(Nuclear physics) Part - 1

7th அறிவியல்
அலகு 4
அணு அமைப்பு

அறிமுகம்:

- நமது முந்தைய பாடப்பகுதியல் நம்மைச் சுற்றிக் காணப்படும் அனைத்து பருப்பொருள்களும் மூலக்கூறுகளால் ஆனவை என்பதனையும், மூலக்கூறுகள் என்பவை ஓரே விதமான தனிமத்தின் அணுக்கள் அல்லது பல்வேறுவிதமான தனிமத்தின் அணுக்களால் ஆனதாகும் என்பதனையும் கற்று அறிந்து உள்ளோம்.

ஒரு அணு எவ்வளவு சிறியது என்பது தெரியுமா?

- மனிதனின் தடிமனான முடியைக் காட்டிலும் ஆயிரம் மடங்கு சிறியது. அதன் சராசரி விட்டம் 0.0000000001 மீ. அல்லது 1×10^{-9} மீ. இதன் அளவினை நமக்கு தெரிந்த கீழ்க்காணும் பொருள்களுடன் ஒப்பிட்டு பார்ப்போம்.

பென்சில்	சிவப்பு இரத்த செல்
வைரஸ்	தூசுப் பொருள் மற்றும் அணு
1×10^{-2} மீ	1×10^{-4} மீ
1×10^{-6} மீ	1×10^{-7} மீ
	1×10^{-9} மீ

அணுவினை பற்றிய கொள்கையின் பரிணாம வளர்ச்சி:

- அணுவின் அமைப்பினை பற்றி அநேக அறிவியலாளர்கள் ஆய்வுகளை மேற்கொண்டு தங்கள் கொள்ளகைகளை வெளியிட்டனர். அவர்களின் ஆய்வுகள் அணுவின் அமைப்பு பற்றிய கொள்கைகளில் முன்னேற்றத்தினை ஏற்படுத்தின. டால்டன், தாம்ஸன், ரூத்ர்போர்டு ஆகியோரின் கொள்கைகள் இங்கு கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

டால்டனின் அணுக்கொள்கை:

- ஜான் டால்டன் 1808-ஆம் ஆண்டு அணுக்கொள்கையை வெளியிட்டார். பருப்பொருள்கள் மிகச் சிறிய துகள்களால் உருவாக்கப்பட்டிருக்கின்றன. அத்துகள்களுக்கு டால்டன் அணு எனப்பெயரிட்டார். மேலும் அணு என்பது மிகச்சிறிய பிரிக்க இயலாத துகள் ஆகும். இது கோளவடிவில் உள்ளது. அவரின் கொள்கையானது அணுவில் காணப்படும் நேர் மற்றும் எதிர் மின்னூட்டங்களை பற்றி எவ்வித விளக்கத்தினையும் அளிக்கவில்லை.

- இதன்காரணமாக டால்டனின் அணுக் கொள்கையால் பருப்பொருளின் பல பண்புகளை விளக்க இயலவில்லை.

நானோ மீட்டர் என்பது சிறிய நீளங்களை அளக்க பயன்படும் அலகாகும். ஒரு மீட்டர் என்பது 1×10^{-9} அல்லது ஒரு நானோமீட்டர் என்பது 1×10^{9}ஆகும்.

தாம்சனின் அணுக்கொள்கை:

- 1897 ஆம் ஆண்டு தாம்சன் அணுவினை பற்றிய மற்றொரு கொள்கையை வெளியிட்டார். இவர் அணுவினை தர்பூசணி பழத்துடன் ஒப்பிட்டார். தர்பூசணியில் சிகப்பு பகுதி காணப்படுவது போல அணுவில் நேர்மின்னூட்டம் காணப்படுகிறது.

- தர்பூசணியில் விதை பதிந்து காணப்படுவது போல் எதிர் மின்னூட்டம் நேர்மின்னூட்டத்தில் பதிந்து காணப்படுகிறது. இந்த எதிர் மின்னூட்டத்தினை தாம்சன் எலக்ட்ரான் என அழைத்தார். இக் கொள்கையின்படி அணுவின் நேர் மற்றும் எதிர் மின்னூட்டங்கள் சம எண்ணிக்கையில் காணப்படுகிறது. இதன் காரணமாக அணுவானது எவ்வித மின்சுமையையும் கொண்டிருக்கவில்லை.

- சோதனையின் மூலமாக அணுவில் எதிர்மின்சுமை பெற்ற துகள்களான எலக்ட்ரான்கள் காணப்படுகின்றன. என நிருபித்தது தாம்சனின் மிகப்பெரிய கண்டுபிடிப்பாகும். இக்கண்டுபிடிப்பிற்காக அவருக்கு 1906 ஆம் ஆண்டு நோபல் பரிசு வழங்கப்பட்டது. இக்கொள்கையானது அணு ஏன் மின்சுமை அற்று உள்ளது என்பதனை விளக்கிய போதிலும் சில குறைபாடுகள் இக்கொள்கையில் காணப்பட்டன.

ரூதர்போர்டின் அணுக்கொள்கை:

- தாம்சனின் கெள்கையில் குறைபாடுகள் இருந்தன. எர்னட் ரூதர்போர்டு ஒரு நல்ல புரிதலை எற்படுத்தியது. இவர் ஒரு சோதனையை மேற்கொண்டார். இவர் மெல்லிய தகங்கத் தகட்டினை நேர்மின்னூட்டம் கொண்ட ஆல்பா கதிர்களை கொண்டு மோதச் செய்தார். அதிக திசைவேகம் கொண்ட பெரும்பான்மையான ஆல்பா கதிர்கள் எவ்வித தடைப்பொருள்களின் மீதும் மோதாமல் தங்கத் தகட்டினை ஊடுருவிச் செல்வதைக் கண்டறிந்தார். மிகச் சல ஆல்பா கதிர்கள் தங்கத் தகட்டின் மீது மோதி பின்னோக்கி வருவதனையும் கண்டறிந்தார்.

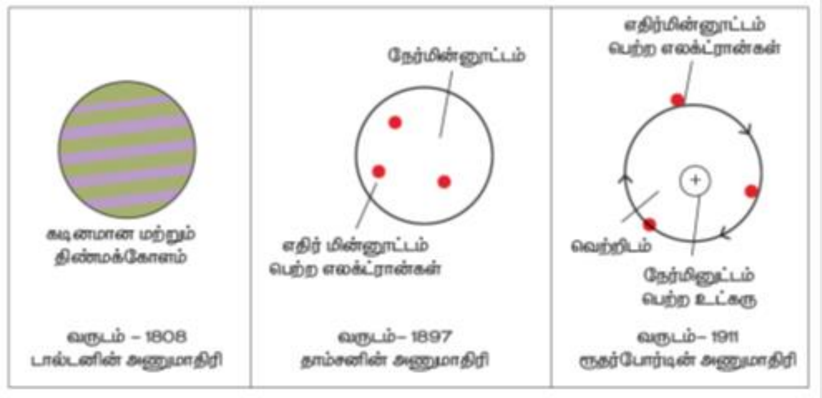
- ரூதர்போர்டு இதனை மிக முக்கியமாக கருதினார். துப்பாக்கி குண்டானது மெல்லிய காகிதத்தின் மீது மோதி பின்னோக்கி வந்தால் அது எவ்வளவு வியப்பானதோ அதுபோல் இந்நிகழ்வு வியப்பாக உள்ளது என அவர் விவரித்தார்.

- இச்சோதனையின் அடிப்படையில் ரூதர்போர்டு தனது புகழ்ப்பெற்ற அணுக்கொள்கையை வெளியிட்டார். அவரின் கருத்துக்களாவன.

1. அதிக அளவிலான ஆல்பா கதிர்கள் தங்கத் தகட்டினை ஊடுருவி செல்கிறது எனில் அணுவானது பெரும்பான்மையான வெற்றிடத்தினை கொண்டிருக்க வேண்டும்.

2. எந்த பகுதியிலிருந்து நேர்மின்னூட்டம் பெற்ற கதிர்கள் பின்னோக்கி வந்ததோ அப்பகுதி முழுவதும் நேர்மின்தன்மை பெற்றதாக இருக்க வேண்டும். ஆனால்

அணுவின் பகுதிப்பொருள்கள் கண்டறிந்த காலம்:



- அப்பகுதியின் அளவானது வெற்றிடத்தினை ஒப்பிடும்போது அளவில் மிகச்சிறியதாக இருக்க வேண்டும்.

- இதனை அடிப்படையாக கொண்டு ரூதர்போர்டு அணு அமைப்பினை பற்றிய அவரது கொள்கையினை வெளியிட்டார். இக்கொள்கைக்காக அவருக்கு வேதியியலுக்கான நோபல் பரிசு வழங்கப்பட்டது.

ரூதர்போர்டின் கொள்கைகளாவன:

1. அணுவின் மையமான அணுக்கருவானது நேர்மின்தன்மை கொண்டதாக உள்ளது. அணுவின் பெரும்பான்மையான நிறையானது அதன் மையத்தில் அமைந்துள்ளது.

2. அணுக்கருவினைச் சுற்றி எதிர்மின்தன்மை கொண்ட எலக்ட்ரான்கள் ஒரு குறிப்பிட்ட வட்டப்பாதையில் சுற்றி வருகின்றன.

3. அணுவின் அளவோடு ஒப்பீடும் போது அணுக்கருவானது அளவில் மிகமிகச் சிறியதாகும்.

அடிப்படை அணுத் துகள்கள்:

- இருபதாம் நூற்றாண்டில் ஏற்பட்ட கண்டுபிடிப்புகள் அனைத்து தனிமங்களின் அணுக்களும் மிகச்சிறிய அணுக்கூறுகளான எலக்ட்ரான், புரோட்டான் மற்றும் நியூட்ரானால் ஆனது என்பதனை நிருபித்தன. ஹைட்ரஜன் அணுவின் எலெக்ட்ரானுக்கும் கார்பன் அணுவின் எலெக்ட்ரானுக்கும் இடையில் எவ்வித வேபாடும் இல்லை..

- இதேபோல் அனைத்து தனிமங்களின் புரோட்டான்களும், நியூட்ரான்களும் ஒத்த பண்புகளை கொண்டுள்ளன. அணுவினை உருவாக்கும் இத்துகள்கள் அணுவின் அடிப்படைத்துகள்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

புரோட்டான்கள்:

- புரோட்டான்கள் என்பவை அணுக்கருவினுள் அமைந்துள்ள நேர்மின்னூட்டம் பெற்ற துகள்கள் ஆகும். இவற்றின் நேர்மின்னூட்டத்தின் மதிப்பு எலக்ட்ரான்கள் எலக்ட்ரான்கள் பெற்றுள்ள எதிர் மின்னூட்டத்தின் மதிப்பிற்குச் சமமாகும்.

நியூட்ரான்கள்:

- இவை அணுக்கருவினுள் அமைந்துள்ளன. நியூட்ரான்கள் எவ்வித மின்சுமையும் கொண்டிருக்கவில்லை. ஹைட்ரஜன் தவிர அனைத்த அணுக்கருக்களும் நியூட்ரான்களைக் கொண்டுள்ளன.

ஒவ்வொரு வருடமும் நமது உடம்பில் உள்ள செல்கள் 98% செல்கள் இறந்து புது செல்கள் தோற்றுவிக்கப்படுகின்றன. இருந்த போதிலும் நமது உடம்பில் ஏறத்தாழ ஏழு பில்லியன் செல்கள் காணப்படுகின்றன.

எலக்ட்ரான்கள்:

- இவை எதிர் மின்னூட்டம் பெற்ற துகள்கள் ஆகும். இவை அணுக்கருவினைச் சுற்றி ஒரு குறிப்பிட்ட வட்டப்பாதைகளில் சுற்றி வருகின்றன.

- புரோட்டான் மற்றும் நியூட்ரானின் நிறையுடன் ஒப்பிடும்போது ஒரு எலக்ட்ரானின் நிறை புறக்கணிக்கத்தக்க அளவில் உள்ளது. எனவே ஒரு அணுவின் நிறையானது அணுக்கருவினுள் அமைந்துள்ள புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களின் நிறையினை மட்டுமே சார்ந்திருக்கும்.

- அணுக்கருவினுள் காணப்படும் இரண்டு வகையான துகள்களான புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்கள் ஆகியவை நியூக்ளியான்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

- அணுக்கருவின் வெளியே காணப்படும் அனைத்து எலக்ட்ரான்களின் மொத்த எதிர் மின்னூட்டமானது அணுக்கருவின் உள்ளே காணப்படும்

புரோட்டான்களின் மொத்த நேர் மின்னூட்டத்திற்குச் சமமாகும். இதன் காரணமாக அணுக்கள் மின் நிடுநிலைமையுடன் காணப்படுகின்றன.

அடிப்படைத் துகள்களின் மின்சுமை மற்றும் நிறை:

துகள்	கண்டறிந்தவர்	குறியீடு	மின்சுமை	நிறை (நிறை (க.கி.ல்)
புரோட்டான்	எர்னஸ்ட் ருதர்போர்டு	P	+1	1.6726×10^{-27}
எலக்ட்ரான்	சர் ஜான் ஜோஸப் தாம்ஸன்	e	-1	9.1093×10^{-31}
நியூட்ரான்	ஜேம்ஸ் சாட்விக்	n	0	1.6749×10^{-27}

- அணுவும் சூரிய மண்டலமும் ஒரே மாதிரியான அமைப்பினை கொண்டுள்ளன. சூரிய மண்டலத்தினை போலவே அணுவானது அணுக்கருவினை மையத்தில் கொண்டுள்ளது. அதனைச் சுற்றி எலக்ட்ரான்கள் வெவ்வேறு வட்டப்பாதையில் சுற்றி வருகின்றன.

அணு எண் மற்றும் நிறை எண்:

- எல்லாத் தனிமங்களும் ஒரே மாதிரியான எலக்ட்ரான்கள், புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களால் ஆனது எனில், ஓர் கார்பன் அணு, ஓர் இரும்பு அணுவில் இருந்து எவ்வாறு மாறுபடுகிறது? தொடர்ந்து நிகழ்ந்த ஆய்வுகளின் மூலம் ஓர் அணுவின் உட்கருவினுள் உள்ள புரோட்டான்களே அந்தத் தனிமத்தினை நிர்ணயம் செய்கிறது என்று அறிந்தனர். எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு அணுவின் உட்கருவினுள் எட்டு புரோட்டான்கள் இருந்தால் அது ஆக்ஸிஜன் அணுவாகும்.

அணு எண்:

- ஒரு அணுவில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்கள் அல்லது புரோட்டான்களின் மொத்த எண்ணிக்கையே அந்த அணுவின் அணு எண் ஆகும். இது Z என்ற எழுத்தால் குறிக்கப்படுகிறது. நமக்கு ஓர் அணுவின் அணு எண் தெரியுமானால் நம்மால் அவ்வணுவில் காணப்படும் எலக்ட்ரான்கள் அல்லது புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையை கண்டறிய இயலும்.

- ஹைட்ரஜன் அணுக்கருவானது ஒரெ ஒரு புரோட்டானைக் கொண்டுள்ளது. அணுக்கருவிற்கு வெளியே ஒரு எலக்ட்ரான் மட்டுமே சுற்றி வருகிறது. எனவே ஹைட்ரஜனின் அணு எண் $Z = 1$ ஆகும்.

- ஹீலியம் அணுவானது அதன் அணுக்கருவினுள் இரண்டு புரோட்டான்களையும் அணுக்கருவிற்கு வெளியே இரண்டு எலக்ட்ரான்களையும் கொண்டுள்ளது. எனவே அதன் அணு எண் $Z = 2$ ஆகும்.

நிறை எண்:

- அணுவின் மொத்த நிறையும் அதன் அணுக்கருவினுள் அமைந்துள்ளதைக் கண்டோம். இதிலிருந்து நாம் நிறை எண்ணினை பெற முடியும். நிறை எண்

என்பது அணுக்கருவினுள் உள்ள மொத்த புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கையின் கூடுதலுக்குச் சமமாகும்.

- நிற எண் = புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை + நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை

$$A = P + n$$

- ஒரு லித்தியம் அணுவானது 3 புரோட்டான்களையும் 4 நியூட்ரான்களையும் கொண்டுள்ளது. எனவே அதன் நிறை எண் A = 3 + 4 = 7

- சோடியம் அணுவானது 11 புரோட்டான்களையும் 12 நியூட்ரான்களையும் கொண்டுள்ளது. எனவே அதன் நிறை எண் A = 11 + 12 = 23.

- தனிம ஆவர்த்தன அட்டவணையில் உள்ள தனிமங்கள் அனைத்துமே எலக்ட்ரான்கள், புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களின் சேர்க்கையாகும். கீழே சில உதாரணங்கள் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

தனிமம்	குறியீடு	சேர்க்கை
கார்பன்	6C12	6p, 6e,6n
பெரிலியம்	4Be12	4p, 4d, 5n
நைட்ரஜன்	7N14	7p, 7e, 7n
போரான்	5B11	5p, 5e, 6n

தனிமங்கள் அவற்றின் குறயீடுகளும் அவற்றின் அணு எண் மற்றும் நிறை எண்ணுடன் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

தனிமம்	குறியீடு	அணு எண்	நிறை எண்	இணைதிறன்
ஹைட்ரஜன்	H	1	1	1
ஹீலியம்	He	2	2	4
அலுமினியம்	Al	13	13	27
ஆக்ஸிஜன்	O	8	8	16
சோடியம்	Na	11	11	23

இணைதிறன்:

- பல்வேறு மனிதர்கள் பல்வேறு எண்ணிக்கையில் கைகளை கொண்டிருப்பதாக கற்பனை செய்து கொள்வோம். சிலர் ஒரு கையினையும், சிலர் ஒரு கைகளையும், வேறு சிலர் மூன்று கைகளையும் கொண்டுள்ளனர், மற்றும் சிலர் நான்கு கைகளை கொண்டுள்ளனர். எந்த ஒரு மனிதரும் நான்கு கைகளுக்கு மேல் கொண்டிருக்கவில்லை எனக் கற்பனை செய்வோம். நான்கு கைகள் கொண்ட ஒருவர், ஒரே நேரத்தில் வேறு நான்கு நபர்களுடன் தனது கைகளைக் இணைத்துக் கொள்ளமுடியும். ஆனால் கைகள் இல்லாத ஒருவர் யாருடனும் கைகளை இணைத்துக் கொள்ள முடியாது. இதேபோன்று. சில

அணுக்கள் ஓர் எலக்ட்ரானையும் சில இரு எலக்ட்ரான்கயையும், சில மூன்று எலக்ட்ரான்கயையும், சில நான்கு எலக்ட்ரான்களையும் பிணைத்து வைத்திருக்க கூடிய தன்மையை பெற்று இருக்கும். வேறு சில எந்த ஒரு எலக்ட்ரானையும் பிணைத்து வைத்திருக்கக்கூடிய தன்மையை பெறாமல் இருக்கும். அணுக்களின் இத்தகைய பண்பிற்கு இணைதிறன் என்று பெயர்.

ஐசோடோப்புகள்: ஒரே தனிமத்தின் அணுக்கள் வெவ்வேறு எண்ணிக்கையுள்ள நியூட்ரான்களைப் பெற்றிருக்கலாம். அத்தகைய அணுக்கள் ஒரே அணு எண்ணையும் வெவ்வேறு நிறை எண்களையும் பெற்றுள்ளன. அவை ஐசோடோப்புகள் என அழைக்கப்படுகின்றன. உதாரணமாக ஹைட்ரஜன் அணுவானது மூன்று ஐசோடோப்புகளை பெற்றுள்ளன. அவை ஹைட்ரஜன் ($_1H^1$), டியூட்ரியம் ($_1H^2$), டிரிட்டியம் ($_1H^3$).

டிரிட்டியம் ($_1H^3$):

ஐசோபார்கள்: ஒரே நிறை எண்ணையும் வெவ்வேறு அணு எண்களையும் கொண்ட அணுக்கள் ஐசோபார்கள் எனப்படும். (எ.கா) கால்சியம் - 40 மற்றும் ஆர்கான் - 40.

- ஓர் அணு பிற அணுவுடன் இணையக்கூடிய திறனிற்கு இணைத்திறன் என்று பெயர். ஓர் அணுவின் இணைத்திறன் அது எத்தனை ஹைட்ரஜன் அணுக்களை பிணைத்து வைத்திருக்க இயலும் என்பதனை கொண்டு அளவிடப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, ஓர் ஆக்ஸிஜன் அணு மற்ற இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் இணைந்து ஒரு நீர் மூலக்கூற்றினை உருவாக்கும். இதனால் ஆக்ஸிஜனின் இணைதிறன் இரண்டாகும். ஒரேயொரு ஹைட்ரஜன் அணுவுடன் மட்டுமே இணைந்து ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை உருவாக்கும். எனவே குளோரினின் இணைதிறன் ஒன்றாகும். மீத்தேன் என்ற சேர்மத்தில் ஒரு கார்பன் அணு நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் இணைந்து CH_4 என்று உருவாகிறது. உங்களால் மீத்தேனில் உள்ள கார்பன் அணுவின் இணைதிறனை யூகிக்க முடிகிறதா? அம்மோனியா மூலக்கூறில், நைட்ரஜன் அணு மூன்று ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் இணையும் அம்மோனியாவில் உள்ள நைட்ரஜனின் இணைதிறன் மதிப்பு என்ன?

- ஒரு தனிமம் மற்ற தனிமங்களுடன் இணையும் திறன் இணைதிறனாகும். வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள் அல்லது ஒரே தனிமத்தின் அணுக்கள் இணைந்து மூலக்கூறுகள் உருவாகும். ஒரு தனிமம் தன்னைப் போன்ற மற்ற அணுக்களைக் கொண்ட தனிமத்துடனோ அல்லது வேறு வகையான அணுக்களைக் கொண்ட தனிமத்துடனோ இணைவதை அத்தனிமத்தின் இணைதிறனே நிர்ணயம் செய்கிறது.

அணுக்களைப் பிணைத்திருப்பது எது?
எலக்ட்ரான்கள் எதிர்மின் சுமை கொண்டது. புரோட்டான்கள் நேர்மின்சுமை கொண்டது. இவற்றின் இடையே உள்ள ஈர்ப்பே எலக்ட்ரான்களை அதன் வட்டப்பாதைகளில் பிணைத்து வைக்கிறது.

- இணைதிறன் - ஒன்று என்ற மதிப்பினைப் பெற்ற தனிமங்கள் ஒரு - இணைதிறன் தனிமம். (எ.கா) ஹைட்ரஜன் மற்றும் சோடியம். இணைதிறன் - இரண்டு என்ற மதிப்பினைப் பெற்ற தனிமங்கள் இரு - இணைதிறன் தனிமம்.

(எ.கா) ஆக்ஸிஜன் மற்றும் பெரிலியம். இணைதிறன் - மூன்ற என்ற மதிப்பினைப் பெற்ற தனிமங்கள் மூன்று - இணைதிறன் தனிமம். எ.கா) நைட்ரஜன் மற்றும் அலுமினியம். சில தனிமங்கள் ஒன்றுக்கும் மேற்பட்ட இணைதிறனைப் பெற்றிருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக, இரும்பு ஆக்ஸிஜனுடன் இணைந்து இரு வகையான ஆக்ஸைடுகளை உருவாக்கும்.

1. பெர்ரஸ் ஆக்ஸைடு வெளிப்படுத்தும் இணைதிறன்
2. மற்றும் பெர்ரிக் ஆக்ஸைடு வெளிப்படுத்தும் இணைதிறன்
3. எனினும் இவற்றைப் பற்றி – விரிவாக உயர் வகுப்புகளில் கற்க இருக்கிறீர்கள்

தனிமங்கள் - அவற்றின் குறியீடு, அணு எண், நிறை எண் மற்றும் இணைதிறன்

தனிமம்	குறியீடு	அணு எண்	நிறை எண்	இணைதிறன்
ஹைட்ரஜன்	H	1	1	1
கார்பன்	C	6	12	4
ஆக்ஸிஜன்	O	8	16	2
சோடியம்	Na	11	23	1
கால்சியம்	Ca	20	40	2

- பல்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள் இணையும்போது சேர்மங்களின் கூலக்கூறு உருவாகிறது. இந்நிகழ்வுகளில் நாம் அத்தனிமங்களின் இணைத்திறன் மதிப்பினை அறிந்து வைத்திருப்பது அவசியமாகும்.

