அலகு
4

# இடைநிலை மற்றும் உள்இடைநிலைத் தனிமங்கள்

மார்ட்டின் ஹெய்ன் ரிக் கிளாப்ரோத், (1743— 1817)

மார்ட்டின் ஹெய்ன் ரிக் கிளாப்ரோத், ஜெர்மன் வேதியியல் அறிஞர் ஆவர். யுரேனியம் சிர்கோனியம் மற்றும் சீரியம் ஆகிய தனிமங்களை இவர் கண்டறிந்துள்ளார். தூய நிலைகளில் இத்தனிமங்களை இவர் பிரித்தெடுக்கவில்லையெனிலும் இவைகள் தனித்தன்மைஉடைய தனிமங்கள் என வரையறுத்தார். மேலும் டைட்டேனியம் டெலூரியம் மற்றும் ஸ்டிரான்சியம் ஆகிய தனிமங்களின் கண்டுபிடிப்புகளை இவர் உறுதி செய்தார். கனிமவியல் மற்றும் பகுப்பாய்வு வேதியியல் பிரிவுகளை முறையாக நெறிப்படுத்தியதில் இவரது பங்களிப்பு முக்கியமானதாகும்.

## கற்றலின் நோக்கங்கள்

இந்த பாடப் பகுதியைக் கற்றறிந்த பின்னர்

* தனிம வரிசை அட்டவணையில் d மற்றும் f தொகுதி தனிமங்களின் இடத்தினை மீட்டறிதல்.
* 3d வரிசை தனிமங்களின் பொதுப் பண்புகளை விவரித்தல்.
* 3d வரிசை தனிமங்களின் $M^{n+}/M$ திட்ட மின்முனை மின்அழுத்தத்தில் ஏற்படும் மாறுபாடுகளை விவாதித்தல்.
* $E^0$ மதிப்புகளிலிருந்து தனிமங்களின் ஆக்சிஜனேற்ற மற்றும் ஒடுக்க பண்புகளைத் தீர்மானித்தல்.
* d தொகுதி தனிமங்களின் அணைவுச் சேர்மங்கள், உலோகக் கலவைகள் மற்றும் இடைச்செருகல் சேர்மங்களை உருவாக்கும் பண்புகளை விளக்குதல்.
* பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் மற்றும் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் ஆகியனவற்றின் தயாரித்தல் மற்றும் பண்புகளை விவரித்தல்.
* f தொகுதி தனிமங்களின் பண்புகளை விளக்குதல்.
* லாந்தனாய்டுகள் மற்றும் ஆக்டீனாய்டுகளின் பண்புகளை ஒப்பிடுதல்.

ஆகிய திறன்களை மாணவர்கள் பெற இயலும்.



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 111 18-12-2021 21:57:13

## அறிமுகம்

உலோக தனிமங்கள் தங்களது நடுநிலை அல்லது நேர் அயனி நிலையில் பகுதியளவு நிரப்பப்பட்ட d அல்லது f உட்கூடுகளை பெற்றிருப்பின் அவைகள் பொதுவாக இடைநிலை உலோகங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. இந்த வரையறையானது லாந்தனாய்டுகள் மற்றும் ஆக்டினாய்டுகளை உள்ளடக்கியது. எனினும் IUPAC வரையறையின்படி ஒரு தனிமத்தின் அணுவானது முழுவதும் நிரப்பப்படாத d உட்கூட்டினை பெற்றிருந்தாலோ அல்லது அத்தனிமம் உருவாக்கும் நேரயனியானது முழுவதும் நிரப்பப்படாத d உட்கூட்டினை பெற்றிருந்தாலோ அத்தனிமம் ஒரு இடைநிலை உலோகமாகும். இவைகள் தனிம வரிசை அட்டவணையில் மையப் பகுதியில் s மற்றும் p – தொகுதி தனிமங்களுக்கு இடையில் இடம்பெற்றுள்ளன. மேலும், இவைகளின் பண்புகள் அதிக வினைத்திறன் மிக்க s தொகுதி உலோகங்களுக்கும், பெரும்பாலும் அலோகங்கள் இடம்பெற்றுள்ள p தொகுதி தனிமங்களுக்கும் இடைப்பட்டு காணப்படுகிறது. 11வது தொகுதி தனிமங்களைத் தவிர்த்து பெரும்பாலான, இடைநிலை உலோகங்கள் கடினமானவை மற்றும் அதிக உருகுநிலையை உடையவை.

இடைநிலை உலோகங்களான இரும்பு மற்றும் தாமிரம் ஆகியன மனித நாகரீக வளர்ச்சியில் மிக முக்கியப் பங்காற்றியுள்ளன. மேலும், பெரும்பாலான இடைநிலை தனிமங்கள் பல முக்கிய பயன்களைக் கொண்டுள்ளன.எடுத்துக்காட்டாக, டங்ஸ்டன் ஆனது விளக்குகளில் காணப்படும் மின்னிழைகளிலும், டைட்டேனியம் செயற்கை மூட்டுகள் தயாரித்தலிலும், மாலிப்டினம் கொதிகலன்களிலும், பிளாட்டினம் வினைவேகவியலிலும் பயன்படுவதைக் குறிப்பிடலாம். மேலும் இவைகள் பல உயிரியல் அமைப்புகளில் முக்கியப் பங்காற்றுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, ஹீமோகுளோபினில் காணப்படும் இரும்பு, வைட்டமின் $B_{12}$ வில் காணப்படும் கோபால்ட் போன்றவற்றைக் குறிப்பிடலாம்.

இப்பாடப்பகுதியில், d தொகுதி தனிமங்களின் குறிப்பாக 3d வரிசை தனிமங்களின் பொது பண்புகள், அவைகளின் வேதி வினைதிறன் ஆகியனவற்றைக் கற்றறிவதுடன் , பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் $KMnO_4$ மற்றும் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் $K_2Cr_2O_7$ ஆகிய முக்கியத்துவம் வாய்ந்த சேர்மங்களைப் பற்றியும் கற்றறிய உள்ளோம். மேலும் இப்பாடப் பகுதியின் இறுதியில், நாம் f தொகுதி தனிமங்களைப் பற்றி கற்றறியலாம்.

## 4.1 தனிம வரிசை அட்டவணையில் d தொகுதி தனிமங்களின் இடம்

தனிமங்களின் ஆவர்த்தன வகைபாட்டினை நாம் ஏற்கனவே பதினொன்றாம் வகுப்பில் கற்றுள்ளோம். அவ்வகைப்பாட்டின்படி, நவீன தனிம வரிசை அட்டவணையில் மூன்றாம் தொகுதி முதல் பன்னிரெண்டாம் தொகுதி வரை இடைநிலை உலோகங்கள் இடம் பெற்றுள்ளன.

### d தொகுதித் தனிமங்கள் பின்வரும் வரிசைகளை உள்ளடக்கி உள்ளன.

(i) 3d தொடர் (4 வது வரிசை) – ஸ்காண்டியம் முதல் துத்தநாகம் (Zinc) வரை (10 தனிமங்கள்)

(ii) 4d தொடர் (5 வது வரிசை) – இட்ரியம் முதல் காட்மியம் வரை (10 தனிமங்கள்)

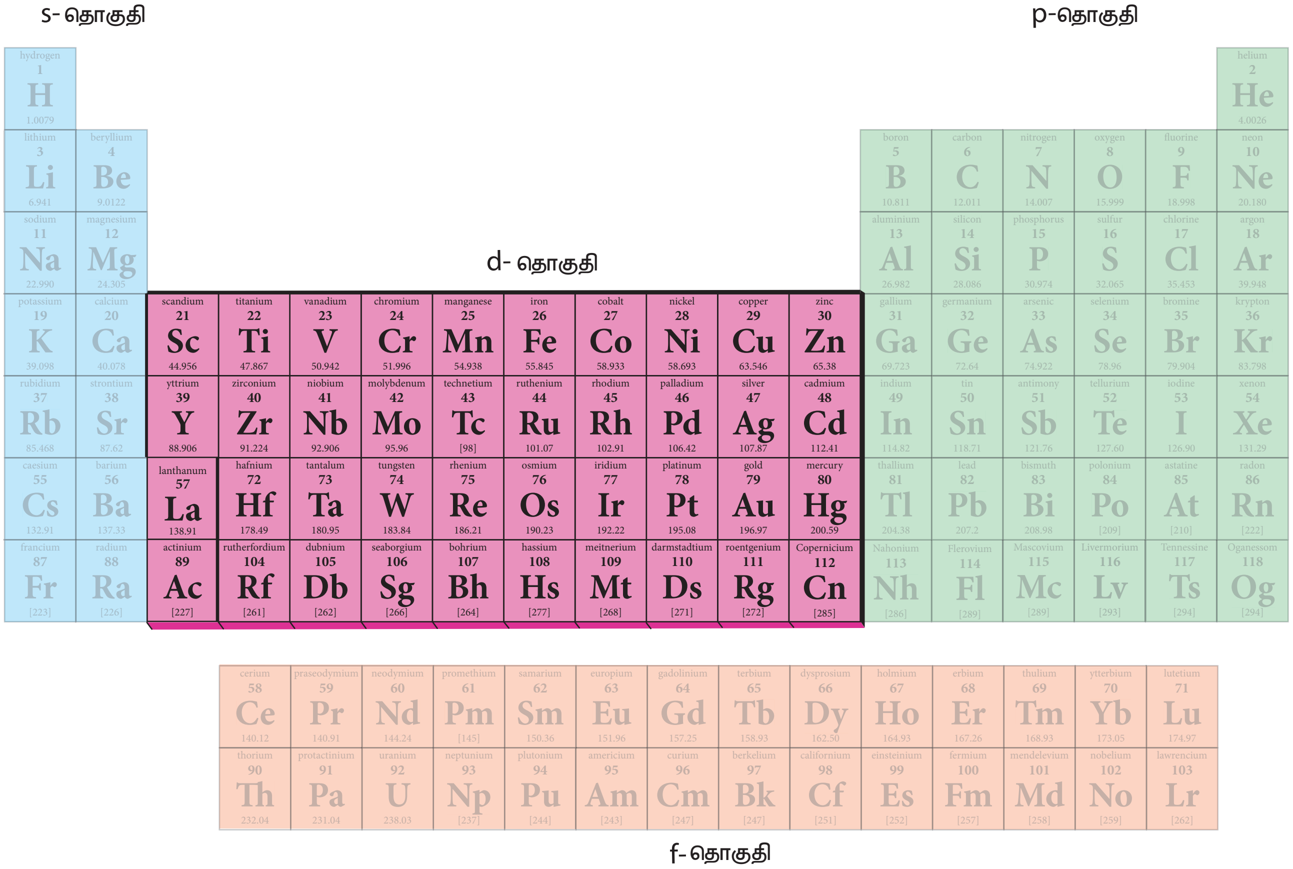
(iii) 5d தொடர் (6 வது வரிசை) – லாந்தனம் மற்றும் ஹாப்னியம் முதல் மெர்குரி வரை (10 தனிமங்கள்)

பன்னிரெண்டாம் தொகுதி தனிமங்களான துத்தநாகம், காட்மியம் மற்றும் மெர்குரி ஆகியன அவைகளின் தனிம நிலையிலோ அல்லது அவற்றின் வழக்கமான ஆக்சிஜனேற்ற நிலையில் காணப்படும் அயனிகளிலோ, பகுதியளவு நிரப்பட்டப்பட்ட d ஆர்பிட்டால்களை பெற்றிருப்பதில்லை என நாம் அறிவோம். எனினும், அவைகளின் பண்புகள் தொடர்புடைய இடைநிலை தனிம



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 112 18-12-2021 21:57:13

வரிசை தனிமங்களின் தொடர்ச்சியாக ஒத்திருப்பதால் அவைகளும் இடைநிலை தனிமங்களாகக் கருதப்படுகின்றன. IUPAC வரையறையின்படி, ஏழாவது வரிசை தனிமங்களான ஆக்டீனியம் மற்றும் ரூதர்போர்டீயம் முதல் கோபர்னீசியம் வரையிலான பத்து தனிமங்களும் இடைநிலை தனிமங்களாகும். இவ்வரிசை தனிமங்கள் அனைத்தும் கதிரியக்கத்தன்மை உடையவை. இத்தொடரில், ஆக்டீனியத்தை தவிர, பிற அனைத்து தனிமங்களும் செயற்கை தொகுப்பு முறையில் தயாரிக்கப்படுகின்றன. மேலும், இத்தனிமங்கள் மிகக் குறைவான அரை வாழ் காலங்களைப் பெற்றுள்ளன.




**படம் 4.1 தனிம வரிசை அட்டவணையில் d தொகுதித் தனிமங்களின் இடம்**

## 4.2 எலக்ட்ரான் அமைப்பு

ஆஃபா தத்துவம், ஹூண்ட் விதி போன்ற விதிகளைப் பின்பற்றி, தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்புகளை எவ்வாறு எழுதுவது என நாம் ஏற்கனவே பதினொன்றாம் வகுப்பில் கற்றறிந்துள்ளோம். ஆஃபா தத்துவத்தின்படி, எலக்ட்ரான்கள் 3d ஆர்பிட்டாலில் நிரப்பப்படும் முன்னர் 4s ஆர்பிட்டாலில் முதலில் நிரப்பப்பட வேண்டும். எனவே, நான்காவது வரிசையில் 3d ஆர்பிட்டால் நிரப்பப்படுதல் ஸ்காண்டியத்திலிருந்து துவங்குகிறது. அதன் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $[Ar]3d^1 4s^2$ மேலும், அடுத்தடுத்த தனிமங்களில் கூடுதல் எலக்ட்ரான்கள் 3d ஆர்பிட்டாலில் தொடர்ச்சியாக நிரப்பப்பட்டு, துத்தநாகத்தில் 3d ஆர்பிட்டால் முழுவதும் நிரப்பப்படுகிறது. இதன் எலக்ட்ரான் அமைப்பு $[Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2$ எனினும் மேலே குறிப்பிட்டுள்ளவாறு 3d ஆர்பிட்டாலில் எலக்ட்ரான்கள் தொடர்ச்சியாக நிரப்பப்படுதலில் இரு விதிவிலக்குகள் காணப்படுகின்றன. 3d ஆர்பிட்டாலானது சரிபாதி நிரப்பப்படுவதற்கு அல்லது முழுமையாக நிரப்பப்படுவதற்கு வாய்ப்பு இருப்பின், அத்தகைய நிலைகள் மிகவும் நிலைப்பு தன்மையுடையன என்பதால் அவை முன்னுரிமை பெறுகின்றன. எடுத்துக்காட்டு : குரோமியம் மற்றும் தாமிரம்.



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 113 18-12-2021 21:57:14

குரோமியம் மற்றும் தாமிரம் ஆகியனவற்றின் எலக்ட்ரான் அமைப்புகள் முறையே [Ar] $3d^5$ $4s^1$ மற்றும் [Ar] $3d^{10}$ $4s^1$ ஆகும். ஏற்கனவே, பதினொன்றாம் வகுப்பில் விளக்கியவாறு, சரிபாதி மற்றும் முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட d ஆர்பிட்டால்களின் அதிக நிலைப்பு தன்மைக்கு எலக்ட்ரான்களின் சீரான பங்கீடு மற்றும் பரிமாற்ற ஆற்றல் ஆகியன காரணமாக அமைகின்றன.

**குறிப்பு :** சீராக எலக்ட்ரான்கள் பங்கிடப்படும் அமைப்பானது, அதிக நிலைப்பு தன்மை பெறுவதை பின்வருமாறும் உணர்ந்து கொள்ள இயலும். அனைத்து d ஆர்பிட்டால்களையும் ஒருங்கே கருதும்போது, அவைகள் ஒரு கோள வடிவினை உருவாக்குவதாகக் கொள்ளலாம். எனவே, சரிபாதியளவு மற்றும் முழுவதும் நிரப்பப்பட்ட எலக்ட்ரான் அமைப்புகளில் எலக்ட்ரான் அடர்த்தியின் பங்கீடானது முழுமையான சீர்மைத் தன்மையினைப் பெறும். மாறாக, பகுதியளவு நிரப்பப்பட்டுள்ள எலக்ட்ரான் அமைப்புகளில் எலக்ட்ரான் அடர்த்தியானது சீராக பங்கிடப்படாததால் ஒரு மின்னழுத்த வேறுபாடு உருவாகிறது. இம்மின்னழுத்த வேறுபாட்டைக் குறைத்து குறைந்த ஆற்றலுடன் கூடிய ஒரு நிலையினை அடையும் பொருட்டு சீரான பங்கீடு முன்னுரிமைப் பெறுகிறது.

மேற்கண்டுள்ளவாறு, ஒரு சில தனிமங்களில் காணப்படும் விதிவிலக்குகளைத் தவிர்த்து d தொகுதித் தனிமங்களின் பொதுவான எலக்ட்ரான் அமைப்பினை [மந்தவாயு] $(n-1)d^{1-10}ns^{1-2}$ என எழுதலாம். இங்கு n = 4 முதல் 7 வரை. ஆறு மற்றும் ஏழாம் வரிசைகளில், (La மற்றும் Ac ஆகியனவற்றைத் தவிர்த்து) எலக்ட்ரான் அமைப்பில் (n-2) *f* ஆர்பிட்டாலும் இடம் பெறுகின்றன. இந்நேர்வுகளில் பொதுவான எலக்ட்ரான் அமைப்பினை [மந்தவாயு] $(n-2)f^{14}(n-1)d^{1-10}ns^{1-2}$ என எழுதலாம்.

## 4.3 இடைநிலை தனிமங்களின் பண்புகளில் காணப்படும் பொதுவான போக்கு

### 4.3.1 உலோகத் தன்மை

அனைத்து இடைநிலை தனிமங்களும் உலோகங்களாகும். அனைத்து உலோகங்களை போன்று இடைநிலை உலோகங்களும் சிறந்த வெப்ப மற்றும் மின்கடத்திகளாகச் செயல்படும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன. முதல் மற்றும் இரண்டாம் தொகுதி உலோகங்களைப் போலன்றி பதினொன்றாம் தொகுதி இடைநிலை தனிமங்களைத் தவிர்த்து பெரும்பாலான இடைநிலை உலோகங்கள் கடினமானவை., இந்நாள் வரை அறியப்பட்ட அனைத்து உலோகங்களில், அறை வெப்பநிலையில் வெள்ளியானது அதிக மின்கடத்தும் திறனைப் பெற்றுள்ளது. உண்மையான உலோகங்களைப் போன்று, பெரும்பாலான இடைநிலை தனிமங்களும், அறுங்கோண நெருங்கிப் பொதிந்த அமைப்பு அல்லது கனசதுர நெருங்கிப் பொதிந்த அமைப்பு அல்லது பொருள்மைய கனசதுர அமைப்பு ஆகியனவற்றுள் ஏதேனும் ஒரு அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன.

