அலகு 3

P-தொகுதி தனிமங்கள்-II

சர் வில்லியம் ராம்சே,
(1852 – 1916)

சர் வில்லியம் ராம்சே ஒரு ஸ்காட்லேண்டைச் சார்ந்த வேதியியல் அறிஞர் ஆவார். மந்த வாயுக்களைக் கண்டறிந்தவர் இவரே. 1885-1890 க்கு இடைப்பட்ட காலத்தில் இவர் நைட்ரஜனின் ஆக்ஸைடுகள் குறித்து பல முக்கியமான ஆயுவுக் கட்டுரைகளை வெளியிட்டார். ராம்சே காற்றிலிருந்து ஒரு கனமான தனிமத்தை பிரித்தெடுத்து அதற்கு ஆர்கான் (மந்தமான எனப்பொருள்படும் கிரேக்கச் சொல்) எனப் பெயரிட்டார். தொடர்ந்து மாரிஸ் ட்ராவெர்ஸ் எனும் அறிவியலாளருடன் இணைந்து பணியாற்றி நியான், கிரிப்டான் மற்றும் செனான் ஆகியவற்றைக் கண்டறிந்தார். இவர், 1910 ஆம் ஆண்டில் ரேடான் வாயுவை பிரித்தெடுத்து அதன் பண்புகளை ஆய்வு செய்தார். மந்த வாயுக்களை கண்டறிதலில் அவர் ஆற்றிய சேவையை போற்றும் வகையில், 1904 ஆம் ஆண்டில் வேதியியலுக்கான நோபல் பரிசு அவருக்கு வழங்கப்பட்டது. மந்த வாயுக்களை பிரித்தெடுத்தலில் இவர் ஆற்றிய மகத்தான பணியினால் தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஒரு புதிய தொகுதி உருவாதற்கு வழிவகை ஏற்பட்டது.

NWI4RK

கற்றலின் நோக்கங்கள்

இப்பாடப்பகுதியைக் கற்றறிந்த பின்னர் ,

* நைட்ரஜன் மற்றும் பாஸ்பரஸ் ஆகியவற்றின் முக்கியமான சேர்மங்களின் தயாரிப்பு மற்றும் பண்புகள் குறித்து விவாதித்தல்.
* ஆக்ஸிஜன் மற்றும் சல்பர் ஆகியவற்றின் முக்கியமான சேர்மங்களின் தயாரிப்பு மற்றும் பண்புகள் குறித்து விளக்குதல்.
* ஹேலஜன்கள் மற்றும் ஹைட்ரஜன் ஹேலைடுகள் ஆகியவற்றின் தயாரிப்பு மற்றும் பண்புகள் குறித்து விளக்குதல்.
* ஹேலஜன் இடைசேர்மங்களின் வேதியியலைப் பற்றி விளக்குதல்.
* மந்தவாயுக்களின் பண்புகள் மற்றும் பயன்களை விளக்குதல்.
* அன்றாட வாழ்வில் p-தொகுதி தனிமங்கள் மற்றும் அவற்றின் சேர்மங்களின் முக்கியத்துவத்தை பாராட்டுதல். ஆகிய திறன்களைப் மாணவர்கள் பெறலாம்.

XII U3-P-block.indd 64 2/19/2020 4:57:44 PM

அறிமுகம்:

p–தொகுதி தனிமங்களின் பொதுப் பண்புகள், ஐகோசாஜன்கள் (போரான் தொகுதி) மற்றும் டெட்ராஜன்கள் (கார்பன் தொகுதி) ஆகிய முதல் இரண்டு தொகுதி தனிமங்கள் பற்றி முந்தைய பாடப்பகுதியில் கற்றறிந்தோம். இந்த அலகில் எஞ்சியுள்ள p–தொகுதிகளான நிக்டோஜன்கள், சால்கோஜன்கள், ஹேலஜன்கள் மற்றும் மந்த வாயுக்கள் பற்றிக் கற்றறிவோம்.

3.1 தொகுதி 15 (நைட்ரஜன் தொகுதி) தனிமங்கள்:

3.1.1 வளம்:

பூமியின் வளிமண்டலமானது ஏறத்தாழ 78% டைநைட்ரஜன் (N_2) வாயுவைக் கொண்டுள்ளது. மேலும் இது சோடியம் நைட்ரேட்டாகவும் (சிலி வெடியுப்பு) பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டாகவும் (இந்திய வெடியுப்பு)புவியின் மேற்பரப்பில் காணப்படுகிறது. அதிகமாக கிடைக்கக்கூடிய பதினோராவது தனிமமான பாஸ்பரஸ், பாஸ்பேட்டுகளாக (புளூரபடைட், குளோரபடைட் மற்றும் ஹைட்ராக்ஸிஅபடைட்) காணப்படுகிறது. மற்ற தனிமங்களான ஆர்சனிக், ஆன்டிமனி மற்றும் பிஸ்மத் ஆகியன அவற்றின் சல்பைடுகளாக காணப்படுகின்றன. ஆனால் இவை அதிகளவில் கிடைப்பதில்லை.

3.1.2 இயற் பண்புகள்:

15ஆம் தொகுதித் தனிமங்களின் சில இயற் பண்புகள் கீழே அட்டவணைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன.

அட்டவனை 3.1 : 15 ஆம் தொகுதித் தனிமங்களின் சில இயற் பண்புகள்

பண்பு	நைட்ரஜன்	பாஸ்பரஸ்	ஆர்சனிக்	ஆன்டிமனி	பிஸ்மத்
293 K இல் இயற் நிலைமை	வாயு	திண்மம்	திண்மம்	திண்மம்	திண்மம்
அணு எண்	7	15	33	51	83
ஐசோடோப்புகள்	^{14}N, ^{15}N	^{31}P	^{75}As	^{121}Sb	^{209}Bi
அணு நிறை($g.mol^{-1}$ at 293 K)	14	30.97	74.92	121.76	209.98
எலக்ட்ரான் அமைப்பு	$[He]2s^2\ 2p^3$	$[Ne]3s^2\ 3p^3$	$[Ar]3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$	$[Kr]4d^{10}\ 5s^2\ 5p^3$	$[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^3$
அணு ஆரம் (Å)	1.55	1.80	1.85	2.06	2.07
அடர்த்தி ($g.cm^{-3}$ at 293 K)	1.14×10^{-3}	1.82 வெண்ணிற பாஸ்பரஸ்	5.75	6.68	9.79
உருகுநிலை (K)	63	317	889 K ல் பதங்கமாதல்	904	544
கொதிநிலை (K)	77	554		1860	1837

3.1.3 நைட்ரஜன்:

தயாரித்தல்:

வளிமண்டலத்தின் முதன்மையான நைட்ரஜன் (78 % கனஅளவு) வாயுவானது, தொழிற்முறையில், பின்னவாலை வடித்தல் முறையில் திரவ காற்றிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. ஏறத்தாழ 575 K வெப்பநிலையில் சோடியம் அசைடு சேர்மத்தை வெப்பச் சிதைவிற்கு உட்படுத்தி தூய நைட்ரஜனைப் பெற இயலும்.

XII U3-P-block.indd 65 2/19/2020 4:57:46 PM

$$2NaN_3 \longrightarrow 2\,Na + 3N_2$$

அம்மோனியாவை , புரோமின் நீர் கொண்டு ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்தும் இதை பெற இயலும்.

$$8NH_3 + 3Br_2 \longrightarrow 6NH_4Br + N_2$$

பண்புகள்

நைட்ரஜன் வாயுவானது சற்றே மந்தத் தன்மை வாய்ந்தது. பூமியில் கிடைக்கும் நைட்ரஜன் வாயுவானது முறையே 14.5% நைட்ரஜன் – 14 மற்றும் 0.4% நைட்ரஜன் -15 ஐசோடோப்புகளைக் கொண்டுள்ளது. இவற்றில் நைட்ரஜன் -15 ஆனது ஐசோடோப் குறியிடுதலில் பயன்படுத்தப்படுகிறது. நைட்ரஜனின் மந்தத் தன்மைக்குக் காரணம், மூலக்கூறுகளின் அதிக பிணைப்பு ஆற்றல் மதிப்பே (225 cal mol^{-1}அல்லது 946kJ mol^{-1}).ஆகும். இந்த முப்பிணைப்பு அமைப்பின் குறைந்த வினைதிறனை -C≡C-, C≡O, X-C≡N, X-N≡C, -C≡C- மற்றும் -C≡N போன்ற மற்ற முப்பிணைப்புகளைக் கொண்ட சம எலக்ட்ரான் அமைப்புகளுடன் ஒப்பிடும்போது ஆர்வத்தினைத் தூண்டுவதாக உள்ளது இந்த தொகுதிகள் ஈனிகளாக செயல்படுகின்றது ஆனால் டைநைட்ரஜன் ஈனியாக செயல்படுவதில்லை. எனினும், CO மூலக்கூறைப் போலவே, இதுவும் உலோகங்களுடன் இணைந்து குறைந்த அளவிலான அணைவுகளை (M← N≡N) உருவாக்குகிறது. லித்தியத்துடன் வினைபுரிந்து Li_3N சேர்மத்தைத் தரும் வினைமட்டுமே அறைவெப்பநிலையில் நிகழும் நைட்ரஜனின் வினையாகும். மற்ற தனிமங்களுடன் நைட்ரஜன் உயர் வெப்பநிலைகளில் மட்டுமே வினைபுரிகிறது. தொகுதி-2 உலோகங்கள் மற்றும் Th ஆகியன அயனி நைட்ரைடுகளை உருவாக்குகின்றன.

$$6Li + N_2 \longrightarrow 2Li_3N$$

$$3Ca + N_2 \xrightarrow{\text{செஞ்சூட்டு வெப்பநிலை}} Ca_3N_2$$

$$2B + N_2 \xrightarrow{\text{உயர் செஞ்சூட்டு வெப்பநிலை}} 2BN$$

ஹைட்ரஜனுடன் நேரடியாக வினைபுரிந்து அம்மோனியாவைத் தருகிறது. இரும்பு வினைவேகமாற்றி முன்னிலையில், உகந்த வெப்பநிலையில், அதிகப்படியான அழுத்தம் இவ்வினைக்கு சாதகமாக அமைந்துள்ளது. இவ்வினையானது, ஹேபர் முறையில் அம்மோனியாவைத் தொகுத்தலுக்கான அடிப்படையாக அமைகிறது.

$$\frac{1}{2}N_2 + \frac{3}{2}H_2 \rightleftharpoons NH_3 \quad \Delta H_f = -46.2 \text{ kJ mol}^{-1}$$

நைட்ரஜன் உயர்வெப்பநிலைகளில் ஆக்ஸிஜனுடன் வினைப்பட்டு நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடை உருவாக்குகிறது. 3473 K வெப்பநிலையில் கூட வெறும் 4.4% நைட்ரஸ் ஆக்ஸைடு மட்டுமே உருவாக்கப்படுகிறது.

$$2N_2 + O_2 \longrightarrow 2N_2O$$

நைட்ரஜனின் பயன்கள்

1. அம்மோனியா, நைட்ரிக் அமிலம் மற்றும் கால்சியம் சயனமைடு ஆகியவற்றின் தயாரித்தலில் நைட்ரஜன் பயன்படுகிறது.
2. அதிகுளிர்நிலை அறுவைசிகிச்சைக்குத் தேவையான குறைந்த வெப்பநிலையை உருவாக்கவும், உயிரியல் பதப்படுத்தியாகவும் திரவ நைட்ரஜன் பயன்படுகிறது.

XII U3-P-block.indd 66 2/19/2020 4:57:53 PM

3.1.4 அம்மோனியா (NH_3)

தயாரித்தல்:

யூரியாவை நீராற்பகுப்பதன் மூலம் அம்மோனியா பெறப்படுகிறது.

$$NH_2CONH_2 + H_2O \longrightarrow 2NH_3 + CO_2$$

ஆய்வகத்தில் அம்மோனியம் உப்புக்களை, காரங்களுடன் சேர்த்து வெப்பப்படுத்தி நைட்ரஜன் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$2NH_4^+ + OH^- \longrightarrow 2NH_3 + H_2O$$

$$2NH_4Cl + CaO \longrightarrow CaCl_2 + 2NH_3 + H_2O$$

மெக்னீஷியம் நைட்ரைடு போன்ற உலோக நைட்ரைடுகளை நீருடன் சேர்த்து வெப்பப்படுத்துவதன் மூலமும் இதை தயாரிக்க இயலும்.

$$Mg_3N_2 + 6H_2O \longrightarrow 3Mg(OH)_2 + 2NH_3$$

இரும்பு வினைவேக மாற்றியின் மீது 750 K வெப்பநிலையில், 200 atm அழுத்தத்தில், நைட்ரஜன் மற்றும் ஹைட்ரஜன் வாயுக்கலவையை செலுத்துவதன் மூலம் தொழிற் முறையில் அம்மோனியா தயாரிக்கப்படுகிறது. (சமநிலையை விரைவாக அடைவதற்காக சிறிதளவு K_2O மற்றும் Al_2O_3 ஆகியனவும் பயன்படுத்தப்படுகின்றன). உண்மையில், இவ்வினைக்குத் தேவையான ஹைட்ரஜன் நீர் வாயுவிலிருந்தும், திரவ காற்றை பின்ன வாலைவடித்து நைட்ரஜனும் பெறப்படுகின்றன.

பண்புகள்

அம்மோனியா காற்றைவிட லேசான, கார நெடியுடைய வாயுவாகும். இதை, ஏறத்தாழ 9 வளிமண்டல அழுத்தத்தால் எளிதில் திரவமாக்க இயலும். இத்திரவத்தின் கொதிநிலை -38.4°C மற்றும் உறைநிலை -77° C. திரவ அம்மோனியாவானது இயற் பண்புகளில் நீரை ஒத்துள்ளது. அதாவது, வலிமைமிக்க ஹைட்ரஜன் பிணைப்புகளால் மூலக்கூறுகள் ஒன்றிணைக்கப்படுள்ளன. அம்மோனியாவானது, 20°C மற்றும் 760mm அழுத்தத்தில் நீரில் மிக அதிகளவில் கரைகிறது. (1 கனஅளவு நீரில் 702கனஅளவு வீதம்)

குறைந்த வெப்பநிலைகளில், $NH_3.H_2O$ மற்றும் $2NH_3.H_2O$ ஆகிய கரையும் தன்மைகொண்ட இரு வெவ்வெறு நீரேறிய மூலக்கூறுகள் பிரித்தெடுக்கப்பட்டுள்ளன. இந்த மூலக்கூறுகளில், அம்மோனியா மற்றும் நீர் மூலக்கூறுகள் ஹைட்ரஜன் பிணைப்புகளால் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன. அம்மோனியாவானது, நீர்க்கரைசல்களிலும் இதே போல நீரேற்றம் அடைகிறது, மேலும் இதை நாம் $(NH_3.H_2O)$ என குறிப்பிடுகிறோம்.

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

நீரைப்போன்றே, உயர் மின்கடத்தாப்பொருள் மாறிலி மதிப்பானது அம்மோனியாவை சிறந்த அயனியுறும் கரைப்பானாக செயல்படவைக்கிறது.

$$2NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + NH_2^-$$

$$K_{-50^0C} = [NH_4^+][NH_2^-] = 10^{-30}$$

$$2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

$$K_{25^0C} = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$$

XII U3-P-block.indd 67 2/19/2020 4:58:03 PM

வேதிப் பண்புகள்

வெப்பத்தின் விளைவு: 500°C க்கு அதிகமான வெப்பநிலைகளில் அம்மோனியாவானது சிதைவடைந்து அதன் தனிமங்களாக மாறுகிறது. இந்த சிதைவு வினையானது நிக்கல், இரும்பு போன்ற உலோக வினைவேக மாற்றிகளினால் தூண்டப்படலாம். தொடர்ந்த மின்பாய்ச்சலின் போது அம்மோனியா முற்றிலுமாக சிதைவடைகிறது.

$$2NH_3 \xrightarrow{>500^0 C} N_2 + 3H_2$$

காற்று/ ஆக்ஸிஜனுடன் வினை : அம்மோனியா காற்றில் எரிவதில்லை, ஆனால், தூய ஆக்ஸிஜனில் மஞ்சள் சுவாலையுடன் எளிதாக எரிந்து நைட்ரஜன் வாயுவைத் தருகிறது.

$$4NH_3 + 3O_2 \rightleftharpoons 2N_2 + 6H_2O$$

இது, பிளாட்டினம் போன்ற வினைவேக மாற்றியின் முன்னிலையில் எரிந்து நைட்ரிக் ஆக்சைடை உருவாக்குகிறது. இவ்வினையானது நைட்ரிக் அமிலம் தயாரிக்க பயன்படுகிறது, மேலும் இது ஆஸ்வால்ட்முறை என்றழைக்கப்படுகிறது.

$$4NH_3 + 5O_2 \rightleftharpoons 4NO + 6H_2O$$

ஒடுக்கும் பண்பு : அம்மோனியா ஒடுக்கும் காரணியாக செயல்படுகிறது. வெப்பப்படுத்தப்பட்ட உலோக ஆக்சைடுகளின் மீது செலுத்தும்போது அவற்றை உலோகங்களாக ஒடுக்குகின்றன.

$$3PbO + 2NH_3 \longrightarrow 3Pb + N_2 + 3H_2O$$

அமிலங்களுடன் வினை: அமிலங்களுடன் வினைப்படுத்தும்போது இது அம்மோனியம் உப்புகளை உருவாக்குகிறது. புரோட்டான் மீதான அம்மோனியாவின் கவர்ச்சியானது நீரைவிட அதிகம் என்பதை இவ்வினை காட்டுகிறது.

குளோரின் மற்றும் குளோரைடுகளுடன் வினை: குளோரின் மற்றும் குளோரைடுகளுடன் அம்மோனியா வினைப்புரிந்து இறுதி விளைபொருளாக அம்மோனியம் குளோரைடைத் தருகிறது. கீழே குறிப்பிட்டுள்ளவாறு, இந்த வினைகள் வெவ்வேறு சூழ்நிலைகளில் வெவ்வேறாக நிகழ்கின்றன.

அதிகளவு அம்மோனியா உடன்

$$2\,NH_3 + 3\,Cl_2 \longrightarrow N_2 + 6\,HCl$$

$$6\,HCl + 6\,NH_3 \longrightarrow 6\,NH_4Cl$$

அம்மோனியா, அதிகப்படியான குளோரினுடன் வினைப்பட்டு வெடிக்கும் தன்மையுடைய நைட்ரஜன் ட்ரைகுளோரைடைத் தருகிறது.

$$2NH_3 + 6Cl_2 \longrightarrow 2NCl_3 + 6\,HCl$$

$$NH_3(g) + HCl(g) \longrightarrow NH_4Cl\,(s)$$

அம்மோனியா – HCl க்கான வினை

அமைடுகள் மற்றும் நைட்ரைடுகள் உருவாதல்: அம்மோனியா, அதிக நேர்மின்தன்மை கொண்ட சோடியம் போன்ற உலோகங்களுடன் அமைடுகளை உருவாக்குகிறது, ஆனால் மெக்னீஷியம் போன்ற உலோகங்களுடன் நைட்ரைடைத் தருகிறது.

$$2Na + 2NH_3 \longrightarrow 2NaNH_2 + H_2$$

XII U3-P-block.indd 68 2/19/2020 4:58:14 PM

$$3Mg + 2NH_3 \longrightarrow Mg_3N_2 + 3H_2$$

உலோக உப்புக்களுடன் வினை : அம்மோனியா, உலோக உப்புக்களுடன் வினைப்பட்டு உலோக ஹைட்ராக்சைடுகள் (Fe உடன்) அல்லது அணைவுச்சேர்மங்களை (Cu உடன்)உருவாக்குகிறது.

$$Fe^{3+} + 3NH_4^+ \xrightarrow{3\,OH^-} Fe(OH)_3 + 3NH_4^+$$

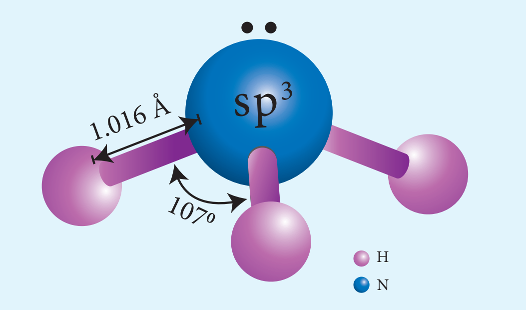
$$Cu^{2+} + 4NH_3 \longrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+}$$

டெட்ராஅம்மைன்காப்பர்(II) அயனி
(ஒரு அணைவுச் சேர்மம்)

அமீன்கள் உருவாதல்: அயனி – இருமுனை கவர்ச்சியின் காரணமாக அம்மோனியா ஏற்றம் பெற்ற சேர்மங்களை அம்மோனியா உருவாக்குகிறது. எடுத்துக்காட்டு: $[CaCl_2.8NH_3]$. இதில், அம்மோனியா இருமுனையின் எதிர்முனைகள் Ca^{2+} அயனியை நோக்கி கவரப்படுகின்றன. அம்மோனியா மூலக்கூறானது ஈனியாகவும் செயல்பட்டு $[Co(NH_3)_6]^{3+}$, $[Ag(NH_3)_2]^+$ போன்ற அணைவுச் சேர்மங்களை உருவாக்குகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, காப்பர் சல்பேட்டின் நீர்க்கரைசலுடன் அதிகளவு அம்மோனியாவைச் சேர்க்கும்போது அடர் நீல நிறம் கொண்ட சேர்மம் $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ உருவாகிறது.

