

### عناصر و خواص تناوبی

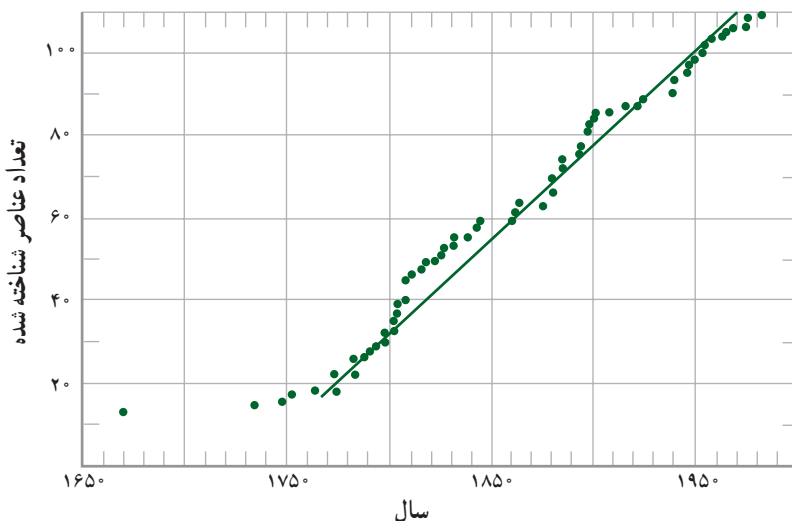
هدف‌های رفتاری: پس از پایان این فصل، هنرجو باید بتواند:

- ۱- ویژگی‌های گروهی عناصر را بیان کند.
- ۲- درباره‌ی خواص و کاربرد عنصر هیدروژن توضیح دهد.
- ۳- خواص فلزهای قلیایی، قلیایی خاکی و عناصر واسطه را شرح دهد.
- ۴- خواص و کاربرد عناصر واسطه را بداند.
- ۵- انواع شعاع اتمی را نام ببرد.
- ۶- تغییرات شعاع اتمی را در جدول تناوبی توضیح دهد.
- ۷- درباره‌ی شعاع یونی توضیح دهد.
- ۸- انرژی یونش را در اتم‌ها بیان کند.
- ۹- مفهوم الکترونگاتیوی اتم را بیان کند.

#### مقدمه

در گذشته‌های دور، کیمیاگران هر یک از عناصر و مواد گوناگون را به صورتی متفاوت می‌نوشتند و نام‌گذاری می‌کردند. ولی امروزه ما تنها برخی از آن نام‌گذاری‌ها را به کار می‌بریم. سبب نام‌گذاری برخی از آن عناصر و ترکیبات برای ما معلوم است ولی سبب نام‌گذاری برخی را هم نمی‌دانیم. آن‌چه معلوم است این است که نام برخی از آن‌ها از نام شخصی که کشف‌شان کرده گرفته شده است. برای نمونه عنصر کوریم به افتخار ماری کوری و پیرکوری انتخاب شده است. هم‌چنین نمک گلوبر (سدیم سولفات) از نام جی. آر. گلوبر<sup>۱</sup> گرفته شده است. نام برخی دیگر از نام مکانی که آن عنصر یا ترکیب در آن‌جا کشف شده گرفته شده است. برای مثال، نام هافنیم، از هافنیا گرفته شده است که نام قدیمی کپنهاک در دانمارک است. نام برخی دیگر از نام بلوری که برای نخستین بار از آن به دست آمده‌اند

نام گذاری شده‌اند. مثل لیتیم، تنگستن (ولفرام) و بور که از روی کانی‌های خود نام گذاری شده‌اند. در برخی موارد نام عنصر یا ترکیب براساس یکی از ویژگی‌های آن انتخاب شده است. برای نمونه عنصر پروتاکتیم با عدد اتمی ۹۱ (که در لغت به معنی اکتینیم اولیه است) خود به خود تجزیه و به عنصر دیگری به نام اکتینیم با عدد اتمی ۸۹ تبدیل می‌شود. در نمودار ۳-۱ روند کشف عناصر از قرن هفدهم تاکنون آمده است.



نمودار ۳-۱- روند کشف عناصر از قرن هفدهم تاکنون

نخستین بار برزیلیوس<sup>۱</sup> دانشمند سوئدی پیش‌نهاد کرد که حرف اول نام عناصر، به عنوان نماد آن‌ها به کار رود. برای نمونه، عنصر اکسیژن با نماد O و هیدروژن با نماد H نشان داده می‌شود. در مواردی هم که نام دو یا چند عنصر با یک حرف آغاز می‌شود حرف دوم و یا حرف دیگری از نام آن عنصر را نیز به حرف اول می‌افزایند. برای مثال استرانسیم را با Sr و سلنیوم را با Se نشان می‌دهند. باید توجه داشت که در نوشتن نماد این عناصر حرف اول با حرف بزرگ و حرف بعدی با حرف کوچک لاتین نوشته می‌شود. برای عناصر ۴ تا ۱۰ به بعد از یک نماد سه حرفی استفاده می‌شود.

۱- برزیلیوس (برزیلیوس Brezlious شیمی‌دان سوئدی (۱۸۴۸-۱۷۷۹ م))

## ۱-۳- خواص تناوبی

آیا می‌دانید که چگونه می‌توان دو عضو یک خانواده را بدون آگاهی از رابطه‌ی خانوادگی آن‌ها شناسایی کرد؟ ممکن است نخست به دنبال ویژگی‌های ظاهری مشترکی در آن‌ها بگردید یا طرز رفتار آن دو، شما را به وجود وابستگی خانوادگی آن‌ها راهنمایی کند. بنابراین، ویژگی‌های ظاهری و رفتاری تا حدودی می‌تواند وابستگی افراد را به یک دیگر تعیین کند. این مثال در مورد عناصر نیز درست است، یعنی آن‌هایی که اعضای یک خانواده از جدول تناوبی عناصر به‌شمار می‌آیند ویژگی‌های ساختاری و رفتاری مشترکی دارند. جدول ۱-۳، متداول‌ترین شکل جدول تناوبی است که در حال حاضر توسط شیمی‌دان‌ها مورد استفاده قرار می‌گیرد. این جدول بر قانون تناوبی عناصر استوار است. طبق این قانون هرگاه عناصر را برحسب افزایش عدد اتمی در کنار یک‌دیگر قرار دهیم خواص فیزیکی و شیمیایی آن‌ها به‌صورت تناوبی تکرار می‌شود.

۱-۳-۱- استفاده از جدول تناوبی عناصر برای تعیین آرایش الکترونی آن‌ها: شاید مهم‌ترین نکته در جدول تناوبی تشابه آرایش الکترونی عناصر یک خانواده در بسیاری از گروه‌های این جدول باشد. رفتار شیمیایی هر عنصر به‌وسیله‌ی آرایش الکترونی آن تعیین می‌شود. بنابراین، با نگاهی به جدول تناوبی متوجه می‌شویم که خواص شیمیایی عناصر مهم گروه به این دلیل مشابه‌اند که آرایش الکترونی آن‌ها مشابه یک‌دیگر است. در بخش‌های بعدی بیش‌تر به این موضوع می‌پردازیم.

## ۲-۳- ویژگی‌های گروهی عناصر

در حدود ۹۱ عنصر از جدول تناوبی در طبیعت یافت می‌شوند. این عناصر را به چهار دسته تقسیم می‌کنند: فلزها، نافلزها، شبه‌فلزها و گازهای نادر یا نجیب. بیش از ۸۰ درصد این عناصر فلزند. رسانایی خوب گرما و الکتریسیته، دارا بودن سطح براق، قابلیت چکش‌خواری و شکل‌پذیری از جمله خواص و ویژگی‌های مشترک همه‌ی فلزهاست. نافلزها به‌طور معمول رساناهای خوبی برای گرما و برق نیستند و برخلاف فلزها شکننده‌اند و قابلیت چکش‌خواری و مفتول شدن ندارند و عموماً فاقد سطوح براق‌اند. بسیاری از نافلزها در فشار ۱ atm و دمای اتاق گاز هستند. اگر یک عنصر را نتوان جزو فلزها یا نافلزها طبقه‌بندی کرد آن را جزو شبه‌فلزها قرار می‌دهیم. این عناصر برخی خواص فلزها و نافلزها را دارند. یک مثال خوب از شبه‌فلزها عنصر سیلیسیم است که هم درخشان و هم شکننده است. هرچند خاصیت رسانایی گرمایی و الکتریکی خوبی ندارد.

در ادامه به بررسی ویژگی‌های برجسته‌ی هیدروژن، گروه فلزهای قلیایی و قلیایی خاکی، فلزهای واسطه، اکتینیدها، لانتانیدها، هالوژن‌ها و گازهای نجیب می‌پردازیم.

