பொது பௌதிக வேதியியல்

துணைப்பாடம்

(பட்டப்படிப்புக்குரியது)

ஆர். துளசிதாஸ்

தமிழ் வெளியீட்டுக் கழகம்

தமிழக அரசு

தமிழ் வெளியீட்டுக் கழக வரிசை எண்.—219

பொது பௌதிக வேதியியல்

துணைப்பாடம்

(பட்டப்படிப்புக்குரியது)

ஆசிரியர்

ஆர். துளசிதாஸ்
விரிவுரையாளர், வேதியியல் துறை,
ஆர். டி. எம். கல்லூரி,
சிவகங்கை.

தமிழ் வெளியீட்டுக் கழகம்

தமிழக அரசு

First Edition—January 1970

B.T.P. No. 219

Bureau of Tamil Publications

General and Physical Chemistry for B.Sc.,

R. THULASIDOSS

Net Price Rs. 4.75
(No Discount)

Printed by:
Srinivasam Press of Jupiter Enterprises,
1, Smith Lane,
Madras-2.

அணிந்துரை

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

தமிழைக் கல்லூரிக் கல்வி மொழியாக ஆக்கி எட்டு ஆண்டுகள் ஆகிவிட்டன. குறிப்பிட்ட சில கல்லூரிகளில் பி.ஏ., வகுப்பு மாணவர்கள் தங்கள் பாடங்கள் அனைத்தையும் தமிழிலேயே கற்றுவந்தனர். 1968ஆம் ஆண்டின் தொடக்கத்தில் புகுமுக வகுப்பிலும் (P.U.C.), 1969ஆம் ஆண்டிலிருந்து பட்டப்படிப்பு வகுப்புகளிலும் விஞ்ஞானப் பாடங்களையும் தமிழிலேயே கற்பிக்க ஏற்பாடு செய்துள்ளோம். தமிழிலேயே கற்பிப்போம் என முன்வந்துள்ள கல்லூரி ஆசிரியர்களின் ஊக்கம், பிற பல துறைகளிலும் தொண்டு செய்வோர் இதற்கெனத் தந்த உழைப்பு, தங்கள் சிறப்புத் துறைகளில் நூல்கள் எழுதித் தர முன்வந்த நூலாசிரியர்கள் தொண்டுணர்ச்சி இவற்றின் காரணமாக இத் திட்டம் நம்மிடையே மகிழ்ச்சியும் மன நிறைவும் தரத்தக்க வகையில் நடைபெற்றுவருகிறது. இவ்வகையில், கல்லூரிப் பேராசிரியர்கள் கலை, அறிவியல் பாடங்களை மாணவர்க்குத் தமிழிலேயே பயிற்றுவிப்பதற்குத் தேவையான பயிற்சியைப் பெறுவதற்கு மதுரைப் பல்கலைக் கழகம் ஆண்டுதோறும் எடுத்துவரும் பெருமுயற்சியைக் குறிப்பிட்டுச் சொல்லவேண்டும்.

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

வரலாறு, அரசியல், உளவியல், பொருளாதாரம், தத்துவம், புவியியல், கணிதம், பௌதிகம், வேதியியல், உயிரியல், வானியல், புள்ளியியல் ஆகிய எல்லாத் துறைகளிலும் தனி நூல்கள், மொழிபெயர்ப்பு நூல்கள் என்ற இரு வகையிலும் தமிழ் வெளியீட்டுக் கழகம் நூல்களை வெளியிட்டுவருகிறது.

இவற்றுள் ஒன்றான 'பொது பௌதிக வேதியியல்-துணைப் பாடம்' என்ற இந் நூல் தமிழ் வெளியீட்டுக் கழகத்தின் 219ஆவது வெளியீடாகும். இதுவரை 254 நூல்கள் வெளிவந்துள்ளன.

உழைப்பின் வாரா உறுதிகள் இல்லை; ஆதலின், உழைத்து வெற்றி காண்போம். தமிழைப் பயிலும் மாணவர்கள் உலக மாணவர்களிடையே சிறந்த இடம் பெறவேண்டும். அதுவே தமிழன்னையின் குறிக்கோளுமாகும். தமிழ்நாட்டுப் பல்கலைக் கழகங்களின் பலவகை உதவிகளுக்கும் ஒத்துழைப்புக்கும் நம் மனம்கலந்த நன்றி உரித்தாகுக.

இரா. நெடுஞ்செழியன்

பொருளடக்கம்

			பக்கம்
1.	வேதியியல் கூடுகை விதிகள்	...	1
2.	அணுக்கொள்கை	...	14
3.	சமான எடை எண்	...	24
4.	மூலக்கூறு எடை	...	47
5.	அணு எடை	...	77
6.	அணுவின் அமைப்பும் இணைதிறனும்	...	86
7.	தனிமங்களின் வகையீடு	...	99
8.	வாயுக்களின் இயல்புகள்	...	110
9.	நீர்மங்கள்	...	138
10.	கரைசல்கள்	...	142
11.	நீர்த்த கரைசல்கள்	...	167
12.	கூழ்கள்	...	189
13.	வெப்ப வேதியியல்	...	217
14.	வேதிச் சமநிலை	...	232
15.	விணை வேக மாற்றம்	...	254
16.	மின் வேதியியல்	...	267
	பயிற்சிக் கேள்விகள்—பயிற்சிக் கணக்குகள்		283
	கலைச் சொற்கள்	...	290

1. வேதியியல் கூடுகை விதிகள்

(Laws of Chemical Combination)

நம்மைச் சுற்றிலும் உள்ள பொருட்கள் எப்போதும் இயங்கிக் கொண்டே இருக்கின்றன. இயக்கத்தின் விளைவால் அவை ஒன்றுடன் ஒன்று கூடியும் பிரிந்தும் மாற்றங்களை நிகழ்த்திக்கொண் டிருக்கின்றன. இத்தகைய மாற்றங்கள் நிகழ்வனபற்றியும், அவை எந்த அடிப்படையில் நிகழ் கின்றன என்பதுபற்றியும் ஆராயும் அறிவியல் துறையே வேதியியலாகும். வேதியியல் மாற்றங்கள் அனைத்தும் வரையறைக்குட்பட்டே நிகழ்கின்றன. பொருள்கள் சில விதிகளை அனுசரித்தே கூடுகின்றன; பிரிகின்றன. வேதியியல் மாற்றங்கள் நிகழும் விதிமுறைகளையும் அளவீடுகளையும் இப் போது காணலாம்.

வேதியியல் கூடுகை விதிகள் (Laws of Chemical Combination):

தனிமங்களும் பொருள்களும் முறைப்படிதான் ஒன்றுடன் ஒன்று கூடுகின்றன. அக் கூடுகைக்கான விதிகளைப் பின் வருமாறு தொகுத்துக் கூறலாம்.

(1) பொருண்மை அழியா விதி (Law of conservation of mass)
(2) மாறா விகித விதி (Law of constant proportions)
(3) மடங்கு விகித விதி (Law of multiple proportions)
(4) தலைகீழ் விகித விதி (Law of reciprocal proportions)
(5) வாயுக்களின் கூடுகை பருமனளவு விதி (Law of combining volume of gases)

முதல் நான்கு விதிகளும் பொருள்களின் எடையை அடிப்படையாகக் கொண்டன. ஐந்தாவது மட்டும் வாயுக்

களின் பருமனளவை அடிப்படையாகக் கொண்டதாகும். ஒவ்வொரு விதியின் கூறுபாடும் காணப் பரிசோதனைகளின் முடிவு கொண்டு பரிசீலிக்கலாம்.

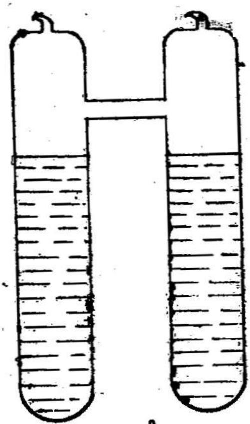
பொருண்மை அழியா விதி: பொருள்கள் கூடுகை நிகழ்த்தும்போது ஏற்படுவதென்ன என்பதைக் குறித்து லவாசியர் (Lavosier) முதன் முதலாகக் கருத்துரைத்தார். அக் கருத்தின்படி, பொருள் புதிதாக உருவாக்கப்படுவதோ அல்லது அழிக்கப்படுவதோ இல்லை. இக் கருத்தை மேலும் விளக்கமாக 'வேதியியல் மாற்றம் நிகழ்வதனால் உருவாகும் வினைபொருள்களின் கூட்டு மொத்தப் பொருண்மை வினைபடு பொருள்களின் கூட்டுமொத்தப் பொருண்மைக்குச் சமமாகவே இருக்கும்' என்று கூறலாம்.

இந்த விதியை லாண்டால்ட் (Landolt) என்பார் தம் பரிசோதனைகளால் கண்ட முடிவால் உறுதிப்படுத்தினார். தம் பரிசோதனைகளுக்கு H-வடிவு கொண்ட கண்ணாடிக் குழாய்களைப் (படம் 1) பயன்படுத்தினார். இக் குழாயில் அடுத்தடுத்து அமைந்துள்ள பகுதிகளில் தனித்தனியே வினைபடுபொருள் (reactant) களின் கரைசல்களை எடுத்துக்கொள்ளலாம். இரண்டு பகுதிகளையும் இணைக்கும் குறுக்குக் குழாய் வழியே இந்த இரண்டு கரைசல்களும் ஒன்றுடன் ஒன்று கலக்க முடியும்.

ஒரு பகுதியில் பொட்டாசியம் அயோடைடு (Pottassium Iodide) கரைசலையும், மறு பகுதியில் காரீய நைட்ரேட் (Lead nitrate) கரைசலையும் தனித்தனியே எடுத்துக்கொண்டு குழாய்ப் பகுதிகளின் வாய்ப்புறங்களைச் சூட்டினால் இளக்கி நன்கு பொருத்திவிடவும். சூழ்நிறை வெப்பத்திற்கு அது குளிர்ந்ததும் துல்லியமான அளவீடுகள் கொண்ட ஒரு தராசில் அதன் நிறையைத் துல்லியமாகக் குறித்துக் கொள்ளவும்.

குழாயைத் தராசினின்றும் வெளியே எடுத்துக் கவனமாகச் சாய்த்துக் குறுக்குக் குழாய் மூலமாக இரு கரைசல்களையும் ஒன்றுடன் ஒன்று கலக்கும்படிச் செய்யவும். வினைபடு பொருள்களின் கரைசல்கள் இரண்டும் நிறமற்றிருந்தன. இப்போது கலப்பு ஏற்பட்டதும் மஞ்சள்நிற வீழ்படிவு உருவாகிவிடுவதைப் பார்க்கலாம். புதிய பொருள் விளைவதிலிருந்து கரைசல்களின் கலப்பினால் வேதியியல் மாற்றம் நிகழ்வதாக அறியலாம்.

காரீய நைட்ரேட் + பொட்டாசியம் அயோடைடு →
காரீய அயோடைடு↓ + பொட்டாசியம் நைட்ரேட்.



படம் 1

வேதியியல் மாற்றத்தின்போது ஓரளவு வெப்பம் உருவாகியிருக்கலாம். எனவே சிறிது நேரம் தாமதித்துக் குழாயின் வெப்பநிலை சூழுறை வெப்பநிலையை அடைந்தபின்னர் அதே தராசில் குழாயை அதன் உள்ளடக்கத்துடன் முன்போல் நிறுக்கவும். புதிய விளைபொருட்கள் (products) அடங்கிய குழாயின் நிறை முன்கண்ட நிறையாகவே இருப்பது தெரியவருகிறது. இவ்வாறு நிறை மாருமையிலிருந்து உண்மை தெளிவாகிறது. பழையனவே மாற்ற முறையினுல் புதிய தோற்றம் கொண்டிருக்கின்றன என்பது புலனுகிறது.

வேறு வினைபடு பொருள்களைத் தேர்ந்தெடுத்து இவ் விதியை மீண்டும் வலியுறுத்தி உறுதிப்படுத்தலாம்.

சோடியம் சல்ஃபேட் + ஐயோடின் = சோடியம் சல்ஃபேட் + சோடியம் அயோடைடு

அயோடிக் அமிலம் + ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் = அயோடின் + நீர்.

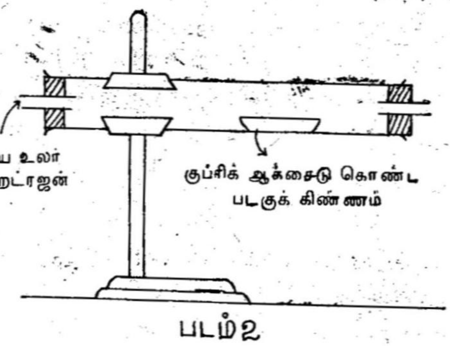
இத்தகைய வேதியியல் மாற்றங்கள் நிகழும்போது மற்றொரு விளைபொருளாக வெப்பத்தைக் கூறலாம். வெப்பமும் ஒரு சக்தி என்பதனுல் பொருளின் ஒரு பகுதியே வெப்ப சக்தியாக வெளியேற்றப்படுகிறது என்று கருத இடமிருக்கிறது. ஆனுல் வெளியேற்றப்படும் வெப்பத்திற்கு

இணையான பொருண்மை மிகமிக அற்பமானதே என்பதனால் அதை ஒரு பொருட்டாக ஏற்கத் தேவையில்லை.

மாறா விகித விதி: ஒரு சேர்மம் (compound) இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட தனிமங்களின் (elements) கூட்டமைப்பால் உருவாகிறது. அத்தகைய கூட்டமைப்பு பல வழிகளில் நேரலாம். எந்த வழிகளில் அமைந்து உருவானாலும் ஒரு குறிப்பிட்ட சேர்மத்தில் குறிப்பிட்ட தனிமங்களே இருக்கும். மேலும், அத் தனிமங்கள் குறிப்பான விகித அளவில்தான் அச் சேர்மத்தில் காணப்படும். இந்த உண்மைகளை உள்ளடக்கி, 'ஒரு சேர்மத்தில் ஒரே குறிப்பிட்ட விகித அளவில் கூடிய தனிமங்களே அமைந்திருக்கும்' என்று ப்ரௌஸ்ட் (Proust) புலப்படுத்தினர். இது மாறா விகித விதி எனப்படும்.

இவ் விதியைப் பரிசீலித்து உறுதிப்படுத்தப் பின்வரும் பரிசோதனையை மேற்கொள்ளலாம்.

குப்ரிக் ஆக்சைடு சேர்மத்தை இரண்டு வழிகளில் தயாரிக்கலாம். குப்ரிக் நைட்ரேட்டை சூடாக்கினால் இறுதியில் கிடைப்பது குப்ரிக் ஆக்சைடாகும். இதைக் காப்பர் கார்பனேட்டைச் சூடாக்குவதனாலும் கிடைக்கப் பெறலாம். இரு முறைகளாலும் கிடைத்த குப்ரிக் ஆக்சைடையும் தனித் தனியே இரு பீங்கான் படகுக் கிண்ணங்களில் (Porcelain boats) எடுத்துக்கொள்ளவும். கிண்ணங்களின் நிறை ஏற்கனவே



படம் 2

தெரிந்திருந்தால் சேர்மத்துடன் நிறுக்கப்பட்டதன் பின்னர் அவற்றில் எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட குப்ரிக் ஆக்சைடின் நிறைகளைத் தனித் தனியே கணக்கிட்டுவிடலாம். குப்ரிக் ஆக்சைடு நிரப்பப்பட்ட இக் கிண்ணங்களைச் சூட்டெரி குழலில் (combustion tube) வைக்கவும். சூட்டெரி குழலின்

ஒரு முனை வழியே தூயதான உலர் ஹைட்ரஜன் வாயுவை உட்செலுத்தலாம். குழலைச் சூடுபடுத்துவதனால் உள் நுழைந்த ஹைட்ரஜன் குப்ரிக் ஆக்சைடிலுள்ள ஆக்ஸிஜனைப் பிரித்தெடுத்துத் தான் கூடி நீராக மாறுகிறது. இவ்வாறு உருவான நீர் ஆவி உருவில் குழலினின்றும் வெளியேறுகிறது. கிண்ணங்களில் பின் தங்கியிருப்பது தாமிரம் (copper) உலோகத் தனிமம் மட்டுமே. ஆக்ஸிஜன் முழுதும் பிரிக்கப் பட்டு வெளியேற்றப்பட்டுவிட்டதென உறுதிநிலை ஏற்படும் வரை இம் முறையைத் தொடர்க. பின்னர் நன்கு குளிரச் செய்து கிண்ணங்களைத் தனித் தனியே நிறை கண்டு அந்தக் கணக்கீடுகளின் மூலமாகத் தாமிரத்தின் நிறைகளைக் கண் டறியவும். தாமிரமும் ஆக்ஸிஜனும் கூடுகை புரிவதால் குப்ரிக் ஆக்சைடு கிடைக்கும். எனவே, எத்தனை கிராம் தாமிரத் துடன் எத்தனை கிராம் ஆக்ஸிஜன் சேர்ந்திருக்கிறது என்பதனைக் கணக்கிட்டுவிடலாம். இம் முறையால் தாமிரத் திற்கும் ஆக்ஸிஜனுக்குமுள்ள விகிதத் தொடர்பை இரண்டு கிண்ணங்களிலும் மிகுந்துள்ள தாமிரத்தின் அளவுகளிலிருந்து அறியலாம். இரண்டு அளவீடுகளின் மூலமும் கிடைக்கும் தாமிரம், ஆக்ஸிஜன் விகிதத் தொடர்பு ஒன்றே என்று முடிவாகிறது.

கார்பன் டை ஆக்சைடு வாயுவைப் பல முறைகளைக் கையாண்டு தயாரிக்கலாம். கார்பன் தனிமத்தை ஆக்ஸிஜன் மண்டலத்தில் சூடாக்கினால் கார்பன் டை ஆக்சைடு கிடைக்கும்.

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

கால்சியம் கார்பனேட்டைச் சூடாக்கினால் கார்பன் டை ஆக்சைடு வெளிப்படுகிறது.

$$CaCo_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

கால்சியம் கார்பனேட்டை நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் வினைப்படுத்தினால் கார்பன் டை ஆக்சைடு வாயு கிடைக்கிறது.

$$CaCo_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

இவ்வாறு மூன்று வழிகள் மூலமாகவும் கிடைக்கப்பெற்ற கார்பன் டை ஆக்சைடைத் தனித் தனியாகக் கணக்கிட்டு ஆராயும்போது கூடுகையின்போது கார்பனுக்கும் ஆக்ஸிஜனுக்கும் இடையே அமையும் விகிதம் எப்போதும் 3 : 8 என்பதாகவே உள்ளது.

விளக்கக் கணக்கு : 0.25 கிராம் சோடியம் குளோரைடு உப்பில் 0.1518 கிராம் குளோரின் அடங்கியதாகப் பரிசோதனை முடிவுகள் தெரிவிக்கின்றன. 0.24 கிராம் அளவான அதே உப்பில் 0.1458 கிராம் குளோரின் இருப்பதாகத் தெரியவருகிறது. மாறு விகித விதியை இப் பரிசோதனை முடிவுகள் வலியுறுத்துகின்றன என்பதை நிரூபிக்கவும்.

சோடியம் குளோரைடு சேர்மத்தில் சோடியமும் குளோரினும் அடங்கியிருக்கின்றன. முதல் பரிசோதனையின் கணக்கீடுகளின்படி,

சோடியம் குளோரைடின் எடை $= 0.2500$ கி.
குளோரின் எடை $= 0.1518$ கி.
∴ சோடியத்தின் எடை $= 0.0982$ கி.
சோடியம் : குளோரின் $= 0.0982 : 0.1518$

$$= \frac{0.0982}{0.0982} : \frac{0.1518}{0.0982}$$
$$= 1 : 1.545$$

இரண்டாவது பரிசோதனையின்படி,

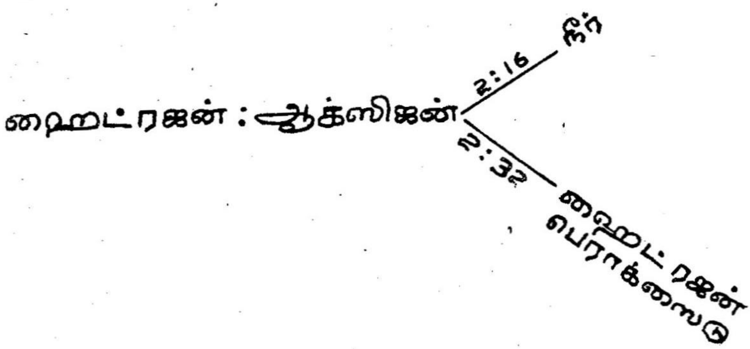
சோடியம் குளோரைடின் எடை $= 0.2400$ கி.
குளோரின் எடை $= 0.1458$ கி.
∴ சோடியத்தின் எடை $= 0.0942$ கி.
சோடியம் : குளோரின் $= 0.0942 : 0.1458$

$$= \frac{0.0942}{0.0942} : \frac{0.1458}{0.0942}$$
$$= 1 : 1.548$$

எனவே, சோடியம் குளோரைடு சேர்மத்தில் சோடியம், குளோரின் ஆகியவற்றின் எடைவிகிதம் எப்போதும் 1:1.55 என்பதாகவே இருக்கிறது. இது மாறு விகித விதியை நிரூபிக்கிறது.

மடங்கு விகித விதி : இரண்டு தனிமங்கள் இணைந்தால் ஒரு சேர்மம் மட்டும்தான் உருவாகும் என்பதில்லை. இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எண்ணிக்கையான சேர்மங்கள் உருவாகலாம். இரண்டு தனிமங்களை அடிப்படையாகக் கொண்டு உருவான சேர்மங்களை ஆராய்ந்ததன் விளைவாக 'குறிப்பிட்ட எடை கொண்ட ஒரு தனிமத்துடன் கூடும் மற்றொரு தனிமம் ஒவ்வொரு சேர்மத்திலும் கொண்டிருக்கும் எடை அளவுகளை ஒப்பு நோக்குகையில் அவை ஒன்றுக்கொன்று எளிய விகித அளவு கொண்டிருக்கும்' என்று டால்ட்டன் (Dalton) கூறினார். இது மடங்கு விகித விதி எனப்படும்.

எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜனும், ஆக்ஸிஜனும் இணைந்து நீர் உருவாகும். இதே போன்று ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் இணைந்து ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு மூலக் கூற்றையும் உருவாக்கும். கணக்கீடு முறையில், 2.0 கிராம் ஹைட்ரஜனும் 16.0 கிராம் ஆக்ஸிஜனும் வினையுற்றால் நீர் உருவாக்கமும், 2.0 கிராம் ஹைட்ரஜனும் 32.0 கிராம் ஆக்ஸிஜனும் வினையுற்றால் ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு உருவாக்கமும் நிகழ்கின்றன. இரண்டு தனிமங்கள் இரு வேறு விகிதங்களில் கூடி இரு வேறு சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன. ஒரு தனிமத்தின் எடை மாறாமல் மற்றதன் எடைமட்டும் மாறுவதால் மாற்றத்திற் குட்படும் எடைகளின் விகிதம் மடங்கு விதியை அனுசரித்து அமைவதாகக் கொள்ளலாம்.



எனவே மடங்கு விகித விதி 16 : 32 என்பதைச் சுருக்கி எளிதாக்கி 1 : 2 என்று கொள்க.

இவ்வாறே நைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் இணைந்து பல் வேறு நைட்ரஜ ஆக்சைடுகளை உருவாக்குகின்றன. அவற்றை ஒப்புநோக்கி ஆராய்கையில் ஒவ்வொன்றிலும் அடங்கியுள்ள ஆக்ஸிஜனின் அளவு மடங்கு விகித விதிக்குட்பட்டு அமைந்திருப்பதை அறியலாம்.

எடைவழி கூடுகை

சேர்மம்	நைட்ரஜன்	ஆக்ஸிஜன்
நைட்ரஸ் ஆக்சைடு N_2O	28	16
நைட்ரிக் ஆக்சைடு NO	28	32
நைட்ரஜன் டிரைஆக்சைடு N_2O_3	28	48
நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடு N_2O_4	28	64
நைட்ரஜன் பென்ட்ஆக்சைடு N_2O_5	28	80

நைட்ரஜனின் எடை நிலையாக இருக்க ஆக்ஸிஜனின் எடை மட்டும் மாற்றம் பெற்று உரிய சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன. ஆக்ஸிஜனின் எடை மடங்கு விகிதமாக 1 : 2 : 3 : 4 : 5 என்று அமைந்திருப்பது காண்க.

மடங்கு விகித விதியைப் பின்வரும் பரிசோதனை மூலமாகத் தெளிவுறலாம். காப்பரும், ஆக்ஸிஜனும் இணைந்து உருவாக்கிய குப்ரஸ் ஆக்சைடு, குப்ரிக் ஆக்சைடு ஆகிய இரு சேர்மங்களை ஏற்கெனவே நிறுக்கப்பட்ட இரண்டு பீங்கான் படகுக் கிண்ணங்களில் தனித்தனியே எடுத்துக் கொள்ளவும். மீண்டும் நிறுவை செய்து ஆக்சைடுகளின் எடைகளை நிர்ணயித்த பின்னர் அவற்றைச் சூட்டேரிக் குழலில் வைக்கவும். தூயதான உலர் ஹைட்ரஜனை முன் போலவே உட்செலுத்தியவாறே குழலைச் சூடாக்கி ஆக்சைடு களை ஆக்ஸிஜ ஒடுக்கம் (reduction) செய்தால் இறுதியாகக் கிண்ணங்களில் மிகுவது காப்பர் உலோகம் மட்டுமே. ஆக்ஸிஜ ஒடுக்கம் முழுமையுற்றதை உறுதிப் படுத்திய பின்னர் குழலைக் குளிரச் செய்து உலோகம் அடங்கிய கிண்ணங்களை மீண்டும் நிறுக்கவும். இப்போது உலோகங்களின் எடை தனித் தனியே கிடைக்கும். ஒரு கிராம் ஆக்ஸிஜனுடன் இணைந்திருந்த காப்பரின் அளவை ஒவ்வொரு கிண்ணத்தின் மூலமாகவும் கிடைத்த விவரங்களிலிருந்து கணக்கிட்டறியலாம்.

முதல் கிண்ணத்தின் அளவீடுகளைப் பின்வருமாறு குறிக்கலாம்.

கிண்ணத்தின் எடை	$= a$ கிராம்
கிண்ணம் + குப்ரஸ் ஆக்சைடு எடை	$= b$,,
கிண்ணம் + காப்பர் எடை	$= c$,,
∴ குப்ரஸ் ஆக்சைடு எடை	$= (b-a)$ கிராம்
காப்பர் எடை	$= (c-a)$,,
ஆக்ஸிஜன் எடை	$= (b-a)-(c-a)$
	$= (b-c)$ கிராம்

எனவே, குப்ரஸ் ஆக்சைடில்

$(b-c)$ கிராம் ஆக்ஸிஜனுடன் இணைந்த காப்பரின் எடை	$= (c-a)$ கிராம்
1 கி. ,, ,, ,,	$= \frac{(c-a)}{(b-c)}$,,

இரண்டாவது கிண்ணத்தின் அளவீடுகளின்படி,

கிண்ண எடை $= x$ கிராம்

கிண்ணம் + குப்ரிக் ஆக்சைடு எடை $= y$,,

கிண்ணம் + காப்பர் எடை $= z$,,

∴ குப்ரிக் ஆக்சைடு எடை $= (y-x)$ கிராம்

காப்பர் எடை $= (z-x)$,,

ஆக்ஸிஜன் எடை $= (y-x)-(z-x)$

$= (y-z)$ கிராம்

எனவே, குப்ரிக் ஆக்சைடில்

$(y-z)$ கிராம் ஆக்ஸிஜனுடன்

இணைந்த காப்பரின் எடை $= (z-x)$ கிராம்

1 கி. ,, ,, $= \frac{(z-x)}{(y-z)}$,,

கணக்கிடுகையில் $\frac{(c-a)}{(b-c)} : \frac{(z-x)}{(y-x)}$ என்ற விகிதம் 2 : 1 என்பதாக அமைவதைக் காணலாம். இது மடங்கு விகித விதியைத் தெளிவுறுத்துகிறது.

விளக்கக் கணக்கு: குளோரினும், மெர்க்குரியும் இணைந்து இரு வேறு குளோரைடுகளை உருவாக்குகின்றன. ஒரு குளோரைடில் 26.2% குளோரினும், மற்றதில் 15.08% குளோரினும் அடங்கியிருக்கின்றன. மடங்கு விகித விதியை இந்த அளவீடுகள் கொண்டிருக்கின்றன என்பதை நிரூபிக்கவும்.

முதல் குளோரைடின் எடை 100.00 கிராம் எனக் கொள்க.

அதில் குளோரின்
கொண்டிருக்கும் பங்கு $= 26.20$ கிராம்

∴ மெர்க்குரியின் எடை $= 100.00-26.20$

$= 73.80$ கிராம்

26.20 கி. குளோரினுடன்
இணையும் மெர்க்குரியின் எடை $= 73.80$ கிராம்

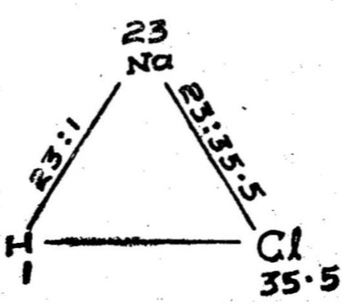
1 கி. ,, ,, $= \frac{73.80}{26.20} = 2.817$ கிராம்

இதேபோல இரண்டாவது குளோரைடின் எடை 100.00 கிராம் எனக் கொள்க.

குளோரின் கொண்டிருக்கும் பங்கு	= 15.08 கிராம்
∴ மெர்க்குரியின் எடை	= 100.00 − 15.08
	= 84.92 கிராம்
15.08 கி. குளோரினுடன் இணையும்மெர்க்குரியின்எடை	= 84.92 கிராம்
1 கி. ,, ,,	$= \frac{84.92}{15.08}$
	= 5.632 கிராம்.

இரண்டு குளோரைடுகளிலும் 1.0 கிராம் குளோரினுடன் தனித் தனியே இணைந்த மெர்க்குரியின் எடை விகிதம் =2.8 : 5.6=1 : 2. இது மடங்கு விகித விதியை மெய்ப்பிக்கிறது.

தலைகீழ் விகித விதி: ஒரு கிராம் ஹைட்ரஜனுடன் 23.0 கிராம் சோடியம் கூடி சோடியம் ஹைட்ரைடு (NaH) சேர்மத்தை விளைவிக்கிறது. 23.0 கிராம் சோடியம் 35.5 கிராம் குளோரினுடன் கூடி சோடியம் குளோரைடு (NaCl) சேர்மத்தை விளைவிக்கிறது. ஹைட்ரஜனும், குளோரினும் கூடினால் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு (HCl) கிடைக்கும் எனில் ஹைட்ரஜனும், குளோரினும் எந்த விகிதத்தில் கூடும் என்பதை இவ் விதியின் உதவியால் அறியலாம்.

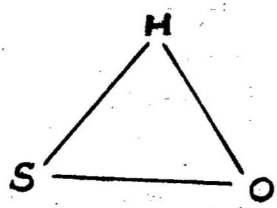


ஹைட்ரஜனும் குளோரினும் தனித்தனியே குறிப்பிட்ட எடையான 23.0 கிராம் கொண்ட சோடியத்துடன் கூடி வினையுறுகின்றன. இந் நிலையில் தமக்குள் இணைந்து வினை புரிந்தால் அவற்றின் விகிதம் 1 : 35.5 என்று அமையும். இந்தக் கருத்து இரசவாதிகள் காலத்திலேயே நிலவி வந்தது. ஆனால், அறிவியல் துணையுடன் இக்கருத்தை வலியுறுத்தியவர் ரிக்டர் (Richter) என்பவர் ஆவார். இவ்வாறு அமையும் விகித விதியைத் தலைகீழ் விகித விதி எனலாம், 'இரண்டு தனிமங்கள் குறிப்பிட்ட எடையுடைய மூன்றாவது தனிமத்

துடன் தனித்தனியே வினைபுரிந்து சேர்மங்களை உருவாக்குமாயின், பின்னர் அவை யிரண்டும் தமக்குள் வினைபுரிய அதே அளவான தம்முடைய எடைகளின் விகித அளவிலேயே, அல்லது இவ் விகிதத்தின் எளிய மடங்கின் அளவான விகிதத்திலேயே கூடிக்கொள்கின்றன என்று ரிக்டரின் தலைகீழ் விகித விதியைக் கூறலாம்.

மேற்கூறப்பட்ட விளக்க முறையினைக் கொண்டு மற்றோர் உண்மையையும் புலப்படுத்தலாம். ஒரு தனிமத்தின் எவ்வளவு எடை ஒரு கிராம் (துல்லியமாகக் குறிப்பிட்டால் 1.008 கிராம்) எடையான ஹைட்ரஜனுடன் கூடுகிறதோ அதுவே அத் தனிமத்தின் சமான எடை எண் (Equivalent weight) எனப்படும். எனவே, சோடியமும் குளோரினும் அவற்றின் சமான எடைஎண் அளவில் கூடியிருக்கின்றன என்பது தெளிவு. அதாவது, 'தனிமங்கள் தங்களுக்குள் கூடி வினைபுரியும்போது சமான எடை எண்களின் விகித அளவுகளில் கூடுகின்றன' என்று தலைகீழ் விகித விதியைப் புதிய முறையில் சுருக்கமாகக் கூறிவிடலாம்.

விளக்கக் கணக்கு: ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு சேர்மத்தில் 5.916% ஹைட்ரஜனும் 94.084% சல்ஃபரும் இருக்கின்றன. நீரில் 11.2% ஹைட்ரஜனும், 88.8% ஆக்ஸிஜனும் இருக்கின்றன. சல்ஃபர் டை ஆக்சைடில் 50.03% சல்ஃபரும், 49.97% ஆக்ஸிஜனும் இருக்கின்றன. இந்த அளவீடுகள் தலைகீழ் விகித விதியைச் சார்ந்திருக்கின்றன என்பதை மெய்ப்பிக்கவும்.



5.916 பங்கு ஹைட்ரஜனுடன் சேரும் சல்ஃபரின் அளவு $= 94.084$

1 ,, ,, $= \dfrac{94.084}{5.916}$

$= 15.91$

∴ ஹைட்ரஜன் : சல்ஃபர் $= 1:15.91$

11.2 பங்கு ஹைட்ரஜனுடன்
சேரும் ஆக்ஸிஜனின் அளவு $= 88.8$

1 ,, ,, $= \frac{88.8}{11.2}$

$= 7.929$

∴ ஹைட்ரஜன் : ஆக்ஸிஜன் $= 1:7.93$

இக் கணக்கீட்டின்படி சல்ஃபரும் ஆக்ஸிஜனும் 15.91:7·93 என்ற விகிதத்தில் கூடவேண்டும். அல்லது இவ் விகிதத்தின் எளிய மடங்கு அளவான விகிதத்திலும் கூடலாம்.

50.03 பங்கு சல்ஃபருடன்
சேரும் ஆக்ஸிஜனின் அளவு $= 49.97$

15.91 ,, ,, $= \frac{49.97}{50.03} \times 15.91$

$= 15.89$

சல்ஃபர் : ஆக்ஸிஜன் $= 15.91 : 15.89$

எனவே, எளிய மடங்கில் $7.93 : 15.89 = 1 : 2$ கூடி, தலைகீழ் விகித விதி நிரூபணமாகிறது.

கூடுகை பருமனளவு விதி: இதுவரை கூறப்பட்ட கூடுகை விதிகள் அனைத்தும் பொருள்களின் எடை குறித்த விகிதங்களை ஆராய்ந்தன. வாயுக்களைப்பற்றி ஆராய்கையில் அவற்றின் பருமனளவுகளின் அடிப்படையில் கூடுகை விதிகளை அமைக்கலாம். வெப்ப மாறுதலினாலோ அழுத்த மாறுதலினாலோ வாயுக்களின் பருமனளவுகளில் பெரும் மாறுதல்கள் ஏற்படுகின்றன. எனவே, அவற்றை ஒரே வெப்ப, அழுத்த நிலைகளில் ஆராய்தல் வேண்டும்.

வாயுக்கள் கூடுகைபற்றிய விதியை கே-லூசக் (Gay-Lussac) என்பவர் 'ஒரே வெப்ப - அழுத்த நிலைகளில் வைக்கப்பட்ட வாயுக்கள் வினைபுரியும்போது அவற்றின் பருமனளவுகளும், வினைபொருள்களும் வாயுக்களாக இருப்பின், அவற்றின் பருமனளவுகளும் ஆகிய அனைத்தும் எளிய விகித அளவுகளில் அமைகின்றன' என்று கூறினார்.

இந்த விதியின் உண்மையைப் பின்வரும் எடுத்துக்காட்டுகளால் எளிதில் புரிந்துகொள்ளலாம்.

1 பருமனளவு நைட்ரஜன் + 3 பருமனளவு ஹைட்ரஜன் = 2 பருமனளவு அம்மோனியா

1 பருமனளவு ஆக்ஸிஜன் + 2 பருமனளவு ஹைட்ரஜன் = 2 பருமனளவு நீராவி.

முதல் காட்டுகையில் நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன், அம்மோனியா ஆகியன அனைத்தும் வாயுக்களாக இருப்பதால் அவற்றின் விகிதம் 1 : 3 : 2 என்றமைந்தது. இரண்டாவதில் இத்தகைய விகிதம் 1 : 2 : 2 என்றமைகிறது. நீர் வாயுநிலையாக நீராவி உருவில் இருப்பதால்தான் அதன் பருமனளவையும் சேர்த்து விகிதத்தைக் கணக்கிடுகிறோம். மாறாகக் குளிரடைந்து நீர்ம நிலைக்கு மாறிவிட்டால் அப்போது நீரின் பருமனளவு மிக மிக அற்பமான அளவுக்குக் குறைந்துவிடும். வினையுறும் வாயுக்களின் பருமனளவுகளுடன் ஒப்பிடும்போது அந்த அளவு ஒதுக்கப்பட வேண்டியதே என்பதனால் விகிதம் 1 : 2 : 0 என்பதாக மாறும்.

இந்த விதி முதன் முதலில் கூறப்பட்டபோது எல்லா முறைகளின்படியும் துல்லியமாக அமைந்திருப்பதாகக் கருதப்பட்டது. ஆனால், பின்னர் சில பரிசோதனைகளின் மூலமாக ஆராய்ந்தபோது துல்லியம் தவறியது தெரியவந்தது. வாயுக்கள் அனைத்தும் ஒரு சீராக அமைந்து இயங்காததனால் கூடுகை புரியும் பருமனளவுகளில் சற்றே வேறுபாடு காணப்படுகிறது. ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் பருமனளவீட்டாக 2 : 1 என்ற விகிதத்தில் கூடுவதாக அறிகிறோம். ஆனால், துல்லிய கணக்கின்படி 2.00269 : 1 என்று முடிவு செய்யப்பட்டிருக்கிறது. இதற்குக் காரணம் இவ் விரண்டும் சீர்மை வாயுக்களாக இயங்காததே காரணமாகும். எனவே, இந்தக் கூடுகைப் பருமனளவு விதி சீர்மை வாயுக்களுக்கு (ideal gases) பொருந்தும் எனலாம்.

2. அணுக் கொள்கை

(Atomic Theory)

இந்த உலகில் அமைந்திருக்கும் பொருள்கள் அனைத்தும் நுணுகிய துணுக்குகளால் ஆனவை என்ற கருத்து பன்னெடுங் காலமாகவே இந்திய, கிரேக்க அறிஞர்களிடையே நிலவிவந்தது. அதைத் திட்டவட்டமாக விளக்கி வலியுறுத்த ஆய்வுகளின் துணை இல்லாதிருந்தது. டால்ட்டன் அத்தகைய கருத்துகளைத் திரட்டி அடிக்கோள் (postulate) களாக அமைத்து அணுக்கொள்கை (Atomic Theory) ஒன்றை நிறுவினர். இந்த அணுக்கொள்கையைத் தளமாகக்கொண்டுதான் அறிவியலின் வேதியியல் துறை பின்னர் வேகமாக வளரத் தொடங்கியது.

டால்ட்டனின் அணுக்கொள்கையின் அடிக்கோள்கள்

1. தனிமங்கள் யாவும் மிக நுணுகிய துணுக்குகளால் ஆனவை. அத் துணுக்குகள் அணுக்கள் எனப்படும்.

2. அணுக்களைச் சிதைக்கவோ அல்லது புதிய அணுக்களை உருவாக்கவோ முடியாது.

3. வெவ்வேறு தனிமங்களைச் சார்ந்த அணுக்கள் வெவ்வேறனவையே. ஆனால், ஒரு தனிமத்தில் அமைந்திருக்கும் அணுக்கள் யாவும் இயல்புகளாலும் எடையாலும் ஒன்றையொன்று ஒத்திருக்கின்றன.

4. வெவ்வேறு தனிமங்களைச் சார்ந்த அணுக்கள் எளிய விகிதங்களில் கூடுவதனால் சேர்மங்கள் உருவாகின்றன.

பொருட்களின் அடிப்படை அணுக்கள் என்பதனால் அணுக்கொள்கையை அடிப்படையாகக் கொண்டு அவற்

றிடையே நிகழும் எல்லா வேதியியல் கூடுகை விதிகளையும் விளக்கிவிடலாம்.

கொள்கையின் அடிக்கோள் அணுக்களின் அழியாமையைக் கூறுகிறது. அணுக்களை அழிக்கவோ ஒன்றிலிருந்து வேறொரு புதிதான அணுவை உருவாக்கவோ முடியாது. எனவே, வேதியியல் மாற்றத்தின் போது அணுக்கள் அழியவோ, புதியதாக அமையவோ வழியில்லை. வினை நிகழ்வதற்கு முன்பு எத்தனை அணுக்கள் இருந்தனவோ அத்தனை அணுக்களும் வினைமுடிவுக்குப் பின்பும் இருக்கும். எந்த அணுவும் குறிப்பிட்ட எடை கொண்டு மாறாது இருக்கும் என்பதுவும் உண்மை. எனவே, அணுக்களின் மொத்த எடை முன்பும் பின்பும் மாறாது என்பது தெளிவு. இதுவே பொருண்மை அழியா விதியின்மூலம் வலியுறுத்தப்பட்டது என்பதை அறிக.

மற்றோர் அடிக்கோளின்படி, அணுக்கள் தங்களுக்குள் இணைந்து சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன. குறிப்பிட்ட எண்ணிக்கையுடைய அணுக்கள் குறிப்பிட்ட முறையில் கூடினால் ஒரே சேர்மம்தான் உருவாக முடியும். ஒவ்வோர் அணுவுக்கும் அழிவுபெறா எடை இருப்பதனாலும், கூடும் அணுக்களின் எண்ணிக்கை விகிதத் தொடர்பு கொள்வதனாலும் அவற்றின் எடைகளும் மாறா விகிதத் தொடர்பு கொள்கின்றன. இந்த உண்மையை மாறா விகிதவிதி புலப்படுத்துகிறது.

அணுக்களிடையே கூடுகை நிகழும்போது அந்த அணுக்களிடையே எளிய விகிதத் தொடர்பு அமைகிறது; அது மாறுவதில்லை. இரண்டு தனிமங்கள் கூடி வினையுறுவதனால் ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட சேர்மங்கள் உருவாக நேரலாம். ஒரு தனிம அணுக்களின் எண்ணிக்கையை வரையறுத்துக் கொண்டு, இரண்டு சேர்மங்களை உருவாக்கிய மற்றொரு தனிமத்தின் அணுக்களை ஒப்புநோக்கினால் அவற்றிடையேயும் எளிதான விகிதத் தொடர்பு அமைவதைக் காணலாம். இத்தகைய விகிதத் தொடர்பைத்தான் மடங்கு விகித விதி விளக்குகிறது. ஒப்புநோக்கப்பட்ட அணுக்களின் எடை கொண்டு ஆராய்ந்தாலும் எளிதான அதே விகிதத்தில் தொடர்பிருப்பதை அறியலாம். தனிமங்கள் A யும் B யும் கூடுவதாகக் கொள்வோம். A யின் ஓர் அணுவுடன் B யின் ஓர் அணு கூடுவதனால் AB என்ற சேர்மம் கிடைக்கட்டும். அவ்வாறே A யின் ஓர் அணுவுடன் B யின் இரண்டு அணுக்கள் கூடி AB_2 என்ற சேர்மம் கிடைக்கட்டும். A யின்

அணு எடை a எனவும், B யின் அணு எடை b எனவும் கொள்க. முதல் சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடை $(a+1b)$ ஆகும். இரண்டாவதின் மூலக்கூறு எடை $(a+2b)$ ஆகும். இரண்டையும் ஒப்புநோக்கி B தனிமத்தின் அணுக்களிடையே விளங்கும் விகிதத்தை ஆராய்ந்தால் எடை விகிதம் $1b : 2b$ எனவும், அணு எண்ணிக்கையிடையே அமையும் விகிதம் **1 : 2** எனவும் அமைந்து இரு நோக்காலும் விகிதம் ஒன்ருகவே அமைவதைக் காணலாம்.

இவ்வாறே தலைகீழ் விகித விதியையும் அணுக் கொள்கையின் உறுதியுடன் விவரிக்கலாம். தனிமங்கள் ஒன்றுடன் ஒன்று கூடுவதென்பது அணுக்களின் கூடுகையினுலேயே நிகழ்கின்றது. A என்னும் தனிமத்தின் ஓர் அணுவுடன் B என்னும் தனிமத்தின் இரண்டு அணுக்களுடன் கூடி AB என்னும் சேர்மத்தைப் படைப்பதாகக் கொள்வோம். மற்ருேர் வினையின் மூலம் B யின் இரண்டு அணுக்களுடன் C என்னும் தனிமத்தின் மூன்று அணுக்கள் கூடுகைபுரிந்து BC என்னும் சேர்மத்தை உருவாக்குவதாகக் கொள்வோம். மூன்ருவது முறை மூலம் A யும் C யும் கூடுகை புரிவதாக இருந்தால் A யின் ஓர் அணுவுடன் C யின் மூன்று அணுக்கள் கூடுவதாக அமைந்து AC என்னும் புதிய சேர்மம் உண்டாகும். அணுக்கள் அழியாதிருப்பதனுலும், அவற்றின் எடை மாறுவதில்லை என்பதனுலும் அவற்றிடையேயான எளிய விகிதம் தலைகீழ் விகித விதியைப் புலப்படுத்துவதாக அமையும்.

டால்ட்டன் கொள்கையின் இன்றைய நிலை

எந்தக் கொள்கையும் காலப்போக்கில் மாற்றம் பெறுவதுண்டு. டால்ட்டன் காலத்தில் அணுவைப் பற்றி நிலவியிருந்த கருத்து பிற்காலத்தில் பல்வேறு பரிசோதனைகளின் முடிவாகச் சிறிது மாறுதலடைய வேண்டியதாயிற்று. அணு என்பது மேலும் பகுக்கப்பட முடியாத நுணுகிய துணுக்கு என்று கருதப்பட்டுவந்தது. ஆனுல் அறிவியல் துறையில் நேர்ந்த முன்னேற்றங்கள் அணுவைச் சிதைக்கமுடியுமென்றும், எலக்ட்ரான், புரோட்டான், நியூட்ரான் ஆகிய துணுக்குகளால் உருவான அமைப்பே அணு என்றும் நிரூபித்துவிட்டன. அணுவின் அமைப்பைப்பற்றி மாற்றுக் கருத்து உண்டானுலும் அணுக்களின் கூட்டு மொத்த இயல்புகளை இப் புதிய கருத்து அதிகம் பாதித்துவிடவில்லை. அணுவின் உறுப்பான எலக்ட்ரானின் பரிமாற்றத்தினுல்தான் வேதியியல்

கூடுகை நிகழ்கிறது என்ற புதிய கருத்து அணுவின் எடையைப் பாதிக்கவில்லை என்பது குறிப்பிடத்தக்கதாகும்.

அறிவியல் துறையில் ஏற்பட்ட மற்றொரு கருத்துப் புரட்சி கதிரியக்கம் பற்றியதாகும். தனிமங்களின் கதிரியக்கத் தன்மை(radio activity)யினால் ஒரு தனிமம் மற்றொரு தனிமமாக மாற்றப்பட முடியும் எனத் தெரிகிறது. அதாவது, ஓரின அணுவைக் கதிரியக்கத்திற்கு உட்படுத்தினால் மற்றோரின அணுவாக மாற்றப்பட முடியும் என்பதை இது புலப்படுத்துகிறது. அணுவைச் சிதைக்கவோ அல்லது புதிய அணு உருவாக்கப்படவோ முடியாது என்ற அணுக்கொள்கையின் அடிக்கோள் இதனால் தகர்க்கப்படுவதைத் தடுக்க இயலாது.

ஒரு தனிமத்தின் அணுக்கள் ஒவ்வொன்றும் எவ்வித வேறுபாடுமின்றிச் சம எடை கொண்டமைந்திருக்கின்றன என்று மற்றோர் அடிக்கோள் கூறுகிறது. அறிவியல் முன்னேற்றத்தால் விளைந்த பலனாக அணுக்கள் ஐசோடோப்புகள் அல்லது ஓரிடத் தனிமங்கள் (isotopes) கொண்டிருப்பதாகத் தெரியவருகிறது. இதனைக் கருத்திற்கொண்டு கூறினால் ஒரே தனிமத்தின் அணுக்கள் வெவ்வேறு எடை மதிப்புக் கொண்டிருக்கின்றன என்பது புலனாகின்றது. இந்தக் கருத்து மாற்றத்தை வகைப்படுத்தி, 'ஒரு தனிமத்திலுள்ள அணுக்கள் யாவும் ஒரே இயல்பு கொண்டு சமஎடை கொண்டிருக்கின்றன' என்ற அணுக்கொள்கையின் அடிக்கோளை 'ஒரு தனிமத்திலுள்ள ஒரே வகை ஐசோடோப்புகள் ஒரே இயல்புகொண்டு சமஎடை கொண்டிருக்கின்றன' என்று கூறப்படுமானால் விளக்கம் நிறைவு பெற்றதாகிவிடுகிறது.

அவாகாட்ரோவின் புனைவுகோள்
(Avogadro's Hypothesis)

ஆய்வுகள் பல நிகழ்த்திக் கண்டறிந்த முடிவுகளின் விளைவாக, வெப்பமும், அழுத்தமும் ஒரே சீராய் அமைந்த நிலையில் வினையுறும் வாயுக்களின் பருமனளவுகள் ஒன்றுக்கொன்று எளிய விகிதம் கொண்டிருக்கும் என்று கே-லூசாக் கருத்துரைத்தார். டால்ட்டனின் கொள்கைப்படி அணுக்கள் ஒன்றுடன் ஒன்று கூடும்போது அவற்றிடையே விகிதத் தொடர்பு அமைவதை அறிந்தோம். இந்த இரண்டு உண்மைகளையும் பொருத்திப் பார்க்கும்பொழுது, சமமான பருமனளவுகள் கொண்ட வாயுக்களில் அடங்கியுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கையை ஒன்றுடன் ஒன்றைத் தொடர்புபடுத்தலாம்;

அவற்றிடையேயும் விகிதத் தொடர்பு அமையும் எனத் தெளியலாம். இத்தகைய கருத்துகளின் அடிப்படையில் பெர்ஸீலியஸ் (Berzelius) 'ஒரே வெப்ப, அழுத்த நிலைகளில் அமைந்த வாயுக்களின் சம பருமனளவுகளில் ஒரே எண்ணிக்கை கொண்ட அணுக்கள் அடங்கியிருக்கும்' என்று கூறினர். பரிசோதனைகளுக்கு உட்படுத்தப்பட்டபோது இக் கூற்று குறைபாடு கொண்டிருப்பதாகத் தெரிந்தது.

ஒரு பருமனளவு ஹைட்ரஜனும், ஒரு பருமனளவு குளோரினும் கூடினல் இரு பருமனளவு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு கிடைக்கும்.

ஒரு பருமனளவு வாயுவில் அடங்கியுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை n என்பதாகக் கொள்வோம்.

பெர்ஸீலியஸின் கருத்துப்படி, ஹைட்ரஜனின் n அணுக் களும், குளோரினின் n அணுக்களும் கூடுவதனல் உருவாகும் ஹைட்ரஜன் குளோரைடில் 2n அணுக்கள் இருக்கும். இதையே இன்னும் தெளிவாகவும், சுருக்கமாகவும் பின்வருமாறு கூறலாம்.

ஹைட்ரஜனின் ஓர் அணுவும் குளோரினின் ஓர் அணுவும் கூடி ஹைட்ரஜன் குளோரைடின் இரண்டு அணுக்களை உருவாக்குகின்றன. இவ்வாறு கணக்கிடுகையில் ஹைட்ரஜன் குளோரைடின் ஓர் அணுவில் ஹைட்ரஜனின் $\frac{1}{2}$ அணுவும் குளோரினின் $\frac{1}{2}$ அணுவும் இணைந்திருக்கின்றன.

ஆனல் டால்ட்டனின் கொள்கைப்படி அணு சிதைவுறுவதில்லை. எனவே, அணுவின் பகுதிகளைக் கொண்டமைந்த மேலே குறிப்பிட்ட தொடர்பு குற்றமுடையதாகிறது. பெர்ஸீலியஸின் கருத்தால் விளைந்த இந்த இடர்ப்பாட்டைக் களைய நெடுங்காலம்வரை காத்திருக்க நேர்ந்தது.

அவாகாட்ரோ என்பாரின் முயற்சிகளுக்குப் பின்னரே ஒரு தெளிவு ஏற்பட்டது. பொருள்கள் உருவாக அடிப்படையாக அமைவது மூலக்கூறு (molecule) என்று அவாகாட்ரோ புதிய கொள்கை ஒன்றை நிறுவினர். பொருட்கள் இருக்கின்ற மிகச் சிறிய அளவு மூலக்கூறுகளென்று அவர் விளக்கினர்.

ஒரு மூலக்கூறில் குறிப்பிட்ட எண்ணிக்கையான அணுக்களே திரண்டிருக்கும். இக் கருத்துமாற்றத்தை பெர்ஸீலியஸின்

புனைவுகோளைத் திருத்தப் பயன்படுத்தி அவாகாட்ரோ பின் வருமாறு தன் கொள்கையை வெளியிட்டார். ' ஒரே வெப்ப, அழுத்த நிலைகளில் அமைந்த வாயுக்களின் சம பருமனளவுகளில் ஒரே எண்ணிக்கையான மூலக்கூறுகள் அடங்கியிருக்கும் ' என்ற அவருடைய கொள்கை பரிசோதனைகள் மூலமாகக் கண்டறியப்பட்ட இடர்ப்பாடுகளைக் களைந் தெறிய உதவிபுரிந்தது. இக் கொள்கை நிறுவப்பட்ட தொடக்கத்தில் இதற்குத் தகுந்த வரவேற்பு கிட்டவில்லை. சுமார் ஐம்பது ஆண்டுகளுக்குப் பின்னரே அறிவியல் முன்னேற்றத்திற்கு வழிகாட்டும் கலங்கரை விளக்கமாக இக் கொள்கை வலிவு பெற்றது. கே-லூசாக்கின் விதியை விளக்கவும் டால்ட்டனின் அணுக்கொள்கையைத் திறனாயவும் இப் புதிய கொள்கை உறுதுணையாக அமைந்தது. இதன் துணைகொண்டு அணு எடையைக் கணிக்க முடியும். பருமனளவின் அடிப்படையில் கூடுகை புரியும் பொருள்களின் மூலக்கூற்று வாய்ப்பாடுகளை நிர்ணயிக்க இக் கொள்கை உதவியதென்பது குறிப்பிடத் தக்கதாகும். இவை தவிர மேலும் பல விபரங்கள் புலப்படலாயின. எடுத்துக்காட்டாக பின்வருவனவற்றைக் கூறலாம். '

1. ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன், குளோரின், நைட்ரஜன் முதலிய வாயுக்களின் மூலக்கூறுகள் இரண்டு அணுக்களால் உருவானவை. மூலக்கூறுகளே பொருள்களின் உருவாக்கத்திற்கு அடிப்படையாக அமைபவை என்பதை முன்னரே குறிப்பிட்டோம். ஒவ்வொரு மூலக்கூறிலும் எத்தனை அணுக்கள் அடங்கியிருக்கின்றன என்பதை அவாகாட்ரோ கொள்கை மூலம் அறியலாம்.

பரிசோதனைகள் சுட்டிக் காட்டுவதன் மூலம் 1 பருமனளவு ஹைட்ரஜனும், 1 பருமனளவு குளோரினும் கூடி 2 பருமனளவு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு உருவாகிறது.

ஒரு பருமனளவில் அடங்கியிருக்கும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை n எனக் கொள்க. அவாகாட்ரோவின் கொள்கைப்படி, ஹைட்ரஜனின் n மூலக்கூறுகள் குளோரினின் n மூலக்கூறுகளுடன் கூடி 2n ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறுகளை உருவாக்குகின்றன. அதாவது, 1 மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன், 1 மூலக்கூறு குளோரினுடன் கூடி 2 ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறுகளை உருவாக்குகின்றன. எனவே, ஹைட்ரஜன் குளோரைடின் 1 மூலக்கூறில் $\frac{1}{2}$ மூலக்கூறு

ஹைட்ரஜனும் ½ மூலக்கூறு குளோரினும் அடங்கி யிருக்கின்றன.

மூலக்கூறுகள் என்பவை அணுக்களின் திரட்சி என்ற கருத்தாலும், அணுக்களைப் பகுக்க முடியாது என்ற கருத்தாலும், ½ மூலக்கூறு என்பதில் 1 அணுவேனும் குறைந்தபட்சம் இருக்கவேண்டும் என்பது புலனாகிறது. மேலும் விளக்கமாகக் கூறவேண்டுமானால் ஹைட்ரஜனின் ஒரு மூலக்கூறில் இரண்டு அணுக்களும் குளோரினின் ஒரு மூலக்கூறில் இரண்டு அணுக்களும் திரண்டிருக்கின்றன. சுருக்கமாக, ஹைட்ரஜன், குளோரின் ஆகிய வாயுக்களின் மூலக்கூறுகள் ஈரணுவின எனலாம்.

இவ்வாறே நீராவி, அம்மோனியா ஆகியவற்றை ஆராய்ந்து தெளிவுறும்போது ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன் ஆகியன ஈரணு கொண்ட மூலக்கூறுகளே என அறியலாம்.

2. ஒரு வாயுவின் மூலக்கூற்று எடைக்கும் ஆவி அடர்த்திக்குமுள்ள தொடர்பு: வெப்பமும், அழுத்தமும் மாறுபடா நிலையில், குறிப்பிட்ட பருமனளவான ஒரு வாயுவின் எடைக்கும், அதே பருமனளவான ஹைட்ரஜனின் எடைக்குமுள்ள விகிதத் தொடர்பு அவ் வாயுவின் ஆவி அடர்த்தி எனப்படும்.

$$\text{ஆ. அ.} = \frac{\text{குறிப்பிட்ட பருமனளவான வாயுவின் எடை}}{\text{அதே பருமனளவான ஹைட்ரஜனின் எடை}}.$$

எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட வாயுவில் n மூலக்கூறுகள் அடங்கி யிருப்பதாகக் கொள்வோம். சம பருமனளவுகளில் சம எண்ணிக்கையான மூலக்கூறுகள் அடங்கியிருக்கும் என்ற அவாகாட்ரோ கொள்கையின்படி,

$$\text{ஆ. அ.} = \frac{\text{வாயுவின் n மூலக்கூறுகளின் எடை}}{\text{ஹைட்ரஜனின் n மூலக்கூறுகளின் எடை}}$$

$$= \frac{\text{வாயுவின் ஒரு மூலக்கூற்றின் எடை}}{\text{ஹைட்ரஜனின் 1 மூலக்கூற்றின் எடை}}$$

ஹைட்ரஜனின் 1 மூலக்கூற்றில் இரண்டு அணுக்கள் இருப்பதாக அறிவோம். எனவே, ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூற்றின் எடை அதன் இரண்டு அணுக்களின் எடைக்குச் சமமாகும்.

$$\text{ஆ. அ.} = \frac{\text{வாயுவின் 1 மூலக்கூற்றின் எடை}}{2\times\text{ஹைட்ரஜனின் 1 அணுவின் எடை}}$$

$$\therefore 2\times\text{ஆ. அ.} = \frac{\text{வாயுவின் 1 மூலக்கூற்றின் எடை}}{\text{ஹைட்ரஜனின் 1 அணுவின் எடை}}$$

ஒரு பொருளின் 1 மூலக்கூற்றின் எடைக்கும் ஹைட்ரஜனின் 1 அணுவின் எடைக்குமுள்ள விகிதத் தொடர்பை அப் பொருளின் மூலக்கூற்று எடை (molecular weight) என்கிறோம். எனவே, மேலே விரித்துரைத்த விவரங்களைத் தொகுத்துக் கூறினால் கிடைக்கும் முடிவு பின்வருமாறு:

$$2 \times \text{ஆவி அடர்த்தி} = \text{மூலக்கூற்று எடை}$$

இத் தொடர்பு நடைமுறையில் ஒப்புக்கொள்ளப்பட்டதின் விளைவாகப் பலன்கள் பல பின்னர் ஏற்பட்டன.

3. மூலக்கூற்று கிராம் பருமனளவு (Gram Molecular volume) **எல்லா வாயுக்களுக்கும் ஒன்றே என்பதன் நிரூபணம்:** மூலக்கூற்று எடையைப் பொருளின் நிறுவையாகக் கொள்ளும்போது அந்த நிறுவையைக் கிராம் அளவீடுகளில் குறிக்கலாம். இதனை மூலக்கூற்று கிராம் எடை (Gram Molecular weight or Gram Molecule or Mole) என்கிறோம். எடுத்துக்காட்டாக, கார்பன் டை ஆக்சைடு வாயுவின் மூலக்கூற்று எடை 44 ஆகும். இதனை ஒரு மூலக்கூற்று கிராம் எடை என்று குறிப்பிட்டு நிறுத்தால் அதன் எடை 44 கிராமாக இருக்கும். இவ்வாறே ஒரு மூலக்கூற்று கிராம் எடையான ஹைட்ரஜனின் எடை 2.016 கிராமாகும். எனவே, மூலக்கூற்று எடையை நிறுவையிடும் வகையில் மூலக்கூற்று கிராம் எடை என்பதைக் குறிக்கலாம்.

ஒரு மூலக்கூறு – கிராம் எடை கொண்ட வாயு எவ்வளவு பருமனளவு கொண்டிருக்குமோ அது மூலக்கூறு - கிராம் பருமனளவு எனப்படும்.

திட்ட வெப்பநிலை, அழுத்தத்தில் (Standard Temperature and Pressure or Normal Temperature and Pressure-N. T. P.) ஹைட்ரஜன் வாயுவின் அடர்த்தி 0.0899 கிராம் / லிட்டர் ஆகும். அதாவது, அந் நிலையில் 1000 மி. லி. (ml.) ஹைட்ரஜனின் எடை 0.0899 கிராம் எடையாகும். இதையே வேறு விதமாகக் கூறப் புகுந்தால், திட்ட வெப்பநிலை அழுத்தத்தில் 0.0899 கிராம் எடையுள்ள ஹைட்ரஜனின் பருமனளவு 1000 மி. லி. ஆகும். எனவே, 2.016 கிராம் எடை (அதாவது ஹைட்ரஜனின் ஒரு மூலக்கூறு-கிராம் எடை)யான ஹைட்ரஜன் வாயு திட்ட வெப்பநிலை அழுத்தத்தில் கொண்டிருக்கும்

பருமனளவு $\frac{1000}{0.0899} \times 2.016 = 22{,}400$ மி. லி. ஆகும்.

கணக்கீடுகளுக்காக ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூற்று எடையை 2.016 என்று கொள்ளாமல் 2.0 என்றே கொள்வோம். திட்ட வெப்பநிலை அழுத்தத்திலேயே (தி.வெ.அ. N. T. P.) எல்லாக் கணக்கீடுகளும் அமைக.

$$\text{ஆ. அ.} = \frac{22{,}400 \text{ க.செ.மீ. வாயுவின் எடை (தி.வெ.அ.)}}{22{,}400 \text{ க.செ.மீ. ஹைட்ரஜனின் எடை (தி.வெ.அ.)}}$$

$$= \frac{22{,}400 \text{ க.செ.மீ. வாயுவின் எடை (தி.வெ.அ.)}}{2 \text{ கிராம்}}$$

2×ஆ.அ. (கிராம் அளவில்) = 22,400 மி.லி. வாயுவின் எடை (தி. வெ. அ.)

மூலக்கூற்று எடை (கிராம் அளவில்) = 22,400 மி.லி. வாயுவின் எடை (தி. வெ. அ.)

இந்த முடிவு எல்லா வாயுக்களுக்கும் பொருந்தும் என்பதை அறிக. எனவே, எல்லா வாயுக்களின் மூலக்கூறு — கிராம் பருமனளவு ஒன்றேயாகும். அப் பருமனளவு 22,400 மி.லி. அல்லது 22.4 லிட்டர்களாகும்.

4. **வாயுக்களின் மூலக்கூற்று வாய்பாடுகளை (formulas) நிர்ணயித்தல்:** வினையுறும் வாயுக்களின் பருமனளவுகளும் வினைபொருளாகக் கிடைக்கும் சேர்ம வாயுக்களின் பருமனளவுகளும் அளவீடுகள் மூலம் கண்டறியப்பட்டால் அவ் விபரங்களிலிருந்து சேர்ம வாயுக்களின் மூலக்கூற்று வாய்பாடுகளை நிர்ணயித்து விடலாம். எடுத்துக்காட்டாக, அம்மோனியாவின் மூலக்கூற்று வாய்பாட்டைப் பின்வருமாறு அறியலாம்.

1 பருமனளவு நைட்ரஜனும், 3 பருமனளவு ஹைட்ரஜனும் கூடி வினையுறுவதால் கிடைக்கும் வினைபொருளான அம்மோனியா வாயுவின் பருமனளவு 2 என்று சோதனை அளவீடுகள் குறிக்கின்றன.

∴ 1 பருமனளவு நைட்ரஜன் + 3 பருமனளவு ஹைட்ரஜன் → 2 பருமனளவு அம்மோனியா

ஒரே வெப்பநிலை அழுத்தத்தில் சம பருமனளவு வாயுக்கள் சம எண்ணிக்கையான மூலக்கூறுகள் பெற்றிருக்கும் என்பது அவகாட்ரோ கொள்கை. 1 பருமனளவில் n மூலக்கூறுகள் இருப்பதாகக் கொண்டால்,

1 n நைட்ரஜன் மூலக்கூறு + 3 n ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு → 2 n அம்மோனியா மூலக்கூறு.

∴ 1 நைட்ரஜன் மூலக்கூறு + 3 ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு → 2 அம்மோனியா மூலக்கூறு.

நைட்ரஜன் மூலக்கூற்றில் 2 அணுக்களும், ஹைட்ரஜன் மூலக்கூற்றில் 2 அணுக்களும் அடங்கியிருப்பதை அறிவோம்.

எனவே,

2 நைட்ரஜன் அணுக்கள் + 6 ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் → 2 அம்மோனியா மூலக்கூறு.

1 நைட்ரஜன் அணு + 3 ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் → 1 அம்மோனியா மூலக்கூறு.

மேற்கண்ட வகைபாடுகளின்மூலம் அம்மோனியாவின் ஒரு மூலக்கூற்றில் 1 நைட்ரஜன் அணுவும், மூன்று ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் அடங்கியிருக்கின்றன. ஆக, அம்மோனியாவின் மூலக்கூற்றுக் குறியீடு NH_3 என்பதாகும்.

3. சமான எடை எண்

(Equivalent Weight)

வேதியியல் மாற்றங்கள் பொருட்களிடையே நிகழ்ந்து கொண்டிருக்கின்றன. அணுக்களிடையே கூடுகை நிகழ்வதைக் குறித்து அமையும் விதிகளை முன்னர் கண்டோம். தலைகீழ் விகித விதி (Law of Reciprocal Proportions) குறித்து ஆராய்ந்தபோது, தனிமங்கள் தங்களுக்குள் ஒன்றுக்கொன்று கூடிக்கொள்ளும்போது அவற்றின் எடைகள் விகிதத் தொடர்பு கொண்டிருப்பதை அறிந்தோம். பிறவற்றுடன் கூடித் தொடர்பு கொள்ள அமைந்த அந்த எடை அளவுகள் ஒவ்வொரு தனிமத்திற்கும் தனித்தனியே அமைந்திருக்கின்றன. இவை இத் தனிமங்களின் சமான எடை எண்கள் (Equivalent weight) எனப்படும்.

இரண்டு தனிமங்களின் சமான எடை எண்களை அறிந்தால் அவை இரண்டும் கூடுகையின்போது கொள்ளும் எடை விகிதங்களைக் கூறிவிடலாம். எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜனும், குளோரினும் கூடி HCl உருவாக்குவதாகக் கொள்வோம். 1·008 கிராம் ஹைட்ரஜனும், 35·46 கிராம் குளோரினும் கூடினால் HCl உருவாகும். எனவே, இக் கூடுகையின் போது அமையும் விகிதத் தொடர்பு 1·008 : 35·46 என்றாகிறது. அதாவது, 1·003 கிராம் ஹைட்ரஜனுடன் 35·46 கிராமுக்குக் குறைவான குளோரின் சேர்ந்தால் எல்லா ஹைட்ரஜனையும் பயன்படுத்திக்கொண்டு HCl முழுவதுமாக உருவாகாது. அதாவது, 1·008கிராம் ஹைட்ரஜனுடன் சேர்ந்து வினையாற்றி சேர்மம் விளைவிக்க 35·46 கிராம் குளோரின் வேண்டுவது அவசியம். எனவே, சமான எடை எண்கள் என்பவை எடை அளவில் தனிமங்கள் கூடிய விகிதத்தைக் குறிக்கின்றன.

கூடுகை புரிவதனால் மட்டுமே சேர்மங்கள் உருவாக வேண்டும் என்பதில்லை. ஒரு தனிமத்தை மற்றொரு தனிமம் இடம் பெயரச் செய்வதனாலும் சேர்மம் விளையலாம். எடுத்துக் காட்டாக HCl சேர்மத்துடன் சோடியத்தை வினைப்படுத்தினால் அது ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றிவிட்டுத் தான் அந்த இடத்தைப் பிடித்துக் கொள்கிறது. இதனால் புதிய சேர்மம் விளைகிறது.

$$2\ HCl + 2\ Na \rightarrow 2\ NaCl + H_2$$

சோடியமும், குளோரினும் கூடி சோடியம் குளோரைடை உருவாக்க அவை தமக்குள் சமான எடை எண்கள் விகிதத்தில் கூடவேண்டும். அந்த விகிதத்தை ஆராயும்போது Na : Cl=23 : 35·46 என்றிருப்பதை அறிகிறோம். இதனால் சோடியத்தின் சமான எடை எண் 23 என்றாகிறது. இந்த வேதியியல் நிகழ்ச்சியை மற்றொரு விதமாகவும் குறிப்பிடலாம். ஹைட்ரஜனை இடம் பெயரச் செய்துவிட்டு சோடியம் அதே இடத்தில் அமர்ந்து கொள்வதனால் இத் தொடர்பு கொண்டும் சமான எடை எண்ணைக் குறிப்பிடலாம். 23 கிராம் சோடியம் இடம் பெயர்த்த ஹைட்ரஜனின் எடை 1·008 கிராம் என்பதை மேலே கண்ட விளக்கங்களிலிருந்து எளிதில் உணரலாம்.

ஏதேனும் ஒரு தனிமத்தின் சமான எடை எண்ணை அடிப்படையாகக்கொண்டால் பின்னர் அத்துடன்வினைபுரியும் தனிமங்களின் எடை கொண்டு அவற்றின் சமான எடை எண்களைக் குறிக்கலாம். முதலில் ஹைட்ரஜனை அடிப்படைத் தனிமமாகக் கொண்டு, அதன் அணு எடையைச் சார்ந்து, அதன் சமான எடை எண் 1 என்று குறிக்கப்பட்டது. எல்லாத் தனிமங்களும் ஹைட்ரஜனுடன் வினைபுரியும் என்று உறுதிப் படுத்த முடியாததனால் அத்தகைமை கொண்ட ஆக்ஸிஜனை அடிப்படைத் தனிமமாகக் கொள்ள வேண்டுமென்று பின்னர் முடிவு செய்யப்பட்டது; அதன் சமான எடை எண் 8 எனவும் கொள்ளப்பட்டது. இந்த மாற்றத்தின் விளைவாக ஹைட்ரஜனின் சமான எடை எண் 1·008 என்று துல்லிய அளவில் மாற்றம் கண்டது.

எடை அளவில் 8 பங்கு ஆக்ஸிஜனையோ, அல்லது 1·008 பங்கு ஹைட்ரஜனையோ, அல்லது 35·46பங்கு குளோரினையோ ஒரு தனிமத்தின் எந்த எடை அளவு கூடுகை புரிந்தோ அல்லது இடப்பெயர்ச்சி செய்தோ வினைபுரியுமானால் அதுவே அத் தனிமத்தின் சமான எடைஎண் ஆகும். சுருங்கக் கூறின்,

ஒரு தனிமத்தின் சமான எடை எண் அளவான எடையுடன் மற்றொரு தனிமம் வினைபுரியத் தேவையான எடை அளவே அதன் சமான எடை எண்ணாகும்.

சமான எடை எண்கள் என்பவை தனிமங்கள் கூடுகை புரியும் திறனை ஒப்புநோக்கும்முயற்சியேஎன்பதனால்அவற்றை எடை அளவில் பின்வருமாறு பயன்படுத்தலாம். எடை அளவில் சமான எடை எண்ணைக் குறிப்பிட்டால் சோதனைச் சாலைகளுக்கு ஏற்ப கிராம்-சமான எடை (Gram Equivalent weight) எனக் குறிப்பிடலாம். ஒரு கிராம்-சமான எடை அளவான ஹைட்ரஜன் என்றால் 1.008 கிராம் ஹைட்ரஜன் என்று பொருள். ஆலைத் தொழில்களுக்கு ஏற்ப 1 டன்-சமான எடையான ஹைட்ரஜன் என்றால் 1·008 டன் ஹைட்ரஜன் என்று பொருள். இவ்வாறு பயன்படு முறையில் சொற்களைக் கையாளலாம்.

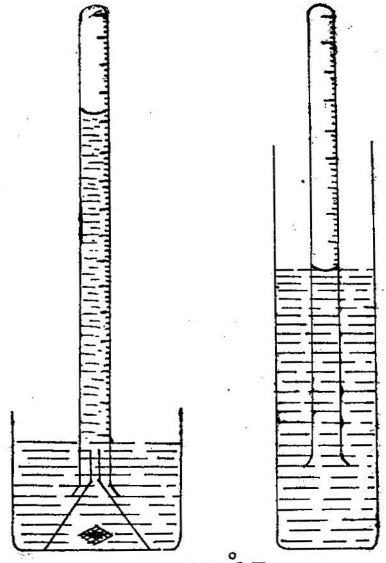
ஒவ்வொரு தனிமத்தின் சமான எடை எண்ணையும் தக்க பரிசோதனைகள் மூலம் அளவிடலாம். அதற்கான சில பரிசோதனை முறைகளைக் காண்போம்.

(1) ஹைட்ரஜன் இடப்பெயர்ச்சி முறை (Hydrogen displacement method): சில உலோகங்கள் நீர்த்த அமிலங்களுடன் எளிதில் வினையுற்று அமிலங்களிலுள்ள ஹைட்ரஜனை வெளிப் படுத்துகின்றன. எனவே மக்னீசியம், இரும்பு, அலுமினியம் போன்ற உலோகங்களின் சமான எடை எண்ணை இம் முறையால் அறியலாம்.

ஹைட்ரஜனின் சமான எடையான 1·008 கிராம் எடை கொள்ளும் ஹைட்ரஜன் வாயுவை உருவாக்க எவ்வளவு எடை உலோகம் அமிலத்துடன் வினைபுரிய வேண்டுமோ அதுவே அந்த உலோகத்தின் சமான எடை எண் என்பதைக் கண்டோம். 1·008 கிராம் எடையான ஹைட்ரஜன் வாயு திட்ட வெப்பநிலை - அழுத்தத்தில் 11,200 க.செ.மீ. பருமனளவு கொண்டிருக்கும். ஆக, திட்ட வெப்பநிலை, அழுத்தத்தில் 11,200 க.செ.மீ. பருமனளவு ஹைட்ரஜனை அமிலத்திலிருந்துவெளிப்படுத்தத் தேவையான உலோகத்தின்எடையே அதன் சமான எடை எண்ணாகும். இக் கருத்தை நிலைக் களனாகக் கொண்டு ஓர் உலோகத்தின் சமான எடை எண்ணைப் பின்வரும் முறையால் கண்டுபிடிக்கலாம்.

துல்லியமாக எடையிடப்பட்ட மக்னீசிய உலோகத் துண்டைத் தாமிரத்தாலான (Copper) சல்லடை வலை (wire

gauze)யால் நன்கு போர்வையிட்டு ஒரு கண்ணாடிக் குவளையில் வைக்கவும். அதன் மீதாக அமையும்படி ஒரு புனலை வைக்கவும். புனலின் காம்பு முழுதும் நன்றாக மூழ்கியிருக்கும் அளவுக்கு நீர் ஊற்றவும். யூடியாமீட்டர் (Eudiometer) எனப்படும் அளவீடு குறியிடப்பட்ட நெடுங்குழல் ஒன்றை நீர் நிரப்பிக் கவிழ்ந்த நிலையில் அதன் வாய்ப்பகுதியைப் புனலில் காம்புடன் இணைந்திருக்குமாறு பொருத்தவும். இந்த அமைப்பு முறையால் புனல் காம்பு குழாயினுள் நுழைந்திருக்கும். அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தையோ அல்லது கந்தக அமிலத்தையோ நீரில் கலக்கவும். இப்போது நீர்த்த அமிலம் தயாராகி விடுகிறது. காப்பர் இந்த நீர்த்த அமிலத்துடன் வினையுறுவதில்லை. ஆனால், காப்பர் வலைக்குள் அடைபட்டிருக்கும் உலோகம் தன் இயல்பு முறையால் வினையுற்று ஹைட்ரஜன் வாயுவை உருவாக்குகிறது. உருவான ஹைட்ரஜன் புனல் காம்பு வழியே யூடியாமீட்டரை அடைகிறது. நீரின் கீழ்முகப் பெயர்ச்சி முறை (Downward displacement of water)



படம் 3

யால் ஹைட்ரஜன் யூடியாமீட்டரை நிரப்புகிறது. வினைபுரியும் உலோகம் ஹைட்ரஜன் குமிழியிடும் பொழுது மேல் நோக்கி உந்தப்பட்டு இடம் பெயராமல் காப்பர் வலை பாது காப்பாக அமைகிறது என்பது குறிப்பிடத்தக்கது. எடுத்துக் கொள்ளப்பட்ட உலோகம் முழுவதுமாக நீர்த்த அமிலத்துடன்

வினைப்படுவது முடிந்தவுடன் ஹைட்ரஜன் குமிழியிடுவது நின்றுவிடும். இப்போது கருவியை ஆய்வுக்கூட வெப்ப நிலைக்குக் குளிரவிடவும். இவ்வாறு வேதியியல் செயற்பாடு முடிவடைந்தவுடன் பெரு விரலால் யூடியாமீட்டர் வாயை அடைத்து அதே கவிழ்த்த நிலையில் உயரமான, நீர் நிரப்பப் பட்ட ஜாடியினுள் செலுத்தவும். ஜாடியிலுள்ள நீர் மட்டமும் யூடியாமீட்டரின் உள்ளிருக்கும் நீர் மட்டமும் ஒரே மட்ட அளவில் இருக்குமாறு யூடியாமீட்டரை நீரினுள் தாழ்த்தியோ உயர்த்தியோ வகை செய்யவும். இவ்வாறு செய்வதனுல் உள்ளிருக்கும் ஹைட்ரஜனின் அழுத்தநிலை வெளியிலிருக்கும் காற்று மண்டலத்தின் அழுத்த நிலைக்குச் சமமாக அமையும்.

இப் பரிசோதனை நிகழ்த்தும்போதுள்ள வெப்ப நிலையை யும் பாரமானியின் உதவியால் அழுத்தத்தையும் குறித்துக் கொள்ளவும். யூடியாமீட்டரின் உள்ளமையும் அழுத்த நிலை ஹைட்ரஜன் வாயுவாலும் யூடியாமீட்டரினுள் நிரம்பியுள்ள நீரின் ஆவியினுலும் ஏற்பட்டதாக இருக்கும். இந்த நீராவி யின் அழுத்தத்தைப் பாரமானி குறிக்கும் அழுத்த அளவி லிருந்து கழித்துவிட்டால் ஹைட்ரஜனுக்கு மட்டும் உரிய அழுத்தம் கிடைக்கும். பரிசோதனை நிகழ்த்தப்பட்ட வெப்ப நிலையில் நீராவியின் அழுத்த அளவை அறிந்து அதை நீக்கி விட்டால் உலர் ஹைட்ரஜனின் அழுத்த நிலை தெரியவரும். வெப்பநிலையை சென்டிகிரேட் அளவையிலிருந்து தனி சூன்ய வெப்ப நிலை அளவைக்கு மாற்றிக்கொள்ளவேண்டும். பரிசோதனையால் கிடைத்த விவரங்களைப் பின்வருமாறு பட்டியற்படுத்திக்கொள்ளலாம்.

உலோகத்தின் எடை	= m கிராம்
சேகரமான ஹைட்ரஜனின் பருமனளவு	= V. க.செ. மீ.
வெப்பநிலை (தனி சூன்ய வெப்பநிலை அளவில்)	= (273 + t) டிகிரி
அழுத்த நிலை	= P. மி.மீ.
வெப்பநிலையில் நீராவியின் அழுத்தம்	= p. மி.மீ.
∴ உலர் ஹைட்ரஜனுக் குரிய அழுத்த நிலை	= (P−p) மி.மீ.

இவ் விவரங்களிலிருந்து, சோதனையின்போது ஹைட்ரஜ னின் V க. செ. மீ. பருமனளவு திட்ட வெப்பநிலை அழுத்தத்

தில் எவ்வளவு பருமனளவு கொண்டிருக்கும் என்பதனைப் பின் வரும் சமன்பாட்டினால் கணக்கிட்டுவிடலாம். அப்பருமனளவு V_0 க. செ. மீ. என்பதாக இருக்கட்டும்.

$$\frac{(P-p)\times V}{(273+t)}=\frac{P_0\ V_0}{T_0}$$

இவற்றில் P_0 என்பது திட்ட அழுத்தமான 760 மி.மீ.; T_0 என்பது திட்ட வெப்பநிலையான 273°K என்றமையும். எனவே, அளவீடு தெரியாதிருப்பது V_0 என்பது மட்டும்தான். ஏற்கனவே தெரிந்த அளவுகளின்மூலம் V_0 வின் அளவைக் கணக்கிடுக. இப் பருமனளவான ஹைட்ரஜன் m கிராம் எடையான உலோகத்தினால் அமிலத்திலிருந்து வெளியேற்றப் பட்டிருக்கிறது. 11,200 க. செ. மீ. பருமனளவான ஹைட்ரஜனை அமிலத்திலிருந்து வெளிப்படுத்தத் தேவையான உலோகத்தின் எடையே அதன் சமான எடை எண் ஆகும்.

V_0 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜன் பெறத் தேவையான உலோகம்	$= m$ கி.
11,200 ,, ,, ,,	$= \frac{m}{V_0}\times 11{,}200$
	$= E$

E என்பது உலோகத்தின் சமான எடை எண்ணைக் குறிக்கிறது.

விளக்கக் கணக்கு : 17°C வெப்பநிலை, 754·5 மி.மீ. அழுத்த நிலை கொண்ட சூழலில் 0·109 கிராம் எடையளவான ஓர் உலோகம் அமிலத்துடன் வினையுற்று 109·1 க. செ. மீ. ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்தியது. குறித்த நிலையில் நீராவி அழுத்த நிலை 14·51 மி. மீ. உலோகத்தின் சமான எடை எண்ணைக் கணக்கிடுக.

உலோகத்தின் எடை	=0.109 கி.
ஹைட்ரஜனின் பருமனளவு	=109·1 க.செ.மீ.
வெப்ப நிலை	=17°C
	=273+17=290° K
இந்த வெப்ப நிலையில் நீராவி அழுத்தம்	=14·51 மி. மீ.
உலர் ஹைட்ரஜனின் அழுத்தம்	=754·50—14·51
	=739·99 மி. மீ.
திட்ட வெப்பநிலை	=273°K
திட்ட அழுத்தம்	=760 மி. மீ.

திட்ட வெப்பநிலை-அழுத்தத்தில் ஹைட்ரஜனின் பருமனளவு $= V_0$ க. செ. மீ.

$$\frac{760 \times V_0}{273} = \frac{739{\cdot}99 \times 109{\cdot}1}{290}$$

$$V_0 = \frac{273 \times 739{\cdot}99 \times 109{\cdot}1}{760 \times 290}$$

$= 100{\cdot}00$ க. செ. மீ.

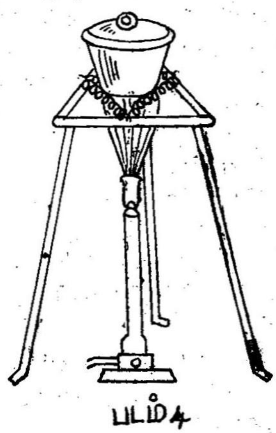
100·00 க. செ. மீ. ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்தத் தேவையான உலோகம் $= 0{\cdot}109$ கி.

11,200 ,, ,, $= \frac{0{\cdot}109}{100{\cdot}00} \times 11{,}20$

$= 12{\cdot}21$ கி.

உலோகத்தின் சமான எடை எண் $= 12{\cdot}21$

(2) ஆக்சைடு உருவாக்க முறை (Oxide method): ஒரு தனிமத்தை உரிய வெப்பநிலைக்குச் சூடாக்கினால் அது காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி ஆக்சைடு சேர்மமாக மாறும். எவ்வளவு எடையளவான தனிமம் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி எவ்வளவு எடையளவான ஆக்சைடாக மாறுகிறது என்பதை நிறுவையின் மூலம் அறிந்தால் இணைந்த ஆக்ஸிஜனின் எடையளவு எவ்வளவு என்பதைக் கணக்கிட்டுவிடலாம். பின்னர் 8 கிராம் ஆக்ஸிஜனுடன் எத்தனை கிராம் தனிமம் சேரக்கூடுமோ அதுவே அந்தத் தனிமத்தின் சமான எடை எண்ணாகும். எடுத்துக்காட்டாக, மக்னீசியத்தின் சமான எடையைப் பின்வருமாறு நிர்ணயிக்கலாம்.



படம் 4

நன்கு கழுவி உலர வைக்கப்பட்ட பீங்கான் புடக்குகை (Porcelain crucible) ஒன்றின் எடையைக் காணவும். மக்னீசிய

துண்டு ஒன்றை அதனுள் இட்டு இரண்டும் சேர்ந்த எடையைக் காணவும். இவற்றிலிருந்து மக்னீசியத் துண்டின் எடையைத் துல்லிய அளவில் அளந்துவிடலாம்.

மக்னீசியம் அடங்கிய புடக்குகையை முக்காலியின்மீது வைத்துச் சூடுபடுத்தவும். காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனை ஏற்றுக் கொண்டு மக்னீசியம் எரியத் தொடங்கும். இதனால் மக்னீசிய ஆக்சைடு (magnesium oxide) உருவாகும். அவ்வாறு எரியும் சுடர் பெரிதாகிவிடுமானால் தூசு போன்று அமைப்புள்ள மக்னீசிய ஆக்சைடு சுடருடன் வெளியேறிவிட நேரலாம். எனவே, சுடர் பெரிதாகிவிடாதபடியும்,உருவான மக்னீசியம் ஆக்சைடு வெளியேறி விடாதபடியும் எரிகருவி (burner) யை அளவாகக் குறைத்து புடக்குகையை அதன் மூடிகொண்டு மூடியும், எச்சரிக்கையாய் எரியச்செய்ய வேண்டியது அவசிய மாகும். பின்னர் புடக்குகையை பழுக்கச் சூடுபடுத்தவும். எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட மக்னீசியம் முழுதும் மக்னீசிய ஆக்சைடாக மாறிவிட்டதாக உறுதியானவுடன் புடக் குகையை உலர்த்தும் கலனின் (Desiccator) உதவியால் குளிர வைத்து நிறுக்கவும். காற்றிலுள்ள நைட்ரஜனுடன் கூடி மக்னீசியம் நைட்ரைடும் (Magnesium Nitride) உருவாக வாய்ப்பு உண்டு. ஒரு துளி நீரிட்டுச் சூடாக்கினால் மக்னீசியம் நைட்ரைடு நீரால் பகுப்படைந்து மக்னீசியம் ஹைட்ராக்சை டாக மாறிப் பின்னர் அதிக வெப்பநிலையில் அதுவே மக்னீ சியம் ஆக்சைடாகி விடுகிறது. இந்த எடையைக் குறித்துக் கொண்டு, மீண்டும் புடக்குகையை அதன் உள்ளடக்கத் துடன் பழுக்கச் சூடுபடுத்தவும். முன்புபோல் அதைக் குளிரவைத்து நிறுக்கவும். இந்த நிறுவை முன் நிறுவையின் அளவேதான் என்று உறுதிப்பட்டால் மக்னீசியத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்றம் (Oxidation) முற்றுக முடிந்துவிட்டதாகக் கொள்ளலாம். இன்றேல் மீண்டும் சூடாக்கி, குளிரச்செய்து, நிறுவைக்கு உட்படுத்தவேண்டும். அடுத்தடுத்த இரண்டு நிறுவைகள் ஒன்றுக அமையும்வரை இதைத் தொடர வேண்டும். கிடைத்த விபரங்களைப் பின்வருமாறு பட்டியற் படுத்தலாம்.

புடக்குகையின் எடை	$=a$ கி.
புடக்குகை + மக்னீசியம் எடை	$=b$ கி.
புடக்குகை + மக்னீசிய ஆக்சைடு எடை	$=c$ கி.
∴ மக்னீசியத்தின் எடை	$=(b-a)$ கி.

மக்னீசிய ஆக்சைடின் எடை $=(c-a)$ கி.

மக்னீசயத்துடன் கூடிய ஆக்ஸிஜனின் எடை $=(c-a)-(b-a)$

$=(c-b)$ கி.

$(c-b)$ கி. ஆக்ஸிஜனுடன் கூடும் மக்னீசியத்தின் எடை $=(b-a)$ கி.

8 ,, ,, ,, $=\frac{(b-a)}{(c-b)}\times 8$

$=E.$

சூடுபடுத்துவதனுலே எளிதில் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடும் தனிமங்களின் சமான எடை எண்ணை இம் முறையில் நேரடியாகக் கணக்கிட்டுவிடலாம். சில தனிமங்கள் எளிதில் ஆக்ஸிஜனுடன் நேரடியாகக் கூடிவிடுவதில்லை. தாமிரம், துத்தநாகம், இரும்பு, பிஸ்மத், வெள்ளீயம் (Copper, Zinc, Iron, Bismuth, Tin) ஆகியன இவ் வகையைச்சாரும். எனவே, மாற்றுவழி மூலமாக இவற்றின் ஆக்சைடுகளைத் தயாரிக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாக, காப்பரின் சமான எடை எண்ணைப் பின்வருமாறு நிர்ணயிக்கலாம்.

காப்பர் துண்டு ஒன்றை ஏற்கெனவே நிறுவை செய்யப்பட்ட புடக்குகையிலிட்டு நிறுத்து அதன் எடையைத் துல்லியமாகஅறியவும். அடர் நைட்ரிக்அமிலத்தை அளவாகச் சேர்த்து காப்பருடன் வினைபுரியச் செய்யவும். தேவையானுல் மிதமாகச் சூடுபடுத்திக் கொள்ளலாம். காப்பர் இப்போது காப்பர் நைட்ரேட்டாக (Copper nitrate) மாறுகிறது. காப்பர் நைட்ரேட்டை எச்சரிக்கையுடன் சூடுபடுத்தினுல் காப்பர் ஆக்சைடு (Copper oxide) உருவாகும்.

$$2\,Cu\,(No_3)_2 \rightarrow 2\,CuO + 4\,NO_2 + O_2$$

நிறுவையிட்டுக் காப்பர் ஆக்சைடின் எடையை அறியவும். அடுத்தடுத்த நிறுவையில் காப்பர் ஆக்சைடின் எடை ஒன்றுக அமையும்வரை புடக்குகையின் உள்ளடக்கத்துடன் சிறிது அடர் நைட்ரிக் அமிலம் சேர்த்து, சூடாக்கி, குளிர்வித்து, நிறுவையிடவும். எடைகளின் மூலமாக காப்பர் ஆக்சைடின் எடையைத் தனித்துக் கணக்கிட்டு விடலாம். இதன் மூலமாக, எடுத்துக் கொள்ளப்பட்ட காப்பருடன் கூடிய ஆக்ஸிஜனின் எடையை அறியலாம். இந்த அளவீட்டிலிருந்து காப்பரின் சமான எடை எண்ணை முன் கண்டது போலக் கணக்கிடலாம்.

விளக்கக் கணக்கு : 0.475 கிராம் டின் 0.603 கிராம் ஸ்டானிக் ஆக்சைடாக மாற்றப்படுகிறது. உலோகத்தின் சமான எடை எண் என்ன?

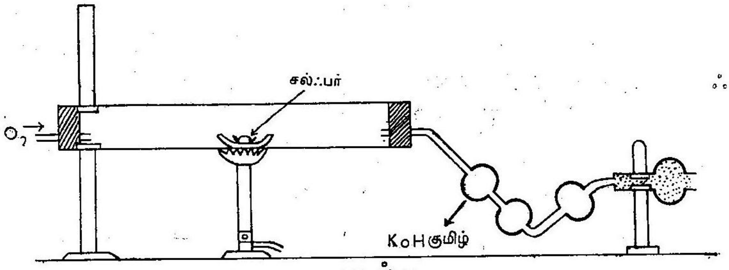
	ஸ்டானிக் ஆக்சைடின் எடை	= 0.603 கி.
	டின் எடை	= 0.475 கி.
∴	ஆக்ஸிஜன் எடை	= 0.128 கி.
	0.128 கி. ஆக்ஸிஜனுடன் கூடும் டின் எடை	= 0.475 கி.
	8 ,, ,,	$= \frac{0.475}{0.128}$
		= 29.69 கி.

∴ டின் சமான எடை எண் = 29.69

வேறு சில தனிமங்கள் திண்ம நிலையிலும், அவற்றின் ஆக்சைடுகள் வாயுநிலையிலும் அமைகின்றன. எனவே, அவற்றைப் புடக்குகையிலிட்டு ஆக்சைடாக்கி எடை நிர்ணயம் செய்ய இயலாது. ஆக்சைடு வாயுக்களை உரிய கரைசல்களினூடே குமிழியிடச் செய்து உறிஞ்சச் செய்யலாம். கார்பன், கந்தகம் (Carbon, Sulphur) ஆகியவற்றின் சமான எடை எண்ணைக் கணக்கிட இம் முறையைக் கையாளலாம். எடுத்துக்காட்டாக, கந்தகத்தில் சமான எடை எண்ணைப் பின்வரும் முறையால் கணக்கிடலாம்.

பீங்கான் படகுக் கிண்ணத்தை (Porcelain boat) எடையிட்டுக்கொண்டு சிறிதளவு கந்தகத்தை அதில் எடுத்துக் கொள்ளவும். மீண்டும் எடையிடுவதால் எடுத்துக் கொள்ளப்பட்ட கந்தகத்தின் எடை தெரியும். கிண்ணத்தை உள்ளடக்கத்துடன் ஒரு நீண்ட குழலினுள் செலுத்தவும். குழலின் ஒரு முனை வழியே தூய, உலர்ந்த ஆக்ஸிஜனைச் செலுத்த வகைசெய்துகொண்டு குழலின் மறுமுனையுடன் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு (Potassium hydroxide) கரைசல் அடங்கிய குமிழ்களைக் குழாய்களின் துணைகொண்டு பொருத்தவும். கரைசல் அடங்கிய குமிழ்களின் எடையை முதலிலேயே நிர்ணயித்துக்கொள்ளவேண்டும். குமிழ்களில் உள்ள கரைசல் காற்று மண்டலத்திலுள்ள ஈரப்பதத்தை உறிஞ்சாமலிருக்க நீரொழித்த கால்சியம் குளோரைடு (anhydrous calcium chloride) குழாயின் உதவிகொண்டு பாதுகாப்பமைக்கவும்.

பீங்கான் கிண்ணத்தை எடையிட்டுப் பின்னர் சிறிதளவு கந்தகத்தை அதில் இடவும். மீண்டும் எடையிட்டு கந்தகத்தின் எடையைத் துல்லியமாக அறியவும். கிண்ணத்தை அதன் உள்ளடக்கத்துடன் சூட்டுக் குழாயினுள் செலுத்



படம் 5

தவும். புகுகுழாய் வழியே தூய, உலர் ஆக்ஸிஜனைச் சிறிது நேரம் உட்செலுத்தவும். பின்னர் ஆக்ஸிஜன் உள்ளே தொடர்ந்து பாய்ந்துகொண்டிருக்க, சூட்டுக் குழாயை எரிகருவிகொண்டு சூடுபடுத்தவும். இந்த அதிக வெப்பநிலையில் கந்தகம் தன்னைச் சூழ்ந்துள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி சல்ஃபர் டை ஆக்சைடு (sulphur di oxide) வாயுவை உருவாக்குகிறது. இவ் வாயு குழாயினின்றும் வெளியேற்றப்பட்டு, பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசல் அடங்கிய குமிழ்களை அடைகிறது. கரைசல் தன் இயல்பினுல் சல்ஃபர் டை ஆக்சைடை உறிஞ்சிக்கொள்கிறது. கிண்ணத்தில் எடுத்துக் கொள்ளப்பட்ட கந்தகம் முழுதும் சல்ஃபர் டை ஆக்சைடாக மாறியது உறுதிப்படும்வரை இவ்வாறே தொடரவும். வினை முடிவுற்றதும் ஆக்ஸிஜனைச் செலுத்தியவாறே எல்லாவற்றையும் குளிர்விக்கவும். பின்னர் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு அடங்கிய குமிழ்களைத் தனியே பிரித்து எடையிடவும். இப்போது முன்னைவிட எடை கூடியிருப்பது தெரியவரும். சல்ஃபர் டை ஆக்சைடு கரைந்திருப்பதுவே இந்த எடை ஏற்றத்திற்குக் காரணம் என்றறிக. அறிந்த விவரங்களைப் பின்வருமாறு பட்டியற்படுத்திக்கொண்டு கந்தகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடலாம்.

கிண்ணத்தின் எடை	$= a$ கி.
கிண்ணம் + சல்ஃபர் எடை	$= b$ கி.
KOH அடங்கிய குமிழ்களின் தொகுப்பின் முன் எடை	$= c$ கி.
குமிழ்த் தொகுப்பின் பின் எடை	$= d$ கி.

சல்ஃபரின் எடை $= (b-a)$ கி.

சல்ஃபர் டை ஆக்சைடின் எடை $= (d-c)$ கி.

சல்ஃபருடன் கூடிய ஆக்ஸிஜனின் எடை $= [(d-c)-(b-a)]$ கி.

$[(d-c)-(b-a)]$ கி. ஆக்ஸிஜனுடன் கூடும் சல்ஃபரின் எடை $= (b-a)$ கி.

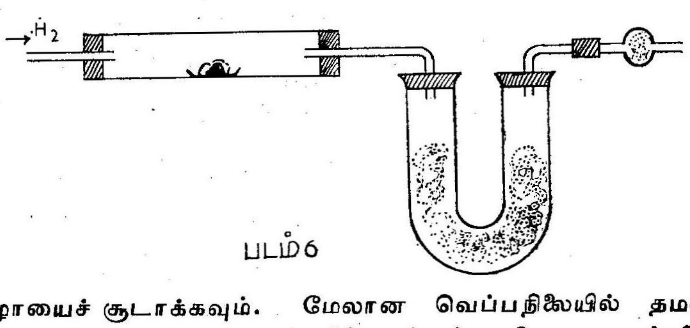
8 ,, ,, $= \dfrac{(b-a) \times 8}{[(d-c)-(b-a)]}$

$= E$ கி.

3. ஆக்ஸிஜ ஒடுக்கு முறை (Reduction method) : மேலே விவரிக்கப்பட்ட முறையின் மாற்று வழியாகத் தனிமத்தின் ஆக்சைடு சேர்மத்தைத் தகுந்த உத்தியால் ஆக்ஸிஜ ஒடுக்கம் செய்து தனிமத்தைப் பெறலாம். ஆக்சைடு சேர்மத்தின் எடையும் தனிமத்தின் எடையும் கணக்கிடப்பட்டால் அவ் விவரங்களிலிருந்து தனிமத்தின் சமான எடைஎண்ணை அறியலாம்.

பீங்கான் படகுக் கிண்ணத்தை முதலில் எடையிட்டுக் கொள்ளவும். தனிமத்தின் ஆக்சைடைக் கிண்ணத்திலிட்டு எடையிட்டுப் பின்னர் அதனைச் சூட்டுக் குழாயினுள் செலுத்தவும். புகுவழி மூலமாகத் தூய, உலர் ஹைட்ரஜனை உட்செலுத்துவதற்கான ஏற்பாடு செய்க. குழாயின் மறுவழியை ஏற்கெனவே எடையிடப்பட்ட உலர் கால்சியம் குளோரைடு நிரப்பப்பட்ட U வடிவக் குழாயுடன் இணைக்கவும். இக் குழாய் காற்று மண்டலத்திலுள்ள ஈரப்பதத்தை உறிஞ்சாமலிருக்கத்தக்க பாதுகாப்பை அமைக்கவும்.

உலர் ஹைட்ரஜனைச் சிறிது உட்செலுத்திவிட்டு, தொடர்ந்து அதே சூழ்நிலையில் எரிகருவியினால் சூட்டுக்



படம் 6

குழாயைச் சூடாக்கவும். மேலான வெப்பநிலையில் தனிம ஆக்சைடு ஹைட்ரஜனுடன் வினையுற்றுத் தனிமமாக ஆக்ஸிஜ

ஒடுக்கம் பெறுகிறது. தேவையான காலம்வரை இவ்வினை நடைபெறச் செய்தபின் குளிர்விக்கவும். U-குழலை அதன் உள்ளடக்கத்துடன் எடையிட்டுவிட்டு மீண்டும்முன்போலவே பொருத்தி ஆக்ஸிஜ ஒடுக்க வினையைத் தொடரவும். தேவையான இடைவேளைக்குப்பின் மீண்டும் U-குழலை அதன் உள்ளடக்கத்துடன் எடையிடவும். இந்த எடை அடுத்தடுத்து ஒன்றாக அமையும்வரை முயற்சியைத் தொடர்க. இந் நிலையில் ஆக்சைடிலிருந்த ஆக்ஸிஜன் முழுவதும் வெளியேற்றப்பட்டுத் தனிமம் மட்டும் கிண்ணத்தில் மிகுந்திருப்பதாக உறுதி கொள்ளலாம். கிண்ணத்தை வெளியிலெடுத்து அதன் உள்ளடக்கத்துடன் எடையிடவும். பின்னர் விவரங்களைப் பட்டியற்படுத்தித் தனிமத்தின் சமான எடை எண்ணைக் கணக்கிடலாம்.

கிண்ணத்தின் எடை	$= a$ கி.
கிண்ணம் + ஆக்சைடு எடை	$= b$ கி.
கிண்ணம் + தனிமம் எடை	$= c$ கி.
தனிம ஆக்சைடின் எடை	$= (b-a)$ கி.
தனிமத்தின் எடை	$= (c-a)$ கி.
தனிமத்துடன் கூடியிருந்த ஆக்ஸிஜனின் எடை	$= (b-a)-(c-a)$
	$= (b-c)$ கி.
(b—c) கி. ஆக்ஸிஜனுடன் கூடிய தனிமத்தின் எடை	$= (c-a)$ கி.
8 ,, ,, கூடும் ,,	$\frac{(c-a)}{(b-c)} \times 8$
	$= E$ கி.

(4) குளோரைடு முறை (Chloride method): இதுவரை விவரிக்கப்பட்ட முறைகளினால் ஹைட்ரஜனையும், ஆக்ஸிஜனையும் அடிப்படையாகக் கொண்டு அவற்றின் சமான எடை எண்ணை ஒப்பிட்டுப் பிற தனிமங்களின் சமான எடை எண்களை அறிய நேர்ந்தது. இப்போது குளோரினை அடிப்படையாகக் கொண்டு அதன் சமான எடை எண்ணை 35·46 எனக் கொண்டு பிற தனிமங்களைக் குறித்து ஆராயலாம். குளோரினுடன் கூடி நீரில் கரையாத குளோரைடுகளை எத் தனிமங்கள் உருவாக்க இயலுமோ அவற்றின் சமான எடை எண்களை இம் முறையால் கணிக்கலாம். காரீயம், வெள்ளி (Lead, Silver) ஆகியவற்றின் குளோரைடுகள் நீரில் கரையா என்பதனால் சமான எடை எண்களை அறிய இம் முறை பெரிதும் உதவுகிறது.

உலோகத்தை நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைப்படுத்தி அதன் நைட்ரேட் சேர்மத்தைப் பெற முடியும். இது நீரில் கரையும் இயல்புள்ளதாகையால் கரைசல் உருவில் இருக்கும். அக் கரைசலில் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை ஊற்றினால் உலோகக் குளோரைடு வீழ்படிவாக அமைகிறது. வீழ்படிவத்தின் எடையிலிருந்தும் உலோகத்தின் எடையிலிருந்தும் குளோரினின் எடையை நிர்ணயித்து, பின்னர் இத் தொடர்பைக் கொண்டு உலோகத்தின் சமான எடை எண்ணைக் கணக்கிட்டுவிடலாம். இதற்கான பரிசோதனையைப் பின்வருமாறு செயற்படுத்தலாம்.

சீனக்களிக் கிண்ணம் (China dish) ஒன்றை எடையிட்டுக் கொள்ள வேண்டும். உலோகத் துண்டை அதிலிட்டு மீண்டும் எடை கண்டு உலோகத்தின் எடையை மட்டும் தனித்து அறியவும். உலோகத்தை மூடும் அளவிற்கான நீரை ஊற்றவும். பின்னர் 1 : 1 விகித அளவிலான நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தை எச்சரிக்கையாக ஒரு கண்ணாடிக் கழி வழியாகச் சிறிது சிறிதாக ஊற்றவும். குவி உருவான கண்ணாடி மூடியைக் கொண்டு உரியமுறையில் கிண்ணத்தை மூடிவிடுக. அமிலம் உலோகத்துடன் வினையுற்று அதைக் கரைத்து நைட்ரேட் கரைசலை உருவாக்குகிறது. உலோகம் முழுவதும் கரைந்தாயிற்று என்று உறுதியானவுடன் கண்ணாடி மூடியின் அடிப்புறத்தைக் கழுவி (அக்கழிவு நீர் கிண்ணத்திற்குள்ளேயே சேர்க்கப்படட்டும்), அதன்பின் கண்ணாடிக் கழி வழியே எச்சரிக்கையுடன் தூய, அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை ஊற்றவும். வீழ்படிவாக உலோகத்தின் குளோரைடு உருவாகிறது. வினையைச் செம்மையுறச் செய்யக் கண்ணாடிக் கழியினால் நன்கு கலக்கவும். கழியில் ஏதேனும் துணுக்குகள் ஒட்டிக்கொண்டிருந்தால் அமிலத்தைக் கழி மூலம் ஒழுகவிட்டு எல்லாவற்றையும் கிண்ணத்தில் சேர்த்துவிடவும். வீழ்படிவு முற்றடைந்ததை உறுதிப்படுத்திக்கொண்டு கிண்ணத்தை அதன் உள்ளடக்கத்துடன் நீர் கொதிக் கொப்பரை (Water bath) மீது வைத்து ஆவிப்படுத்த வகை செய்யவும் (நேரடியாகக் கரைசலைக் கொதிக்கவைத்தால் கரைசல் சிதறி வெளியேறி இழப்பை ஏற்படுத்தும் என்றறிக). நீர்ப்பகுதி அனைத்தும் ஆவியாக வெளியேறி வீழ்படிவம் (precipitate) மட்டுமே உலர் நிலையில் கிண்ணத்தில் பின் தங்கியிருப்பதாக உறுதிப்பட்டதும் கிண்ணத்தை அதன் உள்ளடக்கத்துடன் உலர்த்தும் கலனில் வைத்துக் குளிரச் செய்து பின்னர் எடையிடவும். மீண்டும் முன்னைப்போல்

சூடாக்கிக் குளிரவைத்து எடையிடவும். அடுத்தடுத்த இரண்டு எடை அளவீடுகள் ஒன்றாக இருக்கும்வரை இதை நீடிக்கவும். இவ்வாறு செய்வதனால் கிண்ணத்திலிருந்த நீர்ப்பகுதி முற்றாக வெளியேற்றப்பட்டுவிட்டதென்றும், கிண்ணத்திலிருப்பது குளோரைடு மட்டுமே என்பதும் உறுதியாகும். கிடைத்த விவரங்களைப் பட்டியலிட்டுப் படுத்தி உலோகத்தின் சமான எடை எண்ணைக் கணக்கிடுக.