அம்மோனியாவின் வடிவமைப்பு:

அம்மோனியா மூலக்கூறானது பிரமிடு வடிவத்தில் உள்ளது. இதில், N-H பிணைப்பு நீளம் 1.016 Å மற்றும் பிணைப்புக் கோண மதிப்பு 107°. ஒரு முனையில் ஒரு தனித்த இரட்டை எலக்ட்ரானைக் கொண்டுள்ள நான்முகி அமைப்பாக அம்மோனியாவின் வடிவமைப்பைக் கருத இயலும். எனவே இது படத்தில் காட்டியுள்ளவாறு பிரமிடு அமைப்புப் பெற்றுள்ளது.



படம் 3.1 அம்மோனியாவின் வடிவமைப்பு

3.1.5 நைட்ரிக் அமிலம்

தயாரித்தல்

சமஅளவு பொட்டாசியம் அல்லது சோடியம் நைட்ரேட்டை, அடர் கந்தக அமிலத்துடன் சேர்த்து வெப்பப்படுத்தி நைட்ரிக் அமிலம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$KNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow KHSO_4 + HNO_3$$

நைட்ரிக் அமிலம் சிதைவடைதலைத் தடுக்கும் பொருட்டு வெப்பநிலையானது முடிந்தவரை குறைவாக வைக்கப்படுகிறது.அமிலம் குளிர்ந்து புகையும் திரவமாக மாறுகிறது. நைட்ரிக் அமிலம் சிதைவடைந்து சிறிதளவு நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு உருவாவதால் இத்திரவம் பழுப்பு நிறமாக காட்சியளிக்கிறது.

$$4HNO_3 \longrightarrow 4NO_2 + 2H_2O + O_2$$

வணிக ரீதியிலான தயாரிப்பு முறை

ஆஸ்வால்ட் முறையைப் பயன்படுத்தி அதிகளவில் நைட்ரிக் அமிலம் தயாரிக்கப்படுகிறது. இம்முறையில், ஹேபர் முறையிலிருந்து உருவான அம்மோனியாவானது பத்து மடங்கு காற்றுடன் கலக்கப்படுகிறது. இக்கலவையானது வெப்பப்படுத்தப்பட்டு, வினைவேகமாற்றி வைக்கப்பட்டுள்ள தனி அறையினுள் செலுத்தப்படுகிறது, அங்கு பிளாட்டின கம்பி வலையுடன் தொடர்பு உண்டாக்கப்படுகிறது.

XII U3-P-block.indd 69 2/19/2020 4:58:22 PM

வெப்பநிலை 1275 K க்கு உயர்த்தப்படும்போது, உலோக வலையானது விரைவாக அம்மோனியாவை ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்து NO வாயுவை உருவாக்குகிறது, பின்னர் அது நைட்ரஜன் டையாக்சைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$4NH_3 + 5O_2 \longrightarrow 4NO + 6H_2O + 120\ kJ$$

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

இவ்வாறு தயாரிக்கப்பட்ட நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு வாயு வரிசையாக அமைக்கப்பட்டுள்ள பரப்புகவர் கோபுரங்களின் வழியாக செலுத்தப்படுகிறது. இது நீருடன் வினைப்பட்டு நைட்ரிக் அமிலத்தை தருகிறது. உருவாக்கப்பட்ட நைட்ரிக் அமிலமானது காற்று செலுத்தி வெளுக்கப்படுகிறது.

$$3NO_2 + H_2O \longrightarrow 2HNO_3 + NO$$

பண்புகள்

தூய நைட்ரிக் அமிலம் நிறமற்றது. இதன் கொதிநிலை 86 °C. இந்த அமிலம், நீருடன் முழுமையாக கலந்து கொதிநிலை மாறா கலவையை உருவாக்குகிறது (98% HNO_3, கொதிநிலை 120.5 °C). புகையும் நைட்ரிக் அமிலம் நைட்ரஜனின் ஆக்ஸைடுகளை கொண்டுள்ளது. இது, சூரியஒளிக்கு வெளிப்படும்போதோ அல்லது வெப்பப்படுத்தப்படும்போதோ சிதைவடைந்து நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு, நீர் மற்றும் ஆக்ஸிஜனாக மாறுகிறது.

$$4HNO_3 \longrightarrow 4NO_2 + 2H_2O + O_2$$

இந்த வினையின் காரணமாக தூய அமிலம் அல்லது அதன் அடர்க் கரைசலானது மஞ்சள் நிறமாக மாறுகிறது. பெரும்பாலான வினைகளில் நைட்ரிக் அமிலம் ஆக்ஸிஜனேற்றியாக செயல்படுகிறது. எனவே, ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலை +5 லிருந்து குறைந்தபட்ச மதிப்பிற்க்கு மாற்றமடைகிறது. இது உலோகங்களுடன் வினைப்பட்டு ஹைட்ரஜனைத் தருவதில்லை. நைட்ரிக் அமிலமானது, அமிலமாகவும், ஆக்ஸிஜனேற்ற காரணியாகவும் மற்றும் நைட்ரோஏற்றக் காரணியாகவும் செயல்படுகிறது.

அமிலமாக: இது, மற்ற அமிலங்களைப் போன்றே காரங்கள் மற்றும் கார ஆக்ஸைடுகளுடன் வினைப்பட்டு நீரையும் உப்புக்களையும் உருவாக்குகிறது.

$$ZnO + 2HNO_3 \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2O$$

$$3FeO + 10HNO_3 \longrightarrow 3Fe(NO_3)_3 + NO + 5\ H_2O$$

ஆக்ஸிஜனேற்றக் காரணியாக: கார்பன், சல்பர், பாஸ்பரஸ் மற்றும் அயோடின் போன்ற அலோகங்கள் நைட்ரிக் அமிலத்தால் ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகின்றன.

$$C + 4HNO_3 \longrightarrow 2H_2O + 4NO_2 + CO_2$$

$$S + 2HNO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + 2NO$$

$$P_4 + 20HNO_3 \longrightarrow 4H_3PO_4 + 4H_2O + 20NO_2$$

$$3I_2 + 10HNO_3 \longrightarrow 6HIO_3 + 10NO + 2H_2O$$

$$HNO_3 + F_2 \longrightarrow HF + NO_3F$$

$$3H_2S + 2HNO_3 \longrightarrow 3S + 2NO + 4H_2O$$

நைட்ரோ ஏற்றக் காரனியாக: பொதுவாக கரிம சேர்மங்களில் ஒரு–H அணுவை $-NO_2$ தொகுதி கொண்டு பதிலீடு செய்தல் நைட்ரோ ஏற்றம் என குறிப்பிடப்படுகிறது. எடுத்துக்காட்டாக,

$$C_6H_6 + HNO_3 \xrightarrow{H_2SO_4} C_6H_5NO_2 + H_2O$$

நைட்ரோனியம் அயனி உருவாவதன் காரணமாக நைட்ரோ ஏற்றம் நிகழ்கிறது.

$$HNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow NO_2^+ + H_3O^+ + HSO_4^-$$

உலோகங்கள் மீதான நைட்ரிக் அமிலத்தின் வினை

தங்கம், பிளாட்டினம், ரோடியம், இரிடியம் மற்றும் டாண்டுலம் போன்றவற்றைத் தவிர மற்ற எல்லா உலோகங்களும் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிகின்றன. நைட்ரிக் அமிலம் உலோகங்களை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது. அலுமினியம், இரும்பு, கோபால்ட் மற்றும் குரோமியம் போன்ற சில உலோகங்கள் அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைப்படும்போது, அவற்றின் உலோகப் பரப்பின்மீது ஆக்ஸைடு அடுக்கு உருவாவதால் வினை செயலற்றதாகிறது. தூய உலோகத்துடன் நைட்ரிக் அமிலம் தொடர்ந்து வினைபுரிவதை இந்த ஆக்சைடு அடுக்கு தடுக்கிறது.

நைட்ரிக் அமிலமானது டின், ஆர்சனிக், அன்டிமனி மற்றும் மாலிப்டினம் போன்ற குறைந்த நேர்மின் தன்மை கொண்ட உலோகங்களுடன் உலோக ஆக்ஸைடுகளை உருவாக்குகிறது. இந்த ஆக்சைடுகளில் உலோகமானது உயர் ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையில் காணப்படுகிறது. மேலும் அமிலமானது குறைந்த ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலைக்கு ஒடுக்கப்படுகிறது. நைட்ரிக் அமிலம் உலோகங்களுடன் வினைப்படும்போது NO_2, NOவாயு மற்றும் H_2O ஆகியன மிகப்பொதுவாக உருவாகும் விளைபொருட்களாகும். மிக அரிதாக N_2, NH_2OH மற்றும் NH_3 ஆகியவனவும் உருவாக்கப்படுகின்றன.

$$\overset{+5}{HNO_3} \quad \overset{+4}{NO_2} \quad \overset{+3}{HNO_2} \quad \overset{+2}{NO} \quad \overset{+1}{N_2O} \quad \overset{0}{N_2} \quad \overset{-3}{NH_3}$$

உலோகங்கள், நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிவதை பின்வரும் மூன்று படிகளின் மூலம் விளக்கலாம்.

முதல் நிலை வினை: பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன் வெளியேற்றப்பட்டு உலோக நைட்ரேட் உருவாக்கப்படுகிறது.

$$M + HNO_3 \longrightarrow MNO_3 + (H)$$

இரண்டாம் நிலை வினை: பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன், நைட்ரிக் அமிலத்தின் ஒடுக்க விளைப்பொருட்களை உருவாக்குகிறது.

$$HNO_3 + 2H \longrightarrow \underset{\text{நைட்ரஸ் அமிலம்}}{HNO_2} + H_2O$$

$$HNO_3 + 6H \longrightarrow \underset{\text{ஹைட்ராக்சிலமின்}}{NH_2OH} + 2H_2O$$

$$HNO_3 + 8H \longrightarrow \underset{\text{அம்மோனியா}}{NH_3} + 3H_2O$$

$$2HNO_3 + 8H \longrightarrow \underset{\text{ஹைப்போ நைட்ரஸ் அமிலம்}}{H_2N_2O_2} + 4H_2O$$

மூன்றாம் நிலை வினை: இரண்டாம் நிலை விளைப்பொருட்கள் சிதைவடைந்தோ அல்லது தொடர்ந்து வினைபுரிந்தோ இறுதி விளைப்பொருட்களை தருகின்றன.

இரண்டாம் நிலை விளைபொருட்களின் சிதைதல் :

$$\underset{\text{நைட்ரஸ் அமிலம்}}{3\,HNO_2} \longrightarrow \underset{\text{நைட்ரிக் அமிலம்}}{HNO_3} + 2\underset{\text{நைட்ரிக் ஆக்சைடு}}{NO} + H_2O$$

$$\underset{\text{நைட்ரஸ் அமிலம்}}{2\,HNO_2} \longrightarrow \underset{\text{டை நைட்ரஜன் ட்ரைஆக்சைடு}}{N_2O_3} + H_2O$$

$$\underset{\text{ஹைப்போ நைட்ரஸ் அமிலம்}}{H_2N_2O_2} \longrightarrow \underset{\text{நைட்ரஸ் ஆக்சைடு}}{N_2O} + H_2O$$

இரண்டாம் நிலை விளைபொருட்களின் தொடர் வினை:

$$HNO_2 + NH_3 \longrightarrow N_2 + 2H_2O$$

$$HNO_2 + NH_2OH \longrightarrow N_2O + 2H_2O$$

$$HNO_2 + HNO_3 \longrightarrow 2NO_2 + H_2O$$

எடுத்துக்காட்டுகள்:

காப்பர், நைட்ரிக் அமிலத்துடன் பின்வருமாறு வினைபுரிகிறது

$$3Cu + 6HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 6(H)$$

$$6(H) + 3HNO_3 \longrightarrow 3HNO_2 + 3H_2O$$

$$3HNO_2 \longrightarrow HNO_3 + 2NO + H_2O$$

ஒட்டுமொத்த வினை

$$\boxed{3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O}$$

அடர் அமிலமானது, நைட்ரஜன் டை ஆக்ஸைடை உருவாக்கும் திறனைப் பெற்றுள்ளது.

$$\boxed{Cu + 4HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O}$$

மெக்னீஷியம், நைட்ரிக் அமிலத்துடன் பின்வருமாறு வினைபுரிகிறது.

$$4Mg + 8HNO_3 \longrightarrow 4Mg(NO_3)_2 + 8[H]$$

$$HNO_3 + 8H \longrightarrow NH_3 + 3H_2O$$

$$HNO_3 + NH_3 \longrightarrow NH_4NO_3$$

ஒட்டுமொத்த வினை

$$\boxed{4Mg + 10HNO_3 \longrightarrow 4Mg(NO_3)_2 + NH_4NO_3 + 3H_2O}$$

அமிலம் நீர்க்கப்பட்டிருந்தால், N_2O பெறப்படுகிறது

$$\boxed{4Mg + 10HNO_3 \longrightarrow 4Mg(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O}$$

நைட்ரிக் அமிலத்தின் பயன்கள்:

1. இராஜ திராவகம் தயாரித்தலில் ஆக்சிஜனேற்றியாக நைட்ரிக் அமிலம் பயன்படுகிறது.
2. நைட்ரிக் அமில உப்புகள் புகைப்படத் தொழிலிலும் ($AgNO_3$), துப்பாக்கிகளுக்கு தேவையான வெடிமருந்துகளிலும் ($NaNO_3$)பயன்படுகின்றன.

தன் மதிப்பீடு :

ஜிங்க் உடன் நைட்ரிக் அமிலம் (நீர்த்த மற்றும் அடர்)வினைப்படும்போது உருவாகும் விளைப்பொருட்களை எழுதுக.

XII U3-P-block.indd 72 2/19/2020 4:58:46 PM

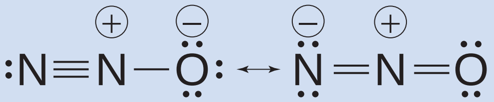
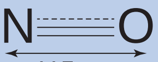
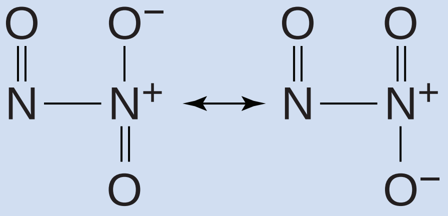
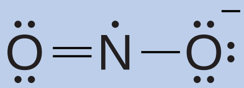
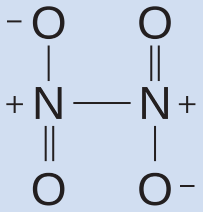
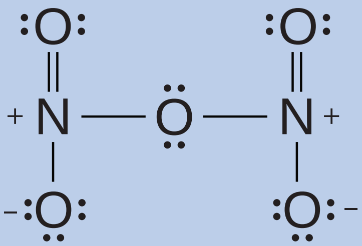
3.1.6 நைட்ரஜனின் ஆக்சைடுகள் மற்றும் ஆக்சோஅமிலங்கள்

பெயர்	வாய்ப்பாடு	ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலை	இயற் பண்புகள்	தயாரித்தல்
நைட்ரஸ் ஆக்சைடு	N_2O	+1	நிறமற்ற வாயு &நடுநிலைத் தன்மை கொண்டது	$NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + 2H_2O$
நைட்ரிக் ஆக்சைடு	NO	+2	நிறமற்ற வாயு &நடுநிலைத் தன்மை கொண்டது	$2NaNO_2 + 2FeSO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2NaHSO_4 + 2H_2O + 2NO$
டை நைட்ரஜன் ட்ரை ஆக்சைடு (அ) நைட்ரஜன் செஸ்கியுஆக்சைடு	N_2O_3	+3	நீலநிறத் திண்மம் & அமிலத்தன்மை கொண்டது	$2NO + N_2O_4 \rightarrow 2N_2O_3$
நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு	NO_2	+4	பழுப்புநிற வாயு & அமிலத்தன்மை கொண்டது	$2Pb(NO_3)_2 \rightarrow 4NO_2 + 2PbO + 3O_2$
டைநைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடு	N_2O_4	+4	நிறமற்ற திண்மம் & அமிலத்தன்மை கொண்டது	$2NO_2 \rightarrow N_2O_4$
டைநைட்ரஜன் பென்டாக்சைடு	N_2O_5	+5	நிறமற்ற திண்மம் & அமிலத்தன்மை கொண்டது	$2HNO_3 + P_2O_5 \rightarrow N_2O_5 + 2HPO_3$

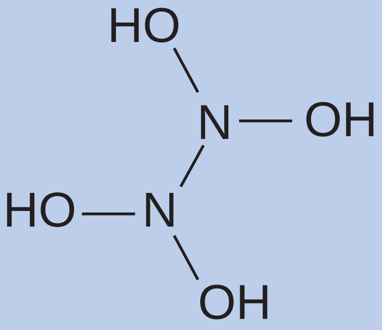
நைட்ரஜனின் ஆக்சைடுதல் தயாரிப்பு

XII U3-P-block.indd 73
2/19/2020 4:58:46 PM

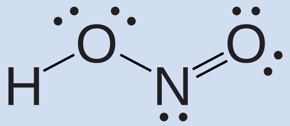
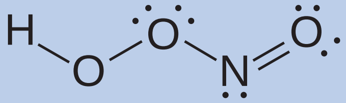
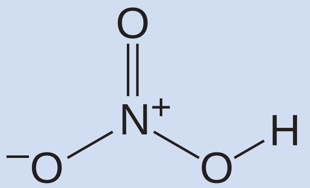
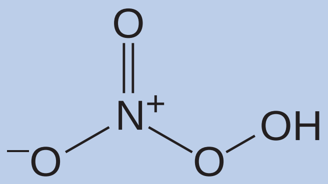
நைட்ரஜனின் ஆக்சைடுகளின் அமைப்பு வாய்ப்பாடுகள்:

பெயர்	வாய்ப்பாடு	அமைப்பு வாய்ப்பாடு
நைட்ரஸ் ஆக்சைடு	N_2O	
நைட்ரிக் ஆக்சைடு	NO	
டை நைட்ரஜன் ட்ரை ஆக்சைடு (அ) நைட்ரஜன் செஸ்கியுஆக்சைடு	N_2O_3	
நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடு	NO_2	
டை நைட்ரஜன் டெட்ராக்சைடு	N_2O_4	
டை நைட்ரஜன் பென்டாக்சைடு	N_2O_5	

நைட்ரஜனின் ஆக்சோஅமிலங்களின் அமைப்பு வாய்ப்பாடுகள்:

பெயர்	வாய்ப்பாடு	அமைப்பு வாய்ப்பாடு
ஹைப்போநைட்ரஸ் அமிலம்	$H_2N_2O_2$	HO—N=N—OH
ஹைட்ரோநைட்ரஸ் அமிலம்	$H_4N_2O_4$	

XII U3-P-block.indd 74 2/19/2020 4:58:51 PM

நைட்ரஸ் அமிலம்	**HNO_2**	
பெர்நைட்ரஸ் அமிலம்	**HOONO**	
நைட்ரிக் அமிலம்	**HNO_3**	
பெர்நைட்ரிக் அமிலம்	**HNO_4**	

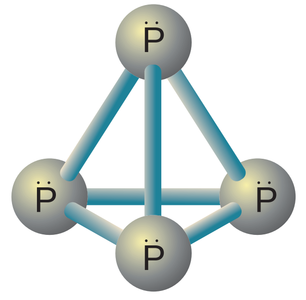
நைட்ரஜனின் ஆக்சோஅமிலங்களின் தயாரிப்பு:

பெயர்	வாய்ப்பாடு	ஆக்சிஜனேற்ற நிலை	தயாரித்தல்
ஹைப்போநைட்ரஸ் அமிலம்	$H_2N_2O_2$	+1	$Ag_2N_2O_2 + 2HCl \longrightarrow 2AgCl + H_2N_2O_2$
நைட்ரஸ் அமிலம்	HNO_2	+3	$Ba(NO_2)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow 2HNO_2 + BaSO_4$
பெர்நைட்ரஸ் அமிலம்	HOONO	+3	$H_2O_2 + ON(OH) \longrightarrow ON(OOH) + H_2O$
நைட்ரிக் அமிலம்	HNO_3	+5	$4NH_3 + 5O_2 \longrightarrow 4NO + 6H_2O$ $2NO + O_2 \longrightarrow NO_2$ $2NO_2 \longrightarrow N_2O_4$ $2N_2O_4 + 2H_2O + O_2 \longrightarrow 4HNO_3$
பெர்நைட்ரிக் அமிலம்	HNO_4	+5	$H_2O_2 + N_2O_5 \longrightarrow NO_2OOH + HNO_3$

XII U3-P-block.indd 75 2/19/2020 4:58:58 PM

3.1.7 பாஸ்பரஸின் புறவேற்றுமை வடிவங்கள்:

பாஸ்பரஸ் பல்வேறு புறவேற்றுமை வடிவங்களைப் பெற்றுள்ளது, அவற்றில் வெண்ணிற பாஸ்பரஸ், சிவப்பு பாஸ்பரஸ் மற்றும் கருமை நிற பாஸ்பரஸ் ஆகியன மிகப் பொதுவானவை ஆகும்.

