UNIT - I

வேதியியல் - தனிமங்கள் மற்றும் சேர்மங்கள்

தனிமங்கள்

தனிமங்கள் எங்கும் நிறைந்துள்ளன. பென்சில், மேசை, மலை, வாகனம், புத்தகம் போன்ற பூமியில் உள்ள அனைத்துப் பொருள்களின் கட்டுமானத் தொகுதிகளாக தனிமங்கள் உள்ளன. சுவாசிக்கும் போது நீங்கள் உண்மையிலேயே காற்றை சுவாசிக்கிறீர்கள் என்பது உங்களுக்குத் தெரியுமா? நீங்கள் சுவாசிக்கும் காற்று ஆக்சிஜன், நைட்ரஜன் மற்றும் ஆர்கான் போன்ற பல தனிமங்களால் ஆனது.

தனிமம் என்பது ஒரு தூய பொருள். அதை இரசாயன முறைகளால் எளிமையான கூறுகளாக உடைக்க முடியாது. உதாரணமாக, தங்கம் என்ற தனிமத்தை, தங்கத்தைத் தவிர வேறு எந்தக் கூறுகளாகவும் உடைக்க முடியாது. நீங்கள் தங்கத்தை ஒரு சுத்தியலால் அடித்தால், அது சிறு சிறு துண்டுகளாக மாறிவிடும். ஆனால், ஒவ்வொரு துண்டும் எப்போதும் தங்கமாகவே இருக்கும்.

தனிமங்கள் ஒரே வகை அணுக்களையே கொண்டிருக்கும். ஒரு அணு என்பது ஒரு தனிமத்தின் மிகச்சிறிய துகள் ஆகும். அது அந்தத் தனிமத்தின் பண்புகளைமட்டுமேகொண்டிருக்கும்.

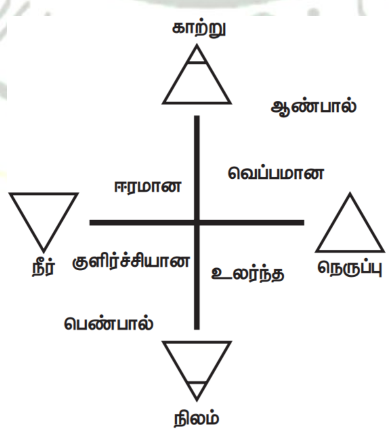
ஒரு குறிப்பிட்ட தனிமத்தின் அனைத்து அணுக்களும் ஒரே மாதிரியான வேதியியல் அமைப்பு, அளவு மற்றும் நிறை ஆகியவற்றைக் கொண்டுள்ளன. ஒவ்வொரு அணுவிற்கும் ஒரு அணு எண் உள்ளது, இது அந்தத் தனிமத்தின் அணுவின் உட்கருவில் இருக்கும் புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையைக் குறிக்கிறது. மொத்தம் 118 தனிமங்கள் உள்ளன. பல தனிமங்கள் இயற்கையாகவே பூமியில் கிடைக்கின்றன. இருப்பினும், ஒருசில தனிமங்கள் ஆய்வகத்தில் அறிவியலாளர்களால் உருவாக்கப்படுகின்றன.

தனிமங்களின் குறியீடுகள்

ஒரு குறிப்பிட்ட பொருளை உணர்த்தக்கூடிய உருவம், பொருள் ஆகியவையே குறியீடு எனப்படும். எடுத்துக்காட்டா க, நாம் அமைதியின் குறியீடாக புறாவைக் கூறுகிறோம். அதுபோ ல கணிதச் செயல்பாடுகளையும் நாம் குறியீடு மூலம் குறிக்கிறோம். உதாரணமாக கூட்டல் செயலை '+' என்ற குறியீட்டினாலும், கழித்தல் செயலை '-' என்ற குறியீட்டினாலும் குறிக்கிறோம். இதுபோலவே, வேதியியலில் ஒவ்வொரு தனிமமும் ஒரு குறியீட்டினால் குறிக்கப்படுகிறது. ஒவ்வொரு முறையும் தனிமத்தின் பெயரை எழுதுவது என்பது மிகவும் கடினமாக இருக்கும். எனவே, தனிமத்தின் பெயரினை குறியீடாக சுருக்க வடிவில் குறிக்கிறோம். தனிமங்களின் குறியீடு பற்றிய வரலாற்றை இங்கு சுருக்கமாகக் காண்போம்.

அ. கிரேக்கக் குறியீடுகள்

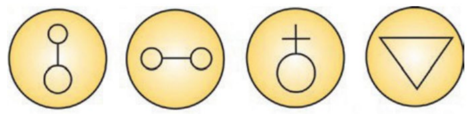
நம்மைச் சுற்றியுள்ள நான்கு இயற்கைக் கூறுகளான நிலம், நீர், காற்று மற்றும் நெருப்பைக் குறிக்க வடிவியல் உருவங்களை பண்டைய கிரேக்கர்கள் பயன்படுத்தினார்.



ஆ. இரசவாதிகளின் குறியீடுகள்

இரசவாதிகளின் காலத்தில் சிலர் குறைந்த மதிப்புடைய உலோகங்களை தங்கமாக மாற்ற முயற்சித்தனர். அவர்களின் செயலுக்கு இரசவாதம் என்று பெயர். அவ்வாறு செய்பவர்கள்

இரசவாதிகள் என அழைக்கப்பட்டனர். இரசவாதிகள் தாம் பயன்படுத்திய வெவ்வேறு பொருள்களை கீழ்க்காணும் குறியீடுகளால் குறித்தனர்.



நிக்கல் ஆர்சனிக் ஆண்டிமனி நீர்

இ. டால்டனின் குறியீடுகள்

1808ல் ஜான் டால்டன் என்ற இங்கிலாந்து நாட்டைச் சேர்ந்த அறிவியல் அறிஞர் பல்வேறு தனிமங்களை படங்களைக் கொண்டு குறித்தார். ஆனால், அப்படங்களை வரைவது அவ்வளவு எளிதாக இல்லாத காரணத்தால் அவை பயன்படுத்தப்படவில்லை. எனவே, இவை வரலாற்று முக்கியத்துவம் வாய்ந்தவையாக மட்டுமே உள்ளன.

ஹைட்ரஜன்	தாமிரம்
நைட்ரஜன்	காரியம்
கார்பன்	நீர்
கந்தகம்	அம்மோனியா
பாஸ்பரஸ்	எண்ணெய்ஈனி
அலுமினா	கார்போனிக் ஆக்சைடு
சோடா	கார்போனிக் அமிலம்
பொட்டாஷ்	கந்தக அமிலம்
ஆக்ஸிஜன்	

ஈ. பெர்சிலியஸ் குறியீடுகள்

ஜான் ஜேகப் பெர்சிலியஸ் என்பவர் 1813 ஆம் ஆண்டு தனிமங்களைக் குறிப்பதற்கு படங்களுக்குப் பதிலாக ஆங்கில எழுத்துக்களைப் பயன்படுத்தும் முறை ஒன்றை உருவாக்கினார். பெர்சிலியஸ் முறையின் மாற்றியமைக்கப்பட்ட வடிவமே 'தனிமங்களின் குறியீடுகளைத் தீர்மானிக்கும் முறை' எனப் பின்பற்றப்படுகிறது.

உ. தனிமங்களின் குறியீடுகளைத் தீர்மானிக்கும் தற்கால முறை

1. தனிமங்கள், பெரும்பாலும் அலோகங்கள் அவற்றின் ஆங்கிலப் பெயர்களின் முதல் எழுத்துக்களைக் குறியீடுகளாகக் கொண்டுள்ளன.

   ஆங்கில முதல் எழுத்தைக் குறியீடாகக் கொ ண்ட தனிமங்கள்

தனிமம்	குறியீடு	தனிமம்	குறியீடு
போரான்	B	ஆக்சிஜன்	O
கார்பன்	C	பாஸ்பரஸ்	P
ஃபுளூரின்	F	கந்தகம் (சல்பர்)	S
ஹைட்ரஜன்	H	வனடியம்	V
அயோடின்	I	யுரேனியம்	U
நைட்ரஜன்	N	இட்ரியம்	Y

2. இரு தனிமங்களின் ஆங்கிலப் பெயர் ஒரே முதல் எழுத்தைக் கொண்டிருந்தால் முதல் இரண்டு எழுத்துக்களையும் சேர்த்து அவற்றின் குறியீடு எழுதப்படுகிறது. இவ்வாறு எழுதும்போது முதல் எழுத்து பெரிய எழுத்தாகவும், இரண்டாவது எழுத்து சிறிய எழுத்தாகவும் எழுதப்படுகிறது.

   ஒரே ஆங்கில முதல் எழுத்தைக் குறியீடாகக் கொண்ட தனிமங்கள்

தனிமம்	குறியீடு	தனிமம்	குறியீடு
அலுமினியம்	Al	ஹட்ரஜன்	H
பேரியம்	Ba	ஹீலியம்	He

பெரிலியம்	Be	நிக்கல்	Ni
பிஸ்மத்	Bi	நியான்	Ne
புரோமின்	Br	சிலிக்கான்	Si
கோபால்ட்	Co	ஆர்கான்	Ar

3. குறியீட்டின் முதல் இரண்டு எழுத்துக்களும் ஒன்றாகவே உள்ள தனிமங்களுள் ஒரு தனிமத்திற்கு முதல் இரண்டு எழுத்துக்களும், மற்றொ ரு தனிமத்திற்கு முதல் மற்றும் மூன்றாவது எழுத்தும் குறியீடாகப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.

ஒரே முதல் இரண்டு ஆங்கில எழுத்துக்களைக் குறியீடாகக் கொண்ட தனிமங்கள்

தனிமம்	குறியீடு	தனிமம்	குறியீடு
ஆர்கான்	Ar	கால்சியம்	Ca
ஆர்சனிக்	As	காட்மியம்	Cd
குளோரின்	Cl	மெக்னீசியம்	Mg
குரோமியம்	Cr	மாங்கனீசு	Mn

4. சில தனிமங்களின் குறியீடுகள் அவற்றின் இலத்தீன் / கிரேக்கப் பெயர்களின் அடிப்படையில் எழுதப்படுகின்றன. இவ்வாறு 11 தனிமங்கள் பெயரிடப்பட்டுள்ளன.

கிரேக்க மற்றும் இலத்தீன் எழுத்துக்களின் குறியீடுகள்

தனிமம்	இலத்தீன் பெயர்	குறியீடு
சோடியம்	நேட்ரியம்	Na
பாதரசம் (மெர்க்குரி)	ஹைட்ரார்ஜிரம்	Hg
பொட்டாசியம்	கேலியம்	K
காரீயம்	பிளம்பம்	Pb
இரும்பு	ஃபெர்ரம்	Fe
வெள்ளீயம்	ஸ்டேனம்	Sn
தாமிரம் (காப்பர்)	குப்ரம்	Cu
ஆண்டிமணி	ஸ்டிபியம்	Sb
வெள்ளி (சில்வர்)	அர்ஜெண்டம்	Ag
டங்ஸ்டன்	உல்ஃப்ரம்	W
தங்கம் (கோல்டு)	ஆரம்	Au

5. சில தனிமங்களின் பெயர்கள் நாடுகள், அறிவியல் அறிஞர்கள், நிறம், புராண கதாபாத்திரங்கள், கோள்களின் பெயர்கள் இவற்றிலிருந்து பெறப்படுகின்றன.

