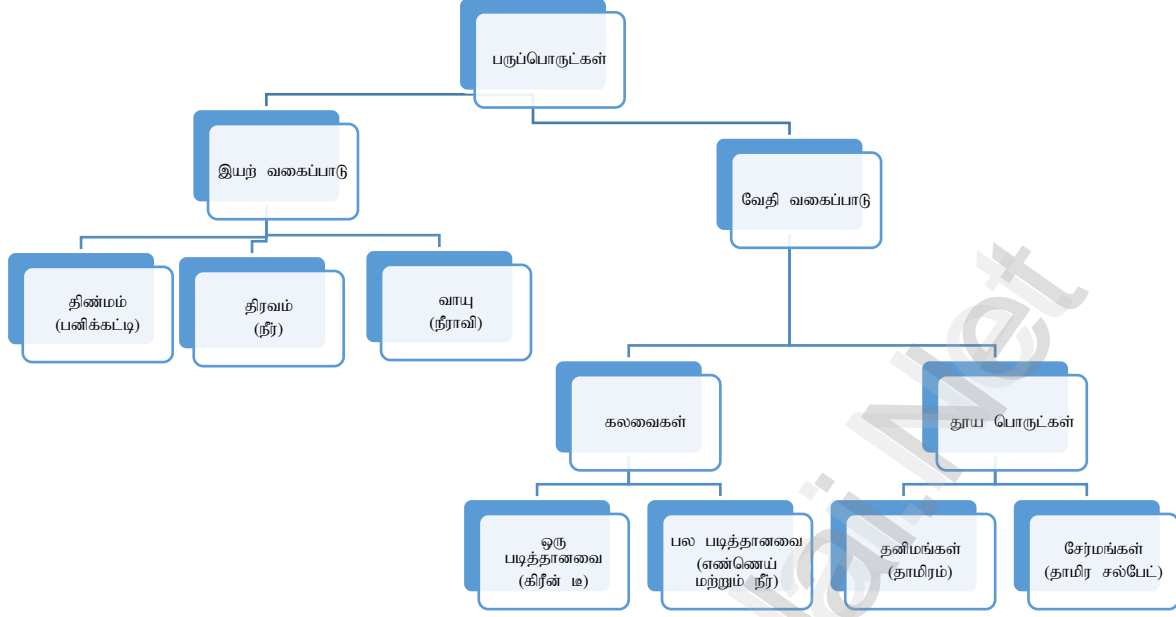


## 11 ம் வகுப்பு- வேதியியல்

அலகு 1.வேதியியலின் அடிப்படைக் கருத்துக்கள் மற்றும் வேதிக் கணக்கீடுகள் பருப்பொருட்களை வகைப்படுத்துதல் :



### தனிமங்கள் :

- ஒரே ஒரு வகையான அணுக்களை மட்டுமே உள்ளடக்கியவை தனிமம் எனப்படும்.
- அணுக்கள் என்பவை, புரோட்டான்கள், எலக்ட்ரான்கள், நியூட்ரான்கள் போன்ற அடிப்படைத் துகள்களைக் கொண்ட மின் நடுநிலைத் தன்மை உடையது.
- தனிமமானது ஓரணு அல்லது பல்லணு உடையதாக காணப்படுகிறது.
- பல்லணு அலகுகளைக் கொண்ட தனிமங்கள் மூலக்கூறுகள் என அழைக்கப்படுகின்றன.
- எடுத்துக்காட்டுகள் :
  - ஓரணு அலகுகள் : தங்கம், தாமிரம்.
  - பல்லணு அலகுகள் : ஹைட்ரஜன் வாயு, பாஸ்பரஸ், சல்பர்.

### சேர்மங்கள் :

- இரண்டு அல்லது இரண்டிற்கு மேற்பட்ட வெவ்வேறு தனிம அணுக்களைக் கொண்ட மூலக்கூறுகளை உள்ளடக்கியது சேர்மங்களாகும்.
- எடுத்துக்காட்டுகள் : கார்பன் டை ஆக்சைடு, குளுக்கோஸ், ஹைட்ரஜன் சல்பைடு, சோடியம் குளோரைடு.

### அணு நிறை :

- அணுவானது  $10^{-10}$  m விட்டமும், தோராயமாக  $10^{-27}$  kg நிறையையும் கொண்ட மிகச் சிறிய துகள் என்பதால், அதன் நிறையினை நேரடியாக கண்டறிய இயலாது.
- அடி ஆற்றல் நிலையில் உள்ள C-12 அணுவின் நிறையில் பன்னிரெண்டில் ஒரு பங்குநிறை, அணுநிறை அலகு (amu) அல்லது ஒருமைப்படுத்தப்பட்ட அணுநிறை என வரையறுக்கப்படுகிறது.

$$1 \text{ amu (அ) } 1 \text{ u} = 1.6605 \times 10^{-27} \text{ kg.}$$

**ஒப்பு அணுநிறை** : ஒப்பு அணுநிறை என்பது, ஒரு அணுவின் சராசரி அணுநிறைக்கும், ஒருமைப் படுத்தப்பட்ட அணுநிறைக்கும் இடையேயான விகிதம் என வரையறுக்கப்படுகிறது.

$$\text{ஒப்பு அணுநிறை} = \frac{\text{அணுவின் சராசரி அணுநிறை}}{\text{ஒருமைப் படுத்தப்பட்ட அணுநிறை}}$$

**சராசரி ஒப்பு அணுநிறை :**

- ஒரு அணுவின் சராசரி அணுநிறை என்பது, அந்த அணுவின் இயற்கையில் காணப்படும் அனைத்து ஐசோடோப்புகளின் அணுநிறைகளின் சராசரி மதிப்பு என வரையறுக்கப்படுகிறது.
- எடுத்துக்காட்டு : குளோரின் அணு இயற்கையில் மற்றும் ஆகிய இரு ஐசோடோப்புகளை 77 : 23 என்ற விகிதத்தில் கொண்டுள்ளது. எனவே

$$\text{குளோரின் சராசரி ஒப்பு அணுநிறை} = \frac{(35 \times 77) + (37 \times 23)}{100} = 35.46 \text{ u.}$$

**மூலக்கூறு நிறை :**

- ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை என்பது, ஒரு மூலக்கூறின் நிறைக்கும், ஒருமைப் படுத்தப்பட்ட அணுநிறைக்கும் இடையேயான விகிதம் என வரையறுக்கப்படுகிறது.
- ஒரு சேர்மத்தின் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறையினை, அதில் அடங்கியுள்ள அணுக்களின் ஒப்பு அணுநிறைகளின் கூடுதல் மூலம் கணக்கிடலாம்.
- எடுத்துக்காட்டு : குளுக்கோஸ் சேர்மத்தின் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை

$$\begin{aligned} \text{C}_6 \text{H}_{12} \text{O}_6 &= (6 \times 12) + (12 \times 1) + (6 \times 16) \\ &= 72 + 12 + 96 \\ &= 180 \text{ u.} \end{aligned}$$

**சில தனிமங்களின் ஒப்பு அணுநிறை மதிப்புகள் :**

தனிமம்	ஒப்பு அணு நிறை	தனிமம்	ஒப்பு அணு நிறை	தனிமம்	ஒப்பு அணு நிறை
H	1.008	Mg	24.3	Cr	51.9
C	12	S	32.07	Mn	54.94
N	14	Cl	35.45	Fe	55.85
O	16	K	39.10	Cu	63.55
Na	23	Ca	40.08		

**மோல் :**

- பொருளின் அளவினை குறிக்க SI அலகு முறையில் பயன்படுத்தப்படும் அடிப்படை அலகு 'மோல்' ஆகும்.
- 12 g கார்பன் - 12 ஐசோடோப்பில் காணப்படும் கார்பன் அணுக்களின் எண்ணிக்கைக்கு சமமான அடிப்படைத் துகள்களைப் பெற்றுள்ள ஒரு அமைப்பில் உள்ள பொருளின் அளவு ஒரு மோல் எனப்படும்.

**அவகாட்ரோ எண் :** ஒரு மோல் அளவுடைய எந்தவொரு சேர்மத்திலும் காணப்படும் உட்பொருட்களின் எண்ணிக்கை  $6.023 \times 10^{23}$  க்கு சமமாகும். இந்த எண் அவகாட்ரோ எண் என அழைக்கப்படுகிறது.

**மோலார் நிறை :**

- ஒரு மோல் அளவுள்ள ஒரு பொருளின் நிறையானது அதன் மோலார் நிறை என வரையறுக்கப்படுகிறது.
- ஒரு சேர்மத்தின் மோலார் நிறை என்பது அதில் அடங்கியுள்ள தனிமங்களின் ஒப்பு அணுநிறைகளின் கூடுதலை  $\text{g mol}^{-1}$  என்ற அலகில் குறிப்பிடுவதாகும்.

**மோலார் கனஅளவு :** ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்த நிலையில், ஒரு மோல் சேர்மம் அதன் வாயு நிலையில் அடைத்துக்கொள்ளும் கனஅளவு, மோலார் கனஅளவு எனப்படும்.

நிலை	மோலார் கனஅளவு
273 K மற்றும் 1 bar அழுத்தம் (STP)	22.71 L
273 K மற்றும் 1 atm அழுத்தம் (SATP)	22.4 L
298 K மற்றும் 1 atm அழுத்தம் (அறை வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தம்)	24.5 L

**கிராம் சமான நிறை** :1.008 g ஹைட்ரஜன் அல்லது 8 g ஆக்ஸிஜன் அல்லது 35.5 g குளோரின் இவற்றோடு சேரக்கூடிய அல்லது இவற்றை இடப்பெயர்ச்சி செய்யக்கூடிய ஒரு தனிமம் அல்லது ஒரு சேர்மம் அல்லது அயனியின் நிறையே, அதன் கிராம் சமானநிறை என வரையறுக்கப்படுகிறது.

**அமிலங்களின் கிராம் சமான நிறையினைக் கணக்கிடுதல் :**

அமிலங்களின் கிராம் சமான நிறை =  $\frac{\text{அமிலத்தின் மோலார் நிறை}}{\text{அமிலத்தின் காரத்துவம்}}$

$\text{H}_2\text{SO}_4$  ன் காரத்துவம் =  $2 \text{ eq mol}^{-1}$

$\text{H}_2\text{SO}_4$  ன் மோலார் நிறை =  $(2 \times 1) + (1 \times 32) + (4 \times 16)$   
=  $98 \text{ eq mol}^{-1}$

$\text{H}_2\text{SO}_4$  ன் கிராம் சமான நிறை =  $\frac{98}{2} = 49 \text{ g eq}^{-1}$ .

**காரங்களின் கிராம் சமான நிறையினைக் கணக்கிடுதல் :**

காரங்களின் கிராம் சமான நிறை =  $\frac{\text{காரத்தின் மோலார் நிறை}}{\text{காரத்தின் அமிலத்துவம்}}$

$\text{KOH}$  ன் அமிலத்துவம் =  $1 \text{ eq mol}^{-1}$

$\text{KOH}$  ன் மோலார் நிறை =  $(1 \times 39) + (1 \times 16) + (1 \times 1)$   
=  $56 \text{ eq mol}^{-1}$

$\text{KOH}$  ன் கிராம் சமான நிறை =  $\frac{56}{1} = 56 \text{ g eq}^{-1}$ .

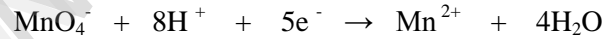
**அமிலங்களின் கிராம் சமான நிறையினைக் கணக்கிடுதல் :**

அமிலங்களின் கிராம் சமான நிறை =  $\frac{\text{ஆக்ஸிஜனேற்றி அல்லது ஆக்ஸிஜனொடுக்கியின் மோலார் நிறை}}{\text{ஒரு மோல் ஆக்ஸிஜனேற்றி அல்லது ஆக்ஸிஜனொடுக்கி ஏற்றுக்கொள்ளும் அல்லது இழக்கும் எலக்ட்ரான்களின் மோல்களின் எண்ணிக்கை}}$

$\text{KMnO}_4$  ஒரு ஆக்ஸிஜனேற்றி

$\text{KMnO}_4$  ன் மோலார் நிறை =  $(1 \times 39) + (1 \times 55) + (4 \times 16)$   
=  $158 \text{ eq mol}^{-1}$

அமில ஊடகத்தில், ஆக்ஸிஜனேற்றித்தின் போது பெர்மாங்கனேட் பின்வரும் வினையில் கண்டுள்ளவாறு ஒடுக்கமடைகிறது.



இதில் ஏற்றுக்கொண்ட எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை  $n = 5 \text{ eq mol}^{-1}$

$\text{KMnO}_4$  ன் கிராம் சமான நிறை =  $\frac{158}{5} = 31.6 \text{ g eq}^{-1}$ .

**ஏளிய விகித வாய்ப்பாடு** : சேர்மத்தின், ஒரு மூலக்கூறில் அடங்கியுள்ள வெவ்வேறு தனிமங்களின் எண்ணிக்கையின் எளிய விகிதத்தினை அத்தனிமத்தின் குறியீட்டிற்கு கீழ் ஒட்டாக எழுதுவதால் பெறப்படும் வாய்ப்பாடு எளிய விகித வாய்ப்பாடு எனப்படும்.

**மூலக்கூறு வாய்ப்பாடு** :சேர்மத்தின், ஒரு மூலக்கூறில் அடங்கியுள்ள அனைத்து தனிமங்களின் சரியான எண்ணிக்கையினை அத்தனிமத்தின் குறியீட்டிற்கு கீழ் ஒட்டாக குறிப்பிட்டு எழுதுவதால் பெறப்படும் வாய்ப்பாடு மூலக்கூறு வாய்ப்பாடு எனப்படும்.

C.PRABU.P G ASST(CHEMISTRY),GHSS KALLAVI,KRISHNAGIRI DT. CELL : 94420104975, 8667598674.

**Kindly send me your district question papers to our whatsapp number: 7358965593**

தனிமங்களைக் கண்டறியும் பகுப்பாய்வு தரவுகளிலிருந்து எளிய விகித வாய்ப்பாட்டினை தீர்மானித்தல்

**நிலை 1 :** தனிமங்களின் இயைபானது சதவீதத்தில் குறிப்பிடப் படுவதால், சேர்மத்தின் மொத்த நிறையினை நாம் 100g என எடுத்துக்கொள்வதுடன், தனிமங்களின் நிறை சதவீதமானது அவற்றின் நிறையினை கிராமில் குறிப்பிடுவதாகக் கொள்ளலாம்.

**நிலை 2 :** ஒவ்வொரு தனிமத்தின் நிறையினையும் அவற்றின் அணு நிறையால் வகுக்க. இது சேர்மத்தில் உள்ள தனிமங்களின் ஒப்பு மோல்களின் எண்ணிக்கையினைத் தருகிறது.

**நிலை 3 :** நிலை 2 ல் பெறப்பட்ட ஒப்பு மோல்களின் எண்ணிக்கையினை, அவற்றின் வகுத்து, எளிய விகிதத்தினைப் பெறவேண்டும்.

**நிலை 4 :** நிலை 3 ல் பெறப்பட்ட எண்கள் முழு எண்ணாக இல்லாமல் பின்ன எண்ணாக இருப்பின், தகுந்த எண்ணைக் கொண்டு பெருக்குவதன் மூலம் முழு எண்ணாக மாற்றுக.

எடுத்துக்காட்டு : புளியில் காணப்படும் ஒரு அமிலம் பகுப்பாய்வில் பின்வரும் சதவீத இயைபினைக் கொண்டுள்ளது. 32% கார்பன், 4 % ஹைட்ரஜன், 64 % ஆக்ஸிஜன். அச்சேர்மத்தின் எளிய விகித வாய்ப்பாட்டினைக் கண்டறிக.

தனிமம்	சதவீதம்	மோலார் நிறை	ஒப்பு மோல்களின் எண்ணிக்கை	எளிய விகிதம்	எளிய விகிதம் (முழு எண்ணில்)
C	32	12	$\frac{32}{12} = 2.66$	$\frac{2.66}{2.66} = 1$	2
H	4	1	$\frac{4}{1} = 4$	$\frac{4}{2.66} = 1.5$	3
O	64	16	$\frac{64}{16} = 4$	$\frac{4}{2.66} = 1.5$	3

எளிய விகித வாய்ப்பாடு :  $C_2 H_3 O_3$

எளிய விகித வாய்ப்பாட்டிலிருந்து மூலக்கூறு வாய்ப்பாட்டினைக் கணக்கிடுதல் :

- எளிய விகித வாய்ப்பாட்டின் ஒரு குறிப்பிட்ட முழு எண் மடங்கு மூலக்கூறு வாய்ப்பாட்டினைத் தருகிறது.
- அந்த முழு எண்ணை, அச்சேர்மத்தின் மோலார் நிறையினைக் கொண்டு பின்வரும் வாய்ப்பாட்டின் மூலம் பெற இயலும்.

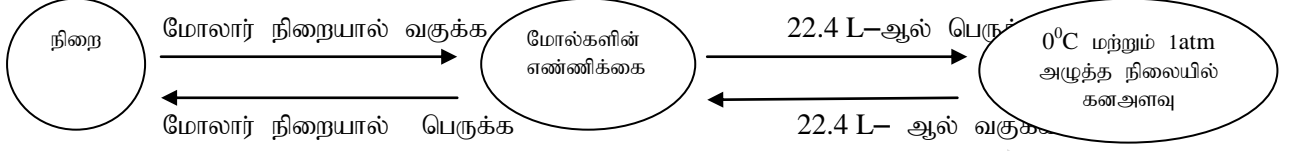
சேர்மத்தின் மோலார் நிறை

முழு எண் (n) =  $\frac{\text{சேர்மத்தின் மோலார் நிறை}}{\text{எளிய விகித வாய்ப்பாட்டினைக் கொண்டு கணக்கிடப்படும் நிறை}}$

சேர்மம்	எளிய விகித வாய்ப்பாடு	மோலார் நிறை	எளிய விகித வாய்ப்பாட்டின் நிறை (m)	முழு எண் (n)	மூலக்கூறு வாய்ப்பாடு
அசிட்டிக் அமிலம்	$CH_2O$	60	30	$\frac{60}{30} = 2$	$(CH_2O) \times 2$ $C_2 H_4 O_2$
ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு	HO	34	17	$\frac{34}{17} = 2$	$(HO) \times 2$ $H_2 O_2$
லாக்டிக் அமிலம்	$CH_2O$	90	30	$\frac{90}{30} = 3$	$(CH_2O) \times 3$ $C_3 H_6 O_3$
டார்டாரிக் அமிலம்	$C_2 H_3 O_3$	150	75	$\frac{150}{75} = 2$	$C_4 H_6 O_6$
பென்சீன்	CH	78	13	$\frac{78}{13} = 6$	$C_6 H_6$

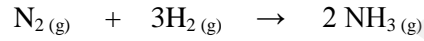
### வேதிவினைக் கூறுகளின் விகிதம் :

ஒரு சமன்படுத்தப்பட்ட வேதிச் சமன்பாட்டில், வினைப: பொருட்கள் மற்றும் வினைவினை பொருட்கள் ஆகியவற்றிற்கு இடையேயான மோல் எண்ணிக்கை தொடர்பு வேதிவினைக்கூறு விகிதம் எனப்படும்.



### வேதிவினைக் கூறுகளின் விகித அடிப்படையிலான கணக்கீடுகள் :

- 10 மோல் அம்மோனியாவை உருவாக்க எத்தனை மோல் ஹைட்ரஜன் தேவை? அம்மோனியாவை உருவாக்குதலுக்கான சமன்படுத்தப்பட்ட சமன்பாடு



மேற்கண்டுள்ள சமன்படுத்தப்பட்ட சமன்பாட்டின் அடிப்படையில், 2 மோல் அம்மோனியாவை உருவாக்க 3 மோல் ஹைட்ரஜன் தேவைப்படுகிறது.

எனவே 10 மோல் அம்மோனியாவை உருவாக்க

$$\frac{3 \text{ மோல் H}_2}{2 \text{ மோல் NH}_3} \times 10 \text{ மோல் NH}_3$$

$$= 15 \text{ மோல் ஹைட்ரஜன் தேவை.}$$

- 32 g மீத்தேன் எரிக்கப்படும் போது உருவாகும் நீரின் அளவினைக் கணக்கிடுக.



மேற்கண்டுள்ள சமன்படுத்தப்பட்ட சமன்பாட்டின் அடிப்படையில், 1 மோல் மீத்தேன் (16 g) எரிக்கும் போது 2 மோல் (2 x 18 = 36 g) நீரினைத் தருகிறது.

எனவே 32 g மீத்தேனை எரித்தலின் போது

$$\frac{36 \text{ கி H}_2\text{O}}{16 \text{ கி CH}_4} \times 32 \text{ கி CH}_4$$

$$= 72 \text{ கி நீரைத் தருகிறது.}$$

- திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலைகளில் 50 g கால்சியம் கார்பனேட்டை முற்றிலுமாக எரிப்பதால் உருவாகும் கார்பன் டை ஆக்ஸைடின் கனஅளவு எவ்வளவு? சமன்படுத்தப்பட்ட சமன்பாடு



மேற்கண்டுள்ள சமன்படுத்தப்பட்ட சமன்பாட்டின் அடிப்படையில், 1 மோல் CaCO<sub>3</sub> (100 g) வெப்பப்படுத்தும் போது 1 மோல் CO<sub>2</sub> 22.7 லிட்டர் கனஅளவை அடைத்துக்கொள்ளும்.

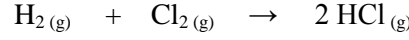
எனவே திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலைகளில், 50 கி CaCO<sub>3</sub> ஐ வெப்பப்படுத்தும் போது

$$\frac{22.7 \text{ லிட்டர் CO}_2}{100 \text{ கி CaCO}_3} \times 50 \text{ கி CaCO}_3$$

$$= 11.35 \text{ லிட்டர் CO}_2 \text{ வைத் தருகிறது.}$$

4. 273 K மற்றும் 1 atm அழுத்தத்தில் 11.2 L HCl ஐ உருவாக்கத் தேவையான குளோரின் கனஅளவைக் கண்டறிக.

HCl உருவாவதற்கான சமன்படுத்தப்பட்ட சமன்பாடு,



கொடுக்கப்பட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில், 2 மோல் HCl ஐ உருவாக்க 1 மோல் குளோரின் வாயு தேவைப்படுகிறது. அதாவது 44.8 லிட்டர் HCl ஐ உருவாக்க 22.4 லிட்டர் குளோரின் வாயு தேவைப்படுகிறது.

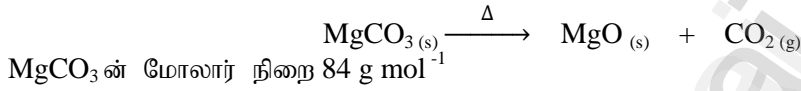
எனவே 11.2 லிட்டர் HCl ஐ உருவாக்க

$$\frac{22.4 \text{ லிட்டர் Cl}_2}{44.8 \text{ லிட்டர் HCl}} \times 11.2 \text{ லிட்டர் HCl}$$

= 5.6 லிட்டர் Cl<sub>2</sub> வாயுத் தேவைப்படும்.

5. மேக்னீசியம் கார்பனேட்டில் அடங்கியுள்ள தனிமங்களின் சதவீத இயைபினைக் கண்டறிக. 90 % தூய்மையான 1 kg MgCO<sub>3</sub> ஐ வெப்பப்படுத்தும்போது உருவாகும் CO<sub>2</sub>ன் நிறையை கிலோகிராமில் கணக்கிடுக.

சமன்படுத்தப்பட்ட சமன்பாடு,



MgCO<sub>3</sub>ன் மோலார் நிறை 84 g mol<sup>-1</sup>

84 g MgCO<sub>3</sub> ல் 24 g மேக்னீசியம் உள்ளது. எனவே 100 g MgCO<sub>3</sub> ல்

$$\frac{24 \text{ கி Mg}}{84 \text{ கி MgCO}_3} \times 100 \text{ கி MgCO}_3$$

= 28.57 கி Mg.

அதாவது மேக்னீசியத்தின் சதவீதம் = 28.57 %.

84 g MgCO<sub>3</sub> ல் 12 g கார்பன் உள்ளது. எனவே 100 g MgCO<sub>3</sub> ல்

$$\frac{12 \text{ கி C}}{84 \text{ கி MgCO}_3} \times 100 \text{ கி MgCO}_3$$

= 14.29 கி கார்பன் உள்ளது.

அதாவது கார்பனின் சதவீதம் = 14.29 %.

84 g MgCO<sub>3</sub> ல் 48 g ஆக்ஸிஜன் உள்ளது. எனவே 100 g MgCO<sub>3</sub> ல்

$$\frac{48 \text{ கி O}}{84 \text{ கி MgCO}_3} \times 100 \text{ கி MgCO}_3$$

= 57.14 கி ஆக்ஸிஜன் உள்ளது.

அதாவது ஆக்ஸிஜனின் சதவீதம் = 57.14 %.

சமன்படுத்தப்பட்ட சமன்பாட்டின்படி, 100 % தூய்மையான 84 g MgCO<sub>3</sub> ஆனது வெப்பப்படுத்தும் போது 44 ப CO<sub>2</sub> ஐத் தருகிறது.

எனவே, 90 % தூய்மையான 1000 g MgCO<sub>3</sub> ஐ வெப்பப்படுத்தும் போது

$$= \frac{44 \text{ கி}}{84 \text{ கி}} \times 90 \% \times 1000 \text{ g}$$

= 471.43 கி CO<sub>2</sub> ஐத் தருகிறது.

= 0.471 கிலோ கிராம் CO<sub>2</sub> ஐத் உருவாக்கிறது.

**வினைக்கட்டுப்பாட்டுக் காரணி :** வேதிவினைக்கூறு விகித அடிப்படையில் அமையாத அளவினைக் கொண்ட வினைப்படு பொருள்களைக் கொண்டு வினை நிகழ்த்தப்படும் போது, உருவாகும் விளைப்பொருளின் அளவானது, எந்த வினைப்படு பொருள் முதலில் முழுவதும் வினைப்படுகிறதோ, அந்த வினைப்படு பொருளைச் சார்ந்து அமையும். இவ்வினைப்படு பொருள் வினை தொடர்ந்து நிகழ்வதைக் கட்டுப்படுத்துகிறது. இது வினைக்கட்டுப்பாட்டு காரணி என அழைக்கப்படுகிறது.

**வினை மிகுதியானக் காரணி :** வேதிவினைக்கூறு விகித அடிப்படையில் அமையாத அளவினைக் கொண்ட வினைப்படு பொருள்களைக் கொண்டு வினை நிகழ்த்தப்படும் போது, வினை முடிந்த பிறகும் மீதமுள்ள வினைப்படு பொருள்களுக்கு வினை மிகுதியானக் காரணி என்று பெயர்.

ஒரு செயல்முறையில், 646 g அம்மோனியாவானது, 1.144 kg CO<sub>2</sub> வினைபுரிய அனுமதிக்கப்பட்டு யூரியா உருவாக்கப்படுகிறது.

1. அனைத்து வினைப்படு பொருள்களும், முழுவதுமாக வினையில் ஈடுபடுவதில்லை எனில், வினைக்கட்டுப்பாட்டுக் காரணி யாது?
2. உருவாகும் யூரியாவின் அளவினைக் கண்டறிக. மேலும் வினைபுரியாமல் மிகுதியாக உள்ள வினைக்காரணியைக் கண்டறிக.  
சமன்படுத்தப்பட்ட சமன்பாடு,



	வினைப்படு பொருட்கள்		வினைவிளை பொருட்கள்	
	NH <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	யூரியா	H <sub>2</sub> O
வேதிவினைக்கூறு விகித குணங்கள்	2	1	1	1
வினைபுரிய அனுமதிக்கப்படும் வினைப்படு பொருட்களின் மோல்களின் எண்ணிக்கை n = நிறை / மோலார் நிறை	$\frac{646}{17} = 38$ மோல்கள்	$\frac{1144}{44} = 26$ மோல்கள்	--	--
வினையின் போது வினைப்படும் மோல்களின் எண்ணிக்கை விகிதம் (2:1)	38 மோல்கள்	19 மோல்கள்	--	--
உருவாகும் வினைவிளைப் பொருட்களின் மோல்களின் எண்ணிக்கை	--	--	19 மோல்கள்	19 மோல்கள்
வினையின் முடிவில் எஞ்சியுள்ள வினைப்படு பொருட்களின் மோல்களின் எண்ணிக்கை	--	7 மோல்கள்	--	--

**தீர்வு :**

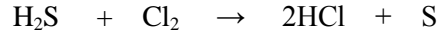
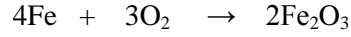
1. இவ்வினையில் அம்மோனியா முழுவதும் வினைப்படுகிறது. எனவே அம்மோனியா வினைக்கட்டுப்பாட்டுக் காரணி ஆகும். CO<sub>2</sub> முழுவதும் வினைபுரியாமல் எஞ்சியுள்ளது. எனவே CO<sub>2</sub> வினை மிகுதியானக் காரணியாகும்.
2. உருவாகும் யூரியாவின் அளவு  
= உருவான யூரியாவின் மோல்களின் எண்ணிக்கை x யூரியாவின் மோலார் நிறை  
= 19 மோல்கள் x 60 g mol<sup>-1</sup>  
= 1140 g  
= 1.14 kg.

வினைபுரியாமல் எஞ்சியுள்ள CO<sub>2</sub> அளவு  
= எஞ்சியுள்ள CO<sub>2</sub> மோல்களின் எண்ணிக்கை x CO<sub>2</sub> மோலார் நிறை  
= 7 மோல்கள் x 44 g mol<sup>-1</sup>  
= 308 g.

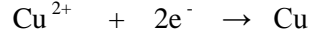
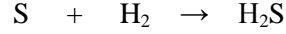
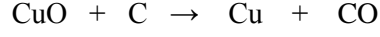
**ஆக்ஸிஜனேற்றம் மற்றும் ஆக்ஸிஜனொடுக்கம் :**

	ஆக்ஸிஜனேற்றம்	ஆக்ஸிஜனொடுக்கம்
ஆக்ஸிஜன்	சேர்த்தல்	நீக்குதல்
ஹைட்ரஜன்	நீக்குதல்	சேர்த்தல்
எலக்ட்ரான்	நீக்குதல்	சேர்த்தல்
ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்	அதிகரித்தல்	குறைதல்

ஆக்ஸிஜனேற்ற வினைகளுக்கு எடுத்துக்காட்டுகள் :



ஆக்ஸிஜனொடுக்க வினைகளுக்கு எடுத்துக்காட்டுகள் :



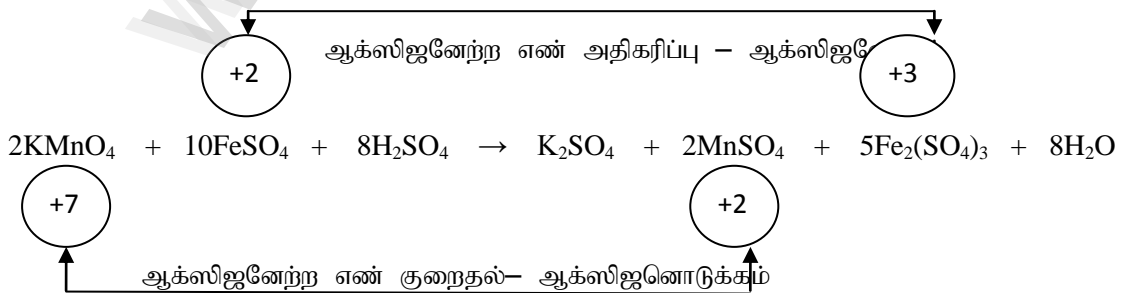
**ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் :** ஒரு சேர்மத்தில் உள்ள ஒரு குறிப்பிட்ட அணுவின் தவிர்ந்து, பிற அணுக்களை அவற்றின் வழக்கமான ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைக் கண்டறிவதற்கான விதிகளின் படி நிர்ணயம் செய்யப்பட்ட ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையில் அயனிகளாக நீக்கிய பின்னர், அக்குறிப்பிட்ட அணுவின் மீது எஞ்சியிருப்பதாகக் கருதப்படும் மின்சமையே அந்த அணுவின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் எனப்படும்.

**ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைக் கண்டறிவதற்கான விதிமுறைகள் :**

1. ஒரு தனித்த தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் பூஜ்யமாகும்.
2. ஓரணுவின்னைக் கொண்ட அயனியின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் என்பது அந்த அயனியின் மீதுள்ள நிகர மின்சமையக்குச் சமமாகும்.
3. ஒரு மூலக்கூறில் உள்ள அனைத்து அணுக்களின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களின் கூடுதல் பூஜ்யமாகும். ஆயனிகளைப் பொருத்தவரையில் இக்கூடுதல் மதிப்பு அயனியின் மீதுள்ள நிகர மின்சமையக்குச் சமமாகும்.
4. உலோக ஹைட்ரைடுகளைத் தவிர பிற அனைத்துச் சேர்மங்களிலும் ஹைட்ரஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் +1. உலோக ஹைட்ரைடுகளில் ஹைட்ரஜன் -1 ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைக் கொண்டுள்ளது.
5. அனைத்துச் சேர்மங்களிலும் புளூரினானது -1 ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைக் கொண்டுள்ளது.
6. பெரும்பாலான சேர்மங்களில் ஆக்ஸிஜன் -2 ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணை பெற்றுள்ளது. பெராக்சைடுகள் (-1), சூப்பர் ஆக்ஸைடுகள் (-1/2), ∴புளூரினின் சேர்மங்கள்(+2) ஆகியன விதிவிலக்குகளாக அமைகின்றன.
7. அனைத்துச் சேர்மங்களிலும் கார உலோகங்கள் +1 ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையிலும், காரமண் உலோகங்கள் +2 ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையினையும் பெற்றுள்ளன.

**ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் அடிப்படையில் ஆக்ஸிஜனேற்ற - ஒடுக்க வினைகள் :**

- ஒரு வினையில், ஒரு தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் அதிகரிக்குமாயின் அவ்வினை ஆக்ஸிஜனேற்ற வினை எனப்படும்.
- ஒரு வினையில், ஒரு தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் குறையுமாயின் அவ்வினை ஆக்ஸிஜனொடுக்க வினை எனப்படும்.

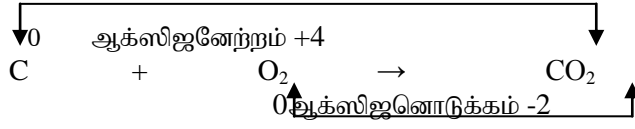




ஆக்ஸிஜனேற்ற - ஒடுக்க வினைகளின் வகைகள் :

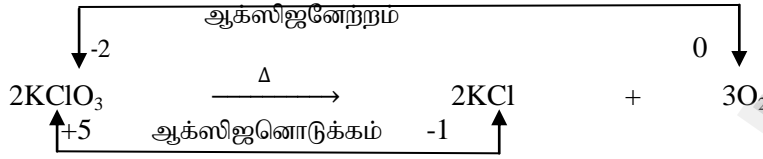
1. இணையும் வினைகள் :

இரண்டு வினைபடுப் பொருட்கள் வினைப்பரிந்து ஒரு சேர்மத்தினைத் தரும் ஆக்ஸிஜனேற்ற - ஒடுக்க வினைகள் இணையும் வினைகள் என அழைக்கப்படுகின்றன.



2. சிதைவடையும் வினைகள் :

ஒரு சேர்மம், இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட கூறுகளாக சிதைவடையும் ஆக்ஸிஜனேற்ற - ஒடுக்க வினைகள் சிதைவடையும் வினைகள் என அழைக்கப்படுகிறது.

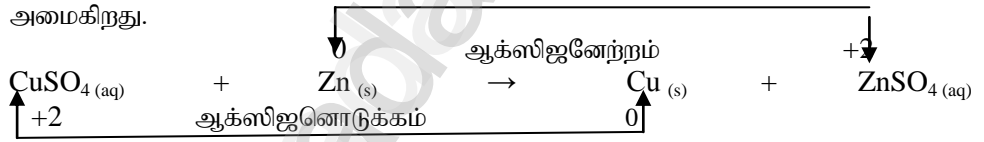


3. இடப்பெயற்சி வினைகள் :

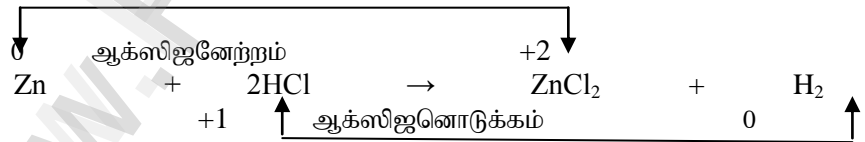
ஆக்ஸிஜனேற்ற - ஒடுக்க வினைகளின் போது, ஒரு சேர்மத்தில் உள்ள ஒரு அணு அல்லது அயனி மற்றொரு அணு அல்லது அயனியால் பதிலீடு செய்யப்பட்டால் அத்தகைய வினைகள் இடப்பெயற்சி வினைகள் எனப்படுகின்றன.

1. உலோக இடப்பெயற்சி வினைகள் :

- ஒரு கண்ணாடி கலனில் நீர்த்த தாமிர சல்பேட் கரைசலை எடுத்துக்கொண்டு அதில் துத்தநாக உலோக தகட்டினை வைக்கவும்.
- கரைசலின் அடர் நீல நிறம் மறைந்து துத்தநாக உலோகத் தகட்டின் மீது பழுப்பு நிற தாமிர உலோகம் படிகிறது.
- இந்நிகழ்வு நடைபெற பின்வரும் உலோக இடப்பெயற்சி வினை காரணமாக அமைகிறது.

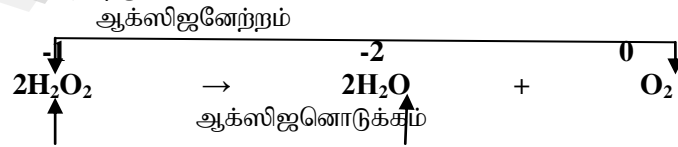


2. அலோக இடப்பெயற்சி வினைகள் :



4. விகிதச் சிதைவு வினைகள் :

- சில ஆக்ஸிஜனேற்ற - ஒடுக்க வினைகளில், ஒரே சேர்மம் ஆக்ஸிஜனேற்றம் மற்றும் ஆக்ஸிஜனொடுக்கம் ஆகிய இரண்டிற்கும் உட்படுகிறது.
- இத்தகைய வினைகளில் ஒரே தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் அதிகரிக்கவும், குறையவும் செய்கிறது. இத்தகைய வினைகள் விகிதச் சிதைவு வினைகள் என அழைக்கப்படுகிறது.



5. எலக்ட்ரான் பரிமாற்றத் திறன் வினைகள் :

- தாமிர சல்பேட் கரைசலிலிருந்து, தாமிரத்தை துத்தநாகம் இடப்பெயற்சி செய்கிறது. ஆனால் துத்தநாக சல்பேட் கரைசலிலிருந்து துத்தநாகத்தை தாமிரம் இடப்பெயற்சி செய்வதில்லை.

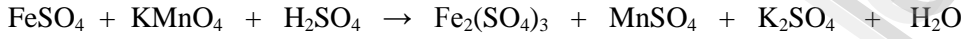
- வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலில் தாமிர தகட்டினை வைக்கும்போது, கரைசல் மெதுவாக நீல நிறமாக மாறுகிறது. அதாவது, வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலில் உள்ள வெள்ளியை, தாமிரம் இடப்பெயற்சி செய்கிறது.
- தாமிரம் மற்றும் வெள்ளி ஆகியவற்றிற்கிடையே வினைத்திறனை ஒப்பிடும்போது, தாமிரம் எலக்ட்ரானை இழக்கும் தன்மையினையும், வெள்ளி எலக்ட்ரானை ஏற்கும் தன்மையினையும் பெற்றுள்ளது.
- துத்தநாகம், தாமிரம் மற்றும் வெள்ளி ஆகிய உலோகங்களுக்கிடையே ஒப்பிடும்போது, எலக்ட்ரானை வெளிவிடும் திறன் பின்வரும் வரிசையில் அமைந்துள்ளது.

துத்தநாகம் > தாமிரம் > வெள்ளி.

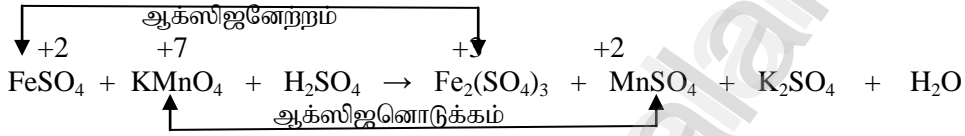
**ஆக்ஸிஜனேற்ற - ஒடுக்க வினைக்கான சமன்பாடுகளை சமன் செய்தல் :**

1. **ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் முறை :**

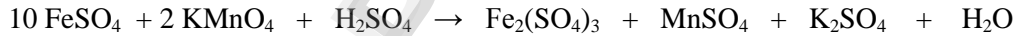
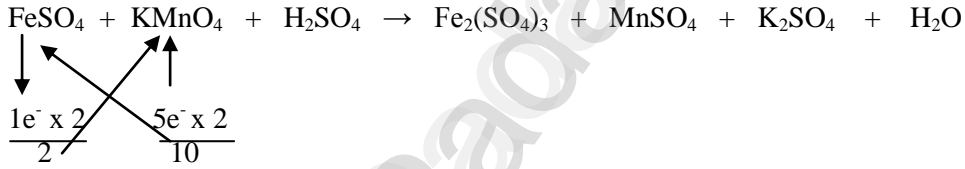
அமில ஊடகத்தில் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டால் :.பெர்ரஸ் சல்பேட் ஆக்ஸிஜனேற்றமடையும் வினையினைக் கருதுவோம்.



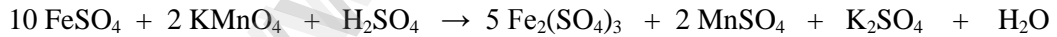
**படி : 1** : ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைப் பயன்படுத்தி, ஆக்ஸிஜனேற்றம் மற்றும் ஆக்ஸிஜனொடுக்கம் அடையும் வினைப்பொருட்களைக் கண்டறிதல்.



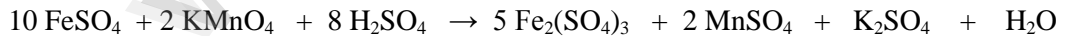
**படி : 2** : ஏற்கப்படும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை, இழக்கப்படும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கைக்கு சமம் என்பதால், பின்வருமாறு தொடர்புடைய வாய்ப்பாட்டினை தகுந்த எண்ணால் குறுக்கு பெருக்கம் செய்து எலக்ட்ரான்களை சமப்படுத்துக.



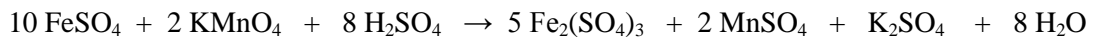
**படி : 3** : குறுக்கு பெருக்கம் செய்த பிறகு, வினைபடு பொருட்களின் அடிப்படையில் வினைவினைப் பொருளை சமன் செய்யவும்.



**படி : 4** : H மற்றும் O ஆக்ஸிஜனைத் தவிர்த்து பிற தனிமங்களை சமன் செய்க. இந்த தேர்வில் நாம் K மற்றும் S ஐ சமன் செய்ய வேண்டும். ஆனால் K மேற்கண்டுள்ளவாறு தானாகவே சமன் செய்யப்பட்டுள்ளது.



**படி : 5** : H மற்றும் O அணுக்களை சமன் செய்தல்.



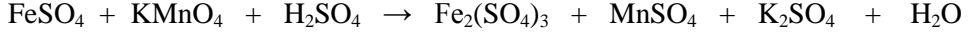
2. **அயனி - எலக்ட்ரான் முறை (அ) அரை வினை முறை :**

அயனிகள் இடம்பெரும் ஆக்ஸிஜனேற்ற - ஒடுக்க வினைகளுக்கு இம்முறை பயன்படுத்தப்படுகிறது.

**படி : 1 :** ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் கோட்பாட்டினைப் பயன்படுத்தி, ஆக்ஸிஜனேற்ற மற்றும் ஆக்ஸிஜனோடுக்கம் அடையும் வினைப் பொருட்களைக் கண்டறிக.

**படி : 2 :** ஆக்ஸிஜனேற்றம் மற்றும் ஆக்ஸிஜனோடுக்கத்திற்கு தனித்தனியே இரண்டு அரை வினைகளை எழுதுக.

அமில ஊடகத்தில் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டால் ∴ பெர்ரஸ் சல்பேட் ஆக்ஸிஜனேற்றமடையும் வினையினைக் கருதுவோம்.



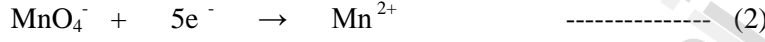
இவ்வினையின் அயனி வடிவம்



இரு அரை வினைகள் முறையே



மற்றும்



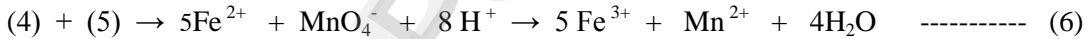
அரைவினையின் இருபுறமும் அணுக்கள் மற்றும் மின்சுமையினை சமன் செய்க.

சமன்பாடு (1) ல் மாற்றம் ஏதும் இல்லை.

சமன்பாடு (2) ல் வினைபடு பொருள் பகுதியில் 4 'O' உள்ளது. எனவே, வினைபொருள் பகுதியில் 4H<sub>2</sub>O சேர்க்கவும். 'H' ஐ சமன் செய்ய வினைபடுபொருள் பகுதியில் 8H<sup>+</sup> சேர்க்கவும்.



**படி : 3 :** இழந்த எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும், ஏற்றுக்கொண்ட எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும் சமமாகுமாறு, இரு அரை வினைகளையும் சமப்படுத்துக. பின்னர், இரு அரை வினைகளையும் கூட்டுவதால் சமன்படுத்தப்பட்ட சமன்பாடு கிடைக்கிறது.



## அலகு 2. அணுவின் குவாண்டம் இயக்கவியல் மாதிரி

அணு மாதிரிகளைப் பற்றிய அறிமுகம் :

- அனைத்து பருப்பொருட்களுக்கும் அடிப்படை அலகாக இருப்பது அணுவாகும்.
- கிரேக்க சொல்லான 'atomia' என்ற வார்த்தைக்கு பிரிக்க முடியாதது என்பது பொருள். இவ்வார்த்தையிலிருந்து அணு என்ற சொல் உருவானது.
- எலக்ட்ரான், புரோட்டான் மற்றும் நியூட்ரான் ஆகியவை கண்டறியப்படும் வரை அணுவானது மேலும் பிரிக்க முடியாத துகள் என கருதப்பட்டு வந்தது.

**J.J தாம்சனின் கருதுகோள்கள் :**

- J.J.தாம்சனின் கேதோடு கதிர் சோதனை மூலம் அணுவில் எதிர்மின் சுமையுடைய எலக்ட்ரான்கள் உள்ளது எனக் கண்டறியப்பட்டது.
- அணுவானது நேர்மின் சுமையுடைய கோளம் போன்ற அமைப்பில் உள்ளது எனவும், அக்கோளத்தில் எதிர்மின்சுமையுடைய எலக்ட்ரான்கள், தர்பூசணியில் விதைகள் பொதிந்திருப்பதை போல, பொதித்து வைக்கப்பட்டுள்ளது.

**ருதர்போர்டின் அணு மாதிரி :**

- ருதர்போர்டு ஒரு மெல்லிய தங்கத் தகட்டின் மீது α - கதிர்களை விழுமாறு செய்தார்.
- இச்சோதனையில்

- பெரும்பாலான  $\alpha$  - கதிர்கள் தங்கத் தகட்டின் வழியே வெளியேறின.
- சில  $\alpha$  - கதிர்கள் சிறிய கோணத்தில் விலகல் அடைந்தன.
- மிகச் சில  $\alpha$  - கதிர்கள்  $180^\circ$  கோணத்தில் விலகலடைந்தன.
- இச்சோதனையின் அடிப்படையில், ரூதர்போர்டு பின்வரும் அணுமாதிரியினை முன்மொழிந்தார்.
  - அணுவானது ஒரு மிகச்சிறிய நேர்மின் தன்மையுடைய அணுக்கருவினைக் கொண்டுள்ளது.
  - இந்த அணுக்கருவினைச் சுற்றி எலக்ட்ரான்கள் அதிக வேகத்தில் சுற்றி வருகின்றன.

#### ரூதர்போர்டு அணுமாதிரியின் குறைபாடுகள் :

- மின்காந்த அலைக் கோட்பாட்டின்படி, இயங்கும் மின்சமையுடைய துகள்கள் தொடர்சியாக ஆற்றலை இழந்து இறுதியில் அணுக்கருவுடன் மோத வேண்டும்.
- ஆனால், நடைமுறையில் அவ்வாறு நிகழாமல், அணுக்கள் நிலைப்புத் தன்மை பெற்று விளங்குகின்றன.
- மேலும் அணுக்கருவினைச் சுற்றி எலக்ட்ரான்கள் எவ்வாறு பரவியுள்ளன என்பதனையும், எலக்ட்ரானின் ஆற்றலையும் இம்மாதிரி விளக்கவில்லை.

#### பிளாங்கின் குவாண்டம் கருதுகோள் :

மின்காந்த அலையின் ஆற்றலானது  $h\nu$  என்ற அலகில் வரையறுக்கப்பட்ட மதிப்புகளை மட்டும் கொண்டுள்ளது. இங்கு  $\nu$  என்பது கதிர்வீச்சின் அதிர்வெண்,  $h$  என்பது பிளாங்க்மாநிலி( $6.626 \times 10^{-34}$  Js).

#### போர் அணுமாதிரி :

- பிளாங்கின் குவாண்டம் கருதுகோளின் அணுவின் ஆற்றலுக்கு பயன்படுத்தி நீல்ஸ்போர் ஹைட்ரஜன் அணுவிற்கான ஒரு புதிய அணு மாதிரியினை முன்மொழிந்தார்.
- போர் அணுமாதிரியின் கருதுகோள்கள் :
  - எலக்ட்ரானின் ஆற்றல் வரையறுக்கப்பட்ட மதிப்புகளைப் பெற்றிருக்கும்.
  - எலக்ட்ரான்கள் அணுக்கருவினைச் சுற்றி சில குறிப்பிட்ட ஆற்றலையுடைய ஆர்பிட் எனும் நிலை வட்டப்பாதையில் மட்டும் சுற்றி வருகின்றன.
  - ஒரு குறிப்பிட்ட வட்டப்பாதையில் சுற்றி வரும் எலக்ட்ரானின் கோண உந்த மதிப்பானது  $h/2\pi$  ன் முழு எண் மடங்காக இருக்கும். அதாவது  $mvr = nh/2\pi$ .
  - எலக்ட்ரானானது ஒரு குறிப்பிட்ட நிலை வட்டப் பாதையில் சுற்றி வரும் வரையில் அதன் ஆற்றலை இழப்பதில்லை. ஆனால் ஒரு எலக்ட்ரான் உயர் ஆற்றலை உடைய வட்டப் பாதையிலிருந்து தாழ்ந்த ஆற்றலையுடைய வட்டப் பாதைக்குத் தாவும் போது அதிகப் படியான ஆற்றல் கதிர் வீச்சாக வெளியிடப்படுகிறது.
  - 'n' வது வட்டப் பாதையில் சுற்றி வரும் எலக்ட்ரானின் ஆற்றல்

$$E_n = \frac{(-13.6)Z^2}{n^2} \text{ eV atom}^{-1} \quad (\text{or}) \quad E_n = \frac{(-1312.8)Z^2}{n^2} \text{ kJ mol}^{-1}.$$

- வட்டப்பாதையின் ஆரம்  $r_n = \frac{(0.529)n^2}{Z} \text{ \AA}$ .

