بخش ۴

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 به‌وجود 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 یُد 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 یُد (I_2) را به‌وجود آورده‌اند. بنابراین آشنایی با ویژگی‌ها و چگونگی تشکیل مولکول‌ها می‌تواند ما را در درک خواص این دسته از ترکیب‌ها یاری دهد.

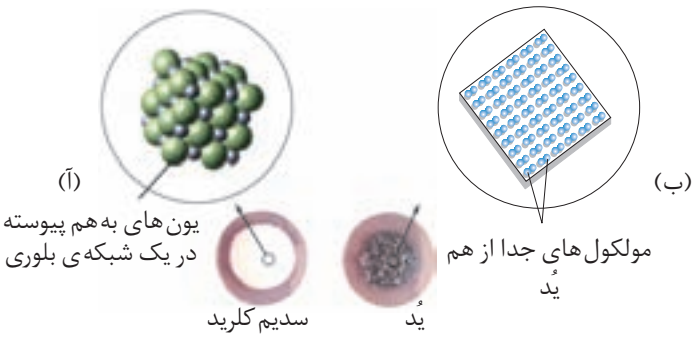
جدول ۱ مقایسه‌ی برخی از خواص فیزیکی نمک خوراکی و یُد

جسم	حالت فیزیکی (در دمای اتاق)	نقطه‌ی ذوب ($^\circ C$)	نقطه‌ی جوش ($^\circ C$)	رسانایی الکتریکی
NaCl	جامد	زیاد (۸۰۱)	زیاد (۱۴۱۳)	زیاد (به‌صورت مذاب یا محلول در آب)
I_2	جامد	کم (۱۱۳٫۵)	کم (۱۸۴٫۳)	نارسانا

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

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

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

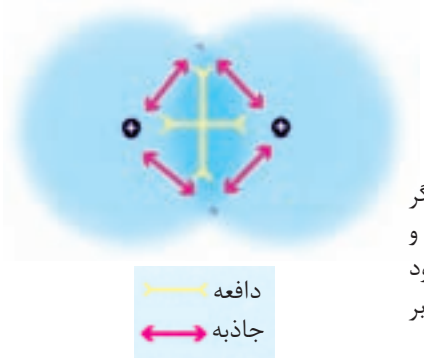


شکل ۱ آ. در بلور سدیم کلرید(NaCl)، هر یون دست کم به شش یون با بار ناهم‌نام متصل است و در مجموع شبکه‌ی به هم پیوسته‌ای از یون‌ها ایجاد شده است.
ب. در یُد(I_2)، ذره‌های سازنده‌ی بلور، مولکول‌های بدون بار و مستقل I_2 هستند.

اگرچه یُد و نمک خوراکی هر دو جامدند امّا، یُد از گردهم‌آیی مولکول‌های دو اتمی و جدا از هم I_2 تشکیل شده است، درحالی که NaCl از تجمع تعداد برابری از یون‌های سدیم و کلرید ساخته شده است. از آن‌جا که ترکیب‌هایی مانند یُد اغلب از مولکول‌های جدا از هم تشکیل شده‌اند، آن‌ها را **ترکیب‌های مولکولی** می‌نامند.

تشکیل پیوند کووالانسی

اما چرا اتم‌ها با پیوند کووالانسی به یک‌دیگر متّصل می‌شوند و مولکول‌ها را ایجاد می‌کنند؟ برای پاسخ دادن به این پرسش، تشکیل پیوند کووالانسی ساده بین دو اتم هیدروژن را درنظر بگیرید. با نزدیک شدن اتم‌های هیدروژن به یک دیگر میان الکترون یک اتم هیدروژن و هسته‌ی اتم هیدروژن دیگر، یک نیروی جاذبه‌ای قوی ایجاد می‌شود. از طرف دیگر، بین الکترون‌ها و هم‌چنین بین هسته‌های آن‌ها نیز یک نیروی دافعه‌ای قدرت‌مند به‌وجود می‌آید. در ابتدا ممکن است تصوّر کنید که این نیروهای جاذبه‌ای و دافعه‌ای یک‌دیگر را خنثی می‌کنند و موجب می‌شوند که این دو اتم هم‌چنان جدا از هم باقی بمانند. امّا می‌دانیم که هیدروژن از مولکول‌های دو اتمی H_2 تشکیل شده است.

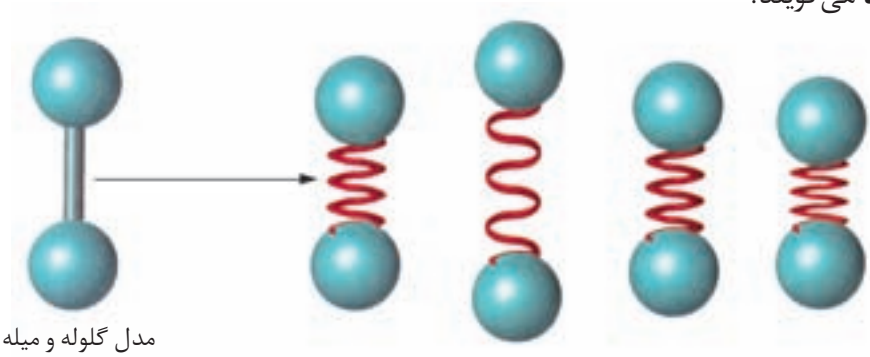


شکل ۲ وقتی دو اتم هیدروژن در تماس با یک‌دیگر قرار می‌گیرند، بین ذرّه‌های موجود در یک اتم و ذرّه‌های اتم دیگر اثرهای جاذبه‌ای و دافعه‌ای به‌وجود می‌آید. تشکیل پیوند نتیجه‌ی تأثیر این نیروها بر یک‌دیگر است.

در هنگام تشکیل پیوند کووالانسی، اثر نیروهای جاذبه‌ای بسیار بیش‌تر از مجموع نیروهای دافعه‌ای میان دو هسته و بین دو الکترون است. این نیروی جاذبه‌ی اضافی دو اتم هیدروژن را به سوی یک‌دیگر می‌کشاند و اساس تشکیل پیوند کووالانسی بین آن‌ها به‌شمار می‌آید. اگرچه پس از تشکیل پیوند کووالانسی نیروهای دافعه و جاذبه برابر می‌شوند و اتم‌ها در فاصله‌ای تعادلی نسبت به هم قرار می‌گیرند.

پیوند کووالانسی را می‌توان به‌صورت یک فنر درنظر گرفت، شکل ۳. هنگامی که دو اتم هیدروژن از یک‌دیگر دور می‌شوند، نیروهای جاذبه‌ای موجود بین الکترون‌ها و هسته‌ها، این اتم‌ها را به حالت اول باز می‌گردانند. از سوی دیگر، دراثر نزدیک شدن اتم‌ها به یک‌دیگر، با افزایش نیروهای دافعه میان هسته‌ها و هم‌چنین الکترون‌ها، اتم‌های هیدروژن از

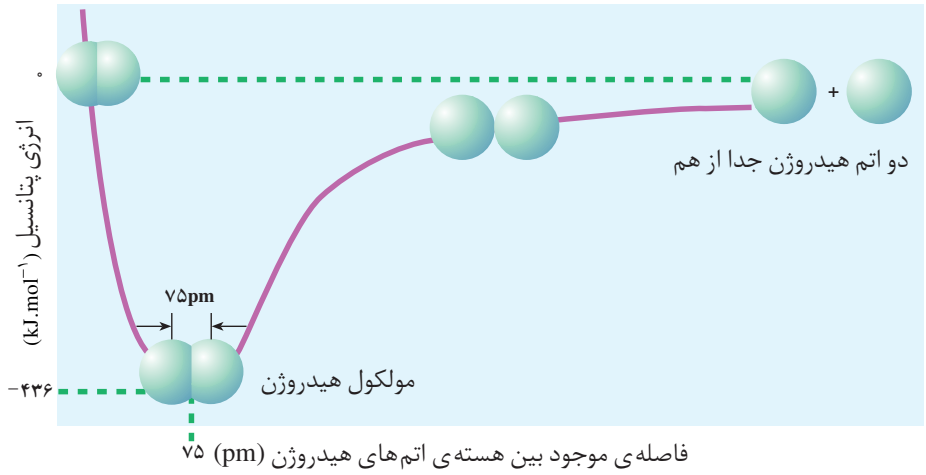
یک دیگر دور می‌شوند. در واقع، اتم‌های هیدروژن در امتداد محور پیوند نوسان می‌کنند، امّا نوسان آن‌ها به‌گونه‌ای است که همواره هسته‌های آن‌ها در یک فاصله‌ی تعادلی از یک‌دیگر قرار می‌گیرند. به‌فاصله‌ی تعادلی میان هسته‌های دو اتم درگیر در پیوند **طول پیوند** می‌گویند.



شکل ۳ شیمی‌دان‌ها برای نمایش پیوند بین دو اتم، معمولاً از مدل گلوله و میله استفاده می‌کنند. امّا درواقع، پیوندهای کووالانسی انعطاف‌پذیرند. اگر فشرده یا کشیده شوند، در نهایت به اندازه‌ی اولیه‌ی خود باز می‌گردند.

