APPOLO STUDY CENTRE

(Acids, Bases and salts)

9ம் வகுப்பு	அலகு– 14	அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகள்
10ம் வகுப்பு	அலகு– 9	கரைசல்கள்
	அலகு– 10	வேதிவினைகளின் வகைகள்

Periodic table with properties

9th STD	Unit- 12	தனிமங்களின் வகைபாட்டு அட்டவனை
10th STD	Unit- 7	அணுக்களும் மூலக்கூறுகளும்
	Unit- 8	தனிமங்களின் ஆவர்த்தன வகைப்பாடு
11 th vol - 1	Unit - 3	தனிமங்களின் ஆவர்த்தன வகைப்பாடு

9வது அறிவியல்

அலகு– 14

அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகள்

அறிமுகம்

- நம்மைச் சுற்றியுள்ள இந்த உலகம் அதிகளவு வேதிப்பொருட்களால் ஆனது என்பது நாம் அறிந்தது. மண், காற்று, நீர் மற்றும் வாழ்க்கைக்குத் தேவையான அனைத்துப் பொருள்களும் வேதிப் பொருள்களால் ஆனவை. அவற்றுள் குறிப்பாக அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகள் நம் அன்றாட வாழ்வில் பெரிதும் பயன்படுகின்றன. பழச்சாறுகள், தூய்மையாக்கிகள் (சலவைப் பொருட்கள்) மருந்துப்பொருள்கள் யாவும் நம் அன்றாட வாழ்வில் முக்கிய பங்கு வகிக்கின்றன. நம் உடலின் வளர்சிதை மாற்றமானது நமது வயிற்றில் சுரக்கும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் மூலமாகவே நடைபெறுகிறது. அமிலம் என்பது சேர்மம், நீரில் கரையும்பொழுது ஹைட்ரஜன் அயனிகளைத் (H^+) தரவல்லது. அதே போல் காரம் என்பதும் சேர்மம் நீரில் கரையும் பொழுது ஹைட்ராக்சைடு (OH) அயனிகளைத் தரவல்லது. அமிலமும், காரமும் ஒன்றோடொன்று வினைபுரிந்து நடுநிலை வினை விளைபொருளைத் தருகின்றன. அதுவே உப்பு ஆகும். இந்தப் பாடப்பகுதியில் இவைகளைப் பற்றி நாம் விரிவாகக் காண்போம்.

அமிலங்கள்:

- கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ள நமது அன்றாட வாழ்வில் பயன்படுத்தப்படும் சில பொருட்களின் படத்தைப் பார்க்கவும்.

- சாப்பிடக்கூடிய இந்த அனைத்துப் பொருள்களும் ஒரே சுவையைக் கொண்டவை. அதாவது புளிப்புச் சுவை. இந்த புளிப்புச் சுவையை எது ஏற்படுத்துகிறது? அவற்றில் உள்ள ஏதோ ஒரு வகையான வேதிச் சேர்மங்கள் புளிப்புச் சுவையை ஏற்படுத்துகின்றன. இவைகள் அமிலங்கள் என்றழைக்கப்படுகின்றன. 'ஆசிட்' என்ற ஆங்கிலச் சொல் 'அசிட்ஸ்'' என்ற இலத்தீன் மொழியிலிருந்து பெறப்பட்டது. அதன் பொருள் புளிப்புச் சுவை, புளிப்புச் சுவை கொண்ட பொருள்கள் அமிலங்கள் எனப்படும்.
- 1884-ஆம் ஆண்டு ஸ்வீடன் நாட்டு வேதியியலார் ஸ்வான்டே அர்ஹீனியஸ் அமிலங்கள் மற்றும் காரங்களைப் பற்றிய கொள்கையை முன்மொழிந்தார். அர்ஹீனியஸ் கூற்றுப்படி, அமிலங்கள் நீரில் கரையும் பொழுது H^+அயனிகளையோ அல்லது H_3O^+

அமிலங்களும் மூலங்களும்

மூலங்கள்	அமிலங்கள்
ஆப்பிள்	மாலிக் அமிலம்
எலுமிச்சை	சிட்ரிக் அமிலம்
திராட்சை	டார்டாரிக் அமிலம்
தக்காளி	ஆக்ஸாலிக் அமிலம்
வினிகர்	அசிட்டிக் அமிலம்
தயிர்	லாக்டிக் அமிலம்
ஆரஞ்சு	அஸ்கார்பிக் அமிலம்
தேநீர்	டானிக் அமிலம்
வயிற்றில் சுரக்கும் அமிலம்	ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம்
எறும்பு, தேனீயின் கொடுக்கு	பார்மிக் அமிலம்

- அயனிகளையோ தருகின்றன. அமிலங்கள் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட இடப்பெயர்ச்சி செய்யத்தக்க ஹைட்ரஜன் அணுக்களைக் கொண்டவை.

- எடுத்துக்காட்டாக ஹைட்ரஜன் குளோரைடு நீரில் கரையும் பொழுது H^+அயனிகளையும்,Cl^- அயனிகளையும் தருகிறது.

$$HCl_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

- நீரில் அமிலம் மற்றும் காரத்திற்கு என்ன நிகழும்? நீர்த்த கரைசலில் மட்டும்தான் அமிலங்கள் அயனிகளைத் தருகின்றனவா? ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் நீருடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜன் அயனிகளைத் தருகிறது. நீர் இல்லாத பொழுது ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் உள்ள ஹைட்ரஜன் அயனிகளைப் பிரிக்க முடியாது.

$$HCl + H_2O\ H_2O^+ + Cl^-$$

- ஹைட்ரஜன் அயனிகள் தனித்துக் காணப்படுவது இல்லை. இவை நீருடன் சேர்ந்து ஹைட்ரோனியம் (H_3O^+) அயனிகளாக உள்ளன. ஆகவே ஹைட்ரஜன் அயனிகள் H^+அல்லது H_3O^+ஆக இருக்கும்

$$H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$$

அனைத்து அமிலங்களும் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட ஹைட்ரஜன் அணுக்களைக் கொண்டவை. ஆனால் ஹைட்ரஜன் உள்ள அனைத்துப் பொருள்களும் அமிலங்கள் அல்ல. எ.கா மீத்தேன் (CH_4) மற்றும் அம்மோனியா (NH_3) ஆகியவை ஹைட்ரஜனைக் கொண்டுள்ளன. ஆனால் இவை நீர்த்த கரைசலில் ஹைட்ரஜன் (H^+) அயனிகளைத் தராது.

பல்வேறு அமிலங்கள் நீரில் கரைந்து எவ்வாறு அயனிகளை உருவாக்குகின்றன என்பதை கீழ்க்கண்ட அட்டவணையில் பார்க்கலாம்.

அமிலங்களால் உருவான அயனிகள்:

அமிலங்கள்	மூலக்கூறு வாய்ப்பாடு	அயனிகள் உருவாதல்		இடப்பெயர்ச்சி செய்யமுடியும் ஹைட்ரஜனின் எண்ணிக்கை
அசிட்டிக் அமிலம்	CH_3COOH	H^+	CH_3COO^-	1
பார்மிக் அமிலம்	$HCOOH$	H^+	$HCOO^-$	1
நைட்ரிக் அமிலம்	HNO_3	H^+	NO_3^-	1
சல்பியூரிக் அமிலம்	H_2SO_4	H^+	SO_4^{2-}	2
பாஸ்பாரிஸ் அமிலம்	H_3PO_4	H^+	PO_4^{3-}	3

அமிலங்களின் வகைகள்:

- அமிலங்கள் கீழ்க்கண்டவாறு பல்வேறு வகைகளில் வகைப்படுத்தப்படுகின்ற.

மூலங்களின் அடிப்படையில்

- கரிம அமிலங்கள்: தாவரங்கள் மற்றும் விலங்குகளில் (உயிரினங்களில்) காணப்படும் அமிலங்கள் கரிம அமிலங்கள் எனப்படும். எ.கா: பாறைகள் மற்றும் கனிமப் பொருள்களிலிருந்து பெறப்படும் அமிலங்கள் கரிம அமிலங்கள் எனப்படும். எ.கா: $HCOOH$, CH_3COOH.

கனிம அமிலங்கள்:

- பாறைகள் மற்றும் கனிமப் பொருள்களிலிருந்து பெறப்படும் அமிலங்கள் கனிம அமிலங்கள் எனப்படும். எ.கா: HCl, HNO, H_2SO_4

காரத்துவத்தின் அடிப்படையில்:

- **ஒற்றைக் காரத்துவ அமிலம்:**

  இவை, ஒரு மூலக்கூறில் ஒரே ஒரு பதிலீடு செய்யப்படக்கூடிய ஹைட்ரஜன் அயனியைப் பெற்ற அமிலங்கள் ஆகும். இது நீர்க்கரைசலில் ஒரு மூலக்கூறு அமிலத்திற்கு ஒரு ஹைட்ரஜன் அயனியைத் தருகிறது. எ.கா. HCl, HNO_3

அமிலங்களுக்கு காரத்துவம் என்ற பதத்தைப் பயன்படுத்துகிறோம். இது அதிலுள்ள இடப்பெயர்ச்சி செய்யக்கூடிய ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையைக் குறிப்பதாகும். எ.கா. அசிட்டிக் அமிலத்தில் (CH_3COOH) நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் இருந்தாலும், ஒரே ஒரு ஹைட்ரஜனை மட்டுமே இடப்பெயர்ச்சி செய்ய முடியும். எனவே இது ஒற்றைக் காரத்துவமுடையது.

இரட்டைக் காரத்துவ அமிலம்:

- இவை நீர்க்கரைசலில் ஒரு மூலக்கூறு அமிலத்திற்கு இரண்டு ஹைட்ரஜன் அயனிகளைத் தருகின்றன. எ.கா: H_2SO_4, H_2CO_3

- மும்மைக் காரத்துவ அமிலம்: இவை நீர்க்கரைசலில் ஒரு மூலக்கூறு அமிலத்திற்கு மூன்று ஹைட்ரஜன் அயனிகளைத் தருகின்றன. எ.கா: H_3PO_4

அயனியுறும் அடிப்படையில்:

- அமிலங்கள் நீரில் முழுவதுமாகவோ அல்லது பகுதியாகவோ கரையும் பொழுது ஹைட்ரஜன் (H^+) அயனிகளைத் தருகின்றன. அயனியுறும் ஆற்றல் அடிப்படையில் அமிலங்களை இருவகையாகப் பிரிக்கலாம்.

வலிமை மிகு அமிலங்கள்:

- இந்த அமிலங்கள் நீரில் முழுவதுமாக அயனியுறுகின்றன. எ.கா: HCl

வலிமை குறைந்த அமிலங்கள்:

- இந்த அமிலங்கள் நீரில் பகுதியளவே அயனியுறும் தன்மை கொண்டவை. எ.கா: CH_3COOH.

வெப்பம் அல்லது கதிர்வீச்சு அல்லது வேதிவினை அல்லது மின்னிறக்கத்தால் அயனிகளைப் பிரித்தெடுக்கும் நிலை அயனியாதல் எனப்படும்.

செறிவின் அடிப்படையில்:

- செறிவு மிகு அமிலங்கள்: இது ஒரு கரைப்பானில் அதிகளவு கரைந்துள்ள அமிலத்தைக் கொண்டுள்ளது.

நீர்த்த அமிலங்கள்:

- இது ஒரு கரைப்பானில் குறைந்த அளவு கரைந்துள்ள அமிலத்தைக் கொண்டுள்ளது.

அமிலங்களின் பண்புகள்:

1. அமிலங்கள் புளிப்புச் சுவை உடையவை.
2. இவற்றின் நீர்த்த கரைசல்கள் மின்சாரத்தைக் கடத்தும், ஏனென்றால், இவை அயனிகளைக் கொண்டுள்ளன.
3. இவை நீல லிட்மஸ்தாளை சிவப்பாக மாற்றும்.
4. அமிலங்கள் செயல்திறன் மிக்க உலோகங்களுன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜன் வாயுவைத் தருகின்றன.

$$\mathbf{Mg + H_2O_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2 \uparrow}$$
$$\mathbf{Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow}$$

சில உலோகங்கள் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுவதில்லை. எ.கா: Ag, Cu

5. அமிலங்கள் உலோக கார்பனேட்டுகள் மற்றும் உலோக பைகார்பனேட்டுகளுடன் வினைபுரிந்து கார்பன் டை ஆக்சைடைத் தருகின்றன.

$$\mathbf{Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow}$$
$$\mathbf{NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow}$$

- அமிலங்கள் உலோக ஆக்சைடுகளுடன் வினைபுரிந்து உப்பையும், நீரையும் தருகின்றன.

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

செறிவு மிகுந்த கனிம அமிலத்தை நீக்கும் போது மிகக் கவனமாக செயல்பட வேண்டும்.

எப்பொழுதுமே அமிலத்தை நீரினுள் சிறிது சிறிதாகச் சேர்த்து கலக்கிக் கொண்டே இருக்க வேண்டும். இவ்வாறு செய்யாமல் செறிவு மிகுந்த அமலத்தினுள் நீரைச் சேர்த்தால், அதிக அளவு வெப்பம் வெளியேறி, அமிலம் கொள்கலனிலிருந்து வெளியே தெறித்து உடலில் காயத்தினை ஏற்படுத்தும்.

அமிலங்களின் பயன்கள்:

- சல்பியூரிக் அமிலம் வேதிப் பொருள்களின் அரசன் என்றழைக்கப்படுகிறது. ஏனெனில் பல சேர்மங்கள் தயாரிப்பதற்கு இது பயன்படுகிறது. வாகன மின்கலங்களிலும் இது பயன்படுகிறது.
- ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம், கழிவறைகளைத் தூய்மைப்படுத்தும் பொருளாகப் பயன்படுகிறது.
- சிட்ரிக் அமிலம் உணவுப் பொருள்களைப் பதப்படுத்தப் பயன்படுகிறது.
- நைட்ரிக் அமிலம் உரமாகப் பயன்படும் அம்மோனியம் ஹைட்ரேட் என்ற சேர்மத்தையும், சாயங்கள், வண்ணப் பூச்சுகள் மற்றும் மருந்துகளையும் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.
- ஆக்ஸாலிக் அமிலம் குவார்ட்ஸ் படிகத்தில் ஏற்படும் இரும்பு மற்றும் மாங்கனீசு படிவுகளை சுத்தம் செய்யவும், மரப்பொருள்களைத் தூய்மையாக்கவும் மற்றும் கருப்புக்கறைகளை நீக்கவும் பயன்படுகிறது.
- கார்பானிக் அமிலம் காற்று அடைக்கப்பட்ட பானங்களில் பயன்படுகிறது.
- டார்டாரிக் அமிலமானது ரொட்டிச் சோடாவின் ஒரு பகுதிப்பொருளாகும்.

அமிலக் கரைசலில் நீரின் பங்கு:
அமிலங்கள் நீரில் கரையும் போது மட்டுமே தங்களின் பண்புகளை வெளிப்படுத்தும். நீரில் கரையும் போது ஹைட்ரஜன் (H^+) அயனிகளைத் தருவதால்,அது அமிலம் என அறியமுடிகிறது. அதே சமயம் கரிமக் கரைப்பானில் அமிலங்கள் அயனியுறுவதில்லை.

எ.கா: ஹைட்ரஜன் குளோரைடு நீரில் கரையும்போது H^+, Cl^-அயனிகளைத் தருகிறது. அதே சமயம் எத்தனால் போன்ற கரிமக் கரைப்பானில் அயனியுறாமல் மூலக்கூறுகளாகவே இருக்கும்.

இராஜ திராவகம்:

- உலோகங்களில் தங்கம் மற்றும் வெள்ளி மட்டுமே HCl மற்றும் HNO_3 உடன் வினைபுரியாது என்பது நாம் அறிந்த ஒன்று. ஆனால் இந்த இரண்டு அமிலங்களின் கலவை தங்கத்தைக் கரைக்கும் திறனுள்ளது. அந்த கலவையின் பெயர் இராஜதிராவகம் எனப்படும். இராஜதிராவகம் என்பது மூன்று பங்கு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், ஒரு பங்கு நைட்ரிக் அமிலம் கலந்த கலவை ஆகும். இதன் மோலார் விகிதம் 3 : 1. இது மஞ்சள் - ஆரஞ்சு நிறமுடைய புகையக்கூடிய திரவம் ஆகும். இது தங்கம் மற்றும் சில கடின உலோகங்களையும் அதிக அளவில் அரிமானம் செய்யக் கூடிய திறன் கொண்டது.
- இராஜ திராவகம் என்ற சொல் இலத்தீன் மொழியிலிருந்து பெறப்பட்டது. இதன் பொருள் திரவத்தின் அரசன் என்பதாகும். இது மிகுந்த ஆற்றல் கொண்டது. இராஜதிராவகம் மிக உன்னதமான நிலையில் உள்ள தங்கம், பிளாட்டினம் மற்றும் பெல்லேடியம் போன்ற உலோகங்களைக் கூட கரைக்கவல்லது.

வேதி வாய்ப்பாடு : $3\,HCl + HNO_3$

நீரில் கரைதிறன் : கரையும்
உருகு நிலை : -42ºC (-44ºF, 231K)
கொதிநிலை : 108ºC (226ºF, 381 K)

இராஜதிராவகத்தின் பயன்கள்:

- தங்கம் மற்றும் பிளாட்டினம் போன்ற உலோகங்களைக் கரைப்பதற்கு முதன்மையாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

1. தங்கத்தை சுத்தம் செய்யவும், சுத்திகரிக்கவும் பயன்படுகிறது.

காரங்கள்:

- அர்ஹீனியஸ் கொள்கையின்படி, காரங்கள் நீரில் கரையும் போது ஹைட்ராக்சைடு (OH^-) அயனிகளைத் தருவனவாகும். சில உலோக ஆக்சைடுகள் அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து உப்பையும், நீரையும் தருகின்றன. இவை காரங்கள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன. நீரில் கரையும் காரங்கள் எரிகாரங்கள் என்றழைக்கப்படுகின்றன. ஒரு காரம் அமிலத்துடன் வினை புரிந்து உப்பையும், நீரையும் மட்டும் தரும்.

காரம் + அமிலம் → உப்பு + நீர்

- எடுத்துக்காட்டாக, ஜிங்க் ஆக்சைடு (ZnO), HCl உடன் வினைபுரிந்து ஜிங்க் குளோரைடு உப்பு மற்றும் நீரைத் தருகிறது.

$$ZnO_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$$

- இதேபோல் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு நீரில் அயனியுற்று, ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளைத் தருகிறது. ஆகவே, இது நீரில் கரைகிறது. எனவே இது ஒரு எரிகாரம் ஆகும்.

$$NaOH_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

- காரங்கள் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட இடப்பெயர்ச்சி செய்யத்தக்க ஆக்சைடு மற்றும் ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளைக் கொண்டுள்ளன.

காரங்கள் நீரில் கரைந்து அயனிகளை உருவாக்குவதைக் காட்டுகிறது.

நீரில் காரத்தின் மூலம் உருவான அயனிகள்

காரம்	மூலக்கூறு வாய்ப்பாடு	அயனிகள் உருவாதல்		இடப்பெயர்ச்சி செய்யத்தக்க ஆக்சைடு / ஹைட்ராக்சில் அயனி
கால்சியம் ஆக்சைடு	CaO	Ca^{2+}	O^{2-}	1
சோடியம் ஆக்சைடு	Na_2O	Na^+	O^{2-}	1
பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு	KOH	K^+	OH^-	1
கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடு	$Ca(OH)_2$	Ca^{2+}	OH^-	2
அலுமினியம் ஹைட்ராக்சைடு	$Al(OH)_3$	Al^{3+}	OH^+	3

அனைத்து எரிகாரங்களும் காரங்கள் ஆகும். ஆனால் அனைத்துக் காரங்களும், எரிகாரங்களும் அல்ல. எ.கா. $NaOH$ மற்றும் KOH எரிகாரங்கள் ஆகும். $Al(OH)_3$,மற்றும் $Zn(OH)_3$காரங்கள் ஆகும்.

காரங்களின் வகைகள்:
அமிலத்துவத்தின் அடிப்படையில் காரங்கள்:

- ஒற்றை அமிலத்துவ காரம்: இவை நீரில் அயனியுற்று ஒரு மூலக்கூறு காரத்திற்கு ஒரு ஹைட்ராக்சைடு அயனியைத் தருபவை. எ.கா: NaOH, KOH

இரட்டை அமிலத்துவக் காரம்:

- இவை நீரில் அயனியுற்று, ஒரு மூலக்கூறு காரத்திற்கு ஒரு ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளைத் தருபவை. எ.கா: Ca(OH)., Mg(OH).

மும்மை அமிலத்துவக் காரம்:

- இவை நீரில் அயனியுற்று, ஒரு மூலக்கூறு காரத்திற்கு மூன்று ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளைத் தருபவை. எ.கா: $Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$

செறிவின் அடிப்படையில் காரங்கள்:

- செறிவு மிகு காரங்கள்: இவை நீர்க் கரைசலில், அதிக சதவீதம் காரத்தைக் கொண்டுள்ளன.

நீர்த்த காரங்கள்:

- இவை நீர்க் கரைசலில், குறைந்த சதவீதம் காரத்தைக் கொண்டுள்ளன.

அயனியாதல் அடிப்படையில் காரங்கள்:

- வலிமை மிகு காரங்கள்: இவை நீர்த்த கரைசலில் முழுவதுமாக அயனியுறுகின்றன. எ.கா: NaOH, KOH

- வலிமை குறைந்த காரங்கள்: இவை நீர்த்த கரைசலில் பகுதியளவே அயனியுறுகின்றன. எ.கா: NH_4OH,$Ca(OH)_2$

அமிலத்துவம் என்பது ஒரு கார மூலக்கூறிலுள்ள இடப்பெயர்ச்சி செய்யக்கூடிய ஹைட்ராக்சில் தொகுதிகளின் எண்ணிக்கையாகும்.

காரங்களின் பண்புகள்:

1. காரங்கள் கசப்புச் சுவை கொண்டவை
2. நீர்த்த கரைசலில் சோப்பு போன்ற வழவழப்புத் தன்மையைக் கொண்டவை.
3. சிவப்பு லிட்மஸ் தாளை நீல நிறமாக மாற்றுபவை.
4. இவற்றின் நீர்த்த கரைசல்கள் மின்சாரத்தைக் கடத்தும் திறன் உடையவை.
5. காரங்கள், உலோகங்களுடன் வினைபுரிந்து உப்பையும், ஹைட்ரஜனையும் தருகின்றன.
   $$\mathbf{Zn + 2\,NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2\uparrow}$$
6. காரங்கள், அலோக ஆக்சைடுகளுடன் வினைபுரிந்து உப்பையும், நீரையும் தருகின்றன. இந்த வினையானது அமிலத்திற்கும், காரத்திற்கும் இடையே உள்ள வினை போல உள்ளதால், அலோக ஆக்சைடுகள் அமிலத் தன்மையுடையது என்ற முடிவுக்கு வரலாம்.

7.

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$$

8. காரங்கள், அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து உப்பையும், நீரையும் தருகின்றன.

$$KOH + HCl \rightarrow KCl\ H_2O$$

மேலே குறிப்பிட்ட வினை, காரத்திற்கும் அமிலத்திற்கும் இடையே ஏற்படும் நடுநிலையாக்கல் வினை எனப்படும்.

9. அம்மோனியம் உப்புகளுடன், காரங்களை வெப்பப்படுத்தும் போது, அம்மோனியா வாயு உருவாகிறது.

$$NaOH + NH_4Cl \rightarrow NaCl + H_2O + NH_3\uparrow$$

சில உலோகங்கள் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் வினைபுரிவதில்லை. Cu, Ag, Cr.

- மேற்கண்ட சோதனைகளில் மின் விளக்கானது, அமிலத்தில் மட்டும் ஒளிரும். ஆனால், குளுக்கோஸ் மற்றும் ஆல்கஹால் மின்சாரத்தைக் கடத்தாது. மின்விளக்கு ஒளிர்வது கரைசலின் வழியே மின்சாரம் பாய்கிறது என்பதை உணர்த்துகிறது. மின்சாரமானது அயனிகளின் மூலமாக கரைசலில் எடுத்துச் செல்லப்படுகிறது. இதே சோதனையை காரங்களான சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு மற்றும் கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் செய்து பார்க்கவும்.

காரங்களின் பயன்கள்:

1. சோப்பு தயாரிக்க சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு பயன்படுகிறது.
2. கட்டிடங்களுக்கு சுண்ணாம்பு பூச கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடு பயன்படுகிறது.
3. வயிற்றுக் கோளாறுக்கு மருந்தாக மெக்னீசியம் ஹைட்ராக்சைடு பயன்படுகிறது.
4. துணிகளில் உள்ள எண்ணெய்க் கறைகளை நீக்குவதற்கு அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு பயன்படுகிறது.

அமிலங்கள் மற்றும் காரங்களைக் கண்டறியும் சோதனைகள்:

1. லிட்மஸ் தாளுடன் சோதனை:

அமிலம் நீல லிட்மஸ்தாளை சிவப்பாக மாற்றும்.

2. நிறங்காட்டி பினாப்தலீனுடன் சோதனை:

அமிலத்தில் பினாப்தலீன் நிறமற்றது. காரத்தில் இளஞ்சிவப்பு நிறத்தை உருவாக்கும்.

3. நிறங்காட்டி மெத்தில் ஆரஞ்சுடன் சோதனை:

அமிலத்தில் மெத்தில் ஆரஞ்சு இளஞ்சிவப்பு நிறத்தை உருவாக்கும். காரத்தில் மெத்தில் ஆரஞ்சு மஞ்சள் நிறத்தை உருவாக்கும்.

நிறங்காட்டி	அமிலத்தில் நிறம்	காரத்தின் நிறம்
லிட்மஸ்	நீலம் - சிவப்பு	சிவப்பு – நீலம்
பினாப்தலீன்	நிறமற்றது.	இளஞ்சிவப்பு
மெத்தில் ஆரஞ்சு	இளஞ்சிவப்பு	மஞ்சள்

அமிலம் மற்றும் காரக் கரைசல்களின் வலிமை:

pHஅளவீடு

- கரைசலை, ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவின் அடிப்படையில் அளவிடுதலே pH அளவீடு எனப்படும். pH இல் உள்ள p என்பது ஜெர்மன் மொழியில் உள்ள 'பொட்டன்ஷ்' என்ற வார்த்தையைக் குறிக்கிறது. இதன் பொருள் 'அதிக ஆற்றல்' என்பதாகும். pH அளவீட்டில் 0 முதல் 14 வரை அளவிடப்படும். pH மதிப்புகள், ஒரு கரைசலின் அமிலத்தன்மை, காரத்தன்மை அல்லது நடுநிலைத் தன்மை ஆகியவற்றை அடையாளம் காண உதவுகின்றன.
    - அமிலத் தன்மை கொண்ட கரைசலின் மதிப்பு 7 ஐ விடக் குறைவாக இருக்கும்.
    - காரத் தன்மை கொண்ட கரைசலின் மதிப்பு 7 ஐ விட அதிகமாக இருக்கும்.
    - நடுநிலைத் தன்மை கொண்ட கரைசலின் மதிப்பு -க்குச் சமமாக இருக்கும்

உப்புகள்:

- உப்பு என்றாலே சாதாரண உப்பு உங்கள் நினைவிற்கு வரலாம். கடல் நீரில் பல வகையான உப்புகள் கரைந்துள்ளன. அவற்றிலிருந்து சோடியம் குளோரைடு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இவை பல வகைகளில் பயன்படுகின்றன. அனைத்து உப்புகளும் அயனிகளின் சேர்மமாகும். அமிலங்களுக்கும், காரங்களுக்குமிடையே நிகழும் நடுநிலையாக்கும் வினையின் மூலம் கிடைக்கும் விளை பொருள்களே உப்புகளாகும். இவை நீரில் கரைத்து நேர் மற்றும் எதிர் அயனிகளை உருவாக்குகின்றன.

அமிலம் + காரம்→ உப்பு + நீர்

உப்புகளின் வகைகள்:

சாதாரண உப்புகள்:

- ஓர் அமிலம் மற்றும் காரம் இவற்றின் முழுமையான நடுநிலையாக்கலின் போது சாதாரண உப்பு கிடைக்கிறது.

$$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$$

அமில உப்புகள்:

- ஓர் உலோகமானது அமிலத்திலுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் பகுதியளவை வெளியேற்றுவதால் இவை உருவாகின்றன. பல காரத்துவ அமிலத்தை ஒரு காரத்தினால் பகுதியளவு நடுநிலையாக்கி இவை பெறப்படுகின்றன.

$$NaOH + H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 + H_2O$$

கார உப்புகள்:

- இவை இரு அமிலத்துவ அல்லது மூன்று அமிலத்துகவக் காரங்களிலுள்ள ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளை ஓர் அமிலத்தால் பகுதியளவு வெளியேறச் செய்து பெறப்படுகின்றன.

$$Pb(OH)_2 + HCl \rightarrow Pb(OH)Cl + H_2O$$

இரட்டை உப்புகள்:

- சமமான மூலக்கூறு எடைவிகித அளவுகளில் இரண்டு எளிய உப்புகளின் நிறைவுற்ற கரைசல்களைச் சேர்த்து படிகமாக்கும் போது இரட்டை உப்புகள் உருவாகின்றன. உதாரணமாக, பொட்டாஷ் படிகாரம் என்பது பொட்டாசியம் சல்பேட் மற்றும் அலுமினியம் சல்பேட் கலந்த கலவையாகும்.

$$KAl(SO_4)_2 . 12\, H_2O$$

உப்புகளின் பண்புகள்:

- உப்புகள் பெரும்பாலும் திடப்பொருள்களாகும். அதிக வெப்பநிலையில் உருகவும், கொதிக்கவும் செய்கின்றன.
- பெரும்பாலான உப்புகள் நீரில் கரையும். எ.கா: சோடியம் குளோரைடு, பொட்டாசியம் குளோரைடு. ஆனால் சில்வர் குளோரைடு நீரில் கரையாது.
- நிறமற்றது. வெண்மையானது, கன சதுர படிகம் அல்லது படிகத் தூளாக இருக்கும்.
- நீரை உறிஞ்சும் தன்மையுடையது.

படிக நீர்:

- பல உப்புகள் நீர் மூலக்கூறுகளுடன் இணைந்து படிகமாகக் காணப்படுகின்றன. இந்த நீர் மூலக்கூறுகள் படிக நீர் எனப்படும். படிக நீரைக் கொண்ட உப்புகள் நீரேற்ற உப்புகள் எனப்படும். உப்புடன் இணைந்து நீரேற்றம் கொண்ட நீர் மூலக்கூறுகளை வேதி வாய்பாட்டிற்குப் பின் ஒரு புள்ளி வைத்து அதன் அளவு குறிப்பிடப்படும். எ.கா. காப்பர் சல்பேட் என்ற உப்பில் ஐந்து நீர் மூலக்கூறுகள் உள்ளன. அதனை இவ்வாறு எழுதலாம். $CuSO_4.5H_2O$ இதனை காப்பர் சல்பேட் பென்டாஹைட்ரேட் என அழைக்கலாம். இந்த படிக நீர் காப்பர் சல்பேட்டை நீல நிறமாக மாற்றும். இதனை வெப்பப்படுத்தும் போது நீர் மூலக்கூறுகளை இழந்து வெண்மையாக மாறும்.
- படிக நீர் அற்ற உப்புகள் நீரேற்றம் அற்ற உப்புகள் எனப்படும். இவை தூளாகக் காணப்படும்.

உப்பு	நீரற்ற உப்பின் வாய்ப்பாடு	நீரேறிய உப்புகளின் வாய்ப்பாடு	நீரேறிய உப்புகளின் பெயர்
ஜிங்க் சல்பேட்	$ZnSO_4$	$ZnSO_4 . 7H_2O$	
மெக்னீசியம் குளோரைடு	$MgCl_2$		மெக்னீசியம் குளோரைடு ஹெக்ஸா ஹைட்ரேட்
இரும்பு II சல்பேட்		$FeSO_4 . 7H_2O$	இரும்பு II சல்பேட் ஹெப்டா ஹைட்ரேட்
கால்சியம் குளோரைடு	$CaCl_2$	$CaCl_2.2H_2O$	
சோடியம் தயோ சல்பேட்	$Na_2S_2O_3$		சோடியம் தயோ சல்பேட் பென்டா ஹைட்ரேட்

உப்பை அடையாளம் காணுதல்:

1. இயற் சோதனைகள்: உப்புகளின் நிறம், மணம் மற்றும் அடர்த்தி ஆகியவற்றை அறிதல். இந்த சோதனை நம்பகத்தன்மை அற்றது.

2. உலர் வெப்ப சோதனை: உலர்ந்த சோதனைக் குழாயில் சிறிதளவு உப்பை எடுத்துக்கொண்டு சூடுபடுத்தவும். நீர் ஆவியான பிறகு, கரையாத உப்புகள் சோதனைக் குழாயின் அடியில் தங்கும்.

3. சுடர் சோதனை: சில உப்புகள் அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து அவற்றின் குளோரைடுகளைத் தருகின்றன. அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் கலந்த கலவை பிளாட்டினம் கம்பியின் உதவியோடு சுடரில் காட்டப்படுகிறது.

சுடரின் நிறம்	காண்பவை
செங்கல் சிவப்பு	Ca^{2+}
பொன்னிற மஞ்சள்	Na^{2+}
இளஞ்சிவப்பு உதா	K^{+}
பச்சை	Zn^{2+}

4. ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை, கார்பனேட் உப்புகளுடன் சேர்க்கும் பொழுது, நுரை பொங்கும் கார்பன் டை ஆக்சைடு வாயுவைத் தருகிறது.

உப்புகளின் பயன்கள்:

சாதாரண உப்பு – சோடியம் குளோரைடு (NaCl)

- இது நம் அன்றாட உணவிலும், உணவைப் பாதுகாப்பதிலும் பயன்படுகிறது.

சலவை சோடா – சோடியம் கார்பனேட் (Na_2Co_3)

1. இது கடின நீரை மென்னீராக்கப் பயன்படுகிறது.
2. இது கண்ணாடித் தொழிற்சாலை, சோப்பு மற்றும் பேப்பர் தொழிற்சாலைகளில் பயன்படுகிறது.

சமையல் சோடா – சோடியம் பை கார்பனேட் ($NaHCo_3$)

1. இது ரொட்டிச் சோடா தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. ரொட்டிச் சோடா என்பது சமையல் சோடாவும், டார்டாரிக் அமிலமும், சேர்ந்த கலவையாகும்.

2. இது சோடா – அமில தீயணைப்பான்களில் பயன்படுகிறது.

3. கேக் மற்றும் ரொட்டிகளை மென்மையாக மாற்றுகிறது.

4. இது அமில நீக்கியில் உள்ள ஒரு பகுதிப்பொருள் இந்தக் கரைசல் காரத்தன்மை பெற்றிருப்பதால் வயிற்றிலுள்ள அதிகப்படியான அமிலத்தை நடுநிலையாக்குகிறது.

சலவைத் தூள் - கால்சியம் ஆக்ஸிகுளோரைடு ($CaOCl_2$)

1. கிருமி நாசினியாகப் பயன்படுகிறது.
2. பருத்தி மற்றும் லினன் துணிகளை வெளுக்கப் பயன்படுகிறது.

பாரிஸ் சாந்து – கால்சியம் சல்பேட் ஹெமிஹைட்ரேட் ($CaSo_4.\frac{1}{2}\ H_2O$)

1. முறிந்த எலும்புகளை ஒட்ட வைப்பதற்குப் பயன்படுகிறது.
2. சிலைகளுக்கான வார்ப்புகளைச் செய்யப் பயன்படுகிறது.

நினைவில் கொள்க.

- நீரில் கரையும் பொழுது H^+ அயனிகளையோ,H_3O^+அயனிகளையோ தரும் பொருள்களை அமிலங்கள் என்கிறோம்.

- நீரில் கரைந்து OH^-அயனிகளைத் தருபவை காரங்கள் எனப்படுகின்றன.

- அமிலங்களுக்கும், காரங்களுக்குமிடையே நிகழும் நடுநிலையாக்கும் வினையின் மூலம் கிடைக்கும் விளைபொருள்களே உப்புகளாகும்.
- நமது அன்றாட வாழ்க்கையிலும், தொழிற்சாலைகளிலும் உப்பு பல்வேறு விதங்களில் பயன்படுகிறது.

- அமிலங்கள் மற்றும் காரங்கள் நீரில் கரைந்து அயனிகளைத் தந்து மின்சாரத்தைக் கடத்தும்.

- அமிலங்கள் உலோகங்களுடன் வினைபுரிந்து அவற்றின் உப்பையும், நீரையும் தருகின்றன.

- ஒரு கரைசல் அமிலமாக, காரமா என அறிவதற்கு நிறங்காட்டிகளான பினாப்தலீன் மற்றும் மெத்தில் ஆரஞ்சு பயன்படுத்தப்படுகின்றன. லிட்மஸ் தாளும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

- கொடுக்கப்பட்டுள்ள கரைசல் அமிலத்தன்மை வாய்ந்ததா? அல்லது காரத்தன்மை வாய்ந்ததா? எனக் கண்டறிய pH தாள் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

- இராஜ திராவகம் என்பது மூன்று பங்கு ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலமும். ஒரு பங்கு நைட்ரிக் அமிலமும் கலந்த கலவையாகும்.

- pH அளவீடு கரைசலில் உள்ள ஹைட்ரஜன் அயனிகளின் செறிவினைக் கண்டுபிடிக்கப் பயன்படுகிறது.

10^{th} அறிவியல்
அலகு 9
கரைசல்கள்

அறிமுகம்:

- நாம் அன்றாட வாழ்வில் பயன்படுத்தும் பெரும்பாலான பொருட்கள் இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட பொருட்களின் கலவையாகும். கலவையில் காணப்படும் பொருட்கள் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட இயற்பியல் நிலைகளில் காணப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, நாம் மரக்கட்டையை எரிக்கும்போது அதிலிருந்து வெளியேறும் புகையானது திடக் கார்பன், கார்பன் டை ஆக்ஸைடு, கார்பன் மோனாக்ஸைடு மற்றும் சில வாயுக்களைக் கொண்ட கலவையாகும்.

- ஒரு சில கலவைகளின் கூறுகளை எளிதாக பிரிக்கலாம். அதே சமயம் ஒரு சில கலவைகளின் கூறுகளை எளிதாக பிரிக்க இயலாது. உப்பும் நீரும் கலந்த கலவையையும், மணலும் நீரும் கலந்த கலவையையும் எடுத்துக்கொள்வோம். இரண்டு கலவைகளிலும் நீரானது பொதுவான கூறாக உள்ளது. முதல் கலவையில் உப்பானது நீரில் கரைகிறது. இரண்டாவது கலவையில் மணலானது நீரில் கரையவில்லை. மணலும் நீரும் கலந்த கலவையை வடிகட்டுதல் முறையின் மூலம் பிரிக்கலாம். ஆனால், உப்பும் நீரும் கலந்த கலவையை அவ்வாறு பிரிக்க இயலாது. ஏனெனில் உப்பு, நீரில் கரைந்து ஒரு படித்தான கரைசலை உருவாக்குகிறது. இத்தகைய ஒருபடித்தான கலவையை கரைசல் என்கிறோம்.

அன்றாட வாழ்வில் கரைசல்கள்:

- கடல் நீரானது இயற்கையில் காணப்படும் கரைசல்களில் ஒன்று கடல்நீர் இல்லமல் இப்புவியில் நாம் வாழ்வதை கற்பனை செய்துகூட பார்க்க இயலாது. கடல் நீர் பல உப்புகள் கலந்த ஒரு படித்தான கலவையாகும். அதே போல் காற்றும் ஒரு கரைசலாகும்.

- காற்றானது நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன், கார்பன் டை ஆக்ஸைடு மற்றும் பல வாயுக்கள் கலந்த ஒருபடித்தான கலவையாகும்.

- இப்புவியில் வாழும் அனைத்து உயிரினங்களும் கரைசல்களோடு தொடர்பு கொண்டவை. தாவரங்கள் தங்களுக்குத் தேவையான ஊட்டச்சத்துகளை மண்ணிலிருந்து கரைசல் நிலையிலேயே எடுத்துக்கொள்கின்றன. மனித உடலில் உள்ள இரத்தம், நிணநீர், சிறுநீர் போன்ற பெரும்பான்மையானவை கரைசல்களே ஆகும். நம் அன்றாட வாழ்வில் துவைத்தல், சமைத்தல், தூய்மைப்படுத்தல் மற்றும் பல செயல்பாடுகள் நீரோடு இணைந்து கரைசல்களை உருவாக்குகிறது. அதேபோல் நாம் அருந்தும் பழச்சாறு, காற்று நிரப்பப்பட்ட பானங்கள்,தேநீர், காபி போன்றவைகளும் கரைசல்களே ஆகும். ஆகையால் மனிதனின் அன்றாட வாழ்வில் நிலை நிறுத்துவதில் கரைசல்கள் முக்கிய பங்கு வகிக்கிறது. அதே வேளையில் நீரானது மாசுபடுவதற்கும் நீரின் கரைக்கும் பண்பே காரணமாகிறது. எப்படியாயினும் மனிதன் இப்புவியில் உயிர்வாழ கரைசல்கள் உதவுகிறது. இப்பாடத்தில் கரைசல்களை பற்றிய அறிவியலை கற்க இருக்கிறோம்.

கரைசலில் உள்ள கூறுகள்:

- "கரைசல் என்பது இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட பொருட்களைக் கொண்ட ஒரு படித்தான கலவை" என்பதை அறிவோம். அதாவது ஒரு கரைசலில் குறைந்த அளவு (எடை) கொண்ட கூறு, கரைபொருள் என்றும், அதிக அளவு (எடை) கொண்ட கூறு, கரைப்பான் என்றும், அதிக அளவு (எடை) கொண்ட கூறு, கரைப்பான் என்றும் அழைக்கப்படுகிறது. கரைபொருளானது கரைப்பானில் முழுவதும் சீராக விரவி கரைந்து ஒருபடித்தான கரைசலை உருவாக்குகிறது. இங்கு கரைப்பான் ஆனது கரைக்கும்

ஊடகமாக செயல்படுகிறது. ‘‘ஒரு கரைப்பானில் கரைபொருளானது கரைவதை கரைத்தல் என்கிறோம். ஒரு கரைசல் உருவாகும் விதம் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

- ஒரு கரைசல் குறைந்தபட்சம் இரண்டு கூறுகளைக் கொண்டிருக்கும் (ஒரு கரைபொருள் மற்றும் ஒரு கரைப்பான்)

- ஒரு கரைபொருளையும், ஒரு கரைப்பானையும் கொண்டிருக்கும் கரைசல் இருமடிக்கரைசல் (இரு கூறுகள்) எனப்படும். உதாரணமாக, காப்பர் சல்பேட் படிகங்களை நீரில் கரைக்கும் போது, அது கரைந்து காப்பர் சல்பேட் கரைசலை உருவாக்குகிறது. இக்கரைசலானது இரு கூறுகளைக் கொண்டுள்ளது. அதாவது, ஒரு கரைபொருள் - காப்பர் சல்பேட் மற்றும் ஒரு கரைப்பான் - நீர் ஆகியவற்றைக் கொண்டுள்ளது. எனவே, இது இருமடிக்கரைசலாகும். அதேபோல் ஒரு கரைசலானது இரண்டிற்கும் மேற்பட்ட கூறுகளைக் கொண்டிருக்கலாம். உதாரணமாக உப்பையும், சர்க்கரையையும் நீரில் கரைக்கும் போது இவை நீரில் கரைந்து ஒரு கரைசலை உருவாக்குகிறது. இதில் ஒரு கரைப்பானில் இரு கரைபொருட்கள் கரைக்கப்பட்டுள்ளன. இக்கரைசல் மூன்று கூறுகளைக் கொண்டிருப்பதால் இது மும்மடிக்கரைசல் என்று அழைக்கப்படுகிறது.

கரைசல்களின் வகைகள்:

கரைபொருள் மற்றும் கரைப்பானின் இயற்பியல் நிலைமையை அடிப்படையாகக் கொண்ட வகைப்பாடு:

- பொருள்கள் பொதுவாக மூன்று இயற்பியல் நிலைகளில் (நிலைமை) காணப்படுகிறது. அவைகள் திண்மம், திரவம் மற்றும் வாயு. இருமடிக்கரைசலில் உள்ள கரைபொருள் மற்றும் கரைப்பான் கீழ்க்கண்ட ஏதேனும் ஒரு இயற்பியல் நிலையில் காணப்படுகிறது.
- ஆனால் ஒரு கரைசலில் கரைப்பானின் பங்கு பெரும்பான்மையானது. அதனுடைய இயற்பியல் நிலையானது, கரைசல்களின் பண்புகளை தீர்மானிப்பதில் முக்கிய காரணியாக விளங்குகிறது. பல்வேறு வகையான இருமடிக்கரைசல்களை காணலாம்.

இருமடிக்கரைசல்களின் வகைகள்:

கரைபொருள்	**கரைப்பான்**	**உதாரணம்**
திண்மக்கரைசல்		
திண்மம்	திண்மம்	தங்கத்தில் கரைக்கப்பட்ட காப்பர் (உலோகம் கலவைகள்)
திரவம்	திண்மம்	பாதரசத்துடன் கலந்த சோடியம் (இரசக்கலவைகள்)
திரவக் கரைசல்		
திண்மம்	திரவம்	நீரில் கரைக்கப்பட்ட சோடியம் குளோரைடு கரைசல்
திரவம்	திரவம்	நீரில் கரைக்கப்பட்ட எத்தில் ஆல்கஹால்
வாயு	திரவம்ட	நீரில் கரைக்கப்பட்ட கார்பன் டை ஆக்ஸைடு (சோடா நீர்)
வாயுக்கரைசல்		
திரவம்	வாயு	காற்றில் உள்ள நீராவி (மேகம்)
வாயு	வாயு	ஆக்ஸிஜன் - ஹீலியம் வாயுக்கலவை

கரைப்பானின் தன்மையை அடிப்படையாகக் கொண்ட வகைப்பாடு:

- நீரில் பெரும்பாலான பொருட்கள் கரைகிறது. எனவே நீர் ஒரு ‘உலகளாவிய கரைப்பான்’ அல்லது ‘சர்வக்கரைப்பான்’ என்று அழைக்கப்படுகிறது. இருப்பினும் சில பொருட்கள் நீரில் கரைவதில்லை. இவற்றைக் கரைக்க ஈதர்கள், பென்சீன், ஆல்கஹால்கள் போன்ற கரைப்பான்களைப் பயன்படுத்தி கரைசல்கள் தயாரிக்கப்படுகிறது. கரைப்பானின் வகைகளை அடிப்படையாகக் கொண்டு கரைசல்களை இரண்டு வகைகளாகப் பிரிக்கலாம். அவைகளாவன: நீர்க்கரைசல் மற்றும் நீரற்ற கரைசல்.

நீர்க்கரைசல்:

- எந்த ஒரு கரைசலில், கரைபொருளைக் கரைக்கும் கரைப்பானாக நீர் செயல்படுகிறதோ அக்கரைசல் நீர்க்கரைசல் எனப்படும். பொதுவாக சகப்பிணைப்பு சேர்மங்களை விட அயனிபிணைப்புச் சேர்மங்கள் நீரில் எளிதில் கரைந்து நீர்க்கரைசலை உருவாக்குகிறது. உதாரணமாக நீரில் கரைக்கப்பட்ட சர்க்கரை, நீரில் கரைக்கப்பட்ட காப்பர் சல்பேட் போன்றவைகளாகும்.

நீரற்ற கரைசல்:

- எந்த ஒரு கரைசலில் நீரைத் தவிர, பிற திரவங்கள் கரைப்பானாக செயல்படுகிறதோ அக்கரைசல் நீரற்ற கரைசல் என அழைக்கப்படுகிறது. நீரைத் தவிர பிற கரைப்பான்களை நீரற்ற கரைப்பான்கள் என அழைக்கிறோம். பொதுவாக ஆல்கஹால்கள், பென்சீன்,ஈதர்கள், கார்பன் டைசல்பைடு போன்றவை நீரற்ற கரைப்பான்களாக பயன்படுத்தப்படுகின்றன. உதாரணமாக கார்பன் டைசல்பைடில் கரைக்கப்பட்ட சல்பர், கார்பன் டெட்ரா குளோரைடில் கரைக்கப்பட்ட அயோடின்.

கரைபொருளின் அளவை அடிப்படையாகக் கொண்ட வகைப்பாடு:

- குறிப்பிட்ட சூழ்நிலைகளில், குறிப்பிட்ட அளவு கரைப்பானில் குறிப்பிட்ட அளவு கரைபொருள் கரைகிறது. கரைப்பானில் உள்ள கரைபொருளின் அளவைப் பொருத்து கரைசல்களை கீழ்க்கண்டவாறு வகைப்படுத்தலாம்.

    1. தெவிட்டிய கரைசல்
    2. தெவிட்டாத கரைசல்
    3. அதிதெவிட்டிய கரைசல்

1. தெவிட்டிய கரைசல்:

- ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் எந்த ஒரு கரைசலில், மேலும் கரைபொருளை கரைக்க இயலாதோ, அக்கரைசல் தெவிட்டிய கரைசல் எனப்படும். உதாரணமாக 25^oC வெப்பநிலையில் 100 கி நீரில், 36 கி சோடியம் குளோரைடு உப்பினைக் கரைத்து தெவிட்டிய கரைசல் உருவாக்கப்படுகிறது. மேலும் கரைபொருளைச் சேர்க்கும் போது அது கரையாமல் முகவையின் அடியில் தங்கிவிடுகிறது.

