رسم ساختارهای لوویس

اگرچه قاعده هشتایی و ساختارهای لوویس به تنهایی تصویر کاملی از پیوند کوالانسی ارائه نمی دهند، آن ها به ما کمک مـی کننـد بعضی خواص مولکول ها و یون های چند اتمی را بیان کنیم. در ادامه، ساختارهای لوویس به عنوان یک نقطه شروع برای تئوری پیوند بررسی می شوند. این روش بسیار تعیین کننده است، بنابر این، شما یک روش سیستمی برای رسم درست ساختارهای لووویس برای مولکول ها و یون های چند اتمی می آموزید. قواعد به ترتیب در زیر آورده شده اند:

۱. تعداد کل الکترون های ظرفیت را حساب کنید. به یاد داشته باشید شماره گروه هر اتم (۱A – ۸A) تعداد کل الکترون های ظرفیت اتم شرکت کننده را می دهد. [در جدول های دوره ای که گروه ها از ۱ تا ۱۸ شماره گذاری شده اند، تعداد الکترون های ظرفیت هر اتم با رقم یکان شماره گروه برابر است، به جز هلیم. (این قسمت در کتاب مرجع گفته نشده و برای همخوانی با شیمی دهم اضـافه شـده است)]. برای یون های چند اتمی، به تعداد کل الکترون های حساب شده، برای بارهای منفی الکترون اضافه کنید (هر بار منفی یـک الکترون)؛ برای بارهای مثبت از تعداد کل الکترون های حساب شده، الکترون کم کنید (هر بار مثبت یک الکترون).

۲. از فرمول مولکولی، ساختار اسکلتی ترکیب را رسم کنید، از نمادهای شیمیایی استفاده کنید و بین هر اتم با اتم های دیگر پیونـد قرار دهید. برای ترکیب های ساده، این قسمت انصافا راحت است. در اینجا اغلب یک اتم مرکزی وجود دارد که به وسیله گروه دیگری از اتم های همسان احاطه شده است. در حالت کلی، اتمی که کمترین الکترونگاتیوی را دارد اتم مرکزی خواهد بود. بین اتم مرکـزی و هر یک از اتم های پیرامون آن پیوند کوالانسی یگانه (خط تیره) رسم کنید. (برای ترکیب های پیچیده تر ممکن است ساختار آن هـا معلوم نباشد، و شما به اطلاعات بیشتری از فرمول مولکول نیاز داشته باشید).

❖ **یادداشت**: اتم H نمی تواند اتم مرکزی باشد، زیرا فقط یک پیوند کوالانسی می دهد.

۳. برای هر پیوند (خط تیره) در ساختار اسکلتی، دو الکترون از کل الکترون های ظرفیت (الکترون های تعیین شده از مرحله ۲) کم کنید تا تعداد الکترون های باقی مانده به دست آید.

۴. از الکترون های باقی مانده برای هشتایی شدن اتم ها (اتم هایی که با اتم مرکزی پیوند داده اند) به وسیله جایگزین کردن جفـت الکترون ها روی هر اتم استفاده کنید. به یاد داشته باشید هر اتم H فقط دو الکترون برای کامل شدن لایه ظرفیت خود نیاز دارد.) اگر بیش از یک نوع اتم برای توزیع الکترون ها وجود دارد، نخست اتم هایی را هشتایی کنید که الکترونگاتیوی بیشتری دارند.

۵. اگر از مرحله ۴ تعدادی الکترون باقی ماند، آن ها را به صورت جفت الکترون روی اتم مرکزی جایگزین کنید.

۶. اگر اتم مرکزی پس از کامل شدن مراحل ۱ تا ۵ کمتر از هشت الکترون داشت، یک یا بیشتر از جفت الکترون های توزیع شده روی اتم های پیوندی را به پیوند چندگانه بین اتم مرکزی و اتـم پیونـدی تبـدیل کنید.

❖ **یادداشت**

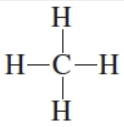
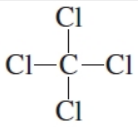
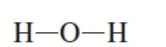
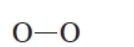
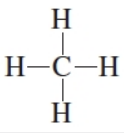
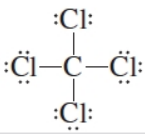
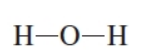
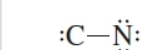
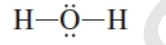
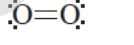
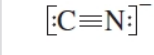
خلاصه مراحل رسم ساختار لوویس

