Chemistry Part - 1

Elements of compounds		
9th book	Unit - 12	தனிமங்களின் வகைப்பாட்டு அட்டவணை
10th book	Unit - 8	தனிமங்களின் ஆவர்த்தன வகைப்பாடு
11th chemistry vol -1	Unit - 1	வேதியியலின் அடிப்படைக் கருத்துக்கள் மற்றும் வேதிக் கணக்கீடுகள்
11th chemistry vol -1	Unit - 3	தனிமங்களின் ஆவர்த்தன வகைப்பாடு
12th chemistry vol -1	Unit - 1	உலோகவியல்
Acids and bases		
8th book	Unit - 14	அமிலங்கள் மற்றும் காரங்கள்
9th book	Unit - 14	அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகள்
10th book	Unit - 9	கரைசல்கள்
	Unit - 10	வேதிவினைகளின் வகைகள்
12th chemistry vol -2	Unit - 8	அயனிச் சமநிலை
Oxidation and Reduction		
9th book	Unit - 13	வேதிப்பிணைப்பு
11th che vol - 1	Unit - 1	வேதியியலின் அடிப்படைக் கருத்துக்கள் மற்றும் வேதிக் கணக்கீடுகள்

Elements of compounds

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 டாபர்னீரின் 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

டாபர்னீரின் மும்மை விதி

மும்மை தொகுதி (1)		மும்மை தொகுத (2)		மும்மை தொகுதி (3)	
தனிமங்கள்	அணு நிறை	தனிமங்களள	அணு நிறை	தனிமங்கள்	Atomic Mass
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.

- 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, புளுரின் 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

10th அறிவியல்

அலகு– 8

தனிமங்களின ஆவர்த்தன வகைப்பாடு

நவீனஆவர்த்தனஅட்டவணை:

நவீன ஆவர்த்தன விதியின் படி,தனிமங்கள், அணுஎண் அதிகரிப்பிற்கு ஏற்றாற்போல் நவீன அட்டவணையில் வரிசைப்படுத்தப்பட்டுள்ள. வேதியியல் தனிமங்கள், தங்கள் பண்புகளைமுறையே உணர்த்தும் வகையில், தொடர்களாகவும், தொகுதிகளாகவும்,நவீன ஆவர்த்தனஅட்டவணையில் வரிசைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன. 118 தனிமங்கள் கொண்ட நவீனஆவர்த்தன அட்டவணையைக் காட்டுகின்றது.˙.

தொடர்களின் சிறப்பம்சங்கள்

- தனிமங்களின் கிடைமட்ட வரிசைகள் தொடர்களாகும். ஆவர்த்தன அட்டவணையில் மொத்தம் 7 தொடர்கள் உள்ளன.
- முதலாம் தொடர் (அணுஎண் 1 மற்றும் 2) இத்தொடர் மிகச்சிறிய தொடராகும். 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 ஒருசிறிய தொடராகும். (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 சாதாரண தனிமங்களும், 10 இடைநிலைத் தனிமங்களும் உள்ளன.
- ஐந்தாம் தொடர் (அணுஎண் 37 லிருந்து, 54 வரை) இதுவும் ஒருநீண்டதொடராகும். இதில் Rbயிலிருந்துXeவரை 18 தனிமங்கள் உள்ளன. இவற்றில் 8 சாதாரண தனிமங்களும், 10 இடைநிலைத் தனிமங்களும் உள்ளன.
- ஆறாம் தொடர் (அணுஎண் 55 லிருந்து 86 வரை) இது மிகநீண்ட தொடராகும். இதில் ‘Cs’லிருந்து,‘Rn’ வரை32 தனிமங்கள் உள்ளன. இவற்றுள் 8 சாதாரண தனிமங்கள், 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 மேலிருந்து கீழாக வரிசைப்படுத்தப்பட்ட தனிமங்கள்,தொகுதிகள் எனப்படும். அட்டவணையில் மொத்தம் 18 தொகுதிகள் உள்ளன.

- தனிமங்களின் பொதுவான சிறப்பியல்புகளை வைத்து வெவ்வேறு குடும்பங்களாகத் தொகுக்கப்பட்டுள்ளன.

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

- பூஜ்ஜியத் தொகுதியைத் தவிர, மற்ற தொகுதிகளில் உள்ள தனிமங்களின் வெளிக்கூட்டில், ஒத்த எண்ணிக்கை உள்ள எலக்ட்ரான்களும், ஒத்த இணைதிறனும் பெற்றிருக்கும். எடுத்துக்கட்டாக, தொகுதி 1ல் உள்ளதனிமங்கள் வெளி ஆற்றல் 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

- ஒத்த தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் ஒத்த எலக்ட்ரான் அமைப்புகளைப் பெற்று, ஒத்த வேதிப்பண்புகளோடு திகழும்.

- இயல் பண்புகளான, உருகுநிலை, கொதிநிலை மற்றும் அடர்த்தி ஆகியன சீராக மாறுபடும்.

- பூஜ்ஜியத் தொகுதித் தனிமங்கள்,நிலையானஎலக்ட்ரான் அமைப்பைவெளிக்கூட்டில் பெற்றிருப்பதால்,வினையுறாதன்மையைப் பெற்றிருக்கும்.

ஆவர்த்தனபண்புகளில் ஏற்படும் நிகழ்வுகள்:

தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு,சீராகநிகழும் இயல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகளை விளக்கஉதவுகின்றன. தனிமவரிசைஅட்டவணையில் உள்ள தனிமங்களின் பண்புகள். குறிப்பிட்டசீரான இடைவெளிக்குப் பிறகுமீண்டும் ஒரேமாதிரியிருக்கும் நிகழ்வு ஆவர்த்தன பண்புஎனப்படும்.

பண்புகளான, அணு ஆரம்,அயனிஆரம்,அயனியாக்கும் ஆற்றல், எலக்ட்ரான்,கவர்தன்மை,எலக்ட்ரான் நாட்டம் ஆகியனஆவர்த்தனத் பண்பை காட்டுகின்றன. நவீனஅட்டவணையானதுதனிமங்களின் பொதுப்பண்புகளையும், தொகுதிமற்றும் தொடர்களில் ஏற்படும் தனிமங்களின் சீரானமாற்றங்களையும் அறிமுகமாகாத தனிமங்களுக்கும் மிகத் தெளிவாகத் தருகின்றது. இப்பகுதியில் பின்வரும் ஆவர்த்தன பண்புகளைப் 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.

தனிமவரிசை அட்டவணையில் உள்ள தனிமங்களின் அணு ஆரங்களைப் பார்க்கும் போது, இருவேறு நிகழ்வுகள் தெளிவாகும். தொடரில், இடதுபுறத்திலிருந்து வலதுபுறமாக செல்கையில். தனிமங்களின் அணுஆரங்கள் குறையும். ஆனால் தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக இறங்கும்போது அணு ஆரங்கள் அதிகரிக்கும். இதன் காரணத்தை கீழ்க்கண்டவாறுஅறியலாம். தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக இறங்கும்போது, வெளிக்கூடு எண் அதிகரிக்கும் இதனால், வெளிக்கூட்டிற்கும் ஆற்றல் மட்டத்திற்கும் அணுக்கருவிற்கும் இடைப்பட்ட தூரம் அதிகரித்துகவர்ச்சி விசைகுறைந்து, உருவளவுபெரிதாகக் காணப்படும்.

மாறாகதொடரில் இடம் புறத்திலிருந்து வலதுபுறமாக செல்கையில், ஆற்றல் மட்டம் மாறுவதில்லை. ஆனால் புரோட்டானின் எண்ணிக்கைஅதிகரித்து செல்லும். அதிகரிக்கும் நேர்மின் சுமைக்கு ஏற்பஎலக்ட்ரான்கள் மீதுள்ளகவர்ச்சிவிசைஅதிகரிப்பதால் அணுவின் உருவஅளவு குறைகிறது. அணு ஆரமானது லித்தியத்திலிருந்து போரானுக்கு செல்லும் போது எவ்வாறு குறைகிறது

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 உள்ளநடு நிலைத் தன்மைஉடையதனித்தவாயுநிலை அணுஒன்றின் இணைதிறன் கூட்டிலிருந்து இலகுவாகப் பிணைக்கப்பட்டுள்ள ஒருஎலக்ட்ரானை நீக்கிநேர்மின் அயனியாகமாற்றுவதற்கு தேவைப்படும் குறைந்தபட்ச ஆற்றல்,அயனியாக்கும் ஆற்றல் எனப்படும். இதை அயனியாக்கும் 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 தாது)

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:நன்குதூளாக்கங்ப்பட்டதாதுவானது 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($MgCO_3$)	ஃப்ளுர்ஸ்பார்(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
உலோகஆக்சைடுஉலோகமாகமின்னாற் 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 மின்னறப்பகுத்தல் 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

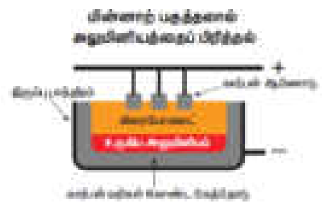
நேர்மின்வாய்: உருகியமின்பகுளியில் தொங்கவிடப்பட்டகிராபைட் துண்டுகள்

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.

$2Al + 3\ H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2$

(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 மணுலுடனும் 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
   $$2F_2S + 3O_2 \rightarrow 2FeO + 2SO_2 \uparrow$$

$FeO + SiO_2 \rightarrow FeSiO_3$(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 வெப்பநிலை1500˚Cஆகும். வெப்பக்காற்றுடன் தாதுக்கலவைசேரும் போது,ஆக்ஸிஜனுடன் எரிந்துCO_2வாகமாறுகிறது.
   $C + O_2 \xrightarrow[\Delta]{1500°C} CO_2$ + வெப்பஆற்றல்
   இவ்வினையிலிருந்துவெப்பஆற்றல் வெளியாவதால் வெப்பஉமிழ்வினைஎனப்படும்.

இப்பகுதி1000˚Cவெப்பநிலையில் உள்ளது. இங்குCO_2ஆனதுCOஆகஒடுக்கமடைகிறது.

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

சுண்ணாம்புக்கல் சிதைந்து,கால்சியம் ஆக்சைடையும்,CO_2வையும் தரும்.

$CaCO_3 \xrightarrow[\Delta]{1000°C} CO_2$ - 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.

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

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.

$$3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$$ கறுப்புநிறம்

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

$$4Fe + 3O_2 + xH_2O \rightarrow 2Fe_2O_3.xH_2O$$ (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.

$$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$$ (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.

எ.ஃகு (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.

11th Chemistry
vol -1

அலகு 1 வேதியியலின் அடிப்படைக் கருத்துக்கள் மற்றும் வேதிக் கணக்கீடுகள்

பருப்பொருட்களை வகைப்படுத்துதல்

உனது வகுப்பறை சூழலை உற்றுநோக்கு. நீ எதைக் காண்கிறாய்? உனது இருக்கை, மேசை, கரும்பலகை ஜன்னல் போன்றவற்றை நீ கண்டிருப்பாய். இவை அனைத்தும் எதனால் ஆக்கப்பட்டவை? இவை அனைத்தும் பருப்பொருட்களால் ஆக்கப்பட்டவை.

நிறையுள்ள, இடத்தை அடைத்துக்கொள்ளும் தன்மையுடைய அனைத்தும், பருப்பொருட்கள் என வரையறுக்கப்படுகின்றன. அனைத்து பருப்பொருட்களும் அணுக்களால் ஆக்கப்பட்டவை. நாம் நமது சூழலில் இருந்து பெறும் அனுபவங்களை விளக்குவதற்கு பருப்பொருள் பற்றிய இந்த அறிவானது பயனுள்ளதாக அமையும். பருப்பொருட்களின் பண்புகளை புரிந்து கொள்ளும் பொருட்டு, நாம் அதனை வகைப்படுத்த வேண்டும். பருப்பொருட்களை வகைப்படுத்துதலில் பல்வேறு முறைகள் உள்ளன. பொதுவாக, பருப்பொருட்களை அதன் இயற்நிலைமை மற்றும் வேதிஇயைபு ஆகியவற்றின் அடிப்படையில், விளக்கப் படத்தில் காட்டியுள்ளவாறு வகைப்படுத்தலாம்.

இயற் நிலைமையின் அடிப்படையில் பருப்பொருட்களின் வகைப்பாடு

பருப்பொருட்களை அவற்றின் இயற் நிலைமையின் அடிப்படையில் திண்மம், திரவம் மற்றும் வெப்பநிலையினை தகுந்தவாறு மாற்றியமைப்பதன் மூலம் பருப்பொருட்களை அதன் ஒரு இயற்நிலைமையிலிருந்து மற்றொரு நிலைமைக்கு மாற்ற இயலும்.

வேதித்தன்மையின் அடிப்படையில் வகைப்பாடு

பருப்பொருட்களை அவற்றின் வேதித்தன்மையின் அடிப்படையில், தூய பொருட்கள் மற்றும் கலவைகள் என வகைப்படுத்தலாம். கலவையில் ஒன்றிற்கும் மேற்பட்ட வேதி உட்பொருட்கள், அவற்றிற்கிடையே எத்தகைய இடைவினைகளுமின்றி காணப்படுகின்றன. இவற்றின் தோற்றத்தின் அடிப்படையில் ஒரு படித்தான அல்லது பல படித்தான கலவை என மேலும் வகைப்படுத்தப்படுகின்றன.

தூய பொருட்கள் என்பவை எளிய அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகளால் ஆக்கப்பட்டவை. இவை தனிமங்கள் மற்றும் சேர்மங்கள் என மேலும் வகைப்படுத்தப்படுகின்றன.

தனிமம்:

ஒரே ஒரு வகை அணுக்களை மட்டுமே உள்ளடக்கியவை தனிமம் எனப்படும். அணுக்கள் என்பவை, புரோட்டான்கள், எலக்ட்ரான்கள், நியூட்ரான்கள் போன்ற அடிப்படைத் துகள்களைக் கொண்ட மின் நாடு நிலைத்தன்மை உடையது என்பதனை நாம் அறிவோம்.

தனிமம் ஆனது ஓரணு அல்லது பல்லணு அலகுகளை உள்ளடக்கியதாக காணப்படுகிறது. பல்லணு அலகுகளை கொண்ட தனிமங்கள் மூலக்கூறுகள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

எடுத்துக்காட்டு : ஓரணு அலகு – தங்கம் (Au), தாமிரம் (Cu), பல்லணு அலகு – ஹைட்ரஜன் வாயு (H_2), பாஸ்பரஸ் (P_4) மற்றும் சல்பர் (S_8).

சேர்மம்:

இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட வெவ்வேறு தனிம அணுக்களைக் கொண்ட மூலக்கூறுகளை உள்ளடக்கியது சேர்மங்களாகும்.

எடுத்துக்காட்டு: கார்பன் டை ஆக்ஸைடு (CO_2), குளுக்கோஸ் ($C_6H_{12}O_6$), ஹைட்ரஜன் சல்பைடு (H_2S), சோடியம் குளோரைடு (NaCl)

சேர்மங்களின் பண்புகள், அவற்றில் அடங்கியுள்ள தனிமங்களின் பண்புகளிலிருந்து மாறுபட்டிருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக சோடியம் ஒரு பளபளப்பான உலோகம், குளோரின் ஓர் எரிச்சலூட்டும் வாயு, ஆனால் இந்த இரண்டு தனிமங்களில் இருந்து உருவாகும் சேர்மமான சோடியம் குளொரைடு, படிகத்தன்மையுடைய திண்மமாகும், இச்சேர்மம் உயிரியல் செயல்பாடுகளுக்கு முக்கியமானதாகும்.

தன்மதிப்பீடு

1. வேதித்தன்மை அடிப்படையிலான வகைப்பாட்டு அறிவினை பயன்படுத்தி, பின்வரும் ஒவ்வொன்றையும், தனிமம், சேர்மம் அல்லது கலவை என வகைப்படுத்துக.

i சர்க்கரை
ii கடல்நீர்
iii வாலைவடிநீர்
iv கார்பன் டை ஆக்ஸைடு
v தாமிர கம்பி (Copper wire)
vi சாதாரண உப்பு
vii வெள்ளித் தட்டு (Silver plate)
viii நாப்தலீன் உருண்டைகள்.

அணு மற்றும் மூலக்கூறு நிறைகள்

ஒரு தனித்த அணு எவ்வளவு நிறையுடையது? அணுவானது 10^{-10} m விட்டமும், தோராயமாக 10^{-27} kg நிறையும் கொண்ட மிகச்சிறிய துகள் என்பதால், அதன் நிறையினை நேரடியாகக் கண்டறிய இயலாது. எனவே, ஒரு நியம அணுவினை அடிப்படையாகக் கொண்ட ஒப்பு அளவீட்டுமுறை முன்மொழியப்பட்டது.

IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) அமைப்பானது C-12 அணுவினை நியம அணுகாக கருத்திற்கொண்டது. அதன் அணுநிறை 12 amu அல்லது 12 u என எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது.

ஆடி ஆற்றல் (ground State) நிலையிலி உள்ள C-12 அணுவின் நிறையில், பன்னிரெண்டில் ஒரு பங்குநிலை, அணுநிறை அலகு (amu) அல்லது ஒருமைபடுத்தப்பட்ட அணு நிறை (Unified atomic mass) என வரையறுக்கப்படுகிறது.

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

இந்த அளவீட்டு முறையில், ஒப்பு அணு நிறை என்பது, ஒரு அணுவின் சராசரி அணுநிறைக்கும், ஒருமைப்படுத்தப்பட்ட அணு நிறைக்கும் இடையோயன விகிதம் என வரையறுக்கப்படுகிறது.

ஓப்பு அணு நிறை (A_r)

$$= \frac{\text{அணுவின் சராசரி நிறை}}{\text{ஒருமை படுத்தப்பட்ட அணு நிறை}}$$

எடுத்துக்காட்டு,

ஹைட்ரஜனின் ஒப்பு அணு நிறை (A_r)

$$= \frac{\text{ஹைட்ரஜனின் ஒரு அணுவின் சராசரி நிறை (kg)}}{1.6605 \times 10^{-27}\,kg}$$

$$= \frac{1.6736 \times 10^{-27}\,kg}{1.0078 \times 10^{-27}\,kg}$$

$$= 1.0078 \approx 1.008u.$$

பெரும்பாலான தனிமங்கள் ஒன்றிற்கும் மேற்பட்ட ஐசோடோப்புகளைக் கொண்டிருப்பதால், நாம் சராசரி அணு நிறையினை பயன்படுத்துகிறோம். ஒரு அணுவின் சராசரி அணு நிறையினை பயன்படுத்துகிறோம். ஒரு அணுவின் சராசரி அணு நிறை என்பது, அந்த அணுவின் இயற்கையில் காணப்படும் அனைத்து ஐசோடோப்புகளின் அணுநிறைகளின் சராசரி மதிப்பு என வரையறுக்கப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக குளோரிக் அணுவினைக் கருதுவோம். இந்த அணு இயற்கையில் $_{17}Cl^{35}$ மற்றும் $_{17}Cl^{35}$ ஆகிய இரு ஐசோடோப்புகளை 77:23 என்ற விகிதத்தில் கொண்டுள்ளது. எனவே, குளோரினின் சராசரி ஒப்பு அணு நிறை

$$= \frac{(35 \times 77) + (37 \times 23)}{100}$$

$$= 35.46\ u$$

மூலக்கூறு நிறை

ஒப்பு அணு நிறையினைப் போன்று ஒப்பு மூலக்கூறு நிறையானது, ஒரு மூலக்கூறு நிறையானது, ஒரு மூலக்கூறின் நிறைக்கும், ஒருமைபடுத்தப்பட்ட அணு நிறைக்கும் இடையேயான விகிதம் என வரையறுக்கப்படுகிறது. ஒரு சேர்மத்தின் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறையினை, அதில் அடங்கியுள்ள அணுக்களின் ஒப்பு அணு நிறைகளின் கூடுதல் மூலம் கணக்கிட இயலும்.

எடுத்துக்காட்டாக,

i. ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறின் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை (H_2)

= 2×(ஹைட்ரஜன் அணுவின் ஒப்பு அணு நிறை)

$= 2 \times 1.008$ u

$= 2.016$ u

ii. குளுக்கோஸ் சேர்மத்தின் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை ($C_6H_{12}O_6$)

$= (6 \times 12) + (12 \times 1.008) + (6 \times 16)$

$= 72 + 12.096 + 96$

$= 180.096$ u

சில தனிமங்களின் ஒப்பு அணு நிறைகள்

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

தன்மதிப்பீடு

2. பின்வருவனவற்றின் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறையினைக் கணக்கிடுக.

- எத்தனால் (C_2H_5OH)
- பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் ($KMnO_4$)
- பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் ($K_2Cr_2O_7$)

- சுக்ரோஸ் ($C_{12}H_{22}O_{11}$)

மோல் பள்றிய கோட்பாடு

பொருட்களின் அளவினைக் குறிப்பிட, நம் வசதிக்கேற்ப டஜன், போன்ற சிறப்புப் பெயர்களை வழக்கத்தில் பயன்படுத்தி வருகிறோம். எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு டஜன் ரோஜாக்கள் என்பது 12 ரோஜா பூக்களையும், ஒரு குயர் தாள்களையும் குறிப்பிடுகிறது.

இந்த ஒப்புமையினை பயனபடுத்தி வேதியியலில் அணு மற்றும் மூலக்கூறுகளின் அளவினை வரையறுக்கப் பயன்படும் மோல் பற்றிய கோட்பாட்டினை நாம் புரிந்து கொள்ளலாம். பொருளின் அளவினை குறிக்க SI அவகு முறையில் பயன்படுத்தப்படும் அடிப்படை அலகு 'மோல்' ஆகும்.

மோல் பற்றிய கோட்பாட்டினைப் புரிந்து கொள்வதற்கு, 12g கார்பன் -12 ஐசோடோப்பில் காணப்படும் அணுக்களின் எண்ணிக்கை, 158.03g பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் மற்றும் 294.18g பொட்டாசியம் டைகுரோமேன காணப்படும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையினை நாம் கணக்கிடுவோம்.

12 g கார்பன் -12 ஐசோடோப்பில் காணப்படும் கார்பன் அணுக்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமான அடிப்படைத் துகள்களைப் பெற்றுள்ள ஒரு அமைப்பில் உள்ள பொருளின் அளவு ஒரு மோல் எனப்படும். அடிப்படை துகள் என்பது மூலக்கூறுகள், அயனிகள், எலக்ட்ரான்கள் அல்லது ஏதேனும் ஒரு வரையறுக்கப்பட்ட துகளைக் குறிப்பிடுகிறது.

அவகாட்ரோ எண்

ஒரு மோல் அளவுடைய எந்தவொரு சேர்மத்திலும் காணப்படும் உட்பொருட்களின் எண்ணிக்கை 6.022×10^{23} க்கு சமமாகும். இந்த எண் அவகாட்ரோ எண் என அழைக்கப்படுகிறது. இத்தாலிய இயற்பியல் அறிஞர் அமிடோ அவகாட்ரோ என்பவரது பெயரால் இந்த எண் அழைக்கப்படுகிறது. ஒத்த வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்த நிலையில், சம கன அளவுள்ள எல்லா வாயுக்களும், சம எண்ணிக்கையிலான மூலக்கூறுகளை பெற்றிருக்கும் என அவகாட்ரோ முன் மொழிந்தார். அவகாட்ரோ எண்ணிற்கு அலகு இல்லை.