### جدول تناوبی عناصر ۳-۱۸

۱ H هیدروژن ۱										۱۸ He هلیوم ۲
۲ Li لیتیم ۳	۴ Be بریلیم ۴									۱۷ F فلورین ۹
۳ Na سدیم ۱۱	۱۲ Mg منیزیم ۱۲									۱۶ O اکسیژن ۸
۴ K پتاسیم ۱۹	۲۰ Ca کلسیم ۲۰	۲۱ Sc اسکاندیم	۲۲ Ti تیتانیوم ۲۲	۲۳ V وانادیم ۲۳	۲۴ Cr کروم ۲۴	۲۵ Mn منگنز ۲۵	۲۶ Fe آهن ۲۶	۲۷ Co کوبالت ۲۷	۲۸ Ni نیکل ۲۸	۲۹ Cu مس ۲۹
۵ Rb روبیڈیم ۳۷	۳۸ Sr استرانسیم ۳۸	۳۹ Y ایتریم ۳۹	۴۰ Zr زئیرکونیم ۴۰	۴۱ Nb نیوبیم ۴۱	۴۲ Mo مولیبدن ۴۲	۴۳ Tc تکنسیم	۴۴ Ru روٹنیم ۴۴	۴۵ Rh روڈیم ۴۵	۴۶ Pd پالادیوم ۴۶	۴۷ Ag نقره ۴۷
۶ Cs سزیم ۵۵	۵۶ Ba باریم ۵۶	۵۷ La لائتن ۵۷	۵۸ Hf هافنیم ۵۸	۵۹ Ta تانٹال ۵۹	۶۰ W تنگستن ۶۰	۶۱ Re رینیم ۶۱	۶۲ Os اوسمیم ۶۲	۶۳ Ir ایریدیوم ۶۳	۶۴ Pt پلاتین ۶۴	۶۵ Au طلا ۶۵
۷ Fr فرانسیسیم ۸۷	۸۸ Ra رادیوم ۸۸	۸۹ Ac اکیٹیوم	۹۰ Rf رادرفورڈیم ۱۰۴	۹۱ Db داینبیم ۱۰۵	۹۲ Sg سینوگریم ۱۰۶	۹۳ Bh بوریم ۱۰۷	۹۴ Hs هاسیم ۱۰۸	۹۵ Mt ماینٹنریم ۱۰۹		

H  
میدروژن  
۱

H  
هیدروژن  
۱

H  
هیدروژن  
۱

H  
هیدروژن  
۱

H  
هیدروژن  
۱

H  
هیدروژن  
۱

H  
هیدروژن  
۱

H  
هیدروژن  
۱

H  
میدروژن  
۱

H  
میدروژن  
۱

H  
میدروژن  
۱

H  
میدروژن  
۱

H  
میدروژن  
۱

H  
میدروژن  
۱

### حالت فیزیکی در دمای اتاق

H  
گاز

Br  
مایع

Mg  
جامد

Mg  
جامد

فلز
شبه فلز
نافلز

Ce سرمه ۵۸	Pr پرازتوریم ۵۹	Nd نیودیم ۶۰	Pm پرومتیم	Sm ساماریوم ۶۲	Eu یورپیم ۶۳	Gd گادولینیم ۶۴	Tb تریم ۶۵	Dy دیسموریم ۶۶	Ho هوریم ۶۷	Er اریتم ۶۸	Tm تولیم ۶۹	Yb ایتریم ۷۰	Lu لوتسیم ۷۱
Th توریم ۹۰	Pa پروتکتینیم ۹۱	U اورانیوم ۹۲	Np نیپتونیوم ۹۴	Pu پلوتونیوم ۹۴	Am امرسیم ۹۵	Cm کوریوم ۹۶	Bk برکلیم ۹۷	Cf کالیفرنیوم ۹۸	Es انشتم ۹۹	Fm فرمیوم ۱۰۰	Md مندلیفیم ۱۰۱	No نوبلیوم ۱۰۲	Lr لارنسیم ۱۰۲

۱-۲-۳- هیدروژن، یک خانواده‌ی تک‌عنصری: هیدروژن عنصری است که در جدول تناوبی یکه و تنهاست و فراوان‌ترین عنصر جهان نیز به شمار می‌رود. این عنصر از آن جهت در یک خانواده‌ی جداگانه قرار می‌گیرد که به لحاظ شیمیایی به عناصر دیگر شباهت ندارد. وجود یک الکترون در اطراف هسته‌ی این اتم، که تنها از یک پروتون تشکیل شده است، سبب می‌شود که این عنصر به آسانی با بیش‌تر عناصر از جمله با اکسیژن واکنش دهد. به دلیل واکنش‌پذیری زیاد هیدروژن با عناصر گوناگون، آن را نمی‌توان به حالت آزاد در طبیعت یافت، در صورتی که ترکیب‌های آن به فراوانی یافت می‌شوند. آب فراوان‌ترین ترکیب هیدروژن است. هم چنین، این عنصر همراه با کربن و اکسیژن، چربی‌ها، پروتئین‌ها و کربوهیدرات‌ها را می‌سازد. مهم‌ترین کاربرد صنعتی هیدروژن واکنش آن با نیتروژن و تولید آمونیاک است. مقدار زیادی از آمونیاک در تهیه‌ی کودهای شیمیایی مصرف می‌شود.

۲-۲-۳- گروه اول- فلزهای قلیایی: فهرست عناصر این گروه از جدول تناوبی را در جدول ۲-۳ مشاهده می‌کنید. این عناصرها همگی فلزهایی نرم و بسیار واکنش‌پذیرند. این فلزها آن‌چنان نرم‌اند که با چاقو بریده می‌شوند و سطح براق آن‌ها به سرعت با اکسیژن هوا وارد واکنش می‌شود و تیره می‌گردد. در آزمایشگاه معمولاً این فلزها را زیر نفت نگه‌داری می‌کنند تا از تماس مستقیم با اکسیژن هوا و رطوبت در امان باشند. زیرا، فلزهای قلیایی حتی با آب سرد به شدت واکنش می‌دهند (شکل ۱-۳).



شکل ۱-۳- فلزهای قلیایی را به سبب واکنش‌پذیری بالایی که با آب و هوا دارد، در زیر نفت نگاه می‌دارند.

جدول ۳-۳-  
عناصر قلیبایی خاکی

Be بریلیم ۴
Mg منیزیم ۱۲
Ca کلسیم ۲۰
Sr استرانسیم ۳۸
Ba باریم ۵۶
Ra رادیوم ۸۸

۳-۲-۳- گروه دوم - فلزهای قلیبایی خاکی: در این گروه فلزهایی جای دارند که نسبت به گروه فلزهای قلیبایی سخت تر، چگال تر و محکم ترند و دمای ذوب آن‌ها نیز بیش تر است. در جدول ۳-۳ با عناصر این گروه آشنا می شوید. کلیه ی فلزهای قلیبایی خاکی واکنش پذیرند اما واکنش پذیری شیمیایی آن‌ها به اندازه ی عناصر گروه اول نیست.

فلز منیزیم را در نظر بگیرید. اگر سطح فلز منیزیم در مجاورت هوا قرار گیرد این فلز با اکسیژن وارد واکنش می شود و منیزیم اکسید را تشکیل می دهد. منیزیم اکسید مانند یک لایه ی چسبنده ی محافظ عمل می کند و بقیه ی منیزیم را در برابر عوامل خوردنده مصون نگاه می دارد. هم چنین، منیزیم از جمله فلزهای سبک و مقاوم است و به این دلیل از آلیاژهای آن با آلومینیم در ساخت بدنه ی هواپیماها و موشک‌ها استفاده می شود.

منیزیم عنصری با عدد اتمی ۱۲، وزن اتمی ۲۴/۳، دمای ذوب  $648/8^{\circ}\text{C}$ ، دمای جوش  $1090^{\circ}\text{C}$  و چگالی  $1/74\text{ g/cm}^3$  است. مهم ترین سنگ‌های معدنی حاوی منیزیم، دولومیت با فرمول  $(\text{Ca.Mg})\text{CO}_3$ ، کارنالیت  $(\text{KMgCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O})$ ، منیزیت  $\text{MgCO}_3$  و ... است.

منیزیم رنگ سفید نقره‌ای دارد و بسیار سبک است. پس از احتراق در هوا می سوزد، به آرامی با هوای مرطوب ترکیب می شود و پوششی از اکسید آن را فرا می گیرد. مصارف منیزیم در شیشه، سرامیک، پرکننده‌ها، کاتالیزورها، مواد نسوز، سیمان و غیر آن‌هاست. تولید جهانی منیزیم در سال ۱۹۷۹ میلادی (به جز کشورهای بلوک شرق)  $210$  هزار تن بوده است.

مشهورترین فلز قلیبایی خاکی، کلسیم است. کلسیم عنصری با عدد اتمی ۲۰، وزن اتمی  $40/08$ ، دمای ذوب  $839^{\circ}\text{C}$ ، دمای جوش  $1484^{\circ}\text{C}$  و چگالی  $1/54\text{ g/cm}^3$  است. ترکیب‌های کلسیم در طبیعت به صورت کلسیت، دولومیت، سنگ آهک، سنگ گچ، سنگ مرمر، ژیپس و سیلیکات‌ها (فلدسپارهای گوناگون نظیر آنورتیت) پراکنده‌اند.

کلسیم به شدت با آب ترکیب می گردد و با اکسیژن و هالوژن‌ها نیز وارد واکنش می شود. کلسیم اکسید یکی از مهم ترین مواد اولیه ی صنایع شیمیایی است. یون‌های  $\text{Ca}^{2+}$  در سیستم‌های زیست‌شناختی اهمیت دارند.

جدول ۳-۳-  
عناصر قلیبایی خاکی

Be بریلیم ۴
Mg منیزیم ۱۲
Ca کلسیم ۲۰
Sr استرانسیم ۳۸
Ba باریم ۵۶
Ra رادیوم ۸۸

۳-۲-۳- گروه دوم - فلزهای قلیبایی خاکی: در این گروه فلزهایی جای دارند که نسبت به گروه فلزهای قلیبایی سخت تر، چگال تر و محکم ترند و دمای ذوب آن‌ها نیز بیش تر است. در جدول ۳-۳ با عناصر این گروه آشنا می‌شوید. کلیه ی فلزهای قلیبایی خاکی واکنش پذیرند اما واکنش پذیری شیمیایی آن‌ها به اندازه ی عناصر گروه اول نیست.

