فصل سوم

عناصر و خواص تناوبی

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

۱ــ ویژگی‌های گروهی عناصر را بیان کند.

۲ــ درباره‌ی خواص و کاربرد عنصر هیدروژن توضیح دهد.

۳ــ خواص فلزهای قلیایی، قلیایی خاکی و عناصر واسطه را شرح دهد.

۴ــ خواص و کاربرد عناصر واسطه را بداند.

۵ــ انواع شعاع اتمی را نام ببرد.

۶ــ تغییرات شعاع اتمی را در جدول تناوبی توضیح دهد.

۷ــ درباره‌ی شعاع یونی توضیح دهد.

۸ ــ انرژی یونش را در اتم‌ها بیان کند.

۹ــ مفهوم الکترونگاتیوی اتم را بیان کند.

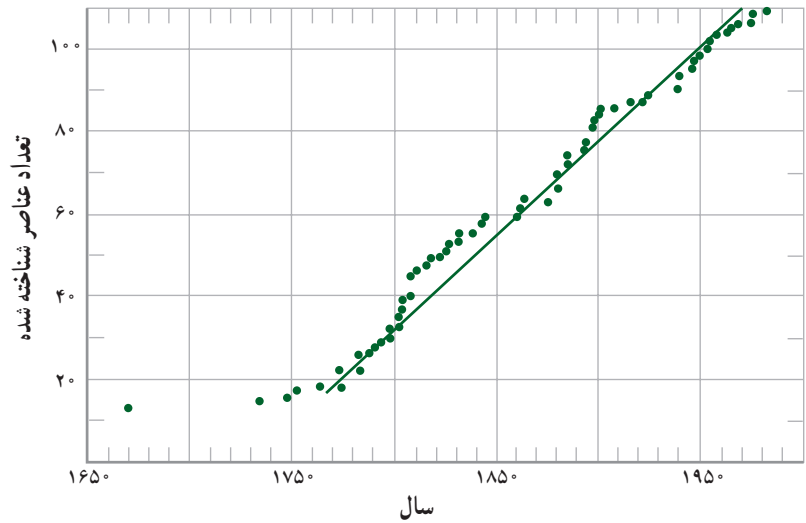
مقدمه

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 به‌کار 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[۱] 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

۱ــ J.R.Glauber

نام‌گذاری شده‌اند. مثل لیتیم، تنگستن (ولفرام) و بور که از روی کانی‌های خود نام‌گذاری شده‌اند. در برخی موارد نام عنصر یا ترکیب براساس یکی از ویژگی‌های آن انتخاب شده است. برای نمونه عنصر پروتاکیتیم 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 ۱ــ۳ روند کشف عناصر از قرن هفدهم تاکنون آمده است.



نمودار ۱ــ۳ــ روند کشف عناصر از قرن هفدهم تاکنون

نخستین بار برزلیوس[1] 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 **سلنیم** 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 ۱۰۴ به بعد از یک نماد سه حرفی استفاده می‌شود.

۱ــ برسلیوس (برزلیوس Brezlious شیمی‌دان سوئدی (۱۸۴۸ــ ۱۷۷۹ م)

۱ــ۳ــ 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 به‌وجود 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 ۱ــ۳، 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.