ஒரு வேதிவினையில் அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகள் ஒரு குறிப்பிட்ட விகிதத்தில் வினைபுரிகின்றன. பின்வரும் எடுத்துக்காட்டுகளை நாம் கருதுவோம்.

வினை 1: $C + O_2 \rightarrow CO_2$

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

முதல் வினையில், ஒரு கார்பன் அணு, ஒரு ஆக்சிஜன் மூலக்கூறுடன் வினைபுரிந்து ஒரு கார்பன் டை ஆக்ஸைடு மூலக்கூறினைத் தருகிறது. இரண்டாம் வினையில் ஒரு மூலக்கூறு கார்பன் டை ஆக்ஸைடையும் இரு மூலக்கூறு நீரையும் தருகிறது.

இதிலிருந்து வினையில் ஈடுபடும் வினைபொருட்களுக்கு அடிப்படையில் அமைகிறது என்பது தெளிவாகிறது. இருந்தபோதிலும், ஒரு வேதிவினையில் ஈடுபடும் தனித்த மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையினைக் கணக்கிடுவது என்பது நடைமுறையில் கடினமான ஒன்றாகும். எனவே, வேதிவினையில் ஈடுபடும் வினைப்பொருட்களின் அளவினை மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையில் குறிப்பிடுவதைக்காட்டிலும் மோல் அடிப்படையில் குறிப்பிடுவது பயனுள்ளதாக அமையும். முதல் வினையினை, ஒரு மோல் கார்பன், ஒரு மோல் ஆக்சிஜனுடன் வினைபுரிந்து ஒரு மோல் கார்பன் டை ஆக்ஸைடை தருகிறது எனவும், இரண்டாவது வினையினை, ஒரு மோல் மீத்தேன், இரண்டு மோல் ஆக்சிஜனில் எரிந்து, இரண்டு மோல் நீர் மற்றும் ஒரு மோல் கார்பன் டை ஆக்ஸைடை தருகிறது எனவும் நாம் விளக்கலாம். அணுக்கள் மட்டுமே இடம்பெறும் நிலையில், அறிவியல் அறிஞர்கள் ஒரு மோல் என்ற வார்த்தைக்கு பதிலாக ஒரு கிராம் அணு என்ற வார்த்தையினையும் பயன்படுத்துவார்கள்.

மோலார் நிறை

1 மோல் அளவுள்ள ஒரு பொருளின் நிறையானது அதன் மோலார் நிறை என வரையறுக்கப்படுகிறது. ஒரு சேர்மத்தின் தனிமங்களின் ஒப்பு அணு நிறைகளின் கூடுதலை $gmol^{-1}$ என்ற அலகில் குறிப்பிடுவதாகும்.

எடுத்துக்காட்டு

ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் ஒப்பு அணு நிறை = 1.008 u

ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் மோலார் நிறை = $1.008\ gmol^{-1}$

குளுக்கோசின் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை = 180 u

குளுக்கோசின் மோலார் நிறை = $180\ gmol^{-1}$

மோலார் கனஅளவு:

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

நிலை	ஒரு மோல் அளவுள்ள எந்த ஒரு சேர்மமும் அதன் வாயு நிலையில் அடைத்துக் கொள்ளும் கன அளவு (லிட்டரில்)
273 k மற்றும் 1 bar அழுத்தம் (STP)	22.71
273 k மற்றும் 1 atm அழுத்தம் (SATP)	22.4
298 k மற்றும் 1 atm அழுத்தம் (அறை வெப்ப	24.5

நிலை மற்றும் அழுத்தம்)	

தன்மதிப்பீடு

3 அ) 9 கிராம் ஈத்தேனில் காணப்படும் மோல்களின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுக.

3 ஆ) 273 k மற்றும் 3 atm அழுத்த நிலையில், 224 mL கன அளவினை அடைத்துக்கொள்ளும் ஆக்சிஜன் வாயுவில் காணப்படும் ஆக்சிஜன் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையினைக் கணக்கிடுக.

கிராம் சமான நிறை கோட்பாடு

வேதியியல் குறிப்பாக பகுப்பாய்வு வேதியியலில், மோல் கோட்பாட்டினைப் போன்றே கிராம் சமானநிறை கோட்பாடும் பரவலாக பயன்படுத்தப்படுகிறது முந்தைய பாடப்பகுதியில் மோல் கோட்பாடு, மூலக்கூறு நிறையின் அடிப்படையில் அமைந்துள்ளது என நாம் அறிந்து கொண்டோம். அதைப்போலவே கிராம் சமான நிறை கோட்பாடும் சமான நிறையினை அடிப்படையாகக் கொண்டது.

வரையறை

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

11- வது வேதியியல் - I
அலகு 3

தனிமங்களின் ஆவர்த்தன வகைப்பாடு

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)	பேரியம் சல்பேட் barytes (barium sulphate)
மாங்கனீசு டங்ஸ்டன் (manganese tungsten)	argilla (aluminium oxide)
பிளாட்டினம் Platina (Platinum)	சிலிக்கன் டை ஆக்ஸைடு Silex (Silicon dioxide)

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.

மெண்டலீ∴பின் ஆவர்த்தன அட்டவணை

Series	Group of Elements										
	0	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	-	Hydrogen **H** 1.008	-	-	-						
2	Helium **He** 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** 28.4	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	$GeCI_4$

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

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 ʋ 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.

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.

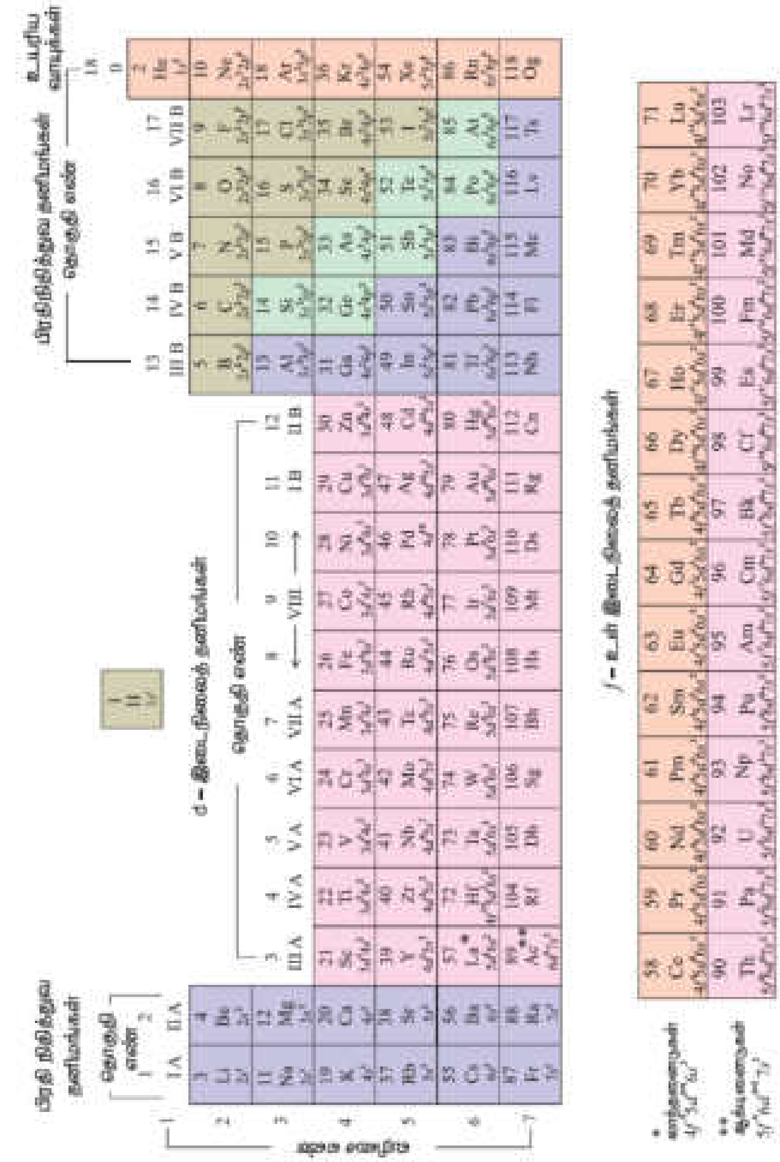
கார உலோகங்களின்
எலக்ட்ரான் அமைப்பு (ns^{-1})

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.

ஓவ்வொரு 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.

அட்டவணை – 3.7 நவீன ஆவர்த்தன அட்டவணை



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' மற்றம் '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

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.

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.

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 6ள ஆர்பிட்டாலில் துவங்கி பின்னர் 4கஇ 5ன மற்றும் 6ி ஆர்பிட்டால்களில் நிரப்பப்படுகின்றன. 4 க ஆர்பிட்டால்கள் நிரப்பப்படுவது சீரியத்தில் (ஊஸ்ரீ58) துவங்கி லுட்டீசியத்தில் (ஊஸ்ரீ71) 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 இருநு வரிசைகளும் நவீன தனிமவரிசை அட்டவணையில் தனியே அடிப்பாகத்தில் வைக்கப்பட்டுள்ளன.

அட்டவணை – 3.10 வரிசைகளில் உள்ள தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

வரிசை 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– $2s^2 2p^6$
3	3s	3p	8	Na – $3s^1$	Ar – $3s^2 3p^6$
4	4s → 3d	4p	18	K - $4s^1$	Kr– $4s^2 4p^6$
5	5s → 4d	5p	18	Rb - $5s^1$	Xe - $5s^2 5p^6$
6	6s → 4f → 5d	6p	32	Cs - $6s^1$	Rn - $6s^2 6p^6$
7	7s → 5f → 6d	7p	32	Fr - $7s^1$	Og - $7s^2 7p^6$

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	$ns^2(n-1)d^1$	$ns^2(n-1)d^2$	$ns^2(n-1)d^3$	$ns^2(n-1)d^4$	$ns^2(n-1)d^5$	$ns^2(n-1)d^6$	$ns^2(n-1)d^7$	$ns^2(n-1)d^8$	$ns^1(n-1)d^{10}$	$ns^2(n-1)d^{10}$	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
s– தொகுதி தனிமங்கள்		d–தொகுதி தனிமங்கள்										p– தொகுதி தனிமங்கள்					
f–தொகுதி தனிமங்கள்		லாந்தனைடுகள் $4f^{1-14}5d^{0-1}6s^2$															
		ஆக்டினைடுகள் $5f^{0-14}6d^{0-2}7s^2$															

ஆவர்த்தன பண்புகளில் காணப்படும் ஆவர்த்தனத் தொடர்பு

முன்னரே விவிரித்துள்ளவாறு, தனிமங்களின் அணு எண் அதிகரிக்கும் போது. அவற்றின் எலக்ட்ரான் அமைப்பில் காணப்படும் ஆவர்த்தனத்

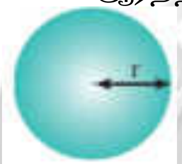
தன்மையினைப் போல, தனிமங்களின் இயற் மற்றும் வேதிப் பண்புகளிலும் ஆவர்த்தனத் தன்மை காணப்படுகிறது. இப்பாடப்பகுதியில் பின்வரும் பண்புகளில் காணப்படும் ஆவர்த்தனத தன்மையினை நாம் கற்போம்.

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.

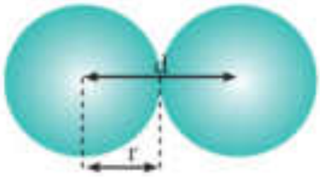
ஒரு தனித்த அணுவின் ஆரத்தினை நேரடியாக அளவிட இயலாது. மந்த வாயுக்களைத் தவிர்த்து, வழக்கமாக அணு ஆரம் என்பது தொடர்புடைய அணுக்களுக்கிடையே காணப்படும் பிணைப்பின் தன்மையினைப் பொறுத்து, சகப்பிணைப்பு ஆரம் அல்லது உலோக ஆரத்தினைக் குறிப்பிடுகின்றது.



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

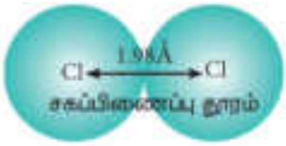
சோதனை மூலம் கண்டறியப்பட்ட CI_2 மூலக்கூறின் அணுக்கருவிடை தூரம், 1.98 A

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

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

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

$$= \frac{1.98}{2} = 0.99Å$$



குளோரினின் சகப்பிணைப்பு ஆரம்

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.

$$d_{H-Cl} = r_H + r_{Cl} - 0.09\ (\chi_{Cl} - \chi_H)$$

$$1.28 = r_H + 0.99 - 0.09\ (3 - 2.1)$$

$$1.28 = r_H + 0.99 - 0.09\ (0.9)$$

$$1.28 = r_H + 0.99 - 0.081$$

$$1.28 = r_H + 0.909$$

$$\therefore r_H = 1.28 - 0.909 = 0.317\ Å$$

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,

i. (n-1) தொகுதியில் உள்ள ஒவ்வொரு எலக்ட்ரான்களும் 0.85 அலகு அணுக்கரு மின்சுமையினை மறைக்கின்றன.

ii. (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 தொகுதி	செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை கண்டறியப்பட வேண்டிய எலக்ட்ரான் (s அல்லது p ஆர்பிட்டாலில் இருந்தால்)	செயலுறு அணுக்கரு 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

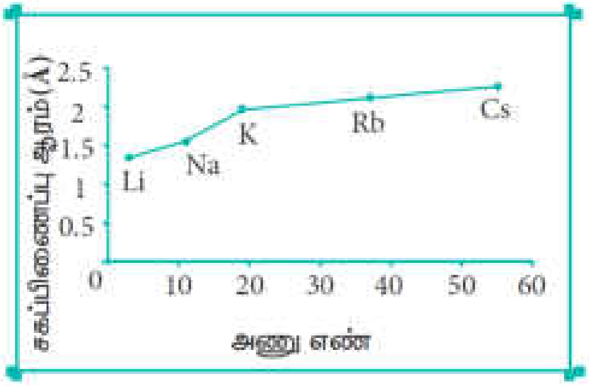
தொகுதியில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்: (variation in group)

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,

$$\text{i.e. } r_{C^+} \ \alpha \ \frac{1}{(Z_{\text{செயலுறு}})_{C^+}} \quad \text{———————} \ (2)$$

மற்றும்

$$r_{A^-} \ \alpha \ \frac{1}{(Z_{\text{செயலுறு}})_{A^-}} \quad \text{———————} \ (3)$$

இங்கு Z $_{\text{செயலுறு}}$ என்பது செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமைக்குச் சமம். Z $_{\text{செயலுறு}}$ = Z - S

சமன்பாடு (2) ஐ (3) ஆல் வகுக்க.

$$\frac{r_{C^+}}{r_{A^-}} = \frac{(Z_{\text{செயலுறு}})_{A^-}}{(Z_{\text{செயலுறு}})_{C^+}} \quad \text{--------} (4)$$

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.

$$d = r_{Na^+} + r_{F^-}$$

$$\text{i.e.} \quad r_{Na^+} + r_{F^-} = 231 \text{ pm} \quad \text{-----------}(5)$$

$$\frac{r_{Na^+}}{r_{F^-}} = \frac{(Z_{\text{செயலுறு}})_{F^-}}{(Z_{\text{செயலுறு}})_{Na^+}}$$

$$(Z_{\text{செயலுறு}})_{F^-} = Z - S$$

$$= 9 - 4.15$$

$$= 4.85$$

$$(Z_{\text{செயலுறு}})_{Na^+} = 11 - 4.15$$

$$= 6.85$$

$$\therefore \frac{r_{Na^+}}{r_{F^-}} = \frac{4.85}{6.85}$$

$$= 0.71$$

$$\Rightarrow r_{Na^+} = 0.71 \; r_{F^-} \quad \text{--------}(6)$$

(6) ஐ (5) ல் பிரதியிட

$$(1) \Rightarrow \; 0.71 \, r_{F^-} + r_{F^-} = 231 \text{ pm}$$

$$1.71 \, r_{F^-} = 231 \text{ pm}$$

$$r_{F^-} = \frac{231}{1.71} = 135.1 \text{ pm}$$

(r_{F^-}) ன் மதிப்புகளை சமன்பாடு (5) ல் பிரதியிட

$$r_{Na^+} + 135.1 = 231$$

$$r_{Na^+} = 95.9 \text{ pm}$$

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 விவரித்தவாறு, 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.

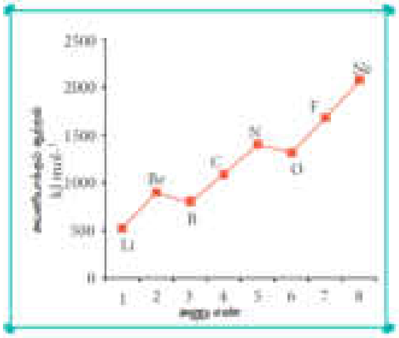
இரண்டாம் வரிசை தனிமங்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றலில் ஏற்படும் மாறுபாடுகளை நாம் கருதுவோம். அணு எண்ணிற்கு எதிரான அயனியாக்கும் ஆற்றல் மதிப்பின் வரைபடம் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

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.

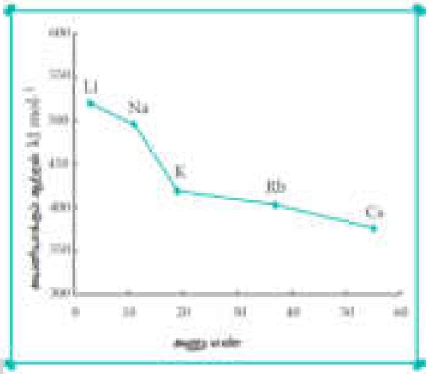
தொகுதியில் ஏற்படும் ஆவர்த்தன மாறுபாடுகள்

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



எலக்ட்ரான் நாட்டம்

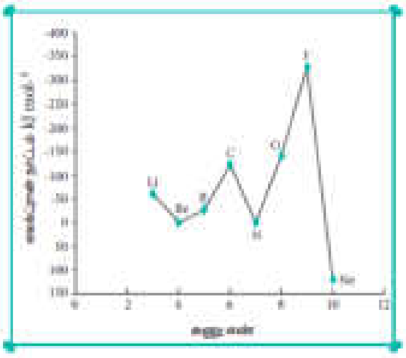
அடி ஆற்றல் நிலையில் உள்ள ஒரு தனித்த நடுநிலைத்தன்மை உடைய வாயுநிலை அணு ஒன்றின் இணைதிற கூட்டில் ஒரு எலக்ட்ரானை சேர்த்து அதன் எதிர் அயனியை உருவாக்கும் போது வெளிப்படும் ஆற்றல் (மந்த வாயுக்களைப் பொருத்த வரையில் தேவைப்படும் ஆற்றல்) எலக்ட்ரான் நாட்டம் எனப்படும். இது $kjmol^{-1}$ என்ற அலகால் குறிப்பிடப்படுகிறது.

$$A + I\,e^- \rightarrow A^- + E_A$$

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.

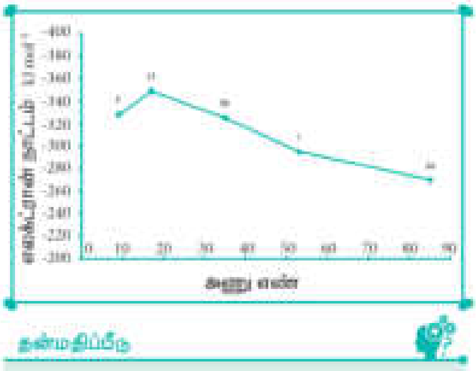


மந்த வாயுக்கள் ns^2 , np^6 என்ற முழுவதும் நிரப்பப்பட்ட நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ளன. எனவே கூடுதலாக ஓர் எலக்ட்ரானை சேர்த்தல் சாதகமானதல்ல. மேலும் அந்நிகழ்விற்கு அதிக ஆற்றல் தேவைப்படும் ns^2 , np^6 என்ற எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ள ஹாலஜன்கள் எளிதில் ஒரு எலக்ட்ரானை ஏற்றுக்கொண்டு நிலையான 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



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 ∴பாலிங் 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.

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

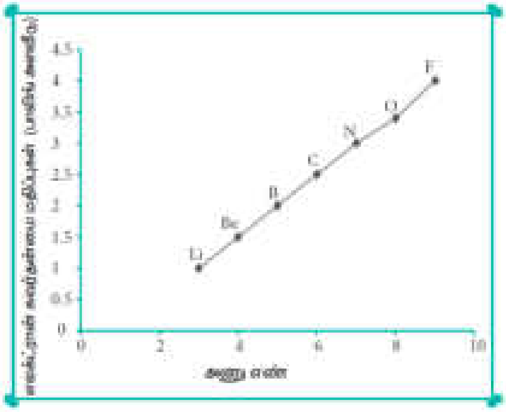
இங்கு E_{AB}, E_{AA} மற்றும் E_{BB} ஆகியன முறையே AB, A_2 (A-A) மற்றும் B_2 (B-B) ஆகிய மூலக்கூறுகள் பிணைப்பு பிளவு ஆற்றல்கள் ஆகும்.

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.

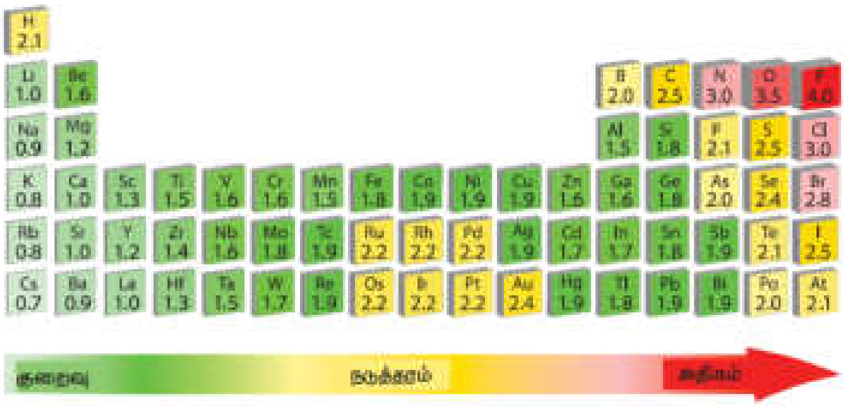
ஒரு வரிசையில் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையில் ஏற்படும் மாறுபாடு.

