⇒ வெப்பம்

- வெப்பம் என்பது ஒரு பொருளின் வெப்ப நிலையை உயரச் செய்து மூலக் கூறுகளை வேகமாக இயங்க வைக்க கூடிய ஒரு ஆற்றல் ஆகும்.
- ஒரு பொருளில் அடங்கியுள்ள மூலக் கூறுகளின் இயக்க ஆற்றலே வெப்பம் என அழைக்கப்படுகிறது. வெப்பத்தின் SI அலகு ஜூல் ஆகும். கலோரி என்ற அலகும் வெப்பத்தை அளக்கப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

⇒ வெப்ப மூலங்கள்

- சூரியன்
- எரிதல்
- உராய்தல்
- மின்சாரம்

⇒ சூரியன்

வெப்ப மூலங்களில் முதன்மையானது சூரியன். இது ஒளியை மட்டும் தராமல் வெப்பத்தையும் தருகிறது.

⇒ எரிதல்

மரக்கட்டை, மண்ணெண்ணெய், நிலக்கரி, கரி, பெட்ரோல், எரிவாயு, எண்ணெய் போன்றவற்றை எரிப்பதனால் வெப்ப ஆற்றலை பெறுகிறோம்.

⇒ உராய்தல்

இரு பரப்புகள் ஒன்றொடொன்று உராயும் பொழுது வெப்பம் வெளிப்படுகிறது. ஆதிகால மனிதன் இரு கற்களை ஒன்றொடொன்று உரசச் செய்து நெருப்பை உருவாக்கினான்.

⇒ மின்சாரம்

மின்னோட்டம் ஒரு கடத்தியின் வழியாக பாயும் பொழுது வெப்பாற்றல் உருவாகிறது. மின் நீர்சூடேற்றி, மின் இஸ்திரிப்பெட்டி, மின் வெப்பக்க கலன் போன்றவை இந்த தத்துவத்தில் தான் இயங்குகின்றன.

⇒ வெப்ப நிலை

- ஒரு பொருள் எந்த அளவு வெப்பமாக அல்லது குளிர்ச்சியாக உள்ளது என்பதனைக் அளவிடும் அளவுக்கு வெப்ப நிலை என்று பெயர்.
- வெப்பநிலையின் அலகு கெல்வின் ஆகும். செல்சியஸ், ஃபாரன்ஹீட் போன்றவை பிற அலகுகள் ஆகும்.
- செல்சியஸ் என்பது சென்டிகிரேட் எனவும் அழைக்கப்படுகிறது.
- வெவ்வேறு வெப்பநிலையில் உள்ள இரு பொருள்கள் ஒன்றையோன்று தொடும் பொழுது வெப்பமானது எந்த திசையில் பாய்கிறது என்பதனை அவற்றின் வெப்பநிலை நிர்ணயிக்கிறது.

⇒ நீரின் கொதிநிலை

- கொதி நிலையிலுள்ள நீரை மேலும் வெப்பபடுத்தும் பொழுது அந்த நீரானது தொடர்ந்து வெப்பத்தை உள் வாங்கினாலும் அதன் வெப்பநிலை உயர்வதில்லை. எந்த வெப்பநிலையில்

TNPSC தேர்விற்கான புத்தகங்களை பதிவிறக்கம் செய்ய www.tnpscgroup4.in

நீர் கொதிக்க துவங்கி வெப்பநிலை நிலையாக இருக்கிறதோ அந்த வெப்ப நிலைக்குத்தான் நீரின் கொதிநிலை என்று பெயர்.

⇒ வெப்பம் மற்றும் வெப்பநிலை

- வெப்பமும் வெப்பநிலையும் ஒன்றல்ல அவை இரு மாறுப்பட்ட காரணிகள்.
- வெப்ப நிலையானது ஒரு பொருளிலுள்ள அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகள் எவ்வளவு வேகத்தில் இயங்குகின்றன அல்லது அதிர்கின்றன என்பதைப் பொறுத்தது.
- வெப்பமானது வெப்பநிலையை மட்டுமல்ல ஒரு பொருளில் எவ்வளவு மூலக்கூறுகள் உள்ளன என்பதையும் பொறுத்தது.
- வெப்பநிலையானது மூலக்கூறுகளின் சராசரி இயக்க ஆற்றலைக் குறிப்பிடும் ஓர் அளவீடு.
- வெப்பமானது அப்பொருளில் அடங்கியுள்ள மூலக்கூறுகளின் மொத்த இயக்க ஆற்றலைக் குறிப்பிடும் ஓர் அளவீடு.
- ஒரு கிராம் நீரின் வெப்பநிலையை ஒரு டிகிரி சென்டிகிரேட் உயர்த்தப் பயன்படும் வெப்ப அளவு ஒரு கலோரி ஆகும்.

⇒ வெப்பத் தொடர்

ஒரு பொருள் மற்றொரு பொருளின் வெப்பநிலையை பாதிக்குமானால் அவை இரண்டும் வெப்பத் தொடரில் உள்ளது.

⇒ வெப்பச்சமநிலை

- வெப்பத் தொடரில் உள்ள இரு பொருட்களின் வெப்பநிலையும் சமமாக இருந்தால் அது வெப்பச் சமநிலை எனப்படும். இருப் பொருட்கள் வெப்பச் சமநிலையில் உள்ள போது ஒன்றின் வெப்பநிலை மற்றொன்றை பாதிப்பதில்லை.

⇒ திண்ம பொருட்கள் விரிவடைதல்

- பொருட்கள் வெப்பபடுத்தும் போது விரிவடைந்து குளிர்விக்கும் பொழுது சுருக்கமடைகின்றன.
- அவற்றின் நீளம், பரப்பளவு அல்லது கன அளவில் ஏற்படும் மாற்றமானது வெப்பநிலை மாற்றத்தைப் பொறுத்தது.
- ஒரு பொருளை வெப்பப்படுத்தும் பொழுது அது விரிவடைவதை அப்பொருளின் வெப்ப விரிவடைதல் என்கிறோம்.

⇒ நீள் மற்றும் பரும விரிவு

- ஒரு திண்மப் பொருளுக்கு வரையறுக்கப்பட்ட வடிவம் உள்ளது. எனவே அதை சூடுப்படுத்தும் பொழுது அது எல்லாப் பக்கங்களிலும் விரிவடைகிறது. அதாவது அதன் நீளம், பரப்பளவு, கன அளவு போன்றவை அதிகரிக்கின்றன.

TNPSC தேர்விற்கான புத்தகங்களை பதிவிறக்கம் செய்ய www.tnpscgroup4.in

- வெப்பத்தினால் பொருளின் நீளத்தில் ஏற்படும் அதிகரிப்பு நீள்விரிவு என்றும், பொருளின் பருமனில் ஏற்படும் அதிகரிப்பு பருமவிரிவு எனவும் அழைக்கப்படுகிறது.

⇒ <u>வெப்ப ஆற்றலின் விளைவுகள்</u>

ஒரு பொருளுக்கு வெப்ப ஆற்றலை அளிக்கும் போது அது அப்பொருளில் பல மாற்றங்களை உண்டாக்குகிறது. வெப்பத்தின் முக்கியமான மூன்று மாற்றங்கள்:

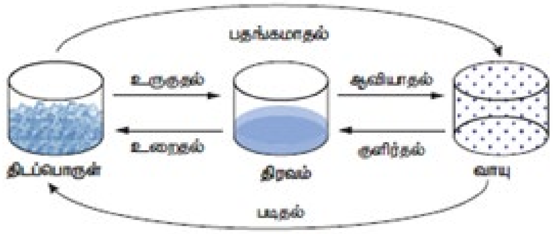
1. விரிவடைதல்
2. வெப்பநிலை உயர்வு
3. நிலை மாற்றம்

- <u>விரிவடைதல்</u>
- ஒரு பொருளை வெப்பப்படுத்தும் போது அதில் உள்ள அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகள் வெப்ப ஆற்றலை பெறுகின்றன. பிறகு அவை அதிர்வடைய தொடங்கி ஒன்றை ஒன்று விளக்கித் தள்ளுகின்றன. இதனால், அப்பொருள் விரிவடைகிறது.
- திடப்பொருட்களை வெப்பப்படுத்தும் போது அவை விரிவடைகின்றன. இந்த விரிவு திரவம் மற்றும் வாயுக்களிலும் ஏற்படுகிறது. ஆனால் வாயுக்களில் இது அதிகமாக இருக்கும்.
- <u>வெப்பநிலை உயர்வு</u>
- ஒரு பாத்திரத்தில் உள்ள நீரை வெப்பப்படுத்தும் போது நீரில் உள்ள அணுக்கள் வெப்ப ஆற்றலை பெறுகின்றன.
- இந்த வெப்ப ஆற்றல் நீர் மூலக்கூறுகளின் இயக்க ஆற்றலை அதிகரிக்க செய்கிறது.
- நீர் மூலக்கூறுகள் அதிக ஆற்றலை பெறும் பொழுது அவற்றின் வெப்பநிலை அதிகரிக்கிறது. இதிலிருந்து வெப்ப ஆற்றல் ஒரு பொருளில் வெப்பநிலையை உயர்வை ஏற்படுத்துகிறது என்பது உறுதியாகிறது.
- <u>நிலை மாற்றம்</u>
- பனிக்கட்டியில் உள்ள நீர் மூலக்கூறுகளுக்கு இடையேயான கவர்ச்சி விசை அதிகமாக உள்ளது. எனவே அவை மிகவும் நெருக்கமாக உள்ளன. பனிக்கட்டியை வெப்பப்படுத்தும் போது நீர் மூலக்கூறுகளுக்கு இடையேயான கவர்ச்சி விசை குறைவதால் பனிக்கட்டி உருகி நீராக மாறுகிறது.
- நீரை வெப்பப்படுத்தும் போது நீர் மூலக்கூறுகளுக்கு இடையேயான கவர்ச்சி விசை மேலும் குறைவதால் அது நீராவியாக மாறுகிறது.
- நீராவியானது சுற்றுப்புறத்திற்கு செல்வதால் நீரின் அளவு குறைகிறது இந்த நிகழ்வுகளில் இருந்து ஒரு பொருளுக்கு வெப்ப ஆற்றலை

www.tnpscgroup4.in

அளிக்கும் போது அப்பொருளின் நிலையில் மாற்றம் ஏற்படுகிறது என்பது உறுதியாகிறது. அப்பொருளில் உள்ள வெப்ப ஆற்றலை நீக்கும் போது எதிர் திசையில் மாற்றம் ஏற்படுகிறது.

