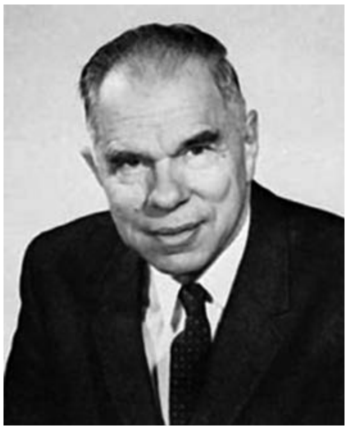
அலகு 3

தனிமங்களின் ஆவர்த்தன வகைப்பாடு

"An awareness of the periodic table is essential to anyone who wishes to disentangle the world and see how it is built up from the fundamental building blocks of the chemistry the chemical elements "

- Glenn T. Seaborg



கிளன் T. சீபார்க்

1951ம் ஆண்டு வேதியியலுக்காக வழங்கப்பட்ட நோபல் பரிசினை யுரேனியம்–வழி தனிமங்களின் கண்டுபிடிப்பிற்க்காக கிளன் தியோடர் சீபார்க் பெற்றுள்ளார். புளூடோனியம் மற்றும் மற்ற யுரேனியம்–வழி தனிமங்களை கண்டறிந்ததில் இவரும் ஒரு இணை ஆய்வாளர் ஆவார். இவர் தனது சக ஆராய்ச்சியாளர்களுடன் இணைந்து நூற்றிற்கும் மேற்பட்ட பிற தனிமங்களின் ஐசோடோப்புகளைக் கண்டறிந்துள்ளார். ஆக்டினைடு தனிமங்கள் லாந்தனைடு தனிமங்களின் பண்புகளுடன் ஒத்துபோகின்றன என்பதை சோதனை மூலம் நிரூபித்துக் காட்டினார்.

கற்றலின் நோக்கங்கள்

இந்த பாடப்பகுதியினைக் கற்றறிந்த பின்னர்,

- தனிமவரிசை அட்டவணை உருவாக்கப்பட்டதன் வளர்ச்சியினை மீட்டறிதல்
- மோஸ்லேயின் ஆய்வு மற்றும் நவீன ஆவர்த்தன விதியினை விளக்குதல்
- தனிமங்களை, தொகுதிகளாகப் பிரிக்கும் கோட்பாட்டினை கூறுதல்
- 100 விட அதிக அணு எண்ணைக் கொண்டுள்ள தனிமங்களுக்கு IUPAC முறையின் அடிப்படையில் பெயரிடுதல்
- தனிமங்களை s, p, d மற்றும் f தொகுதி தனிமங்கள் என வகைப்படுத்துதல்
- ஆவர்த்தனத் தொடர்பினை அறிந்துணர்தல் மேலும் அணு ஆரம், அயனியாக்கும் ஆற்றல் முதலிய ஆவர்த்தனப் பண்புகளில் ஏற்படும் மாறுபாடுகளை விவரித்தல்
- ஆவர்த்தனப் பண்புகளில் எதிர்நோக்கப்படும் தொடர்பில் உள்ள முரண்பாடுகளை விளக்குதல்
- ஸ்லேட்டர் விதியினைப் பயன்படுத்தி செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமையினைக் கணக்கிடுதல்.
- பௌலிங் முறையினைப் பயன்படுத்தி அயனி ஆரத்தினைக் கணக்கிடுதல்
- தனிம வரிசை அட்டவணையில், ஒரு தனிமம் பெற்றிருக்கவேண்டிய இடத்தினை தீர்மானித்தல்
- இரண்டாம் வரிசை தனிமங்களின் முரண்பட்ட பண்புகள் மற்றும் மூலைவிட்டத் தொடர்பினை விளக்குதல்.

ஆகிய திறன்களை மாணவர்கள் பெற இயலும்.

Unit 3.indd 73 23-12-2021 16:21:56

பாட அறிமுகம்

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

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

அட்டவணை – 3.1 – லவாய்சியர் அட்டவணை

அமிலத்தை உருவாக்கும் தனிமங்கள்	வாயுக்களை ஒத்த தனிமங்கள்
கந்தகம் (sulphur)	ஒளி (light)
பாஸ்பரஸ் (phosphorus)	வெப்பம் caloric (heat)
மரக்கரி charcoal (carbon)	ஆக்சிஜன் oxygen
	நைட்ரஜன் azote (nitrogen)
	ஹைட்ரஜன் (hydrogen)

உலோக தனிமங்கள்	புவிப்பரப்புத்தனிமங்கள்
கோபால்ட், பாதரசம், வெள்ளீயம், (cobalt, mercury, tin)	சுட்ட சுண்ணாம்பு lime (calcium oxide)
தாமிரம், நிக்கல், இரும்பு (copper, nickel, iron)	மெக்னீசியம் ஆக்ஸைடு magnesia (magnesium oxide)
தங்கம், காரீயம், வெள்ளி, துத்தநாகம், (gold, lead, silver, zinc)	பேரீயம் சல்பேட் barytes (barium sulphate)
மாங்கனீசு டங்ஸ்டன் (manganese, tungsten)	அலுமினியம் ஆக்ஸைடு argilla (aluminium oxide)
பிளாட்டினம் platina (platinum)	சிலிக்கன் டை ஆக்ஸைடு silex (silicon dioxide)

3.1 தனிமங்களை வகைப்படுத்துதல்

19 ஆம் நூற்றாண்டில், அறிவியல் அறிஞர்கள் பல்வேறு தனிமங்களைப்

Unit 3.indd 74 23-12-2021 16:21:56

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

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

அட்டவணை 3.2 டாபரீனரின் மும்மைத் தொகுதி

வ. எண்	மும்மைத் தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள்	நடுவில் உள்ள தனிமத்தின் அணு நிறை	மற்ற இரு தனிமங்களின் அணு நிறைகளின் கூட்டுச் சராசரி
1	Li, Na, K	23	$\frac{7+39}{2} = 23$
2	Cl, Br, I	80	$\frac{35.5+127}{2} = 81.25$
3	Ca, Sr, Ba	88	$\frac{40+137}{2} = 88.5$

1862 –ல், A.E.B. டி சான்கோர்டாய்ஸ், தனிமங்களின் பண்புகள், அவற்றின் அணுநிறையோடு கொண்டுள்ள ஒரு தொடர்பினை எடுத்துக் கூறினார். அவரது கூற்றுப்படி, பொருட்களின் பண்புகள் அவற்றின் எண்களின் பண்புகளோடு தொடர்புடையது. இவர் அணு நிறையினை குறிப்பிட 'எண்கள்' என்ற வார்த்தையினைப் பயன்படுத்தினார். அடிப்பக்க சுற்றளவில் 16 அலகுகள்

உடைய ஒரு உருளையின் செங்குத்து மைய அச்சிற்கு 45° கோணத்தில் ஒரு சுருளை (helix) அவர் உருவாக்கினார். உருளையின் மேற்பரப்பில் அச்சுருளின் வழியே தனிமங்களை, அவற்றின் அணு நிறைகளின் ஏறுவரிசையில் குறித்தார். சுருளின் ஒரு முழுச்சுற்று, அணுநிறை 16 அதிகரிப்பதற்குச் சமம். உருளையின் மேற்பரப்பில் சம இடைவெளிகளுடன் வரையப்பட்ட பதினாறு செங்குத்துக் கோடுகளில், ஒரே செங்குத்துக் கோட்டில் அமைந்துள்ள தனிமங்கள் ஒத்தப் பண்புகளைக் கொண்டிருந்தன. தனிம வரிசை அட்டவணையை உருவாக்குவது தொடர்பான முயற்சிகளில் முதல் குறிப்பிடத்தக்க முயற்சி இதுவாகும். எனினும் இது அதிகளவில் கவனத்தை ஈர்ப்பதாக அமைந்திருக்கவில்லை.

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

அட்டவணை 3.3 நியூலண்டின் எண்மங்கள்

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

3.1.1 மெண்டலீஃபின் வகைப்பாடு

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

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

அட்டவணை 3.4 மெண்டலீஃபின் ஆவர்த்தன அட்டவணை

Series	Group of Elements									
	0	1	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	-	Hydrogen **H** 1.0008	-	-	-						
2	Helium **He** 4.0	Lithium **Li** 7.03	Beryllium **Be** 9.1	Boron **B** 11.0	Carbon **C** 12.0	Nitrogen **N** 14.04	Oxygen **O** 16.00	Fluorine **F** 19.0			
3	Neon **Ne** 19.9	Sodium **Na** 23.5	Magnesium **Mg** 24.3	Aluminium **Al** 27.0	Silicon **Si** 28.04	Phosphorus **P** 31.0	Sulphur **S** 32.06	Chlorine **Cl** 35.45			
4	Argon **Ar** 38	Potassium **K** 39.1	Calcium **Ca** 40.1	Scandium **Sc** 44.1	Titanium **Ti** 48.1	Vanadium **V** 51.4	Chromium **Cr** c	Manganese **Mn** 55.0	Iron **Fe** 55.9	Cobalt **Co** 59	Nickel **(Ni (Cu** 59
5		Copper **Cu** 63.6	Zinc **Zn** 65.4	Gallium **Ga** 70.0	Germanium **Ge** 72.3	Arsenic **As** 75	Selenium **Se** 79	Bromine **Br** 79.95			
6	Krypton **Kr** 81.8	Rubidium **Rb** 85.4	Strontium **Sr** 87.6	Yttrium **Y** 89.0	Zirconium **Zr** 90.6	Niobium **Nb** 94.0	Molybdenum **Mo** 96.0	-	Ruthenium **Ru** 101.7	Rhodium **Rh** **103**	Palladium **(Pd (Ag** 106.5
7		Silver **Ag** 107.9	Cadmium **Cd** 112.4	Indium **In** 114.0	Tin **Sn** 119.0	Antimony **Sb** 120.0	Tellurium **Te** 127.6	Iodine **I** 126.9			
8	Xenon **Xe** 128	Caesium **Cs** 132.9	Barium **Ba** 137.4	Lanthanum **La** 139	Cerium **Ce** 140	-	-	-	-		
9	-	-	-	-	-	-		-	-		
10	-	-	-	Ytterbium **Yb** 173	-	Tantalum **Ta** 183	Tungsten **W** 184	-	Osmium **Os** 191	Iridium **Ir** 193	Platinum **(Pt (Au** 194.9
11		Gold **Au** 197.2	Mercury **Hg** 200.0	Thallium **Tl** 204.1	Lead **Pb** 206.9	Bismuth **Bi** 208		-	-		
12	-	-	Radium **Ra** 224	-	Thorium **Th** 232	-	Uranium **U** 239				

Unit 3.indd 77 23-12-2021 16:21:57

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

எடுத்துக்காட்டாக, தொகுதி III ஐச் சார்ந்த காலியம் (Ga) மற்றும் தொகுதி IV ஐச் சார்ந்த ஜெர்மானியம் (Ge) ஆகியவை அக்காலத்தில் கண்டறியப்பட்டிருக்கவில்லை. ஆனால், மெண்டலீஃப் அவைகள் இருப்பதற்கான சாத்தியக் கூறினையும், அவற்றின் பண்புகளையும் நிர்ணயித்திருந்தார். அவர் நிர்ணயித்திருந்த பண்புகளை பெற்ற தனிமங்களுக்கு (eka – aluminium) மற்றும் (eka – silicon) என பெயரிட்டார்.

சரியான தனிமங்கள் கண்டறியப்பட்ட பின்னர், அவைகளின் பண்புகள், மெண்டலீஃப்பினால் முன் கூட்டியே நிர்ணயிக்கப்பட்ட பண்புகளுடன் ஏறத்தாழ ஒத்திருந்தன. (அட்டவணை 3.5)

அட்டவணை 3.5 – eka – aluminium மற்றும் eka – silicon ஆகியவைகளுக்கு முன்கூட்டியே நிர்ணயிக்கப்பட்ட பண்புகள்

வ. எண்	பண்பு	eka – aluminium முன்கூட்டியே நிர்ணயிக்கப்பட்டது	காலியம் (கண்டறியப்பட்டது)	eka – silicon முன்கூட்டியே நிர்ணயிக்கப்பட்டது	ஜெர்மானியம் (கண்டறியப்பட்டது)
1.	அணு நிறை	68	70	72	72.59
2.	அடர்த்தி gcm^{-3}	5.9	5.94	5.5	5.36
3.	உருகு நிலை	குறைவு	29.78°C	அதிகம்	947°C
4.	ஆக்ஸைடின் வாய்ப்பாடு	E_2O_3	Ga_2O_3	EO_2	GeO_2
5.	குளோரைடின் வாய்ப்பாடு	ECl_3	$GaCl_3$	ECl_4	$GeCl_4$

3.1.2 மெண்டலீஃபின்ஆவர்த்தன அட்டவணையில் உள்ள முரண்பாடுகள்

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

எடுத்துக்காட்டாக டெலூரியம் (127.6) ஆறாவது (VI) தொகுதியிலும், அயோடின் (127) ஏழாவது (VII) தொகுதியிலும் வைக்கப்பட்டிருந்தன. $^{58.7}Ni_{28}$ –க்கு முன்னதாக $^{59}Co_{27}$ வைக்கப்பட்டிருந்தது.

Unit 3.indd 78 23-12-2021 16:21:57

3.2 மோஸ்லே ஆய்வும், நவீன ஆவர்த்தன விதியும்

1913–ல், ஹென்றி மோஸ்லே, பல்வேறு தனிமங்களை அதிக ஆற்றலுடைய எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டு மோதச் செய்து அதன் மூலம் உருவான சிறப்பு X கதிர் நிறமாலையினை ஆய்வு செய்தார். இதில் தனிமங்களின் அணுஎண்ணிற்கும் உமிழப்பட்ட சிறப்பு X – கதிர்களின் அதிர்வெண்ணிற்கும் நேர்கோட்டுத் தொடர்பு இருப்பதை அவர் கண்டறிந்தார். இத்தொடர்பினை பின்வருமாறு குறிப்பிட்டார்.

