(Acids, Bases and salts)

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.

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

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

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

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

- 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	: -42°C (-44°F, 231K)
கொதிநிலை	: 108°C (226°F, 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.

$$Zn + 2\ NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2\uparrow$$

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:

pH அளவீடு

- 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 காட்டப்படுகிது.

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.

10th 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 அழைக்கப்பபடுகிறது. 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 திண்ம், 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 $25^{o}C$ ல் 100 கி நீரில், 36 கி சோடியம் குளோரைடு கரைந்து தெவிட்டிய கரைசலை உருவாக்குகிறது.

கரைதிறன் என்பதை பின்வரும் சமன்பாட்டை கொண்டு கணக்கிடலாமட்.

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

$25^{o}C$ ல் 100 கி நீரில் பல்வேறு கரைபொருள்களின் கரைதிறன் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

பெயர்	வாய்ப்பாடு	நீரில்
கால்சியம் கார்பனேட்	$CaCO_{(\text{திண்மம்})}$	00013
சோடியம் குளோரைடு	$NaCl_{(\text{திண்மம்})}$	36
அம்மோனியா	$NH_{(\text{திண்மம்})}$	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	$ZnSO_4.\ 7H_2O$

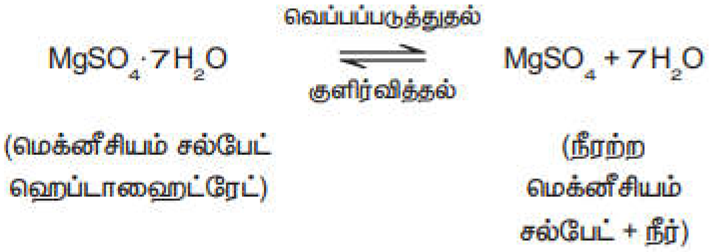
காப்பர் சல்பேட் பென்டாஹைட்ரேட் $CuSO_4.\ 5H_2O$ (நீலவிட்ரியால் அல்லது மயில்துத்தம்)

- 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.

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

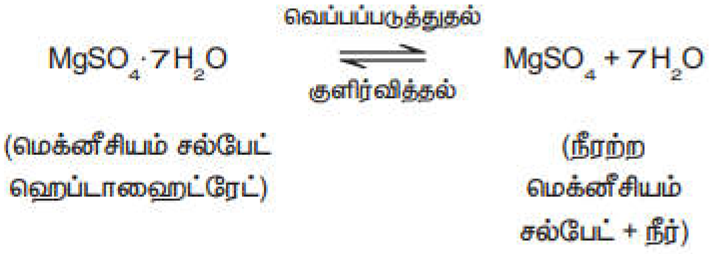
(காப்பர் சல்பேட் பென்டாஹைட்ரேட்) → (நீரற்ற காப்பர் சல்பேட் + நீர்)

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



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

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



- 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 கரைதிறனைக 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 கி நீரில் கரைந்து தெவிட்டிய கரைசலை உருவாக்கத் தேவைப்படும் பொட்டாசியம் குளோரைடின்நிறை $= \frac{37}{100} \times 60$

= 22.2 கி

3. 30^oC வெப்பநிலையில் 50 கி நீரில் கரைந்து தெவிட்டிய கரைசலை உருவாக்கத் தேவையான சோடியம் குளோரைடின் நிறை என்ன? 30^oC 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

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

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°C வெப்பநிலையில் 100 கி நிரில், 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:

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

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

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

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

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

= 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%

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

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

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

நினைவில் கொள்க.

- இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட பொருட்களின் ஒரு படித்தான கலவை கரைசல் எனப்படும்.
- நீர்க் கரைசல்களில் நீரானது கரைப்பானாக செயல்படுகிறது.
- நீரற்ற கரைசல்களில் நீரைத் தவிர மற்றவை கரைப்பானாக செயல்படுகிறது.
- ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் எந்த ஒரு கரைசலில், மேலும் கரைபொருளை கரைக்க முடியாதோ, அக்கரைசல் தெவிட்டிய கரைசல் எனப்படும்.
- குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில், தெவிட்டிய கரைசலில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் அளவை விடக் குறைவான கரைபொருள் அளவைக் கொண்ட கரைசல் தெவிட்டாத கரைசல் ஆகும்.
- குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில், தெவிட்டிய கரைசலில் உள்ள கரைபொருளின் அளவைக் காட்டிலும் அதிகமான கரைபொருளைக் கொண்ட கரைசல் அதி தெவிட்டிய கரைசல் எனப்படும்.
- முனைவுறும் சேர்மங்கள் முனைவுறும் கரைப்பானில் கரைகிறது.
- முனைவுறாச் சேர்மங்கள் முனைவுறாக் கரைப்பானில் கரைகிறது.
- வெப்பம் கொள் செயல்முறையில் வெப்பநிலை அதிகரிக்கும் போது கரைதிறன் அதிகரிக்கிறது.
- வெப்பம் உமிழ் செயல்முறையில் வெப்பநிலை அதிகரிக்கும் போது கரைதிறன் குறைகிறது.
- நிறை சதவீதம் என்பது, ஒரு கரைசலில் உள்ள கரைபொருளின் நிறையை சதவீதத்தில் குறித்தால் அது இக்கரைசலின் நிறைசதவீதம் எனப்படும்.