கிண்ணத்தின் எடை	$=a$ கி.
கிண்ணம்+உலோகம் எடை	$=b$ கி.
கிண்ணம்+உலோக குளோரைடு எடை	$=c$ கி.
∴ உலோகத்தின் எடை	$=(b-a)$ கி.
உலோகக் குளோரைடின் எடை	$=(c-a)$ கி.
உலோகத்துடன் கூடிய குளோரின் எடை	$=(c-a)-(b-a)$
	$=(c-b)$ கி.
$(c\text{-}b)$ கி. குளோரினுடன் கூடிய உலோகத்தின் எடை	$=(b-a)$ கி.
35·46 கி. ,, ,, கூடும் ,,	$=\frac{(b-a)}{(c-b)}\times 35{\cdot}46$
	$=$E கி.

விளக்கக் கணக்கு : 0·15 கிராம் எடை கொண்ட ஓர் உலோகம் நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைந்து அமைந்த கரைசலில் போதிய அளவு ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்ததனால் உலோகக் குளோரைடு வீழ்படிவாகிறது. உலர் நிலையில் அதன் எடை 0·1992 கி. எனக் கண்டால் உலோகத்தின் சமான எடை எண் என்ன ?

உலோகத்தின் எடை	$=0{\cdot}15$ கி.
உலோகக் குளோரைடின் எடை	$=0{\cdot}1992$ கி.
உலோகத்துடன் கூடிய குளோரின் எடை	$=0{\cdot}1992-0{\cdot}15$
	$=0{\cdot}0492$ கி.
0·0492 கி. குளோரினுடன் கூடிய உலோகத்தின் எடை	$=0{\cdot}15$ கி.
35·46 ,, ,, கூடும் ,,	$=\frac{0{\cdot}15}{0{\cdot}0492}\times 35{\cdot}46$
	$=108{\cdot}1$
உலோகத்தின் சமான எடை எண்	$=108{\cdot}1$

மாற்றியமைப்பு முறை (Conversion method)

வேறு சில குளோரைடுகளும் நீரில் கரைவன. எனவே, அத்தகைய குளோரைடுகளை உருவாக்கும் தனிமங்களின் சமான எடை எண்களைக் கணக்கிட மாற்று முறை ஒன்றைக் கைக்கொள்ளவேண்டும். முதலில் குளோரைடின் கரைசலைத் தயாரித்துக்கொள்க. தூய சில்வர் நைட்ரேட் கரைசலை அதில் இட்டுக் கலக்கினால் சில்வர் குளோரைடு வீழ்படிவாக அமையும். வெள்ளியின் சமான எடை எண் 107·88 ஆகக் கொண்டு முன்பு குளோரைடு சேர்மம் அமைத்த தனிமத்தின் சமான எடை எண்ணைக் கணக்கிடலாம். இம் மாற்று முறையைப் பின்வரும் பரிசோதனை மூலம் தெளிவுபடுத்தலாம். எடுத்துக்காட்டாகச் சோடியத்தின் (Sodium) சமான எடை எண்ணை இம் முறையால் கணக்கிடுவதாகக் கொள்வோம்.

துல்லியமாக எடையிடப்பட்ட சோடியம் குளோரைடை (Sodium chloride) ஒரு கண்ணாடிக் குவளையி லிடவும். வாலை வடிநீர் (distilled water) ஊற்றிக் கரைசல் தயார் செய்யவும். அதனுடன் சிறிது நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தை ஊற்றிக் கண்ணாடிக் கழியால் கலக்கவும். பின்னர் தேவையான அளவு சில்வர் நைட்ரேட் கரைசலைக் கழி வழியே ஊற்றவும். சில்வர் குளோரைடு வீழ்படிவாகிறது. வீழ்படிவு முற்றடைந்து விட்டது என்று உறுதியுற்றதும் அளவறி வடிதாளினூடே (Quantitative filter paper) அதை வடிகட்டவும். வீழ்படிவை நன்கு கழுவி வடிகட்டியபின் அதனை உரிய முறையில் மின் அடுப்பறையில் (Electricoven) உலரவைக்கவும். உலர்ந்ததும் வடிதாளையும் சில்வர் குளோரைடையும் சேர்த்து ஏற்கெனவே எடையிடப்பட்ட புடக்குகையினுள் வைத்து எச்சரிக்கையுடன் சூடாக்கவும். இவ்வாறு செய்வதனால் வடிதாள் கருகிக் கார்பன் டை ஆக்சைடாக வெளியேறி விடுகிறது (இவ் வசதிக்கேற்ப அளவறி வடிதாள் தனிப்பட்ட பக்குவ முறையின்படி தயாரிக்கப்பட்டதென அறிக). புடக்குகையில் இப்போது மிகுந்திருப்பது சில்வர் குளோரைடு மட்டுமே. புடக்குகையை அதன் உள்ளடக்கத்துடன் உலர்த்தும் கலனில் வைத்துக் குளிர்வித்து எடையிடவும். மீண்டும் சூடாக்கிக் குளிர்வித்து, எடையிடவும். அடுத்தடுத்த இரண்டு எடைகள் ஒன்றாக அமையும்வரை இதைத் தொடரவும். கிடைத்த விவரங்களைப் பட்டியற்படுத்தி சோடியத்தின் சமான எடை எண்ணைக் கணக்கிடுக.

சோடியம் குளோரைடின் எடை	$= x$ கி.
புடக்குகையின் எடை	$= a$ கி.

புடக்குகை+சில்வர் குளோரைடு எடை $= b$ கி.

$\therefore$ சில்வர் குளோரைடின் எடை $= (b-a)$ கி.

வெள்ளியின் சமான எடை எண் 107·88ஆகவும், குளோரினின் சமான எடை எண் 35·46 ஆகவும் அடிப்படையாகக் கொண்டால் பின்வரும் தொடர்பைக் கொள்ளலாம். சோடியத்தின் சமான எடையை E எனக் கொள்க.

$$\left.\frac{\text{சோடியத்தின் சமான எடை எண்} + \text{குளோரின் சமான எடை எண்}}{\text{வெள்ளியின் சமான எடை எண்} + \text{குளோரின் சமான எடை எண்}}\right\} = \frac{\text{சோடியம் குளோரைடின் எடை}}{\text{சில்வர் குளோரைடின் எடை}}$$

$$\frac{E+35\cdot46}{107\cdot88+35\cdot46} = \frac{x}{(b-a)}$$

இவ் வுறுப்புகளில் E யின் அளவீடு மட்டுமே தெரியாத ஒன்ருகும். எனவே, பிறவற்றின் அளவீடுகளிலிருந்து சோடியத்தின் சமான எடை எண்ணுன E-ன் அளவீட்டைக் கணக்கிட்டு விடலாம்.

இப் பரிசோதனையைப் பிரிதொரு திருந்திய முறையாலும் செயலாக்கலாம்.

திருந்திய முறை

இம் முறையில் வடிதாளுக்குப் பதிலாகப் பொக்குப் பளிங்கினுல் ஆன புடக்குகை (Sintered crucible) பயன்படுத்தப்படுகிறது. முன்போலவே, சோடியம் குளோரைடு கரைசலுடன் சில்வர் நைட்ரேட் கரைசலைக் கலப்பதனுல் கிடைக்கும் சில்வர் குளோரைடுவீழ்படிவை வடிதாள் மூலமாக வடிகட்டாமல் பொக்குப் பளிங்குப் புடக்குகை மூலம் வடிகட்டிவிடலாம். புடக்குகையில் வந்தடங்கிய வீழ்படிவை உரிய அடுப்பில் வைத்து உலரச்செய்து சில்வர் குளோரைடின் எடையை நேரடியாக அறியமுடியும். புடக்குகையின் எடையை ஏற்கெனவே அறிந்து பரிசோதனையை நிகழ்த்துவதனுல் முன்னும் பின்னும் கிடைக்கும் எடை அளவுகளின் வேறுபாடு சில்வர் குளோரைடின் எடையாக அமைகிறது. சோடியம் குளோரைடு, சில்வர் குளோரைடு ஆகியவற்றின் எடை அளவுகளிலிருந்து சோடியத்தின் சமான எடை எண்ணைக் கணக்கிட்டு விடலாம்.

விளக்கக் கணக்கு

0·2464 கிராம் பேரியம் குளோரைடு அடங்கிய கரைசலை சில்வர் நைட்ரேட் கரைசலுடன் வினையுறச் செய்ததனால் 0·3391 கிராம் சில்வர் குளோரைடு கிடைத்தது. பேரியத்தின் சமான எடை எண்ணைக் கணக்கிடுக.

பேரியத்தின் சமான எடை எண் E என்க.

குளோரினின் சமான எடை எண்	$= 35{\cdot}46$
சில்வரின் சமான எடை எண்	$= 107{\cdot}88$
பேரியம் குளோரைடு எடை	$= 0{\cdot}2464$
சில்வர் குளோரைடு எடை	$= 0{\cdot}3391$

$$\frac{\text{பேரியம் சமான எடை எண்} + \text{குளோரின் சமான எடை எண்}}{\text{சில்வர் சமான எடை எண்} + \text{குளோரின் சமான எடை எண்}} = \frac{\text{பேரியம் குளோரைடு எடை}}{\text{சில்வர் குளோரைடு எடை}}$$

$$\frac{E+35{\cdot}46}{107{\cdot}88+35{\cdot}46} = \frac{0{\cdot}2464}{0{\cdot}3391}$$

$$E+35{\cdot}46 = \frac{0{\cdot}2464}{0{\cdot}3391} \times 143{\cdot}34$$

$$= 104{\cdot}2$$

$$E = 104{\cdot}20 - 35{\cdot}46$$

$$= 68{\cdot}74$$

(5) **உலோக இடப் பெயர்ச்சி முறை** (Replacement method): முன்னர் ஒரு முறையால் அமிலத்திலுள்ள ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்ய உலோகத்தைப் பயன்படுத்தி அதன் மூலமாக அதன் சமான எடை எண்ணைக் கணக்கிட்டோம். ஓர் உலோகத்தை மற்றோர் உலோகத்தால் இடப் பெயர்ச்சி செய்யவும் முடியும். உலோகங்களுக்கிடையே இவ்வாறு நிகழும் இடப்பெயர்ச்சி அதனதன் சமான எடை எண்ணை அளவீடாகக் கொண்டு அமையும். குறிப்பிட்ட எடையளவான ஓர் உலோகத்தை மற்றோர் உலோகத்தின் சேர்மக் கரைசலிலிட்டுத் தேவையான நேரம் வினைபுரிய வசதி செய்யவேண்டும். அணுவுக்கு அணு இடமாற்றம் நிகழ்ந்து நெடுநேரத்திற்குப் பின்னரே வினை முற்றுப்பெறுகிறது. இரண்டில் ஏதேனும் ஓர் உலோகத்தின் சமான எடை எண்ணை அறிந்தால் அதன் அடிப்படையில் மற்றொன்றை அறியலாம். எடுத்துக்காட்டாக, துத்தநாகத்தின் சமான எடை எண்ணைப் பின்வருமாறு கண்டறியலாம்.

ஒரு கண்ணுடிக் குவளையில் தேவையான அளவு அடர் காப்பர் சல்ஃபேட் (Copper sulphate) கரைசலை எடுத்துக் கொள்க. துல்லியமாக எடையிடப்பட்ட துத்தநாக உலோகக் கட்டியைக் கரைசலினுள் இடவும். நேரம் செல்லச்செல்ல காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலின் நீல நிறம் படிப்படியாகக் குறைவதைக் காணலாம். வேதியியல் மாற்றம் நிகழ்வதை இதனுல் குறிப்பறியலாம். முழுவதுமாக வெளிறி நிறமற்றதாகக் கரைசல் மாறிவிட்டால் மேலும் சிறிதளவு காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலை ஊற்றவும். கட்டியாக இருந்த துத்தநாக உலோகத்தின் இடத்தில் இப்பொழுது துகள் வடிவான படிவு ஏற்பட்டிருக்கலாம். இது தாமிரத் துகள்கள் என்றறிக. அதாவது, துத்தநாகம் தன்னைச் சூழ்ந்திருக்கும் காப்பர் சல்ஃபேட்டுடன் வினைபுரிந்து தாமிரத்தை இடம் பெயரச்செய்துவிட்டுத் துத்தநாக சல்ஃபேட் சேர்மத்தை உருவாக்கியிருக்கிறது.

$$Zn + CuSo_4 \rightarrow ZnSo_4 + Cu .$$

கண்ணுடிக் கழியினுல் நன்கு கலக்கி வினைபுரியாத துத்தநாகம் ஏதேனும் இருந்தால் வினைபுரிய வசதி செய்யவும். கரைசலினுள் இடப்பட்ட துத்தநாகம் முழுவதும் இடம் மாறிச் சேர்மக் கரைசலானதை உறுதிப்படுத்திய பின்னர் வீழ்படிந்த தாமிரத்தை அளவீடுகளுக்குரிய வடிதாள் பயன்படுத்தி வடிகட்டவும். வடிகட்டப்பட்ட தாமிரத்தை வடிதாளிலிருந்தபடியே நீரால் நன்கு கழுவி அதைத் தொடர்ந்து ஆல்கஹால் கொண்டும் ஒருமுறை கழுவி, பின்னர் காற்றடுப்பு மூலமாகவோ, மின்னடுப்பு மூலமாகவோ உலரச் செய்யவும். ஆல்கஹால் கொண்டு கழுவியிருப்பதால் விரைவில் உலர்ந்து விடும். உலர்ந்த தாமிரத்தை வடிதாளுடன் கூடவே எடையிடவும். பயன்படுத்தப்பட்ட வடிதாளின் அதே அளவான மற்ருெரு வடிதாளின் எடையை அறிந்து இவ் விரண்டு அளவீடுகளிலிருந்தும் தாமிரத்தின் எடையை அறியலாம். கிடைத்த விவரங்களைப் பட்டியற்படுத்தி, தாமிரத்தின் சமான எடை எண்ணை 31·77 எனக் கொண்டு துத்தநாகத்தின் சமான எடை எண்ணைக் கணக்கிடலாம்.

துத்தநாகத்தின் எடை	$= a$ கி.
இறுதியில் கிடைத்த தாமிரத்தின் எடை (வடிதாள் எடை நீங்கலாக)	$= b$ கி.
b கி. தாமிரம் இடம் பெயர்த்த துத்தநாகத்தின் எடை	$= a$ கி.
31·77 கி. ,, ,, ,,	$= \frac{a}{b} \times 31{\cdot}77$
	$= E.$

இதேபோல் துத்தநாக சல்பேட் கரைசலில் தாமிரத்தை இட்டு இடம் பெயரச்செய்து சமான எடை எண்ணைக் கண்டறிய முடியாது. ஏனெனில் உலோகங்களின் இத்தகைய இடப்பெயர்ப்பு குறிப்பிட்ட வரிசையில்தான் நிகழ முடியும். உலோகங்களின் இயல்புகளின் அடிப்படையில் மின் வேதியியல் தொகுப்பு வரிசை (Electrochemical series) ஏற்கெனவே நிர்ணயிக்கப்பட்டிருக்கிறது. அவ் வரிசையில் அடுத்துமையும் உலோகங்களைக் கொண்டுதான் இடப்பெயர்ப்பு நிகழ்த்த முடியும் என்றறிக.

விளக்கக் கணக்கு: *0.1961 கி. ஸிங்க், 0.1906கி. காப்பரை* அதன் காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலிலிருந்து இடம் பெயரச் செய்கிறது. காப்பரின் சமான எடை எண் 31.77 என்பதனுல் ஸிங்கின் சமான எடை எண் என்ன?

$$\left.\begin{array}{l}\text{0.1609 கி. காப்பரை இடம்பெயரச்}\\ \text{செய்யத் தேவையான ஸிங்கின்}\\ \text{எடை}\end{array}\right\} = 0.1961$$

$$31.77 \quad ,, \quad ,, \quad = \frac{0.1961}{0.1906} \times 31.77$$

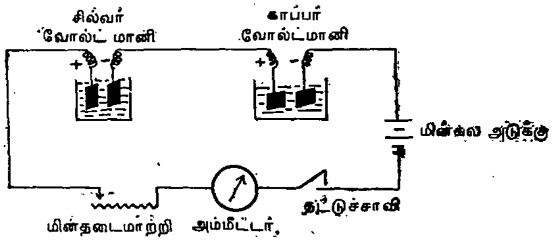
$$= 32.68$$

∴ ஸிங்கின் சமான எடை எண் = 32.68

(6) மின் பகுப்பு முறை (Electrolysis Method) **:** ஒரு தனிமத்தின் சேர்மத்தை நீரில் கரைத்துக் கரைசலாக்கினுல் நேர்மின் இயல்பும் (positive charge), எதிர்மின் இயல்பும் (negative charge) கொண்ட அயனிகள் (ions) உருவாகின்றன. இந்த அயனிகள் நீர்ப்பரப்பின் எல்லைக்குள் இயங்கிக்கொண்டிருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக, NaCl கரைசலில் Na^+ அயனிகளும் Cl^- அயனிகளும் இருக்கின்றன. இக் கரைசலினுள் இரண்டு மின் கழிகளை அமைத்து மின்சாரம் பாயச் செய்தால் நேர்மின் இயல்பான Na^+ அயனிகள் எதிர் மின்வாய் (cathode) நோக்கியும், எதிர்மின் இயல்பான Cl^- அயனிகள் நேர்மின்வாய் (anode) நோக்கியும் பாய்ந்து இயங்கி மின்வாய் (electrode) களுடன் இணைந்துவிடுகின்றன. உலோக அயனிகள் மின்வாயில் மேற்பரப் பமைக்கின்றன; குளோரைடு முதலியன வாயுவாக மின்வாய் வழியே வெளியேறி விடுகின்றன. ஹைட்ரஜன் நேர்மின் அயனி (cation) ஆக விளங்குகையில் இது ஹைட்ரஜன் வாயுவாக வெளியேறி விடுகிறது.

சேர்மங்களிலிருந்து மின்னியல்பால் தனிமங்கள் பிரிக்கப் படுவதை அவற்றின் சமான எடை எண்களை அறியப் பயன் படுத்தலாம். இவ்வாறு மின்பகுப்பு முறையால் திரட்டப்படும் தனிமங்களின் எடை அளவுகள் அவற்றின் சமான எடை எண் விகித அளவில் அமைகின்றன. இந்த உண்மையின்பாற் பட்ட அனுபவத்தை மைக்கேல் ஃபாரடே (Michael Faraday) என்பார் ஒரு விதியாகத் தொகுத்துரைத்தார். 'ஒரே அளவான மின்சாரத்தைப் பல்வேறு கரைசல்களினூடே செலுத்தினுல் அதனுல் வெளிப்படும் தனிமங்களின் எடை அளவுகள் அவற்றின் சமான எடை எண்களின் விகிதத்தில் அமையும்' என்ற ஃபாரடேயின் மின்பகுப்பு முறையால் தேவையான தனிமத்தின் சமான எடையைக் கண்டறியலாம். விகித அளவு என்பதனுல் ஒப்புமுறையாக ஒரு தனிமத்தின் சமான எடைஎண் தெரிந்திருக்க வேண்டியது அவசிய மாகும். இதை அடிப்படையாகக் கொண்டு பிறவற்றின் சமான எடை எண்களை நிர்ணயிக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாகக் காப்பரின் சமான எடை எண்ணை 31.77 எனக் கொண்டு சில்வரின் சமான எடை எண்ணைப் பின்வருமாறு நிர்ணயிக்க லாம்.

காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலையும் சில்வர் நைட்ரேட் கரைசலையும் தயாரித்துக்கொள்ளவும். இரண்டையும் தனித் தனியே இரண்டு கண்ணுடிக் குவளைகளில் எடுத்துக்கொண்டு மின்னேட்ட வரிசைக்கு ஏற்றதாகக் கரைசல்களினுள் மின் வாய்களைப் பொருத்தவும். இந்த அமைப்பை சில்வர் மின்முறி கலம் (Voltameter) காப்பர் வோல்ட்மானி எனக் கொள்க. மின்கல அடுக்கு, தட்டுச் சாவி, அம்மீட்டர், மின்தடை மாற்றி, காப்பர் வோல்ட்மானி, சில்வர் வோல்ட்மானி முதலியவற்றை மின்னேட்ட வரிசைப்படுத்தவும்.



படம் 7

வோல்ட்மானிகளிலுள்ள எதிர்மின்வாய்களின் மேற் பரப்பை எமெரி காகிதத்தினுல் (emery paper) சுத்தம்செய்து

நீரினுல் கழுவி, அதைத் தொடர்ந்து ஆல்கஹால், ஈதர் ஆகியன கொண்டு கழுவி உலரச் செய்யவும். உலர்ந்தபின் மின்வாய்த்தகடுகளைத் தனித்தனியே துல்லியமாக எடையிட்டுக் கொள்ளவும். பின்னர் மீண்டும் வோல்ட்மானிகளில் பொருத்தி மின்னோட்டத்திற்கு வகை செய்யவும். மின்தடை மாற்றியை (sheostat) முறைப்படுத்தி 0.1 ஆம்ப்பியர் (ampere) அளவான மின்சாரம் பாய வகைசெய்து இதனைச் சுமார் ஒரு மணிநேரம் தொடரவும். இந்த இடைவேளைக்குப் பின் மின்னோட்டத்தை நிறுத்திவிட்டு இரண்டு வோல்ட்மானிகளிலுமுள்ள எதிர் மின்வாய்த் தகடுகளை எச்சரிக்கையுடன் கழற்றி நீரினுல் கழுவி நன்கு உலரச்செய்யவும். அதன் பின்னர் தனித்தனியே எடையிடவும். எடை அளவுகள் ஒவ்வொரு தகட்டிலும் கூடியிருப்பது தெரியவரும். மின்னோட்டத்தினுல் கரைசல்களிலுள்ள Ag^{+} அயனிகளும், Cu^{++} அயனிகளும் மின்வாய்த் தகடுகளின்மீது படிந்திருக்கும் என்பதே இத்தகைய எடை அதிகரிப்புக்குக் காரணம் என்றறிக. இவ்வாறு நிகழும் அயனப்படிவுகள் சில்வர், காப்பர் ஆகியவற்றின் சமான எடை எண்களின் விகிதத்தில் அமைகின்றன என்று மின்பகுப்பு விதியின்மூலம் தெளிவு பெறலாம். விவரங்களைப் பட்டியற்படுத்திக்கொண்டு காப்பரின் சமான எடைஎண் தெரிந்திருப்பதனுல் சில்வரின் சமான எடை எண்ணைப் பின்வருமாறு கணக்கிடலாம்.

சில்வர் தகட்டின் தொடக்க எடை $= w_1$ கி.
சில்வர் தகட்டின் இறுதி எடை $= w_2$ கி.
∴ மின்னோட்டத்தால் படிந்த சில்வரின் எடை $\} = (w_2 - w_1)$ கி.

காப்பர் தகட்டின் தொடக்க எடை $= x_1$ கி.
காப்பர் தகட்டின் இறுதி எடை $= x_2$ கி.
∴ மின்னோட்டத்தால் படிந்த சில்வரின் எடை $\} = (x_2 - x_1)$ கி.

மின்பகுப்பு விதியின்படி,

$$\frac{\text{படிந்த சில்வரின் எடை}}{\text{படிந்த காப்பரின் எடை}} = \frac{\text{சில்வரின் சமான எடை எண்}}{\text{காப்பரின் சமான எடை எண்}}$$

$$\frac{(w_2 - w_1)}{(x_2 - x_1)} = \frac{E}{31.77}$$

அறிந்த விவரங்களைக்கொண்டு சில்வரின் சமான எடை எண் E ஐக் கணக்கிட்டுவிடலாம்.

விளக்கக் கணக்கு: சில்வர் வோல்ட்மானியையும் காப்பர் வோல்ட்மானியையும் மின்னோட்டப்பாதையில் அமைத்து மின்சாரத்தைப் பாய்ச்சியதன் விளைவாக, காப்பர் தகட்டில் 0.50 கி. எடை ஏற்றமும், சில்வர் தகட்டில் 1.698 எடை ஏற்றமும் நிகழ்ந்தன. காப்பரின் சமான எடை எண்ணை 31.77 எனக் கொண்டால் சில்வரின் சமான எடை எண் என்ன?

மின்பகுப்பு விதியின்படி,

$$\frac{\text{சில்வரின் எடை ஏற்றம்}}{\text{காப்பரின் எடை ஏற்றம்}} = \frac{\text{சில்வரின் சமான எடைஎண்}}{\text{காப்பரின் சமான எடைஎண்}}$$

$$\frac{1.698}{0.5} = \frac{E}{31.77}$$

$$E = \frac{31.77 \times 1.698}{0.5}$$

$$= 107.9$$

4. மூலக்கூற்று எடை
(Molecular Weight)

ஓரின அணுக்கள் திரண்டோ அல்லது வெவ்வேறின அணுக்கள் திரண்டோ அமையும் திரட்சிப் பெருந் துணுக்குகள் மூலக்கூறுகள் (molecules) எனப்படும். பெரும்பாலான வாயுத் தனிமங்கள் இரண்டிரண்டு அணுக்கள் திரண்ட மூலக் கூறுகளாகவே அமைந்திருக்கின்றன. சேர்மங்களின் மூலக் கூறுகளில் வெவ்வேறின அணுக்கள் திரண்டிருக்கின்றன. மூலக்கூறு கொண்டிருக்கும் எடை மூலக்கூற்று எடை (Molecular weight) எனப்படும். அணுக்களின் கூட்டமைப்பே மூலக்கூறு என்பதனுல் அணு எடைகளின் கூட்டு மொத்தத் தொகையே மூலக்கூற்று எடை என்பது எளிதில் புலனுகும்.

தனித்த நிலையில் கையாளப்பட முடியாதபடி மூலக்கூறு மிக நுண்ணிய அளவினதாக உள்ளது. எனவே, ஒரு மூலக் கூற்றின் எடையைத் தனித்த அளவில் நேரடியாக எடை யிட்டு நிர்ணயிக்க முடியாது. எனவே அணுவின் எடையை நிர்ணயித்ததுபோலவே மூலக்கூற்று எடையையும் ஒப்பு நோக்கு முறையிலேயே நிர்ணயிக்க வேண்டியது அவசிய மாகிறது. அவ்வாறு ஒப்புநோக்கு முறைக்கு அடிப்படையாக ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடை கருதப்படுகிறது. ஹைட்ரஜ அணுவின் எடையின் அலகை 1 எனக் கொண்டால் மூலக் கூற்று எடையை எளிதில் குறிப்பிட்டுவிட முடியும். ஒரு தனிமத்தின் அல்லது சேர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடை என்பது அதன் ஒரு மூலக்கூறு கொண்டிருக்கும் எடைக்கும், ஒரு ஹைட்ரஜன் அணு கொண்டிருக்கும் எடைக்கும் உள்ள விகிதத் தொடர்பாகும். அதாவது, ஒரு பொருளின் மூலக்கூறு ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவைப்போல் எத்தனை மடங்கு எடை யுடையதாக இருக்கிறதோ அந்த மடங்குத் தொகையே அப் பொருளின் மூலக்கூற்று எடையாகும்.

அணு எடையைப்பற்றி விளக்கம் கண்டபோது குறுப்பிட்டதுபோல, ஒப்புநோக்குத்தனிமமாக இருக்க ஹைட்ரஜனைவிட ஆக்ஸிஜனே ஏற்றது என்பதனுல் மூலக்கூற்று எடைபற்றிய விளக்கத்தைத் தக்கவாறு மாற்றிக்கொள்ளலாம். இம் மாற்றத் திற்குட்பட்டு, ஒரு தனிமத்தின் அல்லது சேர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடை என்பது அதன் ஒரு மூலக்கூறு கொண்டிருக்கும் எடைக்கும் $\frac{1}{16}$ பங்கு ஆக்ஸிஜன் அணு எடைக்கும் உள்ள விகிதத் தொடர்பாக மூலக்கூற்று எடையைக் குறிப்பிடலாம். இந்த மாற்றத்திஞல் முன்பு ஒப்பு நோக்கப்பட்ட ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடையின் அலகு 1 என்பது மாறி 1·008 என்ருகும் என்பதறிவோம். மூலக்கூறுகளின் எடை இந்த அலகுகளை விட பெருமடங்கு உடையவையாக அமையும் என்பதனுல் அலகுகளிடையே காணப்படும் வேறுபாடு மூலக்கூற்று எடை அளவில் குறிப்பிடத்தக்க எந்த மாற்றத்தையும் உண்டாக்கி விடுவதில்லை.

மூலக்கூற்று எடை என்பது விகிதத் தொடர்பே என்பதனுல் அது எண் என்ற அளவில்தான் அமையும். நடைமுறையில் பொருட்களைக் கையாள்வதற்காகத் தனிமங்களின் சேர்மங்களின் மூலக்கூறுகளை எடையளவில் கையாள வழியமைக்க வேண்டியது அவசியம். எடையிட்டுப் பொருட்களைக் கொள்ள கிராம் மூலக்கூறு எடை (Gram-molecular weight) அளவீட்டால் கொள்ளலாம். மூலக்கூற்று எடைகளைக் கிராம் அளவில் குறிப்பிடுவதே இந்தஅளவீட்டு முறையாகும். எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூற்று எடை 2·016 ; எனவே, ஒரு கிராம் மூலக்கூற்று எடையான ஹைட்ரஜன் என்பது 2·016 கிராம் எடை கொண்ட ஹைட்ரஜன் ஆகும். இதேபோல ஒரு கிராம் மூலக்கூற்று எடையான அம்மோனியா [NH_3] வாயு $14{\cdot}000+1{\cdot}008\times3=17{\cdot}024$ கிராம் எடை கொண்டிருக்கும்.

அவாகாட்ரோ புனைவுகோளின் அடிப்படையில்ஆராய்ந்த போது, திட்ட-வெப்ப-அழுத்த (normal temperature and pressure) நிலையில் ஒரு கிராம் - மூலக்கூற்று எடையுடைய எல்லா வாயுக்களும், ஆவிகளும் ஒரே பருமனளவான 22·4 லிட்டர்கள் கொண்டிருக்கும் என்பதறிந்தோம். இப் பருமனளவு கிராம்-மூலக்கூற்றுப் பருமனளவு என்பதறிக. மேலும், மூலக்கூற்று எடைக்கும் ஆவி அடர்த்திக்குமுள்ள தொடர்பை விளக்குகையில்,

மூலக்கூற்று எடை $=2\times$ ஆவி அடர்த்தி

என்றும் கண்டோம்.

வாயு நிலையிலுள்ள ஒரு பொருளின் அடர்த்தியைத் தனித்த அளவிலும் ஒப்புநோக்கியும் அறியலாம். ஒரு வாயுவின் அல்லது ஆவியின் தனி அடர்த்தி என்பது குறித்த-வெப்ப-அழுத்த நிலையில் ஒரு லிட்டர் பருமனளவான அவ் வாயுவின் கிராம் அளவீடான எடையாகும். ஹைட்ரஜன் வாயுவின் தனி அடர்த்தி 0·0899 கி./லிட்டர் என்றால் திட்ட-வெப்ப-அழுத்த நிலையில் ஒரு லிட்டர் பருமனளவான ஹைட்ரஜன் வாயுவின் எடை 0·0899 கிராம் என்று பொருள்.

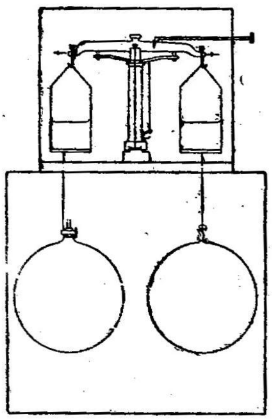
ஒரு வாயுவின் அல்லது ஆவியின் ஒப்படர்த்தி என்பது ஒரே வெப்ப-அழுத்த நிலையில் அளவீடு செய்யப்பட்ட குறிப்பிட்ட பருமனளவான அப் பொருளின் எடைக்கும்அதே பருமனளவான ஹைட்ரஜனின் எடைக்கும் உள்ள விகிதத் தொடர்பே ஆகும். எனவே, ஒப்படர்த்தி என்பது மடங்குத் தொகையை விளக்கும் எண் என்றறியலாம். ஒப்படர்த்தியே ஆவி அடர்த்தி என்ற மாற்றுப் பெயரிலும் கையாளப் படுகிறது.

ஆவியடர்த்திக்கும் மூலக்கூற்று எடைக்குமுள்ள தொடர்பை அடிப்படையாகக்கொண்டு ஒரு பொருளின் மூலக்கூற்று எடையை எவ்வாறு நிர்ணயிக்கலாம் என்று இப்போது காணலாம்.

(1) ரெனால்ட் முறை (Regnault's method): ஒரு குறிப்பிட்ட பருமனளவான வாயுவை எடையிட்டு அந்த அளவீட்டிலிருந்து திட்ட-வெப்ப-அழுத்த நிலையில் அவ் வாயு கொண்டிருக்கும் பருமனளவைக் கணக்கீடு செய்தால் அதன் மூலமாக 22·4 லிட்டர் பருமனளவான வாயுவின் எடையை அறியலாம். இதுவே அவ் வாயுவின் மூலக்கூற்று எடை என்றறிவோம்.

எல்லா வகையாலும் ஒரேமாதிரியான இரண்டு கண்ணடிக் கோளங்களை உலரச்செய்து உள்ளிருக்கும் காற்றை உரிய சாதனங்கள் கொண்டு வெளியேற்றி வெறுமையாக்கவும். இரண்டு கோளங்களையும் உணர்வு நுட்பமான ஒரு தராசின் துலாக்கோலின் முனைகளில் தொங்கவிடவும். கோளங்கள் ஒரே மாதிரியானவை என்பதனால் அவற்றின் எடையில் வேறுபாடு இருக்காது; நுட்ப அளவில் சிறிதளவே வேறுபாடு தெரிந்தாலும் தேவையான நுண்ணெடைகளிட்டுச் சமன் செய்யவும். பின்னர் எந்த வாயுவின் மூலக்கூற்றின் எடை அறியப்பட வேண்டுமோ அதனை ஒரு கோளத்தினுள் நிரப்பி

வாயுவின் அழுத்த அளவையும் வெப்ப நிலையையும் குறித்துக் கொள்ளவும். வாயு நிரப்பப்பட்டதால் கோள எடை அதிக மாகிறது. தேவையான எடைகளைத் துலாக்கோலின் மறு முனைத் தராசுத் தட்டிலிட்டுத் துலாக்கோலைச் சமன் செய்ய வும். இவ்வாறு சமன் செய்ய எவ்வளவு எடை தேவைப் பட்டதோ அதுவே அவ் வாயுவின் எடையாகும்.



படம் 8

வாயு நிரப்பப்பட்ட கோளத்தை மீண்டும் வெளியி லெடுத்து நீரிட்டு நிரப்பவும் (வாயு நீரில் கரையும் இயல் புள்ளதாக இருந்தால் வாயுவை அறவே வெளியேற்றிவிட்டு நீரிட்டு நிரப்புக). இப்போது எடையிட்டு துலாக் கோலின் இரு முனைகளையும் சமன் செய்வதனால் கோளத்தி னுள் நிரப்பப்பட்ட நீரின் எடை தெரியவரும். சூழ்ந்துள்ள வெப்பநிலையில் நீரின் அடர்த்தியைத் தனிப்பட்ட முறையில் அளவிட்டு அதன் மூலமாகக் கோளத்தினுள் நிரப்பப்பட்ட நீரின் பருமனளவைக் கணக்கிடவும்.

$$\text{பருமனளவு} = \frac{\text{எடை}}{\text{அடர்த்தி}}$$

இச் சோதனையின்பொழுது இருந்த வெப்பநிலை, அழுத்தம் முதலிய அளவீடுகளிலிருந்து அவ்வாவு திட்ட-வெப்ப-அழுத்த நிலையில் (760 மி.மீ. அழுத்தமும் 0°C வெப்பநிலையும்) எப் பருமனளவைக் கொள்ளும் என்பதை

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$$

என்ற சமன்பாட்டின் மூலம் உரிய முறையில் கணக்கிட்டு விடலாம். கோளத்தினுள் அடைக்கப்பட்டிருந்த வாயுவின் எடையை ஏற்கெனவே அறிந்திருப்பதால் வாயுவின் தனித்த அடர்த்தியை, தி-வெ-அ- நிலையில் ஒரு லிட்டர் வாயுவின் எடையை, எளிதில் நிர்ணயித்துவிடலாம்.

கிராம்-மூலக்கூற்றுப் பருமனளவான 22·4 லிட்டர் வாயுவின் எடை எதுவோ அதுவே அவ் வாயுச் சேர்மத்தின் மூலக் கூற்று எடையாகும்.

விளக்கக் கணக்கு: ரெனல்ட்டு முறைப் பரிசோதனையின் போது பயன்படுத்தப்பட்ட கோளத்தின் பருமனளவு **1·24லிட்டர் 25°C** வெப்பநிலையிலும், 750மி.மீ. அழுத்தத்திலும் கோளத்தினுள் நிரப்பப்பட்ட ஒரு வாயுச்சேர்மத்தின் எடை 1·3 கி. எனில் அச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடை என்ன ?

வாயுவின் வெப்பநிலை $= 25°C.$

$= 273+25=298°A$

வாயுவின் அழுத்தம் $= 750$ மி. மீ.

இச் சூழலில் வாயுவின் பருமனளவு $= 1·24$ லி.

குறித்த-வெப்ப-அழுத்த நிலையில் வாயுவின்பருமனளவு $= \frac{P_o V_o}{T_o} = \frac{PV}{T}$

$= \frac{760 \times V_o}{273} = \frac{750 \times 1·24}{298}$

$V_o = \frac{750 \times 1·24 \times 273}{760 \times 298}$

$= 1·121$ லி.

1·121 லி. வாயுவின் எடை $= 1·3$ கி.

22·4 லி. ,, ,, $= \frac{1·3}{1·121} \times 22·4$

$= 25·96$

∴ வாயுச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடை $= 25·96.$

(2) **கீழ்ச்செறிவு வரம்பு முறை** (Limiting Density method): ஒரு பொருள் ஓர் அலகுப் பருமனளவில் என்ன எடை கொண்டிருக்கிறதோ, அதனை அப் பொருளின் செறிவு அல்லது அடர்த்தி என்கிறோம். திண்ம, நீர்மப் பொருட்களின் செறிவு பெரும்பாலும் அழுத்த மாறுதலாலும் வெப்பநிலை மாறுதலாலும் குறிப்பிடத்தக்க மாற்றம் எதுவும் பெறுவதில்லை.

ஆனால் வாயுப் பொருட்களின் செறிவு அழுத்த வெப்பநிலை மாறுதல்களுக்கு ஏற்ப மாறுகிறது. எனவே, வாயுக்களின் செறிவைக் குறிப்பிடும்பொழுது வெப்பநிலையையும் அழுத்த அளவையும் குறிப்பிடவேண்டியது அவசியமாகிறது. இந்தக் கட்டுப்பாடுகளுக்குட்பட்டு வாயுவின் செறிவைப் பின்வருமாறு குறிக்கலாம் : 'குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில், ஓர் அலகளவான அழுத்தத்தில் ஓர் அலகுப் பருமனளவான வாயு கொண்டிருக்கும் எடையே அவ் வாயுவின் செறிவாகும்'.

குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் P அழுத்தத்தில் V லிட்டர் வாயுவின் எடை W எனக் கொள்வோம்.

$$P \text{ அழுத்தத்தில் வாயுவின் செறிவு} = \frac{W}{V}$$

$$1 \quad ,, \quad ,, \quad ,, \quad = \frac{W}{PV}$$

ஆக, எந்த அழுத்தத்திலும் $\frac{W}{PV}$ என்பது ஓர் அலகுப் பருமனளவான வாயு ஓர் அலகு அழுத்தத்தில் வாயு கொண்டிருக்கும் செறிவைக்குறிக்கிறது. வாயுக்களின் இயக்கப்பண்புக் கொள்கையின்படி PV என்பது மாறிலியாகும். வாயுவின் எடை W எந்நிலையிலும் மாறுவதில்லை என்பதனால், $\frac{W}{PV}$ என்பதுவும் மாறிலியே. ஆனால் PV என்பது மாறிலியாக அமைவது எப்போது ? பாயில் விதி (Boyle's law) யை முற்ற முழுக்க அனுசரிக்கும் சீர்மை வாயுக்கள் சம்பந்தப்பட்ட அளவில்தான் அழுத்தமும் பருமனளவுகொள்ளும் பெருக்குத் தொகை மாறிலியாக இருக்கும். சாதாரண நிலையில் எந்த வாயுவும் பாயில் விதியை அனுசரிப்பதில்லை என்பதை அறிவோம். இந் நிலையில் வாயுக்களின் செறிவைக் கணக்கிடுவதில் திருத்தம் தரவேண்டியது அவசியமாகிறது.

அழுத்த அளவு குறையக் குறைய வாயுக்கள் சீர்மைத் தன்மை கொள்கின்றன. வாயுக்களின் அழுத்தநிலை சூன்யம் என்னும்அளவிற்கு அடிநிலையில் அவ்வாயுக்கள் முழு அளவில் சீர்மைத் தன்மை பெறுகின்றன. எனவே, அழுத்த அளவில் இத்தகைய அடிநிலையில் கணிக்கப்படும் வாயுச் செறிவு துல்லியமானதாக இருக்கும். P அடிநிலையை அடைந்து அதன் உடன் விளைவாக V அடையும் மாற்றத்தை P_o என்றும் V_o என்றும் கொள்வோம். இப்போது $P_o V_o$ மாறிலி என்பது

தெளிவாகிறது. இவ்வாறான கீழ்வரம்பில் அமைந்த நிலையில் வாயுவின் செறிவு மாறுநிலை கொள்கிறது. $\frac{m}{P_o V_o}$ என்பதான இந்த மாறாச் செறிவு நிலையை கீழ்ச் செறிவு வரம்பு என்றழைக்கிறோம். இந் நிலையில் அமைந்த செறிவு துல்லியமானது என்பதனால் இதனைக்கொண்டு கணக்கிடப்படும் வாயுவின் மூலக்கூற்று எடை துல்லியம் மிக்கதாக இருக்கும்.

ஓர் அழுத்த அளவில் (760 மி. மீ. பாதரச அழுத்தம்) கணக்கிடப்பட்ட PV யின் அளவு $P_1 V_1$ என்று குறிக்கப்படுமானால் $\frac{m}{P_1 V_1}$ என்பது அந் நிலையில் வாயு கொண்டிருக்கும் செறிவைக் குறிக்கும். இதனை இயல்புச் செறிவு எனலாம். இயல்புச் செறிவையும் கீழ்நிலைச் செறிவு வரம்பையும் பின்வருமாறு தொடர்புபடுத்தலாம்.

$$\frac{m}{P_o V_o} = \frac{m}{P_1 V_1} \times \frac{P_1 V_1}{P_o V_o}$$

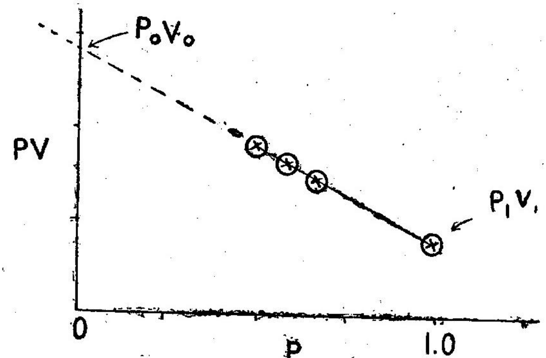
அதாவது,

$$\text{கீழ்ச்செறிவு வரம்பு} = \text{இயல்புச்செறிவு} \times \frac{P_1 V_1}{P_o V_o}$$

இயல்புச் செறிவைத் தனியாக, சோதனைகள் மூலம் கணக்கிட்டுக் கொண்டால் $\frac{P_1 V_1}{P_o V_o}$ அளவை உரிய பரிசோதனைகளைக் கொண்டு கண்டறிந்து கீழ்ச்செறிவு வரம்பை அறியலாம். இவ் விகித அளவைப் புள்ளியிட்டு நீட்டு முறையால் அறியலாம்.

புள்ளியிட்டு நீட்டுமுறையைப் பின்வருமாறு செயற்படுத்தலாம். அம்மோனியா வாயுவை மாதிரிக்காகக் கொள்வோம். அம்மோனியாவின் செறிவைப் பல அழுத்த நிலைகளில் கண்டறியவும் (குறைந்த அழுத்த நிலைகளில் வாயுக்கள் இலட்சியத் தன்மையுடன் இயங்குகின்றன என்பதனால் அழுத்த நிலைகள் அனைத்தும் ஓர்அழுத்த நிலைக்குக் கீழானவையாகவே இருக்கட்டும்). இச் செறிவை PV அளவுகளாகக் கணக்கிட்டு வரைபடத்தில் குறிக்கவும். வெவ்வேறு அழுத்தங்களில் வாயுவின் பருமனளவுகள் கணக்கிடப்பட்டு அவற்றின் தனித் தனிப் பெருக்குத் தொகைகளாக P_1V_1, P_2V_2, P_3V_3............ என வரைபடத்தில் புள்ளிகளாகக் குறிக்கவும்.

புள்ளிகள் ஒரே நேர்க்கோட்டில் அமைவதைஅறியலாம். புள்ளியிட்டுக் கிடைத்த நேர்க்கோட்டை நீட்டித்தால் அது நிலை - அச்சை ஓரிடத்தில் தொடுவதைக் குறித்துக்கொண்டு



படம் 9

அதுவே P_0V_0 என்பதறிக. அழுத்தத்தின் அடிநிலையான P_0 அழுத்தத்தில் வாயு கொண்டிருக்கும் பருமனளவான V_0 கொண்டமைந்த பெருக்குத் தொகையால் P_0V_0 என்பதனை அத் தொடுபுள்ளி குறிப்பதை உணரலாம்.

வரை படம் மூலமாகக் கிடைக்கும் $\frac{P_1V_1}{P_0V_0}$ விகித அளவை,

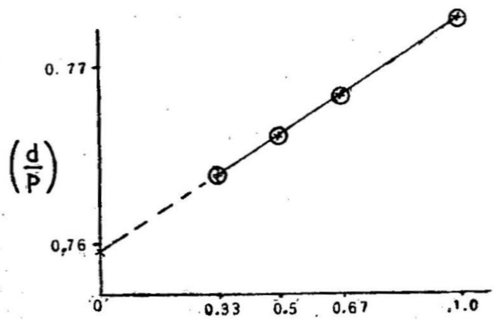
கீழ்ச்செறிவு வரம்பு $=$ இயல்புச் செறிவு $\times \frac{P_1V_1}{P_0V_0}$ என்ற சமன்பாட்டில் அமைத்து வாயுவின் கீழ்ச்செறிவு வரம்பை நிர்ணயிக்கலாம்.

கீழ்ச்செறிவு வரம்பை மற்றொரு முறையாலும் நிர்ணயிக்கலாம். பல்வேறு அழுத்தங்களில் வாயுவின் அடர்த்தியைக் கண்டறியவும். அழுத்தத்தில் மாறுதல் ஏற்படுகையில் வாயுவின் செறிவு மாறுபடும் என்பதறிவோம். ஒவ்வொரு அளவீட்டையும் முறைப்படுத்தி $\frac{W}{PV}$ என்பதைக் குறிக்கும் $\frac{d}{P}$ என்னும் அளவுக்கு மாற்றிக்கொள்ளவும். இதில் d என்பது வாயுவின் செறிவையும் p என்பது இச் செறிவு நிர்ணயிக்கப்பட்டபோது வாயு கொண்டிருந்த அழுத்தத்தையும் குறிக்கும். இவ்வாறு பல நிலைகளில் தனித்தனியே சோதனையிட்டு $\frac{d_1}{p_1}$, $\frac{d_2}{p_2}$, $\frac{d_3}{p_3}$ ....என்று கணக்கிட்டுக் கொள்ளவும்.

மோன்ஸ், சாங்க்கோ ஆகியோர் நிகழ்த்திய பரிசோதனை களின் விளைவாக அம்மோனியாவின் செறிவு பல அழுத்த நிலைகளில் பின்வருமாறு அமைந்ததைக் கண்டறிந்தார்கள்.

p	$\frac{d}{p}$
1	0·77169
0·667	0·76773
0.5	0·76585
0·33	0·76383

இந்த விவரங்களை ஒரு வரைபடத்தில் புள்ளியிட்டுக் குறித்தால் அப் புள்ளிகள் அனைத்தும் ஒரே நேர்கோட்டில் அமைவதைக் காணலாம்.



படம் 10

இப் புள்ளிகள் கொண்டமைந்த நேர்க்கோட்டை நீட்டித் தால் அக்கோடு நிலை - அச்சைத் தொடுவதை அறியலாம். இத் தொடுபுள்ளி கிடக்கை - அச்சின்படி கணக்கிட்டால் அழுத்தத்தின் அடி நிலை, P°யைக் குறிப்பதை அறியலாம். இத் தொடுபுள்ளி குறிக்கும் $\frac{d}{p}$ என்பது கீழ்ச் செறிவு வரம்பு என்பதனையும் அறியலாம்.

அம்மோனியாவின் கீழ்ச்செறிவு வரம்பைக் கண்டறிந்தது போலவே ஆக்ஸிஜனின் கீழ்ச்செறிவு வரம்பை அறியலாம். வாயுக்களின் மூலக்கூற்று எடைகள் அமையும் விகிதங்களின்படியே அவற்றின் கீழ்ச் செறிவு வரம்புகளின் விகிதங்கள் அமைகின்றன. எனவே, ஆக்ஸிஜனின் மூலக்கூற்று எடை 32 என்று கொண்டால் அம்மோனியாவின் மூலக்கூற்று எடையைக் கணக்கிட்டுவிடலாம். பரிசோதனைகளின் மூலமாக ஆக்ஸிஜனின் கீழ்ச்செறிவு வரம்பு 1.42761 கி./லி. எனவும் அம்மோனியாவின் கீழ்ச்செறிவு வரம்பு 0·759877 கி./லி. எனவும் கணக்கிடப்பட்டிருக்கின்றன. எனவே,

$$\frac{\text{அம்மோனியா மூலக்கூற்று எடை}}{32} = \frac{0.759877}{1.42761}$$

$$\text{அம்மோனியா மூலக்கூற்று எடை} = \frac{0.759877}{1.42761} \times 32$$

$$= 17 \cdot 03272$$

மந்த வாயுக்களான ஹீலியம், நியான், ஆர்கான் போன்றவற்றின் மூலக்கூற்று எடைகளை இம்முறையால் துல்லியமாக நிர்ணயிக்கலாம்.

பரவல் திறன் மூலமாக மூலக்கூற்று எடை அறிதல் (Rate of Diffusion of gases method) : தாமஸ் கிரஹாம் கொள்கையின்படி, 'ஒரு வாயுவின் பரவல் தகவு அதன் ஆவியடர்த்தியின் இருமடி மூல எதிர் விகித அளவில் அமையும்'. இரண்டு வாயுக்களைப் பரவல் முறைக்கு உட்படுத்தும்போது அவற்றின் ஆவியடர்த்திகளுக்கு ஏற்பப் பரவல் தகவுகள் அமைகின்றன. ஒரே வெப்ப - அழுத்த நிலையில் இரண்டு வாயுக்களை ஒப்பிடும்போது, அதிக ஆவியடர்த்தி கொண்ட வாயு தாமதப்பரவலுக்கும், குறைந்த ஆவியடர்த்திகொண்ட வாயு விரைவுப் பரவலுக்கும் உள்ளாகின்றன. இருமடி மூல எதிர்விகிதத்தையும், பரவல் தகவுக்கும் தொடர்பு ஏற்படுத்தினுல் இரண்டு வாயுக்களையும் பின்வருமாறு குறிப்பிடலாம்.

$$\frac{\text{வாயு } A\text{-ன் பரவல் தகவு}}{\text{வாயு } B\text{-ன் பரவல் தகவு}} = \frac{\sqrt{\text{வாயு } B\text{-ன் ஆவியடர்த்தி}}}{\sqrt{\text{வாயு } A\text{-ன் ஆவியடர்த்தி}}}$$

ஆனுல் அவாகாட்ரோவின் கொள்கையின்படி,

$$\text{ஆவியடர்த்தி} = \frac{\text{மூலக்கூற்று எடை}}{2}$$

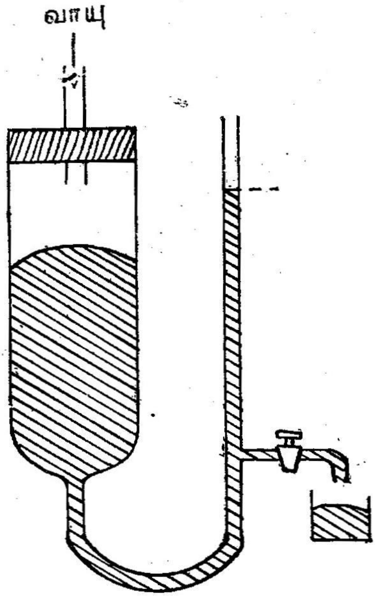
$$\therefore \frac{\text{வாயு } A\text{-ன் பரவல் தகவு}}{\text{வாயு } B\text{-ன் பரவல் தகவு}} = \sqrt{\frac{\text{வாயு } B\text{ன் மூலக்கூற்று எடை}/2}{\text{வாயு } A\text{ன் மூலக்கூற்று எடை}/2}}$$

$$= \sqrt{\frac{\text{வாயு } B\text{ன் மூலக்கூற்று எடை}}{\text{வாயு } A\text{ன் மூலக்கூற்று எடை}}}$$

இத் தொடர்பைப் பயன்படுத்தி வாயுக்களின் மூலக் கூற்று எடைகளைக் கணக்கிட முடியும். ஒப்பிடப்படும் இரண்டு வாயுக்களில் ஒன்றின் மூலக்கூற்று எடை ஏற்கெனவே அறியப்பட்டிருக்குமானுல் இரண்டு வாயுக்களின் பரவல் தகவுகளைப் பரிசோதனை மூலம் கணக்கிட்டு, அவற்றை ஒப்பிட்டு மற்ருெரு வாயுவின் மூலக்கூற்று எடையைக் கணக்கிட முடியும்.

பரிசோதனை வசதியான அளவீடுகளுக்கு, வாயுக்களின் ஊடுருவல் திறன் அளவுகளை ஒப்பிடலாம். நிலையானதொரு வெப்ப-அழுத்தத்தில் ஒரே பருமனளவான இரண்டு வாயுக் களைக் குறுகிய துளை வழியே ஊடுருவச் செய்தால் அவ் வாருன ஊடுருவல் வெவ்வேருன இடைவேளைகளில் நடை பெறுகின்றன. அவ்வவற்றின் ஆவியடர்த்திகளுக்கு ஏற்ப கால இடைவேளை வேறுபாடு கொள்கிறதென்பது இதன் குறிப்பாகும். இக் கால அளவீடுகளை ஒப்பிடுவதனுல் வாயுக்களின் ஊடுருவல் தகவுகளின் விகிதம் நேரடியாகவும் அதை அடிப்படையாகக் கொண்டு பரவல் தகவுகளின் விகிதமும் கிடைக்கப் பெறுகின்றன. இத் தகவு விகிதத்தை மூலக்கூற்று எடைகளின் விகிதத்துடன் ஒப்பிட்டுத் தேவை யான வாயுவின் மூலக்கூற்று எடையை நிர்ணயித்து விடலாம்.

ஊடுருவல் தகவை உரிய பரிசோதனை நிகழ்த்தி அறியலாம். இதற்கெனப் பயன்படும் ஆய்கருவி U-வடிவான கண்ணுடிக் குழாய் ஆகும். ஒருபுறத்துக் குழாயைவிட மறு புறத்துக் குழாய் அகன்றதாக அமைந்திருக்கும். அகன்ற குழாயை அடைப்பானுல் மூடிவிடவும். அடைப்பானுக்கு உரிய அளவு துளையிட்டு கண்ணுடிக் குழலைச் செருகவும். இக் குழலின் ஒரு முனையில் நுண்துளை மலிந்த பீங்கானை இடைத்திரை (diaphram) யாக அமைக்கவும். குழலின் மறு முனையான மேல்முனையை வாயுக் கொள்கலனுடன் இணைத்து விடவும். குழாயில் தேவையான அளவு பாதரசம் கொண்டு



படம் 11

நிரப்பிக்கொள்ளவும். குறுகிய குழாய்ப் பகுதியில் பாதரச மட்டத்தைக் குறித்துக்கொள்க.

முதலில் குழலினூடே குறிப்பிட்ட பருமனளவினதான வாயு Aயை நுண் துளைகளினூடே ஊடுருவச் செய்யவும். ஊடுருவிய வாயு தன் அழுத்தத்தினால் பாதரசத்தைக் கீழ்நோக்கி அழுத்துகிறது. இதன் விளைவாகக் குழாயின் மறுபகுதியில் பாதரச மட்டம் உயர்கிறது. மட்ட நிலையை தொடக்க நிலைக்குக் கொண்டுவர குழாயின் அடிப்புறத்தில் இணைக்கப்பட்டுள்ள போக்குக் குழாய் வழியே தேவையான பாதரசத்தை அவ்வப்போது வெளியேற்றிக்கொண்டிருக்கவும். குறிப்பிட்ட கால இடைவேளைக்குள் வெளியேற்றப் படும் பாதரசத்தை எடையிட்டுக்கொள்ளவும்.

இதே பரிசோதனையை மற்றொரு வாயு Bஐக் கொண்டு நிகழ்த்தவும். முன்பமைந்த வெப்ப-அழுத்த நிலை அமைய வேண்டியது முக்கிய நிபந்தனையாகும். முன்பு குறிப்பிட்ட அதே பருமனளவான வாயு B ஊடுருவுவதற்கான கால இடைவேளையைக் குறித்துக்கொள்ளவும்.

ஒரே பருமனளவான இரண்டு வாயுக்களும் ஊடுருவுவதற்கான கால இடைவேளைகள் At என்றும், Bt என்றும் கொள்க.

$$\frac{At}{Bt} = \frac{A\text{யின் ஊடுருவல் தகவு}}{B\text{யின் ஊடுருவல் தலவு}}$$

$$= \frac{A\text{யின் பரவல் தகவு}}{B\text{யின் பரவல் தகவு}}$$

ஆனால், $\dfrac{A\text{யின் பரவல் தகவு}}{B\text{யின் பரவல் தகவு}} = \dfrac{\sqrt{B\text{யின் மூலக்கூற்று எடை}}}{\sqrt{A\text{யின் மூலக்கூற்று எடை}}}$

$$\frac{At}{Bt} = \frac{\sqrt{B\text{யின் மூலக்கூற்று எடை}}}{\sqrt{A\text{யின் மூலக்கூற்று எடை}}}$$

இத் தொடர்பினால் ஏதேனும் ஒரு வாயுவின் மூலக்கூற்று எடை தெரிந்தால் மற்றொன்றின் மூலக்கூற்று எடையைக் கணக்கிடலாம்.

விளக்கக் கணக்கு: 200 க. செ. மீ. பருமனளவான சல்ஃபர் டை ஆக்சைடு நுண்துளைக் கருவியில் ஊடு பரவ 32.8 செகண்டுகள் கால இடைவேளை கொள்கிறது. அதே பருமனளவான மற்றொரு வாயு முன்னமைந்த நிலையிலேயே ஊடு பரவ 16.2 செகண்டுகள் கால இடைவேளை கொள்கிறது. சல்ஃபர் டை ஆக்சைடின் மூலக்கூற்று எடை 64 எனக் கொண்டால் மற்றொரு வாயுவின் மூலக்கூற்று எடை என்ன?

$$\frac{SO_2\text{ வாயுவின் ஊடுருவல் தகவு}}{\text{மற்றொரு வாயுவின் ஊடுருவல் தகவு}} = \frac{32.8}{16.2}$$

$$\therefore \frac{SO_2\text{ வாயுவின் பரவல் தகவு}}{\text{மற்றொரு வாயுவின் பரவல் தகவு}} = \frac{32.8}{16.2}$$

$$\frac{SO_2\text{ வாயுவின் பரவல் தகவு}}{\text{மற்றொரு வாயுவின் பரவல் தகவு}} = \frac{\sqrt{\text{மற்றொரு வாயுவின் மூலக்கூற்று எடை}}}{\sqrt{SO_2\text{ வாயுவின் மூலக்கூற்று எடை}}}$$

$$\frac{32.8}{16.2} = \frac{\sqrt{\dfrac{\text{ம. வா. மூலக்கூற்று}}{\text{எடை}}}}{\sqrt{64}}$$

$$\frac{(32.8)^2}{(16.2)^2} = \frac{\text{ம.வா.மூலக்கூற்றுஎடை}}{64}$$

$$\therefore \text{ மற்றொரு வாயுவின் மூலக் கூற்று எடை } = \frac{64 \times (32.8)^2}{(16.2)^2}$$

$$= 262.4$$

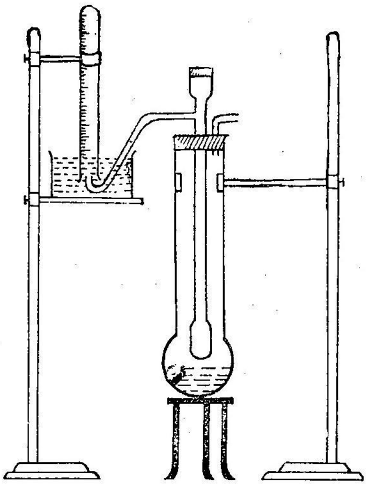
ஆவி அடர்த்தியைக் கணக்கிடுதல் (Determination of Vapour Density): சாதாரண வெப்பநிலையில் வாயு நிலையிலுள்ள பொருட்களின் மூலக்கூற்று எடையை நிர்ணயிக்கும் முறைகளை இதுவரை கண்டோம். எளிதில் ஆவியாகும் (volatile) தன்மை கொண்ட திண்ம, நீர்மப் பொருட்களின் மூலக்கூற்று எடைகளைக் கணக்கிடச் சில முறைகளைக் கையாளலாம். சாதாரண வெப்பநிலையில் மாறுபட்ட நிலையில் இருந்தாலும் சூடுபடுத்தப்பட்ட உயர் வெப்பநிலையில் அவை அடையும் ஆவி நிலையைப் பரிசீலனை செய்வதால் கிடைக்கப்பெறும் ஆவியடர்த்தி மூலமாக மூலக்கூற்று எடையைக் கணக்கிடலாம். ஆனால் அவ்வாறு உயர் வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்தப் படும்பொழுது மூலக்கூறுகள் சிதைவுறாமல் இருக்கின்றனவா என்பதைக் கவனப்படுத்திக் கொள்ளவேண்டும்.

ஆவியடர்த்தி $\times$ 2 = மூலக்கூற்று எடை என்பதான தொடர்பைப் பயன்படுத்திப் பின்வரும் முறைகளால் மூலக் கூற்று எடைகளை நிர்ணயிக்கலாம்.

விக்டர் மேயர் முறை (Victor Meyer's method): எளிதில் ஆவியாகும் இயல்புடைய பொருட்களை ஆவி நிலைப் படுத்தி அதன் அடர்த்தியைக் கணக்கிடும் முறையை **விக்டர் மேயர் அறிமுகப்படுத்தினர்.** குறிப்பிட்ட எடை யுடைய பொருளை விக்டர் மேயர் ஆய்கருவி மூலம் எளிதில் ஆவியுறச்செய்து, அந்த ஆவி இடம் பெயரச்செய்யும் காற்றின் பருமனளவைக் கொண்டு ஆவியடர்த்தியைக் கணக் கிடலாம்.

விக்டர் மேயர் ஆய்கருவியின் முக்கிய உறுப்பு ஒரு நீண்ட கண்ணாடிக் குழாயாகும். அதன் அடிப்பாகம் நீண்ட குமிழ் வடிவம் கொண்டதாக அமைந்திருக்கும். குழாயின்மேல் பகுதியான கழுத்துப்பகுதியில் பக்கவாட்டமாக ஒரு போக்குக்

குழாய் அமைந்திருக்கும். குழாயின் வாய்ப்பகுதியை மூடவோ திறக்கவோ வசதியுடையதான அடைப்பான் பொருத்தப்பட்டிருக்கும். பக்கவாட்டிலுள்ள போக்குக் குழாயின் முனை ஓர் அகன்ற தொட்டியில் உள்ள நீரில் அமைந்துள்ள துளை பீடத்துடன் இணைந்திருக்கும். துளைபீடத்தை மேடையாகக் கொண்டு வாயு சேகரிக்கும் யூடியாமீட்டரை (Eudiometer) நிறுத்திவைக்கும் வசதி செய்துகொள்ளலாம். குழாயின் அடிப்பகுதியான குமிழ்ப் பகுதியின் உட்புறத்தில் சிறிதளவு பருத்திப் பஞ்சு அல்லது கல்நார்ப் பஞ்சு வைக்கப்பட வேண்டும்.



படம் 12

குழாயின் கழுத்துப் பகுதியையும் குமிழ்ப் பகுதியையும் மற்றோர் அகன்ற கண்ணாடி உறையினுள் பாதுகாப்பாக வைக்கவும். இந்த உறைகலத்தினுள் நீர்மம் ஒன்றை எடுத்துக் கொள்வதற்கும் அந்த நீர்மம் கொதிக்கும் நிலையில் அதன் ஆவி வெளியேறுவதற்கு வாய்ப்பாக வெளிப்போக்குக் குழாயும் அமைத்து வசதி செய்துகொள்ளுதல் வேண்டும்.

ஆய்கருவியை உரிய முறையில் தொகுத்து ஆய்வுக்குத் தயார் செய்யவும். நீரால் நிரப்பப்பட்ட யூடியாமீட்டரைப் போக்குக் குழாயின் முனை உள் நுழைக்கப்பட்ட நிலையில் துளைமேடைமீது நிறுத்தவும். எந்த நீர்மச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடை நிர்ணயிக்கப்படவேண்டுமோ அதன் கொதிநிலையைவிடச் சுமார் 20°C அதிகக் கொதிநிலையுடைய

நீர்மத்தை அகன்ற உறைகலத்தில் தேவையான அளவு எடுத்துக்கொண்டு வெளிப்போக்குக் குழாய் பொருத்தப் பட்ட அடைப்பானல் நன்கு மூடிவிடவும்.

மூலக்கூற்று எடை அறியப்படவேண்டிய நீர்மத்தின் சிறி தளவை ஏற்கனவே எடையிடப்பட்ட விக்டர்மேயர் குப்பியில் எடுத்து அடைப்பானல் மூடிவிடவும். மீண்டும் குப்பியை அதன் உள்ளடக்கத்துடன் எடையிட்டு எடுத்துக் கொள்ளப்பட்டநீர்மத்தின் எடையைக் கணக்கிட்டுக்கொள்க. அதன் எடை m கிராம் என்க.

வெளிப்புறக் கலத்தில் உள்ள நீர்மத்தைச் சூடேற்றுக. சூட்டுநிலை உருவானதும் குமிழிப் பகுதியிலும் கழுத்துப் பகுதியிலும் அடங்கியிருந்த காற்று வெப்ப உயர்வினுல் பரும னளவில் விரிவடைகிறது. இதனுல் உள்ளிருக்கும் காற்றின் ஒரு பகுதி மறு பகுதியை வெளித் தள்ளுகிறது. வெளித் தள்ளப்பட்ட காற்று போக்குக்குழாய் வழியே யூடியா மீட்டரை அடைந்து நீரின் கீழ்முகப்பெயர்ச்சி முறையில் சேகரமாகிறது. நீர்மத்தின் கொதி நிலையில் வெப்பச் சூழலை வைத்திருந்து எவ்வளவு காற்றை வெளித்தள்ள முடியுமோ அவ்வளவையும் போக்குக்குழாய் மூலமாக வெளியேற்றி விடலாம். குழாயினுள் அமைந்திருக்கும் காற்று இதனினும் விரிவடைய வாய்ப்பில்லை என்பதனுல் யூடியாமீட்டரில் நீரின் கீழ்முகப் பெயர்ச்சி ஒரு குறிப்பிட்ட நிலைக்குப் பின்னர் நிகழ்வதில்லை. இந்நிலை எட்டியதும் உறுதியானவுடன் யூடியா மீட்டரில் நிரம்பிய காற்றை வெளியேற்றிவிட்டு அதனை முழுதும் நீரால் நிரப்பி ஆய்வுக்குத் தயார் செய்யவும்.

குழாயின் அடைப்பானை நீக்கி வழி திறந்து ஆய்வுக்குரிய நீர்மம் அடங்கிய குப்பியைப் போட்டுவிட்டு, இடைவேளை அதிகம் தராமல் உடனடியாகக் குழாயை நன்கு மூடிவிடவும். குப்பி போடப்படுவதால் குழாயின் குமிழிப்பகுதி உடைந்து விடக்கூடாதென்ற தற்காப்பை முன்னிட்டே அடிப்புறத்தில் பஞ்சு வைக்கப்பட்டது என்பதறிக. அதிக வெப்பம் கொண்ட சூழ்நிலையில் குப்பியினுள் அடங்கியிருக்கும் நீர்மம் ஆவியுறுகிறது. ஆவி உருவாக்கும் அழுத்தத்தினுல் குப்பியின் அடைப்பானை நீக்கித் திறந்துகொண்டு ஆவி குமிழிப் பகுதியிலும் கழுத்துப் பகுதியிலும் படரத் தொடங்கு கிறது. இதனுல் ஏற்கெனவே அப் பகுதிகளிலிருந்த காற்று இடம்பெயரவேண்டியது அவசியமாகிறது. இவ்வாறு வெளித் தள்ளப்பட்ட காற்று போக்குக்குழாய் மூலமாக

யூடியாமீட்டரை அடைந்து நீரின் கீழ்முகப் பெயர்ச்சியின் மூலம் சேகரமாகிறது. தொடர்ந்து சிறிதுநேரம் இதே வெப்பச் சூழ்நிலையை வைத்திருப்பதனுல் எல்லா நீர்மமும் ஆவியாகி, அந்த ஆவியின் பருமனள்வு எவ்வளவோ அதற்குச் சமமான பருமனளவான காற்று வெளியேற்றப் பட்டு யூடியாமீட்டரைச் சேர்கிறது. மேற்கொண்டு காற்றுச் சேகரம் நிகழாது என்று உறுதிப்பட்டதும் குப்பியினுள் எடுத்துக் கொள்ளப்பட்ட நீர்மம் முழுதும் ஆவியாகிவிட்ட தென்று உறுதி கொள்ளலாம்.

சேகரிக்கப்பட்ட காற்றின் பருமனளவு வெளிக்காற்றழுத்த நிலையில் எந்தப் பருமனளவைக் கொண்டிருக்கும் என்றறிய பின்வரும் முறையைக் கையாளவேண்டும்.

ஓர் உயரமான கண்ணுடி ஜாடியில் நீர் நிரப்பிக்கொள்க. யூடியாமீட்டரின் அடிப்புற வாயைப் பெருவிரலால் இறுகப் பொருத்தி, உள்ளிருக்கும் நீர் ஒரு சிறிதும் கசிந்துவிடாத படி ஜாடி நீரினுள் எச்சரிக்கையுடன் யூடியாமீட்டரை இறக்கவும். ஜாடி நீர்மட்டமும், யூடியாமீட்டர் நீர்மட்டமும் ஒரு மட்டப்படும்படி மேலும் கீழும் ஏற்றியும் தாழ்த்தியும் வகை செய்துகொள்ளவும். இந் நிலையில் வெளிக்காற்றழுத்த மும், உள்ளிருக்கும் காற்றின் அழுத்தமும் ஒன்றே. யூடியா மீட்டரில் பருமன் அளவீடுகள் குறிக்கப்பட்டிருக்கும் என்பத ஞல் உள்ளிருக்கும் காற்றின் பருமனளவைக் கண்டறியலாம்.

உள்ளிருக்கும் காற்றின் பருமனளவு தெரிந்தாயிற்று. அக் காற்று உருவாக்கும் அழுத்தம் எவ்வளவு என்பதை அறிதல் வேண்டும். யூடியாமீட்டரில் நீர் இருப்பதனுல் உள் ளிருக்கும் காற்றுடன் சிறிதளவு நீராவியும் கலந்திருக்கும் என்பது தெரிந்த உண்மை. எனவே, அதனுள் இருக்கும் காற்றின் அழுத்தம் என்பது உலர் காற்றின் அழுத்தமும் நீராவியின் அழுத்தமும் சேர்ந்த கூட்டுத் தொகையாகும். இக் கூட்டு அழுத்தம்தான் வெளிக்காற்று அழுத்தத்திற்குச் சமமாக இருந்திருக்கிறது. எனவே, வெளிக் காற்றழுத்த அளவீட்டிலிருந்துநீராவிக்குரியஅழுத்த அளவீட்டைக்கழித்து விட்டால் உலர்காற்றுக் குரியதான அழுத்தம் மட்டும் எவ்வளவு என்று கணக்கிட்டுவிடலாம். ஆய்வு நிகழும் போது வெளிக் காற்றழுத்தம் எவ்வளவு என்பதைப் பார மானி மூலம் அறியலாம். இதை P மி. மீ. பாதரச அளவு எனக் கொள்வோம். ஒவ்வொரு வெப்பநிலையிலும் நீராவி குறிப்பிட்ட அழுத்தம்தான் கொண்டிருக்கும். இத்தகைய

அழுத்த அளவீடுகள் ஏற்கனவே சோதனைகள் மூலம் கண்டறியப்பட்டுத் தொகுக்கப் பெற்றுள்ளன. ஆய்வு நிகழ்த்தப் பட்ட வெப்பநிலையில் நீராவி அழுத்தத்தைக் குறித்துக் கொள்க. இதனை P மி. மீ. பாதரச அளவு எனக் கொள்வோம். எனவே, உலர் காற்றின் அழுத்தம் (P—p) மி. மீ. பாதரச அளவு என்றாகிறது.

ஆய்வின்போதைய 'தகவல்களைப் பின்வருமாறு பட்டியற் படுத்திக் கொள்ளலாம்.

விக்டர் மேயர் குப்பி எடை	$=w_1$ கி.
குப்பி+நீர்மம் எடை	$=w_2$ கி.
∴ நீர்மத்தின் எடை	$=(w_2-w_1)$கி.
	$=m$ கி.
யூடியாமீட்டரின் சேகரமான காற்றின் பருமனளவு (நீர்மத்திலிருந்து கிடைத்த ஆவியின் பருமனளவு)	$=V$ க.செ.மீ.
வெளிக்காற்றின் அழுத்தம்	$=P$ மி.மீ.
ஆய்வின்போதைய வெப்பநிலை	$=t^\circ C.$
	$=(273+t^\circ)A$
t°C வெப்பநிலையில் நீராவி அழுத்தம்	$=$p மி. மீ.
உலர் காற்றின் அழுத்தம்	$=(P-p)$ மி. மீ.

இந்த அளவீடுகள்மூலம் காற்றின் பருமனளவு திட்ட வெப்ப-அழுத்தத்தில் 0°C வெப்பநிலையிலும், 760 மி.மீ. பாதரச அளவிலும் - எவ்வளவு என்பதனை

$$\frac{P_0V_0}{T_0}=\frac{(P-p)V}{(273+t)}$$

என்ற சமன்பாட்டைப் பயன்படுத்திக் கணக்கிட்டு விடலாம். காற்றின் இப் பருமனளவு V_0 க. செ. மீ. ஆவியினுடைய தாகவும் இருக்கும் என்பது தெளிவு. இப் பருமனளவுடைய ஆவியின் எடை m என்பதை நினைவில் கொள்க.

மேற்கண்ட விவரங்களிலிருந்து நீர்மச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடையை இரண்டு வழிகளில் பெறலாம். அவற்றைத் தனித் தனியே அறிவோம்.

முதல்வழிப்படி, ஆவி அடர்த்தியைக் கணக்கிட்டு அதனை இரண்டால் பெருக்கினுல் கிடைக்கும் தொகை சேர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடையாக அமையும். ஆவியடர்த்தி என்பது ஒரே குழலில் குறிப்பிட்ட பருமனளவான ஓர் ஆவி கொண்டிருக்கும் எடைக்கும் அதே பருமனளவான ஹைட்ரஜன்

ஆவி கொண்டிருக்கும் எடைக்குமுள்ள விகிதத் தொடர்பே ஆகும்.

எனவே,

ஆவியடர்த்தி $= \dfrac{V_0 \text{ பருமனளவான ஆவியின் எடை (தி.வெ.அ.)}}{V_0 \text{ பருமனளவானஹைட்ரஜனின்எடை (தி.வெ.அ.)}}$

மூலக்கூற்று எடை $= 2 \times$ ஆவியடர்த்தி

இரண்டாவது வழிமுறையால் இதனினும் எளிதாக மூலக்கூற்று எடையைக் கணக்கிடலாம். திட்ட - வெப்ப அழுத்தத்தில் V_0 க. செ. மீ. பருமனளவான ஆவி கொண்டிருக்கும் எடை m கிராம். இதே சூழ்நிலையில் 22,400 க. செ. மீ. பருமனளவான ஆவி என்ன எடை கொண்டிருக்குமோ அதன் கிராம் அலகு நீங்கிய எண்ணே நீர்மச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடையாகும்.

V_0 க. செ. மீ. ஆவியின் எடை $= m$ கி.

22,400 ,, ,, $= \dfrac{m}{V_0} \times 22{,}400$ கி.

$\left(\dfrac{m}{V_0} \times 22{,}400\right)$ என்பது நீர்மச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்றுஎடை

விளக்கக் கணக்கு : விக்டர்மேயர் முறை ஆய்வின் போது 0.2 கிராம் எடையளவான நீர்மம் ஆவியாக்கப்பட்ட பொழுது 62.0 க. செ. மீ. காற்று வெளியேற்றப்பட்டதாகக் கணக்கிடப்பட்டது. அப்போதைய வெப்பநிலை 16°C; அழுத்தம் 771 மி. மீ. காற்றின்மீது சேகரிக்கப்பட்டது எனக் கொண்டால் நீர்மச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடையைக் கணக்கிடுக [16°C வெப்ப நிலையில் நீராவியின் அழுத்தம் = 13.62 மி. மீ.]

ஆய்வின்போதய வெப்பநிலை $= 16^\circ C$
$= (273+16)^\circ A$
$= 289^\circ A$

உலர்காற்றின் அழுத்தம் $= 771.00 - 13.62$
$= 757.38$ மி. மீ.

குறித்த-வெப்ப-அழுத்தத்தில் காற்றின் ஆவியின் பருமனளவு $= V_0$ க. செ. மீ.

வாயுச் சூத்திரத்தின்படி,

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$$

$$\frac{760 \times V_0}{273} = \frac{757.38 \times 62.0}{289}$$

$$V_0 = \frac{273 \times 757.38 \times 62.0}{760 \times 289}$$

$= 58.37$ க. செ. மீ.

58.37 க.செ.மீ. பருமனளவான ஆவியின் எடை $= 0.2$ கி.

22,400 ,, ,, $= \frac{0.2}{58.37} \times 22{,}400$

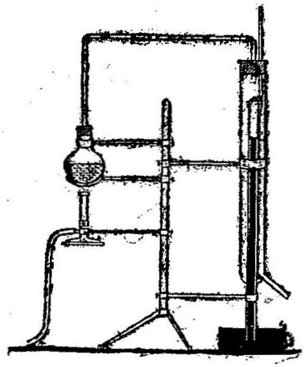
$= 76.74$ கி.

எனவே நீர்மச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடை $= 76.74$

ஹாஃப்மன் முறை (Hofman's method): முன்னதைவிட இம் முறை சீர்திருத்தம் பெற்றதாகும். சாதாரண சூழ்நிலையில் சில நீர்மங்கள் கொதிநிலையில் மூலக்கூறு நிலையினின்றும் மாறிப்பிரிகை (dissociation) உறுகின்றன. பிரிகையுற்ற நிலையில் பொருட்களின் ஆவியடர்த்தியை எளிதாகவும் நேரடியாகவும் கணக்கிட இயலாது. எனவே, இக் குறைபாட்டைத் தவிர்க்கும் மாற்று முறையாகஅழுத்தத்தைத்தாழ்த்தியநிலையில் நீர்மத்தை ஆவியுறச் செய்தால் பிரிகையுறுதல் தடுக்கப்படுகிறது. மேம்பாடுற்ற இம் முறையை ஹாஃப்மன் அறிமுகப் படுத்தினார். வெற்றிடப்படுத்தப்பட்ட பாரமானிக்குழாயில் பாதரசமட்டத்தில் ஏற்கெனவே எடையிடப்பட்ட நீர்மத்தைத் தக்க சூழ்நிலை அமைத்து ஆவியுறச்செய்து ஆவியடர்த்தியைக் கணக்கிடலாம். ஆவியின் பருமனளவையும் அழுத்த அளவையும் பாரமானிக் குழாயின் மூலம் நேரடியாகவே கண்டறியலாம் என்பது இம் முறையின் மற்றொரு மேன்மையாகும்.

ஹாஃப்மன் ஆய்கருவியின் (படம் 13) நடுவுறுப்பு நீண்ட குழாயினால் அமைந்த பாதரச பாரமானியாகும். இப்பாரமானியில் பருமனளவு அளவீடுகளும் அழுத்தநிலை அளவீடுகளும் குறிக்கப்பெற்றிருக்கும். பாதரசம் நிரம்பிய இக் குழாய் பாதரசக் கிண்ணம் ஒன்றில் நிறுத்தப்பட்டிருக்கும். குழாயைச் சூழ்ந்து உறையிடப்பட்டதுபோல் மற்றோர் அகலக்குழாய் பொருத்தப்படுகிறது. இந்த அகலக் குழாயின் மேல்முனை வேறொரு நீர்மம் அடங்கிய கொள்கலத்துடன் இணைக்கப்பட்டிருக்கும். கொள்கலத்திலுள்ள நீர்மத்தின் கொதிநிலை பரிசோதனைக்குட்படுத்தப்படும். நீர்மத்தின் கொதிநிலையை

விடச் சுமார் 20°C அதிகமுள்ளதாக அமைந்திருப்பதாக உ குழாயின் மேற்புற வாயை உள் போக்குக் குழாய், வெப்பமானி ஆகியன பொருத்தப்பட்ட அடைப் பானல் மூடிவிடவும்.



படம் 13

ஒடுக்க வடிவுடைய சிறு குப்பியை எடையிட்டுக் கொள்ள வும். பரிசோதனைக்குரிய நீர்மத்தின் சிறிதளவைக் குப்பியில் எடுத்துக் கொண்டு மீண்டும் குப்பியை அதன் உள்ளடக்கத்துடன் எடையிட்டு எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட நீர்மத்தின் எடையைத் துல்லியமாக அறியவும். பாரமானியின் பாதரச மட்டம் இருக்கும் நிலையைக் குறித்துக்கொள்ளவும். இது வெளிக் காற்றழுத்த நிலையுடையதாக இருக்கும் என்றறிக. பாரமானி யில் பாதரச மட்டத்திற்கு மேலிருக்கும் இடம் வெற்றிடம் என்பதை நினைவில் கொள்க.

நீர்மம் அடங்கிய குப்பியைத் தேவையான எச்சரிக்கை யுடன் கிண்ணத்திலுள்ள பாதரசத்தினுள் அமிழ்த்தி பாரமானிக்குழாயின் அடிப்புற வாயினூடு உட்செலுத்தவும். பாதரசத்தைவிட ஒப்படர்த்தி குறைவாக இருப்பதால் குப்பி குழாயிலுள்ள பாதரசத்தினூடு புகுந்து மிதந்து மேல் மட்டத்தை யடைகிறது.

இப்போது கொள்கலத்திலுள்ள நீர்மத்தைச் சூடாக்கி ஆவியுறச் செய்யவும். இந்த ஆவி உள்போக்குக் குழாய் வழியாக பாரமானியின் வெளிப்புறத்தைச் சூழ்கிறது. தன் கொதிநிலையினும் 20°C அதிக வெப்பநிலையுடைய சூழ்நிலையில் குப்பியினுள் அடங்கிய நீர்மம் எளிதில் ஆவியாகிறது (பாரமானியின் மேல்பகுதி வெற்றிட மென்பதால் அக்குறை அழுத்தநிலையில் நீர்மம் தன் சாதாரண கொதிநிலைக்கு முன்னதாகவே எளிதில் ஆவியாகிவிடும்). நீர்மம் குப்பியி னின்றும் வெளியேறி ஆவியுறுவதைத் தடுக்காவண்ணம் குப்பியின் அடைப்பான் அமைந்திருக்கும். நீர்மம் ஆவி யாவதனுல் அதிகப்பருமனளவு கொள்ளும். ஆவிஉருவாக்கும் அழுத்தத்தினுல் பாதரச மட்டம் கீழ்நோக்கி உந்தப்படுகிறது. உறைகுழாயில் தேங்கும் வெளிநீர்ம ஆவி குளிர்ந்து படிவதனுல் உருவாகும் நீர்மத்தை உடனுக்குடன் வெளி

யேற்றிவிடும் வகையில் அக் குழாயின் அடிப்புறத்தில் வடிகால் அமைந்திருக்கிறது.

பாரமானியில் பாதரச மட்டம் நிலைப்படும்வரை பரிசோதனையைத் தொடரவும். சூழ்நிலையின் வெப்பநிலையை வெப்பமானியின் அளவீட்டிலிருந்து அறியவும். இறுதியில் அமையும் பாதரச மட்டத்தைக் குறித்துக் கொள்ளவும். பாரமானியில் அடங்கியிருக்கும் ஆவியின் பருமனளவைக் குழாயின் அளவீடுகளிலிருந்து கணக்கிட்டுக்கொள்ளவும். குறித்த அளவுகளைப் பின்வருமாறு பட்டியற்படுத்திக்கொண்டு நீர்மச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடையைக் கணக்கிடலாம்.

குப்பியின் எடை	$= w_1$ கி.
குப்பி + நீர்மம் எடை	$= w_2$ கி.
∴ நீர்மத்தின் எடை	$= (w_2 - w_1)$ கி.
தொடக்க அழுத்தம்	$= P_1$ மி. மீ.
இறுதி அழுத்தம்	$= P_2$ மி. மீ.
∴ ஆவியின் அழுத்தம்	$= (P_2 - P_1)$ மி. மீ
ஆவியின் பருமனளவு	$= V$ க. செ. மீ.
சோதனையின் போதைய வெப்பநிலை	$= t°C$
	$= (273 + t)°A$

இந்த அளவீடுகளிலிருந்து குறித்த—வெப்ப—அழுத்தத்தில் ஆவி கொள்ளும் பருமனளவு V_0 கணக்கிடலாம்.

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$$

$$\therefore \quad \frac{760 \times V_0}{273} = \frac{(P_2 - P_1) \times V}{(273 + t)}$$

$$V_0 = \frac{273 \times V \times (P_2 - P_1)}{760 \times (273 + t)}$$

V_0 க.செ.மீ. பருமனளவான ஆவியின் எடை $\Big\} = (w_2 - w_1)$ கி.

22,400 „ „ „ $= \dfrac{w_2 - w_1}{V_0} \times 22{,}400.$

$= M$

M என்பதே நீர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடையாகும்.

விளக்கக் கணக்கு :

எளிதில் ஆவியுறு நீர்மம் ஒன்றின் மூலக்கூற்று எடையைக் கணிக்க நேரிட்டதில் ஹாஃப்மன் முறைச் சோதனையில் பின்வரும் விவரங்கள் கிடைக்கப்பெற்றன.

நீர்மத்தின் எடை	= 0·34 கி.
ஆவியின் பருமனளவு	= 112 க.செ.மீ.
ஆவியின் வெப்பநிலை	= 99·5°C.
தொடக்க அழுத்தம்	= 748 மி. மீ.
இறுதி அழுத்தம்	= 284 மி. மீ.

இவ் விவரங்களிலிருந்து நீர்மச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடையைக் கணக்கிடுக.

ஆவியின் பருமனளவு	= 112 க.செ.மீ.
ஆவியின் வெப்பநிலை	= 99·5°C.
	= (273+99·5)
	= 372·5°A.
ஆவியின் அழுத்தம்	= 748·0—284·0
	= 464·0.

குறித்த-வெப்ப-அழுத்தத்தில் ஆவி கொள்ளும் பருமனளவை முதலில் கணக்கிடுதல் வேண்டும்.

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P\ V}{T}$$

$$\frac{760 \times V_0}{273} = \frac{464 \times 112}{372{\cdot}5}$$

$$V_0 = \frac{273 \times 464 \times 112}{760 \times 372{\cdot}5}$$

$$= 50{\cdot}12 \text{ க.செ.மீ.}$$

50·12 க.செ.மீ. பருமனளவான ஆவியின் எடை } = 0·34 கி.

22,400 ,, ,, ,, $= \frac{0{\cdot}34}{50{\cdot}12} \times 22{,}400$

$= 151{\cdot}9$ கி.

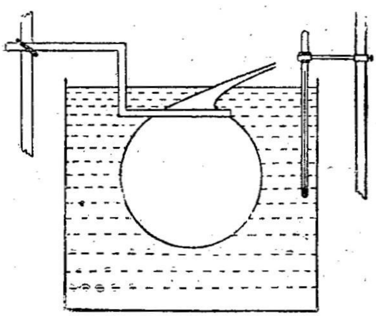
எனவே, நீர்மச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடை = **151·9** கி.

டூமாஸ் முறை (Dumas method) : மூலக்கூற்று எடை நிர்ணயிக்கப்பட வேண்டிய எளிதில் ஆவியுறும் நீர்மம் அதிக அளவில் கைவசம் இருந்தால் மட்டுமே இம்முறையைக் கையாள முடியும். ரெனுல்ட்டு முறையைச் சற்று மாற்றிய வகையில் இதனை அறிமுகப்படுத்தியவர் டூமாஸ் என்பவர் ஆவார்.

இப் பரிசோதனைக்குரிய முக்கிய ஆய்கருவி நீண்ட மெலிந்த கழுத்துடைய ஒரு கண்ணாடிக் கோளமாகும். இதன் பருமனளவு சுமார் 250 க.செ.மீ. ஆக இருக்கட்டும். நன்றாகக்

கழுவியபின் உலர்ந்த நிலையில் கோளத்தின் எடையைத் துல்லியமாக அறிக. சோதனைக்கு உட்படுத்தப்படும் நீர்மத்தைத் தனியொரு கிண்ணத்தில் எடுத்துக்கொண்டு கோளத்தின் கழுத்துப்புற வாயை அந் நீர்மத்தினுள் அமிழ்த்தவும். கோளத்தைச் சற்றே சூடுபடுத்தவும். இதனால் கோளத்தினுள் இருக்கும் காற்று விரிவடைந்து கழுத்துப்புற வாய் வழியே வெளியேறிவிடும். பின்னர் கோளத்தைக் குளிரச் செய்யவும். இந் நிலையில் கோளத்தினுள் காற்றின் அழுத்தம் குறைவதனால் வெளிமண்டலக் காற்றின் அழுத்த விசையால் சிறிதளவு நீர்மம் கழுத்து வழியே கோளத்தை அடைகிறது. மீண்டும் கோளத்தை முன்போலச் சூடாக்கி மேலும் சிறிது காற்றை வெளியேற்றி, கோளத்தைக் குளிரச்செய்து மற்றோர் அளவான நீர்மத்தை உள்ளேற்றவும். இவ்வாறு தேவையான அளவு சுமார் 5 க.செ.மீ. நீர்மம் உட்செல்லும் வரை தொடரவும்.

அகன்ற தொட்டியொன்றில் வேறொரு நீர்மத்தை எடுத்துக் கொள்ளவும். இதன் கொதிநிலை சோதனைக்குரிய நீர்மத்தின் கொதிநிலையை விடச் சுமார் 20°C அதிகம் என்றமைய வேண்டும். கோளத்தினுள் எடுத்துக் கொள்ளப்பட்ட நீர்மத்தை ஆவியுறச் செய்வதற்காகவே இந்தத் தொட்டி நீர்மம் பயன்படுத்தப்படும் என்பதனாலேயே இதன் கொதிநிலை அதிகமாக அமையவேண்டும்.



படம் 14

கொதிகலமாக அமையும் இந் நீர்மத் தொட்டியினுள் ஒரு வெப்பமானியையும், கோளம் அமிழ்த்தி வைக்கப்படத்தேவையான துணைக் கருவிகளையும் பொருத்தி வைக்கவும்.

கொதிகலத்தைச் சூடாக்கிக் கொதிநீர்மத்தைக் கொதிக்கச் செய்யவும். இச் சூட்டுநிலையில் கோளத்தினுள் இருக்கும் நீர்மம் ஆவியுறுகிறது. உள்ளிருக்கும் காற்று இதனால் வெளியேற்றப்படுகிறது. கோளத்தினுள் எடுத்துக் கொள்ளப்பட்ட நீர்மம் முழுவதும் ஆவியுறும் நிலைவரை கொதிகலத்தைத் தொடர்ந்து சூடேற்றிக்கொண்டிருக்கவேண்டியது அவசியமாகும். இப்போது உள்ளிருக்கும் ஆவியின் அழுத்தம் வெளிக் காற்று மண்டலத்தின் அழுத்தத்திற்குச் சமமாக இருக்கும்.

எனவே பாரமானியின் மூலமாக வெளிக் காற்றுமண்டல அழுத்தத்தை அறிந்து குறித்துக்கொள்ளவும். நீர்மம் அனைத்தும் ஆவியுற்று விட்டதாக உறுதியானதும் கழுத்துப்புற வாய்ப்பகுதியைச் சூடேற்றி இளக்கி எச்சரிக்கையாக மூடவும். ஆய் கருவியை இளக்கி மூடுகையில் கொதிகல நீர்மத்தின் வெப்பநிலையைக் குறித்துக்கொள்ளவும். இந்த வெப்பநிலைதான் உள்ளிருக்கும் ஆவியின் வெப்பநிலை என்றறிக.

ஆவி அடங்கிய கோளத்தைக் கொதிகலத்தினின்றும் வெளியே எடுத்து குளிரச்செய்து வெளிப்புறத்தை நன்கு துடைத்து உலர்த்தவும். முற்றும் குளிர்ந்ததும் கோளத்தை, இளக்கி மூடியதால் விளைந்த துணுக்குப்பகுதியுடன், அதன் உள்ளடக்க ஆவியுடன் எடையிடவும். இதைத் தொடர்ந்து, கழுத்துப்புறத்தை நீரினுள் தாழ்த்தி முனைப்பகுதியை எச்சரிக்கையுடன் உடைக்கவும். இவ்வாறு செய்வதனால், கோளத்தினுள் அழுத்தக் குறைவு ஏற்பட்டிருக்கும் நிலையில், நீர் உள்ளே பாய்ந்து கோளத்தையும் கழுத்துப் பகுதியையும் நிரப்புகிறது. முழுதும் நிரம்பியபின் கோளத்தை இந் நீருடன் எடையிடவும், இம் முறையினால் உட்புகுந்த நீரின் எடையைக் கணக்கிட்டுக் கொள்க. நீரின் அடர்த்தியைத் தனி முறையில் ஆய்ந்து, பின் உரிய தொடர்பினால் அந் நீரின் பருமனளவைக் கண்டறியவும். இப் பருமனளவுதான் ஆய் கருவியான கோளத்தின், கழுத்துப் பகுதியையும் சேர்த்து, பருமனளவாகும். முதன் முதலில் எடையிடப்பட்டபோது, கோளத்தினுள் காற்று அடங்கியிருந்ததால் காற்றின் எடையைக் கழித்துவிட்டால் கண்ணாடிக் கோளத்துக்குரிய எடையை மட்டும் கணக்கிட்டுவிடலாம். சாதாரண வெப்ப - அழுத்த நிலையில் காற்றின் அடர்த்தி 1·21 கி./லிட்டர் என்றறியவும்.

சூழ்நிலையின் வெப்ப—அழுத்த நிலையில் ஆவி கொண்டிருக்கும் பருமனளவின் மூலம் அது குறித்த வெப்ப-அழுத்தத்தில் கொள்ளும் பருமனளவைக் கணக்கிட்டு, அதனை அடிப்படையாகக்கொண்டு எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட நீர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடையைக் கணக்கிடவும். சோதனை மூலம் கிடைத்த விவரங்களைப் பட்டியற்படுத்தி முறையே கணக்கிடவும்.

கோளத்தின் (காற்றுடன்) எடை	$=w_1$ கி.
கோளம் + ஆவியின் எடை	$=w_2$ கி.
கோளம் + நீர் எடை	$=w_3$ கி.

காற்றின் அடர்த்தி	$=1.29$ கி./லி.
நீரின் அடர்த்தி	$=d$ கி/க.செ.மீ
காற்று மண்டல அழுத்தம்	$=P$ மி. மீ.
ஆவியின் வெப்பநிலை = கொதி கலத்தின் வெப்பநிலை	$=t°C$.
கோளத்தினுள் அமைந்த நீரின் எடை	$=(w_3-w_1)$ கி.
கோளத்தினுள் அமைந்த நீரின் பருமனளவு	$=\frac{w_3-w_1}{d}$
	$=V$ க.செ.மீ.
V க.செ.மீ. பருமனளவான காற்றின் எடை	$=\frac{1 \cdot 29}{1000}\times V$ கி.
	$=m$ கி.
∴ வெற்றுக் கோளத்தின் எடை	$=W_1-m$
	$=W$ கி.

∴ கோளத்தினுள் அடங்கிய ஆவியின் எடை $=(W_2-W)$ கி.

சோதனைக் குழலில் V க.செ.மீ. பருமனளவு ஆவி குறித்த-வெப்ப-அழுத்தத்தில் கொள்ளும் பருமனளவு V_0 என அறியவும்.

$$\frac{P_0\,V_0}{T_0}=\frac{PV}{T}$$

$$\frac{760\times V_0}{273} = \frac{P\ \ V}{(273+t)}$$

V_0 க.செ.மீ. பருமனளவான ஆவியின் எடை	$=(W_2-W)$ கி.
22,400 ,, ,, ,,	$=\frac{W_2-W}{V_0}\times 22{,}400$
	$=M.$

எனவே சோதனைக்கு எடுத்துக் கொள்ளப்பட்ட நீர்மச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடை M ஆகும்.

விளக்கக் கணக்கு : டூமாஸ் முறை மூலமாக நீர்மச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடை நிர்ணயிக்கப்பட்டபோது பின்வரும் தகவல்கள் சேகரிக்கப்பட்டன.

கோளத்தின் எடை	$=30{\cdot}2$ கி.
ஆவி நிரம்பிய கோளத்தின் எடை	$=30{\cdot}38$ கி.
நீர் நிரம்பிய கோளத்தின் எடை	$=136{\cdot}80$ கி.
கொதிகல வெப்ப நிலை	$=98{\cdot}5°C$.

காற்று மண்டல அழுத்தம் $=756$ மி.மீ.

நீரின் அடர்த்தி $=0{\cdot}99$கி./க..செ.மீ.

நீர்மச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடையைக் கணக்கிடுக.

நீர் நிரம்பிய கோளத்தின் எடை $=136{\cdot}80$ கி.

கோளத்தின் எடை $=30{\cdot}20$ கி.

நீரின் எடை $=106{\cdot}60$ கி.

நீரின் பருமனளவு $=\dfrac{106{\cdot}6}{0{\cdot}99}$

$=107{\cdot}6$ க.செ.மீ.

அதாவது, கோளத்தின் பருமனளவு $=107{\cdot}6$ க.செ.மீ.

1000 க.செ.மீ. காற்றின் எடை $=1{\cdot}29$ கி.

$\therefore$ 107·6 ,, ,, ,, $=\dfrac{1{\cdot}29}{1000}\times 107{\cdot}6$

$=0{\cdot}1391$ கி.

எனவே, வெற்றுக்கோளத்தின் எடை $=30{\cdot}2-0{\cdot}1391$

$=30{\cdot}0609$ கி.

ஆவி நிரம்பிய கோளத்தின் எடை $=30{\cdot}38$ கி.

$\therefore$ ஆவியின் எடை $=0{\cdot}3191$ கி.

குறித்த-வெப்ப-அழுத்தத்தில் ஆவியின் பருமனளவு

$$\frac{P_oV_o}{T_o}=\frac{P\ V}{T}$$

$$\frac{760\times V_o}{273}=\frac{756\times 107{\cdot}6}{(273+98{\cdot}5)}$$

$$V_o=\frac{273\times 756\times 107{\cdot}6}{760\times 371{\cdot}5}$$

$=78{\cdot}66$ க.செ.மீ.

78·66 க.செ.மீ. ஆவியின் எடை $=0.3191$ கி.

22,400 ,, ,, ,, $=\dfrac{0{\cdot}3191}{78.66}\times 22{,}400$

$=90.84$ கி.

எனவே, நீர்மச்சேர்க்கையின் மூலக்கூற்று எடை $=$ **90.84.**

பிறழ்நிலை ஆவியடர்த்தி (Abnormal Vapour density) **:** ஆவி நிலை பெறும் சேர்மங்களை உரிய ஆய்வுகள் மூலமாக அவற்றின் ஆவியடர்த்தி அளவீடுகளிலிருந்து மூலக்கூற்று எடைகளை நிர்ணயிக்கும் வழிகள் கண்டோம். மூலக்கூற்றுக்

குறியீடுகள் சுட்டும் அணு எடைத் தொகுதிகளாகவும் மூலக்கூற்று எடைகளைக் கணக்கிடலாம். ஒரு குறிப்பிட்ட சேர்மத்தின் மூலக்கூற்று எடை எம் முறைகளால் கணக்கிடப்பட்டாலும் ஒன்றாகவேதான் அமையவேண்டும். ஆனால், அம்மோனியம் குளோரைடு, பாஸ்பரஸ் பென்ட்டாக் குளோரைடு போன்ற சேர்மங்கள் உயர்ந்த வெப்பநிலையில் ஆவியாக்கப்பட்ட நிலையில், ஆவியடர்த்தி கணக்கிடப்படும் முறை மூலமாக அவற்றின் மூலக்கூற்று எடைகள் நிர்ணயிக்கப்பட்டால் அவ்வாறனவை எதிர்பார்ப்பதற்கு மாறாக அமைகின்றன. மூலக்கூற்றுக் குறியீடுகளுக்கு ஏற்ப அமையவேண்டிய மூலக்கூற்று எடைகளுக்குக் குறைவாகவே அத்தகைய ஆய்வு வழி நிர்ணயமான மூலக்கூற்று எடைகள் அமைகின்றன. ஆவியடர்த்தியின் அறிமுறை அளவீடுகளுக்கும் ஆய்முறை அளவீடுகளுக்குமிடையே வேறுபாடு அமைவதற்குக் காரணம் உயர்ந்த வெப்பநிலையில் சேர்ம மூலக்கூறுகள் நிலைபிறழ்கின்றன என்பதேயாகும். இவ்வாறு அமையப்பெறும் ஆவியடர்த்தியை நிலைபிறழ் ஆவியடர்த்தி எனலாம்.

வெப்ப உயர்வினால் ஆவிநிலையில் மூலக்கூறு முழுத்திரட்சி நிலையிலிருந்து சிதைவுற்றுப் பிரிந்து பகுதிப்படுகின்றது. இத் தோற்றப்பாடு பிரிகை எனப்படும். பிரிகையின் விளைவாக அளவீடுகளில் நிலைபிறழ்ச்சி நேருகிறது. எடுத்துக்காட்டாக அம்மோனியம் குளோரைடு வாயு உயர் வெப்ப நிலையில் மூலக்கூற்றுப் பிரிகை நிகழ்ந்து அம்மோனியா, ஹைட்ரஜன் குளோரைடு என்ற இரு வாயு மூலக்கூறுகள் அமைகின்றன.

$$NH_4Cl \rightarrow NH_3 + HCl.$$

ஒரு மூலக்கூறு மட்டுமே இருக்கவேண்டிய நிலையில் இரண்டு மூலக்கூறுகள் இடம் பெறுவதனால் மொத்தப் பருமனளவு ஏறத்தாழ இருமடங்காகிவிடுகிறது. ஆனால் எடை மாறுதல் ஏதும் ஏற்படமுடியாது (பொருண்மை அழியா விதியை நினைவில் கொள்க). எனவே, நிலையாக எடை இருக்கப் பருமனளவு ஏறத்தாழ இரு மடங்காவதனால் ஆவியடர்த்தி ஏறத்தாழப் பாதி அளவே ஆகிறது. இதைத் தொடர்ந்து கணக்கிடுகையில் மூலக்கூற்று எடை ஏறத்தாழ பாதி அளவேயாகும்.

மேலே விவரிக்கப்பட்ட நிலை எல்லா மூலக்கூறுகளும் பிரிகைக்குட்படும்போதுதான் என்பது தெளிவு. ஆனால் உயர் வெப்பநிலையிலும் எல்லா மூலக்கூறுகளும் பிரிகை

யுறுவதில்லே; குறிப்பிட்ட விகித அளவே பிரிகை யுறுகின்றன. பிரிகையுரு நிலேயில் அமையும் அறிமுறை (theoretical vapour density) ஆவியடர்த்தியை D எனவும், பிரிகை யுறுவதனல் அமையும் ஆய்முறை அடர்த்தி (observed vapour density) ஐ d எனவும் கொண்டு பின்வரும் தொடர்பமைத்து பிரிகை விகிதத்தைக் (degree of dissociation) கணக்கிட்டு விடலாம்.

$$x = \frac{D-d}{d}$$

x என்பது பிரிகை விகிதம். பிரிகை விகிதம் சேர்மங் களுக்கு ஏற்றவாறு பலவகையாக அமைந்திருக்கும். ஒரு மூலக்கூறு இரண்டு பகுதிகளாகப் பிரிகை யுறும்போது இச் சமன்பாடு குறிக்கப்பெறும். ஒரு மூலக்கூறு n பகுதிகளாகப் பிரிகை யுறுமெனில்,

$$x = \frac{D-d}{(n-1)\,d}$$

என்ற சமன்பாடு குறிக்கப்பெறுதல் வேண்டும்.

வாயுக்கள் எளிதில் ஆவியுறு நீர்மச் சேர்மங்கள் முதலியவற்றின் மூலக்கூற்று எடைகளே ஆவியடர்த்திகளே நிர்ணயித்து அடிப்படையில் கணக்கிடும் முறைகளே இதுவரை கண்டோம். ஆவியுற இயலாத நீர்மங்கள், திண்மங்கள் ஆகியவற்றின் மூலக்கூற்று எடைகளேக் கணக்கிடும் முறை களேப் பிறிதொரு பகுதியில் காண்போம்.

விளக்கக் கணக்கு :

200°C வெப்பநிலேயில் PCl 5-ன் ஆவியடர்த்தி 8·88 கி./லி. என அறியப்படுகிறது. பிரிகையுறுதலே,

$$PCl_5 \rightleftarrows PCl_3 + Cl_2$$

எனக் கொண்டால் பிரிகை விகிதத்தைக் கணக்கிடுக.

$$x = \frac{D-d}{(n=1)d}$$

சமன்பாட்டின்படி n=2(PCl_3, Cl_2 என இரு மூலக்கூறுகள் உருவாகின்றன).

PCl 5-ன் மூலக்கூற்று எடை = 208.4

∴ D =அறிமுறை ஆவியடர்த்தி

=208·4/2

=104·2

ஆய்முறை மூலம் கணக்கிடப்பட்ட ஆவியடர்த்தி,

1 லிட்டர் வாயுவின் எடை $= 3 \cdot 88$ கி.

22.4 ,, ,, ,, $= 3.88 \times 22 \cdot 4$

$= 86 \cdot 9$ கி.

∴ d = ஆய்முறை அடர்த்தி

$= 86 \cdot 9$ கி.

பிரிகை விகிதம் x $= \frac{104 \cdot 2 - 86 \cdot 90}{1 \times 86 \cdot 9}$

$= \frac{17 \cdot 3}{86 \cdot 9}$

$= 0 \cdot 1991$

எனவே, குறிப்பிட்ட உயர் வெப்பநிலையில் PCl_5 வாயு $19 \cdot 91\%$ பிரிகையுறுகிறது.

5. அணு எடை

(Atomic weight)

தனிமங்களின் அமைப்புக்கான அடிப்படை அணு என்பதை அறிவோம். டால்ட்டனின் அணுக்கொள்கையின்படி ஒவ்வொரு தனிமத்தின் அணுவும் வெவ்வேருக அமைந்திருப்பதையும், வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள் வெவ்வேறு எடை கொண்டிருப்பதையும் அறிந்தோம். அணு மிக நுண்ணிய துணுக்கு என்பதனுல் அதை நேரடியாக எடை காண்பது எளிதன்று. அறிவியல் வளர்ச்சியினுல் அண்மைக் காலத்தில் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட நுண் கருவிகள் மூலமாக அணுக்களின் தனித்தனி எடைகளைக் கண்டறியலாம் என்பது உண்மைதான். ஓர் அணுவின் எடை $10^{-24}-10^{-22}$ கிராம் அளவில் இருக்கும் என்பதனுல் அதை அளவிடும் கருவிகள் எவ்வளவு நுட்பமாய் அமைந்திருக்க வேண்டுமென்பது நன்கு புலனுகும். அணுவின் எடையை நிர்ணயிப்பது இடர்ப்பாடானதே என்ருலும் டால்ட்டனின் காலத்திலிருந்தே இதற்கான முயற்சிகள் எடுக்கப்பட்டிருக்கின்றன. எல்லாத் தனிமங்களிலும் இலேசான ஹைட்ரஜன் அணுவை டால்ட்டன் அடிப்படையாகக் கொண்டார். அதன் எடையையும் பிற தனிம அணுவின் எடையையும் ஒப்பிட்டு விகித அளவைக் கணக்கிட்டால் அதுவே அத் தனிமத்தின் அணு எடை (Atomic weight)யாகக் கொள்ளப்படும். ‘தனிமத்தின் ஓர் அணுவின் எடைக்கும் ஹைட்ரஜனின் ஓர் அணுவின் எடைக்கும் இடையே அமையும் விகித அளவே அத் தனிமத்தின் அணு எடை’ என்று கொள்ளப்படும். விகித அளவே அணு எடை என்பது எத்தகைய அளவீடாகவும் அமையாமல் ஒப்புநோக்கு எண்ணுகவே அமையும் என்க. இதனுல் அணு எடை என்பதைவிட அணு எடைஎண் என்பது நன்கு பொருள் விளக்கும்

சொல்லாக அமையும். நடைமுறை அளவீடுகளுக்காக கிராம் அணு எடை (Gram- Atomic weight) யைக் கையாளலாம். குளோரினின் அணு எடை 35.46 என்பதனுல் அதன் ஒரு கிராம் அணு எடை என்பது 35.46 கி. எடையாகும்.