فلز منیزیم را در نظر بگیرید. اگر سطح فلز منیزیم در مجاورت هوا قرار گیرد این فلز با اکسیژن وارد واکنش می‌شود و منیزیم اکسید را تشکیل می‌دهد. منیزیم اکسید مانند یک لایه ی چسبنده ی محافظ عمل می‌کند و بقیه ی منیزیم را در برابر عوامل خوردنده مصون نگاه می‌دارد. هم‌چنین، منیزیم از جمله فلزهای سبک و مقاوم است و به این دلیل از آلیاژهای آن با آلومینیم در ساخت بدنه ی هواپیماها و موشک‌ها استفاده می‌شود.

منیزیم عنصری با عدد اتمی ۱۲، وزن اتمی ۲۴/۳، دمای ذوب  $648/8^{\circ}\text{C}$ ، دمای جوش  $1090^{\circ}\text{C}$  و چگالی  $1/74\text{ g/cm}^3$  است. مهم‌ترین سنگ‌های معدنی حاوی منیزیم، دولومیت با فرمول  $(\text{Ca.Mg})\text{CO}_3$ ، کارنالیت  $(\text{KMgCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O})$ ، منیزیت  $\text{MgCO}_3$  و ... است.

منیزیم رنگ سفید نقره‌ای دارد و بسیار سبک است. پس از احتراق در هوا می‌سوزد، به آرامی با هوای مرطوب ترکیب می‌شود و پوششی از اکسید آن را فرا می‌گیرد. مصارف منیزیم در شیشه، سرامیک، پرکننده‌ها، کاتالیزورها، مواد نسوز، سیمان و غیر آن‌هاست. تولید جهانی منیزیم در سال ۱۹۷۹ میلادی (به جز کشورهای بلوک شرق)  $210$  هزار تن بوده است.

مشهورترین فلز قلیبایی خاکی، کلسیم است. کلسیم عنصری با عدد اتمی ۲۰، وزن اتمی  $40/08$ ، دمای ذوب  $839^{\circ}\text{C}$ ، دمای جوش  $1484^{\circ}\text{C}$  و چگالی  $1/54\text{ g/cm}^3$  است. ترکیب‌های کلسیم در طبیعت به صورت کلسیت، دولومیت، سنگ آهک، سنگ گچ، سنگ مرمر، ژیپس و سیلیکات‌ها (فلدسپارهای گوناگون نظیر آنورتیت) پراکنده‌اند.

کلسیم به شدت با آب ترکیب می‌گردد و با اکسیژن و هالوژن‌ها نیز وارد واکنش می‌شود. کلسیم اکسید یکی از مهم‌ترین مواد اولیه ی صنایع شیمیایی است. یون‌های  $\text{Ca}^{2+}$  در سیستم‌های زیست‌شناختی اهمیت دارند.

کلسیم در تشکیل استخوان نقش مهمی دارد. کمبود نمک‌های کلسیم در رژیم غذایی به‌ویژه در دوره‌ی رشد استخوان‌ها، ممکن است سبب نرمی استخوان و شکستگی آن شود. شیر یک منبع مهم شناخته‌شده برای تأمین کلسیم مورد نیاز بدن است. در جدول ۳-۴ میزان نیاز گروه‌های مختلف سنی به کلسیم نشان داده شده است.

جدول ۳-۴ — مقدار کلسیم لازم برای ساختن و حفظ جرم استخوان و برای جلوگیری از بروز بیماری

گروه سنی	مقدار بهینه‌ی نیاز روزانه به کلسیم mg	
کودکان	۸۰۰	
نوجوانان و جوانان	۱۲۰۰ تا ۱۵۰۰	
مردان {	۲۵-۵۰	۸۰۰
	۵۱-۶۵	۱۰۰۰
	بالتر از ۶۵	۱۵۰۰
زنان {	۲۵-۵۰	۱۰۰۰
	۵۱-۶۵	۱۵۰۰
	زنان باردار	۱۹۰۰

یکی از بیماری‌هایی که بر اثر اختلال در میزان کلسیم بدن به‌ویژه در نزد افراد سال‌خورده بروز می‌کند، بیماری پوکی استخوان است. در این بیماری که بیش‌تر در افراد بالای پنجاه سال دیده می‌شود، استخوان‌های بدن جرم خود را از دست می‌دهند و شکننده می‌شوند.

۳-۲-۴ — گروه‌های سوم تا دوازدهم — عناصر واسطه: این عناصر مانند گروه‌های اول و دوم جدول تناوبی همگی فلز هستند. اما واکنش‌پذیری شیمیایی آن‌ها کم‌تر است. این فلزها به‌جز جیوه، از فلزهای گروه‌های اول و دوم سخت‌تر، چگال‌تر و دیرذوب‌ترند. با یک نگاه به عناصر واسطه‌ی جدول تناوبی، برخی از آن‌ها از جمله فلزهای آهن و روی را می‌شناسید. فلز روی یکی از سودمندترین فلزهای صنعتی است. مقادیر عظیمی از این فلز برای روی اندود کردن آهن استفاده می‌شود. فلز روی در واکنش با اکسیژن واکنش‌پذیرتر از آهن است. بنابراین، پوشش دادن یک قطعه‌ی آهنی با فلز روی سبب می‌شود تا این فلز ضمن واکنش دادن با اکسیژن و تشکیل لایه‌ای چسبنده از روی اکسید، قطعه‌ی آهن را از اکسیدشدن محافظت کند.

تیتانیوم عنصری با نماد اختصاری Ti از مهم‌ترین عناصر گروه چهارم با عدد اتمی ۲۲، وزن



اتمی ۴۷/۸۸، دمای ذوب °C ۱۶۶۰، دمای جوش °C ۳۲۸۷ و چگالی  $4/5 \text{ g/cm}^3$  است. کانه‌های مهم آن عبارت‌اند از ایلمنیت،  $\text{FeTiO}_3$ ، روتایل و  $\text{TiO}_2$ . واکنش  $\text{TiCl}_4$  با Mg به تولید فلز تیتانیم منجر می‌شود.  $\text{TiO}_2$  به‌طور گسترده‌ای به‌عنوان رنگدانه و کاتالیزور به مصرف می‌رسد.

با مراجعه به جدول تناوبی عناصر، جدول ۱-۳، ملاحظه می‌شود که دو دسته از آن‌ها که عناصر واسطه‌ی داخلی نامیده می‌شوند، در زیر جدول جای داده شده‌اند تا به این ترتیب جدول شکل کوتاه‌تری پیدا کند. این دو دسته از عناصر، به ترتیب لانتانیدها و اکتینیدها نامیده می‌شوند.

شاید مشهورترین اکتینید، اورانیم باشد که از فروپاشی هسته‌ی آن انرژی لازم برای تولید برق در نیروگاه‌ها، زیردریایی‌ها و ناوهای هواپیمابر فراهم می‌شود.

### ۵-۲-۳- بقیه‌ی عناصر گروه اصلی جدول تناوبی — گروه‌های ۱۳ تا ۱۸: عناصر

گروه‌های اول و دوم به همراه عناصر گروه‌های ۱۳ تا ۱۸ جدول تناوبی را به‌عنوان عناصر گروه‌های اصلی جدول می‌شناسیم. خواص این عناصر، به‌صورت نظام‌مندی به فلزها، نافلزها، شبه‌فلزها و گازهای نجیب تغییر می‌کند. احتمالاً با برخی از این عناصر، از جمله کربن، نیتروژن، اکسیژن، آلومینیم، قلع و سرب آشنا هستید. دو عنصر سیلیسیم از گروه ۱۴ و اکسیژن از گروه ۱۶ جزو فراوان‌ترین عنصرهای موجود در پوسته‌ی زمین‌اند. از عناصر موجود در گروه ۱۳ آلومینیم با عدد اتمی ۱۳، وزن اتمی ۲۶/۹۸، دمای ذوب °C ۳۷/۶۶، دمای جوش °C ۲۴۶۷ و چگالی  $2/702 \text{ g/cm}^3$  است. به‌طور طبیعی در بسیاری از سیلیکات‌ها (شامل خاک‌های رس و به‌صورت اکسیدهای آبدار) وجود دارد. فلز خالص آن در مقابل رطوبت مقاوم است ولی وجود مقدار اندکی ناخالصی سبب خوردگی آن می‌شود. این فلز به دلیل سبکی وزن، استحکام و معمولاً مقاومت در برابر خوردگی از اهمیت شایانی برخوردار است. در هواپیماسازی، ساختمان‌سازی، ساخت وسایل خانگی و کابل استفاده‌ی فراوان دارد.

از مهم‌ترین عناصر گروه ۱۴، کربن و سیلیسیم را می‌توان نام برد. کربن عنصری با عدد اتمی ۶، وزن اتمی ۱۲/۰۱۱، دمای ذوب °C ۳۵۵۰ و دمای جوش °C ۴۸۳۰ است. به‌صورت آزاد و ترکیب‌شده یافت می‌شود. فرم‌های بلورین آن الماس (شبه پایدار) و گرافیت‌اند. کربن دارای جرم اتمی ۱۲ و جرم اتمی استاندارد است. کربن با اکسیژن می‌سوزد و با هالوژن‌ها واکنش می‌دهد.

سیلیسیم با عدد اتمی ۱۴، وزن اتمی ۲۸/۰۸، دمای ذوب °C ۱۴۱۰، دمای جوش °C ۲۳۵۵ و چگالی ۲/۳۳ گرم بر سانتی‌متر مکعب است. عنصری است از گروه چهارم، که در طبیعت به‌صورت آزاد یافت نمی‌شود ولی از لحاظ فراوانی، دومین عنصر تشکیل‌دهنده‌ی پوسته‌ی زمین است که به‌صورت  $\text{SiO}_2$  و در بسیاری از سیلیکات‌ها وجود دارد.