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 می‌دهد. این فاصله همان **فاصله‌ی تعادلی** یا **طول پیوند** است. اتم‌های هیدروژن در فاصله‌ای دورتر



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

شکل ۴ وقتی اتم‌ها در فاصله‌ی معیّنی از یک دیگر قرار می‌گیرند، بین آن‌ها پیوند تشکیل می‌شود. در این فاصله، اتم‌ها در مولکول 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 ــ به‌علت نیروهای جاذبه ــ تمایل دارند به یک دیگر نزدیک شوند. اما در فاصله‌ای کم‌تر از فاصله‌ی تعادلی ــ به‌علت قوی‌تر شدن نیروهای دافعه ــ تمایل دارند از هم دور شوند و به وضع تعادلی برگردند.

دو اتم متّصل به یک‌دیگر به‌طور دایم نوسان می‌کنند، امّا تا زمانی که انرژی آن‌ها در پایین‌ترین سطح خود قرار دارد، با پیوند کووالانسی به یک‌دیگر متّصل باقی خواهند ماند.

از این مشاهده‌ها می‌توان نتیجه گرفت که اتم‌های هیدروژن متّصل به یک‌دیگر 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 به‌وجود 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 همان‌طوری که ملاحظه شد با طول پیوند رابطه‌ای وارونه دارد.

جدول ۲ طول و انرژی برخی پیوندهای کووالانسی

پیوند	طول پیوند (pm)	انرژی پیوند ($kJ.mol^{-1}$)
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، امّا 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 ($^\circ C$)	نقطه‌ی جوش ($^\circ C$)	عکس‌العمل در میدان الکتریکی
آب		H_2O	۰/۰	۱۰۰/۰	جهت گیری می کند
متان		CH_4	−۱۸۲/۶	−۱۶۱/۴	جهت گیری نمی کند

آب مانند جسمی که دارای ذرّه‌های 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 H_2 را درنظر بگیرید. در مولکول هیدروژن هر دو اتم درگیر پیوند یکسانند، از این‌رو به یک اندازه تمایل دارند که جفت الکترون به اشتراک گذاشته شده را به‌سوی خود بکشند. بنابراین، این دو الکترون به‌طور یک‌نواخت روی دو اتم هیدروژن و در واقع روی مولکول هیدروژن پخش شده‌اند. چنین پیوندی را **پیوند کووالانسی ناقطبی** می گویند. 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 به‌وجود 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 به‌شمار می‌آیند. پیوندهای موجود در بسیاری از ترکیب‌ها، مانند آب، تا حدودی ویژگی‌هایی از هردو نوع پیوند را دربر دارند. برای مثال، اگرچه در مولکول آب الکترون‌ها بین اتم‌های اکسیژن و هیدروژن به اشتراک گذاشته شده‌اند، امّا 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 به‌سوی خود جذب می کند. 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** می گویند.

میزان قطبی بودن یک پیوند به توانایی نسبی اتم‌ها در کشیدن جفت الکترون اشتراکی به‌سوی خود بستگی دارد. پیش از این آموختید که به این ویژگی **الکترونگاتیوی** می گویند.

با اتصال دو اتم با الکترونگاتیوی متفاوت، یک پیوند کووالانسی قطبی به‌وجود می‌آید. به‌طوری که قطب منفی این پیوند را اتم الکترونگاتیوتر تشکیل می‌دهد.

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

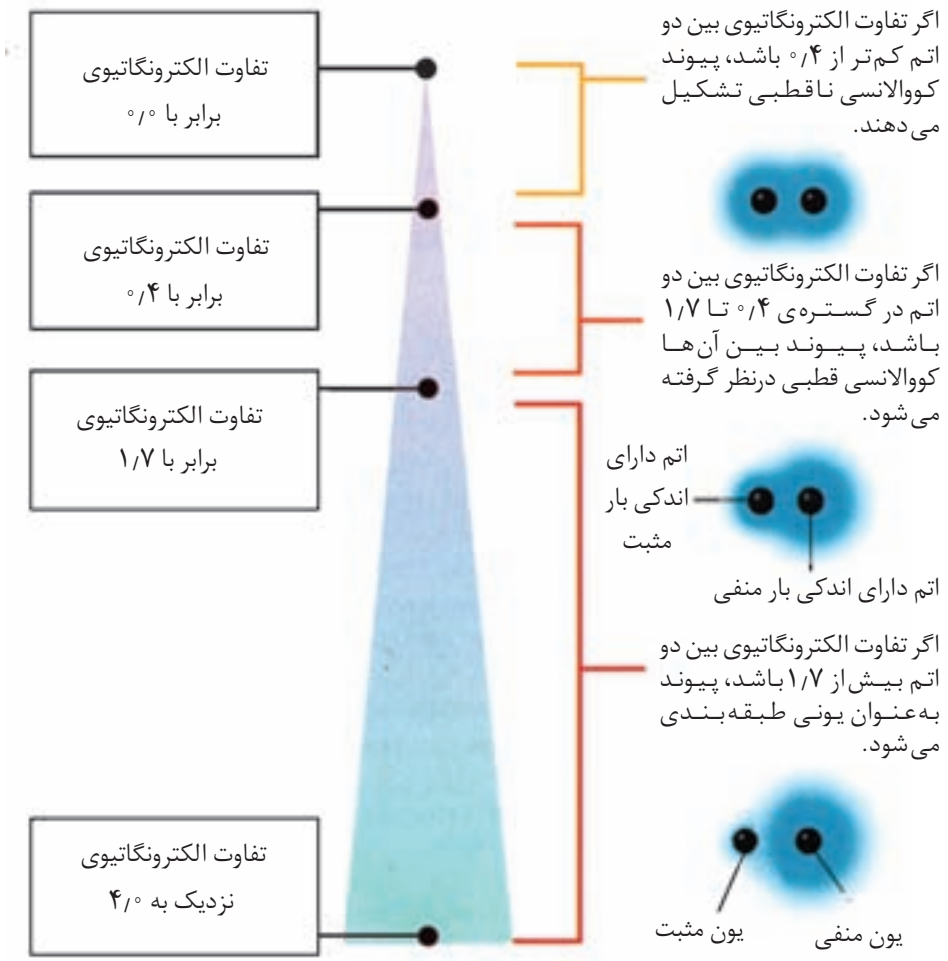
به جفت الکترون به اشتراک گذاشته شده در یک پیوند کووالانسی جفت الکترون پیوندی می گویند.

در آن پیوند تعیین می کند.

همان گونه که به یاد دارید اتم‌هایی مانند فلوئور، نیتروژن و اکسیژن بسیار الکترونگاتیو هستند، به عبارت دیگر جفت الکترون پیوندی را بیش از اتم‌هایی مانند سدیم، منیزیم و لیتیم به‌سوی خود جذب می کنند. هر اندازه تفاوت الکترونگاتیوی بین دو اتم بیش‌تر باشد، میزان قطبی‌بودن پیوند یا به‌عبارت دیگر خصلت یونی پیوندی که تشکیل می‌دهند نیز بیش‌تر خواهد بود.

برای مثال، سزیم فلوئورید، CsF، را درنظر بگیرید. الکترونگاتیوی سزیم، ۰/۷ و الکترونگاتیوی فلوئور، ۴/۰ است، شکل ۹ از بخش ۲. تفاوت الکترونگاتیوی در این مورد ۳/۳ است. شکل ۵ نشان می‌دهد که شباهت خواص این پیوند به خواص پیوندهای یونی بسیار بیش‌تر از خواص پیوندهای کووالانسی ناقطبی است. به‌طور کلّی وقتی تفاوت الکترونگاتیوی دو اتم در یک پیوند بزرگ‌تر از ۱/۷ باشد، اغلب آن را در گروه پیوندهای یونی دسته‌بندی می کنند.

پیوند کووالانسی قطبی نوعی پیوند کووالانسی است که در آن الکترون‌های پیوندی به وسیله‌ی یکی از اتم‌های درگیر در پیوند بیش‌تر جذب می‌شوند.



شکل ۵ برای پیش‌بینی خواص پیوند، می‌توان از تفاوت الکترونگاتیوی اتم‌ها استفاده کرد. به‌طور کلّی، هر اندازه تفاوت الکترونگاتیوی بیش‌تر باشد، خصلت یونی پیوند نیز بیش‌تر خواهد بود.

حال پیوندی را که بین سیلیسیم و اکسیژن به وجود می‌آید، در نظر بگیرید. در این مورد، الکترونگاتیوی اکسیژن ۳/۵ و الکترونگاتیوی سیلیسیم ۱/۸ و تفاوت آن‌ها ۱/۷ 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 به‌وجود می‌آید، پیوند بین آن‌ها را **پیوند کووالانسی ناقطبی** می‌گویند.

گفتنی است که گاهی پیوند با اختلاف الکترونگاتیوی کم‌تر از ۰/۴ نیز پیوند ناقطبی درنظر گرفته می‌شود. برای نمونه اغلب از قطبی بودن پیوند C – H که پیوند مهمی در مطالعه‌ی ترکیب‌های آلی به‌شمار می‌آید، چشم‌پوشی می‌شود.

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

مولکول‌ها را چگونه نمایش می‌دهند؟

می‌دانید که از اتصال اتم‌ها به یک‌دیگر مولکول‌ها به‌وجود می‌آیند. برای نشان دادن چگونگی اتصال اتم‌ها به یک‌دیگر و نمایش مولکول حاصل، می‌توان **الکترون‌های ظرفیتی** شرکت کننده در تشکیل پیوند را با استفاده از نقطه نشان داد.