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

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

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

மோஸ்லேயின் இந்த ஆய்வின் படி, நவீன ஆவர்த்தன விதி உருவாக்கப்பட்டது. இவ்விதியின்படி "தனிமங்களின் இயற் மற்றும் வேதிப்பண்புகள் அவற்றின் அணுஎண்களின் ஆவர்த்தன சார்பாக அமைகின்றன." இக்கூற்று நவீன ஆவர்த்தன விதி என்றழைக்கப்படுகிறது. இவ்விதியின் அடிப்படையில், தனிமங்கள் அவற்றின் அணுஎண்களின் ஏறுவரிசையில் வரிசைபடுத்தப்பட்டன. இம்முறையில் வரிசைப்படுத்தப்படும்பொழுது ஒரு குறிப்பிட்ட இடைவெளிக்கு பின்னர் ஒத்த பண்புகளை கொண்ட தனிமங்கள் இடம்பெறுகின்றன என்று அறிய முடிந்தது. இவ்வாறு சீரான இடைவெளிகளில் தனிமங்கள் அவற்றின் இயற் மற்றும் வேதிப்பண்புகளில் ஒத்திருப்பது ஆவர்த்தன தன்மை என்றழைக்கப்படுகிறது.

3.2.1 நவீன ஆவர்த்தன அட்டவணை

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

அட்டவணை 3.6 கார உலோகங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு (ns^1)

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

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

ஒவ்வொரு வரிசையும், 'ns^1' என்ற பொதுவான வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பினைக் கொண்டுள்ள தனிமத்தில் துவங்கி ns^2np^6 என்ற வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ள தனிமத்தில் முடிவடைகிறது. இங்கு 'n' என்பது வரிசையின் எண்ணைக் (முதன்மைக் குவாண்டம் எண்) குறிப்பிடுகின்றது. ஆஃபா தத்துவம் மற்றும் அதன் அடிப்படையிலான அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பானது நவீன தனிமவரிசை அட்டவணைக்கு கருத்து வடிவிலான அடிப்படையைத் தருகின்றது.

தன்மதிப்பீடு

1) மெண்டலீஃபின் தனிம வரிசை அட்டவணைக்கும் நவீன தனிம வரிசை அட்டவணைக்கும் அணுகுமுறையில் உள்ள அடிப்படை வேறுபாடு யாது?

Unit 3.indd 80 23-12-2021 16:21:57

அட்டவணை – 3.7 நவீன ஆவர்த்தன அட்டவணை

பிரதி நிதித்துவ தனிமங்கள் (தொகுதி எண் 1, 2) | d – இடைநிலைத் தனிமங்கள் (தொகுதி எண் 3–12) | பிரதிநிதித்துவ தனிமங்கள் (தொகுதி எண் 13–17) | உயரிய வாயுக்கள் (18)

வரிசை எண்	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H $1s^1$																	2 He $1s^2$
2	3 Li $2s^1$	4 Be $2s^2$											5 B $2s^22p^1$	6 C $2s^22p^2$	7 N $2s^22p^3$	8 O $2s^22p^4$	9 F $2s^22p^5$	10 Ne $2s^22p^6$
3	11 Na $3s^1$	12 Mg $3s^2$											13 Al $3s^23p^1$	14 Si $3s^23p^2$	15 P $3s^23p^3$	16 S $3s^23p^4$	17 Cl $3s^23p^5$	18 Ar $3s^23p^6$
4	19 K $4s^1$	20 Ca $4s^2$	21 Sc $3d^14s^2$	22 Ti $3d^24s^2$	23 V $3d^34s^2$	24 Cr $3d^54s^1$	25 Mn $3d^54s^2$	26 Fe $3d^64s^2$	27 Co $3d^74s^2$	28 Ni $3d^84s^2$	29 Cu $3d^{10}4s^1$	30 Zn $3d^{10}4s^2$	31 Ga $4s^24p^1$	32 Ge $4s^24p^2$	33 As $4s^24p^3$	34 Se $4s^24p^4$	35 Br $4s^24p^5$	36 Kr $4s^24p^6$
5	37 Rb $5s^1$	38 Sr $5s^2$	39 Y $4d^15s^2$	40 Zr $4d^25s^2$	41 Nb $4d^45s^1$	42 Mo $4d^55s^1$	43 Tc $4d^55s^2$	44 Ru $4d^75s^1$	45 Rh $4d^85s^1$	46 Pd $4d^{10}$	47 Ag $4d^{10}5s^1$	48 Cd $4d^{10}5s^2$	49 In $5s^25p^1$	50 Sn $5s^25p^2$	51 Sb $5s^25p^3$	52 Te $5s^25p^4$	53 I $5s^25p^5$	54 Xe $5s^25p^6$
6	55 Cs $6s^1$	56 Ba $6s^2$	57 La* $5d^16s^2$	72 Hf $4f^{14}5d^26s^2$	73 Ta $5d^36s^2$	74 W $5d^46s^2$	75 Re $5d^56s^2$	76 Os $5d^66s^2$	77 Ir $5d^76s^2$	78 Pt $5d^96s^1$	79 Au $5d^{10}6s^1$	80 Hg $5d^{10}6s^2$	81 Tl $6s^26p^1$	82 Pb $6s^26p^2$	83 Bi $6s^26p^3$	84 Po $6s^26p^4$	85 At $6s^26p^5$	86 Rn $6s^26p^6$
7	87 Fr $7s^1$	88 Ra $7s^2$	89 Ac** $6d^17s^2$	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og

f – உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள்

* லாந்தனைடுகள் $4f^{n}5d^{0-1}6s^2$	58 Ce $4f^15d^16s^2$	59 Pr $4f^35d^06s^2$	60 Nd $4f^45d^06s^2$	61 Pm $4f^55d^06s^2$	62 Sm $4f^65d^06s^2$	63 Eu $4f^75d^06s^2$	64 Gd $4f^75d^16s^2$	65 Tb $4f^95d^06s^2$	66 Dy $4f^{10}5d^06s^2$	67 Ho $4f^{11}5d^06s^2$	68 Er $4f^{12}5d^06s^2$	69 Tm $4f^{13}5d^06s^2$	70 Yb $4f^{14}5d^06s^2$	71 Lu $4f^{14}5d^16s^2$
** ஆக்டினைடுகள் $5f^{n}6d^{0-2}7s^2$	90 Th $5f^06d^27s^2$	91 Pa $5f^26d^17s^2$	92 U $5f^36d^17s^2$	93 Np $5f^46d^17s^2$	94 Pu $5f^66d^07s^2$	95 Am $5f^76d^07s^2$	96 Cm $5f^76d^17s^2$	97 Bk $5f^96d^07s^2$	98 Cf $5f^{10}6d^07s^2$	99 Es $5f^{11}6d^07s^2$	100 Fm $5f^{12}6d^07s^2$	101 Md $5f^{13}6d^07s^2$	102 No $5f^{14}6d^07s^2$	103 Lr $5f^{14}6d^17s^2$

Unit 3.indd 81
23-12-2021 16:21:57

3.3 அணு எண் 100 ஐ விட அதிகம் பெற்றுள்ள தனிமங்களுக்கு IUPAC முறையில் பெயரிடுதல்

புதிய தனிமங்கள் கண்டறிப்படும் போது, அத்தனிமத்தினை கண்டறிந்தவர், IUPAC வழி முறைகளைப் பின்பற்றி ஒரு பெயரினைப் பரிந்துரைப்பார். அப்பரிந்துரையானது பொதுமக்களின் கருத்துக்களை கேட்டறிந்த பின்னர் IUPAC யால் அங்கீகரிக்கப்படும். இந்த இடைப்பட்டக்காலத்தில் புதிதாக கண்டறியப்பப்பட்ட தனிமானது IUPAC விதிகளின் அடிப்படையில், தற்காலிக பெயரால் அழைக்கப்படும்.தற்காலிக பெயரிடுதலுக்கான வழிமுறைகள் பின்வருமாறு

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

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

இலக்கம்	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
மூலம்	nil	un	bi	tri	quad	pent	hex	sept	oct	enn
சுருக்கப்பெயர் (Abbreviation)	n	u	b	t	q	p	h	s	o	e

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

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

4. எண் சார் மூலங்களின் முதல் எழுத்துக்களிலிருந்து புதிய தனிமத்தின் குறியீடு உருவாக்கப்படுகிறது. இதனை கீழக்கண்டுள்ள அட்டவணை எடுத்துக்காட்டுடன் விளக்குகிறது.

அட்டவணை 3.9 அணு எண் 100 ஐ விட அதிகமுடைய தனிமங்களுக்கான பெயர்கள்

அணு எண்	தற்காலிகப் பெயர்	தற்காலிகக் குறியீடு	தனிமத்தின் பெயர்	தனிமத்தின் குறியீடு
101	Unnilunium	Unu	Mendelevium	Md
102	Unnilbium	Unb	Nobelium	No
103	Unniltrium	Unt	Lawrencium	Lr
104	Unnilquadium	Unq	Rutherfordium	Rf
105	Unnilpentium	Unp	Dubnium	Db
106	Unnilhexium	Unh	Seaborgium	Sg
107	Unnilseptium	Uns	Bohrium	Bh
108	Unniloctium	Uno	Hassium	Hs

அணு எண்	தற்காலிகப் பெயர்	தற்காலிகக் குறியீடு	தனிமத்தின் பெயர்	தனிமத்தின் குறியீடு
109	Unnilennium	Une	Meitnerium	Mt
110	Ununnilium	Uun	Darmstadtium	Ds
111	Unununium	Uuu	Roentgenium	Rg
112	Ununbium	Uub	Copernicium	Cn
113	Ununtrium	Uut	Nihonium	Nh
114	Ununquadium	Uuq	Flerovium	Fl
115	Ununpentium	Uup	Moscovium	Mc
116	Ununhexium	Uuh	Livermorium	Lv
117	Ununseptium	Uus	Tennessine	Ts
118	Ununoctium	Uuo	Oganesson	Og

தன்மதிப்பீடு

2) அணு எண் 120 உடைய தனிமம் இந்நாள் வரை கண்டறியப்படவில்லை. இத்தனிமத்திற்கு IUPAC வழிமுறையின் அடிப்படையில் வழங்கப்படும் பெயர் மற்றும் குறியீடு என்னவாக இருக்கும்? இத்தனிமம் பெற்றிருக்க வாய்ப்புள்ள எலக்ட்ரான் அமைப்பினையும் நிர்ணயிக்கவும்.

3.4 எலக்ட்ரான் அமைப்பின் அடிப்படையில் தனிமங்களை தொகுதிபடுத்துதல்

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

3.4.1 வரிசைகளில் எலக்ட்ரான் அமைப்பில் ஏற்படும் மாறுபாடு

ஒவ்வொரு வரிசையும் 'ns^1' என்ற வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்புடைய தனிமத்தில் துவங்கி 'ns^2, np^6' என்ற வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்புடைய தனிமத்துடன் நிறைவு பெறுகிறது என நாம் முன்னரே அறிவோம். இங்கு 'n' என்பது முதன்மைக் குவாண்டம் எண் ஆகும். முதல் வரிசையில், இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுவது 1s ஆர்பிட்டாலில் துவங்குகிறது. இந்த ஆர்பிட்டாலில் அதிகபட்சமாக இரு எலக்ட்ரான்கள் மட்டுமே இடம் பெறமுடியும். எனவே முதல் வரிசையில் இரு தனிமங்கள், அதாவது ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஹீலியம் ஆகிய இரண்டு தனிமங்கள் மட்டுமே இடம் பெறுகின்றன. இரண்டாவது வரிசையில் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுவது 2s ஆர்பிட்டாலில் துவங்கி பின்னர் மூன்று 2p ஆர்பிட்டால்களிலும் தொடர்கின்றன. இதில் லித்தியம் முதல் நியான் வரையிலான எட்டு தனிமங்கள் இடம் பெறுகின்றன.

Unit 3.indd 83 23-12-2021 16:21:58

மூன்றாவது வரிசையில் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படுவது 3s ஆர்பிட்டாலில் துவங்கி பின்னர் 3p ஆர்பிட்டால்களிலும் தொடர்கின்றன. நான்காவது வரிசையில் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் முதலில் 4s ஆர்பிட்டாலிலும், பின்னர் 3d மற்றும் 4p ஆர்பிட்டால்களிலும் ஆஃபா தத்துவத்தின் அடிப்படையில் நிரப்பப்படுகின்றன. இதைப் போன்றே பிற வரிசைகளின் எலக்ட்ரான் அமைப்பினை நாம் விளக்க இயலும் (அட்டவணை 3.10)

அட்டவணை–3.10 வரிசைகளில் உள்ள தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

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

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

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

Unit 3.indd 84 23-12-2021 16:21:58

3.4.2 தொகுதிகளில் எலக்ட்ரான் அமைப்பில் ஏற்படும் மாறுபாடு

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

தொகுதி –1 மற்றும் தொகுதி –2 ல் உள்ள தனிமங்கள், s– தொகுதி தனிமங்கள் என்றழைக்கப்படுகின்றன. இவற்றின் கடைசி இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் ns ஆர்பிட்டாலில் சென்று சேர்கிறது. தொகுதி –1 ஐச் சேர்ந்த தனிமங்கள் காரஉலோகங்கள் என்றும் தொகுதி –2ஐச் சேர்ந்த தனிமங்கள் காரமண் உலோகங்கள் என்றும் அழைக்கப்படுகின்றன. இவைகள் குறைந்த கொதிநிலை, மற்றும் உருகு நிலையினைப் பெற்றிருப்பதுடன், குறைவான அயனியாக்கும் ஆற்றலையும் பெற்றுள்ள மென்மையான உலோகங்கள் ஆகும். இவைகள் அதிக வினைத்திறனைப் பெற்றிருக்கின்றன மேலும் அயனிச்சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன. இத்தனிமங்கள் அதிக எலக்ட்ரான் நேர்மின்தன்மையையும் மற்றும் தீச்சுடரில் நிறத்தினை ஏற்படுத்தும் தன்மையினையும் பெற்றிருக்கின்றன. இத்தனிமங்களின் பண்புகளைப் பற்றி அடுத்தடுத்த பாடப்பகுதிகளில் விரிவாக படிப்போம்.

