1. தொகுதி மற்றும் அதன் கட்டமைப்பின் விவரங்கள்

கட்டகம் பற்றிய விளக்கம்	
பாடப் பெயர்	வேதியியல்
பாடக்கோப்பு வேதியியல் கட்டகம் பெயர்/தலைப்பு	பெயர் 01(வகுப்பு 11,பருவம் 01) வேதியியலின் சில அடிப்படைக் கருத்துக்கள்:பகுதி 3
கட்டகம்	kech_10103
முன் தேவைகள்	**அணு ,மூலக்கூறு,பருப்பொருட்கள் ,பருப்பொருட்களின் பல்வேறு பண்புகள் .**
நோக்கங்கள்	இந்த கட்டகத்தை கற்றறிந்த பின்னர் நீங்கள் 1.வேதிச் சேர்க்கை விதிகளை விளக்குவர்கள் 2.டால்டனின் அணுக் கொள்கையை விளக்குவர்கள் 3.அவகார்டோ எண் என்ற சொல்லை விளக்குவர்கள் 4.அணு நிறை அலகு (அ) வரையறு செய்வர்கள் 5.அணு நிறை ,சராசரி அணு நிறை,மூலக்கூறு நிறை,வாய்பாடு நிறை ஆகியவற்றிக்கிடையே உள்ள
வேறுபாடுகளை அறிவர்கள்	முக்கிய சொற்கள் :பொருண்மை அழியா விதி,மாறாவிகித விதி.,பெருக்கல் விகித விதி.,கே – லூசாக் கின் விதி, டால்டன் அணு கொள்கை ,அணு எண் ,அணு நிறை அலகு

2. அபிவிருத்தி குழு

பங்கு	பெயர்	இணைப்பு
தேசிய MOOC ஒருங்கிணைப்பாளர்(NMC)	பேராசிரியர் அமரேந்திர பி. பெஹெரா	CIET, NCERT, புது தில்லி
நிரல் ஒருங்கிணைப்பாளர்	டாக்டர் மொஹமட். மாமூர் அலி	CIET, NCERT, புது தில்லி

பாடநெறி ஒருங்கிணைப்பாளர் (சி.சி) / பி.ஐ. பாடநெறி ஒருங்கிணைப்பாளர் / இணை-பி.ஐ.	பேராசிரியர் ஆர்.கே.பராஷர் டாக்டர் ஏரம் கான்	DESM, NCERT, புது தில்லி CIET, NCERT, புது தில்லி
பாட நிபுணர் குழு	டாக்டர் கே கே அரோரா டாக்டர் கே கே சர்மா	ஜாகிர் ஹுசைன் டெல்லி கல்லூரி டெல்லி அரசு கல்லூரி அஜ்மீர்,ராஜஸ்தான்
மறுஆய்வு குழு	டாக்டர். நூதி மிஸ்ரா டாக்டர். ஏரம் கான்	ஆச்சார்ய நரேந்திர தேவ் கல்லூரி, புது தில்லி CIET, NCERT, புது தில்லி
மொழிபெயர்ப்பாளர்	Dr M Santhoshkumar	M.Sc.,PhD.,SLET तमिलनाडु प्रांत संयोजक, शिक्षा संस्कृति उतथान न्यास PRINCIPAL, GLOBAL INTERNATIONAL SCHOOL, KGM

பாடப்பொருள் அட்டவணை

1.அறிமுகம்
2.வேதிச் சேர்க்கை விதிகள்
2.1.பொருண்மை அழியா விதி
2.2.மாறாவிகித விதி
2.3.,பெருக்கல் விகித விதி
2.4.கே – லூசாக் கின் பருமன் இணைப்பு விதி
2.5.அவகார்டோ விதி
3..டால்டனின் அணுக் கொள்கை
4 .அணு நிறை மற்றும் மூலக்கூறு நிறை,
5. சுருக்கம்

1.அறிமுகம்

கட்டகம் -1ல் உட்கூறுகள் ,அமைப்பு மற்றும் பருப்பொட்களின் பண்புகள் பற்றி வேதியியல் கையாளுகிறது என்பதை நூங்கள் கற்றறிந்தூர்கள் .பருப்பொட்களின் அடிப்படை துகள்களான அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகள் பற்றிய புரிதல் மற்றும் விளக்கம் மூலம் இந்த அம்சங்களை சிறப்பாக அணுக முடியும். அணு பற்றிய அறிவு இல்லாத போதும் இயற்பியல் மற்றும் உயிரியலில் ஓரளவு முன்னேற்றம் இருந்ததை கவனிக்க முடிகிறது .ஆனால் வேதியியலில் அணு கொள்கை உருவானப்பின் தான் முன்னேற்றம் ஆரம்பித்தது.அணுக்கள் இருப்பதற்குரிய அறிவியல் பூர்வமான ஆதாரத்தை வேதிச் சேர்க்கை விதிகள் தான் முதலில் வழங்கியது .இதன் அடிப்படையில் ஜான் டால்டன் " பருப்பொருளின் அணுக்கொள்கை"யை முன்மொழிந்தார் .இதை கட்டகத்தின் பிற்பகுதியில் நூங்கள் கற்பூர்கள் . தனிமங்கள் மற்றும் சேர்மங்களிடையே உள்ள வேறுபாட்டை அறிவியலார் அடையாளம் கண்டுள்ளனர் மற்றும் ஏன் தனிமங்கள் இணைகின்றன ,எவ்வாறு இணைகின்றன ,இணையும் போது என்ன நடக்கின்றது போன்றவற் றை கண்டறிய ஆர்வம் கொண்டனர் என்பதை முந்தைய வகுப்புகளில் பார்த்தூர்கள் .இரு முக்கிய வேதிச் சேர்க்கை விதிகளை நிலைநாட்டுவதின் மூலம் வேதியியல் அறிவியலுக்கு அன்டோயின் எல். லாவோயிஸி அடித்தளம் இட்டார் .

