த. பா. நி. (க.வெ.) வரிசை எண்—606

பௌதிக வேதியியல் துணைப்பாடம்

(பட்டப்படிப்பிற்குரியது)

ஆசிரியர் :

பெ. ச. சிவநேசன், *பி.எஸ்ஸி. (ஆனர்ஸ்.),*
வேதியியல் பேராசிரியர்,
அரசினர் பொறியியற் கல்லூரி,
சேலம்

தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம்

First Edition-February, 1975

T.N.T.B.S. (C.P.) No. 606

© Tamilnadu Textbook Society

PHYSICAL CHEMISTRY—ANCILLARY

P. C. SIVANESAN

Price Rs. 7-90

Published by the Tamilnadu Textbook Society under the Centrally Sponsored Scheme of Production of books and literature in regional languages at the University level, of the Government of India in the Ministry of Education and Social Welfare (Department of Culture), New Delhi.

Printed by
Nanbargal Achagam,
Madras-600018

அணிந்துரை

திரு. இரா. நெடுஞ்செழியன்
(தமிழகக் கல்வி அமைச்சர்)

தமிழைக் கல்லூரிக் கல்வி மொழியாக ஆக்கிப் பதினன் காண்டுகள் 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 அறிவியல் 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 இத்திட்டம் நம்மிடையே மகிழ்ச்சியும் மன நிறைவும் தரத்தக்க வகையில் நடைபெற்று வருகிறது. இவ் வகையில், கல்லூரிப் பேராசிரியர்கள் கலை, அறிவியல் பாடங்களை மாணவர்க்குத் தமிழிலேயே பயிற்றுவிப்பதற்குத் தேவையான பயிற்சியைப் பெறுவதற்கு மதுரைப் பல்கலைக்கழகம் ஆண்டுதோறும் எடுத்துவரும் பெருமுயற்சியைக் குறிப்பிட்டுச் சொல்ல வேண்டும்.

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

வரலாறு, அரசியல், உளவியல், பொருளாதாரம், தத்துவம், புவியியல், புவியமைப்பியல், மனையியல், கணிதம், இயற்பியல், வேதியியல், உயிரியல், வானியல் புள்ளியியல், விலங்கியல், தாவரவியல், பொறியியல் ஆகிய எல்லாத் துறைகளிலும் தனி நூல்கள், மொழிபெயர்ப்பு நூல்கள் என்ற இரு வகையிலும் தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம் வெளியிட்டு வருகிறது.

இவற்றுள் ஒன்றான **'பௌதிக வேதியியல்-துணைப்பாடம்'** என்ற இந் நூல் தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனத்தின் 6[illegible] ஆவது வெளியீடாகும். கல்லூரித் தமிழ்க் குழுவின் சார்[illegible] வெளியான 35 நூல்களையும் சேர்த்து இதுவரை [illegible] நூல்கள் வெளிவந்துள்ளன. இந் நூல் மைய அரசு [illegible] சமூகநல அமைச்சகத்தின் மாநில மொழியில் பல்கலை[illegible] நூல்கள் வெளியிடும் திட்டத்தின்கீழ் வெளியிடப்படுகிற[illegible].

உழைப்பின் வாரா உறுதிகள் இல்லை; ஆதலின், உழை[illegible] வெற்றி காண்போம். தமிழைப் பயிலும் மாணவர்கள் உ[illegible] மாணவர்களிடையே சிறந்த இடம் பெறவேண்டும். அது[illegible] தமிழன்னையின் குறிக்கோளுமாகும். தமிழ்நாட்டுப் பல்கலை[illegible] கழகங்களின் பல்வகை உதவிகளுக்கும் ஒத்துழைப்புக்கும் நம் மனம் கலந்த நன்றி உரியதாகுக.

இரா. நெடுஞ்செழியன்

பொருளடக்கம்

			பக்கம்
1.	வாயு நிலை	...	1
2.	நீர்ம நிலை	...	35
3.	நீர்த்த கரைசல்கள்	...	50
4.	அணுவின் அமைப்பு	...	86
5.	இணை திறன்	...	119
6.	நிறை தாக்க விதி	...	131
7.	மின் வேதியியல்	...	142
8.	கூழ்கள்	...	207
9.	வினைவேக மாற்றம்	...	238
10.	வெப்ப வேதியியல்	...	248
	பயன்படும் நூல்கள்	...	270
	கலைச்சொற்கள்	...	271

1. வாயு நிலை
(Gaseous State)

பொருள்களின் நிலைகள்

உலகிலுள்ள பொருள்கள் யாவற்றையும் அவற்றின் பௌதிக நிலையை யொட்டி மூன்று பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். அவைகளாவன :

(அ) **திண்ம நிலை (Solid state)**: இந்நிலையிலுள்ள பொருள்கள், மூலக்கூறுகள் அல்லது அணுக்கள் அல்லது அயனிகளை உடையவைகளாக இருக்கின்றன. இத் துகள்கள் மிக நெருக்கமாக அமைக்கப்பட்டுள்ளன. மேலும் இத் துகள்கள் தங்களுக்குறிய இடங்களிலேயே நிலைபெற்றுள்ளன.

(ஆ) **நீர்ம நிலை (Liquid state)**: இந்நிலையிலுள்ள பொருள்கள் மூலக்கூறுகளை உடைத்தாயுள்ளன. இந்நிலையிலும் மூலக்கூறுகள் மிக நெருக்கமாக அமைக்கப்பட்டிருந்தாலும், அவை தங்களுக்குறிய இடங்களிலிருந்து பெயர்ந்து ஓரிடத்திலிருந்து பிற இடங்களுக்கு நகரக்கூடியவைகளாக உள்ளன.

(இ) **வாயு நிலை (Gaseous state)**: இந் நிலையிலுள்ள பொருள்களும் மூலக்கூறுகளை உடைத்தாயுள்ளன. ஆனால், இந்த மூலக்கூறுகள் நெருக்கமாக அமைக்கப்படாமலும் எளிதில் இடம் விட்டு இடம் நகரக்கூடியதாயும் உள்ளன.

அநேகமாக எல்லாப் பொருள்களும், தகுந்த சூழ்நிலைகளில் மேற்கூறிய மூன்று பௌதிக நிலைகளிலும் இருக்கக்கூடியவை. எடுத்துக்காட்டாக, நீர் ஒரு காற்று மண்டல அழுத்தத்தில் 0°C வெப்ப நிலைக்குக் கீழ் திண்மப் பொருளாகவும் (பனிக்கட்டி), 0°C வெப்ப நிலையிலிருந்து 100°C வெப்ப நிலை வரையில்

நீர்மமாகவும் (நீர்), 100°C வெப்ப நிலைக்குமேல் வாயுவாகவும் (நீராவி) இருக்கின்றது.

திண்ம நிலையிலுள்ள பொருளை வெப்பப்படுத்தும்பொழுது, நிலையாக உள்ள மூலக்கூறுகள் தேவையான ஆற்றலைப் பெற்று, தமக்குரிய இடங்களிலிருந்து நெகிழ்ந்து நகரத் தொடங்குகின்றன. இந் நிலையையே திண்மத்தின் **உருகு நிலை** என்கிறோம்.

நீர்மநிலையை அடைந்தவுடன் மூலக் கூறுகள் அந்த நீர்மத்தினிடையே நகருகின்றன. அதே சமயத்தில் ஒவ்வொரு மூலக்கூறும் மற்றவற்றை ஓரளவு ஈர்க்கும் திறனைப் பெற்றுள்ளது. நீர்ம நிலையிலுள்ள பொருளை மேலும் வெப்பப் படுத்தும்பொழுது மூலக்கூறுகள் மேலும் ஆற்றலைப் பெற்று, நீர்ம எல்லையினின்றும் வெளியேறி வாயு நிலையை அடைகின்றன.

வாயு நிலையில், மூலக் கூறுகளுக்கிடையே மிகக் குறைந்த அளவிலேயே ஈர்ப்புத் திறன் காணப்படுகின்றது. இந்நிலையில் மூலக்கூறுகள் நெருக்கமாக இல்லாமலும், எளிதில் ஓரிடத்திலிருந்து மற்ற இடங்களுக்கு நகரக்கூடியவைகளாகவும் உள்ளன.

வாயு நிலையிலுள்ள பொருளை **வாயு** என அழைக்கலாம். வாயு அது இருக்கும் கொள்கலன் முழுமையையும் நிறைத்துக் கொள்ளும் இயல்புடையது. எனவே, இதற்குத் திட்டமான பருமனும் வடிவமும் கிடையாது.

வாயுநிலை சார்ந்த விதிகள்

1. பாயில் விதி (Boyl's law)

இராபர்ட் பாயில் என்பவர் 1662-ல் பல சோதனைகளுக்குப் பின் **'மாறுத வெப்ப நிலையில், ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் பருமனளவும் அழுத்தமும் ஒன்றுக்கொன்று எதிர் விகிதத்தில் இருக்கும்'** என்பதைக் கண்டறிந்தார். இதனையே **பாயில் விதி** என்கிறோம்.

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் பருமனளவை V எனவும், அதன் அழுத்தத்தை P எனவும் கொண்டால், பாயில் விதியின்படி,

$$P \propto \frac{1}{V} \text{ என்றாகிறது.}$$

எனவே $P = k \times \frac{1}{V}$ k என்பது ஒரு மாறிலி.

அல்லது $P \times V = k$ என்றும் கூறலாம்.

எனவே, பாயில் விதியை, 'மாருத வெப்ப நிலையில், ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் அழுத்தம், பருமனளவு இவற்றின் பெருக்கற் பலன் மாருதிருக்கும்' என்று மற்ருெரு விதமாகவும் வரையறுக்கலாம்.

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் அழுத்தம் P_1 எனவும், அதன் பருமனளவு V_1 எனவும் கொண்டால் பாயிலின் விதிப்படி,

$$P_1 \times V_1 = k$$

அதே எடையுள்ள வாயுவை அதே வெப்ப நிலையில் P_2 என்ற அழுத்த நிலையில், V_2 என்ற பருமனளவைப் பெற்றிருப்பதாகக் கொண்டால், பாயிலின் விதிப்படி,

$$P_2 + V_2 = k.$$

k என்பது ஒரு மாறிலியாகையால்,

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

மேலேயுள்ள சமன்பாட்டிலுள்ள நான்கு அளவுகளில், ஏதாவது மூன்று தெரிந்தால் நான்காவதை எளிதில் கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

30°C வெப்ப நிலையில், ஒரு குறிப்பிட்டுள்ள எடையுள்ள வாயுவின் அழுத்தம் 630 மி.மீ. (பாதரசம்). அதன் பருமனளவு 150 மி.லி. அதே வெப்ப நிலையில் அந்த வாயு 220 மி.லி. பருமனளவில் இருக்கும்பொழுது அந்த வாயுவின் அழுத்தம் என்ன?

$P_1 = 630$

$V_1 = 150$

$P_2 = ?$

$V_2 = 220$

பாயிலின் விதிப்படி $P_1 V_1 = P_2 V_2$

$$630 \times 150 = P_2 + 220$$

$$P_2 = \frac{630 \times 150}{220}$$
$$= 429{\cdot}5$$

எனவே அந்த வாயுவின் அழுத்தம் = **429·5** மி.மீ. (பாதரசம்).

பாயில் விதி எவ்வாயுக்களுக்கும் எல்லா நிலைகளிலும் பொருந்துவதாக இல்லை. பாயில் விதியின்படி $PV = k$ என்ற மாறிலி, எல்லா அழுத்தங்களிலும் ஒன்றாக இருத்தல் வேண்டும். ஆனால், எல்லா வாயுக்களும் Pயின் மதிப்பு அதிகமாகும்பொழுது அழுத்த—பருமனளவு பெருக்கற் பலன் $(P \times V)$ மாறிலியாக அமைவதில்லை. ஆனால் பெரும்பாலான சாதாரண வாயுக்களின், மிகக் குறைவான அழுத்தங்களில் $P \times V$ மாறிலியாக அமைகின்றது.

2. சார்லஸ் விதி (Charle's law)

1802-ல் கே-லூசாக் என்ற விஞ்ஞானி பல சோதனைகளிலிருந்து மாறாத அழுத்த நிலையில், ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் பருமனளவு, ஒவ்வொரு டிகிரி (சென்டிகிரேட்) வெப்ப நிலை மாற்றத்திற்கும், அவ் வாயு 0°C வெப்ப நிலையில் இருந்த பருமனளவில் $\frac{1}{273}$ பாகம் மாறுகின்றதென்பதைக் கண்டறிந்தார். இதே உண்மையைச் சார்லஸ் என்ற விஞ்ஞானி 1787-ல் பல சோதனைகள்மூலம் கண்டறிந்திருந்தார். எனவே, இவ் விதியை கே-லூசாக் விதி அல்லது சார்லஸ் விதி என அழைப்பதுண்டு.

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயு 0°C வெப்ப நிலையில் V_0 பருமனளவு உள்ளதாகக் கொள்வோம்.

அதே வாயு, t°C வெப்ப நிலையில் V_1 பருமனளவு உள்ளதாகக் கொண்டால் சார்லஸ் விதியின்படி,

$$v_1 = v_0 + t_1 \left(\frac{v_0}{273} \right)$$
$$= v_0 \left(1 + \frac{t_1}{273} \right)$$

அதே வாயு t_2°C வெப்ப நிலையில் V_2 பருமனளவு எனக் கொண்டால் சார்லஸ் விதியின்படி,

$$v_2 = v_0 + t_2 \left(\frac{v_0}{273} \right)$$

$$v_2 = v_0 \left(1 + \frac{t_2}{273} \right)$$

முதல் சமன்பாட்டை இரண்டாவது சமன்பாட்டால் வகுத்தால்,

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{v_0 \left(1 + \frac{t_1}{273} \right)}{v_0 \left(1 + \frac{t_2}{273} \right)}$$

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{273 + t_1}{273 + t_2}$$

$(273 + t_1)$ என்பது t_1°C வெப்ப நிலையைச் சார்ந்த தனி வெப்ப அளவு (absolute temperature) ஆகும். இதனை T_1 எனவும் குறிக்கலாம்.

இது போன்றே $(273 + t_2)$ என்பது t_2°C வெப்ப நிலையைச் சார்ந்த தனி வெப்ப நிலையைக் குறிக்கும். இதனை T_2 எனக் குறிக்கலாம்.

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{(273 + t_1)}{(273 + t_2)}$$

இதனையே $\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$ எனவும் குறிக்கலாம்.

இச் சமன்பாட்டிலிருந்து $V \propto T$ என்றாகிறது.

மாறாத அழுத்த நிலையில் ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் பருமனளவும், அதன் தனி வெப்ப அளவும், ஒன்றுக்கொன்று நேர் விகிதத்தில் இருக்கும். இதுவே சார்லஸ் விதியாகும்.

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயு, T_1 தனி வெப்பநிலையில் V_1 பருமன் இருப்பதாகக் கொள்வோம். அதே வாயு, மாறாத அழுத்த நிலையில் T_2 வெப்பநிலையில் V_2 பருமன் இருப்பதாகவும் கொண்டால் சார்லஸ் விதிப்படி,

$$V \propto T$$

$$V = kT \ldots\ldots k \text{ ஒரு மாறிலி}$$

$$\therefore V_1 = kT_1$$

$$V_2 = kT_2$$

எனவே $\frac{V_1}{T_1} = k$

$$\frac{V_2}{T_2} = k$$

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

அல்லது $V_1 T_2 = V_2 T_1$

இச் சமன்பாட்டில் ஏதாவது மூன்று அளவுகள் தெரிந்தால், நான்காவது அளவை எளிதில் கண்டறியலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள ஒரு வாயு 35°C வெப்ப நிலையில் 430 மி.லி. பருமனளவு உள்ளது. மாறாத அழுத்த நிலையில் அதே வாயு 45°C வெப்ப நிலையில் என்ன பருமனளவு இருக்கும்?

V_1 = 430 மி.லி.

$T_1 = 273 + 35°C = 308°A$

$V_2 = ?$

$T_2 = 273 + 45°C = 318°A$

சார்லஸ் விதிப்படி

$$V_1 T_2 = V_2 T_1$$

$$430 \times 318 = V_2 \times 308$$

$$V_2 = \frac{430 \times 318}{308}$$

$$= 558{\cdot}9$$

45°C வெப்ப நிலையில் அந்த வாயுவின் பருமனளவு 558·9 மி.லி. பருமனளவாக இருக்கும்.

தனிச் சூன்ய வெப்பநிலை

T என்பது தனி வெப்ப நிலையைக் குறிப்பதாகவும், T_1°C வெப்ப நிலையுடன் 273ஐக் கூட்டினால் T_1 கிடைப்பதாகவும் அறிந்தோம்.

t°C வெப்பநிலை —273°C ஆக இருக்குமானால் தனி வெப்ப நிலையின் மதிப்பு பூஜ்யமாகும். சார்லஸ் விதியின்படி தனி வெப்ப நிலை பூஜ்ஜியமாக இருப்பின், அந்த வாயுவின் பருமனளவும் பூஜ்ஜியம் என்றாகிறது. எனவே, —273°C வெப்பநிலையைத் **தனிச் சூன்ய நிலை** (absolute zero) என்றழைக்கிறோம். இதனை To°A அல்லது T°K என்றும் குறிப்பதுண்டு. இதற்குத் **தனி வெப்பநிலை** (absolute temperature) என்றும், கெல்வின் அளவீட்டில் (Kelvin scale) வெப்பநிலை என்றும் கூறுவதுண்டு. எனவே, சென்டிகிரேட் வெப்பநிலையைத் தனி வெப்பநிலை (அல்லது கெல்வின் அளவீட்டு வெப்பநிலை)க்கு மாற்றுவதற்கு அதனுடன் 273ஐக் கூட்டவேண்டும்.

எடுத்துக்காட்டுகள்

15°C = 273 + 15 = 288°A

— 20°C = 273 + (—20) = 253°A

0°C = 273 + 0 = 273°A... (பனிக்கட்டியின் உருகுநிலை)

100°C = 273+100 = 373°A... (நீரின் கொதிநிலை

— 273°C = 273+(—273) = 0°A

பொது வாயுச் சமன்பாடு (General gas equation): ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயு அதன் அழுத்தத்தையும், வெப்ப நிலையையும் சார்ந்து அடையும் பருமனளவு மாறுதல்களை பாயில் விதியையும், சார்லஸ் விதியையும் இணைப்பதால் பெறமுடியும். **இவ்வாறு இவ்விரு விதிகளையும் இணைத்துக் கிடைக்கும் சமன்பாடு, பொது வாயுச் சமன்பாடு எனப்படும்.**

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் அழுத்தம் P_1-லிருந்து P_2-வுக்கும், வெப்பநிலை T_1-லிருந்து T_2-வுக்கும் மாறியதால், அதன் பருமனளவு V_1—லிருந்து V_2-வுக்கு மாறியதாகக் கொள்வோம்.

மேற்கூறிய பருமனளவு மாற்றம் இரண்டு படிகளில், நிகழ்வதாகக் கொள்வோம்,

முதல் படியில் மாருத வெப்பநிலையில், (அதாவது T_1°A-ல்) வாயுவின் அழுத்தம் P_1-லிருந்து P_2-க்கு மாறுவதால், அந்த வாயுவின் பருமனளவு V_1-லிருந்து V_1^1-க்கு மாறுவதாகக் கொள்வோம்.

பாயிலின் விதிப்படி,

$$P_1 V_1 = P_2 V_1^1$$

அல்லது $$V_1^1 = \frac{P_1 V_1}{P_2} \qquad \text{.........} \quad (1)$$

இரண்டாவது படியில், மாருத அழுத்தத்தில் (P_2-ல்) வாயுவின் வெப்பநிலை T_1-லிருந்து T_2-க்கு மாறுவதால், அந்த வாயுவின் பருமனளவு V_1^1-லிருந்து V_2-க்கு மாறுவதாகக் கொள்வோம்.

சார்லஸ் விதிப்படி,

$$\frac{V_1^1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

அல்லது $$V_1^1 = \frac{V_2 T_1}{T_2} \qquad \text{.........} \quad (2)$$

1, 2, சமன்பாடுகளில் V_1^1இன் மதிப்புகளை ஒருங்கே எழுதினல்,

$$V_1^1 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$$

$$V_1^1 = \frac{V_2 P_1}{T_2}$$

எனவே $$\frac{P_1 V_1}{P_2} = V_1^1 = \frac{V_2 T_1}{T_2}$$

அல்லது $$\frac{P_1 V_1}{P_2} = \frac{V_2 T_1}{T_2}$$

அல்லது $$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

என அறியலாம்.

அவகேட்ரோவின் கருதுகோள்படி ஒரே வெப்பநிலையிலும், ஒரே அழுத்தத்திலும் இருக்கும் ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள வாயுக்களின் பருமனளவுகள் ஒன்றுக்கொன்று சமமாக இருக்க வேண்டும்.

ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள வெவ்வேறு வாயுக்களின் $\frac{PV}{T}$-ன் மதிப்புகள் ஒன்றுக்கொன்று சமமாயிருத்தல் வேண்டுமென்றுகிறது. இந்த மதிப்பு மாறிலியாக அமைகின்றது. இதனை R என்ற குறியீட்டால் குறிக்கிறோம்.

எனவே, ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள எந்த வாயுவிற்கும்,

$\frac{PV}{T} = R$ என்பது பொருந்தும்

அல்லது $PV = RT$ .... (3)

ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையில்லாமல் வாயுவில் n கிராம் மூலக்கூறெடை வாயு இருப்பின் 3ஆவது சமன்பாடு,

$PV = nRT$ என்றுகிறது.

இந்தச் சமன்பாடே **பொது வாயுச் சமன்பாடு** என அழைக்கப்படுகின்றது.

$PV = nRT$ இதில்

$P =$ வாயுவின் அழுத்தம் (மி.மீ. — பாதரசம்)

$V =$ வாயுவின் பருமனளவு (மி. லிட்டரில்)

$n =$ வாயுவின் கிராம் மூலக்கூறெடை

$n = \frac{g}{m}$

$g =$ வாயுவின் எடை

$m =$ வாயுவின் கிராம் மூலக்கூறெடை

$R =$ வாயு மாறிலி (gas constant)

$T =$ வாயுவின் தனி வெப்பநிலை

வாயு மாறிலியின் மதிப்பு

வாயு மாறிலியின் மதிப்பு வாயுவின் அழுத்தம், பருமன் இவற்றைக் குறிக்கும் அலகுகளைப் பொறுத்திருக்கும்.

(அ) **லிட்டர் - மண்டல அளவில்** வாயுவின் அழுத்தத்தை (P) மண்டலம் அலகிலும் (1 மண்டலம் = 760 மி.மீ. பாதரசம் அழுத்தம்) பருமனளவை (V) லிட்டர் அலகிலும் குறிப்பிடலாம்.

ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள வாயு ($n = 1$) = 0°C வெப்பநிலையிலும் ஒரு மண்டல அழுத்தத்திலும் 22·4 லிட்டர் பருமனளவுள்ளதாயிருக்கும்.

பொது வாயுச் சமன்பாட்டின்படி,

$$PV = nRT$$

$$R = \frac{PV}{nT}$$

P = ஒரு மண்டல அழுத்தம்.

V = 22·4 லிட்டர்.

$n = 1$

$T = 273 + 0°C = 273°A$

எனவே,

$$R = \frac{1 \times 22{\cdot}4}{1 \times 273}$$

$= 0{\cdot}0821.$

எனவே, R-ன் மதிப்பு = 0·0821 லிட்டர்—மண்டலம்/டிகிரி/மோல்.

(ஆ) எர்க் (in ergs) அளவில்: வாயுவின் அழுத்தத்தை ஒரு சதுர சென்டிமீட்டருக்குள்ள டைன் (dyne) அலகிலும், பருமனளவை மி.லி. அலகிலும் கொண்டு, வாயு மாறிலியின் மதிப்பைக் கணக்கிடலாம்.

ஒரு மூலக்கூறெடை வாயுவை, 0°C வெப்ப நிலையிலும், 76 செ.மீ. (பாதரசம்) அழுத்தத்திலும் எடுத்துக்கொண்டால் அதன் பருமனளவு, 22414 க.செ.மீ. இருக்கும்.

பாதரசத்தின் அடர்த்தி எண் 13·6. எனவே, 76 செ.மீ. பாதரச அழுத்தம் (P) என்பது 76 × 13·6 × 981 டைன்கள்/சதுர செ.மீ. ஆகும்.

பொது வாயுச் சமன்பாட்டின்படி,

$$PV = nRT$$

$$R = \frac{PV}{nT}$$

P = 76 × 13·6 × 981 டைன்கள்/ச. செ.மீ.

V = 22414 க.செ.மீ.

$n = 1$

$$T = 273 + 0°C = 273°A$$

$$R = \frac{76 \times 13{\cdot}6 \times 981 \times 22414}{1 \times 273}$$

எனவே, R-ன் மதிப்பு = $8{\cdot}314 \times 10^7$ எர்குகள்/டிகிரி/மோல்.

(இ) **கலோரி அளவில் (in calories):** ஒரு கலோரி என்ற வெப்ப அலகு $4{\cdot}185 \times 10^7$ எர்குகளுக்குச் சமமாகும்.

$R = 8{\cdot}314 \times 10^7$ எர்குகள்.

1 கலோரி $= 4{\cdot}184 \times 10^7$ எர்குகள்.

$$\therefore R = \frac{8{\cdot}314 \times 10^7}{4{\cdot}184 \times 10^7} \text{ கலோரி/டிகிரி/மோல்}$$

= $1{\cdot}987$ கலோரி/டிகிரி/மோல்

இந்த அளவீட்டைப் பெரும்பாலான கணக்கீடுகளில் தோராயமாக 2 கலோரிகள்/டிகிரி/மோல் எனக் கொள்கிறோம்.

(3) டால்டனின் பகுதி அழுத்தங்கள் விதி (Dalton's law of partial pressures)

வேதித் தொடர்பற்ற ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட வாயுக்கள் கலக்கும் பொழுது ஓரின நிலைமையுள்ள (homogeneous phase) கலவையே கிடைக்கின்றது. இவ்வாறு கிடைக்கும், கலவையிலுள்ள வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்களுக்கும் (partial pressures) வாயுக் கலவையின் மொத்த அழுத்தத்திற்குமுள்ள தொடர்பை டால்டன் விதி விளக்குகின்றது.

'ஒன்றுடன் ஒன்று வேதி வினை புரியாத இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட வாயுக்கள் அடங்கிய கலவையின் மொத்த அழுத்தம் கலவையிலுள்ள வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்களின் கூட்டுத் தொகையாகும்'.

இவ் விதியைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாடாகவும் எழுதலாம்.

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

P = வாயுக் கலவையின் மொத்த அழுத்தம்.

p_1, p_2, p_3 .... கலவையிலுள்ள வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்கள்.

பகுதி அழுத்தங்கள்

V பருமனளவுள்ள ஒரு கொள்கலத்தில், வேதித் தொடர்பற்ற A, B என்ற இரு வாயுக்களின் கலவையிருப்பதாகக் கொள்வோம் A என்ற வாயு மட்டும் V பருமனளவு இருப்பின் அதன் அழுத்தம்.

எதுவோ அதுவே அவ் வாயுவின் பகுதி அழுத்தம் ஆகும். இதனை p_1 எனக் கொள்வோம். அது போன்றே B என்ற வாயு V பருமனளவு இருப்பின் அதன் பகுதி அழுத்தம் p_2 என்க. டால்டனின் பகுதி அழுத்தங்கள் விதிப்படி, வாயுக் கலவையின் மொத்த அழுத்தம் (P), வாயுக் கலவையிலுள்ள வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்களுக்குச் சமமாயிருக்கும்.

$$P = p_1 + p_2$$

பகுதி அழுத்தமும் மோல் பின்னமும் (Partial pressures and mole fractions)

A, B என்ற இரு வாயுக்கள் கலந்துள்ள கலவையின் மொத்த அழுத்தம் P எனவும், அவ் வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்கள் முறையே p_1, p_2 எனவும் கொள்வோம். கலவையில் A வாயு n_1 மோல்களும், B வாயு n_2 மோல்களும் இருப்பதாகக் கொள்வோம். டால்டனின் பகுதி அழுத்தங்கள் விதிப்படி,

$$P = p_1 + p_2$$

வாயுப் பொதுச் சமன்பாட்டின்படி

$$PV = nRT$$

$$\text{அல்லது,}\quad P = n\frac{RT}{V}$$

$$\text{எனவே,}\quad p_1 = n_1\frac{RT}{V}$$

$$p_2 = n_2\frac{RT}{V}$$

$$p_1 + p_2 = n_1\frac{RT}{V} + n_2\frac{RT}{V}$$

$$= (n_1 + n_2)\frac{RT}{V}$$

டால்டன் பகுதி அழுத்தங்கள் விதிப்படி,

$$p_1 + p_2 = P.$$

$$\therefore\quad P = (n_1 + n_2)\frac{RT}{V}$$

$$\frac{p_1}{P} = \frac{\left[n_1\frac{RT}{V}\right]}{\left[(n_1 + n_2)\frac{RT}{V}\right]}$$

$$= \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

அது போன்றே,

$$\frac{p_2}{P} = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

எனவே,

$$\frac{A\text{யின் பகுதி அழுத்தம்}}{\text{மொத்த அழுத்தம்}} = A\text{யின் மோல் பின்னம்}$$

$$\frac{B\text{யின் பகுதி அழுத்தம்}}{\text{மொத்த அழுத்தம்}} = B\text{யின் மோல் பின்னம்}$$

வாயுக் கலவையிலுள்ள, ஒரு வாயுவின் பகுதி அழுத்தத்தை அறிய அந்த வாயுக் கலவையின் மொத்த அழுத்தமும் குறிப்பிட்ட வாயுவின் மோல் பின்னமும் அறிந்திருந்தால் போதும்.

பகுதி அழுத்தம் = மோல் பின்னம் × மொத்த அழுத்தம்.

கிரஹாமின் வாயு பரவல் விதி (Graham's law of diffusion)

ஒரு பொருள், அதனைச் சுற்றி அமைந்துள்ள பொருள்களில் ஊடுருவி பரவிக் கொள்வதற்குப் **பரவல்** என்கிறோம். வாயுக்களிடையே எளிதில் பரவல் ஏற்படுகின்றது.

அடர்மிகுந்த வாயுவை உடைய ஒரு வாயு ஜாடியின் வாயையும், அடர்த்தி குறைந்த வாயு உள்ள மற்றொரு ஜாடியின் வாயையும் ஒன்றுடன் மற்றொன்று இணைந்திருக்குமாறு செய்தால், வாயுப் பரவல் நிகழ்கின்றது. சிறிது நேரத்தில், இரு ஜாடிகளிலுள்ள வாயுக்களின் அடர்த்தியும் சமமாக ஆகி விடுகின்றது.

வாயுக்களின் பரவல் வீதங்களுக்கும் (rates of diffusion) அவற்றின் அடர்த்திகளுக்குமுள்ள தொடர்பை கிரஹாம் கண்டறிந்தார். **கிரஹாம் விதியின்படி மாறாத வெப்பநிலையிலும் அழுத்தத்திலுமுள்ள வாயுக்களின் பரவல் வீதங்களும் அவற்றின் அடர்த்திகளின் வர்க்கமூலங்களும் (squar root of their densities) எதிர் விகிதத்தில் (inversely proportional) இருக்கின்றன.**

A, B என்ற இரு வாயுக்களின் அடர்த்தி முறையே d_1 என்றும் d_2 என்றும் குறிப்பிடுவோம். Aயின் பரவல் வீதத்தை V_1 எனவும் Bயின் பரவல் வீதத்தை V_2 எனவும் குறிப்பிட்டால்,

கிரஹாம் விதியின்படி,

$$v_1 \propto \sqrt{\frac{1}{d_1}}$$

$$v_2 \propto \sqrt{\frac{1}{d_2}}$$

எனவே,

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

A, B என்ற வாயுக்களின் மூலக்கூறெடைகள் M_1, M_2 எனக் கொள்வோம். வாயுக்களின் அடர்த்திகளும், அவற்றின் மூலக்கூறெடைகளும், நேர் விகிதத்தில் அமைகின்றது.

எனவே,

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}}$$

என்னும் கிரஹாம் விதியை,

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{\mu_2}{\mu_1}}$$

எனவும் எழுதலாம்.

மேலே குறிப்பிட்டுள்ள சமன்பாடுகளில் ஏதாவது மூன்று தெரிந்தால், நான்காவதை எளிதில் கண்டறியலாம்.

வாயுக்களின் இயக்கக் கொள்கை (Kinetic theory of gases)

பாயில் விதி, சார்லஸ் விதி, டால்டன் விதி, கிரஹாம் விதி போன்றவைகள், பல சோதனைகளினின்று பெறப்பட்ட முடிவுகளாகும். இதே முடிவுகளை, வாயுக்களின் இயக்கக் கொள்கையினின்றும் வருவிக்கலாம். இக் கொள்கையை 1860-ல் கிளார்க் மாக்ஸ்வெல் (Clerk Maxwell) என்ற ஸ்காட்லாந்து நாட்டு அறிஞர் வெளியிட்டார்.

வாயுக்களின் இயக்கக் கொள்கையின் முக்கிய அடிக்கோள்களாவன:

(1) ஒரு வாயுவில் எண்ணற்ற மூலக்கூறுகள் உள்ளன.

(2) மூலக்கூறுகள் யாவும் மிகுந்த திசை வேகத்துடன் (velocity) இயங்கிக்கொண்டிருக்கின்றன.

(3) மூலக்கூறுகள் ஒன்றோடொன்று மோதிக்கொள்ளும்பொழுதும், கொள்கலன்களில் சுவர்களில் மோதிக் கொள்ளும்

பொழுதும், ஆற்றல் விரயமாவதில்லை. அதாவது, இந்த மோதல்கள் யாவும், **மீட்சி மோதல்**களாக (elastic collisions) உள்ளன.

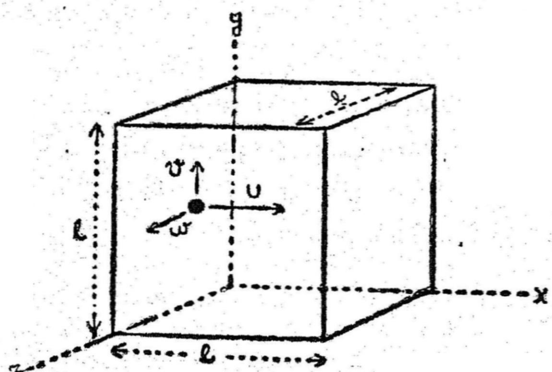
(4) மூலக்கூறுகள் கொள்கலனின் சுவர்களின் மீது மோதுவதன் விளைவாக **வாயு அழுத்தம்** (pressure) உருவாகிறது.

(5) மூலக்கூறுகளிடையே எவ்வித ஈர்ப்பும் கிடையாது.

(6) வாயு பரவியுள்ள கொள்கலத்தின் பருமனளவுடன், வாயுநிலைப் பொருளிலுள்ள எல்லா மூலக்கூறுகளின் மொத்தப் பருமனளவை ஒப்பிடும்பொழுது, மிக மிகக் குறைவாக உள்ளதால், இப் பருமனளவு தள்ளத்தக்கதாயுள்ளது.

(7) மூலக்கூறுகளின் இயக்க ஆற்றலின் (kinetic energy) அளவே, வாயுவின் வெப்ப அளவாகக் குறிக்கப்படுகிறது. அல்லது ஒரு வாயுவின் தனி வெப்ப நிலை, அந்த வாயுவிலுள்ள எல்லா மூலக் கூறுகளின் சராசரி இயக்க ஆற்றலுடன் தொடர்புள்ளது.

வாயுக்களின் இயக்கக் கொள்கையின் அடிக்கோள்களிலிருந்து இயக்கச் சமன்பாட்டினை வருவிக்கலாம். பக்கங்கள் ஒவ்வொன்றும் l செ.மீ. அளவுள்ள ஒரு கன சதுர (cube) கொள்கலனை எடுத்துக் கொள்வோம். இதிலுள்ள வாயுப் பொருளில் n மூலக் கூறுகள் இருப்பதாகவும், ஒவ்வொரு மூலக் கூறும் m கிராம் எடையுள்ளதாகவும் கொள்வோம். ஒவ்வொரு மூலக் கூறும் சராசரி C செ.மீ./செகண்டு திசை வேகத்தில் இயங்கிக் கொண்டிருப்பதாகக் கொள்வோம்.



படம் 1.

வாயுவிலுள்ள மூலக் கூறுகள் யாவும் பல திசைகளில் இயங்கிக் கொண்டிருக்கின்றன. திசைகள் அனைத்தையும்,

ஒன்றுக்கொன்று செங்குத்தாக அமையும் x, y, z என்ற மூன்று அச்சுகளின் திசைத் தொகுப்புகளாகக் கருதலாம். வாயுக்களிலுள்ள 'n' மூலக்கூறுகளில், ஒவ்வொரு திசையிலும் $\frac{n}{3}$ மூலக்கூறுகள் இயங்குவதாகக் கொள்ளலாம்.

x அச்சில் இயங்கும் மூலக் கூறுகளின் சராசரி வேகம் u என்க.

y அச்சில் இயங்கும் மூலக்கூறுகளின் சராசரி வேகம் v என்க.

z அச்சில் இயங்கும் மூலக்கூறுகளின் சராசரி வேகம் w என்க.

எனவே,

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

x, y, z அச்சுகளில் இயங்கும் மூலக் கூறுகளிடையே, எவ்வித வேறுபாடும் இல்லாத காரணத்தால்,

$$u^2 = v^2 = w^2$$

எனவே,

$$v^2 = \frac{1}{3} c^2 \qquad \dots (1)$$

இப்பொழுது x அச்சில் இயங்கும் ஒரு மூலக்கூறை எடுத்துக் கொள்வோம். இந்த மூலக்கூறு இடப்புறச் சுவரிலிருந்து வலப்புறச் சுவருக்கு u செ.மீ./செகண்டு என்ற திசை வேகத்தில் செல்கின்றது.

மூலக்கூறின் எடை (Mass) $= m$.

மூலக்கூறின் திசை வேகம் (Velocity) $= u$.

உந்தம் (Momentum) = எடை × திசை வேகம்

மூலக்கூறின் உந்தம் $= m \times u$ ... (2)

மூலக்கூறு, வலப்புறச் சுவரில் மோதியவுடன் திசை மாற்றம் அடைகின்றது. இயக்கக் கொள்கையின் (மூன்ருவது அடிக்கோள்) படி மூலக்கூறுகளின் மோதல்கள் மீட்சி மோதல்களாக அமைவதால், ஆற்றல் விரயமாவதில்லை. ஆனல் மூலக்கூறு, வலப்புறச் சுவரிலிருந்து, இடப்புறச் சுவருக்குச் செல்கின்றது.

இப்பொழுது மூலக்கூறின் திசை வேகம் $= -u$

$$\text{உந்தம்} = m \times (-U)$$
$$= -mU \qquad \dots (3)$$

எனவே,

மோதலின் விளைவாக ஏற்படும் உந்த மாற்றம் } தொடக்க உந்தம் இறுதி உந்தம்

$$= mU - (-mU)$$
$$= 2mU \qquad \dots (4)$$

x அச்சில் இயங்கும் ஒரு மூலக்கூறு, கலத்தின் அதே சுவரில் மோத $2l$ செண்டி மீட்டர் (மீளும் திசை l செ.மீ. + திரும்பும் திசை l செ.மீ.) பயணம் செய்ய வேண்டியுள்ளது.

எனவே,

$2l$ செ.மீ. பயணத்தில் மூலக்கூறு நிகழ்த்தும் மோதல்களின் எண்ணிக்கை } 1.

U. செ.மீ. பயனுறும் பொழுது மூலக்கூறு நிகழ்த்தும் மோதல்களின் எண்ணிக்கை } $= \frac{U}{2l}$

மூலக் கூறின் திசை வேகம் = U செ.மீ./செகண்டு

எனவே,

ஒரு செகண்டில் மூலக்கூறு நிகழ்த்தும் மோதல்களின் எண்ணிக்கை } $\frac{U}{2l}$ ... (5)

ஒரு மூலக்கூறு ஒரு செகண்டில் மோதல்களினால் ஏற்படும் உந்த மாற்றம் } = ஒரு செகண்டில் நிகழும் மோதல்களின் எண்ணிக்கை } × ஒரு மோதலின் பொழுது ஏற்படும் உந்த மாற்றம்

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

$$= \frac{mv^2}{l}$$

சமன்பாடு (1)படி

$$u^2 = \frac{1}{3}c^2$$

எனவே $\frac{mu^2}{l} = \frac{1}{3l} m c^2$ ... (6)

கொள் கலத்திலுள்ள மொத்த மூலக் கூறுகள் $\Big\} = n$

கொள் கலத்திலுள்ள 'n' மூலக் கூறுகள் ஒரு செகண்டில் விளைவிக்கும் உந்த மாற்றம் $\Big\}$ = மொத்த உந்த மாற்றம்

$$= \frac{1}{3l} m n c^2 \quad \text{... (7)}$$

ஒரு வாயுவின் அழுத்தம் (P) $\Big\} = \dfrac{\text{வாயுவின் மொத்த உந்த மாற்றம்}}{\text{ஒரு சுவரின் பரப்பளவு}}$

சுவரின் நீளம் $= l$

சுவரின் அகலம் $= l$

சுவரின் பரப்பளவு $= l^2$

வாயுவின் அழுத்தம் (P) $\Big\} = \frac{1}{3l} m n c^2 \times \frac{1}{l^2}$

$$\therefore P = \frac{1}{3l^3} \times m n c^2 \quad \text{...(8)}$$

l^3 என்பது கொள்கலத்தின் பருமனளவாகும் $\Big\} = V$

எனவே,

$$P = \frac{1}{3V} \times m n c^2$$

$$PV = \frac{1}{3} m n c^2 \quad \text{... (9)}$$

இந்தச் சமன்பாடு (9) வாயுக்களின் இயக்கக் கொள்கையின் அடிக் கோள்களிலிருந்து பெறப்படுகின்றது. இச் சமன்பாடு, வாயுவின் அழுத்தத்தையும், அதன் பருமனளவையும், வாயுவி

லுள்ள மூலக் கூறுகளின் இயக்கத்தையும் தொடர்புபடுத்து கின்றது. இதனை **வாயுக்களின் அடிப்படை இயக்கச் சமன்பாடு** **(Fundamental kinetic equation of gases)** என்கிறோம்.

$$PV = \frac{1}{3} m n c^2$$

P = வாயுவின் அழுத்தம்

V = வாயுவின் பருமன்

n = வாயுவிலுள்ள மூலக்கூறுகளின் மொத்த எண்ணிக்கை

m = ஒரு மூலக்கூறின் எடை

c = மூலக்கூறின் சராசரி திசை வேகம்

பல சோதனைகளின் முடிவுகளிலிருந்து பெறப்பட்ட, பாயில் விதி, சார்லஸ் விதி, கிரஹாம் விதி போன்ற வாயுக்களின் விதிகளை, அடிப்படை இயக்கச் சமன்பாட்டிலிருந்தும் வருவித்தும், வாயுக்களின் விதிகளை மெய்ப்பிக்கலாம்.

(அ) பாயில் விதி: ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவில் n மூலக்கூறுகள் உள்ளதாகவும், ஒவ்வொரு மூலக்கூறும் 'm' எடையுள்ளதாகவும் கொள்ளலாம். மூலக்கூறின் சராசரி திசை வேகம் C செ.மீ./செகண்டு எனவும், கொள்ளலாம். இந்த மூன்றின் (n, m, c) மதிப்புகளும், குறிப்பிட்ட மாறாத வெப்ப நிலையில் மாறுவதில்லை.

இயக்கச் சமன்பாட்டின்படி,

$$PV = \frac{1}{3} m n c^2$$

மாறாத வெப்ப நிலையில் குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் $\frac{1}{3} m n c^2$ = மாறிலியாகும்.

$$PV = \text{மாறிலி.}$$

இந்த சமன்பாடே பாயில் விதியைக் குறிப்பதாகவும் அமைகின்றது.

(ஆ) சார்லஸ் விதி : ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவில் "n" மூலக்கூறுகள் உள்ளதாகவும், ஒவ்வொரு மூலக்கூறின்

எடையும் 'm' எனவும் கொள்வோம். மூலக்கூறின் திசைவேகம் 'c' என்க.

ஒரு மூலக்கூறின் இயக்க ஆற்றல் $\Big\} = \frac{1}{2} m.c^2$

வாயுவிலுள்ள n மூலக்கூறுகளின் மொத்த இயக்க ஆற்றல் $\Big\} = \frac{1}{2} m.nc^2$

ஒரு வாயுவின் இயக்க ஆற்றலும், அதன் தனிச் சூன்ய வெப்ப நிலையும், நேர் விகித தொடர்பில் உள்ளது.

எனவே,

$$\frac{1}{2} m\,n\,c^2 \propto T$$

அல்லது $\frac{1}{2} m\,n\,c^2 = KT$. K என்பது மாறிலி.

$$m\,nc^2 = 2\,KT$$

சமன்பாட்டின் இரு புறத்தையும் $\frac{1}{3}$ ஆல் பெருக்கினால்,

$$\frac{1}{3} m\,n\,c^2 = \frac{2}{3} KT$$

அடிப்படை இயக்கச் சமன்பாட்டின்படி $PV = \frac{1}{3} m\,n\,c^2$

$$PV = \frac{2}{3} KT$$

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

மாறாத அழுத்த நிலையில்,

$$\frac{2\,K}{3\,P} = \text{மாறிலி}$$

$$V = \text{மாறிலி} \times T$$

அல்லது மாறாத அழுத்த நிலையில்,

$$V \propto T$$

இந்த சமன்பாடே சார்லஸ் விதியைக் குறிப்பதாகவும் அமைகின்றது.

(இ) கிரஹாம் விதி : வாயுவிலுள்ள ஒரு மூலக்கூறின் எடை 'm' எனவும், அந்த வாயுவில் 'n' மூலக்கூறுகள் உள்ளதாகவும் கொண்டால், வாயுவின் மொத்த எடை $m \times n$ ஆகும். இதனை M என அழைப்போம். இயக்கச் சமன்பாட்டின்படி,

$$PV = \frac{1}{3} m n c^2$$

$$= \frac{1}{3} M c^2$$

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

$$\text{அடர்த்தி} = D = \frac{M}{V}$$

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

$$c^2 = \frac{3 P}{D}$$

$$\therefore c = \sqrt{\frac{3 P}{D}}$$

மூலக்கூறுகளின் திசை வேகமும் அவற்றின் பரவல் வீதமும் நேர் விகிதத்தில் அமைந்திருக்கும். எனவே, மூலக்கூறுகளின் பரவல் வீதத்தை r எனக் கொண்டால்,

$$r \propto c$$

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

அழுத்தம் மாறாதிருக்குமானால் $3 P$ என்பது ஒரு மாறிலியாகும். எனவே,

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

இந்த சமன்பாடே கிரஹாம் விதியைக் குறிக்கும் சமன்பாடாக அமைகின்றது.

(ஈ) **அவகேட்ரோ விதி :** ஒரே வெப்ப நிலையிலும், அழுத்தத்திலும் (*P*) சமப் பருமனளவுள்ள (*V*) *A*, *B* என்ற இரு வாயுக்களை எடுத்துக்கொள்வோம்.

A வாயுவில் n_1 மூலக்கூறுகள் இருப்பதாகவும், ஒவ்வொரு மூலக்கூறின் எடையும் m_1 எனவும், மூலக்கூறின் சராசரி திசை வேகம் c_1 எனவும் கொள்வோம்.

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

B என்ற வாயுவில் n_2 மூலக்கூறுகள் உள்ளதாயும், ஒவ்வொரு மூலக்கூறின் எடை m_2 எனவும், மூலக்கூறின் சராசரி திசை வேகம் c_2 எனவும் கொள்வோம்.

இயக்கச் சமன்பாட்டின்படி,

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

இரண்டு வாயுக்களின் அழுத்தமும் பருமனளவும் சமமாயுள்ளதால்,

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

$$m_1 n_1 c_1^2 = m_2 n_2 c_2^2 \qquad \ldots (1)$$

A வாயுவிலுள்ள மூலக்கூறின் சராசரி இயக்க ஆற்றல்

$$KE = \frac{1}{2} m_1 c_1^2$$

B வாயுவிலுள்ள மூலக்கூறின் சராசரி இயக்க ஆற்றல்

$$KE = \frac{1}{2} m_2 c_2^2$$

இரு வாயுக்களும் ஒரே வெப்ப நிலையிலுள்ளதால், இவ்விரு மூலக்கூறுகளின் இயக்க ஆற்றல்கள் சமமாயிருத்தல் வேண்டும்.

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

$$m_1 c_1^2 = m_2 c_2^2 \qquad \ldots (2)$$

சமன்பாடு (1) ஐச் சமன்பாடு இரண்டால் வகுத்தால்,

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

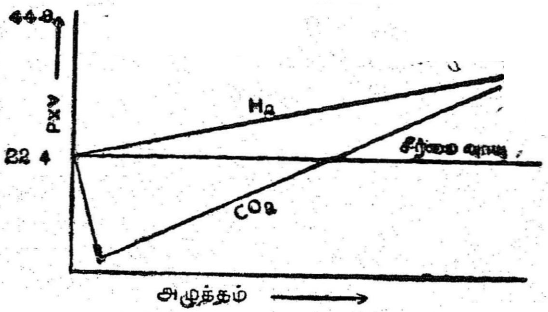
எனவே $n_1 = n_2$

'ஒரே வெப்ப நிலையிலும், அழுத்தத்திலும், சம பருமனளவுள்ள எல்லா வாயுக்களும் சம எண்ணிக்கையுள்ள மூலக்கூறுகளைக் கொண்டிருக்கும்.' இதுவே அவகேட்ரோ விதியாகும்.

சீர்மை வாயுக்கள் (Ideal gases)

பெரும்பாலான வாயுக்களுக்கு, மேற்கூறிய பாயில் விதி, சார்லஸ் விதி, போன்ற வாயு விதிகள் முற்றிலுமாகப் பொருந்துவதில்லை. எல்லாச் சூழ்நிலைகளும் பொருந்துகின்றனவோ அவற்றையே சீர்மை வாயுக்கள் (ideal gases) என்கிறோம்.

சீர்மை வாயுவிற்குப் பாயில் விதி எந்தச் சூழ்நிலையிலும் பொருந்த வேண்டும். ஒரு வரைபடத்தில் y அச்சில் அழுத்த-பருமனளவு பெருக்கல் பலனையும், x அச்சில் அழுத்தத்தையும் எடுத்துக்கொண்டு, மாறுத வெப்ப நிலையில், ஒரு வாயுவின் நிலையை வரைகோட்டால் காட்டினால், அக் கோடு, x அச்சுக்கு இணையாக அமைய வேண்டும். ஆனால் பெரும்பாலான வாயுக்களின், வரைகோடு, சாதாரண அழுத்தத்தில் இவ்வாறு அமைவதில்லை. இதனை கீழ்க்கண்ட வரைபடம் மூலம் அறியலாம்.



படம் 2.

குறைவான வெப்ப நிலையிலும், குறைவான அழுத்தத்திலும், எல்லா வாயுக்களும் சீர்மை வாயுக்களாகச் செயல்படுகின்றன.

வாயு விதிகள் யாவும் அடிப்படை இயக்கச் சமன்பாட்டிலிருந்து வருவிக்கப்படுகின்றன. அடிப்படை இயக்கச் சமன்பாடோ இயக்கக் கொள்கையின் அடிக்கோள்களிலிருந்து பெறப்படுகின்றது.

சீர்மை வாயுக்களுக்கும், குறைந்த வெப்ப நிலையிலும், குறைந்த அழுத்தத்திலும் உள்ள சாதாரண வாயுக்களுக்குமே, வாயு விதிகள் பொருந்துகின்றன.

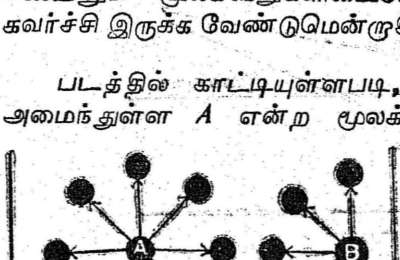
இயல்நிலை வாயுக்கள் (Real gases)

சாதாரண வெப்பநிலையிலும், அழுத்தத்திலுமுள்ள பெரும் பாலான வாயுக்களுக்கு, வாயு விதிகள் முற்றிலுமாகப் பொருந்துவதில்லை. இவ் வகையான வாயுக்களை **இயல்நிலை வாயுக்கள்** என்கிறோம்.

இயல்நிலை வாயுக்கள் சீர்மை நிலையினின்றும் பிறழக் காரணங்கள்: இயல்நிலை வாயுக்களுக்கு, வாயு விதிகள் பொருந்தாமல் சற்றே பிறழ்வதற்கு இயக்கக் கொள்கையின் சில அடிக்கோள்களில் காணப்படும் குறைகளைக் காரணங்களாகக் கூறலாம்.

இயக்கக் கொள்கையின் ஐந்தாவது அடிக்கோள், வாயுக் களின் மூலக்கூறுகளிடையே எவ்வித ஈர்ப்பும் கிடையா தென்பதாகும். இது முற்றிலும் உண்மையாக இருக்க முடியாது. ஒரு வாயுவின் அழுத்தத்தை அதிகப்படுத்தியும், அதன் வெப்ப நிலையை தாழ்வுறச் செய்தும், அதனை நீர்ம நிலைக்கு மாற்ற முடியும். இந் நிலை மாற்றத்திற்கு, மூலக்கூறுகளிடையே இருக்கும், ஈர்ப்புக் கவர்ச்சியே காரணமாகும். எனவே வாயு நிலையிலும் மூலக்கூறுகளிடையே சிறிதளவேனும் ஈர்ப்புக் கவர்ச்சி இருக்க வேண்டுமென்ருகிறது.

படத்தில் காட்டியுள்ளபடி, கொள்கலத்தின் உட்புறத்தில் அமைந்துள்ள *A* என்ற மூலக்கூறை எடுத்துக்கொள்வோம். இந்த மூலக்கூறு அதனைச் சுற்றி பல திசைகளில் உள்ள மூலக்கூறுகளினுல் ஈர்க்கப் படுகின்றன. சூழ்ந்துள்ள மூலக்கூறுகளின் தொகுபயன் ஈர்ப்பு விசை (resultant attractive force) *A* மூலக் கூறை பாதிப்பதில்லை.



படம் 3.

இதற்கு மாறாக, சுவரின் ஓரத்திலுள்ள *B* என்ற மூலக் கூறை எடுத்துக்கொள்வோம். இந்த மூலக்கூறு, கொள் கலத்திலுள்ள மூலக்கூறுகளினுல் உட்புறம் ஈர்க்கப்படுகின்றது. *B* மூலக்கூறு கொள்கலத்தின் சுவரின் மீது மோதுவதற்கு

முன்பாக, பிற மூலக்கூறுகளால் ஈர்க்கப்படுவதால் சாதாரண மாக, அந்த மூலக்கூறு எந்த விசையுடன், கொள்கலத்தின் சுவரைத் தாக்குமோ, அதனைவிடக் குறைவான விசையில் தாக்குகின்றது.

மூலக்கூறுகள் சுவரைத் தாக்குவதனாலேயே அழுத்தம் ஏற்படுகின்றது. *B* மூலக்கூறு குறைவான விசையுடன், சுவரின் மீது மோதுவதால் குறைவான அழுத்தமே, வாயுவின் அழுத்தமாக அளக்கப்படுகின்றது. எனவே இயல்நிலை வாயுக் களின் உண்மை அழுத்தம், அளக்கப்படும் அழுத்தத்தைவிடச் (*P*) சற்று அதிகமாக இருக்கும்.

வாண்டெர்வால் என்ற அறிஞர் இதை உணர்ந்து, இயல்நிலை வாயுக்களின் கண்டறிந்த (observed) அழுத்தத்துடன் $\frac{a}{V2}$ ஐக் கூட்டினால் அந்த வாயுவின் உண்மையான அழுத்தம் கிடைக்கு மென்றார்.

$$\left.\begin{array}{l}\text{இயல்நிலை வாயுவின்}\\ \text{உண்மை அழுத்தம்}\end{array}\right\} = P + \frac{a}{V^2}$$

P = வாயுவின் கண்டறிந்த அழுத்தம்.

a = மாறிலி.

V = வாயுவின் பருமனளவு.

வாயுக்களின் இயக்கக் கொள்கையின் மற்றொரு அடிக் கோளின்படி (ஆறாவது அடிக்கோள்) வாயுவின் பருமனளவை (*V*) கொள்கலத்தின் பருமனளவாகக் கொள்கின்றோம். கொள் கலத்தின் பருமனளவை ஒப்பிடுகையில், மூலக்கூறுகளின் மொத்த பருமனளவு மிகக் குறைவாக உள்ளதால் இதனை தள்ளி விடுகிறோம்.

ஒவ்வொரு மூலக்கூறுக்கும் சிறிதளவு பருமன் உண்டு. வாயுவிலுள்ள எல்லா மூலக்கூறுகளையும் ஒன்று சேர்த்தால், மூலக் கூறுகளின் மொத்தப் பருமனளவு கிடைக்கின்றது. கொள்கலத்தின் பருமனளவில் இந்தப் பருமனளவைக் கழித்து கிடைக்கும் பருமனளவே வாயுக்கள் இயங்குவதற்குக் கிடைக்கும் பருமனளவாகும்.

எனவே வாயுவின் உண்மை பருமனளவு கொள்கலத்தின் பருமனளவைவிடச் சற்று குறைவாக இருக்கும். இவ்விரு

பருமனளவிற்குமுள்ள வேறுபாட்டை b என்ற திருத்தக் கூற்றெண்ணுல் (correction factor) வாண்டெர்வால் குறிப்பிட்டார். இத் திருத்தக் கூற்றெண்ணை மூலக்கூறுகளின் இணைப்பருமனளவு (co-volume) எனவும் அழைக்கின்ருேம்.

இயல்நிலை வாயுவின் உண்மை பருமனளவு $\} = V - b$

V = கொள்கலத்தின் பருமனளவு

b = திருத்தக் கூற்றெண்

வாண்டெர்வால்ஸின் சமன்பாடு (Van der waal's equation)

இயல்நிலை வாயுக்கள் சீர்மை நிலையினின்றும் பிறழ்வதற்கான இரு காரணங்களையும் வாண்டெர்வால் விளக்கி, வாயுக்களின் பொதுச் சமன்பாட்டில் திருத்தங்களைச் செய்தார். இத் திருத்தங்களுடன் உள்ள சமன்பாடு **வாண்டெர்வால் சமன்பாடு** என அழைக்கப்படுகின்றது.

பொதுச் சமன்பாடு

$$PV = RT$$

வாண்டெர்வால் சமன்பாடு

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

P = வாயுவின் அழுத்தம்.

V = கொள்கலத்தின் பருமனளவு.

R = வாயு மாறிலி.

T = தனி வெப்பநிலை.

a = அழுத்தத் திருத்தக் கூற்றெண் மாறிலி.

b = பருமனளவு திருத்தக் கூற்றெண் மாறிலி.

வாயுக்களை நீர்மமாக்கல் (Liquisaction of gases)

பத்தொன்பதாம் நூற்ருண்டின் துவக்கத்தில் SO_2, H_2S, NH_3 போன்ற வாயுக்களை, அதிக அழுத்தத்திற்கு உட்படுத்திஞல் அவைகள் நீர்மநிலையை அடைவதைக் கண்டனர். ஆனுல் O_2, H_2, N_2 போன்ற வாயுக்கள் சாதாரண வெப்பநிலையில், மிக அதிக அழுத்தத்திலும், நீர்மநிலைக்குக் கொண்டுவர முடியவில்லை. எனவே இவ் வகை வாயுக்களை **நிரந்தர வாயுக்கள்** (permenant gases) என அழைத்தனர்.

ஆண்ட்ரூஸ் என்ற விஞ்ஞானி, ஒரு வாயு நீர்மநிலையை அடைவதற்கான நிலைமைகளை (conditions) கண்டறிந்தார். அவர் கார்பன்-டை-ஆக்சைடு வாயுவை ஆய்வுக்காக எடுத்துக்கொண்டு அவ் வாயுவின் வெப்பம், அழுத்தம், பருமன் ஆகிய மூன்றுக்கும் உள்ள தொடர்பைக் கண்டறிந்தார். அவருடைய ஆராய்ச்சியின் முடிவுகளிலிருந்து ஒவ்வொரு வாயுவிற்கும் **நிலைமாறு மாறிலிகள்** (critical constants) இருப்பதை உணர்ந்தார்.

நிலைமாறு வெப்பநிலை (Critical temperature)

எந்த வெப்ப நிலைக்கு மேல், எவ்வளவுதான் அழுத்தம் அதிகமாக இருப்பினும், ஒரு வாயு நீர்மநிலைக்கு மாறுதோ, அதுவே அந்த வாயுவின் நிலைமாறு வெப்பநிலை எனப்படும். இக் கருத்தின்படி ஒவ்வொரு வாயுவிற்கும் ஒரு குறிப்பிட்ட நிலைமாறு வெப்பநிலை உண்டு என்றுகிறது. வாயுவை நீர்ம நிலைக்கு மாற்ற அந்த வாயுவைக் குறைந்தது, அதன் நிலைமாறு வெப்ப நிலைக்குக் குளிரச் செய்ய வேண்டும்.

நிரந்தர வாயுக்களின் நிலைமாறு வெப்பநிலை, சாதாரண வெப்ப நிலையை விடக் குறைவாக இருப்பதால், அவற்றை அழுத்தத்திஞல் மட்டும் நீர்ம நிலைக்குக் கொண்டுவரமுடிவதில்லை. சில முக்கிய வாயுக்களின் நிலைமாறு வெப்பநிலை கீழே அட்டவணைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன.

வாயு	நிலைமாறு வெப்பநிலை
ஹீலியம்	— 267·8°C
ஹைட்ரஜன்	— 239·8°C
ஆக்சிஜன்	— 119°C
கார்பன்-டை-ஆக்சைடு	31·1°C
நீராவி	374°C

இக் கருத்தின்படி ஆக்சிஜன் வாயுவை நீர்மநிலைக்குக் கொண்டு வர அதனை குறைந்தது —119°C வெப்ப நிலைக்குக் குளிரச் செய்து அதன்பின் அழுத்தத்தை அதிகரிக்க வேண்டும். அதுபோன்றே நீராவியின் வெப்ப நிலை 374°Cக்கு மேலிருப்பின், அதன் அழுத்தத்தை அதிகரிப்பதால் மட்டும், நீர்ம நிலைக்கு மாற்ற முடியாது.

நிலைமாறு அழுத்தம் (Critical pressure)

நிலைமாறு வெப்ப நிலையிலுள்ள ஒரு வாயுவை, நீர்ம நிலைக்கு மாற்ற தேவைப்படும் அழுத்தத்திற்கு **நிலைமாறு அழுத்தம்** என்று பெயர். சில முக்கிய வாயுக்களின் நிலைமாறு அழுத்தங்கள் கீழே தரப்பட்டுள்ளன.

வாயு	நிலைமாறு அழுத்தம் வாயு மண்டல (P) அளவில்
ஹீலியம்	2·2
ஹைட்ரஜன்	12·8
ஆக்சிஜன்	49·7
கார்பன்-டை-ஆக்சைடு	72.8
நீராவி	218·5

இக் கருத்தின்படி ஆக்சிஜன் வாயுவை நீர்ம நிலைக்குக் கொண்டு வர அதனை —119°C வெப்ப நிலைக்குக் குளிரச் செய்து அதன் பின் அதனை 49·7 காற்று மண்டல அழுத்தத்திற்கு மேல், உட்படுத்த வேண்டும் என்பதாகும்.

நிலைமாறு பருமன் (Critical volume)

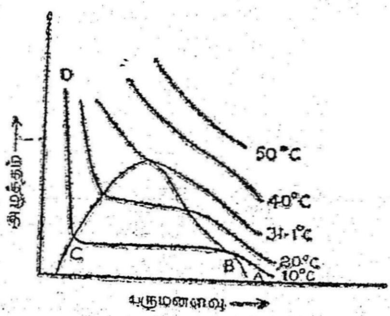
ஒரு மோல் வாயு, நிலைமாறு வெப்ப நிலையிலும், நிலைமாறு அழுத்தத்திலுமுள்ள பருமனளவிற்கு நிலைமாறு பருமன் என்று பெயர். சில வாயுக்களின் நிலைமாறு பருமன்கள் கீழே அட்டவணைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன.

வாயு	நிலைமாறு பருமனளவு
ஹீலியம்	61·5 க. செ. மீ.
ஹைட்ரஜன்	69·6 ,,
ஆக்சிஜன்	74.4 ,,
கார்பன்-டை-ஆக்சைடு	94·0 ,,
நீராவி	55·5 ,,

இக் கருத்தின்படி, ஒரு மோல் ஹீலியம் வாயு, $-267{\cdot}8°C$ வெப்ப நிலையிலும், 2·2 வாயு மண்டல அழுத்தத்திலும் 61·5 க.செ.மீ. பருமனளவு இருக்குமென்பதாகும்.

நிலைத் தொடர்ச்சி (Continuity of state)

மாறுத வெப்ப நிலையில் அழுத்தத்திற்கும், பருமனளவிற்கு முள்ள தொடர்பை காட்டும் வரைகோட்டிற்கு **சமவெப்ப நிலைக் கோடு (isotherm)** எனப் பெயர். கார்பன்-டை-ஆக்சைடின் நிலைமாறு வெப்ப நிலைக்குக் குறைவாகவும், அந்த வெப்ப நிலைக்கு அதிகமாகவும் உள்ள வெப்ப நிலைகளில், அதன் சம வெப்ப நிலைக் கோடுகளை ஒரே வரைபடத்தில் வரைந்தால் கீழ்க் கண்ட வரைபடம் கிடைக்கின்றது.



படம் 4.

இந்த வரைபடத்திலுள்ள *ABCD* என்ற 10°C வெப்ப நிலைக்கோட்டில் *AB* என்ற பகுதி, அழுத்தம் அதிகரிப்பதால் கார்பன்-டை-ஆக்சைடு வாயுவின் பருமனளவில் ஏற்படும் மாறுதலைக் குறிக்கின்றது. *B* என்னுமிடத்தில் கார்பன்-டை-ஆக்சைடு வாயு, நீர்மமாக மாறத் தொடங்குகிறது. நீர்மத்தின் அடர்த்தி வாயுவின் அடர்த்தியைவிட அதிகமாக இருப்பதால், பருமனளவு வேகமாகக் குறைந்து வருகின்றது. *C* என்னுமிடத்தில் வாயு முற்றிலும் நீர்ம நிலையை அடைகின்றது. நீர்ம நிலையிலுள்ள கார்பன்-டை-ஆக்சைடின் மேல், அழுத்தம் அதிகரிக்கும்பொழுது மிகச் சிறிய அளவில் பருமனளவு மாறுவதை *CD* என்ற கோடு காட்டுகின்றது.

இந்த சமவெப்ப நிலைக்கோட்டில் *AB* வாயுவின் நிலையையும் *BC* வாயுவும், நீர்மமுள்ள இயங்குச் சமநிலையையும், *CD* நீர்ம நிலையையும் காட்டுகின்றது. *BC* என்ற கோடு பருமனளவைக் குறிக்கும் அச்சுக்கு இணையாக இருப்பதால், நீர்மமும், வாயுவும் இயங்குச் சமநிலையிலிருக்கும்பொழுது, அழுத்தம் மாறுபடுவதில்லை எனத் தெரிகின்றது. இக் கோடு குறிக்கும் அழுத்தமே நீர்மத்தின் ஆவி அழுத்தம் எனக் கொள்ளலாம்.

படத்திலுள்ள சமவெப்ப நிலைக் கோடுகளை ஒப்பிடும் பொழுது, நிலைமாறு வெப்ப நிலையை நெருங்க, நெருங்க, வாயு,

நீர்மம் இவைகளின் பருமன் (எனவே அடர்த்தியும்) ஒன்றுக்கொன்று நெருங்கிக்கொண்டு வருகின்றதை படத்தில் காணலாம். நிலைமாறு வெப்ப நிலையில் நீர்ம நிலையின் பருமனளவும், வாயு நிலையின் பருமனளவும் சமமாக ஆகிவிடுவதை காண்கிறோம். இந் நிலையில் வாயுவின் அடர்த்தியும், நீர்மத்தின் அடர்த்தியும் சமமாக ஆகிவிடுகின்றது. எனவே வாயுவிற்கும், நீர்மத்திற்கும் எவ்வித வேறுபாடும் கிடையாது.

நிலைமாறு நிலையிலும், அதற்கு வெகு சமீபத்திலும், திரவமும், வாயுவும் வேறுபடும். வரம்பு மறைந்து விடுகின்றது. ஒரு நிலை மற்றொரு நிலைக்கு மாறும்பொழுது திடீரென்று மாருமல் தொடர்ச்சியாக மாறுகின்றது. இதனையே நிலைத் தொடர்ச்சி என்கிறோம்.

வாண்டெர்வால் சமன்பாடும் நிலைமாறு மாறிலிகளும் (Van der waal's equation and critical constants)

வாண்டெர்வாலின் சமன்பாட்டிலுள்ள மாறிலிகளுக்கும் நிலைமாறு மாறிலிகளுக்குமுள்ள தொடர்பை கணித ரீதியாக வருவிக்கலாம்.

இதன்படி,

$$Tc = \frac{8a}{27\,Rb}$$

$$Pc = \frac{a}{27\,b^2}$$

$$Vc = 3b$$

Tc = நிலைமாறு வெப்பநிலை.

Pc = நிலைமாறு அழுத்தம்.

Vc = நிலைமாறு பருமனளவு.

a, b = வாண்டெர்வால் சமன்பாட்டிலுள்ள மாறிலிகள்.

R = வாயு மாறிலி.

வாயுக்களை நீர்மமாக்கல் (Liquisaction of gases)

எந்த வாயுவையும், தக்க சூழ்நிலைகளை அமைத்து நீர்ம நிலைக்கு மாற்ற முடியும். வாயுவை அதன் நிலைமாறு வெப்ப நிலைக்குக் குளிரச் செய்து, அதன் பின் நிலைமாறு அழுத்தத்திற்கு மேலாக உள்ள அழுத்தத்திற்கு உட்படுத்தினுல் வாயு நீர்ம நிலையை அடைகின்றது. எனவே ஒரு வாயுவை நீர்ம நிலைக்கு மாற்ற,

(அ) தாழ்ந்த வெப்பநிலை

(ஆ) உயர்ந்த அழுத்தம்

என்ற இரு சூழ்நிலைகளை அமைக்க வேண்டும்.

சாதாரணமாக அதிக அழுத்தத்திற்கு உட்படுத்தப்பட்ட ஒரு வாயுவை, மிக நுண்ணிய துளை வழியாகக் குறைவான அழுத்தமுள்ள பகுதிக்குச் செலுத்தினால், வாயு குளிர்ச்சியடைவதை ஜோல், தாம்சன் என்ற இரு விஞ்ஞானிகள் கண்டறிந்தனர். இவ்வாறு வாயு குளிர்ச்சியடையும் விளைவிற்கு **ஜோல்-தாம்சன் விளைவு (Joul-Thomson's effect)** என்பர்.

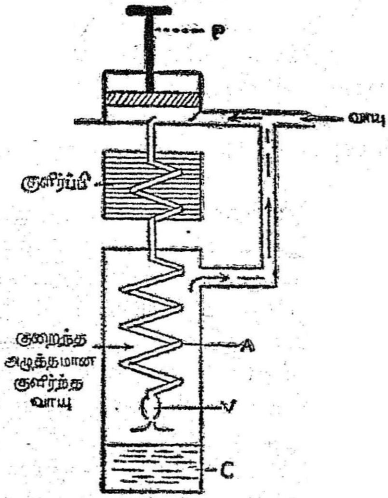
அதிக அழுத்தத்திலுள்ள வாயுவில், மூலக்கூறுகள் மிக நெருக்கமாக உள்ளன. இவ் வாயு குறைவான அழுத்த நிலையுள்ள பகுதியை அடையும்பொழுது, வாயு மூலக்கூறுகளிடையே யிருந்த ஈர்ப்புக் கவர்ச்சியை மீறிக்கொண்டு ஒன்றையொன்று பிரிந்து, அவற்றினிடையே அதிக இடைவெளியை ஏற்படுத்திக் கொள்கின்றன. இந்நிகழ்ச்சி நடைபெற ஆற்றல் தேவைப் படுகிறது. இந்த ஆற்றலை உடனடியாக வெளியிலிருந்து பெற முடியாத காரணத்தால், வாயு மூலக்கூறுகள், தங்களிடமுள்ள உள் ஆற்றலைப் பயன்படுத்திக் கொள்கின்றன. இவ் வகையில் சிறிதளவு ஆற்றலையிழந்த வாயு மூலக்கூறுகள் குளிர்ச்சி யடைகின்றன.

ஹைட்ரஜன், ஹீலியம் போன்ற வாயுக்களில் சாதாரண வெப்ப நிலையில், ஜோல்-தாம்சன் விளைவு ஏற்படுவதில்லை. ஒவ்வொரு வாயுவிற்கும், **திரும்பு வெப்பநிலை (inversion temperature)** யென்ற ஒரு வெப்பநிலை யுண்டு. அந்த வெப்ப நிலைக்குக் கீழாகத்தான் ஜோல்-தாம்சன் விளைவு ஏற்படுகின்றது. ஹைட்ரஜன், ஹீலியம் இவ்விரு வாயுக்களின் திரும்பு வெப்பநிலை முறையே $-80°C$, $-240°C$ ஆக உள்ளன. இந்த வெப்ப நிலைகளுக்கு இவ் வாயுக்களைக் குளிரச் செய்தபின் இவற்றையும் ஜோல்-தாம்சன் விளைவின் மூலம் குளிரச் செய்யலாம்.

லிண்டே முறை (Linde's process)

இம் முறையில் ஜோல்-தாம்சன் விளைவு பயன்படுத்தப் படுகின்றது. லிண்டே முறையில், வாயுவை ஒரு பம்பின் (*P*) உதவியைக் கொண்டு சுமார் 200 வாயு மண்டல அழுத்தத்திற்கு அழுத்தப்படுகின்றது. இந்த வாயு ஒரு குளிர்ப்பியின் வழியாகச் செல்லும்பொழுது குளிர்ச்சியடைகின்றது,

இவ்வாறு அதிக அழுத்தத்திலும், ஓரளவு குளிர்ச்சியுமடைந்த வாயு நீண்ட குழாயின் வழியாக (*A*) செல்கின்றது. இக் குழாயைச் சூழ்ந்துள்ள குளிர்ந்த வாயு, குழாயினுள் செல்லும் வாயுவை மேலும் குளிர்வடையச் செய்கின்றது.



படம் 5.

குழாயின் இறுதியிலுள்ள (*V*) வால்வின் வழியே வாயு வெளியேறி, அதன் அழுத்தம் குறைவடையும்பொழுது, ஜோல்-தாம்சன் விளைவால் மேலும் குளிர்வடைகின்றது. இம் முறையில் திரும்பத் திரும்ப அதே வாயு குளிர்வடைந்து, இறுதியில் நீர்மமாக (*C*) கொள்கலத்தில் சேகரிக்கப்படுகிறது.

கிளாட் முறை (Claude's process)

அதிக அழுத்தத்திலுள்ள ஒரு வாயுவை ஒரு பம்பின் உந்து தண்டை (piston) தள்ளச் செய்தால் அது தன்னிடத்தேயுள்ள உள் ஆற்றலைப் பயன்படுத்தி, செயல் (work) புரிகின்றது. இவ்வாறு ஆற்றலை வெளியிலிருந்து பெற முடியாத நிலையில் செயல்படுவதற்கு, வெப்பம் மாறாத நிலையில் விரிதல் (adiabatic expansion) என்று பெயர். இதனால் வாயு குளிர்ச்சியடைகின்றது.

இதனைப் பயன்படுத்தியும், ஜோல்—தாம்சன் விளைவைப் பயன்படுத்தியும், வாயுக்களை நீர்ம நிலைக்கு மாற்றும் முறைக்குக் கிளாட் முறை என்று பெயர்.

வினாக்கள்

(1) பொருள்களின் மூன்று நிலைகளையும், அவற்றின் தன்மைகளையும் விவரிக்க.

(2) வாயு நிலையைச் சார்ந்த விதிகள் யாவை?

(3) தனி வெப்பநிலை என்றால் என்ன? தனி வெப்ப நிலைக்கும், வாயுக்களின் பருமனளவு, அழுத்தம் இவற்றிடையே உள்ள தொடர்புகளை விளக்கிக் கூறுக.

(4) பாயில் விதியையும், சார்லஸ் விதியையும் விளக்குக. இவ் விதிகளிலிருந்து பொது வாயுச் சமன்பாட்டை வருவிக்க.

(5) வாயு மாறிலியின் மதிப்பை எந்த அலகுகளில் எவ்வாறு கணக்கிடலாம் என்பதை விளக்குக.

(6) டால்டனின் பகுதி அழுத்த விதியை வரையறுத்து விவரிக்க.

(7) பகுதி அழுத்தங்களுக்கும், மோல் பின்னங்களுக்குமுள்ள தொடர்பு யாது?

(8) கிரஹாம் வாயு பரவல் விதியை வரையறுத்து, அதன் பயன்களைக் கூறுக.

(9) வாயு இயக்கக் கொள்கையின் அடிக்கோள்களை விவரிக்க.

(10) இயக்கக் கொள்கையினின்று அடிப்படை இயக்கச் சமன்பாட்டை வருவிக்க.

(11) அடிப்படை இயக்கச் சமன்பாட்டிலிருந்து, பாயில் விதி, சார்லஸ் விதி, கிரஹாம் விதி, அவகேட்ரோ விதி முதலியவற்றை மெய்ப்பிக்கவும்.

(12) 'சீர்மை வாயுக்கள்', 'இயல் நிலை வாயுக்கள்' வரையறுக்க.

(13) இயல்நிலை வாயுக்கள் சீர்மை நிலையினின்றும் பிறழக் [காரண]ங்கள் யாவை?

(14) வாண்டெர்வால் சமன்பாட்டை எழுதி, அதனை [விளக்]குக.

(15) வரையறுக்க :—

(அ) நிலைமாறு வெப்பநிலை

(ஆ) நிலைமாறு அழுத்தம்

(இ) நிலைமாறு பருமன்

(16) ஆன்ட்ரூசின் ஆராய்ச்சிகளையும், அந்த ஆராய்ச்சிகளின் பயன்களையும் விவரிக்க.

(17) வாயுக்களை நீர்மநிலைக்கு மாற்றும் வினைகளின் தத்துவங்களை விவரிக்க.

(18) 'நிலைத் தொடர்ச்சி' என்றால் என்ன? தகுந்த சான்றுகளுடன் விளக்குக.

(19) வாயுக்களை நீர்மமாக்கும் முறைகளை விவரிக்க.

(20) நிலைமாறு மாறிலிகளுக்கும் வாண்டெர்வால் மாறிலிகளுக்குமுள்ள தொடர்பை விளக்குக.

(21) சிறு குறிப்பு வரைக :—

(அ) திரும்பு வெப்பநிலை.

(ஆ) ஜோல்-தாம்சன் விளைவு.

(இ) வெப்பம் மாறாத நிலையில் விரிவடைதல்.

(ஈ) சீர்மை வாயுக்கள்.

(உ) வாண்டெர்வால் சமன்பாடு.

(ஊ) தனி வெப்ப நிலை.

(எ) நிரந்தர வாயுக்கள்.

2. நீர்ம நிலை

(Liquid State)

நீர்மங்கள் (Liquids)

பொருள்களின் அமைப்பியல்புகளையொட்டி அவற்றை வாயுக்கள், நீர்மங்கள், திண்மங்கள் என்று மூன்று பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். சூழ்நிலைக்கேற்ப ஒரே பொருள் மூன்று நிலைகளிலும் இருக்க முடியும். நீர்ம நிலை மற்ற இரு நிலைகளுக்கு மிடையே உள்ள ஒரு நிலையாகக் கருதலாம்.

அழுத்தம், அல்லது வெப்ப மாறுபாட்டினால், நீர்மநிலையி லுள்ள பொருள்களின் பருமனளவு அதிக அளவில் மாறுதலடைவதில்லை. நீர்ம நிலையில் பொருளின் அடர்த்தி, வாயு நிலையிலுள்ள அடர்த்தியைவிட அதிகமாகவேயுள்ளது. இப் பண்புகள், நீர்ம நிலையில் மூலக்கூறுகள் மிக்க கூறுகள் மிக்க நெருக்கத்தில் உள்ளதைக் காட்டுகின்றது. மூலக்கூறுகள் மிக்க நெருக்கத்தில் அமைந்துள்ளதால் இந் நிலையில் மூலக்கூறு களிடையே கவர்ச்சி அதிக அளவில் காணப்படுகின்றது.

நீர்மங்கள் ஆவியாகுதல் (Vapourisation of liquids)

நீர்மங்கள் வாயுக்களைப் போலவே பாய்த்தன்மையைப் (fludity) பெற்றுள்ளன. பாய்மங்களின் இயக்கக் கொள்கைப்படி (Kinetic theory of fluids) நீர்மத்தின் மூலக்கூறுகள் ஒரே இடத் தில் நிலைத்தில்லாமல், இங்கும் அங்கும் அலைந்துகொண்டிருக்கும். மூலக்கூறுகளிடையே உள்ள கவர்ச்சியினாலும், அவைகள் ஒன்றுடன் ஒன்று மோதுவதினாலும், மூலக்கூறுகளின் வேகம் வெகுவாகத் தடைபடுகின்றது. ஆனபோதிலும் மூலக்கூறுகள் பல பக்கங்களில் நகருவதால், கொள்கலத்தின் சுவர்களிலும், நீர்மத்தின் மேற்பரப்பையும் மோதித் திரும்புகின்றன.

இவ்வாறு அலையும் மூலக்கூறுகளில் சில, சிறிதளவு, அதிக இயக்க ஆற்றல் பெற்றுள்ளவைகளாக இருக்கின்றன. இவை மூலக்கூறுகள், நீர்மத்தின் மேல் மட்டத்தை அடையும் பொழுது, பிற மூலக்கூறுகளின் கவர்ச்சி ஆற்றலையும் மீறிக் கொண்டு, நீர் மட்டத்தின் மேலுள்ள வெளியை (space) அடைகின்றன. இது தொடர்ந்து நடைபெறும் நிகழ்ச்சியாகும். நீர்மத்தின் மேல் மட்டத்திலிருந்து மூலக்கூறுகள் வெளியேறுவதை நீர்மம் **ஆவியாகுதல்** என்கிறோம்.

நீர்மத்தின் வெப்ப நிலையை அதிகப்படுத்தினால் மூலக்கூறுகளின் இயக்க ஆற்றல்களும் அதிகமடைகின்றன. இக் காரணத்தால், நீர்மத்தின் மேல் மட்டத்திலிருந்து வெளிக் கிளம்பும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் அதிகமாகின்றது.

ஆவி சுருங்குதல் (Condensation)

நீர்ம நிலையிலிருந்து விடுபட்டு வாயு நிலையை அடைந்த மூலக்கூறுகள் இயக்கக் கொள்கையின்படி இங்கும் அங்கும் அலைந்து கொண்டிருக்கின்றன. இவற்றுள் சில நீர்மத்தின் மேற்பரப்பில் மோதித் திரும்புகின்றன. ஆனால் சில மூலக்கூறுகள், நீர்மத்தின் மேற்பரப்பில் மோதி, நீர்மத்துடன் ஐக்கியமாகிவிடுகின்றன. இந் நிகழ்ச்சியையே சுருக்கு வினை (condensation reaction) என்கிறோம்.

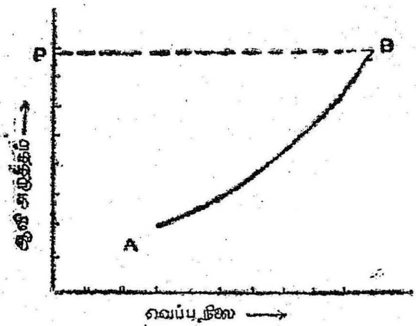
நீர்மம் ஆவியாகுதலும், ஆவி சுருங்குதலும், ஒருங்கே நிகழ்கின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு கண்ணாடி முகவையில் சிறிதளவு தண்ணீரை எடுத்துக்கொண்டு முகவையை ஒரு கண்ணாடித் தகட்டினால் மூடி வை. சிறிது நேரத்தில் நீரிலிருந்து மூலக்கூறுகள் வெளிக் கிளம்பி, நீரின் மட்டத்திற்கு மேலுள்ள இடத்தில் ஆவி நிலையிலிருக்கும். நேரம் செல்லச் செல்ல, ஆவி நிலையிலுள்ள மூலக்கூறுகளில் சில மூலக்கூறுகள் சுருக்கு வினைக்குட்பட்டு நீர்ம நிலையை அடைகின்றது. சிறிது நேரத்திற்குப் பிறகு, ஆவியாகுதல் வினையின் வேகமும், சுருக்கு வினையின் வேகமும் சமமாகின்றன. இந் நிலையை ஒரு இயக்குச் சமநிலையாகக் (dynamic equilibrium) கருதலாம்.

ஆவி அழுத்தம் (Vapour pressure)

இயங்குச் சமநிலையில் வாயு நிலையிலுள்ள மூலக்கூறுகள் பூரித நிலையிலுள்ளதாகக் கொள்ளலாம். இந்த மூலக்கூறுகள் கொள்கலத்தின் சுவர்களில் மோதுவதினால் ஏற்படும் அழுத்தமே **ஆவி அழுத்தம் (vapour pressure)** என்கிறோம். வெப்பநிலை

உயரும்பொழுது ஆவி அழுத்தமும் அதிகமாகின்றது. இதனை கீழ்கண்ட வரைபடத்தின் மூலம் அறியலாம்.

