

شیمی گازهای نجیب

The Chemistry of the Noble Gases

نوشتۀ: Henry Selig, John G. Malm and Howard H. Claassen

ترجمۀ: محمد تقی ایرانی

اولین ترکیب شیمیائی گازهای نادر که آنها را بی اثر می پنداشتند در سال ۱۹۶۲ بدست آمد. مطالعات وسیع شیمیائی در مورد این سری ترکیبات، شناسائی نوع پیوند شیمیائی آنها را امکان پذیر ساخته است.

انگلیسی، شمیدان قرن هیجدهم، اولین کسی بود که پی به امکان وجود گازهای نجیب برد. در سال ۱۷۸۵ هنگامیکه هوا را تجزیه میکرد، پس از جدا کردن اکسیژن وازت آن مشاهده کرد که هنوز در حدود یک درصد هوا در بالن آزمایش باقی مانده است. Henry باهیچ فعل و انفعال شیمیائی نتوانست پی بماهیت گاز باقیمانده برسد. یک قرن بعد Lord Rayleigh فیزیکیان، بطریق دیگری با این مشکل مواجه شد. او هنگام اندازه گیری چگالی عناصر مختلف، بر مبنای فرضیه ای که بر اساس تشکیل عناصر از اتم هیدروژن نباشده بود، مشاهده کرد که چگالی نیتروژنی که از هوا بدست آورده است، بیشتر از چگالی نیتروژنی است که از راههای شیمیائی مثلاً تجزیه آمونیوم بدست می آید. با این مشاهده Rayleigh در مورد وجود یک گاز سنگین تر از نیتروژن در اتمسفر ظنین شد. سپس با کمک شمیدان اسکاتلندی ویلیام رامسی (William Ramsay) شروع به آزمایش برای جدا کردن گاز مورد نظر کردند. پس از آزمایشهای متعدد و مشکلی، Ramsay موفق به جدا کردن نیتروژن و گاز باقیمانده از یکدیگر شد، و بکمک تخلیه الکتریکی، اسپکتروسکپی و مطالعه طیف این گاز نشان داد که گاز مورد بحث یک عنصر جدید است.

شش سال قبل با کشف اولین ترکیب از سری ترکیبات گازهای نجیب که در آن زمان آنها را بی اثر میدانستند اساس علم شیمی متزلزل شد. تئوریا و آزمایشهای شیمیائی بر پایه عدم امکان ترکیب گازهای نجیب با سایر عناصر گذاشته شده بود ولی در سال ۱۹۶۲ معلوم شد، که این گازها میتوانند با سانی در واکنشهای شیمیائی شرکت کنند. در این موقع کوششهای پی گیر و دامنه داری از طرف شمیدانها، بکمک تکنیکهای جدید برای توجیه این پدیده با اصول شیمی مدرن آغاز شد. بطوریکه تقریباً یکسال بعد از آن، یک کنفرانس بزرگ بین المللی، با شرکت بیش از ۴۰ محقق و دانشمند، درباره شیمی گازهای نجیب در آزمایشگاه ملی آرگون (Argonne National Laboratory) تشکیل گردید، که در آن بیش از ۳۰ انستیتو از کشورهای مختلف جهان شرکت کردند. تا آن زمان بیش از ۱۰۰ مقاله راجع به شیمی گازهای نجیب چاپ و منتشر شده بود که احتمالاً این تعداد مقاله در مدتی محدود درباره هیچ نوع ترکیبی بچاپ نرسیده بود. امروزه اطلاعات شمیدانها درباره عنصر کزنون (Xenon) که یکی از گازهای نادر است حتی نسبت به بعضی عناصر معمولی بیشتر است. هنری کاوندیش (Henry Cavendish)

ستون جدیدی در جدول تناوبی

Ramsay و Rayleigh نام عنصر جدید را

آرگون (Argon) گذاشتند. این لغت در یونانی بمعنی بی اثر می باشد، زیرا گاز جدید از انجام واکنشهای شیمیائی خودداری میکرد. در مورد جای این عنصر در جدول تناوبی مشکلی پیش آمده بود، زیرا در جدول تناوبی محل خالی برای عنصری با وزن اتمی آرگون وجود نداشت. Ramsay تصمیم گرفت عنصر جدید را در ستون جدیدی در جدول تناوبی جای دهد. بالطبع میبایستی آرگون در این ستون دارای ظرفیت یا قدرت ترکیب شیمیائی باشد، که این ظرفیت صفر بود. این بدان معنی بود که سایر عناصر ستون جدید که در آن موقع کشف نشده بودند میبایستی بی اثر باشند. Ramsay متوجه شد که بعضی از این عناصر میبایستی بصورت گازی شکل، بمقدار کم در گازهای باقیمانده تجزیه هوا وجود داشته باشند و بالاخره با کوششهای سخت پی گیر او و دستیارش Morris W. Travers گازهای کمیاب نئون (Neon) کریپتون (Krypton) و کزنون (Xenon) کشف شد. سپس Ramsay گاز بی اثر دیگری را بنام هلیوم (Helium) کشف کرد. (طیف این گازی سال پیش تر در تجزیه طیف خورشید دیده شده بود). در سال ۱۹۰۰ ستون گازهای بی اثر با کشف رادون (Radon) که از فساد عنصر رادیواکتیور ادریم بوجود می آید کامل شد.

بخاطر این اکتشافات Ramsay و Rayleigh

در سال ۱۹۰۴ بترتیب جوایز نوبل در شیمی و فیزیک را تصاحب کردند.

شش گاز هلیوم، نئون، کریپتون، کزنون و رادون بعنوان گازهای نجیب شناخته شدند. زیرا در واکنشهای شیمیائی شرکت نمیکنند. البته تعدادی از آنها در بعضی ترکیبات شیمیائی بنام Clathrates

پیدا میشوند، که اتمهای عنصر بی اثر در شبکه بلورین آن محبوس شده بودند. باید دانست که شرکت در شبکه بلورین مستلزم یک پیوند شیمیائی حقیقی نیست. در حقیقت تشکیل ترکیباتی بوسیله گازهای نجیب از لحاظ تئوری نیز غیر ممکن بود. یک پیوند شیمیائی بدو صورت انتقال الکترون از یک اتم با تم دیگر و یا اشتراك الکترون بین دو اتم بوجود می آید. در اتم گازهای نجیب آخرین قشر الکترونی دارای هشت الکترون است، که قشر مزبور را کامل میکند. در این حالت اضافه کردن یک الکترون باین قشر غیر ممکن و جدا کردن یک الکترون بی نهایت دشوار می باشد. نتیجه اینکه عدم امکان تشکیل پیوندهای شیمیائی گازهای نجیب در کتب درسی بصورت یک قانون عنوان میشود. زیرا اتمهای این عناصر از گرفتن و یا از دست دادن الکترون برای انتقال و یا اشتراك که لازمه یک پیوند شیمیائی است خودداری میکردند. عده کمی از شیمیدانها بخصوص Linus Pauling از California Institute of Technology عقیده داشتند که گازهای نادر میبایستی با عناصر خیلی فعال (Hyperreactive) مانند فلورئور وورد فعل و انفعال شیمیائی بشوند، و تولید ترکیباتی را بنماید. پاولینگ در سال ۱۹۳۳ پیشنهاد هائی درباره نوع و فرمول ترکیبات ممکنه مانده گاز فلورئور و کریپتون فرمول KrF_6 (Krypton Hexafluoride) هگزا فلورئور و کزنون XeF_6 (Xenon Hexafluoride) و همچنین پرکزناتها مثل (H_4XeO_6) نمود. پاولینگ استدلال میکرد، که طول پیوند و ترتیب اتمها اجازه تشکیل این نوع پیوندها را میدهد. عده زیادی از شیمیدانها بر اساس پیشنهادهای پاولینگ شروع با آزمایش درباره امکان ترکیب گازهای نجیب با فلورئور و کلر نمودند. ولی هیچگونه نشانه ای از امکان وجود این ترکیبات بدست نیامد. بدین ترتیب عدم موفقیت این

تلاشها ، وسایر تحقیقات چند ساله‌ای که در این مورد بعمل آمد شیمیدانها را متقاعد کرد که گازهای نجیب از گزند فعل و انفعالات شیمیائی مصون هستند.

