



مدرس‌ان شریف

فصل اول

« پیوندهای شیمیایی و ایزومرها »

پیوندهای شیمیایی

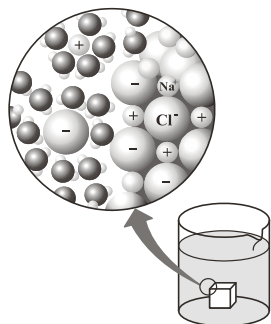
اتم‌ها به جای آن که به تمام مواد، اتم‌ها را به یکدیگر متصل می‌کنند. تشکیل پیوند بین اتم‌ها با تغییر آرایش الکترونی آن‌ها همراه است. در حقیقت، صورت منفرد بمانند، تمایل دارند به یکدیگر بپیوندند. به هم پیوستن اتم‌ها با تشکیل پیوندهای شیمیایی صورت می‌گیرد. پیوندهای شیمیایی، نیروهای جاذبه‌ای هستند که در این الکترون‌های لایه‌ی ظرفیت اتم‌ها هستند که سبب تشکیل پیوندهای شیمیایی می‌شوند.

انواع پیوند شیمیایی:

۱- پیوند بین اتم‌ها: پیوند یونی، پیوند کووالانسی، پیوند داتیو، پیوند فلزی

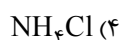
۲- پیوند بین مولکول‌ها: نیروهای واندروالسی، پیوند هیدروژنی

پیوند یونی



نیروی جاذبه‌ی قوی‌ای است که بین یون‌های با بار مخالف وجود دارد. این پیوند نتیجه‌ی انتقال الکترون از اتم فلز به اتم نافلز است. پیوند یونی را پیوند الکترووالانسی نیز می‌نامند. ترکیبات یونی متشکل از تعداد زیادی آنیون و کاتیون هستند که با طرح معین هندسی در کنار هم قرار گرفته‌اند و یک بلور به وجود می‌آورند. هر بلور، به سبب جاذبه‌های منفی - مثبت یون‌ها به هم، نگه داشته شده است. فرمول شیمیایی یک ترکیب یونی نشانه‌ی ساده‌ترین نسبت یون‌های مختلف برای به وجود آوردن بلوری است که از نظر الکتریکی خنثی باشد.

کدام مثال ۱: کدام ترکیب غیر یونی است؟



پاسخ: گزینه «۲» PH_3 ، یک ترکیب کووالانسی است.

خواص ترکیب‌های یونی

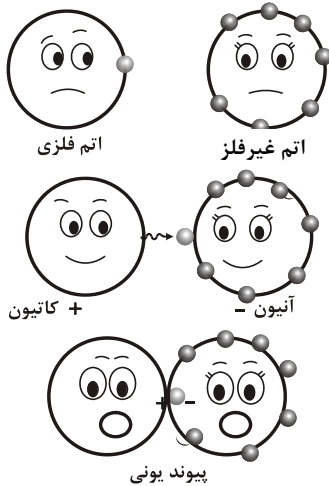
الف- رسانایی الکتریکی: رسانایی الکتریکی مواد مرکب یونی مذاب، به این علت است که وقتی قطب‌هایی با بار مخالف در این مواد مذاب قرار گیرد و میدان الکتریکی برقرار شود، یون‌ها آزادانه به حرکت درمی‌آیند. این حرکت یون‌ها بار یا جریان را از یک‌جا به جای دیگر منتقل می‌کنند. در جسم جامد که یون‌ها بی‌حرکت‌اند و نمی‌توانند آزادانه حرکت کنند، جسم خاصیت رسانای الکتریکی ندارد.

ب- سختی: سختی مواد مرکب یونی به علت پیوند محکم میان یون‌های با بار مخالف است. برای پیوندهای قوی، انرژی بسیاری لازم است تا یون‌ها از هم جدا شوند و امکان حرکت آزاد حالت مذاب را پیدا کنند. انرژی زیاد به معنی نقطه‌ی جوش بالاست که خود از ویژگی‌های مواد مرکب یونی است.

ج- شکنندگی: مواد مرکب یونی شکننده‌اند، زیرا که ساختار جامد آن‌ها آرایه‌ی منظمی از یون‌هاست. مثلاً ساختار سدیم کلرید (NaCl) را در نظر بگیرید. هرگاه یک سطح از یون‌ها فقط به فاصله‌ی یک یون در هر جهت جابجا شود، یون‌هایی که بار مشابه دارند در کنار یکدیگر قرار می‌گیرند و یکدیگر را دفع می‌کنند و چون جاذبه‌ای در کار نیست در نتیجه بلور می‌شکند. سدیم کلرید را نمی‌توان با چکش کاری، به ورقه‌های نازک تبدیل کرد زیرا با چنین عملی بلور نمک خرد و از هم پاشیده می‌شود.



گروه‌های حاوی پیوند یونی: پس از جدا شدن یک الکترون از یک اتم معین، جدا شدن الکترون‌های بعدی به ترتیب مشکل‌تر می‌شود. زیرا با از دست رفتن هر الکترون، بار دارای تأثیر بیشتری می‌شود و الکترون‌های باقی‌مانده را محکم‌تر نگه می‌دارد. به‌طور خلاصه، یون‌های مثبت زمانی تشکیل می‌شوند که اتم‌های فلزی یک الکترون گروه (IA)، دو الکترون گروه (IIA) و یا سه الکترون گروه (IIIA) به اتم‌های غیرفلزی می‌دهند. یون‌های حاصل، آرایش الکترونی یکسان با یک گاز نجیب دارند.



a- عناصر گروه (IA) فلزات قلیایی: Li, Na, K, Rb, Cs، هر یک به ترتیب یک الکترون بیشتر از گازهای نجیب (Xe, Ar, Ne, Kr, He) دارند. اگر هر یک از این فلزات از هر اتم، یک الکترون از دست بدهند، جزء باقیمانده آرایش الکترونی گاز نجیب متناظر خود را پیدا می‌کند. مثلاً، Li یک الکترون والانس در آرایش حالت پایه دارد. از دست دادن یک الکترون موجب می‌شود که Li ساختار الکترونی He را پیدا کند. یک اتم Li که فقط دو الکترون و سه الکترون داشته باشد، $+1$ خواهد داشت.

b- عناصر گروه (IIA) فلزات قلیایی خاکی: هر یک، دو الکترون والانس دارند. پس برای این‌که Ba, Sr, Ca, Mg ساختار گاز نجیب را به دست آورند اتم‌های هر عنصر باید دو الکترون از دست بدهند. از دست رفتن دو الکترون موجب می‌شود که دو پروتون در هسته به صورت خنثی نشده باقی بماند. پس هر یون بار $+2$ خواهد داشت. برای جدا شدن سومین الکترون لازم است جفت الکترون‌های تراز اصلی با انرژی پایین‌تر شکسته شود. این امر به انرژی بیشتری نیاز دارد.

c- عناصر گروه (VIIA) هالوژن‌ها: یون‌های مثبت در حضور یون‌های منفی پایدار می‌شوند. خنثی شدن بار، هر دو نوع یون را پایدار می‌کند. یون‌های منفی پایدار، از اتم‌هایی که شش یا هفت الکترون والانس دارند، تولید می‌شوند. این گونه اتم‌ها آنقدر الکترون به دست می‌آورند تا ساختار گاز نجیب را پیدا کنند. مثلاً اتم‌های عناصر گروه VIIA (هالوژن‌ها) هفت الکترون والانس دارند و هر یک، یک الکترون می‌خواهند تا آرایش الکترونی یک گاز نجیب را پیدا کنند. اگر اتم‌های F, Cl, Br و I هر یک، یک الکترون به دست آورند، یون‌های حاصل یعنی $-F, -Cl, -Br$ و $-I$ به ترتیب آرایش الکترونی گازهای نجیب (Xe, Kr, Ar, Ne) را خواهند داشت.

d- عناصر گروه (VIA) گروه اکسیژن: هر یک از اتم‌های عناصر (VIA) برای رسیدن به ساختار الکترونی یک گاز نجیب به دو الکترون نیاز دارند. اضافه شدن دو الکترون به هر اتم، سبب تولید آنیون (یون دو بار منفی) می‌شود. به‌طور خلاصه غیرفلزات، یک یا دو و یا سه الکترون از فلزات می‌گیرند و یون منفی ایجاد می‌کنند. این یون‌های منفی همگی الکترون‌های والانس جفت شده و آرایش هشت الکترونی پایدار گازهای نجیب را دارند.

