

کنکوری دات بلاگ تقدیم میکند

- تست های فصل به فصل دروس اختصاصی
- پاسخ پرسش های ارائه شده در کتاب درسی
- ارائه مختصر، مفید و کاربردی نکات کنکوری

از مطالعه لذت ببرید



 www.konkoori.blog.ir

« کنکور چیزی جز کتاب نیست و کتاب خواندن، کار دانش آموزان حرفه ای

کتاب جامع شیمی ۲

گنجینه کنکور سراسری

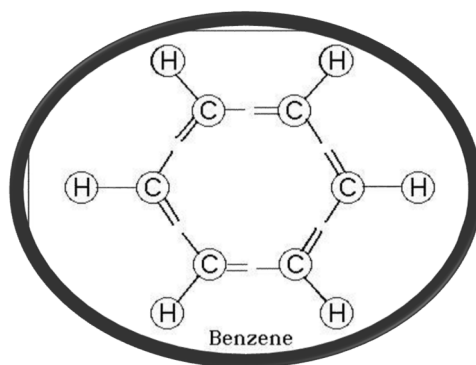
(آموزش، تستهای طبق بندی شده، تستهای جامع)

فصل چهارم: ترکیبهای کووالانسی

مؤلف: مهندس محمد مشمولی

(دبیر شیمی کنکور و مشاور ارشد انجمن کنکور کشور)

<http://forum.konkur.in/>



ساختار الکترون-نقطه ای ترکیبات کووالانسی، قلمروهای الکترونی و شکل هندسی:

رسم ساختار لوویس مولکولها و یونها

چنانچه می دانیم نافلزها با به اشتراک گذاشتن الکترون میخوانند به آرایش گاز نجیب می رسند و برای رسیدن به این حالت پایدار الکترونها را محدودی را به اشتراک می گذارند و پیوندهای محدودی را تشکیل می دهند حال در این قسمت می خواهیم بدانیم آنها چگونه و با چه نوع اتصالهایی (با یکدیگر) به آرایش های گاز نجیب می رسند و چه نوع شکل های هندسی حاصل می شود.

با استفاده از ساختار لوویس نحوه متصل شدن آنها را روی کاغذ (نه در فضا) بررسی می کنیم. نماد اتمی یک عنصر نشان دهنده هسته و الکترونها را لایه ظرفیت می باشد و الکترونها را به صورت نقطه اطراف اتم مرکزی در ۴ جهت می چینیم و اگر ۲ الکترون بین دو اتم قرار گرفته باشد به عنوان یک پیوند با یک خط نشان می دهیم (جفت الکترونها پیوندی) و اگر جفت الکترون بین دو اتم قرار نگیرد و فقط متعلق به یک اتم باشد جفت الکترونها را به صورت ۲ نقطه روی اتم مورد نظر قرار می دهیم (جفت الکترونها غیر پیوندی).

دو اصل در رسم ساختارهای لوویس وجود دارد:

(۱) در ساختار رسم شده در صورت امکان آنها به آرایش گاز نجیب برسند.

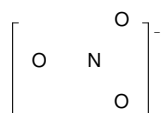
(۲) در صورت امکان هیچ اتمی نباید تک الکترونی باشد.

تذکر: هر چند که در پایین مشاهده می کنیم این ۲ اصل همیشه برقرار نیست.

نکته مهم: به طور ساده و خلاصه برای رسم ساختار لوویس ترکیبات از اصول زیر استفاده می شود:

* ابتدا اتم مرکزی را تشخیص می دهیم. مثلاً برای NO_3^- می دانیم که نیتروژن اتم مرکزی است

* سپس اتم های کناری را اطراف آن قرار می دهیم.

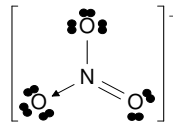


* بعد تعداد الکترونها را لایه ظرفیت هر اتم را در اطراف خودش قرار می دهیم .

تذکر: تعداد الکترونها را لایه ظرفیت همان مجموع عدد یکان شماره گروه تک تک آنهاست.

تذکره: در صورتی که ترکیبی دارای بار منفی باشد بار منفی را به اتم الکترون‌گاتیوتر تعلق می‌دهیم

* در ادامه الکترونها را طوری به اتم مرکزی متصل می‌کنیم که حداکثر امکان تمامی تمها به آرایش گاز نجیب برسد.