- ஒரு பொருளிலிருந்து வெப்ப ஆற்றலை எடுக்கும் போது அல்லது பொருளுக்கு வெப்ப ஆற்றலை அளிக்கும் போது அப்பொருளானது ஒரு நிலையில் இருந்து மற்றொரு நிலைக்கு மாற்றம் அடைகிறது வெப்ப ஆற்றல் காரணமாக பொருள்களில் கீழ்காணும் மாற்றங்கள் ஏதாவது ஒரு மாற்றம் ஏற்படலாம்.
  - ✓ திடப்பொருள் திரவமாக மாறுதல் (உருகுதல்)
  - ✓ திரவம் வாயுவாக மாறுதல் (ஆவியாதல்)
  - ✓ திடப்பொருள் வாயுவாக மாறுதல் (பதங்கமாதல்)
  - ✓ வாயு திரவமாக மாறுதல் (குளிர்தல்)
  - ✓ திரவம் திடப்பொருளாக மாறுதல் (உறைதல்)
  - ✓ வாயு திடப்பொருளாக மாறுதல் (படிதல்)



நீரின் நிலைமாற்றம்

⇒ <u>வெப்பப் பரிமாற்றம்</u>

- ஒரு பொருளுக்கு வெப்ப ஆற்றலை அளிக்கும் போது அது அப்பொருளின் ஒரு பகுதியில் இருந்து மற்றொரு பகுதிக்கு பரிமாற்றம் அடைகிறது. ஒரு பொருளின் நிலையைப் பொறுத்து வெப்ப பரிமாற்றம் மூன்று விதங்களில் நடைபெறுகிறது. வெப்ப பரிமாற்றம் நடைபெறும் மூன்று விதங்கள்:

1. வெப்பக்கடத்தல்
2. வெப்ப சலனம்
3. வெப்ப கதிர்வீச்சு

- <u>வெப்ப கடத்தல்</u>

வெப்பக் கடத்தல் நிகழ்வு ஒரு கடத்தியின் இரண்டு முனைகளுக்கிடையே அல்லது வெவ்வேறு வெப்ப நிலையில் ஆனால் ஒன்றுடன் ஒன்று தொடர்பில் உள்ள இரண்டு திடப்பொருள்களுக்கு இடையே நிகழ்கிறது. திடப்பொருள்களில் அதிக வெப்ப நிலை உள்ள பகுதியில் இருந்து குறைந்த வெப்ப நிலையில் உள்ள பகுதிக்கு அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகளின் இயக்கம் இல்லாமல் வெப்ப ஆற்றல் பரவும் நிகழ்வு வெப்ப கடத்தல் என்று வரையறுக்கப்படுகிறது.

- <u>எடுத்துக்காட்டு</u>

உலோகத்தால் ஆன பாத்திரங்களில் நாம் உணவு சமைக்கிறோம் சமையல் பாத்திரத்தை வெப்பப்படுத்தும் போது

வெப்ப ஆற்றலானது பாத்திரத்தில் இருந்து உணவுப் பொருளுக்கு கடத்தப்படுகிறது.

- வெப்ப சலனம்

ஒரு பொருளை வெப்பப்படுத்தும் போது உயர் வெப்ப நிலையில் உள்ள பகுதியில் இருந்து குறைந்த வெப்ப நிலையில் உள்ள பகுதிக்கு மூலக்கூறுகளின் இயக்கத்தினால் வெப்பம் கடத்தப்படும் முறைக்கு வெப்ப சலனம் என்று பெயர். வெப்ப சலனம் திரவங்கள் மற்றும் வாயுக்களில் நடைபெறுகிறது.

- எடுத்துக்காட்டு

குளிர்சாதன பெட்டியில் குளிர்ந்த காற்று கீழ்நோக்கி இடம் பெயர்ந்து சூடான காற்றை வெப்ப சலனம் மூலம் இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

- வெப்ப கதிர்வீச்சு

வெப்ப கதிர்வீச்சு என்பது வெப்ப ஆற்றல் பரவும் மூன்றாவது விதம் ஆகும்.

- திடப்பொருளில் வெப்ப கடத்தல் மூலமாகவும் திரவம் மற்றும் வாயுக்களில் வெப்பம் சலனம் மூலமாகவும் வெப்ப ஆற்றல் பரவுகிறது. ஆனால் வெற்றிடத்தில் வெப்ப கதிர்வீச்சும் மூலம் வெப்ப ஆற்றல் பரவுகிறது. சூரியனிலிருந்து வெளிப்படும் வெப்ப ஆற்றல் வெப்ப கதிர்வீச்சு மூலமே பரவுகின்றது.

- வெப்ப ஆற்றலானது ஒரு இடத்தில் இருந்து மற்றொரு இடத்திற்கு மின்காந்த அலைகளாக பரவும் முறை வெப்ப கதிர்வீச்சு என்று வரையறுக்கப்படுகிறது.

- எடுத்துக்காட்டு

I. நெருப்பிற்கு அருகில் நிற்கும்போது வெப்ப கதிர்வீச்சு மூலம் நாம் வெப்பத்தினை உணர்கிறோம்.

II. கருப்பு மேற்பரப்பு உடைய பொருள்கள் வெப்ப கதிர்வீச்சுகளை ஏற்கும் தன்மை உடையதாக உள்ளன எனவே சமையல் பாத்திரத்தின் அடிப்பகுதியில் கருப்பு நிற வண்ணம் பூசப்படுகிறது.

- வெப்ப ஏற்புத்திறன்

பொருள் ஒன்று ஏற்கும் அல்லது இலக்கும் வெப்பத்தின் அளவானது 3 காரணிகளால் நிர்ணயிக்கப்படுகிறது.

1. பொருளின் நிறை
2. பொருளின் வெப்ப நிலையில் ஏற்படும் மாற்றம்
3. பொருளின் தன்மை

- ஒவ்வொரு பொருளும் ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையை அடைவதற்கு அவற்றிற்கு வெவ்வேறு அளவு வெப்ப ஆற்றல் தேவைப்படுகிறது இது அப்பொருளின் வெப்ப ஏற்புத்திறன் என்று அழைக்கப்படுகிறது.

- ஒரு பொருளின் வெப்பநிலையை 1^0 C அல்லது 1K உயர்த்த தேவைப்படும் வெப்ப ஆற்றலின் அளவு பொருளின்

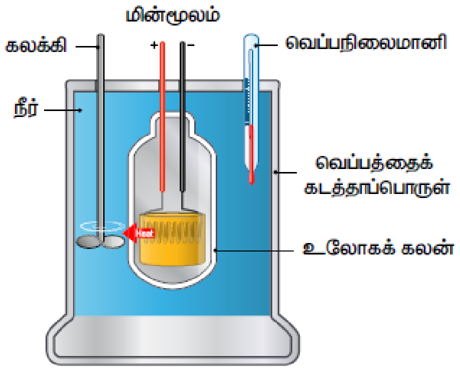
வெப்ப ஏற்புத்திறன் என வரையறுக்கப்படுகிறது. இது C என்ற எழுத்தால் குறிப்பிடப்படுகிறது வெப்ப ஏற்புத்திறன்,

$$C' = \frac{\text{தேவைப்படும் வெப்ப ஆற்றலின் அளவு (Q)}}{\text{வெப்பநிலை உயர்வு } (\Delta T)}$$

$$C' = \frac{Q}{\Delta T}$$

வெப்ப ஏற்புத்திறனின் அலகு கலோரி / °C. இதன் SI அலகு JK^{-1} ஆகும்.

