

نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی

هدف‌های رفتاری: فراگیر پس از پایان این فصل باید بتواند:

- ۱- علت مایع یا جامد شدن گازهایی را که مولکول قطبی دارند، با ذکر مثال و رسم شکل بیان کند.
- ۲- امکان مایع و یا جامد شدن گازهای نجیب، CH_4 و Cl_2 را با تکیه بر نیروهای موجود بیان کند.
- ۳- پیدایش قطبیت لحظه‌ای در اتم‌های هلیوم و به وجود آمدن نیروهای جاذبه‌ی واندروالسی را توضیح دهد.
- ۴- گازی شکل بودن گازهای نجیب، Cl_2 و CH_4 ، مایع بودن برم و کربن تتراکلرید یا جامد بودن ید و نفتالن را در دماهای معمولی توضیح دهد.
- ۵- نقش حجم و وزن مولکول‌ها را در میزان قطبیت لحظه‌ای و افزایش نیروهای واندروالسی با ذکر مثال بیان کند.
- ۶- تفاوت شعاع کووالانسی و شعاع واندروالسی را توضیح دهد.
- ۷- روند تغییرات دمای جوش ترکیب‌های دوتایی هیدروژن با عنصرهای گروه‌های اصلی را توضیح دهد.
- ۸- پیوند هیدروژنی را توضیح دهد.
- ۹- دمای ذوب و جوش نسبتاً بالای آب را توضیح دهد.
- ۱۰- سختی فوق‌العاده‌ی بلورهای الماس را توضیح دهد.

۴-۱- مفهوم نیروهای بین مولکولی

در فصل دوم این کتاب با چند نوع پیوند شیمیایی، مانند پیوند یونی، پیوند کووالانسی و پیوند فلزی آشنا شدید. پیوندهای شیمیایی نیروهای جاذبه‌ای هستند که موجب پیوستگی اتم‌ها به یکدیگر می‌شوند. اکنون می‌خواهیم شما را با نیروهای جاذبه‌ای آشنا کنیم که بین مولکول‌های یک ماده یا مولکول‌های مواد گوناگون به وجود می‌آیند و موجب می‌شوند که این مولکول‌ها بتوانند به یکدیگر نزدیک شوند و در کنار یکدیگر قرار گیرند. این نیروهای جاذبه را که خیلی ضعیف‌تر از پیوندهای کووالانسی هستند، نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی می‌نامیم. به عبارت دیگر، اکنون می‌خواهیم

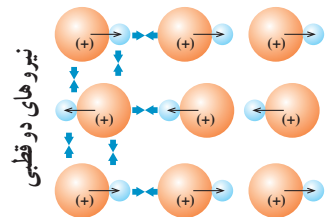
بدانیم که مولکول‌های یک ماده، در حالت‌های مایع یا جامد، چگونه در کنار یکدیگر قرار می‌گیرند. برای مثال، می‌خواهیم بدانیم که بین مولکول‌های آب یا مولکول‌های الکل، چه نوع نیروی جاذبه‌ای وجود دارد که موجب می‌شود این دو ماده در شرایط عادی به حالت مایع باشند؟ یا چه نوع نیروی جاذبه‌ای مولکول‌های یُد یا مولکول‌های نفتالن را در کنار یکدیگر نگه می‌دارد و موجب می‌شود که این دو ماده در شرایط عادی به حالت جامد باشند؟

نیروهای جاذبه‌ای و اندروالسی و پیوند هیدروژنی از جمله‌ی نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی هستند که اهمیت بسیار دارند. اکنون چگونگی پیدایش این نیروها و اثر آن‌ها را برخواص برخی از مواد بررسی می‌کنیم.

۲-۴- نیروهای و اندروالسی

واندروالس^۱، دانشمند هلندی، در سال ۱۸۷۳، برای نخستین بار، مسأله‌ی وجود نیروهای جاذبه‌ی بین مولکول‌های مختلف را مطرح کرد. این نیروها که به‌عنوان نیروهای جاذبه‌ی و اندروالسی شناخته شده‌اند، انواع مختلفی دارند. این نیروها ممکن است بین مولکول‌های قطبی، بین مولکول‌های قطبی و غیرقطبی و یا بین مولکول‌های غیرقطبی وجود داشته باشند که در زیر به شرح آنها می‌پردازیم:

۱- یکی از انواع نیروهای و اندروالسی، نیروی جاذبه‌ی دو قطبی - دو قطبی است. دو مولکول از یک ماده معین یا از دو ماده مختلف که دارای قطبیت دائمی باشند، می‌توانند یکدیگر را جذب کنند (شکل ۱-۴). برای مثال، مایع و جامد شدن یُد کلرید، ICl، یا جامد شدن گوگرد دیوکسید، SO_۲، را می‌توان به این صورت توجیه کرد. می‌دانید که مولکول‌های این دو ماده قطبی هستند و در دمای مناسب، به‌گونه‌ای در کنار یکدیگر قرار می‌گیرند که قطب (یا سر) مثبت یک مولکول در نزدیکی قطب (یا سر) منفی مولکول دیگر واقع شود. این آرایش در شکل ۱-۴ برای مولکول‌های یُد کلرید نشان داده شده است.



شکل ۱-۴- در موادی مانند یُد کلرید، که دارای مولکول‌های قطبی هستند، سرهای مثبت و منفی مولکول‌ها یکدیگر را جذب می‌کنند.

آرایش مولکول‌ها به این شکل نیروی جاذبه الکتریکی قابل توجهی به‌وجود می‌آورد که موجب مایع شدن یا جامد شدن آن‌ها می‌شود. این نوع نیروهای جاذبه بین مولکولی را نیروهای جاذبه‌ی دو قطبی - دو قطبی می‌نامند و در بیش‌تر موارد، قوی‌ترین نیروی جاذبه بین مولکولی به‌شمار می‌آید.