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

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

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

அட்டவணை 3.11 தொகுதிகளில் உள்ள தனிமங்களின் பொதுவான வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பு

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

தன்மதிப்பீடு

3) $(n-1) d^2$, ns^2 (இங்கு n=5) என்ற எலக்ட்ரான் அமைப்பினை நிறைவு செய்யும் தனிமமானது தனிமவரிசை அட்டவணையில் பெற்றுள்ள இடத்தினைக் கண்டறிக.

3.5. ஆவர்த்தன பண்புகளில் காணப்படும் ஆவர்த்தனத் தொடர்பு

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

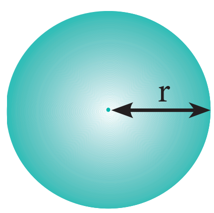
1. அணு ஆரம்
2. அயனி ஆரம்
3. அயனியாக்கும் என்தால்பி (ஆற்றல்)
4. எலக்ட்ரான் நாட்டம் (எலக்ட்ரான் ஏற்கும் என்தால்பி)
5. எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை

Unit 3.indd 86 23-12-2021 16:21:59

3.5.1 அணு ஆரம்

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

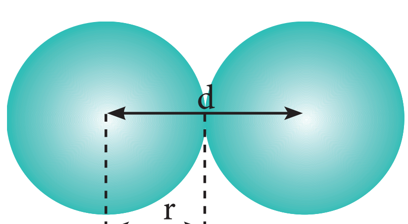
ஒரு தனித்த அணுவின் ஆரத்தினை நேரடியாக அளவிட இயலாது. மந்த வாயுக்களைத் தவிர்த்து,வழக்கமாக அணு ஆரம் என்பது தொடர்புடைய அணுக்களுக்கிடையே காணப்படும் பிணைப்பின் தன்மையினைப் பொறுத்து, சகப்பிணைப்பு ஆரம் அல்லது உலோக ஆரத்தினைக் குறிப்பிடுகின்றது.



படம் 3.1 (அ) அணு ஆரம்

சகப்பிணைப்பு ஆரம்

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



d = அணுக்கருயிடை தூரம்

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

படம் 3.1 (ஆ) அணு மற்றும் சகப்பிணைப்பு ஆரம்.

எடுத்துக்காட்டு

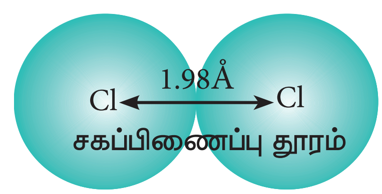
சோதனை மூலம் கண்டறியப்பட்ட Cl_2 மூலக்கூறின் அணுக்கருயிடை தூரம், 1.98 Å.

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

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

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

$$= \frac{1.98}{2} = 0.99\text{Å}$$



படம் 3.1 (இ) குளோரினின் சகப்பிணைப்பு ஆரம்.

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

தனித்த ஒரு அணுவின் சகப்பிணைப்பு ஆரத்தினை, இரு வேறுபட்ட A மற்றும் B ஆகிய அணுக்களுக்கிடையே உள்ள அணுக்கருயிடை தூரத்திலிருந்தும் கணக்கிடலாம். இதற்கு ஷோமேக்கர் மற்றும் ஸ்டீவன்சன் முன்மொழிந்த எளிமையான முறை பின்வருமாறு.

$$d_{A\text{-}B} = r_A + r_B - 0.09\,(\chi_A\text{-}\chi_B)$$

Unit 3.indd 87 23-12-2021 16:21:59

இங்கு χ_A மற்றும் χ_B என்பன முறையே ஃபாலிங் அளவீட்டில் A மற்றும் B ஆகியவற்றின் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை மதிப்புகளாகும். இங்கு $\chi_A > \chi_B$ மற்றும் ஆரத்தின் அளவீடு Å.

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

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

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

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

$$1.28 = r_H + 0.99 - 0.081$$

$$1.28 = r_H + 0.909$$

$$\therefore r_H = 1.28 - 0.909 = 0.371\ \text{Å}$$

உலோக ஆரம்

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

எடுத்துக்காட்டாக, தாமிர (Copper) உலோகத்தில், அடுத்தடுத்து அருகே அமைந்துள்ள தாமிர (Copper) அணுக்களுக்கு இடைப்பட்டத் தொலைவு 2.56 Å. எனவே தாமிரத்தின் (Copper) உலோக ஆரம்

$$\frac{2.56}{2} = 1.28\ \text{Å}$$

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

அணு ஆரத்தில் காணப்படும் ஆவர்த்தனத் தொடர்பு

வரிசையில் ஏற்படும் மாறுபாடு (Variation in Periods)

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

செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை (effective nuclear charge)

எலக்ட்ரான்களுக்கும், அணுக்கருவிற்கும் இடையே நிலை மின்னியல் கவர்ச்சி விசைக் காணப்படுகிறது. இக்கவர்ச்சி விசை மட்டும் அல்லாமல், எலக்ட்ரான்களுக்கிடையே விலக்கு விசையும் காணப்படுகிறது. உள்கூட்டில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்களுக்கும், இணைதிற கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையேயான இந்த விலக்கு விசையின் விளைவாக, வெளிக்கூட்டில் உள்ள இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் மீது, அணுக்கருவினால் செலுத்தப்படும் கவர்ச்சி விசை குறைக்கப் படுகின்றது. எனவே, உட்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள், அணுக்கருவிற்கும், இணைதிற எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையே ஒரு திரை போல செயல்படுகிறது. இவ்விளைவு திரைமறைப்பு விளைவு (Screening effect) என்றழைக்கப்படுகிறது. வெளிக்கூட்டில் உள்ள இணைதிற எலக்ட்ரான்களால் உணரப்படும் நிகர அணுக்கரு மின்சுமை செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை (effective nuclear charge) என்றழைக்கப்படுகின்றது. செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமையானது

பின்வரும் சமன்பாட்டால் தோராயமாக கணக்கிடப்படுகிறது.

$$Z_{\text{செயலுறு}} = Z - S$$

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

படி 1

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

(1s) (2s, 2p) (3s, 3p) (3d) (4s, 4p) (4d) (4f) (5s, 5p)...

படி 2

செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை கண்டறிய வேண்டிய எலக்ட்ரான் அமைந்துள்ள தொகுதியினை இனம் கண்டறியவும். இதற்கு வலப்புறம் அமைந்துள்ள தொகுதிகளில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்கள் திரைமறைப்பு விளைவிற்கு காரணமாக அமைவதில்லை.

இனம் கண்டறியப்பட்ட தொகுதியில் (n என்ற எழுத்தால் குறிக்கப்படுகிறது) உள்ள எலக்ட்ரான்கள் ஒவ்வொன்றும் 0.35 அலகு அணுக்கரு மின்சுமையை மறைக்கின்றன. எனினும் 1s எலக்ட்ரான்களுக்கு இதன் மதிப்பு 0.30 அலகு ஆகும்.

படி 3

உட்கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் மறைத்தல்

செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை கண்டறியப்பட வேண்டிய எலக்ட்ரான் s அல்லது p ஆர்பிட்டாலில் இருந்தால்,

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

ii. (n–2) தொகுதி அல்லது அதனை விடக்குறைவான (n–3), (n–4) போன்ற தொகுதிகளில் உள்ள ஒவ்வொரு எலக்ட்ரானும் முழுமையாக மறைக்கின்றன. அதாவது 1 அலகு அணுக்கரு மின் சுமையினை மறைக்கின்றன.

செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை கண்டறியப்பட வேண்டிய எலக்ட்ரான் d அல்லது f ஆர்பிட்டாலில் இருந்தால், அந்த எலக்ட்ரான் அமைந்துள்ள தொகுதிக்கு இடப்புறம் உள்ள தொகுதிகளில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்கள் 1 அலகு அணுக்கரு மின்சுமையினை மறைக்கின்றன.

படி 4

அனைத்து எலக்ட்ரான்களின் திரைமறைப்பு விளைவு மதிப்புகளின் கூடுதல் திரைமறைப்பு மாறிலி 'S' ஐத் தருகின்றது.

அட்டவணை – 3.12 உட்கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் திரை மறைப்பு விளைவு ஸ்லேட்டா விதிகள்

எலக்ட்ரான் தொகுதி	செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை கண்டறியப்பட வேண்டிய எலக்ட்ரான்(s அல்லது p ஆர்பிட்டாலில் இருந்தால்)	செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை கண்டறியப்பட வேண்டிய எலக்ட்ரான்(d ஆர்பிட்டாலில் இருந்தால்)
n	0.35 (0.30 – 1s எலக்ட்ரானுக்கு)	0.35
(n-1)	0.85	1.00
(n-2) மற்றும் மற்றவை	1.00	1.00

Unit 3.indd 89 23-12-2021 16:21:59

எடுத்துக்காட்டு

ஸ்கேன்டியத்தில் உள்ள 3d எலக்ட்ரான் மற்றும் 4s எலக்ட்ரானின் மீதான செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமையின் மதிப்பினைக் கணக்கிடுதலை நாம் விளக்குவோம். ஸ்கேன்டியத்தின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^1$, இதனை பின்வருமாறு மாற்றியமைக்கலாம்.

$$\underbrace{(1s)^2}_{(n-3)}\ \underbrace{(2s,2p)^8}_{(n-2)}\ \underbrace{(3s,3p)^8\ (3d)^1}_{(n-1)}\ \underbrace{(4s)^2}_{n}$$

தொகுதி	அத்தொகுதியில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை	'S' மதிப்பிற்கு ஒவ்வொரு எலக்ட்ரானின் பங்களிப்பு	'S' மதிப்பிற்கு குறிப்பிட்ட தொகுதியில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் பங்களிப்பு
(n)	1	0.35	0.35
(n-1)	9	0.85	7.65
(n-2) & மற்றவை	10	1	10.00
S ன் மதிப்பு			18.00

$Z_{\text{செயலுறு}} = Z - S$

$Z_{\text{செயலுறு}} = 21 - 18$

$Z_{\text{செயலுறு}} = 3$

$3d^1$ எலக்ட்ரான் மீதான செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமையினைக் கணக்கிடுதல்

$$\underbrace{(1s)^2}_{(n-3)}\ \underbrace{(2s,2p)^8}_{(n-2)}\ \underbrace{(3s,3p)^8}_{(n-1)}\ \underset{n}{(3d)^1}\ \underbrace{(4s)^2}$$

தொகுதி	அத்தொகுதியில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை	'S' மதிப்பிற்கு ஒவ்வொரு எலக்ட்ரானின் பங்களிப்பு	'S' மதிப்பிற்கு குறிப்பிட்ட தொகுதியில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் பங்களிப்பு
n	0	0.35	0
(n-1) & மற்றவை	18	1	18
S ன் மதிப்பு			18

$\therefore Z_{\text{செயலுறு}} = Z - S$ i.e. $= 21 - 18$ $\therefore Z_{\text{செயலுறு}} = 3$

அட்டவணை 3.13 இரண்டாம் வரிசை தனிமங்களின் அணு ஆரம் (சகப்பிணைப்பு ஆரம்)

தனிமம்	செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை	சகப்பிணைப்பு ஆரம்
$_3Li$	1.30	152
$_4Be$	1.95	111
$_5B$	2.60	89
$_6C$	3.25	77
$_7N$	3.90	74
$_8O$	4.55	66
$_9F$	5.20	64
$_{10}Ne$	5.85	

* வாண்டர்வால்ஸ் ஆரம்

Unit 3.indd 90 23-12-2021 16:22:00

தன்மதிப்பீடு

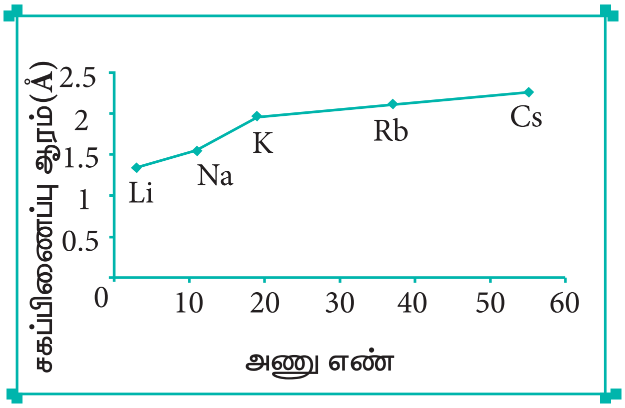
4) அலுமினியம் மற்றும் குளோரினின் 3p எலக்ட்ரான் மீதான செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமையின் மதிப்பினை ஸ்லேட்டர் விதிகளைப் பயன்படுத்தி கண்டறிக. இதன் முடிவுகள் இவ்விரு அணுக்களின் அயனி ஆரங்களோடு எவ்விதத்தில் தொடர்பு கொண்டுள்ளன என்பதை விவரி.