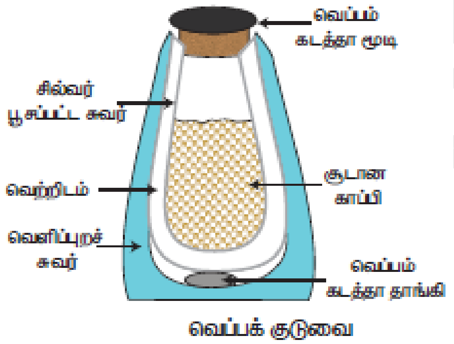
- <u>கலோரி மீட்டர்</u>
- பொருள் ஒன்றினால் ஏற்கப்பட்ட அல்லது இழக்கப்பட்ட வெப்பத்தினை அளவிட பயன்படுத்தப்படும் உபகரணம் கலோரி மீட்டர் ஆகும்.
- இது வெப்பம் மற்றும் மின்சாரத்தை நன்கு கடத்தும் தன்மையுடைய உலோகங்களான தாமிரம் அல்லது அலுமினியத்தினால் ஆன பாத்திரம் ஒன்றைக் கொண்டுள்ளது.
- வெப்ப ஆற்றலை சுற்றுப்புறத்திற்கு அளிப்பதன் மூலம் வெப்ப இழப்பு ஏற்படுவதை தடுப்பதற்காக இது வெப்பத்தை கடத்தாதே ஒரு களனில் வைக்கப்பட்டுள்ளது.
- இக்கலனின் மூடியின் மீது இரண்டு துளைகள் உள்ளன. ஒரு துளையின் வழியாக பொருளின் வெப்ப நிலை அளவிடுவதற்கு வெப்பநிலைமானியும் மற்றொரு துறையின் வழியே பாத்திரத்தில் உள்ள திரவத்தை கலக்குவதற்கு ஒரு கலக்கியும் வைக்கப்பட்டுள்ளது.
- வெப்ப ஏற்புத்திறன் கணக்கிடப்பட வேண்டிய திரவமானது பாத்திரத்தின் உள் நிரப்பப்பட்டுள்ளது.
- மின்கம்பி வழியாக மின்சாரத்தை கடத்துவதன் மூலம் இத்திறவமானது வெப்பப்படுத்தப்படுகிறது. இதை பயன்படுத்தி ஒரு திரவத்தின் வெப்ப ஏற்புதிறனின் மதிப்பினை கணக்கிடலாம்.
- முதன் முதலாக 1782 ஆம் ஆண்டு ஆன் டொய்ன் லவாய்சியர் மற்றும் பியரே சைமன் லாப்லாஸ் ஆகியோரால் வேதியியல் மாற்றங்களால் ஏற்படும் வெப்ப ஆற்றலின் அளவை அளவிட பனிக்கட்டி கலோரி மீட்டர் பயன்படுத்தப்பட்டது.



கலோரி மீட்டர்

- <u>வெப்பக் கட்டுப்படுத்தி</u>
- ஒரு பொருளின் அல்லது இடத்தின் வெப்ப நிலையை மாறாமல் வைப்பதற்கு பயன்படுத்தப்படும் சாதனம் வெப்ப கட்டுப்படுத்தி (தெர்மோஸ் டாட்) ஆகும்.

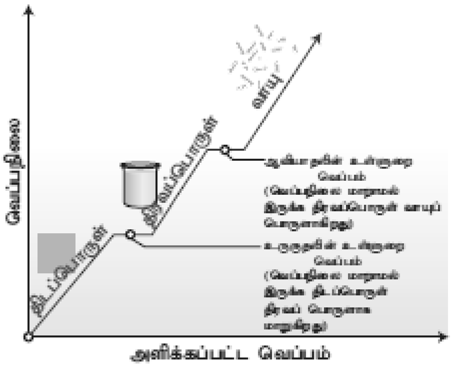
- தெர்மோஸ்டாட் என்ற சொல் இரண்டு கிரேக்க வார்த்தைகளிலிருந்து பெறப்பட்டது இதில் தெர்மோ என்னும் சொல் வெப்பம் என்றும் ஸ்டார்ட் எனும் சொல் அதே நிலையில் இருப்பது என்றும் பொருள்படும்.
- வெப்ப மூட்டும் அல்லது குளிர்ச்சியூட்டும் உபகரணங்களில் நிர்ணயிக்கப்பட்ட ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையை அடைவதற்காக இவை பயன்படுத்தப்படுகின்றன.
- இவை ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையை அடைந்தவுடன் அந்த உபகரணத்தை செயல்பட வைக்கின்றன அல்லது நிறுத்தி விடுகின்றன.



வெப்பக் குடுவை

- கட்டடங்களில் உள்ள சூடேற்றி அறைகளின் மைய சூடேற்றி காற்று பதனாக்கி நீர் சூடேற்றி மற்றும் சமையல் அறையில் உள்ள குளிர் பதனி நுண்ணலை அடுப்பு ஆகிய அமைப்புகளில் வெப்ப கட்டுப்படுத்தி பயன்படுத்தப்படுகிறது
- சில வேலைகளில் உணர்வியாகவும் வெப்பநிலை அமைப்புகளை கட்டுப்படுத்தும் கட்டுப்படுத்தியாகவும் வெப்ப கட்டுப்படுத்தி செயல்படுகிறது.
- <u>உள்ளுறை வெப்பம்</u>
- உள்ளுறை என்பது மறைந்திருப்பது எனப்படும் ஆகவே உள்ளுறை வெப்பம் என்பது மறை வெப்பம் அல்லது மறைந்திருக்கும் வெப்ப ஆற்றல் எனப்படும்.
- ஒரு பொருள் தன் நிலையை மாற்றிக் கொள்ளும் போது ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு வெப்பத்தை உட்கருகிறது அல்லது வெளிவிடுகிறது இந்த வெப்ப ஆற்றல் உள்ளுறை வெப்பம் என அழைக்கப்படுகிறது.
- வெப்பநிலை மாறாத நிலையில் ஒரு பொருள் தன் நிலையை மாற்றிக் கொள்ளும்போது உட்கரு அல்லது வெளியிடும் வெப்ப ஆற்றல் உள்ளுறை வெப்பம் ஆகும்.
- உருகுதல் நிகழ்வின் போது வெப்பமானது உட்கவரப்பட்டு அதே வெப்பமானது உறைதல் நிகழ்வின் போது வெப்ப நிலையில் எந்தவித மாற்றம் இல்லாமல் வெளியிடப்படும் இந்த வெப்பத்தை உருகுதலின் உள்ளுறை வெப்பம் என்கிறோம்.
- இது போல ஆவி அவர்களின் போது வெப்பமானது திரவத்தினால் உட்கவரப்படுகிறது.
- அந்த அளவு வெப்பம் குளிர்தல் நிகழ்வின் போது நீராவியினால் வெப்ப நிலையில் எந்தவித மாற்றம்

இல்லாமல் வெளியிடப்படும். இந்த வெப்பத்தை ஆவி ஆகுதலின் உள்ளுறை வெப்பம் என்கிறோம்.



உள்ளுறை வெப்பம்

- <u>தன் உள்ளுறை வெப்பம்</u>
- உள்ளுறை வெப்பத்தை ஓரலகு நிறைவுக்கு வரையறுத்தால் அதனை தன் உள்ளுறை வெப்பம் எனலாம் இதனை L என்ற குறியீட்டினால் குறிப்பிடலாம்.
- Q என்பதை உட்கவரப்பட்ட அல்லது வெளி விடப்பட்ட வெப்பத்தின் அளவாகவும் m என்பதை பொருளின் நிறையாகவும் கருதினால் தன் முன்னுரை வெப்பத்தை கீழ்கண்ட சமன்பாட்டால் குறிப்பிடலாம். L = Q/m.
- <u>வாயுக்கள்</u>

வாயுக்களை இயல்பு வாயுக்கள் மற்றும் நல்லியல்பு வாயுக்கள் என்று இரு வகைகளாக பிரிக்கலாம்.

1. <u>இயல்பு வாயுக்கள்</u>

- குறிப்பிட்ட கவர்ச்சி விசையினால் ஒன்றோடு ஒன்று இடைவினை புரிந்து கொண்டிருக்கும் அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகள் அடங்கிய வாயுக்கள் இயல்பு வாயுக்கள் என அழைக்கப்படும்.
- மிக அதிக அளவு வெப்பம் அல்லது மிக குறைந்த அளவு அழுத்தத்தை உடைய இயல்பு வாயுக்கள் நல்லியல்பு வாயுக்களாக செயல்படும். ஏனெனில் இந்நிலையில் அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகளுக்கு இடையே எந்தவித கவர்ச்சி விசையும் செயல்படுவதில்லை.

2. <u>நல்லியல்பு வாயுக்கள்</u>

- ஒன்றோடு ஒன்று இடைவினை புரியாமல் இருக்கும் அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகளை உள்ளடக்கிய வாயுக்கள் நல்லியல்பு வாயுக்கள் என அழைக்கப்படும்.
- ஆனால் நடைமுறையில் எந்த வாயுக்களும் நல்லியல்பு தன்மை வாய்ந்தது அல்ல எல்லா வாயுவின் மூலக்கூறுகளும் அவைகளுக்கு இடையே குறிப்பிடத்தக்க அளவுக்கு இடைவினை புரிகின்றன.
- ஆனால் இந்த இடைவினைகள் குறைவான அழுத்தம் மற்றும் உயர் வெப்ப நிலையில் வலு குறைந்து காணப்படுகின்றன. ஏனெனில் நல்லியல்பு வாயுக்களில் அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகளுக்கு இடையேயான கவர்ச்சி விசையின் வலிமை குறைவு. எனவே இயல்பு வாயுவை குறைவான அழுத்தம் மற்றும்

உயர் வெப்பநிலையில் நல்லியல்பு வாயு என குறிப்பிடலாம்.

- நல்லியல்பு வாயுக்கள் பாயில் விதி, சார்லஸ் விதி மற்றும் அவகேட்ரோ விதிகளுக்கு உட்படுகின்றன. இந்த விதிகள் யாவும் வாயுவின் அழுத்தம், பருமன், வெப்பநிலை மற்றும் அணுக்களின் எண்ணிக்கை ஆகியவற்றிற்கு இடையேயான தொடர்பை தருகின்றன.

- ஒரு குறிப்பிட்ட நிலையில் உள்ள நல்லியல்பு வாயுவில் மேற்கண்ட அனைத்து காரணிகளும் ஒரு குறிப்பிட்ட மதிப்பை கொண்டிருக்கும் அதன் நிலையில் மாற்றம் ஏற்படும் போது ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட காரணிகளின் மதிப்புகளிலும் மாற்றம் ஏற்படுகிறது இந்த மாற்றத்தை கீழ்காணும் மூன்று விதிகளும் தொடர்புபடுத்துகின்றன.

