

ترکیب‌های کووالانسی



اگرچه درک ساختار الکترونی اتم از اهمیت بسیاری برخوردار است، با این حال بیش‌تر شیمی‌دان‌ها علاقه‌ی زیادی به یک اتم تنها ندارند. آن‌ها به مطالعه‌ی گروه‌های دوتایی یا چندتایی از اتم‌ها و نیروهایی علاقه‌مند هستند که آن‌ها را کنار هم نگاه می‌دارد. نوعی از این نیروها که پیوند کووالانسی نامیده می‌شود، نیرویی است که اتم‌ها را به یک‌دیگر محکم متصل کرده، مولکول‌ها را به وجود می‌آورد. مطالعه‌ی ویژگی‌های این نوع پیوندها درک ساختار و رفتار بسیاری از مواد شیمیایی را آسان می‌کند و پرده از دنیای شگفت‌انگیز مولکول‌ها برمی‌دارد.

به داده‌های جدول ۱ با دقت نگاه کنید. همان‌طور که در این جدول مشاهده می‌شود میان خواص فیزیکی سدیم کلرید و ید تفاوت‌های چشم‌گیری وجود دارد. این تفاوت‌ها که در میان بسیاری از اجسام دیگر نیز دیده می‌شود، از وجود تفاوتی چشم‌گیر در ساختار ذره‌های سازنده‌ی آن‌ها حکایت می‌کند. یون‌های سدیم و یون‌های کلرید ذره‌های سازنده‌ی نمک خوراکی هستند، اما مولکول‌های دو اتمی ید (I_2) را به وجود آورده‌اند. بنابراین آشنایی با ویژگی‌ها و چگونگی تشکیل مولکول‌ها می‌تواند ما را در درک خواص این دسته از ترکیب‌ها یاری دهد.

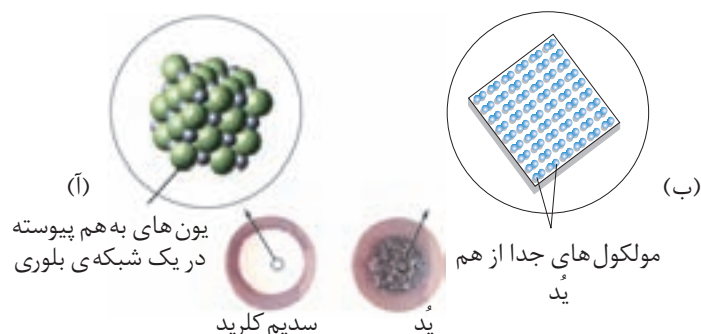
جدول ۱ مقایسه‌ی برخی از خواص فیزیکی نمک خوراکی و ید

جسم	حالت فیزیکی (در دمای اتاق)	نقطه‌ی ذوب ($^{\circ}C$)	نقطه‌ی جوش ($^{\circ}C$)	رسانایی الکتریکی
NaCl	جامد	زیاد (801)	زیاد (1413)	زیاد (به صورت مذاب یا محلول در آب)
I_2	جامد	کم ($113/5$)	کم ($184/3$)	نارسانا

همان‌طور که گفته شد برای توضیح خواص ترکیب‌هایی مانند ید به الگوی تازه‌ای برای تشکیل پیوند نیاز داریم. در این الگو برخلاف تشکیل پیوند یونی، اتم‌ها برای رسیدن به آرایش گاز نجیب (آرایش هشتایی) به جای از دست دادن یا پذیرفتن الکترون، آن‌ها را میان خود به اشتراک می‌گذارند. در این حالت میان دو اتم پیوندی به وجود می‌آید که **پیوند کووالانسی** گفته می‌شود.

پیوند کووالانسی هنگامی تشکیل می‌شود که اتم‌ها به تعداد برابر الکترون به اشتراک بگذارند.

نیروی که دو اتم را در یک پیوند کووالانسی به هم متصل نگه می‌دارد، ممکن است از نیروی موجود میان یک جفت کاتیون و آنیون قوی‌تر باشد. اما، در مولکولی مانند مولکول ید، تنها دو اتم ید با پیوند کووالانسی به یک دیگر متصل شده‌اند و با دیگر اتم‌های ید پیوندی ندارند. اگر به ساختار سدیم کلرید و ید به دقت نگاه کنید، شکل ۱، خواهید دید که

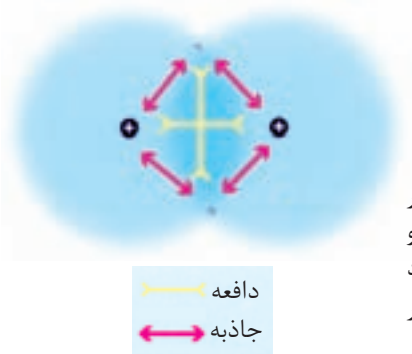


شکل ۱. آ. در بلور سدیم کلرید ($NaCl$)، هر یون دست کم به شش یون با بار ناهم نام متصل است و در مجموع شبکه‌ی به هم پیوسته‌ای از یون‌ها ایجاد شده است. ب. در ید (I_2)، ذره‌های سازنده‌ی بلور، مولکول‌های بدون بار و مستقل I_2 هستند.

اگرچه ید و نمک خوراکی هر دو جامدند اما، ید از گردهم آیی مولکول های دو اتمی و جدا از هم I_2 تشکیل شده است، درحالی که $NaCl$ از تجمع تعداد برابری از یون های سدیم و کلرید ساخته شده است. از آن جا که ترکیب هایی مانند ید اغلب از مولکول های جدا از هم تشکیل شده اند، آن ها را ترکیب های مولکولی می نامند.

تشکیل پیوند کووالانسی

اما چرا اتم ها با پیوند کووالانسی به یک دیگر متصل می شوند و مولکول ها را ایجاد می کنند؟ برای پاسخ دادن به این پرسش، تشکیل پیوند کووالانسی ساده بین دو اتم هیدروژن را در نظر بگیرید. با نزدیک شدن اتم های هیدروژن به یک دیگر میان الکترون یک اتم هیدروژن و هسته ی اتم هیدروژن دیگر، یک نیروی جاذبه ای قوی ایجاد می شود. از طرف دیگر، بین الکترون ها و هم چنین بین هسته های آن ها نیز یک نیروی دافعه ای قدرت مند به وجود می آید. در ابتدا ممکن است تصور کنید که این نیروهای جاذبه ای و دافعه ای یک دیگر را خنثی می کنند و موجب می شوند که این دو اتم هم چنان جدا از هم باقی بمانند. اما می دانیم که هیدروژن از مولکول های دو اتمی H_2 تشکیل شده است.

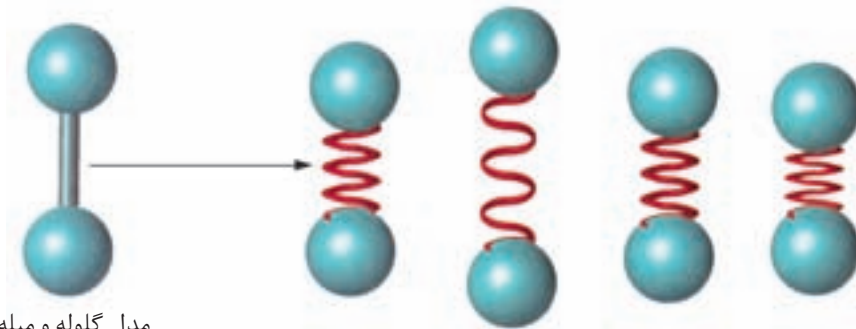


شکل ۲ وقتی دو اتم هیدروژن در تماس با یک دیگر قرار می گیرند، بین ذره های موجود در یک اتم و ذره های اتم دیگر اثرهای جاذبه ای و دافعه ای به وجود می آید. تشکیل پیوند نتیجه ی تأثیر این نیروها بر یک دیگر است.

در هنگام تشکیل پیوند کووالانسی، اثر نیروهای جاذبه ای بسیار بیش تر از مجموع نیروهای دافعه ای میان دو هسته و بین دو الکترون است. این نیروی جاذبه ای اضافی دو اتم هیدروژن را به سوی یک دیگر می کشاند و اساس تشکیل پیوند کووالانسی بین آن ها به شمار می آید. اگرچه پس از تشکیل پیوند کووالانسی نیروهای دافعه و جاذبه برابر می شوند و اتم ها در فاصله ای تعادلی نسبت به هم قرار می گیرند.

پیوند کووالانسی را می توان به صورت یک فنر در نظر گرفت، شکل ۳. هنگامی که دو اتم هیدروژن از یک دیگر دور می شوند، نیروهای جاذبه ای موجود بین الکترون ها و هسته ها، این اتم ها را به حالت اول باز می گردانند. از سوی دیگر، در اثر نزدیک شدن اتم ها به یک دیگر، با افزایش نیروهای دافعه میان هسته ها و هم چنین الکترون ها، اتم های هیدروژن از

یک دیگر دور می شوند. در واقع، اتم‌های هیدروژن در امتداد محور پیوند نوسان می کنند، اما نوسان آن‌ها به گونه‌ای است که همواره هسته‌های آن‌ها در یک فاصله‌ی تعادلی از یک دیگر قرار می گیرند. به فاصله‌ی تعادلی میان هسته‌های دو اتم درگیر در پیوند طول پیوند می گویند.

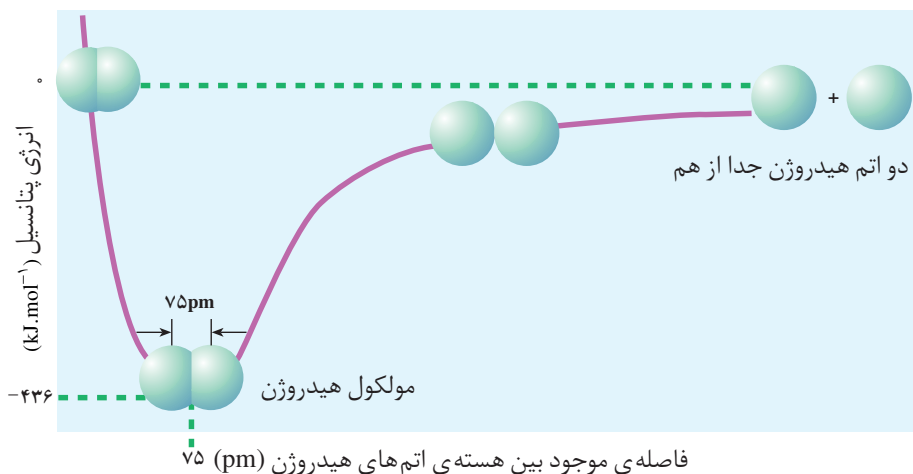


مدل گلوله و میله

شکل ۳ شیمی دان‌ها برای نمایش پیوند بین دو اتم، معمولاً از مدل گلوله و میله استفاده می کنند. اما در واقع، پیوندهای کووالانسی انعطاف پذیرند. اگر فشرده یا کشیده شوند، در نهایت به اندازه‌ی اولیه‌ی خود باز می گردند.

طول پیوند با انرژی پیوند نسبت عکس دارد

راه دیگری برای مطالعه‌ی پیوند کووالانسی، بررسی سطح انرژی دو اتم هیدروژن پیش و پس از تشکیل پیوند است. با دقت به شکل ۴ نگاه کنید. در کدام نقطه روی منحنی این دو اتم در کنار هم کم‌ترین انرژی را دارند؟ این نقطه نمایان‌گر پایین‌ترین سطح انرژی است و فاصله‌ی بین هسته‌ی دو اتم هیدروژن را، پس از تشکیل پیوند کووالانسی نشان می دهد. این فاصله همان فاصله‌ی تعادلی یا طول پیوند است. اتم‌های هیدروژن در فاصله‌ی دورتر



طول پیوند نشان دهنده‌ی جایگاه اتم‌ها در پایین‌ترین سطح انرژی یا پایدارترین حالت است.