خلاصه مراحل رسم ساختار لوویس

۱. محاسبه جمع الکترون های والانس
۲. رسم ساختار اسکلتی مولکول
۳. کم کردن دو الکترون به ازای هر پیوند
۴. هشتایی شدن برخی اتم های پیوندی که امکان پذیر است.
۵. جایگزین کردن الکترون های باقی مانده روی اتم مرکزی
۶. تشکیل پیوندهای چندگانه اگر لازم باشد تا همه اتم ها هشتایی شوند.

bemirzaie.blogfa.com

مراحل رسم ساختار لوویس

مرحله	CH_4	CCl_4	H_2O	O_2	CN^-
1	8	32	8	12	10
2					
3	$8-8=0$	$32-8=24$	$8-4=4$	$12-2=10$	$10-2=8$
4					
5	—	—		—	—
6	—	—	—		

❖ **یادداشت**: مشابه با نمادهای لوویس برای آنیون های چند اتمی، ساختار لوویس آنیون های چند اتمی درون کروشه جای می گیرد.

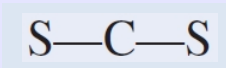
تمرین ساختار لوویس را برای کربن دی سولفید (CS_2) رسم کنید.

راهکار از فرایند شرح داده شده در مراحل ۱ تا ۶ برای رسم ساختار لوویس استفاده می کنیم.

راه حل

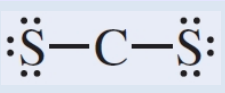
مرحله ۱ : تعداد کل الکترون های ظرفیت برابر ۱۶ می باشد. هر اتم گوگرد ۶ الکترون و اتم کربن ۴ الکترون [۱۶ = ۴ + (۶)۲].

مرحله ۲ : کربن و گوگرد الکترونگاتیوی برابر دارند. ساختار اسکلتی را با اتم منفرد کربن C به عنوان اتم مرکزی رسم می کنیم.



مرحله ۳ : برای تشکیل پیوندها در ساختار اسکلتی ۴ الکترون کم می کنیم، ۱۲ الکترون برای توزیع باقی می ماند.

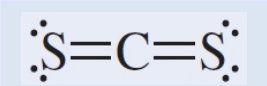
مرحله ۴ : تعداد ۱۲ الکترون باقی مانده را به صورت ۳ جفت ناپیوندی روی هر اتم S توزیع می کنیم.



مرحله ۵ : در مرحله ۴ هیچ الکترونی باقی نمانده است، بنابر این مرحله ۵ اجرا نمی شود.

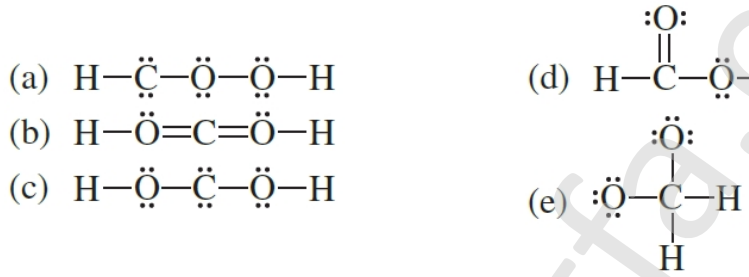
bemirzaie.blogfa.com

مرحله ۶ : برای کامل کردن هشتایی شدن اتم کربن، از هر اتم S یک جفت ناپیوندی استفاده می کنیم تا اتم کربن پیوند دوگانه تشکیل دهد.



مرور رسم ساختارهای لوویس

ساختار لوویس درست را برای فورمیک اسید (HCOOH) تعیین کنید.



ساختار لوویس درست را برای هیدروژن پراکسید (H۲O۲) تعیین کنید.

استثناها از قاعده هشتایی

تقریبا همیشه قاعده هشتایی برای عنصرهای دومین دوره در جدول تناوبی درست است. استثناهای قاعده هشتایی در سه دسته زیر طبقه بندی می شوند.

۱. اتم مرکزی به دلیل نقصان الکترونی کمتر از هشت الکترون دارد.

۲. اتم مرکزی به دلیل داشتن تعداد الکترون های فرد کمتر از هشت الکترون دارد.

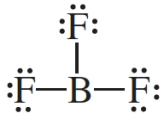
۳. اتم مرکزی بیشتر از هشت الکترون دارد.

کامل نشدن هشتایی

در برخی ترکیب ها، تعداد الکترون های اطراف اتم مرکزی در یک مولکول پایدار کمتر از هشت است. برای مثال، برلیم، که در گروه ۲A (۲) عنصرهای دوره دوم قرار دارد، دارای آرایش الکترونی $[He]2s^2$ است. بنابر این، دو الکترون در لایه ظرفیت در اوربیتال (زیرلایه) ۲s دارد. در فاز گازی، برلیم هیدرید (BeH۲) به صورت مولکولی های جدا از هم موجود دارد. ساختار لوویس BeH۲ به صورت زیر است.

