொள்ளளவு உள்ளது. ஒவ்வொரு க.செ.மீ. அளவும் பத்துப் பாகமாகப் பிரிக்கப்பட்டுக் கோடிட்டுக் காண்பிக்கப்பட்டிருக்கிறது. கண்ணாடித் திருகடைப்பானுக்குப் பதிலாக ஒரு ரப்பர் குழாயையும்கவ்வியையும்உபயோகப் படுத்தலாம். பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு, அயோடின் இவற்றின் கரைசல்களை உபயோகப்படுத்தும்பொழுது, கண்ணாடித் திருகடைப்பானுள்ள பியூரெட்டையே உபயோகப்படுத்த வேண்டும். இதைக்கொண்டு 0·05 க.செ.மீ. வரை திருத்தமாக அளக்கலாம்.



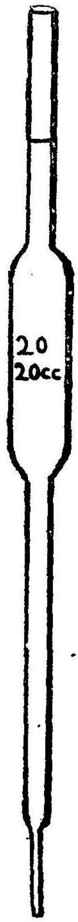
படம்

அலகிடல்

பியூரெட்டை உபயோகிக்கும்போது கவனிக்கவேண்டியவை:

(a) சலவை உப்பால் கழுவிச் சுத்தமாக வைத்திருக்கவேண்டும். (b) அதற்கேற்பட்டுள்ள தாங்கியில் செங்குத்தாய்ப் பொருத்த வேண்டும். (c) திருகடைப்பானுக்குத் தேவையான அளவே வாசலைன் பூசவேண்டும். (d) அடைப்பானைத் திறந்து பியூரெட்டிலிருக்கும் திரவத்தைக் கீழிறங்கச் செய்து, நுனிக் குழாயிலுள்ள காற்றுக் குமிழிகளையெல்லாம் வெளியேற்றி, நுனிக்குழாய் முழுவதும் நிரம்பியவுடன் அடைப்பானை மூட

வேண்டும். (e) பிறைத்தலத்தின் (menisens) தாழ்ந்த பாகத்தின் அளவையே எப்பொழுதும் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். இது நிறமற்ற திரவங்களுக்குப் பொருந்தும். திரவம் ஒளி உட்புகா இயல்புடைத்தாயின், பிறைத்தலத்தின் கீழ் பாகம் தெரியாதாகையால், பிறைத்தலத்தின் மேல் பாகத்தின் அளவையே எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். (f) க.செ.மீ. அளவை பியூரெட்டில் பார்த்துக் குறிக்கும்பொழுது கண்பார்வையைத் திரவமட்டத்திற்கு நேராக வைத்துக்கொள்ளவேண்டும். இல்லாவிடில், இடமாறு தோற்றப் பிழை (error of parallax) ஏற்படும். (g) சோதனையின் ஆரம்பத்தில் திரவமட்டத்தை 0 க.செ.மீ. ஆக வைத்துக்கொள்வது நலம். அப்பொழுது திரவம் பியூரெட்டின் நுனிவரையில் நீர்க்குமிழிகளின்றி நிரப்பப்பட்டிருக்கவேண்டும்.



படம்

பிப்பெட்

இது குறித்த கன அளவு திரவத்தை விடும் ஓர் அளவுக் குழாய். ஒவ்வொரு கன அளவிற்கும் ஒரு பிப்பெட் உண்டு. ஒவ்வொரு பிப்பெட்டிலும் குழாயின் மேல்பாகத்தில் ஓர் அளவுக் கோடு இருக்கும். குறித்த கன அளவு திரவம் வேண்டியிருக்கும் சமயத்தில் அந்தப் பிப்பெட்டில் திரவமட்டம் கீறிட்ட கோட்டிற்குச் சரியாக இருக்கும்படி செய்து, பிறகு திரவத்தை விழும்படி செய்ய வேண்டும். நுனியாக இழுக்கப்பட்டிருக்கும் அடிப்பாகத்தைத் திரவத்திற்குள் அமுக்கிக் கோடிட்ட அளவுக்குமேல் திரவம் வரும்வரை உறிஞ்ச வேண்டும். பிப்பெட்டின் மேல்முனையை ஆள்காட்டி விரலால் செவ்வையாக மூடி, வெகு கவனமாக விரலை நெகிழ்த்தி, பிறைத்தலத்தின் கீழ்பாகம் கீறிட்ட கோட்டுடன் வரும்வரை திரவத்தைச் சொட்டுச்சொட்டாக வெளியேறச் செய்து, அந் நிலை வந்தவுடன் மேல் நுனியை விரலால் அழுத்தமாக மூடிக்கொள்ளவும். பிறகு நுனிப்பாகம் கண்ணாடிக் குவளையின் பக்கத்தைத் தொடும்படி பிப்பெட்டைச் சாய்த்து வைத்துக் கொண்டு விரலை எடுத்துவிடவும். திரவம் முழுவதும் தானாகவே விழுந்த பிறகு, நுனியில் ஒரு சொட்டுத் தங்கி நிற்கும். வாயால் ஊதி அச் சொட்டுத் திரவத்தைப் பாத்திரத்திற்குள் விடக்கூடாது. ஏனென்றால், பிப்பெட்டில் கீறிட்ட

கோட்டிற்கும், மேலே சொல்லியபடி மிஞ்சி நிற்கும் திரவ மட்டத்திற்கும் இடையேயுள்ள கன அளவே பிப்பெட்டில் குறித்த கன அளவிற்குச் சரியானது.

பரிசோதனை

ஒரு லிட்டர் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலில் உள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் எடையைக் கணக்கிடும் முறை தசம விதி ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலக் கரைசல் கொடுக்கப் பட்டிருக்கிறது. பிப்பெட்டை முதலில் சுத்தமான நீரில் சுத்தம் செய்யவும். பின்பு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் பிப்பெட் உட்புறம் பூராவும் நனையும்படி (rinse) செய்துகொள்ள வும். எல்லாத் திரவத்தையும் வடித்துவிடவும். பின் 20 க.செ.மீ. சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலை ஒரு பிப்பெட்டின் உதவி யால் அளந்து, ஒரு சுத்தமான கூம்புக் குடுவையில் எடுத்துக் கொண்டு, அதில் ஒரு சொட்டு ஃபினால்ப்தலின் நிறங்காட்டியைச் சேர்க்கவும். கரைசல் உடனே ரோஜாச் சிவப்பாக மாறும்.

பியூரெட்டை முதலில் சுத்தமான நீரில் சுத்தம் செய்யவும். பிறகு கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் உட்புறம் நனையும்படி செய்து, திரவம் பூராவும் வடித்துவிடவும். பிறகு ஒரு புனலின் உதவியால் பியூரெட்டில் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை நிரப்பிக்கொள்ளவும். அடைப்பானைத் திருகிவிட்டு அமிலத்தின் அளவு சரியாக 50 க.செ.மீ. ஆக இருக்கும்படி வைத்துக்கொள்ளவும். சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு உள்ள கூம்புக் குடுவையை பியூரெட் டிற்கு நேராக அடியில் வைத்து, சிறிது சிறிதாக அமிலத்தை அடைப்பானைத் திருகுவதன்மூலம் சேர்க்கவும். அமிலத்தைச் சேர்க்கும்பொழுதெல்லாம் குடுவையை நன்றாகக் குலுக்கவும். ரோஜாச் சிவப்பு நிறம் மங்குவது தெரிந்தால், அமிலத்தை மிகக் கவனமாகவும் மெதுவாகச் சொட்டுச் சொட்டாகவும் கரைசல் நிறமற்றதாக மாறுமவரை சேர்க்கவேண்டும். இது காரம் நடு நிலையை அடைந்துவிட்டதைக் குறிக்கும். இச் சமயம் பியூரெட் டில் திரவமட்டத்தைக் குறித்துக்கொள்ளவும்.

பியூரெட்டின் இரண்டு அளவீடுகள் ஒரேமாதிரியாக வரும் வரை மீண்டும் நிகழ்த்தவும். சோதனையின் முடிவுகளைப் பின் வரும் அட்டவணையில் குறிக்கவும்.

சோதனை எண்	சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் கன அளவு	பியூரெட்டின் ஆரம்ப அளவு	பியூரெட்டின் முடிவு அளவு	அமிலத்தின் கன அளவு
1	20 க.செ.மீ.	0	20·8 க.செ.மீ.	20·8 க.செ.மீ.
2	20 க.செ.மீ.	0	20·7 க.செ.மீ.	20·7 க.செ.மீ.
3	20 க.செ.மீ.	0	20·9 க.செ.மீ.	20·9 க.செ.மீ.
4	20 க.செ.மீ.	0	20·9 க.செ.மீ.	20·9 க.செ.மீ.

அமிலத்தின் சரியான கன அளவு = 20·9 க.செ.மீ.

குறிப்பு: அமிலத்தின் சராசரி கன அளவை எடுத்துக் கொள்ளக்கூடாது.

கணக்கிடல்

அமிலத்தின் விதிக்குணகம் = 0·1 N ; அதாவது, N/10 எனக் கொள்வோம்.

அமிலத்தின் கன அளவு V_1 = 20·9 க.செ.மீ.

காரத்தின் கன அளவு V_2 = 20·0 க.செ.மீ.

காரத்தின் விதிக்குணகம் = ? (N_2)

$$N_1V_1 = N_2V_2$$

$$N_2 = \frac{V_1N_1}{V_2} = \frac{20 \cdot 9 \times 0 \cdot 1}{20} = 0 \cdot 1045 \text{ N}$$

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலின் விதிக்குணகம் = 0·1045 N

சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் சமான எடை = 40 = அதன் மூலக்கூறெடை

ஒரு லிட்டரில் உள்ள NaOH = சமான எடை × விதிக்குணகம்

= 40 × 0·1045

= 4·1800 கி.

இச் சோதனையில் மெதில் ஆரஞ்சு நிறங்காட்டியையும் பயன்படுத்தலாம்.

ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம், ஆக்சிஜன் ஒடுக்கம் ஆகிய வினைகள் சம்பந்தப்பட்டவைகளையும் தரம் பார்க்கலாம். (உ - ம்) பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டை ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டுக்கு எதிராகத் தரம் பார்க்கலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு 1

1000 க.செ.மீ. தசம விதிக் கரைசல் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு தயாரிக்க எவ்வளவு எடை சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு தேவை எனக் கணக்கிடு.

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

ஒரு சமான எடை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிய 40 கி. சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு தேவை என்பது மேலே காணப்படும் சமன்பாட்டின் மூலம் தெரிகிறது. எனவே, சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் சமான எடையானது 40 கி. என அறிகிறோம்.

$$\text{விதிக்குணகம்} = \frac{\text{ஒரு லிட்டரிலுள்ள NaOH எடை}}{\text{NaOH-ன் சமான எடை}}$$

$$\text{விதிக்குணகம்} = \frac{\text{ஒரு லிட்டரிலுள்ள NaOH எடை}}{40}$$

$$\text{எனவே, } N/10 = \frac{\text{ஒரு லிட்டரிலுள்ள NaOH எடை}}{40}$$

ஒரு லிட்டர் கரைசலிலுள்ள NaOH-ன் எடை $= 40 \div 10$
$= 4$ கி.

மாதிரிக் கணக்கு 2

ஒரு லிட்டர் கந்தக அமிலக் கரைசலில் 9·8 கி. கந்தக அமிலம் இருக்குமாயின் அக் கரைசலின் விதிக்குணகம் யாது?

$$\text{விதிக்குணகம்} = \frac{\text{ஒரு லிட்டரில் உள்ள } H_2SO_4 \text{ எடை}}{H_2SO_4\text{ன் சமான எடை}}$$

$$= 9.8 \div 49 = 0.2\ N;$$

ஆகவே, கந்தக அமிலக் கரைசலின் விதிக்குணகம் = 0·2 N.

மாதிரிக் கணக்கு 3

10 க.செ.மீ. நைட்ரிக் அமிலக் கரைசலை 7·3 க.செ.மீ. அளவுள்ள 0·992 N காரக் கரைசல் நடுநிலையாக்குமேயானால், ஒரு லிட்டர் அமிலக் கரைசலிலிருக்கும் நைட்ரிக் அமிலத்தின் எடையைக் கணக்கிடு.

நைட்ரிக் அமிலத்தின் திறன் N_1 எனக் கொள்வோம்.

$$N_1V_1 = N_2V_2$$

N_2 = காரத்தின் திறன் ; V_2 = காரத்தின் கன அளவு

N_1 = அமிலத்தின் திறன் ; V_1 = அமிலத்தின் கன அளவு

அமிலத்தின் திறன் $N_1 = \frac{N_2V_2}{V_1}$ அல்லது $10 \times N_1 = 7.3 \times 0.992$

$$= \frac{7.3 \times 0.992}{10} = 0.724\ N$$

நைட்ரிக் அமிலத்தின் சமான எடை = 63.01

ஒரு லிட்டரில் உள்ள அமிலத்தின் எடை = சமான எடை × விதிக்குணகம் = 63.01 × 0·724 = 45·62 கி.

மாதிரிக் கணக்கு 4

5 லிட்டர் தசம விதிக் கரைசல் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைத் தயாரிப்பதற்கு 10 N ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் எத்தனை க.செ.மீ. தேவை?

தேவையான அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் கன அளவு } = V_1 க.செ.மீ.

அமிலத்தின் விதிக்குணகம் = 10N

V_1 க.செ.மீ.-ல் உள்ள

$$\text{ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம்} = \frac{V_1 \times N_1}{1000} \text{ கி.}$$

$$= \frac{V_1 = 10}{1000} \text{ கி.}$$

சமான எடை

இதேபோல் ஐந்து லிட்டர் $\frac{N}{10}$ ஹைட்ரோகுளோரிக்

அமிலத்தில் $\frac{5000}{1000} \times \frac{1}{10} = V_1 \times \frac{10}{1000}$; $V_1 = 50$ க.செ.மீ.

V_1 க.செ.மீ. ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தையே நீரிட்டு 5 லிட்டர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமாகப் பெருக்கியிருப்பதால், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் எடை நீரிடுவதற்கு முன்னும் பின்னும் ஒரே மாதிரியாக இருக்கும்.

வினாக்கள்

(1) பின்வருவனவற்றை உதாரணங்களுடன் விளக்கு: (a) நடுநிலையாக்கல், (b) காரம், (c) அமிலம், (d) அமிலத்தின் காரத்துவம், (e) கார உப்பு, (f) அமில உப்பு, (g) அமிலத்தின் சமான எடை, (h) ஆக்ஸிஜனேற்றியின் சமான எடை, (i) குறைப்பானின் சமான எடை.

(2) காரம், அமிலம் ஆகியவற்றைப்பற்றிய தற்கால அபிப்பிராயங்களைப்பற்றி எழுது.

(3) அயனிகள் கொள்கைபற்றிக் குறிப்பு எழுதுக.

11. உப்பீனிகள் குடும்பம்
(Halogen Family)

ஃப்புளோரின், குளோரின், புரோமின், அயோடின் ஆகிய இந் நான்கு தனிமங்களும் ஆவர்த்தன அட்டவணையின் ஏழாம் பிரிவைச் சேர்ந்தவையாகும். இவைகளை உப்பீனிகள் என்றும் அழைக்கலாம். இவற்றுள் குளோரின், புரோமின், அயோடின் ஆகியவை சேர்ந்த உப்புகள் கடல் நீரில் காணப்படுகின்றன. இவைகளின் குணங்களிலும் இவற்றின் சேர்மங்களின் குணங்களிலும் சில குறிப்பிடத்தக்க ஒற்றுமைகள் காணப்படுகின்றன. இவற்றின் அணு எடைகள் அதிகமாகும்படி வரிசைப்படுத்த, இத் தனிமங்களின் பௌதிக, இரசாயனப் பண்புகள் படிப்படியான மாறுதல் அடைவதைக் காணலாம். இவற்றின் சில ஒற்றுமைவேற்றுமைகளைப் பின்வரும் அட்டவணையில் காணலாம். இவ் அலோகத் தனிமங்கள் உப்பீனிகளின் குடும்பத்தைச் (halogen family) சேர்ந்தவை.

இந்த நான்கு தனிமங்களும் இயற்கையில் தனிநிலையில் காணப்படுவதில்லை. பொதுவான முறைகளால் இவற்றின் சேர்மங்களிலிருந்து தனிமங்களைத் தயாரிக்கலாம். இவை ஓரிணை திறன் கொண்டவை. ஹைட்ரைடுகள் நிறமற்ற வாயுக்கள்; ஈரமுள்ள காற்றில் இந்த ஹைட்ரஜன் சேர்மங்கள் புகையும். இத் தனிமங்கள் எளிதில் கரைந்து வீரியமான அமிலக் கரைசல்களைக் கொடுக்கும்; இவை அநேக உலோகங்களுடன் நேரடியாகக் கூடும். இவற்றின் குணங்கள் படிப்படியாய் மாறுபடுவதை மேலேயுள்ள பட்டியல் காட்டுகின்றதல்லவா? இந்த நான்கு தனிமங்களிலும் குளோரின் வாயுவே இவ் வுப்பீனிகள் குடும்பத்தின் சரியான பிரதிநிதியாகையால், அதனைப்பற்றி நாம் முதலில் அறிந்துகொள்வோம்.

விவரம்	ஃபுளோரின்	குளோரின்	புரோமின்	அயோடின்
அணு எடை	17	35·46	79·92	126·93
இணைதிறன்	1	1	1	1
சாதாரண வெப்பத்தில் நிலைமை	வாயு	வாயு	திரவம்	திடப்பொருள்
நிறம்	வெளிறிய மஞ்சள்	பச்சை மேலோடிய மஞ்சள்	இரத்தச் சிவப்பு	கறுத்த ஊதா நீலம்
இரசாயன வீரியம்	அதிவீரிய முள்ளது	ஃபுளோரினை விடக் குறைந்தது	குளோரினை விடக்குறைந்தது	புரோமினை விடக் குறைந்தது
மணம்	அதிகம்	அதிகம்	அதிகம்	குறைவு
நிறம் நீக்கும் தன்மை	அநேக அங்ககப் பொருள்களை எரிக்க வல்லது	வீரிய நிறம் நீக்கி	குறைவு	மிகக்குறைவு
ஆக்ஸிஜன் ஏற்றும் திறன்	மிக அதிகம்	அதிகம்	கொஞ்சம்	மிகக் கொஞ்சம்

குளோரின்

கிடைக்குமிடம்

இவ் வாயு மிக வீரியமுள்ள தனிமமாகையால், தனிம நிலையில் இயற்கையில் காணப்படுவதில்லை. ஆனால், இதன் சேர்மங்கள் பூமியில் பரவலாகக் காணப்படுகின்றன. இது கடல்நீர், கல்லுப்பு, கார்னலைட் ஆகியவற்றில் காணப்படுகின்றது.

குளோரின், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் இவைகளைத் தயாரிக்க சாதாரண உப்பே முக்கியமாக உபயோகிக்கப்பட்டுவருகிறது.

தயாரிப்பு முறைகள்

ஒரு தனிமத்தைப் பொதுவாகப் பின்வரும் மூன்று முறைகளில் தயாரிக்கலாம்: (a) மின்னாற் பகுப்பு; (b) சிதைத்தல்; (c) இடப்பெயர்ச்சி.

(a) மின் பகுப்பு முறை: குளோரின் வாயுவை, அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்துவதன்மூலம் தயாரிக்கலாம். இதற்கு உபயோகப்படுத்தப்படும் சாதனமானது நீரை மின்னாற்பகுப்பதற்கு உபயோகப்படுத்தப்பட்ட வோல்ட்டா மின்முரிகலத்தைப் போன்றதே ஆகும். ஆனால், குளோரின் வாயுவானது பிளாட்டினம் உலோகத்தைத் தாக்கும் தன்மை உடையதாகையால், இம் மின்முரிகலத்தில் (voltameter) பிளாட்டினம் மின்முனைகளுக்குப் பதிலாகக் கார்பன் மின்முனைகளைப் பயன்படுத்தவேண்டும். ஹைட்ரஜன் வாயு எதிர்மின்முனையிலும் (cathode), குளோரின் வாயு நேர் மின்முனையிலும் (anode) சேகரமாகின்றன.

$$2HCl \longrightarrow H_2\uparrow + Cl_2\uparrow$$

உப்புக் கரைசலை மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்துவதன் மூலமும் குளோரின் வாயுவைத் தயாரிக்கலாம். இதில் கார்பன், நிக்கல் தண்டுகள் முறையே நேர்மின், எதிர்மின் முனைகளாகப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. சோடியம் குளோரைடு உப்பானது முறையே சோடியமாகவும் குளோரினாகவும் சிதைக்கப்படுகிறது. எதிர்மின்வாயில் சேகரிக்கப்பட்ட சோடியமானது நீருடன் வினைபுரிந்து, சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடாகவும் ஹைட்ரஜன் வாயுவாகவும் மாறுகிறது. இவ்விதம் உண்டாகிய ஹைட்ரஜன் வாயுவானது எதிர்மின்முனையிலிருந்து வெளிவருகிறது.

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

$$2NaCl \longrightarrow 2Na + Cl_2\uparrow$$ (நேர்மின்முனை)

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$ (எதிர்மின்முனை)

இம் மின்பகுப்பு முறையில் குளோரின் வாயுவை அதிக அளவில் தயாரிக்கிறார்கள்.

(b) கன உலோகக் குளோரைடுகளைச் சூடு செய்து சிதைத்தல்

பிளாடினம் குளோரைடைச் சூடுசெய்தால் குளோரின் வாயு வெளிவரும்.

$$PtCl_4 \xrightarrow{\Delta} PtCl_2 + Cl_2 \uparrow$$

$$PtCl_2 \xrightarrow{\Delta} Pt + Cl_2 \uparrow$$

கூப்ரிக் குளோரைடும் இம்மாதிரி சிதையும் தன்மையுடையது.

$$2CuCl_2 \xrightarrow{\Delta} Cu_2Cl_2 + Cl_2 \uparrow$$

(c) இடப்பெயர்ச்சி முறை: எளிதில் தங்களிடமுள்ள ஆக்ஸிஜனைக் கொடுக்கத் தயாராயிருக்கும் பொருள்களெல்லாம் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிவதன் மூலம் குளோரினை எளிதில் வெளியேற்றும் தன்மையுடையன. இவ் வினையை ஆக்ஸிஜனேற்றம் என்று கூறுகிறோம். அமிலத்தி லுள்ள ஹைட்ரஜனுடன் ஆக்ஸிஜன் வாயு சேர்ந்து நீராக மாறிக் குளோரின் வாயுவைக் கொடுக்கும். பொட்டாசியம் பெர்மாங்க னேட்டு, பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு, காரீய டைஆக் ஸைடு, மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடு போன்றவற்றை அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்வதன் மூலம் குளோரினைத் தயாரிக்கலாம். பொட்டாசியம் பெர்மாங்க னேட்டுடன் சாதாரண வெப்ப நிலையில் ஆக்ஸிஜனேற்றம் எளிதில் நிகழ்கிறது. வேறு ஆக்ஸிஜனேற்றிகளை உபயோகிக்கும் பொழுது சூடுசெய்யவேண்டியது அவசியமாகும்.

(1) பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் சாதாரண வெப்ப நிலையிலுள்ள அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் எளிதில் வினைபுரிந்து குளோரின் வாயுவை வெளியேற்றுகிறது. பொட்டாசியம் குளோரைடும் மாங்கனீஸ் குளோரைடும் இவ் வினையில் உற்பத்தியாகும் பிற பொருள்களாகும்.

$$2KMnO_4 + 16HCl \longrightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2 \uparrow$$

(2) பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுடன் பொட்டாசியம் குளோரைடும் பச்சைநிறக் குரோமிக் குளோரைடும் விளை பொருள்களாக உண்டாகின்றன.

$$K_2Cr_2O_7 + 14HCl \longrightarrow 2KCl + 2CrCl_3 + 7H_2O + 3Cl_2 \uparrow$$

(3) காரீய டைஆக்ஸைடு, மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடு ஆகியவற்றை அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் சூடு செய்தால், குளோரின் வாயு, காரீயக் குளோரைடு, மாங்கனீஸ் குளோரைடு போன்ற உப்புகள் உண்டாகும்.

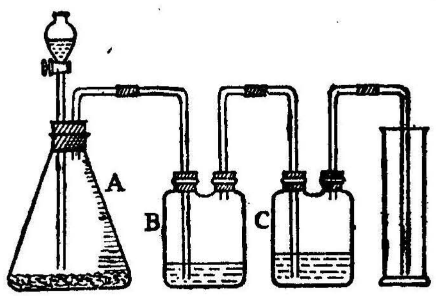
$$PbO_2 + 4HCl \longrightarrow PbCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$$

$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$$

சோதனைச்சாலை முறை

குளோரின் வாயுவைப் பரிசோதனைச் சாலையில் தயாரிப்பதற்கு, சாதாரணமாகப் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டும் அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும்தான் பயன்படுத்தப் படுகின்றன.

$$2KMnO_4 + 16HCl \longrightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2 \uparrow$$



படம் 31

குளோரின் வாயு தயாரித்தல்

இதில் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் குளோரின் வாயுவாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. பெர்மாங்கனேட்டிலுள்ள ஆக்ஸிஜன் அமிலத்திலுள்ள ஹைட்ரஜனை நீராக ஆக்ஸிஜ

னேற்றம் அடையச்செய்து குளோரினை வெளியேற்றுகிறது. பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுப் படிகங்களை ஒரு குடுவையில் எடுத்துக்கொண்டு, குடுவையை இரண்டு துளைகொண்ட ஓர் அடைப்பானுல் அடைத்துவைக்க வேண்டும். ஒரு துளையின் வழியாக ஒரு விடுகுழாயையும், மற்ருென்றின் வழியாக ஓர் புனலையும் செருகி, புனலின் வழியாக அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைச் சொட்டவிடவேண்டும். இப்பொழுது விடு குழாயின் வழியாகக் குளோரின் வாயு வெளிவருவதைக் காணலாம். இவ் வாயுவுடன் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவும், நீராவியும் கலந்து வெளிவருவதால், அவற்றைவிலக்கக் குழாயின் வழியாக வெளிவரும் வாயுவை முதல் கழுவு சீசாவி லுள்ள நீரின் வழியாகவும், பிறகு இரண்டாவது கழுவு சீசாவி லுள்ள அடர் கந்தக அமிலத்தின் வழியாகவும் செலுத்த வேண்டும். நீரில் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு கரைந்துவிடும். நீராவியானது (ஈரம்) கந்தக அமிலத்தால் உறிஞ்சப்படும். குளோரின் வாயுவும் சிறிதளவு நீரில் கரையும் தன்மை உடையதே. இவ் வாயு காற்றைவிடக் கனமுள்ளதாகையால், அதைக் காற்றில் மேல்முகப் பெயர்ச்சி முறையில் (upward displacement of air) சேகரிக்கலாம். குளோரினை வெந்நீருக்கு மேலாவது, சூடான உப்புக் கரைசலுக்கு மேலாவது சேகரிக்கலாம். இது பாதரசத்துடன் வினைபுரியும் தன்மை யுடையதாதலால், பாதரசத்தின்மேல் இதைச் சேகரிக்க முடியாது.

இதே சாதனத்தில் மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடையும் அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தையும் சேர்த்து வினைபுரியச் செய்வதன்மூலம் குளோரின் வாயுவைத் தயாரிக்கலாம். இச் சோதனையில் குடுவையிலுள்ள மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடு அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலக் கலவையைப் புன்சன் சுவாலையால் சூடுபடுத்த, முன்போல் குளோரின் வாயு வெளிவரும். ஆக்ஸைடிலுள்ள ஆக்ஸிஜன் அமிலத்திலுள்ள ஹைட்ரஜனை நீராக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச்செய்து குளோரினை வெளியேற்றுகிறது. இவ் வாயுவை முன்போல் சுத்தம் செய்து சேகரிக்கவேண்டும்.

$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$$

(4) சோடியம் குளோரைடு, மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடு கலவையை அடர் கந்தக அமிலத்துடன். சேர்த்துச் சூடுசெய்

வதன்மூலமும் சோதனைச் சாலையில் குளோரின் வாயுவைத் தயாரிக்கலாம்.

$$2NaCl + MnO_2 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 2NaHSO_4 + MnSO_4 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$$

(5) சலவைத் தூளை (bleaching powder) நீர்த்த ஹைடிரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் மேற்கூறிய சாதனத்தில் வினைபுரியச் செய்வதனாலும் குளோரின் வாயுவைத் தயாரிக்கலாம்.

$$CaOCl_2 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + Cl_2 \uparrow$$

பௌதிக குணங்கள்

பசுமை கலந்த மஞ்சள் நிறமும், மூச்சைத் திணறச் செய்யும் நெடியும் கொண்டது இவ் வாயு. இது காற்றைவிட $2\frac{1}{2}$ மடங்கு கனமானது. அதிக அளவில் சுவாசித்தால் மரணத்தை உண்டாக்கும். ஆகையால், இது நச்சுத் தன்மை வாய்ந்தது. இது நீரில் சிறிதளவு கரையும் தன்மையது. குளோரின் வாயுவைக் குளிரச் செய்து திரவமாகவும் திடப்பொருளாகவும் மாற்றலாம்.

இரசாயன குணங்கள்

(1) தூய உலர்ந்த நிலையில் குளோரின் வாயு மந்த குணம் உடையதாய் இருக்கிறது. சாதாரண நிலையில் அது மிகத் தீவிர மாக இரசாயன வினைகளில் ஈடுபடுகிறது.

(2) இவ் வாயு ஓர் எரிபொருளன்று ; ஆனால், சில உலோகங் களும் அலோகங்களும் எரிவதற்கு இவ் வாயு உதவுகிறது.

(3) குளோரின் வாயு ஹைட்ரோகார்பனுடன் சேர்ந்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடாக மாறிவிடுகிறது.

$$CxHy + yCl \longrightarrow YHCl + XC$$

ஹைட்ரஜனுக்கும் குளோரினுக்கும் இடையே உள்ள இரசாயனக் கவர்ச்சி இதன்மூலம் வெளிப்படுகிறது.

(4) **உலோக, அலோகங்களுடன் வினை:** நேராக ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன், கார்பன் ஆகிய அலோகங்களுடன் சேருவதில்லை. ஆனால், அநேக உலோகங்களும் அலோகங்களும் குளோரினுடன் சாதாரண வெப்ப நிலையிலேயே கூடும். சோடியம், பொட்டாசியம் ஆகியவை குளோரின் வாயுவில் மிகப் பிரகாசமாக எரியும். தாமிர, நாகத் தகடுகளும் இதில் எரிந்து அவற்றின் குளோரைடுகளைக் கொடுக்கின்றன. ஆர்ஸனிக், ஆன்டிமனி, பிஸ்மத் ஆகியவை குளோரின் வாயுவுடன் வினைப்பட்டு அதன் டிரைகுளோரைடுகளைக் கொடுக்கும்.

$$Zn + Cl_2 \longrightarrow ZnCl_2$$

$$Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$$

$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$$

$$2As + 3Cl_2 \longrightarrow 2AsCl_3$$

$$2Sb + 3Cl_2 \longrightarrow 2SbCl_3$$

$$2Bi + 3Cl_2 \longrightarrow 2BiCl_3$$

கடைசி நான்கு வினைகளின்போது வெப்பமும், பிரகாசமும், வெண்ணிறப் புகையும் வெளிப்படுவதைக் காணலாம்.

வெள்ளைப் பாஸ்பரஸ் குளோரின் வாயுவுடன் சேர்ந்து பெருமளவு பாஸ்பரஸ் டிரைகுளோரைடையும், சிறிதளவு பாஸ்பரஸ் பென்டாகுளோரைடையும் கொடுக்கும்.

$$3P + 3Cl_2 \longrightarrow 2PCl_3$$

$$2PCl + Cl_2 \longrightarrow 2PCl_5$$

(5) **மற்றச் சேர்மங்களுடன் வினை:** குளோரின் வாயு கார்பன் மோனாக்ஸைடுடன் சூரிய ஒளியில் இணைந்து, பாஸ்ஜீன் அல்லது கார்பனைல் குளோரைடு சேர்மத்தைத் தருகிறது.

$$CO + Cl_2 \longrightarrow COCl_2$$

கந்தக டைஆக்ஸைடுடன் சூரிய ஒளியில் சேர்ந்து சல்ஃப்யூரைல் குளோரைடைத் தரும்.

$$SO_2 + Cl_2 \longrightarrow SO_2Cl_2$$

பிரகாசமான சூரிய வெளிச்சத்தில் ஹைட்ரஜன் குளோரினுடன் வெகு வீரியத்துடனும் பலத்த சப்தத்துடனும் வினை புரிகிறது.

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

ஆனால், மந்தமான சூரிய ஒளி பட்டால், மெதுவாகவே இவ் வினை நிகழ்கிறது. குளோரின் வாயு நீரில் கரையும்பொழுது ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும் ஹைப்போகுளோரஸ் அமிலமும் உண்டாகின்றன.

$$Cl_2 + H_2O \rightleftharpoons HCl + HClO$$

ஆக்ஸிஜனேற்றும் பண்புகள்

குளோரின் வாயு, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைக் கந்தகமாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்கிறது. கந்தக டைஆக்ஸைடைக் கந்தக அமிலமாகவும், ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டை ஃபெரிக் சல்ஃபேட்டாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்கிறது.

$$H_2S + Cl_2 \longrightarrow 2HCl + S\downarrow$$

$$SO_2 + Cl_2 + 2H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 2HCl$$

$$2FeSO_4 + Cl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2HCl$$

காரங்களுடன் வினை

இவ் வாயுவானது காரங்களுடன் சேர்ந்து கீழ்க்காணுமாறு பல உப்புகளைக் கொடுக்கும்:

(1) குளிர்ந்த, நீர்த்த எரிசோடாக் காரக் கரைசலில் செலுத்தினால், சோடியம் குளோரைடு, சோடியம் ஹைபோகுளோரைடு உப்புகளைத் தருகிறது.

$$2NaOH + Cl_2 \longrightarrow NaCl + NaClO + H_2O$$

(2) சூடான அடர் எரிசோடாக் கரைசலில் குளோரினைச் செலுத்தினால், சோடியம் குளோரைடு, சோடியம் குளோரேட்டு உப்புகள் உண்டாகின்றன.

$$6NaOH + 3Cl_2 \longrightarrow 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$$

(3) உலர்ந்த குளோரின் வாயுவை நீற்றின சுண்ணும்பின் மீது (slaked lime) செலுத்தினால், சலவைத் தூள் (bleaching powder) உண்டாகும்.

$$Ca(OH)_2 + Cl_2 \longrightarrow CaOCl_2 + H_2O$$

பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலில் குளோரின் வாயுவைச் செலுத்த, கரைசல் கருஞ்சிவப்பாக மாறும்.

$$2KI + Cl_2 \longrightarrow 2KCl + I_2 \downarrow$$

இக் கரைசலின் மீது ஸ்டார்ச் கரைசலை ஊற்ற, கரைசல் நீலமாக மாறுகிறது. இதிலிருந்து குளோரின் வாயு இடப் பெயர்ச்சி முறையில் அயோடினை விலக்குமென்பது தெரிய வருகிறது.

நிறம் நீக்கும் வினை

ஈரமான இலைகள், பூக்கள் ஆகியவற்றின் நிறங்களை இவ் வாயு நீக்குகிறது. உலர்ந்த நிலையில் இந்த நிகழ்ச்சி நடைபெறாது. இதனால் நிறங்களை நீக்க ஈரம் அவசியமானது என்று அறிகிறோம். குளோரின், நீருடன் வினைப்பட்டு ஹைட்ரோகுளோரிக், ஹைபோ குளோரஸ் என்ற இரண்டு அமிலங்களைத் தருகிறது. ஹைபோ குளோரஸ் அமிலம் நிலையற்றதாதலால், அது HCl ஆகவும் பிறவி நிலை ஆக்ஸிஜனாகவும் சிதைகிறது. இவ் ஆக்ஸிஜன்தான் நிற முள்ள பொருள்களை நிறமற்றதாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது.

$$H_2O + Cl_2 \longrightarrow HCl + HClO$$
$$HClO \longrightarrow HCl + [O]$$

குளோரினை அறிய உதவும் சோதனை

(a) அதன் நெடி மூச்சைத் திணறச் செய்யும்; (b) ஸ்டார்ச் அயோடைடு காகிதத் துண்டைக்கொண்டு குளோரின் வாயுவைச் சோதிக்கலாம்; ஸ்டார்ச் அயோடைடு காகிதம் குளோரின் பட்டவுடன் நீல நிறத்தை அடையும்.

உபயோகங்கள்

குளோரின் வாயு வியாதிகளுக்குக் காரணமாயிருக்கும் கிருமி களை எல்லாம் நாசம் செய்யக்கூடியது. ஆகவே, பெருமளவில் நகரங்களுக்கு வேண்டிய நீரைச் சுத்திசெய்வதற்கு இது பயன் படுத்தப்படுகின்றது. சலவைத் தூள் தயாரிப்பதிலும், தங்கம் தயாரிப்பதிலும், காகிதம் செய்யும் முறையிலும் குளோரின்

வாயுவை உபயோகிக்கிறார்கள். துர்நாற்றத்தைப் போக்குவதற்கு இது மிகவும் பிரதானமாக உபயோகிக்கப்படுகின்றது. மரக்கூழ், பருத்தி, லினன் துணிகள் ஆகியவற்றினை வெண்மை அடையச் செய்வதற்குப் பயன்படுகிறது. இவ் வாயு ரப்பர் தயாரிப்பதற்கும், உணர்ச்சி அகற்றியான கிளோரோஃபாம் (chloroform) தயாரிப்பதற்கும், மண்ணெண்ணெய் சுத்தம் செய்யவும் பயன்படுகின்றது.

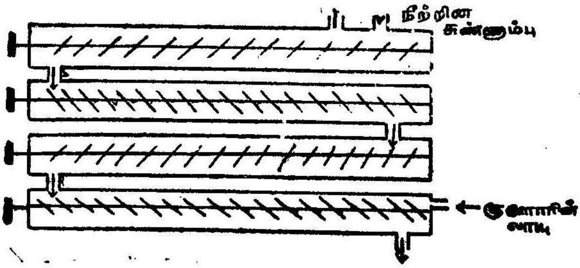
சலவைத் தூள்

சலவைத் தூளானது நீற்றின சுண்ணாம்புடன் (slaked lime) உலர்ந்த குளோரின் வாயுவைச் சேர்ப்பதன் மூலம் தயாரிக்கப்படுகின்றது.

$$Ca\begin{matrix} OH \\ OH \end{matrix} + Cl_2 \longrightarrow Ca\begin{matrix} OCl \\ OCl \end{matrix} + H_2O$$

வாணிப முறை

கல்லால் கட்டப்பட்ட ஓர் அறையில் பல துவாரங்கள் உள்ள தட்டுகளை அமைத்துத் தட்டுகளின் மேல் நீற்றிய சுண்ணாம்புப் பொடியைப் (slaked lime) பரப்பிச் சுத்தம் செய்யப்பட்ட குளோரின் வாயுவை அறையின் அடிப்பாகத்தின் வழியாய்ச் செலுத்துகிறார்கள். முதலில் மிகுந்த கவர்ச்சியுடன் சுண்ணாம்பு குளோரின் வாயுவை உறிஞ்சும். வரவர வினையின் வீரியம்



படம் 32

சலவைத் தூள் தயாரிக்கும் முறை

குறைந்துகொண்டே வரும். தட்டுகளிலுள்ள பொடியை மரத்துடுப்புகளால் கிளறிவிட, வினையில் கலந்துகொள்ளாத

சுண்ணும்பு மேலே வந்து குளோரின் வாயுவோடு சேரும். சாதாரணமாக 12 அல்லது 14 மணி நேரங்களில் வினை முற்றுப் பெறும். அறையின் மேற்பாகத்திலிருந்து சுண்ணும்புப் பொடியைத் தூவ மீதியுள்ள குளோரின் வாயு உறிஞ்சப்படும். சோதனையின்போது வெப்பநிலை 30°C—40°Cக்குள் இருக்க வேண்டும். இம் முறையில் செய்த சலவைத் தூளில் 37%—39% வரை குளோரின் வாயு கிடைக்கக்கூடும். இதில் கால்சியம் குளோரைடு, கால்சியம் குளோரேட்டு போன்ற உப்புகளும் கலந்து காணப்படலாம்.

குணங்கள்

1. சலவைத் தூள் நீரில் கரைக்கப்பட்டால் அக் கரைசல் காரத்தன்மையுடையதாயிருக்கும். சலவைத் தூள் நீரால் பகுப்பு அடைந்து ஹைபோகுளோரஸ் அமிலத்தைக் கொடுக்கின்றது.

$$2CaClOCl \longrightarrow CaCl_2 + Ca(OCl)_2$$

$$Ca(OCl)_2 + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + 2HOCl$$

2. சலவைத் தூளை நீர்த்த கந்தக அமிலத்துடனும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடனும் சேர்க்க, குளோரின் வாயு வெளிவருகிறது.

$$CaOCl_2 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + Cl_2\uparrow$$

$$CaOCl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + H_2O + Cl_2\uparrow$$

3. இது அம்மோனியாவுடன் சேர்ந்து வினைபுரிந்து அதனை நைட்ரஜனாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச்செய்கிறது.

$$2NH_3 + 3CaCl(OCl) \longrightarrow 3CaCl_2 + 3H_2O + N_2\uparrow$$

4. **நிறம் நீக்கும் முறை :** எண்ணெய்ப் பிசுக்கைப் போக்குவதற்கு முதலில் சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலில் துணிகளைப் போட்டுக் கொதிக்கவைத்து, பின் நீரில் சுத்தம் செய்யவேண்டும். நீரால் சுத்தம் செய்யப்பட்ட துணிகளை முதலில் சிறிதளவு சலவைத் தூள் கரைசலிலும், பின்னர் நீர்த்த அமிலத்திலும் நனைத்து வைக்கவேண்டும். சலவைத் தூளிலிருந்து வெளிவரும் குளோரின் வாயு துணியின் நிறத்தைப் போக்குகிறது. பிறகு நிறம் நீக்கப்பட்ட ஆடையை நீரால் சுத்தம் செய்தபின் சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டு அல்லது சோடியம் பைசல்

ஃபைட்டு போன்ற குளோரின் நீக்கிகளில் நனைக்கவேண்டும். கடைசியாக ஆடையை மீண்டும் நீரில் சுத்தம் செய்து உலர்த்த வேண்டும்.

உபயோகங்கள்

1. தொழிற்சாலைகளில் நூல், துணி முதலியவைகளையும் காகிதக் கூழையும் வெளுக்கச் செய்ய அதிகமாக உபயோகப் படுகிறது. 2. சோதனைச் சாலைகளில் ஆக்ஸிஜனேற்றியாகப் பயன்படுத்துகிறார்கள். 3. நீரைச் சுத்தம் செய்வதற்கும் குளோரோஃபார்ம் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு

சரித்திரம்

1648ஆம் ஆண்டு கிளாபர் என்பவர் உப்பைக் கந்தக அமிலத்துடன் காய்ச்சி வடித்து இவ் அமிலத்தைத் தயாரித்தார்.

கிடைக்குமிடம்

எரிமலையிலிருந்து வெளிவரும் வாயுவிலும் இரைப்பை நீரிலும் (gastric juice) இது காணப்படும். இவ் வாயுவை ஹைட்ரஜன் குளோரைடு என்றும், இதன் நீர்க் கரைசலை ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் என்றும் கூறுவர்.

தயாரித்தல்

1. ஹைட்ரஜன் வாயுவானது குளோரின் வாயுவுடன் ஈரமுள்ள நிலையில் சூரிய வெளிச்சத்தில் சேர்ந்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவைக் கொடுக்கின்றது.

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

2. அலோகங்களின் குளோரைடுகளை நீருடன் வினைபுரியச் செய்வதன் மூலமும் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவைத் தயாரிக்கலாம்.

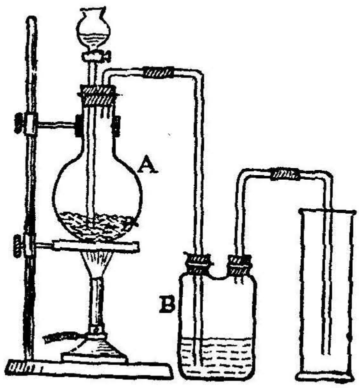
$$PCl_3 + 3H_2O \longrightarrow \underset{\text{(பாஸ்பரஸ் அமிலம்)}}{H_3PO_3} + 3HCl$$

$$PCl_5 \longrightarrow 4H_2O \longrightarrow H_3PO_4 + 5HCl$$

(பாஸ்பாரிக் அமிலம்)

3. **சோதனைச் சாலையில் தயாரிக்கும் முறை :** சோதனைச் சாலையில் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவைத் தயாரிப்பதற்கு அடர் கந்தக அமிலத்தைச் சாதாரண உப்புடன் வினை புரியச் செய்யும் முறையே பின்பற்றப்பட்டுவருகிறது.

சோதனை : வட்டமான அடிப்பாகத்தைக்கொண்ட ஒரு குடுவையில் சிறிதளவு சாதாரண உப்பை எடுத்துக்கொள். குடுவையின் வாயை ஓர் இரு துளைகொண்ட அடைப்பானால் மூடு. அடைப்பானில் ஒரு துளையின் வழியாக ஒரு புனலையும், மற்றொரு துளையின் வழியாக ஒரு விடுகுழாயையும் செலுத்து. பின்னர் அடர் கந்தக அமிலத்தைச் சிறிதுசிறிதாகப் புனலின் வழியாகக் குடுவையில் ஊற்றிக் குடுவையை இலேசாகச் சூடு செய். உப்பானது கந்தக அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு வெளிவருகிறது. குடுவையிலிருந்து வெளிவரும் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவிலுள்ள ஈரத்தை நீக்க, அடர் கந்தக அமிலமுள்ள ஒரு கழுவு சீசாவினுள் படத்தில் காட்டியபடி செலுத்தி, பின் பாதரசத்தின் மேலோ அல்லது காற்றை மேல்நோக்கி விலக்குவதன் மூலமோ சேகரிக்கலாம்.



படம் 33

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு தயாரித்தல்

$$(a)\ NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + HCl\uparrow$$

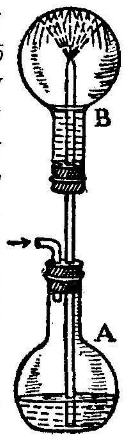
(சோடியம் குளோரைடு) (அடர் கந்தக அமிலம்) (சோடியம் பைசல்ஃபேட்) (ஹைட்ரஜன் குளோரைடு)

$$(b)\ 2NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl\uparrow$$

பௌதிக குணங்கள்

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவானது நிறமற்றது. ஒரு விதக் கார நெடியுடையதாயுமிருக்கும். இது காற்றைவிட 1·26 மடங்கு கனமுள்ளது. இவ் வாயு நீரில் அதிக அளவு கரையும் தன்மையுடையது. 0°C-ல் ஒரு கன அளவு நீரில் 506 கன அளவு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு கரைகின்றது. இவ் வாயுக் கரைசலை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் என்பர்.

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவின் கரைதிறனைக் காட்டும் சோதனை: ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு நீரில் ஆவலுடன் கரைவதைப் படத்தில் காட்டிய சாதனத்தைக்கொண்டு நிரூபிக்கலாம். தட்டையான அடிப்பாகமுள்ள குடுவையில் இரண்டு துளையுள்ள தக்கை அடைப்பான் பொருத்தப்பட்டிருக்கிறது. அத் துளைகளுள் ஒரு துளை வழியாக ஒரு நீளக் குழாயும், மற்றொரு துளை வழியாக ஒரு சிறு குழாயும். செருகப்பட்டிருக்கின்றன. இவ் இரண்டு குழாய்களுக்கும் தக்கைகள் உண்டு. இச் சிறு தக்கைகளைக் கழற்றிப் பெரிய குழாயின் வழியாக உலர்ந்த, சுத்தம் செய்யப்பட்ட ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவை, மேல்நோக்கி விலக்குவதன் முறையில் குடுவையில் நிரப்பவும். சிறு குழாய் வழியாக வாயு நன்றாய் வெளியில் வந்து புகையும் வரையில் வாயுவைச் செலுத்திக் கொண்டேயிருக்க வேண்டும். பின்பு நீண்ட குழாயை அடைப்பானால் மூடி, சிறு குழாயில் பொருந்திய ரப்பர்க் குழாயைக் கவ்வியால் அடைத்து, குடுவையின் வாயானது நீல லிட்மஸ் கலந்த நீர்த்தொட்டியில் அமுங்கி இருக்கும்படி தலைகீழாய்க் குடுவையை நிறுத்திவைத்துப் பெரிய குழாயின் தக்கையைத் திறந்தால், நீர் சற்று மேலே கிளம்பும். இன்னும் கொஞ்சம் ஆட்டிவிட, நீர் உடனே குழாய் முழுவதும் நிரம்பி, அதன் வழியாய்ப் பீரிட்டுக் கிளம்பி நாலாபக்கங்களிலும் தாரைதாரையாய் வழியும். கீழ்க் குடுவையிலிருக்கும் நீர் நீலமாயும், மேல்குடுவையிலிருக்கும் நீர் சிவப்பாயும் மாறும். ஹைட்ரஜன் வாயு நீரில் கரைய அமிலமுண்டாகிறது என்பதைத் தெரிவிப்பதே இந் நிறமாற்றம்.



படம் 34

இரசாயன குணங்கள்

(1) இவ் வாயுவிற்கு எரியும் தன்மையும், மற்றப் பொருள்களுக்கு எரிதலுக்கு உதவி செய்யும் தன்மையும் கிடையாது.

(2) ஹைட்ரஜன் குளோரைடு ஒரு நிலையான சேர்மப் பொருளாகும். 1500°C-லும் இவ் வாயு சுமார் 3% அளவிற்கே சிதைக்கப்படுகிறது.

$$2HCl \rightleftarrows H_2\uparrow + Cl_2\uparrow$$

(3) சூடு செய்யப்பட்ட உலோகங்கள் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவைச் சிதைக்கின்றன. இச் சிதைத்தலின் போது உலோகக் குளோரைடுகளும் ஹைட்ரஜன் வாயுவும் உற்பத்தி செய்யப்படுகின்றன. இம் முறையின் மூலம் உலர்ந்த உலோகக் குளோரைடுகளைத் தயாரிப்பது சுலபமாகும்.

$$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$$

$$Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$$

$$2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$$

(4) ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவானது அமோனியாவுடன் சேர்ந்து அமோனியம் குளோரைடு உப்பைக் கொடுக்கின்றது. இவ் வினையின்போது அமோனியம் குளோரைடு (நவச்சாரம்) வெள்ளையான மேகப்படலம் போன்று உண்டாகிப் பின் வெள்ளைப் பொடியாகப் படிகிறது.

$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$

(5) வெள்ளி நைட்ரேட்டுக் கரைசலில் நனைத்த ஒரு கண்ணாடிக் கோலை ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவில் காட்ட, கண்ணாடிக் கோலின்மீது வெள்ளை நிற வீழ்படிவு தோன்றுகிறது.

$$AgNO_3 + HCl \longrightarrow AgCl\downarrow + HNO_3$$

(6) ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவும் ஆக்ஸிஜனும் கலந்த கலவையை, சூடு செய்யப்பட்ட கியூப்ரிக் குளோரைடு வினை தூண்டியின் மீது சுமார் 450°C வெப்பச் சூழ்நிலையில்

பாய்ச்ச, ஹைட்ரஜன் குளோரைடு குளோரின் வாயுவாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$4HCl + O_2 \rightleftarrows 2H_2O + 2Cl_2 \uparrow$$

இந்த வாணிப முறைக்கு டீகன்ஸ் முறை என்று பெயர்.

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவைக் கண்டுகொள்ள உதவும் சோதனைகள்

1. கண்ணாடிக் கோலில் அமோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடை நனைத்து அக் கோலை இவ் வாயுவில் காட்டினால், உடனே வெள்ளை நிறப் புகை வெளிவருகிறது.

2. வெள்ளி நைட்ரேட்டுக் கரைசலுடன் இது ஒரு வெள்ளை நிற வீழ்படிவை உண்டாக்குகிறது. இவ் வீழ்படிவு அமோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் கரையும் தன்மையுடையது.

3. இது ஒரு காரமான நெடியுள்ள வாயு. ஈரம் கலந்த நமது வாயிலிருந்து ஊதும் காற்றுப் பட்டவுடன் வெண்புகையாக மாறுகிறது.

4. இது ஈரமுள்ள நீல லிட்மஸ் காகிதத்தைச் சிவப்பு நிறமாக்கவல்லது.

பயன்கள்

சில உலோகக் குளோரைடுகள், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், குளோரின் வாயு முதலியவை தயாரிக்கப் பயன் படுகின்றன.

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம்

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமானது ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவை நீரில் கரைப்பதன்மூலம் கிடைக்கிறது. நீர், வாயுவை உறிஞ்சுவதை நிறுத்தும்வரை ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவைப் பாய்ச்ச வேண்டும். வாயு, நீரில் கரையும் பொழுது வெப்பம் வெளிப்படுவதால், வாயு கரைக்கப்படும் குடுவையை ஒரு நீர்த்தொட்டியில் வைப்பது நலம்.

பௌதிகப் பண்புகள்

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் நிறமற்றது. ஈரக்காற்றில் புகையக்கூடியது. இவ் அமிலத்தின் உப்பு மூலத்திறன் எண் ஒன்றாகும். இது புளிப்பான சுவையை உடையது. நீல லிட்மஸ் தாளைச் சிவப்பு லிட்மஸாக மாற்றுகிறது.

இவ் அமிலத்தில் சுமார் 20·24% ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு கலந்திருக்கும். வாயு மண்டல அழுத்தத்தில் இதன் கொதிநிலை சுமார் 110°C ஆகும்.

வேதிப் பண்புகள்

(1) நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமானது உலோகங்களுடன் சேர்ந்து வினைப்பட்டு அதனதன் உலோகக் குளோரைடுகளையும் ஹைட்ரஜன் வாயுவையும் கொடுக்கிறது.

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$$
(துத்தநாகக் குளோரைடு)

$$Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$$
(ஃபெரஸ் குளோரைடு)

$$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$$
(மக்னீசியம் குளோரைடு)

$$2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$$
(அலுமினியம் குளோரைடு)

(2) இவ்வமிலம் உலோக ஆக்ஸைடுகளுடனும், ஹைட்ராக்ஸைடுகளுடனும், கார்பனேட்டுகளுடனும் வினைப்பட்டு அதனதன் உலோக உப்புகளை உண்டாக்குகிறது.

$$MgO + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2O$$
$$Mg(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + 2H_2O$$
$$CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow$$

(3) இவ்வமிலமானது வெள்ளி நைட்ரேட்டு, மெர்கியூரஸ் நைட்ரேட்டு, காரீய அசிடேட் போன்றவற்றுடன் வினைப்பட்டு, முறையே வெள்ளி குளோரைடு, மெர்கியூரஸ் குளோரைடு, காரீயக் குளோரைடு போன்ற நீரில் கரையா உப்புகளை

வீழ்படிவாகவும், நைட்ரிக் அமிலம், அஸிட்டிக் அமிலம் போன்ற அமிலங்களையும் கொடுக்கிறது.

$$AgNO_3 + HCl \longrightarrow AgCl \downarrow + HNO_3$$
$$Hg_2(NO_3)_2 + 2HCl \longrightarrow Hg_2Cl_2 \downarrow + 2HNO_3$$
$$Pb(CH_3COO)_2 + 2HCl \longrightarrow PbCl_2 \downarrow + 2CH_3COOH$$

(4) இவ்வமிலமானது மின்பகுப்பிற்கு உட்படும்பொழுது ஹைட்ரஜன் வாயுவானது எதிர் மின்வாயிலிருந்தும், ஆக்ஸிஜன் வாயுவானது நேர் மின்வாயிலிருந்தும் வெளிவருகிறது.

(5) பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு, மாங்கனீசு டைஆக்ஸைடு, பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு ஆகியவை அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து குளோரின் வாயுவை வெளியேற்றுகின்றன.

$$2KMnO_4 + 16HCl \longrightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2 \uparrow$$
$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$$
$$K_2Cr_2O_7 + 14HCl \longrightarrow 2KCl + 2CrCl_3 + 7H_2O + 3Cl_2$$

மூன்று பங்கு அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும் ஒரு பங்கு அடர் நைட்ரிக் அமிலமும் சேர்ந்த கலவை இராஜத் திராவகம் (aqua regia) எனப்படும். இக் கலவையை இலேசாகச் சூடுசெய்ய, நைட்ரசில் குளோரைடு வெளிவருகிறது.

$$HNO_3 + 3HCl \longrightarrow NOCl + Cl_2 + 2H_2O$$

இதிலிருந்து வெளிவரும் குளோரின் வாயுவானது அப்பொழுது தான் உற்பத்தியான பிறவிநிலையில் உள்ளதால் (nascent state), அதிக வீரியமுள்ளது. இது தங்கம், பிளாட்டினம் போன்ற உலோகங்களைக் கரைக்கவல்லது.

பயன்கள்

அச்சுத் தொழில், சாயத் தொழில், சோதனைச்சாலை முதலியவற்றில் உபயோகப்படுகிறது. வாணிப முறையில் குளோரின் தயார் செய்யவும், இராஜத் திராவகம் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்

(1) உலர்ந்த தூய குளோரின் வாயு சோதனைச்சாலையில் எவ்விதம் தயாரிக்கப்படுகிறது? அதன் குணங்களும் உபயோகங்களும் யாவை?

(2) கீழ்க்காணும் இரசாயன மாற்றங்களின்பொழுது நிகழ்பவைகளைச் சமன்பாட்டின்மூலம் விளக்குக;

(a) நீரில் கரைக்கப்பட்ட குளோரினைப் பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலுடன் சேர்த்தல்;

(b) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைக் குளோரின் கரைசலினுள் செலுத்துதல்;

(c) பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலினுடன் குளோரின் வாயுவைச் செலுத்துதல்;

(d) கந்தக டைஆக்ஸைடு கரைசலுடன் குளோரின் வாயுவைச் சேர்த்தல்;

(e) மீதேனுடன் குளோரின் வாயுவைச் சேர்த்தல்.

(3) சோதனைச் சாலையில் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு தயாரிக்கும் முறையை விளக்குக. அதன் முக்கியமான குணங்களையும் உபயோகங்களையும் கூறுக.

(4) சலவைத் தூள் தயாரிக்கும் முறை, அதன் குணங்கள், உபயோகங்கள் ஆகியவற்றை விளக்குக.

12. ஆக்ஸிஜனேற்றமும் ஒடுக்கமும்

ஆக்ஸிஜனேற்றம் (Oxidation) எனப்படுவது ஆக்ஸிஜன் அல்லது எதிர்மின் இயல்புடைய தனிமம், மூலம் ஆகியவைகளை ஒரு பொருளுடன் சேர்த்தலோ (அவற்றின் விகிதத்தை அதிகரித்தலோ), ஹைட்ரஜன் அல்லது நேர்மின் இயல்புடைய தனிமம் அல்லது மூலம் ஆகியவைகளை நீக்குதலோ (அவற்றின் விகிதத்தைக் குறைத்தலோ) ஆகும்.

(1) $2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$, $S + O_2 \longrightarrow SO_2 \uparrow$ } ஆக்ஸிஜனைச் சேர்த்தல்

(2) $SnCl_2 + Cl_2 \longrightarrow SnCl_4$, $2FeCl_2 + Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$ } (எதிர்மின் இயல்புடைய தனிமத்தைச் சேர்த்தல்)

(3) சூடுபடுத்தப்பட்ட தாமிர ஆக்ஸைடின்மீது ஹைட்ரஜன் வாயுவைச் செலுத்த, ஹைட்ரஜன், நீராவியாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

இங்குத் தாமிர ஆக்ஸைடு குறைக்கப்பட்ட ஹைட்ரஜன் நீராக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

(4) மாங்கனிஸ் டைஆக்ஸைடு அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியும்பொழுது, அமிலத்திலிருந்து ஹைட்ரஜனை நீக்குகிறது. இதனால் அமிலம் குளோரினாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது. ஒரு பொருளிலிருந்து ஹைட்ரஜனை நீக்குதலும் ஆக்ஸிஜனேற்றமே.

$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$ (ஹைட்ரஜனை நீக்குதல்)

(5) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைக் குளோரின் கரைசலினுள் செலுத்தும்பொழுது ஹைட்ரோகுளோரிக் அமில மும் கந்தகமும் உண்டாகின்றன.

$$H_2S + Cl_2 \longrightarrow 2HCl + S \downarrow$$

இவ் வினையில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடிலிருந்து ஹைட் ரஜன் நீக்கப்படுகிறது. அதாவது, இவ் வாயு கந்தகமாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைந்து வீழ்படிவாகிறது.

(6) பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலில் குளோரின் கரைசலைச் சேர்க்க, கரைசல் பழுப்பு நிறமாக மாறுகிறது. இந் நிறமாற்றம், பொட்டாசியம் அயோடைடிலிருந்து அயோடின் தனியாக வெளியேற்றப்படுவதால் உண்டாகிறது. குளோரி னானது பொட்டாசியம் அயோடைடிலுள்ள (தன்னினும் குறைந்த எதிர்மின் இயல்புடைய) அயோடினை வெளியேற்றி அதை அயோடினாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$2KI + Cl_2 \longrightarrow 2KCl + I_2 \downarrow$ (நேர் மின்னுக்குரிய தனி மத்தை நீக்குதல்)

ஆக்ஸிஜனேற்றத்திற்குக் காரணமாயிருக்கும் சேர்மங்களை ஆக்ஸிஜனேற்றிகள் (oxidising agents) என்பர். அதாவது, ஒரு பொருளுடன் ஆக்ஸிஜன், எதிர்மின் இயல்புடைய தனிமங் கள், மூலங்கள் ஆகியவை சேருதலுக்குக் காரணமாயிருப்பதோ அல்லது ஹைட்ரஜன் நேர்மின்னுக்குரிய தனிமங்கள், மூலங் கள் ஆகியவற்றை ஒரு பொருளிலிருந்து நீக்குவதற்குக் காரணமா யிருப்பதோவான இரசாயனப் பொருள் ஆக்ஸிஜனேற்றி என அழைக்கப்படுகிறது. மேலும், இப் பொருள் ஒரு பொருளிலுள்ள எதிர் மின்னுக்குரிய தனிமங்கள், மூலங்கள் ஆகியவற்றின் எண்ணிக்கையையும் எடைவிகிதத்தையும் அதிகரிக்கச் செய்யும் இயல்புடையது.

(உ-ம்): ஆக்ஸிஜன், பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு, பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு, குளோரின் வாயு, அடர் கந்தக அமிலம், அடர் நைட்ரிக் அமிலம் ஆகியவை சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றிகள் ஆகும்.

ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் (Reduction) : இது ஆக்ஸிஜனேற்றத் திற்கு நேர்மாறானது. (a) ஹைட்ரஜன் அல்லது நேர்மின் இயல்புடைய தனிமம், மூலம் இவைகளை ஒரு பொருளுடன் சேர்த்தல் ;

(b) ஒரு பொருளிலுள்ள நேர்மின் இயல்புடைய தனிமங்கள், மூலங்கள் ஆகியவைகளில் எடை விகிதத்தையும் எண்ணிக்கையையும் அதிகரிக்கச் செய்தல் ;

(c) ஆக்ஸிஜன், எதிர் மின் இயல்புடைய தனிமங்கள், மூலங்கள் ஆகியவற்றை நீக்குதல், அல்லது அவற்றின் எடை விகிதத்தைக் குறைத்தல் இத்தகைய இரசாயன வினைகளுக்கு ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் எனப் பெயர்.

ஆக்ஸிஜனேற்றத்திற்கும் ஒடுக்கத்திற்கும் இலக்கணம்

ஒரு தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் அதிகமானல் அத் தனிமம் ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது ; ஒரு தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் குறைந்தால், அத் தனிமம் ஒடுக்கமடைகிறது. மேற்கண்ட வினைகளில் எலெக்ட்ரான்கள் ஒரு தனிமத்திலிருந்து மற்றொரு தனிமத்திற்கு மாற்றப்படுகின்றன.

$Fe^{+2} - e^{-} \longrightarrow Fe^{3}$ (oxidation) (ஏற்றம்)

$Fe^{+3} + e^{-} \longrightarrow Fe^{+2}$ (reduction) (ஒடுக்கம்)

$Cl^{-} - e^{-} \longrightarrow Cl$ (oxidation) (ஏற்றம்)

$Fe^{+2} + Cl \longrightarrow Fe^{+3} + Cl^{-}$

இங்கு Fe^{+2} ஃபெரஸ் அயனி ஃபெரிக் அயனியாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது. குளோரின் அணு குளோரைடு அயனியாக ஒடுக்கமடைகிறது.

$2HgCl_2 + SnCl_2 \longrightarrow SnCl_4 + Hg_2 Cl_2$

$2Hg^{2+} + Sn^{+2} \longrightarrow Sn^{+4} + 2Hg^{+}$

மேற்கண்ட உதாரணத்திலிருந்து ஒரு தனிமமோ இரசாயனச் சேர்மமோ ஆக்ஸிஜனேற்றமடைந்தால் அது எலெக்ட்ரான்களை இழக்கிறது ; ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கமடைந்தால் எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொள்கிறது என்று தெரிகிறது. இங்கு Hg^{+2} மெர்குரிக் அயனி எலெக்ட்ரான்களை ஏற்று மெர்குரஸ் Hg^{+} அயனியாகிறது ; ஸ்டான்னஸ் அயனி Sn^{+2} எலெக்ட்ரான்களை இழந்து ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்து ஸ்டான்னிக் அயனி (Sn^{+4}) யாகிறது.

(உ-ம்) சூரிய வெளிச்சத்தில் குளோரின் ஹைட்ரஜனுடன் சேர்ந்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடைக் கொடுக்கிறது. இவ் வினையில் குளோரின் வாயுவானது ஒடுக்கத்திற்கும்,

ஹைட்ரஜன் வாயுவானது ஆக்ஸிஜனேற்றத்திற்கும் உட்படுகின்றன. குளோரின், ஹைட்ரஜன் குளோரைடாகக் குறைக்கப்படுகிறது. ஹைட்ரஜன் குளோரைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

(2) குளோரின் வாயு பொட்டாசியம் புரோமைடிலிருந்து புரோமினை வெளியேற்றுகிறது. நேர்மின்னியல்புடைய பொட்டாசியமானது குளோரினுடன் சேர்ந்து பொட்டாசியம் குளோரைடாக மாறுகிறது. இவ் வினையில் குளோரின், பொட்டாசியம் குளோரைடாக ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$2KBr + Cl_2 \longrightarrow 2KCl + Br_2 \uparrow$$

(3) சூடுபடுத்தப்பட்ட இரும்பு ஆக்ஸைடுமீது கார்பன் மோனாக்ஸைடைச் செலுத்தும்பொழுது அது இரும்பாக ஒடுக்கப்படுகிறது. கார்பன் மோனாக்ஸைடு, கார்பன் டையாக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது.

$$2CO + Fe_2O_3 \longrightarrow 2Fe + 3CO_2 \uparrow$$

(4) மெர்க்குரிக் குளோரைடு கரைசலுக்கு ஸ்டேனஸ் குளோரைடு கரைசலைச் சேர்க்க அது பாதரசமாக ஒடுக்கப்படுகிறது. ஸ்டேனஸ் குளோரைடு, ஸ்டேனிக் குளோரைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது.

$$HgCl_2 + SnCl_2 \longrightarrow SnCl_4 + Hg$$

ஸ்டேனஸ் குளோரைடானது குளோரினை மெர்க்குரிக் குளோரைடிலிருந்து நீக்கி ஸ்டேனிக் குளோரைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது. ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கத்திற்குக் காரணமாயிருக்கும் ஓர் இரசாயனப் பொருள் **ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கி** (reducing agent) என அழைக்கப்படுகிறது; ஆக்ஸிஜன் குறைப்பான் என்றும் அழைக்கலாம்.

(உ—ம்) : ஸ்டேனஸ் குளோரைடு, ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டு ஹைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு, கந்தக டையாக்ஸைடு ஆகியவை முக்கிய ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கிகளாகும்.

ஆக்ஸிஜனேற்றமும் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கமும் சமகாலத்தில் நிகழ்பவை. எந்த ஒரு வினையிலும் அவ் வினை சம்பந்தப்பட்ட ஒரு பொருள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்தால், மற்றோர் ஆக்ஸிஜன்,

ஒடுக்கமடைகிறது. உதாரணமாக, அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலுடன் ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டைச் சேர்த்தால், பெர்மாங்கனேட்டானது ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டு ஒடுக்கியால் மாங்கனீஸ் சல்ஃபேட்டாக மாற்றப்படுகிறது. பெர்மாங்கனேட்டு ஆக்ஸிஜனேற்றியாக இருப்பதால் அது ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டை ஃபெர்ரிக் சல்ஃபேட்டாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச்செய்கிறது.

$$2KMnO_4 + 8H_2SO_4 + 10FeSO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O + 5Fe_2(SO_4)_3$$

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடும் குளோரினும் வினைபுரியும் பொழுது ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு ஒடுக்கியாக இருத்தலால் குளோரினை ஹைட்ரஜன் குளோரைடாகக் குறைக்கிறது. குளோரின் ஆக்ஸிஜனேற்றியாக இருத்தலால் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைக் கந்தகமாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச்செய்கிறது.

$$H_2S + Cl_2 \longrightarrow 2HCl + S \downarrow$$

ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம், ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் ஆகியவற்றின் எலெக்ட்ரான் கொள்கை

ஓர் அணு ஓர் எலெக்ட்ரானை இழக்கும்பொழுது நேர்மின் இயல்புடைய அயனியாக (அதாவது, எதிர் அயனியாக—cation) மாறுகிறது. அந்த அணுவின் நேர்மின்னுக்குரிய இணைதிறன் ஒன்றாகும். ஓர் அணு ஓர் எலெக்ட்ரானை ஏற்றுக்கொள்ளும் பொழுது எதிர் மின்னியல்புடைய அயனியாக (அதாவது, நேர் அயனியாக—anion) மாறும். இதன் எதிர்மின்னுக்குரிய இணை திறன் (negative valence) ஒன்றாகும். ஃபெரஸ் இரும்பு இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை இழப்பதால் அதன் நேர்மின்னுக்குரிய இணை திறன் இரண்டாகும். ஃபெரிக் இரும்பின் நேர்மின்னுக்குரிய (positive valence) இணைதிறன் மூன்றாகும் (Fe^{+3}). ஃபெரஸ் குளோரைடானது குளோரினால் ஃபெரிக் குளோரைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடையும்பொழுது ஃபெரஸ் இரும்பின் நேர் மின்னுக்குரிய இணைதிறன் மூன்றாக அதிகரிக்கிறது. குளோரின் அணு ஓர் எலெக்ட்ரானை ஏற்றுக்கொள்ளும்பொழுது குளோரைடு அயனியாக (Cl^-) மாறுகிறது. எனவே, அதன் எதிர்மின்னுக்குரிய இணைதிறன் ஒன்றாகும். குளோரைடுஅயனி குளோரின் அணுவாக மாறும்பொழுது அதன் எதிர்மின்னுக்குரிய இணை திறன் குறைகிறது. எனவே, எலெக்ட்ரான் கொள்கைப்படி ஓர் அணுவின் நேர் மின்னுக்குரிய இணைதிறன் அதிகரித்தல்

அல்லது எதிர்மின்னுக்குரிய இணைதிறன் குறைதல் ஆகியவை ஆக்ஸிஜனேற்றம் எனப்படும். மாறாக, ஓர் அணுவின் எதிர் மின்னுக்குரிய இணைதிறன் அதிகரித்தல், நேர் மின்னுக்குரிய இணைதிறன் குறைத்தல் ஆகியவை ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் எனப் படும். அணு அமைப்பைப்பற்றி அறிந்துகொண்டவற்றி லிருந்து அணுக்கள் ஆக்ஸிஜனேற்றத்தின்போது எலெக்ட்ரான் களை இழக்கின்றன என்றும், ஆக்ஸிஜன் குறைத்தலின்போது எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொள்கின்றன என்றும் கூறலாம்.

ஃபெரஸ் அயனி—எலெக்ட்ரான் ⟶ ஃபெரிக் அயனி

$Fe^{+2} - 1e^{-} \longrightarrow Fe^{+3}$ (ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம்)

$Fe^{+3} + 1e^{-} \longrightarrow Fe^{+2}$ (ஆக்ஸிஜன் குறைத்தல்)

$Cl^{-} - 1e^{-} \longrightarrow Cl^{\circ}$ (ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம்)

குளோரின் ஃபெரஸ் குளோரைடை ஃபெரிக்குளோரைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2FeCl_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\,FeCl_3$$

ஸ்டெனஸ் குளோரைடும் ஃபெரிக்குளோரைடும் வினைபுரிந்து ஃபெரஸ் குளோரைடாகவும் ஸ்டெனிக் குளோரைடாகவும் மாறு கின்றன.

$$2FeCl_3 + SnCl_2 \longrightarrow 2FeCl_2 + SnCl_4$$

ஆக்ஸிஜன் ஏற்றமும் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கமும் சம காலத்தில் நிகழ்வதால் வினையில் சம்பந்தப்பட்ட ஒருபொருள் எலெக்ட்ரானை இழந்தால் மற்றொன்று அதை ஏற்றுக்கொள்கிறது. எலெக்ட் ரானை ஏற்றுக்கொள்ளும் பொருள் ஆக்ஸிஜன் **ஏற்றி** எனவும், எலெக்ட்ரானை இழக்கும் பொருள் ஆக்ஸிஜன் **ஒடுக்கி** எனவும் அழைக்கப்படுகிறது.