2.வேதிச் சேர்க்கை விதிகள்

வேதிவினை என்பது தனிமங்கள் இணையும் போது அல்லது சேர்மங்கள் அதன் அடிப்படை துகள்களாக பிரியும் போது நடக்கும் செயல்முறை என்பது இப்போது நன்கு அறிந்த ஒன்று .இவை அனைத்தும் கூழ்காண் ஐந்து விதிகளுக்கு உட்பட்டு நடக்கின்றன.

1.பொருண்மை அழியா விதி
2.மாறாவிகித விதி
3,பெருக்கல் விகித விதி

4..அவகார்டோ விதி
5.பருமன்கள் இணையும் விதி அல்லது கே – லூசாக் கின் பருமன் இணைப்பு விதி
இந்த ஐந்து விதிகளில் முதல் நான்கு விதிகள் நிறையோடு தொடர்புடையது ,கே – லூசாக் கின் பருமன் இணைப்பு விதி வினையில் ஈடுபடும் வாயுக்களின் பருமனோடு தொடர்புடையது.

2.1பொருண்மை அழியா விதி

அன்டோயின் லாவோசியர்(படம் 1) 1789ஆம் ஆண்டு இதை முன்பொழிந்தார் .அவர் ஆய்வுகளை கவனமாக எரிதல் வினையில் பரிசோதித்து ,அனைத்து இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் மாற்றங்கள் அல்லது வினைகளில் ,வினைபடுபொருட்களின் மொத்த நிறை வினைவிளைப் பொருட்களின் மொத்த நிறைக்கு சமம் என்ற முடிவிற்கு வந்தார்.எனவே,இந்த விதியின்படி செயல்பாட்டின் போது நிறையில் எந்த நிகர மாற்றம் இல்லை.பொருண்மை அழியா விதி கூறுவது -பருப்பொருளை ஆக்கவோ அழிக்கவோ முடியாது.!!

படம். 1 அன்டோயின் லாவோசியர்(1743 - 1794)
(மூலம்: https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/78/Antoine_laurent_lavoisier.jpg)

இந்த விதிக்கு எடுத்துக்காட்டாக நமது தினசரி வாழ்க்கையில் பல செயல்பாடுகள் உள்ளன .எடுத்துக்காட்டாக ,நூரில் பனிக்கட்டி மாறும் நிகழ்வு .ஒருஇறுக்கமாக மூடப்பட்ட குடுவையில் பனிக்கட்டியை போட்டு வெப்படுத்தினால் பனிக்கட்டி நூராக மாறும்.இயற்பியல் மாற்றம் நிகழ்ந்த பின்பும் ,எடையறியும் போது நிறையில் எவ்வித மாற்றம் இல்லை என்பதை காணலாம் .ஆய்வகத்தில் இதனை சுலபமாக உறுதி செய்யலாம். $CuSO_4$ (தாமிர சல்பேட்)கரைசல் ,BaCl2(பேரியம் சல்பேட்) கரைசல்களுக்கிடையே வேதிவினை கிழ்காண் செயல்பாட்டில் விளக்கப்பட்டது போல நிகழ்த்தி வினை முடிவுற்ற பின்பும் முன்பும் எடை போடலாம்.

1.கூம்பு குடுவையில் நீர்த்த $CuSO_4$ கரைசலை எடுத்துக்கொள்ளவும் .
2.$BaCl_2$ கரைசலை உடைய எரிக்குழாயை குடுவைக்குள் கவனமாக தொங்கவிடவும்.இரண்டு கரைசல்களும் கலக்கக்கூடாது என்பதை கவனத்தில் கொள்ளவும் .
3.குடுவையில் உள்ள கரைசல்கள் பாதுக்காக்கும் வகையில் குடுவையை முடியால் மூடவும்.
4.இதன் நிறையை கண்டறியவும்.
5.சாய்த்து ,சுழற்றி ,எரிகுழாய் மற்றும் குடுவையில் உள்ள வினைபொருட்களை கலக்கவும் .
6. $BaSO_4$ வெண்மை நிற வீழ்படிவு உருவானது ஒரு வேதிவினை நடை பெற்றதை குறிக்கிறது .
7.மீண்டும் அதன் நிறையை கண்டறியவும்

வேதியியலில் பின்னாளில் ஏற்பட்ட பல வளர்ச்சிக்கு இந்த விதி அடிப்படையாக அமைந்தது.லாவோசியரின் கவனமாக திட்டமிட்ட பரிசோதனைகளாலும் ,வினைபொருட்கள் மற்றும் வினைவிளை பொருட்களின் நிறையை சரியாக அளவிட்டதின் பயனால் இது உண்மையானது ..