$2Na + Cl_2$ ------------ $2NaCl$

இணைத்திறன் 1 + 1

இங்கு சோடியம் மற்றும் குளோரினின் இணைத்திறன் 1 ஆகும்.

சோடியம் தனிமத்தின் இணைதிறன் 1

குளோரின் தனமத்தின் இணைதிறன் 2

எனவே இதன் மூலக்கூறு வாய்ப்பாடு

தனிமங்களின் குறியீடு NaCl மூலக்கூறு வாய்ப்பாடு

$2 Mg + Cl_2$ ---------- $MgCl_2$

இங்கு மெக்னீசியத்தின் இணைதிறன் 2 மற்றும் குளோரினின் இணைதிறன் 1 ஆகும்.

நினைவில் கொள்க:

- ஒரு தனிமத்தின் வேதிப் பண்புகளை தக்க வைத்துக் கொள்ளத்தக்க மிகச் சிறிய துகளே அணுவாகும்.
- மற்ற துகள்களுடன் ஒப்பிடும் போது அவை அளவில் சிறியதாகும்.
- அணுக்களை மிகச் சிறியதாக இருப்பதால் வெறும் கண்களால் மட்டுமல்ல அவற்றினை நுண்ணோக்கியினால் காண இயலாது.

- ஓர் அணுவில் மிகப் பெரும்பான்மையான இடம் வெற்றிடமாகும்.

- ஒரே தனிமத்தின் அனைத்து அணுக்களும் ஒரே மாதிரியாகவும் வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள் வெவ்வேறு மாதிரியாகவும் காணப்படும்.

- ஒரு அணுவில் நேர்மின்சுமை கொண்ட புரோட்டான்களும், மின்சுமையற்ற நியூட்ரான்களும் இணைந்து செறிவான உட்கரு கொண்டிருக்கும்.

- புரோட்டான்களும் நியூட்ரான்களும் இணைந்து நியூக்களியான்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

- புரோட்டான்கள், நியூட்ரான்கள் மற்றும் எலக்ட்ரான்கள் முறையே என்ற குறியீடுகளால் குறிக்கப்படுகின்றன.

- ஓர் அணுவானது மின்சுமையற்றது அதாவது நடுநிலைத்தன்மை உடையது. அணுவில் சம எண்ணிக்கையிலான புரோட்டான்களும் எலக்ட்ரான்களும் காணப்படும்.

- ஓர் அணுவில் உள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை அத்தனிமத்தின் அணு எண்ணாகும்.

- ஓர் அணுவில் உள்ள புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களின் மொத்த எண்ணிக்கை அத்தனிமத்தின் அணு எண்ணாகும்.

- ஓர் அணுவில் உள்ள புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களின் மொத்த எண்ணிக்கை அத்தனிமத்தின் நிறை எண் எனப்படும்.

- ஒரு தனிமம் மற்ற தனிமங்களுடன் இணையும் திறன் இணைதிறன் எனப்படும்.

8TH அறிவியல்
தொகுதி – II
அலகு – 4
அணு அமைப்பு

அறிமுகம்:

- நம்மைச் சுற்றியுள்ள பருப்பொருள்கள் அனைத்தும் தனிமங்களால் ஆனவை. இதுவரை மொத்தம் 118 தனிமங்கள் கண்டறியப்பட்டுள்ளன. அவற்றுள் 92 தனிமங்கள் இயற்கையில் கிடைக்கக் கூடியவை. மீதமுள்ள தனிமங்கள் ஆய்வகத்தில் தயாரிக்கப்படுகின்றன. தாமிரம், இரும்பு, தங்கம் மற்றும் வெள்ளி ஆகிய தனிமங்கள் இயற்கையில் கிடைக்கின்றன. ஆனால் டெக்னீசியம், புரோமோதியம், நெப்டியூனியம் மற்றும் புளூட்டோனியம் போன்ற தனிமங்கள் ஆய்வகங்களில் தயாரிக்கப்படுகின்றன. அனைத்துத் தனிமங்களும் ஒரே மாதிரியான மிகச் சிறிய துகள்களால் ஆனவை. உதாரணமாக தங்கம் எனும் தனிமம் ஒரேவித அணுக்களால் ஆனது. இவ்வணுக்களே தங்கத்தின் பண்புகளுக்குக் காரணமாக அமைகின்றன. அணு என்பது அட்டாமல் (Atomas) எனும் கிரேக்கச் சொல்லிலிருந்து உருவாக்கப்பட்டது. டாமஸ் (Tomas) என்பது உடைக்கக் கூடிய மிகச் சிறிய துகள் என்றும் அட்டாமஸ் (Atomas) என்பது உடைக்க இயலாத மிகச் சிறிய துகள் என்றும் பொருள்படும். இதே கருத்தை கிரேக்கத் தத்துவமேதையான டெமாக்ரடீஸ் எனபவரும் கூறியுள்ளார். மேலும் அதற்கு முன்னரே நமது பெண்பாற்புலவர் அவ்வையார் திருக்குறளின் பெருமையைப் பற்றிக் கூறும் போது ”அணுவைத் துளைத்து ஏழ் கடலைப்புகட்டிக் குறுகத் தரித்த குறள்“ என கூறியுள்ளார். ஆனால், அவற்றிற்கு அறிவியல் ஆதாரம் எதுவும் இல்லை. ஜான் டால்டன் என்பவரே முதன் முதலில் அணுவைப் பற்றிய அறிவியல் பூர்வமான கொள்கையை வெளியிட்டார். அவரைத் தொடர்ந்து ஜே.ஜே. தாம்சன் மற்றும் ரூதர்போர்டு ஆகியோரும் தங்களது அணுக் கொள்கைகளை வெளியிட்டனர். இப்பாடப்பகுதியில் வெவ்வேறு காலகட்டத்தில் கூறப்பட்ட அணுக் கொள்கைகள் பற்றியும், இணைதிறன், மூலக்கூறு வாய்பாடு, வேதிச் சேர்மங்களுக்குப் பெயரிடும் முறை மற்றும் வேதிச் சமன்பாடுகளைச் சமன் செய்யும் முறை ஆகியவற்றைப் பற்றியும் காண்போம்.

டால்டனின் அணுக் கொள்கை:

- டால்டன் 1808-ம் ஆண்டு தம்மால் மேற்கொள்ளப்பட்ட ஆய்வு முடிவுகளின் அடிப்படையில் தமது அணுக் கொள்கையை வெளியிட்டார். அவருடைய அணுக் கொள்கையின் முக்கியக் கருதுகோள்கள் பின்வருமாறு:
    - பொருள்கள் அனைத்தும் அணு எனப்படும் மிகச்சிறிய துகள்களால் ஆனவை (கிரேக்க தத்துவமேதை டெமாக்ரடீஸ் பிளக்க இயலாத மிகச்சிறிய துகள்களை அணு என்றே அழைத்தார்)
    - ஒரே தனிமத்தின் அணுக்கள் அனைத்துப் பண்புகளிலும் ஒத்திருக்கின்றன (அளவு, வடிவம், நிறை மற்றும் பண்புகள்).

- வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள் அவற்றின் வடிவம், நிறை மற்றும் பண்புகளில் வேறுபட்டிருக்கின்றன.
- அணுவை ஆக்கவோ அழிக்கவோ முடியாது. அதாவது அணுவானது அழிக்கமுடியாத துகள்.
- வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள் ஒரு குறிப்பிட்ட நிறை விகிதத்தில் ஒன்றிணைந்து மூலக்கூறுகள் மற்றும் சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன.
- அணு என்பது வேதிவினையில் ஈடுபடக்கூடிய மிகச்சிறிய துகள்.

டால்டன் அணுக்கொள்கையின் சிறப்புகள்:

- டால்டனின் அணுக் கொள்கை பெரும்பாலான திரவங்கள் மற்றும் வாயுக்களின் பண்புகளை விவரிக்கின்றது.
- வேதிச் சேர்க்கை விதி மற்றும் பொருண்மை அழிவின்மை விதியினை இது விளக்குகிறது.
- தனிமங்களின் மூலக்கூறுகள் மற்றும் சேர்மங்களின் மூலக்கூறுகளுக்கு இடையேயான வேறுபாடுகளை இது எடுத்துரைக்கிறது.

டால்டன் அணுக் கொள்கையின் வரம்புகள்:

- அணு என்பது பிளக்க முடியாத மிகச் சிறிய துகள் என்பது தவறு.
- ஒரே தனிமத்தின் அணுக்கள் வெவ்வேறு அணு நிறைகளைப் பெற்றுள்ளன. (ஐசோடோப்புகள்)
- வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள் ஒரே அணுநிறையைப் பெற்றுள்ளன (ஐசோபார்கள்)
- ஒரு மாதிரியான அணுக்களால் உருவாகக்கூடிய பொருள்கள் வெவ்வேறு பண்புகளைப் பெற்றிருக்கின்றன. உதாரணமாக நிலக்கரி, கிரா∴பைட், வைரம் ஆகிய மூன்றும் கார்பன் அணுக்களால் ஆனவை. ஆனால் அவற்றின் பண்புகள் வேறுபடுகின்றன.

ஜான் டால்டன் ஒரு ஏழ்மையான நெசவுக் குடும்பத்தில் பிறந்தவர். அவர் தனது 12 ஆவது வயதில் ஒரு கிராமத்துப் பள்ளியில் ஆசிரியராகப் பணியேற்றார். ஏழு ஆண்டுகளுக்குப் பிறகு அவர் அப்பள்ளியின் தலைமை ஆசிரியரானார். பின் 1973 ல் அவர் மான்செஸ்டரில் உள்ள ஒரு கல்லூரியில் இயற்பியல், வேதியியல் மற்றும் கணிதம் ஆகிய பாடங்களைக் கற்பிக்கும் பேராசிரியராகப் பணிபுரிந்தார். அவரது இறுதிக்காலம் வரை வளிமண்டல அழுத்தம் மற்றும் மழையளவினைப் பதிவு செய்வதைத் தனது வழக்கமாகக் கொண்டிருந்தார். அவர் ஒரு சிறந்த வானியல் ஆராய்ச்சியாளராக இருந்தார்.

அடிப்படைத் துகள்கள்:

- 878 ஆம் ஆண்டில் சர் வில்லியம் குரூக் என்பவர் மின்னிறக்கக் குழாயைக் கொண்டு சோதனை மேற்கொள்ளும்போது இரு உலோக மின்வாய்களுக்கு இடைப்பட்ட பகுதியில் கண்ணிற்குப் புலப்படும் வகையில் ஒளிக்கற்றை பாய்வதைக் கண்டார். இக்கதிர்கள் குரூக் கதிர்கள் அல்லது கேதோடு கதிர்கள் எனப்பட்டன. இச்சோதனையில் பயன்படுத்தப்படும் மின்னிறக்கக் குழாய் "குரூக்குழாய்" அல்லது "கேதோடு கதிர் குழாய்" எனப்படுகிறது.

கேதோடு கதிர் குழாய் என்பது வாயு நிரப்பப்பட்ட, இருபுறமும் மூடப்பட்ட ஒரு நீண்ட கண்ணாடிக் குழாயாகும். இதன் இரு முனைகளிலும் இரு உலோகத் தகடுகள் (மின்வாய்கள்) அதிக மின்னழுத்த வேறுபாடு தரும் மின்கலனுடன் இணைக்கப்பட்டுள்ளன. மின்கலனின் எதிர்மின் முனையுடன் இணைக்கப்படும் மின்வாய் கேதோடு

(எதிர்மின்வாய்) எனவும், நேர்மின் முனையுடன் இணைக்கப்படும் மின்வாய் ஆனோடு (நேர்மின்வாய்) எனவும் அழைக்கப்படுகிறது. மேலும் அதன் பக்கக்குழாயானது இறைப்பானுடன் (Pump) இணைக்கப்பட்டுள்ளது. மின்னிறக்கக் குழாயினுள் உள்ள அழுத்தத்தைக் குறைக்க இறைப்பான் பயன்படுகிறது.

மின்சாரம் காற்றின் வழியே பாயும்போது வாயு மூலக்கூறுகளிலிருந்து எலக்ட்ரான்கள் வெளியேறுவதால் அயனிகள் உருவாகின்றன. இதுவே மின்னிறக்கம் எனப்படும்.

எலக்ட்ரான் கண்டுபிடிப்பு:

- 10,000 வோல்ட் அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட உயர் அழுத்த மின்சாரத்தை வளி மண்டல அழுத்தத்தில் வாயு அல்லது காற்றினால் நிரப்பப்பட்ட மின்னிறக்கக் குழாயினுள் செலுத்தும் போது காற்றின் வழியே எந்தவித மின்சாரமும் பாய்வதில்லை. ஆனால் மின்னிறக்கக் குழாயில் 0.001 மி.மீ அளவிலான மிகக்குறைந்த வளிமண்டல அழுத்தத்தில் நிரப்பப்பட்டிருக்கும் வாயுவின் வழியே 10,000 வோல்ட் அளவிலான உயர் அழுத்த மின்சாரத்தைச் செலுத்தும்போது குழாயின் மறுமனையில் ஒளிர்தல் ஏற்படுவதைக் காணலாம். இக்கதிர்கள் எதிர்மின்வாயிலிருந்து வெளிவருவதால் கேதோடு கதிர்கள்

காற்று மின்கடத்தாப் பொருளாக இருப்பது இயற்கையின் வரமாகும். ஒருவேளை காற்று ஒரு சிறந்த மின் கடத்தியாக இருக்குமானால், எதிர்பாராத விபத்தினால் உருவாகும் சிறு மின்பொறி கூட மிகப்பெரிய ஆபத்தினை விளைவிக்கக்கூடும்.

கேதோடு கதிர்களின் பண்புகள்:

- கோதோடு கதிர்கள் எதிர்மின் முனையிலிருந்து நேர்மின் முனையை நோக்கி நேர்கோட்டில் பயணிக்கின்றன.
- கேதோடு கதிர்கள் துகள்களால் உருவாக்கப்பட்டவை. எனவே இவை நிறை மற்றும் இயக்க ஆற்றலைப் பெற்றிருக்கின்றன.

- கேதோடு கதிர்கள் எதிர்மின்சுமையைப் பெற்றுள்ளதால், அவை மின்புலம் மற்றும் காந்தப்புலத்தால் விலக்கமடைகின்றன.
- கேதோடு கதிர்களின் பண்புகள் மின்னிறக்கக் குழாயில் நிரப்பப்படும் வாயுக்களைப் பொறுத்து மாறுபடுவதில்லை.

தொலைக்காட்சிப் பெட்டியில் கேதோடு கதிர்கள் காந்தப் புலத்தால் விலகலடைந்து அதன் முகப்புத்திரையில் வீழ்த்தப்படுகின்றன. இவை ஒளிப்படத்தை உருவாக்குகின்றன.

புரோட்டான் கண்டுபிடிப்பு:

- அணுவானது நடுநிலைத் தன்மை உடையது. அணுவில் எதிர் மின்னூட்டம் கொண்ட துகள்கள் இருப்பதால் அவற்றைச் சமன்செய்ய அதே அளவிலான நேர்மின்னூட்டம் கொண்ட துகள்கள் இருக்க வேண்டும் என கோலட்ஸ்டீன் கருதினார்.

- கோல்ஸ்டீன், துளையிடப்பட்ட எதிர்மின் வாயைப் பயன்படுத்தி எதிர்மின்வாய்க்கதிர் சோதனையை மீண்டும் நடத்தினார். குறைந்த அழுத்தத்தில் உள்ள வாயுவினுள் உயர் மின் அழுத்தத்தைச் செலுத்தும்போது எதிர் மின்வாயின் பின்புறம் மங்கிய சிவப்பு நிற ஒளியானது தோன்றுவதைக் கண்டார். இக்கதிர்கள் நேர்மின்வாயிலிருந்து உருவாவதால் அவை நேர்மின்வாய்க் கதிர்கள் அல்லது ஆனோடு கதிர்கள் அல்லது கால்வாய் கதிர்கள் என அழைக்கப்பட்டன. நேர்மின் வாய்க் கதிர்கள் நேர்மின்னூட்டம் கொண்ட துகள்களால் ஆனவை.

கண்ணிற்குப் புலப்படாத கதிர்கள் துத்தநாக சல்பைடு பூசப்பட்ட திரையில் விழும் போது கண்ணிற்குப் புலப்படும் போது கண்ணிற்குப் புலப்படும் ஒளியை உமிழ்கின்றன. இப்பொருள்கள் ஒளிரும் பொருள்கள் எனப்படுகின்றன.

ஆனோடு கதிர்களின் பண்புகள்:

- ஆனோடு கதிர்கள் நேர் கோட்டில் செல்கின்றன.

- ஆனோடு கதிர்கள் துகள்களால் ஆனவை.

- ஆனோடு கதிர்கள் மின்புலம் மற்றும் காந்தப் புலத்தால் விலக்கமடைகின்றன. அவை நேர் மின்னூட்டம் கொண்டுள்ளதால் எதிர் மின்வாயை நோக்கி விலக்கமடைகின்றன.

- நேர் மின்வாய்க் கதிர்களின் பண்புகள் மின்னிறக்கக் குழாயினுள் இருக்கும் வாயுவின் தன்மையைச் சார்ந்து அமையும்.

- துகளின் நிறை மின்னிறக்கக் குழாயிலுள்ள வயுவின் அணு நிறைக்குச் சமமாக இருக்கும்.

ஹைட்ரஜன் வாயுவை மின்னிறக்கக் குழாயினுள் எடுத்துக்கொள்ளும் போது பெறப்படும் நேர்மின்துகள்கள் புரோட்டான்கள் எனப்படுகின்றன. ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவிலிருந்து ஒரு எலக்ட்ரானை நீக்கும் போது ஒரு புரோட்டான் கிடைக்கிறது. எனவே புரோட்டான் என்பதை ஹைட்ரஜன் அயனி (H^+) எனவும் அழைக்கலாம். $H \rightarrow H^+ + e^+$

நியூட்ரான் கண்டுபிடிப்பு:

- ஜே.ஜே. தாம்சனின் காலத்தில் இரண்டு அடிப்படைத்துகள்கள் மட்டுமே கண்டுபிடிக்கப்பட்டிருந்தன (புரோட்டான் மற்றும் எலக்ட்ரான்). 1932 ம் ஆண்டு ஜேம்ஸ் சாட்விக் மற்றொரு அடிப்படைத்துகளான நியூட்ரானைக் கண்டு பிடித்தார். அணுவில் நியூட்ரான்களின் அமைவிடத்தைப் பற்றிய தெளிவான விளக்கத்தை ரூதர்போர்டு தனது அணுக்கொள்கையில் குறிப்பிட்டுள்ளார். ரூதர்போர்டு அணுமாதிரியைப் பற்றி விரிவாக உங்களது மேல்வகுப்புகளில் அறிந்து கொள்ளலாம்.

நியூட்ரானின் பண்புகள்:

- நியூட்ரான் மின்சுமையற்ற துகள். எனவே, இது மின்நடுநிலைத்தன்மை வாய்ந்தது.
- இதன் நிறை புரோட்டானின் நிறைக்குச் சமமானது. நியூட்ரானின் நிறை 1.6×10^{-24} கி.

அடிப்படைத்துகள்களின் பண்புகள்:

துகள்	நிறை	மின்சுமை
எலக்ட்ரான் (e)	9.1×10^{-28} கிராம்	-1
புரோட்டான் (p)	1.6×10^{-24} கிராம்	+1
நியூட்ரான் (n)	1.6×10^{-24} கிராம்	0

தாம்சனின் அணு மாதிரி:

- எலக்ட்ரான் கண்டுபிடிப்புக்குப் பிறகு ஜே.ஜே. தாம்சன் என்ற இலங்கிலாந்து நாட்டு அறிவியல் அறிஞர் 1904 ம் ஆண்டு தனது அணுக் கொள்கையை வெளியிட்டார்.

- அணுவின் வடிவமானது, 10^{-10} மீ ஆரமுடைய கோளத்தை ஒத்துள்ளது என்று தாம்சன் கருதினார். எதிர்மின் சுமையுடைய துகள்கள் நேர்மின் சுமையுடைய கோளத்தில் புதைந்து காணப்படுகின்றன. எனவேதான் ஒரு அணுவானது நடுநிலைத் தன்மையுடன் உள்ளது என்றும் அவர் கருதினார். தாம்சனின் மாதிரியானது பிளம் புட்டிங் மாதிரி (Plum Pudding Model) அல்லது தர்பூசணிப்பழ மாதிரி (Water Melon Model) எனவும் அழைக்கப்படுகிறது. தர்பூசணிப் பழத்திலுள்ள விதைகள் எதிர்மின்சுமையுடைய எலக்ட்ரான்களாகவும் அதிலுள்ள சிவப்பு நிற சதைப்பகுதியானது நேர்மின் சுமையுடைய புரோட்டான்களாகவும் கருதப்படுகின்றன. மேலும் அணுவின் நிறையானது அணு முழுவதும் சமமாகப் பரவியிருப்பதாகக் கருதப்பட்டது.

தாம்சன் அணு மாதிரியின் வரம்புகள்:

- தாம்சன் அணு மாதிரியானது அணுவின் நடுநிலைத் தன்மையை விளக்குகிறது. ஆனால் கீழ்க்கண்டவற்றிற்கான சரியான விளக்கங்களை அதனால் தர இயலவில்லை.

  1. நேர்மின்னூட்டம் பெற்ற கோளம் எவ்வாறு எதிர்மின்னூட்டம் பெற்ற எலக்ட்ரான்களை ஈர்த்த மின் நடுநிலைத் தன்மை அடைவதிலிருந்து தன்னைப் பாதுகாத்துக் கொள்கிறது என்பதை விளக்க முடியவில்லை.

  2. இந்த அணு மாதிரியானது புரோட்டான்கள் மற்றும் எலக்ட்ரான்களைப் பற்றி மட்டும் விவரிக்கிறது. நியூட்ரான்களைப் பற்றிக் கூறவில்லை.

இணைதிறன்:

- இணைதிறனைப் பற்றி முழுமையாகத் தெரிந்து கொள்வதற்கு ரூதர்போர்டு மற்றும் நீல்ஸ்போரின் அணு மாதிரியைப் பற்றி சிறிது அறிந்து கொள்ள வேண்டியது அவசியம். ரூதர்போர்டின் கூற்றுப்படி அணுவானது புரோட்டான், எலக்ட்ரான், நியூட்ரான் போன்ற அணுக்கூறுகளைப் பெற்றுள்ளது. அவற்றுள் புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்கள் அணுவின் மத்தியில் உள்ள உட்கருவில் காணப்படுகின்றன. எலக்ட்ரான்கள் உட்கருவை வட்டப்பாதையில் சுற்றிவருகின்றன. இந்த வட்டப்பாதை "ஆர்பிட்" அல்லது "எலக்ட்ரான் கூடு" எனப்படுகின்றது. ஒரு அணுவானது ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான் கூட்டினைக் கொண்டுள்ளது. அவற்றின் கடைசி எலக்ட்ரான் கூட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களே "இணைதிறன் எலக்ட்ரான்கள்" எனப்படுகின்றன. இக்கூடு "இணைதிறன் கூடு எனப்படுகிறது.

- எலக்ட்ரான் கூடுகளில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் ஒருங்கமைவு "எலக்ட்ரான் அமைப்பு" எனப்படும். அனைத்துத் தனிமங்களின் அணுக்களும் இயல்பாகவே நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பைப்பெற விரும்புகின்றன. அதாவது, அனைத்து அணுக்களும் நிலைத்த எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற தங்களது இணைதிறன் கூட்டில் இரண்டு (அ) எட்டு எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருக்க வேண்டும். இந்த எலக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றுள்ள மந்த வாயுக்கள் அதிக நிலைப்பத் தன்மை பெற்றவை. உதாரணமாக ஹீலியம் தனது இணைதிறன் கூட்டில் இரண்டு எலக்ட்ரான்களையும், நியான் தனது இணைதிறன் கூட்டில் எட்டு எலக்ட்ரான்களையும் பெற்றிருப்பதால் அவை எந்த வேதிவினையிலும் ஈடுபடுவதில்லை. மேலும், அவை அதிக நிலைப்புத்தன்மை கொண்டுள்ளன.