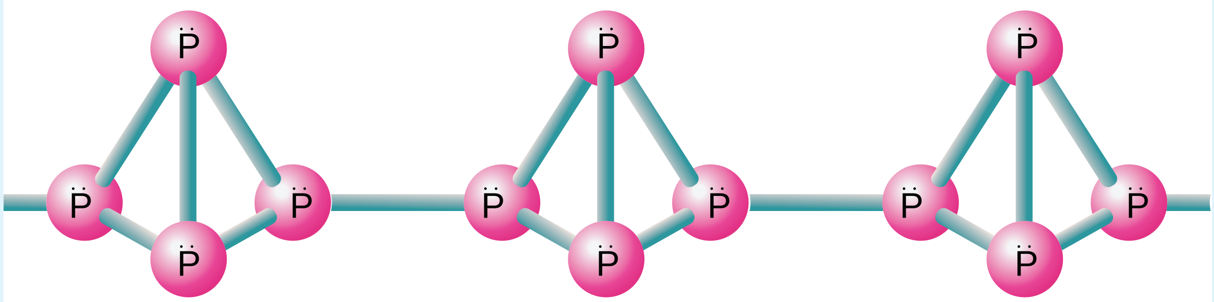


படம் 3.2 வெண்பாஸ்பரஸ் வடிவமைப்பு

வெண் பாஸ்பரஸ்: புதிதாக தயாரிக்கப்பட்ட வெண் பாஸ்பரஸ் நிறமற்றது ஆனால், சிறிது நேரத்தில் சிவப்பு பாஸ்பரஸ் அடுக்கு உருவாவதால் வெளிறிய மஞ்சள் நிறமாக மாறுகிறது. இது விஷத்தன்மை கொண்டது. மேலும், இது உள்ளிப்பூண்டின் மணமுடையது. இது ஆக்ஸிஜனேற்றமடைவதன்காரணமாக இருளில் ஒளிர்கிறது. இந்நிகழ்ச்சி நின்றொளிர்தல் என்றழைக்கப்படுகிறது. இதன் எரியூட்டு வெப்பநிலை மிகக் குறைவாக இருப்பதனால், அறைவெப்பநிலையில் காற்றில் தானாக பற்றி எரிந்து P_2O_5 ஐ தருகிறது.

சிவப்பு பாஸ்பரஸ்: காற்று மற்றும் ஒளியில்லா சூழ்நிலையில் $420\,^0C$ வெப்பநிலைக்கு வெப்பப்படுத்துவதன் மூலம் வெண்பாஸ்பரஸை சிவப்பு பாஸ்பரஸாக மாற்ற இயலும். வெண்பாஸ்பரஸ் போலல்லாமல் இது விஷத்தன்மையற்றது. மேலும், **சிவப்பு பாஸ்பரஸ்** நின்றொளிர்தலை காட்டுவதில்லை. இது குறைந்த வெப்பநிலைகளில் தீப்பற்றுவதில்லை. மந்தவாயுச் சூழலில், சிவப்பு பாஸ்பரை கொதிக்கவைத்து ஆவியை நீரினால் குளிர்விப்பதன்மூலம் மீளவும் வெண்பாஸ்பரஸாக மாற்ற இயலும்.

பாஸ்பரஸ் அடுக்கு அமைப்பைப் பெற்றுள்ளது மேலும் இது குறைக்கடத்தியாக செயல்படுகிறது. நான்கு பாஸ்பரஸ் அணுக்களால் ஆன P_4 நான்முகி அலகுகள் இணைந்துஉருவான சங்கிலிப் பலபடி அமைப்பில் உள்ளன.நைட்ரஜன் போலல்லாமல் P-P ஒற்றைப் பிணைப்புகளைவிட P≡P முப்பிணைப்புகள் வலிமை குறைந்தவை.அதாவது, பாஸ்பரஸ் அணுக்கள் முப்பிணைப்புகளுக்கு பதிலாக ஒற்றை பிணைப்புகளால் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன. இந்த இரண்டு புறவேற்றுமை வடிவங்களைத் தவிர ஸ்கார்லெட் பாஸ்பரஸ் , ஊதா நிற பாஸ்பரஸ் என மேலும் இரண்டு புறவேற்றுமை வடிவங்களை பாஸ்பரஸ் பெற்றுள்ளது.



படம் 3.3 சிவப்பு பாஸ்பரஸ் வடிவமைப்பு

3.1.8 பாஸ்பரஸின் பண்புகள்

பாஸ்பரஸ் அதிக வினைத்திறன் கொண்டது. இது பின்வரும் முக்கிய வேதிப்பண்புகளைப் பெற்றுள்ளது.

XII U3-P-block.indd 76 2/19/2020 4:59:00 PM

ஆக்ஸிஜனுடன் வினை: மஞ்சள் நிற பாஸ்பரஸ், காற்றில் தானாக தீப்பற்றி எரிந்து பாஸ்பரஸ் பென்டாக்சைடு வெண்புகையைத் தருகிறது. சிவப்பு பாஸ்பரஸும் வெப்பப்படுத்தும்போது ஆக்ஸிஜனுடன் வினைப்பட்டு பாஸ்பரஸ் ட்ரை ஆக்ஸைடு அல்லது பாஸ்பரஸ் பென்டாக்சைடைத் தருகிறது.

$$P_4 + 3O_2 \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{பாஸ்பரஸ் ட்ரை ஆக்ஸைடு}}{P_4O_6}$$

$$P_4 + 5O_2 \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{பாஸ்பரஸ் பென்டாக்சைடு}}{P_4O_{10}}$$

குளோரினுடன் வினை: பாஸ்பரஸ், குளோரினுடன் வினைப்பட்டு ட்ரை மற்றும் பென்டா குளோரைடுகளை தருகிறது.அறை வெப்பநிலையில் மஞ்சள் பாஸ்பரஸ் தீவிரமாக வினைபுரிகிறது, ஆனால் சிவப்பு பாஸ்பரஸ் வெப்பப்படுத்தும்போது மட்டும் வினைபுரிகிறது.

$$P_4 + 6Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{பாஸ்பரஸ் ட்ரை குளோரைடு}}{4PCl_3}$$

$$P_4 + 10Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{பாஸ்பரஸ் பென்டாகுளோரைடு}}{4PCl_5}$$

காரங்களுடன் வினை: மஞ்சள் பாஸ்பரஸை, மந்த வாயுச்சூழலில் காரங்களுடன் சேர்த்து கொதிக்கவைக்கும்போது பாஸ்பீன் வாயுவை வெளியேற்றுகிறது. இதில் பாஸ்பரஸ் ஒடுக்கும் காரணியாக செயல்படுகிறது.

$$P_4 + 3NaOH + 3H_2O \longrightarrow \underset{\text{சோடியம் ஹைப்போ பாஸ்பைட்}}{3NaH_2PO_2} + \underset{\text{பாஸ்பீன்}}{PH_3}\uparrow$$

நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினை: பாஸ்பரஸை அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைப்படுத்தும்போது, பாஸ்பாரிக் அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது. இவ்வினையில் படிக அயோடின் வினைவேகமாற்றியாக செயல்படுகின்றன.

$$P_4 + 20HNO_3 \longrightarrow \underset{\text{ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலம்}}{4H_3PO_4} + 20NO_2 + 4H_2O$$

உலோகங்களுடன் வினை: Ca மற்றும் Mg போன்ற உலோகங்களுடன் பாஸ்பரஸ் வினைப்பட்டு பாஸ்பைடுகளைத் தருகிறது. சோடியம் மற்றும் பொட்டாசியம் போன்ற உலோகங்கள் வீரியமுடன் வினைபுரிகின்றன.

$$P_4 + 6Mg \longrightarrow \underset{\text{மெக்னீசியம் பாஸ்பைடு}}{2Mg_3P_2}$$

$$P_4 + 6Ca \longrightarrow \underset{\text{கால்சியம் பாஸ்பைடு}}{2Ca_3P_2}$$

$$P_4 + 12Na \longrightarrow \underset{\text{சோடியம் பாஸ்பைடு}}{4Na_3P} .$$

பாஸ்பரஸின் பயன்கள்:

1. தீப்பெட்டிகளில் சிவப்பு பாஸ்பரஸ் பயன்படுகிறது.
2. இது, பாஸ்பரஸ் வெண்கலம் போன்ற உலோகக் கலவைகள் தயாரிப்பிலும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

3.1.9 பாஸ்பீன் (PH_3)

பாஸ்பரஸின் ஹைட்ரைடுகளில் மிக முக்கியமானது பாஸ்பீன் ஆகும்.

தயாரித்தல்:

கார்பன் டை ஆக்சைடு அல்லது ஹைட்ரஜன் மந்தச் சூழலில் வெண்பாஸ்பரஸை சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் வினைப்படுத்தி பாஸ்பீன் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$P_4 + 3NaOH + 3H_2O \longrightarrow \underset{\text{சோடியம் ஹைப்போ பாஸ்பைடு}}{3NaH_2PO_2} + \underset{\text{பாஸ்பீன்}}{PH_3\uparrow}$$

இவ்வினையில் உருவாகும் பாஸ்பீனுடன் கலந்துள்ள பாஸ்பீன் டைஹைட்ரைடை (P_2H_4) நீக்கும் பொருட்டு, உறைக் கலவையின் வழியாக செலுத்தப்படுகிறது. பாஸ்பீன் டைஹைட்ரைடு சுருக்கமடைகிறது. அவ்வாறு சுருக்கமடையாத பாஸ்பீன் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

நீர் அல்லது நீர்த்த கனிம அமிலங்களைக் கொண்டு உலோக பாஸ்பைடுகளை நீராற்பகுப்பதலின் மூலமாகவும் பாஸ்பீனைத் தயாரிக்க இயலும்.

$$Ca_3P_2 + 6H_2O \longrightarrow \underset{\text{பாஸ்பீன்}}{2PH_3\uparrow} + 3Ca(OH)_2$$

$$AlP + 3HCl \longrightarrow \underset{\text{பாஸ்பீன்}}{PH_3\uparrow} + AlCl_3$$

பாஸ்பரஸ் அமிலத்தை வெப்பப்படுத்துவதன் மூலம் பாஸ்பீன் தூய நிலையில் பெறப்படுகிறது.

$$\underset{\text{பாஸ்பரஸ் அமிலம்}}{4H_3PO_3} \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலம்}}{3H_3PO_4} + \underset{\text{பாஸ்பீன்}}{PH_3\uparrow}$$

காஸ்டிக் சோடா கரைசலுடன் பாஸ்போனியம் அயோடைடு சேர்த்து வெப்பப்படுத்தி தூய பாஸ்பீன் பெறப்படுகிறது.

$$PH_4I + NaOH \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{பாஸ்பீன்}}{PH_3\uparrow} + NaI + H_2O$$

இயற் பண்புகள்:

இது நிறமற்ற, விஷத்தன்மை கொண்ட, அழுகிய மீன் நாற்றமுடைய வாயுவாகும். இது நீரில் சிறிதளவே கரைகிறது மேலும் லிட்மஸ் சோதனையில் நடுநிலைத் தன்மையைக் காட்டுகிறது. இது 188 K வெப்பநிலையில் குளிர்ந்து நிறமற்ற திரவமாகிறது. 139.5 K வெப்பநிலையில் உறைந்து திண்மமாகிறது.

வேதிப் பண்புகள்:

வெப்ப நிலைப்புத்தன்மை: காற்றில்லா சூழலில் 317 K வெப்பநிலைக்கு வெப்பப்படுத்தும்போது அல்லது அதன் வழியே மின் பாய்ச்சலை நிகழ்த்தும்போது பாஸ்பீன் வாயுவானது அதன் தனிமங்களாக சிதைவடைகிறது.

$$4PH_3 \xrightarrow{317K} P_4 + 6H_2$$

எரித்தல்: பாஸ்பீன் வாயுவை காற்று அல்லது ஆக்சிஜனுடன் வெப்பப்படுத்தும்போது எரிந்து மெட்டா பாஸ்பாரிக் அமிலத்தை தருகிறது.

$$4PH_3 + 8O_2 \xrightarrow{\Delta} P_4O_{10} + 6H_2O$$

$$P_4O_{10} + 6H_2O \xrightarrow{\Delta} 4HPO_3 + 4H_2O$$

காரப் பண்பு: பாஸ்பீன்ஒரு வலிமை குறைந்த காரமாகும், இது ஹேலஜன் அமிலங்களுடன் வினைப்பட்டு பாஸ்போனியம் உப்புக்களை உருவாக்குகிறது.

$$PH_3 + HI \longrightarrow PH_4I$$

$$PH_4I + H_2O \xrightarrow{\Delta} \underset{\text{பாஸ்பீன்}}{PH_3} + H_3O^+ + I^-$$

இது, ஹேலஜன்களுடன் வினைப்பட்டு பாஸ்பரஸ் பென்டா ஹேலைடுகளைத் தருகிறது.

$$PH_3 + 4Cl_2 \longrightarrow PCl_5 + 3HCl$$

ஒடுக்கும் பண்பு : பாஸ்பீன், சில உலோகங்களை அவற்றின் உப்புக் கரைசல்களிலிருந்து வீழ்படிவாக்குகிறது.

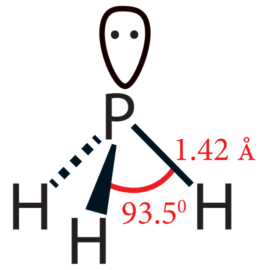
$$3AgNO_3 + PH_3 \longrightarrow Ag_3P + 3HNO_3$$

இது, போரான் ட்ரைகுளோரைடு போன்ற லூயி அமிலங்களுடன் இணைந்து அணைவுச் சேர்மங்களை உருவாக்குகிறது.

$$BCl_3 + PH_3 \longrightarrow \underbrace{[Cl_3B \leftarrow : PH_3]}_{\text{அணைவுச் சேர்மம்}}$$

வடிவமைப்பு:

பாஸ்பீனில், பாஸ்பீன் அணு sp^3 இனக்கலப்பிலுள்ளது. மூன்று ஆர்பிட்டால்கள் பிணைப்பு எலக்ட்ரான் இரட்டைகளால் நிரப்பப்பட்டுள்ளது. மேலும், நான்முகியின் நான்காம் மூலை தனித்த எலக்ட்ரான் இரட்டையால் நிரப்பப்பட்டுள்ளது. எனவே பிணைப்புக் கோணம் 93.5° க்கு குறைக்கப்பட்டுள்ளது. பாஸ்பீன் பிரமிடு வடிவத்தைப் பெற்றுள்ளது.



படம் 3.4 பாஸ்பீனின் வடிவமைப்பு

பாஸ்பீனின் பயன்கள்:

பாஸ்பீன் அதிகளவில் புகையை உருவாக்குவதால் புகைத்திரையை உருவாக்க பயன்படுகிறது. கப்பல்களில், கால்சியம் கார்பைடு மற்றும் கால்சியம் பாஸ்பைடு கலவை வைக்கப்பட்டுள்ள, துளையிடப்பட்ட கலனை கடலில் வீசியெறியும்போது அது பாஸ்பீன் மற்றும் அசிட்டிலீன் வாயு கலவையை வெளியேற்றுகிறது. வெளியேற்றப்பட்ட பாஸ்பீன் வாயு தீப்பற்றி எரிந்து அசிட்டிலீனையும் எரியவைக்கிறது. இவ்வாறு எரியும் வாயுக்கள் தொடர்ந்து வரும் கப்பல்களுக்கு சமிக்ஞையாக செயல்படுகின்றன. இது ஹோல்ம் முன்னறிவிப்பான் என அறியப்படுகிறது.

3.1.10 பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடு மற்றும் பென்டாகுளோரைடு:

பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடு:

தயாரித்தல்:

வெண் பாஸ்பரஸ் மீது குளோரின் வாயுவை மெதுவாக செலுத்தும்போது பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடு உருவாகிறது. வெண்பாஸ்பரஸை தயோனைல் குளோரைடுடன் வினைப்படுத்தியும் இதைப் பெற இயலும்.

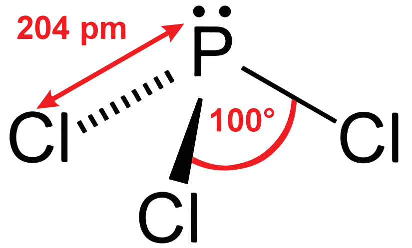
$$P_4 + 8SOCl_2 \longrightarrow 4PCl_3 + 4SO_2 + 2S_2Cl_2$$

பண்புகள்

பாஸ்பரஸ் ட்ரை குளோரைடு, குளிர்ந்த நீரில் நீராற்பகுப்படைந்து பாஸ்பரஸ் அமிலத்தைத் தருகிறது.

$$PCl_3 + 3H_2O \longrightarrow H_3PO_3 + 3HCl$$

$SiCl_4$ நீராற்பகுப்பைப் போலவே, இந்த வினையிலும் பாஸ்பரஸ் அணுவிலுள்ள காலியான 3d ஆர்பிட்டாலைப்



படம் 3.5 பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடு

XII U3-P-block.indd 79 2/19/2020 4:59:19 PM

பயன்படுத்தி நீர் மூலக்கூறுடன் சகப்பிணைப்பு உருவாக்கப்படுவதைத் தொடர்ந்து HCl நீக்கப்படுகிறது.
.

$$PCl_3 + H_2O \longrightarrow PCl_3.H_2O \longrightarrow P(OH)Cl_2 + HCl$$

இவ்வினையானது தொடர்ந்து வரும் இரண்டு படிகளில் $P(OH)_3$ or H_3PO_3 ஐத் தருகிறது.

$$HPOCl_2 + H_2O \longrightarrow H_2PO_2Cl + HCl$$
$$H_2PO_2Cl + H_2O \longrightarrow H_2PHO_3 + HCl$$

ஆல்கஹால் மற்றும் கார்பான்ஸிலிக் அமில தொகுதிகளைக் கொண்ட மற்ற மூலக்கூறுகளுடனும் இதே போன்ற வினைகள் நிகழ்கின்றன.

$$3C_2H_5OH + PCl_3 \longrightarrow 3C_2H_5Cl + H_3PO_3$$
$$3C_2H_5COOH + PCl_3 \longrightarrow 3C_2H_5COCl + H_3PO_3$$

பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடின் பயன்கள்:

குளோரினேற்ற காரணியாகவும், H_3PO_3 தயாரித்தலிலும் பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடுபயன்படுகிறது.

பாஸ்பரஸ் பென்டாகுளோரைடு:

தயாரித்தல்

PCl_3 ஐ அதிகளவு குளோரினுடன் வினைப்படுத்துபோது பாஸ்பரஸ் பென்டாகுளோரைடு பெறப்படுகிறது.

$$PCl_3 + Cl_2 \longrightarrow PCl_5$$

வேதி பண்புகள்

வெப்பப்படுத்தும்போது பாஸ்பரஸ் பென்டாகுளோரைடு சிதைவடைந்து பாஸ்பரஸ் ட்ரை குளோரைடு மற்றும் குளோரின் ஆகியவற்றை உருவாக்குகிறது.

$$PCl_5(g) \longrightarrow PCl_3\ (g) + Cl_2(g).$$

நீருடன், பாஸ்பரஸ் பென்டாகுளோரைடு வினைப்பட்டு பாஸ்போரைல் குளோரைடு மற்றும் ஆர்த்தோபாஸ்பாரிக் அமிலத்தை தருகிறது.

$$PCl_5 + H_2O \longrightarrow POCl_3 + 2HCl$$
$$POCl_3 + 3H_2O \longrightarrow H_3PO_4 + 3HCl$$

ஒட்டுமொத்த வினை

$$PCl_5 + 4H_2O \longrightarrow H_3PO_4 + 5HCl$$

பாஸ்பரஸ் பென்டாகுளோரைடு, உலோகங்களுடன் வினைப்பட்டு உலோக குளோரைடுகளைத் தருகிறது. பாஸ்பரஸ் ட்ரை குளோரைடைப் போலவே இதுவும் கரிம சேர்மங்களை குளோரினேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

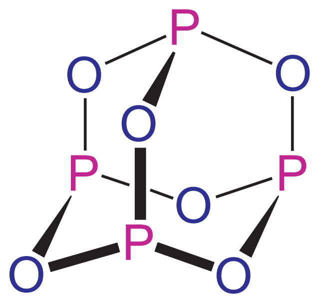
$$2Ag + PCl_5 \longrightarrow 2AgCl + PCl_3$$
$$Sn + 2PCl_5 \longrightarrow SnCl_4 + 2PCl_3$$
$$C_2H_5OH + PCl_5 \longrightarrow C_2H_5Cl + HCl + POCl_3$$
$$C_2H_5COOH + PCl_5 \longrightarrow C_2H_5COCl + HCl + POCl_3$$

பாஸ்பரஸ் பென்டாகுளோரைடின் பயன்கள்

பாஸ்பரஸ் பென்டாகுளோரைடு ஒரு சிறந்த குளோரினேற்றக் காரனியாகும். இது ஹைட்ராக்ஸில் தொகுதிகளை குளோரின் அணுக்கள் கொண்டு பதிலீடு செய்யப் பயன்படுகிறது.