நாடு மற்றும் அறிவியல் அறிஞர்களின் பெயர்களல் குறிக்கப்படும் குறியீடுகள்

தனிமம்	குறியீடு	குறியீடு பெயர் தருவிக்கப்பட்ட விதம்
அமெர்சியம்	Am	அமெரிக்கா (நாடு)
யூரோப்பியம்	Eu	ஐரோப்பா (கண்டம்)
நொபிலியம்	No	ஆல்ஃபிரட் நோபல் (அறிவியல் அறிஞர்)
அயோடின்	I	ஊதா (கிரேக்க மொழியில் ஊதாவைக் குறிக்கும் சொல்)
பாதரசம் (மெர்க்குரி)	Hg	மெர்க்குரி எனும் கடவுள் (புராண கதாபாத்திரம்)
புளுட்டோனியம்	Pu	புளுட்டோ (கோள்)
நெப்டியூனியம்	Np	நெப்டியூன் (கோள்)
யுரேனியம்	U	யுரேனஸ் (கோள்)

ஒரு தனிமத்தின் குறியீட்டை எழுதுதல்

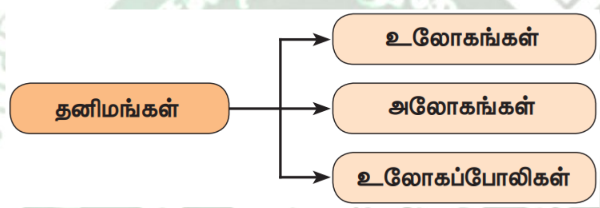
ஒரு தனிமத்தின் குறியீட்டை எழுதும்போது பின்வரும் விதி முறைகளைக் கடைபிடிக்க வேண்டும்.

1. ஒரு தனிமம் தனித்த ஆங்கில எழுத்தைக் குறியீடாகக் கொண்டிருந்தால் அவ்வெழுத்தினை பெரிய எழுத்தில் எழுத வேண்டும்.
2. இரண்டு எழுத்துக்களைக் குறியீடாகக் கொண்ட தனிமங்களுக்கு முதல் எழுத்தினை ஆங்கில பெரிய எழுத்திலும், தொடர்ந்து வரும் எழுத்தினை ஆங்கில சிறிய எழுத்திலும் எழுத வேண்டும்.

உலோகங்களும் அலோகங்களும்

மனிதனின் நாகரிக வளர்ச்சி பல உலோகங்கள் மற்றும் அலோகங்களின் கண்டுபிடிப்புடன் தொடர்புடையது. இன்றும்கூட ஒரு நாட்டின் வளமைக்கான குறியீடு அந்நா டு உற்பத்தி செய்யும் உலோகங்கள் மற்றும் அலோகங்களின் அளவைப் பொருத்து அமைகிறது. ஒரு நாட்டின் பொருளாதாரம் அந்நாட்டில் இருப்பில் வைக்கப்பட்டுள்ள தங்கத்தின் அளவைக் கொண்டு அளவிடப்படுகிறது.

ஒரு தனிமம் உலோகமா அல்லது அலோகமா என்பதை அதன் பண்புகளை உலோகங்கள் மற்றும் அலோகங்களின் பொதுப் பண்புகளுடன் ஒப்பிட்டு அடையாளம் காணலாம். அவ்வாறு செய்யும்போது சில தனிமங்கள் உலோகப்பண்புடனும், அலோகப்பண்புடனும் ஒத்துப்போவதை நாம் அறியலாம். அப்படிப்பட்ட தனிமங்கள் அரை உலோகங்கள் அல்லது உலோகப்போலிகள் என அழைக்கப்படுகின்றன. தனிமங்கள் அவற்றின் பண்புகளின் அடிப்படையில் உலோகங்கள், அலோகங்கள் மற்றும் உலோகப்போலிகள் என வகைப்படுத்தப்படுகின்றன.



உலோகங்கள்

நாம் அன்றாட வாழ்வில் பயன்படுத்தும் இரும்பு, தாமிரம், தங்கம், வெள்ளி போன்றவை உலோகங்கள் ஆகும். உலோகங்களின் பண்புகள் மற்றும் பயன்கள் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

அ. உலோகங்களின் இயற்பியல் பண்புகள்

- இயல்பான வெப்பநிலை மற்றும் அழுத்தத்தில் உலோகங்கள் திண்மநிலையில் இருக்கின்றன.
- பெரும்பான்மையான உலோகங்கள் கடினமானவை.
- பொதுவாக உலோகங்கள் அதிக அடர்த்தியைப் பெற்றுள்ளன.
- அனைத்து உலோகங்களும் பளபளப்பானவை. இப்பளபளப்பு உலோகப் பளபளப்பு என அழைக்கப்படுகிறது.
- உலோகங்கள் பொதுவாக அதிக உருகுநிலை மற்றும் கொதிநிலையைப் பெற்றுள்ளன.
- உலோகங்களை சுத்தியால் அடித்து மிகவும் மெலிதான தகடாக மாற்றிவிடலாம். உலோகங்களின் இப்பண்பு தகடாக மாறும் பண்பு என அழைக்கப்படுகிறது. இப்பண்பின் காரணமாகவே அலுமினியம் தகடாக மாற்றப்பட்டு பயன்படுத்தப்படுகிறது.
- உலோகங்களை இழுத்து மெல்லிய கம்பியாக மாற்றிவிடலாம். உலோகங்களின் இப்பண்பு கம்பியாக நீளும் பண்பு எனஅழைக்கப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டு: தாமிரக் கம்பிகள்.
- பொதுவாக உலோகங்கள் வெப்பத்தையும் மின்சாரத்தையும் நன்கு கடத்தக்கூடியவை.
- உலோகங்களைத் தட்டும்போது அவை தனித்துவமான ஒலியை எழுப்பும் பண்பைப் பெற்றுள்ளன. இப்பண்பு ஆலய மணிகள் தயாரிக்க பயன்படுத்தப்படுகிறது.

ஆ. உலோகங்களின் பயன்கள்

- பாலங்கள் கட்டவும், எந்திரங்களின் பகுதிப் பொருள்கள், இரும்புத் தகடுகள், தண்டுகள் போன்றவை தயாரிக்கவும் இரும்பு பயன்படுகிறது.
- மின் கம்பிகள், சிலைகள், நாணயங்கள் ஆகியவை தயாரிக்க தாமிரம் பயன்படுகிறது.

- தங்கம் மற்றும் வெள்ளி ஆகியவை அலங்கார நகைகள் தயாரிப்பிலும், புகைப்படத்துறையிலும் பயன்படுகின்றன.
- அதிக அடர்த்தி கொண்டுள்ளதாலும், வெவ்வேறு வெப்பநிலையில் சீராக விரிவடையும் தன்மையைப் பெற்றிருப்பதாலும் வெப்பநிலைமானிகள் மற்றும் காற்றழுத்தமானிகளில் பாதசரம் பயன்படுத்தப்படுகிறது.
- மின் கம்பிகள், வானூர்தி மற்றும் ராக்கெட்டின் பாகங்கள் தயாரிக்க அலுமினியம் பயன்படுகிறது.
- தானியங்கி வாகனங்களின் மின்கலன்கள் தயாரிக்கவும், X-கதிர் எந்திரங்கள் தயாரிக்கவும் காரீயம் பயன்படுகிறது.

அலோகங்கள்

கந்தகம், கார்பன், ஆக்சிஜன் போன்ற தனிமங்கள் அலோகங்கள் ஆகும். அலோகங்களின் இயற்பியல் பண்புகள் மற்றும் பயன்களுள் சில கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

அ. அலோகங்களின் இயற்பியல் பண்புகள்

- இயல்பான வெப்பநிலையில் அலோகங்கள் திண்மம், திரவம், வாயு ஆகிய மூன்று நிலைகளிலும் காணப்படுகின்றன. உதாரணமாக, கந்தகம் மற்றும் பாஸ்பரஸ் திடநிலையிலும், புரோமின் திரவநிலையிலும் காணப்படுகின்றன. ஆக்சிஜன் மற்றும் நைட்ரஜன் ஆகியவை வாயு நிலையில் உள்ளன.
- வைரத்தைத் தவிர பிற அலோகங்கள் பொதுவாக கடினத்தன்மை அற்றதாக உள்ளன (வைரம் என்பது கார்பனின் ஒரு வடிவம்).
- அலோகங்கள் பளபளப்பற்ற தோற்றத்தையே கொண்டுள்ளன.
- அலோகங்கள் சாதாரணமாக மென்மையானவை மற்றும் அடர்த்தி குறைந்தவை. வைரம் மட்டும் அதிக அடர்த்தி கொண்டது. இயற்கையில் கிடைக்கும் பொருள்களில் மிகவும் கடினமானது வைரம்.
- அலோகங்கள் குறைந்த உருகுநிலையும், கொதிநிலையும் கொண்டவை.
- அலோகங்கள் தகடாக மாறும் பண்பு அற்றவை.
- அலோகங்கள் கம்பியாக மாறும் தன்மை அற்றவை. கார்பன் இழைகள் கம்பியாக நீளும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன.
- அலோகங்கள் பொதுவாக மின்சாரத்தை அரிதாகக் கடத்துகின்றன. கார்பனின் ஒரு வடிவமாகிய கிராஃபைட் மட்டுமே மின்சாரத்தைக் கடத்தும்.
- அலோகங்களைத் தட்டும்போது அவை ஒலி எழுப்புவதில்லை.

ஆ. அலோகங்களின் பயன்கள்

- அலங்கார நகைகள் தயாரிக்கவும், வெட்டும் மற்றும் அரைக்கும் சாதனங்கள் தயாரிக்கவும் வைரம் பயன்படுகிறது. கரிக்கோலின் (பெ ன்சிலின்) நடுத்தண்டில் கிராஃபைட் பயன்படுத்தப்படுகிறது.
- துப்பாக்கித் தூள் தயாரிக்க கந்தகம் பயன்படுகிறது. ரப்பரை கெட்டிப்படுத்துதலிலும் (வல்கனைஸ் செய்தல்) கந்தகம் பயன்படுகிறது.
- தீப்பெட்டி தயாரிக்கவும், எலி மருந்து தயாரிக்கவும் பாஸ்பரஸ் பயன்படுகிறது.
- அம்மோனியா தயாரிக்க நைட்ரஜன் பயன்படுகிறது.
- நிறம் நீக்கும் பொருளாகவும், குடிநீரில் உள்ள நுண்ணுயிரிகளை அழிக்கும் பொருளாகவும் குளோரின் பயன்படுகிறது.
- ஹைட்ரஜன் ராக்கெட் எரிபொருளாகப் பயன்படுகிறது. உலோகங்களை உருக்கி வெட்டவும், ஒட்டவும் ஹைட்ரஜன் சுடர் பயன்படுகிறது. பல வேதிவினைகளில் குறைப்பானாகவும் ஹைட்ரஜன் பயன்படுகிறது.

உலோகப் போலிகள்

உலோகப் பண்புகளையும், அலோகப் பண்புகளையும் பெற்றுள்ள தனிமங்கள் உலோகப் போலிகள் எனப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டு: போரான், சிலிக்கான், ஆர்சனிக், ஜெர்மானியம், ஆண்டிமனி, டெல்லூரியம் மற்றும் பொலோனியம்.

அ. உலோகப் போ லிகளின் இயற்பியல் பண்புகள்

- உலோகப் போலிகள் அனைத்தும் அறைவெப்பநிலையில் திண்மங்கள்.
- உலோகப் போலிகள் பிற உலோகங்களுடன் சேர்ந்து உலோகக் கலவைகளை ஏற்படுத்துகின்றன.
- சிலிக்கான், ஜெர்மானியம் போன்ற உலோகப் போலிகள் குறிப்பிட்ட சூழ்நிலைகளில் மின்சாரத்தைக் கடத்துகின்றன. எனவே, அவை குறைகடத்திகள் என அழைக்கப்படுகின்றன.
- சிலிக்கான் பளபளப்பானது (உலோகப் பண்பு). ஆனால், தகடாக விரியும் பண்பையோ, கம்பியாக நீளும் பண்பையோ பெற்றிருப்பதில்லை. இது, உலோகங்களை விட குறைந்த அளவே மின்சாரத்தையும், வெப்பத்தையும் கடக்கிறது.
- உலோகப்போலிகளின் இயற்பியல் பண்புகள் உலோகங்களின் பண்புகளை ஒத்திருக்கின்றன. ஆனால் அவற்றின் வேதியியல் பண்புகள் அலோகங்களின் பண்புகளை ஒத்திருக்கின்றன.

ஆ. உலோகப் போ லிகளின் பயன்கள்

- சிலிக்கான் மின்னணுக் கருவிகளில் பயன்படுகிறது.
- போரான் பட்டாசுத் தொழிற்சாலையிலும், ராக்ெகட் எரிபொருளைப் பற்றவைக்கும் பொருளாகவும் பயன்படுகிறது.