کلمه مثال ۲: «آرایش» متان چیست؟

(۴) چهاروجهی

(۳) هرمی

(۲) مسطح

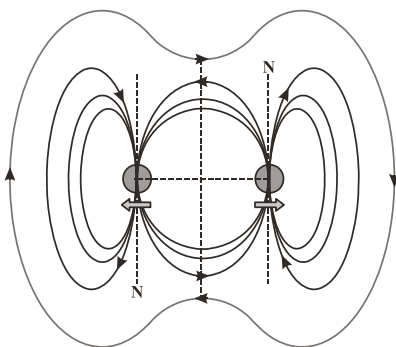
(۱) لوزی

پاسخ: گزینه «۴» آرایش متان، چهاروجهی است.

پیوندهای کووالانسی

میلیون‌ها ماده‌ی مرکب شناخته شده است که فقط از غیر فلزات ترکیب یافته‌اند. این مواد مرکب فقط شامل عناصری هستند که در هر اتم، ۴، ۵، ۶ یا ۷ الکترون والانس دارند. بنابراین الکترون‌های والانس اتم‌های غیرفلزی، آنقدر زیاد است که اتم‌ها نمی‌توانند با از دست دادن آن‌ها ساختار یک گاز نجیب را به دست آورند. معمولاً غیر فلزات با جفت کردن الکترون‌ها پیوند ایجاد می‌کنند و در این فرآیند به ساختار یک گاز نجیب می‌رسند.

یکی دیگر از راه‌هایی که یک اتم می‌تواند به آرایش الکترونی پایدار برسد، این است که با یک یا چند اتم دیگر، الکترون به اشتراک بگذارد. هنگامی که دو اتم، الکترون به اشتراک می‌گذارند، نیروی جاذبه‌ای بین آن‌ها به وجود می‌آید که سبب به هم پیوستن آن دو اتم به یکدیگر می‌شود. این نیروی جاذبه پیوند کووالانسی نام دارد.



آنچه اتم‌های یک مولکول را در پیوند با یکدیگر یا (کنار یکدیگر) نگه می‌دارد، پیوند کووالانسی است. در تشکیل پیوند کووالانسی، الکترون‌ها به جای آن‌که از اتمی به اتم دیگر منتقل شوند، میان دو اتم به اشتراک گذاشته می‌شوند. استحکام پیوند کووالانسی ناشی از جاذبه‌ی متقابل دو هسته مثبت و بار منفی الکترون‌های پیوندی است، یا به عبارت دیگر مربوط به آن است که هر دو هسته، الکترون‌های مشترکی را جذب می‌کنند.

شرط تشکیل پیوند کووالانسی: لازمی تشکیل پیوند کووالانسی بین دو اتم، این است که هر یک از دو اتم در آخرین تراز انرژی خود لاقط یک اوربیتال نیمه پر داشته باشند.

انواع پیوند کووالانسی

الف - پیوند یگانه کووالانسی: پیوند یگانه کووالانسی متشکل از یک جفت الکترون (دارای اسپین مخالف) است که اوربیتالی از هر دو اتم بیوند شده را اشغال می‌کند. ساده‌ترین نمونه‌ی اشتراک در مولکول‌های دو اتمی گازهایی از قبیل F_2 ، H_2 و Cl_2 دیده می‌شود. اتم هیدروژن فقط یک الکترون دارد. هرگاه دو اتم هیدروژن تک الکترون‌های خود را به اشتراک بگذارند، یک جفت الکترون حاصل می‌شود.



این جفت الکترون پیوندی متعلق به کل مولکول هیدروژن است و به آرایش الکترونی پایدار گاز نجیب هلیم می‌رسد. هر اتم هالوژن، هفت الکترون والانس دارد. با تشکیل یک پیوند کووالانسی بین دو تا از این اتم‌ها، هر اتم به آرایش الکترونی هشت‌تایی که ویژه‌ی گازهای نجیب است، می‌رسد.

ب - پیوند چندگانه: بین دو اتم، ممکن است بیش از یک پیوند کووالانسی تشکیل شود. در این موارد گفته می‌شود که اتم‌ها با پیوند چندگانه به هم متصل‌اند. دو جفت الکترون مشترک را پیوند دوگانه و سه جفت الکترون مشترک را پیوند سه‌گانه می‌نامند. اغلب می‌توان تعداد پیوندهای جفت الکترونی را که یک اتم در یک مولکول به وجود می‌آورد از تعداد الکترون‌های مورد نیاز برای پر شدن پوسته‌ی والانس آن اتم، پیش‌بینی کرد.

چون برای نافلزات شماره گروه در جدول با تعداد الکترون‌های والانس برابر است، می‌توان پیش‌بینی کرد که عناصر گروه VIIA مثل Cl (با هفت الکترون والانس)، برای رسیدن به هشت تایی پایدار، یک پیوند کووالانسی، عناصر گروه VIA مثل O و S (با شش الکترون والانس)، دو پیوند کووالانسی، عناصر گروه VA مثل N و P (با پنج الکترون والانس)، سه پیوند کووالانسی و عناصر گروه IVA مثل C (با چهار الکترون والانس) چهار پیوند کووالانسی به وجود خواهند آورد. $O=C=O$: پیوند دوگانه، $N \equiv N$ پیوند سه‌گانه، $H-C \equiv C-H$ چهار پیوند کربن که یک پیوند سه‌گانه و یک پیوند یگانه تشکیل داده است.

ک - مثال ۳: طول اتصال کربن به کربن در کدام اتصال بیشتر است؟

(۱) سه‌گانه

(۲) دوگانه

(۳) یگانه

(۴) همه برابرند.

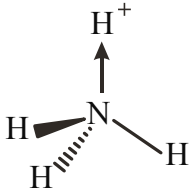
پاسخ: گزینه «۳» طول اتصال پیوند یگانه از دیگر اتصالات بیشتر است:

طول اتصال کربن $C \equiv C < C = C < C - C$

انرژی پیوند $C - C < C = C < C \equiv C$

پیوند داتیو (کووالانسی کوئوردینانسی)

کلمه‌ی داتیو به زبان یونانی یعنی بخشنده. این پیوند زمانی تشکیل می‌شود که یک اتم دارای زوج الکترون تنها و اتم دیگر اوربیتال خالی داشته باشد. **شرط تشکیل پیوند داتیو:** در تشکیل پیوند داتیو باید اتمی که الکترون به اشتراک می‌گذارد، در آخرین لایه، حداقل یک جفت الکترون غیرپیوندی داشته باشد و اتم دیگر نیز حداقل دارای یک اوربیتال خالی در آخرین لایه باشد (اوربیتال: فضایی است که احتمال حضور بیشترین الکترون را داشته باشد). اتم نیتروژن با سه اتم هیدروژن، پیوند کووالانسی معمولی تشکیل می‌دهد و به آرایش الکترونی گاز بی‌اثر می‌رسد. پس از این عمل، برای نیتروژن یک جفت الکترون غیر پیوندی باقی می‌ماند که می‌تواند آن را به‌صورت داتیو در اختیار اتم‌هایی که به آن نیاز دارند، قرار دهد.



