பாடம் – 2

ஆவர்த்தன பண்புகள் (PERIODIC PROPERTIES)

தனிமங்களின் பண்புகள் குறிப்பிட்ட சீரான இடைவெளிக்குப் பிறகு மீண்டும் ஒரே மாதிரியாக இருப்பதற்கு ஆவர்த்தன பண்பு என்று பெயர். இதற்குக் காரணம், தனிமங்களின் வெளிக்கூட்டு எலக்ட்ரான்களின் அமைப்பு ஒரே மாதிரியாக இருப்பதேயாகும். இத்தகைய ஆவர்த்தன பண்புகள் சிலவற்றை இப்பாடத்தில் படிப்போம்.

1. அணு ஆரம் (Atomic Radius)

வரையறை : ***அணுக்கருவின் மையத்திற்கும், வெளி எலக்ட்ரான் கூட்டிற்குமிடையிலான தூரம், அணு ஆரம் எனப்படும்.***

தனிம வரிசை அட்டவணையில் மாறுபடும் விதம்

வரிசையில் : ஒரு குறிப்பிட்ட வரிசையில், அணு ஆரம் பொதுவாக இடமிருந்து வலமாக குறைகிறது.

இதனை எலக்ட்ரான் அமைப்பு அடிப்படையில் விளக்கலாம். லித்தியம் தொடங்கி, ப்ளூரின் கடைசியாக உள்ள இரண்டாவது வரிசையில் அணு எண் 3-(Li) லிருந்து 9 (F)ஆக உயருகிறது. இதற்கு ஏற்றாற்போல் அணுக்கருவின் மின்சுமையும் 3லிருந்து 9ஆக உயருகிறது. இந்த உயர்வின் காரணமாக, K-எலக்ட்ரான்கள் ($n = 1$) அணுக்கருவை நோக்கி மென்மேலும் ஈர்க்கப் படுவதால், அணு ஆரம் படிப்படியாக குறைகிறது.

2–வது கூட்டிலுள்ள L-எலக்ட்ரான்களும் அணுக்கருவால் ஈர்க்கப் படுகின்றன. ஆனால், இடையேயுள்ள K-எலக்ட்ரான்கள், L-எலக்ட்ரான்களை அணுக்கருவிலிருந்து மறைக்கின்றன. இருப்பினும், L- எலக்ட்ரான்களும் அணுக்கருவை நோக்கி ஈர்க்கப்படுவதை உணருகின்றன. எனவே, அணு ஆரத்தைக் குறைவாகப் பெற்றுள்ளன.

தொகுதியில் : ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக வரும்போது அணு ஆரம் அதிகரிக்கின்றது. இதனை கார உலோகங்களின் (I A தொகுதி) அணு ஆர மதிப்புகளிலிருந்து தெளிவாகப் புரிந்து கொள்ளலாம்.

அணு	Li	Na	K	Rb	Cs
அணு எண்	3	11	19	37	55
அணு ஆரம் (Å)	1.34	1.54	1.96	2.11	2.25

ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக வரும்போது அணு எண் அதிகரிக்கிறது. அதற்கு ஏற்றாற்போல் எலக்ட்ரான் கூடுகளின் எண்ணிக்கையும் அதிகரிக்கிறது. எனவே, அணு ஆரம் அதிகரிக்கின்றது.

2. அயனி ஆரம் (Ionic radius)

வரையறை : *ஒரு அயனியினுடைய கருவின் மையத்திற்கும், அதன் எலக்ட்ரான் மேகத்தின் விளிம்பிற்கும் இடையிலான தூரமே, அயனி ஆரம் எனப்படும்.*

அயனிகள் இருவகைப்படும். அவை ——

(i) நேர்மின் அயனி (ii) எதிர்மின் அயனி

(i) நேர்மின் அயனி

ஓர் அணுவிலிருந்து ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்கள் இழக்கப்படுவதால், நேர்மின் அயனி உருவாகிறது. நேர்மின் அயனி உருவாகும்போது பொதுவாக, வெளி எலக்ட்ரான் கூடு முழுமையாக இழக்கப்படுகின்றது. எனவே, நேர்மின் அயனியின் ஆரம், அதற்கீடான அணுவின் ஆரத்தைவிட குறைவாகவே இருக்கும். மேலும், இக்குறைவு நேர்மின் சுமையைப் பொருத்தது. அதாவது, நேர்மின் சுமையின் மதிப்பு அதிகரிக்க அதிகரிக்க, அயனி ஆரமும் அதற்கு ஏற்றாற்போல் குறைகிறது. இத்னை பின்வரும் அட்டவணையில் காணலாம்.

அணு	அணு ஆரம் (Å)	அயனி ஆரம் (Å)			
		r_{A^+}	$r_{A^{2+}}$	$r_{A^{3+}}$	$r_{A^{4+}}$
Na	1.54	0.96	–	–	–
Al	1.18	–	–	0.50	–
Pb	1.47	–	1.20	–	0.84
Mn	1.26	–	0.80	–	–
Fe	1.26	–	0.76	0.64	–

ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட ஆர்பிட்டால் எலக்ட்ரான்கள் இழக்கப்படுவதால், அணுக்கருவின் பயனுடைய **மின்சுமை** (effective nuclear charge) அதிகரிக்கிறது. எனவே, எலக்ட்ரான், அணுநிலையிலிருந்ததைவிட அதிகமாகவே உள் நோக்கி இழக்கப்படுகின்றது. இதனால், நேர்மின் அயனியின் ஆரம் குறைகிறது.

(ii) எதிர்மின் அயனி

ஒரு அணுவிற்கு ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களைச் சேர்ப்பதால் எதிர்மின் அயனி உருவாகிறது. இதனால், கருவின் பயனுடை

மின்சுமை குறைகிறது. ஆதலால், எலக்ட்ரான் மேகம் விரிவடைகின்றது. எனவே, ஒரு எதிர்மின் அயனியின் ஆரம், அதற்கீடான அணுவினுடைய ஆரத்தைவிட அதிகமாக உள்ளது. மேலும் இம்மதிப்பு, மின் சுமையின் அளவைப் பொருத்து அதிகரிக்கிறது. இதனைப் பின்வரும் அட்டவணையில் காணலாம்.

அணு	அணு ஆரம் (Å)	அயனி ஆரம் (Å)		
		r_{X^-}	$r_{X^{2-}}$	$r_{X^{3-}}$
Cl	0.99	1.81	–	–
Br	1.14	1.95	–	–
I	1.33	2.16	–	–
O	0.73	–	1.40	–
S	1.02	–	1.84	–
N	0.74	–	–	1.71

(iii) ஒத்த எண்ணிகை எலக்ட்ரான் கொண்ட அயனிகளின் ஆரம்

ஒத்த எண்ணிக்கையிலான எலக்ட்ரான்களைக் கொண்ட பலவித அயனிகளின் கருவின் பயனுடை மின்சுமை மாறுபடும். இதன் காரணமாக, அயனி ஆரமும் மாறுபடும், இதனை விளக்க 10 எலக்ட்ரான்களைக் கொண்ட பல்வேறு அயனிகளின் ஆரங்களின் மதிப்பு பின்வரும் அட்டவணையில் தரப்பட்டுள்ளது.

அயனி	N^{3-}	O^{2-}	F^-	Na^+	Mg^{2+}
கருவின் பயனுடை மின்சுமை	+7	+8	+9	+11	+12
ஆரம் (Å)	1.71	1.40	1.36	0.95	0.60

மேலேயுள்ள அட்டவணையில் அனைத்து அயனிகளும் 10 எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டுள்ளன. ஆனால், அவற்றின் பயனுடை மின்சுமை மதிப்பு அதிகரிக்கும்போது, எலக்ட்ரான்களை உட்நோக்கி தீவிரமாக ஈர்ப்பதால், அயனி ஆரம் அதற்கு ஏற்றாற்போல் குறைகிறது.

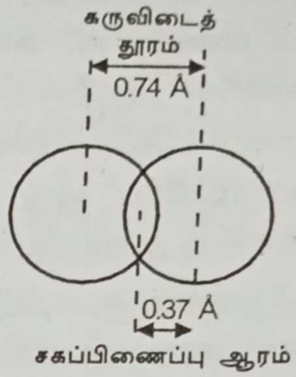
வரிசையில் : ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும்போது, அயனி ஆரங்கள் படிப்படியாக குறைகின்றன.

தொகுதியில் : ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக வரும்போது, அயனி ஆரங்கள் படிப்படியாக உயருகின்றன.

3. சகப் பிணைப்பு ஆரம் (Covalent radius)

வரையறை : சகப் பிணைப்பு மூலக்கூறின் அணுக் கருக்களுக்கிடையிலான பாதி தூரம், சகப் பிணைப்பு ஆரம் எனப்படும்.

அடுத்தடுத்துள்ள ஏதேனும் இரு தனிமங்களின் அணுக் கருக்களுக்கிடையிலான தூரம், கருவிடைத் தூரம் (internuclear distance) எனப்படும்.



கருவிடைத் தூரம், X- கதிர் விளிம்பு விளைவு ஆய்வு அல்லது பிற நிறநிரல் ஆய்வுகள் மூலம் நிர்ணயிக்கப்படுகின்றது. சான்றாக, நிறநிரல் ஆய்வுகளிலிருந்து, ஹைட்ரஜனின் கருவிடைத் தூரம், 0.74 Å என கண்டறியப்பட்டது. எனவே,

ஹைட்ரஜனின் சகப் பிணைப்பு ஆரம் $= \frac{0.74\,Å}{2} =$ 0.37 Å

சில தனிமங்களின் சகப் பிணைப்பு ஆர மதிப்பினை பின்வரும் அட்டவணையில் காணலாம்.