شکل ۴ وقتی اتم‌ها در فاصله‌ی معینی از یک دیگر قرار می گیرند، بین آن‌ها پیوند تشکیل می شود. در این فاصله، اتم‌ها در پایین‌ترین سطح انرژی قرار دارند. اگر اتم‌ها از این فاصله به یک دیگر نزدیک‌تر یا دورتر شوند، در وضعیتی ناپایدار قرار خواهند گرفت.

از فاصله‌ی تعادلی – به علت نیروهای جاذبه – تمایل دارند به یک دیگر نزدیک شوند. اما در فاصله‌ای کم‌تر از فاصله‌ی تعادلی – به علت قوی‌تر شدن نیروهای دافعه – تمایل دارند از هم دور شوند و به وضع تعادلی برگردند.

دو اتم متصل به یک دیگر به طور دائم نوسان می‌کنند، اما تا زمانی که انرژی آن‌ها در پایین‌ترین سطح خود قرار دارد، با پیوند کووالانسی به یک دیگر متصل باقی خواهند ماند. از این مشاهده‌ها می‌توان نتیجه گرفت که اتم‌های هیدروژن متصل به یک دیگر پایدارتر از اتم‌های هیدروژن جدا از هم هستند. به عبارت دیگر سطح انرژی مولکول‌های هیدروژن پایین‌تر از سطح انرژی اتم‌های جدا از هم هیدروژن است. بنابراین هنگامی که بین آن‌ها پیوندی به وجود می‌آید، انرژی آزاد می‌شود. جدول ۲ طول و انرژی برخی از پیوندهای کووالانسی را نشان می‌دهد. توجه کنید که با افزایش طول پیوند از انرژی پیوندها کاسته می‌شود. در واقع انرژی پیوند انرژی لازم برای شکستن پیوند کووالانسی و تولید اتم‌های جدا از هم است و همان طوری که ملاحظه شد با طول پیوند رابطه‌ای وارونه دارد.



جدول ۲ طول و انرژی برخی پیوندهای کووالانسی

پیوند	طول پیوند (pm)	انرژی پیوند ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)
H-H	۷۵	۴۳۶
H-C	۱۰۹	۴۱۲
H-Cl	۱۲۷	۴۳۲
H-Br	۱۴۲	۳۶۶
C-O	۱۴۳	۳۶۰
C-C	۱۵۴	۳۴۸
H-I	۱۶۱	۲۹۸
C-Cl	۱۷۷	۳۳۸
C-Br	۱۹۴	۲۷۶
Cl-Cl	۱۹۹	۲۴۳
Br-Br	۲۲۹	۱۹۳
I-I	۲۶۶	۱۵۱

پیوندهای کووالانسی قطبی و ناقطبی

اگر چه رسانایی الکتریکی آب خالص بسیار کم است، اما شباهت برخی از خواص آن، با ترکیب‌های یونی بیش‌تر از ترکیب‌های مولکولی مانند متان، CH_4 ، است، جدول ۳.

جدول ۳ مقایسه‌ی خواص آب و متان

ماده	مدل فضا پُرکن	فرمول مولکولی	نقطه‌ی ذوب (°C)	نقطه‌ی جوش (°C)	عکس‌العمل در میدان الکتریکی
آب		H ₂ O	۰/۰	۱۰۰/۰	جهت‌گیری می‌کند
متان		CH ₄	-۱۸۲/۶	-۱۶۱/۴	جهت‌گیری نمی‌کند

آب مانند جسمی که دارای ذره‌های باردار است، در میدان الکتریکی عکس‌العمل نشان می‌دهد و برخلاف ترکیب‌های مولکولی با جرم مولی مشابه مانند متان که دارای نقطه‌ی ذوب و جوش پایینی است، در گستره‌ی دمایی بزرگی هم‌چنان به حالت مایع باقی می‌ماند، جدول ۳. این خواص را می‌توان با گسترش الگوی پیوند کووالانسی توضیح داد.

مولکول H₂ را در نظر بگیرید. در مولکول هیدروژن هر دو اتم درگیر پیوند یکسانند، از این رو به یک اندازه تمایل دارند که جفت الکترون به اشتراک گذاشته شده را به سوی خود بکشند. بنابراین، این دو الکترون به طور یک‌نواخت روی دو اتم هیدروژن و در واقع روی مولکول هیدروژن پخش شده‌اند. چنین پیوندی را **پیوند کووالانسی ناقطبی** می‌گویند. زیرا با توزیع یک‌نواخت الکترون‌ها روی کل مولکول در هیچ‌جا تراکم یا کمبود الکترون مشاهده نمی‌شود و به این ترتیب دو قطب مثبت و منفی روی مولکول به وجود نمی‌آید. همواره پیوند میان دو اتم یکسان، کووالانسی ناقطبی خواهد بود.

تعداد کمی از ترکیب‌های شیمیایی هستند که پیوندهای کاملاً یونی یا کاملاً کووالانسی ناقطبی مانند آن‌چه اشاره شد، دارند. این دو ویژگی در واقع دو انتهای یک گستره از انواع پیوند به شمار می‌آیند. پیوندهای موجود در بسیاری از ترکیب‌ها، مانند آب، تا حدودی ویژگی‌هایی از هر دو نوع پیوند را دربر دارند. برای مثال، اگرچه در مولکول آب الکترون‌ها بین اتم‌های اکسیژن و هیدروژن به اشتراک گذاشته شده‌اند، اما مشاهده‌ها نشان می‌دهد که توزیع آن‌ها بین این دو اتم یکسان نیست. در هر یک از این پیوندها، اتم اکسیژن خیلی بیش‌تر از اتم هیدروژن جفت الکترون پیوندی را به سوی خود جذب می‌کند. به این دلیل انتظار می‌رود که اتم اکسیژن دارای مقدار اندکی بار منفی و اتم هیدروژن نیز دارای مقدار اندکی بار مثبت باشد. چون در این‌جا یک اتم به قطب منفی و اتم دیگر به قطب مثبت تبدیل می‌شود، پیوند میان آن دو را **پیوند کووالانسی قطبی** می‌گویند.

میزان قطبی بودن یک پیوند به توانایی نسبی اتم‌ها در کشیدن جفت الکترون اشتراکی به سوی خود بستگی دارد. پیش از این آموختید که به این ویژگی **الکترونگاتیوی** می‌گویند. با اتصال دو اتم با الکترونگاتیوی متفاوت، یک پیوند کووالانسی قطبی به وجود می‌آید. به طوری که قطب منفی این پیوند را اتم الکترونگاتیوتر تشکیل می‌دهد.

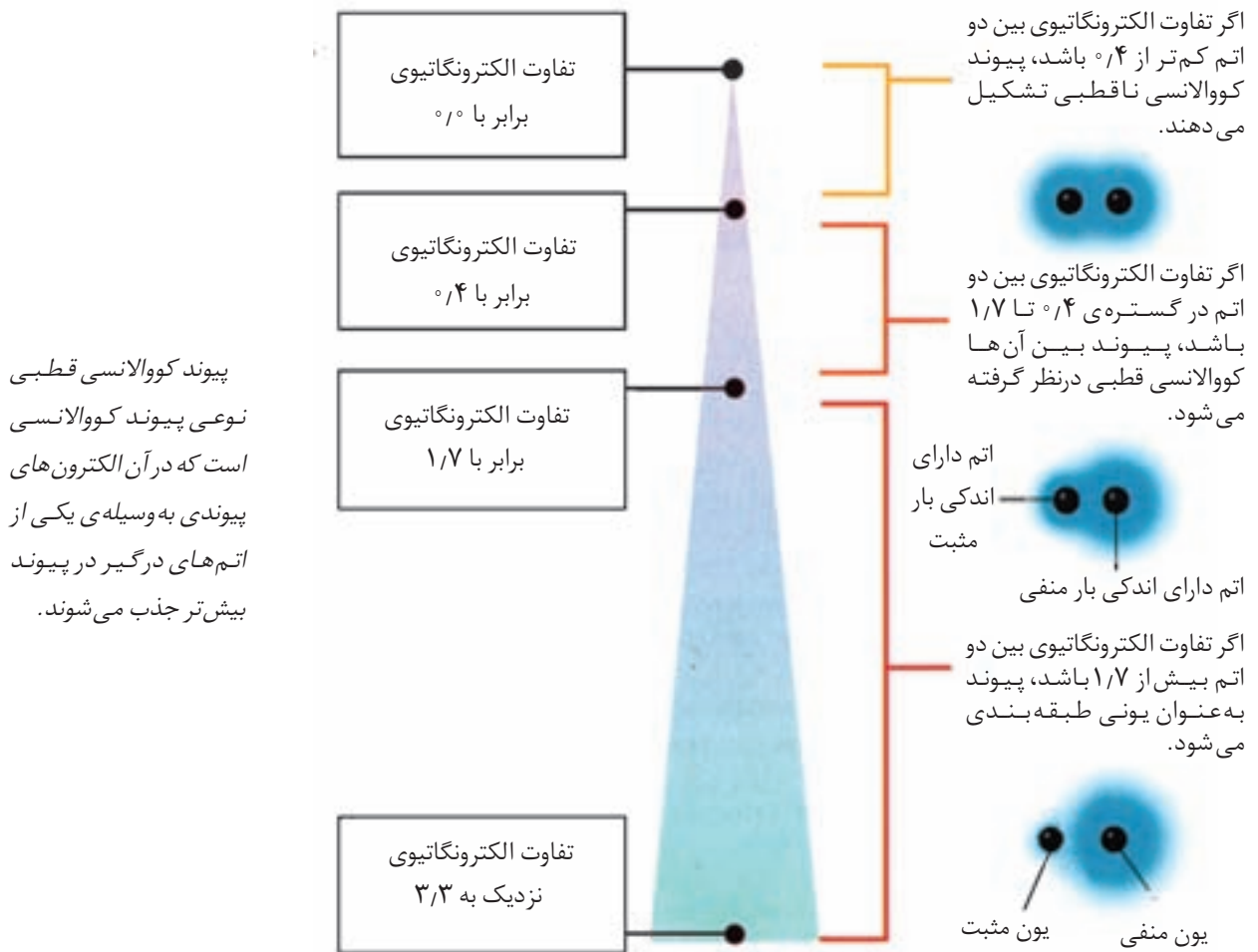
میزان قطبی بودن یک پیوند کووالانسی قطبی را تفاوت الکترونگاتیوی اتم‌های درگیر

به جفت الکترون به اشتراک گذاشته شده در یک پیوند کووالانسی جفت الکترون پیوندی می‌گویند.

در آن پیوند تعیین می کند.

همان گونه که به یاد دارید اتم هایی مانند فلئور، نیتروژن و اکسیژن بسیار الکترونگاتیو هستند، به عبارت دیگر جفت الکترون پیوندی را بیش از اتم هایی مانند سدیم، منیزیم و لیتیم به سوی خود جذب می کنند. هر اندازه تفاوت الکترونگاتیوی بین دو اتم بیش تر باشد، میزان قطبی بودن پیوند یا به عبارت دیگر خصلت یونی پیوندی که تشکیل می دهند نیز بیش تر خواهد بود.