தொகுதியில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள் (variation in group)

தனிம வரிசை அட்டவணையில், ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக அணு ஆரம் அதிகரிக்கின்றது. ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும் போது, புதிதாகச் சேர்க்கப்படும் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் இடம்பெறும் பொருட்டு , புதிய கூடுகள் உருவாக்கப்படுகின்றன. இதன் காரணமாக, அணுக்கருவின் மையத்திற்கும், இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் காணப்படும் வெளிக்கூட்டிற்கும் இடையேயான தொலைவு அதிகரிக்கின்றது. எனவே அணு ஆரம் அதிகரிக்கின்றது. ஒரு தொகுதியில் கார உலோகங்களின் அணு ஆரங்களின் மாறுபாடு பின்வருமாறு

அட்டவணை 3.14 தொகுதி–1தனிமங்களின் சகப்பிணப்பு ஆரங்களின் மாறுபாடுகள்

தனிமம்	இணைதிற எலக்ட்ரான் காணப்படும் வெளிக்கூடு	சகப்பிணைப்பு ஆரம்(Å)
Li	L (n=2)	1.34
Na	M (n=3)	1.54
K	N (n=4)	1.96
Rb	O (n=5)	2.11
Cs	P (n=6)	2.25



செயல்பாடு 3.1

பல்வேறு தொகுதிகள் மற்றும் வரிசைகளைச் சார்ந்த சில தனிமங்களின் சகப்பிணைப்பு ஆரம் (Å–ல்) பின்வருமாறு அட்டவணையிடப்பட்டுள்ளது. இம் மதிப்புகளை அவற்றின் அணு எண்ணிற்கு எதிராக வரைபடத்தில் குறிக்க . இவ்வரைபடத்தில் இருந்து ஒரு தொகுதி மற்றும் தொடரில் ஏற்படும் மாறுபாடுகளை விளக்குக.

2ஆம் தொகுதி தனிமங்கள் Be (0.89), Mg (1.36), Ca (1.74), Sr (1.91) Ba(1.98)

17ஆம் தொகுதி தனிமங்கள் F (0.72), Cl (0.99), Br (1.14), I (1.33)

3ஆம் வரிசை தனிமங்கள் Na(1.57), Mg(1.36), Al (1.25), Si(1.17), P(1.10), S(1.04), Cl(0.99)

நான்காம் வரிசை தனிமங்கள் : K(2.03), Ca(1.74), Sc(1.44), Ti(1.32), V(1.22), Cr(1.17), Mn(1.17), Fe(1.17), Co(1.16), Ni(1.15), Cu(1.17), Zn(1.25), Ga(1.25), Ge(1.22), As(1.21), Se(1.14), Br(1.14)

Unit 3.indd 91 23-12-2021 16:22:00

3.5.2 அயனி ஆரம்

ஒரு அயனியின் அணுக்கருவின் மையத்திற்கும், அவ்வயனியின் எலக்ட்ரான் திரள்முகில் (electron cloud) மீது அதன் அணுக்கருவால் கவர்ச்சி விசையினை செலுத்த இயலும் தூரத்திற்கும் இடையிலான தொலைவு அயனிஆரம் என வரையறுக்கப்படுகிறது. நேரயனி மற்றும் எதிரயனி ஆகியவற்றிற்கு இடையேயான அயனி இடைத் தொலைவினைக் கொண்டு பாலிங் முறைப்படி, ஒற்றை மின்சுமையுடைய படிகங்களின் அயனி ஆரங்களை கணக்கிடலாம்.

படிக அலகுக்கூட்டில் காணப்படும் அயனிகள் கோள வடிவமுடையவை என பாலிங் கருதினர். மேலும் அவைகள் ஒன்றையொன்று தொட்டுக் கொண்டிருப்பதாகவும் கருதினார். எனவே,

$$d = r_{C^+} + r_{A^-} \quad ------------------ \quad (1)$$

இங்கு d என்பது நேர் அயனி C^+ ன் அணுக்கருவிற்கும், எதிர் அயனி A^- ன் அணுக்கருவிற்கும் இடையேயானத் தொலைவு ஆகும். r_{C^+}, மற்றும் r_{A^-} ஆகியன முறையே நேர் மற்றும் எதிர் அயனிகளின் ஆரங்களாகும்.

மேலும், மந்த வாயுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் (எடுத்துக்காட்டாக Na^+ மற்றும் F^- அயனிகள் $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ளன) பெற்றுள்ள அயனிகளின் ஆரமானது, அவ்வயனிகள் மீது அணுக்கருவால் செலுத்தப்படும் செயலுறு அணுக்கருமின்சுமைக்கு எதிர்விகிதத்தில் அமையும். அதாவது,

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

மற்றும்

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

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

சமன்பாடு (2) ஐ (3) ஆல் வகுக்க,

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

சமன்பாடு (1) மற்றும் (4) ஐத் தீர்ப்பதன் மூலம் r_{C^+} மற்றும் r_{A^-} மதிப்புகளைப் பெற இயலும்.

NaF படிகத்திலுள்ள Na^+ மற்றும் F^- அயனிகளின் ஆரங்களைக் கணக்கிடுவதன் மூலம் இம்முறையினை நாம் விளக்கலாம். NaF படிகத்தின் அயனி இடைத் தொலைவு 231 pm ஆகும்.,

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

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

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

$$(Z_{\text{செயலுறு}})_{F^-} = Z - S$$
$$= 9 - 4.15$$
$$= 4.85$$

$$(Z_{\text{செயலுறு}})_{Na^+} = 11 - 4.15$$
$$= 6.85$$

$$\therefore \frac{r_{Na^+}}{r_{F^-}} = \frac{4.85}{6.85}$$
$$= 0.71$$

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

(6) ஐ (5) ல் பிரதியிட

$$(1) \Rightarrow \quad 0.71\ r_{F^-} + r_{F^-} = 231 \text{ pm}$$
$$1.71\ r_{F^-} = 231 \text{ pm}$$
$$r_{F^-} = \frac{231}{1.71} = 135.1 \text{ pm}$$

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

$$r_{Na^+} + 135.1 = 231$$
$$r_{Na^+} = 95.9 \text{ pm}$$

தன்மதிப்பீடு

5) X^{3+}, Y^{2+} மற்றும் Z^{-} ஆகிய சம எலக்ட்ரான்களைக் கொண்ட அயனிகளின் ஆரங்கள் முறையே 136 pm, 64pm, 49 pm என ஒரு மாணவர் அறிக்கை அளித்தார். இந்த வரிசை சரியானதா? குறிப்புரை தருக.

3.5.3 அயனியாக்கும் ஆற்றல்

இயல்பு ஆற்றல் நிலையில் (சிறும ஆற்றல் நிலையில் – ground state) உள்ள நடுநிலைத்தன்மை உடைய தனித்த வாயு நிலை அணு ஒன்றின் இணைதிற கூட்டிலிருந்து இலகுவாக பிணைக்கப்பட்டுள்ள ஒரு எலக்ட்ரானை நீக்குவதற்கு தேவைப்படும் குறைந்தபட்ச ஆற்றல் அயனியாக்கும் ஆற்றல் எனப்படும். இது $KJmol^{-1}$ அல்லது eV என்ற அலகால் குறிப்பிடப்படுகின்றது.

$$M_{(g)} + IE_1 \rightarrow M^{+}_{(g)} + 1\ e^{-}$$

இங்கு, IE_1 என்பது முதலாவது அயனியாக்கும் ஆற்றலைக் குறிப்பிடுகிறது.

அடுத்தடுத்த அயனியாக்கும் ஆற்றல்கள் (Successive ionization energies)

ஒரு ஒற்றை நேர்மின்சுமையுடைய அயனியிலிருந்து, ஒரு எலக்ட்ரானை நீக்குவதற்கு தேவைப்படும் குறைந்தபட்ச ஆற்றல் இரண்டாம் அயனியாக்கும் ஆற்றல் எனப்படும். இது பின்வரும் சமன்பாட்டால் குறிப்பிடப்படுகிறது.

$$M^{+}_{(g)} + IE_2 \rightarrow M^{2+}_{(g)} + 1\ e^{-}$$

இதைப் போலவே, நாம் மூன்றாம், நான்காம் அயனியாக்கும் ஆற்றல்களை வரையறுக்கலாம்.

ஒரு நேர்மின் சுமையுடைய அயனியில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையானது, அதன் நடுநிலை அணுவில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைவிட குறைவாக இருந்தபோதிலும் அவைகளின் அணுக்கரு மின்சுமை சமமாக இருக்கும். எனவே, நேர்மின்சுமையுடைய அயனியின் செயலுறு அணுக்கருகவர்ச்சி விசையானது, தொடர்புடைய நடுநிலை அணுவின் செயலுறு கவர்ச்சி விசையினை விட அதிகம். எனவே தொடர்ச்சியான அயனியாக்கும் ஆற்றலின் மதிப்புகள், எப்போதும் பின்வரும் ஏறுவரிசையில் அமைகின்றன.

$$IE_1 < IE_2 < IE_3 < .....$$

அயனியாக்கும் ஆற்றலில் காணப்படும் ஆவர்த்தனத் தன்மை.

ஒரு சில விதிவிலக்குகளைத் தவிர்த்து, பொதுவாக அயனியாக்கும் ஆற்றல், ஒரு வரிசையில் அதிகரிக்கின்றது. முன்னரே விவரித்தவாறு, ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும் போது, இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் ஒரே கூட்டில் சேர்க்கப்படும் நிலையில், அணுக்கருவில் புரோட்டான்கள் சேர்க்கப்படுகின்றன. இவ்வாறு தொடர்ச்சியாக அணுக்கருவின் மின்சுமை அதிகரிப்பதால், இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் மீதான கவர்ச்சி விசையும் அதிகரிக்கின்றது. மேலும் இணைதிற எலக்ட்ரானை நீக்க தேவைப்படும் ஆற்றல் அதிகரிப்பதால் அயனியாக்கும் ஆற்றலும் அதிகரிக்கிறது.

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

பின்வரும் வரைபடத்தில், அயனியாக்கும் ஆற்றலின் வழக்கமான போக்கில், இரு மாறுபாடுகள் காணப்படுகின்றன. பெரிலியத்தினைக் காட்டிலும் போரான் அதிகமான அணுக்கரு மின் சுமையினைப் பெற்றிருப்பதால்,

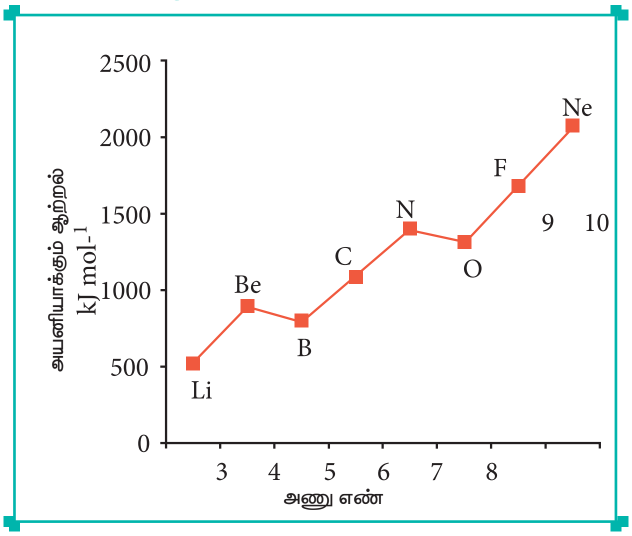
Unit 3.indd 93 23-12-2021 16:22:00

போரானின் அயனியாக்கும் ஆற்றல் மதிப்பு அதிகம் என எதிர்பார்க்கப்படுகிறது. ஆனால் எதிர்பார்த்தலுக்கு முரணாக பெரிலியம் மற்றும் போரான் அணுக்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றல்கள் முறையே 899 மற்றும் 800 $kJmol^{-1}$ ஆகும்.

சிறும ஆற்றல் நிலையில், பெரிலியம் (Z=4) $1s^2$, $2s^2$ எலக்ட்ரான் அமைப்பினையும், போரான் (Z=5) $1s^2$ $2s^2$ $2p^1$ என்ற எலக்ட்ரான் அமைப்பினையும் பெற்றுள்ளன.

பெரிலியம் முழுவதும் நிரப்பட்ட 2s ஆர்பிட்டாலைப் பெற்றுள்ளதால், பகுதியளவு நிரப்பப்பட்ட இணைதிற கூடு எலக்ட்ரான் அமைப்பை பெற்றுள்ள ($2s^22p^1$) போரானைக் காட்டிலும் அதிக அளவு நிலைப்புத்தன்மை உடையது.இதன் காரணமாக பெரிலியத்தின் அயனியாக்கும் ஆற்றல் அதிகம்

படம் 3.2 வரிசை 2–ல் உள்ள தனிமங்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றலில் ஏற்படும் மாறுபாடு



இதைப் போலவே, $1s^2$ $2s^2$ $2p^3$ எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ள நைட்ரஜனின் அயனியாக்கும் ஆற்றல், (1402 $kJmol^{-1}$), $1s^2$ $2s^2$ $2p^4$ என்ற எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ள ஆக்சிஜனின் அயனியாக்கும் ஆற்றல் (1314 kJmol–1) மதிப்பைக் காட்டிலும் அதிகம். ஏனெனில் சரிபாதியளவு நிரப்பப்பட்ட எலக்ட்ரான் அமைப்பு அதிக நிலைப்புத் தன்மையுடையது. ஆதலால், நைட்ரஜனின் 2p ஆர்பிட்டாலிலிருந்து, ஒரு எலக்ட்ரானை நீக்குவதற்கு அதிக ஆற்றல் தேவைப்படுகிறது. ஆனால், ஆக்சிஜனின் 2p ஆர்பிட்டாலில் உள்ள ஒரு எலக்ட்ரானை நீக்குவதால், அது சரிபாதியளவு நிரப்பப்பட்ட நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெறுகிறது. இதன் விளைவாக நைட்ரஜனோடு ஒப்பிடும் போது ஆக்சிஜனில் 2p எலக்ட்ரானை நீக்குவது எளிதாகிறது.