- ஒரு அணுவின் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களே வேதிவினையில் பங்குபெறுவதால், அவையே அவ்வணுவின் வேதிப் பண்புகளைத் தீர்மானிக்கின்றன. வெவ்வேறு அணுக்கள் வெவ்வேறு இணையும் திறனைப் பெற்றிருப்பதால் அவை ஒரு குறிப்பிட்ட விகிதத்தில் இணைந்து மூலக்கூறுகளை உருவாக்குகின்றன. ஒரு அணு வேறொரு அணுவுடன் இணையக்கூடிய திறனே அவ்வணுவின் இணைதிறன் எனப்படும். "ஒரு வேதிவினையின் போது நிலைப்புத் தன்மையை அடைவதற்காக அந்த அணுவால் ஏற்றுக்கொள்ளப்பட்ட அல்லது இழக்கப்பட்ட அல்லது பகிர்ந்து

கொள்ளப்பட்ட எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையே அந்த அணுவின் இணைதிறன்" ஆகும்.

இணைதிறனின் வகைகள்:

- நாம் முன்னரே கூறியவாறு அணுக்கள் நிலைத்த தன்மையைப் பெறுவதற்காக எலக்ட்ரான்களை இழக்கவோ அல்லது ஏற்கவோ செய்கின்றன. ஒரு அணுவின் இணையும் திறனை தெளிவாகப் புரிந்து கொள்வதற்காக அந்த அணு எலக்ட்ரான்களை இழக்கிறதா அல்லது எற்கிறதா என்பதை அடிப்படையாகக் கொண்டு இணைதிறனானது இரண்டு முறைகளில் விளக்கப்படுகிறது.

- பெரும்பாலும் உலோக அணுக்கள் அவற்றின் இணைதிறன் கூட்டில் 1 முதல் 3 எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன. வேதிவினையின்போது இவ்வணுக்கள் நிலைத்த தன்மையைப் பெறுவதற்காக ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களை இழந்து நேர்மின்சுமையைப் பெறுகின்றன. எனவே, இவ்வணுக்கள் நேர்மறை இணைதிறன் (Positive Valency) கொண்டவை எனப்படுகின்றன. உதாரணமாக, சோடியம் அணுவானது வேதிவினையின் போது தனது இணைதிறன் கூட்டில் உள்ள ஒரு எலக்ட்ரானை இழந்து நேர்மின்சுமையைப் பெறுகின்றது. எனவே சோடியம் நேர்மறை இணைதிறனைக் கொண்டதாகும்.

- அலோக அணுக்கள் அவற்றின் இணைதிறன் கூட்டில் 4 முதல் 7 எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன. வேதிவினையின்போது இவ்வணுக்கள் நிலைத்த தன்மையைப் பெறுவதற்காக ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களை ஏற்று எதிர்மின்சுமையைப் பெறுகின்றன. எனவே, இவ்வணுக்கள் "எதிர்மறை இணைதிறன்" (Negative valency) கொண்டவை எனப்படுகின்றன. உதாரணமாக, குளோரின் அணுவானது வேதிவினையின்போது ஒரு எலக்ட்ரானை ஏற்று எதிர்மின்சுமையைப் பெறுகின்றது. எனவே குளோரின் எதிர்மறை இணைதிறனைக் கொண்டதாகும்.

அணுக்களைப் பொறுத்து இணைதிறனைக் கணக்கிடுதல்:

- பொதுவாக, அணுக்களின் இணைதிறனானது ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் மற்றும் குளோரின் ஆகிய அணுக்களின் இணைதிறனைப் பொறுத்துக் கணக்கிடப்படுகிறது.

1. **ஹைட்ரஜனைப் பொறுத்து இணைதிறனைக் கணக்கிடுதல்**

   ஹைட்ரஜன் தனது இணைதிறன் கூட்டில் உள்ள ஒரு எலக்ட்ரானை இழப்பதால் அதன் இணைதிறன் ஒன்று ஆகும். இதனை அடிப்படையாக எடுத்துக்கொண்டு பிற தனிமங்களின் இணைதிறன் கணக்கிடப்படுகிறது. ஒரு தனிமத்தின் ஒரு அணுவுடன் இணையக் கூடிய ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையே அத்தனிமத்தின் இணைதிறன் எனப்படும். உதாரணமாக ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறில் ஒரு ஹைட்ரஜன் அணு ஒரு குளோரின் அணுவுடன் இணைகிறது. எனவே குளோரினின் இணைதிறன் 1. அதேபோல் நீர் மூலக்கூறில் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் ஒரு

ஆக்சிஜன் அணுவுடன் இணைகின்றன. எனவே ஆக்சிஜனின் இணைதிறன் 2.

- ஆனால் சில தனிமங்கள் ஹைட்ரஜனுடன் வினைபுரிவதில்லை, எனவே குளோரின் மற்றும் ஆக்சிஜனைப் பொறுத்து அவற்றின் இணை திறன்களைக் கணக்கிடலாம். ஏனெனில் பெரும்பாலான தனிமங்கள் குளோரின் மற்றும் ஆக்சிஜனுடன் வினைபுரிகின்றன.

அணுக்களின் இணைதிறன்

மூலக்கூறு	தனிமம்	இணைதிறன்
ஹைட்ரஜன் (HCl)	குளோரின்	1
நீர் (H_2O)	ஆக்சிஜன்	2
அம்மோனியா (NH_3)	நைட்ரஜன்	3
மீத்தேன் (CH_4)	கார்பன்	4

குளோரினைப் பொறுத்து இணைதிறனைக் கணக்கிடுதல்:

- குளோரினின் இணைதிறன் ஒன்று என்பதால், ஒரு தனிமத்தின் ஒரு அணுவுடன் இணையக் கூடிய குளோரின் அணுக்களின் எண்ணிக்கையே அத்தனிமத்தின் இணை திறன் எனப்படுகிறது. சோடியம் குளோரைடு (NaCl) மூலக்கூறில், ஒரு குளோரின் அணு ஒரு சோடியம் அணுவுடன் இணைகிறது. எனவே, சோடியத்தின் இணைதிறன் ஒன்று. மெக்னீசியம் குளோரைடு ($MgCl_2$) மூலக்கூறில் இரண்டு குளோரின் அணுக்கள் ஒரு மெக்னீசியம் அணுவுடன் இணைவதால் மெக்னீசியத்தின் இணைதிறன் 2.

- குளோரினின் இணைதிறன் ஒன்று என்பதால், ஒரு தனிமத்தின் ஒரு அணுவுடன் இணையக் கூடிய குளோரின் அணுக்களின் எண்ணிக்கையே அத்தனிமத்தின் இணை திறன் எனப்படுகிறது. சோடியம் குளோரைடு (NaCl) மூலக்கூறில்,

ஆக்சிஜனைப் பொறுத்து இணைதிறனைக் கணக்கிடுதல்:

- ஆக்சிஜனின் இணைதிறன் இரண்டு என்பதால், ஒரு தனிமத்தின் ஒரு அணுவுடன் இணையக்கூடிய ஆக்சிஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையினை இரண்டால் பெருக்கினால் கிடைப்பதே அத்தனிமத்தின் இணைதிறன் ஆகும். உதாரணமாக மெக்னீசியம் ஆக்சைடில் (MgO) ஒரு மெக்னீசியம் அணு ஒரு ஆக்சிஜன் அணுவுடன் இணைவதால் மெக்னீசியத்தின் இணைதிறன் 2.

மாறும் இணைதிறன்:

- ஒரு சில தனிமங்களின் அணுக்கள் ஒன்றிணைந்து ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட சேர்மங்களை உருவாக்கும்போது, அவற்றின் இணையக்கூடிய திறன்கள் ஒரே மாதிரியாக இருப்பதில்லை. அத்தகைய சேர்மங்களின் தனிமங்கள் மாறக்கூடிய இணைதிறன்களைப் பெற்றுள்ளன. உதாரணமாக தாமிரம்,

ஆக்சிஜனுடன் வினைபுரிந்து குப்ரஸ் ஆக்ஸைடு (Cu_2O) மற்றும் குப்ரிக் ஆக்ஸைடு (CuO) ஆகிய இரண்டு சேர்மங்களை உருவாக்குகிறது. இதில் குப்ரஸ் ஆக்சைடில் (CU_2O) தாமிரத்தின் இணைதிறன் ஒன்று: குப்ரிக் ஆக்ஸைடில் (CuO) தாமிரத்தின் இணைதிறன் இரண்டு ஆகும். இவற்றுள் குறைந்த இணைதிறன் கொண்ட உலோகச் சேர்மத்திற்குப் பெயரிடும் போது உலோகத்தின் பெயருடன் "அஸ்" (ous) என்ற பின்னொட்டைச் சேர்க்க வேண்டும். அதுபோலவே, அதிக இணைதிறன் கொண்ட உலோகச் சேர்மத்திற்குப் பெயரிடும்போது உலோகத்தின் பெயருடன் "இக் (ic) என்ற பின்னோட்டைச் சேர்க்கவேண்டும். சில நேரங்களில் உரோம எண்களை (I, II, III, IV ....) உலோகத்தின் பெயருடன் சேர்த்தும் எழுதலாம்.

உலோகங்களின் மாறும் இணைதிறன்:

தனிமம்	நேர் அயனி	பெயர்
தாமிரம்	Cu^{+}	குப்ரஸ் (அ) காப்பர் (I)
	Cu^{2+}	குப்ரிக் (அ) காப்பர் (II)
இரும்பு	Fe^{2+}	பெர்ரஸ் (அ) இரும்பு (II)
	Fe^{3+}	பெர்ரிக் (அ) இரும்பு (III)
மெர்குரி (பாதரசம்)	Hg^{+}	மெர்குரஸ் (அ) மெர்குரி (I)
	Hg^{2+}	மெர்குரிக் (அ) மெர்குரி (II)
டின்	Sn^{2+}	ஸ்டேன்னஸ் (அ) டின் (II)
	Sn^{4+}	ஸ்டேன்னிக் (அ) டின் (IV)

அயனிகள்:

- ஒரு அணுவில் எலக்ட்ரான்களும், புரோட்டான்களும் சம எண்ணிக்கையில் இருப்பதால், அணுவானது நடுநிலைத்தன்மை வாய்ந்ததாக உள்ளது. ஆனால், வினையில் ஈடுபடும்போது நிலைத்த தன்மையைப் பெறுவதற்காக அணுக்கள் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களை இழக்கவோ அல்லது ஏற்கவோ செய்கின்றன. ஒரு அணு எலக்ட்ரானை ஏற்பதால், எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கிறது. எனவே, அவ்வணு எதிர்மின்சுமை பெறுகிறது. எலக்ட்ரானை இழப்பதால், ஒரு அணுவில் புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கிறது. எனவே அவ்வணு நேர்மின்சுமை பெறுகிறது. இத்தகைய நேர்மின்சுமை அல்லது எதிர்மின்சுமை பெற்ற அணுக்களே அயனிகள் எனப்படுகின்றன. இவ்வாறு இழக்கப்பட்ட எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையானது, நேர்குறியுடன் (+) சேர்த்து, அத்தனிமத்தின் குறியீட்டின் மேற்புறத்தில் குறிக்கப்படும். அதுபோலவே ஏற்கப்பட்ட எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையானது, எதிர்குறியுடன் (-) சேர்த்து, அந்தத் தனிமத்தின் குறியீட்டின் மேற்புறத்தில் குறிக்கப்படும். சில நேரங்களில் ஒன்றிற்கு மேற்பட்ட தனிமங்கள் ஒன்றாக இணைந்து எலக்ட்ரான்களை இழந்தோ அல்லது ஏற்றோ முறையே நேர்மின்சுமையுடைய அல்லது எதிர்மின்சுமையுடைய அயனித் தொகுப்பு உருபுகளாக மாறுகின்றன.

அயனிகளின் வகைகள்:

- அயனிகள் இருவகையாகப் பிரிக்கப் படுகின்றன. அவை நேரயனி மற்றும் எதிரயனி ஆகும்.

நேரயனி:

- வேதிவினையின் போது ஒரு அணுவானது ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களை இழப்பதால் நேர் மின்சுமையைப் பெறுகிறது. இவையே நேரயனி அல்லது நேரயனித் தொகுப்பு எனப்படும். உதாரணமாக, சோடியம் அணுவானது நிலைத்த தன்மையைப் பெறுவதற்காக ஒரு எலக்ட்ரானை இழந்து நேர் மின்சுமை கொண்ட சோடியம் நேரயனியாக மாறுகிறது. சோடியம் நேரயனியானது Na^{+} எனக் குறிப்பிடப்படுகிறது.

எதிரயனி:

- வேதிவினையின்போது ஒரு அணுவானது ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்களை ஏற்பதால் எதிர் மின்சுமையைப் பெறுகிறது. இவையே எதிரயனி அல்லது எதிரயளித் தொகுப்பு எனப்படும். உதாரணமாக குளோரின் அணுவானது நிலைத்த தன்மையைப் பெறுவதற்காக ஒரு எலக்ட்ரானை ஏற்று எதிர்மின்சுமை கொண்ட குளோரின் எதிரயனியாக மாறுகிறது. குளோரின் எதிரயனியாகனது Cl^{-} எனக் குறிப்பிடப்படுகிறது.

அயனிகளின் வெவ்வேறு இணைதிறன்கள்:

- ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட தனிமங்கள் தனியாகவோ அல்லது குழுவாகவோ எலக்ட்ரான்களை இழப்பதாலோ அல்லது ஏற்பதாலோ உருவாகக்கூடிய மின்சுமை 1இ 2இ 3 மற்றும் 4 என இருந்தால், அவை முறையே ஒற்றை மின்சுமை, இரட்டை மின்சுமை, மும்மை மின்சுமை மற்றும் நான்கு மின்சுமை பெற்ற அயனிகள் அல்லது அயனித் தொகுப்புகள் எனக் குறிப்பிடப்படுகின்றன.

கீழ்க்கண்ட அயனிகளை ஒற்றை மின்சுமை கொண்டவை, இரட்டை மின்சுமை கொண்டவை மற்றும் மூன்று மின்சுமை கொண்டவை என வகைப்படுத்துக. Ni^{2+}, Fe^{3+}, Cu^{2+}, Ba^{2+}, Cs^{+}, Zn^{2+}, Cd^{2+}, Hg^{2+}, Pb^{2+}, Mn^{2+}, Fe^{2+}, CO^{2+}, Sr^{2+}, Cr^{3+}, Li^{+}, Ca^{2+}, Al^{3+}.

எதிரயனிகள் (எதிரயனித் தொகுப்புகள்) மற்றும் நேரயனிகளின் (நேரயனித் தொகுப்புகள்) இணைதிறன்

- ஒரு சேர்மத்தின் அயனி அல்லது அயனித் தொகுப்புகளுடன் இணைந்துள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கை அல்லது ஒற்றை மின்சுமை கொண்ட அணுக்களின் (Na, K, Cl .....) எண்ணிக்கையே அந்த அயனி அல்லது அயனித் தொகுப்புகளின் இணைதிறன் ஆகும். உதாரணமாக, சல்பூரிக் அமிலத்தில் (H_2SO_4) ஒரு சல்பேட் (SO_4^{2-}) அயனித்தொகுப்புடன் இரண்டு

ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் இணைந்துள்ளதால் SO_4^{2-} ன் இணைதிறன் 2. அம்மோனியம் குளோரைடில், ஒரு அம்மோனியம் (NH_4^+) அயனித் தொகுப்புடன் ஒரு குளோரின் அணு இணைந்துள்ளதால் NH_4^+ ன் இணைதிறன் 1. சில சேர்மங்களின் நேரயனி, எதிரயனி மற்றும் அவற்றின் இணைதிறன்கள் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

எதிரயனிகளின் இணைதிறன்கள்:

சேர்மம்	எதிரயனிகளின் பெயர்கள்	எதிரயனிகளின் வாய்பாடு	எதிரயனிகளின் இணைதிறன்
HCl	குளோரைடு	Cl^-	1
H_2SO_4	சல்பேட்	SO_4^{2-}	2
HNO_3	நைட்ரேட்	NO_3^-	1
H_2CO_3	கார்பனேட்	CO_3^{2-}	2
H_3PO_4	பாஸ்பேட்	PO_4^{3-}	3
H_2O	ஆக்ஸைடு	O^{2-}	2
H_2S	சல்பைடு	S^{2-}	2
NaOH	ஹைட்ராக்ஸைடு	OH^-	1

நேரயனிகளின் இணைதிறன்கள்

சேர்மம்	நேரயனிகளின் பெயர்கள்	நேரயனிகளின் வாய்பாடு	நேரயனிகளின் இணைதிறன்
NaCl	சோடியம்	Na^+	1
KCl	பொட்டாசியம்	K^+	1
NH_4Cl	அம்மோனியம்	NBH_4^+	1
Mg Cl_2	மெக்னீசியம்	MG^{2+}	2
$CaCl_2$	கால்சியம்	Ca^{2+}	2
Al Cl_3	அலுமினியம்	Al^{3+}	3

3

வேதியியல் வாய்பாடு அல்லது மூலக்கூறு வாய்பாடு:

- வேதியியல் வாய்பாடு என்பது ஒரு குறிப்பிட்ட வேதிச்சேர்மம் அல்லது மூலக்கூறைக் குறிக்கும் எளிய வழிமுறையாகும். இது, ஒரு சேர்மத்தில் இடம்பெற்றுள்ள ஒவ்வொரு மூலக்கூறிலும் உள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கையைக் குறிக்கிறது. ஒருவேதிச் சேர்மத்தின் வேதியியல் வாய்பாட்டை எழுதும் வழி முறைகள் கீழே விளக்கப்பட்டுள்ளன.

படி 1 : நேர் அயனியின் குறியீடு இடது புறத்திலும், எதிர் அயனியின் குறியீடு வலது புறத்திலும் இருக்குமாறு, ஒரு தனிமம் அல்லது அயனியின் குறியீட்டை அருகருகே எழுத வேண்டும்.

படி 2 : அயனிகளின் இணைதிறன்களை தனிமங்களின் குறியீட்டிற்கு மேற்புறத்தில் எழுதவும் (மின்சுமை குறியீடான '+' (அ) '-' என்பவற்றை எழுதக்கூடாது).

படி 3 : தேவையெனில் இணைதிறன் விகிதங்களைச் சுருக்கி அவற்றின் மிகக் குறைந்த விகிதங்களை எழுதுக. இல்லையெனில், தனிமம் அல்லது அயனியின் இணைதிறனை இடமாற்றம் செய்க. அந்த விகித எண்களை அடுத்த தனிமத்தின் குறியீட்டிற்கு கீழ்புறத்தில் எழுதவும் (1 என்ற எண்ணை எழுத வேண்டிய அவசியமில்லை) இவ்வாறு வேதிச்சேர்மத்தின் வேதிவாய்ப்பாட்டை எழுதலாம்.

- கால்சியம் குளோரைடின் மூலக்கூறு வாய்ப்பாடினை எழுதும் முறையினை இப்பொழுது நாம் பார்ப்போம்.

படி 1 : கால்சியம் மற்றும் குளோரின் ஆகியவற்றின் குறியீடுகளை எழுதவும்.

CaCl

படி 2 : அத்தனிதத்தின் குறியீட்டின் மேல் அயனிகளின் இணைதிறனை எழுதவும்

Ca^2Cl^1

படி 3 : தனிமங்களின் இணைதிறன்களை மாற்றி எழுதுக.

$Ca\ Cl_2$

எனவே, கால்சியம் குளோரைடின் மூலக்கூறு வாய்ப்பாடு $CaCl_2$ ஆகும்.

வேதிச் சேர்மங்களுக்குப் பெயரிடும் முறை:

- ஒன்றிற்கு மேற்பட்ட தனிமங்கள் வேதிப்பிணைப்பில் ஈடுபட்டு உருவாகக்கூடிய பொருள்களே வேதிச் சேர்மங்கள் ஆகும். இச்சேர்மங்களின் பண்புகள் அவற்றிலுள்ள தனிமங்களின் பண்புகளிலிருந்து மாறுபடுகின்றன. இச்சேர்மங்களுக்குப் பெயரிடும்போது ஒருசில வழிமுறைகள் பின்பற்றறப்படுகின்றன. அவை கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

1. உலோகம் மற்றும் அலோகம் ஆகிய இரண்டும் கலந்த சேர்மத்தின் பெயரினை எழுதும்போது உலோகத்தின் பெயரினை முதலிலும் அலோகத்தின் பெயரினை அடுத்ததாகவும் எழுதவேண்டும். அலோகத்தின் பெயருடன் “ஐடு“ என்ற பின்னொட்டைச் சேர்த்து எழுத வேண்டும்.

   உதாரணம்:

   NaCl – **சோடியம் குளோரைடு**

   AgRr - **சில்வர் புரோமைடு**

2. உலோகம், அலோகம் மற்றும் ஆக்சிஜன் கலந்த சேர்மத்தின் பெயரினை எழுதும்போது உலோகத்தின் பெயரினை முதலிலும் அலோகத்தின் பெயரினை அடுத்ததாகவும் எழுதவேண்டும். அலோகத்தின் பெயருடன் “ஏட்“ (ate) என்ற பின்னொட்டையோ (அதிக அளவில் ஆக்சிஜன்

அணுக்கள் இருந்தால்) அல்லது “ஐட்“ (ite) என்ற பின்னொட்டையோ (குறைந்த அளவில் ஆக்சிஜன் அணுக்கள் இருந்தால்) சேர்த்து எழுத வேண்டும்.

உதாரணம்:

Na_2SO_4 - சோடியம் சல்பேட்

$NaNO_2$ - சோடியம் நைட்ரைட்

3. இரு அலோகங்களை மட்டும் கொண்ட சேர்மங்களுக்குப் பெயரிடும் போது அலோகங்களின் பெயருக்கு முன்னொட்டாக மோனோ, டை, டிரை, டெட்ரா, பெண்டா, என்பதைச் சேர்த்து எழுத வேண்டும்.

உதாரணம்:

SO_2 – சல்பர் டை ஆக்சைடு

N_2O_5 – டை நைட்ரஜன் பென்டாக்சைடு

வேதிச் சமன்பாடு:

- வேதிச் சமன்பாடு என்பது ஒரு வேதிவினையை குறியீடுகள் மற்றும் வாய்பாடுகள் வடிவத்தில் எடுத்துக்கூறும் குறியீட்டு முறையாகும். இதில் வினைபடு பொருள்கள் மற்றும் வினைவிளை பொருள்கள் என இருகூறுகள் உள்ளன. வேதிவினையில் ஈடுபடக்கூடிய பொருள்கள் வினைபடு பொருள்கள் எனவும் அதில் உருவாகக்கூடிய பொருள்கள் வினைவிளை பொருள்கள் எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன.

சமன்செய்யப்படாத (முற்றுப்பெறாத) வேதிச்சமன்பாட்டினை எழுதும் முறைகள்:

- ஒரு வேதிவினையின் சமன்செய்யப்பட்ட சமன்பாட்டினை எழுதுவதற்கு முன் சமன் செய்யப்படாத சமன்பாட்டினை எழுதுவது அவசியம். சமன்செய்யப்படாத சமன்பாட்டினை எழுதும் வழிமுறைகள் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

  - வினைபடு பொருள்களின் குறியீடுகளை இடப்பறத்தில் எழுதி அவற்றிற்கிடையே கூட்டல் (+) குறியினை இடவேண்டும்.
  - அதனையடுத்து அம்புக்குறி (→) இட வேண்டும். இந்த அம்புக்குறியானது வினையில் ஈடுபடும் பொருள்களையும், உருவாகும் பொருள்களையும் வேறுபடுத்தி அறிய உதவுகிறது.
  -
  - அம்புக்குறியின் வலது புறத்தில் உருவாகக் கூடிய பொருள்களின் குறியீடு மற்றும் வாய்பாடு ஆகியவை குறிக்கப்படுகின்றன.

  - இப்போது எழுதப்பட்டிருக்கும் சமன்பாடானது சமன்செய்யப்படாத சமன்பாடாகும்.

- வினைவிளைபொருள் வாயுவாக இருந்தால் மேல்நோக்கிய அம்புக்குறியாலும் (↑) வீழ்படிவாக இருந்தால் கீழ்நோக்கிய அம்புக்குறியாலும் (↓) குறிக்கப்பட வேண்டும்.