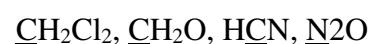
البته روش گفته شده روش عادی و معمولی است در ادامه روشی (آرایش‌های مشابه) را معرفی می‌کنیم که ساختار لوویس تمامی ترکیبات سریع رسم شود.

برای تشخیص اتم مرکزی از اصول زیر استفاده می‌کنیم:

- اتم مرکزی ظرفیت بالاتری نسبت به سایر اتمها باید داشته باشد
- الکترون‌گاتیوی کمتری داشته باشد.
- اغلب در یک ساختار تعداد آن کمتر است.
- اتم هیدروژن و هالوژنها نمی‌توانند اتم مرکزی باشند.

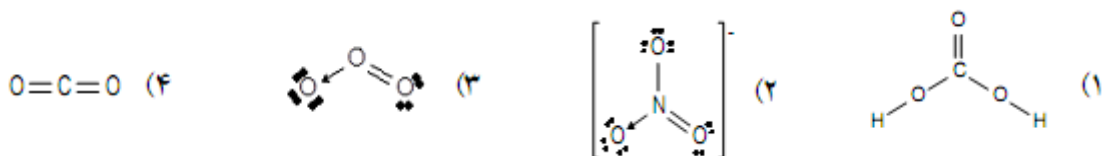
مثال: اتم مرکزی را در مولکولهای زیر پیدا کنید:

اتمهایی که زیرشان خط کشیده شده است اتم مرکزی محسوب می‌شوند.



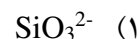
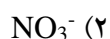
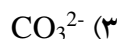
تذکره: اگر در صورت تستی ساختار لوویس مطرح باشد حتما باید الکترونهای لایه آخر هم روی هر اتم به صورت نقطه قرار داده شود.

تست: ساختار لوویس کدام گونه درست رسم شده است؟



جواب: ۲

تست: مجموع تعداد الکترونهاى لایه ظرفیت در کدامیک از مولکولها با بقیه متفاوت است؟



جواب: ۴ خودتان حساب کنید.

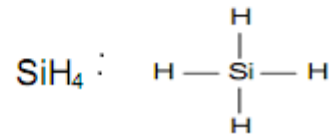
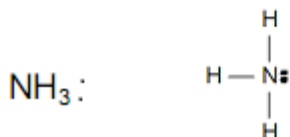
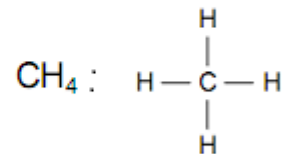
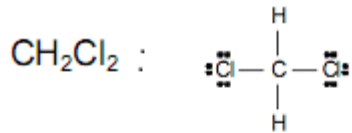
بار - یا + به کدام اتم تعلق دارد؟

در یونهاى چند اتمى که بار مثبت یا منفى دارند اگر ریز نگاه کنید بار مال کدام اتم بوده است که در ظاهر به کل ترکیب تعلق دارد، همانطور که از فصل دوم یاد گرفتیم اتمى که الکترونگاتیوى بیشتری دارد تمایل زیادى دارد که جفت الکترونها را به سمت خود بکشد پس اگر در یون بار منفى وجود داشته باشد حتما متعلق به اتمهای الکترونگاتیوتر است و اگر بار مثبت وجود داشته باشد حتما متعلق به اتم های الکتروپوزیتوتر است.

صاحبان بار یون چند اتمی	یون چند اتمی
کربن	CH_3^-
یکی از کلرها	AlCl_4^-
یکی از فلورها	BF_4^-
دوتا از هیدروژنها	BeH_4^{2-}
یکی از کلرها	PCl_6^-
یکی از هیدروژنها	BH_4^-
دو تا از اکسیژنها	SO_4^{2-}
دو تا از اکسیژنها	CO_3^{2-}
یکی از اکسیژنها	ClO_2^-
یکی از اکسیژنها	NO_2^-
نیتروژن	NO_2^+

یک دسته بندی کلی ساختارهای لوویس:

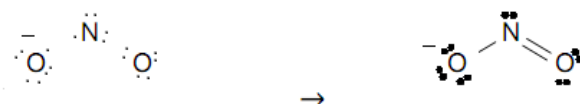
- ساختارهای ساده: در این ساختارها با به کار بردن اصول و مراحل گفته شده می توان ساختار لوویس را رسم کرد هر چند که در جلوتر خواهیم دید با استفاده از آرایش های مشابه می توان این ساختارها را خیلی سریع رسم کرد.