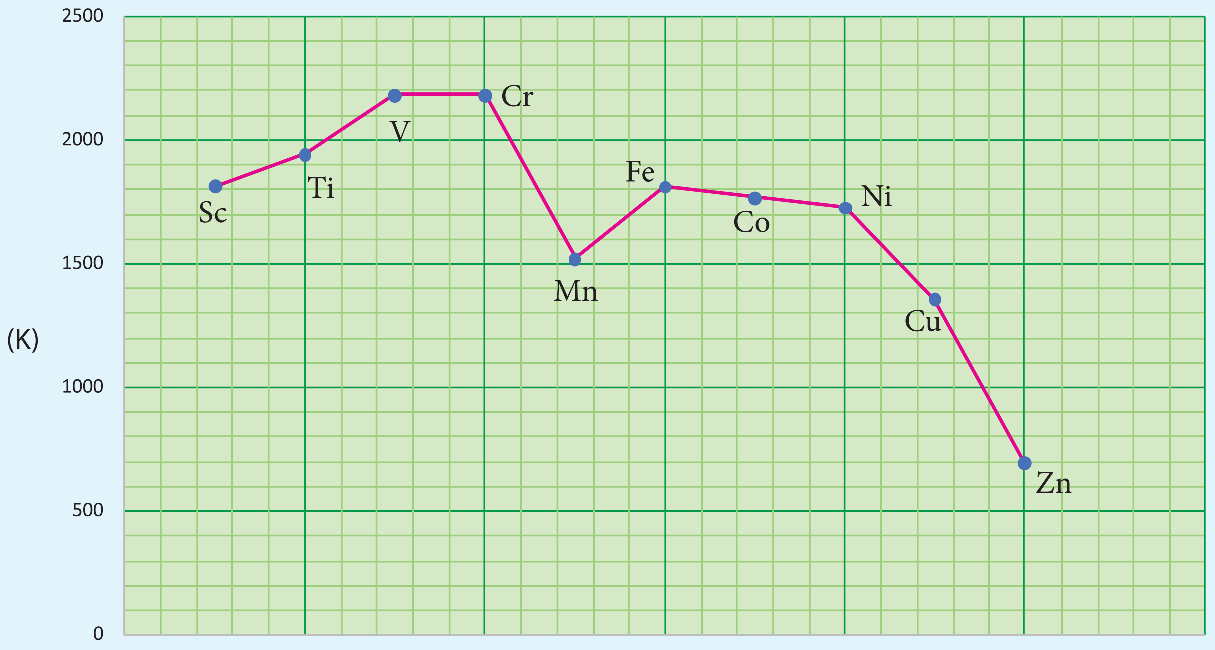
| | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 21<br>Sc<br>HCP | 22<br>Ti<br>HCP | 23<br>V<br>BCC | 24<br>Cr<br>BCC | 25<br>Mn<br>BCC | 26<br>Fe<br>BCC | 27<br>Co<br>HCP | 28<br>Ni<br>FCC | 29<br>Cu<br>FCC | 30<br>Zn<br>HCP |
| 39<br>Y<br>HCP | 40<br>Zr<br>HCP | 41<br>Nb<br>BCC | 42<br>Mo<br>BCC | 43<br>Tc<br>HCP | 44<br>Ru<br>HCP | 45<br>Rh<br>FCC | 46<br>Pd<br>FCC | 47<br>Ag<br>FCC | 48<br>Cd<br>HCP |
| 57*<br>La<br>DHCP | 72<br>Hf<br>HCP | 73<br>Ta<br>BCC/<br>TETR | 74<br>W<br>BCC | 75<br>Re<br>HCP | 76<br>Os<br>HCP | 77<br>Ir<br>FCC | 78<br>Pt<br>FCC | 79<br>Au<br>FCC | 80<br>Hg<br>RHO |
| 89**<br>Ac<br>FCC | 104<br>Rf<br>[HCP] | 105<br>Db<br>[BCC] | 106<br>Sg<br>[BCC] | 107<br>Bh<br>[HCP] | 108<br>Hs<br>[HCP] | 109<br>Mt<br>[FCC] | 110<br>Ds<br>[BCC] | 111<br>Rg<br>[BCC] | 112<br>Cn<br>[BCC] |

படம் 4.2 3d, 4d மற்றும் 5d இடைநிலை உலோகங்களின் அணிக்கோவை வடிவமைப்புகள்



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 114 18-12-2021 21:57:14

இடைநிலை உலோக வரிசையில், இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும் போது, ஆரம்பத்தில் உலோகப் பிணைப்பிற்கு தேவையான தனித்த d எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிப்பதால் உருகுநிலையும் அதிகரித்து, அதிகபட்ச மதிப்பினை அடைந்து பின், உலோக பிணைப்பிற்கு தேவையான d எலக்ட்ரான்கள் இணையாவதால் உருகுநிலையின் மதிப்பு குறைகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, முதல் இடைநிலைத் தனிம வரிசையில், ஸ்காண்டியத்திலிருந்து (உருகுநிலை 1814 K) வெனேடியம் (உருகுநிலை 2183 K) வரை உருகுநிலை அதிகரிக்கிறது. வெனேடியத்தின் உருகுநிலையானது குரோமியத்தின உருகுநிலையான 2180 K க்கு அருகாமையில் உள்ளது. எனினும் 3d வரிசையில், மாங்கனீஸ் மற்றும் 4d வரிசையில் Tc ஆகியன குறைவான உருகுநிலைகளைப் பெற்றுள்ளன. இடைநிலைத் தனிம வரிசையில் ஏறத்தாழ மைய பகுதியில் அமைந்துள்ள தனிமானது அதிகபட்ச உருகுநிலையை பெற்றுள்ளது. இதிலிருந்து, $d^5$ எலக்ட்ரான் அமைப்பானது அணுக்களுக்கிடையே வலிமையான கவர்ச்சி விசை உருவாக சாதகமாக உள்ளது என அறிய முடிகிறது. முதல் இடைநிலைத் தனிமங்களின் உருகுநிலையில் ஏற்படும் மாற்றங்களை பின்வரும் வரைபடம் காட்டுகிறது.




படம் 4.3 3d வரிசை தனிமங்களின் உருகுநிலையில் ஏற்படும் மாறுபாடு

### 4.3.2 அணு ஆரம் மற்றும் அயனிகளின் உருவளவில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்

ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும் போது அணுக்கருவின் மின்சுமை அதிகரிப்பதாலும் கூடுதல் எலக்ட்ரான்கள் ஒரே கூட்டில் சேர்க்கப்படுவதாலும் பொதுவாக அணு ஆரம் சீராகக் குறைகிறது. 3d இடைநிலைத் தனிம வரிசையில் ஸ்காண்டியத்திலிருந்து வெனேடியம் வரை எதிர்பார்த்தவாறு அணு ஆரம் சீராக குறைகிறது. ஆனால் அதன் பின்னர் தாமிரம் வரை அணு ஆரத்தில் குறிப்பிடத்தகுந்த மாற்றம் ஏதுமின்றி ஏறத்தாழ சீராக உள்ளது. 3d வரிசையில் ஸ்காண்டியத்திலிருந்து துத்தநாகம் வரை செல்லும் போது, கூடுதல் எலக்ட்ரான்கள் 3d ஆர்பிட்டால்களில் சேர்கின்றன அதே நேரத்தில் அணுக்கருவின் மின்சுமையும் அதிகரிக்கின்றது. 3d ஆர்பிட்டாலில் இடம்பெற்றுள்ள எலக்ட்ரான்கள் அணுக்கருவின் அதிகரிக்கும் மின்சுமையினை பகுதியளவே மறைக்கிறது. எனவே செயலுறு அணுக்கரு மின்சுமையின் மதிப்பு சிறிதளவு அதிகரிக்கின்றது. இதன் விளைவாக அணு ஆரம் குறைய வேண்டும்

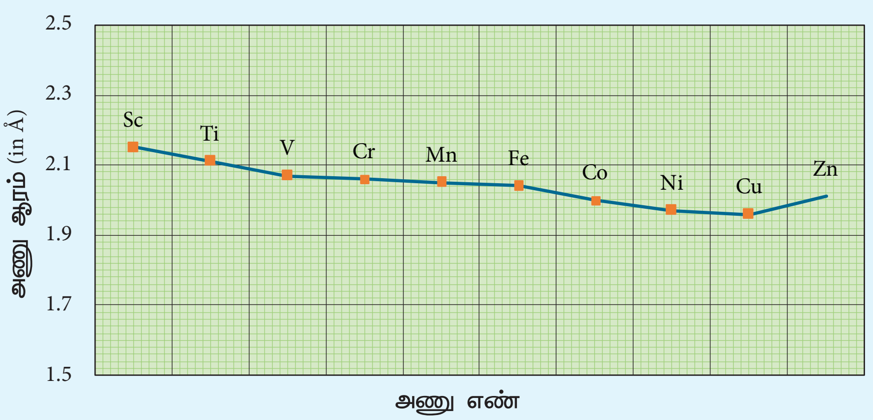


XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 115 18-12-2021 21:57:14

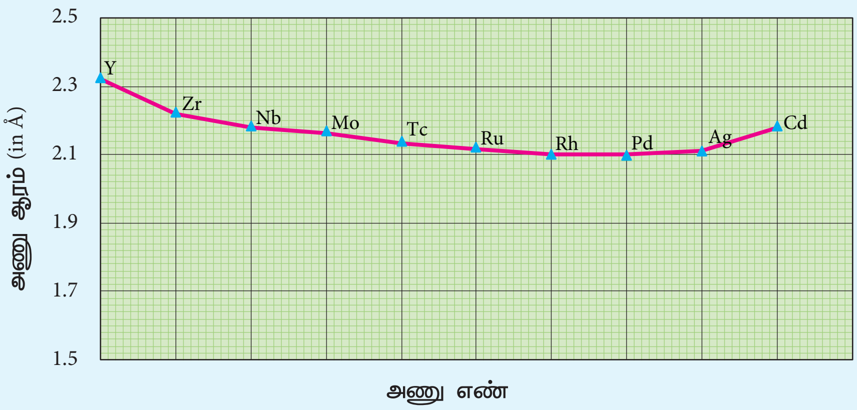
எனினும் 3d ஆர்பிட்டாலில் சேரும் எலக்ட்ரான்கள் 4s எலக்ட்ரான்களை வலிமையாக விலக்குகின்றன. மேற்கண்டுள்ள இவ்விரு விளைவுகளும் ஒன்றுக்கொன்று எதிர்எதிர் திசைகளில் செயல்படுவதோடு மட்டுமல்லாமல் அவை ஒன்றையொன்று சமன் செய்யவும் முயல்வதால் அணு ஆரமானது குறையாமல் ஏறத்தாழ மாறாமல் உள்ளது.

3dவரிசையின்இறுதியில் இடம்பெற்றுள்ள துத்தநாகம் தனது d ஆர்பிட்டாலில் 10 எலக்ட்ரான்களை கொண்டுள்ளது. இந்நேர்வில் எலக்ட்ரான்களுக்கு இடையேயான விலக்கு விசையானது செயலுறு அணுக்கருமின்சுமையைவிட அதிகமாக இருப்பதால் இணைதிற கூட்டிலுள்ள ஆர்பிட்டால் சிறிதளவு விரிவடைகிறது. இதன் காரணமாக துத்தநாகத்தின் அணு ஆரம் சிறிதளவு அதிகரிக்கின்றது.

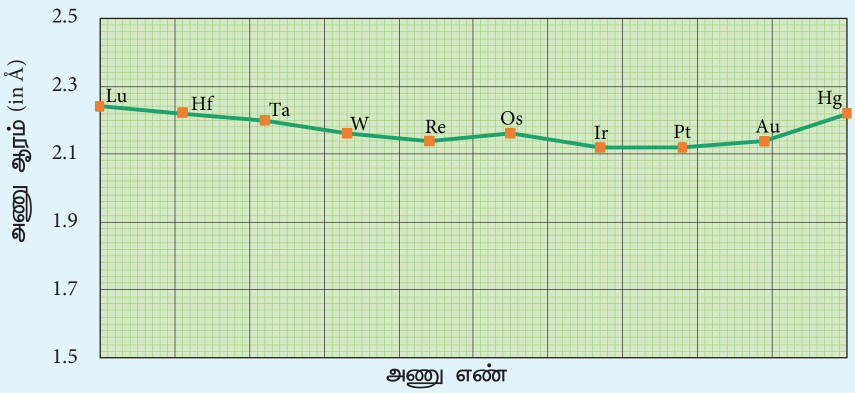
நாம் ஒரு தொகுதியில் மேலிலிருந்து கீழாகச் செல்லும் போது, அணு ஆரம் பொதுவாக அதிகரிக்கின்றது. இதே போக்கு d தொகுதித் தனிமங்களிலும் எதிர்ப்பார்க்கப்படுகின்றது.




படம் 4.4 (அ) 3d தனிமங்களின் அணு ஆரங்கள்




படம் 4.4 (ஆ) 4d தனிமங்களின் அணு ஆரங்கள்




படம் 4.4 (இ) 5d தனிமங்களின் அணு ஆரங்கள்

ஐந்தாவது வரிசை d தொகுதியில், எலக்ட்ரான்கள் 4d ஆர்பிட்டாலில் சேர்க்கப்படுவதால் அவ்வரிசையில் இடம்பெற்றுள்ள 4d வரிசை தனிமங்களின் அணு ஆரமானது அதற்கு இணையான 3d வரிசை தனிமங்களைக் காட்டிலும் அதிகமாக உள்ளது. எனினும் 5d வரிசை தனிமங்களில் எதிர்பார்த்தலுக்கு மாறான போக்கு காணப்படுகிறது. அதாவது, 5d வரிசை தனிமங்களின் அணு ஆரங்களின் மதிப்புகள் அவைகளுக்கு இணையான 4d வரிசை தனிமங்களின் அணு ஆரங்களைவிட

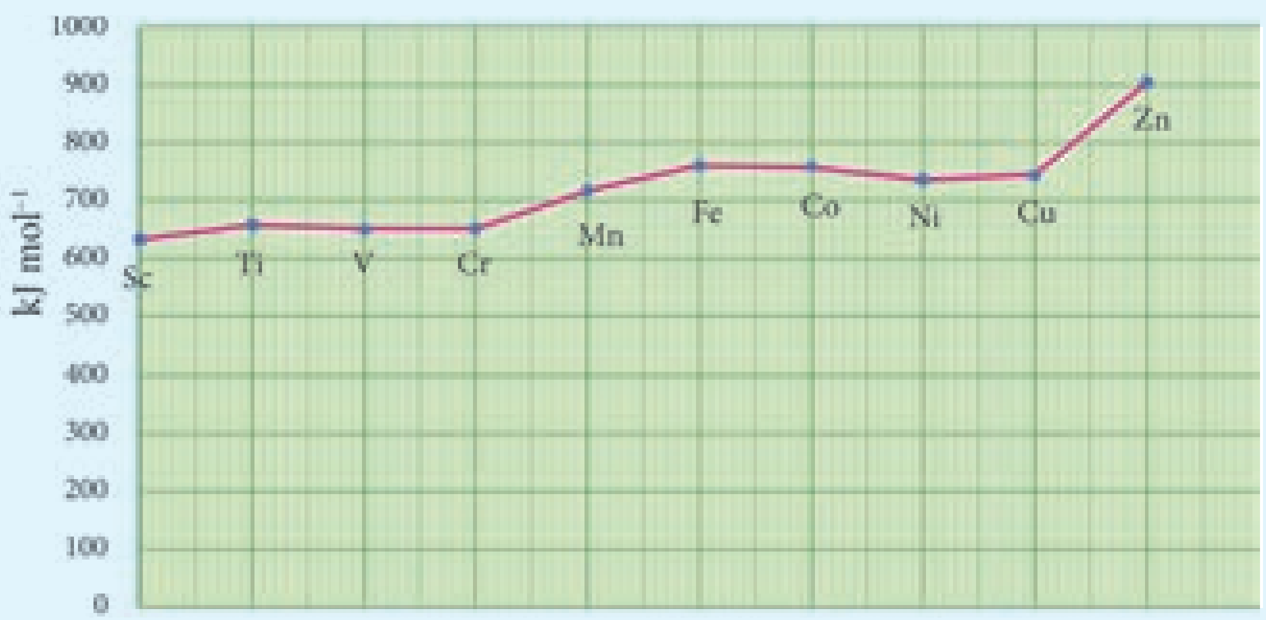


XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 116 18-12-2021 21:57:15

அதிக மதிப்பினை பெற்றிருக்காமல் ஏறத்தாழ ஒத்த அணு ஆரங்களைப் பெற்றுள்ளன. இதற்கு லாந்தனாய்டு குறுக்கம் காரணமாக அமைகின்றது. லாந்தனாய்டு குறுக்கத்தினை உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள் பாடப் பகுதியில் பின்னர் கற்போம்.

### 4.3.3 அயனியாக்கும் ஆற்றல்

இடைநிலைத் தனிமங்கள் s மற்றும் p தொகுதித் தனிமங்களுக்கு இடைப்பட்ட அயனியாக்கும் ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளன. இடைநிலைத் தனிம வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும் போது எதிர்ப்பார்த்தபடியே அயனியாக்கும் ஆற்றல் அதிகரிக்கின்றது. d ஆர்பிட்டாலில் எலக்ட்ரான்கள் நிரப்பப்படும்போது, அணுக்கருவின் மின்சுமையும் அதிகரிக்கிறது. இதன் காரணமாக அயனியாக்கும் ஆற்றலின் மதிப்பும் அதிகரிக்கின்றது. முதல் இடைநிலை வரிசைத் தனிமங்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றலில் ஏற்படும் மாறுபாடுகளைக் கீழ்கண்டுள்ள படம் விளக்குகிறது.




படம் 4.5 3 d வரிசை தனிமங்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றலில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்.

ஒரு குறிப்பிட்ட வரிசையில் அணு எண் அதிகரிக்கும் போது முதல் அயனியாக்கும் ஆற்றலில் ஏற்படும் அதிகரிப்பானது சீராக அமைவதில்லை. d தொகுதி தனிமங்களில் கூடுதல் எலக்ட்ரான்கள் (n-1) d ஆர்பிட்டாலில் சேர்கின்றன. மேலும் இந்த உட்கூட்டு எலக்ட்ரான்கள் ஒரு திரை போல செயல்பட்டு இணைதிற ns எலக்ட்ரான்களின் மீது அணுக்கரு செலுத்தும் கவர்ச்சி விசையினைக் குறைக்கின்றன. எனவே இதன் விளைவாக அயனியாக்கும் ஆற்றலில் மாறுபாடுகள் ஏற்படுகின்றன.

அயனியாக்கும் ஆற்றல் மதிப்புகளைக் கொண்டு சேர்மங்களின் வெப்ப இயக்கவியல் நிலைப்பு தன்மையைத் தீர்மானிக்க இயலும். எடுத்துக்காட்டாக, $Ni^{2+}$ மற்றும் $Pt^{2+}$ ஆகிய அயனிகளின் நிலைப்புத் தன்மையை ஒப்பிடுவோம்.