اولین ترکیب گاز نجیب

در سال ۱۹۶۲ اولین ترکیب از عناصر کمیاب تهیه شد . تهیه این ترکیب مانند پیدایش خود این عناصر بطریقه مستقیم انجام نگرفت ، بلکه بصورت محصول فرعی تجسس‌های دیگری بدست آمد . نقطه شروع این تجسسات ماده هگزافلورورور اورانیوم بود. ماده‌ای که نقش قاطعی در جدا کردن اورانیوم ۲۳۵ هنگام جنک جهانی در پروژه بمب‌های اتمی داشت. بعد از جنک‌عده‌ای از دانشمندان بسریپرستی **Bernard Weinstock** در آزمایشگاه ملی آرگون شروع بیک رشته تحقیقات سیستماتیک راجع به شیمی هگزا فلورورورها نمودند ، و یک سری ترکیبات هگزافلوروروره از خانواده اورانیوم مانند پلاتین ، روتنیوم (**Ruthenium**) و رودیوم (**Rhodium**) را بدست آوردند . در دانشگاه انگلیسی کلمبیا (**University of British**)

Neil Bartlett (Colombia) ، نیل بارلت در نتیجه آزمایشهایی با هگزافلورورور پلاتین مشاهده کرد که این جسم ترکیبات جالبی را تولید میکند . او دستیارش لومان (**D.H Lomann**) هگزافلورورور پلاتین را با اکسیژن وارد واکنش شیمیائی نمودند و مشاهده کردند ، که ایندو به نسبت یک به یک با هم ترکیب میشوند . یعنی یک مولکول اکسیژن با یک مولکول هگزافلورورور پلاتین عمل مینماید . پیوند بین دو مولکول از یک پیوند ایونی تشکیل شده که در آن ترکیب ، مولکول اکسیژن بصورت یک ایون مثبت و مولکول هگزافلورورور پلاتین بصورت یک ایون منفی در آمده است و فرمول آن ترکیب بصورت $O_2^+(PtF_6)^-$ است .

نکته قابل توجه در این واکنش ایونیزه شدن مولکول اکسیژن بود. مولکول اکسیژن الکترونها را با نیروی زیادی نگاهداری میکند و جدا کردن یک الکترون از آن بقدری مشکل است ، که تا آن زمان ایون مثبت پایدار اکسیژن در هیچ ترکیبی دیده نشده

	MELTING POINT (DEGREES C.)	VAPOR PRESSURE AT 25 DEGREES C. (MILLIMETERS OF MERCURY)	COLOR OF SOLID	COLOR OF VAPOR
XENON DIFLUORIDE (XeF ₂)	140	38	WHITE	COLORLESS
XENON TETRAFLUORIDE (XeF ₄)	~114	3	WHITE	COLORLESS
XENON HEXAFLUORIDE (XeF ₆)	46	28	WHITE (LESS THAN 42 DEGREES C.) YELLOW (MORE THAN 42 DEGREES C)	YELLOW
XENON OXYTETRAFLUORIDE (XeOF ₄)	-28	32	WHITE	COLORLESS

بعضی از خواص سه فلورورور و یک اکسی فلورورور کزنون در جدول بالا ذکر شده است. فلورورها بترتیب با اضافه شدن فلورورور به ترکیب قبلی تهیه می‌شوند . اکسی تترافلورورور کزنون از راکسیون بین هگزافلورورور کزنون با آب یا سیلیس تهیه میشود

بود در حالیکه هگزافلورورور پلاتین توانسته بود مولکول اکسیژن را در حرارت معمولی ایونیزه کند. بنابراین میبایست افینیته الکترونی هگزافلورورور بسیار زیاد باشد.

Bartlett سریعاً متوجه شد، که مقاومت مولکول اکسیژن در مقابل از دست دادن یک الکترون درست با اندازه مقاومت گاز کزنون میباشد. انرژی لازم برای جدا کردن یک الکترون از یک اتم یا مولکول را پتانسیل ایونیزاسیون مینامند. برای مولکول اکسیژن مقدار این انرژی $12/2$ الکترون ولت است و برای کزنون $12/13$ الکترون ولت میباشد. با توجه باینکه هگزافلورورور پلاتین قادر ب جدا کردن یک الکترون از اکسیژن است، شاید بتواند از کزنون نیز الکترون جدا نماید، و با توجه باین مسئله میبایستی کزنون بصورت پیوند ایونی با هگزافلورورورها ترکیب شیمیائی ایجاد نماید.

Bartlett آزمایش ساده ای را در یک ظرف شیشه ای حامل هگزافلورورور پلاتین (برنگ قرمز تیره) و گاز کزنون که بوسیله یک دیافراگم شیشه ای از یکدیگر جدا شده بودند انجام داد. هنگامیکه دیافراگم شیشه ای شکسته شد دو گاز بسرعت با یکدیگر ترکیب شدند، و پودر زرد رنگی را تولید نمودند. بدون شک یک فعل و انفعال شیمیائی صورت گرفته بود. هگزافلورورور پلاتین و بیشتر گاز کزنون ناپدید شده بودند **Bartlett** تعیین کرد که فرمول این ترکیب بصورت $Xe^{+}(PF_6)^{-}$ مشابه با $O_2^{+}(PF_6)^{-}$ میباشد، ولی آزمایشات بعدی نشان داد که فرمول جسم جدید بسیار پیچیده تر میباشد.

ترکیبات چند برابر میشوند

گزارش نتیجه آزمایشهای **Bartlett** که در

ژوئن سال ۱۹۶۲ در مجله *Proceedings of the*

Chemical Society of London انتشار یافته بود بزودی جلب توجه زیادی کرد.

در آرگون محل کشف هگزافلورورور پلاتین

ما بسرعت شروع به انجام فعل و انفعالی، بین کزنون و هگزافلورورورها نمودیم و مشاهده کردیم که واکنشی بین کزنون و هگزافلورورور انجام گرفت. نکته ای که موجب تعجب زیاد گردید، این بود، که با محاسبه مقادیر اجسامی که وارد واکنش شده بودند مشاهده شد، که نسبت بین مولکولهای ترکیب شده سه مولکول هگزافلورورور بیک اتم کزنون میباشد. این بدان معنی بود، که واکنش نمیتوانست نظیر واکنش اکسیژن باشد. چه در مورد اکسیژن نسبت ترکیب مولکولها یک مولکول اکسیژن بیک مولکول هگزافلورورور بود. لذا معلوم شد که بجای ترکیب کزنون با هگزافلورورور، کزنون، با فلور وارد فعل و انفعال شده و تولید فلورورور کزنون نموده است. بعبارت دیگر در این عمل هگزافلورورور فقط کزنون را فلورورور کرده بوده.