10th அறிவியல்
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 வளர்க்கின்றன. 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 தனிமங்கள் மாற்றியமைக்கப்பட்டு 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.

$$CH_{4(g)} \quad + \quad 2O_{2(g)} \quad \rightarrow \quad CO_{2(g)} \quad + 2H_2O_{(g)}$$

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.

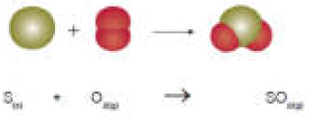
$$H_{2(g)} + Cl2_{(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$$

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.

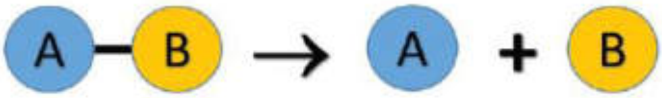
$$PCl_{2(l)} + Cl_{2(g)} \rightarrow PCl_{5(s)}$$

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 கார்பன்- கால்சியம் நீர்

சுண்ணாம்பு	டை-ஆக்சைடு	கார்பனேட்

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 II சல்பேட்டின் 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	வினைபடுபொருள் ஒற்றை சேர்மமாகும்

தனிமங்களாகவோ, சேர்மங்களாகவோ இருக்கலாம்	

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.

அமிலம் + காரம் → உப்பு + நீர்

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_5 சிதைவுறுதல் முன்னோக்கு வினையாகவும், PCl_3 மற்றும் Cl_2 இணைந்து PCl_5 உருவாதல் 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_5 முழுமையாக 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 ஓரலகு நேரத்தில் ஏதாவது ஒரு வினைபடுபொருள் அல்லது விளைபொருள்களின் அளவு அல்லது செறிவில் ஏற்படும் மாற்றமாகும்.

கீழ்க்கண்ட வினையைக் கருதுவோம்

$$A \rightarrow B$$

இவ்வினையின் வேகம் பின்வருமாறு எழுதுப்படுகிறது.

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 = CaO மற்றும் CO_2
வினைவேகம் 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.

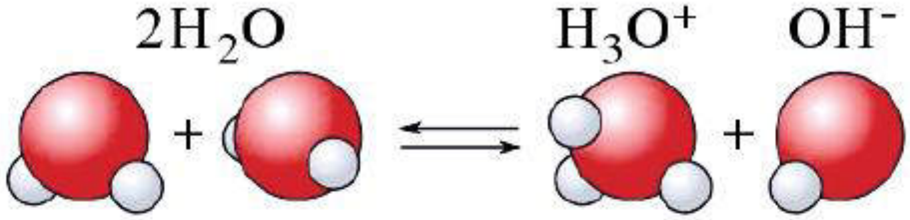
4. இயற்பியல் சமநிலையில், அனைத்து நிலைமைகளும் மாறாத கனளவைப் பெறுகின்றன.

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_w கணிதச் 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.	கா∴பி	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 பழங்கள் 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_3 கரைசலின் 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} மேல் 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_4 கரைசலில் 5×10^{-5} மோல் H_2SO_4 இருக்கும். $2 \times 5 \times 10^{-5} = 10 \times 10^{-5}$ 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.

$$(OH^-) = 1 \times 10^{-4} \text{ மேல் லிட்டர்}^{-1}$$
$$pOH = -\log_{10}(OH^-)$$

$= -\log_{10}(10^{-4})$

$= -(-4 \times \log_{10}10)$

$= -(-4) = 4$

$pH + POH = 14$

$pH = 14 – POH$

$= 14 – 4$

$= 10$

எ.கா: 4

ஒரு கரைசலின் ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவு 1×10^{-8} மோல் 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.