நிக்கலுக்கு, $IE_1 + IE_2 = (737 + 1753)$
$= 2490\ kJmol^{-1}$

பிளாட்டினத்திற்கு, $IE_1 + IE_2 = (864 + 1791)$
$= 2655\ kJmol^{-1}$

எனவே, $Pt^{2+}$ உடன் ஒப்பிடும் போது $Ni^{2+}$ உருவாக குறைவான ஆற்றல் தேவைபடுகிறது,



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 117 18-12-2021 21:57:15

இதனால் Pt(II) சேர்மங்களை காட்டிலும் Ni (II) சேர்மங்கள் அதிக வெப்ப இயக்கவியல் நிலைப்புத் தன்மையினை உடையவை என அறிகிறோம்.

**தன் மதிப்பீடு 1 :**

$Ni^{4+}$ மற்றும் $Pt^{4+}$ ஆகியவனவற்றின் அயனியாக்கும் ஆற்றல் மதிப்புகளிலிருந்து அவைகளின் நிலைப்புத் தன்மையினை ஒப்பிடுக.

| IE | Ni | Pt |
|---|---|---|
| I | 737 | 864 |
| II | 1753 | 1791 |
| III | 3395 | 2800 |
| IV | 5297 | 4150 |

### 4.3.4 ஆக்சிஜனேற்ற நிலை

முதலாவது இடைநிலை உலோகமான ஸ்காண்டியம் +3 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையை மட்டுமே கொண்டுள்ளது. ஆனால், மற்ற இடைநிலை தனிமங்கள் மாறுபடும் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளைப் பெற்றுள்ளன. ஏனெனில், இவைகளின், (n-1)d மற்றும் ns ஆர்பிட்டால்களுக்கிடையே காணப்படும் ஆற்றல் வேறுபாடு மிகக் குறைவாக இருப்பதால் அவற்றில் இடம் பெற்றுள்ள எலக்ட்ரான்களை இழந்து அவைகள் மாறுபடும் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளைப் பெறுகின்றன. 3d வரிசை இடைநிலைத் தனிமங்களின் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகள் பின்வரும் அட்டவணையில் சுருக்கமாக கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

| Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | | | | +7 | | | | |
| | | | +6 | +6 | +6 | | | |
| | | +5 | +5 | +5 | | | | |
| | +4 | +4 | +4 | +4 | +4 | +4 | +4 | |
| +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | |
| | +2 | +2 | +2 | +2 | +2 | +2 | +2 | +2 |
| | | | | | | | | +1 |

d வரிசைத் தொடரின் துவக்கத்தில் +3 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையானது நிலைப்புத் தன்மையுடையதாக உள்ளது. ஆனால், தொடரின் இறுதியில் +2 ஆக்சிஜனேற்ற நிலைமையானது நிலைப்புத் தன்மையைப் பெற்றதாக உள்ளது. எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கும் போது ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளின் எண்ணிக்கையும் அதிகரிக்கிறது. மேலும் இணையாகும் எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கும் போது ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளின் எண்ணிக்கை குறைகிறது. எனவே முதல் மற்றும் கடைசி தனிமங்கள் குறைவான ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளையும் மையப் பகுதியினை ஒட்டி அமைந்துள்ள தனிமங்கள் அதிக எண்ணிக்கையிலான ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளையும் பெற்றுள்ளன. எடுக்காட்டாக, முதல் தனிமமான ஸ்காண்டியம் +3 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையை மட்டும் கொண்டுள்ளது. மையத்தில் அமைந்துள்ள தனிமமான மாங்கனீஸ் +2 முதல் +7 வரையிலான ஆறு ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளைக் கொண்டுள்ளது. கடைசி தனிமமான தாமிரம் +1 மற்றும் +2 ஆகிய இரு ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளை மட்டும் கொண்டுள்ளது.

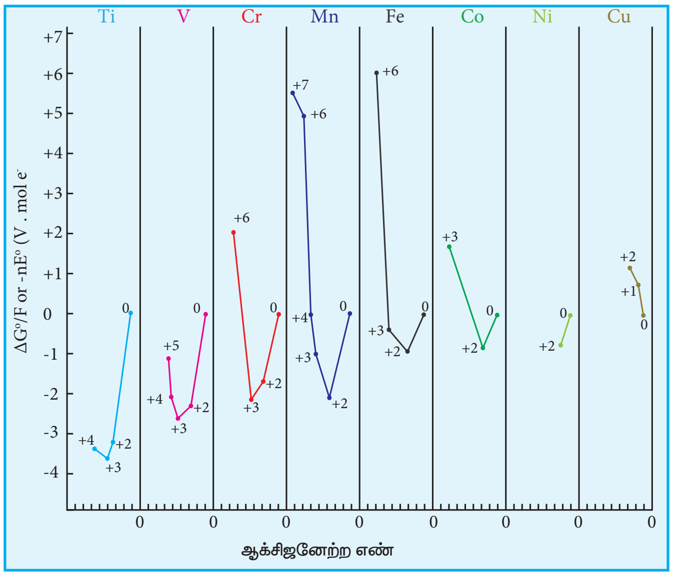
3d தனிம வரிசை உலோகங்களின் பல்வேறு ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளின் ஒப்பீட்டு நிலைப்புத் தன்மையினை, பாதியளவு மற்றும் முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட d ஆர்பிட்டால்களின் நிலைப்பு

தன்மையோடு தொடர்புபடுத்தி விளக்க இயலும். எடுத்துக்காட்டு, $Mn^{2+}(3d^5)$ ஆனது $Mn^{4+}(3d^3)$ ஐ விட அதிக நிலைப்புத் தன்மை உடையது.

4d மற்றும் 5d உலோகங்களின் ஆக்சிஜனேற்ற நிலையானது, இட்ரியம் மற்றும் லாந்தனத்தின் +3 முதல் ருத்தீனியம் மற்றும் ஆஸ்மியத்தின் +8 வரை மாறுபடுகிறது. 4d மற்றும் 5d தனிமங்கள், ஆக்சிஜன், புளூரின் மற்றும் குளோரின் ஆகிய அதிக எலக்ட்ரான் கவர் தன்மையுடைய தனிமங்களுடன் உருவாக்கும் சேர்மங்களில் அவைகளின் அதிகபட்ச ஆக்சிஜனேற்ற நிலை காணப்படுகிறது. எ.கா $RuO_4$, $OsO_4$ மற்றும் $WCl_6$ ஒரு வரிசையில் மேலிருந்து கீழாக வரும் போது உயர் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளின் நிலைப்புத் தன்மை பொதுவாக அதிகரிக்கிறது. அதே நேரத்தில் குறைந்த ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளின் நிலைப்புத் தன்மை குறைகிறது. இதனை $\Delta G^0$ vs ஆக்சிஜனேற்ற எண்ணைக் குறிப்பிடும் ஃபுரோஸ்ட் வரைபடத்திலிருந்தும் அறிந்து கொள்ளலாம். டைட்டேனியம், வெனேடியம் மற்றும் குரோமியத்தில் +3 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையானது அதிக வெப்ப இயக்கவியல் நிலைப்புத் தன்மையைப் பெற்றுள்ளது. இரும்பினைப் பொருத்தவரையில் +2 மற்றும் +3 ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகள் ஏறத்தாழ சமமான நிலைப்புத் தன்மையைக் கொண்டுள்ளன. 3d இடைநிலைத் தனிம வரிசையில் தாமிரம் மட்டும் தனித்துவ மிக்க +1 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையைக் கொண்டுள்ளது. இந்த நிலையானது +2 மற்றும் 0 ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளாக எளிதில் மாற்றமடையும் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளது.

**தன் மதிப்பீடு 2 :**

இரும்பினைப் பொருத்த வரையில் +3 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையானது +2 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையை விட அதிக நிலைப்புத் தன்மை உடையது. ஆனால், மாங்கனீசைப் பொருத்த வரையில் இதன் மறுதலையானது உண்மை. ஏன்?




படம் 4.6 ஃபுரோஸ்ட் வரைபடம்

### 4.3.5 இடைநிலை தனிமங்களின் திட்ட மின் முனை மின்னழுத்த மதிப்புகள்

ஆக்சிஜனேற்ற ஒடுக்க வினைகளில் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எலக்ட்ரான்கள் ஒரு வினைபடு பொருளிலிருந்து மற்றொன்றிற்கு மாற்றப்படுகின்றன. இத்தகைய வினைகள் எப்போதும் இரட்டைவினைகளாகவே நிகழ்கின்றன. அதாவது, ஒரு சேர்மம் ஆக்சிஜனேற்றம் அடைந்தால் மற்றொன்று கண்டிப்பாக ஆக்சிஜனொடுக்கம் அடைய வேண்டும். ஆக்சிஜனேற்றம் அடையும் சேர்மம் ஆக்சிஜனொடுக்கி எனவும் மேலும் ஒடுக்கமடையும் சேர்மம் ஆக்சிஜனேற்றி எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன. ஒரு தனிமத்தின் ஆக்சிஜனேற்றும் மற்றும் ஒடுக்கும் தன்மையினை அதன் திட்ட மின் முனை மின்னழுத்த மதிப்புகளின் அடிப்படையில் அளந்தறிய இயலும்.

1 atm, 273K திட்ட அழுத்த மற்றும் வெப்ப நிலையில் மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனாது நீரேற்றம் அடைந்த புரோட்டானாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையும் ஒரு மின் முனையைக் கொண்டுள்ள மின்கலனின் திட்ட மின்னியக்கு விசையின் மதிப்பானது திட்ட மின் முனை மின்னழுத்த மதிப்பு எனப்படும்.

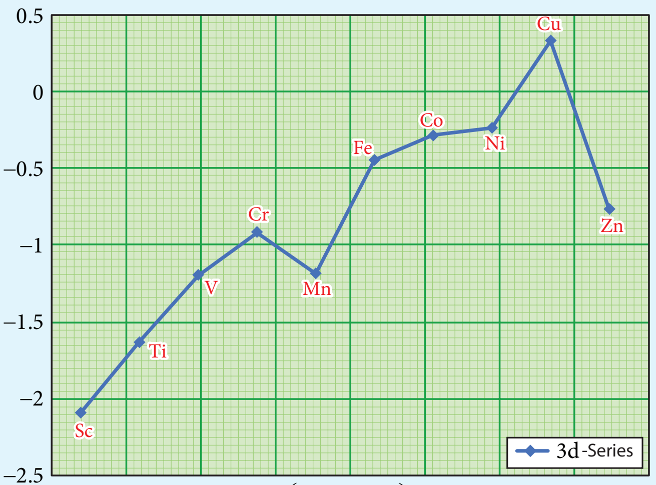
ஒரு உலோகத்தின் திட்ட மின் முனை மின்னழுத்த மதிப்பானது அதிக எதிர்க்குறி மதிப்பைப் பெற்றிருப்பின், அந்த உலோகமானது ஒரு வலிமையான ஒடுக்கும் காரணியாகும். ஏனெனில் இவைகள் எலக்ட்ரான்களை எளிதில் இழக்கின்றன. $(E^0)$



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 119 18-12-2021 21:57:16

முதல் இடைநிலை வரிசை உலோகங்களின் திட்ட மின் முனை மின்னழுத்த மதிப்புகள் (ஒடுக்க மின்னழுத்தம்) பின்வரும் அட்டவணையில் தரப்பட்டுள்ளன.

| வினை | திட்ட ஒடுக்க மின்னழுத்தம் ( V ) |
|---|---|
| $Ti^{2+} + 2e^- \longrightarrow Ti$ | −1.63 |
| $V^{2+} + 2e^- \longrightarrow V$ | −1.19 |
| $Cr^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cr$ | −0.91 |
| $Mn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Mn$ | −1.18 |
| $Fe^{2+} + 2e^- \longrightarrow Fe$ | −0.44 |
| $Co^{2+} + 2e^- \longrightarrow Co$ | −0.28 |
| $Ni^{2+} + 2e^- \longrightarrow Ni$ | −0.23 |
| $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$ | +0.34 |
| $Zn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Zn$ | −0.76 |




படம் 4.7 (அ) $\left(E^0_{M^{2+}/M}\right)$ – 3d வரிசை

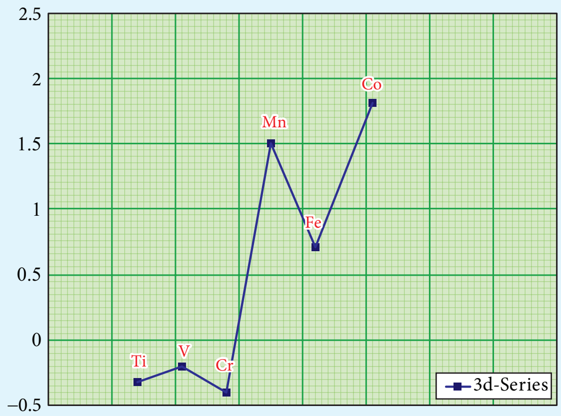
3d வரிசையில் டைட்டேனியத்திலிருந்து துத்தநாகம் நோக்கிச் செல்லும் போது, திட்ட ஒடுக்க மின்னழுத்த மதிப்புகள் $\left(E^0_{M^{2+}/M}\right)$ குறைவான எதிர்க்குறி மதிப்பினை நோக்கிச் செல்கின்றன. மேலும், தாமிரமானது நேர்க்குறி ஒடுக்க மின்னழுத்த மதிப்பை பெற்றுள்ளது. அதாவது, $Cu^{2+}$ அயனியைக் காட்டிலும் தனிம நிலை தாமிரமானது அதிக நிலைப்புத் தன்மை உடையது. 3d வரிசை தனிமங்களின் திட்ட ஒடுக்க மின்னழுத்தத்தின் பொதுவான போக்கில் படத்தில் காட்டியுள்ளவாறு இரு விலகல்கள் காணப்படுகின்றன. அதாவது மாங்கனீஸ் மற்றும் துத்தநாகம் ஆகியனவற்றின் $\left(E^0_{M^{2+}/M}\right)$ மதிப்பானது வழக்கமான போக்கிலிருந்து அதிக எதிர்க்குறி உடையதாக உள்ளது. $Mn^{2+}$ – இன் சரிபாதியளவு நிரப்பப்பட்ட $d^5$ எலக்ட்ரான் அமைப்பும் $Zn^{2+}$ – இன் முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட எலக்ட்ரான் அமைப்பும் இவ்விலகலுக்கு காரணமாக அமைகின்றன. அதிக ஆக்சிஜனேற்ற நிலையில் காணப்படும் இடைநிலை உலோகங்கள் ஆக்சிஜனேற்றியாக செயல்பட முனைகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, $Fe^{3+}$ ஆனது ஒரு வலிமையான ஆக்சிஜனேற்றி ஆகும். இது தாமிரத்தை $Cu^{2+}$ ஆக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது. இவ்வினையின் சாத்தியத் தன்மையினை பின்வரும் திட்ட மின் முனை மின்னழுத்த மதிப்புகளிலிருந்து தீர்மானிக்கலாம்.

$$Fe^{3+}(aq) + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+} \quad E^0 = 0.77V$$

$$Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Cu(s) \quad E^0 = +0.34\ V$$

$M^{3+}/M^{2+}$ அரை கலனின் திட்ட மின் முனை மின்னழுத்த மதிப்புகளானது $M^{3+}$ மற்றும் $M^{2+}$ அயனிகளுக்கிடையேயான ஒப்பீட்டு நிலைப்புத் தன்மையைத் தருகிறது. திட்ட ஒடுக்க மின்னழுத்த மதிப்புகள் கீழே அட்டவணைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன.

| வினை | திட்ட ஒடுக்க மின்னழுத்தம் ( V ) |
|---|---|
| $Ti^{3+} + e^- \longrightarrow Ti^{2+}$ | −0.37 |
| $V^{3+} + e^- \longrightarrow V^{2+}$ | −0.26 |
| $Cr^{3+} + e^- \longrightarrow Cr^{2+}$ | −0.41 |
| $Mn^{3+} + e^- \longrightarrow Mn^{2+}$ | +1.51 |
| $Fe^{3+} + e^- \longrightarrow Fe^{2+}$ | +0.77 |
| $Co^{3+} + e^- \longrightarrow Co^{2+}$ | +1.81 |



படம் 4.7 (ஆ) $\left(E^0_{M^{3+}/M^{2+}}\right)$ – 3d வரிசை

டைட்டேனியம், வெனேடியம் மற்றும் குரோமியம் ஆகியனவற்றின் எதிர்க்குறி ஒடுக்க மின்னழுத்த மதிப்புகளிலிருந்து அவைகளில் உயர் ஆக்சிஜனேற்ற நிலையானது முன்னுரிமை பெற்றுள்ளன என அறிய முடிகிறது. நிலைப்புத் தன்மையுடைய $Cr^{3+}$ அயனியை ஒடுக்கமடையச் செய்ய வேண்டுமெனில், அதிக எதிர்க்குறி திட்ட ஒடுக்க மின்னழுத்த மதிப்புடைய துத்தநாக உலோகம் $\left(E^0 = -0.76\ V\right)$ போன்ற வலிமை மிக்க ஒடுக்க காரணியைப் பயன்படுத்த வேண்டும். $Mn^{3+}/Mn^{2+}$ – ன் அதிக ஒடுக்க மின்னழுத்த மதிப்பிலிருந்து $Mn^{2+}$ அயனியானது $Mn^{3+}$ அயனியைக் காட்டிலும் அதிக நிலைப்புத் தன்மை உடையது என அறிய முடிகிறது. $Fe^{3+}/Fe^{2+}$ – இன் திட்ட ஒடுக்க மின்னழுத்த மதிப்பானது 0.77V. இக்குறைவான மதிப்பிலிருந்து, வழக்கமான நிபந்தனைகளில், $Fe^{3+}$ மற்றும் $Fe^{2+}$ ஆகிய இரண்டும் நடைமுறையில் இருப்பதற்கான சாத்தியத்தினை அறிய முடிகிறது. Mn யிலிருந்து Fe க்குச் செல்லும் போது மின்னழுத்த மதிப்பில் திடீர் குறைவு ஏற்படுகிறது. இதற்கு $Mn^{3+}$ அயனியானது $3d^4$ எலக்ட்ரான் அமைப்பினையும் $Mn^{2+}$ அயனியானது $3d^5$ எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றுள்ளதே காரணமாகும். சரிபாதியளவு நிரப்பப்பட்ட d ஆர்பிட்டால் அதிக நிலைப்புத் தன்மையைப் பெறுவதால் $Mn^{3+}$ – இன் ஒடுக்கம் மிகவும் சாத்தியமான ஒன்றாகும் $(E^0 = +1.51V)$.

### 4.3.6 காந்தப் பண்புகள்

இடைநிலைத் தனிமங்களில் பெரும்பாலான சேர்மங்கள் பாரா காந்தத் தன்மை உடையவை. மேலும் காந்த பண்புகள் அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்புகளோடு தொடர்புடையவை. எலக்ட்ரான்கள் அணுக்கருவைச் சுற்றிவரும் ஆர்பிட்டால் இயக்கத்துடன், தனது சுய அச்சினைப் பற்றி தனக்கு தானே சுழல்கிறது என நாம் ஏற்கனவே பதினொன்றாம் வகுப்பில் கற்றறிந்துள்ளோம். இவ்வியக்கங்களின் காரணமாக ஒரு சிறிய காந்தப் புலம் உருவாகிறது. காந்த புலத்தினை காந்த திருப்புத்திறனைக் கொண்டு மதிப்பிடலாம். காந்த பண்புகளின் அடிப்படையில் பொருட்களை (i) பாரா காந்த தன்மையுடைய பொருட்கள், (ii) டையா காந்த தன்மையுடைய பொருட்கள் என வகைப்படுத்தலாம். இவற்றினைத் தவிர ஃபெர்ரோ மற்றும் எதிர் ஃபெர்ரோ காந்தப் பொருள்களும் காணப்படுகின்றன.