### جدول ۵-۳-

#### هالوزن‌ها

F فلورین ۹
Cl کلر ۱۷
Br بروم ۲۵
I ید ۵۲
At استانتین ۸۵

سیلیسیم خالص را از احیای  $\text{SiO}_2$  با کربن در یک کوره‌ی الکتریکی می‌توان به‌دست آورد. سیلیسیم دارای شبکه بلوری شبیه الماس است. در گرمای شدید و در مجاورت هوا اکسید می‌شود، با  $\text{F}_2$  یا  $\text{Cl}_2$  واکنش می‌دهد و با قلیاهای مذاب به سیلیکات تبدیل می‌شود. سیلیکات‌ها و  $\text{SiO}_2$  در شیشه‌سازی، تهیه مواد نسوز، مصالح ساختمانی و غیر آن‌ها به کار می‌روند.

از میان گروه‌های ۱۳ تا ۱۸، گروه گازهای نجیب و گروه هالوزن‌ها دارای نام‌های اختصاصی‌اند. گروه گازهای نجیب عناصر گروه ۱۸ و هالوزن‌ها عناصر گروه ۱۷ را تشکیل می‌دهند. هالوزن‌ها به آسانی با فلزها، به ویژه فلزهای قلیایی، واکنش می‌دهند و نمک‌ها را می‌سازند. هالوزن در لاتین به معنی نمک‌ساز است. می‌دانید که نمک خوراکی از یک هالوزن به نام کلر و یک فلز قلیایی به نام سدیم تشکیل می‌شود. از نظر شیمیایی هالوزن‌ها واکنش پذیرترین نافلزها هستند و آرایش الکترونی آن‌ها نماد این واکنش پذیری است. بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی اتم هالوزن تنها یک الکترون از اتم گاز نجیب بعدی خود کم‌تر دارد. بنابراین، در مواردی که هالوزن‌ها در یک واکنش شیمیایی شرکت می‌کنند تنها الکترون مورد نیاز خود را برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب دریافت می‌کنند و پایدار می‌شوند. جدول ۳-۵ عناصر این گروه را نمایش می‌دهد.

### جدول ۶-۳-

#### گازهای نجیب

He هلیوم ۲
Ne نئون ۱۰
Ar آرگون ۱۸
Kr کریپتون ۳۶
Xe زنون ۵۴
Rn رادون ۸۶

گازهای نجیب با آرایش الکترونی ویژه‌ی خود شناخته می‌شوند. در این عناصر همه‌ی اوربیتال‌های s و p در بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی - لایه‌ی ظرفیت - پر هستند. به دلیل واکنش پذیری بسیار کم این گازها، می‌توان دریافت که پایداری آن‌ها نتیجه این آرایش الکترونی است. از سوی دیگر، هنگامی که در یک واکنش شیمیایی یک عنصر یک یا چند الکترون از دست می‌دهد یا به‌دست می‌آورد آرایش الکترونی آن مشابه یک گاز نجیب می‌شود. در چنین حالتی پایداری عنصر در حالت یک ترکیب شیمیایی، بیش‌تر از پایداری آن در حالت عنصری است. با وجود واکنش پذیری کم گازهای نجیب، این عناصر کاربردهای گوناگونی دارند. برای مثال از نئون و آرگون در تابلوهای روشنایی تبلیغاتی استفاده می‌شود. از هلیوم به دلیل نداشتن میل ترکیبی با اکسیژن و سبک‌تر از هوا بودن آن در ساخت بالون‌ها و کشتی‌های هوایی استفاده می‌شود. در جدول ۳-۶ عنوان عناصر این گروه را

می‌بینید.

۶-۲-۳- چه ویژگی‌هایی فلزها را تا به این اندازه مهم کرده است؟ جالب‌ترین ویژگی فلزها توانایی آن‌ها در از دست دادن الکترون است. به طور معمول فلزها یک، دو یا سه الکترون از دست می‌دهند و به کاتیون تبدیل می‌شوند. آن‌ها با این عمل به آرایش الکترونی پایدار گاز نجیب پیش از خود می‌رسند. از سوی دیگر، نافلزها تمایل دارند که الکترون دریافت کنند و به آنیونی با آرایش گاز نجیب پس از خود تبدیل شوند. بنابراین، همان طوری که در بندهای پیشین گفته شد، هنگامی که یک فلز در کنار یک نافلز قرار می‌گیرد، در صورتی که میل ترکیبی آن‌ها زیاد یا در اندازه‌ی مطلوب باشد، بین آن‌ها تبادل الکترونی صورت می‌گیرد و حاصل این تبادل الکترونی یک نمک خواهد بود. هنگامی که دو اتم لیتیم در کنار یک دیگر قرار می‌گیرند اوربیتال‌های  $2s$  آن‌ها مانند دو اتاق تو در تو به یک‌دیگر متصل می‌شوند و فضای اوربیتال یک اتم (اوربیتال  $2s$ ) در اختیار الکترون مجاور نیز قرار می‌گیرد. این وضعیت برای یک قطعه فلز لیتیم با  $n$  اتم نیز قابل تعمیم است. به عبارت دیگر، در یک قطعه فلز لیتیم الکترون ظرفیت یک اتم می‌تواند در سراسر قطعه‌ی فلز حضور یابد. بنابراین، اگر به دو سر این قطعه‌ی فلز یک اختلاف پتانسیل الکتریکی اعمال شود، اوربیتال‌های به اصطلاح یک پارچه‌شده‌ی اتم‌های آن، شرایط مناسبی را برای جابه‌جایی الکترون‌ها و برقراری جریان الکتریکی فراهم می‌آورند. به این دلیل لیتیم سایر فلزها خاصیت رسانایی الکتریکی دارند.

### ۳-۳- برخی خواص تناوبی عناصر

همان‌گونه که اشاره شد، با به‌کارگیری جدول تناوبی، می‌توان درباره‌ی خواص عناصر و ترکیب‌ها پیش‌بینی‌هایی صورت داد. در ادامه، برخی از ویژگی‌های اتم عناصر و برخی پیش‌بینی‌ها را به اختصار بررسی می‌کنیم.

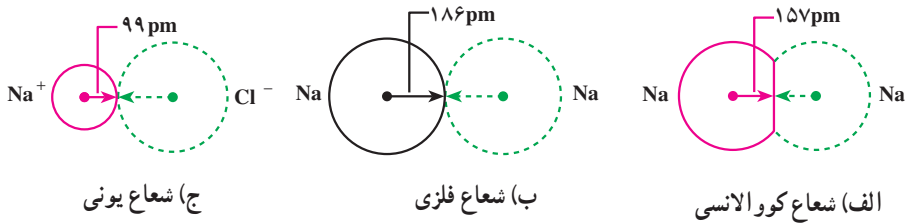
۱-۳-۳- شعاع اتمی: در صورتی که اتم را به صورت یک کره‌ی کوچک تصور کنیم می‌توانیم شعاع آن را تعریف و اندازه‌ی آن را نیز محاسبه کنیم. اما قبلاً گفتیم که طبق نظریه‌ی بور ما نمی‌توانیم مسیر دقیق حرکت الکترون را مشخص کنیم بلکه تنها می‌توانیم احتمال وجود الکترون در اطراف هسته را بیان کنیم. به هر حال، هرچه از هسته‌ی اتم دورتر شویم احتمال یافتن الکترون کم‌تر می‌شود. اما هیچ‌گاه به صفر نمی‌رسد و نمی‌توان مرز معینی برای اتم‌ها پیش‌بینی کرد. بدین ترتیب تعریف شعاع اتمی دشوار است.

شیمی‌دان‌ها به‌طور معمول شعاع اتمی مؤثر را به کار می‌برند و آن عبارت است از شعاع فرضی کره‌ای در اطراف هسته که احتمال حضور الکترون در آن  $90^\circ$  درصد باشد<sup>۱</sup>. اما محاسبه‌ی شعاع اتمی

۱- تعریف دقیق‌تر شعاع اتمی مؤثر شعاع کره‌ای در اطراف هسته است که  $90^\circ$  درصد چگالی بار الکترون در آن یافت می‌شود.

مؤثر نیز از نظر عملی امکان ناپذیر است و ما تنها می‌توانیم فاصله‌ی میان دو هسته‌ی مجاور را اندازه بگیریم که این فاصله نیز ثابت نیست و تغییر می‌کند.

ما شعاع اتمی را برحسب فاصله‌ی بین هسته‌ها تعریف می‌کنیم. برحسب این که اتم‌ها چگونه در کنار یک‌دیگر قرار گرفته و یا پیوند یافته‌اند، سه نوع شعاع را معرفی می‌کنیم. شعاع کووالانسی، شعاع فلزی و شعاع یونی. در شکل ۲-۳ سه نوع شعاع اتمی برای اتم سدیم مقایسه شده است.



شکل ۲-۳- مقایسه‌ی شعاع یونی، فلزی و کووالانسی برای اتم سدیم. شعاع کووالانسی سدیم براساس مولکول Na<sub>۲</sub> در حالت گازی و شعاع فلزی برای اتم سدیم در حالت جامد و شعاع یونی در بلور است.

### ۲-۳-۳- تغییرات شعاع اتمی در جدول تناوبی: در قسمت قبلی شعاع اتمی یک اتم را

بررسی کردیم. اکنون شعاع اتمی در تناوب‌ها و ستون‌های جدول تناوبی را بررسی می‌کنیم.

در هر گروه از جدول تناوبی، شعاع اتمی از بالا به پایین افزایش می‌یابد.