۲- نوع دیگری از نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی، نیروی جاذبه‌ای است که می‌تواند بین یک مولکول قطبی و یک مولکول غیرقطبی به‌وجود آید. هنگامی که یک مولکول قطبی به یک مولکول غیرقطبی نزدیک می‌شود، بار جزئی مثبت یا منفی موجود در سرهای مثبت و منفی مولکول قطبی، الکترون‌های مولکول غیرقطبی را جذب یا دفع می‌کند. برای مثال، اگر سر منفی یک مولکول قطبی به یک مولکول غیرقطبی نزدیک شود، الکترون‌های مولکول غیرقطبی به‌وسیله‌ی سر منفی مولکول قطبی دفع می‌شوند. ابرالکترونی مولکول غیرقطبی از مولکول قطبی دور می‌شود (شکل ۲-۴) و در نتیجه، مولکول غیرقطبی، در این وضعیت، خود به یک مولکول قطبی تبدیل می‌شود. در این حالت می‌گوییم که قطبیت مولکول قطبی به مولکول غیرقطبی القا شده است و چون مولکول غیرقطبی به این شکل موقتاً قطبی شده است، به‌وسیله‌ی مولکول قطبی دائمی جذب می‌شود. این نوع نیروی



شکل ۲-۴- مولکول قطبی، یک مولکول غیرقطبی را به مولکولی که دارای قطبیت القایی است، تبدیل می‌کند.

^۱- Van der Waals

جاذبه بین مولکولی را نیروی جاذبه‌ی دو قطبی — دو قطبی القایی می‌نامند. برای مثال، این نوع نیروی جاذبه در محلول آبی ید، بین مولکول‌های ید و آب به وجود می‌آید. مولکول‌های ید، I_2 ، غیرقطبی و مولکول‌های آب شدیداً قطبی هستند.

۳- می‌دانید که مولکول‌های بعضی از مواد، مانند کلر، Cl_2 ، کربن تتراکلرید، CCl_4 و گازهای نجیب، قطبی نیستند، اما بعضی از آن‌ها می‌توانند در شرایط معمولی یکدیگر را جذب کنند و به حالت‌های مایع یا جامد وجود داشته باشند. حال ببینیم بین مولکول‌های این دسته از مواد چه نوع نیروی جاذبه‌ای به وجود می‌آید که موجب مایع یا جامد شدن آن‌ها می‌شود؟



شکل ۳-۴- پیدایش قطبیت لحظه‌ای در مولکول‌های غیر قطبی

بررسی‌های لاندن، دانشمند انگلیسی، در سال ۱۹۳۰، درباره‌ی نیروی جاذبه‌ی موجود بین مولکول‌های این دسته از مواد نشان داد که بعضی از مولکول‌ها به‌طور لحظه‌ای قطبی می‌شوند و قطبیت خود را به‌صورتی که در شکل ۳-۴ نشان داده شده است، به مولکول‌های مجاور القا می‌کنند. این نوع نیروهای جاذبه بین مولکولی را، که البته نیروهای ضعیفی هستند و در همان طبقه نیروهای اندروالسی قرار می‌گیرند، نیروهای لاندن می‌نامند.

در مورد چگونگی پیدایش قطبیت لحظه‌ای، باید گفت که چگالی ابرالکترونی در مولکول‌های مواد بخصوص مولکول‌های غیرقطبی و اتم‌های گازهای نجیب، در یک لحظه در یک طرف مولکول یا در یک طرف اتم از طرف دیگر بیش‌تر می‌شود و در نتیجه، آن مولکول یا آن اتم، مانند مولکول‌های قطبی واقعی، دو سر یا دو قطب مثبت و منفی پیدا می‌کند. این دو قطبی لحظه‌ای بر مولکول‌ها یا اتم‌های مجاور اثر می‌گذارد و آن‌ها را بر اثر القا، به ذره‌های دو قطبی تبدیل می‌کند. بنابراین، همه‌ی مولکول‌ها یا اتم‌ها، به‌طور موقت، قطبی می‌شوند و همان‌طور که در مورد مولکول‌های قطبی مشاهده کردید، یکدیگر را جذب می‌کنند و در کنار یکدیگر آرایش می‌گیرند.

همین نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی است که موجب مایع یا جامد شدن این مواد می‌شوند. به‌همین علت گازهایی مانند کلر، کربن دی‌اکسید، گازهای نجیب و ... می‌توانند در دمای پایین و تحت فشار، به مایع یا جامد تبدیل شوند. همین نیروهای جاذبه موجب می‌شوند که موادی مانند برم و کربن تتراکلرید، در شرایط عادی، مایع یا نفتالن و ید جامد باشند.

به علت ضعیف بودن این نوع نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی، موادی که بر اثر این نیروهای جاذبه (یعنی پیدایش قطبیت لحظه‌ای) به حالت مایع یا جامد باشند، به‌آسانی تبخیر یا ذوب می‌شوند، یعنی دماهای ذوب و جوش نسبتاً پایینی دارند و در دسته مواد فرار قرار می‌گیرند.

نیروهای لاندن فقط از فواصل نزدیک اهمیت پیدا می‌کنند و با افزایش فاصله، اثر آن‌ها به سرعت ناپدید می‌شود.

حال این پرسش مطرح می‌شود که آیا نیروهای لاندن فقط در مولکول‌های غیرقطبی وجود دارند؟ در پاسخ باید گفت که نیروهای لاندن در تمام مولکول‌ها چه قطبی و چه غیرقطبی وجود دارند، اما اهمیت آن‌ها در مقایسه با نیروهای جاذبه دو قطبی — دو قطبی و نیروهای جاذبه یون — دو قطبی کم‌تر است. از این رو، این نوع نیروهای جاذبه در مواد قطبی و یونی چندان مورد توجه قرار نمی‌گیرند.

۳-۴ عوامل مؤثر بر میزان نیروهای واندروالسی

شدت و ضعف نیروهای واندروالسی به چند عامل بستگی دارد که در زیر به آن‌ها اشاره می‌کنیم:

۱- قطبیت مولکول: هرچه مولکول‌ها قطبی‌تر باشند، یکدیگر را با شدت بیشتری جذب

می‌کنند و در نتیجه، نیروهای واندروالسی اهمیت بیشتری دارند.