AB என்ற வரைகோடு, ஆவி அழுத்தத்தையும், வெப்ப நிலையையும், தொடர்புபடுத்தும் வரைகோடாக அமைகின்றது. இக் கோடு, வெளிக் காற்று மண்டல அழுத்தத்திற்குச் (*P*) சமமான நிலையை அடைந்தவுடன் முடிவு பெறுகின்றது.



படம் 6.

ஆவி அழுத்தமும் கொதி நிலையும்

ஒரு நீர்மத்தின் ஆவி அழுத்தம், வெளி மண்டல அழுத்தத்திற்குச் சமமாக இருக்கும் பொழுது நீர்மத்தின் அடித்தளத்திலிருந்து தொடர்ச்சியாக ஆவி குமிழ்கள் வெளி வருகின்றன. இந்த வெப்பநிலையைத்தான் நீர்மத்தின் கொதிநிலை என்கிறோம்.

வெளிக் காற்றழுத்தம் குறையுமானால், அதே சார்பளவில் நீர்மத்தின் கொதிநிலை குறைகின்றது. மலையுச்சிகளில் காற்று மண்டலத்தின் அழுத்தம் குறைவாக உள்ளது. எனவே மலை அடிவாரங்களில் உள்ளதைவிட மலை உச்சியில் நீர்மத்தின் கொதி நிலை குறைவாக உள்ளது. வெளி அழுத்தம் அதிகரித்தால், நீர்மத்தின் கொதிநிலை உயருமென்றும், வெளி அழுத்தம் குறைந்தால், நீர்மத்தின் கொதிநிலை குறையுமென்றும் கூறலாம்.

சாதாரணமாக, ஒரு குறிப்பிட்ட இடத்தில் வெளி மண்டல அழுத்தம் அதிக அளவில் மாறுதல் அடைவதில்லை. இதன் தொடர்பாக நீர்மத்தின் கொதிநிலையும் மாறுதல் அடைவதில்லை. நீர்மத்தை அதன் கொதிநிலைக்கு மேல் வெப்பப் படுத்தினால், அதன் வெப்பநிலை மாறாமல், கொதித்தல் விரைவாக்கப்படுகின்றது.

கரைசல்கள் (Solutions)

முகவையில் சிறிதளவு நீரை எடுத்துக்கொண்டு, அதில் சிறிதளவு சர்க்கரையைக் கலந்தால், சர்க்கரை கண்ணுக்குப் புலப்படாமல் நீருடன் ஐக்கியமாகி விடுகின்றது. கலவை

ஒருபடித்தான (homogeneous) நிலையிலுள்ளது. இதனை சர்க்கரைக் கரைசல் என்கிறோம். இக் கரைசலில் சர்க்கரைத் துகள்களைக் காண முடியாவிடினும் அதன் இனிப்புத் தன்மை, சர்க்கரை அதிலுள்ளதை உணர்த்துகிறது.

இரண்டு பொருள்கள், ஒன்றுடன் ஒன்று இரண்டறக் கலந்து, ஒருபடித்தான நிலைமையாக இருந்தால் அதனைக் கரைசல் என்கிறோம். கரைசலை ஒருபடித்தான நிலைமையிலுள்ள கலவை யெனவும் கூறலாம். இது கலவையாகையால் கரைசலிலுள்ள பொருள்களின் விகிதம் ஒரு குறிப்பிட்ட அளவுக்குள் மாறமுடியும்.

கரைசலில் இரு பகுதிப்பொருள்கள் உள்ளன. அவையாவன:

(அ) கரைபொருள்
(ஆ) கரைப்பான்

ஒரு திண்மப் பொருள் அல்லது வாயுப்பொருள் ஒரு நீர்மத்தில் கரைந்திருந்தால், திண்மை அல்லது வாயுப் பொருளை கரைபொருளென்றும், நீர்மப் பொருளை கரைப்பான் என்றும் அழைக்கலாம்.

ஒரு நீர்மம் மற்றொரு நீர்மத்தில் கரையும்பொழுது, அவற்றின் அளவுக்கேற்ப ஒன்றை கரைபொருளென்றும், மற்றதை கரைப்பானென்றும் அழைக்கிறோம். எடுத்துக் காட்டாக, 10 க.செ.மீ. ஆல்கஹால், 90 க.செ.மீ. நீரில் கலந்திருந்தால் ஆல்கஹாலை கரைபொருளென்றும், நீரை கரைப்பான் எனவும் கொள்கிறோம்.

பொதுவாக, கரைசலிலுள்ள பகுதிப் பொருள்களில், எந்தப் பொருள் குறைவான அளவில் உள்ளதோ அதனை கரைபொருளென்றும், மற்றதை கரைப்பானென்றும் கொள்வது மரபு.

கரைப்பான், கரைபொருள் இவற்றின் பௌதீக நிலைக்கேற்ப கணித முறைப்படி, ஒன்பது வகைக் கரைசல்கள் இருக்க வாய்ப்புகளுண்டு. அவற்றில், நீர்மத்தை மட்டும் கரைப்பானாக எடுத்துக்கொண்டால் கீழ்க்கண்ட மூன்று வகைக் கரைசல்கள் கிடைக்கின்றன.

(அ) வாயு, நீர்மத்தில் கரைந்த கரைசல்
(ஆ) நீர்மம், நீர்மத்தில் கரைந்த கரைசல்
(இ) திண்மம், நீர்மத்தில் கரைந்த கரைசல்

வாயு, நீர்மக் கரைசல் (Gases in liquids)

அனேகமாக எல்லா வாயுக்களும் நீர்மங்களில் கரைகின்றன. ஆனால் ஒரு வாயுவின் கரைதிறன், வாயுவின் தன்மை, நீர்மத்தின் தன்மை, வாயுவின் அழுத்தம் அதன் வெப்பநிலை முதலியவற்றை பொருத்திருக்கும்.

நீரில் எல்லா வாயுக்களும் கரையுமாயினும், அவற்றின் கரை திறனுக்கேற்ப இரு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். ஹைட்ரஜன் குளோரைடு, அம்மோனியா போன்ற வாயுக்கள் நீரில் மிக அதிக அளவில் கரைகின்றன. இவை நீருடன் வேதி விணைகளில் பங்கு பெறுவதினால்தான் மிக்க அதிக அளவில் கரைகின்றன. ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு, நீரில் கரைந்து ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தையும், அம்மோனியா வாயு, நீரில் கரைந்து அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடையும் தருகின்றன. பொதுவாக கரைபொருளுக்கும், கரைப்பானுக்கும் அதிக அளவில் வேதி ஒற்றுமையிருப்பின் கரைதிறன் அதிக அளவில் இருக்கின்றதெனக் கொள்ளலாம்.

ஓர் வாயு, ஓர் நீர்மத்துடன் இயக்கச் சமநிலையில் இருந்தால், நீர்மத்தில் அவ் வாயு, பூரித கரைசல் நிலையிலுள்ளதாகக் கொள்ளலாம். இந் நிலையில்தான் வாயுவின் கரைதிறன் கணக்கிடப்படல் வேண்டும். ஒரு வாயுவின் கரைதிறனுக்கும், அவ் வாயுவின் அழுத்தத்திற்குமுள்ள தொடர்பை வில்லியம் ஹென்றி என்ற விஞ்ஞானி விரிவாக ஆராய்ந்து, அவரது முடிவுகளை ஒரு விதியாக வெளியிட்டார்.

ஹென்றி விதி (Henry's law)

மாறுத வெப்ப நிலையில், ஒரு குறிப்பிட்ட பருமனுள்ள நீர்மத்தில் கரையக்கூடிய வாயுவின் எடையும் அவ் வாயுவின் அழுத்தமும் ஒன்றுக்கொன்று நேர் விகிதத்தில் இருக்கும்.

இவ் விதியைக் கணித முறையில்,

$$m \propto P$$

எனக் குறிக்கலாம்.

அல்லது $m = k \times P$

m = ஒரு குறிப்பிட்ட பருமனளவில் கரைந்துள்ள வாயுவின் எடை

k = மாறிலி (ஹென்றி மாறிலி)

P = வாயுவின் அழுத்தம்

ஹென்றி விதியின் வரம்புகள் (Limitations of Henry's law)

வாயு நீர்மத்துடன் வேதி வினையில் பங்கு பெறின் இவ் விதி பொருந்துவதில்லை. எடுத்துக்காட்டாக, அம்மோனியா வாயு நீரில் கரையும்பொழுது வேதி வினையில் பங்கேற்று அம்மோனியாவையும் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலையும் தருகின்றது.

$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4OH$$

இவ் விதி, இவ் வகை வாயுக்களுக்குப் பொருந்துவதில்லை.

வெப்பநிலை மிகக் குறைவாக உள்ள நிலையிலும், அதிக அழுத்த நிலையிலும், ஹென்றி விதி பொருந்துவதில்லை.

எனவே சாதாரண வெப்ப நிலையிலும், அழுத்தத்திலும் ஓரளவு கரையும் வாயுக்களுக்கே ஹென்றி விதி பொருந்தும்.

வாயு விதிகளின் படியும், அவகேட்ரோ விதியின் படியும், வாயுவின் பொருண்மை, அதன் பருமனுக்கும் அழுத்தத்திற்கும், நேர் விகித சமமாக இருக்கும். இதனை கருத்தில் கொண்டு ஹென்றி விதியை கணித முறையில் மற்றொரு விதமாகவும் உணர்த்தலாம்.

$$m \propto P \times V$$

$$m = k_1 \times P \times V$$

$k_1 =$ ஒரு மாறிலி

ஆனால் ஹென்றி விதியின்படி,

$$m = K \times P$$

எனவே, $k_1 \times P \times V = k \times P$

$$V = k \times P/P \times k_1$$

$$= \frac{k}{k_1}$$

k, k_1 இவ்விரண்டும் மாறிலிகளாகையால் k/K_1 என்பது ஒரு மாறிலியாகும். $k/k_1 = K^1$.

எல்லா அழுத்தங்களிலும், ஒரு குறிப்பிட்ட பருமனளவுள்ள நீர்மத்தில் கரையும் வாயுவின் பருமனளவு ஒரே அளவாயிருக்கும்.

கரைசலில் வாயுவின் பொருண்மையும், அதன் அடர்பும் (concentration) நேர் விகித சமமாயிருக்கும். மேலும் வாயுவின் அழுத்தமும், வாயுவின் அடர்வும் நேர்விகித சமமாயிருக்கும்.

அதாவது,

$m \propto$ கரைசலில் வாயுவின் அடர்வு

$P \propto$ வாயு நிலையில் வாயுவின் அடர்வு

எனவே,

$$\frac{m}{P} = \frac{\text{கரைசலில் வாயுவின் அடர்வு}}{\text{வாயுநிலையில் வாயுவின் அடர்வு}}$$

ஆனால் ஹென்றி விதிப்படி,

$$m = kP$$

அல்லது, $k = \frac{m}{P}$

எனவே, $$\frac{\text{கரைசலில் வாயுவின் அடர்வு}}{\text{வாயுநிலையில் வாயுவின் அடர்வு}} = k$$

நீர்ம-நீர்மக் கரைசல்கள் (Liquids in liquids)

ஒரு நீர்மம், மற்றொரு நீர்மத்துடன் கரையும்பொழுது, நீர்மத்தின் கரை திறனை அடிப்படையாகக் கொண்டு, இரு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். அவையாவன :

(அ) பகுதி அளவில் கலக்கும் நீர்மங்கள்

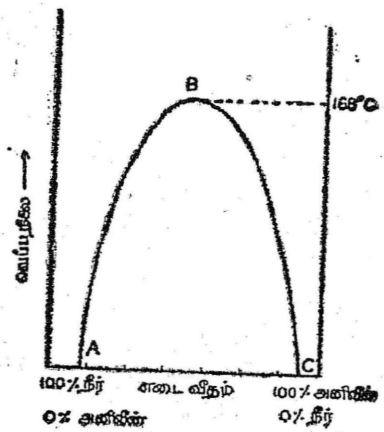
(ஆ) முற்றிலும் கலக்கும் நீர்மங்கள்

(அ) பகுதி அளவில் கலக்கும் நீர்மங்கள் (Partially mixible liquids): ஒரு நீர்மத்தின் ஒரு பகுதி மட்டுமே மற்றொரு நீர்மத்தில் கரையும் தன்மையுள்ள இணைகளை எடுத்துக்கொண்டு ஆராயும் பொழுது, நீர்மத்தின் கரை திறன் வெப்ப நிலையைப் பொறுத்து உள்ளது என்பதை அறிகிறோம். ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில் பகுதி அளவில் கரையும் நீர்ம இணைகள், முற்றிலும் கரையும் நீர்ம இணையாக மாறுகின்றது. எந்த வெப்ப நிலையில் இம் மாறுதல் ஏற்படுகின்றதோ, அதற்கு **நிலைமாறு கரைசல் வெப்பநிலை** (critical solution, temperature) எனப் பெயர்.

நிலைமாறு கரைசல் வெப்பநிலையின் தன்மைக்கேற்ப மூன்று வகை பகுதி கலவையுறு நீர்ம இணைகளைத் தகுந்த எடுத்துக் காட்டுகளுடன் அறியலாம்.

(i) மேல் வரம்பு, நிலைமாறு கரைசல் வெப்பநிலை வகை (maximum critical solution temperature type): **அனிலின் - நீர்** (Aniline - water) இணையை இவ் வகைக்கு எடுத்துக்காட்டாகக் கொள்ளலாம். வெவ்வேறு வெப்பநிலைகளில், **அனிலீனில்**

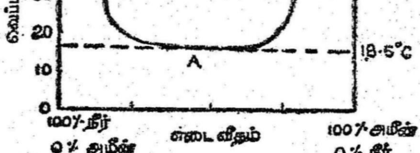
நீர் கரைவதையும், நீரில் அனிலீன் கரைவதையும் ஒரே வரைபடத்தில் வரைந்தால் இந்த இணையின் மேல் வரம்பு நிலைமாறி கரைசல் வெப்பநிலை அறியப்படுகின்றது.



படம் 7.

படத்தில் *AB* என்ற வரைகோடு நீரில், அனிலீன் கரைவதையும், *CB* என்ற கோடு அனலீனில் நீர் கரைவதையும் காட்டுகின்றன. இரு வளைகோடுகளும் *B*-யில் சந்திக்கின்றன. இப் புள்ளிக்கு மேல், அனிலீனும் நீரும் எந்த விகிதத்திலும் கரைகின்றன. இந்த வெப்பநிலையை மேல் வரம்பு நிலைமாறி கரைசல் வெப்பநிலை என்கிறோம்.

(ii) **கீழ்வரம்பு நிலைமாறு கரைசல் வெப்பநிலை வகை** (Minimum critical solution temperature type): ட்ரை ஈத்தைவ் அமீன் - நீர் (triethyl amine-water) இணையை இவ் வகைக்குச் சிறந்த எடுத்துக்காட்டாகக் கொள்ளலாம். வெவ்வேறு வெப்பநிலைகளில், இவ்விரு நீர்மங்களும், ஒன்றுடன் ஒன்று கலக்கும் சதவிகிதங்களை ஒரு வரைபடத்தில் வரைந்தால் கீழ்க் கண்டதொரு வரைபடம் கிடைக்கின்றது.

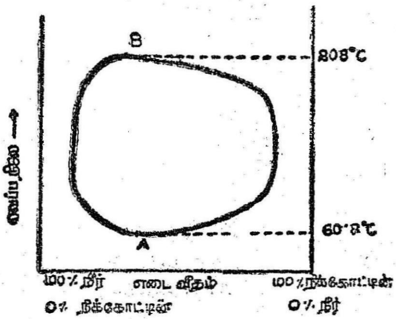


படம் 8.

படத்தில் *AB* வளைகோடு நீரில் அமீன் கரைவதையும், *AC* வளைகோடு அமீனில் நீர் கரைவதையும் காண்பிக்கின்றன. இரு வளைகோடுகளும், *A*-யில் சந்திக்கின்றன. *A* என்ற புள்ளி 18·5°C வெப்பநிலையைக் குறிக்கின்றது. படத்தில் கண்டுள்ளபடி, இந்த வெப்பநிலைக்குக்

குறைவாக இருப்பின் இரு நீர்மங்களும், எல்லா விகிதங்களிலும் கரைகின்றன. இந்த வெப்பநிலையை இந்த இணையின் கீழ் வரம்பு, நிலைமாறு கரைசல் வெப்பநிலை என்கிறோம்.

(iii) **மேல்வரம்பு, கீழ்வரம்பு, நிலைமாறு கரைசல் வெப்பநிலை வகை :** நிக்கோட்டின்-நீர், நீர்மங்களின் இணையில், ஒரு மேல் வரம்பு நிலைமாறு வெப்ப நிலையும், ஒரு கீழ்வரம்பு நிலை மாறு வெப்பநிலையும் காணப் படுகின்றது. இந்த இணையின் தன்மையை கீழ்க்கண்ட வரைபடம் உணர்த்து கின்றது.



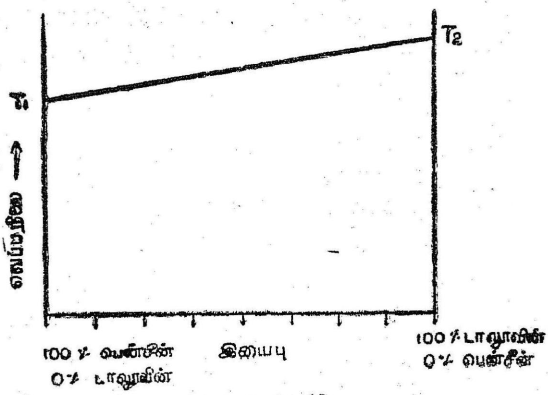
படம் 9.

படத்தில் கண்டுள்ளபடி *A* புள்ளிக்குக் கீழுள்ள வெப்ப நிலையிலும், *B* புள்ளிக்கு மேலுள்ள வெப்ப நிலையிலும் நிக்கோட்டினும் நீரும் எந்த விகித அளவிலும் கரைகின்றன. *A*, *B* புள்ளிகளை முறையே, கீழ்வரம்பு நிலைமாறு கரைசல் வெப்ப நிலையென்றும், மேல் வரம்பு நிலைமாறு கரைசல் வெப்பநிலை என்றும் கூறுகிறோம்.

(ஆ) **முற்றிலும் கலக்கும் நீர்மங்கள்** (Completely mixcible liquids): ஒரு நீர்மம், மற்றொரு நீர்மத்தில் எந்த விகிதத்திலும் கலந்து ஒருபடித்தான கலவையைக் கொடுக்கும் இணைகள் இவ் வகையைச் சாரும். இவ் வகை இணைகளின் கொதிநிலைகளைக் கண்டறியும் பொழுது இவ் வகையையும் மேலும் மூன்று பிரிவுகளாகப் பகுக்கலாம். ஒவ்வொரு பிரிவையும் தகுந்த எடுத்துக்காட்டுகளுடன் விளக்கலாம்.

(i) **கொதிநிலை சீராக உயரும் வகை :** பென்சீனும், டாலுவீனும், எல்லா விகிதங்களிலும் கலந்து ஒருபடித்தான கலவையைக் கொடுக்கின்றது. கலவையிலுள்ள நீர்மங்கள் ஆவியாகி, ஆவிகளின் கலவை, நீர்மக் கலவையின் மட்டத்திற்கு மேலிருக்கும். இந்த ஆவிக் கலவையின் மொத்த அழுத்தம், பகுதி ஆவி அழுத்தங்களின் கூட்டுத் தொகையாகும். ஆவி அழுத்தத்திற்கும், நீர்மத்தின் கொதி நிலைக்கும், நேரடியான தொடர்பு உள்ளது. ஒரு நீர்மத்தின் ஆவி அழுத்தம் எப்பொழுது வெளி அழுத்தத்திற்குச் சமமாக இருக்கின்றதோ அப்பொழுது நீர்மம் கொதிநிலையை அடைகின்றது.

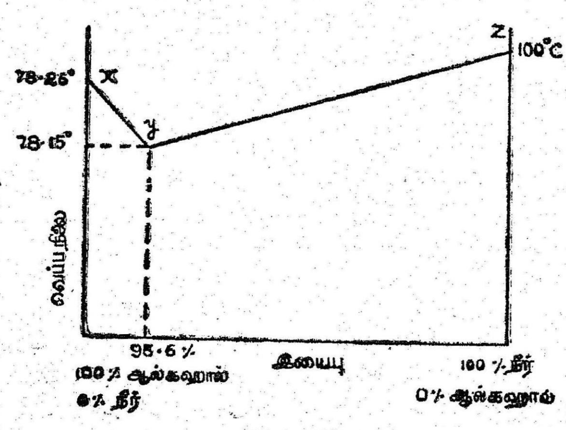
கலவைகளின் இயைபுகளையும் (compositions) அவற்றின் கொதிநிலைகளையும் ஒரு வரைபடத்தில் காட்டினால் அதன் அமைப்பு கீழ்க்கண்டவாறு உள்ளது.



படம் 10.

தூய பென்சீன் T_1°C வெப்பநிலையிலும், தூய டாலூவின் T_2 வெப்ப நிலையிலும் கொதிக்கின்றன. இரு நீர்மங்களும் கலந்துள்ள கலவையின் கொதிநிலை அதன் இயைபுக்கேற்ப உள்ளதை T_1, T_2 இரண்டையும் இணைக்கும் கோட்டிலிருக்கும்.

(ii) **கீழ்மட்ட கொதிநிலை கொண்ட அமைப்பு:** ஈத்தைல் ஆல்கஹாலும், நீரும், எவ்விகிதத்திலும் எளிதில் கலக்கின்றன. இந்த இணையின் பல்வேறு இயைபுகளைக் கொண்ட கலவைகளின் கொதிநிலையைக் காட்டும் வரைபடம் கீழே தரப்பட்டுள்ளது.

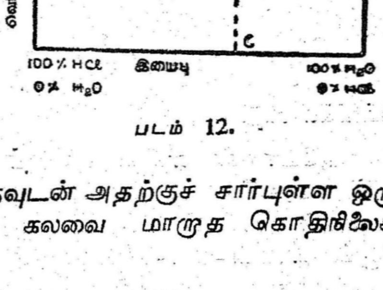


படம் 11.

தூய ஈத்தைல் ஆல்கஹாலின் கொதிநிலை 78·26. இதனுடன் நீரைத் தொடர்ந்து சேர்க்கையில் கொதிநிலை குறைந்து 78·15°Cஐ அடைகின்றது. இந் நிலையில் இக் கலவையில் 95·6 சதவீதம் ஆல்கஹாலும், 4·4 சதவீதம் நீரும் உள்ளது. மேலும் கலவையில் நீர் சேர்க்கும்பொழுது கொதிநிலை 78·15-லிருந்து சீராக அதிகரித்து தூய நீரின் கொதிநிலை 100°C அடைகின்றது. இந்த இணையில் ஏற்படும் கொதிநிலை மாறுதல்களை வரைபடத்திலுள்ள *x*. *y*, *z* கோடு காட்டுகின்றது.

இவ் வகை இணையின் கலவையைக் காய்ச்சி வடித்தால், குறைந்த கொதிநிலை யுடைய கலவையே இறுதியில் கிடைக்கின்றது. இந்த குறைந்த கொதிநிலையுள்ள கலவைக்கு **மாறா கொதிநிலைக் கலவை** (constant boiling mixture) என அழைக்கிறோம்.

(iii) **மேல்மட்ட கொதிநிலை கொண்ட அமைப்பு:** ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலமும், நீரும் எல்லா விகிதங்களிலும் கலக்கும் நீர்ம இணையாகும். இந்த இணையின் பல்வேறு இயைபுகளின் கொதிநிலை வரைபடத்திலிருந்து இதுவும் மாறாத கொதிநிலைக் கலவை கொடுக்கக்கூடியதென அறியலாம்.



படம் 12.

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமில-நீர் கலவையைத் தொடர்ந்து காய்ச்சி வடித்தால், படத்தில் காட்டியுள்ளபடி (*y*) ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையை அடைந்தவுடன் அதற்குச் சார்புள்ள ஒரு குறிப்பிட்ட (*c*) இயைபுள்ள கலவை மாறாத கொதிநிலைக் கலவையைக் கொடுக்கின்றது.

மாறா கொதிநிலைக் கலவையை சிதைத்தல்

ஒரு நீர்ம இணை மாறா கொதிநிலைக் கலவையைக் கொடுத்தால், அதனை பின்னக் காய்ச்சி முறையே பகுதிப் பொருள்களாகப் பிரிக்க முடியாது. இவ் வகைக் கலவையை சிதைத்து, தூய நீர்மப் பகுதிகளையடைய பல்வேறு வழிகள் பின்பற்றப்படுகின்றன. அவற்றுள் முக்கியமானவைகளாவன:

(i) வேதிய முறை

(ii) மூன்ருவது பொருள் ஒன்றுடன் சேர்த்து காய்ச்சி வடித்தல்

(iii) வேருக்கிப் பகுத்தல்.

(i) ஈத்தைவ் ஆல்கஹால்-நீர், இணையின் மாருத கொதிநிலை கலவையைப் பிரித்தெடுக்கக் கலவையுடன் சுட்ட சுண்ணும்பு (கால்சியம் ஆக்ஸைடு) சேர்க்கப்படுகின்றது. சுட்ட சுண்ணும்பு நீருடன் வினையுற்று கலவையிலிருந்து நீரை பிரித்து விடுகின்றது.

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

இவ் வினைக்குப்பின் மீதமுள்ள நீர்மத்தை காய்ச்சி வடித்தால் தூய ஈத்தைவ் ஆல்கஹால் கிடைக்கின்றது.

(ii) ஆல்கஹாலும் நீரும் கலந்துள்ள மாரு கொதிநிலை கலவையுடன் சிறிதளவு பென்சீனைக் கலந்து காய்ச்சி வடித்தால் 65°C வெப்பநிலையில், ஒரு கொதிநிலை மாரு கலவையும், 68°C வெப்பநிலையில் மற்ருெரு கொதிநிலை மாரு கலவையும், 78·26°C வெப்பநிலையில் தூய ஆல்கஹாலும் கிடைக்கின்றன.

(iii) மாருத கொதிநிலைக் கலவையுடன், ஒன்றுடன் ஒன்று கலவாத நீர்மக் கலவையை சேர்த்து கலக்கினுல் நீர்ம அடுக்குகளில் மாருத கொதிநிலை கலவையிலுள்ள பகுதிப் பொருள்கள் வெவ்வேறு அளவில் பிரிந்து நிற்கின்றன. நீர்ம அடுக்குகளைப் பிரித்தெடுத்து மாருத கொதிநிலை கலவையின் பகுதிப் பொருள்களை தூய நிலைகளில் பெறலாம். இம் முறை பெட்ரோலியம் கலவையைப் பிரித்தெடுப்பதில் பயன்படுகிறது.

பிரிவினை விதி (Partition law)

அயோடின் என்ற கனிமத் தனிமப் பொருள் நீரில் மிகச் சிறிய அளவே கரையக்கூடியது. ஆனுல் இந்தத் தனிமப் பொருள் கார்பன்-டை-சல்ஃபைடு நீர்மத்தில் எளிதில் கரையும். நீரும் கார்பன்-டை-சல்ஃபைடும் ஒன்றுடன் ஒன்று கலக்காமல் இருக்கக்கூடிய தன்மையுடையவை.

நீர், கார்பன்-டை-சல்ஃபைடு, அயோடின் மூன்றையும் ஒரு பிரிபுனலில் ஒன்ருகச் சேர்த்து சிறிது நேரம் குலுக்கிய பிறகு, பிரிபுனலைத் தாங்கியில் நிலையாக வைத்திருந்தால், நீரும், கார்பன்-டை-சல்ஃபைடும், இரு நீர்ம அடுக்குகளாகப் பிரிந்து நிற்கும். இரண்டு நீர்ம அடுக்குகளிலும் அயோடின் கரைந்துள்ளதை அவைகளின் நிறங்களிலிருந்து அறியலாம்.

ஆனபோதிலும், கார்பன்-டை-சல்ஃபைடு நீர்மத்தில், அயோடின் அதிக அளவிலும், நீரில் சிறிதளவு கரைந்துள்ளதும் அவற்றின் நிறங்களிலிருந்து அறியலாம். நீரிலும், கார்பன்-டை-சல்ஃபைடிலும், அயோடினின் அடர்வை (concentration), செறிவு தெரிந்த (standard solution) சோடியம் தயோசல்ஃபேட் கரைசலுடன், தரம் பார்க்கும் முறையில் (titration) சோதனை செய்து கணக்கிடலாம்.

நேர்ன்ஸ்ட் என்பவர், முற்றிலும் கலக்காமலோ அல்லது சிறு பகுதி கலந்தோ உள்ள இரு நீர்ம அடுக்குகளுடன், இரண்டிலும் கரையும் மூன்றாவது பொருளைச் சேர்த்து, அது இரு அடுக்குகளிலும் எந்த விகிதத்தில் பிரிந்து நிற்கும் என்பதைப் பல சோதனைகள் செய்து கணக்கிட்டார். அவர் தன்னுடைய ஆய்வுகளின் முடிவை ஒரு விதியாக வெளியிட்டார். அதற்கு **நேர்ன்ஸ்ட் பங்கீடு அல்லது பிரிவினை விதி** (Nernst distribution or Partition law) என்று பெயர்.

நேர்ன்ஸ்ட் பிரிவினை விதி

'முற்றிலும் கலக்காமலோ அல்லது சிறு பகுதி கலந்தோ உள்ள இரு நீர்ம அடுக்குகளுடன், இரண்டிலும் கரையும் மூன்றாவது பொருளைச் சேர்த்தால் அது இரு அடுக்குகளிலும், ஒரு குறிப்பிட்ட விகிதத்தில் பிரிந்து நிற்கும். மாறுத வெப்பநிலையில், ஒரு சமநிலையடைந்தவுடன், இரு திரவ அடுக்குகளிலுமுள்ள மூன்றாவது பொருளின் அடர்வுகளின் (concentration) விகிதம், எடுத்துக் கொண்ட எடைக்குத் தொடர்பில்லாமல், ஒரு குறிப்பிட்ட எண்ணாக இருக்கும்.'

இதே விதியை ஒரு சமன்பாடாகவும் எழுதலாம். மூன்றாவது பொருளின் அடர்வுகளை இரு நீர்மங்களிலும் C_1, C_2 எனக் கொண்டால்,

$$\frac{C_1}{C_2} = K$$

K என்பது ஒரு மாறிலியாகும்.

படம் 13.

இந்த மாறிலி, பங்கீடு குணகம் (distribution coefficient) அல்லது பிரிவினைக் குணகம் (partition coefficient) என்று அழைக்கப்படும்.

நிபந்தனைகள்:

பிரிவினை விதியின்படி, சேர்க்கப்பட்ட கரைபொருளின் அடர்வுகளின் விகிதம் ஒரு மாறிலியாக அமையச் சில நிபந்தனைகள் உள்ளன.

(1) வெப்பநிலை மாறாத நிலையில் இருக்க வேண்டும்.

(2) மூன்றாவதாகச் சேர்க்கப்பட்ட கரைபொருள் இரண்டு நீர்மங்களிலும் கரைந்து, ஓர் இயங்குச் சமநிலையை அடைந்திருக்க வேண்டும்.

(3) கரைபொருளின் அடர்வு, எந்த நீர்மத்திலும் மிக அதிகமாக இருக்கக்கூடாது.

(4) கரைபொருளைக் கலந்தவுடன் நீர்ம அடுக்குகளிடையே யுள்ள கரையும் தன்மை மாறாமலிருக்க வேண்டும்.

(5) கரைபொருள், நீர்ம அடுக்கினில் கரையும்பொழுது அதனுடைய மூலக்கூறுகள் ஒன்று சேராமலோ (association) அல்லது பிரியாமலோ (dissociation) அல்லது கரைப்பானுடன் வேதிக்கூட்டுச் சேராமலோ இருக்க வேண்டும்.

பிரிவினை விதி எந்த இரண்டு நிலைமைகளிலும் (phases) மூன்றாவது பொருள் பிரிந்திருக்கும் தன்மைக்கும் பொருந்தும். வாயுவின் கரைதிறனுக்கும், அதன் அழுத்தத்திற்கும் உள்ள தொடர்பை விவரிக்கும் ஹென்றியின் விதியை, பிரிவினை விதியின் மற்றொரு வடிவமாகக் கருதலாம்.

வினாக்கள்

(1) நீர்மநிலைக்கும் மற்ற நிலைக்குமுள்ள ஒற்றுமை, வேற்றுமைகள் யாவை?

(2) நீர்மங்கள் 'ஆவியாகுதலையும்,' 'ஆவி சுருங்குதலையும்' விவரிக்க.

(3) 'ஆவி அழுத்தம்' என்றால் என்ன? ஆவி அழுத்தத்திற்கும், நீர்மத்தின் கொதி நிலைக்குமுள்ள தொடர்பு யாது?

(4) 'கரைப்பான்', 'கரைபொருள்' விளக்குக.

(5) ஹென்றி விதியை வரையறுக்க.

(6) ஹென்றி விதியை, மற்ற விதிகள் அல்லது கோட்பாடுகளுடன் இணைத்து காணும்பொழுது வேறு எம் முறைகளில் வரையறுக்கலாம்?

(7) ஹென்றி விதியின் வரம்புகளை விளக்கி எழுதுக.

(8) நிலைமாறு கரைசல் வெப்பநிலை என்றால் என்ன? தகுந்த எடுத்துக்காட்டுகளுடன் விளக்குக.

(9) மாறாத் கொதிநிலைக் கலவை என்றால் என்ன? தகுந்த சான்றுகள் தந்து விளக்குக.

(10) ஈத்தைவ் ஆல்கஹாலும், நீரும் கலந்துள்ள மாறாத கொதிநிலைக் கலவையின் பகுதிப் பொருள்களை எவ்வகைகளில் பிரித்து தூய நிலைகளில் பெறலாம்?

(11) பங்கீடு விதியை வரையறுத்து விளக்குக.

(12) பங்கீடு விதி பொருந்தக்கூடிய நிபந்தனைகள் யாவை?

(13) நீர்ம - நீர்மக் கலவைகளை எவ்வகைகளாகப் பிரிக்கலாம்? எடுத்துக்காட்டுகள் தருக.

(14) சிறு குறிப்பு வரைக :

(அ) பங்கீடு குணகம்.
(ஆ) மாறாத கொதிநிலை கலவை.
(இ) கொதிநிலை சீராக உயரும் வகை.
(ஈ) மேல்வரம்பு, கீழ்வரம்பு நிலைமாறு கரைசல் வெப்பநிலைகள்.
(உ) ஆவி அழுத்தமும், கொதிநிலையும்.
(ஊ) ஆவி சுருங்குதல்.
(எ) இயங்குச் சமநிலை.

3. நீர்த்த கரைசல்கள்
(Dilute solutions)

கரைப்பான் மிகுந்த அளவிலும், கரைபொருள் மிகக் குறைவான அளவிலுமிருப்பின் அக்கரைசலை நீர்த்த கரைசல் என அழைக்கலாம். ஒரு கரைசலின் செறிவை குறிக்க பல்வேறு முறைகள் கையாளப்படுகின்றன. அவற்றுள் முக்கியமானவை:

(அ) சதவீத முறை
(ஆ) நார்மல் எண் முறை
(இ) மோலார் எண் முறை
(ஈ) மோலால் எண் முறை
(உ) கரைபொருளின் மோல் பின்னம்

(அ) சதவீத முறை : கரைபொருளின் எடையையும், கரைப்பானின் எடையையும் எடுத்துக்கொண்டு, 100 பங்கு கரைப்பானில் எவ்வளவு பங்கு கரைபொருளுள்ளது என்று குறிப்பிடுவது ஓர் எளிய முறையாகும்.

10 கிராம் சாதாரண உப்பு 100 கிராம் நீரில் கரைந்திருந்தால் அந்தக் கரைசலை 10% கரைசல் என அழைக்கிறோம். நீர் கரைப்பானக இருக்கும்பொழுது, 100 க.செ.மீ. நீரில் எவ்வளவு கிராம் கரைபொருள் கரைந்துள்ளதோ அதையே கரைசலின் சதவீதமாகவும் அழைப்பதுண்டு. 20 கிராம் பொட்டாசியம் அயோடைட், 100 க.செ.மீ. நீரில் கரைந்திருந்தால் அதை 20% கரைசல் என அழைக்கிறோம்.

விஞ்ஞான ரீதியாகச் சதவீதத்தில், கரைசலைக் குறிப்பிட வேண்டுமானல் கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் சதவீதத்தைக் குறிப்பிடுவதே சரியானதாகும். 10 கிராம் சர்க்கரையை 100 கிராம் நீரில் கரைப்பதாக எடுத்துக்கொண்டால், கரைசலில்

கிராம் சர்க்கரையுள்ளது. ஆகவே, இந்தச் சர்க்கரைக் கரைசலின் செறிவு $\frac{10}{110}$ அல்லது 9·1% என்று கூறவேண்டும்.

(ஆ) நார்மல் எண் முறை : கரைசலில் கலந்துள்ள கரைபொருளின் சமான எடை எண்ணின் அடிப்படையிலும் கரைசலின் செறிவைக் குறிக்கலாம். இந்த அளவீட்டு முறையை *N* அளவு (normality) எனக் கூறுகின்றோம். 1000 க.செ.மீ. கரைசலில் ஒரு கிராம் சமான எடை கரைபொருள் கரைந்திருந்தால் அதை ஒரு நார்மல் (1·*N*) கரைசல் என்று அழைக்கிறோம்.

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் சமான எடை எண் 40. ஆகவே 40 கிராம் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு, அதன் ஒரு கிராம் சமான எடை ஆகும். 1000 க.செ.மீ. கரைசலில் 40 கிராம் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைந்திருந்தால் அந்தக் கரைசலின் செறிவு 1·*N* எனக் குறிப்பிடவேண்டும்.

கரைசலின் செறிவு (*N*° அளவில்)

$$= \frac{\text{1000 க.செ.மீ. கரைசலில் கரைபொருளின் எடை (கிராமில்)}}{\text{கரைபொருளின் கிராம் சமான எடை}}$$

மாதிரிக் கணக்கு

24 கிராம் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் 500 க.செ.மீ. நீர்த்த சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்திலிருந்தால் அந்தக் கரைசலின் செறிவை நார்மாலிடியில் குறிப்பிடுக.

500 க.செ.மீ. கரைசலில் உள்ள அமிலத்தின் எடை $= 24$ கிராம்

1000 க.செ.மீ. கரைசலில் உள்ள அமிலத்தின் எடை $= \frac{24 \times 1000}{500}$

$= 48$ கிராம்

சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் (H_2SO_4) சமான எடை எண் $\frac{2 + 32 + 64}{2}$

$$= \frac{98}{2} = 49$$

∴ கரைசலின் செறிவு *N* அளவில்

$$= \frac{\text{1000 க.செ.மீ. கரைசலில் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் எடை}}{\text{சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் சமான எடை}}$$

$$= \frac{48}{49} = 0{\cdot}9795\ N.$$

(இ) மோலார் எண் முறை : கரைபொருளின் மூலக்கூறின் எடையை அடிப்படையாகக்கொண்டும், கரைசலின் செறிவைக் குறிக்கலாம். பொருளின் மூலக்கூறெடையைக் கிராமில் குறிப்பிடும்பொழுது, எத்தனை கிராம் மூலக்கூறெடை 1000 க.செ.மீ. கரைப்பானில் கரைந்துள்ளதோ அந்த எண் அந்தக் கரைசலின் மோலார் எண் எனப்படும்.

ஹைட்ரோக் குளோரிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறெடை 36·5. ஆகவே, அதன் கிராம் மூலக்கூறெடை 36·5 கிராமாகும். 36·5 கிராம் ஹைட்ரோக் குளோரிக் அமிலம் 1000 க.செ.மீ. நீரில் கரைந்திருந்தால் அந்தக் கரைசலை ஒரு மோலார் கரைசல் என அழைக்கவேண்டும்.

கரைசலின் மோலார் எண்

$$= \frac{\text{1000 க.செ.மீ. கரைப்பானில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் எடை}}{\text{கரைபொருளின் கிராம் மூலக்கூறெடை}}$$

மாதிரிக் கணக்கு

20 கிராம் சர்க்கரை $(C_{12}H_{22}O_{11})$ 300 க.செ.மீ. நீரில் கரைந்திருந்தால், அந்தக் கரைசலின் செறிவை மோலார் அளவில் குறிப்பிடுக.

300 க.செ.மீ. நீரில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் எடை $= 20$ கிராம்.

1000 க.செ.மீ. நீரில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் எடை $= \frac{20 \times 1000}{300}$

$= 66 \cdot 66$ கிராம்

சர்க்கரையின் மூலக்கூறெடை $(C_{12}H_{22}O_{11})$ $= (12 \times 12) + (1 \times 22) + (16 \times 11)$

$= 342$

சர்க்கரையின் கிராம் மூலக்கூறெடை $= 342$ கிராம்.

கரைசலின் செறிவு (மோலார் எண்ணில்) $= \frac{66 \cdot 66}{342}$

$= 0 \cdot 1949$ மோலார் எண்

(ஈ) மோலால் எண்முறை : கரைப்பானின் அளவைப் பருமனளவில் குறிக்காமல் 1000 கிராம் கரைப்பானில் எவ்வளவு கிராம்

மூலக்கூறெடை கரைபொருள் கரைந்துள்ளது எனக் கணக்கிட்டால், அந்த அளவீட்டை மோலால் எண் என்று அழைக்கிறோம். ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள கரைபொருள், 1000 கிராம் எடையுள்ள கரைப்பானில் கரைந்து கரைசல் ஏற்பட்டால் அந்தக் கரைசலின் செறிவு ஒரு மோலால் எண் ஆகும்.

கரைசலின் செறிவு (மோலால் எண்ணில்)

$$= \frac{\text{1000 கிராம் கரைப்பானல் கரைக்கப்படும் கரைபொருளின் எடை}}{\text{கரைபொருளின் கிராம் மூலக்கூறெடை}}$$

மாதிரிக் கணக்கு

22 கிராம் யூரியா 350 கிராம் நீரில் கரைந்து ஏற்படும் கரைசலின் செறிவை மோலால் எண் அளவீட்டில் காண்க.

350 கிராம் நீரில் கரைந்துள்ள யூரியாவின் எடை $= 22$ கிராம்

1000 கிராம் நீரில் கரைந்துள்ள யூரியாவின் எடை $= \frac{22 \times 1000}{350}$

$= 62{\cdot}85$ கிராம்

யூரியாவின் கிராம் மூலக்கூறெடை $CO(NH_2)_2$ $= 12 + 16 + 28 + 4$

$= 60$ கிராம்

∴ யூரியா கரைசலின் செறிவு $= \frac{62{\cdot}85}{60}$

$=$ **1·047 மோலால் எண்,**

நீரின் அடர்த்தி எண் ஒன்ருக இருப்பதால் 1000 க.செ.மீ. நீரின் எடை 1000 கிராமாக இருக்கும். ஆகவே **நீர் கரைப்பாகை அமையும்பொழுது கரைசலின் மோலார் எண்ணும் மோலால் எண்ணும் ஒன்ருகவே இருக்கும்.**

(உ) கரைபொருளின் மோல் பின்னம்: ஒரு கிராம் அணு எடையுள்ள எந்தத் தனிமத்திலும் $6{\cdot}023 \times 10^{23}$ அணுக்கள் உள்ளன என்பதை அவகேட்ரோ கணக்கிட்டார். அதுபோலவே ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள தனிமத்திலும், அல்லது சேர்மத்திலும் 6.023×10^{23} மூலக்கூறுகள் உள்ளன. $6{\cdot}023 \times 10^{23}$ எண்ணுக்கு **அவகேட்ரோ** எண் (N) என்று பெயர். இக்

கருத்தையும் மனதில் கொண்டால் கரைபொருள், கரைப்பான் இரண்டையுமே மோல் எண்களில் குறிக்கலாம்.

$$\text{மோல் எண்} = \frac{\text{பொருளின் எடை}}{\text{ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடை}}$$

மாதிரிக் கணக்கு

கீழ்க்காணும் பொருள்களை மோல் எண்களில் கணக்கிடு.

(*a*) 15 கிராம் ஆக்சாலிக் அமிலம்

(*b*) 30 கிராம் சர்க்கரை

(*c*) 100 கிராம் நீர்.

(*a*) ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் கிராம் மூலக்கூறெடை ($C_2H_2O_4.2H_2O$) $= 126$

∴ 15 கிராம் ஆக்சாலிக் அமிலம் (மோல் எண்களில்) $= \frac{15}{126}$

$= 0{\cdot}119$

(*b*) 30 கிராம் சர்க்கரை (மோல் எண்களில்) $= \frac{30}{342}$

$= 0{\cdot}08772$

(*c*) 100 கிராம் நீர் (மோல் எண்களில்) $= \frac{100}{18}$

$= 5{\cdot}555$

கரைசலில், கரைப்பான், கரைபொருள் இரண்டும் இருப்பதால், கரைசலிலுள்ள மொத்த மோல்கள் அவற்றின் கூட்டுத் தொகையாகும். கரைபொருளின் பங்கை மொத்தக் கரைசலில் கணக்கிட, கரைபொருளின் மோல் எண்ணை, மொத்தக் கூட்டுத் தொகையால் வகுக்க வேண்டும். இந்தப் பின்னத்திற்கு மோல் பின்னம் என்று பெயர்.

$$\text{கரைபொருளின் மோல் எண்} = \frac{\text{கரைபொருளின் எடை}}{\text{கரைபொருளின் மூலக்கூறெடை}} = n$$

$$\left.\begin{array}{c}\text{கரைப்பானின்}\\ \text{மோல் எண்}\end{array}\right\} = \frac{\text{கரைப்பானின் எடை}}{\text{கரைப்பானின் மூலக்கூறெடை}}$$
$$= N$$

$$\left.\begin{array}{c}\text{கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின்}\\ \text{மோல் பின்னம்}\end{array}\right\} = \frac{n}{n \times N}$$

மாதிரிக் கணக்கு

80 கிராம் யூரியா, 1200 கிராம் நீரில் கரைந்துள்ள கரைசலில் கரைபொருளின் மோல் பின்னத்தைக் கணக்கிடுக.

$$\left.\begin{array}{c}\text{80 கிராம் யூரியா}\\ \text{(மோல் எண்களில்)}\end{array}\right\} = \frac{80}{60}$$
$$= 1{\cdot}333$$
$$= n$$

$$\left.\begin{array}{c}\text{1200 கிராம் நீர்}\\ \text{(மோல் எண்களில்)}\end{array}\right\} = \frac{1200}{18}$$
$$= 66{\cdot}67$$
$$= N$$

$$\left.\begin{array}{c}\text{யூரியா கரைசலில்}\\ \text{கரைபொருளின் மோல் பின்னம்}\end{array}\right\} = \frac{n}{n + N}$$
$$= \frac{1{\cdot}333}{1{\cdot}333 + 66{\cdot}67}$$
$$= \frac{1{\cdot}333}{68{\cdot}003}$$

கரைபொருளின் தன்மைக்கேற்ப கரைசல்களை (1) மின்பகாப் பொருள் கரைசல்கள் (solutions of non electrolytes), (2) மின் பகுபொருள் கரைசல்கள் (solutions of electrolytes) என இரு வகைகளாகப் பிரிக்கலாம். மின் பகாப் பொருள் கரைபொருளாக உள்ள நீர்த்த கரைசல்களின் பண்புகளைப் பற்றிக் காண்போம்.

இவ் வகைக் கரைசல்களின் பல பண்புகள் கரைபொருளின் துகள்களின் எண்ணிக்கையை மட்டும் பொறுத்துள்ளன. இம் மாதிரித் துகள்களின் எண்ணிக்கையை மட்டும் பொறுத்துள்ள பண்புகளுக்குத் **தொகை சார் பண்புகள்** (coeligative properties)

என்று பெயர். கரைசல்களின் தொகை சார் பண்புகளில் மிகவும் முக்கியமானவைகளாவன :

(1) ஆவியழுத்தக் குறைவு (Lowering of vapour pressure).
(2) கொதிநிலை உயர்வு (Elevation in boiling point).
(3) உறைநிலைத் தாழ்வு (Depression in freezing point).
(4) கரைசலின் ஊடுபரவலழுத்தம் (Osmotic pressure).

இவ் வகைக் கரைசலில், கரைபொருள் ஆவியாகக்கூடிய தன்மையற்றதாகவும், கரைப்பான் மட்டும் எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய நிலையிலுள்ளதாகவும் கொள்ளவேண்டும்.

ஆவி அழுத்தம் (Vapour pressure)

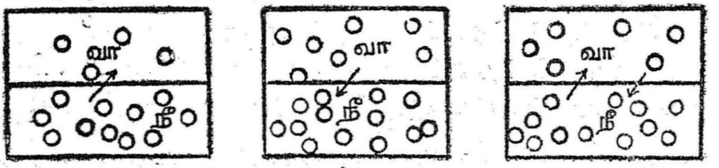
எளிதில் ஆவியாகக்கூடிய ஒரு திரவப் பொருளை ஒரு முகவையில் சிறிதளவு வைத்திருந்தால், திரவத்திலுள்ள மூலக் கூறுகள், இயக்கக் கொள்கையின்படி (kinetic theory) ஒரு நிலையில்லாமல் இங்கும், அங்கும் அலைந்துகொண்டிருக்கும். இவ்வாறு அலையும் மூலக்கூறுகளில் சில, தங்களிடமுள்ள அதிக இயக்கு ஆற்றல் காரணத்தால் திரவநிலையிலிருந்து விடுபட்டு வாயு நிலையை யடையும். இது தொடர்ந்து நடைபெறும் நிகழ்ச்சி யாகும். இந் நிகழ்ச்சியையே திரவம் **'ஆவியாகுதல்'** (evaporation) என அழைக்கின்றோம்.

முகவையிலுள்ள திரவத்திலிருந்து ஆவி வடிவத்தில் வெளி வந்த மூலக்கூறுகள் இயக்கக் கொள்கையின்படி அதன் சுற்றுப்புறச் சுவர்களில் மோதுவதால் அழுத்தம் (pressure) உண்டாகிறது. இவ்வித அழுத்தத்தை **ஆவியின் அழுத்தம்** (vapour pressure) எனக் கூறலாம்.

ஆவி நிலையிலுள்ள மூலக்கூறுகளில் சில திரவ புறப்பரப்பை யடைந்து திரவ மூலக்கூறுகளாக மாறுகின்றன. இந்நிகழ்ச்சியைச் **சுருக்கு வினை** (condensation) என அழைக்கின்றோம். ஆவியாதலும், சுருக்கு வினையும் ஒருங்கே நிகழ்கின்றன.

முகவை மூடப்பட்டிருந்தால் சற்று நேரத்திற்குப் பிறகு, ஆவியாதல் வினையின் வேகமும், சுருக்கு வினையின் வேகமும் சமமாகின்றன. இந் நிலையை ஒரு இயங்குச் சமநிலையாகக் கருதலாம். முகவையிலுள்ள திரவமும், திரவத்தின் மேலுள்ள ஆவியும், இந்த இயங்குச் சமநிலையை அடைந்தவுடன் ஆவியாதல் அல்லது சுருங்குதல் இரண்டும் வெளிப்படைக்கு நிகழ்வதுபோல்

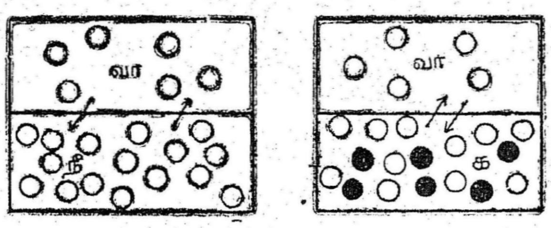
தெரிவதில்லை. இந் நிலையில் ஆவியின் அழுத்தத்தை, **தெவிட்டிய ஆவியழுத்தம்** (saturated vapour pressure) என அழைக்கின்றோம்.



ஆவியாகுதல் சுருக்கு வினை இயங்குச் சமநிலை

படம் 14

கரைபொருள், மின் பகாப் பொருளாகவும், எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய தன்மையற்றதாகவும், கரைசல் நீர்த்த கரைசலாகவும், இருக்கும் பொழுது ஆவியாதலும், சுருக்கு வினையும் எவ்வாறு நிகழுமெனக் காண்போம். கரைசலில் எளிதில் ஆவியாக முடியாத கரை பொருள் கரைந்துள்ளதால், அதன் புறப்பரப்பில் கரைப்பானின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக் குறைவாக இருக்கும். இக் காரணத்தால் கரைசலிலிருந்து வெளியேறும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் குறையும். கரைசலின் புறப்பரப்பில் கரை பொருளின் மூலக்கூறுகளிலிருக்கும் காரணத்தால் சுருக்கு வினையில் மூலக்கூறுகள் திரும்பவும் திரவநிலை அடைவதும் குறையும். இக் காரணங்களினுல் திரவத்தின் மேலிருக்கும் ஆவியினுல் ஏற்படும் தெவிட்டிய அழுத்தமும் குறையும்.



கரைப்பான் கரைசல்

படம் 15.

தெவிட்டிய ஆவியழுத்தம், கரைபொருளின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைப் பொறுத்திருக்குமென்பது எளிதில் தெரிகின்றது. தெவிட்டிய ஆவி அழுத்தக் குறைவுக்கும், கரை பொருளின் மோல் பின்னத்திற்குமுள்ள தொடர்பை ரௌலட் என்பவர் கண்டறிந்தார். அவர் கூறியதை ரௌலட் விதியென அழைக்கிறோம்.

ரௌலட் விதி

'ஒரு கரைசலின் சார்புடைய ஆவியழுத்தக் குறைவு, அக் கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் மோல் பின்னத்திற்குச் சமமாக இருக்கும்.'

திரவத்தின் தெவிட்டிய ஆவியழுத்தம் $= P_0^{\circ}$
கரைசலின் தெவிட்டிய ஆவியழுத்தம் $= P_1^{\circ}$
∴ கரைசலில் ஆவியழுத்தக் குறைவு $= P_0 - P_1$

இந்த ஆவியழுத்தக் குறைவான $P_0 - P_1$'யை P_0ஆல் வகுத்துவரும் ஈவைக் கரைசலின் சார்புடைய அழுத்தக் குறைவாகக் கொள்ளலாம்.

$$\therefore \text{சார்புடைய அழுத்தக் குறைவு} = \frac{P_0 - P_1}{P_0}$$

கரைசலிலுள்ள கரைபொருள் 'n' மோல்களென்றும், கரைப்பான் 'N' மோல்களென்றும் கொண்டால்,

$$\left.\begin{array}{c}\text{கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின்} \\ \text{மோல் பின்னம்}\end{array}\right\} = \frac{n}{n + N}$$

ரௌலட் விதியை சமன்பாடாகக் கூறினால்,

$$\frac{P_0 - P_1}{P_0} = \frac{n}{n + N}$$

'm' மூலக்கூறெடையுள்ள w கிராம் கரைபொருள் M மூலக்கூறெடையுள்ள W கிராம் கரைப்பானால் கரைக்கப்பட்டால்,

$$n = \frac{w}{m}$$

$$N = \frac{W}{M}$$

கரைசல் மிகவும் நீர்த்த கரைசலாக இருப்பின் கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் மோல் பின்னம் $\frac{n}{n + N}$ என்பதற்குப் பதிலாக $\frac{n}{N}$ எனக் கொள்ளலாம்.

ஆகவே, $\frac{n}{N} = \frac{w}{m} \div \frac{W}{M}$

அல்லது, $\frac{n}{N} = \frac{w \times M}{W \times m}$

நீர்த்த கரைசல்களைச் சோதனைக்கு எடுத்துக்கொள்ளும் பொழுது ரௌலட் விதிப்படி,

$$\frac{P_0 - P_1}{P_0} = \frac{n}{N} = \frac{w}{W} + \frac{M}{m}$$

அல்லது,

$$\frac{P_0 - P_1}{P_0} = \frac{w \times M}{W \times m}$$

இச் சமன்பாட்டின் உதவியால் கரைபொருளின் மூலக் கூறெடையைக் கண்டுபிடிக்க முடியும்.

ஆவியழுத்தக் குறைவை அளந்து கரைபொருளின் மூலக் கூறெடையைக் கணக்கிட மூன்று முறைகள் பின்பற்றப்படு கின்றன. அவைகளாவன :

(1) நிலையான முறை (Static)
(2) இயங்கு முறை (Dynamic)
(3) ஆவி வெளியீட்டு முறை (Transpiration)

ஆவி வெளியீட்டு முறையில் மூலக்கூறெடையைக் காணுதல்

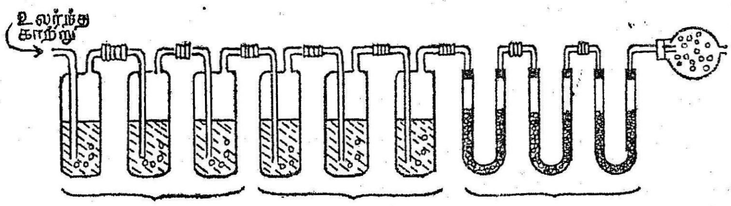
நீர்த்த கரைசல்களின் ஆவியழுத்தக் குறைவு மிகச் சிறிதாக இருக்கும். கரைசல், கரைப்பான் இவற்றின் ஆவி அழுத்தங்களை நேரிடையாகக் கணக்கிட்டால் ஆவி வெளியீட்டு முறையில் எளிதில் ஆவியழுத்தக் குறைவைக் காணலாம்.

படத்தில் காட்டியபடி முதல் மூன்று கண்ணாடிக் குமிழ் களில் கரைசலை எடுத்துக்கொள். அவற்றின் எடையைக் கண்டு பிடி. உலர்ந்த காற்றை இக் குமிழ்களிலுள்ள கரைசல்களின் மூலமாகச் செலுத்து. உலர்ந்த காற்று, கரைசலின் ஆவியால் தெவிட்டிய நிலையை அடையும்.

இந்தக் காற்றைத் தொடர்ந்து எடை தெரிந்த கரைப்பானைக் கொண்ட மூன்று கண்ணாடிக் குமிழ்கள் மூலம் செலுத்து. கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தம் கரைசலின் ஆவி அழுத்தத்தைவிட அதிகமாதலால், உள் புகும் காற்று கரைப்பானை பொருத்த மட்டில், உள் புகும்பொழுது, குறை தெவிட்டியதாகவும், வெளி யேறும் பொழுது தெவிட்டியதாகவுமிருக்கும். ஆகவே, இந்தக் காற்று மேலும் ஆவியை உறிஞ்சிக் கரைப்பானின் உதவியால் முற்றும் தெவிட்டிய காற்றாக மாறும்.

இவ்வாறு வெளிவரும் காற்றைத் தொடர்ந்து, எடை கண்டு பிடிக்கப்பட்ட கால்சியம் குளோரைடு போன்ற பொருள்கள்

உள்ள மூன்று குழாய்கள் மூலம் செலுத்து. காற்றிலுள்ள ஆவி முழுவதும், கால்சியம் குளோரைடு போன்ற பொருளால் கிரகிக்கப்பட்டு உலர்ந்த காற்று மட்டும் வெளிவரும்.



படம் 16.

சோதனையின் முடிவில், கரைசல்களிலிருக்கும் குமிழ்களின் எடை, கரைப்பானிருக்கும் குமிழ்களின் எடை, கால்சியம் குளோரைடு குழாய்களின் எடை, இவற்றைக் கண்டுபிடி. கால்சியம் குளோரைடு குழாய்களில் காணப்படும் எடை ஏற்றம், கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தத்திற்கு நேர்விகிதத்தில் அமையும். கரைப்பானைக் கொண்டுள்ள குமிழ்களின் எடை குறைவு கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தத்திற்கும், கரைசலின் ஆவி அழுத்தத்திற்குமுள்ள வித்தியாசத்திற்கு நேர் விகிதமாக இருக்கும்.

(P_0-P_1) α கரைப்பானுள்ள குமிழ்களின் எடைக் குறைவு.
P_0, α கால்சியம் குளோரைடு குழாயின் எடை உயர்வு.

$$\frac{P_0 - P_1}{P_0} = \frac{\text{கரைப்பான் குமிழ்களின் எடைக் குறைவு}}{\text{கால்சியம் குளோரைடு குழாய்களின் எடை அதிகரிப்பு}}$$

கரைப்பானின் மூலக்கூறெடையும் (M) கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் எடையும் (w) கரைப்பானின் எடையும் (W) தெரியுமாதலால், கரைபொருளின் மூலக்கூறெடையைச் (m) சுலபமாகக் கணக்கிடலாம்.

ரௌலட் விதிப்படி,

$$\frac{P_0 - P_1}{P_0} = \frac{w \times M}{W \times m}$$

$$\therefore m = \frac{w \times M}{W} \times \frac{P_0}{P_0 - P_1}$$

மாதிரிக் கணக்கு

38 கிராம் கரைபொருள், 100 கிராம் நீரில் கரைக்கப்பட்டுள்ள கரைசலின் வழியாகவும், தொடர்ந்து நீரின் வழியாகவும் உலர்ந்த காற்று செலுத்தப்பட்டது. வெளிவரும் காற்று ஒரு கால்சியம் குளோரைடு குழாய் மூலம் வெளியிடப்பட்டது. நீர்க் குமிழ்களின் எடைக் குறைவு 0·0551 கிராமாகவும், கால்சியம் குளோரைடு குழாயில் எடை அதிகரிப்பு 2·212 கிராம்களாகவும் இருந்தால் கரைபொருளின் மூலக்கூறெடையைக் காண்க.

ஆவி வெளியீட்டு முறைச் சோதனையில்,

$(P_0 - P_1) \propto$ நீர்க் குமிழ்களின் எடைக் குறைவு.

$\therefore P_0 - P_1 \propto 0·0551$

P0 ∝ கால்சியம் குளோரைடு குழாயின் எடை அதிகரிப்பு.

$\therefore P_0 \propto 2·212$

$$\therefore \frac{P_0 - P_1}{P_0} = \frac{0·0551}{2·212}$$

ரௌலட் விதிப்படி,

$$\frac{P_0 - P_1}{P_0} = \frac{w \times M}{W \times m}$$

w = கரை பொருளின் எடை = 38 கிராம்.

M = நீரின் மூலக்கூறெடை = 18 கிராம்.

W = கரைப்பானின் எடை = 100 கிராம்.

$$\therefore \frac{0·0551}{2·212} = \frac{38}{100} \times \frac{18}{m}$$

$$\therefore m = \frac{38}{100} \times \frac{18}{m} \times \frac{2·212}{0·0551}$$

$$= 274·6$$

∴ கரைபொருளின் மூலக்கூறெடை எண் = **274·6**

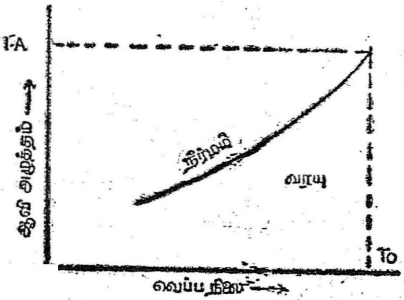
ஆவி அழுத்தமும், கொதி நிலையும் (Vapour pressure and boiling point)

திரவத்திலிருந்து மூலக்கூறுகள் விடுபட்டு, வெளியேறுவதால் ஆவி அழுத்தம் உண்டாகின்றதென்று கற்றோம்.

வெளிப்புற அழுத்தமும், ஆவி அழுத்தமும் சமமான நிலையை யடையும்பொழுது நீர்மம் கொதிநிலையை அடைகின்றது.

எனவே, **'எந்த வெப்பநிலையில் நீர்மத்தின் ஆவி அழுத்தமும், வெளிப்புற அழுத்தமும் சமமாக உள்ளதோ, அந்த வெப்பநிலையைத் திரவத்தின் கொதிநிலை'** என்று வரையறுக்கலாம்.

நீரின் கொதிநிலை சமுத்திர மட்டத்தில் 100°C எனக் கூறினால், சமுத்திர மட்டத்திலுள்ள காற்றின் அழுத்தம், 100°C வெப்பநிலையில் நீரின் ஆவி அழுத்தத்திற்குச் சமமாக (760 செ.மீ.) இருக்குமென்று பொருள்படும்.



1·A — ஒருவாயு மண்டல அழுத்தம்
T_0 — நீர்மத்தின் கொதிநிலை

படம் 17.

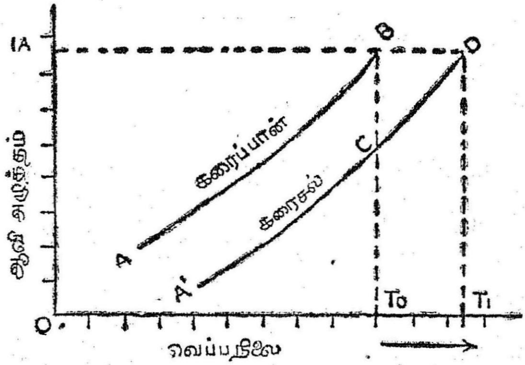
கரைசலின் ஆவி அழுத்தம் கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தத்தைவிட எந்த ஒரு வெப்பநிலையிலும் குறைவாக இருக்குமாதலால் கரைசலின் ஆவி அழுத்த வளைகோடு கரைப்பானின் வளைகோட்டுக்குக் கீழேதான் இருக்க முடியும்.

கரைசலின் கொதிநிலை உயர்வு

கரைசலின் ஆவி அழுத்த வரைகோடு கரைப்பான் ஆவி அழுத்த வரைகோட்டுக்குக் கீழே அமைவதால் ஒரு குறிப்பிட்ட மண்டல அழுத்தத்தைக் கரைசல் வளைகோடு தொடுவதற்கு வெப்பநிலையை அதிகரிக்க வேண்டும். ஆகவே கரைசலின் கொதிநிலை கரைப்பானின் கொதிநிலையை விடச் சற்று அதிகரித்திருக்கும்.

கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ள படத்தில் கரைப்பானின் ஆவி அழுத்த வரைகோடும் *(AB)* கரைசலின் ஆவி அழுத்த வரைகோடும் *(A'CD)* கொடுக்கப்பட்டுள்ளன. ஒரு வாயு மண்டல அழுத்தத்தில், கரைப்பான் T_0° வெப்பநிலையடைந்தால் கொதிக்க ஆரம்பிக்கும். கரைசலின் ஆவி அழுத்தம், ஒரு வாயு மண்டல அழுத்தத்தையடைய T_1° வரை உஷ்ணப்படுத்த வேண்டும். படத்தில் *B,C* என்பன T_0° வெப்பநிலையில் கரைப்பான், கரைசல் இவற்றின் ஆவி அழுத்தங்களைக் குறிக்கும் புள்ளிகளாகும்.

படத்தில் $Bc = P_0 - P_1$



படம் 18.

$$\frac{BC}{P_0} = \frac{P_0 - P_1}{P_0}$$

கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தமும், வாயுமண்டல அழுத்தமும் ஒன்ருக இருக்கும்பொழுது P_0 மாருத எண்ணுக இருப்பதால் P_0-யை ஒரு மாறிலியாகக் கொள்ளலாம்.

ஆகவே, $BC \propto \frac{P_0 - P_1}{P_0}$

படத்திலுள்ள $\triangle$ BcD-யில்,

$BD \propto BC$

ஆகவே, $BD \propto \frac{P_0 - P_1}{P_0}$

BD என்பது கொதிநிலை உயர்வைக் குறிக்கும். $= \lambda t$

$(T_1 - T_0) = \lambda t$

$\therefore \lambda t \propto \frac{P_0 - P_1}{P_0}$

ரௌலட் விதிப்படி,

$$\frac{P_0 - P_1}{P_0} = \frac{n}{N} = \frac{w \times M}{W \times m}$$

ஆகவே, $\lambda t \propto \frac{w \times M}{W \times m}$

$$\lambda t = K_1 \times \frac{m \times M}{W \times m}$$

K_1 என்பது ஒரு மாறிலியாகும்.

கரைசலின் கொதிநிலை மாறிலி (Molal elevation constant)

$\lambda t = \frac{K_1 \times w \times M}{W \times m}$ என்ற சமன்பாட்டை 1000ஆல் பெருக்கி 1000ஆல் வகுத்தால், $\lambda t = \frac{K_1 \times M}{1000} \times \frac{w \times 1000}{W \times m}$ என்ற சமன்பாடு பெறலாம். ஒரு குறிப்பிட்ட திரவத்தைக் கரைப்பானாகக் கொள்ளும்பொழுது $\left[\frac{K_1 \times M}{1000}\right]$ ஒரு மாறிலியாக அமையும். இந்த மாறிலி *Ke* என்று அழைக்கப்படும்.

$$\therefore \lambda t = Ke \times \frac{w \times 1000}{W \times m}$$

இந்தச் சமன்பாட்டில் $\frac{w}{m} = 1$ ஆகவும், $\frac{1000}{W} = 1$ ஆகவும் அமையுமானால் $\lambda t = ke$ என ஏற்படும். $\frac{w}{m} = 1$ ஆக அமைய ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடை கரைபொருளை எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும்.

$\frac{1000}{W} = 1$ ஆக அமைய 1000 கிராம் கரைப்பானை எடுத்துக் கொள்ள வேண்டும்.

ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடை கரைபொருள் 1000 கிராம் கரைப்பானில் கரைந்திருப்பின் அந்தக் கரைசலின் செறிவு ஒரு மோலால் எண் என்று கூறலாம்.

கரைசலின் கொதிநிலை மாறிலி (*Ke*) என்பது, ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடை கரைபொருள் 1000 கிராம் கரைப்பானில் கரைந்திருக்கும் பொழுது ஏற்படுத்தும் கொதிநிலையின் உயர்வு எண்ணைக் குறிக்கும். கொதிநிலை மாறிலி, (*Ke*) கரை பொருளின் தன்மையைப் பொறுத்தில்லாமல், கரைபொருளின் துகள்களின் எண்ணிக்கையை மட்டும் பொறுத்துள்ளதால் இஃது ஒரு தொகைசார் பண்பாகும்.

சில கரைப்பான்களின் கொதிநிலை மாறிலிகளாவன:

நீர்	0·52
பென்சீன்	2·67
ஈதர்	2·10
ஈத்தைல் ஆல்கஹால்.........	1·15

சமுத்திர மட்டத்தில் நீரின் கொதிநிலை 100°C. ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள கரைபொருள் 1000 கிராம் நீரில் கரைந்திருந்தால் அந்தக் கரைசலின் கொதிநிலை சமுத்திர மட்டத்தில் 100·52°C ஆகயிருக்குமென்பதே இதன் பொருளாகும்.

வெப்ப இயக்கக் கொள்கையைப் பயன்படுத்தி, கிடைக்கும் $Ke = \frac{RT^2}{1000\ L}$ சமன்பாட்டின் மூலமாகவும் கொதிநிலை மாறிலியைக் (Ke) கணக்கிடலாம்.

$R=$ வாயு மாறிலி

$T=$ கரைப்பானின் கொதிநிலை (தனி வெப்பநிலையில்)

$L=$ ஆவியாவதற்கான உள்ளுறை வெப்பம்.

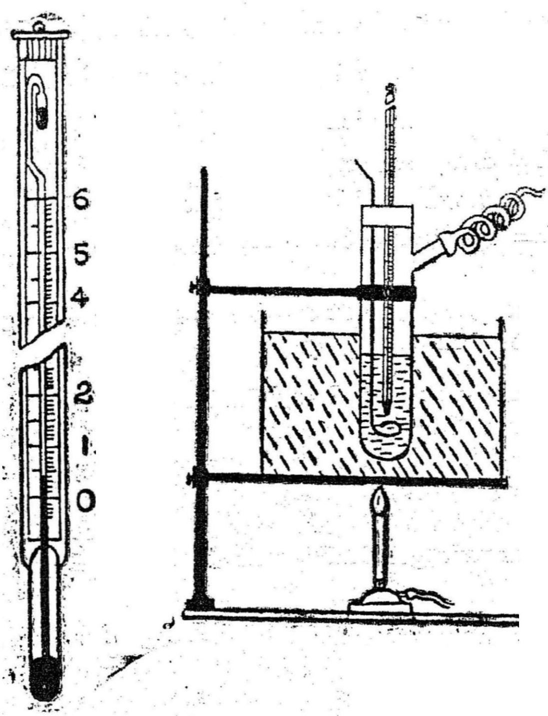
கொதி நிலையேற்ற முறை மூலம் கரைபொருளின் மூலக்கூறெடையைக் காணுதல் (பெக்மென் முறை)

நீர்த்த கரைசல்களின் கொதிநிலையேற்றம், மிகக் குறைவாக இருக்கும். கரைப்பான், கரைசல் இவற்றின் தனிக் கொதிநிலைகளைக் (absolute) காண வேண்டுவதில்லை. ஆனால் அவற்றிற் கிடையேயுள்ள கொதிநிலைகளின் வித்தியாசத்தை மிகத் துல்லியமாக அளக்க வேண்டும். இதை அளக்க உபயோகப்படும் நுட்ப வெப்பமானிக்குப் பெக்மன் வெப்பமானி என்று பெயர்.

இந்த வெப்பமானி சுமார் 50 செ.மீ. நீளமுள்ளதாகும். இதில் 0° முதல் 6° வரை குறிக்கப்பட்டிருக்கும். ஒவ்வொரு டிகிரியும் 100 சம பாகங்களாகப் பிரிக்கப்பட்டிருக்கும். ஆகவே ஒரு நுண்பிரிவின் அளவு 0·01°Cஆக அமைகின்றது. இந்த வெப்பமானியின் அடிப்புறத்திலுள்ள ஒரு பெரிய குமிழில் பாதரசம் உள்ளது. மேற்புற உச்சியில் வளைவுக் குழலுடன் இணைக்கப்பட்டுள்ள ஒரு பாதரச தேக்கக் குமிழ் உள்ளது. இந்த இரு பகுதிகளும் ஒரு நுண்ணிழைக் குழாயால் இணைக்கப் பட்டுள்ளன.

இந்த வெப்பமானியைத் தகுந்த முறையில் வகை (set) செய்து அமைத்துக்கொள்வதன் மூலம் ஒரு குறிப்பிட்ட 6°C இடைவெளியை மிகத் துல்லியமாக அளக்க முடியும்.

பெக்மென் வெப்பமானியை, கொதிநிலை யேற்றத்தை அளக்க வகை செய்துகொண்ட பின்னர், படத்தில் காட்டியபடி ஒரு கொதிநிலைக் குழாயுடன் (boiling tube) வெப்பமானியைப் பொருத்து. கொதிநிலைக் குழாயின் பக்கவாட்டில் ஒரு குளிர் கலத்தைப் (condenser) பொருத்தி ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள திரவத்தை (*W*) எடுத்துக்கொள். கொதிநிலைக் குழாயை சூடு செய்வதன் மூலம் திரவம் கொதிநிலையை அடையும். இந்நிலையில்



படம் 19.

பெக்மென் வெப்பமானியில் காண்பிக்கும் வெப்பநிலையைக் குறித்துக் கொள். குறிப்பிட்ட (*w*) எடையுள்ள கரைபொருளைக் கரைப்பானில் சேர்த்து நன்கு கலக்கி மீண்டும் முன்போலவே கரைசலின் கொதிநிலையைக் காண்க. இவ்விரண்டு கொதிநிலை

களுக்குமிடையிலுள்ள அளவே (λt) கொதிநிலை உயர்வைக் குறிக்கும்.

$\lambda t = Ke \times \frac{w \times 1000}{W \times m}$ என்ற சமன்பாட்டை உபயோகப் படுத்திக் கரைபொருள் மூலக்கூறெடையைக் (m) கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

1·513 கிராம் எடையுள்ள ஒரு கரிமப்பொருள் 21·01 கிராம் பென்சீனில் கரைக்கப்பட்டது. இக் கரைசலின் கொதிநிலை உயர்வு 0·105°Cஆக இருந்தால், கரிமப்பொருளின் மூலக் கூறெடையைக் கணக்கிடுக. [பென்சீன் கரைப்பானின் கொதி நிலை மாறிலி எண் = 0·267]

$$\lambda t = Ke \times \frac{w \times 1000}{W \times m}$$

$$\lambda t = 0{\cdot}105^\circ C$$
$$Ke = 0{\cdot}267$$
$$w = 1{\cdot}513 \text{ gm}$$
$$W = 21{\cdot}01 \text{gm}$$
$$m = ?$$

$$\therefore 0{\cdot}105 = \frac{0{\cdot}267 \times 1{\cdot}513 \times 1000}{21{\cdot}01 \times m}$$

$$\therefore m = \frac{0{\cdot}267 \times 1{\cdot}513 \times 1000}{21{\cdot}01 \times 0{\cdot}105}$$

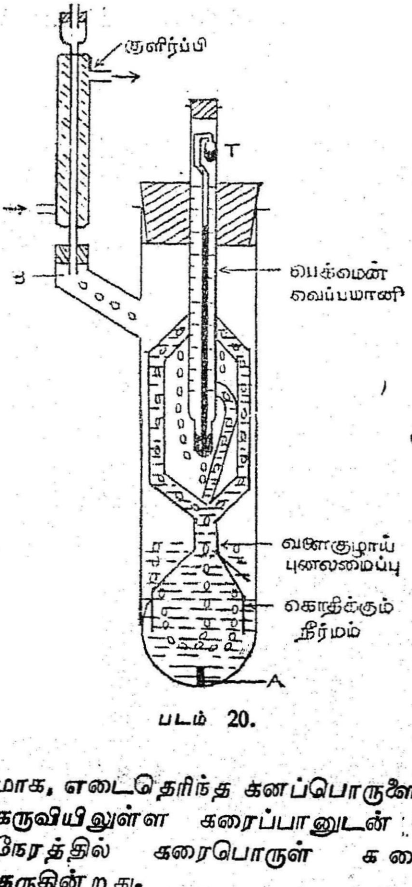
$$= 183{\cdot}1$$

∴ கரிமப்பொருளின் மூலக்கூறெடை எண் = **183·1**

காட்ரில் முறை

தூய நீர்மத்தின் கொதிநிலையைக் காண வெப்பமானியின் பாதரச குமிழை ஆவி சூழ்ந்திருக்கும்படிச் செய்தல் வேண்டும். ஆனால் கரைசலின் கொதிநிலையைக் காண வெப்ப மானியின் பாதரச குமிழ் கரைசலில் இருக்கவேண்டும். சிற்சில சமயங்களில் நீர்மம் மிகை வெப்பநிலையேற்பட வாய்ப்புகள் உண்டு. அச் சமயங்களில் வெப்பமானியின் பாதரச குமிழ் நீர்மத்தில் இருந்தால் கண்டறிந்த வெப்பம் மிகையாக இருக்கும். இதனால் ஏற்படும் பிழையைப் போக்க காட்ரில் அமைத்த கருவி பயன்படுகிறது.

காட்ரில் கருவியில் சிறிதளவு தூய குறிப்பிட்ட எடையுள்ள கரைப்பானை எடுத்துக்கொண்டு வெப்பப்படுத்தப்படுகிறது. கரைப்பான் கொதிநிலையை அடைந்த உடன் ஆவியின் குமிழிகளும், கொதிக்கும் நீர்மமும், புனலமைப்புள்ள வளைகுழாயின் வழியாக மேல் நோக்கிச் சென்று படத்தில் காட்டியுள்ளபடி, வெப்பமானியின் பாதரச குமிழ் மீது தெளிக்கப்படுகின்றன. இந் நிகழ்ச்சி, தொடர்ந்து நிகழ்வதால், வெப்பமானியில் எப்பொழுதும் கொதிக்கும் நீர்மத்தால் சூழப்பட்டிருக்கும். கருவியில் பொருத்தப்பட்டுள்ள பிளாட்டின கம்பி (*A*) நீர்மம், கொதிநிலைக்கு மேல் மிக வெப்பநிலையடையாமலிருக்கப் பயன்படுகிறது.



படம் 20.

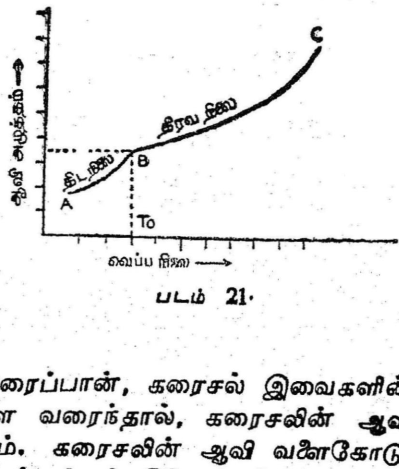
கரைப்பானின் கொதிநிலையை ($T_0°$) பெக்மென் வெப்பமானியில் கண்டறிந்தபின், எடை துல்லியமாக, எடைதெரிந்த கனப்பொருளை பக்கக் குழாயின் வழியாக கருவியிலுள்ள கரைப்பானுடன் சேர்க்கப்படுகின்றது. சிறிது நேரத்தில் கரைபொருள் கரைந்து ஒரு கரைசலைத் தருகின்றது.

கருவியைத் தொடர்ந்து வெப்பப்படுத்தினால், கரைசல் கொதிநிலையை யடைந்து கரைசல் வெப்பமானியின் பாதரச குமிழ் மீது தெளிக்கப்படுகின்றது. இதனைச் சூழ்ந்துள்ள ஆவி, இதனைக் கொதிநிலையில் வைத்திருக்கச் செய்கின்றது. கரைசலின் கொதிநிலையை ($T_1°$) பெக்மென் வெப்பமானியில் அறிந்து இரண்டு கொதிநிலைகளுக்கும் உள்ள வேறுபாட்டை ($T_1 - T_0$) அதாவது கொதிநிலை ஏற்றத்தைக் கண்டறியலாம்.

உறைநிலைத் தாழ்வு (Depression in freezing point)

நீர்மம் ஆவியாதலால் ஆவி அழுத்தம் உண்டாகின்றது என அறிந்தோம். திடப் பொருள்களும் சிறிது சிறிதாக ஆவியாகக் கூடியவைகளே. திரவ - ஆவி அழுத்தங்களைக் கணக்கிட்டு வளைகோடுகளாக வரைபடத்தில் காட்டுவது போலவே திட - ஆவி அழுத்த வளைகோடுகளை அதே வரைபடத்தில் காண்பிக்கலாம். இந்த இரண்டு கோடுகளும் எந்த வெப்ப நிலையில் சந்திக்கின்றனவோ, அதுவே திடப் பொருளின் உருகு நிலையாகும். இக்கருத்தையே, - **'திடப்பொருளின் உருகுநிலையில், திட - ஆவி அழுத்தமும், திரவ - ஆவி அழுத்தமும் சமமாக இருக்கும் என்றும்'** கூறலாம்.

கீழேயுள்ள படத்தில் *A, B* என்ற வளைகோடு திட - ஆவி அழுத்தத்தைக் குறிப்பதாகும். *BC* என்ற வளைகோடு திரவ - ஆவி அழுத்தத்தைக் குறிக்கும். இவ்விரு வளை கோடுகளும் *B* என்ற இடத்தில் சந்திக்கின்றன. *B*-யில் திட ஆவி அழுத்தமும், திரவ ஆவி அழுத்தமும் சமமாக உள்ளன. *B* என்ற புள்ளி T_0 வெப்ப நிலையைக் குறிப்பதாகும். ஆகவே திடப் பொருள் T_0° வெப்ப நிலையில் உருகும் என்பது தெளிவாகின்றது.



படம் 21.

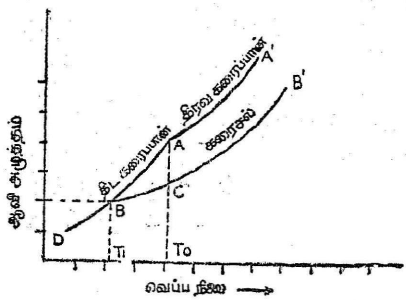
ஒரே வரைபடத்தில் கரைப்பான், கரைசல் இவைகளின் ஆவி அழுத்த வளைகோடுகளை வரைந்தால், கரைசலின் ஆவி அழுத்தம் குறைவாக இருக்கும். கரைசலின் ஆவி வளைகோடு, கரைப்பான் - ஆவி வளைகோட்டிற்குக் கீழேயிருக்கும். அதே வரைபடத்தில் திட - ஆவி அழுத்த வளைகோட்டையும் வரைந்தால், திரவ - ஆவி வளைகோடுகள் இக் கோட்டை வெவ்வேறு வெப்ப நிலையில் சந்திக்கும். இந்த வெப்பநிலைகளே கரைப்பான் கரைசல் இவற்றின் உருகுநிலைகளாக இருக்கின்றன.

AA'...கரைப்பான் — ஆவி, வளைகோடு

BB'...கரைசல் — ஆவி, வளைகோடு

ABD...திடப்பொருள் — ஆவி, வளைகோடு

T_0...கரைப்பானின் உருகுநிலை
T_1...கரைசலின் உருகுநிலை.



படம் 22.

ஆகவே, கரைசலின் உருகுநிலை, கரைப்பானின் உருகுநிலையைவிட எப்பொழுதும் தாழ்ந்தேயிருக்கும்.

வரைபடத்தில் $AC = P_0 - P_1$

P_0 ஒரு மாறிலியாகையால்,

$$\frac{Ac}{P_0} \propto \frac{P_0 - P_1}{P_0}$$

$$Bc \propto Ac$$

$$Bc = T_0 - T_1 = \lambda t$$

$$\therefore \lambda t \propto \frac{P_0 - P_1}{P_0}$$

ரௌலட் விதியின்படி,

$$\frac{P_0 - P_1}{P_0} = \frac{n}{N} = \frac{w}{W} \times \frac{M}{m}$$

ஆகவே, $\lambda t \propto \frac{w}{W} \times \frac{M}{m}$

$$\lambda t = K_1 \frac{w \times M}{W \times m}$$

K_1 என்பது ஒரு மாறிலியாகும்.

சமன்பாட்டின் வலப்புறத்தை 1000ஆல் பெருக்கி, 1000ஆல் வகுத்தால்,

$$\lambda t = \frac{K_1 \times w \times M \times 1000}{W \times m \times 1000}$$

$\left[\frac{K_1 \times M}{1000}\right]$ என்பது ஒரு குறிப்பிட்ட கரைப்பானுக்கு மாறிலியாக (Kd) அமையும்.

