அலகு

12 தனிமங்களின் வகைப்பாட்டு அட்டவணை

AV61HK

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 அல்லது 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 ஏறத்தாழ 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.

IX_SCI_TM_Unit-12_CHE.indd 139 05-03-2020 15:03:27

அட்டவணை 12.1 டாபர்னீரின் மும்மை விதி

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

குறைகள்:

- டாபர்னீரால் அக்கால கட்டத்தில் மூன்று தொகுதிகளில் கண்டுபிடிக்கப்பட்ட 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 ஹாலஜன் 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 மெண்டெலீவின் தனிம வரிசை அட்டவணை

1869 இல், இரஷ்ய வேதியலாளர் டிமிட்ரி மெண்டெலீவ் 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 பண்புகள் அவற்றின் அணுநிறைகளை பொருத்து ஆவர்த்தன முறையில் மாற்றம் அடைகிறது" எனக் கூறுகிறது. இவர் அந்த நேரத்தில் அறியப்பட்ட 56 தனிமங்களை இந்த விதியின் அடிப்படையில் அமைத்தார். இது தனிம அட்டவணையின் சுருக்கம் எனப்படுகிறது.

அ. மெண்டெலீவ் தனிம வரிசை அட்டவணையின் சிறப்புகள்

- இதில் எட்டு நீண்ட செங்குத்து தொகுதிகளும் ஏழு படுக்கை அல்லது கிடைமட்ட தொடர்களும் காணப் படுகின்றன.
- தொடர்கள் ஒவ்வொரு தொகுதிக்கும் இரண்டு துணைத் தொகுதிகள் A மற்றும் B உண்டு. ஒரு தொகுதியில் காணப்படும் எல்லா தனிமங்களும் ஒத்த பண்பினைப் பெற்றிருக்கும்.

IX_SCI_TM_Unit-12_CHE.indd 140 05-03-2020 15:03:27

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 வகைப் படுத்தப்பட்ட 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.

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_4	R_2O_3 RH_4	RO_2 RH_4	R_2O_5 RH_3	RO_3 RH_2	R_2O_7 RH	RO_4
Periods	A B	A B	A B	A B	A B	A B	A B	Transition series
1	H 1.008							
2	Li 6.939	Be 9.012	B 10.81	C 12.011	N 14.007	O 15.999	F 18.988	
3	Na 22.99	Mg 22.99	Al 24.31	Si 28.09	P 30.974	S 32.06	Cl 35.453	
4 First Series Second series	K 39.102 Cu 63.54	Ca 40.08 Zn 65.54	Sc 44.96 Ga 69.72	Ti 47.90 Ge 72.59	V 50.94 As 74.92	Cr 50.20 Se 78.96	Mn 54.94 Br 79.909	Fe Co Ni 55.85 58.93 58.71
5 First Series Second series	Rb 85.47 Ag 107.87	Sr 87.62 Cd 112.40	Y 88.91 In 114.82	Zr 91.22 Sn 118.69	Nb 92.91 Sb 121.60	Mo 95.94 Te 127.60	Tc 99 I 126.90	Ru Rh Pd 101.07 102.91 106.4
6 First Series Second series	Cs 132.90 Au 196.97	Ba 137.34 Hg 200.59	La 138.91 Tl 204.37	Hf 178.40 Pb 207.19	Ta 180.95 Bi 208.98	W 183.85		Os Ir Pt 190.2 192.2 195.05
7	Rn 222	Fr 223	Ra 226	Ac 227	Th 232	Pa 231	U 238	

IX_SCI_TM_Unit-12_CHE.indd 141 05-03-2020 15:03:27

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

அட்டவணை 12.4 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	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 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 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 'தொடர்கள்' என அழைக்கப்படுகிறது. மொத்தம் ஏழு தொடர்கள் 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	ஆக்ஸிஜன் (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.