از سوی دیگر، اتم هیدروژن که یک الکترون در اوربیتال آن موجود است، هر گاه این الکترون را از دست بدهد، به یون H^+ تبدیل می‌شود که اوربیتال 1s آن خالی است. حال هرگاه این یون به مولکول آمونیاک نزدیک شود، با آن پیوند داتیو برقرار می‌کند و خود را به آرایش الکترونی گاز بی‌اثر می‌رساند (NH_4^+). این مجموعه که یون آمونیوم نامیده می‌شود، در بسیاری از ترکیبات مانند کلرید آمونیوم (NH_4Cl) و هیدروکسید آمونیوم (NH_4OH) وجود دارد.

اندازه‌گیری‌های انجام شده نشان می‌دهد که انرژی و طول هر چهار پیوند نیتروژن - هیدروژن در یون آمونیوم کاملاً یکسان است. این امر منطقی به نظر می‌رسد، زیرا پیوند داتیو نیز مانند پیوند کووالانسی معمولی، یک جفت الکترون است که بین هسته‌ی اتم نیتروژن و هسته‌ی اتم هیدروژن قرار گرفته است. کلرید آلومینیوم نیز با یون Cl^- ترکیب می‌شود و یون $AlCl_4^-$ تولید می‌کند که در آن هر چهار پیوند $Al-Cl$ از نظر طول و انرژی یکسان هستند.

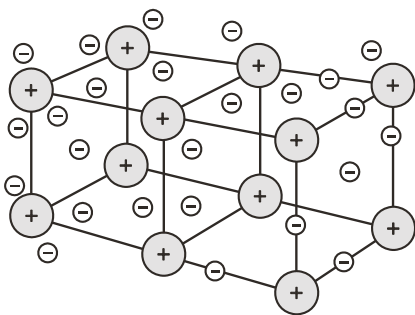
پیوندهای فلزی

نیروی جاذبه‌ای که از تأثیر متقابل الکترون‌های غیرمستقر (یعنی همان الکترون‌های لایه‌ی ظرفیت) و ذره‌های مثبت شبکه‌ی بلور فلز به وجود می‌آید، عامل پیدایش پیوند فلزی می‌باشد.

فلزات به وسیله‌ی رسانایی الکتریکی بالا، جلای فلزی و چکش‌خواری مشخص می‌شوند. کدام آرایش پیوندی می‌تواند پدید آورنده‌ی این خواص باشد؟ فلزات در حالت جامد بلورهایی تشکیل می‌دهند که در آن‌ها هر اتم با هشت یا دوازده اتم فلز احاطه شده است.

نظر به این که فلزات در تراز بیرونی خود فقط ۱، ۲ یا ۳ الکترون دارند، اتم‌های آن‌ها با اتم‌های مجاور خود پیوندهای کووالانسی عادی تشکیل نمی‌دهند و چون اتم‌های یک عنصر نیروی جاذبه‌ی یکسانی نسبت به الکترون‌های خود دارند، اتم‌های فلز تمایلی به تشکیل یون در بلور فلز ندارند. در اینجا، بلور فلز وقتی تشکیل می‌شود که اتم‌ها در کنار یکدیگر جمع می‌شوند و اوربیتال‌های تراز بیرونی تمام اتم‌ها با یکدیگر هم‌پوشانی پیدا می‌کنند. در این حالت الکترون‌ها می‌توانند به راحتی از یک اتم به اتم دیگر حرکت کنند. در اینجا گفته می‌شود که الکترون‌ها غیرمستقرند، زیرا این الکترون‌ها در یک «مکان» به عنوان بخشی از یک یون یا پیوند کووالانسی معین قرار نگرفته‌اند. اگر یک میدان الکتریکی خارجی اعمال کنیم، الکترون‌ها در درون فلز به جریان می‌افتند و جریان الکتریکی به وجود می‌آید. الکترون‌های غیرمستقر به آسانی با نور بر هم کنش داشته، جلای فلزی را به وجود می‌آورند. وقتی فلزات را با چکش می‌کوبیم، اتم‌ها تغییر آرایش می‌دهند و الکترون‌ها نیز در اوربیتال‌های اتم‌ها در مکان‌های جدید جابجا می‌شوند. الکترون‌های غیرمستقر که اتم‌های فلزی را به یکدیگر متصل نگه می‌دارند، پیوند فلزی را به وجود می‌آورند.

خواص فلزات با تعداد الکترون‌های بیرونی آن‌ها معین می‌شود. فلزات گروه ۱ (IA) در هر اتم فقط یک الکترون بیرونی دارند. این فلزات نرم هستند. فلزات گروه ۲ (IIA) دو الکترون بیرونی دارند و در مقایسه با فلزات گروه ۱ (IA) سخت‌ترند. اما، در فلزات واسطه، الکترون‌های اوربیتال‌های d ممکن است در تشکیل پیوند فلزی شرکت کنند. بسیاری از این فلزات بسیار سخت هستند.



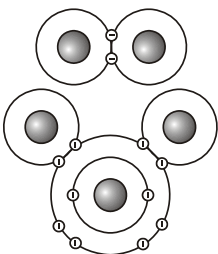
عناصر گروه ۳ (IIIB) تا ۶ (VIB)، سه تا شش الکترون غیرمستقر دارند. در عناصر گروه‌های ۷ (VIIB) تا ۱۰ (VIII B)، تعداد الکترون‌های غیرمستقر همان شش الکترون است، زیرا الکترون‌های تراز فرعی d این عناصر در پیوند فلزی شرکت ندارند. تعداد الکترون‌های غیرمستقر به ازای هر اتم با فلزات گروه‌های ۱۱ (IB) و ۱۲ (IIB) رو به نقصان می‌گذارد. گروه‌های ۱۳ (IIIA) تا ۱۸ (VIIIA) ناپلزند و از خواص فلزی آن‌ها به سرعت کاسته می‌شود. پیوند فلزی قوی در فلزات ساختمانی مانند آهن، کروم و نیکل، این فلزات را سخت و محکم ساخته است. به طور کلی، عناصر واسطه، سخت‌ترین و محکم‌ترین عناصر هستند.

بعضی از فلزات که الکترون‌های غیر مستقر کمتری دارند را می‌توان با سایر فلزات ترکیب کرد و به این ترتیب باعث استحکام فلز شد. خواص این آلیاژها از خواص عناصر خالص سازنده‌ی آلیاژ متفاوت است.

پیوندهای بین مولکولی

اتم‌ها در مولکول‌ها توسط پیوندهای کووالانسی کنار هم نگه داشته شده‌اند. اما سؤال این است که مولکول‌ها در حالت مایع و جامد توسط چه نیرویی به سوی یکدیگر جذب می‌شوند؟ نیروهایی که مولکول‌های یک ماده را در حالت مایع یا جامد به همدیگر ارتباط می‌دهد به نیروهای بین مولکولی معروف است. دو نوع نیروی جاذبه‌ی مولکولی وجود دارد:

۱- نیروهای واندروالسی ۲- پیوند هیدروژنی



کج مثال ۴: انواع نیروهای واندروالسی کدام است؟

(۱) لاندن و داتیو (۲) داتیو و هیدروژنی (۳) لاندن و دوقطبی - دوقطبی (۴) داتیو و دوقطبی - دوقطبی

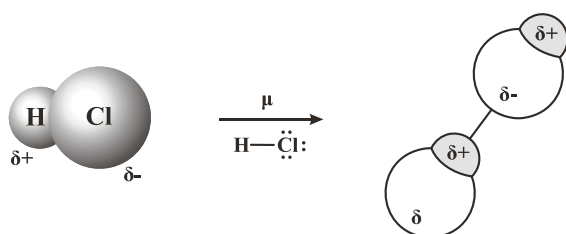
پاسخ: گزینه «۳» لاندن و دوقطبی - دوقطبی از انواع نیروهای واندروالسی هستند.

