

یونٹ

7

p بلاک عناصر (The p-Block Elements)



5262CH07

مقاصد

- اس اکائی کا مطالعہ کرنے کے بعد آپ اس قابل ہو جائیں گے کہ
- گروپ 15، 16، 17 اور 18 کے عناصر کی کیمیا میں عمومی رجحانات کا بیان کر سکیں۔
- ڈائی نائٹروجن اور فاسفورس کی تیاری، خصوصیات اور استعمال کے ساتھ ساتھ ان کے کچھ اہم مرکبات کے بارے میں بھی سیکھ سکیں۔
- ڈائی آکسیجن اور اوزون کی تیاری خصوصیات اور کچھ عام آکسائیڈوں کی کیمسٹری کا بیان کر سکیں۔
- سلفر کے بہروپ اس کے اہم مرکبات کی کیمسٹری نیز اس کے آکسائیڈوں کی ساخت کے بارے میں جان سکیں۔
- کلورین اور کلورک ہائیڈرو، ایسڈ کی تیاری خصوصیات اور استعمال کا بیان کر سکیں۔
- انٹریلوجن کی کیمیا اور ہیلوجن کے آکسی ایسڈوں کی ساخت کے بارے میں جان سکیں۔
- نوبل گیسوں کے استعمال کو شمار کر سکیں۔
- ہماری روزمرہ کی زندگی میں ان عناصر اور ان کے مرکبات کی اہمیت کا بیان کر سکیں۔

کیمسٹری میں تنوع p بلاک عناصر کی s، d اور f بلاک عناصر نیز خود اپنے بلاک کے عناصر کے ساتھ تعامل کرنے کی صلاحیت کا ثبوت ہے۔

گیارہویں جماعت میں آپ پڑھ چکے ہیں کہ p بلاک عناصر کو دوری جدول کے 13 تا 18 گروپ میں رکھا گیا ہے۔ ان کا ویلنس شیل الیکٹرانیک شکل ns^2np^{1-6} ہے (He کو چھوڑ کر جس کا الیکٹرانیک شکل $1s^2$ ہے)۔ p بلاک عناصر کی خصوصیات دیگر عناصر کی طرح ایٹمی سائز، آئیونائزیشن اینتھالپی، الیکٹران گین اینتھالپی اور برقی منفیت (Electronegativity) سے بہت زیادہ متاثر ہوتی ہیں۔ دوسرے پیریڈ میں d الیکٹرانوں کی عدم موجودگی اور بھاری عناصر (تیسرے پیریڈ سے شروع ہو کر آگے تک) d اور f اورٹل کی موجودگی عناصر کی خصوصیات پر بامعنی اثر ڈالتی ہے۔ اس کے ساتھ ساتھ دھات، دھات نما اور غیر دھات تینوں قسم کے سبھی عناصر کی موجودگی ان عناصر کی کیمسٹری میں تنوع کا سبب ہے۔

گیارہویں جماعت میں دوری جدول کے p بلاک کے گروپ 13 اور 14 کے عناصر کی کیمسٹری کا مطالعہ کرنے کے بعد آپ اس اکائی میں اس کے بعد کے گروپوں کے عناصر کی کیمسٹری کا مطالعہ کریں گے۔

گروپ 15 میں نائٹروجن، فاسفورس، آرسینک، اینٹی منی ہسمتھ اور موسکوفیم کو شامل کیا گیا ہے جیسے جیسے ہم گروپ میں نیچے جاتے ہیں غیر دھاتی خصوصیات، دھات نما (Metalloid) خصوصیات سے ہوتے ہوئے دھاتی خصوصیات کی طرف شفٹ ہو جاتی ہیں نائٹروجن اور فاسفورس غیر دھاتی ہیں، آرسینک اور اینٹی منی دھات نما ہیں جبکہ ہسمتھ اور موسکوفیم ایک دھات ہے۔

7.1 گروپ 15 کے عناصر
(Group 15 Elements)

7.1.1 وقوع

(Occurrence)

کرہ بادہ کا 78% حجم سالماتی نائٹروجن پر مشتمل ہے۔ قشر ارض میں یہ سوڈیم نائٹریٹ NaNO_3 (جسے چلی سالٹ پیٹر کہتے ہیں) اور پوٹاشیم نائٹریٹ (انڈین سالٹ پیٹر) کی شکل میں پایا جاتا ہے۔ یہ پودوں اور جانوروں میں پروٹین کی شکل میں پایا جاتا ہے۔ فاسفورس ایپٹائٹ فیملی $\text{Ca}_9(\text{PO}_4)_6 \cdot \text{CaX}_2$ ($\text{X} = \text{F}, \text{Cl}, \text{یا OH}$) کی معدنیات میں پایا جاتا ہے۔ (مثلاً فلواپٹائٹ $\text{Ca}_9(\text{PO}_4)_6 \cdot \text{CaF}_2$) جو کہ فاسفیٹ چٹانوں کے اہم اجزاء ہیں۔ فاسفورس حیوانی اور نباتاتی مادہ کا لازمی جزو ہے۔ یہ ہڈیوں اور جاندار خلیوں میں موجود ہوتا ہے۔ فاسفو پروٹین دودھ اور انڈوں میں پایا جاتا ہے۔ آرسینک اینٹی منی اور ہمسختہ خاص طور سے سلفائیڈ معدنیات کی شکل میں پائے جاتے ہیں۔ موسکویم ایک مصنوعی تابکار عنصر ہے۔

موسکویم کی علامت Mc ہے۔ اس کا ایٹمی عدد 115۔ ایٹمی کمیت 1289 اور الیکٹرانی تشکل $[\text{Rn}]s^1f^{14}6a^{10}55^2, 7P^3$ ہے۔ اس کی نصف زندگی بہت کم ہوتی ہے اور حصول بہت کم مقدار میں ہوتا ہے۔ اس

جدول 7.1 گروپ 15 کے عناصر کی ایٹمی اور طبعی خصوصیات

Bi	Sb	As	P	N	خصوصیت
83	51	33	15	7	ایٹمی عدد
208.98	121.75	74.92	30.97	14.01	ایٹمی کمیت/گرام فی مول
$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^3$	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^3$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^3$	$[\text{Ne}]3s^23p^3$	$[\text{He}]2s^22p^3$	الیکٹرانی تشکل
703	834	947	1012	1402	I آئیونائزیشن اینتھالپی
1610	1595	1798	1903	2856	II ($\text{D}_1\text{H}/(\text{kJ mol}^{-1})$)
2466	2443	2736	2910	4577	III
1.9	1.9	2.0	2.1	3.0	برقی منفیت
148	141	121	110	70	شریک گرفت نصف قطر pm^a
103 ^c	76 ^c	222 ^b	212 ^b	171 ^b	آئینی نصف قطر / pm
544	904	1089 ^c	317 ^d	63*	نقطہ گداخت / K
1837	1860	888 ^f	554 ^d	77.2*	نقطہ جوش / K
9.808	6.697	5.778 ^h	1.823	0.879 ^g	کثافت / $[\text{g cm}^{-3}(298 \text{ K})]$

$E^{III a}$ واحد بانڈ (عنصر)؛ $E^{3- b}$ ؛ $E^{3+ c}$ ؛ سفید فاسفورس؛ 38.6 atm پر سلیبی شکل؛ α ؛ تصعیدی درجہ حرارت؛ 63K^g ؛ h سلیبی شکل؛ * سالماتی N_2

کی کیمسٹری کو قائم کرنا باقی ہے۔ اس گروپ کے عناصر موسکویم کے علاوہ کی اہم ایٹمی اور طبعی خصوصیات ان کے الیکٹرانی تشکل کے ساتھ جدول 7.1 میں دی گئی ہیں۔

گروپ کی ایٹمی، طبعی اور کیمیائی خصوصیات کے رجحانات سے مندرجہ ذیل بحث کی گئی ہے۔ ان عناصر کا ویلنس شیکل الیکٹرانی تشکل ns^2np^3 ہے۔ ان عناصر میں s اور p اورٹل مکمل بھرا ہوا ہے اور p اورٹل نصف بھرے ہوئے ہیں جو ان کے الیکٹرانی شیل کو مزید استحکام عطا کرتے ہیں۔

7.1.2 الیکٹرانی تشکل

(Electronic Configuration)

7.1.3 ایٹمی اور آئینی نصف قطر
(Atomic and Ionic Radii)

شریک گرفت اور آئینی (ایک مخصوص حالت میں) نصف قطر میں اضافہ ہوتا ہے۔ گروپ میں نیچے جانے پر N سے P اور P تک شریک گرفت نصف قطر میں قابل لحاظ اضافہ دیکھا جاسکتا ہے۔ تاہم As سے Bi تک شریک گرفت نصف قطر میں معمولی اضافہ دیکھا جاسکتا ہے۔ ایسا بھاری عناصر میں مکمل بھرے ہوئے d اور f اورٹل کی موجودگی کی وجہ سے ہوتا ہے۔

7.1.4 آئیونائزیشن اینتھالپی
(Ionisation Enthalpy)

گروپ میں نیچے جانے پر ایٹمی سائز میں بتدریج اضافہ کی وجہ سے آئیونائزیشن اینتھالپی میں کمی آتی ہے۔ زائد مستحکم نصف بھرے ہوئے p اورٹل الیکٹرانی تشکل اور کم سائز کی وجہ سے گروپ IS کے عناصر کی آئیونائزیشن اینتھالپی نظیری پیریڈ میں گروپ 14 کے عناصر کے مقابلے بہت زیادہ ہے۔ آئیونائزیشن اینتھالپی کی بڑھتی ہوئی ترتیب اس طرح ہے۔
(جدول 7.1) $\Delta_i H_1 < \Delta_i H_2 < \Delta_i H_3$

7.1.5 برقی منفیت
(Electronegativity)

عام طور سے گروپ میں نیچے جانے پر ایٹمی سائز میں اضافے کے ساتھ برقی منفیت گھٹتی ہے۔ تاہم بھاری عناصر میں یہ کمی بہت زیادہ نہیں ہے۔

7.1.6 طبعی خصوصیات
(Physical Properties)

اس گروپ کے سبھی عناصر کثیر ایٹمی ہیں۔ ڈائی نائٹروجن دوا ایٹمی گیس ہے جبکہ باقی سبھی ٹھوس ہیں۔ گروپ میں نیچے کی طرف جانے پر دھاتی خصوصیت کم ہوتی چلی جاتی ہے۔ نائٹروجن اور فاسفورس غیر دھاتی ہیں۔ آرسینک اور اینٹی منی دھات نما (Metalloids) ہیں اور ہستہ دھات ہے۔ ایسا آئیونائزیشن اینتھالپی میں کمی اور ایٹمی سائز میں اضافہ کی وجہ سے ہے۔ گروپ میں نیچے جانے پر نقطہ جوش میں عام طور سے اضافہ ہوتا ہے لیکن نقطہ گداخت میں آرسینک تک تو اضافہ ہوتا ہے اور پھر ہستہ تک اس میں کمی آتی جاتی ہے۔ نائٹروجن کے علاوہ سبھی عناصر بہروپیت ظاہر کرتے ہیں۔

7.1.7 کیمیائی خصوصیات
(Chemical Properties)

تکسیدی حالتیں اور کیمیائی تعاملیت میں رجحانات
ان عناصر کی عام تکسیدی حالتیں +3، -3 اور +5 ہیں۔ گروپ میں نیچے جانے پر -3- تکسیدی حالت کو ظاہر کرنے کا رجحان کم ہوتا جاتا ہے کیونکہ سائز اور دھاتی خصوصیت میں اضافہ ہوتا چلا جاتا ہے۔ درحقیقت گروپ کا آخری رکن ہستہ -3- تکسیدی حالت میں بہ مشکل ہی کوئی مرکب بناتا ہے۔ Bi (V) کا صرف ایک مرکب BiF_5 ہے۔ گروپ میں نیچے جانے پر +5- تکسیدی حالت کے استحکام میں کمی اور +3- تکسیدی حالت کے استحکام میں اضافہ (جامد جتہ اثر کی وجہ سے) ہوتا ہے۔ +5- تکسیدی حالت کے علاوہ نائٹروجن جب آکسیجن سے تعامل کرتی ہے تو یہ +1، +2، +4، +5 تکسیدی حالتوں کو بھی ظاہر کرتی ہے۔ اگرچہ یہ ہیلوجن کے ساتھ +5- تکسیدی حالت میں مرکبات نہیں بناتی کیوں کہ اس کے پاس d اورٹل نہیں ہوتے جس میں وہ دوسرے عناصر کے الیکٹرانوں کو رکھ کر گرفت بنا سکے۔ فاسفورس بھی کچھ آکسواہسڈوں میں +1 اور +4- تکسیدی حالتوں کو ظاہر کرتا ہے۔

نائٹروجن کے معاملے میں +1 سے +4- تک سبھی تکسیدی حالتیں القلمی تیزابی محلول میں غیر متناسب کا رجحان ظاہر کرتی ہیں مثال کے طور پر



اسی طرح فاسفورس کے معاملے میں تقریباً سبھی ضمنی تکسیدی حالتیں اٹھلی اور تیزابوں دونوں میں +3 یا +5 میں غیر متناسب ہو جاتی ہیں۔ حالانکہ آرسینک اینٹی منی اور ہستہ +3- تکسیدی حالت غیر متناسبت کے ساتھ بہت زیادہ مستحکم ہو جاتی ہے۔ نائٹروجن کی زیادہ سے زیادہ وینسٹی 4 ہو سکتی ہے۔ کیونکہ صرف 4 اورٹل (ایک s اور تین p) ہی بندش کے

لیے دستیاب ہیں۔ بھاری عناصر کے باہری شیل میں خالی d اور پل ہوتے ہیں جو کہ بندش (Covalency) میں استعمال کیے جاسکتے ہیں اور اس طرح یہ اپنی شریک گرفت میں توسیع کر لیتے ہیں جیسا کہ PF_6^- ہیں۔

نائٹروجن کی غیر مربوط خصوصیات (Anomalous Properties of Nitrogen) نائٹروجن اپنے چھوٹے سائز، زیادہ برقی منفیت، زیادہ آئیونائزیشن اینتھالپی اور d اور پل کی عدم دستیابی کی وجہ سے گروپ کے دیگر ممبران سے مختلف ہے۔ نائٹروجن میں اپنے ساتھ اور چھوٹے سائز نیز زیادہ برقی منفیت والے عناصر (جیسے C, O) کے ساتھ $p\pi-p\pi$ کثیر بانڈ بنانے کی ایک انوکھی صلاحیت ہے۔ اس گروپ کے بھاری عناصر $p\pi-p\pi$ بانڈ نہیں بناتے کیونکہ ان کے ایٹمی اور پل اتنے بڑے اور منقوذ (Diffuse) ہوتے ہیں کہ وہ موثر اور لپنگ نہیں کر سکتے۔ اس طرح نائٹروجن کا سالمہ دوائیٹی ہوتا ہے جس میں دوائیٹوں کے درمیان تھرا بانڈ (ایک s اور دو p) ہوتا ہے۔ نتیجتاً اس کی بانڈ اینتھالپی ($941.4 \text{ kJ mol}^{-1}$) بہت زیادہ ہے۔ اس کے برعکس فاسفورس، آرسینک اور اینٹی منی واحد بانڈ بناتے ہیں جیسے کہ P-P, As-As, Sb-Sb جبکہ مسمتھ عنصری حالت میں دھاتی بانڈ بناتا ہے۔ حالانکہ واحد N-N بانڈ واحد P-P بانڈ کے مقابلے میں کمزور ہوتا ہے کیونکہ غیر بندشی الیکٹرانوں کے بہت زیادہ انٹرا الیکٹرانک دفع کی وجہ سے بانڈ کی لمبائی کم ہو جاتی ہے۔ نتیجتاً نائٹروجن میں کیٹینیشن کارہجان کم ہو جاتا ہے۔ ایک اور عوامل جو نائٹروجن کی کیمسٹری کو متاثر کرتا ہے وہ ہے اس کی ویلنس شیکل میں d اور پل کی عدم موجودگی۔ اس کی ویلنس 4 تک محدود رہنے کے علاوہ نائٹروجن $d\pi-p\pi$ بانڈ نہیں بنا سکتی جیسا کہ بھاری عناصر کرتے ہیں مثلاً $R_3P = CH_2$ یا $R_3P = O$ (القلمی گروپ) فاسفورس اور آرسینک عبوری عناصر کے ساتھ بھی $d\pi-p\pi$ بانڈ بنا سکتے ہیں جب ان کے مرکبات جیسے $P(C_2H_5)_3$ اور $As(C_6H_5)_3$ لیگنڈ کے طور پر کام کرتے ہیں۔

(i) ہائڈروجن کے تئیں تعاملیت : گروپ 15 کے سبھی عناصر EH_3 قسم کے ہائڈرائڈ بناتے ہیں جہاں E = N, P, As, Sb اور Bi ہے۔ ان ہائڈرائڈ کی کچھ خصوصیات جدول 7.2 میں دکھائی گئی ہیں۔ ہائڈرائڈ اپنی خصوصیات میں باقاعدہ (Gradation) ظاہر کرتے ہیں۔ ہائڈرائڈ کا استحکام NH_3 سے BiH_3 تک گھٹتا ہے۔ جس کا مشاہدہ ان کی بانڈ تحلیل اینتھالپی سے کیا جاسکتا ہے۔ نتیجتاً ہائڈرائڈوں کی تحویلی خصوصیت میں اضافہ ہوتا ہے۔ واحد امونیا ایک معمولی تحویلی ایجنٹ ہے جبکہ BiH_3 تمام ہائڈرائڈوں میں سب سے زیادہ طاقتور تحویلی ایجنٹ ہے۔ اس سیت میں بھی مندرجہ ذیل ترتیب کے مطابق کمی آتی ہے۔ $NH_3 > PH_3$ $AsH_3 > SbH_3 > BiH_3$: نائٹروجن کی چھوٹی جسامت اور اعلیٰ الیکٹرونیٹیویٹی کی وجہ سے NH_3 ٹھوس اور رقیق حالتوں میں ہائیڈروجن گرفت دکھاتی ہے۔ اس کی وجہ سے اس کا نقطہ گداخت اور نقطہ ابال PH_3 کے مقابلے میں زیادہ ہوتا ہے۔

جدول 7.2 گروپ 15 کے عناصر کے ہائڈرائڈوں کی خصوصیت

خصوصیت	NH_3	PH_3	AsH_3	SbH_3	BiH_3
نقطہ گداخت / K	195.2	139.5	156.7	185	–
نقطہ جوش / K	238.5	185.5	210.6	254.6	290
فاصلہ (E-H) / pm	101.7	141.9	151.9	170.7	–

-	91.3	91.8	93.6	107.8	HEH زاویہ (°)
278	145.1	66.4	13.4	-46.1	$\Delta_f H^\ominus / \text{kJ mol}^{-1}$
-	255	297	322	389	$\Delta_{\text{diss}} H^\ominus (\text{E-H}) / \text{kJ mol}^{-1}$

(ii) آکسیجن کے تئیں تعاملیت (Reactivity towards oxygen): یہ سبھی عناصر دو قسم کے

آکسائیڈ بناتے ہیں E_2O_3 اور E_2O_5 ۔ اونچی تکسیدی حالت میں عنصر کا آکسائیڈ کم تکسیدی حالت کے مقابلے زیادہ تیزابی ہوتا ہے۔ گروپ میں نیچے جانے پر ان کی تیزابی خصوصیت گھٹتی جاتی ہے۔ نائٹروجن اور فسفورس کے E_2O_5 قسم کے آکسائیڈ خالص تیزابی ہوتے ہیں آرسینک اور اینٹی مونی کے ایفو ٹیرک اور سمٹھ کے آکسائیڈ اساسی ہوتے ہیں۔

(iii) ہیلوجن کے تئیں تعاملیت (Reactivity towards halogens): یہ عناصر تعامل کر کے دو قسم

کے ہیلائیڈ بناتے ہیں۔ EX_3 اور EX_5 ۔ اپنے ویلنس شیل میں d اور پٹل کی عدم موجودگی کی وجہ سے نائٹروجن پینٹا ہیلائیڈ نہیں بناتی۔ ٹرائی ہیلائیڈوں کے مقابلے پینٹا ہیلائیڈ زیادہ شریک گرفت ہوتے ہیں۔ یہ اس وجہ سے ہوتا ہے کہ پینٹا ہیلائیڈ میں +5 اور ٹرائی ہیلائیڈ میں +3 تکسیدی حالتیں ہوتی ہیں۔ چونکہ +5 تکسیدی حالت میں عناصر کی تقطیعی قوت +3 تکسیدی حالت کی نسبت زیادہ ہوتی ہے لہذا شریک گرفت کی خصوصیت پینٹا ہیلائیڈ میں زیادہ ہوتی ہے۔ نائٹروجن کے علاوہ ان عناصر کے تمام ہیلائیڈ مستحکم ہوتے ہیں۔ نائٹروجن میں صرف NF_3 ہی مستحکم ہے۔ BiF_3 کے علاوہ ٹرائی ہیلائیڈ بہت زیادہ شریک گرفت نوعیت کے ہیں۔

(iv) دھاتوں کے تئیں تعاملیت (Reactivity towards metals): یہ سبھی عناصر دھاتوں کے ساتھ

تفاعل کر کے بائری مرکبات بناتے ہیں اور +3 تکسیدی حالت کو ظاہر کرتے ہیں مثلاً Ca_3N_2 (کیلشیم نائٹرائڈ) Ca_3P_2 (کیلشیم فاسفائیڈ) Na_3As (سوڈیم آرسینائیڈ) Zn_3Sb_2 (زنک اینٹی موناڈ) اور Mg_3Bi_2 (مگنیشیم بسمتھائیڈ)

مثال 7.1

حالانکہ نائٹروجن +5 تکسیدی حالت کو ظاہر کرتی ہے لیکن یہ پینٹا ہیلائیڈ نہیں بناتی۔ وجہ بتائیے۔

حل

نائٹروجن (n = 2) میں صرف s اور p اور پٹل ہوتے ہیں۔ اس کے پاس اپنے کو ویلنس میں چار سے آگے توسیع کے لیے d اور پٹل نہیں ہوتے۔ اسی لیے یہ پینٹا ہیلائیڈ نہیں بناتی۔

مثال 7.2

PH_3 کا نقطہ جوش NH_3 کے مقابلے کم ہے۔ کیوں؟

حل

NH_3 کی طرح PH_3 کے سالمات رقیق حالت میں ہائیڈروجن بندش کے ذریعہ جڑے ہوئے نہیں ہوتے۔ اسی وجہ سے PH_3 کا نقطہ جوش NH_3 کے مقابلے کم ہوتا ہے۔

متن پر مبنی سوالات

7.1 ٹرائی ہیلائیڈوں کے مقابلے P ، As ، Sb اور B کے پینٹا ہیلائیڈ زیادہ شریک گرفت کیوں ہوتے ہیں؟

7.2 گروپ 15 عناصر کے تمام ہائیڈرائڈوں میں BiH_3 سب سے مضبوط تھویلی ایجنٹ ہے۔ کیوں؟

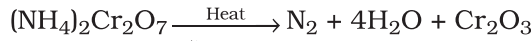
7.2 ڈائی نائٹروجن (Dinitrogen)

تیاری (Preparation)

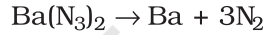
ڈائی نائٹروجن کو تجارتی پیمانے پر ہوا کی امانت (Liquifaction) اور کسری کشید (Fractional Distillation) سے تیار کیا جاتا ہے۔ رقیق ڈائی نائٹروجن (b.p. 77.2k) کی کشید پہلے ہوتی ہے جبکہ رقیق آکسیجن (p.p. 90k) کی کشید اس کے بعد ہوتی ہے۔
تجربہ گاہ میں ڈائی نائٹروجن کو بنانے کے لیے امونیم کلورائیڈ کے آبی محلول کا سوڈیم نائٹریٹ کے ساتھ تعامل کرایا جاتا ہے۔



اس تعامل میں تھوڑی سی مقدار میں NO اور HNO₃ بھی بنتے ہیں۔ یہ ملاوٹیں گیس کو پٹاشیم ڈائی کرومیٹ پر مشتمل آبی سلفیورک ایسڈ میں سے گزار کر دور کی جاسکتی ہیں۔ اسے امونیم ڈائی کرومیٹ کی حرارتی تحلیل سے بھی حاصل کیا جاسکتا ہے۔



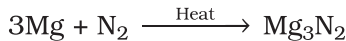
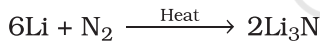
بہت زیادہ خالص نائٹروجن کو سوڈیم یا پیریم ایزائیڈ کی حرارتی تحلیل سے حاصل کیا جاسکتا ہے۔



خصوصیات (Properties)