தனிமங்களின் வகையீடு

பல தனிமங்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட பிறகு அவைகளை இனம் பிரிக்க எண்ணினர். தனிமங்களைப் பலவிதங்களில் இனம் பிரிக்கலாம். முதன்முதலில் அவற்றை உலோகங்கள், அலோகங் கள் என இரண்டு பிரிவாகப் பிரித்தனர். இவ் வகையீடு பொதுவாகச் சரியாக இருந்தாலும் அதில் சில குறைபாடுகளும் உள. உலோகங்கள், அலோகங்கள் ஆகியவற்றிற்கு உரிய

பண்புகள் சில உலோகங்களிலோ அலோகங்களிலோ காணப்படுவதில்லை. சில உலோகங்களில் பல அலோகப் பண்புகளும், சில அலோகங்களில் பல உலோகப் பண்புகளும் காணப்படுகின்றன. உலோகப் பண்புகளும் அலோகப் பண்புகளும் கொண்ட தனிமங்களை உலோகப் போலிகள் (metalloids) என்பர். (உ-ம்) ஆர்சனிக், ஆன்டிமனி, வெள்ளீயம். தனிமங்களை அவற்றின் மின்சார குணங்களின் அடிப்படையிலும் இணைதிறன் அடிப்படையிலும் பிரிக்க எடுத்துக்கொண்ட முயற்சிகளும் தோல்வியடைந்தன.

டாபரீனர் (Doberiener) 1829ஆம் வருடம் முதன் முதலில் இரசாயன குணங்களில் ஒற்றுமையுள்ள தனிமங்களை (a) ஏறக்குறைய ஒரே எடையுள்ளவைகளாகவோ (b) அல்லது அவற்றை மும்மூன்றாக வரிசைப்படுத்த, அவற்றின் அணு எடைகள் ஏறக்குறைய ஒரே அளவு வித்தியாசமுள்ளவைகளாகவோ இருக்கின்றன என்பதைக் கண்டறிந்தார். இதற்கு **டாபரீனரின் மும்மை விதி** (Dobernier's Law of Triads) எனப் பெயர்.

சில மும்மைகளைக் கவனிப்போம்

Fe 55·84	CO 58·94	Ni 58·69
Cl 35·46	Br 79·92	I 126·92

வித்தியாசம் 45 வித்தியாசம் 47

இம் முறையும் சரிப்பட்டு வரவில்லை. நியூலண்ட்ஸ் முதலாவது தனிமமும் எட்டாவது தனிமமும், அவ்வாறே இரண்டாவதும் ஒன்பதாவதும், மூன்றாவதும் பத்தாவதும் ஒத்த பண்புகளைப் பெற்று ஒரே இனத்தைச் சேர்ந்தவையாகக் காணப்படுகின்றன. உதாரணமாக, இசையில் (ஸ ரி க ம ப த நி ஸ) ஏழாவது எழுத்திற்குப் பிறகு முதல் எழுத்தாகிய 'ஸ' மறுபடியும் வருவதைக் காணலாம். இதை **நியுலாந்தின் எட்டன் விதி** (Newland's Law of Octaves) என்பர். பின்வரும் ஒவ்வோர் எட்டாவது தனிமமும் முதல் தனிமத்தின் பண்புகளை **ஒத்து இருக்கின்றன.**

H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe

ஓரினத்தைச் சேர்ந்த தனிமங்கள் எல்லாம் ஒரே பத்தியில் (vertical column) இடம்பெறுகின்றன என்பதை நியூலண்ட்ஸ் முதன்முதலில் கண்டுபிடித்தார்.

1869ஆம் வருடம், நாம் இப்போது ஏற்றுக்கொண்டுள்ளபடி, தனிமங்களை அவைகளின் அணு எடைகளுக்கு ஏற்றவாறு ரஷ்ய வேதியியல் நிபுணர் மெண்டலீஃப் (Mendeleeff) வகைப் படுத்தினார். எல்லாவற்றிலும் குறைந்த அணு எடையுள்ள தனி மத்திலிருந்து வரிசையாக்கிப் பார்க்க, இரசாயன குணங்களில் ஒப்புமையுடைய தனிமங்கள் எல்லாம் ஏறக்குறைய சமமான இடைவெளிகளிலே அமர்கின்றன என்பதைக் கண்டார். குறைந்த அணு எடையுள்ள தனிமங்களை முதலில் அமைத்துப் பின் அணு எடையின் ஏறுவரிசையாகத் தனிமங்களை வரிசைப் படுத்திப் பார்க்க, அவைகளின் குணங்களில் ஒருவித (ஆவர்த் தனத்தை) (periodicity) ஒழுங்கைப் பார்க்கிறோம். தனிமங் களின் குணங்களுக்கும் அவற்றின் அணு எடைகளுக்கும் உள்ள உறவை **ஆவர்த்தன விதியின்** (periodic law) மூலம் கூறலாம். இவற்றையே சுருக்கமாகத் 'தனிமங்களின் அணு எடை, ஆவர்த் தன விதிக்கேற்ப, தனிமங்களின் பௌதிக இரசாயனப் பண்பு களையே ஒத்திருக்கின்றது'. அணு எடை அதிகரிக்க, அவற்றின் பண்புகள் ஒரே சீராக மாறுபட்டுக்கொண்டே போய் ஓர் எல்லையை அடைந்தவுடன், மறுபடியும் தொடக்க இடத்திற்குரிய பண்புகளைச் சார்ந்து நிற்கும். குறித்த இடைவெளிக்குப் பின் குணங்கள் ஒரே நிலையை அடைவதைத்தான் நாம் **ஆவர்த்தன விதி** என்று கூறுகிறோம். இந்த இடைவெளியைத்தான் ஆவர்த்தனம் என்பர். மெண்டலீஃப் வகையீட்டில், ஏழு வரிசை களையும் (horizontal periods) ஒன்பது பத்திகளையும் (vertical groups) காண்கிறோம்.

அட்டவணையில் இடமிருந்து வலமாக உள்ள தனிமங் கள் ஒரே வரிசையைச் சேர்ந்தவை; மேலிருந்து கீழாக உள்ள (vertical) தனிமங்கள் ஒரே பத்தி அல்லது பிரிவைச் சேர்ந்தவை.

மெண்டலீஃபின் தனிம அட்டவணை

அட்டவணையில் முதல் மூன்று வரிசைகள் ஒவ்வொன்றிலும் முறையே 2, 8, 8 தனிமங்கள் உள்ளன. இவைகளைக் குறுகிய வரிசைகள் (short periods) என்பர். மீதியுள்ள நான்கு வரிசைகளும் நீண்ட வரிசைகள் (long periods) எனப்படும். இவற்றில் முறையே 18, 18, 32 தனிமங்கள் உள்ளன. முதல் தனிமமான ஹைட்ரஜனிலிருந்து இறுதித் தனிமமாகிய யுரேனியம் வரை 92 தனிமங்கள் உள. முதல் வரிசையில் ஹைட்ரஜன், ஹீலியம் ஆகிய இரண்டு தனிமங்களே இருக்கின்றன. இரண்டாவது வரிசை லிதியம் என்ற தனிமத்திலிருந்து ஆரம்பிக்கிறது. இதைத் தொடர்ந்து வரும் தனிமங்களின் நேர்மின் குணங்கள் குறைந்துகொண்டே வருகிறது; அதற்குச் சரியாக அவற்றின் எதிர் மின் குணங்கள் அதிகரித்துக்கொண்டே சென்று ஃபுளோரின் வாயுவில் எதிர் மின்னேற்ற இயல்பு உச்சநிலையை அடைகிறது. இதைத் தொடர்ந்து நியான் பூஜ்ஜிய பத்தியைச் (zero group) சேர்ந்த மந்த வாயு இருக்கிறது. லிதியத்தில் ஆரம்பித்து இடமிருந்து வலமாகச் செல்ல, உலோகத்தன்மை குறைந்துகொண்டும் அலோகத்தன்மை அதிகரித்துக்கொண்டும் போவதையும் காண்கிறோம். இதேபோல் மூன்றும் வரிசை லிதியத்தை ஒத்த சோடிய உலோகத்தில் ஆரம்பித்து ஃபுளோரினை ஒத்த குளோரினில் முடிவடைவதைப் பார்க்கிறோம். இதை அடுத்து ஆர்கான் என்ற மந்த வாயு உள்ளது. பூஜ்ஜியப் பத்தியிலுள்ள மந்த வாயுக்கள் ஏழாம் பிரிவிலுள்ள எதிர் மின்னியல்புடைய உப்பீனி அலோகங்களுக்கும், அடுத்த முதல் பத்தியிலுள்ள நேர் மின்னியல்புடைய கார உலோகங்களுக்கும் இடையில் பிரிக்கும் பாலமாக அமைகின்றன.

ஒரே பத்தியில் அல்லது ஒரே பத்தியிலுள்ள உட்பிரிவில் இருக்கும் தனிமங்கள் பல ஒத்த இரசாயனப் பண்புகளைக் கொண்டவையாக இருக்கின்றன. உதாரணமாக, ஒரே பத்தியிலுள்ள தனிமங்கள் எல்லாம் அநேகமாக ஒரே இணைதிறனைக் கொண்டவையாகவே உள்ளன. ஒரு பத்தியின் எண் (group number) அப் பிரிவிலுள்ள தனிமங்களின் இணைதிறனைக் குறிப்பதாகவே இருக்கிறது. ஹைட்ரஜனோடு ஒப்பிட்டுப் பார்க்கும் பொழுது, தனிமங்களின் இணைதிறனானது முதல் பத்தியில் ஆரம்பித்து நான்காவது பத்திவரை அதிகரித்துக்கொண்டே போய், பின் ஐந்தாவதிலிருந்து ஏழாவது பத்தி வரை மூன்றிலிருந்து ஒன்றாகக் குறைந்துவிடுகிறது.

மெண்டலீஃபின் ஆவர்த்தன

வரிசைகள்	பத்திகள்			
	O	I	II	III
1		1 H 1·008		
2	2 He 4·003	3 Li 6·914	4 Be 9·013	5 B 10·82
3	10 Ne 20·18	11 Na 22·99	12 Mg 24·32	13 Al 26·98
4	18 A 39·4	19 K 39·09 29 Cu 63·54	20 Ca 40·08 30 Zn 65·38	21 Sc 44·96 31 Ga 69·72
5	36 Kr 83·8	37 Rb 85·48 47 Ag 107·8	38 Sr 87·63 48 Cd 112·4	39 Yt 88·92 49 In 114·8
6	54 Xe 131·3	55 Cs 132·9 79 Au 197·0	56 Ba 137·4 80 Hg 200.6	57 La 138·9 81 Tl 204·4
7	86 Rn 222·0	87 Fr 223	88 Ra 226·0	89 Ac 227

அட்டவணை (படம் 35)

பத்திகள்

VI	V	VI	VII	VIII
6 C 12·01	7 N 14·00	8 O 16.00	9 F 19·00	
14 Si 28·09	15 p 3·98	16 S 32·07	17 Cl 35·46	
22 Ti 47·9 32 Ge 72·6	23 V 50·95 33 As 74·91	24 Cr 52·01 34 Se 78·96	25 Mn 54·94 35 Br 79·92	26 27 28 Fe Co Ni 55·85, 58·91, 58·77
40 Zr 91·22 50 Sn 118·7	41 Co 92·91 51 Sb 121·76	42 Mo 95·96 52 Te 127·6	43 Tc 99 53 I 126·9	44 45 46 Ru Rh Pd 101·7, 102·9, 106·7
58 Ce 140·2 (rare earths) 59—72 82 Pb 207·2	73 Ta 180·9 83 Bi 209·0	74 W 183·8 84 Po 210	75 Re 186·2 85 At 210	76 77 78 Os Ir Pt 190·2, 192·2, 195·2
90 Th 232·0	91 Pa 281	92 U 238·0		

ஹைட்ரஜனோடு இணைதிறன் ⟶ 1, 2, 3, 4, 3, 2, 1

ஹைட்ரஜன் சேர்மங்கள் ⟶ LiH, BeH_2, BH_3, CH_4, NH_3, H_2O, HCl

பூஜ்ஜியப் பிரிவிலுள்ள தனிமங்களின் இணைதிறன் பூஜ்ஜியமாக இருத்தலால் அவை மந்த வாயுக்களாக இருக்கின்றன. ஆனால், ஆக்ஸிஜனோடு ஒப்பிட்டுப் பார்க்கும்பொழுது, தனிமங்களின் இணைதிறன் முதலாம் பத்தியிலிருந்து ஏழாம் பத்திவரை அதிகரித்துக்கொண்டேபோகிறது.

ஆக்ஸிஜனோடு இணைதிறன் : 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.

ஆக்ஸிஜன் சேர்மங்கள் : Li_2O, BeO, B_2O_3, CO_2, N_2O_5, SO_3, Cl_2O_7

ஒரே பத்தியின் கீழிருக்கும் தனிமங்களை ஒரே குடும்பத்தைச் சேர்ந்தவையெனக் கொள்ளலாம். இவற்றின் பௌதிகப் பண்புகள் படிப்படியாக மாறிக்கொண்டுவருவதையும், அநேகமாக ஒரேமாதிரியான இரசாயனப் பண்புகளைப் பெற்றிருப்பதையும் காணலாம். உதாரணமாக, ஃபுளோரின், குளோரின், புரோமின், அயோடின் ஆகியவை VII A பத்தியைச் சேர்ந்த தனிமங்கள். இவை உப்பீனிகள் (hologens) என்னும் குடும்பத்தைச் சேர்ந்தவையாகும். இதேபோல் லிதியம், சோடியம், பொட்டாசியம் போன்ற I A பத்தியைச் சேர்ந்த தனிமங்கள் கார உலோகக் குடும்பத்தைச் சேர்ந்தவையாகும். இவைகளின் குணங்களும் அநேகமாக ஒரே தன்மையவாக இருப்பதைக் காணலாம்.

அட்டவணையின் பயன்கள்

(1) தனிமங்களின் பௌதிக, இரசாயன குணங்களைப் பொதுவாகத் தெரிந்துகொள்வதற்கும், ஓர் இனத்தைச் சேர்ந்த தனிமங்களின் பொதுப் பண்புகளைத் தெரிந்துகொள்வதற்கும் பயன்படுகிறது.

(2) இதுவரை கண்டுபிடிக்கப்படாத தனிமங்கள் எவை என்பதையும், அவைகளின் குணங்கள் எப்படி இருக்குமென்பதையும் ஊகித்து அறியலாம். இவ்வாறே விங்லர், ஜெர்மேனியம் என்ற தனிமத்தைக் கண்டுபிடித்தார்.

(3) இதன் உதவியால் தவருய்க் கொடுக்கப்பட்ட அணு எடைகளை மாற்ற முடிந்தது.

(4) ஆராய்ச்சி மனப்பான்மையுள்ளவர்களுக்கு ஆராய்ச்சிக்குரிய பல்வேறு விஷயங்களை இவ் அட்டவணை காட்டுகிறது.

(5) அட்டவணையிலுள்ள ஒன்பது பத்திகளிலும் ஒவ்வொரு பத்தியிலுமுள்ள தனிமத்தின் பண்புகளைமட்டும் படிப்பதன்மூலம் அப் பத்தியிலுள்ள எல்லாத் தனிமங்களின் பொதுப் பண்புகளையும் கண்டுகொள்வது சாத்தியமாகிறது.

அட்டவணையிலுள்ள குறைபாடுகள்

(1) ஒரே பத்தியிலுள்ள உட்பிரிவுகளிலுள்ள தனிமங்கள் ஒன்றிற்கொன்று மாறுபட்ட குணங்களையுடையனவாய் இருக்கின்றன. உதாரணமாக, I A பிரிவிலிருக்கும் கார உலோகங்களுக்கும், I B பிரிவிலுள்ள தாமிரம், தங்கம், வெள்ளி போன்ற நாணய உலோகங்களுக்கும் இடையேயுள்ள ஒற்றுமைகளை விட வேற்றுமைகளே அதிகம். இருப்பினும், அவை ஒரே பத்தியில் வைக்கப்பட்டுள்ளன. நான்காவது பத்தியிலிருந்து மேலே செல்ல, ஒரே பத்தியில் உலோகங்களும் அலோகங்களும் இருக்கக் காண்கிறோம்.

(2) இவ் அட்டவணையில் ஹைட்ரஜன் அணுவின் இடம் எது என்று நிச்சயிக்க முடியவில்லை. அட்டவணையில் அதனைக் கார உலோகங்களுடன் I பத்தியிலும், உப்பினி (hologen) அலோகங்களுடன் VII பத்தியிலும் ஹைட்ரஜனுக்கு இடம் கொடுக்கலாம்.

(3) இவ் வகையீட்டில் புதிதாய்க் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட அபூர்வ மண் தனிமங்களுக்கும் (rare earth elements), ஓரிடத் தனிமங்களான ஐஸோடோப்புகளுக்கும் (isotopes) தனித்தனி இடம் ஒதுக்கப்பட்டிருக்கவில்லை.

(4) இவ் அட்டவணையானது தனிமங்களின் ஓர் இணை திறனை மட்டுமே வலியுறுத்துகிறது. ஆனால், பொதுவாகப் பல தனிமங்கள் ஒன்றிற்கும் மேற்பட்ட இணைதிறன்களைக் காட்டுகின்றன.

அணு ஆராய்ச்சியின் பலனாகத் தற்காலத்தில் ஒரு தனிமத்தின் குணங்களுக்கு ஆதாரமானது அதன் அணு எண்

(atomic number) என்பதும், அதன் எடையன்று என்பதும் தெரியவரும். இதனை முதலில் கண்டுபிடித்தவர் மாஸ்லி (Moseley). எனவே, மெண்டலீஃபின் ஆவர்த்தன விதி பின் வருமாறு திருத்தி அமைக்கப்பட்டிருக்கிறது. '**தனிமங்களின் அணு எண், ஆவர்த்தன விதிக்கேற்பத் தனிமங்களின் பௌதிக, இரசாயனப் பண்புகளையே சார்ந்திருக்கிறது.**

(5) ஒரு தனிமத்தின் ஐஸோடோப்புகளெல்லாம் ஒரே அணு எண்ணைப் பெற்றிருப்பதால் அவையெல்லாம் ஒரே தனிம அட்டவணையில் இருக்கவேண்டியது சரியே. அதனால்தான் ஐஸோடோப்புகளை ஓரிடத் தனிமங்கள் என்றும் கூறுகிறோம்.

(6) நீண்ட வரிசையிலுள்ள (long periods) 18, 32 ஆகிய தனிமங்களை எட்டுப் பத்திகளுக்குள் உட்படுத்துவது முடியாத தாகையால், இடநெருக்கடி காரணமாக வேறுபட்ட குணங் களையுடைய தனிமங்களை ஒரே பத்தியில் வைக்கப்பட வேண்டி யது தவிர்க்க முடியாததாகிறது.

இவ்விதமாக மெண்டலீஃபின் ஆவர்த்தன அட்டவணையில் காணப்பட்ட குற்றங்களில் சிலவற்றிற்கு நிவர்த்தியும் சில வற்றிற்கு விளக்கமும் அணு அமைப்பு சம்பந்தமான ஆராய்ச்சி கள் வழங்கியிருக்கின்றன. இந்தத் தனிம அட்டவணை தற்கால ஆராய்ச்சிகளுக்கு மிகப் பயனுடையது.

வினாக்கள்

(1) ஆக்ஸிஜனேற்றம், ஆக்ஸிஜன் குறைத்தல் ஆகியவை களை உதாரணங்களுடன் விளக்குக.

(2) தனிமங்களின் வகையீடு என்பதுபற்றி ஒரு சிறு கட்டுரை வரைக.

(3) மெண்டலீஃபின்த் ஆவர்த்தனத்தனிம அட்டவணையின் அமைப்பு, உபயோகம், குறைபாடுகள் முதலியவற்றைப்பற்றி ஒரு கட்டுரை எழுதுக.

13. கந்தகம்

சரித்திரம்

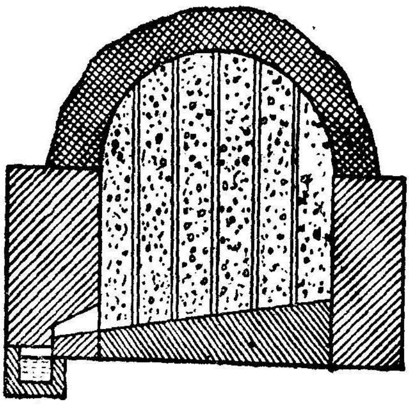
சல்ஃபர் என்ற ஆங்கில வார்த்தை ஃசல்வாரி என்ற சமஸ்கிருத வார்த்தையிலிருந்து மருவி வந்திருக்கின்றது. கந்தகம் ஒரு தனிமம் என்பதை 1777ஆம் ஆண்டில் லவாய்சியர் கண்டு பிடித்தார்.

கிடைக்கும் இடம்

ஆக்ஸிஜனைப் போலவே கந்தகமும் அதிக அளவில் பூமியில் காணப்படுகிறது. அது தனிமமாகச் சிசிலி, இத்தாலி, வட அமெரிக்கா, ஜப்பான் முதலிய நாடுகளில் அதிகமாகக் கிடைக்கிறது. உலகத்திலுள்ள கந்தகச் சுரங்கங்களில் முக்கியமானவை வட அமெரிக்காவில் லூசியானாவிலும் டெக்ஸாஸ் இராஜ்ஜியங்களிலும் உள்ள சுரங்கங்களே. இது எரிமலைகளில் இருந்துவரும் பொருள்களிலும் காணப்படுவதுண்டு. பூமியில் காணப்படும் கந்தகச் சேர்மங்களில் முக்கியமானவை : (a) காரீய சல்ஃபைடு அல்லது கலினா (PbS) ; (b) துத்தநாக சல்ஃபைடு அல்லது ஸிங் பிலண்டு (ZnS); (c) பாதரச சல்ஃபைடு அல்லது சின்னபார் (HgS) ; (d) இரும்பு பைரைட்ஸ் (FeS_2) ; (e) தாமிர பைரைட்ஸ் ($CuFeS_2$); (f) ஆர்ஸனிக் சல்ஃபைடு (AS_2S_3) போன்ற சல்பைடுகள் ; (g) எப்ஸம் உப்பு ($MgSO_4$, 7 H_2O) ; (h) அன்னபேதி ($FeSO_4$, $7H_2O$) ; (i) ஜிப்ஸம் உப்பு ($CaSO_4$, $2H_2O$) போன்ற சல்ஃபேட்டுச் சேர்மங்கள். இவைகளைத் தவிரக் கந்தகம் தாவர, பிராணி வர்க்கங்களிலும் சிறிதளவு காணப்படுகிறது. வெங்காயம், வெள்ளைப்பூண்டு, கடுகு, உரோமம், முட்டை போன்றவைகளில் கந்தகம் காணப் படுகின்றது.

(1) கந்தகத்தைப் பிரித்தெடுத்தல்

சிசிலி முதலிய எரிமலைப் பிரதேசங்களில் அகப்படும் கந்தகத்தை வெட்டியெடுத்து, அதனுடன் கலந்திருக்கும் மண் சுண்ணாம்புக் கல் முதலியவைகளினின்றும் அதனைச் சுத்தம் செய்து, சுத்தம் செய்யப்பட்ட கட்டிகளை அதற்கென்று தயாரிக்கப்பட்ட வட்டச் சூளைகளில் படத்தில் காட்டியபடி குவித்துவிடுகிறார்கள். சிறிதளவு கந்தகம் எரிபொருளாக

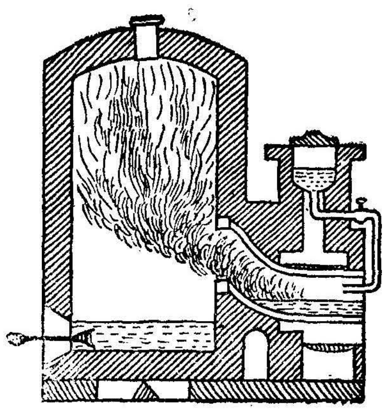


படம் 36
கந்தகச் சூளை

உபயோகப்படுகிறது. எரியும்போது உண்டாகும் வெப்பத்தினால் கந்தகம் முழுவதும் இளகி உருகிச் சாய்ந்த தரையின் அடிவழியாக ஓடிச் சூளையின் ஓரத்தில் அமைக்கப்பட்டிருக்கும் மரத்தொட்டியில் வந்து தங்கும். சூளை மூட்டி ஐந்து நாள்கள் கழிந்து சூளையின் அடிப்பாகத்தைத் திறக்க உருகிய கந்தகம் சிறு மரஅச்சுகளில் வந்து நிரம்பிக் கட்டியாக மாறும். இப்படிக் கிடைக்கும் கந்தகம் சுத்தமானதன்று. இதில் சுமார் 5% மண் கலந்திருக்கும். இதைப் பண்படாக் கந்தகம் என்கிறோம்.

பண்படாக் கந்தகத்தைச் சுத்தம் செய்தல்: பண்படாக் கந்தகத்தை மீண்டும் சுத்தம் செய்யக் காற்றுப் புகாத இரும்பு வாலைகளில் போட்டுக் காய்ச்சுவார்கள். அப்பொழுது ஆவியாகிய கந்தகம் செங்கற் சுவர்களையுடைய அறைகளை அடைகிறது. அங்கு ஆவி குளிர்ச்சியடைந்து சுவர்களின்மேல் மிருதுவான பொடியாகப் படியும். இவ்வாறு படிந்துள்ள கந்தகத்தைப்

பூஸ்கந்தகம் (flowers of sulphur) என்பர். பின் கந்தக ஆவி மேலும் வரவர இது உருகி அதே அறையின் தளத்தில் தங்கி விடும். இத் திரவத்தை ஒரு குழாயின்மூலம் வெளியேற்றி



படம் 37

கந்தகத்தைச் சுத்தம் செய்தல்

உருளை வடிவ அச்சுகளில் வார்த்துக் குளிரவைத்து உருளைக் கந்தகம் (roll sulphur) தயாரிப்பார்கள்.

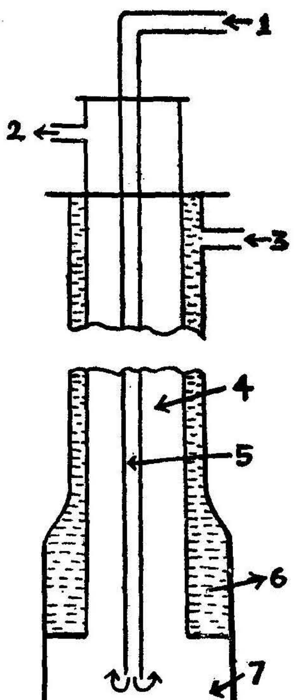
(2) ஃபிராஷ் முறை (Frasch Process)

லூசியானு முதலிய இடங்களில் இம்முறை பின்பற்றப்பட்டு வருகிறது. ஒன்றுக்குள் ஒன்று நுழைந்திருக்கும் மூன்று பொது மையப் பொருத்தம் அமைந்துள்ள நீண்ட குழாய்கள் படத்தில் காட்டியபடி பூமிக்குள் இறக்கப்பட்டிருக்கின்றன. நடுக்குழாயின் வழியாக மிக அழுத்தமான வெப்பக் காற்றுச் செலுத்தப்படுகின்றது. வெளிக்குழாயின் வழியாக 180°C வரை சூடுபடுத்தப்பட்டு அதிக அழுத்தத்துக்குட்பட்ட கொதி நீர் செலுத்தப்படுகின்றது. நீராவியின் சூட்டினுல் கந்தகம் உருகி நடுவே அமைந்திருக்கும் கிணற்றில் வந்து சேருகிறது. பின் இடையேயுள்ள குழாய்வழியாக உருகிய கந்தகம் காற்றுடன் நுரைத்த நிலையில் பூமியின் மேல்மட்டத்திற்கு வரும். இவ்வாறு உருகிய கந்தகத்தைப் பல மரத்தட்டுகளில் செலுத்திக் குளிரவிட்டால் திடநிலையில் கந்தகம் கிடைக்கும். இவ்விதம் தயார் செய்த கந்தகம் மிகத் தூயதாய் இருக்கும்

(99·5%). இம்முறையை ஃபிராஷ் என்பவர் 1903ஆம் ஆண்டில் முதன்முதலாகக் கையாண்டார்.

பௌதிகக் குணங்கள்

இது வெண்மை கலந்த மஞ்சள் நிறத் திடப்பொருளாகும். இது மணமற்ற, சுவையற்ற, படிக வடிவமுடைய, எளிதில் நொறுங்கும் தன்மையுடைய அலோகம். இதற்குப் புறவேற்றுமை காட்டும் இயல்பு உண்டு. இது நீரில் கரையாது. கார்பன்டைசல்ஃபைடு, சூடான பென்சின், சாராயம் போன்ற திரவங்களில் எளிதில் கரையும். இதன் உருகுநிலை 114°C; கொதிநிலை 444°C.



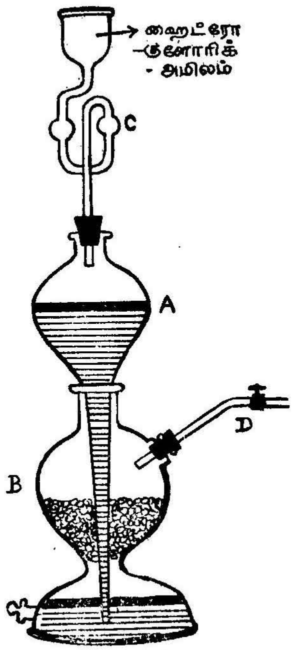
படம் 38

ஃபிராஷ் முறை

1. காற்று ; 2. கந்தகம் ; 3. சுடுதண்ணீர் ; 4. கந்தகம் ; 5 காற்று ; 6. சுடுதண்ணீர் ; 7. உருகிய கந்தகம்.

சூட்டினால் உண்டாகும் மாறுதல்கள் : கந்தகத்தை ஒரு சோதனைக் குழாயில் எடுத்துக் காய்ச்சினால் அது படிப்படியாகப் பல மாறுதல்களை அடைகிறது. முதலில் கந்தகம் உருகத் தொடங்கிச் சுமார் 113°C வெப்பநிலையில் மஞ்சள் நிறமுள்ள திரவமாக மாறுகின்றது. இத்திரவம் துரிதமாகச் சிவப்பு, செம்பழுப்பு முதலிய நிறங்களையடைந்து, 230°C வெப்பநிலையில் கருமையான நிறமுள்ள பாகாக ஆகிறது. இந்நிலையில் சோதனைக் குழாயைக்கவிழ்த்தாலும் அதிலுள்ள திரவம் கீழே விழுவதில்லை. 260°C-க்கு மேல் மீண்டும் இளகத்தொடங்கி 400°C அளவில் மீண்டும் எளிதாகப் பாயும் திரவமாகிறது. 444°C வெப்பநிலையில் கொதித்து மஞ்சள் கலந்த பழுப்பு நிறமுள்ள ஆவி வெளியாகிவரும். சோதனைக் குழாயைக் குளிரவைத்தால்,

மேற்கூறிய மாறுதல்கள் தலைகீழாக நடக்கின்றன. 444°C வெப்பநிலையில் கந்தகத்தின் கொதிநிலையைத் திட்டமாக வைத்துக்கொண்டு பல வெப்பமானிகளில் அளவுக் கோடுகள் வரைகிறார்கள்.



படம்

கிப் ஜனனி

A. அமிலம்;

B. சலவைக் கற்கள்.

வேதிப் பண்புகள்

(1) கந்தகத்தை ஒரு தீக்கரண்டியில் வைத்துக் காற்றில் எரித்தால், அது வெளிறின நீல நிறச் சுடருடன் எரிந்து நிறமற்ற நெடியுள்ள கந்தக டைஆக்ஸைடு என்ற வாயுவைக் கொடுக்கிறது.

கந்தகம் + ஆக்ஸிஜன் ⟶ கந்தக டை ஆக்ஸைடு

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2 \uparrow$$

(2) கந்தகம் வீரியம் மிக்க அலோகமாகும்; இரும்பு, தாமிரம் போன்ற உலோகத் தூள்களைக் கந்தகத்துடன் கலந்து காய்ச்சினால், அந்தந்த உலோக சல்ஃபைடுகள் உண்டாகின்றன.

$$Fe + S \longrightarrow FeS$$
$$Cu + S \longrightarrow CuS$$

(3) அடர்கந்தக அமிலத்துடன் கந்தகத்தைக் காய்ச்சினால், அது கந்தக டை ஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது.

$$S + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + 3SO_2 \uparrow$$

(4) அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் கந்தகத்தைக் காய்ச்சினால் கந்தகம் கந்தக அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைந்து, நைட்ரஜன் டையாக்ஸைடும் நீரும் தருகிறது.

$$6HNO_3 \longrightarrow 3H_2O + 6NO_2 + 3O$$
$$S + 3O + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$
$$S + 6HNO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + 2H_2O + 6NO_2 \uparrow$$

(5) கொதிக்கும் கந்தகத்தின்மீது ஹைட்ரஜன் வாயுவைச் செலுத்தினால், ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு என்ற அழுகிய முட்டை நாற்றமுள்ள வாயு உண்டாகும்.

$H_2 + S \longrightarrow H_2S \uparrow$

(6) கந்தக ஆவியானது சிவப்பு நிறத்திற்குச் சூடு செய்யப் பட்ட கார்பனுடன் சேர்ந்து கார்பன் டைசல்ஃபைடாக மாறுகிறது.

$2S + C \longrightarrow CS_2 \uparrow$

கார்பன் டைசல்ஃபைடு வாயுவைக் குளிரவைத்து அதன் திரவம் தயாரிக்கின்றார்கள்.

(7) கந்தகத்தை சோடியம் சல்ஃபைட் கரைசலுடன் சேர்த்துக் கொதிக்கச் செய்ய, சோடியம் தையோ சல்ஃபேட் உண்டாகிறது.

$Na_2SO_3 + S \longrightarrow Na_2S_2O_3$

பயன்கள்

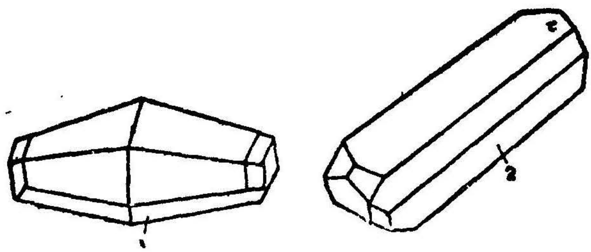
கந்தக அமிலம் வெடிமருந்து, வாணங்கள், தீக்குச்சிகள், மருந்துகள், வல்கனைட்டு, எபோனைட்டு, சாயங்கள் முதலியவை கள் தயாரிக்க உபயோகமாகின்றது. கந்தகத்தை எரிப்பதன் மூலம் உண்டாகும் கந்தக டைஆக்ஸைடு ஒரு சிறந்த கிரிமிநாசினியும் பூச்சிகொல்லியும் ஆகும். இதன் சேர்மமான கால்சியம் சல்ஃபைடு காகிதம் தயாரிக்கும் தொழிலில் உபயோகமாகிறது. உரங்கள் தயாரிக்கும் தொழிலிலும், மலிவான வர்ணங்கள் செய்வதற்கும் கந்தகம் பயன்படுகிறது.

கந்தகத்தின் புறவேற்றுருக்கள்

கந்தகம் மூன்று புறவேற்றுமையான உருவங்களை உடையது : (a) சாய்சதுரக் கந்தகம் (Rhombic sulphur) ; (b) ஊசிக் கந்தம் (Monoclinic sulphur) ; (c) களிக்கந்தகம் (Plastic sulphur). கந்தகத்தைப்போல் கார்பன், பாஸ்ஃபரஸ்போன்ற அலோகங்கள் பல புறவேற்றுருக்களில் காணப்படும். கந்தகத்தின் புறவேற்றுருக்களான இரசாயன குணங்கள் ஒன்றே ஆயினும், அவை தோற்றத்திலும் பௌதிக குணங்களிலும் வேறுபடுகின்றன. ஒரு புறவேற்றுருவிலிருந்து மற்றொரு வகையைத் தயாரிக்கலாம்,

சம எடையுள்ள வெவ்வேறு வகைக் கந்தகங்களைக் காற்றில் எரித்தால் சம எடையுள்ள கந்தக டைஆக்ஸைடு உண்டாகும்.

பௌதிக குணங்களிலோ, இரசாயன குணங்களிலோ அல்லது பௌதிக-இரசாயன குணங்களிலோ வேறுபட்டிருக்கும் ஒரு தனிமத்தின் பல உருவங்களே புறவேற்றுருவங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. தனிமத்தின் இத் தன்மை **புற வேற்றுமை** (allotropy) என வழங்கப்படுகின்றது. இனி, புற வேற்றுருவங்களைத் (allotropic modifications) தயாரிக்கும் முறைகளையும் அவற்றின் பண்புகளையும் அறிந்துகொள்வோம்.



படம் 89

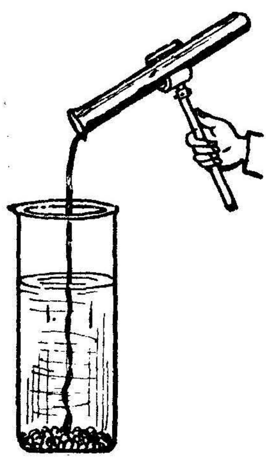
(a) **சாய்சதுரக் கந்தகம் :** சாதாரண வெப்பநிலையில் நிலையுள்ளதாக இருப்பது இக் கந்தகமே. இதை நல்ல படிக வடிவங்களில் தயாரிக்கக் கந்தகத்தைக் கார்பன் டைசல்ஃபைடில் கரைத்து வடிகட்டிக் கரைசலைச் சாதாரணச் சூட்டில் காற்றுப் படும்படி வைத்தால், கார்பன்டைசல்ஃபைடுஆவியாகிப் போனபின் படிகங்கள் படிந்து நிற்கும். ஒரு குவிலென்ஸைக் கொண்டு சோதிக்க, அப் படிகங்களின் உருவம் தெளிவுபடத் தெரியும். சாய்சதுரக் கோபுரம்போல் படிக வடிவம் காணப் படும். இதன் அடர்த்தி 2·06 ; இதைச் சூடுபடுத்தினால் 114°C யில் உருகும். இதன் நிறம் இலேசான மஞ்சள். இது கார்பன் டைசல்ஃபைடு திரவத்தில் எளிதில் கரையும். வியாபார முறையில் கிடைக்கும் உருளைக் கந்தகத்தில் இவ்வகைக் கந்தகமே முற்றிலுமுள்ளது. கந்தகப் பூவில் பெரும் பாகமும் இதுவே. இவ்விரு வகைகளும் புறவேற்றுமை உருவங்கள் அல்ல. இவை வியாபார வகைகளேயாகும். 95·6°C-க்குமேல் இது நிலையற்றதாகி ஊசிக் கந்தகமாக மாறும்.

(b) **ஊசிக் கந்தகம் :** மேற்கண்டவாறு மாறி நிற்கும் கந்தகத்திற்கு ஊசிக் கந்தகம் எனப் பெயர். ஒரு மூசையில் கந்தகத்தை உருக்கிக் குளிரவிட்டு மேலே ஏடு படிந்தவுடன்,

ஏட்டை ஈரிடங்களில் ஒரு குச்சியால் குத்தித் துளையிட்டு உள்ளிருக்கும் திரவத்தை வெளியே ஊற்றிவிடவும். பரப்பில் உள்ள மேலேட்டை அப்புறப்படுத்தி மூசையின் உட்புறத்தைச் சோதித்துப் பார்த்தால், அநேக ஊசி போன்ற படிகங்கள் காணப்படும். கொதிநீரில் வெகுநேரம் சாய்சதுரக் கந்தகத்தைச் சூடுசெய்தால் அது களிக் கந்தகமாக மாறும்.

இச் சோதனையை வேறு விதத்திலும் நிகழ்த்தலாம். சோதனைக் குழாயில் சிறிதளவு உருளைக் கந்தகத்தைக் (roll sulphur) கவனமாகவும் மெதுவாகவும் சூடுசெய். வடிதாளை வடி கட்டுதலுக்கு உபயோகிப்பதுபோல் மடித்து அதில் மேற்கண்ட திரவ கந்தகத்தை ஊற்றிக் குளிரவிடு. மேலே ஆடை படிந்தவுடன் வடிதாளைப் பிரித்து அதில் நிற்கும் திரவத்தை வெளியேற்றிவிட, தாளின்மேல் ஊசிபோன்ற பல படிகங்கள் காணப்படும். இந்தப் படிகங்கள் மஞ்சள் நிறமுடையவை. இப் புறவேற்றுமை உருவத்தின் அடர்த்தி 1·96 ; உருகுநிலை 119·25°C. இது கார்பன் டைசல்ஃபைடு திரவத்தில் கரையும் தன்மையுடையது. இக் கரைசலிலிருந்து சாய்சதுரக் கந்தகம் விளையும். இக் கந்தகம் 95·6°C-க்குக்கீழ் நிலையற்றது. 95·6°C-க்குக் கீழ் குளிர்விக்கப்பட்டால், சாய்துரக் கந்தகமாக மாறிக் கொண்டேவரும்.

(c) களிக் கந்தகம் தயாரித்தல் : கந்தகத்தைக் குறைந்த வெப்பநிலையில் சூடுசெய்து குளிர்ந்த நீரில் ஊற்றித் திடீரென்று குளிர்வித்தால், கார்பன் டைசல்ஃபைடில் கரையும் தன்மையுடைய படிகக் கொத்தாக அது காணப்படும். ஆனால், கந்தகத்தை உருக்கிக் கொதிக்கவிட்டு அத் திரவத்தைக் குளிர்ந்த நீரில் ஊற்றினால், பாகு போன்ற களிக் கந்தகம் உண்டாகும். இது கார்பன் டைசல்ஃபைடில் கரையும் தன்மையுடையதன்று. இது படிக உருவமற்ற பிசுபிசுப்பான ரப்பர் போல் நீண்டு சுருங்கும் தன்மையுடைய பொருளாகும். இதன் அடர்த்தி 1·96. பாகு கந்தகம், சில நாள்களில் மெதுவாகச் சாய்சதுரக் கந்தகப் புறவேற்றுருவாக மாறும்.



படம் 40

களிக் கந்தகம் தயாரித்தல்

கந்தகத்தின் புறவேற்றுருக்களின் முக்கிய வேறுபாடுகள்

பௌதிக குணங்கள்	சாய்சதுரக் கந்தகம்	ஊசிக் கந்தகம்	களிக் கந்தகம்
நிறம்	வெளிறிய மஞ்சள்	பழுப்பு மஞ்சள்	கரும்பழுப்பு
உருகுநிலை	114°C	120°C	நிலையற்ற தால் மாறு படும்
உருவம்	சாய்சதுரம்	ஊசி போன்ற படிகம்	படிக உருவ மற்றது
பொடியாகும் தன்மை	பொடியாகும்	பொடியாகும்	ரப்பரைப் போல் நீண்டு சுருங்கும்
நிலைப்பு	நிலையானது	நிலையற்றது	நிலையற்றது
கார்பன் டை சல்பைடில் கரையும் தன்மை	கரையும்	கரையும்	கரையாது

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு

சரித்திரம்

இரசாயன இயல் வல்லுநர்களுக்கு ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வெகு காலமாகத் தெரிந்த பொருளே. ஷீலே என்பவர் 1777ஆம் ஆண்டு இதன் குணங்களைப்பற்றிச் சோதனைகள் செய்து பார்த்தார்.

கிடைப்பிடம்

அநேக நீரூற்றுகளிலும், சில அங்ககப் பொருள்கள் அழுகும்போது உண்டாகும் வாயுவிலும், எரிமலை எரியும்பொழுது உண்டாகும் வாயுவிலும் இது காணப்படும். முட்டை அழுகி நாற்றம் உண்டாவது இவ்வாயுவினாலேயே.

தயாரிப்பு முறைகள்

இவ் வாயுவைப் பின்வரும் முறைகளில் தயாரிக்கலாம்:
(a) சம்பந்தப்பட்ட தனிமங்களை நேரடியாகச் சேர்த்தல்.

(1) ஹைட்ரஜன் வாயுவை உருகிய நிலையிலிருக்கும் கந்தகத்திற்குள் செலுத்திச் சூடு செய்தால் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயு உண்டாகும்.

$$H_2 + S \longrightarrow H_2S \uparrow$$

(2) **சோதனைச்சாலையில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு தயாரிக்கும் முறை:** பொதுவாகப் பல உலோக சல்ஃபைடுகளை அமிலத்துடன் சேர்த்தாலும் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு கிடைக்கும். ஃபெரஸ் சல்ஃபைடை ஒரு சோதனைக் குழாயில் எடுத்து அதன் மீது நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை வார்த்தால், உடனே ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயு வெளிவரும்.

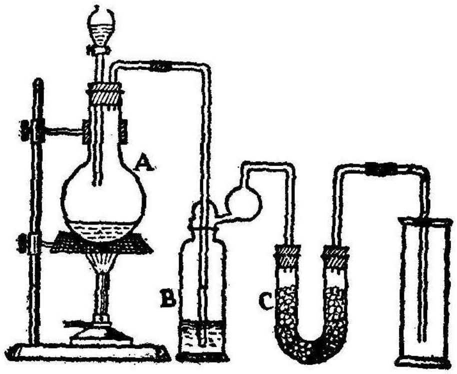
கிப் சாதனத்தில் ஃபெரஸ் சல்ஃபைடை நடுக்குமிழியில் எடுத்துக்கொண்டு, அதன் மேல் குமிழின் வழியாக நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் அல்லது நீர்த்த கந்தக அமிலத்தைச் சேர்க்கவும். இவ்வமிலமானது நடுக்குமிழிலுள்ள ஃபெரஸ் சல்ஃபைடுடன் வினைப்பட்டு ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவை வெளியேற்றுகிறது.

$$FeS + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2S \uparrow$$

$$FeS + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2S \uparrow$$

ஆனால், இவ்விதம் தயாரிக்கப்பட்ட வாயுவில் சிறிதளவு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவும் நீராவியும் அசுத்தங்களாகக் கலந்திருக்கும். இதிலுள்ள ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவையும் நீராவியையும் நீக்குவதற்கு இதனை நீர்கொண்டுள்ள ஒரு கழுவு சீசாவினுள்ளும், பாஸ்ஃபரஸ் பெண்டாக்ஸைடைக் கொண்டுள்ள மற்றொரு சீசாவினுள்ளும் செலுத்தி, முடிவில் காற்றை மேல்நோக்கி விலக்குதலின்மூலமோ அல்லது

பாதரசத்தின்மீதோ சேகரிக்கவேண்டும். இவ் வாயு நீரில் அதிக அளவில் கரையும் தன்மையுடையதாகையால் இதனை நீரின்மேல் சேகரிக்கக் கூடாது. நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடையும் அடர் கந்தக அமிலத்தையும் இவ் வாயுவை உலர்த்தப் பயன் படுத்தக்கூடாது. ஏனெனில், கால்சியம் குளோரைடு, இவ் வாயு வுடன் வினைப்படும் தன்மையுடையது. அடர் கந்தக அமிலம் இதனை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்யும்.



படம் 41

சுத்தமான ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு தயாரித்தல்

A. ஆன்டிமனி சல்ஃபைடு + நீர்த்த ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலம் ;
B. தண்ணீர் ; C. பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு.

(3) ஆன்டிமனி சல்ஃபைடை அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்துச் சூடுசெய்வதன்மூலம் தூய ஹைட் ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைத் தயாரிக்கலாம். இவ் வாயுவி லுள்ள அசுத்தங்களை முன்பு கூறியதுபோல் நீக்கிப் பிறகு பாதரசத்தின்மீது சேகரிக்கப்படுகிறது. கால்சியம், பேரியம், அலுமினியம் சல்ஃபைடுகளை நீர்த்த அமிலத்துடன் சேர்ப் பதன்மூலமும் தூய வாயுவைத் தயாரிக்கலாம்.

$$Sb_2S_3 + 6HCl \longrightarrow 2SbCl_3 + 3H_2S \uparrow$$
$$Al_2S_3 + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2S \uparrow$$

பௌதிக குணங்கள்

இது ஒரு நிறமற்ற வாயு; அழுகிய முட்டையின் நாற்றத்தைக் கொண்டது. குளிர்நீரில் அதிகமாகவும், சுடுநீரில் குறைவாகவும் கரையக்கூடியது; நச்சுத் தன்மை வாய்ந்தது.

இரசாயன குணங்கள்

இவ் வாயு காற்றில் மங்கலான சுடருடன் எரியும்; அப்பொழுது நீரும் கந்தகமும் உண்டாகின்றன.

$$2H_2S + O_2 \longrightarrow 2H_2O + S$$

உயர்ந்த வெப்பநிலைகளில் இவ் வாயு இதில் அடங்கிய பகுதிப் பொருள்களாகிய ஹைட்ரஜனாகவும் ஆக்ஸிஜனாகவும் சிதைகிறது.

$$H_2S \xrightarrow{\Delta} H_2 + S$$

இது மற்றப் பொருள்கள் எரிதலுக்கு உதவி செய்வதில்லை. இதன் கரைசல் அமில குணமுடையது.

$$H_2S \longrightarrow H^+ + HS^-$$
$$HS^- H \longrightarrow H^+ + S^{-2}$$

இவ் வாயு ஒரு சிறந்த **ஆக்ஸிஜன் குறைப்பானாகும்.**

(a) ஃபெரிக் குளோரைடு கரைசலினுள் இவ் வாயுவைச் செலுத்த, அக் கரைசல் ஃபெரஸ் குளோரைடாகக் குறைக்கப் படுகிறது.

$$2FeCl_3 + H_2S \longrightarrow 2FeCl_2 + 2HCl + S\downarrow$$

(b) கந்தக டைஆக்ஸைடு வாயுவை இவ் வாயு கந்தகமாகக் குறைக்கிறது.

$$SO_2 + 2H_2S \longrightarrow 2H_2O + 3S\downarrow$$

(c) இவ் வாயுவில், குளோரின் வாயு ஹைட்ரஜன் குளோரைடாகவும், கந்தக அமிலம் கந்தகடைஆக்ஸைடாகவும் குறைக்கப்படுகின்றன. இம்மாற்றங்கள் ஒவ்வொன்றிலும் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு கந்தகமாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகின்றது.

$$Cl_2 + H_2S \longrightarrow 2HCl + S$$
$$H_2SO_4 + H_2S \longrightarrow SO_2 + 2H_2O + S\downarrow$$
$$H_2S + 2HNO_3 \longrightarrow 2NO_2 + 2H_2O + S$$

(d) இவ் வாயு அமிலம் சேர்ந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் கரைசலை நிறமற்றதாக்கிவிடுகின்றது.

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5H_2S \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O + 5S\downarrow$$

(e) அமிலம் சேர்ந்த சிவப்புக் கலந்த மஞ்சள் நிறமுள்ள பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் கரைசலையும் குறைத்துப் பச்சை நிறமாக மாற்றுகிறது.

$$K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 + 3H_2S \longrightarrow 3S \downarrow + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 7H_2O$$

(f) இவ் வாயு உலோகங்களுடன் வினைப்பட்டு அவற்றின் சல்ஃபைடுகளை உண்டாக்குகிறது.

$$Cu + S \longrightarrow CuS$$

$$Pb + S \longrightarrow PbS$$

(g) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவானது நீரில் கரையும் தன்மையுடையதாதலால், இதன் கரைசல் அமிலங்களுக்கு உரிய குணமுடையவை. இவ் அமிலத்தின் உப்பு மூலத்திறன் இரண்டாக இருத்தலால், இது சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் இணைந்து இருவித உப்புகளைக் கொடுக்கின்றது.

$$NaOH + H_2S \longrightarrow NaHS + H_2O$$

(சோடியம் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு)

$$2NaOH + H_2S \longrightarrow Na_2S + 2H_2O$$

(சோடியம் சல்ஃபைடு)

பயன்கள்

இவ் வாயு அனங்ககப் பண்புப் பகுப்பு முறையில் (inorganic qualitative analysis) அதிகமாகப் பயன்படுகின்றது. இது ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜன் குறைப்பானாகும்.

சல்ஃபைடுகள்

உலோக சல்ஃபைடுகளில் பெரும்பான்மையானவை பூமியில் அகப்படுகின்றன. அவைகளைப் பின்வரும் முறைகளாலும் தயாரிக்கலாம் :

(1) பிளாட்டினம், தங்கம் இவைகளைத் தவிர வேறு எந்த உலோகத்தைக் கந்தகத்துடன் சேர்த்துச் சூடுசெய்தாலும் அவ் வுலோகங்களின் சல்ஃபைடுகள் உண்டாகும் :

$$Cu + S \longrightarrow CuS$$

(2) நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் கலந்த உலோக உப்புகளின் கரைசல்களினுள் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்துவதன்மூலமோ அல்லது அம்மோனியம் சல்ஃபைடு கரைசலைச் சேர்ப்பதன்மூலமோ அமிலத்தில் கரையாத உலோக சல்ஃபைடுகளைத் தயாரிக்கலாம். அலுமினியம், குரோமியம் சல்ஃபைடுகள் கரையாதனவாக இருந்தாலும், அவை எளிதில் நீராற் பகுத்தலுக்கு (hydrolysis) உட்படுவதால், அவைகளை இம் முறையால் தயாரிக்க இயலாது.

$$Pb(NO_3)_2 + H_2S \longrightarrow PbS \downarrow + 2HNO_3$$
$$CuSO_4 + H_2S \longrightarrow CuS \downarrow + H_2SO_4$$
$$HgCl_2 + H_2S \longrightarrow HgS \downarrow + 2HCl$$

இரும்பு, மாங்கனீஸ், துத்தநாகம் ஆகியவற்றின் உப்புக் கரைசல்கள், ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவுடன் வினைப்படும் பொழுது உண்டாகும் வீழ்படிவுகள் அமிலங்களில் கரையும் தன்மையுடையன. எனவே, இவ்வகை சல்ஃபைடுகளைத் தயாரிப்பதற்கு அவற்றின் உப்புக் கரைசல்களுக்கு முதலில் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைச் சேர்த்துப் பின் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்தவேண்டும். மேற்கூறிய உலோகங்களின் சல்ஃபைடுகள் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலில் கரையாமல் வீழ்படிவுகளாகப் படியும்.

$$FeSO_4 + H_2S \longrightarrow FeS \downarrow + H_2SO_4$$
$$ZnSO_4 + H_2S \longrightarrow ZnS \downarrow + H_2SO_4$$
$$MnSO_4 + H_2S \longrightarrow MnS \downarrow + H_2SO_4$$

மேலே கண்ட இரசாயன மாற்றங்களின்போது உண்டாகும் அமிலத்தை அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு நடுநிலையாக்கிவிடுகிறது.

பலவித உலோக சல்ஃபைடுகள் நிறத்திலும் கரைதிறனிலும் மாறுபட்டிருப்பதால், அவற்றுடன் சம்பந்தப்பட்ட உலோக அயனிகளை அறிந்துகொள்வது மிக எளிது. இந்த உலோக சல்ஃபைடுகளின் குணங்களைப் பண்பறி பகுப்பு முறையில் பயன்படுத்துகிறோம்.

கந்தக டையாக்ஸைடு (Sulphur Dioxide)

கந்தகம் ஆக்ஸிஜனுடன் இணைந்து இரண்டு முக்கியமான ஆக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கிறது: (a) கந்தக டைஆக்ஸைடு; (b) கந்தக டிரையாக்ஸைடு.

இயற்கையில் இவ் வாயு எரிமலைக்கு அருகிலும், தொழிற் சாலைகள் அதிகமுள்ள இடங்களிலும் காற்றில் அதிக அளவில் காணப்படும். தொழில் முறையில் இவ் வாயுவைக் (a) கந்த கத்தைக் காற்று அல்லது ஆக்ஸிஜனுடன் எரிப்பதன்மூலமும், (b) இரும்பு, தாமிரம், துத்தநாகம் போன்ற உலோக சல்ஃபைடு களை ஆக்ஸிஜன் வாயுவில் எரியச்செய்வதன்மூலமும் தயாரிக்க லாம். (c) இவ் வாயுவைத் தாமிரம்போன்ற உலோகங்களை அடர் கந்தக அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்வதன்மூலமும் தயாரிக்கலாம்.

(a) $S + O_2 \longrightarrow SO_2 \uparrow$

(b) $2ZnS + 3[O]_2 \longrightarrow 2ZnO + 2SO_2$

$2CuS + 3[O]_2 \longrightarrow 2CuO + 2SO_2 \uparrow$

$HgS + O_2 \longrightarrow Hg + SO_2 \uparrow$

$4FeS_2 + 11\,[O_2] \longrightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2 \uparrow$

(c) $Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$

$Hg + 2H_2SO_4 \longrightarrow HgSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$

(d) இவ் வாயுவை சோடியம் பைசல்ஃபைட்டு அல்லது சல்ஃபைட்டு உப்பை நீர்த்த கந்தக அமிலம் அல்லது நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் இணையச் செய்வதன் மூலமும் பெறலாம்.

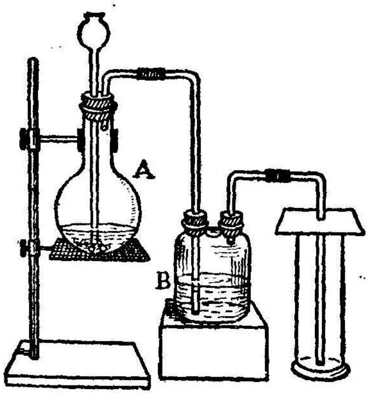
$NaHSO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + H_2O + SO_2 \uparrow$

$Na_2SO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + SO_2 \downarrow$

சோதனைச்சாலையில் தயாரிக்கும் முறை

ஒரு குடுவையில் சுமார் 40 கி. தாமிரத் துருவல்களை எடுத்து அதன் வாயைத் திசில் புனலும் போக்குக் குழாயும் செருகப் பட்ட ரப்பர் அடைப்பானல் மூடு. பிறகு குடுவையை ஒரு தாங்கியில் பொருத்திப் படத்திலுள்ளபடி சாதனங்களை அமைக்க

வும். திசில் புனலின் முனை மூழ்கும்வரை அதன்மூலம் அடர் கந்தக அமிலத்தை ஊற்று. போக்குக் குழாயின் மறுநுனியை வாயுஜாடியின் அடிவரையில் செலுத்து. பிறகு குடுவையை



படம் 42

கந்தக டைஆக்ஸைடு தயாரித்தல்
A. தாமிரத் துருவல் + அடர் கந்தக அமிலம்;
B. அடர்கந்தக அமிலம்.

ஒரு கம்பி வலையின்மீது வைத்துச் சூடுசெய். கந்தக அமிலம் தாமிரத்துடன் வினைப்பட்டுக் கந்தக டைஆக்ஸைடு வாயுவை வெளியேற்றுகிறது. உலர்ந்த வாயு தேவை என்றால், அடர் கந்தக அமிலத்துடன் இவ் வாயுவைச் செலுத்தியபிறகு ஜாடிகளில் மேல்முகப் பெயர்ச்சியால் சேகரிக்கலாம்.

$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

பௌதிக குணங்கள்

இது ஒரு நிறமற்ற, நச்சுத்தன்மையுடைய வாயு. மூச்சைத் திணறச் செய்யும் நெடியை உடையது. இவ் வாயுவை எளிதில் திரவமாக்கலாம். இது நீரில் கரையும். இக் கரைசலை ஸல்ஃபூரஸ் அமிலம் (Sulphurous acid) என்பர்.

இரசாயன குணங்கள்

(1) இவ் வாயு எரியும் தன்மையுடையது அன்று; மற்றப் பொருள் இவ் வாயுவில் எரிவதைத் தடைசெய்யும்.

(2) இது ஓர் அமில ஆக்ஸைடு ஆதலால், காரங்களுடன் வினைபுரிந்து உப்புகளைக் கொடுக்கிறது.

$SO_2 + NaOH \longrightarrow NaHSO_3$
(சோடியம் பைசல்ஃபைட்டு)
$SO_2 + 2NaOH \longrightarrow H_2O + Na_2SO_3$
(சோடியம் சல்ஃபைட்டு)

(3) இவ் வாயு காற்றுடன் பிளாட்டினம் கொண்ட கல்நார் அல்லது வெனேடியம் பென்டாக்ஸைடு கிரியா ஊக்கியின்முன் 450°C சூட்டில் வினைப்பட்டுக் கந்தக டிரையாக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகின்றது.

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{450^\circ} 2SO_3$$

(4) இது ஒரு நீரற்ற அமிலமாதலால் (acid anhydride) நீரில் கரைந்து ஸல்ஃபூரஸ் அமிலத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3$$

(5) சோடியம், பொட்டாசியம், மக்னீசியம் போன்ற தனிமங்கள் இவ் வாயுவில் எரிந்து அதனதன் ஆக்ஸைடுகளாக மாறுகின்றன.

$2Mg + SO_2 \longrightarrow 2MgO + S\downarrow$
$4K + SO_2 \longrightarrow 2K_2O + S\downarrow$

(6) இது ஈய டையாக்ஸைடை ஈய சல்ஃபேட்டாக மாற்றமடையச் செய்கிறது.

$PbO_2 + SO_2 \longrightarrow PbSO_4$

(7) இவ் வாயு ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவுடன் இணையும்பொழுது கந்தகம் குடுவையின் உட்புறத்தில் படிகிறது.

$2HS + SO_2 \longrightarrow 2H_2O + 3S\downarrow$

(8) கந்தக டைஆக்ஸைடு ஒரு சிறந்த குறைப்பானுகவும் வேலை செய்கிறது. இவ் வாயுவில் உப்பீனிகள் அவற்றின் ஹைட்ரஜன் அமிலங்களாகக் குறைக்கப்படுகின்றன.

$$Cl_2 + 2H_2O + SO_2 \longrightarrow H_2SO_4 + 2HCl$$

$$Br_2 + 2H_2O + SO_2 \longrightarrow H_2SO_4 + 2HBr$$

$$I_2 + 2H_2O + SO_2 \longrightarrow H_2SO_4 + 2HI$$

(9) பழுப்பு நிற ஃபெரி குளோரைடை நிறமற்ற ஃபெரஸ் குளோரைடாகக் குறைக்கிறது.

$$2FeCl_3 + SO_2 + 2H_2O \longrightarrow 2FeCl_2 + H_2SO_4 + 2HCl$$

(10) அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தை நைட்ரஜன் டையாக்ஸைடாகக் குறைக்கிறது.

$$2HNO_3 + SO_2 \longrightarrow H_2SO_4 + 2NO_2\uparrow$$

(11) இவ் வாயு மெர்கியூரிக் குளோரைடை மெர்கியூரஸ் குளோரைடாகவும், கியுபிரிக் குளோரைடைக் கியுபிரஸ் குளோரைடாகவும் குறைக்கிறது.

$$2HgCl_2 + SO_2 + 2H_2O \longrightarrow Hg_2Cl_2 + H_2SO_4 + 2HCl$$

$$2CuCl_2 + SO_2 + 2H_2O \longrightarrow Cu_2Cl_2 + H_2SO_4 + 2HCl$$

(12) இவ் வாயு ஊதா நிறமுள்ள பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலை நிறமற்ற பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டு, மாங்கனீஸ் சல்ஃபேட்டாகவும், ஆரஞ்சு நிறமுள்ள பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுக் கரைசலைப் பச்சை நிறமுள்ள குரோமியம் சல்ஃபேட்டாகவும் குறைக்கின்றது.

(1) $2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5[O]$

(2) $5[O] + 5SO_2 + 5H_2O \longrightarrow 5H_2SO_4$

(1) + (2) $2KMnO_4 + 5SO_2 + 2H_2O \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 2H_2SO_4$

(a) $K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 4H_2O + 3[O]$

(b) $3SO_2 + 3H_2O + 3[O] \longrightarrow 3H_2SO_4$

(a) + (b) $K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + 3SO_2 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$

(13) **நிறம் நீக்கும் தன்மை:** கந்தக டைஆக்ஸைடு நீரில் கரைந்து முதலில் ஸல்ஃபூரஸ் அமிலமாக மாறுகிறது. இவ் வினையின்போது உண்டாகும் ஹைட்ரஜன் வாயுவானது, துணியின் நிறத்தைப் போக்குகிறது. குளோரினின் வீரியத்தைத் தாங்காத நிறமுள்ள பொருள்களை இவ் வாயுவில் வெளுக்கலாம்.

$$SO_2 + 2H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 2[H]$$

நிறமுள்ள பொருள் + 2[H] ⟶ நிறமற்ற பொருள்

கந்தக டைஆக்ஸைடு மலர்களின் நிறங்களையும், லிட்மஸ் தாளின் நிறத்தையும் நீக்குகிறது. பட்டு, கம்பளி, இறகுகள், வைக்கோல் முதலியவற்றின் நிறங்களை நீக்க இவ் வாயு பயன் படுத்தப்படுகிறது.

கந்தக டையாக்ஸைடு, குளோரின் வாயு ஆகிய இரண்டு நிற நீக்கிகளின் குணங்களை ஒப்பிடுதல்

(14) (a) அங்ககப் பொருள்களின் நிறத்தைக் கந்தக டையாக்ஸைடு குறைத்தலின்மூலமும், குளோரின் வாயு ஆக்ஸிஜனேற்றத்தின்மூலமும் நீக்குகின்றன.

(b) கந்தக டைஆக்ஸைடு அங்ககப் பொருள்களின் நிறத்தைத் தற்காலிகமாகவும், குளோரின் வாயு நிரந்தரமாகவும் நீக்குகின்றன.

3. இவ்விரண்டு நிறநீக்கிகளும் உலர்ந்த நிலையில் பொருள்களின் நிறங்களைப் போக்கமாட்டா; ஈரம் அவசியம் தேவையாய் இருக்கிறது.

பயன்கள்

கந்தக அமிலம் தயாரிப்பதற்கும், மண்ணெண்ணெயைச் சுத்தம் செய்வதற்கும் பயன்படுகிறது. தந்தம், இறகு, கம்பளித் துணிகள் ஆகியவைகளின் நிறத்தை நீக்கப் பயன்படுகிறது. இது ஒரு குளோரின் நீக்கியாகவும், பூச்சி கொல்லியாகவும், பழங்களைப் பாதுகாப்பதற்கும் பயன்படுகிறது. திரவ கந்தக டைஆக்ஸைடு குளிர் காப்புப் பெட்டிகளிலும், அயோடின், கந்தகம், பாஸ்வரஸ் போன்றவற்றிற்குச் சிறந்த கரைப்பானாக

வும் பயன்படுகிறது. சோடியம் பைசல்ஃபைட்டு, கால்சியம் பைசல்ஃபைட்டு போன்ற முக்கியமான இரசாயனப் பொருள் களைத் தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது. இது ஒரு சிறந்த கிருமிநாசினியாகும்.

கந்தக டைஆக்ஸைடை அறிய உதவும் சோதனைகள்

(a) எரியும் கந்தகத்தை ஒத்த துர்நாற்றமுடையது.

(b) ஆரஞ்சு நிறப் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுக் கரைசலில் தோய்த்த காகிதம் இவ் வாயுவில் பச்சை நிறமாக மாறும்.

கந்தக டிரையாக்ஸைடு

1807ஆம் ஆண்டில் கேலூஸாக் ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டுப் படிகங்களைச் சூடேற்றினால் வெண்புகை போன்ற கந்தக டிரை ஆக்ஸைடு வருவதை முதன் முதல் கண்டார். மேலும், அவ் வாயுவை நீரில் கரைத்தால் கந்தக அமிலம் உண்டாவதை நிரூபித்தார். எனவே, அடர் கந்தக அமிலத்திலிருந்து நீரை நீக்கினால் கந்தக டிரையாக்ஸைடு உண்டாகும் என்பது விளங்கும்.

$$2FeSO_4 \longrightarrow Fe_2O_3 + SO_2 + SO_3 \uparrow$$

தயாரிக்கும் முறைகள்

(a) கந்தக டைஆக்ஸைடு ஆக்ஸிஜனால் பிளாட்டினம் தோய்ந்த கல்நாராகிய வினைதூண்டியின்முன் கந்தக டிரை ஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$2SO_2 + O_2 \underset{\longleftarrow}{\overset{450°C}{\longrightarrow}} 2SO_3 \uparrow$$

இது ஒரு (திரும்பத் தன்னிலை) மீளும் வினை (reversible reaction). இவ் வினையில் இணையும் வாயுக்கள் தூயவாகவும் உலர்ந்த நிலையிலும் இருக்கவேண்டும்.

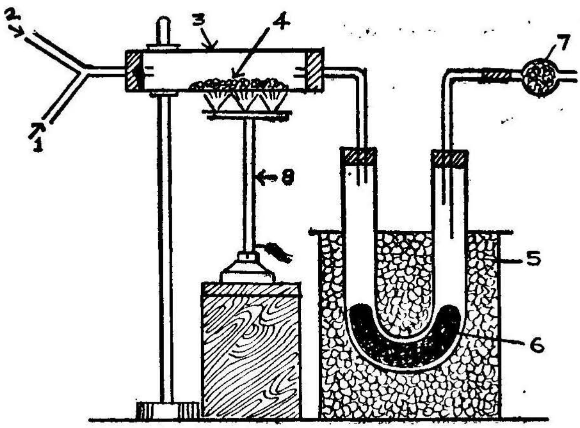
(b) ஃபெரிக் சல்ஃபேட்டுப் படிகங்களைச் சூடுசெய்தால் கந்தக டிரைஆக்ஸைடு வெளிவருகிறது.

$$Fe_2(SO_4)_3 \longrightarrow Fe_2O_3 + 3SO_3 \uparrow$$

(c) பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடை உபயோகித்து அடர் கந்தக அமிலத்தில் உள்ள நீரை நீக்கிக் கந்தக டிரைஆக்ஸைடைப் பெறலாம்.

$$H_2SO_4 + P_2O_5 \longrightarrow 2HPO_3 + SO_3 \uparrow$$

(d) **சோதனைச்சாலை முறை:** சாதாரண வெப்ப நிலையில் கந்தக டைஆக்ஸைடு ஆக்ஸிஜனுடன் எளிதில் கூடும் சக்தியற்றது. ஆனால், சுமார் 450°C-க்குச் சூடேற்றப்பட்ட பிளாட்டினம் பரப்பிய கல்நார் இரசாயனக் கூடுகையைத் துரிதப்படுத்தி, கந்தக டைஆக்ஸைடைக் கந்தக டிரைஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்கிறது.



படம் 43

கந்தக டிரைஆக்ஸைடு தயாரித்தல்

1. உலர்ந்த கந்தக-டைஆக்ஸைடு; 2. உலர்ந்த ஆக்ஸிஜன்; 3. தகனக் குழாய்; 4. பிளாட்டினம் கொண்ட கல்நார்; 5. உறைக் கலவை; 6. கந்தக டிரைஆக்ஸைடு; 7. கால்சியம் குளோரைடு; 8. விளக்கு.

குணங்கள்

இதன் உருகுநிலை 15°C. இது ஒரு பட்டுப்போன்ற வெண்மை நிறப் படிக உருவம் உடையதாக இருக்கும். இதன்

கொதிநிலை 46°C. செஞ்சூட்டு நிலையில் இவ் வாயு சிதைந்து கந்தக டைஆக்ஸைடாகவும் ஆக்ஸிஜனாகவும் மாறும்.

$$2SO_3 \longrightarrow 2SO_2 + O_2$$

நீரில் இது ஓசையுடன் கரைந்து கந்தக அமிலத்தை உண்டாக்கும். கரையும்போது மிகுந்த வெப்பத்தை வெளி விடும்.

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

இது கந்தக அமிலத்தில் கரைந்து பைரோ கந்தக அமிலத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow H_2S_2O_7$$

இது பேரியம் ஆக்ஸைடு, கால்சியம் ஆக்ஸைடு ஆகிய வற்றுடன் வீரியத்துடன் வினைபுரிந்து அவற்றின் சல்ஃபேட்டு களைக் கொடுக்கிறது.

$$BaO + SO_3 \longrightarrow BaSO_4$$
$$CaO + SO_3 \longrightarrow CaSO_4$$

பயன்

இது தொழிற்சாலையில் கந்தக அமிலம், புகையும் கந்தக அமிலம் முதலியவற்றைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

கந்தக அமிலம்

சரித்திரம்

கந்தக அமிலம் வெகு காலத்திற்கு முன்பே தெரிந்த ஓர் இரசாயனப் பொருளாகும். பண்டைக் காலத்தில் பச்சைத் துத்தம் (green vitriol) எனப்படும் ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டைக் காய்ச்சி இந்த அமிலம் தயாரிக்கப்பட்டது. ஆதலால், இதற்குத் துத்த அமிலம் (oil vitriol) என்ற பெயர் ஏற்பட்டது. நம் தென்னாட்டில் இதை மக்கள் கந்தக திராவகம் என்றழைப்பர். இதன் இரசாயனப் பெயர் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபேட்டு அல்லது கந்தக அமிலம்.

தயாரிக்கும் முறைகள்

பெருவாரியாக இரண்டு வாணிப முறைகளில் இவ் அமிலம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

(a) **காரீய அறை முறை** (Lead Chamber Process): இதில் வாயுக்களே கிரியா ஊக்கியாகப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

(b) **பரிச முறை** (Contact Process): இதில் ஒரு திடப் பொருளே கிரியா ஊக்கியாக வேலை செய்கிறது.

காரீய அறை முறை

இம் முறையில் கந்தக அமிலம் தயாரித்தலைப் பின்வரும் சோதனையின்மூலம் விளக்கலாம்: கந்தக டைஆக்ஸைடானது நீருடனும் காற்றுடனும் கந்தக அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் இவ் வினையைத் தூண்டும் கிரியா ஊக்கிகளாகப் பணிபுரிகின்றன.