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

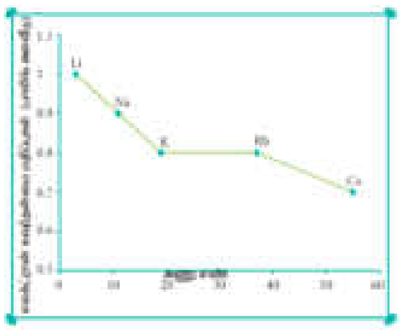


ஒரு தொகுதியில் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்

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

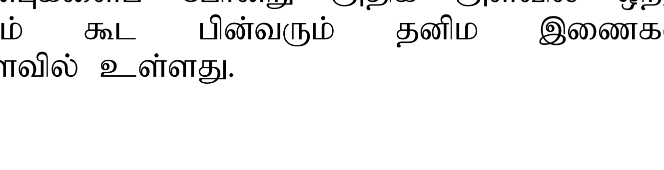
மேலும் சில தனிமங்கள் மாறுபடும் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளைக் கொண்டுள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக தொகுதி 15 ல் உள்ள தனிமங்கள் 5 இணைகிற எலக்ட்ரான்களை பெற்றிருந்தாலும், அவற்றில் பெரும்பாலான தனிமங்கள் 3 மற்றும் 5 ஆகிய இரு இணைதிறன்களைப் பெற்றுள்ளன. இதைப்போலவே இடைநிலை தனிமங்களும் உள் இடைநிலைத் தனிமங்களும் மாறுபடும் ஆக்சிஜனேற்ற 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.

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH \text{ (காரம்)}$$
$$Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow 2\,HClO_4 \text{ (அமிலம்)}$$

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.

$Be(OH)_2 + HCl \rightarrow BeCl_2 + 2H_2O$
$Be(OH)_2 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2BeO_2 + 2H_2O$

12 th Chemistry

அலகு -1
உலோகவியல்

கனிமம் மற்றும் தாது

இயற்கையில் காணப்படும் அகழ்ந்து எடுக்கப்பட்ட ஒரு பொருளானது ஒரு உலோகத்தை அதன் தனித்த நிலையிலேயோ அல்லது அதன் ஆக்சைடு, சல்பைடு போன்ற சேர்ம நிலைகளிலோ கொண்டிருப்பின் அந்தப் பொருள் கனிமம் எனப்படும். பெரும்பாலான கனமங்களில் தேவைப்படும் உலோகம் மிகக் குறைந்த அளவே காணப்படுகிறது. ஆனால், சில கனிமங்களில் குறிப்பிடத் தகுத்த சதவீத்தில் உலோகங்களைக் கொண்டுள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக இரும்பானது 800 க்கும் மேற்பட்ட கனிமங்களில் காணப்படுகிறது. எனினும் இரும்பு பிரித்தெடுத்தலுக்கு வழக்கமாகப் பயன்படுத்தப்படும் ஹேமடைட், மேக்னடைட் போன்றவை அதிகச் சதவீத்தில் இரும்பினைக் கொண்டுள்ளன. இவ்வாறு அதிக சதவீதத்தில் உலோகத்தினைப் பெற்றுள்ள கனிமங்களிலிருந்து எளிதாகவும், பொருளாதார ரீதியாக சிக்கனமாகவும், உலோகங்களைப் பிரித்தெடுக்க இயலுமாயின் அத்தகைய கனிமங்கள் தாதுக்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. எனவே அனைத்துத் தாதுக்களும் கனிமங்களாகும். ஆனால் அனைதத்துக் கனிமங்களும் தாதுக்கள் அல்ல. மேலும் ஒரு எடுத்துக்காட்டாக, பாக்சைட் மற்றும் சைனாக்களி ($Al_2O_3.SiO_2.2H_2O$) ஆகியனவற்றைக் கருதுவோம். இவை இரண்டுமே அலுமினியத்தைக் கொண்டுள்ள கனிமங்களாகும். எனினும், வணிக ரீதியாக அலுமினியத்தை பாக்சைட்டியிலிருந்து பிரித்தெடுக்க இயலும். ஆனால் சைனாக்களியிலிருந்து இலாபகரமாகப் பிரித்தெடுக்க இயலாது. எனவே பாக்சைடுக் கனிமமானது அலுமினியத்தின் ஒரு முக்கியத் தாதுவாகும். ஆனால் சைனாக்களி ஒரு தாது அல்ல.

ஒரு தேவைப்படும் உலோகத்தினை அதன் தாதுவிலிருந்துப் பிரித்தெடுத்தலானது பின்வரும் உலோகவியல் செயல்முறைகளை உள்ளடக்கியது

i. தாதுக்களை அடர்பித்தல்
ii. பண்படா உலோகத்தைப் பிரித்தெடுத்தல்
iii. பண்படா உலோகத்தைத் தூய்மையாக்கல்

அட்டவணை 1.1 சில உலோகங்கள் மற்றும் அவைகளின் பொதுவான தாதுக்கள்

உலோகம்	தாது	இயைபு	உலோகம்	தாது	இயைபு
அலுமினியம்	பாக்சைட்	$Al_2O_3.nH_2O$	துத்தநாகம் Zinc	ஜிங்க் பிளண்ட் அல்லது ஸ்பேலரைட்	ZnS
	டையாஸ்போர்	$Al_2O_3.H_2O$		காலமைன்	$ZnCO_3$
	கயோலினைட்	$Al_2Si_2O_5(OH)_4$		ஜிங்கைட்	ZnO
இரும்பு	ஹேமடைட்	Fe_2O_3	காரீயம் (லெட்)	கலீனா	PbS
	மேக்னடைட்	Fe_3O_4		ஆங்லசைட்	$PbSO_4$
	சிடரைட்	$FeCO_3$		செருசைட்	$PbCO_3$
	இரும்புபைரைட்	FeS_2	வெள்ளீயம் (டின்)	காசிட்டரைட் (வெள்ளீயக்கல்)	SnO_2
	லிமோனைட்	$Fe_2O_3.3H_2O$	வெள்ளி (சில்வர்)	சில்வர் கிளான்ஸ் (அர்ஜென்டைட்)	Ag_2S
காப்பர்	காப்பர் பைரைட்	$CuFeS_2$		பைரார்கைரைட் (ரூபி சில்வர்)	Ag_3SbS_3
	காப்பர் கிளான்ஸ்	Cu_2S		குளோரார்ஜிரைட் (Horn Silver)	$AgCl$
	குப்ரைட்	Cu_2O		ஸ்டெபினைட்	Ag_5SbS_4
	மாலகைட்	$CuCO_3.Cu(OH)_2$		ப்ரௌசிடைட்	Ag_3AsS_3
	அசுரைட்	$2CuCO_3.Cu(OH)_2$			

தாதுக்களை அடர்பித்தல்

பொதுவாக, தாதுக்களுடன் உலோகத் தன்மையற்ற மாசுகள் பாறைப் பொருட்கள் மற்றும் மண் மாசுகள் போன்றவை இரண்டறக் கலந்துக் காணப்படும். இத்தகைய மாசுகள் அனைத்தும் சேர்த்துக் கனிமக் கழிவு (gangue) என அழைக்கப்படுகிறது. உலோகவியல் செயல்முறையின் முதல் படி நிலையானது இத்தகைய மாசுக்களை நீக்குவதாகும். இச்செயல்முறையானது தாதுக்களை அடர்பித்தல் என அழைக்கப்படுகிறது. தாதுவில் காணப்படும் தேவைப்படும் உலோகம் அல்லது அவற்றின் சேர்மத்தின் செறிவு இச்செயல்முறையால் அதிகரிக்கப்படுகிறது. அடர்பித்தலுக்கு பல்வேறு முறைகள் நடைமுறையில் உள்ளன. எனினும் தாதுக்களின் தன்மை, அதில் கலந்துள்ள மாசுகளின் வகை மற்றும் சுற்றுச்சூழல் காரணிகளைப் பொறுத்து அடர்பிக்கும் முறை தீர்மானிக்கப்படுகிறது. தாதுக்களை அடர்பிக்கப் பயன்படும் சில பொதுவான முறைகள் கீழே விளக்கப்பட்டுள்ளன.

புவி ஈர்ப்பு முறை அல்லது ஓடும் நீரில் கழுவுதல்

இம்முறையில் தாதுக்களை ஓடும் நீரில் கழுவுதல் மூலம் அதிக புவி ஈர்ப்புத் தன்மையுடைய தாதுவானது குறைவான புவி ஈர்ப்புத் தன்மையைப் பெற்றுள்ள கனிமக் கழிவுகளிலிருந்து நீக்கப்படுகிறது. நன்கு தூள் செய்யப்பட்ட தாதுவானது மிக விரைவாக ஓடிக்கொண்டிருக்கும் நீரில் சேர்க்கப்படுகிறது. இச்செயல்முறையில் இலேசான கனிம கழிவுகள் ஓடும் நீரால் அடித்துச் செல்லப்படுகின்றன. இம்முறையானது பொதுவாக தங்கம் போன்ற தனிம நிலையில் கிடைக்கும் தாதுக்களுக்கும், ஹேமடைட் (Fe_2O_3) மற்றும் வெள்ளீயக்கல் (SnO_2) போன்ற ஆக்சைடு தாதுக்களையும் அடர்பிக்க பொதுவாகப் பயன்படுத்தபடுகிறது.

நுரை மிதப்பு முறை

கலீனா (pbs), ஜிங்க் பிளன்ட் (ZnS) போன்ற சல்படை தாதுக்களை அடர்பிக்க இம்முறை பொதுவாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இம்முறையில் கனிமக் கழிவுகளை விட உலோகத் தாதுத் துகள்கள் எண்ணெயில் அதிக அளவில் நனைவதால் அவைகளைக் கனிமக் கழிவுகளிலிருந்து பிரித்தெடுக்க இயலும்.

இம்முறையில் நன்கு தூள் செய்யப்பட்ட தாது நீரில் மூழ்கச் செய்யப்படுகிறது. இதனுடன் பைன் எண்ணெய், போன்ற நுரை உருவாக்கும் காரணிகள் கலக்கப்படுகின்றன. சேகரிப்பனாக செயல்படும் சோடியம் ஈத்தைல், சாந்தேட் சிறிதளவு சேர்க்கப்படுகிறது. இக்கலவையின் வழியே காற்று செலுத்தப்பட்டு நுரை உருவாக்கப்படுகிறது. சேகரிக்கும் மூலக்கூறுகள் தாதுக் துகள்களுடன் இணைந்து அவைகளை நீர் விலக்கும் தன்மையுடையதாக்குகிறது. இதன் விளைவாக தாதுத் துகள்கள் எண்ணெயில் நன்கு நனைந்து, நுரையுடன் சேர்ந்து புறப்பரப்பை அடைகின்றன. இந்த நுரையானது வழித்தெடுக்கப்பட்டு பின் உலர்த்தப்பட்டு செறிவான தாது பெறப்படுகிறது. நீரில் நனையும் கனிமக் கழிவுத் துகள்கள் அடிப்பகுதியில் தங்கிவருகின்றன.

பிரித்தெடுக்க விரும்பும் ஒரு உலோகத்தின் கல்பைடு தாதுவானது மற்ற பிற உலோக சல்பைடுகளை மாசுகளாகக் கொண்டிருப்பின், சோடியம் சயனைடு, சோடியம் கார்பனேட் போன்ற குறைக்கும் காரணிகள் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. இவைகள் மற்ற பிற உலோக சல்பைடுகள் எண்ணெயில் நனைந்து நுரைத்த வருவதைத் தடுக்கின்றன. எடுத்துக்காட்டாக ZnS போன்ற மாசுகள் கலீனாவில் (pbs) காணப்படின் குறைக்கும் காரணியான சோடியம் சயனைடு (NaCN) சேர்க்கப்படும் போது அது $Na2\ [Zn\ (CN)_4]$ என்ற அணைவுச் சேர்மத்தை ஜிங் கல்பைடின் புறப்பரப்பில் ஏற்படுத்துவதால் அதன் நுரைக்கும் தன்மை குறைக்கப்படுகிறது.

காந்தப் பிரிப்பு முறை

பெர்ரோ காந்தத் தன்மையுடைய தாதுக்களை அடர்பிக்க இம்முறை பயன்படுகிறது. இம்முறையானது, தாது மற்றும் மாசுக்களின் காந்தப் பண்புகளில் காணப்படும் வேறுபாட்டினை அடிப்படையாகக் கொண்டது. எடுத்துக்காட்டாக உல்ப்ரமைட் மாசுவிலிருந்து வெள்ளீயக்கல் தாதுவை பிரித்தெடுக்கலாம். இதில் மாசு உல்ப்ரமைட் ஆனது காந்தத் தன்மை உடையது. இதைப் போலவே குரோமைட், பைரோலுசைட் போன்ற காந்தப் பண்புடைய தாதுக்களை காந்தப் பண்பற்ற மண்வகை மாசுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கலாம். நன்கு தூள் செய்யப்பட்ட தாதுவானது மின்காந்த பிரிப்பான் மீது விழுமாறு செய்யப்படுகிறது.

மின்காந்த பிரிப்பு அமைப்பில் இரு சுழல் சக்கரங்களின் வழியே ஒரு பட்டை இயங்குகிறது. சக்கரங்களில் ஒன்று காந்தத் தன்மை உடையது. தாதுவானது நகரும் பட்டை வழியே காந்தத் தன்மை உடைய சுழல் சக்கரத்தை அடையும் போது, தாதுவில் உள்ள காந்தத் தன்மை உடைய பகுதிப் பொருட்கள் காந்தப்புலத்தால் ஈர்க்கப்பட் படத்தில் காட்டியுள்ளவாறு சக்கரத்திற்கு அருகில் குவியலாக விழுகின்றன. காந்தத் தன்மையற்ற தாதுவின் பிற பகுதிகள் சுழல் சக்கரத்திற்கு அப்பால் விழுகிறது.

காற்றில்லாச் சூழலில் வறுத்தல்

இம்முறையில் காற்றில்லா சூழலில், அடர்ப்பிக்கப்பட்ட தாதுவானது வன்மையாக வெப்பப்படுத்தப்படுகிறது. இந்நிகழ்வின் போது, நீரேற்றம் பெற்ற ஹைட்ராக்சைடுகளில் காணப்படும் படிக நீரானது ஆவியாக வெளியேறுகிறது. இதன் விளைவாக நுண்துளைகள் காணப்படும் தாது கிடைகிறது. கட்டுப்படுத்தப்பட்ட அளவிலான காற்றினை செலுத்தியும் இம்முறையில் தாதுக்களை வறுக்கலாம்.

எடுத்துக்காட்டாக,

கார்பனேட் தாதுக்களை காற்றில்லாச் சூழலில் வறுக்கும் போது கார்பன் டை ஆக்சைடு வெளியேறுகிறது.

$$PbCO_3 \xrightarrow{\Delta} PbO + CO_2\uparrow$$

$$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2\uparrow$$

$$ZnCO_3 \xrightarrow{\Delta} ZnO + CO_2\uparrow$$

$$MgCO_3.\ CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} MgO + CaO + 2CO_2\uparrow$$

படிக நீரைக் கொண்டுள்ள, தாதுக்களிலிருந்து நீரானது நீராவியாக வெளியேற்றப்படுகிறது.

$$Fe_2O_3.\ 3H_2O \xrightarrow{\Delta} Fe_2O_3\,(s) + 3H_2O\,(g)\uparrow$$

$$Al_2O_3.\ 2H_2O \xrightarrow{\Delta} Al_2O_3\,(s) + 2H_2O\,(g)\uparrow$$

உருக்குதல்

இம்முறையில், கனிமக் கழிவுடன் சேர்ந்து எளிதில் உருகும் கசடினை உருவாக்கக்கூடிய வேதிச் சேர்மமான இளக்கி மற்றும் கார்பன், கார்பன் மோனாக்ஸைடு (அல்லது) அலுமினியம் போன்ற தகுந்த ஒடுகடுக்கும் காரணிகள் அடர்பிக்கப்பட்ட தாதுவுடன் சேர்த்து உருக்கப்படுகிறது. உலோகத்தின் உருகுநிலையை விட அதிக வெப்பநிலையில், மேற்கண்டுள்ள கலவையானது ஒரு உருக்கு உலையில் உருக்கப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக இரும்பு ஆக்சைடானது கார்பன் மோனாக்சைடால் பின்வருமாறு ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$Fe_2O_3 (s) + 3CO (g) \longrightarrow 2Fe (s) + 3CO_2 (g) \uparrow$$

மேற்கண்டுள்ள பிரித்தெடுத்தலில், ஒரு காரத்தன்மை உடைய இளக்கியான சுண்ணாம்புக்கல் (CaO) பயன்படுத்தப்படுகிறது. இத்தாதுவில் காணப்படும் சிலிக்கா கனிமக் கழிவானது அமிலத் தன்மையை பெற்றிருப்பதால், சுண்ணாம்புக்கல் அதனுடன் இணைந்து கால்சியம் சிலிக்கேட் எனும் கனிமக் கசடினைத் தருகிறது.

$$CaO (s) + SiO_2 (s) \longrightarrow CaSiO_3 (s)$$

காப்பர் பைரைட்டிலிருந்து காப்பரை பிரித்தெடுக்கும் செயல்முறையில் அடர்பிக்கப்பட்ட தாதுவானது, அமிலத் தன்மையுடைய இளக்கியான சிலிகாவுடன் கலக்கப்பட்டு எதிர் அனல் உலையில் வெப்பப்படுத்தப்படுகிறது. உருக்குதலால் உருவாக்கும் பெர்ரஸ் ஆக்சைடானது காரத்தன்மையினைப் பெற்றிருப்பதால் அது சிலிக்காவுடன் இணைந்து பெர்ரஸ் சிலிக்கேட் கனிமக் கழிவினைத் தருகிறது. எஞ்சியுள்ள உலோக சல்பைடுகளான Cu_2S மற்றும் FeS ஆகியன ஒன்றில் ஒன்று கரைவதால் காப்பர் மட்டி உருவாகிறது.

$$2CuFeS_2 (s) + O_2 (g) \longrightarrow 2FeS (l) + Cu_2S (l) + SO_2 (g)$$

$$2FeS (l) + 3O_2 (g) \longrightarrow 2FeO (l) + 2SO_2 (g)$$

$$FeO (s) + SiO_2 (s) \longrightarrow FeSiO_3 (s)$$

கனிமக் கழிவிலிருந்து காப்பர் மட்டி பிரித்தெடுக்கப்பட்டு மாற்று உலையில் இடப்படுகிறது. மாற்ற வினைகளின் போது மட்டியில் காணப்படும் FeS முதலில் FeO ஆக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது. சிலிக்காவை பயன்படுத்தி கனிமக் கழிவாக மாற்றப்பட்டு இது நீக்கப்படுகிறது. எஞ்சியுள்ள காப்பர் சல்பைடானது மேலும் ஆக்சிஜனேற்றத்திற்கு உட்படுத்தப்பட்டு அதன் ஆக்சைடாக மாற்றப்படுகிறது. பின்னர் இது உலோக காப்பராக கீழ்க்கண்டுள்ளவாறு மாற்றப்படுகிறது.

$$2Cu_2S (l,s) + 3O_2 (g) \longrightarrow 2Cu_2O (l,s) + 2SO_2 (g)$$
$$2Cu_2O (l) + Cu_2 (l) \longrightarrow 6Cu (l) + SO_2 (g)$$

உலோக காப்பரானது திண்மமாக்கப்படுகிறது. இதிலிருந்து SO_2 வாயு வெளியேறுவதால் அதன் தோற்ற அமைப்பில் கொப்புளங்கள் போல் காணப்படுகிறது. இந்த காப்பரானது கொப்புளக் காப்பர் (blistered copper) என அழைக்கப்படுகிறது.

கார்பனைக் கொண்டு ஒடுக்குதல்

இம்முறையில் உலோகத்தின் ஆக்சைடுதாதுவானது கரியுடன் நன்கு கலக்கப்பட்டு, வழக்கமாக ஊது உலையில் வன்மையாக வெப்பப்படுத்தப்படுகிறது. ஒடுக்க வெப்பநிலையில் கார்பனுடன் சேர்ந்து உலோக கார்பைடுகளை உருவாக்காத உலோகங்களுக்கு பயன்படுத்தப்படுகிறது.

எடுத்துக்காட்டாக

$$ZnO\ (s) + C\ (s) \rightarrow Zn\ (s) + CO\ (g) \uparrow$$

$$Mn_3O_4\ (s) + 4C\ (s) \rightarrow 3Mn\ (s) + 4CO\ (g) \uparrow$$

$$Cr_2O_3\ (s) + 3C\ (s) \rightarrow 2\ Cr\ (s) + 3CO\ (g) \uparrow$$

ஹைட்ரஜனைக் கொண்டு ஒடுக்குதல்

Fe, Pb, Cu போன்ற ஹைட்ரஜனைக்காட்டிலும் குறைவான எலக்ரோ நேர்மின் தன்மை உடைய உலோக ஆக்ஸைடுகளுக்கு இம்முறை பயன்படுத்தப்படுகிறது.

$$Ag_2O\ (s) + H_2\ (g) \rightarrow 2\ Ag\ (s) + H_2O\ (I)$$

$$Fe_3O_4\ (s) + 4H_2\ (g) \rightarrow 3Fe\ (s) + 4H_2O\ (I)$$

நீர்வாயுவைக் (கார்பன் மோனாக்சைடு மற்றும் ஹைட்ரஜன் கலவை) கொண்டு நிக்கல் ஆக்சைடு ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$2NiO\ (s) + CO(g) + H_2\ (g) \rightarrow 2\ Ni\ (s) + CO_2(g) + H_2O\ (I)$$

உலோகத்தைப் பயன்படுத்தி ஒடுக்குதல்

Cr O போன்ற உலோக ஆக்சைடுகளை அலுமினோ வெப்ப ஒடுக்க முறையினைப் பயன்படுத்தி ஒடுக்கலாம். இம்முறையில் உலோக ஆக்சைடானது அலுமினியத தூளுடன் கலக்கப்பட்டு, சுட்டக் களிமண்ணால் ஆன புடக்கலனில் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. எரியூட்டும் செயல்முறையை துவக்கி வைக்க எரியூட்டுக் கலவையாக மெக்னீசியம் மற்றும் பேரியம் பெர்ராக்ஸைடு கலவை பயன்படுத்தப்படுகிறது.

$$BaO_2 + Mg \rightarrow BaO + MgO$$

மேற்கண்டுள்ள வினை நிகழும் போது, அதிக அளவு வெப்பம் வெளியிடப்படகிறது.(2400°C அளவில் வெப்பநிலை மற்றும் 852$Kjmol^{-1}$ வினை என்தால்பி) இதன் வினைவாக அலுமினித்தூளால் Cr_2O_3 ஒடுக்கமடைதல் நிகழ்கிறது.

$$Cr_2O_3 + 2Al \xrightarrow{\Delta} 2Cr + Al_2O_3$$

சோடியம், பொட்டாசியம், கால்சியம் போன்ற வினைத்திறன் மிக்க உலோகங்களும், உலோக ஆக்சைடுகளை உலோகமாக ஒடுக்கப் பயன்படுகிறது.

$$B_2O_3 + 6\,Na \longrightarrow 2B + 3Na_2O$$
$$Rb_2O_3 + 3\,Mg \longrightarrow 2Rb + 3MgO$$
$$TiO_2 + 2\,Mg \longrightarrow Ti + 2\,MgO$$
$$ThO_2 + 2\,Ca \xrightarrow{1250K} Th + 3\,CaO$$

சுய ஒடுக்கம்

சில தாதுக்களை சாதாரணமாக வறுக்கும் போது அவைகள் பண்படா உலோகத்தைத் தருகின்றன. இத்தகைய நேர்வுகளில் தனியே ஒடுக்கும் காரணி தேவையில்லை. எடுத்துக்காட்டாக, சின்னபார் (HgS) தாதுவை வறுக்கும் போது மெர்குரி கிடைக்கிறது.

$$HgS\,(s) + O_2\,(g) \longrightarrow Hg\,(l) + SO_2 \uparrow$$

அலுமினியத்தின் மின்வேதி பிரிப்பு முறை

இம்முறையில், கார்பன் மேல்பூச்சு பூசப்பட்ட ஒரு இரும்புத் தொட்டியில் மின்னாற் பகுத்தல் நிகழ்த்தப்படுகிறது. இது எதிர்மின் வாயிலாக செயல்படுகிறது. மின்பகுளியில் அமிழ்த்தி வைக்கப்பட்டுள்ள கார்பன் தண்டுகள் நேர்மின்வாயாகச் செயல்படுகின்றன. பாக்சைட்டிலிருந்து பெறப்பட்ட 20% அலுமினாக் கரைசல் உருகிய நிலையில் உள்ள கிரையோலைட்டுடன் கலக்கப்பட்டு மின்பகு கலனில் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. இச்செயல்முறைகளில், உலோக உப்புகள் உருகிய அல்லது கரைசல் நிலையில் எடுத்துக் கொள்ளப்படுகின்றன. இதில் காணப்படும் உலோக அயனியானது தகுந்த ஒடுக்கம் காரணியுடன் வினைபடுத்துதல் அல்லது மின்னாற்பகுத்தல் மூலம் ஒடுக்கப்படுகிறது. மின்னாற் பகுத்தல் செயல்முறைக்கான கிப்ஸ் கட்டிலா ஆற்றல் மாற்றத்தினைப் பின்வரும் சமன்பாட்டினைப் பயன்படுத்தி பெற இயலும்.