சேர்மங்களின் வகைப்பாடு

சேர்மங்களின் பகுதிப்பொ ருள்கள் எவற்றிலிருந்து பெறப்படுகின்றன என்பதின் அடிப்படையில் அவற்றை, கனிமச்சேர்மங்கள், கரிமச்சேர்மங்கள் எனஇரு வகைகளாகப்பிரிக்கலாம்.

அ. கனிமச் சேர்மங்கள்

பாறைகள், தாதுக்கள் போன்ற உயிரற்ற பொருள்களிலிருந்து கிடைக்கப் பெறும் சேர்மங்கள் கனிமச் சேர்மங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன எ.கா. சுண்ணக்கட்டி, ரொட்டி சோடா போன்றவை.

ஆ. கரிமச் சேர்மங்கள்

தாவரங்கள், விலங்குகள் போன்ற உயிருள்ள மூலங்களிலிருந்து கிடைக்கும் சேர்மங்கள் கரிமச்சேர்மங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன எடுத்துக்காட்டு: புரதம், கார்போஹைட்ரேட் போன்றவை.

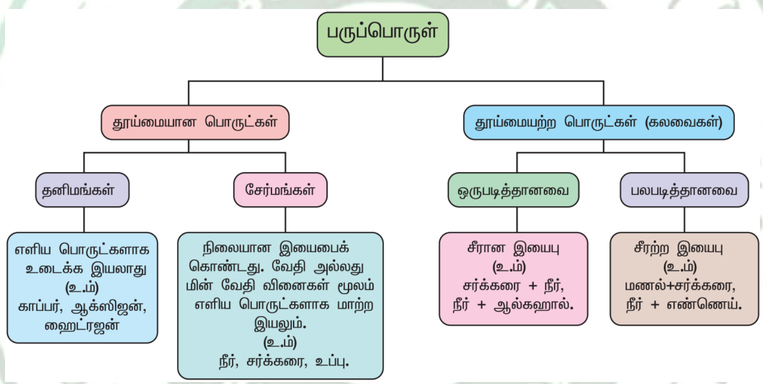
கனிம மற்றும் கரிமச்சேர்மங்கள் திண்மம், திரவம் மற்றும் வாயு ஆகிய மூன்று நிலைகளிலும் காணப்படுகின்றன. திண்ம, திரவ மற்றும் வாயுநிலைகளில் காணப்படும் சில முக்கிய சேர்மங்களைப்பற்றி காண்போம்.

சேர்மங்களின் பயன்கள்

பொதுப்பெயர்	வேதிப்பெயர்	பகுதிப்பொருள்கள்	பயன்கள்
நீர்	டை ஹைட்ரஜன் மோனாக்சைடு	ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்சிஜன்	குடிநீராக மற்றும் கரைப்பானாகப் பயன்படுகிறது
சாதாரண உப்பு	சோடியம் குளோரைடு	சோடியம் மற்றும் குளோரின்	நம் அன்றாட உணவில் முக்கியப் பங்கு வகிக்கிறது. மீன், இறைச்சி போன்றவை கெடாமல் பாதுகாக்க பயன்படுகிறது
சர்க்கரை	சுக்ரோஸ்	கார்பன், ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்சிஜன்	இனிப்புகள், மிட்டாய்கள், பழச்சாறுகள் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.
ரொட்டிச் சோடா	சோடியம் பைகார்பனேட்	சோடியம், ஹைட்ரஜன், கார்பன் மற்றும் ஆக்சிஜன்	தீயணைக்கும் சாதனங்களிலும், பேக்கிங் பவுடர் தயாரிப்பிலும், கேக், ரொட்டி தயாரிப்பிலும் பயன்படுகிறது.

சலவைச் சோடா	சோடியம் கார்பனேட்	சோடியம், கார்பன் மற்றும் ஆக்சிஜன்	சோப்பில் தூய்மையாக்கியாகவும், கடின நீரை மென்நீராக்கவும் பயன்படுகிறது.
சலவைத் தூள் சலவைத்	கால்சியம் ஆக்சி குளோரைடு	கால்சியம், ஆக்சிஜன் மற்றும் குளோரின்	தொழிலில் வெளுப்பானாகவும், கிருமி நாசினியாகவும், குடிநீர் சுத்திகரிப்பிலும் பயன்படுகிறது.
சுட்ட சுண்ணாம்பு	கால்சியம் ஆக்சைடு	கால்சியம் மற்றும் ஆக்சிஜன்	சிமெண்ட் மற்றும் கண்ணாடி தயாரிப்பில் பயன்படுகிறது.
நீற்றிய சுண்ணாம்பு	கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடு	கால்சியம் ஹைட்ரஜன் மற்றும் ஆக்சிஜன்	சுவர்களில் வெள்ளை அடிப்பதற்குப் பயன்படுகிறது.
சுண்ணாம்புக் கல்	கால்சியம் கார்பனேட்	கால்சியம், கார்பன் மற்றும் ஆக்சிஜன்	சுண்ணக்கட்டி தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

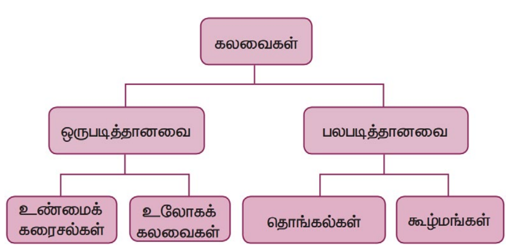
பருப்பொருள்களின் வகைப்பாடு



கலவைகள்

கலவைகள் ஒரு தூய்மையற்ற பொருள். இதில் இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட தனிமங்கள் அல்லது சேர்மங்கள் இயற்பியல் முறையில் ஒழுங்கற்ற விகிதத்தில் கலந்துள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக, குழாய்நீரில், நீர் மற்றும் சில உப்புகள் கலந்துள்ளன. எலுமிச்சை பானத்தில் எலுமிச்சை சாறு, சர்க்கரை மற்றும் நீர் கலந்துள்ளன. காற்றில் ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன், கார்பன் டைஆக்சைடு, நீராவி மற்றும் பிற வாயுக்கள் கலந்துள்ளன. மண்ணில் மணல், களிமண்மற்றும் பல்வேறு உப்புகள் கலந்துள்ளன. இவையாவும் கலவைகள் ஆகும். இதேபோன்று பால், பனிக்கூழ் (ஐஸ்க்ரீம்), கல் உப்பு, தேநீர், புகை, கட்டை, கடல்நீர், இரத்தம், பற்பசை மற்றும் வண்ணப்பூச்சு (பெ யின்ட்) ஆகியன கலவைக்கான மேலும் சில எடுத்துக்காட்டுகள் ஆகும். இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட உலோகங்கள் ஒன்றோடொன்று கலப்பதனால் கிடைக்கும் கலவை உலோகக்கலவை ஆகும்.

கலவையின் வகைகள்



தனிமங்களின் வகைப்பாட்டில் முற்காலக் கருத்துக்கள்

டாபர்னீரின் மும்மை விதி

1817 இல் ஜோகன் வுல்ஃப்காங் டாபர்னீர் எனும் ஜெர்மா னிய வேதியலாளர் தனிமங்களை அவற்றின் அணு நிறையின் அடிப்படையில் வகைப் படுத்தும் ஒரு கருத்தை எடுத்துரைத்தார். இவர் தனிமங்களை ஒவ்வொரு தொ குதிக்கும் மூன்று தனிமங்கள் கொண்ட குழுக்களாக அல்லது தொகுதிகளாகப் பிரித்து அமைத்தார். இவர் இந்தக் குழுக்களை "மும்மை" என்று குறிப்பிட்டார் (மும்மை – மூன்று).

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

எடுத்துக்கா ட்டு: மும்மை தொ குதி (1) இல் ஒன்றாம் மற்றும் மூன்றாம் தனிமங்களின் அணு நிறையின் கூட்டுச்சராச ரி = 6.9 + 39.1 / 2 = 23. இங்கு நடுவில் உள்ள தனிமம் சோடியத்தின் அணு நிறையும் அதுவே, அதாவது 23.

குறைகள்:

- டாபர்னீரால் அக்கால கட்டத்தில் மூன்று தொகுதிகளில் கண்டு பிடிக்கப்பட்டதனிமங்களில் மட்டுமே மும்மைத் தனிமங்களைக் காண முடிந்தது. மேலும் எல்லா தனிமங்களும் இந்த மும்மை விதிக்கு உட்படவில்லை.
- மிகக் குறைந்த அணு நிறை மற்றும் மிக அதிக அணு நிறை கொண்ட தனிமங்களுக்கு இதைப் பயன்படுத்த முடியவில்லை.

நியூலாந்தின் எண்ம விதி

1866 இல், ஜான் நியூலாந்து 56 அறியப் பட்ட தனிமங்களை அவற்றின் அணு நிறை யின் அடிப்படையில் ஏறு வரிசையில் ஒழுங்கமைத்தார். அவர் ஒவ்வொரு எட்டாவது தனிமும் சங்கீதத்தில் எட்டாவது சுருதியும் முதல் சுருதியும் (ச, ரி, க, ம, ப, த, நி, ச) ஒத்திருப்பது போல முதலாவது தனிமத்தின் பண்பை ஒத்திருப்பதைக் கண்டறிந்தார். இது "எண்ம விதி "என்று அறியப்பட்டது.

கர்நாடக சங்கீதத்தில் எண்மம் என்பது ச, ரி, க, ம, ப, த, நி, ச. இங்கு முதலிலும் கடைசியிலும் ச வருவதைக் காணலாம். இதைப் போலவே நியூலாந்தின் அட்டவணையில் எட்டாவது தனிமம் புளூரின் 'F'. இது முதல் தனிமமான 'H'-ஐ தன் பண்புகளில் ஒத்திருப்பதைக் காணலாம்.

குறைகள்:

- இரண்டு வேறுப்பட்டதனிமங்கள் ஒரேஇடத்தில் வைக்கப்பட்ட நிகழ்வுகள் நடை பெற்றது. எ.கா. கோபால்ட் மற்றும் நிக்கல்.
- முற்றிலும் மாறுபட்ட பண்புகளை உடைய சில தனிமங்கள் அதே தொகுதியில் வைக்கப்பட்டன (கோபால்ட், நிக்கல், பல்லடியம், பிளாட்டினம் மற்றும் இரிடியம் இவை ஹாலஜன் தொகுதியில் அமைக்கப்பட்டன).
- எண்ம விதியானது கால்சியத்தைக் காட்டிலும் அதிக அணு நிறை கொண்ட தனிமங்களுக்கு ஏற்புடையதாக இல்லை.
- நியூலாந்து அட்டவணையானது 56 தனிமங்களுக்காக மட்டுமே போடப்பட்ட து. பிற்கா லத்தில் கண்டுபிடிக்கப்படக் கூடிய தனிமங்களுக்கு இடமில்லை.
- பிற்காலங்களில் கண்டு பிடிக்கப்பட்ட அரிய வாயுக்கள் (மந்த வாயு … நியான், ஆர்கான்….) ஒன்பதாவது தனிமத்திற்கும் முதலாம் தனிமத்திற்கும் ஒத்த பண்பைக் காண்பித்தன. எ.கா. புளூரின் மற்றும் சோடியத்திற்கு இடையில் வைக்கப்பட்ட நியான்.

மெண்டெலீவின் தனிம வரிசை அட்டவணை

1869 இல், இரஷிய வேதியலாளர் டிமிட்ரி மெண்டெ லீவ் தனிமங்களின் பண்புகள், அவை அணு நிறையின் அடிப்படையில் அடுக்கப்படும்போது ஒரு குறிப்பிட்ட இடைவெளிக்குப் பிறகு மறுபடியும் வருவதைக் கண்டறிந்தார். இதன் அடிப்படையில் இவர் தனிம ஆவர்த்தன விதியை உருவாக்கினார் . இந்த விதி "தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகள் அவற்றின் அணுநிறைகளை பொருத்து ஆவர்த்தன முறையில் மாற்றம் அடைகிறது" எனக் கூறுகிறது. இவர் அந்த நேரத்தில்

அறியப்பட்ட 56 தனிமங்களை இந்த விதியின் அடிப்படையில் அமைத்தார். இது தனிம அட்டவணையின் சுருக்கம் எனப்படுகிறது.