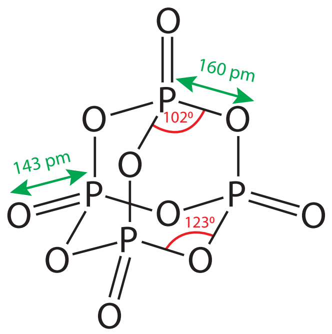
3.1.11 பாஸ்பரஸின் ஆக்ஸைடுகள் மற்றும் ஆக்ஸோஅமிலங்களின் அமைப்பு வாய்ப்பாடுகள்

பாஸ்பரஸ் ஆனது பாஸ்பரஸ் ட்ரை ஆக்சைடு, மற்றும் பாஸ்பரஸ் பென்டாக்சைடு ஆகியவற்றை உருவாக்குகிறது. பாஸ்பரஸ் ட்ரை ஆக்சைடில் நான்கு பாஸ்பரஸ் அணுக்கள் நான்முகியின் மூலைகளிலும், ஆறு ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் விளிம்புகளிலும் அமைந்துள்ளன. P-O பிணைப்பு நீளம் 165.6pm இது P-O (184 pm) ஒற்றை பிணைப்பின் நீளத்தைவிட குறைவாகும். pπ-dπ பிணைப்பின் காரணமாக இதில் குறிப்பிடத்தகுந்தளவு இரட்டை பிணைப்புத் தன்மை உருவாகிறது.



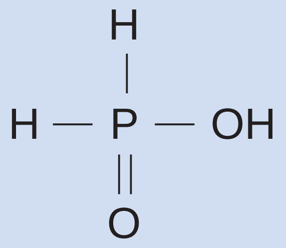
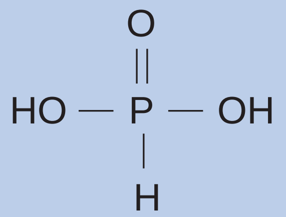
படம் 3.6 P_4O_6 ன் வடிவமைப்பு

P_4O_{10} மூலக்கூறில் ஒவ்வொரு பாஸ்பரஸ் அணுவும் மூன்று ஆக்ஸிஜன் அணுக்களுடன் மூன்று பிணைப்புகளையும், கூடுதலாக ஒரு ஆக்ஸிஜன் அணுவுடன் ஈதல் சகப்பிணைப்பையும் உருவாக்குகின்றன. முனைய P–O பிணைப்பின் நீளம் 143 pm, இது எதிர்பார்க்கப்பட்ட ஒற்றை பிணைப்பு நீளத்தைவிட குறைவான மதிப்பாகும். ஆக்ஸிஜன் அணுவின் நிரம்பிய p ஆர்பிட்டால்களும், பாஸ்பரஸின் காலியான d ஆர்பிட்டாலும் மேற்பொதிவதே இதற்கு காரணமாக இருக்கலாம்.

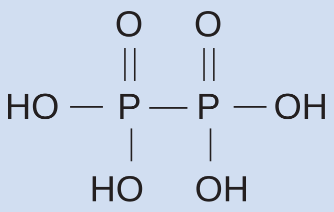
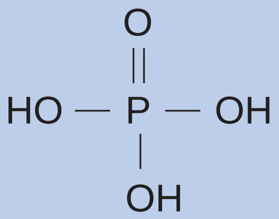
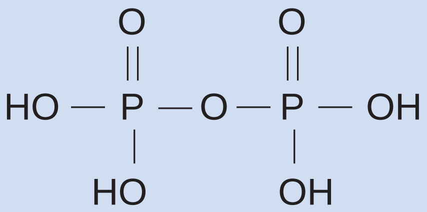


படம் 3.7 P_4O_{10} ன் வடிவமைப்பு

பாஸ்பரஸின் ஆக்ஸோஅமிலங்களின் அமைப்பு வாய்ப்பாடுகள்:

பெயர்	வாய்ப்பாடு	அமைப்பு வாய்ப்பாடு
ஹைப்போ பாஸ்பரஸ் அமிலம்	H_3PO_2	
ஆர்த்தோ பாஸ்பரஸ் அமிலம்	H_3PO_3	

XII U3-P-block.indd 81 2/19/2020 4:59:27 PM

ஹைப்போபாஸ்பாரிக் அமிலம்	$H_4P_2O_6$	
ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலம்	H_3PO_4	
பைரோ பாஸ்பாரிக் அமிலம்	$H_4P_2O_7$	

பாஸ்பரஸின் ஆக்ஸோஅமிலங்களின் தயாரிப்பு:

பெயர்	வாய்ப்பாடு	ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலை	தயாரித்தல்
ஹைப்போ பாஸ்பரஸ் அமிலம்	H_3PO_2	+1	$P_4 + 6H_2O \longrightarrow 3H_3PO_2 + PH_3$
ஆர்த்தோ பாஸ்பரஸ் அமிலம்	H_3PO_3	+3	$P_4O_6 + 6H_2O \longrightarrow 4H_3PO_3$
ஹைப்போபாஸ்பாரிக் அமிலம்	$H_4P_2O_6$	+4	$2P + 2O_2 + 2H_2O \longrightarrow H_4P_2O_6$
ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலம்	H_3PO_4	+5	$P_4O_{10} + 6H_2O \longrightarrow 4H_3PO_4$
பைரோ பாஸ்பாரிக் அமிலம்	$H_4P_2O_7$	+5	$2H_3PO_4 \longrightarrow H_4P_2O_7 + H_2O$

தொகுதி 16 (ஆக்ஸிஜன் தொகுதி) தனிமங்கள்

வளம்:

16 ஆம் தொகுதியைச் சார்ந்த தனிமங்கள் சால்கோஜன்கள் அல்லது தாதீனிகள் என அழைக்கப்படுகின்றன. ஏனெனில், பெரும்பாலான தாதுக்கள் ஆக்சைடுகளாக அல்லது சல்பைடுகளாக உள்ளன. முதல் தனிமமான ஆக்சிஜன் மிக அதிக வளம் கொண்ட தனிமமாகும், இது காற்றில் டை ஆக்ஸிஜனாகவும் (20 % நிறை, மற்றும் கனஅளவுச் சதவீதத்திற்கும் அதிகமாக) ஆக்சைடுகளாக சேர்ம நிலையிலும் காணப்படுகிறது. புவிப்பரப்பில் ஆக்சிஜனும், சல்பரும் முறையே 46.6 % & 0.034% சதவீத நிறையை உருவாக்குகின்றன. சல்பர் தனிமமானது சல்பேட்டுகளாகவும்(ஜிப்சம்,

XII U3-P-block.indd 82 2/19/2020 4:59:34 PM

எப்சம் போன்றவை...)சல்பைடுகளாகவும் (கலீனா, ஜிங்க் பிளண்ட் போன்றவை...) காணப்படுகிறது. இது எரிமலைச் சாம்பலிலும் காணப்படுகிறது. இத்தொகுதியைச் சார்ந்த மற்ற தனிமங்கள் மிகக் குறைந்தளவே கிடைக்கின்றன மேலும் இவை செலீனைடுகள் , டெல்லூரைடுகளாக சல்பைடு தாதுக்களுடன் சேர்ந்து கிடைக்கின்றன.

இயற் பண்புகள்:

16 ஆம் தொகுதியைச் சார்ந்த தனிமங்களின் இயற்பண்புகள் கீழே உள்ள அட்டவணையில் அட்டவணைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 3.2 : 16 ஆம் தொகுதித் தனிமங்களின் சில இயற்பண்புகள்

பண்பு	ஆக்ஸிஜன்	சல்பர்	செலினியம்	டெல்லூரியம்	பொலோனியம்
293 K இல் இயற் நிலைமை	வாயு	திண்மம்	திண்மம்	திண்மம்	திண்மம்
அணு எண்	8	16	34	52	84
ஐசோடோப்புகள்	^{16}O	^{32}S	^{80}Se	^{130}Te	^{209}Po, ^{210}Po
அணு நிறை (293 K ல் $g.mol^{-1}$)	15.99	32.06	78.97	127.60	209
எலக்ட்ரான் அமைப்பு	$[He]2s^2\ 2p^4$	$[Ne]3s^2\ 3p^4$	$[Ar]3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$	$[Kr]4d^{10}\ 5s^2\ 5p^4$	$[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^4$
அணு ஆரம் (Å)	1.52	1.80	1.90	2.06	1.97
அடர்த்தி (293 K ல் $g.cm^{-3}$)	1.3×10^{-3}	2.07	4.81	6.23	9.20
உருகுநிலை (K)	54	388	494	723	527
கொதிநிலை (K)	90	718	958	1261	1235

3.2 ஆக்சிஜன்:

தயாரித்தல் : வளிமண்டல காற்று மற்றும் நீர் ஆகியன முறையே 23% மற்றும் 83% நிறைச்சதவீதம் ஆக்ஸிஜனைக் கொண்டுள்ளன.உலகில் காணப்படும் பெரும்பாலான பாறைகள் ஆக்ஸிஜனை சேர்ம நிலையில் கொண்டுள்ளன. தொழிற் முறையில், திரவமாக்கப்பட்ட காற்றை பின்னக் காய்ச்சிவடிப்பதன் மூலம் ஆக்ஸிஜன் பெறப்படுகிறது. ஆய்வகத்தில், ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடை வினைவேக மாற்றி (MnO_2)முன்னிலையில் சிதைத்தோ அல்லது பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் கொண்டு ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச்செய்தோ ஆக்ஸிஜன் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$2H_2O_2 \rightleftharpoons 2H_2O + O_2$$

$$5H_2O_2 + 2MnO_4^- + 6H^+ \longrightarrow 5O_2 + 8H_2O + 2Mn^{2+}$$

சில குறிப்பிட்ட உலோக ஆக்சைடுகள் அல்லது ஆக்சோ எதிரயனிகள் வெப்பச்சிதைவடைந்து ஆக்ஸிஜனை வெளியேற்றுகின்றன.

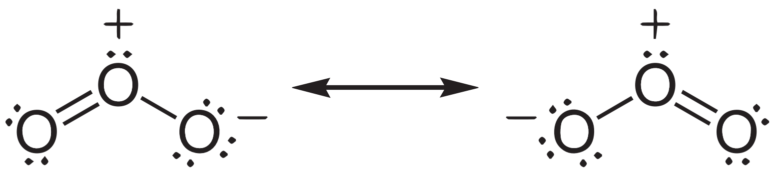
$$2HgO \xrightarrow{\Delta} 2Hg + O_2$$

$$2BaO_2 \xrightarrow{\Delta} 2BaO + O_2$$

$$2KClO_3 \xrightarrow[MnO_2]{\Delta} 2KCl + 3O_2$$

$$2KNO_3 \xrightarrow{\Delta} 2KNO_2 + O_2$$

தயாரித்தல்



படம் 3.8 ஓசோனின் வடிவமைப்பு

சாதாரண நிலையில், டை ஆக்ஸிஜன் ஈரணு வாயு மூலக்கூறாக காணப்படுகிறது. ஆக்ஸிஜன் பாரா காந்தத் தன்மைகொண்டது.நைட்ரஜன் மற்றும் புளூரினைப் போலவே ஆக்ஸிஜன் வலிமையான ஹைட்ரஜன் பிணைப்புகளை உருவாக்குகிறது. டை ஆக்ஸிஜன் (O_2) மற்றும் ஓசோன் அல்லது ட்ரை ஆக்ஸிஜன் (O_3)என இரண்டு புறவேற்றுமை வடிவங்களில் ஆக்ஸிஜன் காணப்படுகிறது. கடல் மட்டத்தில் ஒதுக்கத்தக்க அளவு ஓசோன் காணப்படினும், இது புறஊதாக் கதர்களின் விளைவால் உயர் வளிமண்டலத்தில், உருவாக்கப்படுகிறது. ஆய்வகத்தில், ஆக்ஸிஜன் வாயுவின் வழியே மின்பாய்ச்சலை உருவாக்கி ஓசோன் தயாரிக்கப்படுகிறது. 20,000 V மின்னழுத்தத்தில் ஏறத்தாழ 10% ஆக்ஸிஜன் , ஓசோனாக மாற்றப்படுகிறது, இதனால் ஓசோன் கலந்த ஆக்ஸிஜன் கலவை கிடைக்கிறது.திரவமாக்கப்பட்ட ஓசோன் கலந்த ஆக்ஸிஜனை பின்னக் காய்ச்சிவடித்தலின் போது ஓசோன் தூய நிலையில் வெளிரிய நீல நிற வாயுவாக கிடைக்கிறது.

$$\underset{\text{ஆக்சிஜன்}}{O_2} \rightleftharpoons \underset{\text{அணுநிலை ஆக்சிஜன்}}{2(O)}$$

$$O_2 + (O) \rightleftharpoons \underset{\text{ஓசோன்}}{O_3}$$

ஓசோன் மூலக்கூறு வளைந்த வடிவத்தையும், ஆக்ஸிஜன் அணுக்களுக்கிடையே சீர்மையான உள்ளடங்கா பிணைப்பையும் பெற்றுள்ளது.

வேதிப் பண்புகள்

ஓசோன் மற்றும் ஆக்சிஜனின் வேதிப்பண்புகள் பெருமளவில் வேறுபடுகின்றன. ஆக்சிஜன் பல்வேறு உலோகங்கள் மற்றும் அலோகங்களுடன் சேர்ந்து ஆக்சைடுகளை உருவாக்குகின்றன. S தொகுதி தனிமங்களை போன்ற சில தனிமங்கள் அறை வெப்பநிலையில் ஆக்சிஜனுடன் வினைபடுகின்றன. வினைத் திறன் குறைந்த சில உலோகங்கள் நன்கு தூள் செய்யப்பட்ட நிலையில் வினைபடுகின்றன. இத்தகைய நன்கு தூள் செய்யப்பட்ட உலோகங்கள் பைரோபோரிக் என அழைக்கப்படுகின்றன. இவைகள் தீப்பற்றி எரியும் போது நிகழும் வினையினால் வெப்பம் வெளியிடப்படுகிறது.

மாறாக, ஓசோனானது ஒரு வலிமையான ஆக்சிஜனேற்றும் காரணியாகும். மேலும், ஆக்சிஜன் வினைபுரியாத பல சேர்மங்களுடன் ஓசோன் அதே நிபந்தனைகளில் வினைபுரிகிறது. எடுத்துக்காட்டாக, இது பொட்டாசியம் அயோடைடை அயோடினாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது. இவ்வினை ஓசோனை அளந்தறியப் பயன்படுகிறது.

$$O_3 + 2KI + H_2O \longrightarrow 2KOH + O_2 + I_2$$

வழக்கமாக இது கரிமச் சேர்மங்களை ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்ய பயன்படுகிறது. அமிலக் கரைசலில் இதனுடைய ஆக்சிஜேனேற்ற திறனானது புளூரின் மற்றும் அணுநிலை ஆக்சிஜனை

விஞ்சியிருத்தல். காரக் கரைசலில் ஓசோனின் சிதைவடையும் வீதம் குறைகிறது.

பயன்கள்

1. உயிரினங்கள் வாழ்வதற்கு ஆக்சிஜன் மிக இன்றியமையாததாகும்.
2. ஆக்சிஅசிட்டிலீன் பற்றவைப்பானில் பயன்படுகிறது.
3. திரவ ஆக்சிஜன் ராகெட்டுகளில் எரிபொருளாகப் பயன்படுகிறது.

3.2.1 கந்தகத்தின் புறவேற்றுமை வடிவங்கள்

கந்தகமானது படிக வடிவமுடைய மற்றும் படிக வடிவமற்ற புறவேற்றுமை வடிவங்களைக் கொண்டுள்ளது. சாய்சதுர கந்தகம் (α sulphur கந்தகம்) மற்றும் ஒற்றைச் சரிவு கந்தகம் (β sulphur கந்தகம்) ஆகியன படிக உருவமுடையவை. நெகிழி கந்தகம் (γ sulphur) கந்தகப் பால்மம் மற்றும் கூழ்ம கந்தகம் ஆகியன படிக உருவமற்றவை.

சாதராண வெப்ப அழுத்த நிலைகளில் வெப்ப இயக்கவியல் நிலைப்புத் தன்மையுடைய ஒரே புறவேற்றுமை வடிவம் சாய்சதுர கந்தகமாகும். இவற்றின் படிகங்கள் S_8 மூலக்கூறுகளால் ஆனவை. மேலும் குறிப்பிட்ட மஞ்சள் நிறத்தைப் பெற்றுள்ளன. 96^0C வெப்பநிலைக்கு மேல் மெதுவாக வெப்பப்படுத்தும் போது இது ஒற்றைச் சரிவு கந்தகமாக மாற்றமடைகிறது. 96^0C வெப்பநிலைக்கு கீழ் குளிர்விக்கும் போது β வடிவம் மீளவும் α வடிவமாக மாற்றமடைகிறது. ஒற்றைச் சரிவு கந்தகமும், சிறிதளவு S_6 மூலக்கூறுகளுடன், S_8 மூலக்கூறுகளைக் கொண்டுள்ளன. இது நீண்ட ஊசி போன்ற பட்டக அமைப்பைப் பெற்றுள்ளது. 96^0C - 119^0C வெப்பநிலை எல்லையில் இது நிலைப்புத் தன்மையுடையது. மேலும், மெதுவாக சாய்சதுர கந்தகமாக மாற்றமடைகிறது.

உருகிய நிலையில் உள்ள கந்தகமானது குளிர்ந்த நீரில் சேர்க்கப்படும் போது இரப்பர் சுருள் போன்ற மஞ்சள் நிற நெகிழி கந்தகம் உருவாகிறது. இவைகள் மிகவும் மென்மையானவை. மேலும் எளிதில் நீட்டிப்படையும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளது. மெதுவாக குளிர்விக்கப்படும் போது கடினமாகி, நிலையான சாய்சதுர கந்தகமாக மாற்றமடைகிறது.

கந்தகமானது திரவ மற்றும் வாயுநிலைகளிலும் காணப்படுகின்றது. 140^0C வெப்பநிலையில் ஒற்றைச் சரிவு கந்தகமானது உருகி நகரும் இயல்புடைய வெளிர் மஞ்சள் நிற λ கந்தகம் என்ற திரவத்தை தருகிறது. திரவ கந்தகத்திற்கு மேற்புறம் அமைந்துள்ள ஆவி நிலைமையில் 90% S_8, S_7 & S_6 ஆகியனவும் S_2, S_3, S_4, S_5 மூலக்கூறுகளின் கலவை சிறிதளவுக் காணப்படுகிறது.

3.2.2 கந்தக டைஆக்சைடு

தயாரித்தல்

கந்தகத்திலிருந்து தயாரித்தல் கந்தகத்தை காற்றில் எரிப்பதன் மூலம் பெருமளவில் கந்தக டை ஆக்சைடு தயாரிக்கப்படுகிறது. 6 – 8 % கந்தகமானது கந்தக ட்ரைஆக்சைடாக (SO_3) ஆக்சிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

$$2S + 3O_2 \longrightarrow 2SO_3$$

சல்பைடுகளிலிருந்து தயாரித்தல் கலீனா (PbS), ஜிங்க்பிளன்ட் (ZnS) போன்ற சல்பைடு தாதுக்களை காற்றில் வறுக்கும் போது கந்தக டைஆக்சைடு வெளியேற்றப்படுகிறது. கந்தக அமிலம் தயாரிப்பதற்கும் மற்ற தொழிற் செயல்முறைகளுக்கும் பெருமளவில் தேவைப்படும் கந்தக டைஆக்சைடு இம்முறையில் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$2ZnS + 3O_2 \xrightarrow{\Delta} 2ZnO + 2SO_2$$
$$4FeS_2 + 11O_2 \xrightarrow{\Delta} 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

ஆய்வக தயாரிப்பு உலோகம் அல்லது உலோக சல்பைட்டினை கந்தக அமிலத்துடன் வினைபடுத்தி கந்தக டைஆக்சைடு ஆய்வகத்தில் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

$$SO_3^- + 2H^+ \longrightarrow H_2O + SO_2$$

பண்புகள்

எரிமலை வெடித்தலில் வெளியேறும் வாயுவில் கந்தக டைஆக்சைடு காணப்படுகிறது. கரி மற்றும் எண்ணெய்களைப் பயன்படுத்தும் ஆற்றல் உற்பத்தி நிலையங்கள் மற்றும் காப்பர் உருக்கு ஆலைகள் பெருமளவில் கந்தக டைஆக்சைடு வாயுவை வளிமண்டலத்தில் வெளியேற்றுகின்றன. இது நிறமற்ற மூச்சு திணறலை ஏற்படுத்தும் மணமுடைய வாயு. இது அதிக அளவில் நீரில் கரைகிறது. காற்றை விட 2.2 மடங்கு கனமானது. கந்தக டைஆக்சைடை 2.5 atm வளி அழுத்தத்தில் 288 K வெப்பநிலையில் திரவமாக்கலாம் (கந்தக டைஆக்சைடின் கொதிநிலை 263K).