- <u>வாயுக்களின் அடிப்படை விதிகள்</u>

வாயுக்களின் அழுத்தம் கன அளவு மற்றும் வெப்பநிலை ஆகியவற்றை தொடர்புபடுத்தும் மூன்று அடிப்படை விதிகள்.

1. பாயில் விதி
2. சார்லஸ் விதி
3. அவகேட்ரோ விதி

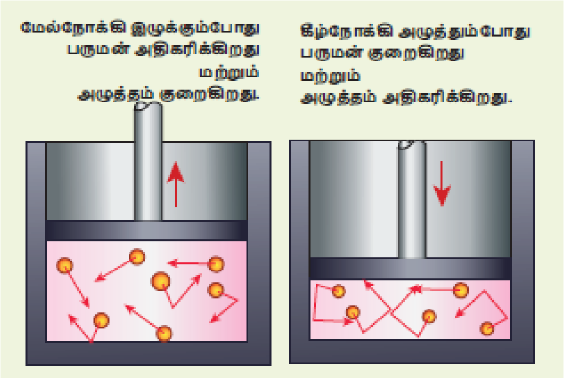
- <u>பாயில் விதி</u>

மாறா வெப்ப நிலையில் ஒரு குறிப்பிட்ட நிறையுடைய வாயுவின் அழுத்தம் அவ்வாயுவின் பருமனுக்கு எதிர்த்தகவில் அமையும்.

மாறா வெப்பநிலையில் மாறா நிறையுடைய நல்லியல்பு வாயுவின் அழுத்தம் மற்றும் பருமன் ஆகியவற்றின் பெருக்குத்தொகை மாறிலி எனவும் வரையறுக்கலாம்.

அதாவது PV = மாறிலி

$P \alpha 1/V$



அழுத்தத்தைப் பொறுத்து பருமன் மாறுபாடு

- <u>சார்லஸ் விதி (பரும விதி)</u>

பிரெஞ்சு அறிவியல் அறிஞர் ஜேக்கப் சார்லஸ் என்பவர் இவ்விதி இணை நிறுவினார் இவ்விதியின்படி மாற அழுத்தத்தில் வாயுவின் பருமன் அவ்வாயுவின் வெப்பநிலைக்கு நேர்த்தகவில் அமையும்.

அதாவது $V \alpha T$

அல்லது $\frac{V}{T}$ = மாறிலி

- <u>அவகேட்ரோ விதி</u>

அவகேட்ரோ விதியின்படி மாறா வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தத்தில் வாயுவின் பருமன் அவ்வாயுவில் உள்ள

TNPSC தேர்விற்கான புத்தகங்களை பதிவிறக்கம் செய்ய www.tnpscgroup4.in

அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்கு நேர்த்தகவில் இருக்கும்.

அதாவது $V \alpha n$

(அல்லது) $\frac{V}{n}$ = மாறிலி

ஒரு மோல் பொருளில் உள்ள மொத்த அணுக்களின் எண்ணிக்கை அவகேட்ரோ என் என வரையறுக்கப்படும் இதன் மதிப்பு

6.023×10^{23} / மோல்.

நல்லியல்பு வாயு சமன்பாடு

நல்லியல்பு வாயுக்களின் பண்புகளை அழுத்தம் பருமன் வெப்பநிலை மற்றும் அணுக்களின் எண்ணிக்கை தொடர்புப்படுத்தும் சமன்பாடு வாயுக்களின் நல்லியல்பு சமன்பாடு ஆகும்.

ஒரு நல்லியல்பு வாயுவானது பாயில் விதி சார்லஸ் விதி மற்றும் அவகேட்ரோ விதிகளுக்கு உட்படும்.

பாயில் விதிப்படி,

PV = மாறிலி 1

சார்லஸ் விதிப்படி,

V/T = மாறிலி 2

அவகேட்ரோ விதிப்படி

V/n = மாறிலி 3

சமன்பாடு 1 2 மற்றும் (3.3) சமன்பாடுகளிலிருந்து

PV/nT = மாறிலி (3.4)

மேற்கண்ட இந்த சமன்பாடு வாயு இணை சமன்பாடு என அழைக்கப்படும் மோல் அளவுள்ள வாயுவினை கொண்டிருக்கும் வாயுக்களில் உள்ள மொத்த அணுக்களின் எண்ணிக்கை அவகேட்ரோ எண்ணின் மடங்கிற்கு சமமாகும் இந்த மதிப்பானது, (3.4)-ல் பிரதியிட,

அதாவது $n = \mu N_A$. (3.5)

சமன்பாடு (3.5) ஐ சமன்பாடு (3.4) ல் பிரதியிட,

$PV/\ \mu N_A T$ = மாறிலி

இந்த மாறிலி போல்ட்ஸ்மேன் மாறிலி ($k_B = 1.381 \times 10^{-23}\ JK^{-1}$) என அழைக்கப்படுகிறது.

$PV/\ \mu N_A T = k_B$

$PV = \mu N_A k_B T$

இங்கு, $\mu N_A k_B = R$, இது **பொது வாயு மாறிலி** என அழைக்கப்படும். இதன் மதிப்பு $8.31\ J\ mol^{-1}\ K^{-1}$

$$PV = RT \quad (3.6)$$

இந்த நல்லியல்பு வாயு சமன்பாடு குறிப்பிட்டு நிலையில் உள்ள வாயுவின் பல்வேறு காரணிகளுக்கிடையே உள்ள தொடர்பினை அழிப்பதால் இது வாயுக்களின் நிலை சமன்பாடு எனவும் அழைக்கப்படும் மேலும் இச்சமன்பாடு எந்த ஒரு வாயுக்களின் நிலையினையும் விவரிக்க பயன்படுகிறது.

அணுக்கரு இயற்பியல்

- அணு என்பது அட்டாமஸ் (Atomas) என்னும் கிரேக்க சொல்லிலிருந்து உருவாக்கப்பட்டது. டாமஸ் (Tomas) என்பது உடைக்கக்கூடிய மிக சிறிய துகள் என்றும், அட்டாமஸ் என்பது

உடைக்க இயலாத மிக சிறிய துகள் என்றும் பொருள்படும்.

- மூலக்கூறுகள் என்பதை ஒரே விதமான தனிமத்தின் அணுக்கள் அல்லது பல்வேறு விதமான தனிமத்தின் அணுக்களால் ஆனவையாகும் அணுக்களை மிகச் சிறிய துகள்கள் ஆகும் அவற்றை நுண்ணோக்கியால் கூட நாம் காண முடியாது.
- நம்மை சுற்றியுள்ள பருப்பொருள்கள் அனைத்தும் தனிமங்களால் ஆனவை. இதுவரை மொத்தம் 118 தனிமங்கள் கண்டறியப்பட்டுள்ளன. அவற்றுள் 92 தனிமங்கள் இயற்கையில் கிடைக்க கூடியவை மீதமுள்ள தனிமங்கள் ஆய்வகத்தில் தயாரிக்கப்படுகின்றன.
- தாமிரம், இரும்பு, தங்கம் மற்றும் வெள்ளி ஆகிய தனிமங்கள் இயற்கையில் கிடைக்கின்றன. ஆனால் டெக்னீசியம், ப்ரோமோதியம், நெப்டியூனியம் மற்றும் புளூட்டோனியம் போன்ற தனிமங்கள் ஆய்வகங்களில் தயாரிக்கப் படுகின்றன. அனைத்து தனிமங்களும் ஒரே மாதிரியான மிகச் சிறிய துகள்களால் ஆனவை.
- உதாரணமாக

தங்கம் என்னும் தனிமம் ஒரே இது அணுக்களால் ஆனது. இந்த அணுக்களே தங்கத்தின் பண்பு - களுக்கு காரணமாக அமைகின்றன.

- அணுக் கொள்கைகள்

ஒரு அணுவானது மனித முடியின் தடிமனை காட்டிலும் ஆயிரம் மடங்கு சிறியது. அதன் சராசரி விட்டம் 0.000000001 மீ. அல்லது 1×10-9 மீ.

1. டால்டனின் அணுக் கொள்கை

- ஜான் டால்டன் 1808 ஆம் ஆண்டு ஒரு அணுக் கொள்கையை வெளியிட்டார். பருப்பொருட்கள் மிக சிறிய துகள்களால் உருவாக்கப்பட்டி - ருக்கின்றன என்று அவர் கருதினார் துகள்களுக்கு டால்டன் அணு என பெயரிட்டார்.
- அணு என்பது மிகச் சிறிய பிழைக்க இயலாத துகளாகும் அது கோள் வடிவமுடையது அவரின் கொள்கை ஆனது அணுவில் காணப்படும்.
- டால்டன் அணுக் கொள்கையின் முக்கிய கருது கோள்கள்
  - ✓ பொருள்கள் அனைத்தும் அணு எனப்படும். மிகச்சிறிய துகள்களால் ஆனவை. கிரேக்க தத்துவ மேதை (டெமாக்ரடீஸ்) பிளக்க இயலாத மிகச் சிறிய துகள்களை அணு என்றே அழைத்தார்.
  - ✓ ஒரே தனிமத்தின் அணுக்கள் அனைத்து பண்புகளிலும் ஒத்து இருக்கின்றன. அளவு, வடிவம், நிறை மற்றும் பண்புகள்).