எனவே, $\lambda t = Kd \times \frac{w \times 1000}{W \times m}$

$\frac{w}{m} = 1$ ஆகவும், $\frac{1000}{W} = 1$ ஆகவும் இருக்க, 1 கிராம் மூலக்கூறெடை கரைபொருளை 1000 கிராம் கரைப்பானில் கரைக்க வேண்டும். அக்கரைசலின் செறிவு ஒரு மோலால் எண் ஆகும். இந் நிலையில், $\lambda t = kd$.

kd, உருகுநிலை மாறிலி எண் அல்லது உறை நிலை மாறிலி எண் என்று அழைக்கப்படும்.

சில கரைப்பான்களின் உறைநிலை மாறிலி எண்களாவன :

நீர்..................1·86
பென்சீன்.........5·12
காம்ஃபர்.........40·0

வெப்ப இயக்கக் கொள்கையைப் பயன்படுத்திக் கிடைக்கும் $\lambda t = \frac{RT^2}{1000\,L}$ என்ற சமன்பாட்டின் மூலமும் உறைநிலை மாறிலியைக் கணக்கிடலாம்.

இந்தச் சமன்பாட்டில்,

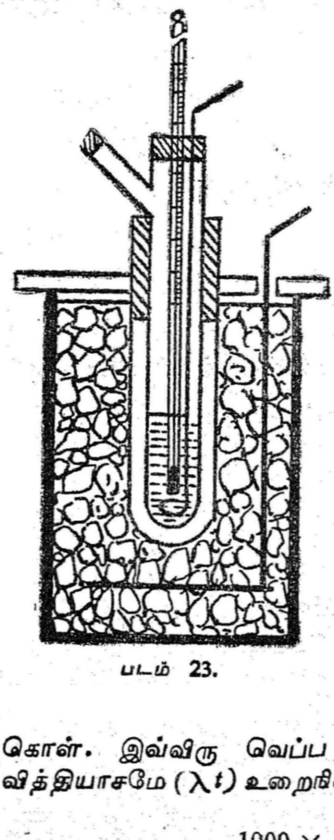
$R =$ வாயு மாறிலி
$T =$ உருகுநிலை (தனிவெப்ப நிலையில்)
$L =$ உறைவதற்கான உள்ளுறை வெப்பம்.

உறைநிலைத் தாழ்வு முறையில் கரைபொருளின் மூலக்கூறெடை எண்ணைக் காணுதல்

பெக்மென் முறை

இம் முறையில் படத்தில் காட்டியபடி ஒரு குழாயினுள் மற்றொரு குழாய் பொருத்தப்பட்டிருக்கும். இவ்விரு குழாய்களுக்கும் இடையிலுள்ள இடைவெளியில் காற்றிருக்கும். உள்குழாயில் ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள (W கிராம்) கரைப்பானை எடுத்துக் கொள். ஒரு பெக்மென் வெப்பமானியைத் தகுந்த முறையில் வகைசெய்து, அதன் பாதரசக் குமிழ், கரைப்பானில் மூழ்கியிருக்கும்படி அமைத்துக் கொள். கரைப்பானைக் கலக்க ஒரு கலக்கியையும், உட்குழாயில் பொருத்து. உட்குழாய்க்கு ஒரு பக்கக்குழாய் உள்ளது. வெளிக் குழாயைக் கரைப்பானின் உறைநிலையை விட சுமார் 5°C குறைவாக உள்ள ஓர் உறைக்கலவையில் (freezing mixture)

அமுக்கி வை. கரைப்பானைத் தொடர்ந்து கலக்கிக் கொண்டேயிருந்தால் கரைசலின் வெப்பநிலை குறைந்து கொண்டே வரும். கரைப்பானின் வெப்பநிலை அதன் உறைநிலையை அடைந்த உடன் சிறு படிகங்கள் தோன்ற ஆரம்பிக்கும். பெக்மென் வெப்பமானியில், பாதரசக் கம்பம் ஒரு நிலையான இடத்தில் (T_0°) நிற்கும். இதுவே கரைப்பானின் உறைநிலை ஆகும்.



படம் 23.

கொடுக்கப்பட்டுள்ள கரைபொருளின் எடையை மிகத் துல்லியமாகக் கண்டுபிடி. உட்குழாயுடன் பொருத்தப்பட்டுள்ள பக்கக் குழாயின் வழியாகக் கரைபொருளைக் கரைப்பானுடன் சேர்த்து நன்கு கலக்க வேண்டும். கரைபொருள் முற்றிலும் கரைந்தவுடன் கரைசலை சிறிது இலேசாகத் தொடர்ந்து கலக்கிக் கொண்டேயிரு. கரைசலின் வெப்பநிலை சிறிது சிறிதாகக் குறைந்து அதன் உறைநிலையையடைந்த உடன் வெப்பநிலை மாறாமலிருக்கும். இந்நிலையில் சிறு படிகங்கள் கரைசலிலிருந்து பிரிவதைக் காணலாம். இந்த வெப்பநிலையை (T_1) குறித்துக் கொள். இவ்விரு வெப்பநிலைகளுக்கும் உள்ள ($T_0 - T_1$) வித்தியாசமே (λt) உறைநிலைத் தாழ்வாகும்.

$$\lambda t = Kd \times \frac{1000 \times w}{W \times m}$$

என்ற சமன்பாட்டை உபயோகப்படுத்திக் கரைபொருளின் மூலக்கூறெடை எண்ணைக் கணக்கிடுக.

மாதிரிக் கணக்கு

6·4 கிராம் கரிமப்பொருள், 25·6 கிராம் பென்சீனில் கரைக்கப்பட்டது. கரைசலின் உறைநிலைத் தாழ்வு, 1°C ஆக இருந்தால் கரிம கரைபொருளின் மூலக்கூறெடையைக் காண்க. (பென்சீனின் உறைநிலை மாறிலி எண் 5·12 எனக் கொள்க.)

$$\lambda t = Kd \times \frac{1000 \times w}{W \times m}$$

λt = உறைநிலைத் தாழ்வு = 1°C

Kd = பென்சீனின் உறைநிலை மாறிலி எண் = 5·12

w = கரைபொருளின் எடை = 6·4 கிராம்

W = கரைப்பானின் எடை = 25·6 கிராம்.

$$\therefore 1^\circ = 5{\cdot}12 \times \frac{1000 \times 6{\cdot}4}{25{\cdot}6 \times m}$$

$$\therefore m = \frac{5{\cdot}12 \times 1000 \times 6{\cdot}4}{25{\cdot}6 \times 1}$$

$$= 1280$$

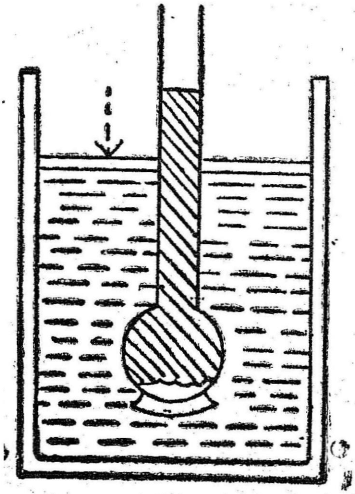
கரைபொருளின் மூலக்கூறெடை எண் = **1280.**

சவ்வூடு பரவல், சவ்வூடு பரவலழுத்தம் (Osmosis and osmotic pressure)

ஊற்றுப் புனல் ஒன்றின் வாயை ஒரு விலங்குச் சவ்வினால் நன்றாகக் கட்டி அந்தப் புனலினுள் சர்க்கரைக் கரைசலை எடுத்துக் கொள். ஒரு முகவையில் நீர் எடுத்துக்கொண்டு அதனுள் படத்தில் காட்டியுள்ளபடி ஊற்றுப் புனலமைப்பை வை. சில விநாடிகளில் நீர், விலங்குச் சவ்வின் வழியே உட்புகுந்து சர்க்கரைக் கரைசலை அடைகின்றது. இதனால் புனல் காம்பி லுள்ள திரவத்தின் மட்டம் உயர்ந்துகொண்டே செல்கிறது. திரவத்தின் மட்டம் உயர்வதால், குழாயிலுள்ள நீர்நிலையழுத்தம் (hydrostatic pressure) உயர்ந்துகொண்டே செல்கின்றது. அந்த அழுத்தம் ஒரு குறிப்பிட்ட நிலையை அடைந்ததும் தொடர்ந்து புனல் காம்பிலுள்ள திரவ மட்டம் உயர்வதில்லை. இந்த நிலையில் விலங்குச் சவ்வின் வழியே நீர் உட்புகுவதில்லையென்பதும் தெளி வாகின்றது. விலங்குச் சவ்வு, நீர் மூலக்கூறுகள் மட்டும் கடந்து செல்ல முடியாமலும் அமைவதால்தான் இந் நிகழ்ச்சி நடைபெறு கின்றது. இவ்வாறாகக் கரைப்பான் மூலக்கூறுகள் மட்டும் கடந்து செல்லக்கூடிய இடைத்திரைக்கு **ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வு** (semipermeable membrane) என்று பெயர்.

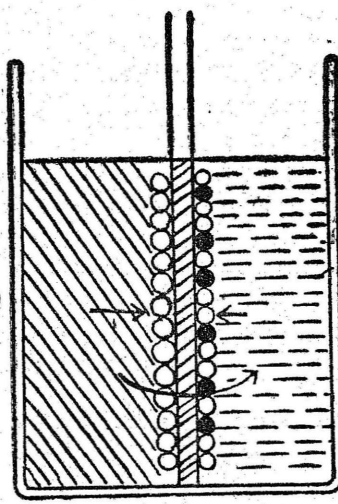
'ஒரு நீர்மம் தன்னிச்சையாக ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வுத் திரையின் வழியாக, குறைந்த செறிவிலுள்ள கரைசலிலிருந்து அதிக செறிவு உள்ள கரைசலுக்குச் செல்வதை சவ்வூடு பரவுதல்' என்கிறோம். சவ்வூடு பரவுதல் நிகழ்ச்சி நடைபெற ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வுத் திரையின் இரு பக்கங்களிலும் வெவ்வேறு செறிவுள்ள கரைசல்கள் இருக்கவேண்டும்.

சவ்வூடு பரவுதல் நிகழ்ச்சியில் நீர்மம், அதிக செறிவுள்ள பக்கம் செல்வதால், அதன் செறிவு சிறிது சிறிதாகக் குறையும். இரு பக்கங்களிலும் செறிவு ஒன்றாகும்பொழுது சவ்வூடு பரவுதலும் நின்றுவிடும். சவ்வூடு பரவுதல் நிகழ்ச்சியில், நீர்மம் அதிக செறிவுள்ள கரைசலின் பக்கம் செல்வதால் அதிக செறிவுள்ள கரைசலின் பக்கத்தில் நீர்நிலையழுத்தம் (hydrostatic pressure) அதிகரித்துக் கொண்டிருக்கும். இந்த அழுத்தம் ஒரு குறிப்பிட்ட அளவை அடைந்தவுடன் சவ்வூடு பரவுதல் நிகழ்ச்சி ஏற்படாமல் தடுத்துவிடும். '**ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வுத்திரை வழியாக ஒரு நீர்மம் சவ்வூடு பரவுதல் முறையில் செல்வதை எந்த அழுத்தம் நிறுத்த முடிகிறதோ அதைச் சவ்வூடு பரவலழுத்தம்**' எனலாம்.



படம் 24.

சவ்வூடு பரவுதலை விளக்கப் பல கொள்கைகள் உள்ளன. அவற்றில் மிகவும் எளிதான கொள்கையின்படி; ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வுத் திரையின் இரு பக்கங்களிலுமுள்ள கரைப்பான் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும், அந்த மூலக்கூறுகள் சவ்வின் மேல் மோதுவதால் ஏற்படும் அழுத்த வித்தியாசமுமே சவ்வூடு பரவுதலுக்குக் காரணங்களாகக் கருதப்படுகின்றன.



● கரைபொருளின் மூலக்கூறுகள்

○-கரைப்பானின் மூலக்கூறுகள்

படம் 25.

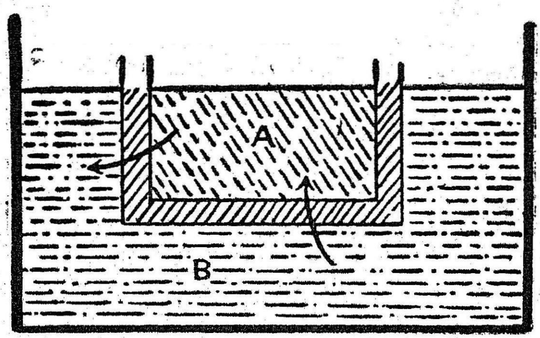
சவ்வூடு பரவலழுத்தத்தை அளக்கும் முறைகள்

சவ்வூடு பரவுதல் நிகழ்ச்சி நடைபெற ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வு அவசியமாகின்றது. இயற்கையில் கிடைக்கும்

சவ்வுகள் முற்றிலும் ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வுகளாக அமைவ தில்லை. மேலும் இந்தச் சவ்வுகளின் மேல் அதிக அழுத்தங்கள் தாக்கப்பட்டால், இவைகள் எளிதில் கிழிந்துவிடுகின்றன. பொதுவாகக் கரைசல்களின் சவ்வூடு பரவலழுத்தம், மிக அதிக மாகவே இருக்கின்றன. ஆகவே சவ்வூடு பரவலழுத்தத்தை அளக்கப் பலமானதாகவும், முற்றிலும் ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வா கவும் உள்ள செயற்கைச் சவ்வுப் பொருளை உபயோகப்படுத்த வேண்டும். பல சோதனைகளுக்குப் பிறகு டிராபு (trabe) என்பவர் காப்பர் ஃபெரோசயனைடு (copper ferrocyanide) ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வாக இருப்பதைக் கண்டறிந்தார். இந்தச் சவ்வு எளிதில் கிழிந்து விடாமல் பலமாக இருக்கும்பொருட்டு ஒரு நுண்துளை மலிந்த குவளையிலுள்ள நுண்துளைகளில் படிய வைக்கும் முறையையும் கண்டார்.

காப்பர் ஃபெரோசயனைடு சவ்வு தயாரித்தல்

ஒரு நீண்ட முகவை வடிவிலுள்ள, நுண்துளை மலிந்த ஒரு சிறந்த பீங்கான் குவளை (porcelein porus pot) யொன்றை எடுத்துக்கொள். வாலை வடிநீரை ஒரு பெரிய முகவையில் எடுத்துக்கொண்டு நுண்துளை மலிந்த பீங்கான் குவளை, நீரில் மூழ்கியிருக்கும்படி வைத்து நீரைக் கொதிக்க வை. நுண்துளை களிலுள்ள காற்று வெளியேறி, துளைகளில் நீர் நிறையும். இவ்வாறு காற்று வெளியேற்றப்பட்ட குவளையின் உள் 3%



A — பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனைடு
B — காப்பர் சல்ஃபேட்

படம் 26.

பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனைடு கரைசலை ஊற்றி அக் குவளையை 5% காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலுள்ள தொட்டியொன்றில் படத்தில் காட்டியபடி சுமார் நான்கு மணி நேரம் வைக்கவும். பீங்கானின் உள்ளும், புறமுமுள்ள, கரைசல்கள் பீங்கான் சுவர்களின்

வழியாக ஊடுருவி அவ்விடத்திலுள்ள நுண்துளைகளில் சந்திக்கின்றன. இரண்டு திரவங்களும், வேதியியல் முறையில் வினையுற்று காப்பர் ஃபெரோசயனைடு என்ற வீழ்படிவு ஏற்படுகின்றது.

பொட்டாசியம் ஃபெரோசயனைடு + காப்பர் சல்ஃபேட்
பொட்டாசியம் சல்ஃபேட் + காப்பர் ஃபெரோசயனைடு ↓

இந்த வீழ்படிவு நுண்துளைகளை அடைத்துவிடும். இந்த வீழ்படிவுக்கு உறுதுணையாகச் சுற்றிலும் பீங்கானிருப்பதால் மிக அதிக அழுத்தத்தையும் (சுமார் 250 வாயு மண்டல அழுத்தம்) தாங்கக்கூடிய சக்தியை இந்தச் சவ்வு பெற்றிருக்கின்றது.

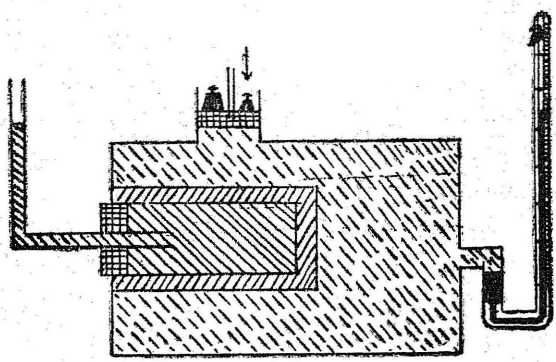
பெர்க்லி - ஹார்ட்லி முறை (Berkeley and Hartley's method)

படத்தில் காட்டியபடி இரண்டு பக்கங்களிலும் திறந்துள்ள, குழல்போன்ற வடிவமுள்ள ஒரு நுண்துளை பீங்கான் குழாயில் காப்பர் ஃபெரோசயனைடு வீழ்படிவை நுண்துளைகளில் படியுமாறு செய். இந்த வீழ்படிவு ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வாக அமைகின்றது. குழாயின் இரு பக்கங்களையும் ஒரு துவாரமிட்டத்க்கையால் அடைத்து ஒரு பக்கத்தில் செங்குத்தான வளைவுக் காம்புள்ள ஒரு ஊற்றுப் புனலையும், மற்றொரு பக்கத்தில் செங்குத்தான வளைவுள்ள ஒரு நுண்ணிய குழாயையும் பொருத்து. இந்தப் பீங்கான் கலத்தைச் சுற்றி வெளிக்கலமாக ஒரு கனமான பித்தளைக் கலத்தை அமைத்துக்கொள். இந்தப் பித்தளைக் கலத்தில், அழுத்தக் கருவியை இணைக்க ஒரு சிறிய திறப்பு (small opening) உள்ளது.

ஊற்றுப் புனல் வழியாகக் கரைப்பானை ஊற்றிப் பீங்கான் குழல் முழுவதையும் கரைப்பானால் நிரப்பு. கரைப்பான் பீங்கான் குழலை நிரப்பியவுடன் நுண்ணிழைக் குழாயில் சிறிதளவு ஏறும். நுண்ணிழைக் குழாயில் கரைப்பானின் மட்டத்தைக் குறித்துக் கொள். வெளிக்கலமான பித்தளைக் கலத்தில் கொடுக்கப்பட்ட கரைசலை ஊற்றி நிரப்பு.

பீங்கான் குழலிலுள்ள நீர்மம், ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வின் வழியாகக் கரைசலை நோக்கிச் செல்ல ஆரம்பிக்கும். இவ்வாறு சவ்வூடு பரவுதல் நிகழ்ச்சி நடைபெறுவதை நுண்ணிழைக் குழாயில் நீர்மத்தின் மட்டம் குறைவதன் மூலம் அறியலாம். பித்தளை வெளிக்கலத்தில் அமைந்துள்ள திறப்பில் அழுத்தக் கருவியை அமைத்து, அதன் மூலமாகக் கரைசலின் அழுத்தத்தை

அதிகரிக்கச் செய். கரைசலின் அழுத்தம் சவ்வூடு பரவுதல் நிகழ்ச்சிக்கு நேர் எதிராக அமையும். நுண்ணிழைக் குழாயில் நீர்மத்தின் மட்டம், ஆய்வு ஆரம்பத்திலிருந்த நிலைக்கு வரும்வரை கரைசலின் அழுத்தத்தை அதிகரிக்கச் செய். இவ்வாறாக நுண்ணிழைக் குழாயில் நீர்ம மட்டம் தாழ்வதும், அதைப் பழைய நிலைக்குக் கொண்டுவர மேலும் மேலும் கரைப்பானின் அழுத்தத்தை அதிகரிப்பதும் அவசியமாகின்றது. சில மணி நேரத்திற்குப் பிறகு நுண்ணிழைக் குழாயிலுள்ள நீர்மத்தின் மட்டம் தாழ்வடையாதிருப்பதைக் காணலாம். அச் சமயத்தில் கரைசலில் கொடுக்கப்படுகின்ற அழுத்தமே, சவ்வூடு பரவுதல் அழுத்தமாகும்.



படம் 27.

சவ்வூடு பரவலழுத்தங்களை அளத்தலால் கண்ட முடிவுகள்

ஒரு குறிப்பிட்ட கரைபொருளின் பல செறிவுகள் உள்ள கரைசல்களின் சவ்வூடு பரவலழுத்தங்களை ஒரே வெப்ப நிலையில் ஆராய்ந்து பார்த்தால், வெப்பநிலை மாறுதிருக்கும்பொழுது சவ்வூடு பரவல் அழுத்தம் கரைசலின் செறிவுக்கு நேர் விகிதத்தில் அமையும் என்பது எளிதில் புலனாகின்றது.

கரைசலின் சவ்வூடு பரவலழுத்தத்தை P எனவும், கரைசலின் செறிவை C எனவும் கொண்டால், மாறு வெப்பநிலையில்,

$P \propto C.$

$\therefore P = K_1 \times C.$

K_1 என்பது ஒரு மாறிலியாகும்.

ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள கரைபொருள் V லிட்டர் கரைசலைக் கொடுக்குமாயின், கரைசலின் செறிவும், அதன் பருமனளவும் எதிர் விகிதத்தில் அமைவதால்,

$C = \frac{1}{V}$ எனக் கொள்ளலாம்.

ஆகவே, $P = K_1 \times C$ என்பதற்குப் பதிலாக,

$P = K_1 \times \frac{1}{V}$ அல்லது, $P \times V = K_1$ எனக் கூறலாம்.

இந்தச் சமன்பாட்டின்படி, **வெப்பநிலை மாறாதிருக்கும்பொழுது சவ்வூடு பரவலழுத்தம், ஒரு மூலக்கூறெடை கரைபொருள் கரைந்துள்ள கரைசலின் பருமனளவு (V லிட்டரில்) இவற்றின் பெருக்குத் தொகை ஒரு மாறாத எண்ணாக இருக்கும்** என்பது தெரிகின்றது. இந்தச் சமன்பாடு வாயுக்களின் இயல்புகளை விளக்கும் பாயில் விதிக்குப் ($P \times V = K$) பெரிதும் ஒத்துள்ளது குறிப்பிடத்தக்கதாகும்.

ஒரு குறிப்பிட்ட கரைசலை எடுத்துக்கொண்டு அதன் சவ்வூடு பரவலழுத்தத்தைப் பல்வேறு வெப்ப நிலையில் கண்டறிந்தால், **சவ்வூடு பரவலழுத்தம், தனி வெப்ப நிலைக்கு** (absolute temperature) **நேர் விகிதத்தில் அமைகின்றது.** சவ்வூடு பரவலழுத்தத்தை P எனவும், தனி வெப்பநிலையை T எனவும் குறிப்பிட்டால்,

$P \propto T$ எனக் கூறலாம்.

$\therefore P = K_2 T$.

K_2 என்பது ஒரு மாறிலியாகும்.

இந்தச் சமன்பாடு வாயுக்களின் இயல்புகளை விளக்கும் சார்லஸ் விதிக்கு ($P \propto T$) ஒத்திருப்பது குறிப்பிடத்தக்கதாகும்.

வான்ட்ஹாஃப் கொள்கை

(1) வெப்பநிலை மாறாதிருக்கும்பொழுது சவ்வூடு பரவலழுத்தம் கரைசலின் செறிவுக்கு நேர் விகிதத்தில் அமையும்.

(2) செறிவு மாறாத கரைசலில் சவ்வூடு பரவலழுத்தம் தனி வெப்பநிலைக்கு நேர் விகிதத்தில் அமையும்.

இவ் விரு கோட்பாடுகளையும் சமன்பாடுகளாக அமைத்தால்,

(1) $P \propto C$.

$C = \frac{1}{V} \quad \therefore P \propto \frac{1}{V}$.

$$P = K_1 \times \frac{1}{V}.$$

$$PV = K_1.$$

(2) $T \propto P.$

$$P = K_2 T.$$

இவ்விரு சமன்பாடுகளையும் ஒருசேர அமைத்தால்,

$$PV = K_1 \times K_2 \times T.$$

$$\therefore PV = KT.$$

K என்பதும் மாறிலியாகும். இந்தச் சமன்பாடு வாயுக்களின் இயல்புகளைக் குறிக்கும் பொதுவாயு சமன்பாடான (general gas equation) $PV = RT$-க்கு முற்றிலும் ஒத்துள்ளது.

ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடை கரைந்துள்ள கரைசலின் பருமனளவை லிட்டரில் கணக்கிட்டு, 0°C வெப்பநிலையில் சவ்வூடு பரவலழுத்தத்தைக் கண்டுபிடித்து, $PV = KT$ என்ற சமன்பாட்டில் K-யின் மதிப்பைக் காணலாம். K-யின் மதிப்பு, பொது வாயு சமன்பாட்டிலுள்ள R-ன் மதிப்புக்குச் சமமாகவேயுள்ளது.

மேற்கூறிய பல உண்மைகளைக் கருத்தில்கொண்டு 1885-ல் வான்ட் ஹாஃப், நீர்த்த கரைசல்களைப் பற்றிய ஒரு கொள்கையை வெளியிட்டார்.

ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் ஒரு கரைசலின் சவ்வூடு பரவலழுத்தமும், அந்தக் கரைசலின் பருமனளவை, அந்தக் கரைசலிலுள்ள கரைபொருள், வாயு நிலையில் பெற்றிருந்தால், அந்த வாயுவின் அழுத்தமும் சமமாக இருக்கும் என்பதே இக் கொள்கையின் சாரமாகும்.

ஆகவே,

$PV = RT$ என்னும் சமன்பாடு வாயுக்களுக்கும், நீர்த்த கரைசல்களுக்கும் ஒருங்கே பொருந்தும்.

அவகேட்ரோ விதியின்படி, ஒரு குறிப்பிட்ட மாறுத அழுத்த, வெப்ப நிலையில் சமப் பருமனளவுள்ள எல்லா வாயுக்களும், சம எண்ணிக்கையுள்ள மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிருக்கும். வாயுக்களின் பொதுச் சமன்பாடு நீர்த்த கரைசல்களுக்கும் பொருந்துவதால், அவகேட்ரோ விதியையும் நீர்த்த கரைசலுக்குப் பொருந்தும்படியாகக் கீழ்க்கண்டவாறு கூறலாம். **ஒரு குறிப்பிட்ட மாறுத**

வெப்பநிலையும், சவ்வூடு பரவலழுத்தமும், பெற்றுள்ள சமப் பருமனள வுள்ள எல்லாக் கரைசல்களிலும், சம எண்ணிக்கையுள்ள கரை பொருள்களின் மூலக்கூறுகள் இருக்கும். ஆகவே, ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடை கரைபொருள் கரைந்துள்ள கரைசல் 0°C வெப்ப நிலையில் 22·4 லிட்டர் பருமனளவிருப்பின், அதன் சவ்வூடு பரவ லழுத்தம் 760 மி.மீ. பாதரச அழுத்தமாக இருக்குமென்று அறியலாம்.

சவ்வூடு பரவல் அழுத்த அளவிலிருந்து கரைபொருள் மூலக்கூறெடையைக் காணுதல்

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள (g கிராம்) கரைபொருளை ஒரு கரைப்பானிலிட்டு கரைசலை அடைந்தபின், கரைசலின் வெப்ப நிலையையும் (t°C) அதன் பருமனளவை (V) லிட்டரிலும் கண்டறிக. இந்தக் கரைசலின் சவ்வூடு பரவலழுத்தம் (P) எவ்வளவு வாயுமண்டல அழுத்தங்கள் உள்ளதென்பதைச் சவ்வூடு பரவலழுத்தம் கண்டுபிடிக்கும் ஏதாவது ஒரு முறையால் காண்க.

பொதுச் சமன்பாடான $PV = RT$ என்பது ஒரு மூலக் கூறெடை கரைந்துள்ள கரைசலுக்கே பொருந்தும். எடுத்துக் கொண்ட கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் மூலக்கூறெடை தெரியாததால் அதில் n கிராம் மூலக்கூறுகள் உள்ளதாகக் கருதலாம். ஆகவே, பொதுச் சமன்பாட்டை $PV = nRT$ எனக் கொள்ளலாம்.

$n = \frac{g}{M}$ ஆகவே, $P \times V = \frac{g}{M} \times RT$.

$P =$ சவ்வூடு பரவலழுத்தத்தையும்,

$V =$ கரைசலின் பருமனளவையும் (லிட்டர் அளவில்),

$R =$ மாறிலியையும் ($0·08 \times 24$ லி.ம./டிகிரி),

$T = (273 + t°C)$ தனி வெப்ப நிலையையும்,

$n = \frac{g}{M}$ என்பதில் g என்பது கரைபொருளின் எடையையும், M என்பது கரைபொருளின் மூலக் கூறெடையையும் குறிக்கின்றன.

மேலே கொடுக்கப்பட்டுள்ள சமன்பாட்டில் M-யைத் (கரை பொருளின் மூலக்கூறெடை) தவிர மற்றெல்லாம் தெரிந்திருந்தால் கரைபொருளின் மூலக்கூறெடையை எளிதில் கணக் கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு

18 கிராம் கரிமப்பொருள் ஒரு லிட்டர் கரைசலில் கலந்துள்ளது. 27°C வெப்ப நிலையில் அந்தக் கரைசலின் சவ்வூடு பரவலழுத்தம் 2·46 வாயு மண்டலத்திற்குச் சமமாக இருந்தால் கரிமப்பொருளின் மூலக்கூறெடையைக் கணக்கிடுக ($R = 0·082$).

$$PV = \frac{g}{M} \times RT.$$

$P =$ சவ்வூடு பரவலழுத்தம் $= 2·46$ வா.ம. அ.

$V =$ கரைசலின் பருமனளவு $= 1$ லிட்டர்.

$g =$ கரைபொருளின் எடை $= 18$ கிராம்.

$R = 0·082$ லி.ம.| டிகிரி.

$T =$ தனி வெப்பநிலை.

$= 273 + 27° \ t = 300°A$

$$2·46 \times 1 = \frac{18}{M} \times 0·082 \times 300$$

$$\therefore M = \frac{18 \times 0·082 \times 300}{2·46}$$

$$= 180.$$

கரிமப்பொருளின் மூலக்கூறெடை எண் $=$ **180.**

சமஊடு பரவலழுத்தக் கரைசல்கள் (Isotonic solutions)

ஒரே சவ்வூடு பரவலழுத்தமுள்ள இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட கரைசல்களுக்கு ஐசோடானிக் (சமஊடு பரவலழுத்த) கரைசல்கள் எனப் பெயர். சவ்வூடு பரவலழுத்தம் சமமாக இருத்தலால் அந்தக் கரைசல்களின் செறிவுகளும் (மோலால்) சமமாக இருக்குமென்றாகிறது.

தாவரங்களின், அல்லது விலங்குகளின் செல் சுவர்கள், ஓரளவு ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வாக செயல்படுகின்றன. இவ்வகை செல்களினுள் பல்வகை உப்புக்கள் கரைந்த நீர்மம் உள்ளது. இதனை சைடோபிளாசம் என்கிறோம்.

செல்களைத் தூய நீரிலாவது அல்லது செல்லினுள் அடங்கியுள்ள சைடோபிளாஸத்தின் செறிவைவிடக் குறைவான செறிவுள்ள கரைசலிலாவது வைத்தால் செல் சுவர் வழியாகச் செல்லினுள் நீர் செல்கின்றது. இதனால் செல் பெருக்கமடைகின்றது. இதற்கு மாறாக செல்களை, மிக்க செறிவுள்ள

கரைசலில் வைத்தால் செல்லிலிருந்து நீர் வெளியேறுகின்றது. இதனால் செல் சுருங்குகின்றது. செல்களின் இத் தன்மைகளைப் பயன்படுத்தி, ஐசோடானிக் கரைசல்களைத் தயாரிக்கலாம்.

எடுத்துக்காட்டாக, *A*, *B* என்ற இரு கரைசல்கள் இருப்பதாகக் கொள்வோம். ஒரே வகையான தாவர செல்களை, இரு கரைசல்களையும் அமுக்கி, அவைகள் சுருங்காமல் இருக்கும் வரையிலும் நீரால் நீர்த்தால் *A*, *B* என்ற இரண்டு நீர்மங்களும் ஐசோடானிக்குகளாகப் பெறலாம்.

ஆய்வுக்கு எடுத்துக்கொண்ட *A* நீர்மம் இரு மடங்கு நீர்க்கப்பட்டதாகவும் *B* நீர்மம், நான்கு மடங்கு நீர்க்கப்பட்டதாகவும் கொள்வோம். ஆரம்ப நிலையில் *B* நீர்மம், *A* நீர்மத்தைவிட இரு மடங்கு செறிவுள்ளதென அறியலாம்.

இயல்பற்ற மூலக்கூறெடைகள் (Abnormal molecular weights)

கரைசலின் தொகைசார் பண்புகளையொட்டி பல்வேறு வழிகளில், கரைபொருளின் மூலக்கூறெடையை கணக்கிடுகையில், சிற்சில சமயங்களில் இயல்பற்ற மூலக்கூறெடைகள் கிடைக்கின்றன. இதற்கு இரு காரணங்களை முக்கியமாகக் கூறலாம்.

(அ) கரைபொருளின் மூலக்கூறுகள் இணைதல்

(ஆ) கரைபொருளின் மூலக்கூறுகள் பிரிகையடைதல்

சில கரைபொருள்களின் மூலக்கூறுகள் கரைசலில் தனித்து மூலக்கூறுகளாக இல்லாமல், இரண்டு மூலக்கூறுகள் சேர்ந்து இரட்டைகளாகவும் (dimers), சில சமயங்களில் மும்மைகளாகவும் (Trimers) விளங்குகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக பென்சாயிக் அமில மூலக்கூறுகள் பென்சீன் கரைசலில், இரட்டைகளாக இருக்கின்றன. எனவே, கரைசலிலுள்ள கரைபொருள் துகள்களின் எண்ணிக்கை பாதியாகக் குறைந்து விடுகிறது. இக் காரணத்தினால் பென்சீன் கரைசலில் பென்சாயிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறெடையைக் கணக்கிடும்பொழுது அதன் மதிப்பு இரட்டிப்பாகக் கிடைக்கின்றது.

எளிதில் மின்பகு பொருள்களான, அமிலங்கள், காரங்கள், உப்புக்கள் போன்றவைகளை நீரில் கரைக்கும்பொழுது, கரைபொருள்கள் அயனிகளாகப் பிரிகையடைகின்றன. இக் காரணத்தால் கரைபொருளின் துகள்கள், கரைசலில் இரண்டு அல்லது மூன்று அல்லது நான்கு மடங்குகள் ஆகிவிடுகின்றன.

எடுத்துக்காட்டாக, சோடியம் குளோரைடு நீரில் கரையும் பொழுது அது சோடியம் அயனிகளாகவும், குளோரைடு அயனிகளாகவும் பிரிகையடைகின்றது. எனவே, ஒரு மூலக் கூறுகளுக்குப் பதிலாக இரு அயனியின் துகள்கள் உள்ளன. கரைசலின் தொகைசார் பண்புகளை யொட்டி மூலக் கூறெடையைக் கணக்கிடும்பொழுது அதன் மதிப்பு பாதியாகக் கிடைக்கின்றது.

வாண்ட்ஹாஃப் காரணி (Vant hoff's factor)

இயல்பற்ற மூலக்கூறெடைகளைப் பெற்றால், கரைபொருளின் மூலக்கூறுகள் இணைந்தோ, அல்லது பிரிகையடைந்தோ இருக்க வேண்டுமென்பதை வாண்ட்ஹாஃப் விளக்கினார். மேலும் இவ்வாறு கிடைக்கும் இயல்பற்ற மூலக்கூறெடைக்கும், உண்மை மூலக்கூறெடைக்கும் உள்ள தொடர்பைக் கொண்டு, கரை பொருளின் தன்மையை அறிய ஒரு வாய்ப்பாடும் அமைத்தார். அதன்படி,

$$i = \frac{\text{உண்மையான மூலக்கூறெடை}}{\text{கணக்கிடப்பட்ட இயல்பற்ற மூலக்கூறெடை}}$$

i = வாண்ட்ஹாஃப் காரணி

வாண்ட்ஹாஃப் காரணியின் மதிப்பைக் கொண்டு, கரை பொருளின் தன்மையை அறியலாம்.

i = ஒன்றுக்கு மேற்பட்டிருந்தால் கரைபொருளின் மூலக் கூறுகள் இணைதல் அடைகின்றன.

i = ஒன்றுக்கு குறைவாக இருப்பின் கரைபொருளின் மூலக் கூறுகள் பிரிகையடைகின்றன.

வினாக்கள்

(1) ஒரு நீர்த்த கரைசலின் செறிவை எவ்வகைகளில் குறிக்கலாம்? தகுந்த எடுத்துக்காட்டுகளுடன் விளக்குக.

(2) ஒரு கரைசலில் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் 27% உள்ளது. இக் கரைசலின் ஒப்பு அடர்த்தி 1·198. இக் கரைசலின் செறிவை கீழ்க் காணும் முறைகளில் கணக்கிடுக.

(அ) நார்மல் எண் முறை
(ஆ) மோலார் எண் முறை
(இ) மோலால் எண் முறை

(3) தொகைசார் பண்புகள் என்றால் என்ன? நீர்த்த கரைசலின் ஏதாவது மூன்று தொகைசார் பண்புகளை எழுதுக.

(4) ஆவி ஆகுதலையும், சுருக்கு வினையையும் தகுந்த படங்களுடன் விவரிக்க.

(5) ஆவி அழுத்தம் என்றால் என்ன?

(6) ரௌலட் விதியை வரையறுக்க.

(7) ரௌலட் விதியைப் பயன்படுத்தி எவ்வாறு ஒரு கரைபொருளின் மூலக்கூறெடையைக் காணலாம்?

(8) ஆவி அழுத்தத்திற்கும் கொதி நிலைக்குமுள்ள தொடர்பு யாது?

(9) கொதிநிலை மாறிலி என்றால் என்ன? இதனை எவ்வாறு ரௌலட் விதியினின்றும் பெறலாம்?

(10) பெக்மென் வெப்பமானியின் படம் வரைந்து அது செயல்படும் விதத்தை விளக்குக.

(11) கொதிநிலையேற்றத்தைக் கொண்டு எவ்வாறு ஒரு கரைபொருளின் மூலக்கூறெடையைக் கணக்கிடலாம்?

(12) உருகு நிலைக்கும், ஆவி அழுத்தங்களுக்குமுள்ள தொடர்பு யாது?

(13) கரைசலின் உருகு நிலையைக் காண்பதன் மூலம் எவ்வாறு கரைபொருளின் மூலக்கூறெடையைக் கணக்கிடலாம்?

(14) 'உறைநிலை மாறிலி' வரையறுக்க.

(15) வரையறுக்க.

(அ) சவ்வூடு பரவுதல்
(ஆ) ஒரு கூறு புகவிடும் சவ்வு
(இ) சவ்வூடு பரவலழுத்தம்

(16) ஹார்ட்லி முறையில் சவ்வூடு பரவலழுத்தம் எவ்வாறு அளக்கப்படுகின்றது?

(17) சவ்வூடு பரவலழுத்தத்தைப் பற்றிய வாண்ட்ஹாஃப் கொள்கையை விளக்குக.

(18) ஒரு கரைசலின் சவ்வூடு பரவலழுத்தத்தை அளப்பதன் மூலம், எவ்வாறு கரைபொருளின் மூலக் கூறெடையைக் காணலாம்?

(19) ஐசோடானிக் கரைசல்களை எவ்வகைகளில் தயாரிக்கலாம்? இதன் பயன்கள் யாவை?

(20) வாண்ட்ஹாஃப் காரணி என்றால் என்ன? வாண்ட்ஹாஃப் எவ்வகையில் இயல்பற்ற மூலக்கூறெடைகளை விளக்கினார்?

(21) சிறு குறிப்பு வரைக:

(அ) வாண்ட்ஹாஃப் காரணி
(ஆ) இயல்பற்ற மூலக்கூறெடைகள்
(இ) சவ்வூடு பரவலழுத்த விதிகள்
(ஈ) செயற்கை ஒரு கூறுபுகவிடு சவ்வு தயாரித்தல்
(உ) பெக்மென் வெப்பமானி
(ஊ) ரௌலட் விதி

4. அணுவின் அமைப்பு

(Atomic Structure)

அணு

டால்டன் 1808ஆம் ஆண்டில், தனிமங்கள் யாவும் அணுக்களால் ஆனவை என்ற கருத்தை வெளியிட்டார். இதனை யடுத்து, அணுவின் தன்மைகளைப் பற்றி, விரிவானதோர் கொள்கையை வெளியிட்டார். இதுவே **'டால்டனின் அணுக் கொள்கை'** என அழைக்கப்படுகின்றது.

அணுக் கொள்கையின் ஒரு அடிக்கோளின்படி (postulate) அணு மேலும் பிரிக்க முடியாத ஒரு துகள் என்று கொள்ளப் பட்டது. இக் கருத்தும், அணுக் கொள்கையின் மற்ற அடிக் கோள்களும், வேதியியல் வளர்ச்சிக்குப் பெரிதும் பயன்பட்டன.

இந்த நூற்றாண்டின் ஆரம்பத்தில் அணு ஓர் அணைவுப் பொருள் எனத் தெரியவந்தது. அணுவில் மிக நுண்ணிய பல துகள்கள் இருப்பதை பல சோதனைகளின் மூலம் அறிந்தனர். இந்தத் துகள்களை **அணுவின் உள் துகள்கள்** (sub atomic particles) என்கிறோம்.

இன்றைய நிலையில் சுமார் இருபத்தைந்து அடிப்படை அணுவின் உள் துகள்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளன. ஆன போதிலும் ஓர் அணுவில் முக்கியமாக மூன்றுவகை அடிப்படைத் துகள்கள் இருப்பதாகக் கொள்ளலாம். அவைகளாவன:

(அ) எலெக்ட்ரான்

(ஆ) புரோட்டான்

(இ) நியூட்ரான்

(அ) எலெக்ட்ரான்: இதுவே முதல் முதலாகக் கண்டுபிடிக்கப் பட்ட அணுவின் உள் துகளாகும். காற்றின் அழுத்தம் ·01 மி.மீ.

ஆழத்தைவிட குறைவாக உள்ள குழாய்களில், மின் முனை களிடையே, நேர்திசை மின்னோட்டம் (direct current) செலுத்தப்படும் பொழுது எலெக்ட்ரான்கள் தற்செயலாகக் கண்டுபிடிக்கப்பட்டன. தொடர்ந்து நடந்த ஆராய்ச்சியின் பயனாக எலெக்ட்ரான்களின் பல பண்புகள் அறியப்பட்டன.

(ஆ) **புரோட்டான்:** எலெக்ட்ரான்களை அடுத்து கண்டு பிடிக்கப்பட்ட அடிப்படை துகள் புரோட்டானாகும். எலெக்ட்ரான்கள் எதிர்மின் சுமைகளைத் தாங்கியிருப்பதாலும், அணு நடுநிலையாக இருப்பதாலும், நேர்மின் சுமைகளைத் தாங்கிய துகள்கள் அணுவில் இருக்க வேண்டுமென்ற ஊகத்தின் பேரில், நடந்த ஆய்வுகளின் வெற்றியால் புரோட்டான்கள் கண்டு பிடிக்கப்பட்டன.

(இ) **நியூட்ரான்:** நியூட்ரான் பண்புகளையுடைய துகள்கள் அணுக்கருவில் இருக்க வேண்டுமென்று தெரிந்திருப்பினும், இத் துகள்கள், மற்ற இரு துகள்கள் கண்டு பிடிக்கப்பட்டு சுமார் முப்பது ஆண்டுகள் கழித்தே கண்டுபிடிக்கப்பட்டன.

இத் துகள்களின் பெரும்பாலான பண்புகள் தற்போது ஐயந்திரிபுற விஞ்ஞானிகள் தெரிந்துள்ளனர்.

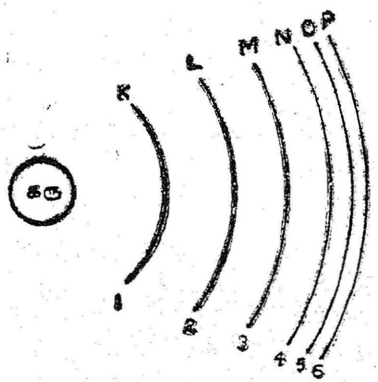
இந்த அடிப்படை அணுவின் உட்துகள்களின் முக்கிய இரு பண்புகள் கீழே அட்டவணைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன.

அடிப்படை அணுவின் உட்துகளின் பெயர்	பொருண்மை ஹைட்ரஜன் = 1	மின் சுமை
எலெக்ட்ரான்	$\frac{1}{1838}$	—
புரோட்டான்	1	+
நியூட்ரான்	1	0

அணுவின் அமைப்பு

தாம்சன், ரூதர்போர்ட், போர், பௌலிங் முதலியவர்களின் ஆய்வுகளின் பயனாக தற்பொழுது அணுவின் அமைப்பு தெளிவாக அறியப்படுகின்றது. இதன்படி அணு மிகச் சிறிய துகளாகும். இதன் விட்டம் சுமார் 10^{-8} செ.மீ. என்ற அளவில்

உள்ளது. அணுவின் மையத்தில் மிகச் சிறியதொரு உட்கரு உள்ளது. உட்கருவின் விட்டம் 10^{-12} செ.மீ. அளவில் உள்ளது. எனவே உட்கரு, அணுவின் சுமார் $\frac{1}{10,000}$ பாகமாக உள்ளது. உட்கருவில் புரோட்டான்களும், நியூட்ரான்களும் அடங்கியுள்ளன. அணுவின் பெரும்பான்மையான பொருண்மை உட்கருவினால் தான் என்பது இதனால் அறியப்படுகின்றது.



படம் 28.

அணுவின் உட்கருவைச் சுற்றி வெவ்வேறு தூரங்களில் அமைந்துள்ள நிலையான கூடுகளில் எலெக்ட்ரான்கள் சுழல்கின்றன. உட்கருவிற்கு சமீபமுள்ள கூட்டிற்கு *K* என்றும், அதற்கு அடுத்த கூடுக்கு *L* என்றும், அதற்கு மேலேயுள்ள கூடுகளுக்கு *M, N, O* என்றும் பெயர். இக் கூடுகள் முறையே 1, 2, 3, 4 என்றும் அழைக்கப்படுகின்றன.

ஒவ்வொரு கூட்டிலும் இருக்கக்கூடிய எலெக்ட்ரான்களின் மொத்த எண்ணிக்கையை ஓர் எளிய சமன்பாட்டால் அறியலாம்.

எலெக்ட்ரான்களின் மொத்த எண்ணிக்கை $= 2 \times n^2$. n என்பது கூட்டின் வரிசை எண் ஆகும்.

கூட்டின் (n) பெயர்	எலெக்ட்ரான்களைக் கணக்கிடும் $2n^2$ சமன்பாடு	கூட்டில் இருக்கக்கூடிய மொத்த எலெக்ட்ரான்கள்
K அல்லது 1	2×1^2	2
L அல்லது 2	2×2^2	8
M அல்லது 3	2×3^2	18
N அல்லது 4	2×4^2	32

ஒவ்வொரு கூடும் குறிப்பிட்ட சில உட்கூடுகளைக் கொண்டிருக்கும்.

K, கூட்டில் *s* என்ற ஒரு உட்கூடுதானுள்ளது.
L, கூட்டில் *s*, *p* என்ற இரு உட்கூடுகளுள்ளன.
M, கூட்டில் *s*, *p*, *d*, என்ற மூன்று உட்கூடுகளுள்ளன.
N, கூட்டில் *s*, *p*, *d*, *f* என்ற நான்கு உட்கூடுகளுள்ளன.

ஒவ்வோர் உட்கூட்டிலும் இருக்கக்கூடிய எலெக்ட்ரான்களின் மொத்த எண்ணிக்கை பின் வருமாறு:

s உட்கூட்டில் 2 எலெக்ட்ரான்கள்.
p உட்கூட்டில் 6 எலெக்ட்ரான்கள்.
d உட்கூட்டில் 10 எலெக்ட்ரான்கள்.
f உட்கூட்டில் 14 எலெக்ட்ரான்கள்.

ஓர் உட்கூட்டில் உள்ள எல்லா எலெக்ட்ரான்களும், ஒரே பாதையில் செல்வதில்லை. ஒவ்வோர் உட்கூட்டிலுமுள்ள மொத்த பாதைகளும் வரையறுக்கப்பட்டுள்ளன. அவை பின்வருமாறு:

s உட்கூட்டில் ஒரு பாதை (orbit).
p உட்கூட்டில் மூன்று பாதைகள் (orbits).
d உட்கூட்டில் ஐந்து பாதைகள் (orbits).
f உட்கூட்டில் ஏழு பாதைகள் (orbits).

ஒவ்வொரு பாதையிலும் இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் இருக்கக் கூடும். ஆனால் அவற்றின் சுழற்சி (spin) எதிர் திசைகளில் இருக்க வேண்டும்.

இவ்வாறாக அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரான்கள் ஒரு குறிப்பிட்ட முறையில்தான் அடுக்கப்பட்டுள்ளன.

அணுவிலுள்ள ஒவ்வோர் எலெக்ட்ரானையும் குறிப்பிட நான்கு குவாண்டம் எண்கள் (quantum numbers) தரப்பட வேண்டும். அவைகள், கூடு (shell), உட்கூடு (sub-shell), பாதை (orbit), சுழற்சி (spin) முதலியவற்றைப் பற்றிக் குறிப்பிடுபவைகளாக இருக்கும்.

இவற்றின் உதவியால் ஓர் எலெக்ட்ரான், முறையே, கருவிலிருந்து எவ்வளவு தூரத்தில் (distance from the nucleus) உள்ளது என்றும், அது செல்லும் பாதையின் உருவத்தையும் (shape of the orbit), பாதையின் தளத்தையும் (orientation of the orbit in space), எலெக்ட்ரானின் சுழற்சித் தன்மையையும் (nature of the spin) அறியலாம். அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்புகளைக் கொடுக்கும்பொழுது பௌலியின் தத்துவத்தையும் (Pauli's principle) கருத்தில் கொள்ள வேண்டும். இத் தத்துவத்தின்படி, **ஒரு சமநிலையான அணுவில், எச் சமயத்திலும், எந்த இரண்டு எலெக்ட்ரான்களுக்கும், நான்கு குவாண்டன் எண்களும் சமமாக இருக்க முடியாது.**

கருவிற்கு வெளியிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களுக்கு அமைப்பு கொடுக்கும்பொழுது எந்தத் தனிமத்திலும் இறுதி வெளிக் கூட்டில் (last shell) எட்டு எலெக்ட்ரான்களுக்கு மேல் இருக்க முடியாது என்ற விதியையும் கடைப்பிடிக்க வேண்டும். *M* கூட்டில் பதினெட்டு எலெக்ட்ரான்கள் இருக்கக்கூடுமானாலும், *M* கூடு இறுதிக் கூடாக இருக்கும்பொழுது எட்டு எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்டிருக்கும். *M* கூடு முடிவு பெறு முன்பே, *N* கூடு ஆரம்பமாகிவிடும். *N* கூட்டில் சில எலெக்ட்ரான்கள் நிரம்பினவுடன் *M* கூடு வளரத் தொடங்கித் தன்னுள் அடங்கக்கூடிய எல்லா எலெக்ட்ரான்களையும் பெறும். இதன்படி ஒரு கூடு நிரம்பின பிறகுதான் மற்றொரு வெளிக்கூடு ஆரம்பிக்க வேண்டும் என்ற நிபந்தனையில்லை யென்றாகிறது.

எலெக்ட்ரான்களின் துகள் தன்மையும் அலைத் தன்மையும் (Particle and wave aspects of electrons)

எலெக்ட்ரான்கள் உட்கருவைச் சுற்றி அதிவேகமாக, நிலையான கூட்டில் சுற்றி வருகின்றன. இவ்வாறு, அதிவேகமாக சுற்றும் துகள்களின் இடத்தையும், வேகத்தையும், ஒரே சமயத்தில் துல்லியமாக அறிய முடியாதென்பதை ஹெசன்பர்க் என்பவர் விளக்கினார்.

எலெக்ட்ரான்கள் படிகங்களில் பிரதிபலித்து (X—கதிர்களைப் போலவே) விளிம்பு விளைவு அமைப்புகளை (diffraction patterns) தருகின்றன.

ஆல்பர்ட் ஈன்ஸ்டின் என்ற விஞ்ஞானி பொருளும், ஆற்றலும் தக்க சூழ்நிலைகளில், ஒன்று, மற்றொன்றாக மாற முடியுமென்பதை நிரூபித்துள்ளார்.

எலெக்ட்ரான் நுண்ணோக்கியைப் பயன்படுத்தி செய்த சில சோதனைகள் மூலம், எலெக்ட்ரான் அலையின் பண்புகளையும், துகள்களின் பண்புகளையும், ஒருங்கே பெற்றுள்ளது தெரிய வருகின்றது.

இக் கருத்துகளிலிருந்து எலெக்ட்ரான்கள் உட்கருவைச் சுற்றி சுழலும் எதிர்மின் சுமைகளைத் தாங்கியுள்ள துகள்களென்றும், எதிர்மின் சுமைகளைப் பெற்றும், வேறுபட்ட அடர்த்தியுமுள்ள, மேகக் கூட்டம் (change cloud) எனவும் கொள்ளலாம்.

ஷ்ரோடிங்கர், எலெக்ட்ரான்களை அலை வடிவாகக்கொண்டு, கணித முறையில் ஓர் எலெக்ட்ரானின் இருப்பிடத்தை அறிய ஒரு சமன்பாட்டைக் கொடுத்தார். இந்த சமன்பாட்டைத் தீர்ப்பதன் மூலம், எலெக்ட்ரான் செறிவைப் பெறமுடியும்.

அணு எண்ணும், அணு எடையும்

அணுவினுள் எதிர்மின் சுமைகளைத் தாங்கிய எலெக்ட்ரான்களும், அணுவின் உட்கருவில் நேர்மின் சுமைகளைத் தாங்கிய புரோட்டான்களும் உள்ளன. அணு, மின் சமநிலையுள்ள துகள் ஆகையால் ஓர் அணுவினுள் உள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும் அந்த அணுவின் உட்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையும், சமமாகவிருத்தல் வேண்டும். இந்த எண்ணுக்கு **அணு எண்** எனப் பெயர்.

எலெக்ட்ரான்களின் எடை மிகக் குறைவாக உள்ளதால், அணுவின் எடை, அந்த அணுவின் உட்கருவின் எடைக்குச் சமமாயிருக்குமெனக் கொள்ளலாம். அணு எடையை முழு எண்ணுக்குத் திருத்தமாகக் கூறினால், அதற்கு **எடை எண்** (mass number) எனப் பெயர். 'ஓர் அணுவின் எடை எண், அந்த அணுவின் உட்கரு'வின் எடைக்குச் சமமாகக் கொள்ளலாம்.

உட்கருவில் புரோட்டான்களும், நியூட்ரான்களும் உள்ளன. புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை, அணு எண்ணுக்குச் சமமாயிருந்தால், அணுவின் எடை எண்ணிலிருந்து அணு எண்ணைக் கழித்தால் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை கிடைக்கும். எனவே ஓர் அணுவில்,

$$\left.\begin{array}{c}\text{எலெக்ட்ரான்களின்}\\ \text{எண்ணிக்கை}\end{array}\right\} = \text{அணு எண்}$$

அணுவின் உட்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை } = அணு எண்

அணுவின் உட்கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை } = அணு எடை — அணு எண்

அணுக்களில் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு

அணு எண்	தனிமம்	K	L		M			L			
		s	s	p	s	p	d	s	p	d	f
1	*H*	1									
2	*He*	2									
3	*Li*	2	1								
4	*Be*	2	2								
5	*B*	2	2	1							
6	*C*	2	2	2							
7	*N*	2	2	3							
8	*O*	2	2	4							
9	*F*	2	2	5							
10	*Ne*	2	2	6							
11	*Na*	2	8		1						
12	*Mg*	2	8		2						
13	*Al*	2	8		2	1					
14	*Si*	2	8		2	2					
15	*P*	2	8		2	3					
16	*S*	2	8		2	4					

அணு எண்	தனிமம்	*K*	*L*	*M*			*N*				*O*
		s	*s p*	*s*	*p*	*d*	*s*	*p*	*d*	*f*	*s p d f*
17	*Cl*	2	8	2	5						
18	*A*	2	8	2	6						
19	*K*	2	8	2	6		1				
20	*Ca*	2	8	2	6		2				
21	*Sc*	2	8	2	6	1	2				
22	*Ti*	2	8	2	6	2	2				
23	*V*	2	8	2	6	3	2				
24	*Cr*	2	8	2	6	5	1				
25	*Mn*	2	8	2	6	5	2				
26	*Fe*	2	8	2	6	6	2				
27	*Co*	2	8	2	6	7	2				
28	*Ni*	2	8	2	6	8	2				
29	*Cw*	2	8	2	6	10	1				
30	*Zn*	2	8	2	6	10	2				
31	*Ga*	2	8	2	6	10	2	1			
32	*Ge*	2	8	2	6	10	2	2			
33	*As*	2	8	2	6	10	2	3			
34	*Sc*	2	8	2	6	10	2	4			
35	*Br*	2	8	2	6	10	2	5			
36	*Kr*	2	8	2	6	10	2	6			

அணு எண்	தனிமம்	K	L	M	N				O				P	
		s	s p	s p d	s	p	d	f	s	p	d	f	s	p
37	*Rb*	2	8	18	2	6			1					
38	*Sr*	2	8	18	2	6			2					
39	*Y*	2	8	18	2	6	1		2					
40	*Zr*	2	8	18	2	6	2		2					
41	*Nb*	2	8	18	2	6	4		1					
42	*Mo*	2	8	18	2	6	5		1					
43	*Tc*	2	8	18	2	6	5		2					
44	*Rw*	2	8	18	2	6	7		1					
45	*Rh*	2	8	18	2	6	8		1					
46	*Pd*	2	8	18	2	6	10							
47	*Ag*	2	8	18	2	6	10		1					
48	*Cd*	2	8	18	2	6	10		2					
49	*In*	2	8	18	2	6	10		2	1				
50	*Sn*	2	8	18	2	6	10		2	2				
51	*Sb*	2	8	18	2	6	10		2	3				
52	*Te*	2	8	18	2	6	10		2	4				
53	*I*	2	8	18	2	6	10		2	5				
54	*Xe*	2	8	18	2	6	10		2	6				
55	*Cs*	2	8	18	2	6	10		2	6			1	
56	*Ba*	2	8	18	2	6	10		2	6			2	
57	*La*	2	8	18	2	6	10		2	6	1		2	
58	*Ce*	2	8	18	2	6	10	2	2	6			2	
59	*Pr*	2	8	18	2	6	10	3	2	6			2	
60	*Nd*	2	8	18	2	6	10	4	2	6			2	

அணு எண்	தனிமம்	K s	L s p	M s p d	N s	N p	N d	N f	O s	O p	O d	O f	P s	P p
61	*Pn*	2	8	18	2	6	10	5	2	6			2	
62	*Sn*	2	8	18	2	6	10	6	2	6			2	
63	*Ew*	2	8	18	2	6	10	7	2	6			2	
64	*Gd*	2	8	18	2	6	10	7	2	6	1		2	
65	*Tb*	2	8	18	2	6	10	9	2	6			2	
66	*Dy*	2	8	18	2	6	10	10	2	6			2	
67	*Ho*	2	8	18	2	6	10	11	2	6			2	
68	*Er*	2	8	18	2	6	10	12	2	6			2	
69	*Tm*	2	8	18	2	6	10	13	2	6			2	
70	*Yb*	2	8	18	2	6	10	14	2	6			2	
71	*Lw*	2	8	18	2	6	10	14	2	6	1		2	
72	*Hf*	2	8	18	2	6	10	14	2	6	2		2	
73	*Ta*	2	8	18	2	6	10	14	2	6	3		2	
74	*W*	2	8	18	2	6	10	14	2	6	4		2	
75	*Re*	2	8	18	2	6	10	14	2	6	5		2	
76	*Os*	2	8	18	2	6	10	14	2	6	6		2	
77	*Ir*	2	8	18	2	6	10	14	2	6	7		2	
78	*Pt*	2	8	18	2	6	10	14	2	6	9		1	
79	*Aw*	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		1	
80	*Hg*	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	
81	*Tl*	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	1
82	*Pb*	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	2
83	*Bi*	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	3
84	*Po*	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	4
85	*At*	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	5
86	*Rn*	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	6

அணு எண்	தனிமம்	K	L	M	N	O	P	Q
		s	s p	s p d	s p d f	s p d f	s p d f	s p
87	*Fr*	2	8	18	32	2 6 10	2 6	1
88	*Ra*	2	8	18	32	2 6 10	2 6	2
89	*Ac*	2	8	18	32	2 6 10	2 6 1	2
90	*Th*	2	8	18	32	2 6 10	2 6 2	2
91	*Pa*	2	8	18	32	2 6 10 2	2 6 1	2
92	*U*	2	8	18	32	2 6 10 3	2 6 1	2
93	*Np*	2	8	18	32	2 6 10 5	2 6	2
94	*Pw*	2	8	18	32	2 6 10 6	2 6	2
95	*Am*	2	8	18	32	2 6 10 7	2 6	2
96	*Cm*	2	8	18	32	2 6 10 7	2 6 1	2
97	*Bk*	2	8	18	32	2 6 10 8	2 6 1	2
98	*Cf*	2	8	18	32	2 6 10 10	2 6	2
99	*Es*	2	8	18	32	2 6 10 11	2 6	2
100	*Fm*	2	8	18	32	2 6 10 12	2 6	2
101	*Md*	2	8	18	32	2 6 10 13	2 6	2
102	*No*	2	8	18	32	2 6 10 14	2 6	2
103	*Lw*	2	8	18	32	2 6 10 14	2 6 1	2

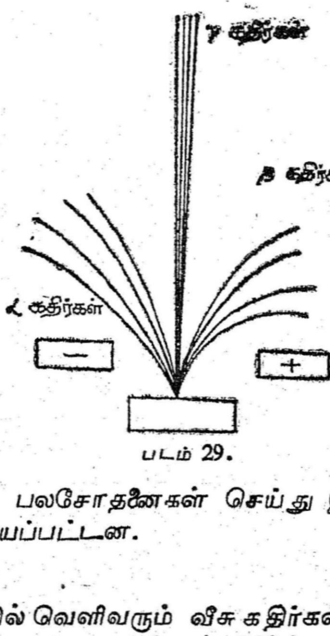
கதிர் இயக்கம் (Radio activity)

1896-ல் ஹென்றி பெக்யூரல் (Henry becquerel) என்பவர் இயற்கையில் கிடைக்கும், யூரேனிய தாதுப் பொருள்கள் சிலவற்றிலிருந்து வீசு கதிர்கள் வெளி வருவதைத் தற்செயலாகக் கண்டறிந்தார்.

இந்த வீசு கதிர்கள் (radiation) கண்ணுக்குத் தெரிவதில்லை. ஆனபோதிலும், இவை ஒளிப்படத் தகடுகளில்

(photographic plates) மாறுதலை ஏற்படுத்துகின்றன. இவ்வாறு இயற்கையில் சில பொருள்களிலிருந்து வீசு கதிர்கள் வெளி வருவதை இயற்கைக் கதிர் இயக்கம் (natural radio activity) எனக் கூறுகின்றனர்.

வீசு கதிர்களின் பண்புகளை ஆராய, அவற்றின் பாதையின் பக்கத்தில் ஒரு காந்தப் புலம் அல்லது மின்புலம் (magnetic or electric field) அமைத்தனர். கதிர் கற்றைகள் மூன்று வகையாகப் பிரிந்து, ஒன்று காந்தப் புலம் அல்லது மின் புலத்தால் ஈர்க்கப்பட்டும், மற்றது விலக்கப் பட்டும், மற்றுமொன்று பாதிக் கப்படாலும் இருப்பதைக் கண்டனர்.



படம் 29.

இந்தச் சோதனையிலிருந்து கதிர் இயக்கத்தினால் வரும் வீசு கதிர்களில் நேர்மின் சுமைகளைத் தாங்கிய கதிர்களும், எதிர்மின் சுமைகளைத் தாங்கிய கதிர் களும், எவ்வித மின் சுமைகளும் இல்லாத கதிர்களும் உள்ளன என்பது தெளிவாயிற்று. இம் மூன்று வகைக் கதிர்கள் முறையே, α கதிர்கள், β கதிர்கள், γ கதிர்கள் என அழைக்கப்படலாயின. மேலும், பலசோதனைகள் செய்து இக் கதிர்களின் பண்புகள் யாவும் அறியப்பட்டன.

α கதிர்கள் (Alpha rays)

இயற்கைக் கதிர் இயக்கத்தில் வெளிவரும் வீசு கதிர்களில் இவைகள் இருக்கின்றன. வெளி மின் புலத்தினால் இவ் வகைக் கதிர்கள் மாறும் திசையிலிருந்து இவை நேர்மின் சுமைகளைத் தாங்கிய கதிர்கள் என அறிகிறோம். உண்மையில் இக் கதிர்கள் பல துகள்களால் ஆனவை. ஒவ்வொரு ஆல்ஃபா துகளும், ஹைட்ரஜன் அணுவைப் போல் நான்கு மடங்கு கனமுடைய தாயும், இரண்டு அலகு நேர்மின் சுமைகளைத் தாங்கியும் உள்ளன. ஆகவே, இது இரண்டு புரோட்டான்களும், இரண்டு நியூட்ரான் களும் கொண்டுள்ள துகளாக அமைந்துள்ளது. இந்த அமைப்பே ஹீலியம் வாயு அணுக்களின் உட்கருவின் அமைப்பாகும்.

இத் துகள்கள் அடங்கிய கதிர் கற்றை, இயற்கைக் கதிர் இயக்கப் பொருள்களிலிருந்து மிகுந்த வேகத்தில் வெளி

வருகின்றது. கிட்டத்தட்ட இந்த வேகம் ஒளியின் வேகத்தில் $\frac{1}{10}$ பாகமாகும். இக் கதிர்கள், எளிதில் பல பொருள்களின் வழியாக ஊடுருவிச் செல்லக்கூடியவை. இவை ஒரு வாயுவின் வழியாகச் செல்லும்பொழுது, வாயுவை அயனிகளாக ஆக்குவதால், இக் கதிர்களைச் சுற்றியுள்ள வாயு, மின்கடத்தும் தன்மையைப் பெறுகின்றது. இக் கதிர்கள், கண்ணுக்குப் புலப் படாவிட்டாலும், துத்தநாக சல்ஃபைடு (zinc sulphide) தடவிய ஒரு தகட்டின் மேல் இவை விழுந்தால் அந்த இடம் ஒளிர்வு (luminous) உடையதாக மாறுகின்றது.

β கதிர்கள் (Beta rays)

வீசு கதிர்களில் ஒரு பகுதியாக இக் கதிர்கள் உள்ளன. மின்புலத்திஞல் இவ் வகைக் கதிர்கள் மாறும் திசையிலிருந்து, இக் கதிர்கள் எதிர் மின் சுமைகளைத் தாங்கிய துகள்களால் ஆனவை என அறிகிரேம். ஒவ்வொரு துகளும் எடையில் மிகக் குறைவாகவும், ஓர் எதிர் மின் சுமையையும் பெற்றுள்ளது. இவை காத்தோடு கதிர்களை ஒத்துள்ளதால், இக் கதிர்களிலுள்ள துகள்கள் யாவும் எலெக்ட்ரான்களாகக் கொள்ளலாம்.

இந்தக் கதிர் கற்றையும் கதிர் இயக்கப் பொருளிலிருந்து மிகுந்த வேகத்தில் வெளி வருகின்றது. இதன் வேகம் ஒளியின் வேகத்திற்கு ஒப்பிடக்கூடியது. எளிதில் பல பொருள்களில் ஊடுருவிச் செல்லக்கூடிய தன்மை வாய்ந்தது. ஆனல், துத்தநாக சல்ஃபைடு தடவிய பரப்பில் ஒளிர்வை உண்டாக்குவதிலும், தான் செல்லும் பாதையை அயனி மயமாக்கும் சக்தியிலும் ஆல்ஃபா கதிர்களின் ச்க்தியைவிடக் குறைவாகவேயுள்ளது. கதிர்கள் புற மின்புலம், அல்லது காந்தப் புலத்தின் சக்தியிஞல் ஆல்ஃபா கதிர்களுக்கு நேர் எதிர் திசையில் மிக அதிகமாகவும், எளிதாகவும், தாங்கள் செல்லும் பாதையிலிருந்து விலகுகின்றன.

γ கதிர்கள் (Gamma rays)

இயற்கைக் கதிர் இயக்கத்தில் வெளிவரும் வீசு கதிர்களின் இப் பகுதி, காந்த, மின் புலங்களிஞல் பாதிக்கப்படுவதில்லை. ஆகவே, இக் கதிர்களில் மின் சுமைகளைத் தாங்கிய துகள்கள் இல்லை என்பது புலனுகின்றது.

இவற்றின் வேகம் ஒளியின் வேகத்திற்கு ஒப்பிடக்கூடியதாக உள்ளது. பொருள்களை ஊடுருவிச் செல்லும் சக்தி மிக அதிகமாகக் காணப்படுகின்றது. ஆனபோதிலும், தாங்கள் செல்லும் பாதையை அயனியாக்கும் தன்மையிலும், துத்தநாக

சல்ஃபைடு தடவிய பரப்பை ஒளிரச் செய்யும் சக்தியிலும் மிகச் சக்தி குறைந்தனவாகவேயுள்ளன. இக் கதிர்களை x கதிர்களுக்கு ஒப்பிடலாம். இவற்றின் பண்புகளிலிருந்து, இவற்றை காந்த அலைகளாகவும் (electro magnetic waves) ஆற்றல் பொட்டலங்களாகவும் (energy packets) கருதலாம்.

கதிர் இயக்க அழிவு (Radio active decay)

கதிர் இயக்கத்தின்பொழுது அணுவிலிருந்து தொடர்ச்சியாகத் துகள்கள் வெளிவந்து கொண்டிருக்கின்றன. இத்துகள்கள் அணுவின் உட்கருவிலிருந்து வெளிவருகின்றன. இந்த வினையின் தன்மைகளை ஆராயும்பொழுது இது ஒரு ஒற்றை மூலக்கூறு வினை (uni-molecular reaction) என அறியப்படுகின்றது. எனவே கதிர் இயக்கத்தின் வேகம் அணுக்களின் செறிவைப் பொருத்தேயுள்ளது. கதிர் இயக்கம் நடைபெறும்பொழுது அணுக்கள் சிதைவடைவதால் அணுக்களின் செறிவு சிறிது சிறிதாகக் குறைகின்றது. எனவே கதிர் இயக்கமும் நேரம் ஆக ஆகக் குறைந்து கொண்டேவருகின்றது. இதனையே **கதிர்இயக்க அழிவு** என்கிறோம்.

மொத்த அணுக்களில் பாதி அணுக்கள் சிதைவுற எடுத்துக் கொள்ளும் நேரத்திற்கு அந்த கதிரியக்கப் பொருளின் **அரை வாழ்வு காலம்** (half life period) எனப் பெயர். கதிர் இயக்க பொருள்களின் அரை வாழ்வுக் காலத்திலிருந்து அவகேட்ரோ எண் கணக்கிடப்படுகின்றது.

கதிர் இயக்கத்தின் தன்மையும் காரணமும்

இயற்கையில் கதிர் இயக்கம் ஏற்படுவது முதன் முதலில் யுரேனிய கனிமப் பொருள்களில்தான் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது. நாளடைவில் இயற்கையில் கிடைக்கும் பல பொருள்களில் கதிர் இயக்கம் இருப்பதைக் கண்டனர். பொதுவாக அணு எண் 83ஐக் கடந்த எல்லாத் தனிமங்களிலும், கதிர் இயக்கம் காணப்படுகின்றது. இயற்கைக் கதிர் இயக்கத்தை ஆரம்பிக்கவோ, அதன் வேகத்தை மாற்றவோ, கட்டுப்படுத்தவோ, நிறுத்தவோ முடியாது. ஆகவே, இந்த வினையை முற்றிலும் வேதி வினையிலிருந்து மாறுபட்டதாகக் கருதவேண்டும். வேதிவினை, பலவகை அணுக்களின் வெளிப்புறத்திலுள்ள எலெக்ட்ரான்கள் மாறி அமைவதால் ஏற்படும் நிகழ்ச்சியாகும். கதிர் இயக்கம் ஓர் அணு தன் நிலையற்ற தன்மையினால், சிதைவுறும் நிகழ்ச்சியாகும்.

ஒவ்வோர் அணுவிலும் ஓர் உட்கருவும், அந்த உட்கருவில் புரோட்டான்களும், நியூட்ரான்களும் உள்ளன என்பதை

அறிவோம். புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கைக்குத் தகுந்தாற் போல் ஒரு குறிப்பிட்ட விகிதத்தில் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அமைவதால், அந்த உட்கரு ஒரு நிலையான நிலையிலுள்ளது. எக் காரணத்தினலாவது, அந்தக் குறிப்பிட்ட விகிதத்திற்குச் சற்று அதிகமாகவோ, குறைவாகவோ நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை இருக்குமானல், அணுவின் உட்கரு ஒரு நிலையற்ற தன்மையை அடைகின்றது. நிலைமைத் தன்மை பொருந்திய புரோட்டான், நியூட்ரான் விகிதத்தை அடையும் பொருட்டு, கதிர் இயக்க நிகழ்ச்சி நடைபெறுகின்றது. கதிர் இயக்கம் அணுவின் உட்கரு சிதைவதால் ஏற்படும் நிகழ்ச்சி என ஒத்துக்கொண்டால், எவ்வாறு உட்கருவிலிருந்து α, β, γ கதிர்கள் வெளிவருகின்றன என்பதை விளக்கவேண்டியது அவசியமாகின்றது.

உட்கருவில் புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை, குறிப்பிட்ட விகிதத்திற்கு அதிகமாக இருப்பின் α துகள் வெளியேறி உட்கருவில் புரோட்டான் விகிதத்தைக் குறையச்செய்யும். உட்கருவில் புரோட்டான்களும் நியூட்ரான்களும் உள்ளதால், இரண்டு புரோட்டான்களும் இரண்டு நியூட்ரான்களும் சேர்ந்து ஒரு நுண் துகளாக (α) துகள் வெளியேறும். பொதுவாகப் புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கைக்கு இரட்டிப்பு மடங்குக்குமேல் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கையிருக்குமாதலால், ஒரு ஆல்ஃபா துகள் வெளியேறுவதால் உட்கருவின் புரோட்டான், நியூட்ரான் விகிதத்தில், புரோட்டான் விகிதம் குறைவதற்கு ஏதுவாகின்றது.

கதிர் இயக்கம், உட்கரு சிதைவதால் ஏற்படுகின்றதென்பதால், β துகள்கள் வெளிவருவதையும் விளக்கவேண்டும். β துகள்களை, எலெக்ட்ரான்களாகக் கருதவேண்டுமென்று அறிந்தோம். உட்கருவிலிருந்து எவ்வாறு எலெக்ட்ரான்கள் வெளிவருகின்றன என்பதைப் பார்ப்போம். உட்கருவில், முக்கியமாகப் புரோட்டான்களும், நியூட்ரான்களுமே உள்ளன. எலெக்ட்ரான் கீழ்க்காணும் சமன்பாட்டின்படி ஒரு நியூட்ரான் சிதைவதால் ஏற்பட வழியுண்டு.

நியூட்ரான் $\rightarrow$ புரோட்டான் $+$ எலெக்ட்ரான்.

மேலே குறிப்பிட்டுள்ள சமன்பாடு முற்றிலும் உண்மை நிலையைக் குறிக்காவிடினும், எலெக்ட்ரான் எவ்வாறு நியூட்ரான் சிதைவால் உண்டாக முடியும் என்பதை விளக்குகின்றது. ஓர் உட்கருவில் நியூட்ரான் எண்ணிக்கை குறிப்பிட்ட விகிதத்திற்கு மேல் இருக்குமானல் ஒரு நியூட்ரான் சிதைந்து, எலெக்ட்ரானை வெளியேறச் செய்து, ஒரு புரோட்டானின் எண்ணிக்கையை

அதிகரிக்கும்படிச் செய்ய முடியுமென்ருகிறது. இவ்வாருகக் கதிர் இயக்கத்தில் ஒரு β துகள் வெளியேறும்பொழுது நியூட்ரான் எண்ணிக்கை குறைந்து, புரோட்டான் எண்ணிக்கை அதிகமாவதற்கு ஏதுவாகின்றது.

காமா கதிர்கள், ஆற்றல் பொட்டலங்களாகக் (energy packets) கருதப்படுகின்றன. கதிர் இயக்கத்தில் உட்கருவிலிருந்து புரோட்டான்களும், நியூட்ரான்களும், ஆல்ஃபா துகள்களாக வெளியேறுவதாலும், நியூட்ரான்கள் சிதைந்து பீட்டா துகள்களாக வெளியேறுவதாலும், நியூட்ரான், புரோட்டான் இவற்றை இணைக்க உபயோகப்படுத்தப்பட்ட ஆற்றல், மின் காந்த அலைகள் அல்லது ஆற்றல் பொட்டலங்களாக வெளியேறுகின்றது.

இவ்வாருக கதிர் இயக்கத்தில் வெளிவருகின்ற வீசு கதிர்கள் அனைத்தையும் உட்கருவின் அமைப்பிலிருந்தும், அது சிதைவதால் ஏற்படக்கூடிய மாறுதல்களிலிருந்தும் எளிதில் விளக்க முடிகின்றது. ஆகவே, கதிர் இயக்கம், உட்கரு சிதைவதால் ஏற்படும் நிகழ்ச்சியென்று தெளிவாகத் தெரிகின்றது.

செயற்கைக் கதிர் இயக்கம் (Artificial radioactivity)

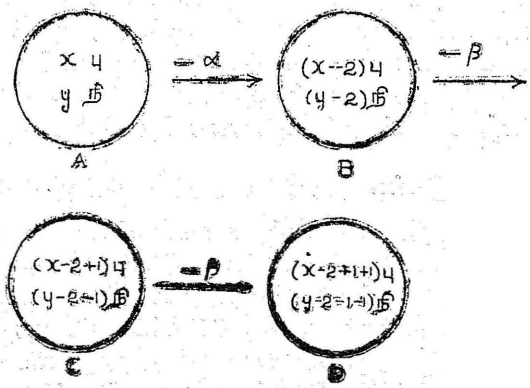
இயற்கைக் கதிர் இயக்கம் ஏற்பட, நிலையற்ற உட்கருவே காரணம் எனக் கண்டோம். உட்கரு நிலையற்று இருப்பதற்குக் காரணம், அந்த உட்கருவில் அமைந்துள்ள புரோட்டான் நியூட்ரான்களின் விகிதம் ஒரு குறிப்பிட்ட விகிதத்தில் அமையாமல் மாறுபட்டிருப்பதுதான் என்றும் அறிந்தோம். நிலையான அணுவின் உட்கருவில், புரோட்டான் நியூட்ரான் விகிதம் எந்த விகிதத்தில் இருக்கவேண்டுமோ அதே அளவில் உள்ளது. உட்கருவினுள், புரோட்டான் அல்லது நியூட்ரானைப் புகுத்துவதன் மூலம் குறிப்பிட்ட நிலையான விகிதம் மாறும்படிச் செய்யலாம். அவ்வாறு செய்தால் உட்கரு, நிலையான தன்மையை இழந்து ஒரு நிலையற்ற தன்மையை அடையும். மீண்டும் நிலையான தன்மையை அடைய, அந்த அணு, வீசு கதிர்களை வெளியிடும். இவ்வாருக ஒரு நிலையுள்ள அணுவைக் கதிர் இயக்க அணுவாக மாற்றிக் கிடைக்கும் கதிர் இயக்கத்திற்கு, **செயற்கைக் கதிர் இயக்கம்** அல்லது **தூண்டப்பட்ட கதிர் இயக்கம்** (induced radio activity) என்று பெயர்.

கதிர் இயக்கத்தினுல் அணு எண்ணில் மாற்றம்

ஓர் அணுவின் உட்கருவிலிருந்து ஓர் ஆல்ஃபா துகள் வெளிவருவதால் உட்கரு இரண்டு புரோட்டான்களையும், இரண்டு

நியூட்ரான்களையும் இழக்கின்றது. இதனால் அதன் அணு எண்ணின் மதிப்பு இரண்டும், அணு எடை நான்கும் குறைகின்றன.

ஆல்ஃபா துகளை இழந்த அணு, கதிர் இயக்கத்தினால் மீண்டும் ஒரு பீட்டா துகளை இழப்பதாகக்கொள்வோம். ஒரு பீட்டா துகள் வெளிவர உட்கருவிலுள்ள ஒரு நியூட்ரான், புரோட்டானாகவும், எலெக்ட்ரானாகவும் மாறுகின்றது. உட்கருவில் ஒரு நியூட்ரானுக்குப் பதிலாக, இப்போது ஒரு புரோட்டானுள்ளது. ஆகவே, பீட்டா துகள் வெளிவரும் நிகழ்ச்சியால் அணு எடையில் எவ்வித மாறுதலும் ஏற்படாமல், அணு எண்ணில் மட்டும் ஓர் எண்ணிக்கை அதிகமாகின்றது.



படம் 30.

அதே அணு மீண்டும் ஒரு பீட்டா துகளை இழக்க நேரிட்டால் மேலே விவரித்த தொடர்ச்சியான நிகழ்ச்சிகளால் மீண்டும் அணு எண்ணில் மட்டும் ஓர் எண்ணிக்கை அதிகமாகின்றது. இந்த நிலையில் அந்த அணு ஆரம்பத்தில் இருந்த அணு எண்ணையும், ஆனால் அணு எடையில் நான்கு அலகுகள் குறைவாகவும் உள்ள அணுவாக மாறுகின்றது.

படத்தில் *A* என்ற உட்கரு, ஓர் ஆல்ஃபா துகளை இழந்து *B* உட்கருவாகவும், மீண்டும் தொடர்ந்து இரண்டு பீட்டா துகள்களை இழந்து முறையே *C, D* உட்கருக்களாகவும் மாறுகின்றது. *A* உட்கருவும், *D* உட்கருவும் ஒரே அணு எண்ணையுடையனவாயும் வெவ்வேறு அணு எடைகளை உடையனவாயும் இருக்கின்றன. *A, D* என்ற இரு உட்கருக்களும் ஒரே அணு எண்ணைப்

பெற்றிருப்பதால் அவைகளை ஒரே தனிம அணுக்களின் உட்கருக்களாகக் கருதவேண்டும்.

உட்கரு	அணு எண்	அணு எடை
A	x	$(x+y)$
B	$(x-2)$	$(x-2)+(y-2) = (x+y)-4.$
C	$(x-2+1) = (x-1)$	$(x+y)-4.$
D	x	$(x+y)-4.$

ஐசோடோப்புகள்

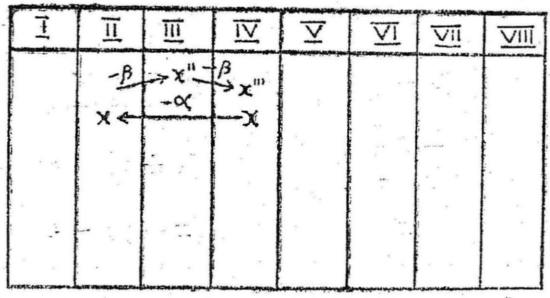
ஒரு தனிமத்தின் அணுக்கள், அணு எடையில் மட்டும் மாறுபட்டு அணு எண்ணில் மாறுபடாமலிருந்தால் அவற்றிற்கு ஐசோடோப்புகள் என்று பெயர். அணுக்களின் அணு எண் ஒன்றாக இருப்பதால் அவற்றின் உட்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை ஒன்றாகவே இருக்கும். உட்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையும், கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும் சமமாதலால் இந்த அணுக்களில் உட்கருவைச் சுற்றியுள்ள எண்ணிக்கையும் சமமாக இருக்கும்.

ஒரு குறிப்பிட்ட எலெக்ட்ரான் எண்ணிக்கையைக் கொண்ட அணுக்களின் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு ஒன்றாகவே யிருக்கும். எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பே பௌதிக, வேதிப் பண்புகளைக் கட்டுப்படுத்துகின்றது. ஆகவே, அந்த அணுக்கள் ஒரே தனிமத்தின் அணுக்களாகத்தான் இருக்க முடியும்.

சாடியின் இடப்பெயர்ச்சி விதி. (Soddy's displacement law)

ஐசோடோப்புகள் என்றால் ஒரே இடத்தில் இருப்பவை (iso = ஒரே, tope = இடம்) எனப் பொருள்படும். ஒரு தனிமத்தின் அணுக்களின் எடையில் மட்டும் வித்தியாசம் இருந்து, அணு எண் ஒன்றாக இருப்பின் அவற்றைத் தனிம ஆவர்த்தன அட்டவணையில் ஒரே இடத்தில்தான் வைக்கவேண்டும். சாடி என்பவர் எவ்வாறு ஒரு தனிமம் ஆல்ஃபா, பீட்டா துகள்களை வெளியிடும் பொழுது இடம் பெயர்கின்றதென்பதை ஒரு விதியின் மூலம் விளக்கினார். அதையே, சாடியின் இடப்பெயர்ச்சி விதியென்று அழைக்கிறோம்.

நான்காவது பத்தியிலுள்ள x என்ற தனிமத்தின் அணு, ஓர் ஆல்ஃபா துகளை இழப்பதன் மூலம் x' என்ற மகள் தனிமமாக (daughter element) மாறுகின்றது. இந்த x' தொடர்ச்சியாக இரண்டு பீட்டா துகள்களை இழந்து முறையே x'' x''' மகள்



படம் 31.