பின்னுட்களில் ஹைட்ரஜனைத் தவிர்த்து ஆக்ஸிஜனை அடிப்படைத் தனிமமாகக் கொள்ளவேண்டியதாயிற்று. ஹைட்ரஜ அணுவின் எடை மிக நுண்ணளவீடாய்க் கொண்டிருந்ததனுல் சிறு தவறு நேர்ந்தாலும் அது மிகப் பெரும் அளவில் பிற அளவீடுகளைப் பாதிக்கும். எல்லாத் தனிமங்களுடனும் ஹைட்ரஜன் சேர்ந்து நிலையான சேர்மங்களை உண்டாக்குவதில்லை; அவ்வாறு உருவாகும் ஹைட்ரைடு சேர்மங்களை (Hydride compounds) ஆராய்ந்து தெளிவதிலும் இடர்ப்பாடுகள் நேர்ந்தன. இக் குறைபாடுகளைத் தவிர்க்கத் தகுதியான தனிமமாக ஆக்ஸிஜனை ஸ்ட்டாஸ் (Stas) என்பார் தேர்ந்தெடுத்தார். ஆக அணு எடை அளவீடுகளுக்கு ஆக்ஸிஜ அணு அடிப்படையாக அமைந்தது. புதிய அடிப்படை அணுவைக்கொண்டு ஒரு தனிமத்தின் அணு எடையைக் கணிக்கலாம். ஆக்ஸிஜ அணுவின் எடை ஹைட்ரஜ அணுவின் எடையைக்காட்டிலும் 16 மடங்காக இருந்தது. இக் கருத்தைப் பின்னணியாகக் கொண்டு தனிமங்களின் அணுஎடைகளைப் பின்வருமாறு குறிப்பிடலாம். 'தனிமத்தின் ஓர் அணுவின் எடைக்கும் $\frac{1}{16}$ பங்கான ஆக்ஸிஜ அணுவின் எடைக்கும் இடையே அமையும் விகித அளவே அத் தனிமத்தின் அணு எடையாகும்'. நுட்பமான அளவில் சோதனைகள் செய்து ஆக்ஸிஜனின் அணு எடையை 16.000 என்று துல்லியப்படுத்திக் கணக்கிட்டதில் ஹைட்ரஜனின் அணு எடை 1.008 என்பதாக மாற்றப் பட்டது.

நாளுக்கு நாள் முன்னேறும் அறிவியலின் வளர்ச்சியில் புதிய புதிய சேர்மங்கள் உருவாக்கப்படுகின்றன. அவற்றில் கரிமச் சேர்மங்கள் (organic compounds) அளவாலும் தன்மையாலும் குறிப்பிடத்தக்கன. மேலும் தாவர, விலங்கின அமைப்புகளில் காணப்படுபவை இத்தகைய கரிமச் சேர்மங்களே.இச் சேர்மங்களின் அடிப்படைத்தனிமம்கார்பன் (Carbon) ஆகும். எனவே, கார்பன் அணுவையும் பிற தனிம அணுக்களையும் ஒப்புநோக்கி அத் தனிமங்களின் அணு எடைகளை அறியலாம். கார்பனின் அணு எடை 12.00 என்று கொள்ளப்படுகிறது. இந் நோக்கில் ஒரு தனிமத்தின் அணு

எடைய 'தனிமத்தின் ஓர் அணுவின் எடைக்கும் $\frac{1}{12}$ பங்கான கார்பன் அணுவின் எடைக்கும் இடையே அமையும் விகித அளவே அத் தனிமத்தின் அணு எடையாகும்' என்று குறிப்பிட்டுக் கூறலாம்.

தனிமங்களின் அணு எடைகளைக் கணக்கிட பல முறைகள் கையாளப்படுகின்றன. அவற்றுள் சிலவற்றை இப்போது அறியலாம்.

கன்னிசாரோ முறை (Cannizaro method) : தனிமங்கள் கூடி இணைந்ததே சேர்மங்களின் உருவாக்கம். அணுக்கள் சிதைக்கப்பட முடியாதவை என்ற டால்ட்டனின் கூற்றுப்படி சேர்மங்களில் அவை உருவாகக் காரணமான தனிமங்களுடைய அணுக்களின் எண்ணிக்கை குறைந்தது ஒன்று என்றமையும். அளவீட்டு முறையில் ஒரு கிராம் மூலக்கூற்று எடை (Gram molecular weight) அளவான சேர்மத்தைப் பகுத்தாராய்ந்து கணக்கிடுவோம். எத்தனை அணுக்கள் அந்தச் சேர்ம மூலக்கூற்றில் உண்டோ அவற்றின் தனித் தனியான கிராம் அணு எடைகளைக் கூட்டினுல் ஒரு கிராம் மூலக்கூற்று எடைக்குச் சமமாக அந்தக் கூட்டு மொத்தத் தொகை அமைவதைக் காணலாம். எனவே, அணுக்கள் தொகுக்கப்பெற்று எவ்வாறு மூலக்கூறு உருவம் பெறுகின்றனவோ, அவ்வாறே கிராம் அணு எடைகள் தொகுப்புற்று மூலக்கூற்று எடையாகின்றன.

மூலக்கூற்று எடை மூலமாக மூலக்கூற்றில் அடங்கியிருக்கும் அணுக்களின் எடைகளை அறிய கன்னிசாரோ என்பார் வழிகண்டார். குறிப்பிட்ட தனிம அணுவின் எடையைக் கணக்கிட அத் தனிமம் பிறவற்றுடன் இணைந்து உருவாக்கும் பல சேர்மங்களின் மூலக்கூற்று எடையை நிர்ணயிக்க வேண்டும். எளிதில் ஆவியுறும் நீர்மங்களாக அச் சேர்மங்கள் அமைந்தால் விக்டர்மேயர் முறையின்படி மூலக்கூற்று எடைகளைக் கணக்கிட்டுவிடலாம். ஆவியுரு நீர்மங்களாகவோ அல்லது திண்மங்களாகவோ அச்சேர்மங்கள் அமைந்திருக்குமானுல் அவற்றின் கரைசல்களின் மூலமாக (நீர்த்த கரைசல்களின் பகுதியில் காண்க) உரிய முறையில் மூலக்கூற்று எடைகளை நிர்ணயித்துவிடலாம். ஒரு சேர்மத்தின் மூலக்கூற்றில் குறிப்பிட்ட அத் தனிமத்தின் பங்கு எவ்வளவு என்பதையும் அளவறி பகுப்பு மூலமாகக் கணித்துவிடலாம். அத் தனிமம் இணைந்த பல சேர்மங்களையும் இவ்வாறு கணித்து ஆராய்ந்தால் அத் தனிமத்தின் பங்கு ஓர் எண்ணின்

அடுக்குகளாகவே அமைவதைக் கண்டறியலாம். அந்த எண்ணே அத் தனிமத்தின் அணு எடையாகும். அதாவது, தனிமத்தின் ஒரே அணுதான் அச் சேர்மத்தில் இருக்குமெனின் அந்த எண்ணின் ஓரடுக்கும், இரண்டு அணுக்கள் இருக்குமெனின் அந்த எண்ணின் ஈரடுக்கும் அமையும். எனவே, தனிமத்தின் பங்கை அளவிட்டு அவ்வாறு கிடைக்கும் எண்களின் அதமப் பொதுமடங்கை அறிந்தால் அதுவே அத் தனிமத்தின் அணுவின் எடையைக் குறிக்கும் எண் ஆகும். எடுத்துக்காட்டாக, கார்பனின் அணு எடையைப் பின்வருமாறு நிர்ணயிக்கலாம்.

• கார்பனைக்கொண்டு உருவான சில சேர்மங்களைத் தேர்ந்தெடுத்துக் கொள்ளலாம். அவற்றின் மூலக்கூற்று எடைகளையும் கார்பனின் பங்கையும் அளவறிப் பகுப்பு முறையால் பட்டியற்படுத்திக்கொள்ள முடியும்.

சேர்மம்	மூலக்கூற்று எடை	ஒரு மூலக்கூற்றில் கார்பனின் பங்கு
கார்பன் டை ஆக்சைடு	44	12
மீதேன்	16	12
கார்பன்டை சல்பைடு	76	12
குளோரஃபார்ம்	119.4	12
எதில் ஆல்கஹால்	46	$24 = 12 \times 2$
அசெட்டோன்	58	$36 = 12 \times 3$
ஈதர்	74	$48 = 12 \times 4$
பென்சீன்	78	$72 = 12 \times 6$

பட்டியலின் கடைசிப் பத்தியை நோக்குகையில் கார்பனின் பங்கு 12-ன் ஓரடுக்காகவோ பல அடுக்குகளாகவோ அமைந்திருப்பது தெரிகிறது. எனவே, அத் தொகைகளின் அடிப்படை எண்ணான 12 கார்பனின் அணு எடை எனத் தெரிகிறது. ஆவியடர்த்தி மூலமாகக் கணிக்கப்படும் மூலக்கூற்று எடை அளவீடுகள் பல சமயங்களில் துல்லியமாகக் கிடைப்பதில்லை. எனவே, இத்தகைய அளவீடுகளின் மூலமாகக் கிடைக்கும் அணு எடை அளவீடுகளும் துல்லியமானவை என்று கொள்வதற்கில்லை. ஆனாலும் தோராயமான அணு எடை அளவீட்டிலிருந்து துல்லிய அளவில் அணு எடையைக் கணக்கிட வழிகள் உண்டு. தனிமத்தின் சமான எடை (equivalant weight)யும் இணை திறனும் (valency) அறியப்படுமானால் துல்லிய அணு எடையைக் கணக்கிடலாம்.

டுலாங் பெட்டிட் விதி (Dulong Pettit's Law): இவ் விதி மூலமாகவும் அணு எடையைக் கண்டுபிடிக்கலாம். டுலாங் என்பாரும் பெட்டிட் என்பாரும் தாம் ஆய்ந்த பரிசோதனைகளின் முடிவாக, 'திண்ம நிலையில் ஒரு தனிமத்தின் அணு எடையையும் அத் தனிமத்தின் சுயவெப்பம் அல்லது கனல் ஏற்புத்திறன் (specific heat) யும் பெருக்குவதால் கிடைக்கும் தொகை தோராயமாக 6.4 என்றாகும்' என்று கருத்துத் தெரிவித்தார்கள். இது டுலாங் பெட்டிட் விதி என்றழைக்கப் படுகிறது. இப் பெருக்குத் தொகையை அணு வெப்பம் (atomic heat) எனலாம். பெரும்பாலான தனிமங்களின் (திண்ம நிலையில்) அணு வெப்பம் தோராயமாக 6.4 என்றே அமைகின்றன. கார்பன், போரன், சிலிகன், பெரில்லியம் போன்ற சில திண்மத் தனிமங்களே இவ் விதிக்கு விலக்காக அமைகின்றன.

எனவே, ஒரு தனிமத்தின் சுயவெப்பத்தைப் பரிசோதனை மூலமாக நிர்ணயித்துவிட்டால் பின்னர் சுய வெப்பத்திற்கும் அணு எடைக்குமுள்ள தொடர்பினால் அத் தனிமத்தின் அணு எடையைத் தோராயமாகக் கணக்கிட்டுவிடலாம்.

$$\text{அணு எடை} \times \text{சுய வெப்பம்} = 6{\cdot}4 \ (\text{தோராயமாக})$$

$$\therefore \text{தோராயமாக அணு எடை} = \frac{6{\cdot}4}{\text{சுயவெப்பம்}}$$

தோராயமான அளவில் அணு எடை கணிக்கப்பட்ட பின்னர் தனிமத்தின் சமான எடை, இணைதிறன், அணு எடை ஆகியவற்றுக்கிடையே அமையும் தொடர்பைப் பயன் படுத்தி அணு எடையைத் துல்லியமாகக் கணக்கிட்டு விட லாம். தனிமத்தின் சமான எடையை உரிய முறைகளைக் கொண்டு தனியே கண்டறியவும்.

$$\text{அணு எடை} = \text{சமான எடை} \times \text{இணைதிறன்.}$$

$$\text{இணைதிறன்} = \frac{\text{அணு எடை}}{\text{சமான எடை}}$$

டுலாங்-பெட்டிட் விதி மூலமாகக் கிடைத்த அணு எடை தோராய அளவு கொண்டதாக இருப்பதால் இணைதிறனின் அளவீடும் இம் முறையால் தோராயமாகவே அமையும். அதாவது,

$$\text{தோராய இணைதிறன்} = \frac{\text{தோராய அணு எடை}}{\text{சமான எடை}}$$

அணுக்கள் கூடி இணையும் அளவறிவே இணைதிறன் என்பதாலும் அணுக்கள் முழு எண் அளவில்தான் ஒன்றுடன்

ஒன்று இணையும் என்பதாலும் இணைதிறன் எப்போதும் முழு எண்ணுகத்தான் அமையமுடியும்; பின்னப் பகுதியாக அமைய முடியாது. எனவே, மேற்கண்டவாறு கிடைத்த தோராய இணைதிறன் அளவின் பின்னத்தை முழுமைப்படுத்திவிடலாம். இதனுல் தோராய இணைதிறனைத் துல்லிய இணைதிறன் அளவாக மாற்றிவிடலாம். தனிமத்தின் இணைதிறனையும் சமான எடையையும் பெருக்குவதால் கிடைக்கும் தொகை அத் தனிமத்தின் துல்லிய அணு எடை என்றமையும்.

விளக்கக் கணக்கு : 0·5302 கி. குப்ரிக் ஆக்சைடை ஆக்சிஜ ஒடுக்கம் செய்ததனுல் 0·4235 கி. காப்பர் கிடைத்தது. காப்பரின் வெப்ப எண் 0·091 என்ருல் அதன் அணு எடை என்ன ?

டூலாங்-பெட்டிட் விதியின் அடிப்படையில்,

காப்பரின் தோராய அணு எடை $= \dfrac{6\cdot4}{\text{வெப்ப எண்}}$

$= \dfrac{6\cdot4}{0\cdot091}$

$= 70\cdot34$

குப்ரிக் ஆக்சைடின் எடை $= 0\cdot5302$ கி.

காப்பரின் எடை $= 4235$ கி.

∴ ஆக்ஸிஜனின் எடை $= 0.1067$ கி.

0·1067 கி. ஆக்ஸிஜனுடன் கூடும் காப்பரின் எடை $= 0\cdot4235$ கி.

8 ,, ,, $= \dfrac{0\cdot4235}{0\cdot1067} \times 8$

$= 31\cdot75$

காப்பரின் சமான எடை $= 31\cdot75$

காப்பரின் தோராயமான இணைதிறன் $= \dfrac{\text{தோராய அணு எடை}}{\text{சமான எடை}}$

$= \dfrac{70\cdot34}{31\cdot75}$

$= 2\cdot216$

தனிமத்தின் இணைதிறன் முழு எண்ணுகத்தான் அமைதல் வேண்டும். மேலே கிடைத்த பின்ன எண்ணை முழுமைப் படுத்திஞல் 2·00 என்பதாக மாறும்.

∴ துல்லியமாகக் காப்பரின் அணு எடை =

இணைதிறன் × சமான எடை $= 2 \times 31\cdot75$

$= \mathbf{63\cdot50}.$

ஒத்த வடிவமைப்பு விதி (Law of Isomorphism) : இவ் விதி மூலமாகவும் தனிமத்தின் அணு எடையை நிர்ணயிக்கலாம். படிகப் பொருட்களை ஆராய்ந்ததன் முடிவாக மிட்ஷெர்லிஷ் (Mitscherlisch) என்பார் அவற்றுள் சில வடிவமைப்பில் ஒத்திருந்ததைக்கண்டறிந்தார். எடுத்துக்காட்டாக ஸிங்க் சல்ஃபேட்டின் பூரிதக் கரைசலையும், மக்னீஷியம் சல்ஃபேட்டின் பூரிதக்கரைசலையும் கலந்துவைத்தால் இரண்டு சேர்மங்களும் தனித்தனியே படிகங்களாகாமல் ஒன்றின்மீது ஒன்று அடுக்குப் படிந்து கலப்புப் படிகம் உருவாகிறது. ஒத்த வடிவமைப்புடைய படிகங்கள் உருவாக வேண்டுமெனில் படிகங்களின் உள்ளடக்கமான தனிமங்கள் ஒரே மாதிரியானவையாக இருக்கவேண்டும் என்றும், அவை சேர்மங்களை உருவாக்கக் கூடுகையில் ஒரே மாதிரியாகக் கூடும் என்றும் தாம் கண்டறிந்த அனுபவ உண்மையை மிட்ஷெர்லிஷ் ஒரு விதியாக முடிவுரைத்தார். 'ஒத்த வடிவமைப்புடைய இரண்டு சேர்மங்களில் ஒரே மாதிரித் தன்மையுடைய தனிமங்கள் ஒரேமாதிரியான முறையில்கூடியிருக்கும்' என்ற மிட்ஷெர்லிஷ்ஷின் விதியை 'ஒத்த வடிவமைப்பு விதி' என்று அழைக்கலாம்.

இக் கருத்தின் அடிப்படையில், ஒரே மாதிரியான படிக அமைப்புக்கொண்டசேர்மங்களின் மூலக்கூற்று வாய்பாடுகள் ஒரே மாதிரியாயிருக்கும். மேலே குறிப்பிடப்பட்ட எடுத்துக்காட்டில், ஒரு சேர்மமான ஸிங்க் சல்ஃபேட் படிக நிலையில் $ZnSO_4 7. H_2O$ என்ற மூலக்கூற்று குறியீடு கொண்டிருக்குமானால் ஒத்த வடிவமைப்புடைய மக்னீசிய சல்ஃபேட்டும் படிக நிலையில் $MgSO_4 . 7 H_2O$ என்றுதான் மூலக்கூற்று குறியீடு கொண்டமையும். சோதனைகள் மூலம் அறிந்ததில் உண்மை இதுவே என்றும் உறுதியாயிற்று. அதாவது, ஒத்த வடிவமைப்புடைய இரண்டு சேர்மங்களைத் தேர்ந்தெடுத்து ஒன்றின். மூலமாக மற்றொன்றின் மூலக்கூற்று வாய்பாட்டை அறிந்து, பின்னர் அதைச் சார்ந்து குறிப்பிட்ட தனிமத்தின் இணைதிறனை ஒப்புநோக்கு மூலம் கண்டறியலாம். இணைதிறன் அறியப்பெற்றால் அதனைக்கொண்டு சமான எடையைப் பெருக்கினால் தனிமத்தின் அணு எடை கிடைக்கப்பெறும்.

சில தனிமங்களுக்கு ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட இணைதிறன் உண்டு. எடுத்துக்காட்டாக, தாமிரத்திற்கு 1, 2 என்ற இருவகை இணைதிறன்களும் இரும்புக்கு 2, 3 என்ற இருவகை இணைதிறன்களும் உண்டு. ஒத்த வடிவமைப்பு

விதியின்படி இணைதிறன் ஒரேமாதிரியான நிலையில்தான் இவ்விரண்டு தனிமங்களின் சேர்மங்கள் ஒரேமாதிரியான படிக உருக்கொள்ள முடியும். குப்ரஸ் சல்ஃபேட்டில் தாமிரத்தின் இணைதிறன் 1. ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டில் இரும்பின் இணைதிறன் 2. குப்ரஸ் சல்ஃபேட்டின் பூரிதக் கரைசல் ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட் பூரிதக் கரைசலில் கலப்புப் படிகங்களை உருவாக்காது. ஆனால் குப்ரிக் சல்ஃபேட்டின் பூரிதக் கரைசலையும் ஃபெர்ரஸ் சல்பேட்டின் பூரிதக் கரைசலையும் கலந்தால் கலப்புப் படிகங்கள் உருவாகின்றன. ஏனெனில் குப்ரிக் நிலையில் தாமிரத்தின் இணைதிறனும் ஃபெர்ரஸ் நிலையில் இரும்பின் இணைதிறனும் 2 என்பதேயாம்.

இவ்வாறு இணைதிறன்களை ஒப்புநோக்க ஒத்த வடிவமைப்பு விதி உதவிபுரிகிறது. இதனால் விளைந்த ஒரு நன்மையைக் குறிப்பிடலாம். பெரில்லியம் என்ற தனிமம் புதிதாகக் கண்டுபிடிக்கப்பட்டபொழுது, அதன் பெரும்பாலான இயல்புகள் அலுமினியத்தை ஒத்திருந்ததனால், பெரில்லியத்தின் இணைதிறன் அலுமினியத்தினுடையது போலவே மூன்று என்று நம்பப்பட்டு வந்தது. ஆனால் பெரில்லியம் ஆக்சைடு படிகம் ஸிங்க் ஆக்சைடு படிகத்தைப் பெரிதும் ஒத்திருந்தது. இவற்றின் கரைசல்கள் மூலம் கலப்புப் படிகங்களைப் பெறமுடிந்தது. துத்தநாகத்தின் இணைதிறன் 2 என்பது முற்றும் முடிவானதாக இருந்ததால் பெரில்லியத்தின் இணைதிறனும் 2 என்றுதான் அமையவேண்டுமென்று ஐயப்பாடு தோன்றலாயிற்று. அதன் விளைவாக வேறு சில பரிசோதனைகள் செய்து கணக்கீடுகளிட்டதில் பெரில்லியத்தின் இணைதிறன் 2 என்று உறுதியாயிற்று. எனவே, தொடக்கத்தில் கருதப்பட்டுவந்த பெரில்லியத்தின் அணு எடை மாற்றம் பெற்று இணைதிறனும் சமான எடையும் கொண்டமைந்த பெருக்குத் தொகையே அதன் சரியான அணுஎடை என்று உறுதியாயிற்று.

ஒத்த வடிவமைப்புடைய வேறு சில சேர்மங்களைப் பின்வருமாறு தொகுக்கலாம்.

(i) பொட்டாசியம் சல்ஃபேட் K_2SO_4 —பொட்டாசியம் செலினேட் K_2SeO_4

(ii) பொட்டாஷ் ஆலம் $K_2SO_4\ Al_2(SO_4)_3 24H_2O$ —குரோம் ஆலம் $K_2SO_4\ Cr_2(SO_4)_3\ 24\ H_2O$

(iii) சோடியம் பாஸ்ஃபேட் $Na_2\ HPO_4\ 12\ H_2O$ —சோடியம் ஆர்செனேட் $Na_2\ HASO_4\ 12\ H_2O$

(iv) பேரியம் சல்ஃபேட் $BaSO_4$ —ஸ்ட்ரான்ஷியம் சல்ஃபேட் $Sr\ SO_4$

ஒத்த வடிவமைப்பு விதியைக் கையாள்வதில் சிறிது கவனம் தேவைப்படுகிறது. சில சேர்மங்கள் படிக நிலையில் ஒத்த வடிவமைப்புக் கொண்டிருந்தாலும் இயல்பால் அவை ஒன்றுபடுவதில்லை. எடுத்துக்காட்டாக $Na\ No_3$ படிகமும் $Ca\ Co_3$ படிகமும் ஒன்றையொன்று ஒத்திருக்கின்றன. ஆனால் இயல்பில் ஒத்திருக்க முடியாதபடி அணுக்களிடையே சீர்மை இல்லை. இவ்வாறே சோடியம் சல்ஃபேட் $[Na_2\ So_4]$—பேரியம் பெர்மாங்கனேட் $[Ba(MnO_4)_2]$ ஆகியவற்றைக் கூறலாம். எனவே ஒத்த வடிவமைப்பு விதியை ஒரு குறிப்பிட்ட நிலைக்குள்ளேதான் பயன்படுத்த முடியும் என்று அறிகிறோம்.

விளக்கக் கணக்கு :- பொட்டாசியம் செலினேட் சேர்மத்தில் செலினியத்தின் பங்கு 35·77%. இச் சேர்மம் பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டுடன் ஒத்த வடிவமைப்புடையதாக இருக்குமானால் செலினியத்தின் அணு எடையைக் கண்டறிக.

பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டின் மூலக்கூற்றுக் குறியீடு $K_2\ SO_4$ என்பதறிவோம். இத்துடன் ஒத்த வடிவமைப் புடையதாக இருப்பதால் பொட்டாசியம் செலினேட்டின் மூலக்கூற்றுக் குறியீடு $K_2\ SeO_4$ என்றிருக்கவேண்டும்.

செலினியத்தின் அணு எடை தெரியாதாகையால் அதை x என்க; இந் நிலையில் பொட்டாசியம் செலினேட்டின் மூலக் கூற்று எடை $= 2\times39{\cdot}1+x+4\times16$

$= 142{\cdot}2+x$

இந்த மூலக்கூற்று எடையில் செலினியினியத்துக்

குரிய எடை $= x$.

அதாவது, $142{\cdot}2+x$ கிராம் பொட்டாசியம் செலினேட்டில் செலினியத்துக்குரிய எடை $= x$ கி.

100 ,, ,, ,, ,, $= \frac{x}{142{\cdot}2+x}\times100$

இது 35·77% என்று தெரிவதால்,

$$\frac{x\times100}{142{\cdot}2+x} = 35{\cdot}77$$

$${\cdot}77\ (142{\cdot}2+x) = x\times100$$

$$100x-35{\cdot}77x = 35.77\times142.2$$

$$64.23x = 35.77\times142.2$$

$$x = \frac{35.77\times142.2}{64.23}$$

$$= 79.21.$$

6. அணுவின் அமைப்பும், இணைதிறனும்

(Atomic Structure and Valency)

உலகில் ஒவ்வொரு நாளும் புதிய புதிய கருத்துகள் பிறக்கின்றன. பிறக்கின்ற புதிய கருத்து ஒவ்வொன்றும் மனித அனுபவத்தை அடிப்படையாகக் கொண்டதாகும். நெடுங்காலமாகவே பொருள்களின் இயல்புகளைப்பற்றிய ஆராய்ச்சி நடந்து வந்திருக்கிறது. அந்த ஆராய்ச்சிகளின் குறிப்பிடத்தக்கதிருப்பமாகஅணுவைப்பற்றியஆராய்ச்சியைக் கூறலாம். உலகிலுள்ள எல்லாப் பொருள்களும் அணுக்கள் என்ற நுண்ணிய துணுக்குகளால் ஆனவையே என்ற உண்மையைத் தக்க சான்றுகளுடன் பதினெட்டாம்-பத்தொன்பதாம் நூற்றுண்டு விஞ்ஞானிகள் மெய்ப்பித்தனர். அணுக்கள் மிக நுண்ணியவை; திறம் மிக்க நுண்-நோக்கிகளாலும் அவற்றைக் காண்பது கடினம்.

அணுவின் கட்டமைப்பைப்பற்றிய புதிய செய்திகள் வெளிப்பட சில ஆய்வுகள் அடிப்படையாக அமைந்தன. எலக்ட்ரான்கள், புரோட்டான்கள் ஆகியவற்றை முதன் முதலாக ஆய்வு கருவிகளில் தோற்றுவித்ததை இங்கு முக்கியமாகக் குறிப்பிடலாம்.

சாதாரண அழுத்தத்தில் வாயுக்களிடையே மின்சாரம் கடப்பதில்லை. ஏறத்தாழ 0.01 மி. மீ. அழுத்தம் போன்ற மிகக் குறைவான அழுத்த நிலைகளில் அதிக ஆற்றல் கொண்ட மின்சாரத்தைப் பாய்ச்சினுல் வாயு மின்கடத்தியாக அமைகிறது. இவ்வாறு மின் இறக்கம் (electric discharge) எதிர்மின்வாய் (cathode) பகுதியிலிருந்து நீலநிறச் சுடர்

வடிவில் நேர்கிறது. இதற்குக் காரணமானவை காத்தோடு கதிர்கள் எனப்படும் எதிர்மின் கதிர்கள் (cathode rays) ஆகும். இக் கதிர்கள் எதிர்மின்வாய்க்குச் செங்குத்தான பாதையில் வளைவு ஏதுமின்றி நேர்க்கோட்டில் இயங்கு கின்றன. அவற்றின் இயக்கம் நேர்மின்வாயைச் சாராது தனித்த தன்மை கொண்டுள்ளது என்பதுவும் குறிப்பிடத் தக்கதாகும். எதிர்மின் கதிர்களை மேலும் தீவிரமாக ஆராய்ந்ததில், அக் கதிர்கள் மிக நுண்ணிய எதிர் மின்னூட்டம் கொண்ட துணுக்குகளால் ஆனவை என்பது புலப்பட்டது. அந்த நுண்துணுக்குகள் எலக்ட்ரான்கள் (electrons) எனப்பட்டன. உலோகங்களைக் கொண்டும் இத்தகைய ஆய்வுகள் நிகழ்த்தப்பட்டன. எல்லாத் தனிமங்களின் அணுக்களிலும் எலக்ட்ரான்கள் அடிப்படை நுண்துணுக்குகளாக விளங்குவதை ஆய்வுகள் உறுதிப்படுத்தின.

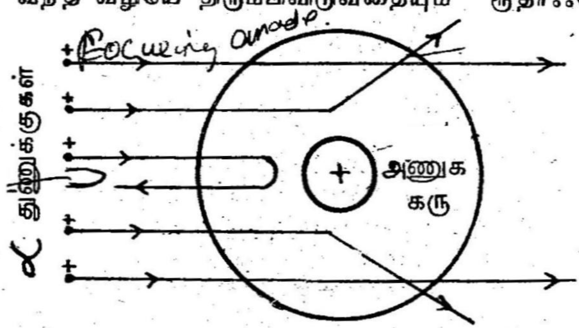
அணு மொத்தத்தில் பொதுத்தன்மை கொண்டிருப்பதனுல் எலக்ட்ரானுல் விளையும் எதிர்மின்னூட்டத்தைச் சமனப் படுத்த அதே மின்னளவான, ஆனுல் நேர்மின்னூட்டம் பெற்ற நுண்துணுக்கு அணுவினுள் அமைந்திருக்க வேண்டியது அவசியமென்ற கருத்து வெளிப்பட்டது. உரிய ஆய்வுகள் மூலம் நேர்மின்னூட்டம் கொண்ட புரோட்டான் (Proton) நுண்துணுக்கு அமைந்திருப்பது தெளிவாகியது. முன்போலவே ஆய்வு நிகழ்த்தியபோது, ஆய்வுக் கருவியில் நேர்மின்வாய் (anode) பகுதியினின்றும் நேர்மின்கதிர்கள் (positive rays) வெளிப்பட்டதுவும் அக் கதிர்கள் புரோட்டான்களின் தொகுப்புத் தொடர்கள் என்று அறிய நேர்ந்ததுவும் குறிப் பிடத் தக்கனவாகும்.

இவ்வாறு பல ஆய்வுகள் மூலம் அணுவைப்பற்றிய புதிய செய்திகள் வெளிப்படலாயின. அணுவின் எடையின் பெரும்பகுதி அதன் மையப் பகுதியைச் சார்ந்திருக்கிறது. அந்த உட்பகுதியான மையமே அணுக்கரு (nucleus) எனப் படும். அணுவின் பருமனளவின் பெரும்பகுதி அணுவினுள் அமைந்த சுற்றுப்பாதைகளால் (orbits) ஆனது. இச் சுற்றுப் பாதைகளில் எலக்ட்ரான்கள் என்ற எதிர் மின்னூட்டம் (negative electric charge) கொண்ட நுண்துணுக்குகள் இயங்கிக் கொண்டிருப்பதாகப் பின்னர் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது.

மொத்தத்தில் அணு மின்சாரச் சமன்பாடு கொண்டது. ஆனுல் அணுவின் சுற்றுப்பாதைப் பகுதியில் உள்ள எலக்ட் ரான்கள் எதிர்மின்னூட்டம் கொண்டிருக்கின்றன. அப்படி

யாயின் அதே அளவான நேர்மின்னூட்டம் (positive electric charge) அணுவினுள் எங்கேனும் இருக்க வேண்டுமென்பது புலனாகிறது. அத்துடன், எலக்ட்ரான்களின் எடை மிக மிக அற்ப அளவைக் கொண்டிருக்கின்றன. எனவே, அணுவின் பெரும்பாலான எடை அணுவினுள் எங்கேனும் இறுக்கிக் குவிக்கப்பட்டிருக்க வேண்டும். இவ்வாறான நேர்மின்னூட்டமும், அணுவின் எடைக் குவிப்பும்பற்றிய உண்மை நெடுங்காலம்வரை விஞ்ஞானிகளுக்குத் தெரியவே இல்லை. நெடுங்கால இரகசியமாக இருந்த இந்த உண்மையை 1914ஆம் ஆண்டில் பிரிட்டிஷ் விஞ்ஞானி எர்னஸ்ட் ரூதர்ஃபோர்ட் (Ernest Rutherford) வெளிப்படுத்தினார். அணு எடையும் நேர்மின்னூட்டமும் அணுக்கருவில் குவிக்கப்பட்டிருப்பதை அவர் ஆய்வுகள் மூலம் ஆராய்ந்து தெரிவித்தார். அவருடைய ஆய்வுகள் அணுக்கருவைப்பற்றிய விஞ்ஞானத்தை வளம்பெறச் செய்தன.

அவர் தம்முடைய ஆய்வுகளுக்கு ஆல்ஃபா துணுக்குகள் (Alpha particles) என்னும் சக்தி வாய்ந்த நுண் துணுக்குகளைப் பயன்படுத்தினார். இத் துணுக்குகள் நேர் மின்னூட்டம் கொண்டவை. ஆல்ஃபா துணுக்குகளை மெல்லிய உலோகத் தகட்டின்மீது தாக்கும் வண்ணம் ஏவினார். துணுக்குகள் பெருமளவில் வழி விலகி வளைந்து செல்வதையும், வேறுசில துணுக்குகள் உலோகத் தகட்டை ஊடுருவிச் செல்ல முடியாமல் வந்த வழியே திரும்பிவிடுவதையும் ரூதர்ஃபோர்ட்



படம் 15

கண்டார். இவ்வாறு வழிவிலகிப் பெருமளவு வளைந்து செல்வதற்குக் காரணம் அணுவினுள்ளே மின்னூட்டம் கொண்ட துணுக்குகள் இருப்பதேயாகும் என்று விளக்கம் தந்தார். நேர்மின்னூட்டம் கொண்ட துணுக்குகளை வழி விலக்கி விரட்ட அதே மின்னூட்டம் கொண்ட துணுக்குகள்

அணுவுக்குள்ளும் இருக்கவேண்டும் என்றும் அவர் முடிவு செய்தார். அத்தகைய மின்னூட்டம் அணுவுக்குள் பரவலாக இருந்தால் ஆல்ஃபா துணுக்கை அதிக அளவில் வழிவிலக்கத் திறன் கொண்டிருக்காது. எனவே நேர் மின்னூட்டம் முழுவதும் ஒரு குறுகிய பரப்புக்குள் — கிட்டத்தட்ட ஒரு புள்ளியில் — குவிக்கப்பட்டிருக்க வேண்டுமென்றும், இப் பரப்பின்மீது மோதும் ஆல்ஃபா துணுக்குகளே நேர் எதிர்த் திசையில் விரட்டப்படுகின்றன என்றும் மேலும் பல புதிய விஞ்ஞான விளக்கங்களை அவர் தந்தார். அணுவின் அளவை ஒப்பிடும்போது அணுக்கரு ஒரு புள்ளியென்றே கருதப்படலாம். அணுவின் மொத்த அளவில் அணுக்கரு பத்தாயிரத்தில் ஒரு பங்கு ஆகும். ஏறத்தாழ அணுக்கருவின் குறுக்களவு 10^{-12} சென்டிமீட்டர்; அணுவின் குறுக்களவு 10^{-8} சென்ட்டி மீட்டர்.

அணுவினுள் அணுக்கரு இருப்பதனைச் சான்றுகளுடன் விளக்கினாலும் அணுக்கருவின்அமைப்புமுறை ஒரு புதிராகவே இருந்துவந்தது. எல்லாத் தனிமங்களிலும் எடை குறைவான ஹைட்ரஜனின் அணுக்கருவைஆராய்வதில் விஞ்ஞானிகளுக்கு எவ்வித இடர்ப்பாடும் ஏற்படவில்லை. ஆனால் அதிக எடையுள்ள அணுக்களை ஆராய்வதில் அவர்களுக்குப் பல இடர்ப்பாடுகள் நேர்ந்தன. அடிப்படையாக ஹைட்ரஜனின் நிறை ஒரு கூறு எனவும், ஹைட்ரஜனின் நிறை எண் (Mass number) ஒன்று எனவும் கொள்ளப்பட்டன. இடர்ப்பாடு எதுவும் இல்லாத இந்த ஹைட்ரஜனின் அணுக்கருவை புரோட்டான் (proton) எனலாம். புரோட்டான் ஒரு துணுக்காகவே கருதப்படலாம். புரோட்டான் நேர்மின் னூட்டம் கொண்டிருக்கும். ஹைட்ரஜன் அணுவின் சுற்றுப் பாதையில் இருக்கும் ஓர் எலக்ட்ரானின் எதிர் மின்னூட் டத்தைச் சமன்படுத்த அணுக்கருவில் இருக்கும் நேர் மின்னூட்டம் போதுமானதாக இருக்கிறது. எனவே, எலக்ட் ரானும் புரோட்டானும் வெவ்வேறுவகை மின்னூட்டம் கொண் டிருந்தாலும் அவை ஒன்றுகொன்று சரியளவில் இருக் கின்றன.

ஹைட்ரஜனுக்கு அடுத்த தனிமம் ஹீலியம். ஹீலிய அணுவை ஆராய்ந்தபோது புதிய இடர்ப்பாடு தென்பட்டது. ஹீலியத்தில் இரண்டு எலக்ட்ரான்கள் இருப்பது தெரிந்தது. எலக்ட்ரானைக் கொண்டு கணக்கிட்டால் ஹீலியத்தின் எடை ஹைட்ரஜனைவிட இரண்டு மடங்காக இருக்கவேண்டும். அவ்வாறே அமைந்திருந்தால் எவ்வித

இடர்ப்பாடும் இல்லை. அணுக்கருவில் இரண்டு புரோட்டான்கள் இருப்பதாக அனுமானித்து முடிவுகட்டலாம். ஆனால் எதிர்பார்த்ததற்கு மாருக ஹீலியத்தின் அணு எடை ஹைட்ரஜனுடையதைவிட நான்கு மடங்காக இருந்தது. எனவே, ஹீலியத்தின் அணு நிறைஎண் (Atomic mass number) நான்காகும். இரண்டு எலக்ட்ரான்களைச் சமனப் படுத்த அணுக் கருவில் இரண்டு புரோட்டான்களே இருக்க முடியும்; அதற்குமேல் இருக்க முடியாது. அப்படியாயின் அணுவின் நிறையை அதிகரிக்கச் செய்யும் வேறெதுவோ அணுக்கருவில் இருக்கவேண்டுமென்று புலனுகிறது. இந்த இடர்ப்பாட்டைத் தீர்க்க முனைந்த முயற்சிகளின் விளைவாக அணுக்கருவில் வேருெரு வகையான துணுக்குகள் இருக்க வேண்டுமென்பது உறுதியாயிற்று. ஆய்வு முறைகள் இந்த உறுதியை மெய்ப்பித்தன. அத் துணுக்குகள் ஒவ்வொன்றும் புரோட்டான் துணுக்கின் நிறை கொண்டிருப்பதாகவும் ஆனல் அத் துணுக்குகள் எவ்வித மின்னூட்டமும் கொள்ளா மல் பொதுத்தன்மை கொண்டிருப்பதாகவும் ஆய்வுகள் புலப்படுத்தின. இப் புதிய துணுக்குக்கு நியூட்ரான் (Neutron) என்று பெயரிடப்பட்டது. எனவே ஹீலிய அணுக்கருவில் இரண்டு புரோட்டான் துணுக்குகளும் இரண்டு நியூட்ரான் துணுக்குகளும் இருக்கின்றன. ஹீலியத்தின் அணு நிறை எண் நான்காக இருப்பதற்கு இப்போது காரணம் விளங்கு கிறது. பொதுவாக அணுக்கருவில் எத்தனை புரோட்டான்கள் அமைந்திருக்கின்றனவோ அந்த எண்ணிக்கை அணு எண் (atomic number) எனப்படும். ஹைட்ரஜனின் அணுஎண் 1 எனவும் ஹீலியத்தின் அணுஎண் 2 எனவும், குறிப் பிட்டால் இந்த 2 தனிமங்களின் அணு அமைப்பைப் பற்றிய விளக்கம் ஓரளவு கிடைக்கிறது. தனிமங்களின் அணு எடை தெரிந்தால் அணுவைப்பற்றிய முழு விவரத்தையும் அறியக்கூடும்.

எலக்ட்ரான்கள் வைப்பு முறை: அணுக் கருவைச் சுற்றியுள்ள சுற்றுப் பாதைகளில் எலக்ட்ரான்கள் இயங்கிக் கொண்டிருக்கின்றன. ஒவ்வொரு சுற்றுப்பாதையும் குறிப்பிட்ட எண்ணிக்கையான எலக்ட்ரான்களை உச்ச வரம்பாகக் கொண்டிருக்கின்றன. முதல் சுற்றுப்பாதை 2 எலட்க்ரான்கள், இரண்டாவது சுற்றுப்பாதை 8 எலக்ட் ரான்கள், மூன்ருவது சுற்றுப்பாதை 18 எலக்ட்ரான்கள் ....என்ற அளவில் எலக்ட்ரான்கள் உச்ச வரம்பிடப் படுகின்றன. பொதுவாக, n என்பது சுற்றுப்பாதையின்

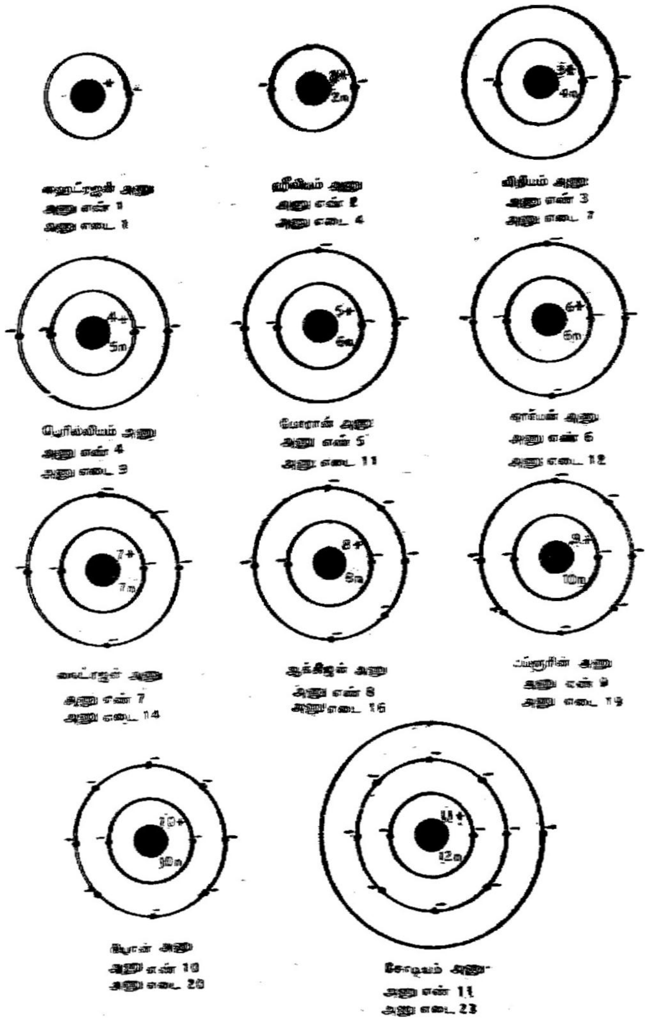
வரிசை எண்ணைக் குறிக்குமானால் அதில் அமைய நேரும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை $2n^2$ என்பது உச்சவரம்பாக அமையும். குறிப்பிட்ட சுற்றுப்பாதை உரிய எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டு நிறைவுற்றாலொழிய அதற்கடுத்த சுற்றுப்பாதைக்கு எலக்ட்ரான்கள் அளிக்கப்படுவதில்லை. ஒரு தனிமத்தின் அணுஎண் எதுவோ அந்த எண்ணிக்கையே அவ் வணுவின் சுற்றுப்பாதைகளில் இயங்கும் எலக்ட்ரான்களின் கூட்டு மொத்தத் தொகையாக இருக்கும். மொத்த எலக்ட்ரான்களைச் சுற்றுப்பாதைகளின் வரிசைகளுக்கு ஏற்ப வகைப்படுத்திக் கொள்ளலாம். சில தனிமங்களின் அணு அமைப்பு முறையை இங்கு காணலாம்.

அணு எண் அதிகமாய் அமைந்த சில அணுக்களின் சுற்றுப்பாதையில் அமையும் எலக்ட்ரான்களின் வைப்பு முறையில் மற்றொரு நியதியையும் கையாள வேண்டும். எல்லாவற்றிற்கும் கடைசியான சுற்றுப்பாதையில் 8 எலக்ட்ரான்களும் அதற்கு முந்தின சுற்றுப்பாதையில் 18 எலக்ட்ரான்களும் உச்சவரம்புகளாக அமையும்.

எனவே அணு அமைப்பை விவரிக்கத் தேவையானவை குறிப்பிட்ட அணுவின் அணுஎண், அணுநிறைஎண் ஆகியன மட்டுமேயாம். மேற்கூறப்பட்ட இரண்டு நியதிகளையும் உரிய முறையில் கடைப்பிடித்து எந்தத் தனிம அணுவையும் உருவகித்துக்காட்ட இயலும். அணு எண் ஒன்றாகவே அமைந்து நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை மாறுபட்டால் அணு நிறை எண்ணால் மாறுபடும் அணுக்கள் ஐசொடோப்புகள் அல்லது ஓரிடத் தனிமங்கள் (isotopes) எனப்படும். ஹைட்ரஜன் அணுவில் அணுநிறைஎண் 1, அணு நிறைஎண் 2, அணு நிறைஎண் 3 என்று அமைந்த மூன்று ஐசொடோப்புகள் அல்லது ஓரிடத் தனிமங்கள் இருக்கின்றன.

இணைதிறன் பற்றிய எலக்ட்ரான் கொள்கை (Electronic theory of valency)

சில தனிமங்களைத் தவிர மற்றெல்லாம் ஒன்றுடன் ஒன்று வினைபுரிந்து இணைகின்றன. வினையுறத் திறனில்லாத அத் தனிமங்கள் மந்த வாயுக்கள் (inert gases) ஆகும். வேதியியல் வினைகளில் ஈடுபட முடியாத இவற்றின் மந்த இயல்புக்கான காரணத்தை உரிய அணுக்களின் கட்டமைப்பைக் கொண்டு எளிதில் புரிந்துகொள்ளலாம்.



- எலக்ட்ரான் + புரோட்டான் ● அணுக்கரு n நியூட்ரான்

படம் 16

அத்தகைய அணுக்களில் அமைந்த சுற்றுப்பாதைகளில் இறுதியானவற்றில்உச்சவரம்பான எண்ணிக்கையான எலக்ட்ரான்கள் அமைந்திருக்கின்றன. ஹீலியத்தில் ஒரு சுற்றுப் பாதைதான் உண்டு; அதில் ௨ எலக்ட்ரான்கள் உச்ச வரம்பளவில் அமைந்துவிடுவதனுல் ஹீலிய அணு எலக்ட் ரானைக் கொடுக்கவோ, வாங்கவோ தேவையில்லாத பூரித

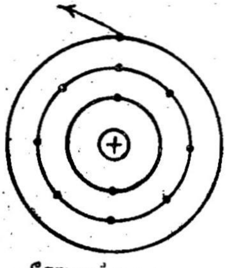
நிலை கொண்டிருக்கிறது. இவ்வாறே பிற மந்த வாயுக்களின் அணுக்களும் எலக்ட்ரான் வைப்பு முறையால் பூரிதம் கொண்டிருக்கின்றன.

மந்த வாயு	எலக்ட்ரான்கள்					
	முதல் சுற்றுப் பாதை	இரண்டாவது சுற்றுப் பாதை	மூன்றாவது சுற்றுப் பாதை	நான்காவது சுற்றுப் பாதை	ஐந்தாவது சுற்றுப் பாதை	ஆறுவது சுற்றுப் பாதை
ஹீலியம்	2					
நியான்	2	8				
ஆர்கான்	2	8	8			
கிர்ப்டான்	2	8	18	8		
செனன்	2	8	18	18	8	
ரேடான்	2	8	18	32	18	8

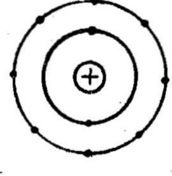
எனவே, பொதுப்படையாகக் கூறினல் இறுதிச் சுற்றுப் பாதையால் எட்டெண் கூட்ட எலக்ட்ரான்கள் (Octet of electrons) அமைந்து பூரித நிலையை அடைந்து விடுவதனல் மந்த வாயுக்களின் அணுக்கள் வினையுறுவதில்லை. ஹீலிய அணு மட்டும் இரண்டு எலக்ட்ரான்களினல் பூரிதமுறுகிறது. இக் கருத்தின் அடிப்படையில் நோக்கினல் இறுதிச் சுற்றுப் பாதையில் எட்டெண் கூட்ட எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டிருக்காத அணுக்கள் வினையுறுவதாகக் கொள்ளலாம். அவ்வாறு வினையுறுகையில் தேவையான எலக்ட்ரான்களைக் கொடுத்தோ அல்லது வாங்கியோ தன் அருகிருக்கும் மந்தவாயுவின் அணுக்கட்டமைப்பை அந்த அணு ஏற்கிறது.

எடுத்துக்காட்டாக, சோடியமும் ஃப்ளூரினும் வினையுறு வதைக் குறிப்பிடலாம்.

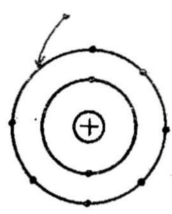
படம் 17



சோடியம் 2,8,1



நியான் 2,8



ஃப்ளூரின் 2,7

சோடியம் அணு தன்னிலிருந்து ஓர் எலக்ட்ரானை வெளியே கொடுக்கவும், ஃப்ளூரின் அணு தனக்குள்

ஓர் எலக்ட்ரானை வாங்கிக்கொள்ளவும் தயாராக இருக்கின்றன. இவ்வாறு ஈடுபாட்டால் சோடியம் அணு நிலைமாறி நியானின் கட்டமைப்பை ஒத்தமைகிறது; ஃப்ளூரின் அணுவும் நிலைமாறி நியானின் கட்டமைப்பை ஒத்தமைகிறது. சோடியம் அணுவின் முழுமையையும் இப் பரிமாற்றத்திற்கு முன்னும் பின்னும் ஆராய்ந்தால் சில உண்மைகள் புலப்படும். சோடியம் அணுவில் முதலில் எதிர்மின்னூட்டம் பெற்ற 11 எலக்ட்ரான்களுக்குச் சமமாக அணுக்கருவில் 11 புரோட்டான்கள் இருந்தன. ஆனல் ஓர் எலட்ரானைச் சோடியம் வெளியே கொடுத்தபின்னர் நேர்மின்னூட்டம் பெற்ற புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை 11 என்றும், எதிர்மின்னூட்டம் பெற்ற எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை 10 என்றும் அமைகிறது. எனவே, ஓர் அலகுடைய நேர்மின்னூட்டம் நிகரமாக அமைந்து நேர் மின்னூட்ட இயல்பான துணுக்குஉருவாகிறது. இது சோடியம் அயனி (sodium ian) எனப்படும். உலோக அணுக்கள் இவ்வாறு எலக்ட்ரான்களை வெளியே கொடுக்கும் இயல்புடையவை; அதன் விளைவாக நேர்மின்னூட்டமான அயனிகளைவிளைவிக்கின்றன. இக் காரணத்தால் உலோகங்கள் நேர்மின்னூட்டத் தன்மையான தனிமங்கள் (Electro positive elements) என்று அழைக்கப்படுகின்றன. அலோகங்களாலான ஃப்ளூரின் போன்றவை தேவையான எலக்ட்ரான்களை வெளியிலிருந்து வாங்கி அதனல் மந்தவாயு அணுக் கட்டமைப்பைப் பெறுவதனல் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அணுக்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களுடையதைவிட மிஞ்சிவிடுகிறது. இதன் விளைவால் எதிர்மின்னூட்டத் தன்மையான அயனிகள் உருவாகின்றன. இக் காரணத்தால் அலோகங்கள் எதிர் மின்னூட்டத் தன்மையான தனிமங்கள் (Electro negative elements) என்று அழைக்கப்படுகின்றன.

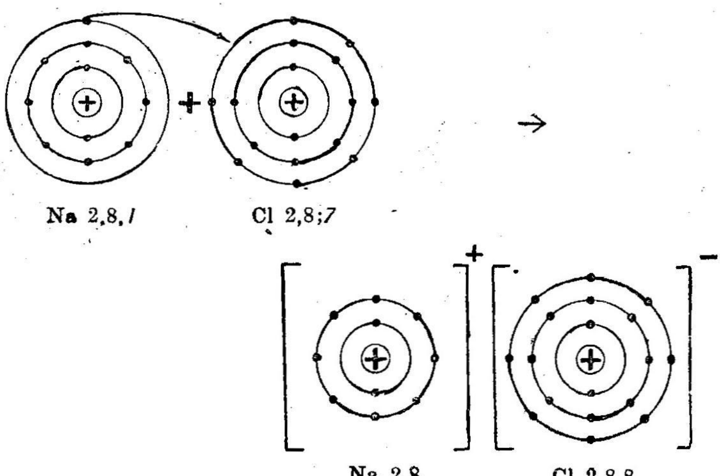
அணுக்களில் எலக்ட்ரான்களின் அமைப்பு முறையை அறிந்து, அதனைச் சார்ந்து அணுக்கள் ஒன்றுடன் ஒன்று கூடும் திறத்தை அளவிடும் இணைதிறனை நிர்ணயித்துவிடலாம். கோசல்(Kossel) என்பார் கனிமப்பொருள் (inorganic compound) களைத் தனியே ஆராய்ந்தார். லீவிஸ் (Lewis) என்பார் கரிமப் பொருள் (organic compound) களைத் தனியே ஆராய்ந்தார். அதன் பலனக இணைதிறன்பற்றிய கருத்து வெளியாயிற்று. ஓர் அணு தன் அருகிலிருக்கும் மந்தவாயு அணுக் கட்டமைப்பைப் பெற எத்தனை எலக்ட்ரான்களைக் கொடுக்கவோ வாங்கவோ தேவை ஏற்படுகிறதோ அந்த எண்ணிக்கையே அணுவின் இணைதிறன் ஆகும். எலக்ட்ரான்களின் பரிமாற்றம் பல

விதங்களில் அமைகிறது. அதற்கேற்ப இணைதிறன் வகைப்படுத்தப்படுகிறது.

அயனிப் பிணைப்பு (Electrovalent bond): சோடியமும், குளோரினும் வேதிய வினைபுரிந்து சோடியம்குளோரைடு சேர்மத்தை உருவாக்குகின்றன. ஒரு சோடியம் அணுவும் ஒரு குளோரின் அணுவும் கூடி ஒரு மூலக்கூறு சோடியம் குளோரைடை உருவாக்குவதை

$$Na + Cl \rightarrow NaCl$$

என்ற சமன்பாட்டால் குறிக்கலாம். இந்த வேதியமாற்றத்தின் போதுஅணுக்கள் காணும் மாறுதல்களைஇப்போது காணலாம். சோடியத்தின் அணுஎண் 11 எனவே, அதன் எலக்ட்ரான்களை முறைப்படுத்தினால் 2,8,1 என்றமையும். அவ்வாறே அணுஎண் 17 கொண்ட குளோரினில் எலக்ட்ரான்கள் 2, 8, 7 என்பதாக அமைந்திருக்கின்றன. சோடியம் அணு தன் இறுதிச் சுற்றுப் பாதையில் உள்ள ஓர் எலக்ட்ரானை வெளியேற்றிக் கொள்வதால் மந்த வாயு நியானின் எலக்ட்ரான் முறைமைக்கு (2, 8) நிகராகிவிடுகிறது. குளோரின் தன் இறுதிச்சுற்றுப் பாதையில் ஓர் எலக்ட்ரானை ஏற்றுக்கொள்வதானால் மந்தவாயு



படம் 18

ஆர்கானின் எலக்ட்ரான் முறைமைக்கு (2,8,8) நிகராகிவிடுகிறது. எனவே, சோடியம்அணு ஓர் எலக்ட்ரானைக் கொடுப்பதற்கும், குளோரின் அணு ஓர் எலக்ட்ரானை

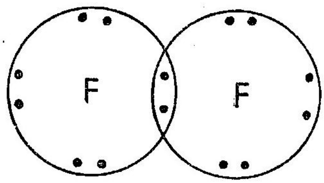
ஏற்பதற்கும் தயாராகி விடுகின்றன. எலக்ட்ரான் ஒரு அணுவிலிருந்து மற்றொன்றிற்கு மாற்றப்படும் நிலை வேதிய மாற்றத்திற்கு அடிப்படையாகிவிடுகிறது. எலக்ட்ரான் பரிமாற்றத்திற்குப் பின்பு சோடியம் நேர்மின்னூட்ட அயனியாகவும், குளோரின் எதிர்மின்னூட்ட அயனியாகவும் உருப்பெறுகின்றன.

சுற்றுப்பாதையிலிருந்து வெளியேற்றப்படும் ஒவ்வொரு எலக்ட்ரானை முன்னிட்டும் நேர்மின்னூட்ட அலகு கூடுகிறது. அதேபோல் ஏற்கப்படும் எலக்ட்ரானை முன்னிட்டு எதிர்மின்னூட்ட அலகு கூடுகிறது. கால்சியம் இரண்டு எலக்ட்ரான்களை வெளியேற்றும் திறனுல் Ca^{++} என்ற அயனி உருவாகிறது. சல்ஃபர் இரண்டு எலக்ட்ரான்களை ஏற்கும் திறன் கொண்டிருக்கிறது. எனவே S^{--} என்ற அயனி உருவாகிறது.

நேர்மின்னூட்ட அயனியும் எதிர் மின்னூட்ட அயனியும் கவர்ச்சியினுல் ஈர்க்கப்பட்டுப் பிணைப்புறுகின்றன. இப்பிணைப்பு அயனிப் பிணைப்பு (ionic link) எனப்படும். எலக்ட்ரான்களை இழப்பதனுலோ, ஏற்பதனுலோ மின்னியல் அயனமுற்று இணையும் திறனை மின்னியல் இணைதிறன் (Electrovalency) எனப்படும். இம் முறையால் உருவாகும் சேர்மங்களுக்கு மின்னியல்புக் கவர்ச்சியே காரணம் ஆகும்.

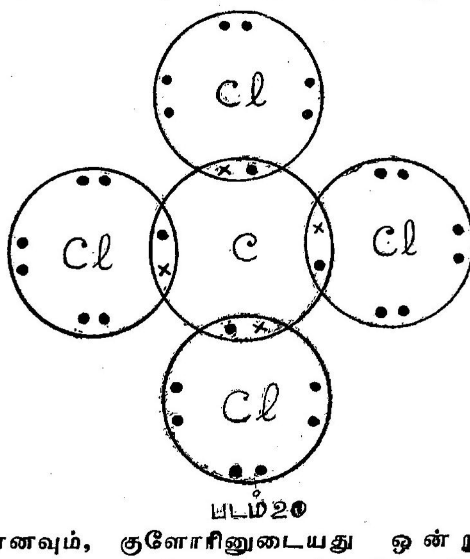
சக பிணைப்பு (Covalency): அணுக்களிடையே மற்றொரு வகையான பிணைப்பும் ஏற்படுகிறது. வாயுக்களாகிய தனிம மூலக்கூறுகள் (ஹட்ரஜன், குளோரின் போன்றவை) கரிமச் சேர்மங்களின் மூலக்கூறுகள் முதலியன் உருவாக மின்னியல்பு ஏதும் அடிப்படையாக அமையவில்லை. இவற்றில் அமைந்திருப்பதைப் பங்கீட்டுப் பிணைப்பு என்கிருேம். பங்கீட்டுப் பிணைப்பு எவ்வாறு அமைகிறதென்பதனை லீவிஸ் விளக்கினர். இரண்டு ஃப்ளூரின் அணுக்கள் இணைந்து ஃப்ளூரின் மூலக்கூற்றைப் படைப்பதாகக் கொள்வோம். ஃப்ளூரின் அணுவில் இறுதிச் சுற்றுப்பாதையில் 7 எலக்ட்ரான்கள் (2, 8, 7) இருக்கின்றன. அணு மற்றோர் எலக்ட்ரானை ஏற்று 2, 8, 8 என்ற அமைப்பைப் பெறவே விழைகிறது. இதே போன்று ஃப்ளூரினின் மற்றோர் அணுவும் ஓர் எலக்ட்ரானை ஏற்க விழைகிறது. இதன் விளைவாக ஃப்ளூரினின் ஒவ்வொர் அணுவும் இறுதிச் சுற்றுப்பாதையிலுள்ள எலக்ட்ரான்களில் ஒவ்வொன்றை இரண்டுக்கும் பொதுவாக்கிக்கொண்டு பூரிதமடைகின்றன.

இரண்டு அணுக்களுக்கும் பொதுவாக அமைந்த இந்த இரண்டு எலக்ட்ரான்கள் 'எலக்ட்ரான் இரட்டை' (electron pair) எனப்படும். எலக்ட்ரான் இரட்டை ஒவ்வொன்றும் பங்கீட்டுப் பிணைப்பு ஒன்றை அமைக்கின்றன. எனவே, ஒரு தனிம அணுவின் பங்கீட்டுப் பிணைப்புத் திறன் என்பது அந்த அணு எத்தனை எலக்ட்ரான்களைப் பொதுப் பங்கீட்டுக்கு அளித்து, எலக்ட்ரான் இரட்டைகள் உருவாகக் காரணம் ஆகின்றன என்பதாகும். கார்பன் டெட்ரா குளோரைடு (Carbon tetra chloride) என்ற கரிமச் சேர்மம் விளைய கார்பன் அணு தன் நான்கு எலக்ட்ரான்களையும், நான்கு குளோரின் அணுக்கள் ஒவ்வொன்றும் தனித்தனியே ஓர் எலக்ட்ரானையும் பங்கிட்டுக்கொண்டு இணைப்புறுகின்றன.



படம் 19

இத்தகைய பங்கீட்டினால் கார்பன், குளோரின் ஆகியவற்றின் சுற்றுப்பாதைகள் 8 எலக்ட்ரான்கள் கொண்டு பூரிதமடைகின்றன. எனவே, கார்பனின் பங்கீட்டுப் பிணைதிறன்



படம் 20

நான்கு எனவும், குளோரினுடையது ஒன்று எனவும் தெளிவாகிறது. அமைப்பு முறையிலேயே வேற்றுமை இருப்பதனால் அயனிப் பிணைப்புச் சேர்மங்களுக்கும் சகப் பிணைப்புச் சேர்மங்களுக்கும் மிகுந்த வேறுபாடுகள் உண்டு.

ஈதல் இணைப்பு (Coordinate valency) : அம்மோனியா மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் அயனியை ஈர்த்து அம்மோனியா அயனி (Ammonium ion)யை உண்டாக்குகிறது. அம்மோனியா மூலக்கூற்றிலுள்ள நைட்ரஜனில் இரண்டு எலக்ட்ரான்கள் எஞ்சியஅளவில் தனித்து நிற்கின்றன. இவற்றை ஹைட்ரஜன் அயனி பயன்படுத்திக்கொள்கிறது. இம்முறைப் பிணைப்பால் எலக்ட்ரான்கள் பங்கீடு செய்யப்படாமல் ஒரு முனைப்பாடாக எலக்ட்ரான்கள் அழிக்கப்பட்டு விடுகின்றன. எலக்ட்ரானை முழுமையாக இழந்துவிடுவதாகவே இதனைப் பொருள் கொள்ளலாம். எலக்ட்ரான்களை இழந்த அணுவுக்கும் முழுமையாக இரண்டு எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றுக்கொண்ட அணுவுக்கும் இடையே உருவாகும் பிணைப்பு ஈதல் பிணைப்பு (Coordinate bond or dative bond) எனப்படும்.

இரட்டை எலக்ட்ரான்களை வழங்கும் அணுவுக்கு வழங்கி (donor) என்றும், அவற்றை ஏற்றுக்கொள்ளும் அணுவுக்கு ஏற்பி (acceptor) என்றும் பெயர் வழங்கி அணுவிலிருந்து இரண்டு எலக்ட்ரான்கள் முழுவதுமாக வெளியேற்றம் பெறுவதனால் இப் பிணைப்பு சகப்பிணைப்பை ஒத்திருப்பதாகக் கொள்ளலாம். எனவே ஈதல்-சக பிணைப்பு (Coordinate-covalency) என்றும் கூறுவர். பெரும்பாலும் இத்தகைய பிணைப்புகளை அணைவுச் சேர்மங்களில் (eomplex compounds) காணலாம். ஆக்சிஜன், நைட்ரஜன், பாஸ்பரஸ், கந்தகம், போரன் முதலிய அணுக்களில் ஒன்று அல்லது இரண்டு இரட்டை எலக்ட்ரான்கள் தனித்தமைந்து ஈதல் பிணைப்பு உருவாக உதவுகின்றன. ஹைட்ரஜன் ஃப்ளூரைடு (HF) போரன்ட்ரை ஃப்ளூரைடு (BF_3) ஆகிய இரண்டும் கூடி ஹைட்ரோ ஃப்ளூவோ போரிக் அமிலம் (HBF_4) உருவாவதை ஈதல் பிணைப்புக்கு எடுத்துக்காட்டாகக் கூறலாம். வழங்கி அணுவையும், ஏற்பி அணுவையும் அம்புக்குறியால் இணைத்து இத் தொடர்பைக் குறிப்பிடுவர்.

அணுக்களில் எலக்ட்ரான்களின் அமைப்பு முறையை அடிப்படையாகக் கொண்டுத் தனிம வரிசை அட்டவணையை ஆராயமுடியும். ஒவ்வொரு தொடரும்(period) இறுதிச் சுற்றுப்பாதையைக் குறிக்கும். ஒரே பிரிவில் (group) அடங்கும் தனிமங்களின் இறுதிச் சுற்றுப்பாதையில் ஒரே எண்ணிக்கையான எலக்ட்ரான்களே அமைந்திருக்கும். இதனால் தனிமங்களுக்கிடையேயான ஒற்றுமை வேற்றுமைகளை எலக்ட்ரான் கொள்கை மூலம் விளக்கமுடியும்.

7. தனிமங்களின் வகையீடு

(Classification of Elements)

விஞ்ஞானிகளின் பெருமுயற்சியின் விளைவாகப் பல தனிமங்கள் புதியதாகக் கண்டுபிடிக்கப்பட்டபொழுது அவற்றின் பண்புகளை ஆராயும் ஆர்வம் மிகுந்தது. இயல்புகட்கு ஏற்றவாறு அவற்றைப் பிரித்து ஆழ்ந்து ஆராய்வது சிறப்பு என விஞ்ஞானிகள் கருதினர். இவ்வாறு பிரித்து வகுப்பதில் பல முயற்சிகள் கையாளப்பட்டன. தொடக்க நிலையில் தனிமங்கள், உலோகங்கள் (metals) என்றும் அலோகங்கள் (non-metals) என்றும் பிரித்து வரிசைப்படுத்தப்பட்டன. உலோகங்கள் எனப்பட்ட தனிமங்கள் அடர்த்தி, உருகுநிலை, வெப்பக்கடத்தல், மின்கடத்தல் ஆகிய பண்புகளால் ஒன்றையொன்று ஒத்திருந்தன. அத்தகையன நிலையான குளோரைடு சேர்மங்களையும், நிலையற்ற ஹைட்ரைடுகளையும், கார இயல்பான ஆக்சைடுகளையும் உருவாக்கின. இவற்றினின்றும் மாறுபட்ட பண்புகளைக் கொண்டவை அலோகங்களாகக் கருதப்பட்டன. ஆனால் ஆர்செனிக், ஆண்ட்டிமொனி முதலிய தனிமங்கள் மேற் குறித்தனவான இருவகைப் பண்புகளையும் கொண்டிருந்தது தெரியவந்தது. அவை உலோகப் போலிகள் (metalloids) எனப்பட்டன. மேலும், சோடியம், பொட்டாசியம் முதலியன உலோகங்களென்று பிரிக்கப்பட்டாலும் அவற்றின் அடர்த்தி, உருகுநிலை ஆகியன குறைவாக அமைந்து உலோக இனத்தினின்றும் வேறுபட்டனவாகக் கருத வாய்ப்பேற்படுகிறது.

பத்தொன்பதாம் நூற்றுண்டின் தொடக்கத்தில் தனிமங்களை வகைப்படுத்தும் முயற்சியில் ஈடுபட்ட டோபரீனர் (Dobereiner) என்பார் ஒத்த இயல்புடைய தனிமங்களை மும்மூன்றுகப் பிரித்துத் தொகுத்தார். அப் பிரிவிலுள்ள

தனிமங்களின் அணு எடைகள் ஒன்றடுத்து ஒன்றாக மிக நெருங்கிய அளவு கொண்டமைந்திருந்தன; அல்லது நடுவமைந்த தனிமத்தின் அணு எடை தோராயமாக மற்றிரண்டின் அணு எடைகளின் சராசரியாக அமைந்தது. எடுத்துக்காட்டுகளாக,

Fe	Co	Ni	55.8	58.9	58.7
Li	Na	K	.7	23	39
Cl	Br	I	35 5	80	127
Ca	Sr	Ba	40	87.6	137

இத் தொகுப்பமைப்பின் கீழ் எல்லாத் தனிமங்களையும் வகைப்படுத்த இயலாது போயிற்று. ஆயினும் அணு எடைக்குள்ள சிறப்பை இம்முறை வெளிப்படுத்தியதால் பின்னர் அமைந்த முயற்சிகளுக்கு இது வழிகோலியது என்று கூறலாம்.

இதற்கு அடுத்த முயற்சியாக நியூலாண்ட்ஸ் (Newlands) என்பார் தொகுத்த வகையீட்டைக் குறிப்பிடலாம். 'தனிமங்களை அவற்றின் அணு எடைகளுக்கேற்ப ஏறு வரிசையில் அடுக்கிச் சென்றால், ஒரு தனிமத்தின் குணங்களுக்கும் அத் தனிமத்திலிருந்து எட்டாவதாக அமைந்துள்ள தனிமத்தின் குணங்களுக்குமிடையே ஒற்றுமை காணப்படுகிறது' என்ற உண்மையை நியூலாண்டு வெளிப்படுத்தினர். பொதுவாக இதனை எட்டன்கூட்ட விதி (Law of octaves) என்பர்.

Li	*Be*	*B*	*C*	*N*	*O*	*F*
Na	*Mg*	*Al*	*Si*	*P*	*S*	*Cl*
K	*Ca*..					

லிதியத்திலிருந்து எட்டாவதாக அமையும் சோடியமும், அதிலிருந்து எட்டாவதாக அமையும் பொட்டாசியமும் ஒரு பிரிவின்கீழ் அமையும்; அதாவது இவற்றின் குணங்களிடையே ஒற்றுமை காணப்படுகிறது. எனவே, இத் தனிமங்கள் கீழ்நோக்காக அமைந்த ஒரு வரிசைப்பட்டிருக்கின்றன. இவ் வரிசைத் தொடரும் எல்லாத் தனிமங்களையும் ஆட்கொள்ளமுடியாமல் பிற்பகுதியில் தடைப்பட்டு நின்றது.

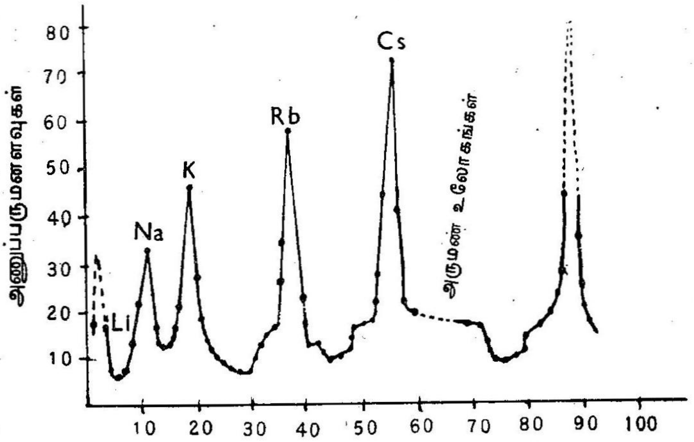
இதைத் தொடர்ந்த முயற்சிகளில் ரஷ்ய விஞ்ஞானி மெண்டலீஃப், ஜெர்மன் விஞ்ஞானி லோதர் மேயர் ஆகிய

இருவர் ஏறத்தாழ ஒரே சமயத்தில், ஆனுல் தனித்தனியே, தனிமங்களின் பண்புகளைக் குறித்த கொள்கை ஒன்றை நிறுவினர்கள். ' தனிமங்களின் பௌதீக மற்றும் வேதியப் பண்புகள் அவற்றின் அணு எடைகளைச் சார்ந்து மடித்து மடித்து அமைகின்றன ' என்ற அப் புதிய கருத்து தனிமங்களை வகையீடு செய்வதில் புதிய திருப்பத்தைத் தந்தது. இது ஆவர்த்தன விதி (Periodic law) என்றழைக்கப் படுகிறது. தனிமங்களை அவற்றின் அணு எடை எண்களின் ஏறுவரிசையில் அடுக்கிஞல் ஒத்த பண்புகளுடைய தனிமங்கள் ஒரே பிரிவின்கீழ் தொகுக்கப்படுவதைக் காணமுடிந்தது.

லோதர் மேயரின் அணுப்பருமனளவு வரைபடம் (Lother Meyer's Atomic Volume curve): தனிமங்கள் திண்ம நிலையில் கொண்டிருக்கும் அடர்த்தியை அளவிட்டு அதை அணு எடைகளுடன் உறவுபடுத்தி, தனிமங்கள் ஒவ்வொன்றின் அணுப்பருமனளவை லோதர் மேயர் கணக்கிட்டார்.

$$\text{அணுப் பருமனளவு} = \frac{\text{அணு எடை}}{\text{அடர்த்தி}}$$

அணுப் பருமனளவையும் அணு எடையையும் தொடர்பு படுத்தி லோதர் மேயர் வரைபடம் ஒன்றைத் தயாரித்தார். அதன் மாதிரி ஒன்று இங்கு தரப்பட்டிருக்கிறது (படத்தில் அணு எடையைக் குறிப்பிடாமல் திருந்திய முறையில் அணு எண்கள் முறையில் வரைபடம் அமைந்திருக்கிறது).



படம் 21

படத்தில் பல முகடுகளும் சரிவுகளும் உள்ளன. முகடுகளில் இடம்பற்றியுள்ள தனிமங்கள் Li, Na, K, Rb, Cs

தனிம வரிசை அட்டவணை

தொடர்கள்	பிரிவு 1 A	பிரிவு 2 A B	பிரிவு 3 A B	பிரிவு 4 A B	பிரிவு 5 A B	பிரிவு 6 A B	பிரிவு 7 A B	8	பிரிவு 0
1	H(1) 1·0080						[H(1) 1·0080]		He(2) 4·003
2	Li(3) 6·94	Be(4) 9·013	B(5) 10·82	C(6) 12·01	N(7) 14·008	O(8) 16·00	F(9) 19·00		Ne(10) 20·183
3	Na(11) 22·997	Mg(12) 24·32	Al(13) 26·97	Si(14) 28·06	P(15) 30·98	S(16) 32·066	Cl(17) 35·457		Ar(18) 39·944
4	K(19) 39·096 Cu(29) 63·54	Ca(20) 40·08 Zn(30) 65·38	Sc(21) 45·01 Ga(31) 69·72	Ti(22) 47·90 Ge(32) 72·60	V(23) 50·95 As(33) 74·91	Cr(24) 52·01 Se(34) 78·96	Mn(25) 54·93 Br(35) 79·916	Fe(26) 55·8 Co(27) 58·94 Ni(28) 58·69	Kr(36) 83·7
5	Rb(37) 85·48 Ag(47) 107·88	Sr(38) 87·63 Cd(48) 112·41	Y(39) 88·92 In(49) 114·76	Zr(40) 91·22 Sn(50) 118·70	Nb(41) 92·91 Sb(51) 121·76	Mo(42) 95·95 Te(52) 127·61	Tc(43) 99 I(53) 126·92	Ru(44) 101·7 Rh(45) 102·91 Pd(46) 106·7	Xe(54) 131·3
6	Cs(55) 132·91 Au(79) 197·2	Ba(56) 137·36 Hg(80) 200·61	Rare Earths (57-71) Tl(81) 204·39	Hf(72) 178·6 Pb(82) 207·21	Ta(73) 180·88 Bi(83) 209·00	W(74) 183·92 Po(84) 210	Re(75) 186·31 At(85) 211	Os(76) 190·2 Ir(77) 193·1 Pt(78) 195·23	Rn(86) 222
7	Fr(87) 223	Ra(88) 226·05	Ac(89) 227	Th(90) 232·12	Pa(91) 231	U(92) 238·07			

அருமண் உலோகங்கள்															
	La(57) 138·92	Ce(58) 140·13	Pr(59) 140·92	Nd(60) 144·27	Pm(61) 145	Sm(62) 150·43	Eu(63) 152	Gd(64) 156·9	Tb(65) 159·2	Dy(66) 162·46	Ho(67) 164·94	Er(68) 167·2	Tm(69) 169·4	Yb(70) 173·04	Lu(71) 174·99

படம் 22

ஆகியன ஒத்த பண்புகளுடையன. இவ்வாறே வரை படத்தில் குறிப்பிட்ட பகுதி அமைப்பை அடுத்தடுத்துப் பற்றியிருக்கும் தனிமங்களிடையே ஒற்றுமை விளங்குவதை அறியலாம்.

மெண்டலீஃப் அமைத்த தனிம வரிசை அட்டவணை (Mandeleeff's periodic Table) : இன்றைய நடைமுறையில் பயன்பட்டுவரும் தனிமவரிசை அட்டவணை (periodic table) ஒரு சில மாற்றங்களுடன் மெண்டலீஃப் தொகுத்ததாகவே விளங்குகிறது. இந்த அட்டவணை தனிமங்கள் அணு எடைகளின் அடிப்படையில் ஏறுவரிசைப்படி அடுக்கப்பட்டாலும், ஒரே நீட்டு வரிசையாக அனைத்தும் அமையும் பல மடிப்புகள் கொண்டதாக விளங்குகிறது. இதனால் ஒத்த பண்புகள் கொண்ட தனிமங்கள் ஒன்றின்கீழ் ஒன்றாகத் தொகுக்கப்படுகின்றன. நீட்டுத் தொகுப்புத் தொடர்கள் (periods) எனவும், குறுக்குத் தொகுப்புப் பிரிவுகள் (groups) எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன. தனிம அட்டவணையைக் கூர்ந்து நோக்குக.

தொடர்கள் : தனிம வரிசை அட்டவணையில் மொத்தம் ஏழு தொடர்கள் அமைந்திருக்கின்றன. முதல் தொடரில் இரண்டு தனிமங்கள் மட்டுமே இருக்கின்றன. இரண்டாவது, மூன்றாவது தொடர்களில் தனித்தனியே எட்டு தனிமங்கள் இருக்கின்றன. இவை இரண்டும் குறுந் தொடர்கள் (Short periods) எனப்படும். இவற்றைத் தொடர்ந்து அமைந்திருப்பவை நெடுந் தொடர்கள் (Long periods) எனப்படும். இவற்றில் தனித்தனியே 18 தனிமங்கள், சிலவற்றில் 32 தனிமங்கள் அடங்கியிருக்கின்றன.

(i) ஒவ்வொரு தொடரின் இடப்புறமிருந்து வலப்புறம் சார்ந்து நோக்கினால் (அணு எடைகளின் ஏற்ற வரிசையில்) சோடியம், பொட்டாசியம் முதலிய உலோகத் தனிமங்கள் தொடக்கங்களாகவும், நியான், ஆர்கான் முதலியன முடிவுகளாகவும் அமைகின்றன. அதாவது உலோகத் தன்மை படிப்படியாகக் குறைந்து அலோகத்தன்மை படிப்படியாக மேலோங்குவதைத் தொடரின் அமைப்பு காட்டுகிறது.

(ii) தனிமங்கள் உருவாக்கும் ஹைட்ரைடுகளை (hydrides) ஆராய்ந்தால் இணைதிறன் ஒன்றிலிருந்து நான்குவரை ஏறி, பின்னர் படிப்படியாக இறங்குகிறது.

ஆக்சைடுகளில் (oxides) தனிமங்களின் இணைதிறன் சீராக ஒன்றிலிருந்து எட்டுவரை படிப்படியாக ஏறுகிறது. இடப்புற ஆக்சைடுகள் கார இயல்பு கொண்டிருப்பதையும், வலப்புற ஆக்சைடுகள் அமில இயல்பு கொண்டிருப்பதையும் அறிக.

ஹைட்ரைடுகள்	LiH	BeH_2	BH_3	CH_4	NH_3	OH_2	FH
இணைதிறன்	1	2	3	4	3	2	1
ஆக்சைடுகள்	Na_2o	Mgo	Al_2o_3	Sio_2	P_2o_5	Sco_3	Cl_2v_7
இணைதிறன்	1	2	3	4	5	6	7

பிரிவுகள் : மொத்தத்தில் ஒன்பது பிரிவுகள் தனிம வரிசை அட்டவணையில் உள்ளன. இறுதியில் அமைந்த பிரிவில் மந்த வாயுக்கள் மட்டுமே அடங்கியிருப்பதனால் மந்த வாயுக்களுக்குப் பிற தனிமங்களுடன் இணையும் திறன் கிடையாது என்பதனால், இப் பிரிவு சூன்யப்பிரிவு(zero group) எனப்படும். மந்த வாயுக்களின் இணைதிறன் சூன்யம் என்றறிக.

பிற பிரிவுகள் வரிசைக்கேற்ப 1, 2, 3.........8 என்ற பிரிவு எண்களைக் கொண்டிருக்கின்றன. முதல் ஏழு பிரிவுகள் A, B என்று கிளைப் பிரிவுகளுக் குள்ளாக்கப்படுகின்றன. பிரிவு எண் அதில் அடங்கியுள்ள தனிமங்களின் இணைதிறனைக் குறிக்கும்.

(i) ஒவ்வொரு பிரிவிலும் உள்ள தனிமங்களின் அடிப்படைப் பண்புகள் ஒத்திருக்கின்றன. கிளைப் பிரிவுகளிலுள்ள தனிமங்களிடையே மிக நெருங்கிய ஒற்றுமை காணப்படுகிறது.

பிரிவு 1

Li

Na

/ \

K Cu

Rb Ag

Cs Au

பிரிவு I A பிரிவு I B

(ii) மேலிருந்து கீழாகப் பிரிவுகளை ஆராய்கையில் அணுஎடைகளின் ஏற்றத்திற்கேற்பத் தனிமங்களின் உலோகப் பண்பு படிப்படியாக அதிகரிப்பதைக் காணலாம்.

பிரிவு 6

O
S
Cr
Se
Mo
Te
W

அட்டவணையின் சிறப்பு : தனிம வரிசை அட்டவணையின் சிறப்பு அது பயன்படும் வகையால் அமைந்ததாகும். விஞ்ஞான உலகின் முன்னேற்றத்திற்கு அது ஒரு கலங்கரை விளக்கமாகத் திகழ்ந்தது என்று கூறினல் மிகையாகாது. அட்டவணையின் பயன்கள் சிலவற்றை இங்கு குறிப்பிடலாம்)

(1) அடிப்படைத் தனிமங்களைப் (எண்ணிக்கையில் 92. பற்றிய போதிய விவரங்களைச் சீரான முறையில் வகைப் படுத்திச் சுருக்கமாகவும் நேரடியாகவும் அறிந்துகொள்ள லாம்.

(2) பல தனிமங்கள் மெண்டலீஃபின் காலத்தில் கண்டு பிடிக்கப்படவில்லை. ஆயினும் பிற்காலத்தில் அவை கண்டு பிடிக்கப்பட்டபொழுது அவற்றின் பண்புகளுக்குத் தக்க அட்டவணை பொருத்த இடமிருந்தது. தனிமங்களின் பண்புகள் ஏதோ ஓர் ஒழுங்குக் கட்டுப்பாட்டில்தான் அமைந்திருக்கின்றன என்பதை இதனுல் உறுதிப்படுத்திக் கொள்ளலாம்.

(3) சில தனிமங்களின் அணுஎடைகள் முதலில் தவறுகக் கணக்கிடப்பட்டிருந்தன. ஆனுல் பின்னர் அவை தனிம வரிசை அட்டவணையில் பெற்றிருந்த இடங்களை அனுசரித்து மறு கணக்கீடு செய்தபோது சரியான அணு எடைகள் கண்டு பிடிக்கப்பட்டு தவறுகள் திருத்தப்பட்டன. பெரில்லியம், இண்டியம் ஆகியவற்றின் அணு எடைகள் திருத்தப்பட்டதை இதற்கு எடுத்துக்காட்டாகக் கூறலாம்.

(4) பின்னர் கண்டுபிடிக்கப்படவேண்டிய தனிமங்களைப் பற்றிய குறிப்புகளைத் தம் விஞ்ஞான மேதைத் தன்மையால் மெண்டலீஃப் முன்கூட்டியே அறிந்து அவற்றிற் குரியதான இடங்களை அட்டவணையில் வெற்றிடங்களாகவே வைத்திருந்தார். பின்னர் அத்தகைய தனிமங்கள் ஒவ்வொன்றாகக் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட பின்னர் அவை அந்த வெற்றிடங்களை வியப்புறும் வகையில் நிரப்புவதை விஞ்ஞானிகள் கண்டனர். இந்த முறையால் விஞ்ஞான வளர்ச்சிக்கு அட்டவணை மிகுந்த ஊக்கம் அளித்தது எனக் கூறலாம்.

மெண்டலீஃப் தொகுத்த தனிம வரிசை அட்டவணை சிறப்புகள் பல பெற்றிருந்தாலும் சில குறைபாடுகள் அதில் விளங்கியதை அன்றைய விஞ்ஞான உலகம் சுட்டிக்காட்டத் தவறவில்லை. அவற்றுள் சிலவற்றை இங்கு குறிப்பிட்டு அவற்றை இன்றைய விஞ்ஞான உலகம் எவ்வாறு சீராக்கி யிருக்கிறது என்பதை அறிவோம்.

(1) ஹைட்ரஜனின் இணைதிறன் ஒன்று. எனவே இது முதல் பிரிவில்தான் தொகுக்கப்பட வேண்டும். ஆனால் ஹைட்ரஜன் ஒரே சமயத்தில் முதல் பிரிவு, ஏழாம் பிரிவு ஆகிய இரண்டு இடங்களிலும் வைக்கப்பட்டிருக்கிறது. இதற்குக் காரணம் ஹைட்ரஜன் நேர் மின்தன்மை கொண்டும், எதிர் மின்தன்மை கொண்டும் விளங்குவதாகக் கூறப்படுகிறது. HCl உருவாக்கத்தின்போது H நேர் மின்தன்மை கொண்டும், Li H உருவாக்கத்தின்போது அது எதிர் மின் தன்மை கொண்டும் விளங்குகிறதென்பதை அறிக.

(2) அணு எடைகளின் ஏற்ற வரிசைக்கு ஏற்பச் சில தனிமங்கள் ஒழுங்குறவில்லை. பண்புகளைச் சார்ந்து ஒற்றுமை அமைந்தாலும் அணு எடைகள் முன்னும் பின்னுமாக இடம் மாறியிருக்கின்றன.

Fe	Co	Ni	Ar	K
55·8	58·9	58·7	39·9	39·1

Te	I
127·6	126·9

ஆனால் இக் குறைபாட்டைப் பிற்காலத்தில் சரி செய்தாயிற்று. அணுவின் உள்ளமைப்பைப் பற்றிய புதுத் தகவல்கள் கிடைக்கப்பெற்றவுடன் மறு பரிசீலனை செய்ததில் இந்த வரிசைப்பாடு சரியானதே என்பது உறுதியாயிற்று. ஒவ்வொரு தனிமத்திற்கும் அணு எண் குறிக்கப்பெற்றதும்

அணுஎண் ஏற்ற வரிசையில் அடுக்கினுல் இத் தனிமங்கள் இதே வரிசையைத்தான் ஏற்கின்றன.

Fe	Co	Ni	Ar	K
26	27	28	18	19

Te	I
52	53

இதன் விளைவாக ஆவர்த்தன விதி சற்றே மாற்றி அமைக்கப்பட்டது. 'தனிமங்களின் பண்புகள் அவற்றின் அணு எண்களுக்கு ஏற்ப ஏற்ற வரிசையில் மடிப்புறுகின்றன' என்பதே புதிய ஆவர்த்தன விதியாகும்.

(3) எட்டாவது பிரிவில் அமைந்த தனிமங்கள் மட்டும் மும்மூன்ருகக் கூட்டமைத்துத் தொகுக்கப்பட்டிருக்கின்றன. ஒரே ஒரு தனிமம் இருக்கவேண்டிய இடத்தில் மூன்று தனிமங்கள் அமைந்திருக்கின்றன. அருமண் உலோகங்கள் (rare earths) என்ற 15 தனிமங்கள் உரிய முறையில் அட்டவணையில் தொகுக்கப்பெறவில்லை. அணுக்களின் கட்டமைப்பை ஆராய்ந்து தெளிகையில் இக் குறையைப் பொருட்படுத்தத் தேவையில்லை என்று தெரியவருகிறது. இந்தப் பதினைந்து தனிமங்களும் 6 ஆம் தொடரில் 3 ஆம் பிரிவில் ஒரே இடத்தில் ஒரு சேரத் தொகுக்கப்பட்டிருக்கின்றன.

(4) சில தனிமங்கள் பலபடித்தான இணை திறன்களைக் கொண்டிருக்கின்றன. எடுத்துக்காட்டுகளாக, குப்ரஸ்-குப்ரிக், மெர்க்குரஸ்-மெர்க்குரிக், ஃபெர்ரஸ்-ஃபெர்ரிக் நிலைகளைக் குறிப்பிடலாம். இத்தகைய இணைதிறன் வேறுபாடுகளை அட்டவணை மூலம் அறியமுடியவில்லை.

தனிம வரிசை அட்டவணையும் அணுக் கட்டமைப்பும் : பிற்காலத்தில் வளர்ந்துவிட்ட விஞ்ஞான அறிவின் பின்னணியிலும் அட்டவணை தன் மேன்மை இழக்காதிருக்கும் சிறப்பைச் சில எடுத்துக்காட்டுக்களால் அறிந்தோம். அணுவின் கட்டமைப்பை (atomic structure)ப் பற்றிய முழு விவரங்களுடன் தனிம அட்டவணையை ஒப்புநோக்கினுல் பின்வரும் கருத்துகள் வெளிப்படுகின்றன.

அட்டவணையின் முதல் தொடர் H, He ஆகிய இரு தனிமங்களை மட்டுமே கொண்டிருக்கிறது. அணுக்கருவைச் சுற்றியுள்ள முதல் சுற்றுப் பாதையில் (orbit) உச்சநிலையாக இரண்டு எலக்ட்ரான்கள் மட்டுமே அமைய முடியுமென்பது

தெளிவு. எனவே, முதல் தொடர் முதல் சுற்றுப்பாதையைக் குறிப்பதாகக் கொண்டு அட்டவணையில் H, He ஆகிய இரண்டு மட்டுமே முதல் தொடரில் இடம் பெற்றிருப்பதன் காரணத்தை அறியலாம். பண்புகளுக்கு ஏற்பவும் இவ் வகையீடு சரியே என்பதை உணர்க.

இதைத் தொடர்ந்து இரண்டாவது தொடரை ஆராய் வோம். இரண்டாவது தொடரில் எட்டுத் தனிமங்கள் இருக் கின்றன. இரண்டாவது சுற்றுப் பாதையில் எட்டு எலக்ட்ரான்கள்தாம் உச்ச எண்ணிக்கையாக அமையமுடியும். இரண்டாவது தொடரின் முதல் தனிமமான லிதியத்தின் இரண்டாவது சுற்றுப்பாதையில் ஒரே ஒரு எலக்ட்ரான் இருக்கிறது. இந்த ஒரு எலக்ட்ரானையும் அது எளிதில் இழக்கத் தயாராக இருக்கிறது. லிதியம் நேர்மின் தன்மை கொண்ட அயனி (ion) யாவதை இது சுட்டுகிறது. இவ்வாறே லிதியத்தைத் தொடரும் தனிமங்கள் தம்முடைய இரண் டாவது சுற்றுப்பாதையில் ஒவ்வொரு எலக்ட்ரானைக் கூடுதல் படுத்திக் கொள்கின்றன. எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை கூடக்கூட அவற்றை இழக்கும் தன்மையும் திறனும் குறைவதனால் லிதியத்தைவிட நேர் மின் தன்மை அளவில் குறைவுறு கின்றன. ஃப்ளூரினில் ஏழு எலக்ட்ரான்கள் இரண்டாவது சுற்றுப்பாதையில் இருக்கின்றன. இது தன்னிடமுள்ள எலக்ட்ரான்களைக் கொடுப்பதைவிட ஓர் எலக்ட்ரானை வெளியிலிருந்து வாங்கித் தன் இரண்டாவது சுற்றுப் பாதையை நிறைவாக்கிக்கொள்வதில்தான் திறம் காட்டு கிறது. எனவே, ஃப்ளூரின் எதிர் மின்தன்மை கொண்ட அயனியைப் படைக்க வல்லதாக விளங்குகிறது. இத் தொடர் 'நியான்' என்ற மந்த வாயுவுடன் முடிவடைகிறது. அதாவது, இதன் அணுவின் இரண்டாவது சுற்றுப்பாதையில் உச்ச எண்ணிக்கையான எட்டு எலக்ட்ரான்கள் அமைந்து விடுவதால் நிறைவுபெற்றுவிடுகிறது. எலக்ட்ரான்களைக் கொடுக்கவோ வாங்கவோ தேவை இல்லாத காரணத்தால் நியான் மந்த இயல்புகொண்டுவிடுகிறது. நியானை அடுத்துத் தொடரும் தனிமம் கூடுதலாக அடுத்தமையும் எலக்ட்ரானை மூன்றுவது சுற்றுப்பாதையில்தான் இருத்திவைக்க முடியும். இவ்வாறு மூன்றுவது சுற்றுப்பாதை உருப்பெறுவதை மூன்றுவது தொடர் தொடங்குவதைத் தொடர்புப் படுத்திப் புரிந்துகொள்ளலாம். நியானுக்கு அடுத்த தனிமம் சோடியம். சோடியம் அணுவின் முதல் இரண்டு சுற்றுப் பாதைகள் உரிய எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டு நிறைவுற்று

மூன்றுவது சுற்றுப்பாதை ஓர் எலக்ட்ரானைக் கொண்டு விளங்குகிறது. இவ்வாறு தனிமங்களின் அணுக்கட்டமைப்பு தனிம வரிசை அட்டவணையுடன் வியப்புறும் வகையில் பொருந்தியிருக்கிறது. சுற்றுப்பாதையின் எண்ணிக்கை கூடும்போது தொடரின் எண்ணிக்கை அடுத்தமைகிறது. குறிப்பிட்ட சுற்றுப்பாதையில் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை கூடும்போது தொடருக்குரிய பிரிவு அடுத்தடுத்து அமைகிறது.

8. வாயுக்களின் இயல்புகள்
(Properties of Gases)

உலகிலுள்ள எல்லாப் பொருள்களையும் மூன்று நிலைகளில் பகுத்துக் கூறிவிடலாம். திண்ம, நீர்ம, வாயு (Solid, Liquid, Gas) என்ற அந்த மூன்று நிலைகளில் அமைந்த பொருட்களின் அணிவகுப்பே இந்த உலகம். எடுத்துக்காட்டாக, நீரைக் குறிப்பிடுவோம். மிகவும் குளிர்ந்த நிலையில் அது பனிக்கட்டி என்ற பெயரில் திண்ம நிலையில் உள்ளது; சாதாரண வெப்ப நிலையில் நீர்ம நிலையில் உள்ளது; கொதி நிலைக்கு மேற்பட்ட வெப்பத்தில் அதுவே நீராவி உருவமாக வாயு நிலையை அடைகிறது. இவ்வாறு ஒரே பொருள் வெவ்வேறான நிலைகளில் வெவ்வேறு உருவங்கள் பெற்றாலும் எல்லாவற்றுக்கும் அடிப்படையாக அமைவது நீர் (H_2O) என்னும் மூலக்கூறு (molecule) தான். புதியதாக எதுவும் உருவாக்கப்படவும் இல்லை; ஏற்கனவே உள்ள பகுதி எதுவும் இழக்கப்படவும் இல்லை.

மூலக்கூறுகளின் வைப்புமுறையில் ஏற்படுகின்ற மாறுபாடே இத்தகைய வேறுபாடான நிலைகளுக்குக் காரணமாகிறது. திண்ம நிலையில் மூலக்கூறுகள் தமக்கு உரிய இடங்களில் நிலைப்புற்றிருக்கின்றன. அவை ஓரிடத்திலிருந்து பிறிதோர் இடத்திற்குப் பெயர்ந்து செல்வதற்குத் தேவையான ஆற்றல் கொண்டிருக்கவில்லை. நிலையாக இருத்தப்பட்டிருக்கும் மூலக்கூறுகளுக்குத் தேவையான ஆற்றலை அளித்தால் அவை தமக்குற்ற இடங்களிலிருந்து நெகிழ்ந்து ஓரிடத்திலிருந்து பிற இடங்களுக்கு உலவத் தொடங்கி விடுகின்றன. போதிய ஆற்றலைப்பெற்ற நீர் மூலக்கூறுகள் அங்குமிங்குமாக உலவும் நிலையில் நாம் அதைத் தண்ணீராகக் காண்கிறோம். அவை உலவுவதற்கான இடைவெளி

தண்ணீரின் மேற்பரப்புக்கும் கீழ்ப்பரப்புக்கும் இடைப்பட்டதாகும். மூலக்கூறுகள் ஒவ்வொன்றும் மற்றவற்றை ஈர்க்கும் திறன் பெற்றிருக்கின்றன. இந்தக் கட்டுப்பாட்டை மீறி மூலக்கூறுகள் புறப்பரப்பைத் (surface) தாண்டி வெளியேற முடியாதிருக்கின்றன.

தண்ணீரின் மூலக்கூறுகள் புறப்பரப்பைத் தாண்டி வெளியேறுவதற்கு மேலும் அதிகரித்த ஆற்றலைப் பெற வேண்டும். இவ்வாறு தேவையான ஆற்றல் பெற்று நீர்ம எல்லையினின்றும் மூலக்கூறுகள் வெளியேறுவதை ஆவியுறுவதாகக் கூறுகிறோம். மூலக்கூறுகளுக் கிடையே முன்பிருந்த ஈர்ப்புத்திறன் ஆவி நிலையின்போது மிகக் குறைந்த அளவில் இருக்கிறது. சீர்மை வாயு (ideal gas)வில் மட்டும் இது இற்றுவிடுகிறது. அதன் விளைவாக மூலக்கூறுகள் எவ்விதக் கட்டுப்பாடும் இல்லாமல் தத்தம் பாதைவழிச் சென்று விடுகின்றன. இந்நிலையைப் பொதுவாக வாயுநிலை என்கிறோம். வாயுநிலையில் மூலக்கூறுகளின் இயல்புகளையும் இயக்கத்தையும் பற்றி இப்போது அறியலாம்.

வாயுநிலை சார்ந்த விதிகள் (Gas Laws)

பாயில் விதி (Boyle's Law) : ராபர்ட் பாயில் என்பவர் வாயுக்களின் இயல்புகளை ஆய்வுகள் நிகழ்த்தி ஆராய்ந்தார். வாயுவின் பருமனளவுக்கும் அழுத்தத்திற்கும் உள்ள தொடர்பை முதன்முதலாகத் தெளிவுபடுத்தியவர் அவரே ஆவார். ' வெப்பநிலை மாறுதிருக்குமெனின், குறிப்பிட்ட எடையுடைய வாயுவின் பருமனளவும் அழுத்தமும் ஒன்றுக்கொன்று எதிர்விகிதத்தில் அமையும் ' என்ற கருத்து பாயில் விதி (Boyle's law) எனப்படுகிறது. P என்பது வாயுவின் அழுத்தத்தையும், V என்பது அதன் பருமனளவையும் குறிக்குமெனின்,

$$V \propto \frac{1}{P}$$

$$\therefore V = \frac{k}{P}$$

k என்பது மாறிலி (constant). எனவே, வெப்பநிலை மாறுதிருக்குமானால்,

$$PV = k$$

எனவே, பாயில்விதியை மற்றொரு விதமாகவும் குறிக்கலாம். 'வெப்பநிலை மாறுதிருக்குமெனின், குறிப்பிட்ட எடையுடைய வாயுவின் அழுத்தம், பருமனளவு ஆகியவற்றின் பெருக்குத் தொகை மாறுதிருக்கும்'.

குறித்த வெப்பநிலையில் ஒரு வாயுவின் PV மாறுவதில்லை என்பதனால், ஏதோ ஒரு வெப்பநிலையில் வாயுவின் அழுத்தம் P_1 எனவும், பருமனளவு V_1 எனவும் கொண்டால்,

$$P_1 V_1 = k$$

அதே வெப்பநிலையில் வாயுவை மற்றொரு அழுத்த நிலையில் அளவிடுவோம். இந்த மாறுபட்ட நிலையில் வாயுவின் அழுத்தம் P_2 எனவும், பருமனளவு V_2 எனவும் கொண்டால்,

$$P_2 V_2 = k$$

ஒரு முறை எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட வாயுவையே எடை மாற்றம் ஏதுமின்றி ஒரே வெப்பநிலையில் அளவிடுவதனால் kயின் மதிப்பு எப்போதும் மாறாதிருக்கும்.

$$\therefore P_1 V_1 = P_2 V_2$$

இச் சமன்பாட்டிலிருந்து மற்றோர் உண்மை புலனாகிறது. வாயுவின் எடையும் வெப்பநிலையும் மாறாதிருக்குமெனில் வாயு ஓர் அழுத்தத்தில் கொண்டிருக்கும் பருமனளவு தெரிந்தால் அது மற்றோர் அழுத்தத்தில் கொள்ளும் பருமனளவைக் கணக்கிட்டுவிடலாம்.

பாயில் விதி எல்லா நிலைகளிலும் எல்லா வாயுக்களுக்கும் பொருந்தும் என்று திட்டவட்டமாகக் கூறமுடியவில்லை. பல விஞ்ஞானிகள் தங்களுடைய ஆராய்ச்சிகளை வாயுவின் இயக்கங்களை அறிவதற்குப் பயன்படுத்தினார்கள். அமாகாட் (Amagat) என்பார் நிகழ்த்திய ஆய்வுகளின் விளைவாக PV என்னும் அழுத்த - பருமனளவு பெருக்குத்தொகை எல்லா அழுத்தங்களிலும் ஒன்றாக அமையாமல் மாறிக்கொண்டிருந்தது. பாயில் விதியை அனுசரிப்பதாக இருந்தால் இத்தகைய மாற்றம் ஒப்புக்கொள்ளத் தக்கதல்ல. உயர் அழுத்தங்களின்போது இம்மாற்றம் குறிப்பிடத்தக்கதாக அமைகிறது. பாயில் விதியை எல்லாச் சூழ்நிலைகளிலும் அனுசரிக்கும் வாயுவைச் சீர்மைவாயு (ideal gas) என்கிறோம். மிகக் குறைவான அழுத்தங்களில் வாயுக்கள் பாயில் விதியை அனுசரித்து இயங்குவதனால் அவை சீர்மை வாயுக்களாக அமைகின்றன.

2. சார்லஸ் விதி (Charle's law) : வாயுவின் பருமனளவுக்கும் வெப்பநிலைக்குமுள்ள தொடர்பை ஆராய்ந்து பின்வரும் கருத்தைத் தெரிவித்தார். ‘ அழுத்தம் மாறாதிருக்குமெனின் ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுடைய வாயுவின் பருமனளவு 0°C வெப்பநிலையில் எவ்வளவு இருக்கிறதோ அதன் $\frac{1}{273}$

மடங்காக வெப்பநிலையின் ஒவ்வொரு டிகிரி உயர்வுக்கும் அதிகமாகிறது.' இக் கருத்தைத் தம் ஆராய்ச்சிகளின் முடிவாக 1787ஆம் ஆண்டிலேயே சார்லஸ் அறிந்திருந்தாலும் அதனைப் பிறர் அறியுமாறு வெளியிடவில்லை. தம் முயற்சியால் பின்னர் 1802ஆம் ஆண்டில் கே-லூசக் (Gay-Lussac) என்பார் இதே கருத்தை வெளியிட்டார். எனவே இக் கருத்தமைந்த விதியை கே-லூசக் விதி என்றும் அழைப்பதுண்டு.

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுடைய வாயு 0°C வெப்பநிலையில் V_0 பருமனளவு கொண்டிருந்தால், அதே வாயு t_1°C-ல் கொள்ளும் பருமனளவு V_1 எனக் கொள்க. சார்லஸ் விதியின்படி,

$$V_1 = V_0 + t_1 \left(\frac{V_0}{273}\right)$$

$$= V_0 \left(1 + \frac{t_1}{273}\right)$$

இவ் வாயு t_2°C-ல் V_2 பருமனவு கொள்ளுமானல்,

$$V_2 = V_0 + t_2\left(\frac{V_0}{273}\right)$$

$$= V_0 \left(1 + \frac{t_2}{273}\right)$$

முதல் சமன்பாட்டை இரண்டாவதால் வகுத்தால்,

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{V_0\left(1 + \frac{t_1}{273}\right)}{V_0\left(1 + \frac{t_2}{273}\right)}$$

$$= \frac{273 + t_1}{273 + t_2}$$

$(273+t_1)$ என்பது t_1°C வெப்பநிலையைச் சார்ந்த தனிச்சூன்ய வெப்பநிலை (absolute temperature)யாகும். இதை T_1 எனக் குறிப்போம். அவ்வாறே $(273+t_2)$ என்பது T_2 என்ருகும். எனவே,

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

$$\therefore \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

பொதுவாக $\frac{V}{T}$ என்பதன் அளவு அழுத்தம் நிலையாக உள்ள

வரை மாருததாகவே இருக்கும். k என்பது மாறிலியைக் குறிக்குமானுல்,

$$\frac{V}{T} = k^1$$

$$\mathbf{V = k^1 T}$$

$$\therefore V \propto T$$

இத்தகைய விவரங்களின் அடிப்படையில் சார்லஸ் விதிக்குப் புதிய அமைப்புத் தரமுடியும். 'அழுத்தம் மாருதிருக்குமெனின் ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுடைய வாயுவின் பருமனளவு தனிச்சூன்ய வெப்பநிலைக்கு நேர்விகிதத்தில் அமையும்' என்று சார்லஸ் விதி (அல்லது கே-லூசக் விதி) குறிக்கப்படலாம்.

$t_1°=-273°C$ என்பதாகக் கொண்டால் $T=273+t_1$ என்ற குறிப்பினுல் $T_1=0$ என்ருகிறது. எனவே, T_1 வெப்பநிலையில் (0°C தனிச்சூன்ய வெப்பநிலையில்) பருமனளவு $V_1=0$ என்ருகும். இதைப்போலவே $t_2°=-273°C$ என்ருனுல் $T_2=0$ எனவும், $V_2=0$ எனவும் ஆகும். $-273°C$ வெப்பநிலையில் வாயு பருமனளவற்றதாகிவிடும் என்பதை இது சுட்டுகிறது. எனவே, $-273°C$ என்பது தனிவெப்பநிலை என்ருே தனிச்சூன்யநிலை (abolute zero) என்ருே அழைக்கப்படுகின்றது. அளவீடுகளுக்கு 15°C என்ற வெப்பநிலை 273+15=288 டிகிரி தனிச்சூனிய வெப்பநிலை என்பதாகக் கணக்கிடப்படும். இதைச் சுருக்கமாக 288°K எனக் குறிக்கலாம். ஒரு வாயு சீர்மை வாயுவாக இருக்குமானுல் அது சார்லஸ் விதியின்படி இயங்கும்.

பொதுவில் வாயுக்களுக்குரிய சமன்பாடு : ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுடைய வாயுவின் பருமனளவு அதன் அழுத்தத்தையும், வெப்ப நிலையையும் சார்ந்து அமையும் மாறுதல்களை பாயில்விதியையும், சார்லஸ் விதியையும் கொண்டு சமன்பாட்டுருவில் விளக்க முடியும்.