هنگامی که در یک گروه از جدول تناوبی از بالا به سمت پایین حرکت کنیم به تعداد مدارهای

الکترونی در اتم افزوده می‌شود و شعاع اتمی نیز افزایش می‌یابد. در شکل زیر شعاع اتمی عناصر

گروه اول آمده است. البته میزان افزایش شعاع اتمی از بالا به پایین به یک نسبت نیست. برای نمونه

شعاع اتمی در عناصر گروه اول در زیر مقایسه شده است:

● در هر تناوب از جدول تناوبی، شعاع اتمی از چپ به راست کاهش می‌یابد.

اتم‌ها	Li	<	Na	<	K	<	Rb
شعاع اتمی	۱۵۲		۱۸۶		۲۲۷		۲۴۸
مقایسه‌ی شعاع‌ها	۴۴		۴۱		۲۱		

● در یک تناوب از جدول، بزرگ‌ترین اتم مربوط به گروه (۱) و کوچک‌ترین اتم مربوط به

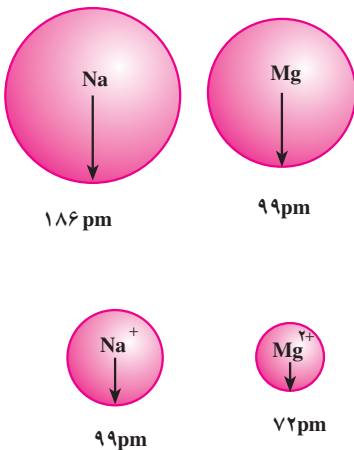
گازهای نجیب یا بی اثر است.

برای بررسی علت تغییر در شعاع اتمی باید دو عامل را مورد توجه قرار داد. عامل اول تعداد مدارهای الکترونی اتم است؛ یعنی هرچه تعداد مدارهای الکترونی بیش تر باشد شعاع اتمی نیز بیش تر خواهد بود و برعکس. عامل دیگری که در شعاع اتم ها دخالت دارد بار مثبت هسته است. به این ترتیب که با افزایش بار مثبت هسته، شعاع اتم کاهش می یابد زیرا افزایش بار مثبت در هسته سبب می شود تا الکترون های منفی بیش تر به سمت هسته جذب شوند، که در نتیجه ی آن شعاع اتم کاهش می یابد.

برای نمونه یک تناوب جدول را در نظر بگیرید. در یک تناوب تعداد مدارهای الکترونی ثابت است ولی بار مؤثر هسته از چپ به راست افزایش می یابد. زیرا تعداد بارهای مثبت هسته افزایش می یابد. این عامل سبب جذب بیش تر الکترون ها می شود و شعاع اتمی از چپ به راست کاهش می یابد. اما در یک گروه از عناصر بار مؤثر هسته تقریباً ثابت می ماند اما تعداد مدارهای الکترونی در اتم افزایش می یابد که سبب افزایش شعاع اتمی می شود. توجیه تغییر شعاع اتمی در عناصر واسطه دشوارتر و خارج از محدوده ی این کتاب است.

۳-۳-۳ شعاع یونی: هنگامی که یک اتم فلز یک یا چند الکترون از دست می دهد و به یون مثبت (کاتیون) تبدیل می شود شعاع آن کاهش می یابد، زیرا در این شرایط هسته ی اتم الکترون ها را بیش تر به سمت خود جذب می کند.

اگر یک اتم به کاتیون تبدیل شود. شعاع آن کاهش می یابد.



شکل ۳-۳

در شکل ۳-۳ شعاع های  $Na^+$ ،  $Mg$ ،  $Na$  و  $Mg^{2+}$  با یک دیگر مقایسه شده اند. همان گونه که انتظار داریم شعاع اتم  $Mg$  کوچک تر از شعاع اتم  $Na$  است زیرا شعاع اتمی در یک تناوب از چپ به راست کاهش می یابد. هم چنین، کاتیون  $Mg^{2+}$  نیز کوچک تر از کاتیون  $Na^+$  است. اگرچه  $Na^+$  و  $Mg^+$  هر دو آرایش الکترونی  $1s^2 2s^2 2p^6$  دارند اما بار مؤثر هسته در  $Mg^{2+}$  بیش تر از  $Na^+$  است.

در کاتیون‌هایی که به یک اندازه الکترون دارند آن که بار مثبت بیش‌تری دارد شعاع یونی کوچک‌تری دارد.

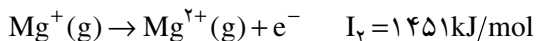
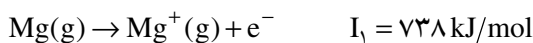
هنگامی که یک اتم نافلز یک یا چند الکترون می‌گیرد و به یون منفی (آنیون) تبدیل می‌شود، شعاع آن افزایش می‌یابد. در این تبدیل، بار مثبت هسته ثابت می‌ماند اما بار مؤثر هسته با افزایش الکترون کاهش می‌یابد. هم‌چنین، دافعه‌ی میان الکترون‌ها افزایش می‌یابد و سبب پراکندگی بیش‌تر الکترون‌ها می‌شود. در نتیجه شعاع نیز افزایش می‌یابد.

اگر یک اتم به آنیون تبدیل شود شعاع آن افزایش می‌یابد.

در آنیون‌هایی که به یک اندازه الکترون دارند آن که بار منفی بیش‌تری دارد شعاع یونی بزرگ‌تری دارد.

۳-۳-۴ انرژی یونشی در اتم‌ها: می‌دانیم که بارهای مثبت و منفی یک‌دیگر را جذب می‌کنند و برای جدا کردن آن‌ها بایستی انرژی مصرف کرد. در اتم‌ها نیز بارهای مثبت و منفی وجود دارد. هسته‌ی اتم، که بار مثبت دارد، الکترون‌های با بار منفی را به سمت خود جذب می‌کند. برای غلبه بر نیروی جاذبه‌ی بین هسته و الکترون‌ها و جدا کردن الکترون از اتم باید انرژی مصرف کرد. مقدار انرژی‌ای را، که یک اتم در حالت گازی جذب می‌کند تا سست‌ترین الکترون از آن جدا شود، انرژی یونش (I) می‌نامند.

مقدار انرژی یونش برای اتم‌های گوناگون را از راه آزمایش به‌دست می‌آورند. در عمل برای جدا کردن الکترون اتم‌های گازی را در فشارهای پایین با پرتوهای الکترونی (پرتو کاتدی) بمباران می‌کنند. دو نمونه در زیر آمده است.



نماد  $I_1$  نخستین انرژی یونش را نشان می‌دهد. مقدار انرژی لازم برای جدا کردن یک الکترون از اتم گازی خنثا را نخستین انرژی یونش گویند.  $I_2$  دومین انرژی یونش است. مقدار انرژی لازم برای جدا کردن یک الکترون از یون گازی دارای یک بار مثبت را دومین انرژی یونش گویند. به همین ترتیب  $I_3$ ،  $I_4$  و ... انرژی‌های یونش بعدی را نشان می‌دهند. نخستین انرژی یونش از انرژی‌های یونش بعدی کم‌تر است. برای نمونه جدا کردن الکترون از اتم منیزیم خنثا نیاز به انرژی

کمتری در مقایسه با دومین الکترون دارد.

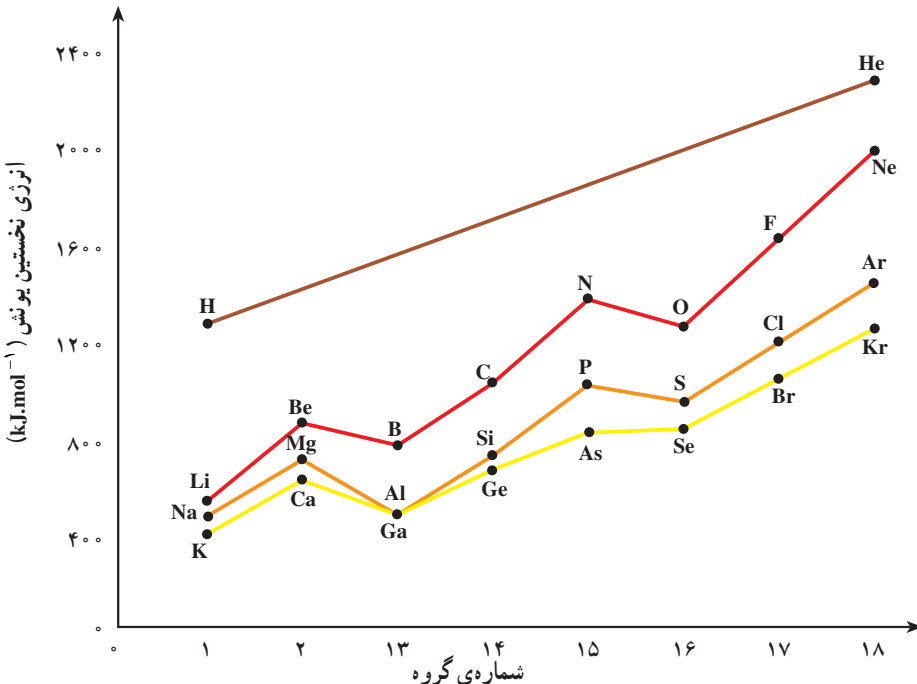
$$I_1 < I_2$$

$$738 \quad 1451 \quad \text{kJ/mol}$$

انرژی یونش را به طور معمول با واحد کیلوژول بر مول بیان می کنند و در برخی از موارد واحد قدیمی تر کیلوکالری بر مول نیز به کار می رود.

