

### پیوندهای شیمیایی

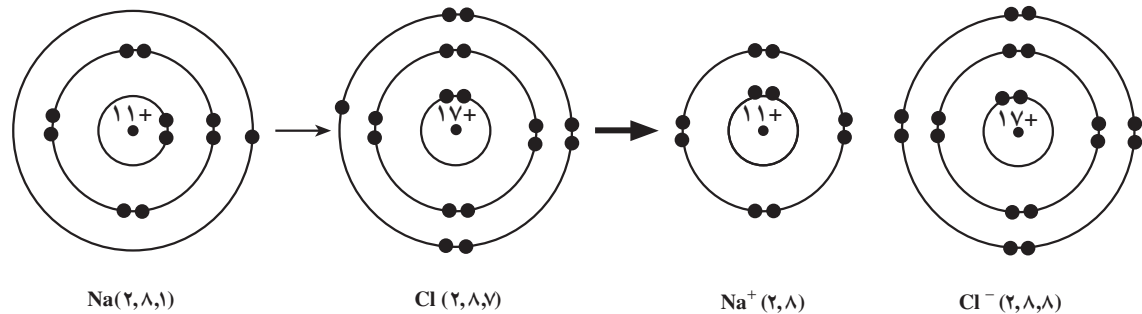
هدف‌های رفتاری: فراگیر پس از پایان این فصل باید بتواند:

- ۱- چگونگی تشکیل پیوند یونی را میان یک فلز و یک نافلز بیان کند.
- ۲- مفهوم عدد کوئوردیناسیون را برای یون‌های سدیم یا کلرید در بلور سدیم کلرید بیان کند.
- ۳- چگونگی تشکیل پیوند کووالانسی را در مولکول هیدروژن شرح دهد.
- ۴- آرایش الکترون - نقطه‌ای مولکول‌های ساده را رسم کند و شکل مولکول‌ها را براساس نیروهای دافعه متقابل جفت الکترون‌های لایه‌ی ظرفیت اتم مرکزی پیش‌بینی کند.
- ۵- تشکیل پیوند داتیو را بین مولکول آمونیاک و مولکول هیدروژن کلرید توضیح دهد.
- ۶- با استفاده از مدل ساده‌ی پیوند فلزی و مفهوم الکترون‌های نامستقر، برخی خواص فیزیکی و مکانیکی فلزها را توجیه کند.
- ۷- مفهوم مدل را تعریف کند.
- ۸- براساس معادله شیمیایی یک محاسبه کمی انجام دهد.
- ۹- فرمول نویسی و نامگذاری ترکیبات معدنی را انجام دهد.
- ۱۰- طبقه‌بندی برخی از واکنش‌های شیمیایی را توضیح دهد.

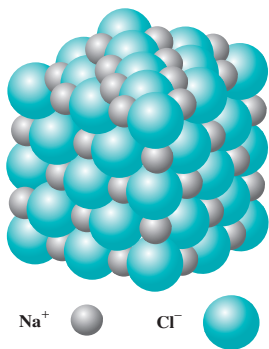
#### ۲-۱ پیوند یونی

با توجه به آرایش الکترونی اتم‌های عنصرها می‌توان گفت که فلزهای سمت چپ جدول تناوبی که انرژی یونش آن‌ها به نسبت کم است، با نافلزهایی همچون فلور، کلر و اکسیژن در سمت راست جدول تناوبی، که انرژی یونش آن‌ها به نسبت زیاد است، ترکیب می‌شوند و نمک‌های متبلور تشکیل می‌دهند. برای مثال، از واکنش سدیم که فلزی به شدت واکنش‌پذیر است با کلر که به صورت مولکول دو اتمی  $Cl_2$  است و گازی سمّی است جامدی سخت، متبلور و سفید رنگ حاصل می‌شود که آن را به عنوان سدیم کلرید می‌شناسیم و خواصی به کلی متفاوت با خواص هریک از دو عنصر سازنده‌ی این نمک دارد. به عنوان مثال، از سدیم کلرید در رژیم غذایی خود، البته به مقدار کم استفاده می‌کنیم. در این واکنش اتم سدیم با از دست دادن تنها الکترون ظرفیت خود به صورت یون مثبت  $Na^+$  با آرایش الکترونی گاز نجیب نئون درمی‌آید و در مقابل اتم کلر با پذیرفتن یک الکترون به یون منفی  $Cl^-$  با

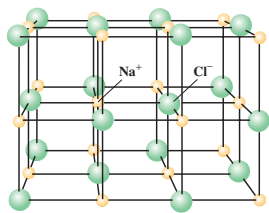
آرایش الکترونی گاز نجیب آرگون تبدیل می‌شود. تشکیل زوج یون  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$  براساس مدل سیاره‌ای بوهر در شکل ۱-۲ نشان داده شده است.



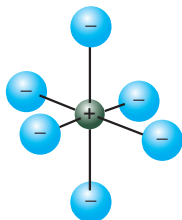
شکل ۱-۲- نمایش تشکیل زوج یون  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$  براساس مدل سیاره‌ای بوهر



(الف) مدل فضا پُرکن برای سدیم کلرید



(ب) مدل گلوله و میله برای سدیم کلرید. یون‌های کلرید در اطراف یون سدیم آرایش هندسی هشت‌وجهی ایجاد می‌کنند. به همین ترتیب یون‌های سدیم در اطراف یون کلرید آرایش هشت‌وجهی دارند.



(ج) نمایش آرایش هشت‌وجهی یون‌های کلرید در پیرامون یون سدیم.

شکل ۲-۲

ساختار بلور سدیم کلرید: عکسبرداری با پرتو ایکس نشان می‌دهد که بلور سدیم کلرید ساختار مکعبی دارد و در آن یون‌های  $\text{Na}^+$  و  $\text{Cl}^-$  به‌طور یک در میان محل‌های ثابتی را در این ساختار سه‌بعدی اشغال کرده‌اند. چنانچه این یون‌ها را به‌صورت گوی‌های کروی و سختی تصور کنیم، می‌توانیم انباشتگی آن‌ها را برای ایجاد یک ساختار مکعبی به‌صورتی که در شکل ۲-۲ الف نشان داده شده است، در نظر بگیریم. چنین مدلی را یک مدل فضا پُرکن می‌نامیم. مدل دیگری که موقعیت فضایی یون‌های مثبت و منفی را به‌طور واضح‌تری مجسم می‌کند، مدل گلوله و میله است که در شکل ۲-۲ ب نشان داده شده است.

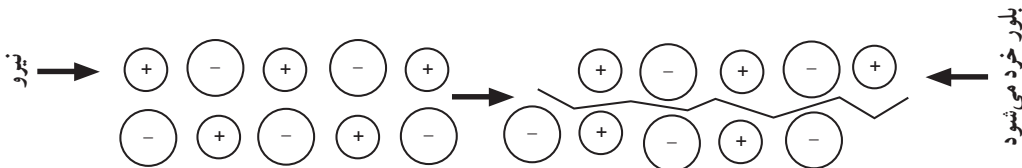
در ساختار مکعبی بلور سدیم کلرید هریک از یون‌های  $\text{Na}^+$  و  $\text{Cl}^-$  در نزدیک‌ترین فاصله نسبت به خود به‌وسیله‌ی شش یون با بار مخالف احاطه شده است و این شش یون یک آرایش هندسی هشت‌وجهی منظم (شکل ۲-۲ ج) را در اطراف یون مرکزی خود به‌وجود می‌آورند. در بلور سدیم کلرید عدد کوئوردیناسیون<sup>۱</sup> هریک از یون‌های مثبت و منفی برابر شش است. یون‌های سدیم و کلرید در بلور سدیم کلرید به‌وسیله‌ی نیروهای جاذبه الکتروستاتیک قوی که پیوند یونی نامیده می‌شود، به یکدیگر متصل هستند و اثر این نیروهای جاذبه در کلیه جهت‌ها ظاهر می‌شود. از خواص فیزیکی سدیم کلرید، می‌توان بالا بودن دمای ذوب، سخت و شکننده بودن آن و همچنین قابلیت هدایت الکتریکی به حالت مذاب و به‌صورت محلول آبی را ذکر کرد که این خواص براساس مدل یونی ارائه شده در بالا قابل توجیه است.

بالا بودن دمای ذوب: در جامدهای یونی بین یون‌های با بار مخالف نیروهای جاذبه الکتروستاتیک قوی وجود دارد، برای غلبه بر این نیروها و جدا کردن یون‌ها از یکدیگر به‌طوری که بتوانند آزادی حرکت داشته باشند باید انرژی زیادی صرف شود. از این رو، دمای ذوب سدیم کلرید و دیگر جامدهای یونی بالا است. برای مثال، دمای ذوب سدیم کلرید  $800^\circ\text{C}$  و منیزیم اکسید  $2800^\circ\text{C}(\text{MgO})$  است.