برای مثال، سزیم فلئورید، CsF، را در نظر بگیرید. الکترونگاتیوی سزیم، 0.7° و الکترونگاتیوی فلئور، 4.0° است، شکل ۹ از بخش ۲. تفاوت الکترونگاتیوی در این مورد 3.3° است. شکل ۵ نشان می دهد که شباهت خواص این پیوند به خواص پیوندهای یونی بسیار بیش تر از خواص پیوندهای کووالانسی ناقطبی است. به طور کلی وقتی تفاوت الکترونگاتیوی دو اتم در یک پیوند بزرگ تر از 1.7° باشد، اغلب آن را در گروه پیوندهای یونی دسته بندی می کنند.



شکل ۵ برای پیش بینی خواص پیوند، می توان از تفاوت الکترونگاتیوی اتم ها استفاده کرد. به طور کلی، هر اندازه تفاوت الکترونگاتیوی بیش تر باشد، خصلت یونی پیوند نیز بیش تر خواهد بود.

حال پیوندی را که بین سیلیسیم و اکسیژن به وجود می‌آید، در نظر بگیرید. در این مورد، الکترونگاتیوی اکسیژن $3/5$ و الکترونگاتیوی سیلیسیم $1/8$ و تفاوت آن‌ها $1/7$ است. این تفاوت، پیوند سیلیسیم با اکسیژن را در آستانه‌ی پیوندهای یونی قرار می‌دهد. هنگامی که یک پیوند کووالانسی بین دو اتم با الکترونگاتیوی یکسان به وجود می‌آید، پیوند بین آن‌ها را **پیوند کووالانسی ناقطبی** می‌گویند. گفتنی است که گاهی پیوند با اختلاف الکترونگاتیوی کم‌تر از $1/4$ نیز پیوند ناقطبی در نظر گرفته می‌شود. برای نمونه اغلب از قطبی بودن پیوند $C-H$ که پیوند مهمی در مطالعه‌ی ترکیب‌های آلی به شمار می‌آید، چشم‌پوشی می‌شود.

پیوند کووالانسی ناقطبی نوعی پیوند کووالانسی است که در آن الکترون‌های پیوندی به طور یکسان بین دو اتم متصل به هم توزیع شده است.

مولکول‌ها را چگونه نمایش می‌دهند؟

می‌دانید که از اتصال اتم‌ها به یک دیگر مولکول‌ها به وجود می‌آیند. برای نشان دادن چگونگی اتصال اتم‌ها به یک دیگر و نمایش مولکول حاصل، می‌توان **الکترون‌های ظرفیتی** شرکت‌کننده در تشکیل پیوند را با استفاده از نقطه نشان داد. هر اتم هیدروژن با آرایش الکترونی $1s^1$ ، تنها یک الکترون دارد. الکترون ظرفیت اتم هیدروژن را به وسیله‌ی یک نقطه نشان می‌دهند، شکل ۶.

H .



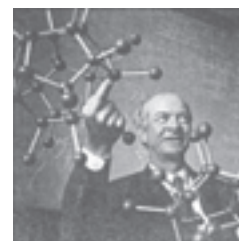
شکل ۶ اتم هیدروژن و تنها الکترون ظرفیت آن را می‌توان با حرف H و یک نقطه در کنار آن نمایش داد.

اگر برای نمایش جفت الکترون مشترک بین دو اتم از دو نقطه استفاده کنیم، مولکول هیدروژن به شکل زیر نشان داده می‌شود.

H : H

این دو نقطه را بین دو اتم هیدروژن قرار می‌دهند تا معلوم باشد که این الکترون‌ها بین دو اتم به اشتراک گذاشته شده‌اند. هیدروژن نمی‌تواند بیش از دو الکترون مشترک داشته باشد.

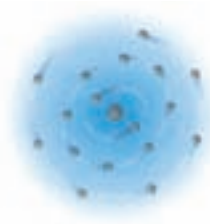
اکنون به اتم کلر با آرایش الکترونی $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ توجه کنید. اتم کلر ۱۷ الکترون دارد. دو الکترون در لایه‌ی اول، ۸ الکترون در لایه‌ی دوم و ۷ الکترون موجود در بیرونی‌ترین لایه (لایه‌ی سوم) که الکترون‌های ظرفیت هستند. بنابراین، ساختار الکترونی اتم کلر را می‌توان به صورت نمایش داده شده در شکل ۷ نشان داد.



لینوس پولینگ

(۱۹۰۱-۱۹۹۴)

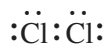
معرفی مقیاسی نسبی برای اندازه‌گیری الکترونگاتیوی عناصرها از جمله مهم‌ترین کارهای او بود.



شکل ۷ یک اتم کلر ۱۷ الکترون دارد. ۷ الکترون آن الکترون های ظرفیت هستند. هسته ی اتم کلر و ۱۰ الکترون درونی آن را می توان با نشانه ی Cl نمایش داد. ۷ الکترون ظرفیت را می توان با قرار دادن هفت نقطه پیرامون نشانه ی Cl مشخص کرد.



اگر دو اتم کلر داشته باشید، هر اتم کلر برای تبعیت از قاعده ی هشتایی تنها به یک الکترون دیگر نیاز دارد. هیچ یک از اتم های کلر نمی تواند از دیگری الکترون بگیرد. بنابراین، برای دستیابی به آرایش هشتایی حاضرند الکترون تکی خود را به اشتراک بگذارند. این اتم ها، آن طور که نشان داده شده است، با به اشتراک گذاشتن یک جفت الکترون و تشکیل یک پیوند کووالانسی تا حدود زیادی پایدار می شوند.



افزون بر این هر اتم کلر الکترون هایی دارد که در تشکیل پیوند شرکت نکرده اند. این جفت الکترون ها را **جفت الکترون های ناپیوندی** می نامند. در مولکول Cl_2 هر اتم کلر چند جفت الکترون ناپیوندی دارد؟

کاربرد این جفت نقطه ها برای نشان دادن جفت الکترون های پیوندی و ناپیوندی، تشخیص آرایش هشتایی پایدار را برای هر اتم، آسان می کند. اگر سمت چپ، بالا، سمت راست و پایین نشانه ی هر اتم به وسیله ی یک جفت الکترون پیوندی یا ناپیوندی احاطه شده باشد، اتم مورد نظر (به استثنای هیدروژن) دارای آرایش هشتایی پایدار است.

هنگام رسم ساختارهای الکترون - نقطه ای می توان جفت نقطه ای را که نمایان گر جفت الکترون پیوندی یا پیوند کووالانسی است با یک خط کوتاه نشان داد. این خط کوتاه نمایان گر یک پیوند ساده (یگانه) است.



به این شیوه ی نمایش **مدل الکترون - نقطه** یا **ساختار لوویس** می گویند. همان گونه که گفته شد در ساختارهای لوویس هسته و الکترون های لایه های درونی به وسیله ی نماد شیمیایی عنصر و پیوندهای کووالانسی به وسیله ی جفت نقطه ها یا خط های کوتاه نشان داده می شوند. جفت الکترون های ناپیوندی را به وسیله ی جفت نقطه هایی در کنار نشانه ی شیمیایی عنصر نمایش می دهند.

برای رسم ساختارهای لوویس باید:

۱- تعداد کل الکترون های ظرفیت را بشمارید. برای این کار الکترون های ظرفیت

اتم ها را با هم جمع کنید.

جفت الکترون ناپیوندی
جفت الکترونی است که در
تشکیل پیوند کووالانسی
شرکت نمی کند و فقط به
یکی از اتم ها تعلق دارد.

پیوند ساده (یگانه)
نتیجه ی به اشتراک
گذاشتن یک جفت الکترون
بین دو اتم است.

برای مثال، HCl را در نظر بگیرید. هیدروژن تنها یک الکترون ظرفیت دارد. کلر دارای ۷ الکترون ظرفیت است.

$$1 + 7 = 8 \quad \text{تعداد کل الکترون های ظرفیت:}$$

۲- نشانه‌ی شیمیایی اتم‌ها را به ترتیبی بنویسید که نشان دهد چگونه به یک دیگر متصل شده‌اند. الکترون های ظرفیت را با نقطه نشان دهید. جفت نقطه‌ها را به گونه‌ای توزیع کنید که از قاعده‌ی هشتایی تبعیت شده باشد، مگر در مورد هیدروژن که می‌تواند حداکثر دو الکترون داشته باشد.



۳- تعداد الکترون های به کار رفته در ساختار لوویس را با تعداد الکترون های موجود در مرحله‌ی ۱ مقایسه کنید.

$$2 + 6 = 8 \quad \text{تعداد کل الکترون های نشان داده شده:}$$

۴- هر جفت نقطه‌ای را که نمایان گر یک پیوند هستند با یک خط کوتاه عوض کنید.



۵- اطمینان حاصل کنید که بجز هیدروژن در رسم آرایش الکترونی تمام اتم های مولکول یاد شده از قاعده‌ی هشتایی تبعیت شده است.

ساختارهای لوویس برای مولکول های چند اتمی

وقتی ساختار لوویس مولکولی را رسم می‌کنیم که بیش از دو اتم دارد، ابتدا باید درباره‌ی چگونگی آرایش اتم های آن تصمیم بگیریم. برای این کار همواره راهنمایی های زیر را در نظر داشته باشید:

- اتم های هیدروژن و هالوژن تنها با یک اتم دیگر پیوند می‌دهند و معمولاً در پیرامون اتم مرکزی قرار می‌گیرند.
- معمولاً اتمی که الکترونگاتیوی آن از همه کم تر است اتم مرکزی در نظر گرفته می‌شود.
- وقتی در مولکولی از یک عنصر بیش از یک اتم وجود داشته باشد، این اتم ها اغلب در اطراف اتم مرکزی قرار می‌گیرند.

نمونه‌ی حل شده

ساختار لوویس یدومتان، CH_3I ، را رسم کنید.

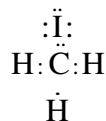
۱- تعداد کل الکترون های ظرفیت را حساب کنید.

$$1 \times 4 = 4 \quad \text{۱ اتم C با ۴ الکترون}$$

$$3 \times 1 = 3 \quad \text{۳ اتم H با ۱ الکترون}$$

۱ اتم I با ۷ الکترون $1 \times 7 = 7$
در مجموع: ۱۴ الکترون ظرفیت

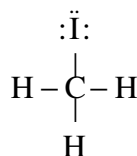
۲- اتم‌ها را در جای خود بچینید:



۳- تعداد الکترون‌های به کار رفته را با تعداد الکترون‌های ظرفیت مقایسه کنید.
هر ۱۴ الکترون ظرفیت به کار رفته است.

$$\text{الکترون } 7 \times 2 = 14$$

۴- هر دو نقطه‌ی مشترک بین دو اتم را با خطی کوتاه نمایش دهید.



۵- مطمئن شوید که بجز برای هیدروژن برای اتم‌های دیگر قاعده‌ی هشتایی رعایت شده است.

خود را بیازمایید

ساختار لوویس هیدروژن برمید، HBr؛ دی کلرومتان، CH_2Cl_2 ؛ و متانول، CH_3OH ، را رسم کنید.

دو اتم می‌توانند بیش از یک جفت الکترون به اشتراک بگذارند

از آن‌جا که کربن در بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی خود چهار الکترون ظرفیت دارد، با رعایت قاعده‌ی هشتایی، حداکثر می‌تواند با چهار اتم پیوند تشکیل دهد. در مولکول اتان، C_2H_6 ، هر اتم کربن به یک اتم کربن دیگر و سه اتم هیدروژن متصل است، شکل ۸. بین هر اتم هیدروژن و کربن و هم‌چنین بین دو اتم کربن یک جفت الکترون مشترک وجود دارد.