هر اتم هیدروژن با آرایش الکترونی $1s^1$، تنها یک الکترون دارد. الکترون ظرفیّت اتم هیدروژن را به‌وسیله‌ی یک نقطه نشان می‌دهند، شکل ۶.

H .

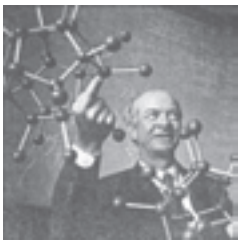
شکل ۶ اتم هیدروژن و تنها الکترون ظرفیت آن را می‌توان با حرف H و یک نقطه در کنار آن نمایش داد.

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.

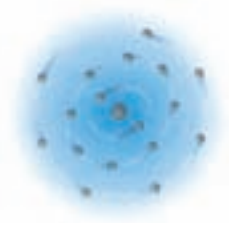
اکنون به اتم کلر با آرایش الکترونی $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^5$ توجه کنید. اتم کلر ۱۷ الکترون دارد. دو الکترون در لایه‌ی اوّل، ۸ الکترون در لایه‌ی دوم و ۷ الکترون موجود در بیرونی‌ترین لایه (لایه‌ی سوم) که الکترون‌های ظرفیّت هستند. بنابراین، ساختار الکترونی اتم کلر را می‌توان به صورت نمایش داده شده در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



لینوس پولینگ

(۱۹۰۱ـ۱۹۹۴)

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



شکل ۷ یک اتم کلر ۱۷ الکترون دارد . ۷ الکترون آن الکترون‌های ظرفیت هستند. هسته‌ی اتم کلر و ۱۰ الکترون درونی آن را می‌توان با نشانه‌ی Cl نمایش داد. ۷ الکترون ظرفیّت را می‌توان با قراردادن هفت نقطه پیرامون نشانه‌ی Cl مشخص کرد.

$$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Cl}}}\cdot$$

اگر دو اتم کلر داشته باشید، هر اتم کلر برای تبعیت از قاعده‌ی هشتایی تنها به یک الکترون دیگر نیاز دارد. هیچ‌یک از اتم‌های کلر نمی‌تواند از دیگری الکترون بگیرد. بنابراین، برای دست‌یابی به آرایش هشتایی حاضرند الکترون تکی خود را به اشتراک بگذارند. این اتم‌ها، آن‌طور که نشان داده شده است، با به‌اشتراک گذاشتن یک جفت الکترون و تشکیل یک پیوند کووالانسی تا حدود زیادی پایدار می‌شوند.

جفت الکترون ناپیوندی جفت الکترونی است که در تشکیل پیوند کووالانسی شرکت نمی‌کند و فقط به یکی از اتم‌ها تعلق دارد.

$$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Cl}}}:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Cl}}}:$$

افزون بر این هر اتم کلر الکترون‌هایی دارد که در تشکیل پیوند شرکت نکرده‌اند. این جفت الکترون‌ها را **جفت الکترون‌های ناپیوندی** می‌نامند. در مولکول Cl_2 هر اتم کلر چند جفت الکترون ناپیوندی دارد؟

کاربرد این جفت نقطه‌ها برای نشان دادن جفت‌الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی، تشخیص آرایش هشتایی پایدار را برای هر اتم، آسان می‌کند. اگر سمت چپ، بالا، سمت راست و پایینِ نشانه‌ی هر اتم به‌وسیله‌ی یک جفت الکترون پیوندی یا ناپیوندی احاطه شده باشد، اتم موردنظر (به‌استثنای هیدروژن) دارای آرایش هشتایی پایدار است.

هنگام رسم ساختارهای الکترون ـ نقطه‌ای می‌توان جفت نقطه‌ای را که نمایان‌گر جفت الکترون پیوندی یا پیوند کووالانسی است با یک خط کوتاه نشان داد. این خط کوتاه نمایان‌گر یک پیوند ساده (یگانه) است.

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

$$H:H \quad \text{یا} \quad H-H$$

$$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Cl}}}:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Cl}}}: \qquad :\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Cl}}}-\ddot{\underset{\cdot\cdot}{\mathrm{Cl}}}:$$

به این شیوه‌ی نمایش **مدل الکترون ـ نقطه** یا **ساختار لوویس** می‌گویند. همان‌گونه که گفته شد در ساختارهای لوویس هسته و الکترون‌های لایه‌های درونی به‌وسیله‌ی نماد شیمیایی عنصر و پیوندهای کووالانسی به‌وسیله‌ی جفت نقطه‌ها یا خط‌های کوتاه نشان داده می‌شوند. جفت الکترون‌های ناپیوندی را به‌وسیله‌ی جفت نقطه‌هایی در کنار نشانه‌ی شیمیایی عنصر نمایش می‌دهند.

برای رسم ساختارهای لوویس باید:

۱ـ تعداد کلّ الکترون‌های ظرفیت را بشمارید. برای این کار الکترون‌های ظرفیت اتم‌ها را با هم جمع کنید.

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

تعداد کُلّ الکترون‌های ظرفیت: $۱+۷=۸$

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

$$H:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$$

۳ـ تعداد الکترون‌های به کار رفته در ساختار لوویس را با تعداد الکترون‌های موجود در مرحله‌ی ۱ مقایسه کنید.

تعداد کلّ الکترون‌های نشان داده شده: $۲+۶=۸$

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

$$H-\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$$

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

ساختارهای لوویس برای مولکول‌های چند اتمی

وقتی ساختار لوویس مولکولی را رسم می کنیم که بیش از دو اتم دارد، ابتدا باید درباره‌ی چگونگی آرایش اتم‌های آن تصمیم بگیریم. برای این کار همواره راهنمایی‌های زیر را درنظر داشته باشید:

- اتم‌های هیدروژن و هالوژن تنها با یک اتم دیگر پیوند می دهند و معمولاً در پیرامون اتم مرکزی قرار می گیرند.
- معمولاً اتمی که الکترونگاتیوی آن از همه کم‌تر است **اتم مرکزی** درنظر گرفته می‌شود.
- وقتی در مولکولی از یک عنصر بیش از یک اتم وجود داشته باشد، این اتم‌ها اغلب در اطراف اتم مرکزی قرار می‌گیرند.

نمونه‌ی حل شده

ساختار لوویس یدومتان، $CH_۳I$، را رسم کنید.

۱ـ تعداد کلّ الکترون‌های ظرفیّت را حساب کنید.

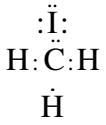
۱ اتم C با ۴ الکترون $۱\times۴=۴$

۳ اتم H با ۱ الکترون $۳\times۱=۳$

۱ اتم I با ۷ الکترون $۱ \times ۷ = ۷$

در مجموع: ۱۴ الکترون ظرفیّت

۲ـ اتم‌ها را در جای خود بچینید:

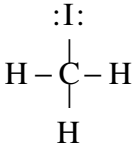


۳ـ تعداد الکترون‌های به‌کار رفته را با تعداد الکترون‌های ظرفیّت مقایسه کنید.

هر ۱۴ الکترون ظرفیّت به‌کار رفته است.

$۷ \times ۲ = ۱۴$ الکترون

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



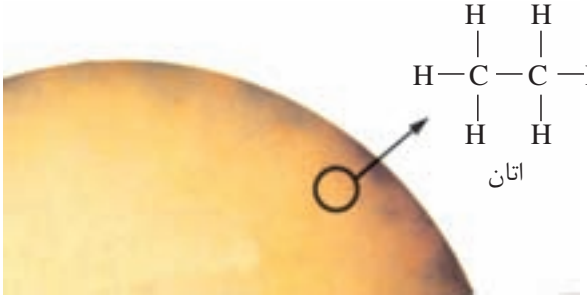
۵ ـ مطمئن شوید که بجز برای هیدروژن برای اتم‌های دیگر قاعده‌ی هشتایی رعایت شده است.

خود را بیازمایید

ساختار لوویس هیدروژن برمید، HBr؛ دی کلرومتان، $CH_۲Cl_۲$؛ و متانول، $CH_۳OH$، 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، $C_۲H_۶$، هر اتم کربن به یک اتم کربن دیگر و سه اتم هیدروژن متّصل است، شکل ۸. بین هر اتم هیدروژن و کربن و هم‌چنین بین دو اتم کربن یک جفت الکترون مشترک وجود دارد.

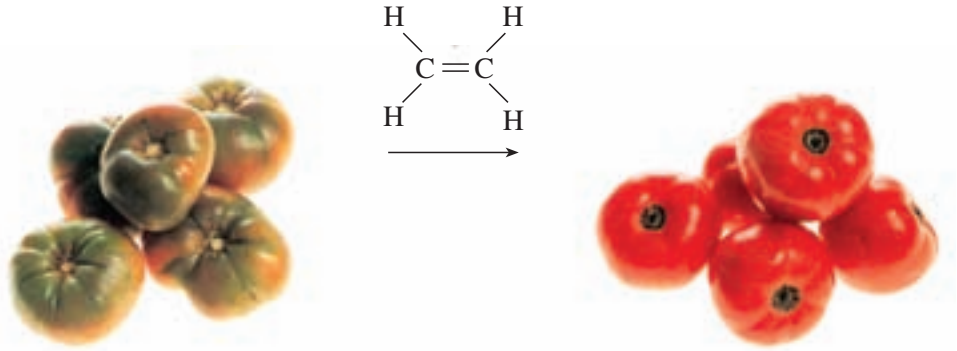


اتان

شکل ۸ ستاره شناسان گمان می‌کنند که سطح بزرگ‌ترین ماه سیاره‌ی کیوان (زحل) از اتان مایع، $C_۲H_۶$، پوشیده شده است.