سخت و شکننده بودن: با توجه به وجود نیروهای جاذبه‌ی الکتروستاتیک قوی بین یون‌ها

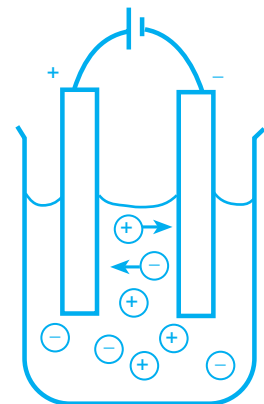
۱- تعداد یون‌های با بار مخالف که در اطراف یک یون معین قرار گرفته‌اند عدد کوئوردیناسیون آن یون نامیده می‌شود.

برای درهم ریختن ساختار بلور سدیم کلرید باید نیروی زیادی به کار برد. یک تکه بلور سدیم کلرید به آسانی خط بر نمی‌دارد ولی با ضربه‌ی چکش به راحتی خرد می‌شود. چنانچه وضعیت یون‌های سدیم و کلرید را نسبت به یکدیگر در یک لایه از این یون‌ها در نظر بگیریم، ملاحظه می‌شود که با وارد شدن نیرو و جا به جا شدن یک ردیف از یون‌ها نسبت به ردیف دیگر، بارهای همنام در کنار یکدیگر قرار می‌گیرند و نیروی دافعه‌ی حاصل، به از هم پاشیدن بلور کمک می‌کند (شکل ۲-۳).



شکل ۲-۳ بر اثر جا به جا شدن یک ردیف از یون‌ها، بارهای همنام یکدیگر را دفع می‌کنند و سبب فرو ریختن ساختار بلور می‌شوند.

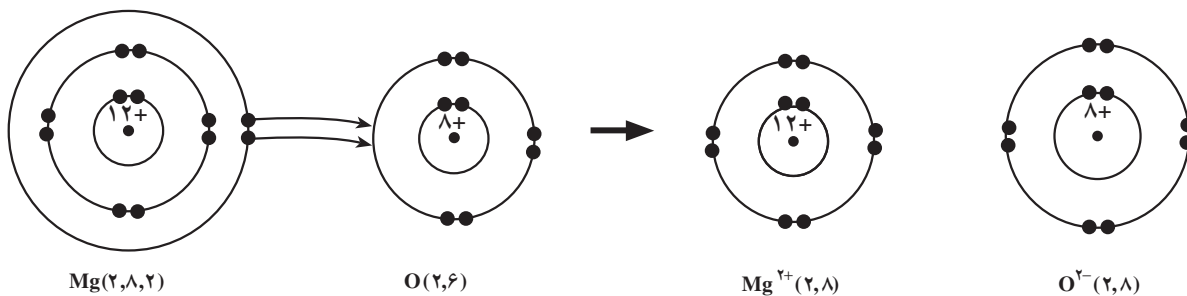
**قابلیت هدایت الکتریکی سدیم کلرید به صورت مذاب و در محلول:** در سدیم کلرید جامد چون یون‌ها محل‌های ثابتی را اشغال کرده‌اند و جز حرکت ارتعاشی در محل‌های خود حرکت دیگری ندارند، نمی‌توانند حامل جریان برق باشند ولی در حالت مذاب، یون‌های مثبت و منفی به علت داشتن آزادی حرکت می‌توانند با برقرار شدن یک اختلاف سطح الکتریکی به سمت الکترودی که بار مخالف دارد، حرکت کنند و به این ترتیب هادی جریان برق باشند (شکل ۲-۴). قابل ذکر است که استفاده از نیروی برق تنها راه کاهش یون‌های سدیم در حالت مذاب و تهیه‌ی سدیم فلزی است. در محلول آبی سدیم کلرید، یون‌ها به صورت آب پوشیده‌اند و می‌توانند آزادانه حرکت کنند و به این ترتیب هادی جریان برق هستند.



شکل ۲-۴ یون‌ها در سدیم کلرید مذاب بر اثر اختلاف سطح الکتریکی به سمت الکترودها هدایت می‌شوند.

## ۲-۲ سایر ترکیب‌های یونی

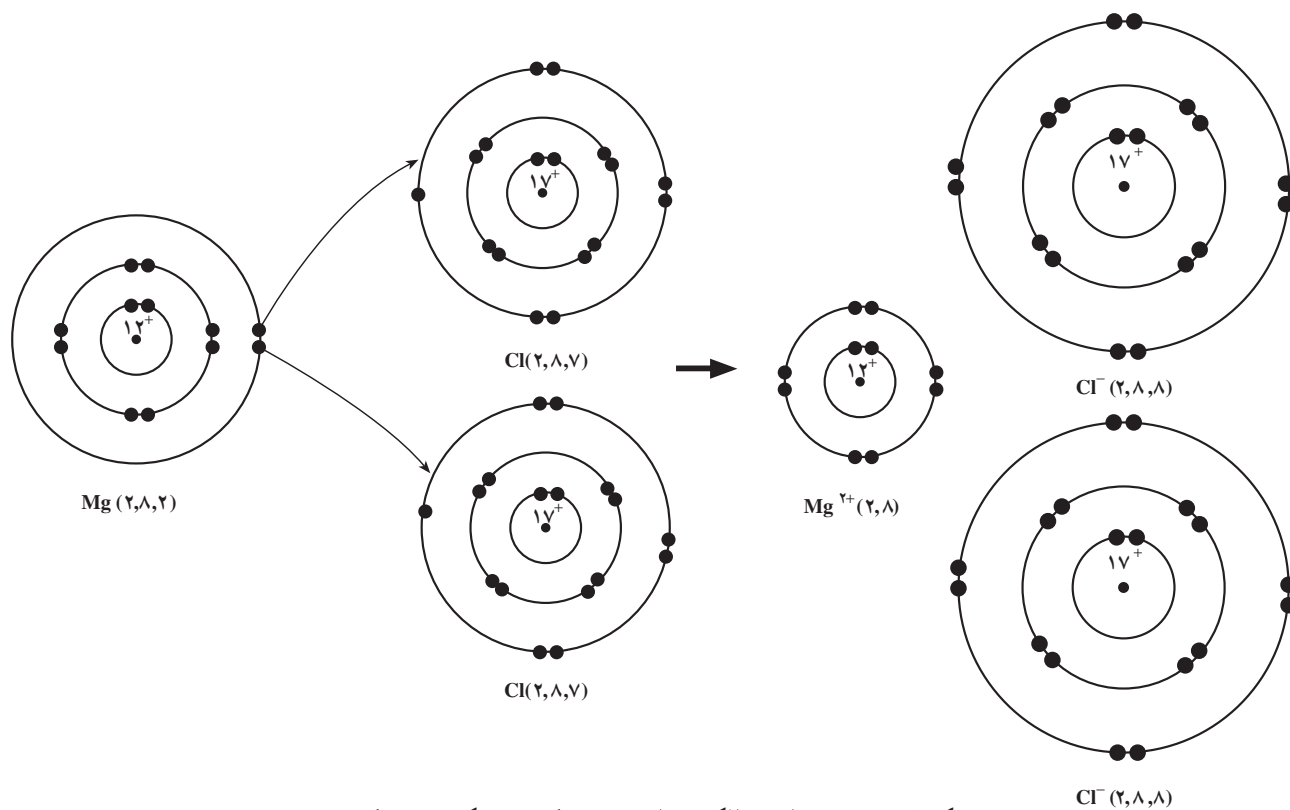
**منیزیم اکسید:** فلز منیزیم با ایجاد نور خیره‌کننده‌ای در گاز اکسیژن می‌سوزد و جامد سفید رنگ منیزیم اکسید تشکیل می‌شود. در این جامد سفید رنگ یون‌های منیزیم ( $Mg^{2+}$ ) و اکسید ( $O^{2-}$ ) وجود دارند که در کنار یکدیگر ساختار سه‌بعدی منیزیم اکسید را به وجود می‌آورند. تشکیل منیزیم اکسید را بر اساس مدل سیاره‌ای بوهر می‌توان به صورتی که در شکل ۲-۵ آمده است، نشان داد. در این واکنش هر اتم منیزیم با از دست دادن دو الکترون ظرفیت خود به صورت یون دوبار مثبت با آرایش الکترونی گاز نجیب نئون درآمده است و هر اتم اکسیژن نیز با پذیرفتن دو الکترون لایه‌ی ظرفیت



شکل ۲-۵ با انتقال الکترون‌ها از منیزیم به اکسیژن در واکنش بین این دو اتم، منیزیم اکسید حاصل می‌شود.