پیوند دوگانه پیوند

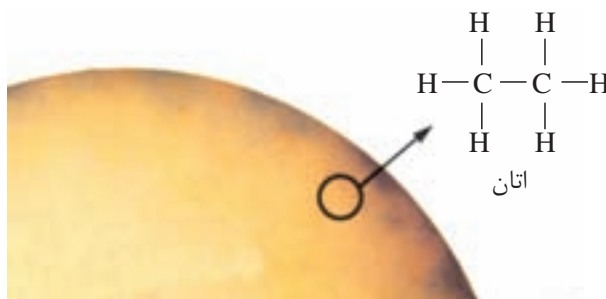
کووالانسی تشکیل شده از

به اشتراک گذاشتن دو

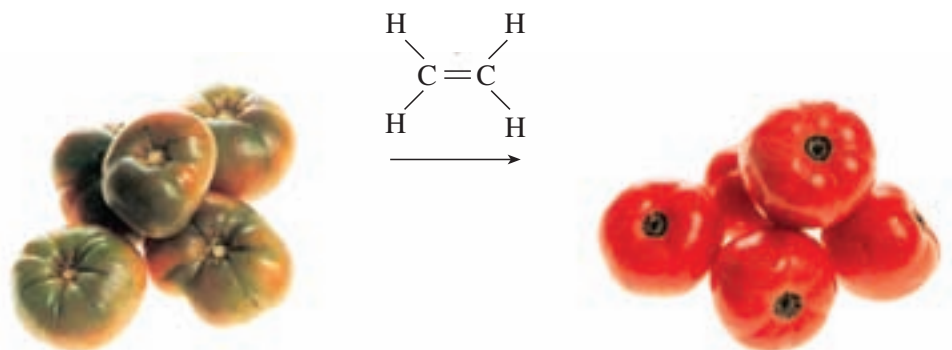
جفت الکترون بین دو اتم

است.

شکل ۸ ستاره شناسان گمان می‌کنند که سطح بزرگ‌ترین ماه سیاره‌ی کیوان (زحل) از اتان مایع، C_2H_6 ، پوشیده شده است.



اتم‌های کربن، نیتروژن، اکسیژن و گاهی گوگرد می‌توانند با خود یا اتم‌های دیگر، با رعایت قاعده‌ی هشتایی، بیش از یک جفت الکترون به اشتراک بگذارند. برای مثال، اگر دو اتم کربن بین خود به جای یک جفت الکترون دو جفت الکترون (در کل چهار الکترون) به اشتراک بگذارند، یک پیوند کووالانسی دوگانه یا پیوند دوگانه تشکیل می‌شود. مولکول این شامل دو اتم کربن و چهار اتم هیدروژن است. در این مولکول دو اتم کربن با پیوند دوگانه به یک دیگر متصل شده‌اند، شکل ۹.



شکل ۹ اتین، C_2H_4 ، که اتیلن نیز نامیده می‌شود، ماده‌ی هورمون ماندنی است که در بیش‌تر گیاهان وجود دارد. گوجه‌فرنگی رسیده این آزاد می‌کند. این آزاد شده از یک گوجه‌فرنگی به نوبه‌ی خود موجب «رسیدن» سریع‌تر گوجه‌فرنگی‌های دیگر می‌شود. در کشاورزی از این به عنوان عامل «عمل آورنده» استفاده می‌کنند، زیرا اغلب میوه‌ها را با توجه به مشکلات حمل و نقل پیش از رسیدن می‌چینند و سپس در محل توزیع در اتاقک‌هایی به کمک گاز این آن‌ها را به عمل می‌آورند.

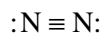
دو اتم کربن هم‌چنین می‌توانند سه جفت الکترون به اشتراک بگذارند. مولکولی که از دو اتم کربن با پیوند سه‌گانه و دو اتم هیدروژن تشکیل شده است، اتین نامیده می‌شود. شکل ۱۰.



پیوند سه‌گانه پیوند کووالانسی تشکیل شده از به اشتراک گذاشتن سه جفت الکترون بین دو اتم است.

شکل ۱۰ غار شناس‌ها اغلب از چراغ‌های کاربردی استفاده می‌کنند. در این چراغ‌ها کلسیم کاربید، CaC_2 ، با آب واکنش می‌دهد و گاز اتین (استیلن) تولید می‌کند.

اگر چه نام‌های اتان، اتن و اتین چندان متفاوت به نظر نمی‌رسد، ولی ساختار لوویس، خواص و کاربردهای آن‌ها متفاوت است. نیتروژن نیز می‌تواند پیوند سه‌گانه تشکیل دهد. در مولکول‌های دو اتمی سازنده‌ی گاز نیتروژن، N_2 ، میان دو اتم نیتروژن پیوند سه‌گانه وجود دارد.



در هنگام رسم ساختارهای لوویس اگر متصل کردن اتم‌ها به یک‌دیگر با پیوندهای یگانه، ساختار لوویس مناسبی به دست ندهد، مولکول باید پیوندهای چندگانه داشته باشد.

نمونه‌ی حل شده

ساختار لوویس فرمالدهید، CH_2O ، را رسم کنید.

۱- تعداد کل الکترون‌های ظرفیت را حساب کنید:

$$2 \text{ اتم H با } 1 \text{ الکترون} = 2$$

$$1 \text{ اتم C با } 4 \text{ الکترون} = 4$$

$$1 \text{ اتم O با } 6 \text{ الکترون} = 6$$

در مجموع: ۱۲ الکترون ظرفیت

۲- اتم‌ها را کنار هم قرار دهید. برای این کار از روشی استفاده کنید که پیش از این

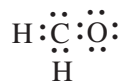
برای تعیین اتم مرکزی داده شده است.

کربن در میانه‌ی ساختار قرار می‌گیرد. اتم‌های دیگر را در اطراف اتم کربن قرار دهید.

به نظر می‌رسد که قراردادن الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی کار ساده‌ای باشد. زیرا در این

ساختار لوویس، برای هر یک از دو اتم O و C قاعده‌ی هشتایی رعایت شده است. اما لازم

است که درستی این ساختار را بررسی کنیم.



۳- تعداد الکترون‌های به کار رفته را با تعداد الکترون‌های ظرفیت مقایسه کنید.

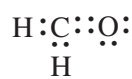
$$\text{الکترون‌های به کار رفته: } 14 \quad \text{الکترون‌های ظرفیت: } 12$$

۴- حال بدون آن که قاعده‌ی هشتایی نقض شود، باید دو الکترون را حذف کنیم.

برای این کار، با حذف دو الکترون ناپیوندی از کربن و اکسیژن و با تشکیل یک پیوند

کووالانسی دوگانه بین کربن و اکسیژن، مشکل حل خواهد شد. در این ساختار ضمن رعایت

قاعده‌ی هشتایی، تعداد الکترون‌های به کار رفته با تعداد الکترون‌های ظرفیت برابر است.

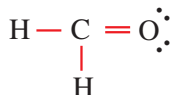


• الکترون های به کار رفته: ۱۲

• الکترون های ظرفیت: ۱۲

• کربن دو پیوند ساده و یک پیوند دوگانه و در مجموع چهار پیوند کووالانسی تشکیل می دهد.

۵- به جای هر جفت الکترون موجود میان دو اتم یک خط کوتاه قرار دهید.



۶- مطمئن شوید که قاعده ی هشتایی رعایت شده باشد.

در این جا، پیوند دوگانه نمایان گر چهار الکترون مشترک بین کربن و اکسیژن است.

بنابراین، قاعده ی هشتایی نیز رعایت شده است.

خود را بیازمایید

ساختارهای لوویس مولکول های زیر را رسم کنید:

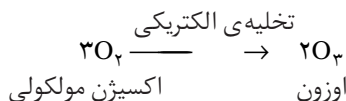
آ- کربن دی اکسید، CO_2 ب- کربن تتراکلرید، CCl_4

پ- آمونیاک، NH_3 ت- هیدروژن سیانید، HCN

در هنگام رسم ساختارهای لوویس گاهی ممکن است با مولکولی مانند اوزون، O_3 ،

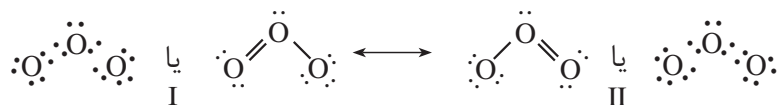
که دارای ۱۸ الکترون ظرفیت است روبه رو شویم. اوزون آلوتروپ یا دیگر شکل اکسیژن

است که بر اثر تخلیه ی الکتریکی در گاز اکسیژن به وجود می آید.



اوزون مولکولی خمیده است، یعنی سه اتم اکسیژن آن روی یک خط راست قرار

ندارند. مولکول اوزون را می توان به کمک دو ساختار لوویس نمایش داد:



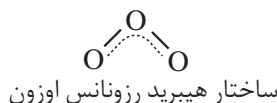
هر دو ساختار از قاعده ی هشتایی تبعیت می کنند. توجه داشته باشید که در یک

ساختار، پیوند دوگانه در سمت راست و در ساختار دیگر در سمت چپ قرار دارد. هر دو

ساختار احتمال برابری دارند. بنابراین، هیچ یک از آن ها به تنهایی اعتبار ندارد. مولکول های

دیگری را نیز می توان به کمک چند ساختار لوویس با ارزش برابر نمایش داد. در این موارد

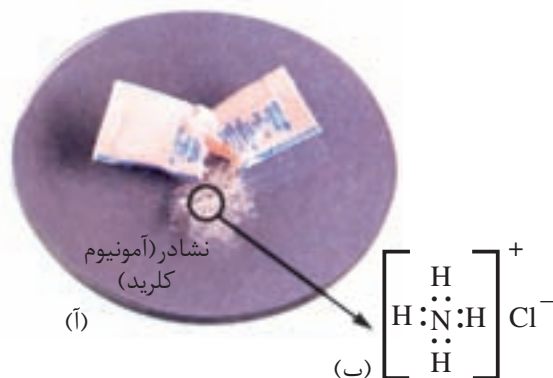
می گویند که مولکول واقعی هیچ یک از این ساختارها را ندارد بلکه ساختار آن میانگین این دو ساختار یا به گفته ی شیمی دان ها **هیبرید رزونانسی** از این ساختارهاست.



در ابتدا، شیمی دان ها تصور می کردند که این نوع مولکول مانند سیم گیتار به جلو و عقب می رود و بین ساختارهای گوناگون نوسان می کند. اما اکنون به این مولکول به گونه ای می نگرند که گویی مولکول ساختاری میانگین این دو ساختار رزونانسی دارد. اندازه گیری های انجام شده نیز نشان می دهد که در مولکول O_3 ، طول پیوندهای O-O یکسان و میانگین طول پیوندهای یگانه و دوگانه ی اکسیژن - اکسیژن است. در ضمن سطح انرژی مولکول واقعی همواره پایین تر از ساختارهای لوویس جداگانه ای است که برای آن رسم می شود.

پیوند داتیو نوع خاصی از پیوند کووالانسی است

کاتیون آمونیوم که یون چند اتمی سازنده ی آمونیوم کلرید (نشادر) است، شکل ۱۱، از اتصال یک مولکول آمونیاک و یک یون هیدروژن به وجود می آید. در این مورد، بین یون هیدروژن و جفت الکترون ناپیوندی اتم نیتروژن در مولکول آمونیاک یک پیوند کووالانسی تشکیل شده است.



شکل ۱۱. آ. وقتی یون هیدروژن با یک مولکول آمونیاک ترکیب می شود، کاتیون آمونیوم به وجود می آید. ب. گروه های موجود در اطراف ساختار لوویس یک یون چند اتمی، مانند یون آمونیوم، نشان می دهد که بار مثبت به اتم خاصی تعلق ندارد بلکه به کل اتم ها متعلق است.