- چهره های متفاوت اکسیژن در ساختارهای لوویس: اتم اکسیژن بسته به موقعیت به طریق های مختلفی می تواند به اتم مرکزی متصل شود
- اگر از دو طرف پیوند یگانه داشته باشد بر پیوند کووالانسی معمولی قناعت می کند.



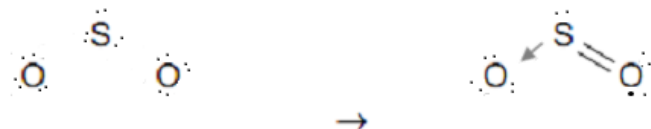
- اگر اکسیژن یک بار منفی داشته باشد از یک طرف با اتم دیگر پیوند یگانه می دهد و به اکت می رسد (چرا که در این صورت انگار مانند هالوژنها می شود و لایه ظرفیتش فقط به یک الکترون نیاز دارد).



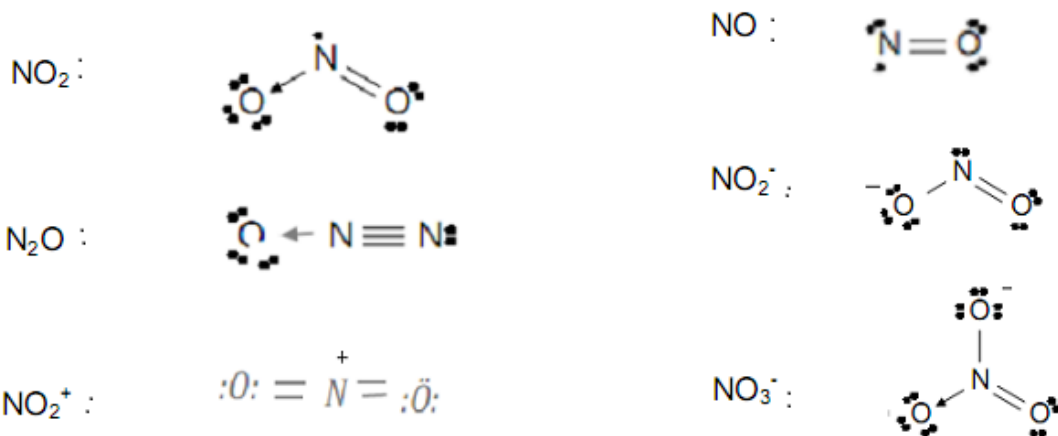
- اگر اتمهای اطراف اکسیژن موقعیت تشکیل پیوند یگانه از دو طرف را مهیا نکنند و اتم مرکزی خودش هم به الکترون نیاز داشته باشد تا اینکه به آرایش اکت برسد در این صورت اکسیژن بالاجبار دو تا الکترون خود را می آورد به اینصورت پیوند دوگانه تشکیل میدهد.



□ اتم اکسیژن اگر هیچ کدام از شرایط بالا را نداشته باشد و اتم مرکزی خودش به اکتت رسیده باشد در این حالت اکسیژن به صورت داتیو از اتم مرکزی الکترون می پذیرد.



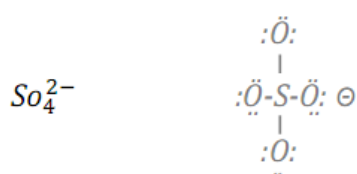
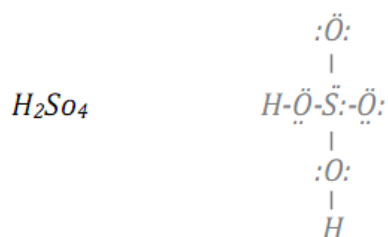
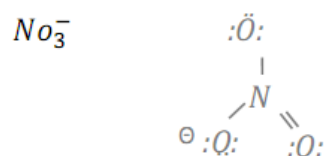
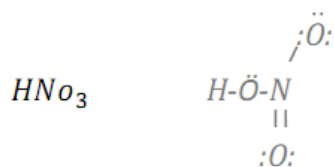
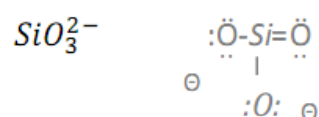
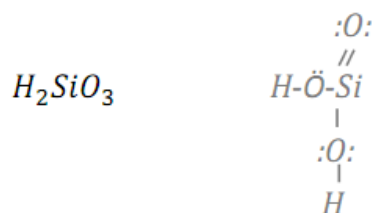
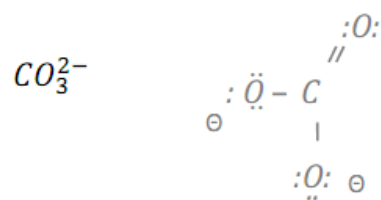
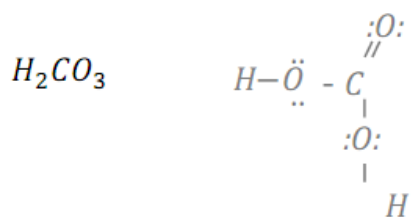
در موارد زیر نحوه اتصال اتم اکسیژن به اتم مرکزی نیتروژن در چندین حالت بررسی شده است.