2.2.மாறாவிகித விதி

ஜோசப் ப்ரூஸ்ட்(படம் 2) என்ற பிரெஞ்சு வேதியிலார் இவ்விதியை கூறினார். ஒரு குறிப்பிட்ட சேர்மம் எப் போதும் அதே சரியான நிறை விகிதத்திலான தனிமங்களை கொண்டிருக்கும்.இரண்டு தாமிர கார்பனேட் மாதிரிகளை பயன்படுத்தினார் -ஒன்று இயற்கையாக தோன்றியது ,மற்றது செயற்கையானது .

படம். 2 ஜோசப் ப்ரூஸ்ட் (1754 - 1826)
(மூலம் : http://dic.academic.ru/pictures/wiki/files/106/joseph-louis_proust.jpg)

இரண்டு மாதிரிகளிலும் உள்ள தனிமங்களின் அளவு சமமாக உள்ளது என்பதை கண்டறிந்தார். அது கிழே கொடுக்கபட்டுள்ளது . அதனால் ,எந்த முலத்திலிருந்து ஒரு சேர்மம் பெறப்பட்டாலும் ,அதில் அதே தனிமங்கள் அதே விகிதத்தில் இருக்கும்.இந்தவிதியின் உண்மைத்தன்மை பல பரிசோதனைகளில் உறுதி செய்யப்பட்டுள்ளது .மாறா கலவை விதி எனவும் இதை குறிப்பிடுவர் .

	.% தாமிரம்	% ஆக்ஸிஜன்	% கார்பன்
இயற்கையான மாதிரி	51.35	9.74	38.91
செயற்கை மாதிரி	51.35	9.74	38.91

எடுத்துக்காட்டு -1:

எந்த நாட்டின் கிணறு ,ஆறு ,கடல் அல்லது குளம் போன்ற எந்த மூலத்திலிருந்தும் பெறப்பட்ட தூய நீர் உள்ள ஹைட்ர ஜன் மற்றும் ஆக்சிஜனின் நிறை எப்பொழுதும் 1 : 8 என்ற மாறா விகிதத்தில் இருக்கும்.

எடுத்துக்காட்டு -2:

எந்த முறையில் உருவாக்கப்பட்டாலும் கார்பன் டை ஆக்சைடில் உள்ள கார்பன் மற்றும் ஆக்சிஜனின் நிறை எப்பொழுதும் 12.32 என்ற மாறா விகிதத்தில் இருக்கும்..அதாவது ,சுண்ணாம்பு ($CaCO_3$)வெப்பப்படுத்துதல் ,காற்றில் கரியை எரித்தல் அல்லது சோடியம் ஹைட்ரஜன் கார்பனேட் வெப்பப்படுத்துதல் ($NaHCO_3$).

பல்வேறு சேர்மங்களின் மாதிரிகளில் உள்ள தனிமங்களின் விகிதத்தை பார்க்கையில் , சேர்மங்களில் தனிமங்களின் ஐசோடோப்பு இருந்தால் ,அவற்றின் விகிதம் மாறலாம் என்பதை குறித்து கொள்வது முக்கியமானது .எடுத்துக்காட்டு,ஐசோடோப்பு c -12 உள்ள CO_2 சேர்மத்தில் ,இரண்டு தனிமங்களின் நிறை விகிதம் 12.32.ஐசோடோப்பு c -14 உள்ள CO_2 சேர்மம் என்றால் கார்பன் மற்றும் ஆக்ஸிஜன் தனிமங்களின் நிறை விகிதம் 14.32.வெவ்வேறு சேர்மங்களில் தனிமங்களின் நிறை விகிதம் சமமாக இருப்பதும் சாத்தியம்.எடுத்துக்காட்டு ; இரண்டு வெவ்வேறு சேர்மங்களான எத்தனால்(C_2H_5OH) மற்றும் (CH_3OCH_3) அசிட்டோன், C_2H_6O என்ற ஒரே மூலக்கூறு வாய்ப்பாடு , ஒரே விகிதம் (C:H:O) அதாவது , 24:6:16.பெற்றுள்ளது..

கணக்கு :6.448g ஈயம் 1.002g ஆக்ஸிஜனுடன் நேரிடையாக இணைந்து ஈய பெராக்சைடு உருவாக்குகிறது .ஈய நைட்ரைட் வெப்பப்படுத்தினாலும் ஈய பெராக்சைடை தயாரிக்கலாம்.ஈய பெராக்சைடில் ஆக்ஸிஜன் 13.38% உள்ளது.இத்தரவுகளை பயன்படுத்தி மாறா விதியை விளக்கவும் .

தீர்வு :

முதல் பரிசோதனையில் உருவான ஈய பெராக்சைடு=(6.488 + 1.002) = 7.490கி .7.490கி ஈய பெராக்சைடில் 1.002கி ஆக்ஸிஜன் உள்ளது.ஆகையால் ,100கி ஈய பெராக்சைடில் (1.002/7.490)×100=13.38கி ஆக்ஸிஜன் or 13.38% ஆக்ஸிஜன் உள்ளது.இரண்டாம் சோதனையில் ஈய பெராக்சைடில் 13.38%ஆக்ஸிஜன் உள்ளது .இரண்டு ஈய பெராக்சைடு மாதிரிகளிலும் ஆக்ஸிஜன் சதவீதம் சமம்.எனவே இது மாறா நிறை விதியை விளக்குகிறது .