#### போர் அணு மாதிரியின் வரம்புகள் :

- H,  $\text{Li}^{2+}$  போன்ற ஒற்றை எலக்ட்ரான்களைக் கொண்ட இனங்களுக்கு மட்டும் இக்கொள்கையினை பயன்படுத்த இயலும். புல எலக்ட்ரான்களைக் கொண்ட அணுக்களுக்கு இக்கொள்கையினைப் பயன்படுத்த இயலாது.
- காந்தப் புலத்தில் நிறமாலைக் கோடுகள் பிரிகையடையும் சீமன் விளைவு மற்றும் மின் புலத்தில் நிறமாலைக் கோடுகள் பிரிகையடையும் ஸ்டார்க் விளைவு ஆகியவற்றை இக்கொள்கை விளக்கவில்லை.
- அணுக்கருவினைச் சுற்றி எலக்ட்ரான்கள் அவற்றின் கோண உந்தத்தின் மதிப்புக்குச் சமமாக இருக்குமாறு உள்ள சில குறிப்பிட்ட வட்டப்பாதைகளில் மட்டுமே சுழல்வதற்கு அடிப்படையாக அமையும் காரணத்தினை போர் கொள்கையால் விளக்க இயலவில்லை.

**பருப்பொருட்களின் ஈரியல்புத் தன்மை :** ஒளி போட்டான்கள் துகள் மற்றும் அலை ஆகிய இரு தன்மையினையும் பெற்றுள்ளதைப் போல அனைத்து பருப்பொருட்களும் ஈரியல்புத் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன என லூயிஸ் டிபிராக்ளி தெரிவித்தார்.

**டிராக்ளி சமன்பாடு :**

ஆற்றலின் துகள் வடிவத்தை குறிப்பிடும்  $mc^2$  மற்றும் அலை வடிவத்தை குறிப்பிடும்  $h\nu$  ஆகிய இரு சமன்பாடுகளையும் இணைத்தார்.

$$\text{பிளாங்கின் குவாண்டம் கொள்கையின் படி} \quad E = h\nu \quad \text{-----} \quad (1)$$

$$\text{ஐன்ஸ்டீனின் நிறை ஆற்றல் சமன்பாட்டின்படி} \quad E = mc^2 \quad \text{-----} \quad (2)$$

சமன்பாடு (1) மற்றும் (2) லிருந்து

$$h\nu = mc^2$$

$$h^c/\lambda = mc^2$$

$$\lambda = h/mc \quad \text{-----} \quad (3)$$

சமன்பாடு (3)  $mc$  என்ற உந்தமுடைய போட்டானின் அலை நீளத்தைக் குறிப்பிடுகின்றது.

'm' என்ற நிறையுடைய 'v' திசைவேகத்தில் இயங்கும், பருப்பொருள் துகள் ஒன்றிற்கு சமன்பாடு (3) பின்வருமாறு எழுதலாம்.

$$\lambda = h/mv \quad \text{-----} \quad (4)$$

இச்சமன்பாடு, ஒளியின் திசைவேகத்தை விட மிகக்குறைவான வேகத்தில் இயங்கும் துகள்களுக்கு மட்டுமே பொருந்தும்.

**கணக்குகள் :**

1.  $10 \text{ ms}^{-1}$  வேகத்தில் இயங்கும்  $6.626 \text{ kg}$  நிறையுடைய இரும்பு பந்து.

$$\begin{aligned} \lambda_{\text{இரும்பு பந்து}} &= h/mv \\ &= \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-1}}{6.626 \text{ kg} \times 10 \text{ ms}^{-1}} \end{aligned}$$

$$\lambda_{\text{இரும்பு பந்து}} = 1 \times 10^{-35} \text{ m}$$

2.  $72.73 \text{ ms}^{-1}$  வேகத்தில் இயங்கும் ஒரு எலக்ட்ரான்.

$$\begin{aligned} \lambda_{\text{எலக்ட்ரான்}} &= h/mv \\ &= \frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-1}}{9.11 \times 10^{-31} \text{ kg} \times 72.73 \text{ ms}^{-1}} = \frac{6.626}{6.626} \times 10^{-3} \end{aligned}$$

$$\lambda_{\text{எலக்ட்ரான்}} = 1 \times 10^{-35} \text{ m.}$$

**டி பிராக்ளி கொள்கை :**

- டி பிராக்ளி கொள்கைப்படி, அணுக்கருவினைச் சுற்றி வரும் எலக்ட்ரானானது, துகள் மற்றும் அலைப்பண்பு ஆகிய இரு பண்புகளையும் பெற்றுள்ளது.
- எலக்ட்ரான் அலையானது தொடர்ச்சியாக அமையவேண்டுமெனில், எலக்ட்ரான் சுற்றி வரும் வட்டப்பாதையின் சுற்றளவானது, அதன் அலைநீளத்தின் முழு எண் மடங்காக இருக்க வேண்டும்.
- அவ்வாறு இல்லாத நிலையில் எலக்ட்ரான் அலையானது தொடர்ச்சியற்றதாக இருக்கும்.

$$mvr = nh/2\pi$$

**டேவிசன் மற்றும் ஜெர்மரின் சோதனை :**

படிகத்தின் மீது முடுக்குவிக்கப்பட்ட எலக்ட்ரான்களை விழ்ச்செய்து விளிம்பு விளைவினை பதிவுச் செய்யும்போது உருவாகும் விளிம்பு விளைவு அமைப்பானது X – கதிரின் விளிம்பு விளைவினால் பெறப்பட்ட அமைப்பினை ஒத்திருந்தது.

**ஹேய்சன்பர்க்கின் நிச்சயமற்றத் தன்மை கோட்பாடு :**

நுண்துகள் ஒன்றினை நிலை மற்றும் உந்தம் ஆகிய இரண்டினையும் ஒரே நேரத்தில், மிகத் துல்லியமாகக் கண்டறிய இயலாது.

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq h/4\pi$$

இங்கு  $\Delta x$  மற்றும்  $\Delta p$  ஆகியவை முறையே நிலை மற்றும் உந்தம் ஆகியவற்றினை அளவிடுவதில் உள்ள நிச்சயமற்றத் தன்மைகளாகும்.

**ஷ்ரோடிங்கர் சமன்பாடு :**

- எர்வின் ஷ்ரோடிங்கர், எலக்ட்ரானின் அலைப்பண்பினை, ஒரு வகைக்கெழு சமன்பாட்டின் அடிப்படையில் குறிப்பிட்டார்
- எலக்ட்ரான் இயங்கக்கூடிய விசையின் புலத்தினைப் பொருத்து புறவெளியில் அலைச் சார்பில் ஏற்படும் மாறுபாட்டினை இச்சமன்பாடு தீர்மானிக்கிறது.
- காலத்தினைச் சார்ந்து அமையாத ஷ்ரோடிங்கர் அலைச் சமன்பாட்டினை பின்வருமாறு குறிப்பிடலாம்.

$$\hat{H}\Psi = E\Psi \quad \text{----- (1)}$$

இங்கு,  $\hat{H}$  என்பது ஹாமில்டோனியன் செயலி,  $\Psi$  என்பது அலைச் சார்பு. இங்கு துகளின் நிலை என்பது அச்சுக்களின் சார்பாகும். இது  $\Psi(x,y,z)$  என குறிப்பிடப்படுகிறது.

$$\hat{H} = \left[ \frac{-h^2}{8\pi^2 m} \left( \frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} \right) + V\Psi \right]$$

சமன்பாடு (1) ஐ பின்வருமாறு எழுதலாம்

$$\left[ \frac{-h^2}{8\pi^2 m} \left( \frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{\partial^2}{\partial y^2} + \frac{\partial^2}{\partial z^2} \right) + V \right] \Psi = E\Psi$$

$\frac{-8\pi^2 m}{h^2}$  ஆல் பெருக்கி, மாற்றியமைக்க

$$\left( \frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} \right) + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \Psi = 0$$

- மேற்கண்டுள்ள ஷ்ரோடிங்கர் அலைச்சமன்பாட்டில், காலம்(t) ஒரு சார்பாக இடம் பெறவில்லை என்பதால் இச்சமன்பாடு காலத்தைப் பொருத்து அமையாத ஷ்ரோடிங்கர் அலைச்சமன்பாடு என அழைக்கப்படுகிறது.

**குவாண்டம் எண்கள் :**

அணுவில் உள்ள எலக்ட்ரான்களை நான்கு குவாண்டம் எண்கள் அடங்கிய தொகுப்பின் மூலம் வரையறுக்க இயலும். அவையாவன

1. முதன்மை குவாண்டம் எண் (n)
2. கோண உந்த குவாண்டம் எண் (l)
3. காந்த குவாண்டம் எண் (m)
4. தற்சுழற்சி குவாண்டம் எண் (s)

**முதன்மை குவாண்டம் எண் :**

- அணுக்கருவினைச் சுற்றி எலக்ட்ரான்கள் சுழன்று வரும் ஆற்றல் மட்டத்தினை இக்குவாண்டம் எண் குறிப்பிடப்படுகிறது. இது 'n' என்ற எழுத்தால் குறிப்பிடப்படுகிறது.
- முதன்மைக் குவாண்டம் 'n' ன் மதிப்புகள் 1,2,3 .....  
n=1 என்பது K கூட்டினையும், n=2 என்பது L கூட்டினையும், n= 3,4,5 என்பன முறையே M,N,O ஆகிய கூடுகளையும் குறிப்பிடுகின்றன.
- ஒரு குறிப்பிட்ட கூட்டில் இடம்பெறும் அதிகப்பட்ச எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை  $2n^2$  என்ற வாய்ப்பாட்டின் மூலம் பெறலாம்.
- 'n' ஆனது எலக்ட்ரானின் ஆற்றல் மதிப்பினைத் தருகிறது.  $E_n = \frac{(-1312.8)Z^2}{n^2} \text{ kJ mol}^{-1}$   
மேலும் அணுக்கருவிலிருந்து எலக்ட்ரான் அமைந்துள்ள தூரமானது கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டால் தரப்படுகிறது.

$$r_n = \frac{(0.529)n^2}{Z} \text{ \AA}.$$

**கோண உந்த குவாண்டம் எண் (l) :**

- இது 'l' என்ற எழுத்தால் குறிப்பிடப்படுகிறது. இது பூஜ்யம் முதல் (n-1) வரையிலான மதிப்புகளைப் பெறுகிறது. இங்கு 'n' என்பது முதன்மைக் குவாண்டம் எண்ணைக் குறிப்பிடுகிறது.
- ஒவ்வொரு l மதிப்பும் ஒரு துணைக்கூட்டினை குறிப்பிடுகிறது. L = 0,1,2,3 மற்றும் 4 ஆகியன முறையே s, p, d, f மற்றும் g ஆர்பிட்டால்களைக் குறிப்பிடுகின்றன.
- ஒரு துணைக் கூட்டில் இடம்பெறும் அதிகப்பட்ச எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை  $2(2l + 1)$  என்ற வாய்ப்பாட்டினைப் பயன்படுத்தி கணக்கிடலாம்.

- ஆர்பிட்டால் கோண உந்தத்தினைக் கணக்கிட இக்குவாண்டம் எண் பயன்படுகிறது. ஆர்பிட்டால் கோண உந்தம்  $= \sqrt{l(l+1)} \frac{h}{2\pi}$ .

**காந்த குவாண்டம் எண் (m) :**

- இது 'm<sub>l</sub>' என்ற எழுத்தால் குறிப்பிடப்படுகிறது. இக்குவாண்டம் எண் -l முதல் பூஜ்யத்தினை உள்ளடக்கி +l வரையிலான முழுக்களின் மதிப்பினைப் பெறுகிறது.
- ஒரு குறிப்பிட்ட 'l' ன் மதிப்பிற்கு உரிய 'm' ன் வெவ்வேறு மதிப்புகளானது, முப்பரிமான வெளியில் ஆர்பிட்டால்களின் திசையமைப்பினைக் குறிப்பிடுகிறது.
- இக்குவாண்டம் எண்ணிற்கான ஆய்வு அடிப்படையிலான நியாயப்படுத்துதலை காந்தப்புலத்தில் நிறமாலை வரிகள் பிரியும் நிகழ்வான சீமன் விளைவுத் தருகிறது.
- குவாண்டம் எண் 'l' ஆனது கோண உந்தத்தின் எண் மதிப்பினைத் தரும் நிலையில், காந்தக் குவாண்டம் எண் 'm<sub>l</sub>' அதன் திசையினைத் தருகிறது.

**தற்சுழற்சி குவாண்டம் எண் (s) :**

- இக்குவாண்டம் எண் எலக்ட்ரான்களின் தற்சுழற்சியினைக் குறிப்பிடுகிறது. இது 'm<sub>s</sub>' என்ற குறியீட்டால் குறிப்பிடப்படுகிறது.
- ஏலக்ட்ரானானது அணுவின் உட்கருவினை சுற்றி வருவதோடு இல்லாமல் தனக்குத் தானே சுழன்று வருகிறது.
- கடிகாரமுள் சுழலும் திசை அல்லது கடிகாரமுள் சுழலும் திசைக்க எதிர் திசையில் எலக்ட்ரான்களின் தற்சுழற்சியினைப் பொருத்து, அதிகப்பட்சமாக இரு மதிப்புகள் இக்குவாண்டம் பெற வாய்ப்புள்ளது.
- m<sub>s</sub> ன் மதிப்புகள் +1/2 மற்றும் -1/2 ஆகும்.

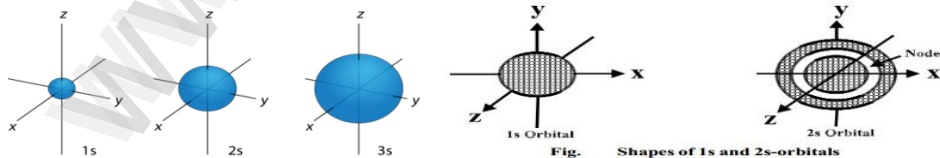
**ஐகன் மதிப்புகள் :** ஷ்ரோடிங்கர் அலைச் சமன்பாடின் தீர்வுகள் ஐகன் மதிப்புகள் என்றழைக்கப்படும் அனுமதிக்கப்பட்ட ஆற்றல் மதிப்புகளைத் தருகின்றன. ஐகன் மதிப்புகளோடு தொடர்புடைய ஐகன் சார்புகள் அணு ஆர்பிட்டால்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

**ஆரக்கணு :**

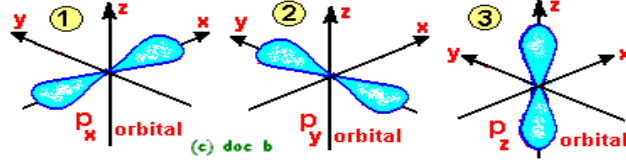
- 2s ஆர்பிட்டாலுக்கு அணுக்கருவிலிருந்து தொலைவு அதிகரிக்கும்போது நிகழ்தகவு அடர்த்தி முதலில் அதிகரித்து, ஒரு சிறிய பெரும மதிப்பை அடைகிறது. பின் பூஜ்யத்திற்கு குறைகிறது.
- பின் மீண்டும் மற்றுமொரு பெரும மதிப்பினை அடைந்து பின் பூஜ்ய மதிப்பினை அடைகிறது.
- இவ்வாறு நிகழ்தகவு அடர்த்தி சார்பின் மதிப்பு எப்பகுதியில் பூஜ்யமாக குறைகிறதோ அப்பகுதி கணு புறப்பரப்பு அல்லது ஆரக்கணு என அழைக்கப்படுகிறது.
- ஆரக்கணுக்களின் எண்ணிக்கை (n - l - 1) க்குச் சமம். இங்கு n என்பது முதன்மைக் குவாண்டம் எண்ணையும், l என்பது கோண உந்தக் குவாண்டம் எண்ணையும் குறிப்பிடுகிறது.

**ஆர்பிட்டால்களின் வடிவங்கள் :**

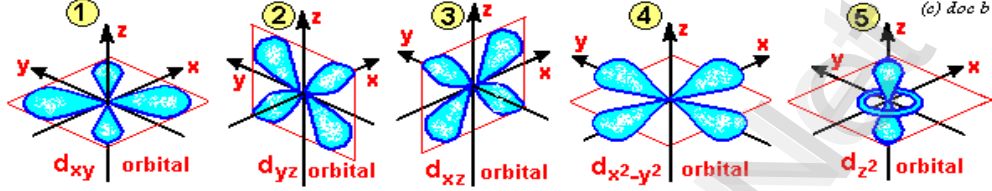
**s ஆர்பிட்டாலின் வடிவம் :** s ஆர்பிட்டாலின் வடிவம் ஒரு சீரமைக் கோளமாகும். இதில் எலக்ட்ரானைக் காண்பதற்கான நிகழ்தகவு அணுக்கருவிலிருந்து திசையினைப் பொருத்து அமைவதில்லை.



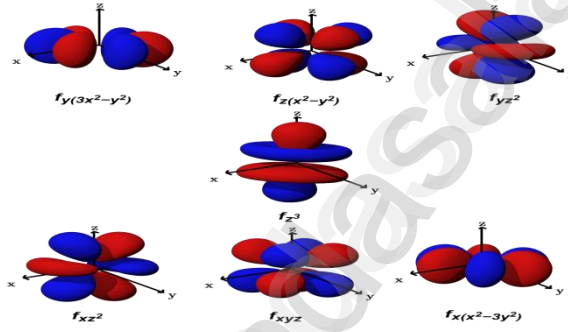
**p ஆர்பிட்டாலின் வடிவம் :** p - ஆர்பிட்டாலுக்கு l = 1, மற்றும் இதற்கு இணையான m மதிப்புகள் முறையே -1, 0 மற்றும் +1 ஆகும். m -ன் மூன்று மதிப்புகளிலிருந்து மூன்று திசையமைப்புடைய 'p' ஆர்பிட்டால்கள் உள்ளன. இந்த ஆர்பிட்டால்கள் p<sub>x</sub>, p<sub>y</sub> மற்றும் p<sub>z</sub> எனக் குறிப்பிடப்படுகிறது. p - ஆர்பிட்டால்களின் மடல்கள் முறையே x, y மற்றும் z அச்சுகளின் வழியே அமைந்துள்ளன.



**d ஆர்பிட்டாலின் வடிவம் :** d - ஆர்பிட்டாலுக்கு  $l = 2$ , மற்றும் இதற்கு இணையான  $m$  மதிப்புகள் முறையே  $-2, -1, 0, +1, +2$ . d ஆர்பிட்டாலின் வடிவம் குளோவர் இலையின் வடிவமைப்பினை ஒத்துள்ளது.  $m$  -ன் இந்த மதிப்புகளானது,  $d_{x^2 - y^2}$ ,  $d_{xy}$ ,  $d_{z^2}$ ,  $d_{yz}$ ,  $d_{zx}$  ஆகிய ஐந்து ஆர்பிட்டால்கள் உள்ளதைக் காட்டுகிறது.



**f ஆர்பிட்டாலின் வடிவம் :** f ஆர்பிட்டாலுக்கு  $l = 3$ , மற்றும் இதற்கு இணையான  $m$  மதிப்புகள் முறையே  $-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$  ஆகும்.  $m$  -ன் இந்த மதிப்புகளுக்கு இணையான,  $f_{y(3x^2 - y^2)}$ ,  $f_{z(x^2 - y^2)}$ ,  $f_{yz^2}$ ,  $f_z^3$ ,  $f_{xz^2}$ ,  $f_{xyz}$ ,  $f_{x(x^2 - 3y^2)}$  ஆகிய ஏழு f ஆர்பிட்டால்கள் காணப்படுகின்றன.



**ஆர்பிட்டால்களின் ஆற்றல்கள் :**

- ஹைட்ரஜன் அணுவில் ஒரே ஒரு எலக்ட்ரான் அட்டுமே உள்ளது. இத்தகைய ஒரு எலக்ட்ரானை மட்டுமே கொண்ட அமைப்பிற்கு  $n$  வது வட்டபாதையில் உள்ள எலக்ட்ரானின் ஆற்றல் பின்வரும் சமன்பாட்டின் மூலம் கணக்கிடப்படுகிறது.

$$E_n = \frac{(-1312.8)Z^2}{n^2} \text{ kJ mol}^{-1}$$

- இச்சமன்பாட்டிலிருந்து ஆற்றல் முதன்மைக் குவாண்டம் எண்ணைமட்டுமே பொருத்து அமைகிறது.  $n$  ன் மதிப்பு அதிகரிக்கும்போது, ஆர்பிட்டாலின் ஆற்றலின் மதிப்பும் அதிகரிக்கிறது.

$$1s < 2s = 2p < 3s = 3p < 3d < 4s = 4p = 4d = 4f < 5s = 5p = 5d = 5f < 6s = 6p = 6d = 6f < 7s$$

- ஹைட்ரஜன் அணுவில் உள்ள ஒரு எலக்ட்ரான் குறைந்தப்பட்ச ஆற்றலை பெற்றுள்ள  $1s$  ஆர்பிட்டாலில் உள்ள இந்நிலை அடி ஆற்றல் நிலை என அழைக்கப்படுகிறது.
- இந்த எலக்ட்ரான்கள் சிறிதளவு ஆற்றலை பெறும்போது அதிக ஆற்றலையுடைய  $2s, 2p$  முதலிய ஆர்பிட்டால்களுக்கு செல்லும். இந்த ஆற்றல் நிலைகள் கிளர்வுற்ற நிலைகள் என அழைக்கப்படுகின்றன.
- எனினும் ஹைட்ரஜனைத் தவிர்த்து பிற அணுக்களுக்கு மேற்கண்டுள்ள ஆற்றல் வரிசை உண்மையில்.



(n + 1) விதி :

- ஒரே ஒரு எலக்ட்ரானைக் கொண்ட ஹைட்ரஜனைத் தவிர்த்து பிற அமைப்பில் உள்ள பல்வேறு ஆர்பிட்டால்களின் தோராயமான ஆற்றல் மதிப்பினை (n + 1) விதி தருகிறது.
- இவ்விதிப்படி, ஆர்பிட்டாலின் (n + 1) மதிப்பு குறைவாக இருப்பின் ஆற்றலும் குறைவாக இருக்கும். இரு ஆர்பிட்டால்களின் (n + 1) மதிப்பு சமமாக இருப்பின், அவ்விரு ஆர்பிட்டால்களில் எந்த ஆர்பிட்டாலுக்கு n மதிப்பு குறைவாக உள்ளதோ அந்த ஆர்பிட்டால் குறைந்த ஆற்றலை பெற்றிருக்கும்.
- பல்வேறு ஆர்பிட்டால்களின் (n + 1) மதிப்புகள்

ஆர்பிட்டால்கள்	n	l	n+l
1s	1	0	1
2s	2	0	2
2p	2	1	3
3s	3	0	3
3p	3	1	4
3d	3	2	5
4s	4	0	4
4p	4	1	5
4d	4	2	6
4f	4	3	7
5s	5	0	5
5p	5	1	6
5d	5	2	7
5f	5	3	8
6s	6	0	6
6p	6	1	7
6d	6	2	8
6f	6	3	9
7s	7	0	7

- (n + 1) விதியின் அடிப்படையில், ஆர்பிட்டால்களின் ஏறுவரிசை பின்வருமாறு

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d$$

- ஒரு p ஆர்பிட்டாலுக்கு, மூன்று வகையான திசையமைப்புகள் உள்ளன. அதாவது  $p_x$ ,  $p_y$  மற்றும்  $p_z$ . இம்மூன்று  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$  ஆர்பிட்டால்களும் சமமான ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளன. இவை சம ஆற்றல் ஆர்பிட்டால்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன.
- எனினும் மின்புலம் மற்றும் காந்தப்புலங்களில் இந்த ஆற்றல் பண்பு இழக்கப்படுகிறது.

செயலுறு (அ) நிகர அணுக்கரு மின்சுமை :

- பல எலக்ட்ரான்களை பெற்றுள்ள ஒரு அணுவில், அணுக்கருவிற்கும் எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையேயான நிலைமின்னியல் கவர்ச்சி விசை மட்டுமல்லாமல், எலக்ட்ரான்களுக்கிடையே விலக்கு விசையும் காணப்படுகிறது.
- இவ்விரு விசைகளும் ஒன்றுக்கொன்று எதிரெதிர்த்திசையில் செயல்படுகின்றன. இதன் விளைவாக அணுக்கருவானது எலக்ட்ரான் மீது செலுத்தும் கவர்ச்சி விசை குறைகிறது.
- எலக்ட்ரான் மீது அணுக்கருவால் செலுத்தப்படும் நிகர அணுக்கரு மின்சுமையானது செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை என அழைக்கப்படுகிறது.

ஆர்பிட்டால்களின் ஆற்றலின் வரிசை :

- ஒரு குறிப்பிட்ட கூட்டினுள் உள்ள ஆர்பிட்டால்களில் காணப்படும் எலக்ட்ரானால் உணரப்படும் நிகர அணுக்கரு மின்சுமையின் மதிப்பு  $f < d < p < s$  என்ற வரிசையில் அமையும்.
- நிகர அணுக்கரு மின்சுமையின் மதிப்பு அதிகமாக இருப்பின், ஆர்பிட்டால்களின் நிலைப்புத் தன்மை அதிகமாக இருக்கும்.

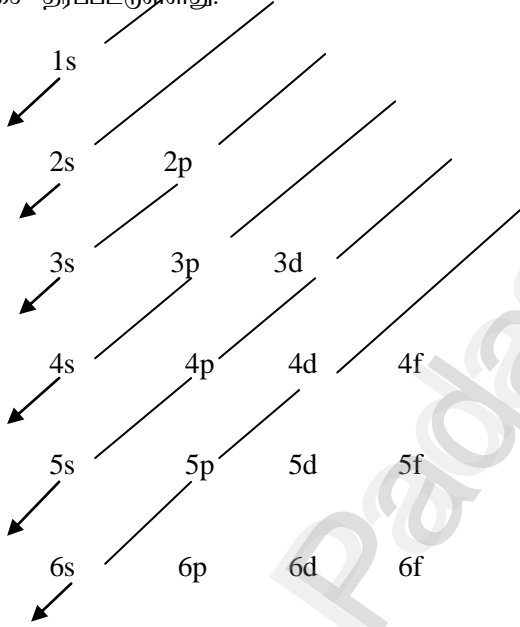
C.PRABU.P G ASST(CHEMISTRY),GHSS KALLAVI,KRISHNAGIRI DT. CELL : 94420104975, 8667598674.

Kindly send me your district question papers to our whatsapp number: 7358965593

- எனவே, கொடுக்கப்பட்ட ஆற்றல் மட்டத்தில், ஆர்பிட்டால்களின் ஆற்றலின் வரிசை பின்வருமாறு அமையும்.  $s < p < d < f$ .
- அணு எண் அதிகரிக்கும் போது, அணு எண் அதிகமாக உள்ள அணுவின் ஆர்பிட்டாலின் ஆற்றல் குறையும்.
- உதாரணமாக, ஹைட்ரஜனின் 2s ஆர்பிட்டாலின் ஆற்றலானது, லித்தியத்தின் 2s ஆர்பிட்டாலின் ஆற்றலை விட அதிகம். இதைப்போலவே, லித்தியத்தின் 2s ஆர்பிட்டாலின் ஆற்றலானது, சோடியத்தின் 2s ஆர்பிட்டாலின் ஆற்றலை விட அதிகம். அதாவது,  $E_{2s}(H) > E_{2s}(Li) > E_{2s}(Na) > E_{2s}(K)$

#### ஆ.பா தத்துவம் :

- அடி ஆற்றல் நிலையில் உள்ள அணுவின் ஆர்பிட்டால்கள் அவற்றின் ஆற்றலின் ஏறுவரிசையில் நிரப்பப்படுகின்றன.
- அதாவது எலக்ட்ரான்கள், அவை நிரப்பப்படுவதற்கு வாய்ப்புள்ள ஆர்பிட்டால்களில், எந்த ஆர்பிட்டால் குறைந்த ஆற்றலுடையதோ அந்த ஆர்பிட்டால் முதலில் நிரம்பும்.
- குறைவான ஆற்றலை உடைய ஆர்பிட்டால்கள் முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட பின்னரே, எலக்ட்ரான்கள் அடுத்த உயர் ஆற்றலை உடைய ஆர்பிட்டாலினுள் நுழையும்.
- ஆ.பா தத்துவத்தின் அடிப்படையில், பல்வேறு ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படும் வரிசை தரப்பட்டுள்ளது.



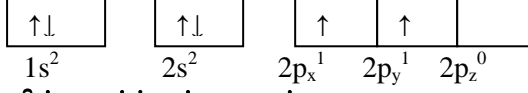
#### பௌலியின் தவிர்க்கைத் தத்துவம் :

- ஒரு அணுவில் உள்ள எந்த இரு எலக்ட்ரான்களுக்கும், அவற்றின் நான்கு குவாண்டம் எண்களின் மதிப்பின் தொகுப்பும் ஒன்றாக இருக்காது.
- L கூட்டில் அதிகப்பட்சமாக காணப்படும் எட்டு எலக்ட்ரான்களுக்கும், நான்கு குவாண்டம் எண்களையும் எழுதுவதன் மூலம் இதனை நாம் புரிந்துகொள்ளலாம்.

எலக்ட்ரான்கள்	n	L	m	s
1 <sup>st</sup>	2	0	0	+1/2
2 <sup>nd</sup>	2	0	0	-1/2
3 <sup>rd</sup>	2	1	-1	+1/2
4 <sup>th</sup>	2	1	-1	-1/2
5 <sup>th</sup>	2	1	0	+1/2
6 <sup>th</sup>	2	1	0	-1/2
7 <sup>th</sup>	2	1	+1	+1/2
8 <sup>th</sup>	2	1	+1	-1/2

**ஹீண்ட் விதி :**

- சம ஆற்றலை உடைய ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படும் போது, நிரப்பப்படுவதற்கு வாய்ப்புள்ள அனைத்து சம ஆற்றலுடைய ஆர்பிட்டால்களும் நிரப்பப்பட்ட பின்னரே, எலக்ட்ரான்கள் இரட்டையாதல் நிகழும்.
- மூன்று p ஆர்பிட்டால்கள், ஐந்து d ஆர்பிட்டால்கள் மற்றும் ஏழு f ஆர்பிட்டால்கள் உள்ளன. இந்த ஆர்பிட்டால்களில் முறையே, நான்காவது, ஆறாவது மற்றும் எட்டாவது எலக்ட்ரான்கள் நுழையும் போது மட்டுமே எலக்ட்ரான்கள் இரட்டையாதல் துவங்கும்.
- உதாரணமாக ஆறு எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டுள்ள கார்பன் அணுவினைக் கருதுவோம். ஆஃபாத் தத்துவத்தின்படி, இதன் எலக்ட்ரான் அமைப்பு  $1s^2 2s^2 2p^2$ . இதனை பின்வருமாறு குறிப்பிடலாம்.

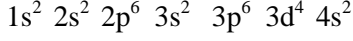
**அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு :**

- ஒரு அணுவில் உள்ள, வெவ்வேறு ஆர்பிட்டால்களில் அந்த அணுவின் எலக்ட்ரான்கள் பங்கிடப்பட்டுள்ளதை குறிப்பிடுவது எலக்ட்ரான் அமைப்பு எனப்படும்.
- ஆஃபாத் தத்துவம், ஹீண்ட் விதி மற்றும் பெளலியின் தவிர்க்கைத் தத்துவம் ஆகியவற்றின் அடிப்படையில் எலக்ட்ரான் அமைப்பினை எழுத முடியும். எலக்ட்ரான் அமைப்பானது  $n l^x$  என்ற குறியீட்டால் எழுத முடியும்.
- இங்கு n என்பது முதன்மைக் குவாண்டம் எண், l என்பது ஆர்பிட்டால்களின் எழுத்து வடிவத்தினை குறிப்பிடுகிறது [s(l=0), p(l=1), d(l=2) மற்றும் f(l=3)] மற்றும் x என்பது குறிப்பிட்ட ஆர்பிட்டாலில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையினைக் குறிப்பிடுகிறது.

தனிமம்	அணு எண்	எலக்ட்ரான்	ஆர்பிட்டால் வரைபடம்
H	1	$1s^1$	↑
He	2	$1s^2$	↑↓
Li	3	$1s^2 2s^1$	↑↓    ↑
Be	4	$1s^2 2s^2$	↑↓    ↑↓
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	↑↓    ↑↓    ↑
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	↑↓    ↑↓    ↑    ↑
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	↑↓    ↑↓    ↑    ↑    ↑
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	↑↓    ↑↓    ↑↓    ↑    ↑
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	↑↓    ↑↓    ↑↓    ↑↓    ↑
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	↑↓    ↑↓    ↑↓    ↑↓    ↑↓

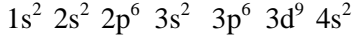
- குரோமியம் மற்றும் காப்பர் போன்ற சில அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பானது, ஆஃபாத் தத்துவத்தின்படி எதிர்பார்க்கப்படும் எலக்ட்ரான் அமைப்பிலிருந்து சிறிது வேறுபட்டு காணப்படுகிறது.

குரோமியம் ( $Z = 24$ ) அணுவிற்கு எதிர்பார்க்கப்படும் எலக்ட்ரான் அமைப்பு :



உண்மையான எலக்ட்ரான் அமைப்பு :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$

காப்பர் ( $Z = 29$ ) அணுவிற்கு எதிர்பார்க்கப்படும் எலக்ட்ரான் அமைப்பு :



உண்மையான எலக்ட்ரான் அமைப்பு :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$

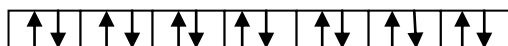
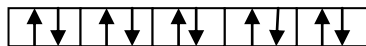
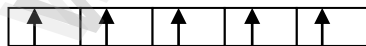
- மேற்கண்டுள்ளவாறு, எலக்ட்ரான் அமைப்பு காணப்படுவதற்கு பகுதியளவு நிரப்பப்பட்ட ஆர்பிட்டால்கள் மற்றும் முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட ஆர்பிட்டால்கள் அதிக நிலைப்புத் தன்மையினை பெற்று விளங்கும்.
- அதாவது,  $p^2, p^5, d^4, d^9, f^6$ , மற்றும்  $f^{13}$  அமைப்புகளை காட்டிலும்  $p^3, p^6, d^5, d^{10}, f^7$ , மற்றும்  $f^{14}$  அமைப்புகள் அதிக நிலைப்புத் தன்மையினைக் கொண்டுள்ளன.

**சரிபாதியளவு மற்றும் முழுவதும் நிரப்பப்பட்ட ஆர்பிட்டால்களின் நிலைப்புத் தன்மை :**

- சம ஆற்றலைனுடைய ஆர்பிட்டால்களில், சரிபாதியளவு மற்றும் முழுவதும் நிரப்பப்பட்ட ஆர்பிட்டால்களின் நிலைப்புத் தன்மையானது, பிற பகுதியளவு நிரப்பப்பட்ட ஆர்பிட்டால்களைக் காட்டிலும் அதிகம்.
- எடுத்துக்காட்டாக, குரோமியம்  $[Ar] 3d^4 4s^2$  என்ற எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றிருக்காமல்,  $[Ar] 3d^5 4s^1$  என்ற எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ளது.
- இதற்கு எலக்ட்ரான்களின் சமச்சீரான பங்கீடு மற்றும் ன எலக்ட்ரான்களின் பரிமாற்ற ஆற்றல் ஆகியன காரணமாக அமைகின்றன.

**எலக்ட்ரான்களின் சமச்சீரான பங்கீடு :**

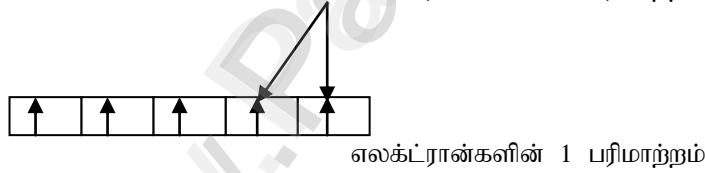
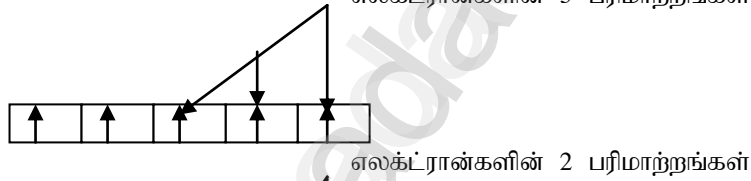
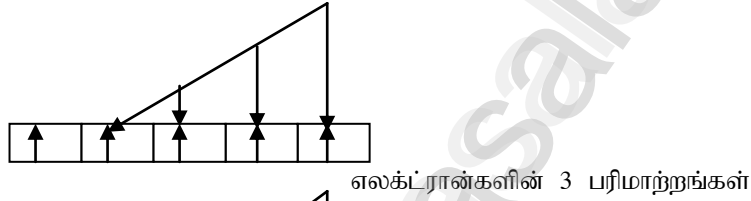
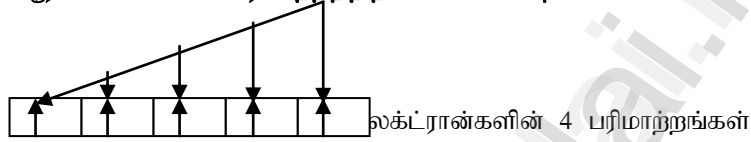
- சமச்சீர்த் தன்மையானது, நிலைப்புத் தன்மையினைத் தருகிறது.
- சரிபாதியளவு மற்றும் முழுவதும் நிரப்பப்பட்ட அமைப்புகளில், எலக்ட்ரான்கள் சமச்சீராக பங்கிடப்பட்டுள்ளன. எனவே, அவைகள், சமச்சீர்த் தன்மையற்ற அமைப்புகளைக் காட்டிலும் அதிக நிலைப்புத் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன.



**பரிமாற்ற ஆற்றல் :**

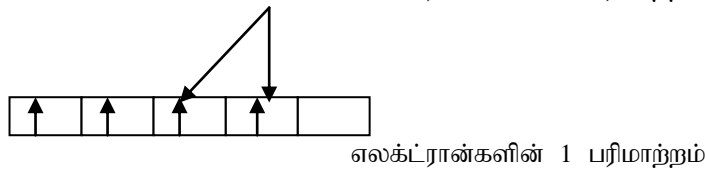
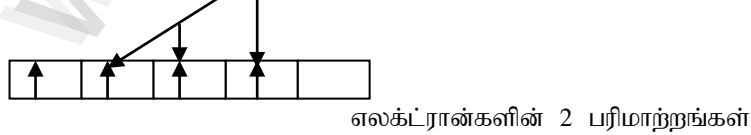
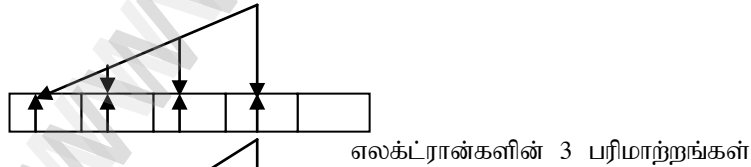
- சம ஆற்றலையுடைய ஆர்பிட்டால்கள் இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட ஒரே தற்சுழற்சி உடைய எலக்ட்ரான் இருக்குமாயின் , அவைகளினுடைய இடங்களை பரிமாற்றிக் கொள்வதற்கு வாய்ப்பு உள்ளது.
- பரிமாற்றம் அடையும் நிகழ்வின்போது, ஆற்றலானது வெளிவிடப்படுகிறது. இவ்வாறு வெளியிடப்படும் ஆற்றலுக்கு பரிமாற்ற ஆற்றல் என்று பெயர்.
- பரிமாற்றங்களின் எண்ணிக்கை அதிகமாக இருப்பதற்கு வாய்ப்புகள் இருப்பின், வெளியிடப்படும் ஆற்றலின் மதிப்பும் அதிகமாக இருக்கும்.
- அதிக எண்ணிக்கையில் பரிமாற்றங்கள் நிகழ்வதற்கு சரிபாதியளவு மற்றும் முழுமையாக நிரப்பப்பட்டுள்ள நேர்வுகளில் மட்டும் வாய்ப்புகள் அதிகம்.
- எடுத்துக்காட்டாக, குரோமியத்தின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு  $[Ar] 3d^5 4s^1$  ஆகும்.  $3d$  ஆர்பிட்டாலானது சரிபாதியளவு நிரப்பப்பட்டுள்ளது. இதில் பத்து பரிமாற்றங்கள் நிகழ்வதற்கு வாய்ப்புகள் உள்ளன.
- மாறாக,  $[Ar] 3d^4 4s^2$  அமைப்பிற்கு ஆறு பரிமாற்றங்கள் மட்டுமே நிகழ்வதற்கு வாய்ப்புகள் உள்ளன.
- எனவே, சரிபாதியளவு நிரப்பப்பட்ட அமைப்பிற்கு பரிமாற்ற ஆற்றல் அதிகம். இது சரிபாதி நிரப்பப்பட்ட 3ன் ஆர்பிட்டால்களின் நிலைப்புத் தன்மையினை அதிகரிக்கிறது.

**குரோமியத்தின்  $d^5$  ஆர்பிட்டால்களில் பரிமாற்றத்திற்கான வாய்ப்புகள்**



ஒட்டுமொத்த பரிமாற்றங்கள் (4 + 3 + 2 + 1 = 10)

**குரோமியத்தின்  $d^5$  ஆர்பிட்டால்களில் பரிமாற்றத்திற்கான வாய்ப்புகள் :**



ஒட்டுமொத்த பரிமாற்றங்கள் (3 + 2 + 1 = 6).

### அலகு 3. தனிமங்களின் ஆவர்த்தன வகைப்பாடு

அறிமுகம் :

- பிரான்ஸ் நாட்டைச் சார்ந்த லவாய்சியர் 23 தனிமங்களைக் கொண்ட முதல் வேதி தனிமங்களின் பட்டியலினை 1789 ஆம் ஆண்டு வெளியிட்டார்.
- அவர் தனிமங்களை நான்கு வகைகளாக வகைப்படுத்தினார். ஆவையாவன
  - அமிலத்தை உருவாக்கும் தனிமங்கள்
  - வாயுக்களை ஒத்த தனிமங்கள்
  - உலோக தனிமங்கள்
  - புவிப்பரப்புத் தனிமங்கள்

தனிமங்களை வகைப்படுத்துதல் :

- இதுவரை கண்டறியப்பட்டுள்ள தனிமங்களின் எண்ணிக்கை 118. இதில் அணுஎண் 1 முதல் 92 வரை உள்ள 92 தனிமங்களும் இயற்கையில் கிடைக்கின்றன. மற்றவை செயற்கையாக உருவாக்கப்பட்டவை.
- தனிமங்களை வகைப்படுத்துவதற்கு பல்வேறு முயற்சிகள் மேற்கொள்ளப்பட்டன. இருப்பினும் அணுநிறையின் அடிப்படையிலான வகைப்பாடு, தனிம வரிசை அட்டவணைவினை சரியான வழியில் உருவாக்குவதற்கு வழிவகை செய்தது.

டாபரீனரின் மும்மை விதி :

- 1817 ஆம் ஆண்டு டாபரீனர், வேதிப்பண்புகளில் ஒத்துள்ள குளோரின், புரோமின், அயோடின் போன்ற தனிமங்களை மூன்று தனிமங்கள் கொண்ட ஒரு குழுவாக வகைப்படுத்தினார். இதனை அவர் மும்மைத் தொகுதி என அழைத்தார்.
- மும்மைத் தொகுதியில் நடுவில் உள்ள தனிமத்தின் அணுநிறையானது, மற்ற இரு தனிமங்களின் அணுநிறைகளின் கூட்டுச் சராசரிக்கு ஏறத்தாழ சமமாக இருக்கும்.
- எனினும் குறிப்பிட்ட சில தனிமங்களை மட்டுமே மும்மைத் தொகுதிகளாக வகைப்படுத்த முடிந்தது. ஏறத்தாழ ஒத்த அணுநிறைகளைப் பெற்றுள்ள [Fe, Co, Ni], [Ru, Rh, Pd], [Os, Ir, Pt] போன்ற மும்மைத் தொகுதிகளுக்கு இவ்வகைப்பாட்டுக் கொள்கையினை பயன்படுத்த இயலவில்லை.

வ. எண்	மும்மைத் தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள்	நடுவில் உள்ள தனிமத்தின் அணுநிறை	மற்ற இரு தனிமங்களின் அணு நிறைகளின் கூட்டுச் சராசரி
1	Li, Na, K	23	$\frac{7 + 39}{2} = 23$
2	Cl, Br, I	80	$\frac{35.5 + 127}{2} = 81.25$
3	Ca, Sr, Ba	88	$\frac{40 + 137}{2} = 88.5$

சாங்கோர்டாய்ஸ் வகைப்பாடு :

- அவரது கூற்றுப்படி, பொருட்களின் பண்புகள் அவற்றின் எண்களின் பண்புகளோடு தொடர்புடையது. இவர் அணுநிறையினை குறிப்பிட 'எண்கள்' என்ற வார்த்தையினைப் பயன்படுத்தினார்.
- அடிப்பக்க சுற்றளவில் 16 அலகுகள் உடைய ஒரு உருளையின் செங்குத்து மைய அச்சிற்கு 45° கோணத்தில் ஒரு சுருளை அவர் உருவாக்கினார்.
- உருளையின் மேற்பரப்பில் அச்சுருளின் வழியே தனிமங்களை அவற்றின் அணுநிறைகளின் ஏறுவரிசையில் குறித்தார்.

- சுருளின் ஒரு முழு சுற்று, அணுநிறை 16 அதிகரிப்பதற்குச் சமம்.
- உருளையின் மேற்பரப்பில் சம இடைவெளிகளுடன் வரையப்பட்ட பதினாறு செங்குத்துக் கோட்டில் அமைந்துள்ள தனிமங்கள் ஒத்தப் பண்புகளைக் கொண்டிருந்தன.

நியூலண்டின் எண்ம விதி(1864) :

- தனிமங்களை அவற்றின் அணுநிறைகளின் ஏறுவரிசையில் அமைக்கும்போது, ஒவ்வொரு எட்டாவது தனிமத்தினுடைய பண்பும், முதலாவது தனிமத்தின் பண்புடன் ஒத்திருந்தது.
- இவ்விதி கால்சியம் வரையிலான இலேசான தனிமங்களுக்கு மட்டுமே சரியாக பொருந்தியது.

<sup>7</sup> Li	<sup>9</sup> Be	<sup>11</sup> B	<sup>12</sup> C	<sup>14</sup> N	<sup>16</sup> O	<sup>19</sup> F
<sup>23</sup> Na	<sup>24</sup> Mg	<sup>27</sup> Al	<sup>29</sup> Si	<sup>31</sup> P	<sup>32</sup> S	<sup>35.5</sup> Cl
<sup>39</sup> K	<sup>40</sup> Ca					

லோதர் மேயர் (1868) : இயற்பண்புகளான அணு பருமன், உருகுநிலை மற்றும் கொதிநிலை போன்றவற்றை, அணுக்களின் அணுநிறைக்கு எதிராக வரைபடத்தில் குறித்தபோது, அப்பண்புகளில் ஆவர்த்தன தன்மை காணப்படுகிறது.

மெண்டலீவின் வகைப்பாடு :

- ஆவர்த்தன விதி : தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகள் அவற்றின் அணுநிறைகளின் ஆவர்த்தன சார்பாக அமைகின்றன.
- அக்காலக்கட்டத்தில் அறியப்பட்டிருந்த 70 தனிமங்களை அவற்றின் அணுநிறைகளின் ஏறுவரிசையில் பல செங்குத்து தொகுதிகளாக வகைப்படுத்தினார்.
- இவ்வாறாக ஆவர்த்தன விதியின் அடிப்படையில் மெண்டலீவ் முதன் முதலாக ஆவர்த்தன அட்டவணையினை கட்டமைத்தார்.
- மெண்டலீவ் ஆவர்த்தன அட்டவணையில் உள்ளவாறு, தகுந்த பண்புகளைக் கொண்ட தனிமங்கள் அந்நேரத்தில் கண்டறியப்படாத நிலையில் அவற்றிற்கென வெற்றிடங்கள் விட்டிருந்தனர்.
- அவரும் மற்ற அறிஞர்களும் இடம் விடப்பட்ட தனிமங்கள் பெற்றிருக்க வேண்டிய இயற்பியல் மற்றும் வேதிப்பண்புகளை நிர்ணயித்தனர்.
- பின்னாளில் கண்டறியப்பட்ட தனிமங்களின் பண்புகள் ஏற்கெனவே இடம் விடப்பட்ட தனிமங்களுக்கென நிர்ணயிக்கப்பட்ட பண்புகளோடு ஒத்துக் காணப்பட்டன.

மெண்டலீவின் ஆவர்த்தன அட்டவணையில் உள்ள முரண்பாடுகள் :

- ஒத்தப் பண்புகளை உடைய தனிமங்கள் வெவ்வேறு தொகுதியிலும், வெவ்வேறு பண்புகளை உடைய தனிமங்கள் ஒரே தொகுதியிலும் வைக்கப்பட்டிருந்தன.
- இதைப்போலவே ஆவர்த்தன விதிக்கு முரணாக, அதிக அணுநிறையுள்ள தனிமமானது குறைவான அணுநிறையுள்ள தனிமத்திற்கு முன்னதாகவே வைக்கப்பட்டிருந்தது.

மோஸ்லே ஆய்வும், நவீன ஆவர்த்தன விதியும் :

- 1913 - ல் ஹென்றி மோஸ்லே, பல்வேறு தனிமங்களை அதிக ஆற்றலுடைய எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டு மோதச் செய்து அதன் மூலம் உருவான சிறப்பு X கதிர் நிறமாலையினை ஆய்வு செய்தார்.
- இதில் தனிமங்களின் அணு எண்ணிற்கும் உமிழப்பட்ட சிறப்பு X - கதிர்களின் அதிர்வெண்ணிற்கும் நேர்கோட்டு தொடர்பு இருப்பதை அவர் கண்டறிந்தார்.
- இத்தொடர்பினை அவர் பின்வருமாறு குறிப்பிட்டார்  $\sqrt{\nu} = a(Z - b)$ .
- இங்கு,  $\nu$  என்பது என்ற Z அணுஎண் கொண்ட தனிமத்தினால் உமிழப்பட்ட 'X' கதிரின் அதிர்வெண். 'a' மற்றும் 'b' ஆகியன மாறிலிகள்.
- நவீன ஆவர்த்தன விதி : தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகள் அவற்றின் அணுஎண்களின் ஆவர்த்தன சார்பாக அமைகின்றன.
- இவ்விதியின் அடிப்படையில், தனிமங்கள் அவற்றின் அணு எண்களின் ஏறுவரிசையில் வரிசைப்படுத்தப்பட்டன.
- இம்முறையில் வரிசைப்படுத்தப்படும்போது ஒரு குறிப்பிட்ட இடைவெளிக்குப் பின்னர் ஒத்தப் பண்புகளைக் கொண்ட தனிமங்கள் இடம்பெறுகின்றன.

C.PRABU.P G ASST(CHEMISTRY),GHSS KALLAVI,KRISHNAGIRI DT. CELL : 94420104975, 8667598674.

Kindly send me your district question papers to our whatsapp number: 7358965593

- சீரான இடைவெளிகளில் தனிமங்கள் அவற்றின் இயற் மற்றும் வேதிப்பண்புகளில் ஒத்திருப்பது ஆவர்த்தன தன்மை என்று அழைக்கப்படுகிறது.

#### நவீன ஆவர்த்தன அட்டவணை :

- தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகள், அத்தனிமங்களின் வெளிக்கூட்டில் காணப்படும் எலக்ட்ரான் அமைப்போடு தொடர்புடையது.
- வேவ்வேறு தனிமங்கள் தங்களது வெளிக்கூட்டில் ஒத்த எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றிருப்பின், அவற்றின் பண்புகளும் ஒத்திருக்கும்.
- நவீன ஆவர்த்தன அட்டவணையில் 18 செங்குத்து தொகுதிகளிலும், 7 கிடைமட்ட வரிசைகளிலும் தனிமங்கள் வைக்கப்பட்டுள்ளன.

#### அணுஎண் 100 ஐ விட அதிகம் பெற்றுள்ள தனிமங்களுக்கு IUPAC முறையில் பெயரிடுதல் :

- புதிதாக கண்டறியப்பட்ட தனிமத்தின் அணு எண்ணிலிருந்து நேரடியாக பெயருக்கான எண் சார் மூலம் வருவிக்கப்படுகிறது.