پیوند دوگانه پیوند کووالانسی تشکیل شده از به‌اشتراک گذاشتن دو جفت الکترون بین دو اتم 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 به‌جای یک جفت الکترون دو جفت الکترون (در کل چهار الکترون) به اشتراک بگذارند، یک پیوند کووالانسی دوگانه یا **پیوند دوگانه** تشکیل می‌شود. مولکول اِتِن شامل دو اتم کربن و چهار اتم هیدروژن است. در این مولکول دو اتم کربن با پیوند دوگانه به یک دیگر متّصل شده‌اند، شکل ۹.



شکل ۹ اِتِن، C_2H_4، که اتیلن نیز نامیده می‌شود، ماده‌ی هورمون مانندی است که در بیش‌تر گیاهان وجود دارد. گوجه‌فرنگی رسیده اِتِن آزاد می‌کند. اِتِن آزاد شده از یک گوجه‌فرنگی به نوبه‌ی خود موجب «رسیدن» سریع‌تر گوجه‌فرنگی‌های دیگر می‌شود. در کشاورزی از اِتِن به‌عنوان عامل «عمل‌آورنده» 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 اِتِن 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، **اِتین** نامیده می‌شود شکل ۱۰.

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

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

اگر چه نام‌های اتان، اِتِن و اِتین چندان متفاوت به‌نظر 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.

$$:N \equiv N:$$

در هنگام رسم ساختارهای لوویس اگر متّصل 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.

۱ـ تعداد کلّ الکترون‌های ظرفیت را حساب کنید:

۲ اتم H با ۱ الکترون = ۲

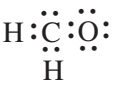
۱ اتم C با ۴ الکترون = ۴

۱ اتم O با ۶ الکترون = ۶

در مجموع: ۱۲ الکترون ظرفیّت

۲ـ اتم‌ها را کنار هم قرار دهید. برای این کار از روشی استفاده کنید که پیش از این برای تعیین اتم مرکزی داده شده است.

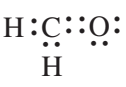
کربن در میانه‌ی ساختار قرار می‌گیرد. اتم‌های دیگر را در اطراف اتم کربن قرار دهید. به‌نظر می‌رسد که قراردادن الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی کار ساده‌ای باشد. زیرا در این ساختار لوویس، برای هریک از دو اتم O و C قاعده‌ی هشتایی رعایت شده است. اما لازم است که درستی این ساختار را بررسی کنیم.



۳ـ تعداد الکترون‌های به‌کار رفته را با تعداد الکترون‌های ظرفیت مقایسه کنید.

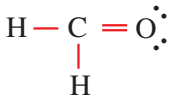
الکترون‌های به‌کار رفته: ۱۴ الکترون‌های ظرفیت: ۱۲

۴ـ حال بدون آن‌که 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 به‌کار رفته با تعداد الکترون‌های ظرفیت برابر است.



- الکترون‌های به‌کار رفته: ۱۲
- الکترون‌های ظرفیّت: ۱۲
- کربن دو پیوند ساده و یک پیوند دوگانه و در مجموع چهار پیوند کووالانسی تشکیل می‌دهد.

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



۶ ـ مطمئن شوید که قاعده‌ی هشتایی رعایت شده باشد.

در این جا، پیوند دوگانه نمایان‌گر چهار الکترون مشترک بین کربن و اکسیژن است. بنابراین، قاعده‌ی هشتایی نیز رعایت شده است.

خود را بیازمایید

ساختارهای لوویس مولکول‌های زیر را رسم کنید:

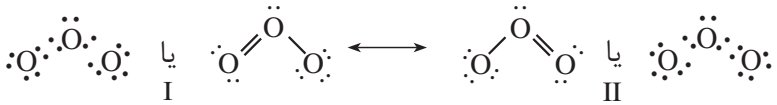
آ ـ کربن دی اکسید، CO_2 ب ـ کربن تتراکلرید، CCl_4

پ ـ آمونیاک، NH_3 ت ـ هیدروژن سیانید، HCN

در هنگام رسم ساختارهای لوویس گاهی ممکن است با مولکولی مانند اوزون، O_3، که دارای ۱۸ الکترون ظرفیت است روبه‌رو شویم. اوزون **آلوتروپ** یا دیگر شکل اکسیژن است که براثر تخلیه‌ی الکتریکی در گاز اکسیژن به‌وجود می‌آید.

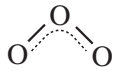
$$\underset{\text{اکسیژن مولکولی}}{3O_2} \xrightarrow{\text{تخلیه‌ی الکتریکی}} \underset{\text{اوزون}}{2O_3}$$

اوزون مولکولی خمیده است، یعنی سه اتم اکسیژن آن روی یک خطّ راست قرار ندارند.مولکول اوزون را می‌توان به کمک دو ساختار لوویس نمایش داد:



هر دو ساختار از قاعده‌ی هشتایی تبعیّت می‌کنند. 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، هیچ‌یک از آن‌ها به تنهایی اعتبار ندارد. مولکول‌های دیگری را نیز می‌توان به کمک چند ساختار لوویسِ 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.

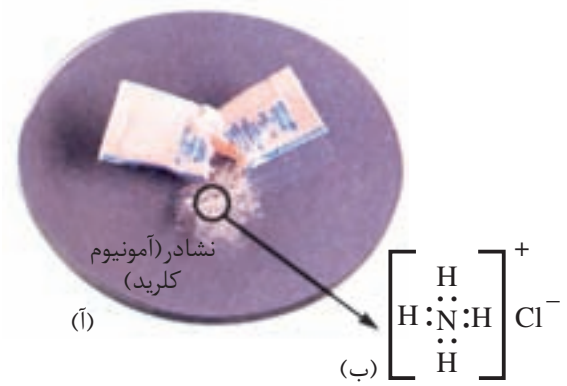


ساختار هیبرید رزونانس اوزون

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. امّا 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 ـ 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. کروشه 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.

نام‌گذاری ترکیب‌های مولکولی

اگر چه برای نوشتن ساختارهای لوویس ترکیب‌های مولکولی چندین مرحله وجود دارد، امّا نام گذاری یک ترکیب مولکولی به‌ویژه در مورد ترکیب‌هایی که تنها از دو عنصر ساخته شده‌اند به نسبت ساده است. این ترکیب‌ها را می‌توان به یکی از دو روش زیر نام‌گذاری کرد. این دو روش شبیه روش‌هایی هستند که در مورد نام‌گذاری ترکیب‌های یونی در بخش ۳ شرح داده شد.

جدول ۴ پیش‌وندهای رایج در نام‌گذاری ترکیب‌های شیمیایی

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

نام‌گذاری با استفاده از پیش‌وند، ریشه‌ی نام عنصر و پس‌وند

شیمی‌دان‌ها اغلب ترکیب‌های مولکولی را به کمک پیش‌وندهای معرفی شده در جدول ۴ نام‌گذاری می‌کنند. پیش‌وند و پس‌وند معمولاً به ریشه‌ی نام عنصرهای موجود در ترکیب افزوده می‌شود. برای مثال، دو اکسید از کربن، CO و CO_2 را به ترتیب کربن مونوکسید و کربن دی‌اکسید می‌نامند. معمولاً نخست نام عنصری گفته می‌شود که الکترونگاتیوی آن کم‌تر است. اگر فرمول مولکول مورد نظر تنها یک اتم از عنصر اوّل داشته باشد، از به‌کار بردن پیش‌وند مونو پیش از نام این عنصر چشم‌پوشی می‌شود. همان‌طوری که مشاهده می‌شود در دو ترکیب یاد شده برای کربن پیش‌وند مونو به‌کار برده نشده است. درحالی که برای اکسیژن به ریشه‌ی اوکسی پس‌وند «ید» افزوده و برای نشان دادن تعداد اتم‌های اکسیژن، از پیش‌وندهای معرفی شده در جدول ۴ استفاده شده است.

نام‌گذاری با استفاده از عدد اکسایش

دو اتمی که با پیوند کووالانسی قطبی به یک‌دیگر متّصل شده‌اند، مانند یون‌ها بار کامل مثبت یا منفی ندارند، ولی اغلب توزیع الکترون‌ها بین آن دو اتم یکسان نیست. اتمی که الکترونگاتیوتر است، الکترون‌های مشترک را بیش‌تر به‌سوی خود جذب می‌کند و حامل مقدار جزیی بار منفی می‌شود. در مقابل اتمی که الکترونگاتیوی آن کم‌تر است، مقدار جزیی بار مثبت پیدا می‌کند. در این موارد می‌توان فرض کرد که بار الکتریکی به‌طور کامل روی اتم‌ها منتقل شده است. در این صورت به این بار الکتریکی ظاهری نسبت داده شده به هر اتم **عدد اکسایش** آن اتم می‌گویند. از عدد اکسایش می‌توان در نام‌گذاری ترکیب‌های مولکولی استفاده کرد.