சகப் பிணைப்பு ஆரம் (Å)							
I தொகுதி	II தொகுதி	III தொகுதி	IV தொகுதி	V தொகுதி	VI தொகுதி	VII தொகுதி	0 தொகுதி
H 0.37							He 0.93
Li 1.34	Be 0.90	B 0.82	C 0.77	N 0.75	O 0.73	F 0.72	Ne 1.31
Na 1.54	Mg 1.30	Al 1.18	Si 1.11	P 1.06	S 1.02	Cl 0.99	Ar 1.74
K 1.96	Ca 1.74	Ga 1.26	Ge 1.22	As 1.19	Se 1.16	Br 1.14	Kr 1.89
Rb 2.11	Sr 1.92	In 1.44	Sn 1.41	Sb 1.38	Te 1.35	I 1.33	Xe 2.09
Cs 2.25	Ba 1.98	Tl 1.48	Pb 1.47	Bi 1.46	Po —	At —	Rn 2.14

வரிசையில் : ஒரு வரிசையில் தனிமங்களின் சகப் பிணைப்பு ஆரங்கள் இடமிருந்து வலமாகக் குறைகின்றன.

ஏனெனில், வரிசையில் இடமிருந்து வலமாக செல்லும்போது அணு எண் அதிகரிக்கிறது. அதற்கு ஈடாக கருவின் மின்சுமையும் அதிகரிக்கிறது. அப்போது, ஆர்பிட்டால் எலக்ட்ரான்கள் கருவை நோக்கி தீவிரமாக இழுக்கப்படுவதால், சகப் பிணைப்பு ஆரம் குறைகிறது. இதனையே அட்டவணையில், கார உலோகங்கள் (I தொகுதி) அதிக அளவு சகப் பிணைப்பு ஆரத்தையும்; உப்பீனிகள் (VII தொகுதி) குறைவான சகப் பிணைப்பு ஆரத்தையும் பெற்றிருப்பதிலிருந்து அறியலாம்.

தொகுதியில் : ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக வரும்போது சகப் பிணைப்பு ஆரம் படிப்படியாக அதிகரிக்கின்றது.

சான்றாக, உப்பீனிகளில் F- லிருந்து I- க்கு இறங்கி வரும்போது சகப் பிணைப்பு ஆரம் அதிகரித்துக்கொண்டே செல்கிறது.

இது ஏனெனில், ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக இறங்கும்போது, புதிய, அதிகப்படியான கூடுகள் சேர்க்கப்படுகின்றன. இதனால் சகப் பிணைப்பு ஆரம் அதிகரிக்கின்றது.

குறிப்பு ——

(i) சகப் பிணைப்பு ஆரம் மற்றும் கருவிடைத் . தூரம், பிணைப்பு எண்ணிக்கை அதிகமாகும்போது குறையும்.

(ii) மாறுபட்ட அணுக்களாலான மூலக்கூறுகளுக்கு (சான்றாக HF) கருவிடைத் தூரம் என்பது தனித்தனி அணுக்களின் (H மற்றும் F ஆகியவற்றின்) சகப் பிணைப்பு ஆரங்களின் கூட்டுத் தொகையாகும்.

4. உலோக ஆரங்கள் (Metallic radii)

வரையறை : நெருக்கிப் பொதிக்கப்பட்ட உலோக படிக அணிக்கோவையில், ஒரு உலோகம் அணைவு எண் 12 யை கொண்டுள்ளபோது, அதில் அடுத்துள்ள இரு உலோக அணுக்களின் கருக்களுக்கு இடைப்பட்ட தூரத்தில் பாதி, உலோக ஆரம் ஆகும்.

விளக்கம் : X- கதிர் ஆய்வு மூலம், சோடியம் உலோகப் படிகம் ஒன்றில் அடுத்தடுத்துள்ள இரு சோடியம் அணுக் கருக்களுக்கிடைப்பட்ட தூரம் 3.8 Å எனக் கண்டறியப்பட்டது. எனவே, சோடியம் உலோகத்தின் உலோக ஆரம்

$$= \frac{3.8\,\text{Å}}{2} = 1.9\,\text{Å}$$

வரிசையில் : ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாக செல்லும்போது, உலோக ஆரங்கள் குறைந்துகொண்டே செல்கின்றன.

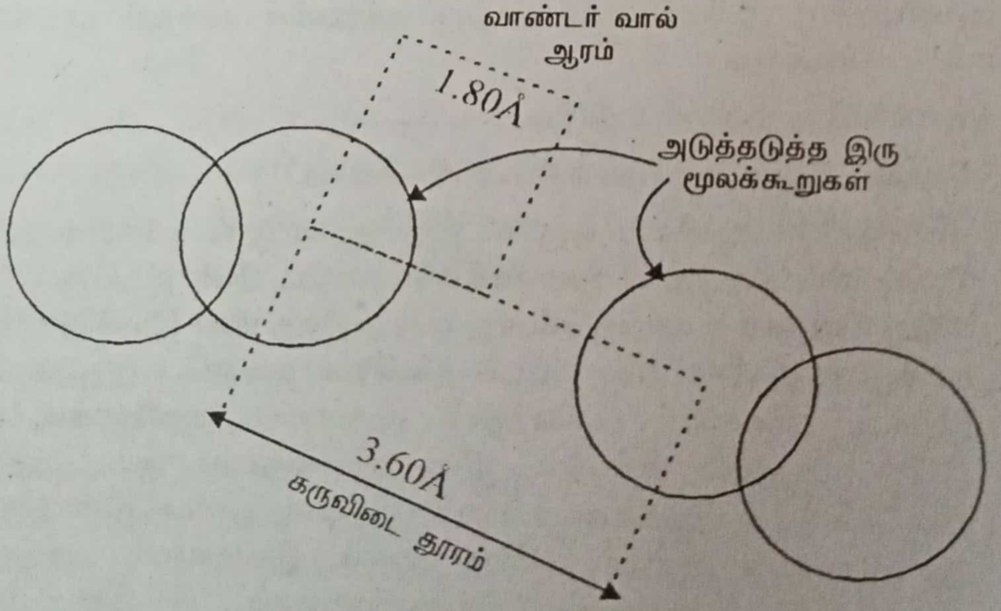
ஒரு வரிசையிலுள்ள அனைத்துத் தனிமங்களிலும் உள்ள கூடுகளின் எண்ணிக்கை சமம். ஆனால், பயனுடை கருமின் சுமை இடமிருந்து வலமாக அதிகரிக்கிறது. இதனால் கூடுதலாக்கப்பட்ட பயனுடை கரு மின்சுமை அணுவின் எலக்ட்ரான் மேகத்தை அதன் கருவினை நோக்கி இழுக்கிறது. எனவே, உலோக ஆரம் இடமிருந்து வலமாக நகருகையில் குறைகிறது.

தொகுதியில் : ஒரு தொகுதியில் கீழே இறங்கும்போது, உலோக ஆரம் அதிகரிக்கின்றது. ஏனெனில், ஒரு தொகுதியில் கீழாக இறங்கும்போது முதன்மை குவாண்டம் எண் (n) அல்லது கூடுகளின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கிறது. அதற்கு ஏற்றாற்போல் உலோக ஆரமும் அதிகரிக்கிறது.

5. வாண்டர் வால் ஆரங்கள் (van der Waal's Radius)

வரையறை : *பிணைக்கப்பட்டிராத தனித்த இரு அணுக்கள் அல்லது திண்ம நிலையிலுள்ள ஒரு தனிமத்தின் இரு அடுத்தடுத்த மூலக்கூறுகளின் அணுக் கருக்களுக்கிடையிலான தூரம், வாண்டர் வால்ஸ் தூரம் எனப்படும். வாண்டர் வால் தூரத்தில் பாதி, வாண்டர் வால் ஆரமாகும்.*

வாண்டர் வால் ஆரம் X-கதிர் ஆய்வின் மூலம், பல திண்ம தனிமங்களுக்கு கண்டறியப்பட்டுள்ளது. சான்றாக, குளோரினின் வாண்டர் வால் ஆரம் 1.8 Å ஆகும். அதாவது, இரு வெவ்வேறு குளோரின் மூலக்கூறுகளிலுள்ள குளோரின் அணுக்கள், அவற்றின் எலக்ட்ரான் மேகங்கள் மேற்பொருந்தி பிணைப்பை ஏற்படுத்தாவண்ணம் $2 \times 1.8\,Å = 3.6\,Å$ தூரத்தில் உள்ளன. எனவே, 3.6. Å வாண்டர் வால் தூரம் ஆகும். இதனை பின்வரும் படம் காட்டுகிறது.



சில தனிமங்களின் வாண்டர் வால் ஆரம் மற்றும் சகப் பிணைப்பு ஆர மதிப்புகளை பின்வரும் அட்டவணையிலிருந்து தெரிந்துகொள்ளலாம்.

தனிமம்	H	N	O	F	Cl	Br	I
வாண்டர் வால் ஆரம் (Å)	1.2	1.5	1.4	1.35	1.80	1.95	5.0
சகப் பிணைப்பு ஆரம் (Å)	0.37	0.75	0.73	0.72	0.99	1.14	1.33

அட்டவணையிலிருந்து, சகப் பிணைப்பு ஆர மதிப்பு, வாண்டர் வால் ஆர மதிப்பைவிட குறைவு என்பதை அறிந்து கொள்ளலாம். ஏனெனில், சகப் பிணைப்பை உருவாக்க அணுக்கள் நெருங்கி வருதல் அவசியம். ஆகவே, சகப் பிணைப்பு, வாண்டர் வால் விசையை விட அதிகமாக இருக்கும்.

திண்ம நிலையிலுள்ள மந்த வாயுக்களுக்கு அவற்றின் படிக ஆரங்கள் (அணு ஆரங்கள்) வாண்டர் வால் ஆரங்களுக்குச் சமம். ஏனெனில், மந்த வாயுக்கள் சகப் பிணைப்பை உண்டாக்குவதில்லை.

6. அயனியாக்கு ஆற்றல் (Ionisation Energy)

வரையறை : **தனித்த வாயு நிலையிலுள்ள ஒரு அணுவிலிருந்து ஒரு எலக்ட்ரானை நீக்கி நேர்மின் சுமையுடைய அயனியை உருவாக்கத் தேவைப்படும் ஆற்றல், அயனி ஆக்கு ஆற்றல் (*I.E*) எனப்படும்.**

$$M_{(g)} \longrightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-} - I.E$$

அயனியாக்கு ஆற்றல் என்பது ஒரு அணுவின் மிகவும் முக்கியமான அடிப்படைப் பண்பாகும்.