خود را کامل کرده به صورت یون دو بار منفی با آرایش الکترونی گاز نجیب نئون درآمده است. دمای ذوب منیزیم اکسید ( $2800^{\circ}\text{C}$ ) بالاتر از دمای ذوب سدیم کلرید ( $808^{\circ}\text{C}$ ) است زیرا نیروی جاذبه‌ی الکتروستاتیک با بار یون‌ها نسبت مستقیم و با فاصله بین یون‌ها نسبت معکوس دارد. با توجه به اینکه فاصله‌ی بین یون‌ها در سدیم کلرید  $276\text{\AA}$  و در منیزیم اکسید  $205\text{\AA}$  است، هر دو این عامل‌ها، یعنی بار یون‌ها و فاصله بین آن‌ها، به بالاتر بودن نیروی جاذبه‌ی الکتروستاتیک در منیزیم اکسید کمک می‌کنند. هر اندازه جاذبه‌ی الکتروستاتیک بیش‌تر باشد، پیوند یونی قوی‌تر و دمای ذوب جامد یونی هم بالاتر است. منیزیم اکسید همانند سدیم کلرید سخت و شکننده است و فقط در حالت مذاب هادی جریان برق است.

**منیزیم کلرید:** منیزیم کلرید که به صورت محلول در آب دریا وجود دارد نیز یک ترکیب یونی است. در اینجا اتم کلر با پذیرفتن یک الکترون و تشکیل یون  $\text{Cl}^-$  به آرایش الکترونی پایدار گاز نجیب آرگون می‌رسد، اما همان‌طور که در بالا اشاره شد، منیزیم با از دست دادن دو الکترون به آرایش الکترونی پایدار گاز نجیب نئون می‌رسد. از این رو لازم است که در مقابل هر یون  $\text{Mg}^{2+}$ ، دو یون  $\text{Cl}^-$  وجود داشته باشد تا ترکیب حاصل از نظر الکتریکی خنثی باشد. از طرفی در ساختار بلور منیزیم کلرید با توجه به دو برابر بودن تعداد آنیون‌ها نسبت به کاتیون‌ها عدد کوئوردیناسیون آنیون نصف عدد کوئوردیناسیون کاتیون است. چگونگی تغییر آرایش الکترونی اتم‌ها در واکنش بین منیزیم و کلر در شکل ۲-۶ نشان داده شده است.



شکل ۲-۶- نمایش انتقال الکترون از منیزیم به کلر در تشکیل منیزیم کلرید

### ۳-۲- کاربرد ترکیب‌های یونی

در زیر به کاربرد تعدادی از ترکیب‌های یونی اشاره می‌کنیم:

سنگ مرمر (یا کلسیم کربنات،  $\text{CaCO}_3$ ) یک ترکیب یونی است که به علت سخت بودن و استحکام آن و همچنین نامحلول بودن آن در آب در ساختمان‌سازی برای تزئین بنا و در پیکره‌سازی به کار می‌رود.

کلسیم فسفات،  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ، یک ترکیب یونی است که به استخوان‌های بدن ما استحکام می‌بخشد. همچنین از واکنش سنگ معدن آن با سولفوریک اسید در تهیه کود شیمیایی سوپر فسفات از آن استفاده می‌شود.

سدیم بی‌کربنات یا سدیم هیدروژن کربنات ( $\text{NaHCO}_3$ ) اغلب با نام جوش شیرین در نانوائی و شیرینی‌پزی به کار برده می‌شود. این ترکیب یونی بر اثر گرم کردن تجزیه شده گاز کربن دی‌اکسید می‌دهد. این گاز با ایجاد حباب‌هایی در کیک موجب بالا آمدن خمیر کیک می‌شود.

سدیم کربنات ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) (نام تجارتي آن نمک قلیا است) برای از بین بردن سختی آب مصرف می‌شود.

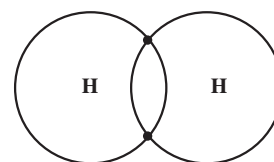
سدیم فلئورید ( $\text{NaF}$ ) را در بعضی شهرها به آب آشامیدنی اضافه می‌کنند زیرا تصور می‌رود که وجود یون فلئورید در آب تا حدودی از پوسیدگی دندان‌ها جلوگیری می‌کند. آمونیوم سولفات،  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  و آمونیوم نترات،  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ، معمولاً به عنوان کود شیمیایی مصرف دارند چون در آب محلول هستند و به این ترتیب جذب گیاه می‌شوند.

### ۴-۲- پیوند کووالانسی

مولکول هیدروژن ( $\text{H}_2$ ) ساده‌ترین مولکول‌ها است. مولکول هیدروژن از دو اتم هیدروژن، هریک شامل یک پروتون در هسته و یک الکترون ظرفیت، تشکیل شده است. در تشکیل نمک‌ها دیدیم که فلز الکترون از دست می‌دهد و نافلز الکترون می‌پذیرد و بین یون‌های حاصل یک نیروی جاذبه‌ی الکتروستاتیک که جهت خاصی ندارد، به وجود می‌آید، اما وقتی دو اتم هیدروژن به یکدیگر نزدیک می‌شوند، الکترون‌های ظرفیت این دو اتم با یکدیگر جفت شده، بین دو هسته هیدروژن به طور مشترک قرار می‌گیرند (شکل ۷-۲). این جفت الکترون مشترک<sup>۱</sup>، نماینده‌ی یک پیوند کووالانسی بین این دو اتم است. مولکول هیدروژن به اندازه‌ی ۴۳۵ کیلوژول بر مول پایدارتر از اتم‌های مجزای هیدروژن است. به بیان دیگر، برای شکستن پیوند در یک مول از مولکول‌های هیدروژن و جدا کردن آن‌ها به اتم‌های هیدروژن، باید ۴۳۵ کیلوژول انرژی مصرف کرد:

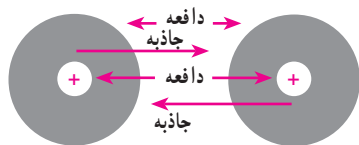


این پایداری بیش‌تر نتیجه‌ی نیروی جاذبه‌ی الکتروستاتیک بین بار مثبت هسته‌ها و بار منفی جفت الکترون مشترک در مولکول هیدروژن است. احتمال حضور این جفت الکترون مشترک در فضای بین دو هسته بیش‌تر است. در مولکول هیدروژن، افزون بر نیروی جاذبه، نیروی دافعه مربوط



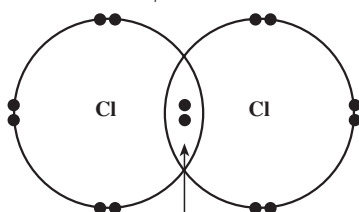
شکل ۷-۲- نمایش مدل بوهر برای تشکیل پیوند در مولکول هیدروژن

۱- Shared electron pair



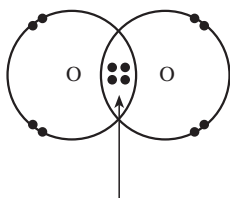
شکل ۲-۸- نمایش اثرهای جاذبه و دافعه به هنگام نزدیک شدن دو اتم هیدروژن به یکدیگر

الکترون‌های ناپیوندی (سه جفت روی هر اتم کلر)



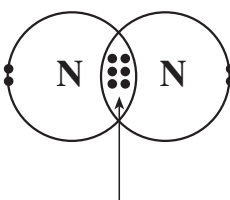
یک جفت الکترون پیوندی

شکل ۲-۹- آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت در مولکول کلر



دو جفت الکترون پیوندی

شکل ۲-۱۰- آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت در مولکول O2



سه جفت الکترون پیوندی

شکل ۲-۱۱- آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت در مولکول N2

به اثر بار هسته‌ها بر یکدیگر و همچنین اثر دافعه‌ی متقابل بار همنام الکترون‌ها نیز وجود دارند، اما آنچه مسلم است در این مولکول نیروهای جاذبه و دافعه در موازنه‌اند و برتری نسبی با نیروی جاذبه است. این اثرهای جاذبه و دافعه در شکل ۲-۸ نشان داده شده‌اند.

**مولکول Cl<sub>۲</sub>**: آرایش الکترونی اتم کلر به صورت ۲, ۸, ۷ است. تجربه نشان می‌دهد که در مولکول کلر، دو اتم کلر به وسیله‌ی پیوند یگانه به یکدیگر متصل‌اند (شکل ۲-۹).