10% கால்சியம் குளோரைடு கரைசல் மின்பகுகரைசலுடன் சேர்க்கப்படுகிறது. இங்கு கால்சியம் குளோரைடானது கலவையின் உருகுநிலையை குறைக்கப் பயன்படுகிறது. உருகிய கலவையான 1270K வெப்பநிலைக்கு மேல் இருக்குமாறு பராமரிக்கப்படுகிறது. இச்செயல்முறையில் நிகழும் வேதிவினைகள் பின்வருமாறு

அலுமினாவின் அயனியாக்கம் $Al_2O_3 \rightarrow 2Al^3 + 3O^2$

எதிர்மின்வாயில் நிகழும் வினை $2Al^{3+}$ (உருகியநிலை) $+ 6e^- \rightarrow 2Al\,(l)$

நேர்மின்வாயில் நிகழும் வினை $6O^{2-}$ (உருகியநிலை) $\rightarrow 3O_2 + 12\,e^-$

கார்பன் நேர்மின்வாயாக செயல்படுவதால் அதில் பின்வரும் வினைகளும் நிகழ்கிறது.

$$C(s) + O^{2-}\ (melt) \rightarrow CO + 2\,e^-$$
$$C(s) + 2O^{2-}\ (melt) \rightarrow CO_2 + 4\,e^-$$

மேற்கண்டுள்ள இரு வினைகளின் காரணமாக, மின்னாற்பகுத்தலின் போது நேர்மின்வாய் மெதுவாக கரைகிறது. ஏதிர்மின்வாயில் தூய அலுமினியம் வீழ்படிவாகி மின்பகுகலனின் அடிப்பகுதியில் தங்குகிறது. மின்னாற்பகுத்தலின் நிகர வினை பின்வருமாறு.

$$4Al^{3+}\ _{(\text{உருகியநிலை})} + 6O^{2-}{}_{(\text{உருகியநிலை})} + 3\,C(s) \rightarrow 4Al\ (l) + 3\,CO_2\ (g)$$

தன்மதிப்பீடு 4

4. நீர்த்த NaCI ஐ மின்னாற்பகுத்தல் மூலம் உலோக சோடியம் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. மின்னாற்பகுத்தலுக்குப் பின் கரைசல் காரத் தன்மையுடையதாகிறது. சாத்தியமான மின்முனை வினைகளை எழுதுக.

தூய்மையாக்கும் செயல்முறைகள்:

ஒரு உலோகம் அதன் தாதுவிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படும் போது பொதுவாக வினைபுரியாத ஆக்சைடுகள், பிற உலோகங்கள், அலோகங்கள் போன்ற மாசுக்கள் அதில் காணப்படலாம். இத்தகைய மாசுக்களைப், பண்படா உலோகத்திலிருந்து பிரித்தெடுத்தல் தூய்மையாக்கும் செயல் முறைகள் எனப்படுகிறது. இப்பாடப்பகுதியில் சில பொதுவான தூய்மையாக்கும் செயல்முறைகளைப் பற்றி கற்றறிவோம்.

வாலை வடித்தல்

குறைவான கொதிநிலையில் ஆவியாகும் துத்தநாகம் (கொதிநிலை 1180 K) மெர்குரி (630 K) போன்ற உலோகங்களை தூய்மையாக்க இம்முறை பயன்படுகிறது. இம்முறையில் தூய்மையற்ற உலோகம் வெப்பப்படுத்தி ஆவியாக்கப்படுகிறது. ஆவியானது குளிர்விக்கப்பட்டு தூய உலோகம் பெறப்படுகிறது.

உருக்கிப் பிரித்தல்

மாசுகள் அதிக கொதிநிலையினையும் அதனோடு ஒப்பிடும் போது உலோகமானது குறைவான கொதிநிலைகளையும் கொண்டிருப்பின் அத்தகைய உலோகங்களில் உள்ள மாசுக்களை நீக்க இம்முறை பயன்படுகிறது.

டின் (sb; உருகுநிலை 904k) காரீயம் (pb உருகுநிலை 600k) மெர்குரி (Hg உருகுநிலை 234k) மற்றும் பிஸ்மத் (Bi, உருகுநிலை 545k) போன்ற உலோகங்களுக்கு இம்முறை ஏற்றது.

இம்முறையில் பண்படா உலோகமானது வெப்பப்படுத்தப்பட்டு உருக்கி நீர்மமாக்கப்பட்டு ஒரு சாய்தள பரப்பின் வழியே ஓடுமாறு செய்து தூய்மைப்படுத்தப்படுகிறது.

பண்படா உலோகம் ஒரு எதிர் அனல் உலையின் சாய்வான அடிப்புறத்தில் வைக்கப்படுகிறது. காற்றில்லாச் சூழலில் உலோகத்தில் உருகு நிலையை விட அதிகமான வெப்பநிலையில் உலோகம் வெப்பபடுத்தப்படுகிறது. தூய உருகிய உலோகம் வழிந்தோடுகிறது மாசுக்கள் அப்படியே தங்கி விடுகின்றன. உருகிய உலோகம் சேகரிக்கப்பட்டு திண்மமாக்கப்படுகிறது.

மின்னாற் தூய்மையாக்கல்

பண்படா உலோகமானது மின்னாற்பகுத்தல் மூலம் தூய்மை செய்யப்படுகிறது. மின்னாற் பகுத்தலானது பிரித்தெடுக்கப்பட வேண்டிய உலோகத்தின் உப்புகளைக் கொண்ட நீர்க்கரைசலைக் கொண்டுள்ள மின்பகு கலத்தில் நிகழ்த்தப்படுகிறது. தூய்மையற்ற நிலையில் உள்ள உலோகத் தண்டுகள் நேர்மின்வாயாகவும், தூய உலோகத் தகடு எதிர்மின்வாயாகவும் பயன்படுத்தி மின்னாற் பகுத்தல் நிகழ்த்தும்போது, பிரித்தெடுக்கப்பட வேண்டிய உலோகம் நேர்மின் வாயிலிருந்து கரைந்து கரைசலில் சென்று எதிர்மின்வாயில் வீழ்படிவாகிறது. மின்னாற்பகுத்தலின் போது குறைவான எலக்ட்ரோ நேர்மின் தன்மை உடைய மாசுக்கள் நேர்மின் வாயின் அடியில் தங்குகின்றன. அவை ஆனோடு மாசு என அழைக்கப்படுகிறது.

சில்வரை மின்னாற்பகுத்தல் முறையில் தூய்மையாக்கலை உதாரணமாகக் கொண்டு இச்செயல்முறையினைப் புரிந்து கொள்ளலாம்.

எதிர்மின்வாய் : தூய சில்வர்
நேர்மின்வாய் : தூய்மையற்ற சில்வர்
மின்பகுளி : அமிலத்தன்மையுடை நைட்ரேட் கரைசல் சில்வர்

மின்வாய்களின் வழியே மின்சாரத்தைச் செலுத்தும் போது சில்வர் அணு எலக்ட்ரான்களை இழந்து கரைசலுக்குள் செல்கிறது. நேர்மின்தன்மையுடைய சில்வர் அயனிகள் எதிர்மின்வாயில் சென்று மின்னிறக்கம் அடைந்து மின்வாயில் படிகிறது. காப்பர், ஜிங்க் போன்ற பிற உலோகங்களும் இதே முறையினைப் பின்பற்றி தூய்மையாக்கப்படுகின்றன.

நேர்மின்வாய் வினை $Ag\,(s) \rightarrow Ag^+\,(aq) + le^{-1}$

எதிர்மின்வாய் வினை $Ag^+\,(aq) + le^{-1} \rightarrow Ag\,(s)$

புலத் தூய்மையாக்கல்

இம்முறையானது பின்ன படிகமாக்கல் தத்துவத்தை அடிப்படையாகக் கொண்டது. தூய்மையற்ற நிலையில் உள்ள உலோகத்தை உருக்கி பின் திணமமாக்கும் போத, மாசுக்கள் உருகுநிலையில் உள்ள பகுதியில்

தங்குகின்றன. அதாவது மாசுக்கள் திண்ம நிலை உலோகத்தில் கரைவதைக் காட்டிலும் உருகிய நிலையில் உள்ள உலோகத்தில் அதிக அளவில் கரைகின்றன. இம்முறையில் தூய்மையற்ற உலோகம் ஒரு தண்டு வடிவில் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. தண்டின் ஒரு முனையானது நகர்ந்து செல்லும் தூண்டு வெப்பப்படுத்தியைப் பயன்படுத்தி வெப்பப்படுத்தப்படுகிறது. இதன் விளைவாக தண்டின் அப்பகுதியில் உள்ள உலோகம் உருகுகிறது. வெப்பப்படுத்தியினை மெதுவாக மறுமுனையினை நோக்கி நகர்த்திச் செல்லும் போது தூய உலோகம் படிமாகிறது. அதே நேரத்தில் வெப்பப்படுத்தி நகர்த்தப்பட்டதால் புதிதாக உருவான உருகிய நிலை புலத்திற்கு (பகுதிக்கு) மாசுக்கள் இடம் பெயர்கின்றன. வெப்பப்படுத்தியை மேலும் நகர்த்தும் போது, மாசுக்களைக் கொண்டுள்ள உருகிய நிலைப்பகுதியானது அதனுடன் சேர்ந்து நகர்கிறது. இச்செயல் முறையானது பலமுறை மீணடும் ஒரே திசையில் நிகழ்த்தப்பட்டு தேவையான தூய்மைத் தன்மையுடைய உலோகம் பெறப்படுகிறது. உலோகம் ஆக்சிஜனேற்றம் அடைவதை தடுக்க இச்செயல்முறையானது, மந்த வாயுச் சூழலில் நிகழ்த்தப்படுகிறது. ஜெர்மானியம் (Ge) சிலிக்கன் (Si) மற்றும் காலியம் (Ga) போன்ற குறைகடத்திகளாகப் பயன்படும் தனிமங்கள் இம்முறையில் தூய்மைப்படுத்தப்படுகின்றன.

ஆவி நிலைமை முறைகள்

இம்முறையில் உலோகத்துடன் சேர்ந்து எளிதில் ஆவியாகும் சேர்மத்தை உருவாக்கவல்ல ஒரு காரணியுடன் உலோகம் வினைபடுத்தப்படுகிறது. பின் எளிதில் ஆவியாகும் சேர்மத்தை சிதைவடையச் செய்து தூய உலோகம் பெறப்படுகிறது. பின்வரும் செயல்முறைகளைக் கருத்திற்கொண்டு இம்முறையினை நாம் புரிந்து கொள்ளலாம்.

நிக்கலை தூய்மைப்படுத்த உதவும் மாண்ட் முறை

350k வெப்பநிலையில், தூய்மையற்ற நிக்கலை கார்பன் மோனாக்சைடுடன் வினைபடுத்த அதிக அளவில் எளிதில் ஆவியாகும் நிக்கல் டெட்ரா கார்பனைனல் உருவாக்கப்படுகிறது. திண்ம நிலையில் உள்ள மாசுக்கள் அப்படியே தங்குகின்றன.

$$Ni\ (s) + 4\ CO\ (g) \rightarrow Ni\ (CO)_4(g)$$

460k வெப்பநிலையில் நிக்கல் டெட்ரா கார்பனைலை வெப்பப்படுத்த, இந்த அணைவுச் சேர்மம சிதைவடைந்து தூய உலோகம் பெறப்படுகிறது.

$$Ni\ (CO)_4(g) \rightarrow Ni\ (s) + 4\ CO\ (g)$$

வான் - ஆர்கல் முறை – சிர்கோனியம் / டைட்டேனியத்தை தூய்மையாக்கல்

உலோக சேர்மங்களின் வெப்பச் சிதைவினைப் பயன்படுத்தி தூய உலோகங்களை உருவாக்குதலை அடிப்படையாகக் கொண்டது. டைட்டேனியம்/சிர்கோனியம் போன்றவற்றை இம்முறையில் தூய்மையாக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாக, தூய்மையற்ற நிலையில் உள்ள டைட்டேனியம் வெற்றிடமாக்கப்பட்ட ஒரு கலனின் அயோடினுடன் சேர்த்து 550k வெப்பநிலையில் வெப்பப்படுத்தப்பட்டு ஆவியாகும் இயல்புடைய டைட்டேனியம்

டெட்ரா அயோடைடு உருவாக்கப்படுகிறது. மாசுக்கள் அயோடினுடன் வினைபுரியாததால் அப்படியே தங்குகின்றன.

$$Ti\,(s) + 2I_2\,(s) \rightarrow TiI_4 \text{ (ஆவி)}$$

எளிதில் ஆவியாகும் டைட்டேனியம் டெட்ரா அயோடைடு டங்ஸ்டன் மின்னிழை வழியே 1800k வெப்ப நிலையில் செலுத்தும் போது அது சிதைவடைந்து தூய டைட்டேனியம் உருவாகிறது. அது மின்னிழையில் படிகிறது. அயோடின் மீளவும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

$$TiI_4 \text{ (ஆவி)} \rightarrow Ti\,(s) + 2I_2\,(s)$$

அலுமினியத்தின் பயன்பாடுகள் (AI)

அலுமினியமானது புவிப்பரப்பில் அதிக அளவில் கிடைக்கும் ஒரு உலோகம். இது ஒரு அதி வெப்ப மற்றும் மின் கடத்தியாகும். மேலும் இது எளிதில் அரிமானம் அடைவதில்லை. இதன் பயன்பாடுகள் பின்வருமாறு.

நம் அன்றாட வாழ்வில் அதிக அளவில் பயன்படும் சமையல் கலன்கள், வெப்பப் பரிமாற்றி ஆகியன தயாரித்தலில் அலுமினியம் பயன்படுகிறது.

அலுமினியத்தாள் உணவுப் பொருட்களை எடுத்துச் செல்ல கட்டும் பொருளாக பயன்படுகிறது.

இது ஒரு மென்மையான உலோகமாகும். எனினும் இது காப்பர் மாங்கனீசு மெக்னீசியம் மற்றும் சிலிக்கான் போன்ற உலோகங்களுடன் சேர்ந்து குறைவான எடை உடைய வலிமைமிக்க உலோகக் கலவைகளைத் தருகிறது. இவை ஆகாய விமானங்கள் மற்றும் பிற போக்குவரத்து வாகனங்களை வடிவமைப்பதில் பயன்படுகிறது. அலுமினியம் எளிதாக அரிமானம் அடைவதில்லை. எனவே, இது வேதி உலைகள், மருத்துவ உபகரணங்கள், குளிர் சாதனப் பொருட்கள் மற்றும் வாயுக்களை எடுத்துச் செல்லும் குழாய்கள் ஆகியனவற்றில் பயன்படுத்தப்படுகிறது. அலுமினியம் விலை குறைவான வெப்பத்தை நன்கு கடத்தும் ஒரு உலோகம். எனவே, இது இரும்பு உள்ளகத்துடன் கூடிய உயர் அழுத்த மின்கம்பிகளில் பயன்படுகிறது.

துத்தநாகத்தின் பயன்பாடுகள் (Zn)

- எ∴கு மற்றும் இரும்பு அமைப்புகள் அரிமானம் மற்றும் துருப்பிடிக்காமல் பாதுகாக்கும் துத்தநாகப் பூச்சில் (Galavnizing) இது பயன்படுகிறது. மேலும் துத்தநாகம் மோட்டார் வாகன அச்சுவார்ப்பு மற்றும் மின் சாதன பொருட்களில் பயன்படுகிறது. பெயிண்ட், ரப்பர், அழகு சாதனப் பொருட்கள், மருந்துப் பொருட்கள், நெகிழிகள், மை, மின்கலன்கள் போன்ற பலபொருட்கள் தயாரிப்பதற்கு துத்தநாக ஆக்சைடு பயன்படுகிறது.

- ஒளிரும் பெயிண்ட், ஒளிரும் விளக்குகள் மற்றும் x – கதிர் திரை ஆகியன தயாரிப்பில் துத்தநாக சல்பைடு பயன்படுகிறது. துத்தநாகத்தின்

உலோகக் கலவையான பித்தளை (brass) அரிமானம் அடையாத தன்மையினைப் பெற்றிருப்பதால் குழாய் வால்வுகள் மற்றும் தகவல் தொடர்பு சாதனங்களின் தயாரிப்பில் பயன்படுகிறது.

இரும்பின் பயன்கள் Fe

- இரும்பானது மிக அதிக பயன்களைக் கொண்டுள்ள உலோகமாகும் மற்றும் இதன் உலோகக்கலவைகள் பல்வேறு பயன்பாடுகளைக் கொண்டுள்ள பாலங்கள், இரு சக்கர வாகனச் சங்கிலிகள், நறுக்க பயன்படும் உபகரணங்கள் மற்றும் துப்பாக்கி தோட்டா செலுத்தப்படும் குழாய் போன்ற பல வகைகளில் பயன்படுகிறது. வார்ப்பிரும்பானது குழாய்கள், வால்வுகள், எரிபொருள் காற்றமுத்த அடுப்புகள் ஆகியன தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

- இரும்பு, அதன் உலோகக் கலவைகள் மற்றும் அதன் சேர்மங்கள் காந்தங்களை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

- துருப்பிடிக்காத எ∴கு ஆனது அதிக அளவில் அரிமானத்திற்குட்படாததால் இது கட்டிடத்தொழிலும், தாங்கிகள், முனை மடிக்கும் உளிகள், வெட்டுக் கருவிகள், நகை பொருட்கள் மற்றும் அறுவை சிகிச்சைக்கு பயன்படும் கருவிகள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது. நிக்கல் ஸ்டீல் ஆனது கம்பிவடங்கள் (cables) மோட்டார் வாகன மற்றும் விமான பகுதிப் பொருட்களின் தயாரிப்பில் பயன்படுகின்றது. குரோம் ஸ்டீல் ஆனது வெட்டுக்கருவிகள் மற்றும் நொருக்கும் எந்திரங்கள் தயாரிப்பில் பயன்படுகிறது.

தாமிரத்தின் பயன்கள் (Cu)

- முதன் முதலில் மனிதர்களால் பயன்படுத்தப்பட்ட உலோகம் தாமிரம் ஆகும். மேலும் இதன் உலோகக் கலவையான வெண்கலத்தின் பயன்பாட்டினால் வெண்கலக் காலம் என்ற ஒர சகாப்தம் உருவாக இது காரணமாக அமைந்தது.

- தாமிரமானது தங்கம் மற்றும் பிற உலோகங்களோடு இணைந்து நாணயங்கள் நகைப்பொருட்கள் போன்றவை தயாரிக்கப்பயன்படுகிறது. தாமிரம் மற்றும் இதன் உலோக கலவைகள் ஆகியன மின்கம்பிகள், நீர் செல்லும் குழாய்கள் மற்றும் பல மின் பொருளின் பாகங்கள் தயாரிப்பில் பயன்படுகின்றன.

தங்கத்தின் பயன்கள் (Au)

- தங்கம் ஒர அதிக விலையுயர்ந்த பொருளாகும். இது நாணயங்கள் தயாரிக்கப்பயன்படுகின்றது. மேலும் சில நாடுகளில் பணமதிப்பானது தங்கத்தின் மதிப்பில் கணக்கிடப்படுகின்றது. தாமிரத்துடன் தங்கம் சேர்த்து உருவாக்கப்பட்ட தங்க உலோகக் கலவையானது நகை தயாரிப்பில் அதிக அளவு பயன்படுத்தப்படுகின்றது. இது பிற உலோகங்களின் மீது தங்க மின்முலாம் பூசுதலுக்குப் பயன்படுகிறது.

இவ்வாறு தங்க முலாம் பூசப்பட்ட பொருட்கள், கைக்கடிகாரங்கள், செயற்கை மூட்டுகள், விலைகுறைந்த நகைகள், பல் பாதுகாப்பில் பல் நிரம்புதல் மற்றும் மின் இணைப்புகள் ஆகியனவற்றில் பயன்படுகிறது.

- தங்க நானோ துகள்கள், சோலார் செல்களின் திறனை அதிகரிக்கவும், வினை வேக மாற்றியாகவும் பயன்படுகின்றது.

டெல்லி - இரும்புத் தூண்

டில்லியில் அமைந்துள்ள அசோகா தூண் என்றழைக்கப்படும், இரும்புத்தூண் 23 அடி 8 அங்குலம் உயரமும் 16 அங்குலம் அகலமும் சுமார் 6000 kg எடையினையும் கொண்டது.