- ✓ வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள் அவற்றின் வடிவம், நிறை, மற்றும் பண்புகளில் வேறுபட்டு இருக்கின்றன.
- ✓ அணுவை ஆக்கவோ அழிக்கவும் முடியாது அதாவது அனுவானது அளிக்க முடியாத துகள்.
- ✓ வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள் ஒரு குறிப்பிட்ட நிறை விகிதத்தில் ஒன்றிணைந்து மூலக்கூறுகள் மற்றும் சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன.
- ✓ அணு என்பது வேதிவினையில் ஈடுபடக்கூடிய மிகச்சிறிய துகள்.
- ✓ டால்டன் அணுக் கொள்கையின் சிறப்புகள் டால்டனின் அணுக் கொள்கை பெரும்பாலான திரவங்கள் மற்றும் வாயுக்களின் பண்புகளை விவரிக்கின்றது.
- ✓ வேதி சேர்க்கை விதி மற்றும் பொருன்மை அழிவின்மை விதியினை இது விளக்குகிறது.
- ✓ தனிமங்களின் மூலக்கூறுகள் மற்றும் சேர்மங்களின் மூலக் கூறுகளுக்கு இடையேயான வேறுபாடுகளை இது எடுத்துரைக்கிறது.

<u>டால்டன் அணுக் கொள்கையின் வரம்புகள்</u>

- ✓ அணு என்பது விளக்க முடியாத மிகச்சிறிய துகள் என்பது தவறு.
- ✓ ஒரே தனிமத்தின் அணுக்கள் வெவ்வேறு அணு நிறைகளை பெற்றுள்ளன ஐசோடோப்புகள்.
- ✓ வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள் ஒரே அணு நிறை பெற்றுள்ளன ஐசோபார்கள்.
- ✓ ஒரே மாதிரியான அணுக்களால் உருவாக்கக்கூடிய பொருள்கள் வெவ்வேறு பண்புகளை பெற்றிருக்கின்றன.
- ✓ உதாரணமாக, நிலக்கரி கிராபைட் வைரம் ஆகிய மூன்றும் கார்பன் அணுக்களால் ஆனவை ஆனால் அவற்றின் பண்புகள் வேறுபடுகின்றன.

2. <u>தாம்சனின் அணுக் கொள்கை</u>

- 1897 ஆம் ஆண்டு ஜேஜே தாம்சன் அணுவினை பற்றிய வேறு ஒரு கொள்கையை வெளியிட்டார்.
- இவர் ஒரு அணுவினை தர்பூசணி பழத்துடன் ஒப்பிட்டார் தர்பூசணியில் சிகப்பு பகுதி காணப்படுவது போல அணுவில் நீர் மின்னோட்டம் காணப்படுகிறது.
- தர்பூசணியில் விதைகள் பதிந்து காணப்படுவது போல் எதிர் மின் – னூட்டங்கள் நேர்மின்னோட்டத்தில் பதிந்து காணப்படுகின்றன. இந்த எதிர் மின்னோட்டங்களை தாம்சன் எலக்ட்ரான்கள் என அழைத்தார்.

இக்கொள்கையின் படி ஒரு அணுவில் நீர் மற்றும் எதிர் மின்னோட்டங்கள் சம எண்ணிக்கையில் காணப்படுவதால் அணுவானது எவ்வித மின் - சுமையையும் கொண்டிருக்கவில்லை.

- ஒரு அணுவில் எதிர்மின் சுமை பெற்ற துகள்களான எலக்ட்ரான்கள் காணப்படுகின்றன என்பதை சோதனையின் மூலமாக நிரூபித்தது தாம்சனின் மிகப்பெரிய பங்களிப்பாகும்.
- இக்கண்டுபிடிப்பிற்காக அவருக்கு 1906 ஆம் ஆண்டு நோபல் பரிசு வழங்கப்பட்டது இக்கொள்கையானது அணு ஏன் மின்சுமை அற்று உள்ளது என்பதனை விளக்கிய போதிலும் சில குறைபாடுகள் இக்கொள்கையில் காணப்பட்டன.

3. <u>ரூதர் போர்டின் அணுக் கொள்கை</u>

- தாம்சனின் அணுக்கொள்கையில் சில குறைபாடுகள் இருந்தன எர்னெஸ்ட் ரூதர் போர்டு இதற்கான ஒரு நல்ல புரிதலை ஏற்படுத்தினார்.
- இவர் ஒரு சோதனையை மேற்கொண்டார் இவர் மெல்லிய தங்க தகட்டினை நேர் மின்னூட்டம் கொண்ட ஆல்பா கதிர்களை கொண்டு மோத செய்தார்.
- அதிக திசைவேகம் கொண்ட பெரும்பான்மையான ஆல்பா கதிர்கள் எவ்வித தடையும் சந்திக்காமல் தங்க தகட்டினை ஊடுருவி செல்வதை கண்டறிந்தார்.
- ஒரு சில ஆல்பா கதிர்கள் தங்கத் தகட்டின் மீது மோதி பின்னோக்கி வருவதனையும் கண்டறிந்தார் ரூதர் போர்டு, இதனை மிக முக்கியமாக கருதினார்.
- துப்பாக்கி குண்டானது மெல்லிய காகிதத்தின் மீது மோதி பின்னோக்கி வந்தால் அது எவ்வளவு வியப்பாக இருக்குமோ அது போல் இந்நிகழ்வு வியப்பாக உள்ளது என அவர் விவரித்தார். இச்சோதனையின் அடிப்படையில் ரூதர்போர்டு தனது புகழ்பெற்ற அணுக் கொள்கையை வெளியிட்டார்.
- அதிக அளவிலான ஆல்பா கதிர்கள் தங்கத் தகட்டினை ஊடுருவி செல்கின்றன எனில் அணுவானது பெரும்பாலும் வெற்றிடத்தினை கொண்டிருக்க வேண்டும்.
- எந்த பகுதியில் இருந்து நேர் மின்னூட்டம் பெற்ற கதிர்கள் பின்னோக்கி வந்தனவோ அப்பகுதி முழுவதும் நேர்மின் தன்மை பெற்றதாக இருக்க வேண்டும். ஆனால் அப்பகுதியின் அளவானது வெற்றிடத்தினை ஒப்பிடும்போது அளவில் மிகச் சிறியதாக இருக்க வேண்டும்.

TNPSC தேர்விற்கான புத்தகங்களை பதிவிறக்கம் செய்ய www.tnpscgroup4.in

- இதனை அடிப்படையாகக் கொண்டு அணு அமைப்பினை பற்றிய தமது கொள்கையினை ரூதர் போர்டு வெளியிட்டார் இக்கொள்கைக்காக அவருக்கு வேதியியலுக்கான நோபல் பரிசு வழங்கப்பட்டது.

⇒ <u>ரூதர் போர்டின் கொள்கைகள் பின்வருமாறு</u>

1. அணுவின் மையத்தில் உள்ள அணுக்கருவானது நேர்மின் தன்மை கொண்டதாக உள்ளது அணுவின் பெரும்பான்மையான நிறையானது அதன் மையத்தில் அமைந்துள்ளது.
2. எதிர்மின் தன்மை கொண்ட எலக்ட்ரான்கள் அணுக்கருவினை சுற்றி ஒரு குறிப்பிட்ட வட்டப்பாதையில் சுற்றி வருகின்றன.
3. அணுவின் அளவோடு ஒப்பிடும் போது அணுக்கருவானது அளவில் மிகச் சிறியதாகும்.

1. <u>அடிப்படைத் துகள்கள்</u>

1878 ஆம் ஆண்டில் சார் வில்லியம் குரூப் என்பவர் மின் இறக்க குழாயை கொண்டு சோதனை மேற்கொள்ளும் போது, இரு உலோக மின் வாய்களுக்கு இடைப்பட்ட பகுதியில் கண்ணிற்கு புலப்படும் வகையில் ஒளிக்கற்றை பாய்வதை கண்டார். இக்கதிர்கள் குரூக் கதிர்கள் அல்லது கேதோடு கதிர்கள் எனப்பட்டன.

- இச்சோதனையில் பயன்படுத்தப்படும் மின்ணிறக்க குழாய் குரூக் குழாய் அல்லது கேதோடு கதிர்குழாய் எனப்படுகிறது.
- கதிர்குழாய் என்பது வாயு நிரப்பப்பட்ட இருபுறமும் மூடப்பட்ட ஒரு நீண்ட கண்ணாடி குழாய் ஆகும் இதன் இரு முனைகளிலும் இரு உலோக தகடுகள் மின் வாய்கள் அதிக மின்னழுத்த வேறுபாடு தரும் மின்கலனுடன் இணைக்கப்பட்டுள்ளன.
- மின்கலனின் எதிர்மின் முனையுடன் இணைக்கப்படும் மின்வாய் கேதோடு (எதிர்மின்வாய்) எனவும் நேர்மின் முனையுடன் இணைக்கப்படும் வாய் ஆனோடு (நேர்மின்வாய்) எனவும் அழைக்கப்படுகிறது.
- மேலும் அதன் பக்க குழாய் ஆனது இறைப்பான் உடன் இணைக்கப் - பட்டுள்ளது மின் இறக்க குழாய் நூல் உள்ள அழுத்தத்தை குறைக்க இறைப்பான் பயன்படுகிறது.
- இருபதாம் நூற்றாண்டில் நடைபெற்ற கண்டுபிடிப்புகள் யாவும் அனைத்துத் தனிமங்களின் அணுக்களும் மிகச்சிறிய அணுக் கூறுகளான எலக்ட்ரான், புரோட்டான் மற்றும் நியூட்ரானால் ஆனவை என்பதனை நிரூபித்தன.
- ஹைட்ரஜன் அணுவின் எலக்ட்ரானுக்கும் கார்பன் அணுவின் எலக்ட்ரானுக்கும் இடையில் எவ்வித வேறுபாடும் இல்லை. இதே போல்

அனைத்துத் தனிமங்களின் புரோட்டான்களும், நியூட்ரான்களும் ஒரே பண்புகளைக் கொண்டுள்ளன. ஒரு அணுவினை உருவாக்கும் இத்துகள்கள் அணுவின் அடிப்படைத் - துகள்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

I. புரோட்டான்கள் (p)

புரோட்டான்கள் என்பவை அணுக்கருவினுள் அமைந்துள்ள நேர்மின்னூட்டம் பெற்ற துகள்கள் ஆகும். இவை பெற்றுள்ள நேர்மின்னூட்டத்தின் மதிப்பு எலக்ட்ரான்கள் பெற்றுள்ள எதிர் மின்னூட்டத்தின் மதிப்பிற்குச் சமமாகும்.