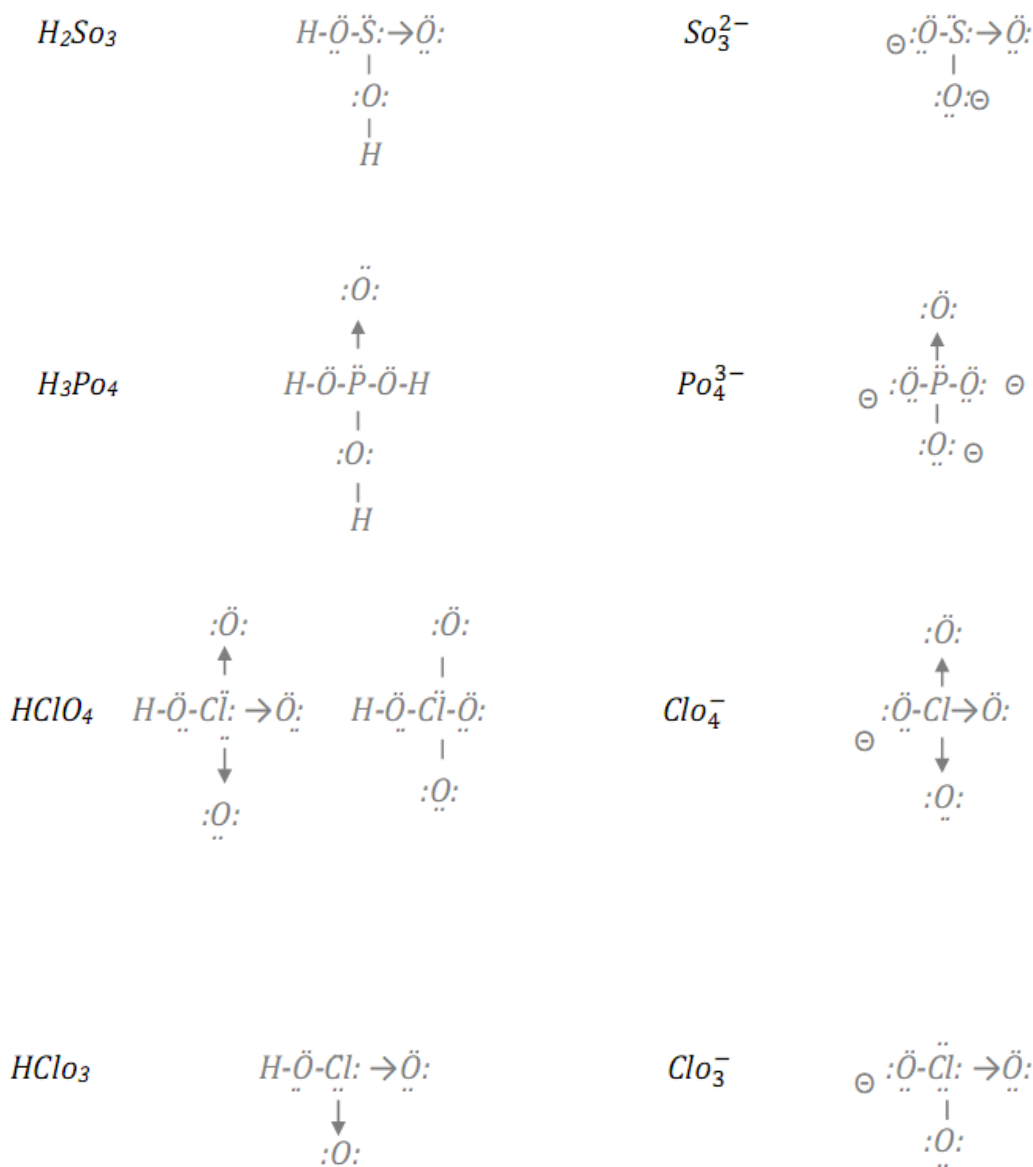


تذکر: در ساختارهایی مثل CH_3 , NO_2 , NO روی اتم مرکزی الکترون منفرد وجود دارد.