அ. மெண்டெலீவ் தனிம வரிசை அட்டவணையின் சிறப்புகள்

- இதில் எட்டு நீண்ட செங்குத்து தொ குதிகளும் ஏழு படுக்கை அல்லது கிடைமட்ட தொடர்களும் காணப் படுகின்றன.
- தொடர்கள் ஒவ்வொரு தொகுதிக்கும் இரண்டு துணைத் தொகுதிகள் A மற்றும் B உண்டு. ஒரு தொகுதியில் காணப்படும் எல்லா தனிமங்களும் ஒத்த பண்பினைப் பெற்றிருக்கும்.
- முதன் முறையாக தனிமங்கள் விரிவாக சரியான முறையில் வகைப்படுத்தப்பட்டன. இதனால் ஒத்த பண்புகளை உடைய தனிமங்கள் ஒரே தொகுதியில் வைக்கப்பட்டன. இது வேதியியல் ஆய்வை எளிதாக்கியது.
- ஒத்த பண்புகளை உடைய தனிமங்கள் ஒரே தொகுதியில் வைக்கப்பட்டு வகைப் படுத்தப்பட்ட போது சில தனிமங்கள் அவற்றிற்கான தொகுதியில் வைக்கப்பட முடியாமல் போனது கண்டறியப்பட்டது. ஏனென்றா ல் அவற்றிற்கெ ன்று தீர்மா னிக்கப்பட்ட அணு நிறை தவறு ஆகும். இது கண்டறியப்பட்டு பின் இந்த தவறு சரி செய்யப்பட்ட து. எ.கா. முதலில் பெரிலியத்தின் அணு நிறை 14 என அறியப்பட்டது இதை மெண்டெ லீவ் மறுபடியும் ஆராய்ந்து அணு நிறை 9 எனக் கண்டறிந்து சரியான தொகுதியில் அதை வைத்தார்.
- அந்த நேரத்தில் கண்டுப்பிடிக்கப்படாத தனிமங்களுக்கு என்று அட்டவணை யின் பத்தியில் இடம் விடப்பட்டது. அவற்றின் பண்புகள் கூட முன்னறியப்பட்டதாக அமைந்தது. இது வேதியியல் ஆராய்ச்சியை இன்னும் தூண்டுவதாக அமைந்தது. எ.கா. மெண்டெலீவ், அலுமினியம் மற்றும் சிலிகானுக்குக் கீழே வரக்கூடிய தனிமங்களுக்கு எகா அலுமினியம் மற்றும் எகா சிலிகான் எனப் பெயரிட்டார். மேலும் அவற்றின் பண்புகள் இவ்வா றுதான் இருக்கும் என முன்னறிவித்தார். அவரது காலத்திலேயே பின்னர் கண்டுப்பிடிக்கப்பட்ட ஜெர்மா னியம் அவரின் கூற்று சரி என நிரூபித்தது.

ஆ. குறைபாடுகள்

- பண்புகளில் அதிக வேறுபாடுள்ள தனிமங்களும் ஒரே தொ குதியில் வைக்கப் பட்டன. எ.கா: கடின உலோகங்களாகிய செம்பு மற்றும் வெள்ளி, மென் உலோகங்களாகிய சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியத்தோடு ஒரே தொகுதியில் வைக்கப்பட்டன.
- ஹைட்ரஜனுக்கு என்று ஒரு தனி இடம் கொடுக்கப்பட முடியவில்லை. அலோகமாகிய ஹைட்ரஜன், மென் உலோகங்களாகிய லித்தியம், சோடியம் மற்றும் பொட்டா சியம் போன்றவற்றுடன் ஒரே தொ குதியில் வைக்கப்பட்டன.
- கூடிக்கொண்டே செல்லும் அணு நிறை எனும் விதியை சில வேளைகளில் கடைபிடிக்க முடியவில்லை. எ.கா: Co & Ni, Te & I
- ஐசோடோப்புகளுக்கு தனியாக இடம் ஒதுக்கப்படவில்லை.

ஜெர்மானியத்தின் பண்பு

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

நவீன கால தனிம வரிசை அட்டவணை

1913 ல், ஆங்கிலேய இயற்பியலாளர் ஹென்றி மோஸ்லே என்பவர் தன்னுடைய X-கதிர் சிதைவு சோதனை மூலம் தனிமங்களின் பண்புகள் அவற்றின் அணு எண்ணைப் பொறுத்து இருக்குமே தவிர அவற்றின் நிறையைப் பொறுத்து இருக்காது என்று நிரூபித்தார். இதன் விளைவாக நவீன கால தனிம வரிசை அட்டவணையானது அணு எண்ணின் ஏறு வரிசையில் அமைக்கப்பட்டது.

இந்த நவீன கால அட்டவணை மெண்டலீஃப் அட்டவணை யின் ஒரு விரிவு படுத்தலே ஆகும். மெண்டலீஃப் அட்டவணை குறும் அட்டவணை என்றும் நவீன அட்டவணை நீண்ட அட்டவணை என்றும் அறியப்படுகிறது.

நவீன ஆவர்த்தன விதி

ஒரு தனிமத்தின் அணு எண்ணானது (Z) அவற்றிலுள்ள புரோட்டான்களின் (நேர் மின் சுமை) எண்ணிக்கையை மட்டும் குறிப்பதில்லை அவற்றிலுள்ள எலக்ட்ரான்களின் (எதிர் மின் சுமை) எண்ணிக்கையை யும் குறிக்கிறது. தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகள் அவற்றின் புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையச் சார்ந்தவை அல்ல; மாறாக எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையை யும் சார்ந்ததாகும். எனவே நவீன ஆவர்த்தன விதியை இவ்வா று கூறலாம். “தனிமங்களின் இயற்பியல் மற்றும் வேதியியல் பண்புகள் அவற்றின் அணு எண்களின் தனிம வரிசை செயல்பாடுகளாகும்”. இந்த நவீன விதியை வைத்து நவீன தனிம வரிசை அட்டவணை உருவாக்கப்பட்டது.

நீள் வரிசை தனிம அட்டவணை அமைப்பின் சிறப்புகள்

- அனைத்துத் தனிமங்களும் அவற்றின் அதிகரிக்கும் அணு எண்ணிற்கு ஏற்றாற்போல் அமைக்கப்பட்டுள்ளன.
- தனிம அட்டவணையில் தனிமங்கள் கிடைமட்டமாக வரிசைப்படுத்தப்பட்ட அமைப்பு 'தொடர்கள்' என அழைக்கப்படுகிறது. மொத்தம் ஏழு தொடர்கள் உள்ளன.
- தனிமங்கள் அவற்றின் அணுக்களில் உள்ள கூடுகளின் எண்ணிக்கைகளுக்கு ஏற்ப வரிசைகளில் அமைக்கப்படும்.
- தனிம வரிசை அட்டவணையில் மேலிருந்து கீழாக செங்குத்தாக உள்ள பத்தி 'தொ குதிகள்' எனப்படும். தனிம அட்டவணையில் 18 தொகுதிகள் உள்ளன.
- ஒவ்வொரு தொகுதியிலும் உள்ள தனிமங்களின் பண்பிற்கு ஏற்ப இவை பல குடும்பங்களாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன.

நவீன தனிம வரிசை தொகுதிகள்

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

தனிமங்களை தொகுதிகளாக வரிசைப் படுத்துதல்

ஒரு தனிமத்தில் அவற்றின் எலக்ட்ரான்கள் உட்கருவைச் சுற்றி கூடுகளில் வைக்கப்பட்டுள்ளன என்பதை நாம் அறிவோம். ஒவ்வொரு கூடும் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட துணைக் கூடுகளைக் கொண்டுள்ளது. இவற்றில் எலக்ட்ரான்க ள் ஒரு குறிப்பிட்ட வகையில் நிரப்பப்படுகின்றன.

இந்த துணைக் கூடுகள் s, p, d மற்றும் f ஆகும். துணைக்கூடுகளில் எலக்ட்ரான்க ள் வைக்கப்பட்டுள்ள அமைப் பின் அடிப்படை யில் தனிமங்கள் s, p, d மற்றும் f என நான்கு துணைத் தொகுதிகளாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன.

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

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

2. p-தொ குதி தனிமங்கள்: இவை அட்டவணையில் 13 முதல் 18 தொகுதிகள் வரை உள்ளன. இவற்றில் போரான், கார்பன், நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன், புளூரின் குடும்பம் மற்றும் மந்த வாயுக்கள் (ஹீலியம் தவிர) அடங்கும். இவை பிரதிநிதித்துவ தனிமங்கள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன. p தொகுதி பெரிய அளவில் வேறுபட்ட தனிமங்களின் சங்கமமாகும். இந்த ஒரு தொகுதியில் மட்டுமேஉலோகங்கள், அலோகங்கள் மற்றும் உலோகப் போலிகள் என்ற மூன்று வகைப்பாடும் காணப்படுகின்றன.
3. d-தொகுதி தனிமங்கள்: இவை 3 முதல் 12 தொகுதி வரை உள்ள தனிமங்களை உள்ளடக்கியது. இவை தனிம அட்டவணையின் மையத்தில் காணப் படுகின்றன. இவற்றின் பண்புகள் s தொகுதி மற்றும் p தொகுதி தனிமங்களுக்கு இடையில் காணப்படும். எனவே, இவை இடைநிலைத் தனிமங்கள் என அழைக்கப் படுகின்றன.
4. f-தொகுதி தனிமங்கள்: இவை லாந்தனத்தை அடுத்துள்ள லாந்தனைடுகள் எனப்படும் 14 தனிமங்களையும் ஆக்டினத்தை அடுத்துள்ள ஆக்டினைடுகள் எனப்படும் 14 தனிமங்களையும் உள்ளடக்கியதாகும். இவை தனிம வரிசை அட்டவணையில் அடிப்பாகத்தில் வைக்கப்பட்டுள்ளன. இவை உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள் என்றும் அழைக்கப்படுகின்றன.

நவீன தனிம வரிசை அட்டவணையின் சிறப்புகள்

- இந்த அட்டவணை அணுவின் மிகுந்த அடிப்படைத் தன்மையான அணு எண்ணை அடிப்படையாகக் கொண்டது.
- இது தனிமத்தின் அமைவிடத்தையும் அணு அமைப்பையும் தெளிவாக ஒருங்கிணைக்கிறது.
- ஒவ்வொரு தொ டர் முடிவதும் வாதப் பொருத்தமானது. ஒரு தொ டரில் அணு எண் அதிகரிக்க அதிகரிக்க ஆற்றல் கூடுகள் மந்த வாயு வரும் வரை மெ துவாக நிரம்புகின்றன.
- இது நினைவில் வைத்துக் கொள்வதற்கும் மறுபடி உருவாக்குவதற்கும் எளியது.
- ஒவ்வொரு தொகுதியும் தற்சார்பு உடையது. இதனா ல் துணைத் தொகுதிகள் வேண்டாம் என முடிவு செய்யப்பட்டது.
- ஒரு தனிமத்தின் ஐசோடோப்புகள் ஒரே அணு எண்ணைக் கொண்டுள்ளதால் அவற்றிற்கு ஒரே அமைவிடம் போதும் என எடுத்துக் கொள்ளப்பட்டது.
- எட்டாம் தொ குதியின் (மெண்டெ லீவ் அட்டவணை) அமைவிடமும் சரி என நிரூபிக்கப்பட்ட து. இடைநிலைத் தனிமங்களின் பண்புகள் அவற்றின் வலது மற்றும் இடதுபுறம் உள்ள தனிமங்களின் பண்புகளுக்கு இடைப்பட்டதா க உள்ளதா ல் அவை நடுவில் கொண்டுவரப்பட்டன.
- இந்த அட்டவணை உலோகங்களையும் அலோகங்களையும் தனித் தனியாக பிரிக்கிறது. அலோகங்கள் அட்டவணையின் மேல் வலது மூலையில் அமைந்துள்ளன.
- மெண்ட்லீவ் அட்டவணை யில் இடம் மாறி வைக்கப்பட்டிருந்த தனிமங்கள் அனைத்தும் சரி செய்யப்பட்டு தற்போது சரியான இடத்தில் வைக்கப்பட்டுள்ளன. ஏனென்றால் இவை அணு எண்ணை அடிப்படையாகக் கொண்டவை.
- லாந்தனைடுகளும் ஆக்டினைடுகளும் அட்டவணை யின் அடியில் வைக்கப்பட்டதற்கு சரியான காரணம் கொடுக்கப்பட்டது.

தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஹைட்ரஜனின் நிலைப்பாடு

ஹைட்ரஜன் மிகவும் லேசான, சிறிய மற்றும் தனிம வரிசை அட்டவணையில் முதல் தனிமமாகும். இதனுடைய அணு அமைப்பு (1S1) மிகவும் எளியது. இது அட்டவணையில் ஒரு தனி இடத்தில் உள்ளது. இவை கார உலோகம் மற்றும் ஹாலஜனின் பண்பை தன்னுள் கொ ண்டுள்ளன.

1. ஹைட்ரஜன் தனது ஒரே எலக்ட்ரானை இழந்து கார உலோகங்களைப் போல நேர் மின் அயனியாக (H^+) மாறும் தன்மை உடையது.
2. இது ஹேலஜன்கள் (உப்பீனிகள்) போல ஒரு எலக்ட்ரானைப் பெற்று ஹைட்ரைடுகளாக (H^-) மாறும் தன்மை கொ ண்டுள்ளது.
3. கார உலோகங்கள் திண்மங்கள்; அதே வேளையில் ஹைட்ரஜன் ஒரு வாயு.

மந்த வாயுக்களின் நிலைப்பாடு

ஹீலியம், நியான், ஆர்கான், கிரிப்டான், செனான் மற்றும் 18ஆம் தொகுதியில் உள்ள ரேடான் போன்ற தனிமங்கள் அரிய வாயுக்கள் அல்லது மந்த வாயுக்கள் என அழை க்கப் படுகின்றன. இவை ஓரணுத் தனிமங்கள். மற்ற பொருட்களுடன் அவ்வளவு எளிதில் வினை புரிவதில்லை. எனவே, இவைமந்த வாயுக்கள் என்று அழைக்கப்படுகின்றன. மேலும், இவை மிகச் சிறிய அளவிலேயே காணப்படுகின்றன. எனவே, இவை அரிய வாயுக்கள் என்றும் அழைக்கப்படுகின்றன.

துணைக் கூடுகளின் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை

கூடுகளின் எண்	1(K)	2(L)		3(M)			4(N)			
துணைக் கூடு	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f
அதிகபட்ச எலக்ட்ரான்கள்	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14
அதிகபட்ச எலக்ட்ரான்கள்	2	8		18			32			

ஆவர்த்தன பண்புகளில் ஏற்படும் நிகழ்வுகள்

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

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

அணு ஆரம்

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

எடுத்துக்காட்டு: சோதனை மூலம் கண்டறியப்பட்ட Cl_2 மூலக்கூறின் அணுக்கருயிடை தூரம், 1.98 Å.

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

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

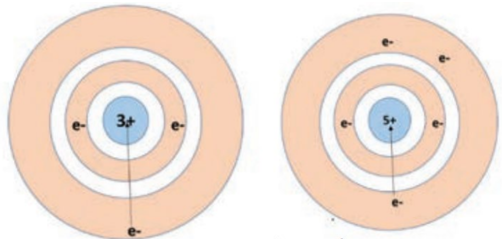
$$\Rightarrow r_{Cl} = \frac{d_{Cl\text{-}Cl}}{2}$$

$$= \frac{1.98}{\;} = 0.99\text{Å}$$

அ) உலோகமற்ற தனிமங்களில், உள்ள அணு ஆரம் சகப்பிணைப்பு ஆரம் என்றழைக்கப்படும். ஒற்றை சகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ள இரண்டு ஒத்த அணுக்களின் அணுக்கருக்களுக்கு இடையே ஆன தொலைவின் பாதியளவு சகப்பிணைப்பு ஆரம் எனப்படும். எடுத்துக்காட்டாக, H2 மூலக்கூறில், இரண்டு ஹைட்ர ஜன் அணுக்கருகளுக்கு இடையில் உள்ள தூரம் 0.74A 0 . இதன் சகப்பிணைப்பு ஆரமானது.0.74/2 = 0.37A 0 என்று கணக்கிடலாம்.

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

மாறாக தொடரில் இடது புறத்திலிருந்து வலதுபுறமாக செல்கையில், ஆற்றல் மட்டம் மாறுவதில்லை. ஆனால் புரோட்டானின் எண்ணிக்கை அதிகரித்து செல்லும். அதிகரிக்கும் நேர்மின் சுமைக்கு ஏற்ப எலக்ட்ரான்கள் மீதுள்ள கவர்ச்சி விசை அதிகரிப்பதால் அணுவின் உருவஅளவு குறைகிறது.



லித்தியம் போரான்

அயனிஆரம்

ஒரு அயனியின் அணுக்கருவின் மையத்திற்கும், அவ்வயனியின் எலக்ட்ரான் திரள்முகில் (electron cloud) மீது அதன் அணுக்கருவால் கவர்ச்சி விசையினை செலுத்த இயலும் தூரத்திற்கும் இடையிலான தொலைவு அயனிஆரம் என வரையறுக்கப்படுகிறது. நேரயனி மற்றும் எதிரயனி ஆகியவற்றிற்கு இடையேயான அயனி இடைத் தொலைவினைக் கொண்டு பாலிங் முறைப்படி, ஒற்றை மின்சுமையுடைய படிகங்களின் அயனி ஆரங்களை கணக்கிடலாம். படிக அலகுக்கூட்டில் காணப்படும் அயனிகள் கோள வடிவமுடையவை என பாலிங் கருதினர். மேலும் அவைகள் ஒன்றையொன்று தொட்டுக் கொண்டிருப்பதாகவும் கருதினார். எனவே,

$$d = r_C + r_A$$

இங்கு d என்பது நேர் அயனி C^+ ன் அணுக்கருவிற்கும், எதிர் அயனி A^- ன் அணுக்கருவிற்கும் இடையேயானத் தொலைவு ஆகும். r_{C^+}, மற்றும் r_{A^-} ஆகியன முறையே நேர் மற்றும் எதிர் அயனிகளின் ஆரங்களாகும். மேலும், மந்த வாயுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் (எடுத்துக்காட்டாக Na^+ மற்றும் F^- அயனிகள் $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற் றுள்ளன) பெற்றுள்ள அயனிகளின் ஆரமானது, அவ்வயனிகள் மீது அணுக்கருவால் செலுத்தப்படும் செயலுறு அணுக்கருமின்சுமைக்கு எதிர்விகிதத்தில் அமையும். அதாவது,

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

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

இங்கு Z செயலுறு என்பது செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமைக்குச் சமம்.

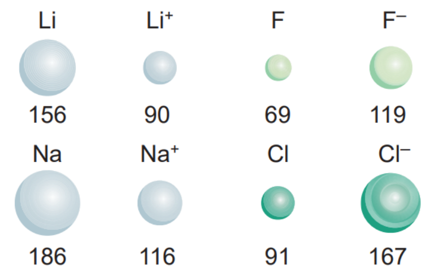
$$Z_{\text{செயலுறு}} = Z - S$$

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

சமன்பாடுகளை தீர்ப்பதன் மூலம் r_{C^+} மற்றும் r_{A^-} மதிப்புகளைப் பெற இயலும்.

ஒரு அணுவின் அணுஆரம் என்பது அதன் அணுக்கருவின் மையத்திற்கும், இணைதிற எலக்ட்ரான் உள்ள வெளிக்கூட்டிற்கும் இடையேயான தூரம் என வரையறுக்கப்படுகிறது. ஒரு தனித்த அணுவின் ஆரத்தினை நேரடியாக அளவிட இயலாது. மந்த வாயுக்களைத் தவிர்த்து,வழக்கமாகஅணுஆரம் என்பது தொடர்புடைய அணுக்களுக்கிடையே காணப்படும் பிணைப்பின் த ன்மையினைப் பொறுத்து, சகப்பிணைப்பு ஆரம் அல்லது உலோக ஆரத்தினைக் குறிப்பிடுகின்றது.

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



பிகா மீட்டரில் ஆரம்

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

அயனியாக்கும் ஆற்றல்

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

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

இங்கு, IE_1 என்பது முதலாவது அயனியாக்கும் ஆற்றலைக் குறிப்பிடுகிறது.

அடுத்தடுத்த அயனியாக்கும் ஆற்றல்கள் (Successive ionization energies)

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

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

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

$$IE_1 < IE_2 < IE_3 < \ldots..$$

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

தொடரில் அணு ஆரம் இடது புறத்திலிருந்து வலது புறமாக செல்கையில் குறைவதால், எலக்ட்ரானை நீக்க, அதிக ஆற்றல் தேவைப்படும். ஆகவே, தொடரில், இடது புறத்திலிருந்து வலதுபுறம் செல்கையில், அயனி ஆக்கும் ஆற்றல் அதிகரிக்கின்றது. ஆனால் தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக இறங்குகையில்,

அணுவின் உருவளவு அதிகரிப்பதாலும், இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் இலகுவாக பிணைக்கப் பட்டிருப்பதாலும், அயனியாக்கும் ஆற்றல் மிகச் சிறிதளவே தேவைப்படும். ஆகவே, தொகுதியில் மேலிருந்து கீழிறங்குகையில் அயனியாக்கும் ஆற்றல் குறையும் தன்மை பெற்றிருக்கும்.

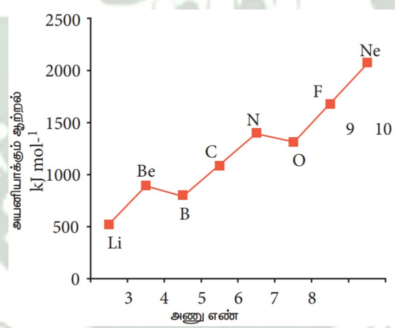
அயனியாக்கும் ஆற்றலில் காணப்படும் ஆவர்த்தனத் தன்மை.

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

இரண்டாம் வரிசை தனிமங்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றலில் ஏற்படும் மாறுபாடுகளை நாம் கருதுவோம். அணு எண்ணிற்கு எதிரான அயனியாக்கும் ஆற்றல் மதிப்பின் வரைபடம் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளது. பின்வரும் வரைபடத்தில், அயனியாக்கும் ஆற்றலின் வழக்கமான போக்கில், இரு மாறுபாடுகள் காணப்படுகின்றன. பெரிலியத்தினைக் காட்டிலும் போரான் அதிகமான அணுக்கரு மின் சுமையினைப் பெற்றிருப்பதால், போரானின் அயனியாக்கும் ஆற்றல் மதிப்பு அதிகம் என எதிர்பார்க்கப்படுகிறது. ஆனால் எதிர்பார்த்தலுக்கு முரணாக பெரிலியம் மற்றும் போரான் அணுக்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றல்கள் முறையே 899 மற்றும் 800 $kJmol^{-1}$ ஆகும்.

சிறும ஆற்றல் நிலையில், பெரிலியம் (Z=4) $1s^2$, $2s^2$ எலக்ட்ரான் அமைப்பினையும், போரான் (Z=5) $1s^2$ $2s^2$ 2p1 என்ற எலக்ட்ரான் அமைப்பினையும் பெற்றுள்ளன. பெரிலியம் முழுவதும் நிரப்பட்ட 2s ஆர்பிட்டாலைப் பெற்றுள்ளதால், பகுதியளவு நிரப்பப்பட்ட இணைதிற கூடு எலக்ட்ரான் அமைப்பை பெற்றுள்ள (2s2 2p1) போரானைக் காட்டிலும் அதிக அளவு நிலைப்புத் தன்மை உடையது.இதன் காரணமாக பெரிலியத்தின் அயனியாக்கும் ஆற்றல் அதிகம்.