۲- حجم یا وزن مولکول: با افزایش حجم اتم‌ها یا مولکول‌ها، امکان برخورد آن‌ها با

یکدیگر بیشتر می‌شود، و در نتیجه، میزان تأثیر آن‌ها بر هم افزایش می‌یابد. از طرف دیگر، می‌دانیم که

افزایش حجم اتم‌ها بر اثر افزایش تعداد لایه‌های الکترونی در اتم‌هاست. هرچه الکترون‌های لایه‌ی

بیرونی از هسته اتم دورتر باشند، تأثیر عوامل خارجی بر آن‌ها (مثلاً تأثیر هسته‌ی اتم‌های مجاور)

بیشتر می‌شود و احتمال پیدایش قطبیت لحظه‌ای افزایش می‌یابد.

پرسش ۴-۱- دمای جوش و وزن مولکولی هالوژن‌ها در جدول ۴-۱ داده شده است. افزایش

دمای جوش هالوژن‌ها را با توجه به عوامل مؤثر بر نیروهای واندروالسی چگونه توجیه می‌کنید؟

جدول ۴-۱- وزن مولکولی و دمای جوش هالوژن‌ها

هالوژن	وزن مولکولی	دمای جوش °C
فلوئور F _۲	۳۸	-۱۸۸
کلر Cl _۲	۷۱	-۳۴
برم Br _۲	۱۶۰	۵۹
ید I _۲	۲۵۴	۱۸۴

تمرین ۴-۱- سه عنصر هیدروژن، اکسیژن و نیتروژن را برحسب افزایش دمای جوش آن‌ها

مرتب کنید.

۴-۴ شعاع واندروالسی

پیش از این دانستید که مولکول‌های گازهای نجیب تک اتمی است، یعنی اتم‌های گازهای نجیب

نمی‌توانند با یکدیگر ترکیب شوند و مولکول‌های دو اتمی به وجود آورند. بنابراین، نمی‌توان برای

گازهای نجیب شعاع کووالانسی در نظر گرفت.

پس شعاع اتمی گازهای نجیب را چگونه اندازه می‌گیریم؟ می‌دانید که گازهای نجیب را

می‌توان، بر اثر نیروهای جاذبه‌ی لاندن، ابتدا به مایع و سپس به جامد تبدیل کرد. اتم‌های گازهای

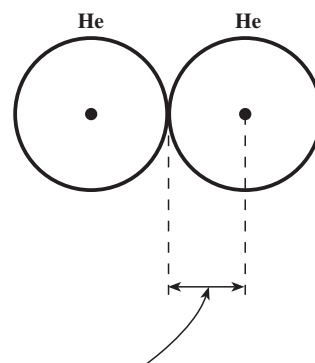
نجیب در حالت جامد به اندازه‌ای به یکدیگر نزدیک می‌شوند که در تماس با یکدیگر قرار می‌گیرند.

در این حالت، نصف فاصله موجود بین دو هسته‌ی مجاور را می‌توان به عنوان شعاع واندروالسی آن‌ها

در نظر گرفت (شکل ۴-۴).

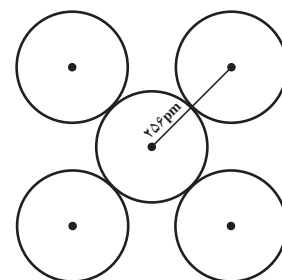
پرسش ۴-۲- با توجه به شکل ۴-۵ که نزدیک‌ترین فاصله بین دو اتم مس را در بلور مس

نشان می‌دهد، بگویید شعاع واندروالسی مس چند پیکومتر است؟



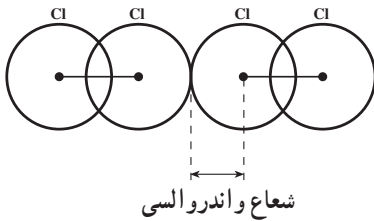
شعاع واندروالسی

شکل ۴-۴- شعاع واندروالسی گازهای نجیب در حالت جامد

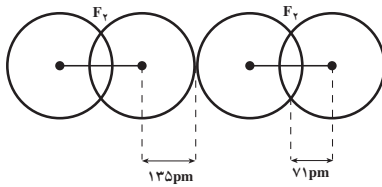


شکل ۴-۵- نزدیک‌ترین فاصله بین اتم‌های مس در بلور مس ۲۵۶ pm است.

در مورد نافلزها و فلزها نیز می‌توان از مفهوم شعاع واندروالسی استفاده کرد. مولکول‌های موادی مانند ید، برم و کلر نیز در حالت جامد، در تماس با یکدیگر قرار می‌گیرند. برای مثال، دو مولکول کلر، در حالت جامد، مانند آنچه که در شکل ۴-۶ نشان داده شده است، در تماس با یکدیگر قرار دارند.



شکل ۴-۶- شعاع واندروالسی کلر در حالت جامد



شکل ۴-۷- دو مولکول فلوئور در حالت جامد

پرسش ۳-۴- بین شعاع کووالانسی و شعاع واندروالسی کلر چه تفاوتی وجود دارد؟ کدام یک بزرگ‌تر است؟ توضیح دهید.

پرسش ۴-۴- وضعیت دو مولکول فلوئور، در حالت جامد، در شکل ۴-۷ نشان داده شده است. با استفاده از داده‌های این شکل و با تکیه بر تعریف‌هایی که برای شعاع کووالانسی و شعاع واندروالسی آموخته‌اید، به پرسش‌های زیر پاسخ دهید:

۱- کوتاه‌ترین فاصله بین هسته اتم‌هایی که در تماس با یکدیگر قرار دارند، چند پیکومتر است؟