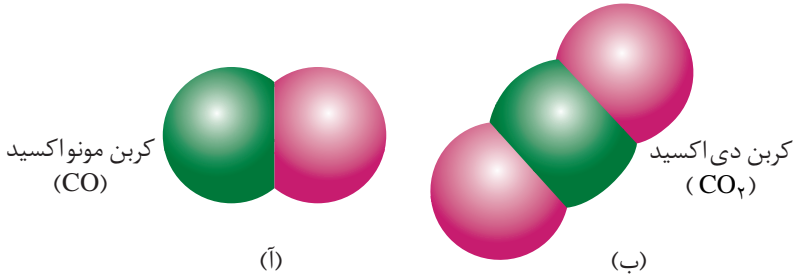
تعیین عددهای اکسایش از روی فرمول شیمیایی

وقتی بیش‌تر اتم‌ها با اکسیژن پیوند برقرار می‌کنند، اتم اکسیژن نسبت به اتم‌های دیگر جفت الکترون پیوندی را با شدّت بیش‌تری به سمت خود جذب می‌کند. به

این ترتیب، این دو الکترون همراه با بار منفی خود، بیش‌تر وقت خود را در نزدیکی اتم اکسیژن می‌گذرانند. *در نتیجه، به اکسیژن معمولاً عدد اکسایش ۲ـ نسبت داده می‌شود.* از طرف دیگر، الکترونگاتیوی اتم هیدروژن زیاد نیست. از این رو، الکترونی که این اتم به هنگام تشکیل پیوند در اختیار می‌گذارد، معمولاً بیش‌تر وقت خود را در اطراف اتم الکترونگاتیوتر می‌گذراند. *بنابراین، به هیدروژن معمولاً عدد اکسایش ۱+ نسبت داده می‌شود.* برای هالوژن‌ها نیز که بسیار الکترونگاتیو هستند معمولاً عدد اکسایش ۱ـ درنظرگرفته می‌شود. اتم‌های دیگر نیز تمایل دارند عددهای اکسایشی داشته باشند که با نوع و میزان بار آن‌ها در ترکیب‌های یونی شباهت داشته باشد. این اتم‌ها معمولاً برای رسیدن به آرایش هشتایی کامل، اغلب به گرفتن یا از دست دادن همین تعداد الکترون نیاز دارند. عنصری که الکترونگاتیوی آن بیش‌تر است، دارای عدد اکسایش منفی خواهد بود. برای مثال، در آمونیاک، NH_3، عدد اکسایش N، ۳ـ و عدد اکسایش H، ۱+ است.

پیش از آن که عددهای رومی را در نام‌گذاری 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 اتم‌های موجود در ترکیب، می‌توانند 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 هالوژن‌ها، می‌توانید عددهای اکسایش بیش‌تر اتم‌ها را در یک ترکیب یا یک یون چند اتمی پیش‌بینی کنید.

به‌عنوان مثال، مولکول‌های CO و CO_2، نشان داده شده در شکل ۱۲ را درنظر بگیرید. با استفاده از عددهای رومی برای نمایش عددهای اکسایش، CO را باید کربن (II) اکسید و CO_2 را کربن (IV) اکسید نامید. امّا مانند بسیاری از ترکیب‌های کووالانسی متداول، CO و CO_2 را معمولاً کربن مونواکسید و کربن دی‌اکسید می‌نامند.



شکل ۱۲ آ. در کربن مونواکسید اگر عدد اکسایش اتم اکسیژن ۲ـ درنظر گرفته شود، عدد اکسایش اتم کربن باید ۲+ باشد.
ب. در کربن دی‌اکسید عدد اکسایش اکسیژن ۲ـ است. امّا، چون در هر مولکول دو اتم اکسیژن وجود دارد، اتم کربن باید دارای عدد اکسایش ۴+ باشد.

خود را بیازمایید

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

آ ـ SO_2 ب ـ Cl_2O پ ـ N_2O_3

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

آ ـ CCl_4 ب ـ PCl_3 پ ـ H_2SO_4

ت ـ SO_3

۳ ـ فرمول شیمیایی ترکیب‌های زیر را بنویسید:

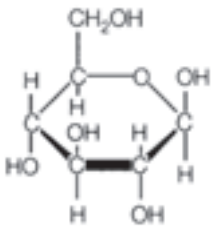
آ ـ دی نیتروژن تتراا‌کسید ب ـ گوگرد هگزا فلوئورید پ ـ فسفر پنتابرمید

چگونه فرمول‌های شیمیایی را نمایش می‌دهند؟

تاکنون با ساختار لوویس و فرمول شیمیایی برای نمایش یک مولکول آشنا شدید. درواقع، شیمی‌دان‌ها می‌توانند فرمول یک ترکیب معیّن 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. به‌طوری که در این شکل ملاحظه می‌کنید فرمول تجربی گلوکوز CH_2O و فرمول مولکولی آن $C_6H_{12}O_6$ است.

فرمول مولکولی نوع و تعداد واقعی اتم‌ها را در مولکول‌های سازنده‌ی یک ترکیب مولکولی به‌دست می‌دهد.

مدل گلوله و میله



فرمول ساختاری گسترده

فرمول مولکولی $C_6H_{12}O_6$
فرمول تجربی CH_2O

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 به‌دست آوردن این اطلاعات به فرمول مولکولی نیاز دارید.

فرمول مولکولی، با توجه به نوع اتم‌ها و تعداد آن‌ها، تصویر بهتری از مولکول به‌دست می‌دهد.

برای بعضی از ترکیب‌ها، فرمول تجربی و فرمول مولکولی یکسان است. آب، H_2O از این جمله است. امّا، در مورد بسیاری از ترکیب‌ها، فرمول تجربی و فرمول مولکولی تفاوت دارند. سه ترکیب مولکولی نشان داده شده در جدول ۵ را درنظر بگیرید. ترکیب اوّل سمّی 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، امّا به علت متفاوت بودن فرمول مولکولی آن‌ها، هر یک خواص بسیار متفاوتی از خود نشان می‌دهند.

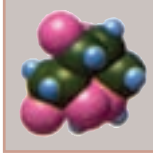
توجه کنید که در جدول ۵ فرمول مولکولی در هر مورد مضربی از فرمول تجربی است.

فرمول مولکولی = x (فرمول تجربی)

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 به‌دست 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 $g.mol^{-1}$	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

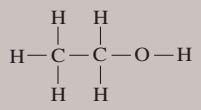
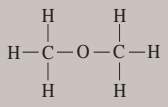
از روی فرمول مولکولی به این نکته پی می‌برید که در یک ترکیب چه نوع اتم‌هایی وجود دارند و تعداد هر یک از آن‌ها چه قدر است. امّا، برای آن که بدانید این اتم‌ها چگونه به یک‌دیگر متصل شده‌اند، به **فرمول ساختاری** نیاز دارید. فرمول ساختاری اطلاعات زیادی درباره‌ی موقعیت اتم‌ها در مولکول در اختیار می‌گذارد. 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 یک‌دیگر را در مولکول نشان می‌دهد.

فرمول های تجربی، مولکولی و ساختاری دو مولکول نشان داده شده در جدول ۶ را با یک‌دیگر مقایسه کنید. نوع و تعداد اتم‌ها در هر دو ترکیب یکسان است. تنها تفاوت در چگونگی آرایش آن‌هاست. همین تفاوت کوچکِ ساختاری موجب می‌شود که خواص شیمیایی آن‌ها بسیار متفاوت باشد. دی‌متیل اتر گازی است به‌عنوان پیشرانه در افشانه‌ها و گاز یخچال به‌کار می‌رود، درحالی‌که اتانول مایعی است که به‌عنوان حلال و ماده‌ی اولیه در صنایع شیمیایی کاربرد فراوان دارد. فرمول ساختاری مانند ساختار لوویس است، با این تفاوت که جفت الکترون‌های ناپیوندی در آن نشان داده نمی‌شود. در این فرمول خط کوتاه نمایان‌گر یک پیوند ساده (یگانه) بین دو اتم است.

به ترکیب‌هایی که فرمول مولکولی یکسانی دارند اما فرمول ساختاری آن‌ها با یک‌دیگر تفاوت می‌کند **ایزومر** یا **هم‌پار** می‌گویند. اتانول و دی‌متیل اتر ایزومر یک‌دیگرند.

جدول ۶ مقایسه‌ی اتانول و دی‌متیل اتر

ترکیب	فرمول تجربی	فرمول مولکولی	فرمول ساختاری	نقطه‌ی جوش ($^\circ C$)	چگالی ($g.cm^{-3}$)
اتانول	C_2H_6O	C_2H_6O		۷۸٫۰	۰٫۸۱۶
دی متیل اتر	C_2H_6O	C_2H_6O		−۲۴٫۵	۰٫۶۶۱

چگونه می‌توان شکل هندسی مولکول‌ها را پیش‌بینی کرد؟

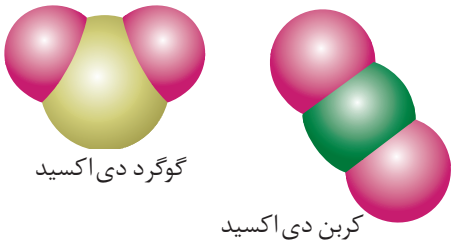
اگرچه تاکنون مطالب زیادی درباره‌ی ساختار مولکول‌ها آموخته‌اید، امّا جهت‌گیری سه بعدی یا آرایش هندسی مولکول‌ها را مطالعه نکرده‌اید. شکل هندسی مولکول عامل بسیار مهمی در تعیین خواص شیمیایی آن است.