با جدا شدن دو الکترون، اتم منیزیم به آرایش الکترونی گاز نجیب می رسد که آرایش بسیار پایدار است. لذا، جدا کردن سومین الکترون از اتم منیزیم به انرژی بسیار زیادی نیاز دارد. هم چنین، ما انتظار نداریم که یون های  $\text{Na}^{2+}$  یا  $\text{Al}^{3+}$  در واکنش های معمولی تشکیل شوند. چرا؟

**۳-۳-۵- روند تناوبی تغییر انرژی یونش عناصر:** همان طور که می دانید، اتم ها به طور طبیعی از نظر الکتریکی خنثا هستند و با گرفتن یا از دست دادن الکترون به ذره های باردار تبدیل می شوند. این ذره ها را یون می نامیم. برای تشکیل یک یون مثبت لازم است که به تعداد بارهای آن یون، الکترون از اتم کنده شود. این کار به صرف انرژی نیاز دارد. این انرژی در اصطلاح انرژی یونش نامیده می شود. در نمودار ۳-۲ فرایند یونش الکترون از اتم های خنثا و هم چنین تغییرات انرژی یونش عناصر گروه های اصلی در تناوب های اول تا چهارم رسم شده است.



نمودار ۳-۲- روند تغییر انرژی یونش بر فراز عناصر گروه های اصلی

به طوری که در نمودار ۲-۳ ملاحظه می‌شود، در یک گروه از بالا به پایین با افزایش اندازه‌ی اتم انرژی یونش کم می‌شود، زیرا الکترون موجود در بالاترین سطح انرژی اتم در فاصله‌ی دورتری از هسته قرار گرفته است. بنابراین، جدا شدن آن از اتم به صرف انرژی کم‌تری نیاز دارد. اما در طول یک دوره از جدول تناوبی، انرژی یونش به‌طور کلی از چپ به راست افزایش می‌یابد، زیرا در این جهت بار هسته‌ی اتم‌ها رو به افزایش است و اندازه‌ی اتم‌ها به تدریج کوچک‌تر می‌شود و در نتیجه جدا شدن الکترون از اتم به صرف انرژی بیش‌تری نیاز دارد.

**۳-۳-۶- روند تناوبی تغییر الکترونگاتیوی عناصر:** الکترونگاتیوی یک اتم میزان تمایل یک اتم را در یک پیوند شیمیایی برای نزدیک کردن یا کشیدن جفت الکترون پیوندی به سمت هسته‌ی خود نشان می‌دهد. الکترونگاتیوی با یک مقیاس نسبی سنجیده می‌شود. در این مقیاس به اتم فلزور به‌عنوان الکترونگاتیو‌ترین عنصر، الکترونگاتیوی  $4/0$  نسبت داده شده است و مقادیر الکترونگاتیوی برای عناصر دیگر نسبت به این مقدار محاسبه می‌شود. در جدول ۷-۳ روند تغییر الکترونگاتیوی عناصر جدول تناوبی ملاحظه می‌شود. در این بررسی‌ها گازه‌ی نجیب را در نظر نمی‌گیرند، زیرا این عناصر به تعداد کافی ترکیب‌های شیمیایی تشکیل نمی‌دهند.

جدول ۷-۳- الکترونگاتیوی عناصر اصلی جدول تناوبی

۱ <b>H</b> ۲/۱								
۳ <b>Li</b> ۱/۰	۴ <b>Be</b> ۱/۵		۵ <b>B</b> ۲/۰	۶ <b>C</b> ۲/۵	۷ <b>N</b> ۳/۱	۸ <b>O</b> ۳/۵	۹ <b>F</b> ۴/۰	
۱۱ <b>Na</b> ۰/۹	۱۲ <b>Mg</b> ۱/۲		۱۳ <b>Al</b> ۱/۵	۱۴ <b>Si</b> ۱/۸	۱۵ <b>P</b> ۲/۱	۱۶ <b>S</b> ۲/۵	۱۷ <b>Cl</b> ۳/۰	
۱۹ <b>K</b> ۰/۸	۲۰ <b>Ca</b> ۱/۰		۳۱ <b>Ga</b> ۱/۶	۳۲ <b>Ge</b> ۱/۸	۳۳ <b>As</b> ۲/۰	۳۴ <b>Se</b> ۲/۴	۳۵ <b>Br</b> ۲/۸	
۳۷ <b>Rb</b> ۰/۸	۳۸ <b>Sr</b> ۱/۰		۴۹ <b>In</b> ۱/۷	۵۰ <b>Sn</b> ۱/۸	۵۱ <b>Sb</b> ۱/۹	۵۲ <b>Te</b> ۲/۱	۵۳ <b>I</b> ۲/۵	
۵۵ <b>Cs</b> ۰/۷	۵۶ <b>Ba</b> ۰/۹		۸۱ <b>Tl</b> ۱/۸	۸۲ <b>Pb</b> ۱/۸	۸۳ <b>Bi</b> ۱/۹	۸۴ <b>Po</b> ۲/۰	۸۵ <b>At</b> ۲/۲	



چنان که در جدول ۷-۳ مشاهده می‌شود، تغییر الکترونگاتیوی عناصر از یک روند تناوبی تبعیت می‌کند. به‌طور کلی مقادیر الکترونگاتیوی در یک گروه از عناصر از بالا به پایین کاهش و در یک دوره از جدول تناوبی از چپ به راست افزایش می‌یابد. بنابراین، کم‌ترین مقدار الکترونگاتیوی را می‌توان به سزیم، در پایین و سمت چپ جدول، و بیش‌ترین مقدار الکترونگاتیوی (با چشم‌پوشی از گازهای نجیب) را به اتم فلئور، در بالا و سمت راست جدول، نسبت داد.

### پرسش و تمرین

- ۱- نام‌گذاری، عناصر کوریم، نمک گلوبر و عنصر هافنیم چگونه بوده است؟
- ۲- نکته‌ی مهم در آرایش (چیدمان) جدول تناوبی در گروه‌ها (خانواده‌ها) چیست؟
- ۳- چهار دسته‌ی عمده‌ی عناصر در جدول تناوبی کدام‌اند؟
- ۴- سومین عنصر گروه فلزات قلیایی را با مشخصات (نماد اختصاری، عدد اتمی، دمای ذوب، چگالی و منشأ آن‌ها) معرفی نمایید.
- ۵- سیلیسیم در کدام گروه واقع است و مقدار وزن اتمی، دمای ذوب و چگالی آن را بنویسید.
- ۶- شعاع اتمی چیست و در جدول تناوبی اتم‌ها در هر گروه شعاع اتمی چگونه تغییر می‌کند؟
- ۷- انرژی یونش در اتم‌ها را تعریف کنید.
- ۸- مقدار الکترونگاتیوی در گروه‌ها و دوره‌های جدول تناوبی چگونه تغییر می‌کند؟

### ترکیب‌ها و واکنش‌های شیمیایی

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

- ۱- ترکیب‌های یونی و مولکولی را تعریف کند.
- ۲- مفهوم مدل ساختاری لوئیس، مدل گلوله و میله و مدل فضا پرکن را بداند و اطلاعاتی را که هر کدام در اختیار ما می‌گذارند، بیان کند.
- ۳- ترکیبات دوتایی را نام‌گذاری کند.
- ۴- اسیدهای دوتایی را نام‌گذاری کند.
- ۵- نام برخی از یون‌های چنداتی را بداند.
- ۶- واکنش‌های شیمیایی ساده را موازنه کند.

#### مقدمه

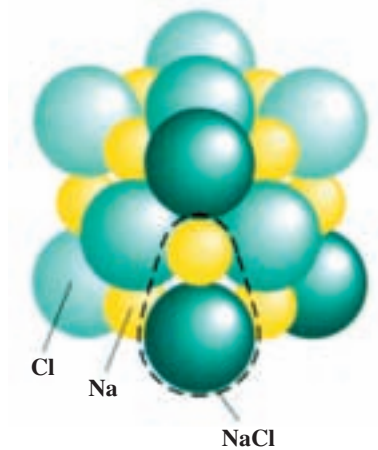
در فصل قبل گفته شد که هر عنصر شیمیایی با یک نماد نشان داده می‌شود. هم‌چنین، برای نمایش یک ترکیب شیمیایی دو یا چند نماد از عناصر مختلف را به کار می‌بریم که آن را فرمول شیمیایی می‌نامیم. یک فرمول شیمیایی نشان می‌دهد اولاً چه نوع عناصری در ترکیب وجود دارد، ثانیاً از هر عنصر چند اتم در ترکیب وجود دارد. به عبارت دیگر، فرمول شیمیایی نسبت تعداد اتم‌ها را در ترکیب نشان می‌دهد. واحد فرمولی کم‌ترین مجموعه از اتم‌هاست، که فرمول یک ترکیب را نشان می‌دهد.

#### ۱-۴ ترکیب‌های شیمیایی

مولکول یک ترکیب، به گروهی از اتم‌های به هم پیوسته گفته می‌شود که وجود خارجی دارد و خواص ترکیب را داراست. برای مثال، فرمول آب شامل دو اتم هیدروژن و یک اتم اکسیژن است و این همان مولکول آب است. هم‌چنین، این گروه سه اتمی (مولکول آب) قابل جداسازی و شناسایی و دارای

وجود خارجی است و ویژگی‌های آب را دارد. پس می‌توان گفت واحد فرمولی آب و مولکول آن مشابه‌اند. ما همیشه می‌توانیم واحد فرمولی یک ترکیب را به دست آوریم. در برخی موارد که اجزای سازنده‌ی ترکیب به صورت مولکول نیستند (برای نمونه ترکیب‌های یونی) نمی‌توانیم مولکول آن‌ها را بنویسیم.