2. தெவிட்டாத கரைசல்:

- ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில், தெவிட்டிய கரைசலில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் அளவை விடக் குறைவான கரைபொருள் அளவைக் கொண்ட கரைசல் தெவிட்டாத கரைசல் ஆகும். உதாரணமாக 25^oC வெப்பநிலையில் 100 கி நீரில், 10 கி அல்லது 20 கி அல்லது 30 கி சோடியம் குளோரைடு உப்பினைக் கரைத்து தெவிட்டாத கரைசல் உருவாக்கப்படுகிறது.

3. அதிதெவிட்டிய கரைசல்

- ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில், தெவிட்டிய கரைசலில் உள்ள கரைபொருளின் அளவைக் காட்டிலும் அதிகமான கரைபொருளைக் கொண்ட கரைசல் அதிதெவிட்டிய கரைசல் எனப்படும். உதாரணமாக 25^oC வெப்பநிலையில் 100 கி நீரில், 40 கி சோடியம் குளோரைடு உப்பினை கரைத்து அதிதெவிட்டிய கரைசல் உருவாக்கப்படுகிறது. வெப்பநிலை, அழுத்தம் போன்ற சூழ்நிலைகளை மாற்றுவதன் மூலம் கரைதிறனை மாற்ற இயலும். அதிதெவிட்டிய கரைசலானது நிலையற்றது. கரைசல் உள்ள முகவையைச் சிறிதளவு அசைத்தாலும் மீண்டும் படிகங்கள் தோன்றுகிறது.

செறிவுமிக்க மற்றும் நீர்த்த கரைசல்கள்:

- இது தெவிட்டாத கரைசல்களின் ஒரு வகைப்பாடாகும். இவ்வகைப்பாடு ஒரே அளவு கரைப்பானில் வெவ்வேறு அளவு கரைபொருளை கொண்ட இரு கரைசல்களின் ஒப்பீட்டு செறிவைக் குறிக்கிறது. உதாரணமாக, உன்னிடம் இரண்டு குவளைகள் தேநீர் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது. இரண்டு குவளை தேநீரையும் நீ அருந்துகிறாய் அதில் ஒன்று மற்றொன்றை விட அதிக இனிப்பாக இருப்பதை உணர்கிறாய் எனில், இதிலிருந:து நீ என்ன அறிகிறாய்? எந்தக் குவளை தேநீர், அதிகமாக இனிக்கிறதோ அது மற்றொன்றை விட சர்க்கரை அதிகமாகக் கலந்துள்ளது. என்பதை அறிவாய். உனது உற்று நோக்கலை எவ்வாறு வெளிப்படுத்துவாய்? சர்க்கரை அதிகமாக உள்ள தேநீரானது திடமானது என்று கூறுவோம். ஆனால், ஒரு வேதியியலாளர் இதனைச் 'செறிவு மிகுந்தது' என்று கூறுவர்.

- ஒரே மாதிரியான கரைபொருளையும், கரைப்பானையும் கொண்ட இரு கரைசல்களை ஒப்பிடும் போது, எதில் அதிக அளவு கரைபொருள் உள்ளதோ (குறிப்பிட்ட அளவு கரைப்பானில்) அதனை செறிவுமிக்க கரைசல் என்றும், எதில் குறைந்த அளவு கரைபொருள் உள்ளதோ அதனை நீர்த்த கரைசல் என்றும் கூறலாம்.

- கரைசல்களை, நீர்த்த மற்றும் செறிவுமிக்க கரைசல்கள் என வேறுபடுத்துவது ஒரு பண்பு சார்ந்த குறியீடாகும். இது கரைசலில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் துல்லியமான அளவைக் குறிப்பதில்லை. இந்த வேறுபாடானது நிறம், அடர்த்தி போன்ற இயற்பியல் பண்புகள் மூலம் அறியப்படுகின்றன.

கரைதிறன்:

- ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில், குறிப்பிட்ட அளவு கரைப்பானில் கரையக்கூடிய கரைபொருளின் அளவிற்கு ஓர் எல்லை உண்டு (குறிப்பிட்ட அளவே கரையும்). இந்த எல்லையை அடையம் போது தெவிட்டிய கரைசல் உருவாகிறது. மேலும் கூடுதலாக சேர்க்கப்படும் கரைபொருளானது கரையாமல் கரைசலின் அடியில் தங்கிவிடுகிறது. ஒரு கரைப்பானில் கரையக் கூடிய கரைபொருளின் அளவை கரைதிறன் என்ற பண்பினால் விளக்க முடியும். கரைதிறன் என்பது எவ்வளவு கரைபொருள் குறிப்பிட்ட அளவு கரைப்பானில் கரையும் என்பதற்கான அளவீடாகும்.

- ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தத்தில் 100 கி கரைப்பானில் கரைந்து தெவிட்டிய கரைசலை உருவாக்க தேவையான கரைபொருளின் கிராம்களின் எண்ணிக்கை அதன் கரைதிறன் எனப்படும். உதாரணமாக 25^oC ல் 100 கி நீரில், 36 கி சோடியம் குளோரைடு கரைந்து தெவிட்டிய கரைசலை உருவாக்குகிறது.

கரைதிறன் என்பதை பின்வரும் சமன்பாட்டை கொண்டு கணக்கிடலாமட்.

$$\text{கரைதிறன்} = \frac{\text{கரைபொருளின் நிறை}}{\text{கரைப்பானின் நிறை}} \times 100$$

25^oC ல் 100 கி நீரில் பல்வேறு கரைபொருள்களின் கரைதிறன் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

பெயர்	வாய்ப்பாடு	நீரில்
கால்சியம் கார்பனேட்	$CaCO_{(திண்மம்)}$	00013
சோடியம் குளோரைடு	$NaCl_{(திண்மம்)}$	36
அம்மோனியா	$NH_{(திண்மம்)}$	48
சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு	$NaOH_{(திண்மம்)}$	80
குளுக்கோஸ்	$C_6H_2O_{(திண்மம்)}$	91
சோடியம் புரோமைடு	$NaBr_{(திண்மம்)}$	95
சோடியம் அயோடைடு	$NaI_{(திண்மம்)}$	184

கரைதிறனை பாதிக்கும் காரணிகள்:

- ஒரு கரைபொருளின் கரைதிறனை மூன்று முக்கிய காரணிகள் தீர்மானிக்கின்றன. அவைகளாவன.

1. கரைபொருள் மற்றும் கரைப்பானின் தன்மை
2. வெப்பநிலை
3. அழுத்தம்

கரைபொருள் மற்றும் கரைப்பானின் தன்மை:

- கரைதிறனில், கரைப்பான் மற்றும் கரைபொருளின் தன்மை முக்கிய பங்கு வகிக்கிறது. நீர் பெரும்பான்மையான பொருட்களை கரைக்கும் தன்மையை கொண்டிருந்தாலும், சில பொருள்கள் நீரில் கரைவதில்லை. இதனையே வேதியியலாளர்கள் கரைதிறனை பற்றிக் குறிப்பிடும் போது 'ஒத்த கரைபொருட்கள் ஒத்த கரைப்பானில் கரைகிறது"(Like dissolves like) என்கின்றனர். கரைபொருளுக்கும் கரைப்பானுக்கும் இடையே ஒற்றுமை காணப்படும் போது தான் கரைசல் நிகழ்கிறது. உதாரணமாக, சமையல் உப்பு முனைவுறும் சேர்மம் எனவே இது முனைவுறும் கரைப்பானான நீரில் எளிதில் கரைகிறது.

- அதுபோலவே முனைவுறாச் சேர்மங்கள் முனைவுறா கரைப்பானில் எளிதில் கரைகிறது. உதாரணமாக,ஈதரில் கரைக்கப்பட்ட கொழுப்பு, ஆனால், முனைவுறாச் சேர்மங்கள் முனைவுறும் கரைப்பானில் கரைவதில்லை. அதுபோல முனைவுறும் சேர்மங்கள் முனைவுறா கரைப்பானில் கரைவதில்லை.

வெப்பநிலை:

1. **திரவத்தில் திண்மங்களின் கரைதிறன்:**

   பொதுவாக வெப்பநிலை அதிகரிக்கும் போது நீர்ம கரைப்பானில் திண்மப் பொருளின் கரைதிறன் அதிகரிக்கிறது. உதாரணமாக, குளிர்ந்த நீரில் கரைவதை விட சர்க்கரை, சுடுநீரில் அதிக அளவில் கரைகிறது.

   வெப்பக்கொள் செயல்முறையில், வெப்பநிலை அதிகரிக்கும் போது கரைதிறன் அதிகரிக்கிறது. வெப்ப உமிழ் செயல்முறையில், வெப்பநிலை அதிகரிக்கும் போது கரைதிறன் குறைகிறது.

2. **திரவத்தில் வாயுக்களின் கரைதிறன்:**
   நீரை வெப்பப்படுத்தும் போது குமிழிகள் வருகின்றன. ஏன்? திரவத்தின் வெப்பநிலையை அதிகரிக்கும் போது வாயுவின் கரைதிறன் குறைகிறது. ஆகையால் ஆக்ஸிஜன் குமிழிகளாக வெளியேறுகிறது.

- நீர்வாழ் உயிரினங்கள் குளிர் பிரதேசங்களில் அதிகமாக வாழ்கின்றன. குளிர் பிரதேசங்களில் உள்ள நீர்நிலைகளில் அதிக அளவு ஆக்ஸிஜன் கரைந்துள்ளது. ஏனெனில், வெப்பநிலை குறையும் போது ஆக்ஸிஜனின் கரைதிறன் அதிகரிக்கிறது.

அழுத்தம்:

- வாயுக்களை கரைபொருளாக கொண்ட திரவ கரைசல்களில் மட்டுமே அழுத்தத்தின் விளைவு குறிப்பிடத்தக்கதாக இருக்கும். அழுத்தத்தை அதிகரிக்கும் போது ஒரு திரவத்தில் வாயுவின் கரைதிறன் அதிகரிக்கிறது.

- வாயுக்களை கரைபொருளாக கொண்ட திரவ கரைசல்களுக்கு சில எடுத்துக்காட்டுகள் குளிர்பானங்கள், வீட்டு உபயோக அம்மோனியா, பார்மலின் போன்றவைகள்.

கரைசலின் செறிவு:

- கரைசல் என்றால் என்ன என்பதையும், கரைசலில் உள்ள கூறுகள் மற்றும் அதன் வகைகளையும் விவாதித்தோம். பெரும்பாலான வேதிவினைகள் கரைசல் நிலையிலேயே நிகழ்கின்றன. எனவே, அத்தகைய கரைசல்களில் கரைப்பானில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் சரியான அளவை அறிந்து கொள்வதன் மூலம் அதில் நிகழும் விளைவுகளை நன்கு ஆராய இயலும். கரைசலில் உள்ள கரைபொருளின் சரியான அளவினை குறிப்பற்கு நாம் செறிவு என்ற பதத்தை பயன்படுத்துகிறோம்.

கரைசலின் செறிவு என்பது "கொடுக்கப்பட்ட கரைசலில் அல்லது கரைப்பானில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் அளவு" என வரையறுக்கப்படுகிறது.

- கரைசலின் செறிவினை அளவிட பல்வேறு முறைகள் உள்ளன. நாம் இங்கு நிறை சதவீதம் மற்றும் கன அளவு சதவீதம் ஆகியவற்றை பயன்படுத்தி ஒரு கரைசலின் செறிவினை எவ்வாறு கணக்கிடலாம் என்பதைக் காண்போம்.

நிறை சதவீதம்:

- நிறை சதவீதம் என்பது ஒரு கரைசலில் உள்ள கரைபொருளின் நிறையை சதவீத்தில் குறித்தால் அது அக்கரைசலின் நிறை சதவீதம் எனப்படும். இது திண்ம கரைபொருளையும், திரவக் கரைப்பானையும் கொண்ட கரைசலின் செறிவை குறிக்க பயன்படுகிறது.

$$\text{நிறை சதவீதம்} = \frac{\text{கரைபொருளின் நிறை}}{\text{கரைசலின் நிறை}} \times 100$$

$$\text{நிறை சதவீதம்} = \frac{\text{கரைபொருளின் நிறை}}{(\text{கரைபொருளின் நிறை} + \text{கரைப்பானின் நிறை})} \times 100$$

- உதாரணமாக. 5% சர்க்கரைக் கரைசல் என்பது 5 கி சர்க்கரையை, 95 கி நீரில் கரைத்து கிடைக்கும் கரைசல் ஆகும். கரைசலின் மொத்த நிறை 100 கி ஆகும்.

- வழக்கமாக நிறை சதவீதம் என்பது w/w என குறிக்கப்படுகிறது. இது வெப்பநிலையைச் சார்ந்தது அல்ல.

கன அளவு சதவீதம் :

- கன அளவு சதவீதம் என்பது ஒரு கரைசலில் உள்ள கரைபொருளின் கன அளவை சதவீதத்தில் குறித்தால் அது அக்கரைசலின் கனஅளவு சதவீதம் என வரையறுக்கப்படுகிறது. இது திரவக் கரைபொருள் மற்றும் திரவக் கரைப்பானைக் கொண்ட கரைசல்களின் செறிவைக் குறிக்க பயன்படுகிறது.

$$\text{கன அளவு சதவீதம்} = \frac{\text{கரைபொருளின் கன அளவு}}{\text{கரைசலின் கன அளவு}} \times 100$$

$$\text{கன அளவு சதவீதம்} = \frac{\text{கரைபொருளின் கன அளவு}}{(\text{கரைபொருளின் கன அளவு} + \text{கரைப்பானின் கனஅளவு})} \times 100$$

- உதாரணமாக,10% கன அளவு எத்தனால் நீர்க்கரைசல் என்பது 10 மிலி எத்தனாலை 90 மிலி நீரில் கரைத்து பெறப்படும் கரைசலை குறிக்கிறது.

- பொதுவாக கன அளவு சதவீதம் என்பது v/v என குறிக்கப்படுகிறது. கன அளவு சதவீதம் வெப்பநிலை அதிகரிக்கும் போது குறைகிறது. ஏனெனில், திரவங்கள் வெப்பத்தால் விரிவடையும்.

- அன்றாட வாழ்வில் நாம் பயன்படுத்தக்கூடிய திரவ மருந்துகள்,(Syrup), வாய்கழுவும் திரவங்கள் (Mouth wash), புரைத் தடுப்பான்கள் (Antiseptic), வீட்டு உபயோகப் பொருட்கள், கிருமிநாசினிகள் போன்ற கரைசல்களில் உள்ள கரைபொருளின் அளவுகள் v/v என்ற பதத்தால் குறிப்பிடப்படுகிறது. அதேபோல் களிம்புகள் (Ointment) அமிலநீக்கிகள், சோப்புகள் போன்றவற்றில் உள்ள கரைசல்களின் செறிவுகள் w/w என்று குறிப்பிடப்படுகிறது.

நீரேறிய உப்புகள் மற்றும் படிகமாக்கல் நீர்

- அயனிச் சேர்ங்களை நீரில் கரைத்து தெவிட்டிய கரைசலை உருவாக்கும் போது, அவற்றின் அயனிகள் நீர் மூலக்கூறுகளைக் கவர்ந்து, குறிப்பிட்ட வேதி விகிதத்தில் பிணைப்பினை ஏற்படுத்திக் கொள்கின்றன. இந்நிகழ்வு நீரேற்றம் எனப்படும். இந்த அயனிச் சேர்மங்கள் அவற்றின் தெவிட்டிய கரைசலில் இருந்து குறிப்பிட்ட எண்ணிக்கையிலான நீர் மூலக்கூறுகளுடன் சேர்ந்து படிகமாகிறது. இந்தப் படிகங்களுடன் காணப்படும், நீர் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையே படிகமாக்கல் நீர் எனப்படும். அத்தகைய படிகங்கள் நீரேறிய உப்புகள் எனப்படும்.

- இப்படிக உப்புகளை வெப்பப்படுத்தும் போது, அவை படிகமாக்கல் நீரை இழந்து படிக உருவற்றதாக மாறுகின்றன மற்றும் நிறத்தை இழக்கின்றன (அவை நிறமுள்ள உப்புகளாக இருந்தால்) சில பொதுவான நீரேறிய உப்புகள் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

பொதுப் பெயர்	IUPAC பெயர்	மூலக்கூறு வாய்ப்பாடு
நீல விட்ரியால் (மயில் துத்தம்)	காப்பர் (II) சல்பேட் பென்டாஹைட்ரேட்	$CuSO_4.5H_2O$
எப்சம் உப்பு	மெக்னீசியம் சல்பேட் ஹெப்டாஹைட்ரேட்	$MgSO_4. 7H_2O$
ஜிப்சம்	கால்சியம் சல்பேட் டைஹைட்ரேட்	$CaSO_4. 2H_2O$
பச்சை விட்ரியால்	இரும்பு (II) சல்பேட் ஹெப்டாஹைட்ரேட்	$FeSO_4. 7H_2O$
வெள்ளை விட்ரியால்	சிங் சல்பேட் ஹெப்டாஹைட்ரேட்	$ZnSO_4. 7H_2O$

காப்பர் சல்பேட் பென்டாஹைட்ரேட் $CuSO_4. 5H_2O$ (நீலவிட்ரியால் அல்லது மயில்துத்தம்)

- நீல விட்ரியால் உப்பில் ஐந்து நீர் மூலக்கூறுகள் உள்ளன. இதன் படிகமாக்கல் நீர் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை ஐந்து, நீலநிற காப்பர் சல்பேட் பென்டாஹைட்ரேட் படிகத்தை மெதுவாக வெப்பப்படுத்தும் போது, ஐந்து நீர் மூலக்கூறுகளை இழந்து நிறமற்ற, நீரற்ற காப்பர் சல்பேட் ஆக மாறுகிறது.

$$CuSO_4 \cdot 5H_2O \underset{\text{குளிர்வித்தல்}}{\overset{\text{வெப்பப்படுத்துதல்}}{\rightleftharpoons}} CuSO_4 + 5H_2O$$

(காப்பர் சல்பேட் பென்டாஹைட்ரேட்) → (நீரற்ற காப்பர் சல்பேட் + நீர்)

- நிறமற்ற, நீரற்ற காப்பர் சல்பேட் உப்பில் சில துளி நீரினைச் சேர்க்கும் போது அல்லது குளிர்விக்கும் போது உப்பானது மீண்டும் நீல நிற நீரேறிய உப்பாக மாறுகிறது.

$$MgSO_4 \cdot 7H_2O \underset{\text{குளிர்வித்தல்}}{\overset{\text{வெப்பப்படுத்துதல்}}{\rightleftharpoons}} MgSO_4 + 7H_2O$$

(மெக்னீசியம் சல்பேட் ஹெப்டாஹைட்ரேட்) (நீரற்ற மெக்னீசியம் சல்பேட் + நீர்)

மெக்னீசியம் சல்பேட் ஹெப்டாஹைட்ரேட் $MgSO_4 . H_2O$ (எப்சம் உப்பு):

- எப்சம் உப்பின் படிகமாக்கல் நீா் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை ஏழு. மெக்னீசியம் சல்பேட் ஹெப்டா ஹைட்ரேட் படிகத்தை மெதுவாக வெப்பப்படுத்தும் போது ஏழு நீா் மூலக்கூறுகளை இழந்து நீரற்ற மெக்னீசியம் சல்பேட்டாக மாறுகிறது.

$$MgSO_4 \cdot 7H_2O \underset{\text{குளிர்வித்தல்}}{\overset{\text{வெப்பப்படுத்துதல்}}{\rightleftharpoons}} MgSO_4 + 7H_2O$$

(மெக்னீசியம் சல்பேட் ஹெப்டாஹைட்ரேட்) (நீரற்ற மெக்னீசியம் சல்பேட் + நீர்)

- நீரற்ற மெக்னீசியம் சல்பேட்டில் சில துளி நீரைச் சேர்க்கும் பொழுது அல்லது குளிர்விக்கும் போது உப்பானது மீண்டும் நீரேறிய உப்பாக மாறுகிறது.

ஈரம் உறிஞ்சுதல்:

- சில சேர்மங்கள் சாதாரண வெப்பநிலையில், வளிமண்டலக் காற்றுடன் தொடர்பு கொள்ளும் போது அதிலுள்ள ஈரத்தை உறிஞ்சும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன. இந்நிகழ்வின் போது அவற்றின் இயற்பியல் நிலை மாறுவதில்லை. இத்தகைய சேர்மங்கள் ஈரம் உறிஞ்சும் சேர்மங்கள் அல்லுது ஈரம் கவரும் சேர்மங்கள் எனப்படுகின்றன. இப்பண்பிற்கு ஈரம் உறிஞ்சுதல் என்று பெயர்.

- ஈரம் உறிஞ்சும் சேர்மங்கள் உலர்த்தும் பொருளாக பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

உதாரணங்கள்:

1. அடர் சல்பியூரிக் அமிலம் (H_2SO_4)
2. பாஸ்பரஸ் பெண்டாக்ஸைடு (P_2O_5)
3. சுட்ட சுண்ணாம்பு (CaO)
4. சிலிக்கா ஜெல் (SiO_2)
5. நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடு ($CaCl_2$)

ஈரம் உறிஞ்சிக் கரைதல்:

- சில சேர்மங்கள் சாதாரண வெப்பநிலையில், வளிமண்டலக் காற்றுடன் தொடர்பு கொள்ளும் போது அதிலுள்ள ஈரத்தை உறிஞ்சி முழுவதும் கரைகின்றன. அத்தகைய சேர்மங்கள் ஈரம் உறிஞ்சிக் கரையும் சேர்மங்கள் எனப்படும். இப்பண்பிற்கு ஈரம் உறிஞ்சிக் கரைதல் என்றும். பெயர்.

- ஈரம் உறிஞ்சிக் கரையும் சேர்மங்கள் அவற்றின் படிகப் பண்பை இழக்கின்றன. அவை, முழுமையாக கரைந்து தெவிட்டியக் கரைசலை உருவாக்குகின்றன. ஈரம் உறிஞ்சிக் கரைதல் அதிகமாக நிகழும் இருக்கும் சூழ்நிலைகள்.

1. குறைந்த வெப்பநிலை
2. அதிக வளிமண்டல ஈரப்பதம்

- உதாரணாமக, கால்சியம் குளோரைடு ($CaCl_2$), சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு (NaOH), பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு (KOH), மற்றும் ∴பெர்ரிக் குளோரைடு ($FeCl_3$).

ஈரம் உறிஞ்சும் சேர்மங்கள்	ஈரம் உறிஞ்சிக் கரையும் சேர்மங்கள்
சாதாரண வெப்பநிலையில், வளிமண்டலக் காற்றுடன் தொடர்பு கொள்ளும் போது அதிலுள்ள ஈரத்தை உறிஞ்சுகிறது. ஆனால் கரைவதில்லை	சாதாரண வெப்பநிலையில், வணிமண்டலக் காற்றுடன் தொடர்பு கொள்ளும் போது அதிலுள்ள ஈரத்தை உறிஞ்சிக் கரைகிறது.
வளிமண்டலக் காற்றுடன் தொடர்பு கொள்ளும் போது தன்னுடைய இயற்பியல் நிலையை இழப்பதில்லை	வளிமண்டலக் காற்றுடன் தொடர்பு கொள்ளும் போது தன்னுடைய இயற்பியல் நிலையை இழக்கிறது.
இவை படிக திண்மங்களாக மட்டுமே காணப்படுகின்றன.	படிக உருவற்ற திண்மங்களாகவோ, திரவங்களாகவோ காணப்படுகின்றன.

கரைதிறன். நிறை சதவீத மற்றும் கனஅளவு சதவீத கணக்குகள்

1. கரைதிறனை அடிப்படையாகக் கொண்ட கணக்குகள்

   1. 298 K வெப்பநிலையில 15 கி நீரில், 1.5 கி கரைபொருளை கரைத்து ஒரு தெவிட்டிய கரைசல் தயாரிக்கப்படுகிறது. அதே வெப்ப நிலையில் கரைப்பானின் கரைதிறனைக்க கண்டறிக.

தீர்வு:

கரைப்பானின் நிறை $= 15$ கி

கரைபொருளின் நிறை $= 1.5$ கி

$$\text{கரைபொருளின் கரைதிறன்} = = \frac{\text{கரைபொருளின் நிறை}}{\text{கரைப்பானின் நிறை}} \times 100$$

$$\text{கரைபொருளின் கரைதிறன்} = \frac{15}{1.5} \times 100$$

$$= 10 \text{ கி}$$

2. 303 K வெப்பநிலையில் 60 கி நீரில் எவ்வளவு நிறையுள்ள பொட்டாசியம் குளோரைடு கரைந்து தெவிட்டிய கரைசலை உருவாக்கும்? அதே வெப்பநிலையில் பொட்டாசியம் குளோரைடின் கரைதிறன் $37/100$ எனக் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

தீர்வு:

100 கி நீரில் கரைந்து தெவிட்டிய கரைசலை உருவாக்கத் தேவையான பொட்டாசியம் குளோரைடின் நிறை $= 37$ கி

60 கிநீரில் கரைந்து தெவிட்டிய கரைசலை

$$\text{உருவாக்கத் தேவைப்படும்} = \frac{37}{100} \times 60$$

பொட்டாசியம் குளோரைடின்நிறை

$$= 22.2 \text{ கி}$$

3. $30^{o}C$ வெப்பநிலையில் 50 கி நீரில் கரைந்து தெவிட்டிய கரைசலை உருவாக்கத் தேவையான சோடியம் குளோரைடின் நிறை என்ன? $30^{o}C$ வெப்பநிலையில் சோயடிம் குளோரைடின் கரைதிறன் 36 கி.

தீர்வு:

30^oC வெப்பநிலையில், 100 கி நீரில் கரையும் சோடியம் குளோரைடு = 36 கி
100 கி நீரில் தெவிட்டிய கரைசலை உருவாக்கத் தேவையான சோடியம் குளோரைடின் நிறை = 26 கி

50 கி நீரில் தெவிட்டிய கரைசலை உருவாக்கத் தேவைப்படும் சோடியம் குளோரைடின் நிறை $= \frac{36 \times 50}{100}$

= 18 கி

4. 50^oC மற்றும் 30^oC வெப்பநிலையில் சோடியம் நைட்ரேட்டின் கரைதிறன் முறையே 114 கி மற்றும் 96 கி. 50 கி நீரில் உருவான தெவிட்டியக் கரைசலை 50^oC ல் இருந்து 30^oC வெப்பநிலைக்கு குளிரூட்டும் போது கரைசலில் இருந்து வெளியேற்றப்படும் அல்லது வீழ்படிவாகும் சோடியம் நைட்ரேட் உப்பின் நிறையைக் காண்க.

தீர்வு

50^oC வெப்பநிலையில் 100 கி நீரில் கரையும் சோடியம் நைட்ரேட்டின் நிறை 114 கி.

$50°C$ வெப்பநிலையில் 50 கி நீரில் கரையும் சோடியம் நைட்ரேட்டின் நிறை $= = \frac{114 \times 50}{100}$

57 கி

அதே போல் வெப்பநிலையில் 50 கி நீரில் கரையும் சோடியம் நைட்ரேட்டின் நிறை $= = \frac{96 \times 50}{100}$

= 48 கி

$50°C$ ல் இருந்து $30°C$ வெப்பநிலைக்கு குளிரூட்டும் போது 50 கி நீரைக் கொண்டு உருவான தெவிட்டிய கரைசலில் இருந்து வெளியேற்றுப்படும் அல்லது வீழ்படிவாகும் சோடியம் நைட்ரேட்டின் நிறை = 57 – 48 = 9 கி

ii. நிறை சதவீதத்தை அடிப்படையாகக் கொண்ட கணக்குகள்:

1. 100 கி நீரில் 25 கி சர்க்கரையைக் கரைத்து ஒரு கரைசல் தயாரிக்கப்படுகிறது. அதன் கரைபொருளின், நிறை சதவீதத்தைக் காண்க.

தீர்வு:

கரைபொருளின் நிறை = 25 கி
கரைப்பானின் நிறை = 100 கி

$$\text{நிறை சதவீதம்} = = \frac{\text{கரைபொருளின் நிறை}}{\text{கரைசலின் நிறை}} \times 100$$

$$\text{நிறை சதவீதம்} = = \frac{\text{கரைபொருளின் நிறை}}{(\text{கரைபொருளின் நிறை} + \text{கரைப்பானின் நிறை})} \times 100$$

$$= \frac{25}{25+100} \times 100$$

$$= \frac{25}{125} \times 100$$

= 20%

2. $25^{o}C$ வெப்பநிலையில் 100 கி நீரில், 16 கி சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைக்கப்படுகிறது. கரைபொருள் மற்றும் கரைப்பானின் நிறை சதவீதத்தைக் காண்க.

தீர்வு:

கரைபொருளின் நிறை (NaOH) = 16 கி

கரைப்பானின் நிறை (H_2O) = 100 கி

கரைபொருளின் நிறை சதவீதம்:

$$\text{நிறை சதவீதம்} = \frac{\text{கரைபொருளின் நிறை}}{(\text{கரைபொருளின் நிறை} + \text{கரைப்பானின் நிறை})} \times 100$$

$$= \frac{16 \times 100}{16+100}$$

$$= \frac{1600}{116}$$

கரைபொருளின் நிறை சதவீதம் = 13.79%

கரைப்பானின் நிறை சதவீதம் = 100– (கரைபொருளின் நிறை சதவீதம்)

= 100 – 13.79

= 86.21%

3. 500 கி கரைசலில் 10% (w/w) : யூரியா நீர்க் கரைசலைப் பெறத் தேவையான யூரியாவின் நிறையை கணக்கிடுக.

தீர்வு

$$\text{நிறை சதவீதம்} = \frac{\text{கரைபொருளின் நிறை}}{\text{கரைசலின் நிறை}} \times 100$$

$$10 = \frac{\text{யூரியாவின் நிறை}}{500} \times 100$$

$$\text{யூரியாவின் நிறை} = \frac{10 \times 500}{100}$$

தேவையான யூரியாவின் நிறை = 50 கி

iii.கன அளவு சதவீதத்தை அடிப்படையாகக் கொண்ட கணக்குகள்.

1. 35 மி.லி மெத்தனால் 65 மி.லி நீருடன் சேர்க்கப்பட்டு ஒரு கரைசல் தயாரிக்கப்படுகிறது. கரைசலின் கன அளவு சதவீதத்தைக் காண்க.

மெத்தனாலின் கன அளவு = 35 மி.லி

நீரின் கன அளவு = 65 மி.லி

$$\text{கன அளவு சதவீதம்} = \frac{\text{கரைபொருளின் கன அளவு}}{\text{கரைசலின் கன அளவு}} \times 100$$

$$\text{கன அளவு சதவீதம்} = \frac{\text{கரைபொருளின் கன அளவு}}{(\text{கரைபொருளின் கன அளவு} + \text{கரைப்பானின் கனஅளவு})} \times 100$$

கன அளவு சதவீதம் $= \frac{35}{35+65} \times 100$

கன அளவு சதவீதம் $= \frac{35}{100} \times 100$

$= 35\%$

2. 200 மி.லி 20% (v/v) எத்தனால் - நீர்க்கரைசலில் உள்ள எத்தனாலின் கன அளவைக் கணக்கிடுக.

தீர்வு:

எத்தனால் நீர்க்கரைசலின் கன அளவு = 200 மி.லி

கன அளவு சதவீதம் = 20%

கன அளவு சதவீதம் $= \frac{\text{கரைபொருளின் கன அளவு}}{\text{கரைசலின் கன அளவு}} \times 100$

$20 = \frac{\text{எத்தனாலின் கனஅளவு}}{200} \times 100$

எத்தனாலின் கன அளவு $= \frac{20 \times 200}{100}$ = 40 மி.லி

அலகு 10
வேதிவினைகளின் வகைகள்

அறிமுகம்:

நீங்கள் ஏற்கனவே கற்றறிந்தது போல் ஒரு வேதிவினையில் பழைய பிணைப்புகள் உடைந்த புதிய வேதிப்பிணைப்புகள் உருவாகின்றன. இது தன்னிச்சையாகவோ அல்லது வெளிப்புற ஆற்றல் அல்லது உந்துதல் மூலமாகவோ நடைபெறலாம். வேதியியல் என்பது முழுவதும் வேதிவினைகளை பற்றியதாகும். உங்களுடைய அன்றாட வாழ்வில் பல்வேறு வேதிவினைகளை காண இயலும். மனித இனம் மற்றும் சுற்றுச்சூழல் நலன் பேணுதல் பொருட்டு, இத்தகைய வினைகள் பற்றிய தெளிவான புரிதல் இன்றியமையாதது. எனவே வேதியியல் வேதிவினைகளை முதன்மையாக விளக்குகிறது.

நீர் அல்லது காற்றுடன் தொர்டபு கொள்ளும் பொழுது இரும்பு என் துருப்பிடிக்கிறது?

நீங்கள் உண்ணும் உணவு செரிமானம் அடைவதன் மூலம் ஆற்றலைப் பெறுகிறீர்கள். தாவரங்கள் பூமியிலிருந்து ஊட்டச்சத்துக்களை உறிஞ்சி வளர்கின்றன. மேலும் ஒளிச்சேர்க்கையின் மூலம் உணவை பெறுகின்றன. எரிபொருள் எரிவதால் கார் இயங்குகிறது. இரும்பு ஆக்சிஜனேற்றமடைவதால் துருப்பிடிக்கிறது. எனவே இவ்வனைத்துச் செயல்களும் வேதி மாற்றங்களாகும். அதாவது மாற்றத்திற்கு உட்படும் பொருள்கள் அனைத்தும் வேறு புதிய பொருள்களாக மாற்றப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டு: பெட்ரோல் எரியும்போது அதில் அடங்கியுள்ள ஹைட்ரோகார்பன்கள், கார்பன் டை ஆக்சைடு மற்றும் நீராக மாற்றப்படுகின்றன. இப்பாடத்தில் வேதி வினைகளின் தன்மை மற்றும் வகைகளை விவாதிப்போம்.

ஒரு வேதிவினை நடைபெறும் பொழுது நிகழ்வதென்ன?

- ஒரு வேதிவினையில் ஈடுபடும் மூலக்கூறுகளின் அணுக்கள் அல்லது தனிமங்கள்மாற்றியமைக்கப்பட்டு புதிய மூலக்கூறுகள் உருவாகின்றன.
- அணுக்களுக்கிடையேயான பிணைப்புகள் உடைந்து புதிய வேதிப்பிணைப்புகள் உருவாகின்றன.
- பிணைப்பு உடையும் பொழுது ஆற்றல் உறிஞ்சப்படுகிறது. அதேபோன்று பிணைப்பு உருவாகும் போது ஆற்றல் வெளிப்படுகிறது (உமிழப்படுகிறது)

வேதிவினைகள் எவ்வாறு குறிக்கப்படுகின்றன?
மீத்தேன் ஆக்சிஜனுடன் வினைபுரிந்து கார்பன் டை ஆக்சைடு மற்றும் நீரைத் தருகிறது. இவ்வினையை எவ்வாறு குறிப்பிடுவார்?
இவ்வினையினை வார்த்தை சமன்பாடாக கீழ்க்கண்டவாறு குறிக்கலாம்.

மீத்தேன் + ஆக்சிஜன் → கார்பன் டை ஆக்சைடு + நீர்
இச்சமன்பாடானது வினைபடுபொருள், வினை விளைபொருள்களின் வேதி இயைபைத் தருவதில்லை. எனவே ஒரு வேதிவினையின் பண்புகளை பற்றி அறிய அது வேதிச் சமன்பாடாக குறிக்கப்படுகிறது. ஒரு வேதிவினையில் ஈடுபடும் வேதிப்பொருள்கள் அவற்றின் வேதிவாய்பாடுகளால் குறிக்கப்படுகின்றன. வினையில் ஈடுபடும் தனிமங்கள் அல்லது சேர்மங்கள் (வினைபடு பொருள்கள்), அம்புக்குறியின் இடதுபுறமும், வினையில் உருவாகும் பொருள்கள் (வினைவிளை பொருள்கள்) அம்புக்குறியின் வலப்புறமும் குறிக்கப்படுகின்றன. அம்புக்குறியானது வினை நிகழும் திசையைக் குறிக்கிறது. இவ்வாறாக மேற்கூறிய வினையை பின்வருமாறு எழுதலாம்.

$$CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

ஆனால் இதுவும் கூட முழுமையற்ற வேதிச் சமன்பாடாகும் ஏனெனில் பொருண்மை அழியாவிதிப்படி பொருண்மையை ஆக்கவோ அழிக்கவோ முடியாது. ஒரு வேதி வினையின் மூலம் புதிய அணுக்களை நாம் உருவாக்க இயலாது. மாறாக வேதி வினை மூலம் பல்வேறு வழிகளில் அணுக்களை மாற்றியமைத்து புதிய சேர்மத்தினை உருவாக்கலாம். எனவே ஒரு வேதிச் சமன்பாட்டில் வினைபடு பொருள்களின் அணுக்களின் எண்ணிக்கையும், வினை விளை பொருள்களிலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கையும் சமமாக இருக்க வேண்டும். மேற்கண்ட சமன்பாட்டில் ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்சிஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கை சமமாக இல்லை. இதனை சரி செய்யும்பொழுது கீழ்க்கண்ட சமன்படுத்தப்பட்ட சமன்பாடு கிடைக்கிறது.

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

மேலும் ஒரு வேதிச் சமன்பாடானது அவ்வினையில் ஈடுபடும் பொருள்களில் இயல்நிலையையும், வினைநடைபெறும் சூழ்நிலைகளைப் பற்றிய விவரத்தையும் தருகிறது.

$CH_{4(g)}$ + $2O_{2(g)}$ → $CO_{2(g)}$ + $2H_2O_{(g)}$

மீத்தேன் ஆக்சிஜன் கார்பன் டை ஆக்சைடு நீர்

"சமன்படுத்தப்பட்ட வேதிச் சமன்பாடு என்பது ஒரு வேதிவினையின் வேதி இயைபு, வினைபடு மற்றும் வினை விளைபொருள்களின் இயற்பியல் நிலைமை மற்றும் வினை நடைபெறும் சூழ்நிலைகளை குறிக்கும் எளிய (குறிப்பு) குறியீடாகும்.

ஒரு வேதிவினையில் ஈடுபடும் பொருள்களின் நிலை மற்றும் இயற்பியல் நிலையை ஒரு அடைப்புக்குறிக்குள் சுருக்க குறியீடுகளைப் பயன்படுத்தி குறிப்பிடலாம். எடுத்தக்காட்டாக, திண்ம பொட்டாசியம், நீருடன் வினை புரிந்து பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடையும், ஹைட்ரஜன் வாயுவையும் தருகிறது. இவ்வினை சார்ந்த அனைத்து தகவல்களும் கீழ்ககண்டவாறு வேதிச்சமன்பாட்டில் குறிக்கப்படுகின்றன.

$2K_{(s)} + 2H_2O_{(i)} \rightarrow 2KOH_{(aq)} + H_{2(g)}$

குறியீடு	நிலைமை அல்லது இயல்நிலை
s	திண்மம்
i	நீர்மம்
g	வாயு
aq	நீர்க்கரைசல்

வேதிவினைகளின் வகைகள்:

அணுக்களின் மறுசீரமைப்பு தன்மையைப் பொறுத்து வகைப்படுத்துதல்.

இதுவரை நீங்கள் வேதிவினைகள் பற்றியும், இவை எவ்வாறு வேதிச் சமன்பாடாகக் குறிக்கப்படுகின்றன என்றும் கற்றறிந்தீர்கள். ஒவ்வொருநாளும் அதிக எண்ணிக்கையிலான வேதிவினைகள் நம்மைச் சுற்றி நடக்கின்றன. அவை எல்லாம் ஒரு வகையாக நடக்கின்றனவா? இல்லை. ஒவ்வொரு வினையும் பல்வேறு வகையான அணுக்களை உள்ளடக்கியது. எனவே அவை வினைபடும் விதமும் வேறுபடுகிறது. எனவே ஒரு வினையில் ஈடுபடும் வினைபடு பொருளின் அணுக்கள் எவ்வாறு மாற்றியமைக்கப்படுகின்றன. என்பதன் அடிப்படையில் வேதிவனைகளை பின்வருமாறு வகைப்படுத்தப்படுகிறது.

சேர்க்கை அல்லது கூடுகை வினைகள்:

இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட வினைபடு பொருள்கள் இணைந்து ஒரு சேர்மம் உருவாகும் வினை சேர்க்கை அல்லது கூடுகை வினை ஆகும். இதனை "தொகுப்பு வினை" அல்லது "இயைபு வினை" என்று அழைக்கலாம். "A" மற்றும் "B" இணைந்து "AB" என்ற சேர்மம் உருவாக்கும் சேர்க்கை வினையின் பொதுவான வடிவம் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

எடுத்துக்காட்டு: ஹைட்ரஜன் வாயு குளோரினுடன் இணைந்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவை தருகிறது.

$$H_{2(g)} + Cl2_{(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$$

வினைபடு பொருளின் தன்மையைப் பொருத்து சேர்க்கை வினைகள் "மூன்று வகைகளாக" பிரிக்கப்படுகின்றன.

தனிமம் + தனிமம் → சேர்மம்

தனிமங்கள் ஒன்றோடொன்று இணைந்து ஒரு சேர்மத்தைத் தருகின்றன. இவ்வகை வினைகள் உலோகம் மற்றும் அலோகங்களுக்கிடையே அல்லது இரண்டு அலோகங்களுக்கிடையே நடைபெறலாம்.

எடுத்துக்காட்டு 1: திட கந்தகம் (சல்பர்) ஆக்சிஜனுடன் வினை புரிந்து கந்தக டை ஆக்சைடு உருவாகிறது. இவ்வினையின் இரு வினைபடு பொருள்களுமட் அலோகங்கள் ஆகும்.

எடுத்துக்காட்டு 2: வெள்ளி போன்ற வெண்மையான சோடியமானது வெளிறிய பச்சை கலந்த மஞ்சள் வாயுவான குளோரினுடன் இணையும் போது, உண்ணத் தகுந்த சோடியம் குளோரைடைத் தருகிறது. இங்கு வினைபடு பொருள்களில், ஒன்று உலோகம் (சோடியம்), மற்றொன்று அலோகம் (குளோரின்) ஆகும்.

$$2Na_{(s)} + Cl_{2(g)}\ 2NaCl_{(s)}$$

சோதிக்க:
பின்வரும் அட்டவணையில் கொடுக்கப்பட்ட உலோகங்கள் மற்றும் அலோகங்கள் இடையே சாத்தியமான கூடுகை வினை அல்லது சேர்க்கை வினைகளை கண்டறிந்து அவற்றின் சமன் செய்யப்பட்ட வினைகளை (சமன்பாட்டை) எழுதுங்கள்.

உலோகங்கள்	அலோகங்கள்
Na, K, Cs, Ca, Mg	F, Cl,Br, I

சேர்மம் + தனிமம் → சேர்மம்
இவ்வகை சேர்க்கை வினையில், ஒரு சேர்மம் மற்றொரு தனிமத்துடன் சேர்ந்து ஒரு புதிய சேர்மத்தை தருகிறது.

எடுத்துக்காட்டு: பாஸ்பரஸ் டிரை குளோரைடு, குளோரினுடன் இணைந்து பாஸ்பரஸ் பெண்டா குளோரைடைத் தருகிறது.

$$PCl_{2(l)} + Cl_{2(g)} \rightarrow PCl_{5(s)}$$

சேர்மம் + சேர்மம் → சேர்மம்
இச்சேர்க்கை வினையில் இரண்டு சேர்மங்கள் சேர்ந்து ஒரு புதிய சேர்மத்தை உருவாக்குகின்றன. பின்வரும் வினையில் சிலிக்கான் டை ஆக்சைடு, கால்சியம் ஆக்சைடுடன் வினைபுரிந்து கால்சியம் சிலிகேட்டைத் தருகிறது.

$$SiO_{2(s)} + CaO_{(s)} \rightarrow CaSiO_{2(s)}$$

இயற்கையில் நிகழும் பெரும்பாலான சேர்க்கை வினைகள் வெப்ப உமிழ் வினைகளாகும். ஏனெனில், இங்கு புதிய பிணைப்புகள் உருவாக்கப்படுவதால் அதிக ஆற்றல் வெப்பமாக வெளியிடப்படுகிறது.

சிதைவு வினைகள்:
தகுந்த சூழ்நிலையில் ஒரு சேர்மம் சிதைவுற்று இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எளிய மூலக்கூறுகளாக சிதவுறும் வினை சிதைவுவினை எனப்படும். இவ்வினை சேர்க்கை வினைக்கு எதிர்வினை ஆகும். ஒரு சிதைவு வினையின் பொதுவான வடிவம் கீழே தரப்பட்டுள்ளது.

சிதைவு வினையின் ஒரு முக்கிய நிகழ்வு, பிணைப்புகள் உடைவதேயாகும். எனவே இவ்வினையின் போது பிணைப்புகள் உடைய ஆற்றல் தேவைப்படுகிறது. அவ்வாறு பயன்படுத்தப்படும் ஆற்றலின் இயல்பைக் பொருத்து சிதைவு வினைகள் மூன்று வகைகளாகப் பிரிக்கப்படுகின்றன.

1. வெப்பச் சிதைவு வினைகள்
2. மின்னாற் சிதைவு வினைகள்
3. ஒளிச் சிதைவு வினைகள்

சுவற்றில் வெள்ளையடிக்க நீற்றுச் சுண்ணாம்பு கரைசலைப் பயன்படுத்துகிறோம். கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடு, காற்றில் இருக்கும் கார்பன் - டை – ஆக்சைடுடன் வினைபுரிந்து கால்சியம் கார்பனேட் உருவாகி மெல்லிய படலமாக சுவர்களில் படிகிறது. வெள்ளையடித்த இரண்டு அல்லது மூன்று தினங்களில் கால்சியம் கார்பனேட் சுவர்களுக்கு ஒரு மினுமினுப்புத் தன்மையைத் தருகிறது. சுண்ணாம்புக்கல்லின் (மார்பிள்) வேதி வாய்ப்பாடு $CaCO_3$

$$Ca(OH)_{2(aq)} + CO_{2(g)} \rightarrow CaCO_{3(s)} + H_2O$$

நீற்றுச் சுண்ணாம்பு	கார்பன்-டை-ஆக்சைடு	கால்சியம் கார்பனேட்	நீர்

வெப்பச் சிதைவு வினைகள்:

இவ்வகை வினையில் வினைபடுபொருள் வெப்பத்தினால் சிதைவுறுகிறது.

எடுத்துக்காட்டு: மெர்குரி (II) ஆக்ஸைடு வெப்பத்தினால் சிதைவுற்று மெர்குரி மற்றும் ஆக்சிஜன் வாயுவாக மாறுகிறது. வெப்பத்தை எடுத்துக் கொண்டு இவ்வினை நிகழ்வதால் இது வெப்பச் சிதைவு வினை எனப்படுகிறது. மேலும் இவ்வினை, சேர்மத்திலிருந்து தனிமம் / தனிமம் சிதைவடைதல் என்ற வகையைச் சார்ந்தது. அதாவது மெர்குரிக் ஆக்ஸைடு, மெர்குரி மற்றும் ஆக்சிஜன் என்ற தனிமங்களாகச் சிதைவடைகிறது.

$$2HgO_{(s)} \xrightarrow{\text{வெப்பம்}} 2Hg_{(l)} + O2_{(g)}$$

இது போன்று, கால்சியம் கார்பனேட்டை வெப்பப்படுத்தும் போது, அது சிதைவுற்று கால்சியம் ஆக்சைடு மற்றும் கார்பன் - டை ஆக்சைடாக மாறுகிறது. இவ்வினை சேர்மத்திலிருந்து சேர்மம் / சேர்மம் என்ற வகையைச் சார்ந்தது.

$$CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\text{வெப்பம்}} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

வெப்பச்சிதைவு வினைகளில் பிணைப்புகளை உடைப்பதற்கு வெப்பம் தரப்படுகிறது. இது போன்ற வெப்பத்தை உறிஞ்சும் வினைகளை "வெப்பகொள் வினைகள்" எனலாம்.

மின்னாற் சிதைவு வினைகள்:

சில சிதைவு வினைகளில் மின்னாற்றல் வினையை நிகழ்த்தப் பயன்படுகிறது.
எடுத்துக்காட்டாக சோடியம் குளோரைடு கரைசலில் மின்னாற்றலை செலுத்தும் போது சோடியம் குளோரைடு சிதைவுற்று உலோக சோடியம் மற்றும் குளோரின் வாயு உருவாகின்றன. இந்நிகழ்வு "மின்னாற் பகுப்பு" எனப்படும்.

$$2NaCl_{(aq)} \xrightarrow{\text{மின்னாற்றல்}} 2Na_{(s)} + Cl_{2(g)}$$

இங்கு சோடியம் குளோரைடு, சோடியம் மற்றும் குளோரின் என்ற தனிமங்களாக மாறுகின்றது. எனவே இது சேர்மத்திலிருந்து தனிமம் - தனிமம் என்ற வகையைச் சேர்ந்தது.

ஒளிச்சிதைவு வினைகள்:

ஒளியானது சிதைவு வினைகளை நிகழ்த்தும் மற்றொரு வகை ஆற்றல் ஆகும். எடுத்துக்காட்டு: சில்வர் புரோமைடு மீது ஒளி படும்பொழுது, அது சிதைவுற்று சில்வர் உலோகத்தையும், புரோமின் வாயுவையும் தருகிறது. ஒளியானது இச்சிதைவை நிகழ்த்துவதால் இவ்வினை "ஒளிச்சிதைவு" எனப்படும்.

$$2AgBr_{(s)} \xrightarrow{\text{ஒளி}} 2Ag_{(s)} + Br_{2(g)}$$

இங்கு மஞ்சள் நிற சில்வர் புரோமைடு இதுவும் சேர்மத்திலிருந்து தனிமம் - தனிமம் என்ற சிதைவுறுதல் வகைக்கு எடுத்துக்காட்டாகும்.