வேதிப் பண்புகள்

கந்தக டைஆக்சைடு ஒரு அமில ஆக்சைடு ஆகும். இது நீரில் கரைந்து சல்பியூரஸ் அமிலத்தை தருகிறது.

$$SO_2 + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{சல்பியூரஸ் அமிலம்}}{H_2SO_3}$$

$$H_2SO_3 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_3^{2-}$$

சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு மற்றும் சோடியம் கார்பனேட்டுடன் வினை: கந்தக டைஆக்சைடு, சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு மற்றும் சோடியம் கார்பனேட்டுடன் வினைபடும் போது முறையே சோடியம் பைசல்பைட் மற்றும் சோடியம் சல்பைட்டை தருகிறது.

$$SO_2 + NaOH \longrightarrow \underset{\text{சோடியம் பை சல்பைட்}}{NaHSO_3}$$

$$2SO_2 + Na_2CO_3 + H_2O \longrightarrow 2NaHSO_3 + CO_2$$

$$2\,NaHSO_3 \longrightarrow \underset{\text{சோடியம் சல்பைட்}}{Na_2SO_3} + H_2O + SO_2$$

ஆக்சிஜனேற்றம் பண்பு கந்தக டைஆக்சைடு ஹைட்ரஜன் சல்பைடை, கந்தகமாக ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது. மேலும் மெக்னீசியத்தை மெக்னீசியம் ஆக்சைடாக மாற்றுகிறது.

$$2H_2S + SO_2 \longrightarrow 3S + 2H_2O$$

$$2Mg + SO_2 \longrightarrow 2MgO + S$$

ஒடுக்கும் பண்பு இது எளிதில் ஆக்சிஜனேற்றம் அடையும் என்பதால் ஒடுக்கும் காரணியாக செயல்படுகிறது. இது குளோரினை ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமாக ஒடுக்கம் அடையச் செய்கிறது.

$$SO_2 + 2H_2O + Cl_2 \longrightarrow H_2SO_4 + 2HCl$$

இது பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் மற்றும் டைகுரோமேட் ஆகியனவற்றை முறையே Mn^{2+} மற்றும் Cr^{3+} ஆக ஒடுக்கமடையச் செய்கிறது.

$$2KMnO_4 + 5SO_2 + 2H_2O \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 2H_2SO_4$$

$$K_2Cr_2O_7 + 3SO_2 + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$$

ஆக்சிஜனுடன் வினை கந்தக டைஆக்சைடை ஆக்சிஜனுடன் சேர்த்து அதிக வெப்பநிலையில் வெப்பப்படுத்தும் போது கந்தக ட்ரைஆக்சைடு உருவாகிறது. இவ்வினை கந்தக அமிலத்தை தயாரிக்கப் பயன்படும் தொடு முறையில் பயன்படுகிறது.

$$2SO_2(g) + O_2(g) \xrightarrow[450^0C]{V_2O_5} 2SO_3(g)$$

கந்தக டைஆக்சைடின் வெளுக்கும் பண்பு நீரின் முன்னிலையில் நிறமுடைய கம்பளி, பட்டு, ஸ்பாஞ்சுகள் ஆகியனவற்றை கந்தக டைஆக்சைடானது தனது ஒடுக்கும் பண்பினால் நிறமற்றவைகளாக மாற்றுகிறது.

$$SO_2 + 2H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 2(H)$$
$$\underset{\text{நிறமுள்ளது}}{X} + 2(H) \longrightarrow \underset{\text{நிறமற்றது}}{XH_2}$$

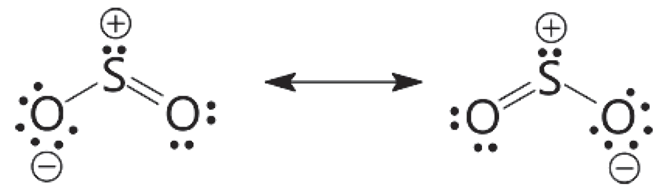
எனினும், வெளுக்கப்பட்ட பொருளை காற்றில் வைத்திருக்கும் போது, வளிமண்டல ஆக்சிஜனால் மீளவும் ஆக்சிஜனேற்றமடைந்து அதன் உண்மையான நிறம் பெறப்படுகிறது. எனவே, கந்தக டைஆக்சைடின் வெளுக்கும் தன்மையானது ஒரு தற்காலிக பண்பாகும்.

பயன்கள்

1. முடி, பட்டு, கம்பளி போன்றவற்றை வெளுக்கப் பயன்படுகிறது.
2. விவசாயத்தில் தாவரங்கள் மற்றும் பயிர்களில் காணப்படும் தொற்றுகளை நீக்க பயன்படுத்தலாம்.

கந்தக டைஆக்சைடின் வடிவமைப்பு

கந்தக டைஆக்சைடின் கந்தக அணு sp^2 இனகலப்பு அடைந்துள்ளது. S மற்றும் O ஆகியனவற்றிற்கிடையே ஏற்படும் $p\pi - d\pi$ மேற்பொருந்துதலால் அவைகளுக்கிடையே ஒரு இரட்டைப் பிணைப்பு உருவாகிறது.



படம் 3.9 கந்தக டைஆக்சைடின் வடிவங்கள்

3.2.3 கந்தக அமிலம் (Sulpuric acid H_2SO_4)

தயாரித்தல்

காரீய சிற்றறை முறையில் கந்தக அமிலம் பெருமளவில் தயாரிக்கப்படுகிறது. தொடு முறை, அடுக்கு முறை ஆகியனவற்றின் மூலமும் கந்தக அமிலத்தை தயாரிக்கலாம். தொடு முறையில் கந்தக அமிலம் தயாரிக்கும் முறை இங்கு விளக்கப்பட்டுள்ளது. இதில் பின்வரும் படிநிலைகள் உள்ளன.

(i) தொடக்கத்தில், கந்தகம் அல்லது இரும்பு பைரைட்டுகளை காற்றில் எரித்து கந்தக டைஆக்சைடு பெறப்படுகிறது.

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$
$$4FeS_2 + 11O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

(ii) உருவான கந்தக டைஆக்சைடானது V_2O_5 அல்லது பிளாட்டினம் ஏற்றப்பட்ட ஆஸ்பெஸ்டாஸ் ஆகியவற்றின் முன்னிலை கந்தக ட்ரைஆக்சைடாக காற்றினால் ஆக்சிஜனேற்றம் அடைகிறது.

(iii) கந்தக ட்ரைஆக்சைடானது அடர் கந்தக அமிலத்தில் உறிஞ்சப்பட்டு ஓலியத்தைத் $(H_2S_2O_7)$ தருகிறது. இதனுடன் நீரைச் சேர்த்து கந்தக அமிலமாக மாற்றப்படுகிறது.

$$SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow H_2S_2O_7 \xrightarrow{H_2O} 2H_2SO_4$$

அதிகவிளைப்பொருளைப்பெற 2bar அழுத்தம் மற்றும் 720K வெப்பநிலையில் பாராமரிக்கப்படுகிறது. இம்முறையில் தயாரிக்கப்படும் கந்தக அமிலம் 96% தூய்மையானது.

இயற்பண்புகள்

தூய கந்தக அமிலம் நிறமற்றது. பாகுநிலையுடைய திரவம் (298 K அடர்த்தி 1.84 g/mL 298 K) ஹைட்ரஜன் பிணைப்பின் காரணமாக மூலக்கூறுகளுக்கிடையே இணைவுத் தன்மை காணப்படுகிறது.

283.4 K வெப்பநிலையில் இந்த அமிலம் உறைகிறது. மேலும் 590K வெப்பநிலையில் கொதிக்கிறது. இது நீரில் அதிகம் கரைகிறது. மேலும் நீரின் மீது அதிக நாட்டத்தினைப் பெற்றுள்ளது. எனவே இதனை நீர் நீக்கும் விளைப்பொருளாகப் பயன்படுத்தலாம். நீரில் கரைக்கும் போது மோனோ$(H_2SO_4.H_2O)$ மற்றும் டைஹைட்ரேட்டுகளை $(H_2SO_4.2H_2O)$ தருகின்றது. இந்த வினையானது ஒரு வெப்ப உமிழ் வினையாகும். கரிமச் சேர்மங்களான ஆக்சாலிக் அமிலம், ஃபார்மிக் அமிலம் போன்றவற்றை எடுத்துக்காட்டாக கொண்டு இதன் ஒடுக்கும் தன்மையினை அறிந்துக்கொள்ளலாம்.

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2SO_4 \longrightarrow 12C + H_2SO_4.11H_2O$$

$$HCOOH + H_2SO_4 \longrightarrow CO + H_2SO_4.H_2O$$

$$(COOH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CO + CO_2 + H_2SO_4.H_2O$$

வேதிப் பண்புகள்

கந்தக அமிலம் அதிக வினைதிறன் உடையது. இது வலிமைமிக்க அமிலம் மற்றும் ஆக்சிஜனேற்றியாக செயல்படுகிறது.

சிதைவடைதல்: கந்தக அமிலம் நிலைப்புத்தன்மை உடையது. எனினும் உயர் வெப்பநிலைகளில் சல்பர் ட்ரை ஆக்சைடாக சிதைவடைகிறது.

$$H_2SO_4 \longrightarrow H_2O + SO_3$$

அமிலத் தன்மை: இது இரு காரத்துவ அமிலமாகும். எனவே காரத்துடன் சல்பேட்கள் மற்றும் பைசல்பேட்கள் ஆகிய இருவகை உப்புக்களை உருவாக்குகிறது.

$$H_2SO_4 + NaOH \longrightarrow \underset{\text{சோடியம் பை சல்பேட்}}{NaHSO_4} + H_2O$$

$$H_2SO_4 + 2NaOH \longrightarrow \underset{\text{சோடியம் சல்பேட்}}{Na_2SO_4} + 2H_2O$$

$$H_2SO_4 + 2NH_3 \longrightarrow \underset{\text{அம்மோனியம் சல்பேட்}}{(NH_4)_2SO_4}$$

கந்தக அமிலமானது பின்வருமாறு வினை நிகழ்விட ஆக்சிஜன் வாயுவை தருவதால் இது ஆக்சிஜனேற்றியாகும்.

$$H_2SO_4 \longrightarrow H_2O + SO_2 + \underset{\text{வினை நிகழ்விட ஆக்சிஜன்}}{(O)}$$

கந்தக அமிலமானது கார்பன், சல்பர் மற்றும் பாஸ்பரஸ் போன்ற தனிமங்களை ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது. மேலும் இது புரோமைடு மற்றும் அயோடைடுகளை முறையே புரோமினாகவும், அயோடினாகவும் ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது.

$$C + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2SO_2 + 2H_2O + CO_2$$

$$S + 2H_2SO_4 \longrightarrow 3SO_2 + 2H_2O$$

$$P_4 + 10H_2SO_4 \longrightarrow 4H_3PO_4 + 10SO_2 + 4H_2O$$

$$H_2S + H_2SO_4 \longrightarrow SO_2 + 2H_2O + S$$

$$H_2SO_4 + 2HI \longrightarrow SO_2 + 2H_2O + I_2$$

$$H_2SO_4 + 2HBr \longrightarrow SO_2 + 2H_2O + Br_2$$

உலோகங்களுடன் வினை கந்தக அமிலமானது உலோகங்களுடன் வினைபடும் போது வினை நிகழ் நிபந்தனைகளைப் பொருத்து வெவ்வேறு விளைப்பொருளை தருகின்றன.

நீர்த்த கந்தக அமிலமானது வெள்ளீயம் (Sn), அலுமினியம், துத்தநாகம் போன்ற உலோகங்களுடன் வினைபட்டு அவைகளின் சல்பேட்டைத் தருகிறது.

$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2 \uparrow$$

$$2Al + 3H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2 \uparrow$$

சூடான அடர் கந்தக அமிலம் தாமிரம் மற்றும் காரீயம் ஆகிய தனிமங்களுடன் வினைபட்டு அவைகளின் சல்பேட்டுக்களை தருகிறது.

$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

$$Pb + 2H_2SO_4 \longrightarrow PbSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

கந்தக அமிலனமானது, உயரிய உலோங்களான தங்கம்,வெள்ளி மற்றும் பிளாட்டினம் ஆகியனவற்றுடன் வினைபுரிவதில்லை.

உப்புகளுடன் வினை வெவ்வேறு உலோக உப்புகளுடன் இது வினைபட்டு உலோக சல்பேட்டுகள் மற்றும் பைசல்பேட்டுகளைத் தருகின்றது.

$$KCl + H_2SO_4 \longrightarrow KHSO_4 + HCl$$

$$KNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow KHSO_4 + HNO_3$$

$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2$$

$$2NaBr + 3H_2SO_4 \longrightarrow 2NaHSO_4 + 2H_2O + Br_2 + SO_2$$

கரிமச் சேர்மங்களுடன் பினை இது பென்சீன் போன்ற கரிமச் சேர்மங்களுடன் வினைபட்டு, சல்போனிக் அமிலங்களைத் தருகிறது.

$$\underset{\text{பென்சீன்}}{C_6H_6} + H_2SO_4 \longrightarrow \underset{\text{பென்சீன் சல்போனிக் அமிலம்}}{C_6H_5SO_3H} + H_2O$$

கந்தக அமிலத்தின் பயன்கள்

1. அமோனியம் சல்பேட் மற்றும் சூப்பர் பாஸ்பேட் போன்ற உரங்களை பெருமளவில் தயாரிக்கும் தொழிற்சாலைகளில் கந்தக அமிலம் பயன்படுகிறது. மேலும் ஹைட்ரோகுளோரிக், நைட்ரிக் அமிலம் போன்ற வேதிப் பொருட்கள் தயாரிப்பிலும் பயன்படுகிறது.
2. இது உலர்த்தும் காரணியாக பயன்படுகிறது. மேலும், நிறமி பொருட்கள், வெடிப் பொருட்கள் போன்ற தயாரிப்பில் பயன்படுகிறது.

சல்பேட்கள் / கந்தக அமிலத்திற்கான சோதனை

கந்தக அமிலத்தின் நீர்த்த கரைசல் / சல்பேட்டுகளின் நீர் கரைசல் ஆகியன பேரியம் குளோரைடு கரைசலுடன் சேர்ந்து வெண்மை நிற பேரியம் சல்பேட் வீழ்படிவைத் தருகிறது. இதனை லெட் அசிட்டேட் கரைசலைக் கொண்டும் கண்டறியலாம். இங்கு வெண்மை நிற லெட் சல்பேட் வீழ்படிவாகிறது.

$$BaCl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4\downarrow + 2HCl$$

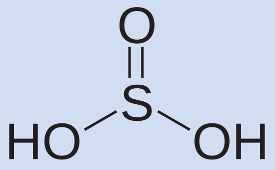
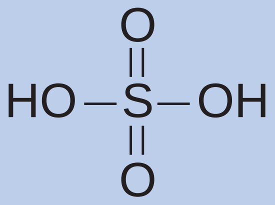
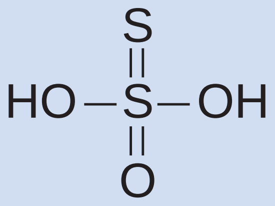
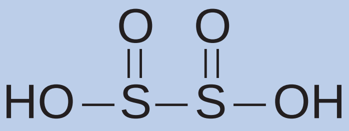
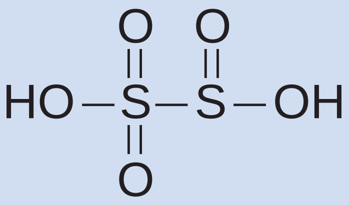
பேரியம் சல்பேட்
வெண்மை நிற வீழ்படிவு

$$(CH_3COO)_2Pb + H_2SO_4 \longrightarrow PbSO_4\downarrow + 2CH_3COOH$$

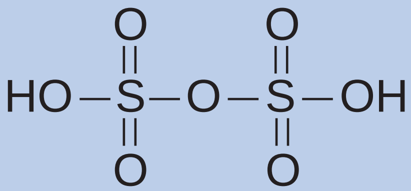
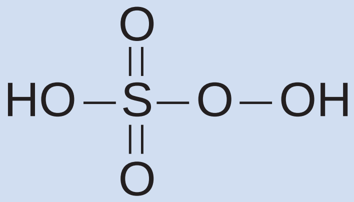
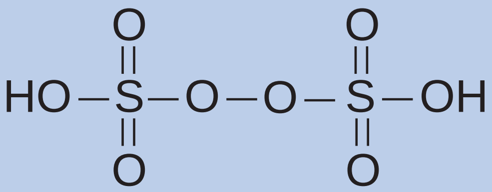
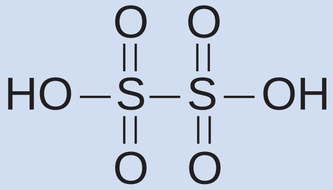
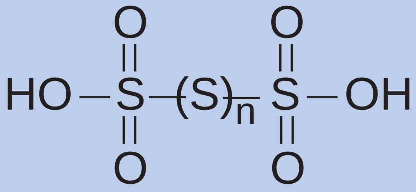
லெட் சல்பேட்
வெண்மை நிற வீழ்படிவு

கந்தகத்தின் ஆக்சோ அமிலங்களின் வடிவமைப்புகள்

கந்தகமானது பல்வேறு ஆக்சோ அமிலங்களை உருவாக்குகிறது. அவற்றுள் மிக முக்கியமானது கந்தக அமிலமாகும். சல்பியூரஸ் மற்றும் டைதயோனிக் அமிலங்கள் அவைகளின் உப்பு நிலையில் மட்டுமே காணப்படுகிறது. ஏனெனில் அவைகளின் தனித்த நிலையிலுள்ள அமிலங்கள் நிலைப்புத் தன்மையற்றை. கந்தகத்தின் பல்வேறு ஆக்சோ அமிலங்களின் வடிவமைப்புகள் பின்வருமாறு.

பெயர்	மூலக்கூறு வாய்பாடு	வடிவமைப்பு
சல்பியூரஸ் அமிலம்	H_2SO_3	
சல்பியூரிக் அமிலம்	H_2SO_4	
தயோசல்பியூரிக் அமிலம்	$H_2S_2O_3$	
டைதயோனஸ் அமிலம்	$H_2S_2O_4$	
டைசல்பியூரஸ் அமிலம் (அல்லது) பைரோ சல்பியூரஸ் அமிலம்	$H_2S_2O_5$	

XII U3-P-block.indd 90 2/19/2020 5:00:19 PM

பெயர்	மூலக்கூறு வாய்பாடு	வடிவமைப்பு
டைசல்பியூரிக் அமிலம் (அல்லது) பைரோசல்பியூரிக் அமிலம்	$H_2S_2O_7$	
பெராக்சி மோனோ சல்பியூரிக் அமிலம் (அல்லது) கேரோஸ் அமிலம்	H_2SO_5	
பெராக்சோ டைசல்பியூரிக் அமிலம் (மார்ஷல் அமிலம்)	$H_2S_2O_8$	
டைதயோனிக் அமிலம்	$H_2S_2O_6$	
பாலி தயோனிக் அமிலம்	$H_2S_{n+2}O_6$	

3.3 தொகுதி 17 (ஹேலஜன் தொகுதி)

3.3.1 குளோரின்

இவைகள் அதிக வினைத்திறன் உடையதால் இணைந்த நிலையில் மட்டுமே காணப்படுகின்றன. புளூரினின் முக்கியமான மூலம் புளூரோஸ்பார் அல்லது புளூரைட். புளூரினின் பிற தாதுக்கள் கிரையோலைட் புளூரோபடைட். குளோரினின் முக்கியமான மூலம் கடல் நீரில் காணப்படும் சோடியம் குளோரைடாகும். கடல் நீரில் புரோமைடுகள் மற்றும் அயோடைடுகளும் காணப்படுகின்றன.