ڈائی نائٹروجن بے رنگ، بغیر بو، بے ذائقہ اور غیر سی گیس ہے۔ اس کے دو مستحکم آئسوٹوپ ہیں ¹⁴N اور ¹⁵N یہ پانی میں بہت کم حل پذیر ہے (273k اور Ibar دباؤ پر فی لیٹر پانی میں 23.2 cm³) اس کے نقطہ انجماد اور نقطہ جوش کم ہوتے ہیں (جدول 7.1)

کمرہ کے درجہ حرارت پر ڈائی نائٹروجن بہت زیادہ غیر عامل ہے کیونکہ N≡N بانڈ کی بانڈ اینتھالپی زیادہ ہوتی ہے۔ حالانکہ درجہ حرارت میں اضافہ کے ساتھ تعاملیت میں تیزی سے اضافہ ہوتا ہے۔ اونچے درجہ حرارت پر یہ کچھ دھاتوں کے ساتھ تعامل کر کے آبی نائٹرائڈ بناتی ہے اور غیر دھاتوں کے ساتھ شریک گرفت نائٹرائڈ بناتی ہے۔ کچھ تعاملات ذیل میں دیے گئے ہیں۔



یہ تقریباً 773 K پر وسط کی موجودگی میں ہائیڈروجن سے تعامل کر کے (ہیبرس پراسس) امونیا بناتی ہے۔



صرف بہت زیادہ درجہ حرارت (تقریباً 2000 K پر) پر ڈائی نائٹروجن ڈائی آکسیجن سے تعامل کر کے نائٹرک آکسائیڈ، NO بناتی ہے۔

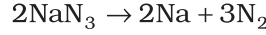


استعمال : ڈائی نائٹروجن کا سب سے اہم استعمال امونیا بنانے میں اور نائٹروجن پر مشتمل دیگر صنعتی کیمیا بنانے میں کیا جاتا ہے۔ (مثلاً کیلشیم سائمنائیڈ) جہاں غیر عامل کرہ بادی کی ضرورت ہوتی ہے وہاں بھی اس کا استعمال کیا جاتا ہے۔ (مثلاً آئرن اور اسٹیل انڈسٹری میں، متعامل کیمیکلس کے

لیے غیر عامل میڈیم) رقیق ڈائی نائٹروجن کا استعمال حیاتیاتی اشیاء، غذائی مادے اور کرایوسرجری (Cryosurgery) میں رلیفریجرنٹ کے طور پر کیا جاتا ہے۔

مثال 7.3 سوڈیم ایزنائڈ کی حرارتی تحلیل کے لیے تعامل لکھیے۔

حل سوڈیم ایزنائڈ کی حرارتی تحلیل کے نتیجے میں ڈائی نائٹروجن گیس پیدا ہوتی ہے۔



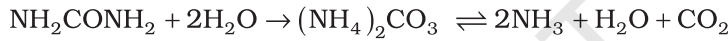
متن پر مبنی سوالات

7.3 کمرہ کے درجہ حرارت پر N_2 کم تعامل پذیر کیوں ہے؟

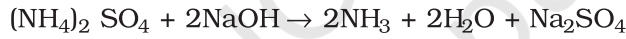
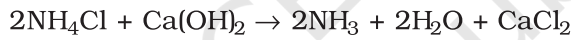
تیاری (Preparation)

7.3 امونیا (Ammonia)

امونیا ہوا اور مٹی میں کم مقدار میں موجود ہوتی ہے جہاں یہ نائٹروجنی نامیاتی مادہ (مثلاً یوریا) کی تحلیل کے نتیجے میں پیدا ہوتی ہے۔



چھوٹے پیمانے پر امونیا کو امونیا نمک سے حاصل کیا جاتا ہے جو کہ کاسٹک سوڈا یا چونے کے ساتھ تعامل کر کے تحلیل ہو جاتا ہے۔



بڑے پیمانے پر امونیا کو ہیمپرس پراسس کے ذریعہ تیار کیا جاتا ہے۔



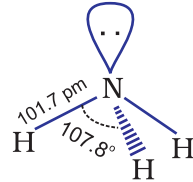
لے چیلنرس اصول کے مطابق، امونیا کی تشکیل کے لیے اونچا دباؤ موافق ہوگا۔ $200 \times 10^5 \text{ Pa}$ (تقریباً 200 atm)، 700 K کا درجہ حرارت نیز K_2O اور Al_2O_3 پر مشتمل آئرن آکسائیڈ جیسے وسیط کا استعمال تاکہ توازن کی حالت کو حاصل کرنے کی شرح میں اضافہ ہو سکے، یہ کچھ ایسے حالات ہیں جو امونیا کی تیاری کے لیے موافق ہیں۔ امونیا کی تیاری سے متعلق فلوچارٹ شکل 7.1 میں دکھایا گیا ہے۔

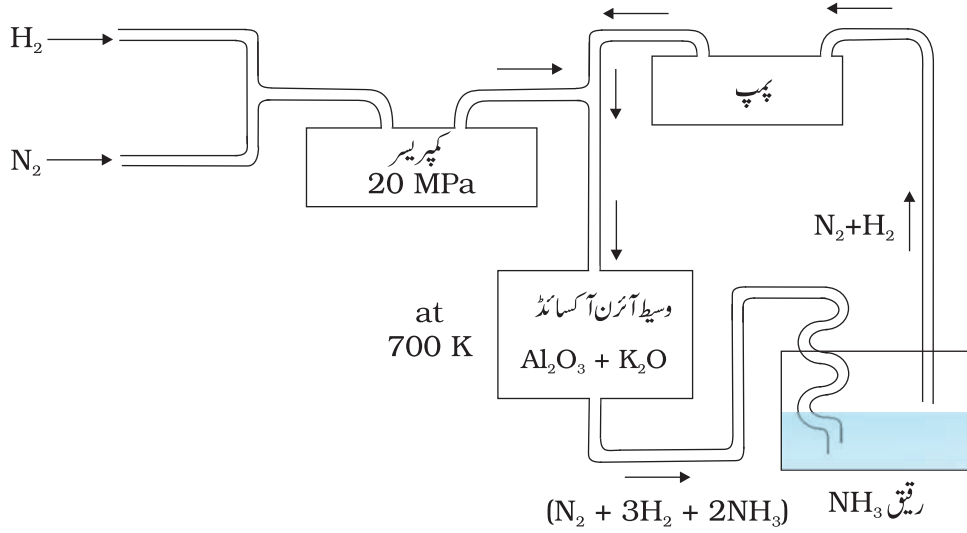
خصوصیات (Properties)

امونیا ایک بے رنگ گیس ہے جس میں سے تیز بو آتی ہے۔ اس کے نقطہ انجماد اور نقطہ جوش بالترتیب 198.4 K اور 239.7 K ہیں۔ ٹھوس اور رقیق حالت میں یہ ہائیڈروجن بانڈ سے منسلک ہوتی ہے جیسا کہ پانی میں ہوتا ہے جس کی وجہ سے اس کے نقطہ گداخت اور نقطہ جوش کی قدریں سالماتی کمیت کی بنیاد پر متوقع قدروں کے مقابلے زیادہ ہوتی ہیں۔ امونیا کا سالمہ ٹرائی گول پیرائڈل ہوتا ہے جس کی چوٹی پر نائٹروجن ایٹم ہے۔ اس میں الیکٹران کے تین بانڈ پیئر اور ایک لون پیئر ہوتا ہے جیسا کہ اس کی ساخت میں دکھایا گیا ہے۔

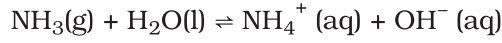
امونیا گیس پانی میں بہت زیادہ حل پذیر ہے۔ اس کا آبی محلول OH^- آئنوں کی تشکیل کی وجہ سے معمولی

اساس ہوتا ہے۔

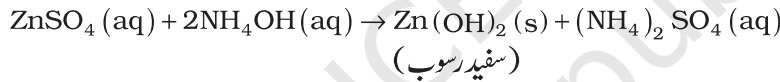
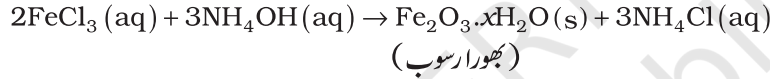




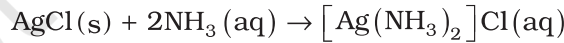
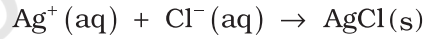
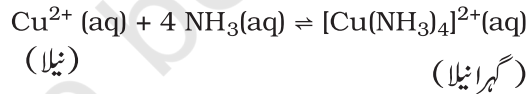
شکل 7.1 : امونیا کی تیاری کا فلو چارٹ



یہ تیزابوں کے امونیم نمک بناتی ہے مثلاً NH_4Cl , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ وغیرہ۔ کمزور اساس کے طور پر یہ کئی دھاتوں کے ہائیڈروکسائیڈوں کی ان کے نمک محلولوں سے تریب کر دیتی ہے۔ مثال کے طور پر



امونیا سالمہ کے نائٹروجن ایٹم پر الیکٹرانوں کے لون پیئر کی موجودگی اسے لیوئس اساس بنا دیتی ہے۔ یہ ایک الیکٹران کا جوڑا دے کر دھاتی آئنوں کے ساتھ بندش کرتی ہے۔ اور ایسے کمپلیکس مرکبات کی تشکیل کرتی ہے جن کا استعمال Cu^{2+} اور Ag^{2+} جیسے دھاتی آئنوں کی شناس میں کیا جاتا ہے۔



استعمال: امونیا کا استعمال متعدد نائٹروجنی فرٹیلائزرز (امونیم نائٹریٹ، یوریا، امونیم فاسفیٹ اور امونیم سلفیٹ) بنانے میں اور کچھ غیر نامیاتی نائٹروجنی مرکبات جن میں سب سے زیادہ اہم نائٹریک ایسڈ ہے بنانے میں کیا جاتا ہے۔ رقیق امونیا کا استعمال ریفریجریٹ کے طور پر بھی کیا جاتا ہے۔

مثال 7.4

NH_3 لیوٹس اساس کے طور پر کیوں کام کرتی ہے؟

حل

NH_3 میں نائٹروجن ایٹم کے پاس الیکٹرانوں کا ایک لون پیئر ہوتا ہے جو کہ عطیہ کے لیے دستیاب رہتا ہے۔ اسی لیے یہ لیوٹس اساس کے طور پر کام کرتی ہے۔

متن پر مبنی سوالات

7.4 امونیا کی پیداوار میں اضافہ کے لیے درکار حالات کو بیان کیجئے۔

7.5 امونیا Cu^{2+} کے محلول سے کس طرح تعامل کرتی ہے؟

7.4 نائٹروجن کے آکسائیڈز
نائٹروجن مختلف تکسیدی حالتوں میں متعدد آکسائیڈز بناتی ہے۔ ان آکسائیڈز کے نام فارمولے، تیاری اور طبعی حالت جدول 7.3 میں دی گئی ہے۔

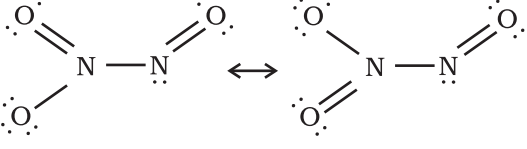
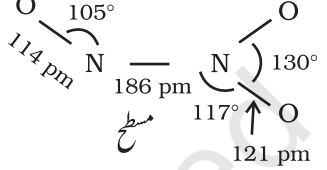
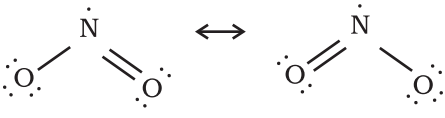
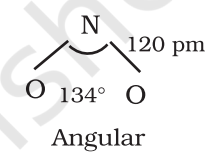
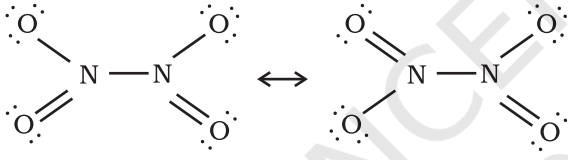
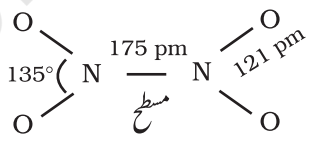
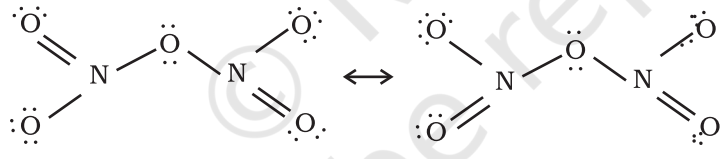
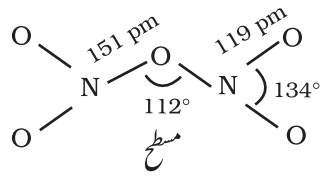
(Oxides of Nitrogen)

جدول 7.3 نائٹروجن کے آکسائیڈز

نام	فارمولہ	نائٹروجن کی تکسیدی حالت	تیاری کے عام طریقے	طبعی حالت اور کیمیائی نوعیت
ڈائی نائٹروجن آکسائیڈ (نائٹروجن (I) آکسائیڈ)	N_2O	+ 1	$\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{\text{Heat}} \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$	بے رنگ گیس تبدیل
نائٹروجن مونو آکسائیڈ (نائٹروجن (II) آکسائیڈ)	NO	+ 2	$2\text{NaNO}_2 + 2\text{FeSO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}$	بے رنگ گیس تبدیل
ڈائی نائٹروجن ٹرائی آکسائیڈ (نائٹروجن (III) آکسائیڈ)	N_2O_2	+ 3	$2\text{NO} + \text{N}_2\text{O}_4 \xrightarrow{250\text{K}} 2\text{N}_2\text{O}_3$	نیلا ٹھوس تیزابی
نائٹروجن ٹرائی آکسائیڈ (نائٹروجن (IV) آکسائیڈ)	NO_2	+ 4	$2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{673\text{K}} 4\text{NO}_2 + 2\text{PbO}$	بھوری گیس تیزابی
ڈائی نائٹروجن ٹیٹرا آکسائیڈ (نائٹروجن (IV) آکسائیڈ)	N_2O_4	+ 4	$2\text{NO}_2 \xrightleftharpoons[\text{Heat}]{\text{Cool}} \text{N}_2\text{O}_4$	بے رنگ ٹھوس رقیق، تیزابی
ڈائی نائٹروجن ٹیٹرا آکسائیڈ (نائٹروجن (V) آکسائیڈ)	N_2O_5	+ 5	$4\text{HNO}_3 + \text{P}_4\text{O}_{10} \rightarrow 4\text{HPO}_3 + 2\text{N}_2\text{O}_5$	بے رنگ ٹھوس تیزابی

آکسائیڈز کی لیوٹس ڈاٹ خاص گمک ساختیں اور بانڈ پیرامیٹر جدول 7.4 میں دیے گئے ہیں۔

جدول 7.4 نائٹروجن کے آکسائیڈوں کی ساختیں

Formula	Resonance Structures	Bond Parameters
N_2O	$\ddot{N}=N=\ddot{O} \longleftrightarrow :N \equiv N - \ddot{O}:$	$N - N - O$ 113 pm 119 pm خطی
NO	$:N = \ddot{O} \longleftrightarrow :\dot{N} = \ddot{O}:$	$N - O$ 115 pm
N_2O_3		
NO_2		
N_2O_4		
N_2O_5		

مثال 7.5 NO_2 ڈائی میرائز (Dimerise) کیوں ہے؟

حل NO_2 ویلنس الیکٹرانوں کی تعداد طاق ہے۔ یہ ایک طاق سالمہ کے جیسا طرز عمل ظاہر کرتا ہے۔ ڈائی میرائزیشن پر یہ مستحکم N_2O_4 سالمہ میں تبدیل ہو جاتی ہے جس میں الیکٹرانوں کی تعداد جفت ہے۔

متن پر مبنی سوالات

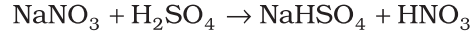
7.6 N_2O_5 میں نائٹروجن کا کوویلنس کیا ہے؟

نائٹروجن $H_2N_2O_2$ (ہائپو نائٹرس ایسڈ) HNO_2 (نائٹرس ایسڈ) اور HNO_3 نائٹریک ایسڈ جیسے آکسائیڈ بناتی ہے۔ ان میں سے HNO_3 سب سے زیادہ اہم ہے۔

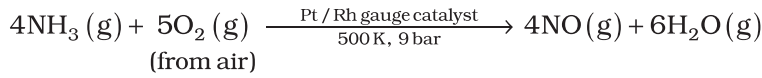
7.5 نائٹریک ایسڈ
(Nitric Acid)

تیاری

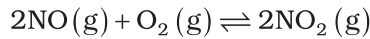
تجربہ گاہ میں نائٹرک ایسڈ کو گلاس ریٹارٹ (Glass retort) میں KNO_3 یا NaNO_3 کو سلفیورک ایسڈ کے ساتھ گرم کر کے بنایا جاتا ہے۔



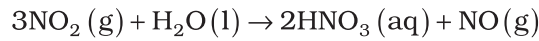
بڑے پیمانے پر اسے اوسٹوالڈ پراسس (Ostwald's Process) کے ذریعہ تیار کیا جاتا ہے۔ یہ طریقہ کرہ بادی کی آکسیجن کے ذریعہ NH_3 کی وسطی تکسید پر مبنی ہے۔



اس طرح حاصل ہونے والا نائٹرک آکسائیڈ آکسیجن کے ساتھ متحد ہو کر NO_2 دیتا ہے۔



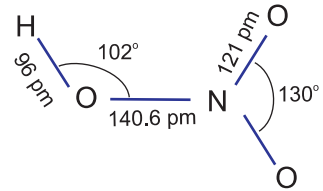
اس طرح سے بننے والی نائٹروجن ڈائی آکسائیڈ پانی میں حل ہو کر HNO_3 بناتی ہے۔



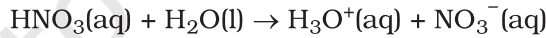
اس طرح حاصل ہونے والی NO کو ری سائیکل کیا جاتا ہے اور HNO_3 کے آبی محلول کو کشید کی مدد سے کمیت کے اعتبار سے 68% تک مرتکز کیا جاسکتا ہے۔ مرتکز H_2SO_4 کے ساتھ ڈی ہائڈریشن کے ذریعہ 98% تک مرتکز کیا جاسکتا ہے۔

خصوصیات

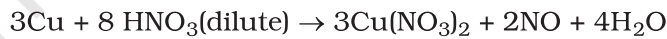
یہ ایک بے رنگ رقیق ہے (b.p. 355.6 K اور f.p. 231.4 K) تجربہ گاہ میں بنائے گئے نائٹرک ایسڈ میں کمیت کے اعتبار سے 68% HNO_3 ہوتا ہے۔ اور اس کی نوعی کثافت (Specific Gravity) 1.504 ہے۔



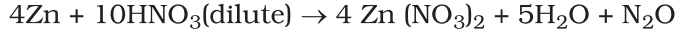
کیسی حالت میں HNO_3 کا سالمہ مسطح ہوتا ہے جس کی ساخت کو شکل میں دکھایا گیا ہے۔ آبی محلول میں نائٹرک ایسڈ طاقتور تیزاب کے جیسا طرز عمل ظاہر کرتا ہے نیز ہائڈرونیئم اور نائٹریٹ آئن بناتا ہے۔



مرتکز نائٹرک ایسڈ ایک طاقتور تکسیدی ایجنٹ ہے اور نویل دھاتوں جیسے سونا اور پلٹنم کو چھوڑ کر زیادہ تر دھاتوں سے تعامل کرتا ہے۔ تکسید کے ماحصلات کا انحصار ایسڈ کے ارتکاز، درجہ حرارت اور تکسید ہونے والے مادے کی نوعیت پر ہوتا ہے۔



زنک ڈائی لیوٹ نائٹرک ایسڈ کے ساتھ تعامل کر کے N_2O بناتا ہے اور مرتکز نائٹرک ایسڈ کے ساتھ تعامل کر کے NO_2 بناتا ہے۔

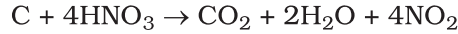


کچھ دھاتیں (مثلاً Al، Cr) مرتکز نائٹرک ایسڈ میں حل نہیں ہوئیں کیونکہ ان کی سطح پر آکسائیڈ کی Passive

پرت بن جاتی ہے۔

مرتکز نائٹرک ایسڈ غیر دھاتوں اور ان کے مرکبات کو بھی تکسید کرتا ہے۔ آئیوڈین کی آئیوڈک ایسڈ میں کاربن کی

کاربن ڈائی آکسائیڈ میں سلفرک H_2SO_4 میں اور فاسفورس کی فاسفورک ایسڈ میں تکسید ہوتی ہے۔



برائون رنگ ٹیسٹ (Brown Ring Test): نائٹریٹ کے لیے جانا پہچانا براؤن رنگ ٹیسٹ Fe^{2+} آئینوں کی

اس صلاحیت پر مبنی ہے جس کے ذریعہ یہ نائٹریٹ کی نائٹرک آکسائیڈ میں تحلیل کر دیتے ہیں جو کہ Fe^{2+} سے تعامل کر کے

بھورے رنگ کا کمپلیکس بناتا ہے۔ یہ ٹیسٹ عام طور سے نائٹریٹ آئن کے آبی محلول میں ڈائی لیوٹ فیرس سلفیٹ ملا کر اور

پھر اس کے بعد احتیاط کے ساتھ ٹیسٹ ٹیوب کی دیوار کے سہارے مرتکز H_2SO_4 ملا کر انجام دیا جاتا ہے۔ محلول اور

سلفیورک ایسڈ کی پرتوں کے انٹرفیس پر بھورے رنگ کے چھلے کا بننا محلول میں نائٹریٹ آئینوں کی موجودگی کو ظاہر کرتا ہے۔



(کبھی)

استعمال: نائٹرک ایسڈ کا سب سے زیادہ استعمال فریڈلائزروں کے لیے امونیم نائٹریٹ بنانے

میں اور دھماکہ نیز پائر و تکنیک (Pyrotechnics) میں دیگر نائٹریٹ بنانے میں کیا جاتا ہے اس کا

استعمال نائٹرو گلسرین ٹرائی نائٹرو ٹولونین اور دیگر نامیاتی نائٹرو مرکبات بنانے میں کیا جاتا ہے۔ اس

کا دوسرا اہم استعمال اسٹین لیس اسٹیل کی سطح کو صاف کرنے، دھاتوں پر نقاشی کرنے اور راکٹ

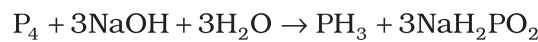
اینڈھنوں میں تکسید کے طور پر کیا جاتا ہے۔

فاسفورس کئی بہروپی شکلوں میں پایا جاتا ہے۔ سفید، سرخ اور سیاہ اہم بہروپی شکلیں ہیں۔

سفید فاسفورس نرم شفاف سفید موم جیسا ٹھوس ہے۔ یہ زہریلا ہوتا ہے، پانی میں غیر حل پذیر ہے لیکن کاربن

ڈائی سلفائیڈ میں حل پذیر ہے اور اندھیرے میں چمکتا ہے (Chemiluminesence) غیر عامل کرہ باد میں اعلیٰ

ہوئے NaOH میں حل ہو جاتا ہے اور PH_3 بناتا ہے۔



(سوڈیم ہائیپوفاسفیٹ)

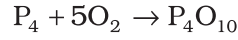
7.6 فاسفورس کے بہروپ

(Phosphorus —

Allotropic

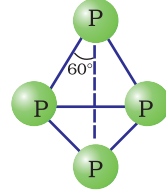
Forms)

سفید فاسفورس کم مستحکم ہے اور اس لیے عام حالات میں دیگر ٹھوس حالتوں کے مقابلے زیادہ تعامل پذیر ہے کیونکہ P_4 سالمہ میں زاویائی تناؤ ہے جہاں زاویے صرف 60° کے ہیں۔ یہ ہوا میں تیزی سے آگ پکڑ لیتا ہے اور P_4O_{10} کا سفید دھواں پیدا کرتا ہے۔



یہ مجرد ٹیڑا ہیڈرل P_4 سالمات پر مشتمل ہوتا ہے جیسا کہ شکل 7.2 میں دکھایا گیا ہے۔