**۴-۱-۱** ترکیب‌های یونی: از ترکیب فلز و نافلز، ترکیب شیمیایی یونی تولید می‌شود. به عبارت دیگر، ترکیب یونی ترکیبی است از یون‌های مثبت و منفی که با نیروهای جاذبه‌ی الکترواستاتیک<sup>۱</sup> همدیگر را جذب می‌کنند. در ترکیب‌های یونی مولکول مستقل نداریم. در شکل ۴-۱ ترکیب شیمیایی یونی سدیم کلرید NaCl نشان داده شده است.



شکل ۴-۱ ترکیب شیمیایی یونی سدیم کلرید

**۴-۱-۲** ترکیب‌های مولکولی و فرمول آن: ترکیب‌هایی مانند آب ( $H_2O$ ) و کربن تراکلرید ( $CCl_4$ ) را که مولکول مستقل دارند ترکیب‌های مولکولی می‌نامیم. در این ترکیب‌ها واحد فرمولی و فرمول مولکولی ترکیب با هم یک‌سان‌اند. ترکیب‌های مولکولی اغلب در نافلزها به وجود می‌آیند (در فصل پنجم بیش‌تر با ترکیب‌های شیمیایی آشنا می‌شوید).

## ۴-۲ فرمول مولکولی

فرمولی که برای نمایش یک مولکول از یک ترکیب به کار گرفته می‌شود فرمول مولکولی می‌گویند.

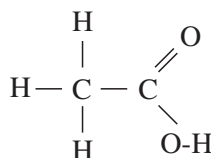
برای نمونه فرمول مولکولی آب،  $H_2O$  و آلومینیم اکسید ( $Al_2O_3$ ) است.

۱- Electrostatic Force: به نیرویی که بین بارهای ساکن مثبت و منفی به وجود می‌آید نیروی الکترواستاتیک می‌گویند.

### ۳-۴ فرمول ساختاری

فرمول‌های شیمیایی درباره‌ی چگونگی و نوع پیوند بین اتم‌ها چیزی بیان نمی‌کنند. به همین جهت برای نمایش چگونگی پیوند اتم‌ها و برخی ویژگی‌های دیگر، از نوع دیگری از فرمول به نام فرمول ساختاری بهره‌گرفته می‌شود. فرمول‌های ساختاری به سه صورت «لویس» (خط و نقطه)، «مدل گلوله و فتر» و «مدل فضا پرکن» نمایش داده می‌شوند.

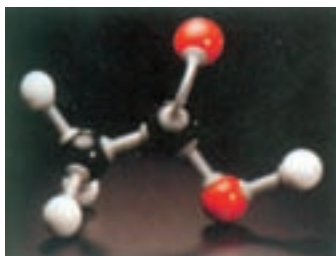
فرمول ساختاری لویس ترتیبی را که اتم‌ها به هم پیوند یافته‌اند نشان می‌دهد. برای نمونه فرمول ساختاری لویس استیک اسید به صورت زیر است (شکل ۲-۴).



شکل ۲-۴ فرمول ساختار لویس استیک اسید

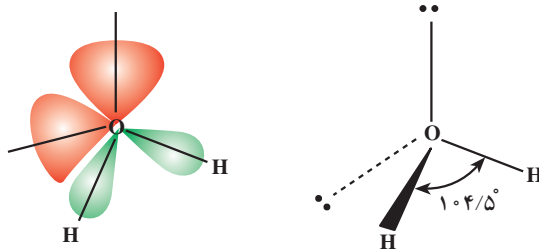
این فرمول به ما نشان می‌دهد که در این ترکیب سه اتم از چهار اتم هیدروژن با اتم کربن و هیدروژن باقی‌مانده با اتم اکسیژن پیوند یافته‌اند و هم‌چنین، دو اتم اکسیژن به اتم کربن پیوند یافته‌اند و دو اتم کربن نیز به یک‌دیگر پیوند شده‌اند.

این فرمول ساختاری در مورد شکل فضایی مولکول چیزی را بیان نمی‌کند. مولکول‌ها فضا اشغال می‌کنند و شکل سه‌بعدی دارند. برای نمایش شکل فضایی مولکول می‌توان از مدل گلوله و میله بهره‌گرفت. در این مدل اتم‌ها را با گلوله و پیوندها را با میله نشان می‌دهند. به کمک این مدل می‌توان شکل هندسی مولکول‌ها را مشخص کرد. در شکل ۳-۴، فرمول ساختاری استیک اسید با مدل گلوله و فتر نشان داده شده است.



شکل ۳-۴ مدل گلوله و میله (فتر) استیک اسید

به کمک مدل ساختاری گلوله و میله می توان شکل هندسی مولکول را نشان داد اما این مدل راجع به زاویه ی بین پیوندها چیزی را بیان نمی کند. از این رو مدل کامل تری را که مدل ساختاری فضا پرکن نامیده می شود به کار می برند. در شکل ۴-۴، مدل فضا پرکن مولکول آب نشان داده شده است.



شکل ۴-۴- مدل فضا پرکن مولکول آب

پیوندهایی که با خط پر نشان داده شده اند، پیوندهایی هستند که از صفحه به سمت بیرون صفحه خارج شده اند و پیوندهایی که با نقطه چین نشان داده شده اند پیوندهایی هستند که در داخل صفحه فرو رفته اند و پیوندهایی که با خط ساده نشان داده شده اند پیوندهایی هستند که بر روی یک صفحه اند.

#### ۴-۴- نام گذاری ترکیب های شیمیایی

تاکنون میلیون ها ماده ی شیمیایی شناخته یا ساخته شده است که اگر بخواهیم آن ها را موردی و جدا نام گذاری کنیم کاری ناممکن خواهد بود. بنابراین، به یک روش منظم نام گذاری نیاز داریم. امروزه سیستم نام گذاری پذیرفته شده ی جهانی به وسیله ی اتحادیه ی بین المللی شیمی محض و کاربردی (آیوپاک) پیش نهاد می شود و در همه ی کشورها به کار می رود. در این فصل با نام گذاری برخی ترکیب های ساده آشنا می شوید.

همان گونه که می دانید، برخی عناصر با دادن یا گرفتن الکترون به صورت یون در می آیند. برای مثال، فلز سدیم (Na) یک الکترون از دست می دهد و به یون سدیم تبدیل می شود که آن را با نماد  $\text{Na}^+$  نشان می دهند. کلر یک الکترون می گیرد و به یون کلرید ( $\text{Cl}^-$ ) تبدیل می شود. برخی عناصر می توانند بیش از یک نوع یون تولید کنند. برای مثال، عنصر آهن به صورت دو یون  $\text{Fe}^{2+}$  و  $\text{Fe}^{3+}$  وجود دارد.

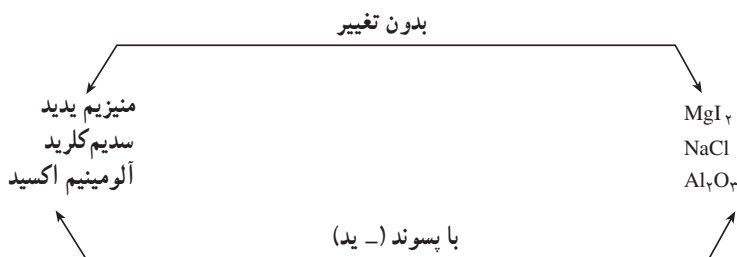
برای نام گذاری یون های مثبت فقط واژه ی یون به نام عنصر اضافه می شود، مانند یون منیزیم ( $\text{Mg}^{2+}$ ) و یون آهن (II)، اما برای نامیدن یون های منفی، علاوه بر واژه ی یون، پسوند «-ید» را نیز

به نام عنصر می‌افزایند، مانند یون برمید ( $\text{Br}^-$ ) و یون کلرید ( $\text{Cl}^-$ ).

۴-۴-۱ ترکیب‌های دوتایی: ترکیب‌های دوتایی آن‌هایی هستند که از دو نوع عنصر تشکیل شده‌اند. اگر یکی از عناصر فلز و عنصر دیگر نافلز باشد، به‌طور معمول، ترکیب خاصیت یونی دارد و ترکیب یونی دوتایی نامیده می‌شود. برای نامیدن ترکیب‌های دوتایی فلز و نافلز:

● ابتدا نام فلز را بدون تغییر می‌نویسند

● سپس، نافلز را می‌نویسند و به آن پسوند «-ید» اضافه می‌کنند.



شکل ۴-۵- نحوه نام‌گذاری ترکیب‌های دوتایی فلز و نافلز

در صورتی که فلز بیش از یک نوع یون داشته باشد برای نشان دادن تعداد بارهای یون از عدد‌های رومی در پرانتز استفاده می‌شود، برای نمونه:



در نام‌گذاری قدیمی برای نامیدن ترکیب‌هایی، که فلز بیش از یک نوع یون داشته باشد، لفظ «اوس» و «ایک» به کار می‌رود. برای نمونه  $\text{FeCl}_2$  فروس کلرید و  $\text{FeCl}_3$  فریک کلرید؛  $\text{Cu}_2\text{O}$  کوپروس اکسید و  $\text{CuO}$  کوپریک اکسید نامیده می‌شوند. از لفظ «اوس» برای حالتی که بار یون کم‌تر و از لفظ «ایک» برای حالتی که بار یون بیش‌تر است بهره گرفته می‌شود. البته، این روش نام‌گذاری کاملی نیست و معایبی دارد. برای مثال، با این روش نمی‌توان واکنش‌ها  $\text{VO}$ ،  $\text{V}_2\text{O}_3$ ،  $\text{VO}_2$  و  $\text{V}_2\text{O}_5$  را نام‌گذاری کرد.