IX_SCI_TM_Unit-12_CHE.indd 142 05-03-2020 15:03:27

தனிமவரிசை அட்டவணை

ஒப்பு அணுநிறை (1)
தொகுதி (IUPAC) 1 — IA தொகுதி (CAS)
அணு எண் — 1 | 1.008
குறியீடு — H
ஹைட்ரஜன் — தனிமத்தின் பெயர்

- உலோகம்
- உலோகப்போலி
- அலோகம்
- கார உலோகம்
- கார மண் உலோகம்
- இடைநிலை உலோகங்கள்
- லாந்தனைடு
- ஆக்டினைடு
- சால்கோஜன் தனிமம்
- ஹாலஜன் தனிமம்
- மந்த வாயு

திட்ட நிலை (25 °C; 101 kPa)
Ne - வாயு Fe - திடநிலை
Hg - திரவம் Tc - செயற்கைத் தனிமம்

தொடர் / தொகுதி	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIIB	9 VIIIB	10 VIIIB	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1	1 H 1.008 HYDROGEN																	2 He 4.0026 HELIUM
2	3 Li 6.94 LITHIUM	4 Be 9.0122 BERYLLIUM											5 B 10.81 BORON	6 C 12.011 CARBON	7 N 14.007 NITROGEN	8 O 15.999 OXYGEN	9 F 18.998 FLUORINE	10 Ne 20.180 NEON
3	11 Na 22.990 SODIUM	12 Mg 24.305 MAGNESIUM											13 Al 26.982 ALUMINIUM	14 Si 28.085 SILICON	15 P 30.974 PHOSPHORUS	16 S 32.06 SULPHUR	17 Cl 35.45 CHLORINE	18 Ar 39.948 ARGON
4	19 K 39.098 POTASSIUM	20 Ca 40.078 CALCIUM	21 Sc 44.956 SCANDIUM	22 Ti 47.867 TITANIUM	23 V 50.942 VANADIUM	24 Cr 51.996 CHROMIUM	25 Mn 54.938 MANGANESE	26 Fe 55.845 IRON	27 Co 58.933 COBALT	28 Ni 58.693 NICKEL	29 Cu 63.546 COPPER	30 Zn 65.38 ZINC	31 Ga 69.723 GALLIUM	32 Ge 72.64 GERMANIUM	33 As 74.922 ARSENIC	34 Se 78.971 SELENIUM	35 Br 79.904 BROMINE	36 Kr 83.798 KRYPTON
5	37 Rb 85.468 RUBIDIUM	38 Sr 87.62 STRONTIUM	39 Y 88.906 YTTRIUM	40 Zr 91.224 ZIRCONIUM	41 Nb 92.906 NIOBIUM	42 Mo 95.95 MOLYBDENUM	43 Tc (98) TECHNETIUM	44 Ru 101.07 RUTHENIUM	45 Rh 102.91 RHODIUM	46 Pd 106.42 PALLADIUM	47 Ag 107.87 SILVER	48 Cd 112.41 CADMIUM	49 In 114.82 INDIUM	50 Sn 118.71 TIN	51 Sb 121.76 ANTIMONY	52 Te 127.60 TELLURIUM	53 I 126.90 IODINE	54 Xe 131.29 XENON
6	55 Cs 132.91 CAESIUM	56 Ba 137.33 BARIUM	57-71 La-Lu Lanthanide	72 Hf 178.49 HAFNIUM	73 Ta 180.95 TANTALUM	74 W 183.84 TUNGSTEN	75 Re 186.21 RHENIUM	76 Os 190.23 OSMIUM	77 Ir 192.22 IRIDIUM	78 Pt 195.08 PLATINUM	79 Au 196.97 GOLD	80 Hg 200.59 MERCURY	81 Tl 204.38 THALLIUM	82 Pb 207.2 LEAD	83 Bi 208.98 BISMUTH	84 Po (209) POLONIUM	85 At (210) ASTATINE	86 Rn (222) RADON
7	87 Fr (223) FRANCIUM	88 Ra (226) RADIUM	89-103 Ac-Lr Actinide	104 Rf (267) RUTHERFORDIUM	105 Db (268) DUBNIUM	106 Sg (271) SEABORGIUM	107 Bh (272) BOHRIUM	108 Hs (277) HASSIUM	109 Mt (276) MEITNERIUM	110 Ds (281) DARMSTADTIUM	111 Rg (280) ROENTGENIUM	112 Cn (285) COPERNICIUM	113 Nh (285) NIHONIUM	114 Fl (287) FLEROVIUM	115 Mc (289) MOSCOVIUM	116 Lv (291) LIVERMORIUM	117 Ts (294) TENNESSINE	118 Og (294) OGANESSON

