MANIDHANAEYAM FREE IAS ACADEMY – TNPSC GROUP II & IIA
UNIT - I

வேதியியல் - ஆக்ஸிஜனேற்றம் மற்றும் ஒடுக்கம்

ஆக்ஸிஜனேற்றம், ஒடுக்கம் மற்றும் ஆக்ஸிஜனேற்ற ஒடுக்க வினைகள்

ஒரு ஆப்பிள் பழத்தை வெட்டி சிறிது நேரம் வைத்திருந்தால் அதன் வெட்டுப்பரப்பு பழுப்பு நிறமாக மாறுவதைக் காணலாம். அதைப்போலவே இரும்புப் பொருள்களில் துருப்பிடித்தலை அன்றாட வாழ்வில் காண்கிறோம். இத்தகைய நிகழ்வுகள் ஏன் நிகழ்கின்றன எனத் தெரியுமா? இவைநிகழக்காரணம் ஆக்ஸிஜனேற்றம் எனும் வினை ஆகும்.

ஆக்ஸிஜனேற்ற ம்: ஒரு வேதிவினையில் ஆக்ஸிஜன் சேர்க்கப்படுதலோ, ஹைட்ரஜன் நீக்கப்படுதலோ அல்லது எலக்ட்ரான்கள் நீக்கப்படுதலோ நிகழும் போது அந்த வினை ஆக்ஸிஜனேற்றம் எனப்படுகிறது.

$2\,Mg + O_2 \rightarrow 2\,MgO$ (ஆக்ஸிஜன் சேர்க்கப்படுதல்)

$CaH_2 \rightarrow Ca + H_2$ (ஹைட்ரஜன் நீக்கப்படுதல்)

$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$ (எலக்ட்ரான் நீக்கப்படுதல்)

ஒடுக்கம்: ஒரு வேதிவினையில் ஹைட்ரஜன் சேர்க்கப்படுதலோ, ஆக்ஸிஜன் நீக்கப்படுதலோ அல்லது எலக்ட்ரா ன் ஏற்கப்படுதலோ நிகழும் போது அந்த வினை ஒடுக்கம் எனப்படுகிறது.

$2\,Na + H_2 \rightarrow 2\,NaH$ (ஹைட்ரஜன் சேர்க்கப்படுதல்)

$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$ (ஆக்ஸிஜன் நீக்கப்படுதல்)

$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$ (எலக்ட்ரான் சேர்க்கப்படுதல்)

ஆக்ஸிஜனேற்ற ஒடுக்க வினைகள்: பொதுவாக, ஒரு வினையில் ஆக்ஸிஜனேற்றமும் ஒடுக்கமும் ஒரே நேரத்தில் நிகழ்கின்றன. ஒரு வினைபடு பொருள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையும் போது மற்றொன்று ஒடுக்கமடைகிறது. எனவே, இவ்வகையான வினை கள் ஆக்ஸிஜனேற்ற – ஒடுக்க வினைகள் எனப்படுகின்றன.

$$2\,PbO + C \rightarrow 2\,Pb + CO_2$$

$$Zn + CuSO_4 \rightarrow Cu + ZnSO_4$$

ஆக்ஸிஜனேற்றம்	ஆக்ஸிஜனை சேர்த்தல்
	ஹைட்ரஜனை நீக்குதல்
	எலக்ட்ரானை இழத்தல்
ஒடுக்கம்	ஹைட்ரஜனை சேர்த்தல்
	ஆக்ஸிஜனை நீக்குதல்
	எலக்ட்ரானை ஏற்றல்

ஆக்ஸிஜனேற்றி மற்றும் ஒடுக்கிகள்

மற்ற பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்யும் பொருள்கள் ஆக்ஸிஜனேற்றிகள் எனப்படும். இவை மற்றவற் றிடமிருந்து எலக்ட்ரானை வாங்கிக்கொள்வதால் இவற்றை எலக்ட்ரான் ஏற்பிகள் எனவும் அழைக்கிறோம்.