பாயில் விதியின்படி,

$$PV=k \text{ (மாரு வெப்பநிலையில்)}$$

சார்லஸ் விதியின்படி,

$$\frac{V}{T}=k^1 \text{ (மாரு அழுத்தத்தில்)}$$

$T_1°A$ வெப்ப நிலையில் குறிப்பிட்ட எடையுடைய வாயுவின் பருமனளவு V_1 எனவும், அழுத்தம் P_1 எனவும் கொள்க.

அதே வாயு T_2°A வெப்பநிலையில் பருமனளவு V_2 எனவும், அழுத்தம் P_2 எனவும் அமையட்டும். இந்த அளவீடுகளை ஒப்பிடுகையில்,

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

என்றமையும். இது வாயுக்களுக்குரிய பொது சமன்பாடாகும். இதைப் பயன்படுத்தி ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுடைய வாயு ஏதேனும் ஒரு வெப்ப நிலையிலும் அழுத்தத்திலும் கொண்டிருக்கும் பருமனளவு அறியப்படுமானால் அந்த வாயு பிறிதொரு வெப்பநிலையிலும் அழுத்தத்திலும் கொள்ளும் பருமனளவை நேரிடையாகக் கணக்கிட்டுவிடலாம். பொதுவாக வாயுநிலைக்குரிய சமன்பாடு

$$\frac{PV}{T} = \text{மாறிலி}$$

என்பதாகும்.

சீர்மை வாயுக்களுக்குரிய சமன்பாடு(Ideal Gas Equation): பாயில் விதியையும், சார்லஸ் விதியையும் அனுசரித்து இயங்கும் வாயுவைச் சீர்மை வாயு என முன்பு குறிப்பிட்டோம். எனவே, இந்த இரு விதிகளையும் இணைத்து ஒரு சமன்பாட்டை உருவாக்கினால் அது சீர்மை வாயுவின் இயக்கங்களை விளக்குவதாக அமையும். பாயில் விதியின்படி வெப்பம் மாறாதிருக்கும்போது ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுடைய வாயுவின் பருமனளவும் அதன் அழுத்தமும் எதிர்விகிதத்தில் அமையும். அதாவது,

$$V \propto \frac{1}{P}$$

சார்லஸ் விதியின்படி, அழுத்தம் மாறாதிருக்குமெனின் வாயுவின் பருமனளவு தனிச் சூனிய வெப்பநிலைக்கு நேர் விகிதத்தில் அமையும். அதாவது,

$$V \propto T$$

இரண்டு கோட்பாடுகளையும் இணைக்கும்போது, அழுத்தமும் வெப்பநிலையும் மாறும்போது,

$$V \propto \frac{T}{P}$$

$$V = K.\frac{T}{P}$$

$$\therefore PV = KT$$

K என்பது மாறிலி. இச் சமன்பாடு சீர்மை வாயுவின் இயக்கங்களைக் குறிக்கிறது. வாயுவின் எடையைக் குறித்தே இச்

சமன்பாடு அமைவதையும் நோக்கவேண்டும். அவ்வாறின்றி எல்லா வாயுக்களுக்கும் பொதுமைப்படுத்த ஒரு கிராம்–மூலக்கூற்றெடையளவான (Gram-molecular weight) வாயுக்களை ஆய்வுக்குட்படுத்தினால் $\frac{PV}{T}$ என்பதன் மாறிலித்தொகை எல்லா வாயுக்களுக்கும் ஒன்றாகவே அமையும். அவாகாட்ரோ கொள்கைப்படி (Avagadro's hypothesis), ஒரே வெப்ப-அழுத்தச் சூழ்நிலையில் ஒரு கிராம் மூலக்கூற்றெடையளவான எல்லா வாயுக்களின் பருமனளவும் ஒன்றே (22.4 லிட்டர்கள்) யாகும். இதனால் அமையும் மாறிலித் தொகையை R எனக் குறிப்பது வழக்கம். எனவே, மேற்குறித்த சமன்பாடு

$$PV = RT$$

என்றாகும். R என்பதை மோலார் வாயு மாறிலி (Molar gas constant) என்றழைக்கிறோம். இச் சமன்பாடு பாயில் விதி, சார்லஸ் விதி, அவாகாட்ரோ கொள்கை ஆகியவற்றைச் சார்ந்து அமைகிறது என்பது வெளிப்படை. இவை சீர்மை வாயுக்களுக்கு மட்டுமே உரிய விதிகளும் கோட்பாடும் ஆகும். எனவே, இச் சமன்பாடு சீர்மை வாயுக்குரிய சமன்பாடு என்க. ஒரு கிராம்-மூலக்கூறு என்று குறிப்பாகக் கொள்ளாமல் n கிராம்-மூலக்கூற்றளவான வாயுவுக்கு இச் சமன்பாட்டைப் பொருத்தினால்

$$PV = nRT$$

என்றமையும். வாயுவின் எடை g கிராம் எனவும், அவ் வாயுச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்றெடை M எனவும் கொண்டால் $n = \frac{g}{M}$ என்றாகும். எனவே,

$$PV = \left(\frac{g}{M}\right)RT$$

என்றும் சீர்மை வாயுச் சமன்பாட்டைக் குறிக்கலாம்.

வாயு மாறிலி R-ன் அளவீடு : R-ன் அளவீடு P, V, T ஆகியன குறிக்கப்படும் அளவுகளைச் சார்ந்து வெவ்வேறு அளவீடு கொள்கிறது.

(i) **லிட்டர் மண்டல அளவில்** (in litre - atmospheres) அழுத்தம் P என்பது ஒரு மண்டலமாகவும் (ஒரு மண்டலம் = 760 மி.மீ. பாதரசம் அமைக்கும் அழுத்த அளவாகும்), V என்பது லிட்டர் அளவாகவும் கொண்டால் சமன்பாட்டில் இந்த அளவுகளைப் பொருத்தி R-ன் அளவீட்டைக் கணக்கிட முடியும். ஒரு கிராம்-மூலக்கூற்றெடையளவான வாயுவைக்

கொண்டால் n=1 எனவும், V=22.4 லிட்டர்கள் எனவும் ஆகும். 0°C வெப்பநிலையில், அதாவது 273°A வெப்ப நிலையில் கணக்கீடு செய்தால் R-ன் அளவீடு பின்வருமாறு அமையும்.

$$PV = nRT$$
$$1 \times 22.4 = 1 \times R \times 273$$
$$R = \frac{1 \times 22.4}{1 \times 273}$$
$=0.0821$ லிட்டர்-மண்டலம்/டிகிரி/மோல்.

மோல் என்பது கிராம்-மூலக்கூற்றெடையைக் குறிக்கும்.

(ii) **எர்க் அளவில்** (in ergs) **:** அழுத்தத்தைச் சதுர சென்ட்டி மீட்டருக்குரிய டைன் (dyne) அளவிலும் பருமனளவை க.செ.மீ. அளவிலும் கொண்டு கணக்கிடவேண்டும்.

1 மண்டல அழுத்தம்=76 சென்ட்டி மீட்டர் பாதரசம். பாதரசத்தின் அடர்த்தி எண் 13·6 என்பதனால்,

$P = 76 \times 13.6 \times 981$ டைன்கள்/சதுர செ. மீ.
$V = 22.4 \times 1000$ க.செ.மீ.
$T = 273$

$$\therefore \quad R = \frac{PV}{T}$$
$$= \frac{76 \times 13.6 \times 981 \times 22.4 \times 1000}{273}$$
$= 8.314 \times 10^7$ எர்க்குகள்/டிகிரி/மோல்

(iii) **கலோரி அளவில்** (In Calories) **:** கலோரிக்கும் எர்க்குக்கும் உள்ள தொடர்பைக் கொண்டு R-ன் அளவீடு குறிக்கப்படலாம்.

1 கலோரி$=4.184 \times 10^7$ எர்க்குகள்
$R = 8.314 \times 10^7$ எர்க்குகள்/டிகிரி/மோல்
$$= \frac{8.314 \times 10^7}{4.184 \times 10^7}$$
$=1.987$ கலோரி/டிகிரி/மோல்.

இந்த அளவீட்டைப் பெரும்பாலான கணக்கீடுகளுக்கெனத் தோராயமாக 2 கலோரிகள்/டிகிரி/மோல்/என்பதாகக் கொள்ளலாம்.

டால்ட்டனின் பகுதி அழுத்த விதி (Dalton's Law of Partial Pressures) **:** ஒன்றுடன் ஒன்று வேதியத் தொடர்பு கொள்ளாத வாயுக்களைக் கலந்தால் ஓரினத்த கலவை

(Homogeneous mixture) உருவாகிறது. அவ்வாயுக்களின் தனித் தனி அழுத்தங்களுக்கும் கலவையின் கூட்டுமொத்த அழுத்தத் திற்குமுள்ள தொடர்பைக் குறித்து டால்ட்டன் விரிவாக ஆய்வுகள் நிகழ்த்தி சிலமுடிவுகளை வெளியிட்டார். அவற்றைக் கொண்டு தொகுத்த விதி டால்ட்டனின் பகுதி அழுத்த விதி எனப்படும். 'கலவையில் அடங்கிய ஒவ்வொரு வாயுவின் அழுத்தமும் அவ்வாயு தனித்தமைந்து கலவையின் முழுப் பருமனளவையும் அதே வெப்பநிலையில் கொண்டிருந்தால் எந்த அழுத்தம் கொள்ளுமோ அதே அளவாகவே இருக்கும்' என்பது டால்ட்டன் விதி. எனவே, டால்ட்டனின் பகுதி அழுத்த விதியின்படி, வாயுக் கலவையின் மொத்த அழுத்தம் தனித்தனி வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்களின் கூட்டுத் தொகையாக இருக்கும்.

V பருமனளவான ஒரு கொள்கலத்தில் இரண்டு வாயுக்கள் அடைக்கப்பட்டிருப்பதாகக் கொள்வோம். வாயுக்கலவையின் மொத்த அழுத்தம் p என்க. ஒரே ஒரு வாயு மட்டும் அக் கலத்தில் அமைந்திருந்தால் அப் பருமனளவான நிலையில் கொள்ளும் அழுத்தம் p_1 என்றிருக்கட்டும். இதேபோல் மற்றொரு வாயு மட்டும் கலத்தில் இருக்கும் நிலை ஏற்பட்டால் அதன் அழுத்தம் p_2 என்பதாகக் கொள்ளலாம். டால்ட்டன் விதியின்படி,

$$P = p_1 + p_2$$

வாயுக்கலவையில் இரண்டுக்கு மேற்பட்ட வாயுக்கள் இருந் தாலும் இவ் விதி பொருந்தும்

$$P = p_1 + p_2 + p_3 + p_4 + \ldots\ldots\ldots\ldots$$

பிற விதிகளைப் போலவே டால்ட்டனின் விதியும் சீர்மை வாயுக்களுக்கு மட்டுமே பொருந்தும். இயல்நிலை வாயுக்கள் (real gases) சாதாரண வெப்பநிலையிலும், அழுத்தத்திலும் பெரும்பாலும் சீர்மைநிலை ஒட்டி இயங்குவதால் இச் சூழ்நிலை களில் டால்ட்டனின் விதியை ஆய்வுகள் நிகழ்த்தப் பயன் படுத்திக் கொள்ளலாம்.

ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் முதலிய வாயுக்களை நீர்க் கீழ்முகப் பெயர்ச்சி (downward displacement of water) முறை மூலம் சேகரிக்கிறோம். இதனால் வாயுச் சேகரிப்புக் கலத்தில் வாயுவுடன் கலந்து நீராவியும் இருக்கும். எனவே, கலத்தில் குறிப்பிட்ட வாயு கொண்டிருக்கும் அழுத்தம் என்பது நீராவியின் அழுத்தமும் இணைந்ததே என்பது புலனாகும். உலர்

நிலையிலான ஆவியின் அழுத்தத்தை அறிய வேண்டுமானல் அதே வெப்பநிலையில் நீராவி கொண்டிருக்கும் அழுத்தத்தைக் கழித்துவிட்டால் போதுமானதாகும். உலர் வாயுவின் அழுத்தத்தைக் கணக்கிட்ட பின்னரே பிற ஆய்வுக் கணக்கீடுகளில் அதைப் பயன்படுத்த வேண்டும்.

வாயுக்களின் பரவல் குறித்த கிரஹாம் விதி (Graham's Law of diffusion of gases) : வெவ்வேறு வாயுக்களடங்கிய இரண்டு ஜாடிகளை அவற்றின் வாயுடன் வாய் இணையுமாறு அமைத்து ஒன்றின்மீது மற்றொன்றை நிறுத்தினல் சிறிது நேரத்தில் ஒரு ஜாடியிலிருந்த வாயு மற்றொரு ஜாடிக்குச் சென்றிருப்பதைக் காணலாம். கீழ் ஜாடியில் கனமான வாயுவும் மேல் ஜாடியில் இலேசான வாயுவும் அடங்கியிருந்தாலும் இப் பரிமாற்றம் நிகழ்கிறது. இம் முறைக்குப் பரவல் (diffusion) என்று பெயர். பரவல் என்பது பொருளில் அமைந்த இயல்பேயாகும். அந்த இயல்பின்படி ஒரு பொருள் தன்னைச் சூழ்ந்தமையும் வெளியில் ஊடுருவிப் பரவிக்கொள்கிறது. திண்மங்களிடையேயும் பரவல் இயல்பு உண்டு. ஆனல் அவற்றின்பரவல் வேகம் மிகமிகக் குறைவு. நீர்மங்களிடையேயான் பரவல் வேகம் முன்னதைவிட அதிகம். வாயுக்களிடையேயான பரவல் பிறவற்றினின்றும் வேகத்தால் அதிக அளவில் வேறுபட் டிருக்கிறது.

வாயுக்களின் பரவல் வேகத்தைக் குறித்த பல ஆய்வுகளைத் தாமஸ் கிரஹாம் என்பவர் நிகழ்த்தி அவற்றின் முடிவுகளைத் தொகுத்து விதியுருவம் கொடுத்தார். வாயுக்களின் பரவல் வேகத்தை கிரஹாம் விதி அவற்றின் பரவல் தகவுகள் (rates of diffusion) மூலமாக ஒப்பிட்டு விளக்கினர். 'ஒரு வாயுவின் பரவல் தகவு அதன் ஆவியடர்த்தியின் இருமடி மூல எதிர் விகித அளவில் அமையும்' என்பதே கிரஹாம் விதி.

$$\text{பரவல் தகவு} \propto \frac{1}{\sqrt{\text{ஆவி அடர்த்தி}}}$$

A, B என்ற இரண்டு வாயுக்களின் பரவல் தகவு (rate of diffusion) களையும் அவற்றின் ஆவி அடர்த்தி (vapour density) களையும் தொடர்புபடுத்தினுல் பின்வரும் சமன்பாடு கிடைக்கும்.

$$\frac{\text{வாயு A-ன் பரவல் தகவு}}{\text{வாயு B-ன் பரவல் தகவு}} = \frac{\sqrt{\text{B-ன் ஆவி அடர்த்தி}}}{\sqrt{\text{A-ன் ஆவி அடர்த்தி}}}$$

கிரஹாம் விதியை அடிப்படையாகக் கொண்ட ஆய்வு நிகழ்த்தி வாயுவின் மூலக்கூற்றெடையை நிர்ணயிக்கலாம்.

வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கை (Kinetic theory of Gases) : வாயுக்கள் இயங்கும் தன்மை குறித்து பாயில் விதி, சார்லஸ் விதி முதலியன மூலமும் வேறு பல அனுபவங்களையும் திரட்டி விஞ்ஞானிகள் இயக்கப் பண்புக் கொள்கை ஒன்றை நிறுவினார்கள். அக் கொள்கையின் தற்கோள்கள் (assumptions) பின்வருமாறு :

(1) மூலக்கூறுகள் எனப்படும் எண்ணிலடங்காத நுண் துணுக்குகளின் அடக்கத்தையே நாம் வாயு என்றழைக்கிறோம். வாயுவின் மொத்தப் பருமனளவை (மூலக்கூறுகளுக்கிடையில் உள்ள தொலைவை) ஒப்பிடுகையில் தனிப்பட்ட ஒரு மூலக்கூற்றின் பருமனளவு மிகமிக நுண்ணியதாக இருப்பதால் அதைப் பொருட்படுத்தத் தேவையில்லை.

(2) வாயுவின் மூலக்கூறுகள் எப்போதும் மிக அதிக வேகத்துடன் எல்லாத் திசைகளிலும் நேர்க்கோட்டில் இயங்கிக்கொண்டிருக்கின்றன. பிறிதொரு மூலக்கூற்றையோ அல்லது கொள்கலத்தின் சுவரையோ மோத நேர்ந்தாலன்றி மூலக்கூற்றின் இயக்க திசை மாறுவதில்லை.

(3) மூலக்கூறுகள் தம்மிடையே எவ்வித ஈர்ப்பும் கொண்டிருக்கவில்லை. அவை மீள் தன்மை (elasticity) கொண்டனவாக இயங்குகின்றன. இக் காரணத்தால் மூலக்கூறுகள் ஒன்றுடன் மற்றொன்று மோதுவதனாலோ அல்லது கொள்கலத்தின் சுவர்களை மோதுவதனாலோ ஆற்றல் இழப்பதில்லை.

(4) மூலக்கூறுகள் கொள்கலச் சுவர்களை மோதுவதன் விளைவாக வாயு அழுத்தம் உருவாகிறது.

(5) மூலக்கூறுகளின் இயக்க ஆற்றலின் (kinetic energy) அளவே வாயுவின் வெப்ப அளவாகக் குறிக்கப்படுகிறது. வாயுவின் வெப்ப அளவை அதிகரிக்கச் செய்தால் மூலக்கூறுகளின் ஆற்றல் அதிகமாகி அதிக வேகத்துடன் இயங்குகின்றன.

வாயுக்களின் மூலக்கூறுகளின் இயல்புகளைத் தேர்ந்து பெர்னௌலி (Bernoulli) என்பார் வாயுக்களின் அழுத்தத்திற்கான காரணத்தைப் புலப்படுத்தினர். மூலக்கூறுகள் கொள்கலத்தின் சுவர்களை மோதித் தாக்குவதனுல்தான் அழுத்தம் உருவாகிறது என்பதனை அன்னுர் 1738ஆம் ஆண்டிலேயே வெளிப்படுத்தினர். அவரைத் தொடர்ந்து ஆராய்ச்சிகள் பல நடத்தியதின் விளைவாக 1857ஆம் ஆண்டில் க்ளாசியஸ், க்ரானிக் ஆகிய இரு விஞ்ஞானிகள் வாயுக்களின் இயல்புகளையும் இயக்கங்களையும் குறித்துச் சில உண்மைகளை வெளியிட்டார்கள். இறுதியில் மாக்ஸ்வெல் (Maxwell), போல்ட்ஸ்மன் (Boltzmann) ஆகிய இருவர் வாயுக்களைப்பற்றிய தற்கோள்களை மேற்கண்டவாறு தொகுத்தமைத்தார்கள்.

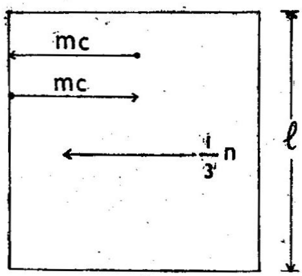
சீர்மை வாயுவின் அழுத்தம் : வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கையின் தற்கோள்களில் ஒன்றின்படி, ஒரு வாயுவின் மொத்தப் பருமனளவை ஒப்பிடுகையில் தனிப்பட்ட மூலக்கூற்றின் பருமனளவு மிகமிக நுண்ணியதாக இருப்பதால் அந்த அளவைப் பொருட்படுத்தாமல் ஒதுக்கிவிடலாம். மற்ருேர் ஒப்புக்கோளின்படி, சீர்மை வாயுவின் மூலக்கூறுகள் தமக்குள் ஒன்றினை ஒன்று ஈர்க்கும் கவர்ச்சி கொண்டிருக்கவில்லை. இந்த இரண்டு தற்கோள்களையும் அடிப்படையாகக் கொண்டு, சீர்மை வாயு கொண்டிருக்கும் அழுத்தத்திற்கு ஓர் உருவம் கொடுக்க முடியும்.

1 செ.மீ. பக்கம் அமைந்த ஒரு கனசதுரக் கொள்கலத்தில் வாயு அடைக்கப்பட்டிருப்பதாகக் கொள்வோம். அது n மூலக்கூறுகள் கொண்டிருப்பதாகவும், ஒவ்வொரு மூலக்கூறும் m எடை கொண்டிருப்பதாகவும் கொள்வோம். மூலக்கூறுகளின் சராசரி திசை வேகம் (average velocity) C செ.மீ./செகண்டு எனக் கொள்க. மூலக்கூறுகள் குறுக்கும் நெடுக்குமாகப் பல திசைகளில் இயங்கிக்கொண்டிருக்கின்றன. திசைகள் அனைத்தையும் மூன்று முக்கிய திசை தொகுப்புகளாக்கிக்கொள்ள முடியும். அத்தகைய மூன்றும் ஒன்றுக்கொன்று செங்குத்தாக அமைகின்றன. இம் மூன்று திசைகளிலும் $\frac{n}{3}$ மூலக்கூறுகள் இயங்குவதாகவும், ஒவ்வொரு திசையிலும் இயங்கும் மூலக்கூறுகளின் சராசரி திசைவேகம் u, v, w எனவும் வகுத்துக் கொள்வோம்.

கணக்கீடுகளின்படி,

$$c^2 = u^2 + v^2 + w^2$$

மூன்று திசைகளிலும் இயங்கும் மூலக்கூறுகளிடையேயோ அல்லது திசை அமைப்புக்களிடையேயோ எவ்வித வேறுபாடும் இல்லாத காரணத்தால் $u^2=v^2=w^2$ எனச் சொல்வது பொருந்தும். எனவே, $u^2=\frac{1}{3}c^2$ எனலாம்.



படம் 23

மூலக்கூறுகளில் மூன்றில் ஒரு பகுதியான $\frac{n}{3}$ எண்ணிக்கை கொண்டவை இடமும் வலமுமாக நேர்க்கோட்டில் இருபுறச் சுவர்களுக்கும் செங்குத்தாக u திசைவேகத்துடன் இயங்கிக் கொண்டிருப்பதாகக் கொள்ளலாம். ஒரு மூலக்கூறு இயங்குவதால் விளைவதை இப்போது காணலாம். மூலக்கூறு கொள்கலச் சுவரின்மீது மோதுவதால் விளையும் உந்தம் (momentum) மூலக்கூற்றின் எடை, திசைவேகம் ஆகிய இரண்டின் பெருக்குத் தொகையாகும். எனவே, ஒரு மூலக்கூறு சுவரின்மீது ஒரு முறை மோதுவதனுல் விளையும் உந்தம் mu ஆகும். இயக்கப் பண்புக் கொள்கையின் ஒப்புக்கோளின் படி மூலக்கூறு மீள்சக்தி பெற்றிருப்பதனுல் அதே திசைவேகத்துடன் எவ்வித மாற்றமும் இன்றி மோதல் நிகழ்ச்சிக்குப் பின் எதிர்த் திசையில் இயங்கத் தொடங்குகிறது. மோதலுக்குப் பின்னரும் மூலக்கூற்றின் எடையும் திசைவேகமும் மாருதிருப்பதனுல் முன்னளவான உந்தமே விளைகிறது. ஆனுல் எதிர்த்திசையில் மூலக்கூறு இயங்குவதனுல் அம் மூலக்கூற்றின் உந்தம் mu என்ருகிறது.

எனவே, மோதலினுல் ஏற்படும் உந்த மாற்றம் = தொடக்க உந்தம் − இறுதி உந்தம் $= mu-(-mu)=2mu$. ஒரே நேர்க்கோட்டில் மூலக்கூறு இயங்குவதாகக் கொள்வதனுல் அதே சுவரில் அதே இடத்தை மோத $2l$ சென்ட்டிமீட்டர் பயணம் செய்யவேண்டியது (மீளும் திசையில் l செ. மீ. + திரும்பும் திசையில் l செ. மீ.) அவசியமாகிறது. இந் நிலையில் அந்த மூலக்கூறு அதே சுவரின்மீது ஒரு செகண்டு இடைவேளையில் எத்தனை மோதல்களை நிகழ்த்தமுடியும் என்பதைக் கணக்கிட முடியும்.

ஒரு மோதலை நிகழ்த்த மூலக்கூறு செல்லவேண்டிய தூரம் $\Big\}$ $= 2l$ செ.மீ.

2l செ.மீ. பயணமுறுவதால் மூலக் கூறு நிகழ்த்தும் மோதலின் எண்ணிக்கை } $=1$

u செ. மீ. ,, ,, $=\frac{u}{2l}$

u செ. மீ தூரம் மூலக்கூறு பயணமுற எடுத்துக் கொள்ளும் இடைவேளை 1 செகண்டு. எனவே, ஒரு செகண்டில் ஒரு மூலக்கூறு நிகழ்த்தும் மோதல்களின் எண்ணிக்கை $=\frac{u}{2l}$.

∴ ஒரு மூலக்கூறு ஒரு செகண்டில் நிகழ்த்தும் மோதல்களினால் விளையும் உந்த மாற்றம் } = (மோதல்களின் எண்ணிக்கை) × {ஒரு மோதலின் போது அமையும் உந்த மாற்றம்}

$$=\frac{u}{2l}\times 2mu$$

$$=\left(\frac{mu^2}{l}\right)$$

கொள்கலத்திலுள்ள n மூலக்கூறுகள் ஒரு செகண்டில் விளைவிக்கும் உந்த மாற்றம், அதாவது மொத்த உந்த மாற்றம் } $=\frac{mnu^2}{l}$

ஆனால், $u^2 = \frac{e^2}{3}$

∴ மொத்த உந்த உருமாற்றம் $=\frac{mne^2}{3l}$

ஒரு சதுர சென்டிமீட்டர் பரப்பளவான இடத்தில் அமையும் உந்தமாற்றம் அழுத்தம் எனப்படும்.

$$\text{அழுத்தம்} = \frac{\text{வாயுவின் மொத்த உந்த மாற்றம்}}{\text{ஒரு சுவரின் மொத்தப் பரப்பு}}$$

$$=\frac{mnc^2}{3l}\times\frac{1}{l^2}$$

$$=\frac{1}{3}\cdot\frac{mnc^2}{l^3}$$

l^3 என்பது கொள்கலத்தின் மொத்தப் பருமனளவாகும். வாயுவின் அழுத்தத்தை P எனவும், பருமனளவை V எனவும் குறிப்பிட்டால்,

$$P = \frac{1}{3} \cdot \frac{mnc^2}{V}$$

$$\therefore PV = \frac{1}{3} mnc^2$$

இச் சமன்பாடு வாயு மூலக்கூறுகளின் இயக்கத்தையும் அதன் விளைவால் அமையும் அழுத்தத்தையும் தொடர்பு படுத்துகிறது. இச் சமன்பாட்டின் உதவிகொண்டு வாயுக்களின் இயக்க இயல்புகள் குறித்த விதிகளை மெய்ப்பிக்க முடியும்.

(i) **பாயில்விதி :** ஒரு குறிப்பிட்ட எடைகொண்ட வாயுவில் மொத்த மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை n என்பது எந்த நிலையிலும் மாறாதிருக்கும்; ஒவ்வொரு மூலக்கூற்றின் எடையான m என்பதுவும் மாறாதிருக்கும். வெப்ப நிலை மாறாதிருக்குமெனின், மூலக்கூற்றின் சராசரி திசை வேகம் C என்பது மாறுவதற்கான வாய்ப்பில்லை. எனவே, மேற்குறித்த சமன்பாட்டின் வலப்புறப் பகுதியான $\frac{mnc^2}{3}$ என்பது மாறாதிருக்கிறது.

$\therefore PV =$ மாறிலி (மாறா வெப்பநிலையில்)

இது பாயில் விதியின்படி அமைந்த சமன்பாடே என்பதறிக.

(ii) **சார்லஸ் விதி :** இயக்கப் பண்புக் கொள்கைப்படி வாயுவின் தனிச்சூனிய வெப்பநிலைக்கும் மூலக்கூறுகளின் சராசரி இயக்க ஆற்றலுக்கும் நேர்விகிதத் தொடர்பு இருப்பதாக அறிவோம். ஒரு மூலக்கூற்றின் இயக்க ஆற்றல் $= \frac{1}{2} mc^2$ வாயுவில் உள்ள மொத்த மூலக்கூறுகள் n கொண்டுள்ள இயக்க ஆற்றல் $= \frac{1}{2} mnc^2$. மேற்கூறிய கருத்துப்படி,

$$\frac{1}{2} mnc^2 \propto T$$

$$\frac{1}{2} mnc^2 = kT$$

$$\frac{3}{2} \times \frac{1}{3} mnc^2 = \frac{2}{3} kT$$

$$\therefore \frac{1}{3} mnc^2 = \frac{2}{3} kT$$

ஆனால், $\frac{1}{3} mnc^2 = PV$

$$\therefore PV = \frac{2}{3}\ kT$$

$$V = \frac{2K}{3P}T$$

அழுத்தம் மாருதிருக்குமெனின், $\frac{2k}{3P}$ என்பது மாறிலியாக அமையும்.

$$\therefore V \propto T$$

அதாவது, அழுத்தம் மாருதிருக்குமெனின் வாயுவின் பருமனளவு தனிச்சூன்ய வெப்பநிலைக்கு நேர்விகிதத்தில் அமைந்திருக்கும். இது சார்லஸ் விதி என்றறிக.

(iii) **அவாகாட்ரோ விதி:** சமப் பருமனளவான இரு வாயுக்களை ஒரே வெப்பநிலையிலும் அழுத்தத்திலும் ஒப்பிடுவோம்.

ஒரு வாயு n_1 மூலக்கூறுகள் கொண்டிருக்கட்டும்; ஒவ்வொரு மூலக்கூற்றின் எடையும் m_1 எனவும், திசைவேகம் C_1 எனவும் கொள்வோம். இவ்வாயு குறிக்கும் இயக்கச்சமன்பாடு,

$$PV = \frac{1}{3} m_1 n_1 c_1^2$$

இதேபோல் மற்ரெரு வாயு அதே பருமளவில் n_2 மூலக்கூறுகள் கொண்டிருக்கட்டும். ஒவ்வொரு மூலக்கூற்றின் எடையும் m_2 எனவும், திசைவேகம் c_2 எனவும் கொண்டால் இவ்வாயு குறிக்கும் இயக்கச் சமன்பாடு,

$$PV = \frac{1}{3} m_2 n_2 c_2^2$$

இரண்டு வாயுக்களையும் ஒப்பிடுகையில் PV பொதுவாகவும் சமமாகவும் அமைவதால், ஒப்புநோக்குச் சமன்பாடு பின்வருமாறு கிடைக்கிறது.

$$\frac{1}{3} m_1 n_1 c_1^2 = \frac{1}{3} m_2 n_2 c_2^2$$

$$\therefore\ m_1 n_1 c_{12} = m_2 n_2 c_2^2$$

இப்போது ஒவ்வொரு வாயுவிலுமுள்ள தனித்தனி மூலக்கூறுகளைப்பற்றிக் கணக்கிடுவோம். முதல் வாயுவிலுள்ள மூலக்கூறு கொள்ளும் இயக்க ஆற்றல் $\frac{1}{2} m_1 c_1^2$ ஆகும். இரண்டாம் வாயுவிலுள்ள மூலக்கூறு கொள்ளும் இயக்க ஆற்றல் $\frac{1}{3} m_2 c_2$ ஆகும். வெப்பநிலை இரண்டு வாயுக்களிலும்

ஒன்றாகவே, சமமமாகவே இருப்பதனால் இரண்டிலு முள்ள மூலக்கூறுகளின் இயக்க ஆற்றல்களும் சமமாகவே இருக்கும்.

$$\frac{1}{2}m_1c_1^2 = \frac{1}{2}m_2c_2^2$$

$$m_1c_1^2 = m_2c_2^2$$

இந்தச் சமன்பாட்டை முந்தின சமன்பாடான

$$m_1n_1c_1^2 = m_2n_2c_2^2$$

என்பதுடன் ஒப்பிட்டு ஒன்றை மற்றொன்றால் பின்வருமாறு வகுக்கவும்.

$$\frac{m_1n_1c_1^2}{m_1c_1^2} \quad \frac{m_2n_2c_2^2}{m_2c_2^2}$$

$$\therefore \; n_1 = n_2$$

இச் சமன்பாடு குறிக்கும் கருத்து எளிதில் விளங்குவதே யாகும். அதாவது, ஒரே வெப்பநிலையிலும் அழுத்தத்திலும் அமைந்த சமப் பருமனளவான இரண்டு வாயுக்களில் சம எண்ணிக்கையான மூலக்கூறுகள் அடங்கியிருக்கும். இது, 'ஒரே வெப்பநிலையிலும் அழுத்தத்திலும் அமைந்த சமப் பருமனளவான எல்லா வாயுக்களும் சம எண்ணிக்கையான மூலக்கூறுகள் கொண்டிருக்கும்' என்ற அவகாட்ரோ விதியின் கருத்தே ஆகும்.

(iv) **பரவல் குறித்த கிரஹாம் விதி :** வாயுக்களின் இயக்கம்பற்றிய பொதுச் சமன்பாடு $PV = \frac{1}{3}mnc^2$ என்பதை அடிப்படையாகக் கொண்டு கிரஹாம் விதியை மெய்ப்பிக்கலாம். ஒரு மூலக்கூற்றின் எடை m எனவும் வாயுவில் உள்ள மொத்த மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை n எனவும் கொண்டால் வாயுவின் மொத்த எடை mn ஆகும். இதனை M எனக் குறிப்போம்.

$$\therefore \; PV = \frac{1}{3}mnc^2$$

$$= \frac{1}{3}Mc^2$$

$$C^2 = \frac{3PV}{M}$$

ஆனல் $\frac{M}{V}=D$, வாயுவின் அடர்த்தியாகும்.

$$\therefore \quad \frac{V}{M}=\frac{1}{D}$$

$$\therefore \quad C^2=\frac{3P}{D}$$

$$C=\sqrt{\frac{3P}{D}}$$

மூலக்கூறுகளின் திசைவேகத்தையும் அவற்றின் பரவல் தகவையும் தொடர்புப்படுத்த முடியும். திசைவேகம் அதிகமாக அமைந்தால் வாயுவின் பரவல் தகவு அதிகமாகும். சுருங்கக் கூறினுல் மூலக்கூறுகளின் திசை வேகமும் பரவல் தகவும் நேர் விகிதத்தில் அமைகின்றன. பரவல் தகவை r எனக் குறிப்பிட்டால்,

$$r \propto C$$

$$\therefore \quad r \propto \sqrt{\frac{3P}{D}}$$

அழுத்தம் P மாருதிருக்குமாஞல், 3P என்பது மாறிலியாகும்.

$$\therefore \quad r \propto \sqrt{\frac{D}{1}}$$

அதாவது, அழுத்தம் மாருதிருக்குமாஞல் வாயுவின் பரவல் தகவு அதன் அடர்த்தியின் இருமடி மூல எதிர்விகித அளவில் (inversely proportional to the square-root) அமைந்திருக்கிறது. இது கிரஹாம் விதியேயன்றி வேறல்ல என்பது எளிதில் புலனுகிறது.

இயல்நிலை வாயுக்கள் (Real gases) **சீர்மை நிலையினின்றும் பிறழ்தல் :** இயக்கம் பண்புக் கொள்கையின் ஒப்புக்கோள்களை அடிப்படையாகக் கொண்ட பாயில் விதி, சார்லஸ் விதி ஆகியவற்றை அனுசரிக்கும் வாயுக்களே சீர்மை வாயுக்கள் என்கிருேம். ஆனல் முற்றும் முழுமையாக வாயுக்கள் அவ்வாறு அமைவதில்லை. நடைமுறையில் அமைந்த இயல்புகளைக் கொண்டு விளங்கும் வாயுக்களைத்தான் நாம் பயன்படுத்த முடியும். இவ்வாருன இயல்நிலை வாயுக்கள் (real gases) சீர்மை நிலையினின்றும் எவ்வாறு பிறழ நேர்கின்றன என்பதை அறிவது அவசியமாகும். இயல்நிலை வாயுக்கள் வாயு இயக்க விதிகளைத் தாழ்ந்த அழுத்தத்திலும் உயர்ந்த வெப்ப நிலையிலும் அனுசரிக்க முயல்கின்றன என்று பொதுப்படையாகக் கூறலாம்.

இயக்கப் பண்புக் கொள்கையை நிறுவ உதவிய இரண்டு ஒப்புக்கோள்களை மீண்டும் பரிசீலிக்கலாம்.

(1) வாயுவின் மொத்தப் பருமனளவுடன் ஒப்பிடும் போது தனி மூலக்கூற்றின் மிக நுணுகிய பருமனளவு ஒதுக்கப் படத் தக்கதாகும்.

(2) மூலக்கூறுகள் தமக்கிடையே எவ்வித ஈர்ப்புக் கவர்ச்சியையும் கொண்டிருக்கவில்லை.

இயல்நிலை வாயுவை அதிக அழுத்தத்திற்கும், குறைந்த வெப்ப நிலைக்கும் உட்படுத்தினால் மேற்கூறப்பட்ட தற்கோள்கள் பொருந்தா. அழுத்தம் பெருமளவில் அதிகரிக்கும்போது வாயுவின் மொத்தப் பருமனளவு மிகவும் குறுகிவிடுகிறது. ஆனால் தனிப்பட்ட மூலக்கூற்றின் பருமனளவு குறுகுவதில்லை; மொத்தப் பருமனளவு குறுகுவதென்பது மூலக்கூறுகளிடையே யான இடைவெளிக் குறுக்கமேயாகும். இந் நிலையில் வாயுவின் மொத்தப் பருமனளவுடன் ஒப்பிடுகையில் தனி மூலக்கூற்றின் பருமனளவு ஒதுக்கப்படத்தக்க அளவுக்குக் குறுகியதல்ல.

அழுத்தத்தை அதிகப்படுத்தியும், வெப்பநிலையைத் தாழ்வுறச் செய்தும் வாயுவை நீர்ம நிலைக்கு மாற்றிவிட முடியும். மூலக்கூறுகளிடையே ஈர்ப்புக் கவர்ச்சி பெருகியதனால்தான் நீர்ம நிலை உருவாயிற்று. இந்நிலை மாற்றத்திற்குக் காரணமானவை வெப்பநிலைக் குறைவும், அழுத்த அதிகரிப்புமேயாம். எனவே, வாயு நிலையிலும் இந்த ஈர்ப்புக் கவர்ச்சி சிறிதளவேனும் இருக்கவேண்டுமென்று எண்ண இடம் இருக்கிறது. இக் கருத்து சரியே என்பதைப் பல ஆய்வுகள் மெய்ப்பிக்கின்றன.

வான்டெர் வால்ஸ் சமன்பாடு (Vander Waal's Equation): வாயுக்கள் சீர்மை நிலையினின்றும் புறம்பாகச் செல்ல இரண்டு காரணங்களை முக்கியமானவையாக மேலே குறிப்பிட்டோம். இயல்நிலையை நோக்காத தவறான தற்கோள்களினின்றும் உருவெடுத்த வாயுப் பொதுச் சமன்பாடு

$$PV = RT$$

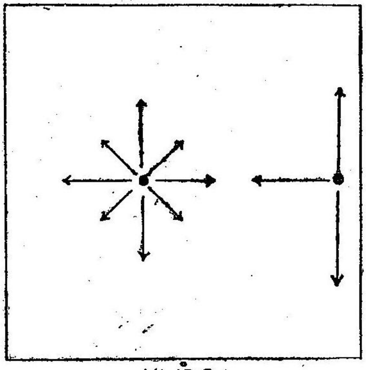
என்பது இயல்நிலை வாயுக்களுக்குப் பொருந்ாது என்பதைப் பலவிஞ்ஞானிகள் தம்ஆய்வுகளால் சுட்டிக்காட்டினர். தவறான ஒப்புக்கோள்களினால் சமன்பாட்டில் நேரும் பிறழ்ச்சியைச்

செப்பனிட்டு வான்டெர் வால்ஸ் இயல்நிலை வாயுக்களுக்கு உரிய புதிய சமன்பாடு ஒன்றைக் கண்டறிந்தார்.

$$\left(P + \frac{a}{v^2}\right) \quad (V-b) = RT$$

என்ற வான்டெர் வால்ஸ் அறிமுகப்படுத்திய சமன்பாடு இயல்நிலை வாயுக்களின் இயக்கங்களை விளக்கத் துணைபுரிவதாக அமைந்தது. தவறான ஒப்புக்கோள்களை இச் சமன்பாடு நிறை செய்கிறது என்பதை இப்போது காணலாம்.

(1) மூலக்கூறுகளிடையேயான ஈர்ப்புக் கவர்ச்சிக்கு அளிக்க வேண்டிய திருத்தம்: கொள்கலத்தில் அடைக்கப்பட்டுள்ள வாயுவில் உட்புறமாக அமைந்த மூலக்கூறு ஒன்றையும்,சுவரில் மோதல் நிகழ்ச்சியில் ஈடுபட்ட மூலக்கூறு ஒன்றையும் ஒப்புநோக்கலாம். உள்ளமைந்த மூலக்கூறு அதை அடுத்துள்ள எல்லாத் திசை மூலக்கூறுகளினாலும் கவர்ச்சித் திறனால் ஈர்க்கப்படுகின்றது. எதிரெதிர்த் திசைகளில் அமையும் கவர்ச்சித்திறன் அளவுகள் சமமாக இருப்பதனால் ஒன்றுக்கொன்று சமனமாகி நடுவமைந்த மூலக்கூறு எவ்வித ஈர்ப்புக் கவர்ச்சிக்கும் உட்படாததாக இயங்குகிறது.



படம் 24

ஆனால், மோதல் நிகழ்ச்சியில் ஈடுபட்ட சுவரோர மூலக்கூற்றின் நிலை வேறாக இருக்கிறது. சுவரை நோக்கிய திசையில் வேறு மூலக்கூறுகள் இல்லாததனால் உட்புறமாகஅமையும் ஈர்ப்பு விசையைச் சமனமாக்க வாய்ப்பு இல்லை. எனவே, குறிப்பிட்ட மூலக்கூற்றைச் சார்ந்த மேல்நோக்கிய ஈர்ப்பு விசையும் கீழ்நோக்கிய விசையும் சமனமுறுகின்றன; உட்புறமாக அமையும் ஈர்ப்பு விசையைச் சமனப்படுத்த வேறு எதிர் விசை இல்லாததனால் அந்த மூலக்கூறு உள்நோக்கி ஈர்க்கப்

படுகிறது. இந்த ஈர்ப்பு விசையை எதிர்த்துப் போராடிய பின்னரே மூலக்கூறு சுவரை மோதவேண்டிய நிலை ஏற்படுகிறது. இதை ஒப்புநோக்கிக் கணக்கிடுகையில், ஈர்ப்புக் கவர்ச்சி எதுவும் இல்லாவிடில் எவ்வளவு விசையுடன் மூலக்கூறு சுவரைத் தாக்கி மோதுமோ அதைவிடக் குறைவான விசையுடன்தான் இப்போது மூலக்கூறு சுவரை மோத நேர்கிறது. மோதலை நிகழ்த்துவதனுல்தான் அழுத்தம் உருவாகிறது. குறைவான விசையுடன் மோதலை நிகழ்த்துவதனுல் குறைவான அழுத்தமே உருவாகமுடியும். சீர்மை நிலையில் வாயு கொள்ளவேண்டிய அழுத்தத்தைவிட இயல் நிலையில் வாயு குறைவான அழுத்தமே கொள்கிறது என்பது தெளிவு. இந்த வேற்றுமை அளவு ஈடுசெய்யப்படவேண்டியது முக்கியத் தேவையாகும்.

குறிப்பிட்ட ஒரு மூலக்கூறு குறைவான விசையுடன் சுவருடன் மோதல் நிகழ்த்தக் காரணமாக அமைபவை அதைச் சூழ்ந்துள்ள பிற மூலக்கூறுகளேயாம். மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை வாயுவின் அடர்த்தியைப் பொருத்ததாகும். சுவரில் மோதும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் வாயுவின் அடர்த்தியைப் பொருத்தே அமைகிறது. வாயுவின் அடர்த்தி d என்க. மூலக்கூறுகள் உட்படுத்தப்படும் கவர்ச்சி விசை d^2 அளவுக்கு நேர்விகிதத்தில் அமைவதாகக் கணக்கிடப்பட்டிருக்கிறது. சீர்மை நிலைக்கும் இயல் நிலைக்குமான அழுத்த வேற்றுமை P என்பதானுல்

$$P \propto d^2$$

என்ருகும். ஆனுல் வாயுவின் அடர்த்தியும் பருமனளவும் எதிர்விகிதத்தில் அமைகின்றன.

$$d^2 \propto \frac{1}{V^2}$$

$$\therefore P \propto \frac{1}{V^2}$$

$$= \frac{a}{V^2}$$

a என்பது ஒரு மாறிலி. எனவே, $\frac{a}{V^2}$ என்பது அளவீட்டில் புலப்படாத உள்ளழுத்தம் என்ருகிறது. உண்மையில் வாயுவின் அழுத்தம் $P + \frac{a}{V^2}$ என்ருகும்.

(ii) **தனி மூலக்கூற்றின் பருமனளவு குறித்த திருத்தம் :** இயக்கப்பண்புக் கொள்கையின் மற்றோர் ஒப்புக்கோளின்படித் தனிப்பட்ட மூலக்கூற்றின் பருமனளவை வாயுவின் மொத்தப் பருமனளவுடன் ஒப்பிடுகையில் நுணுக்கத்தை முன்னிட்டு ஒதுக்கிவிடலாமெனக் கூறப்பட்டது. எந்த மூலக்கூறும் பருமனளவின்றி இருக்கமுடியாது என்ற காரணத்தால் இந்த ஒப்புக்கோளைத் திருத்தவும் அவசியம் ஏற்படுகிறது. அதனை முன்னிட்டு மூலக்கூற்றின் இணைப் பருமனளவு (covolume) என்ற கணக்கீட்டளவை வாயுவின் மொத்தப் பருமனளவினின்றும் கழித்துவிடவேண்டும். b என்பது மூலக்கூறுகளின் இணைப் பருமனளவானால் அம் மூலக்கூறுகள் வாயுவின் மொத்தப் பருமனளவான V என்பதில் உலவும் வகை பெற்றிருப்பது (V—b) அளவேயாகும். எனவே, திருத்தம் பெற்ற பருமனளவு (V—b) என்பதேயாகும்.

இயல்நிலையில் வாயுவின் இயக்கங்களைக் குறித்த திருந்திய சமன்பாடு

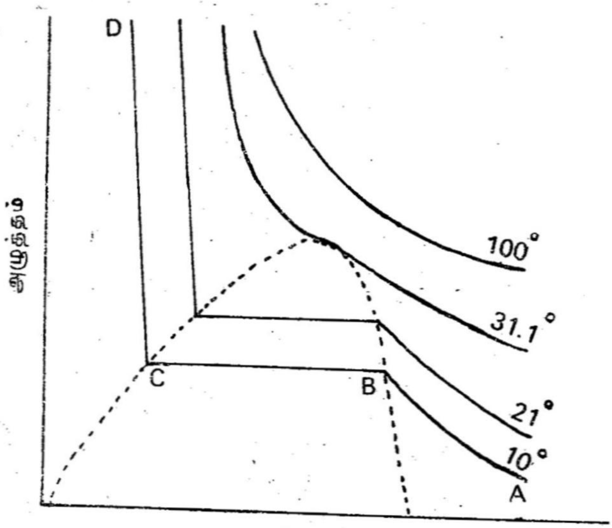
$$\left(P + \frac{a}{V^2}\right)(V-b) = RT$$

என்பது வான்டெர் வால்ஸ் சமன்பாடு என்று அழைக்கப்படும்.

நிலைமாறு மாறிலிகள் (Critical constants) **:** வாயு நிலையிலுள்ளவற்றை நீர்ம நிலைக்கு மாற்றும் முயற்சி நெடுங்காலமாகவே நடந்து வந்திருக்கிறது. அம்மோனியா, குளோரின் முதலிய வாயுக்களை அதிக அழுத்த ஊட்டத்தினால் நீர்மங்களாக மாற்றிவிட முடியும். கார்பன் டை ஆக்சைடு, சல்ஃபர் டை ஆக்சைடு, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு போன்ற சில வாயுக்களை நீர்மப்படுத்த அதிக அழுத்தம் ஊட்டப்படுவதுடன் வெப்பநிலையையும் தாழ்வுப்படுத்த வேண்டியது அவசியமாகிறது. இந்த இரண்டு வசதிகள் அமைந்தாலும் நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் முதலிய சில வாயுக்களைத் தொடக்க நாட்களில் நீர்ம நிலைக்கு மாற்றமுடியவில்லை. இவற்றை வாயு நிலையிலிருந்து வேறு நிலைக்கு மாற்றவே முடியாதென்ற கருத்து நிலவியது. வாயு நிலையினின்றும் மாறுத நிலையான இயல்பு பெற்றிருந்தமையால்அவ் வாயுக்கள் நிலை வாயுக்கள் (permanent gases) என்றழைக்கப்பட்டன. ஆனால் இன்றைய ஆய்வு முன்னேற்றச் சூழ்நிலையில் எந்த வாயுவையும் நீர்மமாக்க முடியும் என்பது உறுதியாகிவிட்டது.

1869ஆம் ஆண்டில் ஆண்ட்ரூஸ்(Andrews)என்பார் கார்பன் டை ஆக்சைடு வாயு அழுத்தம், வெப்பநிலை ஆகியவற்றைச்

சார்ந்து பெறும் மாறுதல்களை ஆராய்ந்தார். அதன் விளைவாக வாயுக்கள் நீர்மமாக்கப்படத் தேவையான சூழ்நிலைகளைப் பற்றிய உண்மைகள் வெளிப்பட்டன. குறிப்பிட்ட அளவான கார்பன் டை ஆக்சைடை ஒரு கண்ணறுடிக் குழலிலிட்டு, மாறுத வெப்பநிலையில், வெவ்வேறு அழுத்தங்களில் வாயுவின் பருமனளவுகளைக் கணக்கிட்டார். இந்த ஆய்வை வெவ்வேருன வெப்பநிலைகளில் நிகழ்த்தி ஆண்ட்ரூஸ் வாயுவின் பருமனளவுக்கும் அழுத்தத்திற்கும் உள்ள தொடர்பை வரை படத்தில் குறித்து வரைகோடுகள் பெற்ருர்.இவ் வரைகோடுகள் சம வெப்பநிலைக் கோடுகள் (isothermals) எனப்படும்.



படம் 25

சமவெப்பநிலைக்கோடு ABCD கார்பன்டை ஆக்சைடு வாயு 10°C வெப்பநிலையில் உட்படுத்தப்படும் அழுத்தம் பருமனளவுத் தொடர்பைக் குறிப்பிடுறது. வரைகோட்டைப் பரிசீலித்தால் அழுத்தம் அதிகரிக்க அதிகரிக்க வாயுவின் பருமனளவு அதற்கேற்பக் குறைந்துகொண்டே இருக்கிறது. B குறிப்பிடும் அழுத்தத்தில் வாயு நீர்மமாகப் படிந்து விடுகிறது. வாயு நீர்மமாகச் சிறிது சிறிதாக மாறி முழுவதுமாக வாயு நீர்மமாக மாறும்வரை அழுத்தம் மாறுவதில்லை; வாயுவின் பருமனளவு படிப்படியாகக் குறைந்து கொண்டேயிருக்கிறது. இந்நிலையை BC என்ற வரை கோட்டுப்பகுதி நன்கு விளக்குகிறது. இப் பகுதி பருமனளவு

அச்சுக்குப் பெரும்பாலும் இணையாகவே அமைகிறது. வாயு முழுவதும் நீர்மமாக்கப்பட்டுவிட்ட நிலையை C குறிக்கிறது. வரைகோட்டின் CD பகுதி ஏறத்தாழ செங்குத்தாக அமைந்திருப்பதிலிருந்து நீர்மத்தின் பருமனளவு அழுத்த அதிகரிப்பினுல் பாதிக்கப்படுவது மிகக் குறைந்த அளவே என்பது புலனுகிறது.

சமவெப்பநிலைக்கோடு பற்றிய வரைகோட்டின் AB பகுதி வாயு நிலையையும் CD பகுதி நீர்ம நிலையையும் குறிக்கின்றன. BC பகுதி வாயுவுக்கும் நீர்மத்திற்கும் இடையேயான சமநிலைத் (equilibrium) தொடர்பைக் குறிக்கிறது. BC பகுதி பருமனளவு அச்சுக்கு இணையாக அமைவதனுல், வாயுவும் நீர்மமும் அடங்கிய சமநிலையில் அழுத்தம் நிலையாக அமைகிறது என்பது வெளிப்படை. வாயுவும் நீர்மமும் எந்த விகிதங்களில் உள்ளன என்ற முறைபாடும் இங்கு நோக்கத் தக்கதன்று. எந்த விகித அளவுகளில் இருந்தாலும் அழுத்தம் ஒன்றுதான். BC மூலமாகக் குறிக்கப்பெறும் அழுத்தம் சமவெப்பநிலைக் கோடு சார்ந்த வெப்ப நிலையில் நீர்மத்தின் ஆவியழுத்தத்தைக் குறிக்கும். வெவ்வேறு வெப்ப நிலைகளில் அமைந்த சமவெப்பநிலைக் கோடுகளைக் கவனிக்கவும். உயர் வெப்ப நிலைகளில் சமவெப்பநிலைக் கோடுகளின் கிடக்கைப் பகுதி படிப்படியாகக் குறைந்து 31.1°C வெப்பநிலையில் அப் பகுதி ஒரு புள்ளி அளவில் மட்டும் அமைவதைக் காணலாம். 31·1°Cக்கு மேற்பட்ட வெப்பநிலைகளில் கிடக்கைப் பகுதி என்பதே இல்லாமல் சம வெப்பநிலைக் கோடுகள் அமைகின்றன. எனவே, 31·1°C வெப்பநிலையில் வாயு இறுக்கமுற்ருல் நீர்மமாக மாறமுடியுமென்றும், அதற்கு மேற்பட்ட வெப்பநிலைகளில் எவ்வளவு அதிக அழுத்தத்திற் குட்பட்டாலும் கார்பன் டை ஆக்சைடு நீர்மமாக மாருது என்றும் தெரிந்து கொள்ளலாம். கார்பன் டை ஆக்சைடுக்கு 31.1°C என்றமைவதுபோலவே பிற வாயுக்களும் நீர்மங்களாக மாறத்தக்கதான வெப்பநிலைகள் தனித்தனியே அமைகின்றன. இந்த வெப்பநிலைகளுக்கு மேல் அந்த வாயுக்கள் எவ்வளவு அதிக அழுத்தத்திற் குட்பட்டாலும் நீர்மங்களாக மாற்றப்பட முடியாது. இவ்வாறு வரையறை கொண்ட வெப்பநிலையை வாயுவின் நிலைமாறு வெப்பநிலை (critical temperature of the gas) என்கிறேம். எவ்வளவு அதிக அழுத்தம் அமைந்தாலும் எந்த ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலைக்குமேல் வாயுவை நீர்ம நிலைக்கு

மாற்றமுடியாதோ அதனை அவ் வாயுவின் நிலைமாறு வெப்ப நிலை எனலாம். நிலைமாறு வெப்பநிலையில் வாயுவை நீர்ம மாக்கத் தேவைப்படும் குறைந்தபட்ச அழுத்தத்திற்கு வாயுவின் நிலைமாறு அழுத்தம் (critical pressure of the gas) என்று பெயர். நிலைமாறு வெப்பநிலையிலும் நிலைமாறு அழுத்தத்திலும் ஒரு கிராம் மூலக்கூற்றளவான வாயு கொள்ளும் பருமனளவு வாயுவின் நிலைமாறு பருமனளவு (critical volume of the gas) எனப்படும். ஒரு வாயுப்பொருளின் வெப்பநிலை நிலைமாறு வெப்பநிலைக்குக் குறைவானதாக இருந்தால் அந் நிலையில் அதனை ஆவி (vapour) என்று அழைக்கிறோம். எனவே, ஆவியை இறுக்கமுறச் செய்தால், அழுத்தத்திற் குட்படுத்தினால், நீர்மம் உருவாகிறது. நிலை மாற்றத்தைக் குறிக்கும் நிலைமாறு வெப்பநிலை, நிலைமாறு அழுத்தம், நிலைமாறு பருமனளவு ஆகியன பொதுவில் நிலைமாறு மாறிலிகள் (critical constants) எனப்படும். இவை வாயுக்களின் இயல்புகளுக்கு ஏற்ப வெவ்வேறாக அமையும். உரிய ஆய்வுகளை நிகழ்த்தி அவற்றின் அளவுகளை அறியலாம்.

வாயுக்களை நீர்மமாக்கல் (Liquifaction of gases): நிலை மாற்றத்திற்குரிய சூழ்நிலைகளை அமைத்தால் எந்த வாயுவை யும் நீர்மமாக மாற்றிவிட முடியும். நீர்ம நிலையில் மூலக்கூறுகளிடையேயான இடைவெளி குறைவேயாகும். இவற்றிடையேயான ஈர்ப்புக் கவர்ச்சி அதிகரிப்பதனால்தான் இது நேர்கிறது. இந்தக் கருத்தை வேறு முறையில் கூறினால் வாயுவைவிட நீர்மத்தின் பருமனளவு குறைவாய் அமைகிறது. இத்தகைய பருமனளவுக் குறுக்கத்தை அதிக அழுத்த ஊட்டத்தினால் ஏற்படுத்தலாம். மூலக்கூறுகளிடையே ஈர்ப்புக் கவர்ச்சி அதிகமாகிவிடுவதனால் நீர்ம நிலையில் மூலக்கூறு களின் திசைவேகம் வெகுவாகக் குறைந்துவிடுகிறது. மூலக் கூறுகளின் திசைவேகத்தைக் குறைக்க வெப்ப நிலையைக் குறைத்தால் போதுமானது. எனவே, வாயுவை நீர்ம நிலைக்கு மாற்ற இரண்டு முக்கிய சூழ்நிலைகள் அமைய வேண்டியது அவசியமாகிறது.

(1) தாழ்ந்த வெப்பநிலை

(2) உயர்வான அழுத்தம்

தாழ்ந்த வெப்பநிலையை இரண்டு முறைகளில் உரு வாக்கலாம். வாயு அடங்கிய கொள்கலத்தைச் சூழ்ந்து தேவையான வெப்பநிலை பொருந்திய பொருள்களை, உறை பனிக்கலவை போன்றவற்றை வைப்பதனால் தாழ்ந்த வெப்பநிலையைப் பெறமுடியும். மற்றொரு முறையால் ஜூல்

தாம்சன் விளைவை (Joule-Thomson Effect) அடிப்படையாகக் கொண்டு வாயுவைக் குளிரச் செய்யலாம்.

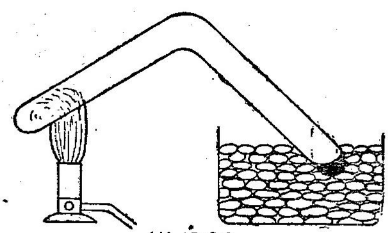
அதிக அழுத்தத்திற் குள்ளாக்கப்பட்ட வாயு மிக நுண்ணிய துளை வழியே குறைவு அழுத்தப் பகுதிக்குச் செல்ல வாய்ப்பமைக்கப்பட்டால் வாயு குளிர் நிலையுறு கிறது. இந்தக் கருத்தை முதன்முதலில் ஜூல் என்பாரும் தாம்சன் என்பாரும் ஆய்வுகளை நிகழ்த்திய முடிவாகக் கூறியதால் இதனை ஜூல் தாம்சன் விளைவு என்பர். அதிக அழுத்த நிலையிலிருந்து குறைவான அழுத்த நிலைக்கு மூலக்கூறுகள் உட்படும்போது தமக்குள் இருந்த ஈர்ப்புக் கவர்ச்சியையும் மீறிக்கொண்டு அவை ஒன்றை விட்டு ஒன்று பிரிந்து அதிக இடைவெளி கொள்கின்றன. இப் பிரிவை நிகழ்த்த ஆற்றல் தேவை. தேவைப்படும் ஆற்றலை வெளியிலிருந்து பெறமுடியாத காரணத்தால் மூலக் கூறுகள் தம்மில் அடங்கியிருக்கும் உள்-ஆற்றலைப் பயன் படுத்திக்கொள்கின்றன. இதனுல் ஆற்றல் குறையப்பெற்ற வாயு மூலக்கூறுகளின் வெப்பநிலை தாழ்வுகிறது. ஓரிரு வாயுக்களைத் தவிர மற்றெல்லா வாயுக்களும் ஜூல்-தாம்சன் விளைவினுல் குளிர்வுறுகின்றன. ஹைட்ரஜன், ஹீலியம் ஆகிய இரண்டு வாயுக்கள் இவ் விளைவுக்குட்படும்போது எதிர்பார்ப்பதற்கு மாருக அதிக வெப்பமுறுகின்றன. இதைப் பற்றி மேலும் ஆராய்கையில் ஒவ்வொரு வாயுவுக்கும் புரட்டு வெப்பநிலை (inversion temperature) என்ற ஒன்று உண் டென்றும் அந்த வெப்பநிலைக்கும் கீழான வெப்பநிலையில் தான் ஜூல்-தாம்சன் விளைவு வெற்றியளிக்கு மெனவும் கண்டறியப்பட்டது. பிற வாயுக்களின் புரட்டு வெப்பநிலை சாதாதாரண வெப்பநிலைக்கும் மேற்பட்டதென்றும் ஹைட் ரஜன், ஹீலியம் ஆகிய இரண்டின் புரட்டு வெப்பநிலைகள் முறையே $-80^{\circ}C$, $-240^{\circ}C$ என்றும் பின்னர் தெரிய நேர்ந்தது. எனவே, இந்த வெப்பநிலக்குக் குளிர்ந்தபின்னர் இந்த இரண்டு வாயுக்களும் ஜூல்-தாம்சன் விளைவுக்கு உட் படுகின்றன.

வாயு நீர்ம முறை மற்ருெரு தேவையான அழுத்த அதிகரிப்பை உரிய சாதனங்களைக்கொண்டு நிறைவேற்றிக் கொள்ளலாம். இந்த அடிப்படை உண்மைகளைக் கொண்டு வாயுக்களை நீர்மங்களாக மாற்றும் முறைகளை இப்போது அறிவோம்.

(1) ஃபாரடே முறை (Faraday's Method) : மேலே விவரிக் கப்பட்ட இரு உத்திகளையும் கையாண்டு ஃபாரடே நீர்ம

நிலைக்கு வாயுவை மாற்றினார். V அமைப்புடைய குழாய் ஒன்றை இதற்கு உரிய கருவியாக அவர் பயன்படுத்தினார். குறிப்பிட்ட வாயுவை வெளிப்படுத்தும் இயல்புள்ள பொருளை குழாயின் ஒரு பகுதியில் எடுத்துக்கொண்டு சூடாக்கினார். வேதிய மாற்றத்தினால் வாயு வெளிப்பட்டு அது குழாய் நெடுகிலும் பரவியது; குழாயின் பருமனளவு சிறிதளவே என்பதனால் வாயுவின் அழுத்தம் மிகப்பெரும் அளவினதாக அமைந்தது. குழாயின் மறுபகுதியை உறைபனிக் கலவையில் மூழ்கச் செய்து வாயுவின் வெப்பநிலையை வெகுவாகக் குறைத்தார். அதிகமான அழுத்தமும் தாழ்வான வெப்பநிலையும் வாயுவை நீர்மமாக மாற்றின.

இம் முறையில் கால்சியம் கார்பனேட்டைக் குழாயின் ஒரு பகுதியில் எடுத்துச் சூடாக்கினால் கார்பன் டை ஆக்சைடு வாயு உருவாகும். இது மறு பகுதியில் குளிர்ந்து இறுக்கமுறும் காரணத்தால் நீர்மமாக நிலைமாறுகிறது.

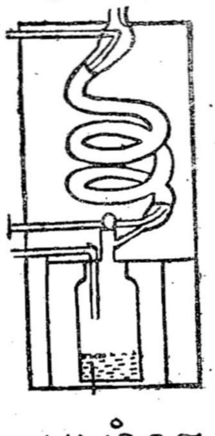


படம் 26

(2) லிண்டே முறை (Linde's Process): ஜூல்-தாம்சன் விளைவை அடிப்படையாகக் கொண்டது இம் முறை. இம் முறையைக் கையாண்டு பெரும்பாலும் எல்லா வாயுக்களையும் நீர்மங்களாக்கிவிடலாம். ஹைட்ரஜன், ஹீலியம் ஆகிய வாயுக்களை இம்முறை மூலம் நீர்மங்களாக்குவது முதலில் இயலாததாக இருந்தது. ஆனால் பின்னர் புரட்டு வெப்பநிலைத் தத்துவம் விளக்கப்பட்டதனால் இடையூறு களையப்பட்ட அவையும் நீர்மங்களாக்கப்பட்டன. இம் முறையைக் கையாண்டு காற்றை, எடுத்துக்காட்டாக, எவ்வாறு நீர்மப்படுத்தலாம் என்று காண்போம்.

கார்பன் டை ஆக்சைடு, நீராவி முதலிய மாசுகளை நீக்கிக் காற்றின் அழுக்கத்தை உரிய கருவிகளின் துணை கொண்டு 200 மண்டலங்களுக்கு (atmospheres) அதிகரிக்கச் செய்ய வேண்டும். மிகுந்த அழுத்தத்துடன் கூடிய இக் காற்றைப் பொது மைய அமைப்புடைய இரண்டு குழாய்களில் உட்குழாயின் வழியே செலுத்தவேண்டும். அக் குழாய் சுருள் அமைப்புக் கொண்டு ஆயிரக்கணக்கான அடி நீளம் கொண்டதாக இருக்கும். குழாயின் இறுதி முனை ஓர் அகன்ற அறையில் முடிவடையும். குறுகிய முனைவழியே அகன்ற

பரப்புக்குள் காற்று பாய்ந்து பரவுவதால் காற்றின் வெப்ப நிலை தாழ்கிறது. இவ்வாறு குளிரப்பெற்ற காற்று மீண்டும் வெளிச்சுற்றுக் குழாய் வழியே அறையினின்றும் வெளியேற்றப்படுகிறது. இது உட்குழாய் வழியே உள்நுழையும் காற்றைக் குளிர்விக்க உதவுகிறது. வெளிக்குழாய் மேல் முனை வழியே வெளியேறும் காற்றின் அழுத்தம் இப்போது 50 மண்டலங்களாகக் குறைந்துவிடும். மீண்டும் அதனை 200 மண்டல அளவுக்கு அழுத்தமுறச் செய்து உட்குழாய் வழியே செலுத்தி ஜூல்-தாம்சன் விளைவுக்குட்படுத்துவதனால் மேலும் அதிகக் கீழான வெப்பநிலைக்குக் காற்றை உள்ளாக்க முடியும். மீண்டும் மீண்டும் காற்றை இச் சுழற்சிக்குட்படுத்துவதனால் இறுதியில் காற்றை வாயு நிலையினின்றும் மாற்றி நீர்மக் காற்றுக்கிவிட முடியும்.



படம் 27

ஹைட்ரஜன், ஹீலியம் முதலியவற்றைப் புரட்டு வெப்பநிலை அளவுக்குக் குளிரச் செய்த பின்னர் லிண்டு முறை நீர்மமாக்குதலுக்கு உட்படுத்தி முயற்சியில் வெற்றி பெறலாம். ஏற்கனவே நீர்மமாக்கப்பட்ட வாயுவைப் பயன்படுத்தி வேறொரு வாயுவை நீர்மமாக்க முடியும். பிக்டெட் முறை (Pictet method) மூலமாக இதைச் செய்து முடிக்கலாம்.

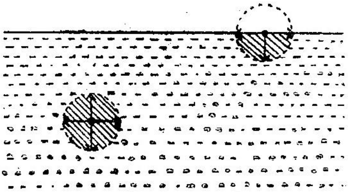
9. நீர்மங்கள்

(Liquids)

அமைப்பியல்புகளை அடிப்படையாகக் கொண்டு நோக்குகையில் நாம் காணும் பொருட்களை வாயுக்கள், நீர்மங்கள், திண்மங்கள் (Gases, Liquids, Solids) என்ற மூன்று பெரும் பிரிவுகளில் வரிசைப்படுத்தலாம். ஒரே பொருள் மூன்று நிலைகளிலும் அமைய வாய்ப்புகள் உண்டு. எடுத்துக்காட்டாக, நாம் அன்றாட வாழ்வில் பயன்படுத்தும் நீர் சாதாரண வெப்பநிலையில் நீர்ம உருவில் அமையப் பெற்றிருக்கிறது. இதை 0°Cக்குக் குளிரச் செய்தால் பனிக் கட்டியாகத் திண்மை நிலை அடைகிறது. நீரை 100°Cக்கு வெப்பப்படுத்தினால் நீராவி உருவில் வாயுநிலை அடைகிறது. இதனால் பொருட்களின் அமைப்பியல்புகள் வெப்பநிலை வேறுபாட்டைச் சார்ந்திருக்கின்றன என்பதை அறியலாம். பனிக்கட்டியின்மீது அழுத்தம் செலுத்தினால் அதன் விளைவாகத் திண்மநிலை மாறி நீர்மநிலை உருவாவதை அனுபவத்தால் அறியலாம். எனவே, அழுத்த நிலையைச் சார்ந்தும் அமைப்பியல்புகளில் மாறுபாடுகள் நேரலாம். வெப்பம், அழுத்தம் ஆகியன பொருளின் இயல்புகளைப் பெரிதும் பாதிக்கும் முக்கிய கூறுகள் என்பது இதனால் விளங்கும். இந்த இரண்டு முக்கியக் கூறுகளின் அடிப்படையில் குறிப்பிட்ட பொருளின் அடர்த்தி தான் கொள்ளும் நிலைகளுக்கு ஏற்ப மாறும் என்பதைத் தெளிவு படுத்திக் கொள்ளலாம். அடர்த்தி என்பது பொருளில் மூலக்கூறுகளிடையே அமையும் இடைவெளியைப் பொறுத்த தாகும். திண்ம நிலையில் மூலக்கூறுகள் ஒன்றையொன்று அதிக விசையுடன் ஈர்த்தநிலையில் மிக நெருக்கமுற்றிருக் கின்றன. இந் நிலையில் மூலக்கூறுகள் பெரும்பாலும் இடம் விட்டு இடம் நகர்வதில்லை. நீர்மநிலையில் மூலக்கூறுகளிடையே

அமையும் இடைவெளி அதிகமாகிவிடுகிறது. இந் நிலையில் மூலக்கூறுகள் இடம் விட்டு இடம் பெயர்ந்து குறிப்பிட்ட எல்லைக்குள் இயங்கிக்கொண்டே இருக்கும் இயல்பைப் பெறுகின்றன. வாயுநிலையில் மூலக்கூறுகளிடையே ஈர்ப்புக் கவர்ச்சி மிகவும் அற்பமானதாகி ஒன்றையொன்று சாராமல் மூலக்கூறுகள் தனித்தனியே இயங்குகின்றன. குறிப்பிடப் பட்டாலொழிய எல்லைக்கட்டுப்பாடு இவற்றிற்கு இல்லை. இத்தகைய பல்வேறு சூழ்நிலைகளை முன்னிடுகையில் நீர்மம் என்பது வாயு, திண்மம் ஆகிய இரண்டினுக்கும் இடைப் பட்ட நிலையாகும்.

நீர்ம நிலையில் மூலக்கூறுகள் ஒன்றையொன்று சார்ந்து குறிப்பிட்ட எல்லைக்குள் இயங்கிக்கொண்டிருக்கின்றன. புறப் பரப்பில் (surface) உள்ள மூலக்கூறுகளுக்கும், உட் பரப்பில் உள்ள மூலக்கூறுகளுக்கும் வேறுபாடு அமைகிறது. உட்பரப்பில் உள்ள மூலக்கூறு மாதிரிக்காக ஒன்றைக் குறிப்பிடுவோம். எல்லாத் திசைகளிலும் பிற மூலக்கூறு களால் சம விசையால் ஈர்க்கப்படுகிறது. இதனால் ஈர்ப்பு விசை சமனப்பட்டு எல்லைக்குள்ளே இயங்கிக்கொண் டிருக்கிறது. இப்போது புறப்பரப்பில் அமைந்த ஓர் மூலக் கூற்றை ஆராய்வோம். எல்லாத் திசைகளையும் தொகுத்து நான்கு முக்கிய திசைகளாக வகுத்துக்கொள்வோம். எல்லைப் பரப்பில் உள்ள மூலக்கூறு மூன்று திசைகளில் அமைந்த அயல் மூலக்கூறுகளால் ஈர்க் கப்படுகின்றன. நான்காவது திசையில் ஈர்க்கப்பட வாய்ப் பில்லை. இக் காரணங்களால் இந்த மூலக்கூறு எளிதாக உட் பரப்புக்குள் கவரப்பட்டுவிடுகிறது.



படம் 28

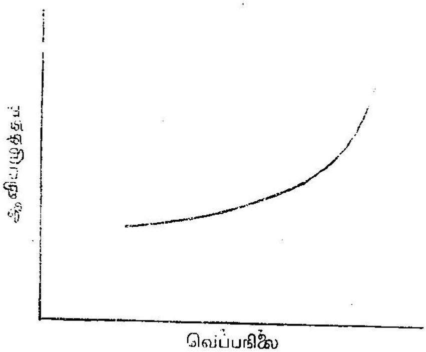
மாதிரிக்காகக் குறிப்பிடப்பட்ட இரண்டு மூலக்கூறுகளின் இயக்க ஆற்றல்(Kinetic energy)களிடையே வேறுபாடு அமையும் என்பது புலனாகிறது. ஒரே பரப்புக்குள் இயங்கிக் கொண்டிருந்தாலும் நீர்ம மூலக்கூறுகளின் இயக்க ஆற்றல் வெவ்வேறு அளவினதாகவே இருக்கும். சில மூலக்கூறுகள் அதிக அளவினதாக இயக்க ஆற்றல் பெற்றுப் புறப்பரப்பை அடைகின்றன. அவற்றுள் சில உட்பரப்புக் கவர்ச்சியையும் மீறி இயங்கும் ஆற்றல் பெற்றவையாய் அமைந்து எல்லையைத்

தாண்டிவிடுகின்றன. இந் நிலைதான் ஆவியாதல்(vapourisation) எனப்படுகிறது.

ஆவியான நிலையில் மூலக்கூறுகள் நீர்ம மூலக்கூறுகளினும் அதிக வேகத்தில் இயங்குகின்றன. வாயு மூலக்கூறுகளைப் போலவே எல்லா வகையிலும் ஆவி மூலக்கூறுகள் செயற் படுகின்றன. ஆவி மூலக்கூறுகள் சில தம் இயக்கத்தின் காரணமாக நீர்மப்புறப்பரப்பைத் தொடநேர்ந்தால்அப்போது உட்பரப்பில் இருக்கும் பிற மூலக்கூறுகள் தமக்குற்ற ஈர்ப்பு விசையால் அவற்றை உள்ளிழுத்துக்கொள்கின்றன. கொள்கலம் ஒன்றினுள் நீர்மத்தை அடைத்து வைத்தால் எல்லை மீறிய மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை அதிகமாகி, நெருக்கம் பெருகி அதனால் உருவாகும் அழுத்தத்தின் காரணமாகப் பல ஆவி மூலக்கூறுகள் மீண்டும் நீர்மத்தை அடைகின்றன. இவ்வாறு நீர்மத்தை விட்டு நீங்குவதும் நீர்மத்தினுள் மீண்டும் புகுவதும் தொடர்ந்து நடந்து கொண்டே இருக்கின்றன. ஆவி மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்க அதிகரிக்க நீர்மத்தினுள் அவற்றின் மீட்சியும் அதிகரிக்கிறது. மேலும் ஆவி மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை அதிகரித்து நெருக்கம் பெருகிவிடும் நிலையில் நீர்மத்திலிருந்து வெளியேறும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை குறைந்துவிடுகிறது. எனவே, சூழ்நிலைக்குத் தக்க மூலக்கூறு களின் வெளியேற்றமும் மீட்சியும் அமைகின்றன என அறியலாம். வெப்பநிலை மாறுதிருக்கையில், குறிப்பிட்ட கால இடைவேளைக்குள் நீர்மப் பரப்பினின்றும் வெளியேறும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் பரப்புக்குள் மீட்சியுறும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் சமமாகிவிடும் நிலைமை ஏற்பட்டுவிடுகின்றது. இந்த அமைப்பைச் சமநிலை அமைப்பு (State of equilibrium) என்றழைக்கலாம். இந்நிலைமை ஏற்பட்டால் ஆவி மூலக்கூறுகள் பூரிதநிலை (Saturation) கொள்ளும். நீர்மப்பரப்பை அடுத்து பூரித நிலையில் ஆவி மூலக்கூறுகளால் உருவாக்கப்படும் அழுத்தம் ஆவியழுத்தம் (vapour pressure) எனப்படும். வெப்பநிலையைச் சார்ந்து ஆவியழுத்தம் அமைகிறது என்பது குறிப்பிடத்தக்கதாகும். வெப்பநிலைக்கும் ஆவியழுத்தத்திற்கும் உள்ள தொடர்பை வரைபடம் (படம் 29) மூலமாகச் சுட்டலாம்.

வெப்பநிலை உயர்வுக்கு ஏற்ப மூலக்கூறுகளின் இயக்க வேகம் அதிகரிக்கிறது என்பதறிவோம். நீர்மம் சூடேற்றப் படுவதனுல் நீர்ம மூலக்கூறுகளின் இயக்கம் விரைவுறு கிறது. இதனுல் நீர்மப் பரப்பினின்றும் மூலக்கூறுகள்

எளிதிலும் விரைவிலும் வெளியேறுகின்றன. எனவே, சூடாக்கப்படுவதனுல் ஆவியுறுதல் விரைவுபடுத்தப்படுகிறது. உயர்வெப்பநிலையில்அளவிறந்த மூலக்கூறுகள் உடனுக்குடன் வெளியேற வேண்டியிருப்பதனுல் அதைச் செயலாற்ற நீர்மப் பரப்பு போதுமானதாக இல்லை. எனவே, அடிமட்டத்திலிருக்கும் மூலக்கூறுகள் கூடத் தேவையான இயக்க வேகம் பெற்றுத் திசைமாறி வெளியேறுகின்றன. இதுவே குமிழியிடுதலாகக் காட்சி தருகிறது. குமிழியிடு நிலைபெற்று நீர்மம் ஆவியுறுதலே கொதித்தல் (boiling) ஆகும். எந்த வெப்ப நிலையில் ஒரு நீர்மம் கொதிப்புறுகிறதோ அதுவே அந் நீர்மத்தின் கொதி நிலையாகும்.



படம் 29

மேலே சுட்டப்பட்ட விளக்க வரைவு படத்தில் ஆவியழுத்தத்தையும் வெப்பநிலையையும் தொடர்புபடுத்தும் வரைகோடு குறிப்பிட்ட உச்சத்திற்கு அப்பால் செல்வதில்லை. வெளிக்காற்று மண்டல அழுத்தத்திற்குச் சமமான அழுத்தத்தை ஆவி பெற்றதும் கொதித்தல் நேர்கிறது. குறிப்பிட்ட கால இடைவேளைக்குள் வெளிக்காற்று மண்டல அழுத்தம் மாற வாய்ப்பில்லை என்ற காரணத்தால் ஆவியழுத்தமும் மாறுவதில்லை. இதன் தொடர்பாக, நீர்மத்தின் கொதிநிலையும் மாருத நிலையில் அமைகிறது என்பது தெள்ளிதின் புலனுகும். நீர்மத்தைச் சூடாக்கும் முறையை மேம்படுத்தினுல் ஆவியுறுதல் — அதாவது கொதித்தல் — விரைவாக்கப்படுமேயொழிய கொதிநிலை மாறுவதில்லை என்பதறிக.

வெளிக்காற்றழுத்தம் ஓரலகுடையதாக இருப்பின் (760 மி. மீ. பாதரசம்) நீர்மத்தின் கொதிநிலை இயல்பானதாக அமைகிறது. வெளிக்காற்றழுத்தம் குறையுமாயின் அதே சார்பளவில் நீர்மத்தின் கொதிநிலை குறைகிறது. வெளிக்காற்றழுத்தம் அதிகரிப்பின் அதைச் சார்ந்தே நீர்மத்தின் கொதிநிலையும் அதிகரித்துவிடுகிறது. மலையுச்சியில் காற்றழுத்தம் மலையடிவாரத்தைவிடக் குறைவு. அதனுல்தான் மலையுச்சியில் நீர்மங்களின் கொதிநிலை மலையடிவார அளவினதைவிடக் குறைவாக அமைகிறது.

10. கரைசல்கள்

(Solutions)

சர்க்கரையை நீரிலிட்டுக் கலக்கினால் தனித்தனிப் பொருளாகத் தென்படாமல் ஒரு சீரான கலவை (homogeneous mixture) கிடைக்கிறது. இக் கலவையின் சுவை சர்க்கரையின் சுவையாக இருக்கிறது. உப்பை இவ்வாறே நீரிலிட்டுக் கலக்கினாலும், இரு வேறு பொருள்கள் என்ற நிலை மாறி ஒரு சீரான கலவை உருவாகிறது. இக் கலவையின் சுவை உப்பின் சுவையாகவே இருக்கிறது. முற்றிலும் வேறான மாற்றம் எதையும் பொருட்கள் அடையவில்லை என்பதைச் சுவை நிலைப்பு எடுத்துக்காட்டுகிறது. இவ்வாறு பொருள்கள் தம் இயல்புகளை இழக்காமல் நீரில் கலந்து விடுவதைக் கரைதல்(dissolution) என்கிறோம். இம் முறையால் அடையப்பெறும் கலவையைக் கரைசல் (solution) என்றழைக்கிறோம். எனவே, கரைசல் என்பது இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட பொருட்கள் ஒருபடித்தான கலவை (homogeneous mixture) என்பதாகக் கூறலாம். இரண்டு பொருள்கள் கலப்பதையே பெரும்பாலும் காணலாம். இரண்டறக் கலப்பதில் உருவாகும் கரைசலில் இரண்டு பொருள்களின் இயல்புகளும் காணப்படும்.

கரைசலில் குறைந்த அளவிலுள்ள பொருள் கரைபொருள் (solute) என்றும், அதிக அளவிலுள்ளது கரைப்பான் (solvént) என்றும் அழைக்கப்படுகின்றன. சுருங்கக் கூறினால், கரைபொருள் கரைப்பானில் கரைவதனால் கரைசல் உருவாகிறது. குறிப்பிட்டஅளவுடைய கரைப்பானில் கரையும் கரைபொருளின் நிறை அதன் கரைதிறன் (solubility) எனப்படும். பொருளுக்கு வாயு, நீர்மம், திண்மம் என்ற மூன்று நிலைகள் உண்டு. கரைபொருள் இந்த

மூன்றில் ஏதேனும் ஒரு நிலையிலும், கரைப்பான் இந்த மூன்றில் ஏதேனும் ஒரு நிலையிலும் இருக்க வாய்ப்புக்களுண்டு. எனவே, ஒன்பது தனித்தனி வகையான கரைசல்கள் உருவாக முடியும். அவற்றுள் நீர்மத்தைக் கரைப்பானகக் கொண்ட மூன்று வகையான கரைசல்கள் முக்கியமானவை யாகும். அவையாவன :

(1) வாயு நீர்மத்தில் கரைந்த கரைசல்
(2) நீர்மம் நீர்மத்தில் கரைந்த கரைசல்
(3) திண்மம் நீர்மத்தில் கரைந்த கரைசல்

வாயு - நீர்மக் கரைசல்கள் (Gas - in - liquid solutions): பெரும்பாலான வாயுக்கள் நீரில் கரைகின்றன. வாயுக்களின் இயல்புகளுக்குத் தக்கவாறு அவற்றின் கரைதிறன் வேறுபட்டமைகிறது. ஒரு லிட்டர் நீரில் சுமார் 1300 லிட்டர் அம்மோனியா கரைகிறது. ஆனல், ஒரு லிட்டர் நீரில் கார்பன் டை ஆக்சைடு கரைவது 1.7 லிட்டர்தான்.

வாயுக்கள் நீர்மத்தில் கரையும் அளவை இரண்டு முறைகளில் குறிக்கலாம். ஆய்வுக்கூட வெப்பநிலையிலும் அழுத்தத்திலும் 1. க. செ. மீ. பருமனளவான நீர்மத்தில் கரையும் வாயுவின் பருமனளவை க.செ.மீ. அளவீட்டில் குறிப்பிடுவது ஒருமுறை; இவ்வாறமையும் க. செ. மீ. எண்ணிக்கை அவ் வாயுவின் கரைதிறன் எனப்படும். மற்ருெரு முறையால், வெப்ப நிலையையும் அழுத்தத்தையும் 0° சென்டிகிரேடு என்றும், 60 மி. மீ. என்றும் வரையறைப்படுத்தி அச் சூழ்நிலையில் 1 க. செ. மீ. பருமனளவான நீர்மத்தில் கரையும் வாயுவின் பருமனளவை க. செ. மீ. அளவீட்டில் குறிப்பிடுவதாகும். இவ்வாறமையும் க. செ. மீ. எண்ணிக்கை அவ் வாயுவின் உறிஞ்சல் குணகம் (absorption co-efficient) எனப்படும். சில வாயுக்களின் உறிஞ்சல் குணகங்கள் கீழே தரப்பட்டிருக்கின்றன.

அம்மோனியா	1,300
ஹைட்ரஜன் குளோரைடு	506
சல்பஃபர் டை ஆக்சைடு	79.8
ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு	4.7
கார்பன் டை ஆக்சைடு	1.7
ஆக்ஸிஜன்	0.05
நைட்ரஜன்	0.02

வாயுக்களின் உறிஞ்சல் குணகம் அல்லது கரைதிறன் கரைபொருளான வாயு, கரைப்பானுன நீர்மம் ஆகியவற்றின் தனித்தனி இயல்புகளைச் சார்ந்தமைகிறது. எடுத்துக்காட்டாக அம்மோனியா, ஹைட்ரஜன்குளோரைடு முதலியன நீரில் கரைந்தவுடன் சேர்மங்களை உருவாக்குவதிலோ ($NH_3+H_2O \rightarrow NH_4OH$) அல்லது அயனிகளாகப் பிரிகையுறுவதிலோ ($HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$) முனைகின்றன. இத்தகையன எளிதிலும், விரைவிலும் அதிக அளவிலும் நீரில் கரைகின்றன. ஆனால் ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன் போன்றவை இறுதிவரை தம் இயல்புகளை இழக்காமல் நீருடன் வேதிய உறவு கொள்ளாமல் தனித் தமைகின்றன. இத்தகையவற்றின் கரைதிறன் மிகச் சிறிதேயாகும். வெப்பநிலை அதிகரிக்க அதிகரிக்க வாயுக்களின் கரைதிறன் குறைகிறது என்பது குறிப்பிடத் தக்கதாகும்.

ஹென்றி விதி (Henry's Law) **:** வாயுக்களின் அழுத்தத் திற்கும் அவற்றின் கரைதிறனுக்கும் உள்ள தொடர்பை விரிவாக ஆராய்தல் வேண்டும். இத் துறையில் முயன்று உழைத்து ஹென்றி என்பவர் பல உண்மைகளை வெளிப் படுத்தினுர். தம்முடைய ஆய்வுகளின் முடிவாக ஹென்றி ஒரு விதியை நிறுவினுர். 'மாறு வெப்பநிலையில் குறிப்பிட்ட பருமனளவான கரைப்பானில் கரையும் வாயுவின் எடை அவ்வாயுவின் அழுத்தத்தைச் சார்ந்து அமையும்' என்பதான அவ்விதி ஹென்றி விதி என்றழைக்கப்படுகிறது.

m என்பது குறிப்பிட்ட பருமனளவான நீர்மத்தில் கரைந்த வாயுவின் நிறை என்று கொண்டால் அந்த நிறை வாயுவின் அழுத்தத்தைப் பொருத்தே அமையும் என்று ஹென்றி விதி கூறுகிறது. P என்பது வாயுவின் அழுத்தம் எனக் கொள்வோம்.

$$\therefore m \propto P$$

இத் தொடர்பைச் சமன்பாட்டுருவில் கூறினுல்,

$$m = kP$$

என்ருகும். k என்பது சமன்பாட்டிற்கென அமைந்த சார்பு மாறிலியாகும். இது ஹென்றி மாறிலி எனப்படும்.

ஹென்றி விதியைப் பயன்படுத்தி மற்றேர் உண்மையை அறியலாம். வாயுக்களின் இயக்க விதிகளின்படி, வாயுவின் நிறை பருமனளவைப் பொருத்தும், அழுத்தத்தைப் பொருத்

தும் அமைவதை அறிவோம். அவாகாட்ரோ விதியின்படி ஒரு வாயுவின் நிறை அதன் பருமனளவைச் சார்ந்திருக்கும்.

$$m \propto V$$

பாயில் விதியின்படி வாயுவின் நிறை அதன் அழுத்தத்தைச் சார்ந்திருக்கும்.

$$m \propto P$$

இந்த இரண்டு அளவீடுகளையும் ஒப்புநோக்கினால்

$$m \propto P \times V$$

$$\therefore m = k' \times PV$$

இதில் k' என்பது மாறிலி.

m தொடர்புடைய இரண்டு சமன்பாடுகளையும் ஒப்பிட்டு நோக்கினால்,

$$kP = k'PV$$

$$\therefore V = \frac{k}{k'}$$

$$= K$$

K என்பது பொதுவா யமையும் மற்றொரு மாறிலி என்பதனால் கரைபொருளான வாயுவின் பருமனளவுக்கும் கரைசலுடன் சமநிலையுற்றிருக்கும் வாயுவின் அழுத்தத்திற்கும் தொடர்பில்லை என்பது புலனாகிறது.

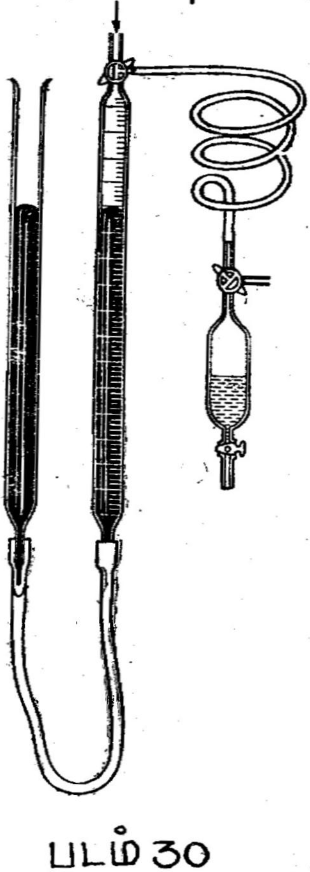
எல்லா வாயு-நீர்மக் கரைசல்களுக்கும் ஹென்றி விதி பொருந்துவதில்லை. கரைவதனால் எந்த வாயுக்கள் நீர்மக் கரைப்பான்களுடன் உறவுற்றுத் தம் இயல்புகளை இழப்பதில்லையோ அந்த வாயுக்களுக்கு மட்டுமே இவ் விதி பொருந்தும். எடுத்துக்காட்டாக, அம்மோனியா-நீர்க் கரைசல் போன்றவற்றிற்கு ஹென்றி விதி பொருந்தாது; ஆக்ஸிஜன்-நீர்க்கரைசல் போன்றவற்றிற்கு இவ் விதி பொருந்தும்.

வாயு நீர்மத்தில் கரையும் திறனைப் பரிசோதனைகள் மூலம் கண்டறியலாம். வாயுக்களின் கரைதிறன் கணக்கீட்டை இரு வேறு முறைகளால், அவற்றின் கரைதிறன் அளவுகளுக்கு ஏற்ப, அறிதல் வேண்டும். எளிதில் கரையும் வாயுக்களினுடையவற்றை ஒரு முறையாலும், அரிதில் கரையும் வாயுக்களினுடையவற்றை மற்றொரு முறையாலும் அறியலாம்.

அரிதில் கரையும் (sparingly soluble) **வாயுக்களின் கரைதிறன்:** ஆஸ்வால்ட் (Ostwald)டின் ஆய்கருவி கொண்டு ஒரு வாயுவின் கரைதிறனைக் கணக்கிடலாம். இக் கருவியின் ஒரு

பகுதி கரைப்பானாகிய நீர்மத்தைக் கொண்டிருக்கும். மற்றொரு பகுதி கரைபொருளான வாயுவைக்கொண்டிருக்கும். ஒரு பகுதியிலுள்ள வாயுவை மற்றொரு பகுதியிலுள்ள நீர்மப் பரப்பிற்குள் செலுத்திக் கரைப்பதே ஆய்வு முறையின் முக்கியப் பணியாகும்.

150 க.செ.மீ. அளவீடு செய்யப்பட்ட ஒரு ப்யூரெட்டின் (burette) அடிப்புறமும் மட்டப்படுத்தும் குழாய் (levelling tube) ஒன்றின் அடிப்புறமும் கனத்த ரப்பர் குழாய் மூலம் இணைக்கப்பட்டிருக்கின்றன. ரப்பர்க் குழாயைக் கம்பியால் வளைந்து கொள்வது வலிமையுள்ளதாக்கும். ப்யூரெட்டின் மேற்புறம் மூவ்வழி கொண்ட ஓர் அடைப்பானைக் கொண்டிருக்கிறது. ஒரு வழி ப்யூரெட்டை நோக்கியும், இரண்டாவது வழி வாயு நிரம்பிய கொள்கலத்தைநோக்கியும் அமைந்திருக்கும்; மூன்றாவது வழி மூலம் தான் நீர்மம் நிரம்பிய ஆய்கருவியின் மற்றொரு பகுதிக்கு இணைப்பு கிடைக்கும். நீர்மம் அடங்கிய கலம் சுமார் 75 க.செ.மீ. பருமனளவுடையதாக இருக்கும். உறிஞ்சல் கலம் எனப்படும் இதன் மேல்புறம் மூவ்வழி கொண்ட அடைப்பானும் அடிப்புறம் இருவழி கொண்ட அடைப்பானும் கொண்டிருக்கும். ப்யூரெட்டுடன் இணைப்பு கொண்ட மட்டப்படுத்தும் குழாயில் தேவையான பாதரசம் அடங்கியிருக்கிறது. மட்டப்படுத்தும் குழாயை மேலும் கீழும் ஏற்றவோ இறக்கவோ செய்வதனால் ப்யூரெட்டில் பாதரசத்தை ஏற்றவோ இறக்கவோ முடியும்.



படம் 30

உறிஞ்சல் கலத்தின் இருவழி அடைப்பானையும் மூவ்வழி அடைப்பானையும் வகைப்படுத்திக் கலத்தைப் பாதரசத்தால் நிரப்பவும். பின்னர் இருவழி அடைப்பான் மூலமாக அதை வெளியேற்றி அதன் பருமனளவை நிர்ண

யிக்கவும். இந்த அளவீடு கலத்தின் பருமனளவைக் குறிக்கும். பின்னர் இக்கலத்தைக் கரைப்பானான நீர்மத்தால் இடைவெளியின்றி நிரப்பிக்கொண்டு அடிப்புற, மேற்புற அடைப்பான்களை நன்கு மூடிவிடவும்.

ப்யூரெட்டின் மேற்புற அடைப்பானை வகைப்படுத்தி, மட்டப்படுத்தும் குழாயை மேலேற்றி ப்யூரெட்டில் நிரப்பவும். இதைத் தொடர்ந்து அந்த அடைப்பானை உரிய முறையில் திருகிக் கரைபொருளான வாயு அடங்கிய கொள்கலத்துடன் ப்யூரெட் தொடர்பு கொள்ளுமாறு அமைக்கவும். மட்டப்படுத்தும் குழாயைக் கீழே இறக்கினால் ப்யூரெட்டிலுள்ள பாதரசமும் கீழே இறங்கும். இதனால் கொள்கலத்திலிருந்து ப்யூரெட்டினுள் வாயு பரவுகிறது. இப்போது மூவ்வழி அடைப்பானைத் திருகி ப்யூரெட்டை அடைத்துவிட்டுக் கொள் கலத்திலுள்ள வாயு இரு பகுதிகளின் இணைப்புக் குழாயிலும் பரவி நிரம்புமாறு செய்யவும். ப்யூரெட்டினுள் அடங்கிய வாயுவின் அழுத்தமும், இணைப்புக் குழாயில் அடங்கிய வாயுவின் அழுத்தமும் ஒன்றாகவே இருக்கும் வகையில் உரிய அடைப்பான்களைத் திருகி நிலைப்படுத்திக்கொள்ளவும். இத்தகைய முன்னேற்பாடுகள் செய்து முடித்தபின் கொள் கலத்தைச் சார்ந்த வழியையும் உறிஞ்சல் கலம் வெளியுடன் தொடர்புகொள்ளும் வழியையும் அடைத்து விடுக. இவ்வாறு செய்வதனால் ப்யூரெட், இணைப்புக் குழாய் ஆகியவற்றில் நிரம்பியிருக்கும் வாயுவுக்கும் உறிஞ்சல் கலத்திலுள்ள நீர்மத்திற்கும் நேரடித் தொடர்பு ஏற்பட்டு விடுகிறது.

மட்டப்படுத்தும் குழாயிலும் ப்யூரெட்டிலும்பாதரசமட்டம் ஒரே அளவாக அமைத்துக்கொண்டு ப்யூரெட்டில் பாதரச மட்டத்தைக் குறித்துக் கொள்ளவும். வெளிக்காற்று மண்டல அழுத்தத்தை வாயு இப்போது கொண்டிருக்கும். உறிஞ்சல் கலத்தின் அடியில் இருவழி அடைப்பானில் ஓர் அளவு ஜாடியை வைத்துத் தேவையான நீர்மத்தை வெளியேற்றவும். வெளியேற்றப்பட்ட நீர்மத்தின் பருமனளவு துல்லியமாக அறியப்படுமானால் உறிஞ்சல் கலத்தில் பின்தங்கிய பருமனளவைக் கணக்கிட்டுவிடலாம். உறிஞ்சல் கலத்தை அதன் உள்ளடக்கத்துடன் எச்சரிக்கையுடன் நன்கு குலுக்கவும். இதனால் வாயு நீர்மத்தில் கரையத் தொடங்கும். எவ்வளவு அதிகமான வாயு கரையமுடியுமோ அதுவரை இம் முயற்சியைத் தொடரவேண்டும். ப்யூரெட்டிலும் குழாயிலும் இருந்த வாயு குறைந்துவிட்டதனால் அழுத்தம் குறைகிறது. இந்த

நிலைமாற்றத்தால் ப்யூரெட்டினுள் பாதரசம் மேலேறுகிறது; மட்டப்படுத்தும் குழாயில் பாதரச மட்டம் கீழிறங்குகிறது. மட்டப்படுத்தும் குழாயை மேலேற்றி அதிலுள்ள பாதரச மட்டமும் ப்யூரெட்டிலுள்ள பாதரச மட்டமும் ஒரே அளவில் இருக்கச்செய்து ப்யூரெட்டில் இப்போதுள்ள பாதரச மட்டத்தைக் குறித்துக் கொள்ளவும். வாயு வெளிக்காற்று மண்டல அழுத்தத்தைக் கொண்டிருக்கிறது. முன்பு குறித்துக்கொண்ட பாதரச மட்ட அளவையும், இப்போது குறித்துக்கொண்ட பாதரச மட்ட அளவையும் கொண்டு நீர்மத்தில் கரைந்த வாயுவின் பருமனளவைக் கணக்கிட்டுவிடலாம். இந்த அளவீடுகளைப் பட்டியற்படுத்தி வாயுவின் கரைதிறனைக் கணக்கிடலாம்.

உறிஞ்சல் கலத்தில் நிரப்பப்பட்ட பாதரசத்தின் பருமனளவு	$=V_1$	க.செ.மீ.
ஆய்வின்போது வெளியேற்றப் பட்ட நீர்மத்தின் பருமனளவு	$=V_2$	,,
∴ வாயு கரைவதற்குப் பயன்பட்ட நீர்மத்தின் பருமனளவு	$=(V_1-V_2)$	,,
ஆய்வின் தொடக்கத்தில் ப்யூரெட்டில் பாதரச மட்ட அளவு	$=L_1$	
ஆய்வின் முடிவில் ப்யூரெட்டில் பாதரச மட்ட அளவு	$=L_2$	
∴ கரைந்த வாயுவின் பருமனளவு	$=(L_2-L_1)$	,,
(V_1-V_2) க.செ.மீ. நீர்மத்தில் கரையும் வாயு	$=(L_2-L_1)$	,,
∴ 1 ,, ,, ,,	$=\dfrac{(L_2-L_1)}{(V_1-V_2)}=S$	

S என்பது வாயுவின் கரைதிறன் ஆகும்.

ஆய்வு நிகழ்த்தப்பட்டபோதிருந்த வெப்பநிலை, வெளிக்காற்று மண்டல அழுத்தம் ஆகியவற்றை அறிந்துகொண்டால் (L_2-L_1) பருமனளவு வாயு திட்ட-வெப்ப-அழுத்தத்தில் (normal temperature and pressure) கொள்ளும் பருமனளவை,

$$\frac{PV}{T}=\frac{P_0V_0}{T_0}$$

என்ற சமன்பாட்டின் உதவிகொண்டு கணக்கிட முடியும். V_0 என்பது திட்ட-வெப்ப-அழுத்தத்தில் வாயுவின் பருமனள

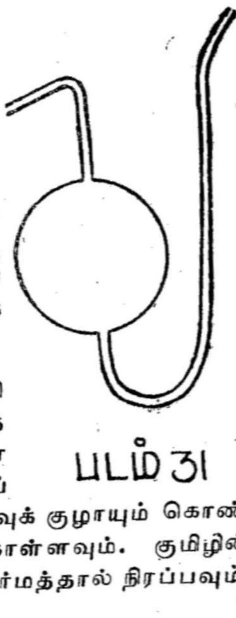
வானல் வாயுவின் உறிஞ்சல் குணகத்தைப் பின்வருமாறு கணக்கிடலாம்.

$$\left.\begin{array}{l}(V_2-V_1) \text{ க.செ.மீ. நீர்மத்தில்} \\ \text{கரையும் வாயு}\end{array}\right\} = V_0 \text{ க.செ.மீ.}$$

$$1 \quad ,, \quad ,, \quad ,, \quad ,, \quad = \frac{V_0}{(V_2-V_1)} = C$$

C என்பது வாயுவின் உறிஞ்சல் குணகமாகும்.

ஆய்வுக் கூடத்தின் வெப்பநிலையில் வாயுவின் கரைதிறனை அறிய முடிந்தது போலவே வேறெந்தக் குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையிலும் அறிய முடியும். உறிஞ்சல் கலத்தை அந்த வெப்ப நிலையமைந்த நீர்த்தொட்டியில் மூழ்கவைத்து ஆய்வை நடத்துவதனல் இதனை நிறைவேற்ற முடியும்.



படம் 31

எளிதில் கரையும் வாயுக்களின் கரைதிறன்: ரோஸ்கோ, புன்சென் (Roscoe, Bunsen) ஆகிய இருவர் அறிமுகப்படுத்திய முறை மூலம் எளிதில் கரையும் வாயுக்களின் கரைதிறனைக் கண்டறியலாம்.

இதற்குப் பயன்படும் ஆய்கருவி மிக எளிதான அமைப்புக் கொண்டதேயாகும். சுமார் 40 க.செ.மீ. பருமனளவான கண்ணடிக் குமிழ் மேற்புறம் வெளிப்போக்குக்குழாயும் அடிப்புறம் உள்நுழைவுக் குழாயும் கொண்டிருக்கிறது. இதனை எடையிட்டுக் கொள்ளவும். குமிழின் சுமார் முக்கால் அளவு கரைப்பானகிய நீர்மத்தால் நிரப்பவும்.

உள் நுழைவுக் குழாய் மூலமாகக் கரைபொருளாய் அமைந்த வாயுவை நீர்மத்தினுள் செலுத்தவும். வாயு குமிழியிட்டுக்கொண்டு செல்லும் முறையில் நீர்மத்தில் கரைந்து விடுகிறது. உச்ச அளவு கரைந்து பூரித நிலையை அடைந்தவுடன் புதிதாக உள்நுழையும் வாயு குமிழியிட்டுக் கொண்டே கரைசலைக் கடந்து வெளிப்போக்கு வழியே கடந்து வெளியேறிவிடும். இந் நிலை ஏற்பட்டதும் குமிழியின் இரு குழாய்களின் முனைகளையும் சூட்டினல் இளக்கி மூடிவிடவும். குமிழின் எந்தப் பகுதியையும் ஒதுக்கிவிடாமல் உருவான பூரிதக் கரைசலுடன் எடை

யிடவும். முன்னர் அறிந்த எடைக்கும் இந்த எடைக்கு முள்ள வேற்றுமை பூரிதக் கரைசலின் எடையைக் குறிக்கும்.

கரைப்பானில் கரைந்த வாயுவின் எடையை இப்போது கணக்கிடவேண்டும். நீர்மத்தின் எடையோடு வாயுவின் எடையை ஒப்பிட்டால் மிகக் குறைவாக இருக்கும் என்பதனுல் நேரடியாக வாயுவின் எடையைத் துல்லியமாகக் கணக்கிட முடியாது; மறைமுக வழியைத்தான் கடைப்பிடிக்க வேண்டும். மூடப்பட்ட குமிழியைத் தகுந்த வேருெரு கரைசலினுள் அமிழ்த்திக் குழாயை எச்சரிக்கையுடன் உடைத்துக் குமிழியி னுள் அமைந்த கரைசலும் வெளியிலுள்ள கரைசலும் வினைப் படுமாறு செய்யவேண்டும். எடுத்துக்காட்டாக, குமிழினுள் அமைந்தது அம்மோனியா வாயுவின் கரைசலாக இருந்தால் குமிழ் அமிழ்த்தப்படும் கரைசல் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் போன்று அமிலத்தன்மை யுடையதாக அமைதல் வேண்டும். மாருக, குமிழினுள் அமைந்தது ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவின் கரைசலாக இருந்தால் குமிழ் அமிழ்த்தப்படும் கரைசல் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு போன்ற காரக் கரைச லாக இருக்கவேண்டும். இவ்வாறு அமிழ்த்தப்படும் கரைச லின் பருமனளவும் திறனளவும் முதலில் தெரிந்திருக்க வேண்டியது அவசியமாகும். உள்ளமைந்த கரைசலும் வெளியமைந்த கரைசலும் வினைப்பட்டு நடுநிலையுள்ளதும் எஞ்சிய கரைசலை உரிய முறையில் அளவறிந்த வேருெரு கரைசலுடன் திட்டப்படுத்தல் (Titratrian) முறை மூலம் வினையுறச்செய்து கணக்கிட்டுப் பூரிதக் கரைசலில் அடங்கி யிருந்த வாயுவின் எடையைக் கணக்கிடமுடியும். வாயுவின் அடர்த்தி அறிந்து அதன்மூலம் நீர்மத்தில் கரைந்த வாயுவின் பருமனளவை [பருமனளவு = $\frac{\text{எடை}}{\text{அடர்த்தி}}$] அறியலாம். இந்தக் கணக்கீடுகளிலிருந்து வாயுவின் கரைதிறனைக் கணக் கிடலாம். ஆய்வுக்கூடத்தின் வெப்பநிலையை அறிந்து பின்னர் உரிய முறையைக் கையாண்டு வாயுவின் உறிஞ்சல் குணகத்தையும் கணக்கிடமுடியும்.

வேறெந்தக் குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையிலேனும் வாயுவின் கரைதிறன் அறியப்பட வேண்டுமானுல் அந்த வெப்பநிலையமைந்த நீர்த்தொட்டியினுள் குமிழை நிறுத்தி ஆய்வை நிகழ்த்தவேண்டும்.

நீர்ம - நீர்மக் கரைசல்கள் (Liquid-Liquid solutions): ஒரு நீர்மம் மற்ருெரு நீர்மத்தில் கரைவதனுல் நீர்ம நீர்மக்கரைசல்

உருவாகிறது. நீர்மங்கள் ஒன்றுடன் ஒன்று உறவுறும் முறையால் வெவ்வேருன மூன்றுவகைக் கரைசல்கள் கிடைக்கின்றன. முதல் வகையால் ஒன்றுடன் ஒன்று கலக்காத நீர்மங்களைக் குறிப்பிடலாம். பாதரசம், நீர் ஆகியன நீர்மங்களேயாஞலும் இரண்டறக் கலக்கும் இயல்பு இவற்றின் உறவில் இல்லை; ஒன்றில் ஒன்று கரையாதிருப்பதனுல் இரண்டு நீர்மங்களின் எல்லைகளையும் நேரில் காணமுடியும். இவற்றைத் தனித்தனியே பிரிப்பதும் எளிதேயாகும். இத்தகையனவற்றைக் கலவா நீர்மங்கள் எனலாம்.

இரண்டாவது வகையான கரைசலில் நீர்மத்தின் ஒரு பகுதி மட்டுமே மற்ருெரு நீர்மத்தில் கரைகிறது. ஈதர் - நீர், ஃபீனுல் - நீர், நிகோடின் - நீர் ஆகியன இவ்வகைக் கரைசலுக்கு எடுத்துக்காட்டுகளாவன. இவற்றைப் பகுதிக் கலவையுறு நீர்மங்கள் என்றழைக்கிருேம்.