۲- فاصله هسته‌ها در هر مولکول فلوئور چند پیکومتر است؟

۳- تفاوت شعاع‌های کووالانسی و واندروالسی در مولکول فلوئور چند پیکومتر است؟

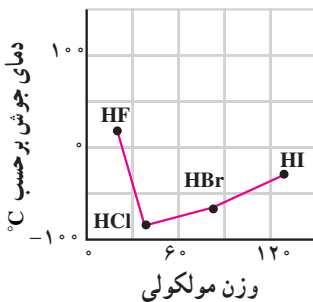
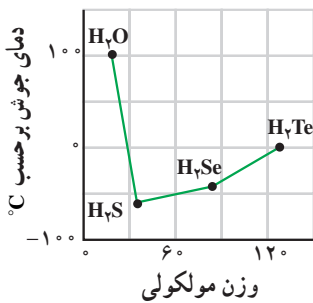
۴-۵- پیوند هیدروژنی

ویژگی‌های موادی را که مولکول‌های قطبی و غیرقطبی دارند، در بسیاری از موارد، می‌توان با تکیه بر نیروهای جاذبه‌ی واندروالسی توجیه کرد. ولی، در برخی از مواد، نیروهای جاذبه بین مولکولی از آنچه که به نیروهای واندروالسی نسبت داده می‌شود، خیلی بیش‌تر است. بنابراین، برای توجیه ویژگی‌های فیزیکی و شیمیایی غیرعادی موادی مانند هیدروژن فلوئورید، آب و آمونیاک، باید از نیروهای جاذبه بین مولکولی دیگری کمک بگیریم.

نخست به روند تغییرات دمای جوش ترکیب‌های دوتایی هیدروژن دار عنصرهای اصلی گروه‌های ششم (خانواده‌ی اکسیژن) و هفتم (خانواده‌ی هالوژن‌ها) که در شکل ۴-۸ نشان داده شده است، توجه می‌کنیم. در این شکل، دمای جوش ترکیب هیدروژن دار بر روی محور عمودی و وزن مولکولی آن بر روی محور افقی نشان داده شده است.

همان‌طور که ملاحظه می‌شود، دمای جوش HCl، HBr، HI و HF، با افزایش وزن مولکولی، به‌طور منظم، افزوده می‌شود. ولی، دمای جوش HF از این روند پیروی نمی‌کند. وزن اتمی فلوئور از هالوژن‌های دیگر کم‌تر است. بنابراین، انتظار داریم که دمای جوش هیدروژن فلوئورید، HF، پایین‌تر از دمای جوش هیدروژن کلرید، HCl، باشد. ولی، عملاً عکس این روند مشاهده می‌شود. یعنی دمای جوش HF (۱۹/۹°C) خیلی بالاتر از دمای جوش سه ترکیب دیگر است.

روند تغییرات دمای جوش در هیدریدهای عنصرهای گروه ششم نیز به همین صورت است. یعنی انتظار داریم که دمای جوش آب، H₂O، پایین‌تر از دمای جوش سه هیدرید دیگر یعنی، H₂S، H₂Se و H₂Te باشد، ولی دمای جوش آب (۱۰۰°C)، به‌طور غیرعادی بالاتر از دمای جوش سه ترکیب دیگر است.



شکل ۴-۸- روند تغییرات دمای جوش در ترکیب‌های دوتایی هیدروژن دار عنصرهای گروه‌های ششم و هفتم

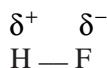
دمای جوش NH_3 نیز در روند تغییرات دمای جوش هیدریدهای عنصرهای گروه پنجم وضعی استثنایی دارد (شکل ۹-۴).

برای توجیه وضع غیرعادی HF ، H_2O و NH_3 در روند تغییرات دمای جوش، می‌پذیریم که بین مولکول‌های هریک از این مواد، علاوه بر نیروهای جاذبه واندروالسی، نیروهای جاذبه قوی‌تر دیگری نیز وجود دارد.

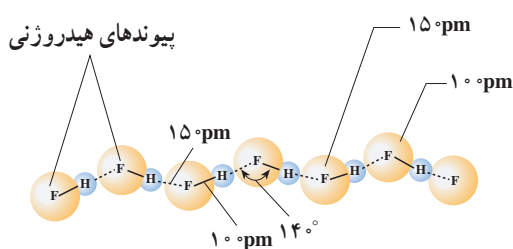
تبعیت دمای جوش از وزن مولکولی، در بیش‌تر موارد، قاعده‌ای با ارزش است. ولی، این قاعده مانند بسیاری از قواعد دیگر در همه موارد معتبر نیست.

هیدروژن فلئورید، آب و آمونیاک یک ویژگی مشترک دارند. مولکول‌های این مواد قطبی هستند و در آن‌ها هیدروژن به یک اتم بسیار الکترونگاتیو (F، O و N) با حجم نسبتاً کوچک متصل است.

برای توضیح بیش‌تر، مولکول هیدروژن فلئورید را به‌عنوان نمونه انتخاب می‌کنیم. می‌دانید که هیدروژن فلئورید یک مولکول قطبی است. اتم فلئور الکترونگاتیوتر از اتم هیدروژن است. از این رو، الکترون‌های پیوندی در $\text{H}-\text{F}$ از اتم هیدروژن دور و به سوی اتم فلئور کشیده می‌شوند. در نتیجه، اتم فلئور در مولکول HF ، دارای بار جزئی منفی و اتم هیدروژن دارای بار جزئی مثبت است.



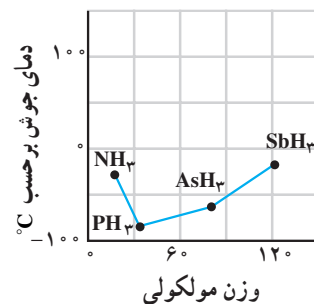
حال اگر مولکول‌های هیدروژن فلئورید را در کنار یکدیگر در نظر بگیریم، همان‌طور که در شکل ۱۰-۴ نشان داده شده است، بین اتم فلئور از یک مولکول هیدروژن فلئورید و اتم هیدروژن از مولکول مجاور، نوعی پیوند به‌وجود می‌آید که آن را پیوند هیدروژنی می‌نامیم (در شکل ۱۰-۴، پیوندهای هیدروژنی با خطوط پریده نشان داده شده‌اند).