அயனியாக்கு ஆற்றல் மதிப்புகளை ____

(i) நிறநிரல் ஆய்வுகள் மூலம் நிர்ணயிக்கலாம்.

(ii) தனிமத்தின் ஆவியை ஒரு கடத்து குழாயினுள் (discharge tube) நிரப்பி மின்புலத்துடன் இணைக்கவேண்டும். மின் இயக்கு விசையை சிறிது சிறிதாக உயர்த்தும்போது ஒரு குறித்த மின் இயக்கு விசையில், கடத்து குழாயின் மின் ஓட்டம் திடீரென உயரும். இதற்கான மின் இயக்கு விசையே, தனிமத்தின் முதலாம் அயனியாக்கு ஆற்றல் (IE_1) ஆகும். மீண்டும் மின் இயக்குவிசையை அதிகரிக்க, மின்னோட்டம் திடீரென உயரும். இதுவே, தனிமத்தின் இரண்டாம் அயனியாக்கு ஆற்றல் (IE_2) ஆகும். இவ்வாறாக, அடுத்தடுத்த அயனிஆக்கு ஆற்றலை நிர்ணயிக்கலாம். இதனை பின்வரும் சமன்பாடுகளால் குறிக்கலாம்.

$$M_{(g)} \longrightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-} - I.E_1$$

$$M^{+}_{(g)} \longrightarrow M^{2+}_{(g)} + e^{-} - I.E_2$$

$$M^{2+}_{(g)} \longrightarrow M^{3+}_{(g)} + e^{-} - I.E_3$$

பல்வேறு ஆய்வுகளிலிருந்து பின்வரும் வரிசைக்கிரமம் அறியப் பட்டுள்ளது ——

$$I.E_3 > I.E_2 > I.E_1$$

அதாவது, இரண்டாம் அயனிஆக்கு ஆற்றல் மதிப்பு, முதலாம் அயனி ஆக்கு ஆற்றல் மதிப்பைவிட அதிகமெனவும், மூன்றாம் அயனியாக்கு ஆற்றல் மதிப்பு, இரண்டாம் அயனிஆக்கு ஆற்றல் மதிப்பைவிட அதிகமெனவும் அறியப்பட்டுள்ளது. இதனை பின்வருமாறு விளக்கலாம் ——

வாயு நிலை, தனித்த அணுவில் பயனுடை கருமின்சுமை குறைவாக இருக்கும். ஆனால், ஒரு நேர்மின் அயனி உருவாகும்போது, அதிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை, அதன் தாய் அணுவில் உள்ளதை விட குறைவாகவே இருக்கும். அதாவது, $M_{(g)}$ லிருந்து $M^{n+}_{(g)}$ க்குச் செல்லும்போது, எல்கட்ரான்களின் எண்ணிக்கை குறையும். எனவே, அதன் பயனுடைய கருமின்சுமையின் அளவு அதிகமாயிருக்கும். பயனுடை கருமின்சுமை அதிகரிக்கும்போது, அணுக் கருவிற்கும் வெளிச்சுற்றிலிருக்கும் எக்ட்ரான் படலத்திற்குமிடையே ஈர்ப்புவிசை அதிகரிக்கும். எனவே, அந்த வெளிக்கூட்டிலிருக்கும் எலக்ட்ரானை நீக்க அதிக ஆற்றல் தேவைப்படுகிறது. அதாவது, அயனியாக்கு ஆற்றல் அதிகரிக்கிறது. இதனை மக்னீசியத்தின் அயனிஆக்கு ஆற்றல் மதிப்பால் அறியலாம். $I.E_1 = 737 \text{ kJ mol}^{-1}$; $I.E_2 = 1450 \text{ kJ mol}^{-1}$

வரிசையில்: ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும்போது, அயனிஆக்கு ஆற்றல் படிப்படியாக **அதிகரிக்கிறது.**

அணு எண் அதிகரிக்க அதிகரிக்க, கருவின் பயனுடை மின்சுமை கூடுவதால் ஈர்ப்பு விசை அதிகரிக்கிறது. எனவே, அயனிஆக்கு ஆற்றல் **அதிகரிக்கிறது.**

தொகுதியில் : ஒரு தொகுதியில் அயனிஆக்கு ஆற்றல், மேலிருந்து கீழாகச் செல்லும்போது **குறைகிறது.**

ஏனெனில், தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக வருகையில் அணுவின் உருவஅளவு படிப்படியாக அதிகரிக்கிறது. அணுவின் உருவஅளவு அதிகரிக்கும்போது, வெளிக்கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்களை அணுக்கரு அவ்வளவு உறுதியாக ஈர்ப்பதில்லை. எனவே, அவற்றை எளிதில் நீக்கலாம். எனவே, ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக இறங்கும்போது, அயனிஆக்கு ஆற்றல் **குறைகிறது.**

அயனி ஆக்கு ஆற்றலைப் பாதிக்கும் காரணிகள்

பல்வேறு ஆய்வுகளின் மூலமாக அயனிஆக்கு ஆற்றலைப் பின்வரும் காரணிகள் வெகுவாகப் பாதிக்கச் செய்கின்றன என அறியப்பட்டுள்ளன. அவை ———

(i) பயனுடை கருமின்சுமை

(ii) அணுவின் உருவ அளவு

(iii) முதன்மை குவாண்டம் எண்

(iv) கவச அல்லது மறைப்பு விளைவு

(v) பாதி மற்றும் முழுமையாக நிரம்பிய ஆர்பிட்டால்கள்

(vi) ஆர்பிட்டாலின் தன்மை

இவை, இங்கு விளக்கப்படுகின்றன.

(i) பயனுடை கருமின்சுமை : பயனுடை கருமின்சுமை அதிகமாக இருக்கும்போது, வெளிக்கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரானை தீவிரமாக ஈர்த்துக்கொள்ளும். ஆதலால், அத்தகைய எலக்டரானை நீக்குவதற்கு அதிக ஆற்றல் தேவைப்படுகிறது. அதாவது, அயனி ஆக்கு ஆற்றல் அதிகரிக்கிறது. இதையே, ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாக செல்லும்போது பயனுடை கருமின்சுமை அதிகரிக்கிறது. அதற்கு ஏற்ப, அயனிஆக்கு ஆற்றல் அதிகரிக்கிறது எனக் கருதலாம்.

(ii) அணுவின் உருவ அளவு : ஒரு அணுவின் உருவ அளவு அதிகமாக இருக்கும்போது, அதன் அயனிஆக்கு ஆற்றல் குறைவாக இருக்கும். இதனை விளக்க ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக இறங்கும்போது, அயனிஆக்கு ஆற்றல் குறைகிறது என்பதை எடுத்துக்கொள்வோம்.

அணுவின் உருவ அளவு அதிகரிக்கும்போது, அணுக் கருவிற்கும் வெளிக்கூட்டிலிருக்கும் எலக்ட்ரான்களுக்குமிடையிலான தூரம் அதிகரிக்கிறது. எனவே, அத்தகைய எலக்ட்ரான்களின் மீதான கருவின் ஈர்ப்பு விசைகள் குறையும். ஆதலால், அவற்றை எளிதில் நீக்கிவிடலாம்.

(iii) முதன்மை குவாண்டம் எண் : நீக்கப்படவேண்டிய எலக்ட்ரானின் முதன்மை குவாண்டம் எண்ணின் மதிப்பு (n) அதிகரிக்கும்போது, அயனிஆக்கு ஆற்றலின் மதிப்பு குறைகிறது. இதையே, ஒரு தொகுதியில் அயனிஆக்கு ஆற்றல் மாறுபடுவதை விளக்கவும் பயன்படுத்தலாம். சான்றாக, கார உலோகங்களின் (முதல் தொகுதி) முதலாம் அயனிஆக்கு ஆற்றலும் பின்வரும் வரிசையில் குறைகிறது.

	Li	Na	K	Rb	Cs
n- மதிப்பு	2	3	4	5	6
I.E. மதிப்பு ($kJ\ mol^{-1}$)	520	495	419	403	376

ஒரு தனிமத்தின் அடுத்தடுத்த அயனிஆக்கு ஆற்றல்களில் ஏற்படும் மாற்றங்களை விளக்கவும் முதன்மை குவாண்டம் எண் மதிப்பு பயனாகிறது. சான்றாக, சோடியத்தின் $IE_1 = 495\ kJ\ mol^{-1}$; $IE_2 = 4563\ kJ\ mol^{-1}$