மூன்ருவது வகையான கரைசலில் நீர்மங்களில் முழுப் பகுதிகளும் ஒன்றுடன் ஒன்று கலந்துவிடுகின்றன. ஒன்றில் மற்ருென்று முழுமையும் கரைவதனுல் இத்தகு கரைசல் உண்டாகிறது, ஆல்கஹால்-நீர், பென்சீன் - டொலூவீன், ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம்-நீர் ஆகியன இதற்கு எடுத்துக் காட்டுகள். இவ் வகை நீர்மங்களை முழுமைக் கலவையுறு நீர்மங்கள் எனலாம்.

பகுதிக் கலவையுறு நீர்மங்கள் (Partially miscible liquids) : இப் பிரிவின்கீழ் நீர்மங்களை ஆழ்ந்து ஆராயும் போது அவற்றிடையேயான இயல்புகளிலும் வேற்றுமை இருப்பதாகத் தெரிகிறது. வெப்ப நிலையைச் சார்ந்து நீர்மங்களிடையேயான கரைதிறன் மாற்றம் கொள்கிறது. இதைத் தகுந்த எடுத்துக்காட்டுகளுடன் விரிவாக ஆராயலாம்.

(i) ஃபீனுல் - நீர் முறைமையான (Phenol-water system) **கலவை :** ஒரு குடுவையில் சுமார் 50 க.செ.மீ. அளவான நீர் எடுத்துக்கொள்ளவும். சிறிது ஃபீனுலை அதிலிட்டுக் கலக்கவும். ஃபீனுல் நீரில் இரண்டறக் கலந்து முழுமையான கரைசலாகிறது. மேலும் சிறிதளவு ஃபீனுலை ஊற்றிக் கலக்கவும். இப்போதும் முழுமையான கரைசல் கிடைக்கிறது. இவ்வாறு சிறிது சிறிதாக ஃபீனுலை ஊற்றிக் கலக்கிக் கொண்டிருந்தால் ஒரு குறிப்பிட்ட நிலை வந்ததும் ஊற்றப் பட்ட ∴பீனுல் கரையாமல் அடிப்புறத்தில் தங்கி விடுவதைக்

காணலாம். இப்போதுள்ள கரைசல் ஃபீனால் நீரில் கரைந்த பூரிதக் கரைசலாகும்.

மற்றொரு குடுவையில் தேவையான அளவு ஃபீனாலை எடுத்துக் கொள்ளவும். அதில் சிறிதளவு நீரை ஊற்றிக் கலக்கவும். நீர் ஃபீனாலில் இரண்டறக் கலந்து முழுமையான கரைசல் கிடைக்கிறது. முன்னைப்போலவே தொடர்ந்து சிறிது சிறிதாக நீரை ஊற்றிக் கலக்கிக் கரைசல் உருவாக்கும் போது ஒரு நிலை அடைந்ததும் மேலும் ஊற்றப்பட்ட நீர் கரையாமல் தனித்து மேலே மிதக்கிறது. அடிப்புறத்தில் அமைந்தது பூரிதக் கரைசல் என்பதறிக.

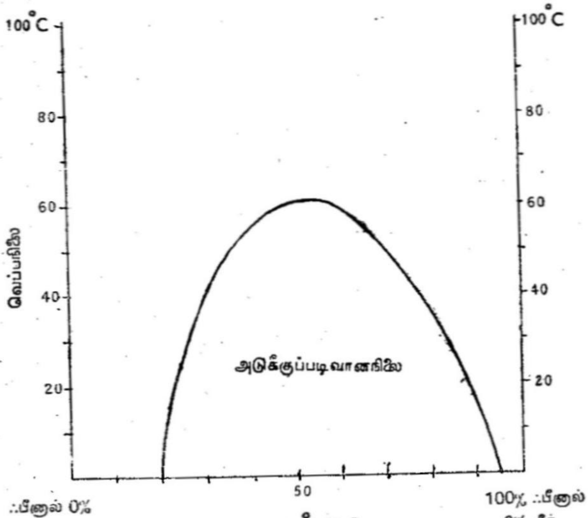
எனவே,இரண்டு நீர்மங்களும் தனித்தனியே கரைப்பான்களாகவும், கரைபொருளாகவும் இயங்கலாம் என்பது தெளிவாகிறது. முதல் குடுவையில் அடிப்புறத்தில் தங்கிய ஃபீனாலில் நீர் பூரித நிலையில் கரைந்திருக்கும் என்பதுவும், இரண்டாவது குடுவையில் மிதக்கும் நீரில் ஃபீனால் பூரித நிலையில் கரைந்திருக்கும் என்பதுவும் தெள்ளென விளங்கும். இரண்டு குடுவைகளிலும் மேலும் மேலும் கரைபொருள்களை ஊற்ற ஊற்ற கரைசல் அடுக்குகளின் பருமனளவுகள் பெருகும்.

முதல் குடுவையை மீண்டும் அதன் உள்ளடக்கத்துடன் எடுத்துச் சூடாக்கவும். இப்போது அடிப்புறத்தில் தங்கியிருந்த ஃபீனால் கரைந்து விடுகிறது. வெப்பநிலை உயரும் போது கரைதிறன் அதிகமாகிறது என்பது இதனால் தெரிகிறது. இதேபோல் இரண்டாவது குடுவையையும் சூடாக்கினால் பிரிந்திருந்த கரைசல்களின் அடுக்குப் பிரிவு மறைந்து ஒரு சீரான நிலை உண்டாகிறது. வெப்ப உயர்வினால் கரைதிறன் கூடியதையே இது சுட்டுகிறது.

ஒவ்வொரு வெப்ப நிலையிலும் ஒன்றில் ஒன்று கரையும் திறன் அளவுகளைக் கணக்கிட்டு ஒரு வரைபடத்தில் குறிக்கவும். ஃபீனால்-நீர் கரைசலையும், நீர்-ஃபீனால் கரைசலையும் ஒரே படத்தில் குறிப்பிட்டு அவற்றின் கரைதிறன்களையும் ஒப்பிட்டு நோக்கமுடியும். வரைபடத்தில் மேற்கண்ட கணக்கீடுகளுட்பட்ட வளைகோடு பின்வருமாறு அமைந்திருக்கும்.

கரைதிறன் அளவீடுகளைத் தனித் தனியே வரைபடத்தில் குறித்துக் கொண்டே வந்தால் இரண்டு கரைசல்களுக்கான வளைகோடுகளும் ஒரு குறிப்பிட்ட இடத்தில் சந்தித்துக்

கொள்கின்றன. அந்த இடம் வெப்பநிலையளவில்' 68°C என்பதாக அமைவதைக் காணலாம். இந்த வெப்ப நிலைக்கு மேல் எந்த வெப்ப நிலையிலும் ஒரு சீரான நிலையைத்தான் கரைசல்களிடையே காணமுடியும். அதாவது நீரும் ஃபீனாலும்

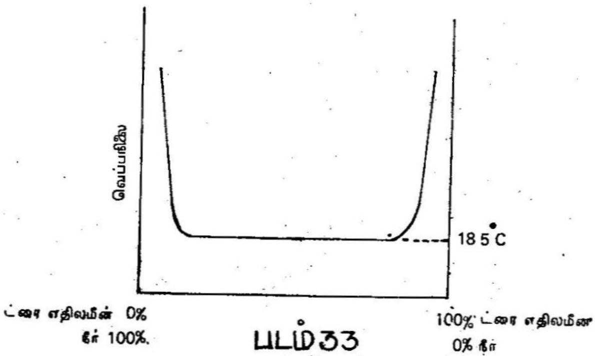


படம் 52

எந்த அளவுடன் கலந்தாலும் இரண்டறக் கலந்து முழுமையான கரைசலைத்தான் இந்த வெப்ப நிலையிலும் இதற்கு மேலான வெப்பநிலையிலும் காணமுடியும்; கரைசல் அடுக்குகளைக் காண இயலாது. வரைபடத்தைக் கொண்டு விளக்கினால் வளைகோட்டின் உட்புறம் அடுக்குப் படிவுகளையும் வெளிப்புறம் இரண்டறக் கலந்த நிலையையும் காணலாம். இவ்வாறு இரண்டறக் கலக்கத் தேவையான உச்ச வெப்பநிலை ஒன்றில் 'ஒன்று கரையும் வெப்பநிலை' எல்லை என்றழைக்கப் படுகிறது. எல்லா விகித அளவுகளிலும் நீர்மங்கள் இவ்வாறு இரண்டறக் கலக்கும். ஒன்றில் ஒன்று கரையும் வெப்பநிலை எல்லை நீர்மங்களுக்கு ஏற்ப வெவ்வேறாக அமையும். நீர்-அனிலின் நீர்மங்களுக்குரிய ஒன்றில் ஒன்று கரையும் வெப்ப நிலை எல்லை 168°C ஆகும்.

(ii) **ட்ரை எதிலமீன் — நீர் முறைமை** (Tri ethylamine—water system) **யான கலவை:** முன் விவரிக்கப்பட்ட எடுத்துக் காட்டைப் போலவே ட்ரை எதிலமீனையும் நீரையும் கரை பொருளாகவும் கரைப்பானாகவும் தனித்தனியே அமைத்துக் கரைசல்களை உருவாக்க முடியும். முன்னதற்கும் இந்த

முறைமைக்கும் சிறிது வேறுபாடு உண்டு. இந் நீர்மங்களின் ஒன்றில் ஒன்று கரையும் வெப்பநிலை எல்லை ஆய்வுக் கூட வெப்பநிலையினும் கீழானதாக அமைகிறது. அந்த வெப்ப



படம் 33

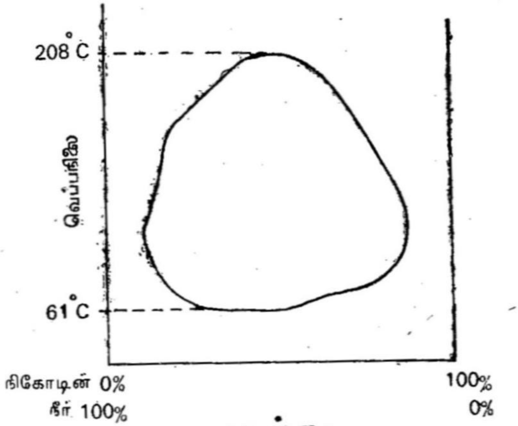
நிலை 18.5°C. ட்ரை எதிலமீனும் நீரும் இந்த வெப்பநிலைக்குக் கீழ் எல்லா விகிதங்களிலும் இரண்டறக் கலந்து ஒரு சீரான நிலையுறுகின்றன; அதற்கு மேலான வெப்பநிலைகளில், வரை கோட்டில் மேற்புறமான வெப்பநிலைகளில் அடுக்குகள் அமைகின்றன.

(iii) **நிகோடின் — நீர்ம முறைமை** (Nicotine - water system) **யான கலவை:** மேலே விவரிக்கப்பட்ட இரண்டு முறைமைகளையும் இணைத்தாற்போல் இம்முறைமை அமைகிறது. நிகோடினையும் நீரையும் கொண்டமைந்த கரைதிறன் அளவுகளை வரைபடத்தில் குறிப்பிட்டால் ஒன்றில் ஒன்று கரையும் வெப்பநிலை எல்லை இரண்டு நிலைகளில் அமைவதைக் காணலாம். ஒன்று உச்ச எல்லை; இது 208°C என்பதாகும்; மற்றொன்று கீழ் எல்லை; இது 61°C என்பதாகும். வரை கோடுகள் ஒன்றையொன்று தொட்டு இறுதியில் படத்தில் உள்ளதுபோல் ஒரே கோடாகிவிடுகின்றன.

இந்தக் கோட்டின் உட்புறத்து நிலையில் கரைசல்களின் அடுக்குகள் அமையும்; வெளிப்புறத்தில் இரண்டறக் கலந்த முழுமையான கரைசலே அமையும்.

இந்த முறைமையில் வேறொரு தகவலும் கிடைக்கிறது. அழுத்தத்தை அதிகரிக்க அதிகரிக்க வரைகோட்டினால் அமையப்பெற்ற உட்பரப்பு சுருங்கிக்கொண்டே வருகிறது.

ஒரு குறிப்பிட்ட அழுத்தத்தில் பரப்பு எதுவுமேஇன்றி மறைந்து விடுகிறது. அதாவது, இந்த அழுத்த நிலையில் எந்த வெப்ப



படம் 34

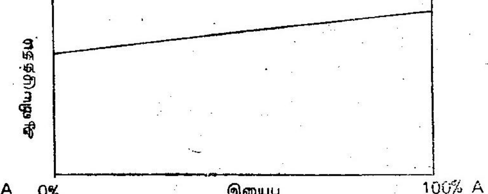
நிலையிலும் நிகோடினும் நீரும் எல்லா விகிதங்களிலும் இரண்டறக் கலந்து முழுமையான கரைசல்களைத் தருகின்றன என்பது இதன் பொருள்.

முழுமைக் கலவையுறு நீர்மங்கள் (Completely miscible liquids) : நீர்மங்கள் எல்லா வெப்பநிலையிலும் ஆவியாகிக் கொண்டே இருக்கின்றன. ஆவியுறுதல் நீர்மங்களின் இயல்புகளுக்கு ஏற்ப விரைவாகவோ தாமதமாகவோ நடைபெறுகிறது. நீர்மக் கலவையொன்றின் ஆவியைச் சோதித்தால் அது கலவையில் அமைந்த நீர்மங்கள் அனைத்தின் ஆவிக் கலவை என்பது தெரியவரும். இரண்டு நீர்மங்கள் அடங்கிய கலவையினின்றும் உருவான ஆவியில் இரண்டின் ஆவிகளும் கலந்திருக்கும். ஆவிக்குரிய அழுத்தம் இரண்டு ஆவிகளின் அழுத்த அளவுகளின் கூட்டுத்தொகையாக இருக்கும். ஆவியுருவில் அமைந்த பகுதிகளின் விகிதம் அவ்வவற்றின் இயல்புகளையும் நீர்ம உருக்கலவையின் வெப்பநிலையையும் சார்ந்திருக்கும். வெப்பநிலை அதிகரித்தால் ஆவியழுத்தமும் அதிகரிக்கும். ஒரு கலவையில் இரண்டு நீர்மங்கள் சம அளவுடையனவாக இருப்பதாகக் கொள்வோம். இவை ஆவியுறுவதனால் உருவான ஆவிக்கலவையில் சம விகிதமான ஆவிப்பகுதிகள் இருப்பதில்லை. ஒரு நீர்மம் மற்றொன்றைவிட எளிதில் ஆவியுறும் இயல்புடையதாக இருந்தால் அதன் ஆவிப்பகுதிதான் ஆவிக்கலவையில் அதிகமாக இருக்கும். மாறாக, இரு நீரமங்களும் ஒரே அளவில் ஆவியுறு திறன்

கொண்டிருந்தால் ஆவிக்கலவையில் உள்ள ஆவிகளின் அளவுகளும் சமமாகவே இருக்கும். சுருக்கமாகக் கூறினுல் வெப்பநிலை மாருதிருக்குமானுல், ஆவிக்கலவையின் அழுத்தம் நீர்மக் கலவையின் அளவீடுகளைப் பொறுத்து அமைகிறது. ஒரு குறிப்பிட்ட விகித அளவீடுகொண்ட நீர்மக்கலவையின் ஆவியழுத்தம் வெப்பநிலை மாருதிருக்கையில் எவ்வித மாறுதலும் கொள்ளாமல் திட்டவட்டமாக ஒரே அளவீடுதான் கொண்டிருக்கும்.

வெப்பநிலையைத் திட்டப்படுத்திக்கொண்டு, நீர்மக் கலவையின் அளவீடுகளை ஆவியழுத்த அளவீடுகளுடன் தொடர்புபடுத்தி வரைபடங்களை வரைந்தால் மூன்று வெவ்வேறு வகையான படங்கள் கிடைக்கின்றன. முழுமையாகக் கலவையுறும் நீர்மங்களிடையேயும் வெவ்வேருன இயல்புகள் கொண்ட மூன்று நீர்மவகைகள் உள்ளன என்பது இதனுல் தெளிவாகிறது.

(i) பென்சீன் - டொலுவீன் கலவை, பென்சீன் - ஹெக்சேன் கலவை ஆகியவற்ருல் உருவாகும் ஆவியழுத்தம் இயைபுத் தொடர்பான வரைபடத்தில் நேர்கோடு கிடைக்கிறது. இந்த நீர்மங்களின் ஆவியழுத்த அளவீடுகள் ரௌல்ட் விதி (Raoult's law) யை அனுசரித்து அமைகின்றன. கரைப்பாளுகிய நீர்மத்தின் ஆவியழுத்தம் கரைபொருளைக் கரைப்பதனுல் குறைகிறது. அத்தகைய ஆவியழுத்தக் குறைவு கரைக்கப்பட்ட கரைபொருளின் அளவைப் பொறுத்திருக்கிறது. நீர்மத்தின் ஆவியழுத்தத்திற்கும் கரைசலின் ஆவியழுத்தத்திற்குமுள்ள வேற்றுமை அளவிற்கும் நீர்ம ஆவியழுத்தத்திற்கு மிடையே அமைந்த விகிதம் சார்புடைய ஆவியழுத்தக் குறைவு எனப்படும். ஒரு கரைசலின் சார்புடைய ஆவி

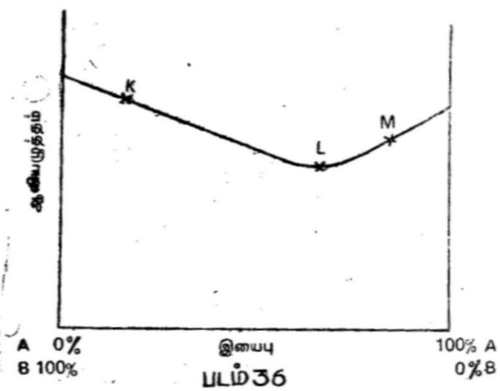


படம் 35

யழுத்தக்குறைவு கரைப்பான், கரைபொருள் ஆகியவற்றின் மூலக்கூற்றெடை விகிதத்திற்குச் சமமாக இருக்கும். இந்த விகிதத் தொடர்பைக் கூறுவதே ரௌல்ட் விதியாகும்.

இக் கலவையின் ஆவியழுத்தம் வெப்பநிலைக்கு ஏற்றாற் போல் ஒரே சீராக உயர்ந்துகொண்டே போகும். ஆவிக் கலவையின் மொத்த அழுத்தம் நேர்க்கோட்டால் குறிக்கப்பட்டிருக்கிறது. எளிதில் ஆவியுறு நீர்மத்தின் ஆவியே ஆவிக் கலவையில் மற்றதைவிட அதிக அளவு இருக்கும். நீர்மக் கலவையைச் சூடாக்கி ஆவியுறச் செய்தால் உருவாகும் ஆவிக்கலவையை மீண்டும் குளிரச் செய்தால் எளிதில் ஆவியுறு நீர்மத்தின் அளவே மற்றதைவிட அதிகமாக இருக்கும். இவ்வாறு ஆவியைக் குளிரச் செய்து கிடைத்த நீர்மக்கலவையை மீண்டும் ஆவியாக்கி வடித்தால் முன்னிலும் அதிக விகித அளவில் குறிப்பிட்ட நீர்மம் கிடைக்கப்பெறும். தொடர்ந்து இதனைச் செய்வதனால் ஒரு நீர்மத்திலிருந்து மற்றொரு நீர்மத்தைப் பிரித்துவிடலாம். கலவையிலுள்ள நீர்மங்களை இவ்வாறு தனித்தனியே பிரிக்கும்முறை பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல் (fractional distillation) எனப்படும்.

(ii) சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் - நீர், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் – நீர் முதலிய நீர்மக் கலவைகளின் ஆவியழுத்தம் இயைபுத் தொடர்பான வரைகோடு நேர்கோட்டில் அமையாமல் வளைகோடாக அமைகிறது.



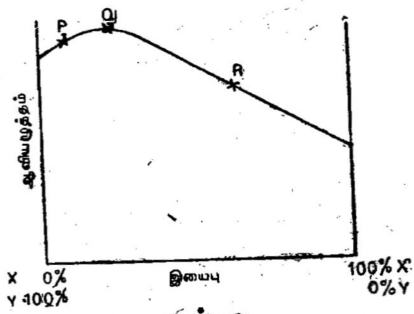
படம் 36

வரைகோட்டில் k என்ற பகுதியைக் குறிப்பிட்டால் இந்த ஆவிக்கலவையில் நீர்மம் B-யின் ஆவி அதிகமாகவும், நீர்மம் A-யின் ஆவி குறைவாகவும் இருக்கும். இந்த ஆவிக் கலவையைக் குளிரச்செய்து வடித்துவிட்டால் மிகுந்திருக்கும் நீர்மக் கலவையில் B-யின் இழப்பு A-யைவிட அதிகமாகும். தொடர்ந்து பகுத்து வடிப்பதனால் L என்ற பகுதி அடையப் பெறும். இதேபோல் M என்ற பகுதி ஆவிக் கலவையில் A–ன் ஆவி அதிகமாகவும் B-ன் ஆவி குறைவாகவும்

இருக்கும். இந்த விகித அளவுடைய நீர்மக் கலவையைப் பின்னக் காய்ச்சி வடித்தால் A தனியே பிரிக்கப்படும்.

இதைத் தொடர்வதனுல் L என்ற பகுதி அடையப் பெறும். L என்னும் பகுதி ஆவிக்கலவையின் மிகக் குறைவான ஆவியழுத்தம் கொண்டிருக்கும். இதே விகித அளவான நீர்மக் கலவையின் கொதிநிலை உச்ச அளவுடையதாக இருக்கும். இந் நிலையில் நீர்மக் கலவையும் ஆவிக்கலவையும் சமநிலைத் தொடர்பு கொண்டிருக்கும். இந் நிலையுற்றதும் நீர்மக் கலவை மேலும் பின்னக்காய்ச்சி வடிக்கப்பட முடியாததாகிவிடுகிறது. இவ் விகிதமுற்ற கலவை கொதிநிலை மாருக் கலவை (azeotropic mixture or constant boiling mixture) எனப்படும். இந் நிலையடைந்த நீர்மங்களைப் பின்னக்காய்ச்சி வடித்தல் முறையால் தனித்தனியே பிரிக்க இயலாது. 98.7% சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் - நீர், 95.6% எதில் ஆல்கஹால்- நீர் ஆகியன கொதிநிலை மாருக் கலவைகளாகும்.

(iii) எதில் ஆல்கஹால் - நீர் ஆகியவற்ருலான நீர்மக் கலவையின் ஆவியழுத்தம் - இயைபு குறித்த வரைகோடும் நேர்கோடாக அமையாமல் வளைகோடாகவே அமைகிறது. முன்னதைப்போலவே இந்த வளைகோட்டையும் ஆராயலாம். Pஎன்னும் பகுதி X-ன் அதிக ஆவியும்,Y-ன் குறைந்த ஆவியும் கொண்ட ஆவிக்கலவையைக் குறிக்கும். இவ்விகித அளவான



படம் 37

நீர்மக்கலவையைப் பகுத்து வடித்தால் நீர்மம் X அதிகம் வெளியேறும். தொடர்ந்து பகுத்து வடித்தால் Q என்னும் பகுதி அடையப்பெறுகிறது. அவ்வாறே R என்னும் பகுதியிலிருந்து பகுத்து வடித்தலைத் தொடர்ந்து நிகழ்த்துவதனுல் Q என்னும் பகுதியை அடையப்பெறலாம். Q என்பது உச்ச ஆவி அழுத்த நிலையைக் குறிக்கிறது. இந் நீர்மக் கலவையை வடித்தால் கொதிநிலை தாழ்ந்த அளவுடையதாக அமைகிறது.

இவ் விகிதமுற்ற நீர்மக் கலவையும் ஆவிக்கலவையும் சமநிலையுற்று விடுவதனால் நீர்மங்களைப் பகுத்து வடித்துத் தனித் தனியே பிரிக்க இயலாது. இந் நிலையே இக் கலவையின் கொதிநிலை மாருக் கலவையாகும்.

சில நீர்மங்கள் வெப்பநிலை மாருக் கலவையை உருவாக்குவதனால்தான் பகுத்து வடித்தல் முறை மூலமாக அந் நீர்மங்களைத் தூய்மைப்படுத்த முடியாத நிலை ஏற்படுகிறது.

நீராவியால் காய்ச்சி வடித்தல் (Steam distillation) : நீருடன் கலவாத இயல்புடைய நீர்மங்களைத் தூய்மைப் படுத்தவும் பிற சேர்மங்களினின்றும் பிரிக்கவும் இம் முறை கையாளப்படுகிறது. நீர்மத்தின் ஆவியழுத்தம் வெளிக் காற்று மண்டல அழுத்தத்திற்கும் சமமாகும்போது அந் நீர்மம் கொதிக்கத் தொடங்குகிறது. இந்த உண்மையை அடிப்படையாகக்கொண்டதே காய்ச்சி வடித்தலாகும். நீராவியின் அழுத்தத்தையும் நீர்ம ஆவியின் அழுத்தத்துடன் இணைத்துச் செயலாற்றுவதே நீராவியால் காய்ச்சி வடித்த லாகும். கரிமச் சேர்மங்களைப் பிரித்து தூய்மைப்படுத்த இம் முறை பெரும்பாலும் கையாளப்படும்.

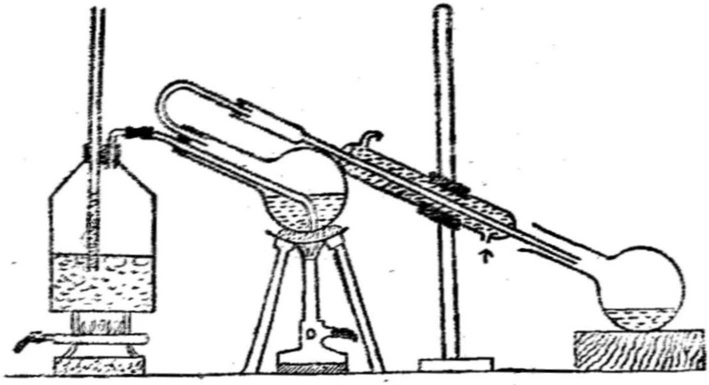
சில கரிம நீர்மங்களின் கொதிநிலை 100°C, 200°C-க்கு அதிகமாக இருக்கும். எளிதில் ஆவியுருத நிலையை இக் கொதிநிலைகள் சுட்டுகின்றன. அவற்றின் ஆவியழுத்தம் மிகமிகக் குறைவாக இருப்பதனால் மிக அதிக வெப்பநிலையிலும் அத்தகைய நீர்மங்களின் ஆவியழுத்தம் வெளிக்காற்று மண்டல அழுத்தத்திற்குச் சமமாவதில்லை. எனவே, நேரடியாகக் காய்ச்சி வடித்தல் மூலமாக அந்நீர்மத்தைப் பிறவற்றினின்றும் பிரிக்க இயலாது. நீராவியையும் நீர்ம ஆவியுடன் கலந்துவிட்டால் இரண்டின் அழுத்தமும் கூட்டாக அமைந்து வெளிக்காற்று மண்டல அழுத்தத்திற்குச் சமமாகி விடுகிறது ; காய்ச்சி வடித்தலும் எளிதாகி விடுகிறது.

நீராவி அழுத்தம் + நீர்ம ஆவி அழுத்தம் =

வெளிக்காற்று மண்டல அழுத்தம்.

நீராவியால் காய்ச்சி வடித்தலுக்கான அக் கருவியைப் பின் வருமாறு தொகுக்கலாம். கொதிநீர்க் கலம் ஒன்றுடன் மாசு கலந்த கரிம நீர்மம் கொண்ட வடித்தல் குடுவையை இணைக்கவும். நீராவி நீர்மத்தினூடு குமிழியிடும் வாய்ப்பாக அமைப்பு ஏற்படுத்தவும். நீராவியும் நீர்ம ஆவியும் கூட்டமைந்து வெளிச்செல்லும் வகையில் வெளிப்போக்குக்

குழாய் வடித்தல் குடுவையில் பொருத்தப்பட்டிருக்கும். ஆவிக்கலவை இக் குழாய் வழியே வெளியேறி குளிர் சூழ்நிலை அமைந்த லீபிக் ஆற்று கலத்தின் (Leibig's condenser) வழியே செல்லும்போது குளிர்ந்த நீர்மநிலை யுறுகிறது. இது இறுதியில்



படம் 38

ஒரு குடுவையில் சேகரிக்கப்படுகிறது. குடுவையில் ஒன்றுடன் ஒன்று கலவாத நிலையில் நீரும் நீர்மமும் சேர்கின்றன. பிரிபுனல் மூலமாக நீரையும் நீர்மத்தையும் தனித்தனியே பிரித்து விடலாம்.

திண்ம-நீர்மக் கரைசல்கள் (Solid-Liquid solutions): எல்லாத் திண்மப் பொருள்களும் எல்லா நீர்மங்களிலும் கரைவதில்லை. எடுத்துக்காட்டாக, சர்க்கரை நீரில் கரையும் இயல்புடையது; ஆனால் சர்க்கரை மண்ணெண்ணெயில் கரைவதில்லை. கரை பொருளின் தன்மைக்கு ஏற்ற வகையில் கரைப்பானைத் தேர்ந்தெடுத்துக் கரைசலை உருவாக்க முடியும். நீர், ஆல்கஹால், ஈதர் முதலிய நீர்மங்கள் பெருமளவில் கரைப்பான்களாகப் பயன்படுகின்றன. பெரும்பாலான பயன்பாடுகளில் நீர் நல்லதொரு கரைப்பானாக அமைகிறது.

ஒரு குறிப்பிட்ட அளவான நீரில் சிறிதளவு சோடியம் குளோரைடு உப்பை இட்டுக் கலக்கவும். உப்பு எளிதில் கரைந்துவிடுகிறது. மேலும் சிறிதளவு உப்பை அக் கரைசலில் இடவும். அதுவும் கரைந்து விடுகிறது. இவ்வாறு சிறிது சிறிதாக உப்பைச் சேர்த்துக் கலக்கிக்கொண்டே வந்தால் ஒரு குறிப்பிட்ட நிலைஅடைந்த பின்னர் மேலும் சேர்க்கப்பட்ட உப்பு கரையாமல் அடியில் தங்கிவிடுகிறது. இந் நிலையடைந்த

கரைசலைப் பூரிதக் கரைசல் (saturated solution) என்கிறோம். இந்நிலை வரையிலான கரைசலை, உச்ச அளவுக்குக் குறைந்த அளவில் உப்பு கரைந்திருக்கும் நிலையை அபூரிதக் கரைசல் (unsaturated solution) என்கிறோம். பூரித நிலையை அடைந்த பின்னர் சேர்க்கப்படும் உப்பைக் கரைக்க அக் கரைசலை வெப்பமுறச் செய்தால் போதுமானது. பெரும்பாலான கரைசல்கள் வெப்பநிலை ஏற்றத்திற்கு ஏற்ப அதிக அளவான கரைபொருள்களைத் தம்முள் ஏற்றுக்கொள்கின்றன. இவ்வாறு வெப்பநிலை ஏற்றத்தினால் அதிக அளவான கரைபொருளைக் கரைத்துக்கொண்டு உருவான கரைசல்களை எவ்வித இடையூறும் நிகழ்த்தாமல், கலக்கமுறச் செய்யாமல் எச்சரிக்கையாக வைத்திருந்தால் குளிர்ந்தநிலை அடைந்த பின்பும் கரை பொருளான உப்பு கீழே படியாமல் கரைசலி லேயே தங்கிவிடுகின்றது. இப்போதுள்ள நிலையில் அமைய வேண்டிய உச்ச அளவுக்கு அதிகமாகவே கரைபொருள் கரைப்பானில் கரைந்திருக்கிறது. இதனை அதிபூரிதக் கரைசல் (super saturated solution) என்கிறோம். அதிபூரிதக் கரைசலைக் கண்ணாடி கழிகொண்டு இலேசாகக் கலக்கினாலோ அல்லது கரைசல் அடங்கிய கொள்கலத்தை அசைத்தாலோ பூரித நிலைக்கு அதிகமாக அமைந்துள்ள உப்பு படிகங்களாகக் கீழே படிந்துவிடுகிறது. சோடியம் குளோரேட், சோடியம் தயோசல்ஃபேட் ஆகியவற்றின் அதிபூரிதக் கரைசலைத் தயாரிக்கமுடியும்.

ஒரு கரைசல் அபூரித, பூரித, அதிபூரித நிலைகளில் எந் நிலையில் உள்ளது என்பதை எளிதில் கண்டுபிடித்து விடலாம். கரைசல் அடங்கிய கலத்தை அசைத்துக் கரைசலுக்கு இடையூறு நிகழ்வித்தால் படிகங்கள் படிய நேர்ந்தால் அது அதிபூரிதக் கரைசல் ஆகும். அவ்வாறு நிகழாத நிலையில், சிறிதளவு கரைபொருளைக் கரைசலில் கலந்தால் அது கரையாதிருக்குமானால் முதலிலிருந்தது பூரி தக் கரைசலாகும். மாறாக, புதிதாகச் சேர்க்கப்பட்ட கரை பொருள் கரைந்துவிடுமானால் முதலிலிருந்தது அபூரிதக் கரைசலாகும்.

கரைசல் உருவாவதை விரைவுபடுத்தச் சில முறைகளைக் கையாளலாம். கரைபொருளை நுணுகிய அளவில் பொடி செய்துகொள்ளலாம்; கரைப்பானில் அதனைச் சேர்த்ததும் இடைவிடாது கலக்குவதனால் கரைதல் விரைவுறுகிறது. வெப்பநிலையை அதிகப்படுத்துவதனால் அதிக விரைவில்

கரைசலைப் பெறலாம். திண்ம—நீர்மக் கரைசலை உருவாக்கு வதில் அழுத்தத்திற்கு எவ்விதப் பங்கும் இல்லை. சில கரை பொருள்கள் நீர்மத்தில் கரையும்பொழுது வெப்பத்தை வெளியேற்றும் இயல்புடையன. இத்தகையன வெப்ப ஏற்றத்தினால் அதிக அளவு கரையாமல் குறைந்த அளவே கரையும். ஆனால், வேறு சில கரையும்பொழுது வெப்பத்தை ஏற்றுக்கொள்கின்றன. இத்தகையன வெப்ப ஏற்றத்திற்கு ஏற்ப அதிக அளவில் கரைகின்றன.

குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில், நிர்ணயிக்கப்பட்ட அளவான கரைப்பானில் கரைந்து பூரிதக் கரைசலை உருவாக்க எந்த உச்ச அளவு தேவையோ அது கரைபொருளின் கரைதிறன் (solubility) எனப்படும். நடைமுறையில் கரைதிறன் பின் வருமாறு வரையறுக்கப்படுகிறது. குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் 100 கிராம் எடையான கரைப்பானில் எத்தனை கிராம் எடை யான கரைபொருளைச் சேர்ப்பதனால் பூரிதக் கரைசல் உருவாகிறதோ அந்த எண்ணே அக் கரைபொருளின் கரை திறனாகும். வெப்பநிலைக்கு ஏற்பக் கரைதிறன் மாறும் என்பதனால் கரைதிறனைக் குறிப்பிடும்போது கரைசல் உருவான வெப்பநிலையையும் குறிப்பிடவேண்டும்.

கரைதிறனைக் கணக்கிடுதல் (determination of solubility) : ஆய்வுக்கூட வெப்பநிலையில் ஒரு திண்மத்தின் கரைதிறனைப் பின்வருமாறு கணக்கிடலாம்.

திண்மத்தைக் கரைக்கும் இயல்புடைய நீர்மத்தைத் தேர்ந்தெடுத்துக் கொள்ளவும். அந் நீர்மம் எளிதில் ஆவி யுறுததாக அமைதல் வேண்டும். தேவையான அளவு திண்மத்தை ஒரு குடுவையில் எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட நீர்மத்தில் கரைத்துப் பூரிதக் கரைசலை உருவாக்கிக் கொள்ளவும். சிறிதளவு கரைபொருள் கரைசலின் அடியில் படியும் அளவுக்குக் கரைபொருளைக் கரைப்பானிலிட்டுக் கலக்குவது கரைசல் பூரித நிலையை எட்டியதை உறுதிப் படுத்தும். சிறிது நேரம் கரைசலைத் தனித்து வைத்து விடுவதால் அளவுக்கு அதிகமான கரைபொருள் அடியில் படிந்தபின் பூரிதக் கரைசல் தெளிந்து நிற்கிறது.

நன்கு உலர்ந்த, தூயதான பீங்கான் கிண்ணம் ஒன்றை எடையிட்டுக்கொள்க. பூரிதக் கரைசலின் ஒரு பகுதியை (சுமார் 20 க.செ.மீ. பருமனளவானது) பிப்பெட்டின் உதவி கொண்டு கிண்ணத்தில் எடுத்துக்கொள்ளவும். கிண்ணத்தை

அதன் உள்ளடக்கத்துடன் எடையிடுக. இரண்டு எடை அளவுகளிடையேயான வேறுபாடு கரைசலின் எடையைக் குறிக்கும். கொதிநீர்த் தொட்டியில் வைத்துக் கரைசலைச் சூடாக்கவும். தேவையான நேரம் கரைசலைச் சூடாக்குவதனுல் நீர்மம் ஆவியாக மாறி வெளியேறி விடுகின்றது. திண்மமான கரைபொருள் மட்டும் கிண்ணத்தில் தங்கி விடுகின்றது. கிண்ணத்தைக் குளிர்விக்கவும். கிண்ணத்தைக் கரைபொருளுடன் எடையிடவும். மீண்டும் ஒருமுறை சூடுபடுத்தி, குளிர்வித்து கிண்ணத்தை அதன் உள்ளடக்கத்துடன் எடையிடவும். இறுதி எடை அளவீடுகள் அடுத்தடுத்து ஒன்றுகவே அமையும்வரை இதைத் தொடரவும். இவ்வாறு செய்வதனுல் கரைப்பானுகிய நீர்மம் அனைத்தும் வெளியேறிவிட்டது என்பதை உறுதிப்படுத்திக்கொள்ளலாம். அளவீடுகளைப் பின்வருமாறு பட்டியற்படுத்தித் திண்மத்தின் கரைதிறனைக் கணக்கிடலாம்.

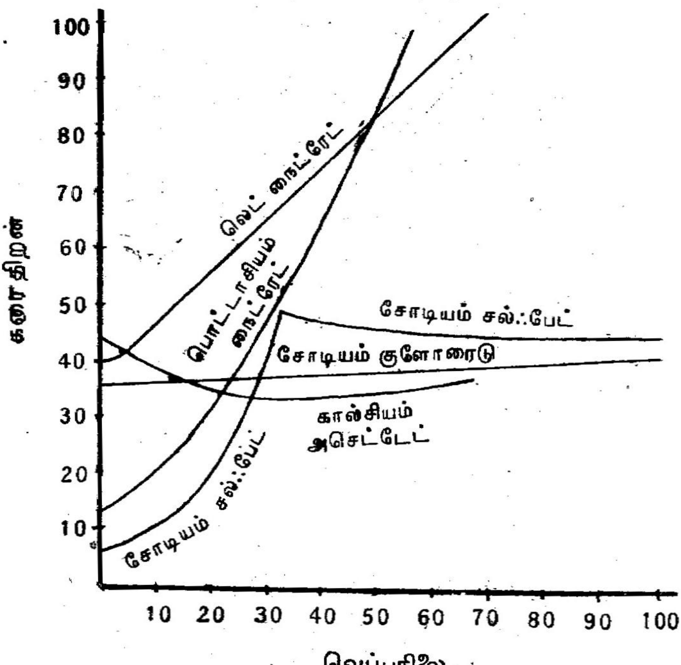
	பீங்கான் கிண்ணத்தின் எடை	$= w_1$ கிராம்
	கிண்ணம்+கரைசல் எடை	$= w_2$,,
	கிண்ணம்+கரைபொருள் எடை	$= w_3$,,
∴	கரைசலின் எடை	$= (w_2 - w_1)$ கிராம்
	கரைபொருளின் எடை	$= (w_3 - w_1)$,,
	கரைப்பானின் எடை	= கரைசல் எடை — கரை பொருள் எடை
		$= (w_2 - w_1) - (w_3 - w_1)$
		$= (w_2 - w_3)$ கிராம்
	$(w_2 - w_3)$ கி. கரைப்பானில் கரைந்த கரைபொருளின் எடை	$= (w_3 - w_1)$,,
∴	100 ,, ,, ,,	$= \frac{(w_3 - w_1)}{(w_2 - w_3)} \times 100$
		= S

S என்பது ஆய்வுக்கூட வெப்பநிலையில் திண்மத்தின் கரைதிறன் ஆகும்.

வேறு ஏதேனும் வெப்பநிலையில் அத் திண்மத்தின் கரைதிறனைக் கணக்கிட வேண்டுமெனில் அந்த வெப்பநிலையில் பூரிதக் கரைசலை உருவாக்கிக்கொண்டு இதே ஆய்வை நிகழ்த்தவேண்டும். இதற்கு மாரு நிலை அமைப்புக் கொண்ட வெப்பக் கலத்தைப் (thermostat) பயன்படுத்தலாம். இக் கலத்தில் தேவையான வெப்பநிலை கொண்ட நீரைப்

பாதுகாத்து வைக்க முடியும். இந்த நீர்ச்சுழலில் பூரிதக் கரைசல் அடங்கிய குடுவையை நிறுத்திவைத்து ஆய்வை நிகழ்த்த முடியும்.

கரைதிற வரைகோடுகள் (Solubility curves) : ஒரு திண்மத்தின் கரைதிறன் அளவுகளை வெவ்வேறு வெப்பநிலைகளில் கணக்கிட முடியும். அத்தகைய அளவீடுகளை ஒரு வரைபடத்தில் குறிப்பிட்டு வளைகோட்டை வரையலாம். இது அத் திண்மத்தின் கரைதிற வரைகோடு எனப்படும். ஒரே வரைபடத்தில் பல திண்மங்களின் கரைதிற வரைகோடுகளை வரைவதனால் திண்மங்கள் ஒன்றுடன் ஒன்றை ஒப்பிட்டு நோக்கமுடியும். இத்தகைய வரைகோடுகள் திண்மங்களின் கரைதிறன் அளவீடுகளுக்கும் வெப்பநிலைகளுக்கும் உள்ள



படம் 39

தொடர்பை விளக்குகின்றன. கரைதிறன் அளவீடுகளைக் குத்து அச்சிலும்—வெப்பநிலையைக் கிடக்கை அச்சிலும் வகைப்படுத்தி கரைதிற வரைகோடுகள் பெறப்படுகின்றன. கரைதிற வரைகோடுகளிலிருந்து பல உண்மைகளை அறியலாம்.

பொட்டாசியம் நைட்ரேட், லெட் நைட்ரேட் ஆகிய வற்றின் கரைதிற வரைகோடுகள் வெப்பநிலை உயர்வுக்கு ஏற்ப ஏறுமுகமாக அமைகின்றன. வெப்பநிலை அதிகரிப்பத ஞல் இச் சேர்மங்களின் கரைதிறன்கள் குறிப்பிடத்தக்க அளவில் மாறுகின்றன என்பதே இதன் பொருள். வரை கோடுகளின் சாய்வு அளவுகள் வெவ்வேருக அமைந்திருப்பத ஞல் வெப்பநிலைக்கு ஏற்பதான கரைதிறன் அதிகரிப்பு சேர்மத்திற்குச் சேர்மம் வேறுபடுகிறது என்பது புலனுகிறது. சோடியம் குளோரைடின் வரைகோடு பெரும்பாலும் கிடக்கை அச்சிற்கு இணையாகவே அமைந்திருப்பதிலிருந்து சோடியம் குளோரைடின் கரைதிறன் ஒரு சீராக உயர்கிறது என்பது விளங்கும். கால்சியம் அசெட்டேட்டின் கரைதிற வரைகோடு கீழ்நோக்கிச் செல்வதனுல் முன்னர் குறிப்பிட்ட சேர்மங்களினின்றும் இது மாறுபட்டிருப்பதாகத் தெரிகிறது. சுருங்கக் கூறினுல் சேர்மங்களிடையே இரு வகைகள் உண்டு என்றும் அவற்றின் இயல்புகட்கு ஏற்ப வெப்பநிலைத் தொடர் பாக அவற்றின் கரைதிறன் அளவீடுகள் மாறுபடுகின்றன என்பது தெளிவாகிறது. கரைவதனுல் வெப்பத்தை வெளிப் படுத்தும் சேர்மங்களின் வரைகோடுகள் இறங்குமுகமாகவும், கரைவதனுல் வெப்பத்தை ஏற்றுக்கொள்ளும் சேர்மங்களின் வரைகோடுகள் ஏறுமுகமாகவும் அமைகின்றன. இந்த உண்மையை மற்ருெரு விதமாக எடுத்துரைத்தால், வெப்பம் உமிழ் சேர்மங்களின் கரைதிறன் அளவீடுகள் வெப்ப உயர்வினுல் தாழ்ந்தும்—வெப்பம்கொள் சேர்மங்களின் கரைதிறன் அளவீடுகள் வெப்ப உயர்வினுல் உயர்ந்தும் காணுகின்றன.

சோடியம் சல்ஃபேட்டிற்குரிய வரைகோடு பிறவற்றி னின்றும் மாறுபட்டதாக அமைந்திருக்கிறது. 32°C-வரை அதன் கரைதிறன் வெப்பநிலைக்கு ஏற்ப உயர்ந்தும், அதன் பின்னர் வெப்பநிலை உயர்வுக்கு ஏற்பத் தாழ்ந்தும் அமைவத ஞல் அந்தக் குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் சோடியம் சல்ஃபேட் மூலக்கூற்றில் ஏதோ ஒரு மாற்றம் நிகழ்வதாக அனுமானிக்க முடிகிறது. அவ்வாருன அனுமானம் சரியேயாகும். சாதாரண வெப்பநிலையில் சோடியம் சல்ஃபேட் நீர் மூலக்கூற்றுடன் இணைந்து $Na_2So_4.10H_2O$ என்பதாக விளங்குகிறது. 32°C-ல் நீர் மூலக்கூற்றுப் பகுதி பிரிந்து உலர்வகையான அல்லது நீரற்ற Na_2So_4 தனித்தமைகிறது. முன்னதற்கு வெப்பநிலைக்கு ஏற்ப ஏறுமுகமான கறைதிற வரைகோடும், பின்னதற்கு இறங்குமுகமான கரைதிற வரைகோடும் அமைகின்றன.

சேர்மத்தில் நிலைமாற்றம் ஏற்படுவதே இதற்குக் காரணம். இத்தகைய மாற்றம் நிகழும் வெப்பநிலைக்கு இடை நிலைமாற்ற வெப்பநிலை (transition temperature) என்று பெயர்.

கலவைக் கரைசலிலிருந்து எந்தச் சேர்மத்தை முதலில் படியப் பெறலாம் என்பதைக் கரைதிற வரைக் கோடுகளி லிருந்து கண்டுபிடித்துவிடலாம். லெட் நைட்ரேட், பொட்டாசியம் நைட்ரேட் ஆகியவை கொண்ட பூரிதக் கரைசலைக் குளிரச் செய்தால் பொட்டாசியம் நைட்ரேட்தான் முதலில் படிகின்றது. எனவே, ஆலைமுறைத் தயாரிப்புகளில் உப்புகளை வகை வகையாகப் படியவைக்க இத்தகைய வரை கோடுகளைப் பயன்படுத்துகிறார்கள்.

வரைகோடுகளின் துணைகொண்டு சேர்மங்களின் கரை திறனை வெவ்வேறு வெப்பநிலைகளில் தனித் தனியாகவும் ஒப்பிட்டு நோக்கியும் தேவையான விவரங்களை அறிந்து பயனுறலாம்.

11. நீர்த்த கரைசல்கள்

(Dilute Solutions)

திண்ம-நீர்மக் கரைசல்களையே இங்கு பெரும்பாலும் ஆராய்வோம். கரைபொருளின் அளவு குறைவாய் அமைந்த கரைசலை நீர்த்த கரைசல் என்றும், கரைபொருளின் அளவு அதிகமாய் அமைந்ததைச் செறிவுக் கரைசல் (concentrated solution) என்றும் பொதுப்படக் கூறுகிறோம். ஆனால் குறைவு, அதிகம் என்ற சொற்கள் அளவீட்டு முறையில் அமையவில்லை என்பதனால் வேறு தகுதியான முறைகளைக் கையாள வேண்டும். அவை பின்வருமாறு :

எடை முறை : கரைபொருளின் எடையையும் கரைப்பானின் எடையையும்கொண்டு கரைபொருளின் பங்கைக் கரைசல் எடையின் நூற்றின் பங்காகக் குறிப்பிடுதல் ஒரு முறை. 10 கிராம் சர்க்கரையை 100 கிராம் நீரில் கரைப்பதாகக் கொள்வோம். கரைசலின் எடை $= 10 + 100 = 110$ கிராம். இதில் சர்க்கரையின் பங்கு $\frac{10}{110}$ அல்லது 9·1% என்பதாகும். இதை 9.1% சர்க்கரைக் கரைசல் எனக் குறிப்பிடுதல் வேண்டும்.

மூலக்கூற்றெடை முறை : கரைபொருளின் மூலக்கூற்றெடையை அடிப்படையாகக் கொண்டது இம் முறை. எத்தனை கிராம்-மூலக்கூற்றெடை அளவான கரைபொருள் ஒரு லிட்டர் கரைப்பானில் கரைந்திருக்கிறதெனக் கண்டு கரைசலின் செறிவை நிர்ணயிக்கலாம். 1 கிராம்-மூலக்கூற்றெடையான ஒரு கரைபொருளை 1 லிட்டர் பருமனளவான கரைப்பானில் கரைப்பதனால் கிடைப்பதை 1மோலார் (1 Molar) கரைசல் என்கிறோம். கிராம்-மூலக்கூற்று எடை என்பது

பொருளின் எடைக்கும் அப்பொருளின் மூலக்கூற்று எடைக்கும் உள்ள விகிதமாகும்.

$$\text{கிராம்-மூலக்கூற்றெடை} = \frac{\text{பொருளின் எடை}}{\text{பொருளின் மூலக்கூற்றெடை}}$$

கரைசலின் செறிவை மோலார்-எண் என்றவாறும் குறிப்பிடலாம். கரைசலின் மோலார் எண் என்பது எத்தனை கிராம்-மூலக்கூற்றெடையான கரைபொருள் ஒரு லிட்டர் கரைசலில் அமைந்திருக்கிறது என்பதைக் குறிக்கும். 1 மோலால் கரைசலை 1 M கரைசல் என்று சுருக்கமாகக் குறிப்பது வழக்கம்.

இதே அடிப்படையில் செறிவை மற்றொரு முறையிலும் குறிப்பிடலாம். கரைப்பானின் அளவைப் பருமனளவாகக் குறிக்காமல் எடை அளவில் குறித்துச் செறிவை நிர்ணயிக்கலாம். 1 கிராம்-மூலக்கூற்றெடையான ஒரு கரைபொருளை 1 கிலோகிராம் (1000 கிராம்) எடையளவான கரைப்பானில் கரைப்பதனால் கிடைப்பதை 1 மோலால் (1 Molal) கரைசல் என்கிறோம். கரைசலின் செறிவை மோலால்-எண் என்றவாறும் குறிப்பிடலாம். கரைசலின் மோலால்-எண் என்பது எத்தனை கிராம்-மூலக்கூற்றெடையான கரைபொருள் ஒரு கிலோகிராம் கரைப்பானில் கரைந்திருக்கிறது என்பதனைக் குறிக்கும். 1 மோலால் கரைசலை 1 M கரைசல் என்று சுறுக்கமாகக் குறிப்பது வழக்கம்.

சமான எடை முறை : கரைபொருளின் சமான எடை அளவை அடிப்படையாகக் கொண்டது இம் முறை. எத்தனை கிராம் சமான எடை அளவான கரைபொருள் ஒரு லிட்டர் கரைசலில் அமைந்திருக்கிறது என அறிந்து கரைசலின் செறிவை நிர்ணயிக்கலாம். 1 கிராம்-சமான எடையான ஒரு கரைபொருளை 1 லிட்டர் பருமனளவான கரைசலில் கரைந்திருப்பதனால் கிடைப்பதை 1 நார்மல் (1 Normal) கரைசல் என்கிறோம். கிராம் - சமான எடை என்பது பொருளின் எடைக்கும் அப் பொருளின் சமான எடைக்குமான விகிதமாகும்.

$$\text{கிராம்-சமான எடை} = \frac{\text{பொருளின் எடை}}{\text{பொருளின் சமான எடை}}$$

இம் முறையால் கரைசலின் செறிவை நார்மாலிடி அளவில் குறிப்பிடவேண்டும். கரைசலின் நார்மாலிடி என்பது எத்தனை கிராம்-சமான எடையளவான கரைபொருள் ஒரு லிட்டர்

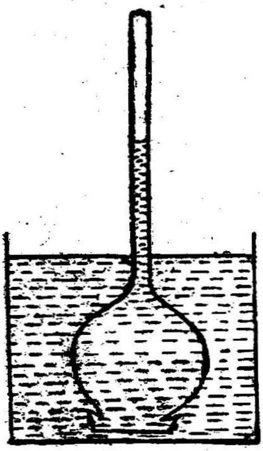
கரைசலில் கரைந்திருக்கிறது என்பதைக் குறிக்கும். 1 நார்மல் கரைசலைச் சுருக்கமாக 1 N கரைசல் எனலாம்.

சவ்வூடு பரவுதல்: ஒரு கண்ணாடித் தொட்டியின் நடுவாக சவ்வுத்திரை ஒன்றை அமைத்து, அதன் ஒருபுறத்துத் தொட்டிப் பகுதியில் கரைசல் ஒன்றை ஊற்றவும். மறுபுறத்துத் தொட்டிப் பகுதியில் கரைசலில் கரைப்பானாக அமைந்த நீர்மத்தை ஊற்றவும். இப்போது கரைப்பானும் கரைசலும் சவ்வுத் திரையினால் பிரித்து வைக்கப்பட்டிருக்கின்றன. சவ்வுத்திரை மிக நெருக்கமான துளைகளைக் கொண்டமைந்த தாகும். துளைகளின் விட்டம் நீர்ம மூலக்கூறுகளினுடையதைக் காட்டிலும் அதிகமாகவும், கரைபொருள் மூலக்கூறுகளி னுடையதைக் காட்டிலும் மிகக் குறைவானதாகவும் உள்ளது. எனவே, அத்துளைகள் வழியே நீர்ம மூலக்கூறுகள் மட்டுமே கடந்து செல்லமுடியும்; கரைபொருள் மூலக்கூறுகள் கடந்து செல்ல முடியாது. இவ்வாறு ஒரு பகுதியை மட்டுமே கடந்து செல்லத் தக்கதாக அமைந்த இடைத்திரை ஒரு கூறு புக விடும் சவ்வு (semipermeable membrane) எனப்படும். கரைசலிலுள்ள கரைப்பானாகிய நீர்மத்தின் மூலக்கூறுகள் இடைத்திரை வழியே மறுபுறம் செல்வதுவும் தனித்தமைந்த நீர்மத்தின் மூலக்கூறுகள் அதன் புறத்திலிருந்து மறுபுறத்தி லுள்ள கரைசல் பகுதிக்குச் செல்வதுவும் இடைவிடாது நிகழ்கின்றன. ஆனால் நீர்மப் புறத்திலிருந்து கரைசல் பகுதிக்குச் செல்லும் நீர்ம மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையே மற்றதைவிட அதிகம். இதன் விளைவாக, கூட்டு மொத்த நிகர நிகழ்ச்சியாக நீர்மப் புறத்திலிருந்து நீர்மத்தின் ஒரு பகுதி கரைசல் பகுதிக்குச் சென்று கரைசலின் செறிவைக் குறைக் கிறது. இம் முறையில் நீர்மம் தன்னிச்சையாக ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வுத்திரை வழியே கடந்துசென்று கரைசலை அடைவதற்குச் சவ்வூடு பரவல் (osmosis) என்று பெயர்.

இரு வேறு செறிவமைந்த கரைசல்களை சவ்வுத்திரையின் இருபுறமும் ஊற்றிவைத்தால் நிகர நிகழ்ச்சியாக செறிவு குறைந்த கரைசலிலிருந்து கரைப்பான் நீர்மம் செறிவு அதிக மான கரைசல் பகுதிக்குச் செல்கிறது. இவ்வாறு செல்வத னால் குறிப்பிட்ட கால இடைவேளையில் இரண்டு கரைசல் களின் செறிவுகளும் சமமாகி விடுகின்றன. இந் நிலையில் இரு புறங்களிலிருந்தும் கடந்து செல்லும் கரைப்பான் நீர்ம மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை சமமாக இருக்கும்.

ஊற்று புனல் (thistle funnel) ஒன்றின் வாயை ஒரு கூறு புக விடும் சவ்வுத் திரையால் அமைப்பாகக் கட்டி, புனலைக்

கவிழ்த்தவண்ணம் அதில் சர்க்கரைக் கரைசலை ஊற்றவும்.



படம் 40

இதனை ஒரு நீர்த்தொட்டியில் செங்குத்தாக நிறுத்திவைக்கவும். சிறிது சிறிதாக தொட்டியிலுள்ள நீர் திரை வழியே புகுந்து புனலை அடைகிறது. இதனால் புனல் காம்பில் உள்ள மட்ட நிலை உயரும். நேரம் செல்லச் செல்ல மட்ட நிலை உயர்ந்துகொண்டே இருக்கிறது. இது அளவுக்கு மீறித் தொடர்ந்து நடைபெறுவதில்லை. ஒரு குறிப்பிட்ட நிலை அடைந்ததும் புனலில் மட்ட நிலை மாறாத நிலை அடைகிறது. புனலில் அமையும் நீர் நிலை அழுத்தம் (hydrostatic pressure) மேற்கொண்டு தொட்டியிலுள்ள நீர் மூலக்கூறுகள் புனலுள் புகாதபடி தடுத்து நிறுத்துகிறது. சவ்வூடு பரவலினால் விளையும் இந்த அழுத்தத்தைச் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம் (osmotic pressure) என்றழைக்கலாம். எனவே, சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம் என்பது கரைப்பானினின்றும் சவ்வுத் திரையினால் பிரித்து வைக்கப்பட்ட கரைசலினுள் கரைப்பான் மேலும் புக முடியாதபடி கரைசலில் உண்டாக்கப் பெறும் அதிகப்படியான அழுத்தம் ஆகும்.

சவ்வூடு பரவல் அழுத்தத்தை ஆய்வு முறைகளைக் கையாண்டு நிர்ணயிக்க முடியும். இதற்குத் தேவையான ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வுத்திரையை முதலில் உருவாக்கிக்கொள்ள வேண்டும். தொடக்க நாட்களில் சில விலங்குகளின் தோல்களே இதற்குப் பயன்பட்டன. தற்பொழுது ஆய்வுக்கூடத்தில் வேதியச் சேர்மங்களைக் கொண்டே இதனை உருவாக்க முடியும். காப்பர் ஃபெர்ரோசயனைடை பீங்கானின் நுண் துளைகளினூடே படியச் செய்தால் தேவையான இடைத்திரை அமைந்துவிடுகிறது. நுண்துளை மலிந்த (porous) பீங்கான் குவளை ஒன்றில் 3% பொட்டாசியம் ஃபெர்ரோசயனைடு கரைசலை ஊற்றி, குவளையை அதன் உள்ளடக்கத்துடன் காப்பர் சல்ஃபேட் அடங்கிய தொட்டியொன்றில் நிறுத்தி வைக்கவும். பீங்கானில் உள்ள துளைகள் மிகப் பெரியன. அவற்றினூடு இருபுறத்துக் கரைசல்களும் கடந்து செல்ல முடியும். அவ்வாறு கடந்து செல்லும்போது கரைசல்களின் அயனிகளிடையே வினை நிகழ்ந்து காப்பர் ஃபெர்ரோசயனைடு திண்மமாகப் படிகிறது.

பொட்டாசியம் ஃபெர்ரோ சயனைடு+காப்பர் சல்ஃபேட்டு

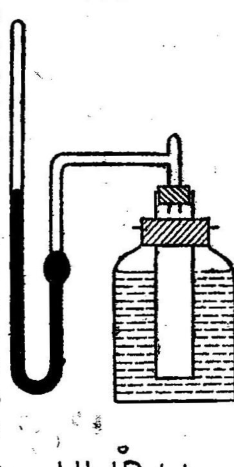
→காப்பர் ஃபெர்ரோ சயனைடு+பொட்டாசியம்சல்ஃபேட்.

காப்பர் ஃபெர்ரோ சயனைடின் திண்மத் துணுக்குகள் நெருக்கமாகப் படிவதனுல் அத் துணுக்குகளிடையேயான இடைவெளி குறுகலாகி இடைத்திரையாகச் செயலாற்றும் திறன் பெறுகிறது. நீர்ம மூலக்கூறுகள் மட்டுமே அதனூடு கடந்துசெல்ல முடியும் ; திண்ம மூலக்கூறுகள் கடந்து செல்ல முடியாது. எனவே, ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வுத் திரையாக இதனைப் பயன்படுத்திக் கொள்ளலாம்.

மேற்படி உருவாக்க முறையை விரைவாக்க மின்சார முறையைக் கையாளலாம். பீங்கான் உட்புறத்து, வெளிப்புறத்துக் கரைசல்களில் மின்கழிகளைப் பொருத்தி மின்சாரத்தைப் பாய்ச்சினுல் அயனக் கூடுகை விரைவுபடுத்தப்பட்டு, சவ்வுத்திரை விரைவாக உருவாகி விடுகிறது. இவ்வாறு உருவான ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வுத்திரை முன்னதைவிட வலிமை வாய்ந்திருக்கும் என்பது குறிப்பிடத்தக்கது.

சவ்வூடு பரவல் அழுத்தத்தை அளவிடுதல்

(i) பெஃபெர் முறை (Pfeffer's method): பீங்கான் கலமொன்றைக் காப்பர் ஃபெர்ரோ சயனைடு கொண்டு இடைத்திரை அமைப்பாக்கி ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வுத்திரையாக உருவாக்கிக் கொள்ளவும். எதனுடைய சவ்வூடு பரவல் அழுத்தத்தை அளவிடவேண்டுமோ அக் கரைசலைக் கலத்தினுள் எடுத்துக்கொண்டு கலத்தின் வாயுடன் ஓர் அழுத்தமானி (manometer) யைப் பொருத்தவும். அழுத்த அளவீடுகளை அறிய உதவுவது அழுத்தமானி ஆகும்.



படம் 41

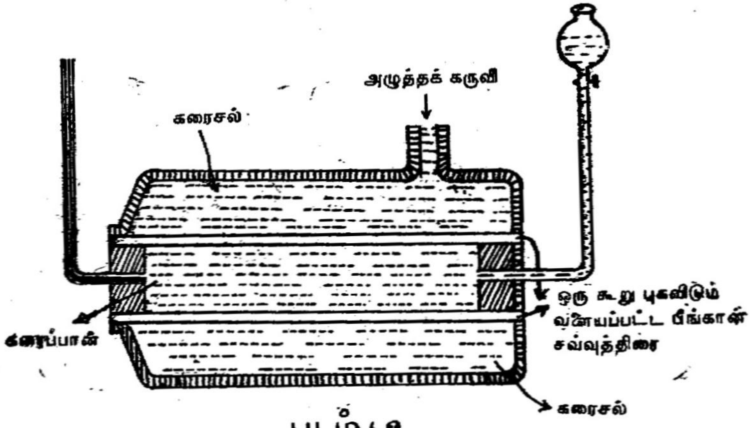
அழுத்தமானி பொருத்தப்பட்ட பீங்கான் கலத்தை உள்ளடங்கிய கரைசலுடன் நீர்மத்தொட்டி அல்லது கலத்தில் நிலைநிறுத்தவும். கரைசலில் கரைப்பானுக எந்த நீர்மம் அமைகிறதோ அதே நீர்மந்தான் வெளிக் கலத்திலும் எடுக்கப்படவேண்டுமென்பது குறிப்பு. அழுத்தமானியில் பாதரச மட்ட நிலையை ஆய்வுத் தொடக்கத்தின்போது குறித்துக் கொள்ளவும். நேரம் செல்லச் செல்ல வெளிக்

கலத்திலுள்ள நீர்மம் பீங்கான் கலத்தினுள் சென்றடைகிறது. இதனுல் அழுத்த மானியிலுள்ள பாதரசம் அழுத்தப்பட்டு மட்டநிலை உயர்கிறது. குறிப்பிட்ட நிலைவரை நீர்மம் கரைசல் கலத்தினுள் புகுந்து அதன் விளைவாக பாதரச மட்ட நிலை உயர்ந்துகொண்டே போகிறது. அதன் பின்னர் மட்ட நிலை மாறுவதில்லை (உயர்வதில்லை). மேற்கொண்டு நீர்மம் கலத்தினுள் புகவில்லை என்பது இதனுல் தெளிவாகிறது. அதிகப்படியாகக் கரைசல் கலத்தினுள் புகுந்த நீர்மத்தின் அழுத்தத்தை அழுத்தமானி அளவிட்டுக் காட்டுகிறது. இந்த அழுத்த அளவே எடுத்துக்கொண்ட கரைசலின் சவ்வூடுபரவல் அழுத்தம் ஆகும்.

மோர்ஸ், ஃப்ரேசர் ஆகிய இரு விஞ்ஞானிகள் இந்த ஆய்வுக்கான கருவிகளில் சில மாற்றங்கள் செய்து ஆய்வு முறையைமேம்பாடுறச்செய்தனர். திருந்திய மோர்ஸ்-ஃப்ரேசர் முறை மூலம் அதிகச் செறிவான கரைசல்களின் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தத்தை அளவிட முடியும்.

(ii) பெர்க்லி-ஹார்ட்லி முறை: இது முன்னதை விடத் திருந்திய, மேம்பாடடைந்த முறையாகும். பெர்க்லி, ஹார்ட்லி ஆகிய இருவர் இம் முறையை அறிமுகப்படுத்தினர்.

ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வுத் திரையாக வனையப்பட்ட பீங்கான் கலத்தைச் சுற்றி வெளிக்கலமாக ஒரு பித்தளைக்



படம் 42

கலம் அமைகிறது. பித்தளைக் கலத்தில் கரைசலும், உள்ளமைந்த கலமான பீங்கான் கலத்தில் கரைப்பானும் அடங்கியிருக்கின்றன. உள்ளமைந்த கலத்தின் இரண்டு புறங்களிலும்

இரண்டு குழாய்கள் இணைக்கப்பட்டிருக்கின்றன. ஒரு குழாய் வழியே கரைப்பானை ஊற்றிக் கலத்தினுள் செலுத்தமுடியும். மற்றொரு குழாய் நுண்ணிழை அமைப்புடையதாக இருக்கும் இது கரைப்பானின் அளவை அறிந்துகொள்ள உதவும். வெளிக்கலமான பித்தளைக் கலத்தின் மேற்புறத்தில் திறந்த வாய்ப்பகுதி இருக்கிறது. இதனுடன் அழுத்தத்தை அளவிடும் கருவி இணைக்கப்பட்டுள்ளது.

உட்புறக் கலத்திலுள்ள நீர்மத்தின் அளவை நுண்ணிழைக் குழாய் மூலம் அறிந்து குறித்துக்கொள்க. வெளிக் கலத்தில் உரிய கரைசலை நிரப்பி அழுத்த அளவைக் கருவியை இணைக்கவும். நேரம் செல்லச் செல்ல சவ்வூடு பரவும் இயல்பால் கரைப்பான் கரைசலுக்குள் செல்ல முயலும். கரைப்பான் சவ்வுத்திரை வழியே கலத்தைக் கடந்துசெல்லும் அளவை நுண்ணிழைக் குழாயிலுள்ள நீர்ம மட்டம் தாழ்வதிலிருந்து அறிந்துகொள்ளலாம். இவ்வாறு சவ்வூடு பரவல் மூலமாகக் கரைப்பான் கரைசலினுள் புகுவதைத் தடுக்கவேண்டுமானால் அழுத்தக்கருவி மூலமாகக் கரைசலின் அழுத்தத்தை அதிகரிக்கச் செய்யலாம். இதனால் கரைப்பான் கலம் கடந்து செல்லமுடியாமல் மீண்டும் கலத்திற்குள்ளேயே அடங்க நேரிடுகிறது. நுண்ணிழைக் குழாயின் நீர்ம மட்டம் மாறாதிருக்குமானால் பீங்கான் கலத்திலிருந்து கரைப்பான் வெளியேற்றப்படவில்லை என்பது தெளிவாகும். நீர்ம மட்டம் தாழ்வதும், அதை மீட்டுக் கொள்ள கரைசலின் மீதான அழுத்தத்தை மேலும் அதிகமாக்குவதுமாகத் தொடர்ந்து ஆய்வு நடைபெறுகிறது. ஒரு குறிப்பிட்ட நிலை அடையப் பெற்றதும் கரைசலின் மீதான அழுத்தம் உச்ச அளவை எட்டியதும் நீர்ம மட்டம் மாற்றம் பெறாது நிலைப்புற்றுவிடுகிறது. கரைசலின் மீதான இந்த அழுத்தமே அக் கரைசலின் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தமாகும் என்றறிக.

நீர்த்த கரைசல்கள் பற்றிய வான்ட் ஹாஃப் கொள்கை

பெஃபெர் நிகழ்த்திய ஆய்வுகளின் தொகுப்பாக இரண்டு முக்கிய உண்மைகள் வெளிப்பட்டன. அவை பின்வருமாறு:

(1) வெப்பநிலை மாறாதிருக்குமெனில் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம் கரைசலின் செறிவுக்கு நேர்விகிதத்தில் அமையும்.

(2) செறிவு மாறாதிருக்குமெனில் கரைசலின் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம் (தனிச் சூன்ய நிலைக்குக் கணக்கிடப்பட்ட) வெப்பநிலைக்கு நேர்விகிதத்தில் அமையும்.

முதல் கோட்பாட்டின்படி, கரைசலின் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம் P எனவும் கரைசலின் செறிவு C எனவும் கொண்டால்,

$$P \propto C$$

$$\therefore P = k_1 C \text{ (மாறா வெப்பநிலையில்)}$$

கரைசலின் செறிவை வரையறுத்துக் கொள்ளலாம். ஒரு கிராம்-மூலக்கூற்றெடையளவான கரைபொருள் கரைப்பானில் கரைந்து V லிட்டர் கரைசலை உருவாக்கியிருப்பதாகக் கொள்வோம். கரைசலின் பருமனளவும், செறிவும் எதிர் விகிதத்தில் அமையும் என்பது தெளிவு.

$$C = \frac{1}{V}$$

C-யின் இந்த அளவை முன்னுள்ள சமன்பாட்டில் பொருத்தினால்,

$$P = k_1 \times \frac{1}{V}$$

$$\therefore PV = k_1$$

$$PV = \text{மாறிலி}$$

வெப்பநிலை மாறாதிருக்குமெனில் அழுத்தம், பருமனளவு ஆகியவற்றின் பெருக்குத் தொகை மாறிலியாக அமையும் என்பது இச் சமன்பாட்டின்மூலம் அறியப் பெறும் கருத்தாகும். இக் கருத்து வாயுக்களின் இயல்புகளை விளக்கும் பாயில் விதியை ஒத்திருப்பதைக் காண்க.

இரண்டாவது கோட்பாட்டின்படி, தனிச்சூன்ய நிலைக்குக் கணக்கிடப்பட்ட வெப்பநிலை T எனப்படுமானால் கரைசலின் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம் P என்பதன் தொடர்பு

$$P \propto T$$

$$P = k_2 T$$

அழுத்தம் வெப்பநிலைக்கு நேர்விகிதத்தில் அமையும் என்பது இதன் கருத்து. இது சார்லஸ் விதியை ஒத்திருக்கிறது.

வான்ட் ஹாஃப் இரு கோட்பாடுகளையும் பெஃபெர் கண்டறிந்த ஆய்வுகளின் முடிவாகத் தொகுத்தமைத்து நீர்த்த கரைசல்களின் இயல்புகள் வாயுக்களின் இயல்புகளை

ஒத்திருப்பதை விளக்கினர். மேற்கூறப்பட்ட இரு சமன்பாடுகளையும் ஒரு சேர அமைத்தால்,

$$PV = (k_1 k_2) T$$
$$\therefore PV = KT$$

என அமையும். K என்பது பலவற்றுலும் தொகுத்தமையப் பெற்ற மாறிலியாகும். இச் சமன்பாடு வாயுக்களின் இயல்புகளைக் குறித்து விளக்கும் PV=RT என்ற சமன்பாட்டை எல்லா வகையிலும் ஒத்திருக்கிறது. மாறிலிகளான Kயையும் Rஐயும் ஒப்பிட்டு நோக்கலாம்.

1 கிராம்-மூலக்கூற்றெடையளவான சர்க்கரையை 17·1 லிட்டர் நீரில் கரைத்து அமையப் பெற்ற கரைசலின் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம் 0°C வெப்பநிலையில் 1.32 மண்டல அளவு என்பதாக பெர்க்லி-ஹார்ட்லி ஆய்வு கூறுகிறது. இந்த அளவீடுகளைக் கரைசல்களுக்கான சமன்பாட்டில் பொருத்தி Kயின் அளவைக் கணக்கிடமுடியும்.

$$PV = KT$$
$$K = \frac{PV}{T}$$
$$= \frac{1.32 \times 17.1}{0+273}$$
$$= 0.0824 \text{ லி-ம./டிகிரி}$$

இது வாயு மாறிலியான R-ன் மதிப்பான 0.0821 லி-ம./டிகிரி என்பதேயாகும். எனவே, நீர்த்த கரைசல்களின் இயல்புகளைக் குறிக்கும் சமன்பாட்டையும் PV=RT என்றே குறிப்பிடலாம். இந்த கருத்தின் அடிப்படையில் வான்ட் ஹாஃப் ‘பருமனளவுகள் சமமாயிருக்க, ஒரு கரைபொருள் வாயு நிலை அமைப்புக் கொண்டிருக்குமெனில் குறிப்பிட்ட வெப்பநிலை மாருத நிலையில் எவ்வளவு அழுத்தத்தை உருவாக்குமோ அதற்குச் சமமாகவே அதனுல் அமைந்த கரைசலின் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தமும் இருக்கும்’ என்ற முடிவை வெளியிட்டார். பொதுவாகக் குறிப்பிட விரும்பினுல் PV=RT என்ற சமன்பாடு வாயுக்களுக்கும் நீர்த்த கரைசல்களுக்கும் பொருந்தும். இச் சமன்பாடு அவாகாட்ரோ விதியையும் சாரும் என்பதனுல் இவ் விதியை நீர்த்த கரைசலை விளக்கவும் பயன்படுத்தலாம். ‘சவ்வூடு பரவல் அழுத்தமும் வெப்பநிலையும் மாருதிருக்குமெனில், சமப் பருமனளவுகள் கொண்ட எல்லா கரைசல்களும் சம எண்ணிக்கையான கரைபொருள் மூலக்கூறுகளைக் கொண்டிருக்கும்’ என்று

அவாகாட்ரோ விதியைக் கரைசல்களுக்கு ஏற்ற முறையில் உருவமைக்கலாம். ஒரு கிராம் - மூலக்கூற்றெடையளவான கரைபொருள்களைக் கொண்ட 22.4 லிட்டர் பருமனளவான கரைசல்களின் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம் 0°C வெப்பநிலையில் 760மி.மீ. பாதரச அளவாகும். இக் கருத்தை அடிப்படையாகக் கொண்டு கரைபொருள்களின் மூலக்கூற்றெடையைத் தகுந்த ஆய்வுகள் மூலமாகக் கண்டறிய முடியும்.

சவ்வூடு பரவல் அழுத்த அளவிலிருந்து மூலக்கூற்றெடையைக் கண்டறிதல்: கரைபொருளை எடையிட்டு, குறிப்பிட்ட பருமனளவான கரைப்பானிலிட்டுக் கரைசலை உருவாக்கிக்கொள்ளவும். முன்பு விவரிக்கப்பட்ட முறைகளில் ஏதேனும் ஒன்றின்மூலம் குறிப்பிட்ட கரைசலின் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தத்தைக் கண்டறியவும். கரைசலின் பருமனளவு, ஆய்வுக் கூடத்தின் வெப்பநிலை ஆகியவற்றை அறிந்து கொள்ள இயலும். கரைசலில் கரைபொருளின் எடை தெரியுமேயன்றி அதன் மூலக்கூற்றெடை தெரியாது. எனவே கரைபொருளின் எத்தனை கிராம் மூலக்கூறுகள் கரைசலில் இருக்கின்றன என்பதைக் கூறமுடியாது. அதன் எண்ணிக்கை n எனக் கொள்வோம். பொதுச் சமன்பாடு

$$PV = nRT$$

என்றமையும். P என்பது சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம், V என்பது கரைசலின் பருமனளவு, R என்பது மாறிலி (0.0824 லி-ம./டிகிரி), T என்பது ஆய்வுக்கூடத்தின் வெப்பநிலை (தனிச் சூன்ய நிலைக்குக் கணக்கிடப்பட்டது) என்பதாகக் குறிக்கும். கரைபொருளின் எடையை g எனவும், அதன் மூலக்கூற்றெடையை M எனவும் கொண்டால்,

$$n = \frac{g}{M}$$

என்றமையும்.

$$PV = \left(\frac{g}{M}\right)RT$$

என்ற சமன்பாட்டில் ஆய்வின் முடிவுகளைப் பொருத்திக் கணக்கிட்டால் கரைபொருளின் மூலக்கூற்றெடை M என்பதைக் கணக்கிட்டுவிடலாம்.

புரோட்டீன் முதலிய கரிமச் சேர்மங்களின் மூலக்கூற்றெடைகளை நிர்ணயிக்க இம்முறை பெரிதும் பயன்படும்.

விளக்கக் கணக்கு : மோர்ஸ் ஃப்ரேசர் ஆய்வின்படி 18.0 கிராம் குளூகோஸ் ஒரு லிட்டரில் அமையப் பெற்றதான கரைசலின் சவ்வூடுபரவல் அழுத்தம் 23°C வெப்பநிலையில் 2.40மண்டல அளவாகும். குளூகோசின் மூலக்கூற்றெடையைக் கணக்கிடுக.

குளூகோசின் மூலக்கூற்றெடை M என்க. சமன்பாட்டின் அளவீடுகளைப் பொருத்துகையில்,

$$PV = \left(\frac{g}{M}\right) RT$$

$$2.4 \times 1 = \left(\frac{18.0}{M}\right) \times 0.0824 \times (23+273)$$

$$M = \frac{18 \times 0.0824 \times 296}{2.4}$$

$$= 182.9$$

ஆய்வின் மூலம் குளூகோசின் மூலக்கூற்றெடை = 182.9

ரௌல்ட் விதி : நீர்மத்தில் ஒரு பொருளைக் கரைப்பதனால் உருவாகும் கரைசலின் ஆவியழுத்தம் நீர்மத்தின் ஆவியழுத்தத்தைவிடக் குறைவாக இருக்கும். அப் பொருள் ஆவியுறு இயல்பைக் கொண்டிருத்தல் வேண்டும். பல கரைசல்களின் ஆவியழுத்தங்களையும் நீர்மங்களின் ஆவியழுத்தங்களையும் ஆய்வு முறையில் பரிசீலித்து சில முடிவுகளை வெளியிட்டார். அவற்றைத் தொகுத்து ரௌல்ட் விதி எனலாம். பொருளைக் கரைப்பதனால் நிகழும் ஆவியழுத்தக் குறைவு கரைபொருளின் அளவைப் பொருத்திருக்கிறது. நீர்மத்தின் ஆவியழுத்தத்திற்கும் கரைசலின் ஆவியழுத்தத்திற்குமுள்ள வேற்றுமை அளவுக்கும் நீர்ம ஆவியழுத்தத்திற்கு மிடையே அமைந்த விகிதம் சார்புடைய ஆவியழுத்தக் குறைவு (relative lowering of vapour pressure) எனப்படும். நீர்மத்தின் ஆவியழுத்தம் P_0 எனவும், கரைசலின் ஆவியழுத்தம் P எனவும் கொண்டால் $\frac{P_0 - p}{p_0}$ என்பது சார்புடைய ஆவியழுத்தக் குறைவாகும். இது கரைசலின் செறிவுக்கு ஏற்ப அமையும். கரைசலின் செறிவை கிராம் - மூலக்கூற் றெடையளவில் குறிப்பிடுதல் நன்று. n_1 என்பதைக் கரைப்பானின் அளவாகவும், n_2 என்பதைக் கரைபொருளின் அளவாகவும் கொண்டால்,

$$\frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

என்பது கரைசலில் கரைபொருள் கொண்டிருக்கும் பங்கு விகிதத்தைக் குறிக்கும். இது கரைபொருளின் மோல் பகுதி அல்லது மூலக்கூறு பின்னம் (Mole fraction) எனப்படும். ஆவியமுத்தக் குறைவையும் கரைசலின் செறிவையும் தொடர்புப்படுத்தி ரௌல்ட் விதியைப் பின்வருமாறு குறிப் பிடலாம். 'ஒரு கரைசலின் சார்புடைய ஆவியமுத்தக் குறைவு அக் கரைசலில் கரைபொருள் கொண்டிருக்கும் மோல் பகுதிக்குச் சமமாகும்.' இதைச் சமன்பாடாக்கிக் கூறினால்

$$\frac{p_0-p}{p_0}=\frac{n_2}{n_1+n_2}$$

என்றாகும். கரைபொருளின் எடை w_2 எனவும், அதன் மூலக்கூற்றெடை M_2 எனவும் கொள்ளப்பட்டால், $n_2=\frac{w_2}{M_2}$.

இதைப் போலவே, w_1 என்பது கரைப்பானின் எடையையும் M_1 என்பது அதன் மூலக்கூற்றெடையையும் குறிக்குமானால் $n_1=\frac{w_1}{M_1}$ என்றாகும்.

$$\therefore \frac{p_0-p}{p_0}=\frac{\frac{w_2}{M_2}}{\frac{w_1}{M_1}+\frac{w_2}{M_2}}$$

நீர்த்த கரைசல்களில் கரைபொருளின் அளவு கரைப்பானின் அளவுடன் ஒப்பிடப்படுகையில் ஒதுக்கித் தள்ளப்படத்தக்க வகையில் மிகவும் குறைவாகவே இருக்கும். எனவே, குறிப்பிடத்தக்க தவறுகள் ஏதும் நேராவண்ணம் ரௌல்ட் விதிச் சமன்பாட்டைப் பின்வருமாறு குறுக்கிக் கொள்ளலாம்.

$$\frac{p_0-p}{p_0}=\frac{\frac{w_2}{M_2}}{\frac{w_1}{M_1}}$$

ஏதேனும் ஒரு சேர்மத்தின் மூலக்கூற்றெடையை நிர்ணயிக்க வேண்டுமெனில் அச் சேர்மம் கொண்டு உருவாக்கப்பட்ட கரைசலின் செறிவு, தேவைப்படும் ஆவியமுத்த அளவீடுகள் முதலியவற்றை அடிப்படையாகக் கொண்டு நிர்ணயிக்கலாம்.

ஆவியுருப் பொருள்களின் மூலக்கூற்றெடைகளை ரௌல்ட் விதியைச் சார்ந்த சில கணக்கீடுகளை அடிப் படையாகக்கொண்டு நிர்ணயிக்க முடியும். ஒரு நீர்மத்தின் ஆவியமுத்தம் வெளிக்காற்று மண்டல அமுத்தத்திற்குச்

சமமாகும்போது அந் நீர்மம் கொதிக்கும். இதேபோல ஒரு கரைசலின் ஆவியழுத்தம் வெளிக்காற்று மண்டலத்திற்குச் சமமாகும்போது அச் சேர்மம் கொதிக்கும். ஒரு நீர்மத்தின் ஆவியழுத்தம் அந் நீர்மத்தாலான கரைசலின் ஆவியழுத்தத்தைவிட அதிகமாக இருக்கும். வெளிக்காற்று மண்டல அழுத்தத்தை இவற்றின் இரண்டோடும் ஒப்பிட்டு ஆராய்கையில் கரைசலின் கொதிநிலை நீர்மத்தின் கொதிநிலையைவிட அதிகமாக அமையும் (வெப்பநிலைக்கு ஏற்றவாறு ஆவியழுத்தநிலை அதிகரிக்கும் என்பதை நினைவில் கொள்க). இத்தகைய கொதிநிலையில் அதிகரிப்பு கரைசலின் செறிவைச் சார்ந்ததாகும். கரைசலின் செறிவு மோலால் எண்ணுகக் குறிக்கப்பெறும்.

இவ்வாருன காரணங்களுக்குட்பட்டு ஒரு நீர்மத்தின் உறைநிலை அந் நீர்மத்தாலான கரைசலின் உறை நிலையினின்றும் மாறுபடுகிறது. கரைசலின் உறைநிலை நீர்மத்தின் உறைநிலையைவிடத் தாழ்வாக அமையும். கரைசலின் இத்தகைய உறைநிலைத் தாழ்வு கரைசலின் செறிவைச் சார்ந்தமைகிறது.

கரைசல்களின் செறிவு குறித்து ரௌல்ட் விதியின் இரு கூறுகள் பின்வருமாறு:

(1) ஒரு கரைசலின் கொதிநிலை ஏற்றமோ அல்லது உறைநிலைத் தாழ்வோ கரைபொருளின் மோலால் எண்ணுக்கு ஏற்ற விகிதத்தில் அமையும்.

(2) பல்வேறு கரைபொருள்கள் சமமான மோலால் எடைகளில் ஒரே அளவான கரைப்பானில் கரைந்து கரைசல்களை உருவாக்குமெனில் அக் கரைசல்கள் கொதிநிலை ஏற்றமோ, அல்லது உறைநிலைத் தாழ்வோ அனைத்தும் ஒரே அளவாகவே அமையும்.

இவ் விதிக் கூறுகள் மின்பகுளிகளல்லாத கரைபொருள்களின் நீர்த்த கரைசல்களுக்கு மட்டுமே பொருந்தும். ரௌல்ட் விதியை அடிப்படையாகக் கொண்டு கரைசலின் கொதிநிலை ஏற்றத்திற்கும் மோலால் எண்ணுக்கும் தொடர்பு உண்டாக்க முடியும்.

w_1 கிராம் எடையான கரைபொருள் w_2 கிராம் எடையான கரைப்பானில் கரைக்கப்படுவதாகக் கொள்வோம்.

கரைபொருளின் மூலக்கூற்றெடை M_1 என்பதனுல் அதன் கிராம்-மூலக்கூறு எண் அல்லது மோலார் எண் $\frac{w_1}{M_1}$ ஆகும்.

$$\left.\begin{array}{l} w_2 \text{ கி. கரைப்பானில் உள்ள கரை} \\ \text{பொருளின் கிராம்-மூலக்கூற்றெடை} \end{array}\right\} = \frac{w_1}{M_1}$$

$$1000 \text{ கி.} \quad ,, \quad ,, \quad ,, \quad = \frac{w_1}{M_1} \times \frac{1000}{w_2}$$

1000 கிராம் கரைப்பானில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் கிராம் - மூலக்கூற்றெடை மோலால் எண் ஆகும்.

எனவே, கரைசலின் மோலால் எண் $= \frac{w_1 \times 1000}{M_1 \times w_2}$

கரைப்பாகுகிய நீர்மத்தின் கொதிநிலேக்கும், கரைசலின் கொதிநிலேக்கும் இடையேயான வேற்றுமை அளவு $\triangle T$ என்பதாலுல் ரௌல்ட் விதியின்படி,

$$\triangle T \propto \frac{W_1 \times 1000}{M_1 \times W_2}$$

$$= Ke \frac{W_1 \times 1000}{M_1 \times W_2}$$

Ke என்பது ஒரு மாறிலி எண்ணுகும். இதற்குக் கரைசலின் கொதிநிலே மாறிலி (Molal elevation constant or ebullioscopic constant) என்று பெயர். மோலால் எண் ஒன்று என்பதாக அமைந்த கரைசலின் கொதிநிலே கரைப்பான் நீர்மத்தின் கொதிநிலேயைவிட எவ்வளவு கூடுதலாக அமையுமோ அந்த அளவே கொதிநிலே மாறிலி என்பதை எளிதில் தெளியலாம். 1 கிராம் - மூலக்கூற்றெடையான கரைபொருளே 1000 கிராம் கரைப்பானில் கரைத்து உருவான கரைசலின் செறிவு 1 மோலால் எண் என்பதறிக.

Ke-யின் மதிப்பை நீர்மம் ஆவியுறுவதற்கான உள்ளுறை வெப்ப (latent heat of vapourisation) அளவிலிருந்தும் கணக்கிட்டுக் கொள்ளலாம்.

$$Ke = \frac{2T^2}{1000L}$$

T என்பது நீர்மத்தின் கொதிநிலே (தனிச் சூன்ய நிலேக்குக் கணக்கிடப்பட்டது), L என்பது ஆவியாக்க உள்ளுறை வெப்பம்.

ஏற்கனவே மூலக்கூற்றெடை அறியப்பட்ட கரைபொருள் கொண்டமைந்த கரைசலேக் கொண்டு ஆய்வு நிகழ்த்தி

அந் நீர்மத்தின் கொதிநிலை மாறிலி Ke-யின் மதிப்பைக் கணக்கிட்டு அறியலாம். ஆய்வுக் கூடங்களில் பயன்படுத்தப் படும் கரைப்பான்கள் சிலவற்றின் கொதிநிலை மாறிலிகள் இங்கு தரப்பட்டிருக்கின்றன.

கரைப்பான்	Ke	கரைப்பான்	Ke
நீர்	0.52	அசெட்டோன்	1.72
பென்சீன்	2.64	கார்பன்டெட்ரா குளோரைடு	5.22
எதில் ஆல்கஹால்	1.23	அசெட்டிக் அமிலம்	3.10
ஈதர்	2.11	குளோரோ ஃபார்ம்	3.86

சில குறிப்புகளில் கரைப்பானின் அளவு ஒரு கிலோகிராம் என்றில்லாமல் 100 கிராம் என்பதாகவும் குறிப்பிடப்பட்டிருக்கும். 1 கிராம்-மூலக்கூற்றெடையளவான கரைபொருளை 100 கிராம் கரைப்பானில் கரைப்பதனுல் உருவாகும் கரைசலின் செறிவு 10 மோலால் எண் உள்ளதாக அமையும். அதற்கேற்ப Ke-யின் மதிப்பு 10 மடங்கு அதிகமாகிவிடும் (கரைசலின் செறிவு அதிகரித்தால் அதன் கொதிநிலை அதிகரிக்கும் என்பதை நினைவில் கொள்க). இவ்வாறு 100 கிராம் கரைப்பானை அடிப்படையாகக் கொண்டமையும் நீர்க்கரைசலின் Ke-யின் மதிப்பு $0.52 \times 10 = 5.2$ என்ருகும். இதேபோல் பிறவற்றிற்கும் கணக்கிட்டுக் கொள்ளலாம்.

மேலே விவரிக்கப்பட்ட காரணங்களினுலேயே கரைசலின் உறைநிலைத் தாழ்வுக்கும் மோலால் எண்ணுக்கும் தொடர்பு உண்டாக்க முடியும். $\triangle T$ என்பது உறைநிலைத் தாழ்வு ஆகுமானுல்,

$$\triangle T \propto \frac{W_1}{M_1} \times \frac{1000}{w_2}$$

$$= Ke \frac{W_1}{M_1} \times \frac{1000}{w_2}$$

மாறிலியான Ke கரைசலின் உறைநிலை மாறிலி (molal depression constant or cryoscopic constant) எனப்படும். மோலால் எண் ஒன்று என்றமைந்தகரைசலின் உறைநிலை கரைப்பானின் உறைநிலையினும் எவ்வளவு தாழ்வுறுமோ அந்த அளவே உறைநிலை மாறிலி Ke என்பது விளங்கும்.

Ke–யின் மதிப்பை நீர்மம் உறைவதற்கான உள்ளுறை வெப்ப (latent heat of fusion) அளவிலிருந்து கணக்கிடலாம்.

$$Ke = \frac{2T_o^2}{1000l}$$

T_o என்பது நீர்மத்தின் உறைநிலை (தனிச் சூன்ய நிலைக்குக் கணக்கிடப்பட்டது), l என்பது அதன் உறைநிலை உள்ளுறை வெப்பம். கரைப்பான்கள் சிலவற்றின் உறைநிலை மாறிலிகள் கீழே தரப்பட்டிருக்கின்றன.

கரைப்பான்	Kc	கரைப்பான்	Kc
நீர்	1.86	அசெட்டிக் அமிலம்	3.90
பென்சீன்	5.12	குளோரோஃபார்ம்	4.90
நைட்ரோபென்சீன்	6.90	நாஃப்த்லீன்	7.00
ஈதர்	1.79	காம்ப்ஃபர் (கற்பூரம்)	40.00
கார்பன் டெட்ரா குளோரைடு	29.80		

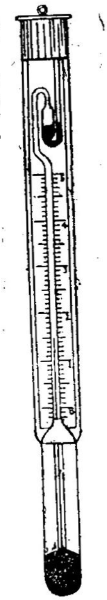
ரௌல்ட் விதியால் அமைந்த சமன்பாடுகளை நோக்குகையில் Ke, Kc, $\triangle T$, W_1, W_2 ஆகிய விவரங்கள் ஆய்வுகளின் மூலமாகக் கண்டறியப்பட்டால் ஆவியுருச் சேர்மங்களின் மூலக்கூற்றெடைகளை நிர்ணயித்து விடலாமெனத் தெளிவாகிறது.

மூலக்கூற்றெடைகளை ஆய்வு மூலம் அறிதல் : இத்தகைய ஆய்வுகளுக்கு முக்கியமான அளவீடு கொதிநிலை ஏற்றம் அல்லது உறைநிலைத் தாழ்வு குறித்த அளவாகும். இது துல்லியமாக அளவிடப்பட்டால்தான் இதன் அடிப்படையில் கணக்கிடப்படும் மூலக்கூற்றெடை துல்லியமாக அமையும். எனவே $\frac{1}{100}$ டிகிரி அளவுக்குத் துல்லியம் கொண்ட வெப்ப அளவீட்டுமானி அமைந்தால் மிக்க உதவியாக இருக்கும். பெக்மன் என்பார் வகுத்தமைத்த வெப்பமானி மூலம் மிகக் குறுகிய வெப்பநிலை மாற்றத்தைக்கூடத் துல்லியமாக அளக்கலாம். இதற்கு பெக்மன் வெப்பமானி என்று பெயர். இதைக் கையாளும் முறை பிற வெப்பமானிகளைக் கையாளும் முறைகளினின்றும் மாறுபட்டிருப்பதால் முதலில் அதனை அறிவோம்.

பெக்மன் வெப்பமானி எந்த வெப்பநிலையையோ அல்லது உறைநிலையையோ குறிப்பிட்டு அளக்காது. இரண்டு வெப்ப நிலைகளுக்கு இடையேயான வேற்றுமை அளவைத்தான் மிகத் துல்லியமாக அளக்கும் அமைப்புக் கொண்டது.

வெப்பமானியின் அடிப்புறத்தில் பெரிய குமிழ் ஒன்றில் பாதரசம் அடங்கியிருக்கிறது. மேற்புறத்தில் உச்சியில் வளைவுக் குழல் இணைந்த குமிழ் ஒன்றும் பாதரசம் கொண்டிருக்கும். இவ்விரு பகுதிகளும் நுண்ணிழைக் குழாய் மூலம் இணைக்கப்பட்டிருக்கின்றன. நுண்ணிழைக் குழாயின் பின்புறத்தில் வெப்பநிலை அளவீடுகள் குறிக்கப்பட்டிருக்கும். ஒரு டிகிரி 100 நுண்பிரிவுகளாகப் பிரிக்கப்பட்டிருக்கும். எனவே, ஒரு நுண்பிரிவு 0.01°C என்பதாக அமையும்.

கொதிநிலை சம்பந்தமான ஆய்வுகளுக்குப் பயன்படுத்தப்படும்போது பாதரசமட்டம் நுண்ணிழைக் குழாயின் கீழ்ப்பகுதியிலும், உறைநிலை சம்பந்தமான ஆய்வுகளுக்குப் பயன்படுத்தும்போது பாதரசமட்டம் நுண்ணிழைக் குழாயின் மேற்பகுதியிலும் அமையுமாறு வகைசெய்துகொள்ள முடியும். ஆய்வுக்காக ஒருமுறை இவ்வாறு வகைசெய்துகொண்ட பின்னர் ஆய்வு முடியும்வரை அந்த அமைப்பை மாற்றிவிடக்கூடாது.



படம் 43
பெக்மன் வெப்பமானி

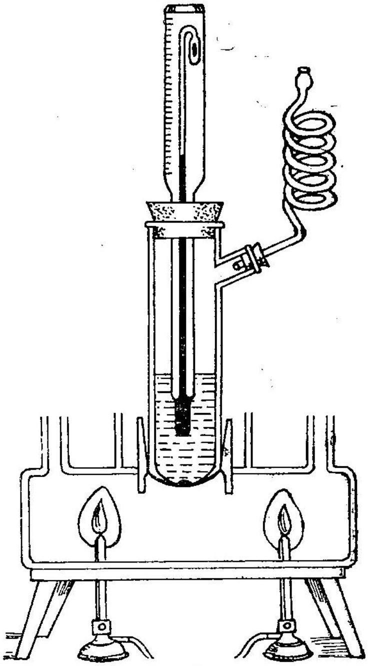
கொதிநிலை ஏற்ற முறையால் மூலக்கூற்றெடை அறிதல்

இதற்கென அமையும் ஆய்கருவியில் முக்கியமாக அமைவது கொதிகலக் குழலாகும். இதன் மேற்புறத்தில் பக்கவாட்டுக் குழாய் இணைந்திருக்கும். இக் குழாயுடன் ஆவியைக் குளிர்வித்து நீர்மமாக மாற்றும் ஆற்றுக்கலக் குழாயை இணைத்துக் கொள்க. கொதிகலக் குழலில் தேவையான அளவு ஏற்கனவே எடையிடப்பட்ட நீர்மத்தை எடுத்துக்கொள்க.

குழலை ஒரு-துளையிட்ட அடைப்பானுல் மூடி, ஏற்கனவே வகைசெய்யப்பட்ட பெக்மன் வெப்பமானியைத் துளையினூடே பொருத்தவும். குழலின் கீழ்ப்புறப் பகுதி உரிய வசதிகள் கொண்ட சூட்டடுப்பில் பொருந்துமாறு செய்க. இதனுல் நீர்மம் நேரடியாகச் சுடரினுல் சூடாக்கப்படாமல் ஆவிச் சூட்டினுல் தாக்கமுறச் செய்யும் வசதி ஏற்படுகிறது.

நீர்மத்தைச் சூடாக்கிக் கொதிநிலையை வெப்பமானியில் குறித்துக்கொள்ளவும். சூட்டினுல் ஆவியாகும் நீர்மம்

ஆற்றுகலத்தின் உதவியால் மீண்டும் கொதிகலக் குழாயை வந்தடையும். கொதிகலக்குழலின் அடிப்புறத்தில் பிளாட்டினக் கம்பி குழலுடனே பொருத்தி இணைக்கப்பட்டிருப்பதால்



படம் 44

நீர்மம் சீராகக் கொதியுற வாய்ப்பு அமைகிறது. நீர்மத்தின் கொதிநிலை துல்லியமாகக் குறிக்கப்பட்ட பின்னர், வெப்பச் சூழ்நிலையை அகற்றி நீர்மத்தைக் குளிரச்செய்தல் வேண்டும். எந்தச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்றெடை கணக்கிடப்பட வேண்டுமோ அதனைத் துல்லியமாக எடையிட்டு, அடைப்பானைத் திறந்து நீர்மத்தினுள் இடவும். சேர்மத்தின் ஒரு சிறு பகுதியும் பாழாகாமல் நீர்மத்தை அடைய எச்சரிக்கை கொள்ளவேண்டியது அவசியமாகும். வெப்பமானியின் அடிப்புறத்தைக் கொண்டே கலக்கி கரைசலைச் சீரானதாக்கிக் கொண்டு மீண்டும் ஆய்வைத் தொடரவும். இப்போது கொதிநிலையைச் சுட்டும் பாதரச மட்டம் உயர்ந்திருக்கும். பாதரச மட்டம் நிலைபெற்றவுடன் அவ் வெப்பநிலையைத் துல்லிய அளவில் குறித்துக்கொள்ளவும். ஆய்வுக் குறிப்புகளைப் பட்டியற்படுத்திக் கரைபொருளாக அமைந்த சேர்மத்தின் மூலக்கூற்றெடையைக் கணக்கிடலாம்.

விளக்கக் கணக்கு : 120.0 கிராம் பென்சீனில் 764 மில்லி கிராம் எடையான ஒரு கரைபொருளைக் கலந்ததனால் அதன் கொதிநிலை 0·083°C உயர்ந்தது. பென்சீனின் கொதிநிலை மாறிலி 2.64 எனின், கரைபொருளின் மூலக்கூற்றெடையைக் கணக்கிடுக.

பென்சீனின் எடை	= 120·0 கி.
கரைபொருளின் எடை	= 0.764 கி.
கொதிநிலை உயர்வு	= 0.83°C
பென்சீனின் கொதிநிலை மாறிலி	= 2.64.

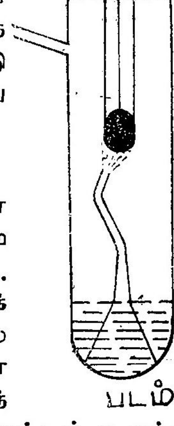
$$\Delta T = Ke \frac{W_1 \times 1000}{M_1 \times W_2}$$

$$0.083 = \frac{2.64 \times 0.764 \times 1000}{M_1 \times 120}$$

$$M_1 = \frac{2.64 \times 0.764 \times 1000}{0.083 \times 120}$$

$$= 202.5$$

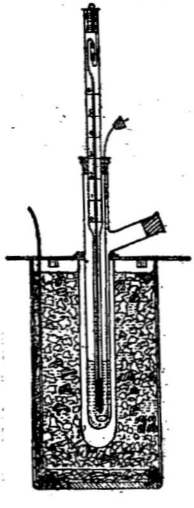
மேலே விவரிக்கப்பட்ட பெக்மன் முறை ஆய்வுக் கருவியைப் பயன்படுத்துவதால் சில குறைபாடுகள் கண்டறியப்பட்டன. லாண்ட்ஸ் பெர்கர், காட்ரெல் ஆகிய இருவர் மேம்பாடடைந்த புதிய ஆய்வுக் கருவிகளை அறிமுகப்படுத்தினர். காட்ரெல் புதுப்பித்த முறைமூலம் நீர்மம் நேரடியாக வெப்பமானியுடன் தொடர்பு கொள்ளாமல் நீர்ம ஆவி அதனுடன் தொடர்பு கொள்ளும் வகையில் மாற்றம் செய்தார். இம் மாற்றத்தால் நீர்மமோ, கரைசலோ அதி சூட்டு நிலை (super heating) கொள்ளாதவாறு பாதுகாக்கப்பட்டது.


படம் 45

காட்ரெல் முறையின்படி வெப்பமானியின் அடிப்புறம் நீர்மத்தினுள் மூழ்காதவாறு நீர்ம மட்டத்திற்கு மேலாக வைக்கப்படுகிறது. கவிழ்க்கப்பட்ட புனல் ஒன்றை கொதிகலக் குழலின் அடிப்புறத்தில் இணைத்துவிடுவதனால் கொதிநிலையில் நீர்ம ஆவி புனல் காம்பின் வழியே வெப்பமானியின் அடிப்புறத்தைத் தாக்குகிறது. இத் தாக்கத்தினால் பாதரச மட்டம் உயர்ந்து உரிய வெப்ப நிலையைக் குறிக்கிறது.

உறைநிலைத் தாழ்வு முறையால் மூலக்கூற்றெடை அறிதல் (பெக்மன் முறை) : இம் முறைக்கும் தேவையான ஆய்வுக் கருவிகளுள் முக்கியமானது கொதிகலக் குழல்தான். மேற்புறத்தில் பக்கவாட்டில் போக்குக் குழாயும் அமைந்திருக்கும். குழலின் வாய்ப்புறத்தை இரு துளையிட்ட அடைப்பானுல் மூடவேண்டும். ஒரு துளை வழியே கலக்கி ஒன்றையும் மறு துளை வழியே பெக்மன் வெப்பமானியையும் பொருத்தி அமைக்கவும். வெப்பமானியில் இந்த ஆய்வுக்குரியவாறு நீர்மத்தின் உறைநிலையைச் சார்ந்து பாதரச மட்டம் நுண்ணிழைக் குழாயின் மேற்பகுதியில் அமையுமாறு வகைசெய்து கொள்ளவேண்டும். பக்கவாட்டுக் குழாயையும் ஓர் அடைப்பானுல் மூடிவிடுக.

குழலில் தேவையான அளவு (நிர்ணயிக்கப்பட்ட எடை கொண்டது) நீர்மத்தை எடுத்து அதைச் சுற்றிப் போர்வைக் காப்பாக அமைந்த மற்ருேர் அகன்ற குழலில் பொருத்தி உறைபனிக் கலவையில் நிறுத்தி வைக்கவும். உறைபனிக் கலவையின் வெப்ப நிலை நீர்மத்தின் உறைநிலையினும் 5.10°C தாழ்ந்திருக்கவேண்டும். உறைபனிக் கலவை தொட்டியிலும் ஒரு கலக்கி இருக்க வேண்டியது அவசியமாகும்.



படம் 46

குழலினுள் எடுத்துக் கொள்ளப்பட்ட நீர்மக் கரைப்பானின் உறைநிலையை வெப்பமானியில் குறித்துக்கொள்க. எந்தச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்றெடை நிர்ணயிக்கப்பட வேண்டுமோ அதனை வில்லை வடிவாக்கிக் கொண்டுத் துல்லியமாக எடையிட்டுக் கொள்க. பின்னர் கரைப்பான் அடங்கிய குழலை உறைபனிச் சூழலினின்றும் வெளியே நீக்கித் திண்ம உருவினின்றும் மாற்றி நீர்ம நிலைக்குக் கரைப்பானை மாற்றிக்கொள்ள வேண்டும். பக்கவாட்டுக் குழாயைத் திறந்து எச்சரிக்கையுடன் சேர்ம வில்லையை நீர்மத்தினுள் இடவும். கலக்கி கொண்டு நன்கு கலக்கிஞல் சேர்க்கப்பட்ட கரைபொருள் நீர்மத்தில் கரைந்துவிடும். மீண்டும் குழலை, உறைபனிச் சூழலுக் குட்படுத்தவும். பாதரச மட்டம் முன்னினும் கீழாகத் தாழ்கிறது. அதி குளிர்வு நிலை (super cooling) யை முன்னிட்டு வெகுவாகத் தாழ்ந்துவிட்ட பாதரச மட்டம் சிறிது இடைவேளைக்குப்பின் சற்று உயர்ந்து நிலையாக

நிற்கிறது. இந்த நிலையான பாதரச மட்டம் கரைசலின் உறை நிலையைச் சுட்டுகிறது. இந்த அளவை வெப்பமானியில் துல்லியமாகக் குறித்துக்கொள்ளவும். உறைநிலைகளில் ஏற்பட்ட வேற்றுமை அளவு கரைசலில் பங்குகொண்ட கரை பொருள் சேர்மத்தால் என்பதனால் உரிய பட்டியல் விவரங்களின் மூலம் அதன் மூலக்கூற்றெடையைக் கணக்கிடலாம்.

ஆவியுருச் சேர்மங்களின் மூலக்கூற்றெடையை நிர்ணயிக்க கொதிநிலை ஏற்ற முறையைவிட இந்த உறைநிலைத் தாழ்வு முறை அதிக வசதியானதாகும்.

விளக்கக் கணக்கு : 20.0 கிராம் நீரில் 0.311 கிராம் எடையான சேர்மம் ஒன்றைக் கரைத்ததால் உருவான கரைசலின் உறைநிலை $-0.51°C$, நீரின் உறைநிலை மாறிலி 1.86 என்பதால் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்றெடை என்ன ?

