அலகு 12

தனிமங்களின் வகைப்பாட்டு அட்டவணை

AV61MK

கற்றல் நோக்கங்கள்

இப்பாடத்தினைக் கற்றபின் பிறகு மாணவர்கள் பெறும் திறன்களாவன:

- ஆரம்பக் காலங்களில் இருந்த தனிமங்களின் வகைப்பாட்டினை அறிதல்.
- தனிம அட்டவணையின் கொள்கை, நன்மைகள் மற்றும் குறைபாடுகளைத் தெரிந்து கொள்ளல்.
- தனிமங்களின் வகைப்பாட்டை அவற்றின் மின்னணுக் கட்டமைப்பின் மூலம் அறிந்து கொள்ளல்.
- தனிம அட்டவணையில் ஹைட்ரஜனின் அமைவிடத்தை அறிந்து கொள்ளல்.
- தனிம அட்டவணையில் அரிய வாயுக்களின் (மந்த வாயுக்கள்) அமைவிடத்தை ஆராய்தல்.
- உலோகங்கள் மற்றும் அலோகங்களுக்கு இடையிலான வேறுபாட்டைக் காணுதல்.
- உலோகப் போலிகள் மற்றும் உலோகக் கலவைகளை அறிதல்.

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 கண்டு பிடிப்புகளை அறிந்து கொள்ள ஆரம்பித்தனர். இதை ஒழுங்குபடுத்துவது அறிவியல் அறிஞர்களுக்கு கடினமாகக் 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.

12.1 தனிமங்களின் வகைப்பாட்டில் முற்காலக் கருத்துக்கள்

12.1.1 டாபர்னீரின் மும்மை விதி

1817 இல் ஜோகன் வுல்ஃப்காங் டாபர்னீர் எனும் ஜெர்மானிய வேதியலாளர் தனிமங்களை அவற்றின் அணு நிறையின் அடிப்படையில் வகைப் படுத்தும் ஒரு கருத்தை எடுத்துரைத்தார். இவர் தனிமங்களை ஒவ்வொரு தொகுதிக்கும் மூன்று தனிமங்கள் கொண்ட குழுக்களாக அவ்வாறு தொகுதிகளாகப் பிரித்து அமைத்தார். இவர் இந்தக் குழுக்களை 'மும்மை' என்று குறிப்பிட்டார் (மும்மை – மூன்று).

டாபர்னீர், மூன்று தனிமங்களை அவற்றின் நிறையின் அடிப்படையில் ஏறு வரிசையில் அடுக்கும்போது நடுவில் உள்ள தனிமத்தின் அணு நிறை மற்ற இரண்டு தனிமங்களின் அணு நிறையின் சராசரிக்கு ஏறக்தாழ சரியாக இருக்கும் என்று கூறினார். இது டாபர்னீரின் மும்மை விதி என அழைக்கப்படுகிறது. அட்டவணை 12.1 டாபர்னீரால் முன்மொழியப்பட்ட மும்மை விதியை எடுத்துரைக்கிறது.

எடுத்துக்காட்டு: மும்மை தொகுதி (1) இல் ஒன்றாம் மற்றும் மூன்றாம் தனிமங்களின் அணு நிறையின் கூட்டுச்சராசரி = 6.9 + 39.1 / 2 = 23. இங்கு நடுவில் உள்ள தனிமம் சோடியத்தின் அணு நிறையும் அதுவே, அதாவது 23.

அட்டவணை 12.1 டாபர்னீரின் மும்மை விதி

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

குறைகள்:

- டாபர்னீரால் அக்கால கட்டத்தில் மூன்று தொகுதிகளில்கண்டுபிடிக்கப்பட்ட 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.

12.1.2 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 அட்டவணையில் எட்டாவது தனிமம் புளூரின் 'F'. இது முதல் தனிமமான 'H'-ஐ தன் பண்புகளில் ஒத்திருப்பதைக் காணலாம்.

> **செயல்பாடு 1**
>
> நியூலாந்தின் எண்ம விதியைப் பயன் படுத்தி தனிம சோடிகளைக் காண்க. (எ.கா. Mg & Ca)
>
> i. F, Mg, C, O, B   ii. Al, Si, S, Cl, Ca

குறைகள்:

- இரண்டு வேறுபட்ட 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 ஹாலோஜன் 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.

12.1.3 மெண்டலீவின் தனிம வரிசை அட்டவணை

1869 **இல்**, இரஷ்ய வேதியலாளர் டிமிட்ரி மெண்டலீவ் தனிமங்களின் பண்புகள், அவை அணு நிறையின் அடிப்படையில் அடுக்கப்படும்போது ஒரு குறிப்பிட்ட இடைவெளிக்குப் பிறகு மறுபடியும் வருவதைக் கண்டறிந்தார். இதன் அடிப்படையில் இவர் தனிம ஆவர்த்தன விதியை உருவாக்கினார். இந்த விதி "தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகளானவை அவற்றின் ஆவர்த்தன செயல்பாடுகளைப் பொறுத்து" எனக் கூறுகிறது. இவர் அந்த நேரத்தில் அறியப்பட்ட 56 தனிமங்களை இந்த விதியின் அடிப்படையில் அமைத்தார். இது தனிம அட்டவணையின் சுருக்கம் எனப்படுகிறது.

அ. மெண்டலீவ் தனிம வரிசை அட்டவணையின் சிறப்புகள்

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

ஆ. குறைபாடுகள்

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

அட்டவணை 12.3 மெண்டெலீவின் தனிம அட்டவணை

Group	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Oxide: Hydride:	R_2O RH	RO RH_2	R_2O_3 RH_3	RO_2 RH_4	R_2O_5 RH_3	RO_3 RH_2	R_2O_7 RH	RO_4
Periods	A B	A B	A B	A B	A B	A B	A B	Transition series
1	H 1.008							
2	Li 6.939	Be 9.012	B 10.81	C 12.011	N 14.007	O 15.999	F 18.998	
3	Na 22.99	Mg 22.99	Al 24.31	Si 28.09	P 30.974	S 32.06	Cl 35.453	
4 First Series Second series	K 39.102 Cu 63.54	Ca 40.08 Zn 65.54	Sc 44.96 Ga 69.72	Ti 47.90 Ge 72.59	V 50.94 As 74.92	Cr 50.20 Se 78.96	Mn 54.94 Br 79.909	Fe 55.85 Co 58.93 Ni 58.71
5 First Series Second series	Rb 85.47 Ag 107.87	Sr 87.62 Cd 112.40	Y 88.91 In 114.82	Zr 91.22 Sn 118.69	Nb 92.91 Sb 121.60	Mo 95.94 Te 127.60	Tc 99 I 126.90	Ru 101.07 Rh 102.91 Pd 106.4
6 First Series Second series	Cs 132.90 Au 196.97	Ba 137.34 Hg 200.59	La 138.91 Tl 204.37	Hf 178.40 Pb 207.19	Ta 180.95 Bi 208.98	W 183.85		Os 190.2 Ir 192.2 Pt 195.05
7	Rn 222	Fr 223	Ra 226	Ac 227	Th 232	Pa 231	U 238	

- ஹைட்ரஜனுக்கு என்று ஒரு தனி இடம் கொடுக்கப்பட முடியவில்லை. அலோகமாகிய ஹைட்ரஜன், லித்தியம், சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியம் போன்ற மென் உலோகங்களோடு ஒரே தொகுதியில் வைக்கப்பட்டன.
- கூடிக்கொண்டே செல்லும் அணு நிறை எனும் விதியை சில வேளைகளில் கடை பிடிக்க முடியவில்லை. எ.கா: Co & Ni, Te & I
- ஐசோடோப்புகளுக்கு தனியாக இடம் ஒதுக்கப்படவில்லை.

அட்டவணை 12.4 ஜெர்மானியத்தின் பண்பு

தனிமங்கள்	மெண்டலீவின் முன்னறிவிப்பு (1871)	உண்மை பண்பு (1886)
அணு நிறை	ஏறக்குறைய 72	72.59
ஒப்படர்த்தி	5.5	5.47
நிறம்	அடர் சாம்பல்	அடர் சாம்பல்
ஆக்ஸைடின் குறியீடு	EsO_2	GeO_2
குளோரைடின் தன்மை	$EsCl_4$	$GeCl_4$

12.2 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 மெண்டலீஃப் அட்டவணையின் ஒரு விரிவு படுத்தலே ஆகும். மெண்டலீஃப் அட்டவணை குறும் அட்டவணை என்றும் நவீன அட்டவணை நீண்ட அட்டவணை என்றும் அறியப்படுகிறது.

12.2.1 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 எண்ணிக்கையச் 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 அட்டவணை உருவாக்கப்பட்டது.

12.2.2 நீள் 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.

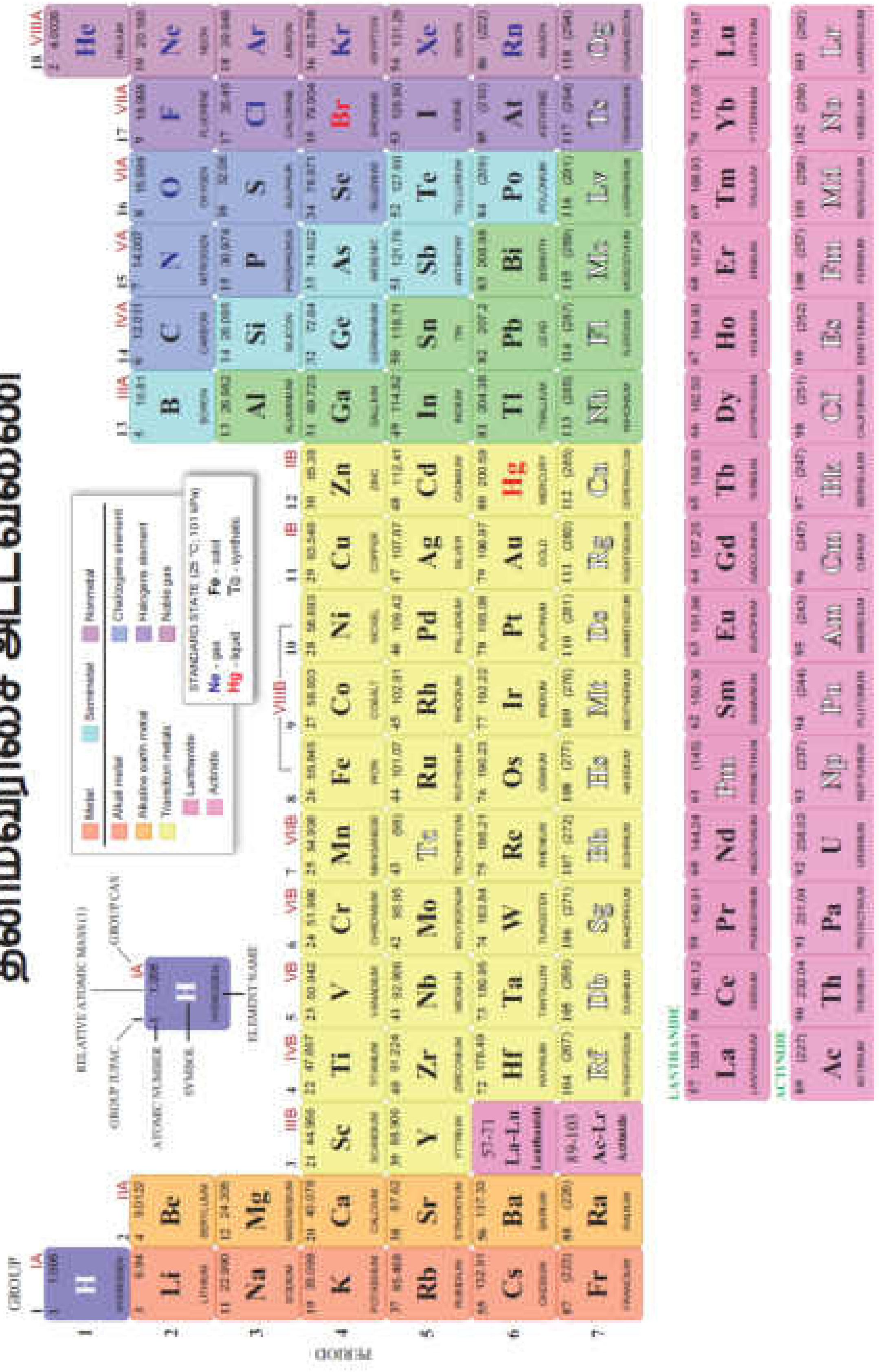
அட்டவணை 12.5 நவீன தனிம வரிசை தொகுதிகள்

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

12.2.3 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.

தனிமவரிசை அட்டவணை



143

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

1. s–தொகுதி தனிமங்கள்: தொகுதி 1 மற்றும் 2–இல் உள்ள தனிமங்களை சீரமைக்கும் போது கடைசி எலக்ட்ரானானது s துணைக் கூட்டில் வைக்கப்படுகிறது. எனவே இந்த தனிமங்கள் s – தொகுதி தனிமங்கள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன. ஹைட்ரஜன் தவிர தொகுதி ஒன்றின் தனிமங்கள் உலோகங்களாகும். இவை நீருடன் வினைபுரிந்து உருவாக்கும் கரைசலானது காய்கறிகளிலிருந்து கிடைக்கும் சிவப்பு சாயத்தை ஊதா நிறத்துக்கு மாற்றும். இந்தக் கரைசல்கள் அதிக காரத்தன்மை கொண்டதாகக் காணப்படுகின்றன. எனவே, இவை கார உலோகங்கள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன.

தொகுதி 2 இன் தனிமங்களும் உலோகங்களே. இவை ஆக்ஸிஜனோடு இணைந்து ஆக்ஸைடுகளை உருவாக்குகின்றன. முன்பு இவை 'புவி' என்று அழைக்கப்பட்டன. இந்த ஆக்ஸைடுகள் நீரில் கரையும் போது கார கரைசல்களை உருவாக்குகின்றன. எனவே, இவை கார மண் உலோகங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

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

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

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.

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

12.2.5 தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஹைட்ரஜனின் நிலைப்பாடு

ஹைட்ரஜன் மிகவும் லேசான, சிறிய மற்றும் தனிம வரிசை அட்டவணையில் முதல் தனிமமாகும். இதனுடைய அணு அமைப்பு ($1S^1$) மிகவும் எளியது. இது அட்டவணையில் ஒரு தனி

அட்டவணை 12.6 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 எலக்ட்ரானைப் பெற்று ஹைட்ரைடுகளாக (H^-) மாறும் தன்மை கொண்டுள்ளது.
3. கார உலோகங்கள் திண்மங்கள்; அதே வேளையில் ஹைட்ரஜன் ஒரு வாயு.

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

12.2.6 மந்த வாயுக்களின் நிலைப்பாடு

ஹீலியம், நியான், ஆர்கான், கிரிப்டான், செனான் மற்றும் 18ஆம் 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.

12.3 உலோகங்கள், அலோகங்கள் மற்றும் உலோகப் போலிகள்

12.3.1 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.

அ) கார உலோகங்கள். எ.கா: லித்தியம் முதல் ப்ரான்சியம் வரை.

ஆ) கார மண் உலோகங்கள். எ.கா: பெரிலியம் முதல் ரேடியம் வரை.

இ) இடைநிலை உலோகங்கள். எ.கா: தொகுதி III B முதல் II A வரை

ஈ) P தொகுதி தனிமங்கள். எ.கா: Al, Ga, In, Tl, Sn, Pb மற்றும் Bi.

12.3.2 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).

12.3.3 உலோகப் போலிகள்

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

12.4 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. மிகஅரிதாகவே அலோகங்கள் உலோகங்களுடன் கலக்கப்பட்டு உலோகக்கலவைகள் உருவாக்கப்படுகின்றன.

AV9NBH

பொதுவாக உலோகக் கலவைகள் அவை உருவாக்கப்பட்ட உலோகங்களை விட அதிக

பயனுள்ளதாக இருக்கின்றன. பித்தளையானது செம்பு மற்றும் துத்தநாகக் கலவை ஆகும்.

12.4.1 நன்மைகள்

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

நினைவில் கொள்க

- டாபர்னீர் தனிமங்களை அவற்றின் சார்பு அணு நிறையின் அடிப்படையில் மூன்று தனிமங்கள் கொண்ட குழுக்களாகப் பிரித்தார். (மும்மை)
- ஜான் நியூலாந்து 56 தெரிந்த தனிமங்களை அவற்றின் அதிகரிக்கும் அணு நிறையின் அடிப்படையில் அட்டவணைப் படுத்தினார்.
- டிமிட்ரி மெண்டலீவ் ஆவர்த்தன அட்டவணையை முன்மொழிந்தார்.
- தனிம ஆவர்த்தன அட்டவணையில் 'தொகுதி' எனப்படும் எட்டு செங்குத்து பத்திகளும் 'வரிசை' எனப்படும் ஏழு கிடைமட்ட வரிசைகளும் உள்ளது.
- நவீன தனிம வரிசை அட்டவணையில் எல்லா தனிமங்களும் அவற்றின் அதிகரிக்கும் அணு எண்ணின் அடிப்படையில் அமைக்கப்பட்டுள்ளன.
- தனிமங்கள் தனிம வரிசை அட்டவணையில் 7 வரிசைகளாகவும் 18 தொகுதிகளாகவும் பிரித்து அமைக்கப்பட்டுள்ளன.
- தனிமங்கள் அவற்றின் துணைக் கூடுகளின் அடிப்படையில் தொகுதிகளில் அமைக்கப்பட்டுள்ளன.
- தொகுதியிலுள்ள தனிமங்களின் ஒருமித்த பண்பிற்கு ஏற்ப அவை ஒரே குடும்பமாக தொகுக்கப்பட்டுள்ளன.
- அதிக பட்சமாக s, p, d மற்றும் f தொகுதிகளில் முறையே 2, 6, 10 மற்றும் 14 எலக்ட்ரான்கள் வைக்கப்படுகின்றன.