அதாவது, $IE_2 > IE_1$. இதனைப் பின்வருமாறு விளக்கலாம் –

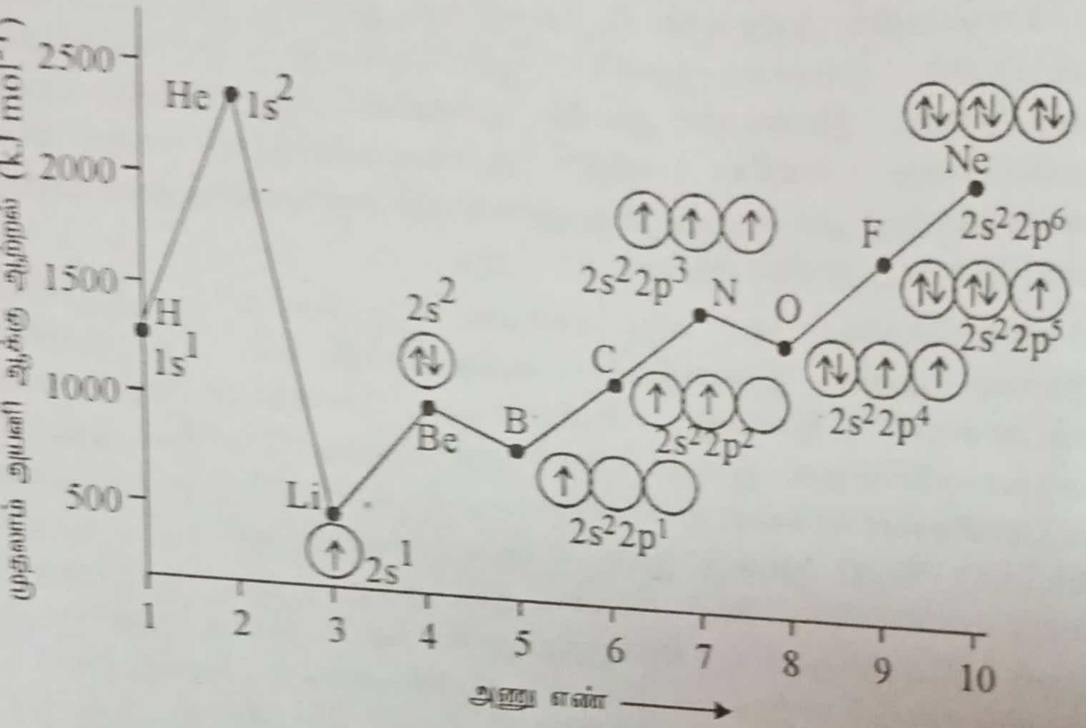
சோடியத்தின் அணு எண் 11. எலக்ட்ரான் அமைப்பு, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$. சோடியத்தின் முதலாம் அயனி ஆக்கலின்போது, 3s எலக்ட்ரான் நீக்கப்படுகிறது. இரண்டாம் அயனி ஆக்கலின்போது, 2p எலக்ட்ரான் நீக்கப்படுகிறது. எனவே, எந்த ஆர்பிட்டாலிலிருந்து எலக்ட்ரான் நீக்கப்படுகிறதோ அதன் முதன்மை குவாண்டம் எண் மதிப்பு குறைவதால், அயனி ஆக்கு ஆற்றலின் மதிப்பு உயருகிறது.

(iv) கவச விளைவு : பல எலக்ட்ரான்களைக் கொண்ட அணுவில், அணுக்கருவிற்கும் இணைதிறன் கூட்டிற்குமிடையில் அமைந்துள்ள எலக்ட்ரான்கள், இடைபடு (intervening) எலக்ட்ரான்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. இவை அணுக்கருவிலிருந்து வெளிக்கூட்டிலுள்ள எலக்ட்ரான்களை ஈர்க்கவிடாமல் பாதுகாக்கின்றன. இதுவே, கவச விளைவு (Shielding effect) அல்லது இடையிட்டு மறைக்கும் விளைவு (Screening effect) எனப்படுகிறது. கவச விளைவு அதிகரிக்கும்போது, அயனிஆக்கு ஆற்றல் மதிப்பு குறையும். ஒரு தொகுதியிலுள்ள தனிமங்களின் அயனிஆக்கு ஆற்றலில் ஏற்படும் மாற்றத்தை விளக்க கவச விளைவைப் பயன்படுத்தலாம். அதாவது, ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக வரும்போது, இடைபடு எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கிறது. அதற்கு ஏற்ப கவச விளைவும் அதிகரிக்கிறது. எனவே, அயனிஆக்கு ஆற்றல் குறைகிறது.

இதனைப் பயன்படுத்தியே, ஹீலியத்தின் முதலாம் அயனிஆக்கு ஆற்றல் ($2372\ KJ\ mol^{-1}$) லித்தியத்தின் முதலாம் அயனிஆக்கு ஆற்றலை ($520\ KJ\ mol^{-1}$) விட மிக அதிகமாக இருப்பதை விளக்கலாம். லித்தியம் அணுவில் ($Z = 3,\ 1s^2\ 2s^1$), 2s ஆர்பிட்டாலிலிருந்து நீக்கப்படவேண்டிய எலக்ட்ரான், 1s ஆர்பிட்டாலிலுள்ள இரு எலக்ட்ரான்களால் நன்கு மறைக்கப்படட்டுள்ளன. ஆனால், ஹீலியம் அணுவில் ($Z = 2,\ 1s^2$) 1s - ஆர்பிட்டாலிலிருந்து நீக்கப்படவேண்டிய எலக்ட்ரான், 1s- ஆர்பிட்டாலிலுள்ள மற்றொரு எலக்ட்ரானால் அவ்வளவாக மறைக்கப்பட்டிருக்கவில்லை. ஏனெனில், இரண்டு எலக்ட்ரான்களுமே, ஒரே 1s- ஆர்பிட்டாலில் உள்ளன.

(v) பாதி மற்றும் முழுமையாக நிரம்பிய ஆர்பிட்டால்கள்: ஹூண்ட் விதியின் படி, பகுதியளவு நிரம்பிய ஆர்பிட்டால்களைவிட பாதி மற்றும் முழுமையாக நிரம்பிய ஆர்பிட்டால்கள் கூடுதல் நிலைப்புத்தன்மை வாய்ந்தவை என்பதை அறிவோம். அதாவது, $s^1, s^2, p^3, p^6, d^5, d^{10}$ போன்ற எலக்ட்ரான் அமைப்புகளைக் கொண்ட தனிமங்கள், ஏனைய எலக்ட்ரான் அமைப்புகளைக் கொண்ட தனிமங்களை விடக் கூடுதலான நிலைப்புத் தன்மை வாய்ந்தவை. ஆதலால், பாதி மற்றும் முழுவதும் நிரம்பிய ஆர்பிட்டால்களை உடைய ஒழுங்கமைப்பைப் பெற்றிருக்கும் அணுக்களின் அயனி ஆக்கு ஆற்றல்,

பொதுவாக தனிம வரிசை அட்டவணையில் (படத்தில் He,Be,N,Ne) அது இருக்கும் இடத்தின் அடிப்படையில் நாம் அத்தனிமங்களுக்கு எதிர்பார்க்கும் மதிப்பைவிட அதிக அயனிஆக்கு ஆற்றலை பெற்று இருக்கும்.



மேலேயுள்ள படத்தை கூர்ந்து கவனித்தால், சில தனிமங்கள் தனிம வரிசை அட்டவணையின் ஒரு வரிசையில் தங்களுக்கு வலப்புறமுள்ள தனிமங்களைவிட கூடுதலான அயனிஆக்கு ஆற்றலைப் பெற்றிருப்பது புலனாகும். சான்றாக ____

அ) பெரிலியத்தின் I.E. மதிப்பு, போரானின் I.E மதிப்பைவிட அதிகம்

ஆ) நைட்ரஜனின் I.E. மதிப்பு, ஆக்ஸிஜனின் I.E. மதிப்பைவிட அதிகம். இவ்வாறே, மூன்றாம் வரிசையிலும் காணப்படுகிறது. சான்றாக ____

இ) Mg - ன் I.E. > Al – ன் I.E

ஈ) P - ன் I.E. > S – ன் I.E

(vi) ஆர்பிட்டாலின் தன்மை : பலவித ஆர்பிட்டால்களுள், எந்த ஆர்பிட்டாலில் இடம் பெற்றுள்ள எலக்ட்ரானை எவ்வளவு எளிதாக நீக்கலாம் என்பதை பின்வரும் வரிசைக் கிரமம் காட்டுகிறது –

$$nf > nd > np > ns$$

அதாவது, f- ஆர்பிட்டாலில் உள்ள எலக்ட்ரானை நீக்குவது மிகவும் எளிது. s ஆர்பிட்டாலிலுள்ள எலக்ட்ரானை நீக்குவது மிகக் கடினம். எனவே, அயனிஆக்கு ஆற்றல் குறைவு. பின்வரும் வரிசைக்கிரமத்தில் அமையும்.

$$ns > np > nd > nf$$

ஆர்பிட்டாலின் தன்மையின் அடிப்படையில் அடுத்தடுத்த அயனிஆக்கு ஆற்றல்களையும் விளக்கலாம். சான்றாக ——

(i) Be-ன் I.E >> B – ன் I.E.

(ii) Mg-ன் I.E. >> Al – ன் I.E.

7. எலக்ட்ரான் நாட்டம் (Electron Affinity, EA)

வரையறை : வாயு நிலையிலுள்ள நடுநிலை அணுவிற்கு ஒரு எலக்ட்ரானைச் சேர்த்து எதிர்மின் சுமையுடைய அயனியை உருவாக்கும்போது வெளிவிடப்படும் ஆற்றல் அளவே, எலக்ட்ரான் நாட்டம் எனப்படும்.

$$X_{(g)} + e^{-} \longrightarrow X^{-}_{(g)} + EA$$

இதனை நேரடியாக நிர்ணயிக்க முடியாது. பார்ன் ஹேபர் சுற்று மூலம் நிர்ணயிக்கலாம்.

வரிசையில் : ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாக செல்லும்போது எலக்ட்ரான் நாட்டம் **அதிகரிக்கின்றது**. ஏனெனில், வரிசையில் இடமிருந்து வலமாக நகரும்போது பயனுடை கருமின்சுமை அதிகரிப்பதால், அணுவின் உருவ அளவு குறைகிறது.

எனவே, அணுக்கரு எலக்ட்ரான் மீது கொண்டிருக்கும் ஈர்ப்பு விசையும் அதிகரிக்கிறது. இந்த நிலையில், புதிதாகச் சேர்க்கப்பட்ட எலக்ட்ரானை அதிகமாக ஈர்க்கும். எனவே, எலக்ட்ரான் நாட்டம் **அதிகரிக்கின்றது.**

தொகுதியில் : ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக வருகையில் எலக்ட்ரான் நாட்டம் **குறைகிறது**. ஏனெனில், ஒரு தொகுதியில் கீழிறங்கும்போது அணுவின் உருவஅளவு அதிகரிக்கிறது. அதாவது, புதிதாக கூடுகள் சேர்க்கப்படுகின்றன. எனவே, எலக்ட்ரான்கள் மீது அணுக்கரு காட்டும் ஈர்ப்பு விசை குறைகிறது. இதனால், புதிதாகச் சேர்க்கப்பட்ட எலக்ட்ரானை ஈர்ப்பது குறைவாகவே இருக்கும். எனவே, எலக்ட்ரான் நாட்டம் **குறைகிறது.**

எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்பை பாதிக்கச் செய்யும் காரணிகள் ——

அயனிஆக்கு ஆற்றலின் மதிப்பு மற்றும் குறி ஆகியவற்றைப் பாதிக்கும் காரணிகளே, எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்பையும் பாதிக்கச் செய்கிறது. ஆனால், அவற்றின் வரிசைகள், எதிரெதிர் திசையில் இருக்கும். அவற்றுள் சில இங்கு விவாதிக்கப்படுகின்றன.