டையா காந்தப் பொருட்கள், முதன்மை காந்த இரு முனைகள் எதனையும் பெற்றிருப்பதில்லை. அதாவது, ஒரு பொருளில் உள்ள அனைத்து எலக்ட்ரான்களும் இரட்டைகளாகக் காணப்பட்டால்



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 121 18-12-2021 21:57:22

அப்பொருள் டையா காந்தப் பண்பினைப் பெற்றுள்ளது எனவும் இதனைக் குறிப்பிடலாம். இத்தகைய பொருட்களை புற காந்தப் புலத்தில் வைக்கும் போது அவை காந்தப் புலத்தால் விலக்கப்படுகின்றன. மேலும் அப்பொருளில் ஒரு காந்தத் தூண்டல் உருவாகிறது. உருவாகும் காந்தத் தூண்டலானது, செயல்படுத்தப்படும் காந்தப்புலத்திற்கு எதிரான திசையில் ஒரு வலிமைக் குறைந்த காந்தப் புலத்தை ஏற்படுத்துகிறது.

பாரா காந்தப் பொருட்கள் இணையாகாத எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன. இவைகள் ஒன்றிடமிருந்து ஒன்று தனித்திருக்குமாறு காந்த இருமுனைகளைக் கொண்டுள்ளன. புற காந்தப் புலம் செயல்படாத நிலையில் காந்த இரு முனைகள் ஒழுங்கின்றி அங்கும் இங்கும் அமைந்துள்ளன. எனவே இத்தகைய திடப் பொருட்கள் நிகர காந்தத் தன்மையைப் பெற்றிருப்பதில்லை. ஆனால் காந்தப் புலம் செயல்படுத்தும் போது காந்த இரு முனைகள் புற காந்தப் புலத்தின் திசையில் அவற்றிற்கு இணையாக ஒருங்கமைகின்றன. எனவே இவை புற காந்தப் புலத்தினால் ஈர்க்கப்படுகின்றன.

ஃபெர்ரோ காந்தப் பொருட்கள் சிறிய பெருங்கூறு அமைப்புகளைக் கொண்டுள்ளன. ஒவ்வொரு பெருங்கூறு அமைப்பிலும் காந்த இருமுனைகள் ஒருங்கே அமைந்துள்ளன. ஆனால் இது அடுத்தடுத்த பெருங்கூறுகளின் இருமுனை சுழற்சியானது ஒழுங்கின்றி அமைந்துள்ளது. இணையாகாத d எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ள சில இடைநிலைத் தனிமங்கள் அல்லது அவைகளின் அயனிகள் ஃபெர்ரோ காந்தத் தன்மையை பெற்றுள்ளன.

பெரும்பாலான நேர்வுகளில், பாரா காந்த தன்மையுடைய 3d இடைநிலை உலோகங்களின் காந்த திருப்புத்திறனானது அவைகளின் எலக்ட்ரான் சுழற்சியினால் உருவாகும் காந்த திருப்புத் திறனை மட்டுமே பொறுத்து அமைவதாக உள்ளது. ஆர்பிட்டால் திருப்புத் திறன் (L) ஆனது அதனினுள் அடங்கியிருப்பதாக கருதப்படுகிறது. எனவே காந்தத் திருப்புத் திறனை பின்வருமாறு கணக்கிடலாம்.

$$\mu = g\sqrt{S(S+1)}\ \mu_B$$

இங்கு s என்பது இணையாகாத எலக்ட்ரான்களின் தற்சுழற்சி குவாண்டம் எண்களின் கூடுதலைக் குறிப்பிடுகிறது. மேலும், $\mu_B$ என்பது போர் மேக்னடான் ஆகும்.

'n' –தனித்த இணையாகாத எலக்ட்ரான்களைக் கொண்டுள்ள ஒரு அயனிக்கு $S = \frac{n}{2}$ மேலும் ஒரு எலக்ட்ரானுக்கு $g = 2$

எனவே, தற்சுழற்சியை மட்டுமே பொறுத்தமையும் காந்த திருப்புத் திறனானது பின்வருமாறு :

$$\mu = 2\sqrt{\left(\frac{n}{2}\right)\left(\frac{n}{2}+1\right)}\ \mu_B$$

$$\mu = 2\sqrt{\left(\frac{n(n+2)}{4}\right)}\ \mu_B$$

$$\mu = \sqrt{n(n+2)}\ \mu_B$$

மேற்கண்டுள்ள வாய்ப்பாட்டினைப் பயன்படுத்தி கணக்கிடப்பட்ட காந்தத் திருப்புத்திறன் மதிப்புகள் பரிசோதனை மூலம் கண்டறியப்பட்ட மதிப்புகளோடு ஒப்பிட்டு பின்வரும் அட்டவணையில் தரப்பட்டுள்ளன. பெரும்பாலான நேர்வுகளில் அவற்றிற்கிடையே பெரிய வேறுபாடுகள் ஏதுமில்லை.



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 122 18-12-2021 21:57:22

| அயனி | அமைப்பு | n | $\mu = \sqrt{n(n+2)}\ \mu_B$ | $\mu_{(observed)}$ |
|---|---|---|---|---|
| $Sc^{3+}, Ti^{4+}, V^{5+}$ | $d^0$ | 0 | $\mu = \sqrt{0(0+2)} = 0\ \mu_B$ | டையா காந்த பண்பு |
| $Ti^{3+}, V^{4+}$ | $d^1$ | 1 | $\mu = \sqrt{1(1+2)} = \sqrt{3} = 1.73\ \mu_B$ | 1.75 |
| $Ti^{2+}, V^{3+}$ | $d^2$ | 2 | $\mu = \sqrt{2(2+2)} = \sqrt{8} = 2.83\ \mu_B$ | 2.76 |
| $Cr^{3+}, Mn^{4+}, V^{2+}$ | $d^3$ | 3 | $\mu = \sqrt{3(3+2)} = \sqrt{15} = 3.87\ \mu_B$ | 3.86 |
| $Cr^{2+}, Mn^{3+}$ | $d^4$ | 4 | $\mu = \sqrt{4(4+2)} = \sqrt{24} = 4.89\ \mu_B$ | 4.80 |
| $Mn^{2+}, Fe^{3+}$ | $d^5$ | 5 | $\mu = \sqrt{5(5+2)} = \sqrt{35} = 5.91\ \mu_B$ | 5.96 |
| $Co^{3+}, Fe^{2+}$ | $d^6$ | 4 | $\mu = \sqrt{4(4+2)} = \sqrt{24} = 4.89\ \mu_B$ | 5.3-5.5 |
| $Co^{2+}$ | $d^7$ | 3 | $\mu = \sqrt{3(3+2)} = \sqrt{15} = 3.87\ \mu_B$ | 4.4-5.2 |
| $Ni^{2+}$ | $d^8$ | 2 | $\mu = \sqrt{2(2+2)} = \sqrt{8} = 2.83\ \mu_B$ | 2.9-3.4 |
| $Cu^{2+}$ | $d^9$ | 1 | $\mu = \sqrt{1(1+2)} = \sqrt{3} = 1.732\ \mu_B$ | 1.8-2.2 |
| $Cu^{+}, Zn^{2+}$ | $d^{10}$ | 0 | $\mu = \sqrt{0(0+2)} = 0\ \mu_B$ | டையா காந்த பண்பு |

### 4.3.7 வினையூக்கி பண்புகள்

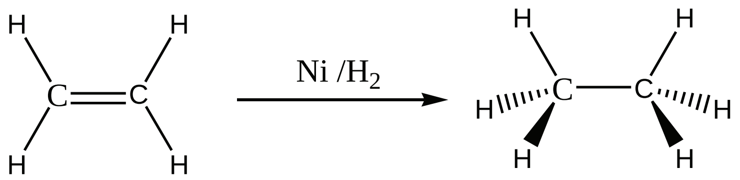
வேதித் தொழிற்சாலைகளில், பலபடிகள் வாசனைப் பொருட்கள், மருந்துகள் போன்ற பல்வேறு வினைப் பொருட்கள் பெருமளவில் தயாரிக்கப்படுகின்றன. பெரும்பாலான உற்பத்திச் செயல் முறைகள் சுற்றுச்சூழலில் மிகப் பெரிய பாதிப்புகளை ஏற்படுத்துகின்றன. எனவே சுற்றுசூழலுக்கு உகந்த தகுந்த மாற்றுச் செயல்முறைகளைக் கண்டறிவது அவசியமாகிறது. இத்தகைய சூழலில் தகுந்த வினைவேக மாற்றிகளை பயன்படுத்தி மேற்கொள்ளப்படும் செயல் முறைகளானவை, குறைவான ஆற்றலை பயன்படுத்துதல், வீணாகும் பொருட்களின் உற்பத்தியைக் குறைத்தல் மற்றும் அதிகளவு வினைபடு பொருட்களை வினைவிளைப் பொருட்களாக மாற்றுதல், சூழலுக்கு உகந்ததாக அமைத்தல் போன்ற பல்வேறு நன்மைகளைக் கொண்டுள்ளன.

இடைநிலை உலோகங்கள் மற்றும் அவற்றின் சேர்மங்கள் பல்வேறு தொழிற் செயல்முறைகளில் வினைவேக மாற்றிகளாக செயல்படுகின்றன. இடைநிலை உலோகங்கள் தகுந்த ஆற்றல் உடைய d ஆர்பிட்டால்களைக் கொண்டிருப்பதால் அந்த ஆர்பிட்டால்களால் வினைபடு மூலக்கூறுகளிலிருந்து எலக்ட்ரான்களை ஏற்றுக் கொள்ள முடியும் அல்லது வினைவேக மாற்றியானது வினைபடு மூலக்கூறுகளுடன் தங்களிடம் உள்ள d எலக்ட்ரான்களை பயன்படுத்தி பிணைப்புகளை உருவாக்க இயலும். எடுத்துக்காட்டாக, வினைவேக மாற்றியின் முன்னிலையில் ஆல்கீன்களின் ஹைட்ரஜனேற்ற வினையில், ஆல்கீன்கள் அவைகளிடம் உள்ள π எலக்ட்ரான்களைப் பயன்படுத்தி வினைவேக மாற்றியின் காலியான d ஆர்பிட்டாலுடன், கிளர்வு மையங்களில் பிணைப்புகளை ஏற்படுத்துகின்றன.

ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறில் உள்ள σ பிணைப்பு பிளக்கப்படுகின்றது. மேலும் ஒவ்வொரு ஹைட்ரஜன் அணுவும் வினைவேக மாற்றி அணுக்களின் d எலக்ட்ரான்களுடன் பிணைப்புகளை உருவாக்குகின்றன. பின் இவ்விரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும், ஆல்கீன்களின் பகுதி பிளக்கப்பட்ட π பிணைப்புடன் பிணைந்து ஆல்கேன்களைத் தருகின்றன.



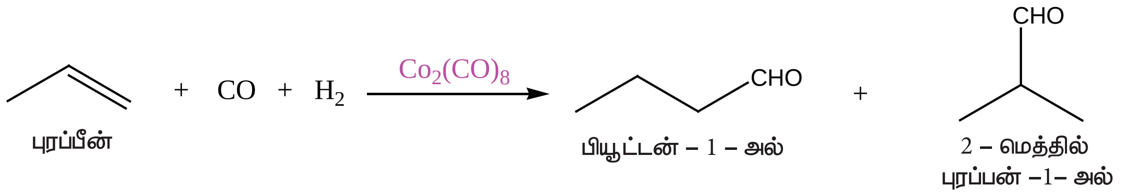
XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 123 18-12-2021 21:57:25




ஆல்கீன் ஆல்கேன்

சில வினைவேக மாற்றச் செயல்முறைகளில் இடைநிலைத் தனிமங்களின் மாறுபாடும் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகள் முக்கியப் பங்காற்றுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, $SO_3$ யிலிருந்து கந்தக அமிலத்தை பெருமளவில் தயாரிக்கும் முறையில் வெனேடியம் பென்டாக்சைடு வினைவேக மாற்றியாக பயன்படுகிறது. இவ்வினையில் வினைவேக மாற்றி ($V_2O_5$) ஆனது $SO_2$ யை ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது. இவ்வினையில் $V_2O_5$ ஆனது வெனேடியம் (IV) ஆக ஒடுக்கம் அடைகிறது. மேலும் சில எடுத்துக்காட்டுகள் கீழே தரப்பட்டுள்ளன.

(i) ஒலிஃபீன்களின் ஹைட்ரோ பார்மைல் ஏற்றம்



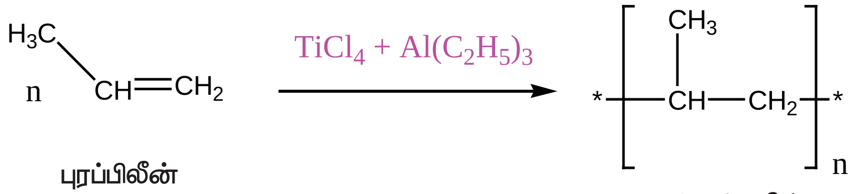

(ii) அசிட்டால்டிஹைடிலிருந்து அசிட்டிக்அமிலம் தயாரித்தல்

$$CH_3\text{- }CHO + CO \xrightarrow{\text{Rh / Ir அணைவு}} CH_3\text{- }COOH$$

அசிட்டால்டிஹைடு அசிட்டிக் அமிலம்

(iii) சீக்லர் – நட்டா வினைவேக மாற்றி

$TiCl_4$ மற்றும் ட்ரை ஆல்கைல் அலுமினியம் கலந்த வினைவேக மாற்றி பலபடியாக்கலில் பயன்படுகிறது.




புரப்பிலீன் பாலிபுரப்பிலீன்

### 4.3.8 உலோகக் கலவைகள் உருவாதல்

ஒரு உலோகத்தை ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட தனிமங்களுடன் ஒன்றோடொன்று கலப்பதால் ஒரு உலோகக் கலவை உருவாகிறது. கலவையில் அதிக அளவு உள்ள உலோகம் கரைப்பான் எனவும், குறைவாக உள்ள மற்ற தனிமங்கள் கரைபொருட்கள் எனவும் அழைக்கப்படுகின்றன. ஹியூம் – ரோத்தரி விதிப்படி ஒரு பதிலீடடைந்த உலோகக் கலவை உருவாக, கரைப்பான் மற்றும் கரைபொருள் ஆகியனவற்றின் அணு ஆரங்களுக்கிடையேயான வேறுபாடு 15% விட குறைவாக இருக்க வேண்டும். கரைப்பான் மற்றும் கரைபொருள் இவ்விரண்டும் ஒரே இணைதிறன் மற்றும் படிக அமைப்பினைப் பெற்றிருக்க வேண்டும். மேலும் அவைகளின் எலக்ட்ரான் கவர்திற மதிப்பின் வேறுபாடானது பூஜ்ஜியத்திற்கு அருகாமையில் அமைய வேண்டும். இந்நிபந்தனைகளை நிறைவுச் செய்யும் இடைநிலை உலோகங்கள் தங்களுக்குள் பல்வேறு



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 124 18-12-2021 21:57:25

உலோகக் கலவைகளை உருவாக்குகின்றன. ஏனெனில் அவற்றின் உருவளவு ஏறத்தாழ ஒத்துள்ளன. மேலும் படிக அணிக்கோவைப் புள்ளிகளில் காணப்படும் ஒரு உலோகத்தினை மற்றொரு உலோகம் எளிதில் இடப்பெயர்ச்சி அடையச் செய்து உலோகக் கலவைகளை உருவாக்குகின்றன. இவ்வாறு உருவாகும் உலோகக் கலவைகள் கடினமாக இருப்பதுடன் பெரும்பாலும் அதிக உருகுநிலைகளைக் கொண்டுள்ளன. எடுத்துக்காட்டு ஃபெர்ரஸ் உலோகக் கலவைகள், தங்கம் – தாமிரம் ஆகியனவற்றின் உலோகக் கலவை, குரோமியத்தின் உலோகக் கலவைகள் போன்றவை.

### 4.3.9 இடைச்செருகல் சேர்மங்களை உருவாக்குதல்

ஒரு உலோக அணிக்கோவைத் தளத்தில் உள்ள இடைச்செருகல் துளைகளில் ஹைட்ரஜன், போரான், கார்பன் அல்லது நைட்ரஜன் போன்ற சிறிய அணுக்கள் இடம்பெறுவதால் ஏற்படும் சேர்மங்கள் இடைச்செருகல் சேர்மங்கள் அல்லது உலோகக் கலவைகள் என அழைக்கப்படுகின்றன. வழக்கமாக இவை வேதி வினைக்கூறு விகித அடிப்படையில் அமையாத சேர்மங்களாகும். இடைநிலை உலோகங்கள் கணக்கற்ற TiC, $ZrH_{1.92}$, $Mn_4N$ போன்ற இடைச்செருகல் சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன. உலோக அணிக்கோவை தளத்தில் இடம் பெறும் அணுக்களில் இச்சேர்மங்கள் புதிய பண்புகளைப் பெறுகின்றன.

(i) இவை கடினமானவை. மேலும் வெப்ப மற்றும் மின்கடத்தும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன.

(ii) இவை அவற்றில் அடங்கியுள்ள தூய உலோகங்களைக் காட்டிலும் அதிக உருகுநிலையைக் கொண்டுள்ளன.

(iii) இடைநிலை உலோகங்களின் ஹைட்ரைடுகள் வலிமை மிக்க ஆக்சிஜன் ஒடுக்கிகள் ஆகும்.

(iv) உலோக கார்பைடுகள் வேதி மந்த தன்மையைப் பெற்றுள்ளன.

### 4.3.10 அணைவுச் சேர்மங்களை உருவாக்குதல்

தங்களிடம் உள்ள எலக்ட்ரான் இரட்டைகளை வழங்கி ஈதல் சகப்பிணைப்பினை ஏற்படுத்தும் இயல்புடைய மூலக்கூறுகள் / அயனிகளுடன், இடைநிலைத் தனிமங்கள் அணைவுச் சேர்மங்களை உருவாக்கும் தன்மையினைக் கொண்டுள்ளன. இடைநிலைத் தனிம அயனிகள் சிறிய உருவளவையும் அதிக மின்சுமையையும் கொண்டுள்ளன. மேலும் பிறத் தொகுதிகள் வழங்கும் எலக்ட்ரான் இணைகளை ஏற்றுக்கொள்ளும் வகையில் காலியான குறைந்த ஆற்றலுடைய d ஆர்பிட்டால்களைக் கொண்டுள்ளன. இத்தகைய பண்புகளால் இடைநிலை உலோகங்கள் அதிக எண்ணிக்கையிலான அணைவுச் சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன. எடுத்துக்காட்டுகள் $[Fe(CN)_6]^{4-}$, $[Co(NH_3)_6]^{3+}$, போன்றவை.