இலக்கம்	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
மூலம்	nil	un	bi	tri	quad	pent	hex	sept	oct	enn
சுருக்கப்பெயர்	n	u	b	t	q	p	h	s	o	e

- அணு எண்ணிற்கு இணையான எண் மூலங்கள் ஒன்றாக்கப்பட்டு, 'ium' பிற்சேர்க்கையாக எழுதப்படுகிறது.
- 'enn' ஆனது 'nil' முன்னர் எழுதப்படும் போது, 'enn' ன் இறுதியில் உள்ள 'n' எழுதாமல் விடப்படுகிறது. (enn + nil = enil). இதைப்போலவே, 'ium' க்கு முன்னர் 'bi' மற்றும் 'tri' ஆகியவை எழுதப்படும்போது அவற்றின் இறுதியில் உள்ள 'i' எழுதாமல் விடப்படுகிறது (bi + ium = bium, tri + ium = trium).
- எண் சார் மூலங்களின் முதல் எழுத்துக்களிலிருந்து புதிய தனிமத்தின் குறியீடு உருவாக்கப்படுகிறது. இதனை கீழ்கண்ட அட்டவணை எடுத்துக்காட்டுடன் விளக்குகிறது.

அணு எண்	தற்காலிக பெயர்	தற்காலிக குறியீடு	தனிமத்தின் பெயர்	தனிமத்தின் குறியீடு
101	Unnilunium	Unu	Mendelevium	Md
102	Unnilbium	Unb	Nobelium	No
103	Unniltrium	Unt	Lawrencium	Lr
104	Unnilquadium	Unq	Rutherfordium	Rf
105	Unnilpentium	Unp	Dubnium	Db
106	Unnilhexium	Unh	Seaborgium	Sg
107	Unnilseptium	Uns	Bohrium	Bh
108	Unniloctium	Uno	Hassium	Hs
109	Unnilennium	Une	Meitnerium	Mt
110	Ununnilium	Uun	Darmstadtium	Ds
111	Unununium	Uuu	Roentgenium	Rg
112	Ununbium	Uub	Copernicium	Cn
113	Ununtrium	Uut	Nihonium	Nh
114	Ununquadium	Uuq	Flerovium	Fl
115	Ununpentium	Uup	Moscovium	Mc
116	Ununhexium	Uuh	Livermorium	Lv
117	Ununseptium	Uus	Tennessine	Ts
118	Ununoctium	Uuo	Oganesson	Og

#### எலக்ட்ரான் அமைப்பின் அடிப்படையில் தனிமங்களை தொகுதிப்படுத்துதல் :

- தனிமங்களை குறிப்பிட்ட இடத்தில் அமைத்தல் என்பது அதன் வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்போடு நெருங்கிய தொடர்பு கொண்டது.



➤ வரிசையில் எலக்ட்ரான் அமைப்பில் ஏற்படும் மாறுபாடு:

- ஒவ்வொரு வரிசையும், 'ns<sup>1</sup>' என்ற வெள்க்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்புடைய தனிமத்தில் துவங்கி 'ns<sup>2</sup> np<sup>6</sup>' என்ற வெள்க்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்புடைய தனிமத்துடன் நிறைவு பெறுகிறது. இங்கு 'n' என்பது முதன்மைக் குவாண்டம் எண் ஆகும்.
- முதல் வரிசையில், இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுவது 1s ஆர்பிட்டாலில் துவங்குகிறது. இந்த ஆர்பிட்டாலில் அதிகப்பட்சமாக இரு எலக்ட்ரான்கள் மட்டுமே இடம் பெற முடியும். எனவே, முதல் வரிசையில் இரு தனிமங்கள், அதாவது ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஹீலியம் ஆகிய இரண்டு தனிமங்கள் மட்டுமே இடம் பெறுகின்றன.
- இரண்டாவது வரிசையில் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுவது 2s மற்றும் 2p ஆர்பிட்டால்கள். மொத்தம் எட்டு தனிமங்கள் ஆகும்.
- மூன்றாவது வரிசையில் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுவது 3s மற்றும் 3p ஆர்பிட்டால்கள். மொத்தம் எட்டு தனிமங்கள் ஆகும்.
- நான்காவது வரிசையில் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுவது 4s, 3d மற்றும் 4p ஆர்பிட்டால்கள். மொத்தம் பதினெட்டு தனிமங்கள் ஆகும்.
- ஐந்தாவது வரிசையில் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுவது 5s, 4d மற்றும் 5p ஆர்பிட்டால்கள். மொத்தம் பதினெட்டு தனிமங்கள் ஆகும்.
- ஆறாவது வரிசையில் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுவது 6s, 4f, 5d மற்றும் 6p ஆர்பிட்டால்கள். மொத்தம் முப்பத்திரெண்டு தனிமங்கள் ஆகும்.
- ஏழாவது வரிசையில் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுவது 7s, 5f, 6d மற்றும் 7p ஆர்பிட்டால்கள். மொத்தம் முப்பத்திரெண்டு தனிமங்கள் ஆகும்.
  - ❖ 4f ஆர்பிட்டால் நிரப்பப்படுவது சீரியத்தில் (z = 58) துவங்கி லூட்டீசியத்தில் நிறைவடைகின்றன. இந்த 14 தனிமங்களையும் உள்ளடக்கிய வரிசை முதல் உள்இடைநிலைத் தனிம வரிசையாகும். இத்தனிமங்கள் லாந்தனைடுகள் என அழைக்கப்படுகின்றன.
  - ❖ இதைப்போலவே, 5f ஆர்பிட்டால்கள் நிரப்பப்படுகின்றன. இந்த 14 தனிமங்களையும் உள்ளடக்கிய வரிசை ஆக்டினைடுகள் என அழைக்கப்படுகின்றன.
  - ❖ இந்த இரு வரிசைகளும் நவீன தனிம வரிசை அட்டவணையில் தனியே, அடிபாகத்தில் வைக்கப்பட்டுள்ளன.

➤ தொகுதியில் எலக்ட்ரான் அமைப்பு :

- ஒரு தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் அனைத்தும் அவற்றின் வெளிக்கூட்டில், ஒத்த எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ளன.
- தனிமங்களின் கடைசி இணைதிற எலக்ட்ரான் சென்று சேரக்கூடிய ஆர்பிட்டாலின் அடிப்படையில் தனிமங்களை s, p, d மற்றும் f தொகுதி தனிமங்கள் என வகைப்படுத்தலாம்.
- தொகுதி - 1 மற்றும் தொகுதி - 2 ல் உள்ள தனிமங்கள், s - தொகுதி தனிமங்கள் என்றழைக்கப்படுகின்றன. இவற்றின் கடைசி இணைதிற எலக்ட்ரான் ns ஆர்பிட்டாலில் சென்று சேர்கிறது.
- முதல் தொகுதி சேர்மங்கள் கார உலோகங்கள் என்றும் இரண்டாம் தொகுதி தனிமங்கள் காரமண் உலோகங்கள் என்றும் அழைக்கப்படுகின்றன.
- தொகுதி 13 முதல் 18 வரையிலான தனிமங்கள் p - தொகுதி தனிமங்கள் அல்லது பிரதிநிதித்துவ தனிமங்கள் என்றழைக்கப்படுகின்றன. இத்தனிமங்களின் பொதுவான வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பு ns<sup>2</sup> np<sup>1-6</sup> ஆகும்.
- தொகுதி 3 முதல் 12 வரையிலான தனிமங்கள் d - தொகுதி தனிமங்கள் அல்லது இடைநிலைத் தனிமங்கள் என்றழைக்கப்படுகின்றன. இத்தனிமங்களின் பொதுவான வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பு ns<sup>1-2</sup> (n-1) d<sup>1-10</sup> ஆகும்.
- லாந்தனாய்டுகள் (4f<sup>1-14</sup> 5d<sup>0-1</sup> 6s<sup>2</sup>) மற்றும் ஆக்டினாய்டுகள் (5f<sup>0-14</sup> 6d<sup>0-2</sup> 7s<sup>2</sup>) ஆகியன f - தொகுதி தனிமங்கள் என்றழைக்கப்படுகின்றன.
- இத்தகைய தனிமங்கள் உலோகத் தன்மையினையும், அதிக உருகு நிலையினையும் கொண்டுள்ளன. இவற்றின் சேர்மங்கள் பெரும்பாலும் நிறமுடையவை.

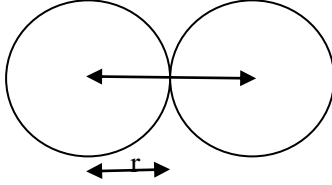
**ஆவர்த்தன பண்புகளில் காணப்படும் ஆவர்த்தன தொடர்பு :** தனிமங்களின் அணு எண் அதிகரிக்கும் போது அவற்றின் எலக்ட்ரான் அமைப்பில் காணப்படும் ஆவர்த்தன தன்மையினைப் போல, தனிமங்களின் இயற் மற்றும் வேதிப் பண்புகளிலும் ஆவர்த்தனத் தன்மைக் காணப்படுகிறது. அவைகளாவன

- அணு ஆரம்
- அயனி ஆரம்
- அயனியாக்கும் என்தாலபி (அ) அயனியாக்கும் ஆற்றல்
- எலக்ட்ரான் நாட்டம் (அ) எலக்ட்ரான் ஏற்கும் என்தாலபி
- எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை (அ) எலக்ட்ரான் கவர் திறன்.

**அணு ஆரம் :** ஒரு அணுவின் அணு ஆரம் என்பது அதன் அணுக்கருவின் மையத்திற்கும், இணைதிற எலக்ட்ரான் உள்ள வெளிக்கூட்டிற்கும் இடையேயான தூரம் என வரையறுக்கப்படுகிறது.

**சகப்பிணைப்பு ஆரம் :**

- ஒற்றை சகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ள இரண்டு ஒத்த அணுக்களின் அணுக்கருக்களுக்கு இடையேயான தொலைவின் பாதியளவு சகப்பிணைப்பு ஆரம் என்று அழைக்கப்படுகிறது.
- அணுக்கருக்களுக்கு இடைப்பட்ட தொலைவு  $X$  - கதிர் விளிம்பு விளைவு ஆய்வின் மூலம் கண்டறியப்படுகிறது.



$r$

$d$  - அணுக்கருவடை தூரம்

$$r = \frac{d}{2}$$

**எ.கா :** சோதனை மூலம் கண்டறியப்பட்ட  $Cl_2$  மூலக்கூறின் அணுக்கருவிடை தூரம்  $1.96 \text{ \AA}$ .

$$d_{Cl-Cl} = r_{Cl} + r_{Cl}$$

$$d_{Cl-Cl} = 2 r_{Cl}$$

$$r_{Cl} = \frac{d_{Cl-Cl}}{2}$$

$$r_{Cl} = \frac{1.96}{2}$$

$$r_{Cl} = 0.99 \text{ \AA}$$

- தனித்த ஒரு அணுவின் சகப்பிணைப்பு ஆரத்தினை, இரு வேறுபட்ட A மற்றும் B ஆகிய அணுக்கருக்கிடையே உள்ள அணுக்கருவிடை தூரத்திலிருந்தும் கணக்கிடலாம். இதற்கு ஷீக்கர் மற்றும் ஸ்டீவன்சன் முன்மொழிந்த எளிமையான முறை பின்வருமாறு

$$d_{A-B} = r_A + r_B - 0.09 (\chi_A - \chi_B)$$

இங்கு,  $\chi_A$  மற்றும்  $\chi_B$  என்பன முறையே .பாலிங் அளவீட்டில்  $\chi$  மற்றும்  $\chi$  ஆகியவற்றின் எலக்ட்ரான் கவர்திறன் மதிப்புகளாகும். இங்கு  $\chi_A > \chi_B$  மற்றும் ஆரத்தின் அளவீடு  $\text{Å}$ .

**உலோக ஆரம் :** நெருங்கிப் பொதிந்து அமைந்துள்ள உலோகப் படிகத்தில், அருகருகே அமைந்துள்ள இரு உலோக அணுக்கருக்களுக்கு இடைப்பட்ட தொலைவின் சரிபாதியளவு உலோக ஆரம் என வரையறுக்கப்படுகிறது.

**அணு ஆரத்தில் காணப்படும் ஆவர்த்தன தொடர்பு :**

➤ வரிசையில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள் :

- ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாக செல்லும் போது இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் ஒரே கூட்டில் சேர்க்கப்படுகின்றன.
- அதே நேரத்தில் அணுக்கருவில் சேர்க்கப்படும் புரோட்டான்கள் அணுக்கருவின் நேர்மின்தன்மையை அதிகரிப்பதுடன் எலக்ட்ரான்களுக்கும் அணுக்கருவிற்கும் இடையேயான கவர்ச்சி விசையினை அதிகரிக்கிறது.
- எனவே வரிசையில் செல்லும்போது அணு ஆரம் குறைகிறது.

➤ தொகுதியில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள் :

- ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக செல்லும் போது இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் இடம்பெறும் பொருட்டு, புதிய கூடுகள் உருவாக்கப்படுகின்றன.
- இதன் காரணமாக, அணுக்கருவின் மையத்திற்கும் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் காணப்படும் வெளிக்கூட்டிற்கும் இடையேயான தொலைவு அதிகரிக்கின்றது.
- எனவே, ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக செல்லும்போது அணுஆரம் அதிகரிக்கின்றது.

**செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை :**

- எலக்ட்ரானுக்கும், அணுக்கருவிற்கும் இடையே நிலை மின்னியல் கவர்ச்சி விசை காணப்படுகிறது. இக்கவர்ச்சி விசை மட்டுமல்லாமல், எலக்ட்ரான்களுக்கிடையே விலக்கு விசையும் காணப்படுகிறது.
- உள்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களுக்கும், இணைதிற கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையேயான இந்த விலக்கு விசையின் விளைவாக, வெளிக்கூட்டிலுள்ள இணைதிற எலக்ட்ரான்களின் மீது அணுக்கருவினால் செலுத்தப்படும் கவர்ச்சி விசை குறைக்கப்படுகின்றது.
- எனவே, உள்கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்கள், அணுக்கருவிற்கும் இணைதிற எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையே ஒரு திரை போல செயல்படுகிறது. இவ்விளைவு திரை மறைப்பு விளைவு என அழைக்கப்படுகிறது.
- வெளிக்கூட்டிலுள்ள இணைதிற எலக்ட்ரான்களால் உணரப்படும் நிகர அணுக்கரு மின்சுமை செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை என அழைக்கப்படுகிறது.

$$Z_{\text{செயலுறு}} = Z - S$$

இங்கு Z என்பது அணுஎண் மற்றும் S என்பது திரைமறைப்பு மாறிலி.

**ஸ்லேட்டர் விதியைப் பயன்படுத்தி திரைமறைப்பு மாறிலியைக் கணக்கிடுதல் :**

**படி : 1 :** முதலில் கொடுக்கப்பட்ட அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பினை எழுதவும். பிறகு ns மற்றும் np ஆர்பிட்டால்களை ஒரே தொகுதியாகவும், பிற ஆர்பிட்டால்களை தனி தொகுதியாகவும் பின்வரும் அமைப்பில் எழுதவும்.

$$(1s) (2s, 2p) (3s, 3p) (3d) (4s, 4p) (4d) (4f) (5s, 5p) \dots$$

**படி : 2**

- செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை கண்டறிய வேண்டிய எலக்ட்ரான் அமைந்துள்ள தொகுதியினை இனம் கண்டறியவும். இதற்கு வலது புறமாக அமைந்துள்ள தொகுதிகளில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்கள் திரைமறைப்பு விளைவிற்கு காரணமாக அமைவதில்லை.
- இனம் கண்டறியப்பட்ட n தொகுதியில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள் ஒவ்வொன்றும் 0.35 அலகு அணுக்கரு மின்சுமையை மறைக்கின்றன. எனினும் 1s எலக்ட்ரான்களுக்கு இதன் மதிப்பு 0.30 அலகு ஆகும்.

**படி : 3**

- செயலுறு அணுக்கருமின்சுமை கண்டறியவேண்டிய எலக்ட்ரான் s(அ)p ஆர்பிட்டாலில் இருந்தால்

- ( n - 1 ) தொகுதியில் உள்ள எவ்வொரு எலக்ட்ரான்களும் 0.85 அலகு அணுக்கரு மின்சுமையை மறைக்கின்றன.
  - ( n - 2 ) தொகுதி அல்லது அதனை விடக்குறைவான ( n - 3 ), ( n - 4 ) போன்ற தொகுதியில் உள்ள எவ்வொரு எலக்ட்ரான்களும் முழுமையாக மறைக்கின்றன. அதாவது 1 அலகு அணுக்கரு மின்சுமையை மறைக்கின்றன.
- செயலுறு அணுக்கருமின்சுமை கண்டறியவேண்டிய எலக்ட்ரான் d (அ) f ஆர்பிட்டாலில் இருந்தால், அந்த எலக்ட்ரான் அமைந்துள்ள தொகுதிக்கு இடது புறம் உள்ள தொகுதிகளில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்கள் 1 அலகு அணுக்கரு மின்சுமையை மறைக்கின்றன.

படி : 4

- அனைத்து எலக்ட்ரான்களின் திரைமறைப்பு விளைவு மதிப்புகளின் கூடுதல் மறைத்தல் மாறிலி 'S' ஐத் தருகின்றது.

எலக்ட்ரான் தொகுதி	செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை கண்டறிய வேண்டிய எலக்ட்ரான் s (அ) p ஆர்பிட்டாலில் இருந்தால்	செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை கண்டறிய வேண்டிய எலக்ட்ரான் d (அ) f ஆர்பிட்டாலில் இருந்தால்
n	0.35 (0.30 - 1s எலக்ட்ரானுக்கு)	0.35
( n - 1 )	0.85	1.00
( n - 2 ) மற்றும் மற்றவை	1.00	1.00

எடுத்துக்காட்டு : ஸ்காண்டியத்தில் உள்ள 3d எலக்ட்ரான் மற்றும் 4s எலக்ட்ரானின் மீதான செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமையின் மதிப்பினைக் கணக்கிடுக.

ஸ்காண்டியத்தின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$

ஸ்காண்டியத்தின் 4s எலக்ட்ரான் மீதான செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமையின் மதிப்பினைக் கணக்கிடுதல்:

$$\frac{(1s)^2 (2s 2p)^8 (3s 3p)^8 (3d)^1 (4s)^2}{(n-3) (n-2) (n-1) (n)}$$

தொகுதி	அத்தொகுதியில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை	'S' மதிப்பிற்கு ஒவ்வொரு எலக்ட்ரானின் பங்களிப்பு	'S' மதிப்பிற்கு குறிப்பிட்ட தொகுதியில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் பங்களிப்பு
( n )	1	0.35	0.35
( n - 1 )	9	0.85	7.65
( n - 2 ) & மற்றவை	10	1	10.0
'S' ன் மதிப்பு			18.0

$$Z_{\text{செயலுறு}} = Z - S$$

$$Z_{\text{செயலுறு}} = 21 - 18$$

$$Z_{\text{செயலுறு}} = 3$$

ஸ்காண்டியத்தின் 3d எலக்ட்ரான் மீதான செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமையின் மதிப்பினைக் கணக்கிடுதல்:

$$\frac{(1s)^2 (2s 2p)^8 (3s 3p)^8 (3d)^1 (4s)^2}{(n-3) (n-2) (n-1) (n)}$$

தொகுதி	அத்தொகுதியில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை	'S' மதிப்பிற்கு ஒவ்வொரு எலக்ட்ரானின் பங்களிப்பு	'S' மதிப்பிற்கு குறிப்பிட்ட தொகுதியில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் பங்களிப்பு
(n)	0	0.35	0
(n-1) & மற்றவை	18	1	18
'S' ன் மதிப்பு			18.0

$$Z_{\text{செயலுறு}} = Z - S$$

$$Z_{\text{செயலுறு}} = 21 - 18$$

$$Z_{\text{செயலுறு}} = 3$$

**அயனி ஆரம் :** ஒரு அயனியின் அணுக்கருவிற்கும், அவ்வயனியின் எலக்ட்ரான் திரள்முகில் மீது அதன் அணுக்கருவால் கவர்ச்சி விசையினை செலுத்த இயலும் தூரத்திற்கும் இடையிலான தொலைவு அயனி ஆரம் என வரையறுக்கப்படுகிறது.

**பாலிங் முறைப்படி அயனி ஆரங்களைக் கணக்கிடல் :**

- நேரயனி மற்றும் எதியனி ஆகியவற்றிற்கிடையேயான அயனி இடைத் தொலைவினைக் கொண்டு பாலிங் முறைப்படி, ஒற்றை மின்சுமையுடைய படிகங்களின் அயனி ஆரங்களை கணக்கிடலாம்.
- படிக அலகுக்கூட்டில் காணப்படும் அயனிகள் கோள வடிவமுடையவை என பாலிங் கருதினார். மேலும் அவைகள் ஒன்றையொன்று தொட்டுக் கொண்டிருப்பதாகவும் கருதினார். எனவே,
 
$$d = r_C^+ + r_A^- \quad \text{----- (1)}$$
- மேலும் மந்த வாயுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பினை பெற்றுள்ள அயனிகளின் ஆரமானது, அவ்வயனிகள் மீது அணுக்கருவால் செலுத்தப்படும் செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமைக்கு எதிர் விகிதத்தில் அமையும். அதாவது,

$$r_C^+ \propto \frac{1}{(Z_{\text{eff .nuc .charge}})^{C^+}} \quad \text{----- (2)}$$

$$r_A^- \propto \frac{1}{(Z_{\text{eff .nuc .charge}})^{A^-}} \quad \text{----- (3)}$$

இங்கு  $Z_{\text{செயலுறு}}$  என்பது செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமைக்குச் சமம்.

$$Z_{\text{செயலுறு}} = Z - S$$

சமன்பாடு (2) ஐ (3) ஆல் வகுக்க

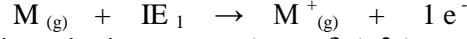
$$\frac{r_{C^+}}{r_{A^-}} = \frac{(Z_{\text{eff. nuc. charge}})A^-}{(Z_{\text{eff. nuc. charge}})C^+} \quad \text{----- (4)}$$

சமன்பாடு (1) மற்றும் (4) ஐ தீர்ப்பதன் மூலம்  $r_{C^+}$  மற்றும்  $r_{A^-}$  மதிப்புகளைப் பெற இயலும்.

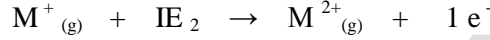
**அயனியாக்கும் ஆற்றல் :**

- அடிஆற்றல் நிலையில் உள்ள நடுநிலைத் தன்மை வாய்ந்த தனித்த வாயு நிலை அணு ஒன்றின் இணைதிற கூட்டிலிருந்து இலகுவாக பிணைக்கப்பட்டுள்ள ஒரு எலக்ட்ரானை நீக்குவதற்கு தேவைப்படும் குறைந்தபட்ச ஆற்றல் அயனியாக்கும் ஆற்றல் எனப்படும்.

- இதன் அலகு  $\text{KJ mol}^{-1}$  அல்லது  $\text{eV}$ .



- **அடுத்தடுத்த அயனியாக்கும் ஆற்றல் :** ஒரு ஒற்றை நேர்மின் சுமையுடைய அயனியிலிருந்து, ஒரு எலக்ட்ரானை நீக்குவதற்கு தேவைப்படும் குறைந்தபட்ச ஆற்றல் இரண்டாம் அயனியாக்கும் ஆற்றல் எனப்படும்.



- இதைப்போலவே, நாம் மூன்றாம், நான்காம் அயனியாக்கும் ஆற்றல்களை வரையறுக்கலாம்.
- ஒரு நேர்மின்சுமையுடைய அயனியில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையானது, அதன் நடுநிலை அணுவில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையை விட குறைவாக இருந்த போதிலும் அவைகளின் அணுக்கரு மின்சுமை சமமாக இருக்கும்.
- ஆதலால், நேர்மின்சுமையுடைய அயனியின் செயலுறு அணுக்கவர்ச்சி விசையானது, தொடர்புடைய நடுநிலை அணுவின் செயலுறு அணுக்கவர்ச்சி விசையினை விட அதிகம்.
- எனவே, தொடர்ச்சியான அயனியாக்கும் ஆற்றலின் மதிப்புகள், எப்போதும் பின்வரும் ஏறுவரிசையில் அமைகின்றன.

$$IE_1 < IE_2 < IE_3 < \dots$$

**அயனியாக்கும் ஆற்றலில் காணப்படும் ஆவர்த்தனத் தன்மை :**

- **வரிசையில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள் :**

- அயனியாக்கும் ஆற்றல், ஒரு சில விதிவிலக்குகளைத் தவிர்த்து, பொதுவாக ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும்போது அதிகரிக்கின்றது.
- ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும்போது, இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் ஒரே கூட்டில் சேர்க்கப்படும் நிலையில், அணுக்கருவில் புரோட்டான்கள் சேர்க்கப்படுகின்றன.
- இவ்வாறு தொடர்ச்சியாக அணுக்கருவின் மின்சுமை அதிகரிப்பதால், இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் மீதான கவர்ச்சி விசையும் அதிகரிக்கின்றன. மேலும் இணைதிற எலக்ட்ரான்களை நீக்க தேவைப்படும் ஆற்றல் அதிகரிப்பதால் அயனியாக்கும் ஆற்றலும் அதிகரிக்கின்றது.

- **விதிவிலக்குகள் :**

**போரானை விட பெரிலியத்தின் அயனியாக்கும் ஆற்றல் அதிகம்.**

- சிறும் ஆற்றல் நிலையில், பெரிலியம் ( $Z=4$ )  $1s^2 2s^2$  எலக்ட்ரான் அமைப்பினையும், போரான் ( $Z=5$ )  $1s^2 2s^2 2p^1$  எலக்ட்ரான் அமைப்பினையும் பெற்றுள்ளன.
- பேரிலியம் முழுவதும் நிரப்பப்பட்ட  $2s$  ஆர்பிட்டலைப் பெற்றுள்ளதால், பகுதியளவு நிரப்பப்பட்ட இணைதிற கூடு எலக்ட்ரான் அமைப்பை ( $2s^2 2p^1$ ) பெற்றுள்ள போரானைக் காட்டிலும் அதிக அளவு நிலைப்புத் தன்மை உடையது.

**ஆக்ஸிஜனை விட நைட்ரஜனின் அயனியாக்கும் ஆற்றல் அதிகம்.**

- நைட்ரஜன் ( $Z=7$ )  $1s^2 2s^2 2p^3$  எலக்ட்ரான் அமைப்பினையும், ஆக்ஸிஜன் ( $Z=8$ )  $1s^2 2s^2 2p^4$  எலக்ட்ரான் அமைப்பினையும் பெற்றுள்ளன.
- நைட்ரஜன் சரிபாதிளவு நிரப்பப்பட்ட எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றுள்ளதால் அதிக நிலைப்புத் தன்மையுடையது. ஆதலால் நைட்ரஜனின்  $2p$  ஆர்பிட்டாலிலிருந்து ஒரு எலக்ட்ரானை நீக்குவதற்கு அதிக ஆற்றல் தேவைப்படுகிறது.
- ஆனால் ஆக்ஸிஜனின்  $2p$  ஆர்பிட்டாலிலிருந்து ஒரு எலக்ட்ரானை நீக்குவதால், அது சரிபாதிளவு நிரப்பப்பட்ட எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுகிறது.

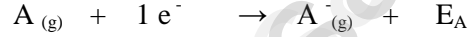
- இதன் விளைவாக நைட்ரஜனோடு ஒப்பிடும்போது ஆக்ஸிஜனில் 2p எலக்ட்ரானை நீக்குவது எளிதாகிறது.
- தொகுதியில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள் :
  - ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக செல்லும்போது இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் புதிய கூட்டில் சேர்கின்றன.
  - அணுக்கருவிற்கும் இணைதிற எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையேயானத் தொலைவு அதிகரிக்கின்றது. எனவே இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் மீதான அணுக்கருவின் கவர்ச்சி விசை குறைகின்றது.
  - இதன் காரணமாக தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக செல்லும்போது அயனியாக்கும் ஆற்றல் குறைகிறது.

**அயனியாக்கும் ஆற்றல் மற்றும் மறைத்தல் விளைவு :**

- ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக செல்லும்போது உள்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கின்றது. இதன் காரணமாக உள்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களுக்கும், இணைதிற கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையேயான விலக்கு விசையும் அதிகரிக்கின்றது.
- அதாவது உள்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களுக்களின் மறைத்தல் விளைவு அதிகரிப்பதனால், அணுக்கருவினால் இணைதிற எலக்ட்ரான்களின் மீது கவர்ச்சி விசை குறைக்கப்படுகின்றது. எனவே அயனியாக்கும் ஆற்றலும் குறைகிறது.

**எலக்ட்ரான் நாட்டம் :**

- அடிஆற்றல் நிலையில் உள்ள நடுநிலைத் தன்மை வாய்ந்த தனித்த வாயு நிலை அணு ஒன்றின் இணைதிற கூட்டில் ஒரு எலக்ட்ரானை சேர்த்து அதன் எதிர் அயனியை உருவாக்கும்போது வெளிப்படும் ஆற்றல் எலக்ட்ரான் நாட்டம் எனப்படும்.
- இதன் அலகு  $\text{KJ mol}^{-1}$  அல்லது eV.



**எலக்ட்ரான் நாட்டத்தில் காணப்படும் ஆவர்த்தனத் தன்மை :**

- வரிசையில் ஏற்படும் எலக்ட்ரான் நாட்டத்தின் மாறுபாடுகள் :
  - அயனியாக்கும் ஆற்றலில் காணப்படுவதைப் போன்று எலக்ட்ரான் நாட்டத்தில் சீரான மாற்றம் காணப்படுவதில்லை.
  - ஒரு வரிசையில் கார உலோகத்திலிருந்து ஹாலஜன்களை நோக்கி செல்லும் போது, பொதுவாக எலக்ட்ரான் நாட்டம் அதிகரிக்கிறது. அதாவது வெளிப்படும் ஆற்றலின் மதிப்பு அதிகமாக இருக்கும்.
  - அணுவின் உருவளவு சிறிதாவதும், அணுக்கருமின்சகமை அதிகரிப்பதுமே இதற்கு காரணமாகும்.
- விதிவிலக்கு :
  - பெரிலியம் ( $Z=4$ )  $1s^2 2s^2$ , நைட்ரஜன் ( $Z=7$ )  $1s^2 2s^2 2p^3$  போன்ற தனிமங்களில் ஒரு எலக்ட்ரான் சேர்க்கப்படும் நிலையில், அவற்றின் அதிக நிலைப்புத் தன்மையுடைய எலக்ட்ரான் அமைப்பு இழக்கப்படும் நிலை ஏற்படும். எனவே இத்தகைய தனிமங்கள் ஏறத்தாழ பூஜ்ய எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்பினைப் பெற்றுள்ளன.
  - மந்த வாயுக்கள்  $ns^2 np^6$  என்ற முழுவதும் நிரப்பப்பட்ட நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ளன. எனவே கூடுதலான ஓர் எலக்ட்ரானை சேர்த்தல் சாதகமானதல்ல. மேலும் அந்நிகழ்விற்கு அதிக ஆற்றல் தேவைப்படும்.
  - $ns^2 np^5$  என்ற எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ள ஹேலஜன்கள் எளிதில் ஓர் எலக்ட்ரானை ஏற்றுக்கொண்டு நிலையான  $ns^2 np^6$  எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெறுவதால், ஒவ்வொரு வரிசையிலும், ஹேலஜன்கள் அதிக எலக்ட்ரான் நாட்ட அதிப்பினைப் பெற்றுள்ளன.
- ஒரு தொகுதியில் ஏற்படும் எலக்ட்ரான் நாட்டத்தின் மாறுபாடுகள் :
  - ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக செல்லும்போது பொதுவாக எலக்ட்ரான் நாட்டத்தின் மதிப்பு குறைகிறது. அணுபருமன் மற்றும் உள்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் திரைமறைப்பு விளைவு ஆகியவை அதிகரிப்பதே இதற்கு காரணமாகும்.
- விதிவிலக்கு :
  - ஆக்ஸிஜன் மற்றும் .புளூரின் ஆகியன முறையே சல்பர் மற்றும் குளோரினைக் காட்டிலும் குறைவான எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்பினைப் பெற்றுள்ளன.

- ஆக்ஸிஜன் மற்றும் ஃபுளூரினின் உருவளவு ஒப்பீட்டளவில் சிறியது. எனவே அவைகள் அதிக எவக்ட்ரான் அடத்தியைக் கொண்டுள்ளன.
- மேலும் சேர்க்கப்படும் கூடுதல் எலக்ட்ரான் ஆக்ஸிஜன் மற்றும் ஃபுளூரினில் 2p ஆர்பிட்டாலில் சென்று சேர வேண்டும். இந்த 2p ஆர்பிட்டாலானது சல்பர் மற்றும் குளோரினின் 3p ஆர்பிட்டாலுடன் ஒப்பிடும்போது நெருக்கமான அமைப்பினைப் பெற்றுள்ளன.
- எனவே, ஆக்ஸிஜன் மற்றும் ஃபுளூரினானது முறையே அவைகள் இடம் பெற்றுள்ள தொகுதியில் அடுத்து உள்ள தனிமங்களான சல்பர் மற்றும் குளோரினைக் காட்டிலும் குறைவான எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்பினைப் பெற்றுள்ளன.

எலக்ட்ரான் கவர்த்தன்மை :

- சகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ள மூலக்கூறில் உள்ள ஒரு அணுவானது சகப்பிணைப்பில் பங்கிடப்பட்டுள்ள எலக்ட்ரான் இணையினைத் தன்னை நோக்கி ஒப்பீட்டு அளவில் கவரும் பண்பு எலக்ட்ரான் கவர்த தன்மை எனப்படும்.
- எலக்ட்ரான் கவர்த தன்மை ஒரு அளவிடத்தக்க பண்பு அல்ல. எனினும் இம்மதிப்பினைக் கணக்கிட பல்வேறு அளவீட்டு முறைகள் உள்ளன.
- ஃபாலிங் எனும் அறிஞர், ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஃபுளூரினுக்கு முறையே 2.1 மற்றும் 4.0 என்ற எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்புகளை வழங்கினார்.
- இதனடிப்படையில் தனிமங்களுக்கு பின்வரும் வாய்ப்பாட்டினை பயன்படுத்தி எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்புகளைக் கண்டறியலாம்.

$$(\chi_A - \chi_B) = 0.182 \sqrt{E_{AB} - (E_{AA} \times E_{BB})^{1/2}}$$

இங்கு,  $E_{AB}$ ,  $E_{AA}$  மற்றும்  $E_{BB}$  ஆகியன முறையே AB, AA மற்றும் BB ஆகிய மூலக்கூறுகளின் பிணைப்பு பிளவு ஆற்றல்கள் ஆகும்.

- கொடுக்கப்பட்ட எந்தவொரு தனிமத்தின் எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்பும் மாறிலியல்ல. இதன் மதிப்பு அத்தனிமம் எத்தனிமத்துடன் சகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ளது என்பதனைப் பொருத்து அமையும்.
- பிணைப்பின் தன்மையினைத் தீர்மானிப்பதில் எலக்ட்ரான் கவர்த தன்மை மதிப்புகள் முக்கிய பங்காற்றுகின்றன.

எலக்ட்ரான் கவர்த்தன்மையில் காணப்படும் ஆவர்த்தனத் தன்மை :

- ஒரு வரிசையில் எலக்ட்ரான் கவர்த்தன்மையில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள் :
  - ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும் போது பொதுவாக எலக்ட்ரான் கவர்த தன்மை மதிப்பு அதிகரிக்கின்றது.
  - ஒரு வரிசையில் அணுக்கருவிற்கும், இணைதிற எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையேயான கவர்ச்சி விசை அதிகரிப்பதால் அணுஆரம் குறைகிறது. எனவே, பங்கிடப்பட்டுள்ள எலக்ட்ரான்களை கவரும் தன்மை அதிகரிக்கிறது. இதன் காரணமாக ஒரு வரிசையில் எலக்ட்ரான் கவர்த தன்மை அதிகரிக்கின்றது.
- ஒரு தொகுதியில் எலக்ட்ரான் கவர்த்தன்மையில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள் :
  - ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும் போது பொதுவாக எலக்ட்ரான் கவர்த தன்மை மதிப்பு குறைகின்றது.
  - ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும் போது அணுஆரம் அதிகரிக்கின்றது. இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் மீது அணுக்கரு செலுத்தும் கவர்ச்சி விசை குறைகிறது. எனவே, எலக்ட்ரான் கவர்த தன்மை மதிப்பும் குறைகின்றது.
  - மந்த வாயுக்களின் எலக்ட்ரான் கவர்த தன்மை மதிப்பு புஜ்யம்.
  - s – தொகுதி தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் கவர்த தன்மை மதிப்பு எதிர்பார்க்கப்படுவது போல தொகுதியில் குறைகிறது.
  - 13 மற்றும் 14 ஆம் தொகுதி தனிமங்களைத் தவிர்த்து பிற p – தொகுதி தனிமங்கள் எதிர்பார்க்கப்படுவது போன்று தொகுதியில், எலக்ட்ரான் கவர்த தன்மை குறைகிறது.



**இணைதிறன் அல்லது ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலை :**

- ஓர் அணுவின் இணைதிறன் என்பது ஹைட்ரஜனுடன் ஒப்பிடும்போது அவ்வணுவின் இணையக்கூடிய திறன் எனப்படும்.
- பொதுவாக இது இணைதிறன் கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அல்லது எட்டிலிருந்து அந்த எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையினைக் கழித்துவிட்டு வரும் எண்ணிக்கை ஆகும்.
- இணைதிறனுக்கு பதிலாக ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையினைக் குறிப்பிடுவது எளிமையானதாக இருக்கும்.

**இணைதிறன் அல்லது ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையில் காணப்படும் ஆவர்த்தனத் தன்மை :**

- ஒரு தொகுதியில் உள்ள தனிமங்களில் இணைதிற எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை சமம் என்பதால் இணைதிறன் என்பது மாறாமல் அதே மதிப்பினை பெற்றிருக்கும்.
- ஆனால் ஒரு வரிசையில், இணைதிற எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிப்பதால், இணைதிறனும் அதிகரிக்கிறது.
- சில தனிமங்கள் மாறுபடும் ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலைகளைக் கொண்டுள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக, 15 ஆம் தொகுதியிலுள்ள தனிமங்கள் 5 இணைதிற எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருந்தாலும், அவற்றில் பெரும்பாலான தனிமங்கள் 3 மற்றும் 5 ஆகிய இரு இணைதிறன்களைப் பெற்றுள்ளன.

**இரண்டாம் வரிசை தனிமங்களின் முரண்பட்ட பண்புகள் :**

- இரண்டாம் வரிசையில் உள்ள தனிமங்கள் அவற்றின் இணைதிற கூட்டில் மொத்தம் நான்கு ஆர்பிட்டால்களை(2s மற்றும் 2p) மட்டும் பெற்றிருக்கின்றன. எனவே அவற்றின் அதிகப்பட்ச சகப்பிணைப்பு இணைதிறன் 4.
- ஆனால் அடுத்தடுத்த வரிசைகளில் உள்ள தனிமங்கள் தங்களது இணைதிற கூட்டில் அதிக ஆர்பிட்டால்களைப் பெற்றுள்ளன. எனவே உயர் இணைதிற மதிப்புகளைப் பெற்றுள்ளன.

**மூலவிட்டத் தொடர்பு :**

- தனிம வரிசை அட்டவணையில் மூலவிட்டமாகச் செல்லும்போது, இரண்டாம் மற்றும் மூன்றாம் வரிசையில் உள்ள தனிமங்கள் சில பண்புகளில் ஒத்துக் காணப்படுகின்றன.
- ஒரு தொகுதியில் காணப்படும் தனிமங்களுக்கிடையே நாம் காணும் பண்புகளைப் போன்று அதிக அளவில் ஒற்றுமைத் தன்மை காணப்படாவிட்டாலும் கூட, பின்வரும் தனிம இணைகளில் இப்பண்பு குறிப்பிடத்தக்க அளவில் உள்ளது.

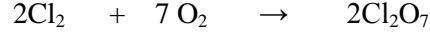
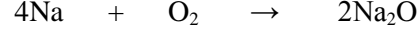


- மூலவிட்டத்தில் அமைந்துள்ள தனிமங்களின் பண்புகளுக்கிடையே காணப்படும் ஒற்றுமைத் தன்மை மூலவிட்டத் தொடர்பு என்றழைக்கப்படுகிறது.

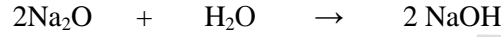
**ஆவர்த்தன தொடர்பும் வேதிவினைத் திறனும் :**

- தனிம வரிசை அட்டவணையில் இடதுபுறம் அமைந்துள்ள தனிமங்கள் குறைவான அயனியாக்கும் ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளன. மேலும் எளிதில் இணைதிற எலக்ட்ரான்களை இழக்கும் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன.
- தனிம வரிசை அட்டவணையில் வலதுபுறம் அமைந்துள்ள தனிமங்கள் அதிக எலக்ட்ரான் கவர்திறன் மதிப்புகளைப் பெற்றுள்ளதால் எளிதில் எலக்ட்ரான்களை ஏற்கும் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன.
- இதன் விளைவாக, தனிம வரிசை அட்டவணையில் இரு பக்கங்களிலும் அமைந்துள்ள தனிமங்கள், நடுவில் உள்ள தனிமங்களோடு ஒப்பிடும்போது அதிக வினைத்திறனைப் பெற்றுள்ளன.
- மந்த வாயுக்கள் முழுவதும் நிரப்பப்பட்ட எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ளதால் அவைகள் எலக்ட்ரான்களை ஏற்பதோ அல்லது இழப்பதோ இல்லை. எனவே, அவைகள் எத்தகைய வேதிவினைகளிலும் இயல்பாக ஈடுபடுவதில்லை.

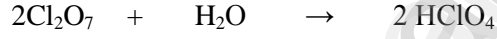
- தனிம வரிசை அட்டவணையில் இடதுபுறத்தின் கீழ்பகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் குறைவான அயனியாக்கும் ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளதால் அவைகள் உலோகத் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன.
- தனிம வரிசை அட்டவணையில் வலதுபுறத்தின் மேல்பகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் அதிக அயனியாக்கும் ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளதால் அவைகள் அலோகத் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன.
- கார உலோகங்கள் மற்றும் ஹேலஜன்கள் ஆக்ஸிஜனுடன் வினைப்புரிந்து அவைகளின் ஆக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன.



- சோடியம் ஆக்ஸைடு நீருடன் வினைப்பட்டு, வலிமைமிக்க காரமான சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடைத் தருகின்றன. இது ஒரு கார ஆக்ஸைடு ஆகும்.

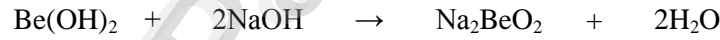
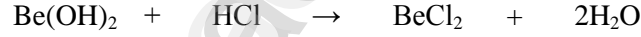


- மாறாக, குளோரின் ஆக்ஸைடு, நீருடன் வினைப்பட்டு, வலிமைமிக்க அமிலமான பெர்குளோரிக் அமிலத்தினைத் தருகின்றன. எனவே, இது ஒரு அமில ஆக்ஸைடு ஆகும்.



எனவே, தனிம வரிசை அட்டவணையின் இருபுறங்களிலும் உள்ள தனிமங்கள் எதிர்பார்த்தப்படியே வெவ்வேறு பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன.

- ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக செல்லும்போது அயனியாக்கும் ஆற்றல் குறைந்துக் கொண்டே வருகிறது. மேலும் தனிமங்களின் நேர்மின்தன்மையானது அதிகரிக்கின்றது. எனவே இத்தனிமங்களின் ஹைட்ராக்ஸைடுகள் அதிக காரத் தன்மையினைக் கொண்டுள்ளன.
- $\text{Be}(\text{OH})_2$  ஈரியல்புத் தன்மையுடையது.  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  வலிமை குறைந்த காரம்,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  வலிமை மிக்க காரம்.
- பேரிலியம் ஹைட்ராக்ஸைடு அமிலம் மற்றும் காரம் ஆகிய இரண்டுமும் வினைபுரிகின்றது. எனவே இது ஈரியல்புத் தன்மையுடையது.



#### அலகு 4. ஹைட்ரஜன்

அறிமுகம் :

- ஹைட்ரஜன் என்பது, ஒரு எலக்ட்ரான் மற்றும் ஒரு புரோட்டானைக் கொண்டுள்ள மிக எளிமையான அணுவாகும்.
- நாம் அன்றாடம் பயன்படுத்தக் கூடிய நீர், கார்போஹைட்ரேட் மற்றும் புரதம் போன்ற பெரும்பாலான சேர்மங்களில் ஹைட்ரஜன் உள்ளது.
- ஒரு தனித்த எலக்ட்ரானைப் பெற்றிருப்பதனால் இது அதிக வினைதிறன் மிக்கதாகவும், ஈரணு மூலக்கூறாகவும் காணப்படுகிறது.
- எனினும், வளிமண்டலத்தில் ஹைட்ரஜன் வாயு மிகக்குறைந்த அளவே உள்ளது.

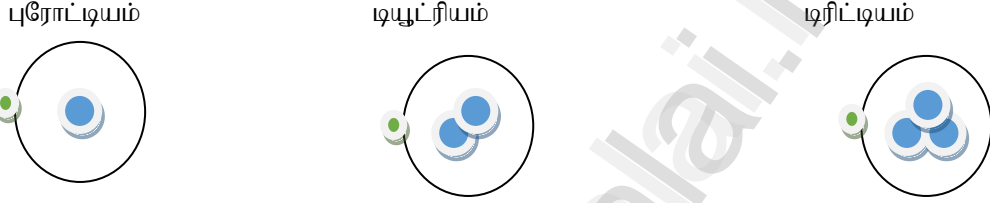
தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஹைட்ரஜனின் இடம் :

- ஹைட்ரஜனின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு  $1s^1$  ஆகும். இது கார உலோகங்களின் பொதுவான இணைதிறன் கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பான  $ns^1$  ஐ ஒத்திருக்கிறது. எனவே, ஹைட்ரஜனின் பண்புகள் கார உலோகங்களின் பண்புகளை ஒத்துள்ளது.
  - கார உலோகங்களைப் போன்றே ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Cs}^+$ ) ஒற்றை நேர்மின் சுமையுடைய அயனியை ( $\text{H}^+$ ) உருவாக்குகிறது.
  - கார உலோகங்களைப் போன்றே ஹைட்ரஜனும் ஹேலைடுகள், ஆக்ஸைடுகள், பெராக்ஸைடுகள் மற்றும் சல்பைடுகளை உருவாக்குகின்றன.

- கார உலோகங்களைப் போன்றே ஹைட்ரஜனும் ஒருக்க வினைப்பொருளாகச் செயல்படுகிறது.
- கார உலோகங்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றலின் மதிப்பு 377 முதல் 520 KJ mol<sup>-1</sup> வரை உள்ளது. ஆனால் ஹைட்ரஜனின் அயனியாக்கும் ஆற்றல், கார உலோகங்கள் போலன்றி 1314 KJ mol<sup>-1</sup> என்ற அதிக மதிப்பினைக் கொண்டுள்ளது.
- ஹேலஜன்கள், ஹேலைடு அயனிகளை உருவாக்குவதைப் போல, ஹைட்ரஜனும் ஒரு எலக்ட்ரானை ஏற்றுக்கொண்டு ஹைட்ரைடு அயனியை(H<sup>-</sup>) உருவாக்குகிறது.
- இருப்பினும், ஹைட்ரஜனின் எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்பானது ஹேலஜன்களைவிட குறைவாக உள்ளது.

#### ஹைட்ரஜனின் ஐசோடோப்புகள் :

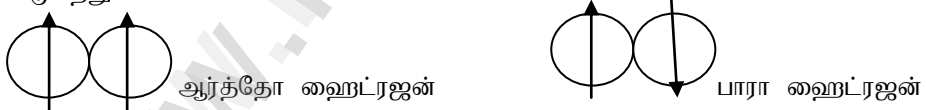
- ஹைட்ரஜன் இயற்கையில் கிடைக்கப்பெறும் மூன்று ஐசோடோப்புகளைப் பெற்றுள்ளன. ஆவையாவன, புரோட்டியம் (<sup>1</sup>H<sup>1</sup> அல்லது H) , டியூட்டிரியம் (<sup>2</sup>H<sup>2</sup> அல்லது D) மற்றும் டிரிட்டியம் (<sup>3</sup>H<sup>3</sup> அல்லது T).
- இவற்றுள் அதிக அளவில்(99.985 %) புரோட்டியம் காணப்படுகிறது. இது நியூட்ரானை பெற்றிருக்காத ஒரே ஐசோடோப்பாகும்.



- டிரிட்டியத்தை கன ஹைட்ரஜன் என்றும் அழைக்கலாம். இது 0.015 மூ அளவே கிடைக்கிறது.
- ஹைட்ரஜனின் மூன்றாவது ஐசோடோப்பான டிரிட்டியம் மிகச் சிறிதளவே கிடைக்கப்பெறும் கதிரியக்கத் தன்மையுடைய ஐசோடோப்பாகும். இது தோராயமாக 10<sup>18</sup> ஹைட்ரஜன் அணுக்களுக்கு ஒரு டிரிட்டியம் அணு என்ற விகிதத்தில் உள்ளது.
- இயற்கையில் கிடைக்கக்கூடிய ஹைட்ரஜனானது H<sub>2</sub>, HD, D<sub>2</sub>, HT, T<sub>2</sub> மற்றும் DT ஆகியனவாகக் காணப்படுகிறது.

#### ஆர்த்தோ மற்றும் பாரா ஹைட்ரஜன் :

- மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் உருவாகும்போது, இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்கருக்களின் சுழற்சி ஒரே திசையில் சுழன்றால் அது ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜன் என்றும், இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்கருக்களின் சுழற்சி எதிரெதிர் திசையில் சுழன்றால் அது பாரா ஹைட்ரஜன் என்றும் அழைக்கப்படுகிறது.



- அறை வெப்பநிலையில், சாதாரண ஹைட்ரஜனில் 75 % ஆர்த்தோ வகையும், 25 % பாரா வகையும் உள்ளன. ஆர்த்தோ வகையானது பாரா வகையை விட அதிக நிலைப்புத் தன்மையுடையது.

#### பாரா ஹைட்ரஜனை, ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜனாக மாற்றுதல் :

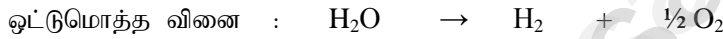
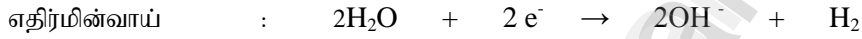
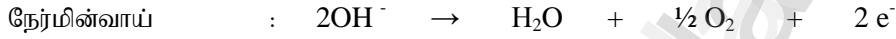
- இரும்பு மற்றும் பிளாட்டினம் போன்ற வினைவேக மாற்றிகளைச் சேர்ப்பதன் மூலமாகவும், மின் பாய்ச்சல் மூலமாகவும் பாரா ஹைட்ரஜனை, ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜனாக மாற்றலாம்.
- 800<sup>0</sup> C க்கும் அதிகமான வெப்பநிலைக்க வெப்பப்படுத்துதல், O<sub>2</sub>, NO, NO<sub>2</sub> போன்ற பாரா காந்தத் தன்மையுள்ள மூலக்கூறுகளைச் சேர்த்தல் மூலமாகவும் பாரா ஹைட்ரஜனை, ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜனாக மாற்றலாம்.
- பிறவிநிலை (அ) அணுநிலை ஹைட்ரஜனைச் சேர்த்தல் மூலமாகவும் பாரா ஹைட்ரஜனை, ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜனாக மாற்றலாம்.

**ஆர்த்தோ மற்றும் பாரா ஹைட்ரஜன் ஹைட்ரஜன்களின் பண்புகள் :**

- ஆர்த்தோ மற்றும் பாரா ஹைட்ரஜன்கள் ஒரே விதமான வேதிப்பண்புகளையும் ஒரு சில மாறுபட்ட இயற்பண்புகளையும் பெற்றுள்ளன.
- பாரா ஹைட்ரஜனின் உருகுநிலை 13.83K ஆனால், ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜனின் உருகுநிலை 13.95K
- பாரா ஹைட்ரஜனின் கொதிநிலை 20.26K ஆனால், ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜனின் கொதிநிலை 20.39K
- பாரா ஹைட்ரஜனில், அணுக்கருக்களின் சுழற்சி எதிரெதிர் திசையில் அமைவதால், அதன் காந்தத் திருப்புத் திறன் மதிப்பு பூஜ்யமாகும்.
- ஆர்த்தோ ஹைட்ரஜனின் காந்தத் திருப்புத் திறன், ஒரு புரோட்டானின் காந்தத் திருப்புத் திறனைப் போல இரண்டு மடங்கு ஆகும்.