இத்தூண் சுமாராக 1600 ஆண்டுகள் பழமையானதாக இருக்கக்கூடும் என அறியப்பட்டுள்ளது. இதில் உள்ள இரும்பானது பல நூறு ஆண்டுகளுக்கு முன்னரே துருப்பிடித்திருக்க வேண்டும். இருந்த போதிலும், கடந்த 1600 ஆண்டுகளாக துருப்பிடிக்காமல் இத்தூண் இருப்பது நமது பழங்கால இந்தியர்களின் அறிவு மற்றும் அழகிய நுட்பத்திறன்களுக்கு சான்றாக விளங்கி வருகிறது. ஒடுக்கமடையாத இரும்பு மற்றும் கச்சா இரும்பின் சிக்கலான கலவையால் ஆன ஒரு பாதுகாப்பு அடுக்கானது பல்வேறு பருவகால சுழற்சியின் விளைவாக தூணின் மீது உருவாகியுள்ளது. இது மிசாவைட் எனப்படும் இரும்பு, ஆக்சிஜன் மற்றும் ஹைட்ரஜன் ஆனது துருப்பிடிக்கும் தன்மையற்ற அரிமானத்தைத் தடுக்கும் தன்மையுடைய சேர்மமாகும்.

Acids, bases & Salt

8^{TH} அறிவியல்
அலகு 14

அமிலங்கள்:

அமிலம் என்ற சொல்லானது புளிப்பு எனப் பொருள்படும் 'அசிடஸ்'என்ற இலத்தீன் மொழிச் சொல்லில் இருந்து வருவிக்கப்பட்டது. எனவே, புளிப்புச்சுவை கொண்ட வேதிச்சேர்மங்கள் பொதுவாக அமிலங்கள் எனப்படுகின்றன. அனைத்து அமிலங்களும் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட இடப்பெயர்ச்சி செய்யத்தக்க ஹைட்ரஜன் அணுக்களைப் பெற்றுள்ளன. மேலும், அவற்றைநீரில் கரைக்கும் பொழுது ஹைட்ரஜன் அயனிகளை (H^+) அவை வெளியிடுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் (HCI), சல்பியூரிக் அமிலம் (H_2SO_4) மற்றும் நைட்ரிக் அமிலம் (HNO_3) ஆகியவற்றை நீரில் கரைக்கும்பொழுது ஹைட்ரஜன் அயனிகளை (H^+) அவைகொடுக்கின்றன.

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் $\xrightarrow{\text{நீர்}}$ ஹைட்ஜன் அயனி + குளோரைடுஅயனி

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ \quad Cl^-$$

சல்பியூரிக் அமிலம் $\xrightarrow{\text{நீர்}}$ ஹைட்ரஜன் அயனி + சல்பேட் அயனி

$$H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2H+ \quad + \quad SO_4^{2-}$$

எனவே,நீரில் கரையும் போது ஹைட்ரஜன் அயனிகளை வெளியிடும் வேதிச்சேர்மங்கள் அமிலங்கள் என வரையறுக்கப்படுகின்றன. அமிலங்களை அவற்றின் மூலங்களைப் பொருத்து கரிம மற்றும் கனிம அமிலங்கள் எனவகைப்படுத்தலாம். சில அமிலங்கள் பழங்கள் மற்றும்

ஸ்வீடன் நாட்டு வேதியியலாளர் அர்ஹீனியஸ் அமிலங்கள் பற்றிய ஒரு கொள்கையை முன் வைத்தார். அவரின் கூற்றுப்படி அமிலம் என்பது நீர்க்கரைசலில் H^+ அயனிகள் அல்லது H_3O^+ அயனிகளைத் தரும் வேதிப்பொருளாகும்.

காய்கறிகளில் காணப்படுகின்றன. இவை கரிம அமிலங்கள் எனப்படும். எ.கா. சிட்ரிக் அமிலம், டார்டாரிக் அமிலம்.

கரிமஅமிலங்கள் மற்றும் அவைஉள்ளபொருள்கள்

அமிலத்தின் பெயர்	உணவுப்பொருள்
சிட்ரிக் அமிலம்	ஆரஞ்சு
லாக்டிக் அமிலம்	தயிர்
ஆக்சாலிக் அமிலம்	தக்காளி
ஆசிட்டிக் அமிலம்	வினிகர்
மாலிக் அமிலம்	ஆப்பிள்
டார்டாரிக் அமிலம்	புளி

அமிலங்கள் உள்ள உணவுப் பொருள்கள்

மாறாக, தொழிற்சாலைகளில் அமிலங்கள் செயற்கையாக உற்பத்தி செய்யப்படுகின்றன. இந்த அமிலங்கள் கனிம அமிலங்கள் எனப்படும். எ.கா: ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் (HCl), சல்பியூரிக் அமிலம் (H_2SO_4) நைட்ரிக் அமிலம் (HNO_3). அமிலங்களைமேலும் பலவகையாக வகைப்படுத்த இயலும்.

அமிலங்களின் பண்புகள்:
இயற்பியல் பண்புகள்

- அமிலங்கள் புளிப்புச்சுவை கொண்டவை.
- அமிலங்கள் நிறமற்றவை.
- அமிலங்கள் அரிக்கும் தன்மை கொண்டவை. மேலும், வலிமையான அமிலங்கள் மனிதர்களின் தோல், துணிமற்றும் காகிதத்தைப் பாதிக்கின்றன.
- பொதுவாக அமிலங்கள் திரவநிலையில் காணப்படும். ஒரு சில அமிலங்கள் திண்ம நிலையிலும் உள்ளன. எ.கா. பென்சாயிக் அமிலம்.
- அமிலங்கள், நிறங்காட்டிகளின் நிறத்தை மாற்றுகின்றன. நீலலிட்மஸ் தாளை சிவப்பாகவும், மெத்தில் ஆரஞ்சு கரைசலை சிவப்பாகவும் மாற்றுகின்றன.
- அமிலங்கள் நீரில் நன்கு கரைகின்றன.
- அமிலங்களின் நீர்க் கரைசல் மின்சாரத்தைக் கடத்துகிறது.

நமது வயிற்றில் சுரக்கும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் நமது வயிற்றின் உட்புறத்தை அரிப்பதால் நமக்குபரியுணர்வுஏற்படுகிறது. ஹைட்ரோகுளாரிக் அமிலத்தின் சுரக்கும் அளவு அதிகரித்தால் வயிற்றுப்புண் தோன்றக்கூடும்.

வேதியியல் பண்புகள்:
உலோகங்களுடன் வினை:

துத்தநாகம், மெக்னீசியம், அலுமினியம் மற்றும் இரும்பு போன்ற உலோகங்கள் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் மற்றும் சல்பியூரிக் அமிலத்துடன் (கந்தக அமிலம்) வினைபுரிந்து உலோக உப்புகளையும் ஹைட்ரஜன் வாயுவையும் தருகின்றன.

உலோகம் + நீர்த்தஅமிலங்கள் + உலோகஉப்பு+ ஹைட்ரஜன் வாயு

எடுத்துக்காட்டு:

துத்தநாகம் + ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் → துத்தநாக குளோரைடு + ஹைட்ரஜன் வாயு

Zn + $2HCl$ $ZnCl_2$ $H_2\uparrow$

இரும்பு+ சல்பியூரிக் அமிலம் → இரும்புசல்பேட் + ஹைட்ரஜன் வாயு

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

காப்பர் அல்லது பித்தளைப் பாத்திரங்களின் மீது வெள்ளீயம் என்ற உலோகம் (ஈயம்) பூசப்படுகிறது. அவ்வாறு பூசவில்லையெனில் உணவுப பொருள்களிலுள்ள கரிம அமிலங்கள் பாத்திரங்களிலுள்ள தாமிரத்துடன் வினைபுரிந்து உணவை நஞ்சாக்கிவிடும். வெள்ளீயம், பாத்திரங்களை அமிலங்களின் செயல்பாட்டிலிருந்து தனித்துப் பிரித்து உணவு நஞ்சாவதைத் தடுக்கின்றது.

உலோககார்பனேட்டுகள் மற்றும் பைகார்பனேட்டுகளுடன் வினை:

நீர்த்த அமிலங்களுடன் உலோக கார்பனேட்டுகள் மற்றும் பைகார்பனேட்டுகள் வினைபுரியும் போது கார்பன் டை ஆக்சைடு வாயுவும், நீரும் உருவாகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, கால்சியம் கார்பனேட்டானது சல்பியூரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து கால்சியம் சல்பேட், கார்பன் டை ஆக்சைடு மற்றும் நீரைக் கொடுக்கிறது.

கால்சியம் கார்பனேட் + நீர்த்தசல்பியூரிக் அமிலம் + கால்சியம் சல்பேட் + கார்பன் டை ஆக்சைடு + நீர்

$CaCO_3$ + H_2SO_4 + $CaSO_4$ + CO_2 + H_2O

உலோகஆக்சைடுகளுடன் வினை:

பல்வேறு உலோக ஆக்சைடுகள் நீர்த்த அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து அவற்றின் உலோக உப்புகள் மற்றும் நீரைத் தருகின்றன.

உலோக ஆக்சைடுகள் + நீர்த்த அமிலம் → உலோக உப்புகள் + நீர்

எடுத்துக்காட்டு:

கால்சியம் ஆக்சைடு + ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் → கால்சியம் குளோரைடு + நீர்

CaO + $2HCl$ → $CaCl_2$ + H_2O

அமிலங்களின் பயன்கள்:

- நமதுவயிற்றில் சுரக்கும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் உணவுப்பொருள்கின் செரிமானத்திற்கு உதவுகிறது.
- உணவுப் பொருள்கள் கெட்டுப்போகாமல் இருக்கவினிகர் (அசிட்டிக் அமிலம்) பயன்படுத்தப்படுகிறது.
- ஊறுகாய் போன்ற உணவுப் பொருள்கள் கெட்டுப்போகாமல் இருக்க பென்சாயிக் அமிலம் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

- குளியல் சோப்புகள் மற்றும் சலவைசோப்புகள் தயாரிக்க உயர் கொழுப்பு அமிலங்களின் சோடியம் உப்புகள் அல்லது பொட்டாசியம் உப்புகள் பயன்படுகின்றன.

- சல்பியூரிக் அமிலம் வேதிப் பொருள்களின் அரசன் என்று அழைக்கப்படுகிறது. இது மிகச் சிறந்தநீர் நீக்கியாகச் செயல்படுகிறது. இது பல்வேறு வகையான சலவை சோப்புகள், வண்ணப்பூச்சுகள் (பெயிண்ட்கள்), உரங்கள் மற்றும் பலவேதிப் பொருள்கள் தயாரிக்கும் தொழிற்சாலைகளில் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

- ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், நைட்ரிக் அமிலம் மற்றும் சல்பியூரிக் அமிலம் போன்றவை முக்கியமான ஆய்வகக் காரணிகளாகச் செயல்படுகின்றன.

- அனைத்து உயிரினங்களின் செல்களும் நியூக்ளிக் அமிலங்களை அடிப்படைப் பொருளாகக் கொண்டுள்ளன. விலங்குகள் டி-ஆக்ஸிரிபோ நியூக்ளிக் அமிலத்தையும் (DNA) தாவரங்கள் ரிபோநியூக்ளிக் அமிலத்தையும் (RNA) கொண்டுள்ளன.

ஊறுகாயில் வினிகர் (அசிட்டிக் அமிலம்) அல்லது பென்சாயிக் அமிலம் இருப்பதால் அவை நீண்ட நாட்கள் கெட்டுப்போகாமல் உள்ளன.

காரங்கள்:

குளிப்பதற்கும், துணிகளைத் துவைப்பதற்கும் நாம் சோப்புகளைப் பயன்படுத்துகிறோம். இவை வழவழப்புத் தன்மை உடையவை. சோப்புகளின் வழவழப்புத் தன்மைக்குக் காரணம் அவற்றிலுள்ள காரங்கள் ஆகும். இவை தோலில் பட்டால் அரிக்கும் தன்மையையும், கசப்புச் சுவையையும் கொண்டவை. பலவகையான வெளுப்பான்கள், சோப்புகள், சலவைசோப்புகள், பற்பசைகள் மற்றும் பலபொருள்கள் காரங்களைக் கொண்டுள்ளன. அமிலங்கள் நீரில் கரைந்து ஹைட்ரஜன் அயனிகளைத் தருகின்றன. இதற்கு மாறாக, காரங்கள் நீரில் கரைந்து ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளைத் தருகின்றன.

எனவே, நீரில் ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளைத் தரவல்ல வேதிப்பொருள்கள் பொதுவாக காரங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டு: சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு (NaOH) மற்றும் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு(KOH).

சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு $\xrightarrow{\text{நீர்}}$ சோடியம் அயனி + ஹைட்ராக்சைடு அயனி

$$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$$

பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு $\xrightarrow{\text{நீர்}}$ பொட்டாசியம் அயனி ஹைட்ராக்சைடு அயனி

$$KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$$

நீரில் கரையும் காரங்கள் அல்கலிகள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன. சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு, பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு, கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடு மற்றும் அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு போன்ற காரங்கள் நீரில் அதிக அளவு கரைந்து ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளைத் தருவதில்லை. ஆனால், அவையும் காரங்களாகும். எடுத்துக்காட்டு: சோடியம் கார்பனேட், சோடியம் பைகார்பனேட், கால்சியம் கார்பனேட் போன்றவை.

சிலபொதுவானகாரங்கள் மற்றும் அவற்றில் காணப்படும் பொருள்கள்:

வேதிப்பெயர்	வாய்ப்பாடு	காணப்படும் பொருள்கள்
மெக்னீசியம் ஹைட்ராக்சைடு	$Mg(OH)_2$	மெக்னீசியாவின் பால்மம்
சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு	$NaOH$	சுலவைசோப்பு
அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு	NH_4OH	ஜன்னல்களை சுத்தம் செய்வதற்குப் பயன்படும் கரைசல்கள்
கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடு	$Ca(OH)_2$	சுண்ணாம்புநீர்
போட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு	KOH	சோப்பு

சோடியம் கார்பனேட் (Na_2CO_3) சலவை சோடாஎனவும். சோடியம் பைகார்பனேட் ($NaHCO_3$) சமையல் சோடாஎனவும், 'சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு (NaoH) காஸ்டிக் சோடா எனவும், பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு (KoH) காஸ்டிக் பொட்டாஷ் எனவும் வணிகரீதியாக அழைக்கப்படுகின்றன.

காரங்களின் பண்புகள்:

இயற்பியல் பண்புகள்:

- காரங்கள் பொதுவாக திண்ம நிலையில் காணப்படுகின்றன. ஒரு சில காரங்கள் திரவ நிலையிலும் உள்ளன. எ.கா. அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு, கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடு.
- திரவ ஊடகத்தில் உள்ள போது காரங்கள் வழவழப்புத் தன்மையுடன் உள்ளன.
- காரங்கள் கசப்புத் தன்மைகொண்டவை.
- காரங்கள் அரிக்கும் தன்மைகொண்டவை. இவை தோல்களின் மீது அடிக்கடிபடும் போது வலி மிகுந்த கொப்பளங்களை ஏற்படுத்துகின்றன.
- காரங்கள் நிறமற்றவை.

- காரங்கள், நிறங்காட்டிகளின் நிறத்தை மாற்றுகின்றன. சிவப்பு லிட்மஸ் தாளை நீலமாகவும், மெத்தில் ஆரஞ்சு கரைசலை மஞ்சளாகவும், பினால்ப்தலீன் கரைசலை இளஞ்சிவப்பு (பிங்க்) நிறமாகவும் மாற்றுகின்றன.

- காரங்களின் நீர்க் கரைசல் மின்சாரத்தைக் கடத்துகிறது.

வேதியியல் பண்புகள்:
உலோகங்களுடன் வினை:

பொதுவாககாரங்கள் உலோகங்களுடன் வினைபுரிவதில்லை. அலுமினியம் மற்றும் துத்தநாகம் போன்ற உலோகங்கள் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் வினைபுரிந்து சோடியம் அலுமினேட்டையும் ஹைட்ரஜன் வாயுவையும் தருகின்றன.

அலுமினியம் + சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு+ நீர் → சோடியம் அலுமினேட் + ஹைட்ரஜன்

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

அலோக ஆக்சைடுகளுடன் வினை

அனைத்துக் காரங்களும் அலோக ஆக்சைடுகளுடன் வினை புரிந்து உப்பு மற்றும் நீரைத் தருகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கார்பன் டை ஆக்சைடுடன் வினைபுரிந்து சோடியம் கார்பனேட்டைக் கொடுக்கிறது.

சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு + கார்பன் டை ஆக்சைடு → சோடியம் கார்பனேட் + நீர்

$$2NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

அம்மோனிய உப்புகளுடன் வினை:
காரங்கள் அம்மோனிய உப்புகளுடன் வினைபுரிந்து உலோக உப்புகள், அம்மோனியா வாயு மற்றும் நீரைத் தருகின்றன.

சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு + அம்மோனியம் குளோரைடு → சோடியம் குளோரைடு + அம்மோனியா வாயு + நீர்

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

அமிலங்களும், காரங்களும் ஒருசில தனித்தன்மையான பண்புகளைப் பெற்றிருந்தாலும் சில பண்புகளில் அவை ஒத்துக்காணப்படுகின்றன அவை கீழே தரப்பட்டுள்ளன.

- இவை இயற்கையில் அரிக்கும் தன்மை கொண்டவை.
- இவை நீர்க்கரைசலில் அயனியாக்கத்திற்கு உட்படுகின்றன.
- இவை நீர்க்கரைசலில் மின்சாரத்தைக் கடத்துகின்றன.
- இவை நடுநிலையாக்கல் வினைக்கு உட்படுகின்றன.

அமிலங்கள் மற்றும் காரங்களுக்கு இடையேயான வேறுபாடுகள் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

அமிலங்களுக்கும் காரங்களுக்கும் உள்ள வேறுபாடு

அமிலங்கள்	காரங்கள்
இவை நீரில் H^+அயனிகளைத் தருகின்றன.	இவை நீரில் OH^- அயனிகளைத் தருகின்றன.
இவை புளிப்புச் சுவை உடையவை.	இவை கசப்புச் சுவை உடையவை.
சில அமிலங்கள் திட நிலையில் காணப்படுகின்றன.	பெரும்பாலான காரங்கள் திடநிலையில் காணப்படுகின்றன.
அமிலங்கள் நீல லிட்மஸ் தாளை சிவப்பாக மாற்றுகின்றன.	காரங்கள் சிவப்பு லிட்மஸ் தாளை நீலமாக மாற்றுகின்றன.

காரங்களின் பயன்கள்:

1. குளியல் சோப்புகள் தயாரிக்க பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு பயன்படுகிறது.
2. சலவை சோப்புகள் தயாரிக்க சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு பயன்படுகிறது.
3. காகிதத் தொழிற்சாலை மற்றும் ஆடைகள் தயாரிக்கும் தொழிற்சாலைகளிலும், மருந்துகள் தயாரிக்கவும் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு பயன்படுகிறது.
4. வெள்ளை அடிக்க கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடு பயன்படுகிறது.
5. வயிற்றில் உருவாகும் அமிலத்தன்மையை நடுநிலையாக்க அலுமினியம் ஹைட்ராக்சைடு மற்றும் மெக்னீசியம் ஹைட்ராக்சைடு போன்ற காரங்கள் பயன்படுகின்றன.
6. உரங்கள், நைலான்கள், நெகிழிகள் மற்றும் இரப்பர்கள் தயாரிக்க அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு பயன்படுகின்றது.

நடுநிலையாக்கல் வினை:

வேறுபட்ட வேதிப்பண்புகளைக் கொண்டுள்ள இரண்டு வேதிப்பொருள்கள் ஒரு வேதிவினையின் மூலம் நடுநிலை அடையும் நிகழ்வு நடுநிலையாக்கல் எனப்படும். எனவே, நடுநிலையாக்கல் என்பது அமிலமும் காரமும் வினைபுரிந்து உப்பையும் நீரையும் உருவாக்கும் வினை ஆகும். நடுநிலையாக்கல் வினையை கீழ்க்காணுமாறு குறிப்பிடலாம்.

அமிலமும் காரமும் வினைபுரிந்து உப்பையும் நீரையும் உருவாக்கும் வினை ஆகும். நடுநிலையாக்கல் வினையை கீழ்க்காணுமாறு குறிப்பிடலாம்.

அமிலம் + காரம் → உப்பு + நீர்

இந்த வினையில் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலமானது H^+மற்றும் Cl^- அயனிகளையும், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடானது Na^+மற்றும் OH^- அயனிகளையும் தருகின்றது. இந்த அயனிகள் இணைந்து சோடியம் குளோரைடு மற்றும் நீர் ஆகியவை உருவாகின்றன.

நடுநிலையாக்கல் வினை மூலம் உருவாகும் உப்புகள்:

அமிலம்	காரம்	உப்பு
ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் HCl	சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு NaOH	சோடியம் குளோரைடு NaCl
சல்பியூரிக் அமிலம் H_2SO_4	சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு NaOH	சோடியம் சல்பேட் Na_2SO_4
நைட்ரிக் அமிலம் HNO_3	சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு NaOH	சோடியம் நைட்ரேட் $NaNO_3$
அசிட்டிக் அமிலம் CH_3COOH	சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு NaOH	சோடியம் அசிட்டேட் CH_3COONa

இதைப்போலவே,பிற அமிலங்களும் காரங்களுடன் வினைபுரிந்து உப்புகளைத் தருகின்றன. நடுநிலையாக்கல் வினை மூலம் உருவாகும். சில உப்புகள் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

நம் அன்றாட வாழ்வியல் நடைபெறும் நடுநிலையாக்கல் வினைகள்:

அமிலங்களையும், காரங்களையும் சமநிலைப்படுத்துவது நமது ஆரோக்கியத்திற்கும் சுற்றுச்சூழலுக்கும் அவசியமாகும். நமது அன்றாட வாழ்வில் பல்வேறு நடுநிலையாக்கல் வினைகளைப் பார்க்கின்றோம். அவற்றுள் சில வினைகளின் முக்கியத்துவத்தைப் பற்றி இங்கு கற்போம்.

தேனீ கொட்டுதல்:

நம்மை சிவப்பு எறும்பு கடிக்கும்பொழுது அல்லது தேனீ கொட்டும்பொழுது ஃபார்மிக் அமிலமானது தோலினுள் உட்செலுத்தப்படுகிறது. இந்த அமிலமானது எரிச்சல் உணர்வினையும் வலியினையும் உண்டாக்குகிறது. வலி மற்றும் எரிச்சல் உணர்வுள்ள இடத்தில் கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடை (வீடுகளில் பயன்படுத்தப்படும் நீற்றுச் சுண்ணாம்பு) தேய்த்து ஃபார்மிக் அமிலம் நடுநிலையாக்கப்படுகிறது.

குளவி கொட்டுதல்:

குளவி கொட்டும்பொழுது, எரிச்சல் போன்ற உணர்வினையும், வலியினையும் நாம் உணர்கிறோம். இது குளவியால் நமது உடலில் செலுத்தப்படும் அல்கலி என்ற காரப்பொருளின் மூலம் ஏற்படுகிறது. இந்த காரத்தன்மையை நடுநிலையாக்க நாம் அமிலத்தன்மை கொண்ட வினிகரைப் பயன்படுத்துகிறோம்.