2.3 பெருக்கல் விகித விதி

1803ல் இந்த விதியை டால்டன்(படம் 3) கூறினார்.இதன் படி - இரண்டு தனிமங்கள் ஒன்றிணைந்து ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட சேர்மங்களை உருவாக்கினால் , ஒரு தனிமத்தின் நிறை மற்ற தனிமத்தின் நிலையான நிறையுடன் இணைவது சிறிய முழு எண்களின் விகிதத்தில் இருக்கும்.

படம் 3.ஜான் டால்டன்
(மூலம்: https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/d/d4/John_Dalton_by_Charles_Turner.jpg)

எடுத்துக்காட்டு ,

ஹைட்ரஜன் ஆக்ஸிஜனுடன் இணைந்து நீர் மற்றும் ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு என்ற இரண்டு சேர்மங்களை உருவாக்குகிறது.

ஹைட்ரஜன் + ஆக்ஸிஜன் → நீர் 2 கி 16 கி 18 கி

ஹைட்ரஜன் + ஆக்ஸிஜன் → ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு 2 கி32 கி 34 கி

இங்கே, ஆக்ஸிஜனின் நிறைகள் (அதாவது 16 கி மற்றும் 32 கி) ஹைட்ரஜனின் நிலையான நிறையுடன் (2 கி) ஒரு எளிய விகிதத்தில் இணைகிறது , அதாவது 16:32 அல்லது 1: 2.

பெருக்கல் விகித விதிக்கு மற்றோரு எடுத்துக்காட்டு நைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜன் இணைந்துள்ள சேர்மங்கள்.நைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜன் ஆகிய இரண்டு தனிமங்கள் ஒன்றிணைந்து அட்டவணை 1 இல் காட்டப்பட்டுள்ள பலவிதமான சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன.நைட்ரஜனின் ஒரு நிலையான நிறை, அதாவது 14 பாகங்கள், வெவ்வேறு நிறையுடைய ஆக்ஸிஜனுடன் இணைந்து பல்வேறு வகையான சேர்மங்களை 1: 2: 3: 4: 5 என்ற எளிய விகிதத்தில் உருவாக்குகின்றன.

அட்டவணை 1: நைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் ஒன்றிணைந்து பலவிதமான சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன.

வ. எண்	நைட்ரஜன் ஆக்சைடு	பெயர்	N யின் நிறை	O யின் நிறை	N ன் நிலையான நிறை , அதாவது 14 பாகங்கள் N னோடு இணையும் ஆக்ஸிஜன் நிறை	ஆக்ஸிஜனின் எளிய விகிதம்
1	N_2O	நைட்ரஸ் ஆக்சைடு	28	16	8	1
2	NO	நைட்ரிக் ஆக்சைடு	14	16	16	2
3	N_2O_3	நைட்ரஜன் டிரைஆக்ஸைடு	28	48	24	3
4	N_2O_4	நைட்ரஜன் டெட்ராக்ஸைடு	28	64	32	4
5	N_2O_5	நைட்ரஜன் பென்டாக்சைடு	28	80	40	5

கணக்கு : கார்பனின் இரண்டு ஆக்சைடுகளில் உள்ள கார்பனின் சதவூதம் கூழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளது, இந்த கார்பனின் ஆக்சைடுகள் பெருக்கல் விகித விதியை விளக்குகின்றது என்பதைக் காட்டுங்கள்.

முதல் ஆக்சைடில் கார்பனின் சதவிதம்	இரண்டாவது ஆக்சைடில் கார்பனின் சதவிதம்
42.9	27.3

அட்டவணை 2: இரண்டு ஆக்சைடுகளில் கார்பன் மற்றும் ஆக்ஸிஜனின் சதவீதம்

சேர்மத்தில் உள்ள தனிமம்	முதல் ஆக்சைடு	இரண்டாவது ஆக்சைடு
கார்பன் (கொடுக்கப்பட்டுள்ளது)	42.9 %	27.3%
ஆக்ஸிஜன் (வித்தியாசம்)	57.1%	72.7%

100 கி இரண்டாவது ஆக்சைடில் 27.3 கி கார்பன் மற்றும் 72.7 கி ஆக்ஸிஜன் இணைந்துள்ளன. எனவே 1 கி கார்பன் 72.7 / 27.3 கி ஆக்ஸிஜன் அல்லது 2.66 கி ஆக்ஸிஜனுடன் இணைந்துள்ளது. கார்பனின் 1 கி (நிலையான நிறை) உடன் இணைந்த ஆக்ஸிஜனின் நிறைகளின் விகிதம் 1.33: 2.66 அல்லது 1: 2 ஆகும்.இது எளிய முழு எண் விகிதம். எனவே, கார்பனின் இந்த ஆக்சைடுகள் பெருக்கல் விகித விதியை விளக்குகின்றன.

2.4.கே – லூசாக் கின் பருமன் இணைப்பு விதி

இந்த விதி 1808 ஆம் ஆண்டில் கே லுசாக் (படம் 4) கூறினார் . வாயுக்கள் ஒன்றிணைந்தால் அல்லது ஒரு வேதிவினையில் உருவானால் , அனைத்து வாயுக்களும் ஒரே வெப்பநிலையிலும் அழுத்தத்திலும் இருந்தால், வாயுவின் பருமன்கள் ஓர் எளிய விகிதத்தில் இணைவதை அவர் கவனித்தார்.