அணைவுச் சேர்மங்களின் வேதியியலை அலகு 5 ல் விரிவாகக் கற்கலாம்.

## 4.4 d வரிசை இடைநிலைத் தனிமங்களின் முக்கியமானச் சேர்மங்கள்

### ஆக்சைடு மற்றும் ஆக்சோ நேரயனிகள்

பொதுவாக இடைநிலைத் தனிமங்கள் அதிக வெப்ப நிலையில் மூலக்கூறு ஆக்சிஜனுடன் வினைபுரிந்து அவற்றின் உலோக ஆக்சைடுகளைத் தருகின்றன. 3d வரிசையில் உள்ள முதல் தனிமமான ஸ்காண்டியத்தை தவிர்த்து பிற அனைத்து இடைநிலைத் தனிமங்களும் அயனித் தன்மையுடைய உலோக ஆக்சைடுகளை தருகின்றன. உலோக ஆக்சைடுகளில் உலோகங்களின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் +2 முதல் +7 வரை மாறுபடுகிறது. உலோகத்தின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் அதிகரிக்க அதிகரிக்க ஆக்சைடுகளின் அயனித்தன்மை குறைகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, $Mn_2O_7$ சகப்பிணைப்புத் தன்மையுடையது. பெரும்பாலான உயர் ஆக்சைடுகள் அமிலத் தன்மையுடையவை.



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 125 18-12-2021 21:57:25

$Mn_2O_7$ நீரில் கரைந்து பெர்மாங்கனிக் அமிலத்தினைத் ($HMnO_4$) தருகிறது. இதைப்போலவே $CrO_3$ ஆனது குரோமிக் அமிலம் ($H_2CrO_4$), மற்றும் டைகுரோமிக் அமிலங்களைத் ($H_2Cr_2O_7$) தருகின்றது. பொதுவாக தாழ் ஆக்சைடுகள் ஈரியல்புத் தன்மையுடையதாகவோ அல்லது காரத் தன்மையுடையதாகவோ காணப்படுகின்றன. உதாரணமாக குரோமியம் (III) ஆக்சைடு ($Cr_2O_3$) ஈரியல்புத் தன்மையுடையது மற்றும் குரோமியம் (II) ஆக்சைடு (CrO) காரத் தன்மையுடையது.

## பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் $K_2Cr_2O_7$

### தயாரித்தல்

குரோமைட் தாதுவிலிருந்து பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் தயாரிக்கப்படுகிறது. தாதுவானது புவிஈர்ப்பு முறையைப் பயன்படுத்தி அடர்ப்பிக்கப்படுகிறது. பின் அடர்ப்பிக்கப்பட்ட தாதுவுடன் அதிகளவு சோடியம் கார்பனேட் மற்றும் சுண்ணாம்பு சேர்க்கப்பட்டு எதிர் அனல் உலையில் வறுக்கப்படுகிறது.

$$4\,FeCr_2O_4 + 8\,Na_2CO_3 + 7\,O_2 \xrightarrow{900 - 1000^0C} 8\,Na_2CrO_4 + 2\,Fe_2O_3 + 8\,CO_2 \uparrow$$

வறுக்கப்பட்ட தாதுவானது பின் நீருடன் சேர்க்கப்பட்டு கரையாத இரும்பு ஆக்சைடிலிருந்து கரையக்கூடிய சோடியம் குரோமேட்டாக பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. சோடியம் குரோமேட்டின் மஞ்சள் நிறக் கரைசலை அடர் கந்தக அமிலத்துடன் வினைப்படுத்தும்போது சோடியம் குரோமேட் ஆனது சோடியம் டைகுரோமேட்டாக மாற்றப்படுகிறது.

$$2\,Na_2CrO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2Cr_2O_7 + Na_2SO_4 + H_2O$$

மேற்கண்டுள்ள கரைசலை அடர்பித்தல் மூலமாக குறைந்த கரையும் தன்மையுடைய சோடியம் சல்பேட் நீக்கப்படுகிறது. எஞ்சியுள்ள கரைசல் வடிகட்டப்பட்டு பின் அடர்ப்பிக்கப்படுகிறது. இதனை குளிர்வித்து $Na_2SO_4.2H_2O$ படிகங்கள் பெறப்பட்டு நீக்கப்பட்டடுகின்றன

சோடியம் டைகுரோமேட்டின் தெவிட்டிய நீர்க்கரைசல் KCl கரைசலுடன் கலக்கப்பட்டு பின் அடர்ப்பித்தல் மூலம் NaCl படிகங்கள் நீக்கப்படுகின்றன. இக்கரைசல் சூடான நிலையிலேயே வடிகட்டப்படுகிறது. மேலும் வடிநீரைக் குளிர்விப்பதன் மூலம் $K_2Cr_2O_7$ படிகங்கள் பெறப்படுகின்றன.

$$Na_2Cr_2O_7 + 2KCl \longrightarrow K_2Cr_2O_7 + 2NaCl$$

### இயற்பியல் பண்புகள்

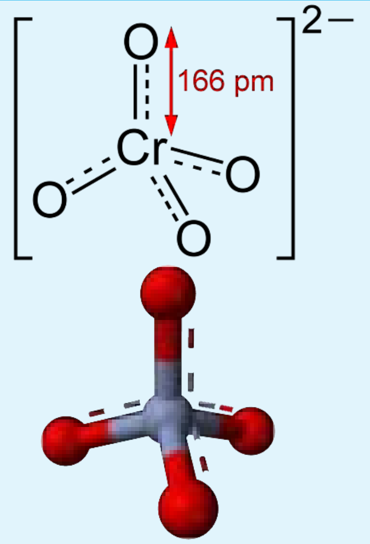
பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டானது ஆரஞ்சு சிவப்பு நிற படிகங்களாகும். இதன் உருகுநிலை 671 K மேலும் இது குளிர்ந்த நீரில் மிதமான அளவில் கரைகின்றது ஆனால் சூடான நீரில் நன்கு கரைகின்றது. டைகுரோமேட்டை வெப்பப்படுத்தும் போது அது சிதைவடைந்து $Cr_2O_3$ மற்றும் ஆக்சிஜன் மூலக்கூறுகளைத் தருகின்றது. பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டை வெப்பப்படுத்தும் போது நச்சுத் தன்மையுடைய குரோமிய புகை உருவாவதால் இதற்கு மாற்றாக சோடியம் டைகுரோமேட் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

$$4\,K_2Cr_2O_7 \xrightarrow{\Delta} 4\,K_2CrO_4 + 2\,Cr_2O_3 + 3O_2 \uparrow$$

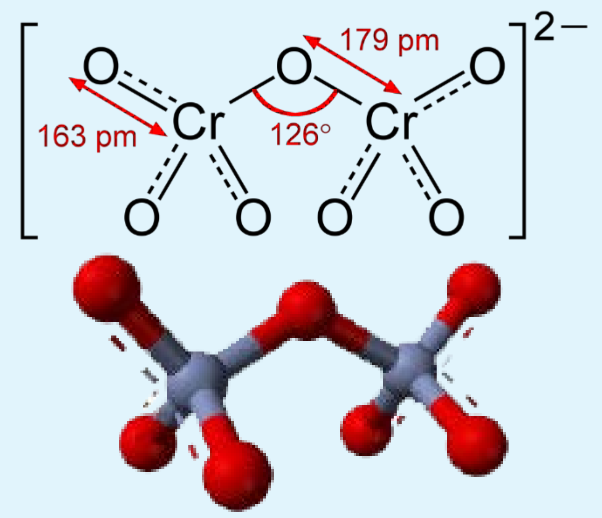


XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 126 18-12-2021 21:57:26

### டைகுரோமேட் அயனியின் வடிவமைப்பு :




படம் 4.8 (அ) குரோமேட் அயனியின் வடிவமைப்பு




படம் 4.8 (ஆ) டைகுரோமேட் அயனியின் வடிவமைப்பு

குரோமேட் மற்றும் டைகுரோமேட் ஆகிய இரண்டும் குரோமியத்தின் ஆக்சோ நேர் அயனிகளாகும். மேலும் இவைகள் வலிமையான ஆக்சிஜனேற்ற காரணிகளாகும். இவ்வயனிகளில் குரோமியம் +6 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையில் காணப்படுகிறது. நீர்க்கரைசலில் குரோமேட் மற்றும் டைகுரோமேட் அயனிகள் ஒன்றிலிருந்து மற்றொன்றாக மாற்றமடையும் இயல்பினைக் கொண்டுள்ளன. காரக் கரைசலில் குரோமேட் அயனியும் அமிலக் கரைசலில் டைகுரோமேட் அயனியும் முக்கியத்துவம் பெறுகின்றன. இவ்வயனிகளின் வடிவமைப்புகள் மேலே கண்டுள்ள படத்தில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

### வேதிப் பண்புகள்

#### 1. ஆக்சிஜனேற்றம்

அமில ஊடகத்தில் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் ஒரு வலிமைமிக்க ஆக்சிஜனேற்றி ஆகும். $H^+$ அயனியின் முன்னிலையில், ஆக்சிஜனேற்றியாக செயல்படும்போது, டைகுரோமேட்டில் ஏற்படும் மாற்றம் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது. $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+} + 7\,H_2O$

மேற்கண்டுள்ள வினையில் குரோமியத்தின் ஆக்சிஜனேற்ற நிலை +6 – ல் இருந்து +3 - ஆகக் குறைகின்றது. பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் ஒரு ஆக்சிஜனேற்றியாக செயல்படுகிறது என்பதை பின்வரும் எடுத்துக்காட்கள் மூலம் விளக்கலாம்.

(i) இது ஃபெர்ரஸ் உப்புகளை ஃபெர்ரிக் உப்புகளாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$Cr_2O_7^{2-} + 6Fe^{2+} + 14H^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 6Fe^{3+} + 7H_2O$$

(ii) இது அயோடைடு அயனியை, அயோடினாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$Cr_2O_7^{2-} + 6I^- + 14H^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3I_2 + 7H_2O$$

(iii) இது சல்பைடு அயனியை, சல்பராக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$Cr_2O_7^{2-} + 3S^{2-} + 14H^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3S + 7H_2O$$

(iv) இது சல்பர் டை ஆக்சைடை, சல்பேட் அயனியாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$Cr_2O_7^{2-} + 3SO_2 + 2H^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3SO_4^{2-} + H_2O$$



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 127 18-12-2021 21:57:27

(v) இது ஸ்டேனஸ் உப்புகளை, ஸ்டேனிக் உப்புகளாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$Cr_2O_7^{2-} + 3Sn^{2+} + 14H^+ \longrightarrow 2Cr^{3+} + 3Sn^{4+} + 7H_2O$$

(vi) இது ஆல்கஹால்களை, கார்பாக்சிலிக் அமிலங்களாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2K_2Cr_2O_7 + 8H_2SO_4 + 3CH_3CH_2OH \longrightarrow 2K_2SO_4 + 2Cr_2(SO_4)_3 + 3CH_3COOH + 11H_2O$$

## குரோமைல் குளோரைடு சோதனை

பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டை ஏதேனும் ஒரு குளோரைடு உப்புடன் சேர்த்து அடர் கந்தக அமிலத்தின் முன்னிலையில் வெப்பப்படுத்தும்போது ஆரஞ்சு சிவப்பு நிற குரோமைல் குளோரைடு ஆவி ($CrO_2Cl_2$) வெளியேறுகிறது. கனிம உப்புகளைக் கண்டறியும் பண்பறி பகுப்பாய்வில், குளோரைடு அயனி இருப்பதை உறுதிப்படுத்துவதற்கு இச்சோதனைப் பயன்படுகிறது.

$$K_2Cr_2O_7 + 4NaCl + 6H_2SO_4 \longrightarrow 2KHSO_4 + 4NaHSO_4 + \underset{\text{குரோமைல் குளோரைடு}}{2CrO_2Cl_2} \uparrow + 3H_2O$$

வெளியேறும் குரோமைல் குளோரைடு ஆவியானது சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலில் கரைக்கப்படுகிறது. பின் இதனுடன் அசிட்டிக் அமிலம் சேர்த்து கரைசலை அமிலத் தன்மை பெறச்செய்து பின் லெட் அசிட்டேட் கரைசலைச் சேர்க்கும்போது, மஞ்சள் நிற லெட் குரோமேட் வீழ்படிவு உருவாகிறது.

$$CrO_2Cl_2 + 4NaOH \longrightarrow Na_2CrO_4 + 2NaCl + 2H_2O$$

$$Na_2CrO_4 + (CH_3COO)_2Pb \longrightarrow \underset{\substack{\text{லெட் குரோமேட்} \\ \text{(மஞ்சள் நிற வீழ்படிவு)}}}{PbCrO_4} \downarrow + 2CH_3COONa$$

## பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டின் பயன்கள்

**பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டின் பயன்கள் பின்வருமாறு.**

1. ஒரு வலிமையான ஆக்சிஜனேற்றியாகப் பயன்படுகிறது.
2. சாயமிடுதல் மற்றும் அச்சு தொழிலில் பயன்படுகிறது.
3. தோல் பதனிடுதலில் பயன்படுகிறது.
4. பருமனறி பகுப்பாய்வில் இரும்பின் சேர்மங்கள் மற்றும் அயோடைடுகளை அளந்தறியப் பயன்படுகிறது.

## பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் – $KMnO_4$

### தயாரித்தல்

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டானது பைரோலுசைட் ($MnO_2$) தாதுவிலிருந்து தயாரிக்கப்படுகிறது. தயாரித்தல் செயல்முறையானது பின்வரும் படிநிலைகளை உள்ளடக்கியது.

(i) $MnO_2$ வை பொட்டாசியம் மாங்கனேட் ஆக மாற்றுதல்.

நன்கு தூளாக்கப்பட்ட தாதுவானது KOH வுடன் காற்று அல்லது $KNO_3$ / $KClO_3$ போன்ற ஆக்சிஜனேற்றி முன்னிலையில் உருக்கப்படுகிறது. பச்சை நிற பொட்டாசியம் மாங்கனேட் உருவாகிறது.

$$2MnO_2 + 4KOH + O_2 \longrightarrow \underset{\substack{\text{பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்} \\ \text{(பச்சை)}}}{2K_2MnO_4} + 2H_2O$$

(ii) பொட்டாசியம் மாங்கனேட்டை பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டாக ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்தல்

மேற்கண்டுள்ளவாறு உருவான பொட்டாசியம் மாங்கனேட்டை, வேதி அல்லது மின்னாற் ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்தல் ஆகிய இரு வழி முறைகளில் ஏதேனும் ஒரு வழிமுறையினைப் பின்பற்றி ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்து பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டைப் பெறலாம்.

### வேதி ஆக்சிஜனேற்றம்

இந்த முறையில் பொட்டாசியம் மாங்கனேட்டானது ஓசோன் $(O_3)$ அல்லது குளோரினுடன் வினைபடுத்தப்பட்டு பெர்மாங்கனேட் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$2MnO_4^{2-} + O_3 + H_2O \longrightarrow 2MnO_4^- + 2OH^- + O_2$$

$$2MnO_4^{2-} + Cl_2 \longrightarrow 2MnO_4^- + 2Cl^-$$

### மின்னாற் ஆக்சிஜனேற்றம்

இம்முறையில் பொட்டாசியம் மாங்கனேட்டின் நீர்க்கரைசலானது சிறிதளவு காரத்தின் முன்னிலையில் மின்னாற் பகுக்கப்படுகிறது.

$$K_2MnO_4 \rightleftharpoons 2K^+ + MnO_4^{2-}$$

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

நேர்மின் வாயில் மாங்கனேட் அயனிகள் பெர்மாங்கனேட் அயனிகளாக மாற்றப்படுகின்றன.

$$\underset{\text{பச்சை}}{2MnO_4^{2-}} \rightleftharpoons \underset{\text{ஊதா}}{2MnO_4^-} + 2e^-$$

எதிர்மின் வாயில் ஹைட்ரஜன் வெளியேறுகிறது.

$$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2\uparrow$$

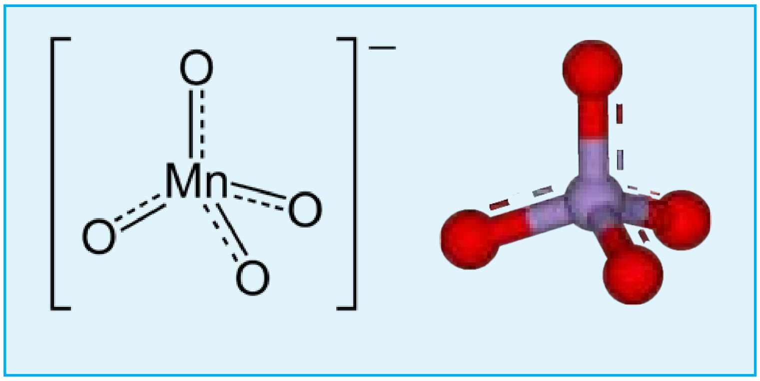
இளஞ்சிவப்பு நிறக் கரைசலை ஆவியதாலுக்கு உட்படுத்தி செறிவூட்டி பின் குளிர்விக்கும் போது பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் படிகங்கள் பெறப்படுகின்றன.

### இயற்பியல் பண்புகள்

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் அடர் இளஞ்சிவப்பு நிறப் படிகங்களாகக் காணப்படுகின்றது. இதன் உருகுநிலை 513 K. இது குளிர்ந்த நீரில் மிதமாக கரையும் ஆனால் சூடான நீரில் நன்கு கரைகிறது.

### பெர்மாங்கனேட் அயனியின் வடிவமைப்பு

பெர்மாங்கனேட் அயனியில் $d^3s$ இனக்கலப்படைந்த $Mn^{7+}$ அயனியானது ஒரு நான்முகியின் மையத்தில் கீழே கண்டுள்ள படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளவாறு அமைந்துள்ளது.




படம் 4.9 பெர்மாங்கனேட் அயனியின் வடிவமைப்பு



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 129 18-12-2021 21:57:28

## வேதிப் பண்புகள்

### 1. வெப்பத்தின் விளைவு

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டை வெப்பப்படுத்தும்போது அது சிதைவடைந்து பொட்டாசியம் மாங்கனேட் மற்றும் மாங்கனீஸ் டை ஆக்சைடு ஆகியவற்றைத் தருகிறது.

$$2KMnO_4 \longrightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$$

### 2. அடர் கந்தக அமிலத்துடன் வினை

குளிர்ந்த அடர் கந்தக அமிலத்துடன் வினைபடுத்தும் போது இது சிதைவடைந்து மாங்கனீஸ் ஹெப்டாக்சைடையைத் தருகிறது. தொடர்ச்சியாக ஹெப்டாக்சைடு வெடிக்கும் தன்மையுடன் சிதைவடைகிறது.

$$2KMnO_4 + \underset{\text{(குளிர்ந்த)}}{2H_2SO_4} \longrightarrow Mn_2O_7 + 2KHSO_4 + H_2O$$

$$2Mn_2O_7 \xrightarrow{\Delta} 4MnO_2 + 3O_2$$

ஆனால், சூடான அடர் கந்தக அமிலத்துடன் வினைப்படுத்தும் போது மாங்கனீஸ் சல்பேட் உருவாகிறது.

$$4KMnO_4 + \underset{\text{(சூடான)}}{6H_2SO_4} \longrightarrow 4MnSO_4 + 2K_2SO_4 + 6H_2O + 5O_2$$

### 3. ஆக்சிஜனேற்றும் பண்பு

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் ஒரு வலிமையான ஆக்சிஜனேற்றியாகும். வெவ்வேறு ஊடகங்களில் இதன் ஆக்சிஜனேற்றும் வினை வேறுபடுகிறது.