A-Z சொல்லடைவு

டாபர்னீரின் மும்மை விதி	மத்தியில் உள்ள தனிமத்தின் அணு நிறையானது ஏறக்குறைய மற்ற இரு தனிமங்களின் அணு நிறையின் சராசரிக்குச் சமமாகும்.
நியூலாந்தின் எண்ம விதி	இசையின் எட்டு ஸ்வரங்கள் போல எல்லா எட்டாவது தனிமமும் முதலாவது தனிமத்தின் பண்புகளைப் பெற்றிருக்கும்.
மெண்டலீவின் ஆவர்த்தன விதி	தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகளானவை தனிமங்களின் அணு நிறையின் ஆவர்த்தனப் பண்பைப் பொறுத்ததாகும்.
நவீன ஆவர்த்தன விதி	தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகளானவை தனிமங்களின் அணு எண்ணின் ஆவர்த்தனப் பண்பைப் பொறுத்ததாகும்.
வரிசை	தனிம வரிசை அட்டவணையில் கிடைமட்ட வரிசைப் பகுதி
தொகுதி	தனிம வரிசை அட்டவணையில் செங்குத்தான பத்தி
sதொகுதி தனிமங்கள்	s துணைக்கூட்டில் அமைக்கப்படும் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களைக் கொண்ட தனிமங்கள்
pதொகுதி தனிமங்கள்	p துணைக்கூட்டில் அமைக்கப்படும் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களைக் கொண்ட தனிமங்கள்
dதொகுதி தனிமங்கள்	d துணைக்கூட்டில் அமைக்கப்படும் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களைக் கொண்ட தனிமங்கள்
f தொகுதி தனிமங்கள்	f துணைக்கூட்டில் அமைக்கப்படும் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களைக் கொண்ட தனிமங்கள்.

அலகு 7

அணுக்களும் மூலக்கூறுகளும்

L52961

கற்றல் நோக்கங்கள்

இப்பாடத்தைக் கற்றபின், மாணவர்கள் பெறும் திறன்களாவன:

- அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகள் பற்றிய அறிவைப் பெறுதல்.
- அணுநிறை மற்றும் மூலக்கூறு நிறையை தொடர்புபடுத்துதல்.
- கிராம் அணு நிறை மற்றும் கிராம் மூலக்கூறு நிறை பற்றிய தகவல்களை பெறுதல்.
- வாயுக்கள் பற்றிய அவகாட்ரோ கருதுகோளின் உள்ளடங்கிய கருத்துக்களைப் புரிந்து கொள்ளுதல்.
- அவகாட்ரோ கருதுகோளினை வாழ்வியல் சூழலுடன் தொடர்புபடுத்துதல்.
- மூலக்கூறுகளின் அணுக்கட்டு எண்ணைக் கண்டறிதல்.
- ஆவி அடர்த்திக்கும் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறைக்கும் உள்ள தொடர்பினை வருவித்தல்.
- வாயுக்களின் பருமனுக்கும் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்கும் உள்ள தொடர்புகளைப் பெறுதல்.
- மோல் தத்துவத்தைப் பயன்படுத்தி கணக்குகளைத் தீர்த்தல்.
- சதவீத இயைபினைக் கணக்கிடக் கற்றுக் கொள்ளுதல்.

அறிமுகம்

நம்மைச் சுற்றியுள்ள பருப்பொருள்கள் அனைத்தும் அணுக்களால் ஆனவை என்பதை நாம் முன் வகுப்புகளில் படித்துள்ளோம். முதன்முறையாக கி.மு (பொ.ஆ.மு) 5ம் நூற்றாண்டில் கிரேக்கத் தத்துவவியலாளர்கள் அணுவைப் பற்றிய தங்களது கொள்கையை வெளியிட்டனர். அவர்களது கொள்கையானது முற்றிலும் தத்துவம் சார்ந்ததேயன்றி அதற்கு எந்தவித அறிவியல் அடிப்படையும் இல்லை.

ஜான் டால்டன் அணுவைப் பற்றிய முதல் அறிவியல் கோட்பாட்டினை வெளியிட்டார். டால்டனின் சில கோட்பாடுகள் ஜே.ஜே.தாம்சன், ரூதர்போர்டு, நீல்ஸ்போர், ஷ்ரோடிங்கர் (Schrodinger) போன்ற பிந்தைய அறிவியல் அறிஞர்களின் ஆய்வுகளால் தவறு என கண்டறியப்பட்டது. அவர்களது ஆய்வு முடிவுகளின் அடிப்படையில் டால்டன் கோட்பாட்டின் குறைகள் நீக்கப்பட்டு 'நவீன அணுக்கொள்கை' என்ற கோட்பாடு முன் மொழியப்பட்டது. நவீன அணுக் கொள்கைகளின் சில முக்கிய கருத்துருக்கள் பின்வருமாறு.

- அணு என்பது பிளக்கக்கூடிய துகள் (எலக்ட்ரான், புரோட்டான் நியூட்ரான் கண்டுபிடிப்புக்குப் பிறகு).
- ஒரே தனிமத்தின் அணுக்கள் வெவ்வேறு அணு நிறைகளைப் பெற்றுள்ளன. (ஐசோடோப்புகளின் கண்டுபிடிப்புகளுக்குப் பிறகு எ.கா. $_{8}O^{16}$, $_{8}O^{17}$)
- வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள் ஒரே அணுநிறைகளைப் பெற்றுள்ளன. (ஐசோபார்களின் கண்டுபிடிப்புகளுக்குப் பிறகு எ.கா. $_{18}Ar^{40}$, $_{20}Ca^{40}$)
- அணுவை ஆக்கவோ, அழிக்கவோ முடியாது. ஒரு தனிமத்தின் அணுக்களை மற்றொரு தனிமத்தின் அணுக்களாக மாற்றமுடியும். (செயற்கை மாற்று தனிமமாக்கல் முறை)
- அணுவானது எளிய முழு எண்களின் விகிதத்தில் இருக்க வேண்டிய அவசியமில்லை. (எ.கா. குளுக்கோஸ் $C_6H_{12}O_6$ C:H:O=6:12:6 அல்லது 1:2:1 மற்றும் சுக்ரோஸ் $C_{12}H_{22}O_{11}$ C:H:O=12:22:11
- அணு என்பது வேதிவினையில் ஈடுபடும் மிகச்சிறிய துகள்

- ஒரு அணுவின் நிறையிலிருந்து அதன் ஆற்றலை கணக்கிட முடியும். ($E = mc^2$)

நவீன அணுக்கொள்கையானது அணுக்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகளுக்கு அடிப்படையானது. அணுவைப் பற்றிய அடிப்படைக் கருத்துகளை நீங்கள் முன் வகுப்புகளில் படித்துள்ளீர்கள். தற்போது அணுவைப் பற்றி விரிவாக பார்ப்போம்.

7.1 அணு மற்றும் அணு நிறை

எந்த ஒரு பொருள் நிறை மற்றும் பருமனைப் பெற்றுள்ளதோ, அப்பொருள் பருப்பொருள் எனப்படும். பருப்பொருள்களின் அடிப்படைத் துகள்கள், அணுக்கள் ஆகும். இந்த அணுக்களே பருப்பொருள்களின் நிறைக்குக் காரணம். நவீன அணுக்கொள்கையின் படி அணுவானது எலக்ட்ரான், புரோட்டான், நியூட்ரான் போன்ற உட்துகள்களைத் தன்னுள் கொண்டுள்ளது. இவற்றில் புரோட்டான்களும் நியூட்ரான்களும் குறிப்பிடத்தக்க நிறையைப் பெற்றுள்ளன. இவற்றுடன் ஒப்பிடும்போது எலக்ட்ரான்களின் நிறை மிகவும் குறைவு. எனவே ஒரு அணுவின் நிறைக்கு புரோட்டான்களும் நியூட்ரான்களுமே காரணமாக உள்ளன. இதன்படி புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களின் கூடுதலே அந்த அணுவின் "நிறை எண்" எனப்படும்.

தனித்த அணுவானது மிகவும் சிறியது. எனவே அதன் நிறையைக் கணக்கிடுவது மிகவும் சிரமமானது. நாம் பெரும் பொருள்களின் நிறையைக் கிராம் மற்றும் கிலோகிராமில் கணக்கிடுவோம். அதுபோல அணுவின் நிறையானது "அணு நிறை அலகினால்" (amu) அளக்கப்படுகிறது.

கார்பன் ஐசோடோப்புகளில் 6 புரோட்டான்களையும் 6 நியூட்ரான்களையும் பெற்றுள்ள C – 12 அணுவின் நிறையில் 12இல் ஒரு பகுதியே அணு நிறை அலகு ஆகும்.

(குறிப்பு: தற்காலத்தில் அணுநிறையைக் குறிப்பிட amu என்ற குறியீட்டிற்கு பதில் 'u' என்ற குறியீடு பயன்படுத்தப்படுகிறது. ஏறக்குறைய ஒரு புரோட்டானின் நிறை அல்லது நியூட்ரானின் நிறையானது 1 amu ஆகும்.)

7.1.1 ஒப்பு அணுநிறை (RAM)

அணு என்பது மிகச்சிறியதாக இருப்பதால் அதனுடைய நிறையை நேரடியாகக் கணக்கிட முடியாது. எனவே முற்காலத்தில் அணுநிறையைக் கணக்கிடுவதற்கு, அதனோடு தொடர்புடைய மற்றொரு தனிமத்தின் நிறையோடு ஒப்பிட்டு கணக்கிட்டார்கள். அவர்கள் ஒரே மாதிரியான நிறையைக் கொண்ட இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட அணுக்களை ஒரே நேரத்தில் எடுத்துக் கொண்டு, அவற்றில் ஒரு தனிமத்தின் அணுநிறைக்கு குறிப்பிட்ட மதிப்பை அளித்து அதனை திட்ட அளவாகக் கொண்டு, அதனுடன் ஒப்பிட்டு மற்ற தனிமங்களின் அணுநிறைகளைக் கணக்கிட்டனர். இவ்வாறு பெறப்பட்ட அணுநிறை ஒப்பு அணுநிறை எனப்படும். முதலில் ஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறையை திட்ட அளவாகக் கொண்டு மற்ற அணுக்களின் நிறைகள் கணக்கிடப்பட்டன. ஹைட்ரஜனின் (H^1, H^2, H^3) ஐசோடோப் பண்புகளால் பின்னர் ஹைட்ரஜன் அணுவிற்குப் பதில் ஆக்சிஜன் அணுவானது திட்ட அளவாக எடுத்துக் கொள்ளப்பட்டது. தற்போது, அணுநிறை 12 கொண்ட கார்பனின் நிலைத்த ஐசோடோப்பான C – 12 ஐசோடோப்பானது ஒப்பீட்டு அணு நிறையைக் கணக்கிட திட்ட அளவாக எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது.

ஒரு தனிமத்தின் ஒப்பு அணுநிறை என்பது அத்தனிமத்தின் ஐசோடோப்புகளின் சராசரி அணு நிறைக்கும் C – 12 அணுவின் நிறையில் 1/12 பங்கின் நிறைக்கும் உள்ள விகிதமாகும். இது 'A_r' என்று குறிப்பிடப்படுகிறது. இதனை 'திட்ட அணு எடை' எனவும் அழைக்கலாம்.

ஒப்பு அணுநிறை

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

அணு நிறையைக் கணக்கிடக்கூடிய நவீன முறையான "நிறை நிறமாலைமானி" முறையில் (mass spectrometric method) C – 12 திட்ட அளவாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. பெரும்பாலான தனிமங்களின் ஒப்பு அணுநிறையானது முழு எண்களை ஒட்டியே உள்ளதால் கணக்கீட்டிற்கு எளிதாக முழு எண்களாக மாற்றியே பயன்படுத்துகிறோம். அட்டவணை 7.1–இல் சில தனிமங்களின் ஒப்பு அணு நிறைகள் பட்டியலிடப்பட்டுள்ளது.

அட்டவணை 7.1 தனிமங்களின் ஒப்பு அணுநிறை (C–12 அளவீடு)

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

ஒப்பு அணுநிறை என்பது ஒரு விகிதம். எனவே அதற்கு அலகு இல்லை. ஒரு தனிமத்தின் அணு நிறையை கிராமில் குறிப்பிடுவதாகக் கொண்டால் அதற்கு "கிராம் அணுநிறை" என்று பெயர்.

ஹைட்ரஜனின் கிராம் அணு நிறை = 1 கி
கார்பனின் கிராம் அணுநிறை = 12 கி
நைட்ரஜனின் கிராம் அணுநிறை = 14 கி
ஆக்சிஜனின் கிராம் அணுநிறை = 16 கி

7.1.2 சராசரி அணு நிறை (AAM)

AX9XKA

ஒரு தனிமத்தின் அணு நிறையை எவ்வாறு கணக்கிடுவாய்? இவற்றைக் கணக்கிடுவது என்பது மிகவும் சிரமம். ஏனெனில் தனிமங்கள் இயற்கையில் பல ஐசோடோப்புகளின் கலவையாக உள்ளன. ஒவ்வொரு ஐசோடோப்பும் தனித்தனி அணுநிறையைக் கொண்டுள்ளது. தனிமத்தின் அணு நிறையைக் கணக்கிடும்பொழுது இந்த ஐசோடோப்புகளைக் கணக்கில் எடுத்துக்கொள்வது அவசியம்.

ஒரு தனிமத்தின் சராசரி அணு நிறை என்பது இயற்கையில் கிடைக்கக்கூடிய கணக்கிடப்பட்ட ஐசோடோப்புகளின் சராசரி நிறையைக் குறிப்பதாகும்.

ஆனால் இயற்கையில் அனைத்து ஐசோடோப்புகளும் ஒரே அளவில் கிடைப்பதில்லை. அணு நிறையைக் கணக்கிடும் போது அனைத்து ஐசோடோப்புகளின் நிறைகள் மற்றும் சதவீத அளவுகள் போன்றவை கணக்கில் எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. எனில், சராசரி அணு நிறை என்றால் என்ன? உதாரணமாக 9 amu அணுநிறை உள்ள ஐசோடோப்பு 50 விழுக்காடும் 10 amu அணுநிறை உள்ள ஐசோடோப்பு 50 விழுக்காடும் எடுத்துக் கொள்ளப்பட்டால் அதனுடைய சராசரி அணுநிறை கீழ்கண்டவாறு கணக்கிடப்படுகிறது.

சராசரி அணுநிறை

= (1வது ஐசோடோப்பின் நிறை × 1 வது ஐசோடோப்பின் சதவீத அளவு) + (2வது ஐசோடோப்பின் நிறை × 2 வது ஐசோடோப்பின் சதவீத அளவு)

எனவே கொடுக்கப்பட்ட தனிமத்தின் சராசரி

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

$= 4.5 + 5 = 9.5$ amu

(குறிப்பு: கணக்கிடும்போது விழுக்காட்டினை, தசமமாக மாற்றி கணக்கிட வேண்டும். உதாரணமாக 50 விழுக்காடு என்பதை 50/100 (அ) 0.50 என்றவாறு கணக்கில் எடுத்துக் கொள்ள வேண்டும்.)

தனிம வரிசை அட்டவணையில் குறிப்பிடப்பட்டுள்ள தனிமங்களின் அணுநிறை என்பது சராசரி அணுநிறையாகும். சில நேரங்களில் அணு எடை என்பது சராசரி அணுநிறையைக் குறிப்பதாகும். தனிம வரிசை அட்டவணையின்படி பெரும்பாலான தனிமங்களின் அணு நிறை என்பது முழு எண்களாக இருப்பதில்லை என அறியப்படுகிறது. உதாரணமாக தனிம வரிசை அட்டவணையில் கார்பனின் அணு நிறை 12.00 amu என்பதற்கு பதிலாக 12.01 amu என்று கொடுக்கப்பட்டுள்ளது. இதற்கு காரணம் கார்பனின் அணுநிறையைக் கணக்கிடும்போது C – 12 மற்றும் C – 13 ன் ஐசோடோப்புகள் கணக்கில் எடுத்துக் கொள்ளப்படுகின்றன. கார்பன் – 12 மற்றும் கார்பன் – 13 ஆகியவற்றின் இயற்கை பரவல்கள் முறையே 98.90% மற்றும் 1.10% ஆகும். கார்பனின் சராசரி அணுநிறை கீழ்க்கண்டவாறு கணக்கிடப்படுகிறது.

கார்பனின் சராசரி அணுநிறை

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

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

$= 11.868 + 0.143 = 12.011$ amu

இதிலிருந்து கார்பனின் அணுநிறை 12 amu என்பது கார்பன் ஐசோடோப்புகளின் சராசரி அணுநிறையே தவிர, தனித்த கார்பனின் அணுநிறை அல்ல.

அட்டவணை 7.2 சில தனிமங்களின் அணுநிறைகள்

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

சராசரி அணுநிறையைக் கணக்கிடுதல்

எ.கா.கணக்கு 1: பூமியின் மேற்பரப்பு மற்றும் மனித உடலில் அதிகமாகக் காணப்படக்கூடிய தனிமம் ஆக்சிஜன். அது அட்டவணை 7.3 இல் கொடுக்கப்பட்டுள்ளவாறு மூன்று வகையான நிலைத்த ஐசோடோப்புகளின் கலவையாக உள்ளது.