(1) $NO + NO_2 + 2SO_2 + H_2O + O_2$
$2(NO)HSO_4$ (நைட்ரசில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபேட்டு)

(2) $2(NO)(HSO_4) + H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4 + NO + NO_2$

மேலே கூறிய இரசாயன மாற்றங்களை எளிதாகச் சுருக்க முறையில் பின்வருமாறு காட்டலாம்:

$NO_2 + SO_2 \longrightarrow SO_3 + NO$

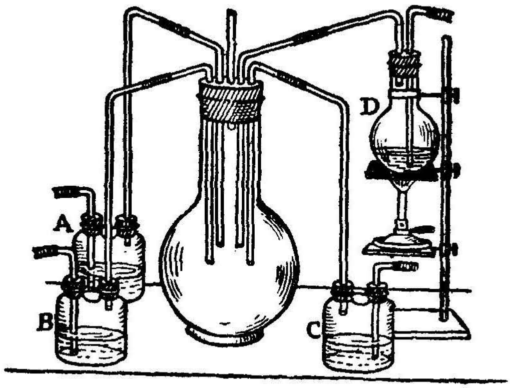
$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$

$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$ (மீண்டும் உபயோகப்படுகிறது)

சோதனை

ஐந்து துளைகள் கொண்ட ஒரு தக்கையால் ஒரு பெரிய கண்ணாடிக் குடுவையின் வாயை அடைத்து, ஒவ்வொரு துளையிலும் ஏற்ற கண்ணாடிக் குழாய்களைச் செருகவும். நான்கு குழாய்கள் குடுவையின் அடிப்பாகம்வரை செல்வதாகவும், ஐந்தாவது குழாய் தக்கைக்கு வெளியே சிறிதளவு நீண்டிருப்பதாகவும் இருக்கவேண்டும். ஐந்தாவது குழாய் தேவையற்ற வாயுக்களை வெளியேற்றும் போக்குக் குழாயாகப் பணியாற்றுகிறது. முதல் மூன்று குழாய்களைச் சுத்தமான உலர்ந்த காற்று அல்லது ஆக்ஸிஜன் நைட்ரஜனின் ஆக்ஸைடு

கள், கந்தக டைஆக்ஸைடு ஆகியவற்றை உண்டாக்கும் சாதனங்களுடன் இணைக்கவேண்டும். நான்காவது குழாயின் வழியாக நீராவி செலுத்தப்படுகின்றது. முதலில் ஆக்ஸிஜன் வாயுவையும், பிறகு தேவையான அளவு நைட்ரிக் ஆக்ஸைடையும் குடுவையினுள் செலுத்தவேண்டும். நைட்ரிக் ஆக்ஸைடானது ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி, செம்பழுப்பு நிறமான



படம் 44

கந்தக அமிலம் தயாரித்தல்
(கரரீய அறைமுறை)

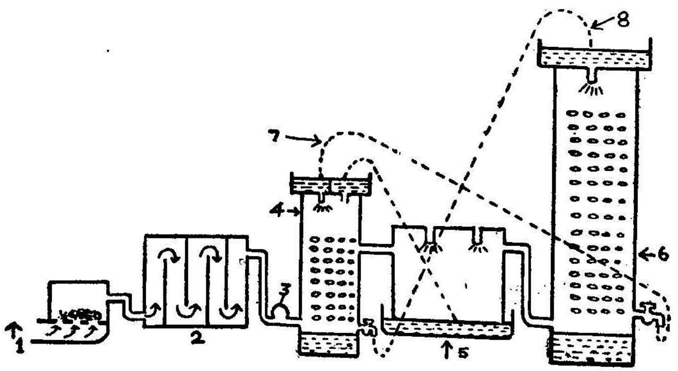
A. உலர்ந்த காற்று அல்லது ஆக்ஸிஜன்;
B. கந்தக டைஆக்ஸைடு;
C. நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள்;
D. நீராவி.

நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. பிறகு கந்தக டைஆக்ஸைடு வாயுக் குடுவையினுள் செலுத்திச் சிறிது நேரத்திற்குப்பின் குடுவையினுள் ஈரக்காற்றைச் செலுத்தவேண்டும். இப்பொழுது குடுவையினுள் செம்பழுப்பு நிறம் மாறி வெண்ணிறமான படிகங்கள் உண்டாகின்றன. இப் படிகங்கள் நைட்ரோ கந்தக அமிலம் அல்லது அறைப் படிகங்கள் (chamber crystals) என்று அழைக்கப்படுகின்றன. குடுவையினுள் அதிக அளவு நீராவியினைச் செலுத்தினால் இப் படிகங்கள் கரைந்து கந்தக அமிலக் கரைசல் உண்டாகும்.

இப்போது குடுவையில் உள்ள வாயுக் கலவையின் நிறம் அதிகச் சிவப்பாகத் தோன்றும். இந் நிறமாறுதல் படிகங்கள் நீரில் கரைந்தவுடன் நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடு வாயு வெளிவருவதால் உண்டாகிறது.

தொழிற்சாலையில் காரீய அறை முறை: இம் முறைக்கு வேண்டிய பல பாகங்கள் பின்வருமாறு:

(1) கந்தக டைஆக்ஸைடை உண்டுபண்ணும் உலைகள். வாயுவானது ஒரு குழாயின் வழியாகச் செல்லும்;



படம் 45

கந்தக அமிலம் தயாரித்தல்
(காரீய அறை முறை)

1 அடுப்புகள்; 2. தூசிநீக்கி; 3. வெடியுப்புப் பானை; 4. கிளாவர் கோபுரம்; 5. காரீய அறை; 6. கேலூசாக்கின் கோபுரம்; 7. காரீய அறை அமிலம்; 8. அடர் கந்தக அமிலம்.

(2) மேற்கூறிய குழாயினுள் வெடியுப்புப் பானையிலிருந்து வரும் நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் செலுத்தப்படும்;

(3) கிளாவர் கோபுரம்: இங்கு கேலூசாக் கோபுரத்தினின்று வரும் திரவத்தினின்றும் நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் நீக்கப்படும்;

(4) காரீய அறைகள் ;

(5) கேலூசாக் கோபுரம் ;

(6) சுண்டவைக்கும் கலன்கள்.

(1) **உலேகள்** : கந்தகக் கல்லே எரித்தாவது, இரும்புக் கந்தகத் தாதுவை எரித்தாவது (FeS_2) கந்தக டைஆக்ஸைடைத் தயாரிப்பார்கள். கந்தகம் முழுவதையும் ஆக்ஸைடாக மாற்ற, உலேகள் வழியாக உரிய இயந்திரங்கள் கொண்டு காற்றை இழுப்பார்கள். இந்த வாயுக் கலவை ஒரு தூமக்குழாயின் (flue) வழியாகச் செல்ல, அதிலுள்ள தூசி முதலியவை படிந்துவிடும்.

(2) சூடான வாயுக் கலவை செல்லும் வழியில், வெடியுப்பும் அடர் கந்தக அமிலமும் உள்ள பானே வைக்கப்பட்டிருக்கும். இவைகளிலிருந்து நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் உண்டாகி வாயுக் கலவையுடன் சேர்ந்துகொள்ளும். இந் நாளில் பிளாட்டினத்தைப் பரிச வினே தூண்டியாகக் கொண்டு, அமோனியாவை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச்செய்து, நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகளேப் பெறுகிருர்கள்.

(3) தூமக்குழாயினின்றும் வெளியேறும் வாயுக் கலவை, கிளாவர் கோபுரத்தின் (கோபுரத்தின் உட்பக்கம் முழுவதும் காரீயத் தகடுகளால் மூடி யிருப்பார்கள்) அடிப்பாகத்தில் புகுந்து கோபுரத்தில் நிறைக்கப்பட்ட சிக்கிமுக்கிக் கற்களுக் கிடையே (flint) மேல்நோக்கிச் செல்லும். கோபுரத்தின் மேல்பாகத்தில் இரண்டு தொட்டிகள் உள்ளன. ஒன்றில் காரீய அறைகளில் உண்டான நீர்த்த அமிலமும், மற்ருென்றில் கேலூஸாக் கோபுரத்திலிருந்து குழாய் வழியாக வெளியேற்றப் பட்ட நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் கலந்த அடர்கந்தக அமிலமும் இருக்கும். இரண்டு தொட்டிகளிலிருந்தும் திரவங்கள் ஃப்ளின்ட் கற்களுக்குமேல் சொரியும். மேற்படி சுண்டின அமிலம் நீர் சேர்ந்த அமிலத்துடன் சேருவதால் அதன் வீரியம் குறைந்து, அதனுள் கரைந்திருக்கும் நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் வெளிப்படும். இக் கோபுரத்தில் உலேகளிலிருந்து வரும் வாயுக் கலவையின் வெப்பநிலே, வினே நன்கு நடப்பதற்கு ஏற்ற வாறு சற்றுக் குறையும். கற்களின் வழியே திரவம் வடிந்து கொண்டேபோக, கீழ்பாகத்தில் உள்ள வெப்பத்திஞல் அமிலம் சுண்டிக்கோண்டேவந்து கீழுள்ள தொட்டியில் வந்துசேரும்.

இவ் வினேயில் சம்பந்தப்பட்ட வாயுக் கலவையை உரிய வெப்பநிலேக்குக் குளிரச் செய்வதும், சுண்டின அமிலத்தில் கரைந்து நிற்கும் நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகளே வெளியேற்றுவதும், காரீய அறையில் உண்டான நீர்த்த அமிலத்தைச் சுண்டவைப்

பதும் கிளாவர் கோபுரத்தின் வேலையாகும். இங்கிருந்து நீராவியும் சிறிதளவு காரீய அறைக்குள் செல்லும்.

(4) கந்தக டைஆக்ஸைடு, ஆக்ஸிஜன் (காற்று), நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் ஆகியவை முதல் காரீய அறைக்குள் செல்லும்.

வாயுக் கலவைகள் அறைக்குள் சென்றுகொண்டிருக்கும் சமயத்தில் நீராவியை உரிய இயந்திரங்கள் கொண்டு அறைகளுக்குள் செலுத்துவார்கள். வாயுக்கள் எல்லாம் நன்றாய்ச் சேர்ந்து வினைபுரியும். இப்போது உண்டாகும் நீர்த்த கந்தக அமிலம் அறைகளினடியில் தங்கிநிற்கும். இரண்டாவது அறையிலேயே ஆக்ஸிஜனேற்றம் அநேகமாக முடிந்துவிடும். வினை முடிந்தவுடன் நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் வெளிவந்துவிடும். காரீய அறைகளில் உண்டான அமிலம் சுமார் 65% திறனுள்ளதாக இருக்கும்.

(5) அதிக அளவிலுள்ள நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகளும் காற்றும் கடைசி அறையினின்று வெளிக்கிளம்பி, கேலூசாக் கோபுரத்தின் அடியகத்தில் புகும். கிளாவர் கோபுரத்தின் அடித்தொட்டியில் வந்துசேரும் சுண்டின கந்தக அமிலம், கேலூசாக் கோபுரத்தின் மேலுள்ள தொட்டியில் வந்து விழுமாறு செய்யப்படும். இதனுடன் வேண்டிய அளவு சுண்டின கந்தக அமிலத்தையும் சேர்த்துக்கொள்வார்கள். இவ்வமிலத்தின் திறன் 80% ஆக இருக்கும். இந்த அமிலம் கேலூசாக் கோபுரத்திலுள்ள கற்களின் வழியே கீழே வந்துகொண்டிருக்கும். கேலூசாக் கோபுரத்தில் நைட்ரஜன் ஆக்ஸைடுகள் அநேகமாக முற்றிலும் திரும்ப அடையப்பெறும். மீண்டும் மீண்டும் வினைதூண்டியாக இவ் வாயுவையே உபயோகப்படுத்துவதே இம் முறையிலுள்ள இலாபம்.

பரிச முறை

கந்தகத்தை எரித்தோ, கந்தகக் கல்லை எரித்தோ சுத்தமான கந்தக டைஆக்ஸைடைத் தயாரிப்பர். இதனுடன் ஆக்ஸிஜனைக் கலந்து சுமார் 450°C-க்குச் சூடுபடுத்தப்பட்டிருக்கும் பிளாட்டினம் பரப்பிய கல்நாரின்மேல் செலுத்துவர். இங்கு, பிளாட்டினக் கல்நார் வினைதூண்டியாகப் பணிபுரிந்து, கந்தக டைஆக்ஸைடை ஆக்ஸிஜனுடன் இணையச்செய்து, கந்தக டிரைஆக்

ஸைடை உண்டாக்கும். இந்தக் கந்தக டிரைஆக்ஸைடை நீரில் செலுத்தினால் அது கரைந்து கந்தக அமிலம் கொடுக்கும்.

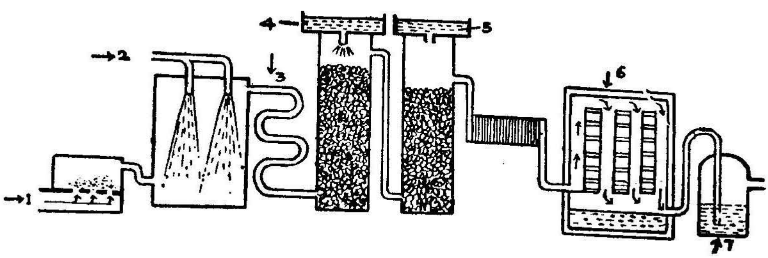
$$4FeS_2 + 11O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2\uparrow$$

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3 + 45{\cdot}2 \text{ கிலோ கலோரிகள்}$$

இம் முறையில் உபயோகிக்கப்படும் சாதனம் பின்வரும் பாகங்களாகப் பிரிக்கப்பட்டிருக்கிறது: (1) கந்தக டைஆக்ஸைடை உண்டாக்குகின்ற உலைகள்; (2) உலை வாயுவைச் சுத்தம் செய்யும் பாகங்கள்; (3) வினை நிகழும் பரிச அறை; (4) ஆற்றும் அறை.

(1) **உலைகள் :** முன்கூறியதுபோல் கந்தக டைஆக்ஸைடை மலிவான முறையில் தயாரிக்கிறார்கள்.

(2) **உலைவாயுவைச் சுத்தம் செய்தல்:** உலைகளினின்றும் வெளிவரும் வாயுக் கலவை சுத்தமாயிருந்தால்தான் வினை நிகழும். உலையினின்று வெளிவரும் காற்றில்



படம் 46

கந்தக அமிலம் தயாரித்தல் (பரிச முறை)

1. அடுப்புகள்; 2. நீராவி;
3. ஈயக்குழாய்கள்; 4. நீர்;
5. கந்தக அமிலம்; 6. பரிச உலை;
7. கந்தக அமிலம்.

சாதாரணமாக ஆர்ஸனிக், தூசி, கந்தக ஆவி ஆகிய மாசுகள் காணப்படும். இம் மாசுகள் பிளாட்டின வினை

தூண்டிக்குக் கொடிய நஞ்சு போலாகும். இம் முறைக்கு மூல காரணமாயிருக்கும் பிளாட்டினத்தின் தூய்மையையும் வீரியத்தையும் மிக்க கவனத்துடன் காப்பாற்றவேண்டியது அவசியமாகும். இதன் காரணமாக மேற்கூறிய மாசுகளை நீக்க வேண்டியது மிகமிக இன்றியமையாதது. உலைகளினின்று வரும் பொதுவான தூமக்குழாய் தூசி நீக்கும் (dust-catcher) அறையுடன் இணைக்கப்பட்டிருக்கும். இவ்வறைக்குள் நீராவியைச் செலுத்துவார்கள். சூடான வாயுக்கள் சுருள் வடிவான காரீயக் குழாய்களின் வழியாகச் சென்று 100°C-க்குக் குளிரும். இவ் வாயுக் கலவை அறைக்குள் மேல்நோக்கிச் செல்லுங்கால் கீழ்நோக்கி வரும் நீர்த்தாரைகளைச் சந்திக்கும். இப்பொழுது தூசி, ஆர்ஸனிக், கந்தகத் துகள்கள் ஆகியவை அடியில் படிந்துவிடும்.

(3) **பரிச அறை** : பரிச அறையில் துளை பொருந்திய தட்டுகளில் குழாய்கள் நிறுத்திவைக்கப்பட்டிருக்கும். குழாய்களுக்குள் பிளாட்டினக் கல்நார் வினைதூண்டி இருக்கும். கந்தக டைஆக்ஸைடும் ஆக்ஸிஜனும் பிளாட்டினத்தைத் தொட்டுச் செல்ல, ஆக்ஸிஜனேற்றம் உண்டாகும். இவ் வினையில் மிகுந்த வெப்பம் வெளிப்படும். இவ்வறையின் வெப்பம் 450°Cக்கு அருகிலிருக்கும்படி வாயுக்கலவையைச் சீராக இவ்வறைக்குள் அனுப்புவார்கள். இவ்வாறு கந்தக டைஆக்ஸைடு கந்தக டிரைஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. குழாய்களெல்லாம் கடைசியில் ஒரு பொதுக் குழாயில் சேரும். வெளிவரும் கந்தக டிரையாக்ஸைடு இக் குழாயின்மூலம் ஆற்றும் அறைக்குச் செல்லும்.

(4) **ஆற்றும் அறை:** வெண்புகை போல் வெளிவரும் கந்தக டிரைஆக்ஸைடு நீரில் கரையும்போது அதிக வெப்பம் உண்டாகிறது; ஆனால், அடர் கந்தக அமிலத்தில் சுலபமாக யாதொரு சிக்கலுமின்றிக் கரையும். ஆகையால், கந்தக டிரைஆக்ஸைடை வார்ப்பிரும்பால் செய்யப்பட்ட தொட்டியில் உள்ள 97—98% அடர் கந்தக அமிலத்தில் செலுத்த அது ஆவலுடன் உட்கொள்ளப்படும். அமிலத்தின் திறனை ஒருசீராய் இருக்கும்படி செய்யத் தொட்டிக்குள் வேண்டிய அளவு நீரைச் சிறிது சிறிதாக விடுவார்கள். புகையும் கந்தகாமிலத்தைத் தயாரிக்க, தேனிரும்புத் தொட்டியில் சுண்டின அடர் கந்தகாமிலத்தை அடுத்து அதில் கந்தக டிரைஆக்ஸைடைச் செலுத்துவார்கள்.

$$H_2SO_4 + SO_3 \longrightarrow H_2S_2O_7 \text{ (புகையும் கந்தக அமிலம்)}$$
$$H_2S_2O_7 + H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4$$

பௌதிக குணங்கள்

(1) இவ்வமிலம் தூயநிலையில் நிறமற்றதாயும், மணமற்றதாயும், பாகுபோன்றும் இருக்கும். ஆனால், காற்றில் உள்ள ஈரத்தைக் கிரகிக்கும்போது காற்றிலுள்ள அங்ககப் பொருள்கள் இந்த அமிலத்தில் கரைவதால், அது சற்றுக் கறுப்பு நிறமாகத் தோன்றுகிறது. (2) இந்த அமிலத்திற்கு நீரின்மீது நாட்டம் மிக அதிகம். அமிலத்துடன் நீர் சேர்த்தால் அதிக வெப்பம் உண்டாவதால், நீர் கொதித்துச் சிதறும். எனவே, ஒரு கண்ணாடிப் பாத்திரத்தில் நீரை எடுத்து அதனுள் நீரைக் கலக்கிக் கொண்டே அடர் அமிலத்தைச் சிறிது சிறிதாகச் சேர்த்து நீர்த்த அமிலம் தயாரிக்க வேண்டும். நீரை ஒருபொழுதும் அடர் அமிலத்தினுள் ஊற்றக்கூடாது. நீரை அடர் அமிலத்துடன் சேர்த்தால், சில சமயங்களில் அமிலம் பாத்திரத்திலிருந்து வெளியில் சிதறிச் சேதம் விளைவிக்கும். இந்த அமிலத்தின் ஒப்படர்த்தி 1·848 ; இதன் கொதிநிலை —338°C. (3) இவ்வமிலம் தோல், துணி, காகிதம் ஆகியவைகளின்மீது பட்டால், அவை வெந்து கருகிவிடும். இது புளிப்புச் சுவையுடையதாயும், நீல லிட்மஸைச் சிவப்பு லிட்மசாக மாற்றும் தன்மையுடையதாயும் இருக்கிறது.

இரசாயன குணங்கள்

இதன் உப்பு மூலத்திறன் எண் இரண்டு. காரங்கள் இதனுடன் வினைபுரிந்து பைசல்ஃபேட்டுகளையும் சல்ஃபேட்டுகளையும் முறையே உண்டாக்குகின்றன :

$$H_2SO_4 + NaOH \longrightarrow NaHSO_4 + H_2O$$
$$H_2SO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

துத்தநாகம், இரும்பு, மக்னீசியம், அலுமினியம் முதலிய உலோகங்கள்மட்டும் நீர்த்த கந்தகாமிலத்தில் கரைந்து அவற்றின் சல்ஃபேட்டுகளாக மாறும். அப்போது ஹைட்ரஜன் இடப்பெயர்ச்சி பெற்று வெளிவரும்.

$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2 \uparrow$$
$$Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2 \uparrow$$
$$2Al + 3H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2 \uparrow$$

தாமிரம், பாதரசம், வெள்ளி முதலிய உலோகங்கள் நீர்த்த அமிலத்தால் தாக்கப்படா; ஆனால், இவை அடர் கந்தக அமிலத்துடன் காய்ச்சப்பட்டால் அவ்வுலோக சல்ஃபேட்டுக ளாக மாறும். இப்பொழுது கந்தக டைஆக்ஸைடு வெளிப்படும்.

$$H_2SO_4 \longrightarrow H_2O + SO_2 \uparrow + [O]$$

$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + H_2O + SO_2 \uparrow$$

$$Zn + 2H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

தங்கம், பிளாட்டினம், காரீயம் ஆகிய உலோகங்கள் அடர் கந்தகாமிலத்துடன் வினை புரியா. இவ்வமிலம் கார்பனேட்டு உப்பிலிருந்து கார்பன் டை-ஆக்ஸைடையும், சோடியம் குளோ ரைடிலிருந்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடையும், நைட்ரேட்டி லிருந்து நைட்ரிக் அமிலத்தையும், சல்ஃபைடிலிருந்து ஹைட் ரஜன் சல்ஃபைடையும் இடப்பெயர்ச்சி செய்யும்.

$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

$$2NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$$

$$2NaNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HNO_3$$

$$FeS + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2S \uparrow$$

அடர் கந்தக அமிலமானது 450°C-க்குமேல் சூடு படுத்தப்பட்டால், கந்தக டைஆக்ஸைடு, ஆக்ஸிஜன், நீர் ஆகியவைகளாகச் சிதையும்.

$$2H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + 2SO_2 \uparrow + O_2 \uparrow$$

அதிக வெப்ப நிலையில் இது ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றி யாகும். இந்த அமிலத்துடன் கந்தகம், கார்பன் முதலிய அலோகங்களைத் தனித்தனியே சேர்த்துக் காய்ச்சினால், முறையே அவை கந்தக டைஆக்ஸைடு, கார்பன் டைஆக்ஸைடு, ஆக்ஸிஜன் ஏற்றமடையும்.

$$S + H_2SO_4 \longrightarrow 3SO_2 + 2H_2O$$

$$C + 2H_2SO_4 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O + 2SO_2 \uparrow$$

நீர் நீக்கும் வினை : சர்க்கரையைக் கந்தகாமிலத்துடன் சேர்த்தால், சர்க்கரையினின்று நீர் நீக்கப்பட்டுக் கரி நுண்துகள் களாகப் பொங்கி வெளியாகும். இந்த அமிலத்தினுள் நீல நிற

முள்ள மயில்துத்தப் படிகத்தைப் போட்டால், அமிலம் அதனி லுள்ள படிக நீரை உறிஞ்சிவிடுவதால் படிகம் நீல நிறம் நீங்கி வெளுத்துவிடும். துணி, மரம், காகிதம் ஆகியவையும் இவ்வமி லத்தால் வெந்து கரியாக்கப்படுகின்றன. இந்தச் சோதனை கள் கந்தகாமிலத்திற்கு நீர்மேலுள்ள நாட்டத்தை நன்கு நிரூபிக்கின்றன.

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2SO_4 \longrightarrow 12C + 11H_2O + H_2SO_4$$

சர்க்கரை + கந்தகாமிலம் ⟶ கார்பன் + நீர் + கந்தகாமிலம்.

$$CuSO_4 . 5H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} CuSO_4 + 5H_2O$$

அடர் கந்தகாமிலம் எத்தில் ஆல்க்கஹாலிலிருந்து நீரை நீக்கி எத் திலீன் வாயுவை வெளியேற்றுகிறது.

$$C_2H_5OH + H_2SO_4 \longrightarrow C_2H_4\uparrow + H_2O + H_2SO_4$$

ஃபார்மிக் அமிலமானது அடர் கந்தகாமிலத்தால் கார்பன் மோனாக்ஸைடாகவும், ஆக்ஸாலிக் அமிலமானது கார்பன் டைஆக்ஸைடு, கார்பன் மோனாக்ஸைடு ஆகியவைகளாகவும் சிதைக்கப்படுகின்றன. வாயுக்களிலுள்ள ஈரத்தை நீக்கவும், உலர்த்தும் கலனிலும் (desiccator) அடர் கந்தக அமிலம் பயன் படுத்தப்படுகிறது.

$$HCOOH + H_2SO_4 \longrightarrow H_2O + CO\uparrow + H_2SO_4$$

$$H_2C_2O_4 + H_2SO_4 \longrightarrow H_2O + CO\uparrow + CO_2\uparrow + H_2SO_4$$

பயன்கள்

பெரும்பாலான தொழிற்சாலைகளில் கந்தகாமிலம் பயன் படுத்தப்படுகிறது. (a) பாஸ்பேட்டு உரங்களைத் தயாரிக்க இந்த அமிலம் பெருமளவில் உபயோகப்படுத்தப்படுகிறது. அமோனி யம் சல்ஃபேட்டு என்னும் முக்கியமான உரமானது கந்தக அமிலத்தை அமோனியாவுடன் வினைபுரியச் செய்வதன் மூலம் தயாரிக்கப்படுகிறது. (b) கந்தகாமிலம் நைட்ரோசெலுலோஸ், T.N.T. போன்ற வெடிகள் தயாரிக்க உதவும். (c) நைட்ரிக் அமிலம், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் முதலியவைகள் தயாரிக்கவும் இது பயன்படுகிறது. (d) வாயுக்களை உலர்த்து வதற்கும், கந்தக டைஆக்ஸைடு, கார்பன் மோனாக்ஸைடு, எத்தி

லின் ஆகிய வாயுக்களைத் தயாரிப்பதற்கும் இது உபயோகப் படுகிறது. (e) பிரதம மின்கலங்களிலும், உலர்த்தும் கலன் களிலும், சாயம் ஏற்றுதலிலும், காலிக்கோ பிரின்டிங் முதலி யவை நடக்கும் தொழிற்சாலைகளிலும் இந்த அமிலத்தை உபயோ கிக்கிறார்கள். (f) சலவைச் சோடா, தாமிர சல்ஃபேட்டு, குளோ ரின் வாயுபோன்ற முக்கியமான இரசாயனங்கள் (chemicals) இந்த அமிலத்தின் உதவியால் தயாரிக்கப்படுகின்றன. (g) இந்த அமிலம் பெட்ரோலியத்திலுள்ள அங்ககப் பொருள்களைக் கரி யாக்கி நீக்கப் பயன்படுகிறது. இந்தியாவில் சுமார் 20 ஆயிரம் டன் கந்தகாமிலம் ஒவ்வொரு வருடமும் தயாரிக்கப்படுகிறது. ஒரு தேசத்தின் பொருள்வளத்தை அத் தேசத்தில் உற்பத்தி யாகும் கந்தகாமிலத்தின் கன அளவிலிருந்து தோராயமாக அறிந்துகொள்ள ஏதுவாகும்.

வினாக்கள்

(1) கந்தகம் இயற்கையிலிருந்து எவ்வாறு தயாரிக்கப் படுகிறது? புறவேற்றுமை என்றால் என்ன? கந்தகத்தின் புற வேற்றுருக்களைப்பற்றி விளக்கமாக எழுதுக.

(2) பரிசோதனைச்சாலையில் (a) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு, (b) கந்தக டைஆக்ஸைடு ஆகியவைகளை எவ்வாறு தயாரிக் கிறார்கள்? அவைகளின் பௌதிக, இரசாயனத் தன்மைகளை விளக்குக.

(3) சோதனைச்சாலையில் கந்தக அமிலம் எவ்வாறு தயாரிக் கப்படுகிறது? இவ்வமிலத்தின் (a) அமிலத்தன்மை, (b) ஆக் ஸிஜனேற்றம், (c) நீர்நீக்கம் ஆகிய குணங்களை நிபந்தனைகளுட னும் தக்க சான்றுகளுடனும் விளக்குக.

(4) பின்வருவனவற்றில் என்ன நிகழ்கின்றன என்பதைச் சமன்செய்யப்பட்ட சமன்பாடுகளுடன் விளக்குக:

(a) அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலினுள் கந்தக டைஆக்ஸைடு செலுத்தப்படுகிறது;

(b) சோடியம் கார்பனேட்டு கரைசலுக்குள் கந்தக டைஆக்ஸைடு செலுத்தப்படுகிறது;

(c) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடுடன் குளோரின் வாயுவைக் கலத்தல் ;

(d) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடுடன் எரிசோடாக் கரைசலைக் கலத்தல் ;

(e) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவை அமிலங் கலந்த பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலினுள் செலுத்துதல்;

(f) அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் கரைசலினுள் கந்தக டையாக்ஸைடைச் செலுத்துதல்.

(5) சமன்செய்யப்பட்ட சமன்பாட்டுடன் பின்வருவனவற்றை விளக்குக :

(a) கந்தகம் + அடர் கந்தக அமிலம் ⟶

(b) குளோரின் வாயு + கந்தக டைஆக்ஸைடு ⟶

(c) கந்தக டைஆக்ஸைடு + ஃபெரிக் குளோரைடு ⟶

(d) கந்தக டைஆக்ஸைடு + எரிசோடா ⟶

(e) கந்தக டைஆக்ஸைடு + நைட்ரிக் அமிலம் ⟶

14. வாயு மண்டலம்

பூமியைச் சுற்றிலும் எங்கும் பரந்திருக்கும் வாயுக்களின் கலவைக்கு வாயு மண்டலம் எனப் பெயர். முற்காலத்தில் காற்று ஒரு தனிமமென்றே எண்ணிவந்தனர். பதினெட்டாம் நூற்றூண்டில் காற்று ஒரு கலவைப் பொருள் என்பதைப் பல சோதனைகள்மூலம் கண்டறிந்தனர். வாயு மண்டலத்தைச் சாதாரணமாகக் காற்று எனக் குறிப்பிடுவது வழக்கம். காற்றின் முக்கியமான கூறுகள் பின்வருமாறு :

(1) **ஆக்ஸிஜன்** : காற்றில் இவ் வாயு 21% கன அளவிலும் 23% எடை அளவிலும் உள்ளது. நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு வாயு உள்ள ஜாடியைக் காற்றில் திறந்துவைத்தால், அதிலிருந்து செம்பழுப்பு நிறமான நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு வெளி வருவதைக் காணலாம். பாதரசத்தைக் காற்றில் அதிக நேரம் சூடுபடுத்தினுல் சிவப்பு நிற மெர்க்குரிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது. இச் சோதனைகள் இரண்டும் காற்றில் ஆக்ஸிஜன் உள்ளது என்பதை நிரூபிக்கின்றன. ஆக்ஸிஜன் சுவாசித்தலுக்கும் பொருள்கள் எரிவதற்கும் இன்றியமையாதது. தாவரங்கள் இவ் வாயுவை இலைகளின்மூலம் வெளிவிடுகின்றன.

(2) **நைட்ரஜன்:** இவ் வாயு 78% கன அளவிலும் 75·5% எடை அளவிலும் காற்றில் இருக்கிறது. நீரின்மேல் வைக்கப் பட்டுள்ள பாஸ்வரத்தை, ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு காற்றில் எரியச் செய்வதால், காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜன் பாஸ்வரத்துடன் சேர்ந்து பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடாக மாறிவிடுகிறது. மீதியுள்ள வாயுவிற்குத் தீப்பற்றி எரியும் தன்மை இராது. இவ் வாயு எரிதலுக்கு உதவாது. இதிலிருந்து இவ் வாயு நைட்ரஜன் என்பதை அறிந்துகொள்ளலாம்.

(3) **கார்பன் டையாக்ஸைடு:** இவ் வாயு காற்றில் 3% கன அளவு இருக்கிறது. காற்றில் இடத்திற்குத் தக்கவாறு கார்பன் டைஆக்ஸைடின் விகிதம் சிறிது மாறுபடும். தொழிற் சாலைகள் உள்ள நகரங்களில் அதிகமாகவும் கிராமப்புறங்களில் குறைவாகவும் இருக்கும். சுண்ணும்பு நீரைச் சிறிது நேரம் காற்றில் திறந்துவைத்தால் அது பால்போல் மாறுகிறது. இது காற்றிலுள்ள கார்பன் டைஆக்ஸைடு சுண்ணும்பு நீரில் கரைந்து கால்சியம் கார்பனேட்டாகப் படிவதால் உண்டாகும் மாறுதலாகும். ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு ஈரமற்ற, உலர்ந்த காற்றைச் சிறிது நேரம் எடை தெரிந்த பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலினுள் செலுத்திப் பின்னர் அக் கரைசலை மீண்டும் நிறுத்தால், அதன் எடை அதிகமாக இருத்தலைக் காணலாம். காற்றிலுள்ள கார்பன் டையாக்ஸைடு பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் கரைவதாலேயே பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் எடை அதிகரிக்கிறது. தாவரங்கள் இவ் வாயுவை உட்கொண்டு ஆக்ஸிஜனை வெளிவிடுகிறது ; மற்ற எல்லா உயிர்வாழினங்களும் ஆக்ஸிஜனைச் சுவாசித்துக் கார்பன் டைஆக்ஸைடை வெளி விடுகின்றன.

(4) **நீராவி :** பூமியின்மீது பனி படர்வதிலிருந்தும் மூடுபனி உண்டாவதிலிருந்தும் காற்றில் நீராவி கலந்திருத்தலை அறிகிறோம். காற்றில் சராசரி 1% கன அளவு நீராவி இருக்கிறது. நீர்ப்பிடிப்புள்ள இடங்களில் 4% வரை நீராவியைக் காணலாம். காற்றின் ஈரத்தன்மையை ஆங்கிலத்தில் humidity என்பர்.

இன்னும் காற்றில் இடத்தைப் பொறுத்து ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு, ஹைட்ரஜன், மந்த வாயுக்கள், தூசி போன்றவை சுமார் 0·93% அளவிற்குக் காணப்படுகின்றன.

இனி, காற்று ஒரு கலவைப் பொருளா (அல்லது) சேர்மமா என்ற கேள்விக்கு விடை காண்போம். நைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் அநேகமாய் ஒரே அளவிலேயே வாயுமண்டலத்தில் உள்ள காற்றில் தோன்றுவதால், காற்று ஒரு சேர்மம் என்று முற் காலத்தில் கருதப்பட்டுவந்தது. ஆனால், இக் கருத்துத் தவறு என்பதைப் பின்வரும் காரணங்களால் அறியலாம்.

காற்றின் சதவிகித இயைபு (Percentage composition) இடத்திற்குத் தக்கவாறும் காலத்திற்குத் தக்கவாறும் மாறும் ; ஆனால், சேர்மங்களின் அமைப்பு எவ்விடத்திலும், எக் காலத்திலும் மாறுபடாது.

(2) காற்றில் ஆக்ஸிஜன் : நைட்ரஜன் = 23·2 : 75·5 என்ற எடை விகிதத்தில் காணப்படுகிறது. இதிலிருந்து அவற்றின் அணுக்கள் $\frac{23\cdot2}{16} : \frac{75\cdot5}{14}$ அல்லது 1·45 : 5·4 என்ற விகிதத்தில் இருக்கவேண்டும் என்று அறிகிறோம். காற்று ஒரு சேர்மமாக இருந்தால் அதன் வாய்பாடு N_4O ஆக இருக்க வேண்டும். ஆனால், இது சரியானதாக இருக்கமுடியாது. N_4O ஆக இருந்தால் காற்றின் ஆவி அடர்த்தி 36 ஆக இருத்தல் வேண்டும். ஆனால், அதன் ஆவி அடர்த்தி சோதனைகளின் மூலம் 14·4 என்று நிச்சயிக்கப்பட்டிருக்கின்றது.

(3) காற்றிலுள்ள பல வாயுக்களை ஒன்றுசேர்க்க, அக் கலவை காற்றைப் போலவே இருக்கிறது. கலக்கும் சமயத்தில் வெப்பமாவது, ஒளியாவது, மின்சாரமாவது உண்டாவதில்லை. கன அளவிலும் வேறுபாடில்லை.

(4) காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜன் வாயுவையும் நைட்ரஜன் வாயுவையும் காற்றை நீரில் கரைத்துப் பின் சூடுசெய்து கரைந்த வாயுவை வெளியேற்றும் முறையாலும், பின்னர் காய்ச்சி வடித்தலின் மூலமும் தோராயமாகத் தனியே பிரித்துவிடலாம். சேர்மங்களின் கூறுகளை இவ்விதம் எளிதில் பௌதிக முறைகளால் பிரிக்க இயலாது.

மேலே கூறிய காரணங்களால் ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன், கார்பன் டை ஆக்ஸைடு, நீராவி முதலியவை சேர்ந்த வாயுக் கலவையே காற்று என அறிகிறோம். உலர்ந்த காற்றிலுள்ள பொருள்களின் கன அளவு சதவிகிதம் வருமாறு : நைட்ரஜன் —78·03 ; ஆக்ஸிஜன் —20·90 ; மந்த வாயுக்கள் — 0·94 ; கார்பன் டைஆக்ஸைடு — 0·03 ; ஹைட்ரஜன் — 0·01.

நைட்ரஜன்

நைட்ரஜன், பாஸ்பரஸ், ஆர்சனிக், ஆன்டிமனி, பிஸ்மத் ஆகியவை ஒரு குடும்பத்தைச் சேர்ந்த தனிமங்களாகும். இவற்றில் நைட்ரஜனும் பாஸ்பரஸும் அலோகங்களாகும். மற்றவற்றுள் ஆர்சனிக் தனிமம் உலோகத் தன்மையும், அலோகத் தன்மையும் உடையதாகவும், ஆன்டிமனி, பிஸ்மத் ஆகிய தனிமங்கள் உலோகத் தன்மையை அதிக அளவில் கொண்டுள்ளவையாகவும் காணப்படுகின்றன. இவற்றுள் சாதாரண

வெப்பநிலையில் நைட்ரஜன் வாயுநிலையிலும், மற்றவை திடப் பொருள்நிலையிலும் காணப்படுகின்றன.

சரித்திரம்

இவ் வாயுவை முதன்முதல் கண்டுபிடித்தவர் ரூதர்ஃபோர்டு என்ற தாவர இயல் பேராசிரியர். லெவாய்சியர் என்பவர், இவ் வாயு ஒரு தனிப்பொருள் என்ற உண்மையை முதன்முதலில் நிரூபித்தார். இவ் வாயுவானது சாதாரணமாக எல்லா நைட்ரேட்டுகளிலும் காணப்படுவதால் நைட்ரஜன் எனப் பெயரிடப் பட்டது.

கிடைக்குமிடம்

காற்றின் கன அளவில் ஐந்தில் நான்கு பகுதி (78%) இவ் வாயுவே காணப்படுகிறது. தாவரங்கள், மிருகங்கள் ஆகியவற்றின் திசுக்களிலும், புரோட்டீன்கள், மற்றும் பிற அனங்ககச் சேர்மங்களிலும் இத் தனிமம் காணப்படுகிறது. இது சோடியம், பொட்டாசியம் ஆகிய நைட்ரேட்டுகளிலும் பெரும்பாலும் காணப்படுகிறது. சோடியம் நைட்ரேட் சில்லி (Chile) என்னுமிடத்தில் இயற்கையில் அதிக அளவில் காணப்படுவதால், அதைச் சில்லி வெடியுப்பு (Chile saltpetre) என்பர். பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டை ஆங்கிலத்தில் நைட்டர் என்றும், பெங்கால் சால்ட்பீட்டர் என்றும் அழைப்பதுண்டு.

தயாரிக்கும் முறை

இவ் வாயுவானது பெரும்பாலும் வாயுமண்டலக் காற்றிலிருந்தும், இரசாயனச் சேர்மங்களிலிருந்தும் தயாரிக்கப்படுகின்றது. வாயு மண்டலக் காற்றிலிருந்து தயாரிக்கப்படும் நைட்ரஜனில் ஓரளவு மந்த வாயுக்களும் கலந்திருக்கும். இரசாயனப் பொருள்களிலிருந்து தயாரிக்கப்படும் நைட்ரஜன் வாயு பெரும்பாலும் தூயதாகவே இருக்கும்.

I. வாயுமண்டலக் காற்றிலிருந்து தயாரிக்கும் முறைகள்

(1) திரவக் காற்று ஆவியாகும்பொழுது, எளிதில் ஆவியாகும் தன்மையுடைய நைட்ரஜன் முதலில் வெளிவருகிறது. தொழிற்சாலை முறையில் ஆக்ஸிஜன் வாயு தயாரிக்கும் முறையை முன்பே படித்திருப்பீர்கள்.

(2) கார்பன் டைஆக்ஸைடு போன்ற வாயுக்கள் நீக்கப் பட்ட சுத்தமான ஹைட்ரஜன் வாயுவைக் காற்றில் எரித்தால், ஹைட்ரஜன் வாயுவானது ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து நீரை உண்டாக்கும்; நைட்ரஜன் வாயு மட்டும் வாயுநிலையில் தனித்து நிற்கும்.

(3) காற்றில் உள்ள ஆக்ஸிஜன் வாயுவை ஒரு துண்டு வெள்ளை பாஸ்பரஸை எரிப்பதன் மூலம் நீக்கலாம்.

பரிசோதனை : ஒரு நீர்த்தொட்டியின்மீது ஒரு மூசையின் மூடியை மிதக்கவிடு. மிதக்கும் மூடியில் ஒரு சிறிய வெள்ளை பாஸ்பரஸ் துண்டை வைத்து, அதன் மீது ஓர் அளவுக்கோடிட்ட மணி ஜாடியை (graduated bell-jar) கவிழ்த்துவை. நீருக்குமேல் உள்ள மணிஜாடியின் கன அளவை ஐந்து பாகங்களாகப் பிரித்துக் கொள். மணிஜாடியின் வாயின் வழியாக ஒரு கொளுத்திய தீக்குச்சியைச் செலுத்தி பாஸ்பரஸ் துண்டை எரியச்செய். உடனே மணிஜாடியின் வாயை அடைப்பானல் மூடிவிடு. அடர்த்தியான வெண்ணிற பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு புகை வெளிவருவதைக் காண்பாய். இப் புகையானது நீரில் கரைந்துவிடும். சாதனம் நன்கு குளிர்ச்சி அடைந்தவுடன், தொட்டியிலும் மணிஜாடியிலும் நீரின் அளவு ஒன்றாக இருக்கச் செய். மணிஜாடியில் எஞ்சியுள்ள வாயுவானது காற்றின் கன அளவில் 4/5 பாகமாக இருப்பதைக் காண்பாய். இது நைட்ரஜன் வாயுவேயாகும்.

(4) காற்றைக் காரத்தில் கரைக்கப்பட்ட பைரோகலால் (pyrogallol) கரைசலுடன் சேர்த்துக் குலுக்க, ஆக்ஸிஜன் வாயுவானது அக் கரைசலில் கரைந்துவிட, நைட்ரஜன் வாயுமட்டும் எஞ்சியிருக்கும்.

(5) கார்பன் டைஆக்ஸைடு, நீராவி ஆகியவை நீக்கப்பட்ட பிறகு காற்றைத் தகனக் குழாயினுள் (combustion tube) சூடுசெய்த தாமிரத் துருவல்களின்மீது செலுத்த, தாமிரம் ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து தாமிர ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது; நைட்ரஜன் வாயு மட்டும் சோதனைக் குழாயிலிருந்து வெளிவருகிறது.

$$2Cu + O_2 \longrightarrow 2CuO$$

தாமிரம் எளிதில் ஆக்ஸிஜனேற்றப்படுவதால், தகனக் குழாயினுள் இருக்கும் தமிரத்தை அடிக்கடி மாற்றவேண்டிய அவசியம் ஏற்படுகிறது.

இதனுல் நைட்ரஜன் வாயுவைத் தொடர்ச்சியாகத் தயாரிப்பது தடைப்படுகிறது. எனவே, காற்றிற்குப் பதிலாகக் காற்று-அமோனியா கலவையைத் தகனக் குழாயில் பாய்ச்சுவதன்மூலம் வாயுவைத் தொடர்ச்சியாகத் தயாரிக்கலாம். தாமிரமானது முதலில் காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனுல் தாமிர ஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. பிறகு இந்த ஆக்ஸைடானது காற்றிலுள்ள அமோனியாவினுல் தாமிரமாக ஆக்ஸிஜன் குறைக்கப்படுகிறது. இதனுல் தொடர்ச்சியாக நைட்ரஜன் தயாரிப்பது இயலுகிறது.

$$3CuO + 2NH_3 \longrightarrow 3Cu + 3H_2O + N_2 \uparrow$$

II. இரசாயனச் சேர்மங்களிலிருந்து நைட்ரஜன் தயாரித்தல்

(1) அமோனியம் டைகுரோமேட் உப்பைச் சூடுபடுத்துவதன்மூலம் நைட்ரஜன் வாயுவைத் தயாரிக்கலாம்.

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \xrightarrow{\Delta} Cr_2O_3 + 4H_2O + N_2 \uparrow$$

இவ் வினையை டைகுரோமேட்டுடன் மணலைக் கலந்து நிகழச் செய்வதன்மூலம் வினையின் வேகத்தை ஓரளவிற்கு மட்டுப்படுத்தலாம். இதில் பெருமளவு பச்சை நிறக் குரோமியம் செஸ்குவி ஆக்ஸைடு (chromium sesqui oxide) கிடைக்கிறது.

(2) குளோரின் வாயுவை அடர் அமோனியா வாயுக் கரைசலினுள் பாய்ச்சுவதன்மூலம் நைட்ரஜன் வாயு தயாரிக்கலாம் (இக் கிரியையின்போது அமோனியா வாயு அதிக அளவு இல்லாவிடில், மஞ்சள் நிறமான நைட்ரஜன் டிரைகுளோரைடு என்ற வெடிக்கும் திரவம் உண்டாகிவிடும்). குளோரின் வாயுவில் அமோனியமானது நைட்ரஜனுக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. குளோரினுனது ஹைட்ரஜன் குளோரைடாக ஆக்ஸிஜன் குறைக்கப்பட்டு, பின்னர் ஹைட்ரஜன் குளோரைடானது அமோனியாவுடன் சேர்ந்து முடிவில் அமோனியம் குளோரைடாக மாறுகிறது.

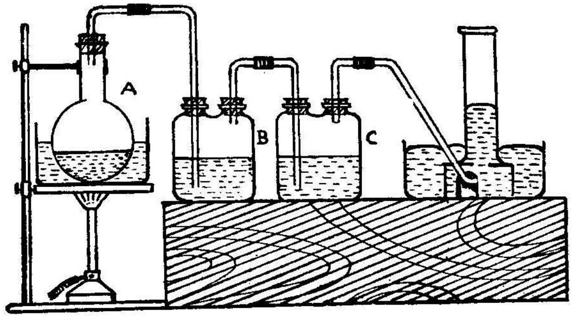
$$3Cl_2 + 8NH_3 \longrightarrow 6NH_4Cl + N_2 \uparrow$$

III. சோதனைச்சாலையில் நைட்ரஜன் தயாரித்தல்

அம்மோனியம் நைட்ரைட்டைக் கவனமாகச் சூடுசெய்வதன் மூலம் நைட்ரஜன் வாயுவைத் தயாரிக்கலாம்.

$$NH_4NO_2 \longrightarrow N_2 \uparrow + 2H_2O$$

சாதாரணமாக அம்மோனியம் நைட்ரைட்டு உப்புக் கிடைக்காததால், சோடியம் நைட்ரைட்டுக் கரைசலை அம்மோனியம் குளோரைடு அல்லது சல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன் சேர்த்து



படம் 47

சோதனைச்சாலையில் நைட்ரஜன் தயாரித்தல்
(A) $NaNO_2 + NH_4 . Cl$; (B), (C) கந்தக அமிலம்

எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். இதன்மூலம் இரட்டைச் சிதைவு முறையால் அம்மோனியம் நைட்ரைட்டு உண்டாகிறது. இந்த அம்மோனியம் நைட்ரைட்டைச் சூடுபடுத்த, நைட்ரஜன் வாயு முன்போல உண்டாகிறது.

$$NH_4Cl + NaNO_2 \longrightarrow NH_4NO_2 + NaCl$$

நைட்ரஜன் வாயுவானது நீரின்மேல் சேகரிக்கப்படுகிறது. உலர்ந்த நிலையில் தயாரித்த இவ் வாயுவைக் கந்தக அமிலத்தின் மீது செலுத்திப் பிறகு பாதரசத்தின்மீது சேகரிக்கலாம்.

பௌதிக குணங்கள்

இது ஒரு நிறமற்ற, மணமற்ற, சுவையற்ற வாயு ; நச்சுத் தன்மையற்றது. ஆனால், இவ் வாயுவில் வைக்கப்பட்ட உயிரினங்கள் சுவாசிப்பதற்கு ஆக்ஸிஜன் இல்லாத காரணத்தால் விரைவில் இறந்துவிடும். இது காற்றைவிடச் சிறிது இலேசானது. இதைத் திரவமாகவும் திடப்பொருளாகவும் மாற்ற முடியும்.

இரசாயன குணங்கள்

சாதாரண வெப்பநிலையில் இவ் வாயு சற்று மந்தமாகவே காணப்படும்; ஆனால், அதிக வெப்பநிலையில் இது நேரடியாகவும் மறைமுகமாகவும், உலோகங்களுடனும் அலோகங்களுடனும் இணைகிறது. உதாரணமாக, இவ் வாயு ஹைட்ரஜன் வாயுவுடன் 500°C-ல் சேர்ந்து அம்மோனியாவைக் கொடுக்கிறது.

$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$$

மிக உயர்ந்த வெப்பநிலையில் நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து நைட்ரிக் ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$N_2 + O_2 \rightleftarrows 2NO$$

சூடுபடுத்தப்பட்ட மக்னீசியம், அலுமினியம் போன்ற தனிமங்கள் நைட்ரஜன் வாயுவுடன் சேர்ந்து நைட்ரைட்டுகளைக் கொடுக்கின்றன.

$$3Mg + N_2 \longrightarrow Mg_3N_2$$
$$2Al + N_2 \longrightarrow 2AlN$$

நைட்ரைட்டுகள் எளிதில் நீரால் பகுத்தலுக்கு உட்படும் தன்மையுடையன. நீரால் பகுத்தலின்போது அம்மோனியா வாயு வெளிவருகிறது.

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

கால்சியம் கார்பைடு தூளை நைட்ரஜன் வாயுவுடன் மிகு வெப்பநிலையில் சேர்த்தால், கால்சியம் சயனமைடு உப்பும் கார்பனும் உண்டாகின்றன.

$$CaC_2 + N_2 \longrightarrow CaCN_2 + C$$

நைட்ரஜன் வாயு சுண்ணாம்பு நீருடன் எந்தவித வினையும் புரியாது. இக் குணத்தால் இது கார்பன் டை-ஆக்ஸைடிலிருந்து வேறுபடுகிறது.

அம்மோனியா

சரித்திரம்

அம்மோனியம் குளோரைடு உப்பு முற்காலத்தில் சால் அம்மோனியாக் (sal ammoniac) என்றும், நவச்சாரம் என்றும் அழைக்கப்பட்டது.

தயாரிக்கும் முறைகள்

(1) இவ் வாயுவை சம்பந்தப்பட்ட தனிமங்களின் நேரடிச் சேர்க்கையால் தயாரிக்கலாம். இம் முறைக்கு ஹேபர் முறை என்று பெயர்.

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + 22{\cdot}4 \text{ கிலோ கலோரிகள்}$$

(2) நைட்ரேட்டுகளை நீராற் பகுத்தலுக்கு உட்படுத்துவதன்மூலம் அம்மோனியா வாயுவைத் தயாரிக்கலாம்.

$$Mg_3N_2 + 6H_2O \longrightarrow 3Mg(OH)_2 + 2NH_3 \uparrow$$
$$2AlN + 3H_2O \longrightarrow Al(OH)_3 + NH_3 \uparrow$$

நைட்ரைட்டானது நீருடன் நீராற் பகுத்தலுக்கு உட்படவில்லையானால், நீருக்குப் பதிலாக நீர்த்த அமிலங்களைப் பயன் படுத்தலாம்.

(3) நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு போன்ற ஆக்ஸைடுகளை ஹைட்ரஜன் வாயுவில் பிளாட்டினம் வினைதூண்டியின் முன்னிலையில் ஆக்ஸிஜன் குறைத்தலுக்கு உட்படுத்துவதன் மூலமும் அம்மோனியாவைத் தயாரிக்கலாம்.

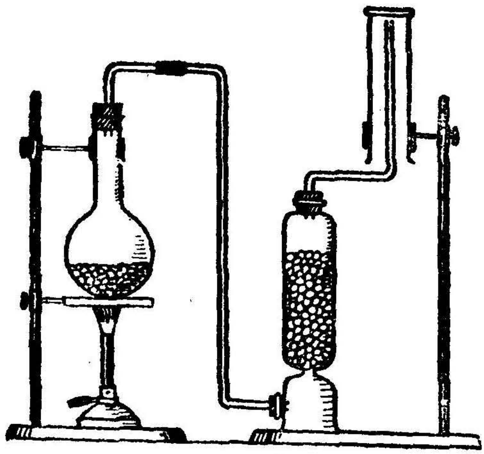
$$2NO + SH_2 \longrightarrow 2NH_3 \uparrow + 2H_2O$$

சோதனைச்சாலை முறை

இவ் வாயுவை ஏதாவது ஓர் அம்மோனியம் உப்புடன் ஏதாவதொரு காரத்தைச் சேர்ப்பதன்மூலம் தயாரிக்கலாம். ஆனால், சாதாரணமாகச் சோதனைச்சாலையில் அம்மோனியம் குளோரைடு உப்பும் நீற்றின சுண்ணும்பும் பயன்படுத்தப் படுகின்றன.

அம்மோனியம் குளோரைடு, நீற்றின சுண்ணும்பு இவற்றுள் ஒவ்வொன்றையும் சம அளவாக எடுத்துக் கலந்துகொள். இக் கலவையை ஒரு குடுவையில் பாதி அளவிற்கு எடுத்துக்கொள். குடுவையின் வாயை ஒரு துளைகொண்ட ரப்பர் அடைப்பானல் இறுக மூடு. துளையினுள் குட்டையான ஒரு ‘ட’

வடிவக் குழாயைச் செருகு. படத்தில் காட்டியதுபோல் 'ட' வடிவக் குழாயின் மறுமுனையை ஒரு சுட்ட சுண்ணும்புக் கல் (CaO) அடைக்கப்பட்ட கோபுரத்தில் ஒரு முனையில் உள்ள ஒரு துளை கொண்ட ரப்பர் அடைப்பானுல் செலுத்து. இச் சுட்ட சுண்ணும்பு அம்மோனியா வாயுவிலுள்ள ஈரத்தை நீக்கப் பயன் படுகிறது. சுட்ட சுண்ணும்பு கோபுரத்தின் மறு முனையை ஒரு துளைகொண்ட கார்க்கினுல் மூடி அதன் வழியாக மற்ருெரு விடுகுழாயைச் செருகு. விடுகுழாயின் மறுமுனையின் வாய்க்கு



படம் 48

சோதனைச்சாலையில் அம்மோனியா வாயு தயாரித்தல்

மேல் வாயு ஜாடி ஒன்றைத் தலைகீழாகக் கவிழ்த்துவை. இவ் விதமாகச் சாதனத்தை அமைத்துக்கொண்டு ஒரு புன்சன் விளக்கின் சுடரினுல் சோதனைக் குழாயைச் சூடுபடுத்து. அதனின்று நிறமில்லாத ஒரு வாயு கிளம்பி வாயு ஜாடியினுள் புகும். அப்போது அந்த ஜாடியினுள் இருக்கும் காற்றுக் கீழ் நோக்கி விலக்கப்படும். இவ்விதமாக ஈரமற்ற அம்மோனியா வாயு தயாரிக்கப்பட்டுச் சேகரிக்கப்படுகிறது.

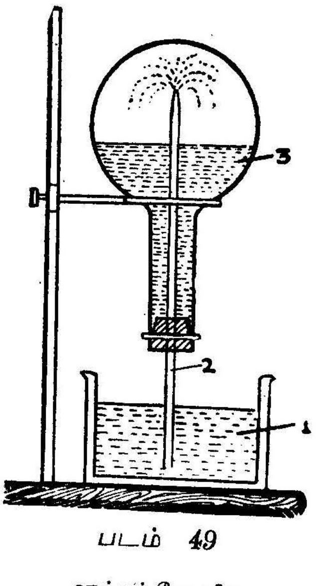
$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + 2NH_3 \uparrow + 2H_2O$$

பௌதிக குணங்கள்

இவ் வாயுவிற்கு நிறமில்லை. ஆனுல், காரமான தும்மலை உண்டாக்கக்கூடிய மணமுண்டு. இது காற்றை விட இலேசானது. இது தீப்பற்றி எரியாத தகனத் தடை செய்யும் வாயுவாகும். நீரில் அதிக அளவு கரையும்

தன்மையுடையது. இக்கரைசலுக்கும் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு எனப் பெயர். அதில் பூரிதமாக அம்மோனியா கரைந்திருந்தால், அதற்கு அம்மோனியா திரவம் (liquor ammonia) எனப் பெயர். ஒரு பங்கு நீரில் அதைப் போன்று 1400 பங்கு கன அளவு அம்மோனியா கரையும். அம்மோனியா சிவப்பு லிட்மஸை நீலமாக மாற்றும். மஞ்சளில் தோய்க்கப்பட்ட சோதனைத் தாளைச் (turmeric paper) சிவப்பு நிறமாக மாற்றும். இச் சோதனைகள்மூலம், அம்மோனியா ஓர் அலோகச் சேர்மமாயிருந்தாலும் சில உலோக ஹைட்ராக்ஸைடுகளைப் போலக் காரக் குணங்களைக் காட்டுகிறது என அறியலாம். 28°C வெப்ப நிலையில் இதைத் திரவமாக்கலாம் (liquid ammonia).

ஊற்றுச் சோதனை : ஹைட்ரோகுளோரிக் அமில வாயு நீரில் அதிக அளவு கரையக்கூடும் என்பதை ஊற்றுச் சோதனையின் மூலம் நிரூபித்தோமல்லவா? அதே சாதனத்தை இப்போது தயார் படுத்திக்கொள். குடுவையினுள் அம்மோனியாவை நிரப்பிக் கொண்டு அதைத் தலைகீழாகச் சிவப்பு லிட்மஸ் கரைசலுள்ள முகவைக்குமேல் ஒரு தாங்கியின் வளையத்தில் கவிழ். கூர்முனைக் குழாயின் கீழ்பக்கம், சிவப்பு லிட்மஸ் கரைசலினுள் நன்றாக மூழ்கி இருக்கவேண்டும். இவ் விதம் சாதனத்தை அமைத்தபின் நிகழ்வதைக் கவனி. குடுவையினுள்ள அம்மோனிய வாயு முகவையில் உள்ள நீரைத் தன்னை நோக்கி இழுப்பதால், சிவப்பு லிட்மஸ் கரைசல் கூர்முனைக் குழாயின் கூர் முனையை நோக்கி ஏறும். முனையை அடைந்ததும், சிவப்பு லிட்மஸ் கரைசல் அங்குள்ள அம்மோனியாவால் நீல நிறமாக மாற்றப்பட்டு, கூர்முனையிலிருந்து விசையுடன் ஊற்று நீர் போன்று குடுவையினுள் பாயும். இச்சோதனையிலிருந்து, அம்மோனியா நீரில் அதிக அளவு கரையும் தன்மையுடையது என்றும், அது காரக் குணமுடையது என்றும் அறியலாம்.



படம் 49

ஊற்றுச் சோதனை
1. சிவப்பு லிட்மஸ்;
2. குழாய்; 3. அம்மோனியா.

இரசாயன குணங்கள்

(1) அம்மோனியா வாயு ஓர் ஆக்ஸிஜன் குறைப்பானாகும். ஹைட்ரஜனைப்போல் இவ் வாயுவானது உலோக ஆக்ஸைடுகளை அதனதன் உலோகமாகக் குறைக்கிறது. இவ்வினையின்போது அம்மோனியா வாயு நைட்ரஜனாகவும் நீராகவும் மாற்றப் படுகிறது.

$$3CuO + 2NH_3 \longrightarrow 3Cu + 3H_2O + N_2 \uparrow$$

$$3PbO + 2NH_3 \longrightarrow 3Pb + 3H_2O + N_2 \uparrow$$

(2) அம்மோனியா, குளோரினை நைட்ரஜன் குளோரைடாகக் குறைத்துத் தன்னை நைட்ரஜனாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச்செய்கிறது.

$$2NH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow 6HCl + N_2 \uparrow$$

அம்மோனியா வாயுவை அதிக அளவு எடுத்துக்கொண்டால் அம்மோனியம் குளோரைடும் நைட்ரஜனும் உண்டாகும்.

$$8NH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow 6NH_4Cl + N_2 \uparrow$$

(3) இவ் வாயுவானது மூன்று சாதாரண அமிலங்களுடன் சேர்ந்து அம்மோனியம் உப்புகளைக் கொடுக்கிறது.

$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$

$$2NH_3 + H_2SO_4 \longrightarrow (NH_4)_2SO_4$$

$$NH_3 + HNO_3 \longrightarrow NH_4NO_3$$

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் அடர்ந்த வெண் புகையுடன்கூடிய அம்மோனியா குளோரைடாக மாறும்.

(4) சோடியம், பொட்டாசியம் ஆகிய உலோகங்களுடன் அதனதன் அமைடுகளைக் கொடுக்கிறது.

$$2Na + 2NH_3 \longrightarrow 2NaNH_2 + H_2 \uparrow$$

$$2K + 2NH_3 \longrightarrow 2KNH_2 + H_2 \uparrow$$

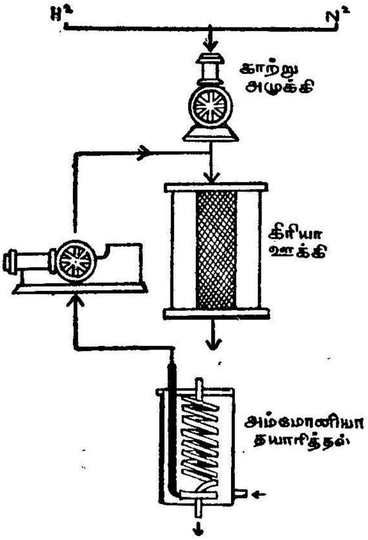
அம்மோனியாவைப் பெருமளவில் தயாரிக்கும் முறைகள்

(1) **ஹேபர் முறை** (Haber's process) : இம் முறையை **பிரிட்ஸ் ஹேபர் என்ற விஞ்ஞானி 1915ஆம் ஆண்டில் கண்டு**

பிடித்தார். இம் முறையில் அம்மோனியா அதன் தனிமங்களின் சேர்க்கையாலேயே தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + 22{\cdot}4 \text{ கிலோ கலோரிகள்}$$

இது ஒரு வெப்பம் வெளிவிடும் வினையும் மீளும் வினையு மாகும் (exothermic and reversible reaction). அம்மோனியா தயாரிப்பதற்கு எடுத்துக்கொள்ளும் நைட்ரஜனும் ஹைட்ரஜனும் மிகவும் தூயவாக இருக்கவேண்டும். தற்காலத்தில் அம்மோனியா வாயு பெரும்பாலும் ஹேபர் முறையில்தான் அதிக அளவில் தயாரிக்கப்படுகிறது.



படம் 50

ஹேபர் முறையில் அம்மோனியா தயாரித்தல்

சுத்தமான நைட்ரஜன் வாயு ஒரு பங்குடன், அதைப் போன்று மூன்று மடங்கு கன அளவுள்ள ஹைட்ரஜன் வாயுவைக் கலப்பார்கள். இக் கலவையின் மேலுள்ள அழுத்தத்தை வாயுமண்டலத்தின் அமுக்கத்தைப் போன்று சுமார் 250 மடங்கு இருக்கும்படி செய்து, அந்த நிலையில் இக்

கலவையைச் சுமார் 550°C வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்துவர். பிறகு இவ் வாயுக் கலவையை மாலிப்டினம் கலந்த இரும்புத் தூளின் மேல் செலுத்துவர். இவ் வினையில் இரும்புத் தூள் கிரியா ஊக்கியாக வேலைசெய்து வாயுக் கலவையை அம்மோனியா வாயுவாக மாறும்படி செய்யும். இங்கு மாலிப்டினம் கிரியா ஊக்கியின் தூண்டியாக (promoter) பணிபுரிகிறது. இந்த அம்மோனியா வாயுவைக் குளிரச்செய்து திரவ அம்மோனியா வாகச் சிலிண்டர்களில் அடைத்துவிடுவர். வினைப்படாத நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன் கலவையை மீண்டும் அழுத்தத்திற்கும் வெப்பத்திற்கும் உட்படுத்தி அம்மோனியாவாக மாற்றுகிறார்கள்.

(2) **சயனமைடு முறை (Cyanamide process):** இம் முறையில் மின்சாரத்தின் உதவியால் சுமார் 1100°C வெப்ப நிலையில் வைக்கப்பட்டுள்ள கால்சியம் கார்பைடு தூளின்மீது நைட்ரஜன் செலுத்தப்படுகிறது. கால்சியம் கார்பைடும் நைட்ரஜனும் சேர்ந்து கால்சியம் சயனமைட்டும் கிராஃபைட்டும் (கார்பன்) உண்டாகின்றன.

$$CaC_2 + N_2 \longrightarrow CaCN_2 + C$$

இதை நீரில் கரைத்து மாறுதலையடையாத கால்சியம் கார்பைடைப் பிரிக்கின்றனர். பிறகு சயனமைடை மூன்று அல்லது நான்கு வாயுமண்டல அழுத்தத்திலுள்ள நீராவியுடன் சேர்க்கின்றனர். இப்பொழுது சயனமைடு நீராவியுடன் வினைப்பட்டு அம்மோனியா வாயுவை உற்பத்தி செய்கிறது.

$$CaCN_2 + 3H_2O \longrightarrow CaCO_3 + 2NH_3 \uparrow$$

அம்மோனியா வாயுவை அறிய உதவும் சோதனைகள்

(1) அம்மோனியா வாயுவுள்ள ஜாடியினுள் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் தோய்த்த கண்ணாடிக் குழாயைக் கொண்டுபோனால், கண்ணாடிக் குழாய் ஜாடியின் வாயின் அருகே வரும்போதே ஜாடியினுள் மிக அடர்ந்த வெண்மையான புகை உண்டாவதைப் பார். இந்த அம்மோனியம் குளோரைடு (நவச்சாரம்) எனப்படும் பொருள், புகை போன்ற மென்மையான பொடியாகக் குளிர்ந்தபின் படியும்.

(2) ஒரு சோதனைக் குழாயில் சிறிதளவு அம்மோனியா கரைசலுடன் சிறிதளவு மயில் துத்தக் கரைசலைச் சேர். முதலில் வெளிறிய நீல நிற வீழ்படிவொன்று உண்டாகிறது. பிறகு அதிக அளவு அம்மோனியாவில் அது கரைந்து கருநீல நிறமுள்ள கரைசலாக மாறும்.

(3) ஒரு சோதனைக் குழாயில் சிறிதளவு அம்மோனியா வாயு கரைந்த கரைசலை எடுத்துக்கொண்டு, அதனுடன் நெஸ்லரின் இரசாயனக் காரணி (Nessler's reagent) எனப்படும் கரைசலைச் சேர். செம்பழுப்பு நிறமுள்ள ஒரு வீழ்படிவு உண்டாவதைப் பார். இது மிகச் சிறிதளவுள்ள அம்மோனியாவையும் கண்டறிய உதவும் நுண்ணிய சோதனையாகும்.

நெஸ்லரின் காரணி தயாரிப்பு முறை: சோதனைக் குழாயில் சிறிதளவு மெர்குரிக் குளோரைடு கரைசலை விடு. இதனுள் பொட்டாசியம் அயோடைட்டு கரைசலைச் சிறிதளவு விட்டால், சிவப்பு வீழ்படிவு கிடைக்கும். இது கரைந்து தெளிந்த கரைசல் வரும்வரை மேலும் பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலை விடு. பின்னர் காரத்தன்மை இருக்கும்வரை பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைச் சேர். இக் கலவையே நெஸ்லர் காரணியாகும்.

உபயோகங்கள்: பயிர்களுக்கு வேண்டிய அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டு, அம்மோனியம் நைட்ரேட்டு போன்ற உரங்களைத் தயாரிக்கவும், நைட்ரிக் அமிலத்தை வியாபாரமுறையில் தயாரிக்கவும், குளிர்காப்புப் பெட்டிகளில் கடுமையான குளிர்ச்சியை உண்டாக்கவும், சில சாயங்களைத் தயாரிக்கும் முறைகளிலும் சோதனைச்சாலையில் இரசாயனக் காரணியாகவும் அம்மோனியா உபயோகப்படுகிறது.

நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதல்: வாயுமண்டலத்திலுள்ள நைட்ரஜனை நீரில் கரையக்கூடிய உப்புகளாகவும், அம்மோனியா உப்புகளாகவும் மாற்றி நிலத்தில் நிலைக்கச் செய்வதற்கு நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதல் (fixation of atmospheric nitrogen) என்று பெயர்.

இயற்கையாகவே பூமியில் உள்ள சில பாக்டீரியாக்கள் இறந்த பிராணிகளையும் மட்கிப்போன தாவரங்களையும் தாக்கி, அவைகளை மண்ணுடன் மட்கச் செய்து, தாவரங்களுக்கு வேண்டிய நைட்ரேட்டு உப்புகளாக மாற்றிவிடுகின்றன. பட்டாணி, அவரை, ஆல்ஃபால்ஃபா போன்ற செடிகளின் வேர் முண்டுகளில் நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்தும் பாக்டீரியாக்கள் இருக்கின்றன. அவை பூமிக்குள் வரும் நைட்ரஜனை உட்கொண்டு நைட்ரேட்டு உப்புகளாக மாற்றி நிலத்திற்கு உரம் சேர்க்கின்றன.

மின்னலுடன் மழை பெய்யும்போது, காற்றில் உள்ள ஆக்ஸிஜனும் நைட்ரஜனும் மின்னலின் உதவியால் இணைந்து நைட்ரஜன் டை-ஆக்ஸைடு என்ற வாயுவாக மாறுகிறது. இந்த வாயு நீரில் கரைந்தால் நைட்ரிக் அமிலமாகும். இந்த அமிலம் பூமியில் விழுந்து நைட்ரேட் உப்புகளாக மாறும். இது நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்த இயற்கை செய்யும் உதவியாகும்.

முற்கூறிய ஹேபர் முறையில் (ஹேபர் முறையைப் பார்க்கவும்) தயாரித்த அம்மோனியாவையும், கார்பன் டையாக்ஸைடையும் ஜிப்சம் உப்பின் தொங்கலுள் (suspension of gypsum) பாய்ச்சுவதன்மூலம் அம்மோனியா நேரடியாக அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டாக மாற்றப்படுகிறது. இம் முறையில் நாள்தோறும் 1000டன் எடை அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டு உரவுப்பை பீஹாரி லுள்ள சிந்திரி உரத்தொழிற்சாலையில் உற்பத்தி செய்கிறார்கள்.

$$2NH_3 + H_2O + CaSO_4 + CO_2 \longrightarrow (NH_4)_2SO_4 + CaCO_3 \downarrow$$

வீழ்படிவாக உள்ள கால்சியம் கார்பனேட்டு வடிக்கப்பட்டு நீக்கப்படுகிறது. பிறகு அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டு படிகங்களாக மாற்றப்பட்டு உரமாக உபயோகிக்கப்படுகிறது. இதே போல் அம்மோனியாவை ஓஸ்வால்டு முறைப்படி நைட்ரிக் அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்து அதிலிருந்து நைட்ரேட்டுகளைத் தயாரித்துக்கொள்ளலாம்.

பெர்க்லண்டு-ஐடு முறையிலும் அதிக அளவில் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு தயாரிக்கப்பட்டுப் பிறகு நைட்ரிக் அமிலமாக மாற்றப்படுகின்றது. இதனுடன் சுண்ணாம்புக் கல்லைச் சேர்த்தால் கால்சியம் நைட்ரேட்டு உண்டாகும். இதை நார்வீஜியன் சால்ட்பீட்டர் என்பர். இந்த உப்புப் பயிர்களுக்குச் சிறந்த உரமாகும். (நைட்ரிக் அமிலத்தின் கீழுள்ள பெர்க்லண்டு-ஐடு முறையைப் பார்க்கவும்.)

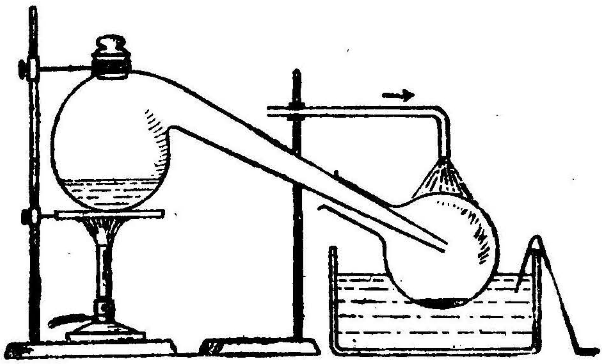
நைட்ரிக் அமிலம்

சரித்திரம்

இவ்வமிலம் முதன் முதலாக கிளாபர் கந்தக அமிலத்தைப் பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டுடன் வினைபுரியச் செய்வதன்மூலம் தயாரித்தார்.