தொகுதியில் ஏற்படும் ஆவர்த்தன மாறுபாடுகள்

ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும் போது அயனியாக்கும் ஆற்றல் குறைகிறது. தொகுதியில் மேலிருந்து வரும் போது, இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் புதிய கூட்டில் சேர்கின்றன. அணுக்கருவிற்கும் இணைதிற எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையேயானத் தொலைவு அதிகரிக்கின்றது. எனவே இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் மீதான அணுக்கருவின் கவர்ச்சி விசை குறைகின்றது. இதன் காரணமாக ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழே செல்லும் போது அயனியாக்கும் ஆற்றல் குறைகிறது.

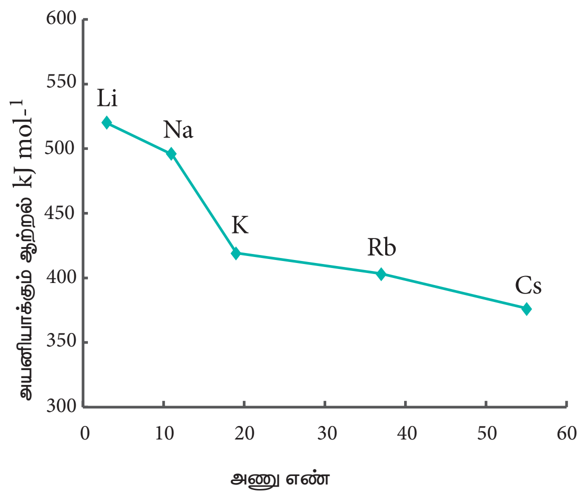
அயனியாக்கும் ஆற்றல் மற்றும் மறைத்தல் விளைவு

ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக செல்லும் போது, உட்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கின்றது. இதன் காரணமாக உட்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களுக்கும் இணைதிற எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையேயான விலக்கு விசையும் அதிகரிக்கின்றது. அதாவது உள்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் மறைத்தல் விளைவு அதிகரிப்பதனால், அணுக்கருவினால், இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் மீது செலுத்தப்படும் கவர்ச்சி விசை குறைகிறது. எனவே, அயனியாக்கும் ஆற்றலும் குறைகிறது. அயனியாக்கும் ஆற்றலின் இத்தகைய

Unit 3.indd 94 23-12-2021 16:22:00

போக்கினை கார உலோகங்களை எடுத்துக்காட்டாகக் கொண்டு நாம் புரிந்து கொள்வோம்.

படம் 3.3 முதல் தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக அயனியாக்கும் ஆற்றலில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்



தன்மதிப்பீடு

6. X, Y மற்றும் Z ஆகிய தனிமங்களின் முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றல் (IE_1) மற்றும் இரண்டாம் அயனியாக்கும் ஆற்றல் (IE_2) ஆகியன முறையே கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

தனிமம்	IE_1 (kJ mol^{-1})	IE_2 (kJ mol^{-1})
X	2370	5250
Y	522	7298
Z	1680	3381

மேற்கண்ட தனிமங்களுள் அதிக வினைபுரியும் உலோகம் எது? மந்த வாயு எது? குறைவாக வினைபுரியும் உலோகம் எது?

3.5.4 எலக்ட்ரான் நாட்டம்

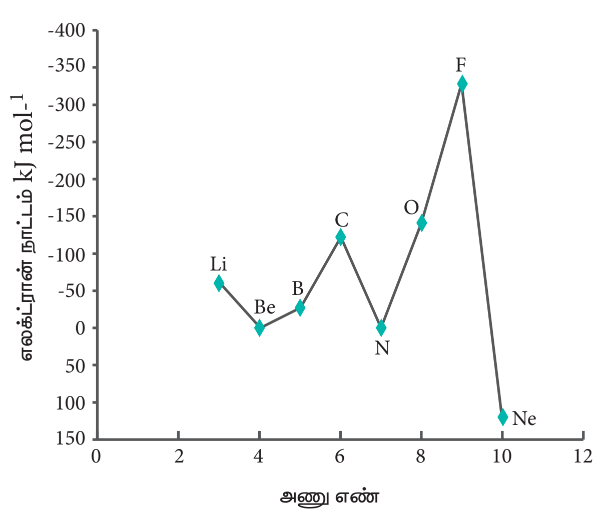
இயல்பு ஆற்றல் நிலையில் உள்ள ஒரு தனித்த நடுநிலைத்தன்மை உடைய, வாயுநிலை அணு ஒன்றின் இணைதிற கூட்டில் ஒரு எலக்ட்ரானை சேர்த்து அதன் எதிர் அயனியை உருவாக்கும் போது வெளிப்படும் ஆற்றல் (மந்த வாயுக்களைப் பொருத்த வரையில் தேவைப்படும் ஆற்றல்) எலக்ட்ரான் நாட்டம் எனப்படும். இது kJ mol^{-1} என்ற அலகால் குறிப்பிடப்படுகின்றது.

$$A + 1\,e^- \rightarrow A^- + E_A$$

ஒரு வரிசையில் ஏற்படும் எலக்ட்ரான் நாட்டத்தின் மாறுபாடுகள்

அயனியாக்கும் ஆற்றலில் காணப்படுவதைப் போன்று எலக்ட்ரான் நாட்டத்தில் சீரான மாற்றம் காணப்படுவதில்லை. ஒரு வரிசையில், கார உலோகத்திலிருந்து ஹாலஜன்களை நோக்கிச் செல்லும் போது, பொதுவாக எலக்ட்ரான் நாட்டம் அதிகரிக்கின்றது அதாவது வெளிப்படும் ஆற்றலின் மதிப்பு அதிகமாக இருக்கும். அணுவின் உருவளவு சிறிதாவதும், அணுக்கரு மின்சுமை அதிகரிப்பதுமே இதற்கு காரணமாகும். எனினும் பெரிலியம் ($1s^2\ 2s^2$) நைட்ரஜன் ($1s^2 2s^2 2p^3$) போன்ற தனிமங்களில் ஒரு எலக்ட்ரான் சேர்க்கப்படும் நிலையில், அவற்றின் அதிக நிலைப்புத்தன்மையுடைய எலக்ட்ரான் அமைப்பு இழக்கப்படும் நிலை ஏற்படும். எனவே இத்தகைய தனிமங்கள் ஏறத்தாழ பூஜ்ஜிய எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்பினைப் பெற்றுள்ளன.

படம் 3.4. இரண்டாம் வரிசை தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் நாட்டத்தில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்.



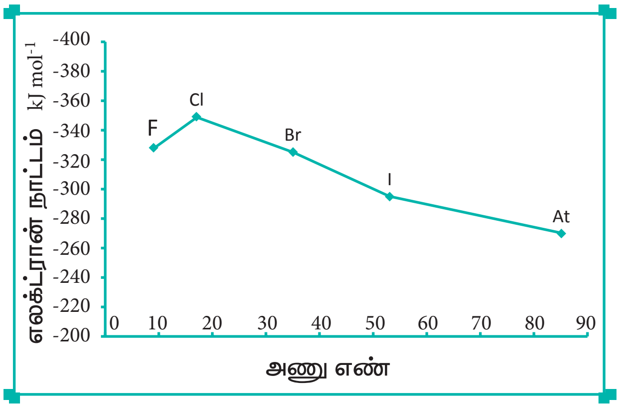
Unit 3.indd 95 23-12-2021 16:22:00

மந்த வாயுக்கள் ns^2, np^6 என்ற முழுவதும் நிரப்பப்பட்ட நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ளன. எனவே கூடுதலாக ஓர் எலக்ட்ரானை சேர்த்தல் சாதகமானதல்ல. மேலும் அந்நிகழ்விற்கு அதிக ஆற்றல் தேவைப்படும். ns^2, np^5 என்ற எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ள ஹாலஜன்கள் எளிதில் ஒரு எலக்ட்ரானை ஏற்றுக்கொண்டு நிலையான ns^2, np^6 எலக்ட்ரான் அமைப்பினை பெறுவதால், ஒவ்வொரு வரிசையிலும், ஹாலஜன்கள் அதிக எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்பினைப் (அதிக எதிர்குறி மதிப்புகள்) பெற்றுள்ளன.

ஒரு தொகுதியில் ஏற்படும் எலக்ட்ரான் நாட்டத்தின் மாறுபாடுகள்

ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக வரும்போது பொதுவாக எலக்ட்ரான் நாட்டத்தின் மதிப்பு குறைகிறது. அணுபருமன் மற்றும் உள்கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் திரைமறைப்பு விளைவு ஆகியவை அதிகரிப்பதே இதற்குக் காரணமாகும். எனினும், ஆக்சிஜன் மற்றும் புளூரின் ஆகியன முறையே சல்பர் மற்றும் குளோரினைக் காட்டிலும் குறைவான எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்பினைப் பெற்றுள்ளன. ஆக்சிஜன் மற்றும் புளூரினின் உருவளவு ஒப்பீட்டளவில் சிறியது. எனவே அவைகள் அதிக எலக்ட்ரான் அடர்த்தியைக் கொண்டுள்ளன. மேலும், சேர்க்கப்படும் கூடுதல் எலக்ட்ரான் ஆக்சிஜன் மற்றும் புளூரினில் 2p ஆர்பிட்டாலில் சென்று சேரவேண்டும். இந்த 2p ஆர்பிட்டாலானது சல்பர் மற்றும் குளோரினின் 3p ஆர்பிட்டாலுடன் ஒப்பிடும் போது நெருக்கமான அமைப்பினைப் பெற்றுள்ளது. எனவே, ஆக்சிஜன் மற்றும் புளூரினானது முறையே அவைகள் இடம்பெற்றுள்ள தொகுதியில் அடுத்து உள்ள தனிமங்களான சல்பர் மற்றும் குளோரினைக் காட்டிலும் குறைவான எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்புகளைப் பெற்றுள்ளன.

படம் 3.5 17வது தொகுதியில் ஏற்படும் எலக்ட்ரான் நாட்டத்தின் மாறுபாடு



தன்மதிப்பீடு

7. குளோரினின் எலக்ட்ரான் ஏற்கும் என்தால்பி மதிப்பு 348 $kJ\ mol^{-1}$ வாயுநிலையில் உள்ள 17.5g குளோரின் அணுக்கள் முழுவதும் Cl^- அயனியாக மாற்றப்படும் போது வெளியிடப்படும் ஆற்றலின் மதிப்பினை kJ ல் கணக்கிடுக.

3.5.5 எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை

சகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ள மூலக்கூறில் உள்ள ஒரு அணுவானது, சகப்பிணைப்பில் பங்கிடப்பட்டுள்ள எலக்ட்ரான் இணையினைத் தன்னை நோக்கி ஒப்பீட்டு அளவில் கவரும் பண்பு எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை எனப்படும்.

எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை ஒரு அளவிடத்தக்க பண்பு அல்ல எனினும் இம்மதிப்பினைக் கணக்கிட பல்வேறு அளவீட்டு முறைகள் உள்ளன. அதில் ஒரு முறை ஃபாலிங் என்பவரால் உருவாக்கப்பட்டது. அவர் ஹைட்ரஜன் மற்றும் புளூரினுக்கு முறையே 2.1 மற்றும் 4.0 என்ற மதிப்புகளை அவைகளினுடைய எலக்ட்ரான் கவர்திறன் மதிப்புகள் என எடுத்துக்கொண்டார். இதனடிப்படையில் பிற தனிமங்களுக்கு பின்வரும் வாய்ப்பாட்டினைப் பயன்படுத்தி எலக்ட்ரான் கவர்திறன் மதிப்புகளை கண்டறியலாம்.

Unit 3.indd 96 23-12-2021 16:22:01

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

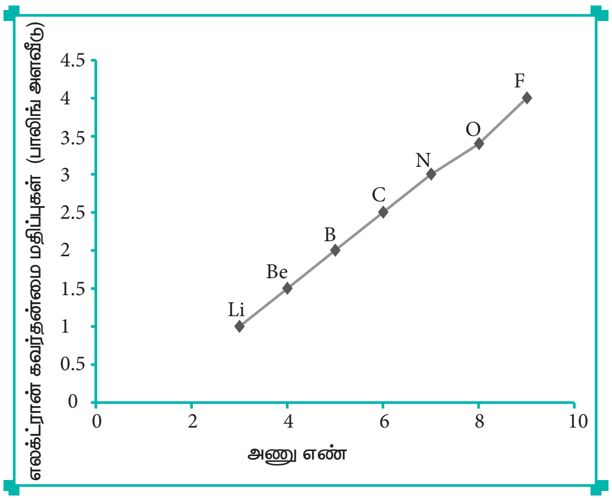
இங்கு, E_{AB}, E_{AA} மற்றும் E_{BB} ஆகியன முறையே AB, A_2 (A–A) மற்றும் B_2 (B–B) ஆகிய மூலக்கூறுகளின் பிணைப்பு பிளவு ஆற்றல்கள் (K cal)ஆகும்.