(படம் 4) ஜோசப் லூயிஸ் கே லுசாக்

(மூலம்: https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/2/2f/Gaylussac.jpg/170px-Gaylussac.jpg)

இதனால், 100 மி ஹைட்ரஜன் 50 மி ஆக்ஸிஜனுடன் இணைந்து 100 மி நீராவியைக் கொடுக்கும்.
ஹைட்ரஜன் + ஆக்ஸிஜன் → நீர்
100 மி 50 மி 100 மி.

எனவே, ஒன்றிணையும் ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜன் 2: 1 என்ற எளிய விகிதத்தைக் கொண்டுள்ளன. (அதாவது 100 மி மற்றும் 50 மி) . முழு எண் விகிதத்தைக் கே-லுசாக் கண்டுபிடித்தது உண்மையில் பருமன்களின் மாறாவிகித விதி. முன்னரே பார்த்த மாறாவிகித விதி நிறையோடு தொடர்புடையது. கே-லுசாக்கின் விதி 1811 இல் அவோகாட்ரோவின் பணியால் சரியாக விளக்கப்பட்டது.

கணக்கு : 40 மி அசிட்டிலீன் (C_2H_2) முழுமையாக எரிய எவ்வளவு அளவு ஆக்ஸிஜன் தேவைப்படும்? .எவ்வளவு அளவு கார்பன் டை ஆக்சைடு உருவாகும்? அசிட்டிலீன் மற்றும் ஆக்ஸிஜனுக்கும் இடையிலான வினைக்கான வேதியியல் சமன்பாடு கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

$2C_2H_2$ (வா) + $5O_2$ (வா) → $4CO_2$ (வா) + $2H_2O$

தீர்வு: கொடுக்கப்பட்ட வேதியியல் சமன்பாட்டின் படி 2 பருமன் அளவு அசிட்டிலீன் கீழே காட்டப்பட்டுள்ளபடி 5 பருமன் அளவு ஆக்ஸிஜனுடன் இணைகிறது.

$2C_2H_2$ (வா) + $5O_2$ (வா) → $4CO_2$ (வா) + $2H_2O$
2 பருமன் 5 பருமன் 4 பருமன்
1 பருமன் 5/2 பருமன் 4/2 பருமன் CO_2 (வா)
40 மிலி 5/2x40மிலி 4/2x40மிலி
40 மிலி 100 மிலி 80 மிலி

எனவே 40 மிலி அசிட்டிலீன் முழுமையான எரிய , 100 மிலி ஆக்ஸிஜன் தேவைப்படும் மற்றும் 80 மிலி CO_2 உற்பத்தியாகும் .

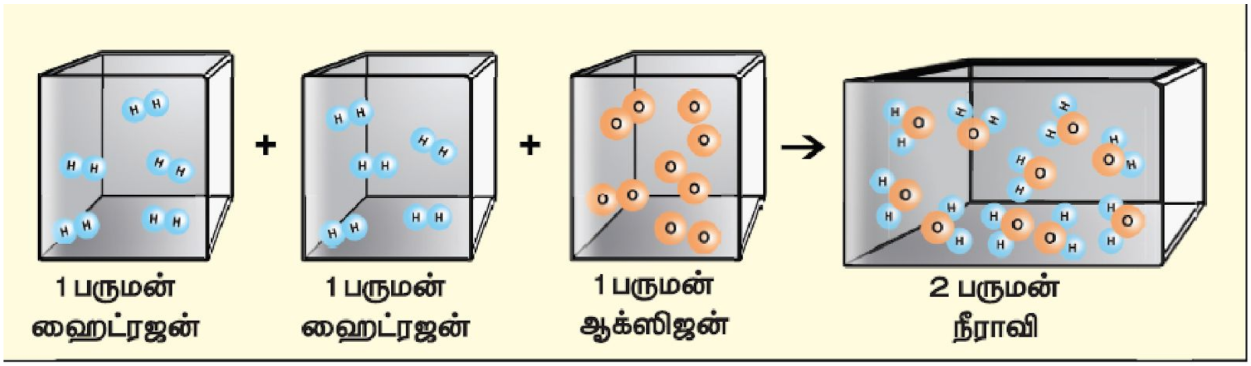
2.5. அவகாட்ரோ விதி

1811 ஆம் ஆண்டில், அவோகாட்ரோ (படம் 5) ஒரே மாதிரியான வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தத்தில் உள்ள அனைத்து வாயுக்களின் சம அளவுகள் சம எண்ணிக்கையிலான மூலக்கூறுகளைக் கொண்டிருக்க வேண்டும் என்று கூறினார் . அவகாட்ரோ ,அணுக்களுக்கும் மூலக்கூறுகளுக்கும் இடையிலான வேறுபாட்டைக் காட்டியது, தற்போதைய காலங்களில் முற்றிலும் புரிந்துகொள்ளத்தக்கதாகும்.