சோதனைச்சாலையில் தயாரிக்கும் முறை

இவ்வமிலம் பொருள்களை அரிக்கும் தன்மையுடைய தாதலால், இதன் தயாரிப்பின்போதும் சாதனங்களை அமைக்கும்



படம் 51

சோதனைச்சாலையில் நைட்ரிக் அமிலம் தயாரித்தல்

பொழுதும் ரப்பர் அல்லது தக்கை இணைப்புகள் இருக்கக் கூடாது. எந்த உலோகத்தின் நைட்ரேட் உப்பை எடுத்துக் கொண்டு அடர் கந்தக அமிலம் சேர்த்துக் காய்ச்சினாலும் இந்த அமிலம் உண்டாகும்.

படத்தில் காட்டியது போல் சாதனத்தை அமைத்துக் கொண்டு, வாலையினுள் சுமார் 30 கிராம் வெடியுப்பு (பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டு) அல்லது சில்லி வெடியுப்பை (சோடியம் நைட்ரேட்டு) எடுத்துக்கொள். அந்த உப்பு மூழ்கும் அளவிற்கு வாலையினுள் அடர் கந்தக அமிலத்தை ஊற்று. வாலையினுள் வாயை இறுக மூடு. வாலையை இரும்புத் தாங்கி அல்லது இரும்பு முக்காலியில் கம்பி வலைக்குமேல் வைத்து, ஸ்பிரிட்டு அல்லது புன்ஸன் சுடரினால் சூடுபடுத்து. முதலில் வாலையினுள் பழுப்பு நிற ஆவி சிறிது உண்டாகும். சிறிது நேரத்திற்கெல்லாம் அது மறைந்து ஒரு நிறமற்ற ஆவி உண்டாகி அது கொள்கலத்தை அடைந்து குளிர்ந்து, ஒரு நிறமற்ற திரவமாக வடியும். கொள்கலத்தின் மேற்புறமும் அடிப்புறமும் நன்றாக நீர்த்தொட்டியில் குளிரச் செய்யப்பட வேண்டும். அப்பொழுதுதான் அமில ஆவி குளிர்ந்து சுருங்கித் திரவமாகும்.

$$2KNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2HNO_3$$

இவ்விதம் தயாரிக்கப்பட்ட நைட்ரிக் அமிலத்தில் நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடும் நீரும் கலந்திருக்கும். நீரை, நைட்ரிக் அமிலத்தைக் கந்தக அமிலத்துடன் காய்ச்சி வடித்தலுக்கு உட்படுத்துவதன்மூலம் நீக்கலாம். காற்று அல்லது கார்பன் டைஆக்ஸைடைச் செலுத்துவதன்மூலம் நைட்ரஜன் பெர்ஆக்ஸைடு நீக்கப்படுகிறது.

பௌதிக குணங்கள்

நைட்ரிக் அமிலம் தூய நிலையில் நிறமற்ற திரவமாக இருக்கும். ஆனால், அதனுடன் செம்பழுப்பு நிறமுள்ள நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு கலந்திருந்தால் சற்றுப் பழுப்பு நிறமாகத் தோன்றும். இது அமிலங்களில் மிகவும் வீரியம் வாய்ந்தது. தோல், துணி, ரப்பர், காகிதம் போன்ற அங்ககப் பொருள்களை உடனே தாக்கி அவைகளை அரித்துவிடும். கையிலோ உடம்பிலோ இந்த அமிலம் பட்டால் அந்த இடம் மஞ்சள் நிறமாகிவிடும். அடர் அமிலத்தின் ஒப்பு அடர்த்தி 1·5. இது நீரில் எளிதில் கரையும். கரையும்பொழுது வெப்பம் வெளிப்படுகிறது.

வேதி குணங்கள்

சூரிய ஒளியாலும் வெப்பத்தாலும் இவ்வமிலம் எளிதில் நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடு, ஆக்ஸிஜன், நீர் ஆகியவைகளாகச் சிதைக்கப்படுகிறது.

$$4HNO_3 \longrightarrow 2H_2O + 4NO_2 \uparrow + O_2$$

அதனால்தான் இந்த அமிலத்தைப் பழுப்பு நிற சீசாக்களில் வைத்து உபயோகிக்கிறார்கள். நைட்ரிக் அமிலம் ஒரு வீரியமுள்ள ஆக்ஸிஜனேற்றியாகும். அதாவது, பொருள்களுக்குத் தன் ஆக்ஸிஜனைக் கொடுத்து இரசாயன மாற்றத்தை உண்டு பண்ணும். நெருப்புத் தணலாக இருக்கும் கரி அதனுள் போடப்பட்டால், அப்பொழுது செம்பழுப்பு நிறமுள்ள நைட்ரஜன் பெர்ஆக்ஸைடு வெளியாகும். இந்த அமிலம் கந்தகத்தைக் கந்தக அமிலமாகவும், பாஸ்பரத்தை பாஸ்ஃபாரிக் அமிலமாகவும், அயோடினை அயோடிக் அமிலமாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்யும்.

$$C + 4HNO_3 \longrightarrow CO_2 \uparrow + 4NO_2 \uparrow + 2H_2O$$

$$S + 2HNO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + 2NO \uparrow$$

$$4P + 10HNO_3 \longrightarrow 4H_3PO_4 + 5NO \uparrow + 5NO_2 \uparrow$$

$$I_2 + 10HNO_3 \longrightarrow 2HIO_3 + 10NO_2 \uparrow + 4H_2O$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலமானது வெள்ளீயத்தை வெள்ளை நிறப் படிக நீர்கொண்ட ஸ்டேனிக் ஆக்ஸைடு (meta stannic oxide) வீழ்படிவாக மாற்றித் தன்னை நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடாகக் குறைத்துக்கொள்கிறது.

$$Sn + 4HNO_3 \longrightarrow H_2O \,.\, SnO_2 + H_2O + 4NO_2$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தில் கறுப்பு நிறக் காரீய சல்ஃபைடு வெள்ளை நிறக் காரீய சல்ஃபேட்டாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$PbS + 8HNO_3 \longrightarrow PbSO_4 + 8NO_2 \uparrow + 4H_2O$$

பொட்டாசியம் அயோடைடு அயோடினாகவும், ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு கந்தகமாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகின்றன.

$$6KI + 8HNO_3 \longrightarrow 6KNO_3 + 3I_2 + 4H_2O + 2NO \uparrow$$

$$H_2S + 2HNO_3 \longrightarrow 2H_2O + 2NO_2 + S \downarrow$$

பயன்கள்

மக்னீசியம் குளிர்ந்த, மிக நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைப்பட்டு, மக்னீசியம் நைட்ரேட்டையும் ஹைட்ரஜனையும் கொடுக்கிறது.

$$Mg + 2HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2 \uparrow$$

உலோகங்களுடன் வினை : பொதுவாக நைட்ரிக் அமிலமானது உலோகங்களுடன் வினைபுரியும்பொழுது கிடைக்கும் வினைபொருள்கள் பின்வருபவற்றைப் பொறுத்திருக்கும். (a) உலோகத்தின் தன்மை; (b) வினையின் வெப்பநிலை; (c) அமிலத்தின் அடர்த்தி; கரைசலிலுள்ள பொருள்களின் தன்மை.

(i) தாமிரம், காரீயம், பாதரசம் போன்றவை நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து அதன் நைட்ரேட்டாக

மாறி நைட்ரிக் ஆக்ஸைடையும் வெளிவிடுகிறது (M = Pb, Cu, Hg).

$$3M + 8HNO_3 \longrightarrow 3M(NO_3)_2 + 2NO \uparrow + 4H_2O$$

(ii) துத்தநாகம், நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடையும், வெள்ளீயம் ஸ்டேனஸ் நைட்ரேட்டையும், அம் மோனியம் நைட்ரேட்டையும் முறையே கொடுக்கின்றன.

$$4Zn + 10HNO_3 \longrightarrow 4Zn(NO_3)_2 + N_2O \uparrow + 5H_2O$$

$$4Zn + 10HNO_3 \longrightarrow 4Sn(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

(iii) தாமிரம், துத்தநாகம், காரீயம், பாதரசம் போன்ற உலோகங்கள் அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைப்பட்டுப் பழுப்பு நிற நைட்ரஜன் டையாக்ஸைடை வெளிப்படுத்துகின்றன.

$$Cu + 4HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 \uparrow + 2H_2O$$

(iv) இரும்பும் குரோமியமும் குளிர்ந்த அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியா. தங்கம், பிளாட்டினம், அலுமினியம் ஆகிய உலோகங்கள் இவ்வமிலத்தில் கரையா. மூன்று பங்கு அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் ஒரு பங்கு அடர் நைட்ரிக் அமிலமும் சேர்ந்த கலவையைத்தான் இராஜத் திராவகம் (aqua regia) என்கிறோம். உலோகங்களில் விலை உயர்ந்த தங்கம், பிளாட்டினம் போன்றவைகளைக் கரைப்பதால் அதற்கு இப் பெயர் வந்தது.

நைட்ரிக் அமிலத்தை அறிய உதவும் சோதனைகள் : நீல லிட்மஸைச் சிவப்பாக மாற்றுகிறது ; இவ்வமிலம் தாமிரத் துருவல்களுடன் செம்பழுப்பு நிற நெடியுள்ள நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடை வெளிவிடும். கரும்பழுப்பு வளையச் சோதனை: நன்றாகக் குளிர்விக்கப்பட்ட நைட்ரிக் கந்தக அமிலக் கலவையுடன் ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்தால், இரண்டு திரவங்களும் சந்திக்கும் இடத்தில் ஒரு பழுப்பு நிற வளையம் தோன்றும்.

பயன்கள்

(1) இவ்வமிலம் நைட்டிரோகிளிசரைன், டைனமைட்டு, வெடிபஞ்சு, டி.என்.டி. போன்ற வெடிகள் தயாரிக்கும் தொழிலில் பெருவாரியாக உபயோகமாகிறது.

(2) தாமிரப் பாத்திரங்கள், தாமிரத் தகடுகள் இவைகளின் மேல் அழகான சித்திர வேலை செய்ய உதவுகிறது.

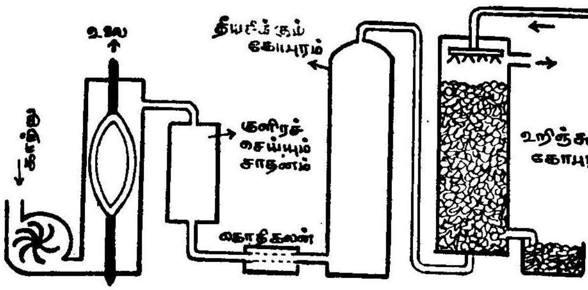
(3) உரங்கள், சாயங்கள், மருந்துகள் போன்றவை தயாரிப்பதற்கும், வாணங்கள், மத்தாப்புகள் செய்வதற்கு அவசியமான நைட்ரேட்டுகளைத் தயாரிப்பதற்கும், வெள்ளி நைட்ரேட்டு தயாரிக்கவும் உதவும்.

(4) அசுத்த உலோகங்களைக் கரைத்து மின்பகுப்பு முறையில் சுத்த உலோகங்களைத் தயாரிக்கவும், இராஜத் திராவகம் தயாரிக்கவும் உதவும்.

(5) புன்சன் மின்கலங்களில் துருவத்துவம் நீக்கியாக (depolariser) இந்த அமிலம் உபயோகமாகிறது.

நைட்ரிக் அமிலத்தைப் பெருமளவில் தயாரிக்கும் முறைகள்

(1) **பர்க்லண்டு-ஐடு ஆர்க் முறை (Berkeland - Eyde arc process)**: ஒரு கண்ணாடிக் கோளத்தில் நன்றாக உலர்த்தப்பட்ட



படம் 52

பர்க்லண்டு-ஐடு முறையில் நைட்ரிக் அமிலம் தயாரித்தல்

காற்றினுள் மின்அழுத்தமாற்றி (transformer) மூலம் மின் பொறிகளைக் கோளத்தினுள் செலுத்தினால், காற்றில் உள்ள ஆக்ஸிஜனும் நைட்ரஜனும் இணைந்து நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது. இது அதிக அளவு ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து சிவப்பு நிறமுள்ள நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடாக மாறுகிறது.

பர்க்லண்டு-ஐடு முறையில் நீர் பாயும் இரு தாமிரக் குழாய்களிடையில் பலமான மின்சார வில் (electric arc) உண்

டாக்கப்படுகிறது. இவ் வில் ஒரு சக்தி வாய்ந்த காந்தத்திஞல் பரவச் செய்யப்படுகிறது. இப்பொழுது ஒரு விசிறியின் மூலம் மின்சார வில் உள்ள அறைக்கு வெளிக்காற்று இழுக்கப்படு கிறது. காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனும் நைட்ரஜனும் சேர்ந்து நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது. இவ் வாயு குளிர்ச்சி செய்யும் ஓர் அறை வழியாகவும் கொதிகலத்தின் வழியாகவும் சென்று, ஆக்ஸிஜனேற்றமடையும் ஒரு காலியான கோபுரத்தை அடை கிறது. இங்கு நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடாக மாறுகிறது. பிறகு பளிங்குக் கற்களால் நிரப்பப்பட்ட மற்ருெரு கோபுரத்தின் வழியாகக் கீழிருந்து மேல்நோக்கி நைட்ரஜன் டையாக்ஸைடு செல்கிறது. இந்தக் கோபுரத்தின் மேலிருந்து கீழ்நோக்கி நீர் வடிகிறது. இந்த நீரில் நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடு கரைந்து முடிவில் நைட் ரிக் அமிலம் உண்டாகிறது. இவ்வமிலம் கடைசியாக உள்ள தொட்டியில் சேகரிக்கப்படுகிறது.

$$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO - 43{\cdot}2 \text{ கி. கலோரிகள்}$$

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2 \uparrow$$

$$2NO_2 + H_2O \longrightarrow HNO_3 + HNO_2$$

$$3HNO_2 \longrightarrow HNO_3 + 2NO \uparrow + H_2O$$

(2) **ஆஸ்ட்வால்டு முறை** (Ostwald process) ; இம் முறையில் அம்மோனியாவைக் காற்றில் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய் வதன் மூலம் நைட்ரிக் அமிலம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$4NH_3 + 5O_2 \longrightarrow 4NO \uparrow + 6H_2O$$

சுத்தம் செய்யப்பட்ட அம்மோனியா வாயு தேவையான அளவு சுத்தமான காற்றுடன் கலக்கப்பட்டுச் சுமார் 500°C வெப்பநிலைக்குச் சூடு செய்யப்படுகிறது. பிறகு இவ் வாயுக் கலவை சுமார் 600°—700°C வரை சூடு செய்யப்பட்டதும், பிளாட்டினம் வினே தூண்டியைக் கொண்டுள்ள ஒரு மாற்றும் கோபுரத்தினுள் (conventer) செலுத்தப்படுகிறது. இங்குப் பெரும்பான்மையான அம்மோனியா வாயு நைட்ரிக் ஆக்ஸை டாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. பிறகு நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடாகக் காற்றில் ஆக்ஸிஜனேற்றப் பட்டுக் கடைசியில் நைட்ரிக் அமிலம் கிடைக்கிறது.

வினாக்கள்

(1) காற்று ஒரு கலவைப் பொருள் என்பதை நிரூபி? காற்றிலுள்ள பிற வாயுக்கள் யாவை ?

(2) சோதனைச்சாலையில் நைட்ரஜன் வாயுவைத் தயாரித்தல், அதன் குணங்கள், உபயோகங்கள் ஆகியவற்றை விளக்குக.

(3) சோதனைச்சாலையில் உலர்ந்த அம்மோனியாவைத் தயாரித்தல், அதன் குணங்கள், உபயோகங்கள் ஆகியவற்றை விளக்குக.

(4) சோதனைச்சாலையில் நைட்ரிக் அமிலம் தயாரிக்கும் முறையை விளக்குக. நைட்ரிக் அமிலத்தை (a) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு, (b) கந்தக டைஆக்ஸைடு, (c) உலோகங்கள், (d) அலோகங்கள் ஆகியவற்றுடன் சேர்க்கும்பொழுது நிகழ்பவைகளைச் சமன்பாடுகளுடன் விவரிக்க.

(5) நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதல் என்றால் என்ன? நிலைப்படுத்தலுக்குப் பயன்படுத்தப்படும் இரண்டு முறைகளைக் கூறுக.

15. பாஸ்பரஸ்

சரித்திரம்

1769ஆம் ஆண்டில் பிராண்ட் என்ற விஞ்ஞானி சிறுநீருடன் மணலையும் கார்பனையும் சேர்த்துக் காய்ச்சி வடித்து பாஸ்பரத்தை முதன்முதலாகத் தயாரித்தார். 1777ஆம் ஆண்டில் லவாய்சியர் பாஸ்பரஸ் ஒரு தனிமம் என்பதை நிரூபித்தார். பாஸ்பரஸ் என்ற பதத்திற்கு ஒளிதாங்கி என்று பொருள்.

கிடைக்குமிடம்

வெள்ளை பாஸ்பரஸ் அதிக வீரியமுடையதாதலால் அது இயற்கையில் தனிமமாகக் கிடைப்பதில்லை பாஸ்பரத்தின் சேர்மங்களில் ஒன்றான கால்சியம் பாஸ்பேட் [$Ca_3(PO_4)_2$] உப்பானது அதிகமான அளவில் (58%) எலும்புகளை எரித்த சாம்பலில் காணப்படுகிறது. ஃபுலோர் அப்பாடைட் [$Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$], குளோர் அப்பாடைட் [$Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaCl_2$] என்பன பாஸ்பரஸின் இரண்டு முக்கிய தாதுப்பொருள்களாகும். பிராணிகளின் நரம்புகள், மூளை ஆகியவற்றில் பாஸ்பரத்தைக் கொண்டுள்ள அங்ககப் பொருள்கள் காணப்படுகின்றன.

பாஸ்பரஸைப் பிரித்தெடுத்தல்

(a) **வாலை முறை** (Retort process): எலும்புச் சாம்பலில் உள்ள முக்கிய இரசாயனப் பொருள் கால்சியம் பாஸ்பேட்டு; இதனுடன் அடர் கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்துக் காய்ச்சினால் பாஸ்பாரிக் அமிலம் கிடைக்கும். இவ்வமிலத்துடன் கார்பனைச் சேர்த்து வாலையிலிட்டுக் காய்ச்சி வடித்தால் பாஸ்பரஸ் ஆவி

வெளிவரும். இதை நீருக்குள் குளிரவைத்துத் திடப்பொருளாகச் சேகரிக்கிறார்கள்.

கால்சியம் பாஸ்பேட்டு + கந்தக அமிலம் ⟶ பாஸ்பாரிக் அமிலம் + கால்சியம் சல்ஃபேட்டு

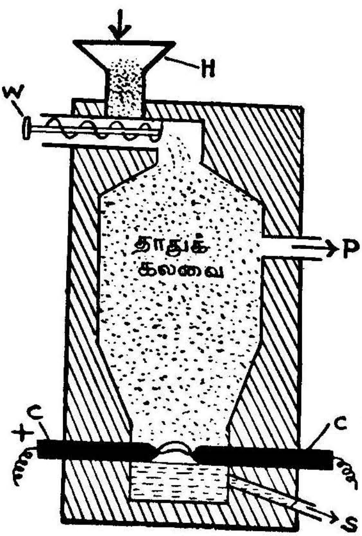
பாஸ்பாரிக் அமிலம் + கார்பன் ⟶ பாஸ்பரம் ↑ + ஹைட்ரஜன் + கார்பன் மோனாக்ஸைடு

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 2H_3PO_4 + 3CaSO_4$$

$$H_3PO_4 \longrightarrow HPO_3 + H_2O$$

$$2HPO_3 + 6C \longrightarrow 2P + H_2\uparrow + 6CO\uparrow$$

(b) **பாஸ்பரஸைத் தாதுவிலிருந்து பிரித்தெடுத்தல்—மின் வெப்ப முறை** (Electrothermal process): எலும்புச் சாம்பலி



படம் 53

பாஸ்பரஸைப் பிரித்தல்

H. புனல்; W. தாதுக்கலவையைத் தள்ளும் அமைப்பு; P. பாஸ்பர ஆவி வெளியேறும் வழி; C,C. கார்பன் தண்டுகள்; S. கசடு வெளிவரும் வழி.

லிருந்து எடுக்கப்பட்ட கால்சியம் பாஸ்பேட்டு அல்லது அப்பாடைட் தாது, கல்கரி, சுத்தமான மணல் இவை சேர்ந்த

கலவையை மின் உலையில் போடுவர். மின் உலையிலுள்ள கார்பன் மின்வாய்கள்மூலம் மின்சாரத்தைச் செலுத்துவர். அப்போது மின்வாய்களுக்கு நடுவே பிரகாசமான மின்சார வில் (electric arc) உண்டாகும். இப்பொழுது உலையின் வெப்பநிலை சுமார் 2000°C முதல் 2500°C வரை உயரும். இவ் வெப்பத்தில் உலையினுள் உள்ள தாதுக்கலவை குழம்புபோல் உருகும். அப்போது கால்சியம் பாஸ்பேட்டு மணலுடன் சேர்ந்து கால்சியம் சிலிகேட்டு என்ற மிதப்புக் கசடாகி (slag) உலையில் உருகித் திரவத்தின்மேல் மிதக்கும். உலையினுள் இருக்கும் பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடிலுள்ள ஆக்ஸிஜன் கார்பனுடன் சேர்ந்து எரிந்து கார்பன் மோனக்ஸைடு வாயுவாகவும் பாஸ்பரஸ் ஆவியாகவும் வெளிவருகின்றன. இக் கலவையை நீருக்குள் செலுத்துவர். பாஸ்பரஸ் ஆவிமட்டும் நீருக்கடியில் கெட்டியாய் உறைந்து நிற்கும். இவ்விதம் தயாரிக்கப்பட்ட பாஸ்பரஸ் அசுத்தமான மஞ்சள் பாஸ்பரஸாகும். இதை மறுபடியும் காற்றுப் படாமல் உருகச்செய்து மலை ஆட்டுத் தோலில் (chamois leather) வடிகட்டுவார்கள். அப்போது தூய பாஸ்பரஸ் மட்டும் தோல் வழியாக இறங்கும். அதை நீரிலிறங்கச் செய்து கட்டியான பாஸ்பரமாக உறையச் செய்வர்.

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 \longrightarrow 3CaSiO_3 + P_2O_5$$

$$P_2O_5 + 5C \longrightarrow 2P + 5CO \uparrow$$

பாஸ்பரஸின் வகைகள் : பாஸ்பரஸ் பல புறவேற்றுருக்களில் காணப்படுகின்றது. ஒன்று வெள்ளை பாஸ்பரஸ் என்றும், மற்றொன்று சிவப்பு பாஸ்பரஸ் என்றும் அழைக்கப்படுகிறது. இந்த இருவகைகளும் தம் இரசாயன குணங்களில் ஒன்றையொன்று ஒத்திருக்கின்றன. இரண்டு வகைகளிலும் சம எடையை எடுத்து ஆக்ஸிஜனில் எரித்தால் இரண்டும் சம எடையுள்ள பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடைக் கொடுப்பதிலிருந்து இதனை நாம் அறியலாம். ஒரு தனிமம் இரசாயன குணங்களில் வேறுபடாமல் பௌதிக குணங்களில் வேறுபட்டு, ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட வடிவங்களில் காணப்படுவதைப் புறவேற்றுமை என்கிறோம். ஆனால், இந்த இருவகைகளுக்கும் சில வேற்றுமைகளும் இருக்கின்றன. இவைகளைப் பின்வரும் அட்டவணை காட்டும்.

வெள்ளை பாஸ்பரஸ்	சிவப்பு பாஸ்பரஸ்
(1) வெளுத்த மஞ்சள் நிறமுள்ள மெழுகு போன்ற பொருள்.	சிவப்பு நிறமுள்ளது ; பொடியான திடநிலையில் உள்ளது.
(2) வெள்ளைப் பூண்டின் மணமுள்ளது.	மணமில்லை.
(3) இருட்டில் நீல நிற ஒளியை வெளிவிட்டுப் பிரகாசிக்கும்.	இருட்டில் பிரகாசிக்காது.
(4) கார்பன் டைசல்ஃபைடில் கரையும்.	கரையாது.
(5) சாதாரண வெப்பநிலையில், நீரை விட்டு எடுத்தால் தீப்பற்றி எரியும்.	நீரில் வைத்துப் பாதுகாக்க வேண்டியதில்லை. சாதாரண நிலையில் தீப்பற்றி எரியாது.
(6) நச்சுத்தன்மையுடையது.	நச்சுக் குணமில்லை.
(7) எரிகாரக் கரைசல்களுடன் சூடுபடுத்தப்பட்டால் தீப்பற்றக்கூடிய வாயு ஒன்றை வெளிவிடும்.	எரிகாரங்களுடன் வினை புரியாது.
(8) கந்தகம், குளோரின் இவற்றுடன் வீரியத்துடன் இணையும்.	அவ்வளவு வீரியத்துடன் வினை புரியாது.
(9) நீரில் கரையாது.	நீரில் கரையாது.

(a) **சிவப்பு பாஸ்பரஸ் தயாரித்தல் :** வெள்ளை பாஸ்பரஸைக் காற்று நீக்கப்பட்ட நைட்ரஜன் அல்லது கார்பன் டைஆக்ஸைடு நிறைந்த ஒரு குடுவையினுள் வைத்துக் குழாயையும் மூடி அதை

250°Cக்குமேல் சூடுபடுத்தினால், சிவப்பு பாஸ்பரஸாக மாறும். இதில் சிறிதளவு அயோடின் வினை தூண்டியாக உபயோகப் படுகிறது. மஞ்சள் பாஸ்பரஸும் அயோடினும் ஓர் இரும்புக் குடுவையில் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. முதலில் சிறிதளவு வெள்ளை பாஸ்பரம் எரிந்து மந்தமான சூழ்நிலையை உண்டாக்கு கிறது. இவ்வினையில் வெப்பம் வெளிவருதலால் வெப்பத்தைக் கவனமாகக் கட்டுப்படுத்த வேண்டும். வினை முடிந்தவுடன் குடுவையைக் குளிரச்செய்து குடுவையிலுள்ள பொருளை எரி காரக் கரைசலுடன் சேர்த்துக் கொதிக்கச் செய்ய வேண்டும். வெள்ளை பாஸ்பரஸானது எரிகாரத்துடன் வினைபுரியும் தன்மை யுடையதாகையால் கலவையிலிருந்து அது நீக்கப்படுகிறது. குடுவையில் திடப்பொருள் நிலையிலுள்ள சிவப்பு பாஸ்பரம் நீரில் சுத்தம் செய்யப்பட்டுப் பிறகு உலர்த்தப்படுகிறது.

(b) **சிவப்பு பாஸ்பரஸை வெள்ளை பாஸ்பரஸாக மாற்றுதல்:** மேற்கூறியது போன்ற ஒரு குடுவையில் சிவப்பு பாஸ்பரஸை வைத்து மூடி, குடுவையை 250°C-க்குமேல் சூடுபடுத்திக் குடுவையை உடனே குளிரவைத்தால், அது வெள்ளை பாஸ் பரஸாக மாறும்.

வெள்ளை பாஸ்பரஸின் குணங்கள்: இது மெழுகு போன்ற திடப்பொருள். இது மிருதுவான படிக வடிவத்திலிருக்கும். இதைக் கத்தியால் சிறு துண்டுகளாக வெட்டலாம். இது எளிதில் தீப்பற்றி எரியும் தன்மையுடையதாதலால், இதனை நீருக்கடியி லேயே வைத்திருக்கவேண்டும். இது நீரில் கரையாது. கார்பன் டைசல்ஃபைடில் எளிதில் கரையும். இது நச்சுக் குண முடையது. இருட்டில் சாதாரண வெப்பநிலையில் ஒரு பச்சை கலந்த நீல நிறச் சுவாலையை வெளிவிடுகிறது. இக் குணம் வெள்ளை பாஸ்பரஸுக்கே உரியதாகும். இச் சுடருக்கு பாஸ் பரஸ் பொலிவு (phosphoresence) எனப் பெயர். இதன் கார்பன் டைசல்ஃபைடு கரைசலை ஒரு வடிதாளில் ஊற்றினால், சிறிது நேரத்திற்குள் கார்பன் டைசல்ஃபைடு ஆவியாகிவிடும்; அதில் கரைந்துள்ள பாஸ்பரஸ் துகள்கள் உடனே தீப்பற்றிக்கொள்ள, வடிதாள் திடீரென்று தீப்பற்றி எரியும். குளிர்ந்த வெள்ளை பாஸ் பரஸ் சாதாரண வெப்பநிலையில் ஆக்ஸிஜன், குளோரின், கந்தகம் அயோடின் போன்ற அலோகங்களுடன் சுவாலையுடன் வினைப் படுகிறது.

$$4P + 5O_2 \longrightarrow 2P_2O_5$$
$$2P + 3Cl_2 \longrightarrow 2PCl_3$$
$$2P + 5Cl_2 \longrightarrow 2PCl_5$$

சிவப்பு பாஸ்பரஸ் அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தில் பாஸ்ஃபாரிக் அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது.

$$4P + 10HNO_3 + H_2O \longrightarrow 4H_3PO_4 + 5NO\uparrow + 5NO_2\uparrow$$

வெள்ளை பாஸ்பரஸ் உலோகங்களுடன் சேர்ந்து பாஸ்ஃபைடு சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது. காரங்களுடன் இணைந்து பாஸ்ஃபீனையும் (phosphine) ஹைபோபாஸ்ஃபைட்டு உப்புகளையும் கொடுக்கிறது.

$$4P + 3NaOH + 3H_2O \longrightarrow PH_3\uparrow + 3NaH_2PO_2$$

சிவப்பு பாஸ்பரஸின் குணங்கள் : இது படிக வடிவமுள்ள சிவப்புத் தூளாகும். இது மணமும் நச்சுத் தன்மையும் அற்றது. இது இருட்டில் பிரகாசிக்காது. இதற்கு எரிகாரத்துடன் வினைப்படும் தன்மை கிடையாது. சூடுபடுத்தப்பட்டால் தான் இது ஆக்ஸிஜன், குளோரின் முதலியவற்றுடன் சுடருடன் இணையும்.

பயன்கள் : மஞ்சள் பாஸ்பரஸ் பல பரிசோதனைகளை நடத்த உபயோகிக்கப்படுகிறது. இதை யுத்த காலங்களில் தீப்பற்றி எரியும் வெடிகுண்டுகள் தயாரிக்கப் பயன்படுத்துகிறார்கள். சிவப்பு பாஸ்பரஸ் தீக்குச்சி தயாரிக்கும் தொழிலில் பெரும் அளவில் உபயோகிக்கப்படுகிறது. சில கிருமிகளையும் பூச்சிகளையும் கொல்லும் மருந்துகளைத் தயாரிக்க உதவும். இதன் உதவியால் புகைத்திரைகளைத் தயாரிக்கலாம். பாஸ்பரஸ் வெண்கலம் (phoshor-bronze) என்ற உலோகக் கலவையைத் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

பாஸ்பரஸின் சேர்மங்கள்

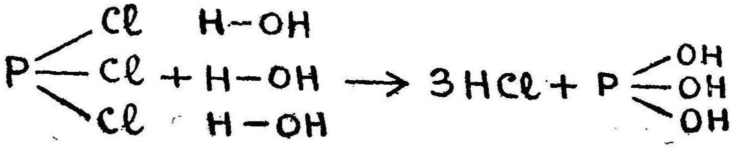
பாஸ்பரஸின் உப்பீனிகள் : பாஸ்பரஸ் இரண்டு இணைதிறனுள்ள உப்பீனிகளைக் கொடுக்கிறது—$P\times3$, $P\times5$. இவற்றுள் பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடும் பென்டாகுளோரைடும் முக்கியமானவை.

(a) **பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடு :** அதிக அளவு பாஸ்பரஸைத் திரவநிலையில் உலர்ந்த சுத்தமான குளோரின் வாயுவுடன் இணையச் செய்வதன் மூலம் பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடைத் தயாரிக்கலாம்.

$$2P + 3Cl_2 \longrightarrow 2PCl_3$$

இது ஒரு நிறமற்ற திரவமாகும். இது காரமான நெடியுடையதாகும். நீருடன் வீரியத்துடன் நீராற் பகுத்தலுக்கு உட்படுகிறது.

$$PCl_3 + 3H_2O \longrightarrow 3HCl + H_3PO_3$$



பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடு அங்கக இரசாயனத்தில் ஹைட்ராக்ஸில் மூலத்தின் இடத்தைப் பதிலீட்டு வினையின் வழியாகக் குளோரின் மூலம் எடுத்துக்கொள்ள உதவுகிறது.

அஸிட்டிக் ஆஸிட்+பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடு ⟶ அஸிடைல் குளோரைடு + பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம்.

$$3CH_3COOH + PCl_3 \longrightarrow 3CH_3COCl + H_3PO_3$$

(b) **பாஸ்ஃபரஸ் பென்டாகுளோரைடு :** உலர்ந்த தூய குளோரின் வாயுவுடன் பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடு இணையும் பொழுது பாஸ்பரஸ் பென்டாகுளோரைடு உண்டாகிறது.

$$PCl_3 + Cl_2 \longrightarrow PCl_5$$

இது ஒரு மஞ்சள் நிறத் திடப்பொருளாகும். சூடு செய்யப் படும்பொழுது இது பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடாகவும், குளோரினாகவும் சிதைக்கப்படுகிறது.

$$PCl_5 \rightleftarrows PCl_3 + Cl_2$$

இது காற்றில் புகையும் தன்மையுடையது. இது குளிர்ந்த நீருடன் நீராற் பகுத்தலுக்கு உட்படுகிறது. குறைந்த அளவு நீருடன் பாஸ்பரஸ் ஆக்ஸிகுளோரைடையும், ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தையும் கொடுக்கிறது.

$$PCl_5 + H_2O \longrightarrow POCl_3 + 2HCl$$

அதிக அளவு நீருடன் பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தையும் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தையும் கொடுக்கிறது.

$$POCl_3 + 3H_2O \longrightarrow H_3PO_4 + 3HCl$$

இவ் உப்பீனியும் அங்கக இரசாயனத்தில் சேர்மத்திலுள்ள ஹைட்ராக்சில் மூலத்தை நீக்கிக் குளோரினைப் பதிலிட உதவு கிறது.

பாஸ்பரஸ் ஆக்ஸைடுகள்

பாஸ்பரஸ் ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து இரண்டு முக்கியமான ஆக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கிறது—பாஸ்பரஸ் ட்ரைஆக்ஸைடு, பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு.

(a) **பாஸ்பரஸ் ட்ரைஆக்ஸைடு:** வெள்ளை பாஸ்பரஸை ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு காற்றில் எரியச் செய்வதன் மூலம் பாஸ் பரஸ் ட்ரைஆக்ஸைடைத் தயாரிக்கலாம்.

$$4P + 3O_2 \longrightarrow 2P_2O_3$$

குணங்கள் : இது மெழுகு போன்ற வெண்மையானதொரு திடப்பொருளாகும். இது குளிர்ந்த நீரில் கரையும் தன்மை யுடையது. நீருடன் இணைந்து பாஸ்பரஸ் அமிலத்தைக் கொடுக் கிறது.

$$P_2O_3 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_3$$

சுடுநீருடன் மிக்க வீரியத்துடன் வினைபுரிந்து இவ் ஆக்ஸைடு பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தையும் பாஸ்ஃபீன் வாயுவையும் தருகிறது.

$$2P_2O + 6H_2O \longrightarrow 4H_3PO_3 \text{ (பாஸ்பரஸ் அமிலம்)}$$

$$4H_3PO_3 \longrightarrow 3H_3PO_4 + PH_3 \uparrow$$

இது காற்றில் அல்லது ஆக்ஸிஜனில் எளிதில் ஆக்ஸிஜ னேற்றம் அடைகிறது.

$$P_2O_3 + O_2 \longrightarrow P_2O_5$$

எனவே, இது ஓர் ஆக்ஸிஜன் குறைப்பானாகும்.

(b) **பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு:** வெள்ளை பாஸ்பரஸைப் பெருமளவு ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்த்து எரிப்பதன் மூலம் பாஸ் பரஸ் பென்டாக்ஸைடைத் தயாரிக்கலாம்.

$$4P_2 + 5O_2 \longrightarrow 2P_2O_5$$

இது ஒரு வெண்ணிறத் தூளாகும். இதில் ஈரக்காற்று பட்டவுடன் பிசின்போல் மாறிவிடுகிறது. நீரின் மீது மிக்க நாட்டம்கொண்ட சேர்மமாக இருத்தலால், வாயுக்களை உலர்த்தப்

பயன்படுத்தப்படுகிறது. சிறிதளவு குளிர்ந்த நீரை பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடுடன் சேர்த்தால், ஒருவித சப்தத்துடனும் வெப்பத்துடனும் மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் உண்டாகிறது.

$$P_2O_5 + H_2O \longrightarrow 2HPO_3$$

பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடை நீருடன் சேர்த்துக் கொதிக்கச் செய்தால் ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் உண்டாகும்.

$$P_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4$$

இவ் ஆக்ஸைடுக்கு நீரின் மீதுள்ள நாட்டம் மிக அதிகமாக இருத்தலால், இது அமிலங்களுடன் இணைந்து அவற்றிலுள்ள நீர் நீக்கப்பட்டு நீரற்ற அமிலங்களைத் தருகிறது.

$$H_2SO_4 + P_2O_5 \longrightarrow SO_3 + 2HPO_3$$

$$2HNO_3 + P_2O_5 \longrightarrow 2HPO_3 + N_2O_5$$

$$2HClO_4 + P_2O_5 \longrightarrow 2HPO_3 + Cl_2O_7$$

பாஸ்பரஸின் அமிலங்கள்

(a) மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் தயாரிக்கும் முறை : மிகக் குளிர்ந்த நீருடன் பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடை வினைபுரியச் செய்வதன்மூலம் மெட்டாபாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தைத் தயாரிக்கலாம்.

$$P_2O_5 + H_2O \longrightarrow 2HPO_3$$

அம்மோனியம் பாஸ்பேட்டைச் சூடுசெய்ய, அம்மோனியா, நீராவி, மெட்டா பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் ஆகியவை கிடைக்கும்.

$$(NH_4)_3PO_4 \longrightarrow 3NH_3 \uparrow + H_3PO_4$$

$$H_3PO_4 \longrightarrow HPO_3 + H_2O$$

இது ஒரு கண்ணாடி போன்ற திடப்பொருளாகும்; நீரில் கரையும் தன்மையுடையது. எரிகாரத்துடன் வினை புரிந்து சோடியம் மெட்டாபாஸ்பேட்டைக் கொடுக்கிறது.

$$NaOH + HPO_3 \longrightarrow NaPO_3 + H_2O$$

இவ்வமிலத்தை நீருடன் சேர்த்துக் கொதிக்கச் செய்தால் ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலமாக மாறும்.

$$HPO_3 + H_2O \longrightarrow H_3PO_4$$

(b) **பாஸ்ஃபரஸ் அமிலம்** (H_3PO_3) **தயாரிக்கும் முறைகள்:** பாஸ்பரஸ் ட்ரைஆக்ஸைடை நீரில் கரைப்பதன்மூலமும், பாஸ் பரஸ் ட்ரைகுளோரைடை நீராற் பகுத்தலுக்கு உட்படுத்து வதன்மூலமும் இவ்வமிலம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$P_2O_3 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_3$$

$$PCl_3 + 3H_2O \longrightarrow 3HCl + H_3PO_3$$

இது ஒரு படிக வடிவத்திலுள்ள திடப்பொருளாகும். இதன் உருகுநிலை மிகக் குறைந்தது. இவ்வமிலம் சூடு செய்யப் படும்பொழுது பாஸ்ஃபாரிக் அமிலமாகவும் பாஸ்ஃபீனாகவும் சிதைக்கப்படுகிறது.

$$4H_3PO_3 \longrightarrow 3H_3PO_4 + PH_3 \uparrow$$

பாஸ்ஃபரஸ் அமிலமும் அதன் உப்புகளாகிய பாஸ்ஃபைட்டு களும் ஆக்ஸிஜன் குறைப்பான்களாகும். அவை எளிதில் பாஸ் ஃபாரிக் அமிலமாகவும் பாஸ்ஃபேட்டுகளாகவும் ஆக்ஸிஜனேற் றம் அடைகின்றன. கந்தக அமிலத்தை சல்ஃபர் டைஆக் ஸைடாகவும், வெள்ளி நைட்ரேட்டுக் கரைசலை வெள்ளியாகவும் ஆக்ஸிஜன் குறைக்கின்றது.

$$H_2SO_4 + H_3PO_3 \longrightarrow H_3PO_4 + SO_2 \uparrow + HO_2$$

$$2AgNO_3 + H_3PO_3 + H_2O \longrightarrow 2Ag \downarrow + H_3PO_4 + 2HNO_3$$

(c) **ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலம்** (Ortho Phosphoric acid): (i) சுடுநீருடன் அல்லது கொதிக்கும் நீருடன் பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடைச் சேர்க்க, ஆர்த்தோபாஸ்பாரிக் அமிலம் கிடைக்கிறது.

$$P_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4$$

(ii) சாதாரணமாக, சிவப்பு பாஸ்பரஸை வீரியம் அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியச் செய்வதன்மூலம் இவ் வமிலம் சோதனைச்சாலையில் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$4P + 10HNO_3 + H_2O \longrightarrow 4H_3PO_4 + 5NO \uparrow + 5NO_2 \uparrow$$

(iii) கால்ஸியம் பாஸ்பேட்டை அடர் கந்தக அமிலத்துடன் வினைப்படச் செய்வதன்மூலம் இவ்வமிலத்தைத் தயாரிக்கலாம்.

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 3CaSO_4 \downarrow + 2H_3PO_4$$

இது சாதாரணமாக பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் என அழைக்கப்படுகிறது. இவ்வமிலம்தான் எல்லா பாஸ்பரஸ் அமிலங்களிலும் நிலையானது. இதன் உப்புகளை பாஸ்பேட்டுகள் என அழைக்கிறோம்.

வினாக்கள்

(1) பாஸ்பரஸின் இரண்டு முக்கிய தாதுப்பொருள்களைக் கூறு. அவற்றிலிருந்து எவ்வாறு மின் வெப்ப முறையில் பாஸ்பரஸைப் பெருமளவில் உற்பத்தி செய்கிறார்கள் ?

(2) வெள்ளை, சிவப்பு பாஸ்பரஸ்களுக்குள்ள ஒற்றுமை வேற்றுமைகளை விவரி.

(3) சிவப்பு பாஸ்பரஸின் இரசாயனப் பண்புகளை விரிவாக எழுது.

(4) கீழ்க்கண்ட கூட்டுகளின் தயாரிப்பு, பண்புகள், பயன்கள் ஆகியவற்றைப்பற்றிக் குறிப்பெழுது.

P_2O_3, P_2O_5, PCl_3, PCl_5, HPO_3, H_3PO_3, H_3PO_4.

16. கார்பன்

சரித்திரம்

வைரம், கரி, கிராஃபைட்டு போன்ற கார்பனின் புற வேற்றுமை உருவங்கள் வெகு காலமாகவே இருந்துவந்திருக் கின்றன. பிற தனிமங்களைக் காட்டிலும் இது அதிக அளவு எண்ணிக்கையுள்ள சேர்மங்களைக் கொடுப்பதால், இதன் சேர்மங் களுக்கென இரசாயனத்தில் அங்கக இரசாயனம் என்னும் தனிப்பிரிவு ஒதுக்கப்பட்டிருக்கிறது.

கிடைக்குமிடம்

இது இயற்கையில் தனிமமாகவே பெருமளவில் கிடைக் கிறது. இயற்கையில் வைரம், கிராஃபைட்டு போன்ற படிக வடிவங்களிலும், நிலக்கரி போன்ற வடிவமற்ற நிலையிலும் கார்பன் கிடைக்கின்றது. சேர்மங்களாக வடிவத்தில் இது ஹைட்ரோ கார்பன்களாகவும், வாயு மண்டலத்தில் கார்பன் டைஆக்ஸைடாகவும், சுண்ணாம்புக்கல், சாக்குக்கட்டி, சலவைக் கல் போன்ற தனிமங்களில் கால்ஸியம் கார்பனேட்டாகவும், மேக்னஸைட் ($MgCO_3$), டோலமைட் ($CaCO_3$, $MgCO_3$) போன்ற மற்றைய கார்பனேட்டுகளாகவும் இது கிடைக்கிறது.

கார்பனின் புறவேற்றுருக்கள்: இவை படிக வடிவங்களிலும் வடிவமற்ற நிலைகளிலும் காணப்படுகின்றன. வைரம், கிரா ஃபைட்டு என்ற இரண்டு புறவேற்றுருக்கள் படிக வடிவங் கொண்டவை. நிலக்கரி (coal), மரக்கரி (wood charcoal), மிருகக் கரி (animal charcoal), விளக்கு மை (lamp black), சுட்ட கரி (coke), வாயுக்கரி (gas carbon) போன்றவை படிக வடிவமற்ற புறவேற்றுருக்களாகும்.

(1) **வைரம் (Diamond) :** வைரம் சுத்தமான கரியேயாகும். இது பிரேஸில், தென் ஆஃப்ரிக்கா, ஆஸ்திரேலியா போன்ற இடங்களில் கிடைக்கின்றது.

வைரத்தைத் தயாரித்தல் : வைரம் இயற்கையில் எவ்விதம் உண்டாகிறதென்பதைச் சரியாக இதுவரை ஒருவரும் விளக்கிக் காட்டவில்லை. உருகிய இரும்பில் கரைக்கப்பட்ட கார்பன் அதிக அழுத்த நிலையில் படிகமாகும்பொழுது வைரமாக மாறுகிறது என்று தற்கால ஆராய்ச்சி தெரிவிக்கிறது. செயற்கை முறையில் சிறிய அளவுள்ள வைரங்களை இவ்வாறு தற்காலத்தில் தயாரிக்கிறார்கள்.

குணங்கள் : தூய நிலையில் இது ஒரு படிக வடிவமான நிறமற்ற திடப்பொருளாகும். ஒளியானது இதன் வழியே ஊடுருவிச் சென்று நன்றாகப் பிரதிபலிக்கும். கடினத் தன்மையுள்ள பொருள்களில் முதன்மையானது வைரமே. ஆனால், இது நொறுங்கக்கூடிய தன்மையுடையதாகும். காற்று, அமிலங்கள், நீர், காரங்கள், இரசாயனப் பொருள்கள் போன்றவைகளால் சாதாரண வெப்பநிலையில் இது வினைப்படாது. வைரங்களின் வழியாக ஊடுருவிச் செல்லும் ஒளி முற்றிலும் பிரதிபலிக்கும் படியாக அதற்குப் பட்டை தீட்டுவார்கள். வைரங்கள் வெப்பம், மின்சாரம் ஆகியவற்றைக் கடத்தா. கண்ணாடியைப் போலல்லாது வைரம் எக்ஸ்-கதிர்களை அதன் வழியாக ஊடுருவிச் செல்லவிடுகிறது. போலி வைரங்களுக்கு இக் குணம் கிடையாது.

சுமார் 900°C-ல் ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது. சோடியம் கார்பனேட்டுடன் சேர்த்துச் சூடு செய்யப்பட்டால், கார்பன் மோனாக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

சுமார் 2,000°C-ல் வைரம் கிராஃபைடாக மாறுகிறது. இது காரட் (carat) அளவில் நிறுத்தப்படுகிறது. (காரட் = 0·2 கி.)

பயன்கள் : வைரம் ஆபரணங்கள் செய்வதற்குப் பயன்படுகிறது. கார்பனேடோ (carbanado) என்ற கறுப்பு வைரங்கள் ஆபரணங்கள் செய்வதற்குப் பயன்படா. இவ் வைரங்கள் கண்ணாடிகளை அறுப்பதற்கும், மற்ற இரத்தினங்களை அறுத்துப் பட்டையிடுவதற்கும், வைரத்திற்கு மெருகேற்றுவதற்கும் பயன்படுகின்றன.

(2) கிராஃபைட் : கரியின் இரண்டாவது புறவேற்றுமை உருவமாகக் காணப்படுவது கிராஃபைட்டாகும். அது எழுதுவ தற்குச் சாதகமாக இருப்பதால் அதற்கு கிராஃபைட்டு என்று ஆங்கிலத்தில் பெயரிடப்பட்டிருக்கிறது.

கிடைக்குமிடம்: இது அதிக அளவு இலங்கைத் தீவு, பொஹிமியா, சைபீரியா, ஸ்பெய்ன், கனடா, ஐக்கிய நாடுகள் முதலிய தேசங்களில் கிடைக்கிறது. நம் நாட்டிலும் பல இடங்களில் இது சிறிது கிடைக்கிறது. இதில் சுமார் 96% கரி இருக்கும்.

தயாரிக்கும் முறைகள்: வைரத்தைக் காற்றுப் படாமல் 1,000°C-க்குச் சூடு செய்தாலோ அல்லது கரியை இரும்பில் கரைத்து அக் கரைசலைக் குளிரவிட்டாலோ கிராஃபைட்டு கிடைக்கிறது. இயற்கையில் கிடைக்கும் கிராஃபைட்டில் மாசுகள் இருப்பதால், அச்சீசன் (Acheson) முறையில் தயாரிக்கும் செயற்கை கிராஃபைட்டையே தொழில் முறையில் அதிகமாக உபயோகிக்கிறார்கள்.

அச்சீஸன் முறை: நிலக்கரி அல்லது மற்ற எந்தக் கரியையாவது பொடிசெய்து சிறிதளவு ஃபெரஸ் ஆக்ஸைடுடனும் மணலுடனும் சேர்த்துக் கார்பன் தண்டுகளை மின்வாயாகக் கொண்ட மின் உலைகளில் காற்றுப் படாமல் தீவிரமாக 24 மணிக்கு மேல் 30 மணிக்குள்ளாகச் சூடுசெய்ய, கரி, சுத்தமானதும் மிருதுவானதுமான கிராஃபைட்டாக மாறிவிடும். முதலில் உற்பத்தியாகும் சிலிகன் கார்பைடானது மிகுவெப்ப நிலையில் சிலிகனுகவும் கிராஃபைட்டாகவும் சிதைக்கப்படுகிறது. சிலிகன் ஆவியாகி மறைந்துவிட, கிராஃபைட்டு மட்டிலும் எஞ்சி நிற்கும்.

$$\text{சிலிகன் டைஆக்சைடு} + \text{கரி} \xrightarrow{\Delta} \text{சிலிகன் கார்பைடு} + \text{கார்பன் மோனுக்ஸைடு}$$

$$SiO_2 + 3C \xrightarrow{\Delta} SiC + 2CO$$

$$\text{சிலிகன் கார்பைடு} \longrightarrow \text{சிலிகன்} + \text{கிராஃபைட்டு}$$

$$SiC \longrightarrow Si + C$$

Silicon Carbide ⟶ சிலிகன் + கார்பன்

இயற்கை கிராஃபைட்டைவிடச் செயற்கை கிராஃபைட் அதிக விலையுள்ளது.

குணங்கள் : இது மிருதுவானதும், சாம்பல் நிறமுள்ளதும், உலோகங்களைப் போன்ற பொலிவு உடையதுமாகும். ஒளி இதன் வழியே ஊடுருவிச் செல்லாது. இதன் ஒப்பு அடர்த்தி 2·3. காற்றுப்படாத நிலையில் இது 3,300°C வெப்பநிலையில்கூடத் தாக்கப்படுவதில்லை. இரசாயனப் பொருள்களாலும் தாக்கப்படுவதில்லை. காற்றில் 700°C-க்குச் சூடுசெய்ய அது பற்றி எரிந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடாக மாறும். இது ஒரு சிறந்த வெப்ப, மின்சாரக் கடத்தியாகும். இது சோப்புபோன்று வழுவழுப்பாக இருக்கும். இதை சோடியம் கார்பனேட்டுடன் சூடு செய்தால் கார்பன் மோனுக்ஸைடு உண்டாகிறது.

பயன்கள் : (a) எழுதுகோல்கள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. கிராஃபைட்டுடன் களிமண்ணைச் சேர்த்து நன்ருய் அரைத்து, வேண்டிய உருவமுள்ள அச்சின் துவாரத்தின்வழியே உரிய யந்திரங்கொண்டு அமுக்கிப் பிழிய, நீண்ட திரியாய் வெளி வரும். அதை வேண்டிய அளவில் வெட்டிப் போதுமான அளவு சூடுகாட்டி வேகவைத்துப் பின்பு மரக்கட்டைகளில் அடைத்துப் பென்ஸில்களைத் தயாரிப்பார்கள். (b) அதிக வெப்பம் தாங்கி நிற்கும் மூசைகளையும் (crucibles), மின்முனைகளையும், கார்போரண்டம் எனும் மெருகிடும் (abrasive) பொருளையும், வேறு மெருகிடும் காகிதங்களையும் தயாரிக்க உபயோகமாகிறது. (c) தனித்த நிலையிலும், எண்ணெய், நீர் ஆகியவற்றுடன் சம்பந்தப்பட்ட நிலையிலும் இது ஒரு வழுவழுப்புள்ள உயவுப் பொருளாகவும் (lubricant) பல இயந்திரங்களில் உபயோகப்படுகிறது. (d) எண்ணெய் கலந்த கிராஃபைட்டு பூச்சை இரும்பு சாமான்களின்மேல் தடவினுல் அது அவற்றைத் துருப்பிடிக்காமல் பாதுகாக்கும். (e) மின்சார முறையில் அச்சுத் தகடுகள் தயாரிப்பதற்கும், வெடிமருந்துக்கும், பளபளப்புக் கொடுப்பதற்கும் பயன்படுகிறது. (f) கொதிகலன்களில் செதிள்கள் (boiler scales) வருவதைத் தடுப்பதற்கும் இது உபயோகப்படும்.

(3) **படிக வடிவமற்ற கரி** (Amorphous carbon): இந்த வகைகளில் அநேகம் உள்ளன. அவைகளில் முக்கியமானவை : கரி, எலும்புக் கரி, விளக்கு மை, நிலக்கரி, சுட்ட நிலக்கரி, வாயுக்கரி.

தயாரிக்கும் முறைகள் : மரக்கட்டைகளைக் காற்றுப்படாமல் சுமார் 350°C வெப்பநிலையில் 30 மணிநேரம் சூடு செய்தால், மரக்கரியைப் பெறலாம்.

காற்றுப் படாமல் மரத்துண்டுகளைப் பெரிய வாலைகளில் சூடு செய்ய எளிதில் ஆவியாகும் பொருள்களெல்லாம் ஆவியாகி வெளியேறும். வெளியேறும் ஆவியை உரிய சாதனங்களில் குளிரவிட அவ் வாயுவிலுள்ள சில பொருள்கள் திரவமாக மாறி, கலங்களில் தங்கும். மீதியுள்ள வாயு எரிபொருளாதலால் எரிப்பதற்கு அதை உபயோகப்படுத்திக்கொள்ளலாம்.

குணங்கள் : இது கறுப்பு நிறமுடையதும், பல நுண்ணிய துவாரங்களைக் (porous) கொண்டதுமாகும். இத் துவாரங்களைக் கொண்டிருத்தலால்தான் கரித்துண்டு நீரில் மிதக்கிறது. இது நொறுங்கும் தன்மையுடையது. இது நுண்ணிய துவாரங்களைக் கொண்டிருத்தலால் வாயுக்களை உறிஞ்சும் தன்மையுடையது. அதிக அளவு காற்றில் இணைந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடையும், குறைந்த அளவு காற்றில் எரிந்து கார்பன் மோனக்ஸைடையும் கொடுக்கிறது. உலோக ஆக்ஸைடுகளை உலோகங்களாகக் குறைக்கப் பயன்படுகிறது.

பயன்கள் : சாக்கடைகளிலுள்ள துர்நாற்றத்தைப் போக்க உதவும் குடல் சம்பந்தமான நோய்களைக் குணப்படுத்த உதவும். இந் நோய்க்குக் கரித்தூள் சேர்த்த பிஸ்கட் ஒரு கைகண்ட மருந்தாகப் பயன்படுகிறது. நச்சு வாயுக்களையும் நாற்றங்களையும் நீக்கப் பயன்படும். சாராயம், குடிநீர் போன்றவைகளைச் சுத்தம் செய்வதற்கு அத் திரவங்களை இக் கரியின் வழியாக வடியச் செய்கிறார்கள். வெள்ளைச் சர்க்கரை தயாரிக்கும்பொழுது இதனை ஒரு நிறம் நீக்கியாகப் பயன்படுத்துகிறார்கள். உலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகளிலிருந்து உலோகங்களைத் தயாரிப்பதற்குப் பெரிதும் இது பயன்படுகிறது.

எலும்புக் கரி (Bone charcoal): இதில் சுமார் 10% கரி இருக்கும். எஞ்சி இருப்பதும் பெரும்பாலும் கால்ஸியம் பாஸ்பேட்டாகவே இருக்கும். சுத்தம் செய்யப்பட்ட எலும்புகளைச் சிதைத்துக் காய்ச்சி வடித்தலுக்கு (destructive distillation) உட்படுத்துவதன்மூலம் இது தயாரிக்கப்படுகிறது. எலும்புக் கரியுடன் சேர்ந்திருக்கும் கால்சியம் பாஸ்பேட்டு முதலியவற்றை அமிலங்கொண்டு கரைத்துவிட, சுத்தமான கரி தங்கிநிற்கும். இது கரும்புச் சர்க்கரையைச் சுத்தப்படுத்தவும் நிறமற்றதாக மாற்றவும் பயன்படுகிறது. நீரிலிருந்து அங்ககப் பொருள்களை நீக்குவதற்கும், சில எண்ணெய்களை நிறமற்றவையாகச் செய்வதற்கும் இக்கரி உபயோகப்படுகிறது.

விளக்குக் கரி (Lamp black): எண்ணெய் விளக்குகள் போதுமான காற்று இல்லாத சூழ்நிலையில் எரியும்பொழுது விளக்கு மை உண்டாகும். வார்ப்பிரும்பு ஆலைகளில் கொழுப்புகளையும், கற்பூரத் தைலம் போன்ற எண்ணெய்களையும் போதுமான காற்றைக் கொடுக்காமல் சூடு செய்து வெளிவரும் புகையை ஓரறைக்குள் செலுத்துவார்கள். அறையில் தொங்க விட்டிருக்கும் முரடான கம்பங்களின்மேல் இப் புகை படியும். இக் கரித்தூளில் சில ஹைட்ரோகார்பன்களும் எண்ணெய் முதலியவைகளும் காணப்படும். இக் கரித்தூளைக் குளோரின் வாயுவில் சூடு செய்ய, மாசுகள் யாவும் நீங்கிச் சுத்தமான விளக்குக் கரி கிடைக்கும்.

உபயோகங்கள்: அச்சு மை, தோல் சாமான்களுக்கு மெருகிடும் பூச்சுகள், இந்திய மை (Indian ink) முதலியவை தயாரிப்பதற்கு விளக்கு மை உபயோகப்படுகிறது. சில ரப்பர் சாமான்களை நிரப்புவதற்கும் (as a fillera) பயன்படுகிறது.

நிலக்கரி (Coal): தாவரங்கள் பூமிக்குள் புதைந்து, காற்றுப் படாமல் வெகு காலம் பூமிக்குள்ளிருக்கும் வெப்பத்தாலும் அழுத்தத்தாலும் பல மாறுதல்களை அடைந்து, நிலக்கரியாக மாறுகின்றன. இவ் வினையின்போது, தாவரங்களிலுள்ள ஆக்ஸிஜனும் கரியும், நீராகவும் கார்பன் மோனாக்ஸைடாகவும் சதுப்புநில வாயுவாகவும் (marsh gas) மாறிவிடுகின்றன. இது சுமார் 50%—80% கரியைக் கொண்டதாக இருக்கும். நிலக்கரியின் குணங்கள் அது உண்டாகிய காலவரையறையைப் பொறுத்தும் மற்றச் சூழ்நிலைகளைப் பொறுத்தும் இருக்கின்றன. நிலக்கரியில் பலவகை பின்வருவன:

(a) பீட் (peat) என்ற மரம்மிகு கரி; (b) லிக்னைட் (lignite) என்ற பழுப்பு நிலக்கரி; (c) புகைமிகு நிலக்கரி (bituminous coal); (d) அனல்மிகு நிலக்கரி (anthracite coal).

நிலக்கரி இந்தியாவில் வங்காளத்திலும் அஸ்ஸாமிலும் பெருமளவு கிடைக்கிறது. இந் நிலக்கரியைக் காற்றுப் படாமல் சிதைத்து வடித்து நிலக்கரி வாயுவைத் தயாரிக்கிறார்கள். இவ் எரிவாயு பலவகைகளில் பயன்படும். இவ் வாயுவை வெளியேற்றியபின், மீதி நிற்கும் கரியை மேலும் சிதைத்து வடிக்க, அது புகையாமல் நின்று எரியும். இந்தத் தயாரிக்கும் முறையில் வெளிவரும் கறுப்பு நிறமுள்ள நிலக்கரித் தாரில் (coal tar) அநேக உபயோகமுள்ள பொருள்களிருக்கின்றன. இதனின்று தயாரிக்

கப்படும் பொருள்களைக் கொண்டே பலவிதச் சாயங்களையும், வாசனைச் சரக்குகளையும், மருந்துகளையும், வெடிப்பொருள் களையும் தயார்செய்கிறார்கள். இங்கு அம்மோனியாவும் ஹைடிரஜன் சயனைடும் உடன்விளைவுகளாகக் கிடைக்கின்றன. இக் கரியை நீராவி எஞ்சின்களில் எரிபொருளாக உபயோகிக்கிறார்கள்.

சுட்ட நிலக்கரி (Coke): நிலக்கரி வாயுவைத் தயாரித்த பிறகு வாலைகளில் தங்கியிருக்கும் கரிக்குச் சுட்ட நிலக்கரி என்று பெயர். இதில் சுமார் 90% கரி இருக்கும். நிலக்கரியைக் காற்றுப் படாமல் சுமார் 1,200°C வெப்பநிலையில் 30 மணிநேரம் சிதைத்து வடித்தல் (destructive distillation) மூலம் இக் கரி தயாரிக்கப் படுகிறது.

பயன்கள் : உலோக ஆக்ஸைடுகளை உலோகங்களாகக் குறைப்பதற்கும், எரிபொருளாகவும், நீர்வாயு (water gas) தயாரிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது. செந்நிறச் சூடுள்ள நிலக்கரியின்மீது நீராவியைச் செலுத்தினால், கார்பன் மோனாக்ஸைடும் ஹைடிரஜனும் உண்டாகும். இவ் வாயுக் கலவைக்கு நீர்வாயு எனப் பெயர்.

$$C + H_2O \longrightarrow CO \uparrow + H_2 \uparrow$$

வாயுக்கரி (Gas carbon): நிலக்கரி வாயுவைத் (coal gas) தயாரிக்கும் வாலைகளின் உட்பக்கத்தில் படிந்து நிற்கும் கரிக் கட்டிகளுக்கு வாயுக்கரி என்று பெயர். இதைச் சுத்தமான கரி எனச் சொல்லலாம். இது மிகக் கெட்டியானது. இதற்கு உலோகத்தையொத்த பளபளப்பும், கண்ணாடியைக் கீறத்தக்க வன்மையும் உண்டு. இது ஒரு சிறந்த மின்கடத்தியாதலால், மின்சார விளக்குத் திரிகள், சில மின்சார சாதனங்களுக்குத் தேவையான மின்முனைகள் (electrodes) போன்றவை செய்யப் பயன்படுகிறது.

கார்பனின் புறவேற்றுமையை நிரூபித்தல்: மேற்கூறிய கார்பனின் வகைகளெல்லாம் கார்பனின் புறவேற்றுமை உருவங்களே என்பதைப் பின்வருவனற்றிலிருந்து நிரூபிக்கலாம்;

(1) ஒன்றை மற்றொன்றாக மாற்றுதல்: வைரத்தைக் காற்றுப் படாமல் சுமார் 2,000°C வெப்பநிலையில் சூடுபடுத்தினால், அது கிராஃபைட்டாக மாறுகிறது. சுட்ட நிலக்கரியை சிலிகானுடன் மின்னுலையில் சூடுசெய்தால் அதுவும் கிராஃபைட்டாக மாறுகிறது.

(2) கார்பனின் புறவேற்றுமை உருவங்கள் அவற்றின் இரசாயன குணங்களில் ஒத்திருக்கும். பௌதிக குணங்களில் வேறுபட்டிருக்கும்.

(3) ஒரே அளவு எடையுள்ள கார்பனின் புறவேற்றுமை உருவங்கள் ஒவ்வொன்றையும் காற்றில் சூடு செய்தால், அவை யாவும் காற்றில் ஆக்ஸிஜனேற்றமடைந்து ஒரே எடையுள்ள கார்பன் டைஆக்ஸைடையே தரும். கந்தகத்தின் புற வேற்றுமையை நிரூபிப்பதற்குச் செய்த சோதனையைக் கார்பனின் புறவேற்றுமை உருவங்களைக் கொண்டு நிகழ்த்துவதன்மூலம் நிலக்கரி, வாயுக்கரி முதலியன கார்பனின் வெவ்வேறு வகைகளே என்பதை நிரூபிக்கலாம்.

குணங்கள்: கரியின் வகைகளைப்பற்றிக் கூறும்பொழுது ஆங்காங்கு அதனதன் சிறப்புக் குணங்களைப்பற்றி அறிவித்துள்ளோம். இங்குக் கரியின் **பொதுவான** குணங்களைப்பற்றி அறிவோம். கரி கறுப்பான, நொறுங்கத்தக்க, மணமற்ற, சுவையற்ற, நீரில் கரையாத பொருளாகும். சாதாரணமாக எந்த இரசாயனப் பொருளாலும் எளிதில் தாக்கப்படுவதில்லை.

(a) கரியைப் போதிய அளவு காற்று அல்லது ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்த்து எரிக்கும்பொழுது கார்பன் டைஆக்ஸைடும், குறைந்த அளவு ஆக்ஸிஜன் அல்லது காற்றுடன் சேர்த்து எரிக்கும்பொழுது கார்பன் மோனக்ஸைடும் உண்டாகின்றன.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2 \uparrow$$

$$2C + O_2 \longrightarrow 2CO \uparrow$$

(b) நீராவியைச் செந்நிற நிலைக்குச் சூடுபடுத்தப்பட்ட சுட்ட கரியின்மீது செலுத்தினல் நீர்வாயு உண்டாகிறது.

$$C + H_2O \longrightarrow CO \uparrow + H_2 \uparrow$$

(c) இது உலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகளை உலோகங்களாகக் குறைக்கிறது.

ஃபெரிக் ஆக்ஸைடு + சுட்ட கரி ⟶ இரும்பு + கார்பன் மோனக்ஸைடு

$$Fe_2O_3 + 3C \longrightarrow 2Fe + 3CO \uparrow$$

(d) கால்ஸியம் கார்பைடு தயாரித்தல்; புதிதாய்த் தயாரித்த சுட்ட சுண்ணும்பையும் சுட்ட நிலக்கரியையும் சேர்த்துப் பொடி செய்த கலவையை மின்னுலையில் 3,000°C-ல் சூடு படுத்தினுல் கால்ஸியம் கார்பைடு உண்டாகும்.

$$CaO + 3C \longrightarrow CaC_2 + CO \uparrow$$

கால்ஸியம் கார்பைடு, அஸிட்டிலீன் தயாரிப்பதற்கும் சயனமைடு முறையில் நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துவதற்கும் மூலப் பொருளாகப் பயன்படுகிறது.

(e) **கார்போரண்டம் அல்லது சிலிகன் கார்பைடைத் தயாரித்தல் (Carborandum) :** மின்சாரம் எங்கு அதிகமாகக் கிடைக்குமோ அவ்விடங்களில் சுட்ட கரியையும், மணலையும், மரத் தூளையும், சாதாரண உப்பையும் சேர்த்த கலவையை மின்னுலையில் சூடுசெய்து கார்போரண்டம் (எனும் சாணைக்கல்லில் உபயோகிக்கும் பொருளை) தயார்செய்கிருர்கள்.

சிலிகன் டைஆக்ஸைடு + கார்பன் ⟶ சிலிகன் + கார்பன் மோனுக்ஸைடு

$$SiO_2 + 2C \longrightarrow Si + 2CO \uparrow$$

சிலிகன் + கார்பன் ⟶ சிலிகன் கார்பைடு

$$Si + C \longrightarrow SiC$$

சுத்தமான நிலையில் இது ஒரு நிறமற்ற பொருள். இது வைரத்தைப் போல் கடினமானது. அதிக வெப்ப நிலையிலும் உருகாதது; ஆகையால், கார்போரண்டம் சில மூசைகளைத் தயாரிப்பதற்கும், உலோக பாகங்களின் கரடுமுரடான பாகங்களைச் சீர்செய்ய உபயோகிக்கப்படும் பட்டைச்சிலைகளையும் அரைக்கும் உருளைகளையும் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

(f) அடர் கந்தக அமிலம், நைட்ரிக் அமிலம் போன்ற ஆக்ஸிஜனேற்றிகள் கார்பனைக் கார்பன் டைஆக்ஸைடாக தீயகிக்கின்றன.

$$C + 2H_2SO_4 \longrightarrow CO_2 \uparrow + 2SO_2 \uparrow + 2H_2O$$

$$C + 4HNO_3 \longrightarrow CO_2 \uparrow + 4NO_2 \uparrow + 2H_2O$$

கார்பனின் ஆக்ஸைடுகள்

கார்பன் ஆக்ஸிஜனுடன் இணைந்து இரண்டு வகை முக்கிய மான ஆக்ஸைடுகளைத் தருகிறது:

(1) கார்பன் டை ஆக்ஸைடு ; (2) கார்பன் மோனாக்ஸைடு,

(1) கார்பன் டைஆக்ஸைடு

கிடைக்குமிடம்: வாயுமண்டலத்தில் எரிதல், சுவாசித்தல் ஆகியவைகளின் காரணமாகச் சிறிதளவு கார்பன் டைஆக்ஸைடு காணப்படுகிறது. சாதாரணமாக 100,000 பங்கு காற்றில் 3 பங்கு கார்பன் டைஆக்ஸைடு இருக்கும்.

தயாரிக்கும் முறைகள் : (a) கார்பனை அதிக அளவு ஆக்ஸி ஜன் அல்லது காற்றில் எரிப்பதன் மூலம் கார்பன் டைஆக்ஸைடு தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$C + O_2 \longrightarrow C_2O \uparrow$$

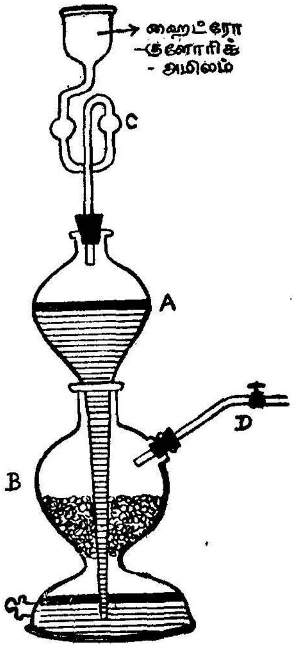
(b) சோடியம் அல்லது பொட்டாசியம் கார்பனேட்டுகளைத் தவிரப் பிற உலோகங்களின் கார்பனேட்டுகளையும் பைகார்ப னேட்டுகளையும் சூடுசெய்வதன் மூலமும் இவ் வாயு தயாரிக்கப் படுகிறது.

$$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2 \uparrow$$

$$2NaHCO_3 \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + CO_2 \uparrow + H_2O$$

(c) **சோதனைச்சாலையில் தயாரிக்கும் முறை :** சுண்ணாம்புக் கல்லையும் ($CaCO_3$) நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தையும் வினைபுரியச் செய்வதன்மூலம் இவ் வாயு சோதனைச்சாலையில் தயாரிக்கப்படுகிறது. இவ் வினை கிப் சாதனத்தில் நிகழ்த்தப் படுகிறது. சாதனத்தின் நடுக்குமிழில் சலவைக்கல் துண்டுகள் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகின்றன. பிறகு மேல்குமிழின் வழியாக நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் செலுத்தப்படுகிறது. இவ்வமிலம் அடிக்குமிழை அடைந்து பிறகு நடுக்குமிழில் ஏறுகிறது. இங்கு இவ்வமிலம் சலவைக் கல்லுடன் (marble chips) சேர்ந்து வினைப்பட்டு, வினை ஆரம்பமானவுடன் கார்பன் **டைஆக்ஸைடு உற்பத்தியாகி,** நடுக்குமிழிலுள்ள **அடைப்பானில்**

பொருத்தப்பட்டிருக்கும் விடுகுழாயின் வழியாக வெளியேறுகிறது. இவ்விதம் தயாரிக்கப்பட்ட வாயு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு, நீராவி போன்ற மாசுகளைக் கொண்டதாய் இருக்கும். எனவே, இவ் வாயு முதலில் நீரைக் கொண்டிருக்கும் கழுவு சீசாவினுள்ளும், பிறகு அடர்கந்தக அமிலத்தைக் கொண்டிருக்கும் கழுவு சீசாவினுள்ளும் செலுத்தப்படுகிறது. நீரானது ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவையும், கந்தக அமிலம் நீராவியையும் கார்பன் டைஆக்ஸைடிலிருந்து நீக்கி அவ் வாயுவைத் தூய்மை செய்கின்றது. முடிவில் காற்றை மேல்நோக்கி விலக்குதலின் மூலமாகவோ அல்லது பாதரசத்தின்மீதோ இவ் வாயு சேகரிக்கப்படுகிறது. இவ் வாயுவைத் தயாரிப்பதற்கு நீர்த்த கந்தக அமிலத்தை உபயோகிக்கக் கூடாது. ஏனெனில், இவ்வமிலம் கால்சியம் கார்பனேட்டுடன் சேர்ந்து நீரில் கரையாத கால்சியம் சல்ஃபேட்டைக் கொடுக்கிறது. இது சலவைக்கல்லின் மீது படிந்து சலவைக்கல் அமிலத்துடன் வினைபுரிவதைத் தடுத்துவிடுகிறது.