(i) **அணு ஆரம் :** உருவில் சிறிய அணுக்கள் கூடுதலான எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்பை பெற்றுள்ளன.

(ii) **பயனுடை கருமின்சுமை :** அணுக்களின் பயனுடை கருமின்சுமை அதிகரிப்பிற்கு ஏற்ப, எலக்ட்ரான் நாட்டமும் அதிகரிக்கிறது.

(iii) எலக்ட்ரான் அமைப்பு : பாதியளவு அல்லது முழுமையாக நிரம்பிய ஆர்பிட்டால்களையுடைய அணுக்களின் எலக்ட்ரான் நாட்டம் பூஜ்யம் அல்லது குறைவு. இதனை பின்வரும் அட்டவணையில் காணலாம்.

எண்	தனிமங்கள்	எலக்ட்ரான் அமைப்பு	எலக்ட்ரான் நாட்டம்
1)	கார மண் உலோகங்கள்	ns^2	0
2)	N,P போன்றவை	$ns^2 np^3$	குறைவு
3)	மந்த வாயுக்கள்	$ns^2 np^6$	0

பலவித தனிமங்களுள், ஹாலஜன்கள் (VII தொகுதி $ns^2 np^5$) அதிக எலக்ட்ரான் நாட்டம் கொண்டுள்ளன. ஏனெனில்,, இவை ஒரு எலக்ட்ரானை பெற்று, மந்த வாயுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பை பெறுவதில் அதிக ஆர்வம் காட்டுகின்றன.

8. எலக்ட்ரான் கவர் திறன் (Electronegativity)

வரையறை : ஒரு மூலக்கூறில் இணைந்துள்ள இரு அணுக்களுள் ஒன்று, அந்தப் பிணைப்பிலுள்ள எலக்ட்ரான் ஜோடியை (மற்ற அணுவை விட) கூடுதலாக தன்பால் ஈர்த்துக்கொள்ளும் பண்பே,, அவ்வணுவின் எலக்ட்ரான் கவர்திறன் எனப்படுகிறது.

விளக்கம் : H_2, Cl_2, F_2 போன்ற சகப்பிணைப்பு சேர்மங்களில் ஒரே மாதிரியான இரு அணுக்கள் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன. எனவே, பிணைப்பிலுள்ள இரு எலக்ட்ரான்களையும் இரு அணுக்களும் சமமாகப் பங்கிட்டுக்கொள்ளும். ஆதலால், இரண்டு அணுக்களுக்குமே முடிவான மின்சுமை எதுவும் இராது.

மாறாக, HCl, HF, CO, NO போன்ற சகப்பிணைப்பு சேர்மங்களில் வெவ்வேறு வகையான இரு அணுக்கள் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன. எனவே, இவற்றில் பிணைப்பு எலக்ட்ரான்கள் சமமாகப் பங்கிடப்பட்டிருக்காது. இவ்விரு அணுக்களுள் ஒன்று, பிணைப்பு எலக்ட்ரான் ஜோடியைத் தன்பால் ஈர்த்துக் கொள்ளும். இதனால், சிறிதளவு மின்சுமை சேர்மத்தில் இருக்கும். இதனை பின்வருமாறு எழுதலாம். $H^{\delta+}$, $Cl^{\delta-}$ இதில் குளோரின் அணு ஹைட்ரஜனைக் காட்டிலும் கூடுதலான எலக்ட்ரான் கவர் திறனுடையது.

வரிசையில் : தனிம வரிசை அட்டவணையின் ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாக நகரும்போது, எலக்ட்ரான் கவர்திறன் படிப்படியாக உயருகிறது.

இதற்குக் காரணங்கள் ____

(i) கருவின் பயனுறு மின்சுமை படிப்படியாக கூடுகிறது.

(ii) அணுக் கருவிற்கும் எலக்ட்ரானுக்கும் இடையிலான ஈர்ப்பு விசை படிப்படியாக அதிகரிக்கிறது.

தொகுதியில் : தனிம வரிசை அட்டவணையின் ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக இறங்கும்போது, எலக்ட்ரான் கவர்திறன் குறைகின்றது.

தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக இறங்கும்போது, கருவின் பயனுறு மின்சுமை அதிகரிக்கின்றது.இதனால், எலக்ட்ரான் கவர்திறன் உயரும் என எதிர்பார்க்கிறோம். மாறாக, எலக்ட்ரான் கவர்திறன் குறைகிறது.

ஏனெனில், எலக்ட்ரானின் கவச விளைவு. கருவின் பயனுறு மின்சுமை அதிகரிப்பதனால் ஏற்படும் விளைவைவிட அதிகமாக இருப்பதே, இதற்குக் காரணமாகும்.

எலக்ட்ரான் கவர்திறனுக்கான அளவுகோல்கள்

(i) பாலிங்கின் அளவுகோல் (Pauling Scale): பாலிங் என்ற அறிஞர் பிணைப்பு ஆற்றல்களின் அடிப்படையில் எலக்ட்ரான் கவர் திறனுக்கான அளவுகோலை அறிமுகப்படுத்தினார்.

A-B என்ற சகப்பிணைப்புச் சேர்மத்தின் தூய சகப் பிணைப்பிற்கான பிணைப்பு ஆற்றல் (E_{A-B}) என்பது, A-A மற்றும் B-B ஆகியவற்றின் பிணைப்பு ஆற்றல்களின் (E_{A-A} மற்றும் E_{B-B}) பெருக்குத் தொகை சராசரியாகும் எனக் கருதினார்.

அதாவது, $E_{A-B} = \{E_{A-A} X E_{B-B}\}^{1/2}$ .... (1)

சோதனையில் பெறப்பட்ட மதிப்பு, எதிர்பார்க்கும் இந்த மதிப்பைவிடக் கூடுதலாக இருப்பது கண்டறியப்பட்டது. இவ்விரண்டிற்குமிடையே உள்ள வேறுபாடு, Δ பின்வரும் தொடர்பு கொண்டிருக்கும்.

$$\Delta = E_{A-B} - \{E_{A-A} X E_{B-B}\}^{1/2} \quad .... (2)$$

வேறுபாடு Δ யை A-B என்ற பிணைப்பின் முனைவுறு திறனின் (Polarity) அளவு எனக் கருதலாம். மேலும், இது A மற்றும் B ஆகியவற்றின் மின்வேதித் தன்மையிலுள்ள வித்தியாசத்தைப் பொருத்ததாகும்.

A மற்றும் B என்பனவற்றின் எலக்ட்ரான் கவர்திறன் முறையே X_A மற்றும் X_B எனக் கொள்வோம். பாலிங்கின் கருத்துப்படி, Δ க்கும், எலக்ட்ரான் கவர்திறன்களுக்குமிடையிலான வேறுபாட்டிற்கும் இடையே உள்ள தொடர்பு,

$$X_A - X_B = 0.088\Delta \quad .... (3)$$

இங்கு, 0.088 என்ற மாறிலி, Δ மதிப்பை $kJ\ mol^{-1}$ அலகிலிருந்து எலக்ட்ரான் வோல்ட் (eV) அலகிற்கு மாற்றுகிறது.

ஹைட்ரஜனின் எலக்ட்ரான் கவர்திறன் ஆற்றலை (X_H) 2.1 என்று திட்ட மதிப்பாக (standard) பாலிங் எடுத்துக்கொண்டு, பிற தனிமங்களுக்கு

எலக்ட்ரான் கவர்திறன் மதிப்பைக் கொடுத்தார். சில தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் கவர்திறன் மதிப்பு பின்வரும் அட்டவணையில் தரப்பட்டுள்ளது.

தொகுதி → வரிசை ↓	1	2	3	4	5	6	7	0
1	H 2.1							He 0
2	Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne 0
3	Na 0.9	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar 0
4	K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr 0
5	Rb 0.8	Sr 1.0	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe 0
6	Cs 0.7	Ba 0.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn 0
7	Fr 0.7	Ra 0.9	–	–	–	–	–	–

குறைபாடு : திண்ம தனிமங்கள் பலவற்றின் பிணைப்பு ஆற்றல்கள் துல்லியமாக அறியப்படவில்லை. எனவே, பாலிங் அளவுகோல் இத்தகைய தனிமங்கட்கு துல்லியமாக இராது.

(ii) முல்லிகன் அளவுகோல் (Mullikan scale)

ஒரு தனிமத்தின் எலக்ட்ரான் கவர் திறன் (X), அதன் அயனி ஆக்கு ஆற்றல் (I.E) மற்றும் எலக்ட்ரான் நாட்டம் (E.A) ஆகியவற்றுடன் தொடர்புடையதாக கருதினார். அயனிஆக்கு ஆற்றல் மற்றும் எலக்ட்ரான் நாட்டம் ஆகியவற்றின் மதிப்புகள் அதிகமுடைய தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் கவர்திறன் மதிப்பும் அதிகமாக இருக்கும். ஏனெனில்,

$$X = \frac{I.E + E.A}{2}$$ ஆகும்.

பாலிங் அளவுகோல், முல்லிகன் அளவுகோல் ஒப்பீட்டு ஆய்வு ——

முல்லிகனின் எலக்ட்ரான் கவர்திறன் மதிப்புகள், பாலிங்கின் மதிப்புகளைவிட 2.8 மடங்கு அதிகம் எனக் கண்டறியப்பட்டது. எனவே, இரண்டையும் சமமாக்க, முல்லிகனின் மதிப்பு, 2.8 ஆக வகுக்கப்படுகிறது.