பற்சிதைவு:

பொதுவாக ஒரு நாளைக்கு இரண்டு முறை நாம் பல் துலக்க வேண்டும் என மருத்துவர் அறிவுறுத்துகின்றனர். ஏனெனில், நம் வாயில் இருக்கும் பாக்டீரியாக்கள் பற்களுக்கு இடைப்பட்ட இடைவெளிகளில் சிக்கியுள்ள உணவுத் துகள்களைச் சிதைத்து அதன் மூலம் அமிலத்தை உருவாக்குகின்றன. இது பற்சிதைவுக்கு வழி வகுக்கிறது. இதனைத் தடுக்க நாம் அமிலத்தை நடுநிலையாக்க வேண்டும். வலிமை குறைந்த காரங்களைக் கொண்ட பற்பொடி அல்லது பற்பசையைக் கொண்டு பல் துலக்கும்போது அமிலமானது நடுநிலையாக்கப்படுகிறது. இதனால், பற்கள் வலுவாகவும், ஆரோக்கியமாகவும் இருக்கும்.

அமிலத்தன்மை:

நமது உடலில் கல்லீரல், பித்தப்பை மற்றும் கணையம் ஆகியவற்றால் சுரக்கப்படும் நொதிகளும் வயிற்றில் சுரக்கும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும் சேர்ந்து உணவுப் பொருள்களின் செரிமானத்திற்கு உதவுகின்றன. சில நேரங்களில் நம் வயிற்றில் சுரக்கும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் அதிகப்படியாக சுரப்பதால் உணவுக்குழாய் மற்றும் மார்புப் பகுதிகளில் எரிச்சல் உணர்வினை நாம் உணர்கிறோம். இது மீண்டும் மீண்டும் ஏற்பட்டால் வயிறு மற்றும் உணவுக்குழாய்களில் புண் உருவாகி, பாதிப்பு மேலும் அதிகரிக்கிறது. இதனை நடுநிலையாக்க வலிமை குறைந்த காரங்களான மெக்னீசியம் ஹைட்ராக்சைடு மற்றும் அலுமினியம் ஹைட்ராக்சைடு போன்றவற்றின் கலவை அமில நீக்கியாகப் பயன்படுகிறது. இதன் விளைவாக அமிலத்தன்மை நீக்கப்படுகிறது.

அமிலத்தன்மை:

நமது உடலில் கல்லீரல், பித்தப்பை மற்றும் கணையம் ஆகியவற்றால் சுரக்கப்படும் நொதிகளும் வயிற்றில் சுரக்கும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும் சேர்ந்து உணவுப் பொருள்களின் செரிமானத்திற்கு உதவுகின்றன. சில நேரங்களில் நம் வயிற்றில் சுரக்கும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் அதிகப்படியாக சுரப்பதால் உணவுக்குழாய் மற்றும் மார்புப் பகுதிகளில் எரிச்சல் உணர்வினை நாம் உணர்கிறோம்.

வேளாண்மை:

அதிக அமிலத்தன்மையுடைய மண் தாவர வளர்ச்சிக்கு ஏற்றதல்ல. எனவே, இதனைச் சரிசெய்வதற்கு விவசாயிகள் சுண்ணாம்பு (CaO), சுண்ணாம்புக் கற்கள் ($CaCO_3$) அல்லது மரக்கட்டைகளை எரிப்பதால் கிடைக்கும் சாம்பல் ஆகியவற்றை மண்ணில் சேர்க்கின்றனர். இது மண்ணின் காரத்தன்மையை நடுநிலையாக்குகிறது.

தொழில்துறை:

தொழிற்சாலைகளிலிருந்து வெளியேற்றப்படும் கழிவுகளில் சல்பியூரிக் அமிலம் உள்ளது. ஆறுகள் மற்றும் நீரோடைகளின் வழியாக கழிவுகளை வெளியேற்றும் முன் அவற்றுடன் சுண்ணாம்பு சேர்க்கப்படுகிறது. இதேபோல், மின் உற்பத்தி நிலையங்களில் மின்சாரம் தயாரிப்பதற்கு நிலக்கரி போன்ற புதைபடிவ

எரிபொருட்கள் எரிக்கப்படுகின்றன. அவை எரியும்போது சல்பர் டை ஆக்சைடு உருவாகிறது. எனவே, இந்த அமிலத்தன்மை மிக்க வாயு மின் நிலையங்களில் சுண்ணாம்புத்தூள் அல்லது சுண்ணாம்புக் கற்களைக் கொண்டு நடுநிலையாக்கப்படுகிறது. இவ்வாறு, சல்பர் டை ஆக்சைடால் ஏற்படும் காற்று மாசுபாடு தடுக்கப்படுகிறது.

நிறங்காட்டி:

நிறங்காட்டி அல்லது அமில – கார நிறங்காட்டி என்பது ஒரு வேதிப் பொருளாகும். ஒரு வேதிப்பொருள் அமிலத்தன்மை உடையதா அல்லது காரத்தன்மை உடையதா என்பதை பொருத்தமான நிறமாற்றத்தின் அடிப்படையில் இது குறிக்கிறது. இது இயற்கையானதாகவோ அல்லது செயற்கையானதாகவோ இருக்கலாம்.

இயற்கை நிறங்காட்டி:

இயற்கை நிறங்காட்டி என்பது இயற்கை மூலத்திலிருந்து பெறப்படும் வேதிப்பொருள் ஆகும். லிட்மஸ், மஞ்சள் சாறு, செம்பருத்திப் பூ மற்றும் பீட்ரூட் சாறு ஆகியவை இயற்கை மூலங்களிலிருந்து பெறப்படும் இயற்கை நிறங்காட்டிகளாகும்.

மஞ்சள் நிறங்காட்டி:

மஞ்சள் தூளில் சிறிதளவு நீரைச் சேர்த்து மஞ்சள் தூள் பசை தயாரிக்கப்படுகிறது. இது மை உறிஞ்சும் தாள் அல்லது வடிதாளின் மீது பூசப்பட்டு உலர்த்தப்படுகிறது. ஒரு கரைசலின் அமில மற்றும் காரத் தன்மையைக் கண்டறிய மஞ்சள் தூள் நிறங்காட்டி பயன்படுகிறது. அமிலக் கரைசலில் மஞ்சள் நிறங்காட்டி எந்த ஒரு குறிப்பிடத்தக்க நிற மாற்றத்தையும் தராது. அது மஞ்சளாகவே இருக்கும். ஆனால், காரக் கரைசலில் அது மஞ்சள் நிறத்திலிருந்து சிவப்பு நிறமாக மாறுகிறது.

செம்பருத்திப்பூ நிறங்காட்டி:

வெந்நீரில் சில செம்பழுத்திப் பூ இதழ்களைப் போட்டு 5 முதல் 10 நிமிடம் வரை ஊறவைக்கவும். இது ஒரு கரைசலை உருவாக்கும். இக்கரைசலை வடிகட்டி, நிறங்காட்டியாகப் பயன்படுத்தலாம். இந்த நிறங்காட்டியை அமிலக்கரைசலில் சேர்க்கும் போது இளஞ்சிவப்பு (பிங்க்) நிறத்தையும், காரக்கரைசலில் சேர்க்கும் போது பச்சை நிறத்தையும் அது தருகிறது.

பீட்ரூட் சாறு நிறங்காட்டி:

நாம் உண்ணும் பீட்ரூட்டிலிருந்து சாற்றை எடுத்து நிறங்காட்டியாகப் பயன்படுத்தலாம். ஒரு கரைசலானது அமிலமா அல்லது காரமா என்பதை அடையாளம் காண இது பயன்படுகிறது.

லிட்மஸ் நிறங்காட்டி:

லிட்மஸ் தாள் பொதுவாக ஆய்வகங்களில் பயன்படுத்தப்படும் ஒரு அமில – கார நிறங்காட்டி ஆகும். லிட்மஸ் என்பது ஒரு இயற்கையான நிறங்காட்டி இது

லைக்கன்களிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இது கரைசல் வடிவிலோ அல்லது லிட்மஸ் கரைசலை உறிஞ்சிவதன் மூலம் தயாரிக்கப்பட்ட வடிதாள் வடிவிலோ கிடைக்கின்றது. இந்தத் தாள் சிவப்பு அல்லது நீல நிறத்தில் இருக்கும். நீல லிட்மஸ் தாள் அமிலக் கரைசலில் சிவப்பு நிறமாகவும், சிவப்பு லிட்மஸ் தாள் காரக் கரைசலில் நீல நிறமாகவும் மாறும்.

செயற்கை நிறங்காட்டி:

செயற்கையான பொருள்களிலிருந்து தயாரிக்கப்பட்ட நிறங்காட்டி செறய்கை நிறங்காட்டி என அழைக்கப்படுகிறது. பினாப்தலீன் மற்றும் மெத்தில் ஆரஞ்சு ஆகியவை செயற்கை நிறங்காட்டிகளுக்கு சில எடுத்துக்காட்டுகளாகும்.

பினாப்தலீன்:

பினாப்தலீன் ஒரு நிறமற்ற சேர்மம். பினாப்தலீனுடன் ஆல்கஹால் கலந்த கரைசல் நிறங்காட்டியாகப் பயன்படுகிறது. இது அமிலக்கரைசல் நிறமற்றதாகவும், காரக் கரைசலில் இளஞ்சிவப்பு நிறமாகவும் மாறும்.

மெத்தில் ஆரஞ்சு:

சூடான நீரில் திட நிலையிலுள்ள மெத்தில் ஆரஞ்சு கரைக்கப்பட்டு வடிகட்டி நிறங்காட்டியாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இது அமிலக்கரைசலில் சிவப்பு நிறமாகவும், காரக் கரைசலில் மஞ்சளாகவும் நிறமாற்றம் அடைகிறது.

அமில மற்றும் கார ஊடகத்தில் வெவ்வேறு வகையான நிறங்காட்டிகள் அடையும் நிறமாற்றம் கீழ்க்காணும் அட்டவணையில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

நிறங்காட்டிகளின் நிறமாற்றங்கள்

நிறங்காட்டி	அமிலக் கரைசல்	காரக் கரைசல்
நீலலிட்மஸ் தாள்	சிவப்பு	நிறமாற்றம் இல்லை
சிவப்புலிட்மஸ் தாள்	நிறமாற்றம் இல்லை	நீலம்
பினாப்தலீன்	நிறமற்றது	இளஞ்சிவப்பு
மெத்தில் ஆரஞ்சு	சிவப்பு	மஞ்சள்

9[வா] அறிவியல்
அலகு – 14
அமிலங்கள், காரங்கள் மற்றும் உப்புகள்

அமிலங்களின் வகைகள்:

அமிலங்கள் கீழ்க்கண்டவாறு பல்வேறு வகைகளில் வகைப்படுத்தப்படுகின்ற.

மூலங்களின் அடிப்படையில

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.
6.

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

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:

1. தங்கம் மற்றும் பிளாட்டினம் போன்ற உலோகங்களைக் கரைப்பதற்கு முதன்மையாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

2. 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.

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

7. காரங்கள், அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து உப்பையும், நீரையும் தருகின்றன.

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

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

8. 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.

10th அறிவியல்
அலகு 9
கரைசல்கள்

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. “ஒருகரைப்பானில் 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°C 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	$Nal_{(திண்மம்)}$	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 குறிப்பதற்கு 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

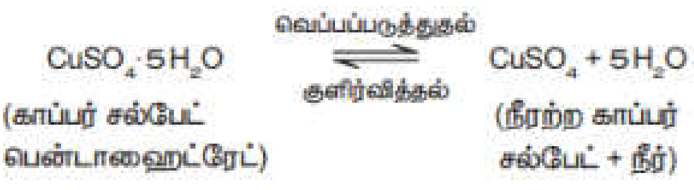
அயனிச் சேர்ங்களை நீரில் கரைத்து தெவிட்டிய கரைசலை உருவாக்கும் போது, அவற்றின் அயனிகள் நீர் மூலக்கூறுகளைக் கவர்ந்து, குறிப்பிட்ட வேதி விகிதத்தில் பிணைப்பினை ஏற்படுத்திக் கொள்கின்றன. இந்நிகழ்வு நீரேற்றம் எனப்படும். இந்த அயனிச் சேர்மங்கள் அவற்றின் தெவிட்டிய கரைசலில் இருந்து குறிப்பிட்ட எண்ணிக்கையிலான நீர் 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.

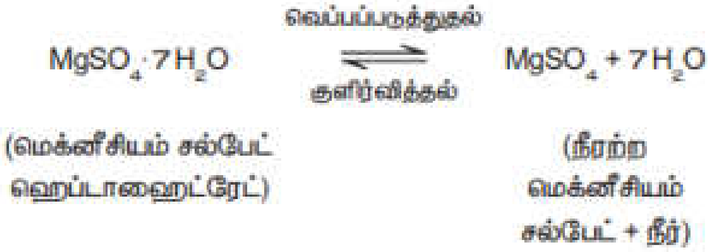
பொதுப் பெயர்	IUPAC பெயர்	மூலக்கூறு வாய்ப்பாடு
நீல விட்ரியால் (மயில் துத்தம்)	காப்பர் (II) சல்பேட் பென்டாஹைட்ரேட்	$CuSO_4.5H_2O$
எப்சம் உப்பு	மெக்னீசியம் சல்பேட் ஹெப்டாஹைட்ரேட்	$MgSO_4.\ 7H_2O$
ஜிப்சம்	கால்சியம் சல்பேட் டைஹைட்ரேட்	$CaSO_4.\ 2H_2O$
பச்சை விட்ரியால்	இரும்பு (II) சல்பேட் ஹெப்டாஹைட்ரேட்	$FeSO_4.\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

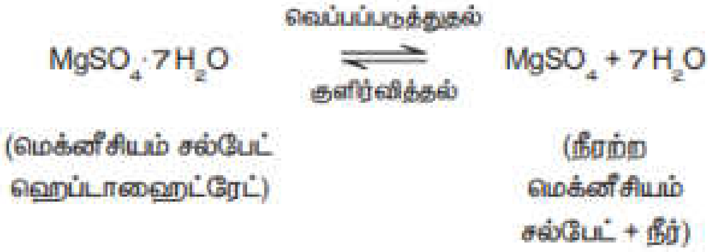


நிறமற்ற, நீரற்ற காப்பர் சல்பேட் உப்பில் சில துளி நீரினைச் சேர்க்கும் போது அல்லது குளிர்விக்கும் போது உப்பானது மீண்டும் நீல நிற நீரேறிய உப்பாக மாறுகிறது.



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 ஃபெர்ரிக் 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.

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)

$= 100 - 13.79$

$= 86.21\%$

•

அலகு 10
வேதிவினைகளின் வகைகள்

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 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.

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

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:

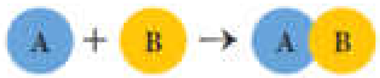
அணுக்களின் மறுசீரமைப்பு தன்மையைப் பொறுத்து வகைப்படுத்துதல்.

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.

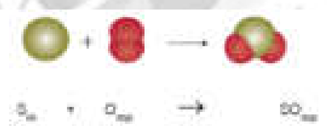
$$H_{2(g)\,+} + Cl2_{(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$$

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 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.

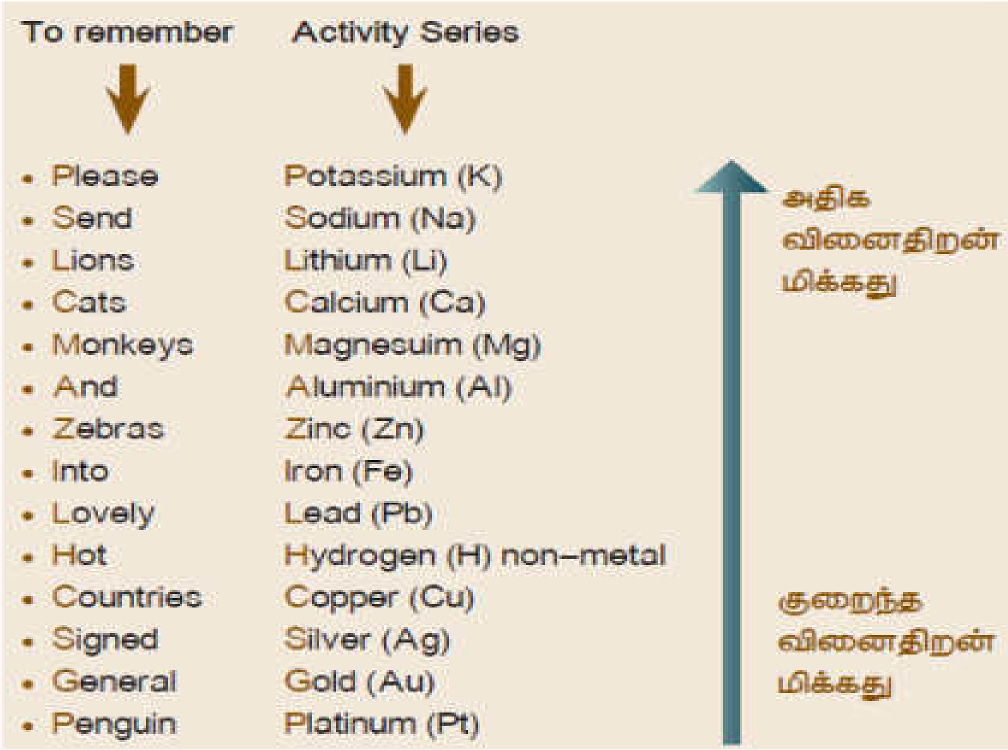
$$2NaCl_{(aq)} + F_{2(g)} \rightarrow 2NaF_{(aq)} + Cl_{2(g)}$$

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

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.

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.

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_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 → விளைபொருள்

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

C → 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.

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

$CaCO_3$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.

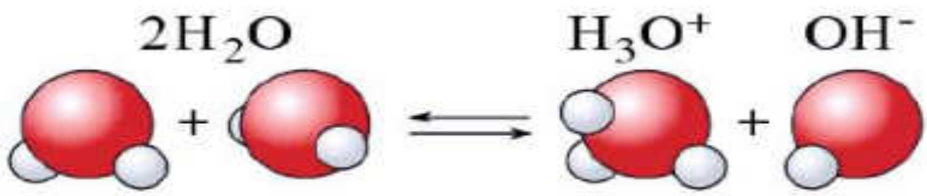
4.இயற்பியல் சமநிலையில், அனைத்து நிலைமைகளும் மாறாத கனளவைப் பெறுகின்றன.

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_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.	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_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}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_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.

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

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

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

$= -(-4) = 4$

pH + POH = 14

pH = 14 – POH

= 14 – 4

= 10

எ.கா: 4

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

12 வது வேதியியல்- II

அலகு 8

அயனிச் சமநிலை

அரீனியஸ் கொள்கை

அமிலங்கள் மற்றும் காரங்கள் பற்றிய பழமையான கொள்கைகளில் ஒன்று ஸ்வீடன் நாட்டு வேதியியலாளர் ஸ்வான்டே அரீன்யஸ் என்பவரால் முன்மொழியப்பட்டது. அவரின் கூற்றுப்படி அமிலம் என்பது, நீர்க்கரைசலில் பிரிகையடைந்து ஹைட்ரஜன் அயனிகளை தரவல்ல ஒரு சேர்மமாகும். எடுத்துக்காட்டாக HCL, H_2SO_4 போன்றவை அமிலங்களாகும். நீர்க்கரைசலில் அவற்றின் பிரிகையாதல் பின்வருமாறு குறிப்பிடப்படுகிறது.

$$HCL\ (g) \xrightleftharpoons{H_2O} H^+(aq) + Cl^-\ (aq)$$

நீர்க்கரைசலிலுள்ள H^+ அயனியானது அதிகளவில் நீரேற்றமடைந்து காணப்படுகிறது. பொதுவாக H_3O^+ என குறிப்பிடப்படுகின்றன. $[H(H_2O)]^+$ என்பது புரோட்டானின் மிக எளிய நீரேறி அமைப்பாகும். இதை குறிப்பிட H^+ மற்றும் H_3O^+ ஆகிய இரண்டையும் பயன்படுத்துவோம்.
இதே போல, காரம் என்பது, நீர்க்கரைசலில் பிரிகையடைந்து ஹைட்ராக்ஸில் அயனிகளை தரவல்ல ஒரு சேர்மமாகும். எடுத்துக்காட்டாக, NaOH, $Ca(OH)_2$ போன்ற சேர்மங்கள் காரங்களாகும்.

$$Ca(OH)_2 \xrightleftharpoons{H_2O} Ca^{2+}\ (aq) + 2OH^-\ (aq)$$

அரீனியஸ் கொள்கையின் வரம்புகள்

- **ன)** ஆசிட்டோன், டெட்ராஹைட்ரோ.·.ப்யுரான் போன்ற கரிம கரைப்பான்களில் அமில மற்றும் காரங்களின் பண்பினை அரீனியஸ் கொள்கை விளக்கவில்லை
- **னை)** ஹைட்ராக்ஸில் தொகுதியை கொண்டிராத அம்மோனியா (NH_3) போன்ற சேர்மங்களின் காரத்தன்மையினை இக்கொள்கை விளக்கவில்லை.

லௌரி – ப்ரான்ஸ்டட் கொள்கை (புரோட்டான் கொள்கை)

1923 ஆம் ஆண்டு, லௌரி மற்றும் ப்ரான்ஸ்டட் ஆகியோர் அமிலங்கள் மற்றும் காரங்கள் பற்றிய மிகப் பொதுவான ஒரு கொள்கையை முன்மொழிந்தனர். அவர்களின் கொள்கைப்படி, அமிலம் என்பது மற்றொரு பொருளுக்கு ஒரு புரோட்டானை வழங்கக்கூடிய ஒரு பொருளாகும். காரம் என்பது மற்றொரு பொருளிலிருந்து ஒரு புரோட்டானை ஏற்கக்கூடிய ஒரு பொருளாகும். அதாவது, அமிலம் என்பது ஒரு புரோட்டான வழங்கி, மற்றும் காரம் என்பது ஒரு புரோட்டான் ஏற்பி.