அட்டவணை 7.3 ஆக்சிஜனின் ஐசோடோப்புகள்

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

ஆக்சிஜனின் அணு நிறை

= (15.9949 × 0.99757) + (16.9991 × 0.00038) + (17.9992 × 0.00205)

= 15.999 amu.

எ.கா.கணக்கு 2: இயற்கையில் தனிமம் போரான் என்பது போரான் – 10 (5 புரோட்டான்கள் + 5 நியூட்ரான்கள்) மற்றும் போரான் – 11 (5 புரோட்டான்கள் + 6 நியூட்ரான்கள்) ஆகியவற்றின் கலவையாக உள்ளது. B –10 ன் சதவீதபரவல் 20 ஆகவும் B – 11 ன் சதவீத பரவல் 80 ஆகவும் உள்ளது. எனில் போரானின் சராசரி நிறை கீழ்கண்டவாறு கணக்கிடப்படுகிறது.

போரானின் அணு நிறை

$$= (10 \times \frac{20}{100}) + (11 \times \frac{80}{100})$$

= (10 × 0.20) + (11 × 0.80)

= 2 + 8.8

= 10.8 amu

7.2 மூலக்கூறு மற்றும் மூலக்கூறு நிறை

மந்த வாயுக்களைத் தவிர பெரும்பாலான தனிமங்களின் அணுக்களானது அதே தனிமத்தின் அணுக்களுடனோ அல்லது பிற தனிமங்களின் அணுக்களுடனோ இணைந்தே காணப்படும். இதற்கு மூலக்கூறு என்று பெயர். இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட அணுக்கள் அவைகளுக்கிடையேயான ஒரு வலுவான வேதிக்கவர்ச்சி விசையால் (வேதிப்பிணைப்பால்) ஒன்றிணைந்து உருவாகக் கூடியது ஒரு மூலக்கூறு ஆகும்.

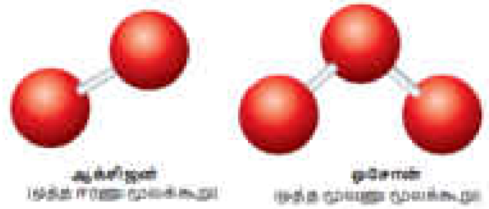
7.2.1 மூலக்கூறுகளின் வகைப்பாடுகள்

இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட ஒரே தனிமத்தின் அணுக்களோ அல்லது வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்களோ மாறா விகித விதிப்படி, ஒரு குறிப்பிட்ட விகிதத்தில் ஒன்றிணைந்து உருவாவதே மூலக்கூறு எனப்படும். ஆகவே மூலக்கூறு என்பது தனிமமாகவோ அல்லது சேர்மமாகவோ இருக்கலாம். ஒரு மூலக்கூறானது ஒரே தனிமத்தின் அணுக்களால் உருவாக்கப்பட்டால் அது ஒத்த அணு மூலக்கூறு என அழைக்கப்படும். ஒரு மூலக்கூறானது வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்களால் உருவாக்கப்பட்டால் அது வேற்றணு மூலக்கூறு என அழைக்கப்படும். மூலக்கூறில் உள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கையே அம்மூலக்கூறின் "அணுக்கட்டு எண்" ஆகும்.

அட்டவணை 7.4 மூலக்கூறுகளின் வகைப்பாடுகள்

அணுக்கட்டு எண்	அணுக்களின் எண்ணிக்கை	பெயர்
1	1	ஓரணு
2	2	ஈரணு
3	3	மூவணு
>3	>3	பல அணு

உதாரணமாக ஆக்சிஜனை எடுத்துக் கொள்வோம். ஆக்சிஜன் வாயு ஆக்சிஜன் (O_2), ஓசோன் (O_3) ஆகிய இரண்டு புற வேற்றுமை வடிவங்களைக் கொண்டது. ஒரு ஆக்சிஜன் (O_2) மூலக்கூறில் இரண்டு ஆக்சிஜன் அணுக்கள் உள்ளன. ஆகவே ஆக்சிஜனின் அணுக்கட்டு எண் : 2. இதில் இரண்டு அணுக்களும் ஒரே மாதிரியாக இருப்பதால் இது 'ஒத்த ஈரணு மூலக்கூறு' எனப்படும். ஒத்த ஈரணு மூலக்கூறுகளாகக் காணப்படும் பிற தனிமங்களாவன, ஹைட்ரஜன் (H_2), நைட்ரஜன் (N_2) மற்றும் ஹாலஜன்: ஃப்ளூரின் (F_2), குளோரின் (Cl_2), புரோமின் (Br_2), அயோடின் (I_2).



படம் 7.1 ஒத்த அணு மூலக்கூறு

ஒரு ஓசோன் (O_3) மூலக்கூறில் மூன்று ஆக்சிஜன் அணுக்கள் உள்ளன. எனவே அது 'ஒத்த மூவணு மூலக்கூறு' என அழைக்கப்படுகிறது. ஒரு மூலக்கூறு மூன்றுக்கு மேற்பட்ட அணுக்களைக் கொண்டிருந்தால் அது 'பல அணு மூலக்கூறு' எனப்படும்.

செயல்பாடு 7.1

கீழ்க்கண்ட அட்டவணையை தகுந்த காரணிகளைக் கொண்டு நிரப்புக.

தனிமம்	புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை	நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை	நிறை எண்	நிலைத்த ஐசோடோப்புகளின் பரவல்	அணு நிறை (amu)
	7			N–14 (99.6 %)	
		8		N–15 (0.4 %)	
சல்பர்	14		28	S–28 (92.2 %)	
	14			S–29 (4.7 %)	
		16		S–30 (3.1 %)	
	17			Cl–35 (75 %)	
	17			Cl–37 (25 %)	

உதாரணமாக ஹைட்ரஜன் குளோரைடை எடுத்துக் கொண்டால் அது ஹைட்ரஜன் மற்றும் குளோரின் ஆகிய இரண்டு வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்களால் ஆனவை. எனவே இதன் அணுக்கட்டு எண் 2. இது வேற்று ஈரணு மூலக்கூறு ஆகும். அதுபோலவே நீர் மூலக்கூறு இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களையும் ஒரு ஆக்சிஜன் அணுவையும் கொண்டது. எனவே இதன் அணுக்கட்டு எண் 3. இது வேற்று மூவணு மூலக்கூறு ஆகும்.

படம் 7.2 வேற்றணு மூலக்கூறுகள்.

செயல்பாடு 7.2

கீழ்கண்ட மூலக்கூறுகளை அணுக்கட்டு எண்களின்படி வகைப்படுத்தி, அட்டவணைப் படுத்துக.

ஃபுளுரின் (F_2), கார்பன் டைஆக்சைடு (CO_2), பாஸ்பரஸ் (P_4), சல்பர் (S_8), அம்மோனியா (NH_3), ஹைட்ரஜன் அயோடைடு (HI), சல்ப்யூரிக் அமிலம் (H_2SO_4), மீத்தேன் (CH_4), குளுகோஸ் ($C_6H_{12}O_6$), கார்பன் மோனாக்சைடு (CO).

மூலக்கூறுகள்	ஈரணு	மூவணு	பலவணு
ஒத்த அணுக்கள்			
வேற்று அணுக்கள்			

7.2.2 ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை (RMM)

மூலக்கூறுகள் அனைத்தும் அணுக்களால் ஆனவை, ஆதலால் அதற்கு நிறை உண்டு. ஒரு தனிமம் அல்லது சேர்மத்தின் மூலக்கூறு நிறையானது C–12 அளவீட்டினைப் பொறுத்து அளக்கப்படுவதால் அது ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை எனப்படும்.

ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை என்பது ஒரு மூலக்கூறின் நிறைக்கும், C–12 அணுவின் நிறையில் 1/12 பங்கின் நிறைக்கும் உள்ள விகிதமாகும்.

ஒரு மூலக்கூறின் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறையானது அம்மூலக்கூறில் உள்ள அனைத்து அணுக்களின் ஒப்பு அணுநிறைகளின் கூடுதலுக்குச் சமம்.

ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை என்பது ஒரு விகிதம். எனவே அதற்கு அலகு இல்லை. ஒரு சேர்மத்தின் மூலக்கூறுநிறையை கிராமில் குறிப்பிடுவதாகக் கொண்டால் அதற்கு கிராம் மூலக்கூறுநிறை என்று பெயர்.

நீரின் கிராம் மூலக்கூறு நிறை = 18 கி

CO_2 ன் கிராம் மூலக்கூறுநிறை = 44 கி

NH_3ன் கிராம் மூலக்கூறு நிறை = 17 கி

HCl ன் கிராம் மூலக்கூறுநிறை = 36.5 கி

ஒப்பு மூலக்கூறு நிறைகளின் கணக்கீடுகள்

எ.கா.கணக்கு 1. சல்ப்யூரிக் அமிலத்தின் (H_2SO_4) ஒப்பு மூலக்கூறு நிறையானது கீழ்கண்டவாறு கணக்கிடப்படுகிறது. சல்ப்யூரிக் அமிலமானது இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களாலும் ஒரு சல்பர் அணுவாலும் நான்கு ஆக்சிஜன் அணுக்களாலும் ஆனது.

ஆகவே, சல்ப்யூரிக் அமிலத்தின் ஒப்பு மூலக்கூறுநிறை

= (2 × ஹைட்ரஜனின் நிறை) + (1 × சல்பரின் நிறை) + (4 × ஆக்சிஜனின் நிறை)

= (2 × 1) + (1 × 32) + (4 × 16)

= 98

அதாவது ஒரு சல்ப்யூரிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறுநிறையானது 1/12 பங்கு C – 12 அணுவின் நிறையை விட 98 மடங்கு அதிகமானது.

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

நீரின் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை

= (2 × ஹைட்ரஜனின் நிறை) + (1 × ஆக்சிஜனின் நிறை)

= (2 × 1) + (1 × 16)

= 18

ஒரு நீர் மூலக்கூறின் நிறையானது 1/12 பங்கு C–12 அணுவின் நிறையை விட 18 மடங்கு பெரியது.

7.3 அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகளுக்கிடையேயான வேறுபாடு

அணுக்கள், மூலக்கூறுகளுடைய அடிப்படைத் துகள்களாக இருந்த போதிலும் இவையிரண்டும் பல பண்புகளில் வேறுபடுகின்றன. அட்டவணை 7.5-இல் அணுக்களுக்கும் மூலக்கூறுகளுக்குமான பல்வேறு வேறுபாடுகள் தொகுக்கப்பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 7.5 அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகளுக்கு இடையேயான வேறுபாடுகள்

அணுக்கள்	மூலக்கூறுகள்
ஒரு தனிமத்தின் மிகச் சிறிய பகுதி அணு ஆகும்.	தனிமம் அல்லது சேர்மத்தின் மிகச் சிறிய பகுதி மூலக்கூறு ஆகும்.
மந்த வாயுக்களைத் தவிர ஏனைய அணுக்கள் தனித்த நிலையில் இருப்பதில்லை.	மூலக்கூறுகள் தனித்த நிலையில் இருக்கும்.
மந்த வாயுக்களைத் தவிர ஏனைய அணுக்கள் வினைத்திறன் மிக்கவை.	மூலக்கூறுகள் வினைத்திறன் குறைந்தவை.
அணுக்களில் வேதிப் பிணைப்புகள் இல்லை.	மூலக்கூறுகளில் வேதிப் பிணைப்புகள் உள்ளன.

7.4 மோல் கருத்து

இதுவரை நாம் பருப்பொருள்களில் உள்ள தனித்த அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகளைப் பற்றிப் படித்தோம். அணு நிறை அலகானது தனிமங்களின் அணுநிறைகளுக்கு இடையேயான ஒரு ஒப்பீட்டு மதிப்பினை வழங்குகிறது. ஆனால் அணுக்கள் மிகச்சிறிய நிறையை கொண்டிருப்பதால், அணு நிறை அலகைக் கொண்டு பெரும எண்ணிக்கையிலான அணுக்களின் நிறையைக் கணக்கிடுவது என்பது சரியான முறையல்ல. நாம் பெரும மாதிரிகளின் எண்ணிக்கையை அளவிட பல்வேறு அளவிடும் முறைகளை ஏற்கனவே வழக்கத்தில் கொண்டுள்ளோம். உதாரணமாக ஜோடி (2 உருப்படிகள்) மற்றும் டஜன் (12 உருப்படிகள்) போன்றவை அனைவருக்கும் நன்கு தெரிந்த அலகுகள் ஆகும். அதுபோல அதிக எண்ணிக்கை கொண்ட அணுக்கள் மற்றும் மூலக்கூறுகளைக் குறிப்பிடுவதற்கு ஒரு சிறப்பு அலகு தேவைப்பட்டது. எனவே வேதியியலாளர்கள் அணுக்களையும் மூலக்கூறுகளையும் அளவிடுவதற்கு "மோல்" என்ற அலகைப் பயன்படுத்துகின்றனர். இங்கு மோல் என்ற சொல் துகள்களின் எண்ணிக்கையை மட்டுமே குறிப்பிடுகிறது.

SI அளவீட்டு முறையில் ஒரு மோல் என்பது கார்பன்-12 (C–12) ஐசோடோப்பின் 12 கி (அல்லது 0.012 கிகி) நிறையில் உள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமான அடிப்படை துகள்களை (அணுக்கள், மூலக்கூறு மற்றும் பிற) கொண்ட பொருளின் அளவு ஆகும். 12 கி நிறை கொண்ட C – 12 ஐசோடோப்பில் உள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை சோதனை முறையில் நிர்ணயம் செய்யப்பட்டுள்ளது. இது இத்தாலிய அறிவியல் அறிஞர் அவகாட்ரோ என்பவரால் முன்மொழியப்பட்டதால் அவரது பெயரிலேயே 'அவகாட்ரோ எண்' என அழைக்கப்படுகிறது. இதன் மதிப்பு 6.023×10^{23} ஆகும். ஆகவே ஒரு மோல் என்பது 6.023×10^{23} துகள்களால் (மூலக்கூறுகளால்) ஆனது. உதாரணமாக 5 மோல் ஆக்சிஜன் மூலக்கூறுகளில் $5 \times 6.023 \times 10^{23}$ மூலக்கூறுகள் உள்ளன.

மோல் தத்துவம்: மோல் என்பதனை எண்ணிக்கை அலகாகப் பயன்படுத்தி மூலக்கூறுகளின் நிறை மற்றும் பருமனை கணக்கிடும் முறையே *மோல் தத்துவம்* ஆகும்.

மோல்களின் எண்ணிக்கையானது கிடைக்கப்பெற்ற கீழ்க்கண்ட பல்வேறு வகையான தரவுகளிலிருந்து பின்வருமாறு கணக்கிடப்படுகிறது.

- அணுக்களின் மோல்களின் எண்ணிக்கை
- மூலக்கூறுகளின் மோல்களின் எண்ணிக்கை
- வாயுக்களின் மோல்களின் எண்ணிக்கை (திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் (S.T.P) திட்ட மோலார் பருமன் = 22.4 லிட்டர்)
- அயனிகளின் மோல்களின் எண்ணிக்கை

(குறிப்பு: தி.வெ.அ – திட்ட வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தநிலை என்பது 273.15 K மற்றும் 1 வளிமண்டல அழுத்தத்தைக் குறிக்கும்.)

ஒரு அணுவின் மோல்

ஒரு மோல் அணு என்பது 6.023×10^{23} அணுக்களைக் கொண்டது. இது அந்த அணுவின் கிராம் அணு நிறைக்குச் சமம்.

உதாரணமாக ஒரு மோல் ஆக்சிஜன் அணு என்பது 6.023×10^{23} ஆக்சிஜன் அணுக்களைக் கொண்டது அதன் கிராம் அணுநிறை 16 கி.

ஒரு மூலக்கூறின் மோல்:

ஒரு மோல் மூலக்கூறு என்பது 6.023×10^{23} மூலக்கூறுகளை கொண்டது. இது அந்த மூலக்கூறின் கிராம் மூலக்கூறுநிறைக்குச் சமம்.

உதாரணமாக ஒரு மோல் மூலக்கூறு ஆக்சிஜன் என்பது 6.023×10^{23} ஆக்சிஜன் மூலக்கூறுகளைக் கொண்டது. அதன் கிராம் மூலக்கூறு நிறை 32 கி.

மோலார் பருமன்

திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் (S.T.P) ஒரு மோல் வாயுவானது 22.4 லிட்டர் அல்லது 22400 மிலி பருமனை ஆக்கிரமிக்கும். இது மோலார் பருமன் எனவும் அழைக்கப்படும்.

மோல்களின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடும் பல்வேறு முறைகள்

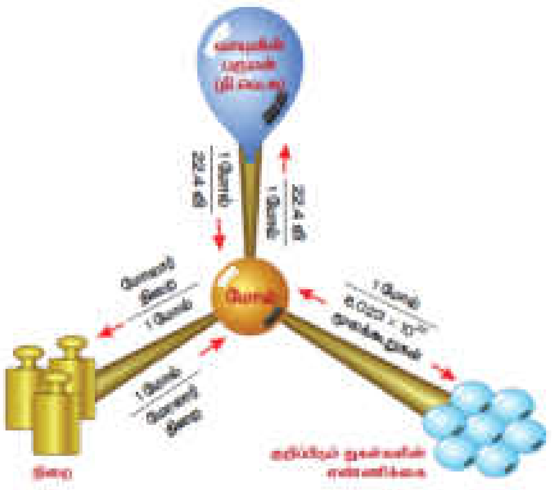
மோல்களின் எண்ணிக்கை

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

$$= \frac{\text{நிறை}}{\text{மூலக்கூறு நிறை}}$$

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

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



படம் 7.3 மோல் தத்துவம்

7.5 சதவீத இயைபு

நாம் இதுவரை, கொடுக்கப்பட்ட பருப்பொருள்களில் உள்ள துகள்களின் எண்ணிக்கையைப் பற்றிப் படித்தோம். ஆனால் பெரும்பாலான நேரங்களில் சேர்மங்களில் உள்ள குறிப்பிட்ட தனிமங்களின் சதவீத இயைபு தேவைப்படுகிறது.