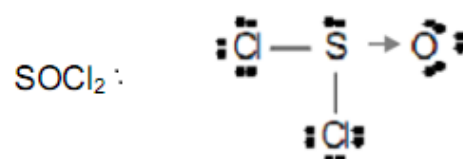
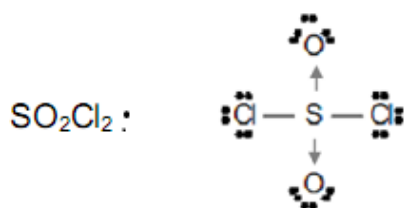
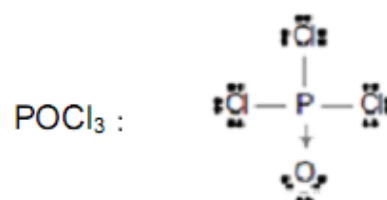
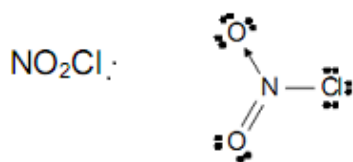
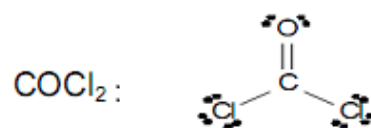
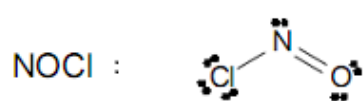
اکسی اسیدها و بنیانهای آنها:

در اکسی اسیدها اتمهای اکسیژن را ابتدا به تعداد هیدروژن (در بنیانها به تعداد بار منفی چرا که با جدا شدن هر هیدروژن یک بار منفی به ساختار اضافه شده است) با پیوند یگانه به اتم مرکزی وصل می کنیم و سپس اگر خود اتم مرکزی بازهم به الکترون نیاز داشته باشد از اکسیژنهای باقی مانده با پیوند دوگانه به اتم مرکزی وصل می شود و اگر اتم مرکزی به اکتت رسیده باشد در آن صورت اتم اکسیژن به صورت داتیو به اتم مرکزی وصل می شود.





تذکر مهم: وقتی که هالوژنها و اکسیژن همزمان به عنوان اتم کناری باشند بهتر است ابتدا با پیوند یگانه هالوژن را به اتم مرکزی وصل کنیم و سپس اگر اتم مرکزی به الکترون نیاز داشته باشد اکسیژن به صورت پیوند دوگانه متصل می شود و اگر اتم مرکزی به الکترون نیاز نداشته باشد اکسیژن به صورت داتیو به اتم مرکزی متصل خواهد شد.

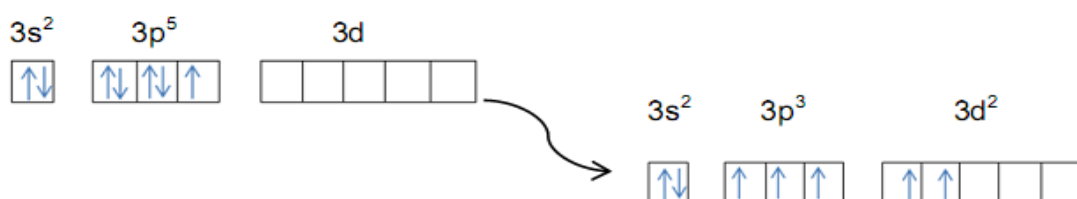
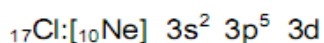


فرضیه برانگیختگی یا ارتقاء الکترون:

بعضی از اتم ها اوربیتال تک الکترونی در هنگام تشکیل پیوند کووالانسی ندارند و یا تعداد اوربیتال تک الکترونی آنها کم است. برای توجیه وجود اوربیتال تک الکترونی مورد نیاز در هنگام تشکیل پیوند از فرضیه برانگیختگی استفاده می کند. بر اساس این فرضیه الکترون با گرفتن انرژی برانگیخته شده اوربیتال یا اوربیتال های جفت الکترونی لایه آخر خود را تک الکترونی نموده و الکترون یا الکترون های اضافی را به اوربیتال یا اوربیتال های خالی تراز بالاتر انتقال می دهد. همچنین این فرضیه توجیه کننده ظرفیت های متغیر یک عنصر نیز می باشد.