#### அ. நடுநிலை ஊடகங்களில்

நடுநிலை ஊடகத்தில் இது $MnO_2$ ஆக ஒடுக்கம் அடைகிறது.

$$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \longrightarrow MnO_2 + 4OH^-$$

(i) இது $H_2S$ ஐ சல்பராக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2MnO_4^- + 3H_2S \longrightarrow 2MnO_2 + 3S + 2OH^- + 2H_2O$$

(ii) இது தயோ சல்பேட்டை, சல்ஃபேட்டாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$8MnO_4^- + 3S_2O_3^{2-} + H_2O \longrightarrow 6SO_4^{2-} + 8MnO_2 + 2OH^-$$

#### ஆ. கார ஊடகங்களில்

கார உலோக ஹைட்ராக்சைடுகளின் முன்னிலையில், பெர்மாங்கனேட் அயனியானது மாங்கனேட் அயனியாக மாற்றமடைகிறது.

$$MnO_4^- + e^- \longrightarrow MnO_4^{2-}$$

இந்த மாங்கனேட் அயனியானது, ஒடுக்கும் காரணிகளால் மேலும் $MnO_2$ ஆக ஒடுக்கம் அடைகிறது.

$$MnO_4^{2-} + 2H_2O + 2e^- \longrightarrow MnO_2 + 4OH^-$$



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 130 18-12-2021 21:57:30

எனவே, ஒட்டுமொத்த வினையினை பின்வருமாறு எழுத முடியும்.

$$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \longrightarrow MnO_2 + 4OH^-$$

இந்த வினையானது, நடுநிலை ஊடகத்தில் நிகழும் வினையினை ஒத்துள்ளது.

### பேயரின் காரணி

குளிர்ந்த, நீர்த்த, காரம் கலந்த $KMnO_4$ ஆனது பேயரின் காரணி என அழைக்கப்படுகிறது. இது ஆல்கீன்களை டையால்களாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது. எடுத்துக்காட்டாக, எத்திலீனை பேயரின் காரணியுடன், வினைப்படுத்தும் போது எத்திலீன் கிளைக்கால் உருவாகிறது. இவ்வினை நிறைவுறா தன்மையைக் கண்டறிய உதவும் ஒரு சோதனையாகப் பயன்படுகிறது.

### இ. அமில ஊடகத்தில்

நீர்த்த கந்தக அமிலத்தின் முன்னிலையில், பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டானது ஒரு வலிமைமிக்க ஆக்சிஜனேற்றியாக செயல்படுகிறது. பெர்மாங்கனேட் அயனியானது $Mn^{2+}$ அயனியாக மாற்றப்படுகிறது.

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

அமில ஊடகத்தில் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டின் ஆக்சிஜனேற்றும் தன்மையை பின்வரும் எடுத்துக்காட்டுகள் விளக்குகின்றன.

(i) இது ஃபெர்ரஸ் உப்புகளை ஃபெர்ரிக் உப்புகளாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2MnO_4^- + 10Fe^{2+} + 16H^+ \longrightarrow 2Mn^{2+} + 10Fe^{3+} + 8H_2O$$

(ii) இது அயோடைடு அயனியை அயோடினாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2MnO_4^- + 10\,I^- + 16H^+ \longrightarrow 2Mn^{2+} + 5I_2 + 8H_2O$$

(iii) இது ஆக்சாலிக் அமிலத்தை, கார்பன் டை ஆக்சைடாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2MnO_4^- + 5(COO)_2^{2-} + 16H^+ \longrightarrow 2Mn^{2+} + 10CO_2 + 8H_2O$$

(iv) இது சல்பைடு அயனியை, சல்பராக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2MnO_4^- + 5\,S^{2-} + 16H^+ \longrightarrow 2Mn^{2+} + 5\,S + 8H_2O$$

(v) இது நைட்ரைட்டை, நைட்ரேட்டுகளாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2MnO_4^- + 5NO_2^- + 6H^+ \longrightarrow 2Mn^{2+} + 5NO_3^- + 3H_2O$$

(vi) இது ஆல்கஹால்களை ஆல்டிஹைடுகளாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5CH_3CH_2OH \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 5CH_3CHO + 8H_2O$$

(vii) இது சல்பைட்டை, சல்பேட்டாக ஆக்சினேற்றம் அடையச் செய்கிறது

$$2MnO_4^- + 5SO_3^{2-} + 6H^+ \longrightarrow 2Mn^{2+} + 5SO_4^{2-} + 3H_2O$$



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 131 18-12-2021 21:57:31

### பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டின் பயன்கள்

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டின் சில முக்கியமானப் பயன்கள் பின்வருமாறு

1. இது வலிமைமிக்க ஆக்சிஜனேற்றியாக பயன்படுகிறது.
2. பல்வேறு தோல் தொற்றுகள் மற்றும் கால்களில் ஏற்படும் பூஞ்சை தொற்றுகளுக்கு மருந்தாகப் பயன்படுகிறது.
3. நீரை தூய்மைப்படுத்தும் தொழிற்சாலைகளில், நிலத்தடி நீரிலிலிருந்து ஹைட்ரஜன் சல்பைடு மற்றும் இரும்பை நீக்கப் பயன்படுகிறது.
4. கரிமச் சேர்மங்களின் காணப்படும் நிறைவுறாத் தன்மையை கண்டறிய பேயரின் காரணியாகப் பயன்படுகிறது.
5. ஃபெர்ஸ் உப்புகள், ஆக்சலேட்டுகள், ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு மற்றும் அயோடைடுகளை அளந்தறியும் பருமனறி பகுப்பாய்வுகளில் பயன்படுகிறது.

**குறிப்பு :** $KMnO_4$ கரைசலை அமிலத்தன்மையுடையதாக்க HCl ஐப் பயன்படுத்த இயலாது. ஏனெனில் பெர்மாங்கனேட் அதனை குளோரினாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2MnO_4^- + 10\,Cl^- + 16H^+ \longrightarrow 2Mn^{2+} + 5Cl_2 + 8H_2O$$

$HNO_3$ ஐப் பயன்படுத்த இயலாது. ஏனெனில் இது வலிமையான ஆக்சிஜனேற்றியாக இருப்பதால் இவ்வினையின் ஒடுக்கக் காரணிகளுடன் வினைபுரிகிறது.

$H_2SO_4$ ஆனது பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுடன் எத்தகைய வேதி வினையும் புரிவதில்லை எனவே $KMnO_4$ ஐ அமிலத்தன்மையுடையதாக்க இதுவே தகுந்த அமிலமாகும்.

**குறிப்பு**

அமில ஊடகத்தில் $KMnO_4$ –ன் சமான நிறை $= \dfrac{KMnO_4 \text{ – ன் மூலக்கூறு நிறை}}{\text{பரிமாற்றப்படும் எலக்ட்ரான்களின் மோல்களின் எண்ணிக்கை}} = \dfrac{158}{5} = 31.6$

கார ஊடகத்தில் $KMnO_4$ –ன் சமான நிறை $= \dfrac{KMnO_4 \text{ – ன் மூலக்கூறு நிறை}}{\text{பரிமாற்றப்படும் எலக்ட்ரான்களின் மோல்களின் எண்ணிக்கை}} = \dfrac{158}{1} = 158$

நடுநிலை ஊடகத்தில் $KMnO_4$ –ன் சமான நிறை $= \dfrac{KMnO_4 \text{ – ன் மூலக்கூறு நிறை}}{\text{பரிமாற்றப்படும் எலக்ட்ரான்களின் மோல்களின் எண்ணிக்கை}} = \dfrac{158}{3} = 52.67$

### f – தொகுதித் தனிமங்கள் – உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள்

உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள் பின்வரும் இரண்டு வரிசைத் தொடர் தனிமங்களைக் கொண்டுள்ளன.

1) லாந்தனாய்டுகள் (முன்னர் லாந்தனைடுகள் என அழைக்கப்பட்டவை).

2) ஆக்டினாய்டுகள் (முன்னர் ஆக்டினைடுகள் என அழைக்கப்பட்டவை).

லாந்தனாய்டு தொடரானது, சீரியம் ($_{58}Ce$) முதல் லுட்டீசியம் ($_{71}Lu$) வரை லாந்தனத்தை ($_{57}La$) தொடர்ந்து வரும் பதினான்கு தனிமங்களை உள்ளடக்கியது. இவைகளின் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் 4f ஆர்பிட்டால்களில் சேர்கின்றன.



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 132 18-12-2021 21:57:32

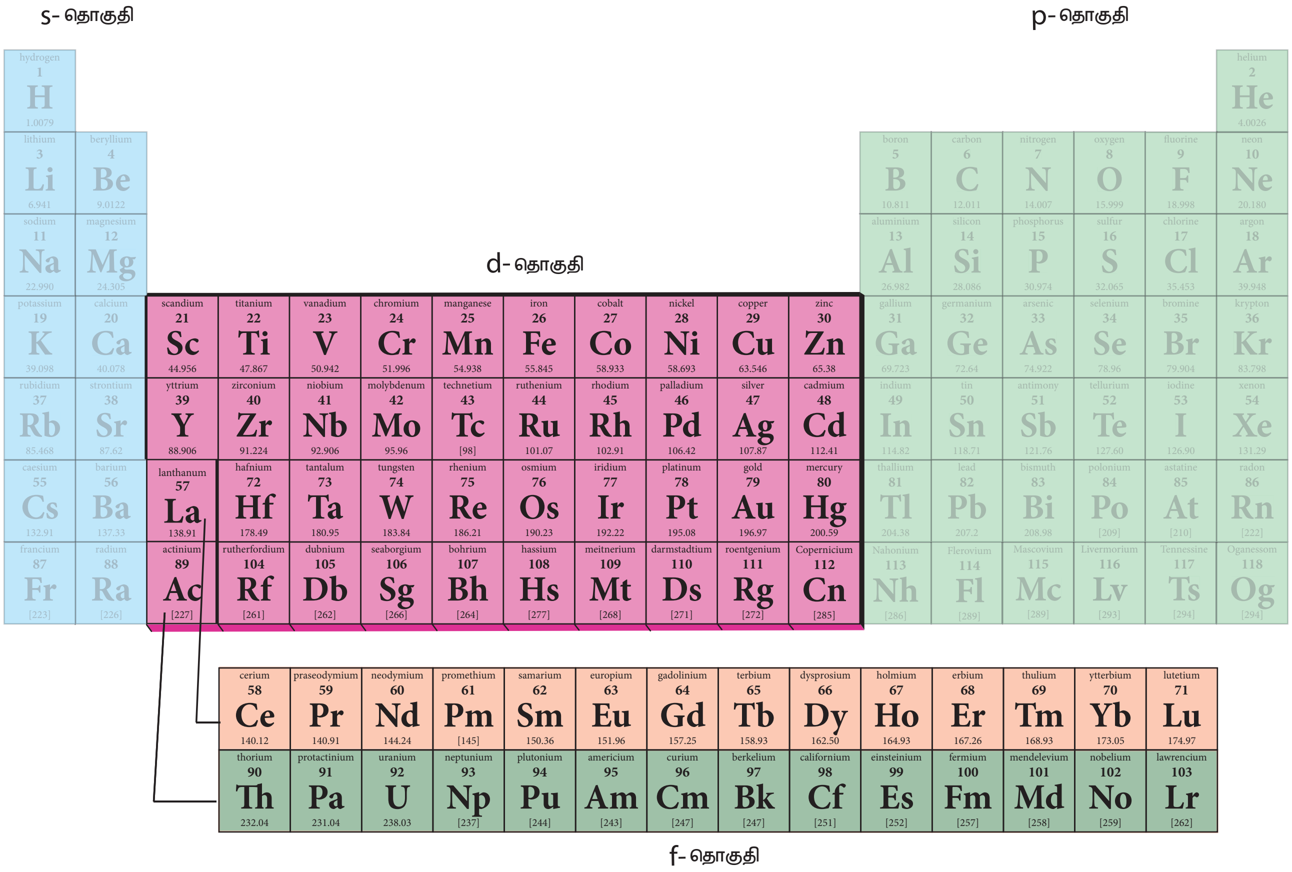
ஆக்டீனாய்டு தொடரானது, தோரியம் ($_{90}Th$) முதல் லாரன்சியம் வரை ($_{103}Lr$) ஆக்டீனியத்தைத் ($_{89}Ac$) தொடர்ந்து வரும் பதினான்கு தனிமங்களை உள்ளடக்கியது. இவைகளின் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் 5f ஆர்பிட்டால்களில் சேர்கின்றன.

## தனிம வரிசை அட்டவணையில் லாந்தனாய்டுகளின் இடம்

நவீன தனிம வரிசை அட்டவணையில் தொகுதி 3 வரிசை 6 யில் லாந்தனைடுகள் இடம் பெற்றிருக்க வேண்டும். எனினும் ஆறாவது தொடரில் லாந்தனத்திற்கு பிறகு எலக்ட்ரான்கள் 4f உட்கூட்டில் சேர்கின்றன. மேலும், லாந்தனத்தைத் தொடர்ந்து வரும் 14 தனிமங்களும் ஒத்த வேதிப் பண்புகளைக் கொண்டுள்ளன. எனவே இத்தனிமங்கள் அனைத்தும் ஒருங்கே ஒரே தொகுதியாக தனிம வரிசை அட்டவணையில் கீழ்புறம் தனியே இடம் பெற்றுள்ளன. இதைப் போலவே ஆக்டினியத்தை தொடர்ந்து வரும் 14 தனிமங்களும் அவைகளில் இயற் மற்றும் வேதிப் பண்புகளில் ஒத்துக் காணப்படுகின்றன. இவ்வாறு லாந்தனாய்டுகளுக்கென தனியே இடம் அமைக்கப்பட்டுள்ளதை பின்வருவன நியாயப்படுத்துகின்றன.

1. லாந்தனாய்டுகளின் பொதுவான எலக்ட்ரான் அமைப்பு $[Xe]\ 4f^{1-14}\ 5d^{0-1}\ 6s^2$
2. லாந்தனாய்டுகளின் பொதுவான ஆக்சிஜனேற்ற நிலை +3
3. இச்சேர்மங்கள் அனைத்தும் ஒத்த இயற் மற்றும் வேதிப் பண்புகளைக் கொண்டுள்ளன.

லாந்தனாய்டு தனிமங்களை லாந்தனத்தினைத் தொடர்ந்து 4d வரிசைக்கு கீழே இடம் பெறச் செய்யும் நிலையில் அவைகளின் பண்புகள் அத்தொகுதியில் இடம்பெறும் மற்ற d தொகுதித் தனிமங்களின் பண்புகளிலிருந்து பெரிதும் வேறுபட்டிருப்பதால் தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஒழுங்கான அமைப்பு குலைவுறும்.எனவே, உள் இடைநிலை தனிமங்களுக்கென படத்தில் காட்டியவாறு தனிம வரிசை அட்டவணையில் கீழே தனியிடம் ஒதுக்கப்பட்டுள்ளதே சரியானதாகும்.




படம் 4.10 தனிம வரிசை அட்டவணையில் லாந்தனாய்டுகளின் இடம்



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 133 18-12-2021 21:57:33

## லாந்தனாய்டுகளின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

ஆஃபா தத்துவத்தின்படி எலக்ட்ரான்கள் வெவ்வேறு ஆர்பிட்டால்களில் நிரப்பப்படும்போது, அவைகளின் ஆற்றலின் ஏறுவரிசையில் நிரப்பப்படுகின்றன என நாம் அறிவோம். இவ்விதியின் படி 5s, 5p மற்றும் 6s ஆகிய ஆர்பிட்டால்கள் நிரப்பப்பட்ட பின் லாந்தனத்திலிருந்து 4f ஆர்பிட்டாலில் எலக்ட்ரான் நிரப்பப்படுதல் துவங்க வேண்டும். எனவே லாந்தனத்தின் எதிர்ப்பார்க்கப்படும் எலக்ட்ரான் அமைப்பு [Xe] $4f^1$ $5d^0$ $6s^2$ ஆனால் லாந்தனத்தின் உண்மையான எலக்ட்ரான் அமைப்பு [Xe] $4f^0$ $5d^1$ $6s^2$ எனவே இது d தொகுதி தனிமத்தைச் சார்ந்தது. 4f ஆர்பிட்டால் நிரப்பப்படுதல் சீரியத்தில் (Ce) துவங்குகிறது. இதன் எலக்ட்ரான் அமைப்பு [Xe] $4f^1$ $5d^1$ $6s^2$ சீரியத்திலிருந்து மற்ற தனிமங்களை நோக்கிச் செல்லும் போது கூடுதல் எலக்ட்ரான்கள் 4f ஆர்பிட்டால்களில் தொடர்ச்சியாகச் சேர்கின்றன. இதனை பின்வரும் அட்டவணையிலிருந்து அறியலாம்.

**அட்டவணை லாந்தனம் மற்றும் லாந்தனாய்டுகளின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு**

| தனிமத்தின் பெயர் | அணு எண் | குறியீடு | எலக்ட்ரான் அமைப்பு |
|---|---|---|---|
| லாந்தனம் Lanthanum | 57 | La | [Xe] $4f^0$ $5d^1$ $6s^2$ |
| சீரியம் Cerium | 58 | Ce | [Xe] $4f^1$ $5d^1$ $6s^2$ |
| பிரசீயோடிமியம் Praseodymium | 59 | Pr | [Xe] $4f^3$ $5d^0$ $6s^2$ |
| நியோடிமியம் Neodymium | 60 | Nd | [Xe] $4f^4$ $5d^0$ $6s^2$ |
| புரோமித்தியம் Promethium | 61 | Pm | [Xe] $4f^5$ $5d^0$ $6s^2$ |
| சமேரியம் Samarium | 62 | Sm | [Xe] $4f^6$ $5d^0$ $6s^2$ |
| யூரோபியம் Europium | 63 | Eu | [Xe] $4f^7$ $5d^0$ $6s^2$ |
| கடோலினியம் Gadolinium | 64 | Gd | [Xe] $4f^7$ $5d^1$ $6s^2$ |
| டெர்பியம் Terbium | 65 | Tb | [Xe] $4f^9$ $5d^0$ $6s^2$ |
| டிஸ்போசியம் Dysprosium | 66 | Dy | [Xe] $4f^{10}$ $5d^0$ $6s^2$ |
| ஹோல்மியம் Holmium | 67 | Ho | [Xe] $4f^{11}$ $5d^0$ $6s^2$ |
| எர்பியம் Erbium | 68 | Er | [Xe] $4f^{12}$ $5d^0$ $6s^2$ |
| தூலியம் Thulium | 69 | Tm | [Xe] $4f^{13}$ $5d^0$ $6s^2$ |
| யூடர்பியம் Ytterbium | 70 | Yb | [Xe] $4f^{14}$ $5d^0$ $6s^2$ |
| லூட்டீசியம் Lutetium | 71 | Lu | [Xe] $4f^{14}$ $5d^1$ $6s^2$ |

கடோலினியம் (Gd) மற்றும் லூட்டீசியம் (Lu) ஆகியனவற்றில் முறையே அவற்றின் 4f ஆர்பிட்டால்கள் சரிபாதி மற்றும் முழுமையாக நிரப்பப்பட்டுள்ளன. மேலும் அவைகளின் 5d ஆர்பிட்டாலில் ஒரு எலக்ட்ரான் காணப்படுகிறது. எனவே 4f வரிசைத் தொடர்த் தனிமங்களின் பொதுவான எலக்ட்ரான் அமைப்பினை நாம் [Xe] $4f^{1-14}$ $5d^{0-1}$ $6s^2$ என எழுதலாம்.