LANTHANIDE

57 La 138.91 LANTHANUM	58 Ce 140.12 CERIUM	59 Pr 140.91 PRASEODYMIUM	60 Nd 144.24 NEODYMIUM	61 Pm (145) PROMETHIUM	62 Sm 150.36 SAMARIUM	63 Eu 151.96 EUROPIUM	64 Gd 157.25 GADOLINIUM	65 Tb 158.93 TERBIUM	66 Dy 162.50 DYSPROSIUM	67 Ho 164.93 HOLMIUM	68 Er 167.26 ERBIUM	69 Tm 168.93 THULIUM	70 Yb 173.05 YTTERBIUM	71 Lu 174.97 LUTETIUM

ACTINIDE

89 Ac (227) ACTINIUM	90 Th 232.04 THORIUM	91 Pa 231.04 PROTACTINIUM	92 U 238.03 URANIUM	93 Np (237) NEPTUNIUM	94 Pu (244) PLUTONIUM	95 Am (243) AMERICIUM	96 Cm (247) CURIUM	97 Bk (247) BERKELIUM	98 Cf (251) CALIFORNIUM	99 Es (252) EINSTEINIUM	100 Fm (257) FERMIUM	101 Md (258) MENDELEVIUM	102 No (259) NOBELIUM	103 Lr (262) LAWRENCIUM

IX_SCI_TM_Unit-12_CHE.indd 143 05-03-2020 15:03:27

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 தொகுதியில்மட்டுமே உலோகங்கள்,அலோகங்கள் மற்றும் உலோகப் போலிகள் என்ற மூன்று வகைப்பாடும் காணப்படுகின்றன.

3. d–தொகுதி தனிமங்கள்: இவை 3 முதல் 12 தொகுதி வரை உள்ளதனிமங்களை 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 தொடர் முடிவதும் வாதப் பொருத்தமானது. ஒரு தொடரில் 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.
- 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.

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

IX_SCI_TM_Unit-12_CHE.indd 144 05-03-2020 15:03:28

அட்டவணை 12.6 துணைக் கூடுகளின் எலக்ட்ரான்களின் 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 இன்னும் 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: பெரலியம் முதல் ரேடியம் வரை.

இ) இடைநிலை உலோகங்கள். எ.கா: தொகுதி 3 முதல் 12 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

IX_SCI_TM_Unit-12_CHE.indd 145 05-03-2020 15:03:28

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 மெண்ட்லீவ் ஆவர்த்தன அட்டவணையை முன்மொழிந்தார்.
- மெண்டலின் ஆவர்த்தன அட்டவணையில் 'தொகுதி' எனப்படும் எட்டு செங்குத்து பத்திகளும் 'தொடர்' எனப்படும் ஏழு கிடைமட்ட வரிசை நிலை உண்டு.
- நவீன தனிம வரிசை அட்டவணையில் எல்லா தனிமங்களும் அவற்றின் அதிகரிக்கும் அணு எண்ணின் அடிப்படையில் அமைக்கப்பட்டுள்ளன.
- நவீன தனிம வரிசை அட்டவணையானது 7 தொடர்களாகவும் 18 தொகுதிகளாகவும் பிரித்து அமைக்கப்பட்டுள்ளது.
- 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.
மெண்ட்லீவின் 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.
தொடர்	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.

IX_SCI_TM_Unit-12_CHE.indd 146 05-03-2020 15:03:28

மதிப்பீடு

I. சரியான விடையைத் தேர்ந்தெடு.

1. டாப்ரீனர் மும்மை விதியோடு தொடர்பு கொண்டிருந்தால், நியூலாந்தோடு தொடர்புடையது எது?
   அ) நவீன தனிம அட்டவணை
   ஆ) ஹுண்ட்ஸ் விதி
   இ) எண்ம விதி
   ஈ) பௌலீயின் விலக்கல் கோட்பாடு

2. நவீன தனிம அட்டவணை ஒரு தனிமத்தின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகள் அவற்றின் __________ இன் ஆவர்த்தன செயல்பாடாகும் எனக் கூறுகிறது.
   அ) அணு எண்.　　ஆ) அணு நிறை
   இ) ஒத்த தன்மை　　ஈ) முரண்பாடு