எ.கா: H_2O_2 , MnO_4^- , CrO_3 , $Cr_2O_7^{2-}$

மற்ற பொருள்களை ஒடுக்கம் அடையச் செய்யும் பொருள்கள் ஒடுக்கிகள் எனப்படும். இவை மற்றவற்றிற்கு எலக்ட்ரானை வழங்குவதால் இவற்றை எலக்ட்ரா ன் ஈனிகள் எனவும் அழைக்கிறோம்.

எ.கா : $NaBH_4$, $LiAlH_4$ மற்றும் பல்லேடியம், பிளாட்டினம் போன்ற உலோகங்கள்

அன்றாட வாழ்வில் ஆக்ஸிஜனேற்ற வினைகள்

இயற்கையில் காற்றில் காணப்படும் ஆக்ஸிஜனானது, உலோகங்கள் முதல் உயிருள்ள திசுக்கள் வரை பலவற்றை ஆக்ஸினேற்றம் அடையச் செய் கிறது.

- பளபளக்கும் உலோகங்கள், காற்றிலுள்ள ஆக்ஸிஜனுடன் வினைபுரிந்து உலோக ஆக்ஸைடுகளாக மாறுவதால் தங்களின் பளபளப்பை இழக்கின்றன. இதற்கு உலோகங்களின் அரிமானம் (Corrosion) என்று பெயர்.
- புதிதாக வெட்டப்பட்ட காய்கறிகளும், பழங்களும் சிறிது நேரத்தில் நிறம் மாறுவது, அவற்றிலுள்ள நொதிகள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைவதால் உண்டாவதாகும்.
- திறந்து வைக்கப்பட்ட உணவுப்பொருள்கள் கெட்டுப்போவதற்கு (Rancidity) அப்பொருள்கள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைதலே காரணமாகும்.

ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்

ஒரு வேதிவினையின் போது ஒரு தனிமத்திலுள்ள அணுவானது இழக்கின்ற அல்லது ஏற்கின்ற எலக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையே அவ்வணுவின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் எனப்படும். ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் என்பதை ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலை எனவும் அழைக்கிறோம். ஒரு அணுவானது எலக்ட்ரானை இழப்பதால் நேர் ஆக்சிஜனேற்ற எண்ணையும், எலக்ட்ரானை ஏற்பதால் எதிர் ஆக்சிஜனேற்ற எண்ணையும் பெறுகிறது. அது எலக்ட்ரானை ஏற்கவோ அல்லது இழக்கவோ இல்லையெனில் அதன் ஆக்சிஜனேற்ற எண் பூஜ்யம். ஒரு மூலக்கூறில் உள்ள அனைத்து அணுக்களின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களின் கூடுதல் பூஜ்யமாகும். அயனிகளைப் பொறுத்த வரையில் இக்கூடுதல் மதிப்பு அயனிகளின் மீதுள்ள நிகர மின்சுமைக்குச் சமம். சேர்மங்களில் அதிக எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை உள்ள அணு எதிர் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணையும், குறைந்த எலக்ட்ரான் கவர் தன்மை கொண்ட அணு நேர் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணையும் பெறும்.

எடுத்துக்காட்டு:

- KBr மூலக்கூறில் உள்ள K அணு +1 ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணையும், Br அணு -1 ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணையும் பெறுகிறது.
- NH_3 மூலக்கூறில் உள்ள N ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் -3
- H ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் +1 (உலோக ஹைட்ரைடுகள் தவிர)
- பெரும்பாலான சேர்மங்களில் ஆக்ஸிஜனின் ஆக்ஸினேற்ற எண் -2

ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணை நிர்ணயித்தல் – கணக்கீடுகள்:

ஒரு நடுநிலையான மின்சுமையற்ற மூலக்கூறின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் பூஜ்ஜியமாகும்.

விளக்கம் 1:

H_2O ல் உள்ள H மற்றும் Oன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்

H – ன் ஆக்ஸினேற்ற எண் = +1 எனவும், O – ன் ஆக்ஸினேற்ற எண் = – 2 எனவும் கொள்வோம்.