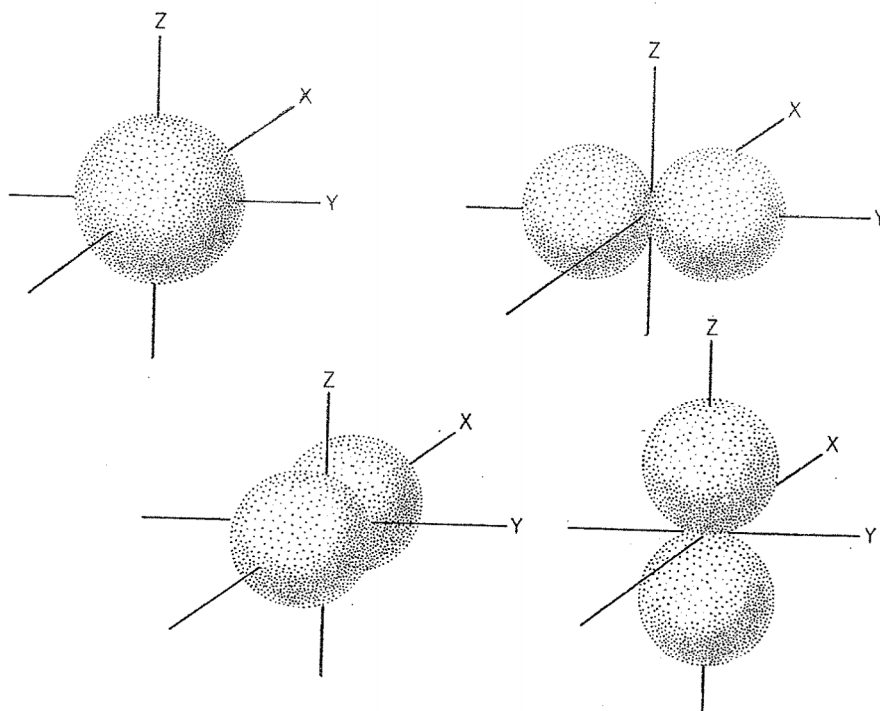
بنابراین ما آزمایشهای خود را بر اساس ترکیب مستقیم کزنون با فلورورور شروع کرده، و مخلوطی به نسبت حجمی ۵ حجم فلورورور، به یک حجم کزنون را، در 400° درجه سانتیگراد برای مدت یکساعت در یک ظرف نیکلی حرارت داده و سپس بسرعت آنرا سرد نمودیم، تا جسم سفیدی در حرارت معمولی حاصل و بصورت کریستالهای زیبایی درآمد. بوسیله توزین و آزمایشهای شیمیائی معلوم شد که جسم حاصل ترکیب ساده ای بنام تترا فلورورور کزنون (XeF_4) میباشد. در این عمل تمام کزنون مصرف و مقداری از گاز فلورورور باقی ماند.

در آزمایشگاه آرگون و سایر آزمایشگاهها بزودی دو ترکیب دیگر فلورورور کزنون یعنی دی

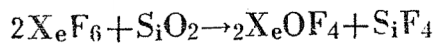
فلوئورور کزنون (XeF_2) وهگرا فلوئورور کزنون (XeF_6) را باهمان مدت و با تغییر مقادیر عناصری که در واکنش شرکت میکنند تهیه کردند. روشهای دیگری نیز برای تهیه فلوئورورهای کزنون، مانند تخلیه الکتریکی و رادیاسیون یونیزه و غیره رو بتوسعه نهاد. بعضی ترکیبات پایدار فلوئور، مانند خود فلوئور میتوانند در اثر حرارت و یادشارژ الکتریکی، بصورت اتم فلوئور بعنوان عامل فلوئوروره کننده با کزنون وارد واکنش گردند.

در سال ۱۹۳۳، Albert L. Kage و Don M yost در انستیتوی تکنولوژی کالیفرنیا، آزمایشی جهت ترکیب کزنون و فلوئور در ظرفی از کوارتز بوسیله تخلیه الکتریکی انجام داده بودند ولی متأسفانه بواسطه عدم قدرت تکنیکی آن زمان در جلو گیری از تجزیه فلوئورورها آزمایش آنها با شکست مواجه شد. اگر این آزمایش باموفقیت توأم بود، سالها پیش بی اثر بودن گازهای

نجیب در کتب درسی شیمی تصحیح شده بود. موفقیت با کزنون، مقدمه آغاز یک کوشش دامنه دار برای تهیه ترکیبات سایر عناصر کمیاب شد. رادون ($Radon$) که پتانسیل یونیزاسیون آن کمتر از کزنون بود میبایستی راحتتر با فلوئور وارد فعل و انفعال شود و حتی با کلر نیز ترکیباتی را تولید نماید. ولی متأسفانه رادیو اکتیو بودن رادون مانع بزرگی در راه آزمایشات مربوطه ایجاد کرد. نیمه عمر ایزوتوپی از رادون، که دارای بیشترین طول عمر میباشد فقط در حدود چهار روز است که حتی برای مقدار خیلی کم آن و در حدود یک میلیونو نیم گرم بایستی با وسائل مخصوص و با رعایت نکات ایمنی کار کرد. تشعشعات آن بلافاصله هر نوع پیوندی را پس از تشکیل از هم میگسلد. گر چه هنوز ترکیب فلوئورهای از رادون بدست نیامده است، تا نوع آن معلوم شود ولی رادون با فلوئور تولید فلوئورور رادون میکند. که آزمایشات



شکل - ۱ مدل ابر الکترونی اتم، در سال ۱۹۲۰ برای رفع مشکلات کوانتوم مکانیک توسعه یافت. دانسته ابر الکترونی در هر نقطه، انتخابی، احتمال وجود الکترون را در آن نقطه نشان میدهد. هر ابر الکترونی توسط یک یادو الکترون اشغال میشود الکترون 1S (بالا سمت چپ) بشکل یک کره حول مبدأ است. سایر جفت اربیتالها از نوع P هستند که در فضا در سه جهت محورهای مختصات قرار دارند.



نام ترکیب بدست آمده اکسی تترا فلورورور کزنون میباشد، که در حرارت معمولی مایع فراری است. جالبترین قسمت شیمی ترکیبات کزنون، واکنش فلورورورهای آن با آب میباشد. از تجزیه دی هیدرژن بدست میاید. فعل و انفعال بین تترا فلورورور و هگزافلورورور کزنون، اکسیژن، کزنون و فلورورور فرار بی رنگی نام تری اکسید کزنون (XeO_3) مینماید. ماده اخیر بطور خطرناکی قابل انفجار است. قبل از کشف این حقیقت انفجارهای متعددی در آزمایشگاهها تولید شده بود، ولی هیچیک خطر جدی در بر نداشت. از آنوقت بعد کسانیکه با فلورورورهای کزنون کار میکنند با نهایت دقت آنها در نقاط خشک و دور از رطوبت نگاهداری میکنند. محلول تری اکسید کزنون بدون خطر بوده و فقط هنگامی خطرناک میشود، که آب آن بخار شده و تری اکسید بحالت جامد باقی بماند. شیمی کزنون از خود شباهت های زیادی به شیمی هالوژنها (یدو کلر و غیره)، که در جدول تناوبی، ستون ما قبل گازهای نادر را اشغال میکنند، نشان میدهد. اکسیدهای هالوژنها هم، مانند اکسیدهای کزنون بسیار ناپدیدار و فعال هستند. با توجه و مطالعه در این شباهت مهم نکات مشابه دیگری بین ترکیبات کزنون و هالوژنها بدست آمده است.

کزنون در تری اکسید کزنون ظرفیتی است. محلول این ترکیب در آب اسید کزنیک تولید میکند. ترکیب مشابه آن درید (HIO_3) شامل یونهای هیدرژن ویدات (H^+ و IO_3^-) میباشد، که یک اسید قوی است. مولکول اسید کزنیک ایونیزه نمیشود، و عبارت دیگر یک اسید ضعیف است. این خاصیت کزنون شبیه خاصیت عنصر تلور (Tellurium) میباشد، که در جدول تناوبی در ردیف ید و قبل از آن قرار دارد.