நீரின் எடை	=20.0 கி.
கரைபொருளின் எடை	=0.311 கி.
நீரின் உறைநிலை	=0°C
கரைசலின் உறைநிலை	=−0.51°C
∴ உறைநிலைத் தாழ்வு	=0.0—(−0.51)
	=0.51°

$$\triangle T = Kc\frac{W_1\times 1000}{M_1\times W_2}$$

$$0.51 = \frac{1.86\times 0.311\times 1000}{M_1\times 20.0}$$

$$M_1 = \frac{1.86\times 0.311\times 1000}{0.51\times 20.0}$$

$$= 56.65$$

பிறழ் மூலக்கூற் றெடைகள் (Abnormal molecular weights)**:** ஆவியுருப் பொருள்களின் மூலக்கூற்றெடைகளை நிர்ணயிக்கும் போது கரைசலில் கரைபொருளின் மூலக்கூற்றுச் செறிவே அடிப்படையாய் அமைகிறது. சவ்வூடு பரவல் அழுத்தத்திற்கோ அல்லது கொதிநிலை ஏற்றத்திற்கோ அல்லது உறைநிலைத் தாழ்வுக்கோ காரணமாய் அமைவது கரைபொருளின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையேயன்றி கரைபொருளின் நேரடி எடையன்று. பல்வேறு முறைகளைக் கையாண்டாலும் ஒரு சேர்மத்திற்கு மூலக்கூற்றெடை ஒன்றுகத்தான் அமைய முடியும். இதில் பெரும்பாலான சேர்மங்களைப் பொருத்த

வரை ஐயப்பாடு எதுவும் இல்லை. ஆனால் சில சேர்மங்களின் மூலக்கூற்றெடைகளை அவை கொண்ட கரைசல்களின் மூலமாக நிர்ணயிக்கும்போது, எதிர்பார்ப்பதற்கேற்ப மூலக் கூற்றுக் குறியீடுகள் சுட்டும் மூலக்கூற்றெடைகளைப் பெற முடிவதில்லை. கரைப்பானில் கரைக்கப்படும்போது அத்தகைய பொருள்கள் தம் மூலக்கூற்று நிலையினின்றும் பிறழ்கின்றன என்பதே இதற்குக் காரணம் என முடிவு செய்யப்பட்டிருக் கிறது. உண்மையான மதிப்பீட்டிற்குத் தாழ்ந்தோ உயர்ந் தோ இந்தக் கணக்கீடுகள் அமைகின்றன. இவ்வாறு பிறழ்ந்த கணக்கீடுகள் கொண்டமைந்தவற்றைப் பிறழ் மூலக்கூற் றெடைகள் என்கிறோம்.

எடுத்துக்காட்டாக, சில்வர் நைட்ரேட்டின் மூலக்கூற் றெடை 170 என்பதாக மூலக்கூற்றுக் குறியீடு Ag NO_3 சுட்டு கிறது. ஆனால் உறைநிலைத் தாழ்வு ஆய்வின் மூலமாகக் கணக்கிடப்பட்டபோது அதன் மூலக்கூற்றெடை 93 என்ப தாகத் தெரியவந்தது. இதற்குக் காரணம் சில்வர் நைட்ரேட் மூலக்கூறுகளின் 84% மூலக்கூற்று நிலையினின்றும் பிறழ்ந்து அயனமடைந்ததேயாகும் என்பது தெளிவாயிற்று. இவ்வாறு நிகழ்வதை மூலக்கூற்றுப் பிரிகை (molecular dissociation) என்கிறோம். எனவே, மூலக்கூறு பிரிகையுறுவதன் காரணமாக மூலக்கூற்றெடையில் தாழ்வு எண்ணிக்கை விளைகிறது.

சில சேர்மங்களின் மூலக்கூறுகள் கரைசல் நிலையில் தனித்தனியாக அமையாமல் இரண்டு அல்லது மூன்று மூலக்கூறுகள் இணைந்து திரட்சி கொள்கின்றன. ஃபீனால் நீரில் கரையும்போது அமையும் கரைசல் இரண்டு ஃபீனால் மூலக்கூறுகள் ஒன்றாக இணைந்து திரண்டுவிடுகின்றன. உறை நிலைத் தாழ்வு முறையின்படி ஃபீனாலின் மூலக்கூற்றெடை 162. ஆனால், குறியீடு C_6H_5OH சுட்டும் மூலக்கூற்றெடை 94 என்பதாகும். இதற்கான காரணத்தை ஆராய்கையில் சுமார் 84% ஃபீனால் மூலக்கூறுகள் இரட்டையாக இணைந்து கொள்வதால்தான் என்பது தெரியவந்தது. இவ்வாறு மூலக்கூறுகள் இணைந்து திரள்வதை மூலக்கூற்றுக் கூடுகை அல்லது மூலக்கூறு இணக்கம் (molecular association) என்கிறோம்.

12. கூழ்கள்

(Colloids)

தாமஸ் கிரஹாம் (Thomas Graham) என்பார் தம் அரிய பரிசோதனைகளின் முடிவாகக் கரைபொருள் (solute) களை இரண்டு வகைகளாகப் பிரித்தார். தாவரச் சவ்வு (membrane) களையோ, விலங்கினச் சவ்வுகளையோ கரைசல்களில் இடை நிறுத்தும்போது சிலபொருள்கள் சவ்வுப்படலத்தைக் கடந்து சென்றன; வேறு சில அவ்வாறு கடந்து செல்ல இயலவில்லை. உப்பு, சர்க்கரை முதலிய பொருள்கள் எளிதில் கடந்து செல்லும் வாய்ப்புப் பெற்றவை; இவை படிகப் பொருள்கள் (crystalloids) எனப்படுகின்றன. பொட்டாசியம் நைட்ரேட் முதலிய கனிமப் பொருள்களும் ஆக்சாலிக் அமிலம் முதலிய கரிமப்பொருள்களும் உலோகங்களும் இவ் வகுப்பைச் சாரும். சவ்வுப் படலத்தைக் கடக்க முடியாத பொருள்கள் படிக உருவமற்ற பொருள்களாக விளங்குகின்றன. வச்சிரம், ஜெலாட்டின் (Gelatin), தரசம், பிசின், அகரகர் (Agar-agar) முதலியன இவ் வகுப்பைச் சாரும். இவை கூழ்கள் (colloids) என்றழைக்கப்படுகின்றன.

இத்தகைய கூழ்ப் பொருட்கள் பன்னெடுங் காலத்திற்கு முன்பே மனித குலத்திற்கு அறிமுகமாகிவிட்டன. உடம்பில் மினுமினுப்பு ஊட்டுவதற்காகவும் வேறு மருத்துவப் பயன் களுக்காகவும் தங்கத்தை நீரில் கூழ் நிலையாக்கி இரசவாதிகள் பயன்படுத்தி யிருக்கிறார்கள். பத்தொன்பதாம் நூற்றாண் டில் வாழ்ந்த விஞ்ஞானி பெர்ஸீலியஸ்(Berzelius) இத்தகையன வற்றைப் போலிக் கரைசல்கள் என்று பெயரிட்டழைத் தார். செல்மி (Selmi) என்பாரும், ஃபாரடே (Faraday) என் பாரும் இத்துறையில் ஆராய்ச்சிகள் செய்து கூழ் பொருள் களின் இயல்புகளைக் கண்டறிந்தனர். இவர்களுக்குப் பின்

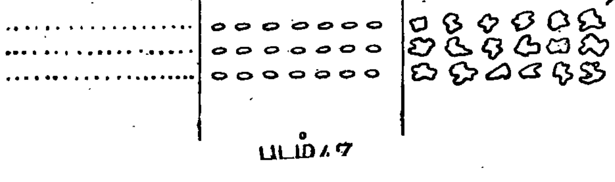
வந்த தாமஸ் கிரகாம் பரிசோதனை முடிவுகளைத் தொகுத்துக் கூழ்களைப்பற்றிய விவரங்களை விரிவுபடுத்தினார்.

சவ்வுப் படலத்திலுள்ள இடைவெளிகள் மிகக் குறுக லானவை. கூழ்களின் கரைசல்கள் அளவில் பெரிதான துணுக்குகளைக் கொண்டிருப்பதனால் அவை படலத்தைக் கடந்து செல்ல முடியாதபடி தடுத்து நிறுத்தப்படுகின்றன. படிக உருப் பொருள்களின் கரைசல்கள் மூலக்கூறு அளவின தான, அல்லது அதற்கும் சிறிய அளவுடைய அயனிகளான துணுக்குகளைக் கொண்டிருக்கின்றன. இத் துணுக்குகள் எளிதில் சவ்வுப் படலத்திலுள்ள இடைவெளிகள் மூலமாகக் கடந்து மறுபுறம் சென்றுவிடலாம். முதலில் இத்தகைய வேறுபாடுகள் திட்டவட்டமானவையாக வரையறுக்கப் பட்டன. ஆனால் பின்னர் உரிய சோதனைகள் மூலம் எந்தப் பொருளையும் கூழ்நிலைக்கு மாற்றிவிடலாம் என்பது தெரிய வந்தது. தகுந்த கரைபொருளைத் தேர்ந்தெடுப்பதன் மூலம் இதனைச் செயற்படுத்தலாம். தங்கம், செம்பு முதலிய உலோ கங்கள் நீரில் கரையா; ஆனால் உரிய முறையில் செயற் படுத்தி அவற்றையும் கூழாக்கிவிடலாம். எடுத்துக்காட்டாக, சோடியம் குளோரைடு நீரில் கரைக்கப்பட்டால் படிக உருப் பொருளாகச் செயற்படுகிறது. ஆனால், பென்சீனில் கரைத் தால் சோடியம் குளோரைட்டைக் கூழாகப் பெறலாம். சோப்பை நீரில் கரைத்தால் அதன் கூழ் கிடைக்கும்; ஆல்கஹாலில் கரைத்தால் படிகஉருவாக சோப்பு அமைகிறது. எனவே, தொடக்க காலத்தில் இருந்ததைப் போல கூழ் பொருள்கள் என்றோ படிக உருப் பொருள்கள் என்றோ பிரிவு படுத்தி வரையறுக்க முடியாது என்பதைத் தாமஸ் கிரஹாம் அறிவுறுத்தினார். எல்லாப் பொருள்களிலிருந்தும் உரிய முறைகளைக்கொண்டு அவற்றின் கூழ்களைத் தயாரித்து விடலாம் என்றும் உறுதியாய்க் கூறினார். எனவே, பொருளின் திண்ம, நீர்ம, வாயு என்று பலநிலைகளைக் குறிப்பிடுவதுபோல கூழ்நிலை என்று ஒரு நிலையை உருவகப்படுத்திக் கொள்வதே சாலச் சிறந்தது.

கரைசலில் கரைபொருள் துணுக்குகள் மூலக்கூறுக ளாகவோ, அயனிகளாகவோ இருக்கின்றன. சர்க்கரைக்கரைச லில் சர்க்கரை மூலக்கூறுகள் நீரில் நிறைந்திருக்கின்றன; சோடியம் குளோரைடு கரைசலில் சோடிய அயனிகளும் குளோரைடு அயனிகளும் நீரில் நிறைந்திருக்கின்றன. இக்

கரைசல்கள் ஒரே படித்தான கலவை (homogeneous mixture) களாக விளங்குகின்றன. தரசம் முதலியன நீரில் கரைந்தாலும் அதன் மூலக்கூறுகள் மிகப் பெரும் அளவினதாய் இருப்பதால் இரு வேறு படித்தான (heterogeneous) நிலைத்தோற்றத்தை உருவாக்குகின்றன. இவ்வாறு மிகப்பெரும் அளவுடையனவாய் இருந்தாலும் நுண்ணோக்கி மூலமாகக்கூட இந்த மூலக்கூறுகளைக் காணமுடியாது; சில கூழ்களில் மூலக்கூறுகள் தனித்து நிற்காமல் பல ஒன்றிணைந்து கூட்டமாக அமைகின்றன. கூட்டமைந்த மூலக்கூற்றுத் திரள்கள் கூட நுண்ணோக்கி மூலம் புலனாவதில்லை. எனவே, சாதாரண நோக்கில் உண்மைக் கரைசலின் துணுக்குகளும், கூழ்களின் துணுக்குகளும் கண்ணுக்குப் புலப்படாத காரணத்தால் இரண்டும் ஒன்றெனவே கருதத் தோன்றும். ஆனால் அல்ட்ரா மைக்ராஸ்கோப் (ultra microscope) எனப்படும் மேனிலை உருப்பெருக்கியின் மூலம் நோக்கினால் கூழில் அமைந்த துணுக்குகளைக் காணலாம். உண்மைக் கரைசலில் உள்ள துணுக்குகளை இம் முறையாலும் காண இயலாது என்ற காரணத்தால் இக் கருவியின் உதவியால் இரு கரைசல்களையும் பிரித்து இனம் கண்டுவிட முடியும்.

கூழின் துணுக்குகள் சிறிது சிறிதாகத் திரண்டு அளவில் உருப்பெருக்கம் அடைந்தால் நுண்ணோக்கி மூலமாகவே அவற்றைக் கண்டுவிடலாம். இவ்வாறு திரட்சி பெற்றுத் தொகுப்புத் துணுக்குகளைத் தொங்கல்கள் (suspensions) என்கிறோம். எனவே, கூழ்நிலைத் துணுக்குகள் மிக மிகச் சிறிதளவான உண்மைக் கரைசலின் துணுக்குகளுக்கும், தொங்கல் துணுக்குகளுக்கும் இடைப்பட்ட அளவுடையனவாக அமைந்திருக்கின்றன.

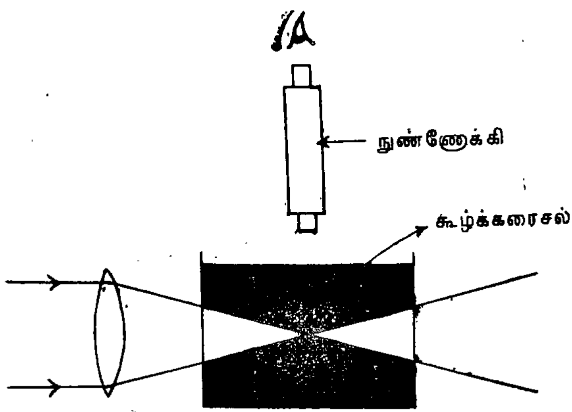


படம் 17

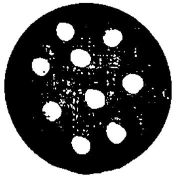
தொங்கல் துணுக்குகள் நேரடியாகக் கண் பார்வைக்குத் தென்படுகின்றன. கூழ்நிலைத் துணுக்குகளை மேனிலை

நுண்ணோக்கி மூலமாகத்தான் காணமுடியும். உண்மைக் கரைசலின் துணுக்குகளை மேனிலை நுண்ணோக்கி மூலமாகக் கூடக் காணமுடியாது.

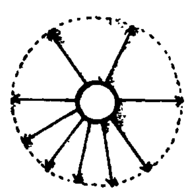
ஸிக்மாண்டி (Zigmandi) என்பவரால் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட மேனிலை நுண்ணோக்கியின் உதவிகொண்டுதான் கூழ்நிலைக் கரைசல்களின் இயல்புகளை அறிய முடிகிறது. தீவிரமான ஒளிக்கதிர்களைக் கூழ்க்கரைசலினுள் ஒருமுகப்படுத்தி நுண்ணோக்கி மூலம் ஆராயலாம். ஒளிக்கதிர் பாய்ச்சப்படும் திசைக்குச் செங்குத்துத் திசையில் நுண்ணோக்கி பொருத்தப்



மேனிலை நுண்ணோக்கி



கூழ்க்கரைசலின் தோற்றம்



துணுக்கின் ஒளிச்சிதறல்

படம் 48

பட்டிருக்கும். நுண்ணோக்கி மூலம் பார்த்தால் துணுக்குகள் மிதந்து கொண்டிருப்பனபோல் தோன்றும். இதே அமைப்பு முறையில் உண்மைக் கரைசல்களை நோக்கினால் இருட்டாகத் தோன்றுமேயன்றி வேறெதுவும் தோன்றாது. இந்த வேறுபாட்டிற்குக் காரணம் கூழ்நிலைத் துணுக்கு அளவில் பெரிதாக இருப்பதனால் தன்மீது பாய்ச்சப்படும் ஒளியைச் சிதறும் (scattering) வசதி இருக்கிறது என்பதே. நுண்ணோக்கியில் காணத் தென்படுவது இவ்வாறு சிதறிய (scattered) ஒளியே. ஒளியின் சிதறல் இல்லையேல் பொருள்கள் தென்படா என்பது அறிந்த உண்மையாகும்.

கூழ்த்துணுக்கு ஒளியைச் சிதறவிடுவதனால் உருவாகும் ஒளிவட்டம் மிகப் பெரும் அளவினதாகி நுண்ணோக்கியில் துல்லியமாகத் தெரிகிறது.

மேனிலை நுண்ணோக்கி கொண்டு ஆராயும்போது மேலும் பல உண்மைகள் வெளிப்படுகின்றன. உண்மைக் கரைசலைப் போல ஒருபடித்தான சமச் சீரான தோற்றம் கொள்ளாமல் கூழ்க் கரைசல் சமச்சீரற்று இருபடித்தான தோற்ற நிலை கொண்டிருக்கிறது. உள்நிலையாக அமைந்த நுண் துணுக்கு பிரிகைநிலைப் பொருள் (disperse phase) என்றும் கரைப்பானாக அமைந்து நுண்துணுக்குகள் நிலைக்கப் பின்னணியாகும் வெளிநிலைப் பொருள் பிரிகை ஊடகம் (dispersion medium) என்றும் பெயர் பெறும்.

வகையீடும் பெயரமைப்பும் (Classification and nomenclature): கரைசல்கள் என்ற பொது நோக்கில் காணும்போது கூழ்க் கரைசல்கள் என்பவை நீர்மத்தை வெளிநிலைப் பொருளாகவும், திண்மத்தை உள்நிலைப் பொருளாகவும் கொண்ட இருபடித்தானவற்றையே இதுவரை விவரித்தோம். பொருளின் மூன்று நிலைகளான வாயு, நீர்மம், திண்மம் ஆகியவற்றில் எந்த இரண்டும் முறைப்படி பிரிகைநிலைப் பொருளாகவும், பிரிகை ஊடகமாகவும் விளங்கிப் பலவகையான கூழ்க்கரைசல்களை உருவாக்க முடியும். பலவகையாக இணையும் முறையினால் வேறுபாடு காணும் கூழ்க்கரைசல்கள் வெவ்வேறு பெயரிடப்படுகின்றன. அவற்றைப் பின்வருமாறு பட்டியற் படுத்தலாம்.

	முறைமை		பெயர்	மேற்கோள்
	பிரிகை நிலைப் பொருள்	பிரிகை ஊடகம்		
1.	வாயு	நீர்மம்	நுரை	சோப்பு நுரை
2.	வாயு	திண்மம்	திண்ம நுரை	புனமஸ் என்னும் நுரைக்கல், வாயுக்களை உள்ளடக்கிய சில தாதுக்கள்
3.	நீர்மம்	வாயு	பனி, மூடு பனி, மேகம்	மழை, பனி, மேகங்கள்
4.	நீர்மம்	நீர்மம்	பால்மம்	பால், நீர் - பென்சீன் கலவை, எண்ணெய்-நீர் கலவை
5.	நீர்மம்	திண்மம்	களி அல்லது பாகு	சோப்பு, சிலிசிக் அமிலம், அல்வா
6.	திண்மம்	வாயு	அரோசால் (காற்றுக்கூழ்)	கரிப்புகை, அம்மோனியம் குளோரைடு வெண்புகை
7.	திண்மம்	நீர்மம்	பொதுக் கூழ் நீர்மக் கூழ்	நீரில் தங்கத் துணுக்குகள், பென்சீனில் நிக்கல் துணுக்குகள்
8.	திண்மம்	திண்மம்	திண்மக் கூழ்	வண்ணக் கண்ணுடிகள், வைரக்கற்கள்.

இரண்டு வாயுக்கள் முறைமையுற்றுக் கூழ் உருவாவதில்லை. வாயுக்களின் மூலக்கூறுகள் ஒன்றுடன் ஒன்று கட்டுப்பட்டுபிணைப்புற்றிருப்பதில்லை என்பதனால் இரண்டு வாயுக்கள் தனித்தனித் தோற்ற நிலைகளை அமைக்க முடிவதில்லை. கூழ்கள் பலவகைப்பட்டாலும் முன்மாதிரியானதும், ஆராய எளியதானதுமான நீர்மம் முறைமையுடையவற்றையே நுணுகி ஆராய்வோம். இத்தகைய கூழ்கள் கரைசால்கள் (Sols) எனப்படும். பிரிகை ஊடகமாக எப்பொருள் அமைகிறதோ அதை அனுசரித்துக் கரைசால்களுக்குப் பெயரிட

லாம். நீரைக்கொண்டு அமைந்தால் நீர்க்கரைசால்(hydrosol) என்றும், ஆல்கஹாலைக் கொண்டு அமைந்தால் ஆல்கோ-கரைசால்(alcosol)என்றும், பென்சீனைக்கொண்டு அமைந்தால் பென்சோ-கரைசால் (benzosol) என்றும் கரைசல்கள் பெயர் பெறும்.

கூழ்களை மேலும் நன்கு பரிசீலிக்கும்போது மற்றுமோர் இயல்பு வெளிப்படுகிறது. பிசின், வச்சிரம் முதலியன நீரில் இடப்பட்டுக் கலக்கப்பட்டவுடனேயே கூழ்களாக மாறிவிடுகின்றன. இவ்வாறு நீரிலிடப்பட்டவுடன் எவ்வித இடையூறுமின்றிக் கூழ்களாக மாறுவனவற்றை நீர்கவர்கூழ்கள் (hydrophibic sols) என்று அழைக்கலாம். கரைப்பானாக வேறு நீர்மங்களும் பயன்படலாம் என்பதனால்இத்தன்மை கொண்டவற்றைக் கரைப்பான்-கவர்-கூழ்கள் (lyophibic sols) என்று பொதுவாக அழைக்கலாம். வேறு காரணங்களால் இத்தரப்பான கூழ்கள் தம் நிலையிலிருந்து பாழ்படுத்தப்பட்டாலும் மீண்டும் விரைவில் அவற்றைக் கூழ்நிலைக்குத்திரும்பக் கொண்டுவந்துவிடலாம். எனவே, இவற்றை மீள்திறக் கூழ் (reversible colloids) என்றும் அழைக்கலாம்.

உலோகங்கள், உலோக சல்பைடுகள், உலோக ஹைட்ராக்சைடுகள் முதலிய பிற கனிமப் பொருள்களை நீருடன் கலக்கினால் எதிர்பார்க்கும் கூழ் கிடைப்பதில்லை. விரைவிலும் நேரடியாகவும் கூழ் அமைக்காத இவற்றை நீர் வெறுக்கும் கூழ்கள் (hydrophobic colloids) என்றழைக்கலாம். கரைப்பானாகப் பிற நீர்மங்களைப் பயன்படுத்தலாம் என்பதனால் பொதுவாக இவை கரைப்பான்-வெறுக்கும்-கூழ்கள் (lyophobic colloids) என்றும் இவை அழைக்கப்படுகின்றன.இத்தகைய கூழ்கள் தயாரிக்கப்பட்ட பின்னர் சிறு இடையூறு நேர்ந்தாலும் வீழ்படிவமாகப் படிந்துவிடும். வீழ்படிவமாகவோ, அல்லது வேறு முறையிலோ கூழ்நிலையிலிருந்து பாழ்படுத்தப்பட்டால் இவை மீண்டும் கூழ்நிலைக்குத் திரும்புவதில்லை. எனவே, இவற்றிற்கு மீள்திறமிலாக் கூழ்கள் (irreversible colloids) என்றும் பெயருண்டு.

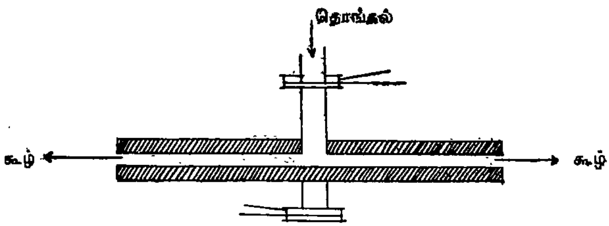
கூழ்களைத் தயாரிக்கும் முறைகள் : அநேகமாக எல்லா பொருள்களுமே கூழ்நிலைக்கு மாற்றப்படலாம். சிலவற்றை எளிதில் தயாரிக்கலாம்; பிறவற்றை நீண்ட முயற்சிக்குப் பின்னர்தான் கூழ்நிலைக்கு மாற்றமுடியும். எடுத்துக்காட்டாக, பிசின், தரசம், வச்சிரம் முதலியவற்றை நீரிலிட்டுக் கலக்கினாலோ சூடுபடுத்தினாலோ அப் பொருட்கள் கூழ்நிலையை

அடைகின்றன. ஆனால் உலோகங்கள், அவற்றின்சேர்மங்கள் போன்ற கனிமப் பொருட்களை உரிய முறைகளுக்கு உட்படுத்தி மிகுந்த முயற்சி எடுத்துக்கொண்டாலன்றி அவற்றைக் கூழ்நிலைக்கு மாற்ற முடியாது.

மேலோட்டமாகக் கவனிக்கும்போது இரண்டு முறைகளினால் கூழ்களைத் தயாரிக்கலாம் என்றறியலாம். முதல் முறையால், பருமனானவற்றைச் சிதைத்து கூழ்நிலைக்குரிய நுண்துணுக்குகளாக மாற்றலாம். இவ் வகையைச் சார்ந்த முறைகளைச் சிதறல் முறைகள் (dispersion methods) என்பர். இரண்டாவது முறையாக, முன்னதற்கு மாற்று முறையாக அணுக்களையும் மூலக்கூறுகளையும் திரட்டிக் கூழ்நிலை அளவுக்குத் தொகுக்கும் வழிகளைக் கையாளலாம். இதனை திரட்டு முறை அல்லது நெருக்க முறை(condensation method) எனலாம்.

சிதறல் முறைகள்:

(i) **எந்திர வழிச் சிதறல்** (Mechanical dispersion): பிரிகை நிலைப் பொருள் பொடிப் பொடியாக நன்கு அரைக்கப்பட வேண்டும். பின்னர் பிரிகை ஊடகத்திலிட்டு அதைக் கலக்கினால் உரிய தொங்கல் தயாராகிவிடும். இத் தொங்கல் கூழ் எந்திரம் (colloid mill) எனப்படும் ஒரு திரிகை எந்திரத்தினுள் செலுத்தப்படும். உலோகத்தால்செய்யப்பட்ட இரண்டு வட்டத் தகடுகள் ஒன்றையொன்று தொட்டுக் கொண்டிருக்கின்றன போல் தோன்றும் அளவுக்கு நெருக்கமாக அமைக்கப்பட்டிருக்கும். இவை இரண்டும் எதிர்த் திசைகளில் வெகு வேகமாகச் சுழலும் வகையில் அமைந்திருக்கும்.



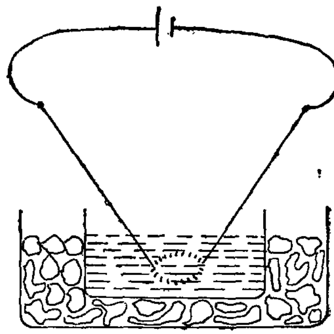
படம் 49

திரிகைத் தகடுகளிடையே தொங்கல் துணுக்குகள் நெருக்கமுற்றுச் சிதைவதன் விளைவாக வெளியேறும் துணுக்குகள் கூழ்நிலை அளவில் நுண்ணளவுடன் அமைகின்றன.

(ii) **மின்பொறி சிதறல்** (Electro dispersion): இது பிரெடிக் (Bredig) என்பார் வகுத்த மின்பொறி முறையாகும்.

உலோகங்களைப் பிரிகைநிலைப் பொருளாகக் கொண்ட கூழ்களை இம் முறையால் தயாரிக்கலாம். உலோகங்களைக் கழிகள் உருவில் அமைத்துக் கொண்டு அவற்றை மின்வாய்களாகப் (electrodes) பயன்படுத்தவேண்டும். பிரிகை ஊடகத்தை ஒரு கொள்கலத்தில் எடுத்துக்கொண்டு அந்த நீர்மத்திற்குள் உலோகக் கழிகள் இரண்டை மின்கழிகளாக இணைக்க வேண்டும்; அவற்றின் முனைகள் அருகருகே அமைந்திருக்கட்டும். இந்த அமைப்பு மிகக் குளிர்ந்த நிலையில் இருக்கக் கொள்கலத்தைச் சூழ உறைபனிக் கலவையை இடவேண்டும்.

மின்கழிகளினூடே மின்சாரம் பாய்ச்சப்படுகிறது. இதன் விளைவாகக் கழி முனைகளிடையே மின்பொறிச் சுடர் உருவாகிறது. இது மிக அதிக வெப்பம் கொண்டிருக்கும். அந்த வெப்ப நிலையில் திண்மமான உலோகம் ஆவி நிலையை அடைகிறது. ஆவி நிலையில் அணுக்களாக உள்ள உலோகம் குளிர்ந்த ஊடகத்தின் சூழ்நிலையால் அடுத்தடுத்துள்ள அணுக்களுடன் இணைந்து திரண்டு கூழ்நிலை அளவினதாக மாறுகிறது. இவ்வாறு உருவாகும் கரைசலை நிலைப்படுத்த ஊடகத்தில் சிறிதளவு பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடைக் கலப்பது நல்ல பலனைத் தரும். பெருந் துணுக்குகள் எவையேனும் உருவாகியிருக்குமானால் உரிய முறையில் தூய்மைப் படுத்திக் கொள்ளலாம்.



படம் 50

அணுக்கள் உருவாகித் திரண்டு கூழ்நிலையை அடைவதனால் இதைத் திரட்டு முறையாகக் கூடக் கருதலாம். ஆனால் முதன் முதலில் எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட உலோகக் கழிகளின் பருமனை அடிப்படையாகக் கொண்டு நோக்கினால் இம்முறையைச் சிதறல் முறையென்றே கருதவேண்டும். மருத்துவத் துறைக்கும் பிறவற்றிற்கும் தேவையான தங்கம், பிளாட்டினம், வெள்ளி, செம்பு முதலிய உலோகங்களின் கரைசால்கள் இவ்வாறாகத்தான் தயாரிக்கப்படுகின்றன.

(iii) **கூழ் கரைசலாக்கல் முறை** (Peptization method): இரட்டைச் சிதைவு முறையாலோ அல்லது வேறு

முறையாலோ ஃபெர்ரிக் ஹைட்ராக்சைடைத் தயாரிக்கலாம். சோதனைக் குழலில் அது வீழ்படிவமாக அடியில் படிந்துவிடும். அந்த வீழ்படிவத்தைத் தனியே எடுத்து நீரில் கலக்கிச் சிறிதளவு ஃபெர்ரிக் குளோரைடைச் சேர்த்துக் கலக்கினால் ஃபெர்ரிக் ஹைட்ராக்சைடின் கரைசல் கிடைக்கும். வீழ்படிவமாக அமைந்ததைக் கூழ் வடிவத்திற்குக் கரைசலாக மாற்றும் இம் முறைக்குக் கூழ் கரைசலாக்க முறை (peptization method) என்று பெயர். கரைசால் உருவாகத் தூண்டுகோலாக அமைந்த ஃபெர்ரிக் குளோரைடு போன்றவை கூழ் கரைசலாக்கக் கரணிகள் (peptising agents) எனப்படும். அலுமினியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலை இம் முறையினால் தயாரிக்கலாம்; இதற்குக் கூழ் கரைசலாக்கக் கரணி நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமில **மாகும்.**

திரட்டு முறைகள்

(1) அதி குளிர்ச்சி முறை (Excessive cooling method): நீரைப் பிரிகைநிலைப் பொருளாகவும், கரிம நீர்மங்களைப் பிரிகை ஊடகங்களாகவும் கொண்டு கரைசல்களைத் தயாரிக்கலாம். கரிம நீர்மமான குளோரோ ஃபார்மில் சிறிதளவு நீரைச் சேர்த்துக் கலக்கி இக் கலவையை உறை பனிக்கலவை(பனிக்கட்டியும் உப்பும் கலந்தது)யின் சூழ்நிலையில் வைத்தால் நீர்ப்பகுதி மூலக்கூறுகள் சிறு சிறு துணுக்குகளாகத் திரண்டு தேவையான கரைசால்கள் தயாராகி விடுகின்றன. இவ்வாறே நீர்-ஈதர் கரைசால்களும் தயாரிக்கப் படலாம்.

(2) கரைப்பான் பரிமாற்ற முறை (Exchange of solvent method): கந்தகம், பாஸ்பரஸ் முதலியன நீரில் அதிகம் கரைவதில்லை. ஆனால், அவை ஆல்கஹாலில் எளிதில் கரைந்துவிடுகின்றன. இக் கரைசல்களில் இவை மூலக்கூறுகளாகத் தனித்தமைகின்றன. ஆல்கஹால் கரைசலை அதிக அளவு நீரிலிட்டுக் கலக்கினால் இத் தனிமங்களின் நீர்க்கரைசாலைப் பெறலாம். கரைப்பானாக முதலில் ஆல்கஹால் செயலாற்றியது. பின்னர் நீர் கரைப்பானாக மாறியது. இம் மாற்றத்தினால் கரைபொருட்களின் கரைதிறன் மாறிவிடுகிறது. நீரில் கரைதிறன் குறையப்பெற்றுத் தனித்தனி மூலக்கூறுகள் இணைந்து திரளத் தொடங்கியதன் விளைவாக உரிய நீர்க் கரைசால்கள் கிடைக்கப் பெறுகின்றன. இக் காரணத்தினால் தான் ஆல்கஹால் கரைசல்களில் நீரைக் கலந்தால் கலங்கல்

உருவாகிறது. கரைதிறனில் நிகழும் வேறுபாட்டினுல் கரை பொருள் வீழ்படிவதனுல் அது வெண்மையாகக் கலங்கலாகத் தோன்றுகிறது.

(3) **நீர்மத்தினுள் ஆவி புகுதல்** (Passing vapour into liquid) : இம் முறைப்படி பிரிகை நிலைப் பொருள்களைக் கொதிக்கச் செய்து அதனுல் உருவாகும் ஆவிகளைப் பிரிகை ஊடகத்தினுள்செலுத்துவதனுல்கரைசால்கள்கிடைக்கின்றன. எடுத்துக்காட்டாக மெர்க்குரியைக் கொதிக்கச்செய்து அதன் ஆவியை நீருக்குள் புகுத்தினுல் மெர்க்குரி நீர்க் கரைசால் உருவாகும். கரைசாலை நிலைப்படுத்த அம்மோனிய உப்புகளையோ சிட்ரேட்டுகளையோ நீரில் முன்கூட்டியே சிறிதளவு கலக்கலாம். சல்ஃபர் நீர்க் கரைசாலையும் இம் முறையால் தயாரிக்கலாம்.

(4) **வேதியியல் வினைப்பாடு** (Chemical action) : மேற் கூறப்பட்ட முறைகளால் கரைதிறனை அடிப்படையாகக் கொண்டே கரைசால்கள் தயாரிக்கப்பட்டன. கரைதிறன் மிகக் குறைவாயுள்ள பொருட்களின் சூழ்நிலையை உருவாக்க வேதியியல் வினைப்பாடுகள் உதவுகின்றன. இவ் வினைப்பாடு களினுல் மூலக்கூறுகள் இணைந்து திரண்டு வீழ்படிவமாக உருப்பெறுகின்றன. தக்க முறைகளைக் கையாண்டு வீழ்படிவ நிலைக்கு முன்பாகவே கூழ்நிலை அளவில் மூலக்கூறுகளைத் திரட்டிக் கரைசால்களைத் தயாரிக்கலாம். இதற்குப் பல்வேறு வேதியியல் வினைப்பாடுகள் துணைபுரிகின்றன. அவற்றை இப்போது குறிப்பிடுவோம்.

(i) **இரட்டைச் சிதைவு** (Double decomposition) : இம் முறைப்படி இரண்டு பொருட்கள் வினைப்பட்டு இரட்டைச் சிதைவடைந்து புதிய மூலக்கூறுகளை உருவாக்குகின்றன. அம் மூலக்கூறுகளின் திரட்சியால் கரைசால் தயாராகி விடுகிறது. ஆர்ஸீனியஸ் ஆக்சைடு கரைசலில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவை உட்செலுத்தினுல் இரட்டைச் சிதைவு முறையால் வேதியியல் மாற்றம் நிகழ்கிறது.

$$As_2O_3 + 3H_2S \rightarrow As_2S_3 + 3H_2O$$

ஒரு கிராம் ஆர்ஸீனியஸ் ஆக்சைடை 500 க.செ.மீ. அளவான நீரில் நன்ருகக் கரைக்கவும். தேவைப்பட்டால் நீரைக் கொதிக்கச்செய்து கரைக்கலாம். கொதிப்பதனுல் ஆவியாக வெளியேறும் நீரின் அளவை ஈடுசெய்யத் தேவை யான நீரைச் சேர்த்துக்கொள்ளவும். பின்னர் இக் கரைசலைக்

குளிரச்செய்து தூய்மைசெய்யப்பட்ட ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவை மெதுவாகக் குமிழியிடவும். வேதியியல் மாற்றம் நிகழ்கிறது என்பதைத் தெரிவிக்கும் வகையில் மஞ்சள் நிறம் கரைசலில் உருவாகிறது. இந்த நிறமாற்றம் ஆர்ஸீனியஸ் சல்ஃபைடு உருவானதனுல்தான் என்பதை அறிக. மஞ்சள் நிறத்தின் செறிவு உச்சத்தை அடைந்தவுடன் கரைசாலே கொதிக்கவைக்க வேண்டும். இவ்வாறு செய்வதனுல் அளவிற்கு அதிகமாக உட்புகுந்த ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயு வெளியேற்றப்பட்டுவிடும். இது வெளியேற்றப்படாவிட்டால் ஆர்ஸீனியஸ் சல்ஃபைடின் கூழ்நிலேயைப் பாழ்படுத்தி வீழ்படிவாக்கிவிடும். ஆன்ட்டிமொனி சல்ஃபைடு கரைசாலே யும் இம் முறையால் தயாரிக்கலாம்.

(ii) **ஆக்ஸிஜனேற்றம்** (Oxidation): நீரில் சிறிதளவு நைட்ரிக் அமிலத்தைக் கலந்து அந் நீரினுள் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைக் குமிழியிடச் செய்தால் சல்ஃபர் நீர்க் கரைசால் கிடைக்கும். இங்கு நைட்ரிக் அமிலத்திலுள்ள ஆக்ஸிஜன் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடுடன் ஆக்ஸிஜனேற்ற வினைபுரிந்து மாற்றத்தை விளைவிக்கிறது.

$$2HNO_3 \rightarrow H_2O + 2NO + 3[O]$$
$$3H_2S + 3[O] \rightarrow 3H_2O + 3S$$

இத்தகைய மாற்றத்தை சல்ஃபர் டை ஆக்சைடு வாயுவைக் கொண்டும் நிகழ்த்தலாம். இவ் வாயுவை ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு நீர்க்கரைசலினூடே குமிழியிடச்செய்தால் ஆக்ஸிஜனேற்ற முறையால் சல்ஃபர் கரைசால் கிடைக்கிறது.

$$2H_2S + SO_2 \rightarrow 2H_2O + 3S$$

(iii) **ஆக்ஸிஜ ஒடுக்கு முறை** (Reduction method): ஆக்ஸிஜ ஒடுக்கு முறைகளேயும் கரைசால்களேத் தயாரிக்கப் பயன்படுத்திக் கொள்ளலாம். ஆரிக் குளோரைடு கரைசலேயும் ஸ்டேன்னஸ் குளோரைடு கரைசலேயும் கலந்து வினைப்படுத்தினுல் தங்கக் கரைசால் கிடைக்கிறது.

$$2AuCl_3 + 3SnCl_2 \rightarrow 3SnCl_4 + 2Au$$

ஸ்டேன்னஸ் குளோரைடு ஆக்ஸிஜ ஒடுக்கக் கரணியாக வினைபுரிகிறது. இதேபோல சில்வர் நைட்ரேட் கரைசலே ட்டேனிக் அமிலம் (tannic acid) கொண்டு ஆக்ஸிஜ ஒடுக்கம் செய்து சில்வர் கரைசாலேத் தயாரிக்கலாம்.

முந்தைய முறையிலுள்ளதுபோல, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடையும், சல்ஃபர் டை ஆக்சைடையும் வினைப்படுத்தினுல்

கிடைக்கும் சல்ஃபர் கரைசாலை ஆக்ஸிஜ ஒடுக்க நிகழ்ச்சி என்றும் கருதலாம். சல்ஃபர் டை ஆக்சைடை ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு ஆக்ஸிஜ ஒடுக்கம் புரிவதாகக் கொண்டு இவ்வாறு கருதப்படுகிறது.

$$SO_2+2H_2S \rightarrow 2H_2O+3S$$

(iv) **நீராற் பகுப்பு முறை** (Hydrolysis) : இரண்டு அல்லது மூன்று க.செ.மீ. அளவான ஃபெரிக் குளோரைடு கரைசலை கொதிநிலையிலுள்ள 500 க.செ.மீ. நீரில் சிறிது சிறிதாக ஊற்றி நன்கு கலக்கினால் அடர் சிவப்பு வண்ணமாக ஃபெரிக் ஹைட்ராக்சைடு கரைசல் கிடைக்கிறது.

$$FeCl_3+3H_2O \rightarrow Fe(OH)_3+3HCl$$

இவ்வாறே அலுமினியம் குளோரைடு கரைசலைக் கொதிக்கும் நீரிலிட்டால் அலுமினியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசால் கிடைக்கும். குரோமியம், டின், பிஸ்மத் ஆகியவற்றின் ஹைட்ராக்சைடு கரைசால்களை இந்த முறை யால் தயாரிக்கலாம்.

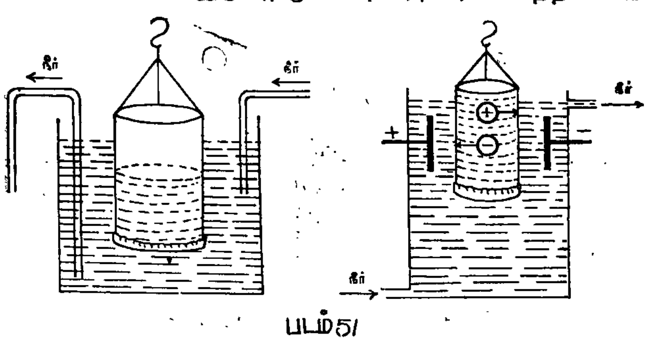
கரைசால்களைத் தூயதாக்குதல் (Purification of sols): சவ்வுப் படலங்களினூடே உண்மைக் கரைசால்களைப் பாய்ச்சினால் கரைசல் துணுக்குகள் எவ்வித இடையூறுமின்றி ஒரு புறத்திலிருந்து மறுபுறத்திற்குச் செல்கின்றன. ஆனால், கூழ்க் கரைசலைப் பார்ச்மென்ட் (parchment), கொல்லாடியன் (collodian) மெல்லிய தோல் ஜவ்வு முதலியவற்றினூடே பாய்ச்சினால் பிரிகை நிலைப் பொருளின் துணுக்குகள் சவ்வுப் படலத்தைத் தாண்டிச் செல்வதில்லை. பிரிகை ஊடகம் மட்டும் சவ்வினூடே கடந்து செல்கிறது. சவ்வுப் படலம், நுணுகிய துவாரங்கள் கொண்டமைந்ததாகும். இத் துவாரங்களின் அளவு கூழ்நிலைத் துணுக்குகளின் அளவைவிடக் குறைந்தவையாய் இருப்பதனால் அவற்றைத் தாண்டிச்செல்ல முடிவதில்லை. ஆனால், உண்மைக் கரைசல்களிலுள்ள மூலக்கூறு அல்லது அயனியின் அளவு துவாரத்தின் அளவை விடச் சிறியதாய் இருப்பதனால் கடந்துசெல்ல இயலும். இவ்வாறு ஊடுருவும் தகைமையை அடிப்படையாகக் கொண்டு படிக உருப்பொருளையும், கூழ்நிலைப் பொருளையும் சவ்வுப் படலத்தின் உதவியால் பிரிக்கும் முறையைக் கூழ்ப்பிரிப்பு முறை (dialysis) என்று பெயர். கூழ்க் கரைசலைத் தூயதாக்கக் கூழ்ப்பிரிப்புக் கருவி (dialyser) யைப் பயன்படுத்தலாம்.

கிரஹாம் பயன்படுத்திய பிரிப்புக் கருவி இருபுறம் திறப்பு கொண்ட உருளைக் குவளையாகும். ஒருபுறத்தை சவ்வுப்

படலம் கொண்டு இறுகக் கட்டிவிட வேண்டும். தூய தாக்கப்பட வேண்டிய கூழ்க்கரைசலைப் பிரிப்புக் குவளையில் எடுத்து ஒரு நீர்த் தொட்டியில் நிலைநிறுத்தப்படவேண்டும். தொட்டியிலுள்ள நீர் மெதுவாக வெளியேற்றப்பட்டுக் கொண்டும், அதை நிரப்பும் முறையில் புதிய நீர் உள்ளேற்றப்பட்டுக் கொண்டும் இருக்க வகைசெய்ய வேண்டும். சைஃபன் முறைகொண்டு இதனை நிறைவேற்றலாம். கூழ்ப்பிரிப்பு மிக மிக மெதுவாகவே இயங்க முடியும்; சில சமயங்களில் நாட் கணக்கில் இயங்க நேரலாம். பிரிப்புக் குவளையிலிருந்து சிறிது கரைசலை அவ்வப்போது எடுத்துப் பரிசோதிப்பதன் மூலம் அதில் அடங்கியுள்ள படிக உருவப் பொருளின் செறிவைக் கணக்கிட்டுக்கொள்ள முடியும்.

சோடியம் சிலிகேட் கரைசலை நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் வினைப்படுத்தினால் இரட்டைச் சிதைவு முறையில் சிலிசிக் அமிலக் கரைசால் கிடைக்கிறது. இதனைக் கூழ்ப்பிரிப்புக் கருவியிலிட்டு பிரிப்புக் குட்படுத்தினால் அயனிக ளடங்கிய சோடியம் குளோரைடு, ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் ஆகியன சவ்வுப் படலத் துவாரங்களினூடே வெளி யேறித் தொட்டி நீருடன் வெளியேறிவிடுகின்றன. குவளையில் தூயதாக்கப்பட்ட நிலையில் சிலிசிக் அமிலக் கரைசல் பின் தங்கிவிடுகிறது.

அயனிகள் கரைசாலில் மாசாகக் கலந்திருந்தால் அவை கூழ்நிலையைப் பாழ்படுத்திவிடும். அயனிகள் மின்னியல்பு கொண்டிருக்கும் என்பதனால் மின்புலம் அமைத்து அவற்றை நீக்கிவிடலாம். இம் முறையை மின்வழிக்கூழ் - படிகப்பகுப்பு முறை (Electrodialysis) என்கிறோம். முன்னர் கூறப்பட்ட மாசுநீக்க முறையின் புதிய அமைப்பே இது. நீர்த்தொட்டி யில் குவளையின் இரு புறமும் எதிரெதிரே மாற்றியல்பான



படம் 51

மின்கழிகளைப் பொருத்தி மின்புலத்தை உருவாக்கவும். மின் புலப் பின்னணியில் அயனிகள் மின் கழிகளை நோக்கி ஈர்க்கப் படுகின்றன. இதனால் மாசுகளான அயனிகள் வேகமாகக் கரைசலைவிட்டு நீங்கி நீர்ப்பரப்பை அடைகின்றன. நீர் வெளியேற்றப்பட்டுக் கொண்டே இருப்பதனால் அதன் ஓட்டத்தில் அயனிகளும் தொட்டியினின்றும் வெளியேறி விடுகின்றன. இம் முறையினால் கால தாமதத்தைத் தவிர்க்க லாம். ஆனால், அயன இயல்பில்லாத சர்க்கரை, யூரியா போன்ற மாசுகளை நீக்க இம் முறை பயன்படாது.

கூழ்நிலைக் கரைசல்களின் தன்மைகள்

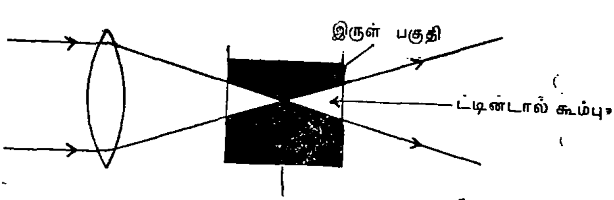
(1) பல்படித்தன்மை (Heterogenity) : நுண்ணளவின தான திண்மத் துணுக்குகள் நீர்மப்பரப்பில் விரவிக் கிடக்கும் நிலையே கூழ்நிலை. மேனிலை நுண்ணோக்கி மூலம் காணுகையில் திண்மம், நீர்மம் என்ற இரு நிலைகளையும் தனித்தனியே வரையறுத்துக் காணலாம். இவ்வாறான இரு படித்தான நிலைமையினால் சமச் சீரான உண்மைக் கரைசலி னின்றும் இதனை வேறுபடுத்துகிறோம். துணுக்குகளின் அளவினங்களில் ஏற்பட்ட வேறுபாடே இதற்குக் காரணம்.

(2) சவ்வூடுபரவல் அழுத்தம் (Osmotic pressure) : நுண் துணுக்குகள் நீர்மத்தில் விரவிக் கிடப்பதனால் உண்மைக் கரைசலினால் உருவாகும் சவ்வூடுபரவல் அழுத்தம் கூழ்நிலைக் கரைசலிலும் உருவாகிறது. துணுக்குகளின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்க அதிகரிக்க இந்த அழுத்தத்தின் அளவும் அதிகரிக் கிறது. உண்மைக் கரைசலில் இருப்பவை மிக நுண்ணியதான அயனிகள் அல்லது மூலக்கூறுகள். ஆனால் அத்தகைய துணுக்குகள் சுமார் ஆயிரம் இணைந்து திரண்டதே பிரிகை நிலைப்பொருளின் ஒரு துணுக்கு என்று கூறலாம். எனவே, குறிப்பிட்ட எல்லைக்குள் குறைந்த அளவு கூழ்நிலையிலான துணுக்குகளே இருக்கமுடியும் என்பதனால் நியதிக்கேற்ப சவ்வூடு பரவுகை அழுத்தம் குறைவாகவே அமைகிறது. சவ்வூடு பரவுகை அழுத்தத்தை அடிப்படையாகக் கொண்டு பிரிகை நிலைப்பொருளின் மூலக்கூற்று எடையை நிர்ண யித்து விடலாம். அவ்வாறு கணக்கிட்டதில் சில கூழ்நிலைப் பொருளின் மூலக்கூற்று எடை சுமார் முப்பதாயிரம் இருப்ப தாகத் தெரியவருகிறது.

(3) அளவினம் (Size) : கூழ்நிலைப் பொருள் துணுக்குகளின் விட்டம் 6 முதல் 250 மில்லி மைக்ரான்க ளாக உள்ளது. 1 மில்லி மைக்ரான் என்பது 10^{-7} சென்டி

மீட்டருக்குச் சமமாகும். வடிகட்டித் தாளைக் கொண்டு கூழ்நிலைப் பொருளை வடிகட்டிப் பிரித்துத் தூயதாக்க முடியாது என்பதற்கு இதுவே காரணம். வடிகட்டித் தாளில் அமைந்துள்ள துவாரத்தின் விட்டம் பிரிகைநிலைப்பொருள் துணுக்கின் விட்டத்தைப்போல் பன்மடங்கு அதிகமாகும்.

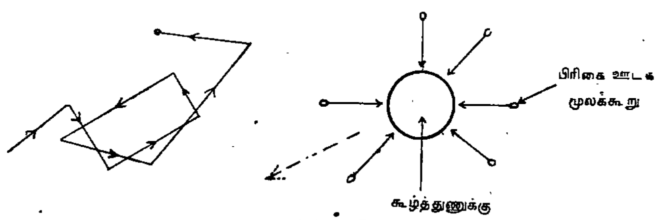
4. டிண்டால் விளைவு (Tyndall Effect) **அல்லது ஃபாரடே - டிண்டால் தோற்றப்பாடு** (Faraday-Tyndall phenomenon): ஓர் இருட்டறைக்குள் ஒளிக்கற்றை சன்னமாக உட்புகுந்தால் அது செல்லும் வழியில் மிதக்கும் தூசுத் துணுக்குகள் துல்லியமாகத் தெரிகின்றன. தூசுத் துணுக்குகள் ஒளியைச் சிதறிடிப்பதனுலேயே இவ்வாறு கோடிட்டாற்போன்ற தோற்றம் உண்டாகிறது. இவ்வாறே சக்தி வாய்ந்த ஒளிக்கற்றையைக் கூழ் நிலைக் கரைசலினுள் செலுத்தினல் ஒளியின் பாதை நீல நிறமாகத் தோன்றுகிறது. இத் தோற்றப்பாடு முதலில் ஃபாரடேயால் கண்டுபிடிக்கப்பட்டு டிண்டால் என்பவரால் ஆராயப்பட்டதனுல் ஃபாரடே-டிண்டால் தோற்றப்பாடு என்று இது அழைக்கப்படுகிறது. சுருக்கமாக இதனை டிண்டால் விளைவு என்று கூறுவர். பிரிகைநிலைப் பொருளின் துணுக்குகள் ஒளியைச் சிதறச் செய்வதனுல் இவ் விளைவு ஏற்படுகிறது. ஒளிக்கற்றை செல்லும் பாதையைப் பக்க வாட்டத்திலிருந்து பார்த்தால் இரண்டு கூம்புகள் கவிழ்ந்த நிலையில் இருப்பதாகத் தோன்றும். நீல நிறமான இக் கூம்புகளை டிண்டால் கூம்புகள் (Tyndall cone) என்றழைக்கிறேம்.



படம் 52

ஃபாரடே-டிண்டால் தேற்றப்பாட்டை அடிப்படையாகக் கொண்டுதான் மேனிலை நுண்ணேக்கி செய்யப்பட்டிருக்கிறது. இதன் உதவியால் உண்மைக் கரைசலில் மாசாக உள்ள தொங்கல் துணுக்குகளை அடையாளம் கண்டு கொள்ளலாம்.

(5) ப்ரௌனிய இயக்கம் (Brownian movement): மேனிலை நுண்ணோக்கி மூலமாகக் கரைசாலைக் கூர்ந்து நோக்கினால் தொங்கல் துணுக்குகளாகத் தோன்றும் பிரிகை நிலைப் பொருளின் துணுக்குகள் நிலையற்று இடைவிடாமல் அங்குமிங்குமாக வேகமாக இயங்கிக் கொண்டிருப்பது தெரிய வரும். அவற்றின் இயக்கம் சீராக ஒரே பாதையில் அமையாமல் மடங்கி மடங்கித் திசைமாறிக்கொண்டே இருக்கும். மகரந்தத் தூள் நீரில் மிதக்கும்போது அது நீர்ப் பரப்பின்மேல் ஒழுங்கின்றித் திசைமாறித் திரிவதை நுண்ணோக்கியின் மூலம் முதன் முதலில் ராபர்ட் ப்ரௌன் (Robert Brown) கண்டார். இந்த இயக்கத்திற்கு ப்ரௌனிய இயக்கம் (Brownian movement) எனப் பெயரிடப்பட்டது.



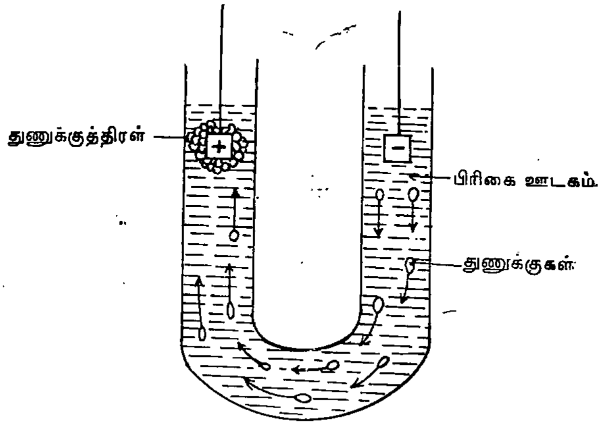
படம் 53

மூலக் கூறுகளின் இயக்கத் தேற்றத்தின் அடிப்படையில் ப்ரௌன் இயக்கத்திற்கான காரணத்தைக் காணலாம். பிரிகைநிலைப் பொருளின் ஒரு துணுக்கைச் சூழ்ந்து எண்ணிக்கையில் அதிகமான பிரிகை ஊடகத்தின் மூலக் கூறுகள் அமைந்துள்ளன. மூலக்கூறுகள் எப்போதும் இயங்கிக் கொண்டிருக்கின்றன என்பதை அறிவோம். அவ்வாறு இயங்கும் பாதையில் உள்ள கூழ்த் துணுக்கை அவை மோதுகின்றன. துணுக்கின் அளவையும் மூலக்கூறு களின் இயக்கத் தன்மையையும் கொண்டு ஆராயும்போது சமச் சீரற்ற மோதல்கள் நிகழ்கின்றன. இறுதி விளைவாக எண்ணிக்கையில் அதிக அளவான மோதல்கள் அமைந்த திசையில் துணுக்கு இயங்குகிறது.

நீர்ம மூலக்கூறுகள் இம்முறையில் கூழ்த் துணுக்கை மோதி இயங்கச்செய்துகொண்டிருப்பதனால்தான் இத்தகைய துணுக்குடன் ஒன்றுடன் ஒன்று இணைந்து வீழ் படிவமாக மாறாமல் கூழ்நிலையிலேயே நிலைக்க முடிகின்றது. துணுக்குக ளிடையே அமையும் ஈர்ப்புக் கவர்ச்சியை நீர்ம மூலக்கூறுகள்

தடைப்படுத்தி இயங்கச் செய்வதனுல் இந் நிலைப்புத் தன்மை உண்டாகிறது.

6. மின்முனைக் கவர்ச்சி (Electrophoresis) : கூழ்த் துணுக்குகளின் இயல்புகளில் முக்கியமானதாக இதைக் குறிப்பிடலாம். U வடிவமைந்த குழலில் கூழ்நிலை கரைசலை எடுத்து இரு வாயிற்புறங்களில் தனித்தனியே மின்கழிகளைப் பொருத்தவும். இக் கழிகளின் மூலமாக மின்புலத்தை உருவாக்கினுல் கூழ்த் துணுக்குகள் குறிப்பிட்ட திசை நோக்கிப் பயணப்பட்டு மின்வாயைச் சூழ்ந்து திரள்கின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, ஆர்ஸீனியஸ் சல்ஃபைடை இந் நிலைக்குட்படுத்தினுல் நேர் மின்வாயில் அதன் துணுக்குகள் திரளும். இவ்வாறு மின் புலப் பின்னணியில் துணுக்குகள் இடம்பெயர்ந்து திரள்வதை மின்முனைக் கவர்ச்சி என்றழைக்கிறோம்.



படம் 54

ஆர்ஸீனியஸ் சல்ஃபைடு துணுக்குகள் நேர் மின்வாய் நோக்கி ஈர்க்கப்படுவதனுல் அவற்றிற்கு மின்னூட்டம் உண்டு என்பது தெளிவாகிறது; மேலும் ஒவ்வொரு துணுக்கும் எதிர் மின்னூட்டம் பெற்றிருப்பதும் தெரிகிறது. கூழ்நிலைக் கரைசல்களைப் பரிசோதிக்கும்போது அவற்றின் துணுக்குகள் மின்னூட்டம் பெற்றவையாகவே இயங்குகின்றன என்பது புலனுகிறது. மின்புலக் குடியேற்ற முறையால் துணுக்குகளின் மின்னூட்ட வகையை அறியலாம். சில நேர்மின்னூட்டம் கொண்டும், பிற எதிர் மின்னூட்டம் கொண்டும் இயங்கு

கின்றன. உலோகங்கள், உலோக சல்ஃபைடுகள், பிசின்கள், தரசம் முதலியவற்றின் கூழ்நிலைத் துணுக்குகள் எதிர் மின்னூட்டம் கொண்டு விளங்குகின்றன. உலோக ஆக்சைடுகள், உலோக ஹைட்ராக்சைடுகள் முதலியன நேர் மின்னூட்டம் கொண்டும் விளங்குகின்றன.

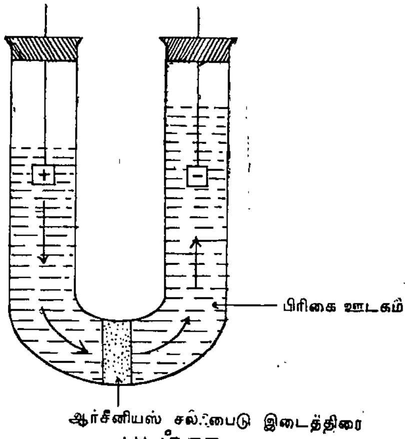
கூழ்த்துணுக்குகளின் இத் தன்மையால் ஆலைகளில் தொழிலியல் பயன்பாடுகள் அமைகின்றன. எந்திர எரி பொருள்களிலிருந்து கரிப்புகை மிக உயரமான கூண்டுகள் மூலமாகக் காற்றில் விடப்படுகின்றது. கரிப்புகை என்பது கரியை பிரிகைநிலைப் பொருளாகவும் வாயுவை அல்லது காற்றைப் பிரிகை ஊடகமாகவும் கொண்ட கூழ்நிலைப் பொருளாகும். கூழ்த் துணுக்கில் இணைந்திருக்கும் மின்னூட்டத்தை மின் புலத்தின் உதவியால் நீக்கிவிட்டால் கரித் துணுக்குகள் ஒன்று திரண்டு கூண்டின் அடிப்புறத்திலேயே பின் தங்கிவிடும். கூண்டின் உச்சி வழியே வாயு அல்லது காற்று வெளியேறி மேக மண்டலத்துடன் கலந்துவிடும். கரித் துணுக்குகள் கலந்தால் காற்று மண்டலம் மாசடைந்து தீங்குகள் விளைவதை இவ்வாறு தடுத்துப் பாதுகாக்கலாம்.

இவ்வாறே சாய்க்கடைகளில் சேகரமாகும் கழிவுநீரில் கூழ்நிலைப் பொருள்கள் அமைந்திருக்கின்றன. அவற்றின் மின்னூட்ட வகையறிந்து ஒன்று திரட்டி உரப்பொருளாகப் பயன்படுத்துகிறார்கள். ரப்பரை அதற்குரிய பிரிகை ஊடகத்தில் அமைத்து உலோகப் பரப்புகளில் படியச் செய்யலாம். இதை மின்முலாம் பூசுதலுக்கு ஒப்பிடலாம்.

7. மின்வழி ஊடு பரவுதல் (Electroosmosis) : கூழ்க் கரைசலின் துணுக்குகள் மின்னூட்டம் பெற்றவை என்றும் மின்புலப் பின்னணியில் அவை மின்வாய் நோக்கி இயங்குகின்றன என்றும் கண்டோம். அவ்வாறு துணுக்குகளை இயங்க விடாமல் தடுத்து நிறுத்தி நிலைப்படுத்தினால் என்ன நேரும் என்பதனை இப்போது காணலாம்.

U-வடிவக் குழாயில் பிரிகைநிலைப் பொருளான ஆர்ஸீனியஸ் சல்ஃபைடை நுண்துளையுற்ற இடைத்திரையாக அமைத்து அதன் இரு புறங்களிலும் நீரிட்டு நிரப்பவும். நீரினுள் மின்கழிகளைப் பொருத்தி மின்புலப் பின்னணியை உருவாக்கவும். இப்போது ஆர்ஸீனியஸ் சல்ஃபைடு இயங்க முடியாதபடித் தடுக்கப்பட்டு விட்டதால் நேர்-மின்வாய் நோக்கி அதனால் செல்லமுடியாது. ஆனால் வேறோர்

இயக்கம் நிகழ்கிறது. பிரிகை ஊடகம் இடைத் திரையைத் தாண்டி எதிர் மின்வாய் பொருத்தப்பட்ட குழாயில் சேகர மாகி நிலை உயர்ந்து மேலேறி நிற்கிறது. அதாவது துணுக்கு இயங்க முடியுமானால் எந்த மின்வாய் நோக்கி இயங்குமோ அதற்கு எதிர் திசையில் பிரிகை ஊடகம் இயங்கி மின்வாயில் தேங்குகிறது.



படம் 55

களிமண்ணிலிருந்து ஈரத்தைப் போக்கவும் சாயத்தொழி லில் உலர் சாயத்தூள் தயாரிக்கவும் இம்முறை பயன் படுத்தப்படுகிறது.

8. திரிதல் (Coagulation): கூழ்நிலைக் கரைசாலில் அடங்கி யுள்ள பிரிகைநிலைப் பொருளின் துணுக்குகள் தம் இயல்பி னின்றும் மாறி ஒன்றுடன் ஒன்று இணைந்து திரண்டு வீழ்படி வாவதைத் திரிதல் என்கிறோம். தன்னியல்பாகவே இம் மாற்றம் நிகழலாம்; இல்லையேல் மின்பகுளிகளைக் கலப்பதனால் நிகழலாம். கூழ்நிலைக் கரைசல் நெடுநாட்கட்கு வைக்கப்பட் டிருந்தால் ப்ரௌன் இயக்கத்தின் போது துணுக்குகள் ஒன் றுடன் ஒன்று இணைய வாய்ப்புகள் பெருகுகின்றன. காலப் போக்கில் பெருந் திரட்டுக் குழுக்கள் வீழ்படிவாகிக் குவிந்து விடுகின்றன.

மின்பகுளிகளைக் கலந்தால் இத்தகைய திரிதல் உடனடி யாக நிகழ்கிறது. மின்பகுளிகளின் மின்னூட்டம் (electrical charge) கூழ்த்துணுக்குகளின் மின்னூட்டத்தைச் சமனப்

படுத்துவதனுலேயே உடனடித் திரிதல் ஏற்படுகிறது. ஆர்சீனியஸ் சல்ஃபைடு கூழ்க் கரைசலில் பிரிகைநிலைப் பொருளின் துணுக்குகள் எதிர் மின்னூட்டம் கொண்டிருக்கின்றன. இக் கூழ்க் கரைசலில் அலுமினியம் குளோரைடு கரைசலை ஊற்றிக் கலந்தால் ஆர்சீனியஸ் சல்ஃபைடு வீழ்படிகிறது. கலக்கப்பட்ட கரைசலில் உள்ள அலுமினியம் அயனி நேர் மின்னூட்டம் கொண்டிருக்கிறது. Al^{+++} அயனிகள் ஆர்சீனியஸ் சல்ஃபைடு துணுக்குகளைச் சூழ்ந்து அவற்றைச் சார்ந்த எதிர்மின்னூட்டத்தைச் சமனப்படுத்துகின்றன. மின்னூட்டம் பொருந்தியிருந்தவரை ஒரே துருவ இயல்பு கொண்டிருந்த கூழ்த் துணுக்குகள் ஒன்றை ஒன்று நெருங்க முடியாமல் தனித்து நின்றன. மின்னூட்ட வலி விழந்தவுடன் துணுக்குகள் தமக்குள் நேரும் கவர்ச்சியினுல் ஒன்றையொன்று இணைந்து திரண்டு வீழ்ந்து படிந்தன. இத்தகைய திரிதல் நேர அலுமினியம் அயனிகளே காரணம் என்று நிருபிக்கும் வகையில் ஆர்சீனியஸ் சல்ஃபைடு வீழ்படிவத்தில் அலுமினியம் அயனிகள் இருப்பது பரிசோதனை மூலம் தெளிவுறுத்தப்பட்டது.

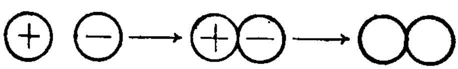
மின்னூட்டம் பெற்ற அயனிகளால்தான் திரிதல் நேர்கிறது என்பதனுல் தன்னில் இணைந்திருக்கும் மின்னூட்டத் திறத்தின் அளவுக்கேற்பத் திரிதலை ஓர் அயனி நிகழ்த்துகிறது என்று கூறலாம். எடுத்துக்காட்டாக, பேரியம் குளோரைடு கரைசல் ஆர்சீனியஸ் சல்ஃபைடை அலுமினியம் குளோரைடு கரைசலைவிடத் தாமதமாகவும் குறைந்த அளவிலும்தான் திரியச் செய்கிறது. ஆனுல் அது பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசலைவிட விரைவாகவும் அதிக அளவிலும் திரியச் செய்கிறது. இந்த மூன்று கரைசல்களிலும் திரிதலில் ஈடுபாடு கொள்பவை Al^{+++}, Ba^{++}, K^{+} ஆகிய நேர்மின் அயனிகளே. இவற்றில் தனித்தனியே இணைந்திருக்கும் மின்னூட்டத் திறனுக்கு ஏற்ப செயல்திறம் விளைகிறது. அயனிகளின் மின்னூட்டத்திறன் அவ்வவற்றின் இணைதிறனைப் பொருத்ததாகும். கூழ்த்துணுக்குகளை வீழ்படியச் செய்யும் திறனை வரிசைப்படுத்தினுல் மேற்கூறப்பட்ட நேர்மின் அயனிகளை

$$Al^{+++} > Ba^{++} > K^{+}$$

என்ற முறையில் வரிசைப்படுத்தலாம். பொதுவாகக் கூறினுல் ஈடுபாடுடனும் அயனியின் இணைதிறனுக்கு ஏற்ப வீழ்படிவு நிகழ்கிறது. இது ஹார்டிஷுல்ஸ் விதி (Hardy-Schulze Law) எனப்படும்.

நேர்மின்னூட்டம் கொண்ட ஃபெர்ரிக் ஹைட்ராக்சைடு கூழ்த்துணுக்குகளையும் இவ்வாறே வீழ்படியச் செய்யலாம். மேலே குறிப்பிடப்பட்ட மின்பகுளிகளையே உபயோகித்து ஃபெர்ரிக் ஹைட்ராக்சைடை திரிதலாக்கலாம். ஃபெர்ரிக் ஹைட்ராக்சைடு கூழ்த்துணுக்குகள் நேர்மின்னூட்டங் கொண்டவை. எனவே, எதிர் மின்னூட்டம் கொண்ட குளோரைடு அயனிகள் திரிதலில் ஈடுபடுகின்றன. ஹார்டி ஷூல்ஸ் விதியின்படி பொட்டாசியம் குளோரைடை விடப் பொட்டாசியம் சல்ஃபேட் அதிகப் பயன் விளைவிக்கிறது. இதற்குக் காரணம் Cl^- அயனியின் இணைதிறன் ஒன்றும் SO_4^{--} அயனியின் இணைதிறன் இரண்டும் ஆக இருப்பதனால்தான்.

மின்பகுளிகளைத் தனிப்படக் கலக்காமல், எதிர் எதிர் மின்னூட்டம் கொண்ட கூழ்த்துணுக்குகளாலான கூழ்க் கரைசல்களைக் கலந்தாலும் திரிதல் விளைகிறது. துணுக்குகளின் மின்னூட்டங்கள் ஒன்றுக்கொன்று சமனப்பட்டுக் கவர்ச்சி விசையால் உந்தப்பட்டு வீழ்படிவாக அமைகின்றன. எதிர்மின்னூட்டம்கொண்ட ஆர்சீனியஸ் சல்ஃபைடு கூழையும் நேர்மின்னூட்டம் கொண்ட ஃபெர்ரிக் ஹைட்ராக்சைடு கூழையும் கலந்தால் சமனமுற்ற துணுக்குகள் வீழ்படிகின்றன.



படம் 56

9. கூழ்நிலைப் பாதுகாப்பு (Protection) : கூழ்நிலையைப் பல்வேறு பயன்கருதிப் பாதுகாக்க வேண்டியது அவசியமாகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, தங்கம், கந்தகம் போன்றவை மருத்துவ முறையில் கூழ்நிலையில் பெரிதும் பயன்படுகின்றன. சாதாரண திண்ம நிலையில் செயல்படுவதைவிட கூழ்நிலையில் அவை மேலான முறையில் செயல்படுகின்றன. மின்பகுளிகள் கலந்தால் கூழ்நிலை பாழாகித் திரிந்துவிடும். இதைத்தடுக்க நீர் கவரும் கூழ்களான ஜெலாட்டின், முட்டைவெள்ளை ஆகியவற்றைப் பாதுகாக்கப்படவேண்டிய கூழ்களில் கலந்துவிட்டால் மின்பகுளிகளினால் பாதிப்பு ஏற்படுவதில்லை. இம் முறையால் ஜெலாட்டின் கூழைத் தங்கக்கூழில் கலந்தால் அதன்பின்னர் சோடியம் குளோரைடு சேர்த்தாலும் வீழ்படிவு நிகழ்வ

தில்லை. மின்பகுளிகள் சேர்க்கப்பட்டாலும் வீழ்படிவு நிகழாத வகையில் முன்னேற்பாடாகக் கூழ்களில் தற்காப்பாக நீர் கவரும் கூழ்களின் சிறிதளவைக் கலக்கும் முறைக்குக் கூழ்நிலைப் பாதுகாப்பு என்று பெயர். இவ்வாறு கூழ்களை நிலைப்புறச் செய்ய சேர்க்கப்படும் நீர் கவரும் கூழுக்குப் பாதுகாப்புக் கூழ் என்று பெயர்.

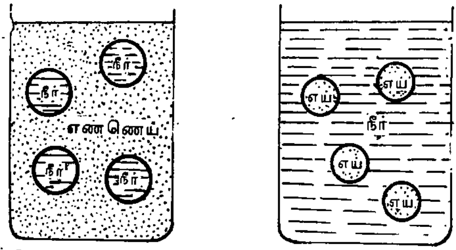
பாதுகாப்புக்கூழ் கவசமாக விளங்கி மற்றதைப் பாதுகாத்து வீழ்படிவு நிலை அடையாமல் தடுத்துவிடுகிறது. இப் பாதுகாப்புத்திறன் வெவ்வேறு கூழ்களுக்கு வெவ்வேருக அமையும். அவற்றைத் தர நிர்ணயம் செய்துவிடலாம்.

10 க. செ. மீ. தங்கக்கூழை 10% செறிவான 1 க.செ.மீ சோடியம் குளோரைடு கரைசலைக் கலப்பதனால் நிகழும் திரிதலைத் தடுக்க எத்தனை மில்லிகிராம் பாதுகாப்புக்கூழ் தேவையோ அந்த எண்ணிக்கையே அப் பாதுகாப்புக் கூழின் திறனை வெளிப்படுத்தும். இதற்குக் கூழ்க்காப்புத்திறன் எண் (Gold number) என்று பெயர். ஜெலாட்டின் கூழ்காப்புத் திறன் எண் 0.005, முட்டைவெள்ளையின் திறன் எண் 0.08, கருவேலன்பிசின் திறன் எண் 0.10. இந்த எண்களின் பரிசீலனையிலிருந்து ஜெலாட்டினுக்கே அதிக கூழ்காப்புத்திறன் இருப்பதை அறியலாம்.

* பால்மம் (Emulsion) : ஒரு நீர்மம் பிரிகை நிலைப்பொருளாகவும், மற்றொரு நீர்மம் பிரிகை ஊடகமாகவும் அமைந்த கூழ்க் கரைசல் பால்மம் எனப்படும். ஒன்றுடன் ஒன்று கலவாத இரு நீர்மங்கள் பால்மத்தை உருவாக்க முடியும். இரு நீர்மங்களும் அளவுகளின் வேறுபாட்டால் ஒரு சமயம் பிரிகை ஊடகமாகவும், மறுசமயம் பிரிகை நிலைப்பொருளாகவும் விளங்கும் வாய்ப்புண்டு. பெரும் அளவு நீரில் எண்ணெயிட்டுக் கலக்கிப் பால்மத்தைப் பெறலாம். இதில் நீர் பிரிகை ஊடகமாக விளங்குகிறது. இதை நீரில்—எண்ணெய்ப் பால்மம் என்றழைக்கலாம். மாற்று முறையாகப் பெருமளவு எண்ணெயில் சிறிதளவு நீரிட்டுக் கலக்கினால் கிடைக்கும் பால்மத்தை எண்ணெயில் - நீர்ப்பால்மம் என்றழைக்கலாம்.

எல்லாப் பால்மங்களையும் இப் பாகுபாட்டிற்குட்படுத்திவிடலாம். நைட்ரோ பென்சீனைப் பிரிகை ஊடகமாகவும் நீரைப் பிரிகைநிலைப் பொருளாகவும் கொண்டமைத்தால்

அது, நீரில் - எண்ணெய்ப் பால்மமாகும். இம் முறைப் பாட்டில் எல்லாப் பால்மங்களும் அடங்கும். அவற்றில்



எண்ணெய்யில்-நீர்ப்பால்மம் நீரில் - எண்ணெய்ப்பால்மம்

படம் 57

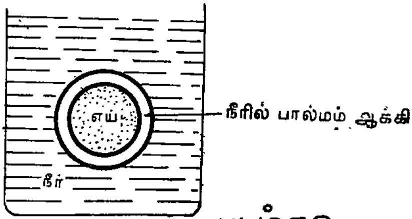
பெரும்பாலும் நீர் ஒரு பகுதிப் பொருளாகவும் மற்றது நீருடன் கலந்த கரையாத நீர்மமாகவும் இருக்கும்.

நீர்மங்கள் மட்டும் இடையிட்டு உருவாக்கும் பால்மங்கள் நிலையானவையல்ல. பிரிகைநிலைப் பொருட்களின் துணுக்குகள் அனைத்தும் படிப்படியாக ஒன்றிணைந்து தனி அடுக்காக அமைகின்றன. இவ்வாறு துணுக்குகள் ஒன்று கூடிவிடாமல் தடுக்க பால்ம கரணி (Emulsifying agent) அல்லது பால்மம் ஆக்கி (Emulsifier) யாக மூன்றுவது பொருளை தலையிடச் செய்யலாம். சோப்பு, ஜெலாட்டின், பிசின் ஆகியவற்றைப் பால்மம் ஆக்கிகளாகப் பயன்படுத்தினால் துணுக்குகளைச் சூழ்ந்து போர்வையாக அமைந்து துணுக்குகள் ஒன்றுடன் ஒன்று இணைய முடியாத நிலை ஏற்படுகிறது.

நிலையான பால்மத்தைப் பின்வருமாறு தயாரிக்கலாம். தேவையான அளவு நீரை எடுத்துக்கொண்டு சிறிதளவு பால்மம்ஆக்கியை இட்டுக் கலக்கவும். பின்னர் எண்ணெயைத் துளித் துளியாகச் சேர்த்துக் கலக்கவும். விளைவாகக் கிடைப்பது நீரில்—எண்ணெய்ப் பால்மமாகும். இது எளிதில் கலைந்து நிலையழிவதில்லை. எண்ணெயில் பால்ம ஆக்கியைக் கலந்து பின்னர் நீரைத் துளித் துளியாகச் சேர்ப்பதன்மூலம் எண்ணெயில் - நீர்ப் பால்மத்தைத் தயாரிக்கலாம்.

கூழ்க் கரைசலுக்கு இயைந்த தன்மைகள் பால்மங்களுக்கும் உண்டு. பால்மத் துணுக்குகளுக்கு மின்னூட்டம் உண்டு. எனவே, அவற்றிற்கும் மின்முனைக் கவர்ச்சி உண்டு. மின்னூட்டம் மின்பகுளிகளின் கலப்பினால் சமனப்படுத்தப்

படுகின்றன. அதன் விளைவாகத் துணுக்குகள் இணைந்து திரண்டு பால்மநீக்கம் பெறுகின்றன. இத்தகைய பால்ம நீக்கம் நடைபெற பால்ம ஆக்கியை அழிவுறச் செய்ய வகைசெய்தாலும் போதுமானதே. கொதிக்கச்செய்தல்,



படம் 58

உறையச்செய்தல் முதலியன பால்மத்தைச் சிதைவுறச் செய்வன.

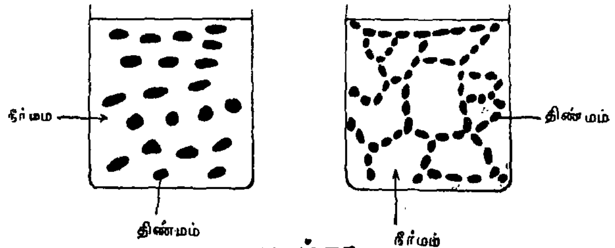
பால்மத்தில் பிரிகை ஊடக நீர்மத்தை எந்த அளவு வேண்டுமானாலும் அதிகரிக்கச் செய்யலாம். ஆனால் பிரிகை நிலைப் பொருளாக அதிகம் சேர்த்தால் பால்ம ஆக்கியின் திறன் குறைந்து பால்மத் துணுக்குகள் இணைந்து திரண்டு தனி அடுக்காக அமைகின்றன. இம் முறையால் ஒன்றை எம்முறைப் பால்மம் என்பதை வரையறுத்துவிடலாம்.

நாம் உண்ணும் சில பொருட்களைப் பால்ம உருவில் ஏற்பதே நலம். மீன் எண்ணெய்கள், மருந்துகள் ஆகியன பால்ம உருவில்தான் அதிகத் திறனுடன் உடம்பினுள் செயலாற்றுகின்றன.

களிகள் அல்லது கட்டிக் கூழ்கள் (Gels): நீர்மம் பிரிகைநிலைப் பொருளாகவும், திண்மம் பிரிகை ஊடகமாகவும் கொண்ட கூழுக்குக் களி என்று பெயர். சில கூழ்க் கரைசல்கள் பக்குவமாகத் திரிதலடைவதனால் களி உண்டாகிறது. பிரிகை ஊடகமாக முதலில் நீர்மம் இருக்க, பின்னர் அது ஆவியாகிச் சிறிது சிறிதாக வெளியேற, பிரிகைநிலை திண்மத் துணுக்குகள் திரண்டு அளவில் பெரிதாகி நெருக்கமுறுகின்றன. அத் துணுக்குத் திரட்டுகள் படிப்படியாக வலைப்பின்னலால் இணைந்து நீர்மத்தைப் பகுதி பகுதியாய் உள்ளடக்குகின்றன. இந்த அமைப்பை மேலோட்டமாகத் தேன்கூட்டிற்கு ஒப்பிடலாம்.

காய்ச்சி செறிவாக்கப்பட்ட ஜெலாட்டின் கூழ்க் கரைசலைக் குளிரச் செய்தால் கூழ்த் துணுக்குகள் திரண்டு

பெருந்துணுக்குகளாகி ஒன்றையொன்று இணைத்துக் கொண்டு நீரை உள்ளடைத்துக்கொள்ளும். இந்நிலை பகுதித் திண்மம் (semi-solid) உடையதாகத் தோன்றும். தொடு உணர்ச்சிக்கு மிருதுவாக இருக்கும். இக் களியை வற்றச்செய்தால் நீர்மம் கழிந்து திண்மம் மட்டுமே எஞ்சி நிற்கும்; சொர சொரப்பான நிலை அடையும். மீண்டும் நீர்மத்தை ஊற்றினால் அதே களிநிலையைப்பெறலாம்.



படம் 59

இத்தகைய களிக்கூழை மீள்திறக் களி (Elastic gel) எனலாம். ஆனால் சிலிசிக் அமிலம் களி போன்ற வேறு சில களிகளிலிருந்து நீர்மத்தை வெளியேற்றிவிட்டால் இறுதியில் பொடிந்து தூளாகிவிடுகின்றன. பின்னர் நீர்மத்தை ஊற்றிக் கலக்கினால் மீண்டும் களி கிடைப்பதில்லை. இத்தகைய களிக்கூழை மீளாக்களி (non-elastic gel) எனலாம்.

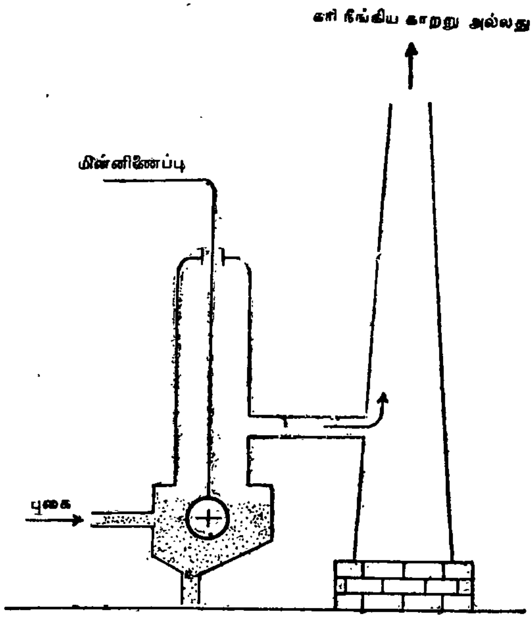
களிக்கூழ் தன்னுள் இருக்கும் நீர்மத்தைக் கசியச் செய்து வெளியேற்றவோ, வெளியிலுள்ள நீர்மத்தை உள்ளேற்றுக்கொள்ளவோ இயலும். கசியச் செய்வதால் உருவத்தால் அது சுருங்கிவிடுகின்றது; நீர்மத்தை ஏற்பதால் அளவில் பெருக்கமடைகிறது. நீர்ம ஏற்றத்தை ஊக்குவிக்க சில எதிர் அயனிகள் உதவுவதாகவும், வேறு சில எதிர் அயனிகள் நீர்ம ஏற்றத்தைத் தடுக்கின்றன என்றும் தெரிய வருகிறது.

கூழின் பயன்பாடுகள் : நம் வாழ்க்கையில் அன்றாடம் பயனாகும் பல பொருட்கள் கூழ்நிலையானவையே. உணவு, உடை வகைகள், காலணிகள், பத்திரிகைகள், நூல்கள் ஆகிய கூழ்நிலைத் தன்மையின் பயன் உருவங்களேயாம்.

அர்கைரால், புரோட்டர்கால்ஆகிய மருந்துகள் வெள்ளிக் கூழ்கள். தங்கக்கூழ், மாங்கனீசக் கூழ், கால்சியக் கூழ்

ஆகியவற்றை ஊசி மருந்தாக உடம்பினுள் செலுத்திக் காச நோயால் பீடிக்கப்பட்டவர்கள் தெம்பூட்டிக் கொள்ளலாம். கந்தகக் கூழ் பயிரை நாசப்படுத்தும் பூச்சிகளையும், கிருமிகளையும் கொல்லும் என்பதனால் வேளாண்மைத் துறையில் பெரிதும் பயன்படுகின்றது. மலேரியாக் காய்ச்சலைத் தடுக்கும் மருந்தாக ஆண்ட்டிமொனிக் கூழைப் பயன்படுத்தலாம்.

ஆலைகளில் உருவாகும் புகைமண்டலத்தைத் தூயதாக்கி வெளியேற்றக் கூழ் வேதியியல் அறிவு பயன்படும். புகை என்பது கரித்துணுக்குகளைப் பிரிகைநிலைப் பொருளாகவும், காற்று அல்லது வாயு பிரிகை ஊடகமாகவும் அமைந்த கூழேயாகும். கூழான கரித்துணுக்குகளில் மின்னூட்டம் இணைந்திருப்பதனால் அவை ஒன்றுடன் இணைய முடிவதில்லை.

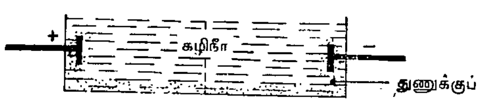


படம் 60

கரித்துணுக்குகளிலுள்ள மின்னூட்டத்தைச் சமனப்படுத்தி அகற்றிவிட்டால் பின்னர் அவை இணைந்து திரண்டு கீழே படிந்துவிடும். கரித்துணுக்குகள் எதிர்மின்னூட்டம்

கொண்டவை. நேர்மின்வாயைப் பொருத்தி மின்னிணைப்புச் செய்தால் புகை மின்வாயைக் கடந்து செல்லும்போது கரித்துணுக்குகள் தம் மின்னூட்டத்தை இழந்து திரண்டு கீழே படிகின்றன. புகைக்கூண்டின் வழியே வெளியேறும் காற்று அல்லது வாயு தூயதாய் அமைகிறது. இம் முறையினல் நம் சுவாசத்திற்காகப் பயனுகும் காற்றுமண்டலம் பாழாகாமல் பாதுகாக்கப்படுகிறது.

கழிவுச் சாய்க்கடைகளில் கலந்தோடும் திண்மத் துணுக்குகள் நீர்மத்திலிருந்து நீக்கப்படலாம். இவ்வாறு நீக்கப்பட்ட திண்மத் துணுக்குகள் நிலத்திற்கு நல்ல உரமாகப் பயன்படும். அதைப் பின்வருமாறு செயற்படுத்தலாம். கழிவு நீர் அகன்ற தொட்டியில் தேக்கப்பட்டு எதிர்ப் புறங்கள் இரண்டிலும் எதிரெதிரான மின்வாய்கள் பொருத்தப் படுகின்றன. மின்னிணைப்புப் பெறச்செய்தவுடன் மின்னூட்டம் பெற்றிருக்கும் காரணத்தால் துணுக்குகள் மின்வாய்களில் மின் சமனமடைந்து கீழே படிந்து விடுகின்றன. கழிவு நீரில் நேர்மின், எதிர்மின் கொண்ட இருவகைத் துணுக்குகளும் இருக்கும் என்பதனுல் இரு மின்வாய்ப் புறங்களிலும் துணுக்குகள் படிகின்றன.



படம் 61

படிக்காரமிட்டு நீரைத் தூயதாக்கும் முறையும் இத் தன்மையைச் சார்ந்தே அமைகிறது. படிகாரத்தில் Al^{+++} அயனிகள் உள்ளன. நீரில் கூழ் உருவில் உள்ள மின்னூட்ட மாசுகள் இந்த அயனிகளின் ஈடுபாட்டால் மின் சமன மடைந்து கீழே படிகின்றன. மாசு படிந்தபின் கிடைக்கப் பெறும் தெளிநீரைப் பயன்படுத்திக்கொள்ளலாம்.

தோல் பதனிடுதல், புகைப்படத் தட்டு தயாரித்தல், சோப்பு மூலம் அழுக்கு நீக்குதல் முதலியன பொருளின் கூழ் நிலையைச் சார்ந்தே அமைகின்றன. மழை, பால், இரத்தம் ஆகியன கூழ்நிலைப் பொருள்களே என்றறிந்தால் வாழ்க்கை யில் கூழ்நிலையின் பெருமதிப்பு நன்கு விளங்குகின்றது.

13. வெப்ப வேதியியல்

(Thermo-chemistry)

பொருள்கள் எப்போதும் மாற்றங்கள் பெற்றுக்கொண்டும், மாற்றங்களை விளைவித்துக்கொண்டும் இருக்கின்றன. பொருள்களின் மாற்றங்களைப்பற்றிய அறிவே வேதியியல் (Chemistry) என்பதறிவோம். அத்தகைய வேதியியல் மாற்றங்களின்போது பொருள்களின் ஆற்றல் (energy) களும் ஈடுபடுத்தப்படுகின்றன. வெப்பம், ஒளி, மின்சாரம் முதலிய ஆற்றல்கள் வேதியியல் வினைகளின்போது உடன்விளைவு (bi-product) களாக அமைகின்றன. பெரும்பாலும் வேதியியல் வினைகளின்போது வெப்பம் வெளியேற்றப்படுவதோ, உள் ளேற்கப்படுவதோ நிகழ்கிறது. வேதியியல் நிகழ்ச்சிகளையும் வெப்ப ஆற்றலையும் தொடர்புப்படுத்தும் அறிவு வெப்ப வேதியியல் எனப்படும்.

ஒவ்வொரு பொருளும் தனித்தனி அளவிலான உள் ஆற்றல் (intrinsic energy) கொண்டிருக்கிறது. வேதியியல் வினைகளின் மூலமாக மாறுதல்களுக்கு உட்படும் வினைபடு பொருள் (reactant) களின் ஆற்றல் வினைபொருள் (product) களின் ஆற்றலினின்றும் வேறுபட்டிருக்கின்றது. இந்த ஆற்றல் வேற்றுமை வெப்ப உருவில் வினைநிகழ்ச்சியின் உடன் விளைவாய் இணைகிறது. வினைபடு பொருள்களின் உள் ஆற்றல் கூட்டு மொத்தமாக விளைபொருள்களின் உள் ஆற்றலைவிட அதிகமாக இருந்தால் வினைநிகழ்ச்சியின் உடன் விளைவாக வெப்பம் வெளியேற்றப்படுகிறது. மாறாக, வினைபடு பொருள்களின் உள்ளாற்றல் விளைபொருட்களினுடையதை விடக் குறைவாக இருந்தால் வெப்பம் சுற்றுப்புறத்திலிருந்து உள்ளேற்கப்படுகிறது. வெப்பம் வெளியேற்றப்படுவதை உடன்விளைவாகக் கொள்ளும் வினைவெப்பம் உமிழ்வினை

(exothermic reaction) எனவும் வெப்பம்உள்ளேற்கப்படுவதை உடன் விளைவாகக் கொள்ளும் வினைவெப்பம் கொள்வினை (endothermic reaction) எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன.

வினைகளின் விளைவாக எந்நிலையிலும் ஆற்றல் அழிவுறுவதில்லை. ஆற்றலைப் புதிதாக எவ்வாறு உருவாக்க முடியாதோ அவ்வாறே ஆற்றலை அழிக்கவும் முடியாது. ஆனால், ஒருவகை ஆற்றலை மற்றொரு வகையாக மாற்றிக்கொள்ள இயலும். ஆற்றல் அழியாமை விதி (Law of Conservation of Energy) யின் இக் கொள்கையை அடிப்படையாகக் கொண்டே வெப்ப வேதியியலின் கொள்கைகள் அமைகின்றன. ஒரு பொருளின் பௌதிக நிலை, வேதியியல் அமைப்பு, பொருண்மை ஆகிய பலவற்றைச் சார்ந்து அப் பொருளின் ஆற்றல் அமைப்புற்றிருக்கிறது. நிலை மாறாதிருக்கும்வரை அதன் ஆற்றலும் மாறுதல் பெறுவதில்லை. வேதியியல் மாற்றம் நிகழும்போது புதிய அமைப்பு முறை உருவாகி அதன் விளைவாக நிகழ்ச்சியில் ஈடுபடும் பொருள்களின் உள்ளாற்றலும் மாற்றத்திற்குள்ளாகிறது. பொருள்கள் கொண்டிருக்கும் உள்ளாற்றல் அளவைத் தனித்தனியே கணக்கிட முடியாது. ஆனால் அவை மாறுதல்களுக்கு உட்படுவதற்கு முன்பும் பின்பும் கொள்ளும் உள்ளாற்றல்களிடையே ஏற்படும் வேற்றுமை அளவைக் கணக்கிடமுடியும். இத்தகைய வேற்றுமை அளவுகளைக் கொண்டுதான் வினைகளை வெப்பம் கொள்வினை என்றும் வெப்பம் உமிழ்வினை என்றும் பாகுபடுத்துகிறோம்.

வெப்ப ஆற்றலைக் கலோரி (calorie) அளவையால் குறிப்பிடுகிறோம். ஒரு கிராம் எடையான நீரை 1°C அளவோட்டமாக உயர்த்துவதற்கு எவ்வளவு வெப்பம் தேவைப்படுமோ அவ்வளவான வெப்ப ஆற்றலே ஒரு கிராம் கலோரி எனப்படும். இது பொதுவாகக் கலோரி என்றே அழைக்கப்படும் [1°C அளவோட்டத்தைச் சீர்மையுறச் செய்யும் வகையில் 14°C-யிலிருந்து 15°C-க்கு உயர்த்துவதாகக் கொள்ளலாம்]. வேதியியல் மாற்றங்களின்போது பல்லாயிரக் கணக்கான கலோரிகள் உடன்விளைவாக அமையும். எனவே, ஆற்றலளவையில் ஒரு பெருக்கம் உண்டாக்கி அதைப் பயன்படுத்துவதே நலம். பெரும்பாலும் வெப்ப வேதியியல் அளவீடுகளில் கிலோ – கலோரி (Kilo-Calorie) அளவைகளே இடம் பெறுகின்றன. ஒரு கிலோகிராம் எடையான நீரை 1°C அளவோட்டமாக உயர்த்துவதற்குத் தேவையான வெப்ப ஆற்றலே ஒரு கிலோ-கலோரி அளவையாகும்.

ஒரு கிலோ-கலோரி என்பது ஆயிரம் கலோரிகளுக்குச் சமம் என்பதறிக.

வெப்பம் உமிழ் வினைகளின் மூலமாகக் கிடைக்கப்பெற்ற வினைபொருள்களான சேர்மங்கள் (exothermic compounds) என்றும், வெப்பக் கொள்வினைகளின் மூலமாகக் கிடைக்கப் பெறும் சேர்மங்கள் வெப்பம்கொள் சேர்மங்கள் (endothermic compounds) என்றும் அழைக்கப்படுகின்றன. பெரும்பாலான வேதியியல் மாற்றங்கள் வெப்பம்உமிழ் வினையாகவே அமைகின்றன.

தனிமங்கள் ஒன்றுடன் ஒன்று கூடி வெப்பம் உமிழ் வினையால் ஒரு சேர்மம் உருவாவதாகக் கொள்வோம். இவ்வாறு அமையும் வெப்பம் உமிழ் சேர்மத்தின் உள்ளாற்றல் தனிமங்களி னுடையதைவிட (கூட்டு மொத்தத்தில்)க் குறை வாக இருக்கும். இது சாதாரண வெப்ப நிலையிலேயே நிலை யான சேர்மமாக விளங்கும். நீர், கார்பன் டை ஆக்சைடு போன்ற சேர்மங்களை இதற்கு எடுத்துக்காட்டுகளாகக் கூறலாம். இதே கொள்கை அடிப்படையில் வெப்பம் கொள் சேர்மத்தின் உள்ளாற்றல் அதனை உருவாக்கக்கூடும். தனிமங்களின் உள்ளாற்றலைவிட அதிகமாக அமைந்திருக்கும் எனவே, இத்தகைய சேர்மங்கள் உருவாக அதிக அளவான வெப்பச் சூழ்நிலை அமையவேண்டியது அவசியமாகிறது. ஹைட்ரஜன் ஃபெராக்சைடு, கார்பன் டை சல்ஃபைடு ஆகிய சேர்மங்களை இதற்கு எடுத்துக்காட்டுகளாகக் கூறலாம்.

வினைவெப்பம் (Heat of reaction): பொருள்கள் ஒன்றுடன் ஒன்று கூடி வினையுறுவதால் நேரும் வேதியியல் நிகழ்ச்சியின் உடன் விளைவாக அமையும் வெப்பத்தை வினை வெப்பம் எனலாம். வெப்பம் உமிழப்படுவதோ உட்கொள்ளப் படுவதோ அந்தந்த வினை அமைப்பைப் பொருத்ததாகும். வினைவெப்பத்தை அளவீடு செய்ய, வினைபடு பொருள்களின் அளவை வரையறைப்படுத்த வேண்டியது அவசியமாகும். கிராம்-மூலக்கூற்று (gram-molecule) அளவான வினைபடு பொருள்கள் வினையுற்று விளைவிக்கும் விளைபொருள்களும் கிராம்-மூலக்கூற்று அளவீடு கொண்டனவாகவே இருக்கும். இந் நிலையில் வெளிப்படும் அல்லது கொள்ளப்படும் வெப்பமே வினை வெப்ப அளவீடு ஆக அமையும். வினையைக் குறிக்கும் சமன்பாடு மூலமாகவே இதனை வரையறுத்துக்கொண்டு விடலாம். எடுத்துக்காட்டாகப் பின்வரும் வேதிய்யல் வினையைக் குறிப்பிடலாம்.

$$C + O_2 \rightarrow OC_2$$

இச் சமன்பாட்டின்மூலம் ஒரு கார்பன் அணு ஓர் ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூற்றுடன் கூடுவதனுல் ஒரு மூலக்கூறு கார்பன் டை ஆக்சைடு உருவாகிறது. எடை அளவீடு மூலம் மேலும் தெளிவாகக் கூறினுல் ஒரு கிராம்-அணு எடை (gram-atomic weight) யான 12 கிராம் கார்பன் ஒரு கிராம்-மூலக்கூற்று எடையான 32 கிராம் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடினுல் ஒரு கிராம் மூலக்கூற்று எடையான 44 கிராம் கார்பன் டை ஆக்சைடு கிடைக்கும். எனவே, 44 கிராம் கார்பன் டை ஆக்சைடு இவ் வினைமுறை மூலம் உருவாகும் அதே சமயத்தில் உடன் விளைவாக அமையும் வெப்ப அளவே இதற்குரிய வினை வெப்பம் எனப்படும். ஒவ்வொரு கிராம்-மூலக்கூற்று எடை அளவான கார்பன் டை ஆக்சைடும் தனிமங்களிலிருந்து உருவாக்கப்படும்பொழுது 94.3 கிலோ கலோரி வெப்பம் வெளிப்படுகிறது. இந்த வெப்ப ஆற்றலையும் வினைபொருள் களில் ஒன்ருகக் குறிப்பிட்டு வினையின் சமன்பாட்டைப் பின் வருமாறு மாற்றி அமைக்கலாம். சமன்பாட்டில் உள்ள கூட்டல் அடையாளம் வெப்ப வெளிப்பாட்டைக் குறிக்கும்.

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 + 94.3 \text{ கி.க.}$$

நைட்ரஜனும், ஆக்ஸிஜனும் கூடி நைட்ரிக் ஆக்சைடு உருவாவதை,

$$N_2 + O_2 \rightarrow 2\,NO - 43.0 \text{ கி. க.}$$

என்ற சமன்பாட்டின் மூலம் குறிப்பிடலாம். இதிலிருந்து பல உண்மைகள் தெரியவரும். ஒரு மூலக்கூறு நைட்ரஜனும் ஒரு மூலக்கூறு ஆக்ஸிஜனும் கூடுவதனுல் இரண்டு நைட்ரிக் ஆக்சைடு மூலக்கூறுகள் உருவாகின்றன. சமன்பாட்டில் கழித்தல் அடையாளம் இடம் பெற்றிருப்பதைக் காண்க. வெப்பம் இவ் வினையின்போது ஏற்றுக்கொள்ளப்படுகிறது என்பது இதன் பொருளாகும். நைட்ரிக் ஆக்சைடு வெப்பம் கொள் சேர்மம் என்பதுவும் இதனுல் புலனுகிறது. இரண்டு கிராம்-மூலக்கூற்று எடையளவான நைட்ரிக் ஆக்சைடு உருவாக்கப்படும்பொழுது உட்கொள்ளப்படும் வெப்ப அளவு 43.0 கிலோ கலோரிகளாகும். அவ்வாருயின் ஒரு கிராம்-மூலக்கூற்றளவான நைட்ரிக் ஆக்சைடு உருவாக்கப் படும்பொழுது கொள்ளப்படும் வெப்ப அளவு $\frac{43 \cdot 0}{2} = 21.5$ கிலோ கலோரிகளாகும்.

சேர்மங்கள் உருவாக்கத்தின்போது உடன்விளையும் வெப்பம் உருவாக்க வினை வெப்பம் (Heat of formation) எனப்படும். அளவீட்டு முறையில் குறிப்பிட்டால், உருவாக்க

வினை வெப்பம் என்பது ஒரு கிராம்-மூலக்கூற்று எடை அளவான சேர்மம் உருவாக்கப்படும்போது வெளிப்படுவதாகவோ அல்லது கொள்ளப்படுவதாகவோ அமையும் வெப்ப அளவே ஆகும்.

இவ்வாறே வெவ்வேறு வினைகளைச் சார்ந்து வினைவெப்பங்களைக் கணக்கிடலாம். எரிதல் வினை வெப்பம் (Heat of combustion) என்பது ஒரு கிராம்-மூலக்கூற்று எடை அளவான ஒரு பொருளை முழுவதுமாக ஆக்ஸிஜனேற்றப்படுத்துவதனால் வெளிப்படும் வெப்பமே எரிதல் வினை வெப்பமாகும்.

மீதேன் வாயுவை எரிதலுக் குட்படுத்தினால் கார்பன் டை ஆக்சைடும் நீரும் ஆக்ஸிஜனேற்றமுற்ற வினைபொருள்களாக அமைந்து 21.0 கிலோ கலோரி வெப்பம் வெளிப்படுகிறது.

$$CH_4 + 2\,O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,H_2O + 21.0 \text{ கி.க.}$$

இதேபோல கார்பனை எரிதலுக்குட்படுத்தினால் நிகழும் வினையை இரு முறைகளால் குறிக்கலாம்.

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 + 94.3 \text{ கி. க.}$$
$$C + \tfrac{1}{2}O_2 \rightarrow CO + 26{\cdot}0 \text{ கி. க.}$$

முதலில் அமைந்த சமன்பாட்டின்படி கார்பன் உச்ச அளவிலான ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி எரிதலுற்று கார்பன் டை ஆக்சைடை உருவாக்குகிறது. இரண்டாவது சமன்பாட்டின்படி கார்பன் குறை அளவான ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி முழுமை அடையாத ஆக்ஸிஜனேற்றத்தினால் கார்பன் மானாக்சைடை உருவாக்குகிறது. எனவே, கார்பனின் எரிதல் வினைவெப்பம் 94.3 கிலோ கலோரியே அன்றி 26.0 கிலோ கலோரி அல்ல என்றறிக. எரிதல் வினையின்போது வெப்பம் வெளிப்படுமேயன்றி மற்றொரு விதமாக அமையாது.

வினைவெப்பத்தை அளவிடுகையில் சில பின்புலத் தகவல்கள் தேவைப்படுகின்றன. அத் தகவல்களை வினையைக் குறிப்பிடும் சமன்பாட்டில் சுட்ட வேண்டியதும் அவசியமே. அவற்றுள் மிக முக்கியமானதாகப் பொருள்களின் அமைப்பு நிலையைக் கூறலாம். வாயு, நீர்மம், திண்மம் ஆகிய நிலைகளில் எவற்றைப் பொருள் கொண்டிருக்கிறதோ அதற்கேற்ப வினைவெப்பம் மாறுபடும் என்பதை பின்வரும் எடுத்துக்காட்டால் நன்கறியலாம்.

$$H_2 \text{ (வாயு)} + \tfrac{1}{2}\,O_2 \text{ (வாயு)} \rightarrow H_2O \text{ (வாயு)} + 56.0 \text{ கி. க.}$$
$$H_2 \text{ வாயு} + \tfrac{1}{2}\,O_2 \text{ (வாயு)} \rightarrow H_2O \text{ (நீர்மம்)} + 68.5 \text{ கி. க.}$$

முதலில் அமைந்த சமன்பாட்டின்படி ஹைட்ரஜன் வாயுவும் ஆக்ஸிஜன் வாயுவும் கூடி உருவாக்கிய நீர்ச்சேர்மம் வாயு நிலையில் நீராவியாக இருக்கிறது. இந் நிலையில் வினை வெப்பம் + 58·0 கி. க. இரண்டாவதாக அமைந்த சமன் பாட்டின்படி ஹைட்ரஜன் வாயுவும், ஆக்ஸிஜன் வாயுவும் கூடி உருவாகிய நீர்மச்சேர்மம் நீர்ம நிலையில் இருக்கிறது. இந் நிலையில் வினை வெப்பம் + 68.5 கி.க. ஒரே சேர்மம்தான். இரண்டு நிலைகளிலும் அமைந்தாலும் அதன் அமைப்பு நிலையைச் சார்ந்து வினை வெப்ப அளவுகளில் வேறுபாடு காணப் படுகிறது.

இவ்வாறே புறவேற்றுமை (allotrope) உருக்கொண்ட கார்பனின் பலவகைகளை எரிதலுக் குட்படுத்தும்போது வினை வெப்பம் வெவ்வேறு அளவுகளைக் கொண்டமைகிறது.

பங்குபெறும் பொருள்கள் வாயுகளாக அமையுமெனில் அவற்றிடையேயான வினைகள் மாரு அழுத்த நிலையில் நடை பெறுகின்றனவா அல்லது மாருப் பருமனளவு நிலையில் நடை பெறுகின்றனவா என்பதைக் குறிப்பிடவேண்டும். இரண்டு நிலையான அளவீடுகளுக்கும் வேற்றுமை உண்டு.

கரைசல் வினைவெப்பம் (Heat of Solution): சோடியம் ஹைடிராக்சைடு வில்லைகளைக் குவளையில் எடுத்துக்கொள்ளப் பட்ட நீரில் கரைக்கும்போது வெப்பம் வெளிப்படுவதைக் குவளையின் வெளிப்புறத்தைக் கைகளினுல் தொட்டு உணர லாம். பொட்டாசியம் அயோடைடை அவ்வாறே நீரில் கரைக்கும்போது கைகளின் தொடு உணர்ச்சியினுல் குளிர்ச்சி தென்படக் காணலாம். அதாவது கரைசல் தன் வெளிப் புறத்திலிருந்து (கைச்சூட்டிலிருந்து) வெப்பத்தை உள் ளேற்றுக்கொள்கிறது என்பது புலனுகிறது. எனவே, கரைதல் என்னும் பௌதிக மாற்றத்தின் (physical change) போது வினைவெப்பம் அமைகிறது.

ஒரு கிராம் மூலக்கூற்று எடையளவான கரை பொருளைக் கரைப்பானிலிட்டுக் கரைப்பதனுல் அமையும் வினை வெப்பம் நிலையானதாக இல்லாமல் கரைசலின் செறிவுக்கு ஏற்ப அமையும். கரைசல் உருவாக்கப்படும்போது அமையும் வினை வெப்பம் கரைசல் வினைவெப்பம் எனப்படும். ஒரு கிராம் மூலக்கூற்று எடையளவான கரைபொருளை தேவைப்பட்ட அளவான கரைப்பானிலிட்டுக் கரைப்பதனுல் வெளிப்படும்

அல்லது கொள்ளப்படும் வெப்பம் கரைசல் வினை வெப்பம் எனப்படும்.

$$HCl\ (\text{வா})+50\ H_2O(\text{நீ}))-7\ HCl\ [50\ H_2O]+17.21\ \text{கி.க}$$

1 கிராம்-மூலக்கூற்று எடை (36.46 கிராம்)யான ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவை 50 கிராம்-மூலக்கூற்று எடை ($50\times18=900$ கிராம்) அளவான நீரில் கரைத்தால் 17.21 கிலோ-கலோரி வெப்பம் வெளிப்படுகிறது.