II. நியூட்ரான்கள் (n)

இவை அணுக் கருவினுள் அமைந்துள்ளன. நியூட்ரான்கள் எவ்வித மின்சுமையும் கொண்டிருக்க வில்லை. ஹைட்ரஜன் (புரோட்டியம்) தவிர அனைத்து அணுக்கருக்களும் நியூட்ரான்களைக் கொண்டுள்ளன. அணுக் கருவினுள், புரோட்டான்கள், நியூட்ரான்கள் எனப்படும் இரண்டு வகையான துகள்கள் காணப் படுகின்றன. அவை நியூக்ளியான்கள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன.

III. எலக்ட்ரான்கள் (e)

எலக்ட்ரான்கள் எதிர் மின்னூட்டம் பெற்ற துகள்கள் ஆகும். இவை ஒரு குறிப்பிட்ட

வட்டப் பாதைகளில் அணுக்கருவினைச் சுற்றி வருகின்றன. புரோட்டான் மற்றும் நியூட்ரானின் நிறையுடன் ஒப்பிடும் போது ஒரு எலக்ட்ரானின் நிறை புறக்கணிக்கத்தக்க அளவில் உள்ளது.

எனவே , ஒரு அணுவின் நிறையானது அணுக்கருவினுள் அமைந்துள்ள புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களின் நிறையினை மட்டுமே சார்ந்திருக்கிறது.

அணுக்கருவின் வெளியே காணப்படும் அனைத்து எலக்ட்ரான்களின் மொத்த எதிர் மின்னூட்டமானது அணுக்கருவின் உள்ளே காணப்படும் புரோட்டான்களின் மொத்த நேர் மின்னூட்டத்திற்குச் சமமாக இருக்கும். இதன் காரணமாகவே அணுக்கள் மின் நடு நிலைமையுடன் காணப் படுகின்றன.

2. அணு எண் மற்றும் நிறை எண்

- ஒரு அணுவின் உட்கருவினுள் ஒரே ஒரு புரோட்டான் இருந்தால் அத்தகைய அணு ஹைட்ரஜன் அணுவாகும்.
- ஒரு அணுவின் உட்கருவினுள் எட்டு புரோட்டான்கள் இருந்தால் அது ஆக்சிஜன் அணுவாகும்.

✓ அணு எண் (z)

- ஒரு அணுவில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்கள் அல்லது புரோட்டா -ன்களின் மொத்த எண்ணிக்கையே அந்த அணுவின் அணு எண் ஆகும். இது Z என்ற எழுத்தால் குறிக்கப்படுகிறது.

- ஹைட்ரஜன் அணுக்கருவானது ஒரே ஒரு புரோட்டானைக் கொண்டுள்ளது. அணுக்கருவிற்கு வெளியே ஒரு எலக்ட்ரான் மட்டுமே சுற்றி வருகிறது. எனவே ஹைட்ரஜனின் அணு எண் (Z) 1 ஆகும்.
- ஹீலியம் அணுவானது அதன் அணுக்கருவினுள் இரண்டு புரோட்டான்களையும் அணுக் கருவிற்கு வெளியே இரண்டு எலக்ட்ரான்களையும் கொண்டுள்ளது. எனவே, அதன் அணு எண் (Z) 2 ஆகும்.

✓ நிறை எண்

நிறை எண் என்பது அணுக்கருவினுள் உள்ள மொத்த புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை யின் கூடுதலுக்குச் சமமாகும்.

நிறை எண் அல்லது அணுநிறை
= புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை + நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை
A = p + n

ஒரு லித்தியம் அணுவானது 3 புரோட்டான்களையும், 4 நியூட்ரான்களையும் கொண்டுள்ளது. எனவே, அதன் நிறை எண் (A) = 3 + 4 = 7.

தனிமங்களின் குறியீடுகள் மற்றும் அவற்றின் அணு எண் மற்றும் நிறை எண்.

தனிமம்	குறியீடு	அணு எண்	புரோட்டான்கள் (p)	நியூட்ரான்கள் (n)	நிறை எண் (p+n)
ஹைட்ரஜன்	H	1	1	0	1
ஹீலியம்	He	2	2	2	4
அலுமினியம்	Al	13	13	14	27
ஆக்சிஜன்	O	8	8	8	16
சோடியம்	Na	11	11	12	23

தனிமங்களின் குறியீடுகள்

தனிமம்	குறியீடு	சேர்க்கை
கார்பன்	$_{6}C^{12}$	6p, 6e, 6n
பெரிலியம்	$_{4}Be^{9}$	4p,4e,5n
நைட்ரஜன்	$_{7}N^{14}$	7p, 7e, 7n
போரான்	$_{5}B^{11}$	5p, 5e, 6n

⇒ ஐசோடோப்புகள்

ஒரே தனிமத்தின் அணுக்கள் வெவ்வேறு எண்ணிக்கையுள்ள நியூட்ரான்களைப் பெற்றிருக்கலாம். அத்தகைய அணுக்கள் ஒரே அணு எண்ணையும் வெவ்வேறு நிறை எண்களையும் பெற்றுள்ளன. அவை ஐசோடோப்புகள் என அழைக்கப்படுகின்றன. உதாரணமாக

ஹைட்ரஜன் அணுவானது மூன்று ஐசோடோப்புகளைப் பெற்றுள்ளது. அவை: புரோட்டியம் (1H1), டியூட்ரியம் (1H2), டிரிட்டியம் (1H3).

⇒ ஐசோபார்கள்

ஒரே நிறை எண்ணையும் வெவ்வேறு அணு எண்களையும் கொண்ட அணுக்கள் ஐசோபார்கள் எனப்படுகின்றன. எ.கா.

கால்சியம் (20Ca40) மற்றும் ஆர்கான் - (18Ar40).

TNPSC தேர்விற்கான புத்தகங்களை பதிவிறக்கம் செய்ய www.tnpscgroup4.in

⇒ இணைதிறன்

- சில அணுக்கள் ஓர் எலக்ட்ரானையும் சில அணுக்கள் இரு எலக்ட்ரான் களையும், சில அணுக்கள் மூன்று எலக்ட்ரான்களையும், சில அணுக்கள் நான்கு எலக்ட்ரான்களையும் பிற அணுக்களுடன் பகிர கூடிய தன்மையைப் பெற்றிருக்கும். வேறு சில அணுக்கள் எந்த ஒரு எலக்ட்ரானையும் பகிரகூடிய தன்மையைப் பெறாமல் இருக்கும். அணுக்களின் இத்தகைய பண்பிற்கு இணைதிறன் என்று பெயர்.
- ஓர் அணு பிற அணுவுடன் இணையக்கூடிய திறனே இணைதிறன் எனப்படும்.

தனிமங்களின் குறியீடு, அணு எண், நிறை எண் மற்றும் இணைதிறன்

தனிமம்	குறியீடு	அணு எண்	நிறை எண்	இணைதிறன்
ஹைட்ரஜன்	H	1	1	1
கார்பன்	C	6	12	4
ஆக்சிஜன்	O	8	16	2
சோடியம்	Na	11	23	1
கால்சியம்	Ca	20	40	2

⇒ இணைதிறனின் வகைகள்

✓ பெரும்பாலும் உலோக அணுக்கள் அவற்றின் இணை திறன்கூட்டில் 1 முதல் 3 எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன.

✓ வேதிவினையின் போது இந்த அணுக்கள் நிலைத்த தன்மையைப் பெறுவதற்காக ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களை இழந்து நேர்மின்சுமையைப் பெறுகின்றன. எனவே, இவ்வணுக்கள்'நேர்மறை இணைதிறன்' (Positive Valency) கொண்டவை எனப்படுகின்றன.

✓ உதாரணமாக, சோடியம் அணுவானது வேதிவினையின் போது தனது இணைதிறன் கூட்டில் உள்ள ஒரு எலக்ட்ரானை இழந்து நேர்மின்சுமையைப் பெறுகின்றது. எனவே சோடியம்நேர்மறை இணை திறனைக் கொண்டதாகும்.

✓ அலோக அணுக்கள் அவற்றின் இணைதிறன் கூட்டில் 4 முதல் 7 எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன.

✓ வேதி வினையின் போது இவ்வணுக்கள் நிலைத்த தன்மையைப் பெறுவதற்காக ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களை ஏற்று எதிர் மின்சுமையைப் பெறுகின்றன. எனவே இவ்வணுக்கள் 'எதிர்மறைஇணைதிறன்' (Negative Valency) கொண்டவை எனப்படுகின்றன.

TNPSC தேர்விற்கான புத்தகங்களை பதிவிறக்கம் செய்ய www.tnpscgroup4.in

✓ உதாரணமாக, குளோரின் அணுவானது வேதி வினையின் போது ஒரு எலக்ட்ரானை ஏற்று எதிர்மின் சுமையைப் பெறுகின்றது. எனவே, குளோரின் எதிர்மறை இணை திறனைக் கொண்டதாகும்.