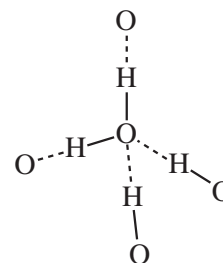
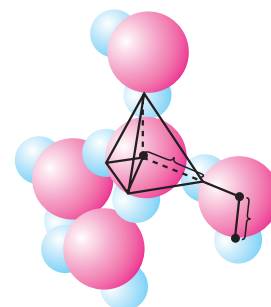
شکل ۱۰-۴ اتم H در یک مولکول HF شدیداً به وسیله‌ی اتم F در مولکول دیگر جذب می‌شود و زنجیرهای طویل از مولکول‌های HF به‌وجود می‌آید.

مولکول‌های آب نیز از دیدگاه تشکیل پیوندهای هیدروژنی وضعی شبیه به مولکول‌های هیدروژن فلئورید دارند، با این تفاوت که هر مولکول آب، به‌علت داشتن دو پیوند $\text{O}-\text{H}$ و دو جفت الکترون تنها روی اتم اکسیژن، می‌تواند با چهار مولکول مجاور خود پیوند هیدروژنی برقرار کند. چگونگی تشکیل پیوندهای هیدروژنی در آب در شکل ۱۱-۴ نشان داده شده است.

نیروهای جاذبه بین مولکولی ناشی از تشکیل پیوندهای هیدروژنی، خیلی قوی‌تر از نیروهای



شکل ۹-۴ روند تغییرات دمای جوش ترکیب‌های دوتایی هیدروژن‌دار عنصرهای گروه پنجم



شکل ۱۱-۴ هر مولکول آب می‌تواند با چهار مولکول دیگر پیوند هیدروژنی برقرار کند.

جاذبه واندروالسی هستند. بنابراین، پیوندهای هیدروژنی را نمی‌توان از نوع نیروهای جاذبه واندروالسی به‌شمار آورد. با این حال، قدرت پیوندهای هیدروژنی هرگز به پای پیوندهای کووالانسی نمی‌رسد. برای مثال، در مقایسه با قدرت پیوند کووالانسی O-H که 420 kJ/mol است، قدرت پیوند هیدروژنی در حدود 20 kJ/mol است.

۴-۶- توجیه خواص غیرعادی آب

۱- بالا بودن دمای انجماد و جوش آب، در مقایسه با ترکیب‌های مشابه: دمای انجماد و دمای جوش بالای آب را می‌توان به وجود نیروهای جاذبه قوی بین مولکول‌های آن، بر اثر تشکیل پیوندهای هیدروژنی، نسبت داد. به علت وجود این نیروهای جاذبه بین مولکولی قوی، دمای انجماد آب بالاست و چون فرار مولکول‌ها از سطح مایع نیز، به همین علت با دشواری صورت می‌گیرد، دمای جوش آب نیز به‌طور غیرعادی بالاست.

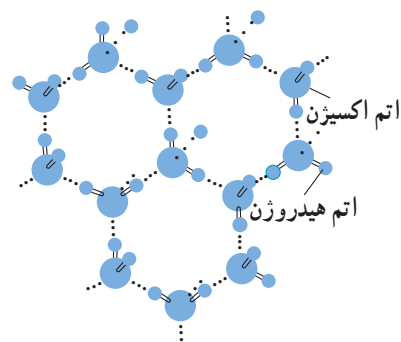
۲- بالا بودن گرمای ویژه آب: به‌طور کلی، هرگاه به جسمی گرما بدهیم، دمای آن بالا می‌رود و بر جنبش‌های مولکولی آن افزوده می‌شود. در مورد آب، چون بخشی از گرمای داده شده صرف شکستن پیوندهای هیدروژنی می‌شود، افزایش جنبش‌های مولکولی در آب، در مقایسه با ماده‌ی مشابهی که تشکیل پیوند هیدروژنی نمی‌دهد، کم‌تر خواهد بود. در نتیجه، در شرایط یکسان، دمای آب، بر اثر گرم کردن دیرتر بالا می‌رود.

۳- بالا بودن گرمای نهان تبخیر آب: با افزایش دمای آب و زیاد شدن جنبش‌های مولکولی در آن، گرچه تعدادی از پیوندهای هیدروژنی، موجود بین مولکول‌های آب، می‌شکنند ولی باز هم تعداد قابل توجهی از پیوندهای هیدروژنی، حتی در دمای جوش آب، باقی می‌مانند که برای شکستن آن‌ها و تبخیر آب به مقداری انرژی اضافی نیاز داریم. از این رو، گرمای نهان تبخیر آب، یعنی مقدار گرمایی که لازم است به یک گرم آب بدهیم تا در دمای جوش از حالت مایع به حالت بخار تبدیل شود، نسبت به بسیاری از مایعات دیگر بیش‌تر است.

۴- بالا بودن کشش سطحی آب: اگر یک تیغه‌ی نازک فلزی را با دقت بر سطح آب داخل ظرفی قرار دهیم، آب فشار تیغه را تحمل می‌کند و مانع غوطه‌ور شدن آن می‌شود. بی‌شک، صحنه جالب توجه نشستن بعضی حشره‌ها را بر سطح آب ملاحظه کرده‌اید. این پدیده به‌علت زیاد بودن کشش سطحی آب است. یعنی، به‌علت وجود پیوندهای هیدروژنی نسبتاً قوی بین مولکول‌های آب، پیوستگی مولکول‌های آب با یکدیگر، در تمام قسمت‌های مایع، به‌ویژه در سطح آن زیاد است.