படம் 5 லோரென்சோ ரோமானோ அமெடியோ கார்லோ அவகாட்ரோ குவாரெக்வா டி எடி கரேட்டோ

(மூலம்:https://whewellsghost.files.wordpress.com/2015/08/avogadro_amedeo-251x300.jpg)

நூரை உருவாக்க ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜனின் வினையை மீண்டும் பார்த்தால் , இரண்டு பருமன் அளவு ஹைட்ரஜன் ஒரு பருமன் அளவு ஆக்ஸிஜனுடன் ஒன்றிணைந்து எந்த வினைபுரியா ஆக்ஸிஜனும் விடுபடாமல் இரண்டு பருமன் அளவு நூரைக் கொடுக்கும். உண்மையில், அவோகாட்ரோ மூலக்கூறுகள் பல அணுக்கள் உடையது என்று கருதி மேற்கண்ட முடிவை விளக்க முடிந்தது. ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜன் இரு அணுக்கள் உடையவை என இப்போது அடையாளம் காணப்பட்டது போல கருதப்பட்டால், மேற்கண்ட முடிவுகள் எளிதில் புரிந்துகொள்ளக்கூடியவை. படம் 6 இதை சித்தரிக்கிறது. ஒவ்வொரு பெட்டியிலும் சம எண்ணிக்கையிலான மூலக்கூறுகள் உள்ளன என்பதை நினைவில் கொள்க.



(ஆதாரம்: பாடம் 1, பக்கம் எண் 12, XI பாடநூல், NCERT)

அவோகாட்ரோவின் முன்பொழிவு பிரெஞ்சு இதழ் டி பிசிட்யூவில் வெளியிடப்பட்டது. சரியாக இருந்தபோதிலும், அந்த நேரத்தில் அது அதிக ஆதரவைப் பெறவில்லை. டால்டனும் மற்றவர்களும் ஒரே மாதிரியான அணுக்களை ஒன்றிணைக்க முடியாது என்றும் இரண்டு அணுக்களைக் கொண்ட ஆக்ஸிஜன் அல்லது ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறு இல்லை என்றும் நம்பினர். சுமார் 50 ஆண்டுகளுக்குப் பிறகு, 1860 ஆம் ஆண்டில், முதல் சர்வதேச வேதியியல் மாநாடு ஜெர்மனியின் கார்ல்ஸ்ரூவில் பல்வேறு கருத்துக்களை தீர்மானிக்க நடைபெற்றது. கூட்டத்தில், ஸ்டானிஸ்லாவ் கன்னிசரோ வழங்கிய வேதியியல் தத்துவத்தின் பாடத்திட்டம் அவகாட்ரோவின் பணியின் முக்கியத்துவத்தை வலியுறுத்தியது.

3. டால்டனின் அணுக் கோட்பாடு

பருப்பொருள்- டோமியோ '(பொருள் - பிரிக்க முடியாதது) என்று அழைக்கப்படும் சிறிய பிரிக்க முடியாத துகள்களால் ஆனது என்ற கருத்தின் தோற்றம், கிரேக்க தத்துவஞானி (கிமு 460 - 370) டெமோக்ரிட்டஸின் காலத்தில் தோன்றியது என்றாலும், அது பலசோதனைகளின் அடிப்படையிலான ஆய்வுகளுக்கு பிறகு மீண்டும் வெளிவரத் தொடங்கியது. மான்செஸ்டரில் உள்ள ஒரு ஆங்கில பள்ளி ஆசிரியரான ஜான் டால்டன், வேதிச் சேர்க்கை விதிகள் அணுக்களின் இருப்பை சுட்டிக்காட்டுவதாக பரிந்துரைத்த முதல் விஞ்ஞானி ஆவார். 1808 ஆம் ஆண்டில், டால்டன் 'ஒரு புதிய அமைப்பு வேதியியல் தத்துவத்தை' வெளியிட்டார். இந்த கோட்பாட்டில், அவர் பின்வருவனவற்றை முன்மொழிந்தார்

1. பருப்பொருள் அணுக்கள் எனப்படும் மிகச் சிறிய பிரிக்க முடியாத துகள்களால் ஆனது.
2. ஒரு தனிமத்தின் அனைத்து அணுக்களும் ஒத்த நிறை உட்பட ஒத்த பண்புகளைக் கொண்டுள்ளன. வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள் நிறைகளில் வேறுபடுகின்றன.
3. வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள் ஒரு நிலையான விகிதத்தில் இணையும் போது சேர்மங்கள் உருவாகின்றன.
4. வேதிவினைகள் அணுக்களின் மறுசீரமைப்பை உள்ளடக்கியது . ஒரு வேதிவினையில் அணுவை ஆக்கவோ அழிக்கவோ முடியாது.:

டால்டனின் கோட்பாடு வேதிச் சேர்க்கை விதிகளையும் விளக்கின . தனிமத்தின் எண்ணிக்கையைப் போல பல வகையான தனித்துவமான அணுக்கள் உள்ளன என்று கோட்பாடு விளக்குகிறது. இருப்பினும், டால்டனின் கோட்பாடு பருமன் இணைப்பு விதியை விளக்க முடியவில்லை. இது அணுக்களை இணைப்பதற்கான காரணத்தை வழங்க முடியவில்லை. இது வேறு பல கேள்விகளை எழுப்பியது '.ஒரு அணுவின் வடிவம் என்ன? அணுவின் உள்ளே என்ன இருக்கிறது? ஒரு மூலக்கூறில் அணுக்கள் எவ்வாறு அமைக்கப்பட்டிருக்கின்றன, அவை பிற விஞ்ஞானிகளால் பின்னர் பதிலளிக்கப்பட்டன.