مربوطه با مقادیر بیشتری از رادون ادامه دارد. تهیه ترکیبات گازهای نادر سبکتر نظیر کریپتون، آرگون، نئون و هلیوم با مشکل دیگری روبرو است. اساساً جدا کردن يك الكترو ن از اتم این عناصر مشکلتر از جدا کردن آن از اتم کزنون میباشد، و هر ترکیبی که تولید کنند، در حرارت معمولی ناپدیدار است. فلورورورهای کریپتون (KrF_4 ، KrF_2) در آزمایشگاههای زیادی با روش تخلیه الکتریکی و پرتوهای یونیزه کننده ($\text{Ionizing Radiation}$) تهیه و مخلوط گازها توسط نیتروژن مایع سرد شده اند. این ترکیبات در حرارت معمولی به عناصر متشکله خود تجزیه میشوند.

شیمی کزنون

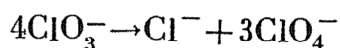
سه ترکیب فلورورور کزنون بترتیب با اضافه شدن فلوروروترکیب قبلی بدست می آیند. بدین ترتیب که کزنون با فلوروروترکیب شده و تولید XeF_2 مینماید، و سپس با اضافه شدن F_2 باین ترکیب XeF_4 و با اضافه شدن مجدد F_2 تولید XeF_6 میشود. هر سه ترکیب در حرارت معمولی جامد و سفید رنگ هستند بجز هگزافلورورور کزنون که در حرارت 42°C درجه سانتیگراد زرد رنگ میشود. این ترکیب فرارتر از دو ترکیب دیگر میباشد و رنگ آن نیز زرد است در حالیکه بخار دو ترکیب دیگر بیرنگ میباشد. (بجدول شماره یک رجوع شود) از نظر شیمیائی هگزافلورورور از دو ترکیب دیگر پایدارتر است.

هر یک از فلورورورهای کزنون با هیدروژن ترکیب شده، و تولید فلورورور هیدرژن و عنصر کزنون مینمایند. این واکنش امکان میدهد، که ترکیبات فوق را پس از ترکیب دوباره تجزیه نمائیم. یکی دیگر از واکنشهای جالب آن ترکیب هگزافلورورور کزنون با سیلیس (SiO_2) میباشد، که فرمول شیمیائی آن بصورت زیر است:

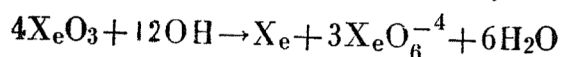
در اسید تلوریک نیز هیچگونه نشانه‌ای از ایونیزاسیون دیده نمی‌شود.

همانطوریکه انتظار میرود، بواسطه ضعف اتصال بین کزنون - اکسیژن محلول تری اکسید کزنون یک اکسیدان قوی است. این محلول میتواند، کلر را از اسید کلریدریک جدا نماید، و همچنین باعث اکسیده شدن یدورها و تبدیل آنها به یدگرد. در این واکنشها کزنون بصورت عنصر گازی شکل آزاد میشود. محلول تری اکسید کزنون میتواند بعنوان اکسیدان بدون حضور یون خارجی، عمل کند. تنها اکسیدان دیگری که این خاصیت را دارد، ازن (O_3) میباشد. تری اکسید کزنون آنچنان بر اکتیو اکسیژن خود را از دست میدهد، که در محلول بازهای قوی نیز کم کم به اکسیژن و کزنون تجزیه میشود. (احتمالاً این را کسیون بر اثر اکسیداسیون آب صورت میگیرد). یکی دیگر از خواص کزنون که شبیهها لوژنها است اینست، که در اثر تجزیه آن در محیط قلیائی این عنصر با دو ظرفیت متفاوت مشاهده میشود. مثلاً در تجزیه مشتقات هالوژنه ایون کلرات (ClO_3^-)، کلر ۵ ظرفیتی به ایونهای کلر با ظرفیت (۱-) و ایون

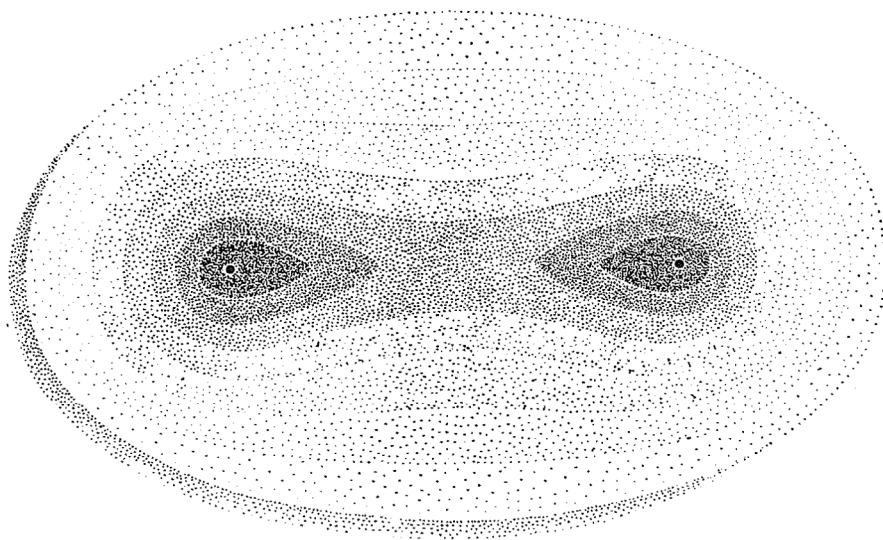
پر کلرات که در آن کلر هفت ظرفیتی است تبدیل میشود.



در مورد کزنون نیز همین موضوع صادق است. برای مثال تری اکسید کزنون، با ایون یدروکسیل، در یک محیط قلیائی تولید عنصر کزنون با ظرفیت صفر و پر کزنات با ظرفیت (کزنون) ۸ مینماید.



پر کزناتها (ترکیبات با کزنون ۸ ظرفیتی) در انواع مختلف بصورت ترکیبات پایدار تهیه شده‌اند. که یکی از این ترکیبات نمک سدیم آن است (Na_4XeO_6) و چند مولکول آب) سایر پر کزناتهای فلزی کزنون نیز تشخیص داده شده‌اند بعضی از این نمکها محلول، و عده‌ای نامحلول هستند. پر کزناتهای محلول فقط در یک محیط قوی قلیائی پایدار هستند. یکی از خواص برجسته پر کزناتها، قدرت زیاد اکسید کنندگی آنهاست. احتمالاً این ترکیبات قویترین عوامل اکسید کنندگی هستند، که تا کنون شناخته شده. این خاصیت پر کزناتها، در شیمی معدنی و آلی، موارد استفاده زیادی دارد. فلوئورورهای کزنون، با وجود اشکالاتی که در استفاده از آنها



شکل ۲ - ابر الکترونی مولکول یدروژن بطور متقارن در اطراف دو هسته قرار دارد. طبقه بندی سایه‌های اطراف، نشانه درصد احتمال وجود الکترونها در واحد حجم مربوطه میباشد. سایه‌های سیاه‌تر احتمال وجود بیشتر آنرا نشان میدهد.

وجود دارد ، بعنوان عوامل فلوئوروره کننده بکار میروند. امتیاز فلوئورورها در این است که پس از آنکه فلوئور خود را از دست دادند ، خاصیت فراریت خود را حفظ می کنند (کزنون، دی فلوئورور و تترافلوئورور) و باسانی پمپاژ میشوند .