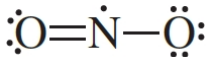
فقط چهار الکترون اطراف اتم برلیم وجود دارد، بنابر این قاعده هشتایی برای اتم برلیم در این ترکیب اجرا نمی شود.

همچنین عنصرهای گروه ۳A (۱۳) تمایل دارند ترکیب هایی تشکیل دهند که اطراف آن ها کمتر از هشت الکترون وجود دارد. برای مثال، بور، آرایش الکترونی $[He]2s^2\ 2p^1$ دارد، بنابر این فقط سه الکترون ظرفیت دارد. بور با هالوژن ها واکنش می دهد تا ترکیب هایی با فرمول کلی BX_3 بسازد، که X یک اتم هالوژن است. از این رو، در این جا فقط شش الکترون اطراف اتم بور در بور تری فلوئورید قرار می گیرد.

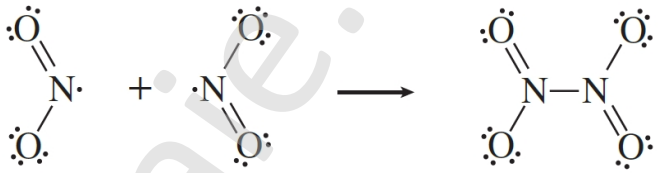


تعداد الکترون های فرد

برخی مولکول ها، مثل نیتروژن دی اکسید (NO_2)، دارای یک الکترون فرد هستند.

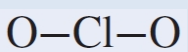


از آن جایی که ما به تعداد الکترون های زوج برای هر اتم در مولکول نیاز داریم تا هشتایی کامل شود، قاعده هشتایی نمی تواند برای همه اتم ها در این مولکول اجرا شود. مولکول هایی با تعداد الکترون های فرد برخی اوقات یک رادیکال آزاد را نشان می دهند (یا فقط رادیکال). بیشتر رادیکال ها فعالیت بالایی دارند، زیرا الکترون جفت نشده تمایل دارد با الکترون جفت نشده مولکول های دیگر پیوند کوالانسی تشکیل دهد. برای مثال، وقتی دو مولکول نیتروژن دی اکسید با هم برخورد می کنند، دی نیتروژن تترا اکسید تشکیل می شود، مولکولی که در آن قاعده هشتایی برای هر دو اتم N و O اجرا شده است.



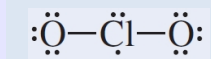
تمرین ساختار لوویس کلر دی اکسید (ClO_2) را رسم کنید.

راهکار ساختار اسکلتی به صورت زیر است.



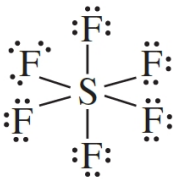
اتم تنهای کلر، Cl، در مرکز قرار می گیرد و اتم های با الکترونگاتیوی بیشتر O به آن متصل می شوند.

راه حل تعداد ۱۹ الکترون ظرفیت کل وجود دارد (۷ الکترون از Cl و ۶ الکترون از هر اتم O). برای تشکیل دو پیوند در ساختار اسکلتی ۴ الکترون کم می کنیم، ۱۵ الکترون باقی می ماند که به صورت زیر توزیع می شود: روی هر اتم O سه جفت الکترون ناپیوندی، روی اتم Cl یک جفت الکترون ناپیوندی، و همچنین یک الکترون باقی مانده روی اتم Cl قرار می گیرند.



بیشتر از هشتایی

اتم عنصرهای دوره دوم نمی توانند در اطراف خود بیشتر از هشت الکترون ظرفیت داشته باشند، اما اتم عنصرهای دوره سوم و پایین تر در جدول تناوبی این توانایی را دارند. در عنصرهای تناوب سوم اوربیتال های (زیرلایه های) ۳s و ۳p و همچنین اوربیتال (زیرلایه) ۳d اضافه شده اند و می تواند در پیوند شرکت کند. این اوربیتال ها (زیرلایه ها) می توانند در اتم حالت بیشتر از هشتایی را بسازند. یک ترکیب که آرایش بیشتر از هشتایی می سازد، گوگرد هگزا فلوئورید است، که یک ترکیب بسیار پایداراست. آرایش الکترونی گوگرد $[Ne]3s^2\ 3p^4$ است. در SF_6، گوگرد با هر ۶ الکترون ظرفیت خود با اتم های فلوئور پیوند کوالانسی می سازد، پس ۱۲ الکترون اطراف اتم مرکزی گوگرد وجود دارد.