برخلاف پیوندهای یگانه ی دیگری که در آن ها هر اتم یک الکترون به اشتراک می گذارد، در این جا اتم نیتروژن هر دو الکترون پیوندی را خود به اشتراک می گذارد. این نوع خاص از پیوند را **پیوند کووالانسی کوئوردینانسی** یا **پیوند داتیو** می نامند. با وجود آن که برای تشکیل این پیوند هر دو الکترون مشترک به نیتروژن تعلق دارد، وقتی پیوند کووالانسی کوئوردینانسی تشکیل شد، این نوع پیوند از پیوندهای کووالانسی دیگر در کاتیون آمونیوم قابل تشخیص نیست.

پیوند داتیو هنگامی به وجود می آید که یکی از دو اتم تشکیل دهنده ی پیوند دست کم یک جفت الکترون ناپیوندی و دیگری دست کم یک اوربیتال خالی داشته باشد.

نام گذاری ترکیب های مولکولی

اگر چه برای نوشتن ساختارهای لوویس ترکیب های مولکولی چندین مرحله وجود دارد، اما نام گذاری یک ترکیب مولکولی به ویژه در مورد ترکیب هایی که تنها از دو عنصر ساخته شده اند به نسبت ساده است. این ترکیب ها را می توان به یکی از دو روش زیر نام گذاری کرد. این دو روش شبیه روش هایی هستند که در مورد نام گذاری ترکیب های یونی در بخش ۳ شرح داده شد.

نام گذاری با استفاده از پیشوند، ریشه ی نام عنصر و پسوند

شیمی دان ها اغلب ترکیب های مولکولی را به کمک پیشوندهای معرفی شده در جدول ۴ نام گذاری می کنند. پیشوند و پسوند معمولاً به ریشه ی نام عنصرهای موجود در ترکیب افزوده می شود. برای مثال، دو اکسید از کربن، CO_2 و CO را به ترتیب کربن مونوکسید و کربن دی اکسید می نامند. معمولاً نخست نام عنصری گفته می شود که الکترونگاتیوی آن کم تر است. اگر فرمول مولکول مورد نظر تنها یک اتم از عنصر اول داشته باشد، از به کار بردن پیشوند مونو پیش از نام این عنصر چشم پوشی می شود. همان طوری که مشاهده می شود در دو ترکیب یاد شده برای کربن پیشوند مونو به کار برده نشده است. درحالی که برای اکسیژن به ریشه ی اوکسی پسوند «ید» افزوده و برای نشان دادن تعداد اتم های اکسیژن، از پیشوندهای معرفی شده در جدول ۴ استفاده شده است.

نام گذاری با استفاده از عدد اکسایش

دو اتمی که با پیوند کووالانسی قطبی به یک دیگر متصل شده اند، مانند یون ها بار کامل مثبت یا منفی ندارند، ولی اغلب توزیع الکترون ها بین آن دو اتم یکسان نیست. اتمی که الکترونگاتیوتر است، الکترون های مشترک را بیش تر به سوی خود جذب می کند و حامل مقدار جزئی بار منفی می شود. در مقابل اتمی که الکترونگاتیوی آن کم تر است، مقدار جزئی بار مثبت پیدا می کند. در این موارد می توان فرض کرد که بار الکتریکی به طور کامل روی اتم ها منتقل شده است. در این صورت به این بار الکتریکی ظاهری نسبت داده شده به هر اتم **عدد اکسایش** آن اتم می گویند. از عدد اکسایش می توان در نام گذاری ترکیب های مولکولی استفاده کرد.

تعیین عددهای اکسایش از روی فرمول شیمیایی

وقتی بیش تر اتم ها با اکسیژن پیوند برقرار می کنند، اتم اکسیژن نسبت به اتم های دیگر جفت الکترون پیوندی را با شدت بیش تری به سمت خود جذب می کند. به

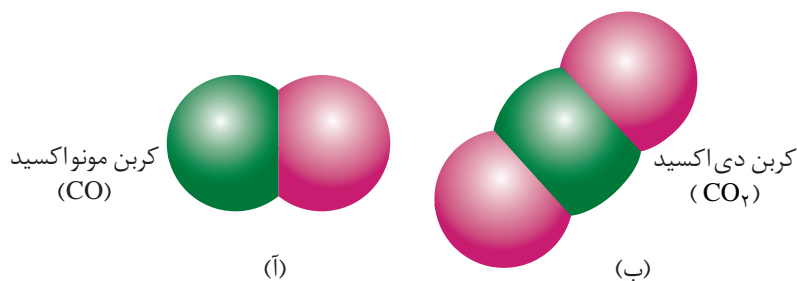
جدول ۴ پیشوندهای رایج در نام گذاری ترکیب های شیمیایی

پیشوند	تعداد اتم ها
مونو	۱
دی	۲
تری	۳
تترا	۴
پنتا	۵
هگزا	۶
هپتا	۷
اوکتا	۸
نونا	۹
دکا	۱۰

این ترتیب، این دو الکترون همراه با بار منفی خود، بیش تر وقت خود را در نزدیکی اتم اکسیژن می گذرانند. در نتیجه، به اکسیژن معمولاً عدد اکسایش ۲- نسبت داده می شود. از طرف دیگر، الکترونگاتیوی اتم هیدروژن زیاد نیست. از این رو، الکترونی که این اتم به هنگام تشکیل پیوند در اختیار می گذارد، معمولاً بیش تر وقت خود را در اطراف اتم الکترونگاتیوتر می گذراند. بنابراین، به هیدروژن معمولاً عدد اکسایش ۱+ نسبت داده می شود. برای هالوژن ها نیز که بسیار الکترونگاتیو هستند معمولاً عدد اکسایش ۱- در نظر گرفته می شود. اتم های دیگر نیز تمایل دارند عددهای اکسایشی داشته باشند که با نوع و میزان بار آن ها در ترکیب های یونی شباهت داشته باشد. این اتم ها معمولاً برای رسیدن به آرایش هشتایی کامل، اغلب به گرفتن یا از دست دادن همین تعداد الکترون نیاز دارند. عنصری که الکترونگاتیوی آن بیش تر است، دارای عدد اکسایش منفی خواهد بود. برای مثال، در آمونیاک، NH_3 ، عدد اکسایش N، ۳- و عدد اکسایش H، ۱+ است.

پیش از آن که عددهای رومی را در نام گذاری یک ترکیب مولکولی به کار گیرید، باید عدد اکسایش هر اتم را تعیین کنید. این کار ممکن است کمی دشوار باشد، زیرا برخی عنصرها، بسته به دیگر اتم های موجود در ترکیب، می توانند بیش از یک عدد اکسایش داشته باشند. جمع جبری عددهای اکسایش در یک ترکیب خنثی باید برابر صفر باشد. در مورد یک یون چند اتمی، جمع عددهای اکسایش باید برابر بار یون باشد. با استفاده از این اطلاعات و قواعد تقریبی موجود در مورد عددهای اکسایش هیدروژن، اکسیژن و هالوژن ها، می توانید عددهای اکسایش بیش تر اتم ها را در یک ترکیب یا یک یون چند اتمی پیش بینی کنید.

به عنوان مثال، مولکول های CO و CO_2 ، نشان داده شده در شکل ۱۲ را در نظر بگیرید. با استفاده از عددهای رومی برای نمایش عددهای اکسایش، CO را باید کربن (II) اکسید و CO_2 را کربن (IV) اکسید نامید. اما مانند بسیاری از ترکیب های کووالانسی متداول، CO و CO_2 را معمولاً کربن مونواکسید و کربن دی اکسید می نامند.



شکل ۱۲. در کربن مونواکسید اگر عدد اکسایش اتم اکسیژن ۲- در نظر گرفته شود، عدد اکسایش اتم کربن باید ۲+ باشد. ب. در کربن دی اکسید عدد اکسایش اکسیژن ۲- است. اما، چون در هر مولکول دو اتم اکسیژن وجود دارد، اتم کربن باید دارای عدد اکسایش ۴+ باشد.

خود را بیازمایید

۱- با استفاده از پیش‌وندهای مناسب، ترکیب‌های مولکولی زیر را نام‌گذاری کنید.



۲- عدد اکسایش اتم مرکزی ترکیب‌های زیر را مشخص کنید:



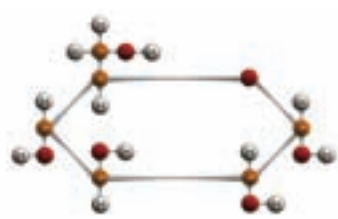
ت- SO_3

۳- فرمول شیمیایی ترکیب‌های زیر را بنویسید:

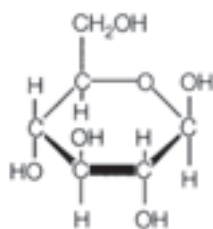
آ- دی‌نیتروژن تترااکسید ب- گوگرد هگزا فلئوئورید پ- فسفر پنتاآبرمید

چگونه فرمول‌های شیمیایی را نمایش می‌دهند؟

تاکنون با ساختار لوویس و فرمول شیمیایی برای نمایش یک مولکول آشنا شدید. در واقع، شیمی دان‌ها می‌توانند فرمول یک ترکیب معین را به شیوه‌های گوناگونی نشان دهند. ساده‌ترین فرمول که شامل نماد شیمیایی عنصرها همراه با زیروندهایی است که کوچک‌ترین نسبت صحیح اتم‌ها را مشخص می‌کند **فرمول تجربی** نامیده می‌شود. در شکل ۱۳ مولکول گلوکوز به چند شیوه‌ی متفاوت نشان داده شده است. به طوری که در این شکل ملاحظه می‌کنید فرمول تجربی گلوکوز CH_2O و فرمول مولکولی آن $C_6H_{12}O_6$ است.



مدل گلوله و میله



فرمول ساختاری گسترده

فرمول مولکولی $C_6H_{12}O_6$

فرمول تجربی CH_2O

فرمول مولکولی نوع و

تعداد واقعی اتم‌ها را در

مولکول‌های سازنده‌ی یک

ترکیب مولکولی به دست

می‌دهد.

شکل ۱۳ گلوکوز را می‌توان به چند شیوه‌ی متفاوت نمایش داد.

فرمول مولکولی

فرمول تجربی افزون بر نوع و تعداد عنصرهای سازنده‌ی مولکول، ساده‌ترین نسبت اتم‌های موجود در آن را مشخص می‌کند اما اطلاعاتی درباره‌ی تعداد اتم‌های موجود از هر عنصر در اختیار ما نمی‌گذارد. برای به دست آوردن این اطلاعات به فرمول مولکولی نیاز دارید.

فرمول مولکولی، با توجه به نوع اتم‌ها و تعداد آن‌ها، تصویر بهتری از مولکول به دست می‌دهد. برای بعضی از ترکیب‌ها، فرمول تجربی و فرمول مولکولی یکسان است. آب، H_2O از این جمله است. اما، در مورد بسیاری از ترکیب‌ها، فرمول تجربی و فرمول مولکولی تفاوت دارند. سه ترکیب مولکولی نشان داده شده در جدول ۵ را در نظر بگیرید. ترکیب اول سمی و سرطان‌زاست. ترکیب دوم عامل ترش بودن سرکه است. ترکیب سوم نوعی قند ساده است. هر سه ترکیب دارای فرمول تجربی یکسان، CH_2O ، هستند، اما به علت متفاوت بودن فرمول مولکولی آن‌ها، هر یک خواص بسیار متفاوتی از خود نشان می‌دهند.