نیرویی که دو اتم کلر را به یکدیگر متصل می‌سازد، نیروی جاذبه الکتروستاتیک بین هسته‌های کلر و جفت الکترون مشترک است. در این مولکول فقط یک جفت الکترون بین دو اتم مشترک است که آن‌ها را الکترون‌های پیوندی می‌نامند و بقیه الکترون‌ها (سه جفت روی هر اتم کلر) ناپیوندی هستند. این الکترون‌ها را همچنین به عنوان **جفت‌های تنها** می‌شناسند. الکترون‌های لایه‌های درونی در تشکیل پیوند شرکت ندارند، از این رو در نموداری که برای نمایش پیوند به کار برده می‌شود، فقط الکترون‌های ظرفیت را نشان می‌دهند. به طوری که در نمودار شکل ۲-۹ مشاهده می‌شود، از راه اشتراک یک جفت الکترون بین دو اتم کلر، هریک از اتم‌های کلر به آرایش الکترونی گاز نجیب آرگون رسیده است.

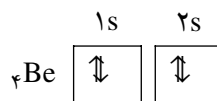
**مولکول O<sub>۲</sub>**: آرایش الکترونی اتم اکسیژن به صورت ۲, ۶ است. تجربه نشان می‌دهد که در مولکول اکسیژن، دو اتم اکسیژن به وسیله‌ی پیوند دوگانه به یکدیگر متصل‌اند (شکل ۲-۱۰). در مولکول O<sub>۲</sub>، با به اشتراک قرار گرفتن دو جفت الکترون بین دو اتم اکسیژن روی هر اتم اکسیژن دو جفت تنها باقی می‌ماند و به این ترتیب هر اتم اکسیژن به آرایش الکترونی هشتایی گاز نجیب نئون می‌رسد.

**مولکول N<sub>۲</sub>**: آرایش الکترونی اتم نیتروژن به صورت ۲, ۵ است. تجربه نشان می‌دهد که در مولکول نیتروژن، دو اتم نیتروژن به وسیله‌ی پیوند سه‌گانه به یکدیگر متصل‌اند (شکل ۲-۱۱) در مولکول N<sub>۲</sub>، با به اشتراک قرار گرفتن سه جفت الکترون بین دو اتم نیتروژن روی هر اتم نیتروژن یک جفت تنها باقی‌ماند و به این ترتیب هر اتم نیتروژن به آرایش الکترونی هشت‌تایی گاز نجیب نئون می‌رسد.

## ۲-۵- آرایش فضایی اتم‌ها در مولکول‌ها

در بین مولکول‌های چند اتمی آرایش‌های هندسی خطی، مسطح مثلثی، چهار وجهی و چند آرایش هندسی دیگر دیده می‌شود که در اینجا فقط به شرح آرایش‌های ساده‌تر آنها می‌پردازیم:

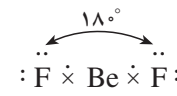
**مثال ۲-۱- مولکول بریلیم دی‌فلوئورید، BeF<sub>۲</sub>**: اتم بریلیم به گروه فلزهای قلیایی خاکی تعلق دارد (گروه IIA در جدول تناوبی) و دارای دو الکترون ظرفیت است. اگرچه این دو الکترون در یک اوربیتال معین (اوربیتال ۲s) جفت شده‌اند اما در یک واکنش شیمیایی از هم جدا (منفرد) شده و در تشکیل پیوند با اتم‌های دیگر شرکت می‌کنند.



بنابراین، اتم بریلیم می‌تواند هریک از این دو الکترون را با یک الکترون از یک اتم فلئور به اشتراک بگذارد. در نتیجه یک اتم بریلیم با دو اتم فلئور، دو پیوند کووالانسی تشکیل می‌دهد که نمایش الکترون - نقطه‌ای آن به صورت مجاور است.

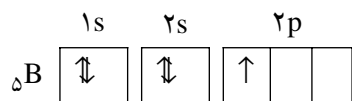


به این ترتیب، در مولکول  $\text{BeF}_2$  به حالت گاز در لایه‌ی ظرفیت اتم مرکزی (بریلیم) دو جفت الکترون مشترک یا پیوندی وجود دارد. نیروی دافعه‌ی متقابل بین این دو جفت الکترون پیوندی سبب می‌شود که آن‌ها نسبت به یکدیگر حداکثر زاویه  $180^\circ$  (درجه) را داشته باشند. از این رو اتم‌های فلئور و بریلیم در یک امتداد قرار می‌گیرند و این مولکول خطی است.

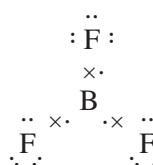


**مثال ۲-۲- مولکول بور تری فلئورید،  $\text{BF}_3$** : اتم بور به گروه IIIA تعلق دارد و آرایش

الکترونی آن به صورت زیر است:



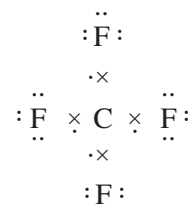
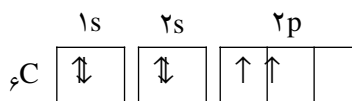
اتم بور دارای سه الکترون ظرفیت است که به هنگام تشکیل پیوند به صورت جفت نشده (منفرد) درمی‌آیند. در مولکول بور تری فلئورید سه پیوند کووالانسی B-F وجود دارد که تشکیل هریک از آن‌ها حاصل جفت شدن یک الکترون ظرفیت از اتم بور با یک الکترون ظرفیت از اتم فلئور است. نمایش الکترون - نقطه‌ای این مولکول به صورت مجاور است.



با توجه به وجود سه جفت الکترون پیوندی در لایه‌ی ظرفیت اتم مرکزی (بور)، پایدارترین آرایشی که این جفت الکترون‌ها براساس دافعه‌ی متقابل الکتروستاتیک خواهند داشت، به صورت یک مثلث متساوی‌الاضلاع است، زیرا در این صورت، این سه جفت الکترون پیوندی حداکثر زاویه  $120^\circ$  (درجه) را نسبت به یکدیگر دارند. بنابراین پیش‌بینی می‌شود که مولکول بور تری فلئورید به صورت مسطح مثلثی باشد و شواهد تجربی نیز آن را تأیید می‌کند.

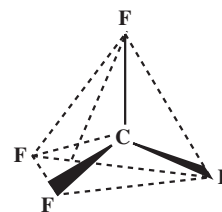
**مثال ۲-۳- مولکول کربن تترافلئورید،  $\text{CF}_4$** : اتم کربن به گروه IVA تعلق دارد و

دارای چهار الکترون ظرفیت است. این ۴ الکترون ظرفیت به هنگام تشکیل پیوند به صورت جفت نشده (منفرد) درمی‌آیند.



یکی از مولکول‌های ساده مربوط به کربن، کربن تترافلئورید است. در این مولکول چهار پیوند کووالانسی C-F وجود دارد که حاصل جفت شدن چهار الکترون لایه‌ی ظرفیت اتم کربن با چهار الکترون از چهار اتم فلئور است. نمایش الکترون - نقطه‌ای این مولکول به صورت مجاور است.

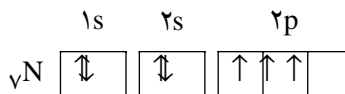
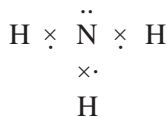
بنابراین، در لایه‌ی ظرفیت اتم مرکزی (کربن) چهار جفت الکترون وجود دارد. پایدارترین آرایش هندسی برای این چهار جفت الکترون براساس دافعه‌های متقابل الکتروستاتیک موقعی حاصل می‌شود که زاویه‌ی میان آن‌ها به  $109^\circ, 28'$  برسد. این وضع در یک چهار وجهی منتظم امکان‌پذیر است که زاویه‌های داخلی پیرامون مرکز آن  $109^\circ, 28'$  است؛ بنابراین پیش‌بینی می‌شود که مولکول  $\text{CF}_4$  آرایش چهاروجهی داشته باشد که از نظر تجربی هم تأیید شده است.



۲-۶- مولکول‌هایی که اتم مرکزی آن‌ها هم جفت الکترون‌های پیوندی و هم جفت الکترون‌های تنها دارند.

مثال ۲-۴- مولکول آمونیاک  $\text{NH}_3$ : اتم نیتروژن که به گروه VA تعلق دارد، دارای پنج

الکترون ظرفیت است:



در مولکول آمونیاک سه پیوند کووالانسی N-H وجود دارد که حاصل جفت شدن سه الکترون

جفت نشده‌ی (منفرد) لایه‌ی ظرفیت اتم نیتروژن با سه الکترون از سه اتم هیدروژن است.

به این ترتیب، در لایه‌ی ظرفیت اتم مرکزی (نیتروژن) چهار جفت الکترون وجود دارد که یک

جفت از آن‌ها به صورت تنها و سه جفت دیگر پیوندی است. براساس نیروهای دافعه‌ی متقابل بین

جفت الکترون‌های لایه‌ی ظرفیت اتم مرکزی، پیش‌بینی اولیه آن است که آرایش این جفت‌ها به صورت

یک چهاروجهی باشد که یادآور زاویه‌ی  $109^\circ, 28'$  است، اما شواهد تجربی اندکی تفاوت را با این

پیش‌بینی می‌رسانند. در واقع مولکول آمونیاک هرمی شکل است که زاویه‌های پیوند پیرامون اتم

مرکزی آن  $107^\circ$  است. واقعیت آن است که جفت الکترون تنها در مولکول آمونیاک تنها تحت تأثیر

جاذبه‌ی هسته‌ی اتم نیتروژن قرار دارد و نسبت به جفت‌های پیوندی که بین هسته نیتروژن و هریک از

هسته‌های هیدروژن مستقرند، فضای بیش‌تری را اشغال کرده، اثر دافعه‌ی بیش‌تری را روی جفت‌های

پیوندی وارد می‌کند به طوری که این جفت‌ها به یکدیگر نزدیک می‌شوند و همان‌طور که ملاحظه

می‌کنید زاویه پیوند کوچک‌تر از زاویه‌ی چهاروجهی است.

مثال ۲-۵- مولکول آب،  $\text{H}_2\text{O}$ : در مولکول آب ( $\text{H}_2\text{O}$ ) در لایه‌ی ظرفیت اتم مرکزی

(اکسیژن) دو جفت الکترون پیوندی (مربوط به پیوندهای کووالانسی) و دو جفت الکترون تنها وجود

دارند. در این جا نیز برای این چهار جفت الکترون، در ابتدا یک آرایش چهاروجهی پیش‌بینی

می‌شود، اما واقعیت آن است که شکل مولکول به صورت خمیده با زاویه  $104/5^\circ$  است.

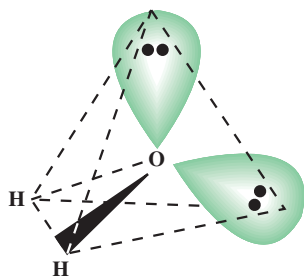
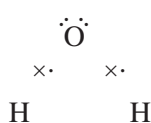
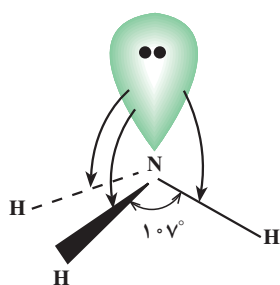
در این مولکول به علت وجود دو جفت تنها و اثر دافعه‌ی متقابل بیش‌تر بین آن‌ها، انتظار

می‌رود زاویه‌ی پیوند از مقداری که برای مولکول آمونیاک، که تنها یک جفت تنها دارد، کم‌تر باشد

و این پیش‌بینی به طور تجربی تأیید می‌شود.

پرسش ۲-۱: شکل فضایی مولکول‌های  $\text{CO}_2$ ،  $\text{CH}_4$ ،  $\text{OF}_2$ ،  $\text{NF}_3$  را پیش‌بینی کنید

(اندازه‌ی زاویه موردنظر نیست).



۲-۷- پیوند کووالانسی کوئوردینانسی (پیوند داتیو)

مولکول آمونیاک می‌تواند از مولکول هیدروژن کلرید یک پروتون ( $\text{H}^+$ ) بپذیرد و آمونیوم

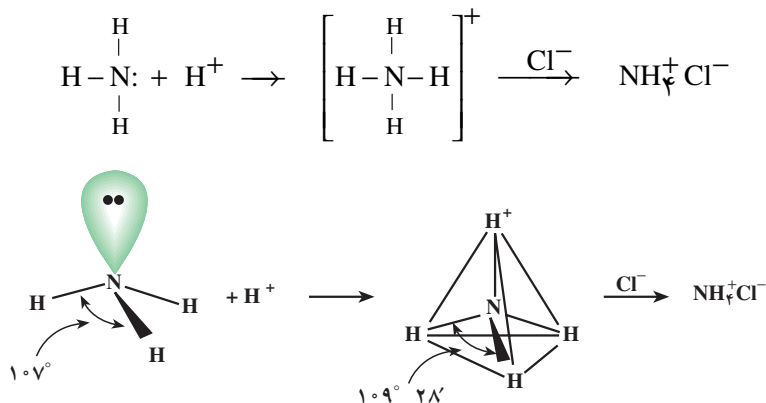
کلرید جامد را تشکیل دهد. تشکیل یون آمونیوم در این ترکیب نتیجه برقراری یک پیوند کووالانسی

کوئوردینانسی (پیوند داتیو) بین جفت الکترون تنها روی اتم نیتروژن و پروتون است. در این پیوند اتم

نیتروژن دهنده‌ی جفت الکترون و یون هیدروژن که لایه‌ی ظرفیت آن خالی است و گنجایش دو



الکترون را دارد، پذیرنده‌ی این جفت الکترون است. اگرچه در تشکیل یون آمونیوم برای پیوند داتیو، یکی از اتم‌ها را دهنده‌ی جفت الکترون و اتم دیگر را پذیرنده آن در نظر می‌گیریم، اما توجه داشته باشیم که در این یون بین پیوندهای N-H تفاوتی وجود ندارد. در یون آمونیوم با وجود چهار جفت الکترون پیوندی در لایه‌ی ظرفیت اتم مرکزی (نیتروژن) یک آرایش چهاروجهی منتظم با زاویه‌ی  $109^{\circ}28'$  پیش‌بینی می‌شود که به‌طور تجربی هم تأیید شده است:

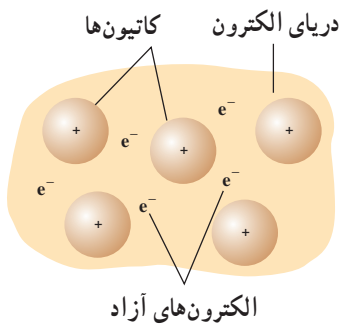


## ۸-۲- پیوند فلزی

بیش‌تر عنصرهای جدول تناوبی، فلز هستند. برای فلزها خواص زیر را می‌توان برشمرد: گرما و برق را به‌خوبی هدایت می‌کنند. وقتی از آن‌ها برش تازه‌ای تهیه کنیم یا آن‌ها را صیقل دهیم، جلای فلزی پیدا می‌کنند. چکش‌خوارند و می‌توان آن‌ها را با ضربه‌ی چکش شکل داد؛ همچنین قابلیت مفتول شدن دارند و می‌توان از آن‌ها سیم تهیه کرد و نیز چگالی آن‌ها زیاد است و اغلب آن‌ها دماهای ذوب و جوش بالایی دارند. البته هر فلزی تمام این خواص را ندارد؛ برای مثال، جیوه در دمای معمولی به حالت مایع است و دمای ذوب آن به‌طور غیر عادی پایین است یا فلز کروم که در آب کروم کاری به کار می‌رود، به جای چکش‌خوار بودن فلزی شکننده است.

از فصل ۱ به یاد داریم که اوربیتال‌های لایه‌ی ظرفیت یک فلز مانند Na شامل یک اوربیتال s و سه اوربیتال p است (جمعاً چهار اوربیتال)، همچنین می‌دانیم که الکترون‌های ظرفیت اتم‌های فلزی در مقایسه با سایر الکترون‌ها در اتم فلز راحت‌تر جدا می‌شوند. این الکترون‌های جدا شده از یک اتم فلزی می‌توانند به‌صورت نامستقر در اوربیتال‌های خالی لایه‌ی ظرفیت اتم‌های مجاور در بلور فلز قرار گیرند. مجموعه‌ی این الکترون‌های نامستقر که به هیچ اتم خاصی وابسته نیستند و احتمال حضور آن‌ها در تمام مناطق بلور فلز یکسان است «دریایی» از الکترون را به‌وجود می‌آورند که یون‌های مثبت فلزی را در خود احاطه می‌کنند.

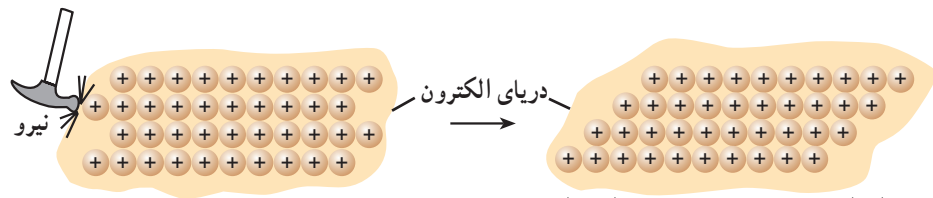
ساده‌ترین مدلی که می‌توان برای ساختار بلور یک فلز پیشنهاد کرد شامل یک شبکه‌ی منظم سه بعدی از ذره‌های مثبتی است که در دریایی از الکترون‌های نامستقر در محل‌های ثابتی نسبت به یکدیگر در شبکه‌ی بلور فلز استقرار یافته‌اند. الکترون‌های نامستقر که همان الکترون‌های ظرفیت فلز باشند، از طریق نیروهای جاذبه‌ی الکتروستاتیک همانند چسبی این ذره‌های مثبت را در محل‌های ثابتی به یکدیگر متصل نگه می‌دارند. نیروی جاذبه‌ای که از برهم‌کنش الکترون‌های نامستقر و



شکل ۱۲-۲- نمایش پیوند فلزی

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 ۱۲-۲). 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 هم دیگر می‌لغزند و وقتی چنین وضعی پیش می‌آید الکترون‌های نامستقر به گونه‌ای جابه‌جا می‌شوند که باز هم ذره‌های مثبت را در احاطه خود دارند (شکل ۱۳-۲).

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



لایه‌ای از ذره‌های مثبت جابه‌جا شده است اما الکترون‌های نامستقر نیز جابه‌جا می‌شوند.

شکل ۱۳-۲- نمایش قابلیت مفتول شدن و چکش‌خوار بودن فلزها

## ۹-۲- مول

تاکنون با آرایش الکترونی اتم، طبقه‌بندی عنصرها، جدول تناوبی و پیوند شیمیایی میان اتم‌ها آشنا شدید. از شما انتظار می‌رود که بتوانید یک معادله‌ی شیمیایی را به عنوان وسیله‌ای برای نمایش واکنش میان مواد شیمیایی به کار برید و مقدار هریک از مواد شرکت کننده در آن را محاسبه کنید. مثلاً، چنانچه از شما بپرسند که از واکنش ۲۳ گرم فلز سدیم با گاز کلر چند گرم سدیم کلرید به دست می‌آید یا اینکه حجم گاز کلر مصرف شده در این واکنش چقدر است؟ باید بتوانید به راحتی پاسخ دهید. البته برای پاسخ دادن به این پرسش باید با مفهوم «مول» آشنا باشید.

### مفهوم مول به عنوان تعداد مشخصی از ذره‌ها

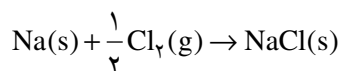
هر مقداری از یک ماده از ذره‌های بسیار زیادی تشکیل شده است. ما هیچ وقت با تک تک ذره‌های یک ماده اعم از اینکه به صورت اتم، یون یا مولکول باشد سر و کار نداریم، بلکه همیشه با مجموعه‌ای از این ذره‌ها روبه‌رو هستیم. از این رو شیمیدان‌ها برای مقایسه‌ی مقدار مواد گوناگون واحد مول را انتخاب کرده‌اند. یک مول از اتم‌های هیدروژن، نیتروژن، کربن یا هر نوع اتم یا ذره دیگری دربرگیرنده‌ی  $6.022 \times 10^{23}$  اتم یا ذره از آن نوع است<sup>۱</sup>. به همین ترتیب، یک مول از مولکول‌های اکسیژن ( $O_2$ )، هیدروژن ( $H_2$ ) یا هر مولکول دیگری نیز شامل  $6.022 \times 10^{23}$  مولکول از آن نوع است.

۱- این عدد به افتخار آووگادرو (۱۸۵۶ - ۱۷۷۶) دانشمند ایتالیایی عدد آووگادرو نامیده شده است.

## مول به عنوان مقدار مشخصی از ماده

برای بی بردن به بزرگی عدد آووگادرو فرض کنید اگر یک جمعیت  $25^{\circ}$  میلیون نفری از یک کشوری قرار باشد که تعداد اتم‌های موجود در یک مول آهن را شمارش و برای انجام این کار نیز ۱۲ ساعت در روز و ۳۶۵ روز در سال وقت صرف کنند و هر نفر نیز در ثانیه یک اتم بشمارد، این جمعیت چیزی حدود ۱۵۳ میلیون سال باید مشغول این کار باشد!

به دلیل بزرگ بودن عدد  $6.022 \times 10^{23}$ ، شیمی‌دان‌ها مبنای تعریف مول را به جای یک عدد انتخابی از ذره‌ها، بر یک جرم انتخابی (جرم مولی) از آن‌ها گذاشته‌اند. تصور کنید که برای فروش گندم یا برنج توسط یک فروشنده شمارش دانه‌های گندم یا برنج راحت‌تر است یا توزین آن‌ها، به همین ترتیب شیمی‌دان‌ها برای مقاصد عملی، چه در آزمایشگاه و چه در کارخانه ترجیح می‌دهند با مقداری از مواد کار کنند که به آسانی با ترازو قابل اندازه‌گیری باشد. از این رو جرم یک مول از اتم‌ها را که شامل  $6.022 \times 10^{23}$  اتم است در نظر گرفته‌اند و آن را اتم گرم می‌نامند. مثلاً می‌گوییم اتم گرم اکسیژن ۱۶ و اتم گرم هیدروژن ۱ است یعنی جرم یک مول از اتم‌های اکسیژن (O) که شامل  $6.022 \times 10^{23}$  اتم اکسیژن است برابر ۱۶ گرم و به همین ترتیب جرم یک مول از اتم‌های هیدروژن (H) برابر ۱ گرم است. این نکته نیز روشن است که جرم یک مول از مولکول‌های (مولکول گرم) اکسیژن ( $O_2$ ) برابر  $32 = 2 \times 16$  گرم و جرم یک مول از مولکول‌های هیدروژن ( $H_2$ ) نیز  $2 = 2 \times 1$  گرم است. شیمی‌دان‌ها معمولاً به جای اتم گرم و مولکول گرم از واژه‌ی جرم مولی استفاده می‌کنند. برای مولکول آب به فرمول  $H_2O$  که شامل ۲ اتم H و یک اتم O است جرم مولی آن برابر  $18 = 2 \times 1 + 16$  گرم است. در مورد پاسخ پرسشی که در ابتدای این مطلب عنوان شد نخست باید معادله‌ی واکنش شیمیایی بین فلز سدیم و گاز کلر را بنویسیم.



این معادله شیمیایی نشان می‌دهد که از واکنش بین یک مول از اتم‌های سدیم و نیم مول از مولکول‌های کلر یک مول سدیم کلرید حاصل می‌شود. از آنجا که جرم یک مول سدیم برابر ۲۳ گرم است جرم یک مول NaCl هم مجموع جرم‌های مولی سدیم و کلر خواهد بود  $58.5 = 23 + 35.5$ . از طرفی می‌دانیم که یک مول گاز کلر یا هر گاز دیگری در شرایط استاندارد حجمی برابر ۲۲/۴ لیتر اشغال می‌کند بنابراین نیم مول گاز کلر مصرفی در این واکنش ۱۱/۲ لیتر حجم خواهد داشت.

## ۱۰-۲- فرمول نویسی و نامگذاری

شیمی‌دان‌ها مواد شیمیایی را با فرمول‌های شیمیایی معرفی می‌کنند. مثلاً برای کربن دی‌اکسید  $CO_2$ ، برای آب  $H_2O$  و برای آمونیاک  $NH_3$  می‌نویسند. هر یک از این فرمول‌ها نشان می‌دهند که در هر مورد چه عنصرهایی وجود دارند و این عنصرها با چه نسبتی با هم ترکیب شده‌اند. بنابراین، فرمول شیمیایی یک ماده نشان دهنده‌ی نوع عنصرها و تعداد اتمهای هر عنصر در مولکول آن

ماده است. مثلاً در مولکول آب، دو نوع عنصر هیدروژن و اکسیژن وجود دارد و در آن به ازای هر اتم اکسیژن دو اتم هیدروژن موجود است.

برای نوشتن فرمول شیمیایی مواد گوناگون باید از ظرفیت اتم عنصرهای مختلفی که در تشکیل یک جسم معین به کار رفته است آگاهی داشته باشیم. قبلاً با ظرفیت الکترووالانسی و کووالانسی اتم‌های تعدادی از عنصرها آشنا شدیم. با استفاده از نماد شیمیایی عنصرها و در نظر گرفتن ظرفیت آن‌ها می‌توان فرمول شیمیایی ترکیب‌های مختلف را نوشت. در جدول ۱-۲ نام‌ها و فرمول‌های چند یون مثبت و منفی متداول نشان داده شده است. براساس جدول ۱-۲ فرمول شیمیایی سدیم کلرید NaCl، کلسیم کلرید  $CaCl_2$ ، آلومینیم کلرید  $AlCl_3$ ، آهن (II) کلرید  $FeCl_2$ ، آهن (III) کلرید  $FeCl_3$ ، آهن (III) اکسید  $Fe_2O_3$  است. در این فرمول‌های شیمیایی مجموع ظرفیت‌های اتم‌های هر عنصر با مجموع ظرفیت‌های اتم‌های عنصر دیگر که با یکدیگر ترکیب شده‌اند، برابر است مثلاً در  $Fe_2O_3$  مجموع بارهای مثبت اتم‌های آهن  $3 \times 2$  برابر مجموع بارهای منفی اتم‌های اکسیژن  $3 \times 2$  است.

برای نامگذاری ترکیبات معدنی چهار گروه ترکیبات یونی، ترکیبات مولکولی، اسیدها، بازها و هیدرات‌ها را در نظر می‌گیریم.

جدول ۱-۲- نام و فرمول تعدادی از کاتیون‌ها و آنیون‌های متداول معدنی

کاتیون		آنیون	
آلومینیم $Al^{3+}$	منگنز (II) یا منگانو $Mn^{2+}$	برمید $Br^-$	هیدروژن سولفات $HSO_4^-$
آمونیم $NH_4^+$	جیوه (I) یا مرکورو $Hg_2^{2+}$	کربنات $CO_3^{2-}$	هیدروکسید $OH^-$
باریم $Ba^{2+}$	جیوه (II) یا مرکوریک $Hg^{2+}$	کلرات $ClO_3^-$	یدید $I^-$
سزیم $Cs^+$	نقره $Ag^+$	کلرید $Cl^-$	نترات $NO_3^-$
کروم (III) $Cr^{3+}$	استرونیسم $Sr^{2+}$	کرومات $CrO_4^{2-}$	نیتريد $N^{3-}$
کبالت (II) $Co^{2+}$	قلع (II) یا استانو $Sn^{2+}$	سیانید $CN^-$	نیتريت $NO_2^-$
مس (I) یا کوپرو $Cu^+$	روی $Zn^{2+}$	دی کرومات $Cr_2O_7^{2-}$	اکسید $O^{2-}$
مس (II) یا کوپریک $Cu^{2+}$		دی هیدروژن فسفات $H_2PO_4^-$	پرمنگنات $MnO_4^-$
آهن (II) یا فرو $Fe^{2+}$		فلوئورید $F^-$	پروکسید $O_2^{2-}$
آهن (III) یا فریک $Fe^{3+}$		هیدرید $H^-$	فسفات $PO_4^{3-}$
منیزیم $Mg^{2+}$		هیدروژن کربنات یا بی‌کربنات $HCO_3^-$	سولفات $SO_4^{2-}$
		هیدروژن فسفات $HPO_4^{2-}$	سولفید $S^{2-}$
			سولفیت $SO_3^{2-}$

ترکیبات یونی از کاتیون‌ها (یون‌های مثبت) و آنیون‌ها (یون‌های منفی) تشکیل شده‌اند. کاتیون‌ها (به جز یون آمونیوم  $NH_4^+$ ) از اتم‌های فلز با از دست دادن الکترون‌های ظرفیت نتیجه می‌شوند. نام کاتیون‌های فلزی از نام عنصر مربوط گرفته می‌شود مثلاً یون سدیم  $Na^+$  از عنصر

سدیم، یون منیزیم  $Mg^{2+}$  از عنصر منیزیم و یون آلومینیم  $Al^{3+}$  از عنصر آلومینیم. بسیاری از ترکیبات یونی از دو عنصر تشکیل شده‌اند و ترکیبات دوتایی نامیده می‌شوند. در ترکیبات دوتایی اول نام فلز و سپس نام نافلز ذکر می‌شود و نام نافلز به پسوند «ید» ختم می‌شود مثلاً

KCl	پتاسیم کلرید	Na <sub>2</sub> O	سدیم اکسید
KBr	پتاسیم برمید	Ca <sub>3</sub> P <sub>2</sub>	کلسیم فسفید
CaI <sub>2</sub>	کلسیم یدید	Mg <sub>3</sub> N <sub>2</sub>	منیزیم نیتريد
LiH	لیتیم هیدرید	Al <sub>4</sub> C <sub>3</sub>	آلومینیم کربید

برای نامیدن ترکیبات مربوط به فلزاتی که بیش از یک ظرفیت دارند مانند آهن که در بالا به ظرفیت‌های ۲ و ۳ آن اشاره کردیم، پس از نام فلز، ظرفیت آن را با عدد رومی در داخل پرانتز مشخص می‌کنند مثلاً FeCl<sub>2</sub>، آهن (II) کلرید است.

**ترکیبات مولکولی:** ترکیبات دوتایی که از هیدروژن و یک نافلز تشکیل شده‌اند، مانند ترکیبات دوتایی در بالا نامگذاری می‌شوند با این تفاوت که به جای نام فلز، نخست هیدروژن را ذکر می‌کنند مانند هیدروژن فلوئورید HF، هیدروژن کلرید HCl، هیدروژن برمید HBr، هیدروژن یدید HI و هیدروژن سولفید H<sub>2</sub>S. توجه داشته باشید که این ترکیبات دوتایی گازی‌اند و محلول آن‌ها در آب را به‌عنوان اسید در نظر می‌گیریم و در آن صورت هیدروژن به هیدرو و پسوند «ید» به پسوند «یک» تبدیل می‌شود و در پایان نیز کلمه اسید آورده می‌شود مانند هیدروفلوئوریک اسید HF(aq)، هیدروکلریک اسید HCl(aq)، هیدروبرمیک اسید HBr(aq)، هیدرویدیک اسید HI(aq) و هیدروسولفوریک اسید H<sub>2</sub>S(aq). در اینجا (aq) برای محلول آبی به کار می‌رود. شایان ذکر است که پاره‌ای از ترکیبات دوتایی نام‌های متداول خود را دارند مانند H<sub>2</sub>O که آب و NH<sub>3</sub> که آمونیاک نامیده می‌شوند.

**برای ترکیبات دوتایی که از دو نافلز تشکیل شده‌اند** نخست نام نافلزی را که به سمت چپ یا به سمت پایین جدول تناوبی قرار گرفته است ذکر می‌کنیم سپس نافلزی را که به سمت راست یا به سمت بالای جدول تناوبی قرار گرفته است نام می‌بریم. نام نافلز اخیر به پسوند «ید» ختم می‌شود. چنانچه یک عنصر نافلزی بتواند با عنصر نافلزی دیگر بیش از یک ترکیب تشکیل دهد در آن صورت این ترکیبات را با استفاده از پیشوندهای یونانی مونو (یک)، دی (دو)، تری (سه)، تترا (چهار)، پنتا (پنج)، هگزا (شش)، هپتا (هفت)، اکتا (هشت)، نونا (نه) و دکا (ده) از هم تمیز می‌دهیم. پیشوندها مقدم بر نام عنصر مربوط قرار می‌گیرند. نامگذاری چند نمونه از ترکیبات دوتایی در زیر آمده است.

CO	کربن مونوکسید	SO <sub>2</sub>	گوگرد دیوکسید
CO <sub>2</sub>	کربن دیوکسید	SO <sub>3</sub>	گوگرد تریوکسید
NO <sub>2</sub>	نیتروژن دیوکسید	BCl <sub>3</sub>	بورتری کلرید
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	دی‌نیتروژن تتروکسید	PCl <sub>5</sub>	فسفر پنتا کلرید
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	دی‌نیتروژن پنتوکسید	SF <sub>6</sub>	گوگرد هگزا فلوئورید

روش دیگر نامگذاری ترکیبات دوتایی که در آن‌ها عنصرها می‌توانند بیش از یک حالت اکسایش

داشته باشند این است که از اعداد رومی در داخل پرانتز پس از نام نخستین عنصری که ذکر می‌شود برای مشخص کردن حالت اکسایش آن استفاده کنیم. مانند:

نیترژن (II) اکسید NO فسفر (III) کلرید  $\text{PCl}_3$

نیترژن (IV) اکسید  $\text{NO}_2$  فسفر (V) کلرید  $\text{PCl}_5$

اکسواسیدها به اسیدهایی اطلاق می‌شود که هیدروژن، اکسیژن و یک عنصر دیگر به‌عنوان اتم مرکزی دارند. برای نوشتن فرمول اکسواسیدها ابتدا H، سپس اتم مرکزی و آن‌گاه اتم‌های اکسیژن را نشان می‌دهیم.  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (کربنیک اسید)،  $\text{HNO}_3$  (نیتریک اسید)،  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (سولفوریک اسید) و  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (فسفریک اسید).

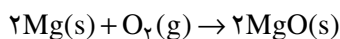
اکسواسیدهای کلر که در آن‌ها تعداد اتم‌های اکسیژن متفاوت است به ترتیب پرکلریک اسید  $\text{HClO}_4$ ، کلریک اسید  $\text{HClO}_3$ ، کلرواسید  $\text{HClO}_2$  و هیپوکلرواسید  $\text{HClO}$  نامیده می‌شوند و آنیون در نمک‌های آن‌ها نیز به ترتیب پرکلرات  $\text{ClO}_4^-$ ، کلرات  $\text{ClO}_3^-$ ، کلریت  $\text{ClO}_2^-$  و هیپوکلریت  $\text{ClO}^-$  نامیده می‌شوند. آنیون‌های مشتق از فسفریک اسید  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ، به ترتیب دی‌هیدروژن فسفات  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ، هیدروژن فسفات  $\text{HPO}_4^{2-}$  و فسفات  $\text{PO}_4^{3-}$  نامیده می‌شوند.

بازها موادی هستند که به هنگام حل شدن در آب یون هیدروکسید (OH) تولید می‌کنند. مانند NaOH، سدیم هیدروکسید یا  $\text{Ba(OH)}_2$  باریم هیدروکسید. آمونیاک ( $\text{NH}_3$ ) که در حالت گازی یا به صورت مایع خالص (دمای جوش  $33^\circ\text{C}$ -) یک ترکیب مولکولی است به هنگام حل شدن در آب به مقدار جزئی در نتیجه واکنش با آب یون‌های  $\text{OH}^-$  و  $\text{NH}_4^+$  تولید می‌کند و از این رو یک باز تلقی می‌شود.

هیدرات‌ها نمک‌های یک اسید و یک باز هستند که تعداد معینی مولکول آب به همراه دارند. مانند مس (II) سولفات پنتا هیدرات  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . برخی هیدرات‌ها بر اثر گرم کردن مولکول‌های آب را از دست می‌دهند و نمک بی‌آب باقی می‌ماند. بلورهای آبی‌رنگ مس (II) سولفات پنتا هیدرات بر اثر گرم کردن مس (II) سولفات سفیدرنگ می‌دهد.

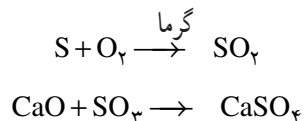
## ۱۱-۲- طبقه‌بندی واکنش‌های شیمیایی

هنگامی که یک تکه نوار منیزیم در شعله‌ی چراغ بونزن می‌سوزد نور سفید خیره‌کننده‌ای ایجاد می‌شود و پودر سفیدی بر جای می‌ماند. در این جا یک واکنش شیمیایی بین منیزیم و اکسیژن هوا صورت گرفته است. با توجه به اینکه در یک واکنش شیمیایی مواد واکنش دهنده در سمت چپ و محصولات واکنش در سمت راست نوشته می‌شوند می‌توان واکنش بالا را به صورت زیر نوشت:

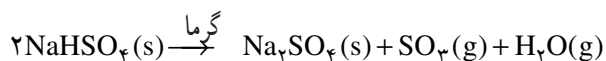
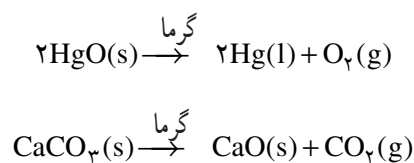


حروف s (جامد) و g (گاز) حالت فیزیکی واکنش دهنده‌ها و محصول واکنش را مشخص می‌کنند. واکنش بالا یک معادله‌ی شیمیایی موازنه شده است به این معنی که تعداد اتم‌ها در دو طرف معادله با هم برابرند. تعداد واکنش‌های شیمیایی شناخته شده بسیار زیاد است. اما خوشبختانه می‌توان

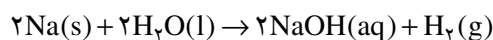
آن‌ها را به چند دسته‌ی مهم تقسیم‌بندی کرد. در این بخش با برخی از انواع واکنش‌ها آشنا می‌شوید. **واکنش ترکیبی:** در یک واکنش ترکیبی دو یا چند جسم با هم ترکیب می‌شوند و جسم جدیدی را به وجود می‌آورند. در واکنش ترکیبی واکنش دهنده‌ها می‌توانند به صورت عنصر یا ترکیب باشند اما محصول واکنش حتماً یک ترکیب است. نمونه‌های این نوع واکنش در زیر آمده است:



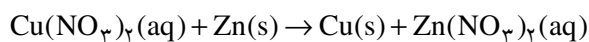
**واکنش تجزیه:** این نوع واکنش از نظر مفهومی عکس واکنش ترکیبی است. در یک واکنش تجزیه یک واکنش دهنده بر اثر تجزیه شدن به دو یا چند محصول تبدیل می‌شود. در این نوع واکنش ماده‌ی اولیه یک ماده‌ی مرکب است و محصولات واکنش می‌توانند عنصر یا یک ترکیب کوچک‌تر باشند. نمونه‌های این نوع واکنش در زیر آمده است.



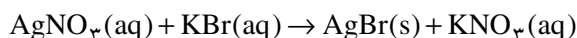
**واکنش جابه‌جایی:** در یک واکنش جابه‌جایی اتم یا یونی در یک ترکیب به وسیله‌ی اتم یا یونی از یک عنصر دیگر جابه‌جا می‌شود این نوع واکنش‌ها ساده یا دوگانه‌اند. جابه‌جایی هیدروژن از آب به وسیله‌ی فلز سدیم نمونه یک واکنش جابه‌جایی ساده است.



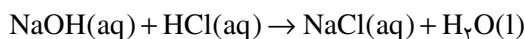
جابه‌جایی یون مس (II) در نمک آن به وسیله‌ی فلز روی که واکنش‌پذیری بیش‌تری نسبت به مس دارد باز نمونه یک واکنش جابه‌جایی ساده است



**واکنش جابه‌جایی دوگانه** ممکن است با تشکیل رسوب همراه باشد مانند



یا با تشکیل آب همراه باشد مانند:



یا یک گاز آزاد شود مانند:



۱-۲ انتقال الکترون را در هریک از واکنشهای زیر با رسم لایه‌های الکترونی نشان دهید.  
 الف) واکنش کلسیم با کلر (ب) واکنش منیزیم با فلئور  
 ج) واکنش لیتیم با نیتروژن (د) واکنش لیتیم با اکسیژن  
 ۲-۲ فرمول الکترون - نقطه‌ای و فرمول ساختاری مولکول‌های زیر را رسم کنید. اکسیژن،  
 کربن دی‌اکسید، سیلیسیم تترافلوئورید، نیتروژن تری فلئورید، هیدروژن کلرید  
 ۲-۳ فرمول الکترون - نقطه‌ای هریک از مولکول‌های زیر را رسم و شکل فضایی آن‌ها را  
 پیش‌بینی کنید.

الف)  $\text{OCl}_2$  (ب)  $\text{H}_2\text{S}$  (ج)  $\text{PCl}_3$  (د)  $\text{SO}_2$  (ه)  $\text{SO}_3$   
 ۲-۴ تعداد الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی را در هریک از مولکول‌های زیر مشخص  
 کنید.

الف)  $\text{OF}_2$  (ب)  $\text{SO}_2$  (ج)  $\text{CS}_2$  (د)  $\text{Br}_2$   
 ۲-۵ مواد زیر را به دو دسته‌ی ترکیبهای یونی و کووالانسی تقسیم کنید:

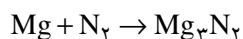
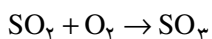
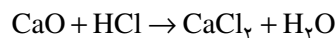
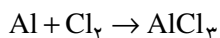
الف) سزیم کلرید (ب) کربن تترا کلرید  
 ج) کربن مونوآکسید (د) کلسیم فلئورید  
 ه) فسفر (III) کلرید

۲-۶ نمونه‌ای از یک عنصر خالص به وزن  $1/10^\circ$  گرم  $1/39 \times 10^{21}$  اتم دارد. نام این  
 عنصر چیست؟

۲-۷ از واکنش نقره نترات و سدیم کلرید نیم مول نقره کلرید به دست می‌آید، مقدار سدیم  
 کلرید مصرف شده برحسب گرم چیست؟

۲-۸ برای آزاد کردن  $1/8^\circ$  اتم گرم مس از مس (II) سولفات، چند گرم آهن مورد نیاز است؟

۲-۹ ضرایب را در معادله‌های شیمیایی زیر کامل کنید.



۱-۲ واکنش‌های زیر را به صورت یکی از واکنش‌های ترکیبی، تجزیه، واکنش جابه‌جایی  
 ساده و واکنش جابه‌جایی دوگانه طبقه‌بندی کنید.