**ஹைட்ரஜன் தயாரித்தல் :**

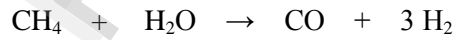
- மிகச் சிறிதளவு அமிலம் அல்லது காரம் கலந்த நீரினை மின்னாற் பகுத்தல் மூலம் மிகத்தூய்மையான ஹைட்ரஜனைப் பெறலாம்.
- சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு, பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு போன்றவற்றின் நீர்க்கரைசலை மின்னாற்பகுத்தும் ஹைட்ரஜனைப் பெறலாம். இம்மின்னாற்பகுப்பில் நிக்கல் நேர்மின்வாயாகவும், இரும்பு எதிர்மின்வாயாகவும் செயல்படுகிறது.



- **ஆய்வகத் தயாரிப்பு :** ஆய்வகத்தில் துத்தநாகம், இரும்பு, வெள்ளியம் போன்ற உலோகங்களை, நீர்த்த அமிலங்களுடன் வினைப்பூரியச் செய்வதன் மூலம் ஹைட்ரஜனை எளிதில் தயாரிக்க இயலும்.

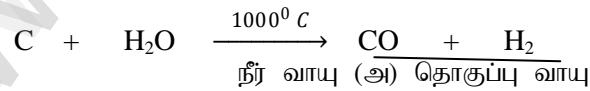


- **தொழிற்முறை தயாரிப்பு :** மீத்தேனைப் போன்ற ஹைட்ரோகார்பன்களை நீராவிபுடன் கலந்து 800 – 900°C வெப்பநிலையில் 35 atm அழுத்தத்தில் நிக்கல் வினைவேக மாற்றியின் மீது செலுத்தி ஹைட்ரஜன் பெறப்படுகிறது.



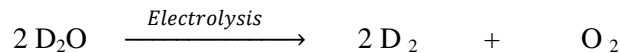
**நீர் வாயு :** கார்பன்மோனாக்சைடும், ஹைட்ரஜனும் கலந்த வாயுக்கலவைக்கு நீர்வாயு என்று பெயர்.

**தயாரிப்பு :** செஞ்சூட்டு வெப்பநிலைக்கு வெப்பப்படுத்தப்பட்ட கல்கரியின் மீது நீராவிசைச் செலுத்தி கார்பன் மோனாக்சைடும், ஹைட்ரஜனும் பெறப்படுகின்றன.



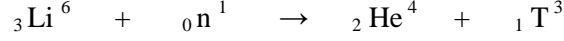
**டியூட்ரியம் தயாரித்தல் :**

- சாதாரண நீரில்  $1.6 \times 10^{-4}$  சதவீதம் கனநீர் உள்ளது. கனநீரை விட புரோட்டிய நீர் ( $\text{H}_2\text{O}$ ) அதிக அளவு பிரிகையடையக் கூடியது.
- எனவே நீரை மின்னாற்பகுக்கும்போது  $\text{D}_2$  வை விட  $\text{H}_2$  விரைவாக வெளியேறுகிறது. எஞ்சிய கரைசலில் கனநீரின் செறிவு குறிப்பிடத்தக்க அளவு இருக்கும்வரை, மின்னாற்பகுத்தல் தொடர்ந்து நிகழ்த்தப்படுகிறது.
- இவ்வகை கனநீரை தொடர்ந்து மின்னாற்பகுத்தல் செய்வதன் மூலம் டியூட்ரியம் பெறப்படுகிறது.



டிரிட்டியம் தயாரித்தல் :

- அணுக்கரு பிளவு உலையில், லித்தியத்தின் மீது மெதுவாக இயங்கும் நியூட்ரானை மோதச் செய்து, செயற்கை முறையில் டிரிட்டியம் பெறப்படுகிறது.



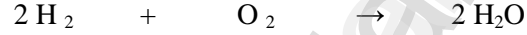
ஹைட்ரஜனின் இயற்பண்புகள் :

- ஹைட்ரஜன் நிறமற்ற மணமற்ற, சுவையற்ற, மிகவும் இலேசான, எளிதில் தீப்பற்றக் கூடிய வாயு.
- இது ஒரு முனைவற்ற ஈரணு மூலக்கூறு ஆகும்.
- குறைந்த வெப்பநிலையில் அதிக அழுத்தத்திற்கு உட்படுத்தி இதனை நீர்மமாக்கலாம்.
- ஹைட்ரஜன் மிகச் சிறந்த ஒடுக்க வினைப்பொருளாகும்.

ஹைட்ரஜனின் வேதிப்பண்புகள் :

➤ ஆக்ஸிஜனுடன் வினை :

- ஹைட்ரஜன் ஆக்ஸிஜனுடன் வினைப்படுகிறது நீரைத் தருகிறது.
- இவ்வினை அதிக ஆற்றலை வெளிப்படுத்தும் ஒரு வெடித்தல் நிகழும் வினையாகும்.
- இவ்வினை எரிமின்கலன்களில் மின் உற்பத்தி செய்வதில் பயன்படுகிறது.



➤ ஹைலஜன்களுடன் வினை:

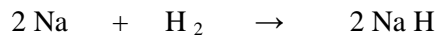
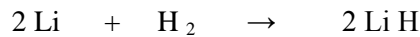
- ஹைட்ரஜன் ஹைலஜன்களுடன் வினைப்படுகிறது அவற்றின் ஹைலைடுகளைத் தருகிறது.
- ஒளி இல்லாத நிலையில் கூட, புளூரினுடன் வெடிக்கும் தன்மையுடைய வினை நிகழ்கிறது.
- ஒளி உள்ள நிலையில் குளோரினுடன் அறைவெப்பநிலையில் வினைப்படுகிறது. வெப்பப்படுத்தும்போது புரோமினுடன் வினைப்படுகிறது.
- அயோடினுடன் நிகழ்த்தும் வினையானது ஒரு ஒளிவேதி வினையாகும்.



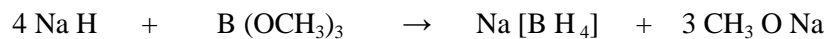
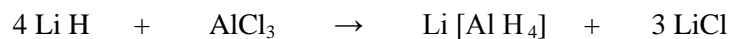
- மேற்கண்ட வினை பொருட்களில் ஹைட்ரஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் +1 ஆகும்.

➤ உலோகங்களுடன் வினை :

- அதிக வினைத்திறன் உடைய உலோகங்களான லித்தியம், சோடியம் மற்றும் கால்சியம் ஆகியவற்றுடன் வினைப்படுகிறது அந்த உலோகங்களின் ஹைட்ரைடுகளைத் தருகின்றது.
- இந்த ஹைட்ரைடுகளில் ஹைட்ரஜனின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் -1 ஆகும்.



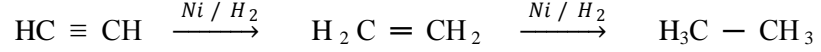
- லித்தியம் அலுமினியம் ஹைட்ரைடு மற்றும் சோடியம் போரோ ஹைட்ரைடு போன்ற முக்கியமான ஒடுக்க வினைப்பொருட்களைத் தயாரிக்கவும் ஹைட்ரஜன் பயன்படுகிறது.



➤ ஹைட்ரஜனின் ஒடுக்கும் பண்பு :

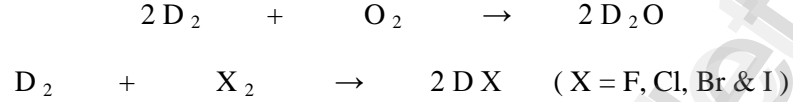
- ஹைட்ரஜன் ஒரு சிறந்த ஒடுக்க வினைப்பொருளாக செயல்படும் தன்மை உடையது.

- நன்கு தூளாக்கப்பட்ட நிக்கலின் முன்னிலையில் ஹைட்ரஜன் நிறைவுறா கரிமச் சேர்மங்களுடன் சேர்க்கை வினைபுரிந்து நிறைவுற்றச் சேர்மங்களைத் தருகிறது.



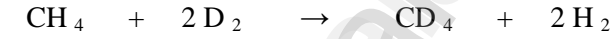
**டியூட்ரியத்தின் வேதிப்பண்புகள் :**

- ஹைட்ரஜனைப் போன்றே, டியூட்ரியமும் ஆக்ஸிஜனுடன் வினைபுரிந்து டியூட்ரியம் ஆக்ஸைடைத் தருகிறது.
- ஹேலஜன்களுடன் வினைபுரிந்து அவற்றின் ஹைலைடுகளைத் தருகிறது.



➤ டியூட்ரியத்தின் பதிலீடு வினைகள் :

- வினை நிகழும் சூழலைப் பொருத்து, டியூட்ரியமானது ஹைட்ரஜனின் சேர்மங்களிலுள்ள ஹைட்ரஜனை, பகுதியாகவோ அல்லது முழுவதுமாகவோ மீள் முறையில் பதிலீடு செய்கிறது.
- இவ்வினைகள் டியூட்ரியம் அல்லது கனநீரைப் பயன்படுத்தி நிகழ்த்தப்படுகிறது.



**டிரிடீடியத்தின் பண்புகள் :** டிரிடீடியம்  $\beta$  - துகளை உமிழும் கதிரியக்கத் தனிமமாகும். இதன் அரை ஆயுட்காலம் 12.3 ஆண்டுகள் ஆகும்.



**ஹைட்ரஜனின் பயன்கள் :**

- ஹேபர் முறையில் அம்மோனியா தயாரிக்க ஹைட்ரஜன் பயன்படுகிறது.
- தொழிற்சாலைகளில் பெருமளவு கரைப்பானாகப் பயன்படுத்தப்படும் மெத்தனாலை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.
- Pt / H<sub>2</sub> ஐப் பயன்படுத்தி, நிறைவுறாத கொழுப்பு எண்ணெய்களை வனஸ்பதி என்றழைக்கப்படும் நிறைவுற்ற கொழுப்புகளாக மாற்றலாம்.
- உலோகவியலில் உலோக ஆக்ஸைடுகளை அதிக வெப்பநிலையில் உலோகமாக ஒடுக்க ஹைட்ரஜன் பயன்படுகிறது.
- அணுநிலை ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஹைட்ரஜன் - ஆக்ஸிஜன் கலவையானது உலோகங்களை ஒட்டவும், வெட்பும் பயன்படுகிறது.
- ராக்கெட்டுகளை உந்தித்தள்ளும் உரிபொருளாக நீர்ம ஹைட்ரஜன் பயன்படுகிறது.
- எரிமின்கலன்களில், மின் ஆற்றலை உற்பத்தி செய்ய ஹைட்ரஜன் பயன்படுகிறது.

**ஹைட்ரஜனின் சேர்மங்கள் :**

**நீர் :**

- ஹைட்ரஜனின் சேர்மங்களில் மிக அதிக அளவு இயற்கையில் கிடைப்பது நீராகும்.
- பூமியின் மேற்பரப்பில் 70% கடல் நீரால் சூழப்பட்டுள்ளது. இதுவே நீரின் முதன்மை ஆதாரமாகும்.
- எனினும் கடல் நீரில் பல உப்புக்கள் கரைந்திருப்பதனால் நேரடியாகப் பயன்படுத்த முடிவதில்லை.
- அனைத்து உயிரினங்களின் வாழ்விற்கும் அடிப்படை ஆதாரமாக உள்ளது.
- நமது உடல் 65% நீரினைக் கொண்டுள்ளது.

**ஆர்த்தோ மற்றும் பாரா நீர் :**

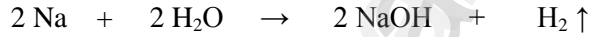
- ஹைட்ரஜனைப் போலவே, நீரினையும் ஆர்த்தோ மற்றும் பாரா நீர் என வகைப்படுத்தலாம்.
- ஆர்த்தோ நீரில் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்கருக்களின் சுழற்சி ஒரே திசையிலும், பாரா நீரில் உள்ள இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்கருக்களின் சுழற்சி எதிரெதிர் திசையிலும் சுழலுகின்றன.
- பூமியின் வெப்பநிலையில் (300K) நீரின் ஆர்த்தோ மற்றும் பாரா விகிதம் 3. எனினும் குறைவான வெப்பநிலையில் பாரா நீரின் அளவு அதிகரிக்கின்றது.
- பூமியில் காணப்படுவதைக் காட்டிலும் நட்சத்திரக் கூட்டங்களில் அதிக பாரா நீர் காணப்படுகிறது. அங்கு நீரின் ஆர்த்தோ மற்றும் பாரா விகிதம் 2.5 ஆகும்.

**நீரின் இயற்பியல் பண்புகள் :**

- நீரானது நிறமற்ற, எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய நீர்மமாகும்.
- மூலக்கூறுகளுக்கிடையேயான ஹைட்ரஜன் பிணைப்பினால், குறுக்கப்பட்ட நிலைமையில் நீரானது தனித்த பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது.
- நீரின் அதிக உறைநிலைக்கும், கொதிநிலைக்கும் நீரில் உள்ள ஹைட்ரஜன் பிணைப்பே காரணமாகும்.

**நீரின் வேதியியல் பண்புகள் :**

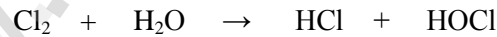
- **கார உலோகங்களுடன் வினை :**  
அதிக வினைத்திறன் மிக்க கார உலோகங்களுடன் நீர் குளிர்ந்த நிலையிலும் கூட அதனை சிதைவடையச் செய்து ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுவதுடன் கார கரைசலைத் தருகின்றது.



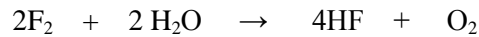
- **காரமண் உலோகங்களுடன் வினை :**  
கார உலோகங்களைவிட குறைவான வினைத்திறன் கொண்ட காரமண் உலோகங்கள் நீருடன் வினைப்பறிந்து குறைந்த கரைதிறன் கொண்ட ஹைட்ராக்சைடுகளைத் தருகின்றது.



- **ஹேலஜன்களுடன் வினை :**
  - ஹேலஜன்கள் நீருடன் வினைப்பறிந்து அமிலக் கரைசலைத் தருகின்றன. குளோரின் நீருடன் வினைப்பறிந்து ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தையும் ஹைப்போகுளோரஸ் அமிலத்தையும் தருகிறது.

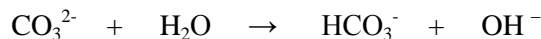


- ஆனால் புளூரின் நீருடன் வேறுவிதமாக வினைப்பறிந்து ஆக்ஸிஜனை வெளிவிடுகிறது.



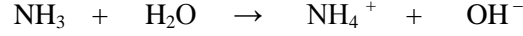
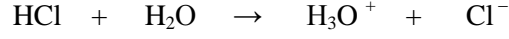
- **அலோகச் சேர்மங்களுடன் வினை :**

அலோகங்களின் சேர்மங்கள் நீருடன் வினைப்பறிந்து அமிலக் கரைசல்களையோ அல்லது காரக் கரைசல்களையோ தருகின்றது



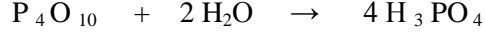
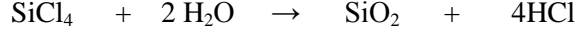
- **அமிலங்கள் மற்றும் காரங்களுடன் வினை :**

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் நீரானது வினைப்பரியும்போது ஒரு புரோட்டானை ஏற்கிறது. ஆனால் வீரியம் குறைந்த காரமான அம்மோனியாவுடன் வினைப்பரியும்போது நீரானது ஒரு புரோட்டானை வழங்குகிறது.



- அயனிச் சேர்மங்கள் மற்றும் சகப்பிணைப்புச் சேர்மங்களுடன் வினை :

நீரானது அயனிச் சேர்மங்களைக் கரைக்கிறது. மேலும் சில சகப்பிணைப்புச் சேர்மங்கள் நீராற்பகுப்படைகின்றன.



கடின நீர் மற்றும் மென்நீர் :

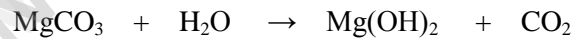
- நீரில் கரையக்கூடிய கால்சியம் மற்றும் மெக்னீசியம் ஆகிய உலோகங்களின் நீர் அயனிகளே பெரும்பாலும் கடின நீரில் காணப்படுகின்றன.
- ஒரு சில இடங்களில் காணப்படும் கடின நீரில் இரும்பு, அலுமினியம் மற்றும் மாங்கனீஸ் போன்ற உலோகங்களின் அயனிகளும் உள்ளன.
- இவ்வுலோகங்களின் பைகார்பனேட், குளோரைடு மற்றும் சல்பேட் உப்புக்கள் நீரில் காணப்படுவதால், நீர் கடினத் தன்மையடைகிறது.
- கடின நீரை கொதிக்க வைக்கும்போது, அதிலுள்ள மெக்னீசியம் மற்றும் கால்சியம் உலோகங்களின் கார்பனேட்டுகள் வீழ்படிவாகின்றன.
- கால்சியம் மற்றும் மெக்னீசியத்தின் நீரில் கரையும் உப்புக்கள் இல்லாத நீர் மென்நீர் என அழைக்கப்படுகிறது.
- நீரின் கடினத் தன்மை இரண்டு வகைப்படும். ஆவைகள் தற்காலிக கடினத்தன்மை மற்றும் நிரந்தர கடினத்தன்மை ஆகும்.

தற்காலிக கடினத்தன்மை :

நீரில் கரையக்கூடிய கால்சியம் மற்றும் மெக்னீசியம் ஆகியவற்றின் பைகார்பனேட் உப்புகள் காணப்படுதலே தற்காலிக கடினத் தன்மைக்க முத்தன்மையான காரணமாகும்.

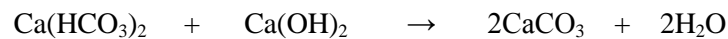
வடிகட்டுதல் முறை மூலம் தற்காலிக கடினத் தன்மையை நீக்குதல் :

- இவ்வகை நீரை கொதிக்க வைக்கும்போது, இந்த பைகார்பனேட் உப்புகள், கரையாத கார்பனேட் உப்புகளாகச் சிதைவடைந்து வீழ்படிவாகின்றன.
- இவ்வாறு உருவான மெக்னீசியம் கார்பனேட் மேலும் நீராற்பகுப்படைந்து கரையாத மெக்னீசியம் ஹைட்ராக்சைடைத் தருகிறது.
- வடிகட்டுதல் மூலமாக இவ்வீழ்படிவுகளை நீக்கலாம்.



கிளார்க் முறை மூலம் தற்காலிக கடினத் தன்மையை நீக்குதல் :

- கணக்கிடப்பட்ட அளவு சுண்ணாம்பு நீரானது கால்சியம் மற்றும் மெக்னீசியம் அயனிகளைக் கொண்டுள்ள கடின நீருடன் சேர்க்கப்படுகிறது.
- இதனால் உருவாகும் ஹைட்ராக்சைடுகள் மற்றும் கார்பனேட்டுகள் வடிகட்டி நீக்கப்படுகின்றன.



நிரந்தர கடினத்தன்மை :

நீரில் கரையக்கூடிய கால்சியம் மற்றும் மெக்னீசியம் ஆகியவற்றின் குளோரைடு மற்றும் சல்பேட் உப்புகளினால் நிரந்தர கடினத் தன்மை ஏற்படுகிறது.

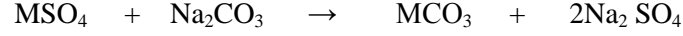
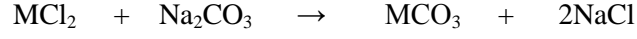
C.PRABU.P G ASST(CHEMISTRY),GHS KALLAVI,KRISHNAGIRI DT. CELL : 94420104975, 8667598674.

Kindly send me your district question papers to our whatsapp number: 7358965593



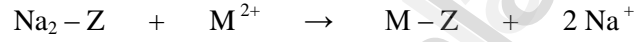
**நிரந்தர கடினத்தன்மையை நீக்குதல் :**

- சலவைச் சோடாவை சேர்த்து நிரந்தர கடினத்தன்மையை நீக்கலாம்.
- சலவைச் சோடாவானது கடின நீரில் கரைந்துள்ள கால்சியம் மற்றும் மெக்னீசியத்தின் குளோரைடு மற்றும் சல்பேட்டுடன் வினைப்புரிந்து அவற்றின் கரையாத கார்பனேட்டுகளைத் தருகிறது.



**அயனி பரிமாற்ற முறையில் கடின நீரை மென்மீராக மாற்றுதல் :**

- கடின நீரானது சியோலைட் போன்ற அயனிப்பரிமாற்ற பொருள் நிரப்பப்பட்ட குழாய் வழியே செலுத்தப்படுவதன் மூலம் கடினத்தன்மை நீக்கப்படுகிறது.
- சியோலைட்டுகள் என்பன, நீரேற்றம் பெற்ற சோடியம் அலுமினோ சிலிக்கேட்டுகள் ஆகும். இவை  $Na_2O$   $Al_2O_3$   $X.SiO_2$   $Y.H_2O$  ( $X = 2$  முதல் 10, மற்றும்  $Y = 2$  முதல் 6 ) என்ற பொதுவான வாய்ப்பாட்டினைப் பெற்றுள்ளன.
- சியோலைட்டுகள் நுண்துளை வடிவமைப்பினைப் பெற்றுள்ளன.
- இவற்றிலுள்ள ஒற்றை இணைதிறன் பெற்றுள்ள சோடியம் அயனிகள் நீரின் கடினத்தன்மைக்கு காரணமான உலோக அயனிகளுடன் பரிமாற்றம் அடைகிறது.



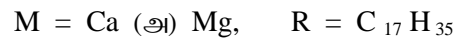
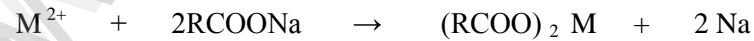
- அயனிப்பரிமாற்றம் முழுமையடைந்த பிறகு, நீர்த்த சோடியம் குளோரைடைச் செலுத்துவதன் மூலம் மீண்டும் சியோலைட்டினைப் பெறலாம்.

**கனநீர் :**

- கன ஹைட்ரஜனின் ஆக்ஸைடானது கனநீராகும்.
- 5000 பங்குள்ள சாதாரண நீரில் ஒரு பங்கு கனநீர் காணப்படுகிறது.
- $H_2O$  வைப் போல  $D_2O$  எனிதில் மின்னாற்பகுப்பிற்கு உட்படாது என்பதால் நீரினை மின்னாற்பகுத்தல் மூலம் கனநீரினைப் பெறலாம்.

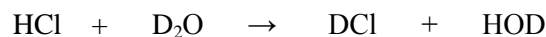
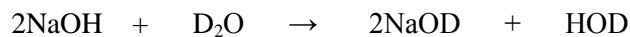
**சோப்புகளுடன் கடின நீர் குறைவான நுரைத்தலைத் தருகிறது - காரணம் :**

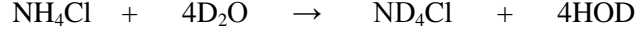
- கடின நீரில், சோப்புகளைப் பயன்படுத்தும்போது, அவற்றின் தூய்மையாக்கும் திறன் குறைகிறது.
- சோப்புகள் என்பன நீண்ட சங்கிலியுடைய கொழுப்பு அமிலங்களின் சோடியம் அல்லது பொட்டாசியம் உப்புக்களாகும்.
- சோப்பானது கடின நீருடன் சேர்க்கப்படும்போது, கடின நீரில் உள்ள இரு இணைதிறன் கொண்ட மெக்னீசியம் அல்லது கால்சியம் அயனிகள் சோப்புடன் வினைப்புரிந்து சோப்பின் கால்சியம் மற்றும் மெக்னீசியம் உப்புகளாக வீழ்படிவாகின்றன.



**கன நீரின் வேதிப்பண்புகள் :**

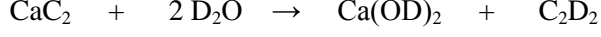
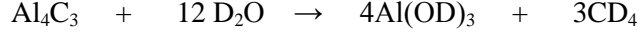
- ஹைட்ரஜனுடன் பரிமாற்ற வினை :
  - ஹைட்ரஜனைக் கொண்டுள்ள சேர்மங்களை  $D_2O$  உடன் வினைப்படுத்தும்போது, ஹைட்ரஜனானது டியூட்ரியத்தால் பரிமாற்றம் செய்யப்படுகிறது.





- ஒரு சேர்மத்தில் காணப்படும் அயனித்தன்மையுடைய ஹைட்ரஜனைக் கண்டறிய இந்த பரிமாற்ற வினை பயன்படுகிறது.

- **டியூட்ரியம் சேர்மங்களைத் தயாரித்தல் :** சில டியூட்ரியம் சேர்மங்களைத் தயாரிக்கவும் இவ்வினை பயன்படுகிறது.

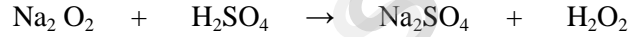
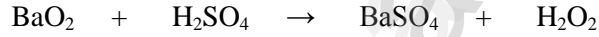


கன நீரின் பயன்கள் :

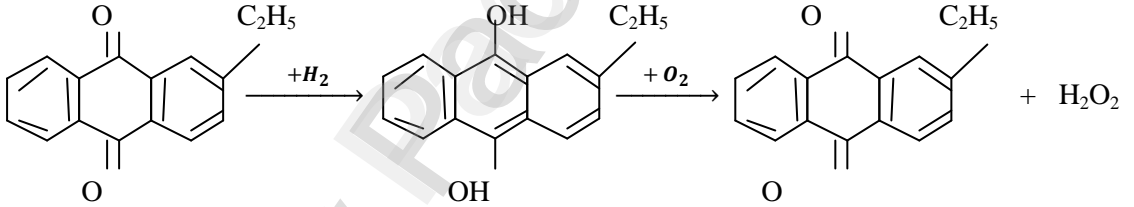
- அணுக்கரு உலைகளில் வேகமாகச் செல்லும் நியூட்ரான்களின் ஆற்றலை, கனநீர் குறைப்பதால் இது மட்டுபடுத்தியாகப் பயன்படுகிறது.
- கரிம வினைகளின் வினைவழிமுறைகளை கண்டறிதல் மற்றும் உடல் செயற் வினைகளின் வழிமுறைகளை தீர்மானிப்பதில் இது சுவடறிவானாகப் பயன்படுகிறது.
- அணுக்கரு உலைகளில் வெளிப்படும் வெப்ப ஆற்றலை உறிஞ்சும் தன்மையினை இது பெற்றிருப்பதால், குளிர்விப்பானாகப் பயன்படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு தயாரித்தல் :

- **உலோக பெராக்சைடுகளிலிருந்து :** உலோக பெராக்சைடுகளை, நீர்த்த அமிலங்களுடன் வினைப்படுத்துவதன் மூலம் ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடைத் தயாரிக்கலாம்.



- **தொழில்முறைத் தயாரிப்பு :** 2 - ஆல்கைல் ஆந்த்ர குயினாலை சுய ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்வதன் மூலம் ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடைத் தயாரிக்கப்படுகிறது.

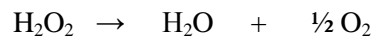


ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடன் இயற்பண்புகள் :

- ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடன் 30% கரைசலானது '100 - கனஅளவு' ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு எனக் குறிப்பிடப்படுகிறது.
- திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் 1 மி.லி அளவுள்ள இந்த ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடை சூடுபடுத்தும்போது 100 மி.லி ஆக்ஸிஜன் வெளியேறுகிறது.

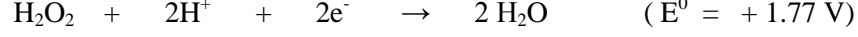
ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடன் வேதிப்பண்புகள் :

- ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு மிகவும் நிலைப்புத் தன்மையற்றது. இதன் நீர்க்கரைசல் தானாகவே, விகித சிதைவடைந்து ஆக்ஸிஜன் மற்றும் நீரைத் தருகிறது.
- ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடை கண்ணாடி கலன்களில் சேகரித்து வைக்கும்போது, கண்ணாடியில் உள்ள கார உலோகங்களை இது கரைக்கிறது. இக்காரணத்தினால்தான்  $\text{H}_2\text{O}_2$  கரைசலானது நெகிழி கலன்களில் சேமித்து வைக்கப்படுகிறது.

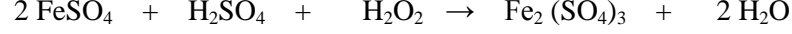


- ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு, ஆக்ஸிஜனேற்றி மற்றும் ஆக்ஸிஜனோடுக்கி ஆகிய இரண்டு வினைப்பொருட்களாகவும் செயல்படும் தன்மையுடையது. வழக்கமாக ஆக்ஸிஜனேற்ற வினைகள் அமில ஊடகத்திலும், ஆக்ஸிஜனோடுக்க வினைகள் கார ஊடகத்திலும் நிகழ்த்தப்படுகின்றன.

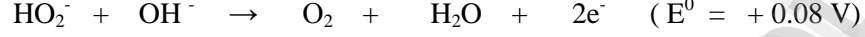
அமில ஊடகத்தில்



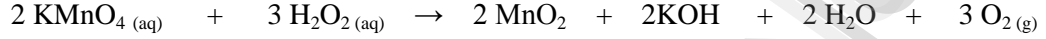
எடுத்துகாட்டாக,



கார ஊடகத்தில்



எடுத்துகாட்டாக,

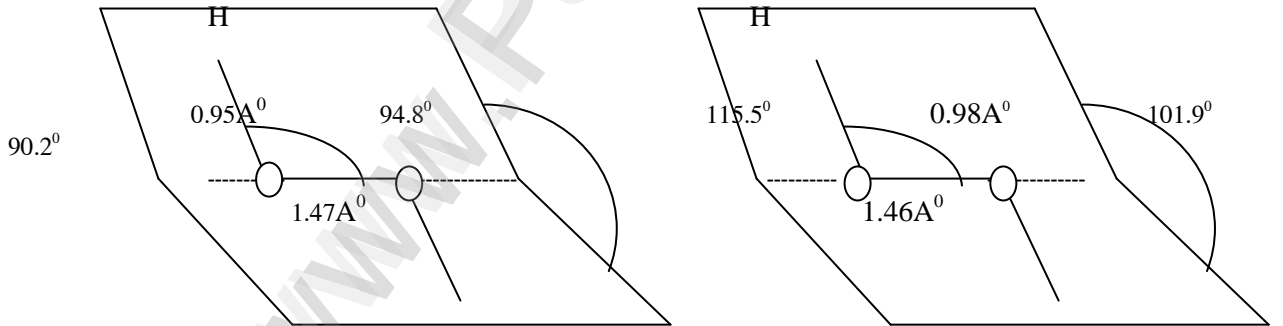


**ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடின் பயன்கள் :**

- நீரை சுத்திகரிக்கும் செயல்முறைகளில் மாசுக்களை ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்ய பயன்படுகிறது.
- வீரியம் குறைந்த புரைத்தடுப்பானாகவும், துணி, காகிதம், முடி பாதுகாப்பு தொழிற்சாலைகளில் வெளுக்கும் பொருளாகவும் பயன்படுகிறது.
- ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடானது கருமைநிற லெட் சல்பைடை வெண்மைநிற லெட் சல்பேட்டாக மாற்றுவதால் பழங்கால ஓவியங்களின் வெண்மை நிறம் மீண்டும் பெறப்படுகிறது.

**ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடின் அமைப்பு :**

- வாயு நிலைமை மற்றும் திரவ நிலைமை ஆகிய இரு நிலைமைகளிலும் இம்மூலக்கூறு சாய்வு வச அமைப்பினைக் கொண்டுள்ளது.
- ஒவ்வொரு ஆக்ஸிஜன் மீதுள்ள தனித்த எலக்ட்ரான்களுடன், OH பிணைப்பின் விலக்கு இடைவினை காரணமாக இவ்வமைப்பு ஏற்படுகிறது.
- மேலும், இது ஒற்றைப் பிணைப்பின் வழியே ஏற்படும் சுழற்சி தடையினை பெற்றுள்ள சிறிய மூலக்கூறாகும்.



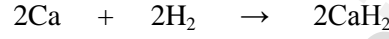
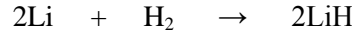
- வடிவமைப்பினை பொருத்த வரையில் இரண்டு முர் தொகுதிகளும் ஒரே தளத்தில் அமையாத இருதள வடிவமைப்பின் மூலம்  $\text{H}_2\text{O}_2$  வை குறிப்பிடலாம்.
- பகுதியளவு திறந்து வைக்கப்பட்டுள்ள புத்தகத்தின் அச்சில் ஆக்ஸிஜன் அணுக்களும், பக்கங்களில் ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் இருப்பதாக இதன் வடிவமைப்பினை உருவகப்படுத்தலாம்.
- திட நிலைமையில் உள்ள மூலக்கூறில் ஹைட்ரஜன் பிணைப்பின் காரணமாக இரு தளங்களுக்கும் இடையேயான கோணம்  $90.2^\circ$  ஆக குறைகிறது. மேலும் -O-O-H கோணம்  $94.8^\circ$  லிருந்து  $101.9^\circ$  ஆக அதிகரிக்கிறது.

**ஹைட்ரைடுகள் :**

- உலோகங்கள் மற்றும் அலோகங்கள் உள்ளிட்ட நேர்மின் தன்மையுடைய தனிமங்களுடன், ஹைட்ரஜன் இணைந்து இருமை ஹைட்ரைடுகளைத் தருகிறது. இரு உலோகங்களுடன் இணைந்து மும்மை ஹைட்ரைடுகளையும் தருகிறது.
- ஹைட்ரஜனைக் காட்டிலும் குறைவான எலக்ட்ரான் கவர்த் தன்மையுடைய தனிமங்களுடன் உருவாகும் ஹைட்ரைடுகள் வழக்கமாக அயனித் தன்மையினைப் பெற்றிருக்கும்.
- ஹைட்ரஜனை விட அதிகமான எலக்ட்ரான் கவர்த் தன்மையுடைய தனிமங்களுடன் இணைந்து சகப்பிணைப்பு ஹைட்ரைடுகளைத் தருகிறது.

**அயனி ஹைட்ரைடுகள் :**

- இவ்வகை ஹைட்ரைடுகள், நேர்மின் தன்மையுடைய கார உலோகங்கள் மற்றும் பெரிலியம், மெக்னீசியத்தினை தவிர்த்த பிற காரமண் உலோகங்கள் ஆகியவற்றால் உருவாகின்றன.
- உலோகங்களின் எலக்ட்ரான்கள் ஹைட்ரஜனுக்கு பரிமாற்றப்படுவதால் இவை உருவாகின்றன.
- இத்தகைய தனிமங்களை 400°Cக்கு ஹைட்ரஜனுடன் வெப்பப்படுத்துவதால் இவ்வகை ஹைட்ரைடுகளைத் தயாரிக்கலாம்.

**சகப்பிணைப்பு(மூலக்கூறு) ஹைட்ரைடுகள் :**

- இச்சேர்மங்களில், ஹைட்ரஜனானது பிற தனிமங்களுடன் எலக்ட்ராணை பங்கிட்டுக் கொள்கிறது.
- அலோகங்களின் பொதுவான சகப்பிணைப்பு ஹைட்ரைடுகளுக்கான எடுத்துக்காட்டுகள் மீத்தேன், அம்மோனியா, நீர் மற்றும் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு.
- சகப்பிணைப்பு ஹைட்ரைடுகள் மேலும் மூன்று வகைகளாக பிரிக்கப்படுகின்றன. அவையாவன :
  - எலக்ட்ரான் குறைபாடுடைய ஹைட்ரைடுகள் (B<sub>2</sub>H<sub>6</sub>)
  - எலக்ட்ரான் அதிகமாக உள்ள ஹைட்ரைடுகள் (NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O)
  - சரியான எலக்ட்ராணைக் கொண்டுள்ள ஹைட்ரைடுகள் (CH<sub>4</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, SiH<sub>4</sub>, GeH<sub>4</sub>)
- இவை பொதுவாக வாயுக்களாகவோ அல்லது ஆவியாகவோ காணப்படுகின்றன.

**உலோக(இடைச்செருகல்) ஹைட்ரைடுகள் :**

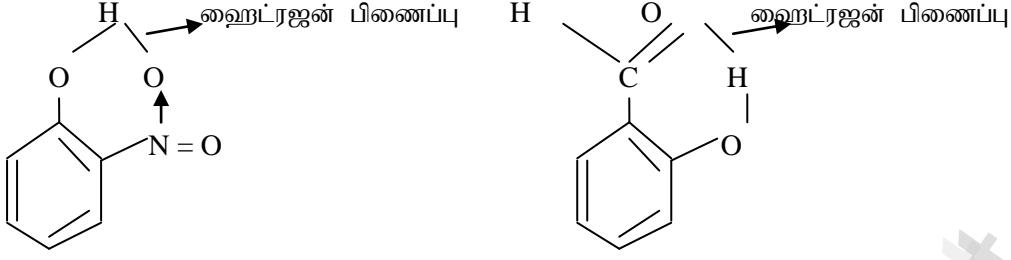
- உலோகங்கள் மற்றும் உலோகக் கலவைகளை ஹைட்ரஜனேற்றத்திற்கு உட்படுத்துவதன் மூலம் வழக்கமாக உலோக ஹைட்ரைடுகள் உருவாக்கப்படுகின்றன.
- உலோகங்கள் அல்லது உலோகக் கலவைகளின் அணிக்கோவை இடைவெளிகளில் ஹைட்ரஜன் காணப்படுகிறது. எனவே இவை இடைச்செருகல் ஹைட்ரைடுகள் என அழைக்கப்படுகின்றன.
- இத்தகைய ஹைட்ரைடுகள் வேதிவினைக்கூறு விகிதத்தில் அமையாத மாறுபடும் இயைபினை (TiH<sub>1.5-1.8</sub> மற்றும் PdH<sub>0.6-0.8</sub>) பெற்றுள்ளன.
- ஒப்பீட்டளவில் சில ஹைட்ரைடுகள் இலேசானதாகவும், வெப்ப நிலைப்புத் தன்மையற்றதாகவும், விலை மலிவானதாகவும் இருப்பதால் ஹைட்ரஜனை சேமிக்கப் பயன்படுகிறது.

**ஹைட்ரஜன் பிணைப்பு :**

- ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவானது(H), அதிக எலக்ட்ரான் கவர்த் தன்மையுடைய புளூரின்(F) அல்லது ஆக்ஸிஜன்(O) அல்லது நைட்ரஜன்(N) போன்ற அணுக்கள் ஒன்றுடன் பிணைக்கப்பட்டிருக்கும் போது, அப்பிணைப்பு முனைவுறு பிணைப்பாகிறது.
- இவ்விளைவின் காரணமாக முனைவுற்ற ஹைட்ரஜன் அணுவானது அதன் சூழலில் உள்ள மற்றொரு எலக்ட்ரான் கவர்த் தன்மை அதிகமுடைய அணுவின் ஒரு வலிமை குறைந்த நிலை மின்னியல் கவர்ச்சி விசையை ஏற்படுத்தும் இயல்பினைப் பெற்றுள்ளது.
- இக்கவர்ச்சி விசையே ஹைட்ரஜன் பிணைப்பு என்று அழைக்கப்படுகிறது.
- இப்பிணைப்பு சகப்பிணைப்பை விட வலிமை குறைவானது ஆனால் வாண்டர்வால்ஸ் கவர்ச்சி விசையை விட வலிமையானது.

### மூலக்கூறிலுள் நிகழும் ஹைட்ரஜன் பிணைப்பு :

மூலக்கூறிலுள் நிகழும் ஹைட்ரஜன் பிணைப்பானது ஒரு தனித்த மூலக்கூறுக்கு உள்ளாகவே நிகழ்கிறது.



### மூலக்கூறுகளுக்கிடப்பட்ட ஹைட்ரஜன் பிணைப்பு :

- மூலக்கூறுகளுக்கிடப்பட்ட ஹைட்ரஜன் பிணைப்பானது இரண்டு வேறுபட்ட மூலக்கூறுகளுக்கு இடையே நிகழ்கிறது.
- ஹைட்ரஜன் பிணைப்பு இடைவினையை ஏற்படுத்துவதற்கு ஏதுவாக ஹைட்ரஜன் வழங்கி மற்றும் ஹைட்ரஜன் ஏற்பியினை தகுந்த இடத்தில் பெற்றுள்ள ஒரே மாதிரியான மூலக்கூறுகள் அல்லது வெவ்வேறு மூலக்கூறுகளுக்கிடையே இத்தகைய ஹைட்ரஜன் பிணைப்பு உருவாகிறது.
- எடுத்துக்காட்டாக : மூலக்கூறுகளுக்கிடப்பட்ட ஹைட்ரஜன் பிணைப்பானது, அம்மோனியா மூலக்கூறுகளுக்கிடையே நிகழலாம் அல்லது நீர் மூலக்கூறுகளுக்கிடையேயோ அல்லது அம்மோனியா மற்றும் நீர் மூலக்கூறுகளுக்கிடையேயோ உருவாகலாம்.
- நீர் மூலக்கூறுகள் அவைகளுக்கிடையே வலிமையான ஹைட்ரஜன் பிணைப்பை உருவாக்குகிறது. எடுத்துக்காட்டாக ஒவ்வொரு நீர் மூலக்கூறும், மற்ற நான்கு நீர் மூலக்கூறுகளுடன் ஹைட்ரஜன் பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன.
- ஹைட்ரஜன் பிணைப்பானது எளிய மூலக்கூறுகளில் காணப்படுவது மட்டுமல்லாமல், புரதம் போன்ற சிக்கலான உயிரி மூலக்கூறுகளிலும் காணப்படுகின்றன.
- உயிரியல் செயல்முறைகளுக்கு மிக முக்கியமானதாகும். எடுத்துக்காட்டாக டி ஆக்ஸி ரிபோ நியூக்ளிக் அமிலத்தின் சுருள் வடிவிலான இரு இழைகள் ஒன்றோடொன்று இணைந்திருக்க ஹைட்ரஜன் பிணைப்பு முக்கிய பங்கு வகிக்கிறது.

## அலகு 5. கார மற்றும் காரமண் உலோகங்கள்

### s – தொகுதி தனிமங்கள் :

- நவீன தனிமை வரிசை அட்டவணையில், முதல் மற்றும் இரண்டாம் தொகுதியைச் சார்ந்த தனிமங்கள் s – தொகுதி தனிமங்கள் ஆகும்.
- இந்த இரண்டு தொகுதிகளைச் சார்ந்த தனிமங்கள் முறையே கார உலோகங்கள் மற்றும் காரமண் உலோகங்கள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன.

### கார உலோகங்கள் :

- கார உலோக சேர்மங்களைக் கொண்டுள்ள தாவர சாம்பலை குறிக்கும் al-qaliy எனும் வார்த்தையிலிருந்து alkali(கார) என்ற வார்த்தை வருவிக்கப்பட்டுள்ளது.
- கார உலோக தொகுதியானது, லித்தியம், சோடியம், பொட்டாசியம், ரூபிடியம், சீசியம் மற்றும் .பிரான்சியம் ஆகிய தனிமங்களைக் கொண்டுள்ளது.
- இவை அனைத்தும் உலோகங்கள் மற்றும் அதிக வினைத்திறன் கொண்டவை. மெலும் இவற்றின் சேர்மங்கள் காரத்தன்மைக் கொண்டவையாக உள்ளன.

### கார உலோகங்களின் பொதுப்பண்புகள் :

- கார உலோகங்கள் அதிக வினைத்திறன் கொண்டவை. இயற்கையில் இவைகள் சேர்மங்களாக மட்டுமே காணப்படுகின்றன.

- ரூபீடியம் மற்றும் சீசியம் ஆகியன மிகக் குறைவான அளவில் கார உலோக தாதுக்களுடன் சேர்ந்து காணப்படுகின்றன.
- .பிரான்சியம் இயற்கையில் குறிப்பிடத் தகுந்த அளவில் காணப்படவில்லை. மேலும் மிக அதிக கதிரியக்கத் தன்மை கொண்டது.
- .பிரான்சியத்தின் அதிக நிலைப்பத் தன்மையுடைய ஐசோடோப்பின் அரைவாழ் காலம் 21 நிமிடங்கள் மட்டுமே ஆகும்.

#### எலக்ட்ரான் அமைப்பு :

- கார உலோகங்களின் பொதுவான இணைதிறன் கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பு  $ns^1$  ஆகும்.

தனிமம்	குறியீடு	அணு எண்	எலக்ட்ரான் அமைப்பு
லித்தியம்	Li	3	[He] $2s^1$
சோடியம்	Na	11	[Ne] $3s^1$
பொட்டாசியம்	K	19	[Ar] $4s^1$
ரூபீடியம்	Rb	37	[Kr] $5s^1$
சீசியம்	Cs	55	[Xe] $6s^1$
.பிரான்சியம்	Fr	87	[Rn] $7s^1$

#### பொதுவான ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலை :

- இவைகள் எளிதில் தங்களின் இணைதிறன் கூட்டு எலக்ட்ரான்களை இழந்து ஒற்றை மின்சமையுடைய நேர்மின் அயனிகளை ( $M^+$ ) உருவாக்குகின்றன.
- கார உலோகங்கள் +1 என்ற ஒரே ஒரு ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையை மட்டுமே கொண்டுள்ளன.

#### அணு மற்றும் அயனி ஆரங்கள் :

- ஒவ்வொரு வரிசையிலும் கார உலோகங்கள், முதல் தனிமமாக இருப்பதால் அந்தந்த வரிசைகளில் அதிகப்பட்ச அணு மற்றும் அயனி ஆரங்களைக் கொண்டுள்ளன.
- தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும்போது, கூடுகளின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கிறது. எனவே அணு மற்றும் அயனி ஆரங்கள் அதிகரிக்கின்றன.
- எதிர்ப்பார்த்ததைப் போலவே, ஒற்றை இணைதிறன் அயனிகள் ( $M^+$ ), அவற்றின் மூல அணுக்களைக் காட்டிலும் உருவளவில் சிறியவையாக உள்ளன.

#### அயனியாக்கும் எந்தால்பி :

- ஒவ்வொரு வரிசையிலும் உள்ள தனிமங்களுடன் ஒப்பிடும்போது கார உலோகங்கள், குறைந்தபட்ச அயனியாக்கும் எந்தால்பி மதிப்புகளைக் கொண்டுள்ளன.
- ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும்போது, அணுவின் உருவளவு அதிகரிப்பதால் அயனியாக்கும் எந்தால்பி குறைகிறது.
- கார உலோகங்களின் இரண்டாம் அயனியாக்கும் எந்தால்பி மதிப்புகள் மிக அதிகம்.
  - கார உலோகங்களிலிருந்து ஒரு எலக்ட்ரானை நீக்குவதால் ஒற்றை இணைதிறன் கொண்ட நேர்மின் அயனிகள் கிடைக்கின்றன.
  - இந்த அயனிகள் மந்த வாயுக்களைப் போன்ற நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன.
  - எனவே, ஏற்கெனவே நிலைத்த எலக்ட்ரான் அமைப்பை அடைந்த அயனிகளிடமிருந்து, இரண்டாம் எலக்ட்ரானை நீக்குவது மிகக் கடினமாகிறது.
  - எனவேதான் கார உலோகங்களின் இரண்டாம் அயனியாக்கும் எந்தால்பி மதிப்புகள் முதல் அயனியாக்கும் எந்தால்பி மதிப்புகளை விட மிக அதிகம்.

#### நீரேற்று எந்தால்பி :

- லித்தியம் உப்புகள், மற்ற கார உலோக உப்புகளை விட அதிக அளவில் கரைகின்றன.
- எடுத்துக்காட்டாக,  $LiClO_4$  ஆனது  $NaClO_4$ ,  $KClO_4$ ,  $RbClO_4$ , ஆகியவற்றை விட 12 மடங்கு அதிகமாக கரைகின்றன.

- $\text{CsClO}_4$  - யின் கரைதிறனானது  $\text{LiClO}_4$  இன் கரைதிறனைப் போல  $10^{-3}$  மடங்குகரைதிறனைக் குறைவாகப் பெற்றுள்ளது.
- லித்தியம் உப்புகளின் அதிக கரைதிறனுக்கு காரணம் சிறிய உருவளவு கொண்ட  $\text{Li}^+$  அயனி எளிதில் நீரேற்றம் அடைவதே ஆகும்.

#### எலக்ட்ரான் கவர்த் தன்மை :

- ஒவ்வொரு வரிசையிலும் உள்ள தனிமங்களுடன் ஒப்பிடும்போது கார உலோகங்கள், குறைந்த எலக்ட்ரான் கவர்த் தன்மையைக் கொண்டுள்ளன.
- மற்ற தனிமங்களுடன் இவை வினைபுரியும் போது வழக்கமாக அயனிச் சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன.

#### சுடர் நிறம் மற்றும் நிறமாலை :

- கார உலோக உப்புகளை அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் சேர்த்து ஈரமாக்கி, அதனை பிளாட்டினக் கம்பியின் முனையில் வைத்து சுடரில் வெப்பப்படுத்தும்போது, பின்வரும் தனித்துவமிக்க சுடர் நிறங்களைக் காட்டுகின்றன

தனிமம்	சுடரில் காட்டும் நிறம்	அலைநீளம்
லித்தியம்	கிரிம்சன் சிவப்பு	670.8
சோடியம்	மஞ்சள்	589.2
பொட்டாசியம்	லைலாக்	766.5
ரூபிட்யம்	சிவப்பு கலந்த ஊதா	780.0
சீசியம்	நீலம்	455.5

- சுடரின் வெப்பத்தால் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் கிளர்வுற்று அதிக ஆற்றல் நிலைக்குச் செல்கின்றன. இவை அவற்றின் உண்மையான ஆற்றல் நிலைக்குத் திரும்பும்போது, கூடுதல் ஆற்றலை ஒளியாக உமிழ்கிறது.

#### லித்தியத்தின் தனித்துவமான பண்பு :

- அயனியின் தனித்துவமான பண்பிற்கான காரணங்கள் அதன் மிகச்சிறிய உருவளவு, அதிக முனைவாக்கும் திறன், அதிக நீரேற்றும் ஆற்றல் மற்றும் d – ஆர்பிட்டால்கள் இல்லாததன்மை போன்றவையே ஆகும்.

#### லித்தியம் மற்றும் மெக்னீசியத்திற்கு இடையே உள்ள ஒற்றுமைகள் :

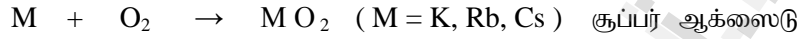
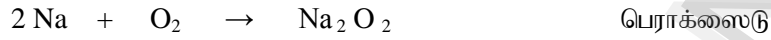
- லித்தியம் மற்றும் மெக்னீசியம் ஆகிய இரண்டும் அந்தந்த தொகுதிகளிலுள்ள மற்ற தனிமங்களைவிட அதிக கடினத் தன்மைக் கொண்டுள்ளன.
- லித்தியம் மற்றும் மெக்னீசியம் ஆகிய இரண்டும் நீருடன் மெதுவாக வினைப்புரிகின்றன.
- லித்தியம் மற்றும் மெக்னீசியம் ஆகிய இரண்டும் நைட்ரஜனுடன் நேரடியாக வினைப்புரிந்து  $\text{Li}_3\text{N}$  மற்றும்  $\text{Mg}_3\text{N}_2$  ஆகிய நைட்ரைடுகளை உருவாக்குகின்றன.
- இவைகள் எந்த சூப்பர் ஆக்ஸைடுகளையும் உருவாக்குவதில்லை. ஆனால்  $\text{LiO}$  மற்றும்  $\text{MgO}$  போன்ற ஆக்ஸைடுகளை மட்டும் உருவாக்குகின்றன.
- லித்தியம் மற்றும் மெக்னீசியத்தின் கார்பனேட்டுகளை வெப்பப்படுத்தும் போது சதைந்து அவற்றின் ஆக்ஸைடுகள் மற்றும்  $\text{CO}_2$  ஐ உருவாக்குகின்றன.