توجه کنید که در جدول ۵ فرمول مولکولی در هر مورد مضر بی از فرمول تجربی است.

$$\text{فرمول تجربی} = x = \text{فرمول مولکولی}$$

x در این رابطه یک عدد صحیح است. x برای فرمالدهید، برابر ۱، برای استیک اسید، برابر ۲ و برای گلوکوز برابر ۶ است. اگر جرم فرمول تجربی و جرم فرمول مولکولی یک ترکیب را بدانید، تعیین عددی که باید در فرمول تجربی ضرب شود تا فرمول مولکولی آن به دست آید، آسان خواهد بود.

$$x = \frac{\text{جرم فرمول مولکولی}}{\text{جرم فرمول تجربی}}$$

جدول ۵ مقایسه‌ی فرمول تجربی و فرمول مولکولی

ترکیب	فرمول تجربی	فرمول مولکولی	جرم مولی $g \cdot mol^{-1}$	طرز نمایش
فرمالدهید	CH_2O	CH_2O (یک برابر فرمول تجربی)	۳۰٫۰۳	
استیک اسید	CH_2O	$C_2H_4O_2$ (دو برابر فرمول تجربی)	۶۰٫۰۶	
گلوکوز	CH_2O	$C_6H_{12}O_6$ (شش برابر فرمول تجربی)	۱۸۰٫۱۸	

فرمول ساختاری

از روی فرمول مولکولی به این نکته پی می‌برید که در یک ترکیب چه نوع اتم‌هایی وجود دارند و تعداد هر یک از آن‌ها چه قدر است. اما، برای آن که بدانید این اتم‌ها چگونه به یک دیگر متصل شده‌اند، به فرمول ساختاری نیاز دارید. فرمول ساختاری اطلاعات زیادی درباره‌ی موقعیت اتم‌ها در مولکول در اختیار می‌گذارد. با فرمول ساختاری در شیمی ۱ نیز آشنا شده‌اید.

فرمول ساختاری

افزون بر نوع، تعداد عنصرها و تعداد اتم‌های هر عنصر، شیوه‌ی اتصال اتم‌ها به یک دیگر را در مولکول نشان می‌دهد.

فرمول های تجربی، مولکولی و ساختاری دو مولکول نشان داده شده در جدول ۶ را با یک دیگر مقایسه کنید. نوع و تعداد اتم ها در هر دو ترکیب یکسان است. تنها تفاوت در چگونگی آرایش آن هاست. همین تفاوت کوچک ساختاری موجب می شود که خواص شیمیایی آن ها بسیار متفاوت باشد. دی متیل اتر گازی است به عنوان پیشرانه در افشانه ها و گاز یخچال به کار می رود، درحالی که اتانول مایعی است که به عنوان حلال و ماده ی اولیه در صنایع شیمیایی کاربرد فراوان دارد. فرمول ساختاری مانند ساختار لوویس است، با این تفاوت که جفت الکترون های ناپیوندی در آن نشان داده نمی شود. در این فرمول خط کوتاه نمایان گر یک پیوند ساده (یگانه) بین دو اتم است.

جدول ۶ مقایسه ی اتانول و دی متیل اتر

چگالی (g.cm^{-3})	نقطه ی جوش ($^{\circ}\text{C}$)	فرمول ساختاری	فرمول مولکولی	فرمول تجربی	ترکیب
۰٫۸۱۶	۷۸٫۰	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	اتانول
۰٫۶۶۱	-۲۴٫۵	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	دی متیل اتر

به ترکیب هایی که فرمول مولکولی یکسانی دارند اما فرمول ساختاری آن ها با یک دیگر تفاوت می کند ایزومر یا هم پار می گویند. اتانول و دی متیل اتر ایزومر یک دیگرند.

چگونه می توان شکل هندسی مولکول ها را پیش بینی کرد؟

اگرچه تاکنون مطالب زیادی درباره ی ساختار مولکول ها آموخته اید، اما جهت گیری سه بعدی یا آرایش هندسی مولکول ها را مطالعه نکرده اید. شکل هندسی مولکول عامل بسیار مهمی در تعیین خواص شیمیایی آن است.

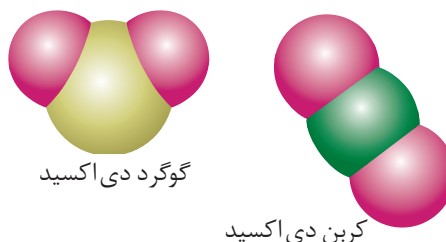
مولکول هایی که فرمول مولکولی به نسبت ساده ای دارند، شکل هندسی آن ها هم ساده است. در مورد مولکول های دو اتمی مانند مولکول هیدروژن تنها یک شکل امکان پذیر است، شکل ۱۴. اما، در مورد مولکول هایی که بیش از دو اتم دارند، شکل هندسی مولکول پیچیده تر است. در چنین مواردی به اطلاعاتی بیش از فرمول مولکولی نیاز است.



شکل ۱۴ مولکول های دو اتمی مانند H_2 تنها یک شکل دارند.

معمولاً بین فرمول مولکولی یک ترکیب و شکل هندسی آن رابطه ی روشنی وجود ندارد. برای مثال، دو مولکول کربن دی اکسید، CO_2 ، و گوگرد دی اکسید، SO_2 ، را در نظر بگیرید.

در هر دو ترکیب سه اتم وجود دارد که دو اتم آن اکسیژن است. اما، همان طور که در شکل ۱۵ نشان داده شده است، این دو ترکیب شکل های هندسی متفاوتی دارند. چرا با وجود تشابه از نظر تعداد اتم ها، مولکول CO_2 خطی و مولکول SO_2 خمیده است؟ پاسخ را باید در آرایش الکترون های ظرفیت آن ها، به ویژه جفت الکترون های ناپیوندی جست وجو کرد.



گوگرد دی اکسید

کربن دی اکسید

شکل ۱۵ اگرچه تعداد اتم ها در کربن دی اکسید و گوگرد دی اکسید یکسان است، اما شکل های متفاوتی دارند.

VSEPR که کوتاه شده

عبارت زیر است:

Valence Shell Electron Pairs Repulsion

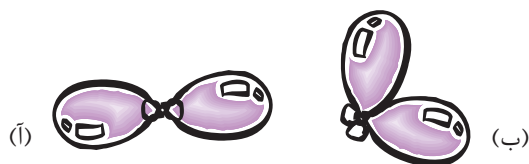
مدلی برای پیش بینی شکل مولکول است، با این فرض که قلمروهای الکترونی پیرامون اتم مرکزی، تمایل دارند تا آن جا که ممکن است از یک دیگر دور شوند.

یکی از نظریه هایی که برای پیش بینی شکل هندسی مولکول ها ارایه شده است، نظریه ی نیروی دافعه ی جفت الکترون های لایه ی ظرفیت (VSEPR) است. مطابق با این نظریه، نیروهای دافعه ی الکتروستاتیک موجود بین جفت الکترون های پیوندی یا ناپیوندی موجود در یک مولکول، موجب می شود که این جفت الکترون ها تا آن جا که امکان داشته باشد، از یک دیگر فاصله بگیرند. این جهت گیری جفت الکترون ها به گونه ای است که پایدارترین آرایش هندسی را برای مولکول فراهم می کند. آرایش ویژه ای از اتم ها که سبب می شود میان جفت الکترون های پیوندی و ناپیوندی مولکول کم ترین دافعه وجود داشته باشد. در این روش برای سادگی به جای جفت الکترون های پیوندی و ناپیوندی از واژه ی **قلمرو الکترونی** استفاده می شود. قلمرو الکترونی مفهومی کلی تر است و به ناحیه ای در اطراف اتم مرکزی گفته می شود که الکترون ها - صرف نظر از تعداد - در آن جا حضور دارند. در این تعریف پیوندهای یگانه، دوگانه یا سه گانه، یک قلمرو به شمار می آید.

آزمایش کنید

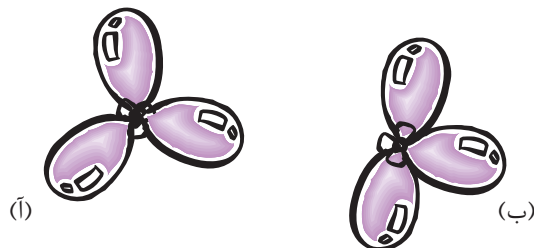
برای نشان دادن شکل هندسی مولکول ها می توان از بادکنک های باد شده استفاده کرد. چند بادکنک تهیه کنید و آزمایش های زیر را انجام دهید.

۱- ابتدا دو بادکنک کوچک را به یک اندازه باد کنید. سپس با استفاده از نخ سر بادکنک ها را به یک دیگر ببندید به طوری که تا حد امکان آزاد اما به هم نزدیک باشند. بادکنک ها را روی پارچه ی پشمی بکشید تا بار الکتریکی پیدا کنند. سپس آن ها را روی میز رها کنید تا آرایش ثابتی به خود بگیرند. بادکنک ها کدام یک از دو آرایش صفحه بعد را به خود خواهند گرفت؟



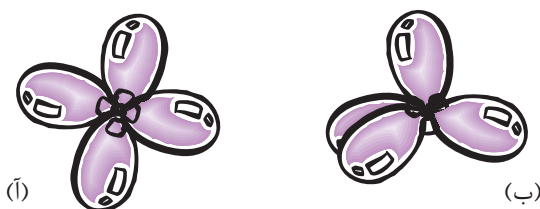
۲- اگر در آزمایش بالا از سه بادکنک استفاده کنید، کدام آرایش هندسی زیر برای آن‌ها

مناسب‌تر است؟



۳- اگر چهار بادکنک را به یک دیگر گره بزنید، بادکنک‌ها کدام یک از آرایش‌های زیر

را اختیار می‌کنند؟



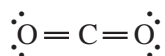
چگونه شکل هندسی مولکول‌ها از روی ساختارهای لوویس آن‌ها تعیین می‌شود؟

برای این کار به شیوه‌ی زیر عمل می‌شود.

- ۱- ساختار لوویس مولکول را رسم کنید.
- ۲- تعداد قلمروهای الکترونی در اطراف اتم مرکزی را معین کنید.
- ۳- آرایش هندسی مناسب را براساس تعداد قلمروهای الکترونی نتیجه بگیرید.

▲ دو قلمرو الکترونی: ساختار خطی

مولکول CO_2 را که دارای ساختار لوویس زیر است، در نظر بگیرید:



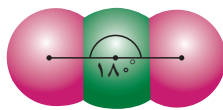
دو قلمرو الکترونی در اطراف اتم مرکزی (C) وجود دارد.

به زاویه‌ای که سه اتم متصل به هم با یک دیگر می‌سازند، زاویه‌ی پیوند می‌گویند. این زاویه حداکثر 180° است.

تنها جهت‌گیری ممکن که می‌تواند دو قلمرو الکترونی اطراف اتم کربن را تا حد ممکن

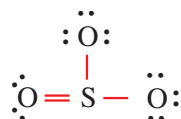
دور از یک دیگر قرار دهد، آرایش خطی است، شکل ۱۶.

شکل ۱۶ مطابق نظریه ی VSEPR، مولکولی که دارای دو قلمرو الکترونی در اطراف اتم مرکزی است، آن گونه که برای کربن دی اکسید نشان داده شده است، آرایش خطی به خود می گیرد. آرایشی که در آن زاویه ی پیوند 180° است.

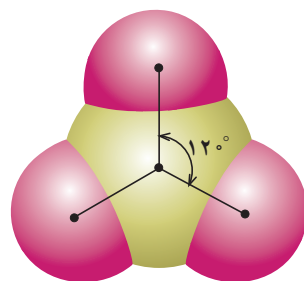


▲ سه قلمرو الکترونی: ساختار سه ضلعی مسطح

اکنون ساختار لوویس گوگرد تری اکسید، SO_3 ، را در نظر بگیرید.