அதாவது, $X = \frac{I.E + E.A}{2 X 2.8} = \frac{I.E + E.A}{5.6} = \frac{1}{5.6}(I.E + E.A)$

இதில், $\frac{1}{5.6}$ என்பது ஒரு மாறிலியாகும். இதனை, அளவுகோல் இசைவிப்புக் காரணி என்பர். மேலும், இது eV அலகில் I.E. மற்றும் E.A மதிப்புகள் தரப்படும்போது பயன்படுத்தப்படுகிறது. மாறாக, இம்மதிப்புகளை கி.கலோரி அலகில் தரப்படும்போது பின்வரும் சமன்பாடு பயன்படுத்தப் படுகிறது.

$$X = \frac{I.E + E.A}{2 X 6.25}$$

விளக்கம்

அ) குளோரினின் எலக்ட்ரான் கவர்திறன் மதிப்பை கணக்கிடல்

குளோரின் I.E. (eV அலகில்) = 13.00

குளோரின் E.A. (eV அலகில்) = 4.00

$$\therefore X = \frac{13 + 4}{5.6} = 3.03$$

ஆ) புரோமினின் எலக்ட்ரான் கவர்திறன் மதிப்பை கணக்கிடுதல்

புரோமின் I.E (eV அலகில்) = 10.84

புரோமின் E.A. (eV அலகில்) = 3.76

$$\therefore X = \frac{10.84 + 3.76}{5.6} = 2.6$$

முல்லிகன் அளவுகோலின் குறைபாடுகள்

(1) இதனை பயன்படுத்தி ஒரு சில தனிமங்களுக்கு மட்டுமே எலக்ட்ரான் கவர்திறன் மதிப்பு துல்லியமாக அளந்தறிய முடிந்தது.

(2) முன்னரே அறிந்தவாறு, ஒரு தனிமத்தின் E.A மற்றும் I.E மதிப்புகள் அணு ஆர்பிட்டால்களிடையே நிலவும் எலக்ட்ரான் மாற்றங்களுடன் தொடர்புடையதாகையால், இம்மதிப்புகளை பிணைப்பில் ஈடுபட்டுள்ள எலக்ட்ரான்களுக்குப் பயன்படுத்துவது சரியானதல்ல

எலக்ட்ரான் கவர்திறன், பிணைப்பு எண்ணிக்கையுடன் கொண்டுள்ள தொடர்பு

பிணைப்பு எண்ணிக்கை அதிகரிக்கும்போது எலக்ட்ரான் கவர்திறன் மதிப்பும் அதிகரிக்கிறது. இதனை பின்வரும் வரிசைக்கிரமத்தில் தரலாம் –

முப்பிணைப்பில் உள்ள அணு > இரட்டைப்பிணைப்பில் உள்ள அணு > ஒற்றைப் பிணைப்பில் உள்ள அணு

சான்றாக.

$CH \equiv CH$ -ல் உள்ள கார்பன் > $CH_2 = CH_2$ - ல் உள்ள கார்பன் > $CH_3 - CH_3$ - ல் உள்ள கார்பன்

அசிட்டிலீன் அமிலப் பண்பு கொண்டிருப்பதை மேலேயுள்ள வரிசைக் கிரமம் விளக்குகிறது –

ஈத்தேனில் உள்ள கார்பன் sp^3 இனக்கலப்பானது. இதில் 25% s-பண்பு உள்ளது. எதிலீனில் உள்ள கார்பன் sp^2 இனக்கலப்பைக் கொண்டிப்பதால், இதில் 33.3% s பண்பு உள்ளது. ஆனால், அசிட்டிலீனில் உள்ள கார்பன் sp இனக்கலப்புடையது. எனவே, 50% s- பண்பு கொண்டுள்ளது. s- பண்பு அதிகமாக உள்ள அமைப்பில் எலக்ட்ரான்கள் அணுவைச் சூழ்ந்திருக்கும் அளவு அதிகமாக இருக்கும். எனவே, இவை கூடுதலான எலக்ட்ரான் கவர் திறன் கொண்டிருக்கும். அதாவது, பிணைப்பில் ஈடுபட்டுள்ள எலக்ட்ரான்களை தன்பால் ஈர்த்துக்கொள்ளும் பண்பு அதிகமாக இருப்பதால், அசிட்டிலீன் அமிலமாகத் திகழ்கிறது.

அயனிப் பண்பு விழுக்காடு கணக்கிடுதல்

சகப் பிணைப்புச் சேர்மங்களில் காணப்படும் அயனிப் பண்பு விழுக்காட்டை இரண்டு மதிப்புகள் வாயிலாக கணக்கிடலாம்.அவை ______

(i) எலக்ட்ரான் கவர்திறன்

(ii) இருமுனைத் திருப்புத்திறன்

இவற்றை இங்கு காண்போம்.

(i) எலக்ட்ரான் கவர்திறன்

A மற்றும் B என்ற இரு அணுக்கள் இணைந்து, AB என்ற முனைவுற்ற சகப் பிணைப்புச் சேர்மத்தைத் தருவதாகக் கருதுவோம். இப்பிணைப்பின் அயனித் தன்மை, A மற்றும் B என்பவற்றின் எலக்ட்ரான் கவர்திறன் மதிப்புகளுக்கிடையிலான வேறுபாட்டைப் $(X_A - X_B)$ பொருத்து அமையும். இதில் A- ன் எலக்ட்ரான் கவர்திறன், B யினுடையதை விட அதிகம் எனக் கருதப்பட்டுள்ளது. அதாவது, $X_A - X_B$ ன் மதிப்பு, எந்த அளவிற்கு அதிகமாக இருக்கிறதோ, அந்த அளவிற்கு A-B ன் அயனிப் பண்பு விழுக்காடும் அதிகமாக இருக்கும். $X_A - X_B$ மதிப்புகளைப் பயன்படுத்தி, பாலிங் பலவித முனைவுற்ற சகப் பிணைப்புச் சேர்மங்களில் காணப்படும் அயனிப்பண்பு விழுக்காட்டினை நிர்ணயித்து பின்வரும் முடிவுகளைத் தந்துள்ளார்.

அரசினர் மகளிர் ... நூலக எண். 19356

$X_A - X_B$ மதிப்பு	அயனிப்பண்பு விழுக்காடு	A-B பிணைப்பின் தன்மை	எ.கா.
1.7	50%	50% அயனிப்பிணைப்பு, 50% சகப்பிணைப்பு	
1.7 க்கு கீழ்	50% க்கு கீழ்	சகப்பிணைப்பு அதிகம். எனவே, சேர்மத்தை A-B எனக் குறிக்கலாம்.	CCl_4 , CH_4
1.7 க்கு மேல்	50% க்கு மேல்	அயனிப்பிணைப்பு அதிகம். எனவே, $A^- \ B^+$ எனக் குறிக்கப் படுகிறது.	HF , NaCl

(ii) இருமுனைத் திருப்புத்திறன்

H − Cl போன்ற முனைவு கொண்ட, இரு மாறுபட்ட மின்சுமைகள் கொண்ட மூலக்கூறு, இருமுனை எனக் கருதப்படுகிறது. இத்தகைய முனைவுகொண்ட சேர்மத்திலுள்ள முனைவின் அளவு, அதன் இருமுனைத் திறன் (μ) மதிப்பு வாயிலாக குறிக்கப்படுகிறது. இதன் அலகு, டிபை (D) ஆகும். இம்மதிப்பைப் பெற பின்வரும் வாய்பாடு பயன்படுகிறது.

$$\mu = e X d$$

இதில், e = மின்சுமையின் அளவு. இதன் அலகு esu (அல்லது) C

d = இரு மின்சுமைகளுக்கு இடைப்பட்ட தூரம். இதன் அலகு, Å, pm, nm.

இருமுனைத் திருப்புத்திறன் மதிப்பைப் பொருத்து, பிணைப்பின் முனைவு திறன் அமைகிறது. இருமுனைத் திருப்புத்திறன் மதிப்பு எந்த அளவிற்கு அதிகமாக உள்ளதோ, அதே அளவிற்கு பிணைப்பின் முனைவுறு திறனும் அதிகமாக இருக்கும். இதனைப் பின்வரும் கணக்குகள் நன்கு விளக்கும்.

மாதிரிக் கணக்குகள்

1) ஹைட்ரஜன் குளோரைடில் அணுவிடைத் தூரம் 127 pm. எலக்ட்ரானின் மின்சுமை 4.8×10^{-10} esu எனக் கொள்க. முழுவதும் அயனிப் பிணைப்புத் தன்மையுடையதாக இருக்க, இம்மூலக்கூறு என்ன இருமுனைத் திருப்புத்திறன் மதிப்பு பெற்றிருக்க வேண்டும் ? இது 1.03 D என்ற மதிப்புக் கொண்டதாக உள்ளது என்பதிலிருந்து என்ன ஊகிக்கலாம் ? (பலமுறை)

தீர்வு.

அ) 100% அயனிப் பண்பிற்கான இருமுனைத் திருப்புத்திறன் மதிப்பு

இருமுனைத் திருப்புத்திறன், $\mu = \text{cd D}$.