வரிசை 2–ல் உள்ளதனிமங்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றலில் ஏற்படும் மாறுபாடு



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

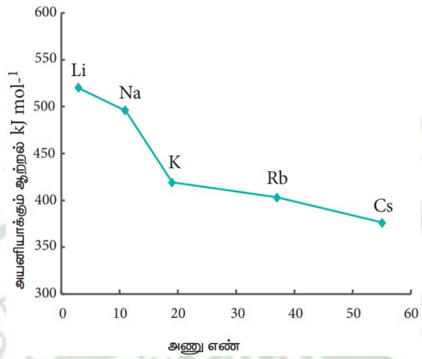
தொகுதியில் ஏற்படும் ஆவர்த்தன மாறுபாடுகள்

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

அயனியாக்கும் ஆற்றல் மற்றும் மறைத்தல் விளைவு

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

முதல் தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக அயனியாக்கும் ஆற்றலில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்



எலக்ட்ரான் நாட்டம்

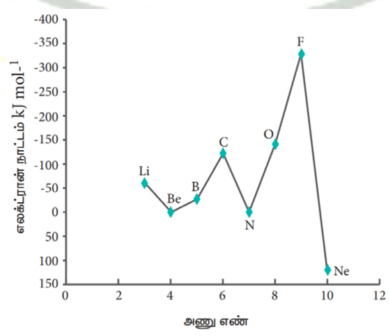
இயல்புஆற்றல் நிலையில் உள்ள ஒரு தனித்த நடுநிலைத்தன்மை உடைய, வாயுநிலை அணுஒன்றின் இணைதிற கூட்டில் ஒரு எலக்ட்ரானை சேர்த்து அதன் எதிர் அயனியை உருவாக்கும் போது வெளிப்படும் ஆற்றல் (மந்த வாயுக்களைப் பொருத்த வரையில் தேவைப்படும் ஆற்றல்) எலக்ட்ரான் நாட்டம் எனப்படும். இது kJ mol^{-1} என்ற அலகால் குறிப்பிடப்படுகின்றது.

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

ஒரு வரிசையில் ஏற்படும் எலக்ட்ரான் நாட்டத்தின் மாறுபாடுகள்

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

இரண்டாம் வரிசை தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் நாட்டத்தில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்



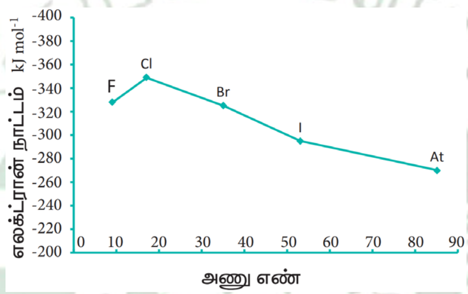
மந்த வாயுக்கள் ns^2, np^6 என்ற முழுவதும் நிரப்பப்பட்ட நிலையான எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ளன. எனவே கூடுதலாக ஓர் எலக்ட்ரானை சேர்த்தல் சாதகமானதல்ல. மேலும் அந்நிகழ்விற்கு அதிக ஆற்றல் தேவைப்படும். ns^2, np^5 என்ற எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற் றுள்ள ஹாலஜன்கள்

எளிதில் ஒரு எலக்ட்ரானை ஏற்றுக்கொண்டு நிலையான ns^2, np^6 எலக்ட்ரான் அமைப்பினை பெறுவதால், ஒவ்வொரு வரிசையிலும், ஹாலஜன்கள் அதிக எலக்ட்ரான் நாட்ட மதிப்பினைப் (அதிக எதிர்குறி மதிப்புகள்) பெற்றுள்ளன.

ஒரு தொகுதியில் ஏற்படும் எலக்ட்ரான் நாட்டத்தின் மாறுபாடுகள்

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

17வது தொகுதியில் ஏற்படும் எலக்ட்ரான் நாட்டத்தின் மாறுபாடு



எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை

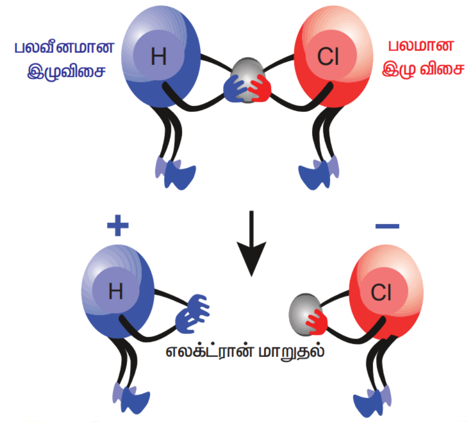
சகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ள மூலக்கூறில் உள்ள ஒரு அணுவானது, சகப்பிணைப்பில் பங்கிடப்பட்டுள்ள எலக்ட்ரான் இணையினை தன்னை நோக்கி கவரும் பண்பு, எலக்ட்ரான் கவர்திறன் எனப்படும்.

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

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

இங்கு, E_{AB}, E_{AA} மற்றும் E_{BB} ஆகியன முறையே AB, A_2 (A-A) மற்றும் B_2 (B-B) ஆகிய மூலக்கூறுகளின் பிணைப்பு பிளவு ஆற்றல்கள் (K cal)ஆகும். கொடுக்கப்பட்ட எந்த ஒரு தனிமத்தின் எலக்ட்ரான் கவர்திறன் மதிப்பும் மாறிலியல்ல. இதன் மதிப்பு அத்தனிமம் எத்தனிமத்துடன் சகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப்பட்டுள்ளது என்பதனைப் பொறுத்து அமையும். பிணைப்பின் த ன்மையினைத் தீர்மானிப்பதில் எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை மதிப்புகள் முக்கிய பங்காற்றுகின்றன.

உதாரணமாக HCl மூலக்கூறை எடுத்துக் கொள்வோம். ஹைட்ரஜன் மற்றும் குளோரின் அணுக்கள் ஒரு எலக்ட்ரானை பங்கிட்டு சகப்பிணைப்பினை உருவாக்கும். குளோரின் அணுவிற்கு எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை அதிகம். அதனால், பங்கீட்டு எலக்ட்ரான்களை ஹைட்ரஜன் விட, குளோரின் அணு தன்னை நோக்கி இழுத்துக் கொள்ளும். பிணைப்பு உடையும்போது பிணை எலக்ட்ரான், குளோரினுடன் சென்று H+ மற்றும் Cl- அயனிகள் உருவாகும். இதை கீழ்க்காணும் படங்களின் மூலம் அறியலாம்.



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

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

சில தனிமங்களின் எலக்ட்ரா ன் கவர்தன்மையைக் கீழே காண்க.

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

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

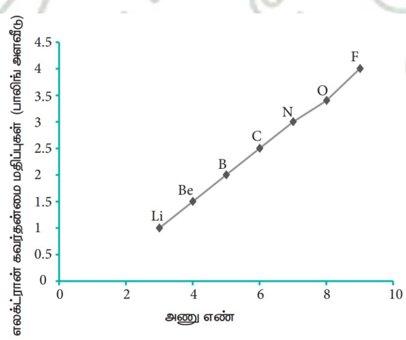
அவ்வித்தியாசம் 1.7 ஐ விட குறைவாயின் அப்பிணைப்பு அதிக சகப்பிணைப்பு தன்மையுடையது.

வித்தியாசமானது 1.7 ஐ விட அதிகமெனில் அப்பிணைப்பு அதிக அயனிப்பிணைப்பு தன்மையுடையது.

ஒரு வரிசையில் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையில் ஏற்படும் மாறுபாடு

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

இரண்டாம் வரிசையில் எலக்ட்ரா ன் கவர்தன்மையில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்.

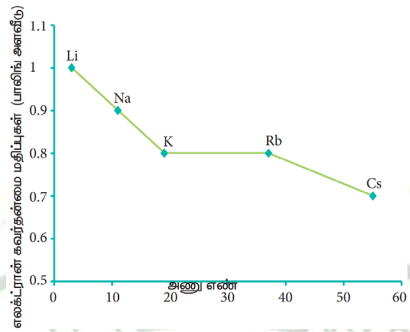


ஒரு தொகுதியில் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்

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

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

முதல் தொகுதி தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் கவர்தன்மையில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்.



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

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

தாதுக்களை பிரித்தெடுக்கும் முறைகள் அல்லது அடர்ப்பிக்கும் முறைகள்

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

நன்கு தூளாக்கப்பட்ட தாதுக்களை அடர்ப்பிக்கும் முறைகள் கீழ்க்கண்டவாறு அமைகின்றன.

1. புவியீர்ப்பு முறையில் பிரித்தல் தத்துவம்: தாதுக்களுக்கும், தாதுக் கூளங்களுக்கும், இடையில் உள்ள அடர்த்தி வேறுபாடு இம்முறையின் அடிப்படையாகும். ஆக்சைடு தாதுக்கள் இம்முறையினால் தூய்மையாக்கப்படுகின்றன. எ.கா ஹேமடைட் Fe2 O3 (இரும்பின் தாது)

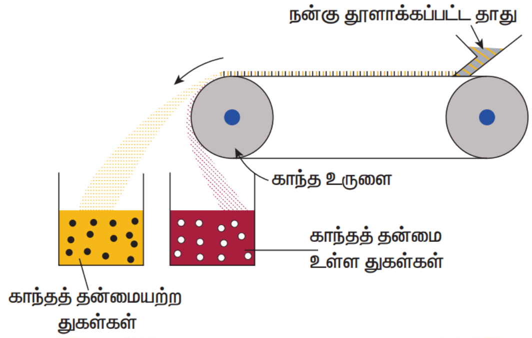
குறிப்பு: தாதுவானது அதில் கலந்துள்ள மாசுக்களைவிட கனமானதாக (அடர்த்தி மிகுந்ததாக) இருக்கும்போது இப்பிரித்தெடுத்தல் முறை பயன்படுகிறது.

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

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

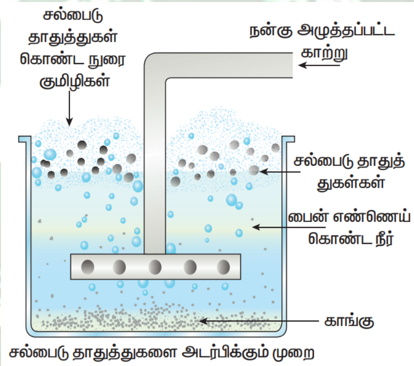
முறை: நன்கு தூளாக்கப்பட்ட தாதுவானது இரண்டு உலோக உருளைகளுக்கு ஊடே செல்லும் இயங்கு பெல்டின் மூலம் கொட்டப்படுகின்றது. இவ் உருளைகளில் ஒன்று காந்தத் தன்மையுடன் இருப்பதால்,

காந்தத் துகள்கள், காந்த தன்மையுள்ள உருளையால் ஈர்க்கப்பட்டு காந்த தன்மையற்ற துகள்கள் தொலைவில் செறிந்து பிரிக்கப்படும்.



3. நுரைமிதப்புமுறை

தத்துவம்: பைன் ஆயிலின் மூலம் தாதுக்களையும், நீரின் மூலம் தாதுக்கூளங்களையும் எந்த அளவிற்கு எளிதில் ஈரப்பதம் ஏற்ற முடியுமோ, அதுவே, இம்முறையின் தத்துவமாகும். லேசான தாதுக்களான, சல்பைடு தாதுக்கள், இம்முறையில் அடர்ப்பிக்கப்படுகின்றன. எ.கா ஜிங்க் ப்ளன்ட் ZnS குறிப்பு: தாதுவானது அதில் கலந்துள்ள மாசுக்களைவிட இலேசானதாக (அடர்த்தி குறைவாக) இருக்கும்போது இப்பிரித்தெடுத்தல் முறை பயன்படுகிறது.



சல்பைடு தாதுத்துகளை அடர்பிக்கும் முறை

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

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

தாதுவானது தகுந்த வேதிப்பொருளுடன் வினைபுரிய செய்து கரையச் செய்வதன் மூலம், கரையாத மாசுக்கள் வடிக்கட்டலின் மூலம் பிரித்தெ டுக்கப்படுகின்றன. வடிநீர் தகுந்த வேதிப்பொருளுடன் சேர்க்கப்பட்டு, வினைபுரிந்து தாது வீழ்படிவாக மாறுகின்றது. எ.கா பாக்சைட் Al2 O3 .2H2 O (அலுமினியத்தின் முக்கிய தாது)

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

இரும்பின் வகைகள் மற்றும் பயன்கள்

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

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

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

உலோகக் கலவைகள்

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

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

இரசக்கலவை

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

உலோகக்கலவை உருவாக்குவதற்க்கான காரணங்கள்

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

உலோகக் கலவைகளை உருவாக்கும் முறைகள்

அ. உலோகங்களை உருக்கிச் சேர்த்தல்

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

ஆ. நன்கு பகுக்கப்பட்ட உலோகங்களை அழுத்தி சேர்த்தல்

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

திடக்கரைசல்களான உலோகக்கலவை: உலோகக் கலவையை திடக்கரைசல் என்று கூறலாம். இதில், செறிவு நிறைந்துள்ள உலோகம் கரைப்பான் ஆகும். மற்ற உலோகங்கள் கரைபொருள் எனப்படும்.