  உதாரணம் : $Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2 \uparrow$

வேதிச் சமன்பாட்டை சமன்செய்தல்:

- பொருண்மை அழியா விதிப்படி வினைபடு பொருள்களின் மொத்த நிறை வினைவிளை பொருள்களின் மொத்த நிறைக்குச் சமமாக இருக்க வேண்டும். ஒரு சமன்பாட்டின் இருபுறமும் உள்ள தனிமங்களிலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை சமமாக இருந்தால் மட்டுமே நிறையும் சமமாக இருக்க முடியும். சமன்செய்யப்பட்ட வேதிச்சமன்பாடு என்பது, வினைபடு பொருள்களிலுள்ள தனிமத்தின் அணுக்களையும் வினைவிளை பொருள்களிலுள்ள தனிமத்தின் அணுக்களையும் சமமாகக் கொண்ட சமன்பாடாகும்.

- வேதிச் சமன்பாட்டினை சமன்செய்வதற்கு பலமுறைகள் வழக்கத்தில் உள்ளன. முயன்று தவறுதல் முறை (நேரடி முறை), பின்ன முறை, ஒற்றை, இரட்டை எண்கள் முறை போன்றவை அவற்றுள் சில. ஒரு வேதிச் சமன்பாட்டைச் சமன்செய்யும்போது, கீழ்க்கதாணும் குறிப்புகளை நினைவில் கொள்ள வேண்டும்.

1. சமன் செய்யப்படாத சமன்பாட்டின் இருபுறமும் ஒரு தனிமம் எத்தனை முறை வருகிறது என்பதையும் கணக்கிடவும்.

2. சமன்பாட்டின் இரு பக்கங்களிலும் ஒருமுறை மட்டுமே வரக்கூடிய தனிமத்தினை முதலிலும், இரண்டு முறை வரக்கூடிய தனிமத்தினை அடுத்தும், மூன்று முறை வரக்கூடிய தனிமத்தினை அதற்கடுத்தாற்போலும் சமன் செய்ய வேண்டும்.

3. இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட தனிமங்களின் ஒரே எண்ணிக்கையில் இருந்தால் முதலில் உலேகத்தையும் பின்பு அலோகத்தையும் சமன்செய்ய வேண்டும். ஒன்றிற்கு மேற்பட்ட உலோகங்கள் அல்லது அலோகங்கள் இருந்தால் அதிக அணுநிறை உடையவற்றை (அணுநிறையை அறிய தனிமவரிசை) முதலில் சமன் செய்யவேண்டும்.

4. வினைபடு பொருள்கள் மற்றும் வினைவிளை பொருள்களில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைக் குறித்துக்கொள்ள வேண்டும்.

5. தனிமங்களைச் சமன் செய்யும்போது சேர்மங்களின் மூலக்கூறு வாய்பாட்டினை மாற்றக்கூடாது.

6. பின்னங்களைப் பயன்படுத்திச் சமன் செய்தலை ஒரே தனிமத்தின் மூலக்கூறுகளுக்கு (H_2, O_2, O_3, P_4) மட்டுமே பயன்படுத்த வேண்டும். அதனை வெவ்வேறு தனிமங்களின் மூலக்கூறுகளுக்குப் (H_2O, NH_3) பயன்படுத்தக்கூடாது.

நாம் தற்போது ஹைட்ரஜனும் ஆக்சிஜனும் இணைந்து நீர் உருவாகும் வினையினை எடுத்து சமன் செய்வோம்.

படி 1 : சமன்பாட்டை வார்த்தைகளால் எழதவும்.

ஹைட்ரஜன் + ஆக்சிஜன் → நீர்

படி 2 : முற்றுப்பெறாத சமன்பாட்டை எழுதவும்.

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

படி 3: ஒரு சமன்பாட்டின் இருபுறமும் ஒரு தனிமம் எத்தனை முறை வந்துள்ளது என்பதை
அடிப்படையாகக் கொண்டு, முதலாவது சமன்செய்ய வேண்டிய தனிமத்தினைத்
தேர்வு செய்யவும்.

தனிமம்	H	O
இருபுறமும் உள்ள எண்ணிக்கை	2	2

படி 4: இவ்வினையில் இரு தனிமங்களும் ஒரே எண்ணிக்கையில் வருவதால் அதிக
அணுநிறை உள்ள தனிமத்தை முதலில் சமன்செய்யவும்.

பா 5: ஆக்சிஜனின் எண்ணிக்கையை சமன் செய்ய வலதுபுறத்தில் க்கு முன் 2 ஐச்
சேர்க்கவும்.

$$H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

படி 6: தற்போது ஹைட்ரஜனின் எண்ணிக்கையைச் சமன் செய்ய வினையின் இடதுபுறத்தில்
H_2 க்கு முன் 2 ஐச் சேர்க்கவும்.

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

(H = 4, O = 2) (H = 4, O = 2)

படி 7: தற்போது இருபுறமும் 4 ஹைட்ரஜன் அணுக்களும், 2 ஆக்சிஜன் அணுக்களும்
உள்ளன. எனவே, வேதிச் சமன்பாடு சமன் செய்யப்பட்டது.

சமன்செய்யப்பட்ட சமன்பாட்டிலிருந்து கிடைக்கக் கூடிய தகவல்கள்:

- சமன்செய்யப்பட்ட சமன்பாட்டிலிருந்து நாம் எண்ணிக்கை அடிப்படையிலான மற்றும் தனிக்கூறு சார்ந்த விவரங்களைப் பெறமுடியும். இச்சமன்பாட்டிலிருந்து வினைபடு பொருள்களின் பெயர், குறியீடு மற்றும் மூலக்கூறு வாய்பாடு போன்ற தனிக்கூறு சார்ந்த தகவல்களையும், வினைபடு பொருள் மற்றும் வினைவிளை பொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை போன்ற எண்ணிக்கை தொடர்பான தகவல்களையும் பெறமுடியும். எனினும் வேதிச்சமன்பாட்டிலிருந்து கீழ்க்காணும் தகவல்களைப் பெறமுடியும்.

1. வினைபடு பொருள்கள் மற்றும் வினைவிளை பொருள்களின் இயற்பியல் நிலைமை.
2. வேதிவினையுடன் தொடர்புடைய வெப்ப நிலை மாற்றங்கள் (வெப்பம் உமிழப்படுவது அல்லது வெப்பம் உட்கவரப்படுவது)
3. வேதிவினை நிகழ்க்கூடிய சூழல்கள் (வெப்பநிலை, அழுத்தம் மற்றும் வினையூக்கி)
4. வினைபடு பொருள்கள் மற்றும் வினைவிளை பொருள்களின் செறிவு (நீர்த்த மற்றும் அடர்)
5. வேதிவினையின் வேகம்

வேதிச் சேர்க்கை விதிகள்:

- வேதிவினைகளின் பருமனறி அளவீடுகளை உற்றுநோக்கும்போது இவ்வினைகள் அனைத்தும் குறிப்பிட்ட விதிகளுக்கு உட்பட்டு நடக்கின்றன. என்பதை அறியலாம். இவ்விதிகளே ”வேதிச் சேர்க்கை விதிகள்“ ஆகும். அவையாவன:

1. பொருண்மை அழியா விதி
2. மாறாவிகித விதி
3. பெருக்கல் விகித விதி
4. கே – லூசாக்கின் பருமன் இணைப்பு விதி

இப்பாடத்தில் முதல் இரண்டு விதிகளைப் பற்றிப் பார்ப்போம். அடுத்த இரண்டு விதிகளைப் பற்றி ஒன்பதாம் வகுப்பில் விரிவாகக் காணலாம்.

பொருண்மை அழியா விதி (நிறை அழிவின்மை விதி)

- 1774 ஆம் ஆண்டு லவாய்சியர் என்ற பிரெஞ்ச் வேதியியலாளர் ஒரு வேதிவினை நிகழும்போது வினைபடு பொருள் மற்றும் வினைவிளை பொருள் ஆகியவற்றின் நிறைகளுக்கு இடையேயான தொடர்பினைப் பற்றிக் கூறினார். இவ்விதிப்படி ”ஒரு வேதிவினை நிகழும்போது உருவாகும் வினைவிளைபொருள்களின் மொத்த நிறையானது வினைபடுபொருள்களின் மொத்த நிறைக்குச் சமம்” மேலும் ”ஒரு வேதிவினையின் மூலம் நிறையை ஆக்கவோ, அழிக்கவோ முடியாது” எனவும் பொருண்மை அழியா விதி கூறுகிறது. ஆதலால், இவ்விதியை நிறை அழிவின்மை விதி எனவும் கூறலாம்.

நேரத்தில் பனிக்கட்டித் துண்டுகள் உருகி நீராக மாறக்கூடிய மாற்றத்தினைக் காணலாம். தற்போது மீண்டும் குடுவையின் நிறையைக் காண்க. பனிக்கட்டி உருகுவதற்கு முன்பும், உருகிய பின்பும் கணக்கிடப்பட்ட நிறையை ஒப்பிட்டுப் பார்த்தால் இருண்டும் ஒரே அளவில் இருக்கும். இதன் மூலம் இயற்பியல் மாற்றத்தின்போது அல்லது நிலை மாற்றத்தின் போது பொருள்களின் நிறையானது மாறாமல் இருக்கும் என்பதை அறியலாம்.

5மூ பேரியம் குளோரைடு கரைசல் (5கி பேரியம் குளோரைடு 100 மிலி நீரில் கரைக்கப்பட்ட கரைசல்) மற்றும் சோடியம் சல்பேட் கரைசல்களைத் தனித்தனியாகத் தயாரிக்கவும். சிறிதளவு சோடியம் சல்பேட் கரைசலை கூம்புக் குடுவையிலும், சிறிதளவு பேரியம் குளோரைடு கரைசலை சோதனைக் குழாயை கூம்புக் குடுவையினுள் தொங்கவிடுக. கூம்புக் குடுவையின் நிறையைக் காண்க. அதன்பின் இரண்டு கரைசல்களும் ஒன்றாகச் சேரும் வண்ணம் கூம்புக்குடுவையை நன்றாகக் கலக்கவும். வேதிவினை முடிந்தபின் குடுவையின்

நிறையைக் காண்க. இரண்டு கரைசல்களுக்கிடையே நிகழும் வினையைக் கவனித்துப் பதிவு செய்தால் குடுவையின் நிறையானது வேதிவினைக்கு முன்னும் வேதிவினைக்குப் பின்னும் சமமாக இருக்கும்.

நைட்ரஜன் மற்றும் ஹைட்ரஜனிலிருந்து அம்மோனியா உருவாதல் வினையை நாம் (ஹேபர் முறை) கருதுவோம்.

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

28 கி 6கி 34கி

- ஹேபர் முறையில் அம்மோனியா உருவாதல் வினை நடைபெறும்போது வினைபடுபொருள்கள் மற்றும் வினைவிளைபொருள்களின் மொத்த நிறையானது தொடர்ந்து சமமாகவே இருக்கும். இவற்றிலிருந்து, இயற்பியல் அல்லது வேதியியல் மாற்றத்தின் மூலம் நிறையை ஆக்கவோ அல்லது அழிக்கவோ முடியாது என்பது தெளிவாகிறது. எனவே, ஆற்றல் அழிவின்மை விதி நிரூபிக்கப்படுகிறது.

மாறா விகித விதி:

- ஜோசப் ப்ரௌஸ்ட் என்ற அறிவியல் அறிஞர் 1779 ம் ஆண்டு மாறா விகித விதியைக் கூறினார். அவரின் கூற்றுப்படி ”ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட தனிமங்கள் குறிப்பட்ட நிறை விகிதத்தில் ஒன்றிணைந்து தூய சேர்மத்தை உருவாக்குகின்றன. ”இண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட தனிமங்களைக் கொண்ட சேர்மங்களை அவர் உற்றுநோக்கி, அவை எங்கிருந்து பெறப்பட்டாலும், யார் அதைத் தயார் செய்தாலும், அவை ஒரே விகிதத்தில் தனிமங்களைப் பெற்றுள்ளன எனக் கண்டறிந்தார். உதாரணமாக, பல்வேறு மூலங்களான மழை, கிணறு, கடல், ஆறு ஆகியவற்றிலிருந்து நாம் நீரைப் பெற்றாலும் அதிலுள்ள ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்சிஜனின் நிறை எப்பொழுதும் 1: 8 என்ற விகிதத்தில் இருக்கும். இதே போல் பல்வேறு சேர்மங்களின் தயாரிப்பு முறை மாறுபட்டாலும், அவற்றிலுள்ள தனிமங்களின் இயைபு மாறாது. அவை குறிப்பிட்ட விகிதத்தில்தான் இருக்கும். எனவே, இந்த விதி மாறாவிகித விதி எனப்படுகிறது.

நினைவில் கொள்க.

- ஒரு அணுவானது புரோட்டான், எலக்ட்ரான் மற்றும் நியூட்ரான் போன்ற அடிப்படைத் துகள்களால் ஆனது.

- மின்னிறக்கக் குழாய் என்பது வாயு நிரப்பப்பட்ட, இருபுறமும் மூடப்பட்ட ஒரு நீண்ட கண்ணாடிக் குழாயாகும். இது குரூக் குழாய் அல்லது கேதோடு கதிர் குழாய் என்றும் அழைக்கப்படுகிறது.

- வெவ்வேறு அணுக்கள் வெவ்வேறு இணையும் திறனைப் பெற்றுள்ளன. அணுக்களின் இணையக்கூடிய திறனே இணைதிறன் எனப்படும்.

- வேதியியல் வாய்ப்பாடு என்பது ஒரு குறிப்பிட்ட வேதிச்சேர்மம் அல்லது மூலக்கூறில் இடம்பெற்றுள்ள அணுக்களின் வேதியியல் விகிதங்கள் பற்றிய தகவல்களைக் கூறுகின்ற ஒரு எளிய வழிமுறையாகும்.

- உலோகம் மற்றும் அலோகம் கலந்த சேர்மத்தின் பெயரினை எழுதும்போது உலோகத்தின் பெயரை முதலிலும், அலோகத்தின் பெயரை அடுத்ததாகவும், எழுத வேண்டும். அலோகத்தின் பெயருடன் "ஐடு" என்ற பின்னொட்டைச் சேர்த்து எழுத வேண்டும்.

- வேதிவினையினை சமன்செய்வது மிகவும் முக்கியமானது. ஏனெனில் சமன் செய்யப்பட்ட வினையின் மூலமே நிறை அழிவின்மை விதியை மெயப்பிக்க முடியும்.

- பொருண்மை அழியா விதிப்படி ஒரு வேதிவினை நிகழும்போது உருவாகும் வினைவிளைபொருளின் மொத்த நிறையானது வினைபடுபொருளின் மொத்த நிறைக்குச் சமம்.

9TH அறிவியல்

அலகு – 11

அணு அமைப்பு

அறிமுகம்:

- ஒரு குழந்தை பொம்மையினுள் உள்ளதைக் காண விருப்பங்கொள்வதைப்போல, அறிவியலாளர்கள் அணுக்களினுள்ளே உள்ள துகள்கள் என்னவென்பதை கண்டறிந்து, இந்தத் துகள்கள் எவ்வாறு அணுவில் அமைக்கப்பட்டிருக்கின்றன என்பதையும் கண்டுபிடிக்க விரும்பினார்கள். இதனை விளக்குவதற்கு பல அறிவியலாளர்கள் பல்வேறு அணுக்கொள்கைகளை உருவாக்கினார்கள்.

- அவற்றுள் டால்டனின் அணுக்கொள்கை மற்றும் ஜே.ஜே தாம்சனின் கொள்கைகளை நாம் எட்டாம் வகுப்பில் படித்துள்ளோம். மற்ற பிற அணுக் கொள்கைகளையும், அணுக்களின் அடிப்படைத் துகள்களையும் இப்பாடத்தில் பயின்று அத்துகள்கள் அணுக்களில் எவ்வாறு அமைந்துள்ளன என்பதையும் கற்போம்.

அணுக்கரு கண்டுபிடிப்பு:

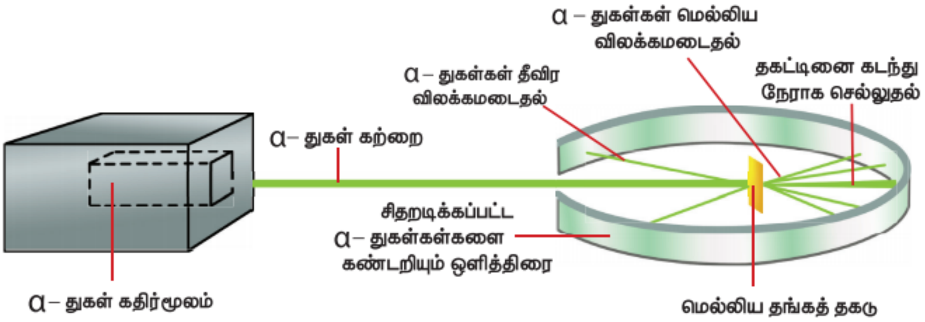
- மையத்திலிருக்கும் உட்கருவினைச் சுற்றியுள்ள ஆர்பிட்டுகளில் அதன் எலக்ட்ரான்கள் சுழல்கின்றன. தங்கத் தகட்டின் மீது மிகச் சிறிய நேர் மின் துகள்களான ஆல்பா கதிர்களை விழச்செய்து தன்னுடைய உலக பிரசித்தி பெற்ற தங்கத்தகடு அணு ஆய்வு சோதனையை நிகழ்த்தினார். தங்கம் மிகவும் மெல்லிய உலோகமாகவும், எளிதில் தகடாகக் கூடியதாகவும் இருப்பதால் அவர் தங்கத் தகட்டினைத் தேர்ந்தெடுத்தார்.

இச்சோதனையின் போது கீழ்கண்டவற்றை அவர் கவனித்தார்:

- பெரும்பாலான ஆல்பா துகள்கள் தங்கத் தகட்டினுள் ஊடுருவி நேர்கோட்டுப் பாதையில் சென்றன.

- சில ஆல்பா துகள்கள் நேர்கோட்டுப் பாதையில் இருந்து சிறு கோணத்தில் விலக்கம் அடைந்தன.

- மிகக் குறைந்த ஆல்பா துகள்கள் வந்த பாதையிலேயே திருப்பி அனுப்பப்பட்டன.



படம் 11.2 α–துகள்கள் தங்கத் தகட்டினால் சிதறலடைதல்

- இந்த ஆல்பா துகள்கள் சிதறலடையும் ஆய்வின் முடிவுகளை பொதுமைப்படுத்தி ஒரு அணுக் கொள்கையினை ரூதர்போர்டு உருவாகினார். இதுவே ரூதர்போர்டு அணுக் கொள்கை என்று அழைக்கப்படுகிறது.

ரூதர்போர்டு அணுக்கொள்கை:

இந்த அணுக்கொள்கையின் முக்கியக் கருத்துக்கள்:

- அணுவின் பெரும்பகுதி வெற்றிடமாக உள்ளது.

- அணுவின் மையத்திலுள்ள அதிக நேர்மின் சுமையுடைய பகுதி உட்கரு எனப்படுகிறது.

- அணுவின் அளவை ஒப்பிடும்போது உட்கருவின் அளவு மிகச்சிறியதாக உள்ளது.

- எலக்ட்ரான்கள் உட்கருவைச் சுற்றி வரும் வட்டப்பாதை ஆர்பிட் என்றழைக்கப்படுகிறது.

- ஒட்டு மொத்தமாக ஒரு அணு நடுநிலை வாய்ந்தது ஆகும். அதாவது, அணுவிலுள்ள புரோட்டான்கள் மற்றும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை சமமாக இருக்கும்.

- ரூதர்போர்டின் அணு அமைப்பு சூரிய குடும்பத்தின் அமைப்போடு ஒத்துள்ளது. சூரிய குடும்பத்தின் மையத்திலிருக்கும் சூரியனைச் சுற்றி அதன் கோள்கள் சுழல்வதைப்போல ஒரு அணுவின் மையத்திலிருக்கும் உட்கருவினைச் சுற்றியுள்ள ஆர்பிட்டுகளில் அதன் எலக்ட்ரான்கள் சுழல்கின்றன.

ரூதர்போர்டு அணுக் கொள்கைகள் வரம்புகள்:

- மின்காந்தக கொள்கைப்படி, வேகமாக இயங்கிக் கொண்டிருக்கும் எலக்ட்ரான் தொடர்ந்து ஆற்றலை இழக்க வேண்டும். இவ்வாறு ஆற்றலை இழப்பதால், எலக்ட்ரான் அணுக்கருவைச் சுற்றிவரும் பாதை சுருங்கி இறுதியில் அணுக்கருவினுள் விழ வேண்டும். இவ்வாறு நிகழ்ந்தால் அணு அதன் நிலைப்புத்தன்மையை இழக்க நேரிடும். ஆனால் அணு நிலைப்புத் தன்மை உடையது. இதனால் ரூதர்போர்டு கொள்கை அணுவின் நிலைப்புத் தன்மையை விளக்க இயலவில்லை.

போரின் அணுக் கொள்கை:

- 1913-ஆம் ஆண்டில், டென்மார்க் நாட்டைச் சேர்ந்த நீல்ஸ்போர் எனும் இயற்பியலாளர், அணுவின் நிலைப்பத் தன்மையை நியாயப்படுத்துவதற்காக புதிய அணுக் கொள்கையினை உருவாக்கினார். அதன் முக்கியக் கருத்துக்கள்:

- ஓர் அணுவில் எலக்ட்ரான்கள் நிலையான வட்டப்பாதையில் அணுக்கருவைச் சுற்றி வருகின்றன. இவ்வட்டப் பாதைகள் ஆர்பிட்டுகள் அல்லது அற்றல் மட்டங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

- ஒரே வட்டப்பாதையில் எலக்ட்ரான்கள் சுற்றி வருகையில் ஆற்றலை இழப்பதோ அல்லது ஏற்பதோ இல்லை.

- ஒரு ஆற்றல் மட்டத்திலிருக்கும் எலக்ட்ரான் உயர் அல்லது குறைந்த ஆற்றல் மட்டத்திற்கு நகரும் போது ஆற்றலை ஏற்கவோ அல்லது இழக்கவோ செய்யும்.

- இவ்வட்டப் பாதைகள் 1, 2, 3, 4 அல்லது K, L,. M, N எனப் பெயரிடப்படுகின்றன.

- உட்கருவிற்கு அருகாமையில் இருக்கும் K கூடு $(n = 1)$ குறைந்த அற்றலை உடையது. L, M, N .... ஆகியன அடுத்தடுத்த உயர் ஆற்றல் மட்டங்கள் ஆகும். உட்கருவிலிருந்து தொலைவு அதிகரிக்கும் போது, ஆர்பிட்டின் ஆற்றலும் அதிகரிக்கிறது. ஒவ்வொரு ஆர்பிட்டும் நிலையான ஆற்றல் அளவினைப் பெற்றிருப்பதால், அவற்றை ஆற்றல் நிலை அல்லது ஆற்றல் மட்டங்கள் என போர் அழைத்தார்.

போர் அணுக் கொள்கையின் குறைபாடுகள்:

- ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஹைட்ரஜன் போன்ற (He^{+}, Li^{2+}, Be^{3+}) அயனிகளுக்கு மட்டுமே போரின் அணுக்கொள்கை பொருந்தும். இந்த அணுக்கொள்கை, பல எலக்ட்ரான்களை உடைய அணுக்களுக்கு விரிவாக்கம் செய்யப்படவில்லை.

நியூட்ரான் கண்டுபிடிப்பு:

- 1932 இல் ஜேம்ஸ் சாட்விக் என்னும் அறிவியலார் பெரிலியம் உட்கருவை ஆல்∴பா கதிரால் தாக்கும்போது புரோட்டான்களுக்கு இணையான நிறை உள்ள துகள்கள் வெளியேறுவதைக் கண்டறிந்தார்.

  பெரிலியம் + ஆல்∴பா கதிர் → கார்பன் + நியூட்ரான்

- இத்துகள்களுக்கு மின்சுமை ஏதும் இல்லை. இவை நியூட்ரான்கள் என்று அழைக்கப்பட்டன. நியூட்ரான்கள் $_0n^1$ என குறிக்கப்படுகின்றன.