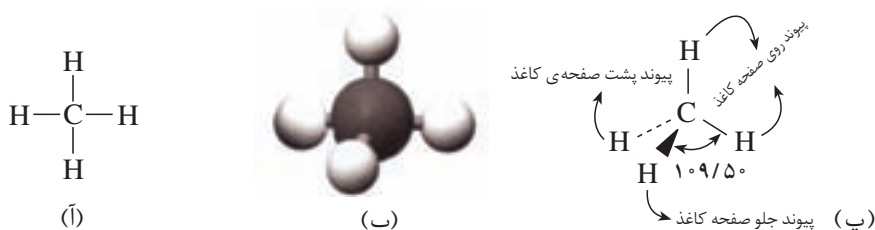
در SO_3 ، سه قلمرو الکترونی در اطراف اتم مرکزی (S) وجود دارد. آرایش هندسی این مولکول در شکل ۱۷ نشان داده شده است. این شکل را آرایش سه ضلعی مسطح می نامند.



شکل ۱۷ در مولکولی مانند SO_3 ، وقتی اتم مرکزی به وسیله ی سه اتم دیگر احاطه شده باشد و همه ی جفت الکترون ها از نوع پیوندی باشند، آرایش هندسی مولکول به صورت سه ضلعی مسطح است. زاویه ی پیوند در این آرایش 120° است.

▲ چهار قلمرو الکترونی: ساختار چهاروجهی

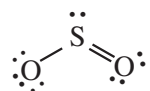
وضعیت مولکول هایی که مانند متان، CH_4 ، چهار قلمرو الکترونی دارند، قدری پیچیده تر است، زیرا به جای یک شکل مسطح که بتوان آن را روی صفحه ی کاغذ نمایش داد، دارای یک شکل سه بعدی موسوم به **چهاروجهی** است. چند شیوه ی نمایش متفاوت مولکول متان در شکل ۱۸ نشان داده شده است. این شکل را می توان به صورت سه پایه ای در نظر گرفت که پایه ی چهارمی به سمت بالا بر آن سوار شده است. در این نوع آرایش، جفت های الکترونی با یک دیگر زاویه ای برابر $109/5^\circ$ دارند.



شکل ۱۸. آ. فرمول ساختاری متان (CH_4)

ب. مدل گلوله (نمادی برای نمایش اتم) و میله (نمادی برای نمایش پیوند کووالانسی)
 پ. مدل خط چین (نمادی برای نمایش جهت گیری اتم - دور از بیننده) و گوه (نمادی برای نمایش جهت گیری اتم - نزدیک از بیننده)

۴- در صورت وجود جفت الکترون های ناپیوندی زوایای پیوند را طوری تنظیم کنید تا برای قلمروهای الکترونی مربوط به جفت های ناپیوندی فضای بزرگ تری باز شود. اتم گوگرد در مولکول SO_2 ، را در نظر بگیرید.



حول این اتم سه قلمرو الکترونی وجود دارد. از این رو ساختار آن در گروه سه ضلعی مسطح قرار می گیرد. در این ساختار قلمروهای الکترونی باهم زاویه 120° دارند. اما، یک جفت الکترون ناپیوندی در مقایسه با یک جفت الکترون پیوندی، فضای بیش تری را اشغال می کند، زیرا جفت الکترون ناپیوندی تنها تحت تأثیر یک هسته است، حال آن که جفت الکترون پیوندی تحت تأثیر دو هسته قرار دارد. در نتیجه، نیروی دافعه‌ی بین جفت های ناپیوندی - پیوندی اندکی بیش تر از نیروی دافعه‌ی بین جفت الکترون های پیوندی - پیوندی است. بر اثر این دافعه‌ی بیش تر، جفت الکترون های پیوندی کمی به سوی یک دیگر رانده می شوند. از این رو، زاویه‌ی پیوند در مورد SO_2 به جای 120° ، برابر 119.5° است. در مورد پیوندهای دوگانه و سه گانه نیز یک چنین اثری مشاهده می شود، زیرا قلمروهای الکترونی آن ها، نسبت به قلمرو الکترونی پیوند یگانه (ساده) به فضای بیش تری نیاز دارند.

نمونه‌ی حل شده

شکل هندسی مولکول های آمونیاک (NH_3) و آب (H_2O) را پیش بینی کنید.

۱- ساختارهای لوویس آن ها را رسم می کنیم.



۲- در هر مورد تعداد قلمروهای الکترونی در اطراف اتم مرکزی را می شماریم.

● اتم N در NH_3 سه پیوند با اتم های H و یک جفت الکترون ناپیوندی دارد. در مجموع چهار قلمرو الکترونی.

● اتم O در H_2O دو پیوند با اتم های H و دو جفت الکترون ناپیوندی دارد. در مجموع چهار قلمرو الکترونی.

۳- آرایش هندسی مناسب را براساس نظریه‌ی VSEPR تعیین می کنیم.

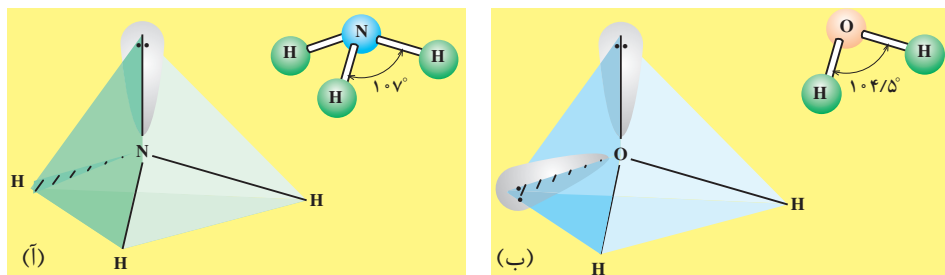
● قلمروهای الکترونی در هر دو اتم دارای آرایش چهار وجهی خواهند بود. در این ساختار زاویه‌ی پیوند حدود 109.5° است.

۴- وضعیت جفت الکترون های ناپیوندی را مشخص می کنیم.

● در مورد آمونیاک، چهاروجهی را مانند سه پایه ای در نظر بگیرید که پایه ی چهارمی به سمت بالا بر آن سوار شده است. اگر جفت الکترون ناپیوندی را پایه ی چهارم در نظر بگیریم، شکل هندسی به دست آمده یک هرم با قاعده ی سه ضلعی است، شکل آ.

● در مورد آب، شکل مولکول خمیده است، شکل ب. این شکل، بدون توجه به این که جفت الکترون های ناپیوندی کدام دو پایه ی چهاروجهی را اشغال کنند، با واقعیت سازگاری دارد.

● به علت دافعه ی میان جفت الکترون های ناپیوندی - ناپیوندی، ناپیوندی - پیوندی و پیوندی - پیوندی که به ترتیب مقدار نیروی دافعه ای میان آن ها کاسته می شود، زاویه ی پیوند در آمونیاک و آب هر دو اندکی کوچک تر از $109/5^\circ$ شده است. (زاویه ی پیوند در آمونیاک 107° و در آب $104/5^\circ$ است). این نیروهای دافعه ای را روی هر دو شکل زیر نشان دهید.



خود را بیازمایید

شکل هندسی مولکول های زیر را پیش بینی کنید.



بیش تر بدانید

شکل هندسی مولکول ها تأثیر به سزایی بر فعالیت شیمیایی آن ها دارد. این واقعیت، به ویژه در مورد واکنش هایی صادق است که در سامانه های زیستی رخ می دهند. از میان صدها نوع مولکولی که در مایع های موجود سامانه های زیستی وجود دارد، واکنش دهنده های مناسب باید یک دیگر را پیدا کنند و با هم واکنش دهند. در واقع، این مولکول ها باید بسیار هوشمندانه عمل کنند. ساختار این مولکول ها به گونه ای است که تنها بخش های مناسبی از آن ها به یک دیگر نزدیک و سپس واکنش انجام می دهند.

کاربرد مولکول ها به عنوان وسیله ای برای ارتباط، حوزه ی دیگری است که شکل هندسی مولکول ها نقش مهمی در آن ایفا می کند. انتقال پیام های عصبی در طول سیناپس ها، نمونه ای از ارتباط شیمیایی است که در بدن انسان رخ می دهد. گیاهان و جانوران نیز از ارتباط شیمیایی استفاده می کنند. برای نمونه،

مورچه‌ها از خود ردپای شیمیایی برجای می‌گذارند، به‌گونه‌ای که مورچه‌های دیگر به راحتی می‌توانند منبع غذایی را بیابند که مورچه‌ی اول یافته است، هم چنین، مورچه‌ها با آزاد کردن مواد شیمیایی ویژه، مورچه‌های دیگر را از خطرهای موجود در مسیر آگاه می‌کنند.

مولکول‌ها به‌گونه‌ی خاصی در جایگاه‌های ویژه‌ی گیرنده‌های مناسب قرار می‌گیرند و به این ترتیب، پیام‌ها را منتقل می‌کنند. در این فرایند، شکل هندسی مولکول نقش تعیین‌کننده‌ای دارد. هنگامی که یک مولکول جایگاه ویژه‌ی گیرنده را اشغال می‌کند، فرایندهای شیمیایی فعال شده، موجب می‌شوند که پاسخ مناسبی به محرک داده شود.

یک **پیام دهنده‌ی شیمیایی** مولکولی است که پیام را بین اعضای متعلق به‌گونه‌های یکسان یا متفاوت از گیاهان یا جانوران منتقل می‌کند. سه نوع پیام دهنده‌ی شیمیایی وجود دارد که عبارتند از آلامون، کایرومون و فرومون. هر یک از این پیام دهنده‌ها از نظر بوم‌شناسی اهمیت به‌سزایی دارد.

آلامون پیام دهنده‌ای است که به‌نوعی به تولیدکننده‌ی خود قدرت می‌دهد تا بتواند با محیط اطراف سازگار شود. بسیاری از گیاهان با تولید مواد شیمیایی بدمزه، خود را در برابر حشرات و حیوانات گیاه‌خوار حفظ می‌کنند. برای نمونه، نیکوتین موجود در گیاه تنباکو موجب می‌شود که حیوانات از خوردن این گیاه بترسند.

گیاهان و جانوران از آلامون‌ها تنها به‌عنوان ماده‌ی دفاعی استفاده نمی‌کنند. گل‌ها به کمک پراکنده کردن رایحه‌ی خود، حشرات گرده‌افشان را به سمت خود جلب می‌کنند. برای نمونه گل یونجه با پراکندن مجموعه‌ای از ترکیب‌های معطر، زنبورهای عسل را به سوی خود می‌کشند.

کایرومون پیام دهنده‌ای است که خبرهای سودمندی را به گیرنده می‌رساند. بسیاری از جانوران شکارچی، محل طعمه‌ی خود را به کمک کایرومون‌هایی که از طعمه پراکنده می‌شود، شناسایی می‌کنند. برای نمونه از پوست سیب ماده‌ی شیمیایی ویژه‌ای تراوش می‌شود که توجه لارو نوعی حشره را به خود جلب می‌کند.

فرومون پیام دهنده‌ای است که تنها گیرنده‌های اعضای متعلق به یک گونه از گیاهان یا جانوران را تحریک می‌کند. فرومون‌های جنسی حشرات نمونه‌ای از فرومون‌هایی هستند که در برخی از گونه‌ها به‌وسیله‌ی جنس نر و در برخی دیگر به‌وسیله‌ی جنس ماده تولید و در هوا پراکنده می‌شود. این مواد سبب می‌شود که جنس مخالف به سمت حشره‌ی پخش‌کننده‌ی آن جذب شود.

هم‌اکنون، دانشمندان به‌طور گسترده در حال مطالعه پیرامون فرومون‌های حشرات هستند و امیدوارند روش تازه‌ای برای کنترل حشرات بیابند؛ روشی کارا و مطمئن که بتواند جای آفت‌کش‌های شیمیایی را بگیرد.