இதில், c = மின்சுமையின் அளவு $= 4.8 \times 10^{-10}$ esu.

$$d = \text{அணுவிடைத் தூரம்} = 127 \times \text{pm} = 127 \times 10^{-12}\ \text{m}$$
$$= 127 \times 10^{-10}\ \text{cm}$$
$$= 1.27 \times 10^{-8}\ \text{cm}$$

$$\therefore \mu = 4.8 \times 10^{-10} \times 1.27 \times 10^{-8}\ \text{esu cm}$$
$$= 6.096 \times 10^{-18}\ \text{esu cm}$$

$$\mu = 6.096\text{D} \qquad (\because 1\text{D} = 1 \times 10^{-18}\ \text{esu cm})$$

ஆ) அயனிப் பண்பின் விழுக்காடு

$$\text{அயனிப் பண்பின் விழுக்காடு} = \frac{\text{சேர்மத்தின் இருமுனைத் திருப்புத்திறன்}}{\text{100\% அயனிப்பண்பிற்கான இருமுனைத் திருப்புத்திறன்.}} \times 100$$

$$= \frac{1.03}{6.096} \times 100 = 16.89$$

---

2) ஈரணு மூலக்கூறு ஒன்றின் ஒரு சார் அயனித் தன்மை 0.43. எலக்ட்ரான் ஊட்டம் 1.6×10^{-19}C பிணைப்பு நீளம் 91.68 pm எனில், மூலக்கூறின் இருமுனைத் திருப்புத்திறன் மதிப்பைக் கணக்கிடுக. (பல முறை)

இருமுனைத் திருப்புத்திறன், $\mu = e \text{X} d$

$$e = \text{மின் சுமை ஊட்டம்} = 1.6 \times 10^{-19}\ \text{C}$$

$$d = \text{பிணைப்பு நீளம்} = 91.68\ \text{pm} = 91.68 \times 10^{-12}\ \text{m}$$

$$\therefore \mu = 1.6 \times 10^{-19} \times 91.68 \times 10^{-12}\ \text{Cm}$$
$$= 146.7 \times 10^{-31}\ \text{Cm}$$

அயனித்தன்மை 1 எனில், $\mu = 146.7 \times 10^{-31}$ Cm

அயனித் தன்மை 0.43 எனில், $\mu = 146.7 \times 10^{-31} \times 0.43$ Cm

∴ இருமுனைத் திருப்புத்திறன் $= 63.07 \times 10^{-31}$ Cm

கனிம வேதியியல்

பாடம் - 1

தனிமங்களை வகைப்படுத்துதல் (CLASSIFICATION OF ELEMENTS)

நவீன, நீள்வகை தனிம வரிசை அட்டவணையில் தனிமங்களைஅடுக்கி வைத்திருப்பதை நன்கு கவனித்தால், அவை s, p, d மற்றும் f தொகுதி தனிமங்கள் என நான்கு வகைத் தனிமங்களாகப் பிரித்திருப்பது புலப்படும். இவ்வகைப்பாட்டிற்கு அடிப்படையாக அமைவது, தனிமத்தின் அணுவிலுள்ள கடைசி எலக்ட்ரான் எவ்வகை ஆர்பிட்டாலில் (s.p.dஅல்லது f) நுழைகின்றது. என்பதேயாகும். அதாவது, எலக்ட்ரான் அமைப்பின் அடிப்படையில் தனிமங்களை நான்கு வகைகளாகப் பிரிக்கலாம். இவற்றின் சிறப்பியல்புகளை இங்கு காண்போம்.

s– தொகுதி தனிமங்கள் (s-block elements)

கார (I A) மற்றும் கார மண் (II A) உலோகங்கள் அவற்றின் வெளி s ஆர்பிட்டாலில் எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருப்பதால், s– தொகுதி தனிமங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. மேலும், இவற்றின் (n–1) d ஆர்பிட்டால்களில் எலக்ட்ரான் எதுவும் இல்லை. ஆனால், இவற்றின் (n-1)s மற்றும் (n-1) p ஆர்பிட்டால்கள் முழுவதுமாக நிரம்பியிருக்கும். இறுதியாக நுழையும் எலக்ட்ரான் ns ஆர்பிட்டாலில் நுழைகிறது. கார உலோகங்களாகிய, Li,Na,K,Rb,Cs மற்றும் Fr இவற்றின் கடைசி எலக்ட்ரான் முறையே, 2s,3s,4s,5s,6s மற்றும் 7s ஆர்பிட்டாலில் நுழைகிறது. இவ்வாறே, கார மண் உலோகங்களாகிய, Be,Mg,Ca,Sr,Ba மற்றும் Ra இவற்றின் கடைசி எலக்ட்ரான் முறையே 2s,3s,4s,5s,6s மற்றும் 7s ஆர்பிட்டாலில் நுழைந்து இணையாகிறது. ஹீலியத்தின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $1s^2$ என இருப்பதால், இதனையும் s– தொகுதி தனிமமாக கருதலாம்.

பண்புகள் _____

1) இவை அனைத்தும் திண்ம உலோகங்கள்

2) வினை திறன் மிக்கவை

3) இவற்றின் அடர்த்தி மற்றும் உருகு நிலை குறைவு.

4) அயனியாக்கு ஆற்றல் குறைவு

5) புன்சன் சுடரில் தங்களுக்கே உரிய நிறத்தை காட்டுகின்றன.

6) இவை, தொகுதி எண்ணை இணைதிறனாகக் கொண்டுள்ளன.

7) இவற்றின் நீர்க் கரைசல், வீரிய காரமாகும்.

8) இவற்றின் பெரும்பாலான உப்புக்கள் நிறமற்றவை

9) எலக்ட்ரானை இழந்து நேர்மின் அயனியாக மாற ஆர்வங் காட்டுகின்றன.

10) உப்புக் கரைசல் நல்ல மின்பகுளிகள்

11) அயனிப் பிணைப்பால் சேர்மங்களைத் தருகின்றன.

p– தொகுதி தனிமங்கள் (p-block elements)

நவீன தனிம வரிசை அட்டவணையில் (13 முதல் 18 முடிய) உள்ள III B, IV B, V B, VI B, VII B மற்றும் (ஹீலியம் தவிர்த்த) பூஜ்யத் தொகுதித் தனிமங்களை p– தொகுதித் தனிமங்கள் எனலாம். ஏனெனில், இவற்றின் இறுதியாக நுழையும், வேறுபடுத்திக் காட்டும், எலக்ட்ரான், p ஆர்பிட்டாலில் நுழைகின்றது. இந்த p- ஆர்பிட்டால்கள் 2p, 3p, 4p, 5p, 6p மற்றும் 7p ஆகும். இவற்றின் (n-1) மட்டத்திலுள்ள s,p,d ஆர்பிட்டால்களும், ns ஆர்பிட்டாலும் முழுமையான எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருக்கும்.

பண்புகள் ——

1) இவை திண்ம, திரவ, வாயு நிலைகளில் உள்ளன.

2) உலோகங்கள், அலோகங்கள், உலோகப் போலிகளாக (metalloids) திகழ்கின்றன.

3) இவற்றின் அடர்த்தி, உருகு நிலை, கொதி நிலை குறைவு.

4) அயனி ஆக்கு ஆற்றல் அதிகம்.

5) எலக்ட்ரான் நாட்டம் அதிகம்

6) தொகுதி எண்ணையோ (n) அல்லது தொகுதி எண்ணைவிட இரண்டு குறைவாக (n – 2) உள்ளதை இணைதிறனாகக் கொண்டிருக்கும்.

7) மூலை விட்டப் பண்பைக் காட்டுகின்றன.

8) அயனிப் பிணைப்பு, சகப் பிணைப்பு, ஈந்திணைப் பிணைப்பு ஆகியவற்றைப் பயன்படுத்திச் சேர்மங்களைத் தோற்றுவிக்கின்றன.

9) எலக்ட்ரானை ஏற்று, எதிர்மின் அயனியாக மாற விழைகின்றன இப்போக்கு அயனியாக்கு ஆற்றல் அதிகமுடைய தனிமங்களுக்கு அதிகமாகக் காணப்படுகிறது.

d– தொகுதித் தனிமங்கள் (d-block elements)

தனிம வரிசை அட்டவணையில் s- மற்றும் p- தொகுதி தனிமங்களுக்கு இடையில் அடுக்கி வைக்கப்பட்டுள்ள (3 முதல் 12 தொகுதி) தனிமங்கள், d- தொகுதி தனிமங்கள் எனப்படும். இவற்றின் வெளிக்கூட்டில் உள்ள s- மற்றும் p- ஆர்பிட்டால்கள் முழுவதும் நிரம்பியிருக்கும் ஆனால், இவற்றின் ஈற்றயலான (penultimate) கூட்டிலுள்ள d- ஆர்பிட்டால்கள் நிரம்பாதவைகளாக உள்ளன. வேறுபடுத்திக் காட்டும் கடைசி எலக்ட்ரான், ஈற்றயலான (n-1) d ஆர்பிட்டால்களில் நுழைவதால், இவை d- தொகுதித் தனிமங்கள் எனப்படுகின்றன. இவற்றின் பண்புகள் s- மற்றும் p- தொகுதித் தனிமங்களின் பண்புகளுக்கு இடைப்பட்டதாக இருப்பதால், இவை இடைநிலைத் தனிமங்கள் எனப் பெயர் பெற்றன. இவை நான்கு வரிசைகளில் அடுக்கி வைக்கப்பட்டுள்ளன. வரிசைக்கு 10 தனிமங்கள் உள்ளன.

(i) முதல் வரிசை இடைநிலைத் தனிமங்கள், ஸ்கேண்டியம் (Sc, Z = 21) தொடங்கி, துத்தநாகம் (Zn, Z = 30) வரையிலான 3d தனிமங்கள்

(ii) 2 வது வரிசை இடைநிலைத் தனிமங்கள், இட்ரியம் (Y, Z=39) தொடங்கி, காட்மியம் (Cd, Z = 48) ஈறாக உள்ள 4d-தனிமங்கள்.

(iii) 3 வது வரிசை இடைநிலைத் தனிமங்கள், லாந்தனம் (La, Z = 57) முதல் பாதரசம் (Hg, Z = 80) வரை உள்ள 5d- தனிமங்கள். இதில், லாந்தனைடுத் தனிமங்களும் (Z = 57 முதல் 71 வரை) அடங்கியுள்ளதாகத் தரப்பட்டுள்ளது.