சேர்மங்களின் சதவீத இயைபு என்பது 100 கி சேர்மத்தில் உள்ள ஒவ்வொரு தனிமத்தின் நிறையைக் குறிப்பதாகும். உதாரணமாக நீரில் உள்ள ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்சிஜனின் சதவீத இயைபை கீழ்கண்டவாறு கணக்கிடலாம்.

தனிமத்தின் நிறை சதவீதம்

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

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

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

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

சதவீத இயைபானது சேர்மங்களின் விகித வாய்பாடு மற்றும் மூலக்கூறு வாய்பாட்டைக் கண்டறிவதில் பயன்படுகிறது.

சதவீத இயைபு கணக்கீடுகள்:

எ.கா.கணக்கு 1: மீத்தேனில் உள்ள தனிமங்களின் சதவீத இயைபை காண்க.

CH_4 ன் மூலக்கூறு நிறை $= 12 + 4 = 16$ கி

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

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

7.6 அவகாட்ரோ கருதுகோள்கள்

1811 இல் அவகாட்ரோ என்ற அறிவியல் அறிஞர் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்கும் அவற்றின் பருமனுக்கும் இடையேயான தொடர்பினை வெவ்வேறு சூழ்நிலைகளில் கண்டறிந்து அவரது கருதுகோள்களை வெளியிட்டார்.

அவகாட்ரோ கூற்றின்படி, "மாறா வெப்ப மற்றும் அழுத்த நிலையில் சம பருமனுள்ள வாயுக்கள் அனைத்தும் சம அளவு எண்ணிக்கையிலான மூலக்கூறுகளைக் கொண்டிருக்கும்."

இதன்படி கொடுக்கப்பட்ட வாயுக்களின் பருமனானது அவ்வாயுவின் மூலக்கூறுகளின்

எண்ணிக்கைக்கு நேர்விகிதத்தில் தொடர்புடையதாக இருக்கும். எனில் 'V' என்பது பருமனையும் 'n' என்பது வாயு மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையையும் குறிப்பதாகக் கொண்டால் அவகாட்ரோ விதிப்படி

$V \propto n$

$V =$ மாறிலி $\times n$

ஆகவே 1லி ஹைட்ரஜனில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை 1 லி ஆக்சிஜனில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்கு சமமாக இருக்கும். இதன்மூலம் வாயுக்களின் பருமனானது அவற்றின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்கு நேர்விகிதத் தொடர்பு கொண்டது என்பது தெளிவாகிறது.

படம் 7.4 அவகாட்ரோ கருதுகோள்கள்

விளக்கம்

ஹைட்ரஜன் மற்றும் குளோரின் இணைந்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடு உருவாகும் வினையை எடுத்துக் கொள்வோம்.

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

1 பருமன் + 1 பருமன் → 2 பருமன்

அவகாட்ரோ விதிப்படி ஒரு பருமனுள்ள வாயுக்கள் அனைத்தும் 'n' எண்ணிக்கையிலான மூலக்கூறுகளை பெற்றிருக்கும். எனவே

n மூலக்கூறு + n மூலக்கூறு → 2n மூலக்கூறு

n = 1 எனில்

1 மூலக்கூறு + 1 மூலக்கூறு → 2 மூலக்கூறு

½ மூலக்கூறு + ½ மூலக்கூறு → 1 மூலக்கூறு

1 மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு என்பது ½ மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனையும் ½ மூலக்கூறு குளோரினையும் கொண்டது. இதன்மூலம் மூலக்கூறுகளை பிரிக்க முடியும் என்பது தெளிவாகிறது. இது டால்டனின் அணுக்கொள்கையை ஒத்திருக்கிறது.

செயல்பாடு 7.3

ஒரே வெப்ப அழுத்த நிலையில் 3 லி O_2, 5 லி Cl_2 மற்றும் 6 லி H_2 ஐ எடுத்துக் கொண்டால்

i. அதிக எண்ணிக்கையிலான மூலக்கூறுகளைக் கொண்டிருப்பது எது?

ii. குறைந்த எண்ணிக்கையிலான மூலக்கூறுகளைக் கொண்டிருப்பது எது?

7.7 அவகாட்ரோ விதியின் பயன்பாடுகள்

1. கே-லூசாக் விதியினை விவரிக்கிறது
2. வாயுக்களின் அணுக்கட்டு எண்ணைக் கணக்கிட உதவுகிறது.
3. அவகாட்ரோ விதியினைப் பயன்படுத்தி வாயுக்களின் மூலக்கூறு வாய்பாட்டை கணக்கிடலாம்.
4. மூலக்கூறுநிறைக்கும், ஆவி அடர்த்திக்கும் உள்ள தொடர்பை வருவிக்க உதவுகிறது.
5. அனைத்து வாயுக்களின் கிராம் மோலார் பருமனை (22.4 லிட்டர் திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில்) கணக்கிடுவதில் பயன்படுகிறது.

7.8 ஆவி அடர்த்திக்கும் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறைக்கும் இடையேயான தொடர்பு

i. **ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை (ஹைட்ரஜன் அளவீடு):**

ஒரு வாயு அல்லது ஆவியின் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை என்பது ஒரு மூலக்கூறு வாயு அல்லது ஆவியின் நிறைக்கும் ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறைக்கும் இடையே உள்ள விகிதமாகும்.

ii. **ஆவி அடர்த்தி (V.D.):**

மாறா வெப்ப மற்றும் அழுத்த நிலையில் ஒரு குறிப்பிட்ட பருமனுள்ள வாயு அல்லது ஆவியின் நிறைக்கும் அதே பருமனுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறைக்கும் உள்ள விகிதமே ஆவி அடர்த்தி எனப்படும்.

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

அவகாட்ரோ விதிப்படி சமபருமனுள்ள வாயுக்கள் அனைத்தும் சம அளவு எண்ணிக்கையிலான மூலக்கூறுகளைக் கொண்டிருக்கும்.

ஒரு பருமனுள்ள வாயுவில் 'n' எண்ணிக்கையிலான மூலக்கூறுகள் உள்ளதாகக் கொண்டால்,

$$\text{ஆவி அடர்த்தி (தி.வெ.அ)} = \frac{\text{'n' மூலக்கூறு வாயு (அ) ஆவியின் நிறை}}{\text{'n' மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனின் நிறை}}$$

'n' = 1 எனக் கொண்டால்,

$$\text{ஆவி அடர்த்தி} = \frac{\text{1 மூலக்கூறுவாயு (அ) ஆவியின் நிறை}}{\text{1 மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனின் நிறை}}$$

ஹைட்ரஜன், ஈரணு மூலக்கூறு ஆதலால்

$$\text{ஆவி அடர்த்தி} = \frac{\text{1 மூலக்கூறு வாயு (அ) ஆவியின் நிறை}}{\text{2 ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் நிறை}}$$

நாம் ஆவி அடர்த்தியை மூலக்கூறு நிறையுடன் கீழ்கண்டவாறு தொடர்பு படுத்தலாம்.

$$\text{ஆவி அடர்த்தி} = \frac{\text{1 மூலக்கூறு வாயு (அ) ஆவியின் நிறை}}{\text{2 × 1 ஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறை}} \quad .....7.1$$

$$\text{ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை} = \frac{\text{1 மூலக்கூறு வாயு (அ) ஆவியின் நிறை}}{\text{1 ஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறை}} \quad ....7.2$$

சமன்பாடு 7.2–ஐ 7.1–இல் பதிலிட

$$\text{ஆவி அடர்த்தி} = \frac{\text{ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை}}{2}$$

குறுக்கே பெருக்க

$$2 \times \text{ஆவி அடர்த்தி} = \text{வாயு (அ) ஆவியின் ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை}$$

(அ)

$$\text{ஒப்பு மூலக்கூறு நிறை} = 2 \times \text{ஆவி அடர்த்தி}$$

7.9 தீர்க்கப்பட்ட கணக்குகள்

I. மோலார் நிறை கணக்குகள்

கீழ்கண்டவற்றின் மோலார் நிறையைக் காண்க.

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

தீர்வுகள்

1. H_2O

H ன் அணு நிறை = 1, O-ன் அணு நிறை = 16

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

H_2O ன் மோலார் நிறை = 18 கி

2. CO_2

C ன் அணு நிறை = 12, O-ன் அணு நிறை = 16

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

= 12 + 32

CO_2 ன் மோலார் நிறை = 44 கி

3. $Ca_3(PO_4)_2$

Ca ன் அணு நிறை = 40, P-ன் அணு நிறை = 30,

O ன் அணு நிறை = 16.

$Ca_3(PO_4)_2$ ன் மோலார் நிறை

= (40 × 3) + [30 + (16 × 4)] × 2

= 120 + (94 × 2)

= 120 + 188

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

II. நிறை மற்றும் பருமனைப் பயன்படுத்தி மோல்களைக் கணக்கிடுதல்

1. 46 கி சோடியத்தின் மோல்களைக் கணக்கிடு

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

2. S.T.P இல் 5.6 லிட்டர் ஆக்சிஜன்

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

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

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

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

III. மோல்களின் எண்ணிக்கையிலிருந்து நிறையைக் கணக்கிடுதல்.

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

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

நிறை = மோல்களின் எண்ணிக்கை × அணுநிறை

நிறை = 0.3 × 27 = 8.1 கி

2. S.T.P இல் 2.24 லிட்டர் SO_2

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

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

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

நிறை = மோல்களின் எண்ணிக்கை × மூலக்கூறு நிறை

நிறை = 0.1 × 64 = 6.4 கி

3. 1.51×10^{23} மூலக்கூறு நீர்

நீரின் மூலக்கூறு நிறை = 18 கி

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

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

நிறை = மோல் × மூலக்கூறு நிறை

நிறை = 0.25 × 18 = 4.5 கி

4. 5×10^{23} மூலக்கூறு குளுக்கோஸ்
குளுக்கோஸின் மூலக்கூறு நிறை = 180 கி

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

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

IV. மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை மற்றும் அணுக்களின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுதல்.

1. 11.2 லி CO_2 இல் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடு

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

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

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

2. 1 கி தங்கத்தில் உள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடு (Au ன் அணுநிறை = 198 கி)

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

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

3. 54 கி H_2O இல் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை யாது?

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

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

4. 5 மோல் CO_2 ல் உள்ள கார்பன் மற்றும் ஆக்சிஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையைக் காண்க

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

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

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

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

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

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

V. மோலார் பருமன் கணக்குகள்
கீழ்கண்டவற்றின் பருமனைக் கண்க்கிடு:

1. 2.5 மோல் CO_2

$$\text{பருமன்} = \text{மோல்களின் எண்ணிக்கை} \times \text{மோலார் பருமன்}$$

பருமன் $= 2.5 \times 22.4 = 56$ லிட்டர்

2. 12.046×10^{23} மூலக்கூறு அம்மோனியா

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

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

$$\text{பருமன்} = \text{மோல்களின் எண்ணிக்கை} \times \text{மோலார் பருமன்}$$

பருமன் $= 2 \times 22.4 = 44.8$ லிட்டர்

3. 14 கி நைட்ரஜன் வாயு

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

$$\text{பருமன்} = \text{மோல்களின் எண்ணிக்கை} \times \text{மோலார் பருமன்}$$

பருமன் $= 0.5 \times 22.4 = 11.2$ லிட்டர்

VI. சதவீத இயைபு கணக்குகள்

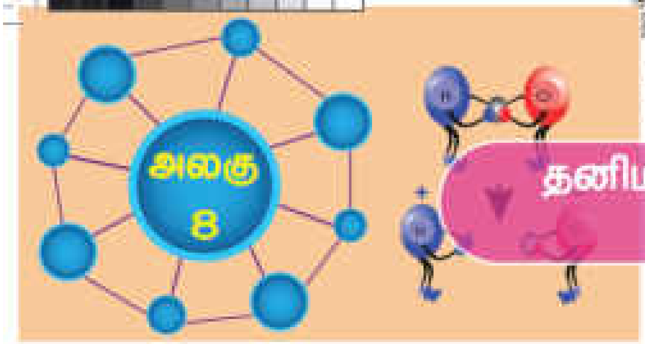
1. H_2SO_4 ல் உள்ள S ன் சதவீத இயைபினைக் காண்க

H_2SO_4 ன் மோலார் நிறை

$= (1 \times 2) + (32 \times 1) + (16 \times 4)$
$= 2 + 32 + 64 = 98$ கி

$$\text{சல்பரின் சதவீத இயைபு} = \frac{\text{சல்பரின் நிறை}}{H_2SO_4 \text{ ன் மோலார் நிறை}} \times 100$$

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



தனிமங்களின் ஆவர்த்தன வகைப்பாடு

EBXZSK

கற்றல் நோக்கங்கள்

இப்பாடத்தை முழுமையாகக் கற்ற பின்பு மாணவர்கள் சிந்தையில் விளையும் நன்மைகள்

- நவீன ஆவர்த்தன விதியின் அடிப்படையும், அதன் வளர்ச்சியும் பற்றி அறிதல்.
- தொகுதிகளையும், தொடர்களையும் பற்றிய சிறப்புகளை வரிசைப்படுத்துதல்.
- தனிமங்களின் ஆவர்த்தன பண்புகளை விவரித்தல்.
- தாதுக்களுக்கும், கனிமங்களுக்கும் உள்ள வேறுபாடுகளை அறிதல்.
- தாதுக்களில் உள்ள மாசுக்களை நீக்கும் முறைகளை அறிதல்.
- தமிழ்நாட்டில் உள்ள வெவ்வேறு பகுதிகளில் செறிந்துள்ள கனிமங்களைப் பற்றி தெரிதல்.
- உலோகங்களின் பண்புகளை உரைத்தல்.
- உலோகவியலில் உள்ள வெவ்வேறு படிநிலைகள் தெரிதல்.
- உலோகக் கலவைகளும் அவற்றின் வகைகளும் பற்றி அறிவியல் பூர்வமாய் சிந்தித்தல்.
- இரசக் கலவையைப் பற்றிய உண்மையை உணர்தல்.
- உலோக அரிமானத்திற்கான காரணங்களையும், அவற்றைத் தடுக்கும் முறைகளையும் புரிதல்.

அறிமுகம்

விஞ்ஞானத்தில், வேதியியல் துறையில் 18 ஆம் மற்றும் 19 ஆம் நூற்றாண்டுகளில், துரித மாற்றங்கள் நிகழ்ந்தன. கி.பி (பொ.ஆ) 1860ல் விஞ்ஞானிகளால் 60 தனிமங்களும் அவற்றின் நிறைகளும் கண்டுபிடிக்கப்பட்டிருந்தன. அவற்றுள் சில, பண்புகளில் ஒத்திருந்ததால், ஒரே தொகுதிகளில் வரிசைப்படுத்தப்பட்டன. இக்காலக்கட்டத்தில் வெவ்வேறு புதிய தனிமங்கள் வெவ்வேறு பண்புகளோடு கண்டு பிடிக்கப்பட்டன. ஒவ்வொரு தனிமத்தின் பண்புகளை தனித்தனியே அறிவதற்கு பதிலாக, அவற்றைத் தொகுதிகளாகவும், தொடர்களாகவும் ஒருங்கிணைத்து, பின் பண்புகளை ஒப்பிட்டுப் பார்த்தல் எளிமையாக இருக்கும் என கருதப்பட்டது. காய்களையும், கனிகளையும் அவற்றின் பண்புகள் பொறுத்து வகைப்படுத்துவது போல தனிமங்களை ஆவர்த்தனப் பண்புகள் மூலம் வரிசைப்படுத்தலாம் என கருதினர். எனவே அறிஞர்கள் தக்க வழியில், தனிமங்களை வரிசைப்படுத்த பல முயற்சிகளை மேற்கொண்டனர். கடந்த ஒன்பதாம் வகுப்புப் பாடத்தில் தனிமங்களை வரிசைப்படுத்த நடந்த முந்தைய முயற்சிகளைப் பற்றி அறிந்தீர்கள். ஒன்பதாம் வகுப்பில் தனிமங்களை வகைப்படுத்துதல் பாடத்தில் பெற்ற அறிவின் தொடர்ச்சியாக, நாம் உயர் சிந்தனையோடு முன் தொடர்ந்து, தனிமங்களின் பண்புகளைப் பற்றிய அறிவை வளர்த்துக் கொள்வோம்.