ஒற்றை இடப்பெயர்ச்சி வினைகள்:

இவ்வகை வினை ஒரு தனிமம் மற்றும் சேர்மத்திற்கிடையே நிகழ்வதாகும். அவை வினைபடும் பொழுது சேர்மத்திலுள்ள ஒ தனிமம் மற்றொரு தனிமத்தால் இடப்பெயர்ச்சி அடைந்து புதிய சேர்மத்தையும், தனிமத்தையும் தருகிறது. ஒன்றறை இடப்பெயர்ச்சி வினைகளின் பொதுவான வடிவம் வருமாறு.

தனிமம் 'A', ஆனது "B" என்ற தனிமத்தை அதனுடைய சேர்மமான 'BC'-யிலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது. எனவே இது ஒற்றை இடப்பெயர்ச்சி வினை எனப்படுகிறது.

துத்தநாக உலோகத்தை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் வைக்கும் பொழுது ஹைட்ரஜன் வாயு வெளிவிருகிறது. இங்கு ஹைட்ரஜன் துத்தநாகத்தால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்பட்டு துத்தநாக குளோரைடு உருவாகிறது.

$$Zn_{(S)} + 2HCl_{(l)} \rightarrow ZnCl_{2(l)} + H_{2(g)}$$

$$Fe_{(S)} + CuSO_{4(aq)} \rightarrow FeSO_{4(aq)} + Cu_{(S)}$$

காப்பர் IIசல்பேட்டின் நீர்க்கரைசலில் ஒரு இரும்பு ஆணியை வைக்கும் பொழுது இரும்பு, காப்பரை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

வினைபடுபொருள்களில் வேறுபட்ட சேர்க்கை மூலம் இதுபோன்ற பல்வேறு வினைகளை நாம் முன் வைக்க முடியும். ஆனால் அவையெல்லாம் நடைமுறையில் நடக்குமா? இல்லை. இதனை எளிதாக ஹேலஜன்களை கொண்டு விளக்க முடியும். எடுத்துக்காட்டாக கீழ்க்கண்ட இரு வேதிவினைகளை கருதுவோம்.

$$2NaCl_{(aq)} + F_{2(g)} \rightarrow 2NaF_{(aq)} + Cl_{2(g)}$$

$$2NaF_{(aq)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2NaCl_{(aq)} + F_{2(g)}$$

முதல் வினையில் சோடியம் குளோரைடிலிருந்து குளோரின் புளூரினால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்படுகிறது. இரண்டாம் வினையில் குளோரின், புளூரினை சோடியம் பளூரைடிலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

மேற்கண்ட இரண்டு வினைகளில் இரண்டாம் வினை நடக்க இயலாது. ஏனெனில் குளோரினை விட புளூரின் வினைதிறன் மிக்கது. மேலும் தனிம வரிசை அட்டவணையில் குளோரினுக்க மேலே உள்ளது. எனவே இடப்பெயர்ச்சி வினைகளில், தனிமங்களின் வினைதிறன் மற்றும் தனிம வரிசை அட்டவணையில் அவற்றின் இடம் ஆகியவை வினை நடைபெறுவதை தீர்மானிக்கும் முக்கிய காரணிகளாக இருக்கின்றன. அதிக வினைதிறன் கொண்ட தனிமங்கள் குறைந்த வினைதிறன் கொண்ட தனிமங்களை அவற்றின் கரைசலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்கின்றன.
சில தனிமங்களின் வினைதிறன் வரிசை கீழே தரப்பட்டுள்ளது.

To remember	Activity Series	
• Please	Potassium (K)	அதிக வினைதிறன் மிக்கது
• Send	Sodium (Na)	
• Lions	Lithium (Li)	
• Cats	Calcium (Ca)	
• Monkeys	Magnesuim (Mg)	
• And	Aluminium (Al)	
• Zebras	Zinc (Zn)	
• Into	Iron (Fe)	
• Lovely	Lead (Pb)	
• Hot	Hydrogen (H) non–metal	
• Countries	Copper (Cu)	குறைந்த வினைதிறன் மிக்கது
• Signed	Silver (Ag)	
• General	Gold (Au)	
• Penguin	Platinum (Pt)	

இரட்டை சேர்மங்கள் வினைபுரியும் பொழுது அவற்றின் அயனிகள் பரிமாறிக் கொள்ள படுமானால் அவ்வினை இரட்டை இடப்பெயர்ச்சி எனப்படுகிறது. ஒரு சேர்மத்தின் அயனி

மற்றொரு சேர்மத்தின் அயனியால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்படுகிறது. ஒரே மாதிரி மின் சுமைகள் கொண்ட அயனிகள் பரிமாறிக் கொள்ளப்படுகின்றன. அதாவது ஒரு நேர் அயனி மற்றொரு நேர் அயனியால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்படுகிறது. இத்தகைய வினை "மெட்டாதிஸிஸ் வினை" எனவும் அழைக்கப்படுகிறது. இரட்டை இடப்பெயர்ச்சி வினையை பின்வருமாறு குறிப்பிடலாம்.

ஒரு இரட்டை இடப்பெயர்ச்சி வினை நடைபெறுவதற்கு, வினைவினை பொருள்களில் ஒன்று வீழ்படிவாக இருக்க வேண்டும் அல்லது நீராக இருக்க வேண்டும். இவ்வாறாக இரு வகையான இடப்பெயர்ச்சி வினைகள் உள்ளன. அவையாவன:

1. வீழ்படிவாக்கல் வினை
2. நிடுநிலையாக்கல் வினை

சேர்க்கை வினைக்கும், சிதைவு வினைக்கும் இடையே உள்ள வேறுபாடுகள்

சேர்க்கை வினைகள்	சிதைவு வினைகள்
ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட வினைபடுபொருள்கள் சேர்ந்து ஒற்றை விளைபொருளைத் தரும்	ஒற்றை வினைபடு பொருள், ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட விளை பொருளாக சிதைக்கப்படுகிறது
ஆற்றல் உமிழப்படுகிறது.	ஆற்றல் உறிஞ்சப்படுகிறது
வினைபடு பொருள்கள் தனிமங்களாகவோ, சேர்மங்களாகவோ இருக்கலாம்	வினைபடுபொருள் ஒற்றை சேர்மமாகும்

வீழ்படிவாக்கல் வினைகள்:

இரு சேர்மங்களின் நீர்க்கரைசல்களை கலக்கும் பொழுது, அவை வினைபுரிந்து நீரில் கரையாத ஒரு விளைபொருளும், நீரில் கரையும் ஒரு விளைபொருளும் தோன்றினால் அவ்வினை வீழ்படிவாக்கல் வினை எனப்படும். ஒரு விளைபொருள் வீழ்படிவாக இருப்பதால் இவ்வகை வினை வீழ்படிவாக்கல் வினை எனப்படுகிறது.

எடுத்துக்காட்டாக பொட்டாசியம் அயோடைடு மற்றும் லெட் நைட்ரேட்டின் தெளிவான நீர்க்கரைசல்களைக் கலக்கும் பொழுது ஒரு இரட்டை இடப்பெயர்ச்சி வினை நடக்கிறது.

$$Pb(NO_3)_{2(aq)} + 2KI_{(aq)} \rightarrow PbI_{2(s)} + 2KNO_{3(aq)}$$

இங்கு பொட்டாசியமும் லெட் உலோகமும் ஒன்றையொன்று இடப்பெயர்ச்சி செய்து கொண்டு மஞ்சள் நிற லெட் அயோடைடு சேர்மத்தை தருகின்றன.

நடுநிலையாக்கல் வினைகள்:

உங்களுடைய முந்தைய வகுப்புகளில் ஒரு அமிலமும், காரமும் எவ்வாறு வினைபடுகின்றன என்பதை கற்றிருக்கிறீர்கள். இது இடப்பெயர்ச்சி வினைக்கு மற்றொரு எடுத்துக்காட்டாகும். இங்கு ஒரு அமிலமும், காரமும் வினைபுரிந்து உப்பும் நீரும் கிடைக்கின்றன. இவ்வினை நடுநிலையாக்கல் வினை எனப்படுகிறது. ஏனெனில் அமிலமும், காரமும் ஒன்றையொன்று நடுநிலையாக்கிக் கொள்கின்றன.

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு மற்றும் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்திற்கு இடையேயான வினை நடுநிலையாக்கல் வினைக்கு ஒரு எடுத்துக்காட்டாகும். இங் சேடியம், ஹைட்ரஜனை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்திலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது. இதன் விளைவாக சோடியம் குளோரைடு என்ற நடுநிலையான நீரில் கரையும் உப்பு கிடைக்கிறது.

$$NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

இதேபோல் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு என்ற காரம் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரியும் பொழுது அம்மோனியம் நைட்ரேட் என்ற உப்பும், நீரும் கிடைக்கிறது.

$$NH_4OH_{(aq)} + HNO_{3(aq)} \rightarrow NH_4NO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$$

எரிதல் வினைகள்:

ஒரு எரிதல் வினையில், வினைபடு பொருள் மிகவும் விரைவாக ஆக்சிஜனுடன் சேர்ந்து எரிந்து ஒன்று அல்லது பல ஆக்சைடுகளையும் வெப்ப ஆற்றலையும் தருகின்றன. எனவே ஒரு எரிதல் வினையின் வினைபடு பொருள்களில் ஒன்று ஆக்சிஜனாகும். பெரும்பான்மையான எரிதல் வினைகள் வெப்ப ஆற்றல் மூலங்களாக நம்முடைய அன்றாட வாழ்வின் செயல்பாடுகளில் பயன்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக நம்முடைய வீடுகளில் சமைக்க LPG எனப்படும் திரவமாக்கப்பட்ட பெட்ரோலிய வாயுவைப் பயன்படுத்துகிறோம். LPG ன் பகுதிப்பொருள்கள் ஆக்சிஜனோடு சேர்ந்து எரிவதால் வெப்பமும், தீச்சுவாலையும் உண்டாகின்றன. LPG என்பது புரோப்பேன், பியூட்டேன் மற்றும் புரோப்பலீன் போன்ற ஹைட்ரோகார்பன் வாயுக்களின் கலவையாகும். அனைத்து ஹைட்ரோ கார்பன்களும் ஆக்சிஜனுடன் எரிந்து கார்பன் - டை- ஆக்சைடையும் நீரையும் தருகின்றன.

$$\underset{\text{புரோப்பேன்}}{C_3H_{8(g)}} + 5O_{2(g)} \rightarrow 3CO_{2(g)} + 4H_2O_{(g)} + \text{வெப்பம்}$$

மேற்கூறிய வினையில் வெப்பம் உருவாவதால் இது ஒரு வெப்ப உமிழ் வினையாகும். ஆக்சிஜன் சேருவதால் இது மேலும் ஆக்சிஜனேற்ற வினையாகும். எனவே எரிதல் வினையை வெப்ப உமிழ் ஆக்சிஜனேற்றம் எனலாம். சுடர் உருவானால் அதனை எரிதல் என்கிறோம்.

கீழ்கண்டவற்றுள் எது எரிதல் வினை?

1. உணவு செரித்தல்
2. இரும்பு துருப்பிடித்தல்

எண்ணற்ற வினைகள், இதுவரை நாம் கற்ற ஐந்து வகையான வினைகளில் அடங்கும். இவ்வினைகளை பற்றி மேலும் பல்வேறு விவரங்களை விளக்கமாக உங்களுடைய உயர் வகுப்புகளில் கற்க இருக்கீறீர்கள்.

வினை நடைபெறும் திசையைக் கொண்டு வகைப்படுத்துதல்:

உங்களைச் சுற்றி ஒவ்வொரு நாளும் எண்ணற்ற மாற்றங்கள் ஏற்படுகின்றன என்பது உங்களுக்குத் தெரியும். அந்த மாற்றங்கள் நிரந்தரமானவையா? திரவ நிலையில் உள்ள நீர், திரட நிலை பனிக்கட்டியாக உறைகிறது. பனிக்கட்டி உருகி நீராக மாறுகிறது. எனவே உறைதல் என்பது மீள்மாற்றம். இது நிரந்தர மாற்றமல்ல. இது ஒரு இயற்பியல் மாற்றம். இயற்பியல் மாற்றங்கள் மீள்மாற்றங்களாகும். ஆனால் வேதி மாற்றங்கள் மீள்மாற்றங்களா? அதாவது, வினை விளைபொருள்கள் மீண்டும் வினைபடு பொருள்களாக மாறுமா? மரக்கட்டை எரியும் நிகழ்வை எடுத்துக்கொள்வோம். மரத்தில் உள்ள கார்பன் சேர்மங்கள் எரிந்து கார்பன் டை ஆக்சைடு வாயு மற்றும் நீராகவும் மாறுகிறது.

கார்பன்-டை-ஆக்சைடு மற்றும் நீரையும் சேர்த்து மரத்தை மீண்டும் பெற முடியுமா? நம்மால் பெறமுடியாது. எனவே இது ஒரு நிரந்தர மாற்றம் ஆகும். பெரும்பாலான வினைகளில் வினைபடு பொருள்களை, வினைவிளை பொருள்களிலிருந்து பெற இயலாது. ஆனால் சில வேதி வினைகளை மீள் வினைகளாக மாற்றலாம். நம் கைபேசி இயங்கத் தேவையான ஆற்றலை, அதில் உள்ள லித்தியம் அயனி மின்கலன், வேதி வினைகள் மூலமாக உண்டாக்குகின்றன. இந்நிகழ்வு மின்னிறக்கம் எனப்படும். கைப்பேசியை மின்னேற்றம் செய்யும் போது இவ்வேதிவினை மிள் வினையாகிறது. எனவே வேதிவினையானது தகுந்த சூழ்நிலையில் மீண்டும் நிகழச் செய்யலாம். எனவே இவ்வினைகள் இரண்டு வகைகளாக வகைப்படுத்தப்படுகின்றன. அவை மீள் வினைகள் மற்றும் மீளா வினைகள் ஆகும்.

மீள்வினைகள்:

மீள் வினைகள் என்பவை மீண்டும் நிகழக்கூடிய வினைகள் ஆகும். அதாவது வினைவிளை பொருள்களை, வினைபடு பொருள்களாக மாற்றமுடியும். ஒரு மீள் வினையை கீழக்கண்வாறு குறிக்கலாம்.

விளக்கம்:

மேற்கண்ட வினையில், வினைபடு பொருள் AB ஆனது சிதைவுற்று வினைவிளைபொருள் 'A" மற்றும் "B" கிடைக்கிறது. இது முன்னோக்கு வினையாகும். இவ்வாறு உருவாகும் வினை விளை பொருளான A மற்றும் B மீண்டும் இணைந்து AB என்ற சேர்மமாக மாறுகிறது. இது பின்னோக்கு வினை எனப்படும். ஆகவே இந்த வினை முன்னோக்கு மற்றும் பின்னோக்கு திசைகளில் நடைபெறுகிறது. அப்படியாயின் மேற்கண்ட வினையில் எந்த ஒரு வினைவிளை

பொருள்களும் உருவாகவில்லை என்று கருதுகிறாயா? நீ அவ்வாறு கருதினால் அது தவறு. ஏனெனில் வினையானது இரு திசைகளில் நிகழ்ந்தாலும் வினையின் தொடக்கத்தில் அவற்றின் வினைவேகம் சமமானதாக இல்லை.

எ.கா: பாஸ்பரஸ் பென்டாகுளோரைடு சிதைவுற்று பாஸ்பரஸ் டிரை குளோரைடு மற்றும் குளோரினைத் தரும் வினையை எடுத்துக்கொள்வோம்.

$$PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$$

PCl_5சிதைவுறுதல் முன்னோக்கு வினையாகவும்,PCl_3 மற்றும் Cl_2இணைந்து PCl_5உருவாதல் பின்னோக்கு வினையாகவும் நடைபெறுகிறது. முதலில் வினையின் துவகத்தில் முன்னோக்கு வினையானது, பின்னோக்கு வினையை விட வேகமாக நடைபெறும். சிறிது நேரத்திற்கு பிறகு முன்னோக்கு மற்றும் பின்னோக்கு வினையின் வேகமானது சமமாகிறது. எனவே பின்னோக்கு வினை நடைபெறுவதால் PCl_5முழுமையாக சிதைவடையாது. இது மீள்வினையாகும், வேதிச் சமநிலையின் போது PCl_5 இன் செறிவானது PCl_3 மற்றும் Cl_2 -இன் செறிவை விட அதிகம்.

மீள்வினையின் போது வினைவிளை பொருள்களை அவை உருவான உடனே நீக்குவது மூலமாகவோ அல்லது குறிப்பிட்ட கால இடைவெளியில் வினைபடுபொருள்களை சேர்ப்பதன் மூலமாகவோ அதிக அளவு வினை விளை பொருள்களை பெறமுடியும்.

$$2H_2O_{2(aq)} \rightleftharpoons 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$$

மீளா வினைகள்:
ஒரு வினையில் வினைபடு பொருள்களை மீண்டும் பெற இயலாத வினை "மீளா வினை" எனப்படும். இவ்வினை ஒரே திசையில் மட்டுமே நிகழும். அதாவது முன்னோக்கு வினையாக மட்டுமே நடைபெறும்.

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + \text{வெப்பம்}$$

நிலக்கரி ஆக்சிஜன் கார்பன் டைஆக்சைடு

நிலக்கரி எரிதல் வினையின் போது கார்பன் டை ஆக்சைடு வாயுவைக் கொடுக்கிறது.
இவ்வினையில் நிலக்கரியானது ஆக்சிஜனுடன் வினைபுரிந்து கார்பன் டை ஆக்சைடு வாயு மற்றும் நீரினை வெளியிடுகிறது. இதில் உருவான கார்பன் டை ஆக்சைடு வாயுவானது மீண்டும், நிலக்கரியாகவும், ஆக்சிஜனாகவும் மாற இயலாது. எனவே இவ்வினை மீளாவினை எனப்படும். மீள்வினை மற்றும் மீளா வினைக்கு இடையேயான வேறுபாடுகள் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

மீள்வினை மற்றும் மீளா வினைக்கு இடையேயான வேறுபாடுகள்:

மீள்வினை	மீளா வினை
தகுந்த சூழ்நிலையில் முன்னோக்கு மற்றும் பின்னோக்கு வினைகள் நடைபெறும்	முன்னோக்கு வினை மட்டும் நடைபெறும் (பின்னோக்கு வினை நடைபெறாது)
முன்னோக்கு மற்றும் பின்னோக்கு வினைகள் ஒரே நேரத்தில் நடைபெறும்	ஒரே திசையில் மட்டுமே நடைபெறும் வினை முன்னோக்கு வினையாகும்
வினையானது சமநிலையை அடையும்	வினையானது சமநிலையை அடையாது
வினைபடு பொருள்கள் முழுவதும் வினைவிளை பொருள்களாக மாற இயலாது	வினைபடு பொருள்கள் முழுவதும் வினைவிளை பொருள்களாக மாறக் கூடியது
இவ்வினை மெதுவாக நடைபெறும்	வேகமாக நடைபெறும்

இவ்வினைகள் பற்றிய பிற தகவல்களை உங்கள் மேல் வகுப்பில் படிப்பீர்கள்

வேதிவினையின் வேகம்:

இதுவரை நாம் வேதிவினைகளின் பல்வெறு வகைகளையும், வினைப்படுபொருள்கள், விளைபொருள்களின் இயல்பையும் பற்றி விவாதித்தோம். நாம் கீழ்க்கண்ட வினைகளைக் கருதுவோம்.

- இரும்பு துருப்பிடித்தல்
- உணவு செரித்தல்
- பெட்ரோல் எரிதல்
- பாறைகள் சிதைவடைதல்

ஒவ்வொரு வினையும் எவ்வளவு வேகமாக நடைபெறுகிறது? மிக மெதுவான வினையிலிருந்து மிக வேகமான வினை வரை வரிசைப்படுத்து? எது மெதுவானது? எது வேகமானது? என்பதை எவ்வாறு நீ தீர்மானிப்பாய்? ஒரு வினை எவ்வளவு வேகமாக நடைபெறுகிறது என்பதைத் தீர்மானிக்கும் வழிகளுள் ஒன்றைப் பற்றி பார்ப்போம். குறித்த காலத்திற்குப் பிறகு ஒரு வேதிவினையில் ஈடுபடும் வினைபடு பொருள்கள், உருவாகும் விளைபொருள்கள் ஆகியவற்றின் அளவைக் கணக்கிடு. எடுத்துக்காட்டாக 100 கிராம் வேதிப்பொருள் வினைக்குட்படுகிறது என்று கருதுவோம். ஒரு மணி நேரத்திற்குப் பிறகு 50 கிராம் 'A“ மீதமுள்ளது எனக் கொள்வோம்.

$$A \rightarrow \text{விளைபொருள்}$$

மற்றொரு வகையில் 100 கிராம் 'C' என்ற வேதிப்பொருள் வினைப்பட்டு ஒரு மணி நேரத்திற்குப் பிறகு 20 கிராம் 'C' எஞ்சியுள்ளது எனக் கொள்வோம்.

$$C \rightarrow \text{விளைபொருள்}$$

இப்பொழுது அதிவேகமான வினை எதுவென்று உன்னால் கூற இயலமா? முதல் வினையில் 50 கி வினைப்பொருள் விளைபொருளாக மாறியுள்ளது. ஆனால் இரண்டாம் வினையில் 80 கி வினைபடு பொருள் 1 மணி நேரத்தில் விளைபொருளாக மாறியுள்ளது. எனவே இரண்டாவது வினை வேகமாக நடைபெறுகிறது. இந்த அளவீட்டு முறையே வினைவேக முறை எனப்படும். ”ஒரு வேதி வினையின் வேகம் என்பது ஒரலகு நேரத்தில் ஏதாவது ஒரு வினைபடுபொருள் அல்லது விளைபொருள்களின் அளவு அல்லது செறிவில் ஏற்படும் மாற்றமாகும்.

கீழ்க்கண்ட வினையைக் கருதுவோம்

$$A \rightarrow B$$

இவ்வினையின் வேகம் பின்வருமாறு எழுதுப்படுகிறது.

$$\text{வேகம்} = -\frac{d[A]}{dt} = +\frac{d[B]}{dt}$$

இங்கு

(A) என்பது A இன் செறிவாகும்

(B) என்பது B இன் செறிவாகும்

“எதிர்க்குறி“ நேரத்தைப் பொறுத்து A இன் செறிவு குறைவதைக் காட்டுகிறது.

நேர்க்குறி நேரத்தைப் பொறுத்து B ன் செறிவு கூடுவதைக் காட்டுகிறது.

குறிப்பு [ ] குறி செறிவைக் குறிக்கிறது. 'd' என்பது காலத்தைப் பொறுத்து செறிவில் ஏற்படும் மிகச் சிறிய மாற்றத்தைப் குறிக்கிறது.

வினையில் வினையின் வேகம் ஏன் முக்கியத்தும் பெறுகிறது?

வினை வேகம் அதிகமாக இருக்கும்போது குறிப்பிட்ட நேரத்தில் அதிக அளவு விளைபொருள்கள் கிடைக்கும். எனவே ஒரு வேதியிலாளர்க்கு அதிக அளவு வினை விளை பொருள் பெருவதற்கு வினைவேகம் முக்கியமானதாகும். மேலும் வினைவேகமானது உணவு பதப்படுத்துதலில் வினையின் வேகத்தை குறைத்து உணவு கெட்டுபோவதை தவிர்க்க முக்கியமானதாகும்.

வேதிவினைகளின் வேகத்தை பாதிக்கும் காரணிகள்:

ஒரு வினையின் வேகத்தை மாற்ற இயலுமா? வினையின் வேகத்தை மாற்ற இயலும். எ.கா. இரும்பானது துருப்பிடித்தல் நீரில் நடைபெறுவதை விட அமிலத்தில் வேகமாக நடைபெறும். வினையின் வேகத்தை பாதிக்கக் கூடிய முக்கிய காரணிகள்.

1. வினைபடு பொருள்களின் தன்மை
2. வெப்பநிலை
3. வினையூக்கி
4. அழுத்தம்
5. வினைபடு பொருளின் புறப்பரப்பளவு

வினைபடு பொருள்களின் தன்மை:
சோடியம், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வேகமாக வினைபுரிகிறது. ஆனால், அசிட்டிக் அமிலத்துடன் மெதுவாக வினைபுரிகிறது.

ஏனெனில் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், அசிடிக் அமிலத்தை விட வினைதிறன் மிக்கது. எனவே வினைபடுபொருளின் இயல்பு வினைவேகத்தை பாதிக்கிறது.

$2\,Na_{(s)} + 2HCl \rightarrow 2NaCl_{(aq)} + H_{2\,(g)}$ (வேகமாக)
$2\,Na_{(s)} + 2CH_3COOH_{(aq)} \rightarrow 2CH_3COONa_{(aq)} + H_{2(g)}$(மெதுவாக)

ii. வினைபடு பொருளின் செறிவு

வினைபடு பொருள்களின் செறிவு அதிகரிக்கும் போது வினைவேகம் அதிகரிக்கிறது. குறிப்பிட்ட கன அளவு கொண்ட கரைசலில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் அளவே செறிவு ஆகும். செறிவு அதிகமாக இருக்கும் போது குறிப்பிட்ட கனஅளவில் துகள்களின் எண்ணிக்கை அதிகமாக காணப்படும். எனவே வினையின் வேகமும் அதிகரிக்கும்.

துத்தநாக துகள்கள், 1 M ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைவிட 2 M ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் வேகமாக வினை புரிகின்றது.

iii. வெப்பநிலை

வெப்பநிலை உயரும்போது வினையின் வேகமும் அதிகரிக்கும். ஏனெனில் வெப்பம் அதிகரிக்கும் போது வினைபடுபொருள்களின் பிணைப்புகள் எளிதில் உடைந்து வினையின் வேகம் அதிகரிக்கிறது. அறை வெப்பநிலையில் கால்சியம் கார்பனேட் மெதுவாக வினைபுரியும் ஆனால் வெப்பப்படுத்தும்போது வினையின் வேகம் அதிகரிக்கும்.

அறை வெப்பநிலையில் வைக்கப்படும் உணவுபொருளானது குளிர்சாதனப் பெட்டியில் வைக்கப்படும் உணவை விட விரைவாக கெட்டுப்போகிறது. குளிர்சாதன பெட்டிகள் வெப்பநிலையானது அறை வெப்பநிலை விட குறைவாக இருக்கும். வினையின் வேகம் குறைவாக இருப்பதால் உணவு கெட்டுப்போகும் வேகமும் குறைவாக இருக்கும்.

iv. அழுத்தம்

வாயுநிலையிலுள்ள வினைபடு பொருள்களில் அழுத்தம் அதிகரிக்கும் போது வினையின் வேகமும் அதிகரிக்கும். ஏனெனில் அழுத்தத்தை அதிகரிக்கும்போது வினைப்படு பொருள்களின் துகள்கள் மிக அருகே வந்து அடிக்கடி மோதலில் ஈடுபடுகின்றன.

v. வினையூக்கி

வினையூக்கி என்பது வினையில் நேரடியாக ஈடுபடாது, ஆனால் அவ்வினையின் வேகத்தை அதிகரிக்கும்.

பொட்டாசியம் குளோரேட்டை சூடுபடுத்தும் போது ஆக்சிஜன் மிகக் குறைவான வேகத்தில் வெளியேறுகிறது. ஆனால் மாங்கனீசு டை ஆக்ஸைடை வினைபடு பொருளுடன் சேர்த்த பிறகு ஆக்சிஜன் வெளியேறும் வேகம் அதிகரிக்கிறது.

vi. வினைபடு பொருள்களின் புறப்பரப்பளவு

வேதிவினையில் கட்டியான வினைபடு பொருள்களை விட, தூளாக்கப்பட்ட வினைபடு பொருள்கள் விரைவாக வினைபுரியும்.

எ.கா. கட்டியான கால்சியம் கார்பனேட்டை விட துளாக்கப்பட்ட கால்சியம் கார்பனேட் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் மிக விரைவாக வினைபுரியும், ஏனெனில் தூளாக்கப்பட்ட கால்சியம் கார்பனேட்டில் புறப்பரப்பளவு அதிகளவு இருப்பதால் வினை வேகமாக நிகழ்கிறது.

சமநிலை

மீள்வினையில் முன்னோக்கு வினையும், பின்னோக்கு வினையும் ஒரே நேரத்தில் நடைபெறும். முன்னோக்கு வினையின் வேகமும், பின்னோக்கு வினையின் வேகமும் சமமாக இருக்கும் போது வினை விளை பொருள்கள் உருவாகாது. இந்த நிலைக்கு சமநிலை என்று பெயர். இந்த நிலையை அடைந்த பிறகு, வினைபடுபொருள் மற்றும் வினைவிளை பொருள்களின் அளவில் மாற்றம் ஏற்படுவது இல்லை. ஒரு வேதிவினையில் எட்டப்படும் சமநிலையே வேதிச் சமநிலை எனப்படும்.

வேதிச் சமநிலை என்பது ஒரு மீள்வேதிவினையின் வினைபடுபொருள் மற்றும் வினை விளைபொருளின் செறிவில் எந்த மாற்றமும் நிகழாத நிலை ஆகும். சமநிலையில்

முன்னோக்கு வினையின் வேகம் = பின்னோக்கு வினையின் வேகம்

விளக்கம்

வினையின் தொடக்கத்தில் முன்னோக்கு வினையின் வேகமானது, பின்னோக்கு வினையின் வேகத்தை விட அதிகம். இருந்த போதிலும் வினை நடைபெறும் பொழுது வினைபடுபொருளின் செறிவு குறைகிறது மற்றும் வினைவிளைபொருளின் செறிவு அதிகரிக்கிறது. வினைவேகம் என்பது செறிவுக்கு நேர்விகிதத் தொடர்புடையது ஆகையால் முன்னோக்கு வினையில் வினைபடு பொருளின் செறிவு நேரத்தைப் பொருத்து குறைவதால், வினைவேகமும் குறைகிறது. அதேபோல் பின்னோக்கு வினையின் வினைவேகம் அதிகரிக்கிறது.

ஒரு குறிப்பிட்ட நிலையில், இரு வினைகளின் வினைவேகமும் சமமாகின்றன. இந்நிலையில், வினைபடு மற்றும் விளைபொருளின் செறிவு நேரத்தை பொருத்து மாறுவதில்லை. இந்த நிலையை சமநிலை என்கிறோம்.

கால்சியம் கார்பனேட் சிதைந்து கால்சியம் ஆக்சைடாகவும், கார்பன் டைஆக்சைடாகவும் மாறும் வினையைக் கருதுவோம். இந்த வினை ஒரு மீள்வினை. ஒரு வேதிவினையின் வேகமானது எவ்வளவு விரைவாக அதன் வினைபடு பொருள்களின் அளவு குறைகிறது என்பதை சார்ந்ததாகும். இந்த வினை, ஒரு மூடிய கலனில் நடைப்பெற்றால் அது வேதிச் சமநிலையை அடையும்.

$$CaCO_{3(s)} \rightleftarrows CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

$CaCO_3$ன் சிதைவு வினைவேகம் = CaO மற்றும் CO_2 சேர்க்கை வினையின் வேகம்

வேதியியல் மாற்றங்கள் மட்டுமின்றி இயற்பியல் மாற்றங்களும் சமநிலையை அடைய வல்லது.

மூடிய கலனில் வைக்கப்பட்ட நீரானது, ஆவியாகும் போது நீராவியாக மாறி கலனில் ஒரு அழுத்ததை ஏற்படுத்துகிறது. ஒரு குறிப்பிட்ட நிலையில் நீராவி குளிர்ந்து நீராக மாறுகிறது. இவ்வாறு ஆவி சுருங்கும் வேகம் நீராவியாக மாறும் வேகமும் சமமாகும் போது, இந்நிகழ்வு சமநிலையை அடைகிறது.

$$H_2O_{(l)} \underset{\text{குளிர்தல்}}{\overset{\text{ஆவியாதல்}}{\rightleftharpoons}} H_2O_{(g)}$$

இந்நிலையில் (இரண்டு நிலைகளில்) நீரின் கன அளவும், நீராவியின் கன அளவும் மாறாது. இது ஒரு இயற்பியல் மாற்றம் ஆகும். எனவே இம்மாற்றத்தில் எட்டப்படும் சமநிலை இயற்பியல் சமநிலை என்று அழைக்கப்படுகிறது. இயற்பியல் சமநிலை என்பது அனைத்து நிலைகளிலும் கனஅளவு மாறாது. (நீராவி, நீர்).

சமநிலையின் பண்புகள்

1. வேதிச் சமநிலையில் முன்னோக்கு வினையின் வேகமும், பின்னோக்கு வினையின் வேகமும் சமம்.

2. நேரத்தை பொருத்து அழுத்தம், செறிவு, நிறம், அடர்த்தி, பாகுநிலை போன்றவை மாறாது.

3. வேதிச் சமநிலை என்பது ஒரு இயங்குச் சமநிலை ஏனெனில் முன்னோக்கு வினையும், பின்னோக்கு வினையும் தொடர்ந்து நிலையாக நடந்து கொண்டிருக்கும்.

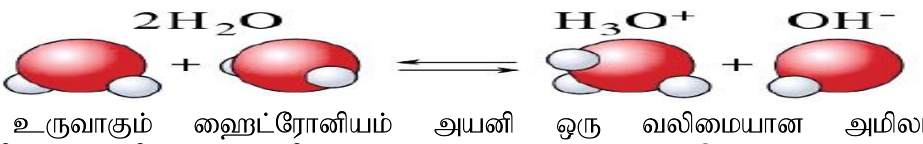
4. இயற்பியல் சமநிலையில், அனைத்து நிலைமைகளும் மாறாத கனளவைப் பெறுகின்றன.

காற்றடைக்கப்பட்ட குளிர்பானங்களில் கார்பன் டை ஆக்சைடு நீரில் கரைக்கப்பட்டு (சோடா) ஒரு பாட்லில் வைக்கப்பட்டுள்ளது. வாயு வெளியேறா வண்ணம் அடைக்கப்பட்டுள்ள நிலையில் பாட்லில் கரைக்கப்பட்ட கார்பன் டை ஆக்சைடு வாயுவும் (கார்பானிக் அமிலம்), வாயு நிலை கார்பன் டை ஆக்சைடு வாயுவும் ஒன்றுடன் ஒன்று சமநிலையில் உள்ளன. நீங்கள் பாட்டிலைத் திறந்தவுடன் வாயுநிலை கார்பன் டை ஆக்சைடு வெளியேறுகிறது. எனவே கரைக்கப்பட்ட கார்பன் டை ஆக்சைடு வாயு வெளியேறும் பொருட்டு கரையா நிலைக்கு மீண்டும் திரும்புகிறது. எனவே தான் நீ பாட்டிலைத் திறந்து நீண்ட நேரம் வைக்கும் பொழுது கார்பன் டைஆக்சைடு அனைத்தும் வெளியேறி CO_2 இல்லாத திரவமாக மாறுகிறது.

நீரின் அயனிப் பெருக்கம்:

தூய நீர் ஒரு மின்கடத்தாப் பொருள் என்று பெரும்பாலும் கருதப்பட்டாலும் துல்லியமான அளவீடுகள் தூய நீர் சிறிதளவு மின்சாரத்தைக் கடத்துகிறது என்பதைக் காட்டுவது கண்டறியப்பட்டுள்ளது. இது நீரின் தன் அயனியாதல் விளைவால் நடைபெறுகிறது. நீரின் சுய அல்லது சுய அயனியாதல் என்பது இரு நீர் மூலக்கூறுகள் இணைந்து அயனிகளைச் தோற்றுவிக்கும் நிகழ்வதாகும். இந்நிகழ்வின் போது ஒரு நீர் மூலக்கூறிலிருந்து ஒரு புரோட்டான் மற்றொரு நீர் மூலக்கூறுக்கு மாற்றப்பட்டு, ஹைட்ராக்ஸைடு அயனிகள் உருவாகின்றன. புரோட்டான் மற்றொரு நீர் மூலக்கூறுடன் சேர்ந்து ஹைட்ரோனியம் அயனியாக கீழ்க்கண்டவாறு உருவாகிறது.

$$H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$



இவ்வாறு உருவாகும் ஹைட்ரோனியம் அயனி ஒரு வலிமையான அமிலம் ஆகும். ஹைட்ராக்சில் அயனி ஒரு வலிமையான காரம் ஆகும். எனவே அவை உருவானவுடன் மீண்டும் இணைந்து நீரைத் தருகின்றன. இது ஒரு மீள் வினையாகும். மேலும் இவ்வினை விரைவில் சமநிலையை அடைகிறது. எனவே உருவான அயனிகளின் செறிவு மிகக் குறைவாகும். இந்த ஹைட்ராக்சில் மற்றும் ஹைட்ரோனியம் அயனியின் செறிவுகளின் பெருக்குத் தொகையே நீரின் அயனிப்பெருக்கம் எனப்படுகிறது. இது என்றழைக்கப்படுகிறது. இது K_wகணிதச் சமன்பாடாக கீழ்க்ண்டவாறு குறிக்கப்படுகிறது.

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-]$$

$[H_3O^+]$ ஐ எளிமையாக $[H^+]$ என எழுதலாம். எனவே நீரின் அயனிப்பெருக்கத்தை என எழுதலாம்.
இதன் அலகு மோல்^{2} டெசிமீ$^{-6}$25°C இதன் மதிப்பு 1.00×10^{-14}

pH அளவுகோல்:

நீரின் சுய அயனியாதல் பண்பினால் எல்லா நீர்க்கரைசல்களும் ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஹைட்ராக்சில் அயனிகளைக் கொண்டிருக்கும். இதனுடன் நீரில் கரைக்கப்படும் சேர்மங்களும் அயனியாதலுக்குட்பட்டு ஹைட்ரஜன் அல்லது ஹைட்ராக்சில் அயனிகளைத் தரலாம். இந்த அயனிகளின் செறிவு ஒரு கரைசலின் அமிலத்தன்மை அல்லது காரத்தன்மையை தீர்மானிக்கிறது.

pH அளவுகோல் ஒரு கரைசலின் ஹைட்ரஜன் அயனிக் செறிவை அளக்க உதவும் ஒரு அளவீடாகும்.

pH என்ற குறியீட்டில் "p' என்பது 'potensz' என்ற ஜெர்மனியச் சொல்லைக் குறிக்கும். இதன் பொருள் Power என்பதாகும். இது டென்மார்க் நாட்டைச் சேர்ந்த உயிரி வேதியியல் விஞ்ஞானி S.P.L. சாரன்சன்

என்பவரால் 1909 ஆம் ஆண்டு முன்மொழியப்பட்டது. pH அளவீடு என்பது 0 முதல் 14 முடிய உள்ள எண்களைக் கொண்ட அளவீடாகும். இது ஒரு கரைசல் அமிலமா? காரமா? அல்லது நடுநிலைத்தன்மை வாய்ந்ததா என குறிப்பிட உதவுகிறது.

- அமிலங்களின் pH மதிப்பு 7 ஐ விட குறைவு
- காரங்களின் pH மதிப்பு ஐ விட அதிகம்
- நடுநிலைக் கரைசலின் pH மதிப்பு 7க்கு சமம்

pH என்பதை ஹைட்ரஜன் அயனிச் செறிவின் பத்தை அடிப்படையாகக் கொண்ட மடக்கையின் எதிர் மதிப்பாகும்.

$$pH = -\log_{10} [H+].$$

சில பொருள்களின் pH மதிப்பு கீழ்கண்ட அட்டவணையில் தரப்பட்டுள்ளது.

	பொதுவான அமிலங்கள்	pH	பொதுவான காரங்கள்	
1.	HCl (4%)	0	இரத்த பிளாஸ்மா	7.4
2.	வயிற்றில் (இரைப்பை) உள்ள அமிலம்	1	முட்டை வெள்ளைக்கரு	8.
3.	எலுமிச்சை சாறு	2	கடல் நீர்	8.
4.	வினிகர் (அசிட்டிக் அமிலம்)	3	சமையல் சோடா	9
5.	ஆரஞ்சு பழம்	3.5	அமில நீக்கி	10
6.	சோடா நீர், திராட்சை	4	அம்மோனியா நீர்	11
7.	புளித்த பால்	4.5	சுண்ணாம்பு நீர்	12
8.	தூய பால்	5	வடிகால் சுத்தமாக்கும் பொருள்	13
9.	மனிதனின் உமிழ்நீர்	6 – 8	எரிசோடா (4%NaOH)	14
10	தூய நீர்	7	மெக்னீசியா பால்மம்	10
11.	தக்காளிச் சாறு	4.2		
12.	காஃபி	5.6		

pH தாளைக் கொண்டு ஒரு கரைசலின் pH ஐ எவ்வாறு அளவிடலாம்?
ஒரு கரைசலின் pH மதிப்பினை பொது நிறங்காட்டி ஒன்றின் உதவியால் கண்டறிய முடியும். இந்நிறங்காட்டி சில சாயங்களின் கலவையாகும். இது கரைசலாகவோ அல்லது தாள் வடிவிலோ பயன்படுத்தப்படுகிறது.

பள்ளி ஆய்வக அளவிலான pH அளவீட்டுக்கு pH தாளை பயன்படுத்துவது ஒரு பொதுவான முறையாகும். ஒரு pH தாள் நிறங்காட்டிகளின் கலவையால் ஆனது. இது கொடுக்கப்பட்ட இல் குறிப்பிட்ட நிறத்தைக் காட்டுகிறது. நிறங்காட்டியின் குடுவையோடு (பாட்டிலோடு) ஒரு நிற வழிகாட்டி தரப்படுகிறது அல்லது நிறங்காட்டி நீள்வடிவ காகிதத்துண்டுகள் தரப்படுகின்றன. இத்தாள்கள் pH தாள்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. ஒரு துளி சோதனை கரைசல் பொது நிறங்காட்டியுடன் சேர்க்கப்பட்டு அல்லது pH தாளில் வைக்கப்பட்டு நிறப்பட்டியலுடன் தொடர்புபடுத்தி pH மதிப்பு கண்டறியப்படுகிறது. இவ்வாறு கண்டறியப்படும் மதிப்புகள் தோராயமான மதிப்புகளே ஆகும். பொதுவாக மனித ரத்தத்தின் pH மதிப்பு 7.4 ஆகும்.

அன்றாட வாழ்வின் pH ன் பங்கு:

தாவரங்களும், விலங்குகளும் pH சார்ந்த உணர்வுள்ளவையா?
நமது உடலானது 7.0 முதல் 7.8 வரை உள்ள pH எல்லை சார்ந்து வேலை செய்கிறது. உயிரினங்கள் ஒரு குறுகிய எல்லைக்குள் மட்டுமே உயிர் வாழ இயலும். நம் உடலில் உள்ள திரவங்கள் வெவ்வேறு pH மதிப்புகளைக் கொண்டவை. எடுத்துக்கட்டாக மனித ரத்தத்தின் pH மதிப்பு 7.35 லிருந்து 7.45 ஆகும். இந்த மதிப்பிலிருந்து குறைந்தாலோ அல்லது அதிகரித்தாலோ, அது நோயை உண்டாக்கும்.

மனித செரிமான மண்டலத்தில் pH மதிப்பு:
நமது இரைப்பை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை சுரக்கிறது என்பது ஒரு வியப்பூட்டும் செய்தியாகும். இந்த அமிலம் இரைப்பையை பாதிக்காமல் உணவைச் செரிக்க உதவுகிறது. சரியான செரிமானம் இல்லாதபோது இரைப்பையானது கூடுதலான அமிலத்தைச் சுரந்து வலியையும், எரிச்சலையும் ஏற்படுத்துகிறது. இரைப்பையில் உள்ள திரவத்தின் தோராயமான pH மதிப்பு 2.0 ஆகும்.

pH மாற்றம் - பற்சிதைவுக்குக் காரணம்:
மனித உமிழ்நீரின் pH மதிப்பு 6.5 – 7.5 வரை உள்ளது. நமது பற்களின் மேற்பரப்பு படலமானது கல்சியம் பாஸ்பேட் என்ற மிகக் கடினமான பொருளினால் ஆனது. ஏனெனில் உமிழ் நீரின் pH 5.5 க்கும் கீழே குறையும்பொழுது பற்களின் மேற்பரப்பு படலம் (எனாமல்) பாதிக்கப்படுகிறது. இது பற்சிதைவு எனப்படுகிறது. பொதுவாக நாம் பயன்படுத்தப்படும் பற்பசைகள் காரத்தன்மை கொண்டவை. இவை கூடுதல் அமிலத்தன்மையை நடுநிலையாக்கம் செய்து பற்சிதைவைத் தடுக்கின்றன.

மண்ணின் pH
விவசாயத்திற்கு மண்ணின் pH மிக முக்கியத்துவம் வாய்ந்தது. சிட்ரிக் அமிலம் கொண்ட பழுங்கள் சற்று காரத்தன்மை உள்ள மண்ணிலும், நெல் அமிலத்தன்மை கொண்ட மண்ணிலும், கரும்பு நடுநிலைத்தன்மை கொண்ட மண்ணிலும் வளரும்.

மழை நீரின் pH
மழை நீரின் pH மதிப்பு ஏறக்குறைய 7 ஆகும். இது, மழைநீர் நடுநிலைத்தன்மையானது மற்றும் தூய்மையானது என்பதைக் குறிக்கிறது. வளிமண்டலக் காற்று சல்பர் டை ஆக்சைடு, நைட்ரஜன் ஆக்சைடுகள் ஆகிய வாயுக்களால் மாசுபடும் பொழுது அவை மழைநீரில் கரைந்து pH மதிப்பை 7 ஐ விடக் குறையச் செய்கின்றன. இவ்வாறு மழைநீரின் pH 7 ஐ விட குறையும் பொழுது அம்மழை அமிலமழை எனப்படுகிறது. இந்த அமிலமழை நீர் ஆறுகளில்

சேரம் பொழுது அவற்றின் pH ஐ குறைக்கின்றன. இதனால் நீர்வாழ் உயிரிகளின் வாழ்வு பாதிக்கப்படுகிறது.

கணக்கீடுகள்:

pH என்பது ஹைட்ரஜன் அயனி செறிவின் பத்தை அடிப்படையாக கொண்ட மடக்கையின் எதிர் மதிப்பாகும்.

$$pH = -\log_{10} (H^+)$$

எ.கா: 0.01 M HNO_3கரைசலின் pH மதிப்பு காண்க.

தீர்வு:

$$(H+) = 0.01$$
$$pH = -\log_{10}(H^+)$$
$$pH = -\log_{10} (0.01)$$
$$pH = -\log_{10} (0\times 10^{-2})$$
$$pH = -(\log_{10} 1-2 \log_{10}10)$$
$$pH = 0 + 2 \times \log10_{10}$$
$$pH = 0 + 2 \times 1 = 2$$
$$pH = 2$$

pOH என்பது ஹைட்ராக்சில் அயனிச் செறிவின் பத்தை அடிப்படையாக கொண்ட மடங்கையின் எதிர் மதிப்பாகும்.

$$pOH = -\log_{10}(OH^-)$$

எ.கா: ஒரு கரைசலின் ஹைட்ராக்சில் அயனி செறிவு 1×10^{-9} M எனில் அக்கரைசலின் POH மதிப்பு என்ன?

$$pOH = -\log_{10} (OH^-)$$
$$pOH = -\log_{10} (1 \times 10^{-9})$$
$$pOH = -(\log_{10} 1.0 + \log_{10}10^{-9})$$
$$pOH = -(0 - 9 \log_{10}10)$$
$$pOH = -(0 - 9)$$
$$pOH = 9$$

pH மற்றும் pOH க்கு உள்ள தொடர்பு

ஒரு நிர்க்கரைசலின் pH மற்றும் pOH- க்கு இடையேயான தொடர்பை கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின் மூலம் அறியலாம்.

$$pH + pOH = 14$$

கரைசலின் pH மற்றும் pOH ல் ஏதேனும் ஒரு மதிப்பு தெரிந்தால் மற்றொன்றை எளிதாக கணக்கிடலாம்.

எ.கா. ஒரு கரைசலின் pOH மதிப்பு 11.76 எனில் அக்கரைசலின் pH மதிப்பு காண்க.

$$pH = 14 - pOH$$
$$pH = 14 - 11.76 = 2.24$$

கணக்குகள்:

எ.கா: 1

0.001 M செறிவுள்ள ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தின் கரைசலின் pH மதிப்பை காண்க.

தீர்வு:

HCl என்பது வலிமை மிகுந்த அமிலம் என்பதால் முழுவதும் அயனியாக மாறும் கீழ்கண்டவாறு.

$$HCl_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

மேற்கண்ட செயலில் ஒரு மோல் HCl ஒரு மோல் H^+அயனிகளை தரும். ஆகையால் H^+அயனியின் செறிவானது ஹைட்ரோ குளோரிக் (HCl) அமில செறிவுக்கு சமம். (0.001 M அல்லது 1.0×10^{-3}மோல் லி$^{-1}$)

$pH = - \log_{10}(H^+) = -\log_{10}10^{-3}$
$= -(-3 \times \log_{10}10)$
$= - (-3 \times 1) = 3$
$pH = 3$

எ.கா: 2

5×10^{-5}மோல்$^{-1}$ செறிவு கொண்ட நீர்த்த சல்பியூரிக் அமிலத்தின் pH மதிப்பு என்ன?