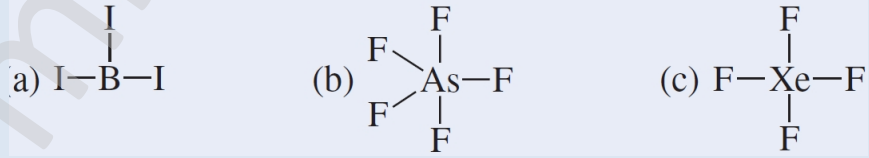


گوگرد همچنین ترکیب هایی می سازد که در آن ها قاعده هشتایی اجرا می شود. برای نمونه در گوگرد دی کلرید، اطراف اتم گوگرد ۸ الکترون وجود دارد.

هنگامی که ساختار لوویس ترکیب هایی که اتم مرکزی آن ها از دوره سوم و پایین تر از آن هستند را رسم می کنید، برخی اوقات ممکن است مولکول هایی را پیدا کنید که در آن ها قاعده هشتایی برای همه اتم های پیوندی اجرا شده باشد، قبل از این که تمام الکترون های ظرفیت توزیع شده باشند. در این حالت، الکترون های اضافی به صورت جفت های ناپیوندی روی اتم مرکزی جایگزین می شوند. تمرین زیر این حالت را نشان می دهد. در این تمرین قاعده هشتایی برای ترکیب های داده شده دیده نمی شود.

تمرین ساختار لوویس ترکیب های: (a) بور تری یدید (BI_3)، (b) آرسنیک پنتافلوئورید (AsF_5) و (c) زنون تترافلوئورید (XeF_4) را رسم کنید.

راهکار فرایند رسم ساختار لوویس را مرحله به مرحله دنبال می کنیم. ساختار اسکلتی این ترکیب ها عبارتند از

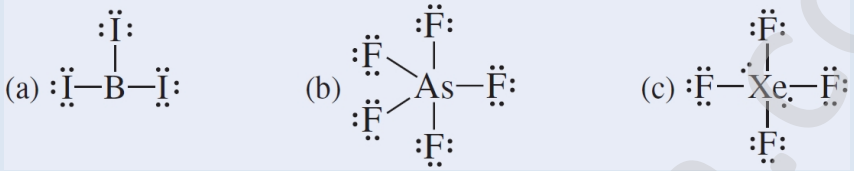


توجه کنید در ساختار اسکلتی بیش از هشت الکترون در اطراف اتم As وجود دارد.

مراحل (a) در مولکول BI_3 تعداد ۲۴ الکترون ظرفیت وجود دارد (۳ الکترون اتم B و ۷ الکترون برای هر اتم I). برای تشکیل سه پیوند تعداد ۶ الکترون کم می شود، ۱۸ الکترون باقی مانده به صورت جفت های ناپیوندی روی هر اتم I قرار می گیرند. (b) تعداد ۴۰ الکترون ظرفیت کل (۵ الکترون اتم As (گروه ۱۵) و ۷ الکترون برای هر یک از پنج اتم F (گروه ۱۷). به ازای پنج پیوند ۱۰ الکترون کم

می کنیم، ۳۰ الکترون باقی می ماند. سپس، روی هر اتم F سه جفت الکترون ناپیوندی برای هشتایی شدن همه آن ها قرار می گیرد. (c) تعداد ۳۶ الکترون ظرفیت کل دارد (۸ الکترون از اتم Xe و ۷ الکترون برای هر اتم F). تعداد ۸ الکترون برای چهار پیوند کم می کنیم، ۲۸ الکترون باقی می ماند. ابتدا هشتایی شدن همه اتم های F را اجرا می کنیم. پس از انجام آن، چهار الکترون باقی می ماند، که به صورت دو جفت الکترون ناپیوندی روی اتم Xe قرار می گیرند.

راه حل



مرور استثناها از قاعده هشتایی

در کدام یک از ذره های زیر اتم مرکزی از قاعده هشتایی پیروی نمی کند؟

(a) BrO_4^- (d) HCN

(b) ClO_2^- (e) ICl_4^-

(c) CO_2

کدام عنصر نمی تواند بیش از هشت الکترون در اطراف خود داشته باشد؟

(a) N (d) Br

(b) C (e) O

(c) S

در BBr_3 چند الکترون اطراف اتم مرکزی وجود دارد؟

(a) ۴ (d) ۱۰

(b) ۶ (e) ۱۲

(c) ۸

در ICl_2^-، چند جفت الکترون ناپیوندی اطراف اتم مرکزی وجود دارد؟

(a) ۰ (d) ۳

(b) ۱ (e) ۴

(c) ۲

bemirzaie.blogfa.com