H_2O ல்

$2 \times (+1) + 1 \times (-2) = 0$

$2 - 2 = 0$

எனேவ, H ன் ஆ.எண்: +1, O ன் ஆ.எண்: –2

விளக்கம் 2:

$H_2\,SO_4$ ல் உள்ள S ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்

H – ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = +1

O – ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = –2

S – ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = x என்க

எனவே, $H_2\,SO_4$ – ல்

$2 \times (+1) + (+1) + x + 4x(-2) = 0$

$(+2) + x + (-8) = 0$

$x = +6$

ஃ S ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = +6

விளக்கம் 3:

$K_2 Cr_2 O_7$ - ல் உள்ள Cr ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்

K – ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = +1

O – ன் ஆகஸிஜனேற்ற எண் = –2

Cr – ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = x என்க

எனவே, $K_2 Cr_2 O_7$ – ல்

$$2 \times (+1) + 2 \times (x) + 7 \times (-2) = 0$$
$$(+2) + 2x + (-14) = 0$$
$$2x = 12$$
$$x = 6$$

∴ Cr ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = +6

விளக்கம் 4:

FeSO4 - ல் உள்ள Fe ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்

O – ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = –2

S – ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = +6

Fe – ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = x என்க.

எனவே, FeSO4 - ல்

$$x + (+6) + 4 \times (-2) = 0$$
$$x + 6 - 8 = 0$$
$$x = +2$$

∴ Fe ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = +2

கணக்கீடுகள்

1. $KMnO_4$ ல் உள்ள Mn ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைக் காண்க.
2. $Na_2 Cr_2 O_7$ ல் உள்ள Cr ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைக் காண்க.
3. $CuSO_4$ ல் உள்ள Cu ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைக் காண்க.
4. FeO ல் உள்ள Fe ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைக் காண்க.

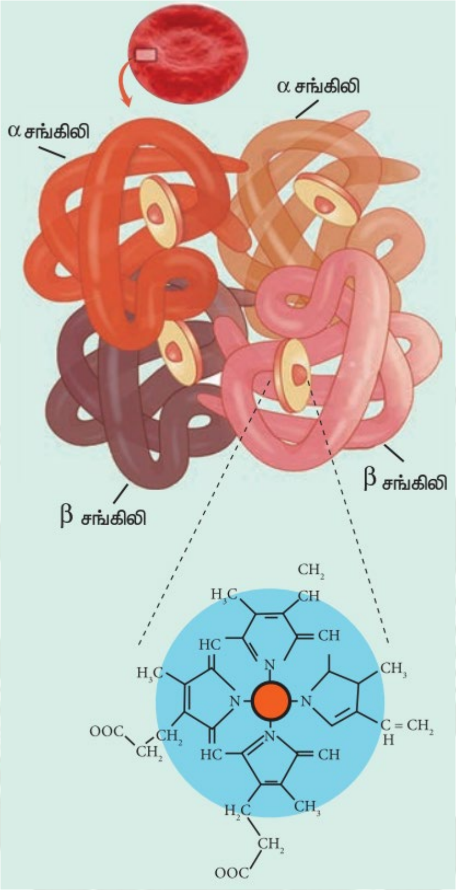
ஹீமோகுளோபின் மற்றும் ஆக்சிஜன் கடத்தல்

காற்றில் சிறிதளவு ஆக்சிஜன் இருந்தாலும் அது இரும்பை துருப்பிடிக்கச் செய்கிறது - அதாவது இரும்பானது Fe^{3+} ஆக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது. ஆனால், நுரையீரலிலிருந்து ஆக்சிஜனை Fe^{2+} மூலம் பிணைத்து உடலின் அனைத்து திசுக்களுக்கும் ஆக்சிஜனை கொண்டு செல்லும் ஹீமோகுளோபினில் உள்ள Fe^{2+} துருபிடிப்பதில்லை . இதற்கு காரணம் என்னவென்று தங்களுக்குத் தெரியுமா?