### லாந்தனாய்டுகளின் ஆக்சிஜனேற்ற நிலை

லாந்தனாய்டுகளின் பொதுவான ஆக்சிஜனேற்ற நிலை +3 ஆகும். சில லாந்தனாய்டுகள் +3 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையுடன் கூடுதலாக +2 அல்லது +4 ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளையும் கொண்டுள்ளன.

$Gd^{3+}$ மற்றும் $Lu^{3+}$ அயனிகள் கூடுதல் நிலைப்புத் தன்மையினைப் பெற்றுள்ளன. காரணம் அவைகளின் f ஆர்பிட்டால்களில் முறையே சரிபாதி மற்றும் முழுமையாக நிரப்பப்பட்டுள்ளன. அவைகளின் எலக்ட்ரான் அமைப்புகள் பின்வருமாறு.

$$Gd^{3+} : [Xe] 4f^7$$

$$Lu^{3+} : [Xe] 4f^{14}$$

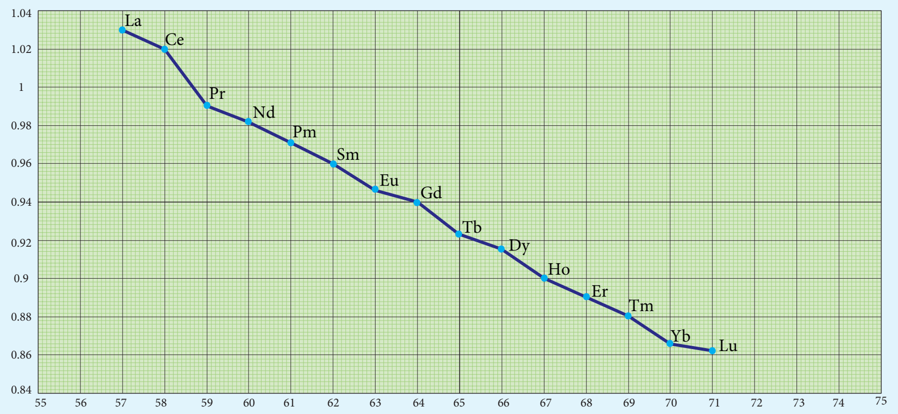
இதைப் போலவே சீரியம் மற்றும் டெர்பியம் ஆகியன எலக்ட்ரான்களை இழந்து +4 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையை அடையும் போது முறையே $4f^0$ மற்றும் $4f^7$ ஆகிய எலக்ட்ரான் அமைப்புகளைப் பெறுகின்றன. $Eu^{2+}$ மற்றும் $Yb^{2+}$ அயனிகள் முறையே சரிபாதி மற்றும் முழுமையாக நிரப்பப்பட்ட எலக்ட்ரான் அமைப்புகளைப் பெற்றுள்ளன.

வெவ்வேறு ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளின் நிலைப்புத் தன்மையானது இத்தனிமங்களின் பண்புகளைத் தீர்மானிக்கிறது. லாந்தனாய்டுகளின் பல்வேறு ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகள் பின்வரும் அட்டவணையில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.

| Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb | Lu |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | | +2 | | +2 | +2 | | | | | | +2 | +2 | |
| +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 |
| +4 | +4 | +4 | | | | | +4 | +4 | | | | | |

### அணு மற்றும் அயனி ஆரம்

4f தொடரில் சீரியம் ($_{58}Ce$) முதல் லுட்டீசியம் ($_{71}Lu$) வரை செல்லும் போது அணு எண் அதிகரிக்க அதிகரிக்க லாந்தனாய்டுகளின் அணு மற்றும் அயனி ஆரங்கள் சீராகக் குறைந்து வருகின்றன. இவ்வாறு அயனி ஆரம் குறைவது லாந்தனாய்டு குறுக்கம் எனப்படும்.




படம் 4.11 லாந்தனாய்டுகளின் அணு ஆரத்தில் ஏற்படும் மாறுபாடுகள்

### லாந்தனாய்டு குறுக்கத்திற்கானக் காரணங்கள்

4f தொடரில் (Ce) முதல் (Lu) வரை ஒரு தனிமத்திலிருந்து மற்றொரு தனிமத்திற்குச் செல்லும் போது, அணுக்கரு மின்சுமையானது ஒரலகு அதிகரிக்கிறது. மேலும், கூடுதல் எலக்ட்ரான்கள் அதே 4f உட்கூட்டில் சேர்க்கப்படுகின்றன. 4f உட்கூடானது விரவிய வடிவத்தினைப் பெற்றுள்ளது என நாம்



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 135 18-12-2021 21:57:36

அறிவோம். எனவே மற்ற எலக்ட்ரான்களோடு ஒப்பிடும் போது, 4f எலக்ட்ரான்களின் திரை மறைப்பு விளைவு குறைவு. இதன் காரணமாக 4f எலக்ட்ரான்களின் மீதான அணுக்கருவின் செயலுறு மின் சுமை அதிகரிக்கிறது. மேலும், $Ln^{3+}$ அயனிகளில் உருவளவு குறைகிறது. அயனி ஆர மதிப்புகளைக் குறிக்கும் கீழ்க்கண்டுள்ள வரைபடத்திலுருந்து லாந்தனாய்டு குறுக்கத்தினை உணர்ந்து கொள்ள இயலும்.

### லாந்தனாய்டு குறுக்கத்தின் விளைவுகள்

#### 1. காரத் தன்மை குறைதல்

$Ce^{3+}$ யிலிருந்து $Lu^{3+}$ நோக்கிச் செல்லும் போது $Ln^{3+}$ அயனிகளில் காரத் தன்மை குறைகிறது. $Ln^{3+}$ அயனிகளின் உருவளவு குறைவதாலும், Ln –OH பிணைப்பின் அயனித் தன்மை குறைவதாலும் (சகப்பிணைப்புத் தன்மை அதிகரிக்கப்பதன் காரணமாகவும்) காரத் தன்மையானது குறைகிறது.

#### 2. லாந்தனாய்டுகளுக்கிடையேயான ஒற்றுமைகள்

f தொடர் முழுமைக்கும் அணு ஆரத்தில் 10 pm குறைவும் அயனி ஆரத்தில் 20 pm குறைவும் மட்டுமே காணப்படுகிறது. இவ்வாறு லாந்தனாய்டுகளில் அயனி ஆரங்களில் மிகச் சிறிதளவே வேறுபாடுகள் காணப்படுவதால் அவைகளின் வேதிப் பண்புகள் ஏறத்தாழ ஒத்துள்ளன.

#### 3. முதல் மற்றும் இரண்டாம் வரிசை இடைநிலைத் தனிமங்களைக் காட்டிலும்

இரண்டாம் மற்றும் மூன்றாம் இடைநிலைத் தனிம வரிசைத் தனிமங்கள் அதிகளவில் ஒன்றுக்கொன்று ஒத்துள்ளன இதனைப் பின்வரும் அணு ஆர மதிப்புகளிலிருந்து அறியலாம்.

| வரிசை | தனிமம் | அணு ஆரம் |
|---|---|---|
| 3d வரிசை | Ti | 132 pm |
| 4d வரிசை | Zr | 145 pm |
| 5d வரிசை | Hf | 144 pm |

### ஆக்டினாய்டுகள்

ஆக்டினியத்தினைத் தொடர்ந்து வரும் 14 தனிமங்கள். அதாவது தோரியம் ($_{90}Th$) முதல் லாரன்சீயம் ($_{103}Lr$) வரையிலான தனிமங்கள் ஆக்டினாய்டுகள் என அழைக்கப்படுகின்றன. லாந்தனாய்டுகளைப் போலன்றி அனைத்து ஆக்டினாய்டுகளும் கதிரியக்கத் தன்மையுடையவை. மேலும் பெரும்பாலானவை குறைவான அரை வாழ் காலங்களைப் பெற்றுள்ளன. இயற்கையில் யூரேனியம் மற்றும் தோரியம் ஆகியன மட்டும் குறிப்பிட்ட தகுந்த அளவு கிடைக்கின்றன. மேலும் யூரேனியத் தாதுக்களில் மிகச் சிறிதளவு புளுட்டோனியம் காணப்படுகிறது.

நெப்ட்யூனியம் மற்றும் அதனைத் தொடர்ந்து வரும் உயர் தனிமங்கள் அனைத்தும், இயற்கையில் கிடைக்கும் தனிமங்களிலிருந்து அவைகளின் செயற்கை கதிரியக்க பரிமாற்ற வினைகளின் மூலம் தொகுப்பு முறையில் தயாரிக்கப்படுகின்றன. லாந்தனாய்டுகளை போலவே இவைகளும் தனிம வரிசை அட்டவணையில் கீழ்புறத்தில் தனியே வைக்கப்பட்டுள்ளன.

### எலக்ட்ரான் அமைப்பு

ஆக்டினாய்டுகள் வரையறுக்கப்பட்ட எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றிருப்பதில்லை. இவற்றின் (5f தொகுதித் தனிமங்களின்) பொதுவான இணைதிறகூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பினை $[Rn]5f^{0-14}6d^{0-2}7s^2$ எனக் குறிப்பிடலாம். ஆக்டினாய்டு தனிமங்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு பின்வரும் அட்டவணையில் தரப்பட்டுள்ளது.

## ஆக்டினாய்டுகளின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

| தனிமத்தின் பெயர் | அணு எண் | குறியீடு | எலக்ட்ரான் அமைப்பு |
|---|---|---|---|
| ஆக்டினியம் Actinium | 89 | Ac | $[Rn]\ 5f^0\ 6d^1\ 7s^2$ |
| தோரியம் Thorium | 90 | Th | $[Rn]\ 5f^0\ 6d^2\ 7s^2$ |
| புரோட்டாக்டினிம் Protactinium | 91 | Pa | $[Rn]\ 5f^2\ 6d^1\ 7s^2$ |
| யூரேனியம் Uranium | 92 | U | $[Rn]\ 5f^3\ 6d^1\ 7s^2$ |
| நெப்ட்யூனியம் Neptunium | 93 | Np | $[Rn]\ 5f^4\ 6d^1\ 7s^2$ |
| புளுட்டோனியம் Plutonium | 94 | Pu | $[Rn]\ 5f^6\ 6d^0\ 7s^2$ |
| அமெரிசீயம் Americium | 95 | Am | $[Rn]\ 5f^7\ 6d^0\ 7s^2$ |
| க்யூரியம் Curium | 96 | Cm | $[Rn]\ 5f^7\ 6d^1\ 7s^2$ |
| பெர்கிலியம் Berkelium | 97 | Bk | $[Rn]\ 5f^9\ 6d^0\ 7s^2$ |
| கலிஃபோர்னியம் Californium | 98 | Cf | $[Rn]\ 5f^{10}\ 6d^0\ 7s^2$ |
| ஐன்ஸ்டீனியம் Einstenium | 99 | Es | $[Rn]\ 5f^{11}\ 6d^0\ 7s^2$ |
| ஃபெர்மியம் Fermium | 100 | Fm | $[Rn]\ 5f^{12}\ 6d^0\ 7s^2$ |
| மெண்டலீவியம் Mendelevium | 101 | Md | $[Rn]\ 5f^{13}\ 6d^0\ 7s^2$ |
| நொபிலியம் Nobelium | 102 | No | $[Rn]\ 5f^{14}\ 6d^0\ 7s^2$ |
| லாரன்ஸ்சீயம் Lawrentium | 103 | Lr | $[Rn]\ 5f^{14}\ 6d^1\ 7s^2$ |

### ஆக்டினாய்டுகளின் ஆக்சிஜனேற்ற நிலை

லாந்தனாய்டுகளைப் போலவே ஆக்டினாய்டுகளிலும் பொதுவான ஆக்சிஜனேற்ற நிலையாக +3 காணப்படுகிறது. இதனுடன் +2, +3, ,+4,+5, +6, மற்றும் +7 ஆகிய மாறுபடும் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளையும் ஆக்டினாய்டுகள் பெற்றுள்ளன.

அமெரிசீயம் (Am) மற்றும் தோரியம் (Th) ஆகியன அவற்றின் சில சேர்மங்களில் +2 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையைப் பெற்றுள்ளன. எடுத்துக்காட்டு தோரியம் அயோடைடு ($ThI_2$). Th , Pa, U ,Np , Pu மற்றும் Am ஆகிய தனிமங்கள் +5 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையைப் பெற்றுள்ளன. Np மற்றும் Pu ஆகியன +7 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையைப் பெற்றுள்ளன.

| Th | Pa | U | Np | Pu | Am | Cm | Bk | Cf | Es | Fm | Md | No | Lr |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| +2 | | | | | +2 | | | | | | | | |
| +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 | +3 |
| +4 | +4 | +4 | +4 | +4 | +4 | +4 | +4 | | | | | | |
| +5 | +5 | +5 | +5 | +5 | +5 | | | | | | | | |
| | | +6 | +6 | +6 | +6 | | | | | | | | |
| | | | +7 | +7 | +7 | | | | | | | | |

### லாந்தனாய்டுகள் மற்றும் ஆக்டினாய்டுகளுக்கிடையேயான வேறுபாடுகள்

| வ. எண் | லாந்தனாய்டுகள் | ஆக்டினாய்டுகள் |
|---|---|---|
| 1 | வேறுபடுத்தும் எலக்ட்ரான் 4f ஆர்பிட்டாலில் சேர்கிறது. | வேறுபடுத்தும் எலக்ட்ரான் 5f ஆர்பிட்டாலில் சேர்கிறது. |
| 2 | 4f ஆர்பிட்டாலில் பிணைப்பு ஆற்றல் அதிகம் | 5f ஆர்பிட்டாலில் பிணைப்பு ஆற்றல் குறைவு |
| 3 | இவைகளின் அணைவுச் சேர்மங்களை உருவாக்கும் தன்மை குறைவு | இவற்றின் அணைவுச் சேர்மங்களை உருவாக்கும் தன்மை அதிகம். |
| 4 | பெரும்பாலான லாந்தனாய்டுகள் நிறமற்றவை. | பெரும்பாலான ஆக்டினாய்டுகள் நிறமுடையவை ($U^{3+}$சிவப்பு, $U^{4+}$ பச்சை, $UO_2^{2+}$ மஞ்சள்). |
| 5 | இவைகள் ஆக்சோ நேரயனிகளை உருவாக்குவதில்லை | இவைகள் ஆக்சோ நேரயனிகளை உருவாக்குகின்றன. $UO_2^{2+}$, $NpO_2^{2+}$ |
| 6 | லாந்தனாய்டுகள் சில நேர்வுகளில் +3 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையுடன், +2 மற்றும் +4 ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளையும் பெற்றுள்ளன. | ஆக்டினாய்டுகள் +3 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையுடன் +4, +5, +6 மற்றும் +7 போன்ற உயர் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளை பெற்றுள்ளன. |

## பாடச் சுருக்கம்

- IUPAC வரையறையின்படி ஒரு தனிமத்தின் அணுவானது முழுவதும் நிரப்பப்படாத d உட்கூட்டினை பெற்றிருந்தாலோ அல்லது அத்தனிமம் உருவாக்கும் நேரயனியானது முழுவதும் நிரப்பப்படாத d உட்கூட்டினை பெற்றிருந்தாலோ அத்தனிமம் ஒரு இடைநிலை உலோகமாகும். இவைகள் தனிம வரிசை அட்டவணையில் மையப் பகுதியில் s மற்றும் p – தொகுதி தனிமங்களுக்கு இடையில் இடம்பெற்றுள்ளன.

- **d தொகுதித் தனிமங்கள் பின்வரும் வரிசைகளை உள்ளடக்கி உள்ளன.** (i) 3 d தொடர் (4 வது வரிசை) – ஸ்காண்டியம் முதல் துத்தநாகம் (Zinc) வரை (10 தனிமங்கள்) (ii) 4d தொடர் (5 வது வரிசை) – இட்ரியம் முதல் காட்மியம் வரை (10 தனிமங்கள்) (iii) 5d தொடர் (6 வது வரிசை) – லாந்தனம் மற்றும் ஹாப்னியம் முதல் மெர்குரி வரை (10 தனிமங்கள்)

- d தொகுதித் தனிமங்களின் பொதுவான எலக்ட்ரான் அமைப்பினை [மந்தவாயு] $\left(n-1\right)d^{1-10}ns^{1-2}$ என எழுதலாம். இங்கு $n = 4$ முதல் 7 வரை. ஆறு மற்றும் ஏழாம் வரிசைகளில், (La மற்றும் Ac ஆகியனவற்றைத் தவிர்த்து) எலக்ட்ரான் அமைப்பில் (n-2) *f* ஆர்பிட்டாலும் இடம் பெறுகின்றன. இந்நேர்வுகளில் பொதுவான எலக்ட்ரான் அமைப்பினை [மந்தவாயு] $\left(n-2\right)f^{14}\left(n-1\right)d^{1-10}ns^{1-2}$ என எழுதலாம்.

- அனைத்து இடைநிலை தனிமங்களும் உலோகங்களாகும். அனைத்து உலோகங்களை போன்று இடைநிலை உலோகங்களும் சிறந்த வெப்ப மற்றும் மின்கடத்திகளாகச் செயல்படும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன. முதல் மற்றும் இரண்டாம் தொகுதி உலோகங்களைப் போலன்றி பதினொன்றாம் தொகுதி இடைநிலை தனிமங்களைத் தவிர்த்து பெரும்பாலான இடைநிலை உலோகங்கள் கடினமானவை.,

- இடைநிலை உலோக வரிசையில், இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும் போது, ஆரம்பத்தில் உலோகப் பிணைப்பிற்கு தேவையான தனித்த d எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிப்பதால் உருகுநிலையும் அதிகரித்து, அதிகபட்ச மதிப்பினை அடைந்து பின், உலோக பிணைப்பிற்கு தேவையான d எலக்ட்ரான்கள் இணையாவதால் உருகுநிலையின் மதிப்பு குறைகிறது.