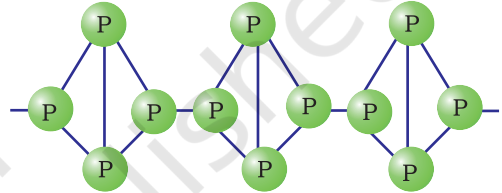
سفید فاسفورس کو غیر عامل کرہ بادی میں 573 K پر کئی دنوں تک گرم کرنے سے سرخ فاسفورس حاصل ہوتا ہے۔ جب سرخ فاسفورس کو اونچے دباؤ پر گرم کیا جاتا ہے تو سیاہ فاسفورس کی فیز کا ایک سلسلہ تشکیل پاتا ہے۔ سرخ فاسفورس میں لوہے جیسی سلیٹی چمک ہوتی ہے۔ اس میں کسی قسم کی کوئی بونہیں ہوتی، یہ زہر یلا نہیں ہے اور پانی نیز کاربن ڈائی سلفائیڈ دونوں میں حل پذیر نہیں ہے۔ کیمیائی اعتبار سے سرخ فاسفورس سفید فاسفورس کے مقابلے کم تعامل پذیر ہے۔ یہ اندھیرے میں نہیں چمکتا۔



شکل 7.2: سفید فاسفورس

یہ پالیمرک (Polymeric) ہے جس میں P_4 ٹیڑا ہیڈرل زنجیریں ایک دوسرے سے جڑی رہتی ہیں جیسا کہ شکل 7.3 میں دکھایا گیا ہے۔

سیاہ فاسفورس کی دو شکلیں ہیں α -بلیک فاسفورس اور β -بلیک فاسفورس۔ جب سرخ فاسفورس کو سیل بند ٹیوب میں 803 K پر گرم کیا جاتا ہے تو α -بلیک فاسفورس حاصل ہوتا ہے۔ اس کی ہوا میں تکسید ہو سکتی ہے اور اس کا کرٹل مونوکلینک (Monoclinic) یا رہومیو ہیڈرل (Rhombohedral) ہوتا ہے۔ یہ ہوا میں تکسید نہیں ہوتا β -بلیک فاسفورس اس وقت حاصل ہوتا ہے جب سفید فاسفورس کو اونچے دباؤ پر 473 K تک گرم کیا جاتا ہے۔ یہ 673 K تک ہوا میں نہیں جلتا۔



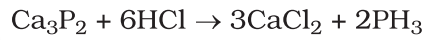
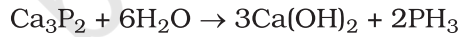
شکل 7.3: سرخ فاسفورس

7.7 فاسفین

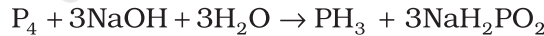
(Phosphine)

تیاری

کیلشیم فاسفائیڈ کا پانی یا ڈائی لیوٹ HCl کے ساتھ تعامل کر کے فاسفین بناتا ہے۔

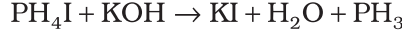


تجربہ گاہ میں اسے سفید فاسفورس کو مرکب NaOH محلول کے ساتھ CO_2 کے غیر حاصل کرہ بادی میں گرم کر کے بنایا جاتا ہے۔



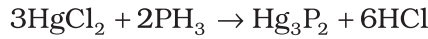
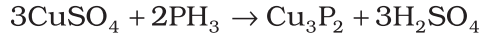
(سوڈیم ہائیپوفاسفائیٹ)

جب خالص شکل میں ہوتی ہے تو یہ اشتعال پذیر نہیں ہے لیکن P_4 بخارات کی موجودگی میں یہ اشتعال پذیر ہو جاتی ہے۔ ملاوٹوں کو دور کر کے خالص بنانے کے لیے اسے HI میں جذب کرایا جاتا ہے جس سے فاسفونیم آیوڈائیڈ (Phosphonium Iodide) (PH_4I) بنتا ہے۔ جو کہ KOH سے تعامل کر کے فاسفین بناتا ہے۔



خصوصیات

یہ ایک بے رنگ گیس ہے جس میں سے سڑی ہوئی مچھلی جیسی بو آتی ہے۔ اور نہایت زہریلی ہے۔ یہ Cl_2 ، HNO_3 اور Br_2 بخارات جیسے تفسیدی ایجنٹ کی معمولی سی مقدار کے ساتھ تعامل کر کے دھماکہ کر دیتی ہے۔ یہ پانی میں بہت زیادہ حل پذیر ہے۔ پانی میں PH_3 کا محلول روشنی کی موجودگی میں تحلیل ہو کر سرخ فاسفورس اور H_2 پیدا کرتا ہے۔ جب اسے کاپرسلفیٹ یا مرکبورک کلورائیڈ کے محلول میں جذب کرایا جاتا ہے تو نظیری فاسفائیڈ حاصل ہوتے ہیں۔



فاسفین کمزور قسم کا اساس ہے اور امونیا کی طرح تیز ابوں سے تعامل کر کے فاسفونیم مرکبات بناتی ہے۔ مثلاً



استعمال: فاسفین کا از خود احتراق کا تکنیکی استعمال ہالے سگنل (Holme's Signals) میں کیا جاتا ہے۔ کمپشیم کاربائیڈ اور کمپشیم فاسفائیڈ کے کنٹینرز کو سمندر میں پھینکا جاتا ہے اور جب گیس خارج ہو کر جلتی ہے تو یہ سگنل کا کام کرتی ہے۔ اس کا استعمال سموک اسکرین میں بھی کیا جاتا ہے۔

مثال 7.6

یہ کس طرح ثابت کیا جاسکتا ہے کہ PH_3 کی فطرت اساسی ہے۔

حل PH_3 ، HI جیسے تیز ابوں سے تعامل کر کے PH_4I بناتی ہے جس سے ظاہر ہوتا ہے کہ اس کی فطرت اساسی ہے۔



فاسفورس ایٹم پر اکیلے جوڑے کی موجودگی کی وجہ سے PH_3 مذکورہ بالا تعامل میں لیوئس اساس کے طور پر کام کرتی ہے۔

متن پر مبنی سوالات

7.7 PH_4^+ میں بانڈ زاویہ PH_3 کے مقابلے زیادہ ہے۔ کیوں؟

7.8 کیا ہوتا ہے جب سفید فاسفورس کو CO_2 کے غیر عامل کرہ بادی میں مرتکز NaOH محلول کے ساتھ گرم کیا جاتا ہے؟

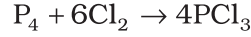
فاسفورس دو قسم کے ہیلائیڈ یعنی PX_3 (X = F, Cl, Br, I) اور PX_5 (X = F, Cl, Br) بناتا ہے۔

7.8 فاسفورس ہیلائیڈس
(Phosphours Halides)

7.8.1 فاسفورس ٹرائی

تیاری

اسے گرم سفید فاسفورس کے اوپر خشک کلورین گزار کر تیار کیا جاتا ہے۔



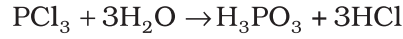
اسے تھائیول کلورائیڈ اور سفید فاسفورس کے تعامل سے بھی بنایا جاتا ہے۔



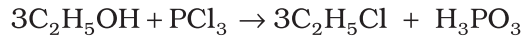
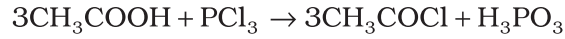
(Phosphorous Trichloride)

خصوصیات

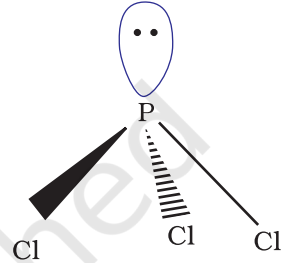
یہ بے رنگ چکنار قیق ہے اور نمی کی موجودگی میں ہائڈرولائز ہو جاتا ہے۔



یہ C_2H_5OH ، CH_3COOH جیسے OH گروپ پر مشتمل نامیاتی مرکبات سے تعامل کرتا ہے۔



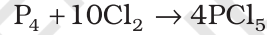
اس کی شکل پائرامڈل (Pyramidal) ہے جیسا کہ دکھایا گیا ہے، جس میں فاسفورس کی مخلوطیت sp^3 ہے۔



7.8.2 فاسفورس پینٹا کلورائیڈ

تیاری

فاسفورس پینٹا کلورائیڈ کو بنانے کے لیے سفید فاسفورس کا زیادہ خشک کلورین کے ساتھ تعامل کرایا جاتا ہے۔



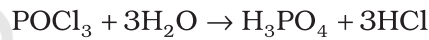
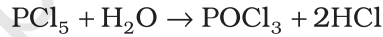
اسے فاسفورس پر SO_2Cl_2 کے عمل سے بھی بنایا جاتا ہے۔



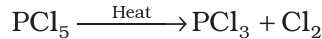
(Phosphorus Pentachloride)

خصوصیات

PCl_5 ایک زردی مائل سفید پاؤڈر ہے اور مرطوب ہوا میں یہ ہائڈرولائز ہو کر $POCl_3$ بناتا ہے آخر میں فاسفورس ایسڈ میں تبدیل ہو جاتا ہے۔



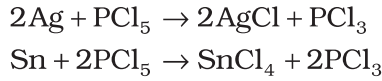
گرم کرنے پر اس کی تصعید ہو جاتی ہے لیکن زیادہ گرم کرنے پر تحلیل ہو جاتا ہے۔



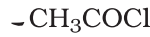
یہ OH گروپ پر مشتمل نامیاتی مرکبات سے تعامل کر کے انھیں کلورو مشتق (Chloro Derivatives) میں تبدیل کر دیتا ہے۔



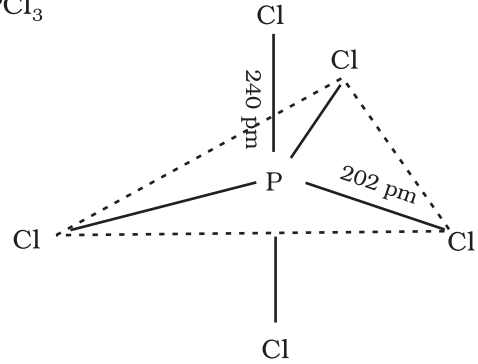
باریک پاؤڈر کی شکل میں دھات جب PCl_5 کے ساتھ تعامل کرتی ہے تو نظیری کلورائیڈ حاصل ہوتے ہیں۔



اس کا استعمال کچھ نامیاتی مرکبات کی تالیف میں کیا جاتا ہے جیسے $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$



گیس اور رقیق حالتوں میں اس کی ساخت ٹرائی گونل بائی پیرامیڈل ہوتی ہے جیسا کہ شکل میں دکھایا گیا ہے۔ تین خط استوائی P-Cl بانڈ معادل ہوتے ہیں جبکہ دو محوری بانڈ خط استوائی بانڈ کے مقابلے زیادہ لمبے ہوتے ہیں۔ یہ اس حقیقت کی وجہ سے ہے کہ خط استوائی بانڈ پیئر کے مقابلے محوری بانڈ پیئر پر دفع کا اثر زیادہ ہوتا ہے۔

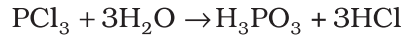


نمی کی موجودگی میں PCl_3 دھواں کیوں بن جاتا ہے؟

مثال 7.7

PCl_3 نمی کی موجودگی میں ہائڈرولائز ہو کر HCl کا دھواں بناتا ہے۔

حل



PCl_5 سالمہ میں کیا سبھی پانچویں بانڈ معادل ہیں؟ اپنے جواب کی حمایت میں جواز پیش کیجیے۔

مثال 7.8

حل PCl_5 کی ساخت ٹرائی گونل بائی پیرامیڈل ہوتی ہے اور تینوں خط استوائی بانڈ معادل ہوتے ہیں جبکہ دو محوری بانڈ مختلف ہوتے ہیں اور خط استوائی بانڈ کے مقابلے زیادہ لمبے ہیں۔

حل

متن پر مبنی سوالات

7.9 جب PCl_5 کو گرم کیا جاتا ہے تو کیا ہوتا ہے؟

7.10 پانی کے ساتھ PCl_5 کے تعامل کی متوازن مساوات لکھیے۔

فسفورس متعدد آکسوائیڈ بناتا ہے۔ فوسفورس کے اہم آکسوائیڈوں کے فارمولے، بنانے کے طریقے اور ان کی

ساخت میں کچھ مخصوص بانڈ کی موجودگی کو جدول 7.5 میں دیا گیا ہے۔

آکسوائیڈوں کی ترکیب H_2O سالمات یا O^- ایٹم کے حصول یا زیادہ کے اعتبار سے ایک دوسرے سے متعلق ہیں۔

کچھ اہم آکسوائیڈوں کی ساختیں ذیل میں دی گئی ہیں۔

آکسوائیڈوں میں فوسفورس دیگر ایٹموں کے ذریعہ ٹیٹراہیڈرل انداز میں جڑا ہوتا ہے۔ یہ سبھی ایسڈ ایک $\text{P} = \text{O}$

اور کم از کم ایک $\text{P} - \text{OH}$ بانڈ پر مشتمل ہوتے ہیں۔ وہ آکسوائیڈ جن میں فوسفورس کی کمترین تکسیدی حالت ($+5$)

سے کم) ہوتی ہے ان میں $\text{P} = \text{O}$ اور $\text{P} - \text{OH}$ بانڈ کے ساتھ ساتھ یا تو $\text{P} - \text{P}$ (مثلاً $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$ میں) یا $\text{P} - \text{H}$

(مثلاً H_3PO_2 میں) بانڈ ہوتے ہیں لیکن دونوں ایک ساتھ نہیں۔ فوسفورس کی $+3$ تکسیدی حالت میں یہ ایسڈ بالائی

اور زیریں تکسیدی حالتوں کے تین غیر تناسبیت کا رجحان رکھتے ہیں۔ مثال کے طور پر آرتھو فوسفورس ایسڈ (یا فوسفورس

7.9 فوسفورس کے

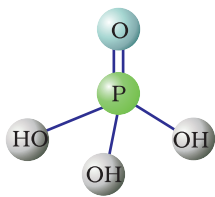
آکسوائیڈ

(Oxoacids of Phosphorus)

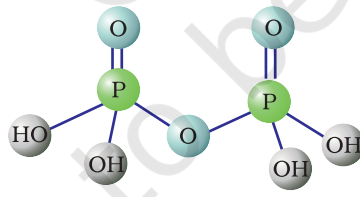
جدول 7.5 فاسفورس کے آکسوایسڈ

نام	فارمولہ	فاسفورس کی تکسیدی حالت	مخصوص بانڈ اور ان کی تعداد	تیاری
ہائپوفاسفورس (فاسفینک)	H_3PO_2	+1	ایک $P-OH$ دو $P-H$ ایک $P=O$	سفید P_4 + اقلی
آرتھو فاسفورس (فاسفونک)	H_3PO_3	+3	دو $P-OH$ ایک $P-H$ ایک $P=O$	$P_2O_3 + H_2O$
پائرو فاسفورس	$H_4P_2O_5$	+3	دو $P-OH$ دو $P-H$ دو $P=O$	$PCl_3 + H_3PO_3$
ہائپوفاسفورک	$H_4P_2O_6$	+4	چار $P-OH$ دو $P=O$ ایک $P-P$	لال P_4 + اقلی
آرتھو فاسفورک	H_3PO_4	+5	تین $P-OH$ ایک $P=O$	$P_4O_{10} + H_2O$
پائرو فاسفورک	$H_4P_2O_7$	+5	چار $P-OH$ دو $P=O$ ایک $P-O-P$	فاسفورک ایسڈ کو گرم کر کے
میٹا فاسفورک *	$(HPO_3)_n$	+5	تین $P-OH$ تین $P=O$ تین $P-O-P$	فاسفورس ایسڈ + Br_2 سیل بند ٹیوب میں گرم کر کے

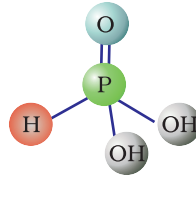
* صرف پالیمیرک شکل میں پایا جاتا ہے $(HPO_3)_3$ کے مخصوص بانڈ جدول میں دیے گئے ہیں۔



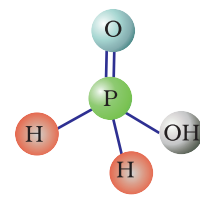
H_3PO_4
آرتھو فاسفورک ایسڈ



$H_4P_2O_7$
پائرو فاسفورس ایسڈ



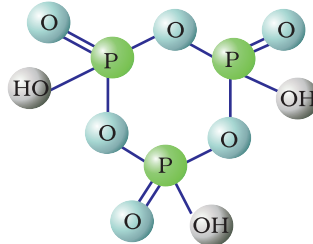
H_3PO_3
آرتھو فاسفور ایسڈ



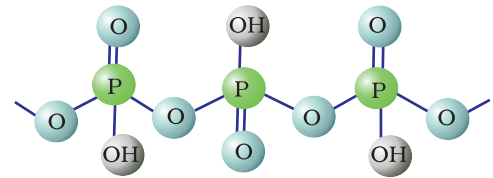
H_3PO_2
ہائپوفاسفورس ایسڈ

شکل 7.4:

فاسفورس کے کچھ اہم
آکسوایسڈوں کی ساختیں



سائیکلو ٹرائی میٹا فاسفورک ایسڈ $(HPO_3)_3$

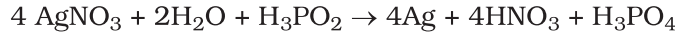


پالیمینا فاسفورک ایسڈ $(HPO_3)_n$

ایسڈ) گرم ہو کر غیر متناہیت کے تحت آرتھو فاسفورک ایسڈ (یا فاسفورک ایسڈ) اور فاسفین بناتا ہے۔



وہ ایسڈ جن میں P-H بانڈ ہوتے ہیں مضبوط تھوہلی خصوصیات کے حامل ہوتے ہیں اس طرح ہائپو فاسفورس ایسڈ ایک بہتر تھوہلی ایجنٹ ہے کیونکہ اس میں دو P-H بانڈ ہیں ہوتے ہیں مثلاً AgNO_3 کی دھاتی سلور میں تھوہل کرتا ہے۔



یہ P-H بانڈ H^+ آئن بنانے کے لیے آئیونائز نہیں ہوتے اور اس اسیت میں کوئی رول ادا نہیں کرتے۔ صرف وہ ایٹم جو کہ آکسیجن کے ساتھ P-OH شکل میں منسلک رہتے ہیں آئیونائز ہوتے ہیں اور اس اسیت کا سبب ہوتے ہیں۔ اس طرح H_3PO_3 اور H_3PO_4 بالترتیب ڈائی بیسیک اور ٹرائی بیسیک ہیں کیونکہ H_3PO_3 کی ساخت میں دو P-OH بانڈ اور H_3PO_4 میں تین P-OH بانڈ ہوتے ہیں۔

مثال 7.9 H_3PO_2 کی ساخت کی بنیاد پر آپ اس کے تھوہلی طرز عمل کو کس طرح واضح کر سکتے ہیں؟

حل H_3PO_2 میں دو H ایٹم براہ راست P ایٹم سے منسلک رہتے ہیں جس کی وجہ سے ایسڈ تھوہلی خصوصیت کا حامل بن جاتا ہے۔

متن پر مبنی سوالات

7.11 H_3PO_4 کی اس اسیت کیا ہے؟

7.12 جب H_3PO_3 کو گرم کیا جاتا ہے تو کیا ہوتا ہے؟

آکسیجن، سلفر، سیلیسیم، ٹیلوریم پولونیم اور لور موریم دوری جدول کے گروپ 16 کی تشکیل کرتے ہیں۔ کبھی کبھی یہ گروپ کیلکو جن گروپ (Group of Calcogen) بھی کہلاتا ہے۔ یہ نام پیتل کے لیے یونانی زبان سے اخذ کیا گیا ہے جو کہ سلفر اور کاہر کے ساتھ اس کے (Congeners) کے اتحاد کی طرف اشارہ کرتا ہے۔ زیادہ تر معدنیات آکسیجن یا سلفر پر مشتمل ہوتی ہیں اور اس گروپ کے دیگر ممبران بھی معدنیات میں کثرت سے موجود ہوتے ہیں۔

7.10 گروپ 16 کے

عناصر

(Group 16 Elements)

زمین پر سبھی عناصر میں آکسیجن سب سے زیادہ مقدار میں پائی جاتی ہے۔ آکسیجن کثیت کے اعتبار سے زمین کا 46.6% حصہ تشکیل دیتی ہے۔ خشک ہوا میں حجم کے اعتبار سے 20.94% آکسیجن موجود ہوتی ہے۔

7.10.1 وقوع

(Occurrence)

تاہم، قشر ارض میں سلفر کی موجودگی صرف 0.03-0.1% ہے۔ متحدہ حالات میں سلفر، سلیفٹ کی شکل میں پایا جاتا ہے۔ مثلاً چسپم $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ، اچسپم نمک $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ بیرائٹ BaSO_4 اور سلفائڈ مثلاً گیلینا PbS ، زنک بلینڈ ZnS ، کاہر پائرائٹ CuFeS_2 سلیفر کی کچھ مقدار ہائڈروجن سلفائڈ کی شکل میں آتش فشانوں

میں پائی جاتی ہے۔ پروٹین، لہسن، پیاز، سرسوں، بال اور اون جیسے نامیاتی مادوں میں سلفر پایا جاتا ہے۔ سیلینیم اور ٹیلوریم بھی سلفائیڈ کچھ دھاتوں میں دھاتی سیلینائیڈ اور ٹیلورائیڈ کی شکل میں پائے جاتے ہیں۔ پولونیم قدرتی ماحول میں تھوریم اور یورینم معدنیات کے زوال پذیر ماحصلات کے طور پر پایا جاتا ہے۔ یہ بہت کم مقدار میں تیار کیا جاتا ہے اور اس کی نصف زندگی بھی بہت کم ہوتی ہے۔ (ایک سینڈ کا بھی بہت چھوٹا حصہ)۔ اس وجہ سے Lu کی خصوصیات کا مطالعہ محدود ہو جاتا ہے۔

اس کی علامت Lu، ایٹمی عدد 116، ایٹمی کمیت 292 اور الیکٹرانی تشکل $[Rn]5f^{14}, 6d^{10}, 7s^2, 7p^4$ ہے۔ لورموریم کے علاوہ گروپ 16 کے عناصر اہم ایٹمی اور طبیعی خصوصیات الیکٹرانی تشکل کے ساتھ جدول 7.6 میں دی گئی ہیں۔ ان کی کچھ ایٹمی، طبیعی اور کیمیائی خصوصیات اور ان کے رجحانات ذیل میں مذکور ہیں۔

جدول 7.6 گروپ 16 کے عناصر کے کچھ طبیعی خصوصیات

Po	Te	Se	S	O	خصوصیت
84	52	34	16	8	ایٹمی عدد
210.00	127.60	78.96	32.06	16.00	ایٹمی کمیت / gmol^{-1}
$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^4$	$[Kr]4d^{10}5s^25p^4$	$[Ar]3d^{10}4s^24p^4$	$[Ne]3s^23p^4$	$[\text{He}]2s^22p^4$	الیکٹرانی تشکل
146	137	117	104	66	شریک گرفت نصف قطر / $(\text{pm})^a$
230 ^b	221	198	184	140	آینی نصف قطر / $\text{E}^2\text{-pm}$
-174	-190	-195	-200	-141	الیکٹران گین اینتھالپی / $\Delta_{\text{eg}}H_k\text{Jmol}^{-1}$
813	869	941	1000	1314	آیونائزیشن اینتھالپی / $(\Delta_f H_1) \text{kJ/mol}^{-1}$
1.76	2.01	2.55	2.58	3.50	برقی منفیت / $\text{g cm}^{-3} (298\text{K})$
-	6.25	4.19 ^e	2.06 ^d	1.32 ^c	کثافت / K
520	725	490	393 ^f	55	نقطہ گداخت / K
1235	1260	958	718	90	نقطہ جوش / K
2,4	-2,2,4,6	-2,2,4,6	-2,2,4,6	-2,-1,1,2	تکسیدی حالتیں

^a واحد بانڈ؛ ^b تقریبی قدر؛ ^c نقطہ گداخت پر؛ ^d رھومبک سلفر؛ ^e ہیکساگونل سلینی؛ ^f مومنو کلینک شکل 673 K؛

* آکسیجن OF₂ اور O₂F₂ آکسیجن فلورائیڈوں میں بالترتیب 2 اور 1+ تکسیدی حالت ظاہر کرتی ہے۔

گروپ 16 عناصر کے بیرونی شیل میں چھ الیکٹران ہوتے ہیں اور ان کا عمومی الیکٹرانی تشکل ns^2np^4 ہوتا ہے۔

شیل کی تعداد میں اضافہ ہونے کی وجہ سے گروپ میں نیچے جانے پر ایٹمی اور آینی نصف قطر میں اضافہ ہوتا ہے۔ تاہم آکسیجن کا سائز چھوٹا ہے جو کہ اس سے مستثنیٰ ہے۔