நியூட்ரான்களின் பண்புகள்:

1. இந்துகள் மின் அல்லது காந்தப் புலத்தினால் விலக்கமடைவதில்லை. எனவே, இது ஒரு மின்சுமையற்ற நடுநிலையான துகளாகும்.
2. அதன் நிறை $1,676 \times 10^{-24}$ கி (1 amu) ஆகும்.
3.

1920-ஆம் ஆண்டு அணுவின் உட்கருவில் நடுநிலைத்தன்மை உடைய துகள் ஒன்று உள்ளது என ரூதர்போர்டு தீர்மானித்தார். ஜேம்ஸ் சாட்விக் நியூட்ரானைக் கண்டறிந்தார். இவர் ரூதர்போர்டின் மாணவன்.

அடிப்படைத் துகள்களின் பண்புகள்:

- ஒரு அணு பல்வேறு அடிப்படைத் துகள்களினால் கட்டமைக்கப்பட்டுள்ளது. எனினும், எலக்ட்ரான், புரோட்டான் மற்றும் நியூட்ரான் ஆகிய மூன்று அடிப்படைத் துகள்களும் அணுவின் அமைப்பினைப் புரிந்து கொள்வதில் பெரும் பங்காற்றுகின்றன. அவற்றின் பண்புகள் கீழே அட்டவணைப் படுத்தப்பட்டுள்ளன.

துகள்	குறியீடு	மின்சுமை (மின்னலகு)	நிறை (amu)	நிறை (grams)
எலக்ட்ரான்	$_{-1}e^{0}$	-1	1/1837	9.1 × 10-28

புரோட்டான்	${}_1H^1$	+1	1	1.6×10^{-24}
நியூட்ரான்	${}_0n^1$	0	1	1.6×10^{-24}

- ஒரு அணுவில் இரண்டு கட்டமைப்புப் பாகங்கள் உள்ளன. அவை உட்கரு மற்றும் வெற்றிட இடைவெளிகளிலுள்ள கற்பனைப் பாதைகளான ஆர்பிட்டுகளாகும்.

நியூக்ளியஸ்: ஒரு அணுவின் உட்கருவில் புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்கள் (கூட்டாக நியூக்ளியான்கள்) காணப்படுகின்றன.

- ஆர்பிட்: எலக்ட்ரான்கள் உட்கருவினைச் சுற்றி வரும் வட்டப்பாதை ஆர்பிட் எனப்படும்.

அணுவின் அடிப்படைத் துகள்களான புரோட்டான்கள், நியூட்ரான்கள், எலக்ட்ரான்கள் நீங்கலாக, அணுவின் உட்கருவில் உள்ள பிற அடிப்படைத் துகள்களாவன: மெசான்கள், நியூட்ரினோக்கள், ஆன்டிநியூட்ரினோக்கள், பாசிட்ரான்கள்.

அணு எண் மற்றும் நிறை எண்:

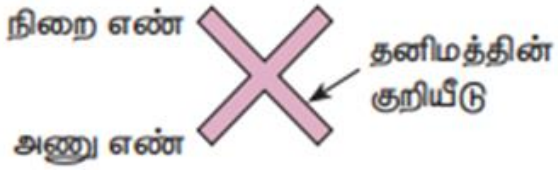
- ஹைட்ரஜன் அணுவின் உட்கருவில் ஒரு புரோட்டான் மட்டுமே உள்ளது. ஹீலியம் அணுவில் இரண்டு புரோட்டான்கள் உள்ளன. தங்கத்தின் அணுவில் 79 புரோட்டான்கள் உள்ளன. எனவே, அணுவின் உட்கருவிலிருக்கும் புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையே, அது எவ்வகைத் தனிமம் என்பதனை நிர்ணயிக்கிறது. இத்தகைய

முக்கியத்துவம் வாய்ந்த எண் அணு எண் (புரோட்டான் எண்) எனப்படுகிறது.

அணு எண் = புரோட்டான் எண்ணிக்கை = எலெக்ட்ரான் எண்ணிக்கை

- ஒரு அணுவின் மொத்த நிறையினை புரோட்டான்கள் மட்டுமே நிர்ணயிப்பதில்லை. நியூட்ரான்களும் உட்கருவில் மொத்த நிறைக்கு பங்களிக்கிறது. அணுவின் மொத்த நிறையை ஒப்பிடும் போது மிகக் குறைந்த நிறையைப் பெற்றுள்ள எலெக்ட்ரானின் நிறை புறக்கணிக்கத்தக்கது. புரோட்டான்கள் மற்றும் நியூட்ரான்களின் நிறை சமமாக இருப்பதால், ஒரு குறிப்பிட்ட அணுவின் மொத்த நிறை இவ்விரண்டு நிறைகளின் கூட்டு மதிப்பாகும். இக்கூட்டு மதிப்பே ஒரு அணுவின் நிறை எண் (அல்லது நியூக்ளியான் எண்) என்று அழைக்கப்படுகிறது.

- எந்த ஒரு தனிமத்திலும், அணு எண் தனிமத்தின் குறியீட்டிற்கு கீழேயும், நிறை எண் மேலேயும் குறிப்பிடப்படுகிறது.



எடுத்துக்காட்டாக, நைட்ரஜனின் குறியீடு $^{14}_{7}N$

நைட்ரஜனின் அணு எண் $=7$

நைட்ரஜனின் நிறை எண் $=14$

- ஒரு தனிமத்திலுள்ள அணுவின் நிறை எண் மற்றும் அணு எண்ணின் வேறுபாடு, அத்தனிமத்தின் அணுவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கையை வழங்குகிறது.

நியூட்ரான்களின எண்ணிக்கை (n) = நிறை எண் (A) – அணு எண் (Z)

எடுத்துக்காட்டாக $^{24}_{12}Mg$ இல் உள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை $(n)=\frac{24}{(A)}=-\frac{12}{(Z)}=12$

அணு எண் 'Z" வடிவத்தில் ஏன் வடிவமைக்கப்பட்டுள்ளது? 'Z' என்றால் ஸ்ஸா.்.ல் (Zahl) ஜெர்மானிய மொழியில் 'எண்' என்று பெர்ருள் 'Z' என்பதை அணுஸ்ஸா.்.ல் (Atom Zahl) அல்லது அணு எண் எனலாம்ட. 'A" என்கின்ற குறியீடு M, ஜெர்மானிய மொழியில் மாசென்ஸ்ஸால் என்கிற குறியீட்டுக்குப் பதிலாக, ACS வழிமுறையில் அறிமுகம் செய்யப்பட்டுள்ளது.

ஒரு தனிமத்தின் அணுவின் நிறைஎண் 39, நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை 20 எனில் அதன் அணு எண்ணைக் கணக்கிடு. மற்றும் அத்தனிமத்தின் பெயரைக் கண்டுபிடி. தீர்வு: நிறை எண் = அணு எண் + நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அணு எண் = நிறை எண் - நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை = 39 – 20 = 19 அணு எண் 19-ஐக் கொண்ட தனிமம் பொட்டாசியம் ஆகும்.

அணுக்களின் எலக்ட்ரான் பகிர்வு:

- எலக்ட்ரான்கள் ஆர்பிட் எனப்படும் வட்டப்பாதைகளில் உட்கருவைச் சுற்றி வருகின்றன என்தை நீ அறிவாய். ஆர்பிட்டுகள் ஒவ்வொன்றிற்கும் எலக்ட்ரான்களைப் பகிர்ந்து நிரப்புதல் எலக்ட்ரான் பகிர்வு எனப்படும். அணுக்களில் உள்ள இந்த ஆர்பிட்டுகளில் எலக்ட்ரான்கள் பகிர்ந்து நிரப்பப்படுவது, குறிப்பிட்ட விதிகள் (அ) நிபந்தனைகளுக்குட்பட்டே நகிழ்கிறது. இவ்விதிகள் எலக்ட்ரான் அமைப்புக்கான போர் மற்றும் பரிவிதிகள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன.

- அணுவின் கூடுகளில் எலக்ட்ரான் பங்கீட்டுக்கான விதிகளை போர் மற்றும் புரி ஆகியோர் பின்வருமாறு முன் மொழிந்தனர்.

- விதி (1) : ஒரு வட்டப்பாதையில் இடங்கொள்ளும் அதிகபட்ச எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை $2n^2$ என்ற வாய்ப்பாட்டால் கணக்கிடப்படுகிறது. n என்பது முதன்மை குவாண்டம் எண் ஆகும். (அதாவது உட்கருவிலிருந்து கூட்டின் வரிசை எண்)

ஆர்பிட்	n **இன் எண்ணிக்கை**	**எலக்ட்ரான் எண்ணிக்கை** $2n^2$
K	1	2 ×12 = 2
L	2	2 × 22 = 8
M	3	2 × 32 = 18
N	4	2 × 42 = 32

- விதி (2) கூடுகள் அவற்றின் ஆற்றல்களின் ஏறு வரிசையில் எலக்ட்ரான்களால் படிப்படியாக நிரப்பப்படுகின்றன.
- விதி (3) ஒரு அணுவின் வெளிவட்ட ஆர்பிட்டினால் கூடுதலாக எலக்ட்ரான்களைப் பெற முடிந்தாலும். இந்த ஆர்ப்பிட்டில் உள்ள எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை 8 க்கு மிகாமல் இருக்க வேண்டும். எடுத்துக்காட்டாக, 20 எலக்ட்ரான்களைக் கொண்ட கால்சியம் அணுவின் எலக்ட்ரான் பகிர்வு.

K L M N

2 8 8 2

கணக்கீடு:

- அலுமினியம் அணுவின் (13 எலக்ட்ரான்கள்) எலக்ட்ரான் பகிர்வைக் கணக்கிடுக.

தீர்வு:

K – ஆர்பிட் = 2 எலக்ட்ரான்கள்

L – ஆர்பிட் = 8 எலக்ட்ரான்கள்

M – ஆர்பிட் - 3 எலக்ட்ரான்கள்

∴ அலுமினியத்தின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு 2, 8, 3

புரோட்டான்களையும் நியூட்ரான்களையும் இணைக்கும் விசையானது ஈர்ப்பு விசையைக் காட்டிலும் மிகவும் வலிமையானது. இது யுகாவா விசை என அழைக்கப்படுகிறது.

தனிமங்களின் அணு அமைப்பின் வரைபட விளக்கம்

எடுத்துக்காட்டு:

${}^{16}_{8}O$ - ஆக்சிஜன் அணுவின் வரைபட விளக்கம்

நிறை எண் A = 16

அணு எண் Z = 8

நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை = A – Z = 16 – 8 = 8

புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை =8

எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை = 8

எலக்ட்ரான் பகிர்வு = 2, 6

அணுக்கள் மிக நுண்ணிய நிறை எண்களைப் பெற்றுள்ளதால் அவற்றை கிராமில் அளவிட முடியாது. அவை amu (அணு நிறை அலகு) என்றும் அளவிடப்படுகின்றன. நானோமீட்டர் என்றும் அளவிடப்படுகின்றன. (1 nm = 10^{-9}m) அணுக்கள் மிகவும் நுண்ணிய பொருளாக உள்ளதால் அவை ஸ்கேனிங்

எலக்ட்ரான் மைக்ரோஸ்கோப் (SEM) மூலம் பார்வையிடப்படுகின்றன.

இணைத்திறன் எலக்ட்ரான்:

- மேலே உள்ள எடுத்துக்காட்டில் ஆக்சிஜன் அணுவின் வெளிவட்ட ஆர்பிட்டில் ஆறு எலக்ட்ரான்கள் உள்ளன என்பதை நாம் காணலாம். இந்த அறு எலக்ட்ரான்கள் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

- அணுவின் உட்கருவிலிருந:து கடைசியாக உள்ள வெளிக்கூடு இணைதிறன் கூடு என்றும், அதில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்கள் என்றும் அழைக்கப்படுகின்றன. தனிமங்களின் வேதிப்பண்புகள் அவற்றின் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களால் தீர்மானிக்கப்படுகின்றன. ஏனெனில் அவை மட்டுமே வேதி வினையில் பங்கேற்கின்றன.

- வெளிவட்டப்பாதையில் சம எண்ணிக்கையில் எலக்ட்ரான்களை உடைய தனிமங்கள் ஒரே மாதிரியான பண்புகளைக் கொண்டிருக்கும். வேறுபட்ட எண்ணிக்கையில் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களை உடைய தனிமங்கள் வெவ்வேறு பண்புகளைக் கொண்டிருக்கும்

- 1, 2 அல்லது 3 இணைதிறன் எலக்ட்ரான்களை உடைய தனிமங்கள் (ஹைட்ரஜனைத் தவிர்த்து) உலோகங்கள் எனப்படுகின்றன. வெளிக்கூட்டில் 4 முதல் 7 எலக்ட்ரான்கள் வரை கொண்ட தனிமங்கள் அலோகங்கள் எனப்படுகின்றன.

இணைதிறன்:

- ஒரு தனிமத்தின் இணை திறன் என்பது அத்தனிமம் மற்றொரு தனிமத்துடன் சேரும் திறனின் அளவு ஆகும். மேலும் அது வேதி வினையில் பங்கு பெறும் எலக்ட்ரான் எண்ணிக்கைக்கு சமமாக இருக்கும். 1, 2, 3, 4 போன்ற இணைதிறன் எலக்ரான்களை உடைய தனிமங்களின் இணைதிறன் 1, 2, 3, 4 ஆகவே இருக்கும். ஒரு தனிமத்தின் இணைதிறன் எலக்ட்ரான்கள் 5, 6, 7 ஆக இருந்தால் அதன் இணைதிறன் 3, 2, 1 ஆகவே இருக்கும். அதாவது அணு நிலைப்புத்தன்மையை அடையத் தேவையான 8 எலக்ட்ரான்களைப் பெற முறையே, 3,2,1 எலக்ட்ரான்கள் தேவைப்படுகின்றன. அணுவின் வெளிக்கூடு முழுமையாக எலக்ட்ரான்களால் நிரப்பப்பட்டிருப்பின், அத்தனிமத்தின் இணைதிறன் பூஜ்ஜியம் ஆகும்.

எ.கா: நியானின் எலக்ட்ரான் வடிவமைப்பு 2,8 (முடிவு பெற்றது). அதனால், அதன் இணைதிறன் பூஜ்ஜியம் ஆகும்.

கணக்கீடு 3

மெக்னீசியம் மற்றும் சல்.ஃ.பரின் இணை திறனைக் குறிப்பிடு.

தீர்வு:

மெக்னீசியத்தின் எலக்ட்ரான் வடிவமைப்பு 2, 8, 2 அதனால் அதன் இணைதிறன் 2.

சல்.ஃ.பரின் எலக்ட்ரான் வடிவமைப்பு 2, 8, 6 அதனால் அதன் இணைதிறன் 2.

1 முதல் 20 வரை உள்ள தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் பகிர்வு:

தனிமம்	குறியீடு	அணுஎண் (Z) புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை/ எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை	நிறைஎண் (A) புரோட்டான் எண்ணிக்கை + நியூட்ரான் எண்ணிக்கை	நியூட்ரான் எண்ணிக்கை (A-Z)	எலக்ட்ரான் பகிர்வு				இணை-திறன்	உலோகம்/ அலோகம்/ மந்த வாயு
					K ஆர்பிட்	L ஆர்பிட்	M ஆர்பிட்	N ஆர்பிட்		
ஹைட்ரஜன்	H	1	1	-	1				1	அலோகம்
ஹீலியம்	He	2	4	2	2				0	மந்த வாயு
லித்தியம்	Li	3	7	4	2	1			1	உலோகம்
பெரிலியம்	Be	4	9	5	2	2			2	உலோகம்
போரான்	B	5	11	6	2	3			3	அலோகம்
கார்பன்	C	6	12	6	2	4			4	அலோகம்
நைட்ரஜன்	N	7	14	7	2	5			3	அலோகம்
ஆக்ஸிஜன்	O	8	16	8	2	6			2	அலோகம்
ஃபுளூரின்	F	9	19	10	2	7			1	அலோகம்
நியான்	Ne	10	20	10	2	8			0	மந்த வாயு
சோடியம்	Na	11	23	12	2	8	1		1	உலோகம்
மெக்னீசியம்	Mg	12	24	12	2	8	2		2	உலோகம்
அலுமினியம்	Al	13	27	14	2	8	3		3	உலோகம்
சிலிகன்	Si	14	28	14	2	8	4		4	அலோகம்
பாஸ்பரஸ்	P	15	31	16	2	8	5		3	அலோகம்
சல்ஃபர்	S	16	32	16	2	8	6		2	அலோகம்
குளோரின்	Cl	17	35, 37	18,20	2	8	7		1	அலோகம்
ஆர்கான்	Ar	18	40	22	2	8	8		0	மந்த வாயு
பொட்டாசியம்	K	19	39	20	2	8	8	1	1	உலோகம்
கால்சியம்	Ca	20	40	20	2	8	8	2	2	உலோகம்

ஐசோடோப்புகள், ஐசோபார்கள் மற்றும் ஐசோடோன்கள்:

ஐசோடோப்புகள்:

- இயற்கையில், சில தனிமங்களின் அணுக்கள் ஒரே அணு எண்ணையும் வெவ்வேறு நிறை எண்ணையும் பெற்றிருப்பது அடையாளம் காணப்பட்டுள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜன் அணுவின் மூன்று விதமான அணுக்கள் கீழே காண்பிக்கப்பட்டுள்ளன.

- இம் மூன்று அணுக்களின் அணு எண் 1, ஆனால் நிறை எண் முறையே 1, 2 மற்றும் 3 ஆகும். இவை ஐசோடோப்புகள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன. மேலும் சில எடுத்துக்காட்டுகள் 1. கார்பன் ${}^{12}_{6}C, {}^{13}_{6}C$ 2. குளோரின் ${}^{33}_{17}Cl, {}^{37}_{17}Cl$

- இந்த எடுத்துக்காட்டுகளின் அடிப்படையில் ஐசோடோப்பு என்பது, ஒத்த அணு எண்ணையும், வேறுபட்ட நிறை எண்ணையும் கொண்ட ஒரு தனிமத்தின் வெவ்வேறு அணுக்கள் எனப்படுகிறது. இவை இருவகைப்படும். நிலைப்புத் தன்மை உடையவை மற்றும் நிலைப்புத் தன்மையற்றவை. ஐசோடோப்புகளின் நிலையற்ற தன்மைக்குக் காரணம் அவற்றின் அணுக்கருவிலுள்ள கூடுதல் நியூட்ரான்களாகும். இவ்வகை ஐசோடோப்புகள் கதிரியக்கத் தன்மையைப் பெற்றிருப்பதால், அவை கதிரியக்க ஐசோடோப்புகள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

எடுத்துக்காட்டாக, அணுக்கரு உலையின் மூலமாகிய யுரேனியம் - 235 மற்றும் கதிர்வீச்சு சிகிச்சையில் பயன்படுத்தப்படும் கோபால்ட் - 60 ஆகியவை கிதிரியக்க ஐசோடோப்புகள் ஆகும்.

ஐசோபார்கள்:

- கால்சியம் (அணு எண் 20) மற்றும் ஆர்கான் (அணு எண் 18) ஆகியவற்றைக் கருதுவோம்.

- இவற்றில் வெவ்வேறு எண்ணிக்கையில் புரோட்டான்கள் மற்றும் எலக்ட்ரான்கள் உள்ளன. ஆனால், இவ்விரண்டு தனிமங்களின் நிறை எண் 40 ஆகும். ஆகையால், இவற்றின் நியூக்ளியான் எண்ணும் ஒத்த அளவினைப் பெற்றுள்ளது. இவை ஐசோபார்கள் எனப்படும். இவ்வாறாக ஒத்த நிறை எண்களையும் வேறுபட்ட அணு எண்களையும் கொண்ட வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள் ஐசோபார்கள் எனப்படும்.

கட்டை விரல் விதியைப் பயன்படுத்தி t என்பது மேலே எனவும், b என்பது கீழே எனவும் கொள்வோம். ஐசோடோப்புகள்: மேலே உள்ள நிறைஎண் மாறியிருத்தல்: ஐசோபார்கள்: கீழே உள்ள அணு எண் மாறியிருத்தல்.

பேரானிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை 11 – 5 = 6

கார்பனிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை = 12 – 6 = 6

- மேற்கண்ட தனிமங்களான போரான், கார்பன் ஆகியவை ஒத்த எண்ணிக்கையில் நியூட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன. ஆனால் புரோட்டான் எண்ணிக்கை வேறுபடுவதால் அவற்றின் அணு எண்களும் வேறுபடுகின்றன. இவ்வாறாக ஒத்த நியூட்ரான் எண்ணிக்கை கொண்ட வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள் ஐசோடோன்கள் எனப்படும்.

கீழ்க்கண்ட ஐசோடோன் இணைகளின் மாதிரியை வரைக.

1. **∴புளூரின் & நியான்**
2. **சோடியம் & மெக்னீசியம்**
3. **அலுமினியம் & சிலிகன்**

வேதிச் சேர்க்கை விதிகள்:

- 17-ஆம் நூற்றாண்டில் அறிவியலாளர்கள் ஒரு பொருளை மற்றொரு பொருளாக மாற்றும் முறைகளைக் கண்டறிய முற்பட்டனர். வேதி மாற்றத்தைப் பற்றிய ஆய்வின் பொழுது சில முக்கியக் கருத்துக்களைப் பொதுமைப்படுத்தினர். இப்பொதுமைப்படுத்தப்பட் கருத்துக்களே சேர்க்கை விதிகள் ஆகும். அவைகளானவை.

1. நிறை மாறா விதி
2. மாறா விகித விதி
3. பெருக்கல் விகித விதி
4. தலைகீழ் விகித விதி
5. கேலூசாக்கின் பருமன் இணைப்பு விதி

- இந்த ஐந்து விதிகளில், இரண்டு விதிகளைப் பற்றி ஏற்கனவே நீங்கள் அறிந்திருப்பீர்கள். மேலும் உள்ள மூன்று விதிகளைப் பற்றி இப்பாடப் பகுதியில் விளக்கமாகக் காண்போம்.

பெருக்கல் விகித விதி:

இந்த விதியானது 1804 ஆம் ஆண்டில் ஜான் டால்டன் என்பவரால் முன்மொழியப்பட்டது.

- இவ்விதியின் கூற்றுப்படி, A மற்றும் B என்ற இரண்டு தனிமங்கள் ஒன்றாகச் சேர்ந்து, ஒன்றுக்கும் மேற்பட்ட சேர்மங்களை உருவாக்கும் பொழுது A – ன் நிறையானது B – ன் நிறையோடு எளிய விகிதத்தில் சேர்ந்திருக்கும். இதனை விளக்குவதற்கு கீழ்க்கண்ட எடுத்துக்காட்டைக் காண்போம்.

- கார்பன், ஆக்சிஜன் உடன் இணைந்து கார்பன் மோனாக்சைடு (CO) மற்றும் கார்பன் டை ஆக்சைடு (CO_2) என்ற இரு ஆக்சைடுகளைத் தருகிறது.

- ஒரு குறிப்பிட்ட நிறையுள்ள கார்பனுடன், ஆக்சிஜன் இணைந்து உருவாகும் கார்பன் மோனாக்சைடு (CO) மற்றும் கார்பன் டை ஆக்சைடு (CO_2) ஆகியவற்றில் உள்ள ஆக்சிஜனின் நிறை விகிதம் 1 : 2.

சேர்மம்	கார்பனின் நிறை (கி)	ஆக்சிஜனின் நிறை (கி)	நிறை விகிதங்கள் C : O
CO	12	16	1: 2
CO_2	12	32	

- மேலும் ஒரு எடுத்துக்காட்டை எடுத்துக் கொள்வோம். சல்∴பர், ஆக்சிஜனுடன் வினை புரிந்து சல்∴பர் டை ஆக்சைடு மற்றும் சல்∴பர் ட்ரை ஆக்சைடை உருவாக்கும் SO_2 மற்றும் SO_3 ஆகியவற்றில் உள்ள ஆக்சிஜனின் நிலையான நிறை விகிதம் 2 : 3.

தலைகீழ் விகித விதி:

ஜெர்மியஸ் ரிச்சர் (1792) என்பவர் தலைகீழ் விகித விதியைப் பற்றிக் கூறினார்.