இயற்பண்புகள்

17ஆம் தொகுதியைச் சேர்ந்த தனிமங்களின் பொதுப் பண்புகள் பின்வருமாறு அட்டவணைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 3.3 17ஆம் தொகுதி தனிமங்களின் பொதுப் பண்புகள்

பண்பு	புளுரின்	குளோரின்	புரோமின்	அயோடின்	அஸ்டடின்
இல் இயற் நிலைமை 293 K	வாயு	வாயு	திரவம்	திண்மம்	திண்மம்
அணு எண்	9	17	35	53	85
ஐசோடோப்புகள்	^{19}F	^{35}Cl, ^{37}Cl	^{79}Br	^{127}I	^{210}At, ^{211}At
அணு நிறை ($g.mol^{-1}$ ல் 293 K)	18.99	35.45	79.9	126.9	210
எலக்ட்ரான் அமைப்பு	$[He]2s^2\ 2p^5$	$[Ne]3s^2\ 3p^5$	$[Ar]3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$	$[Kr]4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$	$[Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^5$
அணு ஆரம்(Å)	1.47	1.75	1.85	1.98	2.02
அடர்த்தி ($g.cm^{-3}$ ல் 293 K)	1.55×10^{-3}	2.89×10^{-3}	3.10	4.93	-
உருகுநிலை (K)	53	171	266	387	573
கொதிநிலை(K)	85	239	332	457	623

பண்புகள்

குளோரின் அதிக வினைத்திறன் மிக்கது. எனவே இயற்கையில் இது தனித்து கிடைப்பதில்லை. வழக்கமாக இது உலோக குளோரைடுகளாகக் கிடைக்கிறது. மிக முக்கியமான குளோரைடு சோடியம் குளோரைடு ஆகும். இது கடல் நீரில் காணப்படுகிறது.

தயாரித்தல்

மாங்கனீஸ் டைஆக்சைடு முன்னிலையில் குளோரைடுகளை அடர் கந்தக அமிலத்துடன் வினைபடுத்தி குளோரின் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$4NaCl + MnO_2 + 4H_2SO_4 \longrightarrow Cl_2 + MnCl_2 + 4NaHSO_4 + 2H_2O$$

மாங்கனீஸ் டைஆக்சைடு, லெட் டைஆக்சைடு, பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் அல்லது டைகுரோமேட் போன்ற பல்வேறு ஆக்சிஜனேற்றிகளை பயன்படுத்தி ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தை ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்து குளோரினைப் பெறலாம்.

$$PbO_2 + 4HCl \longrightarrow PbCl_2 + 2H_2O + Cl_2$$

$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2$$

$$2KMnO_4 + 16HCl \longrightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2$$

$$K_2Cr_2O_7 + 14HCl \longrightarrow 2KCl + 2CrCl_3 + 7H_2O + 3Cl_2$$

சலவைத் தூளை கனிம அமிலங்களுடன் வினைபடுத்தும் போது குளோரின் வெளியேறுகிறது.

$$CaOCl_2 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + Cl_2$$

$$CaOCl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + H_2O + Cl_2$$

XII U3-P-block.indd 92 2/19/2020 5:00:27 PM

3.3.1 பெருமளவில் குளோரினைத் தயாரித்தல்

சோடியம் குளோரைடை மின்னாற்பகுத்தல் அல்லது HCl ஐக் காற்றைக் கொண்டு ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்தல் ஆகிய முறைகளில் இதனை பெருமளவில் தயாரிக்கலாம்.

மின்னாற்பகுத்தல் செயல்முறை சோடியம் குளோரைடு (NaCl) கரைசலை மின்னாற்பகுக்கும் போது Na^+ மற்றும் Cl^- அயனிகள் உருவாகுகின்றன. உருவாகும் Na^+ அயனிகள் நீரின் OH^- அயனிகளோடு சேர்ந்து சோடியம் ஹைட்ராக்சைடை தருகிறது. ஹைட்ரஜன் மற்றும் குளோரின் ஆகிய வாயுக்கள் வெளியேறுகின்றன.

	எதிர்மின்வாயில்,	நேர்மினவாயில்,
$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$	$H^+ + e^- \longrightarrow H$	$Cl^- \longrightarrow Cl + e^-$
$H_2O \longrightarrow H^+ + OH^-$	$H + H \longrightarrow H_2$	$Cl + Cl \longrightarrow Cl_2$
$Na^+ + OH^- \longrightarrow NaOH$		

டெக்கான் முறை: பல அடுக்குகளை உடைய கலனின் வழியே காற்று மற்றும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் ஆகியனவற்றின் கலவை செலுத்தப்படுகிறது. குப்ரஸ் குளோரைடில் நனைக்கப்பட்ட படிகக்கற்களின் அடுக்குகளில் வைக்கப்பட்டுள்ளன. 723K வெப்பநிலையில் அறையைச் சுற்றியுள்ள மூடப்பட்ட பகுதியின் வழியே சூடான வாயுக்கள் செலுத்தப்படுகின்றன.

$$4HCl + O_2 \xrightarrow[Cu_2Cl_2]{400^0C} 2H_2O + 2Cl_2 \uparrow$$

இம்முறையில் உருவான குளோரின் நீர்த்த நிலையில் உள்ளது. இதனை சலவைத் தூள் தயாரிக்கப் பயன்படுத்தலாம்.

$$2Cu_2Cl_2 + O_2 \longrightarrow 2Cu_2OCl_2$$

குப்ரஸ் ஆக்ஸி குளோரைடு

$$Cu_2OCl_2 + 2HCl \longrightarrow 2CuCl_2 + H_2O$$

குப்ரிக் குளோரைடு

$$2CuCl_2 \longrightarrow Cu_2Cl_2 + Cl_2$$

குப்ரஸ் குளோரைடு

இயற்பண்புகள்

குளோரின் ஒரு பசுமை கலந்த மஞ்சள் நிற வாயு. எரிச்சலூட்டும் மணமுடையது. மிகச் சிறிதளவு நுகரப்படினும் தலைவலியினை ஏற்படுத்துகிறது. ஆனால், அதிக அளவு நுகரப்படின் மரணம் நிகழலாம். காற்றை விட 2.5 மடங்கு கனமாகிறது. குளோரின் நீரில் கரைகிறது. இதன் கரைசல் குளோரின் நீர் என அழைக்கப்படுகிறது. இது பசுமைக் கலந்த மஞ்நிற குளோரின் டெக்கா ஹைட்ரேட்டாக படிகிறது ($Cl_2.8H_2O$). இதனை திரவமாகவும் (கொதிநிலை – 34.6° C), மஞ்சள் நிற திண்ம படிகங்களாகவும் (உருகுநிலை-102° C) மாற்றலாம்.

வேதிப் பண்புகள்

உலோகங்கள் மற்றும் அலோகங்களுடன் வினை இது உலோகங்கள் மற்றும் அலோங்களுடன் வினைபட்டு அவைகளின் குளோரைடுகளைத் தருகிறது.

$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$$

$$2Fe + 3Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$$

$$2Al + 3Cl_2 \longrightarrow 2AlCl_3$$

$$Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$$

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl \quad ; \quad \Delta H = -44kCal$$

$$2B + 3Cl_2 \longrightarrow 2BCl_3$$

$$2S + Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{டைசல்பர் டை குளோரைடு}}{S_2Cl_2}$$

$$P_4 + 6Cl_2 \longrightarrow 4PCl_3$$

$$2As + 3Cl_2 \longrightarrow 2AsCl_3$$

$$2Sb + 3Cl_2 \longrightarrow 2SbCl_3$$

ஹைட்ரஜன் மீது நாட்டம்: டர்பென்டைனுடன் சேர்த்து எரிக்கும் போது கார்பன் மற்றும் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை தருகிறது.

$$C_{10}H_{16} + 8Cl_2 \longrightarrow 10C + 16HCl$$

சூரிய ஒளியின் முன்னிலையில் நீருடன் வினைபடும் போது ஆக்சிஜனைத் தருகிறது. நீரில் உள்ள குளோரின் சூரிய ஒளியின் தாக்கத்திற்க்கு உட்படும் போது குளோரினானது ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமாக மாற்றமடைவதால் அதன் நிறம் மற்றும் மணத்தை இழக்கிறது.

$$2Cl_2 + 2H_2O \longrightarrow O_2 + 4HCl$$

குளோரின் அம்மோனியாவுடன் வினைபட்டு அம்மோனியம் குளோரைடு மற்றும் இதர விளைப்பொருட்களை பின்வருமாறு தருகிறது.

அதிகளவு அம்மோனியாவுடன் ,

$$2NH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow N_2 + 6HCl$$

$$6HCl + 6\,NH_3 \longrightarrow 6\,NH_4Cl$$

ஒட்டு மொத்த வினை

$$\boxed{8NH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow N_2 + 6\,NH_4Cl}$$

அதிக அளவு குளோரினுடன்

$$NH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow NCl_3 + 3HCl$$

$$3HCl + 3NH_3 \longrightarrow 3NH_4Cl$$

ஒட்டு மொத்த வினை

$$\boxed{4NH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow NCl_3 + 3NH_4Cl}$$

குளோரின், ஹைட்ரஜன் சல்பைடை சல்பராக ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது. புரோமைடு மற்றும் அயோடைடு ஆகியனவற்றினை முறையே புரோமின் மற்றும் அயோடினாகவும் ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது. எனினும் புளூரைடுகளை இது ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்வதில்லை.

$$H_2S + Cl_2 \longrightarrow 2HCl + S$$

$$Cl_2 + 2KBr \longrightarrow 2KCl + Br_2$$

$$Cl_2 + 2KI \longrightarrow 2KCl + I_2$$

காரங்களுடன் வினை குளோரின் குளிர்ந்த நீர்த்தக் காரத்துடன் வினைபட்டு குளோரைடுகளைகள் மற்றும் ஹைபோ குளோரைட்டுகளைத் தருகிறது. சூடான அடர் காரங்களுடன் வினைபட்டு குளோரைடுகள் மற்றும் குளோரேட்டுகள் உருவாகின்றன.

XII U3-P-block.indd 94 2/19/2020 5:00:43 PM

$$Cl_2 + H_2O \longrightarrow HCl + HOCl$$
$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$
$$HOCl + NaOH \longrightarrow NaOCl + H_2O$$

ஒட்டு மொத்த வினை

$$\boxed{Cl_2 + 2NaOH \longrightarrow NaOCl + NaCl + H_2O}$$

$$(Cl_2 + H_2O \longrightarrow HCl + HOCl) \times 3$$
$$(HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O) \times 3$$
$$(HOCl + NaOH \longrightarrow NaOCl + H_2O) \times 3$$
$$3NaOCl \longrightarrow NaClO_3 + 2NaCl$$

ஒட்டு மொத்த வினை

$$\boxed{3Cl_2 + 6NaOH \longrightarrow NaClO_3 + 5NaCl + 3H_2O}$$

ஆக்சிஜனேற்றம் மற்றும் வெளுக்கும் பண்பு: பிறவிநிலை ஆக்சிஜன் காரணமாக, குளோரின் ஒரு வலிமைமிக்க ஆக்சிஜனேற்றி மற்றும் வெளுக்கும் காரணியாகும்.

$$H_2O + Cl_2 \longrightarrow HCl + \underset{\text{ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம்}}{HOCl}$$
$$HOCl \longrightarrow HCl + (O)$$

நிறமுள்ள பொருள் + பிறவிநிலை ஆக்சிஜன் → நிறமற்ற விளைப்பொருள்

குளோரினின் வெளுக்கும் பண்பு நிலையானது. இது பெர்ரஸ் உப்புகளை பெரிக் உப்புகளாகவும் சல்பைட்டுகளை சல்பேட்டுகளாவும் மேலும் ஹைட்ரஜன் சல்பைடை சல்பராகவும் ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது.

$$2FeCl_2 + Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$$
$$Cl_2 + H_2O \longrightarrow HCl + HOCl$$
$$2FeSO_4 + H_2SO_4 + HOCl \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + HCl + H_2O$$

ஒட்டு மொத்த வினை

$$\boxed{2FeSO_4 + H_2SO_4 + Cl_2 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2HCl}$$

$$Cl_2 + H_2O \longrightarrow HCl + HOCl$$
$$Na_2SO_3 + HOCl \longrightarrow Na_2SO_4 + HCl$$

ஒட்டு மொத்த வினை

$$\boxed{Na_2SO_3 + H_2O + Cl_2 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl}$$

$$Cl_2 + H_2S \longrightarrow 2HCl + S$$

சலவைத் தூளைத் தயாரித்தல் குளோரின் வாயுவை உலர்ந்த கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலின் வழியாக செலுத்தும் போது சலவைத் தூள் உருவாகிறது.

$$Ca(OH)_2 + Cl_2 \longrightarrow CaOCl_2 + H_2O$$

இடப்பெயர்ச்சி ஆக்சிஜனேற்ற ஒடுக்க வினைகள் குளோரினானது புரோமைடுகளிலிருந்து புரோமினையும் அயோடைடு உப்புகளிலிருந்து அயோடினையும் இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

$$Cl_2 + 2KBr \longrightarrow 2KCl + Br_2$$
$$Cl_2 + 2KI \longrightarrow 2KCl + I_2$$

சேர்க்கை சேர்மங்கள் உருவாதல் குளோரினானது கந்தக டைஆக்சைடு, கார்பன் மோனாக்சைடு மற்றும் எத்திலீன் ஆகியனவற்றுடன் சேர்க்கை விளைப்பொருளைத் தருகிறது. ஆல்கேன்கள் மற்றும் அரீன்களுடன் பதிலீட்டு விளைப்பொருளைத் தருகிறது.

$$SO_2 + Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{சல்புரைல் குளோரைடு}}{SO_2Cl_2}$$

$$CO + Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{கார்பனைல் குளோரைடு}}{COCl_2}$$

$$C_2H_4 + Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{எத்திலின் டைகுளோரைடு}}{C_2H_4Cl_2}$$

$$CH_4 + Cl_2 \longrightarrow CH_3Cl + HCl$$
$$C_6H_6 + Cl_2 \xrightarrow{FeCl_3} C_6H_5Cl + HCl$$

குளோரினின் பயன்கள்

1. குடிநீரைத் தூய்மையாக்கல்
2. பருத்தி துணிகள், காகிதம் மற்றும் ரேயான் ஆகியனவற்றை வெளுக்க
3. தங்கம் மற்றும் பிளாட்டினம் ஆகியனவற்றின் பிரித்தெடுத்தல் போன்றவற்றில் பயன்படுகிறது

3.3.2 ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம்

ஆய்வகத் தயாரிப்பு

சோடியம் குளோரைடு மற்றும் அடர் கந்தக அமிலத்தை வினைபடுத்தி இது தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + HCl$$
$$NaHSO_4 + NaCl \longrightarrow Na_2SO_4 + HCl$$

HCl வாயுவினை அடர் கந்தக அமிலத்தின் வழியாக செலுத்தி உலர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் பெறப்படுகிறது.

பண்புகள்

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு ஒரு நிறமற்ற மூக்கைத் துளைக்கும் நெடியுடைய வாயு. எளிதாக நிறமற்ற திரமாகிறது (கொதிநிலை 189K) மற்றும் வெண்மை நிற திண்ம படிகமாக உறைகிறது (உருகுநிலை 159K). இது நீரில் அதிகளவு கரைகிறது.

$$HCl\,(g) + H_2O\,(l) \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

வேதிப் பண்புகள்

அனைத்து அமிலங்களைப் போலவே இது உலோகங்களுடன் ஹைட்ரஜன் வாயுவை வெளியேற்றுகிறது. மேலும் கார்பனேட் மற்றும் பைகார்பனேட் உப்புகளிலிருந்து கார்பன் டைஆக்சைடை வெளியேற்றுகிறது.

XII U3-P-block.indd 96 2/19/2020 5:00:56 PM

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$
$$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$$
$$Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2$$
$$CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2$$
$$NaHCO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$$

சோடியம் சல்பைட்டிலிருந்து கந்தக டைஆக்சைடை வெளியேற்றுகிறது.

$$Na_2SO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + SO_2$$

மூன்று பங்கு அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் மற்றும் ஒரு பங்கு அடர் நைட்ரிக் அமிலம் கலந்த கலவை இராஜதிராவகம் என அழைக்கப்படுகிறது. இது தங்கம் மற்றும் பிளாட்டினம் போன்றவற்றை கரைக்கப் பயன்படுகிறது.

$$Au + 4H^+ + NO_3^- + 4\,Cl^- \longrightarrow AuCl_4^- + NO + 2H_2O$$
$$3Pt + 16H^+ + 4NO_3^- + 18Cl^- \longrightarrow 3[PtCl_6]^{2-} + 4NO + 8H_2O$$

ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தின் பயன்கள்

1. குளோரின், அம்மோனியம் குளோரைடு, ஸ்டார்ச்சிலிருந்து குளுக்கோஸ் போன்றவை தயாரிப்பில் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் பயன்படுகிறது.
2. எலும்பிலிருந்து பசை தயாரிக்கப்ப பயன்படுகிறது.

3.3.3 ஹைட்ரஜன் ஹைலைடுகளின் இயற் மற்றும் வேதிப் பண்புகளில் காணப்படும் போக்கு

தயாரித்தல்

ஹைட்ரஜன் குளோரைடை நேரடி இணைவின் மூலம் தயாரிக்கலாம். ஹைட்ரஜன் மற்றும் புளூரின் ஆகியவற்றிற்கிடையேயான வினை அதி தீவிரமானது. அதேநேரத்தில் புரோமின் மற்றும் அயோடின் ஆகியன ஹைட்ரஜனுடன் வினைபுரிதல் மீள்வினைகளாகும்.

இடப்பெயர்ச்சி வினைகள்

அடர் கந்தக அமிலம் அயனிக் குளோரைடுகளிலிருந்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது. உயர் வெப்பநிலையில் உருவாகும் ஹைட்ரஜன் சல்பேட் மேலும் அயனி குளோரைடுடன் வினைபுரிகிறது. அயனி புளூரைடுகளிலிருந்து ஹைட்ரஜன் புளூரைடை தயாரிக்க இடப்பெயர்ச்சி வினைகள் பயன்படுகின்றன. ஹைட்ரஜன் புரோமைடு மற்றும் ஹைட்ரஜன் அயோடைடு ஆகியன அடர் கந்தக அமிலத்தால் ஆக்சிஜனேற்றம் அடைகின்றன. எனவே அவைகளை இம்முறையில் தயாரிக்க இயலாது.

பாஸ்பரஸ் ட்ரைஹேலைடுகளின் நீராற்பகுப்பு

பாஸ்பரஸ் ட்ரைபுளூரைடை தவிர்த்த பிற பாஸ்பரஸ் ஹேலைடுகளில் நீரை துளி துளியாக சேர்க்கும் போது வாயுநிலையில் உள்ள ஹைட்ரஜன்ஹேலைடுகள் உருவாகின்றன.

$$PX_3 + 3H_2O \longrightarrow H_3PO_3 + 3HX$$

சிகப்பு பாஸ்பரஸின் நீர்க் கலவையுடன் புரோமினை துளி துளியாக சேர்க்கும் போது ஹைட்ரஜன் புரோமைடு உருவாகிறது. இதைப்போலவே சிகப்பு பாஸ்பரஸ் மற்றும் அயோடினுடன் நீரை துளி துளியாக சேர்க்க ஹைட்ரஜன் அயோடைடு உருவாகிறது.

XII U3-P-block.indd 97 2/19/2020 5:01:01 PM

$$2P + 3X_2 \longrightarrow 2PX_3$$

$$2PX_3 + 3H_2O \longrightarrow H_3PO_3 + 3HX$$

(X= Br அல்லது I)

வாயுகளை ஈரமான சிகப்பு பாஸ்பரஸ் எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட கலத்தின் வழியே செலுத்தும் போது ஹைட்ரஜன் ஹேலைடுடன் வெளியேறும் ஹேலஜன் ஆவிகள் நீக்கப்படுகின்றன.

சகப்பிணைப்பு ஹைட்ரைடுகள்

சகப்பிணைப்பு ஹைட்ரைடுகளிலிருந்து பெறுதல். ஹேலஜன்கள் ஹைட்ரஜன் சல்பைடால் ஹைட்ரஜன் ஹேலைடுகளாக ஒடுக்கப்படுகின்றன.

$$H_2S + X_2 \longrightarrow 2HX + S$$

ஹைட்ரோ கார்பன் மற்றும் ஹேலஜன்களுக்கிடையேயான வினையில் துணை விளைப்பொருளாக ஹைட்ரஜன் குளோரைடு உருவாகிறது.

அட்டவணை 3.4 பொதுப்பண்புகள்

	HF	HCl	HBr	HI
பிணைப்பு பிளவுறுதல் என்தால்பி $KJmol^{-1}$	+562	+431	+366	+299
அயனித் தன்மையின் சதவீதம் %	43	17	13	7

பிணைப்பு பிளவுறு என்தால்பி மதிப்பு குறைவதிலிருந்து ஹைட்ரஜன் ஹேலைடுகளின் வெப்பநிலைப்புத் தன்மையானது புளூரைடுகளிலிருந்து அயோடைடை நோக்கி வரும்போது குறைகிறது.