7.10.2 الیکٹرانی تشکل

7.10.3 ایٹمی اور آینی

نصف قطر

7.10.4 آئیونائزیشن اینٹھاپلی

گروپ میں نیچے کی طرف آئیونائزیشن اینٹھاپلی میں کمی آتی ہے۔ سائز میں اضافے کے سبب ایسا ہوتا ہے۔ تاہم اس گروپ کے عناصر کی آئیونائزیشن اینٹھاپلی قدریں گروپ 15 کے نظیری پیریڈ میں عناصر کی آئیونائزیشن اینٹھاپلی قدروں کے مقابلے کم ہوتی ہیں یہ اس حقیقت پر مبنی ہے کہ گروپ 15 کے عناصر میں زائد مستحکم نصف بھرے ہوئے p آرٹیل والا الیکٹرانئی تشکل ہے۔

7.10.5 الیکٹران گین اینٹھاپلی

آکسیجن ایٹم کی جامع نوعیت کی وجہ سے اس کی الیکٹران گین اینٹھاپلی سلفر کے مقابلے کم ہے سلفر اور اس کے آگے پولونیم تک دوبارہ کم ہوتی جاتی ہے۔

7.10.6 برقی منفیت

فلورین کے بعد، تمام عناصر میں آکسیجن کی برقی منفیت کی قدر سب سے زیادہ ہے۔ گروپ کے اندر ایٹمی عدد میں اضافے کے ساتھ برقی منفیت میں کمی آتی ہے اس کی وجہ سے آکسیجن سے پولونیم کی طرف دھاتی خصوصیت میں اضافہ ہوتا ہے۔

مثال 7.10

گروپ 16 کے عناصر کی آئیونائزیشن اینٹھالی عام طور سے گروپ 15 کے نظیری پیریڈ کے مقابلے کم ہے۔ کیوں؟

حل

گروپ 15 کے عناصر کا زائد مستحکم نصف بھرے ہوئے p آرٹیل والا الیکٹرانئی تشکل ہونے کی وجہ سے گروپ 16 کے عناصر کے مقابلے الیکٹران نکالنے کے لیے مزید توانائی درکار ہوتی ہے۔

7.10.7 طبعی خصوصیات

گروپ 16 کے عناصر کی کچھ طبعی خصوصیات جدول 7.6 میں دی گئی ہیں۔ آکسیجن اور سلفر غیر دھات ہیں۔ سیلینیم اور ٹیلوریم دھات نما ہیں جبکہ پولونیم دھات ہے۔ پولونیم تابکار ہے اور اس کا وقفہ حیات مختصر 13.8 دن (13.8 days) ہے۔ یہ سبھی عناصر بہرہ و پیت کا اظہار کرتے ہیں۔ گروپ میں نیچے جانے پر ایٹمی عدد کے اضافے کے ساتھ ساتھ نقطہ گداخت اور نقطہ جوش میں اضافہ ہوتا ہے۔ آکسیجن اور سلفر کے نقطہ جوش اور نقطہ گداخت میں بہت زیادہ فرق کی وضاحت ان کی ایٹمی سٹی (Atomicity) کی بنیاد پر کی جاسکتی ہے۔ آکسیجن کا سالمہ دوائیٹمی (O_2) جبکہ سلفر کثیر ایٹمی (S_8) سالمہ ہے۔

7.10.8 کیمیائی

خصوصیات

گروپ 16 کے عناصر متعدد تکسیدی حالتیں ظاہر کرتے ہیں (جدول 7.6) گروپ میں نتیجے جانے پر +2 تکسیدی حالت کا استحکام کم ہوتا جاتا ہے۔ پولونیم بہ مشکل ہی +2- تکسیدی حالت کو ظاہر کرتی ہے۔ کیونکہ آکسیجن کی برقی منفیت بہت زیادہ ہے اس لیے صرف یہ ہی +2- تکسیدی حالت کو ظاہر کرتی ہے سوائے OF_2 کے جہاں اس کی تکسیدی حالت +2 ہے۔ گروپ کے دیگر عناصر +2، +4 اور +6 تکسیدی حالتوں کو ظاہر کرتے ہیں لیکن +4 اور +6 عام ہیں۔ سلفر، سیلینیم اور ٹیلوریم عام طور سے آکسیجن کے ساتھ بننے والے مرکبات میں +4 تکسیدی حالت کو ظاہر کرتے ہیں اور فلورین کے ساتھ +6 تکسیدی حالت کو ظاہر کرتے ہیں۔ گروپ میں نیچے جانے پر +6 تکسیدی حالت کا استحکام کم ہوتا جاتا ہے۔ اور +4 تکسیدی حالت کے استحکام میں اضافہ ہوتا ہے۔ (جامع جفتہ اثر) +4 اور +6 تکسیدی حالتوں میں بندش خاص طور سے شریک گرفت ہوتی ہے۔

آکسیجن کا بے ربط طرز عمل (Anomalous behaviour of oxygen)

دوسرے پیریڈ میں p بلاک کے دیگر ممبران کی طرح آکسیجن کا بے ربط طرز عمل چھوٹے سائز اور زیادہ برقی منفیت کی

وجہ ہے۔ چھوٹے سائز اور زیادہ برقی منفیت کے اثر کی ایک مثال H_2O میں مضبوط ہائڈروجن بانڈ کی موجودگی ہے جو کہ H_2S میں نہیں ہے۔

آکسیجن میں d اور پل کی عدم موجودگی کی وجہ سے اس کی کوویلنسی چار تک ہی محدود رہتی ہے اور عملی طور پر دو سے زیادہ شاذ و نادر ہی ہوتی ہے۔ گروپ کے دیگر عناصر کے معاملہ میں ویلنسی شیل میں توسیع ہو سکتی ہے اور کوویلنسی چار سے زیادہ ہو جاتی ہے۔

(i) ہائڈروجن کے ساتھ تعاملیت (Reactivity with Hydrogen): گروپ 16 کے تمام عناصر، Te، $H=Se, Po, H_2E$ قسم کے ہائڈرائڈ بناتے ہیں۔ ہائڈرائڈ کی کچھ خصوصیات جدول 7.7 میں دی گئی ہیں۔ H_2O سے H_2Te تک ان کی تیزابی خصوصیت میں اضافہ ہوتا ہے۔ تیزابی خصوصیت میں اضافے کی وضاحت گروپ میں نیچے جانے پر بانڈ تخلیقی توانائی (H-E) میں کمی کی بنیاد پر کی جاسکتی ہے۔ H_2O سے H_2PO تک ہائڈرائڈ کے حرارتی استحکام میں بھی کمی آتی ہے۔ پانی کے علاوہ باقی تمام ہائڈرائڈ تخلیقی خصوصیت کے حامل ہیں اور یہ خصوصیت H_2S سے H_2Te تک بڑھتی ہے۔

جدول 7.7 گروپ 16 کے عناصر کے ہائڈرائڈ کی خصوصیات

خصوصیت	H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te
نقطہ گداخت K/	273	188	208	222
نقطہ جوش K	373	213	232	269
فاصلہ pm/H-E	96	134	146	169
HEH زاویہ (°)	104	92	91	90
$\Delta_f H / kJ mol^{-1}$	-286	-20	73	100
$\Delta_{diss} H (H-E) / kJ mol^{-1}$	463	347	276	238
تخلیلی مستقلہ a آبی محلول 298K پر	1.8×10^{-16}	1.3×10^{-7}	1.3×10^{-4}	2.3×10^{-3}

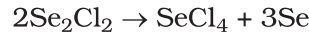
a آبی محلول، 298K

(ii) آکسیجن کے ساتھ تعاملیت (Reactivity with Oxygen): یہ سبھی عناصر EO_2 اور EO_3 قسم کے آکسائیڈ بناتے ہیں جہاں $E = S, Se, Te, Po$ ہے۔ اوزون (O_3) اور سلفر ڈائی آکسائیڈ (SO_2) گیس ہیں جب کہ سیلینیم ڈائی آکسائیڈ (SeO_2) ٹھوس ہے۔ ڈائی آکسائیڈ کی تخلیقی خصوصیت SO_2 سے Te_2O_2 کی طرف کم ہوتی جاتی ہے۔ SO_2 تخلیقی ایجنٹ ہے جب کہ TeO_2 تکسیدی ایجنٹ ہے۔ EO_2 قسم کے آکسائیڈوں کے علاوہ سفلر سیلینیم اور ڈیلوریوم EO_3 قسم کے آکسائیڈ بھی بناتے ہیں مثلاً SO_3 ، TeO_3 ، SeO_3 ۔ دونوں قسم کے آکسائیڈ کی تیزابی نوعیت کے ہوتے ہیں۔

(iii) ہیلوجن سے تعاملیت (Reactivity towards the Halogens): گروپ 16 کے عناصر EX_6 ، EX_4 اور EX_2 قسم کے متعدد ہیلوائڈ بناتے ہیں جہاں E گروپ کا عنصر ہے اور X ہیلوجن ہے۔ ہیلوائڈ کا استحکام $F^- > Cl^- > Br^- > I^-$ ترتیب میں گھٹتا ہے۔ ہیکسا ہیلوائڈوں میں صرف ہیکسا فلورائیڈ ہی مستحکم ہیلوائڈ ہیں۔ سبھی ہیکسا فلورائیڈوں کی نوعیت کیسی ہے۔ ان کی ساخت آکٹا ہیڈرل ہے۔ سفلر ہیکسا فلورائیڈ SF_6 مستثنیٰ طور پر مستحکم ہے۔

ٹیٹرا فلورا ئیڈوں میں SF_4 گیس ہے، SeF_4 رقیق ہے اور TeF_4 ٹھوس ہے ان فلورا ئیڈوں میں SP_3d ہائبرائیڈائزیشن ہے اور اس طرح ان کی ساخت ٹرائی کول بائی پیرامڈل ہے جس میں ایک خط استوائی پوزیشن پر الیکٹرانوں کا لون پیئر موجود ہوتا ہے۔ اس قسم کی جیومیٹری کو see-saw جیومیٹری بھی کہا جاتا ہے۔

آکسیجن کے علاوہ سبھی عناصر ڈائی کلورائڈ اور ڈائی برومائڈ بناتے ہیں۔ یہ ڈائی ہیلانڈ Sp^3 ہائبرائیڈائزیشن سے بنتے ہیں اور اسی لیے ان کی ساخت ٹیٹرا ہیڈرل ہوتی ہے۔ مشہور و معروف مونو ہیلانڈوں کی نوعیت ڈائی میرک (Dimeric) ہوتی ہے۔ مثالیں ہیں: S_2Cl_2 ، S_2Br_2 ، Se_2Cl_2 اور Se_2Br_2 ۔ یہ ڈائی میرک ہیلانڈ غیر تناسبیت کو ظاہر کرتے ہیں جیسا کہ ذیل میں دکھایا گیا ہے۔



مثال 7.11 H_2Te کے مقابلے میں H_2S کم تیزابی ہے، کیوں؟

حل گروپ میں نیچے کی طرف بانڈ (E-H) تحلیل توانائی میں کمی کی وجہ سے، تیزابی خصوصیت میں کمی آتی ہے۔

متن پر مبنی سوالات

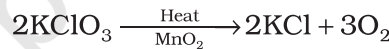
- 7.13 سلفر کے اہم مآخذ کی فہرست بنائیے؟
7.14 گروپ 16 کے عناصر کے ہائڈرائڈوں کے حرارتی استحکام کی ترتیب لکھیے؟
7.15 H_2O رقیق اور H_2S گیس کیوں ہے؟

تیاری

7.11 ڈائی آکسیجن

(Dioxygen)

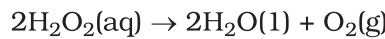
تجربہ گاہ میں ڈائی آکسیجن کو مندرجہ ذیل طریقوں سے تیار کیا جاسکتا ہے۔
(i) کلوریٹ، نائٹریٹ اور پرمینگنیٹ جیسے آکسیجن پر مشتمل چیزوں کو گرم کر کے



(ii) برقی کیمیائی سلسلہ کی ٹپلی دھاتوں اور کچھ دھاتوں کے اعلیٰ آکسائیڈوں کی حرارتی تحلیل کے ذریعے۔



(iii) میکینیز ڈائی آکسائیڈ اور دھاتی سفوف جیسے وسط کے ذریعہ ہائڈروجن پر آکسائیڈ تیزی کے ساتھ پانی اور ڈائی آکسیجن میں تحلیل ہو جاتی ہے۔



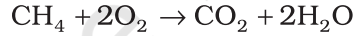
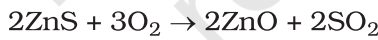
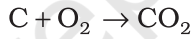
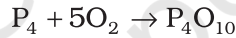
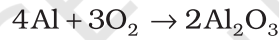
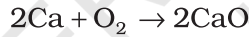
(iv) بڑے پیمانے پر اسے پانی یا ہوا سے تیار کیا جاسکتا ہے۔ پانی کی برق پاشیدگی (Hydrolysis) کے نتیجے میں کیتھوڈ پر ہائڈروجن اور اینوڈ پر آکسیجن حاصل ہوتی ہے۔ صنعتی پیمانے پر ڈائی آکسیجن کو ہوا سے حاصل کیا جاتا

ہے۔ سب سے پہلے ہوا سے کاربن ڈائی آکسائیڈ اور پانی کے اخراجات کو علیحدہ کیا جاتا ہے اور اس کے بعد باقی ماندہ گیسوں کی اماعت کی جاتی ہے اور پھر کسری کشید کے ذریعہ ڈائی نائٹروجن اور ڈائی آکسیجن حاصل کی جاتی ہے۔

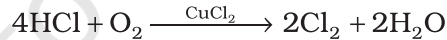
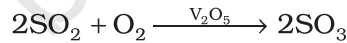
خصوصیات

ڈائی آکسیجن بے رنگ اور بغیر بو والی گیس ہے۔ پانی میں اس کی حل پذیری 293 K پر 100 cm^3 پانی میں 3.08 cm^3 تک ہے جو کہ بحری اور آبی زندگی کی بقا کے لیے مناسب ہے۔ یہ 90 K پر رقیق میں تبدیل ہو جاتی ہے اور 55 K پر منجمد ہو جاتی ہے۔ اس کے تین مستحکم آئسوٹوپ ہیں ^{16}O ، ^{17}O اور ^{18}O لیکن ان کی طاق تعداد کے باوجود سالماتی آکسیجن O_2 پر اقمناطیسی ہے جو کہ اس کی یکتا خصوصیت ہے (کیمسٹری، کلاس XI، اکائی 4 ملاحظہ کیجیے)

چند دھاتوں (مثلاً Pt ، Au) اور کچھ نوبل گیسوں کو چھوڑ کر ڈائی آکسیجن باقی تمام دھاتوں اور غیر دھاتوں سے تعامل کرتی ہے۔ دیگر دھاتوں کے ساتھ اس کا اتحاد بہت زیادہ حرارت زا (Exothermic) ہوتا ہے جو کہ تعامل کو برقرار رکھنے میں معاون ہے۔ تاہم تعامل کو شروع کرنے کے لیے کچھ بیرونی حرارت درکار ہوتی ہے کیونکہ آکسیجن۔ آکسیجن دوہرے بانڈ کی بانڈ تخلیلی توانائی زیادہ (493.4 KJmol^{-1}) ہے۔ دھاتوں، غیر دھاتوں اور دیگر مرکبات کے ساتھ ڈائی آکسیجن کے تعاملات ذیل میں دیے گئے ہیں۔



کچھ مرکبات وسطی اعتبار سے تسکید ہو جاتے ہیں۔ مثلاً

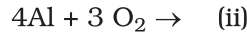
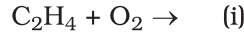


استعمال: تنفس اور احتراق جیسے عام عملوں میں اس کی اہمیت کے ساتھ ساتھ آکسیجن کا استعمال کسی ایسٹیلن ویلڈنگ میں کئی دھاتوں بالخصوص اسٹیل بنانے میں کیا جاتا ہے۔ اسپتالوں میں بہت زیادہ اونچائی پر پرواز کے دوران اور اونچے پہاڑوں پر آکسیجن کے سلینڈر کا بہت زیادہ استعمال ہے۔ ایندھنوں کا احتراق مثلاً رقیق آکسیجن میں ہائیڈروجن کا احتراق راکٹوں کو دھکیلنے میں اہم رول ادا کرتا ہے۔

7.16 مندرجہ ذیل میں سے کون آکسیجن سے براہ راست تعامل نہیں کرتا؟

Zn, Ti, Pt, Fe

7.17 مندرجہ ذیل تعاملات کو مکمل کیجیے۔



دیگر عناصر کے ساتھ آکسیجن کے بائنری (Binary) مرکبات آکسائیڈ کہلاتے ہیں۔ جیسا کہ پہلے مذکور ہوا، آکسیجن دوری جدول کے زیادہ تر عناصر کے ساتھ تعامل کر کے آکسائیڈ بناتی ہے۔ کئی معاملوں میں ایک عنصر دو یا دو سے زیادہ آکسائیڈ بناتا ہے۔ آکسائیڈوں کی نوعیت اور خصوصیات ایک دوسرے سے مختلف ہوتی ہیں۔

آکسائیڈ سادہ (مثلاً Al_2O_3 ، MgO) یا مکسڈ (Mixed) (Pb_3O_4 ، Fe_3O_4) ہو سکتے ہیں۔ سادہ آکسائیڈوں کی درجہ بندی ان کی تیزابی، اساسی یا ایفوفیئر خصوصیت کی بنیاد پر کی جاسکتی ہے۔ وہ آکسائیڈ جو پانی کے ساتھ تیزاب بناتا ہے تیزابی آکسائیڈ کہلاتا ہے مثلاً SO_2 ، Cl_2O_7 ، CO_2 ، N_2O_5 ۔ مثال کے طور پر SO_2 پانی کے ساتھ تعامل کر کے H_2SO_3 بناتی ہے جو کہ ایک تیزاب ہے۔

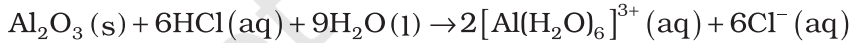


عمومی قاعدے کے مطابق صرف غیر دھاتی آکسائیڈ تیزابی ہوتے ہیں لیکن بہت زیادہ تکسیدی حالت میں کچھ دھاتوں کے آکسائیڈ بھی تیزابی خصوصیات کے حامل ہوتے ہیں۔ اساسی آکسائیڈ (مثلاً BaO ، CaO ، Na_2O)



عمومی طور پر دھاتی آکسائیڈ اساسی ہوتے ہیں۔

کچھ دھاتی آکسائیڈ دوہرے طرز عمل کا اظہار کرتے ہیں۔ وہ تیزابی اور اساسی دونوں خصوصیات کو ظاہر کرتے ہیں۔ ایسے آکسائیڈ ایفوفیئرک آکسائیڈ کہلاتے ہیں یہ تیزاب اور القلی دونوں سے تعامل کرتے ہیں۔ کچھ ایسے آکسائیڈ بھی ہیں جو کہ نہ تو تیزابی ہیں اور نہ ہی اساسی۔ اس قسم کے آکسائیڈ تعدیلی آکسائیڈ کہلاتے ہیں۔ تعدیلی آکسائیڈوں کی مثالیں ہیں CO ، NO اور Al_2O_3 ۔ ایسڈ اور القلی دونوں سے تعامل کرتا ہے۔



اوزون، آکسیجن کی بہروپی شکل ہے۔ یہ بہت زیادہ متعادل ہے اور سطح سمندر پر کہہ بادیوں میں زیادہ عرصے تک برقرار رہتی ہے۔ 20 کلومیٹر کی اونچائی پر یہ روشنی کی موجودگی میں کہہ باد کے آکسیجن سے بنتی ہے۔ یہ اوزون پرت سطح زمین کو الٹرا وائلٹ (UV) کے بہت زیادہ ارتکاز سے محفوظ رکھتی ہے۔

7.12 سادہ آکسائیڈ

(Simple Oxides)

7.13 اوزون (Ozone)

تیاری

جب آکسیجن کی سست اور خشک دھار کو ایک خاموش برقی ڈسچارج سے گزارا جاتا ہے تو اوزون (10%) حاصل ہوتی ہے۔ ماحصل اوزونائزڈ آکسیجن (Ozonised Oxygen) کہلاتا ہے۔



کیونکہ آکسیجن سے اوزون کی تشکیل ایک حرارت خور (Endothemic) عمل ہے لہذا اس کی تحلیل روکنے کے لیے اس کی تیاری میں خاموش برقی ڈسچارج کا استعمال ضروری ہے۔

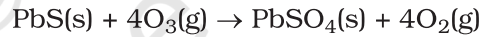
اگر اوزون کا ارتکاز 10 فیصد سے زیادہ مطلوب ہے تو اوزونائزر (Ozoniser) کی بیٹری کا استعمال کیا جاسکتا ہے اور خالص اوزون (b.p. 161.1K) رقیق آکسیجن میں رکھے ہوئے برتن میں متکث کی جاسکتی ہے۔

خصوصیات

خالص اوزون ہلکے نیلے رنگ کی گیس، گہرے نیلے رنگ کا رقیق اور سیاہی مائل بخشی ٹھوس ہے۔ اوزون کی ایک مخصوص بو ہوتی ہے اور کم ارتکاز میں نقصان دہ نہیں ہے۔ تاہم، اگر ارتکاز 100ppm سے تجاوز کر جائے تو سانس لینے میں وقت محسوس ہونے لگتی ہے جس کی وجہ سے سردرد اور متلی ہونے لگتی ہے۔

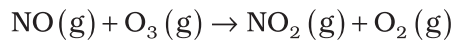
آکسیجن کی تناسبیت میں اوزون حررکیاتی اعتبار سے غیر مستحکم ہے کیونکہ آکسیجن میں اس کی تحلیل کے نتیجے میں حرارت پیدا ہوتی ہے (ΔH منفی ہے) اور انٹراپی (ΔS مثبت ہے) میں اضافہ ہوتا ہے۔ یہ دونوں اثرات ایک دوسرے کو قوت بہم پہنچاتے ہیں۔ نتیجتاً آکسیجن میں اس کی تبدیلی کے لیے منفی گیس توانائی میں بہت زیادہ تبدیلی آتی ہے۔

اس حالت میں جب یہ Nascent Oxygen کے ایٹم خارج کرتی ہے، ($O_3 \rightarrow O_2 + O$) ایک طاقتور تکسیدی ایجنٹ کے طور پر کام کرتی ہے۔ مثلاً یہ لیڈ سلفائیڈ کی لیڈ سلفیٹ میں اور آیوڈائیڈ کی آیوڈین میں تکسید کرتی ہے۔



جب اوزون بوریٹ بفر سے بفر شدہ پوٹاشیم آیوڈائیڈ محلول (Ph9.2) کی وافر مقدار سے تعامل کرتی ہے تو آیوڈین خارج ہوتی ہے جس کی ٹائٹریشن سوڈیم تھائیوسلفیٹ کے معیاری محلول کے تیس کی جاسکتی ہے۔ یہ O_3 گیس کے تخمینہ کا مقداری طریقہ ہے۔

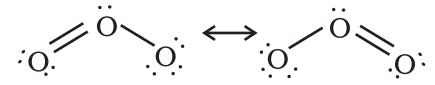
تجربات سے ظاہر ہوتا ہے کہ اس طرح نائٹروجن آکسائیڈ (بالخصوص نائٹروجن مونو آکسائیڈ) اوزون سے بہت تیزی سے تعامل کرتی ہے اور اس طرح اس بات کا امکان بڑھ جاتا ہے کہ سپرسونک جیٹ طیاروں سے خارج ہونے والے نائٹروجن آکسائیڈ بالائی کرہ باد میں اوزون کے ارتکاز کو کم کر دے۔



اس اوزون پرت کو ایک اور خطرہ لاحق ہے جو کہ فری آن (Freon) کے استعمال کی وجہ سے ہے۔ فری آن کا استعمال ایروسول اسپرے اور ریفریجریٹ میں کیا جاتا ہے۔

اوزون سالمہ میں دو آکسیجن۔ آکسیجن بانڈ کی لمبائیاں مماثل (128 pm) ہیں اور سالمہ

زاویائی ہے جیسا کہ امید کی جاتی ہے۔ جس کا بانڈ زاویہ تقریباً 117° ہے۔ یہ دو خاص شکلوں کی گمک مخلوط (resonance Hybrid) ہے۔



استعمال: اس کا استعمال بطور جراثیم کش، مانع تعدیہ (Disinfectant) اور پانی کو اسٹیرلائز کرنے میں کیا جاتا ہے۔ اس کا استعمال تیلوں Ivory آٹا، اشارچ وغیرہ کی پلچنگ میں کیا جاتا ہے۔ پوٹاشیم پرمینگنیٹ کی تیاری میں اس کا استعمال بطور تفسیدی ایجنٹ کیا جاتا ہے۔