⇒ <u>அணுக்களைப் பொருத்து இணை திறனைக் கணக்கிடுதல்</u>

✓ பொதுவாக. அணுக்களின் இணை திறனானது ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் மற்றும் குளோரின் ஆகிய அணுக்களின் இணை திறனைப் பொருத்து கணக்கிடப்படுகிறது.

1. ஹைட்ரஜனைப் பொருத்து இணை திறனைக் கணக்கிடுதல்

- ஹைட்ரஜன் தனது இணைதிறன் கூட்டில் உள்ள ஒரு எலக்ட்ரானை இழப்பதால் அதன் இணைதிறன் ஒன்று ஆகும். இதனை அடிப்படையாக எடுத்துக் கொண்டு பிற தனிமங்களின் இணைதிறன் கணக்கிடப்படுகிறது.

- ஒரு தனிமத்தின் ஒரு அணுவுடன் இணையக் கூடிய ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையே அத் தனிமத்தின் இணை திறன் எனப்படும். உதாரணமாக, ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறில் ஒரு ஹைட்ரஜன் அணு ஒரு குளோரின் அணுவுடன் இணைகிறது. எனவே, குளோரினின் இணைதிறன் 1. அதே போல் நீர் மூலக்கூறில் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் ஒரு ஆக்சிஜன் அணுவுடன் இணைகின்றன. எனவே, ஆக்சிஜனின் இணைதிறன்2.

- ஆனால், சில தனிமங்கள் ஹைட்ரஜனுடன் வினை புரிவதில்லை, எனவே, குளோரின் மற்றும் ஆக்சிஜனைப் பொருத்து அவற்றின் இணை திறன்களைக் கணக்கிடலாம். ஏனெனில் பெரும்பாலான தனிமங்கள் குளோரின் மற்றும் ஆக்சிஜனுடன் வினை புரிகின்றன.

அணுக்களின் இணைதிறன்

மூலக்கூறு	தனிமம்	இணைதிறன்
ஹைட்ரஜன் குளோரைடு (HCl)	குளோரின்	1
நீர் (H_2O)	ஆக்சிஜன்	2
அம்மோனியா (NH_3)	நைட்ரஜன்	3
மீத்தேன் (CH_4)	கார்பன்	4

⇒ <u>குளோரினை பொருத்து இணை திறனை கணக்கிடுதல்</u>

- குளோரின் இணைத்திறன் ஒன்று என்பதால் ஒரு தனிமத்தின் ஒரு அணுவுடன் இணையக் கூடிய குளோரின் அணுக்களின் எண்ணிக்கையே அத்தனிமத்தின் இணைதிறன் எனப்படுகிறது.

- சோடியம் குளோரைடு (NaCl) மூலக்கூறில் ஒரு குளோரின் அணு ஒரு சோடியம் அணுவுடன் இணைகிறது. எனவே சோடியத்தின்

இணைதிறன் ஒன்று. மெக்னீசியம் குளோரைடு($MgCl_2$) மூலக்கூறில் இரண்டு குளோரின் அணுக்கள் ஒரு மெக்னீசியம் அணுடன் இணைவதால் மெக்னீசியத்தின் இணைதிறன் இரண்டு.

⇒ <u>ஆக்சிஜனை பொறுத்து இணைத்திறனை கணக்கிடுதல்</u>

- ஆக்சிஜனின் இணைதிறன் 2 என்பதால் ஒரு தனிமத்தின் ஒரு அணுவுடன் இணையக்கூடிய ஆக்சிஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையினை இரண்டால் பெருக்கினால் கிடைப்பதே அத்தனிமத்தின் இணைதிறன் ஆகும்.
- உதாரணமாக, மெக்னீசியம் ஆக்சைட்டில்(MgO) ஒரு மெக்னீசியம் அணு ஒரு ஆக்சிஜன் அணுவுடன் இணைவதால் மெக்னீசியத்தின் இணைதிறன் 2.

⇒ <u>மாறும் இணைத்திறன்</u>

- ஒரு சில தனிமங்களின் அணுக்கள் ஒன்றிணைந்து ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட சேர்மங்களை உருவாக்கும் போது அவற்றின் இணைய கூடிய திறன்கள் ஒரே மாதிரியாக இருப்பதில்லை. அத்தகைய சேர்மங்களின் தனிமங்கள் மாறக்கூடிய இணைத்திறன்களை பெற்றுள்ளன.
- உதாரணமாக, தாமிரம் ஆக்ஸிஜடன் வினை புரிந்து குப்ரஸ் ஆக்சைடு (Cu_2O) மற்றும் குப்ரிக் ஆக்சைடு(CuO) ஆகிய இரண்டு சேர்மங்களை உருவாக்குகிறது.
- இதில் குப்ரஸ் ஆக்சைடில் தாமிரத்தின் இணைதிறன் ஒன்று. ஆக்சைடில் தாமிரத்தின் இணைதிறன் இரண்டாகும்.
- இவற்றுள் குறைந்த இணைதிறன் கொண்ட உலோக சேர்மத்திற்கு பெயரிடும் போது உலோகத்தின் பெயருடன் அஸ் என்ற பின்னொட்டை சேர்க்க வேண்டும்.
- அதுபோலவே அதிக இணைதிறன் கொண்ட உலோக சேர்மத்திற்கு பெயரிடும் போது உலோகத்தின் பெயருடன் க் என்று பின்னூட்டை சேர்க்க வேண்டும்.
- சில நேரங்களில் உரோம எண்களை உலோகத்தின் பெயருடன் சேர்த்தும் எழுதலாம்.

உலோகங்களின் மாறும் இணைதிறன்.

தனிமம்	நேர் அயனி	பெயர்
தாமிரம்	Cu^{+}	குப்ரஸ் (அ) காப்பர் (I)
	Cu^{2+}	குப்ரிக் (அ) காப்பர் (II)
இரும்பு	Fe^{2+}	பெர்ரஸ் (அ) இரும்பு (II)
	Fe^{3+}	பெர்ரிக் (அ) இரும்பு (III)
மெர்குரி (பாதரசம்)	Hg^{+}	மெர்குரஸ் (அ) மெர்குரி (I)
	Hg^{2+}	மெர்குரிக் (அ) மெர்குரி (II)
டின்	Sn^{2+}	ஸ்டேன்னஸ் (அ) டின் (II)
	Sn^{4+}	ஸ்டேன்னிக் (அ) டின் (IV)

www.tnpscgroup4.in

⇒ அயனிகள்

- ஒரு அணுவில் எலக்ட்ரான்களும் புரோட்டான்களும் சம எண்ணிக்கையில் இருப்பதால் அணுவானது நடுநிலைத் தன்மை வாய்ந்ததாக உள்ளது. ஆனால் வினையில் ஈடுபடும்போது நிலைத்த தன்மையை பெறுவதற்காக அணுக்கள் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களை இழக்கவோ அல்லது ஏற்கவோ செய்கின்றன.
- ஒரு அணு எலக்ட்ரானிக் ஏற்பதால் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கிறது எனவே அந்த அணு எதிர் மின்சுமை பெறுகிறது.
- ஒரு அணுவில் புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கிறது எனவே அந்த அணு நேர்மின்சுமை பெறுகிறது.
- இத்தகைய நேர்மின் சுமை அல்லது எதிர்மின் சுமை பெற்ற அணுக்களே அயனிகள் எனப்படுகின்றன.
- இழக்கப்பட்ட எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையானது நேர்குரியுடன்(+) சேர்த்து தனிமத்தின் குறியீட்டின் மேற்புறத்தில் குறிக்கப்படுகிறது.
- அது போலவே ஏற்கப்பட்ட எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை யானது எதிர் குறியுடன்(-) சேர்த்து அந்த தனிமத்தின் குறியீட்டின் மேற்புறத்தில் குறிக்கப்படும்.
- சில நேரங்களில் ஒன்றிற்கு மேற்பட்ட தனிமங்கள் ஒன்றாக இணைந்து எலக்ட்ரான்களை இழந்தோ அல்லது ஏற்றோ முறையை நேர்மின் சுமையுடைய அல்லது எதிர்மின் சுமை உடைய அயனி தொகுப்பு உருபுகளாக மாறுகின்றன.

⇒ அயனிகளின் வகைகள்

1. நேரயனி
2. எதிரயனி

⇒ நேரயனி

வேதிவினையின் போது ஒரு அணுவானது ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களை இழப்பதால் நேர்மின் சுமையை பெறுகிறது. இவையே நேரயனி அல்லது நேரயனி தொகுப்பு எனப்படும்.

- உதாரணமாக

சோடியம் அணுவானது நிலைத்த தன்மையை பெறுவதற்காக ஒரு எலக்ட்ரானை இழந்து நேர்மின் சுமை கொண்ட சோடியம் நேரயனியாக மாறுகிறது. சோடியம் நேரயனி na+ என குறிப்பிடப்படுகிறது.

⇒ எதிரயனி

வேதிவினையின்போது ஒரு அணுவானது ஒன்று அல்லது மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களை ஏற்பதால் எதிர்மின் சுமையை பெறுகிறது இவையே எதிரயனி அல்லது எதிரயனி தொகுப்பு எனப்படும்.

- உதாரணமாக

www.tnpscgroup4.in

குளோரின் அணுவானது நிலைத்த தன்மையை பெறுவதற்காக ஒரு எலக்ட்ரானை ஏற்று எதிர் மின்சுமை கொண்ட குளோரின் எதிரயனியாக மாறுகிறது. க்ளோரின் எதிரணியானது Cl என குறிப்பிடப்படுகிறது.