எடுத்துக்காட்டாக, ஹைட்ரஜன் அயோடைடு 400^0C யில் சிதைவுறுகிறது. அதே வெப்பநிலையில் ஹைட்ரஜன் புளூரைடு மற்றும் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு ஆகியன நிலைப்புத் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன.

அறை வெப்பநிலையில், ஹைட்ரஜன் ஹேலைடுகள் வாயுக்கள் ஆனால் ஹைட்ரஜன் புளூரைடை எளிதில் திரவமாக்கலாம். இவ்வாயுக்கள் நிறமற்றவை. ஆனால் ஈரமான காற்றில் ஹைட்ரோ ஹேலிக் அமிலங்கள் உருவாவதால் அடர் புகையைத் தருகின்றன. HF யில் வலிமையான ஹைட்ரஜன் பிணைப்புக் காணப்படுவதால் அது உயர் உருகுநிலை மற்றும் கொதிநிலை மதிப்புகளைப் பெற்றுள்ளது. இப்பிணைப்பு மற்ற ஹைட்ரஜன் ஹேலைடுகளில் காணப்படுவதில்லை.

அமிலப் பண்புகள்

அயனியாதல் காரணமாக ஹைட்ரஜன் ஹேலைடுகள் நீரில் நன்கு கரைகின்றன.

$$HX + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + X^-$$

(X – F, Cl, Br, அல்லது I)

ஹைட்ரஜன் ஹேலைடுகளின் நீரில் கரைசல் அமிலத் தன்மையுடையவை. மேலும் இவைகள் ஹைட்ரோ ஹேலிக் அமிலங்கள் என அழைக்கப்படுகின்றன. ஹைட்ரோ குளோரிக், ஹைட்ரோ புரோமிக், ஹைட்ரோ அயோடிக் அமிலங்கள் ஏறத்தாழ முழுவதும் அயனியுறுகின்றன. எனவே அவைகள் வலிமைமிக்க அமிலங்களாகும். ஆனால் HF ஆனது வலிமை குறை அமிலம். அதாவது 0.1M கரைசல் 10% மட்டுமே அயனியுறுகிறது. ஆனால் 5M மற்றும் 15M HF கரைசல்கள் பின்வரும் வேதிச் சமநிலையின் காரணமாக வலிமையான அமிலமாக செயல்படுகின்றன.

$$HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$$

$$HF + F^- \rightleftharpoons HF_2^-$$

அதிகச் செறிவில், சமநிலையில் புளூரைடு அயனிகள் நீக்கப்படுதல் முக்கியத்துவம் பெறுகிறது. ஏனெனில் இது ஹைட்ரஜன் புளூரைடின் பிரிகையுறுதலை பாதிக்கிறது. மேலும் ஹைட்ரஜன் அயனியின் செறிவை அதிகரிக்கிறது. $NaHF_2$, KHF_2 மற்றும் NH_4HF_2 போன்ற பல நிலையான உப்புகள் அறியப்படுகின்றன. பிற ஹைட்ரஜன் ஹேலைடுகள் ஹைட்ரஜன் டைஹேலைடுகளை உருவாக்குவதில்லை.

ஹைட்ரோ ஹேலிக் அமிலங்கள் வழக்கமான அமில பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. இவைகள் காரங்களுடன் உப்புகளை தருகின்றன. மேலும் உலோகங்களுடன் வினைபட்டு ஹைட்ரஜனை தருகின்றன. ஈரமான ஹைட்ரோ புளூரிக் அமிலமானது (உலர்ந்தது அல்ல). சிலிக்கா மற்றும் கண்ணாடியுடன் விரைவாக வினைபுரிகிறது.

$$SiO_2 + 4HF \longrightarrow SiF_4 + 2H_2O$$

$$Na_2SiO_3 + 6HF \longrightarrow Na_2SiF_6 + 3H_2O$$

ஆக்சிஜனேற்றம் ஹைட்ரஜன் அயோடைடு எளிதாக அயோடினாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது. எனவே இது ஒரு ஒடுக்கும் காரணியாகும்.

$$2HI \rightleftharpoons 2H^+ + I_2 + 2e^-$$

அயோடைடுகளின் அமிலக் கரைசல் எளிதில் ஆக்சிஜனேற்றம் அடையும். அயோடின் வெளியேறுவதால் ஸ்டார்ச்சுடன் சேர்ந்து கரு நீல நிறம் உருவாகிறது.

ஹைட்ரஜன் அயோடைடுன் ஒப்பிடும் போது ஹைட்ரஜன் புரோமைடை ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்தல் மிகக் கடினமானதாகும். HBr ஆனது H_2SO_4 யை மெதுவாக ஒடுக்கி கந்தக டைஆக்சைடாக மாற்றுகிறது.

$$2HBr + H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + Br_2 + SO_2$$

ஆனால் ஹைட்ரஜன் அயோடைடு மற்றும் அயனி தன்மையுடைய அயோடைடுகள் H_2SO_4 ஆல் விரைவாக ஒடுக்கமடைந்து H_2S ஆக மாற்றமடைகிறது.

$$8HI + H_2SO_4 \longrightarrow 4H_2O + 4I_2 + H_2S$$

ஆல்கஹால்களை ஈத்தேனாக மாற்றும் வினையில் ஹைட்ரஜன் அயோடைடு பயன்படுத்தப்படுகிறது. இவ்வினையிலிருந்தும் இதன் ஒடுக்கம் பண்பை விளக்கலாம். இது நைட்ரிக் அமிலத்தை நைட்ரஸ் அமிலமாகவும் மாற்றுகிறது. ஹைட்ரஜன் குளோரைடானது அடர் கந்தக அமிலத்தால் பாதிக்கப்படுவதில்லை. வலிமையான ஆக்சிஜனேற்றியான MnO_2, பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் போன்றவற்றால் பாதிக்கப்படுகிறது. இந்த போக்கினை பின்வரும் அட்டவணையில் சுருக்கமாக பார்க்கலாம்.

அட்டவணை 3.5

பண்பு	வரிசை
1. ஹைட்ரஜன் வினைதிறன்	புளூரினிலிருந்து அயோடினிக்கு குறைகிறது
2. நிலைப்புத் தன்மை	HF யிலிருந்து HI நோக்கிச் செல்லும் போது நிலைப்புத் தன்மை குறைகிறது

ஹைட்ரைடுகளின் ஆவியாகும் தன்மை	HF < HI < HBr < HCl
வெப்ப நிலைப்புத் தன்மை	HF > HI > HBr > HCl
கொதிநிலை	HCl < HBr < HI
அமில வலிமை	HF யிலிருந்து HI க்கு அதிகரிக்கிறது.

3.3.4 ஹேலஜன் இடைச் சேர்மங்கள்

ஒவ்வொரு ஹேலஜனும் மற்ற ஹேலஜன்களுடன் வினைபட்டு ஹேலஜன் இடைச் சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன. பின்வரும் அட்டவணையில் A ஆனது B யைக் காட்டிலும் குறைவான எலக்ட்ரான் கவர் தன்மையைப் பெற்றிருப்பதாகக் கருதினால் அவைகள் உருவாக்கும் ஹேலஜன் இடைச் சேர்மங்கள் அட்டவணையில் காட்டப்பட்டுள்ளன.

AB	AB_3	AB_5	AB_7
ClF	ClF_3	IF_5	IF_7
BrF	BrF_3	BrF_5	
IF	IF_3		
BrCl	ICl_3		
ICl			
IBr			

ஹேலஜன் இடைச் சேர்மங்களின் பண்புகள்

(iii) மைய அணுவானது பெரிய அணுவாக அமைய வேண்டும்.

(iv) இரு ஹேலஜன்களுக்கிடையே மட்டுமே இது உருவாகிறது.

(v) இரண்டிற்கும் மேற்பட்ட வெவ்வேறு விதமான ஹேலஜன்கள் இணைந்து இச்சேர்மங்களை உருவாக்குவதில்லை.

(vi) புளூரின் மிகச் சிறிய உருவளவினைப் பெற்றிருப்பதால் அதனால் மைய அணுவாக செயல்பட இயலாது.

(vii) அதிக எலக்ட்ரான் கவர்த் தன்மை மற்றும் சிறிய உருவளவு ஆகியனவற்றை புளூரின் பெற்றிருப்பதால் மைய அணுவானது அதிகபட்ச அணைவு எண்ணை பெறுகிறது.

(viii) இவைகள் சுய அயனியாதலுக்கு உட்படுகின்றன.

$$2\,ICl \rightleftharpoons I^{+} + ICl_2^{-}$$

$$2\,ICl_3 \rightleftharpoons ICl_2^{+} + ICl_4^{-}$$

(ix) இவைகள் வலிமையான ஆக்சிஜனேற்றிகள் ஆகும்.

காரங்களுடன் வினை

காரங்களுடன் வெப்பப்படுத்தும் போது உருவளவில் பெரிய ஹேலஜன் ஆக்சி ஹேலஜனையும்

சிறிய ஹேலஜனானது ஹேலைடுகளையும் தருகிறது.

$$BrF_5 \xrightarrow{OH^-} 5F^- + BrO_3^-$$

$$ICl \xrightarrow{OH^-} Cl^- + OI^-$$

ஹேலஜன் இடைச் சேர்மங்களின் வடிவங்கள்

பல்வேறு ஹேலஜன் இடைச் சேர்மங்களின் வடிவங்களை VSEPR கொள்கையைப் பயன்படுத்தி விளக்கலாம். வடிவங்கள் பின்வரும் அட்டவணையில் தரப்பட்டுள்ளன.

அட்டவணை 3.7

வகை	வடிவமைப்பு	இனக்கலப்பு	பிணைப்பு இரட்டை / தனித்த இரட்டை
AX	நேர்கோடு	sp^3	1 / 3
AX_3	T வடிவம்	sp^3d	3 / 2
AX_5	சதுர பிரமிடு	sp^3d^2	5 / 1
AX_7	ஐங்கோண இருபிரமிடு	sp^3d^3	7 / 0

3.3.5 ஹேலஜனின் ஆக்சைடுகள்

புளூரின் ஆக்சிஜனுடன் எளிதில் வினைபுரிந்து ஆக்சிஜன் டைபுளூரைடு (OF_2) மற்றும் டைஆக்சிஜன் டைபுளூரைடு (O_2F_2) தருகிறது. இச்சேர்மங்களில் இது -1 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையைப் பெற்றுள்ளது. மற்ற ஹேலஜன்கள் ஆக்சிஜனுடன் எளிதில் வினைபுரிவதில்லை. எனினும் பின்வரும் ஆக்சைடுகளை மறைமுக முறையில் தயாரிக்கலாம். புளூரினைத் தவிர மற்ற அனைத்து ஹேலஜன்களும் நேர் ஆக்சிஜனேற்ற நிலைகளில் காணப்படுகின்றன.

அட்டவணை 3.8

வகை	X_2O	XO_2	X_2O_5	X_2O_6	X_2O_7	மற்றவை
ஆக்சிஜனேற்ற நிலை	+1	+4	+5	+6	+7	-
F	-	-	-	-	-	OF_2 (-1) O_2F_2 (-1) O_4F_2 (-1)
Cl	Cl_2O	ClO_2	-	Cl_2O_6	Cl_2O_7	Cl_2O_4 (+4)
Br	Br_2O	BrO_2	-	-	-	-
I	-	-	I_2O_5	-	-	I_4O_9 I_2O_4 (+4)

3.3.6 ஹேலஜன்களின் ஆக்சோ அமிலங்கள்

குளோரினானது ஹைபோ குளோரஸ் அமிலம், குளோரஸ் அமிலம், குளோரிக் அமிலம் மற்றும்

XII U3-P-block.indd 101 2/19/2020 5:01:11 PM

பெர்குளோரிக் அமிலத்தை தருகிறது. ஹேலஸ் அமிலங்களைத் தவிர்த்து புரோமின் மற்றும் அயோடின் ஆகியன மேற்கண்டுள்ளவற்றை ஒத்த அமிலங்களை தருகின்றன. எனினும், புளூரினானது ஹைபோ புளூரிக் அமிலத்தை தருகிறது. ஆக்சோ அமிலங்களின் ஆக்சிஜனேற்றும் திறன் பின்வரும் வரிசையில் அமைகிறது.

$$HOX > HXO_2 > HXO_3 > HXO_4$$

அட்டவணை 3.9

வகை	HOX	HXO_2	HXO_3	HXO_4
X = Cl, Br மற்றும் I				
பொதுவான பெயர்	ஹைபோ ஹேலஸ் அமிலம்	ஹேலஸ் அமிலம்	ஹேலிக்அமிலம்	பெர்ஹேலிக் அமிலம்
ஆக்சிஜனேற்ற நிலை	+1	+3	+5	+7
F	HOF	-	-	-
Cl	HOCl	$HClO_2$	$HClO_3$	$HClO_4$
Br	HOBr		$HBrO_3$	$HBrO_4$
I	HOI		HIO_3	HIO_4

3.4 பதினெட்டாவது தொகுதி தனிமங்கள் (மந்த வாயுக்கள்)

3.4.1 கிடைக்கபெறுதல்

அனைத்து மந்த வாயுக்களும் வளிமண்டலத்தில் காணப்படுகின்றன.

இயற் பண்புகள்

மந்தவாயுத் தொகுதி தனிமங்களில் மேலிலிருந்து கீழாக ஹீலியத்திலிருந்து, ரேடானனை நோக்கி வரும் போது அவைகளின் அயனி ஆரங்கள் மற்றும் கொதிநிலைகள் அதிகரிக்கின்றன. முதல்அயனியாக்கும் ஆற்றல் ஹீலியத்திலிருந்து ரேடானை நோக்கி வரும் குறைகிறது. மந்த வாயுக்கள் அவை இடம்பெற்றுள்ள வரிசையில் உள்ள மற்ற அனைத்து தனிமங்களைக் காட்டிலும் அதிகமான அயனியாக்கும் ஆற்றலை பெற்றுள்ளன. ஏனெனில், இவைகள் தங்கள் வெளிக்கூட்டில் முழுவதும் நிரப்பப்பட்ட ஆர்பிட்டால்களை பெற்றுள்ளன. இவைகள் மிகவும் நிலைப்புத் தன்மையுடையவை. எலக்ட்ரானை ஏற்கும் அல்லது இழக்கும் தன்மையினை மிகக் குறைந்தளவே பெற்றுள்ளன. பதினெட்டாம் தொகுதி தனிமங்களின் இயற்பண்புகள் பின்வரும் அட்டவணையில் தரப்பட்டுள்ளன.

பண்பு	நியான்	ஆர்கான்	கிரிப்டான்	செனான்	ரேடான்
293 K இல் இயற் நிலைமை	வாயு	வாயு	வாயு	வாயு	வாயு
அணு எண்	10	18	36	54	86
ஐசோடோப்புகள்	^{20}Ne	^{40}Ar	^{84}Kr	^{132}Xe	^{211}Rn, ^{220}Rn, ^{222}Rn

XII U3-P-block.indd 102 2/19/2020 5:01:11 PM

அணு நிறை (g.mol^{-1} ல் 293 K)	20.18	39.95	77.92	131.29	[222]
எலக்ட்ரான் அமைப்பு	[He]$2s^2$ $2p^6$	[Ne]$3s^2$ $3p^6$	[Ar]$3d^{10}$ $4s^2$ $4p^6$	[Kr]$4d^{10}$ $5s^2$ $5p^6$	[Xe] $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6s^2$ $6p^6$
அணு ஆரம் (Å)	1.54	1.88	2.02	2.16	2.20
அடர்த்தி (g.cm^{-3} ல் 293 K)	8.25 x 10^{-4}	1.63 x 10^{-3}	3.42 x 10^{-3}	5.37 x 10^{-3}	9.07 x 10^{-3}
உருகுநிலை (K)	24.56	83.81	115.78	161.4	202
கொதிநிலை (K)	27.104	87.30	119.74	165.05	211.5

அட்டவணை 3.10 பதினெட்டாம் தொகுதி தனிமங்களின் இயற்பண்புகள்

மந்த வாயுக்களின் பண்புகள்

இயற்பண்புகள்

மந்தவாயுக்கள் அனைத்தும் ஓர் அணுகளைக் கொண்டவை. நிறம், மணம் மற்றும் சுவை அற்றவை. இவைகள் எளிதில் தீப்பற்றி எரியாத் தன்மையுடையவை. இவைகள் அதிகளவு வினைத்திறன் அற்றவை. உலோகத் தன்மையற்றவை.

வேதிப் பண்புகள்

செனான் மற்றும் கிரிப்டான் ஆகியன மட்டும் குறைந்த அளவு வேதி வினைத்திறனை பெற்றுள்ளன. செனானை புளூரினுடன் கீழ்கண்டுள்ளவாறு வெவ்வேறு நிபந்தனைகளில் வினைப்படுத்தும் போது செனான் புளூரைடுகள் உருவாகின்றன.

$$Xe + F_2 \xrightarrow[400^0C]{Ni} XeF_2$$

$$Xe + 2F_2 \xrightarrow[400^0C]{Ni /\text{அசிட்டோன்}} XeF_4$$

$$Xe + 3F_2 \xrightarrow[400^0C]{Ni /200\ atm} XeF_6$$

XeF_6 யை ஒரு மூடப்பட்ட குவார்ட்ஸ் கலனில் 50 °C வெப்பநிலையில் வெப்பப்படுத்துபோதும். $XeOF_4$ உருவாகிறது.

$$2XeF_6 + SiO_2 \xrightarrow{50^0C} 2XeOF_4 + SiF_4$$

வினையைத் தொடர்ந்து நிகழ்த்தும் போது பின்வரும் வினைகள் நடைபெறுகின்றன.

$$2XeOF_4 + SiO_2 \longrightarrow 2XeO_2F_2 + SiF_4$$

$$2XeO_2F_2 + SiO_2 \longrightarrow 2XeO_3 + SiF_4$$

நீராவியால் நீராற்பகுப்பின் போது XeF_6 ஆனது XeO_3 யைத் தருகிறது.

$$XeF_6 + 3H_2O \longrightarrow XeO_3 + 6HF$$

XeF_6 யை 2.5M NaOH யுடன் வினைபடுத்தும்போது சோடியம் பெர்சினேட் உருவாகிறது.

$$2XeF_6 + 16NaOH \longrightarrow Na_4XeO_6 + Xe + O_2 + 12NaF + 8H_2O$$

சோடியம் பெர்சினேட் ஒரு வலிமையான ஆக்சிஜனேற்றும் வினைப்பொருளாகும். எடுத்துக்காட்டாக இது மாங்கனீஸ் (II) அயனியை வினைவேக மாற்றி ஏதும் இல்லாத நிலையில் கூட பெர்மாங்கனேட் அயனியாக ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது.

$$5XeO_6^{4-} + 2Mn^{2+} + 14H^+ \longrightarrow 2MnO_4^- + 5XeO_3 + 7H_2O$$

செனான் PtF_6 யுடன் வினைபட்டு ஆரஞ்சு மஞ்சள் நிற திண்மம் $[XePtF_6]$ தருகிறது. இது CCl_4 யில் கரைவது இல்லை.

செனான் டைபுளூரோரைடானது $XeF_2.2SbF_5$ மற்றும் $XeF_2.2TaF_5$ ஆகிய சேர்க்கை சேர்மங்களை தருகிறது. செனான் ஹெக்சாபுளூரைடானது போரன் மற்றும் கார உலோகங்களுடன் $XeF_6.BF_3$, XeF_6MF சேர்மங்களைத் தருகிறது. .M- கார உலோகங்கள்.

செனான் டைகுளோரைடு இருப்பதற்கான சில ஆதாரங்கள் உள்ளன.

கிரிப்டான் மற்றும் புளூரின் ஆகியனவற்றின் வழியே 183 மின்பாய்ச்சலை செலுத்தும் போது கிரிப்டான் டைபுளூரைடு உருவாகிறது. கிரிப்டான் வாயுவை SbF_5 சேர்த்து கதிர்வீச்சலுக்கு உட்படுத்தி வினைபடுத்தும் போது $KrF_2.2SbF_3$. உருவாகிறது.

அட்டவணை 3.11 செனான் சேர்மங்களின் வடிவமைப்புகள்

சேர்மம்	இனக்கலப்பு	வடிவமைப்பு
XeF	sp^3d	நேர்க்கோடு
XeF_4	sp^3d^2	தள சதுரம்
XeF_6	sp^3d^3	ஒழுங்கற்ற எண்முகி
$XeOF_2$	sp^3d	T வடிவம்
$XeOF_4$	sp^3d^2	சதுர பிரமிடு
XeO_3	sp^3	பிரமிடு

மந்த வாயுக்களின் பயன்கள்

மந்தவாயுக்களின் முக்கிய பயன்பாட்டிற்க்கு அவைகளின் வேதியியல் மந்தத்தன்மையே காரணமாகும்.