3. நவீன தனிம அட்டவணையின் தனிமங்கள் __________ தொகுதி __________ தொடர்களாக அடுக்கப்பட்டுள்ளன.
   அ) 7,18.　　ஆ) 18,7.　　இ) 17,8.　　ஈ) 8,17

II. கோடிட்ட இடத்தை நிரப்புக.

1. டாபரினீர் மும்மை விதியில் நடு தனிமத்தின் அணு எடையானது முதல் மற்றும் மூன்றாம் அணு நிறையின் __________ ஆகும்.
2. அரிய வாயுக்கள் / மந்த வாயுக்கள் தனிம அட்டவணையின் __________ தொகுதியில் காணப்படும்.
3. தனிமங்களை அட்டவணைப் படுத்துவதில் டாபர்னீர், நியூலாந்து மற்றும் மாண்டெலீவ் இவர்களின் அடிப்படைக் கொள்கை __________ ஆகும்.
4. திரவ உலோகத்திற்கு எடுத்துக்காட்டு __________

III. பொருத்துக.

மும்மை விதி	நியூலாந்து
கார உலோகம்	கால்சியம்
எண்ம விதி	ஹென்றி மோஸ்லே
கார மண் உலோகம்	சோடியம்
நவீன ஆவர்த்தன விதி	டாபர்னீர்

AVEHP8

IV. சரியா? தவறா? தவறெனில் திருத்துக.

1. நியூலாந்தின் தனிம அட்டவணை தனிமத்தின் நிறையையும் நவீன தனிம அட்டவணை தனிமத்தின் அணு எண்ணையும் அடிப்படையாகக் கொண்டது.
2. உலோகங்கள் எலக்ட்ரான்களை ஏற்கும்.
3. உலோகப் போலிகள் உலோகம் மற்றும் அலோகப் பண்புகளைக் கொண்டவை.
4. லாந்தனைடுகள் மற்றும் ஆக்டினைடுகள் அட்டவணையின் அடியில் வைக்கப் பட்டதற்குக் காரணம் அவைகள் ஒன்றோடொன்று ஒத்திருக்கின்றன. ஆனால் தொகுதியில் உள்ள வேறு எந்த தனிமங்களுடனும் ஒத்துப் போவதில்லை.
5. தொகுதி 17 தனிமங்கள் ஹாலஜன்கள் (உப்பீனிகள்) என்று பெயரிடப்பட்டுள்ளன.

V. கூற்று மற்றும் காரணம் வகை வினாக்கள்.

கூற்று: தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் ஒரே பண்புகளையும், வரிசையில் உள்ள தனிமங்கள் வேறு வேறு பண்புகளையும் கொண்டுள்ளன.

காரணம்: அணு அமைப்பில் உள்ள வேறுபாடுதான் தனிமங்களின் வரிசையில் தனிமங்களின் வேற்றுமைக்குக் காரணம்

அ. கூற்று சரியானது. காரணம் கூற்றை விளக்குகிறது.

ஆ. கூற்று தவறானது. ஆனால் காரணம் சரியானது.

VI. கீழ்க்கண்ட வினாக்களுக்கு விடையளி.

1. நவீன ஆவர்த்தன விதியைக் கூறுக.
2. நவீன தனிம அட்டவணையில் தொகுதிகள் மற்றும் வரிசைகள் என்பவை யாவை?
3. மெண்டெலீவ் அட்டவணையின் குறைகள் யாவை?
4. நவீன தனிம அட்டவணையில் ஏதேனும் ஐந்து பண்புகளைக் குறிப்பிடுக.