தீர்வு:

நீரில், சல்பியூரிக் அமிலம் பிரியும் முறை

$$H_2SO_{4(aq)} \rightarrow 2H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

கரைசலில் ஒவ்வொரு மோல் சல்பியூரிக் அமிலம், இரண்டு மோல் H^+அயனிகளை தரும். ஒரு லிட்டர் H_2SO_4கரைசலில் 5×10^{-5}மோல் H_2SO_4இருக்கும். $2 \times 5 \times 10^{-5} = 10 \times 10^{-5}$அல்லது H^+அயனிகளை ஒரு லிட்டரில் 1.0×10^{-4}மோல்

$(H^+) = 1.0 \times 10^{-4}$மோல் லிட்டர்$^{-1}$

$pH = -\log_{10} (H+)$
$= -\log_{10}10^{-4}$
$= -(-4 \times \log_{10}10)$
$= -(-4 \times 1) = 4$
$pH = 4$

எ.கா: 3

1×10^{-4}மோல் NaOH கரைசலில் உள்ள pH மதிப்பை காண்க.

தீர்வு:

NaOH என்பது வலிமையான காரம் மற்றும் அக்கரைசலை கீழ்கண்டவாறு பிரிகை அடைகிறது.

$$NaOH_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

ஒரு மோல் NaOH ஆனது ஒருமோல் OH^+ அயனிகளை இதிலிருந்து தரும்.

$(OH^-) = 1 \times 10^{-4}$மேல் லிட்டர்$^{-1}$
$pOH = -\log_{10}(OH^-)$
$= -\log_{10} (10^{-4})$
$= - (-4 \times \log_{10}10)$
$= -(-4) = 4$
$pH + POH = 14$
$pH = 14 - POH$
$= 14 - 4$
$= 10$

எ.கா: 4

ஒரு கரைசலின் ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவு 1×10^{-8}மேல் லி எனில் அக்கரைசலின் pH மதிப்பை காண்க.

தீர்வு:

இங்கு நீர்த்த கரைசலாக உள்ளதால் கொடுக்கப்பட்டுள்ள செறிவானது அமிலத்தையோ, காரத்தையோ குறிப்பது இல்லை. ஆனால் அயனிகளை குறிக்கும். எனவே கீழ்கண்டவாறு கணக்கிடலாம்.

$pH = -\log_{10}[H^+]$
$[H+] = 1.0 \times 10^{-8}$மோல் லிட்டர்$^{-1}$
$pH = -\log_{10}[10^{-8}]$
$= -(-8 \times \log_{10}10)$
$= -(-8 \times 1) = 8$

எ.கா: 5

ஒரு கரைசலின் pH மதிப்ப 4.5 எனில் pOH மதிப்பைக் காண்க.
தீர்வு

$$pH + pOH = 14$$
$$pOH = 14 - pH$$
$$pOH = 14 - 4.5 = 9.5$$
$$pOH = 9.5$$

நினைவில் கொள்க:

- வேதி மாற்றம் என்பது ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட புதிய பொருள்கள் உருவாகும் ஒரு மாற்றமாகும்.
- பெரும்பாலான சேர்க்கை வினைகள் வெப்ப உமிழ் வினைகளே ஆகும்.
- எல்லா ஒளிச்சிதைவு வினைகள் வெப்பக் கொள்வினைகள் ஆகும்.
- இரட்டை இடப்பெயர்ச்சி பரஸ்பர அயனிகள் பரிமாற்றத்தினால் நிகழ்கின்றன.
- வீழ்படிவு வினைகள் கரையாத உப்பினை விளைபொருளாக தருகின்றன.
- நடுநிலையாக்க வினை என்பது ஒரு அமிலமும், காரமும் சேர்ந்து உப்பையும், நீரையும் தரும் வினையாகும்.
- நடுநிலையாக்கல் வினையால் பற்சிதைவு தடுக்கப்படுகிறது.
- பெரும்பாலான வேதிவினைகள் மீளா வினைகளாகும்.
- வேதிச் சமநிலை – முன்னோக்கு வினையின் வேகமும் பின்னோக்கு வினையின் வேகமும் சமமாக உள்ள நிலை.
- வெப்பநிலை, வேதி வினையின் வேகத்தை அதிகரிக்கிறது.
- ஒரு மூடிய அமைப்பில் சமநிலை நடைபெற இயலும்.
- அழுத்தம் ஒரு வேதிவினையின் வேகத்தை அதிகரிக்கிறது.
- நம் அன்றாட வாழ்க்கையில் pH முக்கிய பங்கு வகிக்கிறது.
- மனிதர்களில் அனைத்து உயிரி வேதிவினைகளுக்கு pH மதிப்பு 7 – 7.8 க்கு இடையே நடைபெறும்.
- மழைநீரின் pH மதிப்பு 5.6 க்கு கீழ் செல்லும் போது அது அமில மழை எனப்படும்.
- தூய நீர் ஒரு வலிமை குறைந்த மின் பகுளியாகும்.

9th அறிவியல்
வேதியியல்
அலகு 12

தனிமங்களின் வகைப்பாட்டு அட்டவணை

அறிமுகம்:

நாம் இந்த உலகில் பல்வகைத் தன்மையுடைய பொருள்களோடு இருக்கிறோம். இவை அனைத்தும், தனிமங்கள் வெவ்வேறு முறையில் இணைந்தமையால் உருவானவை. எல்லா தனிமங்களும் அவற்றின் தன்மை மற்றும் பண்புகளில் தனித் தன்மை உடையவை. ஒன்று போல் மற்றொன்று இருக்காது. இத்தனிமங்களையெல்லாம் அவற்றின் பண்புகளின் அடிப்படையில் வரிசைப்படுத்த அறிவியல் அறிஞர்கள் ஒரு வழியைத் தேடிக் கொண்டிருந்தனர். 1800 இல் 31 தனிமங்கள் மட்டுமே அறியப்பட்டிருந்தன. 1865 இல் அது 63 தனிமங்களாகியது. தற்பொழுது 118 தனிமங்கள் அறியப்பட்டுள்ளன. புதுப்புது தனிமங்களைக் கண்டுபிடிக்கும் போது அறிஞர்கள் அவற்றின் பண்புகளைக் குறித்து புதிய புதிய கண்டுபிடிப்புகளை அறிந்து கொள்ள ஆரம்பித்தனர். இதை ஒழுங்குபடுத்துவது அறிவியல் அறிஞர்களுக்கு கடினமாகப் காணப்பட்டது. எனவே, இவற்றை பண்புகளின் அடிப்படையில் ஒழுங்குபடுத்த இவர்கள் ஒரு தனித்துவ முறையைத் தேடினர். இதை அடிப்படையாகக் கொண்டு தனிமங்களை எளிதில் அடையாளம் கண்டு அவற்றை ஆராய்வது எளிது எனக் கருதினர். ஆரம்ப காலம் முதல் இன்றுவரை பல்வேறு அறிஞர்கள் எடுத்துரைத்த தனிமங்களின் வகைப்பாடு பற்றிய கருத்துக்களை இங்கு காண்போம்.

தனிமங்களின் வகைப்பாட்டில் முற்காலக் கருத்துக்கள்:
டாபர்னீரின் மும்மை விதி:

1817 இல் ஜோகன் வுல்ஃப்காங் டாப்ர்னீர் எனும் ஜெர்மானிய வேதியலாளர் தனிமங்களை அவற்றின் அணு நிறையின் அடிப்படையில் வகைப்படுத்தும் ஒரு கருத்தை எடுத்துரைத்தார். இவர் தனிமங்களை ஒவ்வொரு தொகுதிக்கும் மூன்று தனிமங்கள் கொண்ட குழுக்களாக அல்லது தொகுதிகளாகப் பிரித்து அமைத்தார். இவர் இந்தக் குழுக்களை ”மும்மை” என்று குறிப்பிட்டார் (மும்மை - மூன்று).

டாபர்னீர், மூன்று தனிமங்களை அவற்றின் நிறையின் அடிப்படையில் ஏறு வரிசையில் அடுக்கும் போது நடுவில் உள்ள தனிமத்தின் அணு நிறை மற்ற இரண்டு தனிமங்களின் அணு நிறையின் சராசரிக்கு ஏறத்தாழ சரியாக இருக்கும் என்று கூறினார். இது டாப்ர்னீரின் மும்மை விதி என அழைக்கப்படுகிறது. டாபரீனீரால் முன்மொழியப்பட்ட மும்மை விதியை எடுத்துரைக்கிறது.

எடுத்துக்காட்டு: மும்மை தொகுதி (1) இல் ஒன்றாம் மற்றும் மூன்றாம் தனிமங்களின் அணு நிறையின் கூட்டுச்சராசரி $= 6.9 + 39.1 / 1 = 23.$ இங்கு நடுவில் உள்ள தனிமம் சோடியத்தின் அணு நிறையும் அதுவே, அதாவது

அட்டவணை 12.1 டாபர்னீரின் மும்மை விதி

மும்மை தொகுதி (1)		மும்மை தொகுதி (2)		மும்மை தொகுதி (3)	
தனிமங்கள்	அணு நிறை	தனிமங்கள்	அணு நிறை	தனிமங்கள்	அணு நிறை
Li	6.9	Cl	35.5	Ca	40.1
Na	23	Br	79.9	Sr	87.6
K	39.1	I	126.9	Ba	137.3

குறைகள்:

- டாபர்னீரால் அக்கால கட்டத்தில் மூன்று தொகுதிகளில் கண்டு பிடிக்கப்பட்ட தனிமங்களில் மட்டுமே மும்மைத் தனிமங்களைக் காண முடிந்தது. மேலும் எல்லா தனிமங்களும் இந்த மும்மை விதிக்கு உட்படவில்லை.

- மிகக் குறைந்த அணு நிறை மற்றும் மிக அதிக அணு நிறை கொண்ட தனிமங்களுக்கு இதைப் பயன்படுத்த முடியவில்லை.

நியூலாந்தின் எண்ம விதி:

1866 இல், ஜான் நியூலாந்து 56 அறியப் பட்ட தனிமங்களை அவற்றின் அணு நிறையின் அடிப்படையில் ஏறு வரிசையில் ஒழுங்கமைத்தார். அவர் ஒவ்வொரு எட்டாவது தனிமும் சங்கீதத்தில் எட்டாவது சுருதியும் முதல் சுருதியும் (ச, ரி, க, ம, ப, த, நி, ச) ஒத்திருப்பது போல முதலாவது தனிமத்தின் பண்பை ஒத்திருப்பதைக் கண்டறிந்தார். இது "எண்ம விதி" என்று அறியப்பட்டது.

கர்நாடக சங்கீதத்தில் எண்மம் என்பது ச, ரி, க, ம, ப,த,நி,ச இங்கு முதலிலும் கடைசியிலும் ச வருவதைக் காணலாம். இதைப் போலவே நியூலாந்தின் எட்டாவது தனிமம் புளூரின் "F". இது முதல் தனிமமான "H"-ஐ தன் பண்புகளில் ஒத்திருப்பதைக் காணலாம்.

நியூலாந்தின் எண்ம விதியைப் பயன்படுத்தி தனிம சோடிகளைக் காண்க.
(எ.கா. Mg & Ca)
i. F, Mg, C, O, B ii. Al, Si, S, Cl, Ca

குறைகள்:

- இரண்டு வேறுப்பட்ட தனிமங்கள் ஒரே இடத்தில் வைக்கப்பட்ட நிகழ்வுகள் நடைபெற்றது. எ.கா. கோபால்ட் மற்றும் நிக்கல்.

- முற்றிலும் மாறுபட்ட பண்புகளை உடைய சில தனிமங்கள் அதே தொகுதியில் வைக்கப்பட்டன (கோபால்ட், நிக்கல், பல்லடியம், பிளாட்டினம் மற்றும் இரிடியம் இவை ஹாலோஜென் தொகுதியில் அமைக்கப்பட்டன).

- எண்ம விதியானது கால்சியத்தைக் காட்டிலும் அதிக அணு நிறை கொண்ட தனிமங்களுக்கு ஏற்புடையதாக இல்லை.

- நியூலாந்து அட்டவணையானது 56 தனிமங்களுக்காக மட்டுமே போடப்பட்டது. பிற்காலத்தில் கண்டுபிடிக்கப்படக் கூடிய தனிமங்களுக்கு இடமில்லை.

- பிற்காலங்களில் கண்டு பிடிக்கப்பட்ட அரிய வாயுக்கள் (மந்த வாயு.. நியான், ஆர்கான்...) ஒன்பதாவது தனிமத்திற்கும் முதலாம் தனிமத்திற்கும் ஒத்த பண்பைக் காண்பித்தன. எ.கா. புளூரின் மற்றும் சோடியத்திற்கு இடையில் வைக்கப்பட்ட நியான்.

மெண்டெலீவின் தனிம வரிசை அட்டவணை:
1869 இல், இஷிய வேதியலாளர் டிமிட்ரி மெண்டெலீவ் தனிமங்களின் பண்புகள், அவை அணு நிறையின் அடிப்படையில் அடுக்கப்படும் போது ஒரு குறிப்பிட்ட இடைவெளிக்குப் பிறகு மறுபடியும் வருவதைக் கண்டறிந்தார். இதன் அடிப்படையில் இவர் தனிம ஆவர்த்தன விதியை உருவாக்கினார். இந்த விதி "தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகளானவை அவற்றின் ஆவர்த்தன செயல்பாடுகளைப் பொறுத்தது" எனக் கூறுகிறது. இவர் அந்த நேரத்தில் அறியப்பட்ட 56 தனிமங்களை இந்த விதியின் அடிப்படையில் அமைத்தார். இது தனிம அட்டவணையின் சுருக்கம் எனப்படுகிறது.

மெண்டெலீவ் தனிம வரிசை அட்டவணையின் சிறப்புகள்:

- இதில் எட்டு நீண்ட செங்குத்துக் நிரல்களும் (தொகுதிகள்) ஏழு படுக்கை அல்லது கிடைமட்ட நிரைகளும் (வரிசை) காணப்படுகின்றன.

- ஒவ்வொரு தொகுதிக்கும் இரண்டு துணைத் தொகுதிகள் A மற்றும் B உண்டு. ஒரு தொகுதியில் காணப்படும் எல்லா தனிமங்களும் ஒத்த பண்பினைப் பெற்றிருக்கும்.

அட்டவணை 12.2 நியூலாந்தின் எண்ம விதி அட்டவணை

NO.		NO.		NO.		NO.		NO.		NO.		NO.		NO.	
H	1	F	8	Cl	15	Co & Ni	22	Br	29	Pd	36	I	42	Pt & Ir	50
Li	2	Na	9	K	16	Cu	23	Rb	30	Ag	37	Cs	44	Os	51
G	3	Mg	10	Ca	17	Zn	24	Sr	31	Cd	38	Ba & V	45	Hg	52
Bo	4	Al	11	Cr	19	Y	25	Ce & La	33	U	40	Ta	46	Tl	53
C	5	Si	12	Ti	18	In	26	Zr	32	Sn	39	W	47	Pb	54
N	6	P	13	Mn	20	As	27	Di & Mo	34	Sb	41	Nb	48	Bi	55
O	7	S	14	Fe	21	Se	28	Ro & Ru	35	Te	43	Au	49	Th	56

- முதன் முறையாக தனிமங்கள் விரிவாக சரியான முறையில் வகைப்படுத்தப்பட்டன. இதனால் ஒத்த பண்புகளை உடைய தனிமங்கள் ஒரே தொகுதியில் வைக்கப்பட்டன. இது வேதியியல் ஆய்வை எளிதாக்கியது.

- ஒத்த பண்புகளை உடைய தனிமங்கள் ஒரே தொகுதியில் வைக்கப்பட்டு வகைப்படுத்தப்பட்ட போது சில தனிமங்கள் அவற்றிற்கான தொகுதியில் வைக்கப்பட முடியாமல் போனது கண்டறியப்பட்டது. ஏனென்றால் அவற்றிற்கென்று தீர்மானிக்கப்பட்ட அணு நிறை தவறு ஆகும். இது கண்டறியப்பட்டு பின் இந்த தவறு சரி செய்யப்பட்டது. எ.கா. முதலில் பெரிலியத்தின் அணு நிறை 14 என அறியப்பட்டது. இதை மெண்டெலீவ் மறுபடியும் ஆராய்ந்து அணு நிறை 9 எனக் கண்டறிந்து சரியான தொகுதியில் அதை வைத்தார்.

- அந்த நேரத்தில் கண்டுப்பிடிக்கப்படாத தனிமங்களுக்கு என்று அட்டவணையின் பத்தியில் இடம் விடப்பட்டது. அவற்றின் பண்புகள் கூட முன்னறியப்பட்டதாக அமைந்தது. இது வேதியியல் ஆராய்ச்சியை இன்னும் தூண்டுவதாக அமைந்தது. எ.கா. மெண்டெலீவ், அலுமினியம் மற்றும் சிலிகானுக்குக் கீழே வரக்கூடிய தனிமங்களுக்கு எகா அலுமினியம் மற்றும் எகா. சிலிகான் எனப் பெயரிட்டார். மேலும் அவற்றின் பண்புகள் இவ்வாறுதான் இருக்கும் என முன்னறிவித்தார். அவரது காலத்திலேயே பின்னர் கண்டுப்பிடிக்கப்பட்ட ஜெர்மானியம் அவரின் கூற்று சரி என நிரூபித்தது.

குறைபாடுகள்:

- பண்புகளில் அதிக வேறுபாடுள்ள தனிமங்களும் ஒரே தொகுதியில் வைக்கப்பட்டன. எ.கா. கடின உலோகங்களாகிய செம்பு மற்றும் வெள்ளி, மென் உலோகங்களாகிய சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியத்தோடு ஒரே தொகுதியில் வைக்கப்பட்டன.

அட்டவணை 12.3 மெண்டெலீவின் தனிம அட்டவணை

Group	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Oxide: Hydride:	R_2O RH	RO RH_4	R_2O_3 RH_4	RO_2 RH_4	R_2O_5 RH_3	RO_3 RH_2	R_2O_7 RH	RO_4
Periods	A B	A B	A B	A B	A B	A B	A B	Transition series
1	H 1.008							
2	Li 6.939	Be 9.012	B 10.81	C 12.011	N 14.007	O 15.999	F 18.988	
3	Na 22.99	Mg 22.99	Al 24.31	Si 28.09	P 30.974	S 32.06	Cl 35.453	
4 First Series Second series	K 39.102 Cu 63.54	Ca 40.08 Zn 65.54	Sc 44.96 Ga 69.72	Ti 47.90 Ge 72.59	V 50.94 As 74.92	Cr 50.20 Se 78.96	Mn 54.94 Br 79.909	Fe Co Ni 55.85 58.93 58.71
5 First Series Second series	Rb 85.47 Ag 107.87	Sr 87.62 Cd 112.40	Y 88.91 In 114.82	Zr 91.22 Sn 118.69	Nb 92.91 Sb 121.60	Mo 95.94 Te 127.60	Tc 99 I 126.90	Ru Rh Pd 101.07 102.91 106.4
6 First Series Second series	Cs 132.90 Au 196.97	Ba 137.34 Hg 200.59	La 138.91 Tl 204.37	Hf 178.40 Pb 207.19	Ta 180.95 Bi 208.98	W 183.85		Os Ir Pt 190.2 192.2 195.05
7	Rn 222	Fr 223	Ra 226	Ac 227	Th 232	Pa 231	U 238	

- ஹைட்ரஜனுக்கு என்று ஒரு தனி இடம் கொடுக்கப்பட முடியவில்லை. அலோகமாகிய ஹைட்ரஜன், லித்தியம், சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியம் போன்ற மென் உலோகங்களோடு ஒரே தொகுதியில் வைக்கப்பட்டன.

- கூடிக்கொண்டே செல்லும் அணு நிறை எனும் விதியை சில வேளைகளில் கடை பிடிக்க முடியவில்லை. எ.கா: Co & Ni, Te & I

- ஐசோடோப்புகளுக்கு தனியாக இடம் ஒதுக்கப்படவில்லை.

ஜெர்மானியத்தின் பண்பு:

தனிமங்கள்	**மெண்டெலீவின் முன்னறிவிப்பு (1871)**	**உண்மை பண்பு (1886)**
அணு நிறை	ஏறக்குறைய 72	72.59
ஒப்படர்த்தி	5.5	5.47
நிறம்	அடர் சாம்பல்	அடர் சாம்பல்
ஆக்ஸைடின் குறியீடு	Es O_2	Ge O_2
குளோரைடின் தன்மை	Es Cl_4	Ge Cl_4

நவீன கால தனிம வரிசை அட்டவணை:

1913 ல், ஆங்கிலேய இயற்பியலாளர் ஹென்றி மோஸ்லே என்பவர் தன்னுடைய X– கதிர் சிதைவு சோதனை மூலம் தனிமங்களின் பண்புகள் அவற்றின் அணு எண்ணைப் பொறுத்து இருக்குமே தவிர அவற்றின் நிறையைப் பொறுத்து இருக்காது என்று நிரூபித்தார். இதன் விளைவாக நவீன கால தனிம வரிசை அட்டவணையானது அணு எண்ணின் ஏறு வரிசையில் அமைக்கப்பட்டது.

இந்த நவீன கால அட்டவணை மெண்டலீ·.ப் அட்டவணையின் ஒரு விரிவு படுத்தலே ஆகும். மெண்டலீ·.ப் அட்டவணை குறும் அட்டவணை என்றும் நவீன அட்டவணை நீண்ட அட்டவணை என்றும் அறியப்படுகிறது.

நவீன ஆவர்த்தன விதி:

ஒரு தனிமத்தின் அணு எண்ணானது (Z) அவற்றிலுள்ள புரோட்டான்களின் (நேர் மின் சுமை) எண்ணிக்கையை மட்டும் குறிப்பதில்லை அவற்றிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் (எதிர் மின் சுமை) எண்ணிக்கையையும் குறிக்கிறது. தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகள் அவற்றின் புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையைச் சார்ந்தவை அல்ல; மாறாக எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையையும் சார்ந்ததாகும். எனவே நவீன ஆவர்த்தன விதியை இவ்வாறு கூறலாம். “தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகள் அவற்றின் அணு எண்களின் தனிம வரிசை செயல்பாடுகளாகும்”. இந்த நவீன விதியை வைத்து நவீன தனிம வரிசை அட்டணை உருவாக்கப்பட்டது.

நீள வரிசை தனிம அட்டவணை அமைப்பின் சிறப்புகள்:

- அனைத்துத் தனிமங்களும் அவற்றின் அதிகரிக்கும் அணு எண்ணிற்கு ஏற்றாற்போல் அமைக்கப்பட்டுள்ளன.
- தனிம அட்டவணையில் தனிமங்கள் கிடைமட்டமாக வரிசைப்படுத்தப்பட்ட அமைப்பு “வரிசைகள்“ என அழைக்கப்படுகிறது. மொத்தம் ஏழு வரிசைகள் உள்ளன.
- தனிமங்கள் அவற்றின் அணுக்களில் உள்ள கூடுகளின் எண்ணிக்கைகளுக்கு ஏற்ப வரிசைகளில் அமைக்கப்படும்.
- தனிம வரிசை அட்டவணையில் மேலிருந்து கீழாக செங்குத்தாக உள்ள பத்தி தொகுதிகள்“ எனப்படும். தனிம அட்டவணையில் 18 தொகுதிகள் உள்ளன.
- ஒவ்வொரு தொகுதியிலும் உள்ள தனிமங்களின் பண்பிற்கு ஏற்ப இவை பல குடும்பங்களாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன.

நவீன தனிம வரிசை தொகுதிகள்:

குழு	தொகுதிகள்
1	கார உலோகங்கள்
2	கார மண் உலோகங்கள்
3 to 12	இடைநிலை உலோகங்கள்
13	போரான் குடும்பம்
14	கார்பன் குடும்பம்
15	நைட்ரஜன் குடும்பம்
16	ஆக்ஸிஜன் (அ) சால்கோன் குடும்பம்
17	ஹாலஜன்கள் / உப்பீனிகள்
18	அரிய வாயு / மந்த வாயு

தனிமங்களை தொகுதிகளாக வரிசைப் படுத்துதல்:

ஒரு தனிமத்தில் அவற்றின் எலக்ட்ரான்கள் உட்கருவைச் சுற்றி கூடுகளில் வைக்கப்பட்டுள்ளன என்பதை நாம் அறிவோம். ஒவ்வொரு கூடும் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட துணைக் கூடுகளைக் கொண்டுள்ளது. இவற்றில் எலக்ட்ரான்கள் ஒரு குறிப்பிட்ட வகையில் நிரப்பப்படுகின்றன.

இந்த துணைக் கூடுகள் s, p, d மற்றும் f ஆகும். துணைக்கூடுகளில் எலக்ட்ரான்கள் வைக்கப்பட்டுள்ள அமைப்பின் அடிப்படையில் தனிமங்கள் s, p, d மற்றும் f என நான்கு துணைத் தொகுதிகளாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன.

1. s– தொகுதி தனிமங்கள்: தொகுதி 1 மற்றும் 2-இல் உள்ள தனிமங்களை சீரமைக்கும் போது கடைசி எலக்ட்ரானானது s துணைக் கூட்டில் வைக்கப்படுகிறது. எனவே இந்த

தனிமங்கள் s– தொகுதி தனிமங்கள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன. ஹைட்ரஜன் தவிர தொகுதி ஒன்றின் தனிமங்கள் உலோகங்களாகும். இவை நீருடன் வினைபுரிந்து உருவாக்கும் கரைசலானது காய்கறிகளிலிருந்து கிடைக்கும். சிவப்பு சாயத்தை ஊதா நிறத்துக்கு மாற்றும். இந்தக் கரைசல்கள் அதிக காரத்தன்மை கொண்டதாகக் காணப்படுகின்றன எனவே, இவை கார உலோகங்கள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன. தொகுதி 2 இன் தனிமங்களும் உலோகங்களே. இவை ஆக்ஸிஜனோடு இணைந்து ஆக்ஸைடுகளை உருவாக்குகின்றன. முன்பு இவை "புவி" என்று அழைக்கப்பட்டன. இந்த ஆக்ஸைடுகள் நீரில் கரையும் போது கார கரைசல்களை உருவாக்குகின்றன. எனவே, இவை கார மண் உலோகங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

2. p - தொகுதி தனிமங்கள்: இவை அட்டவணையில் 13 முதல் 18 தொகுதிகள் வரை உள்ளன. இவற்றில் போரான், கார்பன், நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன், புளூரின் குடும்பம் மற்றும் மந்த வாயுக்கள் (ஹீலியம் தவிர) அடங்கும். இவை பிரதிநிதித்துவ தனிமங்கள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன. p தொகுதி பெரிய அளவில் வேறுபட்ட தனிமங்களின் சங்கமமாகும். இந்த ஒரு தொகுதியில் மட்டுமே உலோகங்கள், அலோகங்கள் மற்றும் உலோகப் போலிகள் என்ற மூன்று வகைப்பாடும் காணப்படுகின்றன.

3. d - தொகுதி தனிமங்கள்: இவை 3 முதல் 12 தொகுதி வரை உள்ள தனிமங்களை உள்ளடக்கியது. இவை தனிம அட்டவணையின் மையத்தில் காணப்படுகின்றன. இவற்றின் பண்புகள் s தொகுதி மற்றும் p தொகுதி தனிமங்களுக்கு இடையில் காணப்படும். எனவே, இவை இடைநிலைத் தனிமங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

4. f– தொகுதி தனிமங்கள்: இவை லாந்தனத்தை அடுத்துள்ள லாந்தனைடுகள் எனப்படும் 14 தனிமங்களையும் ஆக்டினத்தை அடுத்துள்ள ஆக்டினைடுகள் எனப்படும் 14 தனிமங்களையும் உள்ளடக்கியதாகும். இவை தனிம வரிசை அட்டவணையில் அடிப்பாகத்தில் வைக்கப்பட்டுள்ளன. இவை உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள் என்றும் அழைக்கப்படுகின்றன.

நவீன தனிம வரிசை அட்டவணையின் சிறப்புகள்:

- இந்த அட்டவணை அணுவின் மிகுந்த அடிப்படைத் தன்மையான அணு எண்ணை அடிப்படையாகக் கொண்டது.
- இது தனிமத்தின் அமைவிடத்தையும் அணு அமைப்பையும் தெளிவாக ஒருங்கிணைக்கிறது.
- ஒவ்வொரு வரிசை முடிவதும் வாதப் பொருத்தமானது. ஒரு வரிசையில் அணு எண் அதிகரிக்க அதிகரிக்க ஆற்றல் கூடுகள் மந்த வாயு வரும் வரை மெதுவாக நிரம்புகின்றன.
- இது நினைவில் வைத்துக் கொள்வதற்கும் மறுபடி உருவாக்குவதற்கும் எளியது.
- ஒவ்வொரு தொகுதியும் தற்சார்பு உடையது. இதனால் துணைத் தொகுதிகள் வேண்டாம் என முடிவு செய்யப்பட்டது.
- ஒரு தனிமத்தின் ஐசோடோப்புகள் ஒரே அணு எண்ணைக் கொண்டுள்ளதால் அவற்றிற்கு ஒரே அமைவிடம் போதும் என எடுத்துக் கொள்ளப்பட்டது.
- எட்டாம் தொகுதியின் (மெண்டெலீவ் அட்டவணை) அமைவிடமும் சரி என நிரூபிக்கப்பட்டது. இடைநிலைத் தனிமங்களின் பண்புகள் அவற்றின் வலது மற்றும் இடதுபுறம் உள்ள தனிமங்களின் பண்புகளுக்கு இடைப்பட்டதாக உள்ளதால் அவை நடுவில் கொண்டு வரப்பட்டன.

- இந்த அட்டவணை உலோகங்களையும் அலோகங்களையும் தனித் தனியாக பிரிக்கிறது. அலோகங்கள் அட்டவணையின் மேல் வலது மூலையில் அமைந்துள்ளன.

- மெண்ட்லீவ் அட்டவணையில் இடம் மாறி வைக்கப்பட்டிருந்த தனிமங்கள் அனைத்தும் சரி செய்யப்பட்டு தற்போது சரியான இடத்தில் வைக்கப்பட்டுள்ளன. ஏனென்றால் இவை அணு எண்ணை அடிப்படையாகக் கொண்டவை.

- லாந்தனைடுகளும் ஆக்டினைடுகளும் அட்டவணையின் அடியில் வைக்கப்பட்டதற்கு சரியான காரணம் கொடுக்கப்பட்டது.

தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஹைட்ரஜனின் நிலைப்பாடு:

ஹைட்ரஜன் மிகவும் லேசான, சிறிய மற்றும் தனிம வரிசை அட்டவணையில் முதல் தனிமமாகும். இதனுடைய அணு அமைப்பு (IS') மிகவும் எளியது. இது அட்டவணையில் ஒரு தனி

துணைக் கூடுகளின் எலக்ட்ரானின் எண்ணிக்கை

கூடுகளின் எண்	1(K)	2 (L)		3 (M)			4(N)			
துணைக் கூடு	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f
அதிகபட்ச எலக்ட்ரான்கள்	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14
அதிகபட்ச எலக்ட்ரான்கள்	2	8		18			32			

இடத்தில் உள்ளது. இவை கார உலோகம் மற்றும் ஹாலஜனின் பண்பை தன்னுள் கொண்டுள்ளன.

1. ஹைட்ரஜன் தனது ஒரே எலக்ட்ரானை இழந்து கார உலோகங்களைப் போல நேர் மின் அயனியாக (H^+) மாறும் தன்மை உடையது.

2. இது ஹேலஜன்கள் (உப்பீனிகள்) போல ஒரு எலக்ரானைப் பெற்று ஹைட்ரைடுகளாக (H^-) மாறும் தன்மை கொண்டுள்ளது.

3. கார உலோகங்கள் திண்மங்கள்: அதே வேளையில் ஹைட்ரஜன் ஒரு வாயு.

எனவே தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஹைட்ரஜனின் நிலைப்பாடு இன்னும் சர்ச்சைக்குரியதே. ஏனென்றால் ஹைட்ரஜனின் பண்புகள் தனித்தன்மை கொண்டவையாகும்.

மந்த வாயுக்களின் நிலைப்பாடு:
ஹீலியம், நியான், ஆர்கான், கிரிப்டான், செனான் மற்றும் 18 ஆம் தொகுதியில் உள்ள ரேடான் போன்ற தனிமங்கள் அரிய வாயுக்கள் அல்லது மந்த வாயுக்கள் என அழைக்கப் படுகின்றன. இவை ஓரணுத் தனிமங்கள். மற்ற பொருட்களுடன் அவ்வளவு எளிதில் வினை புரிவதில்லை. எனவே, இவை மந்த வாயுக்கள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன. மேலும், இவை மிகச் சிறிய அளவிலேயே காணப்படுகின்றன. எனவே, இவை அரிய வாயுக்கள் என்றும் அழைக்கப்படுகின்றன.

உலோகங்கள், அலோகங்கள் மற்றும் உலோகப் போலிகள்:
உலோகங்கள்:

உலோகங்கள் பொதுவாக கடினமான, பிரகாசமான, கம்பியாக நீட்டக்கூடிய, தகடாக அடிக்கக்கூடிய. உருகக்கூடிய மற்றும் வெப்பத்தையும் மின்சாரத்தையும் கடத்தக் கூடிய தன்மையுடையவை. பாதரசத்தைத் தவிர எல்லா உலோகங்களும் அறை வெப்ப நிலையில் திண்மமாகவே இருக்கும். இவை தனிம வரிசை அட்டவணையில் பெரிய இடத்தைக் கொண்டுள்ளன. இவை கீழ்க்கண்டவாறு வகைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன.

1. கார உலோகங்கள். எ.கா: லித்தியம் முதல் ப்ரான்சியம் வரை.

2. கார மண் உலோகங்கள்: எ.கா: பெரலியம் முதல் ரேடியம் வரை.
3. இடைநிலை உலோகங்கள்: எ.கா: தொகுதி III B முதல் II A வரை
4. P தொகுதி தனிமங்கள் எ.கா: Al, Ga, In, Tl, Sn, Pb மற்றும் Bi.

அலோகங்கள்:

அலோகமானது பளபளப்பற்ற, மென்மையான, கம்பியாக நீட்ட முடியாத, தகடாக அடிக்க முடியாத, மின்சாரத்தைக் கடத்தாத தன்மையுடையது. வேறுவிதமாகக் கூறினால், உலோகப் பண்பு இல்லாத தனிமங்கள் யாவுமே அலோகங்களாகும் எ.கா: அலோகங்கள் p தொகுதியில் மட்டுமே அமைக்கப்பட்டுள்ளன. p தொகுதி அலோகங்கள் : C, N, O, P, S, Se, ஹேலஜன்கள் (F, Cl, Br மற்றும் I) மற்றும் மந்த வாயுக்கள் (He – Rn).

உலோகப் போலிகள்:

உலோகம் மற்றும் அலோகம் ஆகியவற்றின் பண்புகளைக் கொண்டவை உலோகப் போலிகளாகும். எ.கா. போரான், ஆர்செனிக்.

உலோகக் கலவை:

கி.மு. 3500 ல் மக்கள் வெண்கலம் என்ற ஒரு உலோகக் கலவையை உபயோகித்தனர். எனவே, உலோகக் கலவையை உருவாக்குவது மற்றும் உபயோகப்படுத்துவது ஏற்கனவே வழக்கத்தில் இருந்ததுதான். இன்று நாம் பயன்படுத்தும் அநேக உலோகப் பொருள்கள் உலோகக் கலவைகளாகும். உலோகக் கலவை என்பது ஒன்றிற்கு மேற்பட்ட உலோகங்களின் கலவையாகும். உலோகங்கள் உருக்கப்பட்டு, நன்கு கலக்கப்பட்டு உலோகக் கலவைகள் உருவாக்கப்படுகின்றன. மிக அரிதாகவே அலோகங்கள் உலோகங்களுடன் கலக்கப்பட்டு உலோகக்கலவைகள் உருவாக்கப்படுகின்றன.

பொதுவாக உலோகக் கலவைகள் அவை உருவாக்கப்பட்ட உலோகங்களை வட அதிக பயனுள்ளதாக இருக்கின்றன. பித்தளையானது செம்பு மற்றும் துத்தநாகக் கலவை ஆகும்.

நன்மைகள்:

- இவை விரைவில் துருப்பிடிப்பதும். அரித்துப் போவதும் இல்லை. அப்படியே அரித்தாலும் சிறிதளவே சேதமடையும்.
- இவை தூய உலோகத்தை விட கடினமாகவும் வலிமையானதாகவும் இருக்கும். எ.கா: தங்கம் செம்போடு கலக்கப்படும் போது தூய தங்கத்தை விட வலிமையானதாக இருக்கும்.
- இவை தூய உலோகத்தை விட கடத்தும் தன்மை குறைந்தவை. எ.கா: செம்பு அதன் உலோகக் கலவைகளாகிய பித்தளை மற்றும் வெண்கலத்தை விட நன்கு வெப்பம் மற்றும் மின்சாரத்தைக் கடத்தும்.
- சிலவற்றின் உருகு நிலை தூய உலோகத்தின் உருகு நிலையை விட குறைவு. எ.கா: பற்றாசு என்பது ஈயம் மற்றும் வெள்ளீயத்தின் கலவை. இதன் உருகு நிலை குறைவு.

நினைவில் கொள்க:

- டாபரீனீர் தனிமங்களை அவற்றின் சார்பு அணு நிறையின் அடிப்படையில் மூன்று தனிமங்கள் கொண்ட குழுக்களாகப் பிரித்தார். (மும்மை)
- ஜான் நியூலாந்து 56 தெரிந்த தனிமங்களை அவற்றின் அதிகரிக்கும் அணு நிறையின் அடிப்படையில் அட்டவணைப் படுத்தினார்.
- டிமிட்ரி மெண்ட்லீவ் ஆவர்த்தன அட்டவணையை முன்மொழிந்தார்.

- தனிம ஆவர்த்தன அட்டவணையில் “தொகுதி“ எனப்படும் எட்டு செங்குத்த பத்திகளும் “வரிசை“ எனப்படும் ஏழு கிடைமட்ட வரிசைகளும் உண்டு.

- நவீன தனிம வரிசை அட்டவணையில் எல்லா தனிமங்களும் அவற்றின் அதிகரிக்கும் அணு எண்ணின் அடிப்படையில் அமைக்கப்பட்டுள்ளன.

- தனிமங்கள் தனிம வரிசை அட்டவணையில் 7 வரிசைகளாகவும் 18 தொகுதிகளாகவும் பிரித்து அமைக்கப்பட்டுள்ளன.

- தனிமங்கள் அவற்றின் துணைக் கூடுகளின் அடிப்படையில் தொகுதிகளில் அமைக்கப்பட்டுள்ளன.

- தொகுதியிலுள்ள தனிமங்களின் ஒருமித்த பண்பிற்கு ஏற்ப அவை ஒரே குடும்பமாக தொகுக்கப்பட்டுள்ளன.

- அதிக பட்சமாக s, p, d மற்றும் f தொகுதிகளில் முறையே 2, 6, 10 மற்றும் 14 எலக்ட்ரான்கள் வைக்கப்படுகின்றன.

10th அறிவியல்
அலகு 7
அணுக்களும் மூலக்கூறுகளும்

அறிமுகம்

நம்மைச் சுற்றியுள்ளபருப்பொருள்கள் அனைத்தும் அணுக்களால் ஆனவைஎன்பதைநாம் முன் வகுப்புகளில் படித்துள்ளோம். முதன் முறையாககி.மு. (பொ.ஆ.மு) 5ம் நூற்றாண்டில் கிரேக்கத் தத்துவவியலாளர்கள் அணுவைப் பற்றியதங்களதுகொள்கையைவெளியிட்டனர். அவர்களதுகொள்கையானதுமுற்றிலும் தத்துவம் சார்ந்ததேயன்றிஅதற்குஎந்தவிதஅறிவியல் அடிப்படையும் இல்லை.

ஜான் டால்டன் அணுவைப் பற்றியமுதல் அறிவியல் கோட்பாட்டினைவெளியிட்டார். டால்டனின் சிலகோட்பாடுகள் ஜே.ஜே. தாம்சன்,ரூதர்போர்டு,நீல்ஸ்போர், ஷிரோடிஞ்சர் (Schrodinger) போன்றபிந்தையஅறிவியல் அறிஞர்களின் ஆய்வுகளால் தவறுஎனகண்டறியப்பட்டது. அவர்களதுஆய்வுமுடிவுகளின் அடிப்படையில் டால்டன் கோட்பாட்டின் குறைகள் நீக்கப்பட்டு'நவீனஅணுக்கொள்கை'என்றகோட்பாடுமுன் மொழியப்பட்டது. நவீனஅணுக் கொள்கைகளின் சிலமுக்கியகருத்துருக்கள் பின்பவருமாறு.

- அணுஎன்பதுபிளக்கக் கூடியதுகள் (எலக்ட்ரான்,புரோட்டான் நியூட்ரான் கண்டுபிடிப்புக்குப் பிறகு)
- ஒரேதனிமத்தின் அணுக்கள் வெவ்வேறுஅணுநிறைகளைப் பெற்றுள்ளன. (ஐசோடோப்புகளின் கண்டுபிடிப்புகளுக்குப் பிறகுஎ.கா. $_{17}Cl^{35}$, $_{17}Cl^{37}$)
- வெவ்வேறுதனிமங்களின் அணுக்கள் ஒரேஅணுநிறைகளைப் பெற்றுள்ளன. (ஐசோபார்களின் கண்டுபிடிப்புகளுக்குப் பிறகுஎ.கா. $_{18}Ar^{40}$, $_{20}Ca^{40}$)
- அணுவைஆக்கவோ,அழிக்கவோமுடியாது. ஒருதனிமத்தின் அணுக்களைமற்றொருதனிமத்தின் அணுக்களாகமாற்றமுடியும். (செயற்கைமாற்றுதனிமமாக்கல் முறை)
- அணுவானதுஎளிய முழு எண்களின் விகிதத்தில் இருக்கவேண்டியஅவசியமில்லை. (எ.கா. குளுக்கோஸ் $C_6H_{11}O_6$ C : H : O = 6 : 12 : 6 அல்லது1 : 2 : 1 மற்றும் சுக்ரோஸ் $C_{12}H_{22}O_{11}$ C : H : O = 12 : 22 : 11
- அணுஎன்பதுவேதிவினையில் ஈடுபடும் மிகச்சிறியதுகள்
- ஒருஅணுவின் நிறையிலிருந்துஅதன் ஆற்றலைகணக்கிடமுடியும். ($E = mc^2$)

நவீனஅணுக்கொள்கையானதுஅணுக்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகளுக்குஅடிப்படையாது. அணுவைப் பற்றியஅடிப்படைக் கருத்துகளைநீங்கள் முன் வகுப்புகளில் படித்துள்ளீர்கள். தற்போதுஅணுவைப் பற்றிவிரிவாகபார்ப்போம்.

அணுமற்றும் அணுநிறை:

எந்தஒருபொருள் நிறைமற்றும் பருமனைப் பெற்றுள்ளதோ,அப்பொருள் பருப்பொருள் எனப்படும். பருப்பொருள்களின் அடிப்படைத் துகள்கள்,அணுக்கள் ஆகும். இந்தஅணுக்களேபருப்பொருள்களின் நிறைக்குக் காரணம். நீவனஅணுக்கொள்கையின் படிஅணுவானதுஎலக்ட்ரான்,புரோட்டான்,நியூட்ரான் போன்றஉபதுகள்களைத் தன்னுள் கொண்டுள்ளது. இவற்றில் புரோட்டான்களும் நியூட்ரான்களும் குறிப்பிட்டத்தக்கநிறையைப் பெற்றுள்ளன. இவற்றுடன் ஒப்பிடும் போதுஎலக்ட்ரான்களின் நிறைமிகவும் குறைவு. எனவேஒருஅணுவின் நிறைக்குபுரோட்டான்களும் நியூட்ரான்களுமேகாரணமாகஉள்ளன.

இதன்படிபுரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களின் கூடுதலேஅந்தஅணுவின் ‘‘நிறைஎண்’’எனப்படும்.

தனித்தஅணுவானதுமிகவும் சிறியது. எனவேஅதன் நிறையைக் கணக்கிடுவதுமிகவும் சிரமமானது. நாம் பெருமபொருள்களின் நிறையைக் கிராம் மற்றும் கிலோகிராமில் கணக்கிடுவோம். அதுபோலஅணுவின் நிறையானது‘அணுநிறைஅலகினால்’(amu) அளக்கப்படுகிறது.

கார்பன் ஐசோடோப்புகளில் 6 புரோட்டான்களையும் 6 நியூட்ரான்களையும் பெற்றுள்ளC – 12அணுவின் நிறையில் 12 இல் ஒருபகுதியேஅணுநிறைஅலகுஆகும்.

(குறிப்பு: தற்காலத்தில் அணுநிறையைக் குறிப்பிடamuஎன்றகுறியீட்டிற்குபதில் ‘U’என்றகுறியீடுபயன்படுத்தப்படுகிறது. ஏறத்தாழஒருபுரோட்டானின் நிறைஅல்லதுநியூட்ரானின் நிறையானது1 amuஆகும்).

ஒப்புஅணுநிறை(RAM)

அணுஎன்பதுமிகச்சிறியதாக இருப்பதால் அதனுடையநிறையைநேரடியாகக் கணக்கிடமுடியாது. எனவேமுற்காலத்தில் அணுநிறையைக் கணக்கிடுவதற்கு,அதனோடுதொடர்புடையமற்றொருதனிமத்தின் நிறையோடுஒப்பிட்டுகணக்கிட்டார்கள். அவர்கள் ஒரேமாதிரியானநிறையைக் கொண்ட இரண்டுஅல்லதுஅதற்குமேற்பட்டஅணுக்களைஒரேநேரத்தில் எடுத்துக் கொண்டு,அவற்றில் ஒருதனிமத்தின் அணுநிறைக்குகுறிப்பிட்டமதிப்பைஅளித்துஅதனைதிட்டஅளவாகக் கொண்டு,அதனுடன் ஒப்பிட்டுமற்றதனிமங்களின் அணுநிறைகளைக் கணக்கிட்டனர். இவ்வாறுபெறப்பட்டஅணுநிறைஒப்புஅணுநிறைஎனப்படும். முதலில் ஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறையைதிட்டஅளவாகக் கொண்டுமற்றஅணுக்களின் நிறைகள் கணக்கிடப்பட்டன. ஹைட்ரஜனின் ($_1H^1$, $_1H^2$, $_1H^3$) ஐசோடோப் பண்புகளால் பின்னர் ஹைட்ரஜன் அணுவிற்குப் பதில் ஆக்சிஜன் அணுவானதுதிட்டஅளவாகஎடுத்துக் கொள்ளப்பட்டது. தற்போது,அணுநிறை 12 கொண்டகார்பனின் நிலைத்தஐசோடோப்பானC – 12ஐசோடோப்பானதுஒப்பீட்டுஅணுநிறையைக் கணக்கிடதிட்டஅளவாகஎடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது.

ஒரேநேரத்தில் எடுத்துக் கொண்டு,அவற்றில் ஒருதனிமத்தின் அணுநிறைக்குகுறிப்பிட்டமதிப்பைஅளித்துஅதனைதிட்டஅளவாகக் கொண்டு,அதனுடன் ஒப்பிட்டமற்றதனிமங்களின் அணுநிறைகளைக் கணக்கிட்டனர். இவ்வாறுபெறப்பட்டஅணுநிறைஒப்புஅணுநிறைஎனப்படும். முதலில் ஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறையைதிட்டஅளவாகக் கொண்டுமற்றஅணுக்களின் நிறைகள் கணக்கிடப்பட்டன. ஹைட்ரஜனின் ($_1H^1$, $_1H^2$, $_1H^3$) ஐசோடோப் பண்புகளால் பின்னர் ஹைட்ரஜன் அணுவிற்குப் பதில் ஆக்சிஜன் அணுவானதுதிட்டஅளவாகஎடுத்துக் கொள்ளப்பட்டது. தற்போது,அணுநிறை12கொண்டகார்பனின் நிலைத்தஐசோடோப்பானC – 12ஐசோடோப்பானதுஒப்பீட்டுஅணுநிறையைக் கணக்கிடதிட்டஅளவாகஎடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது.

ஒருதனிமத்தின் ஒப்புஅணுநிறைஎன்பதுஅத்தனிமத்தின் ஐசோடோப்புகளின் சராசரிஅணுநிறைக்கும் C – 12அணுவின் நிறையில் 1/12பங்கின் நிறைக்கும் உள்ளவிகிதமாகும். இது‘A_r’என்றுகுறிப்பிடப்படுகிறது. இதனை‘திட்டஅணுஎடை’எனவும் அழைக்கலாம்.

ஒப்புஅணுநிறை:

$$(A_r) = \frac{\text{ஒரு தனிமத்தின் ஐசோடோப்புகளின் சராசரி அணு நிறை}}{\text{ஒரு C- 12 ன் அணு நிறையில் } {}^{1}\!/_{12} \text{ பங்கின் நிறை}}$$

அணுநிறையைக் கணக்கிடக்கூடியநவீனமுறையான‘நிறைநிறமாலைமானி’முறையில் (mass Spectrometric method) C – 12திட்டஅளவாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. பெரும்பாலானதனிமங்களில் ஒப்புஅணுநிறையானது முழு எண்களைஒட்டியேஉள்ளதால் கணக்கீட்டிற்குளளிதாக முழு எண்களாகமாற்றியேபயன்படுத்துகிறோம். சிலதனிமங்களின் ஒப்புஅணுநிறைகள் பட்டியலிடப்பட்டுள்ளது.

தனிமங்களின் ஒப்புஅணுநிறை (C – 12அளவீடு)

தனிமம்	குறியீடு	A_r
ஹைட்ரஜன்	H	1
கார்பன்	C	12
நைட்ரஜன்	N	14
ஆக்சிஜன்	O	16
சோடியம்	Na	23
மெக்னீசியம்	Mg	24
சல்பர்	S	32

ஒப்புஅணுநிறைஎன்பதுஒருவிகிதம்,எனவேஅதற்குஅலகு இல்லை. ஒருதனிமத்தின் அணுநிறையைகிராமில் குறிப்பிடுவதாகக் கொண்டால் அதற்கு‘கிராம் அணுநிறை’’என்றுபெயர்.