#### மூலைவிட்டத் தொடர்பு :

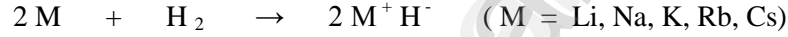
- முதல் தொகுதியில் உள்ள முதல் தனிமம் லித்தியம் மற்றும் அதன் மூலைவிட்டத்தில் உள்ள இரண்டாம் தொகுதியில் இரண்டாவதாக அமைந்துள்ள தனிமம் மெக்னீசியம் ஆகியவற்றிற்கிடையே உள்ள ஒத்தத்தன்மைகள் மூலைவிட்டத் தன்மை என அழைக்கப்படுகிறது.
- இதற்கான காரணம் அவற்றின் ஒத்த உருவளவு ( $r_{\text{Li}^+} = 0.766 \text{ \AA}$  மற்றும்  $r_{\text{Mg}^+} = 0.766 \text{ \AA}$ ) மற்றும் ஒப்பிடத்தகுந்த எலக்ட்ரான் கவர்திறன் மதிப்புகள் ( $\text{Li} = 1.0$ ;  $\text{Mg} = 1.2$ ) ஆகியவையாகும்.

**கார உலோகங்களின் வேதிப்பண்புகள் :**

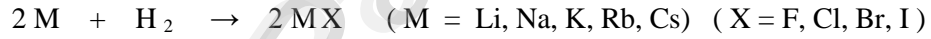
- கார உலோகங்கள் அதிக வினைத்திறன் கொண்டுள்ளன. கார உலோகங்களின் இந்த வினைத்திறன் Li லிருந்து Cs வரை அதிகரிக்கிறது.
- அனைத்து கார உலோகங்களும், அதிக எலக்ட்ரான் கவர்த் தன்மைக் கொண்ட தனிமங்களான ஆக்ஸிஜன் மற்றும் ஹைலஜன்களுடன் மிக அதிக விரியத்துடன் வினைபுரிகின்றன.
- **ஆக்ஸிஜனுடன் வினை :** அனைத்து கார உலோகங்களும் காற்று அல்லது ஆக்ஸிஜனில் தீவிரமாக எரிந்து அவற்றின் புவிப்பரப்பில் ஆக்ஸைடுகளை உருவாக்குகின்றன.
  - லித்தியம் மோனாக்ஸைடை மட்டுமே உருவாக்குகிறது.
  - சோடியம் மோனாக்ஸைடு மற்றும் பெராக்ஸைடை உருவாக்குகிறது.
  - மற்றத் தனிமங்கள் மோனாக்ஸைடு, பெராக்ஸைடு மற்றும் சூப்பர் ஆக்ஸைடுகளை உருவாக்குகின்றன.



- **ஹைட்ரஜனுடன் வினை :** அனைத்து கார உலோகங்களும் ஹைட்ரஜனுடன் சுமார் 673 K வெப்பநிலையில் வினைப்புரிந்து அவற்றின் அயனி ஹைட்ரைடுகளை உருவாக்குகின்றன.



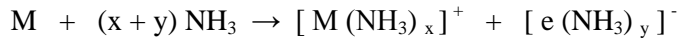
- ஹைட்ரைடுகளின் அயனிப்பண்பு Li லிருந்து Cs வரை செல்லச் செல்ல அதிகரிக்கிறது. மேலும் அவற்றின் நிலைப்புத் தன்மை குறைகிறது.
- இந்த ஹைட்ரைடுகள் சிறந்த ஒடுக்கும் வினைப்பொருட்களாக செயல்புரிகின்றன. மேலும் அவற்றின் ஒடுக்கும் தன்மை தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக அதிகரிக்கிறது.
- **ஹைலஜன்களுடன் வினை :** கார உலோகங்கள் ஹைலஜன்களுடன் உடனடியாக வினைப்புரிந்து MX என்ற அயனி ஹைலைடுகளைத் தருகின்றன.



- ஹைலஜன்களுடன் வினைப்புரியும் திறன் கார உலோக தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக அதிகரிக்கிறது. ஏனெனில் அவற்றின் அயனியாக்கும் ஆற்றல் குறைகிறது.
- அனைத்து உலோக ஹைலைடுகளும் அயனிப் படிகங்கள் ஆகும். எனினும் லித்தியம் அயோடைடு, சகப்பிணைப்புப் பண்பை காட்டுகிறது.
- இதற்கு காரணம் மிகச்சிறிய நேர்மின் அயனியானது எதிர்மின் அயனியை அதிக முனைவுறுத்தும் திறனைப் பெற்றுள்ளது.

- **திரவ அம்மோனியாவுடன் வினை :**

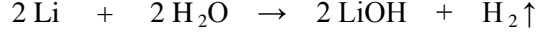
- காரஉலோகங்கள் திரவ அம்மோனியாவில் கரைந்து அடர்நீலநிறக்கரைசல்களைத் தருகின்றன.



- இந்தக் கரைசல்கள் மின்கடத்தும் திறன் கொண்டவை. திரவ அம்மோனியாவில் கார உலோக அணுக்கள் தங்களின் இணைத்திறன் எலக்ட்ரான்களை இழப்பதே இதற்கு காரணம் ஆகும்.
- கரைசல் நீல நிறமாக இருப்பதற்கு காரணம், அம்மோனியா ஏறிய எலக்ட்ரான் கட்டிலனாகும் ஒளி ஆற்றலை உறிஞ்சுகிறது.

- **நீருடன் வினை :** கார உலோகங்கள் நீருடன் வினைப்புரிந்து அவற்றின் ஹைட்ராக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன. இதனுடன் ஹைட்ரஜன் வாயு வெளியேற்றப்படுகின்றன.





- **ஒடுக்கும் செயல் :** கார உலோகங்கள் தங்களின் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களை எளிதில் இழக்க முடியும். இதனால் அவை சிறந்த ஒடுக்கும் வினைப்பொட்களாகச் செயல்படுகின்றன.



- **கார்பனுடன் வினை :** லித்தியம் நேரடியாக கார்பனுடன் வினைப்பட்டு லித்தியம் கார்பைடு என்ற அயனிச் சேர்மத்தை உருவாக்குகிறது. மற்ற உலோகங்கள் கார்பனுடன் நேரடியாக வினைப்புரிவதில்லை.



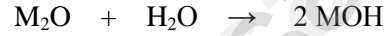
**கார உலோகங்களின் பயன்கள் :**

1. லித்தியம் மின்வேதிக்கலன்களில் பயன்படுகிறது.
2. லித்தியம் கார்பனேட் மருந்துகளில் பயன்படுகிறது.
3. திரவ சோடியம் அதிவேக ஈணுலைகளில் குளிர்விப்பானாக பயன்படுகிறது.
4. பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு மென் சோப்புகள் தயாரித்தலில் பயன்படுகிறது.
5. சீசியம் ஒளிமின்கலன்களை வடிவமைத்தலில் பயன்படுகிறது.

**கார உலோக சேர்மங்களின் பொதுப்பண்புகள் :** கார உலோகங்களின் அனைத்து பொதுவான சேர்மங்களும் அயனித்தன்மை கொண்டவை.

**ஆக்ஸைடுகள் மற்றும் ஹைட்ராக்சைடுகள் :**

- கார உலோகங்கள் அதிகளவு காற்றில் எரிக்கும்போது  $\text{M}_2\text{O}$  என்ற மூலக்கூறு வாய்ப்பாடு கொண்ட சாதாரண ஆக்ஸைடுகளை உருவாக்குகின்றன.
- அவை நீருடன் வினைப்பட்டு அவற்றின் காரத்தன்மையுள்ள ஹைட்ராக்சைடுகளை உருவாக்குகின்றன.



- லித்தியத்தைத் தவிர மற்ற கார உலோகங்களை அதிக அளவு காற்றில் எரிக்கும்போது சாதாரண ஆக்ஸைடுகளுடன் சேர்த்து பெராக்சைடுகளையும் உருவாக்கின்றன.
- இந்த பெராக்சைடுகள் நீருடன் வினைப் புரியும்போது ஹைட்ராக்சைடுகள் மற்றும்  $\text{H}_2\text{O}_2$  ஐ உருவாக்குகின்றன.



- லித்தியம் மற்றும் சோடியம் தவிர மற்ற கார உலோகங்கள் சூப்பர் ஆக்ஸைடுகளை உருவாக்குகின்றன.
- இந்த சூப்பர் ஆக்ஸைடுகளும் நீருடன் வினைப்புரியும்போது ஹைட்ராக்சைடுகளை உருவாக்குகின்றன.



**ஆக்ஸைடுகள் மற்றும் ஹைட்ராக்சைடுகளின் பண்புகள் :**

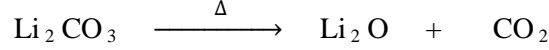
- தூய நிலையில் ஆக்ஸைடுகள் மற்றும் பெராக்சைடுகள் நிறமற்றவை. ஆனால் சூப்பர் ஆக்ஸைடுகள் மஞ்சள் அல்லது ஆரஞ்சு நிறத்தில் இருக்கின்றன.
- பெராக்சைடுகள் டையாகாந்தத் தன்மைக் கொண்டவை. ஆனால் சூப்பர் ஆக்ஸைடுகள் பாராகாந்தத் தன்மைக் கொண்டவை.
- ஆக்ஸைடுகளை நீருடன் வினைப்படுத்தி பெறப்படும் ஹைட்ராக்சைடுகள் அனைத்தும் வெண்ணிற படிக்கத் திண்மங்களாகும். கார உலோக ஹைட்ராக்சைடுகள் வலிமை மிகு காரங்களாகும்.

**ஹைலைடுகள் :**

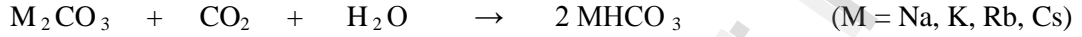
- கார உலோக ஹைலைடுகள் நிறமற்ற அதிக உருகுநிலைக் கொண்ட படிக்கத் திண்மங்களாகும்.
- அவைகள் தகுந்த ஆக்ஸைடு, ஹைட்ராக்சைடு அல்லது கார்பனேட்டை நீர்த்த ஹைட்ரோ ஹைலிக் அமிலத்துடன் வினைப்படுத்தி பெறப்படுகின்றன.
- Li லிருந்து Cs வரை கார உலோகங்களின் நேர்மின்தன்மை அதிகரிப்பதால், உலோகங்களின் ஹைலைடுகளை உருவாக்கும் தன்மை Li லிருந்து Cs வரை அதிகரிக்கிறது.

**ஆக்சோ அமில உப்புக்கள் :**

- கார உலோகங்கள் அனைத்தும் ஆக்சோ அமிலங்களுடனும் உப்புக்களை உருவாக்குகின்றன.
- இந்த உப்புக்கள் பெரும்பாலானவை நீரில் கரைகின்றன. மேலும் வெப்ப நிலைப்புத் தன்மைக் கொண்டுள்ளன.
- தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக செல்லச் செல்ல நேர்மின்தன்மை அதிகரிப்பதால் கார்பனேட்டுகள் மற்றும் பைகார்பனேட்டுகளின் நிலைப்புத் தன்மை அதிகரிக்கின்றன.
- லித்தியம் கார்பனேட்டின் நிலைப்புத் தன்மை மிகவும் குறைவு. எனவே இது உடனடியாக சிதைவடைகிறது. இதற்கு முழுமுதற் காரணம்  $\text{Li}^+$  மற்றும்  $\text{CO}_3^{2-}$  அயனிகளுக்கிடையேயான அதிக உருவளவு வேறுபாடு படிக்கூட்டை நிலைப்புத்தன்மை அற்றதாக ஆக்குவதே ஆகும்.



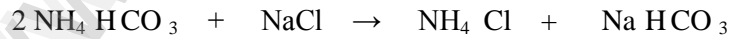
- லித்தியத்தைத் தவிர மற்ற கார உலோகங்கள் திண்ம பைகார்பனேட்டுகளை உருவாக்குகின்றன. வேறு எந்த உலோகங்களும் பைகார்பனேட்டுகளை உருவாக்குவதில்லை.



- அனைத்து கார்பனேட்டுகளும் பைகார்பனேட்டுகளும் நீரில் கரைகின்றன. மேலும் தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும்போது அவற்றின் கரைதிறன்கள் வேகமாக அதிகரிக்கின்றன.
- தொகுதியில் கீழாகச் செல்லச் செல்ல படிக்கூடு ஆற்றல்கள், நீரேற்று ஆற்றல்களைவிட மிக வேகமாகக் குறைவதே இதற்கு காரணமாகும்.

**கார உலோகங்களின் முக்கியச் சேர்மங்கள் :****சோடியம் கார்பனேட் (சலவை சோடா)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  :**

- தொழிற்சாலைகளில் பயன்படும் கனிம சேர்மங்களில் சோடியம் கார்பனேட்டும் முக்கியமான ஒன்றாகும். இது சால்வே முறையில் தயாரிக்கப்படுகிறது.
- இந்த முறையில் அம்மோனியாவானது அம்மோனியம் கார்பனேட்டாக மாற்றப்படுகிறது. அது பின்னர் அம்மோனியாவால் தெவிட்டிய நிலையில் உள்ள சோடியம் குளோரைடு கரைசலின் வழியே அதிகளவு கார்பன் டையாக்சைடு செலுத்துவதன் மூலம் அம்மோனியம் பைகார்பனேட்டாக மாற்றப்படுகிறது.
- இதனால் உருவான அம்மோனியம் பைகார்பனேட் சோடியம் குளோரைடுடன் வினைப்பட்டு சோடியம் பைகார்பனேட் மற்றும் அம்மோனியம் குளோரைடைத் தருகிறது.
- சோடியம் பைகார்பனேட் மிகக் குறைந்த கரைதிறனைக் கொண்டுள்ளதால் வீழ்படிவாகிறது.
- சோடியம் பைகார்பனேட் பிரிக்கப்பட்டு வெப்பப்படுத்தி சோடியம் கார்பனேட் பெறப்படுகிறது.

**சோடியம் கார்பனேட்டின் பண்புகள் :**

- சோடியம் கார்பனேட் பொதுவாக சலவை சோடா என அழைக்கப்படுகிறது. இது வெண்ணிற படிக்கமான டெக்கா ஹைட்ரேட்டாக படிக்கமாகிறது.
- இது நீரில் கரைந்து காரக் கரைசலை உருவாக்குகின்றன. இதை வெப்பப்படுத்தும்போது படிக்க நீரை இழந்து மோனோ ஹைட்ரேட்டை உருவாக்குகிறது.
- இந்த மோனோ ஹைட்ரேட் முழுவதுமாக நீர்நீர் வெண்ணிற பொடியாக மாறுகிறது. இது சோடா சாம்பல் எனப்படுகிறது.



**சோடியம் கார்பனேட்டின் பயன்கள் :**

1. சோடியம் கார்பனேட் ஆனது சலவை சோடா என அழைக்கப்படுகிறது. இது துணிகளை வெளுக்கப் பயன்படுகிறது.
2. இது பண்பறி பகுப்பாய்வு மற்றும் பருமனறி பகுப்பாய்வில் முக்கியமான ஆய்வக காரணியாகப் பயன்படுகிறது.
3. இது கடின நீரை மென்மீராக மாற்றும் செயல்முறைகளில் பயன்படுகிறது.
4. இது கண்ணாடி, காகிதம், பெயிண்ட் போன்றவைகளைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

**சோடியம் குளோரைடு (அ) சமையல் உப்பு (NaCl) :**

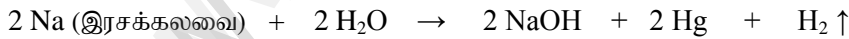
- கடல் நீரை ஆவியாக்கி சோடியம் குளோரைடு தனியாக பிரிக்கப்படுகிறது. கடல் நீரின் எடையில் 2.7 – 2.9 % வரை சோடியம் குளோரைடு உப்பு உள்ளது.
- உப்பு நீரை படிக்கமாக்குவதன் மூலம் பண்படாத சோடியம் குளோரைடு பெறப்படுகிறது. இதில் சோடியம் சல்பேட், கால்சியம் சல்பேட், கால்சியம் குளோரைடு மற்றும் மெக்னீசியம் குளோரைடு ஆகியவை மாசுக்களாக உள்ளன.
- பண்படாத உப்பிலிருந்து தூய சோடியம் குளோரைடை பின்வருமாறு பெறமுடியும்.
  - முதலில் பண்படாத உப்பை குறைந்த அளவு நீருடன் சேர்த்து வடிகட்டி கரையாத மாசுக்கள் நீக்கப்படுகின்றன.
  - இக்கரைசலினுள் HCl வாயுவினை செலுத்தி சோடியம் குளோரைடு படிக்கமாக்கப்படுகிறது.
  - சோடியம் குளோரைடை விட கால்சியம் மற்றும் மெக்னீசியம் குளோரைடு அதிகமாக கரைவதால், கரைசலிலேயே தங்கி விடுகின்றன.

**சோடியம் குளோரைடின் பயன்கள் :**

1. வீட்டு உபயோகத்திற்காக சாதாரண உப்பு சமையல் உப்பாக பயன்படுகிறது.
2. NaOH மற்றும் Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> போன்ற பல கனிம சேர்மங்களின் தயாரிப்பில் பயன்படுகிறது.

**சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு :**

- வர்த்தக ரீதியாக, கேஸ்ட்னர் - கெல்னர் மின்கலத்தில் உப்பு நீரை மின்னார்பகுத்து சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு தயாரிக்கப்படுகிறது.
- இதில் மெர்க்குரி எதிர்மின்வாயாகவும், கார்பன் நேர்மின்வாயாகவும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.
- குளோரின் வாயுவானது நேர்மின் வாயில் வெளிவருகிறது. எதிர்மின்வாயில் சோடியம் விடுவிக்கப்படுகிறது. மேலும் இது மெர்க்குரியுடன் சேர்ந்து சோடியம் - மெர்க்குரி கலவையை உருவாக்குகிறது.
- இவ்வாறு பெறப்பட்ட சோடியம் - மெர்க்குரி உலோகக் கலவையை நீருடன் வினைப்படுத்தும் போது சோடியம் ஹைட்ராக்சைடைத் தருகிறது.

**சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் பயன்கள் :**

1. சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு ஆய்வக வினைக்காரணியாகப் பயன்படுகிறது.
2. இது பாக்கஸ்டை தூய்மைப்படுத்துதல் மற்றும் பெட்ரோலிய சுத்திகரிப்பில் பயன்படுகிறது.
3. இது ஜவுளி தொழிலில், பருத்தி துணிகளை மேம்படுத்தப் பயன்படுகிறது.
4. இது சோப்பு, காகிதம், செயற்கைப் பட்டு மற்றும் பல்வேறு வேதிப்பொருட்கள் தயாரிப்பில் பயன்படுகிறது.

**சோடியம் பைகார்பனேட் (NaHCO<sub>3</sub>) :**

- தெவிட்டிய சோடியம் கார்பனேட் கரைசலில் கார்பன் டை ஆக்ஸைடை செலுத்தி இச்சேர்மம் தயாரிக்கப்படுகிறது.
- சோடியம் ஹைட்ரஜன் கார்பனேட் (அ) சோடியம் பை கார்பனேட்டானது கேக் தயாரிப்பில் பயன்படுகிறது.
- வேப்பப்படுத்தும் போது இது சிதைவடைந்து கார்பன் டை ஆக்ஸைடு குமிழ்களை உருவாக்குவதால் கேக்கினுள் நுண்துளைகள் உருவாகிறது.

**சோடியம் பைகார்பனேட்டின் பயன்கள் :**

1. இது முதன்மையாக கேக் தயாரிப்பில் பயன்படுத்தப்படுகிறது.
2. இது தோல் நோய் தொற்றிற்கு எதிரான மென்மையான திசு அமூகல் எதிர்ப்பொருளாகப் பயன்படுகிறது.
3. தீயணைப்பான்களில் பயன்படுகிறது.

**சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியத்தின் உயிரியல் முக்கியத்துவம் :**

- சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியத்தின் ஒற்றை நேர்மின்சமையுடைய நேர் அயனிகள் அதிகளவில் உயிர்த்திரவங்களில் காணப்படுகிறது.
- அயனிச் சமநிலை மற்றும் நரம்புத் தூண்டல்களை கடத்துதல் ஆகிய செயல்களில் இந்த அயனிகள் மிக முக்கிய பங்காற்றுகின்றன.
- 70kg எடையுடைய ஒரு மனிதனின் உடலில் 5g மற்றும் 0.06g காப்பருடன் ஒப்பிடும் போது சுமாராக 90g சோடியம் மற்றும் 170g பொட்டாசியம் அடங்கியுள்ளது.
- செல் திரவங்களின் உள்ளே பொட்டாசியம் அயனியானது அதிக அளவில் காணப்படுகிறது. இங்கே இவைகள் பல நொதிகளை செயலுற்ச் செய்கிறது.
- குளுக்கோசை ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்து ATP யை உருவாக்குகிறது. நரம்பு சமிக்கைகளை கடத்துவதில் சோடியம் - பொட்டாசியம் இறைப்பி முக்கிய பங்காற்றுகிறது.

**காரமண் உலோகங்கள் :**

- நவீன தனிம வரிசை அட்டவணையில் இரண்டாம் தொகுதியானது பெரிலியம், மெக்னீசியம், கால்சியம், ஸ்ட்ரான்சியம், பேரியம் மற்றும் ரேடியம் ஆகிய தனிமங்களைக் கொண்டுள்ளது.
- பெரிலியத்தைத் தவிர்த்து பிற தனிமங்களின் ஆக்ஸைடுகள் மற்றும் ஹைட்ராக்ஸைடுகள் காரத் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளமை மற்றும் அவற்றின் ஆக்ஸைடுகள் புவியில் தாதுக்களாக காணப்படும் தன்மை ஆகியவற்றால் இத்தனிமங்கள் பொதுவாக காரமண் உலோகங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

**காரமண் உலோகங்களின் பொதுப்பண்புகள் :**

- பெரிலியம் அரிதானது மற்றும் ரேடியம் மிகவும் அரிதானது. வெப்பப்பாறைகளில் 10 சதவீதம் மட்டும் காணப்படுகிறது.
- புவி மேலடுக்கில் பொதுவாகக் காணப்படும் தனிமங்களாக மெக்னீசியம் மற்றும் கால்சியம் உள்ளன.
- கார்னலைட், டோலமைட், மேக்னசைட் ஆகியவற்றில் மெக்னீசியமும், சுண்ணாம்புக்கல், ஜிப்சம் ஆகியவற்றில் கால்சியமும் காணப்படுகின்றன.
- பெரும்பாலான ஸ்ட்ரான்சியம் செலிசைட் மற்றும் ஸ்ட்ரான்சியோனைட்டில் காணப்படுகிறது. பேரியம் பெரும்பாலும் பேரைட் தாதுவில் உள்ளது.
- யுரேனியத்தின் கதிரியக்கத் தன்மையின் விளைவாக உருவாகும் பொருள் ரேடியம். ஆதலால் யுரேனியத்தைக் கொண்டுள்ள தாதுக்களில் ரேடியம் காணப்படுகிறது.

**வாண வேடிக்கைகளில் கார மற்றும் காரமண் உலோகங்கள் :**

- பெரும்பாலான கார மற்றும் காரமண் உலோகங்கள் வண்ணங்களை உருவாக்கப் பயன்படுகின்றன.
- ஸ்ட்ரான்சியம் மற்றும் பேரியம் போன்றவை வாண வேடிக்கை நிகழ்வுகளில் வண்ணம் உருவாக்கப் பயன்படுகின்றன.

C.PRABU.P G ASST(CHEMISTRY),GHS KALLAVI,KRISHNAGIRI DT. CELL : 94420104975, 8667598674.

Kindly send me your district question papers to our whatsapp number: 7358965593

- எரிதலால், எலக்ட்ரான்கள் கிளர்வுறுகின்றன. வழக்கமான ஆற்றல் மட்டத்தை விட, அதிக ஆற்றல் மட்டத்திற்குச் செல்கின்றன. அவற்றின் அதிகப்படியான ஆற்றலை அவைகள் நிறமுள்ள வெடிப்பு ஒளியாக வெளியிடுகின்றன.

**காரமண் உலோகங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு :** பொதுவான இணைதிறன் கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பு  $ns^2$ .

தனிமம்	குறியீடு	அணு எண்	எலக்ட்ரான் அமைப்பு
பெரிலியம்	Be	4	[He] $2s^2$
மெக்னீசியம்	Mg	12	[Ne] $3s^2$
கால்சியம்	Ca	20	[Ar] $4s^2$
ஸ்ட்ரான்சியம்	Sr	38	[Kr] $5s^2$
பேரியம்	Ba	56	[Xe] $6s^2$
ரேடியம்	Ra	88	[Rn] $7s^2$

**பொதுவான ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலை :**

- இவைகள் எளிதில் தங்களின் இணைதிறன் கூட்டில் உள்ள இரண்டு எலக்ட்ரான்களை இழந்து இரட்டை மின்சமையுடைய நேர்மின் அயனிகளை ( $M^{+2}$ ) உருவாக்குகின்றன.
- காரமண் உலோகங்கள் +2 என்ற ஒரே ஒரு ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையை மட்டுமே கொண்டுள்ளன.

**அணு மற்றும் அயனி ஆரங்கள் :**

- காரமண் உலோகங்களின் அணு மற்றும் அயனி ஆரங்களின் மதிப்புகள் அவற்றிற்கு இணையான கார உலோகங்களைக் காட்டிலும் குறைவானதாகும்.
- ஏனெனில் இரண்டாம் தொகுதி தனிமங்கள் அதிக அணுக்கரு மின்சமையைப் பெற்றிருப்பதால் அவைகளின் எலக்ட்ரான்கள் அணுக்கருவினை நோக்கி வலிமையாகக் கவரப்படுகின்றன.
- தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும்போது, கூடுகளின் எண்ணிக்கை மற்றும் திரை மறைப்பு விளைவு அதிகரிப்பதால் அணு மற்றும் அயனி ஆரங்கள் அதிகரிக்கின்றன.

**அயனியாக்கும் ஆற்றல் :**

- p – தொகுதி தனிமங்களோடு ஒப்பிடும்போது, காரமண் உலோகங்கள் ஓரளவிற்கு பெரிய உருவளவினைப் பெற்றிருப்பதாலும், தொகுதியில் கீழாக அணுவின் உருவளவு அதிகரிப்பதாலும் அயனியாக்கும் ஆற்றல் குறைகிறது.
- புதிய கூடுகள் உருவாக்கப்படுதல் மற்றும் உட்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் திரைமறைப்பு விளைவு அதிகமாதல் ஆகியவை இதற்கு காரணமாக அமைகின்றன.
- முதல் தொகுதி தனிமங்களைக் காட்டிலும் இரண்டாம் தொகுதி தனிமங்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றல் அதிகம். ஏனெனில் அவைகள் சிறிய உருவளவினைப் பெற்றிருக்கின்றன.

**அயனியாக்கும் ஆற்றலில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள் :**

- கார உலோகங்களைக் காட்டிலும் காரமண் உலோகங்களின் முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றல் குறைவாக இருந்தபோதிலும் இரண்டாம் அயனியாக்கும் ஆற்றல் மதிப்பு ஆனது கார உலோகங்களைக் காட்டிலும் மிகவும் குறைவாக உள்ளது.
- ஏனெனில் கார உலோகங்களில் இரண்டாவது எலக்ட்ரானானது ஏற்கெனவே நிலையான மந்த வாயுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ள ஒற்றை நேர்மின்சமையுடைய அயனியிலிருந்து நீக்க வேண்டும்.
- காரமண் உலோகங்களைப் பொருத்த வரையில் அவற்றின் ஒற்றை நேர்மின்சமையுடைய அயனியானது அவைகளின் இணைதிறன் கூட்டில் இன்னும் ஒரு எலக்ட்ரானைப் பெற்றிருப்பதால் அவைகளை எளிதாக நீக்க இயலும்.

**நீரேற்று எந்தால்பி :**

- கார உலோகங்களைக் காட்டிலும் காரமண் உலோகங்கள் அதிக அளவில் நீரேற்றமடைகின்றன. ஏனெனில் காரமண் உலோக அயனிகளின் நீரேற்று ஆற்றலானது கார உலோக அயனிகளின் நீரேற்று ஆற்றலை விட அதிகம்.

C.PRABU.P G ASSIST(CHEMISTRY),GHSS KALLAVI,KRISHNAGIRI DT. CELL : 94420104975, 8667598674.

**Kindly send me your district question papers to our whatsapp number: 7358965593**

- கார உலோகங்களைப் போன்றே, காரமண் உலோக அயனிகளின் ஆரம் தொகுதியில் அதிகரிக்கப்போது, அவற்றின் நீரேற்று ஆற்றல் குறைகிறது.



எலக்ட்ரான் கவர்த் தன்மை : கார உலோகங்களைப் போன்றே, காரமண் உலோகங்களிலும் தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக செல்லும்போது எலக்ட்ரான் கவர்த் தன்மை குறைகிறது.

சுடரின் நிறம் மற்றும் நிறமாலை :

- காரமண் உலோக உப்புக்களை அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் சேர்த்து ஈரமாக்கி, அதனை பிளாட்டினக் கம்பியின் முனையில் வைத்து சுடரில் வெப்பப்படுத்தும்போது, பின்வரும் தனித்துவமிக்க சுடர் நிறங்களைக் காட்டுகின்றன

தனிமம்	சுடரில் காட்டும் நிறம்	அலைநீளம்
கால்சியம்	செங்கல் சிவப்பு	622
ஸ்ட்ரான்சியம்	கிரிம்சன் சிவப்பு	689
பேரியம்	ஆப்பிள் பச்சை	554

- சுடரின் வெப்பத்தால் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் கிளர்வுற்று அதிக ஆற்றல் நிலைக்குச் செல்கின்றன. இவை அவற்றின் உண்மையான ஆற்றல் நிலைக்குத் திரும்பும்போது, கூடுதல் ஆற்றலை ஒளியாக உமிழ்கிறது.

பெரிலியத்தின் தனித்துவமிக்கத் தன்மை :

பெரிலியம் முரண்பட்ட பண்புகளைப் பெற்றிருப்பதற்கு முக்கிய காரணம் அத்தொகுதியில் உள்ள மற்ற தனிமங்களைக் காட்டிலும் இதன் சிறிய உருவளவு, அதிக எலக்ட்ரான் கவர்த் தன்மை, அதிக அயனியாக்கும் ஆற்றல் மற்றும் அதிக முனைவுத்தும் தன்மை ஆகியவையாகும்.

பெரிலியத்தின் பண்புகளை அத்தொகுதியில் உள்ள பிற தனிமங்களோடு ஒப்பிடுதல் :

வ. எண்	பெரிலியம்	அக்குடும்பத்தில் உள்ள பிற தனிமங்கள்
1	சகப்பிணைப்புச் சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன.	அயனிச் சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன.
2	உயர்ந்த உருகுநிலை மற்றும் கொதிநிலை	குறைவான உருகுநிலை மற்றும் கொதிநிலை
3	உயர் வெப்பநிலைகளிலும் கூட நீருடன் வினை புரிவதில்லை.	நீருடன் வினை புரிகின்றன.
4	ஹைட்ரஜனுடன் நேரடியாக இணைவதில்லை.	ஹைட்ரஜனுடன் நேரடியாக இணைகின்றன.
5	ஹைலைடுகள் சகப்பிணைப்புத் தன்மை உடையவை.	ஹைலைடுகள் அயனித் தன்மையுடையவை.

மூலவிட்டத் தொடர்பு :

- கார உலோகங்களைப் போன்றே, பெரிலியமும் இரண்டாம் தொகுதியின் முதல் தனிமமான அலுமினியத்துடன் மூலவிட்டத்தில் தொடர்பினைக் கொண்டுள்ளது.
- இந்நேர்வில் இந்த அயனிகளின் உருவளவுகள் ( $r_{\text{Be}^{2+}} = 0.45 \text{ \AA}$  மற்றும்  $r_{\text{Al}^{3+}} = 0.54 \text{ \AA}$ ) அதிக அளவில் நெருக்கமான மதிப்புகளைக் கொண்டிருக்கவில்லை.
- எனினும் ஓரலகு பரப்பில் அவைகளின் அடர்த்தியானது நெருக்கமான மதிப்புகளைப் பெற்றுள்ளது. ( $\text{Be}^{2+} = 2.36$  மற்றும்  $\text{Al}^{3+} = 2.50$ ). இவைகளின் எலக்ட்ரான் கவர்த்தன்மை மதிப்புகளும் சமம் ( $\text{Be} = 1.5$  மற்றும்  $\text{Al} = 1.5$ ).

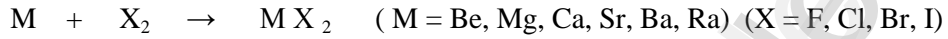
பெரிலியம் மற்றும் அலுமினியத்திற்கு இடையேயான ஒற்றுமைகள் :

- அலுமினியம் குளோரைடு போன்றே, குளோரைடு இணைப்பு பாலத்தினைக் கொண்டுள்ள இரட்டை வடிவமைப்பினை பெரிலியம் குளோரைடு கொண்டுள்ளது.

- பெரிலியம் மற்றும் அலுமினியம் ( $\text{BeF}_4^{2-}$ ,  $\text{AlF}_6^{3-}$ ) போன்ற அணைவுச் சேர்மங்களைத் தரும் இயல்பினை அதிக அளவில் பெற்றுள்ளது.
- பெரிலியம் மற்றும் அலுமினியத்தின் ஹைட்ராக்சைடுகள் ஈரியல்புத் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன.
- பெரிலியம் கார்பைடானது நீராற்பகுப்பில், அலுமினியம் கார்பைடைப் போலவே மீத்தேனைத் தருகிறது.
- பெரிலியம் மற்றும் அலுமினியம், நைட்ரிக் அமிலத்தால் செயலற்றதாகிறது.

**காரமண் உலோகங்களின் வேதிப்பண்புகள் :** கார உலோகங்களைக் காட்டிலும் காரமண் உலோகங்கள் குறைவான வினைத்திறனைப் பெற்றுள்ளன. தொகுதியில் கீழே வரும்போது இவற்றின் வினைத்திறன் அதிகரிக்கிறது.

- **ஹேலஜன்களுடன் வினை :** அதிக வெப்பநிலையில் அனைத்து காரமண் உலோகங்களும் ஹேலஜன்களுடன் இணைந்து அவைகளின் ஹேலைடுகளை உருவாக்குகின்றன.



- **ஹைட்ரஜனுடன் வினை :**

- பெரிலியத்தினைத் தவிர்த்து பிற தனிமங்கள் வெப்பப்படுத்தும்போது ஹைட்ரஜனுடன் இணைந்து  $\text{MH}_2$  என்ற பொது வாய்ப்பாடுடைய ஹைட்ரைடுகளைத் தருகிறது.
- $\text{BeCl}_2$  மற்றும்  $\text{LiAlH}_4$  ஆகியவற்றை வினைப்படுத்துவதன் மூலம்  $\text{BeH}_2$  ஐத் தயாரிக்கலாம்.



**காரமண் உலோகங்களின் பயன்கள் :**

**பெரிலியத்தின் பயன்கள் :**

- குறைந்த அணுஎண் மற்றும் X – கதிர்களை உட்கவர்தல் குறைவாக இருப்பதால், X – கதிர் குழாய்களின் வெளியேறும் பகுதி மற்றும் X – கதிர் கண்டுணர்விகளில் பயன்படுகிறது.
- கதிர் உமிழ்வு ஆய்வுகளில் மாதிரியினை வைக்கும் கலன்கள் பொதுவாக பெரிலியத்தினால் தயாரிக்கப்படுகிறது.
- ஆற்றல் மிக்க துகள்களை பெரிலியம் தன் வழியே அனுமதிப்பதால், இது துகள் முடுக்கிகளில் பயன்படும் குழாய்களில் பயன்படுகிறது.

**மெக்னீசியத்தின் பயன்கள் :**

- இரும்பு மற்றும் எ.கிலிருந்து சல்பரை நீக்கப் பயன்படுகிறது.
- ஆச்சிரும் தொழிலில், நிறற்பட அச்சு பதிவுகளை உருவாக்கப் பயன்படும் தகடுகளாகப் பயன்படுகிறது.
- ஆகாய விமானங்கள் மற்றும் ஏவுகணைகள் தயாரிப்பதில் மெக்னீசியத்தின் உலோகக் கலவைகள் பயன்படுகிறது.

**கால்சியத்தின் பயன்கள் :**

- கட்டுமானத்திற்கு பயன்படும் சிமெண்ட் மற்றும் கலவைகள் தயாரிப்பதில் பயன்படுகிறது.
- வெற்றிடக் குழாய்களில் வாயு மாசு நீக்கியாகப் பயன்படுகிறது.
- உரங்கள், கான்கிரீட்டுகள் மற்றும் பாரீஸ்சாந்து ஆகியவற்றில் உள்ளது.

**ஸ்ட்ரான்சியத்தின் பயன்கள் :**

- $^{90}\text{Sr}$  ஆனது கேன்சர் மருத்துவத்தில் பயன்படுகிறது.
- $^{87}\text{Sr}$ / $^{86}\text{Sr}$  விகிதமானது, கடல்சார் ஆய்வு மற்றும் விலங்குகளின் இடப்பெயற்சினை தொடர்தல், குற்ற தடயவியலில் பயன்படுகிறது.
- பாறைகள் வயதை தீர்மானிப்பதில் பயன்படுகிறது.

**பேரியத்தின் பயன்கள் :**

- உலோகவியலில் பயன்படுகிறது.
- இதன் சேர்மங்கள் பெட்ரோலியத் தொழிற்சாலைகள், கதிரியக்கவியல் மற்றும் வெப்ப தொழிற்நுட்பங்களில் பயன்படுகிறது.
- தாமிர உலோக தூய்மையாக்களில் ஆக்ஸிஜன் நீக்கியாகப் பயன்படுகிறது.
- தொலைக்காட்சி மற்றும் மின்னணுவியல் குழாய்களில் எஞ்சியுள்ள ஆக்ஸிஜனை நீக்கப் பயன்படும் தூய்மையாக்கியாகப் பயன்படுகிறது.

**ரேடியத்தின் பயன்கள் :**

- கடிகாரங்கள், அணுக்கரு தட்டுகள், வானூர்தி சாவிகள், உபகரண சுழற்றிகள் ஆகியவற்றிற்கான ஒளிரும் மேற்பூச்சுகளில் ரேடியம் பயன்படுகிறது.

**காரமண் உலோக சேர்மங்களின் பொதுப்பண்புகள் :**

- இரண்டாம் தொகுதி தனிமங்களில் அதிகமாக காணப்படும் ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலை +2 ஆகும்.
- காரமண் உலோகங்கள் உருவாக்கும் சேர்மங்கள் பெரும்பாலும் அயனித்தன்மை உடையவை.
- கார உலோக சேர்மங்களைக் காட்டிலும் குறைவான அயனித்தன்மையை பெற்றுள்ளன. ஏனெனில் இவைகள் சிறிய உருவளவு மற்றும் அதிக மின்சுமையைப் பெற்றுள்ளன.

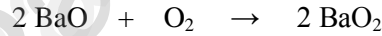
**ஆக்ஸைடுகள்:** காரமண் உலோகங்கள் பொதுவாக மோனாக்ஸைடுகளையும், பெராக்ஸைடுகளையும் தருகின்றன.

**➤ மோனாக்ஸைடு :**

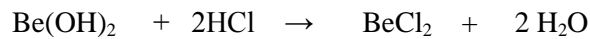
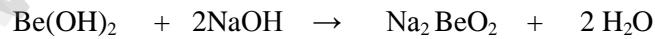
- உலோகங்களை ஆக்ஸிஜனுடன் வெப்பப்படுத்தி மோனாக்ஸைடுகள் பெறப்படுகின்றன.
- BeO மற்றும் MgO ஆனது நீரில் கரைவதில்லை. ஆனால் மற்ற தனிமங்களின் ஆக்ஸைடுகள் நீரில் கரைந்து ஹைட்ராக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன.
- Be<sup>2+</sup> அயனியானது சிறிய உருவளவைப் பெற்றுள்ளதால், BeO ஆனது சகப்பிணைப்புத் தன்மையைப் பெற்றுள்ளது. மற்றத் தனிமங்களின் ஆக்ஸைடுகள் அயனித் தன்மையுடையது.

**➤ பெராக்ஸைடுகள் :**

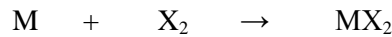
- பெரிலியத்தினைத் தவிர்த்து, பிற உலோகங்கள் பெராக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன.
- அதிக வெப்பநிலையில் மோனாக்ஸைடுகளை ஆக்ஸிஜனுடன் வினைப்படுத்தி இவைகள் பெறப்படுகின்றன.

**ஹைட்ராக்ஸைடுகள் :**

- BeO தவிர்த்து பிற ஆக்ஸைடுகள் அனைத்தும் காரத்தன்மை உடையவை. அவை நீருடன் வினைப்பறிந்து பகுதியளவு கரையக்கூடிய ஹைட்ராக்ஸைடுகளைத் தருகின்றன.
- ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக, காரமண் உலோக ஹைட்ராக்ஸைடுகளின் கரைதிறன், வெப்பநிலைப்புத் தன்மை மற்றும் காரத்தன்மை ஆகியவை அதிகரிக்கின்றன.
- எனினும் கார உலோக ஹைட்ராக்ஸைடுகளைக் காட்டிலும் காரமண் உலோக ஹைட்ராக்ஸைடுகள் குறைவான காரத்தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன.
- பெரிலியம் ஹைட்ராக்ஸைடு ஈரியல்புத் தன்மை உடையது. இது அமிலம் மற்றும் காரம் ஆகிய இரண்டுமும் வினைபுரிகிறது.

**ஹேலைடுகள் :**

- காரமண் உலோகங்கள் MX<sub>2</sub> என்ற பொதுவான வாய்ப்பாடுடைய ஹேலைடுகளை உருவாக்குகின்றன. உலோகங்களை ஹேலஜனுடன் வெப்பப்படுத்தி இவைகளைத் தயாரிக்க முடியும்.



- Be<sup>2+</sup> அயனியானது சிறிய உருவளவைப் பெற்றுள்ளதால், பெரிலியம் ஹேலைடு சகப்பிணைப்புத் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளது.



- பெரிலியம் ஹைலைடைத் தவிர்த்து, காரமண் உலோகங்களின் அனைத்து ஹைலைடுகளும் அயனித் தன்மை உடையவை.
- பிற உலோகங்களின் குளோரைடுகள் மற்றும் .புளூரைடுகள் அயனிப்படிக்களாகும். இவை உருகிய நிலை மற்றும் கரைசல் நிலையில் மின்சாரத்தினை நன்கு கடத்துகின்றன.

**ஆக்சோ அமில உப்புக்கள் :** காரமண் உலோகங்கள் ஆக்சோ அமிலங்களின் உப்புகளை உருவாக்குகின்றன.

- **கார்பனேட்டுகள் :**
  - எல்லா கார்பனேட்டுகளும் வெப்பப்படுத்தும்போது சிதைந்து கார்பன் டையாக்சைடு மற்றும் ஆக்சைடை தருகின்றன.
  - ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக, கார்பனேட்டுகளின் கரைதிறன் குறைகிறது.
  - தொகுதியில் கீழிருக்கும்போது, நேர் அயனிகளின் உருவளவு அதிகரிக்க அவற்றின் வெப்ப நிலைப்புத் தன்மை அதிகரிக்கிறது.
- **சல்பேட்டுகள் :**
  - காரமண் உலோகங்களின் சல்பேட்டுகள் வெப்பநிலைப்புத் தன்மையுடையவை.
  - $\text{BeSO}_4$  மற்றும்  $\text{MgSO}_4$  ஆகியவை நீரில் கரைகின்றன.  $\text{CaSO}_4$  லிருந்து  $\text{BaSO}_4$  க்கு செல்லும்போது கரைதிறன் குறைகிறது.
  - $\text{Be}^{2+}$  மற்றும்  $\text{Mg}^{2+}$  அயனிகள் நீரேற்ற என்டால்பி மதிப்புகள் அவற்றின் படிக்கூடு ஆற்றலைவிட அதிகமாக இருப்பதால் அவைகளின் சல்பேட்டுகள் நீரில் கரைகின்றன.
- **நைட்ரேட்டுகள் :**
  - கார்பனேட்டுகளை நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைத்து நைட்ரேட்டுகள் பெறப்படுகின்றன.
  - மெக்னீசியம் நைட்ரேட் ஆறு நீர் மூலக்கூறுகளுடன் படிக்கமாகின்றது. பேரியம் நைட்ரேட் நீரற்ற உப்பாக படிக்கமாகிறது.
  - உருவளவு அதிகரிக்கும்போது நைட்ரேட்டுகள் உருவாகும் இயல்பு குறைகிறது.
  - அனைத்து நைட்ரேட்டுகளும் வெப்பப்படுத்தும்போது ஆக்சைடுகளைத் தருகின்றன.

**கால்சியத்தின் முக்கியமானச் சேர்மங்கள் :**

**கால்சியம் ஆக்சைடு  $\text{CaO}$  :**

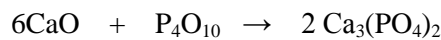
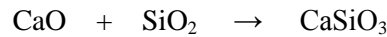
- வணிக ரீதியில் சுண்ணாம்புக் கல்லை, சுண்ணாம்பு காளவாயில் 1070 – 1270K வெப்பநிலை எல்லையில் வெப்பப்படுத்துவதன் மூலம் இது தயாரிக்கப்படுகிறது.



- வினை மீள்வினையாதலால், வினையினை முற்றிலும் நிகழ்த்த ஏதுவாக, வினையில் உருவாகும் கார்பன் டையாக்சைடு உடனடிக்குடன் நீக்கப்படுகிறது.

**கால்சியம் ஆக்சைடின் பண்புகள் :**

- கால்சியம் ஆக்சைடை காற்றில் வைக்கும்போது, கார்பன் டையாக்சைடு மற்றும் ஈரப்பதத்தினை உறிஞ்சுகிறது.
- வரையறுக்கப்பட்ட நீரினைச் சேர்க்கும்போது கால்சியம் ஆக்சைடு கட்டிகள் உடைக்கப்படுகின்றன. இச்செயல் சுண்ணாம்பை நீர்க்கச் செய்தல் என்றும் உருவாகும் விளைபொருள் நீற்றுச் சுண்ணாம்பு எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன.
- சுட்ட சுண்ணாம்பு, கார்பன் டையாக்சைடுடன் வினைப்பட்டு சோடா சுண்ணாம்பைத் தருகிறது. இது  $\text{SiO}_2$  மற்றும்  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  ஆகியவற்றுடன் சேர்ந்து முறையே  $\text{CaSiO}_3$  மற்றும்  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  ஆகியவற்றைத் தருகின்றது.



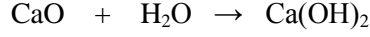
**கால்சியம் ஆக்சைடின் பயன்கள் :**

1. சிமெண்ட், கட்டுமானப் பூச்சுகள் மற்றும் கண்ணாடித் தயாரிப்பில் பயன்படுகிறது.
2. சோடியம் கார்பனேட் மற்றும் நீற்றுச்சுண்ணாம்பு தயாரித்தலில் பயன்படுகிறது.
3. சர்க்கரைத் தூய்மையாக்கலிலும் உலர்த்தும் வினைப்பொருளாகவும் பயன்படுகிறது.

C.PRABU.P G ASSIST(CHEMISTRY),GHS KALLAVI,KRISHNAGIRI DT. CELL : 94420104975, 8667598674.

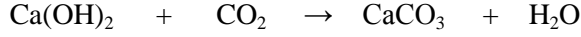
**Kindly send me your district question papers to our whatsapp number: 7358965593**

**கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடு தயாரித்தல் :** கால்சியம் ஆக்சைடுடன் நீரினைச் சேர்க்கும்போது கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடு கிடைக்கிறது.

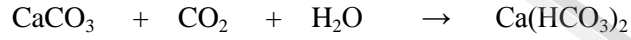


**கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடின் பண்புகள் :**

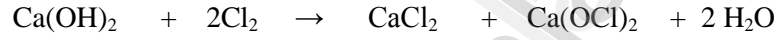
- இது நீரில் பகுதியளவே கரையும். இதன் நீர்க் கரைசல் சுண்ணாம்பு நீர் எனவும், நீற்றுச் சுண்ணாம்பின் தொங்கல் நீர்க் கரைசல் சுண்ணாம்பு பால் எனவும் அழைக்கப்படுகிறது.
- கார்பன் டையாக்சைடை நீற்றுச் சுண்ணாம்பின் வழியே செலுத்தும்போது, அது பால்போல மாறுகிறது. இதற்கு காரணம் இந்நிகழ்வில், கால்சியம் கார்பனேட் உருவாகிறது.



- கூடுதலாக அதிக அளவு கார்பன் டையாக்சைடு செலுத்தும்போது, வீழ்படிவு கரைந்து கால்சியம் ஹைட்ரஜன் கார்பனேட்டை தருகிறது.



- நீர்த்தச் சுண்ணாம்பு, குளோரினுடன் வினைபுரிந்து, சலவைத்தாளின் ஒரு பகுதிப் பொருளான ஹைப்போ குளோரைட்டைத் தருகிறது.



**கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடின் பண்புகள் :**

1. கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடு கட்டுமானப் பொருட்கள் மற்றும் கலவைகள் தயாரிப்பதில் பயன்படுகிறது.
2. நுண்ணுயிர் எதிர்ப்பு இயல்பினைப் பெற்றிருப்பதால் சுண்ணாம்பு அடித்தலில் பயன்படுகிறது.
3. கண்ணாடி உற்பத்தி செய்தல், தோல் பதனிடும் தொழில்கள், சலவைத்தாள் தயாரிப்பதில் மற்றும் சர்க்கரைத் தயாரித்தலில் பயன்படுகிறது.

**ஜிப்சம் :**

- வரலாற்றுக்கு முந்தைய பெரிய கடல் வடிநில பரப்பில் இருந்த நீர் ஆவியாவதால் ஜிப்சப் படுகைகள் உருவாகின்றன.
- நீர் ஆவியாக மாறும் போது அதில் அடங்கியுள்ள தாதுப்பொருட்கள் செறிவு அதிகரிப்பதுடன் அவை படிமமாகின்றன.

**ஜிப்சத்தின் பண்புகள் :**

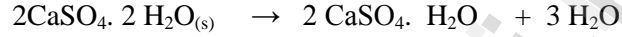
- ஜிப்சம் நீரில் ஓரளவிற்கு கரையும். வெப்பநிலை இதன் கரைதிறன் மீது தாக்கத்தினை ஏற்படுத்துகிறது. வெப்பநிலை அதிகரிக்கும்போது, மற்ற உப்புக்களைப் போல் அல்லாமல் இதன் கரைதிறன் குறைகிறது. ஜிப்சம் எதிர்கரைதிறன் என அழைக்கப்படுகிறது.
- ஜிப்சம் பொதுவாக நிறமற்ற வெண்மையாகவோ அல்லது வெளிர்ந்த நிறத்தையோ கொண்டிருக்கும்.
- சில நேரங்களில், ஜிப்சம் மலர்களின் இதழ்களை ஒத்த வடிவமைப்பில் கிடைக்கப் பெறுகிறது. இவ்வகை 'பாலைவன ரோஜா' என அழைக்கப்படுகிறது.
- ஜிப்சம் குறைவான வெப்பக் கடத்தும் திறனைப் பெற்றுள்ளது. இதன் காரணமாக உலர் சுவர்கள் மற்றும் சுவர்ப்பலகைகள் தயாரித்திட பயன்படுகிறது.
- ஜிப்சத்தின் ஒரு வகையான அலபாஸ்டர் அணிகலன்கள் தயாரிக்க பயன்படுகிறது.
- இது துகள் வடிவமுடைய, ஒளி ஊடுருவ இயலாத்தன்மை உடையது. 'மோ' கடினத்தன்மை அளவீட்டில் ஜிப்சத்தின் கடினத்தன்மை 1.5 முதல் 2.0 வரை. இதன் அடர்த்திஎண் 2.3 முதல் 2.4 வரை.