8.1 நவீன ஆவர்த்தன விதி

மெண்டலீவின் ஆவர்த்தன அட்டவணையில் தீர்க்க முடியாத சில முரண்பாடுகள் இருந்தன. உதாரணமாக அணுநிறை (39.95 amu) கொண்ட ஆர்கான் தனிமம், முன்னாலும், அணு நிறை (39.10 amu) கொண்ட பொட்டாசியம் தனிமம் பின்னாலும் வரிசைப்படுத்தப்பட்டன. அணுநிறையை மையமாகக் கொண்டு அடுக்குவோமாயின், பொட்டாசியத்தின் இடத்தை, ஆர்கான் பெற்றிருக்கும். லித்தியம் சோடியம் உள்ள தொகுதியில் ஆர்கானை எந்த ஒரு வேதியலாளரும் வைக்க மாட்டார்கள். இவை, அணுநிறை என்ற அடிப்படையை விட வேறு ஒரு அடிப்படைப் பண்பிற்கு வழிவகுத்தன. மெண்டலீப் மற்றும் அவரோடு இருந்தவர்களுக்கு அணுவில் உள்ள

புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை அடிப்படை பண்பாக இருக்கிறது என்பது அறியக்கூடாததாய் இருந்தது.

1912 ஆம் ஆண்டு ஹென்றி மோஸ்லே என்ற பிரிட்டன் விஞ்ஞானி ஆவர்த்தன வரிசைப்படுத்தலுக்கு, அணு எண் என்பது சிறந்த அடிப்படை என்ற உண்மையைக் கண்டறிந்தார். அணு எண் என்பது ஒரு அணுவின் உள்ள புரோட்டானின் எண்ணிக்கையையோ, அல்லது எலக்ட்ரானின் எண்ணிக்கையையோ குறிக்கும். ஆகவே ஆவர்த்தன விதியைக் கீழ்க்கண்டவாறு மேம்படுத்தி அறியலாம்.

"தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகள், அவற்றின் அணு எண்களைச் சார்ந்து அமையும்".

8.2 நவீன ஆவர்த்தன அட்டவணை

நவீன ஆவர்த்தன விதியின் படி, தனிமங்கள், அணு எண் அதிகரிப்பிற்கு ஏற்றாற்போல் நவீன அட்டவணையில் வரிசைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன. வேதியியல் தனிமங்கள், தங்கள் பண்புகளை முறையே உணர்த்தும் வகையில், தொடர்களாகவும், தொகுதிகளாகவும், நவீன ஆவர்த்தன அட்டவணையில் வரிசைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன. படம் 8.1 ஆனது 118 தனிமங்கள் கொண்ட நவீன ஆவர்த்தன அட்டவணையைக் காட்டுகின்றது.

கடந்த ஒன்பதாம் வகுப்பில் கற்ற ஆவர்த்தன அட்டவணையின் சிறப்பம்சங்களின் தொடர்ச்சியாக, தொகுதி மற்றும் தொடர்களின் சிறப்பம்சங்களை அறிய விழைவோம்.

8.2.1 தொடர்களின் சிறப்பம்சங்கள்

- தனிமங்களின் கிடைமட்ட வரிசைகள் தொடர்களாகும். ஆவர்த்தன அட்டவணையில் மொத்தம் 7 தொடர்கள் உள்ளன.
- முதலாம் தொடர் (அணு எண் 1 மற்றும் 2) இத்தொடர் மிகச்சிறிய தொடராகும். இதில் ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஹீலியம் எனும் 2 தனிமங்களே உள்ளன.
- இரண்டாம் தொடர் (அணு எண் 3 லிருந்து 10 வரை) இது சிறிய தொடராகும். இதில் 'Li' யிலிருந்து 'Ne' வரை 8 தனிமங்கள் உள்ளன.
- மூன்றாம் தொடர் இதுவும் ஒரு சிறிய தொடராகும். (அணு எண் 11 லிருந்து 18 வரை) இதில் 'Na' யிலிருந்து 'Ar' வரை 8 தனிமங்கள் உள்ளன.
- நான்காம் தொடர் (அணு எண் 19 லிருந்து 36 வரை) இது ஒரு நீண்ட தொடராகும். இதில் "K" யிலிருந்து, "Kr" வரை, 18 தனிமங்கள் உள்ளன. இவற்றில் 8 சாதாரண தனிமங்களும், 10 இடைநிலைத் தனிமங்களும் உள்ளன.
- ஐந்தாம் தொடர் (அணு எண் 37 லிருந்து, 54 வரை) இதுவும் ஒரு நீண்ட தொடராகும். இதில் Rb யிலிருந்து Xe வரை 18 தனிமங்கள் உள்ளன. இவற்றில் 8 சாதாரண தனிமங்களும், 10 இடைநிலைத் தனிமங்களும் உள்ளன.
- ஆறாம் தொடர் (அணு எண் 55 லிருந்து 86 வரை) இது மிக நீண்ட தொடராகும். இதில் 'Cs' லிருந்து, 'Rn' வரை 32 தனிமங்கள் உள்ளன. இவற்றுள் 8 சாதாரண தனிமங்கள், 10 இடைநிலைத் தனிமங்கள் மற்றும் 14 உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள் (லாந்தனைடுகள்) என ஆகும்.
- ஏழாம் தொடர் (அணு எண் 87 லிருந்து, 118 வரை) ஆறாம் தொடரைப் போல, இதுவும் 32 தனிமங்கள் கொண்டது. சமீபத்தில், நான்கு தனிமங்கள் அட்டவணையில் IUPAC ஆல் உட்படுத்தப்பட்டன.

8.2.2 தொகுதிகளின் சிறப்பம்சங்கள்

- ஆவர்த்தன அட்டவணையில் மேலிருந்து கீழாக வரிசைப்படுத்தப்பட்ட தனிமங்கள், தொகுதிகள் எனப்படும். அட்டவணையில் மொத்தம் 18 தொகுதிகள் உள்ளன.
- தனிமங்களின் பொதுவான சிறப்பியல்புகளை வைத்து வெவ்வேறு குடும்பங்களாகத் தொகுக்கப்பட்டுள்ளன.
- தொகுதி 3 ன் அங்கமாகத் திகழும், லாந்தனைடு மற்றும் ஆக்டினைடுகள் உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள் என அழைக்கப்படும்.
- பூஜ்ஜியத் தொகுதியைத் தவிர, மற்ற தொகுதிகளில் உள்ள தனிமங்களின் வெளிக்கூட்டில், ஒத்த எண்ணிக்கை உள்ள எலக்ட்ரான்களும், ஒத்த இணைதிறனும் பெற்றிருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக, தொகுதி 1 ல்

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

உள்ள தனிமங்கள் வெளி ஆற்றல் மட்டத்தில் ஒரு எலக்ட்ரான் மட்டும் 1S¹ பெற்றிருப்பதால், கார உலோகத் தனிமங்களின் இணைதிறன் 1 ஆகும்.

- ஒத்த தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் ஒத்த எலக்ட்ரான் அமைப்புகளைப் பெற்று, ஒத்த வேதிப்பண்புகளோடு திகழும்.
- இயல் பண்புகளான, உருகுநிலை, கொதிநிலை மற்றும் அடர்த்தி ஆகியன சீராக மாறுபடும்.
- பூஜ்ஜியத் தொகுதித் தனிமங்கள், நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பை வெளிக்கூட்டில் பெற்றிருப்பதால், வினையுறா தன்மையைப் பெற்றிருக்கும்.

8.3 ஆவர்த்தன பண்புகளில் ஏற்படும் நிகழ்வுகள்

தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு சீராக நிகழும் இயல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகளை விளக்க உதவுகின்றன. தனிமவரிசை அட்டவணையில் உள்ள தனிமங்களின் பண்புகள், குறிப்பிட்ட சீரான இடைவெளிக்குப் பிறகு மீண்டும் ஒரே மாதிரியிருக்கும் நிகழ்வு ஆவர்த்தன பண்பு எனப்படும்.

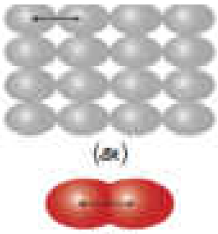
456P7C

பண்புகளான, அணு ஆரம், அயனி ஆரம், அயனியாக்கும் ஆற்றல், எலக்ட்ரான், கவர்தன்மை, எலக்ட்ரான் நாட்டம் ஆகியன ஆவர்த்தனத் பண்பை காட்டுகின்றன. நவீன அட்டவணையானது தனிமங்களின் பொதுப்பண்புகளையும், தொகுதி மற்றும் தொடர்களில் ஏற்படும் தனிமங்களின் சீரான மாற்றங்களையும் அறிமுகமாகாத தனிமங்களுக்கும் மிகத் தெளிவாகத் தருகின்றது. இப்பகுதியில் பின்வரும் ஆவர்த்தன பண்புகளைப் பற்றி அறியலாம்.

8.3.1 அணு ஆரம்

ஒரு அணுவின் ஆரம் என்பது அதன் அணுக்கருவின் மையத்திற்கும், இணைதிற எலக்ட்ரான் உள்ள வெளிக்கூட்டிற்கும் இடையேயான தூரம் என வரையறுக்கப்படும். ஒரு தனித்த அணுவின் ஆரத்தை, நேரடியாக அளவிட முடியாது. மந்த வாயுக்கள் தவிர, வழக்கமாக அணு ஆரம் என்பது தொடர்புடைய அணுக்களுக்கிடையே உள்ள பிணைப்பின் தன்மையை பொறுத்து, சகப்பிணைப்பு ஆரம் அல்லது உலோக ஆரம் என்றழைக்கப்படும். அருகருகே உள்ள இரண்டு உலோக அணுக்களின் உட்கருக்களுக்கு இடையே உள்ள தூரத்தின் பாதியே உலோக ஆரம் எனப்படும். படம் 8.2

அ) உலோகமற்ற தனிமங்களில், உள்ள அணு ஆரம் சகப்பிணைப்பு ஆரம் என்றழைக்கப்படும். ஒற்றை சகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ள இரண்டு ஒத்த அணுக்களின் அணுக்கருக்களுக்கு இடையே ஆன தொலைவின் பாதியளவு சகப்பிணைப்பு ஆரம் எனப்படும். எடுத்துக்காட்டாக, H_2 மூலக்கூறில், இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்கருக்களுக்கு இடையில் உள்ள தூரம் $0.74\AA$. இதன் சகப்பிணைப்பு ஆரமானது $0.74/2 = 0.37\AA$ என்று கணக்கிடலாம்.

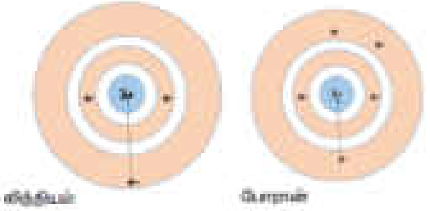


படம் 8.2
அ. உலோக ஆரம்
ஆ. சகப்பிணைப்பு ஆரம்

படம் 8.3 ஹைட்ரஜனின் அணு ஆரம்

தனிம வரிசை அட்டவணையில் உள்ள தனிமங்களின் அணு ஆரங்களைப் பார்க்கும் போது, இருவேறு நிகழ்வுகள் தெளிவாகும். தொடரில், இடது புறத்திலிருந்து வலதுபுறமாக செல்கையில், தனிமங்களின் அணு ஆரங்கள் குறையும். ஆனால் தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக இறங்கும்போது அணு ஆரங்கள் அதிகரிக்கும். இதன் காரணத்தை கீழ்க்கண்டவாறு அறியலாம். தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக இறங்கும்போது, வெளிக்கூடு எண் அதிகரிக்கும் இதனால், வெளிக்கூட்டிற்கும் ஆற்றல் மட்டத்திற்கும் அணுக்கருவிற்கும் இடைப்பட்ட தூரம் அதிகரித்து கவர்ச்சி விசை குறைந்து, உருவளவு பெரிதாகக் காணப்படும்.

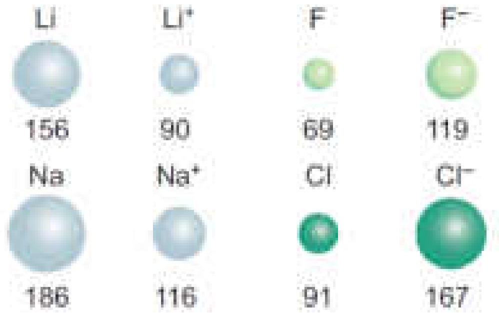
மாறாக தொடரில் இடது புறத்திலிருந்து வலதுபுறமாக செல்கையில், ஆற்றல் மட்டம் மாறுவதில்லை. ஆனால் புரோட்டானின் எண்ணிக்கை அதிகரித்து செல்லும். அதிகரிக்கும் நேர்மின் சுமைக்கு ஏற்ப எலக்ட்ரான்கள் மீதுள்ள கவர்ச்சி விசை அதிகரிப்பதால் அணுவின் உருவளவு குறைகிறது. அணு ஆரமானது லித்தியத்திலிருந்து போரானுக்கு செல்லும் போது எவ்வாறு குறைகிறது என்பதை படம் 8.4 காட்டுகின்றது.



படம் 8.4 அணு ஆரம் மாறுபாடு

8.3.2 அயனிஆரம்

ஒரு அயனியின் கருமையத்திற்கும், அவ்வயனியின் எலக்ட்ரான் திரள் முகில் மீது அதன் கருவால் கவர்ச்சி விசை செலுத்த இயலும் தூரத்திற்கும் இடையேயான தொலைவு அயனி ஆரம் என வரையறுக்கப்படும். ஒரு அணுவானது எலக்ட்ரான்களை இழந்தோ, ஏற்றோ அயனியாக மாறும். எலக்ட்ரான் இழக்கும் அணு, நேர்மின் சுமை பெற்று, நேர்மின் அயனி என்றழைக்கப்படும் எலக்ட்ரானை ஏற்கும் அணு, எதிர் மின்சுமை பெற்று, எதிர்மின் அயனி என்றழைக்கப்படும். கரைசல்களின் இயல்புகளையும், அயனித்திண்மங்களின் வடிவமைப்புகளையும், தீர்மானிக்க, அயனிகளின் உருவளவு முக்கியமாகும். நேர்மின் அயனியானது அதன் தொடர்புடைய அணுவைவிட உருவளவில் சிறிதாகவும், எதிர்மின் அயனியானது அதன் தொடர்புடைய அணுவைவிட உருவளவில் பெரிதாகவும் காணப்படும்.



பிகா மீட்டரில் ஆரம்

படம் 8.6 நேர் மற்றும் எதிர்மின் அயனிகளின் ஒப்பீட்டு ஆரங்கள்

உதாரணமாக லித்தியம் மற்றும் சோடியம் தங்களது வெளி ஆற்றல் மட்டத்தில் உள்ள ஓர் எலக்ட்ரானை இழந்து நேர்மின் அயனிகளாகின்றன. இவ்வயனிகள், தம் தொடர்புடைய அணுக்களைவிட உருவில் சிறிதாக இருக்கக் காரணம், உட்கருவிற்கும், மீதமுள்ள உள் ஆற்றல் மட்ட எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையே உள்ள அதிக கவர்ச்சி விசையே காரணம் ஆகும். புளூரின் மற்றும் குளோரின் தங்களது வெளிக்கூட்டில் ஒரு எலக்ட்ரானை ஏற்று எதிர்மின் சுமையுடைய அயனிகளாகின்றன. உட்கருவானது எதிர்மின் சுமையுடைய அயனிகளில் உள்ள வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான்களில் காட்டும் ஈர்ப்பு விசையானது அதே தனிமத்தின் நடுநிலை அணுவில் காட்டுவதை விட குறைவு. ஆகவே அணு ஆரத்தில் கண்டது போல, அயனி ஆரங்களும் தொடரில் இடப்புறத்திலிருந்து வலப்புறமாக குறைந்தும், தொகுதியில், மேலிருந்து கீழாக அதிகரித்தும் காணப்படும்.

8.3.3 அயனியாக்கும் ஆற்றல்

அடி ஆற்றல் நிலையில் (ground state) உள்ள நடுநிலைத் தன்மையுடைய தனித்த வாயு நிலை அணு ஒன்றின் இணைதிறன் கூட்டிலிருந்து இலகுவாகப் பிணைக்கப்பட்டுள்ள ஒரு எலக்ட்ரானை நீக்கி நேர்மின் அயனியாக மாற்றுவதற்கு தேவைப்படும் குறைந்த பட்ச ஆற்றல், அயனியாக்கும் ஆற்றல் எனப்படும். இதை அயனியாக்கும் என்தால்பி என்றும் அழைக்கலாம். இதன் அலகு KJ/mol. அயனியாக்கும் ஆற்றல் அதிகரிக்கும்போது, எலக்ட்ரானை நீக்குவது கடினமாகின்றது.

தொடரில் அணு ஆரம் இடது புறத்திலிருந்து வலது புறமாக செல்கையில் குறைவதால், எலக்ட்ரானை நீக்க, அதிக ஆற்றல் தேவைப்படும். ஆகவே, தொடரில், இடது புறத்திலிருந்து வலதுபுறம் செல்கையில், அயனி ஆக்கும் ஆற்றல் அதிகரிக்கின்றது. ஆனால் தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக இறங்குகையில், அணுவின் உருவளவு அதிகரிப்பதாலும், இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் இலகுவாக பிணைக்கப் பட்டிருப்பதாலும், அயனியாக்கும் ஆற்றல் மிகச் சிறிதளவே தேவைப்படும். ஆகவே, தொகுதியில் மேலிருந்து கீழிறங்குகையில் அயனியாக்கும் ஆற்றல் குறையும் தன்மை பெற்றிருக்கும்.

குறிப்பு

- நேர்மின் சுமை அதிகரிக்கும் போது நேர்மின அயனியின் உருவளவு குறையும்.
- எதிர் மின்சுமை அதிகரிக்கும் போது எதிர்மின் அயனியின் உருவளவு அதிகரிக்கும்.