تذکر: ارتقا الکترون به ترازهای بالاتر باعث افزایش ظرفیت و تعداد پیوند می شود.

مثال: نحوه ارتقا الکترون در مولکول ClF₅ را توجیه کنید:

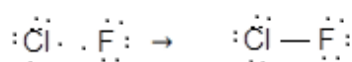


• لایه ظرفیت فراتر از اکتت باشد:

در ساختار لوئیس برخی ترکیبات تعداد الکترونها لایه آخر بیشتر از ۸ می شود: رسم ساختار لوئیس ترکیبات با مبحث برانگیختگی یا ارتقاء الکترون قابل توجه است و باعث تبعیت نکردن از قاعده اکتت می شود. طوری که اتمهایی می توانند بر اثر برانگیختگی فراتر از اکتت بوند که اوربیتال داخلی d داشته باشند بدیهی است که تناوب دوم عناصر جدول تناوبی نمی توانند پا فراتر از اکتت بردارند:

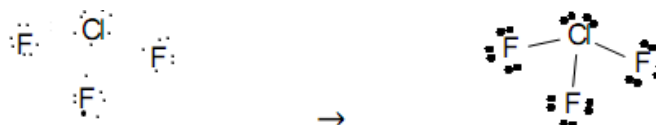


1) ClF



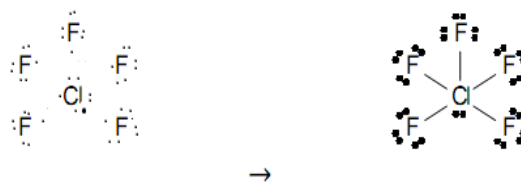
می بینید که هیچ الکترونی برانگیخته نشده.

2) ClF_3



در این ساختار یکی از الکترونها یک جفت برانگیخته شده بنابراین دو تا تک الکترونی روی کلر می ماند که با دو اتم فلور دیگر پیوند تشکیل می دهد و اتم مرکزی از اکتت فراتر می رود.

3) ClF_5



دو جفت از الکترونها تکی شدند (یعنی برانگیخته شدند) پس این بار دو تا فلور دیگر هم می تواند متصل شود.

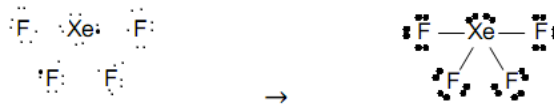
4) SF_4



5) PCl_5



6) XeF_4

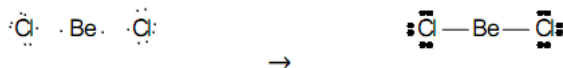


• لایه ظرفیت کمتر از اکتت باشد:

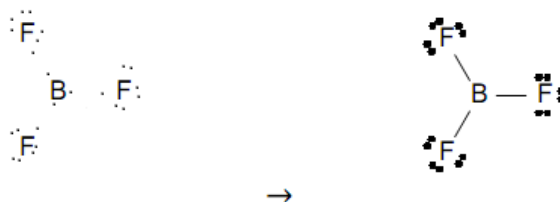
در ساختار برخی از ترکیبات در لایه ظرفیت تعداد الکترونها کمتر از ۸ می شود:

برخی اتمها چون در لایه ظرفیت خود الکترون خیلی کمتری دارند (کمتر از ۴) در آن صورت اتم مرکز تعداد الکترون کافی جهت رسیدن به اکتت را ندارد بنابراین در این حالت اتم مرکزی از قاعده اکتت پیروی نمی کند:

1) BeCl_2

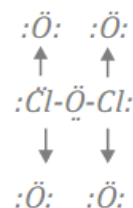
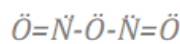
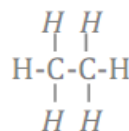
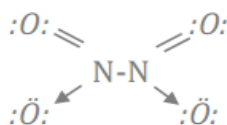
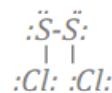
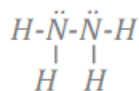