இந்த அளவுக்குமேல் அதிகமாகக் கரைப்பானைக் கலந்தால் மேலும் சிறிது தளர்ந்து நீர்த்தநிலை ஏற்படும்போது வெப்பம் வெளிப்படும் என்பது இதனால் விளங்குகிறது. எந்த அளவுக்கு ஒரு குறிப்பிட்ட கரைசல் நீர்த்தலுக்கு உட்படுத்தப்படுகிறதோ அந்த நீர்த்தல் நிலையை அடையும் போது உடனமையும் வெப்பத்திற்கு நீர்த்தல் வினைவெப்பம் (Heat of dilution) என்று பெயர். மேலும் கரைப்பானைக் கலப்பதனால் வெப்பம் எதுவும் வெளிப்படுவதில்லை என்ற உச்ச நீர்த்தல் நிலை ஒன்று அமையும். எடுத்துக்காட்டாக, குறிப்பிட்ட செறிவமைந்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை உச்ச நீர்த்தல் நிலைக்கு உட்படுத்தினால் மேலும் 0.33 கிலோ கலோரி வெப்பம் வெளிப்படும்.

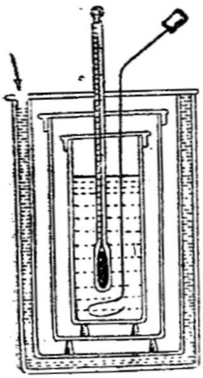
$$HCl\ [50H_3O]\ +aq\rightarrow HCl\ (aq)+0.33\ \text{கி. க.}$$

அளவிறந்த கரைப்பானை (நீரை) aq என்றும், உச்ச நீர்த்தல் நிலைக்குட்பட்ட ஹைட்ரஜன் குளோரைடை HCl (eq) என்றும் சமன்பாட்டில் குறிப்பது வழக்கம்.

கரைசல் வினை வெப்பத்தை உரிய ஆய்கருவிகள் கொண்டு கணக்கிடலாம்.

எடையிடப்பட்ட ஒரு வெப்ப அளவியில் (calorimeter) தேவையான அளவு நீர் எடுத்துக்கொண்டு அதன் எடையை நிர்ணயிக்கவும். அளவீட்டுக்குச் 'சரி செய்யப்பட்ட' பெக்மன் வெப்பமானியை நீரினுள் நிறுத்தி வெப்பநிலை குறிக்கும் மட்டத்தைக் குறித்துக்கொள்ளவும். எடை நிர்ணயிக்கப் பட்ட சிறிதளவு கரைபொருளை நீரிலிட்டு நன்ருகக் கலக்கவும். பொருள் கரையும் வேளையில் அவ்வினையின் இயல்புக்கேற்ப, வெப்பம் உமிழ் அல்லது வெப்பம் கொள் வினைக்கேற்ப, வெப்பநிலை மாறுகிறது. இறுதி வெப்பநிலை மட்டத்தை பெக்மன் வெப்பமானி மூலம் அறிந்து கரைசல் வினையினால் அமைந்த வெப்பநிலை வேற்றுமையைக்

கணக்கிட்டுக் கொள்க. வெப்ப அளவியின் வெப்பச் சமநீரை (water equivalent) யும், கரைசலின் வெப்ப எண்ணை(specific heat)யும் கரைசலின் அடர்த்தியையும் அளவிட்டுக் கரைசல் வினையின்போ தமைந்த வெப்ப அளவைக் கணக்கிட முடியும். எடுத்துக்கொள்ளப் பட்ட கரைபொருளின் எடை மூலம் ஒரு கிராம்-மூலக்கூற்று எடை அளவான கரை பொருள் அதே செறிவுடைய கரைசலை உருவாக்கும்போது அமையும் வெப்ப அளவீட்டைக் கணக்கிட்டு அதனைக் கரைசல் வினைவெப்பம் எனக் கொள்ளவும். ஆய்வு விவரங்களைப் பின்வரும் முறையில் பட்டியற் படுத்திக் கொள்ளலாம்.



படம்-62

வெப்ப அளவியின் எடை	$=w_1$ கி.
வெப்ப அளவி + நீர் எடை	$=w_2$ கி.
தொடக்க வெப்ப நிலை	$=t_1$°C
சேர்க்கப்பட்ட கரைபொருளின் எடை	$=m$ கி.
இறுதி வெப்பநிலை	$=t_2$°C
வெப்ப அளவி உலோகத்தின் வெப்ப எண்	$=s_1$
வெப்ப அளவியின் வெப்பச் சமநீர்	$=w_1 \times s_1$
கரைசலின் ஒப்படர்த்தி அடர்த்தி	$=d$
கரைசலின் வெப்ப எண்	$=t_2$

கரைபொருளை நீரில் கரைத்ததனால் வெப்பம் உமிழப் பட்டதெனக் கொண்டால் அவ்வாறு வெளிப்பட்ட வெப்பம் கரைசலின் வெப்ப நிலையையும் வெப்ப அளவியின் வெப்ப நிலையையும் t_1°C-யிலிருந்து t_2°C-க்கு உயர்த்தியிருக்கிறது. வெளிப்பட்ட வெப்ப அளவை q எனக் குறிப்பிடுவோம்.

$$q=[(w_2-w_1)\times d\times s_2+w_1s_1]\,[t_2-t_1]$$

கரைபொருளின் மூலக்கூற்று எடையை M எனக் கொண்டால் $\frac{m}{M}$ கிராம்-மூலக்கூற்று எடை அளவான கரைபொருள் (w_2-w_1) கிராம் அளவான நீரில் கரைந்து குறிப்பிட்ட செறிவான கரைசலை உருவாக்கியிருக்கிறது. இச்செறிவமைந்த

கரைசலை உருவாக்கும்போது அமையும் கரைசல் வினை வெப்பத்தைக் கணக்கிடலாம்.

$$\left.\frac{m}{M}\ \text{கி. மூலக்கூற்றெடையினுல் வெளிப்படும் வெப்பம்}\right\} = q\ \text{கலோரிகள்}$$

$$1 \quad ,, \quad ,, \quad = q \times \frac{M}{m}$$

$$= Q$$

Q என்பதே கரைசல் வினை வெப்பமாகும்.

நடுநிலையாக்கல் வினைவெப்பம் (Heat of neutralisation): அமிலங்களைக் காரங்களுடன் கலந்தால் வெப்பம் வெளிப்படுகிறது. இரண்டையும் கலப்பதனுல் அமிலத் தன்மையும் காரத் தன்மையும் ஒன்றுக்கொன்று சமனமாகி நடுநிலையாக்கல் நிகழ்கிறது. இவ் வினையின்போது அமையும் வெப்ப வெளிப்பாடு நடுநிலையாக்கல் வினை வெப்பம் எனப்படும். அளவீட்டு முறையில் ஒரு கிராம்-சமான எடை அளவான அமிலம் ஒரு கிராம்-சமான எடையளவான காரத்தால் நடுநிலையாக்கப் படும்போது வெளிப்படும் வெப்பம் நடுநிலையாக்கல் வினை வெப்பம் எனப்படும்.

நடுநிலையாக்கலின்போது வெப்பம் உமிழப்படுமேயன்றி கொள்ளப்படுவதில்லை. இயல்பாகவே வலிவமைந்த கனிம அமிலங்களும் (strong mineral acids) கனிமக் காரங்களும் நடுநிலையாக்கமுறுகையில் அவ்வினை வெப்பம் எப்போதும் 13.7 கிலோ கலோரிகளாகவே அமையக் காணலாம். இந்த இரண்டு உண்மைகளுக்குமான காரணத்தை முறையுடன் ஆராயலாம்.

மின் பகுளிப் பிரிகைக் கொள்கை (theory of electrolytic dissociation)யின்படி அமிலங்களும் காரங்களும்நீரில் கரைக்கப் பட்டால் உடனே பகுளிப்பிரிகை நிகழ்கிறது. பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடை நீரிலிடுவதனுல் உருவாகும் அயனிகள் K^+, OH^- என அறிவோம். அவ்வாறே ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலக் கரைசலில் H^+, Cl^+ அயனிகள் நிறைந்திருக்கின்றன. இரண்டு கரைசல்களையும் கலந்தால் எதிர் மின்னிய லமைந்த அயனிகளிடையே ஈர்ப்புக் கவர்ச்சி நிகழ்ந்து உரிய வினை பொருள்கள் அமைகின்றன.

$K^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \rightarrow KCl + H_2O$ KCl மூலக்கூறு நீரில் கரைந்த நிலையில் இருக்கும்போது அயனி நிலையிலேயே

K^+, Cl^- என்றே அமையும். அதாவது KCl மூலக்கூறு நீரில் எளிதில் அயனிகளாகப் பிரிகையுறும் என்பது வெளிப்பாடு.

$$KCl \rightarrow K^+ + Cl^-$$

ஆனால் H^+ அயனியும், OH^- அயனியும் ஒரு முறை இணைந்து விட்டால் மிகமிகக் குறைந்த அளவில் அயனி ஆகிறது. எனவே, கரைசல்களின் அயனிகளையும் விளைபொருள்களையும் ஒப்பிட்டு நோக்குகையில் நீர் மூலக்கூறு உருவாக்கப்படுவதே நடுநிலையாக்கலின் முடிவு என்பது தெளிவாகிறது.

$$K^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \rightarrow K^+ + Cl^- + H_2O$$

மற்றோர் எடுத்துக்காட்டாக, சோடியம் ஹைட்ராக்சைடையும் நைட்ரிக் அமிலத்தையும் கரைசல் உருவில் கலந்தால்,

$$Na^+ + OH^- + H^+ + NO_3^- \rightarrow Na^+ + NO_3^- + H_2O$$

என்பதே இறுதி விளைவாகிறது. எனவே, நீர் மூலக்கூறு உருவாக்கத்தின்போது அமையும் வெப்ப அளவே நடுநிலையாக்கலின்போது அமையவேண்டுமென்பது வெளிப்படை. நீர் என்பது வெப்பம் உமிழ் வினைச் சேர்மமாகும். இதனால் தான் நடுநிலையாக்கலின்போது வெப்பம் உமிழப்படுகிறது. அளவீட்டு முறையில் நீரின் உருவாக்க வினைவெப்பம் 13.7 கிலோ கலோரிகள். இந்த அளவீட்டையும் சமன்பாடுகளில் குறித்தால்,

$$KOH - HCl \rightarrow KCl + H_2O + 13.7 \text{ கி. க.}$$
$$NaOH + HNO_3 \rightarrow NaNO_3 + H_2O + 13.7 \text{ கி. க.}$$

என்று சமன்பாடுகள் முழுமைபெறும். வேறு சில அமிலங்களையும் காரங்களையும் தொகுத்து ஆராய்கையில் பின்வரும் அட்டவணை தயாராகிறது.

அமிலம்	காரம்	நடுநிலையாக்கல் வினைவெப்பம்
HCl	NaOH	13.68 கி. க.
HCl	LiOH	13.70 ,,
CH_3COOH	NaOH	13 40 ,,
HCN	NaOH	12 90 ,,
HCl	NH_4OH	12.27 ,,
HCOOH	NH_4OH	11.90 ,,

சில தொகுதிகளின் போதைய நடுநிலையாக்கல் வினை வெப்பம் 13.7 கி. கலோரியின் அளவினின்றும் மாறுபட்டிருக்கிறது. மெலிவு அமிலங்க (weak acids) ளான CH_3 COOH,

HCOOH, HCN ஆகியனவோ அல்லது வீறு குறைந்த காரமான NH_4OH முதலியனவோ ஈடுபடும் நடுநிலையாக்கல் வினை முன் கூறப்பட்டவற்றினின்றும் மாறுபட்டன என்பது புலனுகிறது. இதற்கான காரணத்தையும் மின்பகுளிப் பிரிகைக் கொள்கையின் அடிப்படையில் விளக்கிவிடலாம். இவற்றின் மூலக்கூறுகள் நீரில் இடப்பட்டவுடன் பகுளிகளாக அமைந்து அயனிகளாகப் பிரிகையுறுவது உண்மையாயினும் வலிவைமந்த அமில, கார மூலக்கூறுகளைப்போல் முழுவது மாகப் பிரிகையுறுவதில்லை. எனவே, குறைவான அளவி லேயே H^+ அயனிகளும் OH^- அயனிகளும் வலிவு குறைந்த கார அமிலங்களினின்றும் அமைகின்றன. இதன் விளைவாக, எதிர்பார்த்த முழு அளவுக் குறைவாகவே நீர் மூலக்கூறுகள் உருவாகின்றன. அதற்கேற்பக் குறைந்த அளவிலேயே வெப்பம் வெளிப்படுகிறது. நடுநிலையாக்கல் வினைவெப்பம் 13.7 கிலோ கலோரிகளுக்குக் குறைவாக அமைந்தால் அந்த அளவீட்டிலிருந்து நடுநிலையாக்கலில் பங்குற்ற அமில, காரங்களின் தன்மையைப் பற்றி அறியலாம்.

நடுநிலையாக்கல் வினைவெப்பத்தை ஆய் கருவிகளின் மூலம் கணக்கிடலாம்.

IN இலக்குக் கரைசலான ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத் தையும் IN இலக்குக் கரைசலான சோடியம் ஹைட்ராக் சைடையும் தனித்தனியே தயாரித்துக் கொள்க. 100 க.செ.மீ. பருமனளவான ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலக்கரைசலை ஒரு கண்ணுடிக் குவளையிலும், 100 க. செ. மீ. பருமனளவான சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலை மற்ருெரு கண்ணுடிக் குவளையிலும் ஒரு நீர்த்தொட்டியில் கவனமாக நிறுத்தி வைக்கவும். தொடர்ந்து நெடுநேரம் இவ்வாறு வைத்திருப் பதனுல் இரண்டு கரைசல்களும் ஒரே வெப்பநிலையை அடையும்.

ஏற்கெனவே எடையிடப்பட்ட ஒரு வெப்ப அளவியில் வெப்பநிலை சீர் செய்யப்பட்ட இந்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை ஊற்றவும். ஆய்வுக்குச் சரிசெய்யப்பட்ட பெக்மன் வெப்பமானியை அதனுள் செலுத்தவும். தொடக்க நிலையிலான வெப்பநிலை மட்டத்தைக் குறித்துக்கொள்ளவும். பின்னர் எச்சரிக்கையுடன் மற்ருெரு குவளையிலுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலை விரைவாக வெப்ப அளவியினுள் ஊற்றி நன்கு கலக்கவும். நடுநிலையாக்கல் நிகழ்வதனுல்

வெப்பம் வெளிப்பட்டுக் கரைசல் கலவையின் வெப்பநிலை உயர்கிறது. நிலையாக நிற்கும் உச்ச வெப்பநிலை மட்டத்தைக் குறித்துக் கொள்ளவும்.

வெப்ப அளவியில் இப்போது 200 க. செ. மீ. பருமனளவான கரைசல் கலவை உள்ளது. அக் கரைசல் கலவையின் எடையை வெப்ப அளவிய அதன் உள்ளடக்கத்துடன் எடையிடுவதனுல் அறியலாம். ஆய்வுமூலம் கிடைத்த விவரங்களைப் பின்வருமாறு பட்டியிற்படுத்தி நடுநிலையாக்கல் வினை வெப்பத்தைக் கணக்கிடலாம்.

வெப்ப அளவியின் எடை $= w$ கி.

வெப்ப அளவி உலோகத்தின் வெப்ப எண் $= S$

தொடக்க வெப்ப நிலை $= t_1°C$

இறுதி ,, ,, $= t_2°C$

நடுநிலையாக்கலுற்ற கரைசல் கலவையின் எடை $= m$ கி.

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலக் கரைசலும், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலும் கலந்ததனுல் நடுநிலையாக்கலுற்று சோடியம் குளோரைடு கரைசல் உருவாகும். அக் கரைசலின் வெப்ப எண் s என்க. நடுநிலையாக்கலின்போது வெளிப்பட்ட வெப்பம் வெப்ப அளவியையும் அதன் உள்ளடக்கத்தையும் $t_1°C$யிலிருந்து $t_2°C$க்கு உயர்த்தி யிருக்கிறது. எனவே, வெளிப்பட்ட வெப்ப அளவு q கலோரிகள் எனக் கொண்டால்,

$$q = [w \times S + m \times s]\ [t_2 - t_1]$$

என்ற சமன்பாடு உருவாகும். q-ன் அளவைக் கணக்கிட்டு விடலாம். 1000 க. செ. மீ. பருமனளவான IN ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலக் கரைசலும் 1000 க. செ. மீ. பருமனளவான IN சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலும் கலப்பதாலுல் வெளிப்படும் வெப்ப அளவே நடுநிலையாக்கல் வினை வெப்பம் என்பதனுல் மேற்கண்டவாறு கிடைக்கப் பெற்ற வெப்ப அளவைப் பத்தால் பெருக்கினுல் கிடைக்கும்அளவே நடுநிலையாக்கல் வினை வெப்ப அளவாகும்.

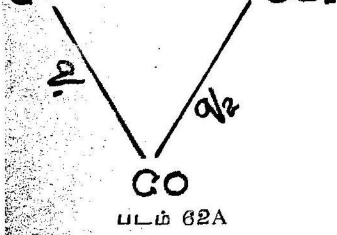
நடுநிலையாக்கல் வினை வெப்பம் $Q = 10q$ கலோரிகள்

மாறா வெப்பக் கூட்டல் விதி (Law of Constant Heat Summation)

ஒரு குறிப்பிட்ட வேதியியல் வினை பல்வேறு வினைகளில் நிகழலாம்.கார்பனும். ஆக்சிஜனும் கூடி கார்பன் டை ஆக்சைடு வாயு நேரடியாகப் பெறப்படலாம். அல்லது கார்பனும் ஆக்சிஜனும் முதல் நிலையாகக் கூடி கார்பன் மானாக்சைடு உருவாகவும், இந்த வாயு மீண்டும் ஆக்சிஜனுடன் கூடி கார்பன் டை ஆக்சைடு உருவாகவும் கூடும். இரண்டு வழிகளாலும் உருவானது ஒரே பொருள்தான் என்பதனால் அதன் உருவாக்க வினைவெப்பம் மாறாததாகவே அமையும். கார்பனும் ஆக்சிஜனும் கூடிய நிலையில் உருவான கார்பன்டை ஆக்சைடுடன் கலோரிகள் வெப்பம் உமிழப்படுவதாகக் கொள்வோம். இரண்டாவது வழிமூலம் கார்பனும் ஆக்சிஜனும் கூடி கார்பன் மானாக்சைடு உருவாகும்போது உடன் விளையும் வெப்பம் q_1 கலோரிகளும் அதற்கடுத்து கார்பன் மானாக்சைடும் ஆக்சிஜனும் கூடிக் கார்பன் டை ஆக்சைடு உருவாகும்போது உடன் விளையும் வெப்பம் q_2 கலோரிகளும் எனக் கொள்க. இவ் வழிமூலம் கார்பன் டை ஆக்சைடு உருவாக்கத்திற்குரிய வெப்ப வெளியீடு (q_1+q_2) கலோரிகள் என்றாகிறது. ஒரு பொருளின் உருவாக்க வினைவெப்பம் வெவ்வேறாக அமைய முடியாது என்ற காரணத்தாலும் ஆற்றலை அழிக்கவோ பெருக்கவோ முடியாது என்ற ஆற்றல் அழியா விதியின் அடிப்படையிலும் இரண்டு வழிகளின் மூலமாகவும் வெளிப்பட்ட வெப்ப அளவு ஒன்றாகத் தான் அமையவேண்டும்.

$$Q = q_1 + q_2$$

ஆய்வுகளின் மூலமாகவும் இது உண்மை என்று நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது.



படம் 62A

வினைகளின் சுழற்சி எத்தகையதாக இருந்தாலும் அவற்றின் வினை வெப்பம் மாறாததாகவே இருக்கும். இந்த உண்மையை 1840ஆம் ஆண்டில் ஹெஸ்(Hess) என்பார் விதியொன்றை உருப்படுத்தினர். ஹெஸ் விதி எனப்படும் மாறா வெப்பக் கூட்டல் விதி, 'ஒரு குறிப்பிட்ட வேதியியல் மாற்றம் பல்வேறு வழிகள் மூலமாக, ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட நிலைகளினூடும் நிகழ்ந்தாலும் அதன்வினை வெப்பம் எவ்வழிப்பட்டதாயினும் ஒன்றே' என்றே கூறுகிறது.

மேற் கூறப்பட்ட எடுத்துக்காட்டை ஆய்வு முறைக் கணக்கீடு கொண்டு ஆராயலாம்.
முதல் வழியின்படி,

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 + 94{\cdot}3 \text{ கி.க.}$$

இரண்டாவது வழியின்படி,

$$C + \tfrac{1}{2}O_2 \rightarrow CO + 26{\cdot}1 \text{ கி.க. (முதல் நிலை)}$$
$$CO + \tfrac{1}{2}O_2 \rightarrow CO_2 + 68.2 \text{ கி.க. (இரண்டாம் நிலை)}$$

இரண்டையும் கூட்டினால்

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 + (26.1 + 68.2) \text{ கி.க.}$$

இரண்டு வழிகளின் மூலமாகவும் கணக்கீடு செய்யப்பட்ட கார்பன் டை ஆக்சைடின் உருவாக்க வினைவெப்பம் 94.3 கிலோ கலோரிகள் என்னும் ஒரே அளவுதான் என்பது இதனால் உறுதியாகிறது.

ஹெஸ் விதி வெப்ப வேதியியலில் பல அளவீடுகளைக் கணக்கிட உதவிபுரிகிறது. வெப்ப வேதியியலில் சமன் பாடுகளை உரிய முறையில் கூட்டவோ, கழிக்கவோ பெருக்கவோ செய்து தேவைப்படும் வினைவெப்ப அளவுகளைக் கணக்கிடலாம். கரிமச் சேர்மச் சேர்மங்களின் உருவாக்க வினைவெப்ப அளவுகள் ஹெஸ் விதியின் அடிப்படையில் தான் கணக்கிடப்படுகின்றன. கரிமச் சேர்மங்களை எளிதில் எரிதலுக் குட்படுத்தலாம். எரிதல் வினைவெப்ப அளவி னின்றும் உருவாக்க வினைவெப்பத்தை முறையாக அறிதல் கூடும்.

விளக்கக் கணக்கு : கீழ்க்கண்ட விவரங்களிலிருந்து ப்யூட்டேனின் (Butane) உருவாக்க வினைவெப்பத்தைக் கணக்கிடுக.

$$C_4H_{10} + 6\tfrac{1}{2}O_2 \rightarrow 4CO_2 + 5H_2O + 687.9 \text{ கி. க.}$$
$$C + O_2 \rightarrow CO_2 + 94.3 \text{ கி.க.}$$
$$H_2 + \tfrac{1}{2}O_2 \rightarrow H_2O + 68.4 \text{ கி. க.}$$

கார்பனும் ஹைட்ரஜனும் கூடி ப்யூட்டேனை உருவாக்கு கின்றன. உடன்விளையும் வெப்பம் அறியப்படாதிருப்பதனால் அதனை Q கிலோ கலோரிகள் எனக் குறிப்பிடுவோம். இவ் வினையைச் சமன்பாட்டில் குறிப்பிட்டால்

$$4C + 5H_2 \rightarrow C_4H_{10} + Q$$

என்றமையும். இனி விவரிக்கப்பட்ட சமன்பாடுகளைக் கவனிப்போம்.

இரண்டாவது சமன்பாட்டை நான்கினால் பெருக்கியும், மூன்றாவது சமன்பாட்டை ஐந்தினால் பெருக்கியும் கிடைக்கும் சமன்பாடுகள் இரண்டையும் கூட்டவும்.

$$4\,C + 4\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 377.2 \text{ கி. க.}$$
$$5\,H_2 + 2\tfrac{1}{2}\,O_2 \rightarrow 75\,H_2O\ 342.0 \text{ கி. க.}$$
$$4\,C + 5\,H_2 + 6\tfrac{1}{2}\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 5\,H_2O + 719.2 \text{ கி.க.}$$

இவ்வாறு கிடைத்த சமன்பாட்டிலிருந்து முதல் சமன்பாட்டைக் கழிக்கவும்.

$$4\,C + 5\,H_2 + 6\tfrac{1}{2}\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 5\,H_2O + 719.2 \text{கி. க.}$$
$$C_4H_{10} + 6\tfrac{1}{2}\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 5\,H_2O + 687.9 \text{ கி. க.}$$
$$4\,C + 5\,H_2 - C_4H_{10} \rightarrow (719.2 - 687.9) \text{ கி. க.}$$
$$\therefore 4\,C + 5\,H_2 \rightarrow C_4H_{10} + 31.3 \text{ கி. க.}$$

இச் சமன்பாட்டைக் குறிப்புக்காக வரையப்பட்ட சமன்பாட்டுடன் ஒப்பிட்டால் $Q = +\ 31.3$ கி. க. என்றாகிறது; அதாவது, ப்யூட்டேனின் உருவாக்க வினைவெப்பம் 31.3 கிலோ கலோரிகள் என்பதாகும்.

14. வேதிச் சமநிலை

(Chemical Equilibrium)

பொருள்களிடையே வினைகள் நிகழ்ந்து வேதியியல் மாற்றங்கள் இடம் பெறும் காரணங்கள் குறித்து நெடுங் காலமாகவே ஆராய்ச்சி நடந்துவந்திருக்கிறது. பொருள்க ளிடையே ஒன்றுக்கொன்று வேதியக் கவர்ச்சி (Chemica affinity) பொதிந்து கிடப்பதனாலேயே பொருள்கள் கூடி மாற்றங்கள் விளைந்தன வென்ற நம்பிக்கை முதலில் தோன் றியது. அணுக்களின் விருப்பியல்பே அவற்றிடையேயான கூடுகைக்குக் காரணமென்றும், அவற்றின் வெறுப்பியல்பு பொருள்களின் சிதைவுக்குக் காரணமென்றும் கிரேக்க அறிஞர்கள் கருதினார்கள். இந்த கருத்துக்கு அடுத்த நிலையாக, அணுக்கள் கொக்கிகள் கொண்டிருப்பதாகவும் அக் கொக்கிகள் பிணைந்துகொள்வதனால் பொருள்கள் உருவாவதாகவும் கருத்து நிலவியது. புவி ஈர்ப்புக் கவர்ச்சியை உலகுக்கு அறிமுகப்படுத்திய சர் ஐசக் நியூட்டனும், பொருள்கள் உருவாவதற்கான காரணத்தைத் தம் கொள்கை ஆராய்ச்சியின் மூலமாகவே விளக்கினார். அணுக்களிடையே ஈர்ப்புக் கவர்ச்சி அமைந்து பிணைப்பு நிகழ்வதாக அவர் கூறினார். பின்னர் ஏற்பட்ட விஞ்ஞான முன்னேற்ற ஆராய்ச்சி களின் விளைவாக வேதியியல் கவர்ச்சிக்கு அடிப்படைக் காரணம் மின்னியல்பே என்பது உறுதியாயிருக்கிறது.

பொருள்களிடையேயான கவர்ச்சித்திறனை அடிப்படை யாகக் கொண்டு வேதியியல் கூடுகைக்கான விளக்கம் விரிவாக ஆராயப்பட்டது. Aயும் Bயும் தம்முள் அமைந்த கவர்ச்சி யின் விளைவால் AB என்னும் சேர்மம் விளைந்ததாகக் கொள் வோம். C என்னும் மற்றொரு சேர்மம் ABயின் அருகில் வருகையில் Bக்கும் Cக்குமான கவர்ச்சித்திறன் முன்னதை

விட அதிகம் என்றிருக்குமானால் B உடனே A யை விட்டு விலகி Cயுடன் இணைந்து கொள்ளும். அதன் விளைவாக BC என்னும் புதிய சேர்மம் விளைந்து A தனியே விடப்படுகிறது.

$$AB + C \rightarrow BC + A.$$

இக் கருத்தை வகைப்படுத்தி ஜியோஃப்ரே (Geoffrey), ஸ்டால் (Stahl), பெர்க்மன் (Bergmann) ஆகியோர் பொருள்களின் 'கவர்ச்சி அட்டவணை' ஒன்றைத் தயாரித்தார்கள். அட்டவணை வரிசையைக் கொண்டு பெரும்பாலான வேதியியல் மாற்றங்களை அவர்களால் விளக்க முடிந்தது. ஆனால், மீள்வழி பொருந்திய (reversible) சில வேதியியல் வினைகளை இதன் மூலமாக விளக்குவதில் இடர்ப்பாடுகள் நேர்ந்தன. எடுத்துக் காட்டாக இரும்புக்கும் நீராவிக்கு மிடையேயான வேதியியல் தொடர்பைக் கூறலாம். நீராவியைப் பழுக்கக் காய்ச்சப் பட்ட இரும்பின்மீது செலுத்தினால் இரும்பின் ஆக்சைடு (oxide of iron) சேர்மமும் ஹைட்ரஜனும் விளைகின்றன.

$$3Fe + 4\ H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$$

இவ் வினையின் மூலமாக இரும்புக்கும் ஆக்சிஜனுக்கும் இடையே கவர்ச்சி அதிகமாக இருப்பதனால் ஆக்சிஜன் ஹைட்ரஜனை விட்டு நீங்கி இரும்புடன் கூடிப் புதிய சேர்மத்தை விளைவிப்பதாகக் காண்கிறோம்.

மேற்கூறிய வினையின் மாற்றுத் திசையாக, சூடாக்கப் பட்ட இரும்பு ஆக்சைடு சேர்மத்தின்மீது ஹைட்ரஜன் வாயுவைச் செலுத்தினால் வேதியியல் மாற்றம் ஏற்பட்டு இரும்பும் நீராவியும் மீண்டும் தனித்தனியே பெறப்படுகின்றன.

$$Fe_3O_4 + 4H_2 \rightarrow 3Fe + 4H_2O.$$

இதிலிருந்து ஆக்சிஜனுக்கு இரும்பினிடம் ஏற்படுவதை விட ஹைட்ரஜனிடமே அதிகக் கவர்ச்சி என்பதாகத் தெரிய வருகிறது. இந்த உண்மை முன்னர் நிகழ்ந்ததற்கு முரணாக உள்ளதை அறிக.

கவர்ச்சி அட்டவணைக்கு ஏற்பதான வினை விளக்கங்களை மறுத்துப் புது விளக்கம் தரப் பெர்த்தலாட் (Berthelot)என்பார் முனைந்தார். இவர் நெப்போலியனின் அரசவை விஞ்ஞானியாகத் திகழ்ந்தார். அவருடைய கூற்றுப்படி வேதியியல் வினைகள் முழுதுமாக முற்றுப் பெறுவதில்லை எனவும், ஒரு குறிப்பிட்ட போக்கில் அமையும் வேதியியல்வினை அத்திசையில் மீட்சி கண்டு விளைபொருள்களே (products) மீண்டும்

கூடி வினைபடு பொருள்களை (reactants) உருவாக்கலாம் என்று அவர் கருத்துத் தெரிவித்தார். AB என்னும் சேர்மத்துடன் C வினைப்படுவதனால் விளைபொருள்களாக BCயும், Aயும் விளையலாம்.

$$AB + C \rightarrow BC + A.$$

ஆனால் சூழ்நிலை மாற்றத்தினாலோ அல்லது அதே சூழ்நிலையிலோ BCயும் Aயும் வினையுற்று A B யையும் Cயையும் மீண்டும் தரலாம்.

$$BC + A \rightarrow AB + C.$$

இத்தகைய இரண்டு போக்குகளை ஒன்றாக இணைத்து உருவகப் படுத்தினால்

$$AB + C \rightleftarrows BC + A$$

எனக் குறிப்பிடலாம். இவ்வாறான வினைகளை மீள்திற வினைகள் (reversible reactions) எனக் குறிப்பிடுவது பொருந்தும். அவருடைய மற்றொரு கருத்து, பொருள்களுக் கிடையேயான கவர்ச்சித் திறனை மட்டும் அடிப்படையாகக் கொண்டு வேதியியல் வினைகள் நடைபெறுவதில்லை என்பதும், வினைகளில் ஈடுபடுவனவற்றின் பொருண்மை அளவீடுகளைப் பொருத்தும் வினைகள் நிகழ்கின்றன என்பதுமாகும். கணக்கீட்டு முறையில் குறிப்பிட்டால் இரண்டு அளவீடுகளின் பெருக்குத் தொகை [பொருண்மை×கவர்ச்சி] யைக் கொண்டே வினையின் போக்கு நிர்ணயிக்கப்படுகிறது என்பதை இப் புதுக் கருத்து சுட்டுகிறது.

ஒரு வினை மீள்திற இயல்பு கொண்டிருக்குமா இல்லையா என்பது சூழ்நிலையைப் பொருத்ததாகும். கால்சியம் கார்பனேட்டைத் திறந்த வெளியில் வைத்துச் சூடாக்கினால் வேதியியல் சிதைவு நிகழ்ந்து கால்சியம் ஆக்சைடும், கார்பன் டை ஆக்சைடும் விளைகின்றன. இவ்வினை ஏறத்தாழ முற்றுப் பெறுவதாகக் கொள்ளலாம்.

$$Ca\,CO\,3 \rightarrow CaO + CO_2$$

ஆனால், விளைபொருள்களில் ஒன்றான கார்பன் டை ஆக்சைடு வெளியேறிவிடாதபடி ஒரு கொள்கலகத்தில் மூடிய நிலையில் கால்சியம் கார்பனேட்டைச் சூடுபடுத்தினால் நிலைமை வேறாக அமைகிறது. சிதைவினால் விளைந்த CaO-ம். CO_2-ம் வினையுற்று, மீண்டும் Ca Co_3-ஐ உருவாக்குகின்றன.

இத்தகைய மீள்திற வினைக்கான காரணத்தைப் பெர்த்த லாட்டின் கருத்தைக் கொண்டு விளக்க முடியும். திறந்த வெளியில் சூடாக்கப்பட்டபோது சிதைவினால் விளைந்த வற்றுள் ஒன்றான CO_2 வாயுநிலையில் வெளியேறி CaO-ன் தொடர்பு அற்றுவிட்டது. ஆனால் மூடப்பட்ட கொள் கலத்தில் உருவான CO_2 சிறிது சிறிதாக அளவில் பெருகத் தொடங்கியதும் அதன் பொருண்மை அதிகரித்தது. அதி கரித்த பொருண்மையின் தன்மையால் கால்சியம் ஆக்சைடுடன் வினையுறுவதற்கான நிலைமை [பொருண்மை × கவர்ச்சி] ஏற்பட்டது.

சர்க்கரைக் கரைசலை நீர்த்த அமிலங்களின் முன் னிலையில் குளுகோசாகவும் (Glucose), ஃப்ரக்டோசாகவும் (Fructose) மாற்ற முடியும். இத்தகைய மாற்றத்தால் கிடைக்கும் விளைபொருள்களின் அளவு அவ்வப்போது உள்ள சர்க்கரையின் அளவீட்டைப் பொருத்து அமைவதாக வில்ஹெல்மி (Wilhelmi) என்பார் ஆராய்ந்தார். 'ஒரு பொருள் மாற்றத்திற் குட்படுவதனால் ஏற்படும் விளைவு அப்பொருள் கொண்டிருக்கும் பொருண்மை அளவீட்டைப் பொருத்த தாகும்' என்ற பொது விதியை அவர் நிறுவினார்.

பெர்த்தலாட்டும், கில்லெஸ் (Gilles) என்பாரும் எதில் ஆல்கஹாலுக்கும் அசெட்டிக் அமிலத்திற்கும் இடையே யான வினைத்தொடர்பை ஆராய்ந்தார்கள். கிராம்-மூலக்கூற்று (Gram-molecule) அளவில் சம அளவீடுகள் கொண்ட எதில் ஆல்கஹாலையும், அசெட்டிக் அமிலத்தையும் வினைக் குட்படுத்தினர்; எதில் அசெட்டேட்டும் நீரும் விளைந்தன. எவ்வளவு இடைவேளை நேர்ந்தபோதும் வினைபடு பொருள்களின் $\frac{2}{3}$ பகுதி மட்டுமே வினையுற்றதாகக் கணக்கிடப்பட்டது. ஆய்வின் மறுநிலையாக, கிராம்-மூலக் கூற்று அளவில் சமஅளவீடுகள் கொண்ட எதில் அசெட் டேட்டும் நீரும் வினைக் குட்படுத்தப்பட்டன; எதில் ஆல்க ஹாலும் அசெட்டிக் அமிலமும் விளைந்தன. நீண்ட இடை வேளைக்குப் பின்பும் வினைபடு பொருள்களின் $\frac{1}{3}$ பகுதி மட்டுமே வினையுற்றதாகக் கணக்கிடப்பட்டது. மீள்திற வினையான இதனை

$$CH_3\,COO\,H + C_2\,H_5\,OH \rightleftarrows CH_3\,COO\,C_2\,H_5 + H_2O$$

என்று குறிப்பிடலாம். சோதனை ஆய்வுகளின் முடிவாக, மீள்

திற வினைகளில் குறிப்பிட்டதொரு சமநிலை உருவாகி விடுவதை அறிய முடிகிறது. எதில் அசெட்டேட்டும் நீரும் விளைவதை நேர்ப்போக்கு வினையாகக் கொண்டால் அமிலமும், ஆல்க ஹாலும் விளைவதை மீள்போக்கு வினையாகக் கொள்ளலாம். நேர்ப்போக்கு வினையால் காலம் செல்லச் செல்ல அமிலம், ஆல்கஹால் ஆகியவற்றின் அளவுகள் குறைய நேர்ந்து எதில் அசெட்டேட், நீர் ஆகியவற்றின் அளவுகள் பெருக நேரும். வில்ஹெல்மியின் கூற்றுப்படி வினைபடுபொருள்கள் அளவுக் குறைவால் வினைவேகம் குறையத் தொடங்குகிறது. காலப் போக்கில் எதில் அசெட்டேட், நீர் ஆகியவற்றின் அளவுக் கேற்ப மீள்வழி வினையின் வேகம் சிறிது சிறிதாக அதிகமாகும். இவ்வாறு ஒரு போக்கு வினையின் வேகம் குறைவுறுவதும் மறுபோக்குவினையின் வேகம் அதிகரிப்பதும் நிகழ்ந்து குறிப் பிட்டதொரு நிலையடைந்ததும் இரண்டு வேக அளவீடுகளும் சமமுறுகின்றன. இந் நிலையை 'வேதிச் சமநிலை' என்றழைக் கிறோம். வினைவேகம் (reaction velocity) என்பது வினைபடு பொருள்கள் கிராம் - மூலக் கூற்றளவில் ஒரு செகண்டு கால இடைவேளையில் காணும் வேதிய மாற்றம் பெறும் அளவைக் குறிக்கிறது. வேதிச் சமநிலையில் நேர்ப்போக்கு வினைவேகமும், எதிர்ப்போக்கு வினைவேகமும் ஒன்றுக் கொன்று சமமாக இருக்கின்றன.

நிறை தாக்க விதி (Law of mass action): ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில், வேதியியல் வினைப்பாட்டில் ஈடுபடும் வினைபடு பொருள்களுக்கும் விளைபொருள்களுக்கும் இடையே அமையும் தொடர்பைக் குல்பெர்க் (Gulberg), வாகே (Wagge) ஆகிய இரு ஸ்காண்டிநேவிய விஞ்ஞானிகள் ஆராய்ந் தார்கள். தம் ஆராய்ச்சிகளின் தொகுப்பாக நிறை தாக்க விதி என்பதொன்றை நிறுவினார்கள். அவ் விதியைப் பின்வருமாறு உருப்படுத்தலாம், 'தன்னுடைய கிளர்வுறைப் பொருண் மைக் கேற்றவாறான தாக்கத்துடன் ஒரு பொருள் வினையின் போது செயற்படுகிறது; வினைபடு பொருள்களின் கிளர்வுறைப் பொருண்மைகளின் பெருக்குத் தொகைக் கேற்றவாறு வினை வேகம் அமைகிறது'.

கிளர்வுறைப் பொருண்மை (active mass) என்ற சொல் மூலக்கூற்றுச் செறிவைக் குறிக்கும். ஒரு லிட்டர் பருமனள வில் ஒரு பொருள் கிராம்-மூலக்கூற்றளவில் கொண்டிருக்கும் நிறையே அதன் மூலக்கூற்றுச் செறிவு (molecular concen- tration) எனப்படும். எனவே, வேதிய வினையில் ஒரு பொருள்

கொள்ளும் பங்கும் அதன் மொத்த நிறையைக் கொண்டு கணக்கிடப்படாமல் அதன் செறிவைக் கொண்டே கணக்கிடப்பட வேண்டுமென்பது தெளிவு. மூலக்கூற்றுச் செறிவை அடைப்புக் குறிக்குள் குறியீடிட்டுச் சுட்டலாம். எடுத்துக் காட்டாக $[H_2]$ என்பது ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூற்றுச் செறிவைக் குறிக்கும். அதாவது $[H_2]=1$ என்பது ஒரு லிட்டர் அளவில் ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூற்று எடையான 2.016 கிராம் எடை கொண்ட ஹைட்ரஜன் அடங்கியிருக்கிறது என்று பொருள். $[H_2]=0{\cdot}5$ என்றால் ஒரு லிட்டரில் $2.016\times0.5=1.008$ கிராம் ஹைட்ரஜன் அடங்கியிருக்கிறது என்று பொருள். இவ்வாறே ஒரு லிட்டரில் 36.46 கிராம் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு அடங்கியிருப்பதை $[HCl]=1$ என்று குறிப்பிடலாம்.

ஒருவினை நிகழ்வதைப் பின்வருமாறு பொதுப்படையாகக் குறிக்கலாம்.

$$A + B \rightleftarrows C + D$$

வேதிச் சமநிலையில் நேர்வழி வினையும் எதிர்வழி வினையும் ஒருசேர நிகழ்ந்துகொண் டிருக்கின்றன என்பதையே இரட்டை அம்புக்குறியீடு ($\rightleftarrows$) சுட்டுகிறது. A, B, C, D ஆகியவற்றின் மூலக்கூற்றுச் செறிவு அளவீடுகளை [A], [B], [C], [D] எனக் குறிப்பிடுவோம்.

நிறைதாக்க விதியின் கூற்றுப்படி,

Aயும் Bயும் வினையுறுவதன் வீதஅளவு அவற்றின் மூலக்கூற்றுச் செறிவுகளின் பெருக்குத் தொகையைச் சார்ந்திருக்கிறது. அதாவது,

$$\text{Aயும் Bயும் கூடுவதன் வீதம்} \propto [A]\,[B]$$
$$\therefore \text{நேர்ப்போக்கு வினைவேகம்} = k_1\,[A]\,[B]$$

இங்குக் குறிப்பிடப்படும் k_1 என்பது திசைவேக மாறிலி (velocity constant) எனப்படும்.

இவ்வாறே வினைபொருட்களான C-யும் D-யும் கூடி வினையுற்று A-யையும், B-யையும் படைக்கின்றன. இன்னும் விளக்கமாகக் கூறினால் C-யும் D-யும் கூடி வினைபுரியும் வீத அளவைப் பொறுத்து A-யும் B-யும் மீண்டும் படைக்கப்படுகின்றன.

அதாவது,

A-யும் B-யும் மீண்டும் உருவாவதன் வீதம் $\propto$ [C] [D]

$\therefore$ எதிர்ப்போக்கு வினைவேகம் $= k_2$ [C] [D]

வேதிச் சமநிலையில்,

நேர்ப்போக்கு வினைவேகம்=எதிர்ப்போக்கு வினைவேகம்

$$k_1 \; [A][B] = k_2 \; [C][D]$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

$$k = \frac{[C]\;[D]}{[A]\;[B]}$$

இருபோக்கு வினைவேகங்களின் வீதமான k சமநிலை மாறிலி (equilibrium constant) எனப்படும். வினைநிகழும் போதைய வெப்பநிலை மாருதிருக்கையில் இதுவும்மாறுவதில்லை.

$$2A + B \rightleftarrows 2C + D$$

என்பது வினையைக்குறிக்கும் எனில்,

$$k = \frac{[C]^2\;[D]}{[A]^2\;[B]}$$

என்றமையும். பொதுவாக, ஒரு வினை நிகழ்ச்சியை

$$xA + yB \rightleftarrows mC + nD$$

என்று குறிப்பிட்டால், சமநிலை மாறிலியைப் பின்வருமாறு குறிக்கலாம்.

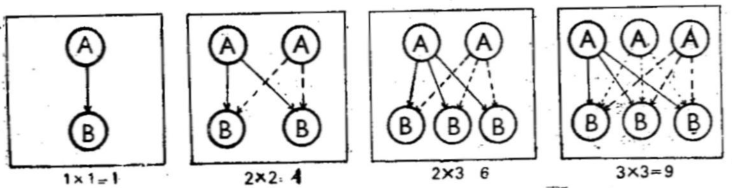
$$k = \frac{[C]^m\,[D]^n}{[A]^x\,[B]^y}$$

இயக்கப் பண்புக் கொள்கையும் நிறைதாக்க விதியும் (Kinetic theory and law of mass action): இயக்கப் பண்புக் கொள்கையின் அடிப்படையில் நிறைதாக்க விதியை ஆராய்ந்து விளக்கம் காண முடியும். ஆய்வுக்குரிய பொருள்களாக இரண்டு வாயுக்களைக் கொள்வோம். இவற்றிடையே வேதிய வினைநிகழ்வதற்குக் காரணம் மூலக்கூறுகள் ஒன்றுடன் ஒன்று மோதி உரிய மாற்றங்கள் பெறுவதனுல்தான் என்பதை இயக்கப் பண்புக் கொள்கை மூலம் அறிவோம். மோதும் மூலக்கூறுகள் அனைத்தும் வேதிய மாற்றங்கள் பெறுகின்றன என்று சொல்வதற்கில்லை. மோதிய மூலக்கூறுகளின் ஒரு

பகுதியே வினையாக்க முறுகின்றன. ஆனுல் வினையுறும் பகுதி மூலக்கூறுகளின் மொத்த எண்ணிக்கையில் குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில் மாருத விகிதம் கொண்டிருக்கிறது. மொத்த எண்ணிக்கையைச் சார்ந்து மூலக்கூற்று மோதல்கள் (molecular collisions) நிகழ்கின்றன. மோதல்களின் எண்ணிக் கையைச் சார்ந்து வினையாக்கம் நடைபெறுகிறது. எனவே, வினையாக்கம் என்பது குறிப்பிட்ட பருமனளவுக்குள் அடங்கி யிருக்கும் மூலக்கூறுகளின் மொத்த எண்ணிக்கையை வாயு வின் மூலக்கூற்றுச் செறிவைச் சார்ந்து அமைவதாக அறிகிருேம். A, B என்ற இரு வாயுக்கள் வினையுறுவதாகக் கொண்டால், அவற்றின் தனித்தனி மூலக்கூறுகளின் மோதல் களின் எண்ணிக்கையைக் கொண்டு வினைவேகத்தைக் கணக்கிட வேண்டும்.

ஒரு குறிப்பிட்ட பருமனளவில் A-யின் 1 மூலக்கூறும் B-யின் 1 மூலக்கூறும் இருப்பதாகக் கொள்வோம். அவற் றிடையே ஒரே சமயத்தில் நிகழத் தக்கதான மோதலின் எண்ணிக்கை $1 \times 1 = 1$ என்ருகும். இரண்டு A மூலக்கூறுகளும் இரண்டு B மூலக்கூறுகளும் அக் குறிப்பிட்ட பருமனளவில் அடங்கியிருப்பதாகக் கொண்டால் அவற்றிடையே நிகழும் மோதல்களுக்கான வாய்ப்புகளின் எண்ணிக்கை $2 \times 2 = 4$ என்பதாக எளிதில் அறியலாம். இவ்வாறே A-யின் மூலக்கூறு

படம் 63



களின் எண்ணிக்கைக்கு ஏற்பவும், B-யின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்கு ஏற்பவும் மூலக்கூற்று மோதல்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிப்பதை $2 \times 3 = 6$, $3 \times 3 = 9$, $2 \times 4 = 8$, $3 \times 4 = 12$...... என்றவாறு கணக்கிட்டுச் செல்லலாம். எனவே, மூலக்கூறுகளிடையே நிகழ்வதற்கான மோதல்களுக்கான வாய்ப்புகள் குறிப்பிட்ட பருமனளவுக்குள் அடங்கியிருக்கும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைச் சார்ந்து அமையும் என்பது உறுதியாகிறது. இவ்வாருன மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை அளவை மூலக்கூற்றுச் செறிவு என்றழைக் கிருேம்.

∴ வினைவேக வீதம் $\propto$ A-யின் மூலக்கூற்றுச் செறிவு $\times$ B-யின் மூலக்கூற்றுச் செறிவு

$$\propto [A]\ [B]$$
$$= k\,[A]\ [B]$$

அதாவது வினைவேக வீதம் வினைபடு பொருள்களின் மூலக்கூற்றுச் செறிவுகளின் பெருக்குத் தொகையைச் சார்ந்து அமைகிறது. இந்த உண்மையே நிறைதாக்க விதியின் கருப்பொருள் என்பதை அறிவோம்.

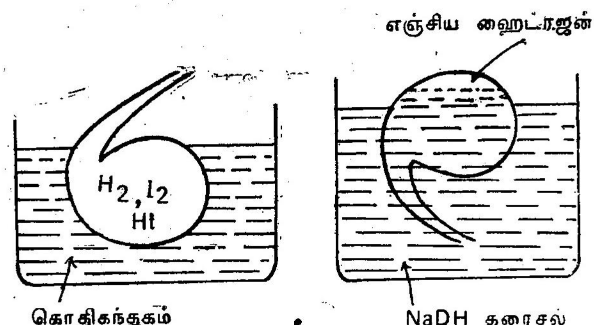
நிறைதாக்க விதியை ஆய்வின் மூலம் மெய்ப்பிக்க முடியும். போடென்ஸ்ட்டீன் (Bodenstein) என்பார் தம் ஆய்வின் மூலம் ஹைட்ரஜனும் அயோடினும் கூடி ஹைட்ரஜன் அயோடைடை உருவாக்கும் வினையை இதற்கு எடுத்துக் காட்டாகக் கொண்டார்.

$$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$$

1 மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனும், 1 மூலக்கூறு அயோடினும் கூடி 2 மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் அயோடைடை உருவாக்குகின்றன. அதாவது, 1 கிராம் மூலக்கூற்றெடையான ஹைட்ரஜனும், 1 கிராம் மூலக்கூற்றெடையான அயோடினும் கூடி வினையுற்றால் 2 கிராம் மூலக்கூற்றெடையான ஹைட்ரஜன் அயோடைடு கிடைக்கும். பொதுவாக ஒவ்வொன்றும் x கிராம் மூலக்கூற்றெடை கொண்ட ஹைட்ரஜனும் அயோடினும் வினையுற்றால் கிடைக்கும் ஹைட்ரஜன் அயோடைடு $2x$ கிராம் மூலக்கூற்றெடையாகும். இந்த விவரங்களை அடிப்படையாகக் கொண்டு போடென்ஸ்ட்டீனின் ஆய்வினைப் பின்வருமாறு நிகழ்த்தலாம்.

ஒரு கிராம் மூலக்கூற்றெடையான ஹைட்ரஜனையும், ஒரு கிராம் மூலக்கூற்றெடையான அயோடினையும் உறுதியானதொரு கண்ணாடிக் குமிழ் (Glass bulb) யில் அடைத்து மூடிவிடவும். குமிழியின் வாயைத் தழலில் உருக்கி வார்த்து மூடுதல் எச்சரிக்கை வாய்ந்ததாகும். குமிழியை அதன் உள்ளடக்கத்துடன் 450°C வரை சூடுபடுத்தவும். இதற்கு கொதி கந்தகத் (boiling sulphur)தைப் பயன்படுத்தலாம். இந்த உயர்ந்த வெப்ப நிலையில் ஹைட்ரஜனும், அயோடினும் கூடி வினையுற்று ஹைட்ரஜன் அயோடைடை உருவாக்கும்; இதற்கு எதிர்வழி வினையாக, ஹைட்ரஜன் அயோடைடு பிரிகையுற்று ஹைட்ரஜனையும் அயோடினையும் மீண்டும்

உருவாக்கும். வேதிச் சமநிலை உருவாகத் தேவையான நேரம் இவ்வாறு உயர் வெப்ப நிலையில் இருக்கச் செய்து பின்னர் சமநிலை மாறுபடா வகையில் உரிய முறையில் குளிரச் செய்யவும். குளிர்ந்த பின்னர் குமிழியின் வாயை சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலினுள் அமிழ்த்தியவண்ணம் திறக்கவும். வினையுருவண்ணம் மிஞ்சிய ஹைட்ரஜன், அயோடின், புதிதாக உருவான ஹைட்ரஜன் அயோடைடு ஆகியவற்றின் கலவை குமிழியினுள் இருக்கும். அயோடினும்,ஹைட்ரஜன் அயோடைடும் காரக் கரைசலுடன் வினையுறும் இயல்புடையன. எனவே, அவை யிரண்டும் காரத்துடன் வினையுறக் கலந்துகரைந்துவிடும். எஞ்சியிருப்பது வினையுறாத ஹைட்ரஜன் மட்டுமேயாகும். அதன் பருமனளவைக் கணக்கிட்டு அதன் மூலமாக கிராம்-மூலக்கூற்று எடையை அளவிடலாம். எடுத்துக் கொள்ளப்பட்ட ஒரு கிராம் மூலக்கூற்று எடை அளவிலிருந்து இந்த அளவைக் கழித்துவிட்டால் வினையின்போது பயன்பட்ட ஹைட்ரஜனின் அளவை அறியலாம். இதே அளவான அயோடின்தான் வினையுற்றிருக்க வேண்டும் என்பது எளிதில் புலனாகும்.



படம் 64

வினையுற்றது x கிராம் மூலக்கூற்றெடையான ஹைட்ரஜன் எனக் கொண்டால் வினையுறாமல் எஞ்சி நிற்பது $(1-x)$ கிராம் மூலக்கூறு என்றாகும். இதைப்போலவே பயன்பட்ட அயோடின் x கிராம் மூலக்கூறு என்பதுவும்,எஞ்சியது $(1-x)$ கிராம் மூலக்கூறு என்பதுவும் தெளிவு. நேர்வழி வினையின் விளைபொருளான ஹைட்ரஜன் அயோடைடு $2x$ கிராம் மூலக்கூறு என்றமையும். எனவே, வேதிச்சமநிலையுற்ற காலத்து குமிழியினுள் இருந்தவை :

$(1-x)$ கிராம் மூலக்கூறு அளவான ஹைட்ரஜன்
$(1-x)$ கிராம் ,, ,, அயோடின்

2 x கிராம் மூலக்கூறு அளவான ஹைட்ரஜன் அயோடைடு மூன்று பொருள்களும் ஒரே பருமனளவான குமிழியினுள் இருந்தன என்பதனுல் குமிழியின் பருமளளவு V லிட்டர் எனக் கொண்டு, தனித்தனியே ஒவ்வொன்றின் மூலக்கூற்றுச் செறிவு அல்லது கிளர்வுறை பொருண்மையைப் பின்வருமாறு குறிப்பிடலாம்.

$$H_2+I_2 \rightleftarrows 2HI$$

$$[H2]=\frac{1-x}{V};\ [I_2]=\frac{1-x}{V};\ [HI]=\frac{2x}{V}$$

இவ் வினையின் சமநிலை மாறிலி L எனக் கொண்டால்,

$$K=\frac{[HI]^2}{[H_2]\ [I_2]}$$

$$=\frac{\left(\frac{2x}{V}\right)^2}{\left(\frac{1-x}{V}\right)\ (1\frac{-x)}{V}}$$

$$=\frac{4x^2/v^2}{(1-x)^2\ /V^2)}$$

$$\therefore K=\ \frac{4x^2}{(1-x)^2}$$

இச்சமன்பாட்டில் x ன் அளவு தெரியுமாதலால் K யின் மதிப்பை எளிதில் கணக்கிடலாம்.

இதே ஆய்வினை 1.5, 2, 2.5..................கிராம் மூலக் கூற்றெடை அளவுகள் கொண்ட ஹைட்ரஜன் அயோடின் கொண்டு நிகழ்த்தி ஒவ்வொரு முறையும் Kயின் மதிப்பைக் கணக்கிடுக. ஆய்வு நிலைமைகளின் வரையறைக்குள் K மாருத மதிப்பளவு கொள்வதை அறியலாம். இது நிறை தாக்க விதியை மெய்பிக்கிறது.

நிறைதாக்க விதியின் பயன்பாடுகள் (Applications of Law of mass action): மூலக்கூற்றுச் செறிவு அல்லது கிளர் வுறைப் பொருண்மை சார்ந்து நிறைதாக்க விதி அமைவதால் செறிவு மாற்றத்தை ஏற்படுத்தும் சூழ்நிலைகளை ஆராய்தல்

நன்று. திண்ம, நீர்மப் பொருள்களின் செறிவு வெப்பநிலையாலோ அழுத்தத்தாலோ அதிக மாற்ற முறுவதில்லை; ஆனால் வாயுப் பொருள்களின் பருமனளவு வெப்பநிலையாலும் அழுத்தத்தாலும் பாதிக்கப்பெற்று அதன் விளைவாகப் பொருள்களின் செறிவு மாற்றம் பெறுகிறது. அதற்கேற்ப வினை வேகமும் மாற்றமடைகிறது. வாயுப் பொருள்கள் ஈடுபடும் வினைகளுக்கும், நிறைதாக்க விதிக்கும் உள்ள தொடர்பை இப்போது அறியலாம். வினைபடு பொருள்களும் விளை பொருள்களும் வாயுப்பொருள்களாகவே அமையுமெனின் அத்தகைய இரண்டு பிரிவுகளாக வகுத்துக் கொள்ளலாம். வினைபடு பொருள்களின் கூட்டு மொத்தப் பருமனளவும் விளைபொருள்களின் கூட்டுமொத்தப் பருமனளவும் சில வினைகளின்போது சமமாக இருக்கின்றன. மற்றொரு வகை வினைகளின்போது, முன்னும் பின்னுமான இரண்டு பருமனளவுகளும் சமமாக இல்லாமல் வெவ்வேறாக அமைகின்றன. இந்த வேற்றுமை வினைகளின் செயற்பாடுகளில் வேற்றுமையைத் தோற்றுவிக்கிறது. பின்வரும் வினைகள் மூலம் இந்த உண்மை தெளிவாகப் புலப்படும்.

(1) ஹைட்ரஜன் - அயோடின் வினை : ஹைட்ரஜனும், அயோடினும் கூடி ஹைட்ரஜன் அயோடைடு சேர்மத்தை உருவாக்குகின்றன. வெப்பநிலையும் அழுத்தமும் மாறாதிருக்கையில், ஒரு பருமனளவான ஹைட்ரஜன் வாயுவும் ஒரு பருமனளவான அயோடின் வாயுவும் கூடி வினையுற்று இரண்டு பருமனளவான ஹைட்ரஜன் அயோடைடு வாயுவை விளைவிக்கின்றன.

$$H_2 \quad + \quad I_2 \quad \rightleftarrows \quad 2\,HI$$

(1 பருமனளவு) (1 பருமனளவு) (2 பருமனளவு)

இவ் வினையில் முன்னும் பின்னுமாய் அமையும் பருமனளவுகளில் வேற்றுமை இல்லை.

a கிராம் மூலக்கூற்று எடையான ஹைட்ரஜனையும் b கிராம் மூலக்கூற்று எடையான அயோடினையும் ஆய்வுக்குரிய கொள்கலத்திலிட்டு வினையுறச் செய்யவும். கொள்கலத்தின் பருமனளவு V லிட்டர் எனக் கொள்க. வினைபடு பொருள்களின் முழு அளவும் வினையுறுவதில்லை. வினையுறும் பகுதி x கிராம் மூலக்கூறு எனக் கொள்வோம். x கிராம் மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனும், x கிராம் மூலக்கூறு அயோடினும் வினையுற்று $2x$ கிராம்

மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் அயோடைடு சேர்மத்தை விளைவிக்கின்றன. பொதுவாகக் கூறினுல் வேதிச் சம நிலையில் ஹைட்ரஜன், அயோடின், ஹைட்ரஜன் அயோடைடு ஆகியன கொள்கலத்தினுள் அமைந்திருக்கின்றன. தனித்தனியே அவற்றின் கிளர்வுறைப் பொருண்மையைப் பின் வருமாறு குறிக்கலாம்.

$$[H_2] = \left(\frac{a-x}{V}\right)$$

$$[I_2] = \left(\frac{b-x}{V}\right)$$

$$[HI] = \left(\frac{2\,x}{V}\right)$$

வினையைக் குறிக்கும் சமன்பாட்டைக் கொண்டு சமநிலை மாறிலியைக் கணக்கிடலாம்.

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]}$$

$$= \frac{\left(\frac{2\,x^2}{V}\right)}{\left(\frac{a-x}{V}\right)\left(\frac{b-\,x}{V}\right)}$$

$$= \frac{4x^2}{(a-x)(b-x)}$$

அழுத்தத்தின் விளைவு (Effect of pressure) : மேற்குறித்த சமன்பாட்டில் K-யின் மதிப்பு x-ன் அளவைப் பொருத்து அமைகிறதேயன்றி பருமனளவு V-யைப் பொருத்ததன்று என்பது வெளிப்படை. அழுத்தத்தை அதிகப்படுத்திஞல் பருமனளவு குறைந்து அதனுல் செறிவு அதிகமாகி வினையின் அளவு பெருகுமென நினைக்கத் தோன்றலாம். ஆனுல், அழுத்தத்தின் விளைவால் ஏற்படும் பருமனளவு மாற்றத்தால் வினை எவ்வகையாலும்பாதிக்கப்படுவதில்லை. இதுபோடென்ஸ்டீன் ஆராய்ந்து கண்டறிந்த முடிவுகளிலிருந்து உறுதி செய்யப்படுகிறது.

வேதிச் சமநிலையுற்ற ஹைட்ரஜன், அயோடின், ஹைட்ரஜன் அயோடைடு கலவை இவற்றில் ஏதேனும் ஒரு

பொருளேச் சேர்த்தால் என்ன மாற்றம் நிகழும் என்பதை அறியலாம்.

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2]\ [I_2]}$$

மூன்றில் ஏதேனும் ஒன்றைச் சேர்த்தால் K-யின் மதிப்பு மாருதிருக்கும் வகையிலேயே மாற்றம் நிகழ முடியும். சிறிதளவு ஹைட்ரஜனேக் கலப்பதாகக் கொள்வோம். இதனுல் $[H_2]$ அளவு உயர்கிறது. சமன்பாட்டின் வலப் புறத்தின் வகுக்கும் பகுதி (denominator)யில் பெருக்குத்தொகை இதனுல் அதிகரிக்கிறது. K-யின் மதிப்பு நிலேயாக இருக்க, வகுபடும் பகுதி (numerator)யில் உள்ள அளவு அதிகரிக்க வேண்டுமென்பது தெளிவாகிறது. அதாவது, ஹைட்ரஜனேப் புதிதாக மேலும் சேர்ப்பதனுல் ஹைட்ரஜன் அயோடைடின் உருவாக்கம் அதிகமாகிறது என்பது தெளிவு. இதே போன்று அயோடினேச் $[I_2]$ சேர்த்தாலும் அதிகமாகி, அதைச் சார்ந்து $[HI]$ அதிகரிக்கிறது. எனவே, ஹைட்ரஜனேயோ அயோடினேயோ புதிதாகச் சேர்ப்பதனுல் மேலும் அதிக ஹைட்ரஜன் அயோடைடைப் பெறமுடியும்.

ஹைட்ரஜன் அயோடைடைச் சேர்ப்பதாகக் கொள்வோம். இதன் விளேவாக $[HI]$ அதிகரித்து, அதைச் சார்ந்து $[H_2]$, $[I_2]$ ஆகியவற்றின் அளவுகளும் அதிகரிக்கின்றன. அதாவது, ஹைட்ரஜன் அயோடைடைப் புதிதாகச் சேர்ப்பதனுல் சமநிலேயுறுவதற்காக ஹைட்ரஜன் அயோடைடு பிரிகையுறுகிறது. விளேபடு பொருள்கள் விளேயுருமல் எஞ்சிவிடுகின்றன.

இவ் விளேயுடன் சம்பந்தப்படாத வேறு வாயு எதையேனும் கலந்தால் மொத்தப் பருமனளவு மாறும். ஆனுல், பருமனளவு மாற்றத்தால் விளேயில் எவ்வித மாறுதலும் நிகழ்வதில்லே என்பதை முன்னரே அறிந்தோம். எனவே, அயல் பொருளான வாயுக்களேச் சேர்ப்பதனுல் விளே எந்த மாற்றமும் அடைவதில்லே.

விளேக்கு முன்பும் பின்பும் பருமனளவுகளில் வேற்றுமை நிலே ஏற்படாத விளேப்பாடுகள் அனேத்திற்கும் மேற்கண்ட முடிவுகள் பொருந்தும்.

விளக்கக் கணக்கு : *8.1 கிராம் மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனேயும், 2.94 கிராம் மூலக்கூறு அயோடினேயும் வேதிச்சமநிலேயுறும்வரைச் சூடாக்கினுல் 5.64 கிராம் மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன்*

அயோடைடு உருவாகிறது. ஆயின் சமநிலை மாறிலியைக் கணக்கிடுக.

ஹைட்ரஜனும் அயோடினும் வினையுறுவதை

$$H_2 + I_2 \rightleftarrows 2\,HI$$

என்ற சமன்பாட்டால் குறிக்கலாம். இச் சமன்பாட்டிற்கேற்ப சமநிலை மாறிலி,

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2]\,[I_2]}$$

தொடக்கநிலையில் எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட ஹைட்ரஜனில் x கிராம்-மூலக்கூறும் அயோடினில் x கிராம்-மூலக்கூறும் கூடி வினையுற்றால் $2x$ கிராம்-மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் அயோடைடு கிடைக்கும்.

$$\therefore\ 2x = 5.64$$
$$x = \frac{5.64}{2}$$
$$= 2.82 \text{ கி. மூ.}$$

வேதிச்சமநிலையுறும்போது எஞ்சும் ஹைட்ரஜன் $= 8.10 - 2.82$
$= 5.28$ கி.மூ.
,, ,, ,, அயோடின் $= 2.94 - 2.82$
$= 0.12$ கி.மூ.

கொள்கலத்தின் பருமனளவு V லிட்டர் எனக் கொள்வோம்.

$$\therefore\ [H_2] = \frac{5.28}{V}$$
$$[I_2] = \frac{0.12}{V}$$
$$[HI] = \frac{5.64}{V}$$
$$K = \frac{\left(\frac{5.64}{V}\right)^2}{\left(\frac{5.28}{V}\right)\left(\frac{0.12}{V}\right)}$$
$$= \frac{(5.64)^2}{5.28 \times 0.12}$$
$$= \mathbf{50.21.}$$

2. நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடின் பிரிகை (Dissociation of Nitrogen tetroxide)**:** நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடு வாயுவைச் சூடாக்கினால் நைட்ரஜன் பெராக்சைடு வாயுவாக மாறுகிறது; நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடின் ஒரு மூலக்கூறு இவ் வினையினால் நைட்ரஜன் பெராக்சைடின் இரண்டு மூலக்கூறுகளாகப் பிரிகையுறுகிறது.

$$N_2O_4 \rightleftarrows 2NO_2$$

(1 பருமனளவு) (2 பருமனளவு)

நிறைதாக்க விதியின்படி, வேதிச் சமநிலையுறுகையில்

$$K = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]}$$

V லிட்டர் பருமனளவான கொள்கலத்தில் a கிராம் மூலக்கூற்றெடையான நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடை எடுத்துச் சூடாக்கவும். நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடின் முழு அளவும் பிரிகையுறாமல் ஒரு பகுதி மட்டுமே நைட்ரஜன் பெராக்சைடாகப் பிரிகையுறுவதாகக் கொள்வோம். பிரிகையுறும் பகுதி x கிராம் மூலக்கூறு எனக் கொள்க. எனவே, வேதிச் சமநிலையில்,

$$[N_2O_4] = \left(\frac{a-x}{V}\right)$$

$$[NO_2] = \left(\frac{2x}{V}\right)$$

வேதிச் சமநிலையைக் குறிக்கும் சமன்பாட்டில் இந்த அளவீடுகளைப் பொருத்தினால்,

$$K = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{\left(\frac{2x}{V}\right)^2}{\frac{a-x}{V}} = \frac{4x^2}{V(a-x)}$$

பருமனளவுக் குறியீடு V சமநிலை மாறிலியின் சமன்பாட்டில் இடம் பெற்றிருப்பதைக் காண்க. பருமனளவில்

ஏற்படும் மாற்றம் K-யின் மதிப்பை மாற்றும் என்பது வெளிப்படை. V-யின் அளவீடு அதிகமானல் K-யின் மதிப்பு குறையும்; V-யின் அளவீடு குறைந்தால் K-யின்மதிப்பு கூடும். ஆனல், மாறிலியான K-யின் மதிப்பு நிலையானதாகத்தான் இருக்கவேண்டும். எனவே, K-யின் மதிப்பை நிலைப்படுத்த x-ன் அளவு மாற்றம் பெறுகிறது. V என்பது வகுக்கும் பகுதியில் உள்ள குறியீட்டு எண். இதன் அளவு கூடினல் K-யை நிலையாக்க வகுபடும் பகுதியில் உள்ள x-ன் அளவு அதிகரிக்கவேண்டும். அதாவது, பிரிகையுறும் பகுதி அதிகரிக்க வேண்டும். வெளிப்படையாகக் கூறினல் கொள் கலத்தின் பருமனளவை அதிகரிக்கச் செய்தால் நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடு அதிக அளவு பிரிகையுற்று அதிக அளவில் நைட்ரஜன் பெராக்சைடு கிடைக்கும். மாருக, பருமனளவு V குறைந்தால் பிரிகையுறு பகுதி x குறையும்.

வினைச்சூழ்நிலையில் அழுத்தத்தின் பங்கு என்ன வென்பதைப் பற்றியும் ஆராயலாம். அழுத்தத்தைஅதிகரித் தால், பாயில் விதியின்படி பருமனளவு குறையும். பருமனளவு குறைந்தால் நைட்ரஜன் பெராக்சைடின் உருவாக்க அளவு x குறையும் என மேலே கண்டோம். அதாவது, நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடைப் பிரிகையுருவண்ணம் பாதுகாக்க வேண்டு மெனில், அதிக அழுத்தத்தை உருவாக்கினல் போதுமானது. பிரிகையுறும் அளவை அதிகரிக்க அழுத்தத்தைக் குறைத்து விட வேண்டும்.

வினைக்கு முன்பும் பின்பும் அமையும் பருமனளவுகளில் வேற்றுமை உண்டாகும் வினைகள் அனைத்திற்கும் இந்த முடிவுகள் பொருந்தும்.

3. பாஸ்பரஸ் பென்ட்டா குளோரைடின் பிரிகை (Dissociation of Phosphorous pentachloride): இந்த வினையும் முன்னதைப் போன்றதே. சூடாக்கப்படுவதனல் ஒரு மூலக்கூறு பாஸ்பரஸ் பென்ட்டா குளோரைடு வாயு பிரிகை யுற்று ஒரு மூலக்கூறு பாஸ்பரஸ் ட்ரை குளோரைடு வாயு வாகவும், ஒரு மூலக்கூறு குளோரின் வாயுவாகவும் மாற்றம் பெறுகிறது. முன்னதற்கும் இதற்கும் ஒரே ஒரு வேறுபாடு, வினைபொருள்களின் மூலக்கூறுகள் வெவ்வேருனவைஎன்பதே யாகும்.

$$PCl_5 \rightleftarrows PCl_3 + Cl_2$$

(1 பருமனளவு) (1 பருமனளவு) (1 பருமனளவு)

நிறைதாக்க விதியின்படி, வேதிச்சமநிலை மாறிலியைக் குறிப்பிட்டால்,

$$K = \frac{[PCl_3]\ [Cl_2]}{[PCl_5]}$$

V லிட்டர் பருமனளவான கொள்கலத்தில் a கிராம் மூலக் கூற்றெடையான பாஸ்பரஸ் பென்ட்டா குளோரைடை எடுத்துச் சூடாக்கினால் அதில் ஒரு பகுதி பிரிகையுற்று பாஸ்பரஸ் ட்ரை குளோரைடும், குளோரினும் உருவாகின்றன. பிரிகையுறும் பகுதி x கிராம் மூலக்கூறு எனக் கொண்டால் உருவாகும் பாஸ்பரஸ் ட்ரை குளோரைடின் அளவு x கிராம் மூலக்கூறும், குளோரினின் அளவு x கிராம் மூலக்கூறும் ஆகும். வேதிச் சமநிலையில்,

$$[PCl_5] = \left(\frac{a - x}{V}\right)$$

$$[PCl_3] = \left(\frac{x}{V}\right)$$

$$[Cl_2] = \left(\frac{x}{V}\right).$$

நிறைதாக்க விதியின் சமன்பாட்டில் இந்த அளவீடுகளைப் பொருத்தினால்,

$$K = \frac{[PCl_3]\ [Cl_2]}{[PCl_5]}$$

$$= \frac{\left(\frac{x}{V}\right)\left(\frac{x}{V}\right)}{\left(\frac{a - x}{V}\right)}$$

$$= \frac{x^2}{V\,(a-x)}$$

இச் சமன்பாட்டிலும் பருமனளவுக் குறியீடு V இடம் பெற்றிருப்பதைக் காண்க. எனவே, பருமனளவு மாற்றங்கள், அழுத்த மாற்றங்கள் இவ் வினையின் போக்கை பாதிக்கின்றன என்பதை அறியலாம். பருமனளவு அதிகமானால் பிரிகையுறு பகுதி x, அதற்கேற்ப அதிகரிக்கும். அழுத்தம் அதிகரித்தால் பருமனளவு குறைந்து அதைச் சார்ந்து பிரிகையுறு பகுதி குறையும் என்பது விளங்கும். பாஸ்பரஸ் பென்ட்டா

குளோரைடு பிரிகையுருதிருக்க அதிக அழுத்தத்தையும், அதைப் பிரிகையுறச் செய்ய அழுத்தக் குறைவையும் பயன் படுத்த வேண்டும்.

பிரிகையுறு பகுதியைக் கணக்கிடுதல் : வினை நிகழ்ச்சியால் பருமனளவு மாற்றம் நேரும்போது ஆவி அடர்த்தி (vapour density) அதற்கேற்ப மாறுதல் அடைகிறது. அடர்த்தி மாறுதல் ஏற்பட்டதற்குக் காரணம் மூலக்கூறுகள் பிரிகையுற்றதுதான் என்பதனால் பிரிகையுறும் அளவைச் சார்ந்து அடர்த்தி அளவு மாறுதல் பெறுகிறது. எனவே, அடர்த்தி அளவுகளைக் கணக்கிட முடிந்தால் அவற்றைக் கொண்டு பிரிகையுறு அளவைக் கணக்கிட்டு விடலாம்.

ஒரு கிராம் மூலக்கூற்றெடையான பாஸ்பரஸ் பென்ட்டா குளோரைடை எடுத்துக்கொள்வோம். சூடாக்கப்படுவதன் விளைவாக, x கிராம் மூலக்கூறு பிரிகையுறுவதாகக் கொள்வோம். வேதிச் சமநிலை ஏற்படுகையில்,

எஞ்சியிருக்கும் $PCl_5 = (1-x)$ கிராம் மூலக்கூறு
உருவான $PCl_3 = x$,, ,,
உருவான $Cl_2 = x$,, ,,

கொள்கலத்தில் இறுதியில் அடங்கியிருக்கும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை $= (1-x) + x + x$
$= (1 + x)$

பிரிகையுறுவதற்கு முன்பாக PCl_5-ன் ஆவி அடர்த்தி D எனவும், சமநிலையின்போது வாயுக்கலவையின் ஆவி அடர்த்தி d எனவும் கொள்க. அழுத்தம் மாருதிருக்கையில் வாயுப் பொருள்களின் பருமனளவு அவற்றின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைச் சார்ந்திருக்கும். வினைக்குமுன் PCl_5ன் பருமனளவு V லிட்டர் எனக் கொண்டால் வினைக்குப்பின் கலவையின் பருமனளவு $(1+x)V$ என அமையும். பொருண்மை அழியா விதியின்படி வினைக்கு முன்பும் பின்புமான எடை அளவீடு மாருதிருக்கும். எனவே,

$$V \times D = (1+x)\, V \times d$$
$$D = (1+x)d$$
$$= d + xd$$
$$xd = D - d$$
$$x = \frac{D-d}{d}$$

இச் சமன்பாட்டை விரிவுபடுத்தும் வகையில், ஒரு மூலக்கூறு n மூலக்கூறுகளாகப் பிரிகையுறுமெனில்

$$x = \frac{D-d}{d(n-1)}$$

என்பதாக மாறும்.

விளக்கக் கணக்கு : நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடு பிரிகையுற்று நைட்ரஜன் பெராக்சைடு ஆகிறது. வினைமுடிவில் அமையும் கலவை 0.92 கிராம் எடை கொண்டு 0·295 லிட்டர் பருமனளவு கொள்கிறது. திட்டவெப்ப அழுத்தத்தில் (normal temperature and pressure) இந்த அளவீடு அமையுமானல் பிரிகையுறு பகுதியைக் கணக்கிடுக.

$$N_2O_4\text{ன் ஆவி அடர்த்தி} = \frac{\text{மூலக்கூற்று எடை}}{2}$$

$$= \frac{14 \times 2 + 16 \times 4}{2}$$

$$= 46$$

வினைமுடிவில் அமையும் கலவையின் ஆவி அடர்த்தியைப் பின்வருமாறு கணக்கிடலாம்.

0.295 லிட்டர் அளவான வாயுக்கலவையின் நிறை $= 0.92$ கி.

11.2 ,, ,, ,, ,, $= \frac{0.92}{0.295} \times 11.2$

$= 34.93$ கி.

∴ கலவையின் ஆவி அடர்த்தி $= 34.93$

N_2O_4 பிரிகையுறுவதனுல் அதன் ஒரு மூலக்கூறு இரண்டு NO_2 மூலக்கூறுகளாக மாறுகிறது. எனவே, பிரிகையுறு பகுதி,

$$x = \frac{46.00 - 34.93}{34.93\,(2-1)}$$

$$= \frac{11{\cdot}07}{34.93}$$

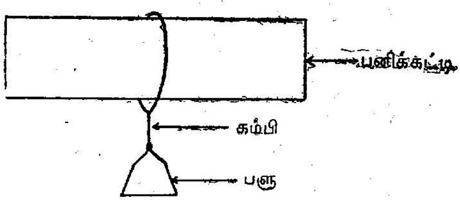
$$= 0.3168$$

(சதவீத அளவில்) N_2O_4 பிரிகையுறும் அளவு $= 31{\cdot}68\%$

லீ சாட்டலியர் தத்துவம் (Le Chatelier's principle) **:** வினைநிகழ்ச்சியை வெப்பநிலை, அழுத்தம், பருமனளவு

ஆகியன பாதிக்கின்றன என்பதாக இதுவரை பல எடுத்துக் காட்டுகள் மூலமாக அறிந்தோம். வேதிச் சமநிலை யடைந்த வினைகளுக்கும் இந்த வரையறைகளுக்கும் உள்ள தொடர்பை லீ சாட்டலியர், ப்ரான் (Braun) ஆகிய இரு விஞ்ஞானிகள் சுட்டிக் காட்டினார்கள். 'ஏதேனும் தடங்கல் குறுக்கிட்டு வினையின் சமநிலை மாற்றம் பெறுமானால் அத் தடங்கலை இல்லாதாக்க எவ்வழிச் செயல்படவேண்டுமோ அவ்வழி வினைப்போக்கு அமைகிறது' என்ற கருத்தமைந்த அவர்தம் ஆய்வுமுடிவு லீ சாட்டலியர் தத்துவம் என்று பொதுவாக அழைக்கப்படும்.

எடுத்துக்காட்டாகப் பனி உருகுநிலையைக் கூறலாம். பனிக்கட்டியின் பெருந்துண்டு ஒன்றின்மீது கம்பி யொன்றைச் சுற்றி ஒரு பளுவைப் பொருத்தவும். பொருத்தப்பட்ட பளு



படம் 65

கம்பியில் அழுத்தத்தை ஊட்டுகிறது. அழுத்தம் அதிகமானால் பொருளின் பருமனளவு குறையும். நீரின் பருமனளவு திண்ம நிலையில் இருப்பதைவிட நீர்ம நிலையில் குறைவாக இருக்கும். சுருங்கக் கூறின், அழுத்த அதிகரிப்பினால் பருமனளவு குறைய நேர்வதனால் அதற்கேற்ப நீரின் அமைப்பு மாற்றம் பெறுகிறது. இது லீ சாட்டலியர் விதியின்படி அமைகிறது என்பதைப் புரிந்துகொள்ளலாம்.

வேதியியல் வினைகளுக்கும் இது பொருந்தும். ஆலைகளில் சேர்மங்களைத் தயாரிக்கும்போது இந்த விதி பெரிதும் பயன் படுகிறது. ஹேபர் முறை (Haber process)ப்படி அம்மோனியா வாயு உருவாவதைக் குறிப்பிட்டுச் சொல்லலாம். நைட்ரஜனும் ஹைட்ரஜனும் கூடி அம்மோனியாவை உருவாக்குகின்றன. இவ்வினை வெப்பம் உமிழ்வினை (exothermic reaction)யாகும்.

$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3 + 22.4 \text{ கி. க.}$$

இந்த வேதியியல் வினைச் சமன்பாட்டிலிருந்து பல தகவல்கள் தெரியவருகின்றன. 1 பருமனளவான நைட்ரஜன் 3 பரும

னளவான ஹைட்ரஜனுடன் வினையுற்று 2 பருமனளவான அம்மோனியாவை உருவாக்குகிறது. 2 கிராம் மூலக்கூற்றெடையான அம்மோனியா உருவாகும்போது 22·4 கிலோ கலோரி வெப்பம் வெளிப்படுகிறது. எனவே, எதிர்வழி வினையாக அம்மோனியா பிரிகையுற்று நைட்ரஜனும் ஹைட்ரஜனும் உருவானால் அது வெப்பம் கொள்வினை (endothermic reaction) யாக அமையும்.

வெப்பநிலை குறைவாக அமைந்தால் வெப்பம் வெளிப்படுவதற்கு அனுசரணையான வினை நிகழ்கிறது; அம்மோனியா அதிக அளவில் உருவாகிறது. வெப்பநிலை அதிகமாக அமைந்தால் வெப்பத்தை ஏற்றுக்கொள்ளத்தக்க வினை நிகழ்கிறது; அதாவது ஏற்கனவே உருவாகியிருந்த அம்மோனியா பிரிகையுறுகிறது. எனவே, தாழ்ந்த வெப்பநிலையே அம்மோனியா உருவாக்கத்திற்கு ஏற்றதாகும்.

இப்போது அழுத்தத்தின் விளைவைக் காணலாம். நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்றின் கூட்டு மொத்தப்பருமனளவு $1+3=4$ என்பதாகும். அம்மோனியாவின் பருமனளவு 2 அளவைகளே ஆகும். எனவே, பருமனளவைக் குறைக்கும் அழுத்தச் சூழ்நிலை அம்மோனியாவின் உருவாக்கத்திற்கு ஆதரவாக அமையும். பருமனளவுக் குறைப்பு என்பது அழுத்தத்தின் அதிகரிப்பினால் அமையும். அம்மோனியாவின் அளவு பெருக அழுத்தத்தை அதிகரிக்கச் செய்யவேண்டும்.

ஹேபர் முறையிலான அம்மோனியா தயாரிப்பில் லீ சாட்டலியர் விதியின்படி இந்த வரையறைகள் கையாளப்படுகின்றன. அதிக வெப்பநிலையில் அம்மோனியா உருவாவது தடுக்கப்படுவதனால் குறைந்த வெப்பநிலையிலேயே சமநிலையை விரைவில் அடைவதற்காகவே வேக மாற்றிகள் (catalysts) பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

15. வினை வேக மாற்றம்

(Catalysis)

வேதியியல் வினைப்பாட்டின் வேகம் வினையின்போதைய வெப்பநிலை, அழுத்தம், வினைபடு பொருட்களின் செறிவு ஆகியவற்றைப் பொறுத்தே அமைகிறது. சில சமயங்களில் அத்தகு வேகத்தைச் சிற்றளவிலான வேறொரு பொருளைச் சேர்ப்பதனால் மாற்றமுடியும். எடுத்துக்காட்டாக பொட்டாசியம் குளோரேட்டைச் சூடுபடுத்தினால் ஆக்சிஜன் கிடைப்பதைக் குறிப்பிடலாம்.

$$2\,KClO_3 \rightarrow 2\,KCl + 3\,O_2$$

பொட்டாசியம் குளோரேட்டைத் தனித்துச் சூடு படுத்தினால் ஆக்ஸிஜன் பெறுவதற்கான சிதைவின் (decomposition) வேகம் குறைவாகவே இருக்கிறது. ஆனால், சிறிதளவு மாங்கனீஸ் டை ஆக்சைடைச் (Manganese dioxide) சேர்த்துச் சூடாக்கினால் பொட்டாசியம் குளோரேட்டின் சிதைவு வேகம் அதிகமாகி விரைவில் ஆக்ஸிஜன் கிடைக்கிறது. மேலும் இச்சேர்ப்பினால் வினை வெப்பநிலை குறைவதனையும் அறியலாம்; அதாவது, முன்னைப்போலல்லாது சற்றுக் கீழான வெப்பநிலையிலேயே ஆக்ஸிஜன் வெளிப்பட்டுவிடுகிறது. வினை முடிவில் ஆராய்கையில் மாங்கனீஸ் டை ஆக்சைடு மூலக்கூற்றில் வேதியியல் தொடர்பான எந்தவித நிகர மாற்றமும் ஏற்படவில்லை என்பது தெளிவாகிறது. வேதியியல் மாற்றங்களுக்கு இவ்விதம் துணைபுரியும் பொருளுக்கு பெர்ஸீலியஸ் (Berzelius) என்பார் வினைவேகமாற்றி (catalyst) என்று பெயரிட்டார். ஆஸ்ட்வால்டு (Ostwald) என்பார் வினை வேக மாற்றியைக் குறிப்பிட்டுச் சொல்லும் வகையில், 'தானே வேதியியல் வினையில் நேரடியாக ஈடுபடாமல் தன் சிற்றளவிலேயே வினை வேகத்தை மாற்றி அமைக்கும்

திறன் படைத்த பொருளே வினை வேக மாற்றி' என்று கருத்துரைத்தார். வேகமாற்றம் நிகழும் இம் முறையைப் பல்வேறு பொருட்களைக் கொண்டு நிறைவேற்றலாம்.

வினை வேக மாற்றம் என்பது வினைப்பாட்டின் திசை வேக முடுக்க (acceleration) மாக அமையலாம்; அல்லது எதிர் முடுக்க (retardation) மாகவும் அமையலாம். முன்னதை முடுக்க வேக மாற்றம் (catalysis) என்றும், பின்னதை எதிர் முடுக்க வேக மாற்றம் (negative catalysis) என்றும் அழைக்கலாம். வினை வேகத்தை முடுக்கும் இயல்புடைய பொருளை முடுக்கி (catalyst) என்றும் வினை வேகத்தை எதிர் முடுக்கும் இயல்புடைய பொருளை எதிர்முடுக்கி (negative catalyst) என்றும் அழைக்கலாம்.

வேகமாற்ற வினைப் பாகுபாடும் (Classification of catalytic reactions) **எடுத்துக்காட்டுகளும் :** வினைகளில் ஈடுபாடு கொள்ளும் வேக மாற்றிகளின் அமைப்பு நிலைகளின் அடிப்படையில் வினைகளை இரண்டு வகைகளாகப் பகுக்கலாம். வினைபடு பொருள்கள் எந்த உருவில் அமைந்திருக்கின்றனவோ அதே உருவில் வேகமாற்றிகளும் அமைந்து ஓரின நிலைமையை அமைக்கின்றன. சல்ஃபர் டை ஆக்சைடு, நீராவி, ஆக்ஸிஜன் ஆகிய வாயு உருவப் பொருள்கள் வேகமாற்றியான நைட்ரிக்ஆக்சைடு வாயுவின் முன்னிலையில் வினைப்பட்டு சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தை உருவாக்குகின்றன. வேகமாற்றி வினையில் நேரடியாகப் பங்கு கொள்வதில்லை என்பதனால் வினையைக் குறிப்பிடும் சமன்பாட்டில் அதன் சேர்ப்பை அடைப்புக் குறியிலிட்டுச் சுட்டலாம்.

$$2SO_2+2H_2O+O_2+[NO]\rightarrow 2\,H_2SO_4+[NO]$$

இதேபோல, நீர்ம நிலையில் ஓரின நிலைமை அமைந்த (homogeneous) வேகமாற்ற வினைகளும் உண்டு. சர்க்கரைக் கரைசலை நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் முன்னிலையில் நீரால் பகுத்தால் (hydrolysis) குளுகோசும், ஃப்ரக்டோசும் (glucose and fructose) கிடைக்கப்பெறுகின்றன.

$$C_{12}H_{22}O_{11}+H_2O+[H_2SO_4]\rightarrow \underset{\text{குளுகோஸ்}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{ஃப்ரக்டோஸ்}}{C_6H_{12}O_6} + [H_2SO_4]$$

இங்கு வினைபடு பொருள்களும் வேகமாற்றியும் நீர்ம நிலையில் அமைந்து ஓரின நிலைமையை அமைக்கின்றன.

மற்ருெரு வகையான வேக மாற்ற விணைகளையும் கவனிக்கலாம். அம்மோனியா வாயுத் தயாரிப்பில் நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன் ஆகிய வாயுக்கள் திண்மப் பொருளான இரும்பின் முன்னிலையில் விணைப்படுகின்றன.

$$N_2 + 3\,H_2 + [Fe] \rightarrow 2\,NH_3 + [Fe]$$

இதில் வேகமாற்றியாகப் பங்குகொள்ளும் இரும்பு விணைபடு பொருள்களின் நிலைக்கு மாருன நிலையில் அமைந்த சமச்சீரற்ற நிலைமை (heterogenity)யை அமைக்கின்றது. இத்தகையனவற்றைப் பல்லினமான அல்லது சமச்சீரற்ற வேக மாற்றவிணைகள் (heterogeneous catalytic reactions) எனக் குறிப்பிடலாம். மேலும் சில எடுத்துக் காட்டுகளாகப் பின்வருவனவற்றைக் கூறலாம். சல்ஃபர் ட்ரை ஆக்சைடு வாயுவைத் தயாரிக்க சல்ஃபர் டை ஆக்சைடு, ஆக்ஸிஜன் ஆகிய வாயுக்களைத் திண்மமான பிளாட்டினத்தின் முன்னிலையில் விணைப்படுத்தி வேகமுறச் செய்யலாம்.

$$2\,SO_2 + O_2 + [Pt] \rightarrow 2\,SO_3 + [Pt]$$

அம்மோனியா வாயுவை ஆக்ஸிஜனேற்றப்படுத்த பிளாட்டின உலோகத்தை வேகமாற்றியாகப் பயன்படுத்தலாம்; இத்தகைய ஆக்ஸிஜனேற்ற முறையினுல் அம்மோனியாவிலிருந்து நைட்ரிக் அமிலத்தைத் தயாரிக்கலாம். தாவர நெய்களான டால்டா, வனஸ்பதி போன்றவற்றை நீர்ம நிலையிலான எண்ணெய்களினூடே வாயுவான ஹைட்ரஜனைச் செலுத்திப் பெறலாம். இவ் விணையை வேகமுறச் செய்யத் திண்ம நிலையுடைய நிக்கலைப் பயன்படுத்தவேண்டும்.

$$\text{எண்ணெய்} + H_2 + [Ni] \rightarrow \text{தாவர நெய்} + [Ni]$$

எனவே, விணைபடு பொருள்கள், விணைபொருள்கள், வேகமாற்றிகள் ஆகியன ஓரினத்தனவாகவோ, பல்லினத்தனவாகவோ அமைய வாய்ப்புகளுண்டு.

வேகமாற்ற விணைகளின் இயல்புகள் : (i) விணையின் வேகத்தை மாற்றுவதில் ஈடுபடும் அயல் பொருளான வேகமாற்றி அவ் விணையின் முடிவில் ஆராயப்பட்டபோது அது எவ்வித எடை மாற்றமும் கொள்ளவில்லை; விணையின் தொடக்கத்தில் கொண்டிருந்த எடை சிறிதளவும் இழக்கப்படாமல் விணையின் முடிவிலும் நிலைத்திருப்பதிலிருந்தே அது வேதியியல் மாறுபாட்டுக்கு உட்படவில்லை என்பது தெளிவா

கிறது. ஏனெனில், பொருண்மை அழியா விதியின்படி, எடையை - பொருண்மையை - இழக்காமல் எவ்வித ஆற்றலையும் வெளிப்படுத்த முடியாது என்பதனால் வினையின்போது வேக மாற்றி நேரடியாகப் பங்கு கொள்ளவில்லை என்று தெரிகிறது. ஆனால் வினைமுடிவில் வேகமாற்றிகளை ஆராயும்போது அவற்றில் பௌதிக மாறுதல்கள் (physical changes) நிகழ்ந்திருப்பதைக் காணமுடிகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, ஆக்சிஜ வெளிப்பாட்டுக்காகப் பொட்டாசியம் குளோரேட்டுடன் வேகமாற்றியாகப் பயன்படுத்தப்படும் மாங்கனீஸ் டை ஆக்சைடு முதலில் படிக அமைப்புக் கொண்டிருக்கிறது; வினைமுடிவில் அமைப்பில் மாறுதல் பெற்றுத் தூள் வடிவம் பெறுகிறது. அம்மோனியாவை ஆக்சிஜனேற்றப்படுத்தும் போது வேகமாற்றியாகப் பயன்படும் பிளாட்டினம் முதலில் பளபளப்பாக இருக்கிறது; வினைமுடிவில் சொறசொறப்பாகி விடுகிறது. எனவே, வேக மாற்றிகள் வினைகளில் ஈடுபடும் போது வேதியியல் மாற்றங்கள் கொள்ளாமல் பௌதிக மாற்றங்கள் மட்டுமே கொள்கின்றன.

(ii) **வேகமாற்றியின் அளவு**: பெரும் அளவினதாய் அமையும் வினைபடு பொருள்களை வினைப்படுத்தி வினை பொருட்களை உருவாக்க உதவும் வேகமாற்றி மிகச்சிறிதளவே யானாலும் போதுமானதே. வினையின்போதுவேகமாற்றி நேரடியாக ஈடுபடுவதில்லை என்பதுவே இதற்குக் காரணமாகும். 2,500 க.செ.மீ. பருமனளவான ஹைட்ரஜன்-ஆக்ஸிஜன் கலவையை வினைப்படுத்தி நீரை உருவாக்க நுண்ணளவில் 1 மில்லி கிராம் பிளாட்டினம் தூளே போதுமானதாகும். பல்வின வேகமாற்ற வினைகளில் இந்த உண்மை முற்றிலும் பொருந்தும். ஆனால், ஓரின வேகமாற்ற வினைகளில் வேக மாற்றியின் அளவும் செறிவும் சில சமயங்களில் வினைபடு பொருள்களின் அளவீடுகளுக்கொப்ப அமைய நேர்கின்றன. ஏனெனில், வினையின் இடைப்பகுதியாய் ஒரு வினைபடு பொருளும் வேக மாற்றியும் சேர்ந்து நிலையிலா இடைநிலைச் சேர்மத்தை (unstable intermediate compound) உருவாக்குகின்றன. இச் சேர்மம் உருவாக வேகமாற்றியும் தேவையான அளவும் செறிவும் கொண்டு விளங்கவேண்டியது முக்கிய நிபந்தனையாகிறது. இத்தகைய வினைகளின்போது வினை பொருட்களில் ஒன்றாக நீர் அமையும்போது வேகமாற்றியின் செறிவு குறைகிறது. அந் நிலையில் அதன் செறிவை மேம் படுத்துவதற்கான முயற்சிகள் காணவேண்டும்; அல்லது வேக மாற்றியைக் கலப்படமில்லாத வகையில் புதிதாகச் சேர்க்க வேண்டும்.

(iii) ஆற்றல் : வினையைத் தொடக்கி வைக்கும் ஆற்றல் வேகமாற்றிக்குக் கிடையாது என்று ஆஸ்ட்வால்டு கருத்துத் தெரிவித்தார். அவருக்குப் பின்வந்த லோரி என்பவர் வேகமாற்றி இல்லாமல் வினைதொடங்கவோ, நிகழவோ முடியாது என்று வரையறுத்துக் கூறினர். சிற்றளவினதாய் அமையும் ஈரப்பதம் பல வினைகள் நடைபெறுவதற்குக் காரணமாய் அமைகிறது. ஈரப்பதமான ஆக்சிஜனையும் ஹைட்ரஜனையும் சூடுபடுத்தினல் பலத்த வெடிப்புடன் இணைந்து நீரை விளைவிக்கின்றன. ஆனல், முற்றிலும் உலர்ந்த ஆக்சிஜனையும் ஹைட்ரஜனையும் அதிக வெப்பநிலையில் நெடுநேரமாகத் தொடர்ந்து சூடுபடுத்தினலும் வாயுக்களிரண்டும் சேராதிருந்து வினை நிகழாதிருந்ததை பேகெர் (Baker) என்பார் கண்டறிந்தார். இதைப்போலவே அம்மோனியாவும் ஹைட்ரஜன் குளோரைடும் சேர்ந்து அம்மோனியம் குளோரைடு விளையவும் ஈரப்பதம் தேவை. இவைபோன்று பிறவினைகள் பலவற்றை ஆழ்ந்து ஆராய்கையில் வேகமாற்றி என்னும் அயல் பொருளின்றி வினைத்தொடக்கம் அமையாது என்பது தெளிவாகிறது. இக் கருத்துக்கு மாற்றுக் கருத்தாக, வேகமாற்றிக்கு வினையைத் தொடக்கிவைக்கும் ஆற்றல் கிடையாது என்று கூறப்படுகிறது. இதற்கு ஆதரவாக, வேகமாற்றி இல்லாமலே வினை நிகழ்கிறது என்றும், ஆனல் அவ்வாறு நிகழும் வேகம் புலப்படா அளவு மிகக் குறைவாக அமைவதாகக் கருதப்படுகிறது. இந்த குறைந்த வேகத்தைக் கணக்கிடுகையில் வினை நிகழவில்லை என்று குறிப்பிடும் அளவுக்கு ஒதுக்கத்தக்கதாக இருக்கிறது. எனவே, வேகமாற்றியின் ஆற்றல் வினை நிகழ்வதற்குத் துணை புரிவதாய் உறுதியாய்க் கூற முடிந்தாலும் வினையின் தொடக்கத்திற்கு வேகமாற்றி மூலகாரணமா என்பது சர்ச்சைக்குரியதாகவே இருக்கிறது.

(iv) வினைபடு பொருள்கள் ஒன்றுடன் ஒன்று சேர்ந்து வேதியியல் மாற்றமாய் விளைபொருள்களை உருவாக்குகின்றன. இதை நேர்ப்போக்கு வினை (forward reaction) என்று கொள்ளலாம். உருவான விளைபொருள்களும் ஒன்றுடன் ஒன்று சேர்ந்து வேதியியல் மாற்றமுற்று வினைபடுபொருள்களை மீண்டும் உருவாக்கலாம். இதனை எதிர்போக்குவினை (backward reaction) என்று கொள்ளவேண்டும். விளைபொருள்கள் அவ்வப்போது வெளியேற்றப்படாவிட்டால் நேர்ப்போக்கு வினையும் எதிர்ப்போக்கு வினையும் இணைந்தே நடைபெறும். நேர்ப்போக்கு வினையை வேகமாற்றி

எவ்வாறு ஊக்குவிக்கிறதோ அவ்வாறே எதிர்ப்போக்கு வினையையும் அது ஊக்குவிக்கிறது. இதனால் வினைப்பாட்டின் சமநிலை (equilibrium) விரைவில் அடையப்பெறுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக எஸ்டர்(ester)களை நீராற் பகுக்கையில் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வேகமாற்றியாக அமைந்து வினைபொருட்களாக அமிலமும் ஆல்கஹாலும் விளைய உதவுகிறது. ஆனால், இதே அமிலமும் ஆல்கஹாலும் வினைப்பட்டு எஸ்ட்டரை உருவாக்க ஹைட்ரஜன் குளோரைடு ஊக்கம் தருகிறது. எனவே, ஒரே சமயத்தில் இருபோக்கு வினைகளுக்கும் துணையாய் அமையும் வேகமாற்றி வினைபடு பொருள்கள், வினைபொருள்கள் ஆகியவற்றின் விகித அளவை மாற்றுவதில்லை; சமநிலையை மாற்றுவதுமில்லை. ஆனால், சமநிலை அடைய வினையை விரைவுபடுத்துவதில் வேகமாற்றிக்கு முக்கியப் பங்குண்டு.

(v) **தனித் தன்மை:** பல்வேறு வினைகள் வேகமாற்றிகளின் உதவியால் நிகழ்கின்றன. எல்லா வினைகளையும் வேக மாற்றிகளை உரியமுறையில் பயன்படுத்தி விரைவுபடுத்தலாம். ஆனால் குறிப்பிட்ட வினையை விரைவுபடுத்தக் குறிப்பிட்ட வேகமாற்றிதான் உதவவேண்டுமென்ற தனித்தன்மை வேக மாற்றிகளிடையே இயங்குகிறது. வேகமாற்றியை மற்றொன்றாக மாற்றிவிட்டால் வினைநிகழ்ச்சி திசை திரும்பி வேறொன்றாக மாறிவிடுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, ஃபார்மிக் அமில (Formic acid)த்தை அலுமினியம் ஆக்சைடின் (Aluminium oxide) முன்னிலையில் சிதைவுறச் செய்தால் விளைபொருள்களாக கார்பன்மானாக்சைடும் நீரும் கிடைக்கப் பெறுகின்றன. ஆனால், அதே அமிலத்தை காப்பர் தூளின் முன்னிலையில் சிதைவுறச் செய்தால் கார்பன் டை ஆக்சைடும் ஹைட்ரஜனும் விளைபொருள்களாகக் கிடைக்கப்பெறுகின்றன. வேக மாற்றிகளை மாற்றிவிடுவதனால் வினைநிகழ்ச்சிகளின் மாற்றம் குறிப்பிடத்தக்கதாய் அமைந்துவிடுகிறது.

மற்றோர் எடுத்துக்காட்டைச் சிறப்பாகக் கூறலாம். சர்க்கரையிலிருந்து ஆல்கஹால் தயாரிக்கும் முறையில் இரண்டு வகையான வேகமாற்றிகள் பயன்படுகின்றன. அவை இரண்டும் நொதிப்பொருள் (Enzyme) களேயானாலும் அவை நுண்ணளவில் வேறுபட்டுத் தம்முடைய தனித் தன்மையைச் சுட்டுகின்றன. சுக்ரோசை நீராற் பகுத்தால் குளுகோஸ், ஃப்ரக்டோஸ் ஆகியன விளைபொருள்களாகக் கிடைக்கின்றன. இதைச் செயற்படுத்த இன்வெர்ட்டேஸ்

(invertase) என்ற நொதிப்பொருள் வேகமாற்றியாக உதவுகிறது. குளூகோசும் ஃப்ரக்டோசும் ஒரு தொகுதி சர்க்கரைப் பொருள்களே. ஆனாலும் ஜைமேஸ் (Zymase) என்னும் நொதிப்பொருள் குளூகோசை மட்டுமே தனித்து நொதிக்கச் செய்து ஆல்கஹால் உருவாகக் காரணமாகிறது.

சுக்ரோஸ்+நீர் $\xrightarrow{\text{இன்வெர்ட்டேஸ்}}$ குளூகோஸ்+ஃப்ரக்டோஸ்
↓ ஜைமேஸ்
ஆல்கஹால்

எனவே, விளைபடு பொருள்களை எவ்வகையான விளைபொருள்களாகப் பெறவேண்டுமோ அதற்கேற்பதான வேகமாற்றியைப் பயன்படுத்த வேண்டியது அவசியமாகிறது.

(vi) **வேகமாற்றியும் வெப்பநிலையும்:** பொட்டாசியம் குளோரேடிலிருந்து ஆக்சிஜன் பெறும்போதும், அம்மோனியா ஆக்சிஜனேற்றப்படும்போதும் பயன்படும் மாங்கனீஸ் டைஆக்சைடு, பிளாட்டினம் ஆகிய வேகமாற்றிகள் பௌதிக அளவில் மாற்றம் பெறுவதாக அறிந்தோம். இத்தகைய வினைகள் உயர்வெப்ப நிலையில் நிகழ்கின்றன என்பதையும் அறிவோம். எனவே, வெப்பநிலையால் வேகமாற்றிகள் பாதிக்கப்படுகின்றன என்பது தெளிவாகிறது. இத்தகைய பாதிப்பு கூழ்ப்பொருள் வேகமாற்றி (Colloidal catalyst)களைப் பயன்படுத்தும்போது குறிப்பிடத்தக்கதாக நேர்கிறது. வெப்பநிலை உயர்ந்தால் அவற்றின் கூழ்த்தன்மை இழக்கப் பெற்றுத் திரண்டு விடுகின்றன. இத்தன்மை இழப்பால் வேகமாற்றியாக அப்பொருள் இயங்க முடியாத நிலைமை உருவாகிவிடுகிறது. இந்த உண்மை பிற வேகமாற்றிகளுக்கும் பொருந்தும். வெப்பநிலையின் உயர்வு வினைநிகழ்ச்சியை விரைவு படுத்தலாம்; ஆனால், அதேசமயம் அத்தகைய உயர் வெப்பநிலை வேகமாற்றியின் இயல்பைப் பாழாக்கி வினை நிகழ்வதைத் தடுக்கிறது. எனவே, வினைநிகழ்ச்சியைச் சீராக்குவதன் பொருட்டு வெப்பநிலையை மிகவும் உயர்த்திவிடாமலும், வினைநிகழ்வதற்குத் தேவையான ஆற்றல் ஊட்டும் வெப்பநிலையை மிகக் குறைவாகத் தாழ்த்திவிடாமலும் இரண்டுக்கும் நடுப்பட்ட பொதுமை வெப்பநிலை (optimum temperature)யை ஏற்படுத்துவது வினை நிகழ்த்துவதற்கு உதவியாக அமையும். இவ்வாறு அமையும் பொதுமை வெப்பநிலையில் வேக மாற்றி தன் முழுத் திறனுடன் செயலாற்றுகிறது.

வேகமாற்ற வினையின் தத்துவக் கோட்பாடு: வேகமாற்றியைப் பயன்படுத்தி நிகழும் வினைகள் வெவ்வேறாக

அமைவதால் அடிப்படையாய் அமையும் தத்துவமும் வெவ்வேருகவே அமையும். ஆனால் அவற்றைத் தொகுத்து இரு பெரும் கொள்கைப் பிரிவுகளுக்குள் அடக்கலாம். அவை இரண்டையும் இப்போது சற்று விரிவாக ஆராயலாம்.

1. நிலையிலா இடைச்சேர்மக் கொள்கை (Unstable intermediate compound theory) : இக் கொள்கையின்படி வேகமாற்றி முதலில் வினைபடு பொருள்களில் ஒன்றுடன் இணைந்து நிலையிலாச் சேர்மம் ஒன்றை உருவாக்குகிறது. இச் சேர்மத்தின் செயலாற்றும் திறன் வினைபடு பொருளைவிட அதிக அளவினதாய் இருக்கும்.

இந்தக் கொள்கையை முதலில் நிறுவியவர் வில்லியம் சன் (Willium son)என்பார் ஆவர். இக்கொள்கையின்படி பொட்டா சியம் குளோரேட்டிலிருந்து ஆக்சிஜன் பெறுவதைப் பின் வருமாறு விளக்கலாம்.

மாங்கனீஸ் டை ஆக்சைடு இவ் வினையின் வேகமாற்றி. வேகமாற்றியும், வினைபடு பொருளான பொட்டாசியம் குளோ ரேட்டும் இணைந்து வினைப்பட்டு பொட்டாசியம் பெர்மாங்க னேட்டையும், குளோரினையும், ஆக்சிஜனையும் இயற்று கின்றன.

$$2\,MnO_2 + 2\,KclO_3 \rightarrow 2\,KMnO_4 + Cl_2 + O_2$$

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் சிதைவுற்று பொட்டாசியம் மாங்கனேட், மாங்கனீஸ்டை ஆக்சைடு, ஆச்சிஜன் ஆகியன விளைகின்றன.

$$2\,K\,MnO_4 \rightarrow K_2\,MnO_4 + MnO_2 + O_2$$

பொட்டாசியம் மாங்கனேட் பின்னர் குளோரினுடன் செயற் பட்டுப் பொட்டாசியம் குளோரைடு, மாங்கனீஸ் டை ஆக்சைடு, ஆக்சிஜன் ஆகியனவற்றை உருவாக்குகிறது.

$$K_2\,MnO_4 + Cl_2 \rightarrow 2\,KCl + MnO_2 + O_2$$

இவ்வாறு பல உள்வினைகளின் தொகுதியாக பொட்டா சியம் குளோரேட்டிலிருந்து ஆக்சிஜன் வெளிப்படுகிறது; வேக மாற்றியான மாங்கனீஸ் டை ஆக்சைடு எவ்வித எடை இழப்புமின்றி மீண்டும் கிடைக்கப்பெறுகிறது. உள்வினைகள் இத்தகையனவாய் அமைகின்றன என்று மெய்ப்பிக்கும் வகையில் இம் முறையால் சேகரிக்கப்பட்ட ஆக்சிஜனில் குளோரினின் சுவடுகள் கலவையாகத் தென்படுகின்றன.