8.3.4 எலக்ட்ரான் நாட்டம்

ஒரு தனித்த நடுநிலை உடைய வாயுநிலைஅணு ஒன்றின் இணைதிறன் கூட்டில், ஒரு எலக்ட்ரானை சேர்த்து, அதன் எதிர் மின் சுமையுடைய அயனியை உருவாக்கும் போது வெளிப்படும் ஆற்றல் எலக்ட்ரான் நாட்டம் எனப்படும். அயனியாக்கும் ஆற்றலைப் போல, எலக்ட்ரான் நாட்டமும் தொடரில் இடப்புறத்திலிருந்து வலப்புறமாக அதிகரித்தும், தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக குறைந்தும் காணப்படும்.

இதன் அலகு KJ/mol ஆகும்.

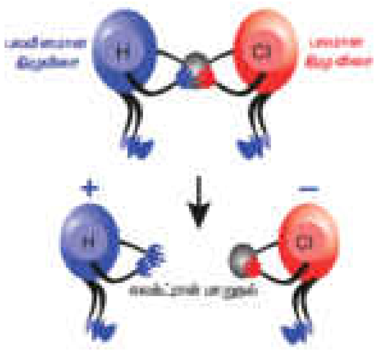
$$A_{(g)} + e^{-} \rightarrow A^{-}_{(g)} + \text{ஆற்றல்}$$
$$Cl_{(g)} + e^{-} \rightarrow Cl^{-}_{(g)} + \text{ஆற்றல்}$$

மேலும் அறிந்து கொள்க

மந்த வாயுக்கள் எலக்ட்ரான்களை ஏற்கும் தன்மையற்றவை. ஏனெனில், அவற்றின் வெளிமட்டத்தில் உள்ள s மற்றும் p ஆர்பிட்டால்கள் முழுமையாக எலக்ட்ரான்களால் நிரம்பி உள்ளவை. அதனால் மேலும் ஒரு எலக்ட்ரானை சேர்ப்பது இயலாது. எனவே இவற்றின் எலக்ட்ரான் நாட்டம் பூஜ்ஜிய மதிப்பை பெறுகின்றன.

8.3.5 எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை

சகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ள மூலக்கூறில் உள்ள ஒரு அணுவானது சகப்பிணைப்பில் பங்கிடப்பட்டுள்ள எலக்ட்ரான் இணையினை தன்னை நோக்கி கவரும் பண்பு எலக்ட்ரான் கவர்திறன் எனப்படும். உதாரணமாக HCl மூலக்கூறை எடுத்துக் கொள்வோம். ஹைட்ரஜன் மற்றும் குளோரின் அணுக்கள் ஒரு எலக்ட்ரானை பங்கிட்டு சகப்பிணைப்பினை உருவாக்கும். குளோரின் அணுவிற்கு எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை அதிகம். அதனால், பங்கீட்டு எலக்ட்ரான்களை ஹைட்ரஜன் விட, குளோரின் அணு தன்னை நோக்கி இழுத்துக் கொள்ளும். பிணைப்பு உடையும்போது பிணை எலக்ட்ரான், குளோரினுடன் சென்று H^+ மற்றும் Cl^- அயனிகள் உருவாகும். இதை கீழ்க்காணும் படங்களின் மூலம் அறியலாம்.



படம் 8.6 ஹைட்ரஜனுக்கும், குளோரினுக்கும் உள்ள ஒப்பீட்டு எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை

எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையானது கீழ்க்காணும் சோதனை முடிவுகளான, பிணைப்பு ஆற்றல், அயனியாக்கும் ஆற்றல், எலக்ட்ரான் நாட்டம் ஆகியவற்றைச் சார்ந்து அமையும்.

எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையை கணக்கிடுவதில், பாலிங் அளவீடு பெரும் பங்களிக்கின்றது. இதன் மூலம், ஒர மூலக்கூறின் அணுக்களுக்கு இடையில் உள்ள பிணைப்பின் தன்மையை (அயனிப்பிணைப்பு அல்லது சகப்பிணைப்பு) அறியலாம்.

சில தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையைக் கீழே காண்க.

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

இரு அணுக்களுக்கு இடையே உள்ள எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை வித்தியாசம் 1.7 என இருந்தால், அப்பிணைப்பு 50 % அயனித்தன்மையும், 50 % சகப்பிணைப்புத் தன்மையையும் பெற்றிருக்கும்.

அவ்வித்தியாசம் 1.7 ஐ விட குறைவாயின் அப்பிணைப்பு சகப்பிணைப்பாகும்.

வித்தியாசமானது 1.7 ஐ விட அதிகமெனில் அப்பிணைப்பு அயனிப்பிணைப்பாகும்.

தொடரில், இடப்பக்கத்திலிருந்து வலப்பக்கமாக செல்லும் போது எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை அதிகரிக்கும். ஏனெனில் அணுக்கரு மின்சுமை அதிகரிக்கும்போது, எலக்ட்ரான் கவர்ச்சி விசை அதிகமாகும். தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக இறங்குகையில் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை குறைகிறது. ஏனெனில், ஆற்றல் மட்டத்தின் எண்ணிக்கை அதிகமாகிறது.

ஆவர்த்தனப் பண்பு	தொடரில் மாற்றம்	தொகுதியில் மாற்றம்
அணு ஆரம்	குறைகிறது	அதிகரிக்கிறது
அயனி ஆரம்	குறைகிறது	அதிகரிக்கிறது
அயனியாக்கும் ஆற்றல்	அதிகரிக்கிறது	குறைகிறது
எலக்ட்ரான் நாட்டம்	அதிகரிக்கிறது	குறைகிறது
எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை	அதிகரிக்கிறது	குறைகிறது

சுயசோதனை

கீழ்க்காணும் மூலக்கூறுகளில் உள்ள பிணைப்பின் தன்மையை கண்டறிக

(i) NaCl (ii) NaBr (iii) NaI
(iv) NaF (v) NaH

8.4 உலோகவியல்

மனித வாழ்வு வெவ்வேறு உலோகங்களுடன் தொடர்புடையது. அன்றாட வாழ்வியலில், உலோகங்களை நாம் பயன்படுத்துகிறோம். மனித உடலில் சோடியம், பொட்டாசியம், கால்சியம், இரும்பு முதலான உலோகங்கள் இன்றியமையா இடம் பெற்றுள்ளன. இவ்வுலோகங்களின் குறைபாடுகள் வளர்சிதை மாற்றங்களைப் பாதித்து, நோய்கள் உருவாகக் காரணமாகும். ஆகவே, உலோகங்கள், நம்வாழ்வில் முக்கிய பங்கு வகிக்கின்றன. இப்பகுதியில், உலோகவியல் மூலம் உலோகங்கள் எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன என்பதை விவரிக்கலாம்.

உலோகங்களை அவற்றின் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுத்து, இயல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகளுக்கு ஏற்றாற்போல் அவற்றை உலோகக் கலவைகளாக மாற்றி, வெவ்வேறு பயன்பாட்டுக்கு உட்படுத்தும் அறிவியலே உலோகவியல் எனப்படும். உலோகவியலின் செயல்பாடுகள் மூன்று படிகளைக் கொண்டது.

HQM2ZV

- தாதுக்களை அடர்ப்பித்தல் இம்முறையின் மூலம், தாதுக்களில் உள்ள மாசுக்கள் நீக்கப்படுகின்றன.
- உலோகத்தை உருவாக்கல் இம்முறையில், தாதுவில் இருந்து உலோகம் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.
- உலோகத்தை தூய்மையாக்கல் இம்முறையில் உலோகமானது தூய்மை செய்யப்படுகிறது.

8.4.1 உலோகவியலில் உள்ள கலைச் சொற்கள்

கனிமங்கள்: ஒரு கனிமம் என்பது தனி சேர்மமாகவோ அல்லது வெவ்வேறு சேர்மங்களைச் சேர்த்து அடக்கிய கூட்டுக் கலவையாகவோ புவியில் காணப்படும்.

தாது: எக்கனிமத்திலிருந்து, உலோகமானது எளிதில், சிக்கனமாக, பெரிய அளவில் பிரித்தெடுக்க முடிகிறதோ அதுவே தாது எனப்படும்.

உதாரணமாக களிமண்ணும், ($Al_2O_3.2SiO_2.2H_2O$) பாக்சைட்டும் ($Al_2O_3.2H_2O$) அலுமினியத்தின் கனிமங்களாகும். ஆனால், பாக்சைட்டிலிருந்து அலுமினியம் இலாபகரமாக பிரித்தெடுக்கமுடிவதால், பாக்சைட்டானது அலுமினியத்தின் தாது என்றும், களிமண் அதன் கனிமம் என்றும் அழைக்கப்படும்.

சுரங்க உற்பத்தி: புவித் தோட்டிலிருந்து தாதுக்களைப் பிரிக்கும் முறையே சுரங்க உற்பத்தி எனப்படும்.

தாதுக்கூளம் அல்லது காங்கு: உலோகத் தாதுப்பொருட்களோடு கலந்துள்ள மண் மற்றும் பாறைத் தூள் மாசுக்கள் காங்கு அல்லது தாதுக்கூளம் எனப்படும்.

இளக்கி: தாதுவுடன் உள்ள மாசுக்களை (காங்கு) உருகிடும் சேர்மமாக மாற்றி, அதை நீக்கிட தாதுவுடன் சேர்க்கும் பொருளே இளக்கி எனப்படும். எ.கா CaO (காரத்தன்மையது), SiO_2 (அமிலத்தன்மையது)

கசடு: உலோகத்தைப் பிரித்தலில், இளக்கி தாதுக் கூளத்துடன் வினைபுரிந்து உருவாக்கும் விளைபொருளே கசடு எனப்படும்.

தாதுக்கூளம் + இளக்கி → கசடு

உருக்கிப்பிரித்தல்: வறுத்த உலோக ஆக்சைடை உலோகமாக உருகிய நிலையில், மாற்றும் ஒரு ஒடுக்கவினையே உருக்கிப்பிரித்தல் ஆகும். இம்முறையில் காங்கு எனப்படும் மாசுக்கள், சேர்க்கப்பட்ட இளக்கியால் கசடாக நீக்கப்படுகின்றன.

8.4.2 தாதுக்களை பிரித்தெடுக்கும் முறைகள் அல்லது அடர்ப்பிக்கும் முறைகள்

தாதுக்களின் இயல்பைப்பொறுத்து, அவற்றிலிருந்து உலோகத்தைப் பிரித்தெடுக்கும் முறையானது நான்கு வகைப்படும். அட்டவணை –8.1 இல் உலோகங்களின் வெவ்வேறு தாதுக்கள் பட்டியலிடப்பட்டுள்ளது.

நன்கு தூளாக்கப்பட்ட தாதுக்களை அடர்ப்பிக்கும் முறைகள் கீழ்க்கண்டவாறு அமைகின்றன.

1. புவியீர்ப்பு முறையில் பிரித்தல்

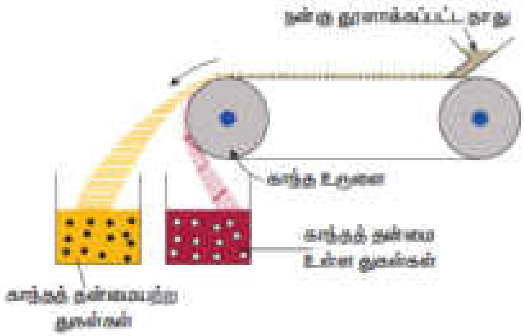
தத்துவம் : தாதுக்களுக்கும், தாதுக் கூளங்களுக்கும், இடையில் உள்ள அடர்த்தி வேறுபாடு இம்முறையின் அடிப்படையாகும். ஆக்சைடு தாதுக்கள் இம்முறையினால் தூய்மையாக்கப்படுகின்றன. எ.கா ஹேமடைட் Fe_2O_3 (இரும்பின் தாது)

முறை: நன்கு தூளாக்கப்பட்ட தாது, அதிர்வடையும் சாய் தளத்தின்மேல் கொட்டப்படும். பிறகு நீர் அதன் மேல் பீய்ச்சி அடிக்கப்படும். இனால், அடர்த்தி மிகு தாது தூள்கள் கீழே தங்கி விட லேசான தாதுக்கூளங்கள், தண்ணீரால் கழுவி நீக்கப்படுகின்றன.

2. காந்த முறை பிரிப்பு

தத்துவம் : தாதுக்களின் காந்தத்தன்மை, பிரித்தலின் அடிப்படையாக அமைகிறது. தாதுவோ அல்லது தாதுக்கூளமோ காந்தத் தன்மை பெற்றிருப்பின், இம்முறை செயல்படுத்தப்படும். எ.கா டின்ஸ்டோன் SnO_2 வெள்ளீயத்தின் தாது.

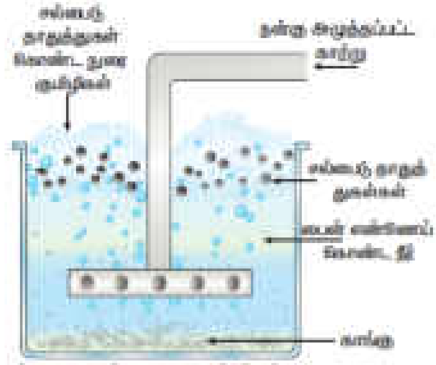
முறை: நன்கு தூளாக்கப்பட்ட தாதுவானது இரண்டு உலோக உருளைகளுக்கு ஊடே செல்லும் இயங்கு பெல்டின் மூலம் கொட்டப்படுகின்றது. இவ் உருளைகளில் ஒன்று காந்தத் தன்மையுடன் இருப்பதால், காந்தத் துகள்கள், காந்த தன்மையுள்ள உருளையால் ஈர்க்கப்பட்டு காந்த தன்மையற்ற துகள்கள் தொலைவில் செறிந்து பிரிக்கப்படும்.



படம் 8.7 காந்தமுறையில் பிரித்தல்

3. நுரைமிதப்புமுறை

தத்துவம்: பைன் ஆயிலின் மூலம் தாதுக்களையும், நீரின் மூலம் தாதுக்கூளங்களையும் எந்த அளவிற்கு எளிதில் ஈரப்படும் ஏற்ற முடியுமோ, அதுவே, இம்முறையின் தத்துவமாகும். லேசான தாதுக்களான, சல்பைடு தாதுக்கள், இம்முறையில் அடர்ப்பிக்கப்படுகின்றன. எ.கா ஜிங்க் பிளன்ட் ZnS



படம் 8.8 நுரைமிதப்புமுறை

முறை: நன்கு தூளாக்கப்பட்ட தாதுவானது எண்ணெயும், நீரும் கொண்ட ஒரு பெரிய தொட்டியில் இடப்பட்டு, அவற்றின் மேல் நன்கு அழுத்தப்பட்ட காற்று செலுத்தப்படுகின்றது. தாதுவானது எண்ணெயின் மூலம் ஈரப்படுத்தப்பட்டு நுரைவடிவில், தாதுக்கூளத்திலிருந்து பிரிக்கப்படுகின்றது. தாதுவானது லேசாக உள்ளதால் அது நுரைவடிவில் வெளிப்பரப்பிற்கு வந்துவிடும், மாசுக்கள் அடியில் தங்கிவிடும். எ.கா ஜிங்க் பிளன்ட் (ZnS).

4. வேதிமுறை: மிக தூய நிலையில் உள்ள தாதுக்களை அடர்பித்தலுக்கு இம்முறை பயன்படுத்தப்படுகிறது.

தாதுவானது தகுந்த வேதிப்பொருளுடன் வினைபுரிய செய்து கரையச் செய்வதன் மூலம், கரையாத மாசுக்கள் வடிக்கட்டலின் மூலம் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன. வடிநீர் தகுந்த வேதிப்பொருளுடன் சேர்க்கப்பட்டு, வினைபுரிந்து தாது வீழ்படிவாக மாறுகின்றது. எ.கா பாக்சைட் $Al_2O_3.2H_2O$ (அலுமினியத்தின் முக்கிய தாது)

8.5 தமிழ்நாட்டில் கிடைக்கும் தாதுக்கள்

சுண்ணாம்புக்கல் : கோவை, கடலூர், திண்டுக்கல்

ஜிப்சம் : திருச்சி, கோவை மாவட்டங்கள்.

டைட்டேனிய கனிமங்கள் : கன்னியாகுமரி, நெல்லை மற்றும் தூத்துக்குடி

குரோமைட் : கோவை, சேலம் மாவட்டங்கள்

மேக்னைட்: தர்மபுரி, ஈரோடு, சேலம், திருவண்ணாமலை

டங்க்ஸ்டன் : மதுரை, திண்டுக்கல்

8.6 உலோகத்தின் பண்புகள்

8.6.1 இயற்பண்புகள்

1. இயல்பு நிலை: எல்லா உலோகங்களும், அறை வெப்பநிலையில் திட நிலையில் உள்ளவை. (மெர்குரி மற்றும் காலியம் தவிர)

2. பளபளப்புத் தன்மை: உலோகங்கள் அதிக பளபளப்பானவை

3. கடின தன்மை: அனேக உலோகங்கள், கடின தன்மையையும் வலிமையையும் பெற்றவை (சோடியம், பொட்டாசியம் தவிர. இவை கத்தியால் வெட்ட இயலும் மென்மை பெற்றவை)

4. உருகுநிலை மற்றும் கொதிநிலை: வழக்கமாக, உலோகங்கள் அதி உருகுநிலை மற்றும் கொதிநிலையைப் பெற்றிருக்கும். அதிக வெப்பநிலையில், அவை ஆவியாகும். (காலியம், மெர்குரி, சோடியம், பொட்டாசியம் தவிர)

5. அடர்த்தி: உலோகங்கள் அதிக அடர்த்தி பெற்றவை. (சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியம் தவிர இவை தண்ணீர் விட அடர்த்தி குறைந்தவை)

6. கம்பியாக நீளும் தன்மை: உலோகங்கள் கம்பியாக நீளும் தன்மையன. அவற்றை உடைக்காமல், கம்பியாக நீட்ட முடியும்.