اصول شیمی گازهای کمیاب

اینک از جنبه تئوری ، گازهای کمیاب را مورد مطالعه قرار میدهم . کشف اولین ترکیب گازهای نادر ، شیمیست هارا و ادار به آزمایش و بررسی مجدد تئوری پیوندهای شیمیائی نمود. چگونه امکان داشت، بین قشر کامل الکترونی گازهای نادر و وجود ترکیبات آنها توافقی ایجاد کرد؟ آیا این ترکیبات با نوعی پیوند جدید و با آرایش الکترونی و خواص غیرعادی بوجود آمده بودند ؟

شیمیدانها در آزمایشگاههای متعددی منجمله آزمایشگاه کمیسیون انرژی اتمی (Atomic Energy Commission) شروع به بررسی و آزمایشهای دامنه داری در باره ترکیبات کزنون نمودند و آزمایشهای بکمک اسپکتروسکپی ، اشعه X اشعه نوترونی، Nuclear Magnetic Resonance، و اشعه گاما انجام دادند ولی از این آزمایشها هیچگونه نتیجه غیرعادی در باره پیوندهای ترکیبات کزنون بدست نیامد طول پیوند (فاصله بین دو اتم که توسط یک پیوند بهم متصل شده اند) استحکام پیوندها و شکل ملکولهای فلوئورورهای کزنون خیلی شبیه به فلوئورورید یعنی همسایه کزنون در جدول تناوبی بود .

برای درک بهتر پیوندهائی که توسط گازهای نادر تشکیل میشوند ، یک پیوند شیمیائی را از نظر کوانتوم مکانیک بررسی میکنیم :

نظریه جدید پیوند شیمیائی مدیون مقاله مشهور اتم و ملکول (The Atom and the Molecule) نوشته « Gilbert N. Lewis » میباشد که در سال

۱۹۱۶ بچاپ رسید . براساس فرضیه قرار گرفتن قشرهای الکترونی بدور هسته اتم Lewis نشان داد که الکترونها چگونه میتوانند بین اتمها را تشکیل دهند . بعنوان یک مثال ساده اتمهای لیتیوم و فلوئور را در نظر میگیریم در لیتیوم اولین قشر الکترونی که گنجایش دو الکترون را دارد کامل بوده و الکترون سوم آن قشر بعدی را اشغال میکند . از طرف دیگر فلوئور هفت الکترون در همین قشر (قشر دوم) دارد که یکی کمتر از ظرفیت کامل این قشر است. لیتیوم براحتی یک الکترون خود را از دست میدهد ، و فلوئور نیز با دریافت یک الکترون ، حالت پایداری را پیدا میکند این دو اتم میتوانند با هم تولید یک ترکیب پایدار را بوسیله انتقال یک الکترون از لیتیوم به فلوئور بنمایند . باین ترتیب آخرین قشر دو اتم کامل میشود . لیتیوم با از دست دادن یک الکترون بصورت ایون مثبت و فلوئور با دریافت همان الکترون بصورت ایون منفی در میآید . نتیجتاً دو ایون بدست آمده توسط نیروهای الکتروستاتیک یکدیگر متصل میشوند . Lewis این پیوند را پیوند ایونی نامید . واضح است که پیوند ایونی ، نمیتواند تمام انواع پیوندهای شیمیائی را توضیح دهد. دو اتم فلوئور با یکدیگر ترکیب میشوند و تولید یک مولکول فلوئور (F₂) را مینمایند که پایدارتر از اتم فلوئور است . در این مورد پیوند بین دو اتم فلوئور نمیتواند ایونی باشد ، زیرا تمام اتمهای فلوئور بجز در شرایط مخصوص دارای قدرت الکتروافینیتة (Electron Affinity) مساوی هستند . اگر یک اتم فلوئور از اتم دیگر یک الکترون دریافت کند ، اتم دومی در آخرین قشر الکترونی اش فقط ۶ الکترون باقی میماند ، که یک حالت نا پایدار است . در این حالت ترکیبی صورت نمیگیرد و آزمایش نیز نشان میدهد که اتمهای فلوئور در مولکول فلوئور ایونیزه نمیشوند

Lewis فرضیه اشتراك الكترون را برای توجیه این پیوند بکار برد، باین ترتیب که هر يك از اتمها، از يك الكترون اتم دیگر برای کامل شدن قشر خود استفاده میکند. بوسیله اشتراك گذاشتن الكترون هر يك از اتمها (در مولکول) آخرین قشر الكترونی شان کامل میشود و يك ترکیب پایدار را ایجاد مینماید. Lewis این پیوند را کووالانسی نامید. او همچنین فرضیه کووالانسی را برای اشتراك بیش از يك الكترون نیز توسعه داد. برای مثال میتوان (O₂) را نام برد که با اشتراك گذاردن دو الكترون از هر اتم تشکیل میشود.

چگونگی تشکیل پیوندهای شیمیائی از اشتراك گذاشتن الكترونها بطور دقیق معلوم نبود. Lewis با توجه باین که همه اتمها در آخرین قشر خارجی الكترونی شان، گنجایش ۸ الكترون را دارند (بجز هلیوم)، مکعبی را در نظر گرفت که هسته اتم در مرکز و الكترونهای آخرین قشر آن در رؤس این مکعب جای داشتند. در مولکولهای مانده فلورئور که دارای پیوند ساده میباشد، دو مکعب در يك یال مشترك هستند و در مولکولهای که دارای پیوندهای دو گانه میباشد، مکعبهای مزبور در يك وجه مشترك هستند. ولی این طرح در مورد ترکیباتی با پیوندهای سه گانه و یادرمورد چرخش و یا حرکت اتمها حول پیوند با شکست مواجه شد.

مدلهای کوانتوم مکانیک

با توسعه کوانتوم مکانیک، در سال ۱۹۲۰ و بر اساس این علم، دريك اتم الكترونها مجبور بحرکت اربیتال سربعی بدور هسته هستند. حرکت الكترونها توسط معادلات دیفرانسیل توضیح داده میشود. حل این معادلات دیفرانسیل بقدری مشکل است، که تا بحال کسی موفق نشده است، توضیح دقیقی درباره حرکت بیش از سه ذره بدهد. باید توجه داشت که

در مولکول O₂ با احتساب هر هسته بعنوان يك ذره، مجموع ذرات آن به ۱۸ خواهد رسید! بر اساس اصول کوانتوم مکانیک، غیر ممکن است بتوان مختصات دقیق حرکت، و اربیتال يك الكترون را، در آن واحد تعیین نمود. فقط میتوان يك ابر الكترونی را در نظر گرفت، که دانسته این ابر الكترونی در هر نقطه میزان احتمال وجود الكترون را در آن نقطه تعیین میکند. این ابر الكترونی اربیتال (مدار) نامیده میشود که قطع نظر از جزئیات میتوان آنرا منطقه نفوذ الكترون نامید. يك اربیتال معین دارای جهت و شکل مشخصی است. بر اساس اصل پائولی «Exclusion Principle» «هر اربیتال توسط يك یا دو الكترون اشغال میشود، و درحالتی که دو الكترون وجود دارد، این دو الكترون میبایستی دارای اسپینهای مخالف باشند». اربیتالها توسط اعداد کوانتوم تعیین میشوند که این اعداد قشرهای اصلی و فرعی (Shell and Subshell) الكترونی را مشخص میکنند. عدد کوانتوم اصلی فاصله متوسط اربیتال را از هسته و سطح انرژی آنرا تعیین میکند و اعداد قشرهای فرعی (بصورت حروف f و p و d و s) ممان چرخشی (Angular Momentum) و شکل اربیتال را مشخص می کنند. اولین قشر، (نزدیکترین قشر به هسته)، فقط دارای يك قشر فرعی (S) میباشد که در مورد ئیدرژن با يك الكترون و در مورد سایر عناصر، با دو الكترون اشغال میشود. دومین قشر اصلی دارای يك قشر فرعی (S) با ظرفیت دو الكترون، و يك قشر فرعی (P) با سه اربیتال که تاشش الكترون ظرفیت دارد، میباشد. بنا بر این قشر دوم مجموعاً ۸ الكترون دارد، که در عنصر ثئون کامل میشود. (از نظر الكترونی این قشر بصورت 2s², 2p⁶ توصیف میشود). بر اساس اصل پائولی (Exclusion Principle) بهیچوجه دو اربیتال نمیتوانند دارای جهت یکسانی