مولکول‌هایی که فرمول مولکولی به نسبت ساده‌ای دارند، شکل هندسی آن‌ها هم ساده است. در مورد مولکول‌های دو اتمی مانند مولکول هیدروژن تنها یک شکل امکان‌پذیر است، شکل ۱۴. امّا، در مورد مولکول‌هایی که بیش از دو اتم دارند، شکل هندسی مولکول پیچیده‌تر است. در چنین مواردی به اطلاعاتی بیش از فرمول مولکولی نیاز است.

شکل ۱۴ مولکول‌های دو اتمی مانند H_2 تنها یک شکل دارند.

معمولاً بین فرمول مولکولی یک ترکیب و شکل هندسی آن رابطه‌ی روشنی وجود ندارد. برای مثال، دو مولکول کربن دی‌اکسید، CO_2، و گوگرد دی اکسید، SO_2، را درنظر بگیرید.

در هر دو ترکیب سه اتم وجود دارد که دو اتم آن اکسیژن است. امّا، همان‌طور که در شکل ۱۵ نشان داده شده است، این دو ترکیب شکل‌های هندسی متفاوتی دارند. چرا با وجود تشابه از نظر تعداد اتم‌ها، مولکول CO_2 خطّی و مولکول SO_2 خمیده است؟ پاسخ را باید در آرایش الکترون‌های ظرفیت آن‌ها، به‌ویژه جفت الکترون‌های ناپیوندی جست‌وجو کرد.



شکل ۱۵ اگرچه تعداد اتم‌ها در کربن دی‌اکسید و گوگرد دی‌اکسید یکسان است، امّا شکل‌های متفاوتی دارند.

یکی از نظریه‌هایی که برای پیش‌بینی شکل هندسی مولکول‌ها ارایه شده است، نظریه‌ی نیروی دافعه‌ی جفت الکترون‌های لایه‌ی ظرفیت (VSEPR) است. مطابق با این نظریه، نیروهای دافعه‌ی الکتروستاتیک موجود بین جفت الکترون‌های پیوندی یا ناپیوندی موجود در یک مولکول، موجب می‌شود که این جفت الکترون‌ها تا آن‌جا که امکان داشته باشد، از یک‌دیگر فاصله بگیرند. این جهت‌گیری جفت الکترون‌ها به‌گونه‌ای است که پایدارترین آرایش هندسی را برای مولکول فراهم می‌کند. آرایش ویژه‌ای از اتم‌ها که سبب می‌شود میان جفت الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی مولکول کم‌ترین دافعه وجود داشته باشد. در این روش برای سادگی به‌جای جفت‌الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی از واژه‌ی **قلمرو الکترونی** استفاده می‌شود. قلمرو الکترونی مفهومی کلی‌تر است و به ناحیه‌ای در اطراف اتم مرکزی گفته می‌شود که الکترون‌ها ـ صرف‌نظر از تعداد ـ در آن‌جا حضور دارند. در این تعریف پیوندهای یگانه، دوگانه یا سه‌گانه، یک قلمرو به‌شمار می‌آید.

VSEPR که کوتاه شده عبارت زیر است:

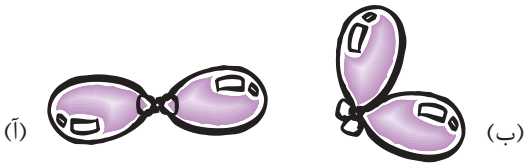
Valence Shell Electron Pairs Repulsion

مدلی برای پیش‌بینی شکل مولکول است، با این فرض که قلمروهای الکترونی پیرامون اتم مرکزی، تمایل دارند تا آن‌جا که ممکن است از یک‌دیگر دور شوند.

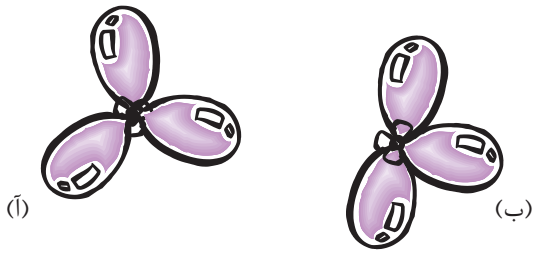
آزمایش کنید

برای نشان دادن شکل هندسی مولکول‌ها می‌توان از بادکنک‌های باد شده استفاده کرد. چند بادکنک تهیه کنید و آزمایش‌های زیر را انجام دهید.

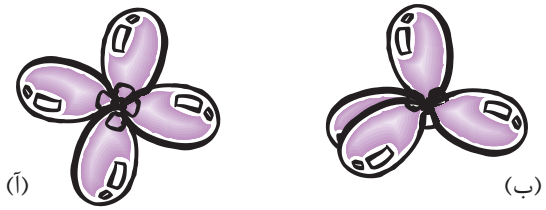
۱ـ ابتدا دو بادکنک کوچک را به یک اندازه باد کنید. سپس با استفاده از نخ سر بادکنک‌ها را به یک‌دیگر ببندید به‌طوری که تا حد امکان آزاد امّا به هم نزدیک باشند. بادکنک‌ها را روی پارچه‌ی پشمی بکشید تا بار الکتریکی پیدا کنند. سپس آن‌ها را روی میز رها کنید تا آرایش ثابتی به خود بگیرند. بادکنک‌ها کدام‌یک از دو آرایش صفحه بعد را به خود خواهند گرفت؟



۲ـ اگر در آزمایش بالا از سه بادکنک استفاده کنید، کدام آرایش هندسی زیر برای آن‌ها مناسب‌تر است؟



۳ـ اگر چهار بادکنک را به یک‌دیگر گره بزنید، بادکنک‌ها کدام‌یک 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.

۱ـ ساختار لوویس مولکول را رسم کنید.

۲ـ تعداد قلمروهای الکترونی در اطراف اتم مرکزی را معیّن کنید.

۳ـ آرایش هندسی مناسب را براساس تعداد قلمروهای الکترونی نتیجه بگیرید.

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

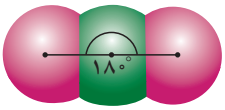
▲ دو قلمرو الکترونی: ساختار خطی

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

$$\ddot{O}=C=\ddot{O}$$

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

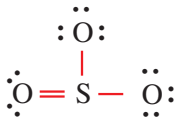
تنها جهت‌گیری ممکن که می‌تواند دو قلمرو الکترونی اطراف اتم کربن را تا حد ممکن دور از یک‌دیگر قرار دهد، آرایش خطی است، شکل ۱۶.



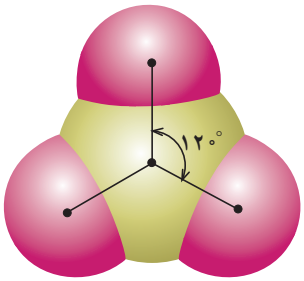
شکل ۱۶ مطابق نظریه‌ی VSEPR، مولکولی که دارای دو قلمرو الکترونی در اطراف اتم مرکزی است، آن گونه که برای کربن دی‌اکسید نشان داده شده است، آرایش خطی به خود می‌گیرد. آرایشی که در آن زاویه‌ی پیوند ۱۸۰° است.

سه قلمرو الکترونی: ساختار سه ضلعی مسطح

اکنون ساختار لوویس گوگرد تری‌اکسید، SO_3، را درنظر بگیرید.



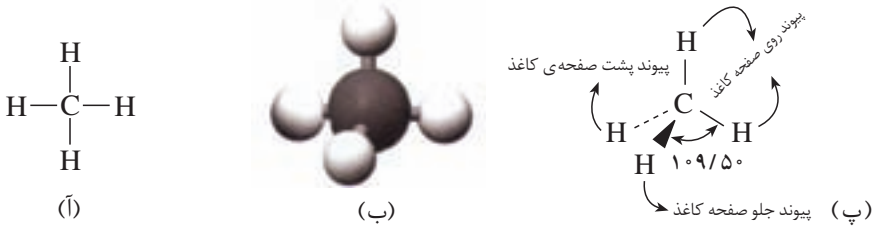
در SO_3، سه قلمرو الکترونی در اطراف اتم مرکزی (S)وجود دارد. آرایش هندسی این مولکول در شکل ۱۷ نشان داده شده است. این شکل را آرایش سه ضلعی مسطح می‌نامند.



شکل ۱۷ در مولکولی مانند SO_3، وقتی اتم مرکزی به‌وسیله‌ی سه اتم دیگر احاطه شده باشد و همه‌ی جفت الکترون‌ها از نوع پیوندی باشند، آرایش هندسی مولکول به‌صورت سه‌ضلعی مسطح است. زاویه‌ی پیوند در این آرایش ۱۲۰° است.