4. அணு மற்றும் மூலக்கூறு நிறை

அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகள் என்ற சொற்களைப் பற்றி சில கருத்துக்களைப் பெற்ற பிறகு, அணு மற்றும் மூலக்கூறு நிறை எதைக் குறிக்கிறது என்பதைப் புரிந்துகொள்வது இங்கே

பொருத்தமானது.
அணு நிறை: அணு நிறை அல்லது ஒரு அணுவின் நிறை உண்மையில் மிகச் சிறியது, ஏனெனில் அணுக்கள் மிகச் சிறியவை. இன்று, நம்மிடம் அதிநவீன நுட்பங்கள் உள்ளன, எ.கா., அணு நிறையை மிகவும் துல்லியமாக தீர்மானிக்க மாஸ் ஸ்பெக்ட்ரோமெட்ரி . ஆனால், பத்தொன்பதாம் நூற்றாண்டில், விஞ்ஞானிகள் ஒரு அணுவின் நிறையை மற்றோரு அணுவின் நிறையுடன் சோதனை மூலம் ஒப்பிட்டு தீர்மானிக்க முடிந்தது . ஹைட்ரஜன், லேசான அணுவாக இருப்பதால் தன்னிச்சையாக (எந்த அலகுகளும் இல்லாமல்) நிறை ஒன்று ஒதுக்கப்பட்டது. மற்றும் பிற தனிமங்களின் நிறைகள் அதனுடன் தொடர்புப்படுத்தி ஒதுக்கப்பட்டன.
இருப்பினும், 1961 இல் ஒப்புக்கொண்டபடி, தற்போதைய அணு நிறை கணக்கிடும் முறை கார்பன் - 12 ஐ திட்டஅலகாக கருதுகிறது. இங்கே, கார்பன் - 12 கார்பனின் ஐசோடோப்புகளில் ஒன்றான இதை 12 C என குறிப்பிடலாம். இந்த முறையில் , 12 C க்கு சரியாக 12 அணு நிறை அலகு (amu) ஒதுக்கப்படுகிறது, மேலும் மற்ற அனைத்து அணுக்களின் நிறைகளும் இந்த திட்ட அளவிற்கு தொடர்புடையதாக வழங்கப்படுகின்றன . ஒரு அணு நிறை அலகு (amu) ஒரு கார்பன் - 12 அணுவின் பன்னிரண்டில் ஒரு பங்கிற்கு சமமாக வரையறுக்கப்படுகிறது.
மேலும், 1 amu = 1.66056×10^{-24} கி
ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறை = 1.6736×10^{-24} கி
ஆக, amuவைப் பொறுத்தவரை, ஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறை = (1.6736×10^{-24} கி) / (1.66056×10^{-24} கி)

= 1.0078 amu

= 1.0080 amu
இதேபோல், ஆக்ஸிஜனின்-16(16O) அணுவின் நிறை 15.995amu. இன்று, ‘amu’ க்கு பதில் ஒருங்கிணைந்த நிறை எனப்படும் u ‘க்கு மாற்றப்படுகிறது.
கணக்கீடுகளில் நாம் அணுக்களின் அணு நிறைகளை பயன்படுத்தும்போது, கீழே விவரிக்கப்பட்டுள்ள தனிமங்களின் சராசரி அணு நிறைகளைப் பயன்படுத்துகிறோம்.

சராசரி அணு நிறை: இயற்கையாக கிடைக்கும் பல தனிமங்கள் ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட ஐசோடோப்புகளாக உள்ளன.இயற்கையில் இந்த ஐசோடோப்புகளின் பரவல்கள் ,அவை கிடைக்கும் ஒப்பீட்டளவை (சதவீதம் நிகழ்வு) கணக்கில் எடுத்துக் கொண்டு அந்த தனிமத்தின் சராசரி அணு நிறையை கணக்கிட முடியும்.

எடுத்துக்காட்டாக, மூன்று ஐசோடோப்புகளைக்கொண்டுள்ள கார்பன் பின்வரும் %பரவல்கள் மற்றும் நிறை பெற்றுள்ளன.(அட்டவணை 3).

அட்டவணை 3 கார்பனின்ஐசோடோப்புகளின் %பரவல்கள் மற்றும் நிறைகள்

ஐசோடோப்புகள்	%பரவல்கள்	அணுநிறை
^{12}C	98.892	12
^{13}C	1.108	13.00335
^{14}C	$2X10^{-10}$	14.00317

மேலே உள்ள தரவுகளிலிருந்து, கார்பனின் சராசரி அணு நிறை : (0.98892) (12 u) + (0.01108) (13.00335 u) + (2×10^{-12}) (14.00317 u) = 12.011 u

இதேபோல், பிற தனிமங்களின் சராசரி அணு நிறைகளை கணக்கிட முடியும். தனிமங்களின் ஆவர்த்தன அட்டவணையில், வெவ்வேறு தனிமங்களுக்கு குறிப்பிடப்பட்டுள்ள அணு நிறைகள் உண்மையில் அவற்றின் சராசரி அணு நிறைகளை குறிக்கின்றன.