7. தகடாகும் தன்மை: உலோகங்கள் தகடாகும் தன்மை பெற்றவை. அதாவது, அவற்றை எந்த பிளவும் படாமல், அடித்தடித்து தகடாக மாற்ற முடியும்.

8. வெப்பம் மற்றும் மின்கடத்தும் தன்மை: உலோகங்கள் வெப்பத்தையும், மின்சாரத்தையும்

அட்டவணை 8.1 தாதுக்களின் வகைகள்

ஆக்சைடு தாது	கார்பனேட் தாது	ஹேலைடு தாது	சல்பைடு தாது
பாக்சைட் ($Al_2O_3.2H_2O$)	மார்பிள் ($CaCO_3$)	கிரையோலைட் (Na_3AlF_6)	கலினா (PbS)
குப்ரைட் (Cu_2O)	மாக்னசைட் ($MgCO_3$)	ஃப்ளூர்ஸ்பார் (CaF_2)	இரும்பு பைரைட் (FeS_2)
ஹேமடைட் (Fe_2O_3)	சிடரைட் ($FeCO_3$)	பாறைஉப்பு (NaCl)	ஜிங்க் பிளன்ட் (ZnS)

மேலும் அறிவோம்

உலோக ஆக்சைடிலிருந்து உலோகத்தைப் பிரித்தல் 3 வகைப்படும்.

அதி வினைபுரியும் உலோகங்கள்	சாதாரணமாக வினைபுரியும் உலோகங்கள்	குறைவாக வினைபுரியும் உலோகங்கள்
Na, K, Ca, Mg, Al	Zn, Fe, pb, Cu	Ag, Hg
உலோக ஆக்சைடு உலோகமாக மின்னாற் பகுப்பின் மூலம் ஒடுக்கம் அடைகிறது	உலோக ஆக்சைடு உலோகமாக கார்பன் (CoKe) உதவியுடன் வேதி ஒடுக்கம் அடைகிறது.	வெப்பப்படுத்தி சிதைவுறுதலால் உலோக ஆக்சைடு உலோகமாக ஒடுக்கம் அடைகிறது.

எளிதில் கடத்தும் தன்மையன. எ.கா வெள்ளி, தாமிரம் (டங்ஸ்டன் தவிர)

9. கரையும் தன்மை: வழக்கமாக உலோகங்கள் திரவ கரைப்பான்களில் கரைவதில்லை.

8.6.2 வேதியியல் பண்புகள்

இணைதிற எலக்ட்ரான்கள்: உலோக அணுக்கள் பொதுவாக 1,2 அல்லது 3 எலக்ட்ரான்களை வெளிகூட்டில் பெற்றுள்ளன.

அயனி உருவாதல் பண்பு: உலோகங்கள் எலக்ட்ரான்களை இழந்து நேர்மின் அயனிகளாக மாறும் தன்மை உடையவை. அதனால் அவை நேர்மின் சுமை பெறும்.

அயனி மின்சுமை இழத்தல்: உலோகங்களின் சேர்மங்கள் மின்னாற்பகுத்தல் வினையின் போது, உலோக அயனிகள் எதிர்மின்வாய் வந்தடையும்.

அணுக்கட்டு எண்: உலோக மூலக்கூறுகள், ஆவிநிலையில், ஒற்றை அணுக்கட்டு எண்ணைப் பெற்றுள்ளன.

ஆக்சைடுகளின் தன்மை: உலோக ஆக்சைடுகள் பொதுவாக காரத்தன்மை உடையன.

8.7 அலுமினிய உலோகவியல்

புவித்தோட்டில் மிகச் செறிந்து காணப்படும் உலோகம் அலுமினியம் ஆகும். இதன் வினைபுரியும் திறன் அதிகம். அதனால் சேர்ந்த நிலையில் இது காணப்படும். இதன் முக்கியத் தாதுக்கள் கீழ்க்கண்டவாறு எழுதலாம்.

அலுமினிய தாதுக்கள்	வாய்ப்பாடு
பாக்சைட்	$Al_2O_3.2SiO_2.2H_2O$
கிரையோலைட்	Al_3AlF_6
கொரண்டம்	Al_2O_3

அலுமினியத்தின் முக்கியத் தாது பாக்சைட் ஆகும். இத்தாதுவிலிருந்து அலுமினியம் பிரித்தெடுத்தல், 2 நிலைகளில் நடைபெறுகின்றது.

1. பாக்சைட்டை அலுமினாவாக மாற்றும் செய்தல் பேயர் முறை

பாக்சைட்டை அலுமினாவாக மாற்றுதல் இரண்டு படிகளை உள்ளடக்கியது.

பாக்சைட் தாதுவினை, நன்கு தூளாக்கி, சலவை சோடாவுடன் 150°C வெப்பநிலையில், குறிப்பிட்ட அழுத்தத்தில் வினைப்படுத்தும் போது, சோடியம் மெட்டா அலுமினேட் உருவாகிறது.

சோடியம் மெட்டா அலுமினேட்டை நீரினால் நீர்த்தச் செய்வதால், அலுமினியம் ஹைட்ராக்சைடு வீழ்படிவு உருவாகிறது.

இவ்வீழ்படிவை வடிகட்டி, நன்கு கழுவி பின் 100°C வெப்பநிலையில் உலர்த்திட அலுமினா உருவாகிறது.

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

2. அலுமினாவை, மின்னாற்பகுத்தல் மூலம் ஒடுக்கம் செய்தல் ஹால் முறை

மின்னாற்பகுப்பு கலனில் உருகிய அலுமினாவை, மின்னாற் பகுப்பு முறையில் ஒடுக்கிட, அலுமினியம் கிடைக்கிறது.

அலுமினியம் எதிர்மின்வாயிலும், ஆக்ஸிஜன் நேர்மின்வாயிலும் வெளியாகிறது. வெளியாகும் ஆக்ஸிஜன், கிராபைட்டுடன் சேர்ந்து CO_2 வாக மாறுகிறது.

எதிர்மின்வாய்: கிராபைட் பூசப்பட்ட இரும்புத் தொட்டி

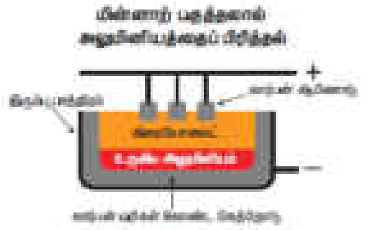
நேர்மின்வாய்: உருகிய மின்பகுளியில் தொங்கவிடப்பட்ட கிராபைட் துண்டுகள்

மின்பகுளி: தூய அலுமினா + உருகிய கிரையோலைட் + ஃப்ளூர்ஸ்பார் (இது மின்பகுளியின் உருகுநிலையைக் குறைக்கும்)

வெப்பநிலை : 900°C - 950°C

மின் அழுத்தம் : 5-6 V

ஒட்டு மொத்த வினை: $2Al_2O_3 \rightarrow 4Al + 3O_2\uparrow$



படம் 8.9 ஹால் முறை

இயற்பண்புகள்

- இது வெள்ளியைப் போன்ற வெண்மையான உலோகம்
- இது லேசான, அடர்த்தி குறைந்த உலோகம் (2.7)
- தகடாக அடிக்கலாம், கம்பியாக நீட்டலாம்.
- இது வெப்பத்தையும், மின்சாரத்தையும் நன்கு கடத்தும்.
- இதன் உருகுநிலை 660°C
- பளபளப்பான ஒளிரும் தோற்றம் கொண்டதாக மாற்ற இயலும்.

வேதிப்பண்புகள்

1. காற்றுடன் வினை: உலர்ந்த காற்றுடன் அலுமினியம் வினைபுரியாது. 800°C வெப்பநிலையில் அலுமினியம் காற்றுடன் வினைபுரிந்து ஆக்சைடு மற்றும் நைட்ரைடுகளை உருவாக்கும்.

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

$2\,Al + N_2 \rightarrow 2\,AlN$ (அலுமினியம் நைட்ரைடு)

2. நீருடன் வினை: நீருடன் அலுமினியம் வினைபுரியாது. ஆனால் நீராவியுடன் செஞ்சூடேற்றிய அலுமினியம், வினைபுரிந்து அலுமினியம் ஆக்சைடையும், ஹைட்ரஜனையும் உருவாக்குகிறது.

$$2\,Al + 3\,H_2O \rightarrow Al_2O_3 + 3\,H_2\uparrow$$
(நீராவி) (அலுமினியம் ஆக்சைடு)

3. காரங்களுடன் வினை: காரங்களுடன் அலுமினியம் வினைபுரிந்து அலுமினேட்களை உருவாக்குகிறது.

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

4. அமிலங்களுடன் வினை: நீர்த்த மற்றும் அடர் HCl அமிலங்களுடன் அலுமினியம் வினைபுரிந்து H_2 வாயுவை வெளியிடுகிறது.

$$2\,Al + 6\,HCl \rightarrow 2\,AlCl_3 + 3\,H_2\uparrow$$
அலுமினியம் குளோரைடு

அலுமினியம் நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் ஹைட்ரஜன் வாயுவையும், அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சல்பர்–டை–ஆக்சைடு வாயுவையும் வெளியிடுகிறது.

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

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

மேலும் அறிவோம்

நீர்த்த மற்றும் அடர் நைட்ரிக் அமிலம் அலுமினியத்தோடு வினைபுரிவதில்லை. மாறாக அலுமினியத்தின் மேல் ஆக்சைடு படலம் உருவாவதால், அதன் வினைபடும் திறன் தடுக்கப்படுகிறது.

5. அலுமினியம் ஒரு சிறந்த ஒடுக்கி

அலுமினியம் பவுடரும், இரும்பு ஆக்சைடும் கொண்ட கலவையை சூடாக்கும் போது இரும்பு ஆக்சைடு இரும்பாக ஒடுக்கப்படுகின்றது. இவ்வினை அலுமினிய வெப்ப ஒடுக்க வினை ஆகும்.

$Fe_2O_3 + 2\,Al \rightarrow 2\,Fe + Al_2O_3$ + வெப்ப ஆற்றல்

பயன்கள்

- வீட்டுப் பாத்திரங்கள் செய்யப்பயன்படுகிறது.
- மின்கம்பி செய்யப் பயன்படுகிறது.
- விமானம் மற்றும் தொழில் இயந்திரங்களின் பாகங்களைச் செய்யப்பயன்படுகிறது.

8.8 தாமிரத்தின் உலோகவியல்

ரோமானியர்களால், இவ்வுலோகம் குப்ரம் என்றழைக்கப்பட்டது. ஏனெனில் சைப்ரஸ் என்னும் தீவிலிருந்து எடுக்கப்பட்டதால் அவ்வாறு அழைக்கப்பட்டது. இது தனித்தும், சேர்ந்தும் காணப்படும்.

தாமிரத்தின் தாதுக்கள்	வாய்ப்பாடு
காப்பர் பைரைட்	$CuFeS_2$
குப்ரைட் அல்லது ரூபி காப்பர்	Cu_2O
காப்பர் கிளான்ஸ்	Cu_2S

காப்பரின் முக்கிய தாது காப்பர் பைரைட் ஆகும். 76 சதவீதம் தாமிரம் இத்தாதுவில் இருந்து பெறப்படுகின்றது. தாமிரம் பிரித்தெடுத்தல் கீழ்கண்ட படிகளில் நடைபெறுகிறது.

1. தாதுவைச் செறிவூட்டல்: தூளாக்கப்பட்ட தாதுவானது, நுரைமிதப்பு முறையில் செறிவூட்டம் செய்யப்படுகிறது.

2. வறுத்தெடுத்தல்: அடர்ப்பிக்கப்பட்ட தாதுவானது, ஆக்சிஜன் முன்னிலையில் வறுக்கப்படுகின்றது. அதனால் ஈரம் மற்றும் ஆவியாகும் மாசுக்களும் நீக்கப்படுகின்றன. சல்பர், பாஸ்பரஸ், ஆர்சனிக் மற்றும் ஆன்டிமனி போன்றவை ஆக்சைடுகளாக மாறி நீக்கப்படுகின்றன. காப்பர் பைரைட்டானது காப்பர், இரும்பு சல்பைடுகளாக பகுதியளவு மாறுகிறது.

$$2\,CuFeS_2 + O_2 \longrightarrow Cu_2S + 2\,FeS + SO_2\uparrow$$

3. உருக்கிப்பிரித்தல்: வறுக்கப்பட்ட தாதுவானது தூளாக்கப்பட்ட கார்பன் மற்றும் மணலுடனும் கலந்து சூடேற்றும் போது மாட்டியம், (Cu_2S + FeS)கசடும் உருவாகும். கசடை நீக்க வேண்டும்.

4. பெஸ்ஸிமராக்குதல்: உருகிய மாட்டியை பெஸ்ஸிமர் மாற்று உலையிலிட்டு சூடேற்றும் போது கொப்புளக் காப்பர் உருவாகும். மாட்டியில் உள்ள இரும்பு சல்பைடு ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைந்து இரும்பு ஆக்சைடாக மாறுகிறது. இவை சிலிகாவுடன் சேர்ந்து கசடாக மாறும்.

$$2\,FeS + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,FeO + 2\,SO_2\uparrow$$

$$FeO + SiO_2 \longrightarrow FeSiO_3 \text{ (கசடு)}$$

(இரும்பு சிலிகேட்)

$$2\,Cu_2S + 3O_2 \longrightarrow 2\,Cu_2O + 2\,SO_2\uparrow$$

$$2\,Cu_2O + Cu_2S \longrightarrow 6\,Cu + SO_2\uparrow$$

(கொப்புள காப்பர்)

5. தூய்மையாக்கல்: 98 % காப்பரும், 2 % மாசுக்களும் உள்ள கொப்புளக் காப்பரை மின்னாற்பகுத்தல் செய்வதன் மூலம் மிகத் தூய்மையான உலோகம் பெறலாம்.

மின்னாற்பகுத்தல் முறையில் தூய்மை

எதிர்மின்வாய்: தூய மெல்லிய காப்பர் தகடு

நேர்மின்வாய்: மாசு கலந்த காப்பர்

மின்பகுளி: கந்தக அமிலம் கலந்த காப்பர் சல்பேட் மின்பகுளியின் வழியாக மின்சாரத்தைச் செலுத்தும்போது தூய காப்பர் எதிர்மின் முனையிலும், மாசுக்கள் நேர்மினன் முனையிலும் படிகின்றன. நேர்மின் வாயின் அடியில் படியும் மாசுக்கள் ஆனோடு மண் எனப்படும்.

தாமிரத்தின் இயற்பண்புகள்: இது செம்பழுப்பு நிறமுள்ள உலோகம் ஆகும். பளபளப்பும், அதிக அடர்த்தியும் கொண்டது. இதன் உருகுநிலை 1356°C.

தாமிரத்தின் வேதிப்பண்புகள்

1. காற்றுடனும், ஈரப்பதத்துடனும் வினை: தாமிரம் CO_2 மற்றும் ஈரப்பதத்துடன் வினைபுரிந்து, பச்சை நிறக் காப்பர் கார்பனேட் படலத்தை உருவாக்குகிறது.

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

2. வெப்பத்துடன் வினை: வெவ்வேறு வெப்பநிலைகளில், தாமிரம், ஆக்ஸிஜனுடன், வினைபுரிந்து இருவேறு ஆக்சைடுகளை உருவாக்கும். CuO, Cu_2O.

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

குப்ரிக் ஆக்சைடு (கறுப்பு நிறம்)

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

குப்ரஸ் ஆக்சைடு (சிவப்பு நிறம்)

3. அமிலங்களுடன் வினை:

அ. நீர்த்த HCl மற்றும் H_2SO_4 உடன் வினை

காற்றில்லா சூழ்நிலையில் , நீர்த்த HCl மற்றும் H_2SO_4 அமிலங்களுடன் வினை புரியாது. ஆனால் காற்றின் முன்னிலையில் அமிலத்தில் கரைகின்றது.

$$2\,Cu + 4\,HCl + O_2 \text{ (காற்று)} \longrightarrow 2\,CuCl_2 + 2\,H_2O$$

$$Cu + 2\,H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2\,H_2O$$

ஆ. நீர்த்த HNO_3 உடன் வினை:

நீர்த்த HNO_3 உடன் வினைபுரிந்து நைட்ரிக் ஆக்சைடு வாயுவை வெளியேற்றுகின்றது.

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

4. குளோரினுடன் வினை

தாமிரம், குளோரினுடன் வினைபுரிந்து காப்பர்(II) குளோரைடை தருகின்றது.

$$Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$$

5. காரத்துடன் வினை

தாமிரம் காரத்தினால் எந்த பாதிப்பும் அடைவதில்லை.

பயன்கள்

- மின்கம்பிகளையும், மின் உபகரணங்களையும் உருவாக்கப் பயன்படுகிறது.
- கலோரிமீட்டர், பாத்திரங்கள், நாணயங்கள் போன்றவற்றை உருவாக்கப் பயன்படுகிறது.
- மின்முலாம் பூசப் பயன்படுகிறது.
- தங்கம் மற்றும் வெள்ளியோடு கலந்து, உலோகக்கலவையாக்கி நாணயங்கள் மற்றும் அணிகலன்கள் உருவாக்கப் பயன்படுகிறது.