متن پر مبنی سوالات

7.18 O₃ ایک طاقتور تفسیدی ایجنٹ کیوں ہے؟

7.19 اوزون (O₃) کا مقداری تخمینہ کس طرح کیا جاتا ہے؟

سلفر کی بہروپی شکلیں تشکیل دیتا ہے جن میں پیلا رہومبک (α-sulphur) اور مونوکلینک (β-sulphur) شکلیں سب سے زیادہ اہم ہیں۔ رہومبک سلفر کمرہ کے درجہ حرارت پر مستحکم ہوتا ہے جو کہ 369 K پر گرم ہو کر مونوکلینک سلفر میں تبدیل ہو جاتا ہے۔

7.14 سلفر — بہروپی
شکلیں

(Sulphur —
Allotropic
Forms)

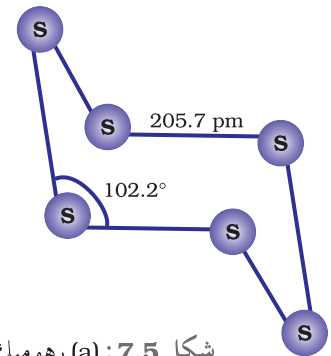
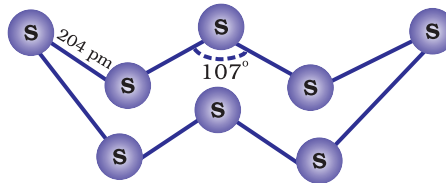
رہومبک سلفر (α-sulphur)

یہ بہروپ پیلے رنگ کا ہوتا ہے جس کا نقطہ گداخت 385.8 K اور نوعی کثافت 2.06 ہے۔ CS₂ میں رول سلفر کے محلول کی تجزیہ سے رہومبک سلفر کے کرٹل بنائے جاتے ہیں۔ یہ پانی میں حل پذیر نہیں ہے لیکن بینزین، الکوحل اور ایٹھر میں کچھ حد تک حل پذیر ہے۔ یہ CS₂ میں آسانی سے گھل جاتا ہے۔

مونو کلینک سلفر (β-sulphur)

اس کا نقطہ گداخت 1393 K اور نوعی کثافت 1.98 ہے۔ یہ CS₂ میں حل پذیر ہے۔ سلفر کی اس شکل کو ایک ڈش میں رہومبک سلفر کو گرم کر کے اور قشر بننے تک ٹھنڈا کر کے تیار کیا جاتا ہے۔ قشر میں دوسورخ بنائے جاتے ہیں اور باقی ماندہ محلول کو ان کے ذریعہ باہر نکال لیا جاتا ہے۔ قشر کو علیحدہ کرنے پر β سلفر کے سوئی نما کرٹل حاصل ہوتے ہیں۔ یہ 369 K کے اوپر مستحکم ہے اور اس درجہ حرارت

کے نیچے α سلفر میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اس کے برعکس α سلفر 369 K سے نیچے مستحکم ہے اور اس درجہ حرارت کے اوپر β سلفر میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ 369 K پر دونوں شکلیں مستحکم ہیں۔ یہ درجہ حرارت عبوری درجہ حرارت کہلاتا ہے۔



شکل 7.5: (a) رہومبک سلفر میں S₆ چھلوں اور (b) S₆ شکل کی ساختیں

رہومبک اور مونو کلینک دونوں قسم کے سلفر میں S_8 سالمات ہوتے ہیں یہ S_8 سالمات ایک دوسرے سے منسلک ہو کر مختلف کرسٹل ساختیں تشکیل دیتے ہیں۔ دونوں شکلوں میں S_8 کے چھلے تاج کی شکل میں منسلک ہوتے ہیں۔ سالماتی ابعاد شکل 7.5(a) میں دیے گئے ہیں۔

گذشتہ دو دہائیوں میں ایک چھلہ میں 20-6 سلفر ایٹموں پر مشتمل سلفر کی کئی شکلیں تالیف کی گئی ہیں۔ Cyclo- S_6 میں، چھلہ کرسی کی شکل اختیار کر لیتا ہے اور سالماتی ابعاد شکل 7.5(b) میں دکھائے گئے ہیں۔ اونچے درجہ حرارت ($\sim 1000\text{ K}$) پر S_2 ایک dominant شکل ہے اور O_2 کی طرح پیرامقناطیسی (Paramagnetic) ہے۔

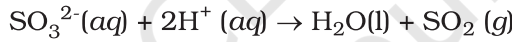
مثال 7.12 سلفر کی کون سی شکل پیرامقناطیسی طرز عمل کو ظاہر کرتی ہے؟

حل اجزائی حالت میں سلفر جزوی طور پر S_2 سالمہ کی شکل میں ہوتا ہے جس میں O_2 کی طرح اینٹی بانڈنگ π اربٹل میں بغیر جوڑے کے الیکٹران ہوتے ہیں، اور یہ پیرامقناطیسی خصوصیت کو ظاہر کرتا ہے۔

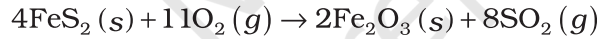
7.15 سلفر ڈائی آکسائیڈ جب سلفر کو ہوا یا آکسیجن میں جلایا جاتا ہے تو تھوڑی سی (6-8%) سلفر ٹرائی آکسائیڈ کے ساتھ سلفر ڈائی آکسائیڈ حاصل ہوتی ہے۔
(Sulphur Dioxide)



تجربہ گاہ میں اسے سلفائیٹ کا ڈائی لیوٹ سلفیورک ایسڈ سے تعامل کرا کے تیزی سے بنایا جاسکتا ہے۔



صنعتی طور پر اسے سلفائیڈ کچھ دھاتوں کی روستنگ کے دوران ضمنی ماحصل کے طور پر حاصل کیا جاتا ہے۔

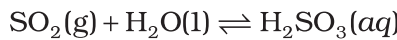


خشک کرنے کے بعد اونچے دباؤ پر گیس کی اماعت کی جاتی ہے اور اسے اسٹیل کے سلنڈروں میں اسٹور کر لیا

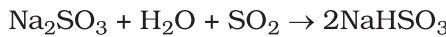
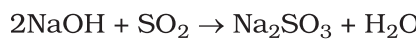
جاتا ہے۔

خصوصیات

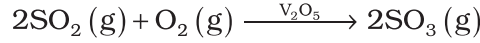
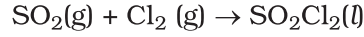
سلفر ڈائی آکسائیڈ بے رنگ گیس ہے جس میں تیز بو آتی ہے۔ یہ پانی میں بہت زیادہ حل پذیر ہے۔ یہ کمرہ کے درجہ حرارت پر 2 atm دباؤ پر رقیق میں تبدیل ہو جاتی ہے اور 263 K پر اینٹلنگتی ہے۔ سلفر ڈائی آکسائیڈ کو جب پانی سے گزارا جاتا ہے تو یہ سلفیورس ایسڈ کا محلول بناتی ہے۔



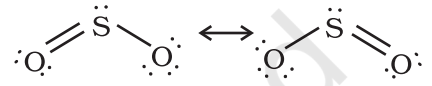
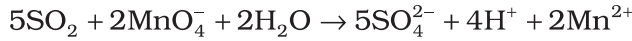
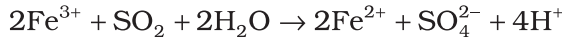
یہ سوڈیم ہائیڈروکسائیڈ محلول سے تیزی کے ساتھ تعامل کرتی ہے اور سوڈیم سلفائیٹ بناتی ہے جو کہ سلفر ڈائی آکسائیڈ سے مزید تعامل کر کے سوڈیم ہائیڈروجن سلفائیٹ بناتا ہے۔



پانی اور اقلیوں سے اس کے تعامل میں، سلفر ڈائی آکسائیڈ کا طرز عمل کاربن ڈائی آکسائیڈ کے مشابہ ہے۔
سلفر ڈائی آکسائیڈ چارکول (جو کہ وسط کے طور پر کام کرتا ہے) کی موجودگی میں کلورین سے تعامل کر کے
سلفیورک کلورائیڈ SO_2Cl_2 بناتی ہے۔ وینڈیم (V) آکسائیڈ وسط کی موجودگی میں یہ آکسیجن کے ذریعہ سلفر ٹرائی
آکسائیڈ میں تکسید ہو جاتی ہے۔



مرطوب حالت میں سلفر ڈائی آکسائیڈ تھوہلی ایجنٹ کے طور پر کام کرتی ہے مثال کے طور پر یہ آئرن (III)
آینوں کو آئرن (II) آینوں میں تبدیل کر دیتی ہے اور تیزابی پوٹاشیم پرمینگنیٹ (VII) محلول کا رنگ اڑا دیتی ہے۔
موخر الذکر تعامل گیس کے لیے ایک مناسب ٹیسٹ ہے۔



SO_2 کا سالمہ زاویائی ہوتا ہے۔ یہ دو مستند (Canonical) شکلوں کی گمک مخلوط ہے۔

استعمال : سلفر ڈائی آکسائیڈ کا استعمال (i) پیٹرولیم اور چینی کی ریفائننگ میں کیا جاتا ہے۔ (ii)
اولن اور ریشم کی بلیچنگ میں کیا جاتا ہے۔ (iii) اینٹی کلور مانع تعدیہ اور تحفظی شے
(Preservative) کے طور پر کیا جاتا ہے۔ سلفیورک ایسڈ، سوڈیم ہائیڈروجن سلفائیٹ اور کپاشیم
ہائیڈروجن سلفائیٹ (صنعتی کیمیکل) کو سلفر ڈائی آکسائیڈ سے بنایا جاتا ہے۔ رقیق SO_2 کا
استعمال متعدد نامیاتی اور غیر نامیاتی کیمیکل کو حل کرنے کے لیے محلول کے طور پر کیا جاتا ہے۔

متن پر مبنی سوالات

7.20 جب سلفر ڈائی آکسائیڈ کو Fe(III) نمک کے آبی محلول سے گزارا جاتا ہے تو کیا ہوتا ہے؟

7.21 SO_2 سالمہ میں بننے والے دو S - O بانڈ کی نوعیت پر تبصرہ کیجئے۔ کیا اس سالمہ میں دونوں بانڈ مساوی ہیں؟

7.22 SO_2 کی موجودگی کی شناخت کس طرح کی جاتی ہے؟

سلفر متعدد آکسو ایسڈ بناتا ہے مثلاً، H_2SO_3 ، $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ، $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ ، $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$ ، H_2SxO_6 (x = 2 to 5) ان میں سے کچھ غیر مستحکم ہیں اور انھیں علیحدہ نہیں کیا جاسکتا۔ یہ اپنے آبی محلول یا اپنے
نمکوں کی شکل میں جانے جاتے ہیں۔ کچھ اہم آکسو ایسڈ کی ساختیں شکل 7.6 میں دکھائی گئی ہیں۔

7.16 سلفر کے آکسو ایسڈ
(Oxoacids of
Sulphur)

سلفیورک ایسڈ، دنیا میں صنعتی کیمیکلس میں سب سے اہم کیمیکل ہے۔

7.17 سلفیورک ایسڈ
(Sulphuric Acid)

سلفیورک ایسڈ کو کانٹیکٹ پراسس (Contact Process) کے ذریعہ تیار کیا جاتا ہے۔ جو کہ تین مرحلوں میں مکمل ہوتا
ہے۔

عملی طور پر پلانٹ کو 2 bar دباؤ اور 70 K درجہ حرارت پر چلایا جاتا ہے۔ کیٹالک کنورٹر سے حاصل ہونے والی SO₃ گیس کو H₂SO₄ میں جذب کرایا جاتا ہے۔ جس سے اولیم حاصل ہوتا ہے۔ اولیم کو پانی سے ڈائی لیوٹ کر کے مطلوبہ ارتکاز کا H₂SO₄ حاصل ہوتا ہے۔ انڈسٹری میں دو مراحل بہ یک وقت بروئے کار لائے جاتے ہیں۔ تاکہ پراسس کا تسلسل قائم رہے اور لاگت بھی کم آئے۔



اولیم

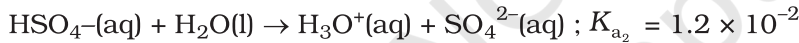
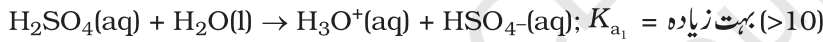
کانٹیکٹ پراسس کے ذریعہ تیار کیا گیا سلفیورک ایسڈ 96-98% تک خالص ہوتا ہے۔

خصوصیات

سلفیورک ایسڈ بے رنگ، کثیف، تیل جیسا رفیق ہے جس کی نوعی کثافت 298 K پر 1.84 ہے۔ ایسڈ 283 K پر منجمد ہو جاتا ہے اور 611 K پر ابلیں لگتا ہے۔ یہ پانی میں حل ہو کر بڑی مقدار میں حرارت پیدا کرتا ہے اس لیے مرکوز سلفیورک ایسڈ سے سلفیورک ایسڈ کا محلول بناتے وقت محتاط رہنا ضروری ہے۔ مرکوز ایسڈ کو پانی میں آہستہ آہستہ ملانا چاہیے اور مسلسل ہلاتے رہنا چاہیے۔

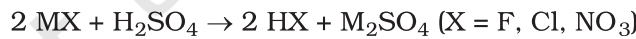
سلفیورک ایسڈ کے کیمیائی تعاملات مندرجہ ذیل خصوصیات کا نتیجہ ہیں۔

(a) کم طیران پذیری (b) مضبوط تیزابی خصوصیت (c) پانی کے تئیں بہت زیادہ آہنیٹی (d) تکسیدی ایجنٹ کے طور پر کام کرنے کی اہلیت۔ آبی محلول میں سلفیورک ایسڈ دو مرحلوں میں آئیونائز ہو جاتا ہے۔



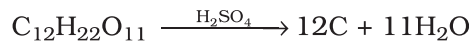
K_{a1} کی بہت زیادہ (>10) K_{a1} کا مطلب ہے کہ H₂SO₄ کی H⁺ اور HSO₄⁻ آئینوں میں بہت زیادہ تحلیل ہوتی ہے۔ تحلیلی مستقلہ (ka) کی قدر جتنی زیادہ ہوگی ایسڈ اتنا ہی مضبوط ہوگا۔ ایسڈ نمکوں کے دو سلسلے تشکیل دیتا ہے: نارمل سلفیٹ (جیسے سوڈیم سلفیٹ اور کاپر سلفیٹ) اور ایسڈ سلفیٹ (مثلاً سوڈیم ہائڈروجن سلفیٹ)

کم طیران پذیری کی وجہ سے سلفیورک ایسڈ کا استعمال کم طیران پذیر تیزابوں کو ان کے نظیری نمکوں سے بنانے میں کیا جاسکتا ہے۔

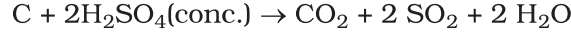
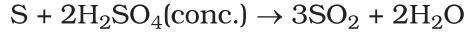
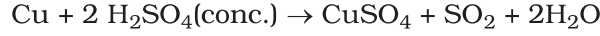


(M = دھات)

مرکوز سلفیورک ایسڈ ایک مضبوط ڈی ہائڈریٹنگ ایجنٹ ہے۔ متعدد مرطوب گیسوں کو خشک کرنے کے لیے انھیں سلفیورک ایسڈ سے گزارا جاتا ہے۔ اگرچہ گیسیں تیزاب سے تعامل نہیں کرتی ہیں سلفیورک ایسڈ نامیاتی مرکبات سے پانی کو ہٹا دیتا ہے، کاربوہائڈریٹ پراس کا چارنگ ایکشن (Charring Action) اس بات کا ثبوت ہے۔



گرم مرکب سلفیورک ایسڈ ایک معتدل قسم کا مضبوط تھکسیدی ایجنٹ ہے اس لحاظ سے یہ فاسفورک اور نائٹرک ایسڈ کے درمیان میں ہے۔ دھات اور غیر دھات دونوں ہی مرکب سلفیورک ایسڈ کے ذریعہ تھکسید ہو جاتی ہیں اور خود سلفیورک ایسڈ کی SO_2 میں تحویل ہو جاتی ہے۔



استعمال: سلفیورک ایسڈ ایک نہایت اہم صنعتی کیمیکل ہے۔ کسی ملک کی صنعتی طاقت کا اندازہ اس ملک میں پیدا ہونے والے اور خرچ ہونے والے سلفیورک ایسڈ کی مقدار سے لگایا جاسکتا ہے۔ سینکڑوں قسم کے مرکبات بنانے میں اس کی ضرورت پڑتی ہے اور کئی صنعتی عملوں میں بھی سلفیورک ایسڈ کام میں لایا جاتا ہے۔ بڑی مقدار میں سلفیورک ایسڈ کا استعمال فریٹلائزر (مثلاً امونیم سلفیٹ، سپر فاسفیٹ) بنانے میں کیا جاتا ہے۔ دیگر استعمال اس طرح ہیں: (a) پیٹرولیم ریفائننگ (b) رنگ، روغن اور رنگ بنانے والے ضمنی ماحصلات (c) ڈٹرجنٹ انڈسٹری (d) فلز کار عملوں (مثلاً ایمالنگ، برقی طمع کاری (Electroplating) اور جست کاری (Galvanising) سے پہلے دھاتوں کی صفائی میں (e) اسٹورج بیٹریاں بنانے میں (f) نائٹروسیلیولوز ماحصلات بنانے میں اور (g) تجربہ گاہ میں ریجنٹ کے طور پر

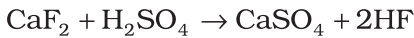
مثال 7.13

کیا ہوتا ہے، جب

(i) مرکب H_2SO_4 کو کیشیم فلورائیڈ میں ملایا جاتا ہے۔

(ii) SO_3 کو پانی سے گزارا جاتا ہے۔

(i) یہ ہائڈروجن فلورائیڈ بناتا ہے۔



(ii) یہ SO_3 کو حل کر کے H_2SO_4 بناتا ہے۔



حل

متن پر مبنی سوالات

7.23 ایسے تین شعبوں کے نام بتائیے جہاں H_2SO_4 ایک اہم رول ادا کرتا ہے۔

7.24 کائنات پر اس کے ذریعہ H_2SO_4 کی زیادہ سے زیادہ پیداوار کے لیے شرائط لکھیے۔

7.25 پانی میں H_2SO_4 کے لیے $K_{a_1} \gg K_{a_2}$ کیوں ہے؟

7.18 گروپ 17 کے

عناصر

(Group 17 Elements)

فلورین، کلورین، برومین، آیوڈین، ایسٹینائن اور ٹینیسائن (Tennessine) گروپ 17 کے عناصر ہیں انہیں مجموعی طور پر ہیلوجن (یونانی میں Helo کا مطلب ہے نمک اور Genes کا مطلب ہے پیدا ہونا یعنی سالٹ پروڈیوسر)۔ ہیلوجن بہت زیادہ تعامل پذیر غیر دھاتی عناصر ہیں۔ گروپ 1 اور 2 کے عناصر کی طرح گروپ 17 کے عناصر آپس میں بہت زیادہ یکسانیت کا اظہار کرتے ہیں۔ اتنی زیادہ یکسانیت دوری جدول کے کسی اور گروپ کے عناصر میں نہیں پائی جاتی ہے۔ مزید یہ بھی کہ ان کی طبیعی اور کیمیائی خصوصیات میں باقاعدہ ترتیب (Regular Gradation) ہے۔ ایسٹینائن اور ٹینیسائن تابکار عناصر ہیں۔

7.18.1 وقوع

(Occurrence)

فلورین اور کلورین کافی مقدار میں پائی جاتی ہیں جب کہ برومین اور آیوڈین کم مقدار میں پائی جاتی ہیں۔ فلورین خاص طور سے غیر حل پذیر فلورائڈ (فلوسپار CaF_2 ، کراپولائٹ، Na_3AlF_6) اور فلورو پیٹائٹ ($3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$) کی شکل میں پائی جاتی ہے یہ مٹی، دریا کے پانی، پودوں، جانوروں کی ہڈیوں اور دانتوں میں بھی بہت تھوڑی مقدار میں موجود ہوتی ہے۔ سمندر کے پانی میں سوڈیم، پوٹاشیم، میگنیشیم اور کیلشیم کے کلورائڈ، برومائڈ اور آیوڈائڈ موجود ہوتے ہیں لیکن سب سے زیادہ سوڈیم کلورائڈ (کمیت کے اعتبار سے 25%) پایا جاتا ہے۔ سمندر کی خشک تلچھٹ ان مرکبات پر مشتمل ہوتی ہے یعنی سوڈیم کلورائڈ اور کاربنیٹ $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ آبی زندگی کی کئی شکلوں کے نظاموں میں آیوڈین پایا جاتا ہے۔ مثلاً متعدد سمندری ویڈ 0.5% آیوڈین پر مشتمل ہوتی ہیں اور چلی سالٹ پیٹری میں 0.2% تک سوڈیم آیوڈائیڈ پایا جاتا ہے۔

گروپ 17 کے عناصر ٹینیسائن کے علاوہ، کی اہم ایٹمی اور طبیعی خصوصیات کو ان کے الیکٹران کی شکل کے ساتھ جدول 7.8 میں دیا گیا ہے۔ ٹینیسائن ایک مصنوعی تابکار عنصر ہے۔ اس کی علامت Ts ہے۔ ایٹمی عدد 117، ایٹمی کمیت 294 اور الیکٹران کی شکل $[\text{Rn}]5f^{14}, 6d^{10}, 7s^2, 7p^5$ ہے۔ اس عنصر کی بہت کم مقدار ہی بنائی جاسکتی ہے۔ اس کے علاوہ اس کی نصف زندگی بھی ملی سیکنڈ میں ہے اس وجہ سے اس کی کیمیائی خصوصیات ثابت نہیں ہوسکی ہیں۔ ایٹمی، طبیعی اور کیمیائی خصوصیات کے کچھ رجحانات ذیل میں مذکور ہیں۔

ان سبھی عناصر کے بیرونی شیل میں سات الیکٹران ہوتے ہیں ($ns^2 np^5$) اس طرح ان میں اپنے سے آگے والی نوبل گیس سے ایک الیکٹران کم ہے۔

7.18.2 الیکٹران کی شکل

از حد نیوکلیائی چارج کی وجہ سے اپنے متعلقہ پیریڈ میں ہیلوجن کے ایٹمی نصف قطر سب سے چھوٹے ہیں۔ دوسرے پیریڈ کے دیگر عناصر کی طرح فلورین کا ایٹمی نصف قطر نہایت چھوٹا ہے۔ کوائٹ شیل کی تعداد میں اضافہ کی وجہ سے فلورین سے آیوڈین تک ایٹمی اور آبی نصف قطر میں اضافہ ہوتا ہے۔

7.18.3 ایٹمی اور آبی

نصف قطر

ان میں الیکٹران کو کھونے کا رجحان بہت کم ہوتا ہے۔ اس طرح ان کی آئیونائزیشن اینتھالپی بہت زیادہ ہوتی ہے۔ گروپ میں نیچے جانے پر ایٹمی سائز میں اضافہ کی وجہ سے آئیونائزیشن اینتھالپی میں کمی آتی جاتی ہے۔

7.18.4 آئیونائزیشن اینتھالپی

نظیری ادوار (Periods) میں ہیلوجن کی منفی الیکٹران گین اینتھالپی سب سے زیادہ ہوتی ہے۔ یہ اس حقیقت پر مبنی ہے کہ ان عناصر کے ایٹموں میں مستحکم نوبل گیس میں الیکٹران کی شکل کے مقابلے ایک الیکٹران کم ہوتا ہے۔ گروپ میں

7.18.5 الیکٹران گین

اینٹھالپی

جدول 7.8 ہیلوجن کی ایٹمی اور طبیعی خصوصیات

خصوصیت	F	Cl	Br	I	At ^a
ایٹمی عدد	9	17	35	53	85
ایٹمی کمیت / g mol ⁻¹	19.00	35.45	79.90	126.90	210
الیکٹران کی شکل	[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
شریک گرفت نصف قطر / pm	64	99	114	133	-
آبی نصف قطر / pm	133	184	196	220	-
آیونائزیشن اینتھالپی / kJ mol ⁻¹	1680	1256	1142	1008	-
الیکٹران گین اینتھالپی / kJ mol ⁻¹	4	3.2	3.0	2.7	2.2
برقی منفیت Δ _{Hyd} H(X) kJ ^b mol ⁻¹	515	381	347	305	-
	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂	-
نقطہ گداخت	54.4	172.0	265.8	386.6	-
نقطہ جوش	84.9	239.0	332.5	458.2	-
کشافت	1.5(85) ^c	1.66(203) ^c	3.19(23) ^c	4.94(293) ^d	-
فاصلہ	143	199	228	266	-
باند تھیل اینتھالپی	158.8	242.8	192.8	151.1	-
	2.87	1.36	1.09	0.54	-