**ஜிப்சத்தின் பயன்கள் :**

1. உலர் பலகைகள், பூச்சப் பலகைகள் தயாரிப்பதில் ஜிப்சம் பயன்படுகிறது.
2. சுவர்களுக்கு இறுதி வடிவம் கொடுக்கவும், மேற்கூரைகள் மற்றும் அறைகளை பகுதிகளாக பிரிக்கவும் பூச்சப் பலகைகள் பயன்படுகிறது.
3. ஜிப்சத்தின் மற்றொரு பயன்பாடு பாரீஸ்சாந்து தயாரிப்பதாகும் ஜிப்சத்தினை 300° பாரன்ஹீட்டில் சூடுபடுத்தி பாரீஸ்சாந்து தயாரிக்கப்படுகிறது.
4. வேளாண்மைத் துறையில் மண்ணுடன் சேர்க்கப்படும் பொருளாகவும், கட்டுப்படுத்தியாகவும், உரமாகவும் பயன்படுகிறது.
5. ஜிப்சம் முக்கியமாக இணைத்தல் மற்றும் கெட்டியாக்கும் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளதால் பற்பசை, ஷாம்புகள் மற்றும் முடித்தொடர்பான பொருட்களில் பயன்படுகிறது.
6. போர்ட்லாண்டு சிமெண்ட்டுகளில், ஜிப்சம் ஒரு முக்கிய பகுதிப் பொருளாகும். இது கான்கிரீட்டுகள் கடினமாகும் வேகத்தினைக் கட்டுப்படுத்துகிறது.

**பாரீஸ்சாந்து (அ) கால்சியம் சல்பேட் ஹெமி ஹைட்ரேட் (CaSO<sub>4</sub>. ½ H<sub>2</sub>O) :**

- இது கால்சியம் சல்பேட்டின் ஹெமிஹைட்ரேட்டாகும்.
- ஜிப்சத்தை (CaSO<sub>4</sub>. 2 H<sub>2</sub>O), 393K வெப்பநிலைக்கு வெப்பப்படுத்தி பாரீஸ்சாந்து பெறப்படுகிறது.



- 393K வெப்பநிலைக்கு மேல் எவ்வித நீரேறிய மூலக்கூறும் காணப்படுவதில்லை. மேலும் நீர்ற்ற கால்சியம் சல்பேட்(CaSO<sub>4</sub>) உருவாகிறது. இது முற்றிலும் எரிக்கப்பட்ட சாந்து என அழைக்கப்படுகிறது.
- இது நீருடன் சேர்ந்து கடினமாகும் பண்பினைப் பெற்றுள்ளது. போதுமான அளவு நீருடன் இதனைச் சேர்க்கும்போது இது நெகிழியைப் போன்ற பொருளாக மாறி 5 முதல் 15 நிமிடங்களில் கடினமான பொருளாக மாறுகிறது.

**பாரீஸ்சாந்துவின் பயன்கள் :**

1. கட்டுமானத் தொழிலில் இது அதிக அளவில் பயன்படுகிறது.
2. ஒரு உறுப்பில் எலும்பு முறிவு அல்லது சுளுக்கு பாதிக்கப்பட்டுள்ள இடங்களை நகராமல் இருத்தி வைக்க பயன்படுகிறது.
3. பற்சீராக்கும் துறை, அணிகலன்கள் உருவாக்கும் தொழில், சிலைகள் மற்றும் வார்ப்புகள் உருவாக்குவதில் இது பயன்படுகிறது.

**மெக்னீசியம் மற்றும் கால்சியத்தின் உயிரியல் முக்கியத்துவம் :**

- ஒரு சராசரி மனித உடலில் 25g அமக்னீசியம் மற்றும் 1200g கால்சியம் அடங்கியுள்ளது.

**மெக்னீசியத்தின் முக்கியத்துவம் :**

- நொதிகள் வினையூக்கிகளாகச் செயல்படும் உயிர்வேதி வினைகளில் மெக்னீசியம் முக்கிய பங்காற்றுகிறது.
- பாஸ்பேட் பரிமாற்றம் மற்றும் ஆற்றல் வெளிப்படுத்துதலில் ATP யை பயன்படுத்தும் நொதிகளில் இது இணைக்காரணியாகவும் செயல்படுகிறது.
- இது DNA தொகுத்தலுக்கும் அதன் செயல்பாடுகளுக்கும் மிக முக்கியமானதாகும்.
- நம் உடலில் மின்பகுளிகளை சமன்படுத்தும் பணியிலும் இது பயன்படுகிறது.
- இதன் குறைபாடு வலிப்பு மற்றும் நரம்புத் தசை இணைப்பில் எரிச்சல் உருவாக காரணமாக அமைகிறது.
- ஒளிச்சேர்க்கையில் முக்கியப்பங்கு வகிக்கும் நிறமியான குளோரோஃபில் மெக்னீசியத்தினைக் கொண்டுள்ளது.

**கால்சியத்தின் முக்கியத்துவம் :**

- எலும்பு மற்றும் பற்களில் முக்கியப் பகுதிப் பொருளாக கால்சியம் பயன்படுகிறது.
- கால்சிடோனின் மற்றும் பாரா தைராய்டு ஹார்மோன்களால் இரத்தத்தில் இதன் அளவு பராமரிக்கப்படுகிறது.
- இரத்தத்தில் கால்சியத்தின் குறைபாட்டினால், இரத்தம் உறைய அதிக நேரம் ஆகிறது. மேலும் இது தசை சுருக்கத்திற்கும் முக்கிய காரணமாகிறது.

## அலகு 6. வாயு நிலைமை

பாட அறிமுகம் :

- நாம் உணவில்லாமல் சில வாரங்களும், நீரில்லாமல் சில நாட்களும் உயிர்வாழ இயலும் ஆனால் காற்றில்லாமல் சில நிமிடங்கள் மட்டுமே உயிர்வாழ இயலும்.
- ஒவ்வொரு நொடிப்பெழுதும் நாம் நுரையீரல் முழுவதும் நிரம்பும் வகையில் காற்றினை உட்கவாசிக்கின்றோம். சில காற்று மூலக்கூறுகள் நமது தேவைக்கு பயன்படுகிறது. நமக்கு தேவையற்ற சில மூலக்கூறுகள் வெளிசுவாசத்தின் மூலம் நம்மை சுற்றியுள்ள காற்றில் கலந்து விடுகிறது.
- நம்மைச் சூழ்ந்துள்ள காற்றானது வாயு நிலைமையில் உள்ளது. இது பருப்பொருளின் எளிய நிலையாகும். வாயுக்களின் இயைபினைப் பொருத்து அதன் வேதித் தன்மை அமைந்தாலும், அனைத்து வாயுக்களும் இயற்பண்புகளில் குறிப்பிடத்தக்க அளவில் ஒத்த பண்புகளைக் கொண்டுள்ளன.
- புவி வளிமண்டலத்தில் உள்ள காற்றினால் சூழப்பட்டுள்ளது. இக்காற்றின் இயைபு சுமார் 78% நைட்ரஜன், 21% ஆக்ஸிஜன் மற்றும் 1% பிற வாயுக்களையும் உள்ளடக்கியது.
- நாமறிந்த தனிமங்களில், ஏழு தனிமங்கள் மட்டுமே இயல்பான வளிமண்டல நிலையில் வாயு நிலைமையில் காணப்படுகிறது. ஹைட்ரஜன்(H<sub>2</sub>), நைட்ரஜன்(N<sub>2</sub>), ஆக்ஸிஜன்(O<sub>2</sub>), புளூரின்(F<sub>2</sub>), மற்றும் குளோரின்(Cl<sub>2</sub>), ஆகியன வாயு நிலைமையில் காணப்படும் ஈரணு மூலக்கூறுகளாகும்.
- ஓசோனும் ஆக்ஸிஜனைப் போன்று அறை வெப்பநிலையில் வாயு நிலைமையில் காணப்படுகிறது.
- 18 வது தொகுதியைச் சேர்ந்த மந்த வாயுக்களான ஹீலியம்(He), நியான்(Ne), ஆர்கான் (Ar), கிரிப்டான்(Kr), செனான்(Xe), மற்றும் ரேடான்(Ra), ஆகியவை ஓரணு வாயுக்களாகும்.
- கார்பன் மோனாக்சைடு(CO), கார்பன் டையாக்சைடு(CO<sub>2</sub>), நைட்ரஜன் டையாக்சைடு(NO<sub>2</sub>), மற்றும் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடு(NO), ஆகிய சேர்மங்களும் சாதாரண வெப்ப அழுத்த நிலைகளில் வாயு நிலைமைகளில் காணப்படுகின்றன.

அழுத்தம் :

- விசையினை, விசை செலுத்தப்படும் பரப்பினால் வகுக்க கிடைப்பது அழுத்தம் என வரையறுக்கப்படுகிறது. அழுத்தத்தின் SI அலகு பாஸ்கல் ஆகும். இதனை ஒரு சதுர மீட்டருக்கு ஒரு நியூட்டன் (Nm<sup>-2</sup>).

$$\text{அழுத்தம்} = \frac{\text{விசை ( N அல்லது Kgms}^{-2}\text{)}}{\text{பரப்பளவு}}$$

அழுத்தத்தின் பல்வேறு அலகுகள் :

வ.எண்	அலகு	குறியீடு	மதிப்பு(Nm <sup>-2</sup> or Kgms <sup>-2</sup> )
1	Pascal	Pa	1 Pa = 1 Nm <sup>-2</sup>
2	Atmosphere	atm	1 atm = 101325 Pa
3	Millimeter of mercury	mmHg	1 mmHg = 133.322 Pa
4	Bar	bar	1 bar = 10 <sup>5</sup> pa
5	Torr	Torr	1 torr = 133.322 Pa
6	Pound per square inch	psi	1 psi = 6894.76 Pa

வாயு விதிகள் :

**பாயில் விதி :** வாயுக்களின் அழுத்தம் மற்றும் கனஅளவு ஆகியவற்றிற்கு இடையேயான தொடர்பினை அறியும் பொருட்டு ராபர்ட் பாயில் தொடர்ச்சியான பரிசோதனைகளை மேற்கொண்டார்.

- U வடிவ உபகரணத்தின் இரு முனைகளிலும் உள்ள பாதரச மட்டத்தின் அளவு சமமாகும் வரை உபகரணத்தின் திறந்த முனை வழியே பாதரசம் சேர்க்கப்படுகிறது.
- மூடிய முனையில் அடைபட்டுள்ள காற்றின் கனஅளவு, ஆரம்ப நிலைநில் இந்த அளவில் பாதியாகும் வகையில் கூடுதலாக பாதரசத்தினை சேர்க்கவும்.

- கூடுதலாக பாதரசம் சேர்க்கப்பட்டால், வாயு உணரும் அழுத்தமானது, இரு முனைகளில் உள்ள பாதரச மட்டங்களுக்கு இடையேயான வேறுபாட்டினால் பெறப்படுகிறது.
- ஆரம்ப நிலையில் இரு முனைகளிலும் உள்ள பாதரச மட்டங்களுக்கு இடையே வேறுபாடு பூஜ்யமாகும். எனவே அடைப்பட்ட வாயு உணரும் அழுத்தம், வளிமண்டல அழுத்தமான 1 atm க்குச் சமம்.
- அடைப்பட்ட வாயுவின் கனஅளவு ஆரம்ப அளவைக் காட்டிலும் சரிபாதிளவு குறைக்கப்படும்போது, பாதரச மட்டங்களுக்கு இடையேயான வேறுபாடு 760 mm ஆக அதிகரிக்கிறது. இந்நிலையில் அடைப்பட்ட வாயு உணரும் அழுத்தம் 2 atm ஆகும்.
- இதனடிப்படையில், ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில், குறிப்பிட்ட நிறையுள்ள வாயு அடைத்துக்கொள்ளும் கனஅளவானது அதன் அழுத்தத்திற்கு எதிர்விகித தொடர்புடையது என பாயில் முடிவு செய்தார்.
- கணதவியல் முறைப்படி, பாயில் விதியினைக் கீழ்க்கண்டவாறு எழுதலாம்.

$$V \propto \frac{1}{P} \quad V = k \times \frac{1}{P} \quad k - \text{விகித மாறிலி}$$

மாறாத வெப்பநிலை மற்றும் நிறையில்,

$$PV = k$$

- எனவே, மாறாத வெப்பநிலையில் இருவேறு நிலைகளில் உள்ள குறிப்பிட்ட நிறையுள்ள ஒரு வாயுவிற்கு பாயில் விதியினை நாம் பின்வருமாறு எழுதலாம்.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = k$$

- PV தொடர்பினை நாம் பின்வருமாறு புரிந்துக் கொள்ளலாம். வாயுக்களின் மூலக்கூறுகள் கொள்கலனின் சுவற்றின் மீது மோதுவதால் ஏற்படும் மூலக்கூறுகளின் மீதான விசை வாயுவின் அழுத்தத்திற்கு காரணமாக அமைகிறது.
- ஒரு குறிப்பிட்ட அளவுள்ள, வாயுவின் கனஅளவு பாதியாகக் குறைக்கப்படும்போது, வாயுவின் அடர்த்தி இருமடங்காகிறது. எனவே கலனின் ஓரலகு பரப்பில் மோதும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் இரு மடங்காகிறது. இதன் காரணமாக வாயுவின் அழுத்தமும் இரு மடங்காகிறது.

**பாயில் விதியின் விளைவுகள் :**

- பாயில் விதியிலிருந்து அழுத்தம் - அடர்த்தி இவற்றிற்கு அடையேயான தொடர்பினை பின்வருமாறு தருவிக்கலாம்.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$P_1 \frac{m}{d_1} = P_2 \frac{m}{d_2}$$

இங்கு 'm' என்பது வாயுவின் நிறை,  $d_1$  மற்றும்  $d_2$  என்பன முறையே  $P_1$  மற்றும்  $P_2$  அழுத்த நிலைகளில் அடர்த்தி மதிப்புகளைக் குறிப்பிடுகின்றன.

$$\frac{P_1}{d_1} = \frac{P_2}{d_2}$$

- அதாவது, வாயுவின் அடர்த்தி, அதன் அழுத்தத்திற்கு நேர்விகித தொடர்புடையது.

**கனஅளவின் மீதான அழுத்தத்தின் விளைவின் மூலம் பாயில் விதியினை சரிபார்த்தல் :**  
விடுபட்ட அளவீடுகளை கனஅளவு மற்றும் அழுத்தத்தைக் கண்டறிக.

$$\begin{array}{lll} P_1 = 1 \text{ atm} & P_2 = 2 \text{ atm} & P_3 = ? \text{ atm} \\ V_1 = 1 \text{ dm}^3 & V_2 = ? \text{ dm}^3 & V_3 = 0.25 \text{ dm}^3 \\ T = 298 \text{ K} & T = 298 \text{ K} & T = 298 \text{ K} \end{array}$$

**தீர்வு :**

பாயில் விதியின்படி, மாறாத வெப்பநிலையில் ஒரு குறிப்பிட்ட நிறையுடைய வாயுவிற்கு

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 = P_3 V_3$$

$$1 \text{ atm} \times 1 \text{ dm}^3 = 2 \text{ atm} \times V_2 = P_3 \times 0.25 \text{ dm}^3$$

$$2 \text{ atm} \times V_2 = 1 \text{ atm} \times 1 \text{ dm}^3$$

$$V_2 = \frac{1 \text{ atm} \times 1 \text{ dm}^3}{2 \text{ atm}}$$

$$V_2 = 0.5 \text{ dm}^3$$

$$P_3 \times 0.25 \text{ dm}^3 = 1 \text{ atm} \times 1 \text{ dm}^3$$

$$P_3 = \frac{1 \text{ atm} \times 1 \text{ dm}^3}{0.25 \text{ dm}^3}$$

$$P_3 = 4 \text{ atm}$$

சார்லஸ் விதி :

- J.A.C சார்லஸ் என்பவரால் வாயுவின் கனஅளவிற்கும், அதன் வெப்பநிலைக்கும் இடையேயான தொடர்பு குறித்து ஆய்வு மேற்கொள்ளப்பட்டது.
- ஒரு குறிப்பிட்ட நிறையுள்ள வாயுவிற்கு, அதன் அழுத்தம் மாறாதிருக்கும்போது, கனஅளவானது அதன் வெப்பநிலையுடன் நேர்விகிதத் தொடர்புடையது.

$$V \propto T$$

$$V = kT \quad (\text{அல்லது}) \quad \frac{V}{T} = \text{மாறிலி}$$

- வாயுவில் வெப்பநிலை அதிகரிக்கும்போது மாறிலியாக அமையும் வகையில் அதன் கனஅளவு நேர்விகிதத்தில் அதிகரிக்கிறது. மாறாத அழுத்தத்தில் உள்ள ஒரு அமைப்பிற்கு

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{மாறிலி.}$$

- உதாரணமாக, பனிக்கட்டி குளிர்நிலையில் உள்ள நீரில் உள்ள பலூனை, கொதி நீருள்ள மற்றொரு தொட்டிக்கு மாற்றும்போது, பலூனிலுள்ள வாயுவின் வெப்பநிலை அதிகரிக்கிறது. இதன் விளைவாக, பலூனில் உள்ள வாயு மூலக்கூறுகள் வேகமாக நகர்கின்றன. எனவே வாயு விரிவடைந்து கனஅளவு நகர்கின்றன.

கனஅளவின் மீதான அழுத்தத்தின் விளைவின் மூலம் பாயில் விதியினை சரிபார்த்தல் :

விடுபட்ட அளவீடுகளை கனஅளவு மற்றும் அழுத்தத்தைக் கண்டறிக.

$$P_1 = 1 \text{ atm}$$

$$P_2 = 1 \text{ atm}$$

$$P_3 = 1 \text{ atm}$$

$$V_1 = 0.3 \text{ dm}^3$$

$$V_2 = ? \text{ dm}^3$$

$$V_3 = 0.15 \text{ dm}^3$$

$$T_1 = 200 \text{ K}$$

$$T_2 = 300 \text{ K}$$

$$T_3 = ? \text{ K}$$

தீர்வு :

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{V_3}{T_3}$$

$$\frac{0.3 \text{ dm}^3}{200 \text{ K}} = \frac{V_2}{300 \text{ K}} = \frac{0.15 \text{ dm}^3}{T_3}$$

$$\frac{V_2}{300 \text{ K}} = \frac{0.3 \text{ dm}^3}{200 \text{ K}}$$

$$V_2 = \frac{300 \text{ K} \times 0.3 \text{ dm}^3}{200 \text{ K}}$$

$$V_2 = 0.45 \text{ dm}^3 \quad \text{மற்றும்}$$

$$\frac{0.15 \text{ dm}^3}{T_3} = \frac{0.3 \text{ dm}^3}{200 \text{ K}}$$

$$T_3 = \frac{0.15 \text{ dm}^3 \times 200 \text{ K}}{0.3 \text{ dm}^3}$$

$$T_3 = 100 \text{ K.}$$

கேலூசாக்கின் விதி :

- மாறாத கனஅளவில், ஒரு குறிப்பிட்ட நிறையுள்ள வாயுவிற்கு, அழுத்தமானது அதன் வெப்பநிலையுடன் நேர்விகிதத் தொடர்புடையது.

$$P \propto T$$

$$P = kT \quad (\text{அல்லது}) \quad \frac{P}{T} = \text{மாறிலி}$$

$T_1$  மற்றும்  $T_2$  ஆகிய வெப்பநிலைகளில் வாயுவின் அழுத்த மதிப்புகள் முறையே  $P_1$  மற்றும்  $P_2$  எனில், கேலூசாக் விதிப்படி,

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

அவகாட்ரோ கருதுகோள் :

- சமவெப்ப அழுத்த நிலைகளில், சமகனஅளவுள்ள அனைத்து வாயுக்களும், சம எண்ணிக்கையுள்ள மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிருக்கும்.

$$V \propto n$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} = \text{மாறிலி.}$$

இங்கு  $V$ ,  $n_1$  என்பன வாயுவின் கனஅளவு மற்றும் மோல்களின் எண்ணிக்கையினை குறிப்பிடுகின்றன.

நல்லியல்பு வாயுச் சமன்பாடு :

- $T, P, V$  மற்றும்  $n$  ஆகிய நான்கு மாறிலிகளைக் கொண்டு, வாயு நிலைமையினை முழுமையாக விவரிக்க இயலும்.
- இவற்றிற்கு இடையேயானத் தொடர்பினை பாயில் விதி, சார்லஸ் விதி மற்றும் அவகாட்ரோ விதி ஆகியவற்றைக் கொண்டு வருவிக்கலாம்.

$$\text{பாயில் விதி} \quad V \propto \frac{1}{P}$$

$$\text{சார்லஸ் விதி} \quad V \propto T$$

$$\text{அவகாட்ரோ விதி} \quad V \propto n$$

- மேற்கண்டுள்ள சமன்பாடுகளை இணைப்பதன் மூலம், அனைத்து வாயுக்களின் இயற்பண்புகளை விவரிக்க உதவும் பொதுவான சமன்பாட்டினை உருவாக்கலாம்.

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

$$V = \frac{nRT}{P}$$

இங்கு  $R$  என்பது வாயுமாறிலி என்றழைக்கப்படும் விகித மாறிலியாகும்.

- மேற்கண்டுள்ள சமன்பாட்டினை மாற்றியமைத்தால் நல்லியல்பு வாயுச் சமன்பாடு உருவாகிறது.

$$PV = Nrt$$

- $R$  ன் மதிப்பினை பின்வரும் சமன்பாட்டினை பயன்படுத்தி நாம் கணக்கிடலாம்.

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

- P ன் மதிப்பு 1 atm, கனஅளவு 22.414 dm<sup>3</sup> மற்றும் வெப்பநிலை 273.15 K ஆக உள்ள போது 1 மோல் வாயுவிற்கு

$$R = \frac{1 \text{ atm} \times 22.414 \text{ dm}^3}{1 \text{ mol} \times 273.15 \text{ K}}$$

$$R = 0.0821 \text{ dm}^3 \text{ atm. Mol}^{-1} \text{ K}^{-1}.$$

- திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலைகளில் P = 1 bar (10<sup>5</sup> Pascal) வெப்பநிலை 273.15 K ல் 1 மோல் வாயு அடைத்துக்கொள்ளும் கனஅளவு V = 22.71 x 10<sup>-3</sup> m<sup>3</sup>.

$$R = \frac{10^5 \text{ Pa} \times 22.71 \times 10^{-3} \text{ m}^3}{1 \text{ mol} \times 273.15 \text{ K}}$$

$$R = 8.314 \text{ Pa m}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$R = 8.314 \times 10^{-5} \text{ bar m}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$R = 8.314 \times 10^{-2} \text{ bar dm}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$R = 8.314 \times 10^{-2} \text{ bar L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$R = 8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}.$$

- 70<sup>0</sup> C ல் 6 dm<sup>3</sup> கனஅளவுடைய ஒரு எ.கு கலனில் உள்ள 2 மோல் சல்பர் ஹைக்ஸைபுரேடன் அழுத்தத்தினை அவ்வாயுவினை நல்லியல்பு வாயுவாகக் கருதி கணக்கிடுவோம்.

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{2 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ L atm. K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times (70+273 \text{ K})}{6 \text{ dm}^3}$$

$$P = 9.39 \text{ atm.}$$

**வாயுக்களின் கலவை – டால்டனின் பகுதி அழுத்த விதி :**

- ஜான் டால்டனின் கூற்றுப்படி, ஒன்றோடொன்று வினைப்புரியாத வாயுக்கலவையின் மொத்த அழுத்தமானது, அதில் அடங்கியுள்ள ஒவ்வொரு வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்களின் கூடுதலுக்குச் சமமாகும்.
- வாயுக்கலவையில் உள்ள ஒரு ஒரு வாயுவின் பகுதி அழுத்தம் என்பது அவ்வாயு அதே வெப்பநிலை மற்றும் கனஅளவில் தனித்து இருக்குமேயானால் அதனால் உணரும் அழுத்தம் என அழைக்கப்படுகிறது.
- V கனஅளவுடைய கொள்கலனில் உள்ள 1,2 மற்றும் 3 ஆகிய வாயுக்கள் அடங்கிய கலவையிலுள்ள வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்கள் முறையே P<sub>1</sub>, P<sub>2</sub> மற்றும் P<sub>3</sub> எனில் அதன் மொத்த அழுத்தம் P<sub>மொத்தம்</sub> என்பது

$$P_{\text{மொத்தம்}} = P_1 + P_2 + P_3$$

வாயுக்கள் நல்லியல்பு தன்மையினைப் பெற்றிருப்பதாக கருதினால்,

$$P_1 = n_1 \frac{RT}{V} \quad P_2 = n_2 \frac{RT}{V} \quad P_3 = n_3 \frac{RT}{V}$$

$$P_{\text{மொத்தம்}} = n_1 \frac{RT}{V} + n_2 \frac{RT}{V} + n_3 \frac{RT}{V}$$

$$= (n_1 + n_2 + n_3) \frac{RT}{V}$$



$$P_{\text{மொத்தம்}} = n_{\text{(மொத்தம்)}} \frac{RT}{V}$$

➤ பகுதி அழுத்தத்தினை பின்வருமாறும் எழுதலாம்

$\frac{RT}{V}$  ஐ  $\frac{P_1}{n_1}$  அல்லது  $\frac{P_2}{n_2}$  அல்லது  $\frac{P_3}{n_3}$  எனவும் குறிப்பிடலாம் அல்லது பொதுவாக  $\frac{P_i}{n_i}$  எனவும் குறிப்பிடலாம்.

$$\text{எனவே } P_{\text{மொத்தம்}} = n_{\text{(மொத்தம்)}} \frac{P_i}{n_i} = \frac{n_{\text{Total}}}{n_i} \times P_i$$

$$P_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}} \times P_{\text{total}} = X_i P_{\text{total}}$$

இங்கு  $X$  என்பது  $i$  என்ற கூறின் மோல் பின்னமாகும்.

**டால்டன் விதியின் பயன்பாடுகள் :**

➤ நீரின கீழ்முக இடப்பெயர்ச்சி செய்வதன் மூலம் வாயுக்களை சேகரிக்கும் ஒரு வினையில், சேகரிக்கப்படும் உலர் வாயுவின் அழுத்தத்தினை டால்டனின் பகுதி அழுத்த விதியினைப் பயன்படுத்தி பின்வருமாறு கணக்கிடலாம்.

$$P_{\text{சேகரிக்கப்பட்ட உலர்வாயு}} = P_{\text{மொத்தம்}} - P_{\text{நீர்வா}}$$

$P_{\text{நீர்வா}}$  என்பது பொதுவாக நீர் இழுவிசை என வழங்கப்படுகிறது.

➤ ஒரு வாயுக் கலவையானது, 4.76 மோல் Ne, 0.74 மோல் Ar மற்றும் 2.5 மோல் Xe வாயுக்களைக் கொண்டுள்ளது. ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில், அதன் மொத்த அழுத்தம் 2 atm எனில் வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்களைக் கணக்கிடுக.

$$P_{\text{Ne}} = X_{\text{Ne}} P_{\text{Total}}$$

$$X_{\text{Ne}} = \frac{n_{\text{Ne}}}{n_{\text{Ne}} + n_{\text{Ar}} + n_{\text{Xe}}}$$

$$X_{\text{Ne}} = \frac{4.76}{4.76 + 0.74 + 2.5} = 0.595$$

$$X_{\text{Ar}} = \frac{n_{\text{Ar}}}{n_{\text{Ne}} + n_{\text{Ar}} + n_{\text{Xe}}}$$

$$X_{\text{Ar}} = \frac{0.74}{4.76 + 0.74 + 2.5} = 0.093$$

$$X_{\text{Xe}} = \frac{n_{\text{Xe}}}{n_{\text{Ne}} + n_{\text{Ar}} + n_{\text{Xe}}}$$

$$X_{\text{Xe}} = \frac{2.5}{4.76 + 0.74 + 2.5} = 0.312$$

$$P_{\text{Ne}} = X_{\text{Ne}} P_{\text{Total}} = 0.595 \times 2 = 1.19 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Ar}} = X_{\text{Ar}} P_{\text{Total}} = 0.093 \times 2 = 0.186 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Xe}} = X_{\text{Xe}} P_{\text{Total}} = 0.312 \times 2 = 0.624 \text{ atm.}$$

கிரஹாமின் வாயு விரவுதல் விதி :

- இரு வினைப்புரியாத வாயுக்களை ஒன்றோடொன்று கலந்திட அனுமதிக்கும்போது, வாயு மூலக்கூறுகள் அதிக செறிவுள்ள பகுதியிலிருந்து குறைவான செறிவுள்ள பகுதிக்கு நகர்கின்றன.
- ஒரு வாயுவின் மூலக்கூறுகள் மற்றொரு வாயுவின் வழியே நகரும் இப்பண்பானது விரவுதல் என்று அழைக்கப்படுகிறது.
- ஒரு கலனில் உள்ள வாயுவானது, ஒரு மிகச்சிறிய துளையின் வழியே வெளியேறும் நிகழ்வானது பாய்தல் என அழைக்கப்படுகிறது.
- ஒரு வாயுவின் விரவுதல் அல்லது பாய்தல் வீதமானது, அதன் மோலார் நிறையின் வர்க்கமூலத்திற்கு எதிர் விகிதத்தில் அமையும். இக்கூற்று கிரஹாமின் வாயு விரவுதல் விதி என அழைக்கப்படுகிறது.

விரவுதல் அல்லது பாய்தல் வீதம்  $\propto \frac{1}{\sqrt{M}}$

$$\text{மாறாக } \frac{r_A}{r_B} = \frac{P_A}{P_B} \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

இங்கு  $r_A$  மற்றும்  $r_B$  என்பன முறையே  $M_A$  மற்றும்  $M_B$  ஆகியவற்றை மூலக்கூறு நிறைகளாக கொண்ட A மற்றும் B ஆகிய வாயுக்களின் விரவுதல் வீதங்களாகும்.

சமவெப்ப அழுத்த நிலையில், ஒரு குறிப்பிட்ட வாயுவின் விரவுதல் வீதம், நைட்ரினைக் காட்டிலும் 0.5 மடங்கு அதிகம். அக்குறிப்பிட்ட வாயுவின் மோலார் நிறையினைக் கணக்கிடுக.

$$\frac{\text{rate}_{\text{particular gas}}}{\text{rate}_{N_2}} = \sqrt{\frac{M_{N_2}}{M_{\text{particular gas}}}}$$

$$0.5 = \sqrt{\frac{28 \text{ g mol}^{-1}}{M_{\text{particular gas}}}}$$

$$(0.5)^2 = \frac{28 \text{ g mol}^{-1}}{M_{\text{particular gas}}}$$

$$M_{\text{குறிப்பிட்ட வாயு}} = \frac{28}{0.25} = 112 \text{ g mol}^{-1}.$$

நல்லியல்புத் தன்மையிலிருந்து விலகலடைதல் :

- $PV = nRT$  என்ற வாயுச் சமன்பாடு உருவாவதற்கு அடிப்படையாக அமைந்துள்ள வாயுக்களின் இயக்கவியற்கொள்கையின்படி, வாயுவின் ஒட்டுமொத்த கனஅளவோடு ஒப்பிடும்போது, தனிப்பட்ட ஒரு வாயு மூலக்கூறு அடைத்துக்கொள்ளும் கனஅளவு என்பது புறக்கணக்கத்தக்கது.
- மேலும் வாயு மூலக்கூறுகளுக்கிடையே கவர்ச்சிவிசை ஏதுமில்லை.
- மேற்கண்டுள்ள இவ்விரு ஊகத்தின் அடிப்படையிலான கோட்பாடுகளுக்கு உட்பட்டு செயல்படும் வாயுக்கள் நல்லியல்பு வாயுக்கள் எனப்படும்.
- ஆனால் நடைமுறையில் அனைத்து வெப்ப அழுத்த நிலைகளிலும் ஊகத்தின் அடிப்படையிலான இவ்விரு கருதுகோள்களும் சரியானவை அல்ல.
- எடுத்துக்காட்டாக, வாயுக்களை திரவமாக்குதல் நிகழ்வானது, வாயு மூலக்கூறுகளுக்கிடையே கவர்ச்சி விசை உள்ளது என்பதைக் காட்டுகிறது.
- எனவே அனைத்து வெப்ப அழுத்த நிலைகளிலும் எந்த ஒரு வாயுவும் நல்லியல்பு வாயுவின் தன்மையினை பெற்றிருக்க இயலாது. நல்லியல்புத் தன்மையற்ற வாயுக்கள் இயல்பு வாயுக்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன.
- இயல்பு வாயுக்கள் சில நிபந்தனைகளில்(வெப்ப அழுத்த நிலைகளில்) நல்லியல்புத் தன்மையை நெருங்குகின்றன.

**அழுக்கத்திறன் காரணி :**

- இயல்பு வாயுக்கள், நல்லியல்புத் தன்மையிலிருந்து விலகலடைதலை PV மற்றும் nRT க்கு இடையேயான விகிதத்தின் அடிப்படையில் அளவிட இயலும். இக்காரணி அழுக்கத்திறன் காரணி எனப்படுகிறது.

$$Z = \frac{PV}{nRT}$$

- நல்லியல்பு வாயுக்களுக்கு PV = nRT எனவே, அனைத்து வெப்ப அழுத்த நிலைகளிலும் Z = 1. இவ்வாயுக்களுக்கான Z Vs P வரைபடமானது அழுத்த அச்சிற்கு இணையான நேர்கோடாக அமையும்.
- வாயுக்கள் நல்லியல்புத் தன்மையிலிருந்து விலகலடையும் போது Z ன் மதிப்பானது ஒன்றிலிருந்து விலகலடைகிறது.
- அனைத்து வாயுக்களுக்கும் மிகக்குறைந்த அழுத்தம் மற்றும் மிக அதிக வெப்பநிலைகளில் அழுக்கத்திறன் காரணியின் மதிப்பு ஒன்றிற்கு அருகில் அமைந்துள்ளது. மேலும் வாயுக்கள் நல்லியல்புத் தன்மையுடையதாக செயல்படுகின்றன.

**அழுத்தம் குறைவாக உள்ளபோது :**

- அழுத்தம் குறைவாக உள்ளபோது, வாயு மூலக்கூறுகளின் கனஅளவோடு ஒப்பிடும்போது, கொள்கலனின் கனஅளவு மிக அதிகமாகும். எனவே, தனித்த வாயு மூலக்கூறின் கனஅளவானது புறக்கணிக்கத்தக்கது.
- மேலும் வாயு மூலக்கூறுகள் ஒன்றிற்கொன்று தொலைவில் அமைவதால், அவற்றிற்கிடையேயான கவர்ச்சி விசையும் புறக்கணிக்கத்தக்கது.

**அழுத்தம் அதிகமாக உள்ளபோது :**

- அழுத்தம் அதிகரிக்கப்படும்போது, வாயுக்களின் அடர்த்தி அதிகரிப்பதுடன் வாயு மூலக்கூறுகள் ஒன்றிற்கொன்று நெருக்கமாகவும் அமைகின்றன.
- எனவே வாயு மூலக்கூறுகளின் இயக்கத்தினை பாதிக்கும் வகையில் அவைகளுக்கிடையேயான கவர்ச்சி விசைகுறிப்பிடத்தக்க அளவு போதுமானதாக உள்ளது.
- மேலும் வாயுக்கள் நல்லியல்புத் தன்மை உடையதாக இருப்பதில்லை.

**வெப்பநிலை அதிகமாக உள்ளபோது :**

- அதிக வெப்பநிலையில், வாயு மூலக்கூறுகளின் சராசரி இயக்க ஆற்றல் மிக அதிகம்.
- எனவே அவைகளுக்கிடையேயான கவர்ச்சி விசை புறக்கணிக்கத்தக்கதாகும்.

**வெப்பநிலை குறைவாக உள்ளபோது :**

- வெப்பநிலையை குறைக்கும்போது, வாயு மூலக்கூறுகளின் சராசரி இயக்க ஆற்றலும் குறையும்.
- எனவே மூலக்கூறுளுக்கிடையேயான கவர்ச்சி விசை அதிகரிக்கின்றது.

**பாயில் வெப்பநிலை (அ) பாயில் புள்ளி :**

- எந்த ஒரு வெப்பநிலையில் இயல்பு வாயுக்கள், நல்லியல்புச் சமன்பாட்டிற்கு, உட்பட்டு செயல்படுகிறதோ அவ்வெப்பநிலை பாயில் வெப்பநிலை (அ) பாயில் புள்ளி எனப்படும்.
- பாயில் வெப்பநிலைக்கு மேலே, இயல்பு வாயுக்களுக்கு Z > 1. அதாவது இயல்பு வாயுக்கள் நேர்மறை விலகலைக் காட்டுகின்றன.
- பாயில் வெப்பநிலைக்கு கீழே, அழுத்தம் அதிகரிக்கப்படும்போது இயல்பு வாயுக்களுக்கான Z ன் மதிப்பு முதலில் குறைந்து சிறும மதிப்பினை அடைந்து பின்னர் அதிகரிக்கத் துவங்குகிறது.
- எனவே, குறைவான அழுத்தம் மற்றும் அதிக வெப்பநிலையில், இயல்பு வாயுக்கள் நல்லியல்புத் தன்மையினை பெறுகின்றன.

இயல்பு வாயுக்களுக்கான அழுக்கத்திறன் காரணி :

- இயல்பு வாயுக்களுக்கான அழுக்கத்திறன் காரணியினை பின்வருமாறு எழுதலாம்

$$Z = \frac{PV_{Real}}{nRT} \quad \text{----- (1)}$$

$$V_{\text{நல்லியல்பு}} = \frac{nRT}{P} \quad \text{----- (2)}$$

சமன்பாடு (2) ஐ சமன்பாடு (1) ல் பிரதியிட

$$Z = \frac{V_{real}}{V_{ideal}}$$

இங்கு  $V_{\text{இயல்பு}}$  என்பது இயல்பு வாயுக்களின் மோலார் கனஅளவு மற்றும்  $V_{\text{நல்லியல்பு}}$  என்பது அவ்வாயு நல்லியல்பு வாயுவாக செயல்படும் போது அதன் மோலார் கனஅளவு மதிப்பாகும்.

வாண்டர்வால்ஸ் சமன்பாடு :

- இயல்பு வாயுக்களைப் பற்றிய கண்தவியல் ரீதியான ஆய்வுகள் முதன்முதலில் J.D. வாண்டர்வால்ஸ் என்பவரால் மேற்கொள்ளப்பட்டது.
- இவர் அழுத்தத்திற்கான திருத்தம் மற்றும் கனஅளவிற்கான திருத்தம் என இரு திருத்தத்தங்களை  $PV = nRT$  என்ற நல்லியல்பு வாயுச்சமன்பாட்டில், அறிமுகப்படுத்தி அச்சமன்பாட்டினை மாற்றியமைத்தார்.

அழுத்தத்திற்கான திருத்தம் :

- வாயுவின் அழுத்தமானது, அவ்வாயு மூலக்கூறுகள் கொள்கலனில் சுவற்றின் மீது மோதுவல் ஏற்படும் விசைக்கு நேர்விகிதத் தொடர்புடையது.
- கொள்கலனின் சுவற்றினை நோக்கிச் செல்லும் ஒரு வாயு மூலக்கூறின் வேகமானது, அம்மூலக்கூறினை சூழ்ந்துள்ள பிற வாயு மூலக்கூறுகளின் கவர்ச்சி விசையினால் குறைக்கப்படுகின்றன.
- எனவே, அளந்தறியப்பட்ட அழுத்தமானது, வாயுவின் நல்லியல்பு அழுத்தத்தை விட குறைவானதாகும். எனவே, இவ்விளைவிற்கான ஒரு திருத்தத்தினை வாண்டர்வால்ஸ் அறிமுகப்படுத்தினார்.
- கொள்கலனின் சுவற்றிற்கு அருகே உள்ள ஒரு மூலக்கூறு உணரும் கவர்ச்சி விசையானது வாயுவின் அடர்த்திக்கு நேர்விகிதத்தில் இருக்கும் என வாண்டர்வால்ஸ் கண்டறிந்தார்.

$$P' \propto \rho^2$$

$$P = \frac{n}{V}$$

இங்கு  $n$  என்பது வாயுக்களின் மோல்களின் எண்ணிக்கை 'V' என்பது கொள்கலனின் கனஅளவு.

$$P' \propto \frac{n^2}{V^2}$$

$$P' = a \frac{n^2}{V^2}$$

இங்கு  $n$  என்பது விகிதமாறிலி. இது வாயுவின் இயல்பினைப் பொருத்து அமையும். எனவே,

$$P_{\text{நல்லியல்பு}} = P + \frac{an^2}{V^2}.$$

கனஅளவிற்கான திருத்தம் :

- ஒவ்வொரு தனித்த வாயு மூலக்கூறும் ஒரு குறிப்பிடத்தக்க கனஅளவை அடைத்துக் கொள்வதால், வாயு அடங்கிய கொள்கலனின் கனஅளவினை (V) க் காட்டிலும், வாயுவின் உண்மையான கனஅளவு குறைவானதாகும்.
- இவ்விளைவிற்கான வாண்டர்வால்ஸ் திருத்தக் காரணி 'V' ஐ அறிமுகப்படுத்தினார்
- வாயு மூலக்கூறுகள் கோளவடிவில் இருப்பதாக கருத்தில் கொண்டு, திருத்தக் காரணியை நாம் கணக்கிடலாம்.

$V' =$  புறக்கணிக்கப்பட்ட கனஅளவு

$$\text{இரு மூலக்கூறுகளுக்கான புறக்கணிக்கப்பட்ட கனஅளவு} = \frac{4}{3} \pi (2r)^3 = 8 \left( \frac{4}{3} \pi r^3 \right) = 8 V_m.$$

இங்கு  $V_m$  ஒரு தனித்த வாயு மூலக்கூறின் கனஅளவு.

$$\text{ஒரு தனித்த மூலக்கூறுக்கான புறக்கணிக்கப்பட்ட கனஅளவு} = \frac{8 V_m}{2} = 4 V_m.$$

$$n \text{ மூலக்கூறுகளுக்கான புறக்கணிக்கப்பட்ட கனஅளவு} = n (4 V_m) = n b$$

இங்கு b என்பது வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலி. இது  $4 V_m$  ற்குச் சமம்.

$$V' = n b$$

$$V_{\text{நல்லியல்பு}} = V - n b.$$

- $PV = nRT$  என்ற நல்லியல்பு வாயுச்சமன்பாட்டினை, திருத்தம் செய்யப்பட்ட அழுத்தம் மற்றும் கனஅளவு மதிப்புகளைக் கொண்டு மாற்றியமைக்க, இயல்பு வாயுக்களுக்கான வாண்டர்வால்ஸ் சமன்பாடு பின்வருமாறு பெறப்படுகிறது.

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

இங்கு, a மற்றும் b ஆகியன வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலிகள். வாயுக்களின் தன்மையினைப் பொருத்து இம்மாறிலிகளின் மதிப்பு அமையும். இச்சமன்பாடு நல்லியல்புத் தன்மையற்ற வாயுக்களுக்கான, தோராயமான ஒரு சமன்பாடு ஆகும்.

கார்பன் டையாக்சைடின் அழுத்தம் - கனஅளவு சமவெப்பநிலைக் கோடுகள் :  
ஆண்ட்ரூஸின் சமவெப்பநிலைக் கோடுகள் :

- தாமஸ் ஆண்ட்ரூஸ் என்பவரால் வாயு மற்றும் திரவ நிலைகளில் உள்ள ஒரு பொருளின் அழுத்தம், கனஅளவு மற்றும் வெப்பநிலை ஆகியவற்றிற்கிடையேயான முழுமையான தரவுகள் முதன்முதலில் தரப்பட்டது.
- வெவ்வேறு வெப்பநிலைகளில் கார்பன் டையாக்சைடின் சமவெப்பநிலைக் கோடுகளை அவர் வரைந்தார்.
- குறைவான வெப்பநிலையில் வரையப்பட்ட வெப்ப சமநிலைக் கோடுகளில்,
  - உதாரணமாக  $13^\circ\text{C}$  ல், அழுத்தம் அதிகரிக்கப்படும்போது, AB ன் வழியே 'B' யை அடையும் வரை கனஅளவு குறைகிறது.
  - 'B' யில் அழுத்தம் மாறாதிருக்கும்போது, BC ன் வழியே திரவமாதல் நிகழ்கிறது. மேலும் வாயு மற்றும் திரவ நிலைகள் இரண்டும் இணைந்துக் காணப்படுகின்றன. 'ஊ' ல் வாயுவானது முழுவதும் திரவமாக மாறுகிறது.
  - 'C' ல் உள்ள அழுத்தத்தை விட அதிக அழுத்தம் தரப்படும்போது திரவம் அழுக்கத்திற்கு மட்டுமே உட்படுகிறது. எனவே அதன் கனஅளவில் குறிப்பிடத் தகுந்த மாற்றம் ஏற்படுவதில்லை.
- அடுத்தடுத்த வெப்பநிலைகளில் வரையப்பட்ட சமநிலைக் கோடுகளும் இதே தன்மையினைப் பெற்றுள்ளதன் தட்டையான பகுதியின் அளவு குறைந்துக் கொண்டே வருகிறது. அதாவது திரவமும் வாயுவும் இணைந்துக் காணப்படும் கனஅளவு வீச்சு குறைகிறது.
- $31.1^\circ\text{C}$  வெப்பநிலையில் குறைந்துக் கொண்டே வரும் தட்டையான பகுதி 'P' என்ற புள்ளியில் பூஜ்யமாகிறது. அதாவது இப்புள்ளியில்  $\text{CO}_2$  வாயுவானது முற்றிலும் திரவமாகிறது.

இந்த வெப்பநிலையானது  $\text{CO}_2$  ன் திரவமாகும் வெப்பநிலை அல்லது நிலைமாரும் வெப்பநிலை என அழைக்கப்படுகிறது. இப்புள்ளியில் அழுத்தம் 73atm ஆகும்.

**நிலைமாறு வெப்பநிலை :** எந்த ஒரு வெப்பநிலைக்கு மேலே அதிக அழுத்தம் தரப்படலும் ஒரு வாயுவனை, திரவமாக்க இயலாதோ அவ்வெப்பநிலை நிலைமாறு வெப்பநிலை என வரையறுக்கப்படுகிறது.

**நிலைமாறு அழுத்தம் :** ஒரு மோல் வாயுவினை, அதன் நிலைமாறு வெப்பநிலையில் திரவமாக்கத் தேவைப்படும் குறைந்தபட்ச அழுத்தம், நிலைமாறு அழுத்தம் என வரையறுக்கப்படுகிறது.

**நிலைமாறு கனஅளவு :** ஒரு மோல் வாயுவினை, அதன் நிலைமாறு அழுத்தம் மற்றும் நிலைமாறு வெப்பநிலையில் அடைத்துக்கொள்ளும் கனஅளவு, நிலைமாறு கனஅளவு என வரையறுக்கப்படுகிறது.

**வாண்டர்வால்ஸ் மாநிலிகளிலிருந்து நிலைமாறு மாநிலிகளை தருவித்தல் :**

'n' மோல் வாயுவிற்றகான வாண்டர்வால்ஸ் சமன்பாடு,

$$\left(P + \frac{a n^2}{V^2}\right) (V - n b) = nRT \quad \text{----- (1)}$$

ஒரு மோல் வாயுவிற்றகு,

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

மேற்கண்டுள்ள சமன்பாட்டிலிருந்து, நிலைமாறு மாநிலிகள்  $P_c$ ,  $V_c$  மற்றும்  $T_c$  ன் மதிப்புகளை வாண்டர்வால்ஸ் மாநிலிகள் a மற்றும் b ன் வாயிலாக தருவிக்கலாம். மேற்கண்டுள்ள சமன்பாட்டினை விரிவாக்க,

$$PV + \frac{a}{V} - Pb - \frac{ab}{V^2} - RT = 0 \quad \text{----- (3)}$$

சமன்பாடு (3) ஐ  $V^2/P$  ஆல் பெருக்குக

$$\frac{V^2}{P} \left( PV + \frac{a}{V} - Pb - \frac{ab}{V^2} - RT \right) = 0$$

$$V^3 + \frac{aV}{P} - bV^2 - \frac{ab}{P} - \frac{RTV^2}{P} = 0 \quad \text{----- (4)}$$

'V' ன் அடுக்காக மேற்கண்டுள்ள சமன்பாட்டினை விரிவாக்கும் போது

$$V^3 - \left[\frac{RT}{P} + b\right] V^2 + \left[\frac{a}{P}\right] V - \left[\frac{ab}{P}\right] = 0 \quad \text{----- (5)}$$

இச்சமன்பாடானது V ல் அமைந்த முப்படிச் சமன்பாடாகும். இச்சமன்பாட்டினைத் தீர்க்கும்போது நாம் மூன்று தீர்வுகளைப் பெறலாம். நிலைமாறு நிலையில் V ன் இம்மூன்று மதிப்புகளும் நிலைமாறு கனஅளவு  $V_c$  க்குச் சமம். மேலும் அழுத்தம் மற்றும் வெப்பநிலைகள்  $P_c$  மற்றும்  $T_c$  க்குச் சமம்.

$$V = V_c$$

$$V_c - V = 0$$

$$(V_c - V)^3 = 0$$

$$V^3 - 3V_c V^2 + 3V_c^2 V - V_c^3 = 0 \quad \text{----- (6)}$$

சமன்பாடு (5) மற்றும் சமன்பாடு (6) ஆகிய இரு வமன்பாடுகளும் ஒன்றே என்பதால் சமன்பாடு (5) மற்றும் சமன்பாடு (6) ல் உள்ள  $V^2, V$  ஆகியவற்றின் குணகங்கள் மற்றும் மாநிலி மதிப்புகளை நாம் சமப்படுத்தலாம்.

$$-3 V_c V^2 = - \left[\frac{RT_c}{P_c} + b\right] V^2$$

$$3 V_c = \left[ \frac{RT_c}{P_c} + b \right] \quad \text{----- (7)}$$

$$3 V_c^2 = \frac{a}{P_c} \quad \text{----- (8)}$$

$$V_c^3 = \left[ \frac{ab}{P_c} \right] \quad \text{----- (9)}$$

சமன்பாடு (9) ஐ சமன்பாடு (8) ஆல் வகுக்க

$$\frac{V_c^3}{3V_c^2} = \frac{ab/P_c}{a/P_c}$$

$$\frac{V_c}{3} = b$$

$$V_c = 3b \quad \text{----- (10)}$$

$V_c$  ன் மதிப்பினை சமன்பாடு (8) ல் பிரதியிட

$$3 V_c^2 = \frac{a}{P_c}$$

$$P_c = \frac{a}{3 V_c^2} = \frac{a}{3(3b^2)} = \frac{a}{3 \times 9b^2} = \frac{a}{27b^2}$$

$$P_c = \frac{a}{27b^2} \quad \text{----- (11)}$$

$V_c$  மற்றும்  $P_c$  ன் மதிப்பினை சமன்பாடு (7) ல் பிரதியிட

$$3 V_c = \left[ \frac{RT_c}{P_c} + b \right]$$

$$3(3b) = \frac{RT_c}{\left[ \frac{a}{27b^2} \right]} + b$$

$$9b - b = \left( \frac{RT_c}{a} \right) 27 b^2$$

$$8b = \frac{T_c R 27 b^2}{a}$$

$$T_c = \frac{8 a b}{27 R b^2}$$

$$T_c = \frac{8 a}{27 R b} \quad \text{----- (12)}$$

நிலைமாறு மாறிலிகளின் மதிப்பினைப் பயன்படுத்தி வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலிகளையும், வாண்டர்வால்ஸ் மாறிலிகளைப் பயன்படுத்தி நிலைமாறு மாறிலிகளின் மதிப்புகளையும் கண்டறியலாம்.

$$a = 3 V_c^2 P_c \quad \text{மற்றும்} \quad b = \frac{V_c}{3}$$

**வாயுக்களைத் திரவமாக்குதல் :**

- LPG (திரவமாக்கப்பட்ட பெட்ரோலிய வாயு) மற்றும் ராக்கெட் எரிபொருட்கள் போன்ற வணிக செயல்பாடுகளுக்கு திரவ நிலையில் வாயுக்கள் தேவைப்படுகிறது. வாயுக்களை திரவமாக்கும் முறைக் ஜூல் தாம்சன் விளைவினை அடிப்படையாகக் கொண்டவை.