இதற்கான பதில், ஹிமோகுளோபினின் வடிவமைப்பில் உள்ளது. நான்கு துணை அலகுகள் உள்ளன. ஒவ்வொரு அலகும் பார்பைரின் வளையத்தை (ஹீம்) உள்ளடக்கியது. ஹீம் ஆனது புரோட்டீன் சங்கிலியுடன் (குளோபின்) இணைக்கப்பட்டுள்ளது. இந்த வடிவமைப்பானது Fe^{2+} ஐ மையத்தில் கொண்ட எண்முகி வடிவமைப்பாகும். இதன் நான்கு நிலைகள் பார்பைரின் வளையத்துடனும், ஐந்தாவது நிலை ஹிஸ்டிடினின் இமிடசோல் வளையத்துடனும் இணைக்கப்பட்டுள்ளது. ஆறாவது நிலையானது ஆக்சிஜனை பிணைக்கப் பயன்படுகிறது. பொதுவாக, ஹீமில் உள்ள Fe^{2+} ஆனது எளிதில் ஆக்சிஜனேற்றம் அடையக்கூடியது. Fe^{2+}ஐ சூழ்ந்துள்ள குளோபின் புரோட்டீன் சங்கிலியானது நீர் வெறுக்கும் சூழலைத் தருவதால், Fe2+ ஆச்சிஜனேற்றம் அடைவது கடினமானதாகிறது. எனினும் நாள்தோறும் 3% ஹீமோகுளோபின் மெத்திமோ குளோபினாக (ஹீமோகுளோபினில் உள்ள இரும்பு Fe^{3+} ஆக காணப்படுகிறது) ஆக்சிஜனேற்றம் அடைகிறது. மெத்திமோ குளோபின் ரிடெக்டேஸ் நொதி அதனை மீண்டும் ஹீமோகுளோபினாக ஒடுக்கமடைய செய்கிறது.

சயனைடு நச்சுத்தன்மை:

ஆக்சிஜன் ஹீமோகுளோபினுடன் மீள் முறையில் பிணைக்கப்படுகிறது, ஆனால் சயனைடு ஆனது மீளா முறையில் பிணைந்து, ஹீமோகுளோபினுடன் ஆக்சிஜன் பிணைக்கப்படுதலை தடுக்கிறது. இதனால் நுரையீரலிலிருந்து, திசுக்களுக்கு, ஆக்சிஜன் கடத்தப்படுவது நிறுத்தப்படுகிறது. இதன் காரணமாக சயனைடு உட்கொண்டவர் விரைவாக மரணமடைகிறார்.



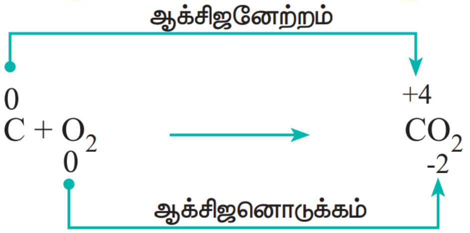
ஆக்சிஜனேற்ற – ஒடுக்க வினைகளின் வகைகள்

ஆக்சிஜனேற்ற - ஒடுக்க வினைகளை பின்வருமாறு வகைப்படுத்தலாம்.

1. இணையும் வினைகள்: (Combination reactions) :

இரண்டு வினைப் பொருட்கள் வினைபுரிந்து ஒரு சேர்மத்தினைத் தரும் ஆக்சிஜனேற்ற-ஒடுக்கவினைகள்,இணையும் வினைகள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

எடுத்துக்காட்டு:

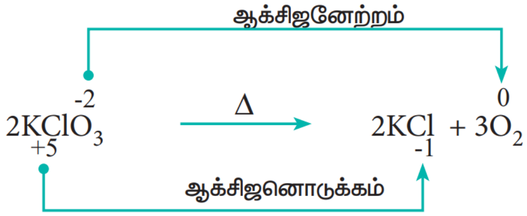


2. சிதைவடையும் வினைகள்(Decomposition reactions)

ஒரு சேர்மம், இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட கூறுகளாக சிதைவடையும், ஆக்சிஜனேற்ற ஒடுக்க வினைகள் சிதைவடையும் வினைகள் என அழைக்கப்படுகின்றன. இவ்வினைகள் இணையும்

வினைகளுக்கு நேர்மாறானவை. இவ்வகை வினைகளில், ஒரு சேர்மத்தில் உள்ள இரண்டு வெவ்வேறான தனிமங்களின் ஆக்சிஜனேற்ற எண்களில் மாற்றம் ஏற்படுகிறது.