اولین بار، یوهانس واندروالس، در سال ۱۸۷۳ وجود نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی در میان مولکول‌های گاز را مطرح کرد. توضیح منشأ این نیروهای بین مولکولی توسط فرتینرلاندن در ۱۹۳۰ پیشنهاد شد. امروزه نیروهای بین مولکولی را به‌صورت عام نیروهای واندروالس و نیروهای پراکندگی بین مولکول‌های غیرقطبی را نیروهای لاندن می‌نامند (نیروهای ضعیف بین مولکول‌ها را مجموعاً نیروهای واندروالس می‌نامند).

نیروهای بین مولکولی مولکول‌های قطبی با نیروهای بین مولکولی بین مولکول‌های غیرقطبی باهم تفاوت دارند. معمولاً نیروهای بین مولکولی به نام نیروهای واندروالسی معروفند. وجود این نیروها در بین مولکول‌ها باعث می‌شود که یک ترکیب جامد مولکولی شکل معینی داشته باشد و با غلبه بر این نیروها بتوان آن را به حالت مایع درآورد.

انواع نیروهای واندروالسی

۱- نیروهای دوقطبی - دوقطبی: این نیروها بین مولکول‌های قطبی دیده می‌شوند. این مولکول‌ها دارای دوقطبی‌های دائمی هستند و تمایل به قرارگرفتن در راستای میدان الکتریکی دارند. پایدارترین حالت، زمانی است که قطب مثبت یک مولکول تا حد امکان به قطب منفی مولکول مجاور نزدیک باشد. در این شرایط بین مولکول‌های مجاور، یک نیروی جاذبه‌ی الکتروستاتیکی به‌نام نیروی دوقطبی به وجود می‌آید.



با توجه به مقادیر الکترونگاتیوی اتم‌ها در یک مولکول دواتمی می‌توان میزان قطبیت مولکول و جهت‌گیری قطب‌های مثبت و منفی را پیش‌بینی کرد، اما پیش‌بینی قطبیت مولکول‌های چند اتمی باید مبتنی بر شناخت شکل هندسی مولکول و آرایش جفت الکترون‌های غیرمشترک باشد.

۲- نیروی لاندن (نیروی پراکندگی): برای این که ترکیبی به صورت جامد یا مایع باشد، باید نیروهایی مولکول‌های آن ترکیب را کنار هم نگه دارد. در ترکیبات قطبی به علت وجود اختلاف الکترونگاتیوی بین دو اتم، دو بار جزئی مثبت و منفی در دو سر مولکول حاصل می‌شود و این نیروی دوقطبی، مولکول‌ها را کنار هم نگه می‌دارد. برای توجیه حالت مایع و جامد مواد غیرقطبی مانند برم و ید نیز، نیروی جاذبه‌ی دیگری باید وجود داشته باشد.

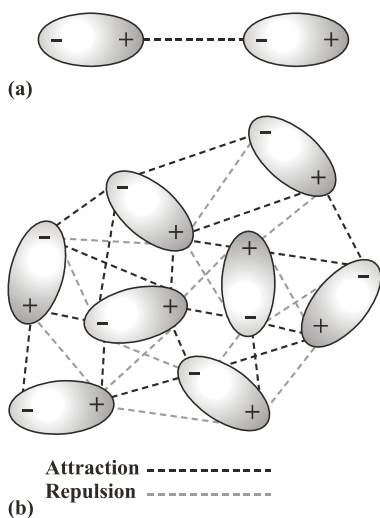
چون نقاط ذوب و جوش مواد غیرقطبی با افزایش جرم مولکولی بالا می‌رود، نتیجه می‌گیریم که مقدار این نیرو نیز با جرم و اندازه‌ی مولکول زیاد می‌شود.

این واقعیت که فراربت مولکول‌های قطبی مانند مولکول‌های غیرقطبی با افزایش وزن مولکولی کم می‌شود، نشان می‌دهد که این نوع نیروی بین مولکولی، باید برای همه‌ی مواد مولکولی متداول باشد.

اهمیت نیروی لاندن

از میان نیروهای بین مولکولی، نیروی لاندن از همه مهم‌تر است. این نیرو تنها نیروی جاذبه میان مولکول‌های غیرقطبی است. حتی تخمین زده شده است که ۸۵ درصد از کل نیروهای میان مولکولی در مولکول قطبی ناشی از نیروی لاندن نیست. فقط در مولکول‌هایی که پیوند هیدروژنی دارند، این نیروها نقش فرعی را ایفا می‌کنند.

برای مثال حدود ۸۰ درصد از نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی در آب، متعلق به پیوند هیدروژنی است و فقط ۲۰ درصد آن مربوط به نیروهای پراکندگی (لاندن) است. قوی‌ترین نیروهای لاندن بین مولکول‌های کمپلکس و بزرگ دیده می‌شوند که بار الکترونی بزرگی دارند که به آسانی تغییر شکل داده و قطبی می‌شوند. این ترکیبات نقاط ذوب و جوش نسبتاً بالایی دارند.

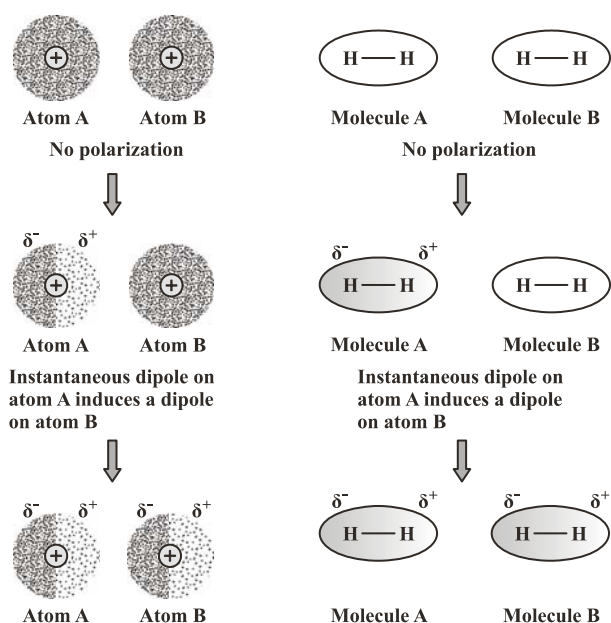




ماهیت نیروی لاندن

منشأ و دلیل به وجود آمدن این نیروی بین مولکولی در سال ۱۹۳۰، توسط «فرتینر لاندن» توضیح داده شد. این نیرو همانند سایر نیروهای بین مولکولی (دوقطبی-دوقطبی و پیوند هیدروژنی) ماهیت الکتریکی دارد. اما برخلاف آن‌ها که از قطبیت دائم مولکول‌ها به وجود می‌آیند، نیروی لاندن (یا پراکندگی) از جدایی بار موقتی و لحظه‌ای در درون یک مولکول حاصل می‌شود.

مولکول‌های غیرقطبی، دوقطبی دائمی ندارند ولی با وجود این، تمام مواد غیرقطبی را می‌توان مایع کرد. از این‌رو، علاوه بر نیروی دوقطبی-دوقطبی، باید نوع دیگری از نیروی بین مولکولی وجود داشته باشد. وجود نیروهای پراکندگی در مولکول‌ها به عنوان یک اصل پذیرفته شده است. تصور می‌شود این نیروها ناشی از حرکت الکترون‌ها باشد. در یک لحظه از زمان، ابر الکترونی یک مولکول به نحوی تغییر شکل می‌یابد که یک دوقطبی لحظه‌ای به وجود می‌آید که در آن، قسمتی از مولکول به مقدار بسیار کم منفی‌تر از قسمت‌های دیگر است و در لحظه‌ی بعد، به علت حرکت الکترون‌ها، جهت دوقطبی لحظه‌ای تغییر می‌کند. در اثر این، دوقطبی‌های لحظه‌ای در طول زمان بسیار کوتاه، یکدیگر را حذف می‌کنند، به‌صورتی که مولکول غیرقطبی فاقد دو قطبی دائمی می‌شود.