۵- افزایش حجم آب بین 4°C و 0°C : هنگامی که بیش‌تر مایعات را سرد می‌کنیم، جامد می‌شوند و حجم آن‌ها کاهش می‌یابد. برای مثال، آهن مذاب که در ظرفی قرار دارد، بر اثر سرد شدن منجمد می‌شود و کاهش حجم پیدا می‌کند و از دیواره‌های ظرف دور می‌شود. در مورد آب، حجم آن بر اثر سرد شدن تا دمای 4°C کاهش می‌یابد اما، در پایین‌تر از این دما شروع به منبسط شدن می‌کند. وقتی آب به یخ تبدیل می‌شود، حجم آن باز هم به‌مقدار قابل توجهی افزایش می‌یابد. عکسبرداری به‌وسیله‌ی پرتو ایکس نشان می‌دهد که در بلور یخ، هر مولکول آب با چهار مولکول مجاور خود پیوند هیدروژنی برقرار کرده و مجموعه‌های چهاروجهی تشکیل داده‌اند (شکل ۱۲-۴). این مجموعه‌های

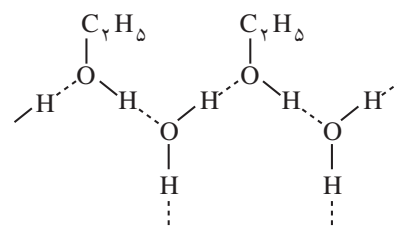
چهاروجهی، آرایشهای شش گوش، تشکیل می دهند و شبکه ای توخالی به وجود می آورند. وجود حفره های خالی و عدم امکان جابه جایی مولکول های آب در یخ، موجب افزایش حجم توده ی یخ، نسبت به آب مایع می شود.



شکل ۴-۱۲- ساختار شبکه بلور یخ و آرایش مولکول های H_2O در آن

هنگامی که یخ ذوب می شود، بعضی از پیوندهای هیدروژنی، موجود بین مولکول های آب، می شکنند و در نتیجه، برخی از مولکول های آب که از بقیه جدا شده اند، می توانند در حفره های خالی درون شبکه بلور یخ جای بگیرند و موجب کاهش حجم شوند. این تغییرات تا دمای $4^{\circ}C$ ادامه می یابد و رفته رفته از حجم آب کم می شود. اگر دمای آب از $4^{\circ}C$ بالاتر رود، به علت زیاد شدن جنبش های مولکولی و کم تر شدن نقش پیوندهای هیدروژنی، بر حجم آب افزوده می شود.

۶- آب به عنوان یک حلال خوب: حل شدن بعضی از مواد در آب را می توان با تکیه بر تشکیل پیوندهای هیدروژنی بین مولکول های آب و مولکول های مواد حل شده، توجیه کرد. برای مثال، الکل معمولی (اتیل الکل یا اتانول) به هر نسبت در آب حل می شود. در این فرایند، تشکیل پیوندهای هیدروژنی بین مولکول های آب و مولکول های الکل نقش اساسی را به عهده دارد. یادآوری می شود که پیوندهای هیدروژنی نه تنها بین مولکول های یک ماده، بلکه بین دو یا چند نوع مولکول نیز می توانند به وجود آیند. برای مثال، به شکل ۴-۱۳، که تشکیل پیوندهای هیدروژنی را بین مولکول های آب و الکل نشان می دهد، توجه کنید.



شکل ۴-۱۳- تشکیل پیوندهای هیدروژنی بین مولکول های آب و الکل

پرسش ۵-۴- دمای جوش متان، برخلاف آب و آمونیاک، پایین است و به سختی مایع می شود. چگونه آن را توجیه می کنید؟

۴-۷- ساختار جامدها

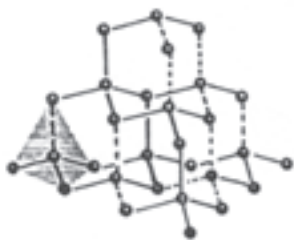
ذرات سازنده ی یک جسم جامد دارای حرکت ارتعاشی ضعیفی هستند. با این حال در مواضع خود نسبتاً ثابت باقی می مانند. این ذرات ممکن است آرایش های هندسی معینی اختیار کنند و بلور تشکیل دهند. ذرات سازنده بسیاری از اجسام جامد، مانند نمک طعام، الماس و ... همواره به طور منظم در کنار یکدیگر آرایش می گیرند و بلور تشکیل می دهند. این جامدها را جامدهای بلوری می نامند.

در بعضی دیگر از جامدها، مانند شیشه و نوعی گوگرد، موسوم به گوگرد بی شکل، ذرات سازنده ی جامد نظام گسترده ای ندارند بلکه به طور تصادفی در کنار یکدیگر قرار می گیرند. این جامدهای غیر بلوری را جامدهای بی شکل می نامند.

۴-۸- طبقه بندی جامدهای بلوری

پیش از این، انواع پیوندها، مانند پیوند کووالانسی، پیوند یونی و پیوند فلزی را مطالعه کردید. با نیروهای جاذبه بین مولکولی ضعیف، موسوم به نیروهای واندروالسی و همچنین با پیوند هیدروژنی که بین مولکول های برخی از مواد تشکیل می شود، نیز آشنا شدید. واضح است که هریک از انواع پیوندهای یادشده در گروه معینی از مواد اهمیت پیدا می کند و نقش اصلی را بر عهده می گیرد. جامدهای بلوری را می توانیم با تکیه بر نوع ذرات تشکیل دهنده ی بلور در چهار گروه زیر طبقه بندی کنیم:

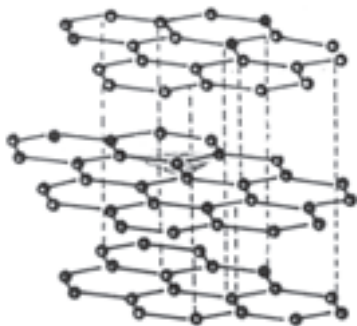
۱- جامدهای کووالانسی یا جامدهای شبکه‌ای: الماس یک جامد کووالانسی است. اجزای سازنده‌ی شبکه‌ی بلوری الماس همگی از یک نوع اتم، یعنی کربن تشکیل شده‌اند که با پیوند کووالانسی به یکدیگر متصل هستند. در ساختار الماس، نمی‌توان مجموعه‌های اتمی مجزا تشخیص داد. تمام اتم‌های کربن به صورت یکپارچه در تشکیل شبکه بلوری الماس مشارکت دارند. این گروه از جامدها بسیار سخت بوده و در دمای نسبتاً بالا ذوب می‌شوند. در حالت‌های جامد و مایع، رسانای جریان برق نیستند. آرایش اتم‌های کربن در بلور الماس در شکل ۴-۱۴ نشان داده شده است.