- இவ்விதியின் கூற்றுப்படி, “இரண்டு மாறுபட்ட தனிமங்கள் தனித்தனியே ஒரே நிறையுள்ள மூன்றாவது தனிமத்துடன் சேரும்போது, அவற்றின் நிறைகளின் விகிதம் சமமாகவோ அல்லது எளிய பெருக்கல் விகிதத்திலோ இருக்கும்”.

- கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ள மூன்று தனிமங்களான ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் மற்றும் கார்பனை கருத்தில் கொள்வோம்.

இங்கு, ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்சிஜன் ஒத்த நிறையுள்ள கார்பனுடன் வினைபுரிந்து மீத்தேன் (CH_4) மற்றும் கார்பன் டை ஆக்சைடைத் (CO_2) தருகிறது.

சேர்மங்கள்	இணையும் தனிமங்கள்		இணையும் நிறை	
CH_4	C	H	12	4
CO_2	C	O	12	3

- ஒரே நிறையுள்ள கார்பனுடன் இணையும் வெவ்வேறு நிறை அளவினைக் கொண்ட ஹைட்ரஜன் (4கி) மற்றும் ஆக்ஸிஜனின் (32கி) விகிதம் 4 : 32 (or) 1 : 8
- இதேபோல், ஹைட்ரஜன் ஆக்ஸிஜனும் இணைந்து நீரினை (H_2O) உருவாக்குகின்றன.
- ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்ஸிஜன் நிறைகளின் விகிதம் = 2 : 16 (or) 1:8

(1) மற்றும் (2) ஆகியவற்றின் விகிதங்கள் சமமாக உள்ளன. எனவே, தலைகீழ் விகித விதி நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது.

கேலூசாக்கின் பருமன் இணைப்பு விதி:

- வாயுக்கள் வினைபுரியும் போது, அவற்றின் பருமன்கள் அவ்வினையின் விளைபொருள்களின் பருமனுக்கு எளிய முழு எண் விகிதத்தில் இருக்கும் (வாயுக்கள் பருமன்கள் ஒரே வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தத்தில் அளவிடப்படும் பட்சத்தில்)
- அதாவது இரண்டு பருமன்கள் கொண்ட ஹைட்ரஜன், ஒரு பருமன் கொண்ட ஆக்சிஸஜன் உடன் வினைபுரிந்து இரண்டு பருமன்கள் கொண்ட நீராவியை உருவாக்குகின்றது. அதாவது, பருமனில் வாயு 2 : 1 : 2 என்ற முழு எண் விகித்தில் உள்ளது.

குவாண்டம் எண்கள்:

- அணுவில் உள்ள ஒவ்வொரு எலக்ட்ரானின் தனித்தன்மை அதன் நான்கு குவாண்டம் எண்களின் அடிப்படையிலேயே அமையும்.

குவாண்டம் எண்	**குறியீடு**	**அறிந்து கொள்ளுதல்**
முதன்மை குவாண்டம்	n	முதன்மை ஆற்றல்

எண்		மட்டம்
கோண உந்தக் குவாண்டம் எண்	l	துணைக் கூடு / ஆர்பிட்டல் வடிவம்
காந்த குவாண்டம் எண்	m	ஆர்பிட்டல் அமைவிடம்
சுழற்சி குவாண்டம் எண்	s	எலக்ட்ரான்களின் சுழற்சி

- நீங்கள் ஒரு கட்டிடத்தின் இடத்தைக் குறிக்கும் போது, எப்படி பட்டியலிடுவீர்கள்? அது எந்த நாட்டிலுள்ளது. எந்த மாநிலத்திலுள்ளது. எந்த நகரத்திலுள்ளது மற்றும் எந்த இருப்பிடம் மற்றும் தெரு இறுதியாக உங்கள் கதவு எண். அதைப் போலவே ஒரு அணுவிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் அமைவிடத்தையும் நாம் குறிக்கலாம்.

- அணுவின் உள்ளிருக்கும் அணு ஆர்ப்பிட்டல் மற்றும் எலக்டரான்களின் வடிவமைப்பு மற்றும் வேறுபாட்டைக் குறிக்கும் எண்கள் ''குவாண்டம் எண்கள்'' எனப்படும்.

நினைவில் கொள்க:

❖ ரூதர்போர்டின் ஆல்பா துகள்களின் சிதறல் சோதனை, அணுக்கரு கண்டுபிடிப்பிற்கு வித்திட்டது.

❖ ஜெ. சாட்விக் - உட்கருவில் நியூட்ரான்கள் உள்ளதைக் கண்டுபிடித்தார்.

❖ நிறை எண் என்பது புரோட்டான் மற்றும் நியூட்ரான்களின் மொத்த எண்ணிக்கையைக் குறிப்பதாகும்.

❖ வெளிப்புற ஆற்றல் மட்டத்தில் உள்ள எலக்ட்ரான்கள், இணைதிறன் எலக்ட்ரான்கள் எனப்படும்.

❖ அணுவின் இணையும் திறனானது இணைதிறன் எனப்படும்.

- ஒரே அணு எண் மற்றும் வெவ்வேறு நிறை எண்களைக் கொண்ட ஒரே தனிமத்தின் அணுக்கள் ஐசோடோப் எனப்படும்.

- ஒரே நிறை எண்ணையும், வெவ்வேறு அணு எண்ணையும் கொண்ட வெவ்வேறு தனிமத்தின் அணுக்கள் ஐசோபார் எனப்படும்.

- ஒரே எண்ணிக்கையில் நியூட்ரான்களையும் ஆனால் வெவ்வேறு அணு எண் மற்றும் நிறை எண் கொண்ட வெவ்வேறு தனிமத்தின் அணுக்கள் ஐசோடோன்கள் எனப்படுகின்றன.

10th அறிவியல்

அலகு – 6

அணுக்கரு இயற்பியல்

அறிமுகம்:

- மனித இனம் அணுவைப்பற்றி தெரிந்து கொள்ள அதிக ஆர்வமும், ஈடுபாடும் கொண்டிருந்திருக்கிறது. கி.மு. (பொ.ஆ.மு. 400 இல் கிரேக்கத் தத்துவ அறிஞர் டெமாகிரிட்டஸ் என்பவர் பருப்பொருள்கள் அனைத்தும் சிறிய பகுக்க இயலாத அலகும் எனக் கருதினார். இவை அணுக்கள் என அழைக்கப்பட்டன. அதாவது நம்மைச் சுற்றியுள்ள பொருள்கள் அனைத்தும் அணுக்களால் ஆனவை. பின்னர் 1803 இல் ஜான் டால்டன் என்பவர் தனிமங்கள் இயற்கையில் ஒரே மாதிரியான அணுக்களால் ஆனவை எனக் கருதினார். பிறகு J.J. தாம்சன் கேத்தோடு (எதிர்மின்) கதிர்கள் எனப்படும் எலக்ட்ரான்களை ஆய்வின் மூலம் கண்டறிந்தார். அதன் பின்னர் கோல்ட்ஸ்டீன், ஆனோடு (நேர்மின்) கதிர்களை கண்டறிந்தார். பின்னாளில் அதனை புரோட்டான்கள் என ரூதர்போர்டு பெயரிட்டு அழைத்தார். மின்சுமையற்ற நியூட்ரான்களை 1932 இல் ஜேம்ஸ் சாட்வின் என்பவர் கண்டறிந்தார். தற்போது ஃபோட்டான்கள், மீசான்கள், பாசிட்ரான்கள் மற்றும் நியூட்ரினோ துகள்கள் போன்ற அடிப்படைத் துகள்கள் அதிக அளவில் கண்டறியப்பட்டுள்ளன. 1911 இல் பிரிட்டிஷ் அறிவியல் அறிஞர் எர்னஸ்ட் ரூதர்போர்டு, அணுவின் நிறையானது அதன் மையத்தில் செறிந்து காணப்படுகிறது என்று விளக்கினார். இது அணக்கரு (உட்கரு) என்றழைக்கப்படுகிறது. அணுவின் அமைப்பினைப் பற்றி நீங்கள் முந்தைய வகுப்புகளில் பயின்றுள்ளீர்கள்.

கதிரியக்கம்:

கதிரியக்கக் கண்டுபிடிப்பு:

- பிரஞ்சு இயற்பியலாளர் ஹென்றிபெக்கொரல் 1896 இல் ஆய்வுப் பணிகளை முடித்து, வாரத்தின் இறுதியில் யுரேனியம் கலந்த கூட்டுப்பொருள்களை மேசையில் விட்டுச்சென்றார். அதே மேசையில் பதிவு செய்யப்படாத ஒளிப்படத் தகட்டினையும் விட்டுச் சென்றிருந்தார். ஒரு வாரத்திற்குப் பிறகு வந்த போது மேசையிலிருந்த ஒளிப்படத்தகடு கதிரியக்கத்தால் பாதிக்கப்பட்டிருப்பதைக் கண்டறிந்தார். இதைப் போலவே யுரேனியத்திற்கு அருகில் ஒளிப்படத் தகடு வைக்கப்படும் போதெல்லாம் ஒளிப்படத்தகடு பாதிக்கப்படுவதைக் கண்டார். யுரேனியம் ஒளிப்படத்தகட்டினைப் பாதிக்கும் அளவிற்கு சில கதிர்களை வெளியிடுகிறது என்பதனை உணர்ந்தார். இந்நிகழ்வு “கதிரியக்கம்“ என அழைக்கப்படுகிறது. அதன் பிறகு யுரேனியம் கதரியக்கத் தனிமமாக அடையாளப்படுத்தப்பட்டது.

- இரண்டாண்டுகளுக்குப் பிறகு, போலந்து நாட்டு இயற்பியலாளர் மேரி கியூரி மற்றும் அவருடைய கணவர் பியரி கியூரியுடன் இணைந்து, பிட்சி பிளண்ட் எனப்படும் கருமை நிற சிறிய கதிரியக்கக் கனிமத்தாதுவிலிருந்து கதிரியக்கம் வருவதைக் கண்டறிந்தனர். ஆனால் அதனை யுரேனியத்தின்

தாதுவெனக் கருதியதால் இருகுறித்து அவர்கள் வியப்படையவில்லை. இதிலிருந்து வெளியாகும் கதிர்கள் தூய்மையான யுரேனியத்திலிருந்து வரும் கதிர்களைவிட அதிக செறிவுடன் இருப்பதை அறிந்தனர். இருப்பினும் பிட்ச் பிளண்ட் எனப்படும் கதிரியக்கத் தாதுவானது யுரேனியத்தைவிட குறைந்த செறிவுடையது என்பதனை உணர்ந்தனர். ஏதோ வேறு சிலப் பொருள்கள் இத்தாதுவில் இருப்பதாக முடிவு செய்தனர். அவற்றைப் பிரித்தெடுக்கும் போது அதில் தெரிந்திராத வேதிப்பண்புகள் கொண்ட புதிய பொருள் இருப்பதைக் கண்டுபிடித்தனர். யுரேனியத்தைப் போன்றே இப்புதிய பெருளும் கதிரியக்கத்தை வெளியிடுகிறது. இப்புதிய பொருளுக்கு "ரேடியம்" எனப் பெயரிட்டு அழைத்தனர். இந்தக் கதிரியக்கத் தனிமங்கள் செறிவுமிகுந்த கதிர்களான ஆல்பா, பீட்டா மற்றும் காமாக் கதிர்களை வெளிவிடுகின்றன.

கதிரியக்கத்தின் வரையறை:

- சில தனிமங்களின் உட்கருக்கள் நிலையற்றவையாக உள்ளன. இந்த உட்கருக்கள் சிதைவடைந்து சற்று அதிக நிலைப்புத்தன்மையுடைய உட்கருக்களாக மாறுகின்றன. இந்நிகழ்வே "கதிரியக்கம்" என அழைக்கப்படுகிறது. அதாவது சில தனிமங்களின் அணுக்கருக்கள் சிதைவடைந்து ஆல்பா, பீட்டா மற்றும் காமாக் கதிர்களை வெளிவிடும் நிகழ்வைக் "கதிரிய்கம்" எனவும் இந்நிகழ்விற்கு உட்படும் தனிமங்கள் அனைத்தும் "கதிரியக்கத் தனிமங்கள் எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன.

இயற்கைக் கதிரியக்கம்:

- யுரேனியம் மற்றும் ரேடியம் போன்ற சில தனிமங்கள் கதிரியக்கத்திற்கு உட்பட்டு எவ்வித மனிதக் குறுக்கீடுகளுமின்றி கதிர்வீச்சுகளை வெளியிடுகின்றன. சில தனிமங்கள் புறத்தூண்டுதலின்றி தன்னிச்சையாக கதிர்வீச்சுகளை வெளியிடுகின்றன. இதனை இயற்கைக் கதிரியக்கம் என்று அழைக்கிறோம்.

- அணு எண் 83 ஐ விட அதிகமாக உள்ள தனிமங்கள் தன்னிச்சையாக கதிரியக்கங்களை வெளியிடும் திறன் பெற்றவை. எ.கா. யுரேனியம், ரேடியம், இன்னும் பிற. அணு எண் 83 ஐ விட குறைவாக உள்ள இரண்டு தனிமங்களே இதுவரையில் கதிரியக்கத் தன்மை வாய்ந்தவை என அடையாளம் காணப்பட்டுள்ளது. அவை டெக்னிட்டியம் மற்றும் புரோமித்தியம், இந்த தனிமங்களின் அணு எண்கள் முறையே 43 மற்றும் 61 ஆகும்.

இதுவரையில் 29 கதிரியக்கப் பொருள்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளன. அவற்றில் பெரும் பாலானவை பூமியில் உள்ள அருமண் உலோகங்களாகவும் (Rare earth metals) இடைநிலை உலோகங்களாகவும் உள்ளன.

செயற்கைக் கதிரியக்கம் அல்லது தூண்டப்பட்ட கதிரியக்கம்:

- செயற்கையாக அல்லது தூண்டப்பட்ட முறையில் சில இலேசான தனிமங்களை கதிரியக்கத் தனிமங்களாக மாற்றும் முறைக்கு “செயற்கைக் கதிரியக்கம்“ என்று பெயர். இதனை மனிதர்கள் மூலம் உருவாக்கும் கதிரியக்கம் எனவும் கூறலாம்.

- 1934 இல் இம்மாதிரியான கதிரியக்கத்தினை ஐரின் கியூரி மற்றும் F. ஜோலியட் ஆகியோர் கண்டறிந்தனர். போரான், அலுமினியம் போன்ற சில இலேசான தனிமங்களின் உட்கருக்களை ஆல்பாத்துகளைக் கொண்டு மோதும்போது அவை தூண்டப்பட்டு செயற்கைக் கதிரியக்கத்தை வெளியிடுகின்றன. இக்கதிரியக்கத்தில் கட்புலனாகாத கதிர்வீச்சுகளும், அடிப்படைத்துகள்களும் வெளியாகின்றன. கதிரியக்கச் சிதைவின் போது, கதிரியக்கச் சிதைவிற்கு உட்படும் உட்கரு “தாய் உட்கரு“ என்றும் சிதைவிற்கு பிறகு உருவாகும் உட்கரு சேய் உட்கரு“ என்றும் அழைக்கப்படுகிறது. செற்கைக் கதிரியக்கத்தைத் தூண்டப் பயன்படும் துகள் “எறிதுகள்“ அல்லது எறிபொருள் என்றும் சிதைவிற்குப் பிறகு உருவாகும் துகள் ”விடுதுகள்“ என்றும் பெயரிடப்பட்டுள்ளது. எறிதுகள், நிலையற்ற தாய் உட்கருவினில் மோதும்போது தன்னிச்சையாக விடுதுகளை வெளியேற்றி சேய் உட்கருவாக மாறுகிறது.

இயற்கைக் கதிரியக்கம் மற்றும் செற்கைக் கதிரியக்கம் ஒப்பீடு.

வ.எண்	இயற்கைக் கதிரியக்கம்	செயற்கைக் கதிரியக்கம்
1.	இது அணுக்கருவின் தன்னிச்சையான சிதைவு	இது அணுக்கருவின் தூண்டப்பட்ட சிதைவு நிகழ்வாகும்
2.	ஆல்பா, பீட்டா மற்றும் காமாக் கதிர்கள் உமிழப்படுகின்றன.	பெரும்பாலும் அடிப்படை துகள்களான நியூட்ரான், பாசிட்ரான் போன்ற துகள்கள் உமிழப்படுகின்றன.
3.	இது தன்னிச்சையான நிகழ்வு	இது தூண்டப்பட்ட நிகழ்வு
4.	இவை பொதுவாக 83 ஐ விட அதிக அணு எண் கொண்ட தனிமங்களில் நடைபெறுகிறது	இவை பொதுவாக 83 ஐ விட குறைவாக அணு எண் கொண்ட தனிமங்களில் நடைபெறுகிறது
5.	இதனைக் கட்டுப்படுத்த முடியாது	இதனைக் கட்டுப்படுத்த முடியும்

- x மற்றும் y என்பது முறையே தாய் மற்றும் சேய் உட்கரு எனக் குறிப்பிடப்பட்டால், அணுக்கரு சிதைவு கீழ்க்கண்டவாறு குறிப்பிடப்படுகிறது. × (எ, வி) y எ மற்றும் வி என்பது எறிதுகள் மற்றும் விடுதுகள் எனக் குறிப்பிடப்படுகிறது.

எடுத்துக்காட்டாக:

$$_4Be^9 + {}_2He^4 \rightarrow {}_6C^{13*}$$

$$_6C^{13*} \rightarrow {}_6C^{12} + {}_0n^1$$

- மேற்கண்ட அணுக்கருவினையில் $_6C^{13*}$ என்பது நிலைப்புத் தன்மையற்றது. கதிரியக்கத் தன்மையுடையது. இவ்வினை $_4Be^9$ (α,n) $_6C^{12}$ எனக் குறிப்பிடப்படுகிறது.

$$_4Be^9 + {}_2He^4 \rightarrow {}_6C^{12} + {}_0n^1$$

கதிரியக்கத்தின் அலகு

கியூரி: இது கதிரியக்கத்தின் தொன்மையான அலகாகும். ஒரு கதிரியக்கப்பொருளிலிருந்து ஒரு வினாடியில் 3.7×10^{10} என்ற அளவில் சிதைவுகள் ஏற்பட்டால், அது ஒரு கியூரி எனப்படும். இது தோராயமாக 1 கிராம் ரேடியம் 226 ஏற்படுத்தும் சிதைவிற்குச் சமமாகும்.

- 1 கியூரி = ஒரு வினாடி நேரத்தில் 3.7×10^{10} சிதைவுகளைத் தரும் கிரியக்கத் தனிமத்தின் அளவு ரூதர்.ஃபோர்டு (Rd): இது கதிரியக்கத்தின் மற்றுமோர் அலகாகும். கதிரியக்கப் பொருளானது ஒரு வினாடியில் வெளியிடப்படும் கதிரியக்கச் சிதைவின் அளவு 10^6 எனில் அது ஒரு ரூதர்போர்டு என வரையறுக்கப்படுகிறது.

ஒரு ரூதர்.ஃபோர்டு (Rd) = ஒரு வினாடி நேரத்தில் 10^6 சிதைவுகளைத் தரும் கதிரியக்கத் தனிமத்தின் அளவு

- பெக்கொரல் (Bq) : கதிரியக்கத்தின் பன்னாட்டு (SI) அலகு பெக்கொரல் ஆகும். இது ஒரு வினாடியில் வெளியிடப்படும் கதிரியக்கச் சிதைவின் அளவு ஒரு பெக்கொரல் என வரையறுக்கப்படுகிறது.

- ராண்ட்ஜன்: ராண்ட்ஜன் என்பது காமா (γ) மற்றும் X கதிர்களால் வெளியிடப்படும் கதிரியக்கத்தின் மற்றுமோர் அலகு, ஒரு ராண்ட்ஜன் என்பது நிலையான அழுத்தம், வெப்பநிலை மற்றும் ஈரப்பத நிலையில் 1

கிலோகிராம் காற்றில் கதிரியக்கப் பொருளானது 2.58×10^{-4} கூலும் மின்னூட்டங்களை உருவாக்கும் அளவாகும்.

ஆல்பா, பீட்டா மற்றும் காமாக் கதிர்கள்:

- கதிரியக்கத்திற்கு உட்படும் கதிரியக்க உட்கரு செறிவுமிகு அல்லது அபாயகரமான கதிர்களை உமிழ்கின்றன. வழக்கமாக அவை மூன்று கதிரியக்கத் துகள்களாகத் தரப்பட்டுள்ளன. அவை ஆல்பா (α) பீட்டா (ß) மற்றும் காமா (γ) கதிர்களாகும்.

யுரேனஸ் கோள் பெயரிட்டப் பிறகு அதனைக் கருத்தில் கொண்டு, பிட்ச் பிளண்ட என்ற கதிரியக்கக் கனிமத் தாதுகளிலிருந்து யுரேனியத்தை ஜெர்மன் (வேதியியலாளர் மார்ட்டின் கிலாபிராத் கண்டறிந்தார்.

ஆல்பா, பீட்டா மற்றும் காமாக் கதிர்களின் பண்புகள்:

- ஒரு தாய் உட்கருவானது சிதைவடைந்து அதன் நிறை எண்ணில் நான்கும் அணு எண்ணில் இரண்டும் குறைந்து புதிய சேய் உட்கரு உருவாகும் என்பதனை விளக்குகிறது.

ஆல்பா, பீட்டா, காமா கதிர்களின் பண்புகள்:

பண்புகள்	ஆல்பா (α) கதிர்கள்	பீட்டா (ß) கதிர்கள்	காமா (γ) கதிர்கள்
தன்மை	இரண்டு புரோட்டான்கள் மற்றும் இரண்டு நியூட்ரான்கள் கொண்ட ஹீலியம் அணுவின் உட்கரு $({}_2He^4)$ ஆகும்	இவை அனைத்து அணுக்களிலும் காணப்படும் அடிப்படைத் துகள்களான எலக்ட்ரான்கள் ஆகும் $({}_{-1}e^0)$	இவை ∴போட்டான்கள் எனப்படும் மின்காந்த அலைகளாகும்
மின்சுமை			
அயனியாக்கும் திறன்	ஆல்பாத்துகளின் அயனியாக்கும் திறன் பீட்டாத் துகள்களை விட 100 மடங்கும்,	மிகவும் குறைவு	குறைந்த அயனியாக்கும் திறன் பெற்றவை

	காமாத் துகள்களை விட 10,000 மடங்கும் அதிகம்		
ஊடுருவும் திறன்	மிகவும் குறைந்த ஊடுருவும் திறன் உடையது (அதாவது தடிமனான தாளைக் கொண்டு இவற்றைத் தடுத்து விட முடியும்)	ஆல்பாக் கதிர்களை விட அதிக ஊடுருவும் திறன் கொண்டவை (மெல்லிய தகட்டின் வழியே இவை ஊடுருவிச் செல்லும்)	பீட்டாக் கதிர்களை விட மிக அதிக ஊடுருவும் திறன் கொண்டவை (தடிமனான உலோகங்களின் வழியே ஊடுருவிச் செல்லும்)
மின் மற்றும் காந்தப் புலங்களால் ஏற்படும் விளைவு	மின் மற்றும் காந்த புலங்களால் விலக்கமடையும் (∴ப்ளமிங் இடக்கை விதிப்படி)	மின் மற்றும் காந்த புலங்களால் விலக்கமடையும். ஆனால் ஆல்பாத் துகள்கள் விலகலடையும் திசைக்கு எதிரான திசையில் விலகலடையும் (∴ப்ளமிங் இடக்கை விதிப்படி)	மின் மற்றும் காந்தப் புலங்களால் விலகலடையாது
திசைவேகம்	ஒளியின் திசை வேகத்தில் 1/10 முதல் 1/20 மடங்கு வரையிலான திசைவேகத்தில் செல்லும்	ஒளியின் திசை வேகத்தில் 9/10 மடங்கு திசை வேகத்தில் செல்லும்	ஒளியின் திசை வேகத்தில் செல்லும்

கதிரியக்க இடம் பெயர்வு விதி:

α மற்றும் ß சிதைவின் போது சேய் உட்கரு உருவாகும் என்பதனைக் கதிரியக்க இடம்பெயர்வு விதியின் மூலம் 1913 இல் சாடி மற்றும் ஃபஜன் விளக்கினர். கதிரியக்கச் சிதைவு விதி கீழ்க்கண்டவாறு கூறப்படுகிறது.