கணக்கு : குளோரின் முறையே 34.97 u மற்றும் 36.97 u அணு நிறை உடைய இரண்டு ஐசோடோப்புகளைக் கொண்டுள்ளது. இரண்டு ஐசோடோப்புகளின் %பரவல் முறையே 0.755 மற்றும் 0.245 ஆகும். குளோரின் சராசரி நிறையை கணக்கிடுக.

தீர்வு: சராசரி அணு நிறை = $(34.97 \times 0.755) + (36.97 \times 0.245) = 35.46$

மூலக்கூறு நிறை: மூலக்கூறு நிறை என்பது ஒரு மூலக்கூறில் இருக்கும் தனிமங்களின் அணு நிறைகளின் கூட்டுத்தொகை ஆகும். ஒவ்வொரு தனிமத்தின் அணு நிறையை அதன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையால் பெருக்கி , கூட்டுவதின் மூலம் பெறப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, மீத்தேன் மூலக்கூறில் ஒரு கார்பன் அணு மற்றும் நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் உள்ளன. மூலக்கூறு நிறை பின்வருமாறு பெறலாம்:

மீத்தேன் மூலக்கூறு, (CH_4) = (1x கார்பன் அணுவின் அணு நிறை) + (4x ஹைட்ரஜன் அணுவின் அணு நிறை)

= (12.011 u) + 4 (1.008 u)

= 16.043 u

இதேபோல், ஒரு நீர் மூலக்கூறில் 2 ஹைட்ரஜன் அணுக்கள்,ஒரு ஆக்ஸிஜன் அணுவும் உள்ளன. எனவே, நீரின் மூலக்கூறு நிறை = 2 (1.008 u) + 16.00 u = 18.02u

கணக்கு : குளுக்கோஸ் மூலக்கூறின் $(C_6H_{12}O_6)$ மூலக்கூறு நிறையை கணக்கிடுக.

தீர்வு: குளுக்கோஸின் மூலக்கூறு நிறை = $6\times(12.011u) + 12 \times(1.008u) + 6\times(16.00\ u)$

வாய்ப்பாடுநிறை : சில பொருட்கள், குறிப்பாக அயனி சேர்மங்களான சோடியம் குளோரைடு (NaCl), பொட்டாசியம் நைட்ரேட் (KNO_3) போன்றவை தனித்த மூலக்கூறுகளை கொண்டிருக்கவில்லை. இத்தகைய சேர்மங்களில், நேர்மறை (சோடியம் அல்லது பொட்டாசியம் போன்றவை) மற்றும் எதிர்மறை (குளோரைடு அல்லது நைட்ரேட் போன்றவை) அயனிகள் முப்பரிமாண கட்டமைப்பில் வைக்கப்பட்டுள்ளன. சோடியம் குளோரைடில்(NaCl) சோடியம் மற்றும் குளோரைடு அயனிகளின் அமைப்பு படம் 4 இல் காட்டப்பட்டுள்ளது.

மூலக்கூறு நிறை: மூலக்கூறு நிறை என்பது ஒரு மூலக்கூறில் இருக்கும் தனிமங்களின் அணு நிறைகளின் கூட்டுத்தொகை ஆகும். ஒவ்வொரு தனிமத்தின் அணு நிறையை அதன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையால் பெருக்கி , கூட்டுவதின் மூலம் பெறப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, மூத்தேன் மூலக்கூறில் ஒரு கார்பன் அணு மற்றும் நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் உள்ளன. மூலக்கூறு நிறை பின்வருமாறு பெறலாம்:

மூத்தேன் மூலக்கூறு, (CH_4) = (1x கார்பன் அணுவின் அணு நிறை) + (4x ஹைட்ரஜன் அணுவின் அணு நிறை)
= (12.011 u) + 4 (1.008 u)
= 16.043 u

இதேபோல், ஒரு நீர் மூலக்கூறில் 2 ஹைட்ரஜன் அணுக்கள்,ஒரு ஆக்ஸிஜன் அணுவும் உள்ளன. எனவே, நீரின் மூலக்கூறு நிறை = 2 (1.008 u) + 16.00 u = 18.02u
கணக்கு : குளுக்கோஸ் மூலக்கூறின் ($C_6H_{12}O_6$) மூலக்கூறு நிறையை கணக்கிடுக.
தீர்வு: குளுக்கோஸின் மூலக்கூறு நிறை = 6×(12.011u) + 12 ×(1.008u) + 6×(16.00 u)
வாய்பாடுநிறை : சில பொருட்கள், குறிப்பாக அயனி சேர்மங்களான சோடியம் குளோரைடு (NaCl), பொட்டாசியம் நைட்ரேட் (KNO_3) போன்றவை தனித்த மூலக்கூறுகளை கொண்டிருக்கவில்லை. இத்தகைய சேர்மங்களில், நேர்மறை (சோடியம் அல்லது பொட்டாசியம் போன்றவை) மற்றும் எதிர்மறை (குளோரைடு அல்லது நைட்ரேட் போன்றவை) அயனிகள் முப்பரிமாண கட்டமைப்பில் வைக்கப்பட்டுள்ளன. சோடியம் குளோரைடில்(NaCl) சோடியம் மற்றும் குளோரைடு அயனிகளின் அமைப்பு படம் 4 இல் காட்டப்பட்டுள்ளது.