- அழுத்தப்பட்ட வாயுவானது, ஒரு மிகச்சிறிய துளையின் வழியே குறைந்த அழுத்தப் பகுதிக்கு செலுத்தப்படும்போது குறிப்பிடத்தக்க அளவில் வாயு குளிர்ச்சியடைகிறது என்பதை ஜூல் தாம்சன் கண்டறிந்தார்.
- வெப்பம் மாறா செயல்முறையில் ஒரு வாயுவானது அதிக அழுத்தப் பகுதியிலிருந்து குறைந்த அழுத்தப் பகுதிக்கு விரிவடையச் செய்யும்போது, வெப்பநிலையானது குறையும் இந்நிகழ்வு ஜூல் - தாம்சன் விளைவு எனப்படுகிறது.
- ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலைக்கு கீழ், ஜூல் - தாம்சன் விளைவிற்கு ஒரு வாயு உட்படும் வெப்பநிலை, எதிர்மாறு வெப்பநிலை( $T_i$ ) என்று அழைக்கப்படுகிறது.
- $O_2$ , He,  $N_2$  மற்றும்  $H_2$  போன்ற வாயுக்கள் குறைவான  $T_C$  மதிப்பினைப் பெற்றுள்ளன. எனவே திறம்படக் குளிர்விக்க ஜூல் - தாம்சன் விளைவினைப் பயன்படுத்த முடியும்.
- எதிர்மாறு வெப்பநிலையில், ஒரு வாயு விரிவடையும்போது, வெப்பநிலையில் உயர்வோ அல்லது குறைவோ ஏற்படுவதில்லை.
- ஆனால் எதிர்மாறு வெப்பநிலைக்கு மேல், ஒரு துளை வழியே வாயுவினை விரிவடையச் செய்யும்போது வெப்பமாகிறது.

வாயுக்களைத் திரவமாக்க பயன்படும் முறைகள் :

1. லின்டே முறையில், காற்று அல்லது பிற வாயுக்கள் ஜூல் - தாம்சன் விளைவினைப் பயன்படுத்தி திரவமாக்கப்படுகின்றன.
2. கிளாட் முறையில், ஜூல் - தாம்சன் விளைவுடன், வாயுவானது எந்திரவியல் வேலைக்கும் உட்படுத்தப்படுகிறது மூலம் அதிக குளிர்ச்சியடைந்த நிலை உருவாக்கப்படுகிறது.
3. வெப்பம் மாறா செயல்முறையில், கடோலினியம் சல்பேட் போன்ற காந்தத் தன்மையுடைய பொருளின் காந்தத் தன்மையை இழக்கச் செய்வதன் மூலம், குளிர்ச்சியடையச் செய்தல் நிகழ்த்தப்படுகிறது. இம்முறையில் 0 K யை விட குறைவான வெப்பநிலையான  $10^{-4}$  K அளவில் வெப்பநிலையினை அடைய இயலும்.

## அலகு 7. வெப்ப இயக்கவியல்

பாட அறிமுகம் :

- Thermodynamics என்னும் சொல்லிற்கு வெப்பப்பாய்தல் என பொருள். மேலும் இவ்வார்த்தை கிரேக்க மொழியில் Theros (வெப்பம்) மற்றும் dynamics(பாய்தல்) ஆகியவற்றிலிருந்து வருவிக்கப்பட்டதாகும்.
- வெப்ப ஆற்றலை உருவாக்க எரிபொருளை எரித்தல், மின்குற்றுகளின் வழியே எலக்ட்ரான்கள் பாய்வதால் மின்னாற்றல் உருவாதல், உயிரியல் செயல்பாடுகளுக்கு தேவையான ஆற்றலை உருவாக்கும் வளர்சிதை மாற்ற வினைகள் போன்ற பல பயனள்ள வினைகளை நம் அன்றாட வாழ்வில் நாம் காண்கிறோம்.
- வெப்ப இயக்கவியலானது, பேரளவு பண்புகள்(வெப்பம், வேலை) மற்றும் அவற்றிற்கிடையேயான தொடர்பினை மதிப்பிடுகிறது. இது சமநிலையில் உள்ள அமைப்புகளின் பண்புகளைக் கருத்தில் கொள்கிறது.
- வெப்ப இயக்கவியலின் தத்துவங்கள் மூன்று வெப்ப இயக்கவியல் விதிகளின் அடிப்படையில் அமைகின்றன.
- ஆற்றலின் பல்வேறு வடிவங்களுக்கு இடையேயான பரிமாற்றத்தின் அனுபவங்களை முதல் மற்றும் இரண்டாம் விதிகள் தொகுத்து கூறுகின்றன.
- என்ட்ரோபியைக் கணக்கிடுதல் மற்றும் தனிச்சுழி கெல்வின் வெப்பநிலையை அடைய இயலாத தன்மை ஆகியவற்றை வெப்ப இயக்கவியல் மூன்றாம் விதி விளக்குகிறது.

அமைப்பு மற்றும் சூழல் :

- **அமைப்பு** : வெப்ப இயக்கவியல் நோக்கில் கருத்தில் கொள்ளப்படும் அண்டத்தின் ஒரு பகுதி அமைப்பு எனப்படும். இது அண்டத்தின் பிற பகுதிகளிலிருந்து உண்மையான அல்லது கற்பனை எல்லைகளால் பிரிக்கப்பட்டுள்ளது.
  - எடுத்துக்காட்டு : ஒரு முகவையில் உள்ள நீர், காற்று நிரப்பப்பட்ட பூவான், குளுக்கோஸின் நீர்க்கரைசல் போன்றவை.
  - வகைகள் : ஒருவடித்தான மற்றும் பலப்படித்தான அமைப்புகள்
  - அமைப்பிலுள்ள அனைத்து உட்கூறுகளும் ஒரே இயந்நிலைமையில் இருந்தால், அந்த அமைப்பு ஒரு படித்தான அமைப்பு என்றழைக்கப்படுகின்றன. எ.கா : ஒரு வாயுக்கலவை, ஒன்றோடொன்று முற்றிலும் கலக்கும் நீர்மங்களின் கலவை.

C.PRABU P G ASSIST(CHEMISTRY),GHSS KALLAVI,KRISHNAGIRI DT. CELL : 94420104975, 8667598674.

Kindly send me your district question papers to our whatsapp number: 7358965593



- அமைப்பிலுள்ள அனைத்து உட்கூறுகளும் ஒரே இயற்றிலைமையில் இல்லாதிருந்தால், அந்த அமைப்பு பல படித்தான அமைப்பு என்றழைக்கப்படுகின்றன. எ.கா : எண்ணெய் மற்றும் நீர் கலந்த கலவை.
- **சூழல்** : அண்டத்திலுள்ள, அமைப்பின் பகுதியாக இல்லாத அனைத்தும் சூழல் என்று அழைக்கப்படுகிறது.
- **எல்லை** : அமைப்பை சூழலிலிருந்து பிரிக்கும் எதுவும் எல்லை என்று அழைக்கப்படுகிறது.

**அமைப்பின் வகைகள்** : எல்லையின் இயல்பினைப் பொருத்து வெப்ப இயக்கவியல் அமைப்புகளில் மூன்று வகைகள் உள்ளன.

**தனித்த அமைப்பு :**

- ஒரு அமைப்பானது அதன் சூழலுடன் பொருண்மை மற்றும் ஆற்றலை பரிமாற்றம் செய்ய முடியாத நிலையில் இருந்தால் அவ்வமைப்பு ஒரு தனித்த அமைப்பு என்று அழைக்கப்படுகிறது.
- இங்கு எல்லையானது மூடப்பட்டுள்ளதுடன் காப்பிடப்படும் உள்ளது.
- வெண்ணீரைக் கொண்டுள்ள வெப்பம் கடத்தா குடவை ஒரு தனித்த அமைப்பிற்கு எடுத்துக்காட்டாகும்.
- இந்த தனித்த அமைப்பில், ஆற்றல்(வெப்பம்) மற்றும் பொருண்மை(நீராவி) ஆகிய இரண்டும் அமைப்பிற்குள்ளும் வருவதில்லை, அமைப்பை விட்டும் வெளியேறுவதில்லை.

**மூடிய அமைப்பு :**

- ஒரு அமைப்பானது அதன் சூழலுடன் பொருண்மையை பரிமாற்றம் செய்ய முடியாமல், ஆற்றலை மட்டும் பரிமாற்றம் செய்ய முடியும் எனில் அவ்வமைப்பு ஒரு மூடிய அமைப்பு என்று அழைக்கப்படுகிறது.
- இங்கு எல்லையானது மூடப்பட்டுள்ளது ஆனால் காப்பிடப்படவில்லை.
- வெண்ணீரைக் கொண்டுள்ள ஒரு மூடப்பட்ட முகவை ஒரு மூடிய அமைப்பிற்கு எடுத்துக்காட்டாகும்.
- இந்த மூடிய அமைப்பில், ஆற்றலானது சூழலுக்கு கடத்தப்படுகிறது. ஆனால் பொருண்மை அமைப்பை விட்டு வெளியேறுவதில்லை.
- ஒரு வாயுவைக் கொண்டுள்ள அழுத்தியுடன் கூடிய உருளை ஒரு மூடிய அமைப்பாகும்.

**திறந்த அமைப்பு :**

- ஒரு அமைப்பானது அதன் சூழலுடன் பொருண்மை மற்றும் ஆற்றல் இரண்டையும் பரிமாற்றம் செய்ய முடியும் நிலையில் இருந்தால் அவ்வமைப்பு ஒரு திறந்த அமைப்பு என்று அழைக்கப்படுகிறது.
- இந்த திறந்த அமைப்பில், ஆற்றல்(வெப்பம்) மற்றும் பொருண்மை(நீராவி) ஆகிய இரண்டும் சூழலுக்கு கடத்தப்படுகிறது.
- வெண்ணீரைக் கொண்டுள்ள ஒரு திறந்த முகவை ஒரு திறந்த அமைப்பிற்கு எடுத்துக்காட்டாகும்.
- அனைத்து உயிரினங்கள் மற்றும் வேதிவினைகள் திறந்த அமைப்பாகும். ஏனெனில் அவைகள் சூழலுடன் பொருண்மை மற்றும் ஆற்றலை பரிமாறிக் கொள்கின்றன.

**அமைப்பின் பண்புகள் :**

**பொருண்மை சார் பண்புகள் :**

- ஒரு பண்பானது அமைப்பின் நிறை மற்றும் அளவினை பொருத்து அமைந்தால் அப்பண்பு பொருண்மைசார் பண்பு என்று அழைக்கப்படுகிறது.
- எடுத்துக்காட்டு : கனஅளவு, மோல்களின் எண்ணிக்கை, நிறை, அக ஆற்றல்.

**பொருண்மை சாரா பண்புகள் :**

- ஒரு பண்பானது அமைப்பின் நிறை மற்றும் அளவினை பொருத்து அமையாதிருந்தால் அப்பண்பு பொருண்மைசாரா பண்பு என்று அழைக்கப்படுகிறது.

C.PRABU.P G ASST(CHEMISTRY),GHSS KALLAVI,KRISHNAGIRI DT. CELL : 94420104975, 8667598674.

**Kindly send me your district question papers to our whatsapp number: 7358965593**

- எடுத்துக்காட்டு : ஒளிவிலகல் எண், பரப்புஇழுவிசை, அடர்த்தி, வெப்பநிலை, கொதிநிலை, உறைநிலை, மோலார் கனஅளவு போன்றவை.

பொருண்மை சார் மற்றும் பொருண்மை சாரா பண்புகளின் பட்டியல் :

பொருண்மை சார் பண்புகள்	பொருண்மை சாரா பண்புகள்
கனஅளவு, மோல்களின் எண்ணிக்கை, நிறை, அக ஆற்றல், என்தால்பி, என்ட்ரோபி, கட்டிலா ஆற்றல், வெப்ப ஏற்புத்திறன்.	ஒளிவிலகல் எண், பரப்பு இழுவிசை, அடர்த்தி, வெப்பநிலை, கொதிநிலை, உறைநிலை, மோலார் கனஅளவு, மோலார் நிறை, மோலாரிட்டி, மோல் பின்னம், மோலாலிட்டி, தன்வெப்ப ஏற்புத்திறன்.

வெப்ப இயக்கவியலின் செயல்முறைகள் :

- அமைப்பில் ஒரு மாற்றத்தை ஏற்படுத்தக் கூடிய செயலின் வழிமுறை வெப்ப இயக்கவியல் செயல்முறை எனப்படுகிறது.
- வெப்பப்படுத்துதல், குளிர்வித்தல், வாயுக்களை விரிவடையச் செய்தல், சுருங்கச் செய்தல், உருக்குதல், ஆவியாக்குதல் போன்ற செயல்முறைகள் வெப்ப இயக்கவியல் செயல்முறைகளுக்கான எடுத்துக்காட்டுகளாகும்.

மீள் செயல்முறைகள் :

- அண்டத்தின் வெப்ப இயக்கவியல் பண்புகளில் எவ்வித மாற்றத்தையும் ஏற்படுத்தாமல், அமைப்பு மற்றும் சூழல் அவற்றின் இறுதி நிலையிலிருந்து ஆரம்ப நிலைக்கு மீளும் ஒரு செயல்முறை மீள் செயல்முறை என அழைக்கப்படுகிறது.
- மீள் செயல்முறை நிகழ இரு நிபந்தனைகள் அவசியமானதாகும்.
  - முதலாவதாக, செயல்முறையானது நுண்ணிய அளவில் மிக மெதுவாக நிகழ வேண்டும்.
  - இரண்டாவதாக செயல்முறை முழுவதும் அமைப்பும், சூழலும் கண்டிப்பாக சமநிலையில் இருக்க வேண்டும்.

மீளா செயல்முறைகள் :

- அமைப்பு மற்றும் சூழல் அவற்றின் இறுதி நிலையிலிருந்து ஆரம்ப நிலைக்கு மீள முடியாத ஒரு செயல்முறை மீளா செயல்முறை என அழைக்கப்படுகிறது.
- இயற்கையில் நிகழும் அனைத்து செயல்முறைகளும் மீளா செயல்முறைகளாகும்.
- மீளா செயல்முறையின் போது அமைப்பு மற்றும் சூழலானது ஒன்றோடொன்று சமநிலையில் இருப்பதில்லை.

வெப்பம் மாறா செயல்முறை :

- ஒரு செயல்முறையின் போது அமைப்பு மற்றும் சூழலுக்கு இடையே எவ்வித வெப்ப பரிமாற்றமும் நிகழாதிருப்பின் அச்செயல்முறை வெப்பம் மாறா செயல்முறை என வரையறுக்கப்படுகிறது.
- அமைப்பினை வெப்பக் காப்பிடுவதன் மூலம் இந்த நிபந்தனை உருவாக்கப்படுகிறது.
- ஒரு வெப்பம் மாறா செயல்முறைக்கு  $q = 0$  என்பதால், அமைப்பினால் வேலை செய்யப்பட்டால் அதன் வெப்பநிலை குறைகிறது, அமைப்பின் மீது வேலை செய்யப்பட்டால் அதன் வெப்பநிலை அதிகரிக்கிறது.

வெப்பநிலை மாறா செயல்முறை :

- ஒரு செயல்முறையில் அமைப்பானது ஆரம்ப நிலையிலிருந்து, இறுதிநிலைக்கு மாற்றமடையும்போது அதன் வெப்பநிலை மாறாமல் மாறிலியாக இருந்தால் அச்செயல்முறை வெப்பநிலை மாறா செயல்முறை என வரையறுக்கப்படுகிறது.
- இதில் அமைப்பானது அதன் சூழலுடன் வெப்பத்தை பரிமாற்றம் செய்கிறது, மேலும் அமைப்பின் வெப்பநிலை மாறாமல் இருக்கிறது.
- ஒரு வெப்பநிலை மாறா செயல்முறைக்கு  $dT = 0$ .

C.PRABU.P G ASSIST(CHEMISTRY),GHSS KALLAVI,KRISHNAGIRI DT. CELL : 94420104975, 8667598674.

Kindly send me your district question papers to our whatsapp number: 7358965593

**அழுத்தம் மாறா செயல்முறை :**

- ஒரு செயல்முறையில் அமைப்பானது ஆரம்ப நிலையிலிருந்து, இறுதிநிலைக்கு மாற்றமடையும்போது அதன் அழுத்தம் மாறாமல் மாறிலியாக இருந்தால் அச்செயல்முறை அழுத்தம் மாறா செயல்முறை என வரையறுக்கப்படுகிறது.
- ஒரு அழுத்தம் மாறா செயல்முறைக்கு  $dP = 0$ .

**கனஅளவு மாறா செயல்முறை :**

- ஒரு செயல்முறையில் அமைப்பானது ஆரம்ப நிலையிலிருந்து, இறுதிநிலைக்கு மாற்றமடையும்போது அதன் கனஅளவு மாறாமல் மாறிலியாக இருந்தால் அச்செயல்முறை கனஅளவு மாறா செயல்முறை என வரையறுக்கப்படுகிறது.
- பாம் கலோரி மீட்டரில் ஒரு எரிபொருள் எரிக்கப்படுதல் கனஅளவு மாறா செயல்முறைக்கு ஒரு எடுத்துக்காட்டாகும்.
- ஒரு கனஅளவு மாறா செயல்முறைக்கு  $dV = 0$ .

**சுற்றுச் செயல்முறை :**

- ஒரு அமைப்பானது, தொடர்ச்சியான பல்வேறு மாற்றங்களுக்கு உட்பட்ட பின்னர் அதன் உண்மையான ஆரம்ப நிலைக்கு மீளத் திரும்பும் போது ஒரு சுற்று நிறைவடைந்ததாக கருதப்படும். இச்செயல்முறையானது சுற்று செயல்முறை என வரையறுக்கப்படுகிறது.
- ஒரு சுற்று செயல்முறைக்கு  $dU = 0, dH = 0, dP = 0, dV = 0, dT = 0$ .

**நிலைச் சார்புகள் :**

- ஒரு வெப்ப இயக்கவியல் அமைப்பினை P, V, T மற்றும் 'n' ஆகிய மாறிகளைப் பயன்படுத்தி வரையறுக்க முடியும்.
- ஒரு நிலைச்சார்பு என்பது அமைப்பின் ஒரு வெப்ப இயக்கவியல் பண்பாகும்.
- இது அமைப்பின் கொடுக்கப்பட்ட ஒரு நிலைக்கு ஒரு குறிப்பிட்ட மதிப்பினைக் கொண்டிருக்கும். மேலும் இக்குறிப்பிட்ட நிலையை அடைய பின்பற்றப்பட்ட வழியினை பொருத்து அமைவதில்லை.
- எ.கா : அழுத்தம், கனஅளவு, வெப்பநிலை, அகஆற்றல், என்தால்பி, கட்டிலா ஆற்றல் போன்றவை.

**வழிச் சார்புகள் :**

- ஒரு வழிச்சார்பு என்பது அமைப்பின் ஒரு வெப்ப இயக்கவியல் பண்பாகும்.
- ஆமைப்பானது ஆரம்ப நிலையிலிருந்து இறுதி நிலைக்கு மாற்றமடையும் வழியினைப் பொருத்து இதன் மதிப்பு அமையும்.
- எடுத்துக்காட்டு : வேலை, வெப்பம்.

**அக ஆற்றல்(U) :**

- அமைப்பின் அகஆற்றல் என்பது அமைப்பிலுள்ள அனைத்து உட்கூறுகளான அணுக்கள், அயனிகள் மற்றும் மூலக்கூறுகள் ஆகியவை பெற்றிருக்கக்கூடிய ஆற்றல்களின் மதிப்புகளுக்குச் சமம்.
- ஒரு அமைப்பிலுள்ள மூலக்கூறுகளின் மொத்த ஆற்றல் என்பது அவைகளினுடைய இடப்பெயர்வு ஆற்றல்( $U_t$ ), அதிர்வு ஆற்றல்( $U_v$ ), சுழற்சி ஆற்றல்( $U_r$ ), பிணைப்பு ஆற்றல்( $U_b$ ), மின்னணு ஆற்றல்( $U_e$ ), மற்றும் மூலக்கூறு இடையீடுகளால் உண்டாகும் ஆற்றல்( $U_i$ ), ஆகியவற்றின் கூடுதலாகும்.
- அதாவது  $U = U_t + U_v + U_r + U_b + U_e + U_i$
- ஒரு அமைப்பிலுள்ள அனைத்து மூலக்கூறுகளின் மொத்த ஆற்றலானது அக ஆற்றல் என்றழைக்கப்படுகிறது.
- வெப்ப இயக்கவியலில் அமைப்பின் தனித்த ஆற்றல் மதிப்பினை விட அதன் அக ஆற்றலில் ஏற்படும் மாற்றம்( $\Delta U$ ) மட்டுமே முக்கியத்துவம் வாய்ந்ததாக கருதப்படுகிறது.

**அக ஆற்றலின் முக்கியத்துவம் :**

- ஒரு பொருள் பெற்றிருக்க வேண்டிய அக ஆற்றலானது அதன் இயற்வடிவமைப்புகளை வேறுபடுத்தி அறிய உதவுகிறது.
- எடுத்துக்காட்டாக கார்பனின் புறவேற்றுமை வடிவங்களான கிராஃபைட் மற்றும் வைரம் ஆகியன ஒன்றுடன் ஒன்று வேறுபடுகின்றன.
- இவைகள் வெவ்வேறு அக ஆற்றல்களையும் மற்றும் வெவ்வேறு படி அமைப்புகளையும் கொண்டுள்ளன.

**அக ஆற்றலின் சிறப்பியல்புகள் :**

- ஒரு அமைப்பின் அகஆற்றல் என்பது ஒரு பொருண்மைசார் பண்பாகும். அமைப்பிலுள்ள பொருளின் அளவை இரு மடங்காக்கும்போது, அக ஆற்றலும் இரு மடங்காகிறது.
- ஒரு அமைப்பின் அகஆற்றல் ஒரு நிலைச் சார்பு. இது அமைப்பின் நிலை மாறிகளை மட்டுமே சார்ந்து அமைகிறது.
- அமைப்பின் அகஆற்றல் மாற்றமானது  $\Delta U = U_f - U_i$  என குறிப்பிடப்படுகிறது.
- சுற்றச் செயல்முறைகளில், அக ஆற்றலில் எவ்வித மாற்றமும் நிகழ்வதில்லை.  $\Delta U_{(சுற்று)} = 0$ .
- ஒரு அமைப்பின் இறுதிநிலை அகஆற்றலானது அதன் ஆரம்ப நிலை அகஆற்றலைவிட குறைவாக இருக்கும் நிலையில்  $\Delta U$  ஆனது எதிர்குறி மதிப்பைப் பெறும்.

$$\Delta U = U_f - U_i = -ve (U_f < U_i).$$

- ஒரு அமைப்பின் இறுதிநிலை அகஆற்றலானது அதன் ஆரம்ப நிலை அகஆற்றலைவிட அதிகமாக இருக்கும் நிலையில்  $\Delta U$  ஆனது நேர்குறி மதிப்பைப் பெறும்.

$$\Delta U = U_f - U_i = +ve (U_f > U_i).$$

**வெப்பம் :**

- வெப்பம்(q) ஆனது, ஒரு அமைப்பினை சூழலிலிருந்து பிரிக்கும் எல்லை வழியே கடத்தப்படும் ஆற்றல் என கருதப்படுகிறது.
- வெப்ப மாற்றமானது அமைப்ப மற்றும் சூழலுக்கிடையேயான வெப்பநிலை மாற்றத்திற்கு வழிவகுக்கிறது.
- வெப்பம் என்பது ஒரு வழிச்சார்பு ஆகும்.

**வெப்பத்தின் அலகுகள் :**

- வெப்பத்தின் SI அலகு ஜூல்(J). வெப்ப அளவீடுகள் பொதுவாக கலோரிகளில் (cal) அளவிடப்படுகிறது.
- வெப்பநிலையானது  $15^\circ\text{C}$  க்கு அருகாமையில் உள்ளபோது, ஒரு கிராம் நீரின் வெப்பநிலையை  $1^\circ\text{C}$  உயர்த்துவதற்கு தேவைப்படும் வெப்பத்தின் அளவு உரு கலோரி என வரையறுக்கப்படுகிறது.

**வெப்பத்தின் குறியீட்டு நடைமுறைகள் :**

- வெப்பம் q எனும் குறியீட்டால் குறிக்கப்படுகிறது.
- சூழலிலிருந்து அமைப்பினுள்ளே வெப்பம் பாய்ந்தால் அமைப்பின் ஆற்றல் அதிகரிக்கிறது. எனவே வெப்பம் நேர்குறியீடாக (+q) எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது.
- அமைப்பிலிருந்து சூழலுக்கு வெப்பம் பாய்ந்தால் அமைப்பின் ஆற்றல் குறைகிறது. எனவே வெப்பம் எதிர்குறியீடாக(-q) எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது.

**வேலை :**

- விசை மற்றும் இடப்பெயற்ச்சியின் பெருக்குத்தொகை வேலை என வரையறுக்கப்படுகிறது.  $w = F \cdot x$
- அமைப்பினால் தனது அகஆற்றலின் ஒரு பகுதி பயன்படுத்தப்பட்டு, வேலை செய்யப்படுகிறது என்பதைக் குறிப்பிடுவதற்காக இங்கு எதிர்குறி அறிமுகப்படுத்தப்பட்டுள்ளது.

C.PRABU.P G ASSIST(CHEMISTRY),GHSS KALLAVI,KRISHNAGIRI DT. CELL : 94420104975, 8667598674.

Kindly send me your district question papers to our whatsapp number: 7358965593

**வேலையின் சிறப்பியல்புகள் :**

- வேலையானது ஒரு வழிச்சார்பு ஆகும்.
- அமைப்பின் எல்லையில் மட்டுமே வெளிப்படுகிறது. அமைப்பின் நிலையில் மாற்றம் ஏற்படும்போது வெளிப்படுகிறது.

**வேலையின் அலகுகள் :**

- வேலையின் SI அலகு ஜூல்(J). ஒரு நியூட்டன் விசையினால், ஒரு மீட்டர் இடப்பெயற்சி நிகழ்த்தப்படும்போது, அவ்விசையினால் செய்யப்படும் வேலையின் அளவு ஒரு ஜூல் என வரையறுக்கப்படுகிறது. ( $J = Nm$ ).
- வேலையின் அளவு அதிகமாக இருப்பின் கிலோஜூல்(KJ) அலகு பயன்படுத்தப்படுகிறது. ( $1 KJ = 1000 J$ ).

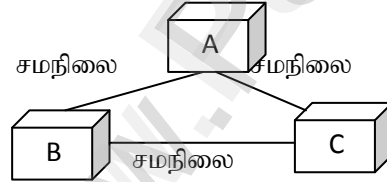
**வேலையின் குறியீட்டு நடைமுறைகள் :**

- வேலை  $w$  எனும் குறியீட்டால் குறிக்கப்படுகிறது.
- அமைப்பினால் வேலை செய்யப்படும்போது, அமைப்பின் ஆற்றல் குறைகிறது. எனவே நடைமுறையில் வேலையானது எதிர்குறியீடாக ( $-w$ ) எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது.
- அமைப்பின் மீது ஒரு வேலை செய்யப்படும்போது, அமைப்பின் ஆற்றல் அதிகரிக்கிறது. எனவே நடைமுறையில் வேலையானது நேர்குறியீடாக ( $+w$ ) எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது.

**அழுத்தம் - கனஅளவு வேலை :** அடிப்படை வெப்ப இயக்கவியலில், ஒரு வாயு விரிவடைதலில் செய்யப்படும் ஒரு வகையான வேலை மட்டுமே பொதுவாக கருத்திற் கொள்ளப்படுகிறது. இவ்வகை வேலையானது அழுத்தம் - கனஅளவு வேலை (அ)  $P - V$  வேலை (அ) விரிவடைதல் வேலை என அழைக்கப்படுகிறது.

**வெப்ப இயக்கவியலின் பூஜ்ய விதி :**

- வெப்ப இயக்கவியலின் பூஜ்ய விதியானது 'வெப்பச் சமநிலை விதி' எனவும் அழைக்கப்படுகிறது.
- வெப்ப இயக்கவியலின் பூஜ்ய விதிப்படி, இரண்டு வெவ்வேறு வெப்பநிலைகளிலுள்ள அமைப்புகள் தனித்தனியாக மூன்றாம் அமைப்புடன் வெப்பச் சமநிலையில் இருந்தால், அந்த இரு அமைப்புகளும் தங்களுக்குள் வெப்பச் சமநிலையில் இருக்கும்.

**வெப்ப இயக்கவியலின் முதல் விதி :**

- வெப்ப இயக்கவியலின் முதல் விதியானது 'ஆற்றல் அழிவின்மை விதி' எனவும் அழைக்கப்படுகிறது.
- இவ்விதிப்படி, ஒரு வகையான ஆற்றல் மற்றொரு வகை ஆற்றலாக மாறினாலும், ஒரு தனித்த அமைப்பின் மொத்த ஆற்றல் ஒரு மாறிலி ஆகும்.
- ஒரு அமைப்பானதுநிலை 1 லிருந்து நிலை 2க்கு மாற்றமடையும்போது அதன் அகஆற்றலானது  $Q_1$  லிருந்து  $Q_2$  க்க மாற்றமடைகிறது. எனவே அகஆற்றல் மாற்றம்.  $\Delta U = U_2 - U_1$ .
- அமைப்பு ஆற்றலை உறிஞ்சுவதாலோ அல்லது உமிழ்வதாலோ அல்லது அமைப்பானது வேலை செய்வதாலோ அல்லது அமைப்பின் மீது வேலை செய்யப்படுவதாலோ இந்த அக ஆற்றல் மாற்றம் நிகழ்கிறது.
- அமைப்பின் மொத்த ஆற்றல் மாறிலியாக இருக்க வேண்டும். எனவே முதல் விதியினை பின்வருமாறு கணிதவியல் கூற்றாக எழுத முடியும்.

$$\Delta U = q + w$$

**வெப்ப இயக்கவியலின் முதல் விதியின் பல்வேறு கூற்றுகள் :**

- எப்பொழுதெல்லாம், ஒரு ஆற்றலின் குறிப்பிட்ட வகை மறைகிறதோ, அதற்கு சமமான அளவுள்ள மற்றொரு வகையான ஆற்றல் கண்டிப்பாக உருவாகும்.
- ஒரு மற்றும் சூழல் ஆகியவற்றின் மொத்த ஆற்றல் ஒரு மாறிலி.
- ஆற்றலை ஆக்கவோ அழிக்கவோ முடியாது. ஆனால் ஒரு வகையான ஆற்றலை மற்றொரு வகையான ஆற்றலாக மாற்றலாம்.
- ஒரு மூடிய அமைப்பின் அக ஆற்றல் மாற்றம் என்பது அதன் எல்லையின் வழியே பரிமாற்றப்படும் வெப்பம் அல்லது வேலைக்குச் சமம்.
- வெப்பம் மற்றும் வேலை ஆகியவை ஒரு அமைப்பின் அகஆற்றலை மாற்றும் இரு வழிகளாகும்.

**கணக்கு :**

உராய்வற்ற அழுத்தி பொருத்தப்பட்ட கலனில் உள்ள ஒரு வாயுவானது 1 atm வெளி அழுத்தத்திற்கு எதிராக 5 லிட்டர் கன அளவிலிருந்து 10 லிட்டருக்கு விரிவடைகிறது. இவ்வாறு நிகழும்போது அது 400J வெப்ப ஆற்றலை அதன் சூழலிலிருந்து உட்கவர்கிறது. அமைப்பின் அகஆற்றல் மாற்றத்தைக் கணக்கிடுக.

தீர்வு :

கொடுக்கப்பட்ட தரவுகள் :  $q = 400 \text{ J}$ ,  $V_1 = 5 \text{ L}$   $V_2 = 10 \text{ L}$

$\Delta U = q - w$  (வெப்பமானது அமைப்பிற்கு கொடுக்கப்படுகிறது(+q), வேலையானது அமைப்பினால் செய்யப்படுகிறது(-w).

$$\begin{aligned}\Delta U &= q - PdV \\ &= 400 \text{ J} - 1 \text{ atm} (10 - 5) \text{ L} \\ &= 400 \text{ J} - 5 \text{ atm L} \\ [1 \text{ atm L} &= 101.33 \text{ J}] \\ &= 400 \text{ J} - 5 \times 101.33 \text{ J} \\ &= 400 \text{ J} - 506.5 \text{ J}\end{aligned}$$

$$\Delta U = -106.5 \text{ J.}$$

**என்தால்பி (H) :**

- என்தால்பி என்பது அமைப்பின் ஒரு வெப்ப இயக்கவியல் பண்பாகும்.
- ஒரு அமைப்பின் அகஆற்றல் மற்றும் அவ்வமைப்பின் அழுத்தம் மற்றும் கனஅளவின் பெருக்கற்பலன் ஆகியவற்றின் கூடுதல் என்தால்பி என வரையறுக்கப்படுகின்றன.

$$H = U + PV$$

- இது அமைப்பின் வேலை செய்யும் திறன் மற்றும் அமைப்பின் வெப்பத்தை வெளிவிடும் திறன் ஆகியவற்றை குறிப்பிடுகின்றது.
- மாறாத அழுத்தத்தில் ஒரு செயல்முறை நிகழும்போது, வெளிப்படும் அல்லது உறிஞ்சப்படும் வெப்பத்தின் அளவு என்தால்பி மாற்றத்திற்கு சமம்.
- என்தால்பி ஒரு நிலைச் சார்பு ஆகும். இது அமைப்பின் நிலை மாறிகளான T, P மற்றும் U ஆகியவற்றை மட்டுமே பொருத்து அமைகிறது.
- மாறாத அழுத்தத்தில் ஒரு அமைப்பின் ஆரம்ப மற்றும் இறுதி நிலைகளுக்கிடையேயான என்தால்பியில் ஏற்படும் மாற்றமாகவே என்தால்பி குறிக்கப்படுகிறது.

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V$$

- மாறாத அழுத்தத்தில் ஒரு அமைப்பிற்கு கொடுக்கப்படும் வெப்பம் அதன் என்தால்பி மாற்றத்திற்குச் சமம்.

- ஒரு வெப்பம் கொள்வினையில் அமைப்பினால் சூழலில் இருந்து வெப்பம் உறிஞ்சப்படுகிறது. அதாவது  $q > 0$ . எனவே  $\Delta H$  மதிப்பும் நேர்க்குறியைப் பெறுகிறது.
- ஒரு வெப்பம் உமிழ்வினையில் அமைப்பிலிருந்து சூழலுக்கு வெப்பம் வெளியேற்றப்படுகிறது. அதாவது  $q < 0$ . எனவே  $\Delta H$  மதிப்பும் எதிர்க்குறியைப் பெறுகிறது.

எந்தால்பி (H) மற்றும் அகஆற்றல் (U) ஆகியவற்றிற்கு இடையேயான தொடர்பு :

- ஒரு அமைப்பானது மாறாத அழுத்தத்தில் ஆரம்ப நிலையில் இருந்து ( $H_1, U_1, V_1$  மற்றும் P) இறுதி நிலைக்கு ( $H_2, U_2, V_2$  மற்றும் P) மாற்றத்திற்குட்படும் போது ஏற்படும் எந்தால்பி மாற்றத்தை ( $\Delta H$ ) பின்வருமாறு கணக்கிட முடியும்.

$$H = U + PV$$

ஆரம்ப நிலையில்

$$H_1 = U_1 + PV_1$$

இறுதி நிலையில்

$$H_2 = U_2 + PV_2$$

எந்தால்பியில் ஏற்படும் மாற்றம்

$$(H_2 - H_1) = (U_2 - U_1) + P(V_2 - V_1)$$

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V \quad \text{----- (1)}$$

வெப்ப இயக்கவியல் முதல் விதிப்படி

$$\Delta U = q + w \quad \text{----- (2)}$$

சமன்பாடு (2) ஐ சமன்பாடு (1) ல் பிரதியிட

$$\Delta H = q + w + P\Delta V$$

$$w = -P\Delta V$$

$$\Delta H = q_p - P\Delta V + P\Delta V$$

$$\Delta H = q_p$$

$q_p$  என்பது மாறாத அழுத்த நிலையில் உறிஞ்சப்பட்ட வெப்பம், இது உள்ளூறை வெப்பம் அல்லது வெப்ப அடக்கம் எனப்படுகிறது.

- மாறாத வெப்ப அழுத்த நிலைகளில் ஒன்றுடன் ஒன்று வேதிவினை புரிந்து வாயு நிலையுள்ள வினைபொருட்களைத் தரும் வாயுக்கள் அடங்கிய மூடிய அமைப்பு ஒன்றை கருதுக.
- வினைபடு வாயுக்களின் ஆரம்ப கனஅளவு  $V_i$  எனவும் வினைவினை வாயுக்களின் கனஅளவு  $V_f$  எனவும் அவற்றின் மோல் எண்ணிக்கை முறையே  $n_i$  மற்றும்  $n_f$  எனக் கொண்டால் ஆரம்ப நிலை வினைபடு பொருட்களுக்கு

$$PV_i = n_i RT \quad \text{----- (3)}$$

இறுதிநிலை வினைவினை பொருட்களுக்கு

$$PV_f = n_f RT \quad \text{----- (4)}$$

சமன்பாடு (4) ல் இருந்து சமன்பாடு (3) ஐ கழிக்க

$$P(V_f - V_i) = (n_f - n_i) RT$$

$$P\Delta V = \Delta n_{(g)} RT \quad \text{----- (5)}$$

சமன்பாடு (5) ஐ சமன்பாடு (1) ல் பிரதியிட

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n_{(g)} RT$$

திட்ட உருவாதல் வெப்பம் :

- ஒரு மோல் சேர்மானது, திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலைகளில் உள்ள அதன் தனிமங்களிலிருந்து உருவாகும்போது ஏற்படும் எந்தால்பி மாற்றம் அச்சேர்மத்தின் திட்ட உருவாதல் வெப்பம் என வரையறுக்கப்படுகிறது.
- நடைமுறையில் அனைத்து தனிமங்களின் திட்ட உருவாதல் வெப்பம் பூஜ்ஜியம் என எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது.



வெப்பவேதிச் சமன்பாடுகள் :

- வெப்ப வேதிச் சமன்பாடுகள் என்பவை எந்தால்பி மாற்றம்( $\Delta H$ ) மதிப்புகளுடன் கூடிய சமன்செய்யப்பட்ட வேதிவினைக் கூறு விகிதச் சமன்பாடு ஆகும்.
- வெப்ப வேதிச் சமன்பாடுகளில் பின்வரும் நடைமுறைகள் பின்பற்றப்படுகின்றன.
  - சமன்படுத்தப்பட்ட வெப்ப வேதிச் சமன்பாடுகளில் உள்ள வினைக் குணகங்கள், வினையில் ஈடுபடும் வினைபடு மற்றும் வினைவிளை பொருட்களின் மோல்களின் எண்ணிக்கையினைக் குறிப்பிடுகின்றன.
  - ஒரு வேதிவினையின் எந்தால்பி மாற்றம்  $\Delta H_r$  ஆனது தகுந்த குறியீட்டு மற்றும் அலகுடன் குறிப்பிடப்பட வேண்டும்.
  - ஒரு வேதிவினையின் மறுதலை வினையை கருதும்போது, அவ்வினையின்  $\Delta H$  ன் எண் மதிப்பை மாற்றாமல், குறியீட்டை மட்டும் மாற்றி குறிப்பிடப்படுகிறது.
  - ஒரு வேதிவினையின்  $\Delta H$  மதிப்பானது வினையில் ஈடுபடும் வினைப்பொருட்களின் இயற் நிலைமைகளை பொருத்து அமைவதால், அவ்வேதி வினையில் ஈடுபடும் அனைத்து பொருட்களின் இயற் நிலைமைகளும் முக்கியமானவை மற்றும் அவற்றை [வாயு(g), நீர்மம்(l), நீர்மக்கரைசல்(aq) மற்றும் திண்மம்(s) முதலியன அடைப்புக் குறிக்குள்] வெப்ப வேதிச் சமன்பாடுகளில் கண்டிப்பாக குறிப்பிடப்பட வேண்டும்.
  - ஒரு வெப்ப வேதிச் சமன்பாடு முழுவதும் ஒரு குறிப்பிட்ட எண்ணால் பெருக்கப்படும்போது, அதன் எந்தால்பி மதிப்பும் அதே எண்ணால் பெருக்கப்படுகிறது.
  - ஒரு வினையின்  $\Delta H_r^0$  மதிப்பு எதிர்குறியை பெற்றிருந்தால் அவ்வினை வெப்பம் உமிழ்வினை என்றும்,  $\Delta H_r^0$  மதிப்பு நேர்குறியை பெற்றிருந்தால் அவ்வினை வெப்பம் கொள்வினை என்றும் அழைக்கப்படுகிறது.

**கணக்கு :**  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)} + 3\text{O}_2_{(g)} \rightarrow 2\text{CO}_2_{(g)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(l)}$  என்ற வினைக்கு திட்ட எந்தால்பி மாற்ற மதிப்பை கணக்கிடுக.  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(l)}$ ,  $\text{CO}_2_{(g)}$  மற்றும்  $3\text{H}_2\text{O}_{(l)}$  ஆகியவற்றின் திட்ட உருவாதல் எந்தால்பி மதிப்புகள் முறையே 277, -393.5 மற்றும் -285.5  $\text{kJ mol}^{-1}$ .

**தீர்வு :** வரையறையின் படி  $\text{O}_2_{(g)}$  ன் திட்ட உருவாதல் எந்தால்பி மதிப்பு பூஜ்ஜியமாகும்.

$$\Delta H_r^0 = \{(\Delta H_f^0)_{\text{products}} - (\Delta H_f^0)_{\text{reactants}}\}$$

$$\Delta H_r^0 = \{2(\Delta H_f^0)_{\text{CO}_2} - 3(\Delta H_f^0)_{\text{H}_2\text{O}}\} - \{1(\Delta H_f^0)_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} - 3(\Delta H_f^0)_{\text{O}_2}\}$$

$$\Delta H_r^0 = \{2 \text{ mol}(-393.5) \text{ kJ mol}^{-1} + 3 \text{ mol}(-285.5) \text{ kJ mol}^{-1}\} - \{1 \text{ mol}(-277) \text{ kJ mol}^{-1} + 3 \text{ mol}(0) \text{ kJ mol}^{-1}\}$$

$$\Delta H_r^0 = [-787 - 856.5] - [-277]$$

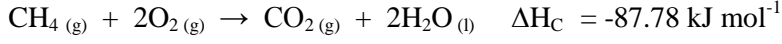
$$\Delta H_r^0 = -1643.5 + 277$$

$$\Delta H_r^0 = -1366.5 \text{ kJ.}$$

**எரிதல் வெப்பம் :**

- ஒரு மோல் சேர்மம் அதிகளவு காற்று அல்லது ஆக்ஸிஜனில் முழுமையாக எரிக்கப்படும்போது ஏற்படும் எந்தால்பி மாற்றம், அச்சேர்மத்தின் எரிதல் வெப்பம் என அழைக்கப்படுகிறது. இது  $\Delta H_c$  என குறிப்பிடப்படுகிறது.
- எடுத்துக்காட்டாக மீத்தேனின் எரிதல் வெப்பம் -87.78  $\text{kJ mol}^{-1}$ .





- எரிதல் வினைகள் எப்பொழுதும் வெப்பம் உமிழ்வினைகள் ஆகும். எனவே எரிதல் எந்தால்பி மாற்றம் எப்பொழுதும் எதிர்குறியினைப் பெற்றிருக்கும்.

**மோலார் வெப்ப ஏற்புத்திறன்கள் :**

- ஒரு அமைப்பிற்கு வெப்பம் கொடுக்கப்படும்போது, அவ்வமைப்பிலுள்ள மூலக்கூறுகள் வெப்ப ஆற்றலை உறிஞ்சுகின்றன. எனவே அவைகளின் இயக்க ஆற்றல் அதிகரிக்கின்றன. இதன் விளைவாக அமைப்பின் வெப்பநிலை  $T_1$  லிருந்து  $T_2$  க்கு உயருகிறது.
- இந்த வெப்பநிலை உயர்வானது உறிஞ்சப்பட்ட வெப்பத்தின் அளவிற்கு நேர்விகிதத்திலும், பொருளின் நிறைக்க எதிர்விகிதத்திலும் இருக்கும்.

$$q \propto m \Delta T$$

$$q = c m \Delta T$$

$$c = q / m \Delta T$$

இங்கு  $c$  என்பது வெப்ப ஏற்புத் திறன்.

$$c = \left( \frac{q}{m (T_2 - T_1)} \right)$$

- $m = 1 \text{ kg}$  மற்றும்  $(T_2 - T_1) = 1 \text{ K}$  எனும்போது வெப்ப ஏற்புத்திறனானது தன் வெப்ப ஏற்புத் திறன் எனப்படுகிறது.
- ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில், ஒரு கிலோகிராம் நிறையுள்ள பொருள் ஒன்றின் வெப்பநிலையை ஒரு கெல்வின் உயர்த்த அப்பொருளால் உறிஞ்சப்படும் வெப்ப ஆற்றலின் அளவானது அவ்வமைப்பின் தன் வெப்ப ஏற்புத் திறன் என வரையறுக்கப்படுகிறது.
- ஒரு சேர்மத்தின் வெப்பநிலையை ஒரு கெல்வின் உயர்த்த அப்பொருளால் உறிஞ்சப்படும் வெப்ப ஆற்றலின் அளவானது அவ்வமைப்பின் மோலார் வெப்ப ஏற்புத் திறன் என வரையறுக்கப்படுகிறது.

**வெப்ப ஏற்புத் திறனின் அலகு :** மோலார் வெப்ப ஏற்புத்திறனின் SI அலகு  $\text{JK}^{-1} \text{mol}^{-1}$ .

**மாறா கனஅளவில் வெப்ப ஏற்புத் திறன்கள் :**

வெப்ப இயக்கவியல் முதல் விதிப்படி,

$$U = q + w \quad \text{அல்லது} \quad U = q - PdV$$

$$q = U + PdV$$

மேற்கண்ட சமன்பாட்டை மாறாத கனஅளவில் வெப்பநிலையைப் பொருத்து வகையீடு செய்ய

$$\left( \frac{\partial q}{\partial T} \right)_v = \left( \frac{\partial U}{\partial T} \right)_v$$

$$C_v = \left( \frac{\partial U}{\partial T} \right)_v$$

எனவே மாறாத கனஅளவில் மோலார் வெப்ப ஏற்புத்திறன் ( $C_v$ ) என்பது, மாறாத கனஅளவில் வெப்பநிலையைப் பொருத்து அக ஆற்றலின் மாறுபாட்டு வீதம் என வரையறுக்கப்படுகிறது.

இதைப்போலவே, மாறா அழுத்தத்தில் மோலார் வெப்ப ஏற்புத்திறன் ( $C_p$ ) என்பது, மாறாத கனஅளவில் வெப்பநிலையைப் பொருத்து எந்தால்பியின் மாறுபாட்டு வீதம் என வரையறுக்கப்படுகிறது.

$$C_p = \left( \frac{\partial H}{\partial T} \right)_p$$

ஒரு நல்லியல்பு வாயுவிற்கான  $C_p$  மற்றும்  $C_v$  ஆகியவற்றிற்கிடையேயான தொடர்பு :

என்தால்பிக்கான வரையறையின்படி

$$H = U + PV \quad \text{-----} \quad (1)$$

நல்லியல்பு வாயுச் சமன்பாட்டின்படி,

$$PV = n RT \quad \text{-----} \quad (2)$$

சமன்பாடு (2) ஐ சமன்பாடு (1) ல் பிரதியிட

$$H = U + n RT \quad \text{-----} \quad (3)$$

இச்சமன்பாட்டை வெப்பநிலையைப் பொருத்து வகையீடு செய்ய

$$\frac{\partial H}{\partial T} = \frac{\partial U}{\partial T} + nR \frac{\partial T}{\partial T}$$

$$C_p = C_v + nR \quad (1)$$

$$C_p = C_v + nR \quad \text{-----} \quad (4)$$

அழுத்தம் மாறா செயல்முறைகளில் அமைப்பானது சூழலுக்கு எதிராக வேலை செய்கிறது. எனவே கனஅளவு மாறாத செயல்முறையைக் காட்டிலும், ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலை உயர்வை அடைய அமைப்பிற்கு அதிகளவு வெப்பம் தேவைப்படுகிறது. எனவே  $C_p$  மதிப்பு எப்பொழுதும்  $C_v$  ஐ விட அதிகம்.

$\Delta U$  மற்றும்  $\Delta H$  கணக்கிடல் :

1 மோல் நல்லியல்பு வாயுவிற்கு

$$C_v = \frac{dU}{dT}$$

$$dU = C_v Dt$$

வரையறுக்கப்பட்ட மாற்றம் நிகழும்போது

$$\Delta U = C_v \Delta T$$

$$\Delta U = C_v (T_2 - T_1)$$

n மோல்கள் நல்லியல்பு வாயுக்களுக்கு

$$\Delta U = n C_v (T_2 - T_1)$$

இதேபோல, n மோல்கள் நல்லியல்பு வாயுக்களுக்கு  $\Delta H$  மற்றும்  $C_p$  தொடர்பு பின்வருமாறு

$$\Delta H = n C_p (T_2 - T_1)$$

**கணக்கு :** 128.0 கிராம் ஆகஸிஜனை  $0^\circ\text{C}$  லிருந்து  $100^\circ\text{C}$  க்கு வெப்பப்படுத்தும் போது  $\Delta U$  மற்றும்  $\Delta H$  மதிப்புகளை கணக்கிடுக. தோராயமாக  $C_v$  மற்றும்  $C_p$  மதிப்புகள் முறையே  $21 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$  மற்றும்  $29 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$  ( வேறுபாடானது  $8 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ . இது தோராயமாக R மதிப்பிற்குச் சமம்).  
தீர்வு :

$$\Delta U = n C_v (T_2 - T_1)$$

$$\Delta H = n C_p (T_2 - T_1)$$

மேலும்  $n = \frac{128}{32} = 4$  மோல்கள்.

$$T_2 = 100^\circ\text{C} = 373 \text{ K} ; \quad T_1 = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

$$\Delta U = n C_v (T_2 - T_1)$$

$$\Delta U = 4 \times 21 \times (373 - 273)$$

$$\Delta U = 8400 \text{ J}$$

$$\Delta U = 8.4 \text{ kJ}$$

$$\Delta H = n C_p (T_2 - T_1)$$

$$\Delta H = 4 \times 29 \times (373 - 273)$$

$$\Delta H = 11600 \text{ J}$$

$$\Delta H = 11.6 \text{ kJ.}$$

**கலோரிமீட்டர் முறையினை பயன்படுத்தி  $\Delta U$  மற்றும்  $\Delta H$  மதிப்புகளை அளவிடல் :**

- இயற் மற்றும் வேதி மாற்றங்களில், ஏற்படும் வெப்ப மாற்ற அளவினை அளந்தறிய கலோரி மீட்டர் பயன்படுகிறது.
- கலோரி மீட்டர் முறையில், ஒரு செயல்முறையில் ஏற்படும் வெப்பநிலை மாற்றமானது அளந்தறியப்படுகிறது. இந்த வெப்பநிலை மாற்றமானது, வெப்ப ஏற்புத்திறனுக்கு நேர்விகிதத்திலிருக்கும்.
- $c = q / m \Delta T$  என்ற சமன்பாட்டை பயன்படுத்தி ஒரு செயல்முறையின் வெப்ப மாற்ற அளவை நாம் கணக்கிட முடியும்.
- கலோரி மீட்டர் அளவீடுகளை இருவேறு நிபந்தனைகளின் கீழ் அளந்தறியலாம். 1. மாறாத கனஅளவில்( $q_v$ ) 2. மாறாத அழுத்தத்தில் ( $q_p$ ).