எடுத்துக்காட்டு:

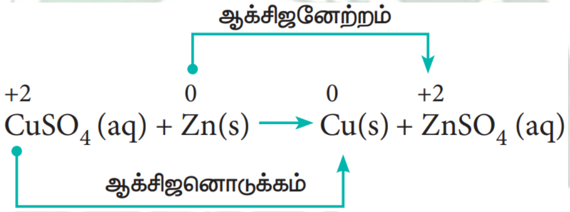


3. இடப்பெயர்ச்சி வினைகள் (Displacement reactions)

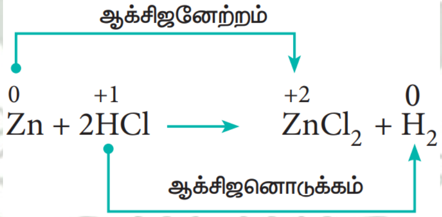
ஆக்சிஜனேற்ற - ஒடுக்க வினைகளின் போது, ஒரு சேர்மத்தில் உள்ள ஒரு அணு அல்லது அயனி மற்றொரு அணு அல்லது அயனியால் பதிலீடு செய்யப்பட்டால் அத்தகைய வினைகள் இடப்பெயர்ச்சி வினைகள் எனப்படுகின்றன. இவ்வினைகளை மேலும் i) உலோக இடப்பெயர்ச்சி வினைகள் ii) அலோக இடப்பெயர்ச்சி வினைகள் என வகைப்படுத்தலாம்.

(i) உலோக இடப்பெயர்ச்சி வினைகள்:

ஒரு கண்ணாடி கலனில் நீர்த்த தாமிர சல்பேட் (Copper Sulphate) கரைசலை எடுத்துக் கொண்டு, அதில் துத்தநாக (Zinc) உலோக தகட்டினை வைக்கவும். கரைசலை உற்று நோக்கவும். கரைசலின் அடர் நீல நிறத்தின் செறிவு மெதுவாக குறையத்துவங்கும். இறுதியில் நிறம் முற்றிலும் மறைந்துவிடும். துத்தநாக உலோகத் தகட்டின் மீது பழுப்பு நிற தாமிர உலோகம் படிந்திருப்பதைக் காணலாம். இந்நிகழ்வு நடைபெற பின்வரும் உலோக இடப்பெயர்ச்சி வினை காரணமாக அமைகிறது.



ii) அலோக இடப்பெயர்ச்சி வினைகள்:

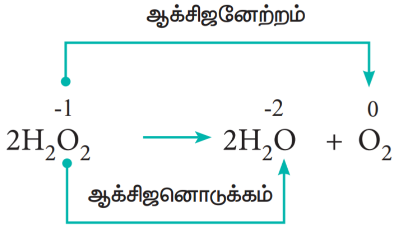


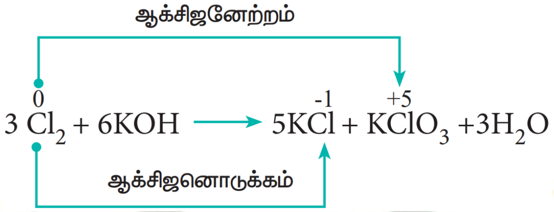
நீர்த்த HCl கரைசலுடன் துத்தநாக துகள்களை சேர்க்கும்போது HCl ல் இருந்து துத்தநாகம் ஹைட்ரஜனை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

4. விகிதச்சிதைவு வினைகள் (Disproportionation reactions)

சில ஆக்சிஜனேற்ற - ஒடுக்க வினைகளில், ஒரே சேர்மம், ஆக்சிஜனேற்றம் மற்றும் ஆக்சிஜனொடுக்கம் இரண்டிற்கும் உட்படுகிறது. இத்தகைய வினைகளில், ஒரே தனிமத்தின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் அதிகரிக்கவும், குறையவும் செய்கிறது. இத்தகைய வினைகள் விகிதச்சிதைவு வினைகள் என அழைக்கப்படுகின்றன.