தனிமங்களாக மாறுகின்றது. x-ம், x'''-ம், ஐசோடோப்புகளாகும். அவற்றின் அணு எண் ஒன்றாகவும், அணு எடையில் நான்கு அலகுகள் வித்தியாசமாகவும் இருக்கும். இவ்வாறு ஓர் அணு ஆல்ஃபா துகளை இழப்பதால் இரண்டு இடம் வலப்புறம் நகருவதும், தொடர்ந்து இரண்டு பீட்டா துகள்களை இழக்கும்பொழுது இடப்புறம் ஒவ்வொரு பத்தியாக மாறிவரும் ஒழுங்கைக் குறிப்பதே இடப்பெயர்ச்சி விதியாகும். இதனால் கதிர் இயக்கத் தனிமங்களின் அணுக்கள் ஐசோடோப்புகளாக அமைவதை எளிதில் விளக்க முடியும்.

இயற்கையில் இருக்கும் பல தனிமங்கள் ஐசோடோப்புகளின் சேர்க்கைகளாகவே உள்ளன. உண்மையில் ஐசோடோப்புகள் இல்லாமல் சில குறிப்பிட்ட தனிமங்களே **தனித் தனிமங்களாக** விளங்குகின்றன.

பொதுவாகத் தனிமங்களின் அணு எடை முழு எண்ணாக இல்லாமல், பின்னங்களாக அமைவதற்குக் காரணமும், தனிமங்களின் அணுக்கள், ஐசோடோப்புகளின் தொகுதியாக இருப்பதே யாகும். பெரும்பாலும் இயற்கையில் ஒரு தனிமத்தை எவ்வகையில் பிரித்தெடுத்தாலும், ஒரே விதமான ஐசோடோப்புகள் ஒரே விகிதத்தில் கலந்துள்ள கோவையாகவே காணப்படுகின்றது. இவ்விதக் கண்டறிதலுக்கு விதி விலக்குகள் பல உள்ளன.

ஐசோடோப்புகளின் வகைகள்

பல தனிமங்கள் ஐசோடோப்புகளின் கலவைகளாகவே கிடைக்கின்றன. ஐசோடோப்புகளை (1) **நிலையான ஐசோடோப்பு**

களென்றும், (2) கதிர் இயக்க ஐசோடோப்புகளென்றும் இரண்டு வகைகளாகப் பிரிக்கலாம். நிலையான ஐசோடோப்புகளில் கதிர் இயக்கமின்றி அணுக்கள் யாவும் நிலையாக உள்ளன. கதிர் இயக்க ஐசோடோப்புகள், தொடர்ந்து வீசு கதிர்களை உதிர்த்து, அணுக்களின் அமைப்பில் தொடர்ச்சியாக மாறுதல் அடைந்து கொண்டிருக்கின்றன.

ஐசோடோப்புகளைக் கண்டறிதல்

கதிர் இயக்க ஐசோடோப்புகளைக் கண்டறிய கதிர் இயக்கம் இருப்பதாகக் கண்டறிந்தால் போதும். கதிர் இயக்கமிருப்பின் வீசு கதிர்கள் தொடர்ச்சியாக வெளிவந்து கொண்டிருக்கும். வீசு கதிர்களின் ஒரு பகுதியான ஆல்ஃபா கதிர்கள் எளிதில் அவை செல்லும் பாதையை அயனியாக்கும் ஆற்றல் பெற்றவை. இந்தப் பண்பைக் கொண்டு எளிதில் கதிர் இயக்கம் இருப்பதைக் கண்டறிய முடியும்.

கெய்கர் முல்லர் எண் கருவி (Geiger Muller counter)

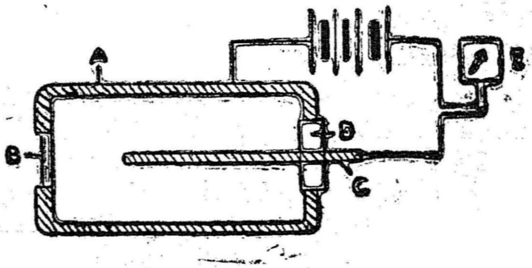
இக் கருவி, கதிர் இயக்கத்தைக் கண்டறியவும், அளக்கவும் பயன்படுகிறது.

இக் கருவியில் *A* என்ற உலோகக் குழலில் ஒருபுறம் *B* என்ற மைக்கா ஜன்னலும், மற்றொரு புறத்தில் *C* என்ற உலோகத் தண்டு, *A* குழலிலிருந்து *D* என்ற மின் அரிதில் கடத்தும் பொருள்களினால் பிரிக்கப்பட்டு *A* குழலினுள் பொருத்தப் பட்டுள்ளன. *A*-யும், *C*-யும், ஓர் எண்கருவி *E* வழியாக (counter) பாட்டரிகளுடன் தொடர் அடுக்கு முறையில் (series) இணைக்கப் பட்டுள்ளன. *A*-க்கும், *C*-க்கும் இடையில் குறைந்த அழுத்தத்தில் காற்றுள்ளது. காற்று ஒரு மின் அரிதில் கடத்தியாக இருப்ப தால் மின்சாரம் எண்கருவியில் பாய்வதில்லை.

ஒரு கதிர் இயக்கப்பொருளை இக் கருவியின் *B* என்ற மைக்கா ஜன்னலுக்கு அருகில் கொண்டு வந்தால் வீசு கதிர்கள் மைக்கா ஜன்னல் வழியாக உட்சென்று *A*-க்கும் *C*-க்கும் இடையேயுள்ள காற்று மண்டலத்தை, அயனிகள் நிறைந்த மண்டலமாக மாற்று கின்றன. இப்பொழுது மின்சாரம் *A*-யிலிருந்து *C*-க்கு எளிதில் கடத்தப்படுவதால் தொடர் மின் இணைப்பிலுள்ள எண் கருவியில் மின்சாரம் பாய்கின்றது. கதிர் இயக்கத்தின் அளவுக்குத் தக்கவாறு எண் கருவியில் மின்சாரம் செல்கின்றது. எனவே, இக் கருவியின் உதவியால் ஒரு பொருளின் கதிர் இயக்கம் இருப்பதையும், அதன் அளவையும் அறிய முடிகிறது. கதிர் இயக்கமிருப்பின் கதிர் இயக்க ஐசோடோப்புகள் உள்ளன என்பதை அறிகின்றோம்.

ஆஸ்டனின் நிறை நிரல் வரையி (Aston's mass spectrograph)

இம் முறையில் நிலையுள்ள ஐசோடோப்புகளின் கலவைகளையும், கதிர் இயக்க ஐசோடோப்புகளின் கலவைகளையும் எளிதில் கண்டுபிடிக்க முடியும். மேலும் ஒரு தனிமத்திலுள்ள



படம் 32.

ஐசோடோப்புகளின் வகைகளையும், அவைகளின் நிறைகளையும், கலவையில் எத்தனை சதவீதம் ஒரு குறிப்பிட்ட வகை ஐசோடோப்பு உள்ளதென்றும் தெளிவாக அறிய முடிகின்றது.

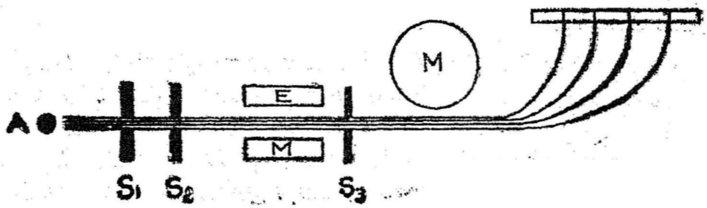
இக் கருவியில் ஆய்வுக்கு எடுத்துக்கொண்ட பொருளை நேர் மின் கதிர்களாக (positive rays) மாற்றி, அவற்றின் வேகத்தை முடுக்கி, அதன் பாதையில் ஒரு காந்தப் புலத்தை அமைத்து, ஐசோடோப்புகளின் நிறைகளுக்குத் தகுந்தவாறு நேர்மின் கதிர்களின் திசையைத் திருப்பித் தகுந்த இடத்தில் ஓர் ஒளிப் படத் தகட்டை அமைத்து, அதில் நேர்மின் கதிர்களை விழச் செய்யலாம்.

A என்ற இடத்தில் ஏதாவது ஒரு முறையில், ஆய்வுக்கு எடுத்துக்கொண்ட பொருள் நேர்மின் கதிர்களாக மாற்றப்படு கின்றது. நேர்மின் கதிர்கள் S_1, S_2 என்ற இரு துவாரங்களின் வழியாக வெளி வரும்பொழுது அவை ஒருபோகக் கதிர்களாக அமைகின்றன. இந்த ஒருபோகக் கதிர்களின் இரு பக்கங்களி லும், குறிப்பிட்ட அளவு மின்புலத்தையும், காந்தப் புலத்தை யும் ஏற்படுத்துகின்றனர். இம்மாதிரியான அமைப்புக்கு நேர் வேகக் குவியச்செய்தல் (velocity focusing) என்று பெயர்.

ஒரு குறிப்பிட்ட மின் காந்தப் புலன்களுக்கிடையே நேர்மின் கதிர்கள் செல்லும் பொழுது (1) நேர்மின் கதிர்களிலுள்ள எல்லாத் துகள்களின் நேர்வேகம் சமமாகவும், (2) துகள்களின் நேர்வேகம் முடுக்கப்பட்டும், இரண்டு வித மாறுதல்கள்

அடைகின்றன. ஆகவே நேர்மின் கதிர்களிலுள்ள துகள்கள் யாவும் அதிகமாக முடுக்கப்பட்ட ஒரே நேர்வேகத்துடன் S_3 என்ற துவாரத்தின் வழியாக வெளியேறுகின்றன.

வெளிவரும் நேர்மின் கதிர்களுக்குச் செங்கோணத்தில் மிகுந்த சக்தி வாய்ந்த (M) காந்தப் புலத்தை அமைக்கின்றனர். நேர்மின் கதிர்களிலுள்ள துகள்கள் யாவும் ஒரே நேர் வேகத்தைப்



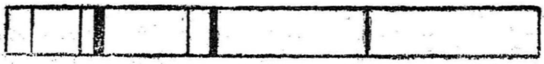
படம் 33.

பெற்றிருப்பினும், அவற்றின் நிறைகளில் மாறுதலிருப்பதால் அவற்றின் உந்தங்கள் (momentums) வெவ்வேருக உள்ளன. துகள்களின் உந்தத்திற்குத் தக்கவாறு அவற்றின் திசைகள், காந்தப் புலத்தால் திருப்பப்படுகின்றன.

ஒரு குறிப்பிட்ட இடத்தில் ஓர் ஒளிப்படத் தகட்டை வைத்தால் அந்தத் தகட்டில், ஒரே நிறையுள்ள ஐசோடோப்புகள் யாவும், ஒரே இடத்தில் விழுகின்றன. ஒளிப்படத் தகட்டைத் தகுந்த முறையில் பதம் செய்து ஆராய்ந்தால் அதில் பல கோடுகள் காணப்படுகின்றன. நேர்மின் கதிர்களிலுள்ள துகள்களின் நிறை வித்தியாசத்தால் ஒரு நிறமாலை வரையியை யொத்த வரையி கிடைக்கின்றது. இதிலுள்ள கோடுகள் ஐசோடோப்புகளின் நிறைகளுக்கேற்ப அமைவதால், இதனை ஒரு **நிறை நிரல் வரையி** (mass spectrograph) என்று அழைக்கிறோம்.

ஒளிப்படத் தகட்டில் எத்தனை கோடுகள் உள்ளனவோ அத்தனை வகை ஐசோடோப்புகள் பொருளில் உள்ளதாகக் கொள்ளவேண்டும். கோட்டின் செறிவிலிருந்து (intensity) ஒவ்வொரு ஐசோடோப்பின் சதவீதத்தையும் கணக்கிடலாம். ஒரு பொருளின் நிறை நிரல் வரையியை, ஓர் அளவறி நிறை நிரல் வரையியுடன் (standard mass spectrograph) ஒப்பிட்டுப் பார்த்து, கோடுகள் இருக்கும் இடத்தைக் கொண்டு ஐசோடோப்புகளின் நிறைகளை அறியலாம். ஐசோடோப்புகளின் எண்ணிக்கை, சதவீதம், நிறை, இவை யாவும் தெரிந்தவுடன் எளிதில் அந்தத் தனிமத்தின் அணு எடையைக்

கணக்கிடலாம். இம் முறையில் மிகத் துல்லியமாகத் தனிமத்தின் அணு எடையை அறிய முடியும்.



நிறை நிரல் வரையி

படம் 34.

மாதிரிக் கணக்கு

ஒரு தனிமத்தின் நிறை நிரல் வரையியில் இரண்டு கோடுகள் இருந்தன. ஒரு கோடு 35 நிறைக்கும், மற்றொரு கோடு 37 நிறைக்கும் பொருந்துவதாக இருந்தன. அவற்றின் செறிவிலிருந்து முதல் கோட்டுக்கான ஐசோடோப்பு 77 சதவீதமிருப்பின் அந்தத் தனிமத்தின் அணு எடையைத் துல்லியமாகக் கணக்கிடு.

(*a*) நிறை நிரல் வரையியில் இரண்டு கோடுகளிருப்பதால் தனிமத்தில் இரண்டு ஐசோடோப்புகள் கலந்துள்ளன.

(*b*) முதல் ஐசோடோப்பின் நிறை எண் = 35
இரண்டாவது ஐசோடோப்பின் நிறை எண் = 37

(*c*) தனிமத்தில் முதல் ஐசோடோப்பின் சதவீதம் = 77
இரண்டாவது ஐசோடோப்பின் சதவீதம் = 23

$$\therefore \text{தனிமத்தின் அணு எடை எண்} = \frac{(76 \times 35) + (23 \times 37)}{100}$$

$$= \frac{2695 + 851}{100} = 35 \cdot 46.$$

ஐசோடோப்புகளைப் பிரிக்கும் முறைகள்

ஒரு தனிமத்தின் ஐசோடோப்புகள் யாவும் ஒரே மாதிரியான வேதிப் பண்புகள் உடையனவாயிருக்கும். ஆகவே, வேதி முறைகளில் ஐசோடோப்புகளைப் பிரிக்க முடியாது. ஒரு தனிமத்தின் ஐசோடோப்புகள் நிறைகளில்தான் ஒன்றிலிருந்து மற்றொன்று மாறுபட்டிருக்கும். எடையுடன் தொடர்புடைய பண்புகளில் மட்டும்தான் ஐசோடோப்புகளின் பண்புகள் சிறிதளவு மாறும். இந்த மாறுதலைக் கொண்டுதான் ஐசோடோப்புகள் பிரிக்கப்படுகின்றன. அம் முறைகளில் முக்கியமானவைகளாவன:

(அ) வாயு பரவல் முறை
(ஆ) வெப்பப் பரவல் முறை
(இ) நேர்மின் கதிர் முறை
(ஈ) மின் பகுப்பு முறை
(உ) மின்னைக் காய்ச்சி வடித்தல் முறை

தனிமங்களின் நிலையான ஐசோடோப்புகள்

தனிமம்	அணு எண்	ஐசோடோப்புகளின் நிறை எண்கள் (கிடைக்கும் அளவு வரிசையில்)
H	1	1, 2
He	2	4, 3
Li	3	7, 6
Be	4	9
B	5	11, 10
C	6	12, 13
N	7	14, 15
O	8	16, 18, 17
F	9	19
Ne	10	20, 22, 21
Na	11	23
Mg	12	24, 25, 26
Al	13	27
Si	14	28, 29, 30
P	15	31
S	16	32, 34, 33
Cl	17	35, 37
A	18	40, 36, 38
K	19	39, 41, 40
Ca	20	40, 44, 42, 43, 48, 46
Sc	21	45
Ti	22	48, 46, 47, 50, 49
V	23	51, 50

தனிமம்	அணு எண்	ஐசோடோப்புகளின் நிறை எண்கள் (கிடைக்கும் அளவு வரிசையில்)
Cr	24	52, 53, 50, 54
Mn	25	55
Fe	26	56, 54, 57, 58
Co	27	59
Ni	28	58, 60, 62, 61, 64
Cu	29	63, 65
Zn	30	64, 66, 68, 67, 70
Ga	31	69, 71
Ge	32	74, 72, 70, 73, 76
As	33	75
Se	34	80, 78, 76, 82, 77, 74
Br	35	79, 81
K	36	84, 86, 82, 83, 80, 78
Rb	37	85, 87
Sr	38	88, 86, 87, 84
Y	39	89
Zr	40	90, 92, 94, 91, 96
Nb	41	93
Mo	42	98, 96, 95, 92, 97, 94, 100
Te	43	99, 98, 100
Ru	44	102, 104, 101, 88. 100, 96, 98
Rh	45	103
Pd	46	106, 108, 105, 110, 104, 102

தனிமம்	அணு எண்	ஐசோடோப்புகளின் நிறை எண்கள் (கிடைக்கும் அளவு வரிசையில்)
Ag	47	107, 109
Cd	48	114, 112, 110, 111, 113, 116, 106, 108
Ir	49	115, 113
Sn	50	120, 118, 116, 119, 117, 124, 122, 112, 114, 115
Sb	51	121, 123
Te	52	130, 128, 126, 125, 124, 122, 123, 120
I	53	127
Xe	54	129, 132, 131, 134, 136, 130, 128, 126, 124
Cs	55	133
Ba	56	138, 137, 136, 135, 134, 130, 132
La	57	139
Ce	58	140, 142, 138, 136
Pr	59	141
Nd	60	142, 144, 146, 143, 145, 158, 150
Pm	61	147, 145, 148
Sm	62	152, 154, 147, 149, 148, 150, 144
Eu	63	151, 153
Gd	64	158, 160, 156, 157, 155, 154, 152
Tb	65	159
Dy	66	164, 162, 163, 161, 160, 158, 156
Ho	67	165
Er	68	166, 168, 167, 170, 164, 162
Tm	69	169

தனிமம்	அணு எண்	ஐசோடோப்புகளின் நிறை எண்கள் (கிடைக்கும் அளவு வரிசையில்)
Tb	70	174, 172, 173, 171, 176 170, 168
Lu	71	175, 176
Hf	72	180, 178, 177, 179, 176, 174
Ta	73	181
W	74	184, 186, 182, 183, 180
Re	75	187, 185
Os	76	192, 190, 189, 186, 187, 184
Ir	77	193, 191
Pt	78	195, 194, 196, 198, 192
Au	79	197
Hg	80	202, 200, 199, 201, 198, 204, 196
Ti	81	205, 203
Pb	82	208, 206, 207, 204
Bi	83	209
Po	84	210, 211, 212
At	85	208, 210, 215, 216
Rn	86	218, 219, 220, 222
Fr	87	222, 223
Ra	88	222, 226, 227, 229
Ac	89	226, 229, 230
Th	90	230, 231, 234
Pa	91	228, 229, 234
U	92	232, 235, 238, 240

ஐசோடோப்புகளின் பயன்கள்

ஒரு தனிமத்தின் ஐசோடோப்புகள் யாவும் வேதிப் பண்புகளில் ஒத்தவைகளாக உள்ளன. ஒரு தனிமத்தின் நிலையான ஐசோடோப்புடன், அத் தமனிமத்தின் கதிரியக்க ஐசோடோப்பைக் கலந்தால், இரண்டுக்கும் ஏற்படும் மாற்றங்கள் ஒரே முறையாகவே அமைகின்றன. மேலும் நிலையான ஐசோடோப்புக்கும்,கதிரியக்க ஐசோடோப்புக்குமுள்ளவிகிதம், எவ்வித மாறுதலும் அடைவதில்லை அந்தத் தனிமம் எங்கு சென்றாலும், கெய்கர் முல்லர் எண் கருவியின் உதவியால், அதன் இருப்பிடத்தையும், அதன் அளவையும் எளிதில் அறியலாம். இவ்வாறு பயன்படுத்தப்படும் ஐசோடோப்புகளை **சுவடு அறியும் ஐசோடோப்புகள்** (tracer isotopes) என அழைக்கிறோம்.

சுவடு அறியும் ஐசோடோப்புகளின், அரை வாழ்வு, நாள் கணக்கிலே இருப்பது நலம். இவ் வகையில் பயன்படும் சில தனிமங்களின் ஐசோடோப்புகளும் அவற்றின் அரைவாழ்நாளும் பின்வருமாறு:

தனிம ஐசோடோப்புகள்		**அரைநாள் வாழ்வு**
$_{53}I.^{131}{}_{*}$	—	8 நாட்கள்
$_{15}P.^{32*}$	—	14·3 நாட்கள்
$_{16}S.^{32*}$	—	87·1 நாட்கள்
$_{20}Ca.^{45*}$	—	152 நாட்கள்
$_{27}Co.^{60}{}_{*}$	—	5·25 ஆண்டுகள்
$_{56}Ba.^{135}{}_{*}$	—	7·5 ஆண்டுகள்

உயிர் வேதியியல் வினைகளில் எவ்வகையில் தனிமங்கள் பங்கு பெறுகின்றன என்பதை அறியவும், வினை வழி முறைகளை அறியவும் பல்வேறு தொழிற் துறைகளிலும், சுவடறியும் ஐசோடோப்புகள் தற்காலத்தில் பயன்படுகின்றன.

ஒளிச்சேர்க்கையின்போது நடைபெறும் உயிர் வேதி வினைகளின் வழி முறைகளை அறிய ஆக்சிஜன் ஐசோடோப்புகள் பயன்படுகின்றன. தாவரங்களுக்குத் தேவைப்படும் உணவுப் பொருள்கள், எக் காலத்தில், எந்த அளவு, எந்த பாகத்தில் சேகரிக்கப்படுகின்றன என்பதை யறிய பாஸ்பரஸ் ஐசோடோப்புகள் பயன்படுகின்றன. இவ் வகை ஆராய்ச்சிகளின் முடிவுகளினால்,

தருந்த காலத்தில், எருப் பொருள்களைத் தாவரங்களுக்குக் கொடுத்து மிகுந்த விளைச்சலையும், பலனையும் பெற முடிகின்றன.

மருத்துவத் துறையில், அயோடின் ஐசோடோப்புகள் புற்றுநோய் போன்ற கொடிய நோய்கள் இருக்கும் இடத்தையும், நோயின் தன்மையையும் அறிய பயன்படுகிறது. கதிரியக்க இரும்பு, இரத்தத்தின் அளவையும், இரத்த ஓட்டம் தடைபடக் கூடிய இடங்களை அறியவும் பயன்படுகிறது. கதிரியக்க கால்சியத்தின் உதவியால் எலும்பு சம்பந்தமான நோய்களை அறியவும், அவற்றை குணப்படுத்தவும் முடிகின்றது.

வேதி வினைகள் ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட வழி முறைகளில் நடைபெறக் கூடுமானால், கதிரியக்க ஐசோடோப்புகளின் உதவி கொண்டு சரியான வழி முறையைக் காணமுடிகின்றது. எடுத்துக் காட்டாக, எஸ்டர், அமிடுே அமிலங்கள் உண்டாகும் வழி முறைகள், இம் முறையினால் அறியப்பட்டுள்ளன.

கதிரியக்க அயோடின் ஐசோடோப்புகள், தைராய்ட் சுரப்பியில் ஏற்படும் நோய்களை போக்கவும், கதிரியக்க கோபால்ட் ஐசோடோப்புகள் புற்று நோயைக் குணப்படுத்தவும் பயன்படுகின்றன.

தொழிற்துறையில் மெல்லிய தகடுகளின் கனத்தைக் கட்டுப் படுத்துவதிலும், பாதாள நீர் செல்லும் பாதையும், வேகமும் அறிய பல்வேறு கதிரியக்க ஐசோடோப்புகள் பயன்படுகின்றன.

தனிம மாற்றங்கள் (Tansmutation of elements)

வெகு காலத்திற்கு முன்னரே ஒரு தனிமத்தை மற்றொரு தனிமமாக மாற்றும் முயற்சியில், இரசவாதிகள் ஈடுபட்டிருந் தனர். அவர்கள் முயற்சியின் பலனாக வேதியியல் அறிவு வளர்ந்தது. ஆனால் அவர்களின் தனிம மாற்ற முயற்சி வெற்றி பெறவில்லை.

தற்காலத்தில், அணுவின் அமைப்பு, கதிரியக்கத்தின் காரணங்கள், கதிரியக்க அழிவு போன்றவைகள் நன்கு அறியப் படுவதால் மீண்டும் விஞ்ஞானிகள் தனிம மாற்ற முயற்சிகளில் ஈடுபட்டு ஓரளவு வெற்றியும் கண்டுள்ளனர்.

இயற்கைக் கதிரியக்கத்தின் பலனாக ஒரு தனிமம், மற்றொரு தனிமமாக மாறுகின்றதென்பதையும், கதிர் இயக்கக் காரணத்

தையும் அறிந்த பின்னர் தனிம மாற்றத்தில் விஞ்ஞானிகள் ஈடுபடலாயினர். ஓர் நிலையான ஐசோடோப்பின் உட்கருவிலுள்ள புரோட்டான், நியூட்ரான் விகிதத்தை மாற்றுவதன் மூலம் கதிரியக்க ஐசோடோப்பும், தனிம மாற்றமும் எளிதில் பெற முடியும் என அறிந்தனர்.

உட்கருவிலுள்ள புரோட்டான், நியூட்ரான் விகிதத்தை மாற்ற புரோட்டான் ஆல்ஃபா துகள், டியூட்ரான் போன்ற எரிபொருள்கள் (projectiles) பயன்படுகின்றன. இந்த எரி பொருள்களின் வேகம் சைக்ளோட்ரான் (cyclotron), சின்க்ரோட்ரான் (synchrotron), பிவிட்ரான் (bevetron) போன்ற கருவிகளின் உதவியால் அதிக அளவில் முடுக்கப்படுகின்றன.

நியூட்ரான் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட பிறகு நியூட்ரான்களை தனிம மாற்ற வினைகளில் பயன்படுத்த முயன்றனர். நியூட்ரான்கள் எவ்வித மின்சுமையும் பெற்றில்லாததால் அவை எளிதில் உட்கருவினுள் செல்ல முடியும். ஆனால் நியூட்ரான்களை கதிர் இயக்க வினைகள், அல்லது அணுப்பிளவு வினைகள் (atomic fission reaction) மூலமாகவே பெறமுடியும். இவ்வகையில் கிடைக்கும் நியூட்ரான்களின் திசைவேகம் மிக அதிகமாக இருப்பதால் இவை உட்கருவினுள், எவ்வளவு சுலபமாகச் செல்கின்றனவோ, அதே சுலபத்தில் உட்கருவிலிருந்து வெளியேறி விடுகின்றன. நியூட்ரான்களை கிராஃபைட், கனநீர் போன்ற தனிப்பான்கள் (moderators) மூலம் செலுத்துவதன் மூலம் அவற்றின் திசை வேகம் வெகுவாகக் குறைக்கப்படுகின்றது. இவ்வாறு கிடைக்கும் நியூட்ரான்கள் வெப்ப நியூட்ரான்கள் (thermal neutron) என அழைக்கப்படுகின்றன. இவைகள் தனிமமாற்ற வினைகளுக்கு சிறந்த எரிபொருள்களாகப் பயன்படுகின்றன.

சில சமயங்களில் காமா கதிர்கள் நிலையான ஐசோடோப்புகளைக் கதிரியக்க ஐசோடோப்புகளாக மாற்றமடையச் செய்கின்றன. இவ்வாறு கதிரியக்கம் பெற்ற தனிமம், தொடர்ந்து கதிர்களை வீசுவதனால், தனிம மாற்றம் ஏற்படுகின்றது.

ஆல்ஃபா துகள், புரோட்டான், டியூட்ரான், நியூட்ரான் காமா கதிர் இவற்றால் தூண்டப்பட்டு வெற்றி கண்ட சில தனிம மாற்ற வினைகள் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

$$_{7}N^{14} + {}_{2}He^{4} \longrightarrow {}_{8}O^{17} + {}_{1}H^{1}$$

$$_{4}Be^{9} + {}_{2}He^{4} \longrightarrow {}_{6}C^{12} + {}_{0}n^{1}$$

$$_{3}Li^{7} + {}_{1}H^{1} \longrightarrow {}_{2}He^{4} + {}_{2}He^{4}$$

$$_{80}Hg^{200} + {}_{1}H^{1} \longrightarrow {}_{79}Aw^{197} + {}_{2}He^{4}$$

$$_{1}H^{2} + {}_{1}H^{2} \longrightarrow {}_{2}He^{3} + {}_{0}n^{1}$$

$$_{16}S^{34} + {}_{1}H^{2} \longrightarrow {}_{16}S^{35} + {}_{1}H^{1}$$

$$_{7}N^{14} + {}_{0}n^{1} \longrightarrow {}_{6}C^{14} + {}_{1}H^{1}$$

$$_{15}P^{31} + r \longrightarrow {}_{15}P^{30} + {}_{0}n^{1}$$

$$_{15}P^{30} \longrightarrow {}_{14}Si^{30} + \beta +$$

தற்காலத்தில் பெரும்பாலான செயற்கைக் கதிரியக்க ஐசோடோப்புகள் அணு உலைகளில் (atomic reactors) வெப்ப நியூட்ரான்களின் உதவியைக் கொண்டு செய்யப்படுகின்றன.

யுரேனியம் கடந்த தனிமங்கள் (trans uranic elements) என அழைக்கப்படும் சுமார் பத்து தனிமங்கள், தனிம மாற்ற வினைகளால் பெறப்பட்டுள்ளன. இத் தனிமங்கள் யாவும் இயற்கையில் கிடைப்பதில்லை. இத் தனிம அணுக்கள் எளிதில் அணுப்பிளவு வினைகளில் பங்கு பெறக்கூடியவையாகையால், அணுசக்தியை எளிதில் பெற இவைகள் பயன்படுகின்றன.

கதிரியக்கத் தொடர்கள் (Radio active series)

கதிரியக்கத்தின் விளைவாக அணு எண்ணும், அணு எடையும் தொடர்ந்து மாறுதலடைந்து, தனிம மாற்றங்கள் ஏற்படுகின்றன. அணு எடையை அடிப்படையாகக் கொண்டு கதிரியக்கத் தனிமங்களைப் பல தொகுதிகளாகப் பிரித்துள்ளனர்.

ஒவ்வொரு தொகுதியிலும், அணு எடையில் நான்கு அலகுகள் படிப்படியாக மாறுகின்றன. எனவே நான்கு தொகுதிகள் இருக்கவேண்டும். இத் தொகுதிகள் அணு எடைக்கேற்பவும் அத் தொகுதியிலுள்ள முக்கிய தனிமத்தைப் பொறுத்தும் பெயரிடப்படுகின்றன. இயற்கைக் கதிரியக்கத் தனிமங்கள் கீழ்க்கண்ட மூன்று தொகுதிகளில் அடங்கிவிடுகின்றன.

$4n$ தொகுதி — தோரியம் குடும்பம்

$4n + 2$ தொகுதி — யுரேனியம் குடும்பம்

$4n + 3$ தொகுதி — ஆக்மீனியம் குடும்பம்

n என்பது ஒரு முழு எண்ணாகும்.

மீதமுள்ள $4n + 1$ தொகுதி, செயற்கைக் கதிரியக்கத் தனிமங்களைப் பெற்றுள்ளது. இது நெப்டூனியம் குடும்பம் என அழைக்கப்படுகின்றது.

ஒவ்வொரு குடும்பத்திலுள்ள கதிரியக்கத் தனிம ஐசோடோப்புகளின் அணு எடைகளும், அவற்றின் தன்மைகளும், கிளார்க் அட்டவணையில் (Clark's table) கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

வினாக்கள்

(1) அணுவின் அமைப்பைப் பற்றி சிறு கட்டுரை எழுதுக.

(2) அணு ஓர் அணைவுப் பொருளென்று எவ்வாறு அறியப் பட்டது? அணுவின் உட்துகள்கள் யாவை?

(3) அணுவின் உட்துகள்களின் பண்புகளைப் பற்றி ஒரு குறிப்பு வரைக.

(4) அணுவின் உட்கருவின் அமைப்பையும், உட்கருவிலுள்ள துகள்களின் எண்ணிக்கைகளை அறியும் முறையும் எழுதுக.

(5) அணுவில் எலெக்ட்ரான் எவ்வாறு அடுக்கப் பட்டுள்ளன? தகுந்த சான்றுகளுடன் விளக்குக.

(6) குவாண்டம் எண்கள் என்றால் என்ன? ஒவ்வொரு குவாண்டம் எண்ணும் எதைக் குறிக்கின்றதென்பதை விளக்குக.

(7) 'எலெக்ட்ரான் துகள் தன்மையும், அலைத்தன்மையும் உடையது'—விளக்குக.

(8) கதிர் இயக்கம் என்றால் என்ன?

α, β, γ கதிர்களின் பண்புகளை விவரிக்க.

(9) 'கதிர் இயக்க அழிவு,' 'அரை வாழ்வு காலம்' வரையறுக்க.

(10) ஒரு பொருள் கதிர் இயக்கத் தன்மை பெற்றிருக்கக் காரணங்கள் யாவை?

(11) செயற்கைக் கதிர் இயக்கம் என்றால் என்ன? அது எவ்வாறு தூண்டப்படுகிறது?

(12) 'சாடியின் இடப்பெயர்ச்சி விதி'யை வரையறுத்து விளக்குக.

(13) 'ஐசோடோப்புகள்' வரையறுக்க.

(14) ஐசோடோப்புகளை கண்டறியும் முறைகளை விளக்குக.

(15) ஐசோடோப்புகளின் பயன்களை பற்றி ஒரு சிறு குறிப்பு வரைக.

(16) தனிம மாற்றங்கள் எம் முறைகளில் நிகழ்த்தப்படுகின்றன?

(17) கதிரியக்கத் தொடர்கள் என்றால் என்ன? சான்றுகள் தருக.

(18) சிறு குறிப்பு வரைக.

(அ) யுரேனியம் கடந்த தனிமங்கள்

(ஆ) சுவடு அறியும் ஐசோடோப்புகள்

(இ) ஐசோடோப்புகளை பிரிக்கும் முறைகள்

(ஈ) நிறை நிரல் வரையி

(உ) கெய்கர் முல்லர் எண் கருவி

(ஊ) செயற்கைக் கதிர் இயக்கம்

(எ) சாடியின் இடப்பெயர்ச்சி விதி

(ஏ) குவாண்டம் எண்கள்

(ஐ) பௌலியின் தத்துவம்.

5. இணைதிறன்
(Valency)

மந்த வாயுக்கள் என்றழைக்கப்படும் தனிமங்களைத் தவிர மற்றெல்லா தனிமங்களும், ஒன்றுடன் ஒன்று வேதி வினை புரிந்து இணைகின்றன. ஒரு தனிமம் மற்றொன்றுடன் சேர்ந்து சேர்மம் உண்டாக்கக்கூடிய திறனுக்கு **இணைதிறன்** என்று பெயர். எல்லாத் தனிமங்களுக்கும் ஒரே மாதிரியான இணைதிறன்கள் இருப்பதில்லை. ஒரு தனிமத்தின் இணைதிறனை அளக்க ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் இணைதிறனை அலகாகக் கொள்கிறோம். **'தனிமத்தின் ஒரு அணு எத்தனை ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் கூடி ஒரு சேர்மம் உண்டாக்குமோ அந்த எண்ணிக்கையை அத் தனிமத்தின் இணைதிறன் என்று அழைக்கிறோம்.'** கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ள மூலக்கூறு வாய்பாடுகளிலிருந்து சில தனிமங்களின் இணைதிறன்களை எளிதில் கூறலாம்.

மூலக்கூறு வாய்பாடு	தனிமம்	இணைதிறன்
HCL	குளோரின்	1
H_2O	ஆக்ஸிஜன்	2
NH_3	நைட்ரஜன்	3
CH_4	கார்பன்	4
PH_3	பாஸ்வரம்	3
NaH	ஸோடியம்	1

எல்லாத் தனிமங்களும் ஹைட்ரஜனுடன் கூடிச் சேர்மம் கொடுக்காது. ஆக்ஸிஜனின் இணைதிறன் 2 ஆகும். பல

தனிமங்கள் ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து சேர்மம் கொடுக்குமாதலால் அவற்றின் இணை திறன்களையும் எளிதில் கூறலாம்.

மூலக்கூறு வாய்பாடு	தனிமத்தின் பெயர்	இணை திறன்
MgO	மக்னீசியம்	2
Al_2O_3	அலுமினியம்	3
PbO Pb_2O_3	காரீயம்	2, 3
BaO	பேரீயம்	2

இணைதிறனைப் பற்றிய எலெக்ட்ரான் கொள்கை (Electrone theory of valency)

தனிமங்களின் பௌதிக வேதிப் பண்புகள் யாவும் தனிம அணுக்களின்எலெக்ட்ரான்அமைப்பை பொருத்தேயிருக்கின்றன. இணை திறன் தனிமங்களின் ஒரு முக்கியமான பண்பாகும். **இணைதிறனுக்கும், தனிம அணுக்களின் எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்புக்கும் உள்ள தொடர்பை விளக்கும் கொள்கைக்கு இணைதிறனைப் பற்றிய எலெக்ட்ரரன் கொள்கை எனப் பெயர்.** மந்த வாயுக்கள் என்று அழைக்கப்படும் தனிமங்கள் யாவற்றிற்கும் இணை திறன் பூஜ்யமாகும். வேதி வினைகளில் ஈடுபட முடியாத இத் தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பே இணை திறனுக்கும், எலெக்ட்ரான் அமைப்புக்குமுள்ள தொடர்பை அறிய உதவியது.

மந்த வாயு	எலெக்ட்ரான் அமைப்பு
ஹீலியம்	2.
நியான்	2, 8.
ஆர்கான்	2, 8, 8.
கிரிப்டான்	2, 8, 18, 8.
சினன்	2, 8, 18, 18, 8.
ரெடான்	2, 8, 18, 32, 18, 8.

ஹீலியம் நீங்கலாக மற்றெல்லா மந்த வாயு அணுக்களின் இறுதிக் கூட்டில் எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. இந்த அமைப்புக்கும், வேதி மந்தத் தனத்திற்கும் நெருங்கிய தொடர்பு இருக்க வேண்டுமென்பது புலனாகின்றது.

இறுதிச் சுற்றுப் பாதையில் எட்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றில்லாத அணுக்கள் யாவும், சில எலெக்ட்ரான்களை இழந்தோ, அல்லது சில எலெக்ட்ரான்களை அடைந்தோ, அல்லது சில எலெக்ட்ரான்களைப் பங்கிட்டுக் கொண்டோ மந்த வாயுவின் அமைப்பை அடைகின்றன. ஆகவே இந்த அணுக்கள் எளிதில் வேதி வினைகளில் பங்கு பெறுகின்றன.

இறுதிக் கூட்டிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களே இவ்வாறு வேதி வினைக்கும், இணைதிறனுக்கும் காரணமாக உள்ளதால் இவற்றை **இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்கள்** (valency electrons) என்று அழைக்கிறோம். தனிமங்களிடையே ஏற்படக்கூடிய இணைப்பு எந்த முறையில் ஏற்படுகிறதோ அதை யொட்டி மூன்று முக்கியமான பிணைப்புகளாகப் பாகுபடுத்தலாம்.

அயனி யிணைப்பு (Ionic bond)

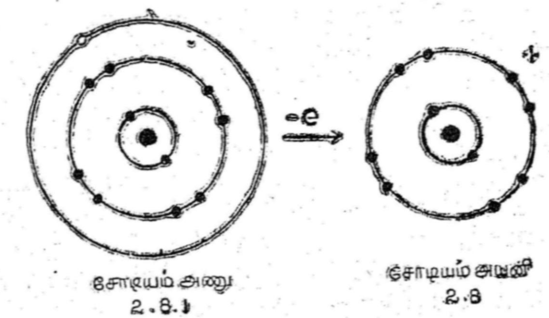
பொதுவாக ஒரு உலோக அணு ஒரு அலோக அணுவுடன் பிணையும்பொழுது இவ்வகை பிணைப்பு ஏற்படுகின்றது. உலோக அணுக்களின் வெளிக் கூட்டிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை ஒன்று அல்லது இரண்டு அல்லது மூன்றாக இருக்கும். இந்த எலெக்ட்ரான்களை இந்த உலோக அணுக்கள் எளிதில் இழந்து அயனிகளாக மாறுகின்றன.

அலோக அணுக்களின் வெளிச் சுற்றில் ஏழு அல்லது ஆறு அல்லது ஐந்து எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. இவ்வகை அணுக்கள் எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்று அயனிகளாக மாறுகின்றன.

இவ்வாறு அயனிகளாக ஆன பின்பு நேர் அயனியும் எதிர் அயனியும் ஒன்றையொன்று ஈர்க்கின்றன. இந்த அயனிகள் ஒன்றுடன் ஒன்று நெருக்கமாக வந்தால் அவைகளிலுள்ள எலெக்ட்ரான் சுற்றுக்களால் விலக்கப்படுகின்றன. ஆகவே இரு அயனிகளும் ஒரு குறிப்பிட்ட தூரத்தில் நிலையாக நிற்கின்றன.

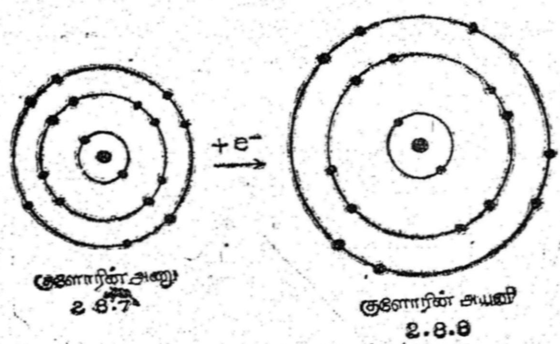
ஸோடியம் ஒரு உலோகத் தனிமம். அதன் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு 2, 8, 1. அதாவது அதன் வெளிச் சுற்றில் ஒரு

எலெக்ட்ரான் உள்ளது. இந்தநடுநிலையிலுள்ள அணுவிற்குச்சிறிது ஆற்றல் கிடைப்பின் வெளிச் சுற்றிலுள்ள எலெக்ட்ரான் அணுவிலிருந்து பிரிகின்றது. வெளிச் சுற்றிலுள்ள ஒரு எலெக்ட்ரானை வெளியேற்ற வேண்டிய ஆற்றலுக்கு **முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றல்** (first ionisation potential) என்று பெயர். எலெக்ட்ரான் இழந்தவுடன் ஸோடியம் அணு ஒரு நேர் அயனியாக மாறுகின்றது.



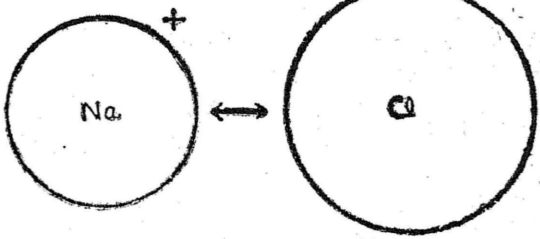
படம் 35.

குளோரின் ஒரு அலோகத் தனிமம். அதன் அணுவின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு 2, 8, 7 ஆக உள்ளது. இறுதிச் சுற்றில் 7 எலெக்ட்ரான்கள் இருப்பதால் இது எலெக்ட்ரானை ஈர்த்து, 2, 8, 8 என்ற நிலையான அமைப்பைப் பெறுகின்றது. குளோரின் அணுவிற்கு **எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்** (electro negativity) மிகுந்திருப்பதால் இந் நிகழ்ச்சி எளிதில் ஏற்படுகின்றது. நடுநிலையிலுள்ள குளோரின் அணு ஒரு எலெக்ட்ரானை பெற்றவுடன் எதிர் அயனியாக மாறுகின்றது.



படம் 36.

குளோரின் அயனியும், ஸோடியம் அயனியும் முறையே எதிர் அயனியாகவும், நேர் அயனியாகவும் விளங்குவதால், அவைகள் நெருங்கி ஒரு சமநிலை தூரத்தில், நிலையாக அமைகின்றன.



↔ அயனிப் பிணைப்பைக் குறிக்கும் குறியீடு

படம் 37.

அயனிப் பிணைப்புள்ள சேர்மங்களுக்கு **அயனிச் சேர்மங்கள்** (ionic compounds) என்று பெயர். ஆவர்த்தன அட்டவணையில் *I A, II A, III A,* தனிமங்கள் *V B, VI B, VII B* தனிமங்களுடன் கூடி சேர்மங்கள் உண்டாகும்பொழுது பெரும்பாலும் அயனிச் சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன. பொதுவாக அயனிச் சேர்மங்கள் யாவும் **மின்பகு பொருள்களாக** (electrolytes) உள்ளன. இவை எளிதில் நீரில் கரையக்கூடியவை. இவற்றின் கரைசல்களில் அயனிகள் இருப்பதால், அவை மின்கடத்தும் திறனைப் பெற்றுள்ளன. அயனிச் சேர்ம திடப்பொருள்கள் அதிக உருகு நிலையைப் பெற்றுள்ளன.

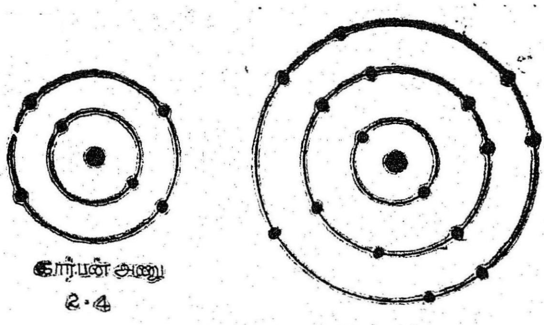
சக பிணைப்பு (Co - valency)

பல தனிமங்கள் தங்கள் அணுக்களின் வெளிச் சுற்றிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களை எளிதில் இழப்பதற்கோ, அல்லது எலெக்ட்ரான்களை முழுவதுமாக பெறுவதற்கோ முடிவதில்லை. இரண்டு அணுக்களும் பொதுவாக சில எலெக்ட்ரான்கள் அமைத்து, பிணைகின்றன. இவ் வகைப் பிணைப்புக்கு **சக பிணைப்பு** அல்லது **பங்கீட்டுப் பிணைப்பு** என்று பெயர். சக பிணைப்பில், இரண்டு அணுக்களுக்கும் பொதுவாக அமையும் எலெக்ட்ரான்கள், இரண்டு அணுக்களிலிருந்தும் கிடைக்கின்றன. இந்த பிணைப்பில் பங்கு பெற்றுள்ள ஒவ்வொரு அணுவைச் சுற்றிலும் ஒரு நிலையான எலெக்ட்ரான் அமைப்பு ஏற்படுகின்றது.

கார்பன் அணுவின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு, 2, 4. இந்த அணு நான்கு எலெக்ட்ரான்களை இழந்து ஹீலியம் அணுவின் அமைப்பைப் பெறவேண்டுமானால் மிக அதிக அளவு ஆற்றல் தேவைப்படும். அந்த அளவுக்கு ஆற்றல் வேதி வினைகளில் கிடைக்காது. கார்பன் அணு 4 எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்று, நியான் அணுவின் அமைப்பை அடையவும் முடியாது.

குளோரின் அணுவின் வெளிச் சுற்றிலுள்ள ஒரு எலெக்ட்ரானும் இரண்டு அணுக்களுக்கும் பொதுவாக அமைந்தால், குளோரின் அணு தனது வெளிச் சுற்றில் எட்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்று பூரிதமடைகின்றது. கார்பன் அணுவின் வெளிச் சுற்றிலுள்ள ஒரு எலெக்ட்ரானும், குளோரின் அணுவிலிருந்து பங்கிட்டுக் கொண்ட ஒரு எலெக்ட்ரானுமாகச் சேர்ந்து உண்டான எலெக்ட்ரான் இணை இரண்டு அணுக்களுக்கும் பொதுவாக அமைகின்றது.

இதே முறையில் நான்கு குளோரின் அணுக்கள் ஒரு கார்பன் அணுவுடன் சேர்ந்து கார்பன் டெட்ரா குளோரைடு என்ற சேர்மம் உண்டாகும்பொழுது, நான்கு எலெக்ட்ரான் இணைகள் ஏற்படுகின்றன. கார்பன் அணு, பங்கீட்டு முறையில் எட்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்று பூரிதமடைகின்றது.



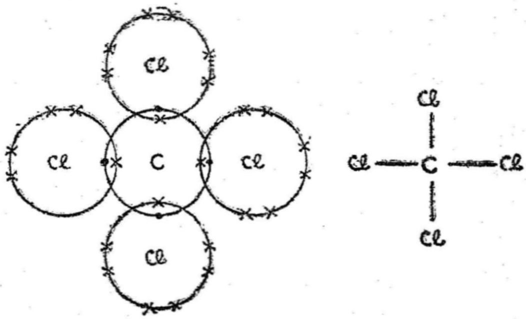
கார்பன் அணு
2·4

குளோரின் அணு
2·8·7

படம் 38.

வெளிச் சுற்றிலுள்ள எலெக்ட்ரான்கள் மட்டும் பிணைவதில் பங்கு ஏற்கின்றன. கார்பன் அணுவின் இறுதிச் சுற்றிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களை + குறியீட்டாலும் குளோரின் இறுதிக்

கூட்டிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களை × குறியீட்டாலும் குறிப்பிட்டு கார்பன் டெட்ரா குளோரைடின் அமைப்பை விளக்கலாம்.

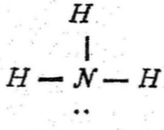


—— சக பிணைப்பைக் காட்டும் குறியீடு

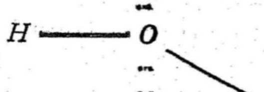
படம் 39.

ஒவ்வொரு பிணைப்பிலும் இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள் இணையாக உள்ளன. எலெக்ட்ரான் இணையிலுள்ள இரண்டு எலெக்ட்ரான்களும் வெவ்வேறு அணுக்களிலிருந்து பெற்றதைக் குறிக்கவே ...× என்ற குறியீடு உபயோகப்படுகின்றது. இதற்கு பதிலாக சக பிணைப்பைக் குறிக்க — குறியீட்டையும் பயன் படுத்துகிறோம்.

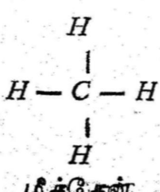
அமோனியா, நீர், மீத்தேன் போன்ற சேர்மங்களின் மூலக் கூறுகளிலும், குளோரின், ஹைட்ரஜன் போன்ற வாயு மூலக் கூறுகளிலும் சக பிணைப்புகளைக் காணலாம்.



அம்மோனியா



நீர்



மீத்தேன்

Cl —— Cl

குளோரின்

H —— H

ஹைட்ரஜன்

சில சேர்மங்களிலும், தனிம மூலக்கூறுகளிலும், இரண்டு அல்லது மூன்று எலெக்ட்ரான் இணைகள் அணுக்களை பிணைப்பதில் பங்கு பெறுகின்றன. அவற்றை கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு, போரான் நைட்ரைடு போன்ற சேர்மங்களிலும், ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன் போன்ற தனிம மூலக்கூறுகளிலும் காணலாம்.

$O = C = O$ — கார்பன்-டை-ஆக்ஸைடு

$B \equiv N$ — போரான் ஹைட்ரைடு

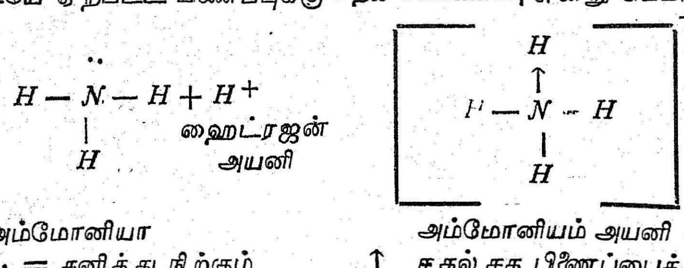
$O = O$ — ஆக்ஸிஜன்

$N \equiv N$ — நைட்ரஜன்

ஈதல் சகபிணைப்பு (Co-ordinate bond)

சகபிணைப்பில் பங்கு பெறும், எலெக்ட்ரான் இணையிலுள்ள இரண்டு எலெக்ட்ரான்களும் வெவ்வேறு அணுக்களிலிருந்து பெறுவதாக அறிந்தோம். இவ்வாறின்றி சில சேர்மங்களில் இணைப்பில் பங்கு பெறும் இணை எலெக்ட்ரான்கள் ஒரே அணுவிலிருந்தும் பெறக்கூடும்.

அம்மோனியா மூலக்கூறில் உள்ள நைட்ரஜன் அணுவின் வெளிச் சுற்றிலுள்ள மூன்று எலெக்ட்ரான்களே சகபிணைப்பில் பங்கு பெறுகின்றன. மீதமுள்ள ஒரு இணை எலெக்ட்ரான்களுக்கு **தனித்து நிற்கும் இணை (lone pair) எலெக்ட்ரான்கள்** என்று பெயர். இந்த இணை எலெக்ட்ரான்கள் ஒரு ஹைட்ரஜன் அயனியை ஈர்த்து அம்மோனியம் அயனி உண்டாகிறது. இம்முறையில் நைட்ரஜன் அணுவிற்கும், ஹைட்ரஜன் அயனிக்குமிடையே ஏற்பட்ட பிணைப்புக்கு **ஈதல் சகபிணைப்பு** என்று பெயர்.



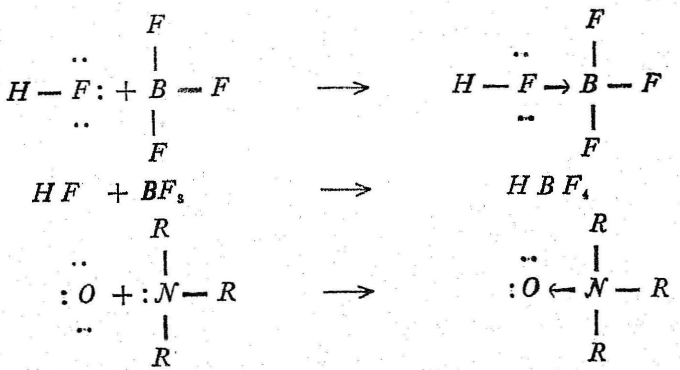
அம்மோனியா — அம்மோனியம் அயனி

·· = தனித்து நிற்கும் இணை எலெக்ட்ரான்கள்

↑ ஈதல் சக பிணைப்பைக் குறிக்கும் குறியீடு

ஈதல் சக பிணைப்பைக் குறியிடும் அம்புக் குறியின் அடிப்பாகம் எந்த அணுவிலிருந்து தனித்து நிற்கும் இணை எலெக்ட்ரான்கள் சக இணைப்பில் பங்கு பெறுகின்றன என்பதைக் குறிக்கும். தனித்து நிற்கும் இணை எலெக்ட்ரான்களை

கொடுக்கும் அணுவிற்கு வழங்கி (donor) என்று பெயர். அம்புக் குறியின் தலைப்பாகம் இணை எலெக்ட்ரான்களைப் பெறும் அணுவைக் காட்டும். இந்த அணுவிற்கு ஏற்பி (acceptor) என்று பெயர். இவ்வகை ஈதல் சக இணைப்புகளை பொதுவாக அணைவுச் சேர்மங்களிலும் (complex compounds) ஹைட்ரோஃப்ளோரோ போரிக் அமிலம், அமீன் ஆக்ஸைடு போன்ற சேர்மங்களிலும் காணலாம்.



ஈதல் சக இணைப்பும், சக இணைப்பும் உண்டாகும் வழி முறையில்தான் மாறுபட்டுள்ளன. ஈதல் சக பிணைப்பு ஏற்பட்ட பிறகு அந்த பிணைப்பு எல்லா விதத்திலும் சாதாரண சக பிணைப்பை ஒத்தேயிருக்கும்.

ஆவர்த்தன அட்டவணையிலுள்ள, 4, 5, 6 பத்திகளிலுள்ள தனிமங்கள் சகபிணைப்புள்ள சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன. பெரும்பாலான கரிம பொருள்களில் இவ்வித இணைப்பே உள்ளன. பல தனிம மூலக்கூறுகளிலும் இவ்வித சக பிணைப்பைக் காணலாம்.

சக இணைப்புள்ள பொருள்களின் உருகுநிலை, கொதிநிலை, மிகவும் குறைவாகவேயுள்ளன. இவைகள் எளிதில் நீரில் கரைவதில்லை. இவற்றின் கரைசல்கள் மின் கடத்தும் தன்மையைப் பெற்றிருப்பதில்லை.

உலோகப் பிணைப்பு (Metallic bond)

பொதுவாக உலோகத் தனிமங்கள் திடநிலையில் உள்ளன. உலோகத் தனிம அணுக்களிடையே பலமான ஒருவித இணைப்பு இருத்தல் வேண்டுமென்பது தெரிகின்றது. உலோகங்கள் மின்

கடத்தியாகவும், பளபளப்பானவைகளாகவும் உள்ளன. இவற்றை தகடாக அடிக்கவும், கம்பியாக நீட்டவும் முடிகின்றது. இதுபோன்ற பல பண்புகளை **உலோகப் பண்புகள்** (metallic properties) என்று அழைக்கிறோம்.

x-கதிர்களைக் கொண்டு ஆராய்ந்ததில், உலோகங்கள் பல படிக வடிவங்களில் இருப்பதைக் கண்டனர். இவற்றுள் **பொருள் மைய கனச் சதுர படிக அமைப்பும்** (body centerd cubic), **முகப்பு மைய கனச் சதுர படிக அமைப்பும்** (face centered cubic), **நெருக்க அறுகோண படிக அமைப்பும்** (hexagonal close packing) பல உலோகங்களில் உள்ளன.

இவற்றுள் முகப்பு மையக் கனச் சதுர படிகத்திலும், நெருக்க அறுகோண படிகத்திலும், ஒவ்வொரு துகளைச் சுற்றிலும் 12 துகள்கள் அமைந்துள்ளன. பொருள் மைய கனச் சதுரப் படிகத்தில் ஒவ்வொரு துகளைச் சுற்றியும் 8 துகள்கள் உள்ளன. ஒரு படிகத்தில் ஒரு துகளைச் சுற்றி உள்ள துகள்களின் எண்ணிக்கைக்கு **அணைப்பு எண்** (co-ordination number) என்று பெயர். ஒரே அளவுள்ள கோளங்களை நெருக்கி அடுக்குவதில் இம் மூவகை அமைப்பையும் பெறலாம்.

உலோக படிகங்களிலுள்ள துகள்களை அணுக்களாகக் கருதினால் ஒவ்வொரு அணுவும், அதைச் சுற்றிலும் உள்ள 8 அல்லது 12 அணுக்களுடன் இணைக்கப்பட்டிருக்க வேண்டும். இணைப்புக்களுக்கு இறுதிக் கூட்டிலுள்ள இணை திறன் எலெக்ட்ரான்களே பங்கு பெறுகின்றன. உலோக அணுக்களில் இறுதிக் கூட்டில் சில எலெக்ட்ரான்களே உள்ளன. இவை, அயனி பிணைப்புகள், அல்லது சக பிணைப்புகள் ஏற்படுவதற்குப் போதுமானதாக இல்லை. எனவே இவ்விரு பிணைப்புகளும் உலோகங்களின் படிக அமைப்பில் இருக்க முடியாது.

மேலும் உலோகங்களின் பண்புகள், அயனி பிணைப்புச் சேர்மங்கள், அல்லது சகபிணைப்புச் சேர்மங்கள். இவற்றின் பண்புகளிலிருந்து பெரிதும் மாறுபட்டிருக்கின்றன. உலோக அணுக்களிடையே காணும் பிணைப்பு ஓரளவு பலமானதாகையால் அவற்றை வாண்டெர்வால் பிணைப்புகளையொத்தவையென்றும் கொள்வதற்கில்லை. இக் காரணங்களினால் உலோக அணுக்களிடையே **உலோக பிணைப்பு** என்றதொரு பிணைப்புள்ளதாகக் கருதப்படுகின்றது.

உலோக அணுக்களின் இறுதிக் கூட்டிலுள்ள இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்கள் யாவும் அணுக்களிலிருந்து விடுபடுகின்றன. அணுக்கள் யாவும் நேர் அயனிகளாக மாறுகின்றன. விடுபட்ட எலெக்ட்ரான்களில் சில மட்டும் நேர் அயனிகளைப் பிணைப்பதில் பயன்படுகின்றன. மீதமுள்ள பல எலெக்ட்ரான்கள் தன்னிச்சை யாக அயனிகளின் இடுக்குகளில் உள்ளன. உலோக அணுக்களி லிருந்து கிடைத்த நேர் அயனிகள் யாவும், எலெக்ட்ரான் மண்டலத்தில் மூழ்கியுள்ளதாகக் கொள்ளலாம். நேர் அயனிகள் யாவும், ஒரே விட்டமுள்ள கோளங்களாக இருப்பதால் அவை நெருக்கமாக அடுக்கப்படுகின்றன.

இவ்வித உலோக பிணைப்பின் காரணமாகவே உலோகங்கள் சில தனிப்பட்ட பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. மின் கடத்தும் தன்மை, பளபளப்பு, வெப்பத்தில் எலெக்ட்ரான்களை வெளி விடுதல் முதலியவற்றை, உலோக படிக அமைப்பில் எதிலும் கட்டுப்படாத, எதேச்சையான எண்ணற்ற எலெக்ட்ரான்கள் அயனிகளின் இடுக்குகளில் இருப்பதனால் விளக்கலாம்.

உலோகங்களின் அதிக அடர்த்தி, தகடாகும் தன்மை, கம்பியாக நீளக்கூடிய தன்மை முதலியவற்றை, உலோக படிக அமைப்பில் ஒரே அளவுள்ள உலோக நேர் அயனிகள் நெருக்கமாக அடுக்கப்பட்டிருப்பதைக் கொண்டு விளக்கலாம்.

வினாக்கள்

(1) வரையறுக்க :

(அ) இணை திறன்

(ஆ) எட்டெண் கொள்கை

(2) இணை திறனைப் பற்றிய எலெக்ட்ரான் கொள்கை என்றால் என்ன? அக் கொள்கையை வெளியிட உதவிய தனிமங்களின் பெயர்களையும், அவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புகளையும் தருக.

(3) அயனிப் பிணைப்பை தகுந்த சான்றுகளுடன் விளக்குக.

(4) அயனிச் சேர்மங்களின் பண்புகளை தொகுத்து எழுதுக.

(5) சகப் பிணைப்புக்குத் தகுந்த சான்றுகள் கொடுத்து, இவ்வகை பிணைப்புகளையுடைய சேர்மங்களின் பண்புகளை எழுதுக.

(6) உலோகப் பிணைப்பைப் பற்றி ஒரு சிறு குறிப்பு வரைக.

(7) கீழ்க் காணும் சேர்மங்களிலுள்ள பிணைப்புகளை விவரிக்க. இச் சேர்மங்களின் எலெக்ட்ரான் வாய்பாடுகளைத் தருக.

(அ) CH_4
(ஆ) $NH_4 Cl$
(இ) $Ca Cl_2$
(ஈ) $Na_2 S$
(உ) $H_2 O$
(ஊ) $H Cl$

(8) சிறு குறிப்பு வரைக.

(அ) மந்த வாயுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு.
(ஆ) இணை திறன் எலெக்ட்ரான்கள்.
(இ) பங்கீட்டுப் பிணைப்பு.
(ஈ) ஈதல் சக பிணைப்பு.
(உ) உலோகப் பண்புகள்.

6. நிறை தாக்க விதி

(Law of Mass Action)

வேதிச் சமநிலை (Chemical equilibrium)

வேதி மாற்றங்கள் நிகழும்பொழுது, வினைபடு பொருள்கள் கூடி விளை பொருள்களைக் கொடுக்கும். விளை பொருள்கள் யாவும் வினை நிகழுமிடத்திலேயே இருப்பின் அவற்றின் செறிவு அதிகமாகிக் கொண்டேயிருக்கும். இந் நிலையில் விளை பொருள்கள் கூடி வினைபடு பொருள்களைக் கொடுக்க ஆரம்பிக்கும். இவ்வாறாக முன்னோக்கி வினையும், பின்னோக்கி வினையும் ஒரே சமயத்தில் ஏற்பட்டபோதிலும் சூழ்நிலைக்கேற்ப ஒரு குறிப்பிட்ட நேரத்திற்குப் பிறகு எவ்வித மாற்றங்களும் காண முடியாமல் வேதி வினை ஒரு சமநிலையை அடையும்.

இந்த வேதிச் சமநிலையை இயங்காத சமநிலை (static equilibrium) என்றும், இயங்குச் சமநிலை (dynamic equilibrium) என்றும் இரண்டு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். பொதுவாக எல்லா வேதிச் சமநிலைகளும், இயங்குச் சமநிலையைச் சார்ந்ததாகவே கொள்ளல் வேண்டும். இச் சமநிலையில் வினை நடவாதது போல் தோன்றினாலும் உண்மையில் முன்னோக்கி வினையும், பின்னோக்கி வினையும் ஒரே சமமான ,வேகத்தில் நடைபெறுகின்றன. இரண்டு வினைகளின் வேகங்களும் சமமாக இருப்பதால், விளை பொருள்கள், வினைபடு பொருள்கள் ஆகியவற்றின் செறிவுகள் மாறாமலிருக்கின்றன.

நிறை தாக்க விதி (Law of mass action)

குல்பர்க், வாகே என்ற இரண்டு விஞ்ஞானிகள் 1867-ல் வேதி வினைகளின் வேகங்களைப் பற்றிய உண்மையை ஆராய்ந்து, அறிந்து ஒரு விதியினை வெளியிட்டனர். அதையே நிறைதாக்க விதியென்கின்றோம். இவ் விதிப்படி **வினைபடு பொருள்களின்**

வினைபடு பொருண்மைகளின் (active masses) பெருக்குத் தொகைக்கு ஏற்றவாறு வினையின் வேகம் அமைகின்றது. வினைபடு பொருண்மை என்பது பொருளின் மூலக்கூறுச் செறிவைச் சாதாரணமாக மோலார் அலகில் குறிக்கும். ஆகவே, ஒரு பொருளின் மூலக்கூறுச் செறிவு அதிகமாக இருக்குமாயின் வினையின் வேகமும் அதிகமாகின்றது.

$A + B \rightleftharpoons C + D$ என்ற சமன்பாட்டில் A-யும், B-யும் வினைபடு பொருள்களாகவும், C-யும், D-யும் வினைபொருள்களாகவும் கொள்ளலாம். $\rightleftharpoons$ மீள் வினையைக் குறிக்கும் குறியீடாகும். A, B, C, D பொருள்களின் மூலக்கூறுச் செறிவை முறையே $[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ எனக் குறிக்கலாம்.

நிறைதாக்க விதியின்படி, முன்னோக்கி வினையின் நேர் வேகத்தை v_1 எனக் கொண்டால்,

$$v_1 \propto [A] \times [B]$$
$$v_1 = k_1 [A] [B]$$

k_1 என்பது முன்னோக்கி வினையின் நேர்வேக மாறிலி. பின்னோக்கி வினையின் நேர்வேகத்தை v_2 எனக் கொண்டால்,

$$v_2 \propto [C] \times [D]$$
$$v_2 = k_2 [C] [D]$$

k_2 என்பது பின்னோக்கி வினையின் நேர்வேக மாறிலி.

வேதி இயங்குச் சமநிலையில்,

$$v_1 = v_2$$

ஆகவே, $k_1 [A] [B] = k_2 [C] [D]$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]\ [D]}{[A]\ [B]} = K$$

k_1 k_2 ஒரு குறிப்பிட்ட வேதி வினைக்கு மாறிலிகளாகையால் அவற்றின் விகிதமும் $\left(\frac{k_1}{k_2}\right)$ ஒரு மாறிலியாக (k) அமையும். இந்த மாறிலியைச் சமநிலை மாறிலி (**equilibrium constant**) என்கின்றோம். வெப்பநிலை மாறாதிருந்தால், சமநிலை மாறிலியின் மதிப்பும் மாறுவதில்லை. இந்த மாறிலியின் மதிப்பு, வினை பொருள்கள் அல்லது வினைபடு பொருள்கள் ஆகியவற்றின் செறிவுகளையும் பொருத்திருப்பதில்லை.

ஒரு மூலக்கூறுக்கு மேல் ஒரு பொருள் வேதி வினையில் பங்கு பெறுமானால், பொருள்களின் செறிவை (பங்கு பெறும்) தகுந்த முறையில் பெருக்கிப் பெறுதல் வேண்டும்.

$$mA + nB \rightleftharpoons pC + qD$$

m, எண்ணிக்கையுள்ள *A* மூலக்கூறுகள் *n* எண்ணிக்கையுள்ள *B* மூலக்கூறுகளுடன் வினை புரிந்து *p* எண்ணிக்கையுள்ள *C* மூலக்கூறுகளையும் *q* எண்ணிக்கையுள்ள *D* மூலக்கூறுகளையும் கொடுக்குமானால், இந்த வினையின் சமநிலை மாறிலியை (*K*) கீழ்க் கண்ட சமன்பாட்டால் அறியலாம்.

$$K = \frac{[C]^p\ [D]^q}{[A]^m\ [B]^n}$$

நிறை தாக்க விதியின் பயன்கள்

வேதி வினையில் பங்குபெறும் வினைபடு பொருள்களின் மூலக் கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் விளை பொருள்களின் மூலக்கூறு களின் எண்ணிக்கையும் சமமாக இருந்தால் அவற்றை முதல் வகைவினை யென்றும், அவை சமமாக இல்லாவிடில் இரண்டா வது வகை வினையென்றும் வேதி வினைகளை இரண்டு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம்.

முதல் வகை

$$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2\,HI$$
$$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2\,NO$$

மேலே குறிப்பிட்டுள்ள வினைகளில் விளைபொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும், வினைபடு பொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் சமமாயிருத்தலால் அவை முதல் வகையைச் சாரும்.

$$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2\,HI$$

a மோல் ஹைட்ரஜனும் *b* மோல் அயோடினும் வினையின் ஆரம்பத்தில் இருப்பதாகக் கொள்வோம். வினை, சமநிலையை அடைந்துள்ள நிலையில் *x* மோல் ஹைட்ரஜனும், *x* மோல் அயோடினும் வினைபுரிந்து 2*x* மோல் ஹைட்ரஜன் அயோடைடு தருவதாகவும் கொள்வோம். சமநிலையில் *V* வாயுக்களின் பருமனளவாகவும் கொள்வோம்.

சமநிலையில்,

ஹைட்ரஜனின் செறிவு $= \dfrac{a - x}{V}$

அயோடினின் செறிவு $= \dfrac{b - x}{V}$

ஹைட்ரஜன் அயோடினின் செறிவு $= \dfrac{2x}{V}$

நிறை தாக்க விதிப்படி

$$K = \frac{\left(\dfrac{2x}{V}\right)^2}{\left(\dfrac{a-x}{V}\right)\left(\dfrac{b-x}{V}\right)}$$

$$K = \frac{4x^2}{V} \times \frac{V}{(a-x)} \times \frac{V}{(b-x)}$$

$$K = \frac{4x^2}{(a-x)(b-x)}$$

இறுதியாகக் கிடைக்கும் சமன்பாட்டில் பருமனளவைக் குறிக்கும் V இல்லாததால், பருமனளவு மாறுதலால் சமநிலை மாறிலியில் மாறுதல் இருக்காது. வாயுக்களின் பருமனளவிற்கும், அழுத்தத்திற்கும் தொடர்புள்ளதால், வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்களை மாற்றுவதாலும் சமநிலை மாறிலியின் மதிப்பில் மாற்றம் இருக்காது. **ஆகவே, இவ்வகை வினைகளில் பருமனளவை மாற்றுவதன் மூலமாகவோ, அல்லது அழுத்தத்தை மற்றுவதன் மூலமாகவோ, நாம் அதிகமான வினைபொருள்களை வினைபடு பொருள்களிலிருந்து பெறமுடியாதென்பது தெளிவாகின்றது**

$$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2\,NO.$$

V லிட்டர் பருமனளவுள்ள ஒரு கொள்கலத்தில் a மோல் நைட்ரஜனையும், b மோல் ஆக்ஸிஜனையும் எடுத்துக்கொண்டு தகுந்த சூழ்நிலையில் வினைபெறச் செய்வதாகக் கொள்வோம். வினைபடு பொருளின் முழு அளவும் வினையுறுவதில்லையாகையால் வினை, சமநிலையை அடைந்தபொழுது x மோல் நைட்ரஜனும், x மோல் ஆக்ஸிஜனும் வினையுற்று $2x$ மோல் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடைக் கொடுப்பதாகக் கொள்வோம்.

சமநிலையில்,

நைட்ரஜனின் செறிவு $= \frac{a-x}{V}$

ஆக்ஸிஜனின் செறிவு $= \frac{b-x}{V}$

நைட்ரிக் ஆக்ஸைடின் செறிவு $= \frac{2x}{V}$

நிறைதாக்க விதிப்படி,

$$K = \frac{\left(\frac{2x}{V}\right)^2}{\left(\frac{a-x}{V}\right)\left(\frac{b-x}{V}\right)}$$

$$K = \frac{4x^2}{V^2} \times \frac{V}{(a-x)} \times \frac{V}{(b-x)}$$

$$K = \frac{4x^2}{(a-x)(b-x)}$$

இந்தச் சமன்பாட்டிலும் பருமனளவு இடம் பெறாததால் முதல் வகை வினைகளில் பருமனளவு, அல்லது அழுத்தம் இவற்றை மாற்றுவதனால் சமநிலை மாறிலியில் மாற்றம் ஏற்படாதென்பது தெளிவாகிறது.

இரண்டாவது வகை

வினைபடு பொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை, வினை பொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்குக் குறைவாக இருந்தால் அவ் வகை வினைகளை இரண்டாவது வகையில் ஓர் உட்பிரிவாகக் கொள்ளலாம்.

$$PCl_5 \rightleftharpoons PCl_3 + Cl_2$$

ஒரு மூலக்கூறு பாஸ்பரஸ் பெண்டா குளோரைடு சிதைந்து ஒரு மூலக்கூறு பாஸ்பரஸ் டிரை குளோரைடும், ஒரு மூலக்கூறு குளோரினும் கொடுக்கும்.

வினையின் ஆரம்பத்தில் ஒரு மோல் பாஸ்பரஸ் பெண்டா குளோரைடு இருந்ததாகவும், வினை சமநிலை அடைந்துள்ள பொழுது அதில் x மோல் பாஸ்பரஸ் பெண்டா குளோரைடு சிதைவதாகவும் கொள்வோம். சமநிலையில் x மோல் பாஸ்பரஸ்

டிரை குளோரைடும், x மோல் குளோரினும் இருக்கும். கொள் கலத்தின் பருமனளவு V லிட்டராகக் கொள்வோம்.

சமநிலையில்,

$$\text{பாஸ்பரஸ் பெண்டா குளோரைடின் செறிவு} = \frac{1-x}{V}$$

$$\text{பாஸ்பரஸ் டிரை குளோரைடின் செறிவு} = \frac{x}{V}$$

$$\therefore \text{குளோரினின் செறிவு} = \frac{x}{V}$$

நிறைதாக்க விதிப்படி,

$$K = \frac{\left(\frac{x}{V}\right) \times \left(\frac{x}{V}\right)}{\left(\frac{1-x}{V}\right)}$$

$$K = \frac{x^2}{V^2} \times \frac{V}{1-x}$$

$$K = \frac{x^2}{V(1-x)}$$

இறுதிச் சமன்பாட்டில் பருமனளவைக் குறிக்கும் குறியீடான V பின்னத்தின் கீழ் எண்ணாக வருகின்றது.

ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் (K) சமநிலை மாறிலியின் மதிப்பு மாறாது. ஆகவே மாறிலியின் மதிப்பு மாறாமல் இருக்கும் பொருட்டு, x-ன் மதிப்பு V-யின் மதிப்புக்குத் தகுந்தாற்போல் மாற வேண்டும். V-யின் மதிப்பை அதிகமாக்கினால் x-ன் மதிப்பு அதிகமாகும். V-யின் மதிப்பை அதிகமாக்கினால் எனக் கூறுவதற்குப் பதிலாக, அழுத்தத்தைக் குறைத்தால் எனக் கூறலாம். ஆகவே அழுத்தத்தைக் குறைத்தால் x-ன் மதிப்பு அதிகமாகும். வினைபடு பொருளான பாஸ்பரஸ் பெண்டா குளோரைடின் மீதுள்ள அழுத்தத்தைக் குறைத்தால் அது அதிகமாக சிதைந்து வினை பொருள்களைக் கொடுக்கும் என்றும் அறியலாம்.

வினைபடு பொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை, வினை பொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்கு

அதிகமாக இருந்தால் அந்த வினையை இரண்டாவது வகையில் மற்றொரு உட்பிரிவாகக் கொள்ளலாம்.

$$N_2 + 3\,H_2 \rightleftharpoons 2\,NH_3$$

ஒரு நைட்ரஜன் மூலக்கூறும், மூன்று ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறுகளும் $(1 + 3 = 4)$ வினை புரிந்து இரண்டு அம்மோனியா மூலக்கூறுகளைக் கொடுக்கின்றன.

pN_2, pH_2, pNH_3 என்பவை முறையே, நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன், அம்மோனியா இவற்றின் பகுதி அழுத்தங்களாகக் கொண்டால், சமநிலையில் **நிறைதாக்க விதியின்படி**,

$$Kp = \frac{p^2\,NH_3}{pN_2 \times p^3\,H_2}$$

வினையின் ஆரம்பத்தில் ஒரு மோல் நைட்ரஜனும், மூன்று மோல் ஹைட்ரஜனும் இருந்ததாகக் கொள்வோம். சமநிலையடைந்தபொழுது x மோல் நைட்ரஜன் $3x$ மோல்கள் ஹைட்ரஜனுடன் வினைபுரிந்து $2x$ மோல்கள் அம்மோனியா உண்டாக்குவதாகக் கொள்வோம்.

சமநிலையில்,

$(1-x)$ மோல் நைட்ரஜனும், $(3 - 3x)$ மோல்கள் ஹைட்ரஜனும் $2x$ மோல்கள் அம்மோனியாவும் இருக்கும்.

∴ சமநிலையில் பொருள்களின் மொத்த எண்ணிக்கை $(1 - x) + (3 - 3x) + 2x = 4 - 2x$ மோல்களாகும்.

வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்கள், அவற்றின் மோல்களுக்கும், பொருள்களின் மொத்த மோல்களுக்கும் உள்ள விகிதத்தில் அமையுமாகையால், மொத்த அழுத்தம் P எனக் கொண்டால்,

$$pN_2 = P \times \frac{1 - x}{4 - 2x}$$

$$pH_2 = P \times \frac{3 - 3x}{4 - 2x}$$

$$pNH_3 = P \times \frac{2x}{4 - 2x}$$

இவற்றை $Kp = \dfrac{p^2\,NH_3}{pN_2 \times p^3\,H_2}$

என்னும் சமன்பாட்டில் அமைத்தால்,

$$Kp = \frac{\left(P \times \frac{2x}{4-2x}\right)^2}{\left(P \times \frac{1-x}{4-2x}\right) \times \left(P \times \frac{3-3x}{4-2x}\right)^3}$$

$$K = \frac{P^2 \times \frac{4x^2}{(4-2x)^2}}{\left(P \times \frac{1-x}{4-2x}\right) \times \frac{P^3 \times 27\,(1-x)^3}{(4-2x)^3}}$$

$$= \frac{4x^2\,(4-2x)^2}{P^2 \times 27\,(1-x)^4}$$

$$= \frac{16x^2\,(2-x)^2}{P^2 \times 27\,(1-x)^4}$$

x-ன் மதிப்பு மிகக் குறைவென்று கொண்டால், தோராயமாக

$$Kp = \frac{64x^2}{27\ P^2}$$

மேலே அடைந்துள்ள சமன்பாட்டிலிருந்து, அழுத்தத்தை அதிகமாக்கினால் x-ன் மதிப்பும் அதிகமாகுமெனத் தெரிகின்றது. அதாவது அதிகஅழுத்தத்தை உபயோகப்படுத்தினால் அதிகமாக அம்மோனியா பெறலாமென்றாகிறது.

லீ-சாட்லியர் தத்துவம் (Le-chatliers principle)

வினை நிகழ்ச்சியை எவ்வாறு கொள்கலத்தின் பருமனளவு மாறுதல்களும், அழுத்த மாறுதல்களும் பாதிக்கின்றன என்பதனைக் கண்டோம். லீ-சாட்லியர் என்ற விஞ்ஞானி, வேதிச் சமநிலையின் தன்மைகள் எவ்வாறு வெப்பநிலை மாற்றம், அழுத்த மாற்றம் இவைகளால் பாதிக்கப்படுகின்றன என்பதனைச் சுட்டிக் காட்டினார். அதையே, லீ—சாட்லியரின் தத்துவம் என்கிறோம். **இத் தத்துவத்தின்படி ஓர் இயங்குச் சமநிலையிலுள்ள பொருள்கள், வெப்பநிலை, அல்லது அழுத்தம், இவற்றின் மாற்றங்களினால் பாதிக்கப்படுமானால், அம் மாற்றங்களினால் ஏற்படும் முடிவுகளை எதிர்க்கும் வகையில் சமநிலை மாறும்.** இத் தத்துவத்தை உபயோகப்படுத்தியும், நிறை தாக்க விதியை உபயோகப்படுத்தி அடைந்த முடிவுகளை உத்தேசமாக எளிதில் அறியலாம்.

வியாபார முறையில் அம்மோனியா வாயு தயாரிக்க (ஹேபர் முறை) நைட்ரஜனையும் ஹைட்ரஜனையும் தக்க சூழ்நிலையில் வினைபுரிய வைக்கின்றனர். அதிக அளவில் அம்மோனியா வாயு

அடைவதற்கான சூழ்நிலைகளை லீ-சாட்லியர் தத்துவத்தைப் பயன்படுத்துவதன் மூலம் அறியலாம்.

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + 22{\cdot}4 \text{ கி.கா.}$$

மேலே குறிப்பிட்டுள்ள சமன்பாட்டின்படி வினைபடும் பொருள்கள் நான்கு மூலக்கூறுகளாகவும், வினை பொருள் இரண்டு மூலக்கூறுகளாகவும் அமைந்துள்ளதைக் காண்கிறோம். வினை நிகழும் வெப்ப நிலையில் வினைபடும் பொருள்கள், வினை பொருள்கள் யாவும் வாயுக்களாகவே உள்ளன. இவ் வினை முன்னேக்கி நிகழும்பொழுது நான்கு அளவுள்ள பருமன்கள் இரண்டு அளவுகளாக மாறுகின்றன. அழுத்தத்தை அதிகரிப்பதால் பருமனில் குறைவு ஏற்படுத்தலாமாகையால், சமநிலை அமைப்பு, பருமன் குறையும் திசையில் நகர்ந்து, அழுத்தம் அதிகரிப்பதால் ஏற்படும் விளைவுகளை எதிர்க்கின்றது. அழுத்தத்தை அதிகரிப்பதன் மூலம் அம்மோனியா வாயு உண்டாக்கும் அளவை அதிகப்படுத்த முடியும். ஆகவே, ஹேபர் முறையில் சுமார் 200 வாயு மண்டல அழுத்தத்தில் நைட்ரஜனையும், ஹைட்ரஜனையும் வினைபுரியும்படிச் செய்கின்றனர்.

இவ் வினை நிகழும்பொழுது வெப்பம் வெளி வருவதால் இது ஒரு வெப்பம் உமிழ்வினை யாகும் (exothermic reaction). ஆகவே லீ-சாட்லியர் தத்துவத்தின்படி வெப்பநிலையைக் குறைத்தால் அதிக அளவில் அம்மோனியா வாயு கிடைக்க வழியுண்டு. ஆனால் வெப்பநிலையைக் குறைக்கும்பொழுது வினையின் வேகம் வெகுவாகக் குறையும். வினையின் வேகத்தையும், லீ-சாட்லியர் தத்துவத்தையும் மனதில் கொண்டு ஒரு நடுநிலையான, தக்க வெப்ப நிலையில் (450°C) அம்மோனியா வாயுவைத் தயாரிக்கின்றனர். மேலும் வினையின் வேகத்தை அதிகப்படுத்த, இரும்பை வினைவேக மாற்றியாக உபயோகிக்கின்றனர். இந்த வினையில் வினைவேக மாற்றியாகப் பயன்படும் இரும்புடன் சிறிதளவு அலுமினிய ஆக்ஸைடு, பொட்டாசிய ஆக்ஸைடு, கலவையைக் கலப்பதால் வினைவேக மாற்றியின் செயல் திறன் மேலும் தூண்டப்பட்டு விரைவில் சமநிலையை அடைய முடிகின்றது.

$$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO - 43{\cdot}2 \text{ கி.கா.}$$

நைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் கூடி நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு உண்டாகும் வினையின் சமன்பாட்டை எடுத்துக்கொண்டால், வினைபடு பொருள்களும் வினை பொருள்களும் இரண்டு மூலக்

கூறுகளாகவேயுள்ளதைக் காண்கிறோம். எல்லாப் பொருள்களும் வாயு நிலையிலிருப்பதால் இரண்டு பங்கு பருமனளவுள்ள வினைபடு பொருள்கள் அதே பருமனளவுள்ள வினைபொருளைக் கொடுக்கும். லீ-சாட்லியர் விதிப்படி, அழுத்த மாற்றத்தினால் சமநிலை அமைப்பில் எவ்வித மாறுதலும் அடையாது. ஆகவே, இந்த வினையைப் பயன்படுத்தி (பர்க்லண்ட்-ஐடு முறை) நைட்ரிக் அமிலம் தயாரித்தலில் வினைபடு பொருள்களான நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் வாயுக்களைச் சாதாரண வாயு மண்டல அழுத்தத்திலேயே வினை புரியும்படிச் செய்கின்றனர்.