برای نوشتن ترکیب‌های دوتایی، شامل یک فلز و یک نافلز، فلز یا یون مثبت در سمت چپ و نافلز یا یون منفی در سمت راست نوشته می‌شود. برای نمونه، ترکیب حاصل شده از فلز سدیم ( $\text{Na}$ ) و نافلز کلر ( $\text{Cl}$ )، سدیم کلرید  $\text{NaCl}$  است. در ترکیب‌های یونی باید تعداد بارهای مثبت و منفی با هم برابر باشد. به عبارت دیگر، لازم است مجموع جبری بارهای مثبت و منفی در ترکیب مساوی صفر

باشد. برای نمونه یک  $\text{Na}^+$  با یک  $\text{Cl}^-$  ترکیب می‌شود و  $\text{NaCl}$  را به وجود می‌آورد؛ یک  $\text{Mg}^{2+}$  با دو  $\text{I}^-$  ترکیب می‌شود و  $\text{MgI}_2$  را تشکیل می‌دهد. دو  $\text{Al}^{3+}$  با سه  $\text{O}^{2-}$  ترکیب می‌شود و  $\text{Al}_2\text{O}_3$  را به وجود می‌آورد و به همین ترتیب.

مثال: نماد ترکیب‌های دوتایی باریم اکسید و کلسیم فلئورید را بنویسید.  
 نخست کاتیون‌ها و آنیون‌ها و بار آن‌ها را مشخص می‌کنیم. کاتیون‌ها  $\text{Ba}^{2+}$  و  $\text{Ca}^{2+}$  و آنیون‌ها  $\text{O}^{2-}$  و  $\text{F}^-$  هستند. سپس کاتیون‌ها و آنیون‌ها را با یکدیگر ترکیب می‌کنیم.

یک  $\text{Ba}^{2+}$  و یک  $\text{O}^{2-} = \text{BaO}$  = باریم اکسید

یک  $\text{Ca}^{2+}$  و دو  $\text{F}^- = \text{CaF}_2$  = کلسیم فلئورید

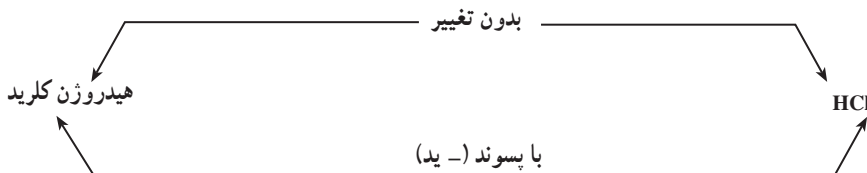
توجه داشته باشید که در ترکیب اول مجموع  $-2$  و  $+2$  و در ترکیب دوم مجموع  $(-1) \times 2$  و  $+2$  صفر است.

پرسش ۱: نماد ترکیب دوتایی لیتیم اکسید و لیتیم نیتريد را بنویسید.

پرسش ۲: نماد ترکیب دوتایی آلومینیم سولفید و منیزیم نیتريد را بنویسید.

برخی از ترکیب‌های دوتایی از دو نافلز تشکیل می‌شوند. این نوع ترکیب‌ها به صورت مولکولی

هستند و برای نام‌گذاری آن‌ها مانند روش قبل عمل می‌کنیم؛ برای مثال:



شکل ۴-۶- نام‌گذاری ترکیب دوتایی بین دو نافلز

مانند روش پیش، عنصری که بار مثبت دارد در سمت چپ و عنصری که بار منفی دارد در سمت راست نوشته می‌شود. برخی مواقع دو نافلز به چند صورت با یکدیگر ترکیب می‌شوند و لازم است برای هر کدام نام جداگانه‌ای نوشت. یکی از راه‌حل‌ها به کارگیری عددها به صورت پیشوند است.

۵ = پنتا    ۴ = تترا    ۳ = تری    ۲ = دی    ۱ = مونو

برای نمونه، نام دو اکسید سولفید به صورت زیر است:

سولفور دی اکسید =  $\text{SO}_2$

سولفور تری اکسید =  $\text{SO}_3$

و نام ترکیب دوتایی بور - برمید عبارت است از :



نمونه‌های دیگری از این نوع ترکیب‌ها در جدول ۱-۴ آمده است. همان‌گونه که در جدول ملاحظه می‌کنید، عموماً از پیشوند مونو برای عنصر سمت چپ صرف نظر می‌شود. برای مثال نام NO نیتروژن مونوکسید صحیح است و مونونیتروژن مونوکسید اشتباه است.

جدول ۱-۴- نام تعدادی از ترکیب‌های دوتایی

ترکیب	نام
CO	کربن مونوکسید
CO <sub>2</sub>	کربن دی‌اکسید
NO	نیتروژن مونوکسید
NO <sub>2</sub>	نیتروژن دی‌اکسید
N <sub>2</sub> O	دی‌نیتروژن مونوکسید
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	دی‌نیتروژن تری‌اکسید
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	دی‌نیتروژن تترا‌اکسید
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	دی‌نیتروژن پنتا‌اکسید

هنوز برای برخی از ترکیب‌های دوتایی به جای نام شیمیایی از نام مرسوم استفاده می‌شود.

برای مثال :



۲-۴-۴- اسیدهای دوتایی: به صورت ساده می‌توان گفت که اسیدهای دوتایی از یک اتم هیدروژن و یک نافلز تشکیل می‌شوند. این مواد به صورت خالص مانند هیدروژن کلرید (HCl) نام‌گذاری می‌شوند و در مواردی که در آب حل شده‌اند از پیشوند هیدرو استفاده می‌شود. سپس، نام فلز که به آن لفظ «-یک» افزوده شده است، به کار می‌رود و آن‌گاه لفظ اسید به کار می‌رود. (هیدرو به معنی آب است)





هیدرویدیک اسید = HI

هیدروسولفوریک اسید = H<sub>2</sub>S

۳-۴-۴- یون‌های چند اتمی: برخی از یون‌ها دو یا چند اتم دارند. به این گروه از یون‌ها، یون‌های چند اتمی گفته می‌شود. در جدول ۲-۴ برخی از یون‌های چند اتمی آمده است.

جدول ۲-۴- نام برخی از یون‌های چند اتمی

نام	فرمول
کاتیون	
یون آمونیم	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
آنیون‌ها	
یون کربنات	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
یون هیدروژن کربنات (بی کربنات)	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
یون کرومات	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
یون دی کرومات	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>
یون پرمنگنات	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
یون فسفات	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
یون سولفیت	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
یون سولفات	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>

### ۵-۴- موازنه‌ی واکنش‌های شیمیایی

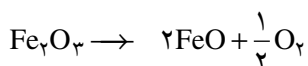
همان‌گونه که در شیمی سال اول خوانده‌اید، طبق قانون بقای جرم، پس از اجرای یک واکنش شیمیایی، عناصر از بین نمی‌روند بلکه در آرایش‌های جدید مولکولی ظاهر می‌شوند. بنابراین، لازم است بین دو طرف معادله‌ی شیمیایی موازنه صورت گیرد، یعنی تعداد اتم‌های مشابه در دو طرف معادله‌ی شیمیایی با هم مساوی باشند.

در نوشتن برخی از معادلات شیمیایی، معادلات خود به خود موازنه هستند. اما برخی معادلات باید موازنه شوند. برای مثال، واکنش تجزیه‌ی آهن (III) اکسید که به تشکیل آهن (II) اکسید و اکسیژن به صورت  $\text{FeO} + \text{O}_2$  می‌انجامد. همان طوری که ملاحظه می‌شود تعداد عنصر آهن در دو طرف معادله برابر نیست. بنابراین، باید این معادله موازنه گردد. قبل از موازنه‌ی معادله‌ی فوق، لازم است روش موازنه کردن مرحله به مرحله بیان شود:

- ۱- اگر یک عنصر تنها در یک ترکیب از سمت چپ و تنها در یک ترکیب از سمت راست معادله وجود داشته باشد ابتدا آن را موازنه کنید.
- ۲- هنگامی که یکی از مواد واکنش دهنده یا فراورده‌ها به صورت عنصر باشند آن را در آخر موازنه کنید.

● گاهی لازم است حالت فیزیکی یک ماده را در معادله‌ی شیمیایی نشان دهیم. برای این کار نمادهای رایج زیر به کار می‌رود.

- (g) برای نشان دادن حالت گازی (g) حرف اول واژه gas به معنی گاز است.
  - (l) برای نشان دادن حالت مایع؛ (l) حرف اول واژه liquid به معنی مایع است.
  - (s) برای نشان دادن حالت جامد؛ (s) حرف اول واژه Solid به معنی جامد است.
  - (aq) برای نشان دادن محلول در آب. (aq) حرف اول واژه aqueous به معنی آبی است.
- بنابراین، در موازنه‌ی واکنش فوق ابتدا عنصر Fe موازنه می‌شود و در عدد ۲ پشت  $\text{FeO}$  قرار می‌گیرد. سپس، با توجه به وجود ۳ اتم اکسیژن در سمت چپ واکنش کسر  $\frac{1}{4}$  پشت  $\text{O}_2$  قرار می‌گیرد. بنابراین:



## پرسش و تمرین

۱- ترکیب یونی چگونه تشکیل می‌شود و چه نیرویی موجب ایجاد این ترکیب است؟

۲- ترکیب‌های مولکولی را تعریف کنید.

۳- سه شکل مختلف فرمول‌های ساختاری را نام ببرید و راجع به یک مورد توضیح دهید.

۴- نام ترکیبات زیر را بنویسید :

HF ، SO<sub>۳</sub> ، BaO ، FeCl<sub>۲</sub> ، MgI<sub>۲</sub> (محلول در آب)

۵- واکنش‌های زیر را موازنه کنید :