இக் கொள்கைக்கு ஆதரவாக மற்றுமோர் எடுத்துக் காட்டாக சல்ஃப்யூரிக் அமில உற்பத்தியைக் கூறலாம். இதற்கு அடிப்படையான சல்ஃபர் டை ஆக்சைடு வாயுவை ஆக்சிஜனேற்றத்தால் சல்ஃபர் டை ஆக்சைடிலிருந்து பெற நைட்ரிக் ஆக்சைடு வேக மாற்றியாக உதவுகிறது. முதலில் வேகமாற்றியான நைட்ரிக் ஆக்சைடு ஆக்சிஜனை ஏற்று நைட்ரஜன் பெராக்சைடாக மாறுகிறது. பின்னர் தன்னிடமுள்ள ஆக்சிஜனை சல்ஃபர் டை ஆக்சைடை சல்ஃபர் ட்ரை ஆக்சைடாக மாற்றப் பயன்படுத்திவிட்டுத் தான் நைட்ரிக் ஆக்சைடாக ஆக்சிஜ ஒடுக்கம் அடைகிறது.

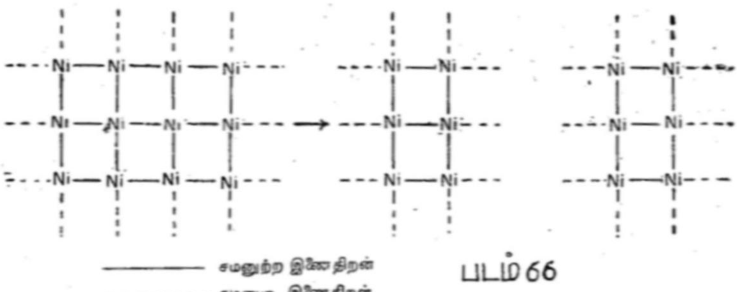
$$2\,NO + O_2 \rightarrow 2\,NO_2$$
$$SO_2 + NO_2 \rightarrow SO_3 + NO$$

இவ்வாறு வெளிப்பட்ட நைட்ரிக் ஆக்சைடு மீண்டும் ஆக்சிஜனை ஏற்று மற்றுமோர் அளவான சல்ஃபர் டை ஆக்சைடை சல்ஃபர் ட்ரை ஆக்சைடாக மாற்றுகிறது. இச்சுழற்சி தொடர்ந்து நடைபெறுவதனால் வேகமாற்றி தானே நேரடியாக வினையில் பங்கு கொள்ளாததுபோல் தோற்றம் ஏற்படுகிறது.

2. பரப்பு ஊன்றுகைக் கொள்கை (Adsorption theory): பல்வினை வேகமாற்ற வினைகளை இக் கொள்கை வடிவில் நன்கு விளக்கலாம். திண்ம வேக மாற்றியின் மேற்பரப்பில் வினைபடு பொருள்களின் மூலக்கூறுகள் படிகின்றன. இத்தகைய படிமானம் (deposition) ஒற்றை மூலக்கூற்று வரிசை (mono molecular layer)யில் நெடும்பரப்பாக அமைகிறது. வேகமாற்றியான திண்மப்பொருளின் மேற்பரப்பில் அடுத்தடுத்து அமையும் வினைபடு பொருள்களின் மூலக்கூறுகள் ஈர்ப்பினால் கிளர்ச்சி(activate)யுற்று புதிய வலுவுடன் வினையுறுகின்றன. வேகமாற்றியின் பரப்பு அதிகரிக்க அதிகரிக்க வினை விரைவுபட வேண்டுமென்பது இதனால் புலனாகிறது. அனுபவத்திலும் இது மெய்ப்பிக்கப்பட்டிருக்கிறது. பிளாட்டினம் வேகமாற்றியாகப் பயன்படும்போது தகடாகப் பயன்படுவதைவிடத் துகள் உருவில் மேலும் அதிகப் பயனை விளைவிக்கிறது. துகளுறுவதனால் பரப்பின் அளவு அதிகமாகி அதிக மூலக்கூறுகள் ஊன்றிக்கொள்ள வாய்ப்பு ஏற்படுகிறது.

நிக்கல் உலோகம் வேகமாற்றியாகப் பயன்படும்பொழுது அதன் மேற்பரப்பு மூலக்கூறுகளை ஈர்ப்பதாகக் கொள்வோம். அத்தகைய ஈர்ப்புக் கவர்ச்சி எதனைக் கொண்டெழுந்தது என்பதனை எளிதில் விளக்கிவிடலாம். உலோகங்கள்

அனைத்தும் அணுக்களின் இணைப்பால் உருவாகி அணுக்களின் இணைதிறன் (valency) ஒன்றுக்கொன்று சமனப்பட்டு விடுகிறது. இந்த இணைதிறன் சமனப்பாடு உள்ளோட்டமாக அமைந்துள்ள அணுக்களுக்கு மட்டுமே பொருந்தும். வெளிப் பரப்பில் அமைந்திருக்கும் அணுக்களின் சில இணைதிறன்கள் சமனப்பட வழியின்றி பிற பொருள்களைக் கவரும் இயல்புடன் கிளர்ச்சிநிலையில் விளங்குகின்றன. பெரும் பரப்பாக அமைந்த தகடுகளைத் துகள்களாக்குவதனால் இத்தகைய சமனுரு இணைதிற முனைகள் அதிகமாகின்றன.



படம் 66

சமனுரு இணைதிறனின் கவர்ச்சியால் ஈர்க்கப்பெற்ற வினைபடுபொருள்களின் மூலக்கூறுகள் அடுத்தடுத்து அமைந்து வினையுற்று முடிந்ததும் அந்தக் கிளர்ச்சி முனை(activated centre) களினின்றும் வெளியேறிவிடுகின்றன. இதை அடுத்து புதிய மூலக்கூறுகள் அவ்விடம் ஈர்க்கப்படுகின்றன. இது தொடர் நிகழ்ச்சியாக அமைந்து வினை எவ்வித இடர்ப்பாடுமின்றி நடந்து முடிகிறது.

தூண்டு வினை (Promoter reaction) : வேக மாற்றியைப் பயன்படுத்திச் செயலாற்றும் சில வினைகளை மேலும் செப்பமுறச் செய்ய மற்றோர் அயல் பொருளைச் சேர்ப்பதுண்டு. இப் பொருள் தன்னைத்தானே வினையில் ஈடுபடுத்திக்கொள்ளாதாயினும் வேக மாற்றியின் செயல் திறனுக்குத் தூண்டுகோலாக அமையும். மேலும், இது தனித்த முறையில் வினை நிகழ்ச்சிக்கு எவ்வித உதவியும் புரிவதில்லை. வேக மாற்றியின் செயலாற்றலுக்குத் தூண்டுகோலாக அமையும் இந்த அயல் பொருளைத் தூண்டி என்றழைக்கலாம்; இத்தகைய வினையைத் தூண்டு வினை என்றழைக்கலாம்.

ஹேபர் முறைப்படி அம்மோனியா தயாரிக்கப்படுகையில் இரும்பு வேக மாற்றியாகச் செயற்படுகிறது. அதனுடன்

அலுமினியம் ஆக்சைடு அல்லது குரோமியம் ஆக்சைடு சேர்க்கப்பட்டால் தூண்டுதலுற்று வினையின்போது இரும்பு அதிகப் பயனுள்ளதாகிறது.

எண்ணெய்களை ஹைட்ரஜனேற்றப்படுத்தித் தாவர நெய் களைத் தயாரிக்கும்போது நிக்கல் வேகமாற்றியாகப் பயன் படுகிறது. காப்பரையும் டெல்லூரியத்தையும் தூண்டிகளாகச் சேர்த்து நிக்கலின் திறனைப் பெருக்குகிறார்கள்.

தூண்டிகளின் செயல் தத்துவம் இன்னும் சரிவர, முற்று முடிவாக விளக்கப்பெறவில்லை. ஆனால், தூண்டி என்பது 'வேக மாற்றியின் வேக மாற்றி' என்று குறிப்புரையாகச் சொல்லலாம்.

சுய வேகமாற்றி வினை (Autocatalysis) : வினைகளின் செயல் வேகத்தை அதிகமாக்க வினைபடு பொருள்களுடன் அயல் பொருளாக வேக மாற்றியைச் சேர்த்துக்கொள்ளலாம். அவ்வாறின்றி வினைபடு பொருள்கள் தமக்குள் தாமே வினைப் பட்டு உருவாக்கும் வினை பொருள்களில் ஒன்றே வினை வேக மாற்றியாக இயங்கும் எடுத்துக்காட்டுகளும் உண்டு. பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் கரைசலை சிறிது நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் கலக்கப்பட்ட ஆக்சாலிக் அமிலத்துடன் வினைப்படுத்தினால் ஏற்படும் நிகழ்ச்சியை இதற்கு எடுத்துக்காட்டாகக் கூறலாம். சிறிதளவு பொட்டா சியம் பெர்மாங்கனேட் கரைசலை முதலில் அமிலக் கலவை யுடன் சேர்த்தால் கரைசலின் ஊதாச் சிவப்பு நிறம் விரைவில் மாறுவதில்லை. மாற்றம் நிகழக் கால தாமதம் ஆகிறதெனில் வினை எதிர்பார்க்கும் வேகத்துடன் இயங்கவில்லை என்பது பொருள். ஆனால், சிறிது நேர இடைவேளைக்குப் பின்னர் முதலில் சேர்க்கப்பட்ட கரைசலின் நிறம் நீங்கித் தெளிந்த வுடன் அடுத்தடுத்து சேர்க்கப்படும் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் கரைசல் எவ்விதக் காலத் தாமதமுமின்றி உடனுக்குடன் நிற நீக்கம் அடைவதைக் காணலாம். முதன் முதலில் சேர்க்கப்பட்ட பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினைப்பட்டு மாங்கனீஸ் சல்ஃ பேட்டை உருவாக்கியது; இது வேக மாற்றியாகச் செயல் பட்டு அடுத்தடுத்து சேர்க்கப்பட்ட பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டை வேதியியல் மாற்றமுறச் செய்து நிற நீக்கம் ஏற்படுத்தியது. மாங்கனீஸ் சல்ஃபேட்டின் இடையீட்டை மற்றொரு வகையில் உறுதிப்படுத்தலாம். முதலிலேயே

ஆக்சாலிக் அமிலத்துடன் மாங்கனீஸ் சல்ஃபேட்டைக் கலந்திருந்தால் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டின் நிற நீக்கத்தைத் தொடக்க நிலையிலேயே விரைவு படுத்திவிடலாம். இவ்வாறு தன்னில் விளைந்த பொருளையே வேகமாற்றியாகப் பயன்படுத்திக் கொள்ளும் வினையைச் சுய வேக மாற்றி வினை அல்லது தானே வினையுறு வேகமாற்றி வினை என்றழைக்கலாம்.

எதில் அசெட்டேட்டை நீராற் பகுத்தால் எதில் ஆல்கஹாலும் அசெட்டிக் அமிலமும் விளைபொருள்களாகக் கிடைக்கும். இந்த வினையில் அசெட்டிக் அமிலம் சுய வேக மாற்றியாகச் செயற்பட்டு வினையை விரைவுபடுத்துகிறது.

நைட்ரிக் அமிலத்தைக் காப்பரின்மீது ஊற்றி வினைபடச் செய்தால் முதல் நிலையில் மந்த கதியே அமைகிறது. ஆனால், சிறிதுநேர இடைவேளைக்குப் பின் வினைவேகம் அதிகரித்து விடுகிறது. இதற்குக் காரணம் முதலில் காப்பரும் நைட்ரிக் அமிலமும் வினைப்பட்டு நைட்ரஸ் அமிலத்தை உருவாக்குகின்றன. இவ்வாறு விளைந்த நைட்ரஸ் அமிலம் சுய வேக மாற்றியாகச் செயற்பட்டுப் பின்னர் அமையும் வினையை வேகமுறச் செய்கிறது.

வேகமாற்றி நச்சு (Catalytic poisoning) : சில மாசுகள் வினைபடு பொருள்களுடன் சேர்ந்திருந்தால் அவை வினையின் வேகத்தைத் தடுத்து வேக மாற்றியின் செயல் திறனைப் பாழாக்கி விடுகின்றன. இவை வேகமாற்றி நச்சுகள் எனப்படும். சல்ஃபர், ஆர்சனிக் ஆகியவற்றின் சேர்மங்கள் பெரும்பாலும் வேகமாற்றி நச்சுகளாகவே விளங்குகின்றன உலோக வேக மாற்றிகளில் உள்ள கிளர்ச்சி முனைகளில் இந்த நச்சுக்கள் வினைபடு பொருள்களுக்கு முன்னதாகவே கவர்ந்து படிந்து கொள்கின்றன். இதனால் வேகமாற்றிகள் ஒரு சிறிதும் பயனுரு வண்ணம் பாழாக்கப்படுகின்றன. எனவே, வினையுறச் செய்வதற்கு முன்பாகவே வினைபடு பொருள்களைத் தூய்மைப்படுத்திக்கொள்வது முக்கியத் தேவையாகி விடுகிறது.

ஆனால், சில சமயங்களில் வினை நிகழ்வதைத் தடுப்பதற்காகவே சில சேர்மங்களைப் பொருள்களுடன் கலப்பதுண்டு. எடுத்துக்காட்டாகப் பின் வருவனவற்றைக் குறிப்பிடலாம் மயக்க மருந்தாகப் பயன்படும் குளோரஃபார்ம் (Chloroform) எளிதில் வெளிமண்டல ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து பாஸ்ஜீன்

(phosgene) என்ற பொருளாக மாறிவிடும். இது நச்சுத்தன்மை கொண்டு உயிரைப் போக்கும் இயல்புடையது. இவ்வாறு ஆக்ஸிஜனேற்ற வினை நிகழாதிருக்க குளோரஃபார்முடன் சிறிதளவு ஆல்கஹாலைச் சேர்த்தால் போதுமானது; ஆக்ஸிஜனேற்ற வினையைத் தடுத்து நிறுத்திவிடலாம். இம்முறையில் வினையின் வேகத்தைத் தடுத்து நிறுத்தும் திறனுள்ள பொருளை வினைவேகத் தடுத்தி என்றோ, எதிரிடை வேகமாற்றி என்றோ அழைக்கலாம். இத்தகு வினையை எதிரிடை வேகமாற்றி வினை (negative catalysis) எனலாம்.

ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடைக் கண்ணாடிப் பாத்திரங்களில் சேமித்து வைத்தால் கண்ணாடிப் பொருளிலிருந்து கரைந்து ஊறும் காரங்களினால் எளிதில் சிதைவுற்றுவிடும். சிதைவுறலைத் தடுக்க ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடுடன் சிறிது அமிலத்தைக் கலந்துவிட்டால் அது காரத்தைச் சமனப்படுத்தி நிகழவிருக்கும் வினையைத் தடுத்து பாதுகாப்பளிக்கிறது.

பென்ஸால்டிஹைடு (Benzaldehyde) ஆக்ஸிஜனேற்றப்பட்டு பென்சாயிக் அமிலமாக (benzoic acid) மாறிவிடாதிருக்க அதனுடன் சிறிதளவு ஹைட்ரோகுவினோன் (hydroquinone) சேர்க்கப்படலாம்.

வேகமாற்றியின் பயன்முறைகள் : ஆலைத் தொழில்களிலும், நமது அன்றாட வாழ்விலும் வேகமாற்றியின் பயன்கள் பல துறைகளில் கிட்டியிருக்கின்றன. உண்ணும் உணவைச் செரிக்கச் செய்வது முதல் வாழ்வை வளமாக்கும் எல்லா வினைபாடுகளிலும் வேகமாற்றியின் உதவி இன்றியமையாததாகி விட்டது. அம்மோனியா, சல்ஃப்பூரிக் அமிலம், தாவர நெய் முதலியவற்றைக் குறைந்த நேரத்திற்குள்ளாக நிறைந்த மதிப்பீட்டுடன் உருவாக்கிக்கொள்ள இவற்றின் உதவி தேவை என்பது சொல்லாமலே விளங்கும். தொழில் துறையில் மேம்பாடுகள் காண மேலும் பல புதுவகையான வேகமாற்றிகள் கண்டுபிடிக்கப்பட ஆராய்ச்சியாளர் ஒவ்வொரு நாளும் முயன்று வருகின்றனர் என்பது குறிப்பிடத் தக்கதாகும்.

16. மின் வேதியியல்

(Electro Chemistry)

சோடியம் குளோரைடு, அசெட்டிக் அமிலம் ஆகியவற்றின் கரைசல்கள் மின்சாரத்தைக் கடத்தும் இயல்புடையன. இத்தகைய பொருள்கள் மின்பகுளிகள் (electrolytes) எனப் படும். மின் பகுளிகளின் மின்கடத்துத் திறனை (electrolytic conductivity) ஃபாரடே என்பார் அளவறி (quantitative) முறையில் ஆராய்ந்தார். அவற்றின் மின்கடத்தும் இயல்பைக் குறித்துத் தத்துவ விளக்கங்கள் அவ்வப்போது பலரால் அளிக்கப்பட்டன. பல்வேறு வகையான விளக்கங்களுள் அர்ரீனியஸ் (Arrhenius) என்ற விஞ்ஞானி கொடுத்தது திருப்தி தருவதாக அமைந்தது. அவர் கொடுத்த விளக்கத்தின்படி, நீரில் கரைக்கப்பட்டவுடன் மின்பகுளிகளின் மூலக்கூறுகள் நேர்மின்னூட்ட (positively charged), எதிர் மின்னூட்ட (negatively charged) அயனி (ion) களாகப் பிரிகை (dissociation) யுறுகின்றன. அயனிகள் கரைசலில் தனித்தனியே அமைகின்றன. பிரிகையுற்ற மூலக்கூறுகளுக்கும் பிரிகைக் குட்படா மூலக்கூறுகளுக்கும் இடையே சமநிலை (equilibrium) விளங்குகிறது. கரைசலின் விளாவுதலினால் (dilution) மின்பகுளிகளின் அயனி ஆதலின் (ionisation) விகிதம் அதிகரிக்கிறது.

ஒரு பொருளின் மின்கடத்துத் திறன் அதன் தடை (resistance) அளவுக்கு எதிர் விகிதத்தில் அமைகிறது. மின்சாரம் பாய்வதற்குத் தடை குறைந்த அளவாக இருக்குமானால் மின்கடத்துத் திறன் அதிக அளவாக அமையும். பொருளின் மின் தடையளவின் எதிர்விகித அளவு அதன் மின்கடத்துத் திறனாகும்.

$$\text{மின் கடத்துத் திறன்} = \frac{1}{\text{மின்தடை}}$$

கரைசல்களின் மின்கடத்தல் சம்பந்தமாக நாம் சில அடிப்படைச் சொற்களைப் புரிந்துகொள்ள வேண்டியது அவசியமாகிறது. கரைசலின் நியம அளவு கடத்து திறன் (Specific conductivity or specific conductance) என்பது 1 க. செ.மீ. பருமனளவான கரைசலின் மின்கடத்துத் திறனாகும். இந்த அளவு k என்ற குறியீட்டால் குறிக்கப்படும். கரைசலின் சமான எடை கடத்துத்திறன் (equivalent conductivity or equivalent conductance) என்பது 1 கிராம் - சமான எடை அளவான மின்பகுளியைக் கொண்டிருக்கும் கரைசலின் மின் கடத்துத் திறனாகும். இது λ என்னும் குறியீட்டால் குறிக்கப் படும். இதன் அளவு இரண்டு அளவீடுகளின் பெருக்குத் தொகையாகும். கரைசலின் தற்கடத்துத்திறன், 1 கிராம்-சமான எடை மின்பகுளி அடங்கிய கரைசலின் பருமனளவு (க.செ.மீ. அளவீட்டில்) ஆகிய இரண்டின் பெருக்குத் தொகையே அக் கரைசலின் இணைமாற்றுக் கடத்துத்திறனாகும்.

$$\lambda = k \times VE$$

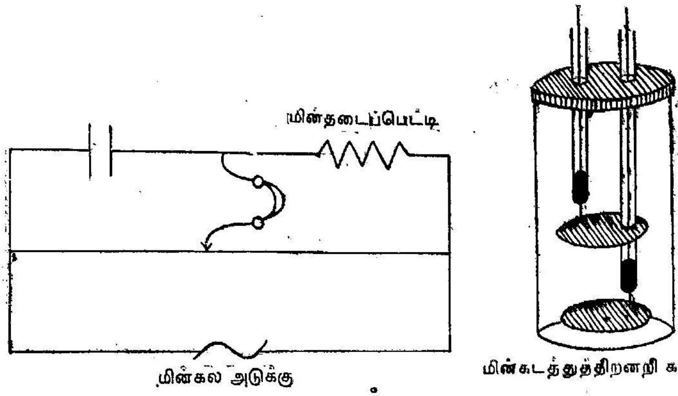
VE என்பது 1 கிராம்-சமான எடை மின்பகுளி அடங்கிய கரைசலின் பருமனளவைக் குறிக்கும். இப் பருமனளவு க.செ.மீ. அளவீடாகக் குறிக்கப்படுதல் வேண்டும். இவ்வாறே மூலக்கூற்றுக் கடத்துத் திறன் (molecular conductivity) என்பது 1 கிராம் மூலக்கூற்றெடை அளவான மின்பகுளியைக் கொண் டிருக்கும் கரைசலின் மின்கடத்துத் திறனாகும். இது μ என்னும் குறியீட்டால் குறிக்கப்படும். இதன் அளவும் இரண்டு அளவீடுகளின் பெருக்குத் தொகையே யாகும். கரைசலின் கடத்துத்திறன், 1 கிராம்-மூலக்கூற்றெடை மின் பகுளி அடங்கிய கரைசலின் பருமனளவு (க.செ.மீ. அளவீட் டில்) ஆகிய இரண்டின் பெருக்குத் தொகையே அக் கரைச லின் மூலக்கூற்றுக் கடத்துத் திறனாகும்.

$$\mu = k \times V^m$$

V^m என்பது 1 கிராம்-மூலக்கூற்றெடை மின்பகுளி அடங்கிய கரைசலின் பருமனளவைக் குறிக்கும். இப் பருமனளவு க.செ.மீ. அளவீடாகக் குறிக்கப்படுதல் வேண்டும்.

சமான எடை கடத்துத் திறனைக் கணக்கிடுதல் : மின் கடத்துத் திறனறிகலம் (conductivity cell) கொண்டு ஒரு கரைசலின் கடத்துத் திறனைக் கணக்கிட முடியும். இக் கலம் இரண்டு பிளாட்டின மின்வாய்கள் (electrodes) கொண்டிருக்கும். குறிப்பிட்ட கரைசலைக் கலத்தில் எடுத்துக்கொள்ளவும்.

கரைசலின் திறன் அறியப்பட்டிருக்க வேண்டும்; கரைசலின் நார்மாலிட்டி $\frac{N}{10}$ என்பதாக இருக்கட்டும். கரைசல் அடங்கிய மின்கடத்துத் திறனறி கலத்தை வீட்ஸ்டோன் சுற்றமைப்பில் (Wheatstone's Bridge) உரிய முறையில் இணைத்துக் கரைசலின் மின்தடை அளவைக் கணக்கிடவும். இந்த அளவை R எனக்



படம் 67

கொள்வோம். கரைசலின் தற்கடத்துத் திறனைப் பின்வரும் சமன்பாட்டைப் பயன்படுத்திக் கணக்கிடலாம்.

$$k = \frac{x}{R}$$

x என்பது கலமாறிலி (cell constant) யாகும். இந்த அளவீடு மின்வாய்களின் அளவீடுகளுக்கு ஏற்ப மாறும். ஆனால், குறிப்பிட்ட மின்கடத்துத் திறனறி கலத்தில் மின்வாய்களின் அளவீடுகள் மாறுவதில்லை என்பதனால் கலமாறிலியும் மாறாதமைகின்றது. உரிய ஆய்வுகள் நடத்திக் கலமாறிலியைத் தனியே கணக்கிட்டுக் கொள்க.

$\frac{N}{10}$ நார்மாலிட்டி கொண்ட கரைசல் ஆய்வுக்கு எடுத்துக் கொள்ளப்பட்டது. அதாவது 0.1 கிராம்-சமான எடையான மின்பகுளியை 1000 க.செ.மீ. நீரில் கரைத்ததனால் இக்கரைசல் கிடைத்தது. இதே நார்மாலிட்டி மாறா வகையில்

1 கிராம்-சமான எடையான மின்பகுளியைக் கரைப்பதனுல் கிடைக்கும் கரைசலின் பருமனளவு $1000 \times 10 = 10,000$ க.செ.மீ. ஆகும்.

$$\lambda = k \times VE$$
$$= k \times 10,000$$

இதேபோல மூலக்கூற்றுக் கடத்துத் திறனை, μ கணக்கிட்டுக் கொள்ளமுடியும்.

கரைசலை விளாவுவதனுல் சமான எடை கடத்துத் திறன் அடையும் மாற்றம் : கரைசலை விளாவுதல் அதிகரிப்புக்கு ஏற்ப அதன் சமான எடை கடத்துத்திறன் அதிகரிக்கிறது. குறிப்பிட்ட நிலையை அடைந்ததும் அது உச்ச வரம்பைப் பெறுகிறது. இதை அர்ரீனியஸ் கொள்கையின் அடிப்படையில் விளக்கலாம்.

செறிவு மிகுந்த கரைசலில் அயனி ஆதல் அளவு குறைவே யாகும்; மூலக்கூறுகளின் சிறிதளவே அயனமடைந்து பிற மூலக்கூறு நிலையிலேயே இருக்கின்றன. மின்கடத்தலுக்குக் காரணமாக அமைபவை அயனிகளே. எனவே, அயனிகளின் எண்ணிக்கையை அதிகரிக்கச் செய்தால் மின்கடத்துத் திறனும் அதிகமாகும். விளாவுதல் அளவு அதிகரிக்க அதிகரிக்க அயனிகளின் எண்ணிக்கையும் கூடுகிறது. குறிப்பிட்ட விளாவுதல் அடையப் பெற்றதும் அயனி ஆதல் அளவு உச்ச வரம்பை அடைகிறது. இந் நிலையில் சமான எடை கடத்துத் திறன் உச்ச அளவை எட்டிவிடுகிறது. உச்ச வரம்பான இணைமாற்றுக் கடத்துத்திறனை $\lambda \infty$ எனக் குறிப்பிடுவோம். சோடியம் குளோரைடு போன்ற வலிவுப் பகுளிகள் (strong electrolytes) விரைவில் அயனி ஆகும் திறம் கொண்டவை. எனவே, அவற்றின் $\lambda \infty$ அளவு சாதாரண விளாவுதல் நிலையிலேயே உச்ச வரம்பை எட்டிவிடுகிறது. ஆனால், அசெட்டிக் அமிலம் போன்ற மெலிவுப் பகுளிகள் (weak electrolytes) எளிதில் அயனி ஆவதில்லை. எனவே, அவற்றின் $\lambda \infty$ அளவு மிக அதிகமான விளாவுதல் நிலையில்தான் எட்டுகிறது.

கோல்ராஷ் விதி (Kohlrausch's law) : பல பகுளிகளின் $\lambda \infty$ அளவுகளைத் தொகுத்து கோல்ராஷ் என்பார் ஆராய்ந்தார்.

பகுளி	$\lambda\alpha$	பகுளி	$\lambda\alpha$	வேற்றுமை அளவு
KCl	130	KNO_3	126	4
NaCl	109	$NaNO_3$	105	4
வேற்றுமை அளவு	21	வேற்றுமை அளவ	21	

மேற்கண்ட அட்டவணையில் உள்ள விவரங்களின்படி. குளோரைடுகள், நைட்ரேட்டுகள் ஆகியவற்றின் $\lambda\alpha$ அளவுகளின் வேற்றுமையளவு 4 என்பதாகவும், பொட்டாசியம், சோடியம் உப்புகளின் $\lambda\alpha$ அளவுகளின் வேற்றுமையளவு 21 என்பதாகவும் அமைந்திருப்பதாகக் காண்க. இவற்றைப் போன்று பல தனிமங்களின் குளோரைடுகளையும், நைட்ரேட்டுகளையும் (வலிவுப் பகுளிகளாக அமையட்டும்) கொண்ட கரைசல்களை ஆராய்ந்தபோது இந்த வேற்றுமையளவு மாறுதிருப்பது தெரியவந்தது. இத்தகைய கணக்கீடுகளின் அடிப்படையில் கோல்ராஷ் தம் கருத்தைத் தெரிவித்தார். 'ஒவ்வொரு அயனியும் தனக்கே உரித்தான கடத்துத் திறனைக் கரைசலின் மொத்தக் கடத்துத் திறனில் ஒரு பகுதியைக் கொண்டிருக்கிறது'. இது கோல்ராஷ் விதி எனப்படும்.

$\lambda\alpha$ = நேர் அயனியின் கடத்துத்திறன் + எதிர் அயனியின் கடத்துத் திறன்.

நேர் அயனி(cation)யின் கடத்துத்திறனை λc எனவும் எதிர் அயனி (anion)யின் கடத்துத்திறனை λa எனவும், குறிப்பிட்டால்,

$$\lambda\alpha = \lambda c + \lambda a$$

கோல்ராஷ் விதியின் முக்கியப் பயன்பாடுகளைக் குறிப்பிடலாம். அசெட்டிக் அமிலம் போன்ற மெலிவு பகுளிகள் உயர் அளவான விளாவுதலின்போதுகூட முற்றும் அயனியுறுவதில்லை என்பதனுல் அவற்றின் $\lambda\alpha$ அளவை நேரடியாக நிர்ணயிக்க முடியாது. அசெட்டிக் அமிலம் அயனமுற்ருல் ஹைட்ரஜன் அயனியும் அசெட்டேட் அயனியும் உருவாகும்.

$$CH_3COOH \rightarrow H^+ + CH_3COO^-$$

இந்த அயனிகளின் λa, λc அளவுகளைத் தனியாக உரிய ஆய்வுகள் மூலம் நிர்ணயித்துக்கொண்டால், அவற்றின்

கூட்டு மொத்தத் தொகையே அசெட்டிக் அமிலத்தின் $\lambda\alpha$ அளவாக இருக்கும்.

ஒரு பகுளி கரைக்கப்பட்டுக் கரைசலாகும்போது எந்த அளவில் அயனி ஆகிறது என்பதை கோல்ராஷ் விதியைக் கையாண்டு கணக்கிடலாம்.

அர்ரீனியஸ் கொள்கையின்படி, குறிப்பிட்ட விளாவுதல் கொண்ட கரைசலில் பகுளியின் ஒரு பகுதி மட்டுமே அயனியாகிறது. அயனி ஆதல் அளவை (degree of dissociation) அப் பகுளியின் $\lambda\alpha$ அளவுடன் குறிப்பிட்ட விளாவுதல் நிலையில் அமையும் இணைமாற்றுக் கடத்துத் திறன், λ. அளவை ஒப்பிடுவதனுல் அறியப்பெறலாம். λ அளவு அயனி ஆதல் அளவைச் சார்ந்திருக்கிறது. உச்ச நிலையில் விளாவுதலின் (infinite dilution) போது அயனி ஆதல் முற்றுப்பெறுகிறது. அதை ஓர் அலகுடையதாகக் கொண்டால், குறிப்பிட்ட விளாவுதலில் அயனி ஆகும் அளவை $\lambda\alpha$ எனக்கொண்டால் பின்வரும் தொடர்பு உருவாகும்.

$$\alpha = \frac{\lambda}{\lambda\alpha}$$

λ அளவை ஆய்வு நடத்திக் கணக்கிடலாம். $\lambda\alpha$. அளவை கோல்ராஷ் விதியைக் கையாண்டு கணக்கிட்டு விடலாம். இந்த அளவுகளை ஒப்பிடுவதனுல் அயனி ஆதல் அளவு λ கிடைக்கப்பெறும்.

அமிலங்கள், காரங்கள், உப்புகள் (Acids, Bases and salts): இயல்புகளின் அடிப்படையில் சேர்மங்களை அமிலங்கள், காரங்கள் என்று பிரிக்கலாம். இவற்றைக் குறித்த வகையீடு காலத்திற்குக் காலம் மாறி வந்திருக்கிறது. அமிலமும், காரமும் இணைந்து உருவான பொருள் உப்பு ஆகும்; இது பொது இயல்பு கொண்டு விளங்கும்.

இவற்றைப்பற்றிய முழு அறிவை மின்வேதியியலின் அடிப்படையில் தெளிவாகப் பெறலாம். அமிலங்களை நீரிலிட்டால் அயனிகளாகின்றன. நேர் அயனியாக விளங்குவது ஹைட்ரஜன் அயனி H^+ யேயாகும். மற்ருெரு விதமாகக் கூறினுல், எவற்றை நீரிலிடுவதனுல் புரோட்டான்களை உருவாக்குகின்றனவோ அவை அமிலங்களாகும். புரோட்டான் (Proton)களை அதிக அளவிலும் விரைவாகவும்

உருவாக்குபவை வலிவு அமிலங்கள் (Strong acids) எனப்படும். பிற மெலிவு அமிலங்கள் (Weak acids) ஆகும். எனவே, ஓர் அமிலத்தின் திறத்தை அதன் ஹைட்ரஜன் அயனிச்செறிவைக் கொண்டு நிர்ணயிக்கலாம்.

இதே அடிப்படையில் காரத்தையும் விவரிக்கலாம். எவை நீரிலிடப்பட்டால் ஹைட்ராக்ஸில் அயனி (Hydroxyl-ion) களை உருவாக்குமோ அவை காரங்கள் எனப்படும். ஒரு காரத்தின் திறனை அதன் ஹைட்ராக்ஸில் அயனிச் செறிவைக் கொண்டு அறியலாம். பொதுவாக அமிலங்களுக்கும் காரங்களுக்கு மிடையேயான வினையை H^+ அயனியும், OH^- அயனியும் கூடுகை புரிவதாகக் கொள்ளலாம். இக் கூடுகையினால் நீர் உருவாகிறது.

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

அமிலங்களும் காரங்களும் நடுநிலையாக்கம் (Neutralisation) பெறும்பொழுது உப்புகள் உருவாகின்றன.

$$HCl + Na\,O\,H \rightarrow Na\,Cl + H_2\,O$$

உப்புகளின் கரைசல்கள் விட்மசைப் பொறுத்தவரைப் பொதுத் தன்மை கொண்டிருக்க வேண்டும். ஆனால், எல்லா உப்புக் கரைசல்களும் அவ்வாறிருப்பதில்லை. வலிவு அமிலமும் வலிவுக் காரமும் நடுநிலையாக்கம் பெறுவதால் விளையும் உப்பின் கரைசல் மட்டுமே இவ்வாறு பொதுத்தன்மை கொள்கின்றன. மாறுக அமைந்தால், நடுநிலையாக்கத்தில் ஈடுபட்ட பொருட்களில் எதன் வலிவு மிகுந்திருந்ததோ அதன் தன்மை தான் கரைசலுக்கு அமையும்.

$$Na\,OH + CH_3\,COOH \rightarrow CH_3\,COO\,Na + H_2O$$

சோடியம் அசெட்டேட் (Sodium acetate)டை நீரில் கரைத்தால் உருவாகும் கரைசல் கார இயல்பு கொண்டிருக்கும் இவ்வாறே அம்மோனியம் குளோரைடின் (Ammonium chloride) கரைசல் அமில இயல்பு கொண்டிருக்கும் என்பது விளங்கும். இதைச் சற்று விளக்கமாகப் பின்வருமாறு ஆராய்வோம்.

உப்புகளை நீராற் பகுத்தல் (Hydrolysis of salts): உப்புகளை நீரிலிடும்போது அயனியுறுதல் (ionisation) நேர்கிறது. இத்தகைய அயனியுறு வினை மீள்திறத்(reversible) தன்மையும் கொண்டிருக்கிறது. எனவே, நீராற்பகுப்பு வினை என்பதை

நடு நிலையாக்கல் வினையின் எதிர்ப்போக்கு என்பதாகக் கொள்ளலாம்.

$$\text{உப்பு + நீர்} \underset{\text{நடுநிலையாக்கல்}}{\overset{\text{நீராற்பகுத்தல்}}{\rightleftarrows}} \text{அமிலம் + காரம்}$$

இத் துறையில் நான்கு வகையான உப்புகளைப்பற்றி அறிவோம்.

(i) வலிவு அமிலமும் வலிவு காரமும் இணைந்த உப்பு
(ii) வலிவு அமிலமும் மெலிவு காரமும் இணைந்த உப்பு
(iii) மெலிவு அமிலமும் வலிவு காரமும் இணைந்த உப்பு
(iv) மெலிவு அமிலமும் மெலிவு காரமும் இணைந்த உப்பு

பிற்கூறப்பட்ட மூன்று வகை உப்புகளும் நீராற்பகுக்கப் படுவதனால் விளையும் அமிலங்களும் காரங்களும் சம வலி வற்றவையாக அமைகின்றன.

(i) **வலிவு அமிலமும் வலிவு காரமும் இணைந்த உப்பு :** சோடியம் குளோரைடு NaCl இவ் வகையைச் சேர்ந்த உப்பாகும். இதனை நீரிலிடுவதனால் Na^+ அயனிகளும் Cl^- அயனிகளும் கரைசலில் இடம் பெறுகின்றன. நீராற் பகுத்தலினால் விளையும் பொருட்களான NaOH, HCl ஆகியன வலிவான மின்பகுளிகள் என்பதனால் மாற்றம் எதுவும் நிகழ்வ தில்லை. விளைபொருட்கள் எல்லாமே அயனித் துணுக்குக ளாகவே விளங்குகின்றன.

$$NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$$
$$Na^+ + Cl^- + H_2O \rightarrow NaOH + HCl$$
$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$
$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$
$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

(ii) **வலிய அமிலமும் மெலிவு காரமும் இணைந்த உப்பு** ஃபெர்ரிக் குளோரைடு, $FeCl_3$, காப்பர் சல்ஃபேட், $CuSO_4$. ஆகிய உப்புகள் இவ்வகையைச் சேர்ந்த உப்புகளுக்கு எடுத்துக்காட்டுகளாவன. உப்புகளின் பொதுக்குறியீடு BA எனக்கொண்டால் நீராற்பகுத்தலைப் பின்வருமாறு குறிப் பிடலாம்.

$$BA \rightarrow B^+ + A^-$$
$$B^+ + A^- + H_2O \rightarrow BOH + HA$$

HA என்பது வலிவு அமிலமாகும் என்பதனுல் எளிதில் அயனியுறுகிறது.

$$HA \rightarrow H^+ + A^-$$

BOH என்பது மெலிவு காரம் என்பதனுல் அயனியுறுதல் குறைந்த அளவில்தான் நிகழ்கிறது. அதாவது BOH என்பது மூலக்கூருகவே அமைந்துவிடுகிறது. நீராற்பகுத்தலின் நிகர விளைவாக H^+ அயனிகள் தனித்து அமைவதனுல் கரைசல் அமிலத்தன்மை கொண்டு விளங்குகிறது.

(iii) **மெலிவு அமிலமும் வலிவு காரமும் இணைந்த உப்பு:** சோடியம் அசெட்டேட், CH_3COONa, சோடியம் கார்பனேட், Na_2CO_3, பொட்டாசியம் சயனைடு, KCN ஆகிய உப்புகளை இவ்வகைக்கு எடுத்துக்காட்டுகளாகக் கூறலாம். முன் போலவே, BA என்பது உப்பைக் குறிக்குமானுல் நீராற் பகுத்தலைப் பின்வருமாறு விளக்கலாம்.

$$BA \rightarrow B^+ + A^-$$
$$B^+ + A^- + H_2O \rightarrow BOH + HA$$

BOH என்பது வலிவு காரம் என்பதனுல் எளிதில் அயனியுற்று OH^- அயனிகளை அளிக்கிறது.

$$BOH \rightarrow B^+ + OH^-$$

HA என்பது மெலிவு அமிலம் என்பதனுல் மூலக்கூருகவே கரைசலில் அமைகிறது. நீராற்பகுத்தலின் நிகர விளைவாக OH^- அயனிகள் அமைவதனுல் கரைசல் காரத்தன்மை கொண்டு விளங்குகிறது.

(iv) **மெலிவு அமிலமும் மெலிவு காரமும் இணைந்த உப்பு:** அம்மோனியம் அசெட்டேட், CH_3COONH_4, அலுமினியம் கார்பனேட், $Al_2(CO_3)_3$, ஆகிய உப்புகளை இவ்வகைக்கு எடுத்துக்காட்டுகளாகச் சுட்டலாம். உப்பு BA நீராற் பகுக்கப்பட்டால் அதனைப் பின்வருமாறு விளக்கலாம்.

$$BA \rightarrow B^+ + A^-$$
$$B^+ + A^- + H_2O \rightarrow BOH + HA$$

விளைவுப் பொருட்களான BOH காரமும் HA அமிலமும் மெலிவு இனம் என்பதனுல் பெரும்பாலும் அயனியுரு நிலையில் கரைசலில் மூலக்கூறுகளாக அமைகின்றன. தனிப்பட எவ்வகையான அயனியும் கரைசலில்இல்லாததனுல்அது குறிப்பாக

அமிலத் தன்மையோ காரத் தன்மையோ கொள்ளாமல் பொதுத்தன்மை கொண்டதாக அமைகிறது.

அமிலம், காரம் ஆகியன குறித்த புதிய கொள்கை: மின்னாற் பகுப்புக் கொள்கை (Electrolytic theory) யின்படி, நீரிலிடப்பட்டவுடன் எப்பொருள் அயனியுறுகின்றதோ அது மின்பகுளி (Electrolyte) எனப்படும். அமிலங்கள், காரங்கள், உப்புகள் ஆகியன மின்பகுளிகளே. நீரிலிடப்பட்டவுடன் H^+ அயனிகளைத் தருவன அமிலங்கள் எனவும், OH^- அயனிகளைத் தருவன காரங்கள் எனவும் முன்னரே கண்டோம். ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவை பென்சீனில் (Benzene) கரைத்தால் அக் கரைசல் அமிலத்தன்மை கொள்வதில்லை. ஆனால், அதே கரைசலில் சிறிது நீரை ஊற்றியவுடன் கரைசல் அமிலத்தன்மை பெற்றுவிடுகிறது. எனவே, நீரின் முன்னிலையில் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு அமில இயல்பு பெறுகிறது. எனவே, நீர்க்கரைசலில்தான் எப்பொருளும் அமிலமாகவோ, காரமாகவோ இயங்குகிறது என்று கொள்ளலாம். நீரிலாக் கரைசல்களில் சேர்மங்கள் மூலக்கூறுகளாகவே அமைவதனால் அமிலத்தன்மையோ காரத் தன்மையோ வெளிப்பட வாய்ப்பில்லை.

இந்த அடிப்படையில் ப்ரான்ஸ்ட்டெட் (Bronsted), லோரி (Lowry) ஆகியோர் அமிலங்களுக்கும் காரங்களுக்கும் வரையறை அமைத்தார்கள். அமிலங்கள் என்பவை புரோட்டானை வழங்கும் இயல்பு கொண்டனவாகவும், காரங்கள் என்பவை புரோட்டானை ஏற்கும் இயல்பு கொண்டனவாகவும் அவர்கள் வரையறுத்தார்கள். இதனை மேலும் நீட்டித்து லீவிஸ் (Lewis) என்பார் எலக்ட்ரானின் அடிப்படையில் விளக்கம் தந்தார். அவருடைய கூற்றுப்படி, எலக்ட்ரானை ஏற்றுக்கொள்ளும் திறன்கொண்டவை அமிலங்களாகவும், எலக்ட்ரானை வழங்கும் திறன்கொண்டவை காரங்களாகவும் செயலாற்றுகின்றன.

இவ்வாறான புதிய கருத்துகளின்படி $AlCl_3$, BF_3, H^+ ஆகியன அமிலங்கள் எனவும், NH_3, OH^- ஆகியன காரங்கள் எனவும் விளக்கம் பெறுகின்றன.

நீர் அயனியுறுதல் (Ionisation of water)**:** பொதுப்படையாக நீர் மின்கடத்தாப் பொருளாகக் (non-conductor) கருதப்படுகிறது. ஆனால், உண்மையில் மிக மிகச் சிறியதளவில் அது மின்கடத்தியாக விளங்குகிறது. அர்ரீனியஸ் (Arrhenius)

என்பாரின் கொள்கைப்படி, நீரை மின்பகுளியாகக் கொண்டால்தான் இது நிகழ முடியும். நீர், H_2O மூலக்கூறு களில் சில H^+ அயனிகளாகவும், OH^- அயனிகளாகவும் பிரிகையுறுகின்றன. இவ்வாறு அயனியுறும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை மொத்த எண்ணிக்கையில் மிக மிகச் சிறிய விகிதமே என்பதையும் அறிக. அயனிகளுக்கும் மூலக்கூறு களுக்குமிடையே சமநிலை (equilibrium) உருவாகிறது.

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

இது மீள்வினை (reversible reaction) என்பதனுல் நிறை தாக்க விதி (law of mass action)யைப் பயன்படுத்தி,

$$K = \frac{[H^+]\ [OH^-]}{[H_2O]}$$

எனப் பெறலாம். அயனியுறு மூலக்கூறுகளுடன் ஒப்பிடுகையில் அயனியுரு மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை மிக மிக அதிகம் என்பதனுல் நீரின் கிளர்வுறைப் பொருண்மை (active mass)யை மாருத தொகையாகக் கொள்ளலாம்.

$$\therefore [H^+]\ [OH^-] = K\ [H_2O]$$
$$= Kw$$

Kw என்பது மாறிலி. இது நீரயனிப் பெருக்கம் (ionic product of water) எனப்படும்.

நீரின் ஒரு மூலக்கூறு அயனியுற்ருல் H^+ அயனியும் ஒரு OH^- அயனியும் விளைகின்றன. எனவே, நீரில் சம எண் ணிக்கையான H^+ அயனிகளும், OH^- அயனிகளும் அமைந் திருக்கின்றன.

$$\therefore [H^+] = [OH^-]$$
$$Kw = [H^+]\ [H^+]$$
$$= [H^+]^2$$

அல்லது

$$Kw = [OH^-]\ [OH^-]$$
$$= [OH^-]^2$$

ஆய்வுமுறை மூலம் நீரயனிப் பெருக்கம் $Kw = 10^{-14}$ எனக் கணக்கிடப்பட்டிருக்கிறது. எல்லாக் கரைசல்களிலும் Kw

இதே தொகையைத்தான் கொண்டிருக்கிறது. நீரில் H^+ அயனிச் செறிவு, OH^- அயனிச் செறிவு ஆகியன சமமாக இருக்கின்றன என்பதனுல்,

$$[H^+]^2 = 10^{-14}$$
$$[H^+] = 10^{-7}$$
$$[OH^-]^2 = 10^{-14}$$
$$[OH^-] = 10^{-7}$$

என்று விளக்கம் கிடைக்கிறது. அதாவது நீரில்

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$$

என்பது வெளிப்படை.

கரைசலின் pH அளவீடு: ஒரு கரைசல் கொண்டிருக்கும் ஹைட்ரஜன் அயனிச் செறிவைக் கரைசலின் ஒரு லிட்டர் பருமனளவில் அடங்கியிருக்கும் கிராம்—சமான எடையான H^+ அளவைக்கொண்டு குறிப்பிடலாம். ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தின் $\frac{N}{100}$ கரைசலில் ஹைட்ரஜன் அயனிச் செறிவு $\frac{1}{100}$ அல்லது 0·01 கிராம் சமான எடை/ லிட்டர் ஆகும். கரைசலின் அமிலத் தன்மை அளவை எண்களைக் கொண்டு குறிப்பிட முடியும். இவ்வாருன அளவீட்டை ‡ என்பதாகக் குறிப்பிடுகிரேம். இம் முறையை முதன் முதலாக அறிமுகப் படுத்தியவர் சோரென்சென் (Sorensen) என்பார் ஆவர்.

$$pH = -\log_{10}[H^+]$$

இதை மற்ெருரு விதமாகக் குறிப்பிட்டால்,

$$[H^+] = 10^{-12}$$

H^+ அயனியின் செறிவு $\frac{1}{100}$ என்பதனுல், இதை $[^+H] = 10^{-2}$ என்றும் குறிப்பிடலாம் என்பதனுல், pH = 2 ஆகும். இவ்வாறே $\frac{N}{1000}$ HCl கரைசலில் $[^+H] = \frac{1}{1000}$ என்பதனுல் $[H^+] = 10^{-3}$ என்றும், pH = 3 என்றும் ஆகும்.

காரங்களின் செறிவையும் அமிலங்களுடையதைக் குறிப்பிடுவது போலவே pH அளவீட்டால் குறிப்பிடமுடியும். இதற்கு அடிப்படையாக அமைவது பின்வரும் சமன்பாடாகும்.

$$[^+H][OH^-] = 10^{-14}$$

எடுத்துக்காட்டாக, $\frac{N}{100}$ சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலின் OH^- அயனிச் செறிவு $\frac{1}{100}$; அதாவது $[OH^-]=10^{-2}$

$$[^+H][OH^-] = 10^{-14}$$
$$[^+H] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}$$
$$= \frac{10^{-14}}{10^{-2}}$$
$$= 10^{-12}$$
$$pH = 12$$

கரைசல்கள் 0 முதல் 14 வரை pH அளவுகளாகப் பெற்றிருக்கலாம். 0-7 என்பது அமிலத்தன்மையையும் 7-14 என்பது காரத் தன்மையையும் குறிக்கும் எல்லைகளாவன. துல்லியமாக pH=7 என்பது அமிலத்தன்மையோ காரத் தன்மையோ அற்ற பொதுத் தன்மையைக் குறிக்கும்.

விளக்கக் கணக்கு : (1) ஒரு லிட்டரில் 1.426×10^{-1} கிராம் அயனிச் செறிவான ஹைட்ரஜன் இருக்குமெனில் அக் கரைசலின் pHஎன்ன ?

$$pH = \log_{10} [H^+]$$
$$= -\log_{10} (1\cdot426\times10^{-1})$$
$$= -\log_{10} \frac{1\cdot426}{10}$$
$$= \log_{10} \frac{10}{1\cdot426}$$
$$= \log_{10}10-\log_{10}1\cdot426$$
$$= 1-0\cdot1541$$
$$= 0\cdot8459$$
$$= 0\cdot85$$

∴ கரைசலின் $pH = 0\cdot85$

(2) ஒரு கரைசலின் pH அளவு 0.3 என்பதானால் அக் கரைசலில் உள்ள ஹைட்ரஜன் அயனிச் செறிவைக் கணக்கிடுக.

$$-\log_{10} [H^+] = pH$$
$$= 0\cdot3$$
$$\log_{10} [H^+] = -0\cdot3$$
$$= -1+0\cdot7$$

$$[H^+] = \text{எதிர்மடக்கை}(^-1) \times \text{எதிர்மடக்கை}\ (0{\cdot}7)$$

$$\text{எதிர்மடக்கை}(^-1) = 10^{-1}$$

$$\text{எதிர் மடக்கை}(0{\cdot}7) = 5{\cdot}012$$

$$[H^+] = 5.012 \times 10^{-1}\ \text{கிராம் அயனி/லிட்டர்.}$$

தாங்கல் கரைசல் (Buffer solution) **:** நீர் பொதுத்தன்மை கொண்டு விளங்குகிறது என்றும் அதன் pH அளவு 7 என்றும் அறிந்தோம். அதில் ஒருதுளி அமிலத்தைக் கலந்தால் pH அளவு 7க்குக் குறைந்தும், அதில் ஒருதுளி காரத்தைக் கலந்தால் pH அளவு 7க்குக் கூடியும் அமைகின்றன. ஆனால், சிறிதளவு அமிலத்தையோ காரத்தையோ கலப்பதனால் pH அளவு மாறாதமையும் சில கரைசல்கள் உள்ளன. இவை தாங்கல் கரைசல்கள் எனப்படும். அமில, காரக் கலப்பினால் ஏற்படவேண்டிய மாற்றங்களை இவை தாங்கிக்கொள்ளும் அமைப்புக் கொண்டிருக்கின்றன. தாங்கல் கரைசல்களில் கார இயல்பும், அமில இயல்பும் சேமித்து வைக்கப்பட்டிருப்பதாகக் கொள்ளலாம். இதனால் அமிலம் சிறிது சேர்ந்தாலோ, காரம் சிறிது சேர்ந்தாலோ நடுநிலையாக்கப்பட்டு முன்னிருந்த pH அளவே நிலைக்கிறது. மெலிவு அமிலமும், அந்த அமிலத்துடன் வலிவுக்காரம் இணைந்ததனால் உருவான உப்பும் கலந்திருக்கும் கரைசல் தாங்கல் கரைசலாக விளங்கும். அசெட்டிக் அமிலமும் சோடியம் அசெட்டேட்டும் இணைந்த கலவை ஒரு தாங்கல் கரைசலாகும். மெலிவு அமிலம் அசெட்டிக் அமிலத்தின் அயனியுறு அளவு மிக மிகக் குறைவு என்பதனால் அமிலம் எந்த வகையிலும் பிரிகையுறாததாகவே கருதப்படலாம். ஆனால் சோடியம் அசெட்டேட் Na^+ என்றும், CH_3COO^- என்றும் அயனிகளாகின்றன.

இந்தத் தாங்கல் கரைசலில் ஒருதுளி அமிலத்தைக் கலப்பதாகக் கொள்வோம். அமிலத்திலுள்ள H^+ அயனி அசெட்டேட் அயனியுடன்கூடி அசெட்டிக் அமில மூலக்கூற்றை உருவாக்கி விடுகிறது.

$$CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH$$

H^+ அயனி தனித்திருந்தால்தான் அமிலத்தன்மை கொண்டு விளங்கும். இந்த வினைப்பாட்டின் மூலம் புதிதாகச் சேர்க்கப்பட்ட அமிலம் தன் திறமையை இழக்கிறது என்பது புலனாகிறது.

தாங்கல் கரைசலில் ஒரு துளி காரத்தைக் கலந்தால் அது அசெட்டிக் அமிலத்தால் நடுநிலையாக்கப்படுத்தலுக்கு உள்ளாகின்றது.

$$CH_3\ COOH + NaOH \rightarrow CH_3\ COO\ Na + H_2O$$

ஆக, எந்த நிலையிலும் தாங்கல் கரைசலின் pH அளவு மாருது அமைகின்றது. வெவ்வேறு pH அளவுகளில் தாங்கல் கரைசல்களைத் தயாரிக்க உரிய அளவான அசெட்டிக் அமிலத்தையும் சோடியம் அசெட்டேட்டையும் கலந்துகொள்ள வேண்டும்.

இதைப்போலவே வேறு பல கலவைகள் மூலமாகவும் தாங்கல் கரைசல்களை உருவாக்க முடியும். மெலிவு காரமும், அந்தக் காரத்துடன் வலிவு அமிலம் இணைந்ததனுல் உருவான உப்பும் கலந்திருக்கும் கரைசல் தாங்கல் கரைசலாகச் செயலாற்ற முடியும். அம்மோனியா கரைசலும் அம்மோனியம் குளோரைடு கரைசலும் கொண்ட கலவை இத்தகைய தாங்கல் கரைசலுக்கு எடுத்துக்காட்டாகும். இது எவ்வாறு pH அளவை நிலைநிறுத்துகிறது என்பதை முன்கண்டவாறே விளங்கித் தெளியலாம்.

pH அளவைக் கணக்கிடுதல் — நிற அளவியல் முறை (Colouri metric method) : இது எளிதான ஒப்பிடும் முறையே ஆகும். வெவ்வேறு pH அளவுகள் கொண்ட தாங்கல் கரைசல்களைத் தயார்செய்துகொள்ள வேண்டும். 0—14 வரையிலான pH அளவகளைக் கொள்ள பல்வேறு கரைசல்களைத் தயாரிக்கவும். 0.1 அளவு வேற்றுமை அளவுகூடத் துல்லியமாக அமையும்படி தாங்கல் கரைசல்களைத் தயாரிக்க முடியும். இதேபோன்று மெதில் ஆரஞ்சு, ஃபினுல்ப்தலீன், லிட்மஸ் ஆகிய பல 'காட்டிகளை'(Indicators)க் கலந்து எல்லாவற்றிற்கும் பொருந்துமான பொதுக்காட்டி (universal indicator) யைத் தயார் செய்து கொள்ளவும்.

எந்தக் கரைசலின் pH அளவு அறியப்பட வேண்டுமோ அதில் 10 க.செ.மீ. பருமனளவை ஒரு சோதனைக் குழலில் எடுத்துக்கொண்டு ஒரு துளிப் பொதுக் காட்டியைச் சேர்த்துக் கலக்கவும். அது ஒரு குறிப்பிட்ட நிறம் கொள்ளும்.

ஏற்கனவே தயாரித்து வைக்கப்பட்டிருக்கும் பல்வேறு அளவீடுகள் கொண்ட தாங்கல் கரைசல்கள் ஒவ்வொன்றையும் 10 க.செ.மீ. பருமனளவில் தனித்தனி சோதனைக் குழல்களில் எடுத்துக்கொள்ளவும். ஒவ்வொன்றிலும் ஒவ்வொரு துளி பொதுக் காட்டி சேர்த்துக் கலக்கவும். pH அளவு வெவ்வேருக இருப்பதனுல் கரைசல்கள் காட்டும்

நிறங்களும் வெவ்வேருக இருக்கும். இவற்றில் எந்தக் கரைசலின் நிறம் சோதனைக்கு எடுத்துக் கொள்ளப்பட்ட கரைசலில் ஏற்பட்ட நிறத்துடன் ஒத்திருக்கிறது என அறியவும். அந்தத் தாங்கல்கரைசலின் pH அளவு சோதனைக்குட்பட்ட கரைசலின் அளவுமாகும். நிறங்களை ஒப்பிடும் இம் முறை மிக எளிதானதாகும்.

அமிலங்களின் வலிவினை ஒப்பிடுதல் : அமிலங்கள் H^+ அயனிகளைக் கொண்டிருக்கின்றன. எனவே, அமிலங்களின் வலிவினை ஒப்பிடுவதென்பது H^+அயனி வலிவுகளை ஒப்பிடுவது என்பதாகும். எனவே, ஓரே செறிவமைந்த கரைசல்களைத் தயாரிப்பதனுல் அமிலங்களின் வலிவுகளை ஒப்பிட்டுக் கணக்கிடலாம். எடுத்துக்காட்டாக ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தையும் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தையும் வலிவினைக் கொண்டு ஒப்பிடுவதாக இருந்தால் சம நார்மாலிட்டியான கரைசல்களைத் தயார்செய்து அவற்றிலுள்ள H^+ அயனிச் செறிவுகளை ஒப்பிடலாம். HCl, H_2SO_4 அமிலங்களின் ஒப்பீட்டு வலிவு

$$= \frac{\frac{N}{10}\ \text{HCl-ன் வலிவு}}{\frac{N}{10}\ H_2SO_4\text{-ன் வலிவு}}$$

$$= \frac{\frac{N}{10}\ \text{HCl-ன் } H^+ \text{ செறிவு}}{\frac{N}{10}\ H_2SO_4\text{-ன் } H^+ \text{ செறிவு}}$$

தாங்கல் கரைசல்களின் உதவிகொண்டு இக் கரைசல்களின் pH அளவுகளையும், அவற்றின் மூலமாக H^+ செறிவுகளையும் கணக்கிட் டறியலாம்.

இவ்வாறே இரண்டு காரக் கரைசல்களின் ஒப்பிட்டு வலிவை அறியலாம்.

பயிற்சிக் கணக்குகள்

(1) ஆக்ஸிஜனேற்ற முறையில் 0.75 கிராம் தாமிரம் குப்ரிக் ஆக்சைடாக மாற்றம் பெற்றபோது அதன் எடை 0.9389 கிராம் என்றமைந்தது. ஆக்ஸிஜ ஒடுக்கம் முறையில் ஒரு கிராம் குப்ரிக் ஆக்சைடு 0.7989 கிராம் தாமிரமாக மாறியது. இச் சோதனை முடிவுகள் மாறு விகித விதியை அனுசரிக்கின்றன என்பதை நிரூபிக்கவும்.

(2) 0.50 கிராம் ஹைட்ரஜன் 3.968 கிராம் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடி நீரை உருவாக்குகிறது. 0.75 கிராம் ஹைட்ரஜன் 11.91 கிராம் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடுவதனால் ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு உருவாகிறது. மடங்கு விகித விதியை இந்த அளவீடுகள் அனுசரிக்கின்றன என்பதை நிரூபிக்கவும்.

(3) சோடியம் குளோரைடில் சோடியத்தின் சதவிகிதம் 39.34; சோடியம் ஹைட்ரைடில் சோடியத்தின் சதவிகிதம் 95.79; ஹைட்ரஜன் குளோரைடில் ஹைட்ரஜனின் சதவிகிதம் 2.76. இக் கணக்கீடுகள் தலைகீழ் விகித விதியைச் சார்ந்திருக்கின்றன என்பதை நிரூபிக்கவும்.

(4) 0.50 கிராம் எடையான ஓர் உலோகம் நீர்த்த அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து 193.4 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது. 20°C வெப்பநிலையிலும் 740 மி.மீ. அழுத்தத்திலும் நீரின் கீழ்முகப் பெயர்ச்சி முறையில் சேகரிக்கப்பட்டது. 20°C வெப்பநிலையில் நீராவி அழுத்த நிலை 17.54 மி.மீ. உலோகத்தின் சமான எடை எண்ணைக் கணக்கிடுக.

(5) 0.1863 கிராம் பொட்டாசியம் குளோரைடு அடங்கிய கரைசலைத் தேவையான அளவு சில்வர் நைட்ரேட் கரைசலுடன் வினையுறுத்தியபோது 0.3584 கிராம் சில்வர் குளோரைடு வீழ்படிவாகியது. பொட்டாசியத்தின் சமான எடை எண் என்ன?

(6) 0.1806 கிராம் மக்னீசியம் சல்ஃபேட் அடங்கிய கரைசலைத் தேவையான அளவு பேரியம்குளோரைடு கரைசலுடன் வினையுறச் செய்தபோது 0.3501 கிராம் பேரியம் சல்ஃபேட் வீழ்படிவாகியது. சல்ஃபேட் மூலத்தின் சமான எடை எண் 48.03 எனவும், பேரியம் சல்ஃபேட்டின் சமான எடை எண் 116.7 எனவும் கொண்டால் மக்னீசியத்தின் சமான எடை எண்ணை கணக்கிடுக.

(7) விக்டர் மேயர் முறைச் சோதனையின்போது 0.1142 கிராம் எடையான நீர்மம் ஒன்று 30.2 மி.லி. காற்றை இடப்பெயர்ச்சி செய்தது. 23.7°C வெப்ப நிலையிலும், 762 மி.மீ. அழுத்தத்திலும் சோதனை நிகழ்த்தப்பட்டதெனின் நீர்மச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்றெடையைக் கணக்கிடுக.

(8) 16.8 க.செ.மீ. பருமனளவான ஒரு வாயு பரவும் அதே நேரத்தில் 100 க.செ.மீ. ஹைட்ரஜன் பரவுகிறது. ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூற்றெடை 2.016 என்பதானால் வாயுவின் மூலக்கூற்றெடை என்ன ?

(9) 0.362 கிராம் எடையான எளிதில் ஆவியுருத் திண்மச் சேர்மம் 25.5 கிராம் நீர்மத்தில் கரைக்கப்படுகிறது. நீர்மத்தின் கொதிநிலை 56.1°C கரைசலின் கொதிநிலை 56.5°C நீர்மத்தின் கொதிநிலை மாறிலி 1.74 என்பதானால் திண்மச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்றெடையைக் கணக்கிடுக.

(10) 1.065 கிராம் திண்மச் சேர்மத்தை 30.15 கிராம் நீர்மக் கரைப்பானில் கரைத்ததனால் உருவான கரைசலின் உறைநிலை தனி நீர்மத்தினுடையதினின்றும் 0.29° தாழ்ந்தமைகிறது. நீர்மத்தின் உறைநிலை மாறிலி 2.11 எனின் திண்மச் சேர்மத்தின் மூலக்கூற்றெடையைக் கணக்கிடுக.

(11) புரோபேன் (Propane) சேர்மத்தின் எரிவினை வெப்பம் 529.2 கிலோ கலோரிகள். கார்பன் டை ஆக்சைடு, நீர் ஆகியவற்றின் உருவாக்க வினை வெப்பம் முறையே 96.6 கி.க., 68.6 கி.க. எனில் புரோபேனின் உருவாக்க வினைவெப்பம் என்ன ?

(12) pH அளவுகள் 2.5, 12.2 கொண்ட இரண்டு கரைசல்களில் அமைந்துள்ள ஹைட்ரஜன் அயனிச்செறிவை தனித்தனியே கணக்கிடுக.

(13) பின்வரும் ஹைட்ரஜன் அயனிச் செறிவமைந்த கரைசல்களின் pH அளவுகளைக் கணக்கிடுக.

(a) 1.75 கிராம் அயனி/லிட்டர்.
(b) 6.34 கிராம் அயனி/லிட்டர்.

பயிற்சிக் கேள்விகள்

(1) வேதியியல் கூடுகை விதிகளைப்பற்றிய குறிப்பு வரைக.

(2) மாரு விகித விதியையும் மடங்கு விகித விதியையும் ஆய்வு முறைகளால் எவ்வாறு மெய்ப்பிக்கலாம்?

(3) டால்ட்டனின் அணுக்கொள்கை என்ன? இதன் அடிப்படையில் எடைத் தொடர்பான வேதியியல் கூடுகை விதிகளை எவ்வாறு மெய்ப்பிக்கலாம்?

(4) மூலக்கூற்று எடைக்கும் ஆவி அடர்த்திக்குமுள்ள தொடர்பை அவாகாட்ரோ விதி மூலம் எவ்வாறு பெறலாம்?

(5) ஒரு தனிமத்தின் சமான எடை எண் என்பதென்ன? சல்ஃபர், பேரியம் ஆகியவற்றின் சமான எடை எண்களை எவ்வாறு நிர்ணயிக்கலாம்?

(6) டூலாங்-பெட்டிட் விதியைப்பற்றிக் குறிப்பு வரையவும். இவ் விதியைப் பயன்படுத்தி ஒரு தனிமத்தின் அணு எடையைக் கணக்கிடும் முறையை விவரிக்கவும்.

(7) மிட்செர்லிஷ் விதி என்பதென்ன? தனிமத்தின் அணு எடையைக் கண்டுபிடிக்க இது எவ்வாறு உதவுகிறது?

(8) அணு எண், அணு நிறை எண், அணுக்கரு, ஐசோடோப்பு முதலியன குறித்து விளக்கம் தருக.

(9) மூலக்கூறுகளிடையே அமையும் பல்வேறு பிணைப்புக் களைப்பற்றித் தக்க மேற்கோள்களுடன் விவரிக்கவும்.

(10) தனிம வரிசை அட்டவணை உருவாக விஞ்ஞானிகள் எடுத்துக்கொண்ட முயற்சிகளை விவரிக்கவும். அட்டவணையின் நிறை, குறையினை ஆராய்க. குறையெனப்பட்டவை பின்னர் எவ்வாறு உரிய விளக்கம் கண்டன?

(11) வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கையை விவரிக்கவும். பாயில் விதி, கிரஹாம் விதி, அவாகாட்ரோ விதி, சார்லஸ் விதி ஆகியவற்றை இக் கொள்கையின் அடிப்படையில் எவ்வாறு மெய்ப்பிக்கலாம் ?

(12) சீர்மை வாயுச் சமன்பாட்டை எவ்வாறு பெறலாம் ? இயல் நிலே வாயுக்களின் இயக்கங்களேக் குறிக்கும் அது பெறும் மாற்றங்கள் என்ன ?

(13) வாயுவின் நிலேமாறு நிலே என்ருல் என்ன ? காற்றையும் ஹைட்ரஜனேயும் எவ்வாறு நீர்மப்படுத்தலாம் ?

(14) குறிப்பு தருக : (i) வான்டெர் வால்ஸ் சமன்பாடு (ii) நிலேமாறு மாறிலிகள் (iii) ஜூல்-தாம்சன் விளேவு (iv) புரட்டு வெப்பநிலே.

(15) ஆவியழுத்தத்திற்கும் நீர்மத்தின் கொதிநிலேக்கும் உள்ள தொடர்பை விளக்கவும்.

(16) திண்மக் கரைபொருளின் கரைதிறன் என்ருல் என்ன? பொட்டாசியம் டை குரோமேட் 40°C வெப்பநிலேயில் நீரில் கொள்ளும் கரைதிறனே ஆய்வு மூலம் எவ்வாறு கணக்கிடலாம் ?

(17) எளிதில் கரையும் வாயு, அரிதில் கரையும் வாயு ஆகியவற்றின் கரைதிறன் குணகங்களே எவ்வாறு பெறலாம் ?

(18) குறிப்பு தருக : (i) ஹென்றி விதி (ii) கொதிநிலே மாருக்கலவை (iii) இடைநிலே வெப்பநிலே (iv) நீராவியால் காய்ச்சி வடித்தல்.

(19) சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம் என்ருல் என்ன ? ஒரு கரைபொருளின் மூலக்கூற்று எடையை நிர்ணயிக்க அதன் கரைசலின் சவ்வூடு பரவல் அழுத்தத்தை எவ்வாறு அளவிட்டு நிர்ணயிக்கலாம் ?

(20) கொதி நிலே மாறிலி, உறை நிலே மாறிலி என்பவை பற்றி விளக்கம் தருக. இவற்றைப் பயன்படுத்தி ஒரு கரைபொருளின் மூலக்கூற்றெடையை எவ்வாறு நிர்ணயிக்கலாம்.

(21) கூழ்நிலைப் பொருள்களைத் தயாரிக்கும் முறைகளை விவரிக்கவும்.

(22) கூழ்களின் மின்னியல்புச் சார்ந்த தன்மைகளையும் அவற்றை எவ்வாறு நடைமுறையில் பயன்படுத்திக் கொள்ளலாம் என்றும் குறிப்பு வரைக.

(23) குறிப்பு வரைக : (i) கரைப்பான் கவர் கூழ் (ii) கரைப்பான் வெறுக்கும் கூழ் (iii) கூழ் காப்புத்திறன் எண் (iv) பால்மம் (v) களி (vi) ஹார்டி-ஹல்ஸ் விதி.

(24) வெப்ப வேதியியலின் அடிப்படையில் பின்வரும் சமன்பாடுகளை எவ்வாறு விளக்கலாம் ?

$$C + O_2 \rightarrow CO_2 + 94 \text{ கி. க.}$$
$$C + 2S \rightarrow CS_2 - 22 \text{ கி. க.}$$

(25) நடுநிலையாக்கல் வெப்பம் என்றால் என்ன? ஆய்வு முறையால் அதனை எவ்வாறு கணக்கிடலாம் ?

(26) குறிப்பு வரைக: (i) உருவாக்க வெப்பம் (ii) கரைசல் வெப்பம் (iii) வெப்பம் உமிழ் வினை (iv) வெப்பம் கொள் சேர்மம் (v) ஹெஸ் விதி.

(27) நிறைதாக்க விதி என்பதென்ன? பின்வருவனவற்றை இவ் விதியின் அடிப்படையில் விளக்கவும்.

$$2\,HI \rightleftarrows H_2 + I_2$$

$$PCl_5 \rightleftarrows PCl_3 + Cl_2$$

(28) லீ சாட்டலியர் தத்துவத்தை அம்மோனியா உருவாக்கத்தை மேற்கோளாகக் கொண்டு விளக்கவும்.

(29) வேதிச் சமநிலை மாறிலி என்பதென்ன? இயக்கப் பண்புக் கொள்கை அடிப்படையில் இதனை விளக்கவும்.

(30) நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடு பிரிகையுறு விகிதத்தை அழுத்தம் எவ்வாறு பாதிக்கிறது? அதனுடன் வேதித் தொடர்பு கொள்ளா மற்றொரு வாயுவைக் கலப்பதனால் நிகழ்வதென்ன ?

(31) வேதிய வினைகளை விரைவுபடுத்த வேக மாற்றிகள் எவ்வாறு உதவுகின்றன? வேக மாற்றிகளை எவ்வாறு பாகுபடுத்தலாம் ?

(32) குறிப்பு வரைக : (i) பரப்பு ஊன்றுகை (ii) தானே வினையுறு வேகமாற்றி (iii) தூண்டி (iv) வேக மாற்றியின் நச்சு.

(33) தற்கடத்துத் திறன், சமான எடை கடத்துத் திறன், மூலக்கூற்றெடை கடத்துத் திறன், அயனி ஆதல், விகிதம் ஆகியவற்றை விளக்கவும். அயனி ஆதல் விகிதத்தை எவ்வாறு ஆய்வு முறையால் அறியலாம்?

(34) கோல்ராஷ் விதி என்றால் என்ன ? இதைப் பயன் படுத்தி அசெட்டிக் அமிலத்தின் சமான எடை கடத்துத் திறனை எவ்வாறு கணக்கிடலாம் ?

(35) pH அளவு என்பதென்ன ? ஒரு கரைசலின் pH அளவை எவ்வாறு அறியலாம் ?

(36) குறிப்பு தருக : (i) தாங்கல் கரைசல் (ii) அமிலங்களின் ஒப்பீட்டு வலிவு.

கலைச்சொல் அகராதி

(ஆங்கிலம் – தமிழ்)

A

Absolute zero	— தனிச்சூன்ய வெப்பநிலை, அதிகீழ் வெப்பநிலை
Absorbent	— உறிஞ்சி
Absorption	— உறிஞ்சல்
Acceptor	— ஏற்பி
Accuracy	— துல்லியம்
Accurate	— துல்லியமான
Acetic acid	— அசெட்டிக் அமிலம்
Acetone	— அசெட்டோன்
Acidulated	— அமிலம் சேர்ந்த
Action	— வினை, செயல்
Activated	— கிளர்வு பெற்ற
Activated state	— கிளர்வு உற்ற நிலை
Activation energy	— கிளர்வு கொள் ஆற்றல்
Active centre	— கிளர்வு கொள் மையம்
Adsorption	— பரப்புக் கவர்ச்சி, பரப்பு ஊன்றுகை
Affinity	— கவர்ச்சி, நாட்டம், ஈர்ப்பு
Agar-Agar	— அகரகர்
Aggregation	— திரள்
Albumen	— ஆல்புமென், முட்டை வெள்ளை
Alchemist	— இரசவாதி
Alcohol	— ஆல்கஹால்
Alkali	— காரம்

Alpha particle — ஆல்ஃபாத் துணுக்கு
Alum — படிகாரம்
Amalgam — ரசக்கலவை
Ammeter — மின்னோட்டமானி, அம்மீட்டர்
Amorphous — படிக உருவமற்ற
Anion — எதிர் அயனி
Anode — நேர்மின்முனை, நேர்மின்வாய்
Antilogarithum — எதிர்மடக்கை
Apparatus — சாதனம், கருவி
Approximate — தோராயமான
Aqueous — நீரிய
Aqueous tension — நீராவியின் அழுத்தம்
Asbestos — கல்நார்
Associated molecule — மூலக்கூறு ஒட்டல், மூலக்கூறு இணை
Association of molecule — மூலக்கூற்று இணக்கம்
Assumption — தற்கோள், புனைவு
Atmosphere — வாயு மண்டலம்
Atom — அணு
Atomic heat — அணு வெப்பம்
Atomicity — அணுத்துவம், அணுக்கட்டு எண்
Atomic number — அணு எண்
Atomic structure — அணு உள்வமைப்பு, அணு அமைப்பு
Atomic weight — அணு எடை, அணு எடை எண்
Attraction — ஈர்ப்பு
Auto-catalyst — சுய வேகமாற்றி, தானே வினையுறு வேகமாற்றி
Average — சராசரி
Average velocity — சராசரித் திசைவேகம்
Azeotropic mixture — கொதிநிலை மாறாக் கலவை

B

Bad condutcor — அரிதிற் கடத்தி
Balancing the equation — சமன்பாட்டைச் சமப் படுத்துதல்
Basic — கார குணமுள்ள
Basicity (of acids) — (அமிலங்களின்) காரத்துவம்

Battery	— மின்கல அடுக்கு
Beaker	— முகவை
Bee-hive-shelf	— துளைமேடை
Bond	— பிணைப்பு
Bond, covalent	— சகபிணைப்பு
Bond, dative or coordinate	— ஈதல் பிணைப்பு
Bond, evelectrovalent	— அயனி பிணைப்பு
Bottle	— குப்பி, புட்டி, சீசா, பாட்டில்
Buffer action	— தாங்கல் வினை
Buffer solution	— தாங்கல் கரைசல்
Burette	— ப்யூரெட்
Burner	— பர்னர், அடுப்பு எரிகருவி
Bye product	— உடன் விளைவு

C

Calculate	— கணக்கிடு
Calculation	— கணக்கீடு, கணிப்பு
Calorie	— கலோரி
Calorimeter	— கலோரி மீட்டர், வெப்ப அளவி
Capacity	— கொள்ளளவு
Capillary tube	— நுண்குழாய், தந்துகி
Catalysis, heterogeneous	— பலபடித்தான வினை வேகமாற்றம்
Catalysis, homogeneous	— ஒருபடித்தான வினை வேகமாற்றம்
Catalyst	— (வினை)வேக மாற்றி
Catalyst (poison)	— (வினை)வேக மாற்றியின் நச்சு
Cathode	— எதிர்மின்முனை, எதிர்மின்வாய்
Cation	— நேர் அயனி
Cell (electricity)	— மின்கலம், மின்செல்
Cell, conductivity	— மின்கடத்துத்திறனறி கலம்
Charge	— மின்னூட்டம், மின்னேற்றம், மின்சுமை
Chemical affinity	— வேதி நாட்டம்
Chemical equilibrium	— வேதி சமநிலை
Classification	— வகையீடு, பாகுபாடு
Coagulation	— தோய்தல், திரிதல்
Colloid	— கூழ்

Colloid, lyophilic	— கரைபொருள் கவர்கூழ்
Colloid lyopholic	— கரைபொருள் வெறுக்கும்கூழ்
Colloidal dispersion	— கூழ் பிரிகை நிலை
Combines	— இணைகிறது, கூடுகிறது
Combustion	— எரிதல்
Compound	— சேர்மம்
Compression	— இறுக்கம்
Concentrated	— செறிந்த, அடர்ந்த
Concentric pipes	— பொது மையக் குழாய்கள்
Concept	— கருத்து
Conductance	— கடத்துத் திறன்
Conductance, equivalent	— சமானஎடை கடத்துத் திறன்
Conductance, specfic	— நியம அளவு கடத்துத் திறன்
Conservation of energy	— ஆற்றல் அழியாமை
Constant pressure	— மாரு அழுத்தம்
Constant volume	— மாரு பருமன்
Contents	— உள்ளடக்கம்
Counterpoise	— எடை சரிக்கட்டு
Critical constant	— நிலைமாறு மாறிலி
Critical state	— நிலைமாறு நிலை
Critical temperature	— நிலைமாறு வெப்பநிலை
Crucible	— மூசை, புடக்குகை
Cryoscopic constant	— உறைநிலை மாறிலி
Crystal	— படிகம்
Crystalline	— படிகமான, படிகவடிவுள்ள
Crystallisation	— படிக மாதல், படிகமாக்கல்
Crystalloids	— படிகப் பொருள்கள்
Curve	— வளைகோடு

D

Data	— புள்ளி விவரங்கள்
Decomposition	— சிதைவு
Define	— வரையறு
Definition	— வரையறை
Degree	— டிகிரி
Degree of dissociation	— பிரிகை வீதம்
Density	— செறிவு, அடர்த்தி
Density, relative	— ஒப்பு அடர்த்தி
Depression of freezing point	— உறைநிலைத் தாழ்வு

Desiccator	—ஈரஉலர்த்தி, உலர்த்தும் கலன்
Dialysis	— கூழ்பிரிப்பு, கூழ்படிக வேருக்கல்
Diagram	— விளக்கப்படம், வரிபடம்
Diffusion	— விரவுதல், பரவல்
Dilute	— நீர்த்த
Dilution law	— விளாவுதல் விதி
Disperse phase	— பிரிகை நிலைப்பொருள்
Dispersion	— சிதறல்
Dispersion medium	— பிரிகை ஊடகம்
Displacement	— இடப்பெயர்ச்சி
Dissociation	— பிரிகை
Distillation	— காய்ச்சி வடித்தல்
Distilled water	— வாலை வடிநீர்
Double bond	— இரட்டைப் பிணைப்பு
Double decomposition	— இரட்டைச் சிதைவு

E

Ebullioscopic constant	— கொதிநிலை மாறிலி
Effusion	— வெளிப்பரவல், பொலிவு
Elasticity	— மீட்சி, மீள் தன்மை
Electrochemical equivalent	— மின் வேதிய சமான எடை
Electrochemical series	— மின் வேதி வரிசை
Electrochemistry	— மின் வேதியியல்
Electrodialysis	— மின் வழிக்கூழ் படிகப் பகுத்தல்
Electrolysis	— மின்பகுப்பு
Electrolyte	— மின்பகு பொருள், பகுளி
Electron	— எலக்ட்ரான்
Electron acceptor	— எலக்ட்ரான் வாங்கி
Electron donor	— எலக்ட்ரான் வழங்கி
Electronegative	— எதிர்மின்னுக்குரிய
Electro osmosis	— மின்வழி ஊடு பரவுதல்
Electrophoresis	— மின்முனைக் கவர்ச்சி
Element	— தனிமம்
Emulsion	— பால்மம்
Endothermic reaction	— வெப்பம் கொள் வினை
Equation	— சமன்பாடு
Equilibrium	— சமநிலை

Equilibrium constant	— சமநிலை மாறிலி
Equivalent weight	— சமான எடை எண்
Estimation	— நிர்ணயித்தல்
Evaporation	— ஆவியாதல், ஆவியாக்கல்
Examplc	— மேற்கோள்
Exchange	— பரிமாற்றம்
Excited state	— கிளர்வுற்ற நிலை
Exothermic reaction	— வெப்பம் உமிழ் வினை

F

Fluid	— பாய்மம்
Force	— விசை
Fractional distillation	— பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல்

G

Gas	— வாயு
Gas, ideal	— சீர்மை வாயு
Gas, perfect	— நிறை வாயு
Gas, real	— இயல்நிலை வாயு
Gel	— களி, கட்டிக் கூழ்
Gelatin	— ஜெலாட்டின்
Gold number	— கூழ் காப்புத்திறன் எண்
Graph	— வரைபடம்
Group	— பத்தி, பிரிவு, தொகுதி

H

Heat of constant summation law	— மாறு வெப்பக் கூட்டல் விதி
Heat of neutralisation	— நடுநிலையாக்கல்வெப்பம்
Hetarogeneous	— பல்லினமான
Homogeneous	— ஓரினமான, ஒருபடித்தான
Hypothesis	— கருதுகோள், புனைவுகோள், கற்பிதக்கோள்,

I

Impurity	— மாசு
Induced	— தூண்டப்பட்ட
Infinite	— முடிவிலி

Inhibition — தடுத்தல்
Intermediate compound — இடைநிலை சேர்மம்
Ion — அயனி
Ionic theory — அயனி கொள்கை
Ionisation — அயனி ஆதல்
Ionisation constant — அயனியாக்கல் மாறிலி
Irreversible — மீளா, மீளும் தன்மையற்ற
Isotope — ஐசோடோப்பு, ஓரிடத் தனிமம்

K

Kinetic theory of gases — வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கை

L

Latent heat — உள்ளுறை வெப்பம்
Law — விதி
Law of combining volume — கூடுகைப் பருமனளவு விதி
Law of conservation of mass — பொருண்மை அழியா விதி
Law of conservation of matter — பொருண்மை அழியா விதி
Law of constant (definite) proportions — மாறு வீத விதி
Law of mass action — நிறைதாக்க விதி
Law of multiple proportion — மடங்கு விகித விதி
Law of octaves — எட்டன் கூட்ட விதி
Law of reciprocal proportions — தலைகீழ் விகித விதி
Liebig condenser — லீபிக் ஆற்று கலம்
Limiting density — கீழ்ச்செறிவு வரம்பு
Liquefaction of gas — வாயுவை நீர்மமாக்கல்
Liquid — நீர்மம்
Liquid air — நீர்மக் காற்று
Logarithm — மடக்கை
Lowering of vapour pressure — ஆவி அழுத்தக் குறைவு

M

Mass — நிறை, பொருண்மை
Mass number — (அணு) நிறை எண்
Matter — பருப்பொருள்

Medium	— ஊடகம்
Melting point	— உருகு நிலை
Metalloids	— உலோகப் போலிகள்
Microscope	— நுண்நோக்கி
Mineral	— கனிமம்
Mineral salts	— கனிம உப்புகள்
Miscibility temperature	— ஒன்றில் ஒன்று கரையும் வெப்பநிலை
Mixture	— கலவை
Molality	— மோலால் எண்
Molarity	— மோலார் எண்
Molecular association	— மூலக்கூற்று ஒட்டல்
Molecular formula	— மூலக்கூற்று வாய்பாடு
Molecular weight	— மூலக்கூற்று எடை எண்
Mole fraction	— மூலக்கூறு பின்னம்
Moles	— கிராம் மூலக்கூறுகள்
Momentum	— உந்தம்

N

Neutral	— நடுநிலை
Neutralise	— நடு நிலையாக்கு
Neutron	— நியூட்ரான்
Normal solution	— நார்மல் கரைசல்
Normal temperature and pressure	— திட்ட வெப்பநிலை அழுத்தம்
Nuclear charge	— (அணு)கருவின் மின்னேற்றம்
Nucleus	— கரு

O

Observation	— கண்டறிதல்
Octet	— எட்டெண் கூட்டம்
Optimum temperature	— பொதுமை வெப்பநிலை
Osmosis	— ஊடுபரவல், சவ்வூடு பரவல்
Outermost orbit	— எலக்ட்ரான் வெளித்தடம்

P

Particle	— துகள்
Periodic law	— ஆவர்த்தன விதி, தனிம அணிவகுப்பு விதி

Periodic table	— தனிம வரிசை அட்டவணை
Periodic classification	— ஆவர்த்தன வகையீடு
pH	— pH
Phase	— நிலைமை
Platinised asbestos	— பிளாட்டினம்தாங்கிய கல்நார்
Polyvalent	— பல்விணை திறன்
Porcelain	— பீங்கான்
Porous	— நுண்துளை மலிந்த
Postulate	— அடிக்கோள், ஒப்புக்கோள்
Power	— திறன்
Practical	— செய்முறை, நடைமுறை
Precipitate	— வீழ்படிவு
Pressure	— அழுத்தம்
Principle	— தத்துவம்
Procedure	— செயல்முறை, செய்முறை
Product	— விளைபொருள்
Promoter	— தூண்டி
Proof	— மெய்ப்பித்தல்
Protection	— காப்பு
Protection of colloids	— கூழ்நிலை காத்தல்
Proton	— புரோட்டான்
Purification	— தூயதாக்கல்

Q

Qualitative	— பண்பறி
Qualitative analysis	— பண்பறி பகுப்பு
Quantitative	— அளவறி
Quantitative analysis	— அளவறி பகுப்பு

R

Radio activity	— கதிரியக்கம்
Rare earth metals	— அருமண் உலோகங்கள்
Rate	— தகவு, வீதம்
Rate constant	— வேக மாறிலி
Reactant	— வினைபடுபொருள்
Replacement reaction	— பதிலீடு செய்யும் வினை
Resistance	— தடை

Result — முடிவு
Retardation — எதிர் முடுக்கம்

S

Saturated — பூரித, நிறையுற்ற
Sediment — படிமம், வண்டல்
Separating funnel — பிரிபுனல்
Solid — திண்மம்
Sols — கரைசால்கள்
Solubility — கரைதிறன், கரைதிறன் எண்
Solute — கரைபொருள்
Solution — கரைசல்
Solvent — கரைப்பான்
Specific heat — சுய வெப்பம்
Speed — வேகம்
Steam — கொதி நீராவி
Steam distillation — நீராவியால்காய்ச்சி வடித்தல்
Stirrer — கலக்கி
Stopper — அடைப்பான்
Strong acid — வீரிய அமிலம்
Strong electrolyte — எளிதில் மின்பகு பொருள்
Structure — அமைப்பு
Surfaee — புறப்பரப்பு
Symbol — குறியீடு

T

Temperature — வெப்ப நிலை
Theoretical — அறிமுறை
Theory — கொள்கை
Transition state — இடைநிலை
Triple bond — முப்பிணைப்பு
Tyndall effect — ட்டின்டால் விளைவு

U

Uniform — ஒரே சீரான. சமச்சீரான
Unimolecular film — ஒற்றை மூலக்கூறுப் படலம்
Unit — அலகு
Univalent — ஓரிணை திறன்

Unreacted — வினைப்படாத
Unsaturated — அபூரித

V

Vacuum — வெற்றிடம்
Valency — இணைதிறன்
Vapour density — ஆவி அடர்த்தி
Vapourisation — ஆவியாக்கல்
Variable valency — மாறுபடும் இணைதிறன்
Velocity — திசை வேகம்
Volatile — எளிதில் ஆவியாகும்
Voltameter — வோல்ட்மானி
Volumetric — பருமனறி

W

Water bath — நீர்த்தொட்டி
Weak acid — வீரியமற்ற அமிலம்
Weak base — வீரியமற்ற காரம்
Weak electrolyte — குறையளவு அயனி பகுளி
Weight — எடை
Wheatstone bridge — வீட்ஸ்டோன் சுற்றமைப்பு
Wire gauze — கம்பி வலை

Y

Yield — விளைச்சல், பலன்

தமிழ் வெளியீட்டுக் கழகம்

சென்னை–9

1969 ஜனவரி வரை வெளியிட்டுள்ள நூல்கள்

பொருளாதாரம்			ரூ.	பை.
*1.	பொருளாதாரம்—I	சி. வேலாயுதம்	6	50
*1-A	,, II	,,	9	00
2.	புதுமைப் பொருளாதாரக் கூறுகள்	திருமதி ஆர். தாமரைஜாட்சி	12	00
3.	பொருளாதாரம்—ஓர் அறிமுகம்—I	தி. சி. மோகன்	12	00
4.	,, ,, II	எம். ஏ. அபூர்வசாமி, பி.வி. ஸ்ரீநிவாசன்	10	75
5.	பொருளாதாரக் கோட்பாடு வளர்ந்த வரலாறு	க. முத்தையன்	7	00
*6.	பணவியலும் பாங்கியலும்—II	சி. வேலாயுதம்	11	50
7.	நவீன பாங்கு இயல்	க. வெற்றிவேல்	7	50
*8.	இந்தியச் செலாவணியும் பாங்குமுறையும்	பி. வி. ஸ்ரீநிவாசன்	5	50
*9.	அரசாங்க நிதி இயல்	அர. சேஷாசலம்	4	75
10.	இந்தியப் பொருளியல்—I	எம். பாலசுப்பிரமணியன்	10	00
11.	,, II	எம். ஆர்துநாதன்	4	25

*மூல நூல் (Original Book)

பொருளாதாரம்—(தொடர்ச்சி)

			ரூ.	ந.பை
12.	நமது பொருளாதாரப் பிரச்சினை—I	சி. சுந்தரராஜன்	10	75
13.	,, II	எஸ். குழந்தைநாதன்	10	50
14.	இங்கிலாந்தின் பொருளாதார வரலாறு-I	கீ. சீ. இராமசாமி	6	00
15.	,, ,, II	,,	6	00
16.	அமெரிக்காவின் நவீன பொருளாதார வளர்ச்சி	தி. சி. மோகன்	5	00
17.	அமெரிக்கப் பொருளாதார வரலாறு—I	மு. க. சுப்பிரமணியன்	11	00
18.	,, ,, II	பி. வி. சீனிவாசன்	6	50
19.	,, ,, III	,,	6	50
20.	அரசாங்க நிதியியலின் பொருளாதாரம்-I	மா. குமாரசாமி	10	00
21.	,, ,, II	அர. சேஷாசலம்	9	50
22.	இந்தியாவின் பொருளாதார வளர்ச்சி—I	தே. வேலப்பன்	10	00
23.	,, ,, II	ஜி. சிதம்பரம்	8	00
24.	பணம்—சிறு விளக்கம்	கோ. இராதாகிருஷ்ணன்	10	00
*25.	வணிக இயலின் தத்துவங்கள்	கு. ஆளுடைய பிள்ளை	9	50
26.	பத்தொன்பதாவது நூற்றாண்டின் கிரேட் பிரிட்டனில் தொழில்-வாணிகப்புரட்சி	சூ. ரா. கருப்பண்ணன்	11	00
27.	பென்ஹாம் பொருளாதாரம்—I	ஏ. குழந்தை	11	00
28.	,, ,, II	எஸ். குழந்தைநாதன்	7	00
*29.	வரவுசெலவுத் திட்டம்	ஆர். ரங்காச்சாரி	6	00
30.	பன்னாட்டுப் பொருளாதாரம்—I	ஏ. குழந்தை	7	50
31.	,, ,, II	கே. எஸ். இராமசாமி	9	00

			ரூ.	பை.
32.	பொருளாதார ஆய்வு நூல்—I	கோ. இராதாகிருஷ்ணன்	7	75
33.	,, ,, II	,,	7	00
34.	வளர்ச்சியுருத நாடுகளின்அரசாங்க நிதியியல்	க. வெற்றிவேல்	4	25
35.	வளர்ச்சி குறைந்த நாடுகளின் முதலாக்கம்பற்றிய சிக்கல்கள்	மா. குமாரசாமி	5	50
36.	1939 முதல் இந்தியாவில் பணவீக்க விலைப்போக்குகள்	சி. சுந்தரராஜன்	7	50
37.	பொருளாதார வளர்ச்சி பற்றிய கட்டுரைகள்	எம். கே. சுப்பிரமணியம்	7	75
38.	இந்தியப் பொருளாதார வரலாறு (1857-1956)—I	ம. திருநாவுக்கரசு	7	00
39.	பொருளாதாரம்—ஓர் அறிமுகம்	பு. வி. சீனிவாசன்	6	25

வரலாறு

*40.	பிரிட்டன் வரலாறு—I	கி. ர. அனுமந்தன்	4	50
*41.	,, ,, II	,,	3	50
*42.	ஐரோப்பிய வரலாறு—I	டி. வி. சொக்கப்பா	4	50
43.	ஐரோப்பா—கடந்த ஐந்து நூற்றுண்டு காலச் சரித்திரம்	வை. விருத்தகிரீசன்	15	00
44.	இங்கிலாந்து வரலாறு—I	இரா. அண்ணுமலை	13	00
45.	,, ,, II	பா. மாணிக்கவேலு	13	00

*மூல நூல் (Original Book)

வரலாறு—(தொடர்ச்சி)

எண்	நூல்	ஆசிரியர்	ரு.	பை.
46.	இங்கிலாந்து வரலாறு—III	என். ஜே. ராஜகோபால்	8	00
47.	,, ,, IV	,,	8	00
48.	இங்கிலாந்தின் வரலாறு—I	க. த. திருநாவுக்கரசு	15	00
49.	,, ,, II	எம். எக்ஸ். மிராண்டா	8	00
50.	,, ,, III	,,	5	00
51.	இந்தியாவின் சிறப்பு வரலாறு—I	தி. வெ. குப்புசாமி	7	50
52.	,, ,, II	ஏ. உஸ்மான் ஷெரீப்	9	00
53.	,, ,, III	அ. பாண்டுரங்கன்	11	00
54.	கிரேக்க நாட்டு வரலாறு—I	சைமன் ஐ. எஸ். பாக்கியநாதன்	7	50
55.	,, ,, II	,,	7	00
56.	,, ,, III	பி. இராமாநுஜம் தேவதாஸ்	7	75
57.	ஆக்ஸ்ஃபோர்டின் இந்திய வரலாறு—I	தி. வெ குப்புசாமி	8	25
58.	,, ,, ,, II	ஏ. உஸ்மான் ஷெரீப்	7	50
59.	,, ,, ,, III	க. த. திருநாவுக்கரசு	10	50
60.	முகலாயப் பேரரசு—I	ஏ.உஸ்மான்ஷெரீப்,எம்.எக்ஸ்.மிராண்டா	7	50
61.	,, ,, II	எம்.எக்ஸ்.மிராண்டா, பா. மாணிக்கவேலு	7	75
62.	ஆங்கில அரசியலமைப்பின் வரலாறு—I	வை. விருத்தகிரீசன்	7	50
63.	,, ,, II	வை. விருத்தகிரீசன், இரா.அண்ணுமலை	6	75
64.	,, ,, III	இரா. அண்ணுமலை, பா.மாணிக்கவேலு	6	50
65.	,, ,, IV	பா. மாணிக்கவேலு	7	00
66.	ஆங்கிலேயரின் சமுதாய வரலாறு—I	சி. ஈ. இராமச்சந்திரன்	6	50
67.	,, ,, II	சி. ஈ. இராமச்சந்திரன், இர. ஆலாலசுந்தரம்	6	75
68.	,, ,, III	ஆர். ஆலாலசுந்தரம்	6	50

				ரூ.	பை.
69.	இந்தியாவில் முகலாயரின் ஆட்சி—I	...	பா. மாணிக்கவேலு	... 5	00
70.	,, II	...	ஏ. உஸ்மான் ஷெரீப்	... 6	00

அரசியல்

*71.	இந்திய அரசியலமைப்பு	...	வீ. கண்ணையா	... 4	75
72.	அரசியலுக்கு ஓர் அறிமுகம்	...	டி. செல்லப்பா	... 8	50
73.	தற்கால அரசியல் அமைப்புகள்	...	மோ. வள்ளுவன் கிளாரன்சு	... 8	50
74.	பன்னாட்டு அரசியல்—I	...	திருமதி நூர்ஜஹான் பாவா	... 16	00
75.	,, II	...	,,	... 13	25
76.	பொதுத்துறை ஆட்சி இயல்—I	...	வீ. கண்ணையா	... 9	00
77.	,, ,, II	...	அ. ஜெகதீசன்	... 7	25
78.	பொதுத்துறை ஆட்சியியலுக்கு ஓர் அறிமுகம்—I	...	வீ. கண்ணையா	... 7	50
79.	,, II	...	டி. செல்லப்பா	... 7	50
80.	இந்திய அரசியலமைப்புத் திட்டம்	...	தி.வெ.குப்புசாமி, எஸ்.சுப்பிரமணியன்	... 9	25
81.	இந்திய ஆட்சி அமைப்புமுறை வளர்ச்சி-I	...	வீ. கண்ணையா	... 6	25
82.	,, ,, II	...	வீ. கண்ணையா, கி. ர. அனுமந்தன்	... 5	75
83.	,, ,, III	...	கி. ர. அனுமந்தன்		
*84.	மக்கள் ஆட்சி	...	க. சந்தானம்	... 4	25
85.	1919 முதல் சர்வதேச உறவுகளும் உலக அரசியலும்	...	என். ஜே. ராஜகோபால்	... 7	75

*மூல நூல் (Original Book)

அரசியல் —(தொடர்ச்சி)

			ரூ.	பை.
86.	சமூக, அரசியல் கொள்கையின் அடிப்படைகள்	மோ. வள்ளுவன் கிளாரன்சு	7	00
87.	அரசியலமைப்புச் சட்ட ஆய்வுக்கு ஓர் அறிமுகம்—I	பா. சூரியநாராயணன்	5	75
88.	,, ,, II	பா. சூரியநாராயணன், கி. ர. அனுமந்தன்	6	00
89.	,, ,, III	கி. ர. அனுமந்தன்	5	75

உளவியல்

90.	குழந்தை உளவியல்—I	கி. ர. அப்புள்ளாச்சாரி	8	00
91.	,, II	,,	7	00
92.	உட்கவர் மனம்	சி. ந. வைத்தீஸ்வரன்	7	00
93.	இளையோர் உளவியல்—I	தி. இரா. அரங்கராசன்	12	00
94.	,, II	,,	9	00
95.	சமூக உளவியல்	என். வேதமணி மானுவேல்	9	25
96.	பிறழ்நிலை உளவியல்	அ. பெசன்ட் கிரீப்பர்ராஜ்	11	00
97.	பித்தரின் உள்ளம்	,,	3	00
*98.	குமர உள்ளம்	டாக்டர் மு. அறம்	6	25

தத்துவம்

99.	இந்து சமயத் தத்துவம்	ஞா. ராஜாபகதூர்	5	50
*100.	அறிவு ஆராய்ச்சி இயல்	ஆர். ராமானுஜாச்சாரி	3	50

			ரூ.	பை
*101.	மேலைநாட்டுத் தத்துவம்	ஆர். எஸ். தேசிகன்	3	50
102.	அத்துவித தத்துவம்	கோ. மோ. காந்தி	6	50
103.	ஆங்கிலேயப் பயன்வழிக் கொள்கையினர்	மோ. வள்ளுவன் கிளாரன்சு	5	50
104.	இந்தியத் தத்துவம்—I	வ. அ. தேவசேனபதி, பா. நா. சண்முகசுந்தரம்	3	50
105.	,, II	,,	6	00
106.	மெய்ப்பொருளியல்—ஓர் அறிமுகம்—I	சி. இராமலிங்கம்	6	00

அறவியல்

107.	அறவியல்—ஓர் அறிமுகம்	கோ. மோ. காந்தி	8	50

அளவையியல்

108.	அளவையியல்—தொடக்க நூல்	கி. ர. அப்புள்ளாச்சாரி	2	50

மானிடவியல்

*109.	மானிடவியல்	ம. சு. கோபாலகிருஷ்ணன்	4	75
110.	பண்பாட்டுக் கோலங்கள்	கி. பூ. சுப்ரமணியம்	5	50
111.	இந்தியாவில் குடியானவர் வாழ்க்கை	எஸ். இலட்சுமி	3	50

சமூகவியல்

112.	சமூகவியலின் அடிப்படைக் கோட்பாடுகள்	ஜே. நாராயணன்	10	50

*மூல நூல் (Original Book)

புவியியல்

				ரூ.	பை.
113.	ஆசியா—I	... கோ. சேஷ. நரசிம்மன்	...	9	50
114.	,, II	... ,,	...	8	75
115.	ஐரோப்பாக் கண்டத்தின் புவியியல்	... ஏ. எஸ். நாராயணன்	...	8	50
*116.	தென்கிழக்கு ஆசியா	... ஜி. கிருஷ்ணமூர்த்தி	...	8	50
*117.	வட அமெரிக்கா	... குமாரி இரா. அலமேலு	...	8	25
*118.	தென் அமெரிக்கா	... எம். என். பத்மநாபன்	...	9	00
*119.	தென் கண்டங்கள்—ஆஸ்திரேலியா	... திருமதி எச். நியூமன்	...	4	00
*120.	,, —ஆஃப்ரிக்கா	... எஸ். முத்துக்கிருஷ்ணக் கரையாளர்	...	3	25
*121.	புவிப்புறயியல்—II	... நா. அனந்தபத்மநாபன்	...	6	00
*122.	செய்முறைப் புவியியல்	... சு. ஜெயச்சந்திரன்	...	9	00
*123.	மக்கட் பரப்பியல்	... வி. எஸ். அனந்தபத்மநாபன்	...	6	25
*124.	சமுத்திரவியல்	... கோ. இராமசாமி	...	6	50
125.	காலநிலை இயல்—I	... கோ. சேஷ. நரசிம்மன்	...	10	00
126.	,, II	... ,,	...	5	00
127.	வளியியலுக்கு ஓர் அறிமுகம்	... கோ. இராமசாமி	...	11	00
*128.	புவி அமைப்பு இயல்	... சி. விஸ்வநாதன்	...	4	75
129.	பௌதிகப் புவியியலும் புவியமைப்பியலும்	... கோ. இராமசாமி	...	6	00
130.	சிஷோமின் வாணிகப் புவியியல்—I	... எஸ். மாணிக்கம்	...	9	50
131.	,, ,, II	... எம். கார்த்திகேயன்	...	12	00
132.	,, ,, III	... சி. எஸ். நரசிம்மன்	...		

புள்ளியியல்

			ரூ.	பை
*133.	புள்ளியியல்—அறிமுகம்	சு. வைத்தியநாதன்	10	00
134.	புள்ளியியல் முறைகள்—I	கோ. சண்முகசுந்தரம்	10	00
135.	,, II	கே. ஆர். இராஜகோபாலன்	14	00
136.	நம்மைச் சுற்றியுள்ள பேரண்டம்	தி. வி. லட்சுமி நரசிம்மன்	6	50

உயர் கணிதம்

*137.	ஆயத்தொலை வடிவ கணிதம்	டி. கே. மாணிக்கவாசகம் பிள்ளை	12	50
*138.	வகை நுண்கணிதம்	,,	8	00
*139.	தொகை நுண்கணிதம்	தி. கோவிந்தராசன்	9	00

விலங்கியல்

*140.	விலங்கியல்	பெ. மா. அண்ணாமலை, இரா. முருகேசன்	12	00

பௌதிகவியல்

141.	ஒளி நூல்	ச. சம்பத்து	10	00

விஞ்ஞானம்

*142.	வானவெளி வெற்றி	டாக்டர் எம். ஏ. தங்கராஜ்	6	00
*143.	ரேடியோ	,, பி. திருஞான சம்பந்தம்	4	75

*மூல நூல் (Original Book)

விஞ்ஞானம்—(தொடர்ச்சி)

			ரூ.	பை.
*144.	எக்ஸ்-கதிர்கள்	பெ. நா. அப்புசாமி, ஜே.பி. மாணிக்கம்	4	50
*145.	பாம்புகள்	பெ. மா. அண்ணுமலை	3	50
*146.	தாவரம்—வாழ்வும் வரலாறும்	டாக்டர் கு. சீனிவாசன்	8	00
*147.	கரும்பு	கு. பெரியசாமி	4	00
*148.	தாவரங்களின் வாழ்வியல்	எஸ். சுந்தரம்	6	50

மருத்துவம்

*149.	நீரிழிவு—க்ஷயரோகம்	டாக்டர் ஜி. வேங்கடசாமி, டாக்டர் ஏ. கதிரேசன்	2	50
150.	மகப்பேறும் மாதர் நோயும்	டாக்டர் குமாரி) மணிமேகலை	8	25
*151.	பாக்டீரியா	சு. சுந்தரம்	2	50
*152.	புற்றுநோய்	அ. கதிரேசன்	3	50
153.	உடலியங்கியல்—I	டாக்டர்கள் ஜி. வேங்கடசாமி, டீ. சரோஜினி, எஸ்.கே. துரைராஜ், ஆர். சேது	6	75
154.	,, II	,,	5	50
155.	என்புருக்கி நோய்	டாக்டர் அ. கதிரேசன்	7	25

பொறியியல்

156.	நீங்களே உங்கள் வீட்டைக் கட்டலாம்	கே. வி. கிருஷ்ணராஜ், சி. ஆர். சுப்பிரமணியம், ஆர். இராமசாமி, கே வேணுகோபால்	8	50

			ரூ.	பை.
கூட்டுறவு				
157.	உலகக் கூட்டுறவு இயக்கம்	அ. வேல்மணி	5	50
சட்டம்				
*158.	குற்றவியல் சட்டம்	எம். சண்முகசுப்பிரமணியம்	10	00
பொது நூல்கள்				
159.	மகாத்மா காந்தி	சரஸ்வதி தங்கையன்	3	25
160.	விவசாயப் புரட்சி	வி. கார்த்திகேயன்	8	00
*161.	சேமக் கைநூல்	ஆ. சுப்பிரமணியம்	2	50
*162.	முற்காலச் சோழர் கலையும் சிற்பமும்	எஸ். ஆர். பாலசுப்பிரமணியம்	9	00
*163.	உணவும் ஊட்டமும்	தி வேங்கிடகிருஷ்ணய்யங்கார்	4	50
புகுமுக வகுப்புகளுக்குரியவை (P.U.C.)				
*164.	உலக வரலாறு	டி. ஆர். இராமச்சந்திரன்	4	50
*165.	பொருளாதாரம்	ஜி. சிதம்பரம்	2	75
*166.	வணிகவியலுக்கு ஓர் அறிமுகம்—I	கு. ஆளுடைய பிள்ளை	2	50
*167.	,, II	,,	2	25
*168.	பௌதிகம்	டாக்டர் பி. திருஞானசம்பந்தம், ஆர். நாகராஜன்	7	50

*மூல நூல் (Original Book)

புகுமுக வகுப்புகளுக்குரியவை—(தொடர்ச்சி)

				ரூ.	பை.
*169.	புகுமுக பௌதிகம்	...	டாக்டர் எம். ஏ. தங்கராஜ்	... 5	75
*170.	புகுமுக வகுப்புக் கணிதம்—I	...	கே. ராஜகோபாலன்	... 7	00
*171.	,, II	...	,,	... 3	00
*172.	புகுமுக வகுப்புக் கணித நூல்—I	...	டி. கோவிந்தராஜன், முத்துசாமி	... 7	00
*173.	,, II	...	,,	... 4	50
*174.	கணிதம்—ஓர் அறிமுகம்—I	...	ஆர். மகாதேவன்	... 4	75
*175.	,, II	...	,,	... 3	25
*176.	வேதியியல்	...	பி. டி. முனியப்பா, ஆர். முத்துலட்சுமி	... 7	00
*177.	புகுமுக வேதியியல்	...	சி. ஏ. பத்மநாபன்	... 5	50
*178.	விலங்கியல்	...	எஸ். ஆப்ரகாம்	... 4	00
*179.	புகுமுக விலங்கியல்	...	பெ. மா. அண்ணாமலை	... 7	25
*180.	புகுமுக வகுப்புத் தாவரவியல்	...	எஸ். சுந்தரம்	... 4	50

*மூல நூல் (Original Book)