**$\Delta U$  அளவிடுதல் :**

- மாறாத கனஅளவில் வேதிவினைகளில் வெளிப்படும் வெப்பம் பாம் கலோரி மீட்டர் கொண்டு அளவிடப்படுகிறது.
- பாம் கலோரி மீட்டர் உள்கலன்கள் மற்றும் மூடி ஆகியன வலிமையான எ.கினால் செய்யப்பட்டுள்ளது.
- எடையிடப்பட்ட கரிம சேர்மமானது ஒரு பிளாட்டின தட்டில் எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. இத்தட்டானது மின்பாய்தல் மூலம் உடனடியாக எரிதலை தூண்டுவதற்காக மின்கம்பிகளுடன் பொருத்தப்பட்டுள்ளது.
- உள் கலனில் அதிகளவு ஆக்ஸிஜன் செலுத்தி அழுத்தப்பட்டு இறுக்கமாக மூடப்படுகிறது. உள் கலன்(பாம்) ஆனது கலோரி மீட்டரினுள் உள்ள நீரில் அமிழ்த்து வைக்கப்பட்டுள்ளது.
- வினையில் உருவாகும் வெப்பம் நீர் முழுவதும் சீராக பரவச் செய்ய கலோரி மீட்டரின் சுவர்களுக்கும், உள்கலனிற்கும் இடையே ஒரு கலக்கி உள்ளது.
- மின்வில்லை உருவாக்கி சேர்மம் எரிக்கப்படுகிறது.
- கலோரி மீட்டரின் உள்கலனில், எடையிடப்பட்ட, எரியக்கூடிய கரிமச் சேர்மம், ஆக்ஸிஜன் சேர்த்து எரிக்கப்படுகிறது.
- சேர்மம் எரிக்கப்படும்போது உருவாகும் வெப்பம், கலோரி மீட்டர் மற்றும் அதை சூழ்ந்துள்ள நீரினால் உறிஞ்சப்படுகிறது. வெப்பநிலை மாற்றத்தை அளவிட பெக்மன் வெப்பநிலைமானி பொருத்தப்பட்டுள்ளது.
- பாம் கலோரி மீட்டர் மூடப்பட்டுள்ளதால் அதன் கனஅளவில் மாற்றம் ஏற்படுவதில்லை. எனவே வெப்ப அளவீடுகளானது மாறாத கனஅளவில் எரிதல் வெப்பத்திற்குச் சமம்.

- இவ்வினையில் உருவான வெப்பத்தின் அளவானது கலோரி மீட்டர் மற்றும் நீரால் உறிஞ்சப்பட்ட வெப்ப மதிப்புகளின் கூடுதலுக்குச் சமம்.
- கலோரி மீட்டரால் உறிஞ்சப்பட்ட வெப்பம்  $q_1 = k.\Delta T$   
இங்கு  $k$  என்பது கலோரி மீட்டர் மாறிலி எனப்படுகிறது. மேலும்  $k = m_c C_c$ .  
 $m_c$  - கலோரி மீட்டரின் நிறை  $C_c$  - கலோரி மீட்டரின் வெப்ப ஏற்புத்திறன்
- நீரால் உறிஞ்சப்பட்ட வெப்பம்  $q_2 = m_w C_w \Delta T$   
இங்கு,  $m_w$  - நீரின் மோலார் நிறை,  $C_w$  - நீரின் மோலார் வெப்ப ஏற்புத்திறன்.
- எனவே  $\Delta U_c = q_1 + q_2$

$$\Delta U_c = k.\Delta T + m_w C_w \Delta T$$

$$\Delta U_c = (k + m_w C_w) \Delta T.$$

- ஒரு தெரிந்த அளவுடைய திட்ட பொருளை எரிப்பதன் மூலம், கலோரி மீட்டர் மாறிலியின் மதிப்பினை தீர்மானிக்க முடியும்.
- பென்சாயிக் அமிலத்தின் எரிதல் வினைவெப்பம்  $-3227 \text{ kJ mol}^{-1}$  என்ற தெரிந்த ஒரு மதிப்பாகும்.

**பாம் கலோரி மீட்டரின் பயன்கள் :**

1. எரிதல் வினைகளில் வெளிப்படும் வெப்பத்தை அளவிட பாம் கலோரி மீட்டர் பயன்படுகிறது.
2. உணவுப் பொருட்களின் கலோரி மதிப்பினை நிர்ணயித்திட இது பயன்படுகிறது.
3. வளர்ச்சி மூலம் ஆய்வுகள், உணவு பதப்படுத்துதல், வெடிப்பொருட்களை சோதித்தறிதல் போன்ற பல்வேறு தொழிற்சாலைகளில் பாம் கலோரி மீட்டர் பயன்படுகிறது.

**$\Delta H$  அளவிடுதல் :**

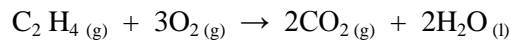
- மாறாத அழுத்தத்தில் நடைபெறும் வேதிவினைகளில் நிகழும் வெப்பம் மாற்றங்களை கா.பி கப் கலோரி மீட்டர் கொண்டு அளவிடலாம்.
- இந்த கலோரி மீட்டரில் உலோக கலனிற்கு(பாம்) பதிலாக ஸ்டைரோபோ.ம் கப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.
- இத ஒரு சிறந்த வெப்பம் கடத்தா பொருள். வினையில் உருவாகும் வெப்பத்தை, குழலுக்கு கடத்த இப்பொருள் அனுமதிப்பதில்லை.
- எனவே இங்கு உருவான மொத்த வெப்பமும், கப்பில் உள்ள நீரால் மட்டுமே உறிஞ்சப்படுகிறது. நீரின் வெப்பநிலையில் ஏற்படும் மாற்றமானது அளந்தறியப்படுகிறது.
- மேலும் இதனைப் பயன்படுத்தி உறிஞ்சப்பட்ட (அ) வெளியிடப்பட்ட வெப்பத்தின் அளவை, பின்வரும் சமன்பாட்டினை பயன்படுத்தி கணக்கிடலாம்.

$$Q = m_w C_w \Delta T$$

இங்கு,  $m_w$  - நீரின் மோலார் நிறை,  $C_w$  - நீரின் மோலார் வெப்ப ஏற்புத்திறனின் மதிப்பு  $4184 \text{ kJ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ .

- வினையின் போது குறிப்பிடத்தக்க அளவு கனஅளவில் மாற்றம் ஏற்படாத வினைகளுக்கு இம்முறையினைப் பயன்படுத்த முடியும்.

**கணக்கு :** 300 K வெப்பநிலை மற்றும் மாறாத அழுத்தத்தில் எத்தனை வாயுவின் எரிதல் எந்தால்பி மதிப்பை கணக்கிடுக. மாறாத கனஅளவில் எத்தனை வாயுவின் எரிதல் எந்தால்பி( $\Delta U$ ) மதிப்பு-1406 kJ. எத்தலைன் எரிதல் வினையினை பின்வருமாறு எழுதலாம்.



$$\Delta U = -1406 \text{ kJ}$$

$$\Delta n = n_{\text{p}(\text{g})} - n_{\text{r}(\text{g})}$$

$$\Delta n = 2 - 4 = -2$$

$$\Delta H = \Delta U + RT \Delta n_g$$

$$\Delta H = -1406 + (8.314 \times 10^{-3} \times 300 \times (-2))$$

$$\Delta H = -1410.9 \text{ kJ.}$$

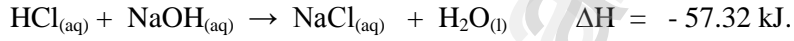
எரிதல் வெப்பத்தின் பயன்பாடுகள் :

- **உருவாதல் வெப்பத்தை கணக்கிடுதல் :** கரிம சேர்மங்களின் எரிதல் வெப்பத்தை எளிதில் அளவிட முடியும் என்பதால், இதைப் பயன்படுத்தி மற்ற சேர்மங்களின் உருவாதல் வெப்பத்தை கணக்கிட இயலும்.
- **உணவுப் பொருட்கள் மற்றும் எரிபொருட்களின் கலோரி மதிப்புகளை கணக்கிடுதல் :** ஒரு கிராம் பொருளை முழுமையாக எரிக்கும்போது வெளிப்படும் வெப்பத்தின் அளவு அச்சேர்மத்தின் கலோரி மதிப்பு என வரையறுக்கப்படுகிறது. இதன் SI அலகு  $\text{JK}^{-1}$ . எனினும் இது வழக்கமாக  $\text{cal g}^{-1}$  எனும் அலகில் குறிப்பிடப்படுகிறது.

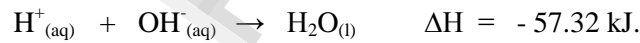
**கரைசல் வெப்பம் :** குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில், ஒரு மோல் சேர்மத்தை, குறிப்பிட்ட அளவுள்ள கரைக்கும்போது ஏற்படும் வெப்ப மாற்றம் அச்சேர்மத்தை கரைசல் வெப்பம் என வரையறுக்கப்படுகிறது.

**நடுநிலையாக்கல் வெப்பம் :**

- நீர்க்கரைசலில், ஒரு கிராம் சமமான நிறைக் கொண்ட ஒரு அமிலமானது, ஒரு கிராம் சமமான நிறைக் கொண்ட ஒரு காரத்தால் முற்றிலும் நடுநிலையாக்கப்படும் போது, ஏற்படும் எந்தால்பி மாற்றம் நடுநிலையாக்கல் வெப்பம் என வரையறுக்கப்படுகிறது.



- எந்த ஒரு வலிமை மிகு அமிலம் மற்றும் வலிமை மிகு காரம் ஆகியவற்றின் நடுநிலையாக்கல் வெப்ப மதிப்பு ஏறக்குறைய  $-57.32 \text{ kJ}$ .
- அமில காரங்கள் பற்றிய அர்ஹீனியஸ் கொள்கை மூலம் இதற்கான காரணத்தினை விளக்க முடியும்.
- இக்கொள்கையின்படி, வலிமை மிகு அமிலம் மற்றும் வலிமை மிகு காரங்கள் அவற்றின் நீர்க்கரைசல்களில் முற்றிலும் அயனிகளாக பிரிகையுற்று முறையே  $\text{H}^+$  மற்றும்  $\text{OH}^-$  அயனிகளைத் தருகின்றன.
- எனவே, அனைத்து வலிமை மிகு அமிலம் மற்றும் வலிமை மிகு காரம் ஆகியவற்றின் நடுநிலையாக்கல் வினையினை பின்வருமாறு குறிப்பிடலாம்.



**மோலார் உருகுதல் வெப்பம் :**

- ஒரு மோல் திண்மப் பொருள், அதன் உருகுநிலையில் திரவநிலைக்கு மாற்றப்படும்போது, ஏற்படும் எந்தால்பி மாற்றம், அதன் மோலார் உருகுதல் வெப்பம் என வரையறுக்கப்படுகிறது.
- எடுத்துக்காட்டாக, பனிக்கட்டியின் உருகுதல் வெப்பத்தை பின்வருமாறு குறிப்பிட முடியும்.



**மோலார் ஆவியாதல் வெப்பம் :**

- ஒரு மோல் நீர்மம், அதன் கொதிநிலையில் ஆவிநிலைக்கு மாற்றப்படும்போது, ஏற்படும் எந்தால்பி மாற்றம், அதன் மோலார் ஆவியாதல் வெப்பம் என வரையறுக்கப்படுகிறது.
- எடுத்துக்காட்டாக, நீரின் ஆவியாதல் வெப்பத்தை பின்வருமாறு குறிப்பிட முடியும்.



மோலார் பதங்கமாதல் வெப்பம் :

- ஒரு திண்மம் அதன் திரவ நிலைக்கு மாறாமல், நேரடியாக வாயு நிலைக்கு மாறும் ஒரு செயல்முறை பதங்கமாதல் எனப்படுகிறது.
- ஒரு மோல் திண்மப் பொருள், அதன் பதங்கமாதல் வெப்பநிலையில் நேரடியாக ஆவிநிலைக்கு மாற்றப்படும்போது, ஏற்படும் எந்தால்பி மாற்றம், அதன் மோலார் பதங்கமாதல் வெப்பம் என வரையறுக்கப்படுகிறது.
- எடுத்துக்காட்டாக, அயோடினின் பதங்கமாதல் வெப்பத்தை பின்வருமாறு குறிப்பிட முடியும்.



- மிகக் குறைந்த வெப்பநிலையில் வளிமண்டல அழுத்தத்தில் திண்ம கார்பன் டையாக்சைடு ஆனது வாயுநிலைக்கு மாறுவது பதங்கமாதல் செயல்முறைக்கு மற்றுமொரு எடுத்துக்காட்டாகும்.

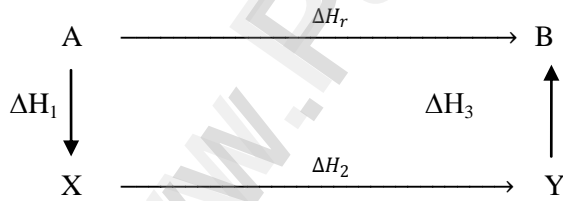
நிலைமாற்ற வெப்பம் :

- ஒரு மோல் தனிமம் அதன் ஒரு புறவேற்றுமை வடிவத்திலிருந்து மற்றொரு புறவேற்றுமை வடிவத்திற்கு மாற்றமடையும்போது ஏற்படும் எந்தால்பி மாற்றம் நிலைமாற்ற வெப்பம் என வரையறுக்கப்படுகிறது.
- எடுத்துக்காட்டாக, வைரம் அதன் புறவேற்றுமை வடிவமான கிராஃபைட்டாக மாற்றமடையும் வினையை குறிப்பிடலாம்.



ஹெஸ்ஸின் வெப்பம் மாறா கூட்டல் விதி :

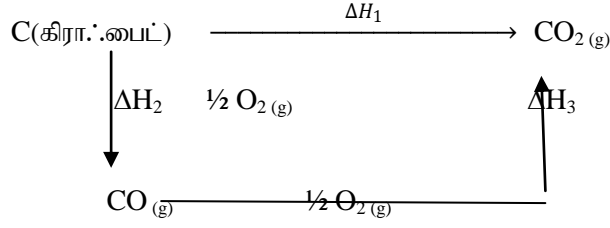
- ஒரு கொடுக்கப்பட்ட வினையில் வெப்பம் உறிஞ்சப்படுதல் அல்லது உமிழப்படுதலானது, அவ்வமைப்பின் ஆரம்ப மற்றும் இறுதி நிலைகளை மட்டுமே பொருத்தமையுமேயன்றி, அம்மாற்றமானது எவ்வழிமுறையில் அல்லது எத்தனை படிகளில் நிகழ்கிறது என்பதைப் பொருத்து அமைவதில்லை.
- ஹெஸ் விதிப்படி, மாறாத கனஅளவு அல்லது மாறாத அழுத்தத்தில் ஒரு வினை ஒரு படியில் நிகழ்ந்தாலோ அல்லது பல படிகளில் நிகழ்ந்தாலோ அதன் ஆரம்ப மற்றும் இறுதி நிலைகள் மாறாதிருப்பின், அவ்வினையின் மொத்த எந்தால்பி மதிப்பு மாறாமல் இருக்கும்.



$$\Delta H_r = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

ஹெஸ்ஸின் வெப்பம் மாறா கூட்டல் விதியின் பயன்பாடுகள் :

- எந்தால்பி மதிப்புகளை எளிதில் அளவிட முடியாத வினைகளுக்கு ஹெஸ் விதியைப் பயன்படுத்தி வினை எந்தால்பி மதிப்புகளைக் கணக்கிடலாம்.
- எடுத்துக்காட்டாக, கிராஃபைட்டை, தூய CO ஆக ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்யும் வினையின் வினை எந்தால்பி மதிப்பை அளவிடுதல் மிகக் கடினமாகும்.
- எனினும் கிராஃபைட்டை, CO<sub>2</sub> ஆகவும் CO வை CO<sub>2</sub> ஆகவும், ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்யும் வினையின் வினை எந்தால்பி மதிப்புகளை எளிதாக அளவிட முடியும்.
- இவ்வினைகளுக்கு எரிதல் வினை வெப்ப மதிப்புகள் முறையே -393.5 kJ மற்றும் -283.5 kJ . இந்த தரவுகளிலிருந்து கிராஃபைட்டிலிருந்து CO வின் உருவாதல் எந்தால்பியை ஹெஸ் விதியைப் பயன்படுத்தி கணக்கிடலாம்.



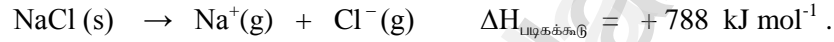
$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$-393.5 \text{ kJ} = X - 283.5 \text{ kJ}$$

$$X = -110.0 \text{ kJ}$$

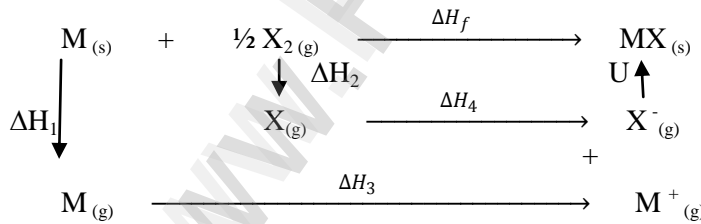
படிகக்கூடு ஆற்றல் :

- ஒரு படிகத்தில் உள்ள அயனிகளை அதன் படிக அணிக்கோவைப் புள்ளிகளிலிருந்து முடிவிலா தொலைவிற்கு நீக்குவதற்கு தேவைப்படும் ஆற்றலின் அளவு அப்படிகத்தின் படிகக்கூடு ஆற்றல் என வரையறுக்கப்படுகிறது. இது படிகக்கூடு எந்தால்பி எனவும் அழைக்கப்படுகிறது.



பார்ன் - ஹேபர் சுற்று :

- ஒரு வினையின் ஆற்றல்களை ஆய்ந்தறிவதற்கான ஒரு அணுகுமுறையே பார்ன் - ஹேபர் சுற்று ஆகும். இச்சுற்றை உருவாக்கிய ஜெர்மன் அறிவியலாளர்கள் மேக்ஸ் பார்ன் மற்றும் ஃபிரிட்ச் ஹேபர் ஆகியோர் பெயரால் இச்சுற்று அழைக்கப்படுகிறது.
- ஒரு உலோகம் ஹேலஜனுடனோ அல்லது ஆக்ஸிஜன் போன்ற அலோகத்துடனோ சேர்ந்து அயனிச் சேர்மங்கள் உருவாகும் வினைகளை இச்சுற்று கருத்திற் கொள்கிறது.
- வேறு எந்த முறையிலும் நேரடியாக கணக்கிட முடியாத படிகக்கூடு ஆற்றலை கணக்கிட பார்ன் - ஹேபர் சுற்று பயன்படுகிறது.
- இச்சுற்றில் படிகக்கூடு எந்தால்பியை கணக்கிட ஹெஸ் விதி பயன்படுகிறது.
- எடுத்துக்காட்டாக, எளிய கார உலோக ஹேலைடு MX போன்ற அயனிபடிகங்கள் உருவாதலுக்கு பின்வரும் படிகளைக் கருத்திற் கொள்வோம்.



- ஹெஸ்ஸின் வெப்பம் மாறா கூட்டல் விதிப்படி

$$\Delta H_f = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 + \Delta H_4 + U$$

- NaCl படிகத்தின் படிகக்கூடு ஆற்றலை கணக்கிடுவதற்கு பார்ன் - ஹேபர் சுற்றை பின்வருமாறு பயன்படுத்துவோம்.
- வினையில் ஈடுபடும் வினைபடு பொருட்கள் தனிமநிலையிலும், விளைபொருட்கள் தங்களின் திட்ட நிலைகளிலும் உள்ளதால் 1 bar அழுத்தத்தில் வினையில் ஏற்படும் மொத்த எந்தால்பி மாற்றம் NaCl படிகத்தின் உருவாதல் எந்தால்பி எனவும் அழைக்கப்படுகிறது.
- மேலும் NaCl உருவாகும் வினை ஐந்து படிகளில் நிகழ்வதாக கருதுவோம். ஒவ்வொரு படியிலும் நிகழும் எந்தால்பி மாற்றங்களின் கூடுதல் வினையின் மொத்த எந்தால்பி மாற்றத்திற்குச் சமம்.
- இதிலிருந்து படிகத்தின் படிகக்கூடு ஆற்றலைக் கணக்கிடலாம்.





- ஒரு குறிப்பிட்ட வினையின் நிகழும் தன்மையை விளக்க நமக்கு வெப்ப இயக்கவியல் இரண்டாம் விதி தேவைப்படுகிறது.

**என்ட்ரோபி :**

- வெப்ப இயக்கவியல் இரண்டாம் விதி 'என்ட்ரோபி' என்று அழைக்கப்படும் மற்றுமொரு நிலைச்சார்பை அறிமுகப்படுத்துகிறது.
- என்ட்ரோபி என்பது ஒரு அமைப்பின் மூலக்கூறுகளின் ஒழுங்கற்ற தன்மையை அளவிடும் வெப்ப இயக்கவியல் நிலைச்சார்பு.
- இதன் வரையறை பின்வருமாறு :  $dS = dq_{மீள்} / T$

**வெப்ப இயக்கவியலின் இரண்டாம் விதியின் பல்வேறு கூற்றுகள் :**  
**என்ட்ரோபி கூற்று :**

- வெப்ப இயக்கவியல் இரண்டாம் விதியை என்ட்ரோபி வாயிலாக குறிப்பிடலாம்.
- ஒரு தன்னிச்சை செயல்முறை நிகழும்போது, ஒரு தனித்த அமைப்பின் என்ட்ரோபி அதிகரிக்கிறது.
- வாயுக்கள் விரிவடைதல் போன்ற மீளா செயல் முறைகளுக்கு

$$\Delta S_{மொத்தம்} > 0 ; \quad \Delta S_{மொத்தம்} > \Delta S_{அமைப்பு} + \Delta S_{கூழல்}$$

$$\Delta S_{அண்டம்} > \Delta S_{அமைப்பு} + \Delta S_{கூழல்}$$

- பனிக்கட்டி உருகுதல் போன்ற மீள்செயல்முறைகளுக்கு

$$\Delta S_{அமைப்பு} = -\Delta S_{கூழல்} ; \quad \Delta S_{அண்டம்} = 0$$

**கெல்வின் பிளாங்க் கூற்று :**

- ஒரு சுற்றுச் செயல்முறையல் சூடான வெப்ப மூலத்திலிருந்து வெப்பத்தை உறிஞ்சி அவ்வெப்பத்தின் ஒரு பகுதியை குளிர்ந்த நிலையிலுள்ள மூலத்திற்கு மாற்றாமல், முழுவதும் வேலையாக மாற்றக்கூடிய இயந்திரத்தினை வடிவமைக்க இயலாது.
- ஒரு சிறந்த, உராய்வற்ற இயந்திரத்தினால் சூட அதற்கு கொடுக்கப்பட்ட வெப்ப உள்ளீட்டினை 100 % வேலையாக மாற்ற முடியாது.
- மீள் செயல்முறையில் செயல்படும் ஒரு வெப்ப இயந்திரத்தின் திறனானது, அந்த இயந்திரம் எந்த ஒரு வெப்பநிலைகளுக்கிடையே செயல்படுகிறதோ அவற்றை மட்டுமே பொருத்து அமைகிறது என்பதை காரணமாக வெப்ப இயந்திரங்களைப் பற்றிய தனது ஆய்வின் மூலம் கண்டறிந்தார்.

$$\text{திறன்} = \frac{\text{செய்யப்பட்ட வேலை}}{\text{உறிஞ்சப்பட்ட வெப்பம்}}$$

$$\eta = \frac{|q_h| - |q_c|}{|q_h|}$$

$q_h$  - சூடான வெப்ப மூலத்திலிருந்து உறிஞ்சப்பட்ட வெப்பம்.

$q_c$  - குளிர்ந்த நிலையிலுள்ள மூலத்திற்கு மாற்றப்பட்ட வெப்பம்.

- ஒரு மீள் சுற்று செயல்முறைக்கு

$$\Delta S_{அண்டம்} = \Delta S_{அமைப்பு} + \Delta S_{கூழல்} = 0$$

$$\Delta S_{அமைப்பு} = -\Delta S_{கூழல்}$$

- இயந்திரத்தின் திறனை சதவீதத்தில் பின்வருமாறு குறிப்பிடப்படுகிறது.

$$\text{இயக்குதிறன் சதவீதம்} = \left[ 1 - \frac{T_c}{T_h} \right] \times 100$$

**கிளாசியஸ் கூற்று :** எந்த ஒரு வேலையும் செய்யாமல், குளிர்ந்த வெப்ப மூலத்திலிருந்து, சூடான வெப்ப மூலத்திற்கு, வெப்பத்தை மாற்ற முடியாது.

**கணக்கு :** ஒரு தானியங்கி மோட்டார் வாகன இயந்திரத்தில், பெட்ரோல் 816° C வெப்பநிலையில் எரிக்கப்படுகிறது. சூழலின் வெப்பநிலை 21° C ஆக இருக்கும்போது இயந்திரத்தின் அதிகப்பட்ச திறனைக் கணக்கிடுக.

$$\text{இயக்குதிறன் சதவீதம்} = \left[ 1 - \frac{T_c}{T_h} \right] \times 100$$

$$\text{இங்கு, } T_h = 816 + 273 = 1089 \text{ K}$$

$$T_c = 21 + 273 = 294 \text{ K}$$

$$\text{இயக்குதிறன் சதவீதம்} = \left( \frac{1089 - 294}{1089} \right) \times 100$$

$$\text{இயக்குதிறன் சதவீதம்} = 73 \%$$

**என்ட்ரோபியின் அலகுகள் :** என்ட்ரோபி என்பது பரிமாறப்பட்ட வெப்ப ஆற்றலை, வெப்பநிலையால் வகுக்க கிடைப்பது ஆகும். எனவே என்ட்ரோபியின் SI அலகு  $\text{J K}^{-1}$ .

**ஒழுங்கற்றத் தன்மை அல்லது தன்னிச்சைத் தன்மை :**

- பனிக்கட்டி உருகுதல், நீர் ஆவியாதல் போன்ற செயல்முறைகளை கவனமாக ஆய்ந்தறியும்போது அவ்வமைப்பின் ஒழுங்கற்றத் தன்மை அதிகரிப்பதை அறியமுடிகிறது.
- பனிக்கட்டியில் நீர் மூலக்கூறுகள் அதிக ஒழுங்குடன் கூடிய படிக அமைப்பில் உள்ளதால், அவ்வமைப்பு மூலக்கூறுகளின் சிறு நகர்வுகளுக்கு மட்டுமே அனுமதிக்கிறது.
- பனிக்கட்டி உருகும்போது, நீர் மூலக்கூறுகள் ஒழுங்கற்ற நிலைக்கு செல்கின்றன. மேலும் அதிக கட்டற்ற தன்மையுடன் நகர்கின்றன. நீர்ம நிலையில் கட்டற்ற நகரும் தன்மை அதிகரிக்கின்றன. ஆவி நிலையில் அது மேலும் அதிகரிக்கிறது.
- அதாவது பனிக்கட்டி நீராக உருகும்போதும், அல்லது நீர் ஆவியாகும்போதும் நீர் மூலக்கூறுகளின் ஒழுங்கற்றத் தன்மை அதிகரிக்கிறது.
- இவ்விரு நிகழ்வுகளும் தன்னிச்சை செயல்முறைகளாகும். இச்செயல்முறைகளில் ஒழுங்கற்றத் தன்மை(என்ட்ரோபி) அதிகரிக்கிறது.

**திட்ட என்ட்ரோபி மாற்றம் :**

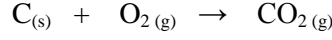
- தனிச்சுழி வெப்பநிலைக்கு(OK) மேல் எந்த ஒரு வெப்பநிலையிலும் ஒரு அமைப்பின் உண்மையான என்ட்ரோபி மதிப்பினைக் கண்டறிய இயலும்.
- 298 K மற்றும் 1 bar அழுத்த நிலையில் ஒரு பொருளின் தனி என்ட்ரோபி ஆனது அச்சேர்மத்தின் திட்ட என்ட்ரோபி என்று அழைக்கப்படுகிறது.
- நெர்ன்ஸ்டின் வெப்ப இயக்கவியல் மூன்றாம் விதிப்படி, ஒரு குறைபாடற்ற படிக தனிமத்தின் தனி என்ட்ரோபி மதிப்பு தனிச்சுழி வெப்பநிலையில் மட்டும் பூஜ்ஜியமாகும்.
- தனிச்சுழி வெப்பநிலைக்கு மேல் எந்த ஒரு வெப்பநிலையிலும் அனைத்து சேர்மங்களின் திட்ட என்ட்ரோபி மதிப்புகளும் எப்போதும் நேர்க்குறி மதிப்பைக் கொண்டிருக்கும்.
- வினையில் ஈடுபடும் பல்வேறு சேர்மங்களின் என்ட்ரோபி மதிப்புகளிலிருந்து, வினையின் என்ட்ரோபி மாற்றத்தை கணக்கிட முடியும்.

$$\Delta S_r^0 = \sum S_{\text{வினைவினைப் பொருட்கள்}}^0 - \sum S_{\text{வினைபடுப் பொருட்கள்}}^0$$

**திட்ட உருவாதல் என்ட்ரோபி :**

- 'திட்ட நிலைமைகளில், ஒரு மோல் சேர்மம் அதன் தனிமங்களிலிருந்து உருவாகும்போது ஏற்படும் என்ட்ரோபி மாற்றம்', திட்ட உருவாதல் என்ட்ரோபி என வரையறுக்கப்படுகிறது. இது  $\Delta S_f^0$  என குறிக்கப்படுகிறது.
- தனிமங்களின் திட்ட என்ட்ரோபி மதிப்புகளிலிருந்து, ஒரு சேர்மத்தின் என்ட்ரோபியைக் கணக்கிட முடியும்.

**கணக்கு :**  $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$  இவ்வினையின் திட்ட என்ட்ரோபி மாற்றத்தைக் கணக்கிடுக.  $CO_{2(g)}$ ,  $C_{(s)}$ ,  $O_{2(g)}$  ஆகியவற்றின் திட்ட என்ட்ரோபி மதிப்புகள் முறையே 213.6, 5.740 மற்றும்  $205 \text{ JK}^{-1}$ .



$$\Delta S_r^0 = \sum S_{\text{வினைவிளைப் பொருட்கள்}}^0 - \sum S_{\text{வினைபடுப் பொருட்கள்}}^0$$

$$\Delta S_r^0 = \{S_{CO_2}^0\} - \{S_C^0 + S_{O_2}^0\}$$

$$\Delta S_r^0 = 213.6 - [5.74 + 205]$$

$$\Delta S_r^0 = 213.6 - 210.74$$

$$\Delta S_r^0 = 2.86 \text{ JK}^{-1}$$

**நிலைமை மாற்றங்களின் என்ட்ரோபி மாற்றங்கள் :**

- ஒரு திண்மம் நீர்மமாதல், ஒரு நீர்மம் ஆவியாதல், ஒரு திண்மம் ஆவியாதல் ஆகிய செயல்முறைகளின் போது என்ட்ரோபி மாற்றம் நிகழ்கிறது.
- இம்மாற்றங்களின்போது இரண்டு நிலைமைகளும் சமநிலையில் இருப்பதால் இம்மாற்றத்தினை மீள் முறையில், மாறா வெப்பநிலையில் நிகழ்த்தலாம்.

$$\Delta S = \frac{q_{rev}}{T} = \frac{\Delta H_{rev}}{T}$$

**உருகுதல் என்ட்ரோபி :**

- ஒரு மோல் சேர்மம், அதன் உருகுநிலையில் மீள்முறையில் உருகும்போது உறிஞ்சப்படும் வெப்பம் மோலார் உருகுதல் வெப்பம் எனப்படுகிறது.
- இச்செயல்முறைக்கான என்ட்ரோபி மாற்றம் உருகுதல் என்ட்ரோபி மாற்றம் உருகுதல் என்ட்ரோபி எனப்படும்.

$$\Delta S_{rev} = \frac{dq_{rev}}{T} ; \quad \Delta S_{fusion} = \frac{\Delta H_{fusion}}{T_f}$$

இங்கு  $H_f$  என்பது மோலார் உருகுதல் வெப்பம்.  $T_f$  என்பது உருகுநிலை.

**ஆவியாதல் என்ட்ரோபி :**

- ஒரு மோல் திரவம், அதன் கொதிநிலையில் மீள்முறையில் ஆவியாகும்போது உறிஞ்சப்படும் வெப்பம் மோலார் ஆவியாதல் வெப்பம் எனப்படுகிறது.
- இச்செயல்முறைக்கான என்ட்ரோபி மாற்றம் ஆவியாதல் என்ட்ரோபி மாற்றம் உருகுதல் என்ட்ரோபி எனப்படும்.

$$\Delta S_v = \frac{\Delta H_v}{T_b}$$

இங்கு  $\Delta H_v$  என்பது மோலார் ஆவியாதல் வெப்பம்.  $T_b$  என்பது கொதிநிலை.

**புறவேற்றுமை வடிவமாறுதல் என்ட்ரோபி :**

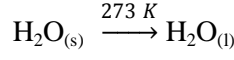
- ஒரு மோல் திண்மம், அதன் புறவேற்றுமை வடிவமாறு வெப்பநிலையில், மீள்முறையில் ஒரு புறவேற்றுமை வடிவத்திலிருந்து மற்றொன்றிற்கு மாற்றமடையும் போது ஏற்படும் வெப்பமாற்றம் மோலார் புறவேற்றுமை வடிவமாறு வெப்பம் எனப்படுகிறது.
- இச்செயல்முறைக்கான என்ட்ரோபி மாற்றம் புறவேற்றுமை வடிவமாறு என்ட்ரோபி எனப்படும்.

$$\Delta S_t = \frac{\Delta H_t}{T_t}$$

- இங்கு  $\Delta H_t$  என்பது மோலார் புறவேற்றுமை வடிவமாறு வெப்பம்.  $T_t$  என்பது புறவேற்றுமை வடிவமாறு வெப்பநிலை.

**கணக்கு :**  $0^{\circ}\text{C}$  வெப்பநிலையில் 1 மோல் பனிக்கட்டி நீராக உருகும்போது நிகழும் என்ட்ரோபி மாற்றத்தை கணக்கிடுக. பனிக்கட்டியின் மோலார் உருகுதல் வெப்ப மதிப்பு  $6008 \text{ J mol}^{-1}$ .

$$\Delta H_{\text{உருகுதல்}} = 6008 \text{ J mol}^{-1} ; T_f = 0^{\circ}\text{C} = 273 \text{ K}$$



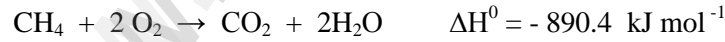
$$\Delta S_{\text{உருகுதல்}} = \frac{\Delta H_{\text{fusion}}}{T_f}$$

$$\Delta S_{\text{உருகுதல்}} = \frac{6008}{273}$$

$$\Delta S_{\text{உருகுதல்}} = 22.007 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}.$$

**கிப்ஸ் கட்டிலா ஆற்றல் (G) :**

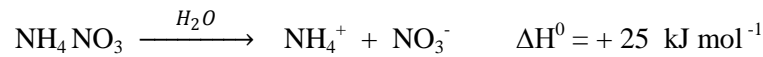
- வேப்ப இயக்கவியல் இரண்டாம் விதியின் ஒரு முக்கிய பயனானது, குறிப்பிட்ட நிபந்தனைகளின் கீழ் ஒரு வினையின் தன்னிச்சைத் தன்மையினைக் கண்டறிதல் ஆகும்.
- குறிப்பிட்ட நிபந்தனையில், எந்தவொரு புறத்தூண்டு விசையின் உதவியும் இல்லாமல் ஒரு செயல்முறை நிகழுமாயின் அச்செயல்முறை தன்னிச்சை செயல்முறை எனவும், அவ்வாறு இல்லையெனில் தன்னிச்சையற்றது எனவும் அழைக்கப்படுகிறது.
- நம் அன்றாட வாழ்வில் பின்வரும் எடுத்துக்காட்டுகள் உள்ளிட்ட பல தன்னிச்சையான இயற் மற்றும் வேதிச்செயல்முறைகளை நாம் காண்கிறோம்.
  - அருவி கீழாக கொட்டுகிறது. ஆனால் தன்னிச்சையாக மேலெழும்புவதில்லை.
  - ஒரு கப் குழப்பியில் இடப்பட்ட சர்க்கரை தன்னிச்சையாக கரைகிறது. ஆனால், கரைந்த சர்க்கரை தன்னிச்சையாக மீண்டும் படிகங்களாக உருவாவதில்லை.
  - வெப்பம் சூடான பொருளிலிருந்து குளிர்ந்த பொருளுக்கு பாய்கிறது. ஆனால், குளிர்ந்த பொருளிலிருந்து சூடான பொருளுக்கு தன்னிச்சையாக பாய்வதில்லை.
  - வாயு நிரம்பிய ஒரு குமிழியிலிருந்து வெற்றிடமாக்கப்பட்ட மற்றொரு குமிழிக்கு தன்னிச்சையாக வாயு விரிவடைகிறது. ஆனால் அதன் மறுதலை செயல்முறையான அனைத்து வாயு மூலக்கூறுகளும் ஒரே குமிழில் ஒன்றாக திரள்வது தன்னிச்சையாக நிகழ்வதில்லை.
- இந்த எடுத்துக்காட்டுகளிலிருந்து ஒரு திசையில் தன்னிச்சையாக நிகழும் செயல்முறைகள் அதற்கெதிரான திசையில் தன்னிச்சையாக நிகழ முடியாது என்பதை அறிகிறோம்.
- இதேப்போலவே பெரும்பாலான வெப்பம் உமிழ்வினைகள் தன்னிச்சையாக நிகழ்கின்றன. எடுத்துக்காட்டாக மீத்தேனின் எரிதல் வினை



- மற்றொரு எடுத்துக்காட்டு அமில – கார நடுநிலையாக்கல் வினை



- சில வெப்பம் கொள் வினைகளும் தன்னிச்சையாக நிகழ்கின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, அம்மோனியம் நைட்ரேட் நீரில் கரைதல் வெப்பம் கொள்வினையாக இருந்த போதிலும் தன்னிச்சையானது.



- மேற்கண்ட எடுத்துக்காட்டுகளிலிருந்து நாம் பின்வரும் முடிவிற்கு வர முடியும். வெப்பம் உமிழ்தல் என்பது தன்னிச்சை நிகழ்விற்கான சாதகமான காரணி மட்டுமே அன்றி, உத்தரவாதமான காரணி அல்ல.
- வெப்ப இயக்கவியல் இரண்டாம் விதிப்படி, தன்னிச்சையான ஒரு செயல்முறையில் என்ட்ரோபி அதிகரிக்கிறது. ஆனால், என்ட்ரோபி அதிகரிக்கும் அனைத்து செயல்முறைகளும் தன்னிச்சையாக நிகழ்வதில்லை.

- ஒரு வினையின் தன்னிச்சைத் தன்மையை தீர்மானிக்க நமக்கு மற்றொரு வெப்ப இயக்கவியல் சார்புத் தேவைப்படுகிறது.
- வெப்ப இயக்கவியல் இரண்டாம் விதியானது, ஒரு வினையின் தன்னிச்சைத் தன்மையை கண்டறிய பயன்படும் வகையில் 'கிப்ஸ் கட்டிலா ஆற்றல்' என்ற வெப்ப இயக்கவியல் சார்பை அறிமுகப்படுத்துகிறது.
- 1870 களில் 'ஜோஸைய் வில்லார்டு கிப்ஸ்' என்பவர் கிப்ஸ் கட்டிலா ஆற்றலை வரையறுத்தார். அவர் இந்த ஆற்றலை ஒரு அமைப்பில் வேலை செய்வதற்கு 'கிடைக்கக்கூடிய ஆற்றல்' என அழைத்தார்.
- கிப்ஸ் கட்டிலா ஆற்றலை பின்வருமாறு வரையறுக்கலாம்.

$$G = H - TS$$

- கிப்ஸ் கட்டிலா ஆற்றல் (G) ஒரு பொருண்மை சார் பண்பாகும். மேலும் G என்பது ஒற்றை மதிப்புடைய நிலைச்சார்பாகும்.
- மாறாத வெப்பநிலையில் ஒரு அமைப்பானது நிலை 1 லிருந்து நிலை 2 க்கு மாற்றமடையும் செயல்முறையைக் கருதுவோம்.

$$G_2 - G_1 = (H_2 - H_1) - T(S_2 - S_1)$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

- $\Delta G$ ன் மதிப்பு எவ்வாறு வினையின் தன்னிச்சைத் தன்மையுடன் தொடர்புபடுத்தப்படுகிறது என்பதை நாம் காண்போம்.

$$\Delta S_{\text{மொத்தம்}} = \Delta S_{\text{அமைப்பு}} + \Delta S_{\text{கூழல்}}$$

- ஒரு மீள்செயல்முறையில் அண்டத்தின் என்ட்ரோபி மாற்றம் பூஜ்ஜியம்.

$$\Delta S = 0 \quad [\Delta S_{\text{அமைப்பு}} = -\Delta S_{\text{கூழல்}}]$$

- மேலும் ஒரு சமநிலைச் செயல்முறைக்கு  $\Delta G = 0$ .
- ஒரு தன்னிச்சை செயல்முறைக்கு  $\Delta S_{\text{மொத்தம்}} > 0$

$$\Delta S_{\text{அமைப்பு}} + \Delta S_{\text{கூழல்}} > 0$$

- எனவே, ஒரு தன்னிச்சை செயல்முறைக்கு  $\Delta G < 0$ .
- $\Delta H_{\text{அமைப்பு}}$  என்பது வினையின் என்டால்பி மாற்றம், ( $T\Delta S_{\text{அமைப்பு}}$ ) என்பது பயனுள்ள வேலையை செய்வதற்கு கிடைக்காத ஆற்றல் எனப்படுகிறது. எனவே,  $\Delta G$  பயனுள்ள வேலையை செய்வதற்கு கிடைக்கக்கூடிய நிகரஆற்றல் எனப்படுகிறது. இக்காரணத்தினால் இது ஒரு வினையின் கட்டிலா ஆற்றல் எனவும் அறியப்படுகிறது.
- ஒரு தன்னிச்சையற்ற செயல்முறைக்கு  $\Delta G > 0$ .

**கிப்ஸ் கட்டிலா ஆற்றல் மற்றும் அமைப்பினால் செய்யப்பட்ட நிகரவேலை :**

மாறாத வெப்ப அழுத்தநிலையில், எந்த ஒரு அமைப்பிற்கும்

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

நாமறிந்தபடி,

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V$$

$$\Delta G = \Delta U + P\Delta V - T\Delta S$$

வெப்ப இயக்கவியல் முதல் விதிப்படி

$$\Delta U = q + w$$

வெப்ப இயக்கவியல் இரண்டாம் விதிப்படி

$$\Delta S = \frac{q}{T}$$

$$\Delta G = q + w + P\Delta V - T \left( \frac{q}{T} \right)$$

$$\Delta G = w + P\Delta V$$

$$-\Delta G = -w - P\Delta V$$

PAV என்பது மாறாத புற அழுத்தத்திற்கு எதிராக விரிவடைதலால் செய்யப்படும் வேலையைக் குறிக்கிறது.

எனவே மாறாத வெப்ப அழுத்த நிலைகளில், ஒரு செயல்முறை நிகழும்போது ஏற்படும் கட்டிலா ஆற்றல் குறைவு(-ΔG) என்பது அமைப்பு செய்யும் விரிவடைதல் வேலையை தவிர்த்து அமைப்பிலிருந்து பெறக்கூடிய அதிகப்பட்ச வேலைக்கு சமம்.

**தன்னிச்சையான செயல்முறைகளுக்கான அடிப்படை விதிமுறைகள் :**

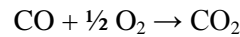
எந்த ஒரு செயல்முறையின் தன்னிச்சை தன்மையும் மூன்று வெவ்வேறு காரணிகளை பொருத்து அமைகிறது.

- ஒரு செயல்முறையின் எந்தால்பி மாற்றம் எதிர்குறி மதிப்பைப் பெற்றிருந்தால், அச்செயல்முறையானது வெப்பம் உமிழ் செயல்முறையாகும். மேலும் தன்னிச்சையாக நிகழலாம். ΔH எதிர்குறி உடையது.
- ஒரு செயல்முறையின் என்ட்ரோபி மாற்றம் நேர்குறி மதிப்பைப் பெற்றிருந்தால், அச்செயல்முறையானது தன்னிச்சையாக நிகழலாம். ΔS நேர்குறி உடையது.
- ஒரு வினை தன்னிச்சையாக நிகழ, மேற்கூறிய இரண்டின் தொகுப்பான கட்டிலா ஆற்றல் மதிப்பு கண்டிப்பாக எதிர்குறியை பெற்றிருக்க வேண்டும். அதாவது ஒரு வினை தன்னிச்சையாக நிகழ்வதற்கு தேவையான நிபந்தனை  $\Delta H - T\Delta S < 0$  என்பதாகும்.

**வினைகளின் தன்னிச்சை தன்மை மீது வெப்ப நிலையின் விளைவு :**

வ. எண்	ΔH <sub>r</sub>	ΔS <sub>r</sub>	ΔG <sub>r</sub> = ΔH <sub>r</sub> - TΔS <sub>r</sub>	விளக்கம்	விளக்கம்
1	-	+	- (at all T) அனைத்து வெப்பநிலைகளிலும்	அனைத்து வெப்பநிலைகளிலும் தன்னிச்சையானது	2O <sub>3(g)</sub> → 3O <sub>2(g)</sub>
2	-	-	- (at low T) குறைந்த வெப்பநிலையில்	குறைந்த வெப்பநிலைகளில் தன்னிச்சையானது	வாயுக்கள் பரப்புக் கவரப்படுதல்
			+ (at high T) உயர் வெப்பநிலையில்	உயர் வெப்பநிலைகளில் தன்னிச்சையற்றது	
3	+	+	+ (at low T) குறைந்த வெப்பநிலையில்	குறைந்த வெப்பநிலைகளில் தன்னிச்சையற்றது	ஒரு திணமம் உருகுதல்
			- (at high T) உயர் வெப்பநிலையில்	உயர் வெப்பநிலைகளில் தன்னிச்சையானது	
4	+	-	+ (at all T) அனைத்து வெப்பநிலைகளிலும்	அனைத்து வெப்பநிலைகளிலும் தன்னிச்சையற்றது	2H <sub>2</sub> O <sub>(g)</sub> + O <sub>2(g)</sub> → 2H <sub>2</sub> O <sub>(l)</sub>

**கணக்கு :** 300K வெப்ப நிலையில் CO + ½ O<sub>2</sub> → CO<sub>2</sub> என்ற வினை தன்னிச்சையானது எனக் காட்டுக. CO<sub>2</sub> மற்றும் CO ஆகியன உருவாவதற்கான திட்டகட்டிலா ஆற்றல் மாற்றங்கள் முறையே -394.4 மற்றும் -137.2 KJ mol<sup>-1</sup>.



$$\Delta G_r^0 = \sum G_f^0 \text{ வினைவிளைவு பொருட்கள்} - \sum G_f^0 \text{ வினைபடு பொருட்கள்}$$

$$\Delta G_{\text{வினை}}^0 = (G_{\text{CO}_2}^0) - \left( G_{\text{CO}}^0 + \frac{1}{2} G_{\text{O}_2}^0 \right)$$

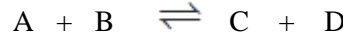
$$\Delta G_{\text{வினை}}^0 = -394.4 + [137.2 + 0]$$

$$\Delta G_{\text{வினை}}^0 = -257.2 \text{ KJ mol}^{-1}$$

கொடுக்கப்பட்ட வெப்பநிலையில்  $\Delta G^0_{\text{வினை}}$  மதிப்பு எதிர்குறியை பெறுகிறது. எனவே வினை தன்னிச்சையாக நிகழும்.

திட்ட கட்டிலா ஆற்றல் மாற்றத்திற்கும்  $\Delta G^0$  சமநிலை மாறிலிக்கும்  $K_{\text{(eq)}}$  இடையே உள்ள தொடர்பு :

- மீள் செயல்முறைகளில், அமைப்பானது எப்பொழுதும் சுற்றுப்புறத்துடன் தொடர்ந்து சமநிலையில் இருக்கும்.
- ஒரு மீள் வேதிவினையானது ஒரே நேரத்தில், இரு திசைகளில் நிகழ முடியும்.
- அதாவது வினையானது இரு திசைகளிலும் கண்டிப்பாக கட்டிலா ஆற்றல் குறையும் வகையில் நிகழ வேண்டும் என்ற பொருளை இது தருகிறது. இந்நிலை சாத்தியமற்ற ஒன்றாகும்.
- சமநிலையில், ஒரு அமைப்பின் கட்டிலா ஆற்றல் குறைந்தப்பட்ச மதிப்பினை பெற்றிருந்தால் மட்டுமே சாத்தியமான ஒன்றாகும்.
- ஒரு பொதுவான சமநிலை வினையை கருதுவோம்.



- ஏந்த ஒரு நிலையிலும், மேற்காண் வினையின் கட்டிலா ஆற்றல் மாற்றமானது அவ்வினையின் திட்ட கட்டிலா ஆற்றல் மாற்றத்துடன் பின்வரும் சமன்பாட்டின்படி தொடர்புபடுத்தப்படுகிறது.

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln Q$$

- இங்கு  $G$  என்பது வினைக் குணகம். வினைக் குணகம் என்பது 'சமநிலையற்ற நிலையில் வினைவிளை பொருட்களின் செறிவுகளின் பெருக்கற்பலனிற்கும், வினைபடு பொருட்களின் செறிவுகளின் பெருக்கற்பலனிற்கும் இடையே உள்ள விகிதம்' என வரையறுக்கப்படுகிறது.
- சமநிலையை அடையும்போது, கட்டிலா ஆற்றலில் மேற்கொண்டு மாற்றம் ஏதும் நிகழாது. அதாவது  $\Delta G = 0$ , மேலும் வினைக்குணகம்  $Q$  என்பது சமநிலை மாறிலிக்கு சமமாகிறது.

$$\Delta G^0 = - RT \ln K_{\text{eq}}$$

இச்சமன்பாடு வாண்ட்ஹாப் சமன்பாடு எனப்படுகிறது.

$$\Delta G^0 = - 2.303 RT \log K_{\text{eq}}$$

கணக்கு : 298 K வெப்பநிலையில் ஒசோனாக மாறும்  $3/2 \text{ O}_2 \rightarrow \text{O}_3$  (g) வினைக்கு  $\Delta G^0$  காண்க. திட்ட அழுத்த அலகுகளில் இவ்வினையின்  $K_p$  மதிப்பு  $2.47 \times 10^{-29}$ .

தீர்வு :

$$\Delta G^0 = - 2.303 RT \log K_{\text{eq}}$$

$$\text{இங்கு } R = 8.314 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$K_p = 2.47 \times 10^{-29}$$

$$T = 298 \text{ K}$$

$$\Delta G^0 = - 2.303(8.314)(298) \log(2.47 \times 10^{-29})$$

$$\Delta G^0 = 16300 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\Delta G^0 = 16.3 \text{ KJ mol}^{-1}.$$

வெப்ப இயக்கவியல் மூன்றாம் விதியின் வரையறை :

- ஒரு பொருளின் என்ட்ரோபி மதிப்பு வெப்பநிலையுடன் நேர்விகிதத்தில் மாறுகிறது. வெப்பநிலை குறைவாக உள்ளபோது என்ட்ரோபியும் குறைவாக இருக்கும்.
- தனி பூஜ்ஜிய வெப்பநிலையில் (0 K அல்லது  $-273^{\circ}$  C), கருத்தியலாக அனைத்து வகை இயக்கங்களும் நிறுத்தப்படுகின்றன.
- ஒரு பொருள் தனி பூஜ்ஜிய வெப்பநிலையை கருத்தியலாக நெருங்க முடியுமே தவிர அவ்வெப்பநிலையை அடைய முடியாது.
- வெப்ப இயக்கவியல் மூன்றாம் விதிபடி, தனி பூஜ்ஜிய வெப்பநிலையில் ஒரு குறைபாடற்ற படிகத்தின் என்ட்ரோபி மதிப்பு பூஜ்ஜியம்.
- மாறாக குறிப்பிட்ட எண்ணிக்கையிலான படிகளில் ஒரு பொருளின் வெப்பநிலையை தனி பூஜ்ஜிய வெப்பநிலைக்கு குறைக்க முடியாது எனவும் இதனைக் கூறலாம்.
- ஒரு மிகச்சரியாக அமைந்துள்ள படிக நிலைமைக்கு  $\lim_{T \rightarrow 0} S = 0$
- தனிச்சுழி வெப்பநிலையில், குறைபாடுள்ள படிகங்கள் பூஜ்ஜியத்தை விட அதிகமான என்ட்ரோபியை கொண்டுள்ளன.
- தனி என்ட்ரோபியானது எப்போதும் எதிர்க்குறி மதிப்பை பெற்றிருக்க முடியாது.