شکل ۴-۱۴- آرایش اتم‌های کربن در الماس. هر اتم کربن در مرکز یک چهاروجهی قرار دارد. الماس سخت‌ترین ماده شناخته شده است.

الماس دارای یک شبکه سه‌بعدی از پیوندهای کووالانسی است. هر اتم کربن در مرکز یک چهاروجهی قرار گرفته و با چهار اتم کربن مجاور پیوندهای کووالانسی تشکیل داده است. الماس با شبکه‌ی سه‌بعدی خود، از سخت‌ترین مواد شناخته شده است. ابزارهای تند برش، اغلب دارای نوک الماسه هستند. گرد الماس یک ساینده مؤثر ولی گرانبهاست.

گرافیت نیز یک جامد کووالانسی است. یکی دیگر از چند شکلی‌های کربن است اما، ساختار آن با ساختار الماس تفاوت دارد. در گرافیت، اتم‌های کربن در دو بعد با پیوندهای کووالانسی به یکدیگر متصل هستند و به صورت لایه‌ای بر روی یکدیگر قرار گرفته‌اند. بین لایه‌ها، هیچ‌گونه پیوند شیمیایی وجود ندارد.



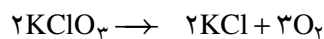
شکل ۴-۱۵- ساختار گرافیت. اتم‌های کربن به صورت شش‌گوش به یکدیگر متصل شده‌اند. لغزندگی لایه‌ها بر روی هم علت نرم بودن گرافیت است.

این لایه‌ها فقط به وسیله نیروهای جاذبه‌ی ضعیف و اندروالی به یکدیگر متصل هستند. جدا شدن لایه‌ها در گرافیت آسان است. به همین دلیل، از گرافیت در مغز مداد استفاده می‌شود. وقتی با مداد می‌نویسیم، چندین بلیون لایه از اتم‌های کربن بر روی کاغذ ساییده می‌شود. ساختار گرافیت در شکل ۴-۱۵ نشان داده شده است.

سیلیسیم نیز، چه به صورت عنصر و چه به صورت ترکیب (مانند SiO_2 و SiC)، یک جامد کووالانسی یا شبکه‌ای تشکیل می‌دهد. سیلیسیم کریستالین SiC ، یک جامد شبکه‌ای است که ساختاری همانند ساختار الماس دارد. در صنعت، با نام کربورانوم^۱، به عنوان ساینده در ماشین‌های سنگزنی و به صورت گرد یا به صورت لایه‌ای بر روی بعضی از انواع کاغذهای سنباده، کاربرد دارد.

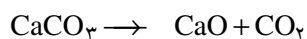
۲- جامدهای یونی: اجزای تشکیل دهنده‌ی شبکه‌ی بلوری در این جامدها (برای مثال، سدیم کلرید، NaCl) با پیوندهای یونی به یکدیگر متصل شده‌اند. در ساختار این جامدها، مجموعه‌های مولکولی وجود ندارد. جامدهای یونی بسیار سخت و شکننده‌اند. دمای ذوب و جوش آن‌ها نسبتاً بالاست. در حالت مذاب و به صورت محلول در حلال‌های قطبی مانند آب، جریان برق را هدایت می‌کنند.

بعضی از جامدهای یونی، بر اثر گرمای زیاد، به جای ذوب شدن، تجزیه می‌شوند. تجزیه هنگامی روی می‌دهد که یون‌های چنداتی بیش از اندازه گرم شوند. برای مثال، پتاسیم کلرات KClO_3 ، را نام می‌بریم. این ترکیب در دمای بالاتر از 20°C ، به صورت زیر تجزیه می‌شود:



در این واکنش، یون کلرات، ClO_3^- به یون کلرید، Cl^- و اتم‌های اکسیژن تبدیل شده است.

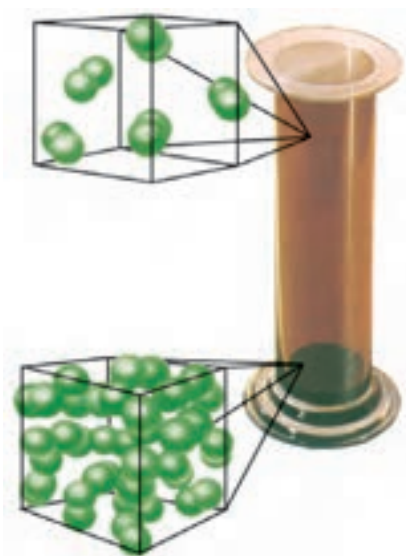
اتم‌های اکسیژن به صورت گاز O_2 آزاد می‌شوند. مثال دیگر از جامدهای یونی، کلسیم کربنات، $CaCO_3$ ، است که در حدود $80^\circ C$ به کلسیم اکسید و گاز کربن دی‌اکسید تجزیه می‌شود.



۳- جامدهای فلزی: اجزای شرکت‌کننده در شبکه‌ی بلور جامدهای فلزی (مانند فلز سدیم، Na) از اتم‌های فلز تشکیل شده‌اند که با پیوندهای فلزی به یکدیگر متصل هستند. این جامدها نسبتاً نرم هستند و می‌توان آن‌ها را به صورت‌های گوناگون تغییر شکل داد. دماهای ذوب و جوش برخی از جامدهای فلزی نسبتاً پایین و برخی دیگر نسبتاً بالاست. جریان برق را هم در حالت جامد و هم در حالت مذاب هدایت می‌کنند.

۴- جامدهای مولکولی: یُد و نفتالن در این گروه جای دارند. اجزای سازنده‌ی شبکه‌ی بلور در جامدهای مولکولی از مولکول تشکیل شده‌اند. این مولکول‌ها با نیروهای جاذبه و اندروالسی به یکدیگر متصل نگه داشته می‌شوند. این جامدها را گاهی جامدهای واندروالسی نیز می‌نامند. گازهای نجیب را نیز در حالت جامد می‌توان در این گروه طبقه‌بندی کرد. در این مورد، اجزای سازنده‌ی شبکه‌ی بلور را اتم‌های گاز نجیب تشکیل می‌دهند.