இவ் வினை நிகழும்பொழுது, வெப்பம் ஈர்க்கப்படுவதால், இது ஒரு வெப்பம் கொள்வினையாகும். லீ-சாட்லியர் தத்துவப்படி வெப்பநிலையை அதிகப்படுத்தினால் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு அதிக அளவில் உண்டாகும். ஆகவே, நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு தயாரிக்க நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் இவ்விரு வாயுக்களையும், ஒரு மின்பிறை மூலமாகப் பாய்ச்சிச் சுமார் 3000°C வெப்பநிலையில் கூடுகை வினை நிகழும்படிச் செய்கின்றனர்.

இதுபோன்று பல வேதி வினைகளின் சமன்பாடுகளை, லீ-சாட்லியரின் தத்துவத்தைக் கொண்டு ஆராய்ந்து, வியாபார முறையில் அதிக வினைபொருளைப் பெற எவ்வாறு அழுத்தம், வெப்பம் இவற்றை மாற்ற வேண்டுமென்பதை எளிதில் அறியலாம்.

வினாக்கள்

(1) 'இயங்குச் சமநிலை' என்றால் என்ன? தகுந்த சான்றுகளுடன் விளக்குக.

(2) நிறை தாக்க விதியை வரையறுத்து, கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின் சமநிலை மாறிலியைக் காண்க.

$$_nA + _mB \rightleftharpoons _xC + _yD.$$

(3) நிறைதாக்க விதியைப் பயன்படுத்திக் கீழ்க்கண்ட வினைகளில் அழுத்தம் அதிகரிப்பால் ஏற்படும் மாறுதல்களை விவரிக்க.

(அ) $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

(ஆ) $N_2O4 \rightleftharpoons 2NO_2$
(இ) $H_2 + cl_2 \rightleftharpoons 2HCl$

(4) லீ-சாட்லியரின் தத்துவத்தை வரையறுத்து அதன் பயன்களை தகுந்த எடுத்துக்காட்டுகளுடன் விளக்குக.

(5) சிறு குறிப்பு வரைக:

(அ) வெப்பம் உமிழ் வினை.
(ஆ) தக்க (optimum) வெப்பநிலை.
(இ) இயங்குச் சமநிலை.
(ஈ) வெப்பம் கொள்வினை.
(உ) லீ-சாட்லியர் தத்துவம்.
(ஊ) பகுதி அழுத்தங்கள்.
(எ) வினைவேக மாறிலி.
(ஏ) மீள் வினைகள் (reversible reaction.)

7. மின் வேதியியல்
(Electro Chemistry)

வேதி ஆற்றலுக்கும், மின் ஆற்றலுக்குமுள்ள தொடர்புகளை விளக்கும் பகுதிக்கு **மின் வேதியியல்** என்று பெயர். இவ்விருவகை ஆற்றல்களும் ஒன்றுக்கொன்று நெருங்கிய தொடர்புள்ளவை. ஒருவகை ஆற்றலை மற்றொன்றாக எளிதில் மாற்றலாம். எனவே, வேதியியலில் இப் பகுதி முக்கியத்துவம் வாய்ந்ததாகும்.

மின் கடத்திகள் (Conductors)

உலகிலுள்ள பொருள்களை மின்கடத்திகளென்றும், மின் கடத்தாப் பொருள்களென்றும் இரண்டு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். முதலாவது வகைக்கு செம்பு, வெள்ளி போன்ற உலோகங்களின் கம்பிகளையும், உப்புகளின் நீர்க் கரைசல்களையும், உருகின உப்புகளையும் எடுத்துக்காட்டாகக் கூறலாம். இரண்டாவது வகைக்கு மரம், வைரம், பேக்லைட் போன்ற பொருள்களை எடுத்துக்காட்டுகளாகக் கூறலாம். உலகில் மேலே சொன்ன இரு வகைப் பொருள்களும், தொழிற்றுறையில் தேவைப்படுகின்றன.

உலோக மின்கடத்திகளும், மின்பகு பொருள் கடத்திகளும்

மின்கடத்தும் பொருள்களை **உலோகக் கடத்திகள், மின் பகு பொருள் கடத்திகள்** என்று மேலும் இரண்டு பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். இந்த இருவகைப் பொருள்களும் மின்சக்தியை எளிதில் கடத்தினாலும், அவைகள் கடத்தும் வழிமுறைகளில் (mechanism) வேறுபாடு கொண்டன. உலோகக் கடத்திகளில் மின் அழுத்த மாறுபாட்டின் காரணமாக எலெக்ட்ரான்கள் நகருகின்றன. எலெக்ட்ரான்கள் இடம் பெயருவதால் மின்னோட்டம் ஏற்படுகின்றது.

மின்பகு பொருள் கடத்திகளில், மின் அழுத்த மாறு பாட்டின் காரணமாக அயனிகள் நகருகின்றன. அயனிகள் எனப் படும் துகள்கள், மின் சுமைகளைத் தாங்கியுள்ளவை. அயனிகள் வழியாக எலெக்ட்ரான்கள் இடம் பெயருகின்றன. இதனால்

மின்னோட்டம் ஏற்படுகின்றது. மின் கடத்தும் வழி முறையில் இவ்வாறு அடிப்படையான மாறுதலிருத்தலால் மின்னோட்டம் இவ்விரு பொருள்களின் உதவியால் செல்லும்பொழுது மேலும் சில மாற்றங்களைக் கொடுக்கின்றது. வழிமுறை எவ்வாறு இருப்பினும், இரண்டு வகைப் பொருள்களும், மின் கடத்துவதால் சில அடிப்படை மின்னோட்ட விதிகளுக்குக் கட்டுப்பட்டுள்ளன.

உலோகக் கடத்திகளுக்கும், மின்பகு பொருள் கடத்திகளுக்குமுள்ள சில ஒற்றுமை வேற்றுமைகள்

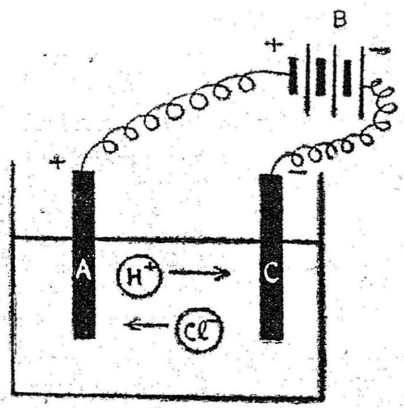
உலோகக் கடத்திகள்	மின் பகுப்பொருள் கடத்திகள்
(1) எடுத்துக் காட்டுகள் உலோகக் கம்பிகள்	உருகின உப்புக்கள், நீரில் கரைந்த உப்புக்கள்
(a) செம்பு	(a) சோடியம் குளோரைடு கரைசல்
(b) இரும்பு	(b) உருகின சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடு.
(2) மின் கடத்தப்படும் பொழுது எலெக்ட்ரான்கள் நகருகின்றன.	(2) மின் கடத்தப்படும் பொழுது அயனிகள் நகருகின்றன.
(3) எலெக்ட்ரான்களின் வேகம் ஒளியின் வேகத்திற்கு ஒப்பிடக் கூடியவை.	(3) அயனிகளின் வேகம் மிகக்குறைவு.
(4) வேதி வினைகள் நிகழ் பெறுவதில்லை.	(4) அயனிகள் மின்வாய்களை அடைந்தவுடன் அணுக்களாகவோ, உறுப்புக்களாகவோ மாறுகின்றன. இவைகள் தாமாகவோ, அல்லது சுற்றுப் புறத்துடனோ வினையுறுவதால், சில வினை பொருள்கள் மின் வாய்களில் தோன்றுகின்றன.
(5) சிற்சில சமயங்களில் வெப்பம் அல்லது வெளிச்சம் ஏற்படும்.	(5) பொதுவாக வெப்பம் வெளிச்சம் ஏற்படுவதில்லை.
(6) மின் அழுத்த வேறுபாடு (E), மின் தடை (R), மின் னோட்டத்தின் வலிமை (C) இவற்றிற்குள்ள தொடர்பு ஓம் விதிப்படி செயல்படுகின்றன.	(6) இதிலும் மின் அழுத்த வேறுபாடு, மின் தடை, மின் னோட்டத்தின் வலிமை, இவற் றிற்குள்ள தொடர்பு ஓம் விதிப்படி செயல்படுகின்றன.

மின் அலகுகள்

மின்னேற்றத் திறன் ஆம்பியர் என்ற அளவீட்டால் அளக்கப்படுகிறது. தூய வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலில் ஒரு விநாடி மட்டுமே பாய்ந்து, 0.00118 கிராம் வெள்ளியைப் படிய வைக்கக்கூடிய திறனுள்ள மின்னேற்றத்திற்கு ஒரு **ஆம்பியர்** (ampere) என்று பெயர். 0°C வெப்பநிலையில் 14·4521 கிராம் எடையும், ஒரே சீரான குறுக்களவும், 106·3 செ.மீ. நீளமுள்ள பாதரசத்தின் மின் தடைக்கு ஒரு ஓம் (ohm) என்று பெயர். ஒரு ஆம்பியர் மின்னோட்டத் திறன் ஒரு ஓம் தடையை எதிர்த்துச் செல்வதற்கு வேண்டிய மின்னழுத்த வேறுபாட்டிற்கு ஒரு வோல்ட்டு (volt) என்று பெயர். ஒரு ஆம்பியர் மின்திறன், ஒரு விநாடி செலுத்தப்படுமாயின், அந்த மின்னோட்டத்தை ஒரு **கூலம்** (columb) என அழைக்கின்றோம். கூலம் என்ற அலகு மிகச் சிறியதாக உள்ளதால் 96,500 கூலம்கள் கொண்ட மின்னோட்ட அளவு ஒரு **ஃபாரடே** என்று கூறுவது உண்டு.

மின்பகு பொருள்களின் நீர் கரைசல்கள் (Aqueous solutions of electrolytes)

ஒரு மின்பகு பொருளின் நீர் கரைசல், மின் கடத்தியாக செயல்படுகின்றது. இக் கரைசலில் நேர் அயனிகள், எதிர்



படம் 40.

அயனிகள் வழியாக எலெக்ட்ரான்கள் இடம் பெயர்ந்து மின்னோட்டம் ஏற்படுகின்றது. அயனிகளின் இடப் பெயர்ச்சியால் மின்னோட்டம் பாய்வதால், கடத்தியின் ஒரு பக்கத்திலிருந்து மற்றொரு பக்கத்திற்குப் பொருளும் செல்கிறது.

எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜன் குளோரைடு கரைசலில், இரு பிளாட்டின மின் முனைகளை (*A*, *C*) அமைத்து, அவைகளை ஒரு மின்கல அடுக்குடன் (*B*) படத்தில் காட்டியவாறு இணைக்கவும்.

இந்த மின்சுற்றில் *A* என்ற பிளாட்டின மின்முனை **நேர் மின்முனை**யாகவும் (anode), *C* **எதிர் மின்முனை**யாகவும் (cathode) செயல் புரிகின்றன. குளோரைடு அயனிகள், நேர் மின்முனையை நோக்கியும், ஹைட்ரஜன் அயனிகள் எதிர் மின்முனையை நோக்கியும் நகர்கின்றன.

எதிர் மின்முனையில் ஹைட்ரஜன் வெளியேறுகின்றது. நேர் மின்முனையில் குளோரின் வெளிவருகின்றது. இந் நிகழ்ச்சிகளைக் கீழ்க்காணும் சமன்பாடுகளால் குறிக்கலாம்.

எதிர் மின்முனையில்

$$H^+ + e^- \longrightarrow H$$
$$H + H \longrightarrow H_2 \uparrow$$

நேர் மின்முனையில்

$$Cl^- - e^- \longrightarrow Cl$$
$$Cl + Cl \longrightarrow Cl_2 \uparrow$$

இவ்வாறு அயனிகள் நகர்ந்து மின் முனைகளை அடைவதன் மூலம் எலெக்ட்ரான்கள், நேர் மின்முனையில் விடுபட்டு எதிர் மின் முனையில் பெறப்படுகின்றன. இதன் விளைவாக மின்னோட்டம் கரைசலின் வழியாகப் பாய்கின்றது. மின்பகு பொருள்களான அமிலங்கள், காரங்கள், உப்புகள் முதலியவற்றின் கரைசல் களில், இம் முறையில்தான் மின் கடத்தப்படுகின்றது.

அயனிக் கொள்கை (Ionic theory)

1886ஆம் ஆண்டில் அர்ரீனியஸ் என்ற ஸ்வீடன் நாட்டு விஞ்ஞானி, மின்பகு பொருள்கள் செயல்படும் விதத்தைப் பற்றித் தெளிவான ஒரு கொள்கையை வெளியிட்டார். இதனையே **அயனிக் கொள்கை** என்கிறோம். இக் கொள்கையின்படி பொருள்கள் மின்பகு பொருள்கள் என்றும், மின்பகாப் பொருள் களென்றும் இரு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கப்படுகின்றன.

(1) மின்பகு பொருள்கள் மின் சுமைகளைத் தாங்கிய துகள்களாலானவை. இத் துகள்களுக்கு அயனிகள் என்று பெயர்.

(2) நேர்மின் சுமையைத் (+) தாங்கிய துகள்கள் எதிர் மின் முனையை (cathode) நோக்கி நகர்வதால் **எதிர் அயனிகள்** (cations) எனப் பெயர்.

(3) எதிர் மின் சுமையைத் (−) தாங்கிய துகள்கள் நேர் மின்முனையை (anode) நோக்கி நகர்வதால், **நேர் அயனிகள்** (anions) எனப் பெயர்.

(அயனிகள் எந்த முனையை நோக்கி நகர்கின்றதோ, அதனைப் பொறுத்தே அவற்றிற்குப் பெயரிடப்படுகின்றன என்பது குறிப்பிடத்தக்கதாகும்.)

(4) எல்லா மின்பகு பொருள்களும் (அமிலங்கள், காரங்கள், உப்புகள்) கரைசலில் ஓரளவாவது பிரிகையடைந்துள்ளன.

(5) மின்பகு பொருளின் பிரிகை விகிதம், அப்பொருளின் தன்மை, வெப்பநிலை, கரைசலின் செறிவு இவற்றைப் பொறுத்துள்ளது.

(6) மின்பகு பொருளின் பிரிகை வினை ஒரு மீள்வினையாகையால், பிரிகையடையாத மூலக்கூறுகளுக்கும், அயனிகளுக்குமிடையே ஓர் இயங்குச் சமநிலையுள்ளது.

(7) கரைசலின் இரு புறங்களிலும் மின்னழுத்தம் கொடுக்கப்படுமாயின், அயனிகள் நகர்ந்து, மின் முனைகளை அடைந்து தங்களது மின் சுமைகளை இழக்கின்றன. இதன் விளைவாக மின்னோட்டம் கரைசலின் வழியாகப் பாய்கின்றது.

(8) கரைசலின் தொகைசார் பண்புகள், அதிலுள்ள பிரிகையடையா மூலக்கூறுகள், அயனிகள் இவற்றின் மொத்த எண்ணிக்கையைப் பொறுத்தேயுள்ளன.

அர்ரீனியஸின் அயனிக் கொள்கை, கரைசலின் தொகைசார் பண்புகள், கரைசலின் வேதிப் பண்புகள், கரைசலின் மின் கடத்து திறன், மின் பகுப்பு போன்றவற்றை நன்கு விளக்குகின்றது.

மின் கடத்துதிறன் (Electrical conductance)

ஒரு மின்னோட்டத்தில் ஏற்படும் மின் தடையானது (*R*) மின்னோட்டத்திலுள்ள மின்னழுத்த வேறுபாட்டையும் (*E*)

மின் திறனையும் (I) பொறுத்திருக்கும். இவற்றிற்குள்ள தொடர்பைக் குறிக்கும் விதியை ஓம் விதியென அழைக்கின்றோம். ஓம் விதியைக் கீழ்க்காணும் சமன்பாட்டால் குறிக்கலாம்.

$$R = \frac{E}{I}$$

R = மின் தடை (ஓம் அலகில்)
E = மின்னழுத்த வேறுபாடு (வோல்ட் அலகில்)
I = மின் திறன் (ஆம்பியர் அலகில்)

உலோகக் கம்பிகளை மின் கடத்திகளாகப் பயன்படுத்தும் பொழுது ஓம் விதியைப் பயன்படுத்தி மின் தடையை அளவிடுகிறோம். மின் தடை, மின்கடத்தியின் நீளத்திற்கு நேர் விகிதச் சமமாகவும், கம்பியின் குறுக்களவுப் பரப்பிற்கு எதிர்விகிதச் சமமாகவும் இருக்கின்றது. இதனை,

$$R \propto \frac{l}{a}$$

R = மின் தடை (ஓம் அலகில்)
l = மின் கடத்தியின் நீளம் (சென்டிமீட்டர் அலகில்)
a = மின் கடத்தியின் குறுக்களவின் பரப்பு (சதுர செ.மீ. அலகில்)

மின் தடை, உலோகத்தின் தன்மையையும் பொறுத்திருக்கும். எனவே மேலே குறிப்பிட்ட சமன்பாட்டை,

$$R = \rho \times \frac{l}{a}$$

ρ என்பது மாறிலியாகும். இந்த மாறிலி, உலோகத்தின் தன்மையைப் பொறுத்திருக்கின்றது.

கம்பியின் நீளம் ஒரு சென்டிமீட்டராகவும், அதன் குறுக்களவு ஒரு சதுர சென்டிமீட்டராகவும் இருக்கும்பொழுது $\frac{l}{a}$ என்ற பின்னம் ஒன்றுக்குச் சமமாக ஆகிவிடும். இந்நிலையில் மின் தடையும், மாறிலியும் சமமாக இருக்கும். இந்த மின் தடையை உலோகத்தின் நியம மின் தடைத் திறன் என அழைக்கின்றோம். எனவே, ஒரு சென்டிமீட்டர் நீளமும், ஒரு சதுர சென்டிமீட்டர்

குறுக்களவுமுள்ள மின் கடத்தியில் ஏற்படும் மின்தடையை அந்தக் கடத்தியின் **நியம மின்தடைத் திறன்** என வரையறுக்கலாம். இதனை ρ என்ற குறியீட்டால் குறிப்பிடுவது வழக்கம். எனவே,

$$R = \rho \frac{l}{a}$$

இதில் ρ = நியம மின்தடைத் திறன்

மின்பகு பொருள்கள் மின்கடத்தியாகச் செயல்படும் பொழுதும் மின்தடையைக் காண்கிறோம். ஓம் விதி மின்பகு பொருள்களுக்கும் பொருந்துமாகையால் மின்தடையை ஓம் விதியைப் பயன்படுத்தியே அறியலாம்.

மின்பகு பொருளுக்கு உள்ள மின்தடையைவிட, மின் தடையின் தலைகீழ்ப் பின்னமாக அமையும் **மின்கடத்து திறனுக்கு** (C) முக்கியத்துவம் அதிகம். இம் மின்கடத்து திறனை ஓம் (ohm) என்ற மின்தடை அலகினைத் தலைகீழாக எழுதி மோ (mho) அளவில் அளவிடுகின்றோம்.

$$C = \frac{1}{R}$$

C = மின்கடத்தும் திறன் (மோ அலகில்)
R = மின்தடை (ஓம் அலகில்)

இவ்வாறே நியம மின்தடைத் திறனின் தலைகீழ்ப் பின்னத்தை **நியம மின்கடத்தும் திறன்** (specific conductance) என அழைக்கின்றோம். இதனைப் பொதுவாக K என்ற குறியீட்டால் குறிப்பது வழக்கம்.

$$K = \frac{1}{\rho}.$$

K = நியம மின்கடத்து திறன்.
ρ = நியம மின்தடைத் திறன்.

மின்பகு பொருள் கரைசல் அல்லது மின்பகு பொருளின் நீர்மம் மின்கடத்தியாகச் செயல்படும்பொழுது, ஒரு சென்டிமீட்டர் கன சதுரத்தின் மின்கடத்து திறனை, அக் கரைசல் அல்லது அந்த நீர்மத்தின் **நியம மின்கடத்து திறன்** என வரையறுக்கலாம்.

மின்பகு பொருள்களின் மின்கடத்து திறன், பொருள்களின் தன்மையையும், அயனிகளின் எண்ணிக்கையையும், அயனிகளின் வேகத்தையும் பொறுத்திருக்கும். பல கரைசல்களின் மின்கடத்து திறன்களை ஒப்பிடும்பொழுது அக் கரைசல்களின் செறிவு சமமாக இருத்தல் வேண்டும். ஒரு கிராம் சமான எடை மின்பகு பொருள் கரைந்துள்ள கரைசலின் மின் கடத்து திறனைச் **சமான எடை மின்கடத்து திறன்** (equivalent conductivity) என அழைக்கிறோம்.

ஒரு கிராம் சமான எடை மின்பகு பொருளைக்கொண்ட கரைசலின் பருமனளவை (V)யும், அக் கரைசலின் நியம கடத்து திறனை (K)யும் பெருக்கினால் கிடைக்கும் பெருக்கல் பலனே அப் பொருளின் சமான எடை கடத்து திறனாகும். இதனை, λ என்ற குறியீட்டால் குறிப்பது வழக்கம்.

$$\lambda = K \times V$$

λ = மின்பகு பொருளின் சமான எடை கடத்து திறன்.

K = மின்பகு பொருளின் நியம கடத்து திறன்.

V = ஒரு கிராம் சமான எடை மின்பகு பொருள் கரைந்துள்ள கரைசலின் பருமனளவு.

சில சமயங்களில் கிராம் சமான எடை கடத்து திறனுக்குப் பதிலாக, கிராம் மூலக்கூறெடை கடத்து திறனைக் காண்பதும் உண்டு. ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடை மின்பகு பொருளைப் பெற்றுள்ள கரைசலின் மின்கடத்து திறன், அதன் **கிராம் மூலக்கூறெடை கடத்து திறனாகும்.** இதனை M என்ற குறியீட்டால் குறிப்பது வழக்கம்.

$$M = K \times V$$

M = கிராம் மூலக்கூறெடை கடத்து திறன்.

K = மின்பகு பொருளின் நியம கடத்து திறன்.

V = ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடை கரைந்துள்ள கரைசலின் பருமனளவு.

மின்கடத்து திறனை அளவிடல்

உலோகக் கடத்திகளின் மின்தடையை வீட்ஸ்டன் சுற்றமைப்பு (Wheatstone bridge circuit) முறையில், அவ்வுலோகக்

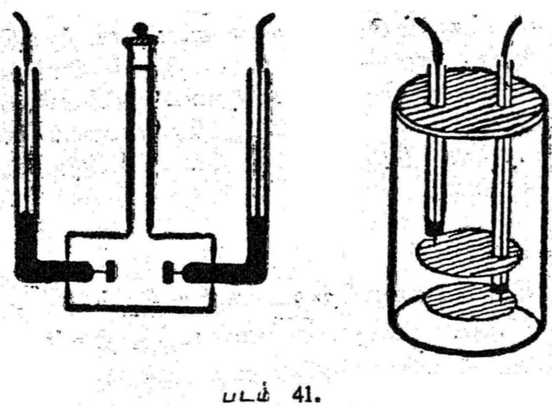
கடத்தியையே மின் சுற்றாக அமைத்து அளக்கலாம். கம்பியின் விட்டத்தைக் காண்பதன் மூலம், அதன் குறுக்களவைச் சதுர சென்டிமீட்டரில் (a) கணக்கிடலாம். கம்பியின் நீளத்தை (l) அளந்து கண்டறிதல்களிலிருந்து கம்பி செய்யப்பட்டுள்ள உலோகத்தின் நியம மின்தடையை எளிதில் கணக்கிடலாம்.

$$R = \rho \times \frac{l}{a}$$

$$\rho = R \times \frac{a}{l}$$

மின்பகு பொருளின் கரைசல் ஒரு நீர்மமாகையால் அதன் மின்தடையைக் (R) காண்பதற்குக் கரைசலைத் தகுந்த கலத்தில் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். இக் கலத்தில் அமைக்கப் பட்டுள்ள மின் முனைகளை வீட்ஸ்டன் சுற்றமைப்பில் பொருத்திக் கரைசலின் மின் தடையை அளக்க வேண்டும். இதற்கு **மின் கடத்து திறன் அறிகலம்** (conductivity cell) என்ற சாதனத்தைப் பயன்படுத்த வேண்டும்.

மின்கடத்து திறன் அறிகலங்கள் பல அமைப்புகளில் உள்ளன. அவற்றில் இரண்டு வகைகள் படத்தில் காட்டப் பட்டுள்ளன.



படம் 41.

இக் கலன்களின், இரு மின் முனைகளின் இறுதிப் பாகமும் வட்ட வடிவ அமைப்பிலுள்ள பிளாட்டினத் தட்டுகளாக இருக் கின்றன. இத் தட்டுகள் தடித்த பிளாட்டினக் கம்பிகளால் கண்ணாடிக் குழாய்களில் பொருத்தப்பட்டுள்ள கண்ணாடிக்

குழாய்களில் ஊற்றப்பட்டுள்ள மெர்க்குறியில் செப்புக் கம்பி களைப் பொருத்தி பிளாட்டினத் தட்டுகளை மின் முனைகளாகச் செயல்படும்படி செய்யலாம்.

மின்பகு பொருளின் மின்கடத்து திறனை அளவிடும் சோதனையில், கரைசலை மின்கடத்து திறன் அறிகலன்களில் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். வாலை வடிநீருக்குச் சிறிதளவு மின்கடத்து திறன் இருக்கிறபடியால், மின்பகு பொருளை மின் கடத்து திறன் குறைவாக உள்ள நீரில் கரைக்கவேண்டும்.

மின்கடத்து நீர் (Conductivity water)

சாதாரண வாலை வடிநீருடன், சிறிதளவு அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட் கரைசலைக் கலந்து காய்ச்சி வடித்த வாலை வடிநீரை, சில மணி நேரம் திடபேரியம் ஹைட்ராக் ஸைடுடன் வைத்திருத்தல் வேண்டும். பின் இந்த நீரைக் காய்ச்சி வடித்து, நடுநிலைத் தன்மை வாய்ந்த கண்ணாடிக் குப்பிகளில் சேகரிக்க வேண்டும். குப்பிகள் முழுமையும் நிறைந்த பிறகு பாரஃபின் தடவிய கண்ணாடித் தக்கைகளால் அக் குப்பிகளை மூடி வைத்திருக்க வேண்டும். இவ் வகைத் தூய நீரை **மின்கடத்து நீர் (conductivity water)** என அழைக்கிறோம்.

இதன் மின்கடத்து திறன் 10^{-6} மோவைவிடக் குறைவாக இருக்கும். இவ்வகை நீரில் மின்பகு பொருளின் கரைசலை எடுத்துக்கொண்டால், சோதனையில் காணும் மின் கடத்து திறனை, மின்பகு பொருளுடையதாகவே கொள்ளலாம்.

மின்கடத்து திறன் அறிகலத்திலுள்ள பிளாட்டின மின் முனைகளில், முதன் முதலில் பிளாட்டினத் துகள்களைப் படியச் செய்ய வேண்டும். நன்கு சுத்தம் செய்யப்பட்ட அறிகலத்தில் சிறிதளவு குரோமிக் அமிலக் கரைசலை ஊற்றி வாலை வடி நீராலும், பின்பு மின்கடத்தும் நீராலும் கழுவ வேண்டும்.

மிகச் சிறிய அளவு லெட் அசிட்டேட் கலந்துள்ள 3 சதவீத குளோரோ பிளாட்டின அமிலக் கரைசலை அறிகலத்திலுள்ள பிளாட்டின மின்முனைகள் நன்கு மூழ்கியிருக்கும்படி எடுத்துக் கொள். மின்முனைகளை ஆறு வோல்ட் மின்னழுத்தமுள்ள மின் அடுக்குடன் இணைத்துக்கொள். மின் சுற்றில் ஒரு மின் திசை மாற்றியைத் (commutator) தொடர் சுற்றில் அமைத்துக்கொள்.

முதலில் சுமார் 15 நிமிடங்களுக்கு ஒரு குறிப்பிட்ட திசையில் மின்னோட்டத்தைச் செலுத்தியபின், ஒவ்வொரு 30 விநாடிக்கும்,

திசை மாற்றியின் உதவியால், மின்னோட்டத் திசையை மாற்று. இவ்வாறு சுமார் ஒரு மணி நேரம் செய்தால், பிளாட்டின வட்டமின் முனைகளில், ஒழுங்கான முறையில், கறுப்பு நிறத்தில் பிளாட்டினத் துகள்கள் நன்கு படிந்திருக்கும்.

பிளாட்டினத் துகள்களின் இடுக்குகளில் சிறிதளவு வாயுப் பொருள்கள் உட்கவரப்பட்டிருக்கக்கூடும். இவற்றை நீக்க மின் கடத்து திறன் அறிகலத்திலுள்ள குளோரோ பிளாட்டினிக் அமிலத்தை வெளியேற்றி பல முறைகள் மின்கடத்து நீரால் கழுவு. இப்பொழுது அறிகலனிலுள்ள மின்முனைகள், தூய பிளாட்டினத் துகள்களால் நன்கு ஒழுங்கான முறையில் மூடப்பட்டிருக்கும். கலத்தைப் பயன்படுத்தும் வரையிலும் அதில் மின்கடத்து நீரை நிரப்பி வைத்திரு.

மின்பகு பொருளின் மின்கடத்து திறன், வெப்பநிலை மாறுபாட்டால் பாதிக்கப்படுவதால், மின்கடத்து திறன் அளவிடும் சோதனைகளில் அறிகலத்திலுள்ள கரைசல் ஒரே வெப்பநிலையில் இருக்க வேண்டும். இதற்கு ஒரு சிறந்த வெப்பநிலை இருத்தியைப் (thermostat) பயன்படுத்த வேண்டும்.

மின் சுற்று (Electrical circuit)

உலோகக் கடத்திகளின் மின்தடையை அளவிடும்பொழுது வீட்ஸ்டன் சுற்றமைப்பு முறையைப் பயன்படுத்துகிறோம். மின்பகு பொருள் கரைசலின் மின்தடையை அளவிடும்பொழுது, நேர் மின்னோட்டத்தைப் பயன்படுத்தினால் சில சிக்கல்கள் உள்ளன.

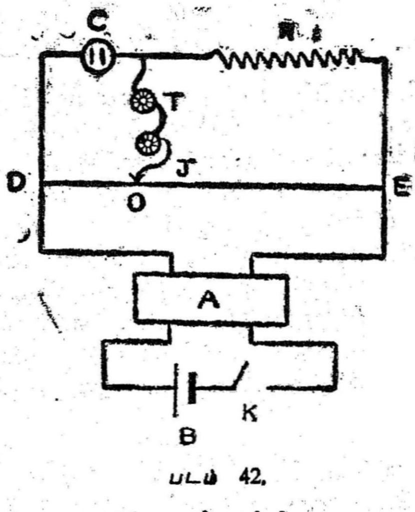
கரைசலில் மின்னோட்டம் செல்லும்பொழுது மின்பகுப்பு வினையும் நிகழ்கின்றது. இவ் வினையினால் மின்முனைகளின் அருகில் மின்பகுப்பு விளைபொருள்கள் வெளியேறி, கரைசலின் செறிவு குறைகின்றது. சோதனை செய்யும் காலத்தில் இம் மாறுதல் ஏற்படுவதால், சோதனை ஆரம்பத்தில் எடுத்துக் கொண்ட கரைசலின் மின்தடை அளக்கப்படுவதில்லை, அதற்கு மாறாக, செறிவு குறைந்த கரைசலின் மின்தடை அளவிடப்படுகின்றது.

மின்னோட்டம் செல்லும்பொழுது ஏற்படும் மின்பகுப்பு வினையினால், பெரும்பாலும் வாயுக்களே மின்முனைகளில் வெளி வருகின்றன. மின்முனைகளின் பரப்பில் ஓர் அடுக்கு வாயு படிந்துவிடுகின்றது. இதனால் மின்னோட்டத் துருவகரணம்

(electrolytic polarisation) ஏற்படுகின்றது. இந்த வாயுப் படலம் மின்கடத்தியாக இருப்பதில்லை. கரைசல், படிந்துள்ள வாயு இவற்றின் கூட்டு மின்தடையே சோதனையில் அளக்கப் படுகின்றது.

இவற்றைத் தவிர்க்க நேர்மின்னோட்டத்திற்குப் பதிலாக மாற்று மின்னோட்டத்தைப் பயன்படுத்த வேண்டும். மாற்று மின்னோட்டம் செலுத்தப்படும்பொழுது மின் பகுப்பு வினை நிகழ்வதில்லை. ஆகையால் மேற்கூறிய சிக்கல்களைத் தவிர்க்கலாம்.

தூண்டும் சுருள் கம்பியை (induction coil) பயன்படுத்தி நேர் மின்னோட்டத்திலிருந்து மாற்று மின்னோட்டத்தைப் பெறலாம். சாதாரண மின்னோட்டங்காட்டி (Galvanometer) மாற்று மின்னோட்டத்தில் உபயோகப்படுத்த முடியாததாகையால், சூன்யப் புள்ளியை அறியத் தகுந்த தொலைபேசி (telephone) சாதனத்தை உபயோகப்படுத்த வேண்டும்.



படம் 42.

A-தூண்டும் சுருள் கம்பி.
B-மின் அடுக்கு.
C-மின்கடத்து திறன் அறிகலன்.
D-*E*-மீட்டர் சுற்றமைப்புக் கம்பி.
R-பெட்டியிலுள்ள மின்தடை.
O-சூன்யப் புள்ளி.
T-தொலைபேசி.
K-மின் இணைப்புச் சாவி.

மேலே காட்டியுள்ள படத்திலுள்ளதைப்போல், மின்பகு பொருள் கரைசலைக் கொண்டுள்ள மின்கடத்து அறிகலனை மின்னோட்டச் சுற்றில் அமைத்துக்கொள். மின் அடுக்கிலிருந்து மின் இணைப்புச் சாவியை இயக்குவதன் மூலம், தூண்டும் சுருள் கம்பி, *DE* எனப்படும் மீட்டர் சுற்றுக் கம்பி, மின்கடத்து திறன் அறிகலம் ஆகியவை வழியாக மாற்று மின்னோட்டத்தைச் செலுத்தலாம். *J* என்ற தொட்டுக் கொண்டிருக்கும் தொடர்பை மெதுவாக நகர்த்திக்கொண்டே சென்று, தொலைபேசியில், ஒலி கீழ் மட்டத்திற்குப் போகுமிடத்தில் நிறுத்தி, *O* என்ற புள்ளியைக் கண்டறியலாம். மின் சுற்றில் அமைக்கப்பட்டுள்ள *R* என்ற பெட்டியிலுள்ள மின்தடையின் மதிப்புத் தெரியுமாகையால், மின்கடத்து திறன் அறிகலத்திலுள்ள கரைசலின் மின் தடையைக் கீழ்க்காணும் சமன்பாட்டால் கணக்கிடலாம்.

$$\frac{\text{மின்பகு பொருளின் மின்தடை}}{\text{பெட்டியிலுள்ள மின்தடை } (R)} = \frac{DO}{EO}$$

$$\left.\begin{matrix}\text{மின்பகு பொருளின்} \\ \text{மின்தடை}\end{matrix}\right\} = \frac{DO}{EO} \times \begin{matrix}\text{பெட்டியிலுள்ள} \\ \text{மின்தடை}\end{matrix}$$

மின்பகு பொருளின் மின்தடையை அறிந்தவுடன் அதன் தலைகீழ்ப் பின்னம் அதன் மின்கடத்து திறனைக் குறிக்கும். ஆனால் நியம மின்கடத்து திறனைக் கணக்கிடப் பொருளின் நியம மின்தடை தெரிய வேண்டும். இரண்டு மின் முனைகளுக்கு மிடையேயுள்ள மின்பகு பொருளின் கரைசலால்தான் மின் தடை ஏற்படுகின்றது. எனவே, மின்தடையைக் கணக்கிட இரண்டு மின்முனைகளுக்கிடையேயுள்ள தூரமும், மின் முனை களின் பரப்பளவும் தெரிய வேண்டும். மின்கடத்து திறன் அறிகலத்தினுள் அமைக்கப்பட்டுள்ள மின் முனைகளின் பரப் பளவையும், அவற்றிற்கிடையேயுள்ள தூரத்தையும் சரியாக அளக்க முடியாது.

ஒவ்வொரு மின்கடத்து திறன் அறிகலத்திலும், மின் முனைகளுக்கிடையேயுள்ள தூரமும், அவைகளின் பரப்பும், சோதனைக்குச் சோதனை மாறாமலிருக்கும்படியாக நிலையாக அமைக்கப்பட்டிருப்பதால், தூரத்திற்கும், பரப்புக்குமுள்ள விகிதம் ஒரு மாறிலியாக இருக்கும். இதற்குக் **கல மாறிலி (cell constant)** என்று பெயர். மின் கடத்து திறன் அறிகலன்களின் மேல் பாகத்தில் இக் கல மாறிலி குறிக்கப்பட்டிருக்கும் அவ்வாறு இல்லாவிடில், மின்பகு பொருளின் மின்கடத்து திறனை அறிவதற்கு முன், ஒரு சோதனை மூலம் கலமாறிலியைக் கண்டறிய வேண்டும்.

கல. மாறிலியைக் காணுதல்

மின்கடத்து திறன் அறிகலத்திலுள்ள மின்முனையின் பரப்பை 'a' எனவும் மின்முனைகளுக்கிடையேயுள்ள தூரத்தை l எனவும் கொள்வோம்.

$$\text{கல மாறிலி} = \frac{l}{a}$$

$$= \phi \text{ என்க.}$$

அறிகலத்தில் ஒரு மின்பகு பொருளின் கரைசலை எடுத்துக் கொண்டு, தகுந்த மின் சுற்றமைத்து, கரைசலின் மின் தடையைக் காண்க.

கரைசலின் மின் தடை $= R$ என்றால்

$$R = \frac{l}{a} \times \rho$$

$\rho =$ கரைசலின் நியம மின் தடை

மின்பகு பொருளின் மின் கடத்து திறன் என்பது அப் பொருளின் மின் தடையின் தலைகீழ்ப் பின்னமாகும்.

$$\text{மின் கடத்து திறன்} = \frac{1}{R}$$

$$\text{அல்லது } R = \frac{1}{\text{மின்கடத்து திறன்}}$$

இது போன்றே,

$$\text{நியம மின் கடத்து திறன்} = \frac{1}{\rho}$$

அல்லது

$$\rho = \frac{1}{\text{நியம மின்கடத்து திறன்}}$$

$$R = \frac{l}{a} \times \rho$$

$\frac{l}{a}$ என்பதை (கலத்தின் மாறிலி) x எனக் கொண்டதால்,

$$R = x \times \rho$$

$$x = \frac{R}{\rho}$$

R, ρ இவற்றை மின்கடத்து திறன், நியம மின்கடத்து திறன் இவற்றால் பதலீடு செய்வதால்,

$$x = \frac{\dfrac{1}{\text{மின்கடத்துதிறன்}}}{\dfrac{1}{\text{நியம மின்கடத்து திறன்}}}$$

$$x = \frac{\text{நியம மின்கடத்து திறன்}}{\text{சோதனையில் மின்கடத்து திறன்}}$$

ஒரு கரைசலின் நியம மின்கடத்து திறனைத் தெரிந்திருந்தோமானால், அக் கரைசலைக் கொடுத்துள்ள மின்கடத்து அறிகலனில் எடுத்துக்கொண்டு, அதனைத் தகுந்த மின்சுற்றில் அமைத்துக் கரைசலின் மின்தடையைக் காண்க. அவ்வாறு கண்ட மின் தடையைப் பயன்படுத்தி அறிகலனின் மாறிலியைக் கணக்கிடலாம்.

பல செறிவுள்ள பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசலின் நியம கடத்து திறன்கள், பல்வேறு வெப்ப நிலைகளில் வேதி அட்டவணை நூல்களில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன. பொதுவாகச் சோதனைச் சாலைகளில் அறிகலனின் மாறிலியை அளவிட $\frac{N}{50}$ செறிவுள்ள பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசலை எடுத்துக் கொள்வது வழக்கம். இக் கரைசலின் நியம மின் கடத்து திறன் 25°C வெப்ப நிலையில் 0·002765 மோ எனக் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது. அறிகலத்தில் $\frac{N}{50}$ பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசலை எடுத்துக் கொண்டு, அறிகலத்தை 25°C வெப்ப நிலையில் தகுந்த சாதனத்தின் உதவியால் இருக்கச் செய்து, அக் கரைசலின் மின்தடையைச் சோதனை மூலம் காண்க. சோதனையில் கண்ட மின்தடையைப் பயன்படுத்தி, அறிகலனின் மாறிலியைக் கணக்கிடலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு 1

25°C வெப்ப நிலையில், $\frac{N}{50}$ செறிவுள்ள பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசலின் நியம மின்கடத்து திறன் 0·002765 மோ. இக் கரைசலைப் பெற்றுள்ள ஓர் அறிகலனின் மின்தடை 25°C

வெப்ப நிலையில் 400 ஓம் என்றால், அறிகலனின் மாறிலியைக் கணக்கிடுக.

$$\text{அறிகலனின் மாறிலி} = \frac{\text{நியம மின் கடத்து திறன்}}{\text{சோதனையில் கண்ட மின்கடத்து திறன்}}$$

நியம மின்கடத்து திறன் = 0·002765 'மோ'

சோதனையில் கண்ட மின் தடை = 400 ஓம்

சோதனையில் மின்கடத்து திறன் $= \frac{1}{400}$

அறிகலனின் மாறிலி = ·002765 × 400

= 1·106

மாதிரிக் கணக்கு 2

சோதனைச் சாலையின் வெப்பநிலையில் $\frac{N}{10}$ செறிவுள்ள பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசலின் நியம மின்கடத்து திறன் 0·012852. இக் கரைசலை ஒரு மின்கடத்து அறிகலனில் எடுத்துக் கொண்டு, அதன் மின்தடை 200 ஓம்கள் எனக் கண்டறியப் பட்டது. அறிகலனின் மாறிலியைக் கணக்கிடுக.

$$\text{அறிகலனின் மாறிலி} = \frac{\text{நியம மின்கடத்து திறன்}}{\text{சோதனையில் கண்ட மின்கடத்து திறன்}}$$

சோதனையில் கண்ட மின் தடை = 200 ஓம்

சோதனையில் கண்ட மின்கடத்து திறன் $= \frac{1}{200}$

∴ அறிகலனின் மாறிலி $= \frac{0 \cdot 0012852}{1/200}$

= 200 × 0·012852

= 2·5404

சமான எடை கடத்து திறனை அளவிடல்

மின்பகு பொருளை மின்கடத்து நீரில் கரைத்து, அதன் செறிவைத் தகுந்த பருமனறி அளவியல் மூலம் காண்க. அல்லது ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள மின்பகு பொருளை மின்கடத்து நீரில் கரைத்து, அக் கரைசலை ஒரு திட்டக் குடுவையில் குறியீடு வரையிலும், மின்கடத்து நீரால் விளாவி, ஒரு திட்டக் கரைசலைத் தயார் செய்து கொள்.

இக் கரைசலை மின்கடத்து திறன் அறிகலனில் எடுத்துக் கொண்டு, தகுந்த சாதனத்தின் மூலம் அதன் வெப்பநிலையை நிலைமைப்படுத்து. அறிகலனின் மின்முனைகளை முன் சோதனைகளில் விவரித்த மின்சுற்றில் அமைத்து, மின்பகு பொருள் கரைசலின் மின்தடையைக் கண்டறி. ஒரு தனிப்பட்ட சோதனையின் மூலம், கலனின் மாறிலியையும் காண்க. கண்டறிதல்களிலிருந்து மின்பகு பொருளின் சமான எடை கடத்து திறனைக் கணக்கிடுக.

மாதிரிக் கணக்கு 1

1·8 சென்டிமீட்டர் தூரத்தில் வைக்கப்பட்டதாயும், பரப்பளவு 5·8 ச.செ.மீ. எனவும் உள்ள பிளாட்டின மின்வாய்களுக்கிடையே ஒரு மின்பகு பொருளின் கரைசல் உள்ளது. கரைசலின் மின்தடை 32 ஓம், கரைசலின் செறிவு 0·1N என்றால் கரைசலின் சமான எடை கடத்து திறனைக் கணக்கிடுக.

மின்முனைகளுக்கிடையேயுள்ள தூரம் (l) = 1·8 செ.மீ.
மின் முனையின் பரப்பளவு (a) = 5·4 ச.செ.மீ.

$$\therefore \text{கலமாறிலி} = \frac{l}{a}$$

$$= \frac{1 \cdot 8}{5 \cdot 4} = \frac{1}{3}$$

சோதனையில் கண்ட மின்தடை = 32 ஓம்

$$\text{மின் கடத்து திறன்} = \frac{1}{32} \text{ மோ}$$

நியம மின்கடத்து திறன் (K) = கல மாறிலி × மின் கடத்து திறன்

$$= \frac{1}{3} \times \frac{1}{32}$$

$$= \frac{1}{96}$$

சமான மின்கடத்து திறன் $K \times V$

ஒரு சமான எடை மின்பகு பொருள் அடங்கியுள்ள கரைசலின் பருமனளவு (V) } = 10,000 செ.மீ.

$$\text{சமான மின்கடத்து திறன்} = \frac{1}{96} \times 10{,}000$$

$$= 104 \cdot 1 \text{ மோ.}$$

மாதிரிக் கணக்கு 2

$\frac{N}{50}$ பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசலையுடைய கலத்தின் மின் தடை 550 ஓம். அதே வெப்ப நிலையில் $\frac{N}{50}$ பொட்டாசிய குளோரைடின் நியம மின்கடத்து திறன் (அட்டவணைப்படி 0·002768 மோ) இந்த மின்கடத்து திறன் அறிகலத்தில் $\frac{N}{50}$ துத்தநாக சல்ஃபேட் கரைசலை எடுத்துக் கொண்டதில், அதே வெப்பநிலையில் கரைசலின் மின் தடை 72·18 ஓம். துத்தநாக சல்ஃபேட் கரைசலின் சமான எடை கடத்து திறனையும் மூலக்கூறு எடை கடத்து திறனையும் கணக்கிடுக.

கலத்தின் மாறிலி = $\frac{\text{நியம மின்கடத்துதிறன்}}{\text{சோதனையில் கண்ட கடத்து திறன்}}$

$\frac{N}{50}$ பொட்டாசியம் குளோரைடின் நியம கடத்து திறன் } = 0·002768 மோ

சோதனையில் பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைசலின் மின் தடை } = 550 ஓம்

சோதனையில் பொட்டாசியம் குளோரைடின் கடத்து திறன் } $= \frac{1}{550}$ மோ

$$\therefore \text{கல மாறிலி} = \frac{0{\cdot}002768}{1/550}$$

$$= 0{\cdot}002768 \times 550$$

$$= 1{\cdot}523 \text{ மோ.}$$

துத்தநாக சல்ஃபேட்டின் நியம கடத்து திறன் } = கலத்தின் மாறிலி × சோதனையில் கண்ட மின் கடத்து திறன்

சோதனையில் துத்தநாக சல்ஃபேட்டின் மின்கடத்து திறன் $\frac{1}{(R)}$ } $= \frac{1}{72{\cdot}18}$ மோ

துத்தநாக சல்பேட்டின் நியம கடத்து திறன் (R) } $= 1{\cdot}523 \times \frac{1}{72{\cdot}18}$

$$= 0{\cdot}0211 \text{ மோ}$$

துத்தநாக சல்ஃபேட் கரைசலின் செறிவு $\Big\}= \frac{N}{10}$

∴ ஒரு கிராம் சமான எடை கரைந்துள்ள கரைசலின் பருமனளவு (V) $\Big\}= 10{,}000$ க.செ.மீ.

துத்தநாக சல்ஃபேட் கரைசலின் சமான எடை கடத்து திறன் $\Big\}= K \times V$

$= 0{\cdot}0211 \times 10{,}000$

$= 211$ மோ.

ஒரு கிராம் மூலக்கூறு எடை துத்தநாக சல்ஃபேட் கரைந்துள்ள கரைசலின் பருமனளவு (V) $\Big\}= 20{,}000$ க.செ.மீ.

∴ துத்தநாக சல்ஃபேட் கரைசலின் மூலக்கூறு எடை கடத்து திறன் $\Big\}= K \times V$

$= 0{\cdot}0211 \times 20{,}000$

$= 422$ மோ.

குறிப்பு

மின்பகு பொருளின் கரைசலை நார்மல் அலகில் குறிப்பிடுவதற்குப் பதிலாக, மோலார் அலகில் குறிக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாக $\frac{1{\cdot}N}{10}$ துத்தநாக சல்ஃபேட்டை $\frac{0{\cdot}5\,M}{10}$ எனவும் குறிக்கலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு 3

ஒரு மின் கடத்து திறன் அறிகலத்திலுள்ள பிளாட்டின மின்முனைகளின் விட்டம் 5 செ.மீ; மின்முனைகளுக்கிடையே உள்ள தூரம் 10 செ.மீ. சமான எடை கடத்து திறன் 83·1 மோ உள்ள 0·01 N செறிவுள்ள காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலை அக் கலத்தில் எடுத்துக்கொண்டால் மின்தடையின் மதிப்பைக் கணக்கிட்டுக் காண்க.

காப்பர் சல்ஃபேட்டின் செறிவு $= 0{\cdot}01\ N$.

∴ ஒரு கிராம் சமமான எடையுள்ள கரைசலின்பருமனளவு V $\Big\}= 100{,}000$ மி.லி.

$$\left.\begin{array}{r}\text{கரைசலின் சமமான எடை}\\ \text{கடத்து திறன் } \lambda\end{array}\right\} = 83{\cdot}1 \text{ மோ.}$$

$$\lambda = K \times V$$

$$\left.\begin{array}{r}\text{கரைசலின் நியம கடத்து}\\ \text{திறன் } (K)\end{array}\right\} = \frac{\cdot\lambda}{y}$$

$$= \frac{83{\cdot}1}{100{,}000}$$

$$= 8{\cdot}31 \times 10^{-4}$$

$$\text{நியம மின்கடத்தி திறன்} = \frac{1}{\rho}$$

$$\therefore \rho = \frac{1}{\text{நியம மின்கடத்து திறன்}}$$

சோதனையில் காணக்கூடிய மின் தடை $= R$ என்க.

$$\left.\begin{array}{r}\text{மின்முனைகளுக்கிடையே உள்ள}\\ \text{தூரம் } l\end{array}\right\} = 10 \text{ செ.மீ.}$$

$$\text{மின்முனைகளின் பரப்பளவு } a = \frac{22}{7} \times \frac{5}{2} \times \frac{5}{2}$$

$$K = \rho\,\frac{l}{a} \text{ or } K = \frac{1}{R} \times \frac{l}{a}$$

$$\text{or } R = \frac{1}{K} \times \frac{l}{a}$$

ρ, l, a இவற்றை மேலேயுள்ள சமன்பாட்டில் பதிலீடு செய்தால்,

$$R = \frac{1}{8{\cdot}31 \times 10^{-4}} \times \frac{10 \times 7 \times 2 \times 2}{22 \times 5 \times 5}$$

$$= 612{\cdot}8.$$

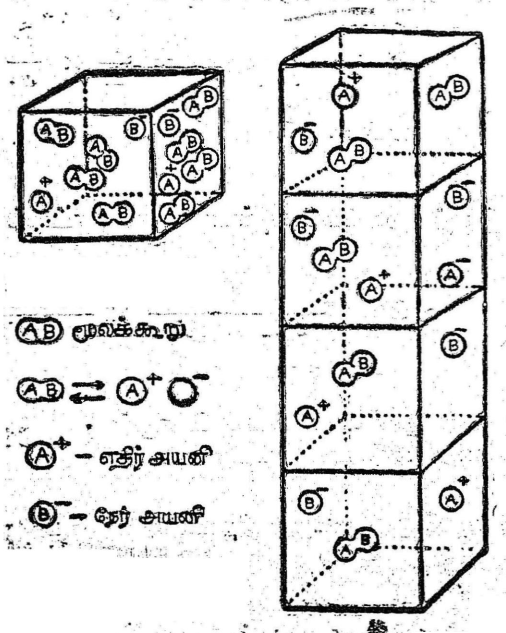
$$\left.\begin{array}{r}\text{எனவே கலனிலுள்ள மின்பகு பொருள்}\\ \text{கரைசலின் மின் தடை}\end{array}\right\} = 612{\cdot}8 \text{ ஓம்.}$$

கரைசலை விளாவுதலினால், கடத்து திறனில் ஏற்படும் மாற்றங்கள்

மின்பகு பொருள் கரைசலை விளாவுதலினால் நியம கடத்து திறனில் ஏற்படும் மாறுதல்களை அடுத்த பக்கத்திலுள்ள அட்டவணையில் காணலாம்.

18°C வெப்பநிலையில் சோடியம் குளோரைடு கரைசலின் நியம கடத்து திறன்

ஒரு கிராம் சமமான எடை சோடியம் குளோரைடு கரைந்துள்ள கரைசலின் பருமனளவு (க.செ.மீ.)	நியம மின் கடத்து திறன் (மோ)
1,000	0·0744
5,000	0·01760
20,000	0·00479
500,000	0·000213
1,000,000	0·0001078
2,000,000	0·0000542
5,000,000	0·0000218
10,000,000	0·0000109



படம் 43.

சோடியம் குளோரைடை விளாவுதலால், கரைசலின் நியம கடத்து திறன், வெகு வேகமாகக் குறைகின்றது. கரைசலின் கடத்து திறன், அதிலுள்ள அயனிகளால் ஏற்படுகின்ற தென்பதை அறிவோம். நியம கடத்து திறன் என்பது ஒரு கன செண்டிமீட்டர் கன சதுரத்திலுள்ள அயனிகளால் ஏற்படும் மின் கடத்து திறனாகும். கரைசலின் விளாவுதல் மூலம், கரைசலிலுள்ள அயனிகளின் எண்ணிக்கை மாறுபடுவதில்லை. ஆனால் கரைசலின் பருமனளவு அதிகமாகின்றது. ஆரம்ப நிலையிலுள்ள அயனிகளே அதிக பருமனளவுள்ள கரைசலில் இருப்பதால், ஒரு செண்டி மீட்டர் கன சதுரத்திலுள்ள அயனிகளின் எண்ணிக்கை வெகுவாகக் குறைகின்றது. எனவே நியம கடத்து திறன் விளாவுதலால் குறைவதை எளிதில் விளக்க முடிகின்றது.

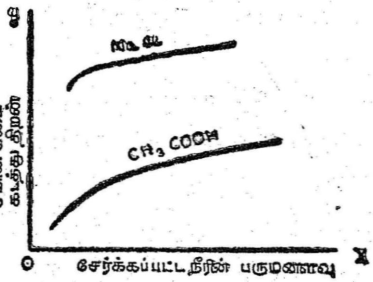
எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு செண்டிமீட்டர் கன சதுரத்தில் எட்டு ஜோடி அயனிகள் இருப்பதாகக் கொள்வோம். கரைசலின் நியம கடத்து திறன் 16 அயனிகள் மின்கடத்துவதில் பங்கு பெறுவதால் ஏற்படுகின்றது.

இப்பொழுது ஒரு சதுர கன செண்டிமீட்டர் கரைசலை (*A*) மின்கடத்து நீரைக்கொண்டு விளாவுதல் மூலம் 4 கனசெண்டி மீட்டர் (*B*) பருமனளவை அடைவதாகக் கொள்வோம். கரைசலிலுள்ள 16 அயனிகளும், 4 கன செண்டிமீட்டர் கரைசலில் பரவலாக அமைவதாகக் கொள்ளலாம். ஒரு செண்டிமீட்டர் கன சதுரத்தில் நான்கு அயனிகளே உள்ளன. எனவே, விளாவின நிலையில் நியம கடத்து திறன் (ஒரு செண்டிமீட்டர் கன சதுரத்திலுள்ள அயனிகளால் ஏற்படும் மின்கடத்தல்) வெகுவாகக் குறைகின்றது. ஆரம்ப நிலையிலேயே சிலவகை மின்பகு பொருள்களில் சமான எடை கடத்து திறன் அதிகமாக உள்ளது. இவ்வகைக் கரைசல்களில் மேலும் நீரை சேர்க்கும்பொழுது கடத்து திறனின் மதிப்பு மேலும் சிறிது உயர்ந்து ஒரு உச்ச நிலையை அடைந்து, பின்பு அனேகமாக நிலைத்து நிற்கின்றது. சோடியம் குளோரைடு, ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், சல்ஃப்யூரிக் அமிலம், பேரியம் குளோரைடு போன்ற மின்பகு பொருள்கள் இவ்வகையைச் சேர்ந்தவை. இவைகளை **எளிதில் மின்பகு பொருள்கள்** (strong electrolytes) என அழைக்கின்றோம்.

மற்றொரு வகை மின்பகு பொருள்களில் சமான எடை கடத்து திறன் ஆரம்ப நிலையில் குறைவாகவேயுள்ளது. ஆனால், கரைசல்களில் நீரை சேர்க்கும்பொழுது, சமான எடை கடத்து திறன் உயர்ந்துகொண்டே போகின்றது. மிக அதிக

அளவில் நீரைக் கலந்தாலும் சமான எடை கடத்து திறன் நிலையான மதிப்பை அடையாமல் அதிகரித்துக்கொண்டே போகின்றது. அசிட்டிக் அமிலம், அம்மோனியா கரைசல் போன்ற மின்பகு பொருள்கள் இவ் வகையைச் சார்ந்தவை. இவ் வகைப் பொருள்களை **எளிதில் மின்பகா பொருள்கள்** (weak electrolytes) என அழைக்கின்றோம்.

இவ் வகை மின்பகு பொருள்களில் கரைசலில் நீரைக் கலப்பதால், சமான எடை கடத்து திறன்களில் ஏற்படும் மாறுதல்களை கீழே காட்டியுள்ள வரைகோடு படத்தில் காணலாம். மின்பகு பொருள்களின் சமான எடை கடத்து திறன் அதிக விளாவுதலில் ஓர் உச்சவரம்பை அடைந்து, பின் அநேகமாக ஒரு மாறிலியாக அமைகின்றது. இதனை **முடிவிலி விளாவுதலின் சமான எடை கடத்து திறன்** (equivalent conductivity at infinite dilution) என அழைக்கின்றோம். சமான எடை கடத்து திறன் λ (லாம்டா) குறியீட்டினால் குறிப்பதால், முடிவிலி விளாவுதலின் சமான எடை கடத்து திறனை λ_∞ எனக் குறிப்பது வழக்கம்.



படம் 44.

எளிதில் மின்பகா பொருள்களிடையே, அவற்றின் கரைசல்களை விளாவுதலினால் ஏற்படும் சமான எடை கடத்து திறன் மாற்றத்தை அர்ரீனியஸ் கொள்கையின்படி விளக்கலாம். இக் கொள்கையின்படி., எளிதில் மின்பகா பொருள்களின் ஒரு சில மூலக்கூறுகளே கரைசலில் அயனிகளாகப் பிரிகையடைகின்றன. அதிகச் செறிவுள்ள கரைசலில், அதிக அளவில் மூலக்கூறுகள் பிரிகையடையாமல் இருக்கின்றன. கரைசலை விளாவும்பொழுது, இம் மூலக் கூறுகள் அயனிகளாகப் பிரிகையடைகின்றன.

எனவே, மின்பகா பொருள்களின் கரைசல்கள் விளாவப் படும்பொழுது, கரைசலிலுள்ள அயனிகளின் எண்ணிக்கை அதிகமாகின்றது. கரைசலின் மின் கடத்து திறன், அதிலுள்ள அயனிகளைப் பொறுத்துள்ளதால், அயனிகளின் எண்ணிக்கை அதிகமாகும்பொழுது மின் கடத்து திறனும் அதிகமாகின்றது.

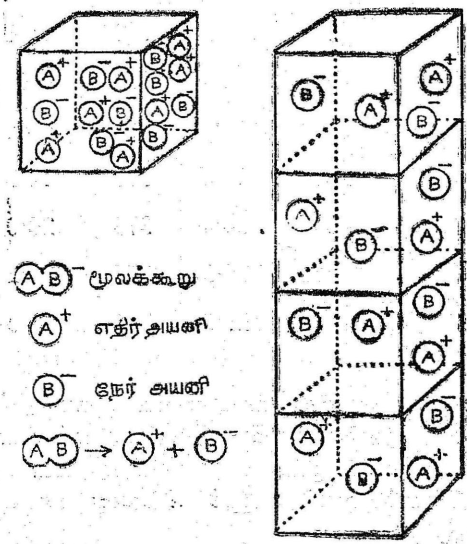
18°C வெப்ப நிலையில் சில மின்பகு பொருள்களின்
சமமான எடை கடத்து திறன்கள்

ஒரு கிராம் சமமான எடை கரைந்துள்ள கரைசலின் பருமனளவு (க.செ.மீ.)	மின்பகு பொருளின் வாய்பாடுகள்				
	$NaOH$	KCl	HCl	CH_3COOH	CH_3COONa
1,000	160	98·3	301	1·32	41·2
2,000	172	110·4	327	2·01	49·1
10,000	183	112·0	351	4·60	61·1
20,000	190	115·9	360	6·48	64·2
100,000	200	122·4	370	14·3	70·2
200,000	203	124·4	373	20·0	72·4
500,000	206	126·3	376	30·2	74·3
∞	210	127·3	377	41·0	75·2

குறிப்பிட்ட பருமனளவுள்ள கரைசலில் எளிதில் மின்பகா பொருளின் 10 மூலக்கூறுகள் இருப்பதாகக் கொள்வோம். கரைசலிலுள்ள இரண்டு மூலக்கூறுகள் அயனிகளாகப் பிரிகை யடைவதாகக் கொள்வோம். இந் நிலையை படம் 45 (1) காண்பிக்கின்றது.

இக் கரைசலை விளாவுதலினால் அதன் பருமனளவு நான்கு மடங்கு அதிகமாவதாகக் கொள்வோம். அர்ரீனியஸ் கொள்கையின்படி மேலும் சில மூலக்கூறுகள் (எடுத்துக்காட்டாக, மேலும் மூன்று) பிரிகையடைகின்றன. நீர்த்த கரைசலில் மூலக்கூறுகளும், அயனிகளும் உள்ள நிலையைப் படம் 45 (2) காண்பிக்கிறது. கரைசலை விளாவுதலினால் அயனிகளின் எண்ணிக்கை நான்கிலிருந்து பத்தாக அதிகரிப்பதால், மின் கடத்து திறன் அதிகமாகின்றது. தொடர்ந்து கரைசலுடன் நீரைக் கலந்தால் மேலும் சில மூலக்கூறுகள் பிரிகையடைகின்றன. இதனால் மின் கடத்து திறன் அதிகமாகிக்கொண்டே செல்கின்றது. எளிதில் மின்பகா பொருள்களிலுள்ள மூலக்கூறுகள் முழுமையும், மிக நீர்த்த கரைசலிலும் பிரிகையடையாதாகையால், அதன் சமமான எடை கடத்து திறன் ஒரு மாறிலியாக அமைவதில்லை.

அர்ரீனியஸின் கொள்கையின்படி, எளிதில் மின்பகு பொருளின் மூலக்கூறுகள், முழுமையும் மிக்க செறிவுள்ள கரைசலிலும் பிரிகையடைந்து, அயனிகளாக விளங்குகின்றன. எளிதில் மின்பகு பொருள்கள், திடநிலையில் கூட அயனிகளாகப் பிரிகையடைந்துள்ளன என்பது அப் பொருள்களின் X கதிர்களின் பகுப்பிலிருந்து அறிப்படுகின்றது. எனவே, அர்ரீனியஸ் கொள்கையில் பிழையில்லையெனத் தெரிகின்றது. அர்ரீனியஸ் கொள்கையினுல், எளிதில் மின்பகு பொருள்களின் கரைசல்கள்,



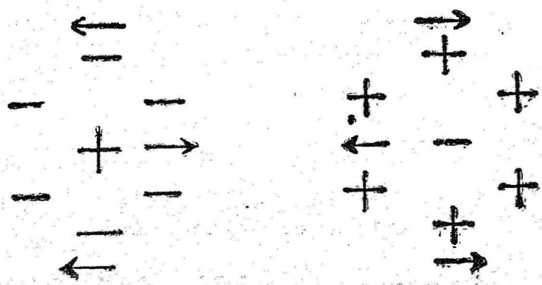
படம் 45—1. படம் 45—2.

விளாவுதல் காரணமாகத் தங்கள் சமான எடை மின்கடத்து திறன்கள் அதிகரிப்பதை விளக்க முடியாது.

மின்கடத்து திறன், அயனிகளின் எண்ணிக்கையையும் அவற்றின் வேகத்தையும் பொறுத்ததாகும். எளிதில் மின்பகு பொருளின் அடர்வுமிக்க கரைசலிலும், நீர்த்த கரைசலிலும், அயனிகளின் எண்ணிக்கை சமமாக இருந்தபோதிலும் நீர்த்த கரைசலில் அவற்றின் வேகம் அதிகமாக உள்ளது. அடர்ந்த கரைசல்களில் அயனிகளின் வேகம் எவ்வாறு எதிர் முடுக்கும் **(retaration)** அடைகின்றன என்பதை டிபை (Debye), ஹக்கல் (Huckel) என்ற விஞ்ஞானிகள் விளக்கியுள்ளார்கள். இவர்களுடைய கொள்கை, எளிதில் மின்பகு பொருள்களின் மின்கடத்து திறனையும், மற்றும் பல பண்புகளையும் விளக்குகின்றது.

இக் கொள்கையின்படி, மின்பகு பொருள் கரைசல்களில், ஒரு அயனியைச் சுற்றி, அதே மின்னேற்றம் கொண்ட அயனியை விட எதிர் சுமைகளைத் தாங்கிய அயனிகள் அதிக அளவில் சூழ்ந்து கொண்டிருக்கின்றன. எளிதில் மின்பகா பொருளின் கரைசலில், சிறிய எண்ணிக்கையில் அயனிகள் உள்ளபடியால் இந்த அமைப்பு ஏற்பட வாய்ப்பில்லை. ஆனால், எளிதில் மின்பகு பொருளின் செறிவுமிக்கக் கரைசலிலும், ஒவ்வொரு அயனியைச் சுற்றியும் எதிர் மின் சுமைகளைத் தாங்கிய அயனி மண்டலம் இருக்கின்றது.

மின் பகுப்புக் கலனில் மின் உந்து விசை (electromotive force) செயல்படும்பொழுது, அயனி ஒரு குறிப்பிட்ட திசையில் நகரும். ஆனால், அந்த அயனியைச் சூழ்ந்துள்ள அயனி மண்டலம், அதற்கு நேர் எதிர்த் திசையில் நகரும். அயனி மண்டலம், அதன் நடுவிலுள்ள அயனியைத் தன்னுடன் இழுத்துச் செல்ல முயலுவதால் அயனியின் வேகம் தடைபடுகின்றது. இத் தடைக்கு **மின் முனைக் கவர்ச்சி விளைவு (electrophoretic effect)** என்று பெயர்.



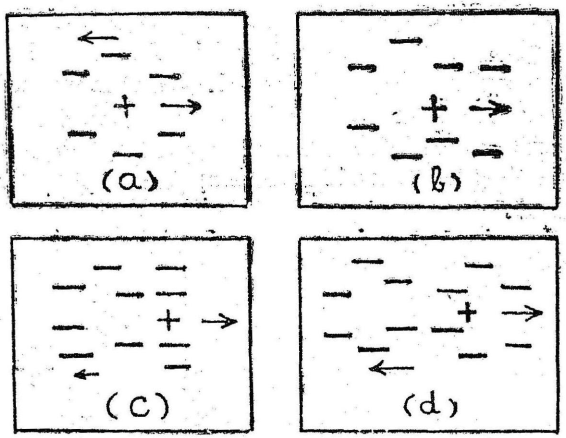
படம் 46.

மின் முனைக் கவர்ச்சி விளைவு

அயனிகள் நெருக்கமாக அமைந்திருக்கும்பொழுது, ஒரு அயனி நகரும்பொழுது, நகரும் அயனியைச் சுற்றி அதற்கு முன்பாக அயனி மண்டலம் படிப்படியாக உருவாகும். அதே சமயத்தில் அயனியைச் சுற்றியுள்ள பழைய அயனி மண்டலம் அழியும். அயனிக்கு முன் உண்டாகும் அயனி மண்டலம் உருவாகும் வேகமும், அதற்குப் பின்னுள்ள அயனி மண்டலம் அழியும் வேகமும் சமமாக இருப்பின், அயனியின் வேகம் மாறுதல் அடையாது. ஆனால் இவ்விரு வினைகளும் ஒரே வேகத்தில் நிகழ்வதில்லை. அயனி மண்டலம் அழியும் வேகம், அது உருவாகும்

வேகத்தைவிடக் குறைவாக உள்ளது. இதனால் நடுவிலுள்ள அயனி, எஞ்சியுள்ள அயனி மண்டலத்தால், பின்னோக்கி இழுக்கப் படுகின்றது. இவ்வாறு வேகம் குறைவதற்குச் **சமச் சீர்மையற்ற விளைவு** (assymmetric effect) என்று பெயர்.

எளிதில் மின்பகு பொருள்களின் செறிவு மிக்க கரைசல் களிலுள்ள அயனிகளின் வேகம், மின் முனைக் கவர்ச்சி விளைவி னாலும், சமச் சீர்மையற்ற விளைவினாலும், பாதிக்கப்பட்டு குறை கின்றது. கரைசலை விளாவும்பொழுது இந்த விளைவுகளும் வெகுவாகக் குறைந்து விடுகின்றன. நீர்த்த கரைசல்களில்



படம் 47.

+ எதிர் அயனி — நேர் அயனி

அயனிகள் தங்களுடைய வேகத்தில் இயங்குகின்றன. இக் காரணம் பற்றியே, எளிதில் மின்பகு பொருளின் சமான எடை மின் கடத்து திறன், ஆரம்ப நிலையில் கணிசமாக அதிக அளவிலும், விளாவுதலினால் அதிகரித்து, ஒரு குறிப்பிட்ட செறிவுக்குப் பின் மாறுமலும் உள்ளது.

மின்பகு பொருள் கரைசல்களை விளாவுதலினால் நியமக் கடத்து திறன் குறைவதும், சமான எடை கடத்து திறன் அதிகமாவதும் சோதனைகள் மூலம் காண்பவைகளாகும். இக் கண்டறிதல்களை, அர்ரீனியஸின் மின் பிரிகைக் கொள்கையாலும், எளிதில் மின்பகு பொருள்களின் கொள்கையாலும் (theory of strong electrolytes) நன்கு விளக்கலாம்.

கோல்ராஷின் அயனிகளின் தனித்து நகரல் விதி (Kohlrausch's law of independant mobilities of ions)

கோல்ராஷ் என்ற விஞ்ஞானி, எளிதில் மின்பகு பொருள் களின் மிக்க நீர்த்த கரைசல்களை ஆய்வுக்கு எடுத்துக்கொண்டு. அவற்றின் சமான எடை கடத்து திறன்களைக் கண்டறிந்தார். முடிவில் விளாவுதலில் (infinite dilution) இக் கரைசல்களின் சமான எடை கடத்துதிறன், மாறிலிகளாக அமைவதை அவர் கண்டார். இவற்றிலிருந்து ஓர் அயனியின் வேகம், மின்பகு பொருளிலுள்ள மற்றொரு அயனியைப் பொறுத்திருப்பதில்லை என்பதை உணர்ந்தார். முடிவிலி விளாவுதல் நிலையில் காணும் சமான எடை கடத்து திறன், மின்பகு பொருளில் காணப் படும் இரண்டு அயனிகளின் கூட்டுத்திறனாகும் என்ற முடிவுக்கு வந்தார்.

அவருடைய கண்டறிதல்களை பின்வரும் அட்டவணையிலுள்ள சமான எடை கடத்து திறன்கள் மூலம் விளக்கலாம்.

சோடியம், பொட்டாசியம் உலோகங்களின், குளோரைடு, புரோமைடு, நைட்ரேட் உப்புகளின் சமான எடை கடத்து திறன்களின் வேற்றுமையளவு 23ஆக உள்ளதைக் காண்கிறோம். அவ்வாறே சோடியத்தின் புரோமைடுக்கும், குளோரைடு உப்பு களுக்கும் உள்ள சமான எடை கடத்து திறனின் வேற்றுமையும், பொட்டாசியம் புரோமைடு குளோரைடுக்கும் உள்ள சமான எடை கடத்து திறனின் வேற்றுமையும் சமமாக இருப்பதைக் காண் கிறோம். இவற்றைக் கீழ்க்காணும் சமன்பாட்டால் குறிக்கலாம்.

$\lambda_\infty = \lambda_a^- + \lambda_c^+$

λ_∞ = முடிவிலி விளாவுதலில் மின் பகுபொருளின் சமான எடை கடத்து திறன்.

λ_a^- = நேர் அயனியின் கடத்து திறன்.

λ_c^+ = எதிர் அயனியின் கடத்து திறன்.

$\lambda_\infty NaCl = \lambda Na^+ + \lambda Cl^-$

$\lambda_\infty NaBr = \lambda Na^+ + \lambda Br^-$

$\lambda_\infty NaNO_3 = \lambda Na^+ + \lambda NO_3^-$

$\lambda_\infty KCl = \lambda K^+ + \lambda Cl^-$

$\lambda_\infty KBr = \lambda K^+ + \lambda Br^-$

$\lambda_\infty KNO_3 = \lambda K^+ + \lambda NO_3^-$

மின் பகு பொருள்	முடிவிலி விளாவுதலில் சமான எடை கடத்து திறன்	வித்தியாசம்	
$N_a\ Br$	128·51	2.06	குளோரைடு அயனிக்கும், புரோமைடு அயனிக்குமுள்ள வித்தியாசம்.
$N_a\ Cl$	126·45		
$K\ Br$	151·92		
$K\ Cl$	149·86	2·06	
$K\ Br$	151·92		
$N_a\ Br$	128·51	23·41	பொட்டாசியம் அயனிக்கும், சோடியம் அயனிக்குமுள்ள வித்தியாசம்.
$K\ Cl$	149·86		
$N_a\ Cl$	126·45	23·41	
$K\ NO_3$	144·96	23·41	
NO_3	121·55		

முடிவிலி விளாவுதல் நிலையில் காணப்படும் அயனியின் கடத்து திறனை, அந்த அயனி நகரும் வேகத்தின் நேர் விகிதத்தில் இருப்பதாகக் கொள்ளலாம். எனவே, அயனியின் கடத்து திறன் எனக் குறிப்பிடுவதற்குப் பதிலாக **நகரும் வேகம்** (mobility) எனவும் கூறலாம்.

கோல்ராஷின் விதி

முடிவிலி விளாவுதல் நிலையில், மின்பகு பொருளின் சமான எடை கடத்து திறன், மின்பகு பொருளினின்று கிடைக்கும் அயனிகளின் தனித்து நகரும் வேகங்களின் கூட்டுத் தொகையாகும்.

நீரின் அயனிப் பெருக்கம்

நீர் ஒரு மின் அரிதில் கடத்தியாக இருக்கின்றது. ஆனபோதிலும் மிகச் சிறிய அளவு மின் கடத்தப்படுவதால் அதில் ஒரு சில அயனிகளாவது இருக்கவேண்டுமென்றாகிறது. நீரை ஒரு **குறையளவு அயனிப் பகுளியாகக்** (weak elatrolyte) கொள்ளலாம். அர்ரீனியஸின் கொள்கையின்படி, நீரை பிரிகையடையா நீர் மூலக்கூறுகள், ஹைட்ரஜன் அயனிகள், ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகள் இவற்றின் கலவையாகக் கொள்ள வேண்டும். இக்

கலவை ஓர் இயங்குச் சமநிலையில் உள்ளதாகையால் கீழ்க்காணும் சமன்பாட்டால் நீரின் நிலையைக் குறிக்கலாம்.

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^=$$

இந்த இயங்குச் சமநிலையில், நிறைதாக்க விதியின்படி

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

K என்பது நீரின் பிரிகை மாறிலியாகும்.

நீர் ஒரு குறையளவு அயனிப் பகுளிப் பொருளாகக் கருதப் படுவதால் ஹைட்ரஜன், ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளின் செறிவு கள் மிகக் குறைவாக இருக்கும். பிரிகையடையாத மூலக் கூறுகளின் செறிவு ஒரு மாறிலியாகவும் அமையும்.

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

$$[H^+][OH^=] = K[H_2O].$$

$[H_2O]$ ஒரு மாறிலியாகையால்

$$[H^+][OH^=] = K_w.$$

K_w என்ற மாறிலி **நீரின் அயனிப் பெருக்கம்** என்று அழைக்கப்படுகிறது.

நீரில் அல்லது நீர்க் கரைசலில் உள்ள ஹைட்ரஜன் அயனி களின் செறிவு, ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளின் செறிவு இவற்றின் பெருக்கல் பலனுக்கு **நீரின் அயனிப் பெருக்கம்** என்று பெயர்.

ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் நீரின் அயனிப் பெருக்கம் ஒரு மாறிலியாகும். 25°C வெப்ப நிலையில் இந்த மாறிலியின் மதிப்பு 11×10^{-14}.

நீரின் ஒரு மூலக்கூறு பிரிகையடையும்பொழுது ஒரு ஹைட் ரஜன் அயனியையும், ஒரு ஹைட்ராக்ஸைடு அயனியையும் தருவ தால், சுத்தமான நீரில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவும், ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளின் செறிவும் சமமாக இருத்தல் வேண்டும். இவ்விரு அயனிகளின் செறிவுகளின் பெருக்கல் பலன் 25°C வெப்பநிலையில் 1×10^{-14} ஆகையால் ஹைட்ரஜன் அயனி களின் செறிவைக் கணக்கிடலாம்.

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-.$$

$$[H^+] = [OH^-].$$

$$[H^+]\,[OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$
$$[H^+] = 1 \times 10^{-7}$$
$$[OH^-] = 1 \times 10^{-7}$$

ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவு 1×10^{-7} ஆக இருந்தால் நீர் நடுநிலையாக உள்ளதென்றும், அதற்கு மேலிருந்தால் அமில மென்றும், குறைவாக இருந்தால் காரம் என்றும் கூறுகின்றோம்.

ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவை 1×10^{-1} லிருந்து 1×10^{-14} வரையிலும் குறிப்பிடுவதைவிட மிகவும் எளிய முறையான pH அலகுகளில் கணக்கிடும் வழிமுறையை முதன் முதலாக சாரன்சன் (Sorenson) என்ற விஞ்ஞானி வெளியிட்டார். இம் முறைப்படி **ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவினுடைய** (கிராம்/அயனி/லிட்டர்) **10ஐ அடிப்படையாகக் கொண்ட மடக்கையின் எதிர்மறை எண்** pH எனப்படும்.

$$pH = -\log 10\,[H^+]$$

மாதிரிக் கணக்கு (1)

ஓர் அமிலக் கரைசலில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவு 0·005 கிராம் அயனிகள்/லிட்டர் என்றால் அந்தக் கரைசலின் pH மதிப்பைக் கணக்கிடுக.

$pH = -\log [H^+]$.

$[H^+] = 0{\cdot}005$ கிராம் அயனி/லிட்டர்.

$$\therefore\ pH = -\log [0{\cdot}005]$$
$$= -[\bar{3} + {\cdot}005]$$
$$= -[-2{\cdot}301]$$
$$= \mathbf{2{\cdot}301}$$

மாதிரிக் கணக்கு (2)

ஓர் அமிலக் கரைசலில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவு 2×10^{-6} கிராம் அயனிகள்/லிட்டர் ஆக இருப்பின் அக் கரைசலின் pH மதிப்பு என்ன?

$$pH = -\log [2 \times 10^{-6}]$$
$$= -\log 2 + \log 10^{-6}$$
$$= -[0{\cdot}3016 + \bar{6}]$$
$$= -[-5{\cdot}699]$$
$$= \mathbf{5{\cdot}699.}$$

மாதிரிக் கணக்கு (3)

ஒரு கரைசலின் pH-ன் அளவு 0·4 என இருந்தால், அக் கரைசலில் உள்ள ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவைக் கணக்கிடுக.

$$pH = -\log [H^+]$$
$$0{\cdot}4 = -\log [H^+]$$
$$\log [H^+] = -[0{\cdot}4]$$
$$= -1 + 0{\cdot}6.$$

$[H^+] = \bar{1}$ எதிர் மடக்கை × 0·6-ன் எதிர் மடக்கை

$\bar{1}$ எதிர் மடக்கை $= 10^{-1}$

0·6 எதிர் மடக்கை $= 3{\cdot}98$

$\therefore [H^+] = 3{\cdot}981 \times 10^{-1}$ கிராம் அயனிகள் | லிட்டர்.

மாதிரிக் கணக்கு (4)

ஒரு காரத்தின் pH மதிப்பு 9 என்றால் அதன் ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளின் செறிவைக் கணக்கிடுக.

$$pH = -\log [H^+]$$
$$9 = -\log [H^+]$$
$$[H^+] = 10^{-9}$$
$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$
$$\therefore [OH^-] = 10^{-5}$$

ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளின் செறிவு $\} = 1 \times 10^{-5}$ கிராம்/லிட்டர்.

மாதிரிக் கணக்கு (5)

0·5N செறிவுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் pH மதிப்பைக் காண்க.

சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் சமான எடை எண்ணும், மூலக்கூறெடை எண்ணும் சமம்.

$\therefore$ 0·5 N = 0·5 மோல்/லிட்டர்

= 5×10^{-1} மோல்/லிட்டர்

$$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$$

$\therefore [OH^-] = 5 \times 10^{-1}$ மோல்/லிட்டர்

$[H^+][HO^-] = 1 \times 10^{-14}$

$$[H^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-1}}$$

$$= 0{\cdot}2 \times 10^{-13}$$

$$= 2 \times 10^{-14}$$

$$pH = -\log[2 \times 10^{-14}]$$

$$= -[0{\cdot}3 + (-14)]$$

$$= -[-14 + 0{\cdot}3]$$

$$= -[-13{\cdot}7]$$

$$= 13{\cdot}7$$

pH-ன் மதிப்பைக் கண்டறிதல்

(அ) நிறங்காட்டியின் உதவியால் pH-ன் மதிப்பை அளத்தல்

pH, 0 முதல் 14 வரையுள்ள பல்வேறு தாங்கல் கரைசல்களைத் தயார் செய்துகொள்ள வேண்டும். தகுந்த அமிலம், அல்லது காரத்துடன் அதனுடைய உப்பைக் கலப்பதன் மூலம், pH-ன் மதிப்பில் 0·1 அளவு வேற்றுமையுள்ள பல தாங்கல் கரைசல்களைத் தயார் செய்ய முடியும். பலவித நிறங்காட்டிகளைத் தகுந்த விகிதத்தில் கலந்து வெவ்வேறு pH-ன் மதிப்புகளில் வெவ்வேறு நிறங்களைக் கொடுக்கக்கூடிய ஒரு பொது நிறங்காட்டி (universal indicator) யொன்றை தயாரித்துள்ளனர்.

பலவித pH-ன் மதிப்புள்ள தாங்கல் கரைசல்களை வெவ்வேறு சோதனைக் குழலில் 10 க.செ.மீ. பருமனளவு எடுத்துக்கொண்டு, ஒவ்வொரு குழலிலும் ஒரு துளி பொது நிறங்காட்டியை ஊற்றிக் கலக்க வேண்டும். pH மதிப்புகளுக்கேற்ப தாங்கல் கரைசல்களின் நிறங்கள் வெவ்வேருக மாறுகின்றன.

எந்த கரைசலின் pH-ன் மதிப்பைக் கண்டறிய வேண்டுமோ அதையும் 10 க.செ.மீ. பருமனளவு ஒரு சோதனைக் குழலில் எடுத்துக்கொண்டு, பொது நிறங்காட்டியிலிருந்து ஒரு துளியை அதில் ஊற்றிக் கலக்கவும். கரைசலின் pH மதிப்புக்கேற்ப அதன் நிறம் மாறும்.

இந்த நிறத்தை pH-ன் மதிப்புகள் தெரிந்த தாங்கல் கரைசல்களுடன் ஒப்பிட்டுப் பார்க்கவேண்டும். எந்த தாங்கல் கரைசலின் நிறம், எடுத்துக்கொண்ட கரைசலின் நிறத்துடன் ஒத்துள்ள

தென்பதைக் காணவேண்டும். அந்த தாங்கல் கரைசலின் pH-ன் மதிப்பும், எடுத்துக்கொண்ட கரைசலின் pH மதிப்பும் சமமாயிருக்கும். இம் முறையில் பயன்படுத்தப்படும் பல pH மதிப்புள்ள தாங்கல் கரைசல்களுக்குப் பதிலாகப் பொது நிறங்காட்டிகளை தயாரிப்பவர்கள், அந்த நிறங்காட்டி, மாறும் நிறங்களைப் பல வர்ண அட்டைகள் மூலமாகவும், அல்லது பல வர்ண கண்ணாடிகள் மூலமாகவும் குறிக்கின்றனர். இவற்றைப் பயன் படுத்தியும் எளிதில் கரைசலின் நிறத்தை ஒப்பிட்டுப் பார்க்க முடியும்.

(ஆ) கடத்து திறன் அளவீடுகளிலிருந்து pH-ன் மதிப்பைக் கண்டறிதல்

ஆய்வுக்கு எடுத்துக்கொண்ட கரைசலின் நியம மின் கடத்து திறனைக் காண்க. பின் கரைசலின் சமான எடை கடத்து திறனைக் கணக்கிடுக.

$\lambda = KV.$

λ = சமான எடை கடத்து திறன்.

K = நியம மின் கடத்து திறன்.

V = ஒரு கிராம் சமமான எடை கரைந்துள்ள கரைசலின் பருமனளவு.

கரைசலின் முடிவிலா விளாவுதலின் சமான எடை கடத்து திறனைக் கணக்கிடுக.

$\lambda_\infty = \lambda a + \lambda c.$

λ_D = முடிவிலி விரைவுதலின் சமான எடை கடத்து திறன்.