چهار قلمرو الکترونی: ساختار چهاروجهی

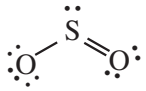
وضعیت مولکول‌هایی که مانند متان، CH_4، چهار قلمرو الکترونی دارند، قدری پیچیده‌تر است، زیرا به‌جای یک شکل مسطح که بتوان آن را روی صفحه‌ی کاغذ نمایش داد، دارای یک شکل سه بُعدی موسوم به **چهاروجهی** است. چند شیوه‌ی نمایش متفاوت مولکول متان در شکل ۱۸ نشان داده شده است. این شکل را می‌توان به‌صورت سه‌پایه‌ای درنظر گرفت که پایه‌ی چهارمی به سمت بالا بر آن سوار شده است. در این نوع آرایش، جفت‌های الکترونی با یک‌دیگر زاویه‌ای برابر ۱۰۹/۵° 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 خط‌چین (نمادی برای نمایش جهت‌گیری اتم ـ دور از بیننده) و گوه (نمادی برای نمایش جهت‌گیری اتم ـ نزدیک از بیننده)

۴ـ در صورت وجود جفت الکترون‌های ناپیوندی زوایای پیوند را طوری تنظیم کنید تا برای قلمروهای الکترونی مربوط به جفت‌های ناپیوندی فضای بزرگ‌تری باز شود.

اتم گوگرد در مولکول SO_2، را درنظر بگیرید.

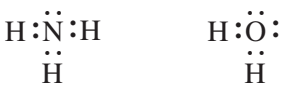


حول این اتم سه قلمرو الکترونی وجود دارد. از این‌رو ساختار آن در گروه سه ضلعی مسطح قرار می‌گیرد. در این ساختار قلمروهای الکترونی باهم زاویه‌ی 120°دارند. امّا، یک جفت الکترون ناپیوندی در مقایسه با یک جفت الکترون پیوندی، فضای بیش‌تری را اشغال می‌کند، زیرا جفت الکترون ناپیوندی تنها تحت تأثیر یک هسته است، حال آن‌که جفت الکترون پیوندی تحت تأثیر دو هسته قرار دارد. در نتیجه، نیروی دافعه‌ی بین جفت‌های ناپیوندی ـ پیوندی اندکی بیش‌تر از نیروی دافعه‌ی بین جفت الکترون‌های پیوندی ـ پیوندی است. بر اثر این دافعه‌ی بیش‌تر، جفت الکترون‌های پیوندی کمی به سوی یک‌دیگر رانده می‌شوند. از این‌رو، زاویه‌ی پیوند در مورد SO_2 به‌جای 120°، برابر $119/5^\circ$ است. در مورد پیوندهای دوگانه و سه‌گانه نیز یک چنین اثری مشاهده می‌شود، زیرا قلمروهای الکترونی آن‌ها، نسبت به قلمرو الکترونی پیوند یگانه (ساده) به فضای بیش‌تری نیاز دارند.

نمونه‌ی حل شده

شکل هندسی مولکول‌های آمونیاک (NH_3) و آب (H_2O) را پیش‌بینی کنید.

۱ـ ساختارهای لوویس آن‌ها را رسم می‌کنیم.



۲ـ در هر مورد تعداد قلمروهای الکترونی در اطراف اتم مرکزی را می‌شماریم.

- اتم N در NH_3 سه پیوند با اتم‌های H و یک جفت الکترون ناپیوندی دارد. در مجموع چهار قلمرو الکترونی.
- اتم O در H_2O دو پیوند با اتم‌های H و دو جفت الکترون ناپیوندی دارد. در مجموع چهار قلمرو الکترونی.

۳ـ آرایش هندسی مناسب را براساس نظریه‌ی VSEPR تعیین می‌کنیم.

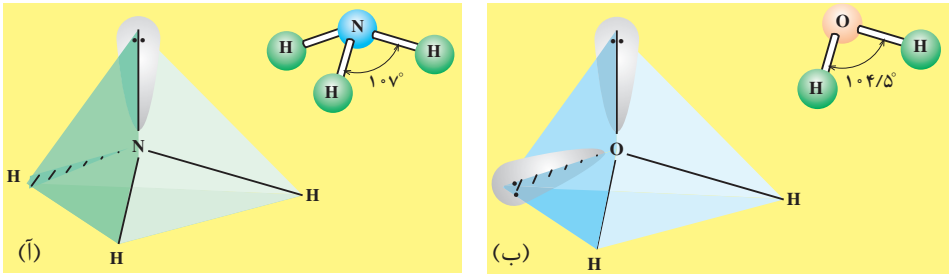
- قلمروهای الکترونی در هر دو اتم دارای آرایش چهار وجهی خواهند بود. در این ساختار زاویه‌ی پیوند حدود $109/5^\circ$است.

۴ـ وضعیت جفت الکترون‌های ناپیوندی را مشخص می‌کنیم.

● در مورد آمونیاک، چهاروجهی را مانند سه‌پایه‌ای درنظر بگیرید که پایه‌ی چهارمی به سمت بالابر آن سوار شده است. اگر جفت الکترون ناپیوندی را پایه‌ی چهارم درنظر بگیریم، شکل هندسی به‌دست آمده یک هرم با قاعده‌ی سه ضلعی است، شکل آ.

● در مورد آب، شکل مولکول خمیده است، شکل ب. این شکل، بدون توجه به این که جفت الکترون‌های ناپیوندی کدام دو پایه‌ی چهاروجهی را اشغال کنند، با واقعیّت سازگاری دارد.

● به علت دافعه‌ی میان جفت الکترون‌های ناپیوندی ـ ناپیوندی، ناپیوندی ـ پیوندی و پیوندی ـ پیوندی که به ترتیب مقدار نیروی دافعه‌ای میان آن‌ها کاسته می‌شود، زاویه‌ی پیوند در آمونیاک و آب هر دو اندکی کوچک‌تر از $۱۰۹/۵^\circ$ شده است. (زاویه‌ی پیوند در آمونیاک ۱۰۷° و در آب $۱۰۴/۵^\circ$ است). این نیروهای دافعه‌ای را روی هر دو شکل زیر نشان دهید.



خود را بیازمایید

شکل هندسی مولکول‌های زیر را پیش‌بینی کنید.

$SiCl_4$، PCl_3، H_2S

بیش‌تر بدانید

شکل هندسی مولکول‌ها تأثیر به‌سزایی بر فعالیت شیمیایی آن‌ها دارد. این واقعیت، به‌ویژه در مورد واکنش‌هایی صادق است که در سامانه‌های زیستی رخ می‌دهند. از میان صدها نوع مولکولی که در مایع‌های موجود سامانه‌های زیستی وجود دارد، واکنش دهنده‌های مناسب باید یک‌دیگر را پیدا کنند و با هم واکنش دهند. درواقع، این مولکول‌ها باید بسیار هوشمندانه عمل کنند. ساختار این مولکول‌ها به‌گونه‌ای است که تنها بخش‌های مناسبی از آن‌ها به یک‌دیگر نزدیک و سپس واکنش انجام می‌دهند.

کاربرد مولکول‌ها به‌عنوان وسیله‌ای برای ارتباط، حوزه‌ی دیگری است که شکل هندسی مولکول‌ها نقش مهمی در آن ایفا می‌کند. انتقال پیام‌های عصبی در طول سیناپس‌ها، نمونه‌ای از ارتباط شیمیایی است که در بدن انسان رخ می‌دهد. گیاهان و جانوران نیز از ارتباط شیمیایی استفاده می‌کنند. برای نمونه،

مورچه‌ها از خود ردپای شیمیایی برجای می‌گذارند، به‌گونه‌ای که مورچه‌های دیگر به‌راحتی می‌توانند منبع غذایی را بیابند که مورچه‌ی اول یافته است، هم‌چنین، 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 به‌این‌ترتیب، پیام‌ها را منتقل می‌کنند. در این فرایند، شکل هندسی مولکول نقش تعیین کننده‌ای 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. هریک از این پیام دهنده‌ها از نظر بوم‌شناسی اهمیت به‌سزایی دارد.

آلامون پیام دهنده‌ای است که به‌نوعی به تولید کننده‌ی 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 به‌سمت خود جلب می‌کنند. برای نمونه گل یونجه با پراکندن مجموعه‌ای از ترکیب‌های معطر، زنبورهای عسل را به‌سوی خود می‌کشند.

کایرومون پیام‌دهنده‌ای 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 پخش کننده‌ی 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 رابگیرد.

چه نیرویی مولکول‌ها را کنار یک‌دیگر نگاه می‌دارد؟

پیش از این آموختید که به هنگام 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

نیرویی میان هسته‌ی اتم‌های یک مولکول و الکترون‌های مولکول دیگر قابل تصور است، انتظار می‌رود که مولکول‌ها نیز یک‌دیگر را برُبایند. وجود این نیروها سبب می‌شود که مولکول‌ها بتوانند در کنار هم قرار بگیرند. از آن‌جا که خواص فیزیکی یک ماده به قدرت نیروهای جاذبه‌ای میان ذره‌های سازنده‌ی آن ـ در این جا مولکول‌ها ـ بستگی دارد، داشتن درکی از عوامل مؤثر بر افزایش نیروهای بین مولکولی امکان توجیه تفاوت مشاهده شده در خواص فیزیکی مواد گوناگون را میسر می‌سازد.