^a تابکار: ^b پالنگ پیمانہ: ^c درجہ حرارت (K) پر رقیق کے لیے قوسین میں دیا گیا ہے؛ ^d ٹھوس: ^e نصف سیل تعامل $X_2(g) + 2e^- \rightarrow 2X^-(aq)$ سے کم ہے۔ فلورین ایٹم کا سائز چھوٹا ہونے کی وجہ سے ایسا ہوتا ہے۔ نتیجتاً فلورین کے نسبتاً چھوٹے 2p اور 2s میں بہت زیادہ اثر الیکٹرانک ریلیون ہوتا ہے اور اس طرح اندر آنے والے الیکٹران بہت زیادہ کشش محسوس نہیں کرتے۔

7.18.6 برقی منفیت ان کی برقی منفیت بہت زیادہ ہوتی ہے۔ گروپ میں نیچے کی طرف برقی منفیت گھٹتی جاتی ہے۔ دوری جدول میں فلورین سب سے زیادہ برقی منفی عنصر ہے۔

مثال 7.4 دوری جدول کے متعلقہ ادوار میں ہیلوجن کی منفی الیکٹران گین اینتھالپی سب سے زیادہ ہے۔ کیوں؟

حل اپنے متعلقہ ادوار میں ہیلوجن کا سائز سب سے چھوٹا ہے اور اسی وجہ سے بہت زیادہ موثر نیوکلیائی چارج ہوتا ہے۔ نتیجتاً یہ نوبل گیس شکل اختیار کرنے کے لیے بہت تیزی سے ایک الیکٹران حاصل کر لیتے ہیں۔

ہیلوجن کی طبیعی خصوصیات میں ایک ہموار تغیر پایا جاتا ہے۔ فلورین اور کلورین گیس ہیں، برومین رقیق ہے اور آیوڈین ٹھوس ہے۔ ایٹمی عدد میں اضافہ کے ساتھ ان کے نقطہ گداخت اور نقطہ جوش میں مستقل اضافہ ہوتا ہے۔ تمام ہیلوجن

7.18.7 طبیعی خصوصیات
(Physical Properties)

رنگین ہیں۔ مرئی خطہ میں اشعاع کے انجذاب کی وجہ سے ایسا ہوتا ہے جس کے نتیجے میں بیرونی الیکٹران اونچی توانائی کے لیول مشتعل ہو جاتے ہیں۔ اشعاع کا مختلف کوانٹا جذب کر کے یہ مختلف رنگ ظاہر کرتے ہیں۔ مثال کے طور پر F_2 کا رنگ زرد، Cl_2 کا سبز مائل زرد، Br_2 کا سرخ اور I_2 کا رنگ بینگنی (بنفشی) ہوتا ہے۔ فلورین اور کلورین پانی سے تعامل کرتے ہیں۔ برومین اور آیوڈین پانی میں بہت کم حل پذیر ہیں لیکن کلورو فارم، کاربن ٹیٹرا کلورائیڈ، کاربن ڈائی سلفائیڈ اور ہائیڈرو کاربن جیسے متعدد نامیاتی محلولوں میں حل پذیر ہیں اور رنگین محلول بناتے ہیں۔

جدول 7.8 سے ہم ایک حیرت انگیز بے قاعدگی نوٹ کرتے ہیں وہ یہ ہے کہ Cl_2 کے مقابلے F_2 کی تحلیل کی اینتھالپی کم ہے جب کہ کلورین سے آگے کی طرف $X-X$ بانڈ تحلیل اینتھالپی میں متوقع رجحان دیکھا جاسکتا ہے یعنی $Cl > Br > I$ ۔ سالہ کے لون پیئر میں الیکٹران۔ الیکٹران دفع نسبتاً زیادہ ہونے کی وجہ سے ایسا ہوتا ہے۔ جہاں پر Cl_2 کے مقابلے ایک دوسرے کے زیادہ نزدیک ہیں۔

حالانکہ فلورین کی الیکٹران گین اینتھالپی کلورین کے مقابلے کم ہے مگر کلورین کے مقابلے فلورین ایک مضبوط تکسیدی ایجنٹ ہے۔ کیوں؟

مثال 7.15

حل

یہ اس وجہ سے ہے
(i) $F-F$ بانڈ کی کم تحلیل اینتھالپی (جدول 7.8)۔
(ii) $F-$ کی زیادہ ہائیڈریشن اینتھالپی (جدول 7.8)

تکسیدی حالتیں اور کیمیائی تعاملیت کے رجحانات

تمام ہیلوجن (1- تکسیدی حالت کو ظاہر کرتے ہیں۔ تاہم کلورین، برومین اور آیوڈین +1، +3، +5 اور +7 تکسیدی حالتوں کو بھی ظاہر کرتے ہیں جیسا کہ ذیل میں واضح کیا گیا ہے۔

7.18.8 کیمیائی خصوصیات
(Chemical Properties)

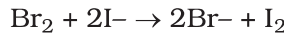
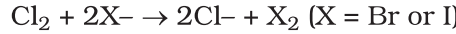
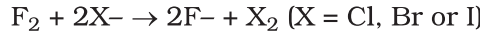
اسٹیٹ گراؤنڈ میں ہیلوجن ایٹم (فلورین کے علاوہ)	ns	np	nd	
پہلی مشتعل حالت	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow$	$\square\square\square\square$	+1 یا -1 تکسیدی حالت کے لیے بغیر جوڑے کا ایک الیکٹران ذمہ دار ہے
دوسری مشتعل حالت	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$	$\uparrow\square\square\square$	+3 تکسیدی حالت کے لیے 3 بغیر جوڑے کے الیکٹران ذمہ دار ہیں
تیسری مشتعل حالت	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow\uparrow$	$\uparrow\uparrow\square\square$	+5 تکسیدی حالت کے لیے 5 بغیر جوڑے کے الیکٹران ذمہ دار ہیں
	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow\uparrow$	$\uparrow\uparrow\uparrow\square$	+7 تکسیدی حالت کے لیے 7 بغیر جوڑے کے الیکٹران ذمہ دار ہیں

کلورین، برومین اور آیوڈین کی اونچی تکسیدی حالتوں کا اندازہ اس وقت ہوتا ہے جب ہیلوجن کم اور بہت زیادہ برقی منفی فلورین اور آکسیجن ایٹموں کے ساتھ متحد ہوتی ہیں مثلاً انٹر ہیلوجنوں میں، آکسائیڈ اور آکسوائڈ میں +4 اور +6 تکسیدی حالتیں کلورین اور برومین کے آکسائیڈ اور آکسوائڈ میں پائی جاتی ہیں۔ فلورین ایٹم کے ویلنس

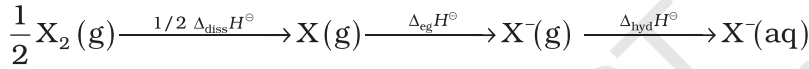
شیل میں کوئی بھی d الیکٹران نہیں ہوتا اور اسی لیے اپنے آکٹیٹ میں توسیع نہیں کر سکتا۔ سب سے زیادہ برقی منفی ہونے کی وجہ سے یہ صرف 1- تکسیدی حالت کو ظاہر کرتا ہے۔

سبھی ہیلوجن بہت زیادہ تعامل پذیر ہیں۔ یہ دھات اور غیر دھات دونوں کے ساتھ تعامل کر کے ہیلائیڈ بناتے ہیں۔ ہیلوجن کی تعاملیت گروپ میں نیچے کی طرف گھٹتی ہے۔

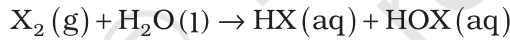
الیکٹرانوں کا بہت تیزی سے حصول کے پیچھے ہیلوجن کی مضبوط تکسیدی نوعیت کا فرما ہے۔ F_2 مضبوط ترین تکسیدی ہیلوجن ہے اور یہ دیگر ہیلائیڈوں کی محلول ہیں اور یہاں تک کہ ٹھوس حالت میں تکسید کر دیتی ہے۔ عمومی طور پر ایک ہیلوجن زیادہ ایٹمی عدد والے ہیلائیڈ آئنوں کی تکسید کرتا ہے۔



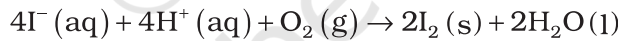
آبی محلول میں ہیلوجن کی تکسیدی اہلیت گروپ میں نیچے جانے پر گھٹتی ہے جس کا ثبوت ان کے معیاری الیکٹروڈ مضمر ہیں (جدول 7.8) جو کہ مندرجہ ذیل پیرامیٹر پر منحصر ہیں۔



ہیلوجنوں کی نسبتی تکسیدی پاور کی مزید وضاحت پانی کے ساتھ ان کے تعامل کے ذریعہ کی جاسکتی ہے۔ فلورین، پانی کی آکسیجن میں تکسید کرتی ہے۔ جب کہ کلورین اور برومین پانی سے تعامل کر کے نظیری ہائیڈروفلک اور ہائیڈروفلکس ایسڈ بناتے ہیں۔ پانی کے ساتھ آئیوڈین کا تعامل از خود نہیں ہے۔ درحقیقت، تیزابی میڈیم میں آکسیجن کے ذریعہ I^- کی تکسید ہوتی ہے جو کہ فلورین کے ساتھ ہونے والے تعامل کے ٹھیک برعکس ہے۔



(where $X = Cl \text{ or } Br$)



فلورین کا بے ربط طرز عمل (Anomalous behavior of Fluorine)

دوری جدول کے دوسرے پیریڈ میں موجود p بلاک کے دیگر عناصر کی طرح فلورین کئی بے ربط خصوصیات کو ظاہر کرتی ہے۔ مثال کے طور پر فلورین کی آئیونائزیشن اینتھالپی، برقی منفیت، بانڈ تحلیل کی اینتھالپی اور الیکٹروڈ مضمر توانائی دیگر ہیلوجن کے متوقع رجحانات کے مقابلے زیادہ ہیں۔ اس کے علاوہ آبی اور شریک گرفت نصف قطر، نقطہ گداخت اور نقطہ جوش نیز الیکٹران گین اینتھالپی توقع سے کافی کم ہے۔ فلورین کے بے ربط طرز عمل کی وجہ اس کا چھوٹا سائز، بہت زیادہ برقی منفیت، کم F-F بانڈ تحلیل اینتھالپی اور وٹنس شیل میں d اورٹل کی عدم دستیابی ہے۔

فلورین کے زیادہ تر معاملات حرارت زاہیں (کیونکہ یہ دوسرے عناصر کے ساتھ چھوٹے اور مضبوط بانڈ بناتی ہے) یہ صرف ایک آکسائیڈ بناتی ہے جب کہ دیگر ہیلوجن متعدد آکسائیڈ بناتے ہیں۔ مضبوط ہائیڈروجن بندش کی وجہ سے ہائیڈروجن فلورائیڈ رقیق (b.p. 293K) ہے۔ HF میں ہائیڈروجن گرفت بنتی ہے کیوں کہ فلورین کی

جسامت بہت چھوٹی اور برقی منفیت بہت زیادہ ہوتی ہے۔ دیگر ہائڈروجن ہیلانڈ گیسوں جن کی جسامت بڑی اور برقی منفیت کم ہوتی ہے گیسوں ہیں۔

(i) ہائڈروجن کے تئیں تعاملیت: سبھی ہیلوجن ہائڈروجن سے تعامل کر کے ہائڈروجن ہیلانڈ بناتے ہیں لیکن ہائڈروجن کے تئیں افینٹی فلورین سے آیوڈین تک کم ہوتی جاتی ہے۔ یہ پانی میں حل ہو کر ہائڈروہیلک ایسڈ بناتے ہیں۔ ہائڈروجن ہیلانڈوں کی کچھ خصوصیات جدول 7.9 میں دی گئی ہیں۔ ان تیزابوں کی تیزابی قوت کی متنوع ترتیب اس طرح ہے: $H-F > H-Cl > H-Br > H-I$ ۔ گروپ میں نیچے جانے پر ان ہیلانڈوں کے استحکام میں کمی آتی ہے کیونکہ بانڈ $(H-X)$ تحلیل ہلتھاپی $H-F > H-Cl > H-Br > H-I$ کی ترتیب میں گھٹتی ہے۔

جدول 7.9 ہائڈروجن ہیلانڈوں کی خصوصیات

HI	HBr	HCl	HF	خصوصیت
222	185	159	190	نقطہ گداخت / K
238	206	189	293	نقطہ جوش / K
160.9	141.4	127.4	91.7	بانڈ کی لمبائی $(H-X)$ / pm
295	363	432	574	$\Delta_{diss}H^\circ / \text{kJ mol}^{-1}$
-10.0	-9.5	-7.0	3.2	pK_a

(ii) آکسیجن کے تئیں تعاملیت: ہیلوجن، آکسیجن کے ساتھ متعدد آکسائیڈ بناتے ہیں لیکن ان میں سے زیادہ تر غیر مستحکم ہیں۔ فلورین دو آکسائیڈ OF_2 اور O_2F_2 بناتی ہے۔ تاہم صرف OF_2 ہی 298K پر مستحکم ہے۔ یہ آکسائیڈ لازمی طور پر آکسیجن فلورائیڈ ہیں کیونکہ فلورین کی برقی منفیت آکسیجن کے مقابلے میں زیادہ ہے۔ دونوں ہی مضبوط فلوریننگ ایجنٹ ہیں۔ O_2F_2 ، پلوٹونیم کی PUF_6 میں تکسید کرتا ہے اور استعمال شدہ نیوکلیائی ایندھن سے PUF_6 کو علیحدہ کرنے کے لیے اس تعامل کا استعمال کیا جاتا ہے۔

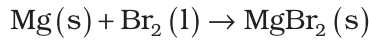
کلورین، برومین اور آیوڈین آکسائیڈ بناتے ہیں جن میں ان ہیلوجنوں کی تکسیدی حالتیں +1 سے +7 تک ہوتی ہیں حرکیاتی اور حرکیاتی عوامل مجموعی طور سے ہیلوجنوں کے ذریعہ بننے والے آکسائیڈوں کے استحکام کی گھٹتی ہوئی ترتیب $I > Cl > Br$ کی تعیم کی طرف رہنمائی کرتے ہیں۔ آیوڈین کے آکسائیڈ کی اعلیٰ مستقلی کی وجہ آیوڈین اور آکسیجن کے درمیان بننے والی گرفت کی اعلیٰ تقطیبت ہے۔ کلورین کے معاملے میں کلورین اور آکسیجن کے درمیان کثیر گرفت بنتے ہیں کیوں کہ اس کے پاس a آرٹھل دستیاب ہیں۔ اس کی وجہ سے استحکام بڑھ جاتا ہے۔ برومین میں دونوں خصوصیات کی کمی ہوتی ہے لہذا برومین کے آکسائیڈ کا استحکام سب سے کم ہوتا ہے۔ ہیلوجن کے نسبتاً اونچے آکسائیڈوں میں نچلے آکسائیڈوں کے مقابلے میں زیادہ استحکام کا رجحان ہوتا ہے۔

کلورین آکسائیڈ ClO_2 ، Cl_2O_6 ، اور Cl_2O_7 بہت زیادہ متعال تکسیدی ایجنٹ ہیں اور دھماکہ کار رجحان ظاہر کرتے ہیں۔ ClO_2 کا استعمال کاغذ کی لکڑی اور ٹیکسٹائل نیز واٹر ٹریٹمنٹ میں پلچنگ ایجنٹ کے طور پر کیا جاتا ہے۔

برومین آکسائیڈ BrO_3 ، BrO_2 ، Br_2O کمترین مستحکم ہیلوجن آکسائیڈ ہیں (وسطی قطار بے قاعدگی) اور صرف کم درجہ حرارت پر ہی پائے جاتے ہیں یہ بہت مضبوط تکسیدی ایجنٹ ہیں۔

آیوڈائیڈ آکسائیڈ I_2O_4 ، I_2O_5 ، I_2O_7 غیر حل پذیر ٹھوس ہیں اور گرم کرنے پر تحلیل ہو جاتے ہیں۔ I_2O_5 بہت اچھا تکسیری ایجنٹ ہے اور اس کا استعمال کاربن مونو آکسائیڈ کے تخمینہ میں کیا جاتا ہے۔

(iii) دھاتوں کے تئیں تعاملیت (Reactivity towards metals) ہیلوجن دھاتوں کے ساتھ تعامل کر کے دھاتی ہیلائیڈ بناتے ہیں مثلاً برومین، میکینیشم کے ساتھ تعامل کر کے میکینیشم برومائڈ بناتی ہے۔



ہیلائیڈوں کی اپنی خصوصیت میں کمی کی ترتیب $\text{MCl} > \text{MBr} > \text{MF}$ ہے جہاں M ایک گرفت دھات ہے۔ اگر دھات ایک سے زیادہ تکسیدی حالتیں ظاہر کرتی ہے تو اونچی تکسیدی حالت میں ہیلائیڈ کم تکسیدی حالت کے مقابلے زیادہ شریک گرفتے ہوتے ہیں۔ مثلاً SnCl_4 ، PbCl_4 ، SbCl_5 اور UF_6 بالترتیب UF_4 اور SbCl_3 ، PbCl_2 ، SnCl_2 کے مقابلے زیادہ شریک گرفت ہیں

(iv) ہیلوجنوں کی دیگر ہیلوجنوں کے تئیں تعاملیت (Reactivity of Halogens towards other Halogens) ہیلوجن، خود اپنے آپ سے تعامل کر کے متعدد مرکبات بناتے ہیں۔ جنہیں XX' ، XX_3' ، XX_5' اور XX_7' قسم کے انٹرہیلوجن کہا جاتا ہے۔ جہاں X بڑے سائز کا ہیلوجن ہے اور X' نسبتاً چھوٹے سائز کا ہیلوجن ہے۔

فلورین صرف 1- تکسیدی حالت کو ظاہر کرتی ہے جب کہ دیگر ہیلوجن +1، +3، +5 اور +7 تکسیدی حالتوں کو ظاہر کرتے ہیں۔ تشریح کیجیے۔

مثال 7.16

فلورین سب سے زیادہ برقی منفی عنصر ہے اور کوئی بھی مثبت تکسیدی حالت ظاہر نہیں کر سکتا ہے۔ دیگر ہیلوجنوں کے پاس d اور f اورٹل موجود ہے اس لیے وہ اپنے آکٹیٹ میں توسیع کر سکتے ہیں اور +1، +3، +5 اور +7 تکسید حالتوں کو بھی ظاہر کرتے ہیں۔

حل

متن پر مبنی سوالات

7.26 بانڈ تحلیل ایتھالپی، الیکٹران گین ایتھالپی اور ہائڈریشن ایتھالپی جیسے پیرامیٹر کے مد نظر F_2 اور Cl_2 کی تکسیدی طاقت کا موازنہ کیجیے:

7.27 فلورین کے بے ربط طرز عمل کو ظاہر کرنے کے لیے دو مثالیں دیجیے۔

7.28 سمندر کچھ ہیلوجنوں کا اہم ماخذ ہے۔ تبصرہ کیجیے۔

7.19 کلورین

(Chlorine)

کلورین کی کھوج 1774 میں شیلے (Scheele) کے ذریعہ MnO_2 پر HCl کے عمل کے ذریعہ کی گئی۔ 1810 میں ڈیوی نے اس کی ابتدائی نوعیت کا تعین کیا اور اس کے رنگ کی بنیاد پر اس کا نام کلورین تجویز کیا (یونانی

میں Chloros کا مطلب ہے سبز مائل زرد)

تیاری

اسے مندرجہ ذیل کسی بھی طریقے سے بنایا جاسکتا ہے۔

(i) مینگیز ڈائی آکسائیڈ کو مرکنز ہائیڈروکلورک ایسڈ کے ساتھ گرم کر کے



تاہم، HCl کی جگہ کھانے کا نمک اور مرکنز H_2SO_4 کے آمیزہ کا استعمال کیا جاسکتا ہے۔

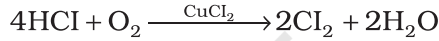
(ii) پوٹاشیم پرمینگنیٹ پر HCl کے عمل سے



کلورین کی مینو فیکچرنگ (صنعتی طور پر تیاری)

(i) ڈیکن پراسس (Deacon's Process) 723K پر CuCl_2 (وسیٹ) کی موجودگی میں کرہ باد کی آکسیجن

کے ذریعہ ہائیڈروجن کلورائیڈ کی تشکیل ہے۔



(ii) الیکٹرو لائٹک پراسس (Electrolytic Process): کلورین کو برائن (مرکنز NaCl محلول) کر برق

پاشیدگی (Electrolysis) کے ذریعہ بنایا جاتا ہے۔ کلورین اینوڈ پر خارج ہوتی ہے۔ اسے کئی کیمیائی

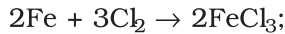
صنعتوں میں ضمنی حاصل کے طور پر بھی حاصل کیا جاتا ہے۔

خصوصیات

یہ سبز مائل زرد گیس ہے جس میں سے تیکھی بو آتی ہے۔ یہ ہوا سے 2-5 گنا بھاری ہے۔ اسے بآسانی سبز مائل زرد

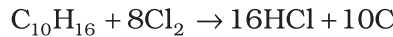
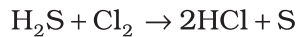
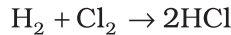
رقیق میں تبدیل کیا جاسکتا ہے جو کہ 239K پر ابلتا ہے۔ یہ پانی میں حل پذیر ہے۔

کلورین متعدد دھاتوں اور غیر دھاتوں سے تعامل کر کے کلورائیڈ بناتی ہے۔



یہ ہائیڈروجن کے تئیں بہت زیادہ انہیٹی رکھتی ہے۔ یہ ہائیڈروجن پر مشتمل مرکبات سے تعامل کر کے

HCl بناتی ہے۔



ٹھنڈے اور ڈائی لیوٹ القلیوں کے ساتھ کلورین، کلورائیڈ اور ہائیوکلورائیٹ کا آمیزہ بناتی ہے لیکن گرم

اور مرکنز القلیوں کے ساتھ یہ کلورائیڈ اور کلورائیٹ بناتی ہے۔

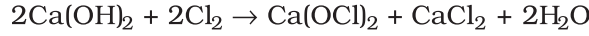


(ٹھنڈا اور ڈائی لیوٹ)



(گرم اور مرتکز)

خشک بجھے چونے کے ساتھ یہ ہلچنگ پاؤڈر بناتی ہے۔



ہلچنگ پاؤڈر کی ترتیب $\text{Ca(OCl)}_2 \cdot \text{CaCl}_2 \cdot \text{Ca(OH)}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ہے۔

کلورین، ہائڈروکاربنوں کے ساتھ تعامل کر کے بدل ماحصلات (Substitution Product) بناتی ہے

جو کہ ہائڈروکاربنوں سے سیر ہوتے ہیں اور غیر سیر شدہ ہائڈروکاربنوں کے ساتھ جمع ماحصلات (Addition Products) بنتے ہیں۔



میٹھائل کلورائیڈ اتھین



حرارت پر $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$

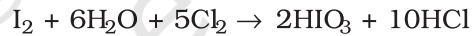
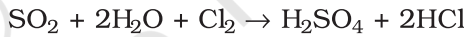
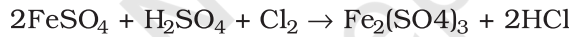
کلورین پانی کو یوں ہی رکھا رہنے دیں تو HCl اور HOCl بننے کی وجہ سے اس کا زرد رنگ غائب ہو جاتا ہے۔

اسی طرح بننے والا ہائپوکلورس ایسڈ (Nascent HOCl) آکسیجن فراہم کرتا ہے جو کہ کلورین کی ہلچنگ اور

تکسیدی خصوصیات کے لیے ذمہ دار ہے۔

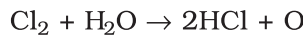
(i) کلورین فیرس کی فیرک میں، سلفائیٹ کی سلفیٹ میں، سلفر ڈائی آکسائیڈ کی سلفیورک ایسڈ میں اور آیوڈین کی

آیوڈک ایسڈ میں تکسید کرتی ہے۔



(ii) کلورین ایک طاقتور ہلچنگ ایجنٹ ہے، ہلچنگ ایکشن کا سبب تکسید ہے۔

یہ نمی کی موجودگی میں نباتاتی یا نامیاتی مادہ کو ہلچ کر دیتی ہے۔ کلورین کا ہلچنگ اثر مستقل ہے۔



بے رنگ شے + O → رنگین شے

استعمال: اس کا استعمال (i) کاغذ کی لگدی (کاغذ اور رے رین بنانے کے لیے درکار) کی ہلچنگ

میں، کپاس اور ٹیکسٹائل کی ہلچنگ میں (ii) گولڈ اور پلٹینم کے استخراج میں (iii) رنگ، دوائیں اور