கொடுக்கப்பட்ட எந்த ஒரு தனிமத்தின் எலக்ட்ரான் கவர்திறன் மதிப்பும் மாறிலியல்ல. இதன் மதிப்பு அத்தனிமம் எத்தனிமத்துடன் சகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ளது என்பதனைப் பொறுத்து அமையும். பிணைப்பின் தன்மையினைத் தீர்மானிப்பதில் எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை மதிப்புகள் முக்கிய பங்காற்றுகின்றன.

ஒரு வரிசையில் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையில் ஏற்படும் மாறுபாடு

இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும் போது பொதுவாக எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை மதிப்பு அதிகரிக்கின்றது. முன்னரே விவரித்துள்ளவாறு, ஒரு வரிசையில், அணுக்கருவிற்கும், இணைதிற எலக்ட்ரான்களுக்கும் இடையேயான கவர்ச்சி விசை அதிகரிப்பதால் அணு ஆரம் குறைகிறது. எனவே, பங்கிடப்பட்டுள்ள எலக்ட்ரான்களை கவரும் தன்மை அதிகரிக்கிறது. இதன் காரணமாக ஒரு வரிசையில் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை அதிகரிக்கின்றது.

படம் 3.6 இரண்டாம் வரிசையில் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்.



அட்டவணை– 3.15 : பாலிங் அளவீட்டு முறையில் தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை மதிப்புகள்.

H 2.1																
Li 1.0	Be 1.6											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.7	Ba 0.9	La 1.0	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.1

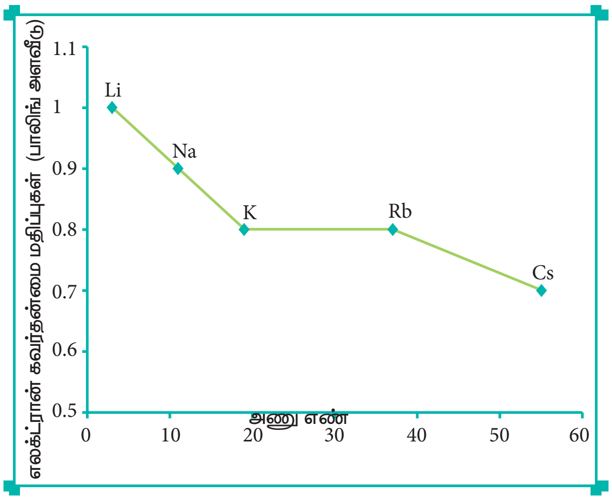
குறைவு — நடுத்தரம் — அதிகம்

ஒரு தொகுதியில் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்

ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக வரும் போது எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை மதிப்பு பொதுவாகக் குறைகிறது. தொகுதியில் மேலிருந்து கீழே வரும்போது அணு ஆரம் அதிகரிக்கிறது. இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் மீது அணுக்கரு செலுத்தும் கவர்ச்சி விசை குறைகிறது. எனவே, எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையும் குறைகிறது.

மந்த வாயுக்களின் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை மதிப்பு பூஜ்யம் என எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. s–தொகுதி தனிமங்களின் எலக்ட்ரான்கவர் தன்மை மதிப்பு எதிர்பார்க்கப்படுவது போல தொகுதியில் குறைகிறது. 13 மற்றும் 14 ஆம் தொகுதி தனிமங்களைத் தவிர்த்து பிற p –தொகுதித் தனிமங்கள் எதிர்பார்க்கப்படுவது போன்று தொகுதியில், எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை குறையும் போக்கினைக் கொண்டுள்ளன. (படம் 3.15 ஐப் பார்க்கவும்)

படம் 3.7 முதல் தொகுதி தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்.



3.6 வேதிப்பண்புகளின் ஆவர்த்தனத் தொடர்பு (Periodic trends in chemical properties)

அணு ஆரம், அயனியாக்கும் ஆற்றல், எலக்ட்ரான் நாட்டம் மற்றும் எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை போன்ற இயற்பண்புகளின் ஆவர்த்தனத் தன்மையினை இதுவரை நாம் கற்றறிந்தோம். இத்துடன் வேதிப்பண்புகளான, வினைத்திறன், இணைதிறன் மற்றும் ஆக்சிஜனேற்ற நிலை முதலியனவும் ஒரு குறிப்பிட்ட அளவிற்கு ஆவர்த்தனத் தொடர்பினைக் கொண்டுள்ளன.

இப்பாடப்பகுதியில், நாம் இணைதிறனில் (ஆக்கிஜனேற்ற நிலை) காணப்படும் ஆவர்த்தனத் தொடர்பினையும், இரண்டாம் வரிசை தனிமங்களின் முரண்பட்ட பண்புகளையும் (மூலைவிட்டத் தொடர்பு) சுருக்கமாக விவாதிப்போம்.

இணைதிறன் அல்லது ஆக்சிஜனேற்ற நிலை

ஒரு அணுவின் இணைதிறன் என்பது ஹைட்ரஜனுடன் ஒப்பிடும் போது அவ்வணுவின் இணையக்கூடிய திறன் எனப்படும். பொதுவாக இது இணைதிற கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அல்லது எட்டிலிருந்து அந்த எலட்ரான்களின் எண்ணிக்கையினைக் கழித்து விட்டு வரும் எண்ணிக்கையாகும். இணைதிறனுக்கு பதிலாக ஆக்சிஜனேற்ற நிலையினைக் குறிப்பிடுவது எளிமையானதாக இருக்கும்.

இணைதிறன் அல்லது ஆக்சிஜனேற்ற நிலையில் காணப்படும் ஆவர்த்தனத் தன்மை

ஒரு அணுவின் இணைதிறன் என்பது அதன் இணைதிற கூட்டில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையினைப் பொருத்து அமைகிறது. ஒரு தொகுதியில் உள்ள தனிமங்களில் இணைதிற எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை சமம் என்பதால், அதிகபட்சமான இணைதிறன் என்பது மாறாமல் அதே மதிப்பினைப் பெற்றிருக்கும். எனினும் ஒருவரிசையில், இணைதிற எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிப்பதால், இணைதிறனும் அதிகரிக்கின்றது.

அட்டவணை 3.16 தொகுதியில் இணைதிறனில் ஏற்படும் மாறுபாடு

கார உலோகங்கள் (தொகுதி 1)			தொகுதி 15		
தனிமம்	இணைதிற கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை	இணைதிறன்	தனிமம்	இணைதிற கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை	இணைதிறன்
Li	1	1	N	5	3, 5
Na	1	1	P	5	3, 5
K	1	1	As	5	3, 5
Rb	1	1	Sb	5	3, 5
Cs	1	1	Bi	5	3, 5
Fr	1	1			

அட்டவணை 3.17 வரிசையில் இணைதிறனில் ஏற்படும் மாறுபாடு (முதல் வரிசை)

தனிமம்	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
இணைதிற கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணக்கை	1	2	3	4	5	6	7	8
இணைதிறன் (இணையக்கூடிய திறன்)	1	2	3	4	5, 3	6, 2	7, 1	8, 0

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

3.6.1 இரண்டாம் வரிசை தனிமங்களின் முரண்பட்ட பண்புகள்

ஒரே தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள், ஒரே மாதிரியான இயற் மற்றும் வேதிப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. எனினும் ஒவ்வொரு தொகுதியிலும் உள்ள முதல் தனிமமானது அத்தனிமம் இடம்பெற்றுள்ள தொகுதியில் உள்ள பிற தனிமங்களின் பண்புகளிலிருந்து சில முரண்பட்ட பண்புகளைப் பெற்றிருக்கின்றன. உதாரணமாக, கார மற்றும் காரமண் உலோகங்கள் பொதுவாக அயனிச் சேர்மங்களை உருவாக்கும் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன. மாறாக, லித்தியம் மற்றும் பெரிலியம் ஆகியன அதிகஅளவில் சகப்பிணைப்புச் சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன. இரண்டாம் வரிசையில் உள்ள தனிமங்கள் அவற்றின் இணைதிற கூட்டில் மொத்தம் நான்கு ஆர்பிட்டால்களை (2s மற்றும் 2p) மட்டும் பெற்றிருக்கின்றன. எனவே அவற்றின் அதிகபட்ச சகப்பிணைப்பு இணைதிறன் 4. ஆனால் அடுத்தடுத்த வரிசைகளில் உள்ள தனிமங்கள் தங்களது இணைதிற கூட்டில் அதிக ஆர்பிட்டால்களைப் பெற்றுள்ளன. எனவே உயர் இணைதிறன் மதிப்புகளைப் பெற்றுள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக, போரான் BF_4^- ஐயும் மற்றும் அலுமினியம் AlF_6^{3-}ஐயும் உருவாக்குகின்றன.

மூலைவிட்டத் தொடர்பு

தனிம வரிசை அட்டவணையில் மூலைவிட்டமாகச் செல்லும் போது, இரண்டாம் மற்றும் மூன்றாம் வரிசையில் உள்ள தனிமங்கள் சில பண்புகளில் ஒத்துக் காணப்படுகின்றன. ஒரு தொகுதியில்

காணப்படும் தனிமங்களுக்கிடையே நாம் காணும் பண்புகளைப் போன்று அதிக அளவில் ஒற்றுமைத் தன்மை காணப்படாவிட்டாலும் கூட, பின்வரும் தனிம இணைகளில் இப்பண்பு குறிப்பிடத்தக்க அளவில் உள்ளது.

Li → Mg, Be → Al, B → Si

Li	Be	B	C
Na	Mg	Al	Si

மூலைவிட்டத்தில் அமைந்துள்ள தனிமங்களின் பண்புகளுக்கிடையே காணப்படும் ஒற்றுமைத் தன்மை மூலை விட்டத் தொடர்பு என்றழைக்கப்படுகிறது.

3.6.2 ஆவர்த்தன தொடர்பும், வேதிவினைத் திறனும்

முன்னரே கற்றறிந்தவாறு, தனிமங்களின் இயற் மற்றும் வேதிப்பண்புகள் அவைகளின் இணைதிற கூடு எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பொருத்து அமைகிறது. தனிம வரிசை அட்டவணையில் இடதுபுறம் உள்ள தனிமங்கள் குறைவான அயனியாக்கும் ஆற்றலைப் பெற்றிருக்கின்றன. மேலும் எளிதில் இணைதிற எலக்ட்ரான்களை இழக்கும் தன்மையினையும் பெற்றுள்ளன. தனிம வரிசை அட்டவணையின், வலது புறத்தில் காணப்படும் தனிமங்கள் அதிக எலக்ட்ரான் கவர் தன்மையினைப் பெற்றிருப்பதால் அவைகள் எளிதில் எலக்ட்ரான்களை ஏற்கும் இயல்பினைப் பெற்றுள்ளன. இதன் விளைவாக, தனிம வரிசை அட்டவணையில் இரு பக்கங்களிலும் அமைந்துள்ள தனிமங்கள், நடுவில் உள்ள தனிமங்களோடு ஒப்பிடும் போது அதிக வினைத்திறனைப் பெற்றுள்ளன. மாறாக, மந்த வாயுக்கள் முழுவதும் நிரப்பப்பட்ட எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றிருப்பதால் அவைகள் எலக்ட்ரான்களை ஏற்பதோ, இழப்பதோ இல்லை. எனவே அவைகள் எத்தகைய வேதிவினைகளிலும் இயல்பாக ஈடுபடுவதில்லை.

அயனியாக்கும் ஆற்றலானது, உலோகத் தன்மையுடன் நேரடியாக தொடர்புபடுத்தக் கூடியதாகும். மேலும் தனிம வரிசை அட்டவணையின் இடதுபுறத்தின் கீழ்ப்பகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் குறைவான அயனியாக்கும் ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளதால் அவைகள் உலோகத் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன. மாறாக, வலது புறத்தின் மேற்பகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் அதிக அயனியாக்கும் ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளதால், அவைகள் அலோகத் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன.

தனிம வரிசை அட்டவணையின் இரு புறங்களிலும் உள்ள தனிமங்களால் உருவாக்கப்படும் சேர்மங்களின் இயல்பினை நாம் ஆய்ந்து அறிவோம். கார உலோகங்கள் மற்றும் ஹாலஜன்கள் ஆக்சிஜனுடன் வினைபுரிந்து அவைகளின் ஆக்சைடுகளைத் தருகின்றன.

$$4\,Na + O_2 \rightarrow 2\,Na_2O$$

$$2\,Cl_2 + 7\,O_2 \rightarrow 2\,Cl_2O_7$$

சோடியம் ஆக்சைடு நீருடன் வினைபட்டு, வலிமைமிக்க காரமான சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடைத் தருகிறது. இது ஒரு காரஆக்ஸைடு ஆகும். மாறாக Cl_2O_7 நீருடன் வினைபட்டு வலிமைமிக்க அமிலமான பெர்குளோரிக் அமிலத்தினை தருகிறது. எனவே, இது ஒரு அமில ஆக்ஸைடாகும்.

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH \text{ (காரம்)}$$

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

எனவே, தனிம வரிசை அட்டவணையின் இரு புறங்களிலும் உள்ள தனிமங்கள் எதிர்பார்த்தபடியே வெவ்வேறு பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன.

ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும் போது, அயனியாக்கும் ஆற்றல் குறைந்து கொண்டே வருகிறது. மேலும் தனிமங்களின் நேர்மின் தன்மையானது அதிகரிக்கின்றது. எனவே இத்தனிமங்களின்

Unit 3.indd 100 23-12-2021 16:22:01

ஹைட்ராக்ஸைடுகள் அதிக காரத் தன்மையினைக் கொண்டிருக்கின்றன. இரண்டாம் தொகுதி ஹைட்ராக்சைடுகளின் இயல்பினை நாம் கருதுவோம்.