ولی دوقطبی‌های موج لحظه‌ای یک مولکول، دوقطبی‌های نظیر خود را در مولکول‌های مجاور القا می‌کنند و حرکت هم‌زمان الکترون‌های مولکول‌های مجاور که باعث ایجاد نیروی جاذبه بین این دوقطبی‌های لحظه‌ای می‌شود، نیروی لاندن را تشکیل می‌دهند. نیروی لاندن بین مولکول‌های قطبی هم وجود دارد، اما تنها نیروی بین مولکولی موجود در مولکول‌های غیرقطبی است.

منشأ ایجاد این نیروها، حرکت الکترون‌هاست. الکترون‌ها در مولکول‌های غیرقطبی مانند H_2 به‌طور متوسط به هراندازه که به یک هسته نزدیک باشند، به همان اندازه به هسته‌ی دیگر نزدیکند؛ اما در یک لحظه ابر الکترونی می‌تواند در یک انتهای مولکول متمرکز شود و در لحظه‌ی بعد این ابر الکترونی در انتهای دیگر مولکول باشد.

چگالی لحظه‌ای الکترون‌ها در یک طرف مولکول و قسمت دیگر آن، یک دوقطبی موقت در مولکول H_2 به وجود می‌آورد. این موضوع به نوبه‌ی خود یک دوقطبی مشابه در مولکول مجاور القا می‌کند. این دوقطبی‌های موقت که هر دو در یک مسیر جهت‌یابی شده‌اند، نیروی جاذبه‌ای میان مولکول‌ها ایجاد می‌کنند که به نیروی پراکندگی یا لاندن معروف است.

عوامل مؤثر در ایجاد نیروهای لاندن: قدرت نیروهای لاندن به این بستگی دارد که وقتی یک دوقطبی موقت در مجاورت یک مولکول برقرار می‌شود، با چه سهولتی می‌تواند توزیع الکترونی آن مولکول را قطبی‌ده کند. سهولت قطبی شدن در درجه‌ی اول به اندازه‌ی مولکول بستگی دارد. دوقطبی شدن مولکول‌های بزرگ که الکترون‌های آن دورتر از هسته می‌باشند، آسان‌تر از مولکول‌های کوچک که الکترون‌های آن به هسته نزدیک هستند صورت می‌گیرد. با افزایش اندازه‌ی مولکول و وزن مولکول بر قدرت نیروهای لاندن افزوده می‌شود.

البته نیروهای لاندن بیشتر به اندازه و شکل مولکول بستگی دارند تا به جرم آن. از میان دو مولکولی که دارای وزن مولکولی یکسان ولی شکل و اندازه‌ی مختلفی هستند، الکترون‌های مولکول کوچک‌تر و فشرده‌تر آزادی کمتری دارند و دوقطبی لحظه‌ای، به راحتی در مولکول ایجاد نمی‌شود. بنابراین نیروی بین مولکولی آن‌ها ضعیف‌تر از نیروی بین مولکولی مولکول بزرگ‌تر است که الکترون‌هایش آزادی عمل بیشتری دارند. بنابراین نیروهای لاندن در مولکول‌های فشرده و متقارن، ضعیف‌تر از مولکول‌های با اتم‌های سبک، طویل و استوانه‌ای شکل (سطح زیاد مولکول) است و به همان علت، نقاط ذوب و جوش این ترکیبات فشرده، کمتر از مولکول‌های بزرگ است، هرچند که جرم مولکولی یکسانی داشته باشند.

نیروی واندروالسی به چه عواملی بستگی دارد؟

۱- هرچه جرم مولکولی بیشتر باشد، نیروی واندروالسی بین مولکول‌ها بیشتر است و هرچه نیروی واندروالسی بیشتر باشد، یعنی مولکول‌ها محکم‌تر به هم چسبیده‌اند، نقطه‌ی جوش و ذوب بالاتر است.

۲- هرچه تعداد اتم‌ها در ساختار یک مولکول بیشتر باشد، نیروی واندروالسی بین دو مولکول بیشتر است و بنابراین نقطه‌ی ذوب و جوش بالاتر است. مثلاً S_8 بیش از P_4 نیروی واندروالسی دارد.

پیوند هیدروژنی

هرگاه هیدروژن به اتمی با الکترونگاتیوی زیاد مثل فلئور، اکسیژن یا نیتروژن متصل شود، شرایط برای به وجود آمدن نوع بسیار مهمی از جاذبه‌ی بین مولکولی مثبت - منفی که آن را پیوند هیدروژنی می‌گویند، حاصل می‌شود. به عبارت دیگر، اتم هیدروژن یک مولکول و زوج الکترون غیرمشترک مولکول دیگر، متقابلاً یکدیگر را جذب می‌کنند و پیوندی تشکیل می‌شود که به پیوند هیدروژنی، **Hydrogen Bond** موسوم است.

نحوه‌ی تشکیل پیوند هیدروژنی: پیوند هیدروژنی بر اثر جاذبه‌ی اتم هیدروژن اندک مثبت موجود در یک مولکول و اتم بسیار الکترونگاتیو موجود در مولکول دیگر (یا در محل دیگر همان مولکول، اگر مولکول به قدر کافی بزرگ باشد که بتواند روی خود خم شود) تولید می‌شود. جابه‌جا شدن یک جفت الکترون به سمت عنصر بسیار الکترونگاتیو نیتروژن، اکسیژن یا فلئور موجب می‌شود که این اتم‌ها دارای بار منفی جزئی شوند. در این صورت پیوند هیدروژنی، پلی است میان دو اتم شدیداً الکترونگاتیو با یک اتم هیدروژن که از طرفی به‌طور کووالانسی با یکی از اتم‌های الکترونگاتیو و از طرف دیگر به‌طور الکترواستاتیکی (جاذبه‌ی مثبت به منفی) با اتم الکترونگاتیو دیگر پیوند یافته است. استحکام پیوند هیدروژنی یک‌دهم تا یک‌پنجاهم قدرت یک پیوند کووالانسی متوسط است.

شرایط تشکیل پیوند هیدروژنی:

الف- بالا بودن الکترونگاتیوی اتم‌های متصل به هیدروژن: برهمن اساس است که فلئور (الکترونگاتیوترین عنصر)، قوی‌ترین پیوند هیدروژنی و اکسیژن (الکترونگاتیوتر از نیتروژن)، پیوند هیدروژنی قوی‌تری در مقایسه با نیتروژن تشکیل می‌دهند. همچنین بار مثبت زیاد بر روی اتم هیدروژن، زوج الکترون مولکول دیگر را به‌شدت جذب می‌کند و کوچک بودن اندازه‌ی اتم هیدروژن سبب می‌شود که مولکول دوم بتواند به آن نزدیک شود.

ب- کوچک بودن اتم‌های متصل به هیدروژن: پیوند هیدروژنی واقعاً مؤثر فقط در ترکیبات فلئور، اکسیژن و نیتروژن تشکیل می‌شود. با وجود این که دو اتم نیتروژن و کلر، الکترونگاتیوی برابر دارند، چون اتم کلر از اتم نیتروژن بزرگ‌تر است برخلاف نیتروژن، کلر پیوند هیدروژنی ضعیفی تشکیل می‌دهد. پیوند هیدروژنی نوعی نیروی بین مولکولی است که در آن، بین اتم هیدروژن از یک مولکول با اتم‌های الکترونگاتیو F و O و N از مولکول دیگر جاذبه‌ای به وجود می‌آید که به پیوند هیدروژنی معروف است. پیوند هیدروژنی فقط بین ترکیبات دارای O و H و N و F وجود دارد؛ یعنی در این ترکیبات، هیدروژن به عنوان پلی بین دو اتم الکترونگاتیو عمل می‌کند. انرژی لازم برای شکستن یک مولکول پیوند هیدروژنی از حدود ۱ تا ۱۰ کیلوکالری متغیر است.