எ.கா பித்தளை என்ற உலோகக் கரைசலில் ஜிங்க் என்பது கரைபொருள்: காப்பர் என்பது கரைப்பான் ஆகும்.

உலோகக் கலவைகளின் வகைகள்

இரும்பின் பங்கைப் பொறுத்து உலோகக் கலவையை இரண்டாகப் பிரிக்கலாம்.

ஃபெரஸ் உலோகக்கலவை: இதில் இரும்பு முக்கியப் பங்களிக்கிறது. எ.கா : துருப்பிடிக்காத இரும்பு, நிக்கல் இரும்பு கலவை.

ஃபெரஸ் இல்லா உலோகக் கலவை: இதில் இரும்பின் முக்கிய பங்களிப்பு இல்லை. எ.கா அலுமினியக் கலவை, காப்பர் கலவை.

காப்பர் கலவை (இரும்பு அற்றது)

கலவைகள்	பயன்கள்

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

அலுமினியக் கலவை (இரும்பு அற்றது)

கலவைகள்	பயன்கள்
டியுராலுமின் (Al, Mg, Mn, Cu)	விமானத்தின் பகுதிகள், ப்ரஷர் குக்கர்கள்
மெக்னலியம் (Al, Mg)	விமானத்தின் பகுதிகள், அறிவியல் உபகரணங்கள்

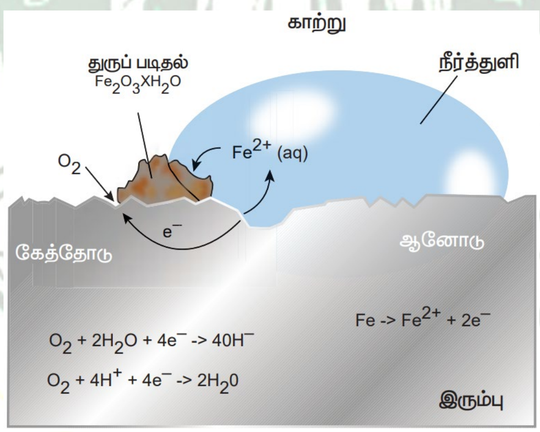
இரும்புக் கலவைகள்

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

உலோக அரிமானம்

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

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



உலோக அரிமானத்தின் வகைகள்

1. உலர் அரிமானம் (அல்லது) வேதிமுறை அரிமானம்

ஈரப்பதம் இல்லா நிலையில், நடைபெறும் அரிமானச் செயல் உலர் அரிமானம் ஆகும். இந்நிகழ்வில் அரிக்கும் திரவங்கள் அல்லது வாயுக்களான O2 , N2 , SO2 , H2 S ஆகியவை அதிக வெப்பநிலையில் உலோகத்தின் மேல் வேதிவினைபுரிந்து மாற்றம் நடைபெறுகின்றது. இவை அனைத்திலும் O2 வானது வேதியியல் முறைப்படி அதிக அளவில் வினைபுரியும் வாயுவாக செ யல்படுகிறது.

2. ஈரநிலை அரிமானம் (அல்லது) மின்வேதியியல் நிலை அரிமானம்

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

அரிமானத்தைத் தடுக்கும் முறைகள்

1. உலோகக் கலவையாக்கல்

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

2. புறப்பரப்பை பூசுதல்

உலோகத்தின் மீது பாதுகாப்புக் கலவை பூசுதல் அரிமானத்தை தடுக்கும். இதன் வகைகளாவன

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

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

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

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

பாம்பன் பாலம்

இராமேஸ்வரத்தின் பாம்பன் தீவையும், இந்தியாவின் பெரும் நிலப்பரப்பையும் இணைக்கும் ரயில் பாலமே பாம்பன் பாலமாகும். 1914 ல் இந்தியாவில் திறக்கப்பட்ட முதல் கடல்பாலம் என்ற பெருமை இதற்கு உண்டு. 2010 ஆம் ஆண்டு திறக்கப்பட்ட பந்த்ராவலி என்றகடற்பாலம் நீளமானது. இப்பாம்பன் பாலத்தில் ஏற்படும் உலோக அரிமானமானது, குறிப்பிட்ட கால இடைவெளியில் கம்பிகளுக்கு அடிக்கப்படும் உலோக அரிமானத்தைத் தடுக்கும் சிறப்பு வண்ணப் பூச்சுகள் மூலம் தடுக்கப் படுகிறது, மேலும் இது நம் வரலாற்றில் நினைவுச்சின்னமாகப் பாதுகாக்கப் படுகிறது.

தூய்மையாக்கும் செயல்முறைகள்

ஒரு உலோகம் அதன் தாதுவிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படும் போது பொதுவாக வினைபுரியாத ஆக்சைடுகள், பிற உலோகங்கள், அலோகங்கள போன்ற மாசுக்கள் அதில் காணப்படலாம். இத்தகைய மாசுக்களைப், பண்படா உலோகத்திலிருந்து பிரித்தெடுத்தல் தூய்மையாக்கும் செயல் முறைகள் எனப்படுகிறது. இப்பாடப்பகுதியில் சில பொதுவான தூய்மையாக்கும் செயல்முறைகளைப் பற்றி கற்றறிவோம்.

வாலை வடித்தல்

குறைவான கொதிநிலையில் ஆவியாகும் துத்தநாகம் (கொதிநிலை 1180 K) மெர்குரி (630K) போன்ற உலோகங்களை தூய்மையாக்க இம்முறை பயன்படுகிறது. இம்முறையில், தூய்மையற்ற உலோகம் வெப்பப்படுத்தி ஆவியாக்கப்படுகிறது. ஆவியானது குளிர்விக்கப்பட்டு தூய உலோகம் பெறப்படுகிறது.

உருக்கிப் பிரித்தல்

மாசுகள் அதிக கொதிநிலையினையும் அதனோடு ஒப்பிடும் போது உலோகமானது குறைவான கொதிநிலைகளையும் கொண்டிருப்பின் அத்தகைய உலோகங்களில் உள்ள மாசுக்களை நீக்க இம்முறை பயன்படுகிறது.

டின் (Sn ; உருகுநிலை 904K), காரீயம் (Pb உருகுநிலை 600K), மெர்குரி (Hg உருகுநிலை 234K) மற்றும் பிஸ்மத் (Bi, உருகுநிலை 545K) போன்ற உலோகங்களுக்கு இம்முறை ஏற்றது.

இம்முறையில் பண்படா உலோகமானது வெப்பப்படுத்தப்பட்டு உருக்கி நீர்மமாக்கப்பட்டு ஒரு சாய்தள பரப்பின் வழியே ஓடுமாறு செய்து தூய்மைப்படுத்தப்படுகிறது.

பண்படா உலோகம் ஒரு எதிர் அனல் உலையின் சாய்வான அடிப்புறத்தில் வைக்கப்படுகிறது. காற்றில்லாச் சூழலில் உலோகத்தில் உருகு நிலையை விட அதிகமான வெப்பநிலையில் உலோகம் வெப்பப்படுத்தப்படுகிறது. தூய உருகிய உலோகம் வழிந்தோடுகிறது மாசுக்கள் அப்படியே தங்கி விடுகின்றன. உருகிய உலோகம் சேகரிக்கப்பட்டு திண்மமாக்கப்படுகிறது.

மின்னாற் தூய்மையாக்கல்

பண்படா உலோகமானது மின்னாற்பகுத்தல் மூலம் தூய்மை செய்யப்படுகிறது. மின்னாற் பகுத்தலானது பிரித்தெடுக்கப்பட வேண்டிய உலோகத்தின் உப்புகளைக் கொண்ட நீர்க்கரைசலைக் கொண்டுள்ள மின்பகு கலத்தில் நிகழ்த்தப்படுகிறது. தூய்மையற்ற நிலையில் உள்ள உலோகத் தண்டுகள் நேர்மின்வாயாகவும், தூய உலோகத் தகடு எதிர்மின்வாயாகவும் பயன்படுத்தி மின்னாற் பகுத்தல் நிகழ்த்தும் போது, பிரித்தெடுக்கப்பட வேண்டிய உலோகம் நேர்மின் வாயிலிருந்து கரைந்து கரைசலில் சென்று எதிர்மின்வாயில் வீழ்படிவாகிறது. மின்னாற்பகுத்தலின் போது குறைவான எலக்ட்ரோ நேர்மின் தன்மை உடைய மாசுக்கள் நேர்மின் வாயின் அடியில் தங்குகின்றன. அவை ஆனோடு மாசு என அழைக்கப்படுகிறது.

சில்வரை மின்னாற்பகுத்தல் முறையில் தூய்மையாக்கலை உதாரணமாகக் கொண்டு இச்செயல்முறையினைப் புரிந்து கொள்ளலாம்.

எதிர்மின்வாய் : தூய சில்வர்

நேர்மின்வாய் : தூய்மையற்ற சில்வர்

மின்பகுளி : அமிலத்தன்மையுடைய சில்வர் நைட்ரேட் கரைசல்

மின்வாய்களின் வழியே மின்சாரத்தைச் செலுத்தும் போது சில்வர் அணு எலக்ட்ரான்களை இழந்து கரைசலுக்குள் செல்கிறது. நேர்மின்தன்மையுடைய சில்வர் அயனிகள் எதிர்மின்வாயில் சென்று மின்னிறக்கம் அடைந்து மின்வாயில் படிகிறது. காப்பர், ஜிங்க் போன்ற பிற உலோகங்களும் இதே முறையினைப் பின்பற்றி தூய்மையாக்கப்படுகின்றன.

நேர்மின்வாய் வினை $Ag(s) \longrightarrow Ag^{+}(aq) + 1e^{-}$

எதிர்மின்வாய் வினை $Ag^{+}(aq) + 1e^{-} \longrightarrow Ag(s)$

புலத் தூய்மையாக்கல்

இம்முறையானது பின்ன படிகமாக்கல் தத்துவத்தை அடிப்படையாகக் கொண்டது. தூய்மையற்ற நிலையில் உள்ள உலோகத்தை உருக்கி பின் திண்மமாக்கும் போது, மாசுக்கள் உருகுநிலையில் உள்ள பகுதியில் தங்குகின்றன. அதாவது மாசுக்கள் திண்ம நிலை உலோகத்தில் கரைவதைக் காட்டிலும் உருகிய நிலையில் உள்ள உலோகத்தில் அதிக அளவில் கரைகின்றன. இம்முறையில் தூய்மையற்ற உலோகம் ஒரு தண்டு வடிவில் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. தண்டின் ஒரு முனையானது நகர்ந்து செல்லும் தூண்டு வெப்பப்படுத்தியைப் பயன்படுத்தி வெப்பப்படுத்தப்படுகிறது. இதன் விளைவாக தண்டின் அப்பகுதியில் உள்ள உலோகம் உருகுகிறது. வெப்பப்படுத்தியினை மெதுவாக மறுமுனையினை நோக்கி நகர்த்திச் செல்லும் போது தூய உலோகம் படிமாகிறது அதே நேரத்தில் வெப்பப்படுத்தி நகர்த்தப்பட்டதால் புதிதாக உருவான உருகிய நிலை புலத்திற்கு (பகுதிக்கு) மாசுக்கள் இடம்பெயர்கின்றன. வெப்பப்படுத்தியை மேலும் நகர்த்தும் போது, மாசுக்களைக் கொண்டுள்ள உருகிய நிலைப்பகுதியானது அதனுடன் சேர்ந்து நகர்கிறது. இச்செயல்முறையானது பலமுறை மீண்டும் ஒரே திசையில் நிகழ்த்தப்பட்டு, தேவையான தூய்மைத் தன்மையுடைய உலோகம் பெறப்படுகிறது. உலோகம் ஆக்சிஜனேற்றம் அடைவதை தடுக்க இச்செயல்முறையானது, மந்த வாயுச் சூழலில் நிகழ்த்தப்படுகிறது. ஜெர்மானியம் (Ge), சிலிக்கன் (Si) மற்றும் காலியம் (Ga) போன்ற குறைகடத்திகளாகப் பயன்படும் தனிமங்கள் இம்முறையில் தூய்மைப்படுத்தப்படுகின்றன.