یادآور می‌شویم که در بسیاری از جامدهای مولکولی، مانند بلور یخ و آمونیاک به حالت جامد، علاوه بر نیروهای جاذبه و اندروالسی، نیروهای پیوند هیدروژنی نیز در پیوند مولکول‌ها با یکدیگر مشارکت دارند. بنابراین، در این موارد، نمی‌توانیم از نام جامدهای واندروالسی استفاده کنیم. در جامدهای مولکولی، برخلاف سه گروه پیشین، مجموعه‌هایی به صورت مولکول قابل تشخیص است. وضعیت مولکول‌های یُد، در شبکه بلور آن، در شکل ۱۶-۴ نشان داده شده است.



شکل ۱۶-۴- نمایش مولکول‌های یُد در بلور یُد، حالت مایع و حالت گازی

۴-۱ پیوند هیدروژنی را تعریف کنید. کدام سه عنصر، وقتی به هیدروژن متصل باشند، پیوند هیدروژنی تشکیل می‌دهند؟

۴-۲ چرا دمای ذوب جامدهای یونی بالاتر از دمای ذوب جامدهای مولکولی است؟ توضیح دهید.

۴-۳ دمای ذوب کدام ماده زیر بالاتر است؟ آن‌ها را به ترتیب کاهش دمای ذوب از چپ به راست منظم کنید.

الف) CCl_4 ب) Cl_2 ج) NaCl

۴-۴ چرا جامدهای کووالانسی دمای ذوب بالایی دارند؟

۴-۵ با توجه به ساختار الماس و گرافیت توضیح دهید که چرا الماس سخت‌تر از گرافیت است؟

۴-۶ کدام یک از انواع نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی در مواد زیر اهمیت بیش‌تری دارد؟
الف) نفتالن ب) یخ ج) هلیم

۴-۷ از بین مواد زیر، دو ماده را نام ببرید که دمای جوش آن‌ها به یکدیگر نزدیکتر باشد.

الف) H_2 ب) N_2

ج) CO د) CO_2

۴-۸ انتظار دارید کدام یک از مولکول‌های زیر بتوانند پیوند هیدروژنی تشکیل دهند؟

الف) هیدروژن پراکسید، $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ ب) آمونیاک، NH_3

ج) متان، CH_4 د) هیدروژن سولفید، H_2S

۴-۹ یک جامد بلوری در 100°C ذوب می‌شود و فقط به حالت مایع رسانای جریان برق است. انتظار دارید که این جسم جزو کدام دسته از جامدها (یونی، مولکولی، فلزی یا کووالانسی) باشد؟

۴-۱۰ دو شرطی را که برای تشکیل پیوند هیدروژنی بین دو مولکول ضرورت دارد، بنویسید.

۴-۱۱ قطبیت پیوند $\text{H}-\text{F}$ بیشتر از قطبیت پیوند $\text{O}-\text{H}$ است. ولی، دمای جوش آب (100°C) بالاتر از دمای جوش هیدروژن فلوئورید (2°C) است. این تفاوت را توجیه کنید.

۴-۱۲ یک جامد بلوری در بالاتر از 2000°C ذوب می‌شود و به حالت مذاب رسانای جریان برق نیست. این جامد را در کدام گروه از جامدها قرار می‌دهید؟

۴-۱۳ در هر جفت از مواد زیر، ماده‌ای را که انتظار دارید دمای جوش بالاتری داشته باشد، انتخاب کنید و دلیل انتخاب خود را توضیح دهید.

الف) N_2 یا N_2O

ب) H_2O یا CH_4

۴-۱۴ دو ماده نام ببرید که نیروی جاذبه‌ی بین مولکولی در آنها فقط نیروی واندروالسی باشد.

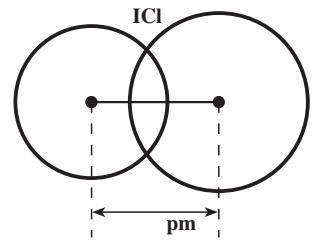
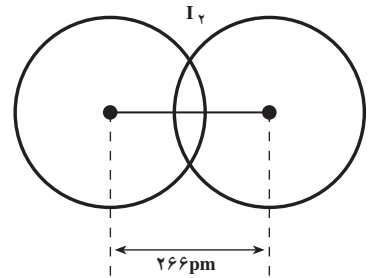
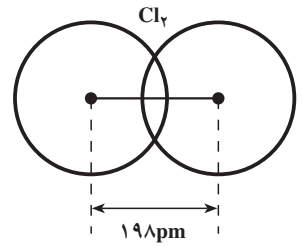
۴-۱۵ دمای جوش هیدروژن سولفید، H_2S ، پایین‌تر از دمای جوش آب، H_2O ، است. این اختلاف را چگونه توجیه می‌کنید؟

۴-۱۶ انتظار دارید کدام یک از ترکیب‌های زیر پیوند هیدروژنی تشکیل دهند؟ چرا؟

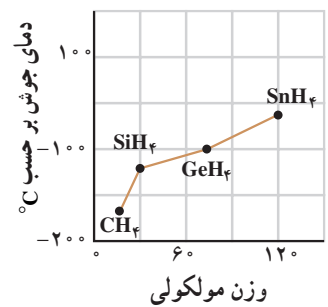


۴-۱۷ با تکیه بر داده‌های شکل ۴-۱۷، طول پیوند $I-Cl$ را در I_2 کلرید بر حسب پیکومتر حساب کنید.

۴-۱۸ همان‌طور که شکل ۴-۱۸ نشان می‌دهد، دمای جوش هیدریدهای عنصرهای اصلی گروه چهارم جدول تناوبی، بر خلاف هیدریدهای عنصرهای گروه‌های پنجم، ششم و هفتم، به‌طور منظم تغییر می‌کند. این مشاهده را چگونه توجیه می‌کنید.



شکل ۴-۱۷ طول پیوند $I-Cl$ چند پیکومتر است؟



شکل ۴-۱۸ تغییرات دمای جوش هیدریدهای عنصرهای گروه چهارم