λ_a = நேர் அயனியின் கடத்து திறன்

λ_c = எதிர் அயனியின் கடத்து திறன்

இவற்றிலிருந்து பிரிகை விதத்தை அறியலாம்.

$$\alpha = \frac{\lambda}{\lambda D}$$

α = பிரிகை விகிதம்

பிரிகை விகிதத்தை கரைசலின் செறிவால் பெருக்கிவரும் பெருக்கல் பலனே கரைசலின் ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவாகும்.

$[H^+]$ = [கரைசல்] $\times\ \alpha$

ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவிலிருந்து கரைசலின் pH-ன் மதிப்பைக் கணக்கிடலாம்.

$$pH = -\log [H^+].$$

மாதிரிக் கணக்கு

கீழ்க்கண்ட கண்டறிதல்களிலிருந்து கொடுக்கப்பட்ட அசிட்டிக் அமிலத்தின் pH-ஐக் கணக்கிடுக.

செறிவு = ·167 கிராம் சமான எடை/லிட்டர்

நியம மின் கடத்து திறன் = $5{\cdot}84 \times 10^{-4}$ மோ.

முடிவிலி விளாவுதலில் சமான எடை கடத்து திறன் } = 350 மோ.

நியம மின் கடத்து திறன் = $5{\cdot}84 \times 10^{-4}$

1000 க.செ.மீ. கரைசலில் = ·167 கிராம் சமான எடை

∴ 1 கிராம் சமான எடையுள்ள கரைசலின் பருமனளவு } $= \dfrac{1000}{{\cdot}167}$

= 5888 க.செ.மீ.

∴ சமான எடை கடத்து திறன் (λ) } $= 5{\cdot}84 \times 10^{-4} \times 5888$

= $3{\cdot}497$ மோ.

$$\lambda_\infty = 350$$

$$\alpha = \frac{3{\cdot}497}{350}$$

$= {\cdot}01$ (தோராயமாக)

∴ ஒரு லிட்டரில் $[H^+] = {\cdot}167 \times {\cdot}01$

$= {\cdot}00167$

$= 1{\cdot}67 \times 10^{-3}$

∴ $pH = -\log [H^+]$

$= -\log [1{\cdot}67 \times 10^{-3}]$

$= -[+2{\cdot}227 - 3]$

= **2·8** (தோராயமாக).

உப்புக்களை நீராற் பகுத்தல் (Hydrolysis of salts)

நீரின் மூலக்கூறுகள் மிகச் சிறிய அளவில் பிரிகையடையக் கூடியவை. தூயநீரில் மிகச் சிறிய அளவில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளும், அதற்குச் சமமான அளவில் ஹைட்ராக்சைல் அயனிகளையும் பெற்றிருக்கும்.

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

ஓர் அமிலமும், ஓர் காரமும் வினையுறும்பொழுது உப்பும், நீரும் விளைகின்றன.

அமிலம் + காரம் → உப்பு + நீர்.

நீர்க் கரைசலில், உப்பு, அமில, கார அயனிகளாக பிரிகையடைகின்றன. இவ் வினையில் உண்டான அயனிகள், சூழ்நிலையிலுள்ள ஹைட்ரஜன், அல்லது ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளுடன் கூடி எளிதில் பிரிகையடையாத அமில் அல்லது கார மூலக்கூறுகளைத் தர முடியும்.

உப்பு + நீர் $\rightleftharpoons$ அமிலம் + காரம்.

இவ்வாறு **ஓர் உப்பு, நீருடன் வினையுறுவதை நீராற் பகுப்பு (hydrolysis) வினை** என்கிறோம்.

நீராற் பகுப்பு வினை நடுநிலையாக்கல் வினைக்கு எதிர்வினையாக உள்ளது.

$$\text{அமிலம் + காரம்} \underset{\text{நீராற் பகுத்தல்}}{\overset{\text{நடுநிலையாக்கல்}}{\rightleftharpoons}} \text{உப்பு + நீர்.}$$

உப்புகளில் உள்ள, கார, அமில உறுப்புகளின் வலிமைக்கேற்ப, உப்புகளை நான்கு வகைகளாகப் பிரிக்கலாம். அவைகளாவன :

(அ) வீரியமிக்க அமிலமும், வீரியமிக்க காரமும் விளைவித்த உப்பு.

(ஆ) வீரியமிக்க அமிலமும், வீரியமற்ற காரமும் விளைவித்த உப்பு.

(இ) வீரியமற்ற அமிலமும், வீரியமிக்க காரமும் விளைவித்த உப்பு.

(ஈ) வீரியமற்ற அமிலமும், வீரியமற்ற காரமும் விளைவித்த் உப்பு.

வீரியமிக்க அமிலமும், வீரியமிக்க காரமும் சேர்ந்து விளைவித்த உப்புக்கு சோடியம் குளோரைடு சிறந்த எடுத்துக் காட்டாகும்.

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

சோடியம் குளோரைடு நீராற் பகுப்பு வினைக்கு உட்படுவதில்லை. இதன் கரைசலில் ஏற்படும் அயனிப் பிரிகை வினைகளை கீழ்க்கண்ட சமன்பாடுகள் குறிக்கின்றன.

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

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

$$NaCl + H_2O \longrightarrow Na^+ + Cl^- + H^+ + OH^-$$

வீரியமிக்க அமிலமும், வீரியமற்ற காரமும் விளைவித்த உப்புக்கு அம்மோனியம் குளோரைடை எடுத்துக்காட்டாகக் கொள்ளலாம்.

$$NH_4OH + HCl \longrightarrow NH_4Cl + H_2O$$

அம்மோனியம் குளோரைடு உப்பு நீரில் கரையும்பொழுது, அது நீராற் பகுக்கப்பட்டு, கரைசலில், ஹைட்ரஜன் அயனி அதிக அளவில் உள்ளன. எனவே இவ் வகை உப்பின் கரைசல்கள் அமிலத்துவம் உள்ளதாக இருக்கின்றன.

$$NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

$$NH_4Cl + H_2O \longrightarrow NH_4OH + H^+ + Cl^-$$

வீரியமற்ற அமிலமும், வீரியமிக்க காரமும் விளைவித்த உப்புக்கு சோடியம் அசிடேட் எடுத்துக்காட்டாகும்.

$$C_3HCOOH + NaOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O$$

சோடியம் அசிடேட் உப்பை நீரில் கரைத்தால் அது நீராற் பகுப்படைந்து, ஹைட்ராக்சைடு அயனிகள் மிகுந்துள்ள, காரக் கரைசலைக் கொடுக்கின்றது.

$$CH_3COONa \longrightarrow CH_3COO^- + Na^+$$

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

$$CH_3COONa + H_2O \longrightarrow CH_3COOH + Na^+ + OH^-$$

வீரியமற்ற அமிலமும், வீரியமற்ற காரமும் விளைவித்த உப்புக்கு, அம்மோனியம் அசிடேட் சிறந்த எடுத்துக்காட்டாகும்.

$$CH_3COOH + NH_4OH \longrightarrow CH_3COONH_4 + H_2O$$

இந்த உப்பை நீரில் கரைத்தால், நீராற் பகுப்பு வினை ஏற்படுகின்றது. ஆனபோதிலும், கரைசல், பிரிகையடையாத வீரியமற்ற அமில, கார மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிருப்பதால், நடுநிலையுள்ளதாகவே இருக்கின்றது.

$$CH_3\,COO\,NH_4 \longrightarrow CH_3\,COO^- + NH_4^+$$

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

$$CH_3\,COO\,N_a + H_2O \longrightarrow CH_3\,COOH + NH_4\,OH$$

அமிலம்-காரம், நிறங்காட்டிகள் (Acid-Base, indicators)

சில அணுவுக் கரிமப் பொருள்கள், தாங்கள் இருக்கும் சூழ்நிலையின் *pH*-ன் மதிப்புக்கேற்ப நிறங்களை மாற்றிக்கொள்ளும் பண்பைப் பெற்றுள்ளன. இவ் வகைப் பொருள்களுக்கு அமிலம்-காரம் நிறங்காட்டிகள் என்றுபெயர். இந்த நிறங்காட்டிகளின் நிறம் ஒரு குறிப்பிட்ட *pH*-ன் மதிப்பில் மாறக்கூடியவை. சில நிறங்காட்டிகளின் நிற மாறுதல்கள் கீழேயுள்ள அட்டவணையில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

நிறங்காட்டி	நிறம் மாறும் *pH*-ன் அளவெல்லை	அமிலத்தில் நிறம்	காரத்தில் நிறம்
லிட்மஸ்	6 – 8	சிவப்பு	நீலம்
மீத்தைல் ஆரஞ்சு	3 – 4·5	இளஞ் சிவப்பு	மஞ்சள்
பினாப்தலின்	8 – 10	நிறமற்றது	இளஞ் சிவப்பு

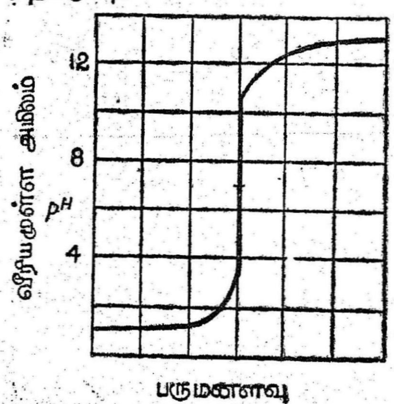
இயற்கையில் கிடைக்கும் மண், நீர், இவற்றின் *pH*-ன் மதிப்பை எளிதில் காணவும், சோதனைச்சாலைகளில் தரம் பார்க்கும் வினைகளிலும் வெகுவாக நிறங்காட்டிகள் உபயோகப்படுகின்றன.

தரம் பார்க்கும் வினைகளில் நிறங்காட்டிகளைத் தேர்ந்தெடுத்தல் (Choice of indicators in titrations)

தரம் பார்க்கும் வினையில் அமிலக் கரைசலைச் சிறிது சிறிதாகக் காரக் கரைசலுடன் கலக்கும்பொழுது கலவையில் *pH*-ன் மதிப்பு மாறிக்கொண்டே வருகின்றது. வினை முடிவில் கலவையில் *pH*-ன் மதிப்பு திடீரென மாறும். இந்த மாற்றம் எந்த *pH*-ன் அளவெல்லையில் (range) மாறுமென்பது, அமிலம், காரம் இவற்றின் தன்மைகளைப் பொறுத்திருக்கும். ஒரு நடுநிலையாக்க வினையில் எந்த *pH*-ன் அளவெல்லையில் வினை முடிவு ஏற்படுகிறதோ அதே *pH*-ன் அளவெல்லையில் நிறம் மாறக் கூடிய நிறங்காட்டியைப் பயன்படுத்த வேண்டும்.

வீரியமுள்ள அமிலத்தைக்கொண்டு, வீரியமுள்ள காரத்தை தரம் பார்க்கும் சோதனையில், வினை முடியும் தருணத்தில் *pH*-ன் மதிப்பு 4-லிருந்து 10க்குத் திடீரென்று மாறுகிறது. எனவே *pH*, 4 முதல் 10-க்குள்ளாக நிறம் மாறக்கூடிய எந்த நிறங்காட்டியையும் இந்த வினையில் பயன்படுத்தலாம்.

ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலக் கரைசலுடன் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் வினை புரியும் நடுநிலையாக்கல் வினையை இதற்கு எடுத்துக்காட்டாகக் கூறலாம். நடுநிலையடைந்த நிலையில் அமிலம் முற்றிலும், காரத்தால் முறிவு அடைந்து, உப்பும் நீரும் உண்டாகின்றன. இந்த உப்பு, வீரியமுள்ள காரத்திலிருந்தும், வீரியமுள்ள அமிலத்திலிருந்தும் கிடைப்பதால் நீரால் சிதைவு ஏற்படுவதில்லை.



படம் 48.

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

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

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

வீரியமுள்ள காரமும், வீரியமற்ற அமிலமும் வினை புரிந்தால், வினை முடியும் தருணத்தில் *pH*-ன் மதிப்பு 7·5-லிருந்து 11-க்கு மாறுகின்றது. பினாஃப்தலினின் நிறம் மாறும் எல்லை, *pH*-ன் மதிப்பு 8-லிருந்து 10 வரை உள்ளதால், இதையே, இவ்வகை தரம் பார்க்கும் சோதனையில் உபயோகப்படுத்த வேண்டும்.

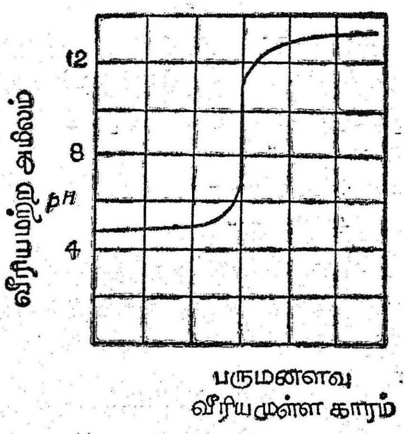
சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடன், ஆக்சாலிக் அமிலம் வினை புரிந்து, நடுநிலையாக்குதலை இவ்வினைக்கு எடுத்துக் காட்டாகக் கூறலாம். நடுநிலையடைந்த நிலையில் உண்டாகும் உப்பு, சோடியம், ஆக்ஸலேட் ஆகும். இது வீரியமுள்ள காரமும், வீரியமற்ற அமிலமும் சேர்ந்து கிடைப்பதாகும். இந்த உப்பு எளிதில் நீரால் சிதைவு ஏற்பட்டு, எளிதில் பிரிகையடையாத ஆக்ஸாலிக் அமில மூலக்கூறுகளையும், ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளையும் கொடுக்கின்றது. இதனால் சமமான அளவுகளுள்ள வீரியமற்ற அமிலமும், வீரியமுள்ள காரமும் சேர்ந்து கொடுக்கும் நடுநிலைக் கரைசல் காரத்துவமுள்ளதாயிருக்கின்றது.

$$CH_3\,COOH + N_aOH \longrightarrow CH_3\,COON_a + H_2O$$

$$CH_3\,COON_a \longrightarrow CH_3\,COO^- + N_a^+$$

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

$$CH_3\,COO^- + H^+ \rightleftharpoons CH_3\,COOH$$

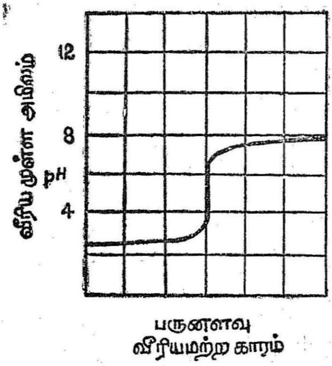


படம் 49.

வீரியமுள்ள அமிலமும், வீரியமற்ற காரமும், வினை புரிந்தால், நடுநிலையாகும் தருணத்தில் pH-ன் மதிப்பு 3·5-லிருந்து 6.5-க்குத் திடீரென மாறுகின்றது. மீத்தைல் ஆரஞ்சின் நிறம் மாறும் எல்லை 3-லிருந்து 4·5 ஆக இருப்பதால் இந்த நிறங்காட்டியையே இவ்வகைத் தரம் பார்த்தல் வினையில் உபயோகிக்க வேண்டும்.

இவ் வகை தரம் பார்த்தல் வினைக்கு ஹைட்ரோக் குளோரிக் அமிலக் கரைசலுடன் சோடியம் கார்பனேட் கரைசல் வினை

புரிவதை எடுத்துக்காட்டாகக் கொள்ளலாம். நடுநிலையடைந்த நிலையில் சோடியம் குளோரைடு உப்பும், கார்பானிக் அமிலமும் உண்டாகும். சோடியம் குளோரைடு முழுவதும் அயனிகளாகப்



படம் 50.

பிரிகையடையும். கார்பானிக் அமிலம் சிறிதளவு பிரிகையடைந்து கலவை அமிலத்துவத் தன்மை இருக்கும்படிச் செய்கின்றது.

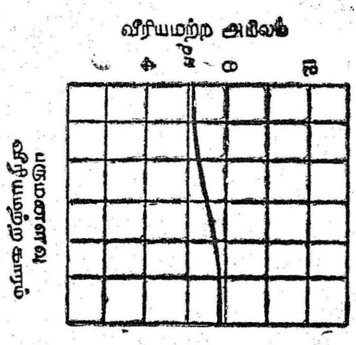
$$2\,HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow 2\,NaCl + H_2CO_3$$

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

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$$

$$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^-$$

வீரியமற்ற அமிலத்தையும், வீரியமற்ற காரத்தையும் வினை புரியச் செய்தால், நடுநிலையாகும் நிலையில் கரைசலின் *pH*-ன் மதிப்புஒரே சீராக மாறும்.



படம் 51.

எந்த ஒரு நிறங்காட்டியும் இவ் வகை மாறுதலை எளிதில் எடுத்துக்காட்டாது. எனவே வீரியமற்ற அமிலத்துடன் வீரியமற்ற காரத்தை, நிறங்காட்டிகளை உபயோகப்படுத்தித் தரம் பார்த்தல் முடிவதில்லை.

தரம் பார்க்கும் வினையில் உபயோகப் படுத்தப்படும் கார அமிலத் தன்மைகள்	நடு நிலையில் pH-ன் மதிப்பு எல்லை	உபயோகப்படுத்த வேண்டிய நிறங்காட்டி
(1) வீரியமற்ற காரம் + வீரியமுள்ள அமிலம்.	3 – 4·5	மீத்தைல் ஆரஞ்சு
(2) வீரியமற்ற அமிலம் + வீரியமுள்ள காரம்.	7·5 – 11	பினோஃப்தலின்
(3) வீரியமுள்ள அமிலம் + வீரியமுள்ள காரம்.	4 – 10	மீத்தைல் ஆரஞ்சு அல்லது பினோஃப்தலின்
(4) வீரியமுள்ள அமிலம் + வீரியமற்ற காரம்	—	எவ்வித நிறங் காட்டியும் பயன்படாது.

கரைதிறன் பெருக்கம் (Solubility product)

மிகவும் குறைந்த அளவில் கரைதிறனுடைய மின்பகு பொருள்களின் தெவிட்டிய கரைசலில், கரையாத திடப்பொருள், கரைந்த, ஆனால் பிரிகையடையாமலுள்ள மூலக்கூறுகள், மூலக்கூறுகள் பிரிந்து உண்டான அயனிகள் இவை யாவற்றிற்குமிடையே ஓர் இயங்குச் சமநிலையேற்படுகின்றது.

எடுத்துக்காட்டாக, வெள்ளிக் குளோரைடு உப்பை ஒரு முகவையிலுள்ள நீரில் சிறிதளவு சேர்த்துக் கலக்கினால், ஒரு தெவிட்டிய கரைசல் உண்டாகிறது. கரையாத வெள்ளிக் குளோரைடு கீழே தங்கி விடுகின்றது. கரைந்துள்ள வெள்ளிக் குளோரைடுக்கும், கரையாத வெள்ளிக் குளோரைடுக்குமிடையே, ஓர் இயங்குச் சமநிலையேற்படுகிறது.

$$\underset{(\text{கரையாதது})}{AgCl} \rightleftharpoons \underset{(\text{கரைந்தது})}{AgCl}$$

வெள்ளிக் குளோரைடு ஒரு மின்பகு பொருளாக இருப்பதாலும், அது நீரில், மிகக் குறைந்த அளவு கரைதிறனைப் பெற்றிருப்பதாலும், கரைசலிலுள்ள பெரும்பாலான வெள்ளிக் குளோரைடு மூலக்கூறுகள் அயனிகளாகப் பிரிகின்றன. இந்த அயனிகளுக்கும், பிரிகை அடையாத மூலக்கூறுகளுக்குமிடையே ஓர் இயங்குச் சமநிலையேற்படுகிறது.

$$AgCl \rightleftharpoons Ag^{+} + Cl^{-}$$

[பிரிகையடையாத மூலக்கூறுகள்] ⇌ [அயனிகள்]

முகவையில், கரையாத வெள்ளிக் குளோரைடு, கரைந்த ஆனால் பிரிகை அடையாத வெள்ளிக் குளோரைடு மூலக் கூறுகள், அயனிகள் யாவும் ஒருங்கே ஓர் இயங்குச் சமநிலையிலுள்ளன.

$$AgCl \rightleftharpoons AgCl \rightleftharpoons Ag^{+} + Cl^{-}$$

(கரையாதது) ⇌ (கரைந்த ஆனால் பிரிகையடையாத மூலக் கூறுகள்) ⇌ அயனிகள்

நிறை தாக்கவிதியின்படி

$$K = \frac{[A_g{}^{+}]\ [Cl^{-}]}{[AgCl]}$$

தெவிட்டிய கரைசலாக இருப்பதால் $[AgCl]$ ஒரு மாறாத மதிப்புள்ள எண்ணாக இருக்கும். கரைந்த ஆனால் பிரிகை அடையாத மூலக்கூறுகளின் செறிவு $[AgCl]$ மாறாமலிருப்பதால், அயனிகளின் செறிவுகளின் பெருக்கல் பலனும் ஒரு மாறாத எண்ணாக இருக்கும்.

$$[Ag^{+}]\ [Cl^{-}] = S$$

S என்ற இந்த மாறிலியை, குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் வெள்ளிக் குளோரைடின் கரைதிறன் பெருக்கம் என்கிறோம்.

குறைந்த அளவில் கரைதிறனுடைய ஒரு மின்பகு பொருளின் தெவிட்டிய கரைசலிலுள்ள அயனிகளின் செறிவுகள், சரியான மடக்கைக்கு உயர்த்தப்பட்ட பிறகு, அவைகளின் பெருக்கல் பலனையே, அப் பொருளின் கரைதிறன் பெருக்கம் என்கிறோம்.

குறைவான கரைதிறனையுடைய $A_x B_y$ என்ற மின்பொருளை எடுத்துக்கொண்டால் அதன் கரைதிறன் பெருக்கம் $= [A]^x [B]^y$

மாதிரிக் கணக்கு 1.

20°C வெப்ப நிலையில் வெள்ளிக் குளோரைடின் கரைதிறன் 0·00014. அதன் கரைதிறன் பெருக்கத்தைக் கணக்கிடுக.

கரைதிறன் = 0·00014

அதாவது 0·00014 கிராம் வெள்ளிக் குளோரைடு 100 க.செ.மீ. தெவிட்டிய கரைசலில் கரைந்துள்ளது.

வெள்ளிக் குளோரைடின் மூலக்கூறெடை எண் (*AgCl*) } = 143·37

∴ கரைசலில் வெள்ளிக் குளோரைடின் செறிவு } $= \frac{0 \cdot 0014}{143 \cdot 37}$

$= 1 \times 10^{-5}$ மோல்கள் / லிட்டர்.

$AgCl \rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$

வெள்ளிக் குளோரைடின் செறிவும், வெள்ளி அயனி, குளோரைடு அயனி இவற்றின் செறிவுகளும் சமமாக இருக்கும்.

$\therefore \ [Ag^+] = 1 \times 10^{-5}$

$[Cl^-] = 1 \times 10^{-5}$

$S = [Ag^+]\,[Cl^-]$

$= [1 \times 10^{-5}]\,[1 \times 10^{-}]$

$S = 1 \times 10^{-10}$

மாதிரிக் கணக்கு 2.

25°C வெப்ப நிலையில் வெள்ளிக் குரோமேட்டின் கரைதிறன் 0·00265. அதன் கரைதிறன் பெருக்கத்தைக் கணக்கிடு.

கரைதிறன் = 0·00265

∴ 0·00265 கிராம் எடையுள்ள வெள்ளிக் குரோமேட் 100 க.செ.மீ. தெவிட்டிய கரைசலில் கரைந்திருக்கும்.

∴ ஒரு லிட்டர் கரைசலில் வெள்ளிக் குரோமேட் } 0·0265 கிராம்

∴ வெள்ளிக் குரோமேட்டின் ($Ag_2\,C_rO_4$) மூலக்கூறெடை எண் } = 332

$$\therefore \text{வெள்ளிக் குரோமேட்டின் செறிவு} = \frac{0{\cdot}0265}{332} \text{ மோல்/லிட்டர்.}$$

$= 0{\cdot}789 \times 10^{-4}$ மோல்/லிட்டர்:

$$Ag_2 C_rO_4 \rightleftharpoons 2\,Ag^+ + C_rO_4^{--}$$

ஒரு வெள்ளிக் குரோமேட் மூலக்கூறு இரண்டு வெள்ளி அயனிகளையும், ஒரு குரோமேட் அயனியையும் தருகின்றது.

$$\therefore \text{வெள்ளி அயனிகளின் செறிவு} = [0{\cdot}798 \times 10^{-4}] \times 2$$

$= 1{\cdot}596 \times 10^{-4}$ மோல்கள்/லிட்டர்.

குரோமேட் அயனியின் செறிவு $= 0.798 \times 10^{-4}$

$$\therefore S = [Ag]^2\,[C_rO_4]$$
$$= [1{\cdot}596 \times 10^{-4}]^2\,[0{\cdot}798 \times 10^{-4}]$$
$$= [2{\cdot}548 \times 10^{-8}] \times [0{\cdot}798 \times 10^{-4}]$$
$$= 2{\cdot}033 \times 10^{-12}$$

கரைதிறன் பெருக்கத்தைப் பயன்படுத்தி எந்தச் சூழ்நிலையில் மின்பகு பொருள் வீழ்படிவாக வெளிவரும் என்பதை அறியலாம். **கரைசலில் அயனிகளின் செறிவுகள் சரியான மடக்கைக்கு உயர்த்தப் பட்ட பிறகு, அவைகளின் பெருக்கல் பலன், அந்தப் பொருளின் கரை திறன் பெருக்கத்தைவிட அதிகமாக இருந்தால் அந்தப் பொருள் வீழ்படிவாக வெளிவரும்.**

மாதிரிக் கணக்கு 3.

காரீய அயோடைடின் கரைதிறன் பெருக்கம் $= 8{\cdot}3 \times 10^{-9}$

நிக்கல் கார்பனேட்டின் கரைதிறன் பெருக்கம் $= 1{\cdot}4 \times 10^{-7}$

இவ்விரு பொருள்களில் எது நீரில் அதிகமாகக் கரையும்? (அல்லது இவ்விரு பொருள்களில் எதற்குக் கரைதிறன் அதிகம்?)

இரண்டு பொருள்களில் நிக்கல் கார்பனேட்டுக்குக் கரை திறன் பெருக்கம் அதிகமாக இருப்பதால், அதுவே அதிகம் கரையக்கூடியது (கரைதிறன் அதிகமுள்ளது) என்று தோன்றும். உண்மை அதற்கு நேர்மாறானது.

$$Pb\,I_2 \rightleftharpoons Pb^{++} + 2I^-$$

$$S = [I^-]^2 \times [Pb^{++}]$$

ஆனால்

$$Ni\ CO_3 \rightleftharpoons Ni^{++} + CO_3^{--}$$

$$S = [Ni^{++}]\ [CO_3^{--}]$$

காரீய அயோடைடின் ஒரு லிட்டர் தெவிட்டிய கரைசலில் எவ்வளவு மோல்கள் காரீய அயோடைட் உள்ளனவோ அவ்வளவு மோல்கள் காரீய அயனியும் இருக்கும். இதை a எனக் கொள்வோம்.

$$[Pb^{++}] = a$$

$$Pb\ I_2 \rightleftharpoons Pb^{++} + 2I^-$$

காரீய அயனியின் செறிவைப் போல் இரண்டு பங்கு அயோடைட் அயனியின் செறிவு அமையும்.

$$[I] = 2a$$

$$S = [Pb^{++}] \times [I^-]^2$$

$$8{\cdot}3 \times 10^{-9} = [a]\ [2a]^2$$

$$4a^3 = 8{\cdot}3 \times 10^{-9}$$

$$a = \sqrt[3]{\frac{8{\cdot}3 \times 10^{-9}}{4}}$$

$$= 1{\cdot}3 \times 10^{-3}$$

ஆகவே தெவிட்டிய கரைசலில் காரீய அயோடைடின் செறிவு $= 1{\cdot}3 \times 10^{-3}$ மோல்கள்/லிட்டர்.

$$N_i\ Co_3 \rightleftharpoons N_i^{++} + CO_3^{--}$$

ஒவ்வொரு நிக்கல் கார்பனேட் மூலக்கூறும் பிரிகையடைந்து ஒரு நிக்கல் அயனியையும், ஒரு கார்பனேட் அயனியையும் கொடுக்கின்றது. நிக்கல் அயனியின் செறிவை b எனக்கொண்டால் கார்பனேட் அயனியின் செறிவும் b ஆக இருக்கும்.

$$[N_i]\ [CO^3] = b \times b$$

$$b^2 = 1{\cdot}4 \times 10^{-7}$$

$$b = \sqrt{1{\cdot}4 \times 10^{-7}}$$

$$= 3{\cdot}7 \times 10^{-4}$$ மோல்கள்/லிட்டர்

காரீய அயோடைடின் செறிவு $\} = 1{\cdot}3 \times 10^{-3}$ மோல்கள்/லிட்டர்

நிக்கல் கார்பனேட்டின் செறிவு $\} = 3{\cdot}7 \times 10^{-4}$ மோல்கள்/லிட்டர்

பூரித கரைசலில் காரீய அயோடைடின் செறிவு அதிகமாக இருப்பதால் இந்த உப்பே நீரில் அதிகம் கரையக்கூடியது. பொது அயனியால் கரைதிறனில் ஏற்படும் மாறுதல்.

ஒரு கரைசலில், ஒரு பொருளுடைய அயனிகளின் செறிவுகளின் பெருக்கல் பலன் கரைதிறன் பெருக்கத்தைவிட அதிகமாக இருப்பின் பொருள் வீழ்படிவாகப் படியுமென்பதைக் கண்டோம். ஆகவே ஒரு பொருளின் கரைதிறன், அப் பொருளி லுள்ள அயனிகளைக் கொடுக்கக்கூடிய மற்றொரு பொருளைக் கலக்கும்பொழுது குறையுமென்றாகிறது.

எடுத்துக்காட்டாக, வெள்ளிக் குளோரைடின் தெவிட்டிய கரைசலை எடுத்துக்கொள்வோம்.

$$Ag\,Cl \rightleftharpoons Ag\,Cl \rightleftharpoons A_g^{+} + Cl^{-}$$

$$S = [Ag^{+}]\,[Cl^{-}]$$

இக் கரைசலுடன் வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலைக் கலப்பதாகக் கொள்வோம். வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலில் வெள்ளி அயனிகளும், நைட்ரேட் அயனிகளும் அடங்கியுள்ளன.

$$A_g\,NO_3 \longrightarrow A_g^{+} + NO_3^{-}$$

வெள்ளி அயனிகளின் செறிவு, கலவையில் அதிகமாகின்றது. ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் ஒரு பொருளின் கரைதிறன் பெருக்கம் ஒரு மாறிலியாகும். வெள்ளி அயனியின் செறிவு அதிகமானதை எதிர்க்கும் வகையில், குளோரைடு அயனியின் செறிவு குறையும். அதாவது குளோரைடு அயனிகள், வெள்ளி அயனிகளுடன் கூடி வெள்ளிக் குளோரைடு வீழ்படிவாகப் படியும்.

மாதிரிக் கணக்கு 1.

காப்பர் சல்ஃபைடின் கரைதிறன் பெருக்கம் 8×10^{-37} என்றால் காப்பர் சல்ஃபைடின் கரைதிறனைக் காண்க.

$$C_uS \rightleftharpoons C_u^{+} + S^{--}$$

மேற்கூறிய சமன்பாட்டின்படி ஒவ்வொரு காப்பர் சல்ஃபைடு மூலக்கூறும் ஒரு காப்பர் அயனியையும், ஒரு சல்ஃபைடு அயனியையும் தருகின்றது. எனவே காப்பர் சல்ஃபைடின் செறிவும், காப்பர் அயனியின் செறிவும், சல்ஃபைடு அயனியின் செறிவும் சமமாகவேயிருக்கும்.

$$[C_uS] = [C_u{}^{+}+] [S^{--}]$$

காப்பர் சல்ஃபைடு அயனியின் செறிவை a எனக் கொண்டால்,

$$[C_uS] = a$$

$$[C_u{}^{+}+] = a$$

$$[S^{--}] = a$$

காப்பர் சல்ஃபைடின் கரைதிறன் பெருக்கம்.

$$S = [C_u{}^{+}+] [S^{--}]$$

$$= a \times a$$

$$a^2 = 8 \times 10^{-37}$$

$$a = \sqrt{8 \times 10^{-37}}$$

$$= 9 \times 10^{-19} \text{ மோல்கள்/லிட்டர்}$$

C_uS-ன் மூலக்கூறு எடை எண் = 95·6

ஒரு லிட்டர் தெவிட்டிய கரைசலில் (C_uS) = $95·6 \times 9 \times 10^{-19}$ கிராம்

= $8·6 \times 10^{-17}$ கிராம்

∴ கரைதிறன் (100 க.செ.மீ. நீரில் கரையக்கூடிய C_uS) = $8·6 \times 10^{-18}$ **கிராம்**

மாதிரிக் கணக்கு 2.

0·3 மோலார் சோடியம் சல்ஃபைடு கரைசலில் காப்பர் சல்ஃபைடின் கரைதிறனைக் கணக்கிடுக.

சோடியம் சல்ஃபைடு முழுவதுமாகப் பிரிகை அடைவதாகக் கொள்ளலாம்.

$$N_{a_2}S \longrightarrow 2\,N_a{}^{+} + S^{--}$$

சோடியம் சல்ஃபைடின் ஒரு மூலக்கூறு ஒரு சல்ஃபைடு அயனியைத் தருகின்றது. எனவே சோடியம் சல்ஃபைடின் செறிவும், சல்ஃபைடு அயனியின் செறிவும் ஒன்றாகவே இருக்கும்.

$[Na_2 S] = 0{\cdot}3$ மோல்கள்/லிட்டர்

$\therefore [S^{--}] = 0{\cdot}3$ மோல்கள்/லிட்டர்

காப்பர் சல்ஃபைடு மூலக்கூறு கீழ்க்காணுமாறு பிரிகையடைகின்றது.

$$CuS \rightleftharpoons Cu^{++} + S^{--}$$

காப்பர் அயனிகளின் எண்ணிக்கையும், கரைந்துள்ள காப்பர் சல்ஃபைடு மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் சமமாக இருத்தல் வேண்டும். காப்பர் அயனியின் செறிவை a மோல்கள்/லிட்டர் எனக் கொண்டால், சல்ஃபைடு அயனியின் செறிவு a மோல்கள் ஆகும். ஆனுல் காப்பர் சல்ஃபைடை, சோடியம் சல்ஃபைடு கரைசலில் (0·3 மோல்கள்/லிட்டர்) கரைப்பதால், கலவையில் சல்ஃபைடு அயனிகளின் செறிவு.

$$= 0{\cdot}3 + a \text{ மோல்கள்/லிட்டர்}$$

$$S = [Cu]\ [S]$$

$$= (a) \times (0{\cdot}3 + a)$$

$$\therefore (a) \times (0{\cdot}3 + a) = 8 \times 10^{-37}$$

a-யின் மதிப்பு 0·3 உடன் ஒப்பிடுகையில் மிகக் குறைவாக இருப்பதால்

$$a \times 0{\cdot}3 = 8 \times 10^{-37}$$

$$\therefore a = \frac{8 \times 10^{-37}}{0{\cdot}3}$$

$$= 2{\cdot}7 \times 10^{-36}$$

எனவே கரைசலில் காப்பர் சல்ஃபைடின் செறிவு

$$= 2{\cdot}7 \times 10^{-36} \text{ மோல்கள்/லிட்டர்}$$

காப்பர் சல்ஃபைடின் மூலக்கூறெடை எண் 95·6

$\therefore$ ஒரு லிட்டர் கரைசலில் காப்பர் சல்ஃபைடின் நிறை $\} = 2{\cdot}7 \times 10^{-36} \times 95{\cdot}6$ கிராம்

$\therefore$ காப்பர் சல்ஃபைடின் கரை திறன் $\} = 2{\cdot}6 \times 10^{-35}$

[100 க.செ.மீ. நீரில் கரையக்கூடிய எடை]

நீரில் காப்பர் சல்ஃபைடின் கரை திறன் $= 8{\cdot}6 \times 10^{-18}$ என மாதிரிக் கணக்கு ஒன்றில் கணக்கிட்டோம்.

0·3 மோல் சோடியம் சல்ஃபைடு கரைந்துள்ள கரைசலில் காப்பர் சல்ஃபைடின் கரை திறன் $2\cdot6 \times 10^{-35}$ என இரண்டாவது மாதிரிக் கணக்கில் கண்டோம்.

இதனுல் பொது அயனியால் எவ்வாறு ஒரு பொருளின் கரை திறன் குறைக்கப்படுகின்றதென்பது தெளிவாகின்றது.

(அ) பண்பறி பகுப்பில் (Qualitive analysis) கரை திறன் பெருக்கத்தின் பயன்

உப்புகளிலுள்ள உலோக உறுப்பைக் கண்டுபிடிக்கப் பண்பறி பகுப்பைக் கையாள்கிருேம். இம் முறையில் உலோக உறுப்புகளின் கரை திறன்களின் தன்மைகளுக்கேற்ப அவை பல தொகுதிகளாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன.

இரண்டாவது தொகுதியில் சில உலோகங்களை அவற்றின் சல்ஃபைடு வீழ்படிவாகவும், நான்காவது தொகுதியில் வேறு சில உலோகங்களை அவற்றின் சல்ஃபைடு வீழ்படிவாகவும் பெறுகின்ருேம்.

இரண்டாவது தொகுதியில் அடங்கியுள்ள உலோக சல்ஃபைடு உப்புகளின் கரை திறன் பெருக்கங்கள் (*S*) குறைவாக உள்ளன. நான்காவது தொகுதியில் அடங்கியுள்ள உலோக சல்ஃபைடு உப்புகளின் கரை திறன் பெருக்கங்கள் (*S*) அதிகமாக உள்ளன.

இரண்டாவது தொகுதி

HgS .... $S = 3 \times 10^{-54}$

CuS .... $S = 3 \times 10^{-42}$

CdS .... $S = 4 \times 10^{-29}$

நான்காவது தொகுதி

CoS .... $S = 3 \times 10^{-26}$

ZnS .... $S = 1 \times 10^{-23}$

NiS .... $S = 1 \times 10^{-21}$

MnS .... $S = 1\cdot5 \times 10^{-15}$

இரண்டாவது தொகுதி உலோக சல்ஃபைடுகளை வீழ் படிவாகப் பெற நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலமும்,

ஹைட்ரஜன் சல்பைடு வாயுவும், தொகுதி வினைப் பொருள்களாக உபயோகப்படுத்துகிறோம்.

$$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$$
$$H_2S \rightleftharpoons 2H^+ + S^{--}$$

கரைசலில் H^+ அயனிகள் (அமிலம் இருப்பதன் காரணத்தால்) அதிகமாக இருப்பதால், சல்ஃபைடு அயனிகளின் செறிவு மிகவும் குறைக்கப்படுகிறது. குறைந்த கரைதிறன் பெருக்கங்களையுடைய இரண்டாவது தொகுதி உலோக சல்ஃபைடுகள் மட்டுமே இப்பொழுது வீழ்படிவாகப் படிகின்றன.

நான்காவது தொகுதி உலோக சல்ஃபைடுகளை வீழ்படிவாகப் பெற அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடையும் ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவையும் தொகுதி வினைப் பொருள்களாக உபயோகப்படுத்துகிறோம்.

$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$
$$H_2S \rightleftharpoons 2H^+ + S^{--}$$

அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடிலிருந்து விடுபடும் ஹைட்ராக்ஸைடு அயனி, ஹைட்ரஜன் அயனியுடன் கூடி நீராக மாறி விடுகின்றது.

$$OH^= + H^+ \rightleftharpoons H_2O$$

இதனால் ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவு மிகவும் குறைகின்றது. இந்தக் குறைவை ஈடுபடுத்த ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு மூலக்கூறுகள் பெரிதும் பிரிகை அடைந்து அதிக அளவில் சல்ஃபைடு அயனிகளைத் தருகின்றன. சல்ஃபைடு அயனிகளின் செறிவு அதிகமாவதால், கரைதிறன் பெருக்கங்கள் அதிக மதிப்புள்ள நான்காம் தொகுதி உலோக சல்ஃபைடுகள் வீழ்படிவாகப் படிகின்றன.

மூன்றும் தொகுதி வினை பொருள்களாக அம்மோனியம் குளோரைடு கரைசலையும், அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடையும் உபயோகப்படுத்துகிறோம்.

$$NH_4Cl \longrightarrow NH^+ + Cl^-$$
$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

கலவையில் அம்மோனியம் அயனிகள் அதிக செறிவி விருப்பதால் ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகளின் செறிவு மிகவும் குறைகின்றது.

மூன்றும் தொகுதி உலோக ஹைட்ராக்ஸைடுகள்

$Fe(OH)_3$ .... $S = 1 = 10^{-38}$

$Al(OH)_3$ .... $S = 1 = 10^{-33}$

$Cr(OH)_3$ .... $S = 1 \times 10^{-30}$

இதர உலோக ஹைட்ராக்ஸைடுகள்

$Zn(OH)_2$ .... $S = 1 \times 10^{-17}$

$Co(OH)_3$ .... $S = 2 \times 10^{-16}$

$Mn(OH)_2$ .... $S = 1 \times 10^{-14}$

$Ni(OH)_2$ .... $S = 1 \times 10^{-14}$

$Mg(OH)_2$ .... $S = 6 \times 10^{-12}$

$Ca(OH)_2$ .... $S = 8 \times 10^{-8}$

மேலே குறிப்பிட்டுள்ள அட்டவணைகளில் கண்டபடி மூன்றும் தொகுதியுள்ள உலோக ஹைட்ராக்ஸைடுகளின் கரைதிறன் பெருக்கங்கள் மிகக் குறைவாக உள்ளன. ஆகையால் கலவையில் ஹைட்ராக்ஸைடின் செறிவு மிகக் குறைவாக இருந்தாலும் இவைகள் வீழ்படிவாகப் படிகின்றன. இதர உலோக ஹைட்ராக்ஸைடுகளின் கரைதிறன் பெருக்கங்களின் மதிப்பு அதிகமாகவிருப்பதால் இவைகள் மூன்றும் தொகுதியில் வீழ்படிவாகப் படிவதில்லை.

(ஆ) அளவறி பகுப்பில் கரைதிறன் பெருக்கத்தின் பயன்கள்

சில்வர் நைட்ரேட்—குளோரைடு தரம் பார்க்கும் வினையில் பொட்டாசியம் குரோமேட் கரைசல், நிறங்காட்டியாக செயல் படுகிறது. சில்வர் குளோரைடின் கரைதிறன் பெருக்கம், சில்வர் குரோமேட்டின் கரைதிறன் பெருக்கத்தைவிட குறைவாக உள்ளது. எனவே சில்வர் குளோரைடு முழுமையுமாக வீழ்படிவாக அடைந்த பின்னரே சில்வர் குரோமேட் வீழ்படிவாக படிவதால், குளோரைடு அயனியை தரம் பார்த்தல் வினையினால் அளவிட முடிகிறது.

வெள்ளியை குளோரைடாக வீழ்படிவு செய்து, அதன் அளவை எடையறி பகுப்பின் மூலம் காண்கிறோம். வெள்ளி

குளோரைடு வீழ்படிவை சிறிதளவு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் கலந்துள்ள நீரினால் கழுவுவதன் மூலம், குளோரைடு வீழ்படிவு நீரில் கரையாமல் தடுக்கப்படுகிறது.

இது போன்றே பேரியம் சல்ஃபேட் வீழ்படிவின் மீதுள்ள மாசுக்களை நீக்க கழுவப்படும் நீரில் சிறிதளவு சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் கலக்கப்படுகின்றது.

தாங்கல் கரைசல் (Buffer solution)

சுத்தமான வாலை வடிநீரின் *pH* மதிப்பு 7. இதனுடன் சிறிதளவு அமிலத்தைக் கலந்தால் *p*H-ன் மதிப்பு குறைகின்றது. *pH*-ன் மதிப்பு 7-க்குக் குறைவாக உள்ள கரைசல்களை அமிலத் தன்மை வாய்ந்தவை என்கிறோம். அதே போல் நீருடன் சிறிதளவு காரத்தைக் கரைத்தால் அதன் *pH*-ன் மதிப்பு 7-க்கு மேல் அதிகமாகின்றது. இவ் வகைக் கரைசல்களைக் காரத் தன்மை வாய்ந்தவை என்கிறோம்.

ஒரு சில கரைசல்களுடன் சிறிதளவு அமிலத்தையோ, அல்லது காரத்தையோ கலந்தாலும் அவற்றின் *pH*-ன் மதிப்பு மாறாமலிருக்கும். இவ்வகைக் கரைசல்கள் அமிலத்துவத்தையும், காரத்துவத்தையும் சேமித்து வைத்துள்ளவை யெனக் கருதலாம். சிறிது காரத்தை இக் கரைசலில் கலந்தால், கரைசலில் சேமித்து வைக்கப்பட்டுள்ள காரம், அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து, அமிலத்தை நடுநிலையாக்குகின்றது.

இத்தகைய பண்புகளைப் பெற்றுள்ள கரைசல்கள், அமிலம், அல்லது காரம் கலப்பதனால் ஏற்படக் கூடிய *pH* மாற்றங்களை, எதிர்த்துத் தாங்கிக்கொள்ளும் சக்தியைப் பெற்றிருப்பதால், **தாங்கல் கரைசல்கள்** என்று அழைக்கப்படுகின்றன.

வீரியமற்ற அமிலத்துடன், அதனுடைய உப்புக் கரைசலைக் கலந்து தாங்கல் கரைசலைப் பெறலாம். அசிட்டிக் அமிலத்துடன், சோடியம் அசிட்டேட் உப்பின் கரைசலைக் கலப்பதால் ஒரு தாங்கல் கரைசல் கிடைக்கின்றது.

இதே போல் வீரியமற்ற காரத்துடன் அதன் உப்புக் கரைசலைக் கலப்பதாலும் தாங்கல் கரைசல் கிடைக்கும். அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடுடன் அம்மோனியம் குளோரைடு உப்புக் கரைசலைக் கலப்பதன் மூலம் தாங்கல் கரைசல் கிடைக்கின்றது.

தாங்கல் கரைசலின் இயங்கு முறை (Mechanism of buffer solution)

அசிட்டிக் அமிலமும், சோடியம் அசிட்டேட்டும் கலந்துள்ள கரைசலை எடுத்துக்கொள்வோம். அசிட்டிக் அமிலம் ஒரு வீரியமற்ற அமிலம். அதனால் அதன் பிரிகை வீதம் மிகக் குறைவாக இருக்கும். பெரும்பாலான மூலக்கூறுகள் பிரிகை அடையாமல் கலவையில் எண்ணற்ற அசிட்டிக் அமில மூலக் கூறுகள் சேமிப்பாக உள்ளன.

$$CH_3\,COOH \rightleftharpoons CH_3\,COO^- + H^+$$

$$K = \frac{[CH_3\,COO^-]\,[H^+]}{[CH_3\,COOH]}$$

$[CH_3\ COOH]$-ன் செறிவு ஏறத்தாழ ஆரம்ப நிலையில் அசிட்டிக் அமிலம் இருந்த செறிவாகவே யிருக்கும்.

சோடியம் அசிட்டேட் ஒரு வீரிய காரமும், அமிலமும் சேர்ந்து உண்டான உப்பாகையால் அநேகமாக முழுவதும் பிரிகை யடைந்து சோடியம் அயனிகளாகவும், அசிட்டேட் அயனி களாகவும் இருக்கும்.

$$CH_3\,COONa \rightarrow CH_3\,COO^- + Na^+$$

எனவே கரைசலில் CH_3 COOH மூலக்கூறுகளும், $CH_3\,COO^-$ அயனிகளும், எண்ணற்ற அளவில் உள்ளன. கலவையில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவு, ஹைட்ராக்ஸைடு அயனி களின் செறிவைவிட அதிகமாக இருக்குமாதலால், கலவையின் *pH*-ன் மதிப்பு அமிலம் பக்கமாக (7-க்குக் குறைவாகவே) இருக்கும்.

இக் கலவையுடன் ஒரு துளி வீரிய அமிலத்தைக் கலப்பதாகக் கொள்வோம். அமிலம் கலப்பதால் கலவையில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவு அதிகமாகும். கலவையில் அதிக அளவி லுள்ள அசிட்டேட் அயனிகள், புதிதாகச் சேர்க்கப்பட்ட ஹைட்ரஜன் அயனிகளுடன் கூடி பிரிகையடையா அசிட்டிக் அமில மூலக்கூறுகளாக மாறும். இதனால் அமிலத்தைக் கலப்ப தால் ஏற்படக்கூடிய *pH*-ன் மதிப்பு மாற்றம் தவிர்க்கப் படுகிறது.

$$H^+ + CH_3\,COO^- \longrightarrow CH_3\,COOH$$

கலவையுடன் சிறிதளவு வீரிய காரத்தைக் கலப்பதாகக் கொள்வோம். காரம் கலப்பதால் ஹைட்ராக்சைடு அயனிகள் கலவையிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அயனிகளுடன் கூடி, பிரிகை யடையாத நீர் மூலக்கூறுகளாக மாறுகின்றன. இதனால் கலவையில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவு குறையக்கூடும். கலவையிலுள்ள பிரிகையடையாத சில அசிட்டிக் அமில மூலக் கூறுகள் பிரிகையடைந்து ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவு குறைவதைத் தவிர்க்கின்றது. இக் காரணத்தால் கலவையின் pH-ன் மதிப்பு மாறுவதில்லை.

$$OH^- + H^+ \rightarrow H_2O$$

$$CH_3COOH \rightarrow CH_3COO^- + H^+$$

அம்மோனியம் குளோரைடும், அம்மோனியம் ஹைட்ராக் சைடும் கலந்துள்ள கரைசல் ஒரு தாங்கல் கரைசலாகும். அம்மோனியம் குளோரைடு உப்பு முற்றிலும் பிரிகையடைந்து எண்ணற்ற அம்மோனியம் அயனிகளையும், குளோரைடு அயனி களையும் கொடுக்கும். அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு ஓரளவு பிரிகையடைந்து அம்மோனியம் அயனிகளையும், ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளையும் கொடுக்கும்.

$$NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

கலவையில் எண்ணற்ற அம்மோனியம் குளோரைடு அயனி களும், குறிப்பிட்ட செறிவு ஹைட்ராட்சைடு அயனிகளும், எண்ணற்ற பிரிகையடையாத அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு மூலக்கூறுகளும் இருக்கின்றன. இதன் காரணமாகக் கலவையில் pH-ன் மதிப்பு 7-க்கு அதிகமாக (காரத்தின் பக்கத்தில்) இருக்கும்.

இக் கலவையில் சிறிது வீரிய அமிலத்தைக் கலப்பதாகக் கொள்வோம். அமிலத்திலிருந்து பிரிகையடைந்துள்ள ஹைட் ரஜன் அயனிகளுடன், கலவையிலுள்ள ஹைட்ராக்சைடு அயனிகள் கூடி பிரிகையடைய முடியாத நீர் மூலக்கூறுகள் உண்டாகும். வினைபுரிந்த ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளின் செறிவை ஈடு செய்யும் வகையில் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு மூலக் கூறுகள் பிரிகையடையும். ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளின் செறிவு ஆரம்ப நிலைக்குத் திரும்பவும் வருவதால், அமிலம் கலப்பதால் ஏற்படவேண்டிய $p.H$-ன் மதிப்பில் மாறுதல் ஏற்படுவதில்லை.

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

$$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

கலவையில் சிறிது வீரிய காரம் சேர்க்கப்படுவதாகக் கொள்வோம். காரத்திலிருந்து விடுபட்ட ஹைட்ராக்சைடு அயனிகள், அம்மோனியம் அயனிகளுடன் கூடி, பிரிகையடையாத அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு மூலக்கூறுகளாக மாறுகின்றன. இதனால் ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளின் செறிவு மாறுவதில்லை. எனவே கலவையில் pH-ன் மதிப்பும் மாறுவதில்லை.

$$OH^- + NH_4^+ \longrightarrow NH_4OH$$

சில தாங்கல் கரைசல்களில் *pH*-ன் மதிப்பு

கலவை	*pH*-ன் அளவெல்லை
(1) அசிட்டிக் அமிலம் + சோடியம் அசிட்டேட்	4 – 5
(2) சிட்ரிக் அமிலம் + டை சோடியம் சிட்ரேட்	5 – 6
(3) பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் + டை சோடியம் பாஸ்ஃபேட்	6 – 7
(4) போரிக் அமிலம் + போராக்ஸ்	7 – 8

தாங்கல் கரைசலின், *pH* மதிப்பைக் கணக்கிடல்

HA என்ற, பொதுவான வாய்பாடு உள்ள வீரியமற்ற அமிலத்தை எடுத்துக்கொள்வோம்.

இயங்குச் சமநிலையில்

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

நிறைதாக்க விதிப்படி,

$$K = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$[H^+] = \frac{K[AH]}{[A^-]}$$

HA என்பது, வீரியமற்ற அமிலமாகையால் அது மிகச் சிறிதளவே பிரிகை அடைந்ததாகக் கொள்ளலாம். ஆரம்பத்தில் எடுத்துக்கொண்ட அமிலத்தின் செறிவும், இயங்குச் சமநிலையில் அமிலத்தின் செறிவும் சமமாயிருக்கும்.

$$[\text{அமிலம்}] = [HA]$$

அமிலக் கரைசலுடன், அதே அமிலத்தின் *MA* என்ற உப்புக் கரைசலைக் கலப்பதாகக் கொள்வோம். உப்பு, முற்றிலும் பிரிகையடையும்.

$$\mathrm{MA} \longrightarrow \mathrm{M^+ + A^-}$$

எனவே ஆரம்பத்தில் எடுத்துக்கொண்ட உப்புக் கரைசலின் செறிவும் அதிலிருந்து கிடைக்கக்கூடிய அயனிகளின் செறிவும் சமமாக இருக்கும்.

$$[\text{உப்பு}] = [A^-] = [M^+]$$

கலவையில் A^- அயனிகள் அனேகமாக முற்றிலும் உப்பிலிருந்தே கிடைக்கப்பெறுவதால் $[A^-] = [\text{உப்பு}]$.

$[HA]$, $[A^-]$ இவற்றின் மதிப்புகளை (*a*) சமன்பாட்டில் பொருத்தினால்,

$$[H^+] = \frac{K\,[\text{அமிலம்}]}{[\text{உப்பு}]}$$

மாதிரிக் கணக்கு 1.

$0{\cdot}02N$ அசிட்டிக் அமிலத்துடன் 0·2 மோலார் சோடியம் அசிட்டேட் கரைசலைக் கலப்பதால் உண்டாகும் கலவையின் *pH*-ன் மதிப்பைக் கணக்கிடுக. அசிட்டிக் அமிலத்தின் பிரிகை மாறிலி $= 1{\cdot}8 \times 10^{-5}$.

$$[H^+] = \frac{K\,[\text{அமிலம்}]}{[\text{உப்பு}]}$$

அசிட்டிக் அமிலத்தின் செறிவு $= 0{\cdot}02N$

$= 0{\cdot}02$ மோலார் / லிட்டர்

உப்பின் செறிவு $= 0{\cdot}2$ மோலார் / லிட்டர்

$$K = 1{\cdot}8 \times 10^{-5}$$

$$[H^+] = 1{\cdot}8 \times 10^{-5} \times \frac{0{\cdot}02}{0{\cdot}2}$$

$$= 1{\cdot}8 \times 10^{-6}$$

$$pH = -\log [1{\cdot}8 \times 10^{-6}]$$

$$= -[\log 1{\cdot}8 + \log 10^{-6}]$$

$$= -[0{\cdot}2553 + {}^{-}6]$$

$$= -[-5{\cdot}7447]$$

$$= \mathbf{5{\cdot}7}$$

மாதிரிக் கணக்கு 2.

அசிட்டிக் அமிலமும், $2{\cdot}3 \times 10^{-2}N$ செறிவுள்ள சோடியம் அசிட்டேட் உப்பின் கரைசலும் கலந்துள்ள கலவையில் pH-ன் மதிப்பு 3. அசிட்டிக் அமிலத்தின் பிரிகை மாறிலி $1{\cdot}8 \times 10^{-5}$ என்றால், எடுத்துக்கொண்ட அசிட்டிக் அமிலத்தின் செறிவைக் காண்க.

$$pH = -\log [H]$$

$$3 = -\log [H]$$

$$[H^+] = 10^{-3}$$

$$[H^+] = \frac{K\ [\text{அமிலம்}]}{[\text{உப்பு}]}$$

$$[\text{உப்பு}] = 2{\cdot}3 \times 10^{-2}\ N$$

$$= 2{\cdot}3 \times 10^{-2}\ \text{மோல்கள்/லிட்டர்}$$

$$\therefore\ 1 \times 10^{-3} = 1{\cdot}8 \times 10^{-5}\ \frac{[\text{அமிலம்}]}{2{\cdot}3 \times 10^{-2}}$$

$$[\text{அமிலம்}] = 1{\cdot}277$$

$$= 1{\cdot}277\ \text{மோல்கள்/லிட்டர்}$$

அசிட்டிக் அமிலத்தின் செறிவு $= \mathbf{1{\cdot}277}N$

உப்பின் செறிவும், அமிலத்தின் செறிவும் சமமாக இருப்பின் கலவையில் ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவும், அமிலத்தின் பிரிகை மாறிலியின் மதிப்பும் சமமாக இருக்கும்.

$$[H^+] = \frac{K\ [\text{அமிலம்}]}{[\text{உப்பு}]}$$

$$[\text{உப்பு}] = [\text{அமிலம்}]$$

$$\therefore [H^+] = K$$

இந் நிலையில்தான் இக் கலவையின் தாங்கல் செயல் மிகத் திறம்பட விளங்குகிறது. பொதுவாக $\frac{[\text{அமிலம்}]}{[\text{உப்பு}]}$ விகிதம் 10-லிருந்து 0.1 வரையிருப்பின், தாங்கல் செயல் தடையின்றி நடைபெறும்.

மாதிரிக் கணக்கு 3.

அசிட்டிக் அமிலத்தின் பிரிகை மாறிலி $= 1{\cdot}8 \times 10^{-5}$ pH-ன் மதிப்பு 4ஆக இருக்க வேண்டுமாயின் அந்த அசிட்டிக் அமிலத்தின் செறிவு என்ன?

அதே pH-ல் ஒரு சிறப்பான தாங்கல் கரைசல் வேண்டுமாயின், எவ்வளவு செறிவுள்ள சோடியம் அசிட்டேட் கரைசலை அந்த அசிட்டிக் அமிலத்துடன் கலக்க வேண்டும்?

அதே வெப்பநிலையில் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடின் பிரிகை மாறிலியும் $1{\cdot}8 \times 10^{-5}$ ஆனால், அசிட்டிக் அமிலச் செறிவுள்ள அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலின் pH மதிப்பு என்ன?

அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலை ஒரு சிறப்பான தாங்கல் கரைசலாக மாற்ற எந்த உப்பை எந்த செறிவில் கலக்கவேண்டும்?

அசிட்டிக் அமிலத்தின் $pH = 4$

$$pH = -\log [H]$$

$$\therefore [H^+] = 10^{-4}$$

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

$$K = \frac{[CH_3COO^-]\,[H^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$[CH_3COO^-] = [H^+]$$

$$K = \frac{[H^+]^2}{[CH_3\ COOH]}$$

$$1{\cdot}8 \times 10^{-5} = \frac{(1 \times 10^{-4})^2}{[CH_3\ COOH]}$$

$$[CH_3\ COOH] = \frac{1 \times 10^{-8}}{1{\cdot}8 \times 10^{-5}}$$

$= 5{\cdot}555 \times 10^{-4}$ மோல்கள் லிட்டர்

சிறப்பான தாங்கல் கரைசலுக்கு $= \frac{[\text{அமிலம்}]}{[\text{உப்பு}]}$

$= 1$ ஆகையால்

சோடியம் அசிட்டேட்டின் செறிவு $= 5{\cdot}555 \times 10^{-}$ மோல்கள்/லிட்டர்

$$NH_4\ OH \rightleftharpoons [NH_4]\ [OH]$$

$$K = \frac{[NH_4]\ [OH]}{[NH_4\ OH]}$$

$$[NH_4\ OH] = 5{\cdot}555 \times 10^{-4}$$

$$[NH_4^+] = [OH^-]$$

$$1{\cdot}8 \times 10^{-5} = \frac{[OH^-]^2}{[NH_4\ OH]}$$

$$1{\cdot}8 \times 10^{-5} = \frac{[OH^-]^2}{5{\cdot}555 \times 10^{-4}}$$

$$[OH^-]^2 = [1{\cdot}8 \times 10^{-5}]\ [5{\cdot}555 \times 10^{-4}]$$

$$[OH^-]^2 = 1 \times 10^{-8}$$

$$[OH^-] = 10^{-4}$$

$$[H^+]\ [OH^-] = 10^{-14}$$

$$\therefore\ [H^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-4}}$$

$$= 10^{-10}$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$= 10$$

$5{\cdot}5 \times 10^{-4}$ மோலார்/லிட்டர் செறிவுள்ள அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலுடன் $5{\cdot}5 \times 10^{-4}$ மோலார் செறிவுள்ள

அம்மோனியம் குளோரைடு கரைசலைக் கலந்தால் pH-ன் மதிப்பு 10 உள்ள ஒரு சிறப்பான தாங்கல் கரைசல் கிடைக்கும்.

அமிலங்களும், காரங்களும் (Acids and Bases)

அமிலம், நீல லிட்மஸை சிவப்பாக மாற்றுந் தன்மையும், காரத்தை நடுநிலையாக்கும் தன்மையும், துத்தநாகம் போன்ற உலோகங்களுடன் வினையுற்று ஹைட்ரஜன் வாயுவைக் கொடுக்கக் கூடிய தன்மையும் பெற்றுள்ளதென வரையறுக்கப்பட்டது.

காரம், சிவப்பு லிட்மஸை நீலநிறமாக மாற்றுந் தன்மையும், அமிலத்தை நடுநிலையாக்கும் தன்மையும் பெற்ற பொருள் என வரையறுக்கப்பட்டது. இந்த இரண்டு வரையறைகளும், அமில, காரப் பண்புகளைக் கூறும் வாக்கியங்களாக அமைகின்றனவே யொழிய சரியான வரையறைகளாகக் கருதப்படமாட்டா.

அர்ரீனியஸின் அயனிக் கொள்கைக்குப் பின்பு, அமிலம், நீர்க் கரைசலில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளைக் கொடுக்கக்கூடிய பொருளென்றும், காரம், நீர்க் கரைசலில் ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளைக் கொடுக்கக்கூடிய பொருளென்றும் வரையறுக்கப் பட்டன. எடுத்துக்காட்டுகளாவன :

அமிலம்

$$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$$

$$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{--}$$

காரம்

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$$

$$NH_4OH \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

லௌரி - பிரான்ஸ்டட் கொள்கை (Lowry-Bronsted theory)

1923-ல் லௌரி-பிரான்ஸ்டட் என்ற இரு விஞ்ஞானிகள், அமிலங்களையும், காரங்களையும் கீழ்க்கண்டவாறு வரை யறுத்தனர்.

அமிலம் புரோட்டானை (ஹைட்ரஜன் அயனியை)க் கொடுக்கக் கூடிய பொருள்.

காரம் புரோட்டானை (ஹைட்ரஜன் அயனியை) ஏற்கக்கூடிய பொருள்.

இக் கருத்தின்படி, அதுகாரும் அமிலங்களாகக் கருதப்பட்ட பொருள்களுடன், வேதி வினைகளில், புரோட்டான்களை தரக் கூடிய சில நேர் அயனிகளும், எதிர் அயனிகளும் அமிலங்களின் பட்டியலில் சேர்க்கப்பட்டுள்ளன.

$$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$$

$$H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_4^{--}$$

$$HPO_4^{-2} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{-3}$$

$$HS^{-1} \rightleftharpoons H^+ + S^{-2}$$

$$NH_4^+ \rightleftharpoons H^+ + NH_3$$

$$H_3O^+ \rightleftharpoons H^+ + H_2O$$

புரோட்டான்களை வழங்கும் வினைகள் மீள் வினைகளாகையால், ஒவ்வொரு அமில மூலக்கூறிலும், புரோட்டானை பெற்றுக் கொள்ளக்கூடிய துகள் இருக்க வேண்டுமென்றுகிறது. இத் துகள்களுக்கு அந்த **அமிலத்தின் இணை காரம்** (ceryugate base) எனப் பெயர்.

மேலே கொடுக்கப்பட்டுள்ள அமில எடுத்துக்காட்டுகளில் முறையே Cl^-, SO_4^{-2} PO_4^{-3} S^{-2}, NH_3, H_2O அமிலங்களின் இணை காரங்களாகும்.

காரம், புரோட்டானை ஏற்கும் பொருளாகையால், ஒவ்வொரு கார மூலக்கூறுக்கும், அதன் **இணை அமில துகள்** இருக்க வேண்டு மென்றுகிறது. எனவே லௌரி-பிரான்ஸ்டட் கருத்துகளை கீழ்க்கண்ட வினைகளின் மூலம் குறிக்கலாம்.

$$\text{அமிலம்}_1 + \text{காரம்}_2 \rightleftharpoons \text{அமிலம்}_2 + \text{காரம்}_1$$

$$HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$$

$$H_2O + NH_4^+ \rightleftharpoons H_3O^+ \; NH_3$$

நீரின் மூலக்கூறுகள் அமிலமாகவும், காரமாகவும் வினைபடக் கூடுமாதலால், இதனை ஈரியல்புள்ளதாகக் கொள்ளலாம்.

லூயிஸ் கொள்கை (Lew's theory)

லூயிஸ் என்பவர் அமிலம், எலெக்ட்ரான்களை ஏற்கும் பொரு ளென்றும், காரம் எலெக்ட்ரான்களை வழங்கும் பொருளென்றும் வரையறுத்தார்.

இக் கருத்துக்குக் கீழ்க்கண்ட அமில காரங்கள் எடுத்துக் காட்டுகளாக அமைகின்றன.

அமிலம்	காரம்
H^+	OH^-
BF_3	NH_3^-
Ag^+	NH_3
CO_2	OH^-
I^-	I_2
F^-	BF_3
H^+	NH_3

வினாக்கள்

(1) உலோக மின் கடத்திகளுக்கும், மின் பகுபொருள் கடத்திகளுக்குமுள்ள ஒற்றுமை வேற்றுமைகள் யாவை?

(2) அர்ரீனியஸின் அயனிக் கொள்கையைப் பற்றி ஒரு சிறு குறிப்பு வரைக.

(3) வரையறுக்க :

(அ) மின் கடத்து திறன்
(ஆ) நியம மின் கடத்து திறன்
(இ) சமான எடை கடத்து திறன்
(ஈ) மூலக்கூறெடை கடத்து திறன்.

(4) 'கலமாறிலி' என்றால் என்ன? அதனையறியும் சோதனையை விளக்கி எழுதுக.

(5) கரைசலின் மின் கடத்து திறனைக் காணுகையில் நேர் மின்னோட்டம் பயன்படுத்தாத காரணத்தை விவரிக்க.

(6) கரைசலின் நியம மின் கடத்து திறனைக் காணும் சோதனையை விவரிக்க.

(7) சிறு குறிப்பு வரைக:

(அ) கலமாறிலி
(ஆ) மின் கடத்து நீர்

(இ) ஓம் விதி
(ஈ) மின் கடத்து திறன் அறிகலன்
(உ) முடிவிலி விளாவுதலின் மின் கடத்து திறன்

(8) கரைசலை விளாவுதலினால், கடத்து திறனில் ஏற்படும் மாறுதல்களை விவரித்து, அம்மாறுதலுக்கான காரணங்களை விளக்குக.

(9) கோல்ராஷின் தனித்து நகரல் விதியை வரையறுத்து விளக்குக.

(10) வரையறுக்க:

(அ) நீரின் அயனிப் பெருக்கம்
(ஆ) கரைசலின் pH மதிப்பு

(11) ஒரு கரைசலின் pH மதிப்பைக் காணும் இரு முறைகளை விவரிக்க.

(12) வீரியமற்ற காரமும், வீரியமுள்ள அமிலமும், சேர்வதினால் விளையும் உப்புக்குத் தகுந்த எடுத்துக்காட்டுகள் தந்து, இவ் வகை உப்புகள் எவ்வகையில் நீராற் பகுப்படைகின்றன என்பதை விளக்குக.

(13) கீழ்க்கண்ட தரம் பார்க்கும் வினைகளில் பயன்படக் கூடிய நிறங்காட்டிகளைக் கூறி அவைகளைப் பயன்படுத்தும் காரணங்களை விளக்குக.

(அ) வீரியமற்ற அமிலம் + வீரியமுள்ள காரம்
(ஆ) வீரியமுள்ள அமிலம் + வீரியமற்ற காரம்

(14) கரைதிறன் பெருக்கம் என்றால் என்ன? தகுந்த எடுத்துக்காட்டுகளுடன் விளக்குக.

(15) பொது அயனியால், கரைதிறனில் ஏற்படும் மாறுதல்களை எடுத்துக்காட்டுகள் கொடுத்து விளக்குக.

(16) கரைதிறன் பெருக்கத்தின் பயன்களை தொகுத்துக் கூறுக.

(17) தாங்கல் கரைசல் என்றால் என்ன? தாங்கல் கரைசல் இயங்கும் முறையை விவரிக்க.

(18) அமிலங்களும், காரங்களும் பற்றிய கொள்கைகளை விளக்குக.

(19) அமிலங்களைப் பற்றிய லூயிஸ் கொள்கையினை விளக்கி பிற கொள்கையிலிருந்து அது எவ்வாறு சிறப்புற்றுள்ளதென்பதை கூறுக.

(20) சிறு குறிப்பு வரைக:

(அ) லௌரி—பிரான்ஸ்டட் கொள்கை

(ஆ) அர்ரீனியஸ் கொள்கை

(இ) கோல்ராஷின் விதி

(ஈ) நிறங்காட்டிகள்

(உ) தாங்கல் கரைசல்

(ஊ) pH மதிப்பு

(எ) நீரின் அயனிப் பெருக்கம்

(ஏ) நீராற் பகுத்தல் வினை

(ஐ) டிபை—ஹுக்கல் கொள்கை.

8. கூழ்கள்

(Colloids)

தாமஸ் கிரஹாம் என்னும் அறிஞர் 1861–ஆம் ஆண்டில் பொருள்களைப் **படிகப் பொருள்கள்** (crystalloids) என்றும் **'கூழ்கள்'** (colliods) என்றும் இரு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரித்தார். எந்தப் பொருள்களைப் படிக ரூபத்தில் எளிதில் பெறலாமோ அவைகள் எல்லாம் முதல் வகையைச் சேர்ந்தவை.

பொட்டாசியம் நைட்ரேட், சோடியம் குளோரைடு, ஆக்சாலிக் அமிலம் முதலிய பொருள்களை இந்த வகைக்கு எடுத்துக்காட்டுகளாகக் கூறலாம். இந்தப் பொருள்களை நீரில் கரைத்து பூரிதக் கரைசல்களைப் (staturated solutions) பெறலாம். பூரிதக் கரைசலிலிருந்து படிகமாக்கல் முறையில் (crystallisation) கரை பொருளைப் படிக வடிவத்தில் பெற முடியும்.

சில பொருள்களை எவ்வித முறையிலும் படிகமாகப் பெற முடியாது. இவ் வகையில் அடங்கிய ஜிலட்டின் (gelation) மாவுப் பொருள்கள் (starch), ஆல்பமன் (Albumin) போன்ற பொருள்கள் கூழ்கள் என்று அழைக்கப்பட்டன. மேலும் இவ் வகையைச் சேர்ந்த பொருள்கள் சவ்வுப் படலத்தைக் கடக்க முடியாதவைகளாகவும் ஊடுருவுந் தன்மை (diffusion) அற்றவையாகவும் உள்ளன.

காலப்போக்கில் பொருள்கள், கூழ் பொருள்கள் என்றோ, படிகப் பொருள்கள் என்றோ, பாகுபடுத்தி வரையறுக்க முடியாது என்பதைக் கண்டனர். தகுந்த சோதனை மூலம், எந்தப் படிகப் பொருளையும் கூழ் நிலையில் பெறலாம். சோடியம் குளோரைடை நீரில் கரைக்காமல் பென்சீன் என்ற திரவத்தில் பகிர்ந்தளித்தால் கூழ்நிலையில் பெறலாம். தங்கம், வெள்ளி

போன்ற உலோகங்களைக் கூடத் தகுந்த சோதனை மூலம் நீரில் கூழ் வடிவங்களில் பெற முடியும்.

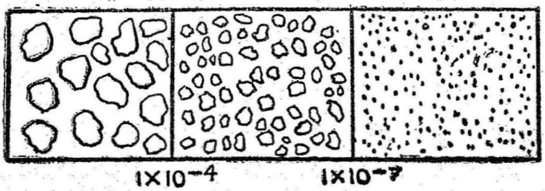
அது போலவே கூழ் பொருள்கள் எனக் கருதப்படுபவைகளைத் தகுந்த செயல்முறை மூலம் படிக வடிவத்தில் பெற முடியும். சோப்பை நீருக்குப் பதிலாக ஆல்கஹாலில் கரைத்தால் படிகங்களாக அடையலாம்.

தற்காலத்தில் **கூழ்கள்** எனப்படுவது ஒரு விதமான நிலையையே குறிக்கும் என்று கொள்ளப்படுகிறது. அதைப் பொருளின் **கூழ்நிலை** (colloidal state) என்றும் கூறலாம். ஒரு பொருள் மற்றொரு ஊடகத்தில் பகிர்ந்து அளிக்கப்பட்டால் அந்தக் கலவையில், பிரிகை நிலை பொருள்களின் பரிமாணத்தைப் பொறுத்து பொருள்களை எளிதில் இரண்டு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். அவைகள் (1) உண்மைக் கரைசல் (true solution), (2) தொங்கல் (suspension) என்று அழைக்கப்படுகின்றன.

உண்மையான கரைசல் ஒருப்படித்தான நிலைமையாக (homogeneous phase) உள்ளது. கரைபொருள், மூலக் கூறுகளாகவோ, அல்லது அயனிகளாகவோ பிரிகை ஊடகத்தில் காணப்படுகின்றன. ஆகவே கரைபொருளின் துகள்களின் குறுக்களவு 1×10^{-7} செ.மீ. (ஒரு மில்லி மைக்ரான்) அளவை விடக் குறைவாக உள்ளது. இத் துகள்கள் இது காரணம் பற்றியே எளிதில் ஊடுருவுந் தன்மை உடையவைகளாகவும், சவ்வின் இடைவெளிகள் மூலம் எளிதில் கடந்து மறுபுறம் செல்லும் தன்மைதனையும் பெற்று இருக்கின்றன. மேலும், கரை பொருள் துகள்களையும் கரைப்பான் மூலக்கூறுகளையும் வேறு படுத்தும் புறப் பரப்பைக் (surface of separation) காண முடிவதில்லை.

சர்க்கரையை நீரில் கரைத்தால் சுக்ரோஸ் ($C_{12} H_{22} O_{11}$) மூலக்கூறுகளாக நீரில் பகிர்ந்தளிக்கப்பட்டுள்ளன. சோடியம் குளோரைடை நீரில் கரைத்தால் அது முற்றிலும், அயனிகளாகப் பிரிந்து சோடியம் அயனிகளாகவும் (Na^+) குளோரைடு (Cl^-) அயனிகளாகவும் நீரில் இருக்கின்றன. இந்த மூலக்கூறுகளும், அயனிகளும், ஒரு மிலி மைக்ரான் அளவை விடச் சிறியதாக உள்ளன. கரைசல் முற்றிலும் ஒரு படித்தான கலவையாகவே உள்ளது.

இதற்கு மாறுத தொங்கு நிலையில் ஒரு பொருள் ஊடகத்தில் பிரிகையடைந்திருந்தால் அத்துகள்களின் விட்டம் (1×10^{-5} செ.மீ.) 0.1 மைக்ரான் அளவை விடப் பெரியதாக உள்ளது. சில சமயங்களில் கண்ணுக்குத் தெரியக்கூடிய அளவு இல்லாவிடினும் நுண்ணோக்கி (microscope) மூலமாக இந்தத் துகள்களைப் பார்க்க முடியும். இக் காரணம் பற்றியே துகள்களையும், பிரிகை ஊடகத்தையும் வேறுபடுத்திப் பிரிக்கும் புறப்பரப்பைக் காண முடிகின்றது. ஆகவே இது ஒரு பலபடித்தான நிலைமையி லுள்ளது என்று நன்கு புலனுகின்றது. நன்ருகப் பொடி செய்த மணலை நீரில் கலக்கும்பொழுது ஒரு தொங்கு நிலையிலுள்ள கரைசல் எளிதில் கிடைக்கின்றது. சிறு மணல் துகள்கள் நன்கு கண்களுக்குத் தெரிகின்றன.



படம் 52.

இவ்விரு நிலைகளுக்கும் இடையில் ஒரு நிலையிருத்தல் வேண்டும். அந்த நிலையில் துகள்களின் விட்ட அளவு 1×10^{-7} செ. மீ.லிருந்து 1×10^{-5} செ. மீ. வரையிலும் இருக்கும். இந் நிலைமையை எளிதில் ஒருபடித்தான நிலைமை என்ருே, பல படித்தான நிலைமை என்ருே கூற முடியாது. பிரிகை ஊடகத்தில் பரவியிருக்கும் துகள்களை, மிக நுண்ணிய நுண்ணோக்கி மூலமாகக் கூடக் காண முடியாது. ஆனுல் மீநுண்ணோக்கி (ultra microscope) மூலம் பார்த்தால் துகள்களைக் காண முடியும்.

அகர் அகர் (agar agar) கரைக்கப்பட்ட கரைசலில் மேற் கூறிய நிலையைக் கண்டு அறியலாம். இந்த நிலைதான் கூழ்நிலை என்று அழைக்கப்படுகின்றது. '**கூழ்நிலை என்பது, உண்மைக் கரைசல் நிலை, தொங்கல் நிலை இவ்விரண்டுக்கும் இடைப்பட்ட நிலை** என்று வரையறுத்துக் கூறலாம். மேலே கொடுக்கப்பட்டுள்ள பண்பறி (qualitative) படம் மூலம் கூழ் நிலையை நன்கு அறியலாம்.

கூழ் நிலையில் உள்ள பிரிகை நிலைப் பொருளின் பரிமாணம் பற்றிய உண்மையை நன்கு உணரின், கூழ்நிலை தயாரித்தல் அதன் பண்புகள் முதலியவற்றை மிக எளிதில் அறியலாம்.

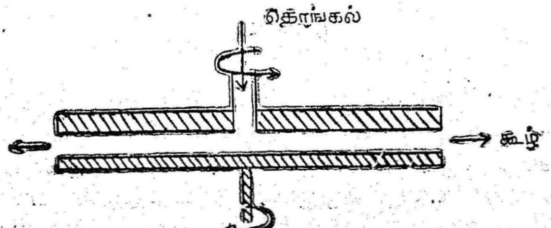
கூழ்களைத் தயாரிக்கும் முறைகள்

கூழ்களில், பிரிகை நிலைப்பொருளின் பரிமாணம் தொங்கு நிலையிலுள்ள பரிமாணத்தைவிடச் சிறியதாயும், உண்மைக் கரைசலில் உள்ள பரிமாணத்தைவிடப் பெரியதாயும் உள்ளதால், கூழ்கள் செய்யும் முறைகளை இரு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம்.

தொங்கு நிலையில் தொடங்கி, துகள்களைச் சிதற வைத்து கூழ் அடையும் முறைக்குச் **சிதறல் முறை** என்றும், உண்மைக் கரைசலில் உள்ள துகள்களைத் திரட்டிக் கூழ் அடையும் முறைக்குத் **திரட்டு முறை** என்றும் பெயர்.

(அ) சிதறல் முறைகள்

1. பொறிமுறைச் சிதறல் (Mechanical dispersion): இம் முறையில் கூழ் அரைக்கும் எந்திரத்தைப் பயன்படுத்துகிறோம். இந்த எந்திரத்தில் இரு வட்ட வடிவமான கன உலோகத் தகடுகள்



படம் 53.

மிக நெருக்கத்தில் அமைக்கப்பட்டிருக்கும். ஒரு தகடு, போலான குழல் தண்டுடன் (hollow shaft) இணைக்கப்பட்டிருக்கும். மற்றொரு தகடு, ஒரு கெட்டித் தண்டுடன் இணைக்கப்பட்டிருக்கும். இவ் விரு தண்டுகளும், எதிர் திசையில் சுற்றும் மோட்டார்களுடன் பொறுத்தப்பட்டிருப்பதால், இரு தகடுகளும் எதிர் திசையில் வெகு வேகமாகச் சுழலும்.

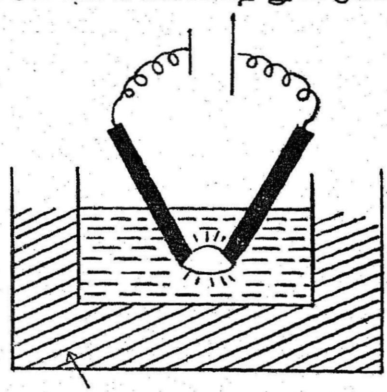
கூழ் நிலையில் அடைய வேண்டிய பொருளைத் தொங்கு நிலையில் தயார் செய்துகொண்டு அதைப் போலான தண்டின் மூலம் உள்ளே செலுத்துவர். தொங்கு நிலையிலுள்ள பொருள்

இரு தகடுகளுக்கும் இடையில் வந்தவுடன், தகடுகள் எதிர் திசையில் வேகமாகச் சுழல்வதால், துகள்கள் யாவும் மேலும் பொடி செய்யப்பட்டுக் கூழ் நிலையை அடைகின்றன. கூழான பொருள், தகடுகளின் இடைவெளி வழியாக வெளி வருகின்றது.

2. பிரடிக் பிறை முறை (Bredig's arc method): இம் முறையில் தங்கம், வெள்ளி போன்ற உலோகங்களின் கூழ்களை எளிதில் பெறலாம். குறிப்பிட்ட உலோகத்தின் இரண்டு துண்டுகளைக் குச்சி உருவத்தில் எடுத்துக்கொண்டு, அவற்றை மின் முனைகளாகப் (electrodes) பயன்படுத்த வேண்டும். இரண்டு உலோகத் துண்டுகளும், மிக அதிக மின் அழுத்தம் கொடுக்கக்கூடிய சாதனத்துடன் இணைக்கப்பட வேண்டும். மின் முனைகளின் மறு முனைகளை அருகருகே அமைத்தால், ஒரு **மின் பிறை** (electric arc) உண்டாகும்.

இச் சோதனையில் (படத்தில் காட்டியபடி) மின் பிறையை ஓர் ஊடகத்தில் உண்டாகும்படிச் செய்தால், அந்த உலோகத்தின் கூழ் கிடைக்கின்றது. கூழ், துகள்களின் பரிமாணம், நிறம் மற்ற பண்புகள் யாவும், மின் அழுத்தம், வெப்பநிலை, ஊடகத்தின் தன்மை இவற்றைப் பொறுத்து இருக்கும். ஊடகத்தில் சிறிதளவு பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு போன்ற மின் பகு பொருள்கள் கலந்திருப்பின் கூழ் நிலை எளிதில் உண்டாகும்.

இம் முறையில் திட உருவத்தில் உள்ள உலோகத் துண்டுகள் கூழ் நிலை அடைகின்றன எனக் கொள்கிறோம். உண்மையில் திட உருவத்திலுள்ள உலோக துண்டுகள் மின் பிறை உண்டாகும் போது உலோக மூலக் கூறுகள் அல்லது அணுக்கள் உண்டாகின்றன. அதிக வெப்ப நிலையில் உள்ள இத் துகள்கள் ஊடகத்தின் சூழ்நிலையில் மிகக் குளிர்ச்சி அடைவதால் அணுக்கள் அல்லது மூலக் கூறுகள் ஒன்று திரட்டப்பட்டு கூழ் நிலையை அடைகின்றன. மேற்கூறிய காரணத்தால் இம் முறையைத் திரட்டு முறையிலும் ஒன்றாகக் கொள்ளலாம்.



உறை கலவை

படம் 54.

ஆ. திரட்டு முறைகள்

இம் முறைகளில் கூழ்நிலையில் தயாரிக்கும் பொருள், ஆரம்ப நிலையில் ஓர் உண்மைக் கரைசலில் மூலக்கூறுகளாகவோ அல்லது அயனிகளாகவோ இருக்கின்றன. நூற்றுக்கணக்கான இந்தத் துகள்கள் திரண்டு கூழ் நிலையை அடைகின்றன.