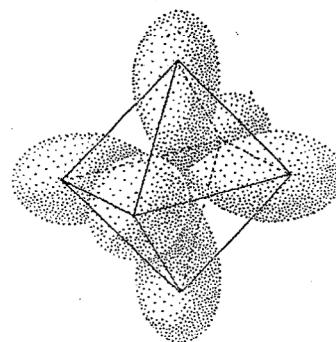
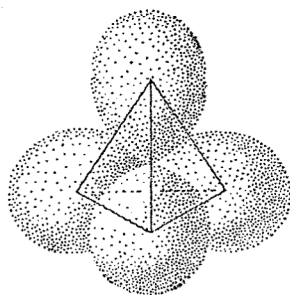
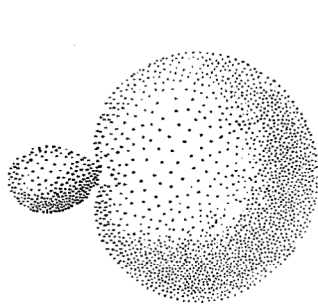
باشند. در نتیجه سه اربیتال میبایستی در فضای سه بعدی در سه جهت z, y, x بر یکدیگر عمود باشند (شکل ۱).

در فوق حالت یک اتم تنها مورد بحث واقع شد. هنگامیکه اتمها بایکدیگر ترکیب میشوند و تشکیل مولکول میدهند مطلب بسیار پیچیده تر میشود. در این حالت اربیتالهای الکترونی تحت نفوذ یک هسته نیستند، بلکه تمام هسته های اتمهای مولکول، بر روی اربیتالهای الکترونی تاثیر میگذارند. یک مورد خیلی ساده مولکول ئیدروژن میباشد که ابر الکترونی بطور متقارن اطراف دو هسته را احاطه کرده است. (شکل ۲) طبق نظریات جدید یک پیوند شیمیایی، از ترکیب و واکنش بین اربیتالهای الکترونی بوجود میاید. بررسی کمی پیوند شیمیایی یعنی شکل مولکول و قدرت پیوند بطور دقیق متضمن محاسبات بسیار مشکلترو پیچیده تر از مولکول ئیدروژن است. تئورسین های شیمی این مسئله را از دو جنبه مختلف مورد بررسی قرار داده اند یکی بکمک روش کمی که در آن کوشش میکنند تا مولکول فلوئورهای کزنون را بر اساس اربیتالهای مولکولی که از ترکیب الکترونهای P مربوط با آخرین قشر اتمهای کزنون و فلوئور بوجود میایند، توضیح دهند، (الکترونهای 5p از قشر فرعی

کزنون و 2p از قشر فرعی فلوئور) راه دوم روش پیوند ظرفیت (Valence - Bond) نامیده میشود. که یک طرح غیر کمی است معینا ثابت شده است که مدل بسیار مفید و دقیقی برای پیش بینی ساختمان فلوئورورهای کزنون میباشد.

پیوند - ظرفیت

متد پیوند - ظرفیت بر اساس مفهوم اشتراك الکترونی، بین اتمها بنا شده است. اشتراك الکترونی امروزه بر اساس قوانین حرکت آنها و قوانین مکانیک کوانتوم تفسیر و توجیه میشود. طرح جدید پیوند شیمیایی بر اساس روییم افتادن دو اربیتال اتمی توجیه میشود که هر یک از این اربیتالها شامل یک الکترون میباشد (بعبارت دیگر اربیتالهای تک الکترونی). برای مثال دو اتم ئیدروژن با روییم قرار دادن اربیتالهای تک الکترونی خود تشکیل یک مولکول ئیدروژن را میدهند. هنگامیکه دو اربیتال الکترونی بر هم منطبق میشوند یک نیروی جاذبه یا پیوندی تولید میشود. استحکام پیوند بستگی بمقدار روییم قرار گرفتن اربیتالها دارد، یعنی هر چه مقدار مشترک شده بین دو اربیتال بیشتر باشد، پیوند محکمتر است. از طرف دیگر هنگام قرار گرفتن دو اربیتال پر (هر یک شامل دو الکترون) بر روییم تولید نیروی دافعه ای میشود، که تمایل بجدا



شکل ۳ - اربیتالهای هیبرید توسط الکترونهای sp^3 و d قشر خارجی اتمها تشکیل میشوند. بر طبق فرضیه پیوند ظرفیت هر یک و با تمام این الکترونها در تشکیل پیوند شرکت میکنند. یک هیبرید sp^3 در سمت چپ. هیبرید چهاروجهی (Tetrahedral) در وسط و هشت وجهی $sp^3 d^2$ Octahedral در سمت راست دیده میشوند. مولکولها موقعی تشکیل میشوند که دو اربیتالی که دارای یک الکترون هستند یکدیگر را بپوشانند.

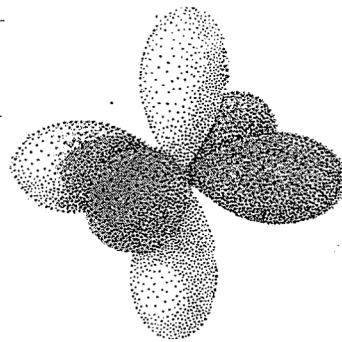
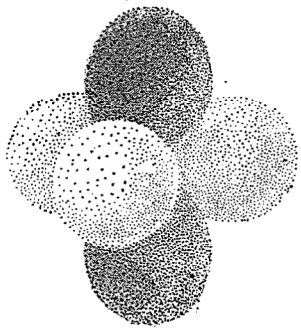
کردن اتمهایی دارد، که در یک مولکول توسط نیروهای جاذبه سایر اربیتالها باهم پیوند برقرار کرده اند. زیرا یک اربیتال با یک زوج الکترون قادر به اشتراک گذاردن الکترون برای تشکیل پیوند نمیشد.

امروزه پیوندهای ایونی و کووالانسی را بصورت دو نوع متفاوت نمیشناسند. ایونی و یا کووالانسی بودن یک پیوند بستگی باین دارد که الکترونها ی مشترک شده، در چه محلی قرار بگیرند. اگر آنها در تمام لحظات، نزدیک یکی از اتمها باشند، پیوند ایونی است و اگر در تمام لحظات بطور مساوی بین دو اتم باشند یک پیوند کووالانسی تشکیل شده است. در اغلب موارد پیوندها خواص حد فاصل بین این دو حالت را نشان میدهند و الکترونها یکی از اتمها کمی نزدیکترند، ولی در تمام لحظات در اطراف آن نمیشوند.

برای روشن شدن مسئله، روش ظرفیت - پیوند برای مولکول آب توضیح داده میشود. اتم اکسیژن دارای سه اربیتال $2p$ است که بریکدیگر عمود میباشد. ولی اکسیژن دارای ۴ الکترون از نوع p میباشد یعنی یکی از اربیتالهای p آن کامل است، (دارای دو الکترون) و هر یک از دو اربیتال دیگر دارای یک الکترون هستند. در مولکول آب این دو

اربیتال با دو اربیتال ناقص دو اتم هیدروژن رویهم قرار میگیرند. دو پیوند تشکیل شده میبایستی بریکدیگر عمود باشند ولی بواسطه نیروی دافعه ای که بین بارهای دو اتم هیدروژن وجود دارد این زاویه بیشتر از 90° یعنی $104/5^\circ$ است.