$Be(OH)_2$ ஈரியல்புத்தன்மை உடையது, $Mg(OH)_2$ வலிமை குறைந்த காரம், $Ba(OH)_2$ வலிமை மிக்க காரம்.

பெரிலியம் ஹைட்ராக்ஸைடு அமிலம் மற்றும் காரம் ஆகிய இரண்டுடனும் வினைபுரிகின்றது எனவே இது ஈரியல்புத் தன்மை உடையது.

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

செயல்பாடு 3.2

வெவ்வேறு தொகுதிகள் மற்றும் வரிசைகளில் அமைந்துள்ள தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை மதிப்பானது பாலிங் அளவீட்டில் அட்டவணைப் படுத்தப்பட்டுள்ளது. அணு எண்ணிற்கு எதிராக இம்மதிப்புகளை வரைபடத்தில் குறிக்க. இவ்வரைபடத்திலிருந்து, தொகுதி மற்றும் தொடரில் இம்மதிப்பு எவ்வாறு வேறுபடுகிறது என விளக்குக.

2 –ம் தொகுதித் தனிமங்கள், : Be (1.6), Mg (1.2), Ca (1.0), Sr (1.0) Ba(0.9)

17 –ம் தொகுதித்தனிமங்கள், : F (4.0), Cl (3.0), Br (2.8), I (2.5)

3 –ம் வரிசைத் தனிமங்கள் : Na(0.9), Mg(1.2), Al (1.5), Si(1.8), P(2.1), S(2.5), Cl(3.0)

4 –ம் வரிசைத் தனிமங்கள் : K(0.8), Ca(1.0), Sc(1.3), Ti(1.5), V(1.6), Cr(1.6), Mn(1.5), Fe(1.8), Co(1.9), Ni(1.9), Cu(1.9), Zn(1.6), Ga(1.6), Ge(1.8), As(2.0), Se(2.4), Br(2.8)

பாடச்சுருக்கம்

பல்வேறுபட்ட தனிமங்களை முறையாக வகைப்படுத்தவதற்கு தனிமவரிசை அட்டவணை தோற்றுவிக்கப்பட்டது. தனிமங்களின் பண்புகளை அடிப்படையாகக்கொண்டு அவைகளை வகைப்படுத்தும் முதல் முயற்சியினை லவாய்சியர் மேற்கொண்டார். இவரின் முயற்சியினை ஜோகன் டாபரீனியர், A E B சான்கோர்டியஸ் மற்றும் நியூலாண்ட்ஸ் ஆகியோர் பின்பற்றி ஆராய்ச்சிகளை தொடர்ந்தனர். அர்த்தமுள்ள விளக்கங்களைக் கொண்ட முதல் தனிம வரிசை அட்டவணை, அணுநிறையை அடிப்படையாகக் கொண்டு மெண்டலீஃப் என்பவரால் கட்டமைக்கப்பட்டது. இக்கட்டமைப்பானது, தனிமங்களின் பண்புகள் அனைத்தும் அவைகளின் அணு எண்களின் அடிப்படையிலேயே அமைந்துள்ளன, என்கிற நவீன ஆவர்த்தன விதியால் மாற்றியமைக்கப்பட்டது. நவீன தனிமவரிசை அட்டவணையானது, 18 தொகுதிகளையும் 7 வரிசைகளையும் கொண்டு உருவாக்கப்பட்டுள்ளது.

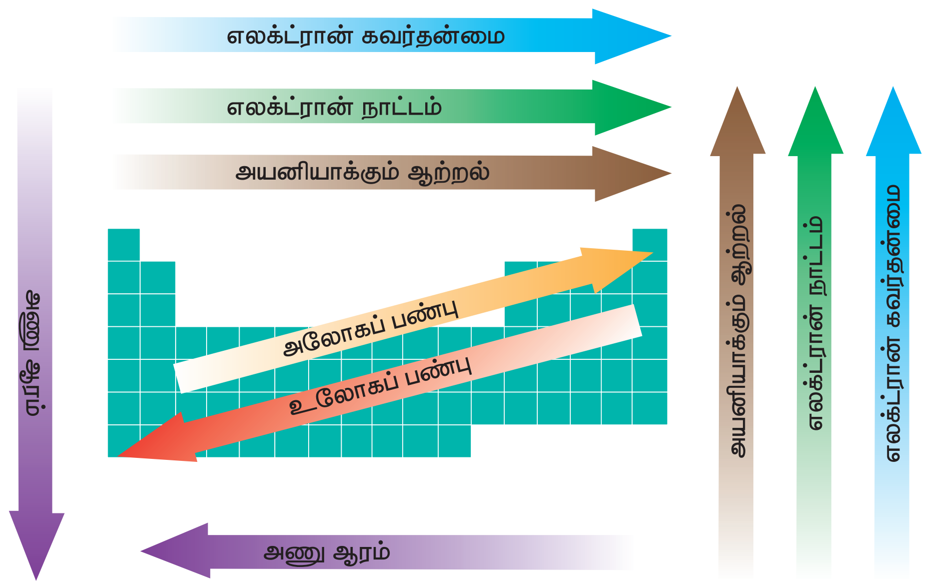
ஒரே தொகுதியில் உள்ள தனிமங்கள் அனைத்தும் ஒத்த பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. ஏனெனில் அவைகளின் இணைதிற கூட்டில் ஒத்த எலக்ட்ரான் ஒழுங்கமைப்பினை பெற்றுள்ளன. ஒரே வரிசையில் உள்ள தனிமங்கள் அனைத்தும் பண்புகளில் வேறுபடுகின்றன. ஏனெனில் அவைகளின் இணைதிற கூட்டின் எலக்ட்ரான் ஒழுங்கமைப்பில் வேறுபடுகின்றன. தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் ஒழுங்கமைப்பினை அடிப்படையாக்கொண்டு s–தொகுதி, p–தொகுதி, d–தொகுதி மற்றும் f–தொகுதி தனிமங்கள் என்றும் வகைப் படுத்தப்படுகின்றன. s, p, d மற்றும் f தொகுதிகளில் இடம்பெற்றுள்ள தனிமங்கள் தனித்துவமான பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. இந்த அட்டவணையில் இடம்பெற்றுள்ள

Unit 3.indd 101 23-12-2021 16:22:01

தனிமங்களுள் 78%க்கும் அதிகமான தனிமங்கள் உலோகங்களாகும். இத்தனிமங்கள் தனிமவரிசை அட்டவணையின் இடப்புறத்தில் இடமளிக்கப்பட்டுள்ளன. அலோகங்கள் அனைத்தும் தனிமவரிசை அட்டவணையில் வலது மேற்புறத்தில் வைக்கப்பட்டுள்ளன. உலோகங்கள் மற்றும் அலோகங்களின் தனித்துவமான பண்புகளுள் சிலவற்றை ஒருங்கே கொண்டுள்ள தனிமங்கள் உலோகப்போலிகள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன.

அணு ஆரம், அயனி ஆரம், அயனியாக்கும் ஆற்றல் எலக்ட்ரான் நாட்டம் மற்றும் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை போன்ற ஆவர்த்தன பண்புகள் ஆவர்த்தன தொடர்பினை பெற்றுள்ளன. ஆவர்த்தன பண்புகளின் போக்கில் ஏற்படும் மாற்றங்கள் பின்வரும் வரைபடத்தில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.

தனிமவரிசை அட்டவணையின் இடப்புறத்தில் இடம் பெற்றுள்ள தனிமங்கள் உச்சபட்ச ஒடுக்கும் தன்மையினையும், வலப்புறத்தில் இடம் பெற்றுள்ள தனிமங்கள் உச்சபட்ச ஆக்ஸிஜனேற்றும் தன்மையினையும் காட்டுகின்றன. தனிமவரிசை அட்டவணையின் மையத்தில் இடம்பெற்றுள்ள தனிமங்களின் வினைத்திறனானது, வலப்புறம் மற்றும் இடப்புறத்தில் இடம்பெற்றுள்ள தனிமங்களின் வினைத்திறனை விட குறைவாக இருக்கும். இரண்டாம் மற்றும் மூன்றாம் வரிசைகளுக்கிடையே மூலைவிட்ட தொடர்பினை பெற்றுள்ள தனிமங்கள் வேதியியல் பண்புகளில் ஒத்துள்ளன.



வரைபடம் – 3.8: ஆவர்த்தன தொடர்பு

Unit 3.indd 102 23-12-2021 16:22:01

மதிப்பீடு

I சரியான விடையினை தெரிவுசெய்க

1. அணு எண் 222ஐ கொண்ட தனிமத்தின் IUPAC பெயர் என்னவாக இருக்கும்?

   அ) bibibiium ஆ) bididium இ) didibium ஈ)bibibium

2. A மற்றும் B ஆகிய தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு முறையே $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$ மற்றும் $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^5$ ஆகும். இவ்விரு தனிமங்களுக்கிடையே தோன்றும் அயனி சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு.

   அ) AB ஆ) AB_2 இ) A_2B ஈ) எதுவும் இல்லை

3. வேறுபடுத்திக் காட்டும் எலக்ட்ரான், (differentiating electron) தனிமத்தின் வெளிக்கூட்டிற்கு முந்தைய ஒன்றுவிட்ட உள்கூட்டில் (anti penultimate shell) சென்று சேரும் தனிமங்களைக் கொண்டுள்ள தொகுதி.

   அ) p-தொகுதி தனிமங்கள் ஆ) d-தொகுதி தனிமங்கள்

   இ) s-தொகுதி தனிமங்கள் ஈ) f-தொகுதி தனிமங்கள்

4) பின்வரும் வாய்ப்புகளில், கொடுக்கப்பட்ட வரிசைகளுக்கு அவற்றிற்கு எதிராக குறிப்பிடப்பட்டுள்ள பண்பினைப் பொருத்து சரியாக அமைந்திருக்காத வரிசை இடம்பெற்றுள்ள வாய்ப்பு எது? (NEET 2016 Phase I)

   அ) I < Br < Cl < F (எலக்ட்ரான் நாட்டம் அதிகரிக்கும்)

   ஆ) Li < Na < K < Rb (உலோக ஆரம் அதிகரிக்கும்)

   இ) $Al^{3+} < Mg^{2+} < Na^+ < F^-$ (அயனி ஆரம் அதிகரிக்கும்)

   ஈ) B < C < O < N (முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றல் அதிகரிக்கும்)

5) பின்வரும் தனிமங்களுள் அதிக எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை கொண்ட தனிமம் எது?

   அ) குளோரின் ஆ) நைட்ரஜன் இ) சீசியம் ஈ) புளூரின்

6.) ஒரு தனிமத்தினுடைய அடுத்தடுத்த அயனியாக்கும் ஆற்றல் மதிப்புகள் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன (kJ mol^{-1}).

IE_1	IE_2	IE_3	IE_4	IE_5
577.5	1,810	2,750	11,580	14,820

இத்தனிமானது

அ) பாஸ்பரஸ் ஆ) சோடியம் இ) அலுமினியம் ஈ) சிலிகான்

Unit 3.indd 103 23-12-2021 16:22:02

7) மூன்றாம் வரிசையினுடைய முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றலின் வரிசை

அ) Na > Al > Mg > Si > P ஆ) Na < Al < Mg < Si < P

இ) Mg > Na > Si > P > Al ஈ) Na < Al < Mg < P < Si

8) தவறான கூற்றை கண்டறிக

அ) ஐசோ எலக்ட்ரானிக் உறுப்புகளுள், குறைவான நேர்மின்சுமையைப் பெற்றுள்ள நேர்மின் அயனி, குறைவான அயனி ஆரத்தினை பெறும்.

ஆ) ஐசோ எலக்ட்ரானிக் உறுப்புகளுள், அதிகமான எதிர்மின்சுமையைப் பெற்றுள்ள எதிர்மின் அயனி, அதிகமான அயனி ஆரத்தினை பெறும்.

இ) தனிமவரிசை அட்டவணையில் முதல் தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக வரும்போது தனிமங்களின் அணு ஆரம் அதிகரிக்கின்றது.

ஈ) தனிமவரிசை அட்டவணையின் இரண்டாம் வரிசையில் இடமிருந்து வலமாக செல்லும்போது அணு ஆரம் குறைகிறது.

9) பின்வரும் வகைப்பாடுகளில் குறைவான எலக்ட்ரான் நாட்டத்திலிருந்து அதிகமான எலக்ட்ரான் நாட்டத்தினை குறிப்பிடும் வரிசை எது?

அ) Al < O < C < Ca < F ஆ) Al < Ca < O < C < F

இ) C < F < O < Al < Ca ஈ) Ca < Al < C < O < F

10) 9, 17, 35 மற்றும் 53 ஆகியவற்றை முறையே அணு எண்களாக பெற்றுள்ள தனிமங்களான F, Cl, Br மற்றும் I ஆகியவற்றின் எதிர் குறியுடன் கூடிய எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்புகளின் வரிசை

அ) I > Br > Cl > F ஆ) F > Cl > Br > I

இ) Cl > F > Br > I ஈ) Br > I > Cl > F

11) பின்வரும் தனிமங்களுள் குறைவான எலக்ரான் கவர்தன்மை கொண்ட தனிமம் எது?

அ) புரோமின் ஆ) குளோரின் இ) அயோடின் ஈ) ஹைட்ரஜன்

12) நேர் குறி எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்பினை பெற்றுள்ளத் தனிமம்.