برهم‌کنش‌های جاذبه‌ای از نوع مولکول ـ مولکول را به افتخار یک فیزیک‌دان هلندی **نیروهای وان‌دروالس** نامیده‌اند.

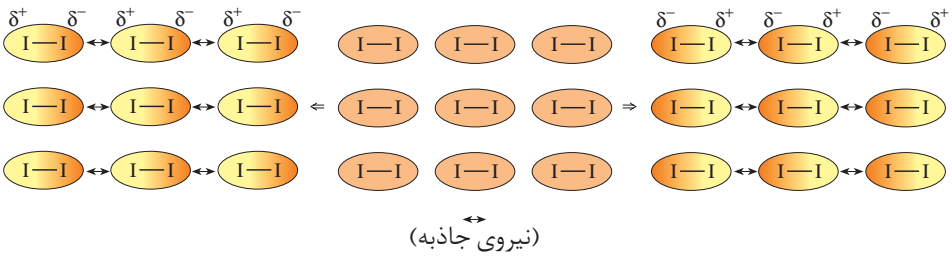
توزیع ناهم‌گون الکترون‌ها روی مولکول، نیروهای بین مولکول را افزایش می‌دهد.

پیش از این با مفهوم پیوند قطبی و پیوند ناقطبی آشنا شدید. می‌دانید که در پیوندهای قطبی برخلاف پیوندهای ناقطبی الکترون‌ها به‌طور یک‌نواخت روی مولکول دو اتمی توزیع نمی‌شوند و وقت بیش‌تری را در اطراف اتم الکترونگاتیوتر سپری می‌کنند. این توزیع ناهم‌گون الکترون‌ها می‌تواند یک مولکول دو اتمی را به یک **دوقطبی** تبدیل کند. به چنین مولکولی **قطبی** می‌گویند.

وجود دو قطب مثبت و منفی دایمی در مولکول‌های قطبی بر نیروهای جاذبه‌ای موجود میان مولکول‌ها، نیروی جاذبه‌ای قوی‌تری را اضافه می‌کند. این درحالی است که مولکول‌های دو اتمی جور هسته مانند I_2 که از جمله **مولکول‌های ناقطبی** به‌شمار می‌آیند، به همان نیروهای ضعیف وان دروالسی اکتفا می‌کنند.

فکر کنید

۱ـ شکل زیر نیروهای ضعیف موجود میان مولکول‌های I_2 به حالت جامد را نشان می‌دهد. ایجاد این نیروهای ضعیف جاذبه‌ای را که به نیروی جاذبه‌ای نشری لوندون معروف است، چگونه توجیه می‌کنید؟



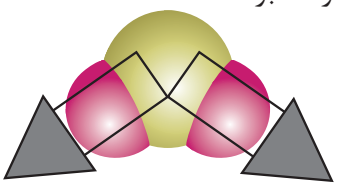
نیروهای وان‌دروالس با افزایش جرم مولکول‌ها افزایش می‌یابد. چرا؟

۲ـ از میان جفت گازهای (CO ، N_2) و (O_2 ، Cl_2) کدام یک آسان‌تر به مایع تبدیل می‌شود؟ چرا؟

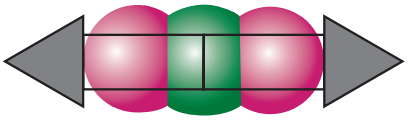
مولکول های چنداتمی نیز بسته به میزان قطبی بودن پیوندها و جهت گیری اتم ها در فضا (آرایش هندسی مولکول) می توانند قطبی یا ناقطبی باشند.

پیش بینی کنید

مولکول های CO_2 و SO_2 را درنظر بگیرید. اگر جهت توزیع الکترون ها در هر پیوند قطبی را با یک پیکان نشان دهیم. توزیع الکترون ها روی مولکول های یادشده به صورت زیر خواهد بود.



SO_2



CO_2

۱ـ **فرض کنید** که هر پیکان جهت نیرویی را نشان می دهد که قصد داریم به کمک آن اتم مرکزی را از جای خود تکان دهیم، به نظر شما در کدام حالت اتم مرکزی تحت تأثیر هم زمان این نیروها جابه جا می شود؟ چرا؟

۲ـ اگر حرکت کردن اتم مرکزی در این مقایسه ی فرضی را به معنای توزیع غیریک نواخت الکترون ها روی مولکول درنظر بگیریم، در این صورت کدام مولکول یک دوقطبی خواهد بود؟ قطب های مثبت و منفی این دو قطبی را مشخص کنید.

۳ـ با کمک روش بالا مولکول های زیر را در دو گروه قطبی و ناقطبی دسته بندی کنید.

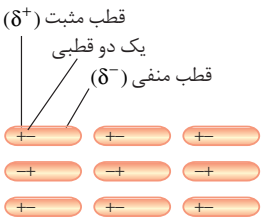
$$CF_4 \ , \ PCl_3 \ , \ SO_3 \ , \ H_2O$$

پیوندهای هیدروژنی از جمله نیروهای بین مولکولی قوی به شمار می آیند.

آب خواص منحصر به فرد زیادی دارد که اجسام مشابه آن، مانند هیدروژن سولفید، H_2S، از این خواص بی بهره اند، جدول ۷. نقطه های ذوب و جوش بسیار بالاتر آب نشان می دهد که نیروهای جاذبه ی دوقطبی ـ دوقطبی در مولکول های آب باید، خیلی قوی تر از نیروهای جاذبه ای مشابه بین مولکول های H_2S باشد.

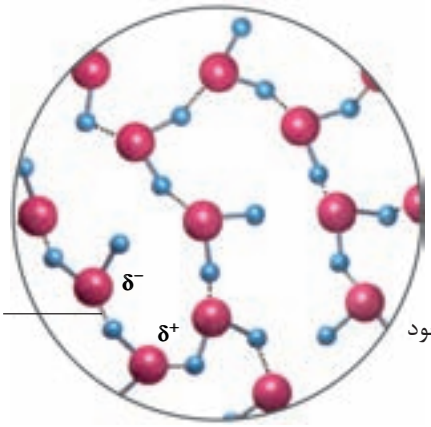
جدول ۷ ویژگی های آب و هیدروژن سولفید

ماده	مدل گلوله و میله	فرمول مولکولی	نقطه ی ذوب ($^\circ C$)	نقطه ی جوش ($^\circ C$)
آب		H_2O	۰/۰	۱۰۰/۰
هیدروژن سولفید		H_2S	−۸۵/۵	−۶۰/۳



به نیروهای جاذبه ای میان مولکول های قطبی **نیروهای دوقطبی ـ دوقطبی** می گویند. پیوند هیدروژنی نوعی نیروی جاذبه ی دوقطبی ـ دوقطبی است.

هنگامی که هیدروژن، یعنی کوچک‌ترین اتم شناخته شده، به فلوئور، اکسیژن یا نیتروژن (کوچک‌ترین و الکترونگاتیوترین اتم‌ها) متصل شود پیوندی بسیار قطبی به‌وجود می‌آید که مقدار بارهای جزیی دو اتم درگیر در این پیوند به‌ویژه 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 ـ دوقطبی بسیار قوی میان مولکول‌های دارای این گونه پیوندها به‌وجود می‌آید که به خاطر استحکام بیش از اندازه‌ی آن **پیوند هیدروژنی** نامیده می‌شود.



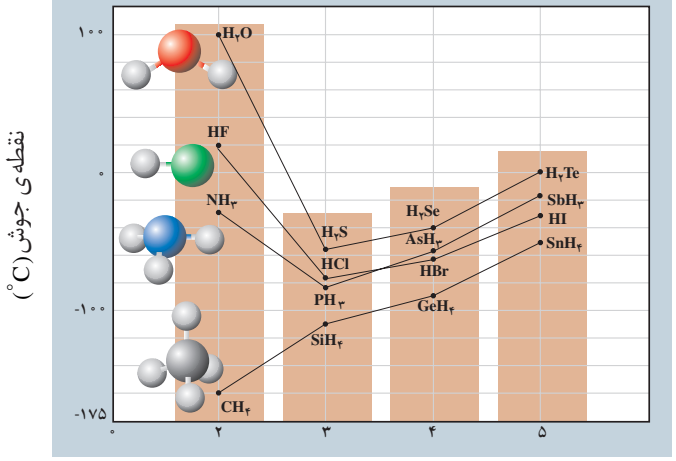
شکل ۱۹ نمایش پیوند هیدروژنی موجود بین مولکول‌های آب

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

واژه‌ی پیوند هیدروژنی گمراه کننده 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؟



بیش‌تر بخوانید

۱ـ *ساختار اتم‌ها و مولکول‌ها*، منصور عابدینی، چاپ اوّل، ۱۲۷۹، انتشارات فاطمی.

۲ـ *ساختمان مواد شیمیایی*، مرتضی خلخالی، چاپ دوازدهم، ۱۲۷۶، انتشارات فاطمی.

۳ـ *پیوندهای کووالانسی*، محمد کشاورز، عادل پیرنجفی، سعید ابراهیمی، ۱۲۸۲ ، انتشارات محراب قلم.