2) BF_3



• رسم ترکیبات به صورت A_2B_x : اگر تعداد اتمهای B یعنی اندیس x زوج باشد ابتدا دو اتم A را به هم وصل می کنیم و سپس اتم های B را به صورت متقارن و با در نظر گرفتن اکتت در اطراف A قرار می دهیم و اگر x فرد باشد یکی از اتمهای B را در وسط قرار بین دو اتم A قرار می دهیم و بقیه اتمهای B را در اطراف به صورت متقارن قرار می دهیم.

$$A_2B_x \begin{cases} A-A & \text{اگر } x \text{ زوج باشد} \\ A-B-A & \text{اگر } x \text{ فرد باشد} \end{cases}$$



آرایش های مشابه:

با اینکه تا حالا با روش های مرحله ای رسم ساختار لوویس را یاد گرفتیم و یک دسته بندی نیز از ساختارهای لوویس دیدیم ولی مطمئن باشید **بهترین روش** جهت رسم سریع ساختارهای لوویس درک **آرایش های مشابه** است. در حالت کلی اگر در دو گونه (مولکول یا یون چند اتمی) اتمهای کناری با هم گروه باشند و اتم های مرکزی نیز هم گروه باشد در آن صورت ساختار لوویس دو گونه یکسان است. به طور مثال CCl_4 با SiF_4 از نظر ساختار لوویس یکسان است چرا که عناصر کناری با هم و اتم های مرکزی نیز با هم به یک گروه جدول تناوبی تعلق دارد.

تذکره: در رسم ساختارهای لوویس اگر ترکیب بار منفی داشته باشد فرض می کنیم اتم گروه بعد از خود آن عنصر به عنوان اتم مرکزی است و اگر داری بار مثبت باشد فرض می کنیم اتم گروه قبل از خود اتم مرکزی به عنوان اتم مرکزی است. مثلاً ساختار NO_2^- مانند SO_2 است چرا که اگر به نیتروژن بار منفی را بدهیم از نظر تعداد الکترونها لایه ظرفیت مانند گوگرد می باشد. در حالی که ساختار لوویس NO_2^+ مانند CO_2 است چرا که اگر یک الکترون از لایه ظرفیت نیتروژن بگیریم مانند اتم کربن می باشد.

تذکر مهم: اگر هالوژنها اتم کناری قرار بگیرند در آن صورت نحوه اتصال آنها مانند هیدروژن است چرا که فقط به یک الکترون نیاز دارد بنابراین ساختار لوویس SCl_2 مانند H_2O می باشد چرا که اتم مرکزی دو مولکول هم گروه است و اتم های کناری هم هر دو به یک الکترون نیاز دارند.

نتیجه گیری کلی: اگر تعداد الکترونها لایه ظرفیت اتمهای کناری و اتم مرکزی در دو مولکول یا یون با هم برابر باشد آن دو مولکول یا یون ساختار لوویس، زوایای پیوندی، شکل هندسی، آرایش قلمروهای الکترونی، تعداد پیوندها، تعداد قلمروها و ... مشابهی دارد.

جهت درک کامل و بهتر آرایش های مشابه جدول زیر تنظیم شده است که اطلاعات لازم هم در جدول آورده شده است. بنابراین توصیه می شود اگر ساختارهای ساده را بتوانید یاد بگیرید تمامی ساختارهای لوویس پیچیده را می توان خیلی سریع از آنها نتیجه گرفت.

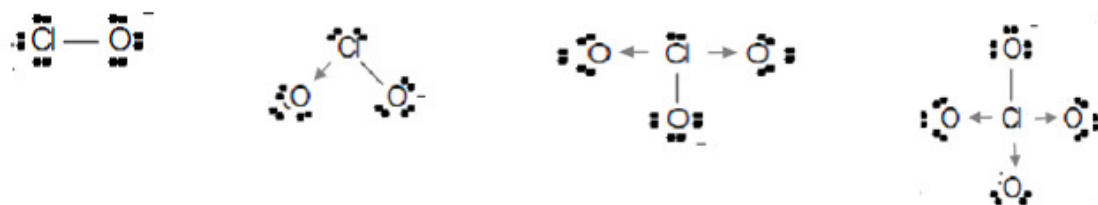
فرمول	تعداد قلمرو	ساده ترین مثال	ساختار لوویس	شکل هندسی	آرایش قلمروها	زاویه	آرایش مشابه
AB_2	۲	CO_2		خطی	خطی	180°	NO_2^+ , CS_2
		BeCl_2		خطی	خطی	180°	BH_2^+
	۳	SO_2		خمیده	مثلث مسطح	$< 120^\circ$	NO_2^- , O_3
	۴	H_2O		خمیده	چهاروجهی	$104/5^\circ$	OCl_2 , H_2S , NH_2^- , ICl_2^+
	5	ICl_2^-		خمیده	-	-	
AB_3	۳	BF_3		مثلث مسطح	مثلث مسطح	120°	BH_3 , BF_3 , CH_3^+ , AlCl_3
		SO_3		مثلث مسطح	مثلث مسطح	120°	SiO_3^{2-} , CO_3^{2-} , NO_3^-