ஹைட்ரஜனின் கிராம் அணுநிறை= 1கி

கார்பனின் கிராம் அணுநிறை= 12கி

நைட்ரஜனின் கிராம் அணுநிறை= 14கி

ஆக்சிஜனின் கிராம் அணுநிறை= 16கி

ஒப்புஅணுநிறைஎன்பதுஒருவிகிதம்,எனவேஅதற்குஅலகு இல்லை. ஒருதனிமத்தின் அணுநிறையைகிராமில் குறிப்பிடுவதாகக் கொண்டால் அதற்கு‘கிராம் அணுநிறை’’என்றுபெயர்.

ஹைட்ரஜனின் கிராம் அணுநிறை

கார்பனின் கிராம் அணுநிறை

சராசரிஅணுநிறை(AAM):

ஒருதனிமத்தின் அணுநிறையைஎவ்வாறுகணக்கிடுவாய்? இவற்றைக் கணக்கிடுவதுஎன்பதுமிகவும் சிரமம். ஏனெனில் தனிமங்கள் இயற்கையில் பலஐசோடோப்புகளின் கலவையாகஉள்ளன. ஒவ்வொருஐசோடோப்பும் தனித்தனிஅணுநிறையைக் கொண்டுள்ளது. தனிமத்தின் அணுநிறையைக் கணக்கிடும்போது இந்தஐசோடோப்புகளைக் கணக்கில் எடுத்துக் கொள்வதுஅவசியம்.

ஒருதனிமத்தின் சராசரிஅணுநிறைஎன்பது இயற்கையில் கிடைக்கக்கூடியகணக்கிடப்பட்டஐசோடோப்புகளின் சராசரிநிறையைக் குறிப்பதாகும்.

ஆனால் இயற்கையில் அனைத்துஐசோடோப்புகளும் ஒரேஅளவில் கிடைப்பதில்லை. அணுநிறையைக் கணக்கிடும் போதுஅனைத்துஐசோடோப்புகளின் நிறைகள் மற்றும் சதவீதஅளவுகள் போன்றவைகணக்கில் எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. எனில்,சராசரிஅணுநிறைஎன்றால் என்ன? உதாரணமாக 9 யஅர அணுநிறைஉள்ளஐசோடோப்பு 50 விழுக்காடும் 10 யஅர அணுநிறைஉள்ளஐசோடோப்பு 50 விழுக்காடும் எடுத்துக் கொள்ளப்பட்டால் அதனுடையசராசரிஅணுநிறைகீழ்கண்டவாறுகணக்கிடப்படுகிறது.

சராசரிஅணுநிறை:

= (1 வதுஐசோடோப்பின் நிறை× 1 வதுஐசோடோப்பின் சதவீதஅளவு+ (2வது ஐசோடோப்பின் நிறை× 2வது ஐசோடோப்பின் சதவீதஅளவு)

எனவேகொடுக்கப்பட்டதனிமத்தின் சராசரி

அணுநிறை= $=(9\times\frac{50}{100})+(10\times\frac{50}{100})$

$= 4.5 + 5 = 9.5$ amu

(குறிப்பு: கணக்கிடும் போதுவிழுக்காட்டினை,தசமமாகமாற்றிகணக்கிடவேண்டும். உதாரணமாக 50 விழுக்காடுஎன்பதை50/100 (அ) 0.50என்றவாறுகணக்கில் எடுத்துக் கொள்ளவேண்டும்)

தனிமவரிசைஅட்டவணையில் குறிப்பிடப்பட்டுள்ளதனிமங்களின் அணுநிறைஎன்பதுசராசரிஅணுநிறையாகும். சிலநேரங்களில் அணுஎடைஎன்பதுசராசரிஅணுநிறையைக் குறிப்பதாகும். தனிமவரிசைஅட்டவணையின் பெரும்பாலானதனிமங்களின் அணுநிறைஎன்பதுமுழு எண்களாக இருப்பதில்லைஎனஅறியப்படுகிறது. உதாரணமாகதனிமவரிசைஅட்டவணையில் கார்பனின் அணுநிறை12.00 amuஎன்பதற்குபதிலாக12.01 amuஎன்றுகொடுக்கப்பட்டுள்ளது. இதற்குகாரணம் கார்பனின் அணுநிறையைக் கணக்கிடும்போதுC – 12மற்றும் C – 13 ன் ஐசோடோப்புகள் கணக்கில் எடுத்துக் கொள்ளப்படுகின்றன. கார்பன் - 12மற்றும் கார்பன் - 13ஆகியவற்றின் இயற்கைபரவல்கள் முறையே98.90%மற்றும் 1.10%ஆகும். கார்பனின் சராசரிஅணுநிறைகீழ்க்கண்டவாறுகணக்கிடப்படுகிறது.

கார்பனின் சராசரிஅணுநிறை

$=(12\times\frac{98.9}{100})+(13\times\frac{1.1}{100})$

$= (12 \times 0.989) + (13 \times 0.011)$

$= 11.868 + 0.143 = 12.011$ amu

இதிலிருந்துகார்பனின் அணுநிறை12 amuஎன்பதுகார்பன் ஐசோடோப்புகளின் சராசரிஅணுநிறையேதவிர,தனித்தகார்பனின் அணுநிறைஅல்ல.

சிலதனிமங்களின் அணுநிறைகள்:

அணுஎண்	பெயர்	குறியீடு	அணுநிறை
1	ஹைட்ரஜன்	H	1.008
2	ஹீலியம்	He	4.003
3	லித்தியம்	Li	6.941
4	பெரிலியம்	Be	9.012
5	போரான்	B	10.811

சராசரிஅணுநிறையைக் கணக்கிடுதல்:

எ.காகணக்கு 1 : பூமியின் மேற்பரப்புமற்றும் மனிதஉடலில் அதிகமாகக் காணப்படக்கூடியதனிமம் ஆக்சிஜன். மூன்றுவகையானநிலைத்தஐசோடோப்புகளின் கலவையாகஉள்ளது.

ஆக்சிஜனின் ஐசோடோப்புகள்

ஐசோடோப்	நிறை	% பரவல்
$_8O^{16}$	15.9949	99.757
$_8O^{17}$	16.9991	0.038
$_8O^{18}$	17.9992	0.205

ஆக்சிஜனின் அணுநிறை

$$= (15.9949 \times 0.99757) + (16.9991 \times 0.00038)$$
$$+ (17.9992 \times 0.00205)$$
$$= 15.999 \text{ amu.}$$

எ.கா. கணக்கு 2 : இயற்கையில் தனிமம் போரான் என்பதுபோரான் - 10 (5 +புரோட்டான்கள் 5நியூட்ரான்கள்) மற்றும் போரான் - 11 (5புரோட்டான்கள் 6நியூட்ரான்கள்) ஆகியவற்றின் கலவையாகஉள்ளது. B – 10 ன் சதவீதபரவல் 20ஆகவும் B – 11 ன் சதவீதபரவல் 80 ஆகவும் உள்ளது. எனில் போரானின் சராசரிநிறைகீழ்கண்டவாறுகணக்கிடப்படுகிறது.

போரானின் அணுநிறை

$$= (10 \times \frac{20}{100}) + (11 \times \frac{80}{100})$$
$$= (10 \times 0.20) + (11 \times 0.80)$$
$$= 2 + 8.8$$
$$= 10.8 \text{ amu}$$

மூலக்கூறு மற்றும் மூலக்கூறு நிறை:

மந்தவாயுக்களைத் தவிரபெரும்பாலானதனிமங்களின் அணுக்களானதுஅதேதனிமத்தின் அணுக்களுடனோஅல்லதுபிறதனிமங்களின் அணுக்களுடனோ இணைந்தேகாணப்படும். இதற்கு மூலக்கூறு என்றுபெயர். இரண்டுஅல்லதுஅதற்குமேற்பட்டஅணுக்கள் அவைகளுக்கிடையேயானஒருவலுவானவேதிக்கவர்ச்சிவிசையால் (வேதிப்பிணைப்பால்) ஒன்றிணைந்துஉருவாகக் கூடியது,ஒரு மூலக்கூறு ஆகும்.

மூலக்கூறுகளின் வகைப்பாடுகள்:

இரண்டுஅல்லதுஅதற்குமேற்பட்டஒரேதனிமத்தின் அணுக்களோஅல்லதுவெவ்வேறுதனிமங்களின் அணுக்களோமாறாவிகிதவிதிப்படி,ஒருகுறிப்பிட்டவிகிதத்தில் ஒன்றிணைந்துஉருவாவதே மூலக்கூறு எனப்படும். ஆகவே மூலக்கூறு என்பதுதனிமமாகவோஅல்லதுசேர்மமாகவோ இருக்கலாம். ஒரு மூலக்கூறானதுஒரேதனிமத்தின் அணுக்களால் உருவாக்கப்பட்டால் அதுஒத்தஅணு மூலக்கூறு எனஅழைக்கப்படும். ஒரு மூலக்கூறானதுவெவ்வேறுதனிமங்களின் அணுக்களால் உருவாக்கப்பட்டால் அதுவேற்றணு மூலக்கூறு எனஅழைக்கப்படும். மூலக்கூறில் உள்ளஅணுக்களின் எண்ணிக்கையேஅம்மூலக்கூறின் ‘அணுக்கட்டுஎண்’’ஆகும்.

மூலக்கூறுகளின் வகைப்பாடுகள்

அணுக்கட்டுஎண்	அணுக்களின் எண்ணிக்கை	பெயர்
1	1	ஓரணு
2	2	ஈரணு
3	3	மூவணு
>3	>3	பலஅணு

உதாரணமாகஆக்சிஜனை எடுத்துக் கொள்வோம். ஆக்சிஜன் வாயுஆச்சிஜன் (O_2),ஓசோன் (O_3)ஆகிய இரண்டுபுறவேற்றுமைவடிவங்களைக் கொண்டது. ஒருஆக்சிஜன் (O_2)மூலக்கூறில் இரண்டுஆக்சிஜன் அணுக்கள் உள்ளன. ஆகவேஆக்சிஜனின் அணுக்கட்டுஎண் : 2,இதில் இரண்டுஅணுக்களும் ஒரேமாதிரியாக இருப்பதால் இது ‘ஒத்தஈரணு மூலக்கூறு’எனப்படும். ஒத்தஈரணு மூலக்கூறுகளாகக் காணப்படும் பிறதனிமங்களாவன: ஹைட்ரஜன் (H_2),நைட்ரஜன் (N_2)மற்றும் ஹாலஜன்: (∴ப்ளூரின் (F_2),குளோரின் (Cl_2),புரோமின் (Br_2)அயோடின் (I_2).

ஒருஓசோன் (O_3) மூலக்கூறில் மூன்றுஆக்சிஜன் அணுக்கள் உள்ளன. எனவேஅது‘ஒத்த மூவணு மூலக்கூறு’எனஅழைக்கப்படுகிறது. ஒருமூலக்கூறு மூன்றுக்குமேற்பட்டஅணுக்களைக் கொண்டிருந்தால் அது‘பலஅணு மூலக்கூறு’எனப்படும்.

உதாரணமாகஹைட்ரஜன் குளோரைடைஎடுத்துக் கொண்டால் அதுஹைட்ரஜன் மற்றும் குளோரின் ஆகிய இரண்டுவெவ்வேறுதனிமங்களின் அணுக்களால் ஆனவை. எனவே இதன் அணுக்கட்டுஎண் 2. இதுவேற்றுஈரணு மூலக்கூறு ஆகும். அதுபோலவேநீர் மூலக்கூறு இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களையும் ஒருஆக்சிஜன் அணுவையும் கொண்டது. எனவேஇதன் அணுக்கட்டுஎண் 3. இதுவேற்று மூவணு மூலக்கூறு ஆகும்.

ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை(RMM):

மூலக்கூறுகள் அனைத்தும் அணுக்களால் ஆனவை. ஆதலால் அதற்குநிறைஉண்டு. ஒருதனிமம் அல்லதுசேர்மத்தின் மூலக்கூறு நிறையானதுC – 12அளவீட்டினைப் பொருத்துஅளக்கப்படுவதால் அதுஒப்பு மூலக்கூறு நிறைஎனப்படும்.

ஒப்பு மூலக்கூறு நிறைஎன்பதுஒரு மூலக்கூறின் நிறைக்கும்,C – 12அணுவின் நிறையில் 1/12பங்கின் நிறைக்கும் உள்ளவிகிதமாகும்.

ஒரு மூலக்கூறின் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறையானதுஅம்மூலக்கூறில் உள்ளஅனைத்துஅணுக்களின் ஒப்புஅணுநிறைகளின் கூடுதலுக்குச் சமம்.

ஒப்பு மூலக்கூறு நிறைஎன்பதுஒருவிகிதம். எனவேஅதற்குஅலகு இல்லை. ஒருசேர்மத்தின் மூலக்கூறுநிறையைகிராமில் குறிப்பிடுவதாகக் கொண்டால் அதற்குகிராம் மூலக்கூறுநிறைஎன்றுபெயர்.
நீரின் கிராம் மூலக்கூறு நிறை= 18கி
CO_2 ன் கிராம் மூலக்கூறுநிறை= 44கி
NH_3 ன் கிராம் மூலக்கூறு நிறை= 17கி
HCl ன் கிராம் மூலக்கூறுநிறை= 36.5கி

ஒப்பு மூலக்கூறு நிறைகளின் கணக்கீடுகள்

எ.கா. கணக்கு 1: சல்ப்யூரிக் அமிலத்தின் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறையானதுகீழ்கண்டவாறுகணக்கிடப்படுகிறது. சல்ப்யூரிக் அமிலமானது இரண்டுஹைட்ரஜன் அணுக்களாலும் ஒருசல்பர் அணுவாலும் நான்குஆக்சிஜன் அணுக்களாலும் ஆனது.

ஆகவே,சல்ப்யூரிக் அமிலத்தின் ஒப்பு மூலக்கூறுநிறை
= (2 × ஹைட்ரஜனின் நிறை) + (1 × சல்பரின் நிறை)
(4× ஆக்சிஜனின் நிறை)
= (2 × 1) + (1 × 32) + (4 × 16)
= 98

அதாவதுஒருசல்ப்யூரிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறுநிறையானது1/12பங்குC –12 அணுவின் நிறையைவிட98மடங்குஅதிகமானது.

எ.கா: கணக்கு 2 : நீரின் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறைகீழ்கண்டவாறுகணக்கிடப்படுகிறது. நீர் மூலக்கூறானது 2 ஹைட்ரஜன் அணுவையும் 1 ஆக்சிஜன் அணுவையும் கொண்டுள்ளது.

நீரின் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை
= (2 × ஹைட்ரஜனின் நிறை) + (1 ஆக்சிஜனின் நிறை)
= (2 × 1) + (1 × 16)
= 18

ஒருநீர் மூலக்கூறின் நிறையானது1/12பங்குC – 12அணுவின் நிறையைவிட18 மடங்குபெரியது.

மூலக்கூறுகளுக்கிடையேயானவேறுபாடு:
அணுக்கள், மூலக்கூறுகளுடையஅடிப்படைத் துகள்களாக இருந்தபோதிலும் இவையிரண்டும் பலபண்புகளில் வேறுபடுகின்றன. அணுக்களுக்கும் மூலக்கூறுகளுக்குமானபல்வேறுவேறுபாடுகள் தொகுக்கப்பட்டுள்ளன.

அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகளுக்கு இடையேயானவேறுபாடுகள்

அணுக்கள்	மூலக்கூறுகள்
ஒருதனிமத்தின் மிகச்சிறியபகுதிஅணுஆகும்	துனிமம் அல்லதுசேர்மத்தின் மிகச் சிறியபகுதி மூலக்கூறு ஆகும்.
மந்தவாயுக்களைத் தவிர ஏனைய அணுக்கள் தனித்தநிலையில் இருப்பதில்லை	மூலக்கூறுகள் தனித்தநிலையில் இருக்கும்.
மந்தவாயுக்களைத் தவிர ஏனைய அணுக்கள்	மூலக்கூறுகள் வினைத்திறன்குறைந்தவை
அணுக்களில் வேதிப் பிணைப்புகள் இல்லை	மூலக்கூறுகளில் வேதிப் பிணைப்புகள் உள்ளன.

மோல் கருத்து:
இதுவரைநாம் பருப்பொருள்களில் உள்ளதனித்தஅணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகளைப் பற்றிப் படித்தோம். அணுநிறைஅலகானதுதனிமங்களின் அணுநிறைகளுக்கு இடையேயானஒருஒப்பீட்டுமதிப்பினைவழங்குகிறது. ஆனால் அணுக்கள் மிகச்சிறியநிறையைகொண்டிருப்பதால்,அணுநிறைஅலகைக் கொண்டுபெருமஎண்ணிக்கையிலானஅணுக்களின் நிறையைக் கணக்கிடுவதுஎன்பதுசரியானமுறையல்ல. நாம் பெருமமாதிரிகளின் எண்ணிக்கையைஅளவிடபல்வேறுஅளவிடும் முறைகளைஏற்கனவேவழக்கத்தில் கொண்டுள்ளோம். உதாரணமாகஜோடி (2 உருப்படிகள்) மற்றும் டஜன் (12 உருப்படிகள்) போன்றவைஅனைவருக்கும் நன்குதெரிந்தஅலகுகள் ஆகும். அதுபோலஅதிகஎண்ணிக்கைகொண்டஅணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகளைக் குறிப்பிடுவதற்குஒருசிறிப்புஅலகுதேவைப்பட்டது. எனவேவேதியியலாளர்கள் அணுக்களையும் மூலக்கூறுகளையும் அளவிடுவதற்கு‘மோல்’என்றஅலகைப் பயன்படுத்துகின்றனர். இங்குமோல் என்றசொல் துகள்களின் எண்ணிக்கையைமட்டுமேகுறிப்பிடுகிறது.

SIஅளவீட்டுமுறையில் ஒருமோல் என்பதுகார்பன் - 12 (C – 12)ஐசோடோப்பின் 12கி (அல்லது0.012கி.கி) நிறையில் உள்ளஅணுக்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமானஅடிப்படைதுகள்களை (அணுக்கள், மூலக்கூறு மற்றும் பிற) கொண்டபொருளின் அளவுஆகும். 12 கிநிறைகொண்ட ஊ – 12 ஐசோடோப்பில் உள்ளஅணுக்களின் எண்ணிக்கைசோதனைமுறையில் நிர்ணயம் செய்யப்பட்டுள்ளது. இது இத்தாலியஅறிவியல் அறிஞர் அவகாட்ரோஎன்பவரால் முன்மொழியப்பட்டதால் அவரதுபெயரிலேயே “அவகாட்ரோஎண்“ எனஅழைக்கப்படுகிறது. இதன் மதிப்பு6.023×10^{23}ஆகும். ஆகவேஒருமோல் என்பது6.023×10^{23}துகள்களால் (மூலக்கூறுகளால்) ஆனது,உதாரணமாக5 மோல் ஆக்சிஜன் மூலக்கூறுகளில் $5 \times 6.023 \times 10^{23}$மூலக்கூறுகள் உள்ளன.

மோல் தத்துவம்:

மோல் என்பதனைஎண்ணிக்கைஅலகாகப் பயன்படுத்தி மூலக்கூறுகளின் நிறைமற்றும் பருமனைகணக்கிடும் முறையேமோல் தத்துவம் ஆகும்.

மோல்களின் எண்ணிக்கையானதுகிடைக்கப்பெற்றகீழ்கண்டபல்வேறுவகையானதரவுகளிலிருந்துபின்வருமாறுகணக்கிடப்படுகிறது.

- அணுக்களின் மோல்களின் எண்ணிக்கை
- மூலக்கூறுகளின் மோல்களின் எண்ணிக்கை

- வாயுக்களின் மோல்களின் எண்ணிக்கை (திட்டவெப்பஅழுத்தநிலையில் (S.T.P)திட்டமோலார் பருமன் = 22.4லிட்டர்)
- அயனிகளின் மோல்களின் எண்ணிக்கை

(குறிப்பு : தி.வெ.அ–திட்டவெப்பநிலைமற்றும் அழுத்தநிலைஎன்பது273.15 Kமற்றும் 1 வளிமண்டலஅழுத்தத்தைக் குறிக்கும்)

-

ஒருஅணுவின் மோல்:

ஒருமோல் அணுஎன்பது6.023×10^{23}அணுக்களைக் குறிப்பிடுவதாகும். இதுஅந்தஅணுவின் கிராம் அணுநிறைக்குச் சமம்.

உதாரணமாகஒருமோல் ஆக்சிஜன் அணுஎன்பது6.023×10^{23}ஆக்சிஜன் அணுக்களைக் கொண்டதுஅதன் கிராம் அணுநிறை 16 கி.

ஒருமோல் மூலக்கூறு என்பது6.023×10^{23}மூலக்கூறுகளைகுறிப்பிடுவதாகும். இதுஅந்த மூலக்கூறின் கிராம் மூலக்கூறுநிறைக்குச் சமம்.

உதாரணமாகஒருமோல் மூலக்கூறு ஆக்சிஜன் என்பது6.023×10^{23}ஆக்சிஜன் மூலக்கூறுகளைக் கொண்டது. அதன் கிராம் மூலக்கூறு நிறை 32 கி.

மோலார் பருமன்:

திட்டவெப்பஅழுத்தநிலையில் (S.T.P)ஒருமோல் வாயுவானது22.4லிட்டர் அல்லது22400மிலிபருமனைஆக்கிரமிக்கும். இதுமோலார் பருமன் எனவும் அழைக்கப்படும்.

மோல்களின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடும் பல்வேறுமுறைகள்:

$$\text{மோல்களின் எண்ணிக்கை} = \frac{\text{நிறை}}{\text{அணு நிறை}}$$

$$= \frac{\text{நிறை}}{\text{மூலக் கூறுநிறை}}$$

$$= \frac{\text{அணுக்களின் எண்ணிக்கை}}{6.023 \times 10^{23}}$$

$$= \frac{\text{மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை}}{6.023 \times 10^{23}}$$

சதவீத இயைபு :

நாம் இதுவரை,கொடுக்கப்பட்டபருப்பொருள்களில் உள்ளதுகள்களின் எண்ணிக்கையைப் பற்றிப் படித்தோம். ஆனால் பெரும்பாலானநேரங்களில் சேர்மங்களில் உள்ளகுறிப்பிட்டதனிமங்களின் சதவீத இயைபுதேவைப்படுகிறது.

சேர்மங்களின் சதவீத இயைபுஎன்பது 100 கிசேர்மத்தில் உள்ளஒவ்வொருதனிமத்தின் நிறையைக் குறிப்பதாகும். உதாரணமாகநீரில் உள்ளஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்சிஜனின் சதவீத இயைபைகீழ்கண்டவாறுகணக்கிடலாம்.

தனிமத்தின் நிறைசதவீதம்:

$$\frac{\text{சேர்மத்தில் உள்ள ஒரு குறிப்பிட்ட தனிமத்தின் நிறை}}{\text{சேர்மத்தின் மூலக்கூறு நிறை}} \times 100$$

நீரின் மூலக்கூறு நிறை$H_2O = 2(1) + 16 = 18$ கி

ஹைட்ரஜனின் சதவீத இயைபு= $\frac{2}{18} \times 100 = 11.11\%$

ஆக்சிஜனின் சதவீத இயைபு= $\frac{16}{18} \times 100 = 88.89\%$

சதவீத இயைபானதுசேர்மங்களின் விகிதவாய்பாடுமற்றும் மூலக்கூறு வாய்பாட்டைக் கண்டறிவதில் பயன்படுகிறது.

சதவீத இயைபுகணக்கீடுகள்:

எ.கா. கணக்கு 1: மீத்தேனில் உள்ளதனிமங்களில் சதவீத இயையைகாண்க.

CH_4 ன் மூலக்கூறு நிறை= 12 + 4 = 16 கி

கார்பனின் சதவீத இயைபு = $\frac{12}{16} \times 100 = 75\%$

ஹைட்ரஜனின் சதவீத இயைபு = $\frac{4}{16} \times 100 = 25\%$

அவகாட்ரோகருதுகோள்கள்:

1811 இல் அவகாட்ரோஎன்றஅறிவியல் அறிஞர் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்கும் அவற்றின் பருமனுக்கும் இடையேயானதொடர்பினைவெவ்வேறு சூழ்நிலைகளில் கண்டறிந்துஅவரதுகருதுகோள்களைவெளியிட்டார்.

அவகாட்ரோ கூற்றின்படி,"மாறாவெப்பமற்றும் அழுத்தநிலையில் சமபருமனுள்ளவாயுக்கள் அனைத்தும் சமஅளவுஎண்ணிக்கையிலான மூலக்கூறுகளைக் கொண்டிருக்கும்"

அவகாட்ரோகருதுகோள்கள்:

1881 இல் அவகாட்ரோஎன்றஅறிவியல் அறிஞர் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்கும் அவற்றின் பருமனுக்கும் இடையேயானதொடர்பினைவெவ்வேறுசூழ்நிலைகளில் கண்டறிந்துஅவரதுகருதுகோள்களைவெளியிட்டார்.

அவகாட்ரோ கூற்றின்படி,"மாறாவெப்பமற்றும் அழுத்தநிலையில் சமபருமனுள்ளவாயுக்கள் அனைத்தும் சமஅளவுஎண்ணிக்கையிலான மூலக்கூறுகளைக் கொண்டிருக்கும்".

இதன்படிகொடுக்கப்பட்டவாயுக்களின் பருமனானதுஅவ்வாயுவின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்குநேர்விகிதத்தில் தொடர்புடையதாக இருக்கும். எனில் 'V'என்பதுபருமனையும் 'n'என்பதுவாயு மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையையும் குறிப்பதாகக் கொண்டால் அவகாட்ரோவிதிப்படி

$$V \alpha n$$

$$V = \text{மாறிலி} \times n$$

ஆகவே 1 லிஹைட்ரஜனில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை 1 லிஆக்சிஜனில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்குசமமாக இருக்கும். இதன்மூலம் வாயுக்களின் பருமனானதுஅவற்றின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்குநேர்விகிதத் தொடர்புகொண்டதுஎன்பதுதெளிவாகிறது.

விளக்கம்:

ஹைட்ரஜன் மற்றும் குளோரின் இணைந்துஹைட்ரஜன் குளோரைடுஉருவாகும் வினையைஎடுத்துக் கொள்வோம்.

$$H_{2\,(\text{வாயு})} + Cl_{2\,(\text{வாயு})} \rightarrow 2HCl_{(\text{வாயு})}$$

1 பருமன் + 1 பருமன் → 2பருமன்

அவகாட்ரோவிதிப்படிஒருபருமனுள்ளவாயுக்கள் அனைத்தும் ‘n’எண்ணிக்கையிலான மூலக்கூறுகளைபெற்றிருக்கும். எனவே

n மூலக்கூறு + n மூலக்கூறு 2 n மூலக்கூறு

n = 1எனில்

1 மூலக்கூறு + 1 மூலக்கூறு → 2 மூலக்கூறு

½மூலக்கூறு + ½ மூலக்கூறு → 1 மூலக்கூறு

1 மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் குளோரைடுஎன்பது½ மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனையும் ½ மூலக்கூறு குளோரினையும் கொண்டது. இதன்மூலம் மூலக்கூறுகளைபிரிக்கமுடியும் என்பதுதெளிவாகிறது. இதுடால்டனின் அணுக்கொள்கையைஒத்திருக்கிறது.

அவகாட்ரோவிதியின் பயன்பாடுகள்:

1. கே–லூசாக் விதியினைவிவரிக்கிறது.
2. வாயுக்களின் அணுக்கட்டுஎண்ணைக் கணக்கிடஉதவுகிறது.
3. அவகாட்ரோவிதியினைப் பயன்படுத்திவாயுக்களின் மூலக்கூறு வாய்பாட்டைகணக்கிடலாம்.
4. மூலக்கூறுநிறைக்கும்,ஆவிஅடர்த்திக்கும் உள்ளதொடர்பைவருவிக்கஉதவுகிறது.
5. அனைத்துவாயுக்களின் கிராம் மேலார் பருமனை (22.4 லிட்டர் திட்டவெப்பஅழுத்தநிலையில்) கணக்கிடுவதில் பயன்படுகிறது.

ஆவிஅடர்த்திக்கும் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறைக்கும் இடையேயானதொடர்பு:

1. ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை (ஹைட்ரஜன் அளவீடு):
   ஒருவாயுஅல்லதுஆவியின் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறைஎன்பதுஒரு மூலக்கூறு வாயுஅல்லதுஆவியின் நிறைக்கும் ஒருஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறைக்கும் இடையேஉள்ளவிகிதமாகும்.

2. **ஆவிஅடர்த்தி(V.D):**
   மாறாவெப்பமற்றும் அழுத்தநிலையில் ஒருகுறிப்பிட்டபருமனுள்ளவாயுஅல்லதுஆவியின் நிறைக்கும் அதேபருமனுள்ளஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறைக்கும் உள்ளவிகிதமேஆவிஅடர்த்திஎனப்படும்.

ஆவிஅடர்த்தி(V.D) =

$$\frac{\text{தி.வெ.அ. நிலையில் குறிப்பிட்ட பருமனுள்ள வாயு (அ) ஆவியின் நிறை}}{\text{அதே பருமனுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறை}}$$

அவகாட்ரோவிதிப்படிசமபருமனுள்ளவாயுக்கள் அனைத்தும் சமஅளவுஎண்ணிக்கையிலான மூலக்கூறுகளைக் கொண்டிருக்கும்.

ஒருபருமனுள்ளவாயுவில் ‘n’எண்ணிக்கையிலான மூலக்கூறுகள் உள்ளதாகக் கொண்டால்,

$$\text{ஆவிஅடர்த்தி (தி.வெ.அ)} = \frac{\text{“n“ மூலக்கூறு வாயு (அ) ஆவியின் நிறை}}{\text{“n“ மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனின் நிறை}}$$

‘n’ = 1 எனக் கொண்டால்,

$$\text{ஆவிஅடர்த்தி} = \frac{\text{1 மூலக்கூறு வாயு (அ) ஆவியின் நிறை}}{\text{1 மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனின் நிறை}}$$

ஹைட்ரஜன்,ஈரணு மூலக்கூறு ஆதலால்

$$\text{ஆவிஅடர்த்தி} = \frac{\text{1 மூலக்கூறு வாயு (அ) ஆவியின் நிறை}}{\text{1 ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் நிறை}}$$

நாம் ஆவிஅடர்த்தியை மூலக்கூறு நிறையுடன் கீழ்கண்டவாறுதொடர்புபடுத்தலாம்.

ஆவிஅடர்த்தி= $\frac{\text{1 மூலக்கூறு வாயு (அ) ஆவியின் நிறை}}{\text{1 ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் நிறை}}$

ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை= $\frac{\text{1 மூலக்கூறு வாயு (அ) ஆவியின் நிறை}}{\text{1 ஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறை}}$

சமன்பாடுபதிலியிட

ஆவிஅடர்த்தி= $\frac{\text{ஒப்பு மூலக்கூறு வாயு நிறை}}{2}$

குறுக்கேபெருக்க

2 ×ஆவிஅடர்த்தி=வாயு (அ) ஆவியின் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை

(அ)

ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை= 2× ஆவிஅடர்த்தி

தீர்க்கப்பட்டகணக்குகள்

1. மூலக்கூறு நிறைகணக்குகள்:

கீழ்கண்டவற்றின் மூலக்கூறு நிறையைக் காண்க.

1. H_2O 2. CO_2 3. $Ca_3(PO_4)_2$

தீர்வு

1. H_2O

H ன் அணுநிறை= 1, O-ன் அணுநிறை= 16

H_2O ன் மூலக்கூறு நிறை= (1 × 2) + (16 × 1) = 2 + 16

H_2O ன் மூலக்கூறு நிறை= 18கி

2. CO_2 ன்

C ன் அணுநிறை= 12,O-ன் அணுநிறை= 16

CO_2 ன் மூலக்கூறு நிறை=(12 × 1) + (16 × 1) = 2 + 16

= 12 + 32

CO_2ன் மூலக்கூறு நிறை= 44கி

3. $Ca_3(PO_4)_2$

Ca ன் அணுநிறை= 40, P– ன் அணுநிறை= 30,

O ன் அணுநிறை= 16

$Ca_3(PO_4)_2$ ன் மூலக்கூறு நிறை

= (40 × 3) + [30 + (16 × 4)] × 2

= 120 + (94 × 2)

= 120 + 188

$Ca_3(PO_4)_2$ன் மூலக்கூறு நிறை= 308கி

2. நிறைமற்றும் பருமனைப் பயன்படுத்திமோல்களைக் கணக்கிடுதல்

1. 46 கிசோடியத்தின் மோல்களைக் கணக்கிடு.

$$\text{மோல்களின் எண்ணிக்கை}\ \frac{\text{நிறை}}{\text{அணு நிறை}} = \frac{46}{23} = 2\text{மோல்}$$

2. S.T.P இல் 5.6 லிட்டர் ஆக்சிஜன்

$$\text{மோல்களின் எண்ணிக்கை}\ \frac{\text{பருமன்}}{\text{மோலார் பருமன்}} = \frac{5.6}{22.4} = 0.25\text{மோல்}$$

3. 12.046×10^{23}இரும்பின் மோல்களைக் கணக்கிடு.

$$\text{மோல்களின் எண்ணிக்கை} = \frac{\text{அணுக்களின் எண்ணிக்கை}}{\text{அவகாட்ரோ எண்}}$$

$$\frac{12.046 \times 10^{23}}{6.023 \times 10^{23}} = 2 \text{ மோல்}$$

மோல்களின் எண்ணிக்கையிலிருந்துநிறையைக் கணக்கிடுதல்

1. 0.3 மோல் அலுமினியம் (Al ன் அணுநிறை= 27)

$$\text{மோல்களின் எண்ணிக்கை} = \frac{\text{நிறை}}{\text{அணு நிறை}}$$

நிறை=மோல்களின் எண்ணிக்கை× அணுநிறை

நிறை= 0.3 × 27 = 8.1கி

2. S.T.P இல் 2.24 லிட்டர் SO_2

மூலக்கூறு நிறை32 + (16 × 2) = 32 + 32 = 64கி

$$\text{மோல்களின் எண்ணிக்கை} \frac{\text{பருமன்}}{\text{மோலார் பருமன்}} = \frac{2.24}{22.4} = 0.1\text{மோல்}$$

3. 1.51×10^{23} மூலக்கூறு நீர்

நீரின் மூலக்கூறு நிறை= 18கி

$$\text{மோல்களின் எண்ணிக்கை} = \frac{\text{மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை}}{\text{அவகாட்ரோ எண்}}$$

$$\frac{1.51 \times 10^{23}}{6.023 \times 10^{23}} = \frac{1}{4} = 0.25 \text{ மோல்}$$

நிறை=மோல் × மூலக்கூறு நிறை

நிறை0.25 × 18 = 4.5கி

4. 5×10^{23}மூலக்கூறு குளுக்கோஸ்

குளுக்கோஸின் மூலக்கூறு நிறை= 180கி

$$\text{நிறை} \frac{\text{மூலக்கூறு நிறை} \times \text{மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை}}{\text{அவகாட்ரோ எண்}}$$

$$\text{நிறை} = \frac{(180 \times 5 \times 10^{23})}{6.023 \times 10^{23}} = 149.43\text{கி}$$

மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைமற்றும் அணுக்களின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுதல்

1. 11.2 லிCO_2 இல் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடு.

$$\text{மோல்களின் எண்ணிக்கை} = \frac{\text{பருமன்}}{\text{மோலார் பருமன்}} = \frac{11.2}{22.4} = 0.5\text{மோல்}$$

மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை=மோல்களின் எண்ணிக்கை ×அவகாட்ரோஎண்

$= 0.5 \times 6.023 \times 10^{23} = 3.011 \times 10^{23}$மூலக்கூறுகள்

2. 1 கிதங்கத்தில் உள்ளஅணுக்களின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடு (Auன் அணுநிறை= 198கி)

அணுக்களின் எண்ணிக்கை= $\frac{\text{நிறை} \times \text{அவகாட்ரோ எண்}}{\text{அணு நிறை}}$

அணுக்களின் எண்ணிக்கை= $\frac{1\times 6.023\times 10^{23})}{198} = 3.042 \times 10^{21}$

3. 54கிH_2O இல் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையாது?

மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை= $\frac{\text{நிறை} \times \text{அவகாட்ரோ எண்}}{\text{மூலக்கூறு நிறை}}$

மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை= $\frac{54\times 6.023\times 10^{23}}{18} = 18.069 \times 10^{23}$

4. 5 மோல் CO_2ல் உள்ளகார்பன் மற்றும் ஆக்சிஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையைக் காண்க.

- 1 மோல் CO_2 இல் 2மோல் ஆக்சிஜன் அணுக்கள் உள்ளது.
- 5 மோல் CO_2 இல் 10மோல் ஆச்சிஜன் அணுக்கள் உள்ளது.

அணுக்களின் எண்ணிக்கை=மோல்களின் எண்ணிக்கை × அவகாட்ரோஎண்

= $10 \times 6.023 \times 10^{23} = 6.023 \times 10^{24}$ ஆக்சிஜன் அணு

- 1 மோல் CO_2இல் 1 மோல் கார்பன் அணுக்கள் உள்ளது.
- 5 மோல் CO_2 இல் 5 மோல் கார்பன் அணுக்கள் உள்ளது

அணுக்களின் எண்ணிக்கை= மோல்களின் எண்ணிக்கை × அவகாட்ரோஎண்

= $5 \times 6.023 \times 10^{23} = 3.011 \times 10^{24}$ கார்பன் அணு

மோலார் பருமன் கணக்குகள்

கீழ்கண்டவற்றின் பருமனைக் கணக்கிடு:

1. 2.5 மோல் CO_2

பருமன் =மோல்களின் எண்ணிக்கை×மோலார் பருமன்

பருமன் $2.5 \times 22.4 = 56$லிட்டர்

2. 12.046×10^{23} மூலக்கூறு அம்மோனியா

மோல்களின் எண்ணிக்கை = $\frac{\text{மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை}}{\text{அவகாட்ரோ எண்}}$

$$= \frac{12.046\times 10^{23}}{6.023\times 10^{23}} = 2 \text{ மோல்}$$

பருமன் மோல்களின் எண்ணிக்கை ×மோலார் பருமன்

பருமன் = $2 \times 22.4 = 44.8$ லிட்டர்

3. 14 கி நைட்ரஜன் வாயு

மோல்களின் எண்ணிக்கை = $\frac{14}{28} = 0.5$ மோல்

பருமன் மோல்களின் எண்ணிக்கை ×மோலார் பருமன்

பருமன் = $0.5 \times 22.4 = 11.2$ லிட்டர்

சதவீத இயைபு கணக்குகள்

1. H_2SO_4ல் உள்ளS ன் சதவீத இயைபினைக் காண்க.

H_2SO_4 **ன் மூலக்கூறு நிறை**

$= (1 \times 2) + (32 \times 1) + (16 \times 4)$

$= 2 + 32 + 64 = 98$ கி

சல்பரின் சதவீத இயைபு$= \dfrac{\text{சல்பரின் நிறை}}{H_2SO_4 \text{ ன் மூலக்கூறு நிறை}} \times 100$

சல்பரின் சதவீத இயைபு$= \dfrac{32}{98} \times 100 = 32.65\%$

நினைவில் கொள்க:

- ஒத்தஅணுஎண்ணையும் வேறுபட்டநிறைஎண்களையும் கொண்டஒரேதனிமத்தின் வெவ்வேறுஅணுக்கள் ஐசோடாப்புகள் எனப்படும். எ.கா. ${}_{17}Cl^{35}$, ${}_{17}Cl^{37}$.

- ஒத்தநிறைஎண்ணையும் வேறுபட்டஅணுஎண்களையும் கொண்டவெவ்வேறுதனிமத்தின் அணுக்கள் ஐசோபார்கள் எனப்படும். எ.கா. (${}_{18}Ar^{40}$, ${}_{20}Ca^{40}$)

- நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கையையும்,வேறுபட்டஅணுஎண்களையும்,வேறுபட்டநிறைஎண்களையும் கொண்டவெவ்வேறுதனிமங்களின் அணுக்கள் ஐசோடோன்கள் எனப்படும். (${}_{6}C^{13}$, ${}_{7}N^{14}$).

- ஒருதனிமத்தின் ஒப்புஅணுநிறைஎன்பதுஅத்தனிமத்தின் சராசரிஅணுநிறைக்கும் C – 12அணுவின் நிறையில் 1/12பங்கின் நிறைக்கும் உள்ளவிகிதமாகும்.

- ஒருதனிமத்தின் சராசரிஅணுநிறைஎன்பது இயற்கையில் கிடைக்கக்கூடியஅத்தனிமத்தின் ஒவ்வொருஐசோடோப்புகளின் சதவீதபரவலைஅதன் கணுநிறையால் பெருக்கிக்கிடைக்கும் மதிப்புகளின் கூட்டுத்தொகைக்குச் சமமாகும்.

- ஒப்பு மூலக்கூறு நிறைஎன்பதுஒரு மூலக்கூறின் நிறைக்கும்,C – 12அணுவின் நிறையில் 1/12பங்கின் நிறைக்கும் உள்ளவிகிதமாகும்.

- அவகாட்ரோ கூற்றின்படி,‘‘மாறாவெப்பமற்றும் அழுத்தநிலையில் சமபருமனுள்ளவாயுக்கள் அனைத்தும் சமஅளவுஎண்ணிக்கையிலான மூலக்கூறுகளைக் கொண்டிருக்கும்’’.

- மாறாவெப்பமற்றும் அழுத்தநிலையில் ஒருகுறிப்பிட்டபருமனுள்ளவாயுஅல்லதுஆவியின் நிறைக்கும் அதேபருமனுள்ளஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறைக்கும் உள்ளவிகிதமேஆவிஅடர்த்திஎனப்படும்.

- அணுகட்டுஎண் = மூலக்கூறு நிறை/அணுநிறை

- ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை= 2 x ஆவிஅடர்த்தி

10th அறிவியல்
அலகு– 8
தனிமங்களின் ஆவர்த்தன வகைப்பாடு

அறிமுகம்:

விஞ்ஞானத்தில், வேதியியல் துறையில் 18 ஆம் மற்றும் 19 ஆம் நூற்றாண்டுகளில், துரிதமாற்றங்கள் நிகழ்ந்தன. கி.பி. (பொ.ஆ) 1860 ல் விஞ்ஞானிகளால் 60 தனிமங்களும் அவற்றின் நிறைகளும் கண்டுபிடிக்கப்பட்டிருந்தன. அவற்றுள் சில,பண்புகளில் ஒத்திருந்ததால்,ஒரேதொகுதிகளில் வரிசைப்படுத்தப்பட்டன. இக்காலக்கட்டத்தில் வெவ்வேறுபுதியதனிமங்கள் வெவ்வேறுபண்புகளோடுகண்டுபிடிக்கப்பட்டன. ஒவ்வொருதனிமத்தின் பண்புகளைதனித்தனியேஅறிவதற்குபதிலாக,அவற்றைத் தொகுதிகளாவும்,தொடர்களாகவும் ஒருங்கிணைத்து, பின் பண்புகளைஒப்பிட்டுப் பார்த்தல் எளிமையாக இருக்கும் எனகருதப்பட்டது. காய்களையும்.கனிகளையும் அவற்றின் பண்புகள் பொறுத்துவகைப்படுத்துவதுபோலதனிமங்களைஆவர்த்தனப் பண்புகள் மூலம் வரிசைப்படுத்தலாம் எனகருதினர். எனவேஅறிஞர்கள் தக்கவழியில்,தனிமங்களைவரிசைப்படுத்தபலமுயற்சிகளைமேற்கொண்டனர். கடந்தஒன்பதாம் வகுப்புப் பாடத்தில் தனிமங்களைவரிசைப்படுத்தநடந்தமுந்தையமுயற்சிகளைப் பற்றிஅறிந்தீர்கள். ஒன்பதாம் வகுப்பில் தனிமங்களைவகைப்படுத்துதல் பாடத்தில் பெற்றஅறிவின் தொடர்ச்சியாக,நாம் உயர் சிந்தனைகளோடுமுன் தொடர்ந்து,தனிமங்களின் பண்புகளைப் பற்றியஅறிவைவளர்த்துக் கொள்வோம்.

நவீனஆவர்த்தனவிதி:

மெண்டலீபின் ஆவர்த்தனஅட்டவணையில் தீர்க்கமுடியாதசிலமுரண்பாடுகள் இருந்தன. உதாரணமாகஅணுநிறை(39.95 amu)கொண்டஆர்கான் தனிமம்,முன்னாலும்,அணுநிறை(39.10 amu)கொண்டபொட்டாசியம் தனிமம் பின்னாலும் வரிசைப்படுத்தப்பட்டன. அணுநிறையைமையமாகக் கொண்டுஅடுக்குவோமாயின்,பொட்டாசியத்தின் இடத்தை,ஆர்கான் பெற்றிருக்கும். லித்தியம் சோடியம் உள்ளதொகுதியில் ஆர்கானைஎந்தஒருவேதியலாளரும் வைக்கமாட்டார்கள். இவை,அணுநிறைஎன்றஅடிப்படையைவிடவேறுஒருஅடிப்படைப் பண்பிற்குவழிவகுத்தன. மெண்டலீப் மற்றும் அவரோடு இருந்தவர்களுக்குஅணுவில் உள்ளபுரோட்டான்களின் எண்ணிக்கைஅடிப்படைபண்பாக இருக்கிறதுஎன்பதுஅறியக்கூடாததாய் இருந்தது.

1912 ஆம் ஆண்டுஹென்றிமோஸ்லோஎன்றபிரிட்டன் விஞ்ஞானிஆவர்த்தனவரிசைப்படுத்தலுக்கு,அணுஎண் என்பதுசிறந்தஅடிப்படைஎன்றஉண்மையைக் கண்டறிந்தார். அணுஎண் என்பதுஒருஅணுவின் உள்ளபுரோட்டானின்எண்ணிக்கையையோ,அல்லதுஎலக்ட்ரானின் எண்ணிக்கையையோகுறிக்கும்,ஆகவேஆவர்த்தனவிதியைக் கீழ்க்கண்டவாறுமேம்படுத்திஅறியலாம்.

‘தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகள் அவற்றின் அணுஎண்களைச் சார்ந்துஅமையும்’.

நவீனஆவர்த்தனஅட்டவணை:

நவீனஆவர்த்தனவிதியின் படி,தனிமங்கள்,அணுஎண் அதிகரிப்பிற்குஏற்றாற்போல் நவீனஅட்டவணையில் வரிசைப்படுத்தப்பட்டுள்ன. வேதியியல் தனிமங்கள்,தங்கள் பண்புகளைமுறையேஉணர்த்தும் வகையில்,தொடர்களாகவும்,தொகுதிகளாகவும்,நவீனஆவர்த்தனஅட்டவணையில் வரிசைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன. 118 தனிமங்கள் கொண்டநவீனஆவர்த்தனஅட்டவணையைக் காட்டுகின்றது.

கடந்தஒன்பதாம் வகுப்பில் கற்றஆவர்த்தனஅட்டவணையின் சிறப்பம்சங்களின் தொடர்ச்சியாக,தொகுதிமற்றும் தொடர்களின் சிறப்பம்சங்களைஅறியவிழைவோம்.

தொடர்களின் சிறப்பம்சங்கள்

- தனிமங்களின் கிடைமட்டவரிசைகள் தொடர்களாகும். ஆவர்த்தனஅட்டவணையில் மொத்தம் 7 தொடர்கள் உள்ளன.

- முதலாம் தொடர் (அணுஎண் 1 மற்றும் 2) இத்தொடர் மிகச்சிறியதொடராகும். இதில் ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஹீலியம் எனும் 2 தனிமங்களேஉள்ளன.

- இரண்டாம் தொடர் (அணுஎண் 3 லிருந்து 10 வரை) இது சிறியதொடராகும். இதில் 'Li' யிலிருந்து'Ne' வரை 8 தனிமங்கள் உள்ளன.

- மூன்றாம் தொடர் இதுவும் ஒருசிறியதொடராகும். (அணுஎண் 11 லிருந்து 18 வரை) இதில் 'Na'யிலிருந்து'Ar'வரை 8 தனிமங்கள் உள்ளன.

- நான்காம் தொடர் (அணுஎண் 19 லிருந்து 36 வரை) இது ஒருநீண்டதொடராகும். இதில் 'K'யிலிருந்து,'Kr'வரை, 18 தனிமங்கள் உள்ளன. இவற்றில் 8 சாதாரணதனிமங்களும், 10 இடைநிலைத் தனிமங்களும் உள்ளன.

- ஐந்தாம் தொடர் (அணுஎண் 37 லிருந்து, 54 வரை) இதுவும் ஒருநீண்டதொடராகும். இதில் Rbயிலிருந்துXeவரை 18 தனிமங்கள் உள்ளன. இவற்றில் 8 சாதாரணதனிமங்களும், 10 இடைநிலைத் தனிமங்களும் உள்ளன.

- ஆறாம் தொடர் (அணுஎண் 55 லிருந்து 86 வரை) இது மிகநீண்டதொடராகும். இதில் 'Cs'லிருந்து,'Rn' வரை32 தனிமங்கள் உள்ளன. இவற்றுள் 8 சாதாரணதனிமங்கள், 10 இடைநிலைத் தனிமங்கள் மற்றும் 14 உள்இடைநிலைத் தனிமங்கள் (லாந்தனைடுகள்) எனஆகும்.