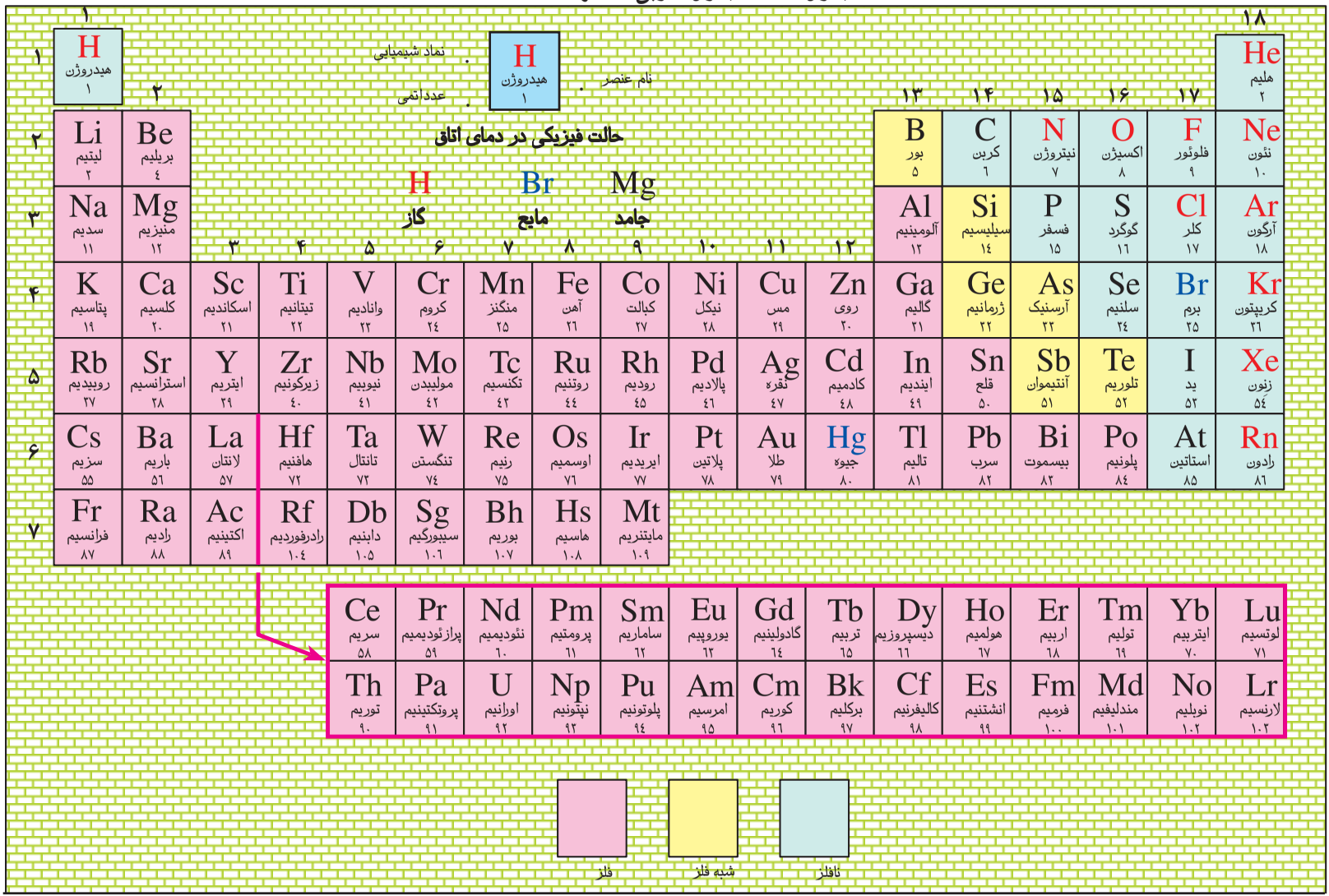
۱ــ۱ــ۳ــ استفاده از جدول تناوبی عناصر برای تعیین آرایش الکترونی آن‌ها: شاید مهم‌ترین نکته در جدول تناوبی تشابه آرایش الکترونی عناصر یک خانواده در بسیاری از گروه‌های این جدول باشد. رفتار شیمیایی هر عنصر به‌وسیله‌ی آرایش الکترونی آن تعیین می‌شود. بنابراین، با نگاهی به جدول تناوبی متوجه می‌شویم که خواص شیمیایی عناصر مهم گروه به این دلیل مشابه‌اند که آرایش الکترونی آن‌ها مشابه یک‌دیگر است. در بخش‌های بعدی بیش‌تر به این موضوع می‌پردازیم.

۲ــ۳ــ 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، دارابودن 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 برّاق‌اند. بسیاری از نافلزها در فشار ۱atm 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 ۱ــ۳ــ جدول تناوبی عناصر



۱ــ۲ــ۳ــ 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 به‌آسانی 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، درصورتی که ترکیب‌های آن به‌فراوانی 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.