எடுத்துக்காட்டு:



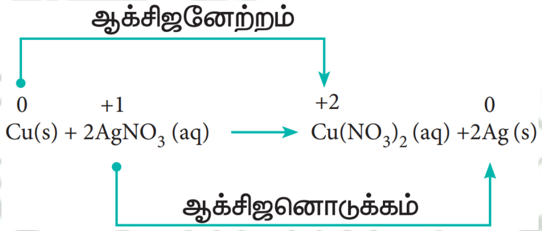


5. எலக்ட்ரான் பரிமாற்றத் திறன் (Competitive electron transfer reactions)

தாமிர சல்பேட் கரைசலிலிருந்து, தாமிரத்தை, துத்தநாகம் இடப்பெயர்ச்சி செய்வதை உலோக இடப்பெயர்ச்சி வினைகளில் நாம் கற்றறிந்தோம். இதன் எதிர்வினை நிகழ வாய்ப்புள்ளதா? என்பதை நாம் சோதித்து அறிவோம். முன்னரே விளக்கிய செயல்முறைப்படி, துத்தநாக சல்பேட் கரைசலை ஒரு கலனில் எடுத்துக் கொண்டு, தாமிர தகட்டினை அக்கரைசலில் வைக்கவும். தாமிரமானது, துத்தநாக சல்பேட் கரைசலிலிருந்து, துத்தநாகத்தை இடப்பெயர்ச்சி செய்திருக்குமாயின், Cu^{2+} அயனிகள்கரைசலில் இருந்திருக்க வேண்டும். இதன் விளைவாக கரைசல் நீல நிறமாக மாற்றமடைந்திருக்க வேண்டும். ஆனால், இத்தகைய மாற்றங்கள் ஏதும் நிகழ்வதில்லை. எனவே, தாமிரம் மற்றும் துத்தநாகம் ஆகிய இரண்டினையும் ஒப்பிடும்போது, துத்தநாகமானது எலக்ட்ரானை இழக்கும் தன்மையினையும், தாமிரமானது எலக்ட்ரானை ஏற்கும் தன்மையினையும் பெற்றுள்ளது என்று நாம் முடிவு செய்யலாம்.

மேற்கண்டுள்ளவாறு வெள்ளி நைட்ரேட் (Silver Nitrate) கரைசலில், தாமிர தகட்டினை வைத்து வினை ஏதேனும் நிகழ்கிறதா என பார்ப்போம். சிறிது நேரம் கழித்த பின்னர், கரைசல் மெதுவாக நீல நிறமாக மாறத்துவங்கும். Cu^{2+} அயனிகள் உருவாவதே இதற்கு காரணமாகும்.

அதாவது, வெள்ளி நைட்ரேட் கரைசலில் உள்ள வெள்ளியை, தாமிரம் இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.



தாமிரம்மற்றும் வெள்ளி ஆகியவற்றிக்கு இடையே வினைத்திறனை ஒப்பிடும்போது, தாமிரம் எலக்ட்ரானை இழக்கும் தன்மையினையும், வெள்ளி எலக்ட்ரானை ஏற்கும் தன்மையினையும் பெற்றுள்ளதை மேற்கண்டுள்ள வினை உணர்த்துகிறது.

மேற்கண்டுள்ள சோதனை முடிவுகளிலிருந்து, துத்தநாகம், தாமிரம் மற்றும் வெள்ளி ஆகிய உலோகங்களுக்கிடையே ஒப்பிடும் போது, எலக்ட்ரானை வெளியிடும் திறன் பின்வரும் வரிசையில் அமைந்துள்ளது என நாம் முடிவு செய்யலாம்.