ஹைட்ரஜன் குளோரைடை நீரில் கரைக்கும்போது, அது, நீர் மூலக்கூறுக்கு ஒரு புரோட்டானை வழங்குகிறது. அதாவது HCI ஒரு அமிலமாகவும், H_2O ஒரு காரமாகவும் நடந்துகொள்கின்றன. அமிலத்திலிருந்து காரத்திற்கு புரோட்டான் மாற்றப்படும் நிகழ்வை பின்வருமாறு குறிப்பிடலாம்.

$$HCI + H_2O \rightleftharpoons H_2O^+ + CI^-$$

அம்மோனியாவை நீரில் கரைக்கும்போது அது நீரிலிருந்து ஒரு புரோட்டானை ஏற்றுக் கொள்கிறது. இந்த நேர்வில், அம்மோனியா (NH_3) மூலக்கூறு ஒரு காரமாகவும் H_2O மூலக்கூறு அமிலமாகவும் செயல்படுகின்றன. வினையானது பின்வருமாறு குறிப்பிடப்படுகிறது.

$$H_2O + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

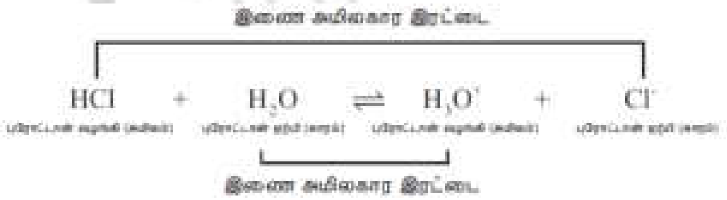
இதன் மறுதலை வினையை பின்வரும் சமநிலையில் கருதுவோம்.

$$\underset{\text{புரோட்டான் வழங்கி (அமிலம்)}}{HCI} + \underset{\text{புரோட்டான் ஏற்பி}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{புரோட்டான் வழங்கி (அமிலம்)}}{H_2O^+} + \underset{\text{புரோட்டான் ஏற்பி (காரம்)}}{CI^-}$$

H_3O^+ ஆனது CI^- க்கு ஒரு புரோட்டானை வழங்கி HCI ஐ உருவாக்குகிறது. அதாவது விளைபொருட்களும் அமிலம் மற்றும் காரங்களாக செயல்படுகின்றன. பொதுவாக, லௌரி ப்ரான்ஸ்டட் (அமிலம்- கார) வினையை பின்வருமாறு எழுதப்படுகிறது.

$$\text{அமிலம்}_1 + \text{காரம்}_2 \rightleftharpoons \text{அமிலம்}_2 + \text{காரம்}_1$$

ஒரு புரோட்டானை வழங்கிய பிறகு எஞ்சியுள்ள பகுதி ஒரு காரமாகும். (காரம்) மேலும் இது ப்ரான்ஸ்டட் அமிலத்தின் (அமிலம்) இணைகாரம் என்றழைக்கப்படுகிறது. அதாவது ஒரு புரோட்டானால் மட்டும் வேறுபடும் வேதிக்கூறுகள் இணைஅமில – கார இரட்டைகள் என்றழைக்கப்படுகின்றன.



HCI மற்றும் CI^- , H_2O மற்றும் H_3O^+ ஆகியன இரண்டும், வெவ்வேறு இணைஅமில – கார இரட்டைகளாகும். அதாவது CI^- என்பது HCI அமிலத்தின் இணை காரம் (அல்லது) HCI என்பது CI^-அயனியின் இணைஅமிலம் ஆகும். இதே போல H_3O^+ என்பது H_2O வின் இணைஅமிலம் ஆகும்.

லௌரி – ப்ரான்ஸ்டட் கொள்கையின் வரம்புகள்

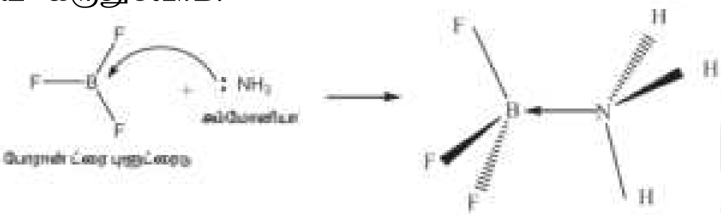
i. BF_3 , $AICI_3$ போன்ற புரோட்டான்களை வழங்க இயலாத சேர்மங்களும் அமிலங்கள் போல செயல்படுவதை இக்கொள்கை விளக்கவில்லை.

லூயி கொள்கை

1923 ஆம் ஆண்டு கில்பர்ட் N.லூயி என்பவர், அமில மற்றும் காரங்கள் பற்றிய மிகப் பொதுவான ஒரு கொள்கையை முன்மொழிந்தார். இவர் எலக்ட்ரான் இரட்டைகளை கருத்திற்கொண்டு ஒரு சேர்மத்தை அமிலம் அல்லது காரம் என வரையறுத்தார். இவரின் கருத்துப்படி, எலக்ட்ரான் இரட்டையை ஏற்றுக்கொள்ளும் சேர்மம் அமிலம் ஆகும். காரம் என்பது எலக்ட்ரான் இரட்டையை வழங்கும் சேர்மமாகும். இத்தகைய சேர்மங்களை நாம் லூயி அமிலங்கள் மற்றும் லூயி காரங்கள் என அழைக்கிறோம்.

லூயி அமிலம் என்பது ஒரு நேர்மின் அயனி(அல்லது) ஒரு எலக்ட்ரான் குறை மூலக்கூறு ஆகும். லூயி காரம் என்பது ஒரு எதிரயனி (அல்லது) குறைந்தபட்சம் ஒரு தனித்த இரட்டை எலக்ட்ரான்களை கொண்ட நடுநிலை மூலக்கூறு ஆகும்.

போரான் ட்ரைபுளூரைடு மற்றும் அம்மோனியா ஆகியவற்றிற்கிடையே நிகழும் வினையை கருதுவோம்.



எலக்ட்ரான் குறை – எலக்ட்ரான் இரட்டை வழங்கி கூட்டு வேதிப்பொருள்
(லூயிஸ் அமிலம்) - (லூயிஸ் காரம்)

இங்கு போரான் அணு ஒரு காலியான 2p ஆர்பிட்டாலைக் கொண்டுள்ளது. இது அம்மோனியாவால் வழங்கப்படும் தனித்த எலக்ட்ரான் இரட்டையை ஏற்றுக்கொண்டு ஒரு புதிய ஈதல் சகப்பிணைப்பை உருவாக்குகிறது. அணைவுச் சேர்மங்களிலுள்ள ஈனிகள், லூயி காரங்களாகவும், ஈனிகளிடமிருந்து தனித்த எலக்ட்ரான் இரட்டைகளை ஏற்றுக்கொள்ளும் மைய உலோக அணு அல்லது அயனியானது லூயி அமிலமாகவும் செயல்படுகிறது என்பதை நாம் முன்னரே கற்றறிந்தோம்.

லூயி அமிலங்கள்	**லூயி காரங்கள்**
BF_3, $AlCl_3$, BeF_2 போன்ற எலக்ட்ரான் குறை மூலக்கூறுகள்	ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட தனித்த எலக்ட்ரான் இரட்டைகளை கொண்டுள்ள மூலக்கூறுகள் NH_3, H_2O, R-O-H, R-O-R. R-NH_2
ஆனைத்து உலோக அயனிகள் (அல்லது) அணுக்கள் எடுத்துக்காட்டுகள்: Fe^{2+} , Fe^{3+} Cr^{3+} , Cu^{2+} போன்றவை…	அனைத்து எதிரயனிகள் எடுத்துக்காட்டுகள்:F^-,Cl^- ,CN^- ,SCN^- ,SO_4^{2-} போன்றவை…
ஒரு முனைவுற்ற இரட்டை	கார்பன் - கார்பன்

பிணைப்பை கொண்டுள்ள மூலக்கூறுகள்: எடுத்துக்காட்டுகள் : SO_2 , CO_2, SO_2 போன்றவை…	பல்பிணைப்புகளை கொண்டுள்ள மூலக்கூறுகள். எடுத்துக்காட்டுகள்: $CH_2=CH_2$, $CH\equiv CH$ போன்றவை…
காலியான d – ஆர்பிட்டால்களை கொண்டிருப்பதால் தன்னுடைய எண்மத்தை நீட்டிக்கொள்ளும் மைய அணுவை பெற்றுள்ள மூலக்கூறுகள். எடுத்துக்காட்டுகள்: SiF_4= SF_4, $FeCI_3$ போன்றவை…	அனைத்து உலோக ஆக்சைடுகள் எடுத்துக்காட்டுகள் : CaO, MgO, Na_2O போன்றவை…
கார்பன் நேரயனி $(CH_3)_3\ C^+$	கார்பன் எதிரயனி CH_3^-

எடுத்துக்காட்டு

பின் வரும் வினையில் உள்ள லூயி அமிலம் மற்றும் லூயி காரங்களை கண்டறிக,

$Cr^{3+} + H_2O \rightarrow [Cr(H_2O)_6]^{3+}$

அயனியின் நீரேற்றத்தில், ஒவ்வொரு நீர் மூலக்கூறும் ஒரு எலக்ட்ரான் இரட்டையை Cr^{3+} அயனிக்கு வழங்குவதால் ஹெக்ஸாஅக்குவாகுரோமியம் (III) அயனி எனும் நீரேற்றம் பெற்ற அயனி உருவாகிறது. அதாவது Cr^{3+} அயனி லூயி அமிலமாகவும் மற்றும் H_2O மூலக்கூறு லூயி காரமாகவும் செயல்படுகின்றன.

8.2 அமிலங்கள் மற்றும் காரங்களின் வலிமை:

ஒரு மோல் சேர்மத்தை H_2O ல் கரைக்கும்போது உருவாகும் H_3O^+ அல்லது H^+ அயனிகளின் செறிவைக் கொண்டு அமிலங்கள் மற்றும் காரங்களின் வலிமை நிர்ணயிக்கப்படுகிறது. பொதுவாக, அமிலங்கள் மற்றும் காரங்களை வலிமை மிகுந்தவை அல்லது வலிமை குறைந்தவை என வகைப்படுத்தலாம். வலிமை மிக்க அமிலம் என்பது நீரில் முழுமையாக பிரிகையடைகிறது. வலிமை குறைந்த அமிலம் பகுதியளவே நீரில் பிரிகையடைகிறது.

பின்வரும் பொதுவான சமநிலையை கருத்திற்கொண்டு ஒரு அமிலத்தின் (HA) வலிமையை கணிதவியலாக வரையறுப்போம்.

$$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$$

அமிலம்1 காரம்1 அமிலம்2 அமிலம்1

மேற்காண் அயனியாதல் வினைக்கான சமநிலை மாறிலி பின்வரும் சமன்பாட்டால் குறிப்பிடப்படுகிறது.

$$K = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA][H_2O]}$$

மேற்காண் சமன்பாட்டில் H_2O மிக அதிகளவில் உள்ளதாலும், அடிப்படையில் மாறாமல் உள்ளதாலும் அதன் செறிவை நாம் ஒதுக்கிவிட முடியும்.

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

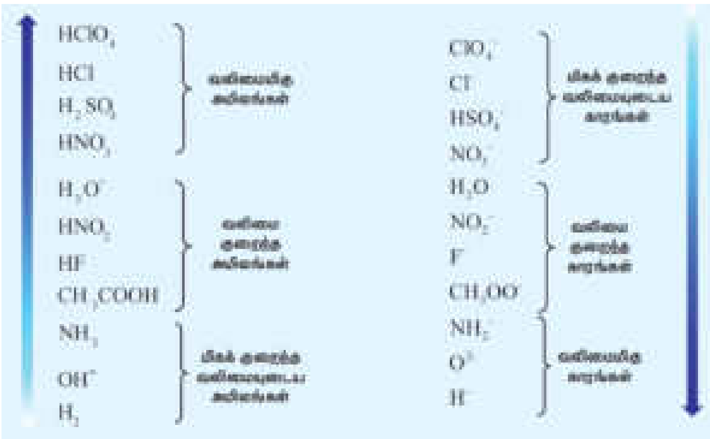
இங்கு K_a என்பது அமிலத்தின் அயனியாதல் மாறிலி அல்லது பிரிகைமாறிலி என்றழைக்கப் படுகிறது. ஒரு அமிலத்தின் வலிமையை இது அளக்கிறது. HCl, HNO_3 போன்ற அமிலங்கள் ஏறக்குறைய முழுமையாக அயனியுறுகின்றன. எனவே அவை உயர் K_a மதிப்புகளை (25°C ல் HCl இன் K_a மதிப்பு 2×10^6) பெற்றுள்ளன. ∴பார்மிக் அமிலம் (25°C ல் $K_a = 1.8 \times 10^{-4}$) அசிட்டிக் அமிலம் (25°C ல் $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$) போன்ற அமிலங்கள் கரைசலில் பகுளியளவே அயனியுறுகின்றன. இத்தகைய நேர்வுகளில், அயனியுறா அமில மூலக்கூறுகளுக்கும், பிரிகையடைந்த அயனிகளுக்கும் இடையே ஒரு சமநிலை நிலவுகிறது. பொதுவாக, பத்தை விட அதிகமான K_a மதிப்பை கொண்ட அமிலங்கள் வலிமை மிகு அமிலங்கள் எனவும், ஒன்றைவிட குறைவான K_a மதிப்பை கொண்ட அமிலங்கள் வலிமை குறைந்த அமிலங்கள் எனவும் கருதப்படுகின்றன.

நீர்க்கரைசலில் HCl பிரிகையடைதலை கருதுவோம்.

$$\underset{\text{அமிலம்1}}{HCl} + \underset{\text{காரம்1}}{H-OH} \rightleftharpoons \underset{\text{அமிலம்2}}{H_3O^+} + \underset{\text{அமிலம்1}}{Cl^-}$$

முன்னரே விவாதித்தபடி, முழுமையான பிரிகையடைதலால், சமநிலையானது ஏறக்குறைய 100% வலப்புறமாக நகர்ந்துள்ளது. அதாவது H_3O^+ யிடமிருந்து ஒரு புரோட்டானை Cl^- அயனி ஏற்றுக்கொள்ளும் திறன் ஒதுக்கத்தக்கது. ஒருவலிமை மிகு அமிலத்தின் இணைகாரம் ஒரு வலிமை குறைந்த காரமாகும் மற்றும் இதன் மறுதலையும் சரியானதாகும்.

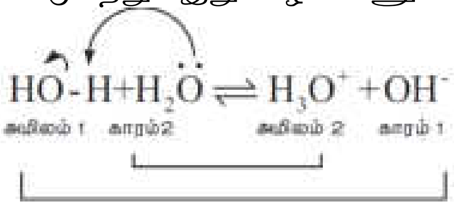
இணை அமிலம்- கார இரட்டைகளின் ஒப்பு வலிமையை பின்வரும் அட்டவணை விளக்குகிறது.



8.3 நீரின் சுய அயனியாக்கம்

அமிலத்தன்மை அல்லது காரத்தன்மை ஒரு கொண்ட சேர்மத்தை நீரில் கரைக்கும் போது அதன் தன்மையை பொருத்து ஒரு புரோட்டானை வழங்கவோ

அல்லது ஏற்கவோ முடியும். கூடுதலாக, தூய நீரும் தானே சிறிதளவு பிரிகையடையும் திறனைக் கொண்டுள்ளது. அதாவது, ஒரு நீர் மூலக்கூறானது, மற்றொரு நீர் மூலக்கூறுக்கு ஒரு புரோட்டானை வழங்குகிறது. இது நீரின் அயனியாக்கம் என அறியப்படுகிறது. இது கீழ்க்காணுமாறு குறிப்பிடப்படுகிறது.



இணை அமில கார இரட்டைகள்

மேற்காண் அயனியாதலில், ஒரு நீர் மூலக்கூறு அமிலமாகவும், அதே சமயம் மற்றொரு நீர் மூலக்கூறு காரமாகவும் செயல்படுகிறது.

மேற்காண் அயனியாதலுக்கான பிரிகை மாறிலியை பின்வரும் சமன்பாடு குறிப்பிடுகிறது.

$$K= \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2} \qquad ....(8.3)$$

தூய திரவ நீரின் செறிவு, அதாவது $[H_2O]^2 = 1$

$\because K_w=[H_3O^+]\,[OH^-]$

இங்கு K_w என்பது நீரின் அயனிப் பெருக்கத்தை (அயனிப் பெருக்கம் மாறிலி) குறிப்பிடுகிறது. 25°C வெப்பநிலையில் தூய நீரில் H_3O^+ அயனியின் செறிவு $1x10^{-7}$ ஆக இருக்கும் என்பது சோதனை மூலம் கண்டறியப்பட்டுள்ளது. நீர் பிரிகையடையும்போது சம எண்ணிக்கையில் H_3O^+ மற்றும் OH^- அயனிகள் உருவாக்கப்படுவதால் OH^- அயனிச் செறிவு மதிப்பும் 25°C வெப்பநிலையில் $1x10^{-7}$ க்கு சமமாக இருக்கும்.

எனவே 25°C ல் நீரின் அயனிப் பெருக்கம்

$K_w=[H_3O]^+\,[OH^-]$.....(8.4)

$K_w=(1x10^{-7})\,(1x10^{-7})$

$= 1x10^{-14}$

மற்ற எல்லா சமநிலை மாறிலிகளைப் போலவே, ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் K_w யும் ஒரு மாறிலி. நீரின் அயனியாக்கம் ஒரு வெப்பம் கொள் வினையாகும்.வெப்பநிலை அதிகரிக்கும்போது H_3O^+ மற்றும் OH^- அயனிச் செறிவுகளும் அதிகரிக்கின்றன. எனவே அயனிப் பெருக்கமும் அதிகரிக்கிறது.

NaCI போன்ற நடுநிலையான நீர்க்கரைசல்களில் H_3O^+ அயனிகளின் செறிவானது எப்பொழுதும் OH^-அயனிகளின் செறிவிற்கு சமமாக இருக்கும்.

ஆனால் அமிலமாகவோ அல்லது காரமாகவோ செயல்படும் ஒரு பொருளின் நீர்க்கரைசலில் $[H_3O^+]$ அயனியின் செறிவானது $[OH^-]$ அயனிச் செறிவிற்கு சமமாக இருக்காது.

நீரிய HCI கரைசலை ஒரு எடுத்துக்காட்டாக கருதுவதன் மூலம் இதை நாம் புரிந்து கொள்ள முடியும். நீரின் சுய அயனியாதலுடன் கூடுதலாக, HCI பிரிகையடைவதால் ஏற்படும் பின்வரும் சமநிலையும் உள்ளன.

$$HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$$

இந்த நேர்வில் நீரின் சுய அயனியாதலுடன் கூடுதலாக, HCI மூலக்கூறுகளும் நீருக்கு ஒரு புரோட்டானை வழங்கி H_3O^+ அயனிகளை உருவாக்குகின்றன எனவே $[H_3O^+] > [OH^-]$அதாவது நீரிய HCI கரைசல் அமிலத்தன்மை வாய்ந்தது. இதே போல, NH_3 NaOH போன்ற நீரிய காரக் கரைசல்களில் $[OH^-] > [H_3O^+]$

எடுத்துக்காட்டு 8.1

$2x10^{-3}$ M, H_3O^+ அயனிச் செறிவைக் கொண்டுள்ள ஒரு பழரசத்தில் OH^- அயனிச் செறிவை கணக்கிடுக. கரைசலின் தன்மையை கண்டறிக.
கொடுக்கப்பட்டது.

$$H_3O^+ = 2x10^{-3} \text{ M}$$

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

$$\therefore [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1\times10^{-14}}{2\times10^{-3}} = 5x10^{-12} \text{ M}$$

$$2x10^{-3} >> 5x10^{-12}$$

அதாவது $[H_3O^+] >> [OH^-]$ எனவே பழச்சாறு அமிலத்தன்மை கொண்டது.

8.4. pH அளவீடு

பொதுவாக 0.1 முதல் 10^{-7} M வரையிலான செறிவுகளைக் கொண்ட அமில, கார கரைசல்களை நாம் பய்னபடுத்துகிறோம். இத்தகைய குறைவான செறிவுகளில் வலிமையை குறிப்பிடுவதற்காக சோரன்சன் என்பவர் pH அளவீடு எனப்படும் மடக்கை அளவீட்டை புகுத்தினார். pH எனும் சொற்கூறானது 'Purissance de hydrogene' பிரஞ்சு மொழிச் சொல்லிலிருந்து வருவிக்கப்பட்டதாகும். இதன் பொருள், " The power of hydrogen– ஹைட்ரஜனின் வலிமை". ஒரு கரைசலின் pH என்பது அக்கரைசலில் உள்ள ஹைட்ரோனியம் அயனிகளின் மோலார் செறிவின் 10 ஐ அடிப்படையாக கொண்ட எதிர்குறி மடக்கை மதிப்புகள் என வரையறுக்கப்படுகின்றது.

pH மதிப்பு தெரிந்த ஒரு கரைசலிலுள்ள H_3O^+ அயனிச் செறிவை பின்வரும் சமன்பாடை பயன்படுத்தி கணக்கிட முடியும்.

$[H_3O^+] = 10^{-pH}$ (or) $[H_3O^+]$ = antilog (-pH)

இதே போல, pOH ஐயும் பின்வருமாறு வரையறுக்கலாம்.

$pOH = -\log_{10} [OH^-]$

முன்னரே விவாதித்தபடி நடுநிலைக் கரைசல்களில் $[H_3O^+]$,$[OH^-]$ செறிவுகள் 25°C ல்$1x10^{-7}$M -க்கு சமமாக இருக்கும். இந்த H_3O^+ செறிவை சமன்பாடு (8.5) இல் பிரதியிடுவதன் மூலம் ஒரு நடுநிலைக் கரைசலின் pH மதிப்பை கணக்கிடலாம்.

$$pH = -\log_{10} [H_3O^+]$$

$$= -\log_{10} 10^{-7}$$

$$= -(-7)\log_{10} 10 = +7(1) = 7 \qquad [\because \log_{10} 10 = 1]$$

இதே போல, சமன்பாடு (8.7) ஐ பயன்படுத்தி ஒரு நடுநிலைக் கரைசலின் pOH மதிப்பை நாம் கணக்கிட முடியும். இதன் மதிப்பும் 7 க்கு சமமாக உள்ளது.

சமன்பாடு (8.5) யிலுள்ள எதிர்குறியானது $[H_3O^+]$ செறிவு அதிகரிக்கும்போது கரைசலின் மதிப்பு குறையும் என்பதை காட்டுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக $[H_3O^+]$ செறிவு 10^{-7} லிருந்து 10^{-5} M ஆக அதிகரிக்கும்போது, கரைசலின் pH மதிப்பு 7 லிருந்து 5 ஆக குறைகிறது. அமிலக் கரைசலில் $[H_3O^+] > [OH^-]$, அதாவது $[H_3O^+] > 10^{-7}$ இதே போல, காரக் கரைசலில் $[H_3O^+] < 10^{-7}$ எனவே அமிலக்கரைசலானது 7 ஐ விட குறைந்த pH மதிப்பை கொண்டிருக்க வேண்டும் மற்றும் காரக் கரைசலானது 7 ஐ விட அதிகமான pH மதிப்பை கொண்டிருக்க வேண்டும்.