- ஏழாம் தொடர் (அணுஎண் 87 லிருந்து, 118 வரை) ஆறாம் தொடரைப் போல, இதுவும் 32 தனிமங்கள் கொண்டது. சமீபத்தில்,நான்குதனிமங்கள் அட்டவணையில் IUPAC ஆல் உட்படுத்தப்பட்டன.

தொகுதிகளின் சிறப்பம்சங்கள்:

- ஆவர்த்தனஅட்டவணையில் மேலிருந்துகீழாகவரிசைப்படுத்தப்பட்டதனிமங்கள்,தொகுதிகள் எனப்படும். அட்டவணையில் மொத்தம் 18 தொகுதிகள் உள்ளன.

- தனிமங்களின் பொதுவானசிறப்பியல்புகளைவைத்துவெவ்வேறுகுடும்பங்களாகத் தொகுக்கப்பட்டுள்ளன.

- தொகுதி 3-ன் அங்கமாகத் திகழும்,லாந்தனைடுமற்றும் ஆக்டிணைடுகள் உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள் எனஅழைக்கப்படும்.

- பூஜ்ஜியத் தொகுதியைத் தவிர,மற்றதொகுதிகளில் உள்ளதனிமங்களின் வெளிக்கூட்டில்,ஒத்தஎண்ணிக்கைஉள்ளஎலக்ட்ரான்களும்,ஒத்த இணைதிறனும் பெற்றிருக்கும். எடுத்துக்கட்டாக,தொகுதி 1ல் உள்ளதனிமங்கள் வெளிஆற்றல் மட்டத்தில் ஒருஎலக்ட்ரான் மட்டும் $1S^1$பெற்றிருப்பதால்,காரஉலோகத் தனிமங்களின் இணைதிறன் 1 ஆகும்.

தொகுதி எண்	குடும்பம்
1	கார உலோகங்கள்
2	கார மண் உலோகங்கள்
3 - 12	இடைநிலை உலோகங்கள்
13	போரான் குடும்பம்
14	கார்பன் குடும்பம்
15	நைட்ரஜன் குடும்பம்
16	ஆக்ஸிஜன் குடும்பம் (அ) கால்கோஜன் குடும்பம்
17	ஹேலஜன்கள்
18	மந்த வாயுக்கள்

- ஒத்ததொகுதியில் உள்ளதனிமங்கள் ஒத்தஎலக்ட்ரான் அமைப்புகளைப் பெற்று,ஒத்தவேதிப்பண்புகளோடுதிகழும்.
- இயல் பண்புகளான,உருகுநிலை,கொதிநிலைமற்றும் அடர்த்திஆகியனசீராகமாறுபடும்.
- பூஜ்ஜியத் தொகுதித் தனிமங்கள்,நிலையானஎலக்ட்ரான் அமைப்பைவெளிக்கூட்டில் பெற்றிருப்பதால்,வினையுறாதன்மையைப் பெற்றிருக்கும்.

ஆவர்த்தனபண்புகளில் ஏற்படும் நிகழ்வுகள்:

தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு,சீராகநிகழும் இயல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகளைவிளக்கஉதவுகின்றன. தனிமவரிசைஅட்டவணையில் உள்ளதனிமங்களின் பண்புகள். குறிப்பிட்டசீரான இடைவெளிக்குப் பிறகுமீண்டும் ஒரேமாதிரியிருக்கும் நிகழ்வுஆவர்த்தனபண்புஎனப்படும்.

பண்புகளான,அணுஆரம்,அயனிஆரம்,அயனியாக்கும் ஆற்றல்,எலக்ட்ரான்,கவர்தன்மை,எலக்ட்ரான் நாட்டம் ஆகியனஆவர்த்தனத் பண்பைகாட்டுகின்றன. நவீனஅட்டவணையானதுதனிமங்களின் பொதுப்பண்புகளையும்,தொகுதிமற்றும் தொடர்களில் ஏற்படும் தனிமங்களின் சீரானமாற்றங்களையும் அறிமுகமாகாததனிமங்களுக்கும் மிகத் தெளிவாகத் தருகின்றது. இப்பகுதியில் பின்வரும் ஆவர்த்தனபண்புகளைப் பற்றிஅறியலாம்.

அணுஆரம்:

ஒருஅணுவின் ஆரம் என்பதுஅதன் அணுக்கருவின் மையத்திற்கும், இணைகிறஎலக்ட்ரான் உள்ளவெளிக்கூட்டிற்கும் இடையேயான தூரம் எனவரையறுக்கப்படும். ஒருதனித்தஅணுவின் ஆரத்தை,நேரடியாகஅளவிடமுடியாது. மந்தவாயுக்கள் தவிர,வழக்கமாகஅணுஆரம் என்பதுதொடர்புடையஅணுக்களுக்ககிடையேஉள்ளபிணைப்பின் தன்மையைபொறுத்து,சகப்பிணைப்புஆரம் அல்லதுஉலோகஆரம் என்றழைக்கப்படும். அருகருகேஉள்ள இரண்டுஉலோகஅணுக்களின் உட்கருக்களுக்கு இடையேஉள்ள தூரத்தின் பாதியேஉலோகஆரம் எனப்படும்.

1. உலோகமற்றதனிமங்களில்,உள்ளஅணுஆரம் சகப்பிணைப்புஆரம் என்றழைக்கப்படும். ஒன்றைசகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ள இரண்டுஒத்தஅணுக்களின் அணுக்கருக்களுக்கு இடையே ஆன தொலைவின் பாதியளவுசகப்பிணைப்புஆரம் எனப்படும். எடுத்துக்காட்டாக,H_2 மூலக்கூறில், இரண்டு ‘ஹைட்ரஜன் அணுக்கருகளுக்கு இடையில் உள்ள தூரம் $0.74A^{\circ}$. இதன் சகப்பிணைப்புஆரமானது. $0.74/2 = 0.37A^{\circ}$ என்றுகணக்கிடலாம்.

தனிமவரிசைஅட்டவணையில் உள்ளதனிமங்களின் அணுஆரங்களைப் பார்க்கும் போது, இருவேறுநிகழ்வுகள் தெளிவாகும். தொடரில், இடதுபுறத்திலிருந்துவலதுபுறமாகசெல்கையில். தனிமங்களின் அணுஆரங்கள் குறையும். ஆனால் தொகுதியில் மேலிருந்துகீழாக இறங்கும்போதுஅணுஆரங்கள் அதிகரிக்கும். இதன் காரணத்தைகீழ்க்கண்டவாறுஅறியலாம். தொகுதியில் மேலிருந்துகீழாக இறங்கும்போது,வெளிக்கூடு எண் அதிகரிக்கும் இதனால்,வெளிக்கூட்டிற்கும் ஆற்றல் மட்டத்திற்கும் அணுக்கருவிற்கும் இடைப்பட்ட தூரம் அதிகரித்துகவர்ச்சிவிசைகுறைந்து,உருவளவுபெரிதாகக் காணப்படும்.

மாறாகதொடரில் இடம் புறத்திலிருந்துவலதுபுறமாகசெல்கையில்,ஆற்றல் மட்டம் மாறுவதில்லை. ஆனால் புரோட்டானின் எண்ணிக்கைஅதிகரித்துசெல்லும். அதிகரிக்கும் நேர்மின் சுமைக்குஏற்பஎலக்ட்ரான்கள் மீதுள்ளகவர்ச்சிவிசைஅதிகரிப்பதால் அணுவின் உருவஅளவுகுறைகிறது. அணுஆரமானதுலித்தியத்திலிருந்துபோரானுக்குசெல்லும் போதுஎவ்வாறுகுறைகிறது

அயனிஆரம்:

ஒருஅயனியின் கருமையத்திற்கும்,அவ்வயனியின் எலக்ட்ரான் திரள் முகில் மீதுஅதன் கருவால் கவர்ச்சிவிசைசெலுத்த இயலும் தூரத்திற்கும் இடையேயானதொலைவுஅயனிஆரம் எனவரையறுக்கப்படும். ஒருஅணுவானதுஎலக்ட்ரான்களை இழந்தோ,ஏற்றோஅயனியாகமாறும். எலக்ட்ரான் இழக்கும் அணு,நேர்மின் சுமை பெற்று,நேர்மின் அயனிஎன்றழைக்கப்படும் எலக்ட்ரானைஏற்கும் 'அணு,எதிர் மின்சுமைபெற்று,எதிர்மின் அயனிஎன்றழைக்கப்படும். கரைசல்களின் இயல்புகளையும். அயனித்திண்மங்களின் வடிவமைப்புகளையும்,தீர்மானிக்க,அயனிகளின் உருவளவுமுக்கியமாகும். நேர்மின் அயனியானதுஅதன் தொடர்புடையஅணுவைவிடஉருவளவில் சிறிதாகவும்,எதிர்மின் அயனியானதுஅதன் தொடர்புடையஅணுவைவிடஉருவளவில் பெரிதாகவும் காணப்படும்.

உதாரணமாகலித்தியம் மற்றும் சோடியம் தங்களதுவெளிஆற்றல் மட்டத்தில் உள்ளஓர் எலக்ட்ரானை இழந்துநேர்மின் அயனிகளாகின்றன. இவ்வயனிகள்,தம் தொடர்புடையஅணுக்களைவிடஉருவில் சிறிதாக இருக்கக் காரணம்,உட்கருவிற்கும்,மீதமுள்ள உள் ஆற்றல் மட்டஎலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையேஉள்ளஅதிககவர்ச்சிவிசையேகாரணம் ஆகும். ப்ளூரின் மற்றும் குளோரின் தங்களதுவெளிக்கூட்டில் ஒருஎலக்ட்ரானைஏற்றுஎதிர்மின் சுமையுடையஅயனிகளாகின்றன. உட்கருவானதுஎதிர்மின் சுமையுடையஅயனிகளில் உள்ளவெளிக்கூட்டுஎலக்ட்ரான்களில் காட்டும் ஈர்ப்புவிசையானதுஅதேதனிமத்தின் நடுநிலைஅணுவில் காட்டுவதைவிடகுறைவு. ஆகவேஅணுஆரத்தில் கண்டதுபோல,அயனிஆரங்களும் தொடரில் இடப்புறத்திலிருந்துவலப்புறமாககுறைந்தும்,தொகுதியில்,மேலிருந்துகீழாகஅதிகரித்தும் காணப்படும்.

அயனியாக்கும் ஆற்றல்:

அடி ஆற்றல் நிலையில் உள்ளநடுநிலைத் தன்மைஉடையதனித்தவாயுநிலைஅணுஒன்றின் இணைதிறன் கூட்டிலிருந்து இலகுவாகப் பிணைக்கப்பட்டுள்ளஒருஎலக்ட்ரானைநீக்கிநேர்மின் அயனியாகமாற்றுவதற்குதேவைப்படும் குறைந்தபட்சஆற்றல்,அயனியாக்கும் ஆற்றல் எனப்படும். இதைஅயனியாக்கும் என்தால்பிஎன்றும் அழைக்கலாம். இதன் அலகுKJ / mol. அயனியாக்கும் ஆற்றல் அதிகரிக்கும் போது,எலக்ட்ரானைநீக்குவதுகடினமாகின்றது.

தொடரில் அணுஆரம் இடம் புறத்திலிருந்துவலதுபுறமாகசெல்கையில் குறைவதால்,எலக்ட்ரானைநீக்க,அதிகஆற்றல் தேவைப்படும். ஆகவே,தொடரில், இடதுபுறத்திலிருந்துவலதுபுறம் செல்கையில்,அயனிஆக்கும் ஆற்றல் அதிகரிக்கின்றது. ஆனால் தொகுதியில் மேலிருந்துகீழாக இறங்குகையில்,அணுவின் உருவளவுஅதிகரிப்பதாலும், இணைதிறஎலக்ட்ரான்கள் இலகுவாகபிணைக்கப்பட்டிருப்பதாலும்,அயனியாக்கும் ஆற்றல் மிகச் சிறிதளவேதேவைப்படும். ஆகவே,தொகுதியில் மேலிருந்துகீழிறங்குகையில் அயனியாக்கும் ஆற்றல் குறையும் தன்மைபெற்றிருக்கும்.

குறிப்பு:

- நேர்மின் சுமை அதிகரிக்கும் போதுநேர்மின் அயனியின் உருவளவுகுறையும்.

- எதிர்மின்சுமைஅதிகரிக்கும் போதுஎதிர்மின் அயனியின் உருவளவுஅதிகரிக்கும்.

எலக்ட்ரான் நாட்டம்:

ஒருதனித்தநடுநிலைஉடையவாயுநிலைஅணுஒன்றின் இணைதிறன் கூட்டில்,ஒருஎலக்ட்ரானைசேர்த்து,அதன் எதிர் மின் சுமையுடையஅயனியைஉருவாக்கும் போதுவெளிப்படும் ஆற்றல் எலக்ட்ரான் நாட்டம் எனப்படும்.அயனியாக்கும் ஆற்றலைப் போல,எலக்ட்ரான் நாட்டமும் தொடரில் இடப்புறத்திலிருந்து,வலப்புறமாகஅதிகரித்தும்,தொகுதியில் மேலிருந்துகீழாககுறைந்தும் காணப்படும்.

இதன் அலகுKJ/mol ஆகும்.

$A_{(g)} + e^- \rightarrow A^-_{(g)}$ + ஆற்றல்

$Cl_{(g)} + e^- \rightarrow Cl^-_{(g)}$ +ஆற்றல்

எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை:

சகப்பிணைப்பில் பங்கிடப்பட்டுள்ளஎலக்ட்ரான் இணையினைதன்னைநோக்கிகவரும் பண்பு,எலக்ட்ரான் கவர்திறன் எனப்படும். உதாரணமாகHCl மூலக்கூறைஎடுத்துக் கொள்வோம். ஹைட்ரஜன் மற்றும் குளோரின் அணுக்கள் ஒருஎலக்ட்ரானைபங்கிட்டுசகப்பிணைப்பினைஉருவாக்கும். குளோரின் அணுவிற்குஎலக்ட்ரான் கவர்த்தன்மைஅதிகம். அதனால்,பங்கீட்டுஎலக்ட்ரான்களைஹைட்ரஜன் விட,குளோரின் அணுதன்மைநோக்கி இழுத்துக் கொள்ளும். பிணைப்புஉடையும் போதுபிணைஎலக்ட்ரான்,குளோரினுடன் சென்றுH^+மற்றும் Cl^-அயனிகள் உருவாகும். இதைகீழ்க்காணும் படங்களின் மூலம் அறியலாம்.

ஹைட்ரஜனுக்கும்,குளோரினுக்கும் உள்ளஒப்பீட்டுஎலக்ட்ரான் கவர்தன்மை:

எலக்ட்ரான் கவர்த்தன்மையானதுகீழ்க்காணும் சோதனைமுடிவுகளான,பிணைப்புஆற்றல்,அயனியாட்கும் ஆற்றல்,எலக்ட்ரான் நாட்டம் ஆகியவற்றைச் சார்ந்துஅமையும்.

எலக்ட்ரான் கவர்த்தன்மையைகணக்கிடுவதில்,பாலிங் அளவீடுபெரும் பங்களிக்கின்றது. இதன் மூலம், ஒர மூலக்கூறின் அணுக்களுக்கு இடையில் உள்ளபிணைப்பின் தன்மையை (அயனிப்பிணைப்புஅல்லதுசகப்பிணைப்பு) அறியலாம்.

சிலதனிமங்களின் எலக்ட்ரான் கவர்த்தன்மையைக் கீழேகாண்க.

F – 4.0, Cl – 3.0, Br – 2.8, I = 2.5, H = 2.1, Na = 1

இருஅணுக்களுக்கு இடையேஉள்ளஎலக்ட்ரான் கவர்தன்மைவித்தியாசம் 1.7என இருந்தால்,அப்பிணைப்பு50%அயனித்தன்மையும்,50%சகப்பிணைப்புத் தன்மையையும் பெற்றிருக்கும்.

அவ்வித்தியாசம் 1.7 ஐ விடகுறைவாயின் அப்பிணைப்புசகப்பிணைப்பாகும்.

வித்தியாசமானது 1.7 ஐ விடஅதிகமெனில் அப்பிணைப்புஅயனிப்பிணைப்பாகும்.

தொடரில், இடப்பக்கத்திலிருந்துவலப்பக்கமாகசெல்லும் போதுஎலக்ட்ரான் கவர்தன்மைஅதிகரிக்கும். ஏனெனில் அணுக்கருமின்சுமைஅதிகரிக்கும்போது,எலக்ட்ரான் கவர்ச்சிவிசைஅதிகமாகும். தொகுதியில் மேலிருந்துகீழாக இறங்குகையில் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மைகுறைகிறது. ஏனெனில்,ஆற்றல் மட்டத்தின் எண்ணிக்கைஅதிகமாகிறது.

ஆவர்த்தனப் பண்பு	தொடரில் மாற்றம்	தொகுதியில் மாற்றம்
அணுஆரம்	குறைகிறது	அதிகரிக்கிறது
ஆயனிஆரம்	குறைகிறது	அதிகரிக்கிறது
அயனியாக்கும் ஆற்றல்	ஆதிகரிக்கிறது	குறைகிறது
எலக்ட்ரான் நாட்டம்	அதிகரிக்கிறது	குறைகிறது
எலக்ட்ரான் கவர்த்தன்மை	ஆதிகரிக்கிறது	குறைகிறது.

உலோகவியல்:

மனிதவாழ்வுவெவ்வேறுஉலோகங்களுடன் தொடர்புடையது. அன்றாடவாழ்வியலில்,உலோகங்களைநாம் பயன்படுத்துகிறோம். மனிதஉடலில் சோடியம்,பொட்டாசியம்,கால்சியம், இரும்புமுதலானஉலோகங்கள் இன்றியமையா இடம் பெற்றுள்ளன. இவ்வுலோகங்களின் குறைபாடுகள் வளர்சிதைமாற்றங்களைப் பாதித்து,நோய்கள் உருவாகக் காரணமாகும். ஆகவே,உலோகங்கள்,நம்வாழ்வில் முக்கியபங்குவகிக்கின்றன. இப்பகுதியில்,உலோகவியல் மூலம் உலோகங்கள் எவ்வாறுபிரித்தெடுக்கப்படுகின்றனஎன்பதேவிவரிக்கலாம்.

உலோகங்களைஅவற்றின் தாதுக்களிலிருந்துபிரித்தெடுத்து, இயல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகளுக்குஏற்றாற்போல் அவற்றைஉலோகக் கலவைகளாகமாற்றி,வெவ்வேறுபயன்பாட்டுக்குஉட்படுத்தும் அறிவியலேஉலோகவியல் எனப்படும். உலோகவியலின் செயல்பாடுகள் மூன்றுபடிகளைக் கொண்டது.

- தாதுக்களைஅடர்ப்பித்தல் இம்முறையின் மூலம்,தாதுக்களில் உள்ளமாசுக்கள் நீக்கப்படுகின்றன.
- உலோகத்தைஉருவாக்கல் இம்முறையில்,தாதுவில் இருந்துஉலோகம் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.
- உலோகத்தைதூய்மையாக்கல் இம்முறையில் உலோகமானது தூய்மைசெய்யப்படுகிறது.

உலோகவியலில் உள்ளகலைச் சொற்கள்

கனிமங்கள்:ஒருகனிமம் என்பதுதனிசேர்மமாகவோஅல்லதுவெவ்வேறுசேர்மங்களைச் சேர்த்துஅடக்கிய கூட்டுக் கலவையாகவோபுவியில் காணப்படும்.

தாது: எக்கனிமத்திலிருந்து,உலோகமானதுஎளிதில்,சிக்கனமாக,பெரியஅளவில் பிரித்தெடுக்கமுடிகிறதோஅதுவேதாதுஎனப்படும்.

உதாரணமாககளிமண்ணும் $(Al_2O_3.2SiO_2.2H_2O)$ பாக்சைட்டும் $(Al_2O_3.2H_2O)$ அலுமினியத்தின் கனிமங்களாகும். ஆனால்,பாக்சைட்டிலிருந்துஅலுமினியம் இலாபகரமாகபிரித்தெடுக்கமுடிவதால்,பாக்சைட்டானதுஅலுமினியத்தின் தாதுஎன்றும்,களிமண் அதன் கனிமம் என்றும் அழைக்கப்படும்.

சுரங்கஉற்பத்தி:புவித் தோட்டிலிருந்து,தாதுக்களைப் பிரிக்கும் முறையேசுரங்கஉற்பத்திஎனப்படும்.

தாதுக்கூளம் அல்லதுகாங்கு: உலோகத் தாதுப்பொருட்களோடுகலந்துள்ளமண் மற்றும் பாறைத் தூள் மாசுக்கள் காங்குஅல்லதுதாதுக்கூளம் எனப்படும்.

இளக்கி:தாதுவுடன் உள்ளமாசுக்களை (காங்கு) உருகிடும் சேர்மமாகமாற்றி,அதைநீக்கிடதாதுவுடன் சேர்க்கும் பொருளே இளக்கிஎனப்படும். எ.கா,CaO(காரத்தன்மையது),SiO_2(அமிலத்தன்மையது)

கசடு:உலோகத்தைப் பிரித்தலில், இளக்கிதாதுக் கூளத்துடன் வினைபுரிந்துஉருவாக்கும் விளைபொருளேகசடுஎனப்படும்.

தாதுக்கூளம் + இளக்கி→கசடு

உருக்கிப்பிரித்தல்:வறுத்தஉலோகஆக்சைடை,உலோகமாகஉருகியநிலையில்,மாற்றும் ஒருஒடுக்கவினையேஉருக்கிப்பிரித்தல் ஆகும். இம்முறையில் காங்குஎனப்படும் மாசுக்கள்,சேர்க்கப்பட்ட இளக்கியால் கசடாகநீக்கப்படுகின்றன.

தாதுக்களைபிரித்தெடுக்கும் முறைகள் அல்லதுஅடர்ப்பிக்கும் முறைகள்:

தாதுக்களின் இயல்பைப்பொறுத்து,அவற்றிலிருந்துஉலோகத்தைப் பிரித்தெடுக்கும் முறையானதுநான்குவகைப்படும். உலோகங்களின் வெவ்வேறுதாதுக்கள் பட்டியலிடப்பட்டுள்ளது.

நன்கு தூளாக்கப்பட்டதாதுக்களைஅடர்ப்பிக்கும் முறைகள் கீழ்க்கண்டவாறுஅமைகின்றன.

1. **புவியீர்ப்புமுறையில் பிரித்தல்:**

 தத்துவம்:தாதுக்களுக்கும்,தாதுக் கூளங்களுக்கும், இடையில் உள்ளஅடர்த்திவேறுபாடு இம்முறையின் அடிப்படையாகும். ஆக்சைடுதாதுக்கள் இம்முறையினால் தூய்மையாக்கப்படுகின்றன. எ.கா. ஹேமடைட் Fe_2O_3(இரும்பின் தூது)

 முறை: நன்கு தூளாக்கப்பட்டதாது,அதிர்வடையம் சாய் தளத்தின்மேல் கொட்டப்படும். பிறகுநீர் அதன் மேல் பீய்ச்சிஅடிக்கப்படும். இனால்,அடர்த்திமிகுதாது தூள்கள் கீழேதங்கிவிடலேசானதாதுக்கூளங்கள் தண்ணீரால் கழுவிநீக்கப்படுகின்றன.

2. **காந்தமுறைபிரிப்பு:**

 தத்துவம்:தாதுக்களின் காந்தத்தன்மை,பிரித்தலின் அடிப்படையாகஅமைகிறது. தாதுவோஅல்லதுதாதுக்கூளமோகாந்தத் தன்மைபெற்றிருப்பின், இம்முறைசெயல்படுத்தப்படும். எ.கா. டின்ஸ்டோன் SnO_2வெள்ளீயத்தின் தாது.

 முறை:நன்கு தூளாக்கங்ப்பட்டதாதுவானது இரண்டுஉலோகஉருளைகளுக்குஊடேசெல்லும் இயங்குபெல்டின் மூலம் கொட்டப்படுகின்றது. இவ் உருளைகளில் ஒன்றுகாந்தத் தன்மையுடன் இருப்பதால்,காந்தத் துகள்கள்,காந்ததன்மையுள்ளஉருளையால் ஈர்க்கப்பட்டுகாந்ததன்மையற்றதுகள்கள் தொலைவில் செறிந்துபிரிக்கப்படும்.

3. **நுரைமிதப்புமுறை:**

 தத்துவம்:பைன் ஆயிலின் மூலம் தாதுக்களையும்,நீரின் மூலம் தாதுக்கூளங்களையும் எந்தஅளவிற்குஎளிதில் ஈரப்பதம் ஏற்றமுடியுமோ,அதுவே, இம்முறையின் தத்துவமாகும். லேசானதாதுக்களான,சல்பைடுதாதுக்கள், இம்முறையில் அடர்ப்பிக்கப்படுகின்றன. எ.கா. ஜிங்க் ப்ளன்ட் ZnS.

 முறை:நன்கு தூளாக்கப்பட்டதாதுவானது,எண்ணெயும்,நீரும் கொண்டஒருபெரியதொட்டியில் இடப்பட்டு,அவற்றின் மேல் நன்குஅழுத்தப்பட்டகாற்றுசெலுத்தப்படுகின்றது. தாதுவானதுஎண்ணெயின் மூலம் ஈரப்படுத்தப்பட்டுநுரைவடிவில்,தாதுக்கூளத்திலிருந்துபிரிக்கப்படுகின்றது. தாதுவானதுலேசாகஉள்ளதால் அதுநுரைவடிவில் வெளிப்பரப்பிற்குவந்துவிடும். மாசுக்கள் அடியில் தங்கிவிடும். எ.கா. ஜிங்க் ப்ளன்ட் (ZnS)

4. **வேதிமுறை:**மிகதூயநிலையில் உள்ளதாதுக்களைஅடர்பித்தலுக்கு இம்முறைபயன்படுத்தப்படுகிறது.

 தாதுவானது:தகுந்தவேதிப்பொருளுடன் வினைபுரியசெய்துகரையச் செய்வதன் மூலம்,கரையாதமாசுக்கள் வடிக்கட்டலின் மூலம் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன. வடிநீர் தகுந்தவேதிப்பொருளுடன் சேர்க்கப்பட்டு,வினைபுரிந்துதாதுவீழ்படிவாகமாறுகின்றது. எ.கா. பாக்சைட் $Al_2O_3 . 2H_2O$ (அலுமினியத்தின் முக்கியதாது)

தமிழ்நாட்டில் கிடைக்கும் தாதுக்கள்:

சுண்ணாம்புக்கல் : கோவை,கடலூர்,திண்டுக்கல்
ஜிப்சம் : திருச்சி,கோவைமாவட்டங்கள்.
டைட்டேனியகனிமங்கள் : கன்னியாகுமரி,நெல்லைமற்றும் தூத்துக்குடி
குரோமைட் :கோவை,சேலம் மாவட்டங்கள்

மேக்னடைட்:தர்மபுரி,ஈரோடு,சேலம்,திருவண்ணாமலை
டங்க்ஸ்டன் : மதுரை,திண்டுக்கல்

உலோகத்தின் பண்புகள்:
இயற் பண்புகள்:

1. இயல்புநிலை: எல்லாஉலோகங்களும்,அறைவெப்பநிலையில் திடநிலையில் உள்ளவை. (மெர்குரிமற்றும் காலியம் தவிர)

2. பளபளப்புத் தன்மை: உலோகங்கள் அதிகபளபளப்பானவை.

3. கடினதன்மை: அனேகஉலோகங்கள்,கடினதன்மையையும் வலிமையையும் பெற்றவை (சோடியம்,பொட்டாசியம்,தவிர, இவை கத்தியால் வெட்ட இயலும் மென்மைபெற்றவை).

4. உருகுநிலைமற்றும் கொதிநிலை: வழக்கமாக,உலோகங்கள் அதிஉருகுநிலைமற்றும் கொதிநிலையைப் பெற்றிருக்கும். அதிகவெப்பநிலையில் அவைஆவியாகும். (காலியம்,மெர்குரி,சோடியம்,பொட்டாசியம் தவிர)

5. அடர்த்தி: உலோகங்கள் அதிகஅடர்த்திபெற்றவை. (சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியம் தவிர இவை தண்ணீர் விடஅடர்த்திகுறைந்தவை)

6. கம்பியாகநீளும் தன்மை: உலோகங்கள் கம்பியாகநீளும் தன்மையனவை. அவற்றைஉடைக்காமல்,கம்பியாகநீட்டமுடியும்.

7. தகடாகும் தன்மை: உலோகங்கள் தகடாகும் தன்மைபெற்றவை. அதாவது,அவற்றைஎந்தபிளவும் படாமல்,அடித்தடித்துதகடாகமாற்றமுடியும்.

8. வெப்பம் மற்றும் மின்கடத்தும் தன்மை: உலோகங்கள் வெப்பத்தையும்,மின்சாரத்தையும் எளிதில் கடத்தும் தன்மையன. எ.கா. வெள்ளி,தாமிரம் (டங்கஸ்டன் தவிர)

9. கரையும் தன்மை: வழக்கமாகஉலோகங்கள் திரவகரைப்பான்களில் கரையவதில்லை.

தாதுக்களின் வகைகள்:

ஆக்சைடுதாது	கார்பனேட் தாது	ஹேலைடுதாது	சல்பைடுதாது
பாக்சைட்($Al_2O_3.2H_2O$)	மார்பிள் ($CaCO_3$)	கிரையோலைட் (Na_3AlF_6)	கலீனா(PbS)
குப்ரைட் (Cu_2O)	மாக்னசைட்($MgCO_3$)	∴ப்ளூர்ஸ்பார்(CaF_2)	இரும்புபைரைட் (FeS_2)
ஹேமடைட்(Fe_2O_3)	சிட்ரைட்($FeCO_3$)	பாறைஉப்பு(NaCl)	ஜிங்க் ப்ளன்ட் (ZnS)

உலோகஆக்சைடிலிருந்துஉலோகத்தைப் பிரித்தல் 3 வகைப்படும்

அதிவினைபடும் உலோகங்கள்	**சாதாரணமாகவினைபடும் உலோகங்கள்**	**குறைவாகவினைபடும் உலோகங்கள்**
Na, K, Ca, Mg, Al	Zn, Fe, pb, Cu	Ag, Hg
உலோகஆக்சைடுஉலோகமாக மின்னாற் பகுப்பின் மூலம் ஒடுக்கம் அடைகிறது	உலோகஆக்சைடுஉலோகமாககார்பன் (CoKe)உதவியுடன் வேதிஒடுக்கம் அடைகிறது.	செஞ்சூடேற்றிசிதைவுறுதலால் உலோகஆக்சைடுஉலோகமாகஒடுக்கம் அடைகிறது

வேதியியல் பண்புகள்:

இணைதிறஎலக்ட்ரான்கள்: உலோகஅணுக்கள் பொதுவாக 1, 2 அல்லது 3 எலக்ட்ரான்களைவெளிகூட்டில் பெற்றுள்ளன.

அயனிஉருவாதல் பண்பு: உலோகங்கள் எலக்ட்ரான்களை இழந்துநேர்மின் அயனிகளாகமாறும் தன்மைஉடையவை. அதனால் அவைநேர்மின் சுமை பெறும்.

அயனிமின்சுமை இழத்தல்: உலோகங்களின் சேர்மங்கள் மின்னற்பகுத்தல் வினையின் போது,உலோகஅயனிகள் எதிர்மின்வாய் வந்தடையும்.

அணுக்கட்டுஎண்: உலோக மூலக்கூறுகள்,ஆவிநிலையில்,ஒற்றைஅணுக்கட்டுஎண்ணைப் பெற்றுள்ளன.

ஆக்சைடுகளின் தன்மை:உலோகஆக்சைடுகள் பொதுவாககாரத்தன்மைஉடையன.

அலுமினியஉலோகவியல்:

புவித்தோட்டில் மிகச் செறிந்துகாணப்படும் உலோகம் அலுமினியம் ஆகும். இதன் வினைபடும் திறன் அதிகம். அதனால் சேர்ந்தநிலையில் இது காணப்படும். இதன் முக்கியத் தாதுக்கள் கீழ்க்கண்டவாறுஎழுதலாம்.

அலுமினியதாதுக்கள்	வாய்ப்பாடு
பாக்சைட்	$Al_2O_3.2SiO_2.\ 2H_2O$
கிரையோலைட்	Al_3AlF_6
கொரண்டம்	Al_2O_3

அலுமினியத்தின் முக்கியத் தாதுபாக்சைட் ஆகும். இத்தாதுவிலிருந்துஅலுமினியம் பிரித்தெடுத்தல், 2 நிலைகளில் நடைபெறுகின்றது.

பாக்சைட்டைஅலுமினாவாகமாற்றம் செய்தல் பேயர் முறை:

பாக்சைட்டைஅலுமினாவாகமாற்றுதல் இரண்டுபடிகளைஉள்ளடக்கியது.

பாக்சைட் தாதுவினை,நன்கு தூளாக்கி,சலவைசோடாவுடன் 150°C வெப்பநிலையில்,குறிப்பிட்டஅழுத்தத்தில் வினைப்படுத்தும் போது,சோடியம் மெட்டாஅலுமினேட் உருவாகிறது.

சோடியம் மெட்டாஅலுமினேட்டைநீரினால் நீர்க்கச் செய்வதால்,அலுமினியம் ஹைட்ராக்சைடுவீழ்படிவுஉருவாகிறது.

இவ்வீழ்படிவைவடிகட்டி,நன்குகழுவி பின் 100°Cவெப்பநிலையில் உலர்த்திட,அலுமினாஉருவாகிறது.

$$2Al(OH)_3 \xrightarrow{1000^\circ C} Al_2O_3 + 3H_2O$$

அலுமினாவை,மின்னாற்பகுத்தல் மூலம் ஒடுக்கம் செய்தல் ஹால் முறை:

மின்னாற்பகுப்புகலனில் உருகியஅலுமினாவை,மின்னாற் பகுப்புமுறையில் ஒடுக்கிட,அலுமினியம் கிடைக்கிறது.

அலுமினியம் எதிர்மின்வாயிலும்,ஆக்ஸிஜன் நேர்மின்வாயிலும் வெளியாகிறது. வெளியாகும் ஆக்ஸிஜன்,கிராபைட்டுடன் சேர்ந்துCO_2வாகமாறுகிறது.

எதிர்மின்வாய்: கிராபைட் பூசப்பட்ட இரும்புத் தொட்டி

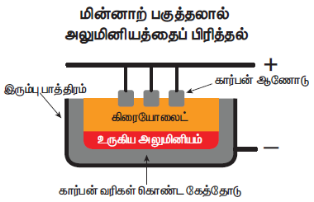
நேர்மின்வாய்: உருகியமின்பகுளியில் தொங்கவிடப்பட்டகிராபைட் துண்டுகள்

மின்பகுளி: தூய அலுமினா+உருகியகிரையோலைட் + ∴ப்ளூர்ஸ்பார் (இது மின்படுளியின் உருக்கிவெப்பநிலையைக் குறைக்கும்)

வெப்பநிலை : 900˚C – 950˚C

மின் அழுத்தம் : 5 – 6 V

ஒட்டுமொத்தவினை: $2AL_2O_3 \rightarrow 4Al + 3O_2\uparrow$



இயற்பண்புகள்:

- இதுவெள்ளியைப் போன்றவெண்மையானஉலோகம்.
- இதுலோசான,அடர்த்திகுறைந்தஉலோகம் (27)
- தகடாகஅடிக்கலாம்,கம்பியாகநீட்டலாம்.
- இதுவெப்பத்தையும்,மின்சாரத்தையும் நன்குகடத்தும்
- இதன் உருகுநிலை660˚C
- பளபளப்பானஒளிரும் தோற்றம் கொண்டதாகமாற்ற இயலும்.

வேதிப் பண்புகள்:

1. **காற்றுடன் வினை:** உலர்ந்தகாற்றுடன் அலுமினியம் வினைபுரியாது. 800˚Cவெப்பநிலையில் அலுமினியம் காற்றுடன் வினைபுரிந்துஆக்சைடுமற்றும் நைட்ரைடுகளைஉருவாக்கும்.

   $4Al + 3O_2 \rightarrow 2Al_2O_3$(அலுமினியம் ஆக்சை)

   $2Al + N_2 \rightarrow 2AIN$ (அலுமினியம் நைட்ரைடு)

2. **நீருடன் வினை:** நீருடன் அலுமினியம் வினைபுரியாது. ஆனால் நீராவியுடன் செஞ்சூடேற்றியஅலுமினியம்,வினைபுரிந்துஅலுமினியம் ஆக்சைடுயும்,ஹைட்ரஜனையும் உருவாக்குகிறது.

   $2Al + 3H_2O \rightarrow Al_2O_3 + 3H_2\uparrow$

   (நீராவி) (அலுமினியம் ஆக்சை)

3. **காரங்களுடன் வினை**: காரங்களுடன் அலுமினியம் வினைபுரிந்துஅலுமினேட்களைஉருவாக்குகிறது.

   $2Al + 2NaOH + 2H_2O\ 2NaAlO_2 + 3H_2\uparrow$

4. **அமிலங்களுடன் வினை:** நீர்த்தமற்றும் அடர் HClஅமிலங்களுடன் அலுமினியம் வினைபுரிந்துH_2வாயுவைவெளியிடுகிறது.

   $2Al + 6\ HCl \rightarrow 2AlCl + 3H_2\uparrow$

   அலுமினியம் குளோரைடு

அலுமினியம் நீர்த்தசல்ப்யூரிக் அமிலத்துடன் ஹைட்ரஜன் வாயுவையும்,அடர் சல்ப்யூரிக் அமிலத்துடன் சல்பர் - டை –ஆக்ஸைடு வாயுவையும் வெளியிடுகிறது.

APPOLO STUDY CENTRE

$2Al + 3\,H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$
(நீர்த்த)
$2Al + 6\,H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O + 2SO_2\uparrow$
(அடர்) (அலுமினியம் சல்பேட்)

5. அலுமினியம் ஒருசிறந்தஒடுக்கி:

அலுமினியம் பவுடரும், இரும்புஆக்சைடும் கொண்டகலவையை சூடாக்கும் போது இரும்புஆக்சைடு இரும்பாகஒடுக்கப்படுகின்றது. இவ்வினைஅலுமினியவெப்பஒடுக்கவினைஆகும்.

$Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$ + வெப்பஆற்றல்

பயன்கள்:

- வீட்டுப் பாத்திரங்கள் செய்யப்பயன்படுகிறது.
- மின்கம்பிசெய்யப்பயன்படுகிறது.
- விமானம் மற்றும் தொழில் இயந்திரங்களின் பாகங்களைச் செய்யப்பயன்படுகிறது.

தாமிரத்தின் உலோகவியல்:

ரோமானியர்களால், இவ்வுலோகம் குப்ரம் என்றழைக்கப்பட்டது. ஏனெனில் சைப்ரஸ் என்னும் தீவிலிருந்துஎடுக்கப்பட்டதால் அவ்வாறுஅழைக்கப்பட்டது. இதுதனித்தும்,சேர்ந்தும் காணப்படும்.

தாமிரத்தின் தாதுக்கள்	வாய்ப்பாடு
காப்பர் பைரைட்	$CuFeS_2$
குப்ரைட் அல்லதுரூபிகாப்பர்	Cu_2O
காப்பர் கிளான்ஸ்	Cu_2S

காப்பரின் முக்கியதாதுகாப்பர் பைரைட் ஆகும். 76 சதவீதம் தாமிரம் இத்தாதுவில் இருந்துபெறப்படுகின்றது. தாமிரம் பிரித்தெடுத்தல் கீழ்கண்டபடிகளில் நடைபெறுகிறது.

1. தாதுவைச் செறிவூட்டல்:
தூளாக்கப்பட்டதாதுவானது,நுரைமிதப்புமுறையில் செறிவூட்டம் செய்யப்படுகிறது.

2. வறுத்தெடுத்தல்:
அடர்ப்பிக்கப்பட்டதாதுவானது,ஆக்ஸிஜன் முன்னிலையில் வறுக்கப்படுகின்றது. அதனால் ஈரம் மற்றும் ஆவியாகும் மாசுக்களும் நீக்கப்படுகின்றன. சல்பர்,பரஸ்பரஸ்,ஆர்சனிக் மற்றும் அண்டிமணிபோன்றவைஆக்சைடுகளாகமாறிநீக்கப்படுகின்றனகாப்பர் பைரைட்டானது,காப்பர், இரும்புசல்பைடுகளாகபகுதியளவுமாறுகிறது.

$$2CuFeS_2 + O_2 \rightarrow Cu_2S + 2FeS + SO_2\uparrow$$

3. உருக்கிப்பிரித்தல்:
வறுக்கப்பட்டதாதுவானது தூளாக்கப்பட்டகார்பன் மற்றும் மணலுடனும் கலந்து சூடேற்றும் போதுமாட்டியும்,($Cu_2S + FeS$)கசடும் உருவாகும். கசடைநீக்கவேண்டும்.

4. பெஸ்ஸிமராக்குதல்:
உருகியமாட்டியை பெஸ்ஸிமர் மாற்றுஉலையிலிட்டு சூடேற்றும் போதுகொப்புளக் காப்பர் உருவாகும். மாட்டியில் உள்ள இரும்புசல்பைடுஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்து இரும்புஆக்சைடாகமாறுகிறது. இவைசிலிகாவுடன் சேர்ந்துகசடாகமாறும்

$$2F_2S + 3O_2 \rightarrow 2FeO + 2SO_2\uparrow$$
$$FeO + SiO_2 \rightarrow FeSiO_3\text{(கசடு)}$$

(இரும்புசிலிகேட்)

$$2Cu_2S + 3O_2 \rightarrow 2Cu_2O + 2SO_2 \uparrow$$

$$2Cu_2O + Cu_2S \rightarrow 6Cu + SO_2 \uparrow$$

(கொப்புளகாப்பர்)

5. **தூய்மையாக்கல்** : 98%காப்பரும்,2%மாசுக்களும் உள்ளகொப்புளக் காப்பரைமின்னாற்பகுத்தல் செய்வதன் மூலம் மிகத் தூய்மையானஉலோகம் பெறலாம்.

மின்னாற்பகுத்தல் முறையில் தூய்மை

எதிர்மின்வாய் : தூய மெல்லியகாப்பர் தகடு
நேர்மின் வாய் : மாசுகலந்தகாப்பர்

மின்பகுளி: கந்தகஅமிலம் கலந்தகாப்பர் சல்பேட் மின்பகுளியின் வழியாகமின்சாரத்தைச் செலுத்தும்போது தூய காப்பர் எதிர்மின் முனையிலும்,மாசுக்கள் நேர்மின் முனையிலும் படிகின்றன. நேர்மின் வாயின் அடியில் படியும் மாசுக்கள் ஆனோடுமண் எனப்படும்.

தாமிரத்தின் இயற்பண்புகள்:
இதுசெம்பழுப்புநிறமுள்ளஉலோகம் ஆகும். பளபளப்பும்,அதிகஅடர்த்தியும் கொண்டது. இதன் உருகுநிலை1356˚C.

தாமிரத்தின் வேதிப்பண்புகள்:

1. காற்றுடனும்,ஈரப்பதத்துடனும் வினை: தாமிரம் CO_2மற்றும் ஈரப்பதத்துடன் வினைபுரிந்து. பச்சைநிறக் காப்பர் கார்பனேட் படலத்தைஉருவாக்குகிறது.

$$2Cu + O_2 + CO_2 + H_2O\ CuCO_3 . Cu(OH)_2$$

5. **வெப்பத்துடன் வினை:**
வெவ்வேறுவெப்பநிலைகளில்,தாமிரம்,ஆக்ஸிஜனுடன்,வினைபுரிந்து இருவேறுஆக்சைடுகளைஉருவாக்கும். CuO, Cu2O.

$$2Cu + O_2 \xrightarrow{<1370K} 2CuO$$

குப்ரிக் ஆக்சைடு (கறுப்புநிறம்)

$$4Cu + O_2 \xrightarrow{>1370K} 2Cu_2O$$

குப்ரஸ் ஆக்சைடு (சிவப்புநிறம்)

6. **அமிலங்களுடன் வினை:**

   1. **நீர்த்தHClமற்றும் H_2SO_4உடன் வினை**
   காற்றில்லா சூழ்நிலையில்,நீர்த்தHClமற்றும் H_2SO_4அமிலங்களுடன் வினைபுரியாது. ஆனால் காற்றின் முன்னிலையில் அமிலத்தில் கரைகின்றது.

   2. **நீர்த்தHNO_3உடன்வினை:**
   நீர்த்தNHO_3உடன் வினைபுரிந்துநைட்ரிக் ஆக்ஸைடு வாயுவைவெளியேற்றுகின்றது.

$$3Cu + 8\ HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$$

7. **குளோரினுடன் வினை:**
தாமிரம்,குளோரினுடன் வினைபுரிந்துகாப்பர் (II) குளோரைடைதருகின்றது

$$Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$$

8. **காரத்துடன் வினை:**
தாமிரம் காரத்தினால் எந்தபாதிப்பும் அடைவதில்லை

பயன்கள்:

- மின்கம்பிகளையும்,மின் உபகரணங்களையும் உருவாக்கப் பயன்படுகிறது.
- கலோரிமீட்டர்,பாத்திரங்கள்,நாணயங்கள் போன்றவற்றைஉருவாக்கப் பயன்படுகிறது.
- மின்முலாம் பூசப் பயன்படுகிறது.
- தங்கம் மற்றும் வெள்ளியோடுகலந்து,உலோகக்கலவையாக்கிநாணயங்கள் மற்றும் அணிகலன்கள் உருவாக்கப் பயன்படுகிறது.

இரும்பின் உலோகவியல்:

கிடைக்கும் பாங்கு: அலுமினியத்திற்குஅடுத்து,மிகஅதிகமாககாணப்படும் உலோகம் இரும்புஆகும். இயற்கையில், இது ஆக்சைடு,சல்பைடுமற்றும் கார்பனேட்டுகளாககிடக்கின்றன. இரும்பின் தாதுக்களாவன.

இரும்பின் தாதுக்கள்	வாய்ப்பாடு
ஹேமடைட்	Fe_2O_3
மேக்னடைட்	Fe_3O_4
இரும்புபைரைட்	FeS_2

இரும்பின் முக்கியதாதுஹேமடைட் (Fe_2O_3) ஆகும்.

1. புவியீர்ப்புமுறையில் அடர்ப்பித்தல்: தூளாக்கப்பட்டதாதுவை,சீராகஓடும் நீரில் கழுவும் போதுலேசானமாசுக்கள் அகற்றப்பட்டு,கனமானதாதுக்கள் கீழேபடிகின்றன.

2. காற்றுள்ளமற்றும் காற்றில்லா சூழலில் வறுத்தல்: அடர்ப்பிக்கப்பட்டதாதுவானது,அளவானகாற்றில் உலையில் சூடேற்றப்படும் போது,ஈரப்பதம் வெளியேறிசல்பர்,ஆர்சனிக் மற்றும் பாஸ்பரஸ் மாசுக்கள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகின்றன.

3. ஊது உலையில் உருக்கிப்பிடித்தல்: வறுக்கப்பட்டதாது,கல்கரி,சுண்ணாம்புக்கல் இவற்றை 8 : 4 : 1 என்றவிகிதத்தில் எடுத்துக் கொண்டு,உலையின் மேலுள்ளகிண்ணக்கூம்புஅமைப்புவழியாக,செலுத்தப்படுகிறது. உலையில் மூன்றுமுக்கியபகுதிகள் உள்ளன.

   1. **கீழ்ப்பகுதி (எரிநிலைமண்டலம்)**
      இந்தப் பகுதியின் வெப்பநிலை$1500^\circ C$ஆகும். வெப்பக்காற்றுடன் தாதுக்கலவைசேரும் போது,ஆக்ஸிஜனுடன் எரிந்துCO_2வாகமாறுகிறது.
      $C + O_2 \xrightarrow[\Delta]{1500^\circ C} CO_2$ + வெப்பஆற்றல்
      இவ்வினையிலிருந்துவெப்பஆற்றல் வெளியாவதால் வெப்பஉமிழ்வினைஎனப்படும்.

இப்பகுதி$1000^\circ C$வெப்பநிலையில் உள்ளது. இங்குCO_2ஆனதுCOஆகஒடுக்கமடைகிறது.

$$CO_2 + C \xrightarrow[\Delta]{1000^\circ C} 2CO \text{ - வெப்பஆற்றல்}$$

சுண்ணாம்புக்கல் சிதைந்து,கால்சியம் ஆக்சைடையும்,CO_2வையும் தரும்.

$$CaCO_3 \xrightarrow[\Delta]{1000^\circ C} CO_2 \text{ - வெப்பஆற்றல்}$$

மேற்கண்ட இருவினைகளில்,வெப்பம் உட்கவரப்படுவதால் வெப்பகொள்வினைகள் ஆகும். கால்சியம் ஆக்சைடுமணலுடன் சேர்ந்துகால்சியம் சிலிகேட் எனும் கசடாகிறது.

$$CaO + SiO_2 \rightarrow CaSiO_3$$

மேற்பகுதி (ஒடுக்கும் மண்டலம்)

இப்பகுதியில் 400°C வெப்பநிலையில் ∴பெரிக் ஆக்சைடு,கார்பன் மோனஒடுக்கம் அடைகிறது.

$$Fe_2O_3 + 3CO \xrightarrow{400^\circ C} 2Fe + 3CO_2 \uparrow$$

கசடைநீக்கியபிறகு,உருகிய இரும்பானது,உலையின் அடியில் சேகரிக்கப்படுகிறது. இவ்விரும்புமீண்டும் உருக்கப்பட்டுவிதவிதஅச்சுக்களில் வார்க்கப்படுவதால்,இது வார்ப்பிரும்புஎனப்படும்.