8.9 இரும்பின் உலோகவியல்

கிடைக்கும்பாங்கு: அலுமினியத்திற்கு அடுத்து, மிக அதிகமாக காணப்படும் உலோகம் இரும்பு ஆகும். இயற்கையில், இது ஆக்சைடு, சல்பைடு மற்றும் கார்பனேட்டுகளாக கிடைக்கின்றன. இரும்பின் தாதுக்களாவன

இரும்பின் தாதுக்கள்	வாய்ப்பாடு
ஹேமடைட்	Fe_2O_3
மேக்னடைட்	Fe_3O_4
இரும்பு பைரைட்	FeS_2

இரும்பின் முக்கிய தாது ஹேமடைட் (Fe_2O_3) ஆகும்

1. புவியீர்ப்பு முறையில் அடர்ப்பித்தல்: தூளாக்கப்பட்ட தாதுவை, சீராக ஓடும் நீரில் கழுவும்போது லேசான

மாசுக்கள் அகற்றப்பட்டு, கனமான தாதுக்கள் கீழே படிகின்றன.

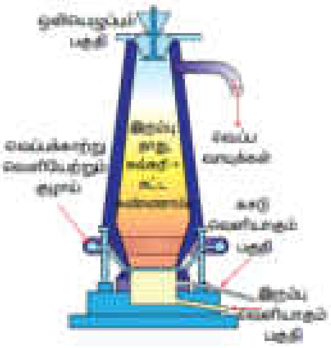
2. **காற்றுள்ள மற்றும் காற்றில்லா சூழலில் வறுத்தல்:** அடர்ப்பிக்கப்பட்ட தாதுவானது, அளவான காற்றில் உலையில் சூடேற்றப்படும் போது, ஈரப்பதம் வெளியேறி சல்பர், ஆர்சனிக் மற்றும் பாஸ்பரஸ் மாசுக்கள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகின்றன.

3. **ஊது உலையில் உருக்கிப்பிரித்தல்:** வறுக்கப்பட்ட தாது, கல்கரி, சுண்ணாம்புக்கல் இவற்றை 8:4:1 என்ற விகிதத்தில் எடுத்துக் கொண்டு, உலையின் மேலுள்ள கிண்ணக்கூம்பு அமைப்பு வழியாக, செலுத்தப்படுகிறது. உலையில் மூன்று முக்கிய பகுதிகள் உள்ளன.

அ. கீழ்ப்பகுதி (எரிநிலை மண்டலம்)

இந்தப் பகுதியின் வெப்பநிலை 1500°C ஆகும் வெப்பக்காற்றுடன் தாதுக்கலவை சேரும் போது, ஆக்ஸிஜனுடன் எரிந்து CO_2 வாக மாறுகிறது.

$$C + O_2 \xrightarrow[\Delta]{1500°C} CO_2 + \text{வெப்ப ஆற்றல்}$$



படம் 8.10 ஊது வெப்ப உலை

இவ்வினையிலிருந்து வெப்ப ஆற்றல் வெளியாவதால் வெப்ப உமிழ்வினை எனப்படும்.

நடுப்பகுதி அல்லது உருக்க மண்டலம்

இப்பகுதி 1000°C வெப்பநிலையில் உள்ளது. இங்கு CO_2 ஆனது CO ஆக ஒடுக்கமடைகிறது.

$$CO_2 + C \xrightarrow[\Delta]{1000°C} 2\,CO - \text{வெப்ப ஆற்றல்}$$

சுண்ணாம்புக்கல் சிதைந்து கால்சியம் ஆக்சைடையும், CO_2 வையும் தரும்.

$$CaCO_3 \xrightarrow[\Delta]{1000°C} CO_2 - \text{வெப்ப ஆற்றல்}$$

மேற்கண்ட இருவினைகளில், வெப்பம் உட்கவரப்படுவதால் வெப்ப கொள்வினைகள் ஆகும். கால்சியம் ஆக்சைடு மணலுடன் சேர்ந்து கால்சியம் சிலிகேட் எனும் கசடாகிறது.

$$CaO + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3$$

மேற்பகுதி (ஒடுக்கும் மண்டலம்)

இப்பகுதியில் 400°C வெப்பநிலையில் ஃபெரிக் ஆக்சைடு, கார்பன் மோனாக்சைடு மூலம் இரும்பாக ஒடுக்கம் அடைகிறது.

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

கசடை நீக்கிய பிறகு, உருகிய இரும்பானது, உலையின் அடியில் சேகரிக்கப்படுகிறது. இவ்விரும்பு மீண்டும் உருக்கப்பட்டு விதவித அச்சுக்களில் வார்க்கப்படுவதால், இது வார்ப்பிரும்பு எனப்படும்.

இயற்பண்புகள்

- இது ஒரு பளபளப்பான உலோகம், சாம்பல் வெள்ளை நிறமுடையது.
- இழுவிசை, தகடாக்கும் தன்மை மற்றும் கம்பியாக்கும் தன்மையைப் பெற்றிருக்கும்.
- காந்தமாக மாற்ற இயலும்.

வேதிப்பண்புகள்

1. **காற்றுடன் வினை:** இரும்பு, காற்றுடன் சூடேற்றும் போது வினைபுரிந்து இரும்பு ஆக்சைடு உருவாகிறது.

   $3\,Fe + 2\,O_2 \longrightarrow Fe_3O_4$ கறுப்பு நிறம்

2. **ஈரக்காற்றுடன் வினை:** இரும்பானது ஈரக்காற்றுடன் வினைபுரிந்து பழுப்பு நிற, நீரேறிய பெர்ரிக் ஆக்சைடை உருவாக்குகின்றது. இச்சேர்மமே துரு எனப்படும். இந்நிகழ்ச்சி துருபிடித்தல் எனப்படும்.

   $4\,Fe + 3\,O_2 + x\,H_2O \longrightarrow 2\,Fe_2O_3 \cdot xH_2O$ (துரு)

3. **நீராவியுடன் வினை:** செஞ்சூடேற்றிய இரும்பின் மீது, நீராவியை பாய்ச்சும் போது மேக்னட்டிக் ஆக்சைடு உருவாகிறது.

   $3\,Fe + 4\,H_2O$ (நீராவி) $\longrightarrow Fe_3O_4 + 4\,H_2$

4. **குளோரினுடன் வினை:** இரும்பு குளோரினுடன் சேர்ந்து ஃபெரிக்குளோரைடு உருவாகிறது.

   $2\,Fe + 3\,Cl_2 \longrightarrow 2\,FeCl_3$ (ஃபெரிக்குளோரைடு)

5. **அமிலங்களுடன் வினை:** நீர்த்த HCl மற்றும் H_2SO_4 அமிலங்களுடன் இரும்பு வினைபுரிந்து, H_2 வாயுவை வெளியேற்றுகின்றது.

   $Fe + 2\,HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$

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

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன், இரும்பு குளிர்ந்த நிலையில் வினைபுரிந்து பெரஸ் நைட்ரேட்டை உருவாக்குகின்றது.

$$4\,Fe + 10\,HNO_3 \rightarrow 4\,Fe(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3\,H_2O$$

அடர்காந்தக அமிலத்துடன், இரும்பு வினைபுரிந்து ஃபெரிக் சல்பேட்டை உருவாக்குகின்றது.

$$2\,Fe + 6\,H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3\,SO_2 + 6\,H_2O$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தில், இரும்பை அமிழ்த்தும் போது இரும்பு ஆக்சைடு படலம் உருவாவதால், இரும்பு தன்திறனை இழக்கின்றது.

இரும்பின் வகைகள் மற்றும் பயன்கள்

வார்ப்பிரும்பு (2% - 4.5% கார்பன் உடைய இரும்பு) ஸ்டவ்கள், கழிவு நீர்க் குழாய்கள், ரேடியேட்டர்கள், கழிவு நீர் சாக்கடைமூடிகள் இரும்பு வேலிகள் ஆகியவற்றை உருவாக்கப் பயன்படுகிறது.

எஃகு (0.25% - 2%கார்பன் உடைய இரும்பு) கட்டிடக் கட்டுமானங்கள், எந்திரங்கள் மின்கடத்து கம்பிகள், T.V கோபுரங்கள் மற்றும் உலோகக் கலவைகள் ஆகியவற்றை உருவாக்கப் பயன்படுகிறது.

தேனிரும்பு (< 0.25% கார்பன் உடைய இரும்பு) கம்பிச்சுருள், மின்காந்தங்கள் மற்றும் நங்கூரம் இவற்றை செய்யப் பயன்படுகிறது.

8.10 உலோகக் கலவைகள்

இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட உலோகங்கள் அல்லது உலோகங்களும், அலோகங்களும் சேர்ந்த ஒரு படித்தான கலவையே உலோகக்கலவை ஆகும்.

உலோகக் கலவையின் பண்புகள், அதன் உள் அடங்கிய உலோகத்தின் பண்புகளிலிருந்து மாறுபடும். தூய தங்கம் மிக மென்மையான உலோகம். அதோடு சிறிதளவு காப்பரைச் சேர்க்கும் போது, வலிமையும், பயன்பாடும் அதிகரிக்கின்றது.

8.10.1 இரசக்கலவை

இரசக்கலவை என்பது பாதரசத்துடன், உலோகம் சேர்ந்த கலவையாகும். எலக்ட்ரான்களுக்கும், நேர்மின்சுமை கொண்ட உலோக அயனிகளுக்கும் இடைப்பட்ட நிலையின் கவர்ச்சி விசையால், விளையும் உலோகப் பிணைப்பின் மூலம் இக்கலவைகள் உருவாகின்றன. எ.கா சில்வர் டின் ரசக்கலவை. இது பற்குழிகள் அடைக்கப்பயன்படுகிறது.

உலோகக்கலவை உருவாக்குவதற்கான காரணங்கள்

- நிறம் மற்றும் வடிவங்களை மாற்றியமைக்க
- வேதிப்பண்புகளை மாற்றியமைக்க
- உருகுநிலையைக் குறைக்க
- கடின தன்மை மற்றும் இழுவிசையை அதிகரிக்க
- மின்தடையை அதிகரிக்க

8.10.2 உலோகக் கலவைகளை உருவாக்கும் முறைகள்

அ. உலோகங்களை உருக்கிச் சேர்த்தல்

எ.கா ஜிங்க் மற்றும் காப்பரை உருக்கிச் சேர்த்தல் மூலம் பித்தளை உருவாகிறது.

ஆ. நன்கு பகுக்கப்பட்ட உலோகங்களை அழுத்தி சேர்த்தல்

எ.கா மர உலோகம் இது காரீயம், வெள்ளீயம், பிஸ்மத், மற்றும் காட்மியம் தூள் போன்றவற்றை உருக்கிச் சேர்த்த கலவையாகும்.

திடக்கரைசல்களான உலோகக்கலவை: 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.

8.10.3 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)

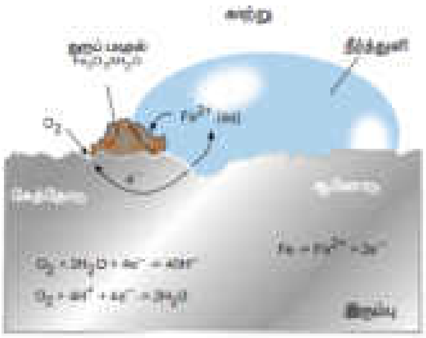
கலவைகள்	பயன்கள்
பித்தளை (Cu, Zn)	மின் இணைப்புகள், பதக்கங்கள், அலங்காரப் பொருட்கள், கடின உபகரணங்கள்
வெண்கலம் (Cu, Sn)	சிலைகள், நாணயங்கள், அழைப்பு மணிகள்

அலுமினியக் கலவை (இரும்பு அற்றது)

கலவைகள்	பயன்கள்
டியூராலுமின் (Al, Mg, Mn, Cu)	விமானத்தின் பகுதிகள், பிரஷர் குக்கர்கள்
மெக்னலியம் (Al, Mg)	விமானத்தின் பகுதிகள், அறிவியல் உபகரணங்கள்

இரும்புக் கலவைகள்

கலவைகள்	பயன்கள்
துருப்பிடிக்காத இரும்பு (Fe,C, Ni,Cr)	பாத்திரங்கள் வெட்டும் கருவிகள், வாகன உதிரிபாகங்கள்
நிக்கல் இரும்பு (Fe,C,Ni)	கம்பிகள் விமானத்தின் உதிரி பாகங்கள், உந்திகள்



படம் 8.11 துருப்பிடித்தல்

8.11 உலோக அரிமானம்

வேதிவினைகள் அல்லது மின் வேதி வினைகள் மூலம் சுற்றுச் சூழலோடு வினைபுரிந்து படிப்படியாக நடக்கும் உலோகத்தின் சிதைவே, உலோக அரிமானம் ஆகும். இது ஒரு இயற்கை நிகழ்வு. இதில் உலோகமானது, ஆக்சைடு, ஹைட்ராக்சைடு அல்லது சல்பைடாக மாறி தன் உலோகத் தன்மையை இழக்கிறது.

துரு என்பது நீரேறிய ஃபெரிக் ஆக்சைடு $Fe_2O_3 \cdot xH_2O$ என வேதியியல் முறையில் அழைக்கப்படும். துருப்பிடித்தல் ஆனது, இரும்பின் புறப்பரப்பில், செம்பழுப்பு நிற நீரேறிய ஃபெரிக் ஆக்சைடை உருவாக்குகின்றது.

8.11.1 உலோக அரிமானத்தின் வகைகள்

1. உலர் அரிமானம் (அல்லது) வேதிமுறை அரிமானம்

ஈரப்பதம் இல்லா நிலையில், நடைபெறும் அரிமானச் செயல் உலர் அரிமானம் ஆகும். இந்நிகழ்வில் அரிக்கும் திரவங்கள் அல்லது வாயுக்களான O_2, N_2, SO_2, H_2S ஆகியவை அதிக வெப்பநிலையில் உலோகத்தின் மேல் வேதிவினைபுரிந்து மாற்றம் நடைபெறுகின்றது. இவை அனைத்திலும் O_2 வானது வேதியியல் முறைப்படி அதிக அளவில் வினைபுரியும் வாயுவாக செயல்படுகிறது.

2. ஈரநிலை அரிமானம் (அல்லது) மின்வேதியியல் நிலை அரிமானம்

ஈரப்பதத்தால் நடைபெறும் அரிமான நிகழ்வு, ஈரநிலை அரிமானம் ஆகும். உலோகமானது, நீருடன் அல்லது உப்புக்கரைசலுடன் அல்லது அமில, காரங்களுடன் மின் வேதிவினை புரிந்து அரிமானத்தை உருவாக்கும்.

8.11.2 அரிமானத்தைத் தடுக்கும் முறைகள்

1. உலோகக் கலவையாக்கல்

உலோகங்களை ஒன்றோடொன்று கலந்து கலவையாக்கல் மூலம், அரிமானத்தை தடுக்கலாம். எ.கா துருப்பிடிக்கா இரும்பு

2. புறப்பரப்பை பூசுதல்

உலோகத்தின் மீது பாதுகாப்புக் கலவை பூசுதல் அரிமானத்தை தடுக்கும். இதன் வகைகளாவன

அ. நாகமுலாம்பூசுதல்: இரும்பின் மீது துத்தநாக மின் முலாம் பூசுவதற்கு நாகமுலாம் பூசுதல் என்று பெயர்.

ஆ. மின்முலாம் பூசுதல்: ஒரு உலோகத்தை மற்றொரு உலோகத்தின் மேல், மினசாரத்தின் மூலம் பூசுதல் மின்முலாம் பூசுதல் ஆகும்.

இ. ஆனோட்டாக்கல்: உலோகத்தின் புறப்பரப்பை, மின் வேதிவினைகளின் மூலம், அரிமான எதிர்ப்புள்ளதாய் மாற்றும் நிகழ்வு ஆனோடாக்கல் ஆகும். அலுமினியம் இந்த முறைக்கு பயன்படுகிறது.

ஈ. கேத்தோடு பாதுகாப்பு: எளிதில் அரிமானம் அடையும் உலோகத்தை ஆனோடாகவும், பாதுகாக்க வேண்டிய உலோகத்தைக் கேத்தோடாகவும் கொண்டு, மின் வேதி வினைக்கு உட்படுத்தும் நிகழ்வு கேத்தோடு பாதுகாத்தல் ஆகும். இவ்வினையில் எளிதில் அரிபடும் உலோகம் தியாக உலோகம் எனப்படும்.

8.12 பாம்பன் பாலம்

இராமேஸ்வரத்தின் பாம்பன் தீவையும், இந்தியாவின் பெரும் நிலப்பரப்பையும் இணைக்கும் ரயில் பாலமே பாம்பன் பாலமாகும். 1914 ல் இந்தியாவில் திறக்கப்பட்ட முதல் கடல்பாலம் என்ற பெருமை இதற்கு உண்டு. 2010 ஆம் ஆண்டு திறக்கப்பட்ட பந்த்ராவலி என்ற கடற்பாலம் நீளமானது. இப்பாம்பன் பாலத்தில் ஏற்படும் உலோக அரிமானத்தை அறிவியலின் உதவியோடு, அவ்வப்போது அளிக்கும் பராமரிப்பு பாதுகாப்பு பூச்சு மூலம் தடுத்து, நம் வரலாற்றை நிலை நிறுத்தலாம்.

படம் 8.12 பாம்பன்பாலம்

நினைவில் கொள்க

- நவீன ஆவர்த்தன விதி: தனிமங்களின் இயல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகள் அவற்றின் அணு எண்களின் சார்பாக அமையும்.