پیوند هیدروژنی با علامت نقطه‌چین (...) نشان داده می‌شود. نیروی جاذبه در پیوند هیدروژنی از نوع الکترواستاتیک است. اگرچه پیوندهای هیدروژنی ضعیف‌تر از پیوندهای کووالانسی است، اما در میان نیروهای بین مولکولی قویترین آن‌ها به شمار می‌رود. پیوندهای هیدروژنی نقش مؤثری در ساختار مواد مهم بیولوژیکی شامل پیوندهای N - H و O - H و تعیین خواص آن‌ها دارد. شکل هندسی پروتئین‌ها و نوکلئیک اسیدها که مولکول‌های آلی و دارای زنجیر بلند هستند با پیوند هیدروژنی میان گروه‌های N - H یک زنجیر و گروه C = O زنجیر مجاور تثبیت می‌شود.

پیوند هیدروژنی در مولکول آب: در هر مولکول آب، یک اتم اکسیژن، دو الکترون جفت نشده‌ی لایه ظرفیت خود را با الکترون لایه‌ی ظرفیت دو اتم هیدروژن به اشتراک می‌گذارد. این اتم‌ها توسط پیوند کووالانسی به هم متصل می‌شوند. فرمول شیمیایی مولکول آب H_2O است. اتم‌های هیدروژن دارای بار مثبت در دو طرف اکسیژن، با زاویه‌ای نزدیک به 105° درجه قرار گرفته‌اند و در دو طرف دیگر دو جفت الکترون‌های ناپیوندی اکسیژن قرار دارند. این وضعیت حالتی قطبی به مولکول می‌دهد. به علت قطبی بودن، مولکول‌ها می‌توانند مولکول‌های دیگر را به سوی خود جذب نمایند. هر مولکول آب حداکثر به چهار مولکول آب دیگر توسط پیوند هیدروژنی متصل می‌شود.

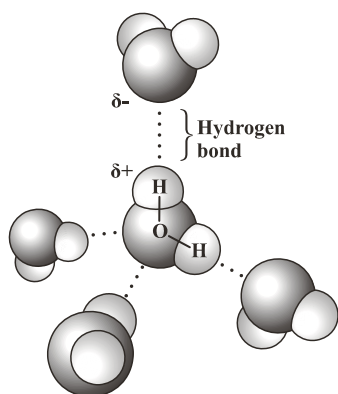
پیوند هیدروژنی، نیروی ضعیفی بین اتم H و اتم الکترونگاتیو مانند F، O و N از مولکول دیگر است. در این ترکیب‌ها اتم الکترونگاتیو جاذبه‌ی شدیدی بر الکترون‌های پیوندی اعمال می‌کند، در نتیجه هیدروژن متصل به آن‌ها بار جزئی مثبت ($\delta +$) و اتم الکترونگاتیو بار جزئی منفی ($\delta -$) قابل ملاحظه‌ای کسب می‌کند.

کاهش ابر الکترونی روی اتم هیدروژن سبب می‌شود که این اتم تمایل زیادی به جذب الکترون داشته باشد. از طرفی افزایش تراکم ابر الکترونی روی عنصر الکترونگاتیو و وجود جفت‌الکترون‌های ناپیوندی روی آن سبب می‌شود که این اتم تمایل به دادن الکترون ناپیوندی خود داشته باشد.

از این رو هنگامی که این مولکول‌ها در کنار یکدیگر قرار می‌گیرند، اتم هیدروژن، یک مولکول جفت‌الکترون ناپیوندی مولکول دیگر را به سوی خود می‌کشد و جاذبه‌ای به وجود می‌آورد (انتقال الکترون و یا اشتراک الکترون صورت نمی‌گیرد) که به آن نیروی هیدروژنی می‌گویند. ترکیب‌هایی که بین مولکول‌های آن نیروی هیدروژنی وجود دارد، نسبت به ترکیب‌های مشابه خود خواص غیرعادی نشان می‌دهند.

مولکول‌های آب در حالت مایع، در حال حرکت نامنظم هستند. به این ترتیب که مرتباً پیوندهای هیدروژنی بین آن‌ها در حال تغییر و تبدیل است. تعداد پیوندهای هیدروژنی هر مولکول آب به دما بستگی دارد. انرژی جنبشی مولکول‌ها با افزایش دما افزایش می‌یابد. هرچه دما بیشتر شود، از تعداد پیوندهای هیدروژنی نیز کاسته می‌شود. فقط در حالت جامد (یخ) که انرژی جنبشی مولکول‌ها به حداقل خود می‌رسد، بین مولکول‌های آب چهار پیوند هیدروژنی وجود دارد و مولکول‌ها در شبکه‌ی کریستالی ثابت و به شکل تتراهدرا ل قرار می‌گیرند.

تشکیل پیوند هیدروژنی بین مولکول‌های آب به این مولکول، خواص ویژه‌ای می‌بخشد که آن را از مولکول‌های مشابه متمایز می‌کند.





ویژگی‌های آب

- ۱- آب ظرفیت گرمایی بالایی دارد. به عبارتی دیگر، آب می‌تواند گرمای زیادی را جذب کند یا از دست بدهد، بدون این‌که درجه‌ی حرارت آن تغییر کند. هرچه نیروی بین مولکول‌های جسمی قوی‌تر باشد، جنب و جوش مولکول‌ها کم‌تر بوده و برای افزایش دما به گرمای بیشتری نیاز دارد. «ظرفیت گرمایی» یک جسم، گرمای مورد نیاز برای افزایش دمای آن به اندازه‌ی یک درجه‌ی سلسیوس است.
- ۲- آب گرمای نهان بالایی دارد. گرمای نهان، انرژی‌ای است که مقدار معینی (یک گرم و یا یک مول) از جسم می‌گیرد و بدون تغییر دما از حالتی به حالت دیگر تبدیل می‌شود.
- ۳- آب در حالت جامد کم‌چگالی‌تر از مایع است. به علت تشکیل حفره‌های توخالی در شبکه‌ی کریستالی یخ، حجم در حالت جامد افزایش می‌یابد؛ به همین علت یخ در حالت مایع سبک‌تر از آب است.
- ۴- آب یک حلال مناسب نه تنها برای ترکیب‌های قطبی و یونی است، بلکه بعضی مواد را به کمک پیوند هیدروژنی در خود حل می‌کند. همچنین گازهایی نظیر اکسیژن و دی‌اکسیدکربن را نیز در حفره‌های به وجود آمده در نتیجه‌ی پیوند هیدروژنی به دام می‌اندازد و در نتیجه‌ی اثر القایی در خود نگه می‌دارد. یکی از عللی که در دماهای پایین‌تر میزان انحلال گازها در آب افزایش می‌یابد، همین است.
- ۵- آب دارای کشش سطحی است. نیروی هیدروژنی بین مولکول‌های آب در سطح مایع مانند یک پوسته‌ی نازک عمل می‌کند، به طوری که این اجازه را به آب می‌دهد که بتواند اجسام نازک مانند یک تیغ ریش تراشی و یا گرد موادی نظیر کربن و یا یک پشه را علی‌رغم جرم حجمی بیشتر در سطح خود نگه دارد. شواهد نشان می‌دهد که با بیش از یک مولکول، آب می‌تواند پیوند هیدروژنی برقرار نموده و یون‌های H_2O^+ ، H_3O^+ ، H_4O^+ را تشکیل دهد. پیوند هیدروژنی نه تنها بین مولکول‌های یک نوع ماده، بلکه بین مولکول‌های دو ماده‌ی متفاوت که توانایی تشکیل پیوند هیدروژنی را دارند نیز برقرار می‌شود.