1. வேதிவினைமாற்ற முறைகள் : பல வேதி வினைமாற்றங்களில் கரைசல்கள் வினை புரிந்து வீழ் படிவுகள் உண்டாகின்றன. தக்க சூழ்நிலையில் இவ்வினைகளை நிகழச்செய்தால், இந்த வீழ் படிவுகளைக் கூழ் நிலையில் பெறலாம்.

i. ஆக்ஸிஜனேற்ற முறை : ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு கரைசலில் சல்ஃபர்-டை-ஆக்ஸைடு வாயுவை மெதுவாகச் செலுத்தினால் சல்ஃபர், கூழ்நிலையில் கிடைக்கின்றது.

$$2H_2S + SO_2 \longrightarrow 2H_2O + 3S$$

இது போலவே ஹைட்ரஜன் செலீனைடு கரைசலில் காற்றைச் செலுத்தி செலீனியம் என்னும் தனிமப் பொருளைக் கூழ் நிலையில் பெறலாம்.

$$2H_2S_e + O_2 \longrightarrow 2H_2O + 2S_e$$

ii. ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்க முறை : உலோகக் கூழ்களை எளிதில் இம் முறையில் பெறலாம். உலோக உப்புக் கரைசல்களை தகுந்த மின்பகு பொருள்களல்லாத ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கிகளுடன் வினைபுரியச் செய்யவேண்டும். ஆரிக் குளோரைடு கரைசலுடன், ஃபார்மால் டிஹைடு கரைசலைக் கலப்பதன் மூலம் தங்கத்தைக் கூழ் நிலையில் எளிதில் அடையலாம்.

$$2AuCl_3 + 3HCHO + 3H_2O \longrightarrow 6HCl + 3HCOOH + 2Au$$

iii. நீராற் பகுப்பு முறை : வீரியமற்ற நேர்மின் தன்மையுள்ள, உலோகங்களின் ஆக்ஸைடுகளையும், ஹைட்ராக்சைடுகளையும், கூழ்நிலையில் பெறுவதற்கு இது சிறந்த வழியாகும். ஒரு பீக்கரில் அதிக அளவு நீர் எடுத்துக்கொண்டு, அதில் ஃபெரிக் குளோரைடு கரைசலை ஊற்றினால் ஃபெரிக் ஹைட்ராக்சைடு கூழ்நிலையில் கிடைக்கின்றது.

$$FeCl_3 + 3H_2O \longrightarrow 3HCl + Fe(OH)_3$$

iv. இரட்டை சிதைவு முறை : இரட்டை சிதைவு வினையில், வீழ்படிவு ஏற்படுமானால், வினைபடு பொருள்களை மிக நீர்த்த கரைசல்களாக எடுத்துக்கொண்டால், உண்டாகும் வீழ்படிவு

கூழ்நிலையில் கிடைக்கின்றது. நீர்த்த வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலை ஒரு பீக்கரில் எடுத்துக்கொண்டு அதில் நீர்த்த சோடியம் குளோரைடு கரைசலில் சில துளிகளைச் சேர்த்தால் வெள்ளி குளோரைடு கூழ்நிலையில் கிடைக்கின்றது.

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

2. கரைப்பான் மாற்ற முறை : பொருள்கள் எளிதில் ஒரு கரைசலில் கரைந்தால் அவைகள் பொதுவாக மூலக்கூறு களாகவோ அயனிகளாகவோதான் தோன்றியிருக்கும். ஒரு கரைசலைக் கரைபொருள் எளிதில் கரையாத வேறு ஒரு நீர்மப் பொருளுடன் கலக்கும்பொழுது கரைபொருள் கரைசலிலிருந்து விடுபட்டு கூழ் நிலையைஅடைகின்றது.

பாஸ்ஃபரஸ் ஆல்கஹாலில் எளிதில் கரைந்து, மூலக்கூறு களாகச் சிதறப்படுகின்றது. சிறிதளவு இந்தக் கரைசலை நீருடன் சேர்க்கும்போது ஆல்கஹால் நீருடன் கலந்து விடு கின்றது. அதனால் ஆல்கஹால் கரைசலில் சிதறியிருந்த பாஸ்ஃபரத்தின் மூலக்கூறுகள் உடன் விடுபட்டு ஒரு கூழ்நிலையை அடைகின்றது.

3. ஆவியை, திரவத்தில் குளிர வைக்கும் முறை : எளிதில் ஆவியாகக்கூடிய தனிமங்களைக் கூழ்நிலையில் இம் முறையில் பெற முடியும். பாதரசத்தை ஆவியாக்கி அந்த ஆவியை நீரினுள் புகுத்தினால் ஆவியிலுள்ள பாதசரத்தின் பல மூலக் கூறுகள் ஒன்று சேர்ந்து ஒரு கூழ்நிலையை அடையும்.

கூழ்களைச் சுத்தமாக்குதல்

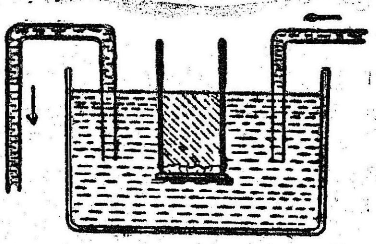
கூழ்களைச் சிதறல் அல்லது திரட்டல் முறைகளில் தயாரித்த பின் சுத்தம் செய்ய வேண்டியது அவசியமாகின்றது. சிதறல் முறையில் தயாரிக்கும்பொழுது சில துகள்கள் சிதறப்படாமல் தொங்கல்களாக இருக்கும். சில துகள்கள் நன்கு சிதறல் அடைந்து உண்மை கரைசல் நிலையை அடையக்கூடும். அது போலவே திரட்டல் முறையில் தயாரிக்கும்பொழுது சில துகள்கள் சிதரப்படாமல் உண்மை கரைசல் நிலையும், சில துகள்கள் அதிகமாகத் திரண்டு தொங்கல் நிலையும் அடையக் கூடும்.

எம் முறையில் கூழ் செய்யப்படினும் சிறு துகள்களாக விளங்கும் மூலக்கூறுகளையும், அயனிகளையும் பெருந் துகள் களையும் பெற்றிருக்கும். எனவே கண்ணுக்குப் புலப்படக்கூடிய துகள்களையும், மிக நுண்ணிய துகள்களையும் நீக்க வேண்டிய அவசியம் ஏற்படுகின்றது.

பெருந் துகள்களை (விட்டம் 1×10^{-5} செ.மீ.) வெகு எளிதில் வடிகட்டுதல் மூலம் பிரித்து எடுக்க முடியும். வடிதாளில், உள்ள பார்வைக்குத் தெரியாத மிக நுண்ணிய துவாரங்கள் மூலம், கூழ்நிலையிலுள்ள பொருள்களும், மூலக்கூறுகளும், அயனிகளும் மட்டுமே செல்ல முடியும். ஆகவே ஒரு சிறந்த வடிதாளைக் கூம்பு வடிவத்தில் செய்து, புனலில் பொறுத்திச் சுத்தம் செய்யப்பட வேண்டிய கூழை அதில் செலுத்துவதன் மூலம் தொங்கல் நிலையிலுள்ள பெருந் துகள்களை அறவே அகற்ற முடியும்.

மூலக்கூறுகளையும், அயனிகளையும், கூழ்களிலிருந்து பிரித்து எடுக்கக் **'கூழ் பிரிப்புக் கருவியை'** (dialyser) உபயோகப் படுத்துகின்றனர். இம் முறையில் கூழைச் சுத்தப்படுத்தலுக்குக் **கூழ் பிரிப்பு முறை** (dialysis) என்று பெயர்.

ஓர் எளிய கூழ் பிரிப்புக் கருவியை அமைக்க, இரு புறமும் திறந்துள்ள குழலை எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். அதன் ஒரு புறத்தில் ஒரு சவ்வுக் காகிதத்தை (parchment paper) இறுகக்

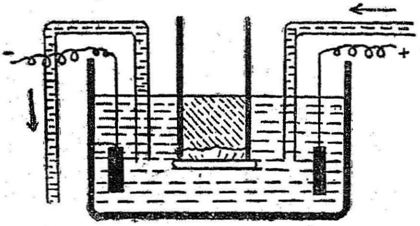


படம் 55.

கட்ட வேண்டும். சுத்தப்படுத்த வேண்டிய கூழ்நிலையில் உள்ள திரவத்தைக் குவளையில் எடுத்துக்கொண்டு, கூழ் பிரிப்புக் குவளையைப் படத்தில் காட்டியபடி ஒரு நீர் நிறைந்த தொட்டியில் தொங்க விடவேண்டும்.

சவ்வுக் காகிதத்தில் உள்ள நுண்ணிய துவாரங்கள் மூலமாக கூழ்நிலையில் மாசுக்களாக உள்ள, மூலக்கூறுகளும் அயனிகளும் நீர் பக்கத்திற்கு வெளியேறும். தொட்டியில் உள்ள நீரை மெதுவாகத் தொடர்ந்து வெளியேற்றி, புதிய நீர் உள்ளே வரும் படிச் செய்தால் எளிதில், எல்லா மூலக்கூறுகளும், அயனிகளும், கூழ் பிரிப்புக் கருவியினுள்ளிருந்து வெளியேற்றப்படும். கூழின் மேல் மட்டமும், வெளியிலுள்ள நீரின் மேல்மட்டமும் சமமா யிருப்பது நலம்.

சுத்தப்படுத்த வேண்டிய கூழில், அயனிகள் மட்டும் மாசுக்களாக இருப்பின் 'மின் வழி கூழ் பிரிப்பு முறையை'ப் (electro dialysis) பின்பற்றலாம். இம் முறையிலும் முன் போலவே கூழ் பிரிப்புக் கருவியைத் தயார் செய்து அயனிகளிலிருந்து சுத்தப் படுத்த வேண்டிய கூழை அதில் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும்.



படம் 56.

இக் கருவியை நீருள்ள ஒரு தொட்டியில் நிலைநிறுத்தி, பின் கருவிக்கு இரு புறமும் படத்தில் காட்டியது போல மாற்றியில் உள்ள மின்முனைகளைப் பொறுத்த வேண்டும். மின்முனைகள் மாற்றியில் கொண்ட அயனிகளை ஈர்க்கும் தன்மை உடையவை. ஆதலால் அயனிகள் சவ்வுக் காகிதத்திலுள்ள துவாரங்களின் வழியாகச் சீக்கிரம் வெளியேறுகின்றன.

இம் முறையைப் பயன்படுத்தும்பொழுது அயனிகள் மட்டும் எளிதில் வெளியேற்றப்படுகின்றன.

கூழ்நிலைப் பொருள்களின் பண்புகள் (Properties of colloids)

கூழ்நிலைப் பொருள்கள் பல வகைப்படும். ஆகவே அவற்றின் தன்மைகளிலும், சிறிதளவு மாறுபாடுகள் இருக்கும். ஆனாலும், ஒரு திடப் பொருள், ஒரு திரவத்தின் கூழ்நிலையில் பரவியிருக்கும் பொழுது, பல பொதுவான தன்மைகளைக் காணலாம்.

(அ) பலபடித் தன்மை : கூழ்நிலை என்பது ஒருபடி நிலைமைத் தன்மையைப் போலத் தோன்றினாலும் அது பலபடித் தன்மை நிலையென்றே கொள்ளவேண்டும். துகள்களின் பரிமாணம் மிக நுண்ணியதாக உள்ளதால், துகள்களும், துகள்களை ஊடகத்தினின்று பிரிக்கும் பரப்பும் கண்ணுக்குப் புலனாவதில்லை. ஆனபோதிலும் மீநுண்ணோக்கியின் மூலம் காணுகையில் துகள்கள் நன்கு தெரியவருகின்றன.

(ஆ) பரிமாணம் : கூழ்நிலையில் துகள்களின் பரிமாணம், தொங்கல் நிலையிலுள்ள துகள்களின் பரிமாணத்தைவிடச்

சிறியதாக இருப்பதாலும், சாதாரண வடிகட்டுத் தாளில் உள்ள துவாரங்கள் வழியாக வெளிச் செல்லக்கூடியவை. ஆனால், மேனிலை வடிகட்டிகள் என்று அழைக்கப்படும் ஒரு வகை வடிகட்டும் தாள்களின் வழியாகக் கூழ்நிலையிலுள்ள துகள்கள் செல்ல முடியாது.

இவ் வகை மேனிலை வடிகட்டிகளை, சாதாரண வடிகட்டுத் தாள்களின்மீது, கொல்லோடியன் (collodion) என்ற பொருளைப் படிய வைத்துப் பெறலாம். மேனிலை வடிகட்டில் கூழ்களை வடிகட்டும்பொழுது, உறிஞ்சு பம்பை (suction pump) உபயோகித்தால், எளிதில் கூழ்நிலையிலுள்ள துகள்கள் மேனிலை வடிகட்டித் தாளின் மேல் தங்கிவிடும்.

(இ) நிறம் : கூழ்நிலையிலுள்ள துகள்களின் பரிமாணத்தை யொட்டியே கூழ்நிலையின் நிறம் இருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக, கீழ்க்கண்ட அட்டவணையில் தங்க உலோகக் கூழின் நிறங்கள் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

துகள்களின் விட்டம் (செ.மீ.ல்)	நிறங்கள்
6×10^{-5}	சிவந்த மஞ்சள்—மஞ்சள்
9×10^{-5}	சிவந்த மஞ்சள்—சிவப்பு
13×10^{-5}	சிவப்பு கலந்த நீல நிறம்
$13 \times 10^{5-}$	ஊதா நிறம்

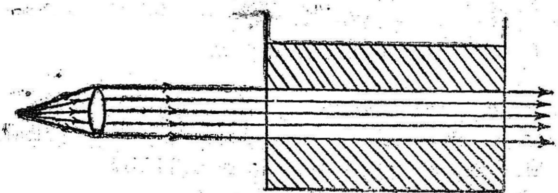
(ஈ) டின்டல் விளைவு (Tyndall effect) : கூழ் பொருளை ஒரு கண்ணாடிப் பீக்கரில் எடுத்துக்கொண்டு அதன் பக்கவாட்டில் பிரகாசமான ஒளிக் கதிர்களைப் படத்தில் காட்டியதுபோல் செலுத்தினால், ஒளி செல்லும் பாதை தெளிவாகத் தெரிகின்றது.

கூழ்நிலையிலுள்ள துகள்கள் ஒளிக்கதிரைச் சிதற வைக்கும் தன்மையால் இவ்வித விளைவு ஏற்படுகின்றது.

ஒளியானது பலவகையான அலைகளால் ஆனது என்பது ஓர் ஒப்புக்கொள்ளப்பட்ட உண்மையாகும். இந்த அலை நீளங்களின் அளவுகளைப் பொறுத்தே ஒளியின் நிறம் அமைந்திருக்கும். கண்ணுக்குப் புலனாகக்கூடிய நிற ஒளிகளின் அலை நீளத்தைவிட

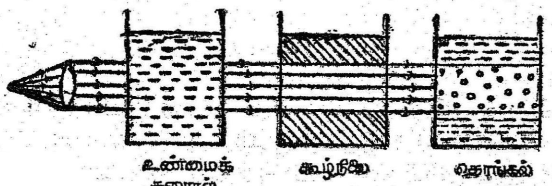
உண்மை கரைசலில் உள்ள துகள்களின் விட்டம் மிகக் குறைவாக உள்ளது. ஆகவே ஒளி அலைகளை, மூலக்கூறுகளாக அல்லது அயனிகளாக உள்ள துகள்கள் பாதிப்பதில்லை

தொங்கல் நிலையில் பொருள் இருப்பின், துகள்களின் விட்ட அளவு, நிற அலைகளின் நீளங்களைவிட மிக அதிகமாக இருப்பதால் ஒளி அலைகள் பிரதிபலிக்கப்படுகின்றன.



படம் 57.

கூழ்நிலையில் உள்ள துகள்களின் விட்டம், மூலக்கூறுகளின் விட்டத்தைவிட அதிகமாக இருப்பதாலும், கிட்டத்தட்ட நீலநிற ஒளி அலைகளின் நீளத்திற்கு ஒப்பிடக்கூடிய நிலையிலிருப்பதாலும் ஒளி அலைகள் முழுவதும் பிரதிபலிக்கப்படாமல், சிதறப்படுகின்றன. இச் சிதறலினாலேயே, கூழ்நிலையிலுள்ள ஊடகத்தில் ஒளி பாய்ச்சப்படும்பொழுது ஒளிப்பாதை நன்கு தெரிகின்றது. பொதுவாக, இந்தப் பாதை வெளிர் நீல நிறமாக இருக்கும்.



படம் 58.

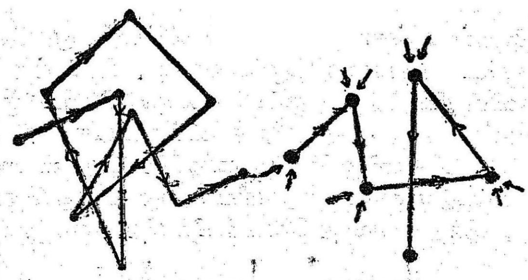
ஒரு பொருள், ஒரு பிரிகை ஊடகத்தில் சிதறப்பட்டிருந்தால் அந்தக் கரைசல் உண்மை கரைசல் நிலையா? கூழ்நிலையா? அல்லது தொங்கல் நிலையா? என்று எளிதில் அறிய டின்டல் விளைவைப் பயன்படுத்தலாம். கரைசலை ஒரு கண்ணாடி பீக்கரில் எடுத்துக்கொண்டு பிரகாசமான இணை ஒளிக் கதிர்களைப் பக்க வாட்டில் செலுத்த வேண்டும்.

ஒளிக் கதிரின் பாதை கண்ணுக்குத் தெரியாவிடில், உண்மை கரைசல் என்றும், பாதை நன்கு புலப்படின் கூழ்நிலை யென்றும், ஒளிக்கதிரின் பாதையில் சிறு துகள்கள் பளபளப்

பாகத் தெளிவாகத் தெரிந்தால் தொங்கல் நிலையென்றும் கொள்ளவேண்டும்.

(உ) ப்ரௌனியன் இயக்கம் (Brownian movement): ஒரு மேனிலை உருப்பெருக்கி மூலமாக ஒரு கூழ் பொருளைப் பார்த்தால், கூழ்நிலையில் உள்ள துகள்கள் அங்கும், இங்கும் இயங்கிக்கொண்டிருப்பது தெரியவரும் இந்தத் துகள்கள் ஒரு பாதையில் சிறிது தூரம் சென்றவுடன், தொடர்ந்து அப் பாதையில் செல்லாமல் திடீர் என்று திசை மாறிச் செல்லும்.

இம் மாதிரி இயக்கத்தை முதன் முதலில் ராபர்ட் ப்ரௌன் என்ற தாவர நூல் நிபுணர் கண்டறிந்தார். '**துகள்கள் நேர் பாதையில் செல்லாமல் அடிக்கடி திசைமாறிக்கொண்டும் வெவ்வேறு வேகத்தில் இங்கும் அங்கும் செல்வதையே ப்ரௌனியன் இயக்கம்** என்கிறோம்.



படம் 59.

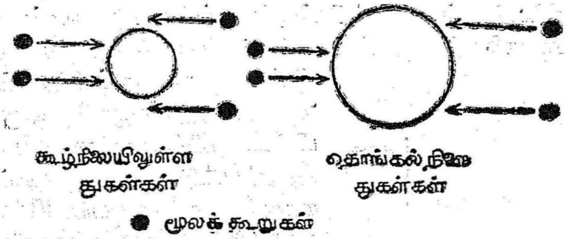
கூழ்நிலையிலுள்ள துகள்களின் இந்த இயக்கம் **பாய்மங்களின் இயக்கக் கொள்கைக்கு** (kinetic theory of fluids) நிரூபணமாக அமைகின்றது. பிரிகை ஊடகத்தில் உள்ள மூலக்கூறுகள், இயக்கக் கொள்கையின்படி கொள்கலத்தின் சுவர்களுக்கு இடையில் இயங்கிக்கொண்டிருக்கின்றன.

கூழ்நிலையில் உள்ள துகள்கள் மூலக்கூறுகளின் பாதைகளுக்கு இடையில் அமைவதால், மூலக்கூறுகள், அந்தத் துகள்கள் மேல் மோதுகின்றன. கூழ்நிலையிலுள்ள துகள்களின் பரிமாணத்தைக் கருத்தில்கொண்டால், **சமச் சீரற்ற மோதல்கள்** ஏற்படுவதற்குச் சாதகமாக உள்ளது என்பதை ஒப்புக் கொள்ளலாம்.

தொங்கல் நிலையிலுள்ள துகள்கள் பரிமாணத்தில் மிகப் பெரியவைகளாக இருப்பதால் எல்லாப் பக்கங்களிலிருந்தும்

சமமான மோதல்கள் ஏற்படுவதாகக் கொள்ளலாம். மேலும் இந்தத் துகள்களின் எடை அதிகமாக இருப்பதால் மூலக் கூறுகளின் உந்தம் (momentum) இவற்றை இயக்க முடிவதில்லை. இக் காரணம் பற்றியே கூழ் பொருள்களில் மட்டும், ப்ரௌனியன் இயக்கம் காணப்படுகிறது.

மேலும் கூழ்நிலையில் உள்ள துகள்கள் அங்கும் இங்கும் திசைமாறி இயங்கிக்கொண்டிருப்பதால் இவை வீழ் படிவாக மாறாமல் நிலைத்து இருக்கின்றன.



படம் 60.

(ஊ) **கூழ் மின்சாரப் பண்புகள்** (Electrical properties of colloids): ஓர் உண்மைக் கரைசலில் மின்பகு பொருள்கள் ஊடகத்தில் பரவி இருக்கும்போது கரைபொருளின் அநேகமாக எல்லா மூலக் கூறுகளும் அயனிகளாகப் பிரிந்து ஊடகத்தில் சிதறியுள்ளன. இந் நிலையில் நேர்மின் அயனிகளின் மின் சுமைகளும், எதிர் மின்அயனிகளின் மின் சுமைகளும் சமமாக இருக்கின்றன. ஊடகத்தில் பரவி இருக்கும் கரைபொருள் மின்பகு பொருளாக இல்லாமலிருந்தால் அது மூலக்கூறுகளாகச் சிதறியிருக்கும்.

ஆனால் கூழ்நிலையில் சிதறியிருக்கும் துகள்கள் ஒரு குறிப்பிட்ட மின் சுமைகளைத்தான் தாங்கியிருக்கின்றன. பொதுவாகக் கூழ்நிலையில் உள்ள உலோக ஆக்சைடுகள், உலோக ஹைட்ராக்சைடுகள், நேர்மின் சுமைகளைத் தாங்கியும், உலோகங்கள், உலோக சல்பைடுகள், பிசின்கள் முதலியவை எதிர்மின் சுமைகளைத் தாங்கியும் காணப்படுகின்றன.

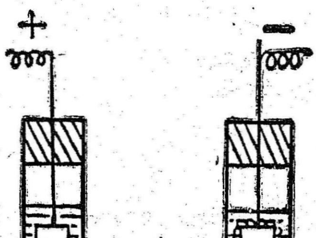
i. மின் முனைக் கவர்ச்சி (Electrophoresis)

ஒரு மின்பகு பொருள் கரைந்துள்ள ஓர் உண்மைக் கரைசலை *U* வடிவமுள்ள குழலில் எடுத்துக்கொண்டு இரு வாயிற் புறங்களிலும் மின் முனைகளை படத்தில் காட்டியபடி பொருத்

தவும். மின் முனைகளை மின் கலத்துடன் இணைத்தால், ஊடகத்தில் உள்ள அயனிகள் அவைகளின் தன்மைக்கு ஏற்ப நேர்மின் முனையை அல்லது எதிர்மின் முனையை நோக்கி நகர்கின்றன.

இதே சோதனையைக் கூழ்நிலையிலுள்ள ஆர்சீனியஸ் சல்பைடை U குழலில் எடுத்துக்கொண்டு மின் செலுத்தினால், ஆர்சீனியஸ் சல்பைடு துகள்கள் யாவும் நேர்மின் முனையை நோக்கி நகர்வதைக் காணலாம்.

கூழ்நிலையிலுள்ள ஆர்சீனியஸ் சல்பைடு துகள்கள் எதிர் மின் சுமைகளைத் தாங்கி இருப்பதே இதற்குக் காரணம். இவ்வாறாகக் கூழ்நிலையில் உள்ள எல்லா துகள்களும் ஒரு குறிப்பிட்ட மின் முனையால் மட்டும் கவரப்பட்டு, அம் முனைப் பக்கம் நகரும் தன்மையை **மின் முனைக் கவர்ச்சி** (electrophoresis) என்கிறோம்.



படம் 61.

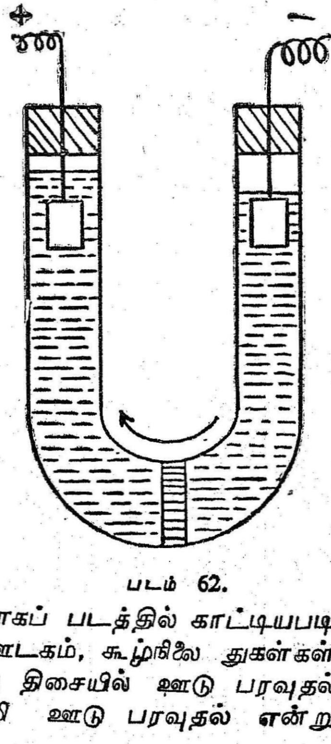
கூழ்நிலையில் உள்ள துகள்கள் எவ்வகை மின் சுமைகளைத் தாங்கி உள்ளன என்பதை அறிய அவைகள் யாவும் எந்த மின் முனையை நோக்கிச் செல்கின்றன என்று சோதனை செய்து தெரிந்து கொள்ளலாம்.

கூழ்நிலையில் உள்ள எல்லா துகள்களும் ஒரே இனத்தைச் சேர்ந்த மின் சுமைகளைத் தாங்கி இருப்பதால் கூழ்நிலை நிலைத்திருக்கிறது.

ii. மின்வழி ஊடு பரவுதல் (Electro-osmosis)

கூழ்நிலையிலுள்ள துகள்கள் ஒரே மாதிரியான மின் சுமையைப் பெற்றிருக்கும் காரணத்தால் குறிப்பிட்ட மின் முனையை நோக்கிச் செல்கின்றன. இந்தத் துகள்களை மின் முனையை நோக்கிச் செல்லாமல் தடுத்தால் பிரிகை ஊடகம் அதற்கு நேர் எதிர்த் திசையில் செல்லும்.

ஒரு U வடிவக் குழாயை எடுத்துக்கொண்டு அதன் இரு பக்கங்களுக்கும் இடையிலுள்ள பாகத்தில் ஒரு துளை மலிந்த விதானம் (porus diaphram) ஒன்றைப் படத்தில் காட்டியபடி பொருத்த வேண்டும். விதானத்தின் ஒரு புறம் நீரில் பரவியிருக்கும் ஆர்சீனியஸ் சல்ஃபைடு கூழும், மறுபுறம் நீரும், படத்தில் காட்டியபடி ஒரே மட்டத்தில் இருக்கும்படி எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். மின்முனைகளை U வடிவக் குழாயின் இரு பக்கங்களிலும் பொருத்தி ஆர்சீனியஸ் சல்ஃபைடு இருக்கும் பக்கம் எதிர்மின் முனையும் நீருள்ள பக்கம் நேர்மின் முனையும் இருக்கும்படி மின் இணைப்பு செய்யவேண்டும்.



படம் 62.

ஆர்சீனியஸ் சல்ஃபைடு நேர்மின் முனைக்குச் செல்ல முடியாதபடி விதானம் தடுத்துவிடுவதால் மறு பக்கத்திலுள்ள நீர் எதிர் மின் முனையை நோக்கி விதானம் வழியாகப் படத்தில் காட்டியபடி செல்கின்றது. இவ்வாறாக பிரிகை ஊடகம், கூழ்நிலை துகள்கள் இயங்கவேண்டிய திசைக்கு எதிர்த் திசையில் ஊடு பரவுதல் முறையில் இயங்குவதற்கு மின்வழி ஊடு பரவுதல் என்று பெயர்.

கூழ்களின் வகைகள்

கூழ்நிலையில் ஒரு பொருளின் துகள்கள் மற்றொரு ஊடகத்தில் பரவி இருத்தலால் கூழ்கள் யாவும் பல படித்தான நிலையில் உள்ளவை. பிரிகை நிலையிலுள்ள பொருள், திண்மம் நீர்மம், வாயுநிலைகளில் இருக்கமுடியும். அதுபோலவே பிரிகை ஊடகமும், திண்மம், நீர்மம், வாயுநிலைகளில் இருக்கமுடியும். ஆகவே பிரிகை பொருளின் நிலையையும், பிரிகை ஊடகத்தின் நிலையையும் கருத்தில்கொண்டு கூழ்களைப் பல வகைகளாகப் பிரிக்கலாம். அட்டவணையில் கூழ்களின் வகைகளும் அவற்றின் சிறப்புப் பெயர்களும் அவைகளுக்கான எடுத்துக்காட்டுகளும் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

எண்	பிரிகை பொருளின் பௌதிக நிலை	பிரிகை ஊடகத்தின் பௌதிக நிலை	கூழ் வகையில் சிறப்புப் பெயர்	எடுத்துக் காட்டு
1	திண்மம்	திண்மம்	திண்மக் கூழ்	நிறமுள்ள வைரம்
2	திண்மம்	நீர்மம்	கரைசால் (Sol)	தங்க துகள்கள் நீரில் கூழ்நிலையில் இருத்தல்
3	திண்மம்	வாயு	வாயு கரைசால் (Aerosol)	புகை
4	நீர்மம்	திண்மம்	களி (Gel)	சிலிசிக் அமிலக் களி
5	நீர்மம்	நீர்மம்	பால்மம் (Emulsion)	பால்
6	நீர்மம்	வாயு	வாயு கரைசால்	பனி
7	வாயு	திண்மம்	திண்ம நுரை	பியூமிஸ் கல்
8	வாயு	நீர்மம்	நுரை (Foom)	சோப்பு நுரை

வாயுக்கள் ஒன்றுடன் ஒன்று கலக்கும்பொழுது ஒரு படித்தான நிலைமையாய்த்தான் இருக்கும். ஆகவே ஒரு வாயுப் பிரிகைப் பொருள் ஒரு வாயுப் பிரிகை ஊடகத்தில் பரவியிருந்தால் கூழ்நிலை அடையமுடியாது என்பது குறிப்பிடத் தக்கதாகும்.

கரைசால்கள் (Sols)

'ஒரு திண்மப் பொருள், நீர்மத்தில் கூழ்நிலையில் பரவியிருந்தால் அதற்குக் கரைசால்' என்று பெயர். கரைசால்கள் தயாரிக்கும் முறைகளையும் அதன் பொதுக் குணங்களையும் அறிந்தோம். 'கரைசால்களைக் **கரைப்பான் விரும்பும் கரைசால்கள்** (Lyophillic

sols) என்றும், **கரைப்பான் வெறுக்கும் கரைசால்கள் (Lyophobic sols)'** என்றும் இரு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம்.

பிரிகை ஊடகம் நீராக இருப்பின் இவ் வகைகளை **நீர் விரும்பும் கரைசால் (hydrophillic sol). நீர் வெறுக்கும் கரைசால் (hydrophobic sol)** என்றும் கூறலாம்.

கரைப்பான் விரும்பும் கரைசால்

மாவுப் பொருள்கள் (starch), புரதப் பொருள்கள் (proteins) பிசின் (gum) முதலிய பொருள்கள் இவ்வினத்தைச் சேர்ந்தவை. இவைகளை எளிதில் கூழ்நிலையில் பெறமுடியும். கூழ்நிலையிலுள்ள கரைசால், தொங்கல் நிலையை அடைந்தாலும், திரும்பவும் எளிதில் கூழ்நிலைக்குக் கொண்டுவர முடியும். கரைசாலின் அடர்த்தி, புறப்பரப்பின் இழுவிசை முதலியவைகள் பிரிகை ஊடகத்தின் மதிப்புகளிலிருந்து அதிகமாக இருக்கும்.

இவ் வகைக் கரைசாலில் துகள்களின் பரிமாணம் அதிகமாக இருக்கும். பொதுவாக இந்தத் துகள்கள் பிரிகை ஊடகத்தின் மூலக்கூறுகளால் சூழப்பட்டும் இருக்கும். இக் காரணம் பற்றி கரைசால்களின் பாகுத்தன்மை (viscosity) அதிகமாக இருக்கின்றன. இக் கரைசால்களில் டின்டல் விளைவு தெளிவாக இருப்பதில்லை.

கரைப்பான் வெறுக்கும் கரைசால்கள்

பெரும்பாலான கரிமப் பொருள்கள் கரைசால்களாக விளங்கும் பொழுது இவ்வகையைச் சார்ந்தவைகளாகவே யுள்ளன. இவ் வகைக் கரைசால்கள் பொதுவாக நிலையற்றவை. எளிதில் திரிதல் அடைந்து வீழ்படிவாக மாறிவிடும். இந்தக் கரைசால்களின் அடர்த்தி, புறப்பரப்பின் இழுவிசை, பாகுத்தன்மை முதலியவைகள் பிரிகை ஊடகத்தின் மதிப்புகளிலிருந்து மாறுபடுவதில்லை. இவற்றின் ஒளிசார் பண்புகளும், மின்சார் பண்புகளும் தெளிவாக இருக்கின்றன.

திரிதல் (Co-agulation)

'கரைசாலிலுள்ள துகள்கள் ஒன்று திரண்டு வீழ்படிவாக மாறுவதற்குத் திரிதல்' என்று பெயர். கரைசால் நிலைத்திருப்பதற்கு, ப்ரௌனியன் இயக்கமும், துகள்கள் ஒரே மாதிரியான மின் சுமைகளைப் பெற்றிருப்பதும் முக்கிய காரணங்களாகும்.

துகள்கள் தாங்கியிருக்கும் மின்சுமைகளை நடுநிலையாக்கு வதன் மூலம் துகள்களின் மின்சார் பண்புகளை இழக்கும்படிச் செய்யலாம். மின் சுமைகளை இழந்த துகள்கள் இங்கும் அங்கும் உந்தப்படும்பொழுது 'அவைகள் ஒன்றுகூடி இணைய வாய்ப்புகள் உண்டாகின்றன. துகள்களின் பரிமாணம் அதிக மாகி தொங்கல் நிலையை அடைந்து, பின் அது வீழ்படிவாகவும் மாறுகின்றது.

கரைப்பான் வெறுக்கும் கரைசால்களை, மின்பகு பொருள்கள் கரைந்துள்ள கரைசால்களுடன் கலப்பதன் மூலம் திரிதல் அடையச் செய்யலாம். மின்பகு பொருள்களிலிருந்து கிடைக்கும் அயனிகள், கரைசால்களின் துகள்கள் தாங்கியுள்ள மின் சுமைகளும் அயனிகள் தாங்கியுள்ள மின்சுமைகளும் சமன்படுத் தப்பட்டுத் துகள்கள் மின்சார் பண்புகளை இழக்கின்றன. இவ்வாறு ஒரு கரைசாலை வீழ்படிவாகத் திரட்டும் பொருளுக்குத் **திரிக்கும் பொருள்** (co-agulent) என்று பெயர்.

மின்பகு பொருள்களின் திரிக்கும் திறன் அப் பொருளி லிருந்து உண்டாகும் அயனிகளின் இணைதிறனைப் பொருத்து இருக்கும். சில நேர் மின் அயனிகளின் திரிக்கும் திறனைப் பின் வருமாறு வரிசைப்படுத்தலாம்.

$$Al^{+++} > Mg^{++} > Na^{+}$$

இவ்வாறே சில எதிர் மின் அயனிகளின் திரிக்கும் திறனையும் வரிசைப்படுத்தலாம்.

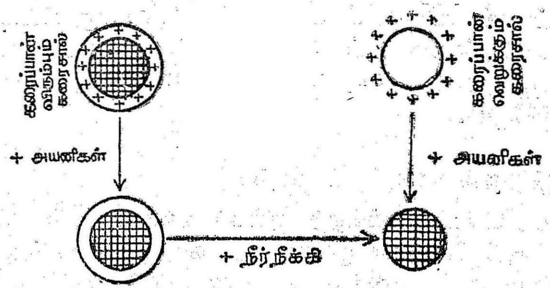
$$PO_4^{---} > SO_4^{--} > Cl^{-}$$

படிகாரம் (alum) என்று அழைக்கப்படும், ஒரு கூட்டுப் பொருள் திரிக்கும் பொருளாக உபயோகப்படுகின்றது. படிகாரம் $[K_2SO_4\ Al_2(SO_4)_3\ 24\ H_2O]$ மிகுந்த இணைதிறன் பொருந்திய நேர்மின் அயனிகளையும் $[2K^+\ 2Al^{+++}]$, எதிர்மின் அயனி களையும் $(4\ SO_4^{--})$ எளிதில் தருகின்றது. இவ்வயனிகள் கரைசாலின் மின்சார் பண்புகளை எளிதில் இழக்கச்செய்கின்றன.

ஒரு கரைசாலின் துகள்கள் நேர்மின் சுமைகளைத் தாங்கி யிருப்பின் அந்தக் கரைசாலுடன் எதிர்மின் சுமைகளைத் தாங்கி யுள்ள கரைசாலைக் கலப்பதன் மூலம் இரு கரைசால்களையும் திரியச் செய்யலாம். ஆர்சீனியஸ் சல்ஃபைடு கரைசலையும் (—) ஃபெரிக் ஹைட்ராக்சைடு கரைசாலையும் (+) தகுந்த விகிதத்தில்

கலந்தால் இரண்டு கரைசால்களும் திரிதல் அடைந்து வீழ் படிவாக மாறுகின்றன.

கரைப்பான் விரும்பும் கரைசால்களின் துகள்களைச் சுற்றிலும், பிரிகை ஊடகத்தின் மூலக்கூறுகள் சூழப்பட்டிருக்கும். திரிக்கும் பொருளின் கரைசலை இவ் வகைக் கரைசாலுடன் கலந்தவுடன் திரிதல் ஏற்படுவதில்லை. மின் சுமைகளைத் தாங்கியுள்ள கரைசால்களின் துகள்களும் எளிதில் வினை புரிய முடியாமல், துகள்களைச் சுற்றியுள்ள மூலக்கூறுகள் தடுப்பதே இதற்குக் காரணமாகும்.



படம் 63.

இவ் வகைக் கரைசால்களைத் திரியச் செய்ய, துகள்களைச் சூழ்ந்துள்ள மூலக்கூறுகளையும், துகள்களின் மின் சுமைகளையும் நீக்க வேண்டும். நீர், பிரிகை ஊடகமாக உள்ள கரைப்பான் விரும்பும் கரைசால்களைத் திரியச்செய்ய சிறிதளவு ஆல்கஹால் அல்லது அசிடோனைக் கலந்து, பின்பு மின்பகு பொருள்களின் கரைசலைக் கலக்க வேண்டும். ஆல்கஹால் அல்லது அசிடோன் நீர் நீக்கம் செய்யும் பண்பு பெற்றிருப்பதால் கரைசால் துகள்களைச் சுற்றியுள்ள நீர் மூலக்கூறுகள், எளிதில் முதலில் நீக்கம் செய்யப்படுகின்றன. இக் கருத்தை மேலே கொடுக்கப்பட்டுள்ள பண்பறி படம் மூலம் எளிதில் அறியலாம்.

கரைசாலைத் திரிதலிலிருந்து பாதுகாத்தல்

ஒரு கரைப்பான் வெறுக்கும் கரைசாலுடன் சிறிதளவு கரைப்பான் விரும்பும் கரைசாலைக் கலப்பதனால், கரைப்பான் வெறுக்கும் கரைசாலைத் திரிதலிலிருந்து பாதுகாக்க முடியும். சிறிதளவு ஜெலாட்டின் அல்லது ஆல்பமென் அல்லது பிசின் கரைசாலை, ஒரு கரைப்பான் வெறுக்கும் கரைசாலுடன் கலந்தால், எளிதில் திரிதல் அடைவதில்லை. இப்படிக் கலக்கப்

பட்ட கரைப்பான் விரும்பும் கரைசாலை, **பாதுகாக்கும் கரைசால்** (protective sol) என்றும், திரிதல் அடையாமல் இருக்கும் கரைசாலைப் **பாதுகாக்கப்பட்ட கரைசால்** (protected sol) என்றும் அழைப்பர்.

பாதுகாக்கும் கரைசால்களின் துகள்கள், பாதுகாக்கப்படும் கரைசால் துகள்களின் மேற்பரப்பில், மின்புலத் திறனால் அல்லது வேதி நாட்டத்தால் கவரப்படுவதால், கரைப்பான் வெறுக்கும் கரைசால், கரைப்பான் விரும்பும் கரைசாலின் பண்புகளைப் பெறுகின்றது.

கரைப்பான் விரும்பும் கரைசால்களின் பாதுகாப்புத் திறன் கரைசாலின் தன்மையைப் பொருத்துள்ளது. கரைசால்களின் பாதுகாப்புத் திறனை, **கூழ் காப்புத் திறன் எண்** என்னும் அலகில் குறிப்பிடுகிறோம்.

கூழ் காப்புத் திறன் எண் (Gold number)

10 கன. செ.மீ. செந்நிறத் தங்கக் கரைசாலுடன் 10% செறிவுள்ள 1 க.செ.மீ. சோடியம் குளோரைடு கரைசலைக் கலக்கும்பொழுது ஏற்படும் திரிதலைத் தடுக்க எத்தனை மிலிகிராம் பாதுகாப்புக் கரைசால் தேவையோ அந்த எண்ணிக்கையே அந்த பாதுகாப்புக் கரைசாலின் காப்புத் திறன் எண் என்று அழைக்கப்படும்.

ஜெலாட்டினின் காப்புத்திறன் எண் 0·005. அதாவது 0·005 மிலிகிராம் ஜிலட்டினை 10 க.செ.மீ. செந்நிறத் தங்கக் கரைசாலில் கலந்த பிறகு அந்தக் கரைசாலுடன் 1. க.செ.மீ. 10% சோடியம் குளோரைடு கரைசலை ஊற்றினால் திரிதல் ஏற்படாது என்பதாகும்.

சில கரைசால்களின் காப்புத்திறன் எண்களைக் கீழேயுள்ள அட்டவணையில் காண்க.

கரைப்பான் விரும்பும் கரைசால்	காப்புத்திறன் எண்
ஜெலாட்டின்	0·005
ஆல்பமென்	0·10
அரபிக் பிசின்	0·15
உருளைக் கிழங்கு மாவு	0·25

எந்தக் கரைசாலுக்குக் காப்புத்திறன் எண்ணின் மதிப்பு குறைவாக உள்ளதோ அதுவே திரிதலைத் தடுக்கும் சக்தி அதிகம் பெற்றுள்ளது என்பது காப்புத் திறனின் வரையறையிலிருந்து அறியலாம்.

கூழ் கரைசலாக்கல் (Peptisation)

கரைசால்களைத் திரிதல் செய்து தொங்கல் நிலைக்குக் கொண்டு வருவது போல, தொங்கல் நிலையிலிருக்கும் சில கரைசல்களை, கரைசால் நிலைக்குக் கொண்டுவர முடியும். புதிதாக வீழ்படிவு செய்யப்பட்ட ஃபெர்ரிக் குளோரைடு கரைசலைக் கலந்தால் ஃபெர்ரிக் ஹைட்ராக்சைடு கரைசால் கிடைக்கின்றது.

'தொங்கல் நிலையிலுள்ள ஒரு கரைசலை, கரைசாலாக மாற்றுவது கூழ் கரைசலாக்கல்' எனப்படும். இம் முறையிலும் கரைசால்களைத் தயாரிக்கலாம். இந் நிகழ்ச்சி ஏற்பட உதவும் சேர்மத்தைக் **'கூழ் கரைசலாக்கும் பொருள்'** (Peptising agent) என்றும் கூறுவது உண்டு. கூழ் கரைசலாக்கல், திரிதலுக்கு, நேர் எதிர் நிகழ்ச்சி யென்று கருத வேண்டும். கரைசலாக்கல் நிகழவும், மின்பகு பொருள்களே உபயோகப்படுகின்றன என்பது குறிப்பிடத் தக்கதாகும்.

களிகள் (Gels)

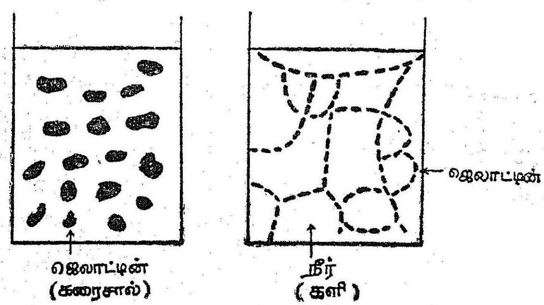
நீர்மம் பிரிகை நிலைப் பொருளாகவும், திண்மம் பிரிகை ஊடக மாகவும் உள்ள கூழ் பொருளுக்கு களி எனப் பெயர். கரைப்பான் விரும்பும் கரைசாலை சில சூழ்நிலைகளில் களிப்பொருளாக மாற்றலாம். களிக்குக் கட்டிக் கூழ் என மற்றொரு பெயருமுண்டு.

5% ஜெலாட்டின் கரைசலைக் காய்ச்சி, பின் குளிரச் செய்தால், களி கிடைக்கின்றது. ஜெலாட்டினை நீரில் கரைக்கும்பொழுது, ஒரு கரைசால் கிடைக்கின்றது. இக் கரைசாலின் பிரிகை நிலைப் பொருளாக விளங்கும் ஜெலாட்டினின் துகள்கள், ஒன்றுடன் ஒன்று இணைந்து தேன்கூடு போன்றதோர் அமைப்பை அடைகின்றது. இத் திண்மவலை அமைப்பின் இடைவெளிகளில் நீர் உள்ளடங்கி களி உருவாகின்றது

களிகளின் பண்புகளுக்கேற்ப **மீள் தன்மையுள்ள களி** (elastic-gel) என்றும், **மீள்தன்மையற்ற களி** (non elastic gel) என்றும் இரு பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம்.

மீள் தன்மையுள்ள களியினின்றும் நீர்மத்தை வற்றச் செய்தால், அது நீர்மத்தை இழந்து திண்மம் மட்டுமே மிகுதியாக இருக்கும். இதனுடன் மீண்டும் நீர்மத்தைக் கலந்தால், மீண்டும் களியைப் பெறலாம். ஜெலாட்டினிலிருந்து பெறப்படும் களி இவ் வகையைச் சார்ந்ததாகும்.

மீள் தன்மையற்ற களியிலிருந்து நீர்மத்தை நீக்கி வெளி யேற்றிவிட்டால், திண்மப் பொருள் பொடியாகி துகள்களாக மாறிவிடுகின்றன. இத்துடன் மீண்டும் நீர்மத்தைச் சேர்த்தால், அது களியாக மாறுவதில்லை. சிசிலிக் அமிலக் களி இவ் வகையைச் சார்ந்ததாகும்.



படம் 64.

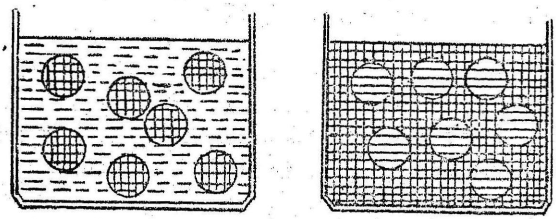
மீள் தன்மையுள்ள களி நீர்மத்துடன் தொடர்பு கொள்ளும் பொழுது, அதிக அளவு நீர்மத்தை உறிஞ்சி அதன் பருமனளவில் அதிகரிக்கும். இப் பண்பிற்கு நீர் உறிஞ்சும் தன்மை (inbibition) அல்லது உப்புதல் (swelling) எனப் பெயர். இதற்கு மாறாக இவ் வகைக் களியை சிறிது காலம் நீர்மத்திலிருந்து பிரித்து வைத்திருந்தால், தன்னுள் அடக்கியுள்ள நீர்மத்தை இழந்து, பருமனளவில் சுருங்கும். இந்நிகழ்ச்சிக்கு **அழுதல்** (weeping) எனப் பெயர்.

பால்மங்கள் (Emulsions)

பிரிகை பொருளும், பிரிகை ஊடகமும், நீர்மங்களாக இருந்து, அந்நிலை கூழ்நிலையாக இருப்பின், அதை பால்மம் என் கிறோம். பாலில், நீர்ம நிலையிலுள்ள ஒருவகைக் கொழுப்புப் பொருள், சிறு துகள்களாகப் பிரிகையடைந்து நீரில் பரவி யுள்ளது. பால்மங்களில் பரவியிருக்கும், பிரிகைப் பொருளின் துகள்கள் கரைசாலில் காணப்படும் துகள்களின் பரிமாணத்தை

விட அதிகமாக உள்ளன. ஆனபோதிலும் தொங்கல் நிலையிலுள்ள துகள்களைவிட அவை சிறியவைகளே.

பால்மங்கள் பொதுவாக எண்ணெய் இனத்தைச் சேர்ந்த நீர்மமும் நீரும் கலந்துள்ளதாக இருக்கும். பால்மங்களை நீரில் எண்ணெய் (oil on water) என்றும் எண்ணெயில் நீர் (water in oil) என்றும் இரு பெரும் பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். இவ்விரு வகைகளிலும் பிரிகை ஊடகம் முறையே நீரும், எண்ணெயுமாக இருக்கும்.



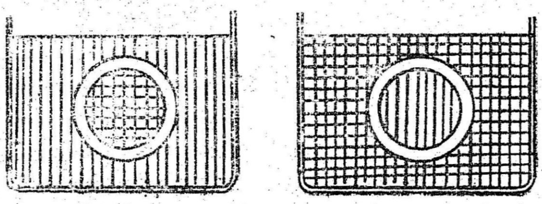
படம் 65.

பிரிகை ஊடகம் தன்னினப் பொருளுடன் எளிதில் ஒரு படித்தான நிலைமை ஏற்படுத்தும் காரணத்தால், பால்மம் எந்த வகையைச் சேர்ந்தது என்பதை வெகு எளிதில் ஒரு சோதனையால் அறியலாம். பால்மத்தை இரண்டு சிறிய கண்ணாடி முகவைகளில் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். ஒரு முகவையில் நீரும் மற்றொரு முகவையில் பால்மத்திலுள்ள எண்ணெயையும் சில துளிகள் கலக்க வேண்டும். நீரில் எண்ணெய் வகைப் பால்மமாக இருந்தால் நீர் ஊற்றின முகவையில் நீரையும், பால்மத்தையும், வேறுபடுத்தும் புறப்பரப்பைக் காண முடியாது. எண்ணெயில் நீர் வகைப் பால்மமாக இருந்தால், எண்ணெய் ஊற்றின முகவையில் எண்ணெயையும், பால்மத்தையும் வேறுபடுத்தும் புறப்பரப்பைக் காண முடியாது.

மருந்துகளாக உபயோகப்படுத்தப்படும் காட்மீன் எண்ணெய், டர்பென்டைன் எண்ணெய் முதலியவற்றில், நீர்த்துளிகள் எண்ணெயில் துகள்களாகப் பரவியுள்ளன. இவை எண்ணெயில் நீர், பால்ம வகைகளைச் சார்ந்தவைகளாகும். நைட்ரோ பென்சின், ரோஜா புஷ்பத்தின் சாரம், முதலிய கரிமப் பொருள்களை நீராவியால் காய்ச்சி வடித்தல் முறையில் பிரித்து எடுக்கும்பொழுது கிடைக்கும் பால்மங்கள், எண்ணெயில் நீர்

ஒன்றுடன் மற்றொன்று கலக்காத இரண்டு நீர்மங்களை, நன்கு குலுக்கி எளிதில் பால்மங்களை அடையலாம். ஆனால் இத்தகைய பால்மங்கள் நிலைத்திருப்பதில்லை. பால்மங்கள் நிலைத்திருக்க, **பால்மம் ஆக்கி** (emulsifier) அல்லது பால்மங்களை **நிலைத்து நிற்க வைக்கும் பொருள்** (stabilising agent) இவைகளில் ஒன்றைப் பால்மம் தயாரிக்கும்பொழுது கலந்தால்தான் ஓரளவு நிலைத்து நிற்கின்றன. பால்மம் ஆக்கியும், பால்மத்தை நிலைத்து நிற்க வைக்கும் பொருள்களும், பிரிகைப் பொருள், பிரிகை ஊடகம், இவற்றின் இடையே ஏற்படும் வேறுபடுத்தும் புறப்பரப்பின் இழுவிசையைப் பாதிக்கின்றன.

மேலும் இப் பொருள்கள் படத்தில் காட்டியபடி பிரிகை நிலைப்பொருளின் துகள்களைச் சுற்றிலும் ஒரு போர்வையாக அமைந்து துகள்கள் எளிதில் ஒன்றாக இணைய முடியாத நிலையை ஏற்படுத்துகின்றன.



படம் 66.

பால்மங்களிலுள்ள நீர்மங்களை தனித்தனியே பிரிப்பதற்கு பால்மம் அழித்தல் (demulsification) என்று பெயர். பால்மம் அழித்தல் நிகழ்ச்சி, பால்மத்தைச் சூடு செய்தல் சுழற்சியினால் நீர்மங்களைப் பிரித்தெடுத்தல் (centrifugal method) போன்ற பௌதிக முறைகளாலும், அமிலம், காரம், மின்பகு பொருள் கொண்ட கரைசல்கள் முதலிய பொருள்களுடன் வினை புரியும் படிச் செய்து, வேதி முறைகளாலும் எளிதில் நிகழும்படிச் செய்யலாம்.

டானன் சவ்வுச் சமநிலை (Donnan membrane equilibrium)

கரைப்பான் விரும்பும் கரைசால்களில் பெரும்பாலனவை, மிக்க அதிக மூலக்கூறெடையுள்ள பிரிகைநிலைப் பொருள்களைப் பெற்றுள்ளன. இவற்றின் மூலக்கூறெடைகளை அவற்றின் தொகைசார் பண்புகளைக் காட்டிலும், ஊடு பரவலழுத்தத்தை எளிதில் அளக்கக்கூடுமாதலால், கூழ்களின் ஊடு பரவலழுத்தத்தைக் கண்டறிவதன் மூலம், அவற்றின் மூலக்கூறெடைகள் கணக்கிடப்படுகின்றன.

கூழ்களின் ஊடு பரவலழுத்தத்தைக் கண்டறியும் சோதனையில், கரைசலில் அயனிகள் இருப்பின், **சவ்வின் இரு பக்கங்களுக்குமிடையில் உள்ள அயனிகளுக்குள் ஒரு சமநிலை தோன்றும். இதனையே டானன் சவ்வுச் சமநிலை என அழைக்கின்றோம்.**

எடுத்துக்காட்டாக சோடியம் குளோரைடு என்ற மின் பகுளிப் (electrolyte) பொருளும், காங்கோ சிவப்பு என்ற கூழ்ம மின்பகுளிப் பொருளையும் (colloidal electrolyte) உள்ள கரைசலை எடுத்துக்கொள்ளுவோம்.

சோடியம் குளோரைடு ஒரு சிறந்த மின்பகுளிப் பொருளாகையால் இது கரைசலில் முற்றுமாக பிரிகையடைந்து சோடியம் அயனிகளாகவும் (Na^+) குளோரைடு அயனிகளாகவும் (Cl^-) இருக்கின்றது. காங்கோ சிவப்பு எனும் கூழும் மின்பகுளிப் பொருள், ஒரு கரிம அமிலத்தின் சோடியம் உப்பு ஆகும். எனவே இதனை NaR (R^- கரிம அமில தொகுதியைக் குறிக்கும் குறியீடு) எனக் குறிப்பிடலாம். இச் சேர்மம் கரைசலில் பிரிகையடைந்து சோடியம் அயனிகளாகவும் (Na^+) கரிம அமில அயனிகளாகவும் (R^-) இருக்கும்.

A, *B* என்ற இரு அறைகளையும் ஒரு சவ்வு பிரிப்பதாகவும், *A* அறையில் சோடியம் குளோரைடு கரைசல் உள்ளதாகவும், *B* அறையில் காங்கோ சிவப்பு கரைசல் உள்ளதாகவும் கொள்வோம். இரு அறைகளிலுமுள்ள கரைசலும், கரைசாலும் பருமன் அளவில் சமமாயுள்ளதென்றும், மிக்க நீர்த்த நிலையில் உள்ளதாகவும் கொள்வோம்.

சோடியம் குளோரைடு கரைசலின் துவக்கச் செறிவு *a* என்றும், காங்கோ சிவப்பின் துவக்கச் செறிவு *b* எனவும் கொண்டால் அவற்றிலிருந்து பெறப்படும் அயனிகளின் செறிவும் முறையே *a*, *b* ஆகவே இருக்கும்.

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

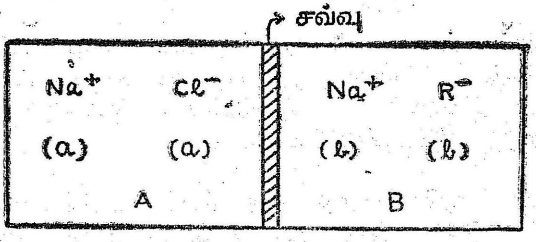
செறிவு $a \qquad a \qquad a$

$$NaR \longrightarrow Na^+ + R^-$$

செறிவு $b \qquad b \qquad b$

ஆரம்ப நிலையில் இரு அறைகளிலுமுள்ள அயனிகளின் செறிவு நிலைகளைக் கீழ்க்கண்ட படத்தின் மூலம் அறியலாம்.

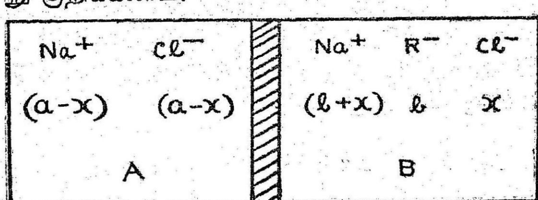
ஆரம்ப நிலையில் சவ்வின் இரு பக்கங்களிலுமுள்ள அயனிகளின் செறிவு வேறுபட்டிருந்தால், அவைகள் சவ்வின் வழியே ஊடுருவி சமநிலையை அடைகின்றன.



படம் 67.

கரிம அமில அயனியின் மூலக்கூறெடை மிக அதிகமாக உள்ளதால், இந்த அயனி சவ்வின் வழியாக ஊடுருவல் செய்ய முடியாது. மற்ற அயனிகள் மட்டும் ஊடுருவல் அடைவதாகக் கொள்ள வேண்டும். சவ்வுக்கு இருபுறங்களிலுமுள்ள கரைசல்களில் மின் நடுநிலை நிலவுமாகையால், ஒவ்வொரு பக்கத்திலுமுள்ள நேர் அயனிகளின் அடர்வும், எதிர் அயனிகளின் அடர்வும் சமமாயிருக்கும்.

x கிராம் சமான எடையுள்ள சோடியம் அயனிகளும், x கிராம் சமான எடையுள்ள குளோரைடு அயனிகளும் *A* அறையிலிருந்து சவ்வின் வழியே ஊடுருவல் அடைந்து *B* அறையை அடைவதாக எடுத்துக்கொள்ளுவோம். இவ்வாறு சமநிலை அடைந்தவுடன், இரு அறைகளிலுமுள்ள அயனிகளின் செறிவைக் கீழ்க் கண்டவாறு குறிக்கலாம்.



படம் 68.

கரைசல்கள் நீர்த்த நிலையிலிருக்குமாதலால், அயனிகளின் கிளர்ச்சி (activity) அளவுகளும் செறிவுகளும் சமமாக இருப்பதாகக் கொள்ளலாம். எனவே சவ்வின் இரு பக்கங்களிலுமுள்ள அயனிகளின் பெருக்கற் பலன் சமமாக இருத்தல் வேண்டும்.

$$(a - x)(a - x) = (b + x)x$$
$$a^2 + x^2 - 2ax = bx + x^2$$
$$a^2 - 2ax = bx$$
$$a^2 = x(b + 2a)$$

எனவே $$\frac{x}{a^2} = \frac{1}{(b + 2a)}$$

இரு புறத்தையும் a-ஆல் பெருக்கினால்

$$\frac{x}{a} = \frac{a}{b + 2a}$$

$\frac{x}{a}$ என்பது சவ்வின் வழியாக ஊடுருவச் சென்ற சோடியம் குளோரைடின் பின்னமாகும்.

மேல்கண்ட சமன்பாட்டின்படி $\frac{x}{a}$ யின் மதிப்பு b-யின் மதிப்பைப் பொருத்தேயிருக்குமென்றாகிறது. அதாவது b-யின் மதிப்புக் குறையுமானால் $\frac{x}{a}$ யின் மதிப்பு அதிகமாகவும், b-யின் மதிப்பு அதிகமானால் $\frac{x}{a}$ யின் மதிப்புக் குறைவாகவும் இருக்கும். இதனையே **கூழ்ம மின் பகுளியின் செறிவு குறைவாக இருப்பின், அதிக அளவு மின் பகுளி ஊடுருவிப் பாயும்** எனவும் கூறலாம்.

கூழ்மப் பொருள்களின் மூலக்கூறெடை எண்களை, ஊடு பரவலழுத்தத்தைக் கொண்டு அளவிடுகையில் அதிக அளவு மின் பகுளியைக் கரைசலில் கலந்தால், டானன் சவ்வுச் சமநிலையின் குறுக்கீட்டை பெருமளவில் விலக்க முடியும்.

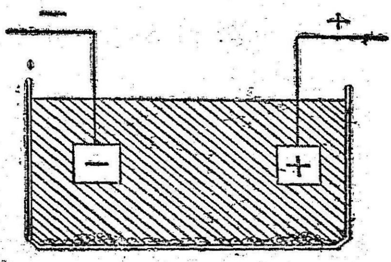
பயன்கள்

கரைசால் கூழ்நிலையிலுள்ள பொருள்கள் மிகச் சிறிய துகள்களாக இருப்பதால் அவற்றின் புறப்பரப்பு அதிகமாகின்றது. புறப்பரப்பிலுள்ள சமனடையா இணைதிறன் பிணைப்புகளும் இக் காரணத்தால் அதிகமாகின்றன. துகள்கள் எளிதில் பிற பொருள்களுடன் **பரப்பு ஊன்றுகை** (adsorption) அடையத்தக்க சூழ்நிலை உருவாகின்றது.

ஊசி மருந்தாக உடம்பினுள் செலுத்தப்படும் பலவகை மருந்துகள், கரைசால்களாக இருந்தால் அவை உடம்பில் எளிதில்

சேர முடிகின்றது. கால்சியம், மாங்கனியம், ஆன்டிமோனம், தங்கம், வெள்ளி முதலிய தனிமங்களைத் தகுந்த முறையில் கரைசால்களாக்கி மருந்துகளாக உபயோகிக்கின்றனர்.

கழிவுச் சாக்கடை நீரில் (sewage) பல கரிம திண்மப் பொருள்கள் கரைசால் நிலையிலுள்ளன. இவற்றைத் திரிதல் முறையில் பிரித்துச் சிறந்த எருப்பொருள்களும், பாசனத்துக்கு வேண்டிய தெளிந்த நீரும் அடையலாம். கழிவு நீரைப் பல பெரிய சிமெண்ட் தொட்டிகளில் தேக்கி, தொட்டியின் இரு புறமும் படத்தில் காட்டியபடி மின் முனைகளைப் பொறுத்து கின்றனர்.



படம் 69.

கரைசாலிலுள்ள துகள்களின் மின்சார் பண்புகளால், அவைகள், மின் முனைகளால் ஈர்க்கப்பட்டு, மின் முனைகளை அடைந்தவுடன் மின் சுமைகளை இழந்து, வீழ்படிவாக மின் முனைகளுக்குக் கீழ் படிகின்றன. இவற்றைப் பிரித்து சிறந்த எருக்களாக உபயோகப்படுத்துகின்றனர். கழிவு நீரிலுள்ள கூழ்கள் திரிதல் அடைந்து கரிம மாசுக்கள் இவ்வாறு அகற்றப் பட்ட பின், அந்த நீரைப் பாசனத்திற்கு உபயோகப்படுத்து கின்றனர்.

ஆற்று நீரைப் பெரிய தொட்டிகளில் தேக்கி, அதில் குறிப்பிட்ட அளவு படிகாரக் கரைசலைச் சேர்க்கிருர்கள். நீரில் கரைசால் நிலையில் உள்ள கனிம, கரிமப் பொருள்கள் வீழ்படிவாக மாறிவிடுகின்றன. இந்த நீரை வடிகட்டி, நகரங்களுக்குக் குடி நீராக வழங்குகிருர்கள்.

தோல் பதனிடுதல், சாயம் தயாரித்தல், புகைப் படம் தயாரித்தல் போன்ற தொழிற்சாலைகளில், கரைசால்களைப் பெரிதும் உபயோகப்படுத்துகின்றனர்.

பால்மம்

மருந்தாக உபயோகப்படும் பலவகை எண்ணெய்ப் பொருள்களை பால்மமாகத்தான் மருத்துவர்கள் கொடுக்கின்றனர். பால்ம நிலையிலுள்ள பொருள்கள் எளிதில் உடம்பின் பல பாகங்களில் உறிஞ்சப்படுகின்றன.

உலோகங்களைச் சுத்தப்படுத்துதல், மெருகு கொடுத்தல் முதலிய தொழில் முறைகளிலும், பால்மங்கள் உபயோகப் படுகின்றன.

விவசாயத் துறையில் உபயோகப்படுத்தப்படும் பல பூச்சிக் கொல்லி மருந்துகள் பால்மங்களாகவே உபயோகப்படுத்தப் படுகின்றன. அன்றுடம் உபயோகப்படும் பலவகை அழகு சாதனங்களும், மருந்து வகைகளும், பூச்சிக் கொல்லிகளும் பால்மங்களாகவேயுள்ளன.

வினாக்கள்

(1) கீழ்க்கண்டவைகளைப் பற்றி விளக்க குறிப்புகள் வரைக:

(அ) நீர் விரும்பும் கரைசால்
(ஆ) நீர் வெறுக்கும் கரைசால்
(இ) கூழ் காப்புத் திறன் எண்

[செ.ப. செப்டம்பர் 60]

(2) சிறு குறிப்பு வரைக :

(அ) ப்ரௌனியன் இயக்கம்
(ஆ) திரிதல்
(இ) பால்மமாக்கல் [செ.ப. ஏப்ரல் 60]

(3) கீழ்க்கண்டவைகள் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகின்றன? அவற்றின் முக்கிய பண்புகள் யாவை?

(அ) தங்கக் கரைசால்
(ஆ) ஆர்சீனியஸ் ஆக்சைடு கரைசால்
(இ) ஜெலாட்டின் கட்டிக் கூழ் [செ.ப. ஏப்ரல் 61]

(4) தகுந்த எடுத்துக் காட்டுகளுடன் கரைப்பான் வெறுக்கும் கரைசால்களையும், கரைப்பான் விரும்பும் கரைசால் களையும் விவரிக்க. கூழ்களின் ஒளிசார் பண்புகளை விவரிக்க.

[செ.ப. ஏப்ரல் 62]

(5) கூழ்கள் தயாரிக்கும் முறைகளையும் தகுந்த எடுத்துக் காட்டுகளுடன் விவரிக்க. கூழ்களின் பொதுவான பண்புகள் யாவை? [செ.ப. ஏப்ரல் 63]

(6) கூழ்நிலை என்றால் என்ன? தொங்கல், கூழ், கரைசல் இவற்றினிடையேயுள்ள ஒற்றுமை வேற்றுமைகளை விவரிக்க.

(7) கூழ்களைத் தயாரிக்கப் பயன்படும் முக்கிய முறைகள் யாவை? தக்க எடுத்துக்காட்டுகளுடன் விவரிக்க.

(8) பிரடிக் பிறை சிதறல் முறையாகவும், திரட்டு முறை யாகவும் எவ்வாறு கொள்ளலாம் என்பதை விவரிக்க.

(9) கூழ்களில் எவ் வகையான மாசுக்கள் காணப் படுகின்றன? இவ் வகை மாசுக்கள் இருக்கக் காரணங்கள் யாவை? மாசுப் பொருள்களை எவ்வாறு நீக்கலாம்?

(10) கூழ்களின் ஒளிசார் பண்புகளை விவரிக்க.

(11) கூழ்களின் மின்சார் பண்புகளை தக்க எடுத்துக் காட்டுகளுடன் விவரிக்க.

(12) ப்ரௌனியம் இயக்கம் எவ்வகைகளில் முக்கியத்துவம் வாய்ந்தது?

(13) கூழ்களின் மூன்று முக்கிய வகைகளை தக்க எடுத்துக் காட்டுகளுடன் விவரிக்க.

(14) கரைசால்களை எவ் வகைகளாகப் பிரிக்கலாம்? இவ்வகைகளின் முக்கிய பண்புகள் யாவை? எடுத்துக் காட்டுகள் தருக.

(15) கரைப்பான் வெறுக்கும் கரைசால்களை எவ்வகையாக திரிதலிலிருந்து தடுக்கலாம்?

(16) கூழ்க் காப்புத் திறன் என்றால் என்ன? எடுத்துக் காட்டுகள் தருக.

(17) பால்மங்கள் என்றால் என்ன? அவற்றை எவ்வாறு வகையீடு செய்யலாம்? தக்க எடுத்துக்காட்டுகளுடன், பால்மங்களைப் பெறும் வழிகளை விவரிக்க.

(18) கூழ்நிலை எக்காரணங்களினால் ஓரளவு நிலைத்திருக்கின்றது?

(19) டானன் சவ்வுச் சமநிலையை விவரிக்க.

(20) கூழ்களின் பயன்கள் யாவை?

(21) கொடுக்கப்பட்டுள்ள பொருள் உண்மைக் கரைசல் நிலையா? கூழ் நிலையா? அல்லது தொங்கல் நிலையா என்று எவ்வாறு ஓர் எளிய சோதனை மூலம் அறியலாம்?

(22) சிறு குறிப்பு வரைக :

(அ) கூழ் கரைசலாக்கல்

(ஆ) திரிதல்

(இ) மின்வழி ஊடு பரவல்

(ஈ) மின் முனைக் கவர்ச்சி

(உ) டின்டல் விளைவு

(ஊ) மின்வழி கூழ் பிரிப்பு முறை.

9. வினைவேக மாற்றம்

(Catalysis)

வேதி வினை நிகழும்போது, வினையின் வேகம், வெப்பநிலை, அழுத்தம், வினைபடு பொருள்களின் செறிவு முதலியவற்றைப் பெரும்பாலும் பொருத்து இருக்கும். சிற்சில சமயங்களில் வேறு ஒரு பொருள் வினை நிகழும் இடத்தில் இருப்பதன் காரணமாக வினையின் வேகம் மாற்றப்படலாம். வேதி வினையில் நேரடியாக ஈடுபடாமல் வினையின் வேகத்தை மட்டும் மாற்றும் பொருளுக்கு **வினைவேக மாற்றி** (catalyst) என்று பெயர்.

வினைவேக மாற்றி பொதுவாக வினையின் வேகத்தை அதிகரிக்கச் செய்யும். சோதனைச் சாலையில் ஆக்ஸிஜன் தயாரிக்கும் முறையை எடுத்துக்கொள்வோம். பொட்டாசியம் குளோரேட் என்ற பொருளுடன், மாங்கனீச டை ஆக்ஸைடு என்ற பொருளை 5 : 1 என்ற விகிதத்தில் கலந்து சிறிதளவு சூடுபடுத்தினால் ஆக்ஸிஜன் கிடைக்கின்றது.

$$2\,KCl\,O_3 \xrightarrow[\Delta]{Mn\,O_2} 2KCl + 3O_2 \uparrow$$

மாங்கனீச டை ஆக்சைடு எவ்வித வேதி மாற்றமும் அடைவதில்லை. பொட்டாசியம் குளோரேட்டை மட்டும் சூடு படுத்தினாலும், அதிக வெப்பநிலையில், மெதுவாகச் சிதைவு அடைந்து ஆக்சிஜனை வெளி விடுகிறது. மாங்கனீச டை ஆக்சைடை **நேர் வினை வேக மாற்றி** (positive catalyst) அல்லது, வினைவேக மாற்றி (catalyst) என்கிறோம். இப்படிப்பட்ட வினைக்கு **வினைவேக மாற்றம்** (catalysis) என்று பெயர்.

சில சமயங்களில் வினை மாற்றி, வினையின் வேகத்தை எதிர் முடுக்கம் (retardation) செய்யலாம். ஹைட்ரஜன் பர் ஆக்சைடு கரைசல் எளிதில் சிதைவு அடையக்கூடிய பொருளாகும்.

$$2\,H_2O_2 \longrightarrow 2\,H_2O + O_2 \uparrow$$

ஹைட்ரஜன் பர் ஆக்சைடு கரைசலில் சிறிதளவு நீர்த்த அமிலம் சேர்க்கப்படுமானால் அதனுடைய சிதைவு வேகம் வெகுவாகக் குறைக்கப்படுகின்றது. இவ்விதம் வேகத்தை எதிர் முடுக்கம் செய்யும் பொருள்களை **எதிர் வினைவேக மாற்றி** (**negative catalyst**) என்கிறோம்.

வினை வேக மாற்றியின் இயல்புகள்

1. வினை வேக மாற்றி நேரிடையாக வேதி மாற்றத்தில் கலந்து கொள்வதில்லை.

தொடக்கத்தில் எடுத்துக்கொண்ட வினை மாற்றியின் எடையும், வினை முடிந்தவுடன் காணப்படும் வினை மாற்றியின் எடையும் சமமாக இருக்கும். வினை மாற்றியின் வேதியத்தன்மை மாறுவதில்லை. ஆனால் வினை மாற்றியின் பௌதிகத் தன்மையில் மாறுதல்கள் ஏற்படலாம்.

ஆக்ஸிஜன் தயாரிக்க உபயோகப்படும் வினை மாற்றியான மாங்கனீச டை ஆக்சைடு முதலில் பெரிய படிகங்களாக இருந்தால் இறுதியில் அது நுண்துகள்களாக மாறுகிறது. அம்மோனியா வாயுவை நைட்ரிக் ஆக்ஸைடாக மாற்றம் செய்யும் வினையில், பிளாட்டின உலோகம், வினைவேக மாற்றியாக பயன்படுகிறது. இந்தப் பிளாட்டின உலோகம் முதலில் வழவழப்பான பரப்பாக இருந்தால் வினை நிகழ்ந்த பிறகு சொர சொரப்பான பரப்பாக மாறிவிடுகிறது.

2. வினைமாற்றி சிறிய அளவிலேயே தேவைப்படுகின்றது.

வினை மாற்றி வேதி வினையில் பங்கு கொள்வது இல்லை யாதலால் சிறிதளவே போதும் என்பது எளிதில் புலனாகின்றது. ஆனால் பல வினைகளில் வினை மாற்றி செயல்படும் வேகம், அதனுடைய அளவையும் ஓரளவு பொறுத்துள்ளது என்பதையும் ஒத்துக் கொள்ள வேண்டும்.

3. வினை மாற்றி எந்த வேதி வினையையும் தொடக்கம் செய்வதில்லை.

சில வேதி வினைகள் மிக மிகத் தாமதமாக நிகழ்வதால், வினை மாற்றம் ஏற்படாதது போல் தோன்றும். வினை

மாற்றி வினையின் வேகத்தை வெகுவாக முடுக்குவதால் வினைகள் தொடக்கம் அடைவது போலவும் தோன்றும்.

அம்மோனியாவும், ஹைட்ரஜன் குளோரைடும் முற்றிலும் உலர்ந்து இருந்தால் அவைகள் கூடி அம்மோனியம் குளோரைடு உண்டாகும் வேகம் மிகக் குறைவாக உள்ளது. சிறிதளவு ஈரப்பசை இருந்தால் கூடுதல் வினையின் வேகம் மிக அதிகமாக உள்ளது. ஈரப்பசை, கூடுதல் வினையைத் தொடக்கியது போலத் தோன்றினாலும் உண்மையில் கூடுதல் நிகழ்ச்சி, புலப்படாத அளவுக்கு மிகக் குறைவாக உள்ளது என்று கருத வேண்டும். ஆகவே மிகத் தாமதமாகச் செயல்பட்டுக்கொண்டிருக்கும் வினையின் வேகத்தை, வினை மாற்றி முடுக்குகின்றது என்பது தற்போது எல்லோராலும் ஒத்துக்கொள்ளப்பட்ட ஒரு கருத்தாகும்.

4. வினை மாற்றி, வினையின் சமநிலை அமைப்பை மாற்றுவதில்லை.

வினை மாற்றி இருந்தாலும் இல்லாவிட்டாலும் வினையினால் விளையும் பொருள்கள் எந்த அளவில் உண்டாகுமோ அதே அளவில்தான் வினை மாற்றியை உபயோகப்படுத்தும்போதும் ஏற்படும். வினை மாற்றி, நேர் வினை, (forward reaction) எதிர் வினை (backward reaction) இரண்டையும் ஒரே விகிதத்தில் முடுக்குவதால் வினை, சம நிலையை எளிதில் அடைகின்றது.

ஆல்கஹாலும், கரிம அமிலமும், நேர் வினையைப் புரியும் போது எஸ்டரும் நீரும் உண்டாகின்றன. எதிர் வினையில் எஸ்டரும் நீரும் வினை புரிந்து ஆல்கஹாலும், கரிம அமிலமும் உண்டாகின்றன.

$$\text{ஆல்கஹால்} + \text{கரிம அமிலம்} \xrightleftharpoons{Hcl} \text{எஸ்டர்} + \text{நீர்}$$

இவ்விரு வினைகளும் நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் முன்னிலையில் முடுக்கப்பட்டு வெகு எளிதில் சம நிலையை அடைகின்றன. வினையின் முடிவில் விளைபடு பொருள்களின் அளவுகள் வினைவேக மாற்றியால் மாறுதல் அடைவதில்லை.

5. வேகமாற்றி ஒரு குறிப்பிட்ட வினைக்கு மட்டும் வேகமாற்றியாக அமைகின்றது.

மாங்கனீசு டை ஆக்சைடு பொட்டாசியம் குளோரேட்டை, சிதைவுபடுத்துவதில் மட்டும் வேகமாற்றியாக பயன்படுகின்றது. இதற்கு வேக மாற்றியின் தனித்தன்மை

என்று கூறலாம். இதே காரணத்தால் வேகமாற்றியை மாற்றும் போது வினைபொருள்கள் மாறுவதையும் காணலாம். எடுத்துக் காட்டாக ஈத்தைல் ஆல்கஹாலின் ஆவி, அலுமினிய ஆக்சைடின் முன்னிலையில் எத்திலின் வாயுவாக மாறுகின்றது.

$$C_2 H_5 OH \xrightarrow[\Delta]{Al_2 O_3} C_2 H_4 + H_2O$$

ஆனால் ஈத்தைல் ஆல்கஹாலின் வாயு துத்தநாக ஆக்சைடு முன்னிலையில் அசிட்டால் டிஹைடாக மாறுகின்றது.

$$C_2 H_5 OH \xrightarrow[\Delta]{ZnO} CH_3 CHO + H_2$$

இம்மாதிரியான தனித்தன்மை, முக்கியமாக **நொதிகள்** (enzymes) எனப்படும் கரிம வினை மாற்றிகளிடம் சிறப்பாகக் காணப்படுகின்றது. சுக்குரோஸ் என்னும் சர்க்கரைப் பொருளும், நீரும், இன்வர்டேஸ் எனப்படும் நொதிப் பொருளின் முன்னிலையில், குளுகோஸ், ஃபுரக்டோஸ் ஆகிய பொருள்களாக மாற்றம் அடைகின்றன. இன்வர்டேஸ், இதைத் தவிர மற்ற மாற்றங்களுக்கு வினைமாற்றியாக அமைவது கிடையாது.

தூண்டிகள் (Promoters)

சில சமயங்களில் இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட வினைவேக மாற்றியின் கலவை, வினையை அதிக முடுக்கம் செய்கின்றது. துத்தநாக ஆக்சைடு, குரோமிய ஆக்சைடு கலவை முன்னிலையில் கார்ஃபன் மோனாக்சைடையும், ஹைட்ரஜனை யும், கூடுகை செய்து மீத்தைல் ஆல்கஹாலை எளிதில் பெறலாம்.

$$CO + 2 H_2 \xrightarrow[Cr_2 O_3]{Zn O} CH_3 OH$$

இப்படிப்பட்ட கலவை வேக மாற்றிக் கலவை (mixed catalysts) என்று அழைக்கப்படும்.

தொழில் துறையில் பல வேகமாற்றிக்கலவைகள் உபயோகப் படுத்தப்படுகின்றன. வேக மாற்றும் தன்மை சிறிதும் இல்லாத பொருள்கள், சில சமயங்களில் வினைமாற்றியின் இயக்கத்தை அதிகப்படுத்தும். இப்படிப்பட்ட பொருள்கள் **தூண்டிகள்**

(promoters) என அழைக்கப் படுகின்றன. **தூண்டிகள் வினை வேக மாற்றியின் வேகமாற்றிகள்** எனவும் கொள்ளலாம்.

நைட்ரஜனும், ஹைடரட்ஜனும் இரும்பின் முன்னிலையில், வினை புரிந்து அம்மோனியா வாயுவாக மாறுகின்றன. இம் முறையில் சிறிதளவு பொட்டாசியம் ஆக்சைடு, அலுமினிய ஆக்சைடு, கலவையை வினைமாற்றியான இரும்புடன் சேர்த்தால் வினையின் வேகம் மிக அதிகமாக முடுக்கப்படுகின்றது.

$$N_2 + 3H_2 \xrightarrow[(K_2O + Al_2O_3)]{Fe} 2\,NH_3$$

தாவர எண்ணெய்களை ஹைட்ரஜனேற்றம் செய்யும் முறையில் நிக்கல் துகள்கள் வேகமாற்றியாகப் பயன்படுகின்றன. நிக்கல் துகள்களுடன் சிறதளவு, செப்பு உலோகத்துகள்களைக் கலப்பதன் மூலம் நிக்கலின் வேக மாற்றும் தன்மை அதிகமாக்கப் படுகின்றது.

$$\text{தாவர எண்ணெய்} + \text{ஹைட்ரஜன்} \xrightarrow[(Cu)]{Ni} \text{தாவர நெய்.}$$

தூண்டிகள், வினை வேக மாற்றியின் புறப்பரப்பிலுள்ள கிளர்வு பெற்ற மையங்களின் எண்ணிக்கை, அவைகளின் திறன், ஆகியவற்றை அதிகப்படுத்துகின்றன என ஊகிக்கப் படுகிறது.

வினைவேக மாற்றியின் நச்சு (Catalytic poison)

வினைபடு பொருள்களில் சில நச்சுப் பொருள்கள் கலந்திருப் பின், அவை வினைவேக மாற்றியின் திறனை வெகுவாகக் குறைக்கின்றன. இப்படிப்பட்ட பொருள்களுக்கு வினை வேக மாற்றியின் நச்சுகள் என்று பெயர்.

சல்ஃபர் டை ஆக்சைடும், ஆக்சிஜனும் பிளாட்டினப் பரப்பின் முன்னிலையில் சல்ஃபர் டிரை ஆக்சைடாக எளிதில் மாறுகின்றன. வினைபடு பொருள்களுடன் சிறிதளவு ஆர்சனிக் சேர்மங்கள் கலந்திருப்பின் பிளாட்டினப் பரப்பு, வேகமாற்றத் தன்மையை இழந்து விடுகிறது. இக் காரணம் பற்றியே சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் தயாரிக்கும் ஸ்பரிச முறையில் வினைபடு பொருள்கள் நன்கு சுத்தம் செய்யப்படுகின்றன.

$$2\,SO_2 + O_2 \xrightarrow{Pt} 2\,SO_3$$

எத்திலீன் வாயுவும், ஹைட்ரஜனும், செம்பின் பரப்பில் எளிதில் கூடி ஈத்தேன் உண்டாகின்றது. வினைபடு பொருள்களுடன் சிறிதளவு பாதரச ஆவி கலந்திருப்பின் செப்புப் பரப்பின் வினைவேக மாற்றத் தன்மை மிகவும் குறைக்கப் படுகின்றது.

$$C_2H_4 + H_2 \xrightarrow{Cu} C_2H_6$$

நச்சுகளாக விளங்கும் பொருள்கள் வினைவேக மாற்றியின் கிளர்வுகொள் மையங்களால் கவரப்பட்டு, உறுதியாக ஒட்டிக் கொள்கின்றன. கிளர்வுகொள் மையங்கள் மொத்தப் பரப்பின், ஒரு சின்ன பின்னமாகையால் சிறிதளவு நச்சுப் பொருள் இருந்தாலும் எல்லாக்கிளர்வுகொள் மையங்களும் பாழடைந்து விடுகின்றன. இக் காரணம் பற்றியே வினைபடு பொருள்களின் மூலக் கூறுகள் புறப் பரப்பில் ஓரளவு கவரப் பட்டாலும், அவை கிளர்வுகொள் மையங்களில் இல்லாததால் வினைமாற்றம் அடைவதில்லை.

பொதுவாக உயிரினங்களுக்கு நச்சுகளாக இருக்கும் பல பொருள்கள் வேகமாற்றிகளுக்கும் நச்சுகளாக இருக்கின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, ஆர்சனிக் ஆக்சைடு, ஹைட்ரஜன் சயனைடு, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு முதலியவை குறிப்பிடத்தக்க நச்சுகளாக அமைகின்றன. இப் பொருள்களின் நச்சுக் குணம், அவை எளிதில் கிளர்வுகொள் மையங்களில் ஈர்க்கப்பட்டுச் சாதாரணமாக நிகழக்கூடிய மற்ற நிகழ்ச்சிகளை நடைபெறுமல் தடுப்பதே காரணமாகும்.

நச்சுகளை வேகமாற்றியின் எதிர் முடுக்க வேகமாற்றியென்றும் கூறலாம்.

நச்சுகளைப் பரிசோதனைச் சாலையிலும், தொழிற்சாலைகளிலும்' ஒரு குறிப்பிட்ட வினையை உடன் நிறுத்துவதற்கு உபயோகிக்கிறுர்கள்.

சில பொருள்கள் எதிர் முடுக்க வேகமாற்றிக்கும், நச்சுகளுக்கும் இடை நிலையில் உள்ளன. குளோரஃபாரம் என்னும் பொருள் எளிதில் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்து பாஸ்ஜீன் என்ற மிகக் கொடிய நச்சுப் பொருள் உண்டாகின்றது. இம் மாற்றத்தைத் தடுக்க குளோரஃபாரத்துடன் சிறிதளவு ஆல்கஹால் கலக்கப் படுகிறது.

பென்சால்டிஹைடு வெகு எளிதில் ஆக்சிஜனுடன் கூடிப் பென்சாயிக் அமிலமாக மாறுகின்றது. இந்நிகழ்ச்சியைத் தடுக்கச் சிறிதளவு ஹைட்ரோகுவினோன் என்ற பொருள் சேர்க்கலாம்.