شرح فوق توضیح بسیار ساده ای، از تئوری شکل مولکول آب بود. بر طبق فرضیه پیوند - ظرفیت هر یک و یا تمام الکترونها ی (s و d و همچنین p) آخرین قشر ممکن است در تشکیل پیوندها شرکت کنند. از ترکیب این گروه الکترونها «هیبرید اربیتالها» ($Hybrid Orbital$) بوجود می آیند. خاصیت هیبرید اربیتالها اینست که میتوانند در یک جهت بیش از جهات اربیتالهای خالص p یا d گسترش پیدا کنند. بنابراین در تشکیل پیوند امکان بیشتری برای رویهم قرار گرفتن دارند (شکل ۳). لذا مولکول آب شامل هر شش الکترون (s و p) خارجی ترین قشراکسیژن میشود. این الکترونها ۴ هیبرید اربیتال را اشغال میکنند که دو تا از آنها شامل زوجهای مشترک نشده هستند، دو هیبرید دیگر از زوج شدن، الکترونها ی منفرد اکسیژن و هیدروژن بوجود می آیند. در این ساختمان بجای ۳ اربیتال ۴ اربیتال وجود دارد که



شکل ۴ - هیبرید اربیتالهای کزنون برای دی فلور نورور کزنون (سمت چپ) و تترا فلور نورور کزنون (سمت راست) که بر اساس مدل پیوند - ظرفیت پیش بینی شده اند، با ساختمان حقیقی این ترکیبات توافق دارند. اربیتالهای سفید هر یک شامل دو الکترون میباشد و زوج آزاد شده ($Lone\ pair$) خوانده میشوند و در پیوند شرکت نمیکنند. اربیتالهای رنگی هر یک شامل یک الکترون هستند که با اربیتالهای فلور - نور (در شکل نشان داده نشده اند) رویهم افتاده و پیوند زوج مشترک ($Shared\ pairs$) را ایجاد مینمایند. در دی فلور نورور کزنون ۵ اربیتال بصورت دوهرم سه وجهی میباشد که سه اربیتال زوج آزاد الکترونی در یک صفحه قرار دارند. در تترا فلور نورور کزنون چهار زوج الکترون مشترک در یک صفحه قرار دارند و دو اربیتال زوج آزاد ($Lone\ Pairs$) در بالا و پایین قرار گرفته اند.

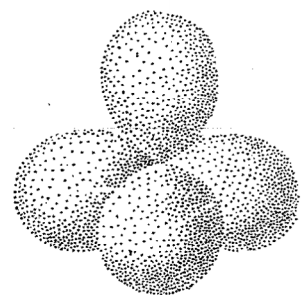
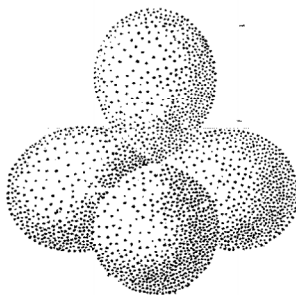
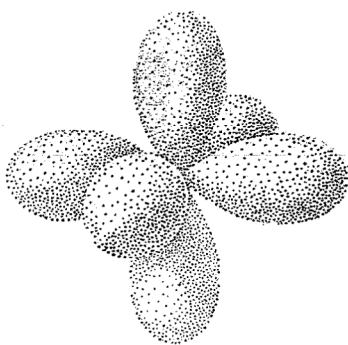
اگر نیروهای مزاحمی وجود نداشته باشد زاویه بین آنها میبایستی $109/5^\circ$ باشد ولی عمل جفت الکترونیهای مشترک نشده که ذکر شد، یکدیگر را دفع میکنند، و این نیروی دافعه بیشتر از نیروی دافعه بین ایدرژن ها است و در نتیجه زاویه پیوندها به $104/5^\circ$ تغییر پیدا میکند.

پیوند در گازهای نادر

حال میخواهیم با استفاده از مفهوم پیوند ظرفیت، پیوند گازهای نجیب را در ترکیباتشان توجیه کنیم. بعلت کامل بودن آخرین قشر الکترونی این اتمها فقط میتوانند بطریقه اشتراك الکترون با سایر اتمها پیوند برقرار کنند. یعنی پیوند میبایستی بیشتر وولانسی باشد تا یونی. در فلورورهای کزنون میبایستی قشر ظرفیت الکترونیهای مشترک دارای بیش از ۸ الکترون باشد. برخلاف عقائد سابق که ۸ الکترون را ماکزیم تعداد یک قشر میدانست عملا از مدتها پیش این موضوع روشن شده بود که اتمهای تعداد زیادی از مولکولهای پایدار تا ۱۲ الکترون را با اشتراك گذاشته اند. فلورور گوگرد (SF_6) یکی از این ترکیبات است. شش الکترون آخرین جام

گوگرد با الکترونیهای شش اتم فلورور تشکیل زوجهای الکترونی داده، و یک جام پایدار با ۱۲ الکترون در اطراف اتم گوگرد تشکیل میدهند. در اینجا هیبرید ارییتال وجود دارد که از اتم مرکزی منشعب شده و تشکیل یک Octahedral را داده اند. وجود ۶ ارییتال امکان دارد زیرا الکترونیهای p و s و d در تشکیل هیبریدها شرکت میکنند. وجود این نوع هیبرید ارییتالها (که بصورت sp^3d^2 نمایش داده میشوند) بسیار عادی است.

از آنجائیکه مولکول تترافلورور کزنون در قشر ظرفیتی اش دارای ۱۲ الکترون است (۸ تا از کزنون و ۴ تا از اتم فلورور) مدل پیوند - ظرفیت این مولکول را بشکل Octahedral پیش بینی میکند: چهار اتم فلورور توسط زوج الکترونیهای مشترک شده (Sha ed Pair) با اتم مرکزی کزنون متصل شده اند و در گوشه های یک مربع قرار دارند. ۴ الکترون ظرفیت باقیمانده کزنون نیز با یکدیگر تشکیل دو زوج الکترونی میدهند، که بواسطه نیروهای دافعه ای که بین آنها برقرار است، یکی در بالا و دیگری در زیر صفحه مربع قرار میگیرند. بر اساس همین مفهوم



شکل ۵ - سه ترکیب دیگر کزنون در این شکل بر اساس مدل پیوند - ظرفیت نشان داده شده است در اکسی تترافلورور (سمت چپ) شش ارییتال کزنون بشکل هشت وجهی قرار گرفته اند. چهار ارییتال که در یک صفحه قرار گرفته اند با ارییتالهای فلورور (در شکل نشان داده نشده است) تولید زوج الکترونیهای پیوند را میکنند ارییتال که در بالای صفحه، قریب ارییتال زوج آزاد الکترونی، قرار دارد با ارییتال یک اکسیژن (در شکل مشخص نشده است) یک پیوند دیگر را تولید میکند. در هر دو اکسید کزنون، تری اکسید کزنون (وسط) و تتراکسید کزنون (راست) ارییتالها بشکل چهار وجهی (Tetrahedral) میباشد. در تتراکسید کزنون هر چهار ارییتال با ارییتالهای اکسیژن (در شکل نیست) تولید پیوند میکنند. در حالیکه در در تری اکسید کزنون یکی از ارییتالها بصورت زوج آزاد الکترونی است. هر یک از این ترکیبات دارای ترکیب مشابهی در ید میباشد.

مولکول دی فلورور کزنون ساختمانی نظیر یک جفت هرم (Double Pyramid) دارد که در آن اتم کزنون در مرکز و دو اتم فلورور در دو نوک دو هرم جفت الکترونیهای مشترک نشده (Lone Pair) در گوشه‌های یک مثلث حول اتم مرکزی قرار دارند (شکل ۴). آزمایشات اسپکتروسکوپی، ساختمانیهای پیش‌بینی شده فوق را تأیید میکند.