- கதிரியக்கத் தனிமம் ஒன்று ஒரு α-துகளை உமிழும் போது அதன் நிறை எண்ணில் நான்கும், அணு எண்ணில் இரண்டும் என்ற அளவில் குறைந்து புதிய சேய் உட்கரு உருவாகும்.

- கதிரியக்கத் தனிமம் ஒன்று ß-துகளை உமிழும்போது அதன் நிறை எண்ணில் மாறாமலும், அணு எண்ணில் ஒன்று அதிகரித்தும் புதிய சேய் உட்கரு உருவாகும்.

α - சிதைவு

- அணுக்கரு வினையின் போது நிலையற்ற தாய் உட்கருவானது α துகளை உமிழ்ந்து நிலைப்புத் தன்மையுள்ள சேய் உட்கருவாக மாறுவது α- சிதைவு என்றழைக்கப்படுகிறது.

எடுத்துக்காட்டு யுரேனியம் 238 (U^{238}) சிதைவடைந்து, α துகளை உமிழ்ந்து, தோரியம் - 234 (Th^{234}) ஆகு மாறுகிறது.

$${}_{92}U^{238} \rightarrow {}_{90}{}^{Th234} + {}_{2}He^{4} \quad (\alpha\text{-சிதைவு})$$

- ஒரு தாய் உட்கருவானது α சிதைவடைந்து அதன் நிறை எண்ணில் நான்கும் அணு எண்ணில் இரண்டு குறைந்து புதிய சேய் உட்கரு உருவாகும் என்பதனை விளக்குகிறது.

ß - சிதைவு:

- அணுக்கரு வினையின் போது நிலையற்ற தாய் உட்கருவானது துகளை உமிழ்ந்து நிலைப்புத் தன்மையுள்ள சேய் உட்கருவாக மாறுவது சிதைவு என்றழைக்கப்படுகிறது.

எடுத்துக்காட்டு பாஸ்பரஸின் ß- சிதைவு

$${}_{15}P^{32} \rightarrow {}_{16}S^{32} + {}_{-1}e^{0} \quad (\text{ß- சிதைவு})$$

- ß- சிதைவின் போது நிறை எண்ணில் எவ்வித மாறுபாடு இல்லாமல், அணு எண்ணில் ஒன்று அதிகரிக்கும்.

குறிப்பு: அணுக்கரு வினையில் தோன்றும் புதிய தனிமத்தின் உட்கருவானது நிறை எண்ணால் அல்லாமல் அணு எண்ணால் அறியப்படுகிறது.

γ – காமாச் சிதைவு:

- காமாச் சிதைவின் போது உட்கருவின் ”ஆற்றல் மட்டம் “மட்டுமே மாற்றம் அடைகிறது. அதன் அணுவின் மற்றும் நிறை எண்ணில் மாற்றம் ஏதுமில்லாமல் அதே அளவில் இருக்கும்.

அணுக்கருப்பிளவு:

வரையறை:

- யுரேனியம் உட்கருவினை நியூட்ரான் கொண்டு தாக்கும் போது ஒப்பீட்டளவில் சமமான நிறை கொண்ட இரண்டு சிறு உட்கருக்களாகப் பிளவுற்று, சில நியூட்ரான்களையும் ஆற்றலையும் ளெிப்படுத்துகிறது என்பதனை 1939 இல் ஜெர்மன் அறிவியல் அறிஞர்கள் ஆட்டோஹான் மற்றும் F ஸ்ட்ராஸ்மன் கண்டறிந்தனர்.

- கனமான அணுவின் உட்கரு, பிளவுற்று இரண்டு சிறு உட்கருக்களாக மாறும் போது அதிக ஆற்றலுடன் நியூட்ரான்கள் வெளியேற்றப்படும் நிகழ்வு “அணுக்கருப் பிளவு“ என்றழைக்கப்படுகிறது.

எடுத்துக்காட்டு

யுரேனியம் 235 (U^{235}) இன் அணுக்கரு பிளவு

ஒவ்வொரு பிளவிற்கும் 3.2×10^{-11} Jஅளவுடைய சராசரி ஆற்றல் வெளியாகிறது. அணுக்கருப் பிளவினைப் விளக்குகிறது.

பிளவுக்குட்படும் பொருள்கள்:

❖ கதிரியக்கப் பொருள் ஒன்று நியூட்ரான்களை உட்கவர்ந்து நிலைநிறுத்தப்பட்ட பிளவுகளை ஏற்படுத்துமானால் அப்பொருள் பிளவுக்குட்படும் பொருள் எனப்படும். எடுத்துக்காட்டு: யுரேனியம் 235 (U^{235}) புளுட்டோனியம் 239 மற்றும் புளுட்டோனியம் 241 (Pu^{239} மற்றும் PU^{241})

❖ யுரேனியத்தின் எல்லா ஐசோடோப்புகளும், நியூட்ரான்களை உட்கவர்ந்து, பிளவுக்குட்படுவதில்லை. எடுத்துக்காட்டாக, இயற்கையில், 99.28% யுரேனியம் 238 தனிமமும், மீதமுள்ள 0.72% யுரேனியம் 235 தனிமமும் கிடைக்கிறது. இவற்றில் யுரேனியம் 238 பிளவுக்குட்படுவதில்லை. அதே வேளையில் யுரேனியம் 235 பிளவுக்குட்படும் பொருளாகும்.

❖ பிளவுக்குட்படாத சில கதிரியக்கத் தனிமங்களை நியூட்ரான்களை உட்கவரச் செய்வதன் மூலம் பிளவுக்குட்படும் பொருள்களாக மாற்றமுடியும். இவை வளமிக்க பொருள்கள் (வளமைப் பொருள்கள்) என்றழைக்கப்படுகின்றன.

❖ எடுத்துக்காட்டு: யுரேனியம் 238, தோரியம் 232, புளுட்டோனியம் 240

தொடர்வினை:

- யுரேனியம் (U-235) அணுக்கருவினை நியூட்ரான் கொண்டு தாக்கும் போது பிளவுக்குட்பட்டு மூன்று நியூட்ரான்கள் வெளியேற்றப்படுகின்றன. இந்த மூன்று நியூட்ரான்களும் அடுத்து வரும் மூன்று யுரேனியம் உட்கரு பிளவிற்குக் காரணமாக அமைந்து ஒன்பது நியூட்ரான்களைத் தருகின்றன. இந்த ஒன்பது நியூட்ரான்களும் மீண்டும் அடுத்த 27 நியூட்ரான்கள் உருவாகக் காரணமாகின்றன. இதேபோல் இந்நிகழ்வு தொடர்ந்து நடைபெறுகிறது. எனவே இது "தொடர்வினை" என்றழைக்கப்படுகிறது. தொடர்வினையில் தன்பரவுதல் நிகழ்வின் மூலம் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை பெருக்குத் தொடர்வரிசையில் மிகவேகமாக பெருக்கமடைகின்றது.

தொடர்வினையினை கட்டுப்பாடான தொடர் வினை மற்றும் கட்டுப்பாடற்ற தொடர்வினை என இரண்டு வகைகளாகப் பிரிக்கலாம்.

கட்டுப்பாடான தொடர்வினை:

- கட்டுப்பாடான தொடர்வினையில் வெளிவரும் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை ஒன்று என்ற அளவில் பராமரிக்கப்படுகிறது. அதாவது, உட்கவரும் பொருட்களைக் கொண்டு வெளிவரும் நியூட்ரான்களில் ஒரே ஒரு நியூட்ரானை மட்டும் தொடர்வினைக்கு அனுமதித்த, மற்ற நியூட்ரான்கள் உட்கவரப்படுகின்றன. ஆகையால் இவ்வினையானது கட்டுப்பாடான வினையாக தொடர்கிறது. இத்தொடர்வினையின் மூலம் வெளியேற்றப்படும் ஆற்றல் ஆக்கபூர்வமான முறையில் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. அணுக்கரு உலையில் முழுவதும் நிலைநிறுத்தப்பட்ட, கட்டுப்படுத்தப்பட்ட ஆற்றலை உருவாக்க கட்டுப்பாடான தொடர்வினையே பயன்படுத்தப்படுகிறது.

கட்டுப்பாடற்ற தொடர்வினை:

- இவ்வகை தொடர்வினையில் எண்ணற்ற நியூட்ரான்கள் பெருக்கமும், அதன் காரணமாகப் பிளவும் அதிகமான பிளவுப் பொருள்களும் உருவாகின்றன. இதன் முடிவில் ஒரு வினாடிக்குள் அதிகமான ஆற்றல் வெளியேறுகின்றது. இவ்வகை தொடர்வினையைப் பயன்படுத்தி அணு குண்டு வெடித்தல் நிகழ்த்தப்படுகிறது. கட்டுபாடற்ற தொடர்வினையினை குறிக்கிறது.

மாறுநிலை நிறை

- அணுக்கரு பிளவின்போது 2 அல்லது 3 நியூட்ரான்கள் வெளியாகின்றன. ஆனால் எல்லா நியூட்ரான்களும் அடுத்தடுத்த பிளவினை உண்டாக்கும் என்பதனை உறுதியாகக் கூற இயலாது. சில நியூட்ரான்கள் பிளவு அமைப்பிலிருந்து வெளியேறுகின்றன. இதனை நியூட்ரான் கசிவு எனலாம். மேலும் சில நியூட்ரான்களை பிளவுக்கு உட்படாதப் பொருள்கள் உடகவர்கின்றன.

- இவ்விரு காரணிகளால் நியூட்ரான் இழப்பு ஏற்படுகிறது. தொடர்வினை நிகழ்வதற்கு அணுக்கரு பிளவு மூலம் உருவாகும் நியூட்ரான்களின் உற்பத்தி, இழப்பை விட அதிகமாக இருக்க வேண்டும். அவ்வாறு நிகழ, பிளவுக்கு உட்படும் பொருளின் நிறையானது, ஒரு குறிப்பிட்ட நிறை மதிப்பிற்குச் சமமாக இருக்க வேண்டும். இந்நிறை மாறுநிலை நிறை எனப்படுகிறது.

- தொடர்வினையைத் தொடர்ந்து நிலை நிறுத்துவதற்குத் தேவையான பிளவுப் பொருள்களின் குறைந்த அளவு நிறையை "மாறுநிலை நிறை" என அழைக்கலாம். இது அதன் சூழல், அடர்த்தி மற்றும் பிளவுக்குட்படும் பொருளின் அளவு ஆகியவற்றைச் சார்ந்தது.

- மாறுநிலைநிறையை விடப் பிளவுப் பொருள்களின் நிறை குறைவாக இருந்தால் அதனை குறைமாறுநிலை நிறை (Subcritical Mass) எனலாம். மாறுநிலை நிறையை விடப் பிளவுப் பொருள்களின் நிறை அதிகமாக இருந்தால் அதனை மிகை மாறுநிலை நிறை அல்லது மீமாறுநிலை நிறை (Supercitical Mass) என அழைக்கலாம்.

அணு குண்டு:

- கட்டுப்பாடற்ற தொடர்வினை" என்ற தத்துவத்தின் அடிப்படையில் அணு குண்டு செயல்படுகிறது. கட்டுப்பாடற்ற தொடர்வினையில் வெளிவரும் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும், அணுக்கருப்பிளவு வினையும், பெருக்குத்தொடர் முறையில் (GP) கட்டுக்கடங்காமல் பெருகுகின்றன. மிகக் குறுகிய காலத்தில் அதிக ஆற்றலுடன் கூடிய பெரு வெடிப்பு நிகழ்கிறது.

அமைப்பு:

- அணுகுண்டில் குறைமாறுநிலை நிறை கொண்ட பிளவுக்கு உட்படும் பொருளின் ஒரு சிறுபகுதி வைக்கப்பட்டுள்ளது. இந்த சிறுபகுதியானது உருளை வடிவ வெற்றிடத்தைக் கொண்டுள்ளது. வெற்றிடத்திற்குப் பொருந்தும் வகையில், உருளை வடிவப் பிளவுக்குட்படும் பொருள் ஒன்று வைக்கப்படுகிறது. இதன் நிறை, மாறுநிலை நிறையைவிடக் குறைவாக இருக்க வேண்டும். அணு குண்டு வெடிப்பிற்காக இந்த உருளையானது வெற்றிடத்திற்குள்ளே ஊடுருவச் செய்யப்படுகிறது. இவ்விரு பகுதிகளும்

ஒன்றாகச் சேர்ந்து மீமாறுநிலை நிறையை (supercritical mass) அடைந்தவுடன் அணுகுண்டு வெடிப்பு நிகழ்கிறது. இதனைப் காட்டுகிறது.

- அணுகுண்டு வெடிப்பு நிகழ்வின் போது மிக அதிக அளவு ஆற்றலுடன் வெப்பமும் ஒளியும், கதிரியக்கமும் வெளியாகின்றன. மிகக்குறுகிய வினாடிகளுக்குள் கட்டுக்கடங்காத அழுத்தமும், வெப்பமும் மிக அதிக அளவில் உயர்கிறது. அனைத்து வித உயிரிகளுக்கும் தீஙகிழைக்கக்கூடிய காமாக் கதிர்களைப் போன்ற கதிர்வீச்சுகளும் இத்துடன் வெளியாகின்றன. 1945 இல் இரண்டாம் உலகப்போரின் போது ஜப்பானில் உள்ள ஹிரோஷிமா மற்றும் நாகசாகி பகுதிகளில் இவ்வகையான அணுகுண்டுகள் வீசப்பட்டன.

எலக்ட்ரான் வோல்ட்

அணுக்கரு இயற்பியலில் சிறிய துகள்களின் ஆற்றலை அளவிடும் அலகு எலக்ட்ரான் வோல்ட் (eV) ஆகும். அதாவது ஒரு வோல்ட் மின்னழுத்தத்தினைப் பயன்படுத்தி முடுக்குவிக்கப்படும் ஓர் எல்கட்ரானின் ஆற்றலாகும்.

$1eV = 1.602 \times 10^{-19}$ ஜீல்

1 மில்லியன் எலக்ட்ரான் வோல்ட் = 1 MeV = 10^6 eV M(மெகா எலக்ட்ரான் வோல்ட்)

அணுக்கரு பிளவின் மூலம் வெளியேற்றப்படும் சராசரி ஆற்றல் 200 meV

அணுக்கரு இணைவு:

- கனமான அணுக்கரு பிளவுற்று இரண்டு சிறிய அணுக்கருகளாக பிளவுறும் போது ஆற்றல் வெளியாகிறது என்பதனைப் பயின்றுள்ளீர்கள் அல்லவா? இதனைப் போன்றே இரு இலேசான உட்கருக்கள் இணைந்து கனமான உட்கரு உருவாகும் போதும் ஆற்றல் வெளியாகிறது. இந்த நிகழ்வினை "அணுக்கரு இணைவு" எனலாம்.

வரையறை:

- மிக இலேசான இரு அணு உட்கருக்கள் இணைந்து கனமான அணுக் கருவினை உருவாக்கும் நிகழ்வு "அணுக்கரு இணைவு" எனலாம்.

எடுத்துக்காட்டு ${}_1H^2 + {}_1H^2 \rightarrow {}_2He^4 + Q$ **(ஆற்றல்)**

${}_1H^2$ என்பது ஹைட்ரஜனின் ஐசோடோப்பான டியூட்ரியத்தைக் குறிக்கிறது. ஒவ்வொரு அணுக்கரு இணைவின் போதும் வெளியாகும் சராசரி ஆற்றல் 3.814×10^{-12} J குறிக்கின்றது.

- அணுக்கருவினையின் போது (இணைவு மற்றும் பிளவு) உருவாகும் சேய் உட்கருவின் நிறையானது இரண்டு தாய் உட்கருக்களின் நிறைகளின் கூடுதலை விடக் குறைவாக இருக்கும். தாய் உட்கருவின் நிறைக்கும், சேய் உட்கருவின் நிறைக்கும் இடையே உள்ள நிறைவேறுபாடு நிறைவழு என அழைக்கப்படுகிறது. இந்த நிறைவேறுபடானது ஆற்றலாக (நிறை ஆற்றல் சமன்பாடு) மாற்றமடைகிறது. இந்தக்கருத்தினை 1905 இல், நிறை ஆற்றல் சமன்பாடு மூலமாக ஐன்ஸ்டீன் முன்மொழிந்தார். அதாவது நிறை ஆற்றலாகவும், ஆற்றல் நிறையாகவும் மாறும் என்பதனை நிறை ஆற்றல் சமன்பாடு வலியுறுத்துகிறது. நிறை ஆற்றல் சமன்பாட்டிற்கான தொடர்பு $E = mc^2$. இதில் உ என்பது ஒளியின் திசைவேகம் ஆகும். வெற்றிடத்தில் இதன் மதிப்பு 3×10^8 மீவி$^{-1}$

இரண்டாவது உலகப் போரின்போது ஹிரோஷிமா நகரத்தில் வீசப்பட்ட அணுகுண்டின் பெயர் "Littel boy" இது யுரேனியத்தை உள்ளகமாகக் கொண்ட துப்பாக்கியை ஒத்த அணுகுண்டாகும். அதனைத் தொடர்ந்து நாகசாகியில் வீசப்பட்ட அணுகுண்டானது 'Fat man' என அழைக்கப்படுகிறது. இதில் வெடிக்கப்பட்ட அணுகுண்டு புளூட்டோனியத்தை உள்ளகமாகக் கொண்டதாகும்.

அணுக்கரு இணைவிற்கான நிபந்தனைகள்:

- பூமியைச் சுற்றியுள்ள வளிமண்டலத்தில் மிகக் குறைந்த அளவு ஹைட்ரஜன் உள்ளது. சாதாரண வெப்பம் மற்றும் அழுத்தத்தில் அணுக்கரு இணைவு நடைபெற்றால் வளிமண்டலத்தில் ஹைட்ரஜன் வெடிப்பு நிகழ்ந்திருக்கக்கூடும் அல்லவா? ஆனால் அதுபோன்று நிகழவில்லையே ஏன்? என்பதனை உங்களால் விளக்கமுடியுமா?

- அணுக்கரு இணைவானது கீழ்க்கண்ட நிபந்தனைக்குட்பட்டே நிகழக்கூடும் என்பதே இதற்கான விடை ஆகும்.

- 10^7 முதல் 10^9K என்ற மிக உயர்ந்த வெப்பநிலையிலும், உயர் அழுத்தத்திலும் மட்டுமெ அணுக்கரு இணைவு நடைபெறும். அதாவது இந்நிலையில் ஹைட்ரஜன் அணுவின் உட்கருக்கள் ஒன்றோடு ஒன்று அருகருகே சென்று அணுக்கரு இணைவு நடைபெறும். அதனால் இதனை வெப்ப அணுக்கரு இணைவு“ என்றழைக்கின்றோம்.

இலேசான இரண்டு அணுவின் உட்கருக்கள் இணைவதே அணுக்கரு இணைவு எனப்படும். இதில் உள்ள இரண்டு அணுக்கருக்களும் நேர்மின் சுமைக் கொண்டிருப்பதால் நிலைமின்னியல் கவர்ச்சி விசையின் காரணமாக அவை அருகருகே வரும்போது ஒத்த மின்னூட்டத்திற்கான விலக்குவிசை ஏற்படும்.

உயர் வெப்பநிலையின் (அதாவது 10^7 முதல் 10^9 K என்ற அளவில் மட்டுமே) காரணமாக உருவாகும் அணுக்கருவின் இயக்க ஆற்றலால் இந்த விலக்கு விசையானது தவிர்க்கப்படுகிறது.

விண்மீன் ஆற்றல்:

- சூரியனைப் போன்ற விண்மீன்கள், அதிக அளவு ஆற்றலை ஒளி மற்றும் வெப்ப வடிவில் உமிழ்கின்றன. இந்த ஆற்றலானது விண்மீன் ஆற்றல் எனப்படும். அதிக அளவு ஆற்றலானது எங்கிருந்து வெளியாகிறது?

- அனைத்து விண்மீன்களும் அதிக அளவில் ஹைட்ரஜனை தன்னகத்தேக் கொண்டுள்ளன. விண்மீன்களின் புறப்பரப்ப வெப்பநிலை மிக அதிகம். இந்த வெப்பநிலை ஹைட்ரஜனின் அணுக்கரு இணைவிற்கு போதுமானதாக இருக்கும். மேலும் சூரியன் மற்றும் விண்மீன்களின் உள் அடுக்கில் அணுக்கரு இணைவு நடைபெறுவதால் அதிக அளவு ஆற்றல் உருவாகிறது. இது விண்மீன் ஆற்றல்" எனப்படும். இதனை அணுக்கரு இணைவு அல்லது வெப்ப அணுக்கரு வினை எனவும் அழைக்கலாம். இதுவே சூரியன் மற்றும் விண்மீன்களின் ஒளி மற்றும் வெப்ப ஆற்றலுக்கான மூலமாக இருக்கிறது.

ஹைட்ரஜன் குண்டு:

- அணுக்கரு இணைவு தத்துவத்தின் அடிப்படையில் ஹைட்ரஜன் குண்டு செயல்படுகிறது. இதற்குத் தேவையான உயர் வெப்பநிலையையும், அழுத்தத்தையும் உருவாக்க, அணு குண்டு ஒன்று வெடிக்கச் செய்யப்படுகிறது. இதன் பிறகு, ஹைட்ரஜனில் அணுக்கரு இணைவானது நடைபெற்று, கட்டுக்கடங்காத அளவு அதிக ஆற்றல் வெளியாகிறது. ஹைட்ரஜன் குண்டின் மூலம் (அணுக்கரு இணைவு) உருவாகும் ஆற்றலானது, அணுகுண்டின் மூலம் (அணுக்கரு பிளவு) உருவாகும் ஆற்றலை விட அதிகமாகும்.

அணுக்கரு பிளவு மற்றும் அணுக்கரு இணைவின் தன்மைகள்:

அணுக்கரு பிளவு	அணுக்கரு இணைவு
கனமான அணுக்கருக்கள் பிளவுற்று இலேசான அணுக்கருக்களாக மாறும் நிகழ்வு “அணுக்கரு பிளவு” என்றழைக்கப்படுகிறது	இரண்டு இலேசான அணுகருக்கள் இணைந்து கனமான அணுக்கருக்களாக மாறும் நிகழ்வு அணுக்கரு இணைவு எனப்படும்.
அறை வெப்பநிலையிலும் இந்நிகழ்வு நிகழக்கூடும்	அணுக்கரு இணைவிற்கு உயர் வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தம் தேவை
ஆல்பா, பீட்டா மற்றும் காமாக்	ஆல்பாக் கதிர்கள், பாசிட்ரான்கள்

கதிர்கள் வெளியாகின்றன.	மற்றும் நியூட்டிரினோக்கள் வெளியாகின்றன.
அணுக்கரு பிளவு காமாக் கதிர்களை வெளியிடுவதால் இவை மனித ஜீன்களைத் தூண்டி மரபியல் மாற்றத்தை உண்டாக்கி பரம்பரை நோய்களுக்குக் காரணமாக அமைகிறது.	வெப்பமும் ஒளியும், உமிழப்படுகின்றன.

ஒவ்வொரு வினாடியிலும் 620 மில்லியன் மெட்ரிக் டன் ஹைட்ரஜன் அணுக்கரு இணைவு சூரியனில் நடைபெறுகிறது. ஒரு வினாடியில் 3.8×10^{26} ஜுல் ஆற்றல் கதிரியக்கமாக வெளியாகிறது. கதிரியக்கத்தின் செறிவு பூமியை நோக்கி வரும்போது படிப்படியாகக் குறைகிறது. பூமியை அடையும்போது ஒரு வினாடியில், ஓரலகுப் பரப்பில் இதன் மதிப்பு 1.4 கிலோ ஜுல் ஆகும்.

கதிரியக்கத்தின் பயன்கள்:

- கதிரியக்கத்தின் மூலமாகப் பல்வேறு கதிரியக்க ஐசோடோப்புகளைப் பெற இயலும். மருத்துவம், வேளாண்மை தொழிற்சாலை மற்றும் தொல்லியல் ஆய்வு போன்ற பல்வேறு துறைகளில் கதிரியக்க ஐசோடோப்புகள் பயன்படுகின்றன.