چه نیرویی مولکول‌ها را کنار یک‌دیگر نگاه می‌دارد؟

پیش از این آموختید که به‌هنگام تشکیل پیوند کووالانسی، نیروی جاذبه‌ای قوی میان هسته‌ی یک اتم و الکترون‌های اتم دیگر عامل اصلی نزدیک شدن اتم‌ها به یک‌دیگر است. از آن‌جا که در مولکول‌ها یعنی مجموعه‌ای از اتم‌های متصل به هم نیز همواره چنین

برهم کنش های
جاذبه ای از نوع مولکول -
مولکول را به افتخار یک
فیزیک دان هلندی
نیروهای وان دروالس
نامیده اند.

نیرویی میان هسته ی اتم های یک مولکول و الکترون های مولکول دیگر قابل تصور است، انتظار می رود که مولکول ها نیز یک دیگر را بر بایند. وجود این نیروها سبب می شود که مولکول ها بتوانند در کنار هم قرار بگیرند. از آن جا که خواص فیزیکی یک ماده به قدرت نیروهای جاذبه ای میان ذره های سازنده ی آن - در این جا مولکول ها - بستگی دارد، داشتن درکی از عوامل مؤثر بر افزایش نیروهای بین مولکولی امکان توجیه تفاوت مشاهده شده در خواص فیزیکی مواد گوناگون را میسر می سازد.

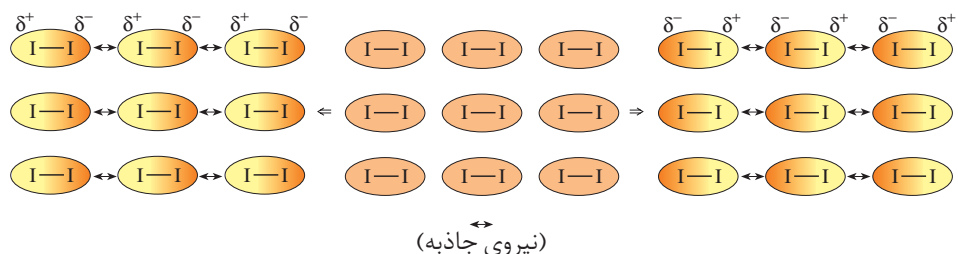
توزیع ناهم گون الکترون ها روی مولکول، نیروهای بین مولکول را افزایش می دهد.

پیش از این با مفهوم پیوند قطبی و پیوند ناقطبی آشنا شدید. می دانید که در پیوندهای قطبی برخلاف پیوندهای ناقطبی الکترون ها به طور یک نواخت روی مولکول دو اتمی توزیع نمی شوند و وقت بیش تری را در اطراف اتم الکترون گاتیوتر سپری می کنند. این توزیع ناهم گون الکترون ها می تواند یک مولکول دو اتمی را به یک **دوقطبی** تبدیل کند. به چنین مولکولی **قطبی** می گویند.

وجود دو قطب مثبت و منفی دائمی در مولکول های قطبی بر نیروهای جاذبه ای موجود میان مولکول ها، نیروی جاذبه ای قوی تری را اضافه می کند. این درحالی است که مولکول های دو اتمی جور هسته مانند I_2 که از جمله **مولکول های ناقطبی** به شمار می آیند، به همان نیروهای ضعیف وان دروالسی اکتفا می کنند.

فکر کنید

۱- شکل زیر نیروهای ضعیف موجود میان مولکول های I_2 به حالت جامد را نشان می دهد. ایجاد این نیروهای ضعیف جاذبه ای را که به نیروی جاذبه ای نشری لوندون معروف است، چگونه توجیه می کنید؟



نیروهای وان دروالس با
افزایش جرم مولکول ها
افزایش می یابد. چرا؟

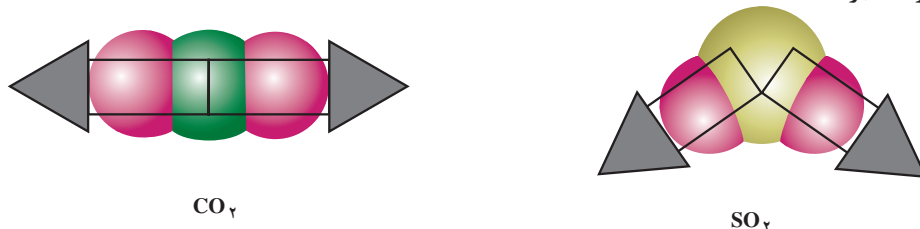
۲- از میان جفت گازهای (N_2 ، CO) و (Cl_2 ، O_2) کدام یک آسان تر به مایع تبدیل

می شود؟ چرا؟

مولکول‌های چنداتمی نیز بسته به میزان قطبی بودن پیوندها و جهت گیری اتم‌ها در فضا (آرایش هندسی مولکول) می‌توانند قطبی یا ناقطبی باشند.

پیش‌بینی کنید

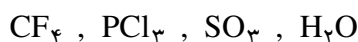
مولکول‌های CO_2 و SO_2 را در نظر بگیرید. اگر جهت توزیع الکترون‌ها در هر پیوند قطبی را با یک پیکان نشان دهیم، توزیع الکترون‌ها روی مولکول‌های یادشده به صورت زیر خواهد بود.



۱- فرض کنید که هر پیکان جهت نیرویی را نشان می‌دهد که قصد داریم به کمک آن اتم مرکزی را از جای خود تکان دهیم، به نظر شما در کدام حالت اتم مرکزی تحت تأثیر هم‌زمان این نیروها جابه‌جا می‌شود؟ چرا؟

۲- اگر حرکت کردن اتم مرکزی در این مقایسه‌ی فرضی را به معنای توزیع غیریک‌نواخت الکترون‌ها روی مولکول در نظر بگیریم، در این صورت کدام مولکول یک دوقطبی خواهد بود؟ قطب‌های مثبت و منفی این دو قطبی را مشخص کنید.



۳- با کمک روش بالا مولکول‌های زیر را در دو گروه قطبی و ناقطبی دسته‌بندی کنید.

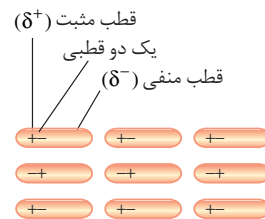


پیوندهای هیدروژنی از جمله نیروهای بین‌مولکولی قوی به‌شمار می‌آیند.

آب خواص منحصر به فرد زیادی دارد که اجسام مشابه آن، مانند هیدروژن سولفید، H_2S ، از این خواص بی‌بهره‌اند، جدول ۷. نقطه‌های ذوب و جوش بسیار بالاتر آب نشان می‌دهد که نیروهای جاذبه‌ی دوقطبی - دوقطبی در مولکول‌های آب باید، خیلی قوی‌تر از نیروهای جاذبه‌ای مشابه بین مولکول‌های H_2S باشد.

جدول ۷ ویژگی‌های آب و هیدروژن سولفید

ماده	مدل گلوله و میله	فرمول مولکولی	نقطه‌ی ذوب (°C)	نقطه‌ی جوش (°C)
آب		H_2O	۰/۰	۱۰۰/۰
هیدروژن سولفید		H_2S	-۸۵٫۵	-۶۰٫۳

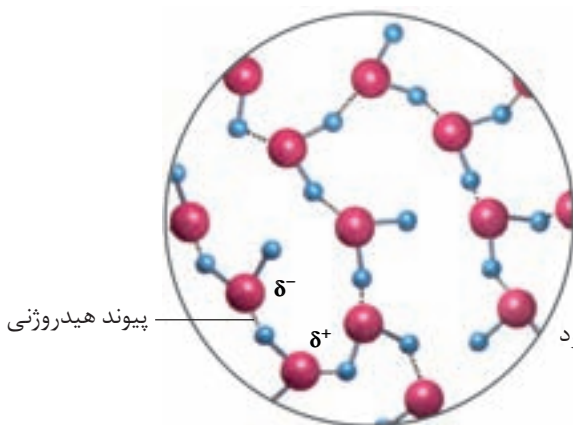


به نیروهای جاذبه‌ای میان مولکول‌های قطبی نیروهای دوقطبی - دوقطبی می‌گویند.

پیوند هیدروژنی نوعی نیروی جاذبه‌ی دوقطبی - دوقطبی است.

هنگامی که هیدروژن، یعنی کوچک‌ترین اتم شناخته شده، به فلوئور، اکسیژن یا نیتروژن (کوچک‌ترین و الکترون‌گاتیب‌ترین اتم‌ها) متصل شود پیوندی بسیار قطبی به وجود می‌آید که مقدار بارهای جزئی دو اتم درگیر در این پیوند به ویژه اتم کوچک هیدروژن بسیار چشم‌گیر خواهد بود. همان‌طور که می‌دانید هر اندازه مقدار بارهای الکتریکی ناهم‌نام بیش‌تر باشد، نیروی جاذبه‌ی بین آن‌ها نیز قوی‌تر خواهد بود. از این‌رو یک جاذبه‌ی دوقطبی - دوقطبی بسیار قوی میان مولکول‌های دارای این‌گونه پیوندها به وجود می‌آید که به خاطر استحکام بیش از اندازه‌ی آن پیوند هیدروژنی نامیده می‌شود.

δ نمادی برای نمایش مقدار بار الکتریکی جزئی است. باری کم‌تر از واحد بار الکتریکی.



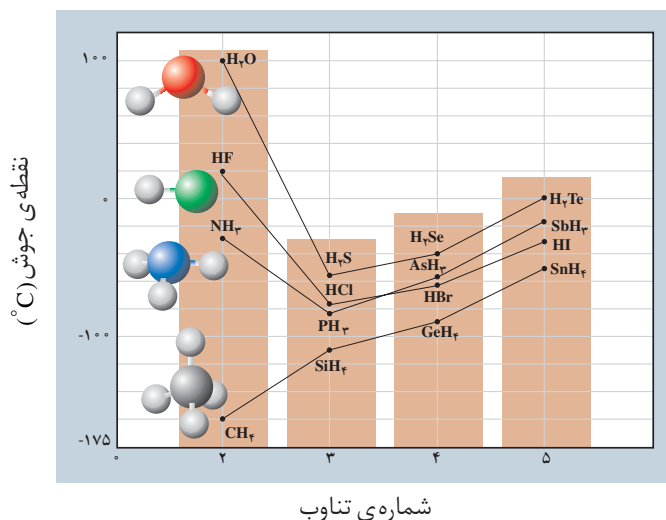
شکل ۱۹ نمایش پیوند هیدروژنی موجود بین مولکول‌های آب

واژه‌ی پیوند هیدروژنی گمراه‌کننده است، زیرا این نوع نیروی جاذبه، مانند دیگر نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی، بسیار ضعیف‌تر از پیوندهای کووالانسی بین اتم‌هاست.

فکر کنید

با دقت به شکل زیر نگاه کنید. روند تغییر نقطه‌ی جوش ترکیب‌های هیدروژن‌دار

نشان داده شده را چگونه توجیه می‌کنید؟



بیش تر بخوانید

- ۱- ساختار اتم‌ها و مولکول‌ها، منصور عابدینی، چاپ اول، ۱۳۷۹، انتشارات فاطمی.
- ۲- ساختمان مواد شیمیایی، مرتضی خلخالی، چاپ دوازدهم، ۱۳۷۶، انتشارات فاطمی.
- ۳- پیوندهای کووالانسی، محمد کشاورز، عادل پیرنجفی، سعید ابراهیمی، ۱۳۸۲، انتشارات محراب

قلم.