படம் 54

கிப் ஜனனி

A. அமிலம்;

B. சலவைக் கற்கள்.

பௌதிக குணங்கள்: இது ஒரு நிறமற்ற, சற்றுக் கார குணமுள்ள, சிறிதளவு புளிப்புச் சுவையுள்ள வாயுவாகும். காற்றைவிட $1\frac{1}{2}$ மடங்கு கனமானது. இது நீரில் நன்கு கரையும். ஒரு கன அளவு நீரில் ஒரு கன அளவு வாயு கரைகிறது. அழுத்தம் அதிகமானல் கரைதிறனும் மிக அதிகமாகிறது. வெப்பம் அதிகமானல் கரைதிறன் குறையும். சோடா முதலிய பானவகைகளில் கார்பன் டைஆக்ஸைடு அதிக அழுத்தநிலையில் கரைந்திருக்கும். கரைசலைக் கொதிக்கவிட்டுக் கரைந்திருக்கும் வாயு முழுவதையும் வெளியேற்றிவிடலாம். கார்பன் டைஆக்ஸைடைத் திரவமாகவும் திடப்பொருளாகவும் மாற்றலாம்,

திட நிலையிலிருக்கும் கார்பன் டைஆக்ஸைடை வறட்டுப் பனிக்கட்டி (dry ice) என்பர்.

இரசாயன குணங்கள்: (a) எரிந்துகொண்டிருக்கும் ஒரு மெழுகுவத்தியை கார்பன் டைஆக்ஸைடு நிறைந்த ஜாடிக்குள் வைத்தால், அது உடனே அணைந்துவிடும். இதிலிருந்து, இது ஒரு தகனத் தடைசெய்யும் வாயு என்பதை அறிகிறோம். இவ் வாயுவிற்குத் தீப்பற்றி எரியும் தன்மை கிடையாது.

(b) தகன உதவி செய்யாத பொருளாயிருந்தும், இது இருக்கும் வாயு ஜாடியில் எரியும் மக்னீசிய நாடாவை நுழைக்க, அது அணையாமல் எரிந்து நின்று மக்னீசிய ஆக்ஸைடாக மாறும். கரித்துணுக்குகள் ஜாடியின் உட்பக்கத்தில் ஒட்டி நிற்கும்.

$$CO_2 + 2Mg \longrightarrow 2MgO + C$$

(c) இது நீருடன் வினைபுரிந்து பலவீனமான கார்பானிக் அமிலத்தைத் தரும். இவ்வமிலம் நீல லிட்மஸைச் சிவப்பாக மாற்றுகிறது.

$$CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3$$

(d) கார்பானிக் அமிலத்தின் உப்பு மூலத்திறன் எண் இரண்டாகையால், இவ்வமிலம் காரங்களுடன் அமில உப்பு, நடுநிலை உப்பு ஆகிய இருவகை உப்புகளையும் ($NaHCO_3$, Na_2CO_3) கொடுக்கிறது. கார்பன் டைஆக்ஸைடு ஓர் அமில ஆக்ஸைடாதலால், அது காரங்களுடன் இணைந்து கார்பனேட்டு உப்புகளைக் கொடுக்கிறது; அதிக அளவு கார்பன் டைஆக்ஸைடுடன் பைகார்பனேட்டுக் கொடுக்கிறது.

$$2NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

$$Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow 2NaHCO_3$$

சுண்ணும்பு நீரில் [$Ca(OH)_2$] இவ் வாயுவைச் செலுத்தினுல் முதலில் கரைசல் பால்போல் வெளுக்கும்; அதாவது, நீரில் கரையாத கால்சியம் கார்பனேட்டு உண்டாகும். இவ் வாயுவை மேலும் செலுத்த, நீரில் கரையாத கால்சியம் கார்பனேட்டு நீரில் கரையும் கால்சியம் பைகார்பனேட்டாக மாறுகிறது.

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + H_2O$$

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$$

இத் தெளிவான கரைசலைக் கொதிக்கவிட்டால் கார்பன் டைஆக்ஸைடு வெளியேறி மீண்டும் கால்ஸியம் கார்பனேட்டு படிந்துநிற்கும்.

(e) கார்பன் டைஆக்ஸைடானது கார்பனுடன் செந்நிறத்திற்குச் சூடுபடுத்தப்பட்டால் கார்பன் மோனாக்ஸைடாகக் குறைக்கப்படுகிறது.

$$CO_2 + C \longrightarrow 2CO$$

(f) சூரிய ஒளி, நீராவி ஆகியவற்றின் முன்னிலையில் கார்பன் டைஆக்ஸைடு மாவுப் பண்டங்களைக் கொடுக்கிறது. இவ் வினை பச்சை இலைகளிலுள்ள குளோரோஃபில் (chlorophyll) வினை தூண்டியால் உண்டாகிறது.

பயன்கள் : சோடா போன்ற பானங்களைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. திடதிரவ நிலையில் கார்பன் டைஆக்ஸைடு குளிர்ச்சியைஉண்டாக்குவதற்குப் பயன்படுகிறது. திடகார்பன் டைஆக்ஸைடு, ஈதர், அஸிட்டோன் சேர்ந்த கலவை சுமார்—110°C குளிர்ச்சியைக் கொடுக்கும். சோடியம் கார்பனேட்டு, சோடியம் பைகார்பனேட்டு ஆகிய உப்புகளைச் சால்வே முறையில் தயாரிப்பதற்கு இவ் வாயு பயன்படுகிறது. மருத்துவமனைகளில் மருந்தாக வறட்டுப் பனிக்கட்டி பயன்படுகிறது. கார்பன் டைஆக்ஸைடு ஒரு நல்ல தீயணைக்கும் பொருள். இது கனமான வாயுவாகையால், எரிபொருளைச் சூழ்ந்துகொண்டு அதனுடன் ஆக்ஸிஜன் கலக்காமல் இருக்கச்செய்து, தீயை அணைக்க உதவுகிறது.

கார்பன் டைஆக்ஸைடை அறிய உதவும் சோதனைகள் : (a) சுண்ணாம்பு நீரைப் பால்போல் வெளுக்கச் செய்யும்; (b) எரியும் குச்சியை அணைக்கும். இச் சோதனைகளால் இவ் வாயுவை அடையாளம் கண்டுகொள்ளலாம்.

நைட்ரஜன், கார்பன் டைஆக்ஸைடு ஆகிய இரண்டும் நிறமற்ற வாயுக்களே. இவை இரண்டும் மற்றப் பொருள்களைத்

தன்னுள் எரிய உதவிபுரியாது. பின்வரும் அட்டவணை இவற்றை வேறுபடுத்தும் சோதனைகளைப்பற்றித் தெரிவிக்கிறது.

குணம்	நைட்ரஜன்	கார்பன் டைஆக்ஸைடு
1. மணம்	மணமற்றது	சற்றுக் கார குணமுள்ளது.
2. ஒப்பு எடை	காற்றைவிட இலேசு	காற்றைவிடக் கனம்.
3. நீரில் கரை திறன்	சுமாராகக் கரைகிறது.	அதிகமாகக் கரையும்; கார்பானிக் அமிலம் உண்டாகும்.
4. லிட்மஸ் காகிதம்	மாறுதல்இல்லை.	ஊதா லிட்மஸ் சிவப்பாக மாறும்.
5. எரியும்மக்னீசியம் நாடா	அணைந்துவிடும்.	தொடர்ந்து எரியும்.
6. சுண்ணும்பு நீர்	மாறுதல்இல்லை.	பால்போலாகும்.

(2) கார்பன் மோனக்ஸைடு (Carbon monoxide)

கரியடுப்பில் நீலச்சுடர் காண்பது அங்கு உண்டாகும் கார்பன் மோனக்ஸைடு எரிவதனாலேயே. ஊதுலைகளிலிருந்து வெளிவரும் புகையிலும் இவ் வாயுவைக் காணலாம்.

தயாரிக்கும் முறைகள் : 1. கரியைக் குறைந்த அளவு காற்றில் எரியச்செய்வதன் மூலம் இவ் வாயுவைத் தயாரிக்கலாம்.

$$2C + O_2 \longrightarrow 2CO \uparrow$$

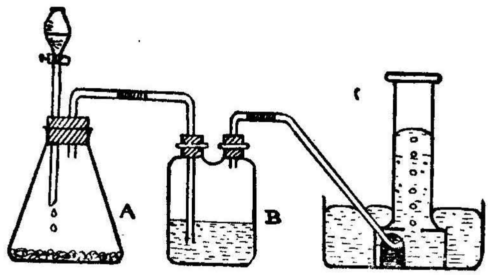
2. கார்பன் டைஆக்ஸைடு வாயுவைச் சிவக்கச் சூடாக்கப்பட்ட கரியின்மீது செலுத்தும்பொழுது இவ் வாயு உண்டாகிறது.

$$CO_2 + C \longrightarrow 2CO \uparrow$$

3. நீராவியைச் செங்கரித் தணலின்மீது செலுத்துவதன் மூலமும் இவ் வாயுவைத் தயாரிக்கலாம்.

$$C + H_2O \longrightarrow CO + H_2 \uparrow$$

சோதனைச்சாலை முறை : சூடான அடர் கந்தக அமிலத்தில் ஃபார்மிக் அமிலத்தைச் (formic acid) சொட்டவிட, அமிலத்திலிருந்து நீர் பிரிக்கப்பட்டுக் கார்பன் மோனுக்ஸைடு வெளிவரும். சோடியம் ஃபார்மேட்டை அடர் கந்தக அமிலத்துடன் சூடு செய்தும் இதைத் தயாரிக்கலாம்.



படம் 55

கார்பன் மோனுக்ஸைடு தயாரித்தல்

A. கந்தக அமிலம் + ஃபார்மிக் அமிலம் ; B. பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு.

இரண்டு துளை கொண்ட ரப்பர் அடைப்பானல் மூடப்பட்ட ஒரு குடுவையினுள் அடர் கந்தக அமிலம் எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. ஒரு துளையின் வழியாக ஒரு விடுகுழாயையும், மற்றொன்றின் வழியாகச் சொட்டும் புனலையும் பொருத்த வேண்டும்.

ஃபார்மிக் அமிலத்தைச் சொட்டும் புனலில் எடுத்துக் கொள்ள வேண்டும். குடுவையில் உள்ள கந்தக அமிலம் சுமார் 100°C-க்குச் சூடுபடுத்தப்படுகிறது. இதே நேரத்தில் சொட்டும் புனலிலிருந்து ஃபார்மிக் அமிலத்தைச் சொட்டுச் சொட்டாக விடவேண்டும். இப்போது ஃபார்மிக் அமிலம் கந்தக அமிலத்துடன் சேர்வதால், கார்பன் மோனுக்ஸைடு உண்டாகி வெளியேறுகிறது. இவ் வாயுவைப் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடைக் கொண்டுள்ள கழுவு சீசாவினுள் (B) செலுத்துவதன்மூலம் அதில் உள்ள கந்தக டைஆக்ஸைடும் அடர்

கந்தக அமிலமும் (அல்லது பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடைக் கொண்டுள்ள மற்றொரு கழுவு சீசாவினுள் செலுத்துவதன் மூலம் இவ் வாயுவிலுள்ள ஈரமும்) நீக்கப்படுகின்றன. கடைசியாக இவ் வாயு பாதரசத்தின்மேல் சேகரிக்கப்படுகிறது.

$$H.COOH \xrightarrow{H_2SO_4} H_2O + CO \uparrow$$

ஃபார்மிக் அமிலத்திற்குப் பதிலாக ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தை உபயோகிக்கலாம். குடுவையினுள் ஆக்ஸாலிக் அமிலப் படிகங்களை எடுத்துக்கொண்டு சொட்டும் புனலின் வழியாக அடர் கந்தக அமிலத்தைக் குடுவையினுள் சொட்டவிட வேண்டும். இக் கலவையைச் சூடுபடுத்த, கார்பன் மோனாக்ஸைடும் டைஆக்ஸைடும் உண்டாகின்றன. இவ் வாயுக் கலவையைப் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கழுவு சீசாவினுள் செலுத்த, பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் கார்பன் டைஆக்ஸைடை உறிஞ்சிவிடுகிறது. பிறகு இவ் வாயு அடர் கந்தக அமிலச் சீசாவினுள் செலுத்தப்பட்டு உலர்த்தப்படுகிறது. கடைசியாகப் பாதரசத்தின் மேல் சேகரிக்கப்படுகிறது. இம் முறைகளில் தயாரிக்கப்படும் கார்பன் மோனாக்ஸைடு தூயதாக இருக்கும்.

பௌதிக குணங்கள் : இது ஒரு நிறமற்ற, சுவையற்ற வாயு. மிக விஷத்தன்மை வாய்ந்த வாயு. இரத்தத்திலிருக்கும் சிவப்புப் பொருளான ஹீமோகுளோபினுடன் (haemoglobin) இணைந்துவிடுவதால், பிறகு ஆக்ஸிஜனை கிரகிக்கும் சக்தியை இரத்தம் இழந்துவிடுகிறது. இவ் வாயு நீரில் மிகச் சிறிதளவே கரையும். காற்றைப்போல் கனமானது. அதிக அளவு இவ் வாயுவைச் சுவாசித்தால் உடனே மரணம் ஏற்படும்.

இரசாயன குணங்கள் : இவ் வாயு நீலச்சுடருடன் எரியும். ஆனால், இது எரிதலுக்கு உதவிபுரியாது. எரியும் நாடாவைக் கார்பன் மோனாக்ஸைடு ஜாடிக்குள் விட்டால் மக்னீசியம் நாடா உடனே அணைந்துவிடும். ஆனால், ஜாடியிலுள்ள வாயுவானது ஊதாநிறச் சுவாலையுடன் எரியும். இவ் வாயுவில் கார்பனின் நான்கு இணைதிறன்களில் இரண்டு இணைதிறன்கள் மட்டிலுமே பயன்படுத்தப்பட்டிருப்பதால், இது ஓர் அபூரித அல்லது நிறைவுறாச் (unsaturated) சேர்மமாகும். எனவே, இது எளிதில் ஆக்ஸிஜனுடன் இணைந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடை உண்டாக்குகிறது.

$$2CO + O_2 \rightarrow 2CO_2 \uparrow$$

நுண் துகளாக உள்ள சூடான நிக்கல், கோபால்ட், இரும்பு ஆகியவற்றுடன் வினைப்பட்டு அவ் உலோகங்களின் கார்பனைல் (carbonyl) சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது.

இது ஓர் அபூரிதச் சேர்மமாக இருப்பதால், குளோரினுடன் சூரிய வெளிச்சத்தில் எளிதில் சேருகிறது. இவ் வினையின் மூலம் கார்பனைல் குளோரைடு அல்லது பாஸ்ஜீன் என்ற சேர்மம் கிடைக்கிறது.

$$CO + Cl_2 \longrightarrow COCl_2 \text{ (phosgene)}$$

இது ஆக்ஸிஜனுடன் எளிதில் சேரும் தன்மையுடைய தாதலால், இது ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜன் குறைப்பான். காரீயம், தாமிரம், இரும்பு போன்ற உலோகங்களின் ஆக்சைடுகளை அவற்றின் உலோகங்களாக இவ் வாயு குறைத்துவிடுகிறது.

$$FeO + CO \longrightarrow Fe + CO_2 \uparrow$$
$$CuO + CO \longrightarrow Cu + CO_2 \uparrow$$
$$PbO + CO \longrightarrow Pb + CO_2 \uparrow$$

இவ் வாயு காரங்களுடன் வினைபுரிவதில்லை. ஆனால், திடப் பொருள் வடிவத்திலிருக்கும் காரங்களுடன் அதிக அளவு அழுத் தத்தில் இவ் வாயு வினைப்பட்டு அவற்றின் பார்மேட்டுகளைக் கொடுக்கிறது.

$$NaOH + CO \longrightarrow HCOONa \text{ (சோடியம் பார்மேட்டு)}$$

ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலம் கலந்த கியுப்ரஸ் குளோரைடு அல்லது அம்மோனியா கலந்த கியுப்ரஸ் குளோரைடு கரைசல் இவ் வாயுவை எளிதில் உறிஞ்சும்.

சோதனைகள் : இவ் வாயு காற்றில் நீலச்சுடருடன் எரியும். இது காற்றில் எரியும்பொழுது உண்டாகும் கார்பன் டைஆக் ஸைடு சுண்ணாம்பு நீரைப் பால்போல் மாற்றும்.

பயன்கள் : இது ஒரு சிறந்த குறைப்பானாக உலோக இயலில் (metallurgy) பயன்படுகிறது. இது உலோக ஆக்ஸைடுகளை உலோகங்களாகக் குறைத்துவிடுகிறது. இது நீர்வாயு, உலைக் காற்று (producer gas) போன்ற எரிவாயுக்களைத் (fuel gas) தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. உலைக்காற்று என்பது கார்பன் மோனாக்ஸைடு, நைட்ரஜன் ஆகிய வாயுக்களின் கலவையே.

இவ் வாயு சோடியம் பார்மேட்டு, மெதில் ஆல்கஹால் போன்ற அங்ககப் பொருள்களைத் தயாரிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது. கார்பன் மோனுக்ஸைடும் ஹைட்ரஜனும், துத்தநாக ஆக்ஸைடு வினை தூண்டியின்முன் வினைப்பட்டு மெதில் ஆல்கஹாலைக் கொடுக்கும்.

$$2H_2 + CO \longrightarrow CH_3OH$$

நிக்கல் உலோகத்தைச் சுத்தப்படுத்துவதற்கும் இவ் வாயு பயன்படுகிறது.

வினுக்கள்

(1) கார்பனின் புறவேற்றுருக்கள் யாவை? அவற்றின் பயன்கள் யாவை? புறவேற்றுமையை எவ்விதம் நிரூபிப்பாய்?

(2) கந்தக அமிலம், நைட்ரிக் அமிலம், தாமிர ஆக்ஸைடு, நீராவி ஆகியவற்றுடன் கார்பன் எவ்விதம் வினைபுரிகிறது? சமன்பாடுகளுடன் விடை எழுதுக.

(3) கார்பன் மோனுக்ஸைடு, கார்பன் டைஆக்ஸைடு ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கும் முறைகள், அவைகளின் குணங்கள், பயன்கள், சோதனைகள் ஆகியவைகளை விளக்குக.

17. உலோகங்கள்

தனிமங்களில் ஒரு பிரிவு உலோகங்களாகும். உலோகங்களில் தங்கம், வெள்ளி, பிளாட்டினம் போன்றவையே தனி உலோகங்களாக பூமியில் கிடைக்கின்றன. ஆகையால், இந்த உலோகங்களை உயர்ந்த உலோகங்கள் என்பர். மற்ற உலோகங்கள் பூமியின் பரப்பில் அதிக அளவில் காணப்படும். ஆக்ஸிஜன், கந்தகம், சிலிகன், கார்பன் ஆகிய தனிமங்களுடன் இணைந்து சேர்மங்களாகக் கிடைக்கும். இயற்கையில் கிடைக்கும் உலோக சம்பந்தமான சேர்மங்களைத் தாதுக்கள் (minerals) அல்லது தனிமங்கள் (ores) என்பர். இவைகளிலுள்ள மாசுகளை நீக்கித் தூய உலோகத்தைப் பெறும் முறையை உலோக இயல் (metallurgy) என்பர்.

உலோக இயலில் தாதுக்களைக் காய்ச்சும் அடுப்பை உலை (furnace) என்பர். இந்த உலைகளில் பல வகை உண்டு. தாதுவிலுள்ள மாசுகளை நீக்கி அவற்றை மிதக்கும் கசடுகளாக்க (slag), அதனுடன் இணைந்து குறைந்த வெப்ப நிலையில் உருக வல்ல இளக்கிகளைச் (fluxes) சேர்ப்பர். சுண்ணும்புக்கல், மணல், சோடியம் கார்பனேட்டு முதலியவை இளக்கிகளுக்கு உதாரணமாகும்.

உலோகங்களைத் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கும் பொது முறைகள்

ஒவ்வோர் உலோகமும் அதனதன் தாதுக்களினின்று பிரித்தெடுக்கப்படும் முறை வித்தியாசமாக இருந்தாலும், தாதுக்களின் அமைப்பையொட்டிச் சில பொது முறைகள் கையாளப்படும்.

(a) ஆக்ஸைடு தாதுக்களிலிருந்து உலோகங்களைப் பிரித்தல்: ஆக்ஸைடு தாதுக்களில் உலோகமும் ஆக்ஸிஜனும் உள்ளன. இத்தாதுக்களைக் கரியுடனும் தக்க இளக்கிகளுடனும் சேர்த்து உலையிலிட்டுச் சூடுபடுத்துகின்றனர். ஆக்ஸிஜன் நீக்கப்பட்ட வுடன், உருகிய உலோகத்தைத் தனிப்படுத்திக் குளிரச் செய் கின்றனர்.

(b) சல்ஃபைடு தாதுக்களிலிருந்து: இத் தாதுக்களில் உலோகமும் கந்தகமும் சேர்ந்திருக்கிறது. தாதுக்களை உலையி லிட்டுக் காற்று நன்கு படும்படி காய்ச்சினால் கந்தகம், கந்தக டைஆக்ஸைடாக வெளியேறிவிடுகிறது. மீதியிருக்கும் உலோக ஆக்ஸைடை மேற்கண்டவாறு கரியுடனும் தக்க இளக்கி களுடனும் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தி உலோகத்தைத் தனியாகப் பிரிக்கமுடியும்.

(c) கார்பனேட்டுத் தாதுக்களிலிருந்து: இத் தாதுக்களை நன்றாகச் சூடாக்கினால், கார்பன் டைஆக்ஸைடு வெளிச்சென்று உலோக ஆக்ஸைடுகள் கிடைக்கும். உலோக ஆக்ஸைடுகளி லிருந்து மேற்கண்டவாறு உலோகங்களைத் தனியாகப் பிரித்து எடுக்கிறார்கள்.

(d) மின் பகுப்பு முறை: சோடியம், பொட்டாசியம், அலுமினியம், மக்னீசியம் போன்ற வீரியமுள்ள உலோகங்களின் உருக்கிய குளோரைடுகளில் மின்சாரத்தைச் செலுத்தினால், உலோகங்கள் எதிர்மின்வாயில் சேருகின்றன; குளோரின் நேர் மின்வாயிலிருந்து வெளியேறுகிறது.

உலோகங்களுக்கும் அலோகங்களுக்கும் உள்ள வேறு பாடுகள் பின்வருமாறு:

உலோகங்கள்	அலோகங்கள்
(1) பாதரசத்தைத் தவிர மற்ற உலோகங்கள் சாதாரண வெப்ப நிலையில் திடப்பொருள்கள்.	(1) திட, திரவ, வாயு நிலை களிலும் உள்ளன.
(2) பளபளப்புள்ளவை.	(2) அயோடின், வைரம், கிரா ஃபைட் தவிர மற்றவை பளபளப்பற்றவை.

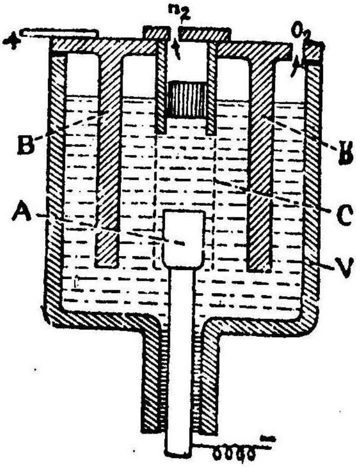
உலோகங்கள்	அலோகங்கள்
(3) தட்டினால் ஒலிக்கும்.	(3) தட்டினால் ஒலிக்காது.
(4) எளிதில் தகடாகவும் கம்பியாகவும் நீட்டலாம்.	(4) தகடாகவும் கம்பியாகவும் நீட்ட முடியாது.
(5) வெப்பத்தையும் மின்சாரத்தையும் எளிதில் கடத்தும்.	(5) அரிதில் கடத்திகள் (கிராஃபைட்டைத் தவிர).
(6) அடர்த்தி அதிகம் (சோடியம், பொட்டாசியம் தவிர).	(6) அடர்த்தி குறைவானதாக இருக்கும்.
(7) உருகுநிலை, கொதிநிலைகள் அதிகம்.	(7) உருகுநிலை, கொதிநிலைகள் குறைவு.
(8) மின்பகுப்பில் எதிர் மின்வாயில் சேரும்.	(8) நேர் மின்வாயில் சேரும்.
(9) அமிலங்களுடன் ஹைட்ரஜன் வாயு வெளிவிடப்படும்.	(9) ஹைட்ரஜனை வெளிவிடுவதில்லை.
(10) ஆக்ஸிஜனுடன் கார ஆக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கின்றன.	(10) அமில ஆக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கின்றன.
(11) ஹைட்ரஜன் மீது நாட்டம் குறைவு.	(11) ஹைட்ரஜன்மீது நாட்டம் அதிகம்.
(12) பாதரசத்துடன் ரசக்கலவைகளைக் கொடுக்கும்.	(12) கொடுக்காது.
(13) தமக்குள் ஒன்றுகூடிச் சேர்மங்களை உண்டாக்காது.	(13) தமக்குள் ஒன்றுகூடிக் கொள்ளும்.
(14) புறவேற்றுமை உருவங்களைக் காட்டாது.	(14) புறவேற்றுமை உருவங்களைக் காட்டும்.
(15) குளோரைடு சேர்மங்கள் நீரால் பகுபடா.	(15) நீரால் பகுபடும்.

சோடியம்

கிடைக்குமிடம் : இது ஒரு வீரியமிக்க உலோகமாதலால் இயற்கையில் தனித்திராது. இதன் சேர்மங்கள் எங்கும் பரந்து கிடக்கின்றன. இது கடல் நீரில் சோடியம் குளோரைடாகவும், பூமிக்கடியில் உள்ள பாறையில் இந்துப்பாகவும், தென் அமெரிக்காவிலுள்ள சிலி, பெரு என்ற இடங்களில் சிலி வெடியுப்பாகவும் ($NaNO_3$) கிடைக்கிறது.

பிரித்தெடுத்தல் : இவ்வுலோகம் சாதாரணமாக எரிகாரத்தை மின் பகுப்பு முறைக்கு உட்படுத்துவதன்மூலம் தயாரிக்கப் படுகிறது. இதில் இரும்புத் தண்டு எதிர் மின்வாயாகவும், நிக்கல் நேர் மின்வாயாகவும் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

$$2NaOH \longrightarrow 2Na + H_2\uparrow + O_2\uparrow$$



படம் 56

சோடியத்தைப் பிரித்தெடுத்தல்

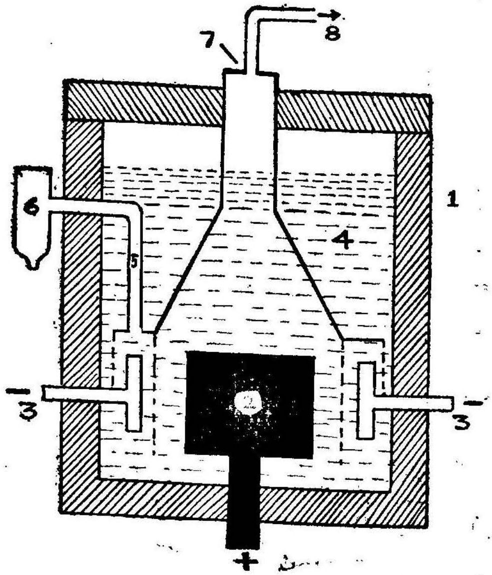
A. இரும்புத் தண்டு; **B.** நிக்கல் ; **C.** கம்பி வலை; **D.** நிக்கல் தண்டு.

படத்தில் கண்டவாறு ஓர் இரும்புப் பாத்திரமும் அதனோடு அடியிலிருந்து செல்லும் இரும்புத் தண்டும் எதிர் மின்வாயாகப் பணிசெய்கிறது. இரும்புப் பாத்திரத்தில் உருகிய எரிசோடா (NaOH) உள்ளது. பாத்திரத்தின் அடிப்பாகத்தில் உருகாத எரிசோடா வைக்கப்பட்டுள்ளது. இரும்புத் தண்டைச் சுற்றி ஒரு கம்பி வலை போடப்பட்டுள்ளது. கம்பி வலையைச் சுற்றி

நிக்கலாலான ஓர் உருளை உள்ளது. இது நேர் மின்வாயாகப் பணிபுரிகிறது. கம்பி வலைக்குமேல் ஒரு சிறிய இரும்புப் பாத்திரம் உள்ளது. உருகின எரிசோடாவினில் மின்சாரத்தைச் செலுத்தினல், எரிசோடா மின்பகுப்பு அடைகிறது.

ஆக்ஸிஜன் நேர் மின்வாயிலும் ஹைட்ரஜன் எதிர் மின்வாயிலும் விடுவிக்கப்பட்டு சோடியம் மாத்திரம் சிறிய இரும்புப் பாத்திரத்தில் சேருகிறது. அதைத் தனியாகப் பிரித்தெடுக்கின்றனர்.

தற்காலத்தில் சோடிய உலோகம், சோடியம் குளோரைடு உப்பை மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்துவதன்மூலமே பெரும்பாலும் தயாரிக்கப்படுகிறது. இம் முறையில் சோடியம் குளோரைடின் உருகு நிலையைத் தணிப்பதற்கு அதனுடன் சிறிதளவு



படம் 57

மின்னாற் பகுக்கும் முறை

(1) இரும்புத் தொட்டி ; (2) கிராஃபைட் நேர் மின்வாய் ; (3) நிக்கல் எதிர் மின்வாய் ; (4) உருகிய சோடியம் குளோரைடு ; (5) சோடியம் செல்லும் குழல் ; (6) சோடியம் சேகரமாகும் பாத்திரம் ; (7) புனல் வடிவப் பாத்திரம் ; (8) குளோரின் செல்லும் குழல்.

கால்சியம் குளோரைடு சேர்க்கப்படுகிறது. இரும்புத் தண்டு எதிர் மின்வாயாகவும் கார்பன் நேர் மின்வாயாகவும் பயன் படுகின்றன.

$$2NaCl \longrightarrow 2Na + Cl_2 \uparrow$$

(எதிர் மின் வாய்) (நேர் மின் வாய்)

நேர் மின்வாயில் குளோரினும் எதிர் மின்வாயில் சோடியமும் சேகரிக்கப்படுகின்றன.

பௌதிக குணங்கள் : இது மென்மையானதும் வெண்மை நிறமுள்ளதுமான உலோகம். நீரைவிட இலேசானது. அதனால் தான் இது நீரில் மிதக்கிறது. வெப்பத்தையும் மின்சாரத்தையும் எளிதில் கடத்தும். இதை எப்பொழுதும் மண்ணெண்ணெயினுள் வைத்துப் பாதுகாக்க வேண்டும்.

இரசாயன குணங்கள் : காற்றில் திறந்து வைத்தால் ஆக்ஸிஜனுடன் இணையும். காற்றில் எரிந்து சோடியம் ஆக்ஸைடு, சோடியம் பெராக்ஸைடு ஆகியவற்றைக் கொடுக்கும்.

$$2Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2$$

$$4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$$

நீருடன் தீவிரமாக வினைப்பட்டு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடையும் ஹைட்ரஜனையும் கொடுக்கிறது.

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2 \uparrow$$

சோடியமும் பாதரசமும் சேர்ந்து இரசக் கலவையைக் (amalgam) கொடுக்கும். குளோரின், கந்தகம், ஹைட்ரஜன் முதலியவற்றுடன் சூடாக்கப்பட்டால் முறையே சோடியம் குளோரைடு, சோடியம் சல்ஃபைடு, சோடியம் ஹைட்ரைடு முதலியவற்றைக் கொடுக்கும்.

$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$$

$$2Na + S \longrightarrow Na_2S$$

$$2Na + H_2 \longrightarrow 2NaH$$

பயன்கள் : சோடியம் பெராக்ஸைடு, சோடியம் சயனைடு போன்ற சேர்மங்களைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. சோடிய உலோகஆவியைச் சில மின்விளக்குகளில் பயன்படுத்து

கின்றனர். சோடிய ரசக்கலவை, குறைப்பானுக'அங்கக இரசாயன இயலில் பயன்படுகிறது. சாயங்கள், மருந்துகள், வாசனைப் பொருள்கள் போன்றவைகள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது; செயற்கை ரப்பர் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

சோடியத்தின் சேர்மங்கள்

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, சோடியம் கார்பனேட்டு, சோடியம் பைகார்பனேட்டு, சோடியம் குளோரைடு, சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டு போன்றவை சோடியத்தின் முக்கியச் சேர்மங்களாகும்.

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு தயாரித்தல்

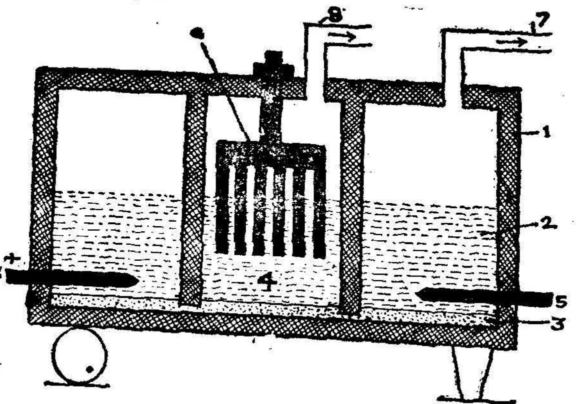
சோடிய உலோகத் துண்டு ஒன்றை நீரில் போட்டால், அது நீரில் சுறுசுறுப்பாக இங்கும் அங்கும் மிதந்து அலைந்து கொண்டே கரையும். அப்பொழுது அது நீருடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜன் வாயுவை இடப்பெயர்ச்சி செய்யும். சோடியம் கரைந்த நீரில் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு உண்டாகியிருக்கும். ஆனால், சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு தயாரிப்பதற்கு இது சரியான முறையன்று.

(a) கொதிக்கும் சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலுடன் (10%) கால்சியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைச் சேர்த்தால், இரட்டைச் சிதைவு ஏற்பட்டு, கால்சியம் கார்பனேட்டு என்ற நீரில் கரையாத பொருளும் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடும் உண்டாகும். நீரில் கரையாத கால்சியம் கார்பனேட்டை வடிகட்டி நீக்கிவிட்டு நாம் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலை அடையலாம்.

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + 2NaOH$$

(b) **காஸ்ட்னர்-கெல்னர் முறை:** இந்த வியாபார முறையில் சாதாரண உப்பின் பூரிதக் கரைசல் ஓர் இரும்புப் பாத்திரத்தினுள் வைக்கப்பட்டு மின்னாற் பகுக்கப்படுகிறது. மின்னாற் பகுக்க, இரும்புத் தண்டுகள் எதிர் மின்வாயாகவும், இரண்டு கார்பன் தண்டுகள் நேர் மின்வாயாகவும் உபயோகிக்கப்படும். மின்சாரம் செலுத்தப்படும்பொழுது சோடியம் குளோரைடு, தன் பகுதிகளான சோடியம், குளோரின் எனப் பிரியும். சோடியம் எதிர் மின்வாயை அடைந்து, அங்குள்ள நீருடன் வினை புரிந்து, சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, ஹைட்ரஜன்

என மாறும். அப்பொழுது ஹைட்ரஜன் எதிர். மின் வாயிலிருந்து வெளியேறும். சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலாகப் பாத்திரத்தில் இருக்கும். இதைக் காய்ச்சி நீரை ஆவியாகச் செய்து சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை எடுத்து, அதைக் குச்சி வடிவத்தில் தயாரித்து வியாபாரத்திற்கு அனுப்பு



படம் 58

காஸ்ட்னர்-கெல்னர் முறை

1. தொட்டி ; 2. சோடியம் குளோரைடு கரைசல் ; 3. பாதரசம் ; 4. நீர் ; 5. கார்பன் தண்டுகள் ; 6. இரும்புத் தண்டுகள் ; 7. குளோரின் ; 8. ஹைட்ரஜன்.

வார்கள். தற்காலத்தில் இம் முறைப்படிதான் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு தயாரிக்கப்படுகிறது. இம் முறையில் குளோரின் வாயு உடன்விளைவுப் பொருளாக நேர் மின்வாயில் கிடைக்கிறது.

$$NaCP \rightleftarrows Na^+ + Cl^-$$ (அயனியாதல்)

$$\left.\begin{array}{l} Na^+ + e^- \longrightarrow Na \\ 2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2 \uparrow \end{array}\right\}$$ எதிர் மின்வாயில்

$$\left.\begin{array}{l} Cl^- \longrightarrow Cl + e^- \\ Cl + Cl \longrightarrow Cl_2 \end{array}\right\}$$ நேர் மின்வாயில்

பௌதிக குணங்கள் : இது ஒரு வெண்மையான திடப் பொருள். இது காற்றிலிருந்து ஈரத்தைக் கிரகித்துக்கொண்டு நீர்த்துவிடும். இது நீரில் அதிகமாக வெப்பத்துடன் கரையும்.

இதன் கரைசல் சோப்புபோல் வழுவழுப்பாயிருக்கும். சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு மரம், துணி, ரப்பர் தோல் இவைகளை அரித்துவிடும். இது ஒரு காரமாதலால் சிவப்பு லிட்மஸை நீல லிட்மஸாக மாற்றும். இது ஒரு வீரியமுள்ள காரப்பொருள்.

இரசாயன குணங்கள்: இது அமிலங்களுடன் வெப்பத்தை வெளிவிட்டுக்கொண்டு வினைபுரிந்து உப்புகளைக் கொடுக்கும்.

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

அமில ஆக்ஸைடுகளுடன் எளிதில் வினைபுரிந்து உப்புகளைத் தருகிறது.

$$2NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$
$$2NaOH + SO_2 \longrightarrow Na_2SO_3 + H_2O$$

இது துத்தநாகம், அலுமினியம் ஆகிய உலோகங்களுடனும், சிலிகன் போன்ற அலோகங்களுடனும் சேர்ந்து ஹைட்ரஜன் வாயுவை வெளிப்படுத்தும்.

$$Zn + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2 \uparrow$$
$$2Al + 2NaOH + 2H_2O \longrightarrow 2NaAlO_2 + 3H_2 \uparrow$$
$$Si + 2NaOH + H_2O \longrightarrow Na_2SiO_3 + 2H_2 \uparrow$$

அம்மோனியம் உப்புகளுடன் இணைந்து அம்மோனியா வாயுவை வெளியேற்றுகிறது.

$$NH_4Cl + NaOH \longrightarrow NH_3 \uparrow + NaCl + H_2O$$

உலோக உப்புகளுடன் இணைந்து அவற்றின் ஹைட்ராக்ஸைடுகளை உண்டாக்குகிறது.

$$FeCl_3 + 3NaOH \longrightarrow Fe(OH)_3 \downarrow + 3NaCl$$

சில உலோகங்களின் ஹைட்ராக்ஸைடுகள் அதிக அளவு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுகளில் கரைகின்றன.

$$ZnSO_4 + 2NaOH \longrightarrow Zn(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$$
$$Zn(OH)_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + 2H_2O$$

(சோடியம் சிங்கேட்டு)

குளிர்ந்த நீர்த்த சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் குளோரினுடன் வினைபுரிந்து சோடியம் குளோரைடு, சோடியம் ஹைப்போ குளோரைட்டு ஆகியவற்றையும், சூடான அடர் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல், சோடியம் குளோரைடு, சோடியம் குளோரேட்டையும் கொடுக்கிறது.

$$2NaOH + Cl_2 \longrightarrow NaCl + NaClO + H_2O$$
$$6NaOH + Cl_2 \longrightarrow 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$$

தாவர எண்ணெய்களுடன் இதன் கரைசலைச் சேர்த்துக் காய்ச்சினால் சோப்பு உண்டாகும்.

உபயோகங்கள் : இது சோப்பு, கண்ணாடி, காகிதம், ஆடைகள் ஆகியவை செய்யும் தொழிற்சாலைகளில் உபயோகப் படுகிறது. சலவைத்தூள், ரொட்டிச் சோடா, சோடியம் குளோரேட்டு போன்ற பொருள்கள் தயாரிக்கவும், பெட்ரோலிய எண்ணெய்களைச் சுத்தம் செய்வதற்கும் உதவும். இது சோதனைச் சாலையில் முக்கியமான இரசாயனக் காரணியாகும். இதனுடன் சுண்ணாம்பைக் கலந்து சோடா லைம் என்ற பெயரில் கார்பன் டைஆக்சைடை உறிஞ்சும் பொருளாக உபயோகிக்கின்றனர்.

சோடியம் கார்பனேட்டு

சோடியம் கார்பனேட்டிற்குச் சலவை சோடா (washing soda) என்ற பெயரும் உண்டு. இதை மூன்று முறைகளில் வியாபார முறையில் தயாரிக்கின்றனர். எல்லா முறைகளிலும் கடல் உப்புதான் மூலப்பொருளாக எடுத்துக்கொள்ளப் படுகிறது.

சோதனைச்சாலையில் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலை கார்பன் டைஆக்ஸைடு வாயுவுடன் கொதிக்கவைத்தலின் மூலம் தயாரிக்கப்படுகிறது. இக் கரைசலைக் குளிரச் செய்தால், சோடியம் கார்பனேட்டு பிரிகிறது.

$$2NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

வியாபார முறையில் தயாரித்தல்

லெப்லாங் முறை (Leblanc's process) *:* சோடியம் குளோரைடு உப்பை அடர் கந்தக அமிலத்துடன் காய்ச்சினால்

சோடியம் சல்ஃபேட்டும் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவும் உண்டாகும். இரண்டாம் படியில், சோடியம் சல்ஃபேட்டைச் சுட்ட கரியுடனும் சுண்ணும்புடனும் ($CaCO_3$) சேர்த்துக் காய்ச்சுகிருர்கள். இப்பொழுது சல்ஃபேட்டானது, கரியிஞல் சல்ஃபைடாகக் குறைக்கப்படுகிறது. பின்னர் சோடியம் சல்ஃபைடு கால்சியம் கார்பனேட்டுடன் வினைப்பட்டு, சோடியம் கார்பனேட்டையும் கால்சியம் சல்ஃபைடையும் கொடுக்கிறது.

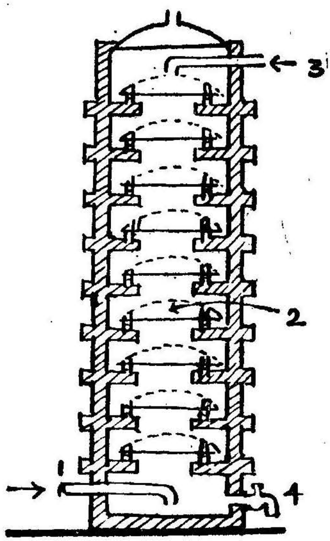
$$2NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$$

$$Na_2SO_4 + 4C \longrightarrow Na_2S + 4CO \uparrow$$

$$Na_2S + CaCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + CaS \downarrow$$

$Na_2CO_3 + CaS$ கலவையுடன் நீர் சேர்த்து சோடியம் கார்பனேட்டைக் கரைத்து, கரையாத கால்சியம் சல்ஃபைடை வடிகட்டி நீக்கி விடுகிருர்கள். பிறகு சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலைக் காய்ச்சிக் குளிரச்செய்து படிகங்களாக எடுக்கின்றனர்.

தற்காலத்தில் லெப்லாங் முறைப்படி அதிகம் சோடா உப்பு தயாரிக்கப்படுவதில்லை. அதைவிட மலிவானதும் சுலபமானதுமாகிய அம்மோனியா-சோடா முறை அல்லது சால்வே முறைப்படி (Solvay process) தயாரிக்கப்படுகிறது.



படம் 59

அமோனியா சோடா முறை

1. கார்பன்-டை ஆக்ஸைடு;
2. துவாரங்கள் உள்ள தட்டு;
3. அமோனியா கரைத்த உப்புக் கரைசல்;
4. சோடியம் பைகார்பனேட்டு + அமோனியம் குளோரைடு.

சால்வே முறை: இங்குப் பூரித சோடியம் குளோரைடு கரைசலினுள் முறையே அம்மோனியா வாயுவும் கார்பன் டை ஆக்சைடும் அதிக அழுத்தத்தில் கார்பனேட்டாக மாற்றும் கோபுரத்தினுள் செலுத்தப்படுகிறது. அப்பொழுது சோடியம் பைகார்பனேட்டும் அம்மோனியம் குளோரைடும் உண்டாகின்றன.

இவற்றில் சோடியம் பைகார்பனேட் மிகக் குறைந்த கரை திறனை உடையதாதலால், அது வீழ்படிவாகப் படியும். அதை வடிகட்டி நீக்கிவிட்டு வடிநீரைக் காய்ச்சினால், பைகார்பனேட்டு, கார்பன் டைஆக்ஸைடை இழந்து சோடியம் கார்பனேட்டாக மாறும்.

$$NH_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow NH_4HCO_3$$

$$NaCl + NH_4HCO_3 \longrightarrow NaHCO_3 \downarrow + NH_4Cl$$

$$2NaHCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

மின்பகு முறை (Electrolytic process): தற்காலத்தில் இம் முறைதான் மிக அதிகமாகக் கையாளப்படுகிறது. இம்முறையில் உடன் விளைவுகள் அதிகம் கிடைப்பதாலும், செலவு மிகவும் குறைவாக இருப்பதாலும் இம்முறையை அதிகம் ஆதரிக்கின்றனர்.

நாம் உப்பு நீரிலிருந்து சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு தயாரிக்கும் முறையை அறிந்தோம். அது இந்த முறையின் முதற் படியாகும். பிறகு சோடியம் ஹைட்ராக்சைடைப் பூரிதக் கரைசலாகச் செய்து அதனுள் அதிக நேரம் அதிக அழுத்தத்தில் கார்பன் டைஆக்ஸைடு வாயுவைச் செலுத்தினால், சோடியம் கார்பனேட்டு உண்டாகி அது கரையாத பொருளாகக் கீழே வீழ்படிவாகப் படியும். அதை வடிகட்டிப் பின் அடர்ப்பித்தால் சோடியம் கார்பனேட்டுப் படிகங்கள் உண்டாகும். மின் சாரம் மலிவாகக் கிடைக்கும் இடங்களில் இம் முறை கையாளப்படுகிறது.

$$2NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

குணங்கள்: இதுபடிக வடிவமானது; காற்றில் தன் படிக நீரை இழந்து தூள்பூக்கும்.

$Na_2CO_3 . 10H_2O \longrightarrow Na_2CO_3 + 10H_2O$. இது நீரில் கரையும் தன்மையுடையது. நீரற்ற இவ்வுப்பை சோடா சாம்பல் (Soda ash) என்பர். அதிக அளவு சூடுபடுத்தப்படும்பொழுது இது நீரையிழந்து சோடா சாம்பலாக மாறுகிறது. இதனுள் கார்பன் டைஆக்சைடைச் செலுத்தினால் சோடியம் பைகார்பனேட் உண்டாகிறது.

$$Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow 2NaHCO_3$$

நீர்த்த அமிலங்களால் இவ்வுப்பு எளிதில் சிதைக்கப்பட்டுக் கார்பன் டைஆக்ஸைடு வாயு உண்டாகிறது.

$$Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$$

உபயோகங்கள் : இது கண்ணுடி,சோப்பு,சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு போன்றவை தயாரிப்பதற்கும், ஆடைகளைச் சுத்தம் செய்வதற்கும் பயன்படுகிறது. நீரின் கடினத்தன்மையைப் போக்குவதற்கும், மற்ற சோடியம் உப்புகளைத் தயாரிப்பதற்கும், சோதனைச்சாலையிலும் பயன்படுகிறது. (குறிப்பு :சோடியம் கார்பனேட்டிற்குக் கூறுவதெல்லாம் பொட்டாசியம் கார்பனேட்டிற்கும் பொருந்தும். பொட்டாசியம் பைகார்பனேட்டு நீரில் கரையுமாதலால், அதனை சால்வே முறையில், தயாரிக்க முடியாது.)

சோடியம் பைகார்பனேட்டு

தயாரிக்கும் முறைகள் : சால்வே முறையில் சோடியம் கார்பனேட்டைத் தயாரிக்கும்பொழுது சோடியம் பைகார்பனேட்டு முதல்நிலைப் பொருளாகக் கிடைக்கிறது. சோடியம் கார்பனேட்டுப் பூரிதக் கரைசலினுள் கார்பன் டைஆக்ஸைடைச் செலுத்துவதன்மூலமும் இது தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow 2NaHCO_3$$

குணங்கள் : இது நீரில் கரையும் தன்மையுடைய ஒரு வெண்ணிறத் திடப்பொருள். இதன் கரைசல் கார குணமுடையது. மெதில் ஆரஞ்சு நிறங்காட்டி இதில் மஞ்சள்நிறத்தைக் கொடுக்கிறது. பினூல்ப்தலினுடன் நிறமற்றதாய் இருக்கிறது. சுமார் 100°C-க்குச் சூடுபடுத்தப்படும்பொழுது இது கார்பன் டைஆக்ஸைடு வாயுவை வெளிவிட்டு சோடியம் கார்பனேட்டாக மாறுகிறது.

$$2NaHCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

பயன்கள் : இது ரொட்டிகள் தயாரிப்பதற்கும் சமையலிலும் பயன்படுகிறது. அசீரணத்திற்கு மருந்தாகவும் தீயணைப்பான்களிலும் உபயோகமாகிறது. இது சோடா போன்ற பானங்கள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

சோடியம் கார்பனேட்டிற்கும் சோடியம் பைகார்பனேட்டிற்கும் உள்ள வேறுபாடுகள்:

சோதனை	Na_2CO_3	$NaHCO_3$
1. ஓர் உலர்ந்த சோதனைக் குழாயில் சூடு செய்.	மாறுதல் இல்லை.	கார்பன் டை ஆக்ஸைடு வாயு வெளி வரும்.
2. இதன் கரைசலுக்கு பினால்ப்தலினைச் சேர்.	இளஞ்சிவப்பு, சிவப்பு நிறத்தை அடையும்.	கரைசல் நிறமற்றதாகவே இருக்கும்.
3. கரைசலுக்கு மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டைச் சேர்.	வெண்ணிற வீழ்படிவு உண்டாகும்.	வீழ்படிவு உண்டாகாது.

சோடியம் குளோரைடு

இந்தச் சாதாரண உப்பு இயற்கையில் கடல்நீரிலும், பூமிக்கடியில் சில சுரங்கங்களிலும் கிடைக்கிறது.

தயாரிக்கும் முறைகள் : (1) கடல் நீரைச் சூரிய வெப்பத்தில் ஆவியாக்குவதன்மூலம் இவ் வுப்புத் தயாரிக்கப்படுகிறது. கடல் நீரை இறைத்துக் கடற்கரையருகே உள்ள உப்பங்கழிகளிலுள்ள பாத்திகளில் தேக்கிவைப்பார்கள். இந் நீர் சூரிய வெப்பத்தினுலும் காற்றினுலும் ஆவியாக்கப்பட்டு வெளியேறுகிறது. பாத்திகளின் அடியில் உப்பு, படிகங்களாகப் படிந்திருக்கும்.

(2) இந்துப்பிலிருந்து (Rock salt) : சில இடங்களில் பூமிக்கடியில் தோண்டினுல் உப்பு பாறையாக காணப்படுகிறது. இதை இந்துப்பு என்று அழைப்பர். அந்தப் பாறைகளை உடைத்துக் கட்டிகளாக உப்பை எடுப்பார்கள். இன்னும் சில இடங்களில் பூமிக்கு வெகு ஆழத்திலுள்ள சுரங்கங்களில் உப்புக் காணப்படுகிறது. அங்குப் பூமிக்குள் குழாய்களைச் செலுத்தி

அவைகளின் வழியாய் நீராவியைச் செலுத்துவார்கள். கீழே யுள்ள உப்பு, நீராவி சுருங்குவதால் உண்டாகும் வெப்ப நீரில் கரைந்து கரைசலாகும். அந்தக் கரைசலைப் பம்புகள் மூலம் இறைத்து வெளியே கொண்டுவருவார்கள். பின்பு அந்த நீரை ஆவியாகச் செய்து உப்பைப் பெறுவார்கள்.

தூய உப்பைத் தயாரித்தல்: கடல் உப்பிலும் இந்துப் பிலும் கால்சியம் குளோரைடு, மக்னீசியம் குளோரைடு போன்ற நீரை ஈர்க்கும் தன்மையுள்ள உப்புகள் கரைந்திருக் கின்றன. கடல் நீரில் 3% சாதாரண உப்பு இருக்கிறது. மற்ற உப்புகள் மிகக் குறைந்த அளவில்தான் இருக்கின்றன. என்று லும், இந்த ஈர்க்கும் குணமுடைய உப்புகள் காற்றிலுள்ள ஈரத்தைப் பருகுவதால் சாதாரண உப்பு ஈரக்கசிவாய் இருக் கிறது. ஆகவே, சாதாரண உப்பிலிருந்து அதனுடன் கலந்திருக் கும் மாசுகளை நீக்கிவிட்டால், அது சுத்தமான வெண்மை நிற முள்ள கசியும் தன்மையில்லாத கனசதுர வடிவப் படிகங் களாகக் கிடைக்கும். இதற்கு மேசை உப்பு (table salt) என்று பெயர். மேசை உப்புத் தூய சோடியம் குளோரைடாகும்.

கடல் உப்பைப் பூரிதக் கரைசலாகச் செய்து, அதனுள் இருக்கும் மணல், தூசி இவைகளை வடிகட்டின பிறகு, அதனுள் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவைச் செலுத்தினால், சாதாரண உப்பின் கரைதிறன் குறைந்து அது படிகமாக வெளிப்படும். இப் படிகங்களைச் சேகரித்து மீண்டும் நீரில் கரைத்துப் படிகங் களாகச் செய்தால் மிகவும் சுத்தமான சோடியம் குளோரைடு கிடைக்கும். இவ் உப்பு ஈர்க்கும் குணமுடையதாய் இராது.

குணங்கள்: இது வெண்ணிறப் படிக வடிவமானது. நீரில் கரையும் தன்மையுடையது. சூடுபடுத்தினால் இதன் கரை திறன் அதிகம் வேறுபடாது. சூடுபடுத்தப்படும்பொழுது, இதன் படிகங்கள் சப்தத்துடன் உடைகின்றன. இவ்வுப்பு வெள்ளி நைட்ரேட்டுக் கரைசலுடன் வெள்ளிக் குளோரைடு வீழ்படிவு கொடுக்கிறது.

$$NaCl + AgNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + AgCl \downarrow$$

உபயோகங்கள்: உணவுப் பொருள்களை வெகு காலம் கெடாமல் பாதுகாக்கவும் உணவிற்குச் சுவையூட்டவும் உதவும் பனிக்கட்டியுடன் சேர்த்து உறைக் கலவை செய்ய உதவும். குளோரின், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், சோடா உப்பு,

ரொட்டிச் சோடா முதலியன இதிலிருந்துதான் தயாரிக்கப் படுகின்றன. சோப்புத் தயாரிக்கும் முறையில், சோப்புக் கரை சலிலிருந்து சோப்புப் பிரிவதற்கு இந்த உப்பைக் கரைசலில் அதிக அளவு சேர்க்கிறார்கள். மீன், இறைச்சி, ஊறுகாய் முதலியவைகளை வெகு நாள் பாதுகாக்கவும் இது உதவும்.

சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டு (Sodium thiosulphate)

இது வியாபாரத் துறையில் ஹைபோ என அழைக்கப் படுகிறது. இதன் வாய்பாடு:

$$Na_2S_2O_3 \, . \, 5H_2O$$

தயாரிக்கும் முறைகள் : சோடியம் சல்ஃபேட்டு பூரிதக் கரைசலுடன் அதிக அளவு கந்தகத்தைக் காய்ச்சுவதன்மூலம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$Na_2SO_3 + S \longrightarrow Na_2S_2O_3$$

கரையாத கந்தகம் வடிகட்டப்பட்டு நீக்கப்படுகிறது. வடிநீரைச் சுண்டக் காய்ச்சிப், பிறகு குளிரச் செய்தால் அது படிகங்களாக மாறுகிறது. நிறமற்ற சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டுப் படிகங்கள் குடுவையில் படிந்திருக்கும்.

(2) வியாபார முறையில் சோடியம் கார்பனேட்டைக் கொண்டுள்ள சோடியம் சல்ஃபைட்டுக் கரைசலினுள் கந்தக டைஆக்ஸைடைச் செலுத்துவதன்மூலம் இச் சேர்மம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$2Na_2S + Na_2CO_3 + 4SO_2 \longrightarrow 3Na_2S_2O_3 + CO_2 \uparrow$$

குணங்கள் : இது ஐந்து நீர் மூலக்கூறுகளைக் கொண்ட ஒரு வெண்ணிறப் படிகமாகும். நீரில் கரையும் தன்மையுடையது. சூடுபடுத்தப்படும்பொழுது இவ்வுப்பானது அதன் படிகநீரை இழந்து சோடியம் சல்ஃபேட்டாகவும் சோடியம் பென்டா சல்ஃபைடாகவும் சிதைக்கப்படுகிறது.

$$4Na_2S_2O_3 \xrightarrow{\Delta} 3Na_2SO_4 + Na_2S_5$$

நீர்த்த அமிலங்களால் இவ் வுப்புச் சிதைக்கப்படுகிறது. அப்போது கந்தக டைஆக்ஸைடும் கந்தகமும் உண்டாகின்றன.

$$Na_2S_2O_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + SO_2 \uparrow + S \downarrow$$

இது அயோடின் கரைசலின் நிறத்தை நீக்கி, சோடியம் டெட்ரா தயோனேட்டையும் சோடியம் அயோடைடையும் கொடுக்கிறது.

$$2Na_2S_2O_3 + I_2 \longrightarrow Na_2S_4O_6 + 2NaI$$

இதன் கரைசல் வெள்ளி குளோரைடைக் கரைத்துவிடும்.

$$AgCl + Na_2S_2O_3 \longrightarrow NaCl + NaAgS_2O_3$$

குளோரின், பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டு, புரோமின் போன்ற ஆக்ஸிஜனேற்றிகள் இதனை சோடியம் சல்ஃபேட்டாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கின்றன.

$$Na_2S_2O_3 + Cl_2 + H_2O \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl + S$$

பயன்கள்: புகைப்படத் தொழிலில் வெள்ளி உப்பீனிகளைக் கரைக்கப் பயன்படுகிறது. இது நிறம் நிறுத்தியாகவும் குளோரின் நீக்கியாகவும் பயன்படுகிறது. கரைசல்களிலுள்ள தாமிரம், அயோடின் ஆகியவற்றின் அளவை நிர்ணயிப்பதற்குப் பருமனறி பகுப்பு முறையில் பயன்படுகிறது.

பொட்டாசியத்தின் சேர்மங்கள்

1. பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு ($KMnO_4$)

மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடு, பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, பொட்டாசியம் குளோரேட்டு ஆகியவற்றைச் சேர்த்துச் சூடுபடுத்துவதன் மூலம் இது தயாரிக்கப்படுகிறது. இதனால் கிடைக்கும் பச்சைநிறப் பொருள் நீரில் கரைக்கப்பட்டுப் பிறகு அதனுள் குளோரின் செலுத்தப்படுகிறது. பச்சை நிறக் கரைசல் கருஊதா நிறத்தை உடையதாக மாறுகிறது. பின் இவ் ஊதா நிறக் கரைசல் கல்நாரின் வழியாக வடிகட்டப்பட்டு அவ் வடிநீரைச் சுண்டக் காய்ச்சினால் ஊதா நிறப் படிகங்கள் முதலில் பிரிந்துவருவதைக் காணலாம். இப் படிகங்களை நீக்கிக் கழுவி உலர்த்தவும்.

$$KClO_3 \longrightarrow KCl + 3[O]$$

$$MnO_2 + 2KOH + [O] \longrightarrow K_2MnO_4 + H_2O$$

$$2K_2MnO_4 + Cl_2 \longrightarrow 2KCl + 2KMnO_4$$

குணங்கள் : இது பளபளப்பான கருஊதா நிறப் படிகமாகும். இது நீரில் சுமாராகக் கரைகிறது. கரைசல் ஊதா நிறமானது. இதைச் சூடுபடுத்தினால், பொட்டாசியம் மாங்கனேட்டு, மாங்கனீசு டைஆக்ஸைடு ஆகியவைகளாகச் சிதைக்கப்படுகிறது. இவ் வினையின்போது ஆக்ஸிஜன் வெளியேறுகிறது.

$$2KMnO_4 \longrightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$$

இதன் அமிலம் அல்லது காரக் கரைசல் ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றியாகும். அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை இது குளோரினாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2KMnO_4 + 10HCl \longrightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2\uparrow$$

இதன் நீர்த்த கந்தக அமிலக் கரைசல் (a) ஃபெரஸ் உப்புகளை ஃபெரிக் உப்புகளாகவும், (b) கந்தக டைஆக்ஸைடை கந்தக அமிலமாகவும், (c) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைக் கந்தகமாகவும், (d) ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தைக் கார்பன் டைஆக்ஸைடாகவும், (e) நைட்ரைட்டுகளை நைட்ரேட்டுகளாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5[O]$$

(a) $5[O] + 10FeSO_4 + 5H_2SO_4 \longrightarrow 5Fe_2(SO_4)_3 + 5H_2O$

(b) $5[O] + 5SO_2 + 5H_2O \longrightarrow 5H_2SO_4$

(c) $5[O] + 5H_2S \longrightarrow 5H_2O + 5S\downarrow$

(d) $5[O] + 5H_2C_2O_4 \xrightarrow{\Delta} 10CO_2\uparrow + 5H_2O$

(e) $5[O] + 5NaNO_2 \longrightarrow 5NaNO_3$

உபயோகங்கள் : இது ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றியாகும். சாயத்தொழிலிலும் நிறம் நீக்குவதிலும் இது பயன்படுகிறது. பருமனறி பகுப்பு முறையில் இரும்பு, உப்புகள், ஆக்ஸாலிக் அமிலம், ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு போன்றவற்றின் அளவை நிர்ணயிப்பதற்கும் பயன்படுகிறது. இது ஒரு சிறந்த கிருமி

நாசினியாகவும் தொற்றுநீக்கியாகவும் மருத்துவத்தில் பயன் படுகிறது.

2. பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு

தயாரிக்கும் முறை: குரோம் இரும்புத் தாதுவிலிருந்து ($FeO . Cr_2O_3$) பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு தயாரிக்கப் படுகிறது.

தயாரிப்பு முறை

(a) நன்றாகத் தூளாக்கப்பட்ட குரோம் இரும்புத் தாது, சோடியம் கார்பனேட்டு, சுண்ணாம்புக்கல் ஆகியவற்றை அதிக அளவு வெப்பத்தில் காற்றுபடச் சூடு படுத்தப்படுகிறது. இப்போது சோடியம் குரோமேட்டு உண்டாவதால், பொருள் மஞ்சள் நிறமாக மாறுகிறது.

$$4FeO . Cr_2O_5 + 8Na_2CO_3 + 7O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3 + 8Na_2CrO_4 + 8CO_2\uparrow$$

கலவையில் உள்ள சுண்ணாம்புக்கல் கலவைக்குள் காற்றுப் புகுவதை எளிதாக்குகிறது. பாத்திரத்தில் உள்ள மஞ்சள் நிறப் பொருள் நீரில் கரைக்கப்படுகிறது. நீரில் சோடியம் குரோமேட்டு மட்டிலுமே கரைகிறது. இரும்பு ஆக்சைடு கரையாமல் பின் தங்கிவிடும்.

(b) சோடியம் குரோமேட்டை, சோடியம் டைகுரோ மேட்டாக மாற்றுதல் :

மேற்கூறிய முறையில் தயாரிக்கப்பட்ட சோடியம் குரோ மேட்டு கந்தக அமிலத்துடன் சேர்க்கப்படும்பொழுது, ஆரஞ்சு நிறமான சோடியம் டைகுரோமேட்டாக மாற்றப் படுகிறது.

$$2NaCr_3O_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2Cr_2O_7 + Na_2SO_4 + H_2O$$

இக் கரைசலை ஆவியாதலுக்கு உட்படுத்தினால், குறைந்த கரைதிறனுடைய சோடியம் சல்ஃபேட்டு முதலில் படிக மாகிறது. இப் படிகங்கள் கரைசல் சூடாக இருக்கும்பொழுதே பிரிக்கப்பட்டுவிடுகின்றன.

(c) சோடியம் டைகுரோமேட்டைப் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டாக மாற்றுதல் :

சூடான சோடியம் டைகுரோமேட்டு பூரிதக் கரைசலைப் பிறகு தேவையான அளவு பொட்டாசியம் குளோரைடுடன் வினைபுரியச் செய்யப்படுகிறது.

$$Na_2Cr_2O_7 + 2KCl \longrightarrow K_2Cr_2O_7 + 2NaCl$$

இக் கரைசலைக் குளிரச் செய்தால், குறைந்த அளவு கரை திறனை உடைய பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுப் படிகங்கள் முதலில் பிரிகின்றன.

குணங்கள் : இது ஓர் ஆரஞ்சு நிறமான திடப்பொருளாகும். இது நீரில் கரையும். சூடுபடுத்தப்படும்பொழுது, பொட்டாசியம் குரோமேட்டு, குரோமியம் ஆக்ஸைடு, ஆக்ஸிஜன் முதலியவையாகச் சிதைக்கப்படுகின்றது.

$$4K_2Cr_2O_7 \longrightarrow 4K_2CrO_4 + 2Cr_2O_3 + 3O_2\uparrow$$

பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு சூடான அடர் கந்தக அமிலத்துடன் ஆக்ஸிஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$2K_2Cr_2O_7 + 8H_2SO_4 \longrightarrow 2K_2SO_4 + 2Cr_2(SO_4)_3 + 8H_2O + 3O_2\uparrow$$

காரங்களுடன் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு, குரோமேட்டாக மாற்றப்படுகிறது.

$$K_2Cr_2O_7 + 2KOH - 2K_2CrO_4 + H_2O$$

அமிலத்துடன் இது ஆக்ஸிஜனை வெளியிடுவதால், இது ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றியாகும். இவ் வினையில் பயன்படும் சமன்பாடு :

$$K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 4H_2O + 3[O]$$

கீழ்க்கண்ட வினைகளில் [(a)–(f)] இது ஓர் ஆக்ஸிஜனேற்றியாகப் பணிபுரிகிறது:

(a) பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டை ஃபெரிக் சல்ஃபேட்டாக மாற்றும்.

$$3[O] + 6FeSO_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 3Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$

(b) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு கந்தகமாக மாறும்.

$$3[O] + 3H_2S \longrightarrow O\ 3H_2O + 3S\downarrow$$

(c) சல்ஃபர் டையாக்ஸைடு கந்தக அமிலமாகும்.

$$3[O] + 3SO_2 + 3H_2O \longrightarrow 3H_2SO_4$$

(d) பொட்டாசியம் அயோடைடு, அயோடினாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையும்.

$$K_2Cr_2O_7 + 7H_2SO_4 + 6KI \longrightarrow 4K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 7H_2O + 3I_2$$

(e) பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு, சோடியம் குளோரைடு, அடர் கந்தக அமிலம் ஆகியவற்றைச் சேர்த்துச் சூடுசெய்தால் செம்பழுப்பு நிறமான குரோமைல் குளோரைடு ஆவி வெளிவருகிறது.

$$K_2Cr_2O_7 + 4NaCl + 6H_2SO_4 \longrightarrow 2CrO_2Cl_2\uparrow + 2KHSO_4 + 4NaHSO_4 + 3H_2O$$

(f) பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுக் கரைசலைக் கரையும் தன்மையுடைய காரீயம், பேரியம் ஆகியவற்றின் உப்புகளின் கரைசல்களுடன் சேர்த்தால், கரையாத மஞ்சள் நிறக் குரோமேட்டு வீழ்படிவுகள் உண்டாகின்றன.

$$2Pb(NO_3)_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2O \longrightarrow 2PbClO_4\downarrow + 2KNO_3 + 2HNO_3$$

$$3Ba(NO_3)_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2O \longrightarrow 2BaCrO_4\downarrow + 2KNO_3 + 2HNO_3$$

பயன்கள்: இது அங்கக இரசாயனத்திலும் பருமனறி பகுப்பு முறையிலும் சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றியாகப் பயன்

படுகிறது. குரோமியம் சேர்மங்களைத் தயாரிப்பதிலும் தோல் பதனிடுவதிலும் இது உதவுகிறது.

வினாக்கள்

(1) சோடியத்தின் முக்கியமான தாதுப்பொருள்கள் யாவை? அது எவ்விதம் தயாரிக்கப்படுகிறது? அதன் குணங்களும் பயன்களும் யாவை?

(2) சிறு குறிப்பு வரைக: (a) தாதுப்பொருள், (b) மிதப்புக் கசடு, (c) இளக்கி, (d) தாதுப்பொருள்களை அடர்ப்பித்தல்.

(3) பின்வருவனவற்றைத் தயாரிக்கும் முறைகளையும், அவற்றின் பண்புகளையும் பயன்களையும் கூறுக:

(a) சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, (b) சோடியம் கார்பனேட்டு, (c) சோடியம் குளோரைடு, (d) பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டு, (e) பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு, (f) சோடியம் தயோசல்ஃபேட்டு.

18. மக்னீசியம்

இது சோடியத்தைக் காட்டிலும் வீரியக் குறைவானதோர் உலோகமாகும். இதன் ஹைட்ராக்ஸைடு எளிதில் மக்னீசியம் ஆக்ஸைடாகவும் நீராகவும் சிதையும் தன்மையுடையது.

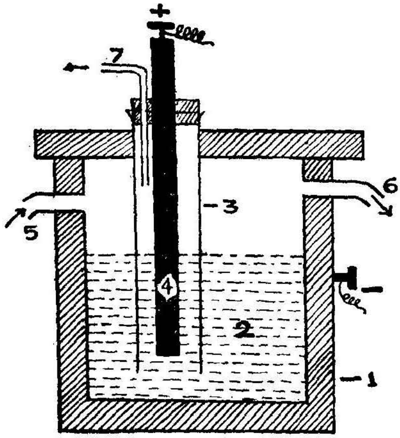
கிடைக்கும் விதம்: இது தனி உலோகமாகக் கிடைப்ப தில்லை. இதன் சேர்மங்களாகக் கீழே கண்டபடி பூமியில் கிடைக் கிறது.

மாக்னசைட் ($MgCO_3$, Magnesite); *டோலமைட்* ($CaCO_3 \cdot MgCO_3$, Dolomite); *கார்னலைட்* ($KClMgCl_2 . 6H_2O$, Carnallite); *எப்சம் உப்பு* ($MgSO_4 . 7H_2O$, Epsom salt).

மின்பகுப்பு முறை: மக்னீசியம் பெரும்பாலும் கார்னலைட் அல்லது மக்னீசியம் குளோரைடை மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்து வதன்மூலம் தயாரிக்கப்படுகிறது. உருக்கின கார்னலைட்டுத் தாதுவை ஓர் இரும்புப் பாத்திரத்தில் வைத்து மின்சாரத்தை அதில் செலுத்துகின்றனர். இரும்புப் பாத்திரம் எதிர் மின் வாயாகவும், அதனுள் வைக்கப்பட்டுள்ள கரித்துண்டு நேர் மின் வாயாகவும் வேலை செய்கிறது. மக்னீசியமும் குளோரினும் தனித்தனியாகப் பிரிந்து, மக்னீசியம் எதிர் மின்வாயிலும் குளோரின் நேர் மின்வாயிலும் விடுவிக்கப்படுகின்றன. கரித் துண்டைச் சுற்றியுள்ள பீங்கான், குளோரினை மக்னீசியத் துடன் சேராதபடி தடுக்கிறது. மக்னீசியம் இலேசான உலோகமாதலால், அது உருகிய மின்பகுபொருளின்மீது மிதக் கிறது. இவ் வீரிய உலோகம் காற்றுடன் சேர்ந்து எரிவதைத் தடுக்கும்பொருட்டு மின்பகுபொருளின் மேல்பாகத்தின்மீது கரிவாயு போன்ற மந்த வாயு செலுத்தப்படுகிறது.

$$MgCl_2 \longrightarrow Mg^{+2} + 2Cl^- \uparrow$$
$$2Cl^- - 2e^- \longrightarrow Cl_2$$

பௌதிகப் பண்புகள் : இது வெள்ளியைப் போன்ற நிற முடையது; மிகவும் இலேசான உலோகம். இதன் ஒப்பு அடர்த்தி 1·9. இலேசான இவ் உலோகத்தின்மீது ஈரக்காற்றுப்



படம் 60

மக்னீசியம் குளோரைடிலிருந்து மின்னாற் பகுப்பு முறையில் மக்னீசியம் தயாரிக்கப்படுதல்

1. இரும்புத் தொட்டி ; 2. உருகிய நிலையிலுள்ள மக்னீசியம் குளோரைடு 3. பீங்கான் உறை ; 4. நேர் மின்வாயாகிய கார்பன் தண்டு ; 5. மந்த வாயு தொட்டிக்குள் புகுமிடம் ; 6. மந்த வாயு தொட்டியிலிருந்து வெளிவரும் இடம் ; 7. குளோரின் வெளிச்செல்லும் குழல்.

பட்டால், இது உலோகப் பொலிவை இழந்துவிடுகிறது. தகடாக அடிக்கலாம் ; கம்பியாக நீட்டலாம். இவ்வுலோகம் வெப்பத்தையும் மின்சாரத்தையும் எளிதில் கடத்தும்.