ஆவி நிலைமை முறைகள்

இம்முறையில் உலோகத்துடன் சேர்ந்து எளிதில் ஆவியாகும் சேர்மத்தை உருவாக்கவல்ல ஒரு காரணியுடன் உலோகம் வினைபடுத்தப்படுகிறது. பின் எளிதில் ஆவியாகும் சேர்மத்தை சிதைவடையச் செய்து தூய உலோகம் பெறப்படுகிறது. பின்வரும் செயல்முறைகளைக் கருத்திற் கொண்டு இம்முறையினை நாம் புரிந்து கொள்ளலாம்.

நிக்கலை தூய்மைப்படுத்த உதவும் மாண்ட் முறை

350K வெப்பநிலையில், தூய்மையற்ற நிக்கலை கார்பன் மோனாக்சைடுடன் வினைபடுத்த அதிக அளவில் எளிதில் ஆவியாகும் நிக்கல் டெட்ரா கார்பனைல் உருவாக்கப்படுகிறது. திண்ம நிலையில் உள்ள மாசுக்கள் அப்படியே தங்குகின்றன.

$$Ni\,(s) + 4\,CO\,(g) \longrightarrow [Ni(CO)_4]\,(g)$$

460K வெப்பநிலையில் நிக்கல் டெட்ரா கார்பனைலை வெப்பப்படுத்த, இந்த அணைவுச் சேர்மம் சிதைவடைந்து தூய உலோகம் பெறப்படுகிறது.

$$[Ni(CO)_4]\,(g) \longrightarrow Ni\,(s) + 4\,CO\,(g)$$

வான் – ஆர்கல் முறை – சிர்கோனியம் / டைட்டேனியத்தை தூய்மையாக்கல்

உலோக சேர்மங்களின் வெப்பச் சிதைவினைப் பயன்படுத்தி தூய உலோகங்களை உருவாக்குதலை அடிப்படையக் கொண்டது. டைட்டேனியம் / சிர்கோனியம் போன்றவற்றை இம்முறையில் தூய்மையாக்கலாம். எடுத்துக்காட்டாக, தூய்மையற்ற நிலையில் உள்ள டைட்டேனியம் வெற்றிடமாக்கப்பட்ட ஒரு கலனின் அயோடினுடன் சேர்த்து 550Kவெப்பநிலையில் வெப்பப்படுத்தப்பட்டு ஆவியாகும் இயல்புடைய டைட்டேனியம் டெட்ரா அயோடைடு உருவாக்கப்படுகிறது. மாசுக்கள் அயோடினுடன் வினைபுரியாததால் அப்படியே தங்குகின்றன.

$$Ti\,(s) + 2I_2\,(s) \longrightarrow TiI_4\ (\text{ஆவி})$$

எளிதில் ஆவியாகும் டைட்டேனியம் டெட்ரா அயோடைடு டங்ஸ்டன் மின்னிழை வழியே 1800K வெப்பநிலையில் செலுத்தும் போது அது சிதைவடைந்து தூய டைட்டேனியம் உருவாகிறது. அது மின்னிழையில் படிகிறது. அயோடின் மீளவும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

$$TiI_4\ (\text{ஆவி}) \longrightarrow Ti\,(s) + 2I_2\,(s)$$

உலோகங்களின் பயன்பாடுகள்

அலுமினியத்தின் பயன்பாடுகள் (Al)

அலுமினியமானது புவிப்பரப்பில் அதிக அளவில் கிடைக்கும் ஒரு உலோகம். இது ஒரு அதி வெப்ப மற்றும் மின் கடத்தியாகும். மேலும் இது எளிதில் அரிமானம் அடைவதில்லை. இதன் பயன்பாடுகள் பின்வருமாறு.

நம் அன்றாட வாழ்வில் அதிக அளவில் பயன்படும் சமையல் கலன்கள், வெப்பப் பரிமாற்றி ஆகியன தயாரித்தலில் அலுமினியம் பயன்படுகிறது.

அலுமினியத்தாள் உணவுப் பொருட்களை எடுத்துச் செல்ல கட்டும் பொருளாக பயன்படுகிறது. இது ஒரு மென்மையான உலோகமாகும். எனினும் இது காப்பர் மாங்கனீசு மெக்னீசியம் மற்றும் சிலிக்கான் போன்ற உலோகங்களுடன் சேர்ந்து குறைவான எடைஉடைய வலிமைமிக்கஉலோகக் கலவைகளைத் தருகிறது. இவை ஆகாய விமானங்கள் மற்றும் பிற போக்குவரத்து வாகனங்களை வடிவமைப்பதில் பயன்படுகிறது. அலுமினியம் எளிதாக அரிமானம் அடைவதில்லை. எனவே, இது வேதி உலைகள், மருத்துவ உபகரணங்கள், குளிர் சாதனப் பொருட்கள் மற்றும் வாயுக்களை எடுத்துச் செல்லும் குழாய்கள் ஆகியனவற்றில் பயன்படுத்தப்படுகிறது. அலுமினியம் விலை குறைவான வெப்பத்தை நன்கு கடத்தும் ஒரு உலோகம். எனவே, இது இரும்பு உள்ளகத்துடன் கூடிய உயர் அழுத்த மின்கம்பிகளில் பயன்படுகிறது.

துத்தநாகத்தின் பயன்பாடுகள் (Zn)

- எஃகு மற்றும் இரும்பு அமைப்புகள் அரிமானம் மற்றும் துருப்பிடிக்காமல் பாதுகாக்கும் துத்தநாகப் பூச்சில் (Galavnizing) இது பயன்படுகிறது. மேலும், துத்தநாகம் மோட்டார் வாகனஅச்சுவார்ப்பு மற்றும் மின் சாதன பொருட்களில் பயன்படுகிறது. பெயிண்ட், ரப்பர், அழகு சாதனப் பொருட்கள், மருந்துப் பொருட்கள், நெகிழிகள், மை, மின்கலன்கள் போன்ற பலபொருட்கள் தயாரிப்பதற்கு துத்தநாக ஆக்சைடு பயன்படுகிறது.
- ஒளிரும் பெயிண்ட், ஒளிரும் விளக்குகள் மற்றும் x – கதிர் திரை ஆகியன தயாரிப்பில் துத்தநாக சல்பைடு பயன்படுகிறது. துத்தநாகத்தின் உலோகக் கலவையான பித்தளை (brass) அரிமானம் அடையாத தன்மையினைப் பெற்றிருப்பதால் குழாய் வால்வுகள் மற்றும் தகவல் தொடர்பு சாதனங்களின் தயாரிப்பில் பயன்படுகிறது.

இரும்பின் பயன்கள் Fe

- இரும்பானது மிக அதிக பயன்களைக் கொண்டுள்ள உலோகமாகும் மற்றும் இதன் உலோகக்கலவைகள் பல்வேறு பயன்பாடுகளைக் கொண்டுள்ளன. பாலங்கள், உயர்மின்னழுத்த கோபுரங்கள், மிதிவண்டி சங்கிலிகள், நறுக்க பயன்படும் உபகரணங்கள் மற்றும் துப்பாக்கி தோட்டா செலுத்தப்படும் குழாய் போன்ற பல வகைகளில் பயன்படுகிறது. வார்ப்பிரும்பானது குழாய்கள், வால்வுகள், எரிபொருள் காற்றழுத்த அடுப்புகள் ஆகியன தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.
- இரும்பு, அதன் உலோகக் கலவைகள் மற்றும் அதன் சேர்மங்கள் காந்தங்களை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.
- துருப்பிடிக்காத எஃகு ஆனது அதிக அளவில் அரிமானத்திற்குட்படாததால் இது கட்டிடத்தொழிலும், தாங்கிகள், முனை மடிக்கும் உளிகள், வெட்டுக் கருவிகள், நகை பொருட்கள் மற்றும் அறுவை சிகிச்சைக்கு பயன்படும் கருவிகள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது. நிக்கல் ஸ்டீல் ஆனது கம்பிவடங்கள் (cables) மோட்டார் வாகன மற்றும் விமான பகுதிப் பொருட்களின் தயாரிப்பில் பயன்படுகின்றது. குரோம் ஸ்டீல் ஆனது வெட்டுக்கருவிகள் மற்றும் நொருக்கும் எந்திரங்கள் தயாரிப்பில் பயன்படுகிறது.

தாமிரத்தின் பயன்கள் (Cu)

- முதன் முதலில் மனிதர்களால் பயன்படுத்தப்பட்ட உலோகம் தாமிரம் ஆகும். மேலும் இதன் உலோகக் கலவையான வெண்கலத்தின் பயன்பாட்டினால் ‘வெண்கலக் காலம்’ என்ற ஒரு சகாப்தம் உருவாக இது காரணமாக அமைந்தது.
- தாமிரமானது, தங்கம் மற்றும் பிற உலோகங்களோடு இணைந்து நாணயங்கள் நகைப்பொருட்கள் போன்றவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. தாமிரம் மற்றும் இதன் உலோக கலவைகள் ஆகியன மின்கம்பிகள், நீர் செல்லும் குழாய்கள் மற்றும் பல மின் பொருளின் பாகங்கள் தயாரிப்பில் பயன்படுகின்றன.

தங்கத்தின் பயன்பாடுகள் (Au)

- தங்கம் ஒரு அதிக விலையுயர்ந்த பொருளாகும். இது நாணயங்கள் தயாரிக்கப்பயன்படுகின்றது. மேலும் சில நாடுகளில் பணமதிப்பானது தங்கத்தின் மதிப்பில் கணக்கிடப்படுகின்றது. தாமிரத்துடன் தங்கம் சேர்த்து உருவாக்கப்பட்ட தங்க உலோகக் கலவையானது நகை தயாரிப்பில் அதிக அளவு பயன்படுத்தப்படுகின்றது. இது பிற உலோகங்களின் மீது தங்க மின்முலாம் பூசுதலுக்குப் பயன்படுகிறது. இவ்வாறு தங்க முலாம் பூசப்பட்ட பொருட்கள், கைக்கடிகாரங்கள், செயற்கை மூட்டுகள், விலைகுறைந்த நகைகள், பல் பாதுகாப்பில் பல் நிரம்புதல் மற்றும் மின் இணைப்புகள் ஆகியனவற்றில் பயன்படுகிறது.
- தங்க நானோ துகள்கள், சோலார் செல்களின் திறனைஅதிகரிக்கவும், வினைவேக மாற்றியாகவும் பயன்படுகின்றது.

உலோகங்கள் – அலோகங்கள் வேறுபாடுகள்

உலோகங்கள்	அலோகங்கள்
உலோகங்கள் பளபளப்பானவை. இவை, பளபளப்பான மேற்பரப்பைக் கொண்டுள்ளன.	அலோகங்கள் பளபளப்புத் தன்மையற்றவை. இவை, பளபளப்பற்ற மேற்பரப்பைப் பெற்றுள்ளன.
இவை பொதுவாக கடினமானவை.	இவை பொதுவாக மென்மையானவை
உலோகங்களை வளைக்க முடியும் அவற்றை தகடாக அடிக்கலாம், கம்பியாகவும் நீட்டலாம்.	அலோகங்களை வளைக்க முடியாது தகடாக அடிக்க முடியாது, கம்பியாகவும் நீட்ட இயலாது.
பெரும்பாலான உலோகங்கள் மின்சாரத்தை நன்கு கடத்தக்கூடியவை.	அலோகங்கள் மின்சாரத்தை அரிதிற் கடத்தும் தன்மையுடையவை.
உலோகங்கள் வெப்பத்தை நன்கு கடத்தக்கூடியவை.	இவை வெப்பத்தை அரிதிற் கடத்தக்கூடியவை.
உலோகங்களைத் தட்டும்போது ஒலியெழுப்புகின்றன. ஆகையால் இவை மணிகள் செய்யப் பயன்படுத்தப்படுகின்றன.	அலோகங்கள் தட்டப்படும்பொழுது ஒலியெழுப்பும் தன்மையற்றவை.