DDT، CHCl_3 ، CCl_4 ، ریفریجریٹ وغیرہ جیسے نامیاتی مرکبات بنانے میں (iv) پینے کے پانی

کو اسٹیریلایز کرنے (v) فاسفین ($\text{C}_6\text{H}_5\text{I}$)، آنسو گیس (CCl_3NO_2)، مسٹرڈ گیس

($\text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{SCH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$) جیسی زہریلی گیسوں کو بنانے میں کیا جاتا ہے۔

مثال 7.17 کلورین اور گرم مرکب NaOH کے درمیان ہونے والے تعامل کی متوازن کیمیائی مساوات لکھیے۔ کیا یہ تعامل ایک غیر متناسبت تعامل ہے؟ جواز پیش کیجیے۔



متن پر مبنی سوالات

7.29 Cl_2 کے بلیچنگ ایکشن کی وجہ بتائیے
7.30 ایسی دوز ہریلی گیسوں کے نام بتائیے جو کلورین سے تیاری جاسکتی ہیں۔

7.20 ہائڈروجن کلورائیڈ (Hydrogen Chloride)

اس ایسڈ کو گلوبر (Glauber) نے 1648 میں کھانے کے نمک کو مرکب سلفیورک ایسڈ کے ساتھ گرم کر کے بنایا تھا۔ 1810 میں ڈیوی نے بتایا کہ ہائڈروجن اور کلورین کا مرکب ہے۔

تیاری (Preparation)

تجربہ گاہ میں اسے سوڈیم کلورائیڈ کو مرکب سلفیورک ایسڈ کے ساتھ گرم کر کے بنایا جاتا ہے۔



HCl گیس کو مرکب سلفیورک ایسڈ سے گزار کر خشک کیا جاسکتا ہے۔

خصوصیات

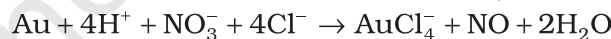
یہ ایک بے رنگ اور تیکھی بو والی گیس ہے۔ اسے آسانی بے رنگ رقیق (b.p. 189K) میں تبدیل کیا جاسکتا ہے اور یہ سفید کرٹلی ٹھوس (F.P. 159K) میں منجمد کی جاسکتی ہے۔



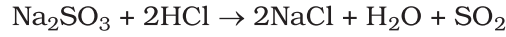
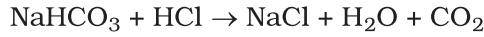
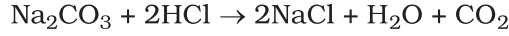
یہ ایک آبی محلول ہے اور اسے ہائڈروکلورک ایسڈ کہتے ہیں۔ تجلی مستقلہ (Ka) کی بہت زیادہ قدر اس بات کو ظاہر کرتی ہے کہ یہ پانی میں بہت مضبوط ایسڈ ہے۔ یہ NH_3 سے تعامل کر کے NH_4Cl کا سفید دھواں پیدا کرتا ہے۔



جب تین حصے مرکب HCl اور ایک حصہ مرکب HNO_3 کی آمیزش کی جاتی ہے تو ایکوار جیا (Aqua Regia) حاصل ہوتا ہے جس کا استعمال سونا، پلٹینم جیسی نوبل دھاتوں کو حل کرنے میں کیا جاتا ہے۔



ہائڈروکلورک ایسڈ، کمزور ایسڈوں کے نمکوں جیسے کہ کاربونیٹ، ہائڈروجن کاربونیٹ سلفائیٹ وغیرہ کی تحلیل کر دیتا ہے۔



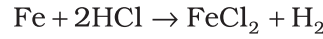
استعمال: اس کا استعمال (i) کلورین، NH_4Cl اور گلوکوز (مکا کے، اشارچ سے) بنانے میں کیا جاتا ہے (ii) ہڈیوں سے گلو (Glue) کے استخراج اور بون بلیک کی تخلیص میں کیا جاتا ہے۔ (iii) دواؤں میں اور تجربہ گاہ میں ریجنٹ کے طور پر کیا جاتا ہے۔

مثال 7.18

جب HCl باریک آئرن پاؤڈر سے تعامل کرتا ہے تو یہ فیرس کلورائیڈ بناتا ہے، فیرک کلورائیڈ کیوں نہیں بناتا ہے؟

حل

لوہے کے ساتھ اس کے تعامل میں H_2 پیدا ہوتی ہے۔



ہائیڈروجن کا اخراج فیرک کلورائیڈ کے بننے کو روک دیتا ہے۔

بہت زیادہ برقی منفیت اور چھوٹا سائز ہونے کی وجہ سے فلورین صرف ایک آکسوائیڈ HOF بناتی ہے جسے فلورک (II) ایسڈ یا ہائپوفلورس ایسڈ کہتے ہیں۔ دیگر ہیلوجن متعدد آکسوائیڈ بناتے ہیں۔ ان میں سے زیادہ تر کو خالص حالت میں علیحدہ نہیں کیا جاسکتا۔ یہ صرف آبی محلولوں اور اپنے نمکوں کی شکل میں ہی مستحکم ہوتے ہیں۔ ہیلوجنوں کے آکسوائیڈ جدول 7.10 میں دیے گئے ہیں اور ان کی ساختیں شکل 7.8 میں دی گئی ہیں۔

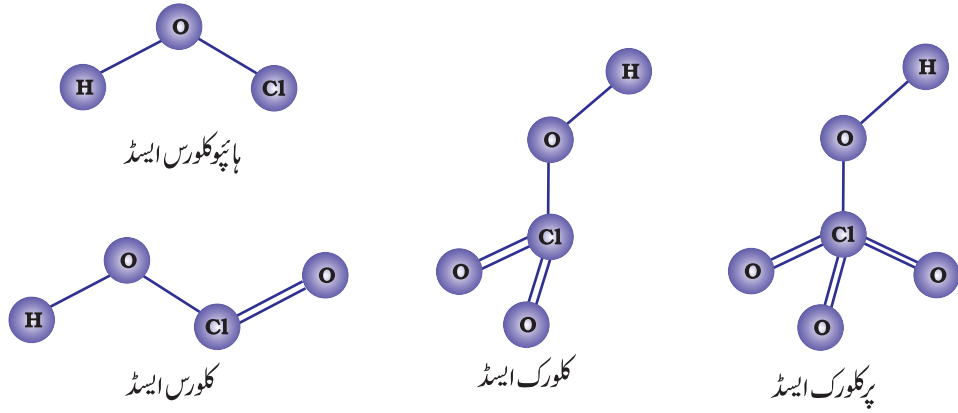
7.21 ہیلوجن کے آکسو

ایسڈ

(Oxoacids of Halogens)

جدول 7.10: ہیلوجنوں کے آکسوائیڈ

HOI (ہائپوآیوڈس ایسڈ)	HOBr (ہائپوبروس ایسڈ)	HOCl (ہائپوکلورس ایسڈ)	HOF (ہائپوفلورس ایسڈ)	ہیلک (I) ایسڈ (ہائپوہیلوس ایسڈ)
—	—	HOCIO کلورس ایسڈ	—	ہیلک (III) ایسڈ (ہیلوس ایسڈ)
HOIO ₂ (آیوڈک ایسڈ)	HOBrO ₂ (برومک ایسڈ)	HOCIO ₂ (کلورک ایسڈ)	—	ہیلوک (V) ایسڈ (ہیلک ایسڈ)
HOIO ₃ پر آیوڈک ایسڈ	HOBrO ₃ پر برومک ایسڈ	HOCIO ₃ (پر کلورک ایسڈ)	—	ہیلک (VII) ایسڈ (پر ہیلک ایسڈ)



شکل 7.8: کلورین کے آکسواکسائیڈوں کی ساختیں

جب دو مختلف ہیلوجن ایک دوسرے سے تعامل کرتے ہیں تو انٹرہیلوجن مرکبات بنتے ہیں۔ انہیں ایک عمومی ترکیب XX_7 اور XX_5 ، XX_3 ، XX ، XX' ، XX_3' ، XX_5' کی جہاں X بڑے سائز کا ہیلوجن ہے اور X' چھوٹے سائز کا ہیلوجن ہے نیز X' کے مقابلے X زیادہ برقی مثبت ہے۔ جیسے جیسے X اور X' کے نصف قطر کے درمیان نسبت میں اضافہ ہوتا ہے فی سالمہ ایٹموں کی تعداد میں بھی اضافہ ہوتا جاتا ہے۔ اس طرح آئیوڈین (VII) فلورائیڈ میں ایٹموں کی تعداد سب سے زیادہ ہونی چاہیے کیونکہ I اور F کے نصف قطر کے درمیان نسبت سب سے زیادہ ہونی چاہیے۔ اسی لیے اس کا فارمولہ IF_7 (ایٹموں کی سب سے زیادہ تعداد) ہے۔

تیاری (Preparation)

انٹرہیلوجن مرکبات کو براہ راست اتحاد سے یا ہیلوجن اور کمتر انٹرہیلوجن مرکبات کے درمیان تعامل سے بنایا جاتا ہے۔ بننے والے ماحصلات کچھ مخصوص حالات پر منحصر ہوتے ہیں۔ مثلاً



(مساوی حجم) (افراط)



(پانی سے ڈائی لیوٹ کیا گیا) (افراط)



(مساوی سالماتی) (افراط)

خصوصیات

انٹرہیلوجن مرکبات کی کچھ خصوصیات جدول 7.11 میں دی گئی ہیں۔

یہ سبھی شریک گرفت سالمات ہیں اور ڈایا مقناطیسی نوعیت کے حامل ہیں۔ یہ طیران پذیر رقیق یا ٹھوس ہیں سوائے ClF کے جو کہ 298K پر گیس ہے۔ ان کی طبعی خصوصیات اجزائے ترکیبی ہیلوجن کی خصوصیات کے درمیان

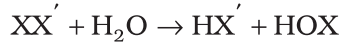
7.22 انٹرہیلوجن مرکبات (Interhalogen Compounds)

جدول 7.11 انٹرہیلوجن مرکبات کی کچھ خصوصیات

قسم	فارمولہ	طبیعی حالت اور رنگ	ساخت
XX ¹ 1	ClF	بے رنگ گیس	—
	BrF	ہلکی بھوری گیس	—
	IF ^a	گیس	—
	BrCl ^b	روہی سرخ ٹھوس (form)	—
	ICl	بھورا سرخ ٹھوس (β-form)	—
	IBr	سیاہ ٹھوس	—
XX ¹ 3	ClF ₃	بے رنگ گیس	T شکل میں مڑا ہوا
	BrF ₃	پیلیا ہراریق	T شکل میں مڑا ہوا
	IF ₃	زرد پاؤڈر	T شکل میں مڑا ہوا (?)
	ICl ₃ ^c	نارنجی ٹھوس	T شکل میں مڑا ہوا (?)
XX ¹ 5	IF ₅	بے رنگ گیس لیکن 77K سے نیچے ٹھوس	اسکوائر پائرامڈل
	BrF ₅	بے رنگ رقیق	اسکوائر پائرامڈل
	ClF ₅	بے رنگ رقیق	اسکوائر پائرامڈل
XX ¹ 7	IF ₇	بے رنگ گیس	پینٹاگونل بائی پیرامڈل

^a بہت زیادہ غیر مستحکم؛ ^b کمرہ کے درجہ حرارت پر خالص ٹھوس؛ ^c Cl⁻ برج ڈمر (I₂Cl₆) کی شکل میں دائمی میرائز

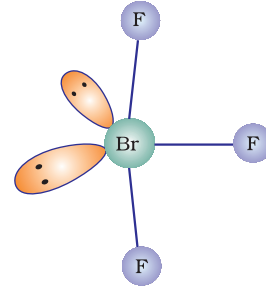
میں ہیں سوائے اس کے ان کے نقطہ جوش اور نقطہ گداخت کے جو کہ توقع سے تھوڑا زیادہ ہیں۔ ان کے کیمیائی تعاملات کا موازنہ انفرادی ہیلوجن کے ساتھ کیا جاسکتا ہے۔ عمومی طور پر انٹرہیلوجن مرکبات ہیلوجن (فلورین کو چھوڑ کر) کے مقابلے زیادہ تعامل پذیر ہیں۔ اس کی وجہ یہ ہے کہ انٹرہیلوجن میں X-X بانڈ ہیلوجن (F-F بانڈ کو چھوڑ کر) میں ہوتے ہیں اور ہائیپوفیلیٹ (جب XX¹3) ہیلیٹ (جب XX¹5) اور پریہیلیٹ (جب XX¹7) این آئن بناتے ہیں جو کہ نسبتاً بڑے ہیلوجن سے حاصل ہوتے ہیں۔



ان کی سالماتی ساخت بہت دلچسپ ہے جس کی وضاحت VSEPR نظریہ کی بنیاد پر کی جاسکتی ہے۔ (مثال 7.19) XX₃ مرکبات مڑی ہوئی T شکل میں ہوتے ہیں۔ XX₅ مرکبات اسکوائر پائرامڈل ہیں اور IF₇ کی ساخت پینٹاگونل بائی پیرامڈل ہے (جدول 7.11)

مثال 7.19

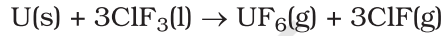
حل



VSEPR نظریہ کی بنیاد پر BrF_3 کی سالماتی شکل سے بحث کیجیے۔

مرکزی ایٹم Br کے ویلنس شیل میں 7 الیکٹران ہیں۔ ان میں سے تین الیکٹران تین فلورین ایٹموں کے ساتھ الیکٹران پیئر بانڈ بناتے ہیں اور 4 الیکٹران باقی رہ جاتے ہیں۔ اس طرح تین بانڈ پیئر اور دو لون پیئر ہیں۔ VSEPR نظریہ کے مطابق یہ ٹرائی گونل بائی پیرامڈل کے کونوں پر پوزیشن لیں گے۔ دو لون پیئر خط استوائی پوزیشن پر ہوں گے تاکہ لون پیئر لون پیئر اور بانڈ پیئر۔ لون پیئر دفعہ کم سے کم ہو سکے جو کہ بانڈ پیئر بانڈ پیئر دفعہ کے مقابلہ زیادہ ہوتا ہے۔ اس کے ساتھ ساتھ محوری فلورین ایٹم لون پیئر۔ لون پیئر دفعہ کو کم کرنے کے لیے خط استوائی فلورین کی جانب جھک جاتا ہے۔ شکل معمولی سے جھکے ہوئے T کی طرح ہوگی۔

استعمال: ان مرکبات کا استعمال غیر آبی محلولوں کے طور پر کیا جاسکتا ہے۔ انٹرہیلوجن مرکبات بہت مفید لفورینیننگ ایجنٹ ہیں۔ BrF_3 اور ClF_3 کا استعمال ^{235}U کی افزودنی میں UF_6 بنانے میں کیا جاتا ہے۔



متن پر مبنی سوالات

7.31 I_2 کے مقابلے ICI زیادہ تعامل پذیر کیوں ہے؟

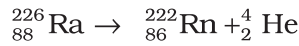
گروپ 18 عناصر پر مشتمل ہے۔ ہیلیم، نی، آن، آرگن، کرپٹن، زینان، ریڈان اور آگنیسیون (Oganesson)۔ یہ سبھی گیس ہیں اور کیمیائی اعتبار سے تعامل پذیر نہیں ہیں۔ یہ بہت کم مرکبات بناتے ہیں۔ اسی وجہ سے انھیں نوبل گیس کہا جاتا ہے۔

7.23 گروپ 18 کے عناصر
(Group 18 Elements)

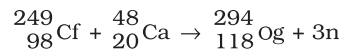
ریڈان اور آگنیسیون کے علاوہ باقی سبھی نوبل گیس کرہ باد میں پائی جاتی ہیں۔ خشک ہوا میں یہ حجم کے اعتبار سے 1%~ ہوتی ہیں جس میں آرگن سب سے زیادہ ہے۔ ہیلیم اور بعض اوقات نی آن چک بلینڈ، مونازائٹ، کلیوائٹ جیسی تابکار نژاد معدنیات میں پائی جاتی ہیں۔ ہیلیم کا اہم تجارتی ماخذ قدرتی گیس ہے۔ زینان اور ریڈان گروپ کے ایسے عناصر ہیں جو بہت ہی کم مقدار میں پائے جاتے ہیں۔ ریڈان کو ^{226}Ra کے روبہ تنزل ماحصل کے طور پر حاصل کیا جاتا ہے۔

7.23.1 وقوع

(Occurrence)



آگنیسیون، $^{249}_{98}\text{Cf}$ ایٹم اور $^{48}_{20}\text{Ca}$ آئن کے ٹکراؤ سے مصنوعی طور پر بنائی جاتی ہے۔



آگنیسیون کی ایٹمی کمیت 294 اور الیکٹرانک تشکل $[\text{Rn}]5f^4, 6d^{10}, 7s^2, 7p^6$ ہے۔ Og کی بہت کم مقدار کو ہی تیار کیا گیا ہے۔ اس کی نصف زندگی 0.7 ملی سیکنڈ ہے لہذا اس کی کیمسٹری کے لیے صرف پیشین گوئیاں ہی کی گئی ہیں۔

گروپ 18 کے عناصر نوبل گیسوں کیوں کہلاتی ہیں؟

گروپ 18 میں موجود عناصر کے ویلنس شیل آرٹھل مکمل بھرے ہوئے ہیں اور اسی لیے مخصوص حالت میں ہی چند عناصر سے تعامل کرتے ہیں۔ لہذا اب انھیں نوبل گیس کہا جاتا ہے۔

حل

گروپ 18 کے عناصر آگنیشن کے علاوہ کی اہم ایٹمی اور طبیعی خصوصیات اور ان کے الیکٹرانی تشکل جدول 7.12 میں دیے گئے ہیں۔ گروپ کی ایٹمی، طبیعی اور کیمیائی خصوصیات کے رجحانات پر یہاں بحث کی گئی ہے۔

جدول 7.12: گروپ 18 کے عناصر کی ایٹمی اور طبیعی خصوصیات

He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn*	خصوصیت
2	10	18	36	54	86	ایٹمی اعداد
4.00	20.18	39.95	83.80	131.30	222.00	ایٹمی کمیت / mgol^{-1}
$1s^2$	$[\text{He}]2s^22p^6$	$[\text{Ne}]3s^23p^6$	$[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^6$	$[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^6$	$[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^6$	الیکٹرانی تشکل
120	160	190	200	220	—	ایٹمی نصف قطر / pm
2372	2080	1520	1351	1170	1037	آیونائزیشن اینتھالپی / kJmol^{-1}
48	116	96	96	77	68	الیکٹرانی گین اینتھالپی / kJmol^{-1}
1.8×10^{-4}	9.0×10^{-4}	1.8×10^{-3}	3.7×10^{-3}	5.9×10^{-3}	9.7×10^{-3}	کثافت / gcm^{-3} (STP)
—	24.6	83.8	115.9	161.3	202	نقطہ گداخت / K
4.2	27.1	87.2	119.7	165.0	211	نقطہ جوش / K
5.24×10^{-4}	—	1.82×10^{-3}	0.934	1.14×10^{-4}	8.7×10^{-6}	کرہ باد میں موجودگی جسم کے اعتبار سے فیصدی

سبھی نوبل گیسوں کا عمومی الیکٹرانی تشکل ns^2np^6 ہے سوائے، ہیلیم کے جس کا الیکٹرانی تشکل $1s^2$ ہے (جدول 7.12)۔ نوبل گیسوں کی متعدد خصوصیات بشمول ان کی جامد نوعیت کا سبب ان کی بند شیل ساخت کو سمجھا جاتا ہے۔

مستحکم الیکٹرانی تشکل کی وجہ سے یہ گیسیں بہت زیادہ آیونائزیشن اینتھالپی ظاہر کرتی ہیں۔ تاہم گروپ میں نیچے کی طرف ایٹمی سائز میں اضافہ ہونے پر یہ کم ہوتی جاتی ہے۔

گروپ میں نیچے کی طرف ایٹمی عدد میں اضافہ کے ساتھ ایٹمی نصف قطر میں اضافہ ہوتا جاتا ہے۔

کیونکہ نوبل گیسوں کا الیکٹرانی تشکل مستحکم ہے اس لیے ان میں الیکٹران کو حاصل کرنے کا رجحان نہیں ہوتا لہذا ان کی الیکٹرانی گین اینتھالپی کی قدریں بہت زیادہ مثبت ہوتی ہیں۔

طبیعی خصوصیات (Physical Properties)

سبھی نوبل گیسیں ایک ایٹم ہیں۔ یہ بے رنگ، بغیر ذائقہ اور بغیر بو والی گیسیں ہیں۔ یہ پانی میں بہت کم حل پذیر ہیں۔

7.23.2 الیکٹرانی تشکل

7.23.3 آیونائزیشن

اینٹھالپی

7.23.4 ایٹمی نصف قطر

7.23.5 الیکٹرانی گین

اینٹھالپی

ان کے نقطہ گداخت اور نقطہ جوش بہت کم ہوتے ہیں کیونکہ ان عناصر میں بین ایٹمی باہمی عمل صرف ایک ہی قسم کا ہے اور وہ ہے کمزور انتشاری قوتیں۔ ہیلیم کا نقطہ جوش ابھی تک معلوم تراشائیں سب سے کم (4.2K) ہے۔ اس میں ایک غیر معمولی خصوصیت بھی موجود ہے اور وہ یہ ہے کہ ہیلیم تجربہ گاہ میں عام طور سے استعمال ہونے والے مادوں جیسے ربڑ، کانچ یا پلاسٹک سے ہو کر نفوذ کر جاتی ہے۔

مثال 7.21 نوبل گیسوں کے نقطہ جوش بہت کم کیوں ہیں۔

حل نوبل گیس ایک ایٹمی ہونے کی وجہ سے ان میں بین ایٹمی قوتیں نہیں ہوتیں سوائے کمزور انتشاری قوتوں کے لہذا بہت کم درجہ حرارت پر ہی ان کی امانت ہو جاتی ہے۔ اس طرح ان کے نقطہ جوش کم ہیں۔

کیمیائی خصوصیات (Chemical Properties)

عام طور سے نوبل گیس بہت کم تعامل پذیریں۔ کیمیائی تعاملیت کے تئیں ان کا جمود (Inertness) مندرجہ ذیل وجوہات پر مبنی ہے۔

(i) ہیلیم کے علاوہ باقی تمام نوبل گیسوں کے ویلنس شیل میں مکمل بھرا ہوا $ns^2 np^6$ الیکٹرانئی شکل ہے۔

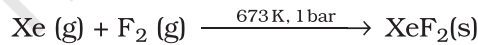
(ii) ان کی آئیونائزیشن اینتھالپی اور مثبت الیکٹران گین اینتھالپی بہت زیادہ ہے۔

جب سے نوبل گیسوں کی کھوج ہوئی ہے ان کی تعاملیت کی تفتیش وقتاً فوقتاً ہوتی رہی ہے۔ لیکن مرکبات بنانے کے لیے ان کا تعامل کرانے کی تمام کوششیں چند برسوں تک ناکام رہیں۔ مارچ 1962 میں نیل برٹیلٹ (Neil Bartlett) جو اس وقت یونیورسٹی آف برٹش کولمبیا میں تھے نوبل گیس کے تعامل کا مشاہدہ کیا۔ سب سے پہلے انھوں نے ایک سرخ رنگ کا مرکب تیار کیا جس کا فارمولا $O_2^+ PtF_6^-$ تھا۔ اس کے بعد اس نے مانا کہ سالماتی آکسیجن کی فرسٹ آئیونائزیشن اینتھالپی (1175 kJmol^{-1}) زینان کی فرسٹ آئیونائزیشن اینتھالپی کے لگ بھگ مماثل تھی (1170 kJmol^{-1}) اس نے Xe کے ساتھ اس قسم کے مرکبات بنانے کی کوشش کی اور ایک اور سرخ رنگ کا مرکب $Xe^+ PtF_6^-$ بنانے میں کامیاب ہو گیا جسے زینان اور PtF_6 کے درمیان تعامل سے بنایا گیا ہے۔ اس کھوج کے بعد فلورین اور آکسیجن جیسے بہت زیادہ برقی منفی عناصر کے ساتھ زینان کے متعدد مرکبات کی تالیف کی گئی۔

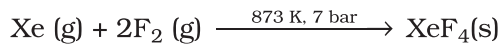
کرپٹان کے مرکبات بہت تھوڑے ہی ہیں۔ صرف ڈائی فلورائیڈ (KrF_2) کا تفصیلی مطالعہ کیا گیا ہے۔ ریڈان کے مرکبان علیحدہ نہیں کیے جاسکے لیکن صرف ریڈیوٹیسر تکنیک کے ذریعہ ان کی شناس کی گئی (مثلاً Ar, Ne, RnF_2)۔ He کے حقیقی مرکبات ابھی تک معلوم نہیں ہیں۔