இரசாயனப் பண்புகள் : இதைச் சூடேற்றினால் காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனோடு இணைந்து மிகவும் பிரகாசமான ஒளியுடன் எரிந்து மக்னீசிய ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$$

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைப்பட்டு மக்னீசியம் குளோரைடையும் ஹைட்ரஜனையும் கொடுக்கிறது.

$$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$$

நீர்த்த கந்தக, ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டு அல்லது குளோரைடையும் ஹைட்ரஜனையும் கொடுக்கிறது.

$$Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2 \uparrow$$
$$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2 \uparrow$$

அடர் கந்தக அமிலங்களுடன் மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டு, கந்தக டைஆக்ஸைடு, நீர் முதலியன கிடைக்கும்.

$$Mg + 2H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

நீராவியுடன் மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு ஹைட்ரஜனைக் கொடுக்கிறது.

$$Mg + H_2O \longrightarrow MgO + H_2 \uparrow$$

மிக நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன், மக்னீசியம் நைட்ரேட்டையும் ஹைடிரஜனையும் கொடுக்கிறது; அடர் அமிலத்தில் நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடு வாயு வெளிப்படும்.

$$Mg + 2HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2 \uparrow$$
$$Mg + 4HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + 2NO_2 \uparrow + H_2O$$

இது காரங்களுடன் வினைப்படுவதில்லை. நைட்ரஜனுடன் வினைப்பட்டு மக்னீசியம் நைட்ரைட்டைத் தருகிறது.

$$3Mg + N_2 \xrightarrow{\Delta} Mg_3N_2$$

மக்னீசியம், கார்பன் டைஆக்ஸைடில் எரிந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடிலுள்ள ஆக்ஸிஜனை நீக்குகிறது.

$$2Mg + CO_2 \longrightarrow 2MgO + C$$

அதிக அளவு வெப்பத்தில் இது ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜன் குறைப்பானாக வேலைசெய்கிறது.

பயன்கள்: மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டு என்ற பேதி உப்பு, வாணவேடிக்கை இரசாயனங்கள், வெடிமருந்துகள், இரவில் இடங்களை யுத்தகளத்தில் கண்டுகொள்ளல் ஆகியவற்றுக்குப் பயன்படும். இதன் உலோகக் கலவைகளான மெக்னலியம் (Mg + Al), டூரலுமின் (Mg, Mn, Al, Cu) போன்றவைகள் மிக

இலேசாகவும் உறுதியாகவும் இருப்பதால், ஆகாய விமானங்கள், பௌதிக, இரசாயனத் தாரசுகள் ஆகியவற்றின் பாகங்களைத் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

அலுமினியம்

இதன் முக்கியமான தாதுக்கள் : பாக்ஸைட்டு (Bauxite) — $Al_2O_3 . 2H_2O$; கிரியோலைட்டு (Cryolite) — $3NaF . AlF_3$.

1886ஆம் ஆண்டு, ஹால், மின்பகுப்பு முறையில் இதைப் பிரித்தெடுத்தார். அலுமினியத்தின் தாது எங்கும் அதிகமாகக் கிடைப்பதால், அது தற்சமயம் மிக மலிவான உலோகமாக விளங்குகிறது. ஆதலால், இதை ஏழைகளின் வெள்ளி என்பர்.

பாக்ஸைட்டைச் சுத்தம் செய்தல்

(a) **பேயரின் முறை** (Baeyer's process): பாக்ஸைட்டு தாதுவைக் தூளாக்கி எரிசோடாக் கரைசலுடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்துவார்கள். இப்போழுது சோடியம் மெட்டா அலுமினேட்டு கிடைக்கிறது. இதனோடு நீர் சேர்த்து வடிகட்டிப் பின்பு காய்ச்சித் தூய அலுமினியம் ஆக்சைடு தயார் செய்யப்படுகிறது. அதாவது, சோடியம் மெட்டா அலுமினேட்டை எரிகாரத்துடன் நீரேற்றலுக்கு உட்படுத்தி அலுமினியம் ஹைட்ராக்சைடைத் தயாரிக்கிறார்கள்.

$$Al_2O_3 + 2NaOH \longrightarrow 2NaAlO_2 + H_2O$$

$$NaAlO_2 + 2H_2O \longrightarrow NaOH + Al(OH)_3 \downarrow$$

வீழ்படிவாக உள்ள அலுமினியம் ஹைட்ராக்சைடானது, சுத்தமான அலுமினியம் ஆக்சைடாகவும் நீராவியாகவும் சூடுபடுத்திச் சிதைக்கப்படுகிறது.

$$2Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2O_3 + 3H_2O$$

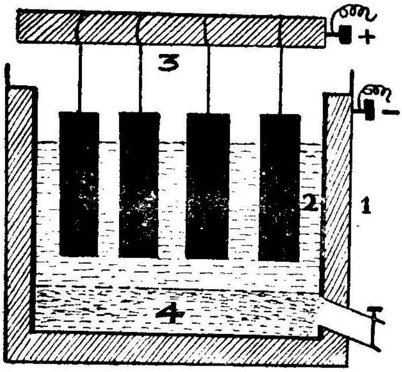
(b) **ஹாலின் முறை** (Hall's process): பாக்சைட்டு தாதுவை சோடியம் கார்பனேட்டுடன் சேர்த்துச் சூடுசெய்யப்படுகிறது. இப்பொழுது கரையும் தன்மையுடைய சோடியம் மெட்டா அலுமினேட்டைக் கொண்டுள்ள கரைசலுக்குக் கார்பன் டைஆக்ஸைடு பாய்ச்சப்பட்டுச்சுமார் 50°C—60°C வரை சூடுபடுத்தப்படுகிறது. நீராற் பகுத்தல் வினையின் காரணமாக அலுமினியம் ஹைட்ராக்சைடு கிடைக்கிறது.

$$2NaAlO_2 + 3H_2O + CO_2 \longrightarrow 2Al(OH)_3 \downarrow + Na_2CO_3$$

இவ்வலுமினியம் ஹைட்ராக்சைடைக் காய்ச்சினால் அலுமினிய ஆக்சைடு கிடைக்கிறது.

$$2Al(OH)_3 \xrightarrow{\Delta} Al_2O_3 + 3H_2O$$

மின்னாற் பகுத்தல் : மேற்கண்டவாறு பெற்ற தூய அலுமினியம் ஆக்சைடைத் திரவ நிலையிலுள்ள கிரியோலைட்டில் கரைத்துச் சுமார் 900°C—1000°C-ல் மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்தப்படுகிறது. இதில் கரித்தண்டுகள் நேர் மின்வாயாகப் பயன்படுகின்றன.



படம் 61

அலுமினியம் பிரித்தெடுக்கப்படுதல்

1. இரும்புத் தொட்டி; 2. பாக்சைட்-கிரியோலைட் கலவை; 3. கரித்தண்டுகள் ; 4. உருகிய நிலையிலுள்ள அலுமினியம்.

அலுமினியம் ஆக்சைடைக் கிரியோலைட்டுடன் சேர்த்து ஓர் இரும்புப் பாத்திரத்தில் எடுத்துக்கொள்கிறார்கள். இதனுடன் சிறிது கால்சியம் ஃபுளோரைடையும் சேர்த்துக்கொள்கிறார்கள். இப் பாத்திரத்தின் உட்பகுதியில் கிராஃபைட்டு பூசப்பட்டிருக்கிறது. இக் கலவைக்குள் வைக்கப்பட்டிருக்கும் கரித்தண்டுகள் நேர் மின்வாயாகவும் இரும்புப் பாத்திரம் எதிர் மின்வாயாகவும் வேலை செய்கின்றன. கலவையின் மேல்புறம் கரித்தூளால் மூடப்பட்டிருக்கும். வலிமைமிக்க மின்னோட்டம் உட்செல்லும் போது கலவை உருகுகிறது. அலுமினியம் ஆக்சைடு, மின்பகுப்பினால் சிதைந்து அலுமினியமாகவும் ஆக்சிஜனாகவும் பிரிகிறது. அலுமினியம் கிரியோலைட்டைவிட கனமானதாதலால்,

உருகிப் பாத்திரத்தின் அடியில் தங்கும். ஆக்ஸிஜன் கிராஃபைட்டு சட்டங்களுக்கு இடையிலுள்ள வழியின்மூலம் வெளியேறும். ஆக்ஸிஜன் வெளியேறும்பொழுது கிராஃபைட் கரியால் ஆன நேர் மின்முனையைச் சிறிது அரித்துவிடும். ஆகையால், கார்பன் தண்டுகள் அடிக்கடி மாற்றப்படவேண்டும். இரும்புப் பாத்திரத்தின் அடியிலுள்ள திறப்பின் வழியாக அலுமினியத்தை வெளியேறச் செய்வார்கள்.

$$2Al_2O_3 \longrightarrow 4Al + 3O_2$$

பௌதிகப் பண்புகள்: இது நீலம் கலந்த வெண்ணிற உலோகம். மிக இலேசானது. ஒப்பு அடர்த்தி 2·7. இதைத் தகடாகவும் கம்பியாகவும் அடிக்கலாம். வெப்பத்தையும் மின் சாரத்தையும் எளிதில் கடத்தும் நச்சுத் தன்மை இல்லாதது.

இரசாயனப் பண்புகள்: ஈரக்காற்று இவ்வுலோகத்தை அலுமினிய ஆக்சைடாக மாற்றுகிறது.

$$2Al + 3H_2O \longrightarrow Al_2O_3 + 3H_2 \uparrow$$

நீர்த்த கந்தக அமிலம், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் ஆகியவற்றுடன் ஹைட்ரஜனைக் கொடுக்கிறது.

$$2Al + 3H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2 \uparrow$$

$$2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2 \uparrow$$

சூடான நீருடன் ஹைட்ரஜனை விடுவிக்கிறது.

$$2Al + 6H_2O \longrightarrow 2Al(OH)_3 + 3H_2 \uparrow$$

எரிகாரக் கரைசல்களுடன் சூடேற்றினல், ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றும்; சோடியம் அலுமினேட்டும் கிடைக்கிறது.

$$2NaOH + 2Al + 2H_2O \longrightarrow 2NaAlO_2 + 3H_2 \uparrow$$

சூடான அடர்ந்த கந்தக அமிலத்துடன் கந்தக டைஆக்சைடு கிடைக்கிறது.

$$2Al + 6H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O + 3SO_2$$

நைட்ரிக் அமிலத்துடன் தூய அலுமினியம் வினை புரிவதில்லை.

அலுமினியம் உலர்ந்த குளோரினுடன் சேர்ந்து அலுமினியக் குளோரைடைக் கொடுக்கிறது.

$$2Al + 3Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3$$

பயன்கள் : பாத்திரங்கள், ஆகாயவிமானத்தின் சில பாகங்கள், மின்சாரக் கம்பிகள் தயாரிக்கவும், உலோகங்கள்மீது அலுமினியப் பூச்சுப் பூசவும், எரிகுண்டுகளிலும், மாங்கனீசு, குரோமியம் முதலியவற்றை அவற்றின் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கவும் பயன்படுகிறது. தற்காலத்தில் எஞ்சின்கள் செய்வதற்கும், வண்டிகளுக்கு வெளிக்கூடுகள் செய்வதற்கும் அலுமினியம் உபயோகமாகிறது. இதன் தூள், வர்ணமாகப் பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்

(1) மக்னீசிய உலோகத்தைப் பிரித்தெடுக்கும் முறை, அதன் பண்புகள், உபயோகங்கள் ஆகியவற்றை விளக்கு.

(2) அலுமினியத்தின் முக்கியமான தாதுப்பொருள்கள் யாவை? அவற்றிலிருந்து அது எங்ஙனம் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது? அதன் முக்கியமான பண்புகளையும், உபயோகங்களையும், அலுமினியக் கலவைகளையும் பற்றி எழுது.

19. வெள்ளி

கிடைக்கும் விதம் : தென் அமெரிக்கா, மெக்ஸிகோ, கனடா, நார்வே போன்ற இடங்களில் தனிமமாக வெள்ளி இயற்கையில் கிடைக்கிறது. இது சேர்மங்களாகவும் கிடைக்கிறது.

(a) ஆர்ஜென்டைட் (Argentite — Ag_2S) அல்லது சில்வர் கிளான்ஸ் ; (b) கொம்பு வெள்ளி (Horn silver — AgCl) என்பன வெள்ளியின் முக்கியமான தனிமங்கள்.

இதன் தாதுப்பொருள்களுடன் காரீய சல்ஃபைடு, தாமிர சல்ஃபைடு, நிக்கல் சல்ஃபைடு, ஆன்டிமனி சல்ஃபைடு போன்றவைகளும் சாதாரணமாகக் கலந்திருக்கும். தாமிரத்தை மின்னாற் பகுப்பு முறையால் சுத்தம் செய்யும்போது குறிப்பிடத்தக்க அளவு வெள்ளி துணைப்பொருளாகக் கிடைக்கிறது.

பிரித்தெடுத்தல் : வெள்ளியானது சயனைடு முறையில் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

சயனைடு முறை (Cyanide process) : முதலில் வெள்ளி சல்ஃபைடு தாதுப்பொருள் நொறுக்கப்பட்டு மிருதுவான தூளாக ஆக்கப்படுகிறது. பிறகு இத் தூளானது 0·5% சோடியம் சயனைடு கரைசலுடன் கலக்கப்படுகிறது. இதனூடே காற்றைச் செலுத்துவதன்மூலம் இக் கலவை நன்கு கலக்கப்படுகிறது. இப்பொழுது சோடியம் சயனைடானது வெள்ளி சல்ஃபைடுடன் வினைபுரிந்து சோடியம் ஆர்ஜென்டோ சயனைடைக் கொடுக்கிறது.

$$Ag_2S + 4NaCN \rightleftharpoons 2Na[Ag(CN)_2] + Na_2S$$

இது ஒரு மீளும் வினை (reversible reaction) ஆகும். இவ்வினையின்போது உண்டாகும் சல்ஃபைடு காற்றிலுள்ள ஆக்சிஜனால் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்து இது ஒரு மீளா வினையாக (irreversible reaction) மாற்றப்படுகிறது.

$$4Na_2S + 5O_2 + 2H_2O \longrightarrow 2Na_2SO_4 + 4NaOH + 2S\downarrow$$

நீரில் கரையும் தன்மையுடைய சோடியம் ஆர்ஜென்டோ சயனைடு வடிகட்டுதலின் மூலம் நீக்கப்படுகிறது. இவ்வாறாகப் பிரிக்கப்பட்ட தெளிவான கரைசலுடன் சிறிதளவு துத்தநாகம் சேர்க்க வேண்டும். துத்தநாகம், வெள்ளியை சோடியம் ஆர்ஜென்டோ சயனைடிலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

$$2NaAg(CN)_2 + Zn \longrightarrow 2Ag\downarrow + Na_2Zn(CN)_4$$

வீழ்படிவாக அடியில் தங்கியுள்ள வெள்ளியானது வடிகட்டுதலின் மூலம் பிரிக்கப்பட்டு உலர்த்தப்பட்டுச் சூடுபடுத்தப்படுகிறது. அதிக அளவு சூடுபடுத்தப்பட்டவுடன் இது ஒரு பிரகாசமான உலோகமாகக் கிடைக்கிறது. இம் முறையில் தயாரிக்கப்பட்ட வெள்ளி மின்பகுப்பு முறையால் மேலும் தூய்மை செய்யப்படுகிறது. சிறிது நைட்ரிக் அமிலம் கலந்த வெள்ளி நைட்ரேட்டுக் கரைசலில் தூய்மையற்ற வெள்ளிக் கட்டியை நேர் மின்வாயாகவும், மாசற்ற வெள்ளித் தகட்டை எதிர் மின்வாயாகவும் அமைத்து மின்னோட்டத்தைப் பாய்ச்சினால், மிகத் தூய வெள்ளி எதிர் மின்வாயில் சேரும்.

பௌதிகப் பண்புகள்: இது ஒரு பளபளப்பான வெள்ளை உலோகம். இதைத் தகடாகவும் கம்பியாகவும் அடிக்கலாம். இது ஒரு சிறந்த வெப்ப, மின் கடத்தியாகும்.

இரசாயனப் பண்புகள்: ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு அற்ற காற்று இவ்வுலோகத்தின்மீது பட்டால் அதன் பிரகாசம் மாறாமல் இருக்கும். ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு உள்ள காற்று இதன்மீது பட்டால், வெள்ளி சல்ஃபைடு உற்பத்தியாகி உலோகத்தின் மேல்பாகம் கருமையடைந்துவிடுகிறது.

$$2Ag + H_2S \longrightarrow Ag_2S + H_2\uparrow$$

நீர்த்த, அடர் நைட்ரிக் அமிலங்கள் இவ்வுலோகத்துடன் வினைபுரிந்து வெள்ளி நைட்ரேட்டு, நைட்ரிக் ஆக்சைடு, நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு ஆகியவற்றைத் தருகின்றன.

$$3Ag + \underset{(\text{நீர்த்த})}{4HNO_3} \longrightarrow 3AgNO_3 + NO\uparrow + 2H_2O$$

$$Ag + 2HNO_3 \longrightarrow AgNO_3 + NO_2 \uparrow + H_2O$$
(அடர்)

இது கந்தகம், குளோரின் ஆகியவற்றுடன் நேரடியாகச் சூடு படுத்தப்படும்பொழுது, வெள்ளி சல்ஃபைடையும் வெள்ளி குளோரைடையும் கொடுக்கிறது.

$$2Ag + S \longrightarrow Ag_2S$$
$$2Ag + Cl_2 \longrightarrow 2AgCl$$

நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திலும் கந்தக அமிலத்திலும் இது கரையாது. காரங்களுடன் வெள்ளி வினை புரிவதில்லை. அடர் கந்தக அமிலத்துடன் வினைப்பட்டுக் கந்தக டைஆக்சைடை வெளியேற்றுகிறது.

$$2Ag + 2H_2SO_4 \longrightarrow Ag_2SO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

பயன்கள் : நகைகள், நாணயங்கள், பாத்திரங்கள் முதலியவை தயாரிப்பதற்கும், வெள்ளி முலாம் பூசுவதற்கும், ஃபோட்டோ தொழிலுக்குத் தேவையான வெள்ளி உப்புகள் தயாரிக்கவும் இந்த உலோகம் பயன்படுகிறது. வெள்ளி நைட்ரேட்டும் வெள்ளி குளோரைடும் வாணிபத்துறையில் முக்கியமான அதன் உப்புகள்.

தாமிரம்

கிடைக்கும் விதம் : தாமிரம் தாதுக்களாகவும் உலோகமாகவும் கிடைக்கிறது. இவ்வுலோகம் அதிக அளவில் அமெரிக்காவிலும் சைபீரியாவிலும் காணப்படுகிறது. இது ஆக்சைடு, சல்ஃபைடு, கார்பனேட்டு ஆகிய தாதுக்களின் வடிவத்தில் பெரும்பாலும் காணப்படுகிறது. தாமிரத்தின் சில முக்கியமான தாதுக்கள் பின்வருமாறு :

கியுப்ரைட் — Cu_2O; தாமிர கிளான்சு — Cu_2S; தாமிர பைரட்டுகள்—$CuFeS_2$; மாலகைட் — $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$.

சல்ஃபைடு தாதுக்களிலிருந்து தாமிரத்தைப் பிரித்தெடுக்கும் முறை: தாமிரம் பெரும்பாலும் அதன் சல்ஃபைடு தாதுவிலிருந்து தயாரிக்கப்படுகிறது. இதன் சல்ஃபைடு தாதுக்களில் பெரும்பாலும் இரும்பு, கந்தகம், ஆர்சனிக் போன்ற மாசுகள் இருக்கும். இவற்றை நீக்குவதற்குக் கையாளப்படும் முறைகளைக் காண்போம்.

அடர்ப்பித்தல் : தாமிர பைரைட்டு தாதுவைத் தூளாக்கி, எண்ணெய் கலந்த நீரில் போட்டுக் காற்றால் கலக்க வேண்டும். இதன்மூலம் மண், கல் போன்ற அசுத்தங்கள் அடியில் தங்கிவிடும். இவ்விதம் மாசு நீக்கப்பட்ட தாமிரத்தாதுப் பொருள் நீரில் நனையாமல் நுரையாக மேலே எழுகிறது. இந் நுரையை வேறு தொட்டிகளுக்கு அப்புறப்படுத்தித் தாமிர சல்ஃபைடைத் தூய நிலையில் அடைகிறோம். இந்த முறைக்கு மிதக்கவிட்டுப் பிரித்தல் (Floatation) என்று பெயர்.

வறுத்தல் (Roasting): சுத்தப்படுத்தப்பட்ட தாதுவைக் காற்றுடன் எதிர் வெப்ப உலையில் (Reverberatory furnace) போட்டு வறுக்க வேண்டும். வறுத்தலின்போது தாதுவிலுள்ள இரும்பு சல்ஃபைடு ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து இரும்பு ஆக்ஸைடாகவும், தாதுவிலுள்ள கந்தகம் கந்தக டைஆக்ஸைடாகவும் மாறுகின்றன. ஆர்சனிக்கானது, ஆர்சனிக் ஆக்சைடாக மாற்றப் படுகிறது. கந்தக டைஆக்சைடும் ஆர்சனிக் ஆக்சைடும் ஆவியாகி வெளியேறிவிடுகின்றன. உலையில் குப்ரஸ் சல்ஃபைடும் இரும்பு ஆக்சைடுமே எஞ்சியிருக்கும்.

$$Cu_2S\ .\ Fe_2S_3 + 4[O_2] \longrightarrow 2FeO + CuS + 3SO_2$$

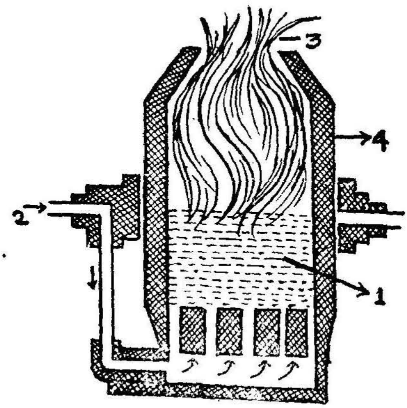
உருக்கிப் பிரித்தல் (Smelting) : வறுக்கப்பட்ட தாதுவைச் சிறிதளவு சிலிக்காவுடன் (மணல்) சேர்த்து உலையிலிட்டுக் காய்ச்சவேண்டும். இரும்பு ஆக்ஸைடு சிலிக்காவுடன் இணைந்து இரும்பு சிலிக்கேட்டாக மிதக்கும் இம் மிதப்புக் கசடை (slag) வெளியேற்றினால், இரும்பு சல்ஃபைடும் கூப்ரஸ் சல்ஃபைடும் கிடைக்கின்றன. இவை இரண்டும் சேர்ந்து உருகித் திரவ வடிவத்தில் காணப்படும்.

கொப்புளத் தாமிரத்தைத் தயாரித்தல்: திரவநிலையிலுள்ள குப்ரஸ் சல்ஃபைடு, இரும்பு சல்ஃபைடு கலவையை மாற்றும் உலையிலிட்டுக் (converter furnace) காய்ச்ச வேண்டும். இவ்வுலை எஃகு உலோகத்தால் ஆனது. இதன் உட்புறம் தீக் களிமண், சிலிகா ஆகியவற்றால் பூசப்பட்டு உள்ளது. உலையிலுள்ள திரவத்தினுள் சூடான காற்றைச் செலுத்த வேண்டும். இப்பொழுது உலையிலுள்ள இரும்பு சல்ஃபை டானது இரும்பு ஆக்சைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. இவ் இரும்பு ஆக்சைடானது உலையிலுள்ள சிலிக்காவுடன் சேர்ந்து எளிதில் உருகும். இரும்பு சிலிகேட் மிதப்புக் கசடாக மாறுகிறது. குப்ரஸ் சல்ஃபைடின் ஒரு பகுதி குப்ரஸ் ஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. இவ்விதம்

உண்டான குப்ரஸ் ஆக்ஸைடும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையாத குப்ரஸ் சல்ஃபைடும் சேர்ந்து உருகிய நிலையிலுள்ள தாமிரத்தை உண்டாக்குகின்றன.

$$2Cu_2S + 3O_2 \longrightarrow 2Cu_2O + 2SO_2 \uparrow$$

$$2Cu_2O + Cu_2S \longrightarrow 6Cu + SO_2 \uparrow$$



படம் 62

தாமிரத்தைப் பிரித்தெடுத்தல் : பெஸிமர் உலை

1. உருகிய தாமிரம் ; 2. காற்று ; 3. சுவாலை ; 4. உலை.

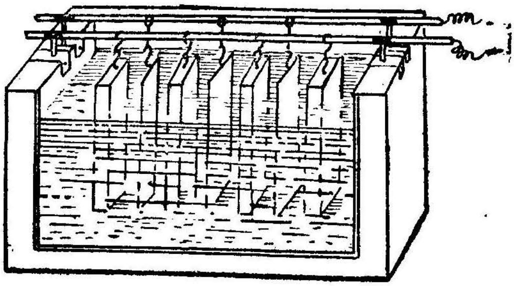
இத் தாமிரம் திடப்பொருளாக மாறும்பொழுது அதில் கரைந்துள்ள கந்தக டைஆக்ஸைடு வாயு அதன் மேல்பாகத்திலிருந்து வெளியேறுவதால், இத் தாமிரத்தின் மேல்பாகம் கொப்புளங்கள் உடையதாக இருக்கும். எனவே, இதைக் கொப்புளத் தாமிரம் (blister copper) என்பர்.

சுத்தப்படுத்துதல் : தாமிரம், மின்பகுப்பு முறையில் சுத்தப்படுத்தப்படுகிறது (electro-refining). தாமிர சல்ஃபேட்டுக் கரைசலில் தூய்மையற்ற தாமிரக் கட்டிகளை நேர் மின்வாயாகவும், சுத்தமான தாமிரத் தகடுகளை எதிர் மின்வாயாகவும் அமைத்து மின்னோட்டத்தைப் பாய்ச்சினால், மிகத் தூய தாமிரம் எதிர் மின்வாயில் சேரும்.

பௌதிகப் பண்புகள் : இது ஒரு செம்பழுப்பு நிறமுள்ள உலோகமாகும். இதனைத் தகடாகவும் கம்பியாகவும் அடிக்கலாம்,

இது வெப்பத்தையும் மின்சாரத்தையும் மிக எளிதில் கடத்தும். இதன் உருகுநிலை 1080°C.

இரசாயனப் பண்புகள் : உலர்ந்த காற்று இதனுடன் வினைப் படாது. ஆனால், ஈரக்காற்று இதனைத் தாக்கிப் பச்சை நிறமான உப்புமூலக் கார்பனேட்டைக் கொடுக்கிறது. ஆக்சிஜனோடு



படம் 63

தாமிரத்தை மின்பகுப்பு முறையில் சுத்தம் செய்தல்

சூடாக்கப்பட்டால் இது கருப்பு நிறக் குப்ரிக் ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கும்.

$$2Cu + O_2 \longrightarrow 2CuO$$

நீர்த்த அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலங்கள் குளிர்ந்த நிலையில் தாமிரத்துடன் வினைபுரியா. ஆனால், சூடான அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், காற்றின் முன்னிலையில் தாமிரத் துடன் வினைப்பட்டுக் குப்ரிக் குளோரைடைக் கொடுக்கிறது.

$$2Cu + 4HCl + O_2 \longrightarrow 2CuCl_2 + 2H_2O$$

நீர்த்த அல்லது அடர் கந்தக அமிலத்துடன் குளிர்ந்த நிலையில் இது வினைபுரியாது. சூடான அடர் கந்தக அமிலம் தாமிரத்துடன் வினைபுரிந்து தாமிர சல்ஃபேட்டையும் கந்தக டைஆக்ஸைடையும் கொடுக்கிறது.

$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO \uparrow$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் செம்பழுப்பு நிறமான நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$Cu + 4HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2 \uparrow$$

தாமிரமானது அதன் உப்புக் கரைசலிலிருந்து துத்த நாகத்தால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்படுகிறது.

$$CuSO_4 + Zn \longrightarrow ZnSO_4 + Cu \downarrow$$

வெள்ளி, பாதரசம் போன்ற உலோகங்களை அவற்றின் உப்புக் கரைசலிலிருந்து தாமிரம் இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

$$Cu + 2AgNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag \downarrow$$
$$Hg(NO_3)_2 + Cu \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + Hg \downarrow$$

தாமிரம், காரங்களுடனும் நீருடனும் எந்த வெப்ப நிலையிலும் வினைபுரிவதில்லை.

உபயோகங்கள் : வெண்கலம், பித்தளை போன்ற கலப்பு உலோகங்கள், மின்சாரக் கம்பிகள், மின்சாரச் சாதனங்கள், பாத்திரங்கள், கொதிகலங்கள், நீராவிக் குழாய்கள், நாணயங்கள் முதலியவை தயாரிக்கப் பயன்படும்.

தாமிர சல்ஃபேட்டு போன்ற சேர்மங்கள், போர்டோ கலவை போன்ற பூச்சிகொல்லிகள் தயாரிக்க இது பயன்படுகிறது.

கீழ்க்குறிப்பிட்டுள்ள முக்கியமான உலோகக் கலவைகளைத் தயாரிக்கத் தாமிரம் பயன்படுகிறது.

பித்தளை (brass) — தாமிரம் + துத்தநாகம் ; வெண்கலம் (bronze) — தாமிரம் + வெள்ளீயம் ; மானெல் உலோகம் (monel metal) — தாமிரம் + நிக்கல் + இரும்பு + மாங்கனீசு.

பாதரசம்

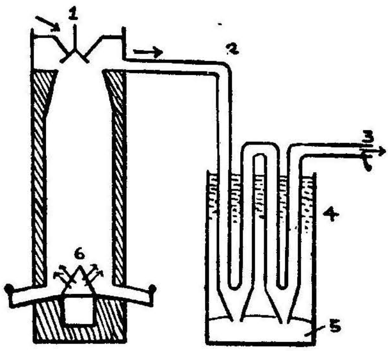
கிடைக்கும் விதம் : இது இயற்கை நிலையில் சிறிதளவும், சின்னபார் தாதுவாகப் (Cinnabar — HgS) பெருமளவிலும் கிடைக்கிறது.

பிரித்தெடுத்தல் : தூளாக்கப்பட்ட பாதரச சல்ஃபைடு தாதுவைக் கரியுடன் சேர்த்துக் காற்றில் வறுத்தால் இதிலுள்ள

கந்தகம், கந்தக டைஆக்சைடாகச் சிதைக்கப்பட்டு வெளியேறுகிறது.

$$HgS + O_2 \longrightarrow Hg + SO_2 \uparrow$$

சூடுபடுத்தும்பொழுது பாதரச ஆக்ஸைடு பாதரசமாகச் சிதைக்கப்படுவதால், பாதரசம் ஆக்ஸிஜனுடன் சேருவதில்லை.



படம் 64

பாதரசம் தயாரித்தல்

1. தாதுப்பொருளும் + எரி பொருளும்; 2. பாதரச ஆவியும் + நீர் வாயுவும்; 3. கழிவு வாயுக்கள்; 4 குளிர்ந்த தண்ணீர்; 5. பாதரசம்; 6. காற்று.

எஞ்சியிருக்கும் பாதரச ஆவி மிகக் கவனமாகக் குளிர்ச்சியாக்கப்பட்டுத் திரவமாக்கப்படுகிறது.

சுத்தப்படுத்துதல் : பாதரசத்திலுள்ள தொங்கும் மாசுகள் பாதரசத்தை மலையாட்டுத் தோலின் வழியாக வடிகட்டுவதன் மூலம் நீக்கப்படுகின்றன. கரைந்த நிலையிலுள்ள அசுத்தங்களான துத்தநாகம், வெள்ளீயம், ஆர்சனிக் போன்ற மாசுகள் பாதரசத்தை நீளமான பல குழாய்களிலுள்ள நைட்ரிக் அமிலம், பாதரச நைட்ரேட்டுக் கரைசல் ஆகியவற்றின் வழியாகச் செலுத்தப்பட்டு, பின் நீரில் கழுவுவதன் மூலம் நீக்கப்படுகிறது. முடிவில் பாதரசம் வெற்றிடக் காய்ச்சி வடித்தலின் மூலம் (vacuum distillation) தூய்மை செய்யப்படுகிறது.

பௌதிகப் பண்புகள் : இது திரவ வடிவத்தில் உள்ள மிகக் கடினமான உலோகம். இது வெள்ளியைப் போன்று வெண்மையானது. பாதரச ஆவி நிறமற்றதாகும். மின்சாரத்தையும்

வெப்பத்தையும் நன்கு கடத்தும்; மிகவும் விஷத்தன்மை உடையது.

இரசாயனப் பண்புகள்: உலர்ந்த காற்றோ அல்லது ஈரமான காற்றோ சாதாரண வெப்பநிலையில் பாதரசத்துடன் வினைப்படுவதில்லை. ஆனால், இத் திரவம் அதன் கொதிநிலையிலிருக்கும்பொழுது காற்றுடன் சேர்த்துச் சூடாக்கினால், சிவப்பு நிறப் பாதரச ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$2Hg + O_2 \longrightarrow 2HgO$$

அடர் கந்தக அமிலத்துடன் வினை புரிந்து அதைக் கந்தக டைஆக்ஸைடாகக் குறைக்கும்.

$$2Hg + 2H_2SO_4 \longrightarrow HgSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

நீர்த்த, அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலங்களுடன் பாதரசம் வினை புரிவதில்லை.

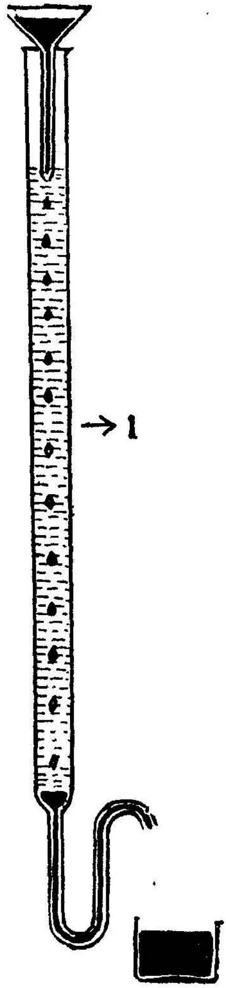
குளிர்ந்த, நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன நைட்ரிக் ஆக்ஸைடையும், சூடான அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரஜன் டைஆக்ஸைடையும் கொடுக்கிறது.

$$\underset{\text{(நீர்த்த)}}{6Hg + 8HNO_3} \longrightarrow 3Hg_2(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO \uparrow$$

$$\underset{\text{(அடர்)}}{Hg + 4HNO_3} \longrightarrow Hg(NO_3)_2 + 2NO_2 \uparrow + 2H_2O$$

பாதரசம் காரங்களுடன் வினைபுரியாது. குளோரின், புரோமின், அயோடின், கந்தகம் ஆகியவற்றுடன் நேரிடையாக இணைகிறது.

$$Hg + Cl_2 \longrightarrow HgCl_2$$
$$Hg + I_2 \longrightarrow HgI_2$$
$$Hg + S \longrightarrow HgS$$



படம் 65
பாதரசத்தைச் சுத்தம் செய்தல்

சோடியம், தங்கம், பொட்டாசியம், துத்தநாகம் முதலிய உலோகங்களுடன் சேர்ந்து அவற்றின் இரசக் கலவைகளைத் தருகிறது.

உலோகக் கலவை (alloy) என்பது இரண்டு அல்லது இரண்டுக்கு மேற்பட்ட உலோகங்களை உருக்கி ஒன்றுசேர்ப்பதால் கிடைக்கும் பொருள். இந்த இரண்டு உலோகங்களில் ஒன்று பாதரசமாக இருந்தால், அது இரசக் கலவையாகும்.

பயன்கள் : வெப்பமானி, பாரமானி போன்ற பௌதிக சாதனங்கள் தயாரிப்பதிலும், மெர்குரஸ் குளோரைடு (Hg_2Cl_2), மெர்குரிக் குளோரைடு ($HgCl_2$) போன்ற மருந்துகள் தயாரிப்பதிலும், பாதரச ஆவி விளக்குகளிலும், தங்கம், வெள்ளி போன்ற உலோகங்களைப் பிரித்தெடுப்பதிலும், இரசக் கலவைகள் செய்வதிலும், வெடிமருந்துகள் தயாரிப்பதிலும், கண்ணாடிகளின் பின்புறம் பூசுவதிலும் பாதரசம் பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்

(1) பாதரசம் அதன் தாதுப்பொருள்களிலிருந்து எங்ஙனம் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது? அதன் பண்புகளும் பயன்களும் யாவை ?

(2) வெள்ளியின் முக்கியமான தாதுப்பொருள்கள் யாவை? அவற்றிலிருந்து அது எங்ஙனம் பிரித்தெடுக்கப்பட்டுத் தூய்மையாக்கப்படுகிறது ? அதன் முக்கியமான பண்புகளையும் பயன்களையும் கூறு.

(3) தாமிரத்தின் முக்கியமான தாதுப்பொருள்கள் யாவை? அது எங்ஙனம் பிரித்தெடுக்கப்பட்டுத் தூய்மை செய்யப்படுகிறது? அதன் முக்கியப் பண்புகளையும் பயன்களையும் கூறு.

(4) கந்தக அமிலம், நைட்ரிக் அமிலம் ஆகியவற்றுடன் தாமிரம் எங்ஙனம் வினைபுரிகிறது ?

(5) குறிப்பு வரைக : தாமிரக் கலவைகள்.

20. இரும்பு

தோற்றம்: இது இயற்கையில் தனி உலோகமாகக் கிடைப்பதில்லை. இதன் முக்கியத் தாதுக்கள்:

(a) ஆக்ஸைடுகள்: சிவப்பு ஹெமடைட் (Fe_2O_3); மேக்னடைட் (Fe_2O_4).

(b) நீருள்ள ஆக்ஸைடு—லிமோனைட் ($2Fe_2O_3 . 3H_2O$).

(c) கார்பனேட்டு—சிடரைட்டு ($FeCO_3$).

இரத்தத்திலுள்ள ஹிமோகுளோபினிலும் இரும்பின் சேர்மங்கள் காணப்படுகின்றன.

இரும்பின் வகைகள்: இரும்புத் தாதுவிலிருந்து பின்வரும் மூன்று வகையான இரும்புகள் தயார்செய்யப்படுகின்றன.

(a) வார்ப்பிரும்பு (cast iron or pig iron); (b) தேனிரும்பு (wrought iron); (c) எஃகு (steel).

உலையிலிருந்து நேராகக் கிடைப்பது வார்ப்பிரும்பு. மற்ற இரும்பு வகைகள் வார்ப்பிரும்பிலிருந்தே தயாரிக்கப் படுகின்றன.

(a) **வார்ப்பிரும்பு தயாரித்தல்:** பெரும்பாலும் இரும்பு, ஆக்ஸைடு அல்லது கார்பனேட்டுத் தாதுக்களிலிருந்தே தயாரிக் கப்படுகிறது. வார்ப்பிரும்பில் சுமார் 4 சதவீதம் கார்பன் கலந் திருக்கும். பாஸ்பரம், மாங்கனீசு போன்ற தனிமங்களும் சிறிதளவு கலந்திருக்கலாம். ஆக்ஸைடு அல்லது கார்பனேட்டுத் தாது முதலில் உயர்ந்த வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்தப்படுகிறது.

இதன் மூலம் கார்பன் டைஆக்ஸைடு வாயுவும் ஈரமும் நீக்கப்படு கின்றன. இரும்பு ஆக்ஸைடு எஞ்சியிருக்கும்.

$$Fe_2O_3.3H_2O \longrightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O$$

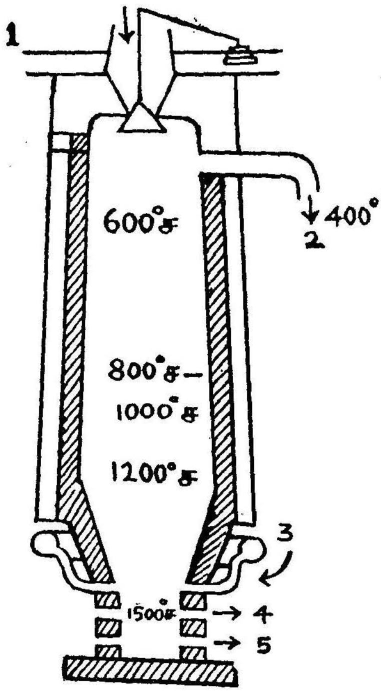
$$FeCO_3 \longrightarrow FeO + CO_2 \uparrow$$

$$4FeO + O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3$$

இவ்வாறுகச் சூடுபடுத்தப்பட்ட தாதுப்பொருள் ஓர் ஊது உலையில் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. பிறகு கார்பன், சுண்ணும்புக் கல் ஆகியவற்றின் உதவியால் தாதுப்பொருளி லுள்ள மாசுகளும் ஆக்சிஜனும் நீக்கப்படுகின்றன. ஊது உலை சுமார் 70—100 அடி உயரமானது. இதன் அகலம் சுமார் 20—24 அடியாக இருக்கும். இதன் உட்பாகம் எளிதில் உருகாத தீக்கற்களாலும் (fire bricks), வெளிப்பாகம் எஃகு தகடு களாலும் அமைக்கப்பட்டுள்ளன. இதன் பல்வேறு உயரங் களில் வெப்பநிலை வித்தியாசமாக உள்ளது. உலையின் மேலே அதன் வாயைத் திறக்கவும் மூடவும் கிண்ணக் கூம்புப் பொறி (cup and cone trap) ஒன்று உள்ளது. தாதுவை உலையின் மேல் கொட்டினுல் அதன் அழுத்தத்தால் இந்தப் பொறியின் கூம்பு போன்ற பாகம் தாழும். அப்பொழுது உலையின் வாய் திறக்கப்படுவதால், தாது, உலைக்குள் தானுக இறங்கும். தாது இறங்கியதும் தானுகவே இந்தப் பொறி மேல்நோக்கி நகர்ந்து வாயை மூடிக்கொள்ளும். உலையின் அடிப்புறத்தின் இரு பக்கங் களிலும் காற்றை அதிக அழுத்தத்தில் உலைக்குள் செலுத்த இரு காற்றுக் குழாய்கள் அமைந்துள்ளன.

இரும்பு ஆக்ஸைடைத் தூளாக்கிச் சுட்ட கரி, சுண்ணும்புக் கல் இவற்றுடன் சேர்த்து உலையினுள் போட்டுச் சூடேற்றுவார் கள். இக் கலவை உலையின்மேலிருந்து கீழ்நோக்கி மெதுவாக இறங்கும். உலையின் அடியிலுள்ள காற்றுத் துருத்திகளின் வழியாகச் செலுத்தப்படும் வெப்பக் காற்று மேல்நோக்கிச் செல் கிறது. இந்த அனல் காற்று, கரியை 1500°C-ல் அரைகுறையாக எரியச் செய்து, கார்பன் மோனுக்ஸைடு என்ற வாயுவை உண்டாக்கும். இந்த வாயு வீரியமுள்ள ஆக்ஸிஜன் குறைப்பான். ஆகவே, இது இரும்பு ஆக்ஸைடிலுள்ள ஆக்ஸிஜனைக் குறைத்து அதை இரும்பு உலோகமாகச் செய்யும். அப்பொழுது கார்பன் மோனுக்ஸைடு கார்பன் டைஆக்சைடாக மாறும். இந்த வாயுவும் இதர வாயுக்களும் உலையின் உயரத்திலுள்ள போக்குக் குழாய் வழியாக வெளிச்செல்லும். இரும்புடன் கலந்திருக்கும் மணல்

போன்ற மாசுகள் சுண்ணும்புக்கல்லுடன் உருகி ஒரு மிதவைக் கசடு உண்டாகும். இது உருகிய இரும்புத் திரவத்தின்மேல் மிதக்கும். அதை அவ்வப்பொழுது ஒரு திறப்பின் வழியாக அப்புறப்படுத்துவார்கள். இந்த மிதவைக் கசடு சாலைகள் போடவும் சிமெண்டு தயாரிக்கவும் உபயோகப்படுகிறது. இந்த



படம் 66

ஊதுலை

1. இரும்பு ஆக்ஸைடு + கல்கரி + சுண்ணும்புக்கல் ; 2. கழிவு வாயுக்கள் ; 3. சூடான காற்றுக் குழாய் ; 4. கசடு ; 5. உருகிய வார்ப்பு இரும்பு

முறையில் தாதுவில் உள்ள மாசுகளை உருகச் செய்யும் இளக்கியாக (flux) சுண்ணும்புக்கல் பயன்படுகிறது.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2 \uparrow$$

$$CO_2 + C \longrightarrow 2CO \uparrow \ (800°C)$$

$$Fe_2O_3 + CO \longrightarrow 2FeO + CO_2 \uparrow$$

$$FeO + CO \longrightarrow Fe + CO_2 \uparrow (600°C)$$

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2 \uparrow (800°C-1000°C)$$

$$CaO + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3 (1200°C)$$

உலையின் அடியில் இறங்கும் இரும்புத் திரவம் அதிக வெப்ப நிலையில் சிறிதளவு கார்பன், மாங்கனீசு போன்ற மாசுகளைத் தன்னுடன் கொண்டிருக்கும். இந்த இரும்பை அச்சுகளில் வார்த்துக் குளிரவிட்டால் வார்ப்பு இரும்பு கிடைக்கிறது.

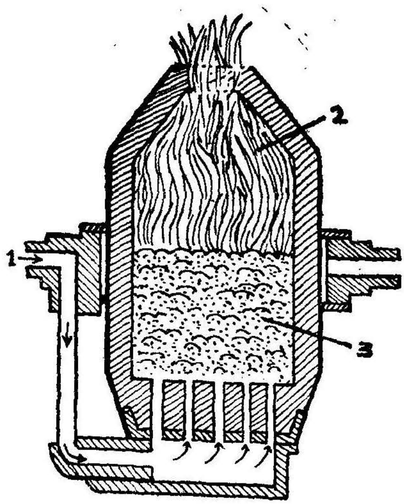
பயன்கள்: அடுப்புகள், இரும்புச் சட்டிகள், பிடிகள், தூண்கள், எந்திர பாகங்கள் போன்றவை தயாரிப்பதற்கும், தேனிரும்பு, எஃகு முதலியவை தயாரிப்பதற்கும் வார்ப்பிரும்பு பயன்படுகிறது.

(b) **தேனிரும்பு தயாரித்தல்:** வார்ப்பிரும்பை உருகச் செய்து அதனுடன் இரும்பு ஆக்ஸைடைச் சேர்த்துக் காற்றுப் படாமல் காய்ச்சினால், இரும்பு ஆக்சைடிலுள்ள ஆக்ஸிஜன் வார்ப்பிரும்பிலுள்ள கார்பனுடன் எரிந்து கார்பன் டைஆக்சைடாக நீங்கும். பாஸ்வரம், சிலிகன், கந்தகம் முதலிய மாசுகள் இரும்பு ஆக்சைடுடன் சேர்ந்து உருகி ஒரு மிதவைக் கசடாகும். இது அவ்வப்பொழுது நீக்கப்படுகிறது. எஞ்சி நிற்பது தேனிரும்பாகும். இது மிகவும் தூய இரும்பு. இதில் கார்பன் முதலிய அசுத்தங்கள் மிகக் குறைவாக உள்ளன. இது மிருதுவானது; வளையும் தன்மையுடையது. இது வளையுமே தவிர நொறுங்காது. கொல்லர் வேலைகளுக்கு இது பெரிதும் பயன்படும். கலப்பை, ஆணிகள், கம்பிகள், சங்கிலிகள், மின்சாரக் காந்தங்கள், லாடங்கள், கீல்கள் முதலியன செய்ய இந்த இரும்பு மிகவும் உதவும்.

(c) **எஃகு தயாரித்தல்:** வார்ப்பிரும்பிலிருந்து அதிகப் படியாக இருக்கும் கார்பனை எரித்து நீக்கியோ அல்லது தேனிரும்புடன் திட்டமான அளவு கார்பனைச் சேர்த்து உருக்கியோ எஃகு தயாரிக்கப்படுகிறது. இதில் 0·5% முதல் 1·5% வரை கார்பன் கலந்திருக்கும். வார்ப்பிரும்பிலிருந்து எஃகைத் தயாரிக்கப் பின்வரும் முறைகள் பின்பற்றப்படுகின்றன.

(i) **பெஸ்ஸிமர் முறை** (Bessemer process): இவ்வுலை இரும்புத் தகட்டால் செய்யப்பட்டு, அதனுடன் பொருத்தப் பட்டுள்ள அச்சால் ஆதாரக் கோல்களில் தொங்கவிடப்பட்

டிருக்கும். இதனுல் உலையை ஆட்டிச் சுற்றிவிடலாம். உலையின் அடிப்பாகத்தில் பல காற்றுப் போக்கிகள் இருக்கும். இவற்றின் வழியே காற்றை உட்செலுத்தலாம். உலையின் உட்புறம்



படம் 67

பெஸ்ஸிமர் உலை

1. காற்று; 2. சுடர்; 3. உருகிய எஃகு.

சுண்ணும்பும் மக்னீசியம் ஆக்ஸைடும் சேர்ந்த எளிதில் உருகாத தீக்கற்களால் அமைக்கப்பட்டிருக்கும்.

பெஸ்ஸிமர் உலையைப் படுக்கை நிலையில் அமைத்து, காற்றைச் செலுத்திக்கொண்டே அதற்குள் உருகிய வார்ப்பிரும்பைப் பாய விடுவார்கள். சுமார் 10 டன் எடையுள்ள உருகிய இரும்பை ஊற்றி, உலையின் தளத்திலுள்ள துளைகளின் வழியே காற்றைச் செலுத்திக்கொண்டேயிருப்பர். வார்ப்பிரும்பிலுள்ள கார்பன், கார்பன் மோனுக்சைடாக மாறி உலையின் நீண்ட நீலச்சுடருடன் கொழுந்துவிட்டெரியும். இரும்பிலுள்ள கார்பன், பாஸ்பரம், சிலிகன் முதலிய மாசுகள் எரிக்கப்படும் உலையின் உட்பூச்சுடன் வினைபுரிந்து மிதப்புக்கசடாக (slag) மாறும். இக் கசடு ஒரு நல்ல உரமாகும். பின் சுமார் 6 அல்லது 8 நிமிடத்திற்குப்பின் கார்பன் மோனுக்ஸைடு சுடர் அணையத் தொடங்கும். இது வினையின் முடிவைக் காட்டும். பின்பு உலையினுள் இரும்பு, கார்பன் (5—6%), மாங்கனீஸ் (5—15%) என்ற மூன்றும் சேர்ந்த

கலவையைச் சேர்ப்பார்கள். இந்த உலோகக் கலவையைக் கண்ணாடி இரும்பு (Spiegeleisen) என்று சொல்வார்கள். கார்பனானது இரும்புடன் சேர்ந்து அதனை எஃகாக மாற்றும். மாங்கனீஸ், எஃகின் தகடாக்கும் தன்மையை அதிகப்படுத்தும்.

$Si + O_2 \longrightarrow SiO_2$

$2Mn + O_2 \longrightarrow 2MnO$

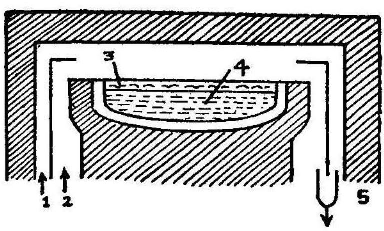
$MnO + SiO_2 \longrightarrow MnSiO_3$ (மாங்கனீஸ் சிலிகேட் மிதப்புக் கசடு)

$4P + 5O_2 \longrightarrow 2P_2O_5$

$P_2O_5 + 3CaO \longrightarrow Ca_3(PO_3)_2$ (கால்சியம் பாஸ்பேட்டு மிதப்புக் கசடு)

$2C + O_2 \longrightarrow 2CO \uparrow$

(ii) **சீமன்ஸ்—மார்ட்டின் திறந்த உலைமுறை** (Seimen's—Martin open hearth process): இம்முறையால்தான் இந்நாளில் எஃகு பெரும்பாலும் தயாரிக்கப்படுகிறது. திறந்த அடுப்பில் வார்ப்பிரும்பு, வேண்டிய அளவு பழைய கழிவு எஃகு பொருள்கள், இரும்பு ஆக்ஸைடு ஆகியவற்றைச் சேர்த்துச் சூடு செய்யப்படும். அதில் உலைக்காற்றை (producer gas) எரித்து அந்தச் சுடரைத் திறந்த அடுப்பிலுள்ள கலவையைத் தாக்கும்



படம் 68

சீமன்—மார்ட்டின் திறந்த அடுப்புமுறை

1. காற்று; 2. உலைக்காற்று; 3. கசடு; 4. எஃகு இரும்பு; 5. கழிவு வாயுக்கள்.

படி செய்வார்கள். சூடான சுடரிலிருக்கும் ஆக்சிஜனால் இரும்பிலுள்ள கார்பன் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. சுமார் 7 அல்லது 8 மணிநேரம் சூடு செய்தபின்பு உலையிலிருக்கும் பொருளில் சிறிதளவு எடுத்துச் சோதித்துப் பார்ப்பார்கள்.

சரியான அளவில் கார்பன் இரும்புடன் சேர்ந்து இருக்கிற தென்று தெரிந்தால், வினையை நிறுத்திவிடுவார்கள். பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு, சிலிகன் டைஆக்ஸைடு முதலிய மாசுகள் உலையின் உட்பூச்சிலிருக்கும் கால்சிய, மக்னீசிய ஆக்ஸைடு களுடன் சேர்ந்து மிதப்புக் கசடாக மாறும். இக் கசடும் ஒரு சிறந்த உரமாகும். வினையின்போது உண்டாகும் கசடு உருகி எஃகின் மேல் நின்று அதை ஆக்ஸிஜனிலிருந்து காப்பாற்றுகிறது.

பெஸ்ஸிமர் முறையைவிட இம்முறை அதிக நேரம் நீடிப்ப தாக இருந்தாலும், இங்கு நடக்கும் வினையை எளிதில் கட்டுப் படுத்தலாம். வினையின் விளைவு முழுவதும் ஒரே தன்மை பொருந் தியதாகவும் இருக்கும். இரும்பு-கார்பன்-மாங்கனீசு (கண்ணாடி இரும்பு) கலவையையாவது, இரும்பு-டைட்டேனியத்தை யாவது வேண்டிய அளவு உலையிலுள்ள இரும்புடன் சேர்த்துச் சூடுசெய்து உண்டாகும் எஃகின் குணத்தைச் சீர்படுத்தலாம்.

(iii) **மின்சார முறை:** மின்சாரம் மலிவாகக் கிடைக்கும் இடங்களில் மின்சாரத்தின் உதவியால் தாதுக்களைச் சூடு செய்து உருக்கி இரும்பைத் தயாரிக்கலாம். சிறப்பான இரும் புக் கலவைகளைத் தயாரிக்க மின்சாரம் மிகவும் பயன்படும்.

பதப்படுத்துதல் (Tempering): மிருதுவான எஃகைச் சிவக்கக் காய்ச்சித் திடீரென்று குளிரவிட்டால் அது கெட்டியாக மாறும். ஆனால், இந்த எஃகு நொறுங்கும் தன்மையுடையது. இவ்விதம் குளிரவைக்கப்பட்ட எஃகை மறுபடியும் சுமார் 200°C—300°C-க்குச் சூடுசெய்து மிக மெதுவாகப் படிப்படியாகக் குளிரச் செய்தால் நொறுங்கும் தன்மையையும் கடினத்தன்மையையும் வேண்டிய அளவிற்கு மாற்றிக்கொள்ளலாம். சூடு செய்விக்கப் பட்ட வெப்ப நிலையைப் பொறுத்து அதன் பலமும் வளையும் தன்மையும் அமையும். எஃகைக் கெட்டியாக்குவதற்கு அதைச் சூடுசெய்த வெப்பநிலைக்குக் குறைவான நிலையில் கெட்டியாக்கப் பட்ட எஃகை மெதுவாகக் குளிரச்செய்து, மறுபடியும் சூடு செய்து பக்குவமாக்கும் முறைக்குப் பதப்படுத்துதல் எனப் பெயர். குறைந்த அளவு கார்பனையுடைய எஃகு மிருதுவான எஃகு என்றும், அதிக அளவு கார்பனையுடைய எஃகு கடினமான எஃகு என்றும் அழைக்கப்படுகிறது.

மாங்கனீஸ், குரோமியம் முதலிய உலோகங்களின் சேர்க்கை எஃகிற்குச் சில சிறப்பான பண்புகளை உண்டாக்குகிறது.

எஃகின் உபயோகங்கள்: மிருதுவான எஃகு கம்பிகள், ஆணிகள், விவசாயக் கருவிகள், சங்கிலிகள் முதலியன செய்வதற்கும், கடின எஃகு உளி, இரம்பம், கத்தி, யந்திரங்களின் பாகங்கள் ஆகியவை செய்வதற்கும் பயன்படுகின்றன. கடிகார வில் (spring), பலவித நிலைக்காந்தங்கள், பிளேடுகள், கர்டர்கள், பாலங்கள் போன்றவைகள் எஃகினால் தயாரிக்கப்படுகின்றன.

எஃகு வகைகளும் அவற்றின் உபயோகங்களும்

எண்	எஃகின் பெயர்	மற்றைய உலோகங்கள்	உபயோகம்
1	மிருது எஃகு	இரும்பும் சிறிதளவு கார்பனும்.	கடிகார வில்கள், பிளேடுகள்.
2	குரோம் எஃகு	கார்பன் 0·3%, குரோமியம் 11·5%	வெட்டும் கருவிகள், மோட்டார், சைக்கிள் ஆகியவற்றின் பாகங்கள்.
3	குரோமியம், வெனேடியம், எஃகு	குரோமியம் 1%, வெனேடியம் 0·15%	இயந்திரங்களின் அச்சுகள்.
4	டங்ஸ்டன், எஃகு	குரோமியம் 4%, டங்ஸ்டன் 16%, எஃகு 80%	கடைசல் செய்யும் கருவிகள், காந்தங்கள்.
5	நிக்கல் எஃகு	நிக்கல் 2·4%, கார்பன், எஃகு முதலியன.	சமுத்திரத்தில் அமைக்கும் செய்திப் போக்குவரத்துக் கம்பிகள் (cables), மெய்காக்கும் கருவிகள்.
6	மாங்கனிசு, எஃகு	மாங்கனீஸ் 12·15%, இரும்பு, கார்பன்.	பாறைகளைத் தூளாக்கும் எந்திரங்கள், உறுதியான இரும்புப் பெட்டிகள்.

வார்ப்பிரும்பு, தேனிரும்பு, எஃகு ஆகியவற்றை ஒப்பிடுதல்

பண்புகள்	வார்ப்பிரும்பு	தேனிரும்பு	எஃகு
கார்பனின் அளவு	2·5%	0·1%—0·2%	0·5%—1·5%
உருகுநிலை	குறைவு	அதிகம்	நடுத்தரம்
அமைப்பு	படிகம் போன்றது.	நார் போன்றது.	படிகம் போன்றது.
காந்தம் ஏற்றல்	காந்தம்ஏற்காது	தற்காலிகக் காந்தம் தயாரிக்கலாம்.	நிலைக்காந்தம் தயாரிக்கலாம்.
பதப்படுத்தல்	முடியாது	முடியாது	முடியும்
தகடாக அடித்தல்	இயலாது	இயலும்	இயலும்
கடினத் தன்மை	கடினமானது	மெதுவானது	நடுத்தரமான கடினம்.
நொறுங்கு தன்மை	உண்டு	இல்லை	உண்டு
உபயோகங்கள்	வார்ப்புகள், அடுப்புகள், சட்டிகள், தூண்கள் முதலியன தயாரிக்க.	கம்பிகள், சங்கிலிகள், லாடங்கள், கீல்கள்.	இயந்திர பாகங்கள், கடிகார வில்கள், உளி போன்ற ஆயுதங்கள்.

பெளதிக குணங்கள் : தூய இரும்பு, ஒளி பொருந்திய சிறிது வெள்ளை நிறமுள்ள மிருதுவான உலோகமாகும். இதற்கு நன்கு மெருகு தீட்டலாம். இதன் திண்மை 7·9; உருகுநிலை

1530°C. இதைத் தகடாக அடிக்கலாம்; கம்பியாக இழுக்கலாம். வெப்பநிலைக்கேற்ப இரும்பு பல படிக வடிவங்களில் இருக்கும். இது காந்தத்தால் கவரப்படும்.

இரசாயன குணங்கள்: ஈரமற்ற காற்றில் இரும்பு ஒருவித மாறுதலையும் அடையாது. ஈரமுள்ள காற்றுப் பட்டால் இரும்பு எளிதில் துருப்பிடிக்கும். காற்றிலுள்ள ஈரமும் கார்பன் டைஆக்ஸைடும் இரும்பைச் செம்பழுப்பு நிறமுள்ள துருப் பொடியாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்கின்றன. இந்த இரும்புத் துருவில் ஃபெரிக் ஆக்ஸைடு, ஃபெரிக் கார்பனேட் முதலிய சேர்மங்கள் காணப்படுகிறன. இரும்பினாலான பொருள்கள் அரிக்கப்படுவதைத் தடுக்க அவற்றிற்கு வர்ணம், துத்தநாக முலாம் முதலியன பூசப்படுகின்றன.

இரும்பை ஆக்சிஜனுடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தினால் ஃபெரிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$4Fe + 3[O_2] \longrightarrow 2Fe_2O_3$$

செந்தணலாக இருக்கும் இரும்பு நீராவியுடன் இணைந்து ஃபெரசோஃபெரிக் ஆக்சைடையும் (magnetic oxide of iron) ஹைட்ரஜனையும் கொடுக்கிறது.

$$3Fe + 4H_2O \longrightarrow Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$$

நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக், கந்தக அமிலம் ஆகியவற்றுடன் வினைபுரிந்து அதன் உப்புகளையும் ஹைட்ரஜனையும் கொடுக்கிறது.

$$Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$$
$$Fe + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2\uparrow$$

அடர் கந்தக அமிலத்துடன் ஃபெரிக் சல்ஃபேட்டையும் கந்தக டைஆக்சைடையும் கொடுக்கிறது.

$$2Fe + 6H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2\uparrow + 6H_2O$$

குளிர்ந்த நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் இணைந்து ஃபெரஸ் நைட்ரேட்டையும் அமோனியம் நைட்ரேட்டையும் உண்டாக்குகிறது.

$$4Fe + 10HNO_3 \longrightarrow 4Fe(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

சூடான நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம் இரும்பை ஃபெரிக் நைட்ரேட்டாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்கிறது. நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு வாயுவும் வெளிவிடப்படுகிறது.

$$Fe + 4HNO_3 \longrightarrow Fe(NO_3)_3 + NO\uparrow + 2H_2O$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் இரும்பு வினைபுரியாது. இதில் இரும்பு செயலற்ற தன்மையை (passivity) அடையும். இரும்பு, காரங்களுடன் வினைபுரியாது. குளோரின், கந்தகம் ஆகியவற்றுடன் இரும்பு சூடுபடுத்தப்பட்டால் ஃபெரிக் குளோரைடு, ஃபெரஸ் சல்ஃபைடு ஆகியவற்றைக் கொடுக்கிறது.

$$2Fe + 3Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$$

$$Fe + S \longrightarrow FeS$$

வினாக்கள்

(1) இரும்பின் முக்கியமான தாதுப்பொருள்கள் யாவை? இரும்பின் பௌதிக, இரசாயனப் பண்புகளை விவரி.

(2) வார்ப்பிரும்பு, தேனிரும்பு, எஃகு ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கும் முறைகளையும், அவற்றின் பயன்களையும் கூறு.

(3) வார்ப்பிரும்பு, தேனிரும்பு, எஃகு ஆகியவற்றை ஒப்பிடு.

அங்கக வேதியியல்

(Organic Chemistry)

21. அங்கக வேதியியல்

(Organic Chemistry)

உயிருள்ள பிராணிகளிலும் தாவரங்களிலும் அங்ககச் சேர்மங்கள் பெருமளவில் காணப்படுவதால், இவ்வகைப் பொருள்கள் ஒருவகை அபூர்வ உயிர்ச் சக்தியால்தான் (vital force) உண்டாகின்றன என்று முற்காலத்தில் கருதப்பட்டுவந்தது. ஆகையால்தான், உயிருள்ளவற்றிலிருந்து உண்டாகும் பொருள்களை அங்ககப் பொருள்கள் என்றும், பூமியிலிருந்து கிடைக்கும் தாதுக்கள் சம்பந்தமான பொருள்களை அனங்ககப் (inorganic) பொருள்கள் என்றும் பிரிக்க நேரிட்டது. முற்காலத்தில் இவ்வங்ககப் பொருள்களை மனிதன் சோதனைச்சாலையில் தயாரிக்க முடியாதென்றே கருதியிருக்கின்றனர். எனவே, பல அங்ககப் பொருள்கள் முற்காலத்திலிருந்தே தெரிந்திருந்தும் அவைகளைத் தாதுப்பொருள்களிலிருந்து தயாரிக்க ஒருவரும் முன்வரவில்லை. லெவாய்சியர், அங்ககச் சேர்மங்களில் பெரும்பாலானவை கார்பன், ஹைட்ரஜன், நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் போன்ற தனிமங்களையே கொண்டிருக்கின்றன என்று கண்டறிந்தார்.

பிறகு பல இயற்கையில் கிடைக்கும் பொருள்களுடன் வினை புரியச்செய்வதன் மூலம் பல சேர்மங்களைத் தயாரித்தார். இவைகளும் அங்ககப் பொருள்கள் என்றே அழைக்கப்பட்டுவந்தன.

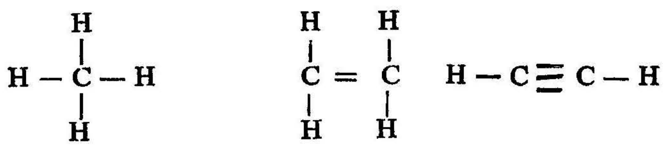
1828ஆம் ஆண்டு வோய்லர் (Wohler) என்ற ஜெர்மன் தேசத்து விஞ்ஞானி தாதுவர்க்கத்தைச் சேர்ந்த அமோனியம், சயனேட்டு (ammonium, cyanate) என்ற சேர்மங்களைச் சூடு செய்யச் சிறுநீரிலிருக்கும் யூரியா (urea) என்ற அங்ககப் பொருள் உண்டாவதைக் கண்டார். இதற்குப்பின் இரசாயன நிபுணர்கள் கார்பனுடன் மற்றும் சில தனிமங்களைக் கொண்ட எண்ணற்ற அங்ககப் பொருள்களைத் தயாரித்திருக்கின்றனர். 19ஆம் நூற்றாண்டின் பிற்பகுதியில் கெகுலே (Kekule) என்பவர் அங்ககப் பொருள்களின் அமைப்புபற்றிச் சில கொள்கைகளை வெளியிட்டார். இதன்பின் சோதனைச்சாலையில் தயாரிக்கப்பட்ட அங்ககப் பொருள்களின் எண்ணிக்கை பெருமளவில் அதிகரித்திருக்கிறது. தற்காலத்தில் கார்பனேட்டு, கார்பன் மோனாக்ஸைடு, டைஆக்ஸைடு போன்ற சாதாரணப் பொருள்கள் நீங்கலாக மற்றக் கார்பனின் சேர்மங்கள் எல்லாம் அங்ககப் பொருள்கள் என்றே அழைக்கப்படுகின்றன.

இந்த இரசாயன இயலின் பிரிவிற்கு அங்கக இரசாயனம் எனப் பெயர். அங்கக இரசாயனச் சேர்மங்களுக்கும் அனங்ககச் சேர்மங்களுக்கும் உள்ள அநேக வேறுபாடுகள் பின்வருமாறு:

அங்ககச் சேர்மங்கள்	அனங்ககச் சேர்மங்கள்
(1) இவை கார்பனின் சேர்மங்களே. முக்கியமாக H,O, N,P,S, உப்பீனிகள் ஆகியவற்றுடன் கார்பன் சேரும்போது உண்டாகும் சேர்மங்களே இவை.	இவை எல்லாத் தனிமங்களிலிருந்தும் உண்டானவையாகும்.
(2) பிற தனிமங்களோடு ஒப்பிடும்பொழுது கார்பன் தனித்தன்மை வாய்ந்த ஒன்ருக இருக்கிறது. கார்பனுடன் எண்ணற்ற சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது.	தயாரிப்பில் எல்லாத் தனிமங்களும் பங்கெடுத்துக் கொண்டாலும், அவற்றின் எண்ணிக்கை அங்ககச் சேர்மங்களைவிட மிகக் குறைந்தது.
(3) அநேக சேர்மங்கள் சிக்கலான அமைப்பைக் கொண்டவையே. இவற்றின் மூலக்கூறு எடை பெரும்பாலும் மிக அதிகமாகவே இருக்கும்.	அனங்ககச் சேர்மங்களின் அமைப்பு மிக எளிதாகவே இருக்கும்.
(4) இவை பெரும்பாலும் ஐஸோமெரிசம் (isomerism) என்ற தன்மையைக் காட்டும்.	இத் தன்மை இவற்றில் காணப்படுவது மிக அரிது.
(5) பெரும்பாலும் நீரில் கரையா. ஆனுல், அங்ககக் கரைப்பான்களாகிய ஈதர், ஆல்கஹால், பென்சீன் ஆகியவற்றில் எளிதாகக் கரைகின்றன.	இவை பெரும்பாலும் நீரில் கரைவனவே. ஆனுல், இவை அங்ககக் கரைப்பான்களில் கரையா.
(6) இவை சம்பந்தப்பட்ட வினைகள் பெரும்பாலும் மெதுவாக நிகழக்கூடியனவாகவும், துருவ குணமில்லாதனவாகவும், சிக்கலானவையாகவும்இருக்கும்.	இவை சம்பந்தப்பட்ட வினைகள் எளிதாகவும் வேகமாகவும் நிகழும். இவ் வினைகள் துருவ குணமுள்ளதாக இருக்கும். இவை மின் வலுப் பிணைப்புள்ளவை.
(7) இவை பெரும்பாலும் பெளதிக - இரசாயன மாற்றங்களால் எளிதில் பாதிக்கப்படும். வெப்பத்தாலும் மிக எளிதில் பாதிக்கப்படும். குறைந்த கொதிநிலை, உருகுநிலை பெற்றவை.	இவை அநேகமாக அதிகக் கொதிநிலை, உருகுநிலை பெற்றவை. வெப்பத்தால் அதிகம் பாதிக்கப்படமாட்டா.

ஹைட்ரோ கார்பன்கள்

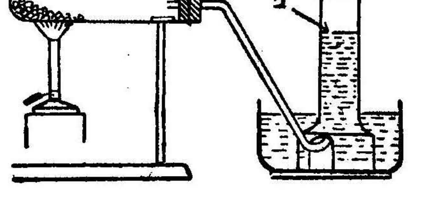
ஹைட்ரோ கார்பனின் வகைகள்: இவை கார்பன், ஹைட்ரஜன் ஆகிய இரண்டு தனிமங்களால் ஆகிய இரு தனிம அங்ககச் சேர்மங்கள். கார்பன் அணுக்களுக்கு இடையேயுள்ள பிணைப்புகளைப் பொறுத்து இவை பூரித, அபூரித ஹைட்ரோ கார்பன்கள் எனப் பிரிக்கப்பட்டிருக்கின்றன. மீதேன் ஒரு பூரித (saturated) ஹைட்ரோ கார்பனாகும். ஹைட்ரோ கார்பனில் எதிலினும் அஸிடிலினும் அபூரித (unsaturated) ஹைட்ரோ கார்பன்களாகும். அபூரித ஹைட்ரோ கார்பன் சேர்மத்திலுள்ள இரு கார்பன் அணுக்களின் இடையே இரண்டு அல்லது மூன்று பிணைப்புக் கோடுகள் காணப்படும்.



மீதேன்   எத்திலீன்   அஸிட்டிலீன்

மீதேன் (Methane)

இந்த எளிதில் எரியும் தன்மையுடைய நிறமற்ற வாயு, அழுகிய தாவரங்களிலும் சதுப்பு நிலங்களிலும் பெரும்பாலும் காணப்படும். இது ‘சதுப்புநில வாயு’ (marsh gas) எனவும் அழைக்கப்படுகிறது.



படம் 69

மீதேன் தயாரித்தல்

1. சோடியம் அஸிடேட் + சுண்ணாம்புக்கல்; 2. மீதேன் வாயு.

தயாரிக்கும் முறை (சோடியம் அஸிடேட்டிலிருந்து): மீதேன் (methane) வாயு சாதாரணமாகப் படிக நீரற்ற சோடியம் அஸிடேட்டு, உலர்ந்த எரிசோடா, சுட்ட சுண்ணும்புக் கல் கலந்த கலவையைச் சூடுசெய்வதன் மூலம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

ஒரு கடினமான கண்ணுடிக் குழாயில் படிக நீரற்ற சோடியம் அஸிடேட்டு - சோடா - லைம் கலவை எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. இக் கலவையைச் சூடுபடுத்தும்பொழுது வெளிவரும் மீதேன் வாயு நீரின்மீது சேகரிக்கப்படுகிறது.

இவ்விதமாகத் தயாரிக்கப்பட்ட மீதேனில் ஹைட்ரஜன், எத்திலீன் ஆகிய வாயுக்கள் மாசுகளாகக் கலந்திருக்கும்.

$$CH_3[COONa + NaO]H \longrightarrow CH_4 \uparrow + Na_2CO_3$$

பௌதிக குணங்கள்: இது ஒரு நிறமற்ற, மணமற்ற வாயு. நீரில் சிறிதளவு கரையும் தன்மையுடையது. இது காற்றைவிட இலேசானதாகும்.

இரசாயன குணங்கள்: (1) இது காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து சிறிது பிரகாசமான சுடருடன் எரிந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடு வாயுவையும் நீரையும் கொடுக்கிறது.

$$CH_4 + 3O_2 \longrightarrow CO_2 \uparrow + 2H_2O$$

மீதேனுடன் காற்று அல்லது ஆக்ஸிஜன் சேர்ந்த கலவையைச் சூடுபடுத்தினுல் அக் கலவை வெடித்து இணையும்.