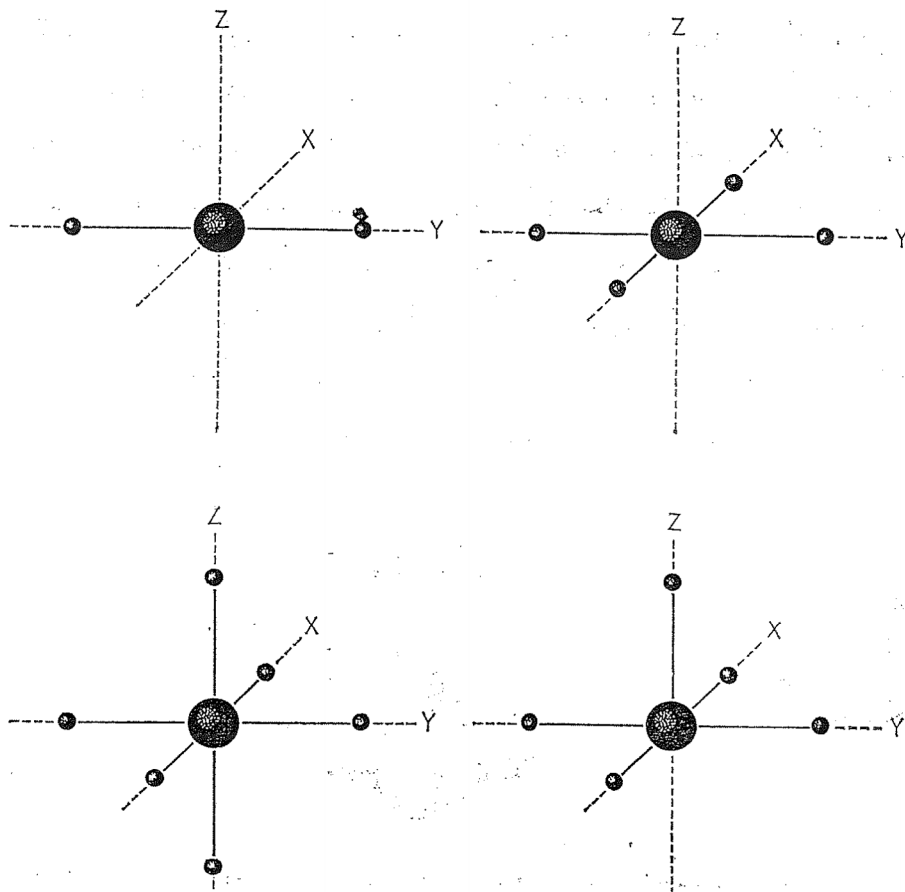
بالمطالعه در باره هیبریداریتها، نتیجه میشود، که گازهای نجیب سبکتر نمیتوانند ترکیبات پایداری را تولید کنند. برای تشکیل هیبریداریتها میبایستی مقداری انرژی اضافه شود، زیرا الکترونها باید یک سطح انرژی بالاتری انتقال پیدا کنند، در مورد

کزنون انرژی لازم ظاهر آکمتر از انرژی حاصل از رویهم افتادن اربیتالها در ترکیبات آن میباشد. بنابراین ترکیبات کزنون پایدارند. گازهای کمیاب سبکتر با پتانسیل یونیزاسیون بیشتر، احتمالاً انرژی بیشتری برای تشکیل هیبریدها لازم دارند. اگر این انرژی لازم بیشتر از انرژی حاصل از پوشاندن اربیتالها توسط یکدیگر باشد ترکیب نمیتواند پایدار باشد این مطلب میتواند توضیحی برای ناپایداری ترکیبات کریپتون (گاز نادر سبکتر از کزنون) و همچنین عدم وجود ترکیبات گازهای نجیب سبکتر باشد.

تئوری پیوند - ظرفیت نمیتواند یک توضیح قانع کننده درباره ترکیبات کزنون باشد، ولی تئوری

مولکول دی فلورور کزنون ساختمانی نظیر یک جفت هرم (Double Pyramid) دارد که در آن اتم کزنون در مرکز و دو اتم فلورور در دو نوک دو هرم جفت الکترونیهای مشترک نشده (Lone Pair) در گوشه‌های یک مثلث حول اتم مرکزی قرار دارند (شکل ۴). آزمایشات اسپکتروسکوپی، ساختمانیهای پیش‌بینی شده فوق را تأیید میکند.

بالمطالعه در باره هیبریداریتها، نتیجه میشود، که گازهای نجیب سبکتر نمیتوانند ترکیبات پایداری را تولید کنند. برای تشکیل هیبریداریتها میبایستی مقداری انرژی اضافه شود، زیرا الکترونها باید یک سطح انرژی بالاتری انتقال پیدا کنند، در مورد



شکل ۶ - ترتیب قرار گرفتن متقارن آنها در سه ترکیب ساده کزنون در اشکال بالا مشخص شده است. این مولکولها عبارتند از دی فلورور کزنون (بالا سمت چپ)، تترا فلورور کزنون (بالا سمت راست) هگزافلورور کزنون (پائین سمت چپ) و اکتسی تترا فلورور کزنون (پائین سمت راست). گویهای بزرگ نشان دهنده هسته‌های کزنون، و گویهای کوچک هسته‌های فلورور هستند بجز آنکه در قسمت بالای اکتسی تترا فلورور قرار دارد که یک هسته اکسیژن است. براساس مدل‌های پیوند - ظرفیت ساختمان هگزافلورور متقارن نمیشود. ساختمانی که در این شکل نشان داده شده است براساس محاسبات اربیتالهای مولکولی بنا شده و مطابق با ساختمان ۱۵ مولکول هگزافلورور دیگر میباشد.

جالبی بخصوص در روشن کردن تشابه بین ترکیبات کزنون و گروه عناصرها لوژنهامیباشد. بعنوان مثال یون Cl^- دارای ۱۸ الکترون است و اتم آرگون نیز دارای همین تعداد الکترون میباشد. تشکیلات الکترونی آنها نیز کاملاً مشابه است. این بدان معنی است که اگر آرگون بتواند با اکسیژن ترکیب شود تولید پر آرگونات (Ar_2O_4) شبیه به یون پر کلرات (ClO_4^-) مینماید. شیمیست‌ها هم اکنون پر کزناتها (Xe_2O_4) را شبیه یون پریدات (IO_4^-) میباشند شناخته‌اند. همانطور که ذکر شد روش پیوند - ظرفیت یکی از راهپائی است که پیوند گازهای کمیاب را مورد مطالعه قرار میدهد. روش دیگری که وجود دارد، بر اساس محاسبات کمی اربیتالهای مولکولی است. هر دو روش پیوند - ظرفیت و محاسبات مولکولی، درباره پیش بینی ساختمان دی‌فلوئورور کزنون و تترافلوئورور آن بیک نتیجه میرسند که مورد بحث قرار گرفت. ولی دو متمدن کور درباره پیش بینی ساختمان

مولکول هگزافلورورور کزنون اختلافاتی باهم دارند. بر اساس روش اربیتالهای مولکولی این مولکول میبایستی بصورت یک هشت وجهی متقارن (Octahedron) باشد ولی بر طبق نظریه پیوند - ظرفیت این هشت وجهی بواسطه وجود یک جفت الکترون اضافی میبایستی نامتقارن باشد (شکل ۵). این ترکیب بقدری فعال است که آزمایش آن از طریق اسپکتروسکپی مشکل است. زیرا منافذ لازم برای عبور نور را موردیورش قرار میدهد. بهر حال اگر بوسیله اسپکتروسکپی و یا روش‌های دیگری ساختمان این جسم معلوم بشود اختلاف بین دو مدل حل خواهد شد.

اکنون گازهای نجیب موجب بوجود آمدن یک شیمی جدید شده است که با شیمی سایر عناصر اختلاف زیادی ندارد.

ترجمه از مجله

Scientific American May 1964