(iv) 4வது வரிசை இடைநிலைத் தனிமங்கள் ஆக்டீனியம் (Ac, Z = 89) தொடங்கி அணு எண் 112 வரை உள்ள தனிமங்களாகும். இவை 6d தனிமங்களாகும். இதில் ஆக்டினைடுகள் (Z = 89 முதல் 103 வரை) அடங்கும். இவற்றின் பெரும்பாலான தனிமங்கள் அணுஎண் 92 கொண்ட யுரேனியத்திற்கு பிறகு இருப்பதால், இவை யுரேனியம் கடந்த தனிமங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. அணு எண் 109 வரையிலான செய்திகள் தற்சமயம் கிடைத்துள்ளன. இத்தனிமங்களுள் சிலவற்றை ஒன்றிற்கு மேலான பெயர்களால் குறிப்பிடப்படுகின்றனர். இதனால் குழப்பம் ஏற்படுகிறது. இதனை தவிர்க்க IUPAC பெயரிடும் முறை வலியுறுத்தப்படுகிறது. இதனை இப்புத்தகத்தில் தரப்பட்டுள்ள நவீன தனிம வரிசை அட்டவணையில் காணலாம்.

பண்புகள் ——

1) இவை யாவும் உலோகங்கள்
2) வெப்பம் மற்றும் மின்சாரத்தை நன்கு கடத்துகின்றன.
3) இவற்றைத் தகடுகளாக அடிக்கலாம். கம்பிகளாக நீட்டலாம்.
4) இவை கெட்டியானவை, எளிதில் நொருங்குபவை.
5) அயனிச் சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன.

6) அயனி ஆக்கு ஆற்றல் அதிகம். எனவே, மந்த உலோகங்களாக இருக்க விழைகின்றன.

7) இவற்றின் உப்புக்கள் நிறம் கொண்டவை.

8) பல்வேறு ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலைகளைக் காட்டுகின்றன. பொதுவான ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலைகள், +2 +3 மற்றும் +4. மாங்கனீஸ் மட்டும் +1 முதல் +7 வரையிலான ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலைகளைக் காட்டுகின்றது.

9) பெருமளவில் அணைவுச் சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன.

10) இவ்வுலோகங்களில் பல, பாரா காந்தத்தன்மையோ, டயா காந்தத் தன்மையோ கொண்டவை, இரும்பு, கோபால்ட், நிக்கல் போன்றவை பெரோ காந்தப் பண்புடையவை.

11) தொழில்துறையில் சிறந்த வினைவேகமாற்றிகளாகப் பயன்படுகின்றன.

12) இடைச்செருகல் சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன. இவை பெரும்பாலும் இயைபு அல்லாத சேர்மங்களாக (Non-Stoichiometric) இருக்கும்.

f-தொகுதித் தனிமங்கள் (f-block elements)

இவ்வகைத் தனிமங்களின் அணுக்களில் உள்ள கடைசி எலக்ட்ரான்கள், அவ்வணுக்களின் f- ஆர்பிட்டால்களில் நுழைகின்றன. இவை, உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள் எனப்படுகின்றன. நிரம்பாத d- ஆர்பிட்டால்களையும், நிரம்பாத f- ஆர்பிட்டால்களையும் பெற்றிருப்பதால், (வேறுபடுத்தி அறிய) உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள் என அழைக்கப்பட்டன.

வேறுபடுத்திக்காட்டும் கடைசி எலக்ட்ரான் ஈற்றயலான கூட்டிற்கு அடுத்த உள் கூட்டில் உள்ள (anti-penultimate shell) f- ஆர்பிட்டால்களில் நுழைகின்றன. இவை இரு வகைப்படும் ___

(1) லாந்தனைடுகள் : சீரியம் (Ce, Z = 58) தொடங்கி லுட்டீசியம் (Lu, Z = 71) வரையிலான 14 தனிமங்கள். இவற்றின் கடைசி எலக்ட்ரான் 4f- ஆர்பிட்டாலில் நுழைகின்றது.

(2) ஆக்டினைடுகள் : தோரியம் (Th, Z = 90) முதல் லாரன்சியம் (Lr, Z = 103) வரையிலான 14 தனிமங்கள். இவற்றின் கடைசி எலக்ட்ரான் 5f- ஆர்பிட்டாலில் நுழைகின்றது.

லாந்தனைடுகளின் பண்புகள் ___

1) இவை வெள்ளி போன்ற வெள்ளை நிறமுடைய உலோகங்கள்

2) இவை காற்றில் எரிந்து, M_2O_3 என்ற ஆக்சைடைத் தருகின்றன.

3) இவற்றின் பொதுவான ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலை +3 ஆகும். சில தனிமங்கள் +2 மற்றும் +4 ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலைகளைக் கொண்டுள்ளன.

4) +3 ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையிலுள்ள அயனிகள் நிறமுடையவை.

5) அதிக வினையாற்றல் கொண்டவை.

6) இவை உலகப் பரப்பில் மிகச் சிறிய அளவில், அனைத்து தனிமங்களும் ஒருங்கே கொண்டதாக கிடைக்கிறது. எனவே, இவை அரிய மண் தனிமங்கள் (rare earth elements) எனப் பெயர்பெற்றன.

7) இவை +3, ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையில், அதிக பாரா காந்தப் பண்பு கொண்டவை.

8) இவற்றின் ஹைட்ராக்ஸைடுகள் யாவும் அயனிப் பண்பு கொண்டவை. காரப் பண்புடையவை.

9) இரட்டை உப்புக்களைத் தோற்றுவிக்கின்றன.

10) இடைநிலைத் தனிமங்களை விட குறைவாக அணைவுச் சேர்மங்களைத் தருகின்றன.

லாந்தனைடு குறுக்கம் (Lanthanide contraction)

லாந்தனைடு தனிமங்களை தனிம வரிசை அட்டவணையில் அடுக்கும்போது படிப்படியாக ஒரு எலக்ட்ரானை 4f ஆர்பிட்டாலில் சேர்க்கிறோம். அதேசமயத்தில், ஒவ்வொரு படியிலும் அணுவின் உட்கருவில் நேர்மின்சுமை ஒன்று அதிகரிக்கிறது. ஆகவே, 4f எலக்ட்ரான்கள் உட்புறம் அணுக்கருவை நோக்கி இழுக்கப்படும் விசையும் படிப்படியாக அதிகரிக்கின்றது. இதுவே, 4f- கூட்டின் அளவு குறையக் காரணமாக அமைகிறது. இவ்வாறு படிப்படியாகக் குறைவதை ஒட்டுமொத்தமாக **லாந்தனைடு குறுக்கம்** (Lanthanide contraction) என்கிறோம். இதனை பின்வரும் மதிப்புகள் தெளிவாகக் காட்டும்.

தனிமம்	அணு எண்	அணு ஆரம் (Å)	M^{3+} அயனி ஆரம் (Å)
லாந்தனம்	57	1.69	1.15
லுட்டீசியம்	71	1.44	0.93

ஆக்டினைடுகளின் பண்புகள் ——

1) எல்லாத் தனிமங்களும் கதிரியக்கப் பண்பு கொண்டவை

2) இவை பெரும்பாலும் இயற்கையில் கிடைப்பதில்லை. கதிரியக்கப் பண்பைப் பயன்படுத்தி, செயற்கை முறையில் தயாரிக்கப்படுகின்றன.

3) இவையாவும் வெள்ளி போன்ற வெள்ளை நிறமுடைய உலோகங்கள்

4) அதிக வேதிவினைத் திறன் கொண்டவை. அதிக நேர்மின் அயனி பண்புடையவை.

5) இவை மாறுபடும் ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலை கொண்டவை, முக்கியமானவை +2, +3, +4, +6 ஆகும்.

6) ஆக்டினைடு அயனிகள் நிறமுடையவை.

7) ஆக்டினைடு, ஹேலைடுகள் அணைவுச் சேர்மங்களைத் தருகின்றன.

8) ஆக்டினைடு அயனிகள் பாரா காந்தப் பண்புடையவை.

9) இவற்றின் அடர்த்தி அதிகம்.

10) இவை ஒத்த வடிவுடைமையை (isomorphism) காட்டுகின்றன.

லாந்தனைடுகள், ஆக்டினைடுகள் ஒப்பீட்டு ஆய்வு

எண்	லாந்தனைடுகள்	ஆக்டினைடுகள்
1)	வேறுபடுத்திக் காட்டும் கடைசி எலக்ட்ரான், 4f- ஆர்பிட்டாலில் நுழைகின்றது.	5f- ஆர்பிட்டாலில் நுழைகின்றது.
2)	தாதுக்கள் வடிவில் கிடைக்கின்றன.	பெரும்பாலானவை செயற்கை முறையில் தயாரிக்கப்படுகின்றன.
3)	கதிரியக்கப் பண்பு இல்லை.	கதிரியக்கப் பண்பு அதிகம்
4)	+3 யை நிலையான ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையாகக் கொண்டிருக்கின்றன.	+2, +3, +4, +6 நிலைகளில் பல சேர்மங்களைத் தருகின்றன.
5)	அயனிகள் பாராகாந்தப் பண்புடையவை.	பாராகாந்தப் பண்புடையவை
6)	அயனிகள் நிறம் வாய்ந்தவை	நிறம் வாய்ந்தவை
7)	அணைவுச் சேர்மங்களை மிகையாகத் தருகின்றன	அணைவுச் சேர்மங்களை அதிகம் தருகின்றன.
8)	இரட்டை உப்புக்களைத் தருகின்றன.	அவ்வளவாக தருவதில்லை.
9)	ஒத்த வடிவுடைமையைக் காட்டுவதில்லை	ஒத்த வடிவுடைமையை காட்டுகின்றன.

நவீன தனிம வரிசை அட்டவணை

தொகுதிகள்	பெயர்
1 மற்றும் 2	s- தொகுதி
13 முதல் 18	p- தொகுதி
3 முதல் 12	d- தொகுதி
பூஜ்ய தொகுதி	மந்த வாயுக்கள்

	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 ←	9 VIII	10 →	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 0
I	1 H																	2 He
II	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
III	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
IV	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
V	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
VI	55 Cs	56 Ba	57* La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
VII	87 Fr	88 Ra	89** Ac	104 Unq	105 Unp	106 Unh	107 Uns	108 Uno	109 Une	110 Uun	111 Uuu	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo

* லாந்தனைடுகள்	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
** ஆக்டினைடுகள்	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr