

### انواع ترکیب‌ها و پیوندهای شیمیایی

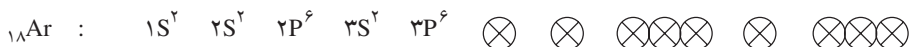
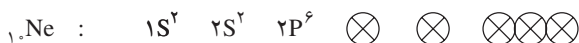
هدف‌های رفتاری: پس از پایان این فصل، هنرجو باید بتواند:

- ۱- انواع ترکیب‌های شیمیایی را نام ببرد.
- ۲- نحوه‌ی تشکیل یونی را بیان کند.
- ۳- ترکیب کووالانسی را شرح دهد.
- ۴- ترکیب آلی را توضیح دهد.
- ۵- انواع پیوندهای شیمیایی را شرح دهد.
- ۶- خواص انواع پیوندهای شیمیایی را بیان کند.
- ۷- پیوند کووالانسی در الماس و گرافیت را توضیح دهد.
- ۸- انواع پیوندهای بین مولکولی را شرح دهد.
- ۹- در خصوص پیوند هیدروژنی و خواص ویژه‌ی آن توضیح دهد.
- ۱۰- ویژگی انواع جامدها را بیان کند.
- ۱۱- عدد همسایگی را توضیح دهد و عدد همسایگی انواع جامدات را بیان

کند.

#### مقدمه

هنگام آشنایی با جدول تناوبی عناصر به این نکته پی بردید که اتم‌های گازهای بی‌اثر (گازهای نجیب) که در آخرین خانه‌ی سمت راست هر یک از ردیف‌های (دوره‌های) جدول تناوبی عناصر قرار گرفته‌اند در بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی خود هشت الکترون دارند (به جز اتم هلیم که بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی آن ۲ است و با دو الکترون پر می‌شود). این عناصر تک اتمی، همان‌طور که می‌دانید، از نظر شیمیایی بی‌اثرند یا میل ترکیبی کمی دارند.



·  
·  
·

سایر اتم‌ها نیز برای رسیدن به پایداری باید به آرایش الکترونی گازهای نجیب برسند، که برای رسیدن به این آرایش با اتم‌های دیگر ترکیب می‌شوند یا مانند هالوژن‌ها مولکول‌های دوتایی ( $\text{F}_2$ ،  $\text{Cl}_2$ ،  $\text{Br}_2$ ،  $\text{I}_2$  و ...) می‌سازند.

## ۱-۵- انواع ترکیب‌های شیمیایی

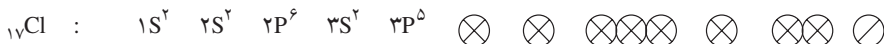
بنابر آن‌چه آموختید، ترکیب شدن اتم‌ها با هدف رسیدن به آرایش الکترونی گازهای بی‌اثر و در نتیجه پایداری شیمیایی آن‌ها صورت می‌گیرد.

به‌طور کلی ترکیب‌هایی که اتم‌ها برای رسیدن به پایداری شیمیایی می‌سازند عبارت‌اند از

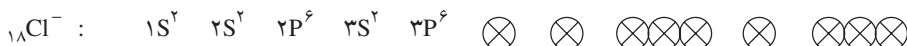
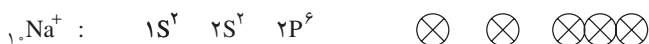
۱- ترکیب یونی ۲- ترکیب کووالانسی (مولکولی) ۳- ترکیب آلی

۱-۱-۵- ترکیب یونی: در ترکیب‌های یونی دو یا چند نوع اتم تشکیل‌دهنده‌ی ترکیب به

منظور رسیدن به آرایش گاز بی‌اثر، ابتدا تبدیل به یون می‌شوند یعنی با الکترون از دست می‌دهند و به یون مثبت تبدیل می‌شوند یا الکترون جذب می‌کنند و به یون منفی تبدیل می‌شوند. آن‌چه در ترکیب یونی عامل پیوند این یون‌هاست، نیروی جاذبه‌ی بین دو یون ناهم‌نام است. مثال بارز و شناخته شده‌ی ترکیب یونی  $\text{NaCl}$  (نمک طعام) است. به آرایش الکترونی اتم‌های سدیم و کلر، قبل از تبدیل به یون، توجه کنید.



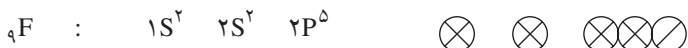
همان‌گونه که می‌بینید، اتم سدیم برای این‌که در آخرین لایه‌ی الکترونی خود هشت الکترون داشته باشد، لازم است یک الکترون لایه‌ی  $3s^1$  را از دست بدهد. به همین ترتیب اتم کلر برای داشتن هشت الکترون در آخرین لایه‌ی الکترونی لازم است یک الکترون جذب کند، بنابراین، سدیم یک الکترون از دست می‌دهد و به  $\text{Na}^+$  تبدیل می‌شود و  $\text{Cl}$  با جذب یک الکترون به  $\text{Cl}^-$  تبدیل می‌شود. آرایش الکترونی جدید هر یک از یون‌های  $\text{Na}^+$  و  $\text{Cl}^-$  به این صورت در می‌آید.



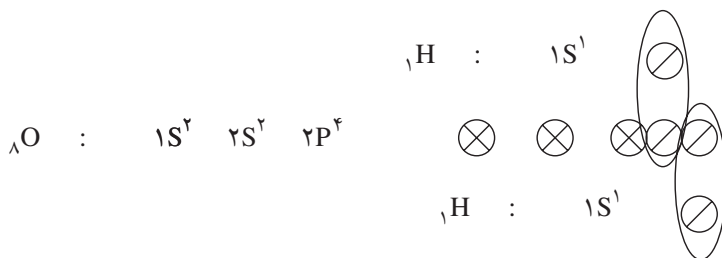
به این ترتیب هر دو یون به آرایش گازی بی اثر رسیده اند و به دلیل ناهم نام بودن به یکدیگر جذب می شوند و این چنین ترکیب یونی ایجاد می شود.

**۲-۱-۵- ترکیب کووالانسی:** پیش از این در خصوص الکترونگاتیوی عناصر جدول تناوبی آموخته اید و می دانید میزان الکترونگاتیوی اتم ها با یکدیگر متفاوت است. اگر اتم هایی که با هم ترکیب می شوند اختلاف الکترونگاتیوی زیادی داشته باشند. (حدود عدد ۱/۷) ماهیت ترکیب به سمت ترکیب های یونی پیش خواهد رفت ولی اگر اختلاف الکترونگاتیوی اتم های ترکیب شونده زیاد نباشد، الکترون ها به نوعی بین اتم ها به اشتراک گذاشته می شوند.

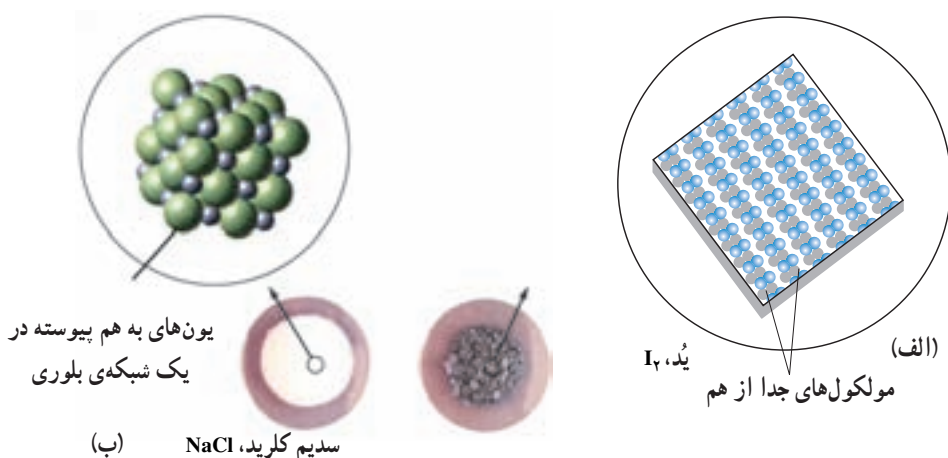
به ترکیبی از اتم ها که در اثر به اشتراک گذاشته شدن الکترون های لایه ی آخر بین اتم ها تشکیل شود ترکیب کووالانسی گویند. برای مثال به آرایش الکترونی اتم فلورئور توجه کنید:



همان طور که می بینید، آخرین لایه ی الکترونی هر یک از دو اتم فلورئور با یک الکترون تکمیل خواهد شد. برای رسیدن به این دو منظور دو اتم فلورئور که هر دو الکترونگاتیوی یک سان دارند (اختلاف الکترونگاتیوی آن ها صفر است) الکترون های جفت نشده خود را با هم به اشتراک می گذارند و تشکیل ترکیب کووالانسی می دهند. به نحوه ی تشکیل ترکیب شیمیایی یک اتم اکسیژن و دو اتم هیدروژن و تشکیل  $\text{H}_2\text{O}$  توجه کنید. به این ترتیب الکترون هایی که به اشتراک گذاشته شده اند هم از طریق اکسیژن و هم از طریق هیدروژن به سمت خود جذب می شوند اما به دلیل الکترونگاتیوی بالاتر اتم اکسیژن جفت الکترون های پیوندی بیش تر به سمت اکسیژن کشیده می شوند.



نیروی که دو اتم را در یک پیوند کووالانسی به هم متصل نگه می‌دارد، ممکن است از نیروی موجود میان یک جفت کاتیون و آنیون بیش‌تر باشد. اما در مولکولی مانند مولکول ید، تنها دو اتم ید با پیوند کووالانسی به یکدیگر متصل شده‌اند و با دیگر اتم‌های ید پیوندی ندارند. اگر به ساختار سدیم کلرید و ید در شکل ۱-۵ به دقت نگاه کنید، خواهید دید که اگر چه ید و نمک خوراکی هر دو جامدند، اما ید از تجمع مولکول‌های دو اتمی جدا از هم  $I_2$  تشکیل شده است، در حالی که  $NaCl$  از تجمع تعداد برابری از یون‌های سدیم و کلرید ساخته شده است. از آنجایی که ترکیب‌هایی مانند ید اغلب از مولکول‌های جدا از هم تشکیل شده‌اند، آن‌ها را ترکیب‌های مولکولی می‌نامند.



شکل ۱-۵ - الف) ید و ب) ساختار سدیم کلرید

۳-۱-۵- ترکیب آلی: ترکیب‌هایی مانند هیدروکربن‌ها، پلاستیک‌ها، پروتئین‌ها، چربی‌ها، کربوهیدرات‌ها و ... همگی مواد آلی هستند. موادی که کربن و هیدروژن عناصر اصلی و مشترک در همه‌ی آن‌هاست، مانند متان ( $CH_4$ )، اتان ( $C_2H_6$ )، پروپان ( $C_3H_8$ ) و ... به علاوه عناصر دیگری هم چون  $O$ ،  $N$ ،  $S$ ،  $P$  و هالوژن‌ها در آن‌ها یافت می‌شود.

همان‌گونه که گفته شد، مولکول‌ها ذره‌های سازنده‌ی این ترکیب‌ها هستند. از این‌رو، ترکیب‌های آلی را می‌توان نمونه‌ای از ترکیب‌های کووالانسی یا مولکولی دانست. بنابراین، آشنایی با ساختار مولکول‌های آلی و نیروهای بین مولکولی در آن‌ها می‌تواند ما را در درک ویژگی‌ها و خواص آن‌ها یاری کند.

## ۲-۵- انواع پیوندهای شیمیایی

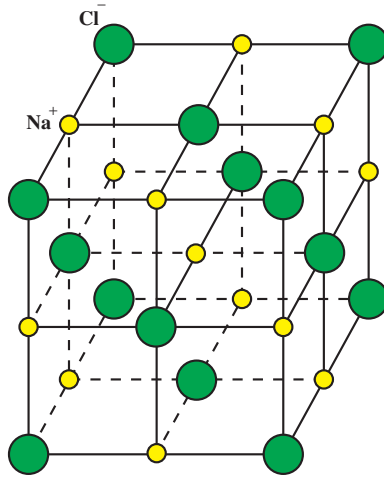
با توجه به مطالبی که در مورد ترکیب‌های شیمیایی آموخته‌ایم، می‌توانیم فرمول شیمیایی ترکیب‌ها را بنویسیم و بدانیم در ترکیب شیمیایی که قرار است به عنوان مثال از دو نوع اتم خاص به وجود آید چه تعداد از هر اتم با چه تعداد از اتم دیگر یک ترکیب را تشکیل می‌دهند و با توجه به ماهیت و آرایش الکترونی اتم‌ها، نوع ترکیب (یونی، مولکولی و آلی) قابل تشخیص باشد.

اما واقعاً چه نوع نیرویی و با چه قدرتی اتم‌ها را کنار هم نگه می‌دارد؟ چرا مواد مختلف از خود خواص مختلفی نشان می‌دهند و میل ترکیبی آن‌ها با یکدیگر متفاوت است؟ چرا نقطه‌ی ذوب و نقطه‌ی جوش مواد مختلف با هم متفاوت است؟ این قبیل سؤالات با شناخت پیوندهای شیمیایی قابل پاسخ‌گویی هستند.

پیوندهای شیمیایی به طور کلی به دو دسته‌ی عمده‌ی پیوندهای بین‌اتمی و پیوندهای بین مولکولی تقسیم می‌شوند. پیوندهای بین‌اتمی اولین پیوندهایی را گویند که جهت اتصال اتم‌ها به یکدیگر به وجود می‌آیند. تمام مواد به جز گازهای بی‌اثر دارای حداقل یکی از انواع پیوندهای بین‌اتمی هستند. این پیوندها عبارت‌اند از ۱- پیوند یونی (الکترووالانس)، ۲- پیوند کووالانسی، ۳- پیوند فلزی. در این جا به تشریح هر یک از پیوندهای بین‌اتمی و خواص آن‌ها می‌پردازیم.

۱-۲-۵- پیوند یونی: هنگامی که یون‌های دارای بار مخالف با هم پیوند برقرار کنند، پیوند حاصل را پیوند یونی می‌نامند.

در بلور NaCl نیروهای جاذبه بین یون‌های مثبت و منفی، ساختمان «غول‌آسایی» را به وجود می‌آورند که شامل میلیون‌ها یون است. این یون‌ها به صورت ردیف‌های منظمی در کنار هم قرار دارند و نیروهای دافعه بین یون‌های  $Cl^-$  و  $Cl^-$  مجاور و همین‌طور دافعه بین  $Na^+$  و  $Na^+$  دو پیوند همسایه یکدیگر، به یون‌ها اجازه نمی‌دهند که از جای خود منحرف شوند و نظم ردیف‌ها را به هم بزنند. فرض کنید، یک یون  $Na^+$  بخواهد از جایگاه معین خود تخطی کند و به مقدار کمی جابه‌جا شود، جاذبه‌ی  $Cl^-$  مربوط به آن از یک سو و نیز نیروهای دافعه ناشی از همه‌ی  $Na^+$ ‌هایی که در نزدیکی آن هستند، یون را در جای خود نگه می‌دارند. به همین دلیل، جامدات یونی شبکه‌هایی منظم و ثابت و بلورین دارند و در حالت جامد، قادر به هدایت جریان برق از خود نیستند (شکل ۲-۵).

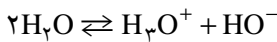


شکل ۲-۵- بلور سدیم کلرید

وقتی در دمای بالا، بلور ذوب می‌شود، انرژی جنبشی یون‌ها بر نیروی جاذبه‌ی بین آن‌ها غلبه می‌کند و در این حالت می‌تواند هادی جریان الکتریسیته باشند. اما به یاد داشته باشید که مقدار انرژی جنبشی که بتواند بر نیروهای جاذبه قوی بین  $\text{Na}^+$  و  $\text{Cl}^-$  (با اختلاف الکترونگاتیویته‌ی  $1/8$ ) غلبه کند خیلی زیاد است. بنابراین، نقطه‌ی ذوب و جوش جامدات یونی بسیار بالاست.

چند بلور نمک طعام تهیه کنید. آن‌ها را در ظرفی بریزید و روی شعله‌ی گاز حرارت دهید. آیا ذوب می‌شوند؟ چرا؟

مقداری نمک طعام را در یک لیوان آب حل کنید. با توجه به آن‌که یونیزاسیون آب را می‌توان به صورت:



نشان داد و یونیزاسیون نمک را به این صورت نوشت:



حل شدن نمک طعام را در آب توجیه کنید.

**خواص پیوندهای یونی:** در مثال ترکیب  $\text{Cl}^-$  و  $\text{Na}^+$  دیدید که عناصر  $\text{Cl}$  و  $\text{Na}$  هر دو یک ظرفیتی هستند. بنابراین، انتظار دارید که هر اتم  $\text{Cl}$  فقط با یک اتم  $\text{Na}$  ترکیب شود. در این صورت طرح شبکه‌ی غول‌آسای بلور  $\text{NaCl}$  به چه معناست؟ چرا  $\text{NaCl}$  به جز در حالت گازی به صورت تک مولکولی دیده نمی‌شود؟ با مطالعه‌ی خواص پیوندهای یونی پاسخ به این سؤال آسان می‌شود.

برای سادگی و درک آسان‌تر، در این جا فرض می‌کنیم که اتم‌ها و یون‌ها کاملاً به شکل کره هستند.

وقتی سدیم با از دست دادن یک الکترون به صورت  $\text{Na}^+$  درمی‌آید، چون آخرین لایه‌ی الکترونی خود را از دست داده است، شعاع یونی آن کم‌تر از شعاع اتمی اولیه‌اش خواهد شد. مثل آن که تبدیل به کره‌ای با حجم کم‌تر شود. اما این کره از نظر الکتریکی خنثا نیست، چون  $10^+$  الکترون منفی و  $11^+$  پروتون مثبت دارد ( $\text{Na}^+$ ).

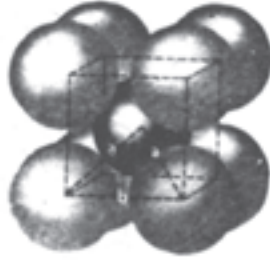
این بار مثبت، در یک نقطه متمرکز نیست، بلکه تمام سطح کره مثبت است. یعنی از هر نقطه‌ی واقع در روی سطح خود می‌تواند بار منفی را به خود جذب کند. همین‌طور، کره‌ی  $\text{Cl}^-$  از تمام سطح خود مایل به جذب یون مثبت است. هرگاه یک  $\text{Na}^+$  و یک  $\text{Cl}^-$  در مجاورت هم قرار گیرند مایل‌اند که به سمت یکدیگر جذب شوند و اتصال یونی محکمی بین آن‌ها برقرار شود. اما به جز منطقه‌ی اتصال بین آن دو، دیگر نواحی سطحی دو یون، آزاد می‌ماند. پس  $\text{Cl}^-$  هنوز هم می‌تواند بارهای مثبت بیش‌تری را به سمت خود جذب کند و نیز  $\text{Na}^+$  می‌تواند بارهای منفی زیادتری را در بقیه‌ی قسمت‌های سطحی خود بپذیرد. یعنی پیوند یونی یک پیوند دایره‌دار نیست و می‌تواند از هر نقطه‌ی واقع در روی سطح خود بار مخالف را جذب کند.

از آن جایی که سطح کره‌ها محدود است وقتی دو یون با بارهای مخالف به طرف هم جذب شدند، خواه ناخواه در محل تماس آن‌ها، امکان حضور یون دیگری وجود ندارد. در نتیجه وقتی تعدادی کره در کنار هم قرار گرفتند، کره‌ی دیگری (یون دیگری) در همسایگی آن‌ها جا نمی‌گیرد. در اکثر پیوندهای یونی، شعاع یون‌ها متفاوت است ولی این امر، فرقی در خواص پیوندهای یونی ایجاد نمی‌کند.

**خواص پیوندهای یونی:** ۱- جهت‌دار نیست ۲- اشباع نمی‌شود ۳- تعداد همسایه‌های هر یون محدود است.

به همین دلیل است که در مورد  $\text{NaCl}$  نمی‌توان گفت که بلور، از تعداد زیادی مولکول  $\text{NaCl}$  تشکیل شده است بلکه صحبت از جامد یونی می‌کنیم که در آن تعداد فراوانی یون در کنار هم قرار گرفته‌اند و نظم و آرایش ویژه‌ای دارند.

بلور، در مجموع، از نظر بار الکتریکی خنثاست. در شکل ۳-۵ تصویر یک بلور یونی را می‌بینید. تعداد همسایگان یون مرکزی چندتا است؟



شکل ۳-۵- تصویر یک بلور یونی

۲-۲-۵- پیوندهای کووالانسی (اشتراکی): برخلاف پیوندهای یونی چون در پیوندهای کووالانسی انتقال الکترون انجام نمی‌شود. در واقع، اتصال بین کره‌ها در اثر جاذبه‌ی بین یون‌ها نیست، بلکه جاذبه‌ی هسته‌ی یک اتم بر الکترون‌های اتم دیگر عامل ایجاد پیوند بین اتم‌هاست.

از طرفی، در موقع اشتراک، الکترون‌ها از فاصله‌ی بین هسته‌ی اتم‌های شرکت‌کننده در پیوند، به دام می‌افتند. برای این‌که در آن‌جا جاذبه‌ی دو هسته‌ی مثبت بر آن‌ها اثر می‌کند و موقعیت پایدارتری را به دست می‌آورند. در واقع، ابر الکترونی بیش‌تری به ناحیه‌ی بین دو هسته کشیده می‌شود. یعنی هر الکترون در محدوده‌ی خاصی جهت می‌گیرد.

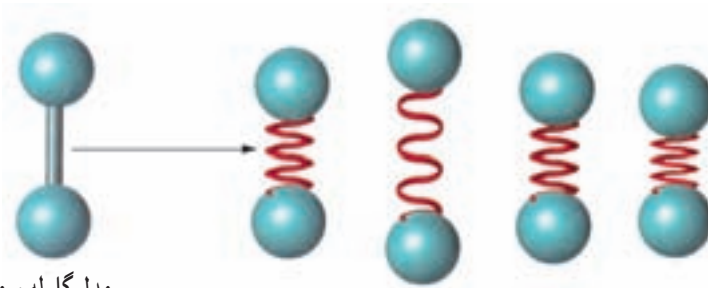
در این‌جا به سبب تعداد الکترون‌های قابل به اشتراک گذاشتن بین اتم‌ها محدود است، تعداد اتم‌هایی که می‌توانند در کنار هم قرار گیرند از حد معینی فراتر نمی‌رود.

**خواص پیوندهای کووالانسی:** ۱- جهت دار است ۲- اشباع می‌شود ۳- تعداد همسایه‌های هر اتم محدود است.

**یادآوری:** در این‌جا باید گفت که فرض کره بودن اتم‌ها صرفاً به دلیل ساده‌کردن مفهوم خواص پیوندها در نظر گرفته شده است و در عمل، اتم‌ها در هنگام تشکیل پیوندهای یونی یا کووالانسی تقارن خود را از دست می‌دهند. پیوند کووالانسی را می‌توان به صورت یک فنر در نظر گرفت.

هنگامی که دو اتم از هم دور می‌شوند نیروی جاذبه‌ی بین الکترون‌های یک اتم با هسته‌ی اتم دیگر، اتم‌ها را دوباره به هم نزدیک می‌کند. با افزایش نیروی دافعه میان الکترون‌ها و هسته‌های دو اتم، اتم‌ها دوباره از هم دور می‌شوند. به هر حال، یک فاصله‌ی تعادلی بین اتم‌ها وجود دارد که به این فاصله‌ی تعادلی میان هسته‌های دو اتم در پیوند کووالانسی، طول پیوند گویند. به عبارت دیگر، شعاع اتم‌ها در محل پیوند کوتاه‌تر می‌شود، زیرا الکترون‌های مشترک در جاذبه‌ی بین دو هسته اسیر می‌شوند (شکل ۴-۵).





مدل گلوله و میله

شکل ۴-۵- انعطاف پذیری طول پیوند در پیوند کووالانسی

**پیوند کووالانسی در الماس و گرافیت:** با نگاهی به جدول تناوبی درمی یابیم که کربن در تناوب دوم و در رأس گروه ۱۴، جایی میان فلز فعال لیتیم و نافلز بسیار فعال فلوئور، قرار گرفته است. همان طوری که می دانید فلزها تمایل دارند که با شرکت در یک واکنش شیمیایی الکترون های لایه ی ظرفیت خود را از دست بدهند و برعکس نافلزها تمایل دارند که از این طریق الکترون بگیرند و به آرایش پایدار گازهای نجیب دست یابند. کربن در میانه ی این دو دسته عناصر قرار دارد و از این رو هیچ یک از این دو ویژگی را ندارد. در عوض کربن علاقه مند است از طریق به اشتراک گذاشتن چهار الکترون ظرفیتی با خود یا اتم عناصر دیگر پیوندهای کووالانسی تشکیل دهد. پیوندهایی که طی آن ها کربن به آرایش هشت تایی دست می یابد.

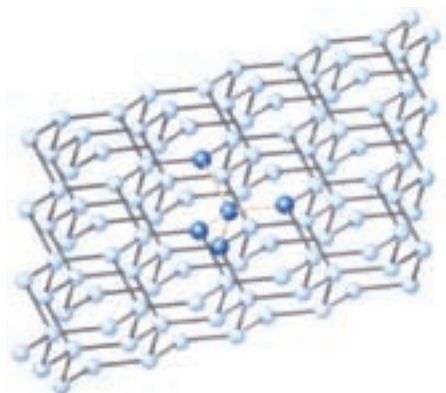
کربن با چهار الکترون ظرفیتی به تشکیل چهار پیوند کووالانسی نیازمند است. تشکیل چهار پیوند یگانه به این معناست که کربن می تواند حداکثر با چهار اتم از عناصر مختلف یا حداکثر چهار اتم کربن دیگر پیوند یابد. در ضمن، تمایل بی نظیر کربن به تشکیل پیوندهای دو گانه و سه گانه، گوناگونی باورنکردنی ترکیب های کربن دار را سبب شده است.

برای نشان دادن تنوع ساختاری کربن نیازی به رفتن به فراتر از عنصر کربن نیست. تنها کافی است که به ساختار دگر شکل ها یا آلوتروپ های<sup>۱</sup> مختلف آن؛ یعنی گرافیت و الماس توجه کنید. الماس و گرافیت هر دو از اتصال شمار بسیار زیادی اتم های کربن به وجود آمده اند. در الماس هر اتم کربن با چهار پیوند یگانه به چهار اتم کربن دیگر اتصال یافته است. همان طور که می دانید، اتم کربن در این حالت ساختاری چهار وجهی دارد و هر چهار اتم کربن متصل به آن در چهار گوشه ی یک چهار وجهی قرار گرفته اند (شکل ۵-۵).

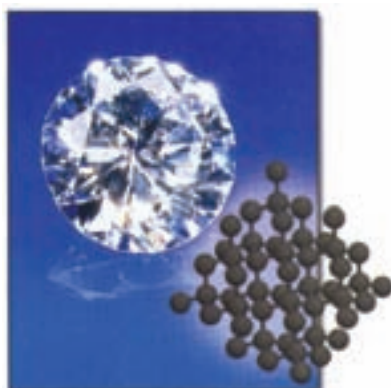
از این رو الماس یک شبکه ی به هم پیوسته از اتم های کربن است. شبکه ی غول آسایی متشکل از میلیارد ها اتم کربن که با پیوندهای کووالانسی به هم متصل شده اند. موادی از این نوع، جامدهایی

۱- آلوتروپ ها به شکل های گوناگون یک عنصر که در طبیعت یافت شوند، گفته می شوند.

بسیار سخت هستند و با توجه به ساختاری که دارند جامدهای کووالانسی گفته می‌شوند. افزون بر زیبایی، بلورهای بسیار سخت الماس آن را برای کاربردهای صنعتی بسیاری، سودمند کرده است. نیاز روز افزون صنعت به الماس، بسیار گران بودن و محدود بودن منابع آن انسان را ناگزیر به ساختن الماس کرده است. آیا می‌توانید برخی از کاربردهای الماس ساختگی را در زندگی نام ببرید؟



(ب) بخشی از ساختار غول‌آسای الماس. هر بلور الماس را می‌توان یک مولکول غول‌آسا دانست که از اتصال میلیاردها اتم کربن ساخته شده است.



(الف) بلورهای زیبای الماس آن‌ها را برای تهیهی زینت‌آلات مناسب کرده است.

### شکل ۵-۵

گرافیت شکل دیگر کربن، ساختاری لایه‌ای دارد. در هر لایه، هر اتم کربن با چهار پیوند و با آرایش سه ضلعی مسطح به سه اتم کربن دیگر متصل شده است. از اتصال شش شش اتم کربن شش گوشه‌هایی ایجاد شده‌اند که از اتصال آن‌ها به هم صفحه‌ای مشبک به وجود می‌آید. پیوندهای موجود در هر صفحه بسیار قوی هستند و از این رو هر صفحه را می‌توان یک مولکول غول‌آسای ورقه‌ای در نظر گرفت (شکل ۵-۶). این مولکول‌های صفحه‌ای غول‌آسا به وسیله‌ی نیروی بین مولکولی ضعیفی روی هم قرار گرفته‌اند. از این رو به آسانی روی یک‌دیگر سر می‌خورند. وجود این نوع از پیوند بسیار ضعیف، آن‌را به نرم‌ترین ماده دنیا تبدیل کرده است که در ساخت مغزی مداد به کار می‌رود.

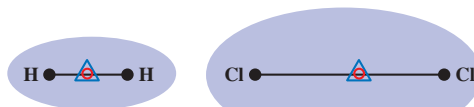


(الف) گرافیت نمونه‌ی دیگری از جامدهای کووالانسی است.

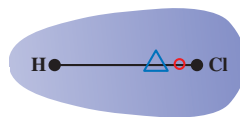
(ب) ساختار درونی گرافیت

شکل ۵-۶

پیوند کووالانسی قطبی و غیرقطبی: همان‌گونه که آموخته‌اید، در پیوند یونی انتقال کامل الکترون صورت می‌گیرد، در حالی که در پیوند کووالانسی الکترون‌ها بین اتم‌ها به اشتراک گذاشته می‌شوند. یک پیوند کووالانسی که در آن الکترون‌ها به طور مساوی بین دو اتم به اشتراک گذاشته نشده‌اند پیوند کووالانسی قطبی نامیده می‌شود. در این پیوندها، الکترون‌ها به سمت اتمی که نافلزتر است جابه‌جا می‌شوند. در شکل ۵-۷ پیوندهای کووالانسی غیرقطبی و قطبی نشان داده شده است.



الف - غیر قطبی



ب - قطبی



شکل ۵-۷ - پیوندهای کووالانسی

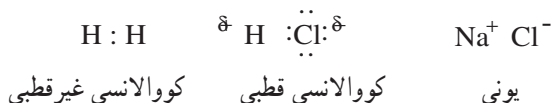
در مولکول‌های دو اتمی  $H_2$  و  $Cl_2$ ، بار الکترونی بین دو اتم H و دو اتم Cl به طور کاملاً مساوی پخش شده است و الکترون‌ها به سمت هیچ یک از اتم‌ها جابه‌جا نمی‌شوند. مرکز بار مثبت در وسط خط بین دو هسته قرار دارد. مرکز بار منفی نیز در همان نقطه قرار دارد. به عبارت دیگر مرکز بارهای مثبت و منفی بر هم منطبق است، این نوع پیوندها کووالانسی غیرقطبی نامیده می‌شوند. در

مولکول HCl مرکز بار مثبت به هسته ی کلر نزدیک تر است، زیرا اتم کلر ۱۷ بار مثبت و اتم هیدروژن یک بار مثبت در هسته دارند. مرکز بار منفی بیش تر به اتم کلر نزدیک است زیرا کلر جفت الکترون پیوندی را بیش تر به سمت خود جذب می کند. به عبارت دیگر مرکز بارهای مثبت و منفی بر هم منطبق نیست. این نوع پیوندها کووالانسی قطبی نامیده می شوند.



نماد دلتای مثبت ( $\delta^+$ ) مقدار جزئی بار مثبت بر روی اتم هیدروژن و نماد دلتای منفی ( $\delta^-$ ) مقدار جزئی بار منفی بر روی اتم کلر را نشان می دهد. بنابراین، در عمل پیوند کووالانسی غیر قطبی فقط در پیوند بین دو اتم یکسان رخ می دهد.

پیوند کووالانسی قطبی را می توان حالت واسطه ای میان پیوند کووالانسی غیر قطبی و پیوند یونی در نظر گرفت. از این دیدگاه، پیوند یونی حالت خاصی از پیوند کووالانسی قطبی است. به مولکول های زیر توجه کنید.



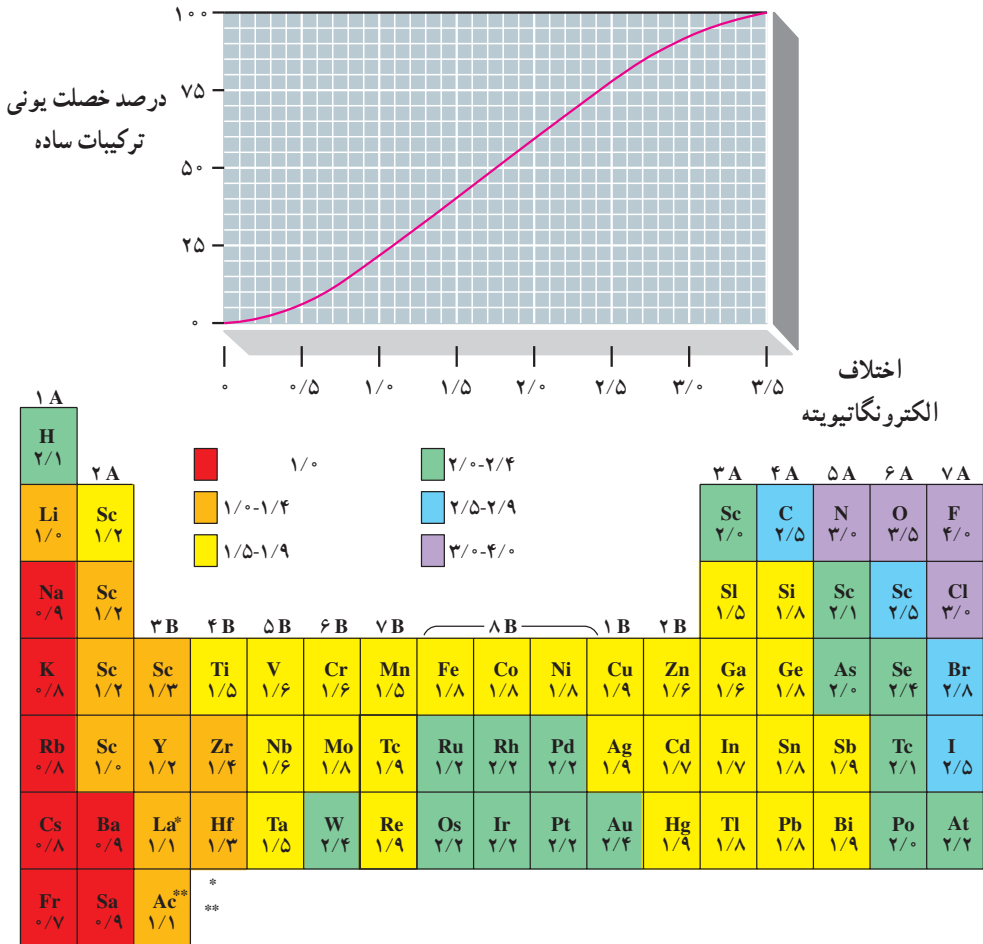
در مولکول  $\text{H}_2$  جفت الکترون پیوندی به طور مساوی بین دو اتم H به اشتراک گذاشته شده است. در HCl جفت پیوندی به طور مساوی به اشتراک گذاشته نشده است و به سمت اتم کلر جابه جا شده است در NaCl جفت پیوندی به طور کامل جزو اتم کلر شده است و به عبارت دیگر الکترون از اتم سدیم به اتم کلر منتقل شده است.

الکترونگاتیویته<sup>۱</sup> مقیاسی است که توانایی یک اتم برای جذب جفت الکترون پیوندی در مولکول را بیان می کند. اتم هایی که بیش تر الکترون های جفت پیوندی را به سمت خود جذب می کنند خاصیت الکترونگاتیوی بیش تری نسبت به اتم هایی دارند که کم تر الکترون ها را به سمت خود جذب می کنند. در جدول ۱-۵ مقدار الکترونگاتیوی عناصر نشان داده شده است. به عنوان یک اصل در جدول تناوبی الکترونگاتیوی در یک گروه از بالا به پایین کاهش و از چپ به راست افزایش می یابد. فلوئور در میان عناصر بیش ترین الکترونگاتیوی ( $4/0$ ) و فرانسیم کم ترین الکترونگاتیوی ( $0/7$ ) را دارد.

با محاسبه ی اختلاف الکترونگاتیوی در اتم در پیوند می توان میزان قطبیت پیوند را حدس زد. برای نمونه در مولکول  $\text{H}_2$  اختلاف الکترونگاتیوی صفر ( $2/1 - 2/1 = 0$ ) است لذا مولکول غیر قطبی است. در مولکول HCl اختلاف الکترونگاتیوی  $0/9 - 2/1 = 0/9 - 2/1 = 3$  است، مولکول قطبی است

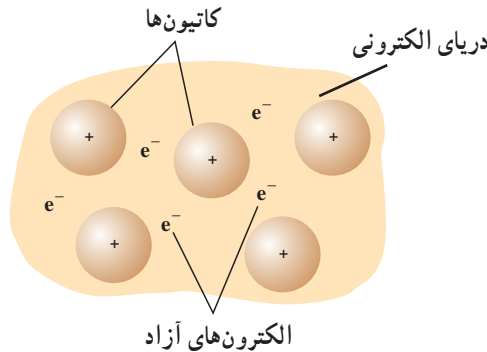
و در NaCl اختلاف الکترونگاتیوی  $2/1 (2/1 = 3 - 0/9)$  است و پیوند یونی است. با بررسی بیش تر پیوندها می توان دریافت که پیوند میان فلزها و نافلزها بیش تر خصلت یونی و پیوند میان نافلزها بیش تر خصلت کووالانسی دارد. در اختلاف الکترونگاتیویته  $(1/7)$  به بالا بیش از  $50\%$  درصد خصلت یونی مشاهده می شود و این ترکیبات یونی نامیده می شوند.

جدول ۱-۵ الکترونگاتیوی عناصر



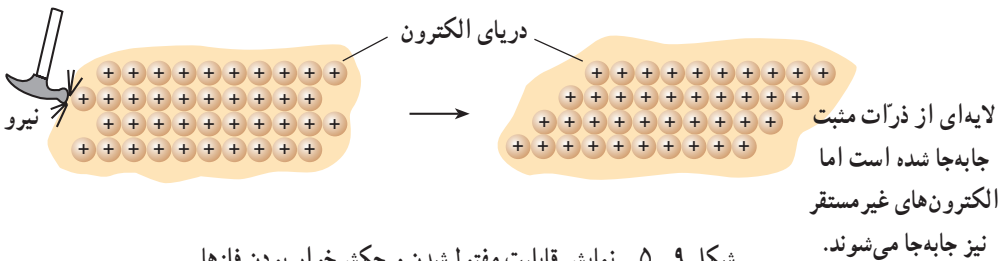
۳-۲-۵ پیوندهای فلزی: رسانایی الکتریکی فلزات در حالت های جامد و مذاب، نشانه ای از این واقعیت است که در فلزات برخی از الکترون ها می توانند به راحتی جریان یابند. بنابراین، ساده ترین مدل قابل تصور برای ساختار بلور یک فلز، شامل یک شبکه ی منظم سه بعدی از ذره های مثبتی است که در بستری از الکترون های نامستقر در محل های ثابتی نسبت به یکدیگر استقرار

یافته‌اند. الکترون‌های نامستقر، که همان الکترون‌های ظرفیت فلز باشند، از طریق نیروهای جاذبه الکترواستاتیک همانند چسبی این ذره‌های مثبت را در محل‌های ثابتی به یکدیگر متصل نگه می‌دارند. نیروی جاذبه‌ای که از برهم کنش الکترون‌های نامستقر و ذره‌های مثبت در شبکه‌ی بلور فلز به وجود می‌آید و در سراسر شبکه‌ی بلور فلز گسترش دارد، عامل پیدایش نوعی پیوند بین اتم‌های فلزی است که این پیوند، پیوند فلزی نامیده می‌شود (شکل ۸-۵).



شکل ۸-۵- نمایش پیوند فلزی

وقتی فلزی را خم می‌کنیم یا به وسیله‌ی چکش آن را به صورت ورق درمی‌آوریم یا از آن سیم تهیه می‌کنیم. در واقع لایه‌هایی از ذره‌های مثبت روی همدیگر می‌لغزند و وقتی چنین وضعی پیش می‌آید الکترون‌های نامستقر به گونه‌ای جابه‌جا می‌شوند که باز هم ذره‌های مثبت را در احاطه خود دارند.



شکل ۹-۵- نمایش قابلیت مفتول شدن و چکش‌خوار بودن فلزها

بالا بودن دمای ذوب و جوش بیش‌تر فلزها به این علت است که برای غلبه بر نیروهای جاذبه الکترواستاتیک بین یون‌های مثبت و الکترون‌های نامستقر در شبکه‌ی بلور فلز، باید انرژی گرمایی زیادی صرف شود.

**خواص پیوندهای فلزی:** ۱- جهت دار نیست ۲- اشباع نمی‌شود ۳- همسایه‌های هر اتم

محدود است.

### ۳-۵- پیوندهای بین مولکولی

تاکنون با انواع پیوندهای بین اتمی آشنا شدید و دریافتید که در اثر به وجود آمدن پیوند یونی ترکیب‌های غول‌آسایی که حاصل حضور یون‌های مثبت و منفی در جوار یکدیگر هستند به وجود می‌آیند و در پیوند فلزی دریای الکترون در اطراف اتم‌های فلزی که با از دست دادن آخرین الکترون‌های لایه‌ی ظرفیت خود به آرایش الکترونی گاز بی‌اثر رسیده‌اند وجود دارد که خواص ویژه‌ی فلزات را پدید می‌آورد. اما در این جا به نیروهای جاذبه و پیوندهایی می‌پردازیم که بین مولکول‌هایی که حاصل پیوند کووالانسی‌اتم‌ها هستند پدید می‌آیند و باعث می‌شوند این مولکول‌ها با اتصال به یکدیگر تبدیل به جامد یا مایع شوند. به عبارت دیگر، خواص فیزیکی یک ماده به قدرت نیروهای جاذبه‌ای بستگی دارد که ذره‌های سازنده‌ی آن - مولکول‌ها - را کنار هم نگه می‌دارد.

به طور کلی به جز نیروهای جاذبه میان یون‌های هم‌نام، نام‌بقیه‌ی «برهم‌کنش‌ها» را که جاذبه‌ی میان دو مولکول یا یک یون و یک مولکول است، به افتخار یک فیزیک دان هلندی نیروهای واندروالس گویند.

پیش از این با مفهوم پیوند قطبی و پیوند غیرقطبی آشنا شدید. می‌دانید که در پیوندهای قطبی برخلاف پیوندهای غیرقطبی الکترون‌ها به طور یک‌نواخت روی مولکول دو اتمی توزیع نمی‌شوند و وقت بیش‌تری را در اطراف اتم الکترونگاتیو تر سپری می‌کنند. این توزیع ناهمگون الکترون‌ها می‌تواند یک مولکول دو اتمی را به یک دو قطبی تبدیل کند. به چنین مولکولی، مولکول قطبی می‌گویند. وجود دو قطب مثبت و منفی در مولکول‌های قطبی بر نیروهای جاذبه میان مولکول‌ها تأثیر می‌گذارد و نیروهای جاذبه قوی‌تری را ایجاد می‌کند (شکل ۱-۵). بنابراین، مولکول‌های قطبی نسبت به مولکول‌های غیرقطبی از نقطه‌ی ذوب و جوش بالاتری برخوردارند، زیرا شکستن پیوند بین مولکول آن‌ها انرژی بیش‌تری می‌طلبد.



شکل ۱-۵- نمایش نیروهای جاذبه بین مولکول‌های قطبی

اما نیروهای جاذبه بین مولکول‌های غیر قطبی چگونه به وجود می‌آیند؟ «لاندن» دانشمند انگلیسی در تحقیقات و آزمایش‌های خود به این نتیجه رسید که مولکول‌ها در هنگام نزدیک شدن به یکدیگر وقتی به فاصله‌ی معینی رسیدند، در یک لحظه قطبی می‌شوند. این قطب‌های لحظه‌ای باعث ایجاد نوعی جاذبه‌ی ضعیف بین مولکول‌ها می‌شود که «نیروی لاندن» نام دارد.

پیدایش قطب‌های لحظه‌ای، نتیجه‌ی این عوامل اند:

۱- اثر متقابل هسته هر اتم بر الکترون‌های اتم دیگر که به آن نزدیک می‌شود؛

۲- جنبش دایم مولکول‌ها و برخورد آن‌ها به یکدیگر؛

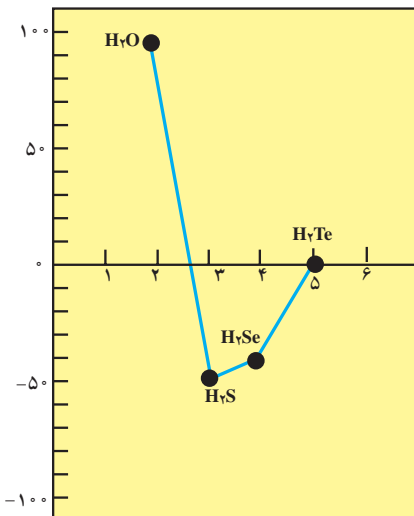
۳- حرکت الکترون‌ها در اطراف هسته.

نقطه‌ی جوش و نقطه‌ی ذوب موادی که در اثر نیروی لاندن، به حالت مایع یا جامد درآمده‌اند، بسیار پایین است و برای تغییر حالت فیزیکی آن‌ها به انرژی زیادی احتیاج نداریم.

چون نیروی لاندن ضعیف است، موادی که بر اثر آن مایع یا جامد می‌شوند، غالباً دمای جوش یا دمای ذوب نسبتاً پایین دارند و مایع یا جامد آن‌ها غالباً فرارند. مانند اتر و دی‌سولفید کربن که مایعات بسیار فراری هستند یا ید و نفتالین که جامدهای فرارند و در دمای معمولی تصعید می‌شوند.

معمولاً نیروهای لاندن در مواد قطبی و یونی نیز وجود دارند ولی چون قدرت آن‌ها در مقایسه با نیروهای جاذبه‌ی نسبتاً قوی بین قطب‌ها یا یون‌ها ناچیز است، اکثر به هنگام بررسی نیروهای جاذبه در مواد قطبی و یونی به حساب نمی‌آیند.

نقطه‌ی جوش مواد



شکل ۱۱-۵- مقایسه‌ی نقطه‌ی جوش ترکیبات هیدروژن‌دار عناصر گروه ششم

هرگاه موادی تنها تحت تأثیر نیروهای لاندن به حالت جامد درآیند، به آن‌ها جامد مولکولی می‌گوییم.

۱-۳-۵ پیوند هیدروژنی

مثال: ۱۰۰°C آب مقطر را در ظرفی بریزید،

دماسنجی درون آن بگذارید و ظرف را به ملایمت حرارت دهید. در حین کار مرتباً آب را به هم زنید. هنگامی که آب به جوش آمد، درجه‌ی حرارت آن را از روی دماسنج بخوانید.

تاکنون با ماهیت شیمیایی مولکول قطبی H<sub>2</sub>O آشنا شده‌اید و می‌دانید که این مولکول یک سر مثبت و یک سر منفی دارد.

نقطه‌ی جوش ترکیبات هیدروژن‌دار عناصر گروه

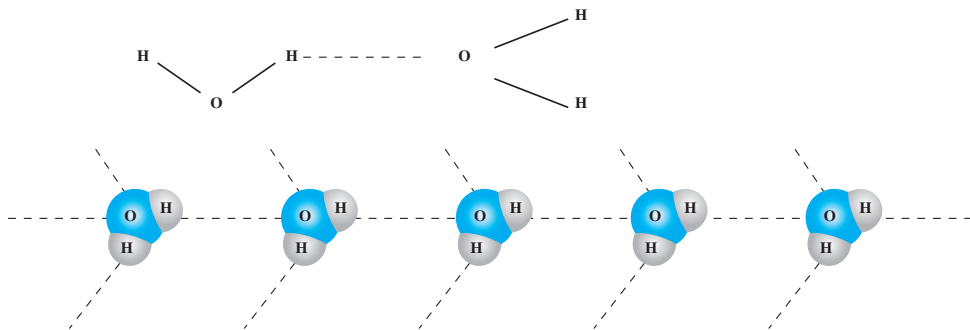
ششم را از روی شکل ۱۱-۵ مقایسه کنید.



نقطه‌ی جوش مولکول‌های  $H_2Te$ ،  $H_2Se$  و  $H_2S$  به تدریج و با کاهش عدد اتمی، کم می‌شود. شاید در نظر اول بگویید که هر چه وزن مولکولی کم می‌شود، نقطه‌ی جوش هم باید کم شود. پس با این حساب نقطه‌ی جوش  $H_2O$  که وزن مولکولی کم‌تری دارد باید از همه کم‌تر و در حدود  $8^\circ C -$  باشد؛ ولی آزمایش نشان می‌دهد که نقطه‌ی جوش آب  $10^\circ C$  است.

می‌دانید که مولکول آب یک مولکول قطبی است و در آن اتم هیدروژن از یک سو به وسیله‌ی یک پیوند کووالانسی قوی به اتم اکسیژن خود اتصال دارد و از سوی دیگر چون یون  $H^+$  بسیار کوچک و بار آن مثبت است توسط اتم اکسیژن مربوط به مولکول آب مجاور نیز جذب می‌شود. این نوع پیوند را پیوند هیدروژنی می‌نامند. در حقیقت اتم هیدروژن، مانند یک پل بین دو اتم اکسیژن از دو مولکول آب مجاور هم قرار می‌گیرد (شکل ۱۲-۵).

به عبارت دیگر هنگامی که هیدروژن، یعنی کوچک‌ترین اتم شناخته شده، به فلئور، اکسیژن یا نیتروژن (کوچک‌ترین و الکترونگاتیوترین اتم‌ها) متصل شود، پیوندی بسیار قطبی به وجود می‌آید که مقدار بازهای جزئی هر اتم دیگر در این پیوند به ویژه اتم کوچک هیدروژن بسیار چشم‌گیر خواهد بود و همان‌طور که می‌دانید هر قدر مقدار بارهای الکتریکی نااهم نام بیش‌تر باشد، نیروی جاذبه بین آن‌ها نیز قوی‌تر خواهد بود. از این رو جاذبه‌ی دو قطبی - دو قطبی بسیار قوی میان مولکول‌های دارای این گونه پیوندها به وجود می‌آید که به آن پیوند هیدروژنی گویند.



شکل ۱۲-۵- پیوند هیدروژنی در مولکول آب

## ۴-۵- جامدات

می‌دانید که ماده سه حالت دارد: جامد، مایع و گاز. جامد حالتی از ماده است که شکل و حجم معین دارد. اجزائی که جامدات را می‌سازند ممکن است اتم، یون و یا مولکول باشند. در جسم جامد این اجزا یکدیگر را به طور قوی جذب می‌کنند. همین امر سبب می‌شود ماده به حالت جامد درآید.

جامدات را می‌توان به صورت‌های گوناگون طبقه‌بندی کرد. در یک نوع طبقه‌بندی، آن‌ها به چهار دسته تقسیم می‌شوند: مولکولی، یونی، فلزی و کووالانسی. این نوع طبقه‌بندی براساس نوع نیروهایی است که اجزای جامدها را در کنار هم نگه می‌دارند. در برخی حالت‌ها این نیروها نیروی بین مولکولی است و سبب جاذبه‌ی بین مولکول‌های تشکیل‌دهنده‌ی جامد می‌شود. اما در حالت‌های دیگر این نیروها پیوند فلزی، پیوند یونی و یا پیوند کووالانسی هستند.

### ۱-۴-۵- انواع جامدات

۱- نوعی از جامدات را که اجزای سازنده‌ی آن مولکول باشد و این اجزا با نیروهای بین مولکولی به هم پیوند یافته باشند، جامد مولکولی می‌نامند. بسیاری از جامدات از این نوع‌اند. برای مثال، آب جامد (یخ) و کربن دی‌اکسید جامد را می‌توان برشمرد.

۲- نوعی جامد که در آن اتم‌های مثبت فلزی در دریایی از الکترون واقع شده‌اند جامد فلزی نامیده می‌شود. در این نوع پیوند اتم‌های مثبت فلزی با دریای الکترون غیرمستقر احاطه شده‌اند. برای نمونه آهن، مس و نقره را می‌توان نام برد.

۳- در جامدهای یونی اجزای سازنده‌ی جامد را کاتیون‌ها و آنیون‌هایی تشکیل می‌دهند که با پیوند یونی به هم متصل شده‌اند. از جامدهای یونی سزیم کلرید، سدیم کلرید و روی سولفید را می‌توان نام برد.

۴- در جامد کووالانسی شبکه‌ای، اجزای سازنده‌ی جامد اتم‌ها هستند. این اتم‌ها با پیوند کووالانسی به هم پیوند یافته‌اند و به صورت یک شبکه‌ی بزرگ و یا زنجیر طولانی درآمده‌اند. برای نمونه الماس جامد کووالانسی شبکه‌ای است.

در جدول ۲-۵ ویژگی انواع جامدات آمده است.

## جدول ۲-۵ - ویژگی انواع جامدات

نوع	اجزای سازنده	نیروهای بین مولکولی	برخی ویژگی‌ها	مثال
مولکولی	مولکول‌ها	نیروهای واندروالس	سختی پایین، نقطه‌ی ذوب بسیار کم تا کم، نارسانا هستند، برخی از آن‌ها فرار هستند.	H <sub>2</sub> O به صورت یخ، نفتالین، ید I <sub>2</sub>
فلزی	کاتیون‌ها و الکترون‌های غیرمستقر	پیوند فلزی	سختی آن‌ها از نرم تا بسیار سخت تغییر می‌کند؛ نقطه‌ی ذوب آن‌ها از کم تا بسیار بالا تغییر می‌کند و جلای فلزی دارند. چکش خوارند رسانای خوب گرما و الکتریسیته‌اند.	Na;Mg;Al;Fe; Sn;Cu;Ag;W
یونی	کاتیون‌ها و آنیون‌ها	پیوند یونی	سخت؛ نقطه‌ی ذوب متوسط تا خیلی بالا دارند؛ به صورت جامد نارسانا هستند؛ اما به صورت مایع رسانای الکتریکی خوبی هستند و بسیاری از آن‌ها در حلال‌های قطبی مانند آب حل می‌شوند.	NaCl MgO NaNO <sub>3</sub>
کووالانسی	اتم‌ها	کووالانسی	سختی بسیار بالا، نقطه‌ی ذوب بسیار بالا، نارسانا هستند.	الماس

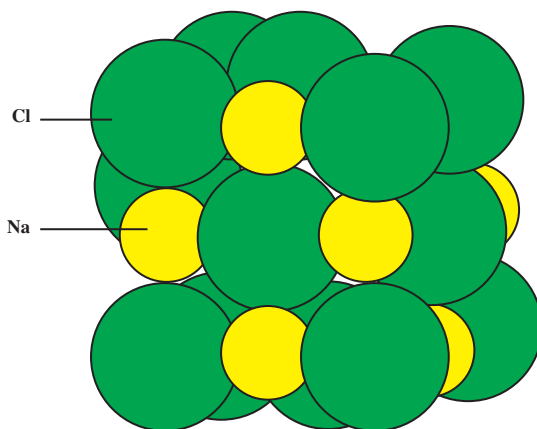
### ۵-۵-۵ عدد همسایگی (کئوردیناسیون)

تعریف عدد همسایگی: تعداد نزدیک‌ترین اتم‌های همسایه‌ی هر اتم را در جامدات عدد همسایگی گویند. می‌دانید که ساختار تمامی جامدات از قرارگیری اتم‌ها در کنار یکدیگر به وجود آمده است. به طوری که براساس انباشتگی منظم یا نامنظم اتم‌ها، مواد جامد منظم (بلوری) یا مواد جامد نامنظم (بی شکل) به وجود می‌آیند و هر چه تعداد اتمی که در ساختمان مواد قرار می‌گیرد بیش تر باشد، تراکم و انباشتگی بالاتری خواهیم داشت.

### ۵-۵-۱ عدد همسایگی در جامدات یونی: به عنوان مثال، مطابق شکل بلور نمک طعام

(NaCl)، تعدادی اتم Cl (در صفحه نمایش به رنگ سفید مشخص شده‌اند)، وجود دارد که با

شمارش آن‌ها در می‌یابیم تعداد ۴ اتم در یک صفحه، یک اتم در عقب صفحه و یک اتم در بالای صفحه در اطراف هر اتم سدیم (که به رنگ تیره مشخص شده‌اند) وجود دارد و عدد همسایگی اتم سدیم در ساختار نمک طعام، ۶ است.



شکل ۱۳-۵- ساختار بلوری NaCl

توجه دارید که از میان میلیاردها آنیون و کاتیونی که یک بلور را تشکیل می‌دهند می‌توان هر یون معینی را در نظر گرفت و فقط تعداد نزدیک‌ترین همسایه‌های آن را که مستقیماً با آن یون در تماس‌اند، به عنوان همسایه نزدیک شمرد. مسلماً تعداد همسایه‌های نزدیک هر یون محدود است و به نام عدد همسایگی خوانده می‌شود. بنابراین، در بلور نمک طعام، عدد همسایگی برای یون  $\text{Cl}^-$  نیز ۶ است. عدد همسایگی یا عدد کئوردیناسیون در بلورهای مختلف فرق می‌کند؛ برای این که شعاع یونی عناصر سازنده آن‌ها متفاوت است. برای درک بهتر، به مثال دو بعدی زیر توجه کنید.<sup>۱</sup>

تمرین ۱: یک توپ بزرگ بردارید و سعی کنید گرداگرد آن چند توپ کوچک‌تر قرار دهید.  
 تمرین ۲: یک توپ یا تپاله بردارید و سعی کنید گرداگرد آن چند توپ یا تپاله هم‌اندازه قرار دهید.  
 در کدام حالت می‌توان تعداد بیش‌تری توپ کوچک را در تماس مستقیم با توپ قرار گرفته در وسط قرار داد؟

---

۱- دقت کنید که در این‌جا تعداد همسایه‌ها فقط در یک سطح (دو بعد) به تصویر کشیده شده‌اند و در واقعیت اتم مرکزی همسایه‌هایی در بخش بالا و پایین صفحه نیز خواهد داشت.



ب - چیدن توپ‌های کوچک‌تر در اطراف توپ بزرگ‌تر



الف - چیدن توپ‌های هم‌اندازه در اطراف یکی از توپ‌ها

شکل ۱۴-۵

واضح است که هر چه شعاع یونی که می‌خواهیم عدد همسایگی آن را حساب کنیم بزرگ‌تر باشد و شعاع یون‌های همسایه کوچک‌تر، در این صورت تعداد بیش‌تری همسایه در اطراف یون بزرگ‌تر جمع می‌شوند و عدد همسایگی بیش‌تر به دست خواهد آمد. ولی این امر هم برای خود تابع قوانینی است.

برای سادگی کار معمولاً یک کاتیون مثبت را در مرکز در نظر می‌گیرند و تعداد آنیون‌های اطراف آن را می‌شمارند. پس عدد همسایگی، معمولاً عدد همسایگی کاتیون است (یعنی تعداد همسایه‌های نزدیک برای یک کاتیون).

**قوانین پاولینگ (Pauling Rules):** دانشمندی به نام پاولینگ با مطالعه‌ی ساختمان کریستال‌های یونی و نظم و ترتیب و قرار گرفتن یون‌ها در کنار هم مجموعه روابطی را کشف کرد که می‌توان براساس آن‌ها ساختمان بسیاری از بلورها را پیش‌بینی کرد.

جالب است بدانید که پاولینگ در زمانی که دانش‌آموز بود به علت گرفتن نمره‌های کم و ضعیف بودن در درس از مدرسه اخراج شده بود. پس از آن، او به بررسی بلورهای مختلف علاقه پیدا کرد و تصمیم گرفت ساختمان آن‌ها را بررسی کند. مهم‌ترین مسئله‌ای که توجه او را به خود جلب کرده بود آن بود که هنگام تشکیل بلور، یون‌ها سعی می‌کنند در فاصله‌ی معینی از یکدیگر قرار گیرند. یعنی نه آن قدر به هم نزدیک شوند که هسته‌های مثبت آن‌ها تحت تأثیر نیروی دافعه بین دو بار مثبت از هم دور شوند و نه آن قدر از هم فاصله می‌گیرند که قدرت ترکیب با هم دیگر را از دست بدهند.

بر اساس اولین قانون از قوانین پاولینگ با استفاده از نسبت  $\frac{\text{شعاع کاتیون}}{\text{شعاع آنیون}}$  می توان عدد

کتوردیناسیون هر کاتیون را به دست آورد.

پاولینگ با به دست آوردن این نسبت، متوجه شد که عدد همسایگی کاتیون‌ها در حقیقت وابسته به «نسبت شعاع کاتیونی به شعاع آنیونی» است. هر چه این عدد کوچک‌تر باشد، تعداد همسایه‌های کاتیون هم کم‌تر هستند. از این‌رو، جدولی مطابق جدول ۳-۵ تشکیل داد و در آن عدد همسایگی را برای نسبت‌های مختلف شعاع یون‌ها را به دست آورد.

هم‌چنین، از روی عدد همسایگی می‌توان معین کرد که شکل هندسی بلور و آرایش آنیون‌ها در اطراف کاتیون به چه نحو است. مثلاً در عدد کتوردیناسیون ۲ معلوم است که یک کاتیون در وسط قرار دارد و دو آنیون به آن چسبیده‌اند. همین‌طور، در عدد کتوردیناسیون ۳، سه آنیون در اطراف کاتیون قرار دارند که شکل مثلث را به خود می‌گیرند. وقتی عدد همسایگی از چهار بیش‌تر شود، آنیون‌ها، شکل فضایی به خود می‌گیرند و ترسیم آن‌ها روی یک صفحه به آسانی میسر نیست. نمونه آن را در چهار وجهی  $[\text{SiO}_4]^{4-}$  دیدید.

در عدد کتوردیناسیون ۶، چهار آنیون اطراف کاتیون را به شکل مربع احاطه کرده و یک آنیون روی آن و یکی دیگر در زیر آن قرار گرفته است. به این دلیل مثل آن که دو چهار وجهی از سطح به هم چسبیده‌اند و شکل هندسی آنیون‌ها هشت وجهی است ولی شکل کلی بلور می‌تواند مکعب باشد.

هرگاه نسبت  $\frac{\text{شعاع کاتیون}}{\text{شعاع آنیون}}$  کم‌تر از  $0.155$  باشد، پیوند به صورت خطی و عدد کتوردیناسیون

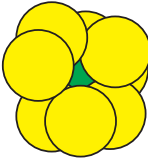
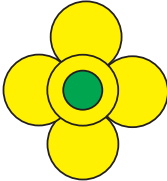
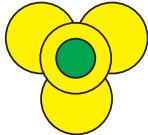
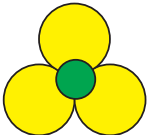
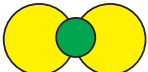
برابر ۲ خواهد بود.

اگر این نسبت بین  $0.155$  تا  $0.225$  باشد، آنیون‌ها به صورت یک چهار وجهی منتظم در اطراف کاتیون قرار می‌گیرند و عدد کتوردیناسیون ۴ می‌شود (به جدول ۳-۵ مراجعه کنید).

با مشاهده‌ی دقیق ستون‌های جدول ۳-۵ نسبت  $\frac{\text{شعاع کاتیون}}{\text{شعاع آنیون}}$  و عدد کتوردیناسیون را مقایسه

کنید.

جدول ۳-۵ - رابطه‌ی نسبت شعاع کاتیون / شعاع آنیون و عدد کئوردیناسیون شعاع کاتیون

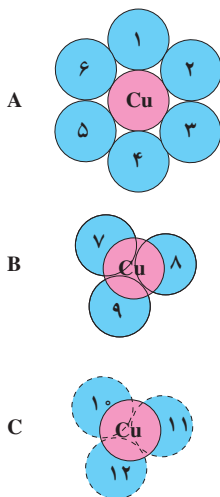
شکل هندسی آنیون‌ها	شعاع کاتیون / شعاع آنیون	عدد کئوردیناسیون	شکل هندسی آنیون‌ها
مکعب	$\geq 0.732$	۸	
هشت وجهی	$\geq 0.414$	۶	
چهار وجهی	$\geq 0.225$	۴	
مثلث	$\geq 0.155$	۳	
خط راست	$\geq 0$	۲	

۲-۵-۵ - عدد همسایگی در جامدات کووالانسی: همان‌گونه که در خواص پیوندهای کووالانسی مطالعه نموده‌اید، این پیوندها جهت‌دار و اشباع‌شونده هستند. یعنی اتم‌ها در جهت خاصی قادر به برقراری پیوند با اتم دیگرند و پس از این که در اثر به اشتراک گذاشتن الکترون‌های لایه ظرفیت به آرایش گازی بی‌اثر رسیدند، پیوند اشباع می‌شود و قادر به پیوند با اتم دیگری نیستند. این خاصیت‌ها موجب محدود بودن عدد کئوردیناسیون بین ۴ تا ۶ در مواد دارای پیوند کووالانسی شده است.

۳-۵-۵ - عدد همسایگی (کئوردیناسیون) در جامدات فلزی: توجه کنید طبق تعاریف، همان‌طوری که می‌دانید، در پیوندهای فلزی اتم‌های فلزات در دریای الکترون لایه‌ی ظرفیت اتم‌های

فلزی غرق‌اند و هیچ‌گونه محدودیتی از نظر قرارگرفتن در کنار اتم‌های دیگر ندارند. در خواص پیوندهای فلزی هم آموخته‌اید که این پیوندها اشباع شونده نیستند و از نظر جهت ایجاد پیوند نیز محدودیتی وجود ندارد. لذا، تنها عامل محدودکننده‌ی عدد همسایگی در اتم‌های فلزات، قطر اتم‌هاست. به طور کلی بیش‌ترین عدد همسایگی در فلزات خالص رخ می‌دهد. چرا که اتم‌هایی که در همسایگی یکدیگر قرار می‌گیرند دارای قطر یک سان هستند. در اصل نسبت شعاع اتم مرکزی به شعاع اتم‌های همسایه برابر ۱ است که بیش‌ترین تراکم را سبب می‌شود. برای مثال، فلز مس (Cu) مطابق شکل دارای عدد همسایگی ۱۲ است. در قسمت A تعداد ۶ اتم Cu در یک صفحه در همسایگی اتمی که به رنگ قرمز مشخص شده است، قرار دارند. در شکل B، ۳ اتم Cu در صفحه‌ی بالایی اتم مورد نظر همسایه آن اتم هستند و در شکل C، ۳ اتم Cu در صفحه‌ی پایین اتم قرمز رنگ، با آن همسایه شده‌اند و در مجموع اتم مورد نظر ما ۱۲ اتم همانند خود در همسایگی نزدیک خود دارد.

عدد همسایگی ۱۲ مربوط به متراکم‌ترین ساختار است. به همین دلیل، معمولاً فلزات دارای متراکم‌ترین چیدمان و بالاترین دانسیته هستند.



شکل ۱۵-۵- همسایه‌های اتم مس در جامد فلزی



## پرسش و تمرین

- ۱- انواع ترکیب‌های شیمیایی را نام ببرید.
- ۲- با توجه به عدد اتمی سدیم (۱۱) و عدد اتمی کلر (۱۷) آرایش الکترونی این دو عنصر را رسم و نحوه‌ی تشکیل ترکیب یونی NaCl را تشریح کنید.
- ۳- از پیوند دو اتم فلوئور با عدد اتمی ۹ چگونه ترکیبی حاصل خواهد شد؟ با رسم آرایش الکترونی بیان کنید.
- ۴- انواع پیوندهای شیمیایی را نام ببرید.
- ۵- خواص پیوندهای یونی را بنویسید.
- ۶- عامل ایجاد پیوند بین اتم‌ها در پیوند کووالانسی چیست؟
- ۷- خواص پیوندهای کووالانسی را بنویسید.
- ۸- دلیل بالا بودن دمای جوش و ذوب فلزات چیست؟
- ۹- پیدایش قطب‌های لحظه‌ای، نتیجه‌ی کدام عوامل است؟
- ۱۰- دو نمونه‌ی جامد یونی مثال بزنید و ویژگی‌های عمده‌ی این جامدات را بنویسید.
- ۱۱- عدد همسایگی را تعریف کنید.
- ۱۲- براساس اولین قانون از قوانین پاولینگ با داشتن شعاع کاتیون و شعاع آنیون چگونه می‌توان عدد کئوردیناسیون کاتیون را به دست آورد؟
- ۱۳- بیش‌ترین عدد همسایگی چند است و در چه جامداتی این عدد همسایگی وجود دارد؟