توجیه خواص غیرعادی برخی از مواد

وجود خواص غیرعادی برخی از مواد در حالت جامد یا مایع، از جمله بالا بودن دماهای ذوب و جوش، نشان می‌دهد که نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی در آن‌ها به اندازه‌ی زیاد است که نمی‌توان آن‌ها را به تأثیرهای متقابل ضعیف بین مولکولی نسبت داد. آشناترین این نوع مواد، فلئوئورید هیدروژن، آب و آمونیاک است که بسیاری از خواص آن‌ها از جمله دماهای جوش و ذوب آن‌ها از دماهای جوش و ذوب ترکیب‌های مشابه خود، مانند HCl، H_2S و PH_3 به‌طور غیرمنتظره‌ای بالاتر است.

شاید تصور شود که علت این وضعیت غیرعادی، قطبیت به نسبت زیاد این مولکول‌هاست. البته تا اندازه‌ای همین طور است؛ اما بررسی دقیق این پدیده‌ی غیرعادی نشان می‌دهد که باید نیروی جاذبه‌ی قوی‌تری از نیروهای جاذبه‌ی دوقطبی - دوقطبی بین مولکول‌های آن‌ها برقرار باشد.

اگر به ساختار الکترونی مولکول‌های H_2O ، NH_3 و HF توجه شود، می‌توان به موارد مشترک بین آن‌ها پی برد. دلیل این وجه اشتراک، وجود دست کم یک پیوند کووالانسی با اتم هیدروژن و یک اوربیتال هیبریدی ناپیوندی دو الکترونی اتم مرکزی بسیار الکترون‌گاتیو در هر یک از آن‌هاست. اتم‌های O، F و N الکترون‌گاتیوی بالایی دارند و با هیدروژن، پیوند کووالانسی به شدت قطبی به وجود می‌آورند، به طوری که هیدروژن به میزان قابل توجهی خصلت یک پروتون را پیدا می‌کند. جفت الکترون ناپیوندی و قابل واگذاری روی اتم الکترون‌گاتیو H، این امکان را پدید می‌آورد که اتم هیدروژن در نقش پل، اتم‌های الکترون‌گاتیو دو مولکول را به یکدیگر متصل کند و نیروی جاذبه‌ی بین مولکولی به وجود آورد که به پیوند هیدروژنی موسوم است.

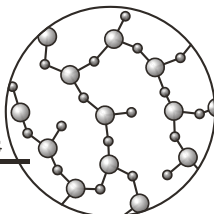
خواص ترکیبات دارای پیوند کووالانسی

ترکیباتی که مولکول‌های آن‌ها از طریق پیوند هیدروژنی به یکدیگر پیوسته‌اند، علاوه بر دارا بودن نقاط جوش بالا، به‌طور غیرعادی در دمای بالا ذوب می‌شوند و آنتالپی تبخیر، آنتالپی ذوب و گرانیوی آن‌ها زیاد است.

کاربردهای پیوند هیدروژنی: پیوندهای هیدروژنی در بسیاری از مواد یافت می‌شوند. پدیده‌هایی از قبیل چسبناک شدن آب‌نبات سفت، دیرتر خشک شدن الیاف پنبه‌ای از الیاف نایلونی، نرم شدن پوست با نایلون، ناهنجاری‌های ظاهری در ماهیت آب، همگی ناشی از همین پیوندهای هیدروژنی است. پیوند هیدروژنی در تعیین ساختار و خواص مولکول‌های سیستم‌های زنده، نقش اساسی دارد. اجزای مارپیچ آلفا در ساختار پروتئین‌ها و اجزای مارپیچ دوگانه در ساختار DNA توسط پیوند هیدروژنی به هم می‌پیوندند. تشکیل و گسسته شدن پیوندهای هیدروژنی در تقسیم شدن و سنتز پروتئین‌ها توسط آن، دارای اهمیت اساسی است.

چه نیرویی مولکول‌ها را کنار یکدیگر نگه می‌دارد؟

نیروی جاذبه میان هسته‌ی اتم‌های یک مولکول و الکترون مولکول دیگر سبب می‌شود که مولکول‌ها یکدیگر را بربایند. در مولکول‌های قطبی، وجود دو قطب مثبت و منفی بر نیروهای جاذبه‌ی موجود میان مولکول‌ها، نیروی جاذبه‌ی قوی‌تر را اضافه می‌کند؛ اما مولکول‌های دو اتمی جور مانند I_2 که از جمله مولکول‌های ناقطبی به شمار می‌آیند، به همان نیروهای اولیه اکتفا می‌کنند. پیوندهای هیدروژنی از جمله نیروهای بین مولکولی قوی به شمار می‌آیند.

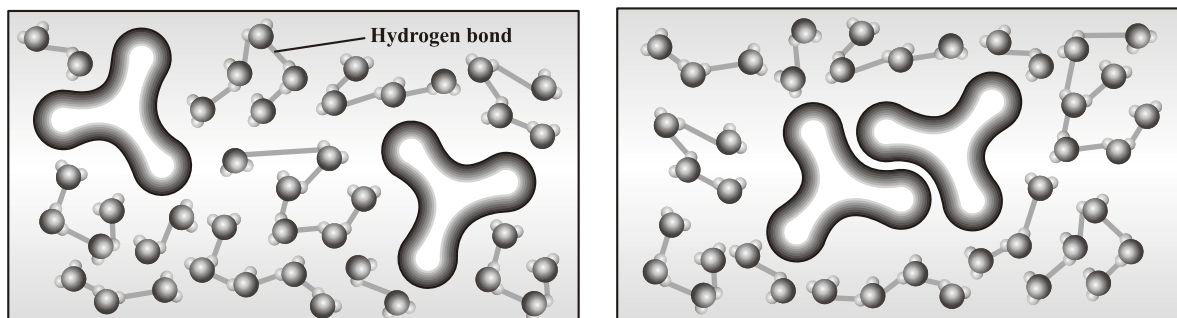


پیوند هیدروژنی

هنگامی که هیدروژن، یعنی کوچک‌ترین اتم شناخته شده، به فلئوئور، اکسیژن یا نیتروژن (کوچک‌ترین و الکترون‌گاتیوترین اتم‌ها) متصل شود، پیوندی بسیار قطبی به وجود می‌آید. از این رو یک جاذبه‌ی دوقطبی - دوقطبی بسیار قوی میان مولکول‌های دارای این گونه پیوندها به وجود می‌آید که به خاطر استحکام بیش از اندازه‌ی آن، پیوند هیدروژنی نامیده می‌شود. مثلاً وجود پیوند هیدروژنی بین مولکول‌های H_2O ، باعث بالا بودن نقطه‌ی ذوب و جوش آب نسبت به H_2S است.