இயற்பண்புகள்:

இப்பகுதியில் 400°C வெப்பநிலையில் ∴பெரிக் ஆக்சைடு,கார்பன் மோனக்சைடு மூலம் இரும்பாகஒடுக்கம் அடைகிறது.

$$Fe_2O_3 + 3CO \ 2Fe + 3CO_2 \uparrow$$

கசடைநீக்கியபிறகு,உருகியஇரும்பானது,உலையின் அடியில் சேகரிக்கப்படுகிறது. இவ்விரும்புமீண்டும் உருக்கப்பட்டுவிதவிதஅச்சுக்களில் வார்க்கப்படுவதால், இது வார்ப்பிரும்புஎனப்படும்.

- இதுஒருபளபளப்பானஉலோகம்,சாம்பல் வெள்ளைநிறமுடையது.
- இழுவிசை,தகடாக்கும் தன்மைமற்றும் கம்பியாக்கும் தன்மையைப் பெற்றிருக்கும்.
- காந்தமாகமாற்ற இயலும்.

வேதிப்பண்புகள்:

1. காற்றுடன் வினை: இரும்பு,காற்றுடன் சூடேற்றும் போதுவினைபுரிந்து இரும்புஆக்சைடுஉருவாகிறது.

   $$3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4 \text{கறுப்புநிறம்}$$

2. ஈரக்காற்றுடன் வினை: இரும்பானதுஈரக்காற்றுடன் வினைபுரிந்துபழுப்புநிற,நீரேறியபெர்ரிக் ஆக்சைடைஉருவாக்குகின்றது. இச்சேர்மமே துரு எனப்படும். இந்நிகழ்ச்சிதுருபிடித்தல் எனப்படும்.

   $$4Fe + 3O_2 + xH_2O \rightarrow 2Fe_2O_3.xH_2O \text{ (துரு)}$$

3. நீராவியுடன் வினை: செஞ்சூடேற்றிய இரும்பின் மீது,நீராவியைபாய்ச்சும் போதுமேக்னட்டிக் ஆக்சைடுஉருவாகிறது.

   $$3Fe + 4H_2O \text{ (நீராவி) } Fe_3O_4 + 4H_2$$

4. குளோரினுடன் வினை: இரும்புகுளோரினுடன் சேர்ந்து ∴பெரிக்குளோரைடுஉருவாகிறது.

   $$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3 \text{(பெரிக்குளோரைடு)}$$

5. அமிலங்களுடன் வினை: நீர்த்தமற்றும் அமிலங்களுடன் இரும்புவினைபுரிந்து,வாயுவைவெளியேற்றுகின்றது.

   $$Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$$

   $$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2\uparrow$$

நீர்த்தநைட்ரிக் அமிலத்துடன், இரும்புகுளிர்ந்தநிலையில் வினைபுரிந்துபெரஸ் நைட்ரேட்டைஉருவாக்குகின்றது.

$$4Fe + 10\ NHO_3 \rightarrow 4Fe(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O$$

அடர் காந்தகஅமிலத்துடன், இரும்புவினைபுரிந்து ∴பெரிக் சல்பேட்டைஉருவாக்குகின்றது.

$$2Fe + 6H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H2O$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தில், இரும்பைஅமிழ்த்தும் போது இரும்புஆக்சைடுபடலம் உருவாவதால், இரும்புதன்திறனை இழக்கின்றது.

இரும்பின் வகைகள் மற்றும் பயன்கள்:

வார்ப்பிரும்பு(2% - 4.5% கார்பன் உடைய இரும்பு) ஸ்டவ்கள்,கழிவுநீர்க் குழாய்கள்,ரேடியேட்டர்கள்,கழிவுநீர் சாக்கடைமூடிகள் இரும்புவேலிகள் ஆகியவற்றைஉருவாக்கப் பயன்படுகிறது.

எஃகு (0.25% - 2%கார்பன் உடைய இரும்பு) கட்டிடக் கட்டுமானங்கள்,எந்திரங்கள் மின்கடத்துகம்பிகள்,T.V. கோபுரங்கள் மற்றும் உலோகக் கலவைகள் ஆகியவற்றைஉருவாக்கப் பயன்படுகிறது.

தேனிரும்பு(<0.25%கார்பன் உடைய இரும்பு) கம்பிச்சுருள்,மின்காந்தங்கள் மற்றும் நங்கூரம் இவற்றைசெய்யப்பயன்படுகிறது.

உலோகக் கலவைகள்:

இரண்டுஅல்லதுஅதற்குமேற்பட்டஉலோகங்கள் அல்லதுஉலோகங்களும்,அலோகங்களும் சேர்ந்தஒருபடித்தானகலவையேஉலோகக்கலவைஆகும்.

உலோகக் கலவையின் பண்புகள்,அதன் உள் அடங்கிய தூய தங்கம் மிகமென்மையானஉலோகம். அதோடுசிறிதளவுகாப்பரைச் சேர்க்கும் போது,வலிமையும்,பயன்பாடும் அதிகரிக்கின்றது.

இரசக்கலவை:

இரசக்கலவைஎன்பதுபாதரசத்துடன்,உலோகம் சேர்ந்தகலவையாகும். எலக்ட்ரான்களுக்கும்,நேர்மின்சுமைகொண்டஉலோகஅயனிகளுக்கும் இடைப்பட்டநிலைமின் கவர்ச்சிவிசையால்,விளையும் உலோகப் பிணைப்பின் மூலம் இக்கலவைகள் உருவாகின்றன. எ.கா. சில்வர் டின் ரசக்கலவை, இது பற்குழிகள் அடைக்கப்பயன்படுகிறது.

உலோகக்கலவைஉருவாக்குவதற்க்கானகாரணங்கள்

- நிறம் மற்றும் வடிவங்களைமாற்றியமைக்க
- வேதிப்பண்புகளைமாற்றியமைக்க
- உருகுநிலையைக் குறைக்க
- கடினதன்மைமற்றும் இழுவிசையைஅதிகரிக்க
- மின்தடையைஅதிகரிக்க

உலோகக் கலவைகளைஉருவாக்கும் முறைகள்:

உலோகங்களைஉருக்கிச் சேர்த்தல்

எ.கா ஜிங்க் மற்றும் காப்பரைஉருக்கிச் சேர்த்தல் மூலம் பித்தளைஉருவாகிறது.

நன்குபகுக்கப்பட்டஉலோகங்களைஅழுத்திசேர்த்தல்:

எ.கா. மரஉலோகம் இதுகாரீயம், வெள்ளீயம், பிஸ்மத், மற்றும் காட்மியம் தூள் போன்றவற்றை உருக்கிச் சேர்த்த கலவையாகும்.

திடக்கரைசல்களான உலோகச்கலவை: உலோகக் கலவையை திடக்கரைசல் என்று கூறலாம். இதில், செறிவு நிறைந்துள்ள உலோகம் கரைப்பான் ஆகும். மற்ற உலோகங்கள் கரைபொருள் எனப்படும்.

எ.கா பித்தளை என்ற உலோகக் கரைசலில் ஜிங்க் என்பது கரைபொருள்: காப்பர் என்பது கரைப்பான் ஆகும்.

உலோகக் கலவைகளின் வகைகள்:

இரும்பின் பங்கைப் பொறுத்து உலோகக் கலவையை இரண்டாகப் பிரிக்கலாம்.

∴பெரஸ் உலோகக்கலவை: இதில் இரும்பு முக்கியப் பங்களிக்கிறது. எ.கா: துருப்பிடிக்காத இரும்பு, நிக்கல் இரும்பு கலவை.

∴பெரஸ் இல்லா உலோகக் கலவை: இதில் இரும்பின் முக்கிய பங்களிப்பு இல்லை. எ.கா. அலுமினியக் கலவை, காப்பர் கலவை.

காப்பர் கலவை (இரும்பு அற்றது)

கலவைகள்	பயன்கள்
பித்தளை(Cu, Zn)	மின் இணைப்புகள்,பதக்கங்கள்,அலங்காரப் பொருட்கள்,கடினஉபகரணங்கள்
வேண்கலம்(Cu, Sn)	சிலைகள்,நாணயங்கள்,அழைப்புமணிகள்

அலுமினியக் கலவை(இரும்புஅற்றது)

கலவைகள்	பயன்கள்
டியுராலுமின் (Al, Mg, Mn, Cu)	விமானத்தின் பகுதிகள்,ப்ரஷர் குக்கர்கள்
மெக்னலியம் (Al, Mg)	விமானத்தின் பகுதிகள்,அறிவியல் உபகரணங்கள்

இரும்புக் கலவைகள்:

கலவைகள்	பயன்கள்
துருப்பிடிக்காத இரும்பு(Fe, C, Ni, Cr)	பாத்திரங்கள் வெட்டும் கருவிகள்,வாகனஉதிரிபாகங்கள்
நிக்கல் இரும்பு(Fe, C, Ni)	கம்பிகள் விமானத்தின் உதிரிப் பாகங்கள்,உந்திகள்

உலோகஅரிமானம்:

வேதிவினைகள் அல்லதுமின் வேதிவினைகள் மூலம் சுற்றுச் சூழலோடு வினைபுரிந்துபடிப்படியாகநடக்கும் உலோகத்தின் சிதைவே,உலோகஅரிமானம் ஆகும். இதுஒரு இயற்கைநிகழ்வு. இதில் உலோகமானது,ஆக்சைடு,ஹைட்ராக்சைடுஅல்லதுசல்பைடாகமாறிதன் உலோகத் தன்மையை இழக்கிறது.

துரு என்பதுநீரேறிய ∴பெரிக் ஆக்சைடுFe_2O_3. xH_2O எனவேதியியல் முறையில் அழைக்கப்படும். துருப்பிடித்தல் ஆனது, இரும்பின் புறப்பரப்பில்,செம்பழுப்புநிறநீரேறிய ∴பெரிக் ஆக்சைடைஉருவாக்குகின்றது.

உலோகஅரிமானத்தின் வகைகள்:
உலர் அரிமானம் (அல்லது) வேதிமுறைஅரிமானம்

ஈரப்பதம் இல்லாநிலையில்,நடைபெறும் அரிமானச் செயல் உலர் அரிமானம் ஆகும். இந்நிகழ்வில் அரிக்கும் திரவங்கள் அல்லதுவாயுக்களானO_2, N_2, SO_2, H_2O ஆகியவைஅதிகவெப்பநிலையில் உலோகத்தின் மேல் வேதிவினைபுரிந்துமாற்றம் நடைபெறுகின்றது. இவைஅனைத்திலும் O_2வானதுவேதியியல் முறைப்படிஅதிகஅளவில் வினைபுரியும் வாயுவாகசெயல்படுகிறது.

ஈரநிலைஅரிமானம் (அல்லது) மின்வேதியியல் நிலைஅரிமானம்:

ஈரப்பதத்தால் நடைபெறும் அரிமானநிகழ்வு,ஈரநிலைஅரிமானம் ஆகும். உலோகமானது,நீருடன் அல்லதுஉப்புக்கரைசலுடன் அல்லதுஅமில,காரங்களுடன் மின் வேதிவினைபுரிந்துஅரிமானத்தைஉருவாக்கும்.

அரிமானத்தைத் தடுக்கும் முறைகள்
உலோகக் கலவையாக்கல்

உலோகங்களைஒன்றோடொன்றுகலந்துகலவையாக்கல் மூலம்,அரிமானத்தைதடுகக்கலாம். எ.கா. துருப்பிடிக்கா இரும்பு.

புறப்பரப்பைபூசுதல்:

1. நாகமுலாம்பூசுதல்: இரும்பின் மீதுதுத்தநாகமின்முலாம் பூசுவதற்குநாகமுலாம் பூசுதல் என்றுபெயர்.
2. மின்முலாம் பூசுதல்: ஒருஉலோகத்தைமற்றொருஉலோகத்தின் மேல்,மின்சாரத்தின் மூலம் பூசுதல் மின்முலாம் பூசுதல் ஆகும்.
3. ஆனோட்டாக்கல்: உலோகத்தின் புறப்பரப்பை,மின் வேதிவினைகளின் மூலம்,அரிமானஎதிர்புள்ளதாய் மாற்றும் நிகழ்வுஆனோடாக்கல் ஆகும். அலுமினியம் இந்தமுறைக்குபயன்படுகிறது.
4. கேத்தோடுபாதுகாப்பு: எளிதில் அரிமானம் அடையும் உலோகத்தைஆனோடாகவும்,பாதுகாக்கவேண்டியஉலோகத்தைக் கேத்தோடாகவும் கொண்டு,மின் வேதிவினைக்குஉட்படுத்தும் நிகழ்வுகேத்தோடுபாதுகாத்தல் ஆகும். இவ்வினையில் எளிதில் அரிபடும் உலோகம் தியாகஉலோகம் எனப்படும்.

பாம்பன் பாலம்

இராமேஸ்வரத்தின் பாம்பன் தீவையும். இந்தியாவின் பெரும் நிலப்பரப்பையும் இணைக்கும் ரயில் பாலமேபாம்பன் பலமாகும். 1914 ல் இந்தியாவில் திறக்கப்பட்டமுதல் கடல்பாலம் என்றபெருமை இதற்குஉண்டு. 2010 ஆம் ஆண்டுதிறக்கப்பட்டபந்த்ராவலிஎன்றகடற்பாலம் நீளமானது. இப்பாம்பன் பாலத்தில் ஏற்படும் உலோகஅரிமானத்தைஅறிவியலின் உதவியோடு,அவ்வப்போதுஅளிக்கும் பராமரிப்புபாதுகாப்புபூச்சு மூலம் தடுத்து, நம் வரலாற்றைநிலைநிறுத்தலாம்.

11- வது வேதியியல் - I
அலகு 3

தனிமங்களின் ஆவர்த்தன வகைப்பாடு

பாட அறிமுகம்

இயற்கையில் கிடைக்கும் நூற்றுக்கும் குறைவான தனிமங்களிலிருந்தே உருவான பல்வேறு இயைபுகள் மற்றும் பண்புகளைக் கொண்ட பல மில்லியன் வேதிச் சேர்மங்கள் இப்புவியில் காணப்படுகின்றன.

தனிமங்கள் கண்டறியப்பட்ட நிகழ்வு, மனித நாகரீக வளர்ச்சியுடன் தொடர்புபடுத்தக் கூடியது. கற்காலத்தில் மனிதர்கள் தங்கள் தேவைகளுக்காக சில உலோகங்களை அவைகள் தனிமங்கள் என்று அறிந்திருக்காமலேயே பயன்படுத்தினார்கள். பின்னர், விரைவிலேயே தாதுக்களிலிருந்து தனிமங்களைப் பிரித்தெடுத்தல் மற்றும் அதனை தங்கள் தினசரி வாழ்வில் பயன்படுத்துதலை அறிந்து கொண்டார்கள். காலப்போக்கில் அதிக எண்ணிக்கையிலான தனிமங்கள் கண்டறியப்பட்டன. பல்வேறு சோதனை ஆய்வுகளின் அடிப்படையில், பிரான்ஸ் நாட்டைச் சார்ந்த லவாய்வியர் 23 தனிமங்கள் கொண்ட முதல் வேதி தனிமங்களின் பட்டியலினை 1789 ல் வெளியிட்டார். இவர் பொருட்களை தனிமங்களின் நான்கு வகை தொகுப்புகளாக வகைப்படுத்தினார். அவையாவன: அமிலத்தை உருவாக்கும் தனிமங்கள், வாயுக்களை ஒத்த தனிமங்கள், உலோகதனிமங்கள் மற்றும் புவியின் புறபரப்புத் தனிமங்கள்.

அட்டவணை – 3.1 – லவாய்சியர் அட்டவணை

அமிலத்தைஉருவாக்கும் தனிமங்கள்	வாயுக்களைஒத்த தனிமங்கள்
கந்தகம் (Sulphur)	ஒளி (light)
பாஸ்பரஸ் (phosphorus)	வெப்பம் caloric (heat)
மரக்கரி charcoal (carbon)	ஆக்சிஜன் oxygen
	நைட்ரஜன் azote (nitrogen)
	ஹைட்ரஜன் (hydrogen)

உலோக தனிமங்கள்	புவிபரப்புத் தனிமங்கள்
கோபால்ட், பாதரசம், வெள்ளீயம், (cobalt, mercury, tin)	சுட்ட சுண்ணாம்பு lime (calcium oxide)
தாமிரம், நிக்கல், இரும்பு (copper, nickel, iron)	மெக்னீசியம் ஆக்ஸைடு Magnesia(magnesium oxide)
தங்கம், காரீயம், வெள்ளி, துத்தநாகம். (gold, lead, silver, Zinc)	பேரீயம் சல்பேட் barytes (barium sulphate)
மாங்கனீசு டங்ஸ்டன் (manganese tungsten)	argilla (aluminium oxide)
பிளாட்டினம் Platina (Platinum)	சிலிக்கன் டை ஆக்ஸைடு Silex (Silicon dioxide)

தனிமங்களை வகைப்படுத்துதல்:

19 ஆம் நூற்றாண்டில், அறிவியல் அறிஞர்கள் பல்வேறு தனிமங்களைப் பிரித்தெடுத்தனர். இதன் மூலம் கண்டறியப்பட்ட தனிமங்களின் எண்ணிக்கை அதிகரித்தது. தற்போது நாம் 118 தனிமங்களைக் கண்டறியப் பெற்றிருக்கின்றோம். இந்த 118 தனிமங்களில் அணு எண் 1 முதல் 92 வரையுள்ள தொண்ணூற்று இரண்டு தனிமங்களும் இயற்கையில் கிடைக்கின்றன. இவற்றில் சில தனிமங்களுக்கிடையே சில பண்புகளில் ஒற்றுமைத் தன்மை உள்ளதை அறிவியல் அறிஞர்கள் கண்டறிந்தனர். இக் கண்டுபிடிப்பானது, தனிமங்களை அவற்றின் பண்புகளின் அடிப்படையில் வகைப்படுத்தலாம் என்ற கருத்து உருவாக காரணமாக அமைந்தது. தனிமங்களை அதிகம் பயன்படுத்துவதற்கு, அதனை வகைப்படுத்துதல், நன்மை தரத்தக்கதாக அமையும். தனிமங்களை வகைப்படுத்துவதற்கு பல்வேறு முயற்சிகள் மேற்கொள்ளப்பட்டன. எனினும் அணுநிறையின் அடிப்படையிலான வகைப்பாடு, தனிம வரிசை அட்டவணையினை சரியான வடிவில் உருவாக்குவதற்கு வழிவகை செய்தது.

1817 ல், J.W. டாபரீனர், வேதிப்பண்புகளில் ஒத்துள்ள குளோரின், புரோமின், அயோடின் போன்ற தனிமங்களை மூன்று தனிமங்கள் கொண்ட ஒரு குழுவாக வகைப்படுத்தினார். இதனை அவர் மும்மைத் தொகுதி (triads) என அழைத்தார். மும்மைத் தொகுதியில் நடுவில் உள்ள தனிமத்தின் அணு நிறையானது, மற்ற இரு தனிமங்களின் அணு நிறைகளின் கூட்டுச் சராசரிக்கு ஏறத்தாழ சமமாக இருந்தது. எனினும் குறிப்பிட்ட சில தனிமங்களை மட்டுமே மும்மைத் தொகுதிகளாக வகைப்படுத்த முடிந்தது. ஏறத்தாழ ஒத்த அணு நிறைகளைப் பெற்றுள்ள[Fe, Co, Ni], [Ru,Rh,Pd], [Os, Ir,Pt] போன்ற மும்மைத் தொகுதிகளுக்கு இவ்வகைப்பாட்டுக் கொள்கையினைப் பயன்படுத்த இயலவில்லை.

அட்டவணை 3.2 டாபரீனரின் மும்மைத் தொகுதி

வ.எண்	மும்மைத் தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள்	நடுவில் உள்ள தனிமத்தின் அணு நிறை	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	$\frac{40+137}{2}=88.5$

1862 ல் A.E.B. டி சான்கோர்டாய்ஸ், தனிமங்களின் பண்புகள், அவற்றின் அணுநிறையோடு கொண்டுள்ள ஒரு தொடர்பினை எடுத்துக் கூறினார். அவரது கூற்றுப்படி பொருட்களின் பண்புகள் அவற்றின் எண்களின் பண்புகளோடு தொடர்புடையது. இவர் அணு நிறையினை குறிப்பிட ‘எண்கள்’ என்ற வார்த்தையினைப் பயன்படுத்தினார். அடிப்பக்க சுற்றளவில் 16 அலகுகள் உடைய ஒரு உருளையின் செங்குத்து மைய அச்சிற்கு 45° கோணத்தில் ஒரு சுருளை (helix) அவர் உருவாக்கினார். உருளையின் மேற்பரப்பில் அச்சுருளின் வழியே தனிமங்களை, அவற்றின் அணு நிறைகளின் ஏறுவரிசையில் குறித்தார். சுருளின் ஒரு முழுச்சுற்று, அணுநிறை 16 அதிகரிப்பதற்குச் சமம். உருளையின் மேற்பரப்பில் சம இடைவெளிகளுடன் வரையப்பட்ட பதினாறு செங்குத்துக் கோடுகளில், ஒரே செங்குத்துக் கோட்டில் அமைந்துள்ள தனிமங்கள் ஒத்தப் பண்புகளைக் கொண்டிருந்தன. தனிம வரிசை அட்டவணையை உருவாக்குவருது தொடர்பான முயற்சிகளில் முதல் குறிப்பிடத்தக்க முயற்சி இதுவாகும். எனினும் இது அதிகளவில் கவனத்தை ஈர்ப்பதாக அமைந்திருக்கவில்லை.

1864 ல் J. நியூலண்ட் என்பவர் தனிமங்களை வகைப்படுத்தும் பொருட்டு எண்ம விதியினை முன் மொழிந்தார். தனிமங்களை அவற்றின் அணு நிறைகளின் ஏறுவரிசையில் அமைக்கும்போது, ஒவ்வொரு எட்டாவது தனிமத்தினுடைய பண்பும், முதலாவது தனிமத்தின் பண்புடன் ஒத்திருந்தது. இவ்விதி கால்சியம் வரையிலான இலேசான தனிமங்களுக்கு மட்டுமே சரியாக பொருந்தியது.

அட்டவணை 3.3 நியூலண்டின் எண்மங்கள்

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

மெண்டலீ∴பின் வகைப்பாடு

1868- ல் லோதர் மேயர், தற்போதுள்ள நவீன ஆவர்த்தன அட்டவணையினை ஒத்த ஒரு தனிம வரிசை அட்டவணையை உருவாக்கினார். இயற்பண்புகளான அணு பருமன், உருகுநிலை மற்றும் கொதிநிலை போன்றவற்றை, அணுக்களின் அணுநிறைக்கு எதிராக வரைபடத்தில் குறித்தபோது, அப்பண்புகளில் ஆவர்த்தன தன்மை காணப்படுவதை இவர் கண்டறிந்தார்.

இதே காலகட்டத்தில், டிமிரிட்டி மெண்டலீ∴ப் தனியே ஒரு கருத்தினை முன்மொழிந்தார். அது "தனிமங்களின் பண்புகள் அவற்றின் அணுநிறைகளின் ஆவர்த்தன சார்பாக அமைகின்றன." என்பதாகும். இக்கூற்று ஆவர்த்தன விதி என அழைக்கப்படுகிறது. அக்காலத்தில் அறியப்பட்டிருந்த 70 தனிமங்களை அவற்றின் அணு நிறைகளின் ஏறுவரிசையில் பல செங்குத்து தொகுதிகளாக வகைப்படுத்தினார். இவ்வாறாக ஆவர்த்தன விதியின் அடிப்படையில் மெண்டலீ∴ப் முதன் முதலாக ஆவர்த்தன அட்டவணையினை கட்டமைத்தார்.

அட்டவணை 3.4 மெண்டலீ∴பின் ஆவர்த்தன அட்டவணை

APPOLO STUDY CENTRE

Series	Group of Elements										
	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	-	Hydrogen H 1.0008		-	-						
2	Heitum Ge 4.0	Lithium Li 7.03	Beryllium Be 9.1	Boron B 11.0	Carbon C 12.0	Nitrogen N 14.04	Oxygen O 16.00	Fluorine F 19.0			
3	Neon Ne 19.9	Sodium Na 23.5	Magnesium Mg 24.3	Aluminium Al 27.0	Silicon Si 28.04	Phosphorus P 31.0	Sulphur S 32.06	Chlorine Cl 35.45			
4	Argon Ar 38	Potassium K 39.1	Calcium Ca 40.1	Scandium Sc 44.1	Titanium Ti 48.1	Vanadium V 51.4	Chromium Cr 51.99	Manganese Mn 55.0	Iron Fe 55.9	Cobalt Co 59	Nickel (Ni (Cu 59
5		Copper Cu 63.6	Zinc Zn 65.4	Gallium Ga 70.0	Germanium Ge 72.3	Arsenic As 75	Selenium Se 79	Bromine Br 79.95			
6	Krypton Kr 81.8	Rubidium Rb 85.4	Strontium Sr 87.6	Yttrium Y 89.0	Zirconium Zr 90.6	Niobium Nb 94.0	Molybdenum Mo 96.0	-	Ruthenium Ru 101.7	Rhodium Rh	Palladium (Pd (Ag 106.5
7		Silver Ag 107.9	Cadmium Cd 112.4	Indium In 114.0	Tin Sn 119.0	Antimony Sb 120.0	Tellurium Te 127.6	Iodine I 126.9			
8	Xenon Xe 128	Caesium Cs 132.9	Barium Ba 137.4	Lanthanum La 139	Cerium Ce 140	-	-	-	-		
9	-	-	-	-	-	-	-	-	-		
10	-	-	-	Ytterbium Yb 173	-	Tantalum Ta 183	Tungsten W 184	-	Osmium Os 191	Iridium Ir 193	Platinum (Pt (Au 194.9
11			Gold Au 197.2	Mercury Hg 200.0	Thallium Tl 204.1	Lead Pb 206.9	Bismuth Bi 208		-		
12	-	-	Radium Ra 224	-	Thorium Th 232	-	Uranium U 239				
	Higher Saline Oxides								RO$_4$		
	R	R_2O	R_2O_3		RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7			
	Higher Gaseous Hydrogen Compounds										
					RH_4	RH_3	RH_2	RH			

மெண்டலீ∴பின் ஆவர்த்தன அட்டவணையில் உள்ளவாறு, தகுந்த பண்புகளைக் கொண்ட தனிமங்கள் அந்நேரத்தில் கண்டறியப்படாத நிலையில் அவற்றிற்கென வெற்றிடங்களை விட்டிருந்தார். அவரும் மற்ற அறிஞர்களும் இடம் விடப்பட்ட தனிமங்கள் பெற்றிருக்க வேண்டிய இயற்பியல் மற்றும் வேதிப்பண்புகளை நிர்ணயித்தனர். பின்னாளில் கண்டறியப்பட்ட தனிமங்களின் பண்புகள் ஏற்கனவே இடம் விடப்பட்ட தனிமங்களுக்கென நிர்ணயிக்கப்பட்ட பண்புகளோடு ஒத்துக் காணப்பட்டன.

எடுத்துக்காட்டாக, தொகுதி III ஐச் சார்ந்த காலியம் (Ga) மற்றும் தொகுதி IV ஐச் சார்ந்த ஜெர்மானியம் (Ge) ஆகியவை அக்காலத்தில் கண்டறியப்பட்டிருக்கவில்லை. ஆனால், மெண்டலீ∴ப் அவைகள் இருப்பதற்கான சாத்தியக் கூறினையும், அவற்றின் பண்புகளையும் நிர்ணயித்திருந்தார். அவர் நிர்ணயித்திருந்த பண்புகளை பெற்ற தனிமங்களுக்கு அலுமினிய முன்தனிமம் (eka-aluminium) மற்றும் சிலிகன் முன் தனிமம் (eka - silicon) என பெயரிட்டார்.

சரியான தனிமங்கள் கண்டறியப்பட்ட பின்னர், அவைகளின் பண்புகள், மெண்டலீ∴ப்பினால் முன் கூட்டியே நிர்ணயிக்கப்பட்ட பண்புகளுடன் ஏறத்தாழ ஒத்திருந்தன.

அலுமினிய முன் தனிமம் மற்றும் சிலிகன் முன் தனிமம் ஆகியவைகளுக்கு முன்கூட்டியே நிர்ணயிக்கப்பட்ட பண்புகள்.

வ. எண்	பண்பு	அலுமினிய முன் தனிமம் முன் கூட்டியே நிர்ணயிக்கப் பட்டது	காலியம் (கண்டறியப் பட்டது)	சிலிகன் முன் தனிமம் முன் கூட்டியே நிர்ணயிக்கப் பட்டது	ஜெர்மானியம் (கண்டறியப் பட்டது)
1	அணு நிறை	68	70	72	72.59
2	அடர்த்தி gcm^{-3}	5.9	5.94	5.5	5.35
3	உருகு நிலை	குறைவு	29.78°C	அதிகம்	947°C
4	ஆக்ஸைடின் வாய்ப்பாடு	E_2O_3	Ga_2O_3	EO_2	GeO_2
5	குளோரைடின் வாய்ப்பாடு	ECI_3	$GaCI_3$	ECI_4	$GeCI_4$

3.1.2 மெண்டலீ∴பின் ஆவர்த்தன அட்டவணையில் உள்ள முரண்பாடுகள்

ஒத்த பண்புகளை உடைய தனிமங்கள் வெவ்வேறு தொகுதிகளிலும், வெவ்வேறு பண்புகளுடைய தனிமங்கள் ஒரே தொகுதியிலும் வைக்கப்பட்டிருந்தன. இதைப் போலவே ஆவர்த்தன விதிக்கு முரணாக, அதிக அணு நிறையுள்ள தனிமமானது குறைவான அணு நிறையுள்ள தனிமத்திற்கு முன்னதாகவே வைக்கப்பட்டிருந்தது.

எடுத்துக்காட்டாக டெலூரியம் (127.6) ஆறாவது (VI) தொகுதியிலும், அயோடின் (127) ஏழாவது(VII)தொகுதியிலும் வைக்கப்பட்டிருந்தன.$^{58.7}Ni_{28}$ க்குமுன்னதாக $^{58.7}Ni_{28}$ வைக்கப்பட்டிருந்தது

3.2. மோஸ்லே ஆய்வும், நவீன ஆவர்த்தன விதியும்

1913 -ல் ஹென்றி மோஸ்லே, பல்வேறு தனிமங்களை அதிக ஆற்றலுடைய எலக்கட்ரான்களைக் 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 பின்வருமாறு குறிப்பிட்டார்.

$$\sqrt{\upsilon} = a(Z-b)$$

இங்கு υ என்பது ‘Z’ என்ற அணு எண் கொண்ட தனிமத்தினால் உமிழப்பட்ட ‘X’ கதிரின் அதிர்வெண் ‘a’ மற்றும் ‘b’ ஆகியன மாறிலிகள். மேலும் அனைத்துத் தனிமங்களுக்கும் ‘a’ மற்றும் ‘b’ ஆகியன ஒரே மதிப்புகளைப் பெற்றிருக்கும்.

$\sqrt{\upsilon}$ மற்றும் Z க்கு இடையேயான வரைபடம் ஒரு நேர் கோட்டினைத்தரும், இத்தொடர்பினைப் பயன்படுத்தி புதிய தனிமம் ஒன்று வெளியிடும் சிறப்பு X–கதிரின் அதிர்வெண்ணைக் கொண்டு, அத்தனிமத்தின் அணு எண்ணைக் கண்டறிய இயலும்.

மோஸ்லேயின் இந்த ஆய்வின் படி, நவீன ஆவர்த்தன விதி உருவாக்கப்பட்டது. இவ்விதியின்படி “தனிமங்களின் இயற் மற்றும் வேதிப்பண்புகள் அவற்றின் அணு எண்களின்

ஆவர்த்தன சார்பாக அமைகின்றன.'' இக்கூற்று நவீன ஆவர்த்தன விதி என்றழைக்கப்படுகிறது. இவ்விதியின் அடிப்படையில், தனிமங்கள் அவற்றின் அணுஎண்களின் ஏறுவரிசையில் வரிசைப்படுத்தப்பட்டன. இம்முறையில் வரிசைபடுத்தப்படும்பொழுது ஒரு குறிப்பிட்ட இடைவெளிக்கு பின்னர் ஒத்த பண்புகளை கொண்ட தனிமங்கள் இடம்பெறுகின்றன என்று அறிய முடிந்தது. சீரான இடைவெளிகளில் தனிமங்கள் அவற்றின் இயற் மற்றும் வேதிப்பண்புகளில் ஒத்திருப்பது ஆவர்த்தன தன்மை என்றழைக்கப்படுகிறது.

3.2.1. நவீன ஆவர்த்தன அட்டவணை

தனிமங்களின் இயற் மற்றும் வேதிப்பண்புகள், அத்தனிமங்களின் வெளிக்கூட்டில் காணப்படும் எலக்ட்ரான் அமைப்போடு தொடர்புடையது. வெவ்வேறு தனிமங்கள் தங்களது வெளிக்கூட்டில் ஒத்த எலக்ட்ரான் அமைப்பினை பெற்றிருப்பின் அவற்றின் பண்புகளும் ஒத்திருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக தங்களின் இணைதிறக்கூட்டில் உள்ள s ஆர்பிட்டாலில் ஒரு எலக்ட்ரானைப் பெற்றுள்ள தனிமங்கள் அவைகளின் இயற் மற்றும் வேதிப் பண்புகளில் ஒத்துக் காணப்படுகின்றன. நவீன ஆவர்த்தன அட்டவணையில் இத்தனிமங்கள் அனைத்தும் ஒன்றாக ஒரே தொகுதியில் ஒருங்கிணைக்கப்பட்டு முதல் தொகுதி தனிமங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

அட்டவணை 3.6 கார உலோகங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு (ns^{-1})

தொகுதி 1ல் உள்ள தனிமங்கள்	அணு எண்	K, L, M, N,O, P வரிசையில் இணைதிற கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை	இணைத்திற கூட்டின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு
Li	**3**	2,1	$2s^1$
Na	**11**	2,8,1	$3s^1$
K	**19**	2,8,8,1	$4s^1$
Rb	**37**	2,8,18,8,1	$5s^1$
Cs	**55**	2,8,18,18,8,1	$6s^1$
Fr	**87**	2,8,18,32,18,8,1	$7s^1$

இவ்வாறாக, நவீன ஆவர்த்தன அட்டவணையில் அனைத்து தனிமங்களும் 18 செங்குத்து நிரல்களிலும் 7 கிடைமட்ட நிரைகளிலும் வைக்கப்பட்டுள்ளன. செங்குத்து நிரல்கள் தொகுதிகள் (group) எனவும் கிடைமட்ட நிரைகள் வரிசைகள் (periods) எனவும், அழைக்கப்படுகின்றன. IUPAC விதிமுறையின் படி தொகுதிகள் குறிக்கப்படும் முந்தைய முறையான 1A முதல் VIIA வரை மற்றும் 1B முதல் VIII வரை ஆகியவை மாற்றியமைக்கப்பட்டு 1 முதல் 18 வரையிலான இயல் எண்கள் மூலம் தொகுதிகள் குறிப்பிடப்படுகின்றன.

ஒவ்வொரு வரிசையும் 'ns^1' என்ற பொதுவான வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பினைக் கொண்டுள்ள தனிமத்தில் துவங்கி $ns^2\ np^6$ என்ற வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ள தனிமத்தில் முடிவடைகிறது. இங்கு 'n' என்பது வரிசையின் எண்ணைக் (முதன்மைக் குவாண்டம் எண்) குறிப்பிடப்படுகின்றது. ஆ·்பா தத்துவம் மற்றும்

அதன் அடிப்படையிலான அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பானது நவீன தனிம வரிசை அட்டவணைக்கு கருத்து வடிவிலான அடிப்படையை தருகின்றது.

3.3 அணு எண் 100 ஐ விட அதிகம் பெற்றுள்ள தனிமங்களுக்கு IUPAC முறையில் பெயரிடுதல். புதிய தனிமங்கள் கண்டறியப்படும் போது, அத்தனிமத்தினை கண்டறிந்தவர், IUPAC வழிமுறைகளைப் பின்பற்றி ஒரு பெயரினைப் பரிந்துரைப்பார். அப்பரிந்துரையானது பொதுமக்களின் கருத்துக்களை கேட்டறிந்த பின்னர் IUPAC யால் அங்கீகரிக்கப்படும். இந்த இடைப்பட்டக் காலத்தில் புதிதாக கண்டறியப்பட்ட தனிமானது IUPAC விதிகளின் அடிப்படையில், தற்காலிக பெயரால் அழைக்கப்படும்.

1. புதியதாக கண்டறியப்பட்ட தனிமத்தின் அணு எண்ணிலிருந்து நேரடியாக பெயருக்கான எண்சார் மூலம் (Numerical root) வருவிக்கப்படுகிறது.

அட்டவணை – 3.8: அணு எண் 100 ஐ விட அதிகம் பெற்றுள்ள தனிமங்களுக்கு IUPAC முறையில் பெயரிடுலுக்கான குறியீடு

இலக்கம்	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
மூலம்	Nil	Un	Bi	Tri	Quad	Pent	Hex	Sept	Oct	enn
சுருக்கப்பெயர் (Abbreviation)	N	U	B	T	Q	P	H	S	O	e

2. அணு எண்ணிற்கு இணையான எண் மூலங்கள் ஒன்றாக்கப்பட்டு 'ium' பிற்சேர்க்கையாக எழுதப்படுகிறது.

3. 'enn' ஆனது 'nil' முன்னர் எழுதப்படும் போது, 'enn' ன் இறுதியில் உள்ள 'n' எழுதாமல் விடப்படுகிறது. (enn+nil=enil) இதைப்போலவே 'ium' க்கு முன்னர் 'bi' மற்றும் 'tri' ஆகியவை எழுதப்படும் போது அவற்றின் இறுதியில் உள்ள 'i' எழுதாமல் விடப்படுகிறது. (bi+ium= bium; tri+ium=trium)

4. எண் சார் மூலங்களின் முதல் எழுத்துகளிலிருந்து புதிய தனிமத்தின் குறியீடு உருவாக்கப்படுகிறது. இதனை கீழ்க்கண்டுள்ள அட்டவணை எடுத்துக்காட்டுடன் விளக்குகிறது.

அட்டவணை 3.9 அணு எண் 100 ஐ விட அதிகமுடைய தனிமங்களுக்கான பெயர்கள்

அணு எண்	தற்காலிகப் பெயர்	தற்காலிகக் 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	Darmstadium	Ds
111	Ununnilium	Uuu	Roentgenium	Rg
112	Ununbium	Uub	Copernicium	Cn
113	Ununtrium	Uut	Nihonium	Nh

114	Ununquadium	Uuq	Flerovium	Lv
115	Ununpentium	Uup	Moscovium	Ts
116	Ununhexium	Uuh	Livermorium	Lv
117	Ununseptium	Uus	Tennessine	Ts
118	Ununoctium	Uuo	Oganesson	Og

3.4 எலக்ட்ரான் அமைப்பின் அடிப்படையில் தனிமங்களை தொகுதிபடுத்துதல்

நவீன ஆவர்த்தன விதியின் அடிப்படையில் நவீன தனிமவரிசை அட்டவணையில் தனிமங்கள் 7 – வரிசைகளிலும், 18 – தொகுதிகளிலும் வைக்கப்பட்டுள்ளன. தனிமங்களை குறிப்பிட்ட இடத்தில் அமைத்தல் என்பது அதன் வெளிக்கூட்டு எலக்கட்ரான் அமைப்போடு நெருங்கிய தொடர்பு கொண்டது. தனிம வரிசை அட்டவணையின் தொடரிலும், தொகுதியிலும் எலக்ட்ரான் அமைப்பு எவ்வாறு மாறுபடுகின்றது என்பதை நாம் ஆய்ந்து அறிவோம்.

3.4.1. வரிசைகளில் எலக்ட்ரான் அமைப்பில் ஏற்படும் மாறுபாடு

ஒவ்வொரு வரிசையும் 'ns^1' என்ற வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்புடைய தனிமத்தில் துவங்கி 'ns^2, np^6' என்ற வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்புடைய தனிமத்துடன் நிறைவு பெறுகிறது என நாம் முன்னரே அறிவோம். இங்கு 'n' என்பது முதன்மைக்குவாண்டம் எண் ஆகும். முதல் வரிசையில் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுவது 1s ஆர்பிட்டாலில் துவங்குகிறது. இந்த ஆர்பிட்டாலில் அதிகபட்சமாக 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 ஆர்பிட்டாலில் துவங்கி பின்னர் 2p ஆர்பிட்டால்களிலும் தொடர்கின்றன. இதில் லித்தியம் முதல் நியான் வரையிலான எட்டு தனிமங்கள் இடம் பெறுகின்றன.

மூன்றாவது வரிசையில் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுவது 3s ஆர்பிட்டாலில் துவங்கி பின்னர் 3p ஆர்பிட்டால்களிலும் தொடர்கின்றன. நான்காவது வரிசையில் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் முதலில் 4s ஆர்பிட்டாலிலும், பின்னர் 3d மற்றும 4p ஆர்பிட்டால்களிலும் ஆ.்.பா தத்துவத்தின் அடிப்படையில் நிரப்பப்படுகின்றன. இதைப் போன்றே பிற வரிசைகளின் எலக்ட்ரான் அமைப்பினை நாம் விளக்க இயலும்.

அட்டவணை – 3.10 வரிசைகளில் உள்ள தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

வரிசை களின் எண் (n)	ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுதல்		வரிசையில் இடம் பெற்றுள்ள தனிமங்களின் எண்ணிக்கை	வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பு	
	துவங்குதல்	நிறைவடைதல்		முதல் தனிமம்	இறுதி தனிமம்
1	1s →	1s	2	H – $1s^1$	He – $1s^2$
2	2s →	2p	8	Li – $2s^1$	Ne– $2s^22p^6$
3	3s →	3p	8	Na – $3s^1$	Ar – $3s^23p^6$
4	4s → 3d →	4p	18	K – $4s^1$	Kr– $4s^24p^6$
5	5s → 4d →	5p	18	Rb – $5s^1$	Xe – $5s^25p^6$
6	6s → 4f → 5d →	6p	32	Cs – $6s^1$	Rn – $6s^26p^6$
7	7s → 5f → 6d →	7p	32	Fr – $7s^1$	Og – $7s^27p^6$

நான்காவது வரிசையில் 3d ஆர்பிட்டால்களில் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் நிரம்புதல் ஸ்னேடியத்திலிருந்து துவங்கி துத்தநாகத்தில் (zinc–ல்) நிறைவடைகிறது. இந்த 10 தனிமங்களையும் உள்ளடக்கிய வரிசை முதல் இடைநிலைத் தனிம வரிசை என அழைக்கப்படுகிறது. இதைப் போலவே அடுத்தடுத்த வரிசைகளில் 4d, 5d மற்றும் 6d ஆர்பிட்டால்களில் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுகின்றன. இவ்வரிசைகள் முறையே இரண்டாம், மூன்றாம் மற்றும் நான்காம் இடைநிலை வரிசைகள் என்றழைக்கப்படுகின்றன.

ஆறாவது வரிசையில் இணைகிற எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுவது 6s ஆர்பிட்டாலில் துவங்கி பின்னர் 4f, 5d மற்றும் 6p ஆர்பிட்டால்களில் நிரப்பப்படுகின்றன. 4 f ஆர்பிட்டால்கள் நிரப்பப்படுவது சீரியத்தில் (z=58) துவங்கி லுட்டீசியத்தில் (z=71) நிறைவடைகின்றன. இந்த 14 தனிமங்களையும் உள்ளடக்கிய வரிசை முதல் உள் இடைநிலைத்தனிம வரிசையாகும். இத்தனிமங்கள் லாந்தனைடுகள் என்றழைக்கப்படுகின்றன. இதைப்போலவே ஏழாவது வரிசையில் 5f ஆர்பிட்டால்கள் நிரப்பப்படுகின்றன. இந்த 14 தனிமங்களை உள்ளடக்கிய வரிசை ஆக்டினைடுகள் என்றழைக்கப்படுகின்றன. இந்த இரு வரிசைகளும் நவீன தனிமவரிசை அட்டவணையில் தனியே அடிப்பாகத்தில் வைக்கப்பட்டுள்ளன.

3.4.2. தொகுதிகளில் எலக்ட்ரான் அமைப்பில் ஏற்படும் மாறுபாடு

ஒரு தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் அனைத்தும் அவற்றின் வெளிக்கூட்டில், ஒத்த எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ளன. அட்டவணை (3.11) ல் பதினெட்டு தொகுதிகளுக்கான பொதுவான வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பு கொடுக்கப்பட்டுள்ளது. தனிமங்களின் கடைசி இணைதிற எலக்ட்ரான் சென்று சேரக்கூடிய ஆர்பிட்டாலின் அடிப்படையில் தனிமங்களை s,p,d மற்றும் f தொகுதி தனிமங்கள் என வகைப்படுத்தலாம்.

தொகுதி-1 மற்றும் தொகுதி -2ல் உள்ள தனிமங்கள் s-தொகுதி தனிமங்கள் என்றழைக்கப்படுகின்றன. இவற்றின் கடைசி இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் ns ஆர்பிட்டாலில் சென்று சேர்கிறது. தொகுதி – 1 ஐச் சேர்ந்த தனிமங்கள் கார உலோகங்கள் என்றும் தொகுதி – 2 ஐச் சேர்ந்த தனிமங்கள் காரமண் உலோகங்கள் என்றும் அழைக்கப்படுகின்றன. இவைகள் குறைந்த கொதிநிலை, மற்றும உருகு நிலையினைப் பெற்றிருப்பதுடன், குறைவான அயனியாக்கும் ஆற்றலையும் பெற்றுள்ள மென்மையான உலோகங்கள் ஆகும். இவைகள் அதிக வினைத்திறனைப் பெற்றிருக்கின்றன மேலும்

அயனிச்சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன. இத்தனிமங்கள் அதிக எலக்ட்ரான் நேர்மின்தன்மையையும் மற்றும் தீச்சுடரில் நிறத்தினை ஏற்படுத்தும் தன்மையினையும் பெற்றிருக்கின்றன. இத்தனிமங்களின் பண்புகளைப் பற்றி அடுத்தடுத்த பாடப்பகுதிகளில் விரிவாக படிப்போம்.

தொகுதி -13 முதல் 18 வரையிலான தனிமங்கள் p–தொகுதி தனிமங்கள் அல்லது பிரதிநிதித்துவ தனிமங்கள் என்றழைக்கப்படுகின்றன. இத்தனிமங்களின் பொதுவான வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பு ns^2 , np^{1-6} ஆகும். 16 மற்றும் 17 ம் தொகுதி தனிமங்கள் முறையே சால்கொஜன்கள் மற்றும் ஹாலஜன்கள் என்றழைக்கப்படகின்றன. 18 ம் தொகுதித் தனிமங்கள் முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட இணைதிற கூட்டு எலக்கட்ரான் அமைப்பினை ($ns^2\ np^6$) பெற்றுள்ளன. இவைகள் மந்த வாயுக்கள் (inert gases) அல்லது உயரிய வாயுக்கள் (noble gases) என அழைக்கப்படுகின்றன. p–தொகுதி தனிமங்கள் அதிகமான எதிர்க்குறி எலக்ட்ரான்கவர்தன்மை மதிப்புகளைப் பெற்றுள்ளன. s-தொகுதி தனிமங்களைக் காட்டிலும் இவற்றின் அயனியாக்கும் ஆற்றல் மதிப்பு அதிகம். இவைகள் பெரும்பாலும் சகப்பிணைப்புச் சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன. மேலும் இவைகள் உருவாக்கும் பல்வேறு சேர்மங்களில் ஒன்றுக்கும் மேற்பட்ட ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகள் காணப்படுகின்றன.

தொகுதி -3 முதல் 12 வரையில் உள்ள தனிமங்கள் d தொகுதித் தனிமங்கள் அல்லது இடைநிலைத் தனிமங்கள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன. இத்தனிமங்களின் பொதுவான இணைதிற கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பு ns^{1-2} , $(n-1)\ d^{1-10}$ ஆகும். இத்தனிமங்களும் ஒன்றிற்கும் மேற்பட்ட மாறுபடும் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளைப் பெற்றுள்ளன. இவைகள் அயனிச் சேர்மங்கள், கசப்பிணைப்புச் சேர்மங்கள் மற்றும் ஈதல் சகப்பிணைப்புச் சேர்மங்களை உருவாக்கும் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன. இவைகள் அணிக்கோவை இடைவெளிச் சேர்மங்கள் (interstitial compounds) மற்றும் உலோகக் கலவைகளை உருவாக்குகின்றன. இவற்றின் உலோகக் கலவைகள் வினையூக்கிகளாகவும் செயல்படும் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன. இந்த தனிமங்கள் அதிக உருகுநிலையை பெற்றிருப்பதுடன் வெப்பம் மற்றும் மின்சாரத்தை நன்கு கடத்தும் கடத்திகளாகவும் செயல்படுகின்றன.

லாந்தனைடுகள் ($4f^{1-14}$, $5d^{0-1}$, $6s^2$) மற்றும் ஆக்டினைடுகள் ($5f^{0-14}$, $6d^{0-2}$, $7s^2$) ஆகியன f– தொகுதி தனிமங்கள் என்றழைக்கப்படுகின்றன. இத்தகைய தனிமங்கள் உலோகத் தன்மையினையும், அதிக உருகு நிலையினையும் கொண்டுள்ளன. இவற்றின் சேர்மங்கள் பெரும்பாலும் நிறமுடையவை. இத்தனிமங்களும் மாறுபட்ட ஆக்சிஸஜனேற்ற நிலைகளைப் பெற்றுள்ளன.