- இடைநிலைத் தனிமங்கள் s மற்றும் p தொகுதித் தனிமங்களுக்கு இடைப்பட்ட அயனியாக்கும் ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளன. இடைநிலைத் தனிம வரிசையில் இடமிருந்து வலமாகச் செல்லும் போது எதிர்பார்த்தபடியே அயனியாக்கும் ஆற்றல் அதிகரிக்கின்றது.

- முதலாவது இடைநிலை உலோகமான ஸ்காண்டியம் +3 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையை மட்டுமே கொண்டுள்ளது. ஆனால், மற்ற இடைநிலை தனிமங்கள் மாறுபடும் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளைப் பெற்றுள்ளன. ஏனெனில், இவைகளின், (n-1)d மற்றும் ns ஆர்பிட்டால்களுக்கிடையே காணப்படும் ஆற்றல் வேறுபாடு மிகக் குறைவாக இருப்பதால் அவற்றில் இடம் பெற்றுள்ள எலக்ட்ரான்களை இழந்து அவைகள் மாறுபடும் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளைப் பெறுகின்றன.

- மின்னழுத்த மதிப்புகள் $\left(E^{0}_{M^{2+}/M}\right)$ குறைவான எதிர்க்குறி மதிப்பினை நோக்கிச்



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 139 18-12-2021 21:57:39

செல்கின்றன. மேலும், தாமிரமானது நேர்க்குறி ஒடுக்க மின்னழுத்த மதிப்பை பெற்றுள்ளது. அதாவது, $Cu^{2+}$ அயனியைக் காட்டிலும் தனிம நிலை தாமிரமானது அதிக நிலைப்புத் தன்மை உடையது.

- இடைநிலைத் தனிமங்களில் பெரும்பாலான சேர்மங்கள் பாரா காந்தத்தன்மை உடையவை. மேலும் காந்த பண்புகள் அணுக்களின் எலக்ட்ரான் அமைப்புகளோடு தொடர்புடையவை.

- இடைநிலை உலோகங்கள் மற்றும் அவற்றின் சேர்மங்கள் பல்வேறு தொழிற் செயல்முறைகளில் வினைவேக மாற்றிகளாக செயல்படுகின்றன. இடைநிலை உலோகங்கள் தகுந்த ஆற்றல் உடைய d ஆர்பிட்டால்களைக் கொண்டிருப்பதால் அந்த ஆர்பிட்டால்களால் வினைபடு மூலக்கூறுகளிலிருந்து எலக்ட்ரான்களை ஏற்றுக் கொள்ள முடியும் அல்லது வினைவேக மாற்றியானது வினைபடு மூலக்கூறுகளுடன் தங்களிடம் உள்ள d எலக்ட்ரான்களை பயன்படுத்தி பிணைப்புகளை உருவாக்க இயலும்.

- தங்களிடம் உள்ள எலக்ட்ரான் இரட்டைகளை வழங்கி ஈதல் சகப்பிணைப்பினை ஏற்படுத்தும் இயல்புடைய மூலக்கூறுகள் / அயனிகளுடன், இடைநிலைத் தனிமங்கள் அணைவுச் சேர்மங்களை உருவாக்கும் தன்மையினைக் கொண்டுள்ளன.

- உள் இடைநிலைத் தனிமங்கள் பின்வரும் இரண்டு வரிசைத் தொடர் தனிமங்களைக் கொண்டுள்ளன. 1) லாந்தனாய்டுகள் (முன்னர் லாந்தனைடுகள் என அழைக்கப்பட்டவை). 2) ஆக்டினாய்டுகள் (முன்னர் ஆக்டினைடுகள் என அழைக்கப்பட்டவை). லாந்தனாய்டு தொடரானது, சீரியம் ($_{58}Ce$) முதல் லுட்டீசியம் ($_{71}Lu$) வரை லாந்தனத்தை ($_{57}La$) தொடர்ந்து வரும் பதினான்கு தனிமங்களை உள்ளடக்கியது. இவைகளின் இணைதிற எலக்ட்ரான்கள் 4f ஆர்பிட்டால்களில் சேர்கின்றன.
  1. லாந்தனைடுகளின் பொதுவான எலக்ட்ரான் அமைப்பு $[Xe]\ 4f^{1-14}\ 5d^{0-1}\ 6s^2$
  2. லாந்தனைடுகளின் பொதுவான ஆக்சிஜனேற்ற நிலை +3

- 4f தொடரில் சீரியம் ($_{58}Ce$) முதல் லுட்டீசியம் ($_{71}Lu$) வரை செல்லும் போது அணு எண் அதிகரிக்க அதிகரிக்க லாந்தனாய்டுகளின் அணு மற்றும் அயனி ஆரங்கள் சீராகக் குறைந்து வருகின்றன. இவ்வாறு அயனி ஆரம் குறைவது லாந்தனாய்டு குறுக்கம் எனப்படும்.

- ஆக்டினாய்டுகள் வரையறுக்கப்பட்ட எலக்ட்ரான் அமைப்பினைப் பெற்றிருப்பதில்லை. இவற்றின் (5f தொகுதித் தனிமங்களின்) பொதுவான இணைதிறகூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பினை $[Rn]5f^{0-14}6d^{0-2}7s^2$ எனக் குறிப்பிடலாம்.

- லாந்தனாய்டுகளைப் போலவே ஆக்டினாய்டுகளிலும் பொதுவான ஆக்சிஜனேற்ற நிலையாக +3 காணப்படுகிறது. இதனுடன் +2, +3, ,+4,+5, +6, மற்றும் +7 ஆகிய மாறுபடும் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளையும் ஆக்டினாய்டுகள் பெற்றுள்ளன.



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 140 18-12-2021 21:57:39

## மதிப்பிடுதல்

**சரியான விடையைத் தேர்ந்தெடுத்து எழுதுக.**

1. Sc(Z=21) ஒரு இடைநிலைத் தனிமம் ஆனால் Zn(Z=30) இடைநிலைத் தனிமம் அல்ல ஏனெனில்

   அ) $Sc^{3+}$ மற்றும் $Zn^{2+}$ ஆகிய இரு அயனிகளும் நிறமற்றவை மேலும் வெண்மை நிற சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன.

   ஆ) d–ஆர்பிட்டால் ஆனது Sc–ல் பகுதியளவு நிரப்பப்பட்டுள்ளது. ஆனால் Zn–ல் முழுவதும் நிரப்பப்பட்டுள்ளது.

   இ) Zn–ல் கடைசி எலக்ட்ரான் 4s ஆர்பிட்டாலில் நிரம்புவதாக கருதப்படுகிறது.

   ஈ) Sc மற்றும் Zn ஆகிய இரண்டும் மாறுபடும் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளைப் பெற்றிருப்பதில்லை.

2. பின்வருவனவற்றுள் எந்த d–தொகுதி தனிமம், சரிபாதி நிரப்பப்பட்டுள்ள இணைதிற கூட்டிற்கு முன் உள்ள உள் d–ஆர்பிட்டாலையும், சரிபாதி நிரப்பப்பட்ட இணைதிற கூட்டினையும் பெற்றுள்ளது.

   அ) Cr    ஆ) Pd

   இ) Pt    ஈ) இவை எதுவுமல்ல

3. 3d வரிசை இடைநிலை தனிமங்களுள், எந்த ஒரு தனிமமானது அதிக எதிர்க்குறி $\left(M^{2+}/M\right)$ திட்ட மின்முனை அழுத்த மதிப்பினைப் பெற்றுள்ளது?

   அ) Ti    ஆ) Cu    இ) Mn    ஈ) Zn

4. $V^{3+}$ ல் உள்ள இணையாகாத எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கைக்கு சமமான இணையாகாத எலக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருப்பது

   அ) $Ti^{3+}$    ஆ) $Fe^{3+}$

   இ) $Ni^{2+}$    ஈ) $Cr^{3+}$

5. $Mn^{2+}$ அயனியின் காந்த திருப்புத்திறன் மதிப்பு

   அ) 5.92BM    ஆ) 2.80BM

   இ) 8.95BM    ஈ) 3.90BM

6. இடைநிலை தனிமங்கள் மற்றும் அவைகளுடைய சேர்மங்களின் வினைவேகமாற்ற பண்பிற்கு காரணமாக அமைவது

   அ) அவற்றின் காந்தப்பண்பு

   ஆ) அவற்றின் நிரப்பப்படாத d ஆர்பிட்டால்கள்

இ) அவைகள் மாறுபடும் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளைப் பெறும் தன்மையினைப் பெற்றிருப்பது

ஈ) அவைகளின் வேதிவினைபுரியும் திறன்

7. ஆக்சிஜனேற்றியாக செயல்படும் பண்பினைப் பொருத்து சரியான வரிசை எது?

அ) $VO_2^+ < Cr_2O_7^{2-} < MnO_4^-$

ஆ) $Cr_2O_7^{2-} < VO_2^+ < MnO_4^-$

இ) $Cr_2O_7^{2-} < MnO_4^- < VO_2^+$

ஈ) $MnO_4^- < Cr_2O_7^{2-} < VO_2^+$

8. அமில ஊடகத்தில், பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் ஆனது ஆக்சாலிக் அமிலத்தை இவ்வாறாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

அ) ஆக்சலேட்

ஆ) கார்பன் டை ஆக்சைடு

இ) அசிட்டேட்

ஈ) அசிட்டிக் அமிலம்

9. பின்வருவனவற்றுள் சரியாக இல்லாத கூற்று எது?

அ) அமிலம் கலந்த $K_2Cr_2O_7$ கரைசலின் வழியே $H_2S$ வாயுவைச் செலுத்தும் போது, பால் போன்ற வெண்மை நிறம் உருவாகிறது.

ஆ) பருமனறி பகுப்பாய்வில் $K_2Cr_2O_7$ ஐக்காட்டிலும் $Na_2Cr_2O_7$ ஆனது பயன்படுத்தப்படுகிறது.

இ) அமில ஊடகத்தில் $K_2Cr_2O_7$ ஆரஞ்சு நிறத்தினைப் பெற்றிருக்கும்

ஈ) $P^H$ மதிப்பானது 7ஐ விட அதிகரிக்கும் போது $K_2Cr_2O_7$ கரைசலானது மஞ்சள் நிறமாகிறது.

10. அமில ஊடகத்தில் பெர்மாங்கனேட் அயனியானது இவ்வாறு மாற்றமடைகிறது.

அ) $MnO_4^{2-}$ ஆ) $Mn^{2+}$

இ) $Mn^{3+}$ ஈ) $MnO_2$

11. 1 மோல் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் ஆனது பொட்டாசியம் அயோடைடுடன் வினைபட்டு வெளியேற்றும் அயோடினின் மோல்களின் எண்ணிக்கை?

அ) 1 ஆ) 2 இ) 3 ஈ) 4

12. 1 மோல் பெர்ரஸ் ஆக்சலேட்டை ($FeC_2O_4$) ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்யத் தேவையான அமிலம் கலந்த $KMnO_4$ மோல்களின் எண்ணிக்கை

அ) 5 ஆ) 3

இ) 0.6 ஈ) 1.5



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 142 18-12-2021 21:57:40

13. லாந்தனான்களைப் பொருத்து பின்வரும் கூற்றுகளில் சரியல்லாத கூற்று எது?

அ) யுரோப்பியம் +2 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையைப் பெற்றுள்ளது.

ஆ) Pr லிருந்து Lu நோக்கிச் செல்லும் போது அயனி ஆரம் குறைவதால், காரத்தன்மையும் குறைகிறது.

இ) அலுமினியத்தைவிட, அனைத்து லாந்தனான்களும் அதிக வினைத்திறன் மிக்கவை.

ஈ) பருமனறி பகுப்பாய்வில் $Ce^{4+}$ ன் கரைசல் ஆக்சிஜனேற்றியாக பரவலாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

14. பின்வருவனவற்றுள் எந்த லாந்தனாய்டு அயனி டையாகாந்தத் தன்மையுடையது?

அ) $Eu^{2+}$ ஆ) $Yb^{2+}$

இ) $Ce^{2+}$ ஈ) $Sm^{2+}$

15. பின்வரும் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளுள், லாந்தனாய்டுகளின் பொதுவான ஆக்சிஜனேற்ற நிலை யாது?

அ) +4 ஆ) +2

இ) +5 ஈ) +3

16. கூற்று: $Ce^{4+}$ ஆனது பருமனறி பகுப்பாய்வில் ஆக்சிஜனேற்றியாக பயன்படுகிறது,

காரணம் : $Ce^{4+}$ ஆனது +3 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையை அடையும் தன்மையினைக் கொண்டுள்ளது.

அ) கூற்று மற்றும் காரணம் இரண்டும் சரி, மேலும் காரணமானது கூற்றிற்கு சரியான விளக்கமாகும்.

ஆ) கூற்று மற்றும் காரணம் இரண்டும் சரி, ஆனால் காரணமானது கூற்றிற்கு சரியான விளக்கமல்ல

இ) கூற்று சரி ஆனால் காரணம் தவறு

ஈ) கூற்று மற்றும் காரணம் இரண்டும் தவறு.

17. ஆக்டினாய்டுகளின் பொதுவான ஆக்சிஜனேற்ற நிலை

அ) +2 ஆ) +3

இ) +4 ஈ) +6

18. +7 என்ற அதிகபட்ச ஆக்சிஜனேற்ற நிலையினைப் பெற்றுள்ள ஆக்டினாய்டு தனிமம்

அ) Np, Pu ,Am ஆ) U, Fm, Th

இ) U, Th, Md ஈ) Es, No, Lr

19. பின்வருவனவற்றுள் சரியில்லாதது எது?

அ) $La(OH)_3$ ஆனது $Lu(OH)_3$ ஐக்காட்டிலும் குறைவான காரத்தன்மை உடையது.

ஆ) லாந்தனாய்டு வரிசையில் $Ln^{3+}$ அயனிகளின் அயனி ஆர மதிப்பு குறைகிறது.



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 143 18-12-2021 21:57:40

இ) La ஆனது லாந்தனாய்டு தொடரில் உள்ள தனிமம் என்பதை விட ஒரு இடைநிலை தனிமம் என்பதே சரி.

ஈ) லாந்தனாய்டு குறுக்கத்தின் விளைவாக Zr மற்றும் Hf ஒத்த அணு ஆர மதிப்பினைப் பெற்றுள்ளன.

**பின்வரும் வினாக்களுக்கு விடையளி**

1. இடைநிலைத் தனிமங்கள் என்பன எவை? உதாரணம் தருக.

2. 4d வரிசை தனிமங்களின் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளை விளக்குக.

3. உள்இடைநிலை தனிமங்கள் என்றால் என்ன?

4. லாந்தனாய்டுகள் மற்றும் ஆக்டினாய்டுகள் தனிம வரிசை அட்டவணையில் பெற்றுள்ள இடத்தினை நிறுவுக.

5. ஆக்டினாய்டுகள் என்றால் என்ன? மூன்று உதாரணங்கள் தருக.

6. பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் தயாரித்தலை விளக்குக.

7. லாந்தனாய்டு குறுக்கம் என்றால் என்ன? அதன் விளைவுகள் யாவை?

8. பின்வரும் வினைகளைப் பூர்த்தி செய்க.
   அ) $MnO_4^{2-} + H^+ \longrightarrow ?$
   ஆ) $C_6H_5CH_3 \xrightarrow[KMnO_4]{acidified} ?$
   இ) $MnO_4^- + Fe^{2+} \longrightarrow ?$
   ஈ) $KMnO_4 \xrightarrow[\text{Red hot}]{\Delta} ?$
   உ) $Cr_2O_7^{2-} + I^- + H^+ \longrightarrow ?$
   ஊ) $Na_2Cr_2O_7 + KCl \longrightarrow ?$

9. இடைச்செருகல் சேர்மங்கள் என்றால் என்ன?

10. $Ti^{3+}$, $Mn^{2+}$ அயனியில் காணப்படும் இணையாகாத எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைக் கண்டறிக மேலும் அவைகளின் காந்ததிருப்பு திறன் மதிப்புகளைக் ($\mu_s$) கண்டறிக.

11. $Ce^{4+}$ மற்றும் $Co^{2+}$ ன் எலக்ட்ரான் அமைப்புகளைத் தருக.

12. அணு எண் அதிகரிக்கும் போது முதல் இடைநிலைத் தனிம வரிசையில் முதல் பாதி தனிமங்களில் +2 ஆக்சிஜனேற்ற நிலை எவ்வாறு அதிக நிலைப்புத் தன்மை பெறுகிறது என விளக்குக.

13. $Fe^{3+}$ மற்றும் $Fe^{2+}$ல் எது அதிக நிலைப்புத் தன்மை உடையது. ஏன்?



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 144 18-12-2021 21:57:41

14. 3d வரிசையில் $E^0_{M^{3+}/M^{2+}}$ மதிப்பில் ஏற்படும் மாற்றங்களை விவரி.

15. லாந்தனாய்டுகளையும், ஆக்டினாய்டுகளையும் ஒப்பிடுக.

16. $Cr^{2+}$ ஆனது வலிமையான ஆக்சிஜனொடுக்கி ஆனால் $Mn^{3+}$ ஆனது வலிமையான ஆக்சிஜனேற்றி விளக்குக.

17. முதல் இடைநிலை வரிசை தனிமங்களின் அயனியாக்கும் ஆற்றல் மதிப்புகளை ஒப்பிடுக.

18. லாந்தனாய்டு குறுக்கத்தைவிட, ஆக்டினாய்டு வரிசையில், ஆக்டினாய்டு குறுக்கம் அதிகமாக உள்ளது. ஏன்?

19. $Lu(OH)_3$ மற்றும் $La(OH)_3$ ல் அதிக காரத்தன்மை உடையது எது? ஏன்?

20. சீரியம் (II) ஐக் காட்டிலும் யுரோப்பியம் (II) அதிக நிலைப்புத் தன்மை உடையது. ஏன்?

21. சிர்கோனியம் மற்றும் ஹாப்னியம் ஒத்தப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. ஏன்?

22. $Cr^{2+}$ அல்லது $Fe^{2+}$ இவற்றுள் எது வலிமையான ஆக்சிஜனொடுக்கி?

23. தாமிரத்தின் $E^0_{M^{2+}/M}$ மதிப்பு நேர்க்குறி மதிப்புடையது. இதற்கான தகுந்த சாத்தியமான காரணத்தை கூறுக.

24. 3d வரிசை தனிமங்களின் மாறுபடும் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளை விளக்குக.

25. 3d வரிசையில் எத்தனிமம் +1 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையைக் கொண்டுள்ளது. ஏன்?

26. துத்தநாகத்தைக் காட்டிலும், குரோமியத்தின் முதல் அயனிக்கும் ஆற்றல் மதிப்பு குறைவு ஏன்?

27. இடைநிலை தனிமங்கள் அதிக உருகு நிலையைக் கொண்டுள்ளன. ஏன்?



XII U4-D-Block-Jerald Folder.indd 145 18-12-2021 21:57:41