(2) மீதேனின் மந்தத் தன்மை குறிப்பிடத்தக்கதாகும். அமிலங்கள், காரங்கள், ஆக்ஸிஜனேற்றிகள் ஆகியவற்றுல் தாக்கப்படாது.

(3) மீதேன், குளோரின் ஆகிய வாயுக்களின் கலவையைச் சூடுபடுத்தினுலோ அல்லது சூரிய வெளிச்சத்தில் வைத்தாலோ, வெடிச்சத்தத்துடன் இணைந்து முடிவில் ஹைட்ரஜன் குளோரைடும் கார்பனும் கிடைக்கின்றன.

(4) மீதேன் - குளோரின் கலவையை இலேசான சூரிய வெளிச்சத்தில் வைத்தால், மீதேனிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்களைக் குளோரின் ஒவ்வொன்ருக இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது. ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் இடத்தைக் குளோரின் அணுக்கள் எடுத்துக்கொள்கின்றன. வினையின் கடைசி வினைபொருளாகக் கார்பன் டெட்ராகுளோரைடு உண்டாகிறது. இதைப் பதிலீட்டு

வினை என்பர். இதன்மூலம் உண்டாகும் வினைபொருள்கள் பதிலீட்டு வினைபொருள்கள் (substitution products) எனப்படும்.

$$CH_4 + Cl_2 \longrightarrow CH_3Cl + HCl$$

(மெத்தில் குளோரைடு)

$$CH_3Cl + Cl_2 \longrightarrow CH_2Cl_2 + HCl$$

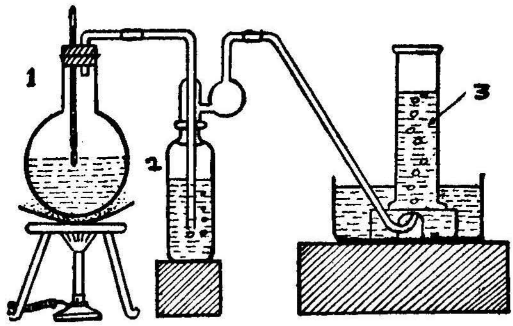
(மெத்திலீன் குளோரைடு)

$$CH_2Cl_2 + Cl_2 \longrightarrow CHCl_3 + HCl$$ (குளோரோஃபாரம்)

$$CHCl_3 + Cl_2 \longrightarrow CCl_4$$ (கார்பன் டெட்ராகுளோரைடு)

எத்திலீன் (Ethylene)

இது ஓர் அபூரித ஹைட்ரோ கார்பன்; ஒலிஃபின் (olefin) என்ற அங்ககச் சேர்மங்களின் குடும்பத்தைச் சேர்ந்தது.



படம் 70

எத்திலீன் தயாரித்தல்

1. அடர் கந்தக அமிலம் + எத்தில் ஆல்கஹால்;
2. கழுவு சீசா; 3. எத்திலீன் வாயு.

தயாரிக்கும் முறை (எத்தில் ஆல்கஹாலிலிருந்து): எத்தில் ஆல்கஹாலை அதிக அளவு அடர் கந்தக அமிலத்துடன் சேர்த்துச் சுமார் 160°C-ல் குடுவையில் சூடுசெய்வதன் மூலம் எத்திலீன் (ethylene) பெரும்பாலும் தயாரிக்கப்படுகிறது. இவ் வினை இரண்டு நிலைகளில் நிகழ்கிறது.

(a) $C_2H_5OH + H_2SO_4 \longrightarrow C_2H_5HSO_4 + H_2O$

(எத்தில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபேட்டு + நீர்)

(b) $C_2H_5HSO_4 \longrightarrow CH_2 = CH_2 + H_2SO_4$

(எத்திலீன்)

எத்தில் ஆல்கஹால் (30 க.செ.), அடர் கந்தக அமிலம் (80 க.செ.) ஒரு குடுவையில் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகின்றன. ஒரு சீராகச் சிதறாமல் கொதிப்பதற்குக் குடுவையினுள் சில துளையுள்ள மணிகள் போடப்படுகின்றன. பிறகு குடுவை, ஒரு போக்குக் குழாயும் விடுகுழாயும் பொருத்தப்பட்ட தக்கையால் மூடப்பட்டு, ஒரு மண்தொட்டியில் வைக்கப்பட்டு, சுமார் 160°C-ல் சூடுபடுத்தப்படுகிறது. விடுகுழாயின் வழியாக எத்தில் ஆல்கஹால், கந்தக அமிலக் கலவை சிறிது சிறிதாகக் குடுவையினுள் விடப்படுகிறது. எத்தில் ஆல்கஹால் கந்தக அமிலத்துடன் சேர்ந்து வினைபுரிந்து எத்திலீன் வாயுவை வெளிவிடுகிறது. இவ் வாயுவை சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைக் கொண்டுள்ள ஒரு கழுவு சீசாவில் செலுத்துவதன் மூலம் இதிலுள்ள கார்பன் டைஆக்ஸைடு, கந்தக டைஆக்ஸைடு ஆகிய வாயு அசுத்தங்கள் நீக்கப்படுகின்றன. பின் இவ் வாயு நீரின்மேல் சேகரிக்கப்படுகிறது.

(1) எத்தில் ஆல்கஹால் ஆவியை அலுமினியம் ஆக்ஸைடைக் கொண்டுள்ள சூடுபடுத்தப்பட்ட குழாய்களின் வழியாகச் சுமார் 300°C வெப்ப நிலையில் செலுத்துவதன் மூலம் எத்திலீன் அதிக அளவில் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$C_2H_5OH \longrightarrow C_2H_4 + H_2O$$

பௌதிக குணங்கள்: இது காற்றில் பிரகாசமான சுடருடன் எரியும்; இது ஒரு நிறமற்ற, இனிமையான மணத்தை உடைய வாயு. நீரில் சுமாராகக் கரையும்.

இரசாயன குணங்கள்: (1) இவ் வாயு காற்று அல்லது ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$C_2H_4 + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 \uparrow + 2H_2O$$

(2) எத்திலீன் வாயு அதன் கார்பன் அணுக்களிடையே இரண்டு பிணைப்புக் கோடுகளைக் கொண்டுள்ளதால், அது ஓர் அபூரித ஹைட்ரோ கார்பனாகும். இதுபோன்ற அபூரித ஹைட்ரோ கார்பன்கள் ஹைட்ரஜன், குளோரின் போன்ற தனிமங்களுடனும், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், கந்தக அமிலம் ஆகிய சேர்மங்களுடனும் இணைந்து கூட்டுச் சேர்மங்களைத் (addition compounds) தருகிறது.

எத்திலீனின் இரசாயன வினைகள்

(a) **ஹைட்ரஜனுடன்:** ஹைட்ரஜனும் எத்திலீனும் நிக்கல் துகளின் முன்னிலையில் சுமார் 100°C வெப்ப நிலையில் சேர்ந்து ஈதேன் என்ற பூரித ஹைட்ரோ கார்பனைக் கொடுக்கின்றன.

$$CH_2 = CH_2 + H_2 \longrightarrow CH_3 - CH_3$$

(b) **குளோரினுடன்:** சாதாரண வெப்ப நிலையில் குளோரீன் வாயு எத்திலீன் வாயுவுடன் இணைந்து எத்திலீன் டைகுளோரைடைக் கொடுக்கிறது.

$$\begin{array}{c} CH_2 \\ \| \\ CH_2 \end{array} + Cl_2 \longrightarrow \begin{array}{c} CH_2Cl \\ | \\ CH_2Cl \end{array}$$

(c) **உப்பீனி அமிலங்களுடன்:** ஹைட்ரோ குளோரிக், ஹைட்ரோ புரோமிக், ஹைட்ரோ அயோடிக் போன்ற அமிலங்களுடன் சேர்ந்து எத்தில் உப்பீனிகளைக் கொடுக்கிறது.

$$H_2C = CH_2 + HCl \longrightarrow CH_3\ CH_2\ Cl$$
$$H_2C = CH_2 + HBr \longrightarrow CH_3\ CH_2\ Br$$
$$H_2C = CH_2 + HI \longrightarrow CH_3 \cdot CH_2I$$

(d) **அடர் கந்தக அமிலத்துடன்:** அடர் கந்தக அமிலம், எத்திலீன் வாயுவைத் தன்னுள் வாங்கிக்கொண்டு எத்தில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபேட்டைக் கொடுக்கிறது.

$$H_2\ C = CH_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CH_3CH_2HSO_4$$

(e) **பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டுடன்:** எத்திலீன் வாயுவை நீர்த்த பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலினுள் செலுத்தினால், எத்திலீன் கிளைக்கால் (ethylene glycol) உண்டாகிறது. இது ஓர் ஆக்ஸிஜனேற்ற வினை.

$$\begin{array}{c} CH_2 \\ \| \\ CH_2 \end{array} + H_2O + O \longrightarrow \begin{array}{c} CH_2OH \\ | \\ CH_2OH \end{array}$$

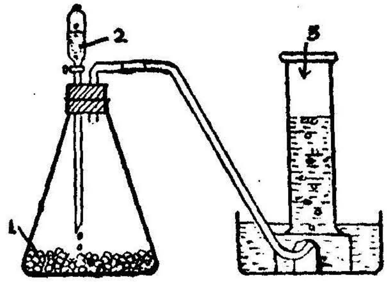
உபயோகங்கள்: பழங்களைப் பாதுகாப்பதற்கும், செயற்கைமுறையில் பழுக்கச்செய்வதற்கும், ரப்பர், பிளாஸ்டிக் போன்றவை தயாரிப்பதற்கும் இவ் வாயு பயன்படுகிறது.

அஸிட்டிலீன்

தயாரிக்கும் முறை : கால்சியம் கார்பைடுடன் குளிர்ந்த நீரை வினைபுரியச் செய்வதன்மூலம் சோதனைச்சாலையில் அஸிட்டிலீன் வாயு சாதாரணமாகத் தயாரிக்கப்படுகிறது.

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

போக்குக் குழாயும் விடுகுழாயும் பொருத்தப்பட்டுள்ள ஒரு குடுவையினுள் கால்சியம் கார்பைடு கட்டிகள் எடுத்துக்



படம் 71

அஸிட்டிலீன் தயாரித்தல்

1. கால்சியம் கார்பைடு ; 2. நீர்; 3. அஸிட்டிலீன் வாயு.

கொள்ளப்படுகின்றன. விடுகுழாயின் வழியாகக் குளிர்ந்த நீர் சிறிது சிறிதாக விடப்பட்டவுடன், நீரும் கால்ஸியம் கார்பைடும் சேர்ந்து வினைபுரிந்து அஸிட்டிலீன் வாயுவை வெளியேற்றுகின்றன. இவ் வாயு நீரின்மேல் சேகரிக்கப்படுகிறது.

பௌதிக குணங்கள் : இது ஒரு நிறமற்ற, இனிய மணமுடைய வாயு. இது காற்றைவிட இலேசானதும், நீரில் சுமாராகக் கரையக்கூடியதும் ஆகும். அஸிடோனில் அதிகமாகக் கரையும். இது ஒரு விஷத்தன்மை மிகுந்த வாயு.

இரசாயன குணங்கள் : எத்திலீனைப்போல, அஸிட்டிலீனும் அபூரித நிலையில் இருப்பதால், கூட்டு வினைகளுக்கு உட்படுகிறது. அஸிட்டிலீனில் கூட்டு வினைகள் (addition reactions) இரண்டு படிகளில் நடைபெறுகின்றன,

(1) சிறு தூள்களாகப் பகுக்கப்பட்ட நிக்கலின் முன்னிலையில் சுமார் 140°C வெப்பநிலையில் அஸிட்டிலீன், ஹைட்ரஜனுடன் சேர்ந்து படிப்படியாக முதலில் எத்திலீனையும் அடுத்த படியில் ஈதேனையும் கொடுக்கிறது.

$$C_2H_2 + H_2 \longrightarrow C_2H_4 \text{ (எத்திலீன்)}$$

$$C_2H_4 + H_2 \longrightarrow C_2H_6 \text{ (ஈதேன்)}$$

(2) ஊடுருவி வரும் சூரிய வெளிச்சத்தில் அஸிட்டிலீன், குளோரின், புரோமின் ஆகியவற்றுடன் சேர்ந்து முறையே அஸிட்டிலீன் டைகுளோரைடு, அஸிட்டிலீன் டெட்ராகுளோரைடு போன்ற சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது.

$$HC \quad C-H + Cl_2 \longrightarrow ClHC = CHCl$$

$$ClHC = CHCl + Cl_2 \longrightarrow Cl_2HC - CHCl_2$$

(3) அஸிட்டிலீன், இரண்டு ஹைட்ரஜன் புரோமைடு மூலக்கூறுகளுடன் சேர்ந்து, படிப்படியாக முறையே வினைல் புரோமைடு (vinyl bromide), எதிலிடீன் புரோமைடு (ethylidine bromide) என்ற சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது.

$$HC \equiv C-H + HBr \longrightarrow H_2C = CHBr \text{ (வினைல் புரோமைடு)}$$

$$H_2C = CHBr + HBr \longrightarrow CH_3 \cdot CHBr_2 \text{ (எதிலிடீன் புரோமைடு)}$$

இரண்டாவது மூலக்கூறின் சேர்க்கை, மார்க்கோனிகாஃபின் விதிப்படி (Markonikoff's rule) நிகழ்கிறது. அதாவது, சாதாரணச் சூழ்நிலையில் அபூரிதச் சேர்மங்களுடன் வினைப்படும் பொழுது உப்பினி அணு மிகக் குறைந்த எண்ணிக்கையுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்களைக் கொண்ட கார்பனுடன்தான் இணைகிறது.

(4) கந்தக அமிலத்துடன் சேர்க்கை: அஸிட்டிலீன் அடர் கந்தக அமிலத்துடன் சேர்ந்து எத்திலிடீன் சல்ஃபேட்டைக் கொடுக்கிறது.

$$HC \equiv CH + 2H_2SO_4 \longrightarrow CH_3-CH-(HSO_4)_2$$

(5) மெர்க்யூரிக் சல்ஃபேட்டு என்ற கிரியா ஊக்கி முன்னிலையில் அஸிட்டிலீனை நீர்த்த கந்தக அமிலத்துடன் பாய்ச்சினால், அஸிட்டிலீன் ஒரு நீர் மூலக்கூறுடன் சேர்ந்து அஸிட்டால்டிஹைடைக் கொடுக்கிறது.

$$HC \equiv CH + H_2O \longrightarrow CH_3CHO$$

(அஸிட்டால்டிஹைடு)

(6) அஸிட்டிலீனைக் கியூப்ரஸ் குளோரைடு அம்மோனியா கரைசலினுள் செலுத்தினால், பழுப்பு நிறத் தாமிர அஸிட்டிலைடு வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

$$HC \equiv CH + Cu_2Cl_2 \longrightarrow CuC \equiv CCu + 2HCl$$

அம்மோனியா சேர்ந்துள்ள சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசலினுள் அஸிட்டிலீன் வாயுவைச் செலுத்தினால், சில்வர் அஸிட்டிலைடு வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

$$HC \equiv CH + 2AgNO_3 \longrightarrow AgC \equiv CAg \downarrow + 2HNO_3$$

இவ்விரு சோதனைகளினால் அஸிட்டிலீனை அறியலாம்.

பல மூலக்கூறுகள் சேர்தல் (Polymerisation): அஸிட்டிலீன் வாயுவைச் செந்நிறத்திற்குச் சூடுசெய்யப்பட்ட ஒரு குழாயினுள் செலுத்தினால், மூன்று அஸிட்டிலீன் மூலக்கூறுகள் இணைந்து ஒரு பென்ஸீன் மூலக்கூறைக் கொடுக்கிறது.

$$3C_2H_2 \longrightarrow C_6H_6$$

இவ் வினைக்குப் பாலிமெரைசேஷன் என்று பெயர்.

உபயோகங்கள் : சைக்கிள் விளக்குகளிலும், ஆக்ஸி-அஸிட்டிலீன் ஊதுகுழலில் உலோகங்களை உருக்கிப் பிணைப்பதற்கும், உலோகங்களை வெட்டுவதற்கும் இவ் வாயு பயன்படுகிறது.

மீதேன், எத்திலீன், அஸிட்டிலீன் ஆகியவற்றை ஒப்பிடுதல்

குணங்கள்	மீதேன்	எத்திலீன்	அஸிட்டிலீன்
(1) பௌதிகப் பண்புகள்	நிறமற்ற, மணமற்ற வாயு; காற்றைவிட இலேசானது; நீரில் கரையும்.	நிறமற்றது; இனிமையான மணத்தையுடையது; காற்றின் அளவு கனமானது; நீரில் கரையாது.	நிறமற்ற வாயு; சுத்தமான நிலையில் மணமற்றது. காற்றைவிடச் சிறிது இலேசானது; நீரில் சுமாராகக் கரையும்.
(2) எரியும் தன்மை.	தகனத்திற்கு உதவாது; சிறிது பிரகாசமான சுடருடன் எரியும். காற்றுடன் சேர்ந்து சூடுபடுத்தினால் வெடிக்கும்.	தகனத்திற்கு உதவாது; பிரகாசமான சுடருடன் எரிகிறது. காற்றுடன் சேர்ந்து சூடுபடுத்தினால் வெடிக்கும்.	தகனத்திற்கு உதவாது; கரிப்புகையுடன் எரிகிறது. காற்றுடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தினால் வெடிக்கிறது.
(3) குளோரினுடன் வினை	(a) சூரிய வெளிச்சத்தில் கரியும் ஹைட்ரஜன் குளோரைட்டும் உண்டாகிறது.	(a) சூடுபடுத்தப்பட்டால் கரியும், ஹைட்ரஜன் குளோரைடும் உண்டாகிறது.	(a) சூரிய வெளிச்சத்தில் கரியையும் ஹைட்ரஜன் குளோரைடையும் உடனே கொடுக்கிறது.

மீதேன், எத்திலீன், அஸிட்டிலீன் ஆகியவற்றை ஒப்பிடுதல்—(தொடர்ச்சி)

குணங்கள்	மீதேன்	எத்திலீன்	அஸிட்டிலீன்
	(b) ஒரு பூரித ஹைட்ரோ கார்பனுதலால், பதிலீட்டு வினைக்கு உட்படுகிறது.	(b) அபூரித ஹைட்ரோ கார்பனுதலால், கூட்டு வினைக்கு உட்படுகிறது.	(b) அபூரித ஹைட்ரோ கார்பனுதலால் ஊடுருவி வரும் சூரிய வெளிச்சத்தில் குளோரினுடன் சேருகிறது.
(4) ஹைட்ரஜனுடன் வினை.	ஒருவித மாறுதலும் இருக்காது.	வினை தூண்டியின் முன்னிலையில் ஹைட்ரஜனுடன் சேருகிறது.	வினை தூண்டியின் முன்னிலையில் ஹைட்ரஜனுடன் சேர்ந்து ஈதேனைக் கொடுக்கிறது.
(5) ஹைட்ரஜன் அயோடைடுடன் வினை.	ஒருவித மாறுதலும் இருக்காது.	ஒரு ஹைட்ரஜன் அயோடைட் மூலக்கூறுடன் சேருகிறது.	இரண்டு ஹைட்ரஜன் அயோடைட் மூலக்கூறுகளுடன் சேருகிறது.
(6) புகையும் கந்தக அமிலம்.	ஒருவித மாறுதலும் இருக்காது.	கூட்டுவினை ஏற்படுகிறது.	கூட்டுவினை ஏற்படுகிறது.

மீதேன், எத்திலீன், அஸிட்டிலீன் ஆகியவற்றை வேறுபடுத்திக் காட்டும் சோதனைகள்

இரசாயன காரணி	மீதேன்	எத்திலீன்	அஸிட்டிலீன்
(1) நீரில் கரைத்த புரோமின்.	மாறுதல் இல்லை.	நிறமற்றதாக மாறும்.	நிறமற்றதாக மாறும்.
(2) அம்மோனியாவில் கியூப்ரஸ் குளோரைடுடன்.	மாறுதல் இல்லை.	மாறுதல் இல்லை.	செம்பழுப்பு வீழ்படிவு உண்டாகும்.
(3) அம்மோனியாவில் வெள்ளி நைட்ரேட்டுடன்.	மாறுதல் இல்லை.	மாறுதல் இல்லை.	வெண்ணிற வீழ்படிவு உண்டாகும்.

எத்தில் ஆல்கஹால் (Ethyl Alcohol)

இது எளிதில் ஆவியாகும் ஒரு திரவம். சாதாரணமாக ஆல்கஹால் என்பது எத்தில் ஆல்கஹாலைத்தான் குறிக்கும். சுத்தம் செய்யப்படாத நிலையில் இது சாராயம் என அழைக்கப் படும். திராட்சைப் பழங்களின் ரசம் புளித்துப்போனால் அதனுள் ஆல்கஹால் உண்டாகும். காற்றில் ஈஸ்டு (yeast) என்று அழைக்கப்படும் எண்ணற்ற நுண்ணிய அங்கக உயிரிகள் உலவுகின்றன ; இவை தாவர இனத்தைச் சேர்ந்தவை. இவைகளில் உண்டாகும் நொதிகள் (enzymes) சர்க்கரைப் பொருளில் இரசாயன மாற்றத்தை ஏற்படுத்துகின்றன. இந்த மாற்றத்தைத்தான் நொதித்தல் (fermentation) என்கிறோம். நொதிகள் மிகவும் சிக்கலான அமைப்பைக் கொண்டவையாகும். இந்நொதிகள் நைட்ரஜன் கலந்த சிக்கலான அங்ககச் சேர்மங்கள். இவை வினை தூண்டிகளாகச் செயல் புரிகின்றன. இரசாயன வினையின்போது சிக்கலான அமைப்பை உடைய அங்ககப் பொருள் சிதைந்து எளிய அமைப்பை உடைய சேர்மங்களாக மாறுகின்றன. காளான் இனத்தைச் சேர்ந்த ஒருவித ஈஸ்டு சைமேஸ் (zymase), இன்வெர்ட்டேஸ் (invertase), மால்டேஸ் (maltase) போன்ற என்சைம்களை உண்டாக்குகிறது. குளுகோஸ் (glucose) பூரிதக் கரைசலோடு ஈஸ்டைச் சேர்த்தால் எத்தில் ஆல்கஹால் உண்டாகிறது. ஈஸ்டிலிருந்து உண்டாகும் சைமேஸ் நொதி குளுகோஸை ஆல்கஹாலாக மாற்றுகிறது.

$$C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 2C_2H_5OH + 2CO_2 \uparrow$$

(குளுகோஸ்) எத்தில் (ஆல்கஹால்)

ஆல்கஹாலை உண்டாக்கும் நொதித்தலுக்கு 'ஆல்கஹால் நொதித்தல்' எனப் பெயர்.

தயாரிக்கும் முறைகள் : (1) சர்க்கரைக் கரைசலில் ஈஸ்டுகளையும் சிறிது கந்தக அமிலத்தையும் சேர்த்து நொதித்தலுக்கு உட்படுத்துவதன் மூலம் ஆல்கஹாலைத் தயாரிக்கலாம்.

ஈஸ்டிலிருந்து உற்பத்தியான இன்வர்ட்டேஸ் என்ற நொதி சர்க்கரையை நீராற் பகுத்தல் வினையின்மூலம் குளுகோஸாகவும் ஃபிரக்டோஸாகவும் (fructose) மாற்றுகிறது. பிறகு சைமேஸ் என்ற நொதி குளுகோஸையும் ஃபிரக்டோஸையும் ஆல்கஹாலாகவும் கார்பன் டைஆக்ஸைடாகவும் மாற்றுகிறது.

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \xrightarrow{\text{இன்வர்ட்டேஸ்}} C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6$$

(சர்க்கரை) (குளுகோஸ்) (ஃபிரக்டோஸ்)

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{சைமேஸ்}} 2C_2H_5OH + 2CO_2 \uparrow$$

(2) வெல்லப் பாகிலிருந்து அதிக அளவில் ஆல்கஹால் தயாரிக்கப்படுகிறது. கரும்புச் சாற்றிலிருந்து சர்க்கரைப் படிவங்களை நீக்கிய பிறகு எஞ்சியுள்ள திரவம்தான் மொலாசஸ் (molasses) அல்லது வெல்லக் கசடு எனப்படுகிறது. இது ஒரு கருநிறமுள்ள சுவையான சர்க்கரை கலந்த திரவமாகும். நீரில் கரைத்தால் சுமார் 10% சர்க்கரைக் கரைசல் உண்டாகிறது. இதனுடன் சிறிதளவு நீர்த்த கந்தக அமிலமும் ஈஸ்டும் சேர்க்கப்படுகின்றன. இதன் வெப்பநிலை 25°C—35°C-க்குள் வைக்கப்பட்டிருக்க வேண்டும். இப்பொழுது நொதித்தல் உண்டாகிறது. சர்க்கரைக் கரைசலின் ஆல்கஹாலின் அளவு சுமார் 12—15% ஆக ஆனவுடன் அதிலுள்ள ஈஸ்டு கொல்லப்படுகிறது. இதனுடன் நொதித்தல் நின்றுவிடுகிறது. நொதிக்கப்பட்ட கரைசலை வடிகட்டுவதன்மூலம் நீர் கலந்த ஆல்கஹால் பிரிக்கப்படுகிறது. இதில் சுமார் 5% விகிதம் ஆல்கஹால் இருக்கிறது. இந்த ஆல்கஹால்—நீர்க் கலவையை பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் மூலம் சுமார் 95% எத்தில் ஆல்கஹால் உள்ள திரவம் கிடைக்கும். இதற்கு ரெக்டிஃபைபயிடு ஆல்கஹால் அல்லது சுத்தி செய்த ஸ்பிரிட்டு (rectified spirit) என்று பெயர். முற்றும் நீரில்லாத தனி ஆல்கஹால் (absolute alcohol) மேலே கண்ட முறையில் பெறமுடியாது.

ஆல்கஹாலின் பௌதிக குணங்கள்: தூய எத்தில் ஆல்கஹால் 78·5°C-ல் கொதிக்கும். இது நிறமற்றதும், நறுமணமும் எரியும் சுவையுமுள்ள எளிதில் ஆவியாகும் திரவம். இது வெளிறிய நீலநிறச் சுடருடன் எரிகிறது. பல அங்ககப் பொருள்கள் இதில் கரையும். இது —114°C வெப்பநிலையில் உறைவதால் சில உஷ்ணமானிகளில் பயன்படுகிறது. சிறிய அளவில் உட்கொண்டால் போதை உண்டாக்கும். இது சோடிய உலோகத்துடன் வினைப்பட்டு சோடியம் ஈதாக்ஸைடையும் ஹைட்ரஜனையும் தருகிறது.

$$2C_2H_5OH + 2Na \longrightarrow 2C_2H_5ONa + H_2 \uparrow$$

ஆல்கஹாலை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைப்படுத்த, எத்தில் குளோரைடைக் கொடுக்கிறது.

$$C_2H_5OH + HCl \longrightarrow C_2H_5Cl + H_2O$$

அஸிட்டிக் அமிலத்துடன் எத்தில் அஸிடேட்டைக் கொடுக்கிறது.

$$C_2H_5OH + CH_3COOH \longrightarrow CH_3COOC_2H_5$$

இது அதிக அளவு அடர் கந்தக அமிலத்துடன் சுமார் 160°C-ல் எத்திலீன் வாயுவைக் கொடுக்கிறது. இவ் வினையின் போது ஒரு நீர் மூலக்கூறு நீக்கப்படுகிறது.

$$C_2H_5OH + H_2SO_4 \longrightarrow C_2H_5HSO_4 + H_2O$$

$$C_2H_5HSO_4 \longrightarrow C_2H_4 + H_2SO_4$$

அதிக அளவு ஆல்கஹாலும் அடர் கந்தக அமிலமும் சுமார் 145°C-ல் வினைப்பட்டு டைஎத்தில் ஈதரைக் கொடுக்கின்றன. இவ் வினையின்போது இரண்டு ஆல்கஹால் மூலக்கூறுகள் இணைந்து ஒரு நீரின் மூலக்கூறை நீக்குகின்றன.

$$C_2H_5OH + HOC_2H_5 \longrightarrow C_2H_5{-}O{-}C_2H_5 + H_2O$$

இது பாஸ்பரஸ் பென்டாகுளோரைடுடன் வீரியத்துடன் இணைந்து எத்தில் குளோரைடைத் தருகிறது.

$$C_2H_5OH + PCl_5 \longrightarrow C_2H_5Cl + POCl_3 + HCl$$

ஆல்கஹால் ஆக்ஸிஜனுடன் சேரும்பொழுது முதலில் அஸிட்டால் டிஹைடாகவும், பிறகு அஸிட்டிக் அமிலமாகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. இவ் வினையில் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டும் அடர் கந்தக அமிலமும் ஆக்ஸிஜனேற்றி களாகப் பயன்படுகின்றன.

$$C_2H_5OH + [O] \longrightarrow CH_3CHO + H_2O$$

$$CH_3CHO + [O] \longrightarrow CH_3COOH$$

பயன்கள் : (1) மெதிலேட்டட் ஸ்பிரிட்டு என்ற கலவை ஸ்பிரிட்டு விளக்குகள், ஸ்டவ்கள் முதலியவற்றை எரிக்கவும், பெட்ரோமாக்ஸ் விளக்குகளைப் பற்றவைக்கவும் பயன்படுகிறது. வர்ணங்கள், பெயின்டுகள் தயாரிக்க ஆல்கஹால் உதவும். குளோரோபாரம், எத்தில் அஸிடேட்டு, ஈதர் அஸிட்டிக் அமிலம் இவை ஆல்கஹாலிலிருந்து தயாரிக்கப்படுகின்றன. பெட்ரோலுடனோ, பென்சீனுடனோ ஆல்கஹாலைக் கலந்து எந்திரங்களில் எரிபொருளாக உபயோகிக்கின்றனர். இறந்த பிராணிகளின் உடலையும் முக்கிய பாகங்களையும் கெடாமல் பாதுகாக்க அவை

ஆல்கஹாலினுள் மூழ்கி இருக்கும்படி வைக்கப்படுகின்றன. ஆல்கஹாலில் கரைக்கப்பட்ட மருந்துகள் டிஞ்சர் என்ற பெய ரில் வழங்கப்படுகின்றன. ஆல்கஹால் பானம் ஓர் உற்சாக மூட்டியாக மதுவைப்போல் பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்

(1) அங்கக, அனங்ககச் சேர்மங்களுக்கிடையே உள்ள வேறுபாடுகளை விளக்கிக் கூறு.

(2) மீதேன் வாயு சோதனைச்சாலையில் எங்ஙனம் தயாரிக் கப்படுகிறது? அதன் முக்கியமான குணங்கள் யாவை?

(3) எத்திலீன், அஸிட்டிலீன் ஆகியவை எவ்வாறு தயாரிக் கப்படுகின்றன? இவற்றின் குணங்களை மீதேன் வாயுவின் குணங்களுடன் ஒப்பிடு.

(4) எத்தில் ஆல்கஹால் எவ்விதம் தயாரிக்கப்படுகிறது?

(5) (a) சோடியம், (b) பாஸ்பரஸ் டிரைகுளோரைடு, (c) அடர்கந்தக அமிலம், (d) ஆக்ஸிஜனேற்றிகள் ஆகிய வற்றுடன் எத்தில் ஆல்கஹால் எவ்விதம் வினை புரிகின்றது? இவ் ஆல்கஹாலின் பண்புகள், பயன்களைப்பற்றிக் கூறுக?

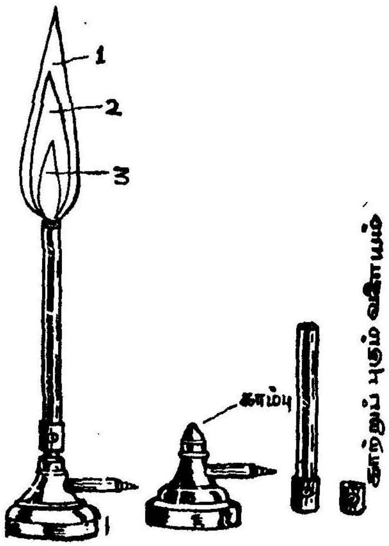
22. செய்முறை வேதியியல்

I. புன்சன் அடுப்பு (Bunsen Burner)

நோக்கம் : புன்சன் அடுப்பின் முக்கிய பாகங்களைப்பற்றியும் புன்சன் சுவாலையைப்பற்றியும் அறிந்துகொள்ளுதல்.

புன்சன் அடுப்பு மூன்று பாகங்களைக் கொண்டதாகும்.

(1) உலோகத்தாலான பக்கக் குழாயையுடைய கனமான அடிப்பாகம். அடிப்பாகத்தின் நடுவில் ஊசித் துவாரத்தை உடைய வாயு நுனிக்குழாய் இருக்கும். ரப்பர் குழாயில் பக்கக் குழாயைச் செருகி ரப்பர் குழாயின் மற்றொரு நுனியை எரி வாயுக் குழாயில் செருகவும். எரிவாயுவைத் திறந்துவிட அது



படம் 72

1. திறமற்றசுடர் (முழுவதும் எரிந்த வாயு—non-luminous flame); 2. நீலநிறச் (blue) சுடர் (பாதி எரிந்த வாயு) ; 3. நீலநிறச் சுடர் (Deep blue) (எரியாத வாயு).

அடுப்பின் அடிப்பாகத்தின்மேலுள்ள துவாரத்தின்வழியாக வெளியே செல்லும். இதைக் கொளுத்திப் பார். ஒரு நீண்ட சுடரைக் காண்பாய்.

(2) **அடுப்புக் குழாய் (Burner tube)**: இது சுமார் 4" நீள முடையது. இக் குழாயின் அடிப்பாகத்தில் எதிரெதிராக இரண்டு பெரிய துளைகள் காணப்படும். இக் குழாய் காற்றுப் புகும் வளையத்தோடு அடிப்பாகத்தின்மேல் திருகிவைக்கப் பட்டிருக்கும்.

(3) **காற்றுச் சீராக்கி (Air regulator)**: இது ஓர் உலோக வளையமாகும். இதை வேண்டிய அளவு திருப்பினால், குழாயின் அடியிலுள்ள துளைகளை மூடியோ, திறந்தோ வைக்கலாம். ஆகையால், இதைக் காற்றுச் சீராக்கி என்று சொல்லலாம்.

புன்சன் சுடர்

காற்றுப் புகும் வளையத்தைத் திருப்பித் துளைகளை முழுவதும் மூடிவிடவும். எரிவாயுக் குழாயைத் திருப்பி அடுப்பைப் பற்ற வைக்கவும். இப்பொழுது எரிவாயுமட்டும்தான் அடுப்பு வழி யாக வந்து எரியும். சுடர் புகைந்தும் மஞ்சளான பிரகாசமாயும் எரிவதைக் காணலாம். காற்றுப் புகும் வளையத்தைச் சிறிது சிறிதாகக் திறக்க, புகைவதும் சுடரின் பிரகாசமும் குறைந்து கொண்டேவரும். ஒரு நிலையில் புகையே இல்லாமல் சுவாலை பிரகாசமற்றதாய் இலேசான நீல நிறத்துடன் இருக்கும். காற்றுப் புகும் வளையம் திறந்திருக்கும்போது எரிவாயு முழுவதும் எரிவதற்குப் போதுமான காற்று இருந்தால் புகை இல்லாமல் எரியும். மிக அதிகமாகக் காற்றுச் சென்றால், எரிவாயுவின் அழுத்தம் குறைவதால் சுடர் சத்தத்துடன் எரியும். காற்றின் அளவு மிகவும் அதிகமாக இருந்தால் சுவாலை சிறிது சிறிதாகக் குறைந்து, முதலில் டப் என்ற சப்தத்துடன் நேர் குழாய் வழியாகக் கிழிறங்கி, அடிப்பாகத்திலுள்ள வாயுக்குழாயின் கிளையிலுள்ள துவாரத்தின்மீது படபடவென்ற சத்தத்துடன் எரியும். இதற்கு 'புன்சன் சுடர் கீழ்நோக்கி அடித்தல்' (striking back Bunsen flame) என்று பெயர். பிரகாசமில்லாத சுடரின் வெப்பம் பிரகாசமான சுடரின் வெப்பத்தைவிட அதிக மாக இருக்கும்.

சுவாலையின் அமைப்பு

(1) உள்மண்டலத்திலிருக்கும் எரியாத வாயுவின் கருநீல நிறச் சுடர்.

(2) நடுமண்டலத்திலுள்ள பாதி எரிக்கப்பட்ட வாயுவின் நீல நிறச் சுடர்;

(3) வெளிமண்டலத்திலுள்ள முழுவதும் எரிந்த வாயுவின் நிறமற்ற சுடர்.

II. பண்பறி பகுப்பு முறை (Qualitative Analysis)

பண்பறி பகுப்பு என்பது சேர்மங்களின் மூலங்களைக் (radicals) கண்டறிவதற்குக் கையாளப்படும் முறையாகும்.

எல்லா அனங்ககச் சேர்மங்களும் இரண்டு மூலங்களைக் கொண்டவை. அனங்ககச் சேர்மங்கள் உலோகங்களின் உப்புகளே. இவ்வகை உப்புகள் ஓர் உலோக மூலத்தையும் (அயனியையும்) ஓர் அலோக மூலத்தையும் கொண்டிருக்கும். இவ்வயனிகள் மின்னேற்றமுடையவை. அலோக மூலத்தை அமில மூலமென்றும் (acid radical), உலோக மூலத்தைக் கார மூலம் (basic radical) என்றும் அழைக்கிறோம். தாமிரம் $3Cu^{+2}$, மக்னீசியம் MO^{+2}, இரும்பு Fe^{+3}, சோடியம் Na^{+} போன்றவை காரமூலங்களாகும். கார்பனேட்டு$[CO_3]^{-2}$, சல்பேட்டு$[SO_4]^{-2}$, நைட்ரேட்டு (NO_3^{-}), குளோரைடு (Cl^{-}) போன்றவை அமில மூலங்களாகும். Cu^{+2} நேர் மின்னேற்ற அயனியாயினும், அது எதிர் மின்முனையை நாடுவதால், அதனை எதிர் அயனி (cation) என்பர் : இவ்வாறே $SO_4^{=}$ ஐ நேர் அயனி (anion) என்று கூறுவர்.

தாமிரம் $[Cu^{\pm 2}]$	சல்ஃபேட்டு $[SO_4]^{-2}$
காரமூலம் Basic radical	அமில மூலம் Acidic radical
எதிர் அயனி Cation	நேர் அயனி Anion
இது நேர் மின்னேற்ற முள்ள அயனி	இது எதிர் மின்னேற்ற முள்ள அயனி

சோதனைகளை நிகழ்த்தும்போது சோதனைமீதே கவனமாக இருக்க வேண்டும். சோதனையின்போது நிகழும் நிகழ்ச்சிகளை அவ்வப்போது குறிப்புப் புத்தகத்தில் (Observation Note) குறித்துக்கொள்ள வேண்டும். சோதனைகளில் வெற்றி பெறுவதற்குச் சம்பந்தப்பட்ட சாதனங்களை மிகச் சுத்தமாய் வைத்திருக்க வேண்டும். குறைந்த அளவு பொருளை எடுத்துச் சோதனைகளை நிகழ்த்தவேண்டியது மிக அவசியமாகும். பின் வரும் அட்டவணையில் காட்டியுள்ளபடி, முதலில் அமில மூலங்களுக்குரிய சோதனைகளையும், பின்னர் காரமூலங்களுக் குரிய சோதனைகளையும் மூலங்களின் பெயர் தெரிந்த உப்பைக் கொண்டு நிகழ்த்தவும்.

சோதனை	கவனிப்பு	அநுமானம்
கார்பனேட்டு மூலத்தை அறிய உதவும் சோதனைகள்		
1. உலர்ந்த சோதனைக் குழாயில் சிறிதளவு துத்தநாகக் கார்பனேட்டு உப்பை எடுத்துச் சூடு செய். வெளிவரும் வாயுவைச் சுண்ணும்பு நீரில் முக்கியக் கண்ணுடிக் குச்சியால் சோதித்துப் பார்	கண்ணுடிக் குச்சியிலுள்ள சுண்ணும்பு நீர் பால்போல் மாறும். ஒரு நிறமற்ற வாயு வெளிவரும்.	வெளிவரும் வாயு கார்பன் டைஆக்ஸைடு, கொடுக்கப் பட்டிருக்கும் உப்பு மூலம் கார்பனேட்டு என்பதைக் காட்டுகிறது.
2. சோதனைக் குழாயில் சிறிதளவு உப்பை எடுத்துக்கொண்டு, அதன் மீது நீர்த்த கந்தக ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தைச் சொட்டுச் சொட்டாக விடு.	பொங்குதல் (Effervescence) ஏற்படும். நிறமற்ற வாயு வெளிவரும்.	வெளிவரும் வாயு கார்பன் டைஆக்ஸைடு ஆதலால், கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் உப்பு மூலம் கார்பனேட்டு ஆகும்.
(a) வெளிவரும் வாயுவை மற்றொரு குழாயிலுள்ள சுண்ணும்பு நீரில் செலுத்திச் சோதித்துப் பார்.	நிறமற்ற வாயு சுண்ணும்பு நீரைப் பால்போல் மாற்றும்.	
(b) ஓர் எரியும் குச்சியை சோதனைக் குழாயினுள் செலுத்து.	எரியும் குச்சி அணைந்துவிடும்.	

சோதனை	கவனிப்பு	அநுமானம்
சல்ஃபைடு மூலத்தை அறிய உதவும் சோதனைகள் :		
ஃபெரஸ் சல்ஃபைடு உப்பை எடுத்துக்கொண்டு நிகழ்த்து.		
1. சிறிதளவு உப்பைச் சோதனைக் குழாயில் எடுத்துக்கொண்டு அதன் மீது நீர்த்த ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தைச் சொட்டவிடு.	......	வெளிவரும் வாயு ஹைடிரஜன் சல்பைடு ஆகும். எனவே, கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் உப்பு சல்பைடு.
(a) வெளிவரும் வாயுவின் மணத்தை நுகர்ந்து பார்.	அழுகிய முட்டையின் நாற்றத்துடன் ஒரு நிறமற்ற வாயு வெளிவரும்.	...
(b) வாயுவைக் காரீய அஸிடேட்டு கரைசலில் நனைத்த காகிதத்தால் சோதித்துப் பார்.	காரீய அஸிடேட் காகிதம் கருப்பு நிறத்தை அடையும்.	...
2. சிறிதளவு அமோனியம் சல்ஃபைடு கரைசலுக்குச் சிறிதளவு காரீய அஸிடேட் கரைசலைச் சேர்.	கருப்பு நிற வீழ்படிவு உண்டாதல்.	வீழ்படிவு காரீய சல்பைடு ஆகும்.

3. சிறிதளவு அமோனியம் சல்ஃபைடு கரைசலுக்கு நீர்த்த கந்தக அமிலத்தில் கரைக்கப்பட்ட சிறிதளவு பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலைச் சேர்.	ஊதா நிறம் நிறமற்றதாகி விடும். வெள்ளை நிறக் கந்தகம் தனியாகப் பிரியும்.	சல்ஃபைடு மூலம் ஒரு குறைப்பான் என்பதைக் காட்டுகிறது.

சல்ஃபேட்டு மூலத்தை அறிய உதவும் சோதனைகள் :

சோடியம் சல்ஃபேட்டு உப்பை நீரில் கரைத்தெடுத்துக் கொண்டு நிகழ்த்து.

1. சிறிதளவு சல்ஃபேட்டுக் கரைசலுக்குச் சிறிதளவு நீர்த்த பேரியம் குளோரைடு கரைசலைச் சேர்.	நீர்த்த, அடர் ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரையாத வெண்ணிற வீழ்படிவு உண்டாதல்.	வீழ்படிவு பேரியம் சல்ஃபேட்டு ஆகும்.

நைட்ரேட்டு மூலத்தை அறிய உதவும் சோதனைகள்:

காரீய நைட்ரேட்டை எடுத்துக்கொண்டு நிகழ்த்து.

1. உலர்ந்த சோதனைக் குழாயில் சிறிதளவு காரீய நைட்ரேட்டை எடுத்துச் சூடு செய்.	படிகங்கள் சத்தத்துடன் உடைந்து செம்பழுப்பு நிற வாயு வெளிவரும். இவ்வாயு எரியும் குச்சியைப் பிரகாசமாய் எரியச் செய்யும்.	வெளிவரும் வாயு நைட்ரஜன் டையாக்ஸைடு ஆகும்.

சோதனை	கவனிப்பு	அநுமானம்
2. சிறிதளவு திட காரீய நைட்ரேட்டுக்குச் சிறிதளவு அடர் கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்துச் சூடு செய்.	செம்பழுப்பு நிற வாயு வெளி வரும்.	நைட்ரேட்டு மூலம்.
3. சிறிதளவு திடகாரீய நைட்ரேட்டையும் சில தாமிரத் துருவல்களையும் எடுத்து, அதில் சிறிதளவு அடர் கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்து இலேசாகச் சூடு செய்.	செம்பழுப்பு நிற வாயு வெளி வரும்.	நைட்ரேட்டு மூலம்.
4. செம்பழுப்பு வளையச் சோதனை: சிறிதளவு சோடியம் நைட்ரேட்டு கரைசலுக்குச் சற்று அதிகமான அளவு ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்துப் பின் அடர் கந்தக அமிலத்தைக் குழாயின் ஓரமாக விடு.	இரண்டு திரவங்கள் சந்திக்குமிடத்தில் பழுப்பு நிற வளையம் தோன்றும்.	நைட்ரேட்டு மூலம்.

உப்பீனி அயனிகள்

குளோரைடு, புரோமைடு, அயோடைடு ஆகிய உப்புகளை அறிய உதவும் சோதனைகளைச் சோடியம் குளோரைடு, பொட்டாசியம் புரோமைடு, பொட்டாசியம் அயோடைடு ஆகிய உப்புகளை எடுத்துக்கொண்டு பின் வருமாறு வரிசையாய் நிகழ்த்து :

சோதனை	குளோரைடு	புரோமைடு	அயோடைடு
1. ஒவ்வோர் உப்புடன் அடர் கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்து இலேசாகச் சூடு செய்.	அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் நனைத்த கண்ணாடிக் குச்சியுடன் வெண்ணிறப் புகை வெளிவருதல் (HCl).	செம்பழுப்பு நிறமான வாயு வெளிவருதல் (Br_2).	கரு ஊதா நிற வாயு வெளிவருதல் (I_2).
2. சிறிதளவு உப்புடன் மாங்கனீசு டைஆக்ஸைடையும் அடர் கந்தக அமிலத்தையும் சேர்த்துச் சூடு செய்.	பசுமையான மஞ்சள் நிற வாயு வெளிவருதல் (Cl_2).	செம்பழுப்பு நிற வாயு வெளிவருதல் (Br_2).	ஊதா நிற வாயு வெளிவருதல் (I_2).
3. சிறிதளவு உப்புக் கரைசலுடன் சிறிதளவு வெள்ளி நைட்ரேட்டுக் கரைசலைச் சேர்.	தயிர் போன்ற வெண்ணிற வீழ்படிவு உண்டாகும். இது அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடில்கரையும் தன்மை உடையது.	இலேசான மஞ்சள் நிற வீழ்படிவு உண்டாகும். இது அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் சிறிது தான் கரையும்.	ஆழ்ந்த மஞ்சள் நிற வீழ்படிவு உண்டாகும். இது அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் கரையாது.

I. முதல் பிரிவைச் சேர்ந்த கார மூலங்களை அறிய உதவும் சோதனைகளைக் காரீய நைட்ரேட்டு, வெள்ளி நைட்ரேட்டு கரைசல்களை எடுத்துக்கொண்டு நிகழ்த்து.

சோதனை	காரீயம்	வெள்ளி
1. சுமார் 2 க.செ.மீ. கரைசலுக்கு நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைச் சிறிதளவு சேர்க்கவும். உண்டாகும் வீழ்படிவுகளை இரண்டு பாகங்களாகப் பிரித்துக்கொள்.	வெண்ணிறக் காரீயக் குளோரைடு வீழ்படிவு.	வெண்ணிற வெள்ளிக் குளோரைடு வீழ்படிவு.
(a) வீழ்படிவின் ஒருபகுதியை நீருடன் சேர்த்துச் சூடுசெய்.	(a) வீழ்படிவு சுடுநீரில் கரைந்து விடும்.	(a) வீழ்படிவு சுடுநீரில் கரையாது.
(b) மற்றொரு பகுதியுடன் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடைச் சேர்த்துக் குலுக்கு.	(b) வீழ்படிவு அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் கரையாது.	(b) வீழ்படிவு அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் கரைந்துவிடும்.
2. சுமார் 2 க.செ.மீ. கரைசலுக்குப் பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலைச் சேர். தோன்றும் விழ்படிவைப் படியச் செய்து, அதன் மேலிருக்கும் தெளிந்த நீரை நீக்கிவிட்டு, விழ்படிவுடன் சுமார் 10 க.செ.மீ. நீரைச் சேர்த்துச் சூடு செய். கொதிக்கும் கரைசலைக் குளிரச் செய்.	மஞ்சள்நிறக் காரீய அயோடைடு வீழ்படிவு உண்டாகும். இவ் வீழ்படிவு சுடுநீரில் கரைந்து, குளிரச் செய்தவுடன் தங்கத் துகள்களைப்போல் மிளிரும்.	மஞ்சள் நிறமான வெள்ளி அயோடைடு வீழ்படிவு. இது நீரில் கரையாது.

3. சுமார் 2 க.செ.மீ. கரைசலுக்குச் சிறிதளவு பொட்டாசியம் குரோமேட்டுக் கரைசலைச் சேர்.	சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடில் கரைவதும், அஸிட்டிக் அமிலத்தில் கரையாததுமான மஞ்சள் நிறக் காரீயக் குரோமேட்டு வீழ்படிவு தோன்றும்.	நீர்த்த நைட்டிரிக் அமிலத்தில் கரையும் தன்மையுடைய சிவப்பு நிற வீழ்படிவு தோன்றும்.
4. சுமார் 2 க.செ.மீ. கரைசலுடன் சிறிதளவு நீர்த்த கந்தக அமிலத்தைச் சேர்.	வெண்ணிற காரீய சல்ஃபேட்டு வீழ்படிவு தோன்றும்.	வீழ்படிவு:தோன்றாது.
5. கரிக்குழிச் சோதனை (Charcoal cavity test): சிறிதளவு காரீய நைட்ரேட்டைச் சிறிதளவு நீரற்ற சோடியம் கார்பனேட்டுடன் சேர்த்து இக் கலவையை ஒரு கரிக்குழியில் எடுத்துக்கொள். இக் கலவையின் மீது ஊதுகுழாயின் உதவியால் பிரகாசமான புன்சன் சுடரைக் குழியின்மீது உள்ள உப்பைத் தாக்கும்படி ஊதவும்.	சாம்பல் நிறமும், காகிதத்தில் கோடு கிழிக்கும் தன்மையுமுடைய உலோக மணிகள் குழிக்குள் உண்டாகும். குழியைச்சுற்றி இலேசான மஞ்சள் நிறத்துடனிருக்கும்.	——
6. சுடர்ச் சோதனை (Flame test): சிறிதளவு உப்பை ஒருசொட்டு அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் கண்ணாடி அகலில் சேர்த்துக் குச்சியின் உதவியால் பசையாக மாற்று. இப் பசையைக் குச்சியின் நுனியில் எடுத்துக் கொண்டு அதனை நிறமற்ற புன்சன் சுடரின் அடிப்பாகத்தின் விளிம்பில் காட்டு.	புன்சன் சுடர் நீலச் சாம்பல் நிறத்தை அடையும்.	——

II. இரண்டாம் பிரிவைச் சேர்ந்த மூலங்களை அறியத் தாமிர சல்ஃபேட்டுக் கரைசலையும் மெர்கியூரிக் குளோரைடு கரைசலையும் எடுத்துக்கொண்டு சோதனைகளை நிகழ்த்து

	சோதனை	மெர்கியூரிக் (பாதரசம்)	தாமிரம்
1	சிறிதளவு கரைசலுடன், சுமார் 2 க.செ.மீ. நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்துப் பின் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்து.	சூடான நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரையாத கறுப்பு நிற மெர்கியூரிக் சல்ஃபைடு வீழ்படிவு தோன்றும்.	சூடான நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரையும் தன்மையுடைய கறுப்பு நிறத் தாமிர சல்ஃபைடு வீழ்படிவு உண்டாகும்.
2	சுமார் 2 க.செ.மீ. கரைசலுடன், சிறிதளவு அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடைச் சேர்.	வெண்ணிற வீழ்படிவு தோன்றும்.	இலேசான நீல நிறத்தையுடைய தாமிர ஹைட்ராக்ஸைடு வீழ்படிவு உண்டாகும். இது அதிக அளவு அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் கரைந்து கருநீலக் கரைசலைக் கொடுக்கும்.

3	சிறிதளவு கரைசலுடன், ஸ்டேனஸ் குளோரைடு கரைசலைச் சிறிது சிறிதாகச் சற்று அதிகமாகச் சேர்.	முதலில் வெண்ணிற மெர்கியூரிக் குளோரைடு வீழ்படிவு உண்டாகும். இது அதிக அளவு ஸ்டேனஸ் குளோரைடுடன் சேரும்போது சாம்பல் கறுப்பாக மாறும்.	——
4	கரிக்குழிச் சோதனை: முன்னால் கூறப்பட்டதுபோல் கரிக்குழிச் சோதனையை நிகழ்த்து.	குழியினுள் பாதரசத் திவலைகள் காணப்படும்.	குழியினுள் சிவப்பு நிறச் செதில்கள் காணப்படும்.
5	சுவாலைச் சோதனை: முன் கூறியது போல் சுவாலைச் சோதனையை நிகழ்த்து.	——	பசுமை கலந்த ஊதா நிறச் சுவாலை (bluish green).

III. மூன்றும் பிரிவைச் சேர்ந்த காரமூலங்களை அறிய உதவும் சோதனைகளை ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டு, ஃபெரிக் குளோரைடு, அலுமினியம் குளோரைடு ஆகிய கரைசல்களை எடுத்துக்கொண்டு நிகழ்த்து.

	சோதனை	ஃபெரஸ் இரும்பு	ஃபெரிக் இரும்பு	அலுமினியம்
1	சுமார் 2 க. செ. மீ. கரைசலுடன் அம்மோனியம் குளோரைடு, அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைச் சேர்.	அமிலங்களில் கரையக் கூடிய பசுமைநிற வீழ்படிவு தோன்றும்.	அமிலங்களில் கரையக் கூடிய பழுப்புநிறஃபெரிக் ஹைட்ராக்ஸைடு வீழ்படிவு தோன்றும்.	கொழ கொழப்பான வெண்ணிற அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைடு வீழ்படிவு உண்டாகும். இது சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடிலும் அமிலங்களிலும் கரையும்
2	சிறிதளவு கரைசலுடன் பொட்டாசியம் ஃபெரோ சயனைடு கரைசலைச் சேர்.	இலேசான நீல நிற வீழ்படிவு உண்டாகும்.	ஆழ்ந்த ஊதாநிற வீழ்படிவு உண்டாகும்.	—

3	சிறிதளவு கரைசலுடன் பொட்டாசியம் ஃபெரி சயனைடு கரைசலைச் சேர்.	ஆழ்ந்த ஊதா நிற வீழ்படிவு உண்டாகும்.	பழுப்பு நிறக் கரைசல் உண்டாகும்.	—
4	சிறிதளவு கரைசலுடன் பொட்டாசியம் சல்ஃபோ சயனைடு கரைசலைச் சேர்.	ஒருவிதமான மாற்றமும் நிகழாது.	கரைசல் இரத்தச் சிவப்பாக மாறும்.	—
5	கரிக்குழிச் சோதனையை நிகழ்த்து.	சாம்பல் நிறத் துகள்கள் உண்டாகும்.	சாம்பல் நிறத் துகள்கள் உண்டாகும்.	—

IV. நான்காம் பிரிவைச் சேர்ந்த துத்தநாகத்தை அறிய உதவும் சோதனைகளை நிகழ்த்தத் துத்தநாக சல்ஃபேட்டுக் கரைசலை உபயோகப்படுத்து.

	சோதனை	கவனிப்பு	அநுமானம்
1	சிறிதளவு கரைசலுடன் சற்று அதிகமான அளவு அம்மோனியம் குளோரைடு கரைசலையும், அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலையும் சேர்த்துப் பிறகு கரைசலினுள் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்து.	நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் எளிதாகக் கரைய, வெண்ணிறத் துத்தநாக சல்ஃபைடு வீழ்படிவு தோன்றும்.	எடுத்துக்கொண்ட உப்பின் காரமூலம் துத்தநாகம் என்பதைக் காட்டும்.
2	கரிக்குழிச் சோதனையை நிகழ்த்தி, பின்னர் ஒரு சொட்டு கோபால்ட் நைட்ரேட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்து, மீண்டும் சூடுசெய்.	குழியின் உள்ளும் மேல் பாகத்திலும் சூடாக இருக்கும்போது மஞ்சள் நிறமாகவும், குளிர்ந்த நிலையில் வெண்ணிறமாகவும் துத்தநாக ஆக்ஸைடு படிந்திருக்கும்.	குழியினுள் படிந்திருப்பது துத்தநாக ஆக்ஸைடு என்று அறிகிறோம். கோபால்ட், நைட்ரேட்டுக் கரைசலுடன் பச்சை நிறமாக மாறும்.

V. ஐந்தாம் பிரிவைச் சேர்ந்த காரமூலங்களை அறியக் கால்சியம் குளோரைடு, பேரியம் குளோரைடு கரைசல்களை எடுத்துக்கொண்டு சோதனைகளை நிகழ்த்து

	சோதனை	கால்சியம்	பேரியம்
1	சிறிதளவு கரைசலுடன், அம்மோனியம் கார்பனேட்டு, அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைச் சேர்.	அஸிட்டிக் அமிலத்தில் கரையக்கூடிய வெண்ணிறக் கால்சியம் கார்பனேட்டு வீழ் படிவு தோன்றும்.	அஸிட்டிக் அமிலத்தில் கரையக்கூடிய வெண்ணிற பேரியம் கார்பனேட்டு வீழ் படிவு.
2	கரைசலின் மற்றொரு பாகத்திற்குச் சிறிதளவு அம்மோனியம் ஆக்ஸலேட்டுக் கரைசலைச் சேர்.	அஸிட்டிக் அமிலத்தில் கரையாத வெண்ணிறக் கால்சியம் ஆக்ஸலேட்டு வீழ் படிவு தோன்றும்.	அஸிட்டிக் அமிலத்தில் கரையக் கூடிய வெண்ணிற பேரியம் ஆக்ஸலேட் வீழ் படிவு.
3	கரைசலின் மற்றொரு பகுதிக்குச் சிறிதளவு பொட்டாசியம் குரோமேட்டுக் கரைசலைச் சேர்.	வீழ்படிவு தோன்ருது.	மஞ்சள் நிற வீழ்படிவு தோன்றும்.

	சோதனை	கால்சியம்	பேரியம்
4	சிறிதளவு கரைசலுடன் நீர்த்த கந்தக அமிலத்தைச் சேர்.	நீர்த்த ஹைடிரோ குளோரிக் அமிலத்தில் கரையும் வெண்ணிற வீழ்படிவு, உண்டாகும்.	நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் கரையாத வெண்ணிற வீழ்படிவு உண்டாகும்.
5	சுடர்ச் சோதனை: சிறிதளவு உப்புடன் ஒரு சொட்டு அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தையும் சேர்த்துக் கண்ணாடி அகலில் பசையாக்கி, இப் பசையை எரித்த கரிக்குச்சியால் பிரகாசமற்ற புன்சன் சுடரின் அடிப் பாகத்தின் விளிம்பில் காட்டு.	சுடரின் நிறம் செங்கலின் சிவப்பாக இருக்கும்.	சுடரின் நிறம் ஆப்பிள்பச்சை நிறமாய் இருக்கும்.

VI. ஆறும் பிரிவைச் சேர்ந்த மக்னீசிய மூலத்தை அறிய மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலை எடுத்துக்கொண்டு பின்வரும் சோதனைகளை நிகழ்த்து.

	சோதனை	ஆய்வு	அநுமானம்
1	சிறிதளவு கரைசலுக்கு அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, அம்மோனியம் குளோரைடு கரைசல்களைச் சேர்த்துப் பின்னர் டைசோடியம் ஹைட்ரஜன் பாஸ்பேட்டுக் கரைசலைச் சேர். சோதனைக் குழாயின் உட்பாகத்தைக் கண்ணாடிக் கோலால் தேய்த்துவிடு	படிகம் போன்ற வெண்ணிற வீழ்படிவு உண்டாகும்.	கொடுக்கப்பட்ட உப்பு மக்னீசியம் காரமூலம் என அறிகிறோம்.
1	கரிக்குழிச் சோதனையை நிகழ்த்து. பிறகு குழியினுள் ஒரு சொட்டு கோபால்ட் நைரேட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்து, மீண்டும் ஊதுகுழலால் சூடுசெய்.	குழியினுள் வெண்ணிறப் பொருள் காணப்படும். அது இளஞ்சிவப்பு (pink) நிறமாக மாறிவிடும்.	மக்னீசியம் மூலம் இருப்பதை உறுதிப்படுத்துகிறது.

VI. ஆறும் பிரிவைச் சேர்ந்த அம்மோனியம் மூலத்தை அறிய அம்மோனியம் குளோரைடு கரைசலை எடுத்துக்கொண்டு பின்வரும் சோதனைகளை நிகழ்த்து

	சோதனை	கவனிப்பு	அநுமானம்
1	சிறிதளவு கரைசலுடன் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைச் சேர்த்து சூடுசெய். வெளிவரும் வாயுவை	காரமான நெடியுடைய நிற மற்ற அம்மோனியா வாயு வெளிவருதல்.	அம்மோனியம் உப்பு என்பதைக் காட்டுகிறது.
	(a) சிவப்பு லிட்மஸ் காகிதத்தால் சோதித்துப் பார்.	சிவப்பு லிட்மஸ் காகிதம் ஊதாவாக மாறிவிடும்.	இவ்வாயு காரகுணமுடையது என்பதைக் காட்டுகிறது.
	(b) அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் தோய்த்த கண்ணாடிக் குச்சியால் சோதித்துப் பார்.	ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் வெண்மையான புகை உண்டாகும்.	ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் சேர்ந்து அம்மோனியம் குளோரைடு உப்பு உண்டாவதைக் காட்டுகிறது.

பண்பறி பகுப்பு முறை

நீரில் கரையக்கூடிய சாதாரண உப்பின் பண்பை அறிவதற்குப் பின்வரும் முறையை ஒழுங்காகப் பின்பற்று : முதலில் சோதனையில் சம்பந்தப்பட்ட சாதனங்கள் வேண்டும். சாதனங்கள் சுத்தமாயும் உலர்ந்தும் இருக்கவேண்டியது மிக அவசியமாகும். (A) ஆரம்பத்தில் நிகழ்த்த வேண்டிய சோதனைகள்; (B) அமிலமூலங்களை அறிய உதவும் சோதனைகள்; (C) காரமூலங்களை அறிய உதவும் சோதனைகள் என மூன்று வகைப்படும். இம்மூன்று வகைச் சோதனைகளையும் வரிசையாக நிகழ்த்திய பிறகே உப்பின் மூலங்களைப்பற்றிய முடிவிற்கு வரவேண்டும்.

(A) உலர்ந்த சூழ்நிலையில் நிகழ்த்தவேண்டிய ஆரம்பச் சோதனைகள்

	சோதனை	கவனிப்பு	அநுமானம்
I.	(a) கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் உப்பின் தோற்றத்தையும் நிறத்தையும் கவனி.	(1) ஊதா கலந்த பச்சை	(1) தாமிர உப்பாக இருக்கலாம்.
		(2) நீல நிறம்	(2) தாமிர உப்பாக இருக்கலாம்.
		(3) வெளிறிய பச்சை	(3) இரும்பு உப்பாக இருக்கலாம்.
		(4) படிக வடிவமுடையவை	(4) நீர் கொண்ட உப்பாக இருக்கலாம்.
		(5) நிறமற்றவை	(5) தாமிரம், இரும்பு போன்ற உப்புகளைத் தவிர மற்ற உப்புகளாக இருக்கலாம்.

சோதனை	கவனிப்பு	அநுமானம்
(b) உலர்ந்த சோதனைக் குழாயில் சிறிது உப்பைப் போட்டுச் சூடுசெய். வெளி வரும் வாயுக்களின் நிறத்தையும் குணத்தையும் கவனி.	(1) நீல நிறம் வெள்ளை நிறமாக மாறுதல்.	(1) நீர் கொண்ட உப்பான தாமிர சல்ஃபேட்டாக இருக்கலாம்.
	(2) சூடாக இருக்கும்போது மஞ்சள் நிறமாகவும், குளிர்ச்சியான நிலையில் வெள்ளை நிறமாகவும் இருத்தல்.	(2) துத்தநாக உப்பாக இருக்கலாம்.
	(3) சூடாக இருக்கும்போது பழுப்பு நிறத்திலும், குளிர்ச்சியான நிலையில் மஞ்சள் நிறமாகவும் இருத்தல்.	(3) காரீய உப்பாக இருக்கலாம்.

வெளிவரும் வாயுக்களைப்பற்றி

	(4) பழுப்புக் கலந்த சிவப்பு நிற, நெடியுள்ள வாயு வெளிவருதல்.	(4) நைட்ரேட்டாக இருக்கலாம்.
	(5) நிறமற்றதாயும் அம்மோனியாவின் வாசனையைக் கொண்டுள்ளதாயும் வெளிவரும் வாயு.	(5) அம்மோனியம் உப்பாக இருக்கலாம்.
	(6) நிறமற்றதாயும், சுண்ணாம்பு நீரைப் பால்போல் மாற்றும் தன்மையுடையதாயும் இருத்தல்.	(6) கார்பனேட்டு மூலத்தை யுடைய உப்பாக இருக்கலாம்.
	(7) நிறமும் மணமும் அற்றதும், எரியும் ச்குசியைப்பிரகாசமாக எரியச் செய்வதுமாகிய வாயு வெளிவருதல்.	(7) நைட்ரேட்டு உப்பிலிருந்து வரும் ஆக்ஸிஜனாக இருக்கலாம்.

(ii) கரிக்குழிச் சோதனையின்போது நிகழ்பவை	அநுமானம்
(a) சாம்பல் நிறமுள்ளதாயும், காகிதத்தில் குறியிடும் தன்மையுடையதாயும் காணப்படும் சிறிய உலோக மணிகள் உண்டாதல்.	(a) காரீய உப்பைக் குறிக்கும்.
(b) சிவப்பு நிறப் பொடி உண்டாதல்.	(b) தாமிர உப்பைக் குறிக்கும்.
(c) சூடாக இருக்கும்போது மஞ்சள் நிறமாகவும், நீர்த்த நிலையில் வெண்ணிறமாகவும் காணப்படுகிறது.	(c) துத்தநாக உப்பைக் குறிக்கும்.
(d) கோபால்ட் நைட்ரேட் கரைசலுடன் சூடுபடுத்தப்படும்பொழுது ஊதா நிறப் பொருள் உண்டாதல்.	(d) அலுமினிய உப்பைக் குறிக்கும்.
(e) கோபால்ட் நைட்ரேட் கரைசலுடன் சூடுபடுத்தப்படும்பொழுது பச்சை நிறப் பொருள் உண்டாதல்.	(e) துத்தநாக உப்பைக் குறிக்கும்.
(f) கோபால்ட் நைட்ரேட் கரைசலுடன் சூடுபடுத்தப்படும்போது ரோஜா நிறச் சிவப்புப் பொருள் உண்டாதல்.	(f) மக்னீசிய உப்பாக இருக்கலாம்.

	சோதனை	கவனிப்பு	அநுமானம்
	சுடரின் நிறத்தைச் சோதித்தல்		
(c)	கொடுக்கப் பட்டிருக்கும் உப்பில் சிறிதளவு ஒரு கண்ணுடி அகலில் எடுத்துக்கொள். அதன் மீது ஒரு சொட்டு அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை ஊற்றிக் கண்ணுடிக் கோலால் கலக்கிப் பசையாக மாற்று; பிறகு இப்பசையை ஒரு குச்சியின் முனையில் எடுத்துக்கொண்டு அதனை நிறமற்ற புன்சன் சுடரில் அடிப் பாகத்தின் விளிம்பில் காட்டு.	(1) செங்கல் நிறச் சிவப்பு உண்டாதல்.	(1) கால்சியம் உப்பைக் குறிக்கும்.
		(2) இளம் பச்சை நிறச் சுவாலை உண்டாதல்.	(2) பேரிய உப்பைக் குறிக்கும்.
		(3) ஊதா கலந்த பச்சை நிறச் சுவாலை உண்டாதல்.	(3) தாமிர உப்பைக் குறிக்கும்.
		(4) சாம்பல் நிறச் சுவாலை உண்டாதல்.	(4) காரீய உப்பைக் குறிக்கும்.

(d) **கரிக்குழிச் சோதனை:** ஒரு கரித்துண்டில் சிறிய குழி ஒன்று செய்துகொள். கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் உப்பில் சிறிதளவை, அதைப்போல் இரண்டு மடங்கு சோடியம் கார்பனேட்டுடன் கலந்து, கரிக்குழியில் எடுத்துக்கொள். ஒரு சொட்டு நீர் கலந்து இக்கலவையைப் பசையாக மாற்று. பின் ஊதுகுழாயின் உதவியால் புன்சன் அடுப்பின் பிரகாசமான சுடரைக் கரிக்குழியிலுள்ள பசையின்மீது படும்படி ஊது. கரிக்குழியில் உள்ள சோடியம் கார்பனேட்டானது உலோக உப்பை முதலில் கார்பனேட்டாக மாற்றிப் பின் ஆக்ஸைடாக மாற்றுகிறது. இவ் ஆக்ஸைடு மேலும் அதன் உலோகமாகக் குறைக்கப்படலாம். எனவே, கரிக்குழியில் இருக்கும் வண்டல் உலோகத்தின் ஆக்ஸைடாகவோ, அல்லது அவ்வுலோகமாகவோ, அதன் வேறு சேர்மமாகவோ இருக்கலாம்.

[B] திரவங்களுடன் கலந்து நிகழ்த்தவேண்டிய சோதனைகள்

	சோதனை	கவனிப்பு	அநுமானம்
1	சிறிதளவு உப்புடன் நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைச் சேர்.		
	(a) வெளிவரும் வாயுவைச் சுண்ணும்பு நீருடன் சோதித்துப்பார்.	(a) நிறமற்றதும் சுண்ணும்பு நீரைப் பால்போல் மாற்றுவதுமான வாயு வெளிவருதல்.	(a) கார்பனேட்டு உப்பாக இருக்கலாம்.
	(b) வெளிவரும் வாயுவைக் காரீய அசிடேட் காகிதத்திஞல் சோதித்துப்பார்.	(b) அழுகிய முட்டையின் நெடியுடைய வாயு வெளிவருதல். இவ் வாயு காகிதத்தைக் கறுப்பு நிறமாக மாற்றும்.	(b) இது சல்ஃபைடுஉப்பைக் குறிப்பதாக இருக்கும்.
2	(a) சிறிதளவு உப்புடன் ஒரு க.செ.மீ அடர் கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்து இலேசாகச் சூடுசெய்.	(a) நிறமற்றதும், அம்மோனியாவில் தோய்த்த கண்ணுடிக் குச்சியுடன் வெண்ணிறப் புகை உண்டாக்குவதுமான வாயு வெளிவருதல்.	(a) குளோரைடு உப்பாக இருக்கலாம்.

	(b) பழுப்பு கலந்த சிவப்பு நிற வாயு வெளிவருதல்.	(b) புரோமைடு அல்லது நைட்ரேட்டு உப்பாக இருக்கலாம்.
	(c) வயலட் நிற வாயு வெளிவருதல்.	(c) அயோடைடு உப்பாக இருக்கலாம்.
(b) மேற் கூறிய கரைசலுக்குச் சில தாமிர துருவல்களைச் சேர்த்துச் சூடு செய்.	(b) பழுப்பு கலந்த சிவப்பு நிற வாயு மீண்டும் வருதல்.	(b) நைட்ரைட்டு உப்பைக் குறிப்பதாக இருக்கலாம்.
(c) சிறிதளவு உப்புடன் அடர் கந்தக அமிலத்தையும், மங்கனிசு டையாக்ஸைடையும் சேர்த்து லேசாகச் சூடு செய்.	(c) இலேசான பச்சை கலந்த மஞ்சள் நிற வாயு வெளிவருதல்; இவ் வாயு ஸ்டார்ச் அயோடைடு காகிதத்தை ஊதா நிறமாக மாற்றும்.	(c) இது குளோரைடு உப்பாக இருக்கலாம்.
(d) சிறிதளவு உப்பை சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடன் சேர்த்துச் சூடு செய்.	(d) நிறமற்றதும், காரமான மணத்தையுடையதும், ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் நனைத்த கண்ணாடிக் கோலுடன் வெண்ணிறப் புகை உண்டாவதும், சிவப்பு லிட்மஸை ஊதாவாக மாற்றுவதுமான வாயு வெளிவருதல்.	(d) வெளிவரும் வாயு அம்மோனியா என்பதையும் கொடுக்கப்பட்டிருப்பது அம்மோனியா உப்பு என்பதையும் காட்டுகிறது.