அ) ஹைட்ரஜன் ஆ) சோடியம் இ) ஆர்கான் ஈ) புளூரின்

13) 4,8,7 மற்றும் 12 ஐ முறையே அணு எண்ணாக பெற்ற தனிமங்கள் X.Y,Z மற்றும் Z ஆகியவைகளின் எலக்ட்ரான்கவர் தன்மை மதிப்புகள் குறையும் சரியான வரிசை

அ) Y > Z > X > A ஆ) Z > A > Y > X

இ) X > Y > Z > A ஈ) X > Y > A > Z

Unit 3.indd 104 23-12-2021 16:22:02

14) கூற்று: கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ள அனைத்து தனிமங்களுள் ஹீலியம் அதிக அயனியாக்கும் ஆற்றல் மதிப்பினை பெற்றுள்ளது.

காரணம்: கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ள அனைத்து தனிமங்களுள் ஹீலியம் அதிக எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்பினை பெற்றுள்ளது.

அ) கூற்று மற்றும் காரணம் ஆகிய இரண்டும் சரியானது, மேலும் காரணமானது கூற்றிற்கான சரியான விளக்கம் ஆகும்.

ஆ) கூற்று மற்றும் காரணம் ஆகிய இரண்டும் சரியானது, ஆனால் காரணமானது கூற்றிற்கான சரியான விளக்கமல்ல.

இ) கூற்று சரியானது ஆனால் காரணம் தவறானது.

ஈ) கூற்று மற்றும் காரணம் ஆகிய இரண்டும் தவறானது.

15. முதல் மற்றும் இரண்டாம் அயனியாக்கும் ஆற்றல் மதிப்புகளுள் அதிக வேறுபாடு கொண்ட அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

அ) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1$ ஆ) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$

இ) $1s_2, 2s_2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$ ஈ) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$

16. பின்வரும் தனிமங்களுள் இரண்டாவதாக அதிக எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை கொண்ட தனிமம் எது?

அ) குளோரின் ஆ) புளூரின்

இ) ஆக்ஸிஜன் ஈ) சல்பர்

17. Mg-ன் IE_1 மற்றும் IE_2 முறையே 179 மற்றும் 348 kcal mol^{-1} ஆகும். $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$ என்ற வினைக்கு தேவைப்படும் ஆற்றல்

அ) +169 kcal mol^{-1} ஆ) - 169 kcal mol^{-1}

இ) + 527 kcal mol^{-1} ஈ) - 527 kcal mol^{-1}

18. கூடுகளின் திரைமறைத்தல் விளைவின் சரியான வரிசை

அ) s>p>d>f ஆ) s>p>f>d இ) f>d>p>s ஈ) f>p>s>d

19. பின்வரும் வரிசைகளுள் அயனி ஆரங்களின் சரியான வரிசை எது?

அ) $H^- > H^+ > H$ ஆ) $Na^+ > F^- > O^{2-}$ இ) $F > O^{2-} > Na^+$

ஈ) இவைகள் எதுவுமில்லை

20. Na, Mg மற்றும் Si ஆகியவைகளின் முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றல் முறையே 496, 737 மற்றும் 786 kJ mol^{-1} ஆகும். Al–ன் அயனியாக்கும் ஆற்றல் பின்வரும் எந்த மதிப்பிற்கு அருகில் இருக்கும்.

அ) 760kj mol^{-1} ஆ) 575kj mol^{-1} இ) 801kj mol^{-1} ஈ) 419kj mol^{-1}

21. வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகவும், தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகவும் செல்லும்போது உலோகப் பண்புகளை பற்றிய கூற்றில் பின்வருவனவற்றுள் எது சரியானது?

அ) வரிசையில் குறைகிறது, தொகுதியில் அதிகரிக்கிறது.

ஆ) வரிசையில் அதிகரிக்கிறது, தொகுதியில் குறைகிறது.

இ) வரிசை மற்றும் தொகுதி ஆகிய இரண்டிலும் அதிகரிக்கிறது.

ஈ) வரிசை மற்றும் தொகுதி ஆகிய இரண்டிலும் குறைகிறது.

22. தனிம வரிசை அட்டவணையில் இடமிருந்து வலமாக செல்லும்போது எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்பு எவ்வாறு மாறுபடுகிறது?

அ) பொதுவாக அதிகரிக்கின்றது

ஆ) பொதுவாக குறைகின்றது

இ) எவ்வித மாற்றமுமில்லை

ஈ) முதலில் அதிகரிக்கிறது பின்பு குறைகிறது

23. பின்வரும் தனிம ஜோடிகளுள் மூலைவிட்ட தொடர்பினை காட்டுவது எது?

அ) Be மற்றும் Mg

ஆ) Li மற்றும் Be

இ) Be மற்றும் B

ஈ) Be மற்றும் Al

II) பின்வரும் கேள்விகளுக்கு சுருக்கமாக விடையளி

24. நவீன ஆவர்த்தன விதியை வரையறு.

25. ஐசோ எலக்ட்ரானிக் அயனிகள் என்றால் என்ன? உதாரணங்கள் கொடு.

26. செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமை என்றால் என்ன?

27. அயனியாக்கும் ஆற்றலுக்கு கொடுக்கப்பட்டுள்ள பின்வரும் வரையறை சரியானதா? "ஒரு அணுவின் இணைதிற கூட்டில் இலகுவாக பிணைக்கப்பட்டுள்ள எலக்ட்ரானை நீக்க தேவைப்படும் ஆற்றல் அயனியாக்கும் ஆற்றல்."

28. மெக்னீசியம் அடுத்தடுத்து எலக்ட்ரான்களை இழந்து Mg^{+}, Mg^{2+} மற்றும் Mg^{3+} அயனிகளை தருகிறது. இதில் அதிக அயனியாக்கும் ஆற்றல் தேவைப்படும் படி எது? ஏன்?

29. எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையை வரையறு.

30. முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றலை விட இரண்டாம் அயனியாக்கும் ஆற்றல் எப்பொழுதும் அதிகம் எனும் கூற்றிலுள்ள உண்மையை எவ்வாறு விளக்குவாய்?

31. இயல்பு நிலையிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுவில் உள்ள எலக்ட்ரானின் ஆற்றலானது -2.18×10^{-18}J ஆகும். அந்த ஹைட்ரஜன் அணுவின் அயனியாக்கும் ஆற்றலை kJ mol^{-1} அலகில் கணக்கிடுக.

32. அயனியாக்கும் ஆற்றல் மற்றும் எலக்ட்ரான் நாட்டத்தினை பாதிக்கும் காரணிகளுள் முக்கியமான ஒரு காரணி அணுவின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு – விளக்குக.

33. Z = 118ஐக் கொண்ட தனிமம், எந்த வரிசை மற்றும் தொகுதியில் இடம் பெற்றுள்ளது?

Unit 3.indd 106 23-12-2021 16:22:02

34. குவாண்டம் எண்களை அடிப்படையாகக் கொண்டு தனிம வரிசை அட்டவணையின் 5வது வரிசையில் 18 தனிமங்கள் இடம் பெற்றிருக்க வேண்டும் என்பதை நிறுவுக.

35. அ, ஆ, இ மற்றும் ஈ ஆகிய தனிமங்கள் பின்வரும் எலக்ட்ரான் அமைப்பை பெற்றுள்ளன.

அ) $1s^2, 2s^2, 2p^6$ ஆ) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^1$

இ) $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$ ஈ) $1s^2, 2s^2, 2p^1$

இவைகளுள் எந்த தனிமங்கள் தனிமவரிசை அட்டவணையில் ஒரே தொகுதியில் இடம் பெற்றுள்ளன.

36. லாந்தனைடுகள் மற்றும் ஆக்டினைடுகளின் பொதுவான எலக்ட்ரான் அமைப்பினை தருக.

37. ஹேலஜன்கள் ஆக்ஸிஜனேற்றியாக செயல்படுவது ஏன்?

38. இரண்டாம் வரிசை தனிமங்களின் முரண்பட்ட பண்புகளில் ஏதேனும் இரண்டினைக் குறிப்பிடுக.

39. அயனி ஆரத்தினை கண்டறியும் பாலிங் முறையினை விவரி.

40. அயனியாக்கும் ஆற்றலின் ஆவர்த்தன தொடர்பினை விவரி.

41. மூலைவிட்ட தொடர்பினை விவரி.

42. சோடியத்தின் முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றலானது மெக்னீசியத்தை விட குறைவு; ஆனால் அதன் இரண்டாம் அயனியாக்கும் ஆற்றல் மெக்னீசியத்தை விட அதிகம், ஏன்?

43. பாலிங் முறையினை பயன்படுத்தி பொட்டாசியம் குளோரைடு படிகத்தில் உள்ள K^+ மற்றும் Cl^- அயனிகளின் அயனி ஆரங்களை கணக்கிடுக. கொடுக்கப்பட்டுள்ள தரவு $d_{K^+ - Cl^-} = 3.14\text{Å}$

44. பின்வருவனவற்றை விவரி. மேலும் தக்க காரணம் தருக.

(i) N–ன் அயனியாக்கும் ஆற்றல் O–ஐ விட அதிகம்

(ii) C–அணுவின் முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றலின் மதிப்பு B–அணுவை விட அதிகம்; அதே வேளையில் இதன் மறுதலைக் கூற்று இரண்டாம் அயனியாக்கும் ஆற்றலுக்கு உண்மையாகிறது.

(iii) Be, Mg ஆகியவற்றின் எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்புகள் ஏறத்தாழ பூஜ்ஜியமாகும். மேலும் N (0.02eV) மற்றும் P (0.80eV) ஆகியவைகளுக்கும் இதன் மதிப்பு குறைவு

(iv) F(g) லிருந்து F^-(g) உருவாவது வெப்ப உமிழ்வினையாகும். ஆனால் O(g)லிருந்து O^{2-}(g) உருவாவது வெப்பக்கொள் வினையாகும்.

45. திரைமறைப்பு விளைவு என்றால் என்ன?

46. எலக்ட்ரான் கவர்தன்மைக்கான பாலிங் முறையின் அடிப்படையை சுருக்கமாக தரவும்.

47. தொகுதிகள் மற்றும் வரிசைகளில் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையில் ஏற்படும் ஆவர்த்தன மாற்றங்களை கூறுக.

கருத்து வரைபடம்

- தனிமங்களின் வகைப்பாடு
  - நவீன தனிம வரிசை அட்டவணை
    - மோஸ்லே – (1912) தனிமங்களின் இயல்புநிலை மற்றும் வேதியியல் பண்புகள் அனைத்தும் அணுஎண்களின் ஆவர்த்தன சார்பாக அமைந்துள்ளன
    - வரிசைகள் மற்றும் குழுக்கள்
      - குழுக்கள்: செங்குத்தாக உள்ள குழுக்களில் இடம்பெற்றுள்ள தனிமங்கள் ஒத்த வெளி கூடு எலக்ட்ரான் அமைப்பை பெற்றுள்ளன. 18 – குழுக்கள்
      - வரிசைகள்: கிடைமட்ட வரிசைகள். ஒரு வரிசையினுடைய எண் அவ்வரிசையில் உள்ள தனிமங்களின் முதன்மை குவாண்டம் எண்ணுடன் (n) தொடர்புடையது. 1 முதல் 6 வரிசைகளில் முறையே 2,8,8,18,18,32 எண்ணிக்கையிலான தனிமங்கள் உள்ளன. 6வது வரிசை 14 தனிமங்களை தனியாக பெற்றுள்ளது (லாந்தனைடுகள்). 7வது வரிசையும் 14 தனிமங்களை தனியாக பெற்றுள்ளது. (ஆக்டினைடுகள்)
    - தொகுதிகள்
      - s – தொகுதி
குழு 1: ஹைட்ரஜன் மற்றும் கார உலோகங்கள்
குழு 2: காரமண் உலோகங்கள்
      - p – தொகுதி
குழு 13
குழு 14
குழு 15: நிக்டோஜென்கள்
குழு 16: சால்கோஜென்கள்
குழு 17: ஹேலஜன்கள்
குழு 18: மந்த வாயுக்கள்
      - d – தொகுதி இடைநிலைத் தனிமங்கள்
4 வரிசைகளை பெற்றுள்ளது
      - f – தொகுதி உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள்
2 வரிசைகளை பெற்றுள்ளது
I வரிசை: லாந்தனைடுகள்
II வரிசை: ஆக்டினைடுகள்
  - தனிமங்களின் பண்புகளின் ஆவர்த்தன தொடர்பு
    - இயற்பியல் பண்புகளின் தொடர்பு
      - அணு ஆரங்கள் & அயனி ஆரங்கள்
        - வரிசைகளில் குறைகிறது
        - தொகுதிகளில் அதிகரிக்கிறது
      - அயனியாக்கும் ஆற்றல், எலக்ட்ரான் நாட்டம், எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை
        - வரிசைகளில் அதிகரிக்கிறது
        - தொகுதிகளில் குறைகிறது
    - வேதியியல் பண்புகளின் தொடர்பு
      - இணைதிறன் அல்லது ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலை
      - அலோகங்களின் ஆக்ஸி அமிலங்களின் திறன்
      - ஹைட்ரைடுகளின் அமிலத்தன்மை
      - ஆக்சைடுகளின் அமிலத்தன்மை
      - 2ம் வரிசை தனிமங்களின் முரண்பட்ட பண்புகள்; மூலைவிட்ட தொடர்பு: 2ம் வரிசையில் உள்ள சில தனிமங்கள் 3ம் வரிசையிலுள்ள சில தனிமங்களுடன் பண்புகளில் ஒத்து போகின்றன. எ.கா: Li & Mg, Be & Al

DORTS

Unit 3.indd 108 23-12-2021 16:22:02