(a) زینان۔ فلورین مرکبات (Xenon-fluorine compounds)

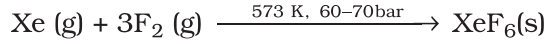
مناسب تجرباتی حالات کے تحت عناصر کے براہ راست تعامل سے زینان تین بانسری فلورائیڈ $Ze F_4, Ze F_2$ اور $Ze F_6$ بناتا ہے۔



زینان کی زیادہ مقدار ہے

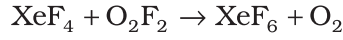


(1:5 ratio)



(1:20 ratio)

XeF₆ کو 143 K پر XeF₄ اور O₂F₂ کے باہمی عمل سے بھی بنایا جاتا ہے۔



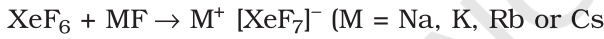
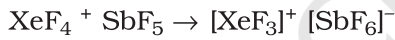
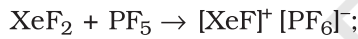
XeF₂، XeF₄ اور XeF₆ ہر رنگ کرٹھی ٹھوس ہیں اور 298 K پر ان کی بہت جلد تصعید ہو جاتی ہے۔ یہ طاقتور فلورینینگ ایجنٹ ہیں۔ یہ بہت تھوڑے سے پانی میں بھی ہائڈرولائز ہو جاتے ہیں مثال کے طور پر XeF₂ ہائڈرولائز ہو کر HF، Xe اور O₂ بناتا ہے۔



زینان کے تینوں فلورائڈوں کی ساخت کو VSEPR تھیوری کی بنیاد پر اخذ کیا جاسکتا ہے اور انھیں شکل 7.9 میں دکھایا گیا ہے۔ XeF₂ اور XeF₄ کی ساخت بالترتیب خطی اور اسکوائر پلینر ہے۔ XeF₆ میں سات الیکٹران جوڑے (6 بندشی جوڑے اور ایک لون پیئر) ہوتے ہیں اور اس طرح اس کی ساخت منحنی شدہ آکٹا ہیڈرل ہوگی جیسا کہ گہسی حالت میں تجرباتی طور پر دیکھا گیا ہے۔

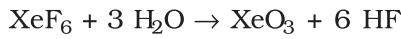
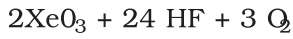
زینان فلورائڈ، فلورائڈ آئن حصول کار سے تعامل کر کے کیٹ آینی

اسپیشیز بناتے ہیں اور فلورائڈ آئن معطی سے تعامل کر کے فلورو آئن آئن بناتے ہیں۔



(b) زینان آکسیجن مرکبات

پانی کے ساتھ XeF₄ اور XeF₆ ہائڈرولائز ہو کر XeO₃ بناتے ہیں۔



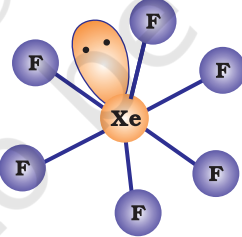
XeO₃ ایک بے رنگ دھماکہ خیز ٹھوس

ہے۔ اس کی سالماتی ساخت پیرائڈل ہوتی

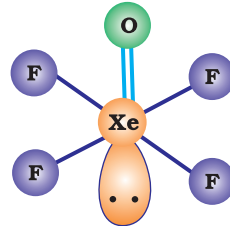
ہے (شکل 7.9) XeO₄ بے رنگ طیران

پذیر رقیق ہے اور اس کی ساخت اسکوائر

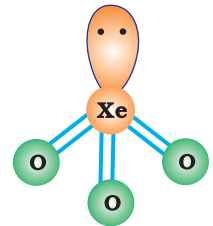
پیرائڈل ہے (شکل 7.9)



(c) منحنی شدہ آکٹا ہیڈرل



(d) اسکوائر پیرائڈل



(e) پیرائڈل

شکل 7.9 : XeF₄ (b) XeF₂ (a) XeOF₄ (d) XeF₆ (c) اور XeO₃ (e) کی ساختیں

کیا XeF₆ کی آب پاشیدگی ایک ریڈاکس تعامل ہے؟

مثال 7.22

جی نہیں، ہائڈرولس کے ماحصلات XeOF₄ اور XeO₂F₄ اور XeO₂F₂ ہیں جہاں تمام عناصر کی تکسیدی حالتیں وہی ہیں جو کہ تعامل کی حالت میں تھیں۔

حل

استعمال: ہیلیم ایک غیر احتراق پذیر اور ہلکی گیس ہے۔ اسی لیے اس کا استعمال موسمیاتی مشاہدات کے لیے غباروں میں بھرنے کے لیے کیا جاتا ہے اس کا استعمال Gas-Cooled نیو کلیائی ری ایکٹروں میں بھی کیا جاتا ہے۔ رقیق آتھیم (b.p. 4.2 K) کا استعمال کم درجہ حرارت پر انجام دیے جانے والے تجربات میں کرایوجینک ایجنٹ کے طور پر کیا جاتا ہے۔ اس کا استعمال طاقتور سپر کنڈکٹنگ مقناطیس تیار کرنے اور انھیں برقرار رکھنے میں کیا جاتا ہے یہ مقناطیس طبی تشخیص میں استعمال ہونے والے جدید NMR اسپیکٹرو میٹر اور (Magnetic MRI Resonance Imaging) نظاموں کا لازمی جزو ہیں۔ اس کا استعمال غوطہ خوری کے جدید آلات میں آکسیجن کوڈائی لیوٹ کرنے میں کیا جاتا ہے کیونکہ یہ خون میں بہت کم حل پذیر ہے۔

نی آن کا استعمال تشہیر کے لیے فلوریسنٹ بلبوں اور ڈسچارج ٹیوب میں کیا جاتا ہے۔ نی آن بلبوں کا استعمال بوٹیکل گارڈن اور سبز گھروں میں کیا جاتا ہے۔

آرگن کا استعمال اونچے درجہ حرارت پر انجام دیے جانے والے فائز کاری عملوں میں جامد کرہ باد فراہم کرنے میں کیا جاتا ہے۔ (دھات یا بھرتوں کی آرک ویلڈنگ) اسے بجلی کے بلبوں میں بھی بھرا جاتا ہے۔ تجربہ گاہ میں اس کا استعمال ایسی اشیاء کے استعمال میں کیا جاتا ہے جو کہ ہوا کے تئیں حاس ہوئی ہیں۔

زینان اور کرپٹان کا کوئی اہم استعمال نہیں ہے۔ ان کا استعمال خاص مقصد کے لیے بنائے گئے لائٹ بلبوں میں کیا جاتا ہے۔

متن پر مبنی سوالات

7.32 غوطہ خوری کے آلات میں ہیلیم کا استعمال کیوں کیا جاتا ہے؟

7.33 مندرجہ ذیل مساوات کو متوازن کیجئے۔ $\text{XeF}_6 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{XeO}_2\text{F}_2 + \text{HF}$

7.34 ریڈان کی کیمسٹری کا مطالعہ مشکل کیوں ہے؟

خلاصہ

دوری جدول کے گروپ 13 تا 18 p بلاک عناصر پر مشتمل ہیں جن کا ویلنس شیل الیکٹرونی شکل ns^2np^{1-6} ہے۔ گروپ 13 اور 14 کا مطالعہ گیارہویں جماعت میں کیا گیا تھا۔ اس اکائی میں p بلاک کے باقی گروپوں میں بحث کی گئی۔

گروپ 15 پانچ عناصر پر مشتمل ہے جن کے نام ہیں Bi, Sb, As, P, N جن کا عمومی الیکٹرونی شکل ns^2np^3 ہے۔ چھوٹا ساز، خود اپنے اور آکسیجن یا کاربن جیسے بہت زیادہ برقی منفی ایٹموں کے ساتھ pπ-pπ کثیر بانڈ کی تشکیل اور اپنے ویلنس شیل کی توسیع کے لیے d اور f کی عدم دستیابی کی وجہ سے نائٹروجن اس گروپ کے باقی عناصر سے مختلف ہے۔ گروپ 15 کے عناصر اپنی خصوصیات میں Gradation ظاہر کرتے ہیں۔ یہ ہائڈروجن، آکسیجن اور ہیلوجن سے تعامل کرتے ہیں۔ یہ 3+ اور 5+ دو اہم تفسیدی حالتوں میں ظاہر کرتے ہیں لیکن 3+ تفسیدی حالت، جامد جفتہ اثر کی وجہ سے بھاری عناصر کے موافق ہے۔

ڈائی نائٹروجن کو تجربہ گاہ میں اور صنعتی پیمانے پر بنایا جاسکتا ہے۔ یہ مختلف تکسیدی حالتوں میں NO ، N_2O ، NO_2 ، N_2O_3 اور N_2O_4 جیسے آکسائیڈ بناتی ہے۔ یہ آکسائیڈ کمک ساختوں کے حامل ہیں اور ان میں کثیر بانڈ پائے جاتے ہیں۔ امونیا کو بڑے پیمانے پر ہیرا پراس کے ذریعہ تیار کیا جاتا ہے۔ HNO_3 ایک اہم صنعتی کیمیکل ہے۔ یہ مضبوط مونو بیسیک ایسڈ اور طاقتور تکسیدی ایجنٹ ہے۔ دھاتیں اور غیر دھاتیں مختلف حالات میں HNO_3 سے تعامل کر کے NO یا NO_2 بناتی ہیں۔

فسفورس کی عنصری شکل P_4 ہے۔ یہ کئی بہروپی شکلوں (Allotropic Forms) میں پایا جاتا ہے۔ یہ ہائڈرائڈ بناتا ہے جو کہ ایک زہریلی گیس ہے۔ یہ PX_3 اور PX_5 دو قسم کے ہیلائیڈ PH_3 بناتا ہے۔ PCl_3 کو سفید فوسفورس اور کلورین کے تعامل سے بنایا جاتا ہے جب کہ PCl_5 کو SO_2Cl_2 کے ساتھ فوسفورس کے تعامل سے بنایا جاتا ہے۔ فوسفورس متعدد آکسائیڈ بناتا ہے۔ P-O گروپوں کی تعداد کی بنیاد پر ان کی اساسیت مختلف ہوتی ہے۔ وہ آکسائیڈ جن میں P-H بانڈ ہوتے ہیں اچھے تھوپی ایجنٹ ہیں۔

گروپ 16 کے عناصر کا عمومی الیکٹرانئی تشکل $ns^2 np^4$ ہے۔ یہ زیادہ سے زیادہ تکسیدی حالت +6 ظاہر کرتے ہیں۔ گروپ 16 کے عناصر کی طبعی اور کیمیائی خصوصیات میں Gradation کا مشاہدہ کیا جاسکتا ہے۔ تجربہ گاہ میں ڈائی آکسیجن کو MnO_2 کی موجودگی میں KClO_3 کو گرم کر کے بنایا جاتا ہے۔ یہ دھاتوں کے ساتھ کئی آکسائیڈ بناتی ہے۔ آکسیجن کی بہروپی شکل O_3 ہے جو کہ بہت زیادہ تکسیدی ایجنٹ ہے۔ سلفر متعدد بہروپی شکلیں تشکل دیتا ہے۔ ان میں سے سلفر کی B_2O_3 شکلیں سب سے زیادہ اہم ہیں۔ سلفر، آکسیجن سے تعامل کر کے SO_2 اور SO_3 جیسے آکسائیڈ بناتا ہے۔ SO_2 کو سلفر اور آکسیجن کے براہ راست اتحاد سے بنایا جاتا ہے۔ SO_2 کا استعمال H_2SO_4 بنانے میں کیا جاتا ہے۔ سلفر متعدد آکسائیڈ بناتا ہے جن میں سے H_2SO_4 سب سے اہم ہے۔ اسے کانٹیکٹ پراسس کے ذریعہ بنایا جاتا ہے۔ یہ ڈی ہائڈرائنگ اور تکسیدی ایجنٹ ہے۔ اس کا استعمال کئی مرکبات بنانے میں کیا جاتا ہے۔

دوری جدول کا گروپ 17 اور At ، I ، Br ، Cl ، F جیسے عناصر پر مشتمل ہے۔ یہ عناصر انتہائی تعامل پذیر ہیں اور اسی لیے یہ صرف متحد حالت میں ہی پائے جاتے ہیں۔ ان عناصر کی مشترک تکسیدی حالت 1- ہے۔ تاہم اونچی تکسیدی حالت +7 بھی دیکھی جاسکتی ہے۔ یہ طبعی اور کیمیائی خصوصیات میں باقاعدہ Gradation ظاہر کرتے ہیں۔ یہ آکسائیڈ، ہائڈروجن، ہیلائیڈ انٹریلوجن مرکبات اور آکسائیڈ بناتے ہیں۔ کلورین کو HCl اور KMnO_4 کے تعامل سے باسانی بنایا جاسکتا ہے۔ NaCl کو مرکنز H_2SO_4 کے ساتھ گرم کر کے HCl بنایا جاتا ہے۔ ہیلوجن آپس میں تعامل کر کے انٹر، ہیلوجن مرکبات بناتے ہیں جو کہ $X_n X^{1-n}$ قسم کے ہوتے ہیں (جہاں $n=1, 3, 5, 7$) $X_n X^{1-n}$ کے مقابلے ہکا ہوتا ہے۔ ہیلوجن کے متعدد آکسائیڈ معلوم ہیں۔ ان آکسائیڈوں کی ساخت میں ہیلوجن مرکزی ایٹم کی حیثیت رکھتے ہیں جو کہ ہر ایک معاملے میں ایک OH بانڈ (X-OH) سے منسلک رہتا ہے۔ کچھ معاملوں میں X=O بانڈ بھی پائے جاتے ہیں۔

دوری جدول کا گروپ 18 نوبل گیسوں پر مشتمل ہے۔ ان کا ویلنس شیل الیکٹرانئی تشکل $ns^2 np^6$ (ہیلیم کو چھوڑ کر جن کا تشکل 152 ہے) Rn کے علاوہ یہ سبھی گیسیں گرہ باد میں پائی جاتی ہیں Rn کا ^{226}Ra کے روبہ تنزل ماحصل کے طور پر حاصل کیا جاتا ہے۔

بیرونی شیل کا آکٹیٹ مکمل ہونے کی وجہ سے ان میں مرکبات بنانے کا رجحان بہت کم ہوتا ہے۔ مخصوص حالات کے تحت زینان کے فلورین اور آکسیجن کے ساتھ عمدہ خصوصیات کے حامل مرکبات بنائے جاسکتے ہیں۔ ان گیسوں کے متعدد استعمال ہیں۔ آرگن کا استعمال جامد کرہ باد فراہم کرنے کے لیے کیا جاتا ہے۔ ہیلیم کا استعمال موسمیاتی مشاہدات کے لیے کام میں آنے والے غباروں میں بھرنے کے لیے کیا جاتا ہے۔ یانی آن کا استعمال ڈسچارج ٹیوب اور فلورینڈٹ بلبوں میں کیا جاتا ہے۔

- 7.1 گروپ 15 کے عناصر کی عمومی خصوصیت پر ان کے الیکٹرانی تشکل، تکسیدی حالت ایٹمی ساز، آیونائزیشن اینتھالپی اور برقی منفیت کے حوالے سے بحث کیجیے؟
- 7.2 نائٹروجن کی تعاملیت فاسفورس سے مختلف کیوں ہے؟
- 7.3 گروپ 15 کے عناصر کی کیمیائی تعاملیت کے رجحانات پر بحث کیجیے۔
- 7.4 NH_3 ہائڈروجن بانڈ بناتی ہے جب کہ PH_3 نہیں بناتی۔ کیوں؟
- 7.5 تجربہ گاہ میں نائٹروجن کو کس طرح بنایا جاتا ہے؟ ملوث کیمیائی تعامل کی مساوات لکھیے۔
- 7.6 امونیا کو صنعتی پیمانے پر کس طرح بنایا جاتا ہے؟
- 7.7 وضاحت کیجیے کہ کارپورہات HNO_3 سے تعامل کر کے کس طرح مختلف ماحصلات بناتی ہے؟
- 7.8 NO_2 اور N_2O_5 کی گمگ ساختیں بنائیے۔
- 7.9 HNH کی زیادہ قدر HAsH ، HPH اور HSbH زاویوں کے مقابلے زیادہ ہے۔ کیوں؟
- (اشارہ: NH_3 میں sp^3 مخلوطیت نیز ہائڈروجن اور گروپ کے دیگر عناصر کے درمیان صرف S-P بندش کی بنیاد پر واضح کیا جاسکتا ہے۔)
- 7.10 $\text{R}_3\text{P}=\text{O}$ کا وجود ہے جب کہ $\text{R}_3\text{N}=\text{O}$ (اکنل گروپ ہے) کا نہیں۔ کیوں؟
- 7.11 وضاحت کیجیے کہ NH_3 اساسی ہے جب کہ BH_3 بہت معمولی اساسی ہے۔
- 7.12 نائٹروجن دواہی سالمہ کی شکل میں پایا جاتا ہے اور فاسفورس P_4 کی شکل میں پایا جاتا ہے۔ کیوں؟
- 7.13 سفید فاسفورس اور سرخ فاسفورس کی خصوصیات کے درمیان اہم فرق لکھیے۔
- 7.14 نائٹروجن، فاسفورس کے مقابلے کم کیٹیشن خصوصیات کو ظاہر کرتی ہے۔
- 7.15 H_3PO_3 کا غیر متناسبت تعامل لکھیے۔
- 7.16 کیا PCl_3 تکسیدی ایجنٹ کے ساتھ ساتھ تھوہلی ایجنٹ کے طور پر بھی کام کر سکتا ہے؟
- 7.17 الیکٹرانی تشکل، تکسیدی حالت اور ہائڈرائڈوں کی تشکیل کے لحاظ سے O ، S ، Se ، Te اور Po کو دوری جدول کے ایک ہی گروپ میں رکھا گیا ہے۔ اس بیان کی حمایت میں دلائل دیجیے۔
- 7.18 ڈائی آکسیجن گیس کیوں ہے جب کہ سلفر ٹھوس ہے؟
- 7.19 $\text{O}^- \rightarrow \text{O}_2^-$ اور $\text{O} \rightarrow \text{O}_2^-$ کی الیکٹران گین اینتھالپی کی قدریں بالترتیب 141 اور 702 kJ mol^{-1} ہیں۔ O^- پر مشتمل نہ ہو کر O_2^- پر مشتمل بہت زیادہ تعداد میں آکسائیڈوں کی تشکیل کی آپ کیا وجہ بتا سکتے ہیں؟
- 7.20 کون سے ایروسل اوزون کو پتلا کرتے ہیں؟
- 7.21 کانٹیکٹ پراسس کے ذریعہ H_2SO_4 بنانے کا طریقہ بیان کیجیے۔

7.22 SO₂ ہوا میں کس طرح آلودگی پھیلاتی ہے؟

7.23 ہیلوجن مضبوط تکسیدی ایجنٹ کیوں ہیں؟

7.24 واضح کیجیے کہ فلومین صرف آکسواہیڈ HoF ہی کیوں بناتی ہے؟

7.25 واضح کیجیے کہ تقریباً یکساں برقی منفیت کی حامل آکسیجن اور کلورین میں سے آکسیجن ہائیڈروجن بانڈ بناتی ہے جب کہ کلورین نہیں۔ کیوں؟

7.26 ClO₂ کے دو استعمال لکھیے۔

7.27 ہیلوجن رنگین کیوں ہیں؟

7.28 F₂ اور Cl₂ کے پانی کے ساتھ تعامل لکھیے۔

7.29 آپ Cl₂ کو HCl کو Cl₂ کس طرح تیار کر سکتے ہیں؟ صرف تعاملات لکھیے۔

7.30 Xe اور F₆pt کے درمیان تعامل کرانے کے لیے N.Bartlet کو کس چیز نے تحریک دی۔

7.31 مندرجہ ذیل میں فاسفورس کی تکسیدی حالتیں کیا ہیں؟

(i) H₃PO₃ (ii) PCl₃ (iii) Ca₃P₂ (iv) Na₃PO₄ (v) POF₃

7.32 مندرجہ ذیل کی متوازن مساواتیں لکھیے۔

(i) NaCl کو MnO₂ کی موجودگی میں سلفیورک ایسڈ کے ساتھ گرم کیا جاتا ہے۔

(ii) پانی میں NaI کے محلول میں کلورین گیس کو گزارا جاتا ہے۔

7.33 زینان کے کلورائیڈ XeF₂، XeF₄ اور XeF₆ کس طرح حاصل کیے جاتے ہیں؟

7.34 ClO کس تعدیلی سالمہ کے آکسوالیکٹرانک ہے؟ کیا یہ سالمہ لیوکس اساس ہے؟

7.35 XeO₃ اور XeOF₄ کس طرح بنائے جاتے ہیں؟

7.36 مندرجہ ذیل کو ہر ایک سیٹ کی خصوصیت کے اعتبار سے ترتیب دیجیے۔

(i) F₂, Cl₂, Br₂, I₂ - بڑھتی ہوئی بانڈ تحلیل اینتھالپی

(ii) HF, HCl, HBr, HI - بڑھتی ہوئی تیزابی طاقت

(ii) NH₃, PH₃, AsH₃, SbH₃, BiH₃ - بڑھتی ہوئی اساسی طاقت

7.37 مندرجہ ذیل میں کس کا وجود نہیں ہے؟

(i) XeOF₄ (ii) NeF₂ (iii) XeF₂ (iv) XeF₆

7.38 اس نوبل گیس اسپیشز کا فارمولہ اور ساخت بیان کیجیے جو

(i) ICl₄⁻ (ii) IBr₂⁻ (iii) BrO₃⁻ کے ہم ساختی ہے۔

7.39 نوبل گیسوں کے ایٹمی سائز نسبتاً زیادہ کیوں ہوتے ہیں؟

7.40 نی آن اور آرگن گیسوں کے استعمال کی فہرست بنائیے۔

متن پر مبنی کچھ سوالوں کے جوابات

7.1 تکسیدی حالت جتنی زیادہ مثبت ہوگی، قوت تقطیب بھی اتنی ہی زیادہ ہوگی نتیجتاً مرکزی ایٹم اور دوسرے ایٹم کے درمیان بننے والے بانڈ کی شریک گرفت خصوصیات میں اضافہ ہوگا۔

7.2 کیونکہ BH_3 ، گروپ 15 کے ہائڈرائڈوں میں سب سے کم مستحکم ہے۔

7.3 مضبوط $P\pi-P\pi$ اور لپنگ کی وجہ سے $N=N$ تہرا بانڈ بنتا ہے۔

7.6 N_2O_5 کی ساخت اس بات کا ثبوت ہے کہ نائٹروجن کی کوویلنسی 4 ہے

7.7 دونوں میں sp_3 مخلوطیت ہے۔ PH_4^+ میں سبھی چاروں اریٹل بندش میں شامل ہیں جب کہ PH_3 میں p پر الیکٹرانوں کا ایک لون پیئر ہے۔ جو کہ PH_3 میں لون پیئر۔ بانڈ پیئر دفع کے لیے ذمہ دار ہے اور بانڈ زاویہ $109^\circ 28'$ سے کم ہوتا ہے۔



7.11 H_3PO_4 کے سالمہ میں تین $P-OH$ گروپ موجود ہوتے ہیں۔ لہذا اس کی اساسیت تین ہے۔

7.15 آکسیجن کا چھوٹا سائز اور بہت زیادہ برقی منفیت کی وجہ سے پانی کے سالمات، ہائڈروجن بندش سے بہت زیادہ وابستہ ہوتے ہیں۔ جو کہ اس کی رقیق حالت کی وجہ ہے۔

7.21 دونوں $S-O$ بانڈ شریک گرفت ہیں اور گمگ ساختوں کی وجہ سے مساوی طاقت رکھتے ہیں۔

7.25 H_3O^+ اور HSO_4^- تک پہلی آئیونائزیشن کی وجہ سے H_2SO_4 پانی میں نہایت مضبوط تیزاب ہے۔ H_3O^+ اور SO_4^{2-} تک HSO_4^- کا آئیونائزیشن بہت کم ہے۔ اسی لیے $K_{a_2} \ll K_{a_1}$

7.31 عمومی طور پر، انٹرہیلوجن مرکبات $X-X^1$ بانڈ کے مقابلے $X-X$ بانڈ کے کمزور ہونے کی وجہ سے انٹرہیلوجن مرکبات، ہیلوجن کے مقابلے زیادہ تعامل پذیر ہوتے ہیں۔ اسی لیے I_2 کے مقابلے ICI زیادہ تعامل پذیر ہے۔

7.34 ریڈان ایک تابکار عنصر ہے جس کی نصف عمر بہت مختصر ہے اسی لیے ریڈان کی کیمسٹری کا مطالعہ ایک مشکل امر ہے۔