பெட்ரோலை எரி பொருளாக உபயோகப்படுத்தும் அகதகன இன்ஜின்களில் (internal combustion engines) இடித்தல் (knocking) சிற்சில சமயங்களில் உண்டாகின்றது. இதனைத் தடுக்க காரீய டெட்ரா ஈத்தைல் (lead tetra ethyl) என்னும் பொருள் பெட்ரோலுடன் சிறிதளவு கலக்கப்படுகின்றது. வினைகள் பொதுவாகச் சங்கிலித்தொடர் வினைகளாக (chain reactions) இருக்கின்றன. வினைவேக மாற்றத்தைத் தடுக்கும் பொருள், இந்தச் சங்கிலித் தொடர் வினைகளை அறுத்து விடுவதால் தொடர்ந்து வினை எளிதில் நடப்பதில்லை என்று அறியலாம்.

என்சைம்கள் (Enzymes)

உயிர் வேதி மாற்றங்கள் பலவற்றில் என்சைம் என்னும் பொருள் வேக மாற்றியாக உள்ளன. என்சைம்கள் உயிருள்ள பொருள்களில் நடைபெறும் பல உயிர் வேதி மாற்றங்களில் உண்டாகின்றன. இவற்றின் மூலக்கூறுகள் மிகப் பெரியவை. இவைகள் யாவும் கரிமப் பொருள்கள் ஆகும். பெரும்பாலும் இவை புரதப் பொருள்களாக உள்ளன. அமிலேஸ் மாவுப் பொருள்களைச் சர்க்கரைப் பொருளாக மாற்றவும், பெப்சின் புரதப் பொருள்களை எளிய பெப்டோன்களாக மாற்றவும் உதவும் என்சைம்கள் ஆகும். ஈஸ்டில் உள்ள இன்வர்டேஸ் என்ற என்சைம் சுக்ரோசை, குளுகோஸ், ஃபரக்டோஸ் என்ற பொருள்களாக மாற்றுகின்றது. சைமேஸ் என்ற மற்றொரு என்சைம் குளுகோஸை, ஈத்தைல் ஆல்கஹாலாக மாற்ற உதவுகின்றது.

என்சைம்கள் மிக்க தனித்தன்மை பொருந்தியதாக உள்ளன. ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில்தான் இவை வேக மாற்றியாகச் செயல்புரிகின்றன. இவை மிக எளிதில் நச்சுக்களால் பாதிக்கப்படுகின்றன.

தொழிற்துறையில் வேகமாற்றியின் உபயோகங்கள்

பல வேதிப் பொருள்கள், தொழிற்சாலையில் பெருமளவில் செய்யப்படுகின்றன. இவைகளை எளிதில் அதிக அளவில் அடைவதற்கு வினைபடு பொருள்களைத் தகுந்த அழுத்தம், வெப்பநிலை முதலியவற்றில் வினையுறும்படிச் செய்யவேண்டும்.

பொதுவாக வெப்பநிலை அதிகமாக இருந்தால் விணையின் வேகம் அதிகரிக்கும். ஆனால் விணைகளில் வெப்பம் வெளிப் பட்டால் விணையினால் ஏற்படும் பொருள்களின் செறிவு மிகவும் குறைகின்றது. விணையினால் ஏற்படும் பொருள்களின் அளவை மட்டும் கருதினால் வெப்பநிலையை மிகத் தாழ்த்த வேண்டும். அவ்வாறு செய்யும்போது விணையின் வேகம் குறைகின்றது. ஆகவே விணையின் வேகம் சீராக நடைபெறுவதற்காக வெப்ப நிலையை அதிகம் உயர்த்தாமலும், மிகக் குறைவாகத் தாழ்த்தா மலும், இரண்டுக்கும் நடுவிலுள்ள ஒரு பொதுமை வெப்பநிலையில் (optimum temperature) விணை நிகழும் படிச் செய்யவேண்டும்.

இம் மாதிரி விணை நிகழ்ச்சிகளில், விணை மாற்றிகள் உபயோகப்படுத்தப்படுகின்றன. விணைமாற்றி நேர்விணை, எதிர் விணை இரண்டையும் முடுக்குவதால் விணை சமநிலையை எளிதில் அடைகின்றது.

ஸ்பரிச முறையில் சல்ஃபியூரிக் அமிலம் பெருமளவில் செய்யப் படுகையில் விணைபடு பொருள்களான சல்ஃபர் டை ஆக்சைடும், ஆக்சிஜனும் மிகக் கவனமாகத் தூய்மைப் படுத்தப்படுகின்றன. விணைபடு பொருள்கள் கூடும்போது வெப்பம் வெளிவருவதால் பிளாட்டினம் தாங்கிய கல்நார் இருக்கும் அறை பொதுமை வெப்பநிலையில் (450°C) இருக்கும்படிச் செய்யப்படுகின்றது.

$$2\,SO_2 + O_2 \xrightarrow[Pt]{450^\circ C} 2\,SO_3 + Q$$

தற்காலத்தில் பிளாட்டினம் தாங்கிய கல்நாருக்குப் பதிலாக வெனேடியம் பென்ட்டா ஆக்ஸைடு ($V_2\,O_5$) உபயோகப்படுத்தப் படுகிறது. இந்த ஆக்சைடு அவ்வளவாக நச்சுக்களால் பாதிக்கப் படுவதில்லை.

ஹாபர் (Haber) முறையில் அம்மோனியா வாயு தயாரிக்கும் பொழுது ஒரு பங்கு நைட்ரஜனும், மூன்று பங்கு ஹைட்ரஜனும், மிக அதிக அழுத்தத்தில் விணை புரியும் அறைக்கு அனுப்பப் படுகின்றது. அம்மோனியா வாயு உண்டாகும்போது வெப்பம் வெளியிடப்படுவதால் வேகமாற்றியைப் பொதுமை வெப்ப நிலையில் (500°C) இருக்கும்படிச் செய்கிறார்கள்.

$$N_2 + 3\,H_2 \xrightarrow[Fe + (Al_2\,O_3 + K_2\,O)]{200A\ +\ 500^\circ C} 2\,NH_3 + Q$$

அம்மோனியா வாயு ஆக்சிஜனேற்றம் அடையும்போது வெப்பம் வெளியிடப்படுகிறது. ஆகவே தொழில் முறையில் எளிதில் இந்த வினை நிகழ உபயோகப்படுத்தப்படும் வினை மாற்றியான பிளாட்டினம் பொதுமை வெப்பநிலையான 800°C-ல் வைக்கப்படுகின்றது.

$$4\,NH_3 + 5O_2 \xrightarrow[Pt]{800°C} 4\,NO + 6\,H_2\,O + Q$$

ஈத்தைல் ஆல்கஹால், நொதித்தல் முறையில் தயாரிக்கப் படும்பொழுது வேக மாற்றியான என்சைம்கள் அழியாமல் இருப்பதற்காக 25°C வெப்பநிலையில் வினையைச் செயல்படச் செய்கிறார்கள்.

மேலும், தாவர எண்ணெயை, தாவர நெய்யாக மாற்றுதல் செய்யவும் பலவிதமான உரங்கள் செய்யவும் பல முக்கிய கன வேதிப்பொருள்கள் (heavy chemicals) செய்யவும், பெட்ரோலியத் திலிருந்து பல பொருள்கள் பெறவும் வெகுவாக வினைவேக மாற்றிகள் உபயோகப் படுத்தப்படுகின்றன. தொழில் முறையில் ஒரு பொருளை, அதிக அளவில், குறைந்த நேரத்தில் செய்ய, வினை மாற்றிகள் உபயோகப்படுகின்றன. ஆகவே தொழில் துறையில் ஈடுபட்டுள்ள ஆராய்ச்சியாளர்கள் பல வினைவேக மாற்றிகளைக் கண்டு பிடிப்பதிலும், அவற்றின் தன்மைகளை ஆராய்வதிலும் தொடர்ந்து முயன்று வெற்றிபெற்று வருகின்றனர்.

வினாக்கள்

(1) வரையறுக்க :

(அ) வினைவேக மாற்றி

(ஆ) தூண்டிகள்

(இ) வினைவேக மாற்றம்

(2) வினைவேக மாற்றியின் இயல்புகளை தகுந்த எடுத்துக் காட்டுகளுடன் விளக்குக.

(3) எதிர் வினைவேக மாற்றி என்றால் என்ன? எடுத்துக் காட்டுகள் தருக.

(4) வினைவேக மாற்றியின் நச்சுகள் என்றால் என்ன? அவை எவ்வாறு செயல்படுகின்றன?

(5) அம்மோனியா, சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் போன்ற பொருள்கள் தயாரிப்பில் பயன்படும் வேக மாற்றிகளைப் பற்றி ஒரு குறிப்பு வரைக.

(6) நொதிகள் என்றால் என்ன? சில எடுத்துக்காட்டுகளுடன் நொதிகள் பங்குபெறும் வினைகளை விளக்குக.

(7) சிறு குறிப்பு வரைக:

(அ) தூண்டிகள்

(ஆ) நச்சுகள்

(இ) நொதிகள்

10. வெப்ப வேதியியல்

(Thermo Chemistry)

பொருள்கள் வேதி வினைகளில் பங்குபெறும்பொழுது, வெப்பம், ஒளி, மின்சாரம் போன்ற ஏதாவதொரு ஆற்றல் வெளியேற்றப்படுவதோ அல்லது உள்ளேற்கப்படுவதோ நிகழ்கின்றது. பெரும்பாலான வேதி வினைகளில் வெப்ப ஆற்றல் வெளிவிடப்படுவதும் அல்லது உட்கொள்ளப்படுவதும் காண்கிறோம். வேதி வினைகள் நிகழும்பொழுது ஏற்படும் வெப்ப மாற்றங்களை ஆராய்வது **வெப்ப வேதியியல்** எனும் பௌதிக வேதியியலின் ஒரு பிரிவாகும்.

உள் ஆற்றல் : உலகில் காணப்படும் ஒவ்வொரு பொருளும் வெவ்வேறு அளவில் உள் ஆற்றலைப் (intrinsic energy) பெற்றுள்ளது. பெரும்பாலான வேதி வினைகளில் வினை பொருள்களின் மொத்த கூட்டு உள் ஆற்றலும், வினைபடு பொருள்களின் மொத்த கூட்டு உள் ஆற்றலும் மாறுபட்டிருக்கின்றன. இந்த ஆற்றல் வேற்றுமை, வேதிவினை நிகழும்பொழுது வெப்ப ஆற்றலாகவும் ஓர் உடன் விளைவுப் பொருளாகவும் அமைகின்றது.

ஆற்றல் அழியாமை விதிப்படி வேதிவினைகளின் விளைவாக ஆற்றலை அழிக்கவோ அல்லது புதிதாக உருவாக்கவோ முடியாது. ஆனால் ஒருவகை ஆற்றல், வேதி வினைகளின் விளைவினால் மற்றொரு வகை ஆற்றலாக மாறுபடுவதற்கு வழியுண்டு. இவ் விதியை அடிப்படையாகக் கொண்டே, வெப்ப வேதியியலின் கொள்கைகளும், விதிகளும் அமைக்கப்பட்டுள்ளன.

ஒரு பொருளின் உள் ஆற்றல் அதன் பௌதிகநிலை, வேதி அமைப்பு, பொருண்மை போன்ற பலவற்றைப் பொறுத்திருக்கின்றது. பொருள்கள் வேதி மாற்றங்களில் பங்குபெறும்

பொழுது, வேறு வகையான வேதியமைப்புகளையுள்ள புதிய வினை பொருள்கள் உருவாகின்றன. இதன் விளைவாக பொருள் களின் உள் ஆற்றல்கள் மாறுதலடைகின்றன. பொருள்களின் உள் ஆற்றல்களை நேரிடையாக அளவிடுவது மிகவும் கடின மாகும். ஆனால் வினைபடும் பொருள்களுக்கும் வினைபொருள் களுக்குமுள்ள உள் ஆற்றல்களின் வேற்றுமை அளவுகளை, வேதி வினைகள் ஏற்படும்பொழுது, உண்டாகும் வெப்ப மாற்றங்களை அளவிடுவதன் மூலம் எளிதில் கணக்கிடலாம்.

வெப்ப அலகு : வெப்ப ஆற்றலை அளவிட கலோரி என்ற அளவையைப் பயன்படுத்துகிறோம். ஒரு கிராம் நீரை 1°C வெப்ப நிலை உயர்த்துவதற்குத் தேவைப்படும் வெப்பம் ஒரு கலோரி யாகும். வேதி வினைகளில் பல்லாயிரக்கணக்கான கலோரிகள் உடன் விளைவாக அமைவதால் கிலோ கலோரி என்ற அலகையே வெப்ப வேதியியலில் பயன்படுத்துகிறோம் ஒரு கிலோ கிராம் நீரை 1°C வெப்பநிலை உயர்த்துவதற்குத் தேவைப்படும் வெப்பம் ஒரு கிலோ கலோரியாகும். ஒரு கிலோ கலோரி ஆயிரம் கலோரி களுக்குச் சமமாகும்.

வினைகளின் வகைகள்

வினைபடு பொருள்களின் மொத்த கூட்டு உள் ஆற்றல், வினை பொருள்களின் மொத்த கூட்டு உள் ஆற்றலைவிட அதிகமாக இருப்பின், வேதி வினை நிகழும்பொழுது வெப்பம் வெளியேறு கின்றது. இவ் வகை வினைகளை வெப்பம் உமிழ் வினைகள் (exothermic reactions) என அழைக்கின்றோம். இதற்கு மாறாக, வினைபடு பொருள்களின் கூட்டு உள் ஆற்றலைவிடக் குறைவாக இருந்தால், வேதிவினை நிகழுமிடத்தின் சுற்றுப் புறத்திலிருந்து, வெப்பம் உள்ளேற்கப்படுகின்றது. இவ் வகை வினைகளை வெப்பம் கொள் வினைகள் (endothermic compounds) என அழைக் கின்றோம்.

வெப்பம் உமிழ் வினைகள் : பெரும்பாலான வேதி வினைகள் வெப்பம் உமிழ் வினைகளாகவே அமைகின்றன. இவ் வினைகளில் பெறப்படும் வினை பொருள்களை **வெப்பம் உமிழ் சேர்மங்கள்** (exothermic compounds) என்கிறோம். கார்பனும் ஹைட்ரஜனும், தனித்தனியே ஆக்சிஜனுடன் வினையுற்று முறையே கார்பன்-டை-ஆக்சைடு, நீர் என்ற சேர்மங்களைத் தருகின்றன. இவ்விரு ஆக்சீகரண வினைகளிலும், பெருமளவில் வெப்பம் வெளியிடப் படுகின்றது. எனவே இவ் வினைகளை வெப்பம் உமிழ் வினைக ளென்றும், கார்பன்-டை-ஆக்சைடு, நீர் போன்ற சேர்மங்களை வெப்பம் உமிழ் சேர்மங்களென்றும் கூறுகின்றோம்.

கார்பன், ஆக்சிஜன் இவற்றின் கூட்டு உள் ஆற்றல், கார்பன்-டை-ஆக்சைடின் உள் ஆற்றலைவிட அதிகமாக உள்ளது. உள் ஆற்றல்களின் வேற்றுமை அளவே கார்பன் எரிதல் வினையில் வெப்பமாக வெளியேறுகின்றது. இதுபோன்றே, ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் இவற்றின் கூட்டு உள் ஆற்றல், நீரின் உள் ஆற்றலை விட அதிக அளவில் உள்ளது. கூட்டுப் பொருளான நீர் உருவாகும்பொழுது வினைபொருளைவிட, வினைபடு பொருள்களி லுள்ள அதிக அளவு ஆற்றல், வெப்பமாக வெளியேறுகின்றது.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2 + Q_1$$
$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O + Q_2$$

பொதுவாக வெப்பம் உமிழ் சேர்மங்கள் நிலையானவைகளாக உள்ளன.

வெப்பம் கொள்வினைகள்

சில வேதிவினைகள், வெப்பம் கொள்வினைகளாக அமை கின்றன. இவ் வினைகளில் பெறப்படும் வினை பொருள்களை வெப்பம் கொள் சேர்மங்கள் (endothermic compounds) என அழைக்கிறோம். கார்பன்-டை-சல்ஃபைடு என்ற சேர்மத்தை இவ் வகைக்கு எடுத்துக்காட்டாகக் கூறலாம். இவ் வகைச் சேர்மங் களின் உள் ஆற்றல், அவற்றை உருவாக்கும் வினைபடு பொருள் களின் கூட்டு உள் ஆற்றலைவிட அதிக அளவில் இருக்கின்றது. எனவே இத்தகைய சேர்மங்கள் அதிக வெப்ப நிலையுள்ள சூழ் நிலையில்தான் உருவாகின்றன. கார்பன்-டை-சல்ஃபைடை பெற, வாயு நிலையிலுள்ள சல்ஃபர் தனிமத்தையும், வெண் சூடாக்கப் பட்ட கார்பனையும் வினையுறச் செய்ய வேண்டியுள்ளது.

$$C + 2S \xrightarrow{> 1000°C} CS_2 - Q$$

வெப்பம் கொள் சேர்மங்கள் பொதுவாக நிலையற்றவைகளாக உள்ளன.

வெப்ப வேதியியல் சமன்பாடுகள் (Thermo chemical equations)

வேதிவினைகள் நிகழும்பொழுது உடன் விளையும் வெப்ப மாற்றங்களை வேதிவினைகளைக் குறிக்கும் சமன்பாடுகளில் குறிக்கலாம். இவற்றை வெப்ப வேதியியல் சமன்பாடுகள் (thermo chemical equation) என்கிறோம். வெப்ப அளவீடுகள் சாதாரணமாக கிலோ கலோரிகளில் குறிக்கப்படுகின்றன.

கூட்டல் குறி (+) வெப்பம் உமிழ்வதைக் குறிக்கும். கழித்தல் குறி (−) வெப்பம் உட்கொள்வதைக் குறிக்கும்.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2 + 94{\cdot}3 \text{ கி.க.}$$

$$N_2 + O_2 \longrightarrow 2\,NO - 43{\cdot}0 \text{ கி.க.}$$

முதல் சமன்பாடு ஒரு மூலக்கூறெடை கார்பன்-டை-ஆக்சைடு, தனிமங்களின் சேர்க்கையினால் உண்டாகும்பொழுது வெளியேறும் வெப்ப அளவைக் (94·3 கிலோ கலோரிகள்) குறிக்கின்றது. இரண்டாவது சமன்பாடு இரண்டு மூலக் கூறுகள் நைட்ரிக் ஆக்சைடு, தனிமங்களின் சேர்க்கையினால் உருவாகும்பொழுது, ஏற்றுக்கொள்ளும் வெப்ப அளவைக் (43·0 கிலோ கலோரிகள்) குறிக்கின்றது.

வெப்ப வேதியியல் சமன்பாடுகளில் வினையில் பங்கு பெறும் பொருள்களின் பௌதிக நிலைகளையும் குறிப்பிடுதல் வழக்கம்.

$$C_{(\text{தி})} + Q_{2\,(\text{வா})} \longrightarrow CO_{2\,(\text{வா})} + 94{\cdot}3 \text{ கி.க.}$$

$$2\,H_{2\,(\text{வா})} + O_{2\,(\text{வா})} \longrightarrow 2\,H_2O\,(\text{நீ}) + 137{\cdot}0 \text{ கி.க.}$$

வினைபடு பொருள்கள் அல்லது வினைபொருள்கள், வாயு நிலையிலிருக்குமானால், வினை மாறாத அழுத்தத்தில், அல்லது மாறாத பருமனளவில் நிகழ்த்தப்படுகின்றதென்பதையும் குறிக்க வேண்டும்.

$$H_{2\,(\text{வா})} + I_{2\,(\text{வா})} \longrightarrow 2\,HI_{(\text{வா})} - 12{\cdot}2 \text{ கி.க.}$$ மாறாத அழுத்தத்தில்

$$2\,C_{(\text{தி})} + O_{2\,(\text{வா})} \longrightarrow 2\,CO_{(\text{வா})} + 135{\cdot}4 \text{ கி.க.}$$ மாறாத பருமனளவில்

திண்ம, நீர்ம நிலையில் பொருள்களின் வெப்ப எண் (specific heat), வெப்பநிலை மாறுதலால் அதிக அளவில் மாறுதலடைவதில்லை. ஆனால் வாயு நிலைப் பொருள்களின் வெப்ப எண், வெப்ப நிலை மாற்றத்தால், பெருமளவில் மாறுதலடைகின்றது. எனவே வாயு நிலைப் பொருள்கள் வினையுறும் பொழுதும், வாயு நிலைப் பொருள்கள் உருவாகும்பொழுதும், சுற்றுப்புறத்தின் வெப்ப நிலையைப் பொறுத்து வினையில் ஏற்படும் வெப்ப மாற்றங்களின் அளவுகள் அமைகின்றன. இவ் வகை வெப்ப வேதியியல் சமன் பாடுகளில், வினை நிகழும் வெப்ப நிலையையும் குறிக்க வேண்டும். வெப்ப வேதியியல் சமன்பாட்டில் வெப்பநிலை குறிக்கப்படாவிடில், வினை 25°C வெப்ப நிலையில் நிகழ்வதாகக் கொள்ளுதல் வேண்டும்.

$$H_{2\,(வா)} + O_{2\,(வா)} \longrightarrow 2\,H_2O_{(வா)} + 116{\cdot}0 \text{ கி.க.}$$
(100°C வெப்ப நிலையில்)

$$2\,H_{2\,(வா)} + O_{2\,(வா)} \longrightarrow 2\,H_2O_{(வா)} + 116{\cdot}2 \text{ கி.க.}$$
(150°C வெப்ப நிலையில்)

மேற்கூறியவை யாவும் வெப்ப வேதியியல் சமன்பாட்டை எழுதும்பொழுது பின்பற்றப்பட வேண்டியவைகளாயிருப்பினும், வெப்ப வேதியியலை ஆரம்ப நிலையில் கற்கும்பொழுது இவைகள் யாவற்றையும் பின்பற்றுவதில்லை. வெப்பம் உமிழ்தலையும், கொள்தலையும் சரியான குறியீட்டால் காண்பித்தலும், வெப்ப அளவை சரியான வெப்ப அலகுகளில் குறிப்பிடுதலும் மட்டும் பின்பற்றப்படுகின்றன.

வெப்ப வேதியியல் சமன்பாடுகளும், குறியியல் சமன் பாடுகளைப் (Algebraic equations) போலவே இடம் வல மாக மாற்றி, சரியான குறிகளைப் பயன்படுத்தி எழுதலாம். அது போன்றே சமன்பாடுகளை, பெருக்கல், வகுத்தல், கூட்டல், கழித்தல் போன்ற கணித முறைகளில் ஈடுபடுத்தலாம். இதனால் கணித முறையில் சில வேதி வினைகளில் உண்டாகக் கூடிய வெப்ப மாற்றங்களை எளிதில் கணக்கிட முடிகிறது.

வினை வெப்பம் (Heat of reaction)

ஒரு வேதி வினை நிகழும்பொழுது ஏற்படும் வெப்ப மாற்றத்தின் அளவை வினை வெப்பம் என அழைக்கின்றோம். வெப்பம் உமிழப்படுவதோ அல்லது உட்கொள்ளப்படுவதோ அந்தந்த வினையின் தன்மையைப் பொருத்ததாக இருக்கும். வினை வெப்பத்தை அளவீடு செய்ய வினைபடு பொருள்கள், அல்லது வினை பொருள்களின் அளவுகளை வரையறைப்படுத்த வேண்டியது அவசியமாகின்றது. குறிப்பிட்ட வேதி வினையைக் குறிக்கும் சரியான சமன்பாட்டை எழுத வேண்டும். அந்த சமன்பாட்டிலுள்ள வினைபடு பொருள்களைக் குறிக்கும் வாய்பாடுகளிலிருந்து அவற்றின் மூலக்கூறெடையைக் கணக் கிடலாம். சரியான சமன்பாட்டில் காணப்படும் வினைபடு பொருள்களின், கிராம் மூலக்கூறெடைகள் உள்ள வினைபடு பொருள்கள் வினையுறும்பொழுது ஏற்படும் வெப்ப மாறுதலை வினை வெப்பம் (heat of reaction) எனக் கொள்கிறோம்.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2 + 94 \text{ கி.க.}$$

இச் சமன்பாட்டின்படி 12 கிராம் கார்பன், 32 கிராம் ஆக்சிஜனுடன் வினையுற்று 44 கிராம் கார்பன்-டை-ஆக்சைடைக் கொடுக்கின்றது. அதே சமயத்தில் 94 கிலோ கலோரி வெப்பம் வெளியேறுகிறது. எனவே இவ் வேதி வினையில் வெளியேற்றப்படும் வினை வெப்பம் 94 கிலோ கலோரியாகும்.

$$N_2 + O_2 \longrightarrow 2\,NO - 43 \text{ கி.க.}$$

இவ் வினையில் 28 கிராம் நைட்ரஜன், 32 கிராம் ஆக்சிஜனுடன் தகுந்த சூழ்நிலையில் கூடி $[2 \times (14 + 16) = 60]$ 60 கிராம் நெட்ரிக் ஆக்சைடைக் கொடுகின்றது. 60 கிராம் என்பது இரண்டு கிராம் மூலக்கூறெடை நைட்ரிக் ஆக்சைடைக் குறிப்பதாகும். இவ் வினையை சரியான சமன் படுத்தப்பட்ட சமன்பாட்டினால் குறிக்கும்பொழுது இரண்டு மூலக்கூறுகள் நைட்ரிக் ஆக்சைடு உருவாகுவதை குறிக்க வேண்டியுள்ளது. இரண்டு கிராம் மூலக் கூறெடை நைட்ரிக் ஆக்சைடு உருவாகும் பொழுது 43 கிலோகலோரி வெப்பம் உள்ளேற்கப்படுகின்றது. எனவே இவ் வேதி வினையில் சுற்றுப்புறத்திலிருந்து உள்ளேற்கப்படும் வினை வெப்பம் 43 கிலோகலோரியாகும்.

பல்வேறு வகைப்பட்ட வேதி மாற்றங்கள் உள்ளன. அவற்றுள், சேர்மங்கள் உருவாகும் வினை, பொருள்கள் நீர்மங்களில் கரையும் வினை, கரைசலை நீர்த்தல் வினை, நடுநிலையாக்கல் வினை, எரிதல் வினை போன்றவைகளை முக்கியமானவைகளாகக் கருதலாம். இவ் வினைகளில் ஏற்படும் வெப்ப மாற்றங்களை முறையே உருவாக்க வினை வெப்பம், கரைசல் வினை வெப்பம், நீர்த்தல் வினை வெப்பம், நடுநிலையாக்கல் வினை வெப்பம், எரிதல் வினை வெப்பம் என அழைக்கின்றோம்.

உருவாக்கல் வினை வெப்பம் (Heat of formation)

சேர்மங்கள், தனிமங்களின் சேர்க்கையினால் உருவாகும் போது உடன் விளையும் வெப்பம், உருவாக்க வினை வெப்பம் எனப்படும். எனவே தனிமங்கள் இணைந்து ஒரு கிராம் மோல் சேர்மமுண்டாகும்பொழுது வெளியேறும் அல்லது உட்கொள்ளப்படும் வெப்பத்தின் அளவை (கிலோ கலோரியில்) உருவாக்க வினை வெப்பம் என வரையறுக்கலாம்.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2 + 94{\cdot}3 \text{ கி.க.}$$

இச் சமன்பாட்டின்படி இரு தனிமங்களான கார்பனும், ஆக்சிஜனும் ஒன்று கூடி ஒரு மூலக்கூறெடையுள்ள கார்பன்-டை-

ஆக்சைடு உருவாகின்றது. அப்பொழுது 94 கிலோ கலோரி வெப்பம் வெளியேறுகிறது. எனவே கார்பன்-டை-ஆக்சைடின் உருவாக்க வினை வெப்பம் 94 கிலோ கலோரியாகும்.

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O + 137 \text{ கி.க.}$$

இச் சமன்பாட்டின்படி ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் என்ற தனிமங்கள் கூடி இரண்டு மூலக்கூறுகள் நீரைத் தருகின்றன. உருவாக்க வினை வெப்பத்தின் வரையறைப்படி தனிமங்கள் இணைவதால் ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடை சேர்மம் உண்டாவதில் ஏற்படும் வெப்ப மாறுதலையே கொள்ளல் வேண்டும்.

வெப்ப வேதியியல் சமன்பாடுகளை, குறியியல் சமன்பாடுகள் போலக் கருதி இரண்டால் வகுத்து, நீரின் உருவாக்க வினையைக் கணக்கிடலாம்.

எனவே

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O + 137 \text{ கி.க.} \div 2$$

அல்லது

$$H_2 + \tfrac{1}{2}O_2 \longrightarrow H_2O + 68{\cdot}5 \text{ கி.க.}$$

சாதாரண வேதியியல் சமன்பாடுகளில் மூலக்கூறுகளையோ அல்லது அவற்றின் மடங்கையோதான் குறிப்பிட வேண்டும். ஆனால் வெப்ப வேதியியல் சமன்பாடுகளில் மூலக்கூறுகளின் பகுதிகளைக் குறிப்பிடுவது பிழையாகாது. இது போன்றே அம்மோனியா வாயு உருவாகும் வேதி வினையைக் கீழ்க்கண்ட வெப்ப வேதியியல் சமன்பாட்டால் குறிக்கலாம்.

$$\tfrac{1}{2}N_2 + 1\tfrac{1}{2}H_2 \longrightarrow NH_3 + 11 \text{ கி.க.}$$

இவ் வகையில் மேலும் சில எடுத்துக்காட்டுகளாவன :

$$C + \tfrac{1}{2}O_2 \longrightarrow CO + 26 \text{ கி.க.}$$

$$\tfrac{1}{2}N_2 + \tfrac{1}{2}O_2 \longrightarrow NO - 21{\cdot}5 \text{ கி.க.}$$

$$\tfrac{1}{2}H_2 + \tfrac{1}{2}I_2 \longrightarrow HI - 6{\cdot}1 \text{ கி.க.}$$

சல்ஃப்யூரிக் அமில மூலக்கூறு உருவாகும் வினையை கீழ்க் கண்ட வெப்ப வேதியியல் சமன்பாட்டால் குறிக்கலாம்.

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 21{\cdot}3 \text{ கி.க.}$$

இவ் வினையில் ஒரு கிராம் மூலக்கூறு சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் உருவாகும்பொழுது 21·3 கிலோ கலோரி வெப்பம் வெளியேறுகிறது. இந்த வெப்பத்தை சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் உருவாக்க வெப்ப வினையாகக் கொள்ளக் கூடாது. ஏனெனில் மேலே குறிப்பிட்டுள்ள வினையில் சல்ஃபர்டிரி ஆக்சைடும் நீரும் வினையுற்று சல்ஃப்யூரிக் அமில மூலக்கூறு உருவாகின்றது. சல்ஃபர் டிரி ஆக்சைடும், நீரும் சேர்மங்களாகும்.

சேர்மங்கள் வினை புரியும்பொழுது கிடைக்கும் விளை பொருள்களுடன் வெளியேறும் வெப்பம் அவ் வினையின் வெப்பமாகும். ஆனால் அந்த விளைபொருளின் உருவாக்கவெப்பம் வினையாகாது.

கரைசல் வினை வெப்பம் (Heat of solution)

ஒரு திண்மப் பொருள் ஒரு நீர்மத்தில் இரண்டறக் கலந்து ஒரு சீரான கலவையை கொடுக்குமென்பதை அறிந்தோம். இதில் கிடைக்கும் விளைபொருளை கரைசல் என்கிறோம். பெரும்பாலான கரைசல்கள் உருவாகும்பொழுது வெப்ப மாற்றங்கள் ஏற்படுகின்றன.

சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு வில்லைகளை ஒரு முகவையில் எடுத்துக்கொண்டு நீரை ஊற்றி கரைக்கும்பொழுது வெப்பம் வெளியேறுவதை முகவையின் வெளிப்புறத்தை கைகளினால் தொட்டு உணரலாம். பொட்டாசியம் அயோடைடு படிகங்களை, ஒரு குவளையில் எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட நீரில் கரைக்கும் பொழுது, வெளிப் புறத்திலிருந்து வெப்பம் உள்ளேற்கப் படுகிறது. குவளையின் வெளிப்புறத்தை கைகளினால் தொட்டு, குளிர்ச்சி ஏற்படுவதை அறியலாம். எனவே ஒரு திண்மப் பொருள் ஓர் நீர்மத்தில் கரையும்பொழுது வெப்ப மாற்றம் அடைவதை அறிகிறோம்.

ஒரு மோல் கரைபொருளை குறிப்பிட்ட மோல் கரைப்பானில் கரைக்கும்பொழுது ஏற்படும் வெப்ப மாற்றத்தை **கரைசல் வினை வெப்பம்** என்று அழைக்கிறோம். ஒரு பொருளின் கரைசல் வினை வெப்பத்தைக் குறிப்பிடும்பொழுது கரைப்பானின் எத்தனை மோல்கள் கரைசல் வினையில் பங்கு பெறுகின்றன என்பதை திட்டவட்டமாக, வெப்ப வேதியியல் சமன்பாட்டில் குறித்தல் வேண்டும்.

$$HCl_{(வா)} + 50\,H_2O_{(நீ)} \longrightarrow HCl\,50\,H_2O + 17{\cdot}21$$

ஒருகிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள (36·46) கிராம் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவை 50 கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள ($50 \times 18 = 900$ கிராம்) நீரில் கரைக்கும்பொழுது 17·21 கிலோ கலோரி வெப்பம் வெளியேறுகிறது. எனவே ஹைட்ரஜன் குளோரைடு, 50 கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள நீரில் கரையும் பொழுது கரைசல் வினை வெப்பம் + 17·21 கிலோ கலோரி யாகும்.

$$H_2SO_{4\,(\text{நீ})} + 10H_2O_{(\text{நீ})} \longrightarrow H_2SO_4\,10\,H_2O + 16{\cdot}2 \text{ கி. க.}$$

இவ் வினையில் ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள (98 கிராம்) சல்ஃப்யூரிக் அமில நீர்மம், 10கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள ($10 \times 18 = 180$ கிராம்) நீரில் கரையும்பொழுது வெளியேறும் கரைசல் வினை வெப்பம் 16·2 கிலோ கலோரியாகும்.

நீர்த்தல் வினை வெப்பம் (Heat of dilution)

ஒரு மோல் கரைபொருள் எண்ணற்ற கரைப்பான் மோல்களில் கரைந்திருந்தால் மேலும் கரைப்பானைச் சேர்க்கும் பொழுது வெப்ப மாற்றம் எதுவும் குறப்பிடுமளவுக்கு நிகழாது. இம்மாதிரியான நிலைமையடைந்தவுடன் *aq* என்னும் குறியை பயன்படுத்துவது வழக்கம். சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் கரைசல் வினை வெப்பத்தின் உச்ச அளவை கீழ்க்கண்ட சமன்பாடு காட்டுகிறது.

$$H_2SO_{4\,(\text{நீ})} + aq \longrightarrow H_2SO_4 \cdot aq + 22{\cdot}99 \text{ கி. க.}$$

ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடை சல்ஃப்யூரிக் அமிலம், மிக்க அதிக அளவில் நீரில் கலக்கப்படும்பொழுது 22·99 கிலோ கலோரி வெப்பம் வெளியேறுகின்றது. இக் கரைசலில் மேலும் நீரைக் கலக்கும்பொழுது வெப்ப மாறுதல் எதுவும் ஏற்படுவதில்லை.

$$H_2SO_4\ (\text{நீ}) + 10\,H_2O \longrightarrow H_2SO_4 \cdot 10\,H_2O + 16{\cdot}2 \text{ கி.க.}$$

இச் சமன்பாட்டிலிருந்து ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடை சல்ஃப்யூரிக் அமில நீர்மத்தை 10 கிராம் மூலக்கூறெடை நீரினுள் கலக்கும்பொழுது 16·2 கிலோ கலோரி கரைசல் வினை வெப்பமாக வெளி வருமென்றுகிறது.

$$H_2SO_4 \cdot 10\,H_2O + aq \longrightarrow H_2SO_4\,aq + 6{\cdot}79 \text{ கி. க.}$$

ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடை சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் 10 கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள நீரில் கலந்து ஏற்பட்ட கரைசலை விளாவுதலின் மூலம் 6.79 கிலோ கலோரி வெப்பம் வெளிவருகின்றது. இதுவே குறிப்பிட்ட செறிவுள்ள சல்ஃப்யூரிக் அமிலக் கரைசலின் நீர்த்தல் வினைவெப்பமாகும்.

$$Hcl(Ga) + 50\ H_2\ O \longrightarrow Ocl^{\cdot}\ 50\ H_2\ H + 17{\cdot}21 \text{ கி. க.}$$

$$Hcl{\cdot}50\ O_2\ H + aq \longrightarrow Hcl\ aq + H\ 33 \text{ கி.க.}$$

இவ்விரு வெப்ப வேதியியல் சமன்பாடுகளில், ஹைட்ரஜன் கரைசல் வினை வெப்பமும், நீர்த்தல் வினை வெப்பமும் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவை 50 கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள நீரில் கரைக்கும் பொழுது கரைசல் வினை வெப்பமாக 17·21 கிலோ கலோரி வெளியேறுகின்றது.

இக் குறிப்பிட்ட செறிவுள்ள ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலக் கரைசலுடன் வெப்ப மாறுதல் ஏற்படும் வரை மிகுந்த அளவில் நீரை விளாவும்பொழுது மேலும் 0·33 கிலோ கலோரி வெப்பம் வெளியேறுகிறது. இந்த வெப்பமே ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள ஹைட்ரஜன் குளோரைடும், 50 கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள நீரும் கலந்துள்ள அமிலக் கரைசலின் நீர்த்தல் வினை வெப்பமாகும்.

நடுநிலையாக்கல் வினை வெப்பம் (Heat of neutralisation)

ஒரு அமிலம், காரத்துடன் வினையுறும்பொழுது, உப்பும் நீரும் உண்டாகின்றன. இவ் வினையை நடுநிலையாக்கல் வினை (neutralisation reaction) என்கிறோம்.

அமிலம் + காரம் ⟶ உப்பு + நீர்

ஒரு கிராம் சமான எடை அமிலம், ஒரு கிராம் சமான எடை காரத்தால் நடுநிலையாக்கப்படும்பொழுது வெளிப்படும் வெப்பம் நடுநிலையாக்கல் வினை வெப்பம் எனப்படும்.

நடுநிலையாக்கல் வினை ஓர் வெப்பம் உமிழ் வினையாக அமைகின்றது. நீர்த்த நிலையிலுள்ள ஒரு கிராம் சமான எடை வீரிய அமிலம், நீர்த்த நிலையிலுள்ள ஒரு கிராம் சமான வீரிய காரத்துடன் வினையுறும்பொழுது 13·7 கிலோ கலோரி வெப்பம்

வெளியேறுகின்றது. நீர்த்த கரைசலுடன் மேலும் கரைப்பானைச் சேர்த்தால் வெப்ப மாறுதல் எதுவும் ஏற்படுவதில்லை. நடுநிலையாக்கல் வினை வெப்பம் உமிழ் வினையாக இருப்பதையும், நீர்த்த வீரிய அமிலமும், காரமும் வினையுறும்பொழுது நடுநிலையாக்கல் வினை ஒரு மாறிலியாக இருப்பதையும் எளிதில் மின் பகுளிப் பிரிகைக் கொள்கையினால் (theory of electrolytic dissociation) விளக்கலாம்.

மின் பகுளிப் பிரிகை கொள்கையின்படி அமிலங்களும், காரங்களும் நீரில் கரைந்தவுடன் பகுளிப் பிரிகையடைகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக பொட்டசியம் ஹைட்ராக்சைடு என்ற காரம் நீரில் கரைந்தவுடன் பொட்டாசியம் அயனிகளாகவும் (K^+) ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளாகவும் (OH^-) பிரிகையடைகின்றன. அது போன்றே ஹைட்ரஜன் குளோரைடு நீரில் கரைந்தவுடன் ஹைட்ரஜன் அயனிகளாகவும் (H^+) குளோரைடு (Cl^-) அயனிகளாகவும் பிரிகையடைகின்றன.

$$KOH \longrightarrow K^+ + OH^-$$

$$Hcl \longrightarrow H^+ + Cl^-$$

இவ்விரு கரைசல்களையும் ஒன்றுகக் கலக்கும்பொழுது எதிர் மின் அயனிகளிடையே ஈர்ப்புக் கவர்ச்சி நிகழ்ந்து உரிய வினை பொருள்களைத் தருகின்றன.

$$K^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \longrightarrow KCl + H_2O$$

KCl என்னும் உப்புப் பொருள் நீரில் கரைந்துள்ள நிலையிலிருப்பதால்,முற்றிலுமாக பிரிகையடைந்து பொட்டாசியம் அயனிகளாகவும் (K^+) குளோரைடு அயனிகளாகவும் (Cl^-) உள்ளன. ஆனல் மற்றொரு வினைபொருளான நீர் மூலக்கூறுகள் மிகச் சிறிய அளவிலேயே பிரிகையடைகின்றன. எனவே இரு கரைசல்களும் கலக்கும்பொழுது ஏற்படும் வினையைக் கீழ்க் கண்ட சமன்பாட்டால் குறிக்கலாம்.

$$K^+ + Cl^- + H^+ + OH^- \longrightarrow K^+ + Cl^- + H_2O$$

இந்த நடுநிலையாக்கல் வினையில் ஹைட்ரஜன் அயனிகளும் ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளும் கூடுவதால் நீர் மூலக்கூறுகள் ஏற்படுகின்றன. பிற அயனிகள் (K^+, Cl^-) தாங்கள் இருந்த நிலையிலேயே யாதொரு மாறுதலடையாமல் இருக்கின்றன.

எனவே நடுநிலையாக்கல் வினையென்பது நீர் மூலக்கூறுகள் உருவாகும் வினைக்குச் சமமாகக் கருதலாம்.

$$H^{+} + OH^{-} \longrightarrow H_2O + 13{\cdot}7 \text{ கி. க.}$$

ஹைட்ரஜன் அயனியும், ஹைட்ராக்சைடு அயனியும், ஒன்று கூடி நீர் மூலக்கூறு உருவாகும் வினை ஒரு வெப்பம் உமிழ் வினையாகும்.

ஒரு கிராம் சமான எடையுள்ள வீரிய அமிலத்தின் நீர்த்த கரைசல் நடுநிலையாக்கப்படும்பொழுது ஒரு கிராம் மூலக்கூறு நீர் உருவாகின்றது. இவ் வினையில் வெளியேறும் வெப்பம் ஒரு மாறிலியாகவே அமைய வேண்டும். எனவேதான், நீர்த்த வீரிய அமிலம், அல்லது நீர்த்த வீரிய காரம் நடுநிலையாக்கப்படும் பொழுது 13·7 கிலோ கலோரியே வெப்பம் வெளியேறுகிறது.

நீர்த்த வீரிய காரங்களும், அமிலங்களும் நடுநிலையாக்கப் படும்பொழுது, 13.7 கிலோ கலோரி வெப்பம் (மாறிலி) வெளியேறுவதற்கு மேலும் சில எடுத்துக்காட்டுக்களாவன:

$$NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O + 13{\cdot}7 \text{ கி.க.}$$

$$KOH_{(aq)} + HNO_{3\,(aq)} \longrightarrow KNO_{3\,(aq)} + H_2O + 13{\cdot}7 \text{ கி.க.}$$

$$HNO_{3\,(aq)} + NaHO_{(aq)} \longrightarrow Na\,NO_{3\,(aq)} + H_2O + 13{\cdot}69 \text{ கி.க.}$$

$$HCl_{(aq)} + LiOH_{(aq)} \longrightarrow LiCl_{(aq)} + H_2O + 13.69 \text{ கி.க.}$$

நடுநிலையாக்கல் வினையில் பங்கு பெறும் அமிலம் அல்லது காரம் வீரியமற்ற தன்மையுள்ளதாக இருப்பின் நடுநிலையாக்கல் வினைவெப்பம் 13.7 விடச் சற்று குறைவாகவோ அல்லது அதிகமாகவோ இருக்கின்றது.

இவ் வகை நடுநிலையாக்கல் வினைகளில், வெளியேறும் வினை வெப்பம் ஒரு மாறிலியாக அமையாமல், மாறுபட்டிருப்பதையும், மின் பகுளிப் பிரிகைக் கொள்கையின் அடிப்படையில் விளக்கலாம்.

வீரியமுள்ள அமிலமும் வீரியமற்ற காரமும் அல்லது வீரிய மற்ற அமிலமும் வீரியமுள்ள காரமும், அல்லது வீரியமற்ற காரமும் அமிலமும் நடுநிலையாக்கல் வினைகளில் பங்கு பெறும்

அமிலம் (Ceq.)	காரம் (aq)	நடுநிலையாக்கல் வினைவெப்பம் (கி.க.)
HCl	$NH_4 OH$	12.3
HCN	Na OH	2.46
HNO_3	$NH_4 OH$	12.3
H COOH	$NH_4 OH$	11.9
$CH_3 COOH$	Na OH	13·4
H F	Na OH	16.4

பொழுது, ஹைட்ரஜன் அயனிகளும் ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளும் சேர்ந்து நீர் மூலக்கூறுகளைக் கொடுப்பது மாத்திரம் நிகழ்வதில்லை. நீரின் மூலக்கூறுகள் உருவாகும் வினையில் ஏற்படும் வெப்பமாற்றமும், வீரியமற்ற அமிலம் அல்லது வீரியமற்ற காரம் அயனிகளாகப் பிரிகையடையும்பொழுது ஏற்படும் வெப்ப மாற்றங்களும் உடன் நிகழ்கின்றன. ஆகவே இவ் வகை நடுநிலையாக்கல் வினைகளில் வீரியமற்ற அமிலம் அல்லது காரம் பிரிகையடைவதால் ஏற்படும் வெப்பம், நீர் மூலக்கூறுகள் உருவாகுதலால் ஏற்படும் வெப்பம், இவற்றின் கூட்டுத் தொகையே வினை வெப்பமாக வெளியேறுகின்றது.

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும், அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடும் வினையுறும் வினைகளைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாடுகளினால் குறிக்கலாம்.

$$NH_4 OH \longrightarrow NH_4^+ + OH^- + Q \text{ கி.க.}$$

$$HCl_{(aq)} \longrightarrow H^+ + Cl^-$$

$$H^+ + OH^- + Cl^- \longrightarrow H_2 O + Cl^- + 13{\cdot}7 \text{ கி.க.}$$

எனவே,

$$NH_4 OH + H^+ + Cl^- \longrightarrow NH_4^+ + Cl^- + H_2 O + Q + 13{\cdot}7 \text{ கி.க.}$$

கொடுக்கப்பட்டுள்ள பட்டியலிலிருந்து இந்த நடுநிலையாக்கல் வினையில் 12·3 கிலோ கலோரி வெப்பம் வெளி வருமென அறிகிறோம்.

எனவே,

$$Q + 13{\cdot}7 = 12{\cdot}3$$
$$Q = -13{\cdot}7 + 12{\cdot}3$$
$$= -1{\cdot}4$$

அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளாகப் பிரிகையடையும்பொழுது ஏற்படும் வெப்ப மாற்றத்தைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டால் குறிக்கலாம்.

$$NH_4OH \longrightarrow NH_4^+ + OH^- - 1{\cdot}4 \text{ கி.க.}$$

ஹைட்ரஜன் சயனைடும் கரைசலும், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலும் வினையுறும் வினை, கீழ்க்கண்ட இரு வினைகளின் சேர்க்கையாகும்.

$$HCN \longrightarrow H^+ + CN^- + Q$$
$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O + 13{\cdot}7 \text{ கி.க.}$$

$$HCN + OH^- \longrightarrow CN^- + H_2O + 13{\cdot}7 \text{ கி.க.}$$

கொடுக்கப்பட்டுள்ள பட்டியலிலிருந்து ஹைட்ரஜன் சயனைடும், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடும் வினையுறும்பொழுது, 2·46 கிலோ கலோரி வெப்பம் வெளியேறுமென அறிகின்றோம்.

எனவே,

$$13{\cdot}7 + Q = 2{\cdot}46$$
$$Q = -13{\cdot}7 + 2{\cdot}46$$
$$= -11{\cdot}24$$

ஒரு மோல் ஹைட்ரஜன் சயனைடு கரைசலில், அயனிகளாகப் பிரிகையடையும் வினையைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டால் குறிக்கலாம்.

$$HCN \longrightarrow H^+ + CN^- - 11{\cdot}24 \text{ கி.க.}$$

இதே விதமாக அட்டவணையில் கொடுக்கப்பட்டுள்ள மற்ற நடுநிலையாக்கல் வினைகளையும் விளக்கலாம்.

அமிலங்கள் யாவும் பிரிகையடைந்து ஹைட்ரஜன் அயனிகளைக் கொடுக்கின்றன. ஹைட்ரஜன் அயனிகளை அதிக அளவில் கொடுக்கவல்ல அமிலத்தை திறன் மிக்க அமிலமென அழைக்கின்றோம். அமிலங்கள் பிரிகை புரியும் அளவுகளை ஒப்பிட்டு அவற்றின் திறன்களை கண்டறியலாம். எனவே நடுநிலையாக்கல் வெப்பங்களை அளந்து, இரு அமிலங்களின் பிரிகை புரியும் திறன்களை ஒப்பிடலாம்.

எடுத்துக்காட்டாக, HCl, HNO_3 ஆகிய இரு அமிலங்களின் திறன்களைக் கீழ்க்கண்ட முறையில் ஒப்பிடலாம்.

ஒரு கிராம் சமான எடையுள்ள நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலைக் கலந்து நடுநிலையாக்கல் வினை நிகழச்செய்து இவ் வினையில் வெளியேறும் வெப்பத்தைக் கண்டறிய வேண்டும்.

$$HCl + Na\,OH \longrightarrow Na\ Cl + H_2\,O + Q_1 \text{ கி.க.}$$

ஒரு கிராம் சமான எடையுள்ள நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தை, சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலுடன் நடுநிலையாக்கல் வினையுறச் செய்து, இவ் வினையில் வெளியேறும் வெப்பத்தையும் கண்டறிதல் வேண்டும்.

$$HNO_3\ Na\,OH \longrightarrow Na\,NO_3 + H_2\,O + Q_2 \text{ கி.க.}$$

ஒரு கிராம் சமான எடையுள்ள நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன், ஒரு கிராம் சமான எடையுள்ள நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தைக் கலக்க வேண்டும். இக் கலவையுடன் ஒரு கிராம் சமான எடையுள்ள நீர்த்த சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலைக் கலந்து இவ் வினையில் வெளியேறும் வெப்பத்தை அளக்க வேண்டும். இந்த வெப்பம் Q_3 கிலோ கலோரி எனக் கொள்வோம். இந்த வினையில் x கிராம் சமான எடையுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு, ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடனும், $(1-x)$ கிராம் சமான எடையுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினையுறுவதாகக் கொள்ளலாம்.

எனவே,

$$\begin{aligned} Q_3 &= x \times Q_1 + Q_2\,(1 - x) \\ &= Q_1\,x + Q_2 - Q_2\,x \\ &= Q_2 + x\,(Q_1 - Q_2) \end{aligned}$$

$$Q_3 - Q_2 = x\,(Q_1 - Q_2)$$

$$\therefore \quad x = \frac{Q_3 - Q_2}{Q_1 - Q_2}$$

x-ன் மதிப்பை அறிந்தவுடன் $1 - x$-ன் மதிப்பை அறியலாம்.

$$\frac{\text{ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தின் திறன்}}{\text{நைட்ரிக் அமிலத்தின் திறன்}} = \frac{x}{1 - x}$$

இதுபோன்றே தகுந்த நடுநிலையாக்கல் வினைகளின் வெப்ப அளவுகளைக் கொண்டு இரண்டு காரங்களின் திறன்களையும் ஒப்பிடலாம்.

எரிதல் வினை வெப்பம் : 'ஒரு கிராம் மூலக்கூறெடையுள்ள தனிமம் அல்லது கரிமச் சேர்மம், தேவைக்கு அதிகமான ஆக்சிஜன் வாயுவில் முற்றிலுமாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையும்பொழுது வெளிப்படும் வெப்பமே எரிதல் வினை வெப்பமாகும்.'

எல்லா எரிதல் வினைகளும் வெப்பம் உமிழ் வினைகளாக இருக்குமாதலால், இவ் வினைகளில் வெப்பம் வெளியேற்றப்படுமே தவிர வேறு விதமாக அமைவதில்லை.

கார்பன் என்ற தனிமம் ஆக்சிஜனுடன் வினையுறும்பொழுது, சூழ்நிலைகளுக்கேற்ப கீழ்க்கண்ட இரு வகை வினைகள் நிகழக்கூடும்.

(1) $C + O_2 \longrightarrow CO_2 + 94{\cdot}3$ கி.க.

(2) $2\,C + O_2 \longrightarrow 2\,CO + 52$ கி.க.

அல்லது,

$$C + \tfrac{1}{2}\,O_2 \longrightarrow CO + 26 \text{ கி.க.}$$

இவற்றில் முதல் சமன்பாடு கார்பன் முற்றிலுமாக ஆக்சிஜனேற்றமடையும் வினையைக் குறிக்கின்றது. இரண்டாவது சமன்பாட்டின்படி கார்பன் குறைவான அளவுள்ள ஆக்சிஜனுடன் கூடி, கார்பன் மானாக்சைடு என்ற சேர்மத்தைத் தருகின்றது. இச் சேர்மம் மேலும் ஆக்சீகரணம் அடையக்கூடியுதென்பதை கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின்படி அறியலாம்.

$$CO + \tfrac{1}{2}\,O_2 + \longrightarrow CO_2 + 68{\cdot}3 \text{ கி.க.}$$

எரிதல் வினை வெப்பத்தின் வரையறைப்படி கார்பன் எரிதலின் வினை வெப்பம் 94·3 கிலோ கலோரியேயாகும்.

மீதேன் என்ற கரிமச் சேர்மம் முற்றிலுமாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடைந்து கார்பன்-டை-ஆக்சைடு நீர் என்ற சேர்மங்களைத் தருகின்றது.

$$CH_4 + 2\,O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\,H_2\,O + 21 \text{ கி.க.}$$

மீதேன் வாயுவின் எரிதல் வினை வெப்பம் 21·0 கிலோ கலோரியாகும்.

எரிதல் வினை வெப்ப அளவைக் குறிக்கும் மேலும் சில எடுத்துக்காட்டுகளாவன.

$$C_2\,H_4 + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,CO_2 + 2\,H_2\,O + 34 \text{ கி.க.}$$

$$C_2\,H_5\,OH + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2\,O + 326 \text{ கி.க.}$$

எரிதல் வினை வெப்ப அளவுகளை தகுந்த சோதனைகளைச் செய்து எளிதில் கண்டறியலாம். இந்த அளவுகளைப் பயன் படுத்தி, கரிமச் சேர்மங்களின் உருவாக்க வினை வெப்ப அளவைக் கணக்கிடலாம். திட, நீர்ம, வாயு எரிபொருள்களின் எரிதல் வெப்ப வினைகளை அறிவதன் மூலம் அவற்றை திறன்கள் வரிசையில் வகையீடு செய்ய முடிகின்றது. உணவுப் பொருள் களின் எரிதல் வெப்ப அளவுகளைக் கண்டறிவதின் மூலம் அவைகளை உட்கொள்ளுவதால் பெறக்கூடிய சக்திகளைக் கணக்கிட முடிகின்றது. கரிமச் சேர்மங்களில் வடிவ வாய்ப் பாட்டினை அறியவும், எரிதல் வெப்ப அளவுகள் பயன்படுத்தப் படுகின்றன.

ஹெஸ்ஸின் மாரு வெப்பக் கூட்டல் விதி (Hess's law of constant heat summation)

இவ் விதியின்படி ஓர் வினை எவ்வழியாகச் செயல்படினும் அவ்வினையிலேற்படும் வெப்ப ஆற்றல் மாற்றம் திட்டமான அளவிலிருந்து மாறுதல் அடைவதில்லை.

கார்பன்-டை-ஆக்சைடு என்ற சேர்மத்தை இரு வழிகளில் பெறலாம். கார்பனை அதிக அளவு ஆக்சிஜனில் எரியச்செய்து கார்பன்-டை-ஆக்சைடைப் பெறுதல் ஒரு வழியாகும்.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2 + 94{\cdot}3 \text{ கி.க.}$$

இவ் வழியில் கார்பன்-டை-ஆக்சைடு உருவாகும்பொழுது 94·3 கிலோ கலோரி வெப்பம் வெளியேறுகின்றது.

கார்பனை குறைந்த அளவு ஆக்சிஜன் இருக்கும் சூழ்நிலையில் எரியச் செய்தால் கார்பன் மானுக்சைடு என்ற சேர்மம் கிடைக்கின்றது. இச் சேர்மத்தை மேலும் ஆக்சிஜனில் எரியச் செய்வதன் மூலம் கார்பன்-டை-ஆக்சைடு கிடைக்கின்றது. இவ்வாறு தொடர்ந்து நடைபெறும் இரு வினைகளின் மூலம் கார்பன்-டை-ஆக்சைடை பெறுதல் மற்ெறாரு வழியாகும்.

$$(1)\quad C + \tfrac{1}{2}\, O_2 \longrightarrow CO + 26 \text{ கி.க.}$$

$$(2)\quad CO + \tfrac{1}{2}\, O_2 \longrightarrow CO_2 + 68{\cdot}3 \text{ கி.க.}$$

இரண்டாவது முறையில் கார்பன்-டை-ஆக்சைடை பெறும் பொழுதும் 94·3 கிலோ கலோரி (26 + 68·3) வெப்பம் கிடைக்கின்றது.

ஒரு வினை பல படிகளின் வழியாகச் செயல்படுமாயின் வினையின் மொத்த வெப்பம் எல்லாப் படிகளிலும் நிகழும் வெப்ப மாற்றங்களின் எண்ணியல் கூட்டுப் பொருளாக (algebraic sum) அமைகின்றதென்றுகின்றது.

A என்ற ஒரு பொருள் *B* என்ற பொருளாக மாறும்பொழுது *Q* கலோரி வெப்பம் வெளியேறுவதாகக் கொள்வோம். *B* என்ற வினைபொருள் மேலும் வினையுற்று *C* என்ற பொருளைத் தரும் பொழுது Q_2 கலோரி வெப்பம் உள்ளேற்கப்படுவதாகக் கொள்வோம். *A* என்ற பொருளிலிருந்து *C* என்ற வினை பொருளை அடையும்பொழுது ஏற்படும் மொத்த வெப்ப மாற்றம்,

$$+\, Q_1 - Q_2 \text{ கலோரியாகும்.}$$

A என்ற பொருளிலிருந்து *D*, *E*, *F*, என்ற பொருள்களின் வழியாக *C* என்ற வினை பொருளை பெறமுடியும் எனக் கொள்வோம். இவ் வினைகளில் உண்டாகும் வெப்ப மாற்றங்கள் கீழ்க்கண்ட சமன்பாடுகளின்படி யிருப்பின்,

$$A \longrightarrow D + Q_3$$

$$D \longrightarrow E + Q_4$$

$$E \longrightarrow F - Q_5$$

$$F \longrightarrow C + Q_6$$

இவ் வழியில் A என்ற பொருளிலிருந்து C என்ற வினை பொருளைப் பெறும் வினைகளில் ஏற்படும் மொத்த வெப்ப மாற்றத்தை,

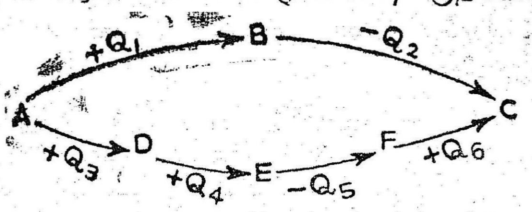
$$+ Q_3 + Q_4 - Q_5 + Q_6$$

எனக் குறிக்கலாம்.

ஹெஸ்ஸின் விதிப்படி இவ்விரு வெப்ப மாற்றங்களும் சமமாக இருக்கும்.

$$+ Q_1 - Q_2 = + Q_3 + Q_4 - Q_5 + Q_6$$

இதனையே கீழ்க்கண்ட படம் மூலமாகவும் குறிக்கலாம்.



படம் 70.

ஒரு பொருளின் உருவாக்க வினை வெப்பம் வெவ்வேறாக இருக்க முடியாத காரணத்தாலும், ஆற்றலை அழிக்கவோ அல்லது பெருக்கவோ முடியாது என்ற தத்துவத்தை யொட்டியும், ஹெஸ்ஸின் மாறா வெப்பக் கூட்டல் விதி, உண்மையாக இருக்கவேண்டுமென்பது வெள்ளிடைமலையாகும்.

இவ் விதியைப் பயன்படுத்தி சோதனைகளின் மூலமாக நேரே எளிதில் கண்டறிய முடியாத பல வெப்ப ஆற்றல் மாற்றங்களை, எளிதில் கணக்கிட்டு கண்டறியலாம்.

மாதிரிக் கணக்கு 1.

கீழ்க்கண்ட விவரங்களிலிருந்து மீதேன் உருவாக்கல் வினை வெப்பத்தைக் கணக்கிடுக.

(1) $C + O_2 \longrightarrow CO_2 + 94{\cdot}3$ கி.க.

(2) $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow H_2O + 68{\cdot}4$ கி.க.

(3) $CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2 H_2O + 212$ கி.க.

கார்பனும், ஹைட்ரஜனும் கூடி மீதேன் என்ற சேர்மம் உருவாகுவதாகக் கொள்வோம். இவ்வினையில் உடன் விளையும் வெப்பத்தை Q எனக் கொள்வோம். இந்த வினையைக் கீழ்க் கண்ட சமன்பாட்டால் குறிக்கலாம்.

$$C + 2H_2 \longrightarrow CH_4 \pm Q \qquad \ldots\ldots (4)$$

கணக்கில் கொடுக்கப்பட்டுள்ள முதல் சமன்பாட்டையும், இரண்டாவது சமன்பாட்டை இரண்டால் பெருக்கி வரும் சமன்பாட்டையும் கூட்டவும்.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2 + 94{\cdot}3 \text{ கி.க.}$$

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O + 136{\cdot}8 \text{ கி.க.}$$

$$C + 2H_2 + 2\,O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\,H_2\,O + 94{\cdot}3 + 136{\cdot}8 \text{ கி.க.}$$

அல்லது,

$$C + 2H_2 + 2\,O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\,H_2O + 231{\cdot}1 \text{ கி.க.}$$

இச் சமன்பாட்டிலிருந்து கணக்கில் கொடுக்கப்பட்டுள்ள மூன்றாவது சமன்பாட்டைக் கழித்தால், மீதேன் உருவாக்க வினைவெப்பம் கிடைக்கின்றது.

$$C + 2\,H_2 + 2\,O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O + 231{\cdot}1 \text{ கி.க.}$$

$$(-)\quad CH_4 + 2\,O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O + 212 \text{ கி.க.}$$

$$C + 2\,H_2 - CH_4 \longrightarrow 231{\cdot}3 - 212 \text{ கி.க.}$$

$$C + 2\,H_2 \longrightarrow CH_4 + 19{\cdot}1 \text{ கி. க.}$$

இதனை நான்காவது சமன்பாட்டுடன் ஒப்பிடுகையில் Q-ன் மதிப்பு $+ 19{\cdot}1$ என அறிகிறோம்.

எனவே மீதேனின் உருவாக்கல் வினை வெப்பம் $+ 19{\cdot}3$ கிலோ கலோரியாகும்.

மாதிரிக் கணக்கு 2.

கீழ்க்கண்ட விவரங்களிலிருந்து பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடின் உருவாக்க வினையைக் கணக்கிடுக.

$$(1)\quad K + H_2O + aq \longrightarrow KOH_{(aq)} + \tfrac{1}{2} H_2 + 48 \text{ கி.க.}$$

$$(2)\quad H_2 + \tfrac{1}{2} O_2 \longrightarrow H_2O + 68{\cdot}5 \text{ கி.க.}$$

$$(3)\quad KOH + aq \longrightarrow KOH_{(aq)} + 14 \text{ கி.க.}$$

பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு சேர்மம் உருவாகும் வினையைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டால் குறிக்கலாம்.

$$K + \tfrac{1}{2} O_2 + \tfrac{1}{2} H_2 \longrightarrow KOH \pm Q \qquad \ldots\ldots(4)$$

Q என்பது பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு சேர்மம் உருவாக்கல் வினை வெப்பத்தைக் குறிக்கும்.

கணக்கில் கொடுக்கப்பட்டுள்ள 1, 2, சமன்பாடுகளைக் கூட்டி, 3ஆவது சமன்பாட்டைக் கழித்தால் 4ஆவது சமன்பாடு கிடைக்கின்றது.

$$K + H_2O + aq + H_2 + \tfrac{1}{2} O_2 - KOH - aq \longrightarrow$$

$$KOH_{(aq)} + \tfrac{1}{2} H_2 + H_2O - KOH_{(aq)}$$

$$+ 48 + 68{\cdot}5 - 14 \text{ கி.க.}$$

எனவே, பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடின் உருவாக்கல் வினை வெப்பம் + 102·5 கிலோ கலோரியாகும்.

மாதிரிக் கணக்கு 3:

அசிட்டிக் அமிலம் உருவாக்கல் வினை வெப்பத்தைக் கீழ்க் கண்ட வெப்பச் சமன்பாடுகளிலிருந்து கணக்கிடுக.

$$(1)\quad C + O_2 \longrightarrow CO_2 + 94{\cdot}5 \text{ கி.க.}$$

$$(2)\quad H_2 + \tfrac{1}{2} O_2 \longrightarrow H_2O + 68{\cdot}3 \text{ கி.க.}$$

$$(3)\quad CH_3COOH + 2\,O_2 \longrightarrow 2\,CO_2 + 2\,H_2O + 280{\cdot}3 \text{ கி.க.}$$

அசிட்டிக் அமிலம் உருவாகும் வினையைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டால் குறிக்கலாம்.

$$2C + 2\,H_2 + O_2 \longrightarrow CH_3\,COOH \pm Q \qquad \ldots\ldots(4)$$

கணக்கில் கொடுக்கப்பட்டுள்ள முதல் சமன்பாட்டையும், இரண்டாவது சமன்பாட்டையும் இரண்டால் பெருக்கி அவற்றைக் கூட்டினால் கீழ்க்கண்ட சமன்பாடு கிடைக்கின்றது.

$$2\,C + 2\,O_2 \longrightarrow 2\,CO_2 + 189 \text{ கி.க.}$$

$$(+)\quad 2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O + 136{\cdot}6 \text{ கி.க.}$$

$$2\,C + 2\,H_2 + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,CO_2 + 2\,H_2O + 325{\cdot}6 \text{ கி.க.}$$

இச் சமன்பாட்டிலிருந்து கொடுக்கப்பட்டுள்ள மூன்ருவது சமன்பாட்டைக் கழித்தால்,

$$2C + 2\,H_2 + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,CO_2 + 2\,H_2O + 325{\cdot}6 \text{ கி.க.}$$

$$(-)\quad CH_3\,COOH + 2\,O_2 \longrightarrow 2\,CO_2 + 2\,H_2O + 208{\cdot}3 \text{ கி.க.}$$

$$2C + 2\,H_2 + O_2 \longrightarrow CH_3\,COOH + 117{\cdot}3 \text{ கி.க.}$$

எனவே அசிட்டிக் அமிலத்தில் உருவாக்கல் வினைவெப்பம் + 117·3 கிலோ கலோரியாகும்.

பயன்படும் நூல்கள்

BIBLIOGRAPHY

Title of the book		Author's Name
1. College Chemistry	—	LINUS PAULING.
2. Introduction to Physical Chemistry	—	ALEXANDER FINDLY
3. Physical and Theortical Chemistry	—	C.D. GEORGE, P.M. THOMAS C. D. JOSEPH.
4. Introduction to Electro-Chemistry	—	GLASSTONE.
5. Physical Chemistry	—	ADAM.
6. Physical Chemistry	—	A. J. MEE.
7. பௌதிக வேதியியல்	—	டி. சக்திவேலு.

கலைச் சொற்கள்

A

Abnormal — இயல்பற்ற
Absolute — தனி
Acceleration — முடுக்கம்
Acceptor — ஏற்பி
Accurate — மிக துல்லியமான
Acid — அமிலம்
Active mass — வினைபடு பொருண்மை
Addition — சேர்ப்பு
Adsorption — பரப்புக் கவர்ச்சி, பரப்பு ஊன்றுகை
Aerosol — வாயு கரைசால்
Agar-agar — அகரகர்
Albumen — ஆல்புமன்
Algebraic — குறியியல், எண்ணியல்
Alpha — ஆல்ஃபா
Anion — நேர் அயனி
Anode — நேர் மின்முனை
Arc — மின் பிறை, பிறை
Artificial — செயற்கை
Assymetric — சமச்சீர்மையற்ற
Atom — அணு
Atomic reactor — அணு உலை
Axis — அச்சு

B

Bad conductor — அரிதிற் கடத்தி
Base — காரம்
Battery — மின்கலம்
Body centered cube — பொருள் மைய கன சதுரம்
Boiler — கொதிகலம்
Boiling point — கொதிநிலை
Bond — பிணைப்பு
Brownian motion — ப்ரௌன் இயக்கம்
Buffer — தாங்கி, தாங்கல்
Buffer action — தாங்கல் வினை
Bye-product — உடன் விளைவு

C

Calculate — கணக்கிடு
Capacity — கொள்ளளவு
Casting — வார்ப்படம்
Catalysis — வினைவேக மாற்றம்
Catalyst — வினை வேக மாற்றி
Cathode — எதிர் மின் முனை
Cation — எதிர் அயனி
Cell (Biology) — உயிர் அறை, செல்
Cell (Conductivity) — மின் கடத்துத் திறனறி கலம்
Cell (Electrcity) — மின்கலம், மின்செல்
Cell constant — கலமாறிலி
Central — மைய, நடு
Centrifuge — சுழற்சியால்
Ceramics — பீங்கான் சாமான்கள்
Chain reaction — சங்கிலித் தொடர் வினை
Characteristics — இயல்புகள்
Charge — மின்னேற்றம்
Choice — தேர்ந்தெடுத்தல்
Clamp — இறுக்கி
Classification — வகையீடு
Close packing — நெருங்கிப் பொதிதல்
Coagulation — திரிதல்
Coagulent — திரிக்கும் பொருள்
Column — பத்தி
Compact — நெருக்கமான

Completely	—	முற்றிலும்
Complex ion	—	அணைவு அயனி
Composition	—	இயைபு, அமைப்பு
Compound	—	சேர்மம்
Concentration	—	அடர்வாக்கல், அடர்பு
Concentric	—	ஒரு மைய
Concept	—	கருத்து
Condensation	—	சுருக்கு வினை, குறுக்க வினை, ஆவி சுருங்குதல்
Conjugate acid	—	இணை அமிலம்
Conjugate base	—	இணை காரம்
Condenser	—	குளிர் கலன்
Condition	—	நிபந்தனை
Conductor	—	கடத்தி
Conductivity	—	கடத்து திறன்
Conductance	—	மின் கடத்து திறன்
Conductivity cell	—	மின் கடத்து திறன் அறிகலம்
Conductivity water	—	மின் கடத்து நீர்
Continuity	—	தொடர்ச்சி
Co-ordinate co-valent	—	ஈதச் சக பிணைப்பு
Co-ordinate number	—	ஈதல் எண்
Co-valent	—	சக பிணைப்பு
Counter	—	எண் கருவி
Co-vloume	—	இணை பருமனளவு
Correction factor	—	திருத்தக் கூற்றெண்
Couple	—	இணை
Cracking	—	பிளத்தல்
Critical	—	நிலை மாறு
Crude	—	பண்படா
Crystallization	—	படிகமாதல்
Crustalloids	—	படிகப் பொருள்கள்
Curve	—	வளைகோடு

D

Daughter element	—	மகள் தனிமம்
Decay	—	அழிவு
Decomposition	—	சிதைவு
Define	—	வரையறு

Definition — வரையறை
Demulsification — பால்மம் அழித்தல்
Depression — தாழ்வு
Detection — கண்டறிதல்
Deviation — பிறழ்தல்
Dialysis — கூழ் பிரிப்பு முறை
Diagram — விளக்கப்படம்
Diapharam — விதானம்
Dibasic — ஈர் உப்பு மூலத்திறன் உள்ள
Diffraction — விளிம்பு வளைவு
Diffusion — ஊடுருவித்தல், ஊடுருந் தன்மை
Dilute — நீர்த்த
Dilution — விளாவுதல்
Dimer — இரட்டை
Direct current — நேர் மின்னோட்டம்
Dispersion — சிதறல்
Displacement — இடப் பெயர்ச்சி
Distillation — காய்ச்சி வடித்தல்
Distribution — பங்கீடு
Donor — வழங்கி
Double bond — இரட்டைப் பிணைப்பு
Ductile — கம்பியாக நீட்டப்படும் தன் மையுள்ள
Dynamic — இயங்கு

E

Ebullioscopic constant — கொதிநிலை மாறிலி
Eccentric — வேற்றுமைய
Effect — விளைவு
Efficiency — திறன்
Elastic — மின் தன்மை
Elasticity — மீட்சி, மீள் தன்மை
Electrical — மின்சார்
Elastic collison — மீட்சி மோதல்
Electrical circuit — மின் சுற்று
Electrode — மின் முனை
Electrolysis — மின் பகுப்பு

Electrolyte — மின்பகு பொருள்
Electromotive force — மின் உந்து விசை
Electromagnetic waves — மின் காந்த அலை
Electron — எலக்ட்ரான்
Electronegativity — கவர் ஆற்றல்
Electrophoresis — மின் முனைக் கவர்ச்சி
Electro osmosis — மின் வழி ஊடு பரவுதல்
Element — தனிமம்
Emulsion — பால்மம்
Emulsifier — பால்மம் ஆக்கி
Endothermic — வெப்பம்கொள்
Energy — ஆற்றல்
Energy packet — ஆற்றல் பொட்டலங்கள்
Equation — சமன்பாடு
Equilibrium — சமநிலை
Equilibrium constant — சமநிலை மாறிலி
Equipment — சாதனம்
Erg — எர்க்
Error — பிழை
Example — மேற்கோள்
Exothermic — வெப்பம் உமிழ்
Expression — கோவை
External — வெளி

F

Face centered cubic — முகப்பு மைய கனச் சதுரம்
Factor — குணகம்
Fertiliser — உரம்
Fission — பிளத்தல்
Flask — குடுவை
Floation process — மிதப்பு முறை
Fluid — பாய்மம்
Fluidity — பாய்தன்மை
Foam — நுரை
Focus — குவியம்
Formula — வாய்பாடு
Fraction — பிரிகை
Freezing mixture — உறைக் கலவை
Freezing point — உறை நிலை

Fractional distillation — பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல்
Frothing — நுரைத்தல்
Fuel solid — திண்ம எரிமம்
Furnace — உலை
Fusion — உருக்குதல்
Functional group — வினைசெயல் தொகுதி

G

Galvanometer — மின்னோட்டங் காட்டி
Gaseous — வாயுவான
Gas ideal — சீர்மை வாயு
Gas real — இயல்நிலை வாயு
Gauze wire — கம்பி வலை
Gel — களி
Gelatin — ஜெலாட்டின்
Gelation — இறுகுதல்
Glue — பிசின்
Gold number — கூழ் காப்புத் திறன் எண்
Granulated — ரவையாக்கப்பட்ட
Granules — துணுக்குகள்
Group — தொகுதி
Group displacement law — தனிமத் தொகுதி இடப்பெயர்ச்சி விதி

H

Half life perlod — அரை வாழ்வு காலம்
Hard glass — எளிதில் இளகாக் கண்ணாடி
Heat of combustion — எரிதல் வினைவெப்பம்
Heat of dilutoin — நீர்த்தல் வினைவெப்பம்
Heat of formation — உருவாக்கல் வினைவெப்பம்
Heat of neutralisation — நடுநிலையாக்கல் வெப்பம்
Heat of reaction — வினைவெப்பம்
Heat of solution — கரைசல் வினைவெப்பம்
Heavy chemicals — கன வேதிப்பொருள்கள்
Heavy oil — மிகைச் செறிவு எண்ணெய்
Heavy water — கன நீர்
Hetrogeneous — சமச்சீரற்ற

Hexagonal close packing — நெருக்க அறுகோண அமைப்பு
Hollow shaft — குழல் தண்டு
Homogeneous — சமச்சீருள்ள
Humidity — ஈரப்பதன்
Hydrophillic — நீர் விரும்பும்
Hydrophobic — நீர் வெறுக்கும்
Hydrolysis — நீராற் சிதைவு
Hydrostatic — நீர் நிலை
Hypothesis — புனைவுகோள், கருதுகோள்

I

Ignite — சுடு
Impurity — மாசு
Inactive — வீரியமற்ற
Incandecent — கனல் ஒளிர்வு
Index — குறி முள்
Indicator — நிலை காட்டி
Indirect current — மாற்று மின்னோட்டம்
Induced — தூண்டப்பட்ட
Inert — மந்த
Inference — அனுமானம்
Infinite — முடிவிலி
Inflammable — தீப்பற்றக்கூடிய
Inhibition — தடுத்தல்
Insulator — அரிதிற் கடத்தி
Intensity — செறிவு
Interaction — இடையீடு
Interference — தலையீடு
Internal energy — உள் ஆற்றல்
Intersitital — இடைச்செருகல்
Inoic theory — அயனிக்கொள்கை
Inverse — எதிர் விகிதம்
Ion — அயனி
Ionisation — அயனி ஆதல்
Ionisation potential — அயனியாக்கும் மின்னழுத்தம்
Ion polarisation — அயனி முனைப்பு
Isomorphism — ஒத்த வடிவுடமை
Ionised — பிரிகையமைந்த

Ionic product of water — நீரின் அயனிப் பெருக்கம்
Isotonic — சம ஊடு பரவலழுத்தம்
Isotope — ஓரிடத்தன்மை

K

Kaolin — வெண்களிமண்
Kind — வகை
Kinetic — இயக்க
Kiln — காளவாய், சூளை
Knocking — இடித்தல்

L

Labile — நிலைமாறும்
Last — கடைசி, இறுதி
Latent heat — உள்ளுறை வெப்பம்
Lattice — கூட்டமைப்பு
Law — விதி
Liebig Condenser — லீபிக் ஆற்று கலம்
Liquification — நீர்மமாக்கல்
Liquid — நீர்மம்
Limitation — வரம்பு
Logarithum — மடக்கை
Lowering — குறைவு
Lone pair — தனித்து நிற்கும் இணை
Luminous — ஒளிர்வு
Lyophillic — கரைப்பான் விரும்பும்
Lyophobic — கரைப்பான் வெறுக்கும்

M

Magnetic field — காந்த புலம்
Mass — நிறைவு, திணிவு
Mass number — நிறை எண்
Mass spectrograph — பொருண்மை நிரல் வரையி
Mass action — நிறை தாக்க
Maximum — மேல்வரம்பு
Membrane — சவ்வு

Mechanism — இயங்கு முறை
Melting point — உருகு நிலை
Metallic bond — உலோகப் பிணைப்பு
Metallurgy — உலோக இயல்
Microscope — எலெக்ட்ரான் நுண் நோக்கி
Minimum — கீழ் வரம்பு
Mobility of ions — அயனிகளின் ஊடுறு வேகம்
Molality — மோலால் எண்
Molarity — மோலார் எண்
Molecule — மூலக்கூறு
Mole — கிராம் மூலக்கூறு
Momentum — உந்தம்
Mordant — நிறம் ஊன்றி
Mother liquor — மூலக் கரைசல்
Muffle furnace — மூட்ட வெப்ப உலை

N

Nature — தன்மை
Natural — இயற்கை
Negative group — எதிர் மின்தொகுதி
Neutral — நடுநிலை
Neutron — நியூட்ரான்
Nomenclature — பெயரிடுதல்
Normality — N. அளவு
Normal temperature and pressure — திட்ட வெப்பநிலை அழுத்தம்
Non electrolyte — மின்பகாப் பொருள்
Non ideal — இயல்பற்ற
Nucleus — கரு
Number — எண்

O

Observation — கண்டறிதல்
Octet — எட்டெண் கூட்டம்
Octet theory — எண் எலெக்ட்ரான் கொள்கை
Opening — திறப்பு
Optimum — தக்க

Orbit	—	பாதை
Ore	—	தாது
Orientation	—	வழிபடுத்தல், வசம்
Osmosis	—	ஊடு பரவல்
Over voltage	—	மிகை மின் அழுத்தம்

P

Packing fraction	—	கட்டுப் பின்னம்
Parallel connection	—	பக்க இணைப்பு
Partial	—	பகுதி
Particle	—	துகள்
Partition	—	பிரிவினை
Pattern	—	அமைப்பு
Passivity	—	செயலறு நிலை
Pauli Exclusion Principle	—	பௌலி ஒதுக்குதல் தத்துவம்
Percentage	—	சதவீதம்
Periodic law	—	ஆவர்த்தன விதி
Periodic classification	—	ஆவர்த்தன வகையீடு
Permeable	—	ஊடுருவத்தக்க
Permanent	—	நிரந்தர
Phase	—	நிலைமை
Phenomenon	—	இயற்பாடு
Photographic plate	—	ஒளிப்படத் தகடு
Pigment	—	நிறப்பொருள்
Plasticity	—	குழைவுத் தன்மை
Poison	—	நச்சு
Porus	—	நுண் துளை மலிந்த
Porecelein	—	பீங்கான்
Pot	—	மண்பாண்டம்
Pressure	—	அழுத்தம்
Principle	—	தத்துவம்
Process	—	செயல் முறை
Promoter	—	தூண்டி
Properties	—	பண்புகள்
Product	—	விளைபொருள்
Pulverised	—	பொடித்த
Pump	—	பம்பு
Pyrolysis	—	வெப்பச் சிதைவு

Q

Qualitative — பண்பறி
Quantitative — அளவறி
Quantum — குவான்ட்டம்

R

Radiation — கதிர் வீச்சல்
Radical — உறுப்பு
Radioactivity — கதிரியக்கம்
Radioactive disintegration — கதிரியக்கச் சிதைவு வீதம்
Radioactive displacement law — கதிரியக்க இடப் பெயர்ச்சி விதி
Radioactive half life — கதிரியக்கப் பாதிச் சிதைவு நேரம்
Rare earth metals — அருமண் உலோகங்கள்
Rate — வீதம்
Raw material — கச்சாப் பொருள்
Ray — கதிர்
Reaction — இயக்கம்
Reagent — வினைப்பொருள்
Repellent — விலக்கு பொருள்
Residual — எஞ்சிய
Resistance — தடை
Resonance — உடன் இசைவு
Result — முடிவு
Retardation — எதிர் முடுக்கம்
Retort — வாலை
Rinse — நனை
Rule — விதி
Rusting — துருப்பிடித்தல்

S

Sample — மாதிரி
Saturated — நிறையுற்ற
Scale — அளவீடு
Semipermeable — ஒருகூறு புகவிடும்

Separating funnel — பிரிபுனல்
Separation — பிரிப்பு
Series — தொடர்
Sewage — கழிவுச் சாக்கடை
Shape — உருவம்
Shell — கூடு
Sketch — சுருக்கப் படம்
Slag — உலோகக் கசடு
Slurry — சேறு
Soft water — நுரைதரு நீர்
Sol — கரைசால்
Solubility — கரை திறன்
Solubility product — கரைதிறன் பெருக்கம்
Solute — கரைபொருள்
Solution — கரைசல்
Solvent — கரைப்பான்
Spectrum — நிரல்
Specifi — நியம
Speed — வேகம்
Speclfic heat — சுய வெப்பம்
Spin — சுழற்சி
Stable — நிலையான
Stabilising agent — நிலைத்து வைக்கும் பொருள்
Standard — அளவறி
Standard solution — அளவறி மனைசல்
Starch — மாவுப்பொருள்
Static — நிலையான
Storage battery — தேக்க மின்கல அடுக்கு
Strength — வலிவு
Strong electrolyte — எளிதில் மின்பகு பொருள்
Structural formula — வடிவ வாய்பாடு
Structure — அமைப்பு
Subshell — உட் கூடு
Surface of separation — வேறுபடுத்தும் புறப் பரப்பு
Surface tension — புறப்பரப்பின் இழுவிசை
Suspension — தொங்கல்
Symmetrical — சீர்மையுள்ள
Synthesis — சேர்க்கை
Systematic — முறையான

T

Table — மேசை
Telescope — தொலை நோக்கி
Temperature — வெப்பநிலை
Thermal conductivity — வெப்பம் கடத்து திறன்
Thermo-chemistry — வெப்ப வேதியியல்
Thermostat — வெப்பநிலை இருத்தி
Titration — தரம் பார்த்தல்
Titre values — தர அளவு
Tracer — தடம் அறியும்
Transfer — மாற்று
Tranformer — மின்னழுத்த மாற்றி
Transition elements — இடைநிலைத் தனிமங்கள்
Transmutation — வேதித்தல்
Transport number — மின் பெயர்ச்சி எண்
Transuranic — யுரேனியம் கடந்த
Trimer — மும்மை
Tyndall effect — டின்டால் விளைவு
Type metal — அச்சு உலோகம்

U

Ultramicroscope — மேனிலை உருப்பெருக்கி
Uniform — ஒரே சீரான
Unit — அலகு
Unionised — பிரிகையமையா
Universal indicator — பொது நிறங்காட்டி
Unsaturated — தெவிட்டாத

V

Vacuum — வெற்றிடம்
Valency — இணை திறன்
Vapour — ஆவி
Vant' hoff factor — வான்ஹாஃப் குணகம்
Velocity — திசை வேகம்
Velocity focusing — நேர்வேக குவியச் செய்தும்
Verification — சரி பார்த்தல்
Vibration — அதிர்வு

Viscosity	—	பாகுத் தன்மை
Volatile	—	எளிதில் ஆவியாகும்
Volume	—	கன அளவு

W

Wash bottle	—	கழுவு சீசா
Waste	—	கழிவு
Wave	—	அலை
Weak electrolyte	—	குறையளவு அயனி பகுளி
Weight	—	எடை

X

X-Rays	—	கதிர்கள்

Y

Yield	—	விளைச்சல்

Z

Zero	—	சூன்ய
Zone	—	மண்டலம்