சோடியம் கார்பனேட்டுச் சாறு தயாரித்தல்

கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் உப்பின் நீர்க் கரைசலுக்குச் சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசல் வீழ்படிவு கொடுக்காவிட்டால் சோடியம் கார்பனேட்டுச் சாறு தயாரிக்க வேண்டிய அவசியம் இல்லை. கொடுத்த உப்பு நீரில் கரையாவிட்டால் சோடியம் கார்பனேட்டுச் சாறு தயாரிக்க வேண்டியது அவசியமாகும்.

சுமார் அரை கிராம் கொடுத்த உப்புடன் சுமார் ஒரு கிராம் சோடியம் கார்பனேட்டு உப்பைக் கலந்து கலவையைச் சுமார் 20 க.செ.மீ. காய்ச்சி வடித்த நீருடன் (distilled water) சேர்த்துக் கரைசலின் அளவு சுமார் 8 க.செ.மீ. ஆக ஆகும்வரை சுமார் 10 அல்லது 15 நிமிடங்கள்வரை கொதிக்கச்செய்யவும். பின் கரைசலைக் குளிரச்செய்து வடிதாளின் உதவியால் வடிகட்டவேண்டும். புனலிலிருந்து வெளிவரும் தெளிந்த வடிநீரை ஒரு சுத்தமான சோதனைக் குழாயில் சேர்த்துக்கொள்ள வேண்டும். இவ் வடிநீரைக்கொண்டு பின்வரும் சோதனைகளை நிகழ்த்த வேண்டும்.

	சோதனை	கவனிப்பு	அநுமானம்
(1)	சுமார் 2 க.செ.மீ.வடிநீருடன் சிறிதளவு நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்து வாயுக்குமிழ்கள் வெளிவருவது நின்றவுடன் சிறிதளவு பேரியம் குளோரைடு கரைசலைச் சேர்.	(1) ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரையாத வெள்ளை நிற வீழ்படிவு உண்டாதல்.	(1) சல்பேட்டு மூலத்தைக் குறிப்பதாகும்.

(2)	சுமார் 2 க.செ.மீ. வடிநீருக்கு நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தை வாயுக் குமிழிகள் வெளிவருவது நிற்கும்வரை ஊற்று; பிறகு வெள்ளி நைட்ரேட்டுக் கரைசலைச் சேர்.	(2)(a) தயிர் போன்ற வெள்ளை நிற வீழ்படிவு உண்டாதல்; இவ் வீழ்படிவு அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் கரையும்.	(2) (a) குளோரைடு மூலம்.
		(b) சுமாராக அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் கரையும் இலேசான மஞ்சள் நிற வீழ்படிவு உண்டாதல்.	(b) புரோமைடு மூலத்தைக் குறிப்பதாகும்.
		(c) அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் கரையாத மஞ்சள் நிறமுள்ள வீழ்படிவு உண்டாதல்.	(c) அயோடைடு மூலத்தைக் குறிப்பதாகும்.
(3)	**பழுப்பு வளையச் சோதனை:** சிறிதளவு வடிநீருடன் புதிதாகத் தயாரிக்கப்பட்ட பெரஸ் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலைச் சேர்த்துத் தயார்செய். அதனுடன் பிறகு அடர் கந்தக அமிலத்தைச் சோதனைக்குழாயின் ஓரங்களில் மெதுவாக வடியவிடு.	இரண்டு திரவங்களும் சந்திக்குமிடத்தில் பழுப்பு வளையம் உண்டாயிருத்தல்.	நைட்ரேட்டு மூலத்தை உறுதிப்படுத்துவதாகும்.

மேற்கூறிய சோதனைகளின் முடிவுகளிலிருந்து கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் உப்பில் உள்ள அமில மூலம் யாதென அறிந்து எழுது.

III. கார மூலத்தை அறிய உதவும் சோதனைகள் : கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் உப்பைச் சிறிதளவு நீரில் கரைத்துக்கொண்டு பின் வரும் சோதனைகளை நிகழ்த்து.

சோதனை	கவனிப்பு	அநுமானம்
(1) சிறிதளவு கரைசலுடன் நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைச் சேர்.	(1) வெள்ளை நிற வீழ்படிவு உண்டாதல். (2) வீழ்படிவு இல்லாமல் இருத்தல்.	(1) முதல் பிரிவைச் சேர்ந்த உலோக மூலங்கள் இருப்பதைக் குறிக்கும். (2) முதல் பிரிவைச் சேர்ந்த மூலங்கள் இல்லாமல் இருப்பதைக் குறிக்கும்.

வீழ் படிவு உண்டானால் பண்பறிபகுப்பு முறையின் கீழ் அத்தியாயத்தில் கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் முதல் பிரிவைச் சேர்ந்த கார மூலங்களை அறிய உதவும் சோதனைகளை நிகழ்த்தி உப்பில் உள்ள கார மூலத்தைக் கண்டறியவும்.

(2) முதல் சோதனையில் வீழ்படிவு உண்டாகவில்லை எனில், கரைசலினுள் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்து.	கறுப்பு நிற வீழ்படிவு உண்டாதல். வீழ்படிவு உண்டாகாமல் இருத்தல்.	இரண்டாம் பிரிவைச்சேர்ந்த காரமூலங்களைக் குறிக்கும். இரண்டாம் பிரிவைச் சேர்ந்த காரமூலங்கள் இல்லை என்பதைக் குறிக்கும்.

வீழ்படிவு உண்டானால் இரண்டாம் அத்தியாயத்தில் கூறப்பட்டிருக்கும் இரண்டாம் பிரிவைச் சேர்ந்த காரமூலங்களுக்குரிய சோதனைகளை நிகழ்த்தி, கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் உப்பிலுள்ள காரமூலத்தைக் கண்டறியவும்.

(3) இரண்டாம் சோதனையிலும் வீழ்படிவு உண்டாகவில்லையெனில், கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் உப்பின் கரைசலுக்குச் சிறிதளவு அம்மோனியம் குளோரைடு, அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல்களைச் சேர்.	1. வெண்ணிறம் அல்லது வெளிறிய பச்சை அல்லது பழுப்பு நிற வீழ்படிவு உண்டாதல்.	மூன்றும் பிரிவைச் சேர்ந்த காரமூலங்கள் இருப்பதைக் காட்டும்.
	வீழ்படிவு உண்டாகாமல் இருத்தல்.	மூன்றும் பிரிவைச் சேர்ந்த கார மூலங்கள் இல்லை என்பதைக் காட்டும்.

வீழ்படிவு உண்டானால் இரண்டாம் அத்தியாயத்தில் காரமூலங்களைக் கண்டறிய உதவும் சோதனைகளின் கீழ் கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் சோதனைகளில் மூன்றும் பிரிவைச் சேர்ந்த காரமூலங்களை அறிய உதவும் சோதனைகளை நிகழ்த்தி, கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் உப்பில் உள்ள காரமூலத்தைக் கண்டறியவும்.

IV.	(4) மூன்றும் சோதனையிலும் வீழ்படிவு உண்டாகவில்லை எனில் உப்புக் கரைசலுள் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்து.	வெண்ணிற வீழ்படிவு உண்டாதல்.	நான்காம் பிரிவைச் சேர்ந்த துத்தநாகம் இருப்பதைக் காட்டுவதாகும்.

முன்போல் வீழ்படிவு உண்டானால் காரமூலங்களை அறிய உதவும் சோதனைகளின் கீழ் இரண்டாம் அத்தியாயத்தில் கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் நான்காம் பிரிவைச் சேர்ந்த துத்தநாகத்தை அறிய உதவும் சோதனைகளை நிகழ்த்தி உறுதிப்படுத்திக்கொள்.

சோதனை	கவனிப்பு	அநுமானம்
(5) நான்காம் சோதனையிலும் வீழ்படிவு உண்டாகவில்லை எனில், சிறிதளவு கரைசலுக்கு அம்மோனியம் குளோரைடும் அம்மோனியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலையும் சேர்.	(a) வெண்ணிற வீழ்படிவு உண்டாதல்.	ஐந்தாம் பிரிவைச் சேர்ந்த காரமூலங்கள் இருப்பதைக் காட்டும்.
	(b) வீழ்படிவு உண்டாகாமல் இருத்தல்.	ஐந்தாம் பிரிவைச் சேர்ந்த காரமூலங்கள் இல்லாததைக் காட்டும்.

வீழ்படிவு உண்டானல் முன்பு கூறப்பட்டிருப்பதைப்போல் ஐந்தாம் பிரிவைச் சேர்ந்த காரமூலங்களுக்குரிய சோதனைகளை நிகழ்த்தி, கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் உப்பில் உள்ள காரமூலத்தைக் கண்டறியவும்.

மேற்கூறிய ஐந்து சோதனைகளிலும் வீழ்படிவு உண்டாகவில்லையெனில் முன் அத்தியாயத்தில் கூறப்பட்டிருப்பதைப்போல் மக்னிசியம், அம்மோனியம் ஆகிய காரமூலங்களுக்குரிய சோதனைகளை நிகழ்த்தி கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் உப்பில் உள்ள காரமூலம் யாதென நிச்சயிக்கவும்.

விடை : கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் உப்பில் — காரமூலமும் — அமிலமூலமும் காணப்படுகின்றன.

III. பருமனறி பகுப்பு (Volumetric Analysis)

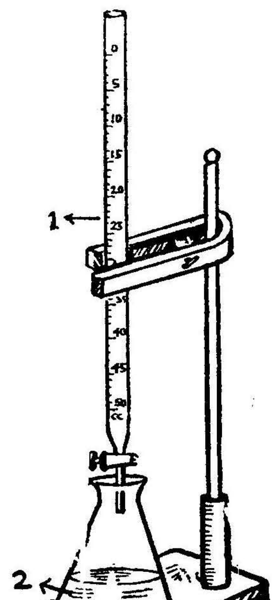
பயிற்சி எண் 1

சோதனை எண்: N/10 ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் உதவியால் கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலின் திறனைக் கண்டுபிடி.

நோக்கம் : திட்டமான ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் (standard hydrochloric) உதவியால் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலின் திறனை நிர்ணயித்தல்.

அடிப்படைக் கொள்கை : ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமானது சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடன் பின்வருமாறு வினை புரிகிறது :

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$



படம் 73

அலகிடல்

ஒரு மூலக்கூறு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடானது ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் ஒரு சமான எடையுடன் வினை புரிகிறது. எனவே, சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் சமான எடை அதன் ஒரு மூலக்கூறின் எடையேயாகும். அதாவது $= 23 + 16 + 1 = 40$. தெரிந்த கன அளவுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடானது ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திற்கு எதிராகத் தரம் பார்க்கப்படுகிறது (titrated). இத் தரம் பார்த்தலில் மெத்தில் ஆரஞ்சு நிறங்காட்டியாகப் பயன்படுத்தப்படவேண்டும். இவ்வாறு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலின் திறனைக் கணக்கிடலாம்.

செய்முறை : கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் பியூரெட்டை முதலில் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும், பின் சுமார் 5 க.செ.மீ. அளவுள்ள ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திலும் கழுவிக்கொள்ள வேண்டும்

பியூரெட்டின்கீழ் உள்ள அடைப்பானைத் திறந்து அமிலத்தை வடியச்செய்ய வேண்டும். பியூரெட்டை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தால் பூஜ்ஜியத்திற்குச் சிறிது மேலாக இருக்கும் வண்ணம் நிரப்பிக்கொள்ளவேண்டும். பிறகு பியூரெட்டின் அடைப்பானைத் திறந்து குழியாக உள்ள திரவ மட்டத்தின் அடிப்பாகமானது சரியாக பூஜ்யத்திற்கு நேராக வந்து நிற்கும் வரை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை வடியவிடவேண்டும். பூஜ்யத்திலிருந்து அடி நுனிவரை அமிலம் காற்றுக் குமிழிகள் இல்லாமல் நிரம்பி இருக்கவேண்டும். பூஜ்யத்திற்கு நேராக வந்தவுடன் அடைப்பானை அடைத்துவிடவேண்டும். பியூரெட்டின் ஓரங்களிலும் அடிப்பாகத்திலும் காற்றுக் குமிழ்கள் இல்லாதவாறு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தால் நுனிவரை நிரப்பிக்கொள்ளவேண்டும்.

படம் 74

ஒரு 20 க.செ.மீ. பிப்பெட்டை முதலில் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும், பின் கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலிலும் கழுவவேண்டும். ஒரு கூம்புக் குடுவையில் சரியாக 20 க.செ.மீ.சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைப் பிப்பெட்டின் உதவியால் அளந்துகொள்ள வேண்டும். குடுவையில் உள்ள கரைசலுக்கு ஒரு சொட்டு மெத்தில் ஆரஞ்சு நிறம் காட்டியைச் சேர்த்துக் கரைசல் மஞ்சள் நிறத்தை அடைந்தவுடன் குடுவையை பியூரெட்டின் நுனியின் அடியில் வைத்துப் பியூரெட்டில் உள்ள கரைசலை, அடைப்பானைத் திறந்து சிறிது சிறிதாகக் குடுவையினுள் விழுமாறு செய்யவேண்டும். கரைசலின் நிற மாற்றத்தை எளிதில் அறிந்துகொள்வதற்குக் குடுவையின் அடியில் ஒரு வெண்ணிறக் காகிதத்தை வைத்துக் கொள்வது நல்லது. பியூரெட்டில் உள்ள திரவத்தின் ஒவ்வொரு சொட்டும் குடுவையினுள் விழுந்தவுடன் குடுவையை நன்றாகக் குலுக்கவேண்டும். கரைசலின் நிறமானது மஞ்சளிலிருந்து இலேசானதும், நிரந்தரமானதுமான ரோஜா நிறச் சிவப்பாக (pink) மாறியவுடன் பியூரெட்டின் அடைப்பானை அடைத்துவிடவேண்டும். பியூரெட்டின் அளவைக் குறித்துக்கொள்ளவும். குடுவையில் உள்ள திரவத்தைக் கொட்டிவிட்டு வடிநீரால் சுத்தம் செய்து மீண்டும் ஆரம்பத்தில் செய்ததுபோல் அலகிடல்களை நிகழ்த்தவும். பியூரெட்டின் இரண்டு அளவுகளும் ஒரே

மாதிரியாக இருக்கும்வரை தரம் பார்ப்பதைத் தொடர்ந்து நிகழ்த்தவேண்டும். சோதனையின் முடிவுகளைப் பின்வரும் அட்டவணையில் குறித்துக்கொள். சோடியம் ஹைட்ராக் ஸைடின் திறனை $N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$ என்ற வாய்பாட்டின் உதவியால் கணக்கிடலாம்.

NaOH-ஐ 0·1NHCl-க்கு எதிராகத் தரம் பார்த்தல்

எண்	NaOH ன் கன அளவு V	பியூரெட் அளவுகள்		HCl ன் கன அளவு (V_1)	நிறம்காட்டி
		ஆரம்பம்	முடிவு		
1.	20 க.செ.மீ.	0 க.செ.மீ	18·5 க.செ.மீ.	18·5 க.செ.மீ.	மெத்தில் ஆரஞ்சு.
2.	20 க.செ மீ.	18. க.செ.மீ.	37 க.செ.மீ.	18·5 க.செ.மீ.	
3.	20 க.செ.மீ.	0 க.செ மீ.	18·5 க.செ.மீ.	18·5 க.செ.மீ.	

HCl-ன் விதிகுணகம் $= N_1$; NaOH-ன் விதிகுணகம் $= N_2$

HCl-ன் கன அளவு $= V_1$; NaOH-ன் கன அளவு $= V_2$

$$\therefore N_1V_1 = N_2V_2;\ N_2 = \frac{N_1V_1}{V_2} = \frac{18.5 \times 0.1N}{20} = 0{\cdot}0925N$$

எனவே, சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் திறன் 0·0925N

ஒரு லிட்டரில் உள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் எடை = திறன் × சமான எடை $= 0{\cdot}0925 \times 40 = 3{\cdot}700$ கி. HCl அமிலத்திற்குப் பதிலாக H_2SO_4 அமிலத்தை உபயோகித்துத் தரம் பிரித்தலை நிகழ்த்தலாம். ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தை உபயோகித்தால் பினாப்தலினையே நிறம்காட்டியாகப் பயன்படுத்த வேண்டும்.

பயிற்சி எண் 2

A, B ஆகிய இரண்டு சீசாக்களில் கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல்களின் திறனை ஒப்பிடு.

அதிகத் திறனுள்ள கரைசலின் ஒரு லிட்டரில் உள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் எடையைக் கண்டுபிடி. உனக்கு N/10 அல்லது தசம விதிக் கரைசல் (0·1N) கந்தக அமிலம் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

செய்முறை : பியூரெட்டை முதலில் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும் பிறகு கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் கந்தக அமிலத்திலும் கழுவிக் கொள்ள வேண்டும். பியூரெட்டை திரவ மட்டம் பூஜ்யத்திற்கு நேராக இருக்கும்படி கந்தக அமிலத்தால் நுரை, காற்றுக் குமிழ்கள் இன்றி நிரப்பிக்கொள்ள வேண்டும்.

(1) **A சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடைக் கந்தக அமிலத்திற்கு எதிராகத் தரம்பார்த்தல் :** ஒரு 20 க.செ.மீ. பிப்பெட்டை முதலில் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும், பிறகு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலிலும் கழுவிக்கொள்ள வேண்டும். பிப்பெட்மூலம் சரியாக 20 க.செ.மீ. சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை அளந்து ஒரு கூம்புக் குடுவையில் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். குடுவையிலுள்ள கரைசலுக்கு ஒரு சொட்டு மெத்தில் ஆரஞ்சு நிறங்காட்டியைச் சேர்த்துக் குடுவையை பியூரெட்டின் அடியில் வைத்து அமிலத்தைச் சிறிது சிறிதாகக் குடுவையினுள் விழுமாறு செய்யவேண்டும். கரைசலின் நிறம் மஞ்சளிலிருந்து இலேசானதும் நிரந்தரமானதுமாகிய ரோஜா நிறமாக மாறும் சமயத்தில் பியூரெட்டின் அடைப்பானை மூடி அமிலம் குடுவையினுள் விழுவதை நிறுத்திவிடவேண்டும். நிறம் மாறியபின் பியூரெட்டிலுள்ள அமிலத்தின் கன அளவு யாதென அறிந்து கொள்ளவேண்டும். சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு Aயின் விதி குணகத்தை $N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$ என்ற சூத்திரத்தின் உதவியால் கணக்கிட வேண்டும்.

எண்	NaOH-ன் கன அளவு (V_1)	பியூரெட்டின் அளவு		H_2SO_4-ன் கன அளவு (V_2)	நிறம்காட்டி
		ஆரம்பம்	முடிவு		
1.	20 க.செ.மீ.	0 க.செ.மீ.	21 க.செ.மீ.	21 க.செ.மீ.	
2.	20 க.செ.மீ.	21 க.செ.மீ.	42 க.செ.மீ.	21 க.செ.மீ.	மெத்தில் ஆரஞ்சு
8.	20 க.செ.மீ	0 க.செ.மீ.	21 க.செ.மீ.	21 க.செ.மீ.	

NaOH A-ன் விதிகுணகம்

$$N1 = \frac{N_2 \times V_2}{V_1} = \frac{\cdot 1 \times 21}{20} 0.105\ N$$

(2) **Bயிலுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடைக் கொடுக்கப் பட்டிருக்கும் கந்தக அமிலத்துடன் தரம் பார்த்தல்:** ஒரு 20 க.செ.மீ. பிப்பெட்டை முதலில் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும், பிறகு Bயிலுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலிலும் கழுவிக்கொள்ள வேண்டும். பிப்பெட்மூலம் 20க.செ.மீ. Bயி லுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைச் சரியாக ஒரு கூம்புக் குடுவையினுள் அளந்து எடுத்துக்கொள். ஒரு சொட்டு மெத்தில் ஆரஞ்சு நிறங்காட்டியைச் சேர்த்து முன் போல் பியூரெட்டிலுள்ள அதே அமிலத்தைச் சேர்க்கவேண்டும். கரைசலின் நிறம் ரோஜா நிறச் சிவப்பாக மாறும்பொழுது அமிலம் சொட்டுவதை நிறுத்திக்கொள்ள வேண்டும். அமிலத் தின் இரண்டு கன அளவுகள் ஒரே மாதிரியாக வரும் வரை தரம் பார்த்தலை நிகழ்த்தவேண்டும். பிறகு B சீசாவிலுள்ள NaOH-ன் விதிகுணகத்தை முன்போல் கணக்கிட்டு NaOH-ன் விதி குண கத்துடன் ஒப்பிடவேண்டும். விதி குணகம் அதிகமாக உள்ள கரைசலே திறன் அதிகம் உள்ளதாகும். ஒரு லிட்டரில் இக் கரைசலின் அளவு =அதிகத் திறனுள்ள கரைசலின் விதி குணகம்$\times$ NaOH-ன் சமான எடை என்ற வாய்பாட்டின் மூலம் கணக்கிடலாம்.

பயிற்சி எண் 3

ஒரு லிட்டர் கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் சோடியம் கார்ப னேட்டுக் கரைசலிலுள்ள படிக நீரற்ற சோடியம் கார்பனேட் டின் எடையைக் கணக்கிடு. சரியாக தசம விதி (N/10) சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலும், சுமாராக தசம விதி (N/10) ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும் உனக்குக் கொடுக்கப் பட்டிருக்கின்றன.

நோக்கம்: ஒரு லிட்டர் சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரை சலிலுள்ள சோடியம் கார்பனேட்டின் எடையை நிர்ணயித்தல்.

அடிப்படைத் தத்துவம்: சோடியம் கார்பனேட்டு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் பின்வருமாறு வினை புரிகின்றது.

$$Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$$

ஒரு சோடியம் கார்பனேட்டு மூலக்கூறின் எடையானது ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் இரண்டு சமான எடைக

ளுடன் இணைகிறது. எனவே, சோடியம் கார்பனேட்டின் சமான எடை = சோடியம் கார்பனேட்டின் மூலக்கூறின் எடை ÷ 2. அதாவது, 106 ÷ 2 = 53சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை முதலில் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திற்கு எதிராகத் தரம் பார்த்து ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் திறனைச் சரியாக நிர்ணயிக்க வேண்டும். பிறகு சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திற்கு எதிராக அலகிட்டுக் கார்பனேட்டுக் கரைசலின் திறனைக் கணக்கிட வேண்டும். இவ்விரண்டு தரம் பார்த்தலிலும் மெத்தில் ஆரஞ்சு நிறங்காட்டியையே பயன்படுத்த வேண்டும். சோடியம் கார்பனேட்டை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திற்கு எதிராக அலகிடும்பொழுது கண்டிப்பாக பினைப்தலின் நிறங்காட்டியை உபயோகிக்கக்கூடாது.

செய்முறை: தசம விதி (N/10) சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திற்கு எதிராகத் தரம் பார்த்தல். முதலில் பியூரெட்டைக் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும் பிறகு, கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திலும் கழுவிக்கொள்ள வேண்டும்.

திரவ மட்டம் சரியாக பூஜ்ஜியத்திற்கு எதிராக இருக்கும்படி பியூரெட்டை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தால் நிரப்ப வேண்டும். ஒரு 20 க.செ.மீ. பிப்பெட்டை முதலில் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடிலும் கழுவிக் கொள்ளவேண்டும். சரியாக 20 க.செ.மீ. சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலை ஒரு சுத்தமான கூம்பு வடிவமான குடுவையில் எடுத்துக்கொண்டு, அதற்கு ஒரு சொட்டு மெத்தில் ஆரஞ்சு நிறங்காட்டியைச் சேர்த்துப் பின்பு பியூரெட்டின் கீழ்க் குடுவையை வைத்துத் தரம் பார்க்க வேண்டும். கரைசலின் நிறம் இலேசானதும் நிரந்தரமானதுமான ரோஜா நிறச் சிவப்பாக மாறியவுடன் பியூரெட்டின் அடைப்பானை மூடி அமிலத்தின் கன அளவைக் குறித்துக்கொள்ளவேண்டும். அமிலத்தின் கன அளவுகள் இரண்டு தரம் பார்த்தல்களில் ஒரே அளவாக வரும் வரை சோதனையை நிகழ்த்தவேண்டும். கடைசியாக அமிலத்தின் திறனை $N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$ என்ற வாய்பாட்டால் கணக்கிடவேண்டும்.

(2) சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திற்கு எதிராகத் தரம்பார்த்தல்: பிப்பெட்டை முதலில் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும், பின்னர் கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலிலும் கழுவிக்கொள்ள

வேண்டும். சரியாக 20 க.செ.மீ. சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலை ஒரு குடுவையில் எடுத்துக்கொள்ளவேண்டும். அதனோடு ஒரு சொட்டு மெத்தில் ஆரஞ்சு கரைசலைச் சேர்த்து ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திற்கு எதிராகத் தரம் பார்க்கவேண்டும். வினை முடிவுறும்போது சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலின் நிறம் இலேசானதும் நிரந்தரமானதுமான ரோஜா நிறச் சிவப்பு நிறத்தை அடையும். முன்போல் இரண்டு •தரம்பார்த்தல்களிலும் ஒரே அளவாக வரும்வரை மீண்டும் மீண்டும் தரம் பார்த்தலை நிகழ்த்தவேண்டும். இதிலிருந்து சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலின் திறனை $N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$ என்ற வாய்பாட்டின் உதவியால் கணக்கிடவேண்டும். சோடியம் கார்பனேட்டைக் கரைசலின் திறனிலிருந்து ஒரு லிட்டர் சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலிலுள்ள சோடியம் கார்பனேட்டு எடையை, விதிகுணகம்× சமான எடை என்ற வாய்பாட்டின் மூலம் கணக்கிடவேண்டும்.

0·1N சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் அலகிடுதல்

எண்	NaOH-ன் கன அளவு(V_1)	பியூரெட்டின் அளவுகள்		HCl-ன் கன அளவு (V_2)	நிறம்காட்டி
		ஆரம்பம்	முடிவு		
1.	20 க.செ.மீ.	0 க செ.மீ.	21·8 க.செ.மீ.	21·8 க.செ.மீ.	
2	20 க.செ.மீ.	0 க செ.மீ.	22 க.செ.மீ.	22 க.செ.மீ.	மெத்தில் ஆரஞ்சு
3.	20 க.செ.மீ.	0 க.செ மீ.	22 க.செ.மீ.	22 க செ.மீ.	

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் திறன் $= N_2 = N_1 \times V/V_2$
$= 0{\cdot}1 \times 20/22$
$= 0{\cdot}09$ N

சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் அலகிடுதல்

எண்	Na_2CO_3-ன் கன அளவு (V_1)	பியூரெட்டின் அளவுகள் ஆரம்பம்	பியூரெட்டின் அளவுகள் முடிவு	HCl-ன் கன அளவு (V_2)	நிறம்காட்டி
1.	20 க.செ.மீ.	0 க.செ.மீ.	25·2 க.செ.மீ.	25·2 க.செ.மீ.	மெத்தில் ஆரஞ்சு
2.	20 க.செ.மீ.	0 க.செ.மீ.	25 க.செ.மீ.	25 க.செ.மீ.	
3.	20 க.செ.மீ.	0 க.செ.மீ.	25 க.செ.மீ.	25 க.செ.மீ.	

சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலின் திறன் (விதிகுணகம்) $= N1 = N_2 \times V_2 \div V_1$

$= 0{\cdot}091 \times 25 \div 20$

$= 0{\cdot}11375$ N

ஒரு லிட்டர் சோடியம் கார்பனேட்டிலுள்ள சோடியம் கார்பனேட்டின் எடை $= 0{\cdot}11375 \times 53$

$= 6{\cdot}029$ கி.

பயிற்சி எண் 4

கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலின் திறனைக் கண்டுபிடி. தசம விதி N/10 ஆக்ஸாலிக் அமிலக் கரைசல் உனக்குக் கொடுக்கப்பட்டிருக்கிறது.

நோக்கம்: கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் திறனை நிர்ணயித்தல்.

அடிப்படைத் தத்துவம்: ஆக்ஸாலிக் அமிலம் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் பின்வருமாறு இணைகிறது:

$$H_2C_2O_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2C_2O_4 + 2H_2O$$

எனவே, சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் சமான எடையானது அதன் மூலக்கூறின் எடை(40) ஆகும். ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் ஒரு மூலக்கூறின் எடை சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் இரண்டு சமான எடைகளுடன் வினை புரிகிறது. எனவே, படிக வடிவத்திலுள்ள ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் $(H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O)$ சமான எடை = மூலக்கூறின் எடை $/2 = \frac{126}{2} = 63$. ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தை பியூரெட்டில் எடுத்துக் கொண்டு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடுக்கு எதிராகத் தரம் பார்க்க வேண்டும். இதில் பினுப்தலீனை நிறம் காட்டியாக உபயோகிக்க வேண்டும். இதிலிருந்து சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் திறன் கணக்கிடப்படுகிறது.

செய்முறை: பியூரெட்டை முதலில் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும், பிறகு கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் ஆக்ஸாலிக் அமிலத்திலும் கழுவிப் பின்னர் பியூரெட்டை ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தால் 0 க.செ.மீ. அளவிற்குச் சரியாக இருக்குமாறு நிரப்பிக்கொள்ள வேண்டும்.

பிப்பெட்டை முதலில் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும், பிறகு கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலிலும் கழுவிக்கொள்ள வேண்டும். சரியாக 20 க.செ.மீ. சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலை ஒரு சுத்தமான கூம்பு வடிவமான குடுவையில் எடுத்துக்கொண்டு அதனுடன் ஒரு சொட்டு பினுப்தலீனச் சேர்த்துப் பின் பியூரெட்டிலுள்ள ஆக்ஸாலிக் அமிலத்திற்கு எதிராகத் தரமிடல் வேண்டும். ரோஜா நிறச் சிவப்பாயுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடானது நிரந்தரமாக நிறமற்றதாக மாறும்வரை ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தைச் சிறிது சிறிதாகக் கவனமாகச் சேர்க்க வேண்டும்.

தரம் பார்த்தல் முடிவுறும் தறுவாயில் ஒரு சொட்டு அமிலமானது சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலை நிறமற்றதாக மாற்றிவிடும். இது அலகிடல் முடிவுற்றுவிட்டதன் அறிகுறியாகும். உடனே அமிலத்தின் கன அளவைக் குறித்துக் கொள்ளவேண்டும். இரண்டு தரம் பார்க்கும் மதிப்பு ஒரே அளவாக வரும்வரை தரம் பார்த்தலைத் தொடர்ந்து நிகழ்த்த வேண்டும். பிறகு சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் திறனை $N_1V_1 = N_2V_2$ என்ற வாய்பாடின் மூலம் கணக்கிடவேண்டும்.

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை 0.1N ஆக்ஸாலிக் அமிலத்திற்கு எதிராகத் தரமிடல்

எண்	NaOH-ன் கன அளவு	பியூரெட்டின் அளவுகள் ஆரம்பம்	பியூரெட்டின் அளவுகள் முடிவு	$H_2C_2O_4$-ன் கன அளவு (V_2)	நிறம் காட்டி
1.	20 க.செ.மீ.	0 க செ.மீ.	20 க.செ.மீ.	20 க.செ.மீ.	
2.	20 க.செ.மீ.	0 க.செ.மீ.	20 க.செ.மீ.	20 க.செ.மீ.	பிஞப்தலின்
3.	20 க.செ.மீ.	0 க.செ.மீ.	20 க.செ.மீ	20 க.செ.மீ.	

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் திறன் (விதிகுணம்) N_1 $= N_2V_2 \div V_1 = 0{\cdot}1 \times 20 \div 20$

$= 0{\cdot}1$

பயிற்சி எண் 5

250 க.செ.மீ.லுள்ள படிக வடிவமுள்ள ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் எடையைக் கண்டுபிடி. சரியாக 1N திறனுள்ள கந்தக அமிலமும், சுமாராக தசமத் திறனுள்ள (N/10) சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலும் உனக்குக் கொடுக்கப்பட்டிருக்கின்றன.

நோக்கம்: 250 க.செ.மீ.லுள்ள படிக வடிவமுள்ள ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் எடையை நிர்ணயித்தல்.

அடிப்படைத் தத்துவம்: ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் சமான எடையானது அதன் மூலக்கூறின் எடையில் பாதி= 126/2=63. கந்தக அமிலத்தின் சமான எடையும் அதன் மூலக்கூறின் எடையில் பாதி =98/2=49. முதலில் கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் கந்தக அமிலத்திற்கு எதிராக சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடைத் தரமிட்டுச் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலின் திறனை நிர்ணயிக்க வேண்டும். இந்தத் தரம் பார்த்தலில் பினுப்தலினை நிறம்காட்டியாகப் பயன்படுத்த வேண்டும். பிறகு சமான எடை × விதிகுணகம் × திறன் என்ற சூத்திரத்தின்

உதவியால் ஒரு லிட்டர் ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தில் அதன் எடையைக் கணக்கிட்டுப் பின் 250 க.செ.மீ.-ல் அதன் எடை எவ்வளவு உள்ளது என்பதைக் கணக்கிட வேண்டும்.

செய்முறை: பியூரெட்டை முதலில் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும், பிறகு கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் கந்தக அமிலத்திலும் கழுவிப் பின் கந்தக அமிலத்தால் நிரப்பிக்கொள்ள வேண்டும். பீப்பெட்டை முதலில் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும், பின்னர் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலிலும் கழுவி, பிறகு சரியாக 20 க.செ.மீ. சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலை ஒரு சுத்தமான கூம்பு வடிவமான குடுவையில் எடுத்துக்கொண்டு, அதில் ஒரு சொட்டு மெத்தில் ஆரஞ்சு சேர்த்துக் கந்தக அமிலத்திற்கு எதிராகத் தரமிட வேண்டும். கரைசலின் நிறம் மஞ்சளிலிருந்து நிலையான ரோஜா நிறச் சிவப்பாக மாறியவுடன் அமிலம் சேர்ப்பதை நிறுத்திக்கொள்ள வேண்டும். இரண்டு தரமிடல்களின் மதிப்பு ஒத்துவரும்வரை தரமிட வேண்டும். பின் $N_1 V_1 = N_2 V_2$ என்ற சூத்திரத்தின் உதவியால் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் திறனைக் கணக்கிட வேண்டும்.

மறுபடியும் பியூரெட்டைக் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும் ஆக்ஸாலிக் அமிலத்திலும் சுத்தம் செய்து, பிறகு ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தால் நிரப்பிக்கொள்ள வேண்டும். சரியாக 20 க.செ.மீ. சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடை ஒரு கூம்பு வடிவமான குடுவையில் எடுத்துக்கொண்டு, அதனோடு ஒரு சொட்டு பினுப்தலினைச் சேர்க்க வேண்டும். கரைசல் நிலையான ரோஜா நிறச் சிவப்பு நிறத்தை அடையும். பின்னர் இதனைப் பியூரெட்டிலுள்ள ஆக்ஸாலிக் அமிலத்திற்கு எதிராகத் தரமிட வேண்டும். ஒரு சொட்டு அமிலம் கரைசலை நிறமற்றதாக மாற்றும் நேரத்தில் தரம் பார்த்தலை நிறுத்திக்கொள்ள வேண்டும். ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் கன அளவைக் குறித்துக்கொண்டு, இரண்டு கன அளவுகள் ஒத்துவரும்வரை தரம் பார்த்தலை நிகழ்த்தியபின், $N_1 V_1 = N_2 V_2$ என்ற வாய்பாட்டின் உதவியால் ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் திறனைக் கணக்கிட வேண்டும். பின்னர் பலம் × சமான எடை என்ற சூத்திரத்தின் உதவியால் ஒரு லிட்டரில் உள்ள ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் எடையைக் கணக்கிட்டுப் பின் 250 க.செ.மீ-ல் கணக்கிட வேண்டும்.

$0 \cdot 1N\ H_2SO_4$ ஐ NaOH - க்கு எதிராகத் தரம்பார்த்தல்

எண்	சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் கன அளவு (V_1) க.செ.மீ.	பியூரெட்டின் அளவுகள்		கந்தக அமிலத்தின் கன அளவு (V_2)	நிறம்காட்டி
		ஆரம்பம்	முடிவு		
1	20 க.செ.மீ.	0 க.செ.மீ.	21க.செ.மீ.	21 க.செ.மீ.	மெத்தில் ஆரஞ்சு
2	20 க.செ.மீ.	0 க.செ.மீ.	21க.செ.மீ.	21 க.செ.மீ.	
3	20 க.செ.மீ.	0 க.செ.மீ.	21க.செ.மீ.	21 க.செ.மீ.	

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் திறன் $N_1 = N_2V_2 \div V_1$

$$= 0 \cdot 1 \times 21 \div 20$$
$$= 0 \cdot 105\ N$$

$0 \cdot 105$ N NaOHஐ ஆக்ஸாலிக் அமிலத்திற்கு எதிராகத் தரம் பார்த்தல்

எண்	NaOH-ன் கன அளவு (V_1)	பியூரெட்டின் அளவுகள்		$H_2C_2O_4$-ன் கன அளவு (V_2)	நிறம்காட்டி
		ஆரம்பம்	முடிவு		
1	20 க.செ.மீ.	0 க.செ.மீ.	20க.செ மீ.	20 க.செ.மீ.	பினைப்தலின்
2	20 க.செ.மீ.	0 க.செ.மீ.	20க.செ.மீ.	20 க.செ.மீ.	
3	20 க.செ.மீ.	0 க.செ.மீ.	20 க.செ.மீ.	20 க.செ.மீ.	

ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் திறன் $N_2 = \frac{N_1\ V_1}{V_2} = 0 \cdot 105N$

ஒரு லிட்டர் ஆக்ஸாலிக் அமிலத்திலுள்ள அமிலத்தின் எடை } = திறன் × சமான எடை

$= 0 \cdot 105 \times 63$

250 க.செ.மீ. அமிலத்திலுள்ள ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் எடை } $= 0 \cdot 105 \times 63/4$
$= 1 \cdot 654$ கி,

பயிற்சி எண் 6

கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் N/10 ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் உதவியால் பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலின் திறனைக் கண்டுபிடி.

நோக்கம் : பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டின் திறனைக் கண்டுபிடித்தல்.

அடிப்படைத் தத்துவம்: அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டு ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றியாகும். இக்கரைசல் ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தைக் கார்பன் டையாக்ஸைடாகவும் நீராகவும் ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது.

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5[O]$$

$2KMnO_4 = 5[O] = 5 \times 16 = 80$ பங்கு ஆக்ஸிஜனைக் கொடுக்கிறது. அதாவது, 10 சமான எடை ஆக்ஸிஜன் (ஆக்ஸிஜனின் சமான எடை $= 8$). ஒரு சமான எடை ஆக்ஸிஜனாவது $2KMnO_4 \div 10 = KMnO_4 \div 5 = 158 \div 5 = 31{\cdot}6$ பெர்மாங்கனேட்டிலிருந்து கிடைக்கும். எனவே, பெர்மாங்கனேட்டின் சமான எடை $31{\cdot}6$ கி. ஆகும்.

$$H_2C_2O_4 + [O] \longrightarrow 2CO_2 + H_2O$$

படிகநீர் கொண்ட ஆக்ஸாலிக் படிகங்கள் ($H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$) இரண்டு சமான எடை ஆக்ஸிஜனுடன் சரியாகச் சேருகிறது. எனவே, ஒரு சமான எடை ஆக்ஸிஜனுடன் சேரும் ஆக்ஸாலிக் படிகத்தின் சமான எடையானது$= H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O \div 2 = 126 \div 2 = 63$. சுமார் 70°C சூடுபடுத்தப்பட்ட ஆக்ஸாலிக் அமிலம், பர்மாங்கனேட்டை நிறமற்றதாகச் செய்கிறது. இத்தரம்பார்த்தலில் நிறம்காட்டியை உபயோகப்படுத்தவேண்டிய அவசியம் இல்லை. அலகிடல் முடியும் தறுவாயில் இளஞ் சிவப்பு நிறத்திலுள்ள பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசல் நிறமற்றதாக மாறிவிடும். இந் நிறமாற்றமே, கரைசல் நடுநிலைமையை அடைந்துவிட்டதைக் குறிக்கும்.

செய்முறை: பியூரெட்டை முதலில் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும், பிறகு பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலிலும் கழுவிக்கொள்ள வேண்டும். பியூரெட்டை பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலால்

நிரப்பிக்கொள்ள வேண்டும். இது ஒரு நிறமுள்ள திரவமான தால் பிறைத்தளத்தின் (miniscus) மேல்பாகத்தையே திரவ மட்டமாகக் கொள்ளவேண்டும். பிறகு சரியாக 20 க.செ.மீ. ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தைப் பிப்பெட்டின் உதவியால் அளந்து ஒரு கூம்புக் குடுவையில் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். இதற்குச் சுமார்.20 க.செ.மீ. (சுமார் ஒரு சோதனைக் குழாய் அளவு) நீர்த்த கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்துக் கைதாங்கும் அளவிற்கு (70°C) சூடுபடுத்திப் பிறகு பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலுக்கு எதிராகத் தரம்பார்க்க வேண்டும். கரைசல் இளஞ்சிவப்பு நிறத்தை அடைந்தவுடன் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலைச் சேர்ப்பதை நிறுத்திக்கொள்ள வேண்டும். இரண்டு முறை பெர்மாங்க னேட்டின் கன அளவு ஒத்துவரும்வரை தரம் பார்க்க வேண்டும். பிறகு $N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$ என்ற வாய்பாட்டின் உதவியால் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலின் திறனைக் கணக்கிட வேண்டும்.

பயிற்சி எண் 7

0.1N பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டின் உதவியால் கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டு அல்லது ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டு கரைசலின் திறனைக் கணக்கிடு.

நோக்கம்: ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டு அல்லது ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டின் திறனைக் கணக்கிடுதல்.

அடிப்படைத் தத்துவம்: அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பெர் மாங்கனேட்டு ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றியாகும். இது ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டை ஃபெரிக் சல்ஃபேட்டாக ஏற்றமடையச் செய்கிறது. ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டு ஒரு குறைப்பானுதலால், பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டைப் பொட்டாசியம் சல் ஃபேட்டாகவும் மாங்கனீஸ் சல்ஃபேட்டாகவும் குறைத்து நிறமற்றமாக மாற்றிவிடுகிறது.

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow H_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5[O]$$

ஒரு பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு மூலக்கூறு ஐந்து சமான எடை ஆக்ஸிஜனைக் கொடுக்கிறது. ஒரு சமான எடை ஆக்ஸிஜனை மூலக்கூறின் எடை ÷ 5 பங்கு பெர்மாங்கனேட்டி

லிருந்து பெறலாம். எனவே, பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டின் சமான எடை = 158/5 = 31·6.

$$10FeSO_4 + 5H_2SO_4 + 5\,[O] \longrightarrow 5Fe_2\,(SO_4)_3 + 5H_2O$$

$10FeSO_4$ சரியாக 16 × 5 = 80 கி. ஆக்ஸிஜனோடு வினை புரிகிறது. எனவே, ஒரு சமான எடை ஆக்ஸிஜன் (8கி.) ஒரு ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டு மூலக்கூறு எடையுடன் வினைப்படும். எனவே, ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டின் சமான எடை அதன் மூலக் கூறின் எடையேயாகும். அதாவது, 278 ($FeSO_4 . 7H_2O$). ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டின் சமான எடையும் ($FeSO_4 . NH_4)_2\,(SO_4 . 6H_2O$) அதன் மூலக்கூறின் எடையேயாகும் (392). பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு ஒரு நிறமுள்ள திரவ மாதலால் அதற்கு நிறங்காட்டி அவசியமில்லை. தரம் பார்க்கும் போது பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலை ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டு நிறமற்றதாக மாற்றுகிறது.

செய்முறை: பியூரெட்டை முதலில் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும், பிறகு பர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலிலும் கழுவிக்கொள்ள வேண்டும். பியூரெட்டினை 0 க.செ.மீ. அளவுவரை காற்றுக் குமிழிகள் இல்லாதவாறு பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலால் நுனி வரை நிரப்பிக்கொள்ளவேண்டும். பிப்பெட்டை முதலில் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும், பிறகு ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டு அல்லது ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலிலும் கழுவிக் கொள்ள வேண்டும். பிறகு சரியாக 20 க.செ.மீ. ஃபெரஸ் அல்லது ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டை ஒரு சுத்தமான கூம்பு வடிவமான குடுவையில் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். அலகிடுவதற்குமுன் ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன் சுமார் 20 க.செ.மீ. (ஒரு சோதனைக் குழாய் அளவு) நீர்த்த கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்துப் பர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலுக்கு எதிராகக் குளிர்ந்த நிலையிலேயே தரம் பார்க்கவேண்டும். ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டின் நிறம் இளஞ் சிவப்பாக மாறியவுடன் பர்மாங்கனேட்டுக் கரைசல் சேர்ப்பதை நிறுத்திவிட வேண்டும். தரமிடல்களின் அளவுகள் ஒத்து இருக்கும்வரை தரம் பார்க்க வேண்டும். இந்தக் கன அளவுகளிலிருந்து ஃபெரஸ் அல்லது ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலின் திறனை, $N_1V_1 = N_2V_2$ என்ற வாய்பாட்டை உபயோகித்துக் கணக்கிட வேண்டும்.

பயிற்சி எண் 8

சரியாக 0·1N திறனுள்ள ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலும், சுமாராக 0·1N திறனுள்ள பெர்மாங்க னேட்டுக் கரைசலும், ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலும் உனக்குக் கொடுக்கப்பட்டிருக்கின்றன. இவற்றின் உதவியால் 100 க.செ.மீ. ஃபெரஸ் சல்ஃபேட் கரைசலில் உள்ள உப்பின் எடையைக் கணக்கிடு.

நோக்கம்: 100 க.செ.மீ. ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டிலுள்ள ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டின் எடையைக் கணக்கிடுதல்.

தத்துவம் : முதலில் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலானது திட்டமான திறனுடைய ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டிற்கு எதிராகத் தரம்பார்க்க வேண்டும். பிறகு ஃபெரஸ் சல் ஃபேட்டுக் கரைசலின் திறனைக் கணக்கிடுவதற்கு அதனைத் திறன் தெரிந்த பெர்மாங்கனேட்டிற்கு எதிராகத் தரம் பார்க்க வேண்டும்.

செய்முறை: பியூரெட்டை முதலில் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும், பிறகு பர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலிலும் கழுவிப் பர்மாங்க னேட்டுக்கரைசலால் நிரப்பிக்கொள்ளவேண்டும். பிப்பெட்டை முதலில் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும், பிறகு ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலிலும் கழுவிக்கொள்ளவேண்டும். சரியாக 20 க.செ.மீ. ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலை ஒரு சுத்தமான கூம்பு வடிவமான குடுவையில் எடுத்துக்கொண்டு, அதில் சுமார் 20 க.செ.மீ. (ஒரு சோதனைக் குழாய் அளவு) நீர்த்த கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்து, பெர்மாங்க னேட்டிற்கு எதிராகத் தரம் பார்க்கவேண்டும். நிரந்தரமான இளஞ் சிவப்பு நிறம் உண்டானவுடன் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலைச் சேர்ப்பதை நிறுத்திக்கொள்ள வேண்டும். பெர்மாங்க னேட்டுக் கரைசலின் கன அளவைக் குறித்துக்கொண்டு, இரண்டு சோதனைகளின் அளவீடுகள் ஒத்திருக்கும்வரை தரம் பார்த்தலை நிகழ்த்தவேண்டும். பிறகு $N_1V_1 = N_2V_2$ என்ற வாய்பாட்டின் உதவியால் பெர்மாங்கனேட்டின் திறனைக் கணக்கிட வேண்டும்.

பிப்பெட்டை மீண்டும் காய்ச்சி வடித்த நீரிலும் ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டிலும் சுத்தம் செய்து, பிறகு சரியாக 20 க.செ.மீ. ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டை ஒரு சுத்தமான குடுவையில் எடுத்துக் கொள்ளவேண்டும். இதற்கு சுமார் 20 க.செ.மீ.(ஒரு சோதனைக்

குமாய் அளவு) நீர்த்த கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்துத் தரம் பார்க்க வேண்டும். கரைசல் நிரந்தரமான இளஞ் சிவப்பு நிறத்தை அடைந்தவுடன் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலைச் சேர்ப்பதை நிறுத்திக்கொள்ளவேண்டும். இரண்டு தரம் பார்த்தல்களின் அளவீடுகள் ஒத்துவரும்வரை மீண்டும் மீண்டும் தரம்பார்க்க வேண்டும். பிறகு $N_1V_1 = N_2V_2$ என்ற வாய் பாட்டிலிருந்து ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டின் திறனையும், சமான எடை $\times$ திறன் என்ற வாய்பாட்டின்மூலம் ஒரு லிட்டர் ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலிலுள்ள உப்பின் எடையையும் நிர்ணயிக்க வேண்டும். பிறகு 100 க.செ.மீ. ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டிலுள்ள பெரஸ் சல்ஃபேட்டைக் கணக்கிடவேண்டும்.

100 க.செ.மீ. ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டிலுள்ள ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டின் எடை } = ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டின் திறன் × 278/10

பயிற்சி எண் 9

A,B ஆகிய இரண்டு சீசாக்களில் உள்ள பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசல்களின் திறன்களை ஒப்பிடு. திறன் அதிகமாய் உள்ள கரைசலின் ஒரு லிட்டரில் உள்ள பர்மாங்கனேட்டின் எடையைக் கணக்கிடு. தசம விதி(N/10) ஆக்ஸாலிக் அமிலம் உனக்குக் கொடுக்கப்பட்டிருக்கிறது.

செய்முறை: சரியாக 20 க.செ.மீ.ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தைப் பிப் பெட்டின் உதவியால் ஒரு சுத்தமான கூம்பு வடிவமான குடுவையில் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். இதற்கு ஒரு சோதனைக் குழாய் அளவு நீர்த்த கந்தக அமிலத்தைச் சேர்த்து, பின் கை தாங்கும் அளவிற்குச் சூடுபடுத்தி, பியூரெட்டின் உதவியால் A பர் மாங்கனேட்டுக்கு எதிராகத் தரமிட வேண்டும். கரைசல் நிரந்தர மான இளஞ் சிவப்பு நிறத்தை அடைந்தவுடன் பர்மாங்க னேட்டுக் கரைசல் விடுவதை நிறுத்திக்கொள்ள வேண்டும். இரண்டு தரம் பார்த்தல்களின் மதிப்புகள் ஒத்துவரும்வரை சோதனைகளை நிகழ்த்த வேண்டும். பின்னர் $N_1V_1 = N_2V_2$ என்ற வாய்பாட்டின் உதவியால் பெர்மாங்கனேட் Aயின் திறனை அறிய வேண்டும்.

மேற்கூறிய சோதனையை, பெர்மாங்கனேட்டு B கரைசலை பியூரெட்டில் எடுத்துக்கொண்டு முன்போலவே நிகழ்த்தி, பர் மாங்கனேட்டு Bயின் திறனை அறிய வேண்டும். பின்A,B ஆகிய பர்மாங்கனேட்டுகளின் திறன்களை ஒப்பிட்டுப் பார்த்து, திறன்

அதிகமாக உள்ள பர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலின் ஒரு லிட்டரில் உள்ள பர்மாங்கனேட்டின் எடையைப் பர்மாங்கனேட்டின் திறன் × சமான எடை (31·6) என்ற வாய்பாட்டின்மூலம் கணக்கிட வேண்டும்.

வினாக்கள்

(1) A, B ஆகிய இரண்டு சீசாவில் உள்ள ஆக்ஸாலிக் அமிலங்களின் திறன்களை ஒப்பிடு. திறன் குறைவான ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் ஒரு லிட்டரில் உள்ள படிக வடிவமுள்ள ஆக்ஸாலிக் அமிலத்தின் எடையைக் கண்டுபிடி. உனக்கு N/10 அல்லது தசம விதி சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கொடுக்கப் பட்டிருக்கிறது.

(2) ஒரு லிட்டர் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலி லுள்ள பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் எடையைக் கணக்கிடு. சரியாக N/10 திறனுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக் ஸைடும், சுமாராக N/10 திறனுள்ள ஆக்ஸாலிக் அமிலமும் உனக்குக் கொடுக்கப்பட்டிருக்கின்றன.

(3) A, B ஆகிய சீசாக்களில் உள்ள ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டுக் கரைசல்களின் திறன்களை ஒப்பிடு. திறன் அதிக மாய் உள்ள ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டின் ஒரு லிட்டரில் உள்ள அதன் எடையைக் கணக்கிடு. உனக்குச் சரியாக தசம விதி (N/10) திறனுள்ள பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசல் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

(4) ஒரு லிட்டரில் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலில் உள்ள அதன் எடையைக் கணக்கிடு. சரியாக N/10 திறன் உள்ள பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டும், சுமாராக N/10 திற னுள்ள ஆக்ஸாலிக் அமிலமும் உனக்குக் கொடுக்கப்பட்டிருக் கின்றன.

IV. சமான எடைகளின் அட்டவணை

(Table of Equivalent Weights)

எண்	சேர்மத்தின் பெயர்	அவற்றின் வாய்பாடு	மூலக் கூறின் எடை	சமான எடை
1.	சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு	NaOH	40	40
2.	நீரற்ற சோடியம் கார்பனேட்டு	Na_2CO_3	106	53
3.	பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு	KOH	56	56
4.	ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம்	HCl	36·5	36·5
5.	கந்தக அமிலம்	H_2SO_4	98	49
6.	படிக வடிவமுள்ள ஆக்ஸாலிக் அமிலம்	$H_2C_2O_4$ $2H_2O$	126	63
7.	பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டு	$KMnO_4$	158	31·6
8.	படிக நீருள்ள ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டு	$FeSO_4$ $7H_2O$	278	278
9.	படிக நீருள்ள ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டு	$FeSO_4$, $(NH_4)_2$ SO_4,$6H_2O$	392	392

பிற்சேர்க்கை

1. அணு எடை—இணைதிறன் அட்டவணை

தனிமம்	குறியீடு	அணு எடை	இணைதிறன்
அலுமினியம்	Al	27	3
ஆன்டிமனி	Sb	122	3, (5)
ஆர்கான்	A	40	0
ஆர்சினிக்	As	75	3, 5
பேரியம்	Ba	137·3	2
புரோமின்	Br	80	1
கால்சியம்	Ca	40	2
கார்பன்	C	12	4
குளோரின்	Cl	35·5	1
குரோமியம்	Cr	52	3, (6)
தாமிரம்	Cu	63·5	1, 2
ஃபுளோரின்	F	19	1
ஹீலியம்	He	4	0
ஹைடிரஜன்	H	1·008	1
அயோடின்	I	127	1
இரும்பு	Fe	56	2, 3
காரீயம்	Pb	207	2 4
மக்னீசியம்	Mg	24·3	2
மங்கனீசு	Mn	55	2, (3)
பாதரசம்	Hg	200·6	1, 2
நீயான்	Ne	20	0
நைட்ரஜன்	N	14	3, 5
ஆக்ஸிஜன்	O	16	2
பாஸ்பரஸ்	P	31	3, 5
பொட்டாசியம்	K	39	1
சிலிகன்	Si	28	4
வெள்ளி	Ag	107·9	1
சோடியம்	Na	23	1
சல்ஃபர் (கந்தகம்)	S	32	2, 6
வெள்ளீயம்	Sn	118·7	2, 4
துத்தநாகம்	Zn	65·4	2

2. சில முக்கிய வாயுக்களை அறிய உதவும் சோதனைகள்

(1) ஹைட்ரஜன்

நிறம், மணம், உருசியற்றது; மிகவும் இலேசானது. எரியக் கூடியது; ஆக்ஸிஜனுடன் எரிந்து நீரை உண்டாக்குகிறது. ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் உள்ள கலவையைக் கொளுத்தினால் 'பாப்' என்ற ஒருவிதமான ஒலி கேட்கிறது.

(2) ஆக்ஸிஜன்

நிறம், மணம், ருசி அற்றது. எரியாது; ஆனால், எரிவதற்குத் துணைபுரியும். எரியும் நெருப்புக் குச்சியை மேலும் பிரகாசமாக எரியச் செய்யும். அது நைட்ரிக் ஆக்ஸைடுடன் கலந்து செம் பழுப்பு நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு வாயுவை உண்டாக்கும்.

(3) குளோரின்

பசுமையான மஞ்சள் நிற, மூச்சைத் திணறவைக்கும் நெடியுள்ள வாயு. ஸ்டார்ச் அயோடைடு தாளை நீல நிறமாகவும், லிட்மஸ் தாளை நிறமற்றதாகவும் ஆக்குகிறது.

(4) ஹைட்ரஜன் குளோரைடு

நிறமற்ற வாயு. நெடியுடையது. ஈரக் காற்றுடனும் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடனும் புகையும். வெள்ளி நைட்ரேட்டு கரைசலுடன் சேர்த்தால், வெண்மையான வீழ்படிவு உண்டாகும். நீல லிட்மஸ் தாளைச் சிவப்பாக மாற்றுகிறது.

(5) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு

நிறமற்ற வாயு. அழுகிய முட்டை நாற்றமுடையது. இதனுடைய கரைசல் அமிலத்தன்மையுடையது. காரீய அசிடேட்டுக் கரைசலில் நனைத்த தாளைக் கறுப்பு நிறமாக்கும்.

(6) கந்தக டைஆக்ஸைடு

எரியும் கந்தக மணமுடையது. இதன் கரைசல் அமில குணமுள்ளது. அமிலங் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலின் நிறத்தை நீக்கும். அமிலங் கலந்த பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுக் கரைசலைப் பச்சை நிறமாக்கும்.

(7) நைட்ரஜன்

நிறம், மணம், சுவையற்றது. தானாகவும் எரியாது, மற்றப் பொருள்களையும் எரியவிடாது.

(8) அம்மோனியா

ஒருவிதமான நெடியுடையது. காரத்தன்மை உடைய தாதலால் சிவப்பு லிட்மஸ் தாளை நீல நிறமாக்கும். ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் அடர் வெண்புகையை உண்டாக்கும். 'நெஸ்லர்ஸ்' கரைசலை (Nessler's solution) பழுப்பு நிறமாக்கும்.

(9) நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடு

இது ஒரு செம்பழுப்பு நிற நெடியுடைய வாயு; அமில குண முள்ளது.

(10) கார்பன் டைஆக்ஸைடு

நிறமற்றது. நீரில் கரையும் தன்மையது. அமில குண முடையதாதலால், நீல லிட்மஸ் தாளைச் செந்நிறமாக மாற்றும். தெளிந்த சுண்ணாம்பு நீரைப் பால்போல் மாற்றும்.

கலைச்சொல் அகராதி

(ஆங்கிலம்—தமிழ்)

A

Absolute scale — தனி அளவு
Absolute temperature — தனி வெப்பநிலை
Absolute zero — சூனிய வெப்பம்
Absorbent — உறிஞ்சி
Absorption tower — உறிஞ்சும் கோபுரம்
Acid, weak — பலவீன அமிலம்
Acid, strong — பலமான அமிலம்
Acid, strength of — அமிலத் திறன்
Acidity — அமிலத்தன்மை
Acidity of a base — உப்பு மூலத்தின் அமிலத்துவம்
Acid anhydride — நீரற்ற அமிலம்
Active — வீரியமுள்ள
Affinity — நாட்டம், கவர்ச்சி
Agent — கரணி
Air-regulator — காற்றுச் சீராக்கி
Alkali, caustic — எரிகாரம்
Alkali metal — கார உலோகங்கள்
Alkaline earth metal — கார மண் உலோகம்
Allotropes — புறவேறுகள்
Allotropy — புறவேற்றுமை
Alloy — உலோகக் கலவை
Amalgam — இரசக் கலவை
Amorphous — படிக உருவமற்ற
Amphoteric — ஈரியல்புள்ள
Anaesthetic — உணர்ச்சியகற்றி
Analysis — பகுப்பு
Anion — நேர் அயனி
Anhydrous — நீரற்ற
Anode — நேர் மின்வாய்
Antichlor — குளோரின் நீக்கி
Antiseptic — பூச்சிநாசினி

Apparatus	— சாதனம்
Aqua regia	— இராஜத் திராவகம்
Asbestos	— கல்நார்
Atmosphere	— வாயுமண்டலம்
Atomicity	— அணுத்தொகுதி எண்
Atomic theory	— அணுக்கொள்கை

B

Base	— உப்புமூலம்
Base diacidic	— ஈரமில உப்புமூலம்
Base, strong	— வன்காரம்
Balancing the equation	— சமன்பாட்டைச் சமப்படுத்துதல்
Basic	— காரகுணமுள்ள
Basicity of an acid	— அமிலத்தின் உப்புமூலத்திறன் எண்
Basic salt	— கார உப்பு
Basic radical	— காரமூலம்
Baths	— தொட்டிகள்
Battery	— மின்கல அடுக்கு
Beaker	— முகவை
Beehive shelf	— துளைப்பீடம்
Bellows	— துருத்தி
Bessemer converter	— பெஸ்ஸிமர் மாற்று உலை
Bituminous coal	— புகைமிகு கரி
Binary compound	— இருதனிமச் சேர்மம்
Blast furnace	— ஊது உலை
Bleaching agent	— வெளுக்கும் பொருள், நிறம் நீக்கி
Blow-pipe	— ஊதுகுழல்
Blue vitriol	— மயில்துத்தம்
Bond	— பிணைப்பு
Bond, covalent	— சமவலுப் பிணைப்பு
Bond, dative	— ஈதல் பிணைப்பு
Bond, electrovalent (bond ionic)	— மின்வலுப் பிணைப்பு
Bone charcoal	— எலும்புக் கரி
Brown ring test	— பழுப்பு வளையச் சோதனை
Burette	— பியூரெட்
By-product	— உடன்விளைவு

C

Catalysis — வினைதூண்டல்
Catalytic agent — வினைதூண்டி
Cathode — எதிர் மின்வாய்
Cathode ray — எதிர் மின்கதிர்
Cation — எதிர் அயனி
Caustic soda — எரிசோடா
Centigrade scale — தசாம்ச அளவு
Chemistry — வேதியியல்
Charge (electrical) — ஏற்றம் (மின்)
Chemical — வேதி
Coal gas — கரிவாயு
Coke — சுட்ட நிலக்கரி
Combination — இணைவு, கூடுகை, சேர்க்கை
Combustion — தகனம்
Components — கூறுகள்
Composition — இயைபு, அமைப்பு
Compound — சேர்மம்
Concentration of an acid — அமிலத்தின் அடர்வு
Concentration of a ore — கனிமத்தை அடர்ப்பித்தல்
Concentrate, the acid — அமிலத்தைச் சுண்டவைத்தல்
Concentric pipes — ஒருமையக் குழாய்கள்
Condensation (of a vapour) — சுருங்கல் (ஆவியின்)
Condenser — குளிர்கலம்
Conductor (bad, good-) — கடத்தி (அரிதில், எளிதில்)
Conductivity — கடத்தும் திறன்
Confirmatory test — உறுதிச் சோதனை
Conical flask — கூம்புக் குடுவை
Coordinate link — ஈதல் பிணைப்பு
Conservation of energy — சக்தியின் அழியாத்தன்மை
Conservation of mass — நிறை அழியாத்தன்மை
Constant — நிலை எண்
Constituents — இயைபுருக்கள்
Constitution — அமைப்பு, இயைபு
Contact process — தொடுமுறை, பரிச முறை
Cork — தக்கை
Corrosive action — அரிக்கும் வினை
Covalent — சம இணைதிறன்

Covalent link	— சமவலுப் பிணைப்பு
Critical temperature	— மாறுதான வெப்பநிலை
Crucible	— மூசை, புடக்குகை
Crude	— பண்படா
Crystalline	— படிக வடிவுள்ள
Crystallisation	— படிகமாக்கல்
Crystallisation (water of)	— படிகநீர்

D

Decantation	— தெளியவைத்து இறுத்தல்
Decinormal (solution)	— தசமக் கரைசல்
Decomposition	— சிதைவு
Definition	— வரைவிலக்கணம்
Dehydrating agent	— நீர் நீக்கும் பொருள்
Deliquescence	— நீர்த்தல்
Dehydrate	— நீர்நீக்கு
Density, relative	— ஒப்பு அடர்த்தி
Destructive distillation	— சிதைத்து வடித்தல்
Derivative	— வழிமுறையாக வந்த பொருள்
Desiccator	— உலர்த்தும் கலம்
Diffusion	— வியாபித்தல், பரவல்
Dilute	— நீர்த்த
Discharge tube	— மின் இறக்கக் குழாய்
Displacement	— இடப்பெயர்ச்சி
Disinfectant	— தொற்றுநீக்கி
Dissociation	— பிரித்தல்
Distinguish	— வேறுபடுத்திக் காண்
Distillate	— வடிதிரவம்
Distillation	— காய்ச்சி வடித்தல்
Distilled water	— வாலை வடிநீர்
Dibasic	— உப்பு மூலத்திறன் இரண்டுள்ள
Double decomposition	— இரட்டைச் சிதைவு
Dropping funnel	— சொட்டும் புனல்
Dry test	— உலர்சோதனை
Drying agent	— உலர்த்தி, நீர்நீக்கி
Ductile	— கம்பியாக நீட்டப்படும் தன்மையுள்ள

E

Effervescence	— நுரைத்தல், பொங்குதல்
Efflorescent	— தூள்பூக்கும்
Electrode	— மின்வாய், மின்முனை
Electronegative	— எதிர்மின்னுக்குரிய
Electrolysis	— மின்பகுப்பு
Electrolyte, strong	— எளிதில் மின்பகு பொருள்
Electrolyte	— மின்பகு பொருள்
Electrolyte, weak	— எளிதில் மின்பகாப் பொருள்
Electron	— எலெக்ட்ரான், மின்னணு
Element	— தனிமம்
Empirical formula	— முற்றுரு வாய்பாடு
Endothermic reaction	— வெப்பம் உட்கொள்ளும் வினை
End point	— முடிவு நிலை
Enzymes	— நொதிகள்
Equation	— சமன்பாடு
Equilibrium	— சமநிலை
Equivalent weight	— சமான எடை
Exothermic reaction	— வெப்பம் வெளிவிடும் வினை
Extract	— சாறு

F

Factor	— குணகம்
Filtrate	— வடிநீர்
Filtration	— வடிகட்டல்
Fire bricks	— தீக்கற்கள்
Fixation	— நிலைப்படுத்துதல்
Flame (non-luminous)	— ஒளியற்ற சுடர்
Flame (luminous)	— ஒளியுள்ள சுடர்
Flame test	— சுடர்ச் சோதனை
Flask	— குடுவை
Flux	— இளக்கி
Formula	— வாய்பாடு
Fountain experiment	— ஊற்றுச் சோதனை
Fractional distillation	— பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல்
Furnace	— உலை

G

Galvanising	— நாகமுலாம் பூசுதல்
Graph	— வரைபடம்
Gravimetric	— எடையறி பகுப்பு
Group	— பத்தி, பிரிவு

H

Halogens	— உப்பீனிகள்
Hardness (permanent)	— நிரந்தர கடினத்தன்மை
Hardness (temporary)	— தற்காலிகக் கடினத்தன்மை
Hard water	— கடின நீர், வன்னீர்
Heterogeneous	— பல்லினமான, சமச்சீரற்ற
Homogeneous	— ஓரினமான, சமச்சீருள்ள
Hydrate	— நீருடைப் பொருள்
Hydrated	— நீரேறிய
Hydrogenation	— ஹைட்ரஜன் ஏற்றம்
Hydrolysis	— நீராற் பகுத்தல்
Hygroscopic	— நீர் உறிஞ்சும்
Hypothesis	— கற்பிதக் கொள்கை

I

Impurity	— மாசு
Inactive	— வீரியமற்ற, மந்தமான
Incrustation	— பொருக்கு
Indicator	— நிறம்காட்டி
Inorganic	— அனங்கக
Ion	— அயனி
Ionic theory	— அயனிக் கொள்கை
Ionization	— அயனியாதல்
Isotope	— ஓரிடத் தனிமம், ஐசோடோப்பு
Inference	— அநுமானம்

J

Jet	— கூர்நுனிக் குழாய்

K

Kipp's generator — கிப் ஜெனனி

L

Law of conservation of energy — சக்தியின் அழியாத் தன்மை
Law of definite proportions — நிலைவிகித விதி
Law of mulitiple proportions — மடங்கு விகித விதி
Law of reciprocal proportions — தலைகீழ் விகித விதி
Lead — காரீயம்
Lead chamber process — காரீய அறை முறை
Lignite — பழுப்பு நிலக்கரி
Lime water — சுண்ணாம்பு நீர்

M

Malleable — மென் தகடாக்கத்தக்க
Mass — நிறை, திணிவு, பொருண்மை
Mass number — அணுநிறை எண்
Meniscus — பிறைத்தளம்
Metalloids — உலோகப் போலிகள்
Metallurgy — உலோக இயல்
Mixture — கலவை
Molecule — மூலக்கூறு
Molecular weight — மூலக்கூறின் எடை
Monobasic — ஒருமூலத்திறனுள்ள
Monoclinic sulphur — ஊசிக்கந்தகம்
Mother liquor — தாய்த்திரவம்

N

Nascent — பிறவிநிலை, தோன்றுநிலை
Neutral — நடுநிலை
Neutralisation — நடுநிலையாக்கல்
Nomenclature — பெயரிடுதல்

N

Non-ionisable — அயனிகளாகப் பிரியாத
Non-metal — அலோகம்
Non-polar compounds — துருவகுணமிலாச் சேர்மங்கள்
Normal — இயல்பான, நேர்
Normal solution — விதிக்கரைசல், சமான எடைக் கரைசல்
Normality factor — விதிக்குணகம்
Normal temperature and pressure — திட்ட வெப்பநிலை அழுத்தம்
Nucleus — (அணுக்) கரு
Nuclear charge — கருவின் மின்னேற்றம்

O

Observation — கண்டறிதல்
Outermost orbit — வெளிக்கோளம்
Orbit — கோளம், மண்டலம், அயனப் பாதை
Ore — தாதுப்பொருள், கனிமம்
Organic — அங்கக
Open hearth — திறந்த அடுப்பு
Oxide — ஆக்ஸைடு
acidic — அமில ஆக்ஸைடு
ampheteric — சரியல்புள்ள ஆக்ஸைடு
basic — உப்புமூல ஆக்ஸைடு
compound — சேர்ம ஆக்ஸைடு
di — இரு ஆக்ஸைடு
neutral — நடுநிலை ஆக்ஸைடு
per — பெர் ஆக்ஸைடு
sub — சப் ஆக்ஸைடு
super — சூப்பர் ஆக்ஸைடு
Oxidation — ஆக்ஸிஜனேற்றம்
Oxidising agent — ஆக்ஸிஜனேற்றி
Oxidation number — ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்

P

Peat — மரம் மிகு கரி
Periodic classification — ஆவர்த்தன அட்டவணை
Physical constant — பௌதிக நிலை எண், பௌதிக மாறிலி
Pig iron — வார்ப்பிரும்பு
Pink — இளஞ்சிவப்பு
Pipette — பிப்பெட்டு
Plastic sulphur — களிக்கந்தகம்
Poles (like) — ஓரின மின்முனைகள்
Poles (unlike) — எதிரின மின்முனைகள்
Polymerisation — பல்பகுதி சேர்த்தல், பாலிமெரிசேஷன்
Polar linkage — துருவகுணமுள்ள பிணைப்பு
Polyvalent — பல்வினைதிறன்
Practical — செய்முறை
Precipitate (noun) — வீழ்படிவு
Precipitate (verb) — படியச்செய்
Pressure — அழுத்தம்
Procedure — செயல்முறை
Producer gas — உலைவாயு
Promoter — வினைதூண்டியின் ஊக்கி
Proton — புரோட்டான்
Pungent — நெடியுள்ள

Q

Qualitative — பண்பறி
Quantitative — அளவறி
Quick lime — சுட்ட சுண்ணாம்பு

R

Radical — மூலம்
Raw material — பண்படாப் பொருள்
Reaction — எதிர்வினை.
Reagent — இரசாயனக் கரணி

R

Receiver — கொள்கலம்
Reducing agent — ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கி
Reduction — ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம்
Residue — வண்டல்
Reversible reaction — மீளும் வினை
Retort — வாலை
Rhombic — சாய்சதுரம்
Roasting — வறுத்தல்

S

Salt, acidic — அமில உப்பு
Salt, double — இரட்டை உப்பு
Saturated — பூரித
Slag — மிதப்புக் கசடு
Smelting — உருக்கிப் பிரித்தல்
Soft water — மென்னீர்
Solubility — கரைதிறன்
Solute — கரைபொருள்
Solution — கரைசல்
Solvent — கரைப்பான்
Stability — நிலைப்பு
Standard solution — அளவறி கரைசல்
Standardisation — திட்டப்படுத்துதல்
Structure — அமைப்பு
Sublimation — பதங்கமாதல்
Substitute — பதிலீடு செய்
Substituted product — பதிலீட்டுப் பொருள்
Super-saturated — அதிபூரித
Symbol — குறியீடு
Synthesis — தொகுப்பு
Synthetic — சேர்க்கை முறை

T

Tempering — பதப்படுத்துதல்
Theoretical — அறிமுறை
Tin — வெள்ளீயம்
Titration — தரம்பார்த்தல்

U

Univalent — ஓரிணைதிறன்
Unit — அலகு
Unreacted — வினைப்படாத
Unsaturated — அபூரித, நிறைவு
Upward displacement — மேல்முகப் பெயர்ச்சி

V

Vacuum — வெற்றிடம்
Valency — இணைதிறன்
Vapour density — ஆவி அடர்த்தி
Verification — சரிபார்த்தல்
Volatile — எளிதில் ஆவியாகும்
Voltameter — மின்முறிகலம்
Volumetric — பருமனறி

W

Water bath — நீர்த்தொட்டி
Weight — எடை
Welding — உருக்கிப் பிணைத்தல்
Wire gauze — கம்பி வலை
Wrought iron — தேனிரும்பு

X

X-rays — எக்ஸ்-கதிர்கள்

Z

Zones of flame — சுடர் மண்டலங்கள்
Zero error — பூஜ்யப் பிழை