ஹீலியம்

1. ஹீலியம் மற்றும் ஆக்சிஜன் கலவையானது காற்றும் மற்றும் ஆக்சிஜன் கலவைக்கு மாற்றாக நீர்மூழ்குபவர்களால் பயன்படுத்தபடுகிறது. இது வளைவு என்று அழைக்கப்படும் ஆபத்தான வலி ஏற்படுத்தும் நிகழ்வினை தடுக்கிறது.
2. மின்வில் முறையில் உலோகங்களை ஒட்டும் செயல்முறையில் மந்த வினைபுரியா சூழலை ஏற்படுத்த ஹீலியம் பயன்படுகிறது.
3. ஹீலியமானது குறைவான கொதிநிலையைக் கொண்டிருப்பதால் கிரையோஜெனிக் நுட்பங்களில் பயன்படுகிறது.
4. காற்றைவிட லேசானது என்பதால் காற்றில் மிதக்கும் பலூன்களிலுள் நிரப்பப் பயன்படுகிறது.

நியான்

குறைந்த அழுத்தத்தில், நியான் வாயுவின் வழியே மின்சாரத்தை செலுத்துவதால் பிரகாசமான சிகப்பு நிற ஒளிர்தல் ஏற்படுகிறது. இப்பண்பினால் நியான் விளம்பர பலகைகளில் பயன்படுகிறது.

ஆர்கான்

சூடான மின்னிழைகளில் ஆக்சிஜனேற்றம் ஏற்படுவதை ஆர்கான் தடுக்கிறது. இதனால் பல்புகளில் காணப்படும் மின்னிழைகளின் ஆயுள் நீட்டிக்கப்படுகிறது.

XII U3-P-block.indd 104 2/19/2020 5:01:21 PM

கிரிப்டான்

ஒளிரும் பல்புகள், ஒளிவீச்சு பல்புகள் ஆகியனவற்றில் பயன்படுகிறது.

கிரிப்டானை நிரப்பப்பட்ட விளக்குகள் ஒளிரும் ஒளியானது அடர்ந்த பனிபுகையினையும் ஊடுருவும் தன்மையுடையதால் இத்தகைய விளக்குகள் விமான நிலையங்களில் அணுகும் விளக்குகளாக பயன்படுகின்றன.

செனான்

ஒளிரும் பல்புகள், ஒளிவீச்சு பல்புகள்மற்றும் லேசர்கள் ஆகியனவற்றில் பயன்படுகிறது.

மின்னிறக்க குழாய்களில் செனான் உடனடியாக செறிவு மிக்க ஒளியை உமிழும் தன்மையைக் கொண்டது. இப்பண்பின் காரணமாக புகைப்பட நிபுணர்கள் பயன்படுத்தும் அதிவேக மின்பாய்ச்சல் விளக்குகளில் பயன்படுகிறது.

ரேடான்

ரேடான் கதிரியக்கத் தன்மையுடையது. மேலும் காமா கதிர்வீச்சிற்கு ஒரு மூலமாக பயன்படுகிறது. ரேடான் வாயுவானது சிறிய குப்பிகளில் அடைக்கப்பட்டு புற்றுநோயாளிகளின் உடலினுள் வைக்கப்படும் போது அவை புற்று நோய் செல்களை அழிக்கின்றன.

பாடச்சுருக்கம்

- பூமியின் வளிமண்டலமானது ஏறத்தாழ 78% டைநைட்ரஜன் (N_2) வாயுவைக் கொண்டுள்ளது. மேலும் இது சோடியம் நைட்ரேட்டாகவும் (சிலி வெடியுப்பு) பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டாகவும் (இந்திய வெடியுப்பு)புவியின் மேற்பரப்பில் காணப்படுகிறது.
- வளிமண்டலத்தின்முதன்மையானநைட்ரஜன்(78%கனஅளவு)வாயுவானது,தொழிற்முறையில், பின்னவாலை வடித்தல் முறையில் திரவ காற்றிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.
- யூரியாவை நீராற்பகுப்பதன் மூலம் அம்மோனியா பெறப்படுகிறது.
- சமஅளவு பொட்டாசியம் அல்லது சோடியம் நைட்ரேட்டை, அடர் கந்தக அமிலத்துடன் சேர்த்து வெப்பப்படுத்தி நைட்ரிக் அமிலம் தயாரிக்கப்படுகிறது.
- பெரும்பாலான வினைகளில் நைட்ரிக் அமிலம் ஆக்ஸிஜனேற்றியாக செயல்படுகிறது. எனவே, ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலை +5 லிருந்து குறைந்தபட்ச மதிப்பான ஒன்றுக்கு மாற்றமடைகிறது.இது உலோகங்களுடன் வினைப்பட்டு ஹைட்ரஜனைத் தருவதில்லை.
- உலோகங்கள், நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிவதை பின்வரும் மூன்று படிகளின் மூலம் விளக்கலாம்.
- **முதல் நிலை வினை:** பிறவிநிலை ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றப்பட்டு உலோக நைட்ரேட் உருவாக்கப்படுகிறது.
- **இரண்டாம் நிலை வினை:** பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன், நைட்ரிக் அமிலத்தின் ஒடுக்க விளைப்பொருட்களை உருவாக்குகிறது.
- **மூன்றாம் நிலை வினை:** இரண்டாம் நிலை விளைப்பொருட்கள் சிதைவடைந்தோ அல்லது தொடர்ந்து வினைபுரிந்தோ இறுதி விளைப்பொருட்களை தருகின்றன.
- பாஸ்பரஸ் பல்வேறு புறவேற்றுமை வடிவங்களைப் பெற்றுள்ளது, அவற்றில் வெண்ணிற பாஸ்பரஸ், சிவப்பு பாஸ்பரஸ் மற்றும் கருமை நிற பாஸ்பரஸ் ஆகியன மிகப் பொதுவானவை ஆகும்.

XII U3-P-block.indd 105 2/19/2020 5:01:21 PM

- புதிதாக தயாரிக்கப்பட்ட வெண் பாஸ்பரஸ் நிறமற்றது ஆனால், சிறிது நேரத்தில் சிவப்பு பாஸ்பரஸ் அடுக்கு உருவாவதால் வெளிறிய மஞ்சள் நிறமாக மாறுகிறது. இது விஷத்தன்மை கொண்டது மேலும் உள்ளிப்பூண்டின் மணத்தைப் பெற்றுள்ளது.
- கார்பன் டை ஆக்சைடு அல்லது ஹைட்ரஜன் மந்தச் சூழலில் வெண்பாஸ்பரஸை சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் வினைப்படுத்தி பாஸ்பீன் தயாரிக்கப்படுகிறது.
- பாஸ்பீன் அதிகளவில் புகையை உருவாக்குவதால் புகைத்திரையை உருவாக்க பயன்படுகிறது.
- வெண் பாஸ்பரஸ் மீது குளோரின் வாயுவை மெதுவாக செலுத்தும்போது பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடு உருவாகிறது.
- பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடு மற்றும் பாஸ்பரஸ் பெண்டாகுளோரைடு ஆகியவை குளோரினேற்றம் செய்ய பயன்படுகின்றன
- ஆக்ஸிஜன் பாரா காந்தத் தன்மை கொண்டது. டை ஆக்ஸிஜன் (O_2) மற்றும் ஓசோன் அல்லது ட்ரை ஆக்ஸிஜன் (O_3)என இரண்டு புறவேற்றுமை வடிவங்களில் ஆக்ஸிஜன் காணப்படுகிறது.
- மாறாக, ஓசோனானது ஒரு வலிமையான ஆக்சிஜனேற்றும் காரணியாகும்.
- கந்தகமானது படிக வடிவமுடைய மற்றும் படிக வடிவமற்ற புறவேற்றுமை வடிவங்களைக் கொண்டுள்ளது. சாய்சதுர கந்தகம் (α sulphur கந்தகம்) மற்றும் ஒற்றைச் சரிவு கந்தகம் (β sulphur கந்தகம்) ஆகியன படிக உருவமுடையவை. நெகிழி கந்தகம் (γ sulphur) கந்தகப் பால்மம் மற்றும் கூழ்ம கந்தகம் ஆகியன படிக உருவமற்றவை.
- காரீய சிற்றறை முறையில் கந்தக அமிலம் பெருமளவில் தயாரிக்கப்படுகிறது. தொடு முறை, அடுக்கு முறை ஆகியனவற்றின் மூலமும் கந்தக அமிலத்தை தயாரிக்கலாம்.
- நீரில் கரைக்கும் போது மோனோ$(H_2SO_4.H_2O)$ மற்றும் டைஹைட்ரேட்டுகளை $(H_2SO_4.2H_2O)$ தருகின்றது.
- ஹேலஜன்கள் அதிக வினைத்திறன் உடையதால் இணைந்த நிலையில் மட்டுமே காணப்படுகின்றன.
- **ஆக்சிஜனேற்றம் மற்றும் வெளுக்கும் பண்பு** பிறவிநிலை ஆக்சிஜனின் காரணமாக, குளோரின் ஒரு வலிமைமிக்க ஆக்சிஜனேற்றி மற்றும் வெளுக்கும் காரணியாகும்.
- மூன்று பங்கு அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் மற்றும் ஒரு பங்கு அடர் நைட்ரிக் அமிலம் கலந்த கலவை இராஜதிராவகம் என அழைக்கப்படுகிறது. இது தங்கம் மற்றும் பிளாட்டினம் போன்றவற்றை கரைக்கப் பயன்படுகிறது.
- அதிக அயனியாக்கும் திறன் பெற்றுள்ளதால் ஹைட்ரஜன் ஹேலைடுகள் நீரில் அதிக அளவில் கரைகின்றது
- ஒவ்வொரு ஹேலஜனும் மற்ற ஹேலஜன்களுடன் வினைபட்டு ஹேலஜன் இடைச் சேர்மங்களை உருவாக்குகின்றன.
- புளூரின் ஆக்சிஜனுடன் எளிதில் வினைபுரிந்து டைபுளூரின் ஆக்சைடு (F_2O) மற்றும் டைபுளூரின் டைஆக்சைடை (F_2O_2) தருகிறது.
- அனைத்து மந்த வாயுக்களும் வளிமண்டலத்தில் காணப்படுகின்றன
- சோடியம் பெர்சினேட் ஒரு வலிமையான ஆக்சிஜனேற்றும் வினைப்பொருளாகும்.
- மந்தவாயுக்களின் வேதியியல் மந்தத்தன்மையே அவைகளின் முக்கிய பய்ன்பாட்டிற்கான காரணமாகும்.

XII U3-P-block.indd 106 2/19/2020 5:01:21 PM

மதிப்பிடுதல்

UFAP37

சரியான விடையைத் தேர்வு செய்க

1. பின்வருவனவற்றுள், NH_3 எதில் பயன்படுத்தப்படவில்லை?

   அ) நெஸ்லர் காரணி

   ஆ) IVம் தொகுதி காரமூலங்களை கண்டறியும் பகுப்பாய்வு

   இ) IIIம் தொகுதி காரமூலங்களை கண்டறியும் பகுப்பாய்வு

   ஈ) டாலன்ஸ் வினைப்பொருள்

2. நைட்ரஜனைப் பொருத்து சரியானது எது?

   அ) குறைந்த எலக்ட்ரான் கவர்தன்மை உடைய தனிமம்

   ஆ) ஆக்சிஜனைக் காட்டிலும் குறைவான அயனியாக்கும் ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளது.

   இ) d–ஆர்ப்பிட்டல்கள் உள்ளன.

   ஈ) தன்னுடன் $p\pi$–$p\pi$ பிணைப்பை உருவாக்கும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளது.

3. தனிம வரிசை அட்டவணையில், 15ம் தொகுதி 3–ம் வரிசையில் உள்ள ஒரு தனிமத்தின் எலக்ட்ரான் அமைப்பு

   அ) $1s^2 2s^2 2p^4$ ஆ) $1s^2 2s^2 2p^3$

   இ) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ஈ) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

4. (A) என்ற திண்மம் நீர்த்த வலிமைமிகு NaOH கரைசலுடன் வினைபுரிந்து அருவருக்கத்தக்க மணமுடைய வாயு (B)ஐத் தருகிறது. (B) யானது காற்றில் தன்னிச்சையாக எரிந்து புகை வளையங்களை உருவாக்குகிறது. (A) மற்றும் (B) முறையே

   அ) P_4(சிவப்பு) மற்றும் PH_3 ஆ) P_4(வெண்மை) மற்றும் PH_3

   இ) S_8 மற்றும் H_2S ஈ) P_4(வெண்மை) மற்றும் H_2S

5. PCl_3 ன் நீராற்பகுப்பினால் உருவாவது

   அ) H_3PO_3 ஆ) PH_3 இ) H_3PO_4 ஈ) $POCl_3$

6. P_4O_6 ஆனது குளிர்ந்த நீருடன் வினைபுரிந்து தருவது

   அ) H_3PO_3 ஆ) $H_4P_2O_7$

   இ) HPO_3 ஈ) H_3PO_4

7. பைரோபாஸ்பரஸ் அமிலத்தின் ($H_4P_2O_5$) காரத்துவம்

   அ) 4 ஆ) 2

   இ) 3 ஈ) 5

XII U3-P-block.indd 107 2/19/2020 5:01:22 PM

8. ஒரு ஆர்த்தோ பாஸ்பாரிக் அமிலக் கரைசலின் மோலாரிட்டி 2M. அக்கரைசலின் நார்மாலிட்டி

அ) 6N　　ஆ) 4N

இ) 2N　　ஈ) இவை எதுவுமல்ல

9. கூற்று: குளோரின் வாயுவைக் காட்டிலும் ஃபுளூரினின் பிணைப்பு பிளவு ஆற்றல் அதிகம்.

காரணம்: குளோரினானது, ஃபுளூரினைக் காட்டிலும் அதிக எலக்ட்ரான் விலக்கு விசையினைப் பெற்றுள்ளது.

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.

10. பின்வருவனவற்றுள் வலிமையான ஆக்சிஜனேற்றி எது?

அ) Cl_2　　ஆ) F_2

இ) Br_2　　ஈ) I_2

11. ஹைட்ரஜன் ஹேலைடுகளின் வெப்பநிலைப்புத்தன்மையின் சரியான வரிசை எது?

அ) HI > HBr > HCl > HF　　ஆ) HF > HCl > HBr > HI

இ) HCl > HF > HBr > HI　　ஈ) HI > HCl > HF > HBr

12. பின்வரும் சேர்மங்களில் உருவாக வாய்ப்பில்லாத சேர்மம் எது?

அ) $XeOF_4$　　ஆ) XeO_3

இ) XeF_2　　ஈ) NeF_2

13. மிக எளிதாக திரவமாக்க இயலும் வாயு எது?

அ) Ar　　ஆ) Ne

இ) He　　ஈ) Kr

14. XeF_6ன் முழுமையான நீராற் பகுப்பினால் உருவாவது

அ) $XeOF_4$　　ஆ) XeO_2F_2

இ) XeO_3　　ஈ) XeO_2

15. பின்வருவனவற்றுள் வலிமையான அமிலம் எது?

அ) HI　　ஆ) HF

இ) HBr　　ஈ) HCl

XII U3-P-block.indd 108　　2/19/2020 5:01:22 PM

16. ஹாலஜன்களின் பிணைப்பு பிளவு என்தால்பி மதிப்பினைப் பொறுத்து சரியான வரிசை எது?(NEET)

அ) $Br_2 > I_2 > F_2 > Cl_2$ ஆ) $F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$

இ) $I_2 > Br_2 > Cl_2 > F_2$ ஈ) $Cl_2 > Br_2 > F_2 > I_2$

17. அமிலத்தன்மையைப் பொறுத்து, பின்வருவனவற்றுள் சரியான வரிசை எது? (NEET)

அ) $HClO_2 < HClO < HClO_3 < HClO_4$ ஆ) $HClO_4 < HClO_2 < HClO < HClO_3$

இ) $HClO_3 < HClO_4 < HClO_2 < HClO$ ஈ) $HClO < HClO_2 < HClO_3 < HClO_4$

18. தாமிரத்தினை அடர் HNO_3 உடன் வெப்பப்படுத்தும் போது உருவாவது.

அ) $Cu(NO_3)_2$, NO மற்றும் NO_2 ஆ) $Cu(NO_3)_2$ மற்றும் N_2O

இ) $Cu(NO_3)_2$ மற்றும் NO_2 ஈ) $Cu(NO_3)_2$ மற்றும் NO

பின்வரும் வினாக்களுக்கு விடையளிக்க

1. மந்த இணை விளைவு என்றால் என்ன?
2. சால்கோஜன்சன் p–தொகுதி தனிமங்களாகும் காரணம் தருக.
3. ஏன் ஃபுளூரின் எப்போதும் -1 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையினைப் பெற்றுள்ளது? விளக்குக.
4. பின்வரும் சேர்மங்களில் ஹாலஜன்களின் ஆக்சிஜனேற்ற நிலையினைக் குறிப்பிடுக.

   அ) OF_2 ஆ) O_2F_2 இ) Cl_2O_3 ஈ) I_2O_4
5. ஹாலஜனிடைச் சேர்மங்கள் என்றால் என்ன? எடுத்துக்காட்டுடன் தருக.
6. பிற ஹாலஜன்களைக் காட்டிலும் ஃபுளூரின் அதிக வினைத் திறனுடையது ஏன்?
7. ஹீலியத்தின் பயன்களைத் தருக.
8. IF_7ல் அயோடினின்இனக்கலப்பு யாது? அதன் வடிவமைப்பினைத் தருக.
9. குளோரின், குளிர்ந்த NaOH மற்றும் சூடான NaOH உடன் புரியும், வினைகளுக்கான சமன்படுத்தப்பட்ட சமன்பாடுகளைத் தருக.
10. ஆய்வகத்தில் எவ்வாறு குளோரினைத் தயாரிப்பாய்?
11. கந்தக அமிலத்தின் பயன்களைத் தருக.
12. கந்தக அமிலம் ஒரு நீர் நீக்கும் காரணி– என்பதனைத் தகுந்த எடுத்துக்காட்டுகளுடன் விளக்குக.
13. நைட்ரஜனின் முரண்பட்ட பண்பிற்கு காரணம் தருக.
14. பின்வரும் மூலக்கூறுகளுக்கு அவற்றின் மூலக்கூறு வாய்ப்பாடு மற்றும் அமைப்பு வாய்ப்பாடுகளைத் தருக.

    அ) நைட்ரிக் அமிலம் ஆ) டைநைட்ரஜன் பென்டாக்ஸைடு

    இ) பாஸ்பாரிக் அமிலம் ஈ) பாஸ்பைன்
15. ஆர்கானின் பயன்களைத் தருக.

XII U3-P-block.indd 109 2/19/2020 5:01:22 PM

16. 15–ம் தொகுதி தனிமங்களின் இணை திற கூட்டு எலக்ட்ரான் அமைப்பினை எழுதுக.

17. பாஸ்பைனின் வேதிப் பண்புகளை விளக்கும் இரு சமன்பாடுகளைத் தருக.

18. நைட்ரிக் அமிலம் மற்றும் ஒரு கார ஆக்ஸைடு ஆகியவற்றிற்கிடையேயான வினையினைத் தருக.

19. PCl_5 ஐ வெப்பப்படுத்தும் போது நிகழ்வது யாது?

20. HF ஆனது ஒரு வலிமை குறைந்த அமிலம் ஆனால் பிற ஹாலஜன்களின் இருமை அமிலங்கள் வலிமை மிக்கதாக உள்ளன ஏன் என்பதற்கான காரணம் தருக .

21. ஹைப்போ ஃபுளுரஸ் அமிலத்தில் (HOF) ஆக்சிஜனின் ஆக்சிஜனேற்ற எண்ணைக் கண்டறிக.

22. பின்வரும் சேர்மங்களில் காணப்படும் இனக்கலப்பாதலைக் கண்டறிக.

அ) BrF_5 ஆ) BrF_3

23. பின்வரும் வினைகளை பூர்த்தி செய்க.

1. $NaCl + MnO_2 + H_2SO_4 \longrightarrow$
2. $NaNO_2 + HCl \longrightarrow$
3. $P_4 + NaOH + H_2O \longrightarrow$
4. $AgNO_3 + PH_3 \longrightarrow$
5. $Mg + HNO_3 \longrightarrow$
6. $KClO_3 \xrightarrow{\Delta}$
7. $Cu + \overset{\text{அடர்}}{H_2SO_4} \longrightarrow$
8. $Sb + Cl_2 \longrightarrow$
9. $HBr + H_2SO_4 \longrightarrow$
10. $XeF_6 + H_2O \longrightarrow$
11. $XeO_6^{4-} + Mn^{2+} + H^+ \longrightarrow$
12. $XeOF_4 + SiO_2 \longrightarrow$
13. $Xe + F_2 \xrightarrow[400^0C]{Ni / 200\ atm}$

XII U3-P-block.indd 110 2/19/2020 5:01:31 PM