அட்டவணை 3.11தொகுதிகளில் உள்ள தனிமங்களின் பொதுவான வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பு

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
ns^1	ns^2	$ns^2(n-1)d^1$	$ns^2(n-1)d^2$	$ns^2(n-1)d^3$	$ns^1(n-1)d^5$	$ns^2(n-1)d^5$	$ns^2(n-1)d^6$	$ns^2(n-1)d^7$	$ns^2(n-1)d^8$	$ns^1(n-1)d^{10}$	$ns^2(n-1)d^{10}$	$ns^2\ np^1$	$ns^2\ np^2$	$ns^2\ np^3$	$ns^2\ np^4$	$ns^2\ np^5$	$ns^2\ np^6$
s– தொகுதி தனிமங்கள்		d–தொகுதி தனிமங்கள்										p– தொகுதி தனிமங்கள்					
f–தொகுதி தனிமங்கள்		லாந்தனைடுகள் $4f^{1-14}\ 5d^{0-1}\ 6s^2$															
		ஆக்டினைடுகள் $5f^{0-14}\ 6d^{0-2}\ 7s^2$															

3.5. ஆவர்த்தன பண்புகளில் காணப்படும் ஆவர்த்தனத் தொடர்பு

முன்னரே விவிரித்துள்ளவாறு, தனிமங்களின் அணு எண் அதிகரிக்கும் போது. அவற்றின் எலக்ட்ரான் அமைப்பில் காணப்படும் ஆவர்த்தனத் தன்மையினைப் போல, தனிமங்களின் இயற் மற்றும் வேதிப் பண்புகளிலும் ஆவர்த்தனத் தன்மை காணப்படுகிறது. இப்பாடப்பகுதியில் பின்வரும் பண்புகளில் காணப்படும் ஆவர்த்தனத தன்மையினை நாம் கற்போம்.

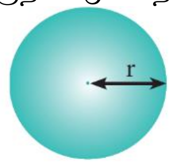
1. அணு ஆரம்

2. அயனி ஆரம்
3. அயனியாக்கும் என்தால்பி (ஆற்றல்)
4. எலக்ட்ரான் நாட்டம் (எலக்ட்ரான் ஏற்கும் என்தால்பி)
5. எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை

3.5.1. அணு ஆரம்

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

ஒரு தனித்த அணுவின் ஆரத்தினை நேரடியாக அளவிட இயலாது. மந்த வாயுக்களைத் தவிர்த்து, வழக்கமாக அணு ஆரம் என்பது தொடர்புடைய அணுக்களுக்கிடையே காணப்படும் பிணைப்பின் தன்மையினைப் பொறுத்து, சகப்பிணைப்பு ஆரம் அல்லது உலோக ஆரத்தினைக் குறிப்பிடுகின்றது.



அணு ஆரம்

சகப்பிணைப்பு ஆரம்

ஒற்றை சகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ள இரண்டு ஒத்த அணுக்களின் அணுக்கருக்களுக்கு இடையேயான தொலைவின் பாதியளவு சகப்பிணைப்பு ஆரம் என்றழைக்கப்படுகிறது. அணுக்கருக்களுக்கு இடைப்பட்ட தொலைவு x கதிர் விளிம்பு விளைவு ஆய்வின் மூலம் கண்டறியப்படுகிறது.

d = அணுக்கருவிடை தூரம்

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

3.1. அணு மற்றும் சகப்பிணைப்பு ஆரம்.

எடுத்துக்காட்டு

சோதனை மூலம் கண்டறியப்பட்ட Cl_2 மூலக்கூறின் அணுக்கருவிடை தூரம், 1.98 A

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

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

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

$$= \frac{1.98}{2} = 0.99\text{Å}$$

சகப்பிணைப்பு உருவாதலானது, அணு ஆர்பிட்டால்கள் மேற்பொருந்துதலை உள்ளடக்கியது. மேலும் இது அணுக்கருக்களுக்கு இடையேயானத் தொலைவினைக் குறைக்கிறது. எனவே சகப்பிணைப்பு ஆரம் என்பது, உண்மையான அணு ஆரத்தினை விட எப்போதும் குறைவான மதிப்பினைப் பெற்றிருக்கும்.

தனித்த ஒரு அணுவின் சகப்பிணைப்பு ஆரத்தினை, இரு வேறுபட்ட A மற்றும் B ஆகிய அணுக்களுக்கிடையே 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 X_A மற்றும் X_B என்பன முறையே ∴பாலிங் அளவீட்டில் A மற்றும் B ஆகியவற்றின் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை மதிப்புகளாகும். இங்கு $X_A > X_B$ மற்றும் ஆரத்தின் அளவீடு Å

சோதனை மூலம் கண்டறியப்பட்ட d_{H-Cl} மதிப்பான 1.28 Å-ல் இருந்து ஹைட்ரஜனின் சகப்பிணைப்பு ஆரத்தினை நாம் கணக்கிடுவோம். குளோரினின் சகப்பிணைப்பு ஆரம் 0.99 Å ∴பாலிங் அளவீட்டில், குளோரின் மற்றும் ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்றின் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை மதிப்புகள் முறையே 3 மற்றும் 2.1 ஆகும்.

$$\begin{aligned}
d_{H-Cl} &= r_H + r_{Cl} - 0.09\ (\chi_{Cl} - \chi_H) \\
1.28 &= r_H + 0.99 - 0.09\ (3 - 2.1) \\
1.28 &= r_H + 0.99 - 0.09\ (0.9) \\
1.28 &= r_H + 0.99 - 0.081 \\
1.28 &= r_H + 0.909 \\
\therefore\ r_H &= 1.28 - 0.909 = 0.317\ \text{Å}
\end{aligned}$$

உலோக ஆரம்

நெருங்கி பொதிந்து அமைந்துள்ள உலோகப் படிகத்தில், அருகருகே அமைந்துள்ள இரு உலோக அணுக்களுக்கு இடைப்பட்டத் தொலைவின் சரிபாதியளவு உலோக ஆரம் என வரையறுக்கப்படுகிறது.

எடுத்துக்காட்டாக, தாமிர (copper) உலோகத்தில், அடுத்தடுத்து அருகே அமைந்துள்ள தாமிர (copper) அணுக்களுக்கு இடைப்பட்டத் தொலைவு 2.56 Å. எனவே தாமிரத்தின் (copper) உலோக ஆரம் $\frac{2.56}{2} = 1.28$ Å

உலோகப் படிகத்தின், அலகு கூட்டின் நீளத்தினைப் பயன்படுத்தி உலோக ஆரத்தினை கணக்கிட இயலும். XII-ம் வகுப்பின் திட நிலைமை பாடத்தில் இது பற்றிய விரிவான கணக்கீட்டினை நீங்கள் கற்பீர்கள்.

அணு ஆரத்தில் காணப்படும் ஆவர்த்தனத் தொடர்பு

வரிசையில் ஏற்படும் மாறுபாடு (Variation in Periods)

ஒரு வரிசையில் செல்லும் போது அணு ஆரம் குறைகிறது. ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும் போது, இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் ஒரே கூட்டில் சேர்க்கப்படுகின்றன. அதே நேரத்தில் அணுக்கருவில் சேர்க்கப்படும் புரோட்டான், அணுக்கருவின் மின்தன்மையினை அதிகரிப்பதுடன் இணைதிற எலக்ட்ரான்களுக்கும், அணுக்கருவிற்கும் இடையேயான கவர்ச்சி விசையினையும் அதிகரிக்கின்றது. எனவே, வரிசையில் செல்லும்போது அணு ஆரம் குறைகிறது.

செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை (effective nuclear charge)

எலக்ட்ரான்களுக்கும், அணுக்கருவிற்கும் இடையே நிலை மின்னியல் கவர்ச்சி விசைக் காணப்படுகிறது. இக்கவர்ச்சி விசை மட்டும் அல்லாமல், எலக்ட்ரான்களுக்கிடையே விலக்கு விசையும் காணப்படுகிறது. உள்கூட்டில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்களுக்கும், இணைதிற கூட்டில்

உள்ள எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையேயான இந்த விலக்கு விசையின் விளைவாக, வெளிக்கூட்டில் உள்ள இணைதிற எலக்ட்ரான்கள மீது, அணுக்கருவினால் செலுத்தப்படும் கவர்ச்சி விசை குறைக்கப்படுகின்றது. எனவே, உட்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள், அணுக்கருவிற்கும், இணைதிற எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையே ஒரு திரை போல செயல்படுகிறது. இவ்விளைவு திரைமறைப்பு விளைவு (screening effect) என்றழைக்கப்படுகிறது. வெளிக்கூட்டில் உள்ள இணைதிற எலக்ட்ரான்களால் உணரப்படும் நிகர அணுக்கரு மின்சுமை செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை (effective nuclear charge) என்றழைக்கப்படுகின்றது. செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமையானது பின்வரும் சமன்பாட்டால் தோராயமாக கணக்கிடப்படுகிறது.

$$Z_{\text{செயலுறு}} = Z-S$$

இங்கு Z என்பது அணு எண் மற்றும் S என்பது திரைமறைப்பு மாறிலி. இம்மாறிலியைக் கீழே விவரிக்கப்பட்டுள்ள, ஸ்லேட்டர் விதிகளைப் பயன்படுத்தி கணக்கிடலாம்.

படி 1

முதலில் கொடுக்கப்பட்ட அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பினை எழுதவும் பிறகு ns மற்றும் np ஆர்பிட்டால்களை ஒரே தொகுதியாகவும், பிற ஆர்பிட்டால்களை ஒரே தொகுதியாகவும், பிற ஆர்பிட்டால்களை தனி தொகுதிகளாகவும் பின்வரும் அமைப்பில் எழுதவும்.

(1s) (2s, 2p) (3s, 3p) (3d) (4s, 4p) (4d) (4f) (5s, 5p)...

படி 2

செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை கண்டறிய வேண்டிய எலக்ட்ரான் அமைந்துள்ள தொகுதியினை இனம் கண்டறியவும், இதற்கு வலப்புறம் அமைந்துள்ள தொகுதிகளில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்கள் திரைமறைப்பு விளைவிற்கு காரணமாக அமைவதில்லை.

இனம் கண்டறியப்பட்ட தொகுதியில் (n என்ற எழுத்தால் குறிக்கப்படுகிறது.) உள்ள எலக்ட்ரான்கள் ஒவ்வொன்றும் 0.35 அலகு அணுக்கரு மின்சுமையை மறைக்கின்றன. எனினும் 1s எலக்ட்ரான்களுக்கு இதன் மதிப்பு 0.30 அலகு ஆகும்.

படி 3- உட்கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் மறைத்தல்.

செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை கண்டறியப்பட வேண்டிய எலக்ட்ரான் s அல்லது p ஆர்பிட்டாலில் இருந்தால்,

ை. (n-1) தொகுதியில் உள்ள ஒவ்வொரு எலக்ட்ரான்களும் 0.85 அலகு அணுக்கரு மின்சுமையினை மறைக்கின்றன.

ைை. (n-2) தொகுதி அல்லது அதனை விடக்குறைவான (n-3) (n-4) போன்ற தொகுதிகளில் உள்ள ஒவ்வொரு எலக்ட்ரானும் முழுமையாக மறைக்கின்றன. அதாவது 1 அலகு அணுக்கரு மின் சுமையினை மறைக்கின்றன.

செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை கண்டறியப்பட வேண்டிய எலக்ட்ரான் d அல்லது f ஆர்பிட்டாலில் இருந்தால், அந்த எலக்ட்ரான் அமைந்துள்ள தொகுதிக்கு இடப்புறம் உள்ள தொகுதிகளில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்கள் 1 அலகு அணுக்கரு மின்சுமையினை மறைக்கின்றன.

படி 4

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

அட்டவணை 3.12 உட்கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் திரைமறைப்பு விளைவு ஸ்லேட்டா விதிகள்.

எலக்ட்ரான்	செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை	செயலுறு அணுக்கரு

தொகுதி	கண்டறியப்பட வேண்டிய எலக்ட்ரான் (s அல்லது p ஆர்பிட்டாலில் இருந்தால்)	மின்சுமை கண்டறியப்பட வேண்டிய எலக்ட்ரான் (d 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:

ஸ்கேன்டியத்தில் உள்ள 3dஎலக்ட்ரான் மற்றும் 4s எலக்ட்ரானின் மீதான செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமையின் மதிப்பினைக் கணக்கிடுதலை நாம் விளக்குவோம். ஸ்கேன்டியத்தின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^1$, இதனை பின்வருமாறு மாற்றியமைக்கலாம்.

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

தொகுதி	அத்தொகுதியில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை	's' மதிப்பிற்கு ஒவ்வொரு எலக்ட்ரான்களின் 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	10.00
	S ன் மதிப்பு		**18.00**

$Z_{\text{செயலுறு}} = Z-S$ அதாவது $Z_{\text{செயலுறு}} = 21-18 \therefore Z_{\text{செயலுறு}} = 3$

3d எலக்ட்ரான் மீதான செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமையினைக் கணக்கிடுதல்

$$\underbrace{(1s)^2}_{(n-3)}\ \underbrace{(2s,2p)^8}_{(n-2)}\ \underbrace{(3s,3p)^8}_{(n-1)}\ \underset{n}{(3d)^1}\ \underbrace{(4s)^2}$$

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**

$\therefore Z_{செயலுறு} = Z - S$ i.e. = 21-18 $\therefore Z_{செயலுறு} = 3$

அட்டவணை 3.13 இரண்டாம் வரிசை தனிமங்களின் அணு ஆரம் (சகப்பிணைப்பு ஆரம்)

தனிமம்	**செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை**	**சகப்பிணைப்பு ஆரம்**
Li^3	1.30	167
Be^4	1.95	112
C^6	2.60	87
N^7	3.25	67
O^8	3.25	56
F^9	4.55	48
Ne^{10}	5.85	38*

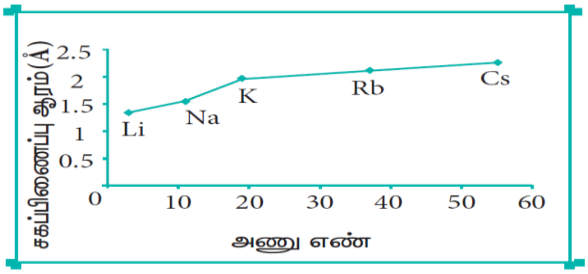
*வாண்டர்வால்ஸ் ஆரம்

தொகுதியில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்: (variation in group)

தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக அணு ஆரம் அதிகரிக்கின்றது. ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும் போது, புதிதாகச் சேர்க்கப்படும் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் இடம் பெறும் பொருட்டு, புதிய கூடுகள் உருவாக்கப்படுகின்றன. இதன் காரணமாக அணுக்கருவின் மையத்திற்கும் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் காணப்படும் வெளிக்கூட்டிற்கும் இடையேயான தொலைவு அதிகரிக்கின்றது. ஒரு தொகுதியில் கார உலோகங்களின் அணு ஆரங்களின் மாறுபாடு பின்வருமாறு.

அட்டவணை 3.14 தொகுதி -1 தனிமங்களின் சகப்பிணப்பு ஆரங்களின் மாறுபாடுகள்

தனிமம்	இணைதிற எலக்ட்ரான் காணப்படும் வெளிக்கூடு	சகப்பிணைப்பு ஆரம் (A)
Li	L (n=2)	1.34
Na	M (n=3)	1.54
K	N (n=4)	1.96
Rb	O (n=5)	2.11
Cs	P(n=6)	2.25



3.5.2. அயனி ஆரம்

ஒரு அயனியின் அணுக்கருவின் மையத்திற்கும் அவ்வயனியின் எலக்ட்ரான் திரள்முகில் (election cloud) மீது அதன் அணுக்கருவால் கவர்ச்சி விசையினை செலுத்த இயலும் தூரத்திற்கும் இடையிலான தொலைவு அயனி ஆரம் என வரையறுக்கப்படுகிறது. நேரயனி மற்றும் எதிரயனி அகியவற்றிற்கு இடையேயான அயனி இடைத் தொலைவினைக் கொண்டு பாலிங் முறைப்படி ஒற்றை மின்சுமையுடைய படிகங்களின் அயனி ஆரங்களை கணக்கிடலாம்.

படிக அலகுக்கூட்டில் காணப்படும் அயனிகள் கோள வடிவமுடையவை என பாலிங் கருதினர். மேலும் அவைகள் ஒன்றையொன்று தொட்டுக் கொண்டிருப்பதாகவும் கருதினார். எனவே,

$d = r_c^+ + r_A^-$ ------------------------------ (1)

இங்கு d என்பது நேர் அயனி C+ன் அணுக்கருவிற்கும், எதிர்அயனி A^- ன் அணுக்கருவிற்கும் இடையேயானத் தொலைவு ஆகும். மற்றும் ஆகியன முறையே நேர் மற்றும் எதிர் அயனிகளின் ஆரங்களாகும்.

மேலும், மந்த வாயுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பினை (எடுத்துக்காட்டாக Na^+ மற்றும் F^- அயனிகள் $1s^2\ 2s^2,\ 2p^6$ எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ளன) பெற்றுள்ள அயனிகளின் ஆரமானது, அவ்வயனிகள் மீது அணுக்கருவால் செலுத்தப்படும் செயலுறு அணுக்கருமின்சுமைக்கு எதிர்விகிதத்தில் அமையும். அதாவது,

$$\text{i.e. } r_{C^+} \propto \frac{1}{(Z_{\text{செயலுறு}})_{C^+}} \text{ ---------- (2)}$$

மற்றும்

$$r_{A^-} \propto \frac{1}{(Z_{\text{செயலுறு}})_{A^-}} \text{ ---------- (3)}$$

இங்கு $Z_{\text{செயலுறு}}$ என்பது செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமைக்குச் சமம். $Z_{\text{செயலுறு}} = Z - S$ சமன்பாடு (2) ஐ (3) ஆல் வகுக்க.

$$\frac{r_{c+}}{r_{A^-}} = \frac{(Z_{\text{செயலுறு}})_{A^-}}{(Z_{\text{செயலுறு}})_{C^+}} \text{ -------- (4)}$$

சமன்பாடு (1) மற்றும் (4) ஐத் தீர்ப்பதன் மூலம் r_c^+ மற்றும் r_A^- மதிப்புகளைப் பெற இயலும். NaF படிகத்திலுள்ள Na^+ மற்றும் F^- அயனிகளின் ஆரங்களைக் கணக்கிடுவதன் மூலம் இம்முறையினை நாம் விளக்கலாம். NaF படிகத்தின் அயனி இடைத் தொலைவு 231 pm ஆகும்.

$d = r_{Na^+} + r_{F^-}$

i.e. $r_{Na^+} + r_{F^-} = 231\ pm$ ------------(5)

$$\frac{r_{Na^+}}{r_{F^-}} = \frac{(Z_{\text{செயலுறு}})_{F^-}}{(Z_{\text{செயலுறு}})_{Na^+}}$$

$$(Z_{\text{செயலுறு}})_{F^-} = Z - S$$

$$= 9 - 4.15$$

$$= 4.85$$

$$(Z_{\text{செயலுறு}})_{Na^+} = 11 - 4.15$$

$$= 6.85$$

$$\therefore \frac{r_{Na^+}}{r_{F^-}} = \frac{4.85}{6.85}$$

$$= 0.71$$

$\Rightarrow r_{Na^+} = 0.71\ r_{F^-}$ --------(6)

(6) ஐ (5) ல் பிரதியிட

$(1) \Rightarrow \ 0.71\ r_{F^-} + r_{F^-} = 231\ pm$

$$1.71\ r_{F^-} = 231\ pm$$

$$r_{F^-} = \frac{231}{1.71} = 135.1\ pm$$

(r_{F^-}) ன் மதிப்புகளை சமன்பாடு (5) ல் பிரதியிட

$$r_{Na^+} + 135.1 = 231$$

$$r_{Na^+} = 95.9\ pm$$

3.5.3. அயனியாக்கும் ஆற்றல்

அடி ஆற்றல் நிலையில் (சிறும ஆற்றல் நிலையில் - ground state) உள்ள நடுநிலைத்தன்மை உடைய தனித்த வாயு நிலை அணு ஒன்றின் இணைதிற கூட்டிலிருந்து இலகுவாக பிணைக்கப்பட்டுள்ள ஒரு எலக்ட்ரானை நீக்குவதற்கு தேவைப்படும் குறைந்தபட்ச ஆற்றல் அயனியாக்கும் ஆற்றல் எனப்படும். இது $kjmol^{-1}$ அல்லது eV என்ற அலகால் குறிப்பிடப்படுகின்றது.

$$M_{(g)} + IE_1 \rightarrow M^{+}_{(g)} + 1\ e^{-}$$

இங்கு IE_1 என்பது முதலாவது அயனியாக்கும் ஆற்றலைக் குறிப்பிடுகிறது.

அடுத்தடுத்த அயனியாக்கும் ஆற்றல்கள் (Successive ionization energies)

ஒரு ஒற்றை நேர்மின்சுமையுடைய அயனியிலிருந்து, ஒரு எலக்ட்ரானை நீக்குவதற்கு தேவைப்படும் குறைந்தபட்ச ஆற்றல் இரண்டாம் அயனியாக்கும் ஆற்றல் எனப்படும். இது பின்வரும் சமன்பாட்டால் குறிப்பிடப்படுகிறது.

$$M^{+}_{(g)} + IE_2 \rightarrow M^{2+}_{(g)} + 1\ e^{-}$$

இதைப் போலவே, நாம் மூன்றாம், நான்காம் அயனியாக்கும் ஆற்றல்களை வரையறுக்கலாம்.

ஒரு நேர்மின் சுமையுடைய அயனியில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையானது, அதன் நடுநிலை அணுவில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையை விட குறைவாக இருந்தபோதிலும் அவைகளின் அணுக்கரு மின்சுமை சமமாக இருக்கும். எனவெ நேர்மின்சுமையுடைய அயனியின் செயலுறு அணுக்கருகவர்ச்சி விசையானது, தொடர்புடைய நடுநிலை அணுவின் செயலுறு கவர்ச்சி விசையினை விட அதிகம். எனவே தொடர்ச்சியான அயனியாக்கும் ஆற்றலின் மதிப்புகள், எப்போதும் பின்வரும் ஏறுவரிசையில் அமைகின்றன.

$$IE_1 < IE_2 < IE_3 < \ldots\ldots$$

அயனியாக்கும் ஆற்றலில் காணப்படும் ஆவர்த்தனத் தன்மை

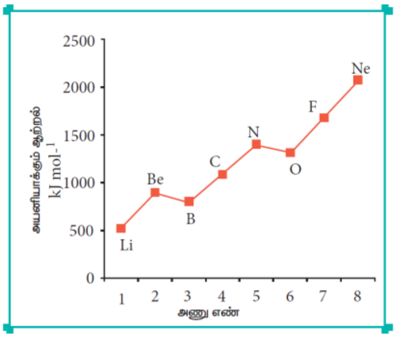
அயனியாக்கும் ஆற்றல், ஒரு சில விதிவிலக்குகளைத் தவிர்த்து, பொதுவாக ஒரு வரிசையில் அதிகரிக்கின்றது. முன்னரே விவிரித்தவாறு, ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும் போது, இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் ஒரே கூட்டில் சேர்க்கப்படும் நிலையில், அணுக்கருவில் புரோட்டான்கள் சேர்க்கப்படுகின்றன. இவ்வாறு தொடர்ச்சியாக அணுக்கருவின் மின்சுமை அதிகரிப்பதால், இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் மீதான கவர்ச்சி விசையும் அதிகரிக்கின்றது. மேலும் இணைதிற எலக்ட்ரானை நீக்க தேவைப்படும் ஆற்றல் அதிகரிப்பதால் அயனியாக்கும் ஆற்றலும் அதிகரிக்கிறது.

இரண்டாம் வரிசை தனிமங்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றலில் ஏற்படும் மாறுபாடுகளை நாம் கருதுவோம். அணு எண்ணிற்கு எதிரான அயனியாக்கும் ஆற்றல் மதிப்பின் வரைபடம் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

பின்வரும் வரைபடத்தில் அயனியாக்கும் ஆற்றலின் வழக்கமான தொடர்பில் இரு மாறுபாடுகள் காணப்படுகின்றன. பெரிலியத்தினைக் காட்டிலும் போரான் அதிகமான அணுக்கரு மின் சுமையினைப் பெற்றிருப்பதால், போரானின் அயனியாக்கும் ஆற்றல் மதிப்பு அதிகம் என எதிர்பார்க்கப்படுகிறது. ஆனால் எதிர்பார்த்தலுக்கு முரணாக பெரிலியம் மற்றும் போரான் அணுக்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றல்கள் முறையே 899 மற்றும் 800 $kjmol^{-1}$ ஆகும்.

பெரிலியம் முழுவதும் நிரப்பப்பட்ட 2s ஆர்பிட்டாலைப் பெற்றுள்ளதால், பகுதியளவு நிரப்பப்பட்ட இணைதிற கூடு எலக்ட்ரான் அமைப்பை பெற்றுள்ள ($2s^2\ 2p^1$) போரானைக் காட்டிலும் அதிக அளவு நிலைப்புத்தன்மை உடையது.

தனிமங்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றலில் ஏற்படும் மாறுபாடு



சிறும ஆற்றல் நிலையில், பெரிலியம் (Z= 4) $1s^2$ $2s^2$ எலக்ட்ரான் அமைப்பினையும், போரான் (Z= 5) $1s^2$ $2s^2$ $2p^1$ என்ற எலக்ட்ரான் அமைப்பினையும் பெற்றுள்ளன.

இதைப் போலவே, $1s^2$ $2s^2$ $2p^3$ எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ள நைட்ரஜனின் அயனியாக்கும் ஆற்றல், (1402 $kJmol^{-1}$) $1s^2$ $2s^2$ $2p^4$ என்ற எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ள ஆக்சிஜனின் அயனியாக்கும் ஆற்றல், (1314 $kJmol^{-1}$) மதிப்பைக் காட்டிலும் அதிகம். ஏனெனில் சரிபாதியளவு நிரப்பப்பட்ட எலக்ட்ரான் அமைப்பு அதிக நிலைப்புத் தன்மையுடையது. ஆதலால் நைட்ரஜனின் 2p ஆர்பிட்டாலிலிருந்து ஒரு எலக்ட்ரானை நீக்குவதற்கு அதிக ஆற்றல் தேவைப்படுகிறது. ஆனால், ஆக்சிஜனின் 2p ஆர்பிட்டாலில் உள்ள ஒரு எலக்ட்ரானை நீக்குவதால், அது சரிபாதியளவு நிரப்பப்பட்ட நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெறுகிறது. இதன் விளைவாக நைட்ரஜனோடு ஒப்பிடும் போது ஆக்சிஜனில் 2 p எலக்ட்ரானை நீக்குவது எளிதாகிறது.

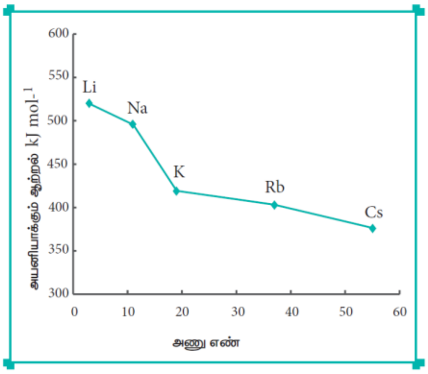
தொகுதியில் ஏற்படும் ஆவர்த்தன மாறுபாடுகள்

ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும் போது அயனியாக்கும் ஆற்றல் குறைகிறது. தொகுதியில் மேலிருந்து வரும் போது. இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் புதிய கூட்டில் சேர்கின்றன. அணுக்கருவிற்கும் இணைதிற எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையேயானத் தொலைவு அதிகரிக்கின்றது. எனவே இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் மீதான அணுக்கருவின் கவர்ச்சி விசை குறைகின்றது. இதன் காரணமாக ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழே செல்லும் போது அயனியாக்கும் ஆற்றல் குறைகிறது.

ஆயனியாக்கும் ஆற்றல் மற்றும் மறைத்தல் விளைவு

ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக செல்லும் போது, உட்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கின்றது. இதன் காரணமாக உட்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களுக்கும் இணைதிற எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையேயான விலக்கு விசையும் அதிகரிக்கின்றது. அதாவது உள்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் மறைத்தல் விளைவு அதிகரிப்பதனால், அணுக்கருவினால், இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் மீது செலுத்தப்படும் கவர்ச்சி விசை குறைகிறது. எனவே அயனியாக்கும் ஆற்றலும் குறைகிறது. அயனியாக்கும் ஆற்றலின் இத்தகைய போக்கினை கார உலோகங்களை எடுத்துக்காட்டாகக் கொண்டு நாம் புரிந்து கொள்வோம்.

அயனியாக்கும் ஆற்றலில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்



3.5.4. எலக்ட்ரான் நாட்டம்

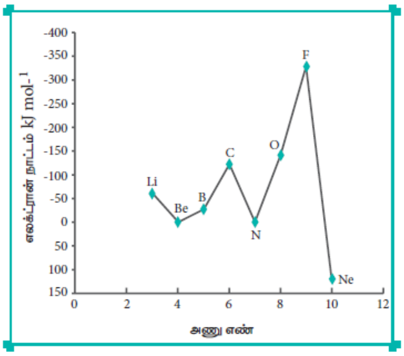
அடி ஆற்றல் நிலையில் உள்ள ஒரு தனித்த நடுநிலைத்தன்மை உடைய வாயுநிலை அணு ஒன்றின் இணைதிற கூட்டில் ஒரு எலக்ட்ரானை சேர்த்து அதன் எதிர் அயனியை உருவாக்கும் போது வெளிப்படும் ஆற்றல் (மந்த வாயுக்களைப் பொருத்த வரையில் தேவைப்படும் ஆற்றல்) எலக்ட்ரான் நாட்டம் எனப்படும். இது $kjmol^{-1}$ என்ற அலகால் குறிப்பிடப்படுகிறது.

$$A + I\,e^- \rightarrow A^- + E_A$$

ஒரு வரிசையில் ஏற்படும் எலக்ட்ரான் நாட்டத்தின் மாறுபாடுகள்

அயனியாக்கும் ஆற்றலில் காணப்படுவதைப் போன்று எலக்ட்ரான் நாட்டத்தில் சீரான மாற்றம் காணப்படுவதில்லை. ஒரு வரிசையில். கார உலோகத்திலிருந்து ஹாலஜன்களை நோக்கிச் செல்லும் போது, பொதுவாக எலக்ட்ரான் நாட்டம் அதிகரிக்கின்றது அதாவது வெளிப்படும் ஆற்றலின் மதிப்பு அதிகமாக இருக்கும். அணுவின் உருவளவு சிறிதாவதும், அணுக்கரு மின்சுமை அதிகரிப்பதுமே இதற்கு காரணமாகும். எனினும் பெரிலியம் ($1s^2\ 2s^2$) நைட்ரஜன் ($1s^2\ 2s^2\ 2p^3$) போன்ற தனிமங்களில் ஒரு எலக்ட்ரான் சேர்க்கப்படும் நிலையில் அவற்றின் அதிக நிலைப்புத்தன்மையுடைய எலக்ட்ரான் அமைப்பு இழக்கப்படும் நிலை ஏற்படும். எனவே இத்தகைய தனிமங்கள் ஏறத்தாழ பூஜ்ஜிய எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்பினைப் பெற்றுள்ளன.

தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் நாட்டத்தில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்.

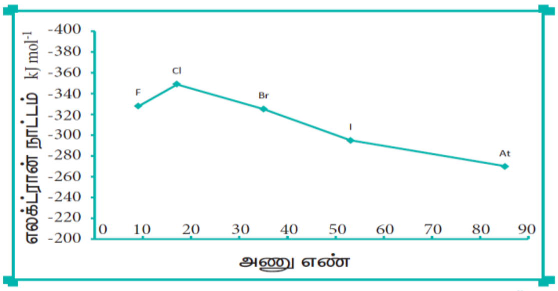


மந்த வாயுக்கள் ns^2 , np^6 என்ற முழுவதும் நிரப்பப்பட்ட நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ளன. எனவே கூடுதலாக ஓர் எலக்ட்ரானை சேர்த்தல் சாதகமானதல்ல. மேலும் அந்நிகழ்விற்கு அதிக ஆற்றல் தேவைப்படும் ns^2 , np^6 என்ற எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ள ஹாலஜன்கள் எளிதில் ஒரு எலக்ட்ரானை ஏற்றுக்கொண்டு நிலையான ns^2 , np^6 எலக்ட்ரான் அமைப்பினை பெறுவதால், ஒவ்வொரு வரிசையிலும் ஹாலஜன்கள் அதிக எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்பினைப் (அதிக எதிர்குறி மதிப்புகள்) பெற்றுள்ளன.

ஒரு தொகுதியில் ஏற்படும் எலக்ட்ரான் நாட்டத்தின் மாறுபாடுகள்

ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக வரும்போது பொதுவாக எலக்ட்ரான் நாட்டத்தின் மதிப்பு குறைகிறது. அணுபருமன் மற்றும் உள்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் திரைமறைப்பு விளைவு ஆகியவை அதிகரிப்பதே இதற்குக் காரணமாகும். எனினும் ஆக்சிஜன் மற்றும் புளூரின் ஆகியன முறையே சல்பர் மற்றும் குளோரினைக் காட்டிலும் குறைவான எலக்ட்ரான் நாட்டமதிப்பினைப் பெற்றுள்ளன. ஆக்சிஜன் மற்றும் புளூரினின் உருவளவு ஒப்பீட்டளவில் சிறியது. எனவே அவைகள் அதிக எலக்ட்ரான் அடர்த்தியைக் கொண்டுள்ளன. மேலும் சேர்க்கப்படும் கூடுதல் எலக்ட்ரான் ஆக்சிஜன் மற்றும் புளூரினில் 2p ஆர்பிட்டாலில் சென்று சேரவேண்டும். இந்த 2p ஆர்பிட்டாலானது சல்பர் மற்றும் குளோரினின் 3p ஆர்பிட்டாலுடன் ஒப்பிடும் போது நெருக்கமான அமைப்பினைப் பெற்றுள்ளது. எனவே ஆக்சிஜன் மற்றும் புளூரினானது முறையே அவைகள் இடம் பெற்றுள்ள தொகுதியில் அடுத்து உள்ள தனிமங்களான சல்பர் மற்றும் குளோரினைக் காட்டிலும் குறைவான எலக்ட்ரான் நாட்டம் மதிப்பினைப் பெற்றுள்ளன.

ஹாலஜன் தொகுதியில் ஏற்படும் எலக்ட்ரான் நாட்டத்தின் மாறுபாடு



தன்மதிப்பீடு

3.5.5 எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை

சகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ள மூலக்கூறில் உள்ள ஒரு அணுவானது, சகப்பிணைப்பில் பங்கிடப்பட்டுள்ள எலக்ட்ரான் இணையினைத் தன்னை நோக்கி ஒப்பீட்டு அளவில் கவரும் பண்பு எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை எனப்படும்.

எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை ஒரு அளவிடத்தக்க பண்பு அல்ல எனினும் இம்மதிப்பினைக் கணக்கிட பல்வேறு அளவீட்டு முறைகள் உள்ளன. அதில் ஒரு முறை ஃபாலிங் என்பவரால் உருவாக்கப்பட்டது. அவர் ஹைட்ரஜன் மற்றும் புளூரினுக்கு முறையே 2.1 மற்றும் 4.0 என்ற மதிப்புகளை எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்புகள் என எடுத்துக்கொண்டார். இதனடிப்படையில் பிற தனிமங்களுக்கு பின்வரும் வாய்ப்பாட்டினைப் பயன்படுத்தி எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்புகளைக் கண்டறியலாம்.

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

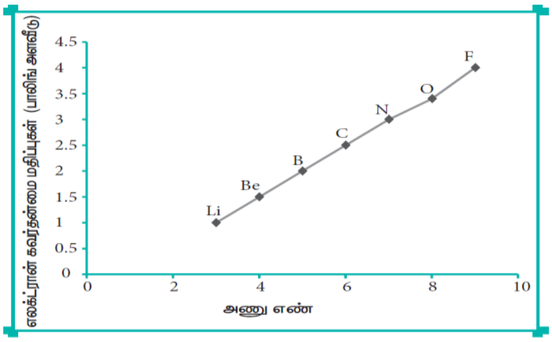
இங்கு E_{AB}, E_{AA} மற்றும் E_{BB} ஆகியன முறையே AB, A_2 (A-A) மற்றும் B_2 (B-B) ஆகிய மூலக்கூறுகள் பிணைப்பு பிளவு ஆற்றல்கள் ஆகும்.

கொடுக்கப்பட்ட எந்த ஒரு தனிமத்தின் எலக்ட்ரான் நாட்டத்தின் மதிப்பும் மாறிலியல்ல. இதன் மதிப்பு அத்தனிமம் எத்தனிமத்துடன் சகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ளது என்பதனைப் பொறுத்து அமையும். பிணைப்பின் தன்மையினைத் தீர்மானிப்பதில் எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை மதிப்புகள் முக்கிய பங்காற்றுகின்றன.

ஒரு வரிசையில் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையில் ஏற்படும் மாறுபாடு.

இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும் போது பொதுவாக எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை மதிப்பு அதிகரிக்கின்றது. முன்னரே விவரித்துள்ளவாறு, ஒரு வரிசையில் அணுக்கருவிற்கும், இணைதிற எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையேயான கவர்ச்சி விசை அதிகரிப்பதால் அணு ஆரம் குறைகிறது. எனவே, பங்கிடப்பட்டுள்ள எலக்ட்ரான்களை கவரும் தன்மை அதிகரிக்கிறது. இதன் காரணமாக ஒரு வரிசையில் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை அதிகரிக்கின்றது.

இரண்டாம் வரிசையில் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்



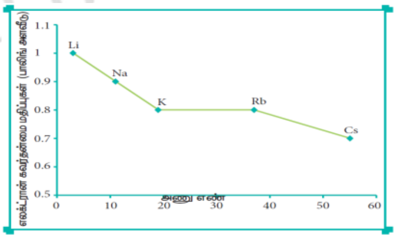
பாலிங் அளவீட்டு முறையில் தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை

ஒரு தொகுதியில் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்

ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக வரும் போது எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை மதிப்பு பொதுவாகக் குறைகிறது. தொகுதியில் மேலிருந்து கீழே வரும்போது அணு ஆரம் அதிகரிக்கிறது. இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் மீது அணுக்கரு செலுத்தும் கவர்ச்சி விசை குறைகிறது. எனவே, எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையும் குறைகிறது.

மந்த வாயுக்களின் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை மதிப்பு பூஜ்யம் என எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. s– தொகுதி தனிமங்களின் எலக்ட்ரான்கவர் தன்மை மதிப்பு எதிர்பார்க்கப்படுவது போல தொகுதியில் குறைகிறது. 13 மற்றும் 14 ஆம் தொகுதி தனிமங்களைத் தவிர்த்து பிற p தொகுதித் தனிமங்கள் எதிர்பார்க்கப்டுவது போன்று தொகுதியில், எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை குறையம் போக்கினைக் கொண்டுள்ளன.

தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்



வேதிப்பண்புகளின் ஆவர்த்தனத் தொடர்பு (Periodic trends in chemical properties)

அணு ஆரம், அயனியாக்கும் ஆற்றல், எலக்ட்ரான் நாட்டம் மற்றும் எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை போன்ற இயற்பண்புகளின் ஆவர்த்தனத் தன்மையினை இதுவரை நாம் கற்றறிந்தோம். இத்துடன் வேதிப்பண்புகளான, வினைத்திறன், இணைதிறன் மற்றும் ஆக்சிஜனேற்ற நிலை முதலியனவும் ஒரு குறிப்பிட்ட அளவிற்கு ஆவர்த்தனத் தொடர்பினைக் கொண்டுள்ளன.

இப்பாடப்பகுதியில், நாம் இணைதிறனில் (ஆக்சிஜனேற்ற நிலை) காணப்படும் ஆவர்த்தனத் தொடர்பினையும் இரண்டாம் வரிசை தனிமங்களின் முரண்பட்ட பண்புகளையும் (மூலைவிட்டத் தொடர்பு) சுருக்கமாக விவாதிப்போம்.

இணைதிறன் அல்லது ஆக்சிஜனேற்ற நிலை

ஒரு அணுவின் இணைதிறன் என்பது ஹைட்ரஜனுடன் ஒப்பிடும் போது அவ்வணுவின் இணையக்கூடிய திறன் எனப்படும். பொதுவாக இது இணைதிற கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அல்லது எட்டிலிருந்து அந்த எலக்ட்ரான்களின்

எண்ணிக்கையினைக் கழித்து விட்டு வரும் எண்ணிக்கையாகும். இணைதிறனுக்கு பதிலாக ஆக்சிஜனேற்ற நிலையினைக் குறிப்பிடுவது எளிமையானதாக இருக்கும்.

இணைதிறன் அல்லது ஆக்சிஜனேற்ற நிலையில் காணப்படும் ஆவர்த்தனத் தன்மை

ஒரு அணுவின் இணைதிறன் என்பது அதன் இணைதிற கூட்டில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையினைப் பொருத்து அமைகிறது. ஒரு தொகுதியில் உள்ள தனிமங்களில் இணைதிற எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை சமம் என்பதால், அதிகபட்சமான இணைதிறன் என்பது மாறாமல் அதே மதிப்பினைப் பெற்றிருக்கும். எனினும் ஒரு வரிசையில் இணைதிற எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிப்பதால் இணைதிறனும் அதிகரிக்கின்றது.

இணைதிறனில் ஏற்படும் மாறுபாடு

கார உலோகங்கள் (தொகுதி 1)			தொகுதி 15		
தனிமம்	**இணைதிற கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை**	**இணைதிறன்**	**தனிமம்**	**இணைதிற கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை**	**இணைதிறன்**
Li	1	1	N	5	3,5
Na	1	1	P	5	3,5
K	1	1	As	5	3,5
Rb	1	1	Sb	5	3,5
Cs	1	1	Bi	5	3,5
Fr	1	1			

இணைதிறனில் ஏற்படும் மாறுபாடு (முதல் வரிசை)

தனிமம்	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
இணைதிற கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை	1	2	3	4	5	6	7	8
இணைதிறன் (இணையக்கூடிய திறன்)	1	2	3	4	5,3	6,2	7,1	8,0

மேலும் சில தனிமங்கள் மாறுபடும் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளைக் கொண்டுள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக தொகுதி 15 ல் உள்ள தனிமங்கள் 5 இணைகிற எலக்ட்ரான்களை பெற்றிருந்தாலும், அவற்றில் பெரும்பாலான தனிமங்கள் 3 மற்றும் 5 ஆகிய இரு இணைதிறன்களைப் பெற்றுள்ளன. இதைப்போலவே இடைநிலை தனிமங்களும் உள் இடைநிலைத் தனிமங்களும் மாறுபடும் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளைப் பெற்றிருக்கின்றன.

இரண்டாம் வரிசை தனிமங்களின் முரண்பட்ட பண்புகள்

ஒரே தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் ஒரே மாதிரியான இயற் மற்றும வேதிப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. எனினும் ஒவ்வொரு தொகுதியிலும் உள்ள முதல் தனிமமானது அத்தனிமம் இடம்பெற்றுள்ள தொகுதியில் உள்ள பிற தனிமங்களின் பண்புகளிலிருந்து சில முரண்பட்ட பண்புகளைப் பெற்றிருக்கின்றன. உதாரணமாக, கார மற்றும் காரமண் உலோகங்கள் பொதுவாக அயனிச் சேர்மங்களை உருவாக்கும் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன. மாறாக லித்தியம் மற்றும் பெரிலியம் ஆகியன அதிகஅளவில் சகப்பிணைப்புச் சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன. இரண்டாம் வரிசையில் உள்ள தனிமங்கள் அவற்றின் இணைதிற கூட்டில் மொத்தம் நான்கு ஆர்பிட்டால்களை (2s மற்றும் 2p) மட்டும் பெற்றிருக்கின்றன. எனவே

அவற்றின் அதிகபட்ச சகப்பிணைப்பு இணைதிறன் 4. ஆனால் அடுத்தடுத்த வரிசைகளில் உள்ள தனிமங்கள் தங்களது இணைதிற கூட்டில் அதிக ஆர்பிட்டால்களைப் பெற்றுள்ளன. எனவே உயர் இணைதிறன் மதிப்புகளைப் பெற்றுள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக போரான் BF_4 ஐயும் மற்றும் அலுமினியம் AlF_6 ஐயும் உருவாக்குகின்றன.

மூலைவிட்டத் தொடர்பு

தனிம வரிசை அட்டவணையில் மூலைவிட்டமாகச் செல்லும் போது, 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.

மூலை விட்டத்தில் அமைந்துள்ள தனிமங்களின் பண்புகளுக்கிடையே காணப்படும் ஒற்றுமைத் தன்மை மூலை விட்டத் தொடர்பு என்றழைக்கப்படுகிறது.

ஆவர்த்தன தொடர்பும் வேதிவினைத் திறனும்.

முன்னரே கற்றறிந்தவாறு, தனிமங்களின் இயற் மற்றும் வேதிப் பண்புகள் அவைகளின் இணைதிற கூடு எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பொருத்து அமைகிறது. தனிம வரிசை அட்டவணையில் இடதுபுறம் உள்ள தனிமங்கள் குறைவான அயனியாக்கும் ஆற்றலைப் பெற்றிருக்கின்றன. மேலும் எளிதில் இணைதிற எலக்ட்ரான்களை இழக்கும் தன்மையினையும் பெற்றுள்ளன. தனிம வரிசை அட்டவணையின், வலது புறத்தில் காணப்படும் தனிமங்கள் அதிக எலக்ட்ரான் கவர் தன்மையினைப் பெற்றிருப்பதால் அவைகள் எளிதில் எலக்ட்ரான்களை ஏற்கும் இயல்பினைப் பெற்றுள்ளன. இதன் விளைவாக, தனிம வரிசை அட்டவணையில் இரு பக்கங்களிலும் அமைந்துள்ள தனிமங்கள், நடுவில் உள்ள தனிமங்களோடு ஒப்பிடும்போது அதிக வினைத்திறனைப் பெற்றுள்ளன. மாறாக மந்த வாயுக்கள் முழுவதும் நிரப்பப்பட்ட எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றிருப்பதால் அவைகள் எலக்ட்ரான்களை ஏற்பதோ இழப்பதோ இல்லை. எனவே அவைகள் எத்தகைய வேதிவினைகளிலும் இயல்பாக ஈடுபடுவதில்லை.

அயனியாக்கும் ஆற்றலானது, உலோகத் தன்மையுடன் நேரடியாக தொடர்புபடுத்தக் கூடியதாகும். மேலும் தனிம வரிசை அட்டவணையின் இடதுபுறத்தின் கீழ்ப்பகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் குறைவான அயனியக்கும் ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளதால் அவைகள் உலோகத் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன. மாறாக, வலது புறத்தின் மேற்பகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் அதிக அயனியாக்கும் ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளதால், அவைகள் அலோகத் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன.

தனிம வரிசை அட்டவணையின் இரு புறங்களிலும் உள்ள தனிமங்களால் உருவாக்கப்படும் சேர்மங்களின் இயல்பினை நாம் ஆய்ந்து அறிவோம். கார உலோகங்கள் மற்றும் ஹாலஜன்கள் ஆக்சிஜனுடன் வினைபுரிந்து அவைகளின் ஆக்சைடுகளைத் தருகின்றன.

$$4\,Na + O_2 \rightarrow 2\,Na_2O$$
$$2\,Cl_2 + 7\,O_2 \rightarrow 2\,Cl_2O_7$$

சோடியம் ஆக்சைடு நீருடன் வினைபட்டு, வலிமை மிக்க காரமான சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடைத் தருகிறது. இது ஒரு கார ஆக்ஸைடு ஆகும். மாறாக Cl_2O_7 நீருடன்

வினைபட்டு வலிமை மிக்க அமிலமான பெர்குளோரிக் அமிலத்தினை தருகிறது. எனவே, இது ஒரு அமில ஆக்ஸைடாகும்.

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$$ (காரம்)

$$Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow 2\,HClO_4$$ (அமிலம்)

எனவே, தனிம வரிசை அட்டவணையின் இரு புறங்களிலும் உள்ள தனிமங்கள் எதிர்பார்த்தபடியே வெவ்வேறு பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன.

ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும் போது, அயனியாக்கும் ஆற்றல் குறைந்து கொண்டே வருகிறது. மேலும் தனிமங்களின் நேர்மின் தன்மையானது அதிகரிக்கின்றது. எனவே இத்தனிமங்களின் ஹைட்ராக்ஸைடுகள் அதிக காரத் தன்மையினைக் கொண்டிருக்கின்றன. இரண்டாம் தொகுதி ஹைட்ராக்சைடுகளின் இயல்பினை நாம் கருதுவோம்.

$Be(OH)_2$ ஈரியல்புத்தன்மை உடையது, $Mg(OH)_2$ வலிமை குறைந்த காரம் $Ba(OH)_2$ வலிமை மிக்க காரம்.

பெரிலியம் ஹைட்ராக்ஸைடு அமிலம் மற்றும் காரம் ஆகிய இரண்டுடனும் வினைபுரிகின்றது எனவே இது ஈரியல்புத தன்மை உடையது.

$$Be(OH)_2 + HCl \rightarrow BeCl_2 + 2H_2O$$

$$Be(OH)_2 + 2\,NaOH \rightarrow Na_2BeO_2 + 2H_2O$$