	۴	NH ₃		هرمی	چهاروجهی	107°	PCl ₃ , NH ₃ , CH ₃ ⁻ , SbH ₃ , AsF ₃
	5	ClF ₃		-	-	-	SF ₃ ⁻
AB ₄	4	CH ₄		چهاروجهی	چهاروجهی	109/5°	SiH ₄ , CH ₃ I, CH ₂ Cl ₂ , NH ₄ ⁺ , AlCl ₄ ⁻ , BeF ₄ ²⁻
	5	SF ₄		-	-	-	SiCl ₄ ²⁻
	6	XeF ₄		-	-	-	IBr ₄ ⁻
AB ₅	5	PCl ₅		-	-	-	SF ₅ ⁺
	6	ClF ₅		-	-	-	SF ₅ ⁻
AB ₆	6	SF ₆		-	-	-	PF ₆ ⁻ , SiF ₆ ²⁻
A ₂ B _x	X زوج	C ₂ H ₆		-	-	-	C ₂ H ₂ , N ₂ O ₄ , N ₂ H ₄ , C ₂ H ₆ , H ₂ O ₂ , N ₂ F ₂
	X فرد	N ₂ O ₅		-	-	-	Cl ₂ O ₅ , N ₂ O ₅ , Cl ₂ O ₃ , N ₂ O ₃

خلاصه یک سری تکنیکهای برتر:

② ساختار لوویس ClO⁻ مانند ClF و یا Cl₂ می باشد چرا که اکسیژن با گرفتن یک الکترون لایه ظرفیت آن مانند فلور و یا کلر می شود. حال اگر یکی از جفت الکترونها کلر به صورت داتیو به اکسیژن دیگر داده

شود ClO_2^- حاصل می شود حال اگر جفت دیگر کلر هم به صورت داتیو داده شود ClO_3^- حاصل می شود و نهایتا اگر جفت الکترون سوم کلر هم به صورت داتیو به اکسیژن داده شود ClO_4^- بدست می آید.



نتیجه: تعداد پیوندهای داتیو در بنیادهای اکسی اسید ها برابر است با تعداد اکسیژنهای منهای بار منفی بنیان اسیدی (در مورد خود اسیدها به جای بار منفی از تعداد هیدروژن استفاده می شود)

....

دانش آموزان عزیز و معلمین محترم در صورت داشتن هر گونه نظرات، پیشنهادات و یا انتقادات در ارتباط با اثر حاضر اگر با ما هم در میان بگذارید از ته دل تشکر میکنیم که قطعا نظرات سازنده شما کارشناسان محترم است که می تواند موثر و مفید باشد.

□ از طریق سایت شیمی ۱۰۰ با ما در ارتباط باشید:

<http://shimi100.ir/>

□ می توانید از طریق انجمن کنکور با اینجانب در ارتباط باشید:

<http://konkur.us/forum10.html>

□ و یا از طریق ایمیل زیر به ما اعلام فرمایید:

Email: mashmuli.mohammad@gmail.com

□ از طریق شماره های زیر تماس حاصل فرمایید:

۰۹۱۲۳۲۲۷۲۰۶-۰۹۱۴۹۱۲۱۰۳۰

کلیه حقوق مادی و معنوی این اثر متعلق به شخص ناشر و شیمی ۱۰۰ می باشد و هیچ شخص حقیقی یا حقوقی حق کپی برداری ندارد متخلفین طبق بند ۵ از ماده ای ۲ قانون حمایت از ناشرین تحت پیگرد قانونی دارد.

با آرزوی موفقیت

مهندس مشمولی - مدیر کنکور