வேளாண்மை:

- கதிரியக்கப் பாஸ்பரஸ் ஐசோடோப் P – 32 பயிர் உற்பத்தியை அதிகரிக்கப்பயன்படுகிறது. பூச்சிகள் மற்றும் ஒட்டுண்ணிகள் போன்ற நுண்ணுயிரிகளால் வேளாண் உற்பத்திப்பொருள்கள் கெட்டுப்போகாமல் நுண்ணுயிரிகளை அழித்து, வேளாண் உற்பத்திப் பொருள்களைப் பாதுகாக்கவும் கதிரியக்க ஐசோடோப்புகள் பயன்படுகின்றன. சேமிக்கப்படும் சிலவகை தானியங்களை கதிரியக்கத்திற்கு உட்படுத்தி, அவைகளை நீண்ட நாள்களுக்கு அதே புதுத் தன்மையோடு பயன்படுத்திட இயலும். சிறிதளவு கதிர்வீச்சின் மூலம் வெங்காயம், உருளைக்கிழங்கு ஆகியவற்றை அழுகிப் போகாமல் இருக்கச் செய்யவும், பருப்பு வகைத் தானியங்களைச் சேமிப்புக் காலத்தில் முளைவிடாமல் பாதுகாக்கவும் இயலும்.

மருத்துவம்:

- கதிரியக்க ஐசோடோப்புகள் மருத்துவத்துறையில் இரண்டு வகைகளில் வகைப்படுத்தப்பட்டு பயன் படுத்தப்படுகிறது.

1. நோயறிதல் 2. கதிரியக்கச் சிகிச்சை

- ரத்தச் சுழற்சியில் உள்ள குறைபாடுகளை அறியவும், எலும்புகளில் வளர்சிதை மாற்றக் குறைபாட்டினை அறியவும், மூளையில் உள்ள கட்டிகளை அறியவும் கதிரியக்க ஐசோடோப்புகள் பயன்படுகின்றன. ஹைட்ரஜன், கார்பன், நைட்ரஜன் சல்பர் போன்ற சில கதிரியக்க ஐசோடோப்புகள் நோய்களைக் கண்டறியப் பயன்படுகின்றன.

  - ❖ கதிரியக்கச் சோடியம் - 24(Na^{24}) இதயத்தை சீராகச் செயலபட வைக்க உதவுகிறது.
  - ❖ கதிரியக்க அயோடின் - 131 (I^{131}) முன் கழுத்துக் கழலையைக் குணப்படுத்த உதவுகிறது.
  - ❖ இரும்பின் ஐசோடோப்பான இரும்பு – 59 (Fe^{59}) ரத்தச் சோகையை அடையாளம் காணவும் குணப்படுத்தவும் உதவுகிறது.
  - ❖ கதிரியக்கப் பாஸ்பரஸ் - 32 (P^{32}) தோல் நோய்ச் சிகிச்சையில் பயன்படுகிறது.
  - ❖ கதிரியக்கக் கோபால்ட் - 60 (Co^{60}) மற்றும் தங்கத்தின் ஐசோடோப்பான தங்கம் - 198 (Au^{198}) தோல்புற்று நோயைக் குணப்படுத்தப்பயன்படுகிறது.
  - ❖ அறுவைச்சிகிச்சைக்குப் பயன்படும் சாதனங்களில் காணப்படும் நுண் கிருமிகளைக் கதிரியக்கத்தின் மூலம் நீக்கி தூய்மை செய்யப்படுகிறது.

தொழிற்சாலை:

- தொழிற்சாலைகளில் தயாரிப்பின்போது ஏற்படும் உற்பத்திக் குறைபாடுகளான விரிசல்கள் மற்றும் கசிவுகளைக் கண்டறிய கதிரியக்க ஐசோடோப்புகள் பயன்படுகின்றன. பல்வேறு தொழிற்சாலைகளில் வாயுக்கள், திரவங்கள் மற்றும் திண்மங்களின் அளவுகளைக் கண்டறிய கதிரியக்க மூலங்கள் பயன்படுகின்றன.

  - வானூர்திகளில் எடுத்துச் செல்லப்படும் சுமைகளில் வெடி பொருள்கள் உள்ளனவா? என்பதனைக் கண்டறிய கலிபோர்னியம் - 252 (Cf^{252}) பயன்படுகிறது.
  - பல்வேறு தொழிற்சாலைகளில் புகையை உணரும் கண்டுணர்வியாக அமர்சியம் - 241 (Am^{241}) ஐசோடோப்புகள் பயன்படுகின்றன.

தொல்லியல் ஆய்வு:

- கதிரியக்கக் கார்பன் வயது கணிப்பு நுட்பத்தைப் பயன்படுத்தி பூமியின் வயது, படிமப் பொருள்கள், பழமையான ஓவியங்கள் மற்றும் நினைவிடங்கள் ஆகியவற்றின் வயதினை அறியப் பயன்படுகிறது. அதாவது கார்பன் வயது கணிப்பு மூலம் பொருள்களில் பொதிந்துள்ள கதிரியக்கக் கார்பனின் அளவைக் கொண்டு அவற்றின் வயதினைக் கணிக்கலாம்.

நமது பூமியின் வயது என்னவென்று தெரியுமா? தோராயமாக 4.54×10^9 ஆண்டுகள் (அதாவது 45 கோடியே 40 இலட்சம் ஆண்டுகள்) அப்படியா?

பாதுகாப்பு வழிமுறைகள்:

- அன்றாடம் நீங்கள் சூரியனிடமிருந்து சில இயற்கைக் கதரியக்கங்களைப் பெறுகின்றீர்கள். மேலும் மண் மற்றும் பாறைகள், வீட்டு உபயோகப் பொருள்களான தொலைக்காட்சி, நுண்ணலைச் சூடேற்றி அலை பேசி மற்றும் மருத்துவ துறையில் பயன்படும் ஒ கதிர்கள் ஆகியவற்றிலிருந்து கதிரியக்கங்கள் வெளியாகின்றன. இவை மிகக் குறைந்த செறிவைப் பெற்றுள்ளதால் கடுமையான பாதிப்புகளை ஏற்படுத்துவதில்லை.

- அணுக்கரு சோதனைகளை வளிமண்டலத்திலும், பூமிக்கடியிலும் நிகழ்த்துவதால் வெளியாகும் கதிர்வீச்சுகளும், அணுக்கரு உலையிலிருந்து வெளியாகும் கதிர்வீச்சுகளுமே மனிதன் உருவாக்கிய இரண்டாவது கதிரியக்க மூலமாகக் கருதப்படுகிறது.

- கவனக் குறைவாகவும் முறையின்றியும் கதிரியக்கப் பொருள்களை கையாள்வதால், மனிதர்களுக்குத் தீங்கினை ஏற்படுத்தக்கூடிய அபாயகரமானக் கதிர்வீச்சுகள் வெளியாகின்றன. மேலும் நீண்ட காலம் கதிரியக்கங்களுக்கு மிக அருகில் பணி செய்யும் ஒருவரின் உடல்நலம் மிகுந்த பாதிப்புக்குள்ளாவதுடன் மரபியல் ரீதியாகவும் பாதிக்கப்படக்கூடும்.

அனுமதிக்கப்பட்ட அளவு:

- மனித உடலின் மீது கதிர்வீச்சுப் படும்போது பாதிப்பை ஏற்படுத்தாத கதிர்வீச்சின் பெரும அளவை பன்னாட்டு கதிரியக்கப் பாதுகாப்புக் கழகம் (ICRP) பரிந்துரை செய்துள்ளது. 20 மில்லி சிவர்ட் என்பதே ஓர் ஆண்டிற்கான கதிரியக்கப் பாதிப்பின் பாதுகாப்பான அளவாகும். இதனை ராண்ட்ஜன் அலகில் குறிப்பிடும் போது கதிர்வீச்சு ஒரு வாரத்திற்கு 100 மில்லி ராண்டஜன் என்ற அளவில் இருக்க வேண்டும். கதிர்வீச்சுப் பாதிப்பு 100 R என்றிருந்தால் மிகவும் அபாயகரமான பாதிப்பான ரத்தப் புற்றுநோயை (ரத்தச் சிவப்பணுக்களின் அழிவு) ஏற்படுத்தும். கதிர்வீச்சுப் பாதிப்பு 600 R என்ற அளவில் இருக்கும் போது இறப்பை உண்டாகும்.

அயனியாக்கும் கதிர்வீச்சின் அளவினைக் கண்டறியும் சாதனம் டோசிமீட்டர் ஆகும். அணுமின் நிலையம் அமைந்துள்ள இடங்களில் கதிரியக்கம் வெளியாகும் அளவை அவ்வப்போது கண்டறியவும் மருத்துவ நிழலுரு தொழில்நுட்பத்திலும் பயன்படுகிறது. X மற்றும் காமா (γ) கதிர்கள் வெளியாகும் பகுதிகளில் பணியாற்றுவோர் கையடக்க டோசிமீட்டரை அணிந்து கொள்வதன் மூலம் கதிரியக்க உட்கவர் அளவினை அறிந்து கொள்ள இயலும்.

தடுப்பு வழிமுறைகள்:

- கதிரியக்கப் பொருள்களைத் தடிமனான காரீயச் சுவர்களால் ஆன கொள்கலனில் வைக்க வேண்டும்.

❖ அபாயகரமான கதிரியக்கப்பகுதிகளில் பணிபுரிவோர் காரீய கையுறைகளையும் காரீயத்தினாலான மேலாடையையும் கட்டாயமாக அணிய வேண்டும்.

❖ கதிரியக்கப் பொருள்களைக் கையாளும் போது உணருவருந்துவதை தவிர்க்க வேண்டும்.

❖ கதிரியக்கப் பொருள்களை இடுக்கிகள் அல்லது தொலைக்கட்டுப்பாட்டு கருவி (remots) ஆகியவற்றை பயன்படுத்தி மட்டுமே கையாளவேண்டும், நேரடியாக தொட்டுப் பயன்படுத்தக் கூடாது.

❖ டோசிமீட்டரை அணிந்து கொள்வதன் மூலம் கதிரியக்கத்தினைப் பயன்படுத்துவோர் எடுத்துக் கொள்ளும் கதிரியக்க அளவினை அவ்வப்போது அறிந்து கொள்ள இயலும்.

அணுக்கரு உலை:

- அணுக்கரு உலை என்பது முழுவதும் தற்சார்புடைய கட்டுப்படுத்தப்பட்ட அணுக்கரு பிளவு வினை நடைபெற்று மின் உற்பத்திச் செய்யும் இடமாகும்.

1942 இல் அமெரிக்காவில் உள்ள சிகாகோ நகரில் முதல் அணுக்கரு உலை கட்டப்பட்டது.

அணுக்கரு உலையின் வகைகள்:

- உற்பத்தி உலை, வேக உற்பத்தி உலை, அழுத்த நீர்ம உலை, கன அழுத்த நீர்ம உலை, கொதி நீர் உலை, குளிரூட்டப்பட்ட நீர்ம உலை, குளிரூட்டப்பட்ட வாயு உலை, அணுக்கரு இணைவு உலை மற்றும் வெப்ப அணுக்கரு உலை ஆகியவை உலக அளவில் பயன்பாட்டில் உள்ள சில அணுக்கரு உலைகளாகும்.

அணுக்கரு உலையின் பகுதிக் கூறுகள் (அ) முதன்மையான பாகங்கள்:

- அணுக்கரு உலையின் இன்றியமையாத பாகங்கள் 1. எரிபொருள் 2. தணிப்பான்கள் 3. கட்டுப்படுத்தும் கழிகள் 4. குளிர்விப்பான் மற்றும் 5. தடுப்புச்சுவர்

- எரிபொருள்: பிளவுக்குட்படும் பொருளே எரிபொருளாகும். அணுக்கரு உலையில் பொதுவாகப் பயன்படும் எரிபொருள் யுரேனியம் ஆகும்.
-
- தணிப்பான்: உயர் ஆற்றல் கொண்ட நியூட்ரான்களைக் குறைந்த ஆற்றல் கொண்ட நியூட்ரான்களாகக் குறைப்பதற்குத் தணிப்பான் பயன்படுகிறது. கிரா∴பைட் மற்றும் கனநீர் ஆகியவை பொதுவாகப் பயன்படும் தணிப்பான்களாகும்.
-
- கட்டுப்படுத்தும் கழி: தொடர்வினையை நிலை நிறுத்தி நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைத் கட்டுப்படுத்துவதற்காகப் பயன்படுவது கட்டுப்படுத்தும் கழியாகும். போரான் மற்றும் காட்மியம் கழிகளே பெரும்பாலும் கட்டுப்படுத்தும் கழிகளாகப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. இவை நியூட்ரான்களை உட்கவரும் திறன் பெற்றவை.
-
- குளிர்விப்பான்: அணுக்கரு உலையினுள் உருவாகும் வெப்பத்தை நீக்குவதற்காகக் குளர்விப்பான் பயன்படுகிறது. இதில் உருவாகும் நீராவியைக் கொண்டு விசையாழியை இயக்கி மின் உற்பத்தி செய்யப் பயன்படுகிறது. நீர், காற்று மற்றும் ஹீலியம் ஆகியவை சில குளிவிப்பான்களாகும்.
-
- தடுப்புச்சுவர்: அபாயகரமான கதிர்வீச்சு சுற்றுப்புறச் சூழலில் பரவாமல் தடுத்து பாதுகாப்பதற்காத் தடிமனான காரீயத்தலான சுவர் அணுக்கரு உலையைச் சுற்றி கட்டப்படுகிறது.

அணுக்கரு உலையின் பயன்கள்:

- அணுக்கரு உலையானது அதிக அளவில் மின் உற்பத்திக்காகப் பயன்படுகிறது.

- பல விதமான பயன்பாடுகளை உடைய கதிரியக்க ஐசோடோப்புகளை உருவாக்கப் பயன்படுகிறது.

- அணுக்கரு இயற்பியல் துறையில் ஆய்வினை மேற்கொள்வதற்காகச் சில அணுக்கரு உலைகள் பயன்படுகின்றன.

- பிளவுக்கு உட்படாத பொருட்களைப் பிளவுக்கு உட்படும் பொருள்களாக மாற்றுவதற்கு உற்பத்தி உலைகள் பயன்படுகின்றன.

இந்திய அணுமின் நிலையங்கள்:

- 1948 ஆம் ஆண்டு ஆகஸ்டு மாதத்தில் இந்திய அறிவியல் ஆராய்ச்சித் துறையால் இந்திய அணுசக்தி ஆணையம் (AEC) மும்பையில் அமைக்கப்பட்டது. இதன் தலைவராக டாக்டர் ஹோமி ஜஹாங்கிர் பாபா முதன் முதலில் பொறுப்பு வகித்துள்ளார். அணுசக்தி துறையில் நடைபெறும் அனைத்து ஆய்வுகளும் இந்த நிறுவனத்தின் மூலமே மேற்கொள்ளப்படுகிறது. இத தற்போது பாபா அணு ஆராய்ச்சி மையம் (BARC) என அழைக்கப்படுகிறது.
- இந்தியாவின் உற்பத்தியில், அணு சக்தியானது ஐந்தாவது வளமாக உள்ளது. தாராப்பூர் அணுமின்நிலையம் இந்தியாவின் முதல் அணுமின்நிலையமாகும். மகாராஷ்டிரா, ராஜஸ்தான், குஜராத், உத்திரப்பிரதேசம், கர்நாடகா ஆகிய மாநிலங்களில் தலா ஒரு அணுமின் நிலையமும் தமிழ்நாட்டில் இரண்டு அணுமின் நிலையங்கள் என எழு அணுமின்நிலையங்கள் உள்ளன. தமிழ்நாட்டில் கல்பாக்கம் மற்றும் கூடங்குளம் ஆகிய இரண்டு இடங்களில் அணுமின் நிலையங்கள் அமைந்துள்ளன. ஆசியா மற்றும் இந்தியாவில் கட்டப்பட்ட முதல் அணுக்கரு உலை அப்சரா ஆகும். இந்தியாவில் தற்போது 22 அணுக்கரு உலைகள் செயல்பாட்டில் உள்ளன. மற்ற சில செயல்படும் அணுக்கரு உலைகள்
  - சைரஸ்
  - துருவா
  - பூர்ணிமா

தீர்க்கப்பட்ட கணக்கு:

கீழ்க்கண்ட அணுக்கரு வினையிலிருந்து A, B, C மற்றும் D ஆகியவற்றைக் காண்க.

$$\text{(i)} \quad {}_{13}Al^{27} + A \text{ --------> } {}_{15}P^{30} + B$$

$$\text{(ii)} \quad {}_{12}Mg^{24} + B \text{ --------> } {}_{11}Na^{24} + C$$

$$\text{(iii)} \quad {}_{92}U^{238} + B \text{ --------> } {}_{93}Np^{239} + D$$

தீர்வு

$$\text{(i)} \quad {}_{13}Al^{27} + {}_{2}He^{4} \text{ --------> } {}_{15}P^{30} + {}_{0}n^{1}$$

$$\text{(ii)} \quad {}_{12}Mg^{24} + {}_{0}n^{1} \text{ --------> } {}_{11}Na^{24} + {}_{1}H^{1}$$

$$\text{(iii)} \quad {}_{92}U^{238} + {}_{0}n^{1} \text{ --------> } {}_{93}Np^{239} + {}_{-1}e^{0}$$

- A என்பது ஆல்பாத் துகள், B என்பது நியூட்ரான், C என்பது புரோட்டான் மற்றும் D என்பது எலக்ட்ரான்.

தீர்க்கப்பட்ட கணக்கு

ஒரு ராடான் மாதிரியிலிருந்து ஒரு வினாடியில் 3.7×10^3 GBq கதிரியக்கம் வெளியாகிறது எனில் இச்சிதைவினை கியூரி அலகாக மாற்றுக.

ஒரு கியூரி $= 3.7 \times 10^{10}$ Bq (ஒரு வினாடியில் ஏற்படும் சிதைவு)

தீர்வு:

1 Bq = ஒரு வினாடியில் ஏற்படும் சிதைவு

ஒரு கியூரி $= 3.7 \times 10^{10}$ Bq

$$1 \text{ Bq} = \frac{1}{3.7 \times 10^{10}} \text{ கியூரி}$$

$$3.7 \times 10^3 \text{ G Bq} = 3.7 \times 10^3 \times 10^9 \times \frac{1}{3.7 \times 10^{10}}$$

$$= 100 \text{ கியூரி}$$

தீர்க்கப்பட்ட கணக்கு:

- 92ரு235 ஒரு ஆல்பா சிதைவிற்கும் ஒரு பீட்டா சிதைவிற்கும் உட்படுகிறது. இறுதியில் புதிதாகத் தோன்றும் உட்கருவில் உள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைக் காண்க.

தீர்வு

- X மற்றும் Y என்பன ஆல்பா மற்றும் பீட்டா துகள் உமிழ்விற்குப் பிறகு முறையே உருவாகும் புதிய தனிமங்களாகும்.

$$_{92}U^{235} \xrightarrow{\alpha\ \text{சிதைவு}} {}_{90}X^{231} + {}_{2}He^{4}$$

$$_{90}X^{231} \xrightarrow{\beta\ \text{சிதைவு}} {}_{91}Y^{231} + {}_{-1}e^{0}$$

நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை = நிறை எண் - அணு எண்

$$= 231 - 91 = 140$$

தீர்க்கப்பட்ட கணக்கு:

- 2 கி.கி நிறையுடைய ஒரு கதிரியக்கப் பொருளானது அணுக்கரு இணைவின் போது வெளியாகும் மொத்த ஆற்றலைக் கணக்கிடுக.

தீர்வு:

வினையின் போது நிறைவழு $m = 2$ கிகி

ஒளியின் திசைவேகம் $c = 3 \times 10^8$ மீ வி$^{-1}$

ஐன்ஸ்டீன் நிறை ஆற்றல்

சமன்பாடு $E = mc^2$

$$E = 2 \times (3 \times 10^8)^2$$

$$= 1.8 \times 10^{17}\ J$$

நினைவில் கொள்க.

- ❖ புறத்தூண்டுதலின்றி தன்னிச்சையாக நடைபெறும் கதிரியக்க உமிழ்வு இயற்கைக் கதிரியக்கம் என்றழைக்கப்படுகிறது.

- ❖ கியூரி கதிரியக்கப் பொருளானது ஒரு வினாடியில் வெளியிடப்படும் கதிரியக்கத்தின் அளவு 3.7×10^{10} எனில் அது ஒரு கியூரி எனப்படும்.
    - ஒரு கியூரி $= 3.7 \times 10^{10}$ ஒரு வினாடியில் நிகழும் சிதைவு

- ரூதர்∴போர்டு Rd: கதிரியக்கப் பொருளானது ஒரு வினாடியில் வெளியிடப்படும் கதிரியக்கச் சிதைவின் அளவு 10^6 எனில் அது ஒரு ரூதர்∴போர்டு என வரையறுக்கப்படுகிறது.
    - 1 Rd = 10^6 ஒரு வினாடியில் நிகழும் சிதைவு

- கதிரியக்கத்தின் பன்னாட்டு அலகு 1 பெக்கொரல். ஒரு வினாடியில் வெளியிடப்படும் கதிரியக்கச் சிதைவின் அளவு ஒரு பெக்கொரல் என வரையறுக்கப்படுகிறது.

- ஹீலியம் உட்கரு ($_2He^4$) என்பது இரண்டு புரோட்டான்கள் மற்றும் இரண்டு நியூட்ரான்களைக் கொண்ட ஆல்பாத் துகள் ஆகும்.

- பீட்டாத் துகள்கள் என்பன எல்லா அணுக்களிலும் அமைந்துள்ள அடிப்படைத்துகள்களான எலக்ட்ரான்கள் ($_{-1}e^0$) ஆகும்.

- நிலைப்புத் தன்மையற்ற தாய் உட்கருவிலிருந்து ஆல்பாத் துகளை உமிழ்ந்து நிலைப்புத் தன்மையுள்ள சேய் உட்கருவாக மாறும் அணுக்கரு சிதைவினை ஆல்பாச் சிதைவு என்றழைக்கிறோம்.

- நிலைப்புத் தன்மையற்ற தாய் உட்கருவிலிருந்து பீட்டாத் துகளை உமிழ்ந்து நிலைப்புத் தன்மையுள்ள சேய் உட்கருவாக மாறும் அணுக்கரு சிதைவினைப் பீட்டாச் சிதைவு என்றழைக்கிறோம்.

- காமாத் துகள்கள் எனப்படுபவை ∴போட்டான்களைக் கொண்ட மின்காந்த அலைகளாகும்.
-
- கனமான அணுக்கருக்கள் பிளவுற்று இரண்டு இலேசான அணுக்கருக்களாக மாறும்போது அதிக அளவு ஆற்றல் வெளியாகும் நிகழ்வு அணுக்கரு பிளவு ஆகும்.

- அணுக்கருப் பிளவின் போது வெளியாகும் சராசரி ஆற்றல் 200 MeV ஆகும்.

- ஒரு சில கதிரியக்கத் தனிமங்கள் பிளவுக்குட்படும் பொருள்களாக மாற்றப்படுகின்றன. இவை வளமைப் பொருள்கள் என்றழைக்கப்படுகின்றன. எ.கா. யுரேனியம் - 238 தோரியம் - 232 புளூட்டோனியம் - 240.

- கட்டுப்படுத்தப்பட்ட அணுக்கரு தொடர்வினையானது அணுக்கரு உலையில் நிலைநிறுத்தப்பட்ட, கட்டுப்படுத்தப்பட்ட முறையில் ஆற்றலை வெளியிடப் பயன்படுகிறது.

- ❖ இரண்டு இலேசான அணுக்கருக்கள் ஒன்றிணைந்து கனமான உட்கருக்களாக மாறும் நிகழ்வு அணுக்கரு இணைவு என அழைக்கப்படுகிறது.

- ❖ சூரியன் மற்றும் விண்மீன்களில் நடைபெறும் அணுக்கரு இணைவு அல்லது வெப்ப அணுக்கரு இணைவு வினையே ஒளி மற்றும் வெப்ப ஆற்றலின் மூலமாக உள்ளது.

- ❖ பாதுகாப்பான கதிர்வீச்சின் அளவு ஒரு வாரத்திற்கு 100 மில்லி ராண்ட்ஜன் ஆகும்.

APPOLO STUDY CENTRE