துத்தநாகம் > தாமிரம் > வெள்ளி

உலோகங்களுக்கு இடையேயான, எலக்ட்ரான்களை பெறுவதில் உள்ள மேற்கண்டுள்ள தன்மையானது, கால்வானிக் மின் கலன்களை வடிவமைப்பதில் நமக்கு பயனுள்ளதாக உள்ளது. கால்வானிக் மின்கலன்களைப் பற்றி XII ம் வகுப்பில் விரிவாக கற்போம்.

இரைப்பை அமிலம் மற்றும் - அமில நீக்கிகள்

அமிலத்தன்மை மற்றும் நெஞ்செரிச்சலை குணப்படுத்த பொதுவாக அமிலநீக்கிகள் மருந்தாக பயன்படுத்தப்படுகிறது. இதன் வேதியியல் உங்களுக்குத் தெரியுமா ?

இரைப்பை அமிலம் என்பது வயிற்றில் சுரக்கும் சீரணத்திரவம் ஆகும். இதில், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் உள்ளது. இரைப்பை அமிலத்தில் உள்ள ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் செறிவு பொதுவாக 0.082 M என்ற அளவில் இருக்கும். இந்த அமிலத்தின் செறிவு 0.1 M என்ற அளவை விட அதிகமாகும் போது அமிலத்தன்மை மற்றும் நெஞ்செரிச்சல் ஏற்படுகிறது.

அமிலத்தன்மையினைக் குணப்படுத்த பயன்படுத்தப்படும் அமிலநீக்கிகள் பெரும்பாலானவற்றில் மெக்னீசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு மற்றும் அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைடு அடங்கியுள்ளது. இவை அதிகப்படியான -அமிலத்தை நடுநிலையாக்குகிறது. வேதிவினைகள் பின்வருமாறு

$$3\,HCl + Al(OH)_3 \rightarrow AlCl_3 + 3\,H_2O$$

$$2\,HCl + Mg(OH)_2 \rightarrow MgCl_2 + 2\,H_2O$$

மேற்கண்டுள்ள வினைகளிலிருந்து, 1 மோல் அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைடு 3 மோல் HCl ஐயும், 1 மோல் மெக்னீசியம் ஹைட்ராக்ஸைடு 2 மோல் HCl ஐயும் நடுநிலையாக்குகிறது என நாம் அறிகிறோம். 250mg அலுமினியம் ஹைட்ராக்ஸைடு மற்றும் 250mg மெக்னீசியம் ஹைட்ராக்ஸைடை கொண்டுள்ள ஒரு அமில நீக்கியால் நடுநிலையாக்கப்படும், அமிலத்தின் அளவினை நாம் கணக்கிடுவோம்.

செயல்படும் சேர்மம்	நிறை(mg)ல்	மூலக்கூறு நிறை (g mol-1)	செயல்படும் சேர்மத்தின் மோல்களின் எண்ணிக்கை	OH^- அயனியின் மோல்களின் எண்ணிக்கை
$Al(OH)_3$	250	78	0.0032	0.0096
$Mg(OH)_2$	250	58	0.0043	0.0086
ஒரு மாத்திரையில் உள்ள மொத்த OH^- அயனியின் மோல்கள்				0.0182

ஒருவருடைய வயிற்றில் 0.1 மோல் அமிலக்கூறைக் கொண்டுள்ள இரைப்பை திரவம் இருப்பின், மேற்கண்டுள்ள இயைபினைப் பெற்றுள்ள ஒரு மாத்திரை ஆனது0.0182மோல் HClஐநடுநிலையாக்கும். அதாவது, ஒரு மாத்திரையானது, அதிகப்படியாக உள்ள அமிலத்தினை நடுநிலையாக்கி (0.1 – 0.018 M = 0.082 M) வழக்கமான அமில நிலைக்கு மீள கொண்டு வரும்.