8.4.1. pH மற்றும் pOH ஆகியவற்றிற்கிடையே உள்ள தொடர்பு

பின்வரும் வரையறைகளை பயன்படுத்தி pH மற்றும் pOH க்கு இடையேயான தொடர்பை நிறுவ முடியும்.

$$pH = -\log_{10} [H_3O^+] \quad \ldots(8.5)$$

$$pOH = -\log_{10} [OH^-] \quad \ldots(8.7)$$

சமன்பாடு (8.5) மற்றும் (8.7) ஆகியவற்றை கூட்ட

$$pH + pOH = -\log_{10}[H_3O^+] - \log_{10}[OH^-]$$
$$= -\left(\log_{10}[H_3O^+] + \log_{10}[OH^-]\right)$$
$$pH + pOH = -\log_{10}[H_3O^+][OH^-] \quad [\because \log a + \log b = \log ab$$

நாமறிந்தபடி $[H_3O^+][OH^-] = K_W$

$$\Rightarrow pH + pOH = -\log_{10} K_W$$
$$\Rightarrow pH + pOH = pK_W \quad \left[\because pK_W = -\log_{10}^{K_W}\right] \quad .....(8.8)$$

$25^\circ C$ இல் நீரின் சய அயனி பெருக்கம், $K_W = 1 \times 10^{-14}$

$$pK_W = -\log_{10} 10^{-14} = 14 \log_{10} 10$$
$$= 14$$
$$\therefore (8.7) \Rightarrow \therefore \text{At } 25^\circ C,\ pH + pOH = 14$$

8.5. 1. ஆஸ்வால்ட் நீர்த்தல் விதி

ஆஸ்வால்ட் நீர்த்தல் விதியானது, ஒரு வலிமை குறைந்த அமிலத்தின் பிரிகை மாறிலியை (K_a) அதன் பிரிகை வீதம் (α) மற்றும் செறிவுடன் (c) தொடர்புபடுத்துகிறது. ஒரு சேர்மத்தின் மொத்த மோல் எண்ணிக்கையில், சமநிலையில் பிரிகையடைந்த மோல்களின் பின்னம், பிரிகை விதம் (α) என்றழைக்கப்படுகிறது.

$$\alpha = \frac{\text{பிரிகையடைந்த மோல்களின் எண்ணிக்கை}}{\text{மொத்த மோல்களின் எண்ணிக்கை}}$$

ஒரு வலிமை குறைந்த அமிலம், அதாவது அசிட்டிக் அமிலத்தை (CH_3COOH) எடுத்துக்காட்டாக கொண்டு ஆஸ்வால்ட் நீர்த்தல் விதிக்கான சமன்பாட்டை நாம் வருவிப்போம். அசிட்டிக் அமிலத்தின் பிரிகையடைதலை பின்வருமாறு குறிப்பிடலாம்.

$$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$$

அசிட்டிக் அமிலத்தின் பிரிகை மாறிலி,

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

	CH3 COOH	**H^+**	**CH_3COO^-**
ஆரம்ப நிலை மோல்களின் எண்ணிக்கை	1	-	-
CH3 OOH ன் பிரிகைவீதம்	α	-	-

சமநிலையில் மோல்களின் எண்ணிக்கை	1-α	α	α
சமநிலைச் செறிவு	(1-α) C	αC	αC

சமன்பாடு (8.13) ல் சமநிலைச் செறிவை பிரதியிட

$$K_a = \frac{(\alpha C)(\alpha C)}{(1-\alpha)C}$$

$$K_a = \frac{\alpha^2 C}{1-\alpha}$$

வலிமை குறைந்த அமிலமானது மிகக் குறைந்தளவே பிரிகையடைகிறது என்பதை நாம் அறிவோம். எண் ஒன்றுடன் ஒப்பிடும்போது α மதிப்பு மிகச்சிறியது. எனவே, சமன்பாட்டின் விகுதியிலுள்ள (1-α) ≈ 1. இப்போது சமன்பாடு (8.14) பின்வருமாறு எழுதலாம்.

$$K_a = \alpha^2 C$$

$$\Rightarrow \quad \alpha^2 = \frac{K_a}{C}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}} \qquad \ldots (8.15)$$

K_a மதிப்பு $4x10^{-4}$ எனக் கொண்ட ஒரு அமிலத்தை கருத்திற்கொண்டு, மேற்கண்ட சமன்பாட்டை (8.15) பயன்படுத்தி, $1x10^{-2}$M மற்றும் $1x10^{-4}$M ஆகிய இரு வேறு செறிவுகளில் அந்த அமிலத்தின் பிரிகை வீதத்தை கணக்கிடுவோம்.

செறிவு $1x10^{-2}$M

$$\alpha = \sqrt{\frac{4\times10^{-4}}{10^{-2}}}$$

$$= \sqrt{4\times10^{-2}}$$

$$= 2 \times 10^{-1}$$

$$= 0.2$$

1×10^{-4} M அமிலச்செறிவிற்கு,

$$\alpha = \sqrt{\frac{4\times10^{-4}}{10^{-2}}}$$

$$= 2$$

அதாவது, நீர்த்தலை 100 மடங்கு அதிகரிக்கும்போது, (செறிவு 1×10^{-2} M லிருந்து $1x10^{-4}$ M ஆக குறைகிறது) பிரிகையாதலானது 10 மடங்கு அதிகரிக்கிறது.

அதாவது ''நீர்த்தல் அதிகரிக்கும்போது ஒரு வலிமை குறைந்த மின்பகுளியின் பிரிகை வீதமும் அதிகரிக்கிறது''. எனும் முடிவுக்கு நம்மால் வரமுடியும். இந்த கூற்றானது ஆஸ்வால்ட் நீர்த்தல் விதி என அறியப்படுகிறது.

K_a மதிப்பை பயன்படுத்தி $H^+(H_3O^+)$ அயனிச் செறிவை கீழ்காணுமாறு கணக்கிட முடியும். $[H^+] = \alpha C$

$[H^+]$ அயனியின் சமநிலை மோலார் செறிவானது αC க்கு சமம்.

$$\therefore [H^+] = \left(\sqrt{\frac{K_a}{C}}\right)C$$ [∵சமன்பாடு (8.15)]

$$= \sqrt{\frac{K_a C^2}{C}}$$

$$[H^+] = \sqrt{K_a C}$$

இதே போல, ஒரு வலிமை குறைந்த காரத்திற்கு

$K_b = \alpha^2 C$ மற்றும் $\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C}}$

$[OH^-] = \alpha C$ அல்லது

$[OH^-] = \sqrt{K_b C}$

8.6 பொது அயனி விளைவு

ஒரு வலிமை குறைந்த அமிலத்தின் உப்பை, அதே அமிலத்துடன் சேர்க்கும்போது, அந்த அமிலத்தின் பிரிகைவீதம் மேலும் குறைகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, அசிட்டிக் அமில கரைசலுடன் சோடியம் அசிட்டேட்டை சேர்க்கும்போது, ஏற்கனவே குறைந்தளவு பிரிகையடைந்துள்ள அசிட்டிக் அமிலத்தின் பிரிகை வீதமானது மேலும் குறைக்கப்படுகிறது. இந்நேர்வில், CH_3COOH மற்றும் CH_3COONa ஆகிய இரண்டும் CH_3COO^- எனும் பொது அயனியை பெற்றுள்ளன.

இது ஏன் நிகழ்கிறது? என்பதை ஆராய்வோம். அசிட்டிக் அமிலம் ஒரு வலிமை குறைந்த அமிலமாகும். இது நீர்க்கரைசலில் முழுமையாக பிரிகையடைவதில்லை. எனவே பின்வரும் சமநிலை உருவாகிறது.

$$CH_3COOH\ (aq) \rightleftharpoons H^+\ (aq) + CH_3COO^-\ (aq)$$

எனினும் சேர்க்கப்பட்ட சோடியம் அசிட்டேட் உப்பானது முழுமையாக பிரிகையடைந்து Na^+ மற்றும் CH_3COO^- அயனிகளை உருவாக்குகின்றன.

$$CH_3COONa\ (aq) \rightarrow Na^+\ (aq) + CH_3COO^-\ (aq)$$

எனவே ஒட்டுமொத்த CH_3COO^- அயனிச் செறிவு அதிகரிக்கிறது. மேலும் அமில பிரிகையடைதல் சமநிலை பாதிக்கப்படுகிறது. லீ சாட்லியர் கொள்கைப்படி, சமநிலையில் உள்ள ஒரு அமைப்பின் மீது ஏதேனும் ஒரு பாதிப்பினை ஏற்படுத்தும்போது, அந்த சமநிலை அமைப்பானது தன்னைத்தானே சரிசெய்து கொண்டு பாதிப்பின் விளைவை பூஜ்ஜியமாக்கிக் கொள்ளும் என்பது நாமறிந்ததே. எனவே சமநிலையை பராமரிக்கும் பொருட்டு, அதிகப்படியாக

உள்ள CH_3COO^- அயனிகள் H^+ அயனிகளுடன் இணைந்து அதிக அயனியுறா தன்மைகொண்ட CH_3COOH ஆக மாறுகிறது. சமநிலையானது இடதுபுறமாக நகருகிறது. CH_3COOH அமிலத்தின் பிரிகையாதல் குறைக்கப்படுகிறது. அதாவது, இடதுபுறமாக நகருகிறது. CH_3COOH அமிலத்தின் பிரிகையாதல் குறைக்கப்படுகிறது. அதாவது வலிமை குறைந்த மின்பகுளியுடன், ஒரு பொரு அயனியை கொண்டுள்ள உப்பை (CH_3COONa) சேர்க்கும்போது அந்த வலிமை குறைந்த மின்பகுளியின் (CH_3COOH) பிரிகையடைதல் குறைகிறது. இது பொது அயனி விளைவு என்றழைக்கப்படுகிறது.

8.7. தாங்கல் கரைசல்

நமது உடலிலுள்ள இரத்தம், பலவிதமான அமில – கார செல்வினைகளுக்கு நடுவிலும் தன்னுடைய pH மதிப்பை மாறாமல் பராமரிக்கிறது என்பதை நீ அறிவாயா? அத்தகைய வினைகளில் ஹைட்ரோனியம் அயனிச் செறிவை மாறாமல் பராமரிப்பது சாத்தியமா? ஆம், தாங்கல் செயல்முறையின் காரணமாக இது சாத்தியமே.

தாங்கல் கரைசல் என்பது, ஒரு வலிமை குறைந்த அமிலம் மற்றும் அதன் இணைகாரம் (அல்லது) ஒரு வலிமை குறைந்த காரம் மற்றும் இணைஅமிலம் ஆகியவற்றைக் கொண்டுள்ள கரைசல் கலவையாகும். இந்த தாங்கல் கரைசலானது, சிறிதளவு அமிலம் அல்லது காரம் சேர்ப்பதினால் உருவாகும் தீவிர pH மாற்றத்தை தடுக்கிறது. மேலும் இந்த திறனானது தாங்கல் செயல்முறை என்றழைக்கப்படுகிறது. கார்பானிக் அமிலம் (H_2CO_3) மற்றும் அதன் இணை காரம் HCO_3 ஆகியவற்றை கொண்ட தாங்கல் கரைசல் நம் இரத்தத்தில் காணப்படுகிறது. இரண்டு வகையான தாங்கல் கரைசல்கள் உள்ளன. அவையாவன.

1. அமில தாங்கல் கரைசல்: ஒரு வலிமை குறைந்த அமிலம் மற்றம் அதன் உப்பு கரைந்துள்ள கரைசல். எடுத்துக்காட்டு: அசிட்டிக் அமிலம் மற்றும் சோடியம் அசிட்டேட் ஆகியவை கரைந்துள்ள கரைசல்.
2. காரத் தாங்கல் கரைசல்: ஒரு வலிமை குறைந்த காரம் மற்றும் அதன் உப்பு கரைந்துள்ள கரைசல். எடுத்துக்காட்டு: $NH_4\,OH$ மற்றும் NH_4CI ஆகியவை கரைந்துள்ள கரைசல்.

8.7.1. தாங்கல் செயல்முறை:

அமிலம் (அல்லது) காரத்தை சேர்ப்பதினால் உண்டாகும் pH மாற்றத்தை தடுப்பதற்காகவும், சேர்க்கப்படும் அமிலம் அல்லது காரத்தை நடுநிலையாக்குவதற்காகவும், தாங்கல் கரைசலில் அமிலம் மற்றும் காரத்தன்மை கொண்ட சேர்மங்கள் இருத்தல் அவசியம். அதே நேரத்தில் இந்த சேர்மங்கள் ஒன்றுடன் ஒன்று வினைபுரிதல் கூடாது.

CH_3COOH மற்றும் CH_3COONa ஆகியவற்றைக் கொண்ட கரைசலின் தாங்கல் செயல் முறையை நாம் விளக்குவோம். தாங்கல் கரைசலிலுள்ள கூறுகள் கீழே காண்பிக்கப்பட்டுள்ளவாறு பிரிகையடைகின்றன.

$$CH_3COOH\,(aq) \rightleftharpoons CH_3\text{-}COO^-\,(aq) + H_3O^+\,(aq)$$

$$CH_3COONa\ (S) \xrightarrow{H_2O(1)} CH_3\text{-}COO^-\ (aq) + Na^+\ (aq)$$

இக்கலவையுடன் அமிலத்தை சேர்க்கும்போது அந்த அமிலமானது, கரைசலிலுள்ள இணைகாரம் CH_3COO^- உடன் வினைப்பட்டு பிரிகையடையாத வலிமை குறைந்த அமிலமாக மாறுகிறது. அதாவது H^+ அயனிச் செறிவு அதிகரிப்பினால் கரைசலின் pH மதிப்பு பெரியளவு அதிகரிப்பதில்லை.

$$CH_3COO^-\ (aq) + H^+(aq) \rightarrow CH_3COOH\ (aq)$$

இக்கலவையுடன் காரத்தை சேர்க்கும்போது அந்த காரமானது, கரைசலிலுள்ள H_3O^+ அயனிகளால் நடுநிலையாக்கப்படுகின்றன. மேலும் சமநிலையை பராமரிக்க அசிட்டிக் அமிலம் மேலும் சிறிதளவு பிரிகையடைகிறது. எனவே pH மதிப்பில் குறிப்பிட்டளவு மாற்றம் ஏதும் ஏற்படுவதில்லை.

$$OH^-\ (aq) + H_3O^+(aq) \rightarrow H_2O\ (1)$$

$$CH_3COOH\ (aq) \xrightleftharpoons{H_2O\ (l)} CH_3COO\text{-}\ (aq) + H_3O^+(aq)$$

$$OH^-\ (aq) + CH_3COOH\ (aq) \rightarrow CH_3COO^-\ (aq) + H_2O\ (1)$$ நீர்மம்

இந்த நடுநிலையாக்க வினைகள், பொது அயனி விளைவில் விவாதிக்கப்பட்ட வினைகளை ஒத்துள்ளன. 0.8 MCH_3COOH மற்றும் 0.8MCH_3COONa கரைந்துள்ள ஒரு லிட்டர் தாங்கல் கரைசலுடன் 0.01 மோல் திண்ம சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு சேர்ப்பதினால் உண்டாகும் விளைவை ஆராய்வோம். NaOH சேர்ப்பதினால் உண்டாகும் கனஅளவு மாற்றத்தை ஒதுக்கத்தக்கதாக கருதுக. (கொடுக்கப்பட்டது: CH_3COOH அமிலத்தின் Ka மதிப்பு 1.8×10^{-5})

$$\underset{0.8-\alpha}{CH_3\text{-}COOH\ (aq)} \xrightleftharpoons{H_2O} \underset{\alpha}{CH_3COO\text{-}\ (aq)} + \underset{\alpha}{H^+(aq)}$$

$$\underset{0.8}{CH_3COONa\ (aq)} \xrightarrow{H_2O} \underset{0.8}{CH_3COO^-\ (aq)} + \underset{0.8}{Na^+\ (aq)}$$

CH_3COOH அமிலத்தின் பிரிகை மாறிலி

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]};$$

$$[H^+] = K_a \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

H^+ செறிவு $\frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$ க்கு நேர்விகிதத்திலிருக்கும் என்பதை இந்த சமன்பாடு காட்டுகிறது.

CH_3COOH அமிலத்தின் பிரிகை வீதத்தை α எனக் கொண்டால $[CH_3COOH]=0.8-\alpha$ மற்றும்

$[CH_3COO^-]=\alpha + 0.8$

$$\therefore [H^+]=K_a\frac{(0.8-\alpha)}{(0.8+\alpha)}$$

$\alpha<<0.8,$ $\therefore 0.8-\alpha \simeq 0.8$ மற்றும் $0.8+\alpha = 0.8$

$$[H^+]=\frac{K_a(0.8)}{(0.8)} \Rightarrow [H^+]=K_a$$

CH_3COOH ன் K_a மதிப்பு 1.8×10^{-5}

கொடுக்கப்பட்டது $\therefore [H^+]=1.8\times10^{-5}; pH = -\log(1.8\times10^{-5})$

$$= 5 - \log 1.8$$
$$= 5 - 0.26$$
$$pH = 4.74$$

1 லிட்டர் தாங்கல் கரைசலுடன் 0.01 மோல் NaOH ஐ சேர்த்தபின்பு pH ஐ கணக்கிடுதல்.

NaOH சேர்ப்பதினால் உண்டாகும் கன அளவு ஒதுக்கத்தக்கது. $\therefore [OH^-]=0.01$ M

OH^- அயனிகளின் நுகர்வு பின்வரும் சமன்பாடுகளால் விளக்கப்படுகிறது.

$$\underset{0.8-\alpha}{CH_3COOH}\text{ நீர்க்கரைசல்} \rightleftharpoons \underset{\alpha}{CH_3COO^-}(aq) + \underset{\alpha}{H^+}\text{ நீர்க்கரைசல்}$$

$$\underset{0.8}{CH_3COONa}(aq) \rightarrow \underset{0.8}{CH_3COO^-}(aq) + \underset{0.8}{Na^+}(aq)$$

$$CH_3COOH + OH^-(aq) \rightarrow CH_3COO^-(aq) + H_2O\ (l)$$

$$\therefore [CH_3COOH] = 0.8 - \alpha - 0.01 = 0.79 - \alpha$$

$[CH_3COO^-]=\alpha+0.8+0.01=0.81+\alpha$ $\alpha <<0.8;$

$0.79 - \alpha = 0.79$ மற்றும் $0.81 + \alpha \simeq 0.81$

$$\therefore [H^+]=(1.8\times10^{-5})\times\frac{0.79}{0.81}$$
$$[H^+]=1.76\times10^{-5}$$
$$\therefore pH = -\log(1.76\times10^{-5})$$
$$= 5 - \log 1.76$$
$$= 5 - 0.25$$
$$pH = 4.75$$

ஒரு வலிமை மிகு காரத்தை (0.01 M NaOH) சேர்ப்பதினால் pH குறைந்தளவு மட்டுமே அதிகரிக்கிறது. அதாவது 4.74 லிருந்து 4.75 க்கு அதிகரிக்கின்றது. எனவே தாங்கல் செயல்முறை சரிபார்க்கப்பட்டது.

Oxidation and Reduction

9^{th} science

13^{th} lesson

ஆக்ஸிஜனேற்றம்,ஒடுக்கம் மற்றும் ஆக்ஸிஜனேற்றஒடுக்கவினைகள்:
ஒரு ஆப்பிள் பழத்தை வெட்டி சிறிது நேரம் வைத்திருந்தால் அதன் வெட்டுப்பரப்பு பழுப்புநிறமாக மாறுவதைக் காணலாம். அதைப் போலவே இரும்புப் பொருள்களில் துருபிடித்தலை அன்றாட வாழ்வில் காண்கிறோம். இவை நிகழக்காரணம் ஆக்ஸிஜனேற்றம் எனும் வினைஆகும்.

ஆக்ஸிஜனேற்றம்:

ஒரு வேதிவினையில் ஆக்ஸிஜன் சேர்க்கப்படுதலோ, ஹைட்ரஜன் நீக்கப்படுதலோ அல்லது எலக்ட்ரான்கள் நீக்கப்படுதலோ நிகழும் போது அந்தவினை ஆக்ஸிஜனேற்றம் எனப்படுகிறது.

$2\ Mg + O_2 \rightarrow 2NgO$ (ஆக்ஸிஜன் சேர்க்கப்படுதல்)

$CaH_2 \rightarrow Ca + H_2$(ஹைட்ரஜன் நீக்கப்படுதல்)

$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$எலக்ட்ரான் நீக்கப்படுதல்)

ஒடுக்கம்: ஒரு வேதிவினையில் ஹைட்ரஜன் சேர்க்கப்படுதலோ,ஆக்ஸிஜன் நீக்கப்படுதலோ அல்லது எலக்ட்ரான் ஏற்கப்படுதலோ நிகழும் போது அந்தவினை ஒடுக்கம் எனப்படுகிறது.

$2Na + H_2 \rightarrow 2\ NaH$(ஹைட்ரஜன் சேர்க்கப்படுதல்)

$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H2O$ (ஆக்ஸிஜன் நீக்கப்படுதல்)

$Fe^{3+}\ e^- \rightarrow Fe^{2+}$(எலக்ட்ரான் சேர்க்கப்படுதல்)

ஆக்ஸிஜனேற்றஒடுக்கவினைகள்:

பொதுவாக, ஒருவினையில் ஆக்ஸிஜ னேற்றமும் ஒடுக்கமும் ஒரே நேரத்தில் நிகழ்கின்றன. ஒருவினைபடு பொருள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையும் போது மற்றொன்று ஒடுக்கமடைகிறது. எனவே, இவ்வகையான வினைகள் ஆக்ஸிஜனேற்ற ஒடுக்க வினைகள் எனப்படுகின்றன.

$2PbO + C \rightarrow 2Pb + CO_2$

$Zn + CuSO_4 \rightarrow CU + ZnSO_4$

ஆக்ஸிஜனேற்றிமற்றும் ஒடுக்கிகள்:

மற்ற பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்யும் பொருள்கள் ஆக்ஸிஜனேற்றிகள் எனப்படும். இவை மற்றவற்றிடமிருந்து எலக்ட்ரானை வாங்கிக் கொள்வதால் இவற்றை எலக்ட்ரான் ஏற்பிகள் எனவும் அழைக்கிறோம்.

எ.கா: H_2O_2, MnO_4^-, CrO_3, $Cr_2O_7^{2-}$

மற்ற பொருள்களை ஒடுக்கம் அடையச் செய்யும் பொருள்கள் ஒடுக்கிகள் எனப்படும். இவை மற்றவற்றிற்கு எலக்ட்ரானை வழங்குவதால் இவற்றைஎலக்ட்ரான் ஈனிகள் எனவும் அழைக்கிறோம்.

எ.கா: $NaBH_4$, $LiAlH_4$ மற்றும் பல்லேடியம், பிளாட்டினம் போன்ற உலோகங்கள்

அன்றாடவாழ்வில் ஆக்ஸிஜனேற்றவினைகள்:

இயற்கை காற்றில் காணப்படும் ஆக்ஸிஜனானது, உலோகங்கள் முதல் உயிருள்ள திசுக்கள் வரை பலவற்றை ஆக்ஸினேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

- பளபளக்கும் உலோகங்கள், காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் வினைபுரிந்து உலோக ஆக்ஸைடுகளாக மாறுவதால் தங்களின் பளபளப்பை இழக்கின்றன. இதற்கு உலோகங்களின் அரிமானம் (Corrosion) என்றுபெயர்.

- புதிதாக வட்டப்பட்ட காய்கறிகளும், பழங்களும் சிறிது நேரத்தில் நிறம் மாறுவது, அவற்றிலுள்ள நொதிகள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைவதால் உண்டாவதாகும்.

- திறந்து வைக்கப்பட்ட உணவுப் பொருள்கள் கெட்டுப்போவதற்கு (Rancidity) அப்பொருள்கள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைதலே காரணமாகும்.