⇒ <u>அயனிகளின் வெவ்வேறு இணைதிறன்கள்</u>

ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட தனிமங்கள் தனியாகவோ அல்லது குழுவாகவோ எலக்ட்ரான்களை இழப்பதாலோ அல்லது ஏற்பதாலோ உருவாகக்கூடிய மின்சுமை 1, 2, 3 மற்றும் 4 என இருந்தால், அவை முறையே ஒற்றை மின்சுமை, இரட்டை மின்சுமை, மும்மை மின்சுமை மற்றும் நான்கு மின்சுமை பெற்ற அயனிகள் அல்லது அயனித் தொகுப்புகள் எனக் குறிப்பிடப்படுகின்றன.

எதிரயனிகளின் இணைதிறன்கள்

சேர்மம்	எதிரயனிகளின் பெயர்கள்	எதிரயனிகளின் வாய்பாடு	எதிரயனிகளின் இணைதிறன்
HCl	குளோரைடு	Cl^-	1
H_2SO_4	சல்பேட்	SO_4^{2-}	2
HNO_3	நைட்ரேட்	NO_3^-	1
H_2CO_3	கார்பனேட்	CO_3^{2-}	2
H_3PO_4	பாஸ்பேட்	PO_4^{3-}	3
H_2O	ஆக்ஸைடு	O^{2-}	2
H_2S	சல்பைடு	S^{2-}	2
NaOH	ஹைட்ராக்ஸைடு	OH^-	1

நேரயனிகளின் இணைதிறன்கள்

சேர்மம்	நேரயனிகளின் பெயர்கள்	நேரயனிகளின் வாய்பாடு	நேரயனிகளின் இணைதிறன்
NaCl	சோடியம்	Na^+	1
KCl	பொட்டாசியம்	K^+	1
NH_4Cl	அம்மோனியம்	NH_4^+	1
$MgCl_2$	மெக்னீசியம்	Mg^{2+}	2
$CaCl_2$	கால்சியம்	Ca^{2+}	2
$AlCl_3$	அலுமினியம்	Al^{3+}	3

⇒ <u>வேதிச்சேர்க்கை விதிகள்</u>

- 17-ஆம் நூற்றாண்டில் அறிவியலாளர்கள் ஒரு பொருளை மற்றொரு பொருளாக மாற்றும் முறைகளை கண்டறிய முற்பட்டனர். வேதிமாற்றத்தைப் பற்றிய ஆய்வின் பொழுது சில முக்கிய கருத்துகளை பொதுமைப்படுத்தினர்.இப்பொதுமைப் -படுத்தப்பட்ட கருத்துக்களே சேர்க்கை விதிகள் ஆகும்.

1. நிறை மாறா விதி அல்லது பொருண்மை அழியா விதி
2. மாறா விகித விதி
3. பெருக்கல் விகித விதி
4. கே லூசாக்கின் பருமன் இணைப்பு விதி

1. <u>பொருண்மை அழியா விதி</u>

1774 ஆம் ஆண்டு லவாய்சியர் என்ற பிரெஞ்ச் வேதியியலாளர் ஒரு வேதிவினை நிகழும் போது வினைபடு பொருள் மற்றும் வினைவிளை பொருள் பொருள் ஆகியவற்றின் நிறைகளுக்கு இடையேயான தொடர்பினை பற்றி கூறினார். இந்த

விதிப்படி ஒரு வேதிவினை நிகழும் போது உருவாகும் வினை விளை பொருள்களின் மொத்த நிலையானது வினைப்படு பொருள்களின் மொத்த நிலைக்குச் சமம். மேலும் ஒரு வேதிவினையின் மூலம் நிறைய ஆக்கவோ அழிக்கவோ முடியாது. இதுவே பொருண்மை அழியா விதி.

2. <u>மாறா விகித விதி</u>

- ஜோசப் ப்ரவுஸ்டு என்ற அறிவியல் அறிஞர் 1779 ஆம் ஆண்டு மாறா விகித விதியை கூறினார். அவரின் கூற்றுப்படி
- ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட தனிமங்கள் குறிப்பிட்ட நிறை விகிதத்தில் ஒன்றிணைந்து தூய சேர்மத்தை உருவாக்குகின்றன.
- இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட தனிமங்களைக் கொண்ட சேர்மங்களை அவர் உற்று நோக்கி அவை எங்கிருந்து பெறப்பட்டாலும் யார் அதை தயார் செய்தாலும் அவை ஒரே விதத்தில் தனிமங்களை பெற்றுள்ளன என கண்டறிந்தார்.
- உதாரணமாக, பல்வேறு மூலங்களான மழை கிணறு கடல் ஆறு ஆகியவற்றில் இருந்து நாம் நீரை பெற்றாலும் அதில் உள்ள ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜனின் நிறை எப்பொழுதும் 1:8 என்ற விகிதத்தில் இருக்கும்.
- இதே போல் பல்வேறு சேர்மங்களின் தயாரிப்பு முறை மாறுபட்டாலும் அவற்றில் உள்ள தனிமங்களின் இயல்பு மாறாது. அவை குறிப்பிட்ட விகிதத்தில் தான் இருக்கும் எனவே இந்த விதி மாறா விகித விதி எனப்படுகிறது.

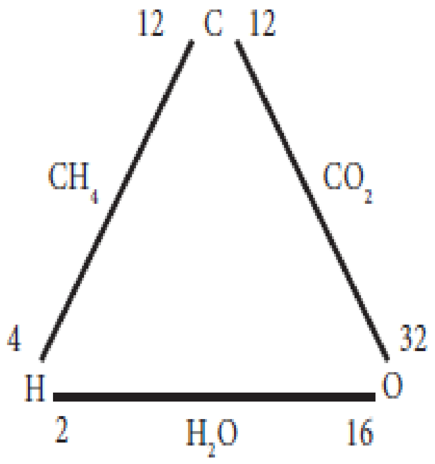
3. <u>பெருக்கல் விகித விதி</u>

- இந்த விதியானது 1804 ஆம் ஆண்டில் ஜான் டால்டன் என்பவரால் முன்மொழியப்பட்டது.
- இவ்விதியின் கூற்றுப்படி A மற்றும் B என்ற இரண்டு தனிமங்கள் ஒன்றாக சேர்ந்து ஒன்றுக்கும் மேற்பட்ட சேர்மங்களை உருவாக்கும் பொழுது A -யின் நிறையானது B யின் நிறையோடு எளிய விகிதத்தில் சேர்ந்து இருக்கும்.
- உதாரணமாக கார்பன் ஆக்சிஜன் உடன் இணைந்து கார்பன் மோனாக்சைடு (CO) மற்றும் கார்பன் டை ஆக்சைடு (CO_2) என்ற இரு ஆக்சைடுகளை தருகிறது.
- ஒரு குறிப்பிட்ட நிறையுள்ள கார்பனுடன் ஆக்ஸிஜன் இணைந்து உருவாகும் கார்பன் மோனாக்சைடு (CO) மற்றும் கார்பன் டை ஆக்சைடு (CO2) ஆகியவற்றில் உள்ள ஆக்சிஜனின் நிறை விகிதம் 1:2.

TNPSC தேர்விற்கான புத்தகங்களை பதிவிறக்கம் செய்ய www.tnpscgroup4.in

4. <u>தலைகீழ் விகித விதி</u>

- ஜெர்மியஸ் டீச்சர் 1792-ல் தலைகீழ் விகித விதி பற்றி கூறினார். இந்தவிதியின் கூற்றுப்படி,
- இரண்டு மாறுபட்ட தனிமங்கள் தனித்தனியே ஒரே நிலையில் உள்ள மூன்றாவது தனிமத்துடன் சேரும்போது அவற்றின் நிறைகளின் விகிதம் சமமாகவோ அல்லது எளிய பெருக்கல் விகிதத்திலோ இருக்கும்.
- உதாரணமாக மூன்று தனிமங்களான ஹைட்ரஜன் ஆக்ஸிஜன் மற்றும் கார்பன் கருத்தில் கொள்வோம்.



- இங்கு ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜன் ஒத்த நிறையுள்ள கார்பனுடன் வினைபுரிந்து மீத்தேன் (CH4) மற்றும் கார்பன் டை ஆக்சைடு (co2) தருகிறது.

சேர்மங்கள்	இணையும் தனிமங்கள்		இணையும் நிறை	
CH_4	C	H	12	4
CO_2	C	O	12	32

ஒரே நிறையுள்ள கார்பனுடன் இணையும் வெவ்வேறு நிறை அளவினைக் கொண்ட ஹைட்ரஜன் (4கி) மற்றும் ஆக்ஸிஜனின் (32கி) விகிதம் } 4:32 (or) 1:8 (1)

இதேபோல், ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் இணைந்து நீரினை (H_2O) உருவாக்குகின்றன.

ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜன் நிறைகளின் விகிதம் = 2:16 (or) 1:8 (2)

(1) மற்றும் (2) ஆகியவற்றின் விகிதங்கள் சமமாக உள்ளன. எனவே, தலைகீழ் விகித விதி நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது.

5. <u>கே லூசாக்கின் பருமன் இணைப்பு விதி</u>

- வாயுக்கள் வினை புரியும் போது அவற்றின் பருமங்கள் அவ்வினையின் விளைபொருள்களின் பருமனுக்கு எளிய முழு எண் விகிதத்தில் இருக்கும்(வாயுக்களின் பருமங்கள் ஒரே வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தத்தில் அளவிடப்படும் பட்சத்தில்)
- ஒரு பருமன் ஹைட்ரஜன் வாயுவானது ஒரு பருமன் குளோரின் வாயுடன் வினைபுரிந்து இரண்டு பருமன் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு சேர்மத்தை தருகிறது. இது பருமணில் 1:1: 2 என்ற எளிய முழு எண் விகிதத்தில் உள்ளது.