۲ــ۲ــ۳ــ گروه اول ــ فلزهای قلیایی: فهرست عناصر این گروه از جدول تناوبی را در جدول ۲ــ۳ مشاهده می‌کنید. این عنصرها همگی فلزهایی نرم و بسیار واکنش‌پذیرند. این فلزها آن‌چنان نرم‌اند که با چاقو بریده می‌شوند و سطح برّاق 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 ۱ــ۳).

شکل ۱ــ۳ــ فلزهای قلیایی را به سبب واکنش‌پذیری بالایی که با آب و هوا دارد، در زیر نفت نگاه می‌دارند.

۳ــ۲ــ۳ــ گروه دوم ــ فلزهای قلیایی خاکی: در این گروه فلزهایی جای دارند که نسبت به گروه فلزهای قلیایی سخت‌تر، چگال‌تر و محکم‌ترند و دمای ذوب آن‌ها نیز بیش‌تر است. در جدول ۳ــ۳ با عناصر این گروه آشنا می‌شوید. کلیه‌ی فلزهای قلیایی خاکی واکنش‌پذیرند اما واکنش‌پذیری شیمیایی آن‌ها به اندازه‌ی عناصر گروه اول نیست.

جدول ۳ــ۳ــ عناصر قلیایی خاکی

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

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 لایه‌ی چسبنده‌ی محافظ عمل می‌کند و بقیه‌ی منیزیم را در برابر عوامل خورنده مصون نگاه می‌دارد. هم‌چنین، منیزیم از جمله فلزهای سبک و مقاوم است و به این دلیل از آلیاژهای آن با آلومینیم در ساخت بدنه‌ی هواپیماها و موشک‌ها استفاده می‌شود.

منیزیم عنصری با عدد اتمی ۱۲، وزن اتمی ۲۴/۳، دمای ذوب C ۶۴۸/۸، دمای جوش C ۱۰۹۰ و چگالی $1/74\ g/cm^3$ است. مهم‌ترین سنگ‌های معدنی حاوی منیزیم، دولومیت با فرمول $(Ca.Mg)CO_3$، کارنالیت $(KMgCl_3.6H_2O)$، منیزیت $MgCO_3$ 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) ۲۱۰ هزار تن بوده است.

مشهورترین فلز قلیایی خاکی، کلسیم است. کلسیم عنصری با عدد اتمی ۲۰، وزن اتمی ۴۰/۰۸، دمای ذوب C ۸۳۹، دمای جوش C ۱۴۸۴ و چگالی $1/54\ g/cm^3$ است. ترکیب‌های کلسیم در طبیعت به‌صورت کلسیت، دولومیت، سنگ آهک، سنگ گچ، سنگ مرمر، ژیپس و سیلیکات‌ها (فلدسپارهای گوناگون نظیر آنورتیت) پراکنده‌اند.

کلسیم به‌شدت با آب ترکیب می‌گردد و با اکسیژن و هالوژن‌ها نیز وارد واکنش می‌شود. کلسیم اکسید یکی از مهم‌ترین مواد اولیه‌ی صنایع شیمیایی است. یون‌های Ca^{2+} در سیستم‌های زیست‌شناختی اهمیت دارند.

۳ــ۲ــ۳ــ گروه دوم ــ فلزهای قلیایی خاکی: در این گروه فلزهایی جای دارند که نسبت به گروه فلزهای قلیایی سخت‌تر، چگال‌تر و محکم‌ترند و دمای ذوب آن‌ها نیز بیش‌تر است. در جدول ۳ــ۳ با عناصر این گروه آشنا می‌شوید. کلیه‌ی فلزهای قلیایی خاکی واکنش‌پذیرند اما واکنش‌پذیری شیمیایی آن‌ها به اندازه‌ی عناصر گروه اول نیست.

جدول ۳ــ۳ــ عناصر قلیایی خاکی

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

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 لایه‌ی چسبنده‌ی محافظ عمل می‌کند