نیروی هیدروفوبیک یا نیروی آب‌گریز

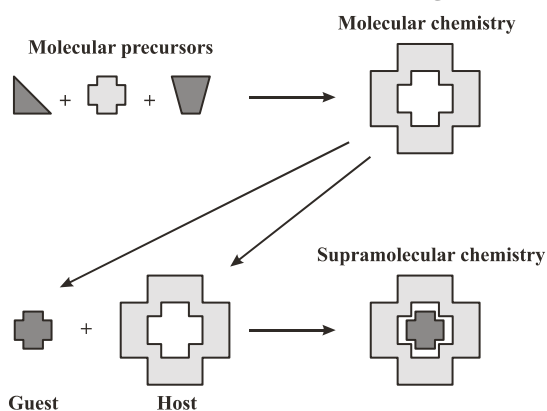
نیروی هیدروفوبیک یا نیروی آب‌گریز در بین مولکول‌های آب‌گریز ایجاد می‌شود. مولکول‌های آب‌گریز غیرقطبی هستند و به همین خاطر تمایل به دیگر مولکول‌ها و حلال‌های غیرقطبی دارند. این مولکول‌های آب‌گریز در درون آب به هم پیوسته و تشکیل میسل می‌دهند. متقابلاً آب بر روی سطوح هیدروفوب زاویه‌ی تماس بسیار بزرگی به خود می‌گیرد و به شکل قطره‌های کروی درمی‌آید. نفت، آلکن‌ها، روغن و چربی از مولکول‌های آب‌گریز هستند. از مواد هیدروفوب در صنعت، به عنوان شوینده‌ی چربی (درکنار مواد لیپوفیل)، جداکننده‌های نفت از آب و برای زدودن ذرات غیرقطبی از سطوح قطبی استفاده می‌شود. طبق اصول ترمودینامیک، ذرات به سطوح پایین‌تر انرژی تمایل دارند. آب یک مولکول قطبی است و از خصلت‌های شگرف آن این است که توانایی ایجاد پیوند هیدروژنی دارد؛ اما مولکول‌های آب‌گریز به علت غیرقطبی بودن نمی‌توانند با مولکول‌های آب پیوندی ایجاد کنند، در نتیجه از هم دور شده تا جایی که مولکول‌های آب با هم پیوند ایجاد می‌کنند و سطوح برخورد بین دو نوع مولکول به کمینه و حداقل رسیده و پدیده جداشدگی ایجاد می‌شود.



زاویه‌ی تماس در مبحث هیدروفوب - هیدروفیل به زاویه‌ی گفته می‌شود که آخرین لبه‌ی یک مایع با سطح زیرین خود ایجاد می‌کند. هرچه این زاویه بزرگ‌تر باشد، نسبت هیدروفوبیک بین دو ماده بیشتر است. مثلاً قطره‌ی آب بر روی برگ نیلوفر آبی حجم کروی‌تری به خود گرفته و زاویه‌ی بازتری ایجاد می‌کند. هرچه این زاویه بازتر باشد احتمال خیس شدن سطح زیرین کم‌تر می‌شود، تا جایی که مثلاً قطره آب بر روی برگ نیلوفر آبی زاویه‌ای حدود ۱۵۰ درجه ایجاد می‌کند. امروزه بیشتر از گذشته از این پدیده برای ساخت پارچه‌های ضدآب استفاده می‌شود.

شیمی ابرمولکول‌ها

شیمی ابرمولکول‌ها یا شیمی ماورای مولکول (Super or Supramolecular) با برهمکنش‌های غیرکووالانسی (Noncovalent Bonding) بین مولکول‌ها توصیف می‌شود. از جمله برهمکنش‌های غیرکووالانسی می‌توان به پیوند هیدروژنی، کوئوردیناسیون فلزی، نیروهای آب‌گریز (Hydrophobic Forces)، برهمکنش $\pi-\pi$ و نیروهای الکترواستاتیک اشاره کرد. با مطالعه و بررسی زمینه‌ی ابرمولکول‌ها با مفاهیم مهمی مانند شیمی میزبان-میهمان (Host-Guest)، خودآرایی مولکولی (Self-assembly)، شناخت مولکولی (Molecular Recognition)، قفل مولکولی روبه‌رو خواهیم شد که هر یک معرف ویژگی و یا کاربرد منحصر به فرد است. از جمله کاربردهای مهم شیمی ابرمولکول‌ها، می‌توان به طراحی و سنتز کاتالیست‌ها و حس‌گرها اشاره نمود که در دانش امروز بسیار حائز اهمیت است. از جهت دیگر شیمی ابرمولکولی پایه‌ی مباحث پیشرفته نانوفناوری مولکولی (Molecular Nanotechnology) است.



مفاهیم و ریشه‌ی شیمی ابرمولکول به آغاز شیمی مدرن باز می‌گردد. به ویژه با توسعه‌ی شیمی ماکروسیکل‌ها (Macrocyclic) در اواخر دهه‌ی ۱۹۶۰ در این زمینه از شیمی، توسعه‌ی گسترده‌ای آغاز نمود. در حالی که شیمی سنتی بر روی پیوند کووالانسی استوار است، شیمی ابرمولکول به بررسی پیوند غیرکووالانسی و برگشت‌پذیر مانند پیوند هیدروژنی، کوئوردیناسیون فلزی، نیروهای آب‌گریز، برهمکنش $\pi-\pi$ و نیروهای الکترواستاتیک و... استوار می‌باشد. تعریفی که جین - ماری لهن برنده‌ی جایزه‌ی نوبل ۱۹۸۷، در این زمینه بیان کرده چنین است، شیمی تجمع‌های مولکولی، شیمی پیوندهای بین مولکولی است که به عبارتی می‌توان آن را شیمی فراتر از مولکول دانست. در شکل مقابل رابطه‌ی بین مولکول و شیمی ابرمولکول نشان داده شده است.

رابطه‌ی بین مولکول و شیمی ابرمولکول

از مفاهیم مهم در شیمی ابرمولکول می‌توان به شیمی میزبان - میهمان (Host-Guest)، خودآرایی مولکولی (Self-assembly)، شناخت مولکولی (molecular recognition)، مهندسی قفل مولکولی اشاره کرد که در زیر معرفی شده است.



شیمی میزبان - میهمان (Host-Guest)

در شیمی ابرمولکول، معمولاً یک مولکول به عنوان میزبان به مولکول دیگر به عنوان میهمان متصل شده و تشکیل کمپلکس میزبان - میهمان را می‌دهد. میزبان معمولاً یک مولکول بزرگ مانند آنزیم یا یک ترکیب حلقوی سنتز شده دارای حفره‌ی مرکزی با اندازه‌های مشخص (مثل قفل) است. میزبان می‌تواند یک کاتیون تک‌اتمی، آنیون یا مولکول خنثی باشد (مثل کلید). به عبارت بهتر، میزبان را یک مولکول دارای اتم‌های پیوند دهنده هیدروژنی و یا اتم‌هایی با خاصیت بازی لوئیس می‌توان در نظر گرفت و میهمان را به عنوان یک کاتیون فلزی با خاصیت لوئیس اسیدی یا پذیرنده‌ی پیوند هیدروژنی دانست.

الف) اترهای تاجی: اترهای تاجی به عنوان ساده‌ترین لیگاند حلقوی به عنوان میزبان با توانایی اتصال کاتیون‌ها و مولکول‌های خنثی، برای اولین بار در سال ۱۹۶۷ توسط چارلز پدرسن (Pedersen) کشف و معرفی شدند. این ترکیبات دارای آرایش حلقوی از اتم‌های اکسیژن هستند که توسط اتصالات آلی به یکدیگر متصل شده‌اند.

همان‌طور که در تصویر می‌بینید، هر اتر تاجی با دو عدد مانند ۴ - crown - ۱۲ معرفی شده است که عدد اول معرف تعداد اعضای حلقه (۱۲ تایی) و عدد دوم بیان‌گر تعداد اکسیژن (۴ اتم اکسیژن) است. محیط داخلی هر اتر تاجی ابعاد خاص خود را دارد و بنابراین می‌تواند گونه‌ی خاصی را متناسب با این ابعاد در خود جای دهد. ۶ - crown - ۱۸ حفره‌ای در مقیاس یون پتاسیم (K) دارد و از این رو در میان مخلوطی از کاتیون‌ها، با این یون پیوند قوی‌تری ایجاد می‌کند که به گزینش‌پذیری (Selectivity) معروف است. اترهای تاجی کوچک‌تر به یون‌های فلزی کوچک‌تر و اترهای تاجی بزرگ‌تر به یون‌های فلزی بزرگ‌تر متمایلند. اترهای تاجی، سطح بیرونی آب‌گریز و سطح درونی آب‌دوست (وجود زوج یون‌های اکسیژن) دارند.