IX_SCI_TM_Unit-12_CHE.indd 147　　05-03-2020 15:03:28

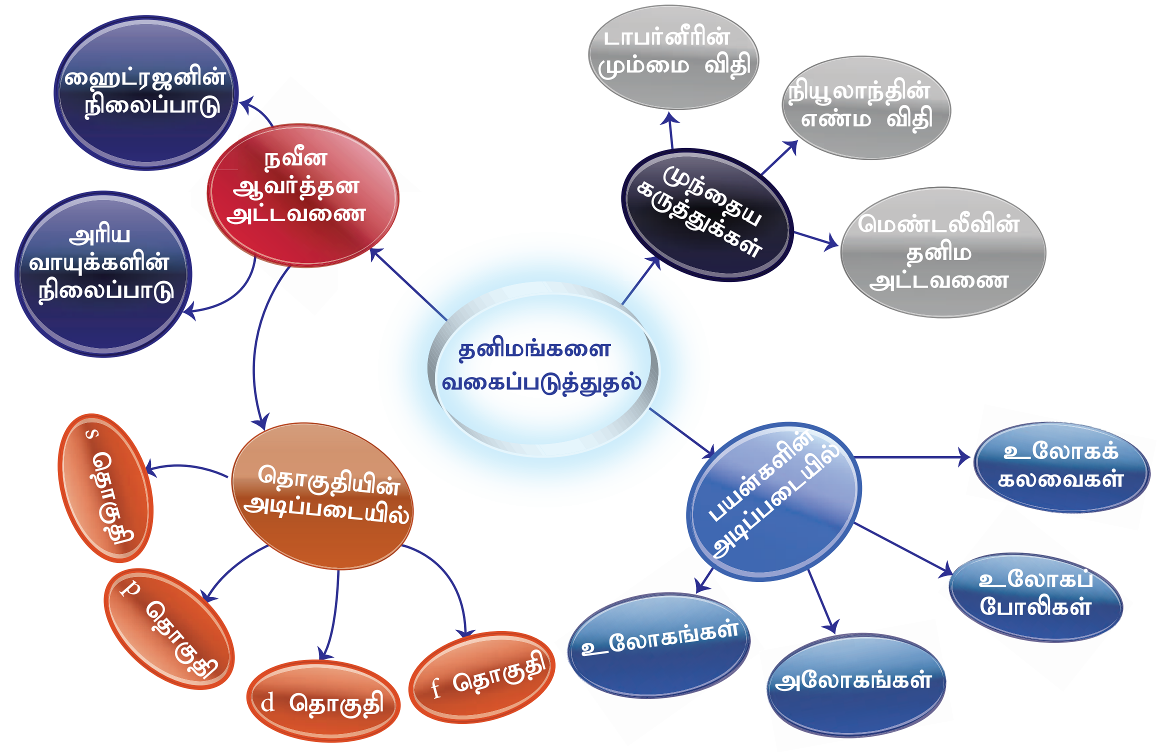
பிற நூல்கள்

CONCISE Inorganic chemistry: 5th Edition by J.D. Lee
Inorganic Chemistry by P.L.Soni
The Periodic table: Its story and its significance: Eric R. Scerri

இணைய வளங்கள்

https://www.ptable.com/
https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/
www.rsc.org/periodic-table
https://sciencestruck.com/periodic-table-facts

கருத்து வரைபடம்



இணையச்செயல்பாடு

தனிமங்களின் ஆவர்த்தன வகைப்பாடு

B564_9_SCI_TM_T3

இச்செயல்பாடு மூலம் தனிமங்களின் பண்புகளை அறிதல்.

படி 1. கீழ்க்காணும் உரலி / விரைவுக் குறியீட்டைப் பயன்படுத்திச் செயல்பாட்டின் இணையப் பக்கத்திற்குச் செல்க. மேலும், 'Royal Society of Chemistry' என்ற அலைபேசி செயலியையும் பின்வரும் உரலியில் சென்று பதிவிறக்கம் செய்து கொள்ளலாம்.

படி 2. எந்தத் தனிமத்தின் பண்பினை அறிய விழைகிறோமோ, கட்டகத்தில் அந்தக் குறிப்பிட்ட தனிமத்தைச் சொடுக்கவும்.

படி 3. இப்பக்கத்தின் வலமேற் புறத்தில் உள்ள விருப்பத்தேர்வினைச் சொடுக்கி, தனிமத்தின் பயன்களையும், பண்புகளையும் அறியலாம்.

படி 4. இவ்வாறு அனைத்து தனிமங்களின் பயன்களையும் பண்புகளையும் நம்மால் புரிந்துகொள்ள இயலும்.

உரலி: https://play.google.com/store/apps/details?id=org.rsc.periodictable or Scan the QR Code.

IX_SCI_TM_Unit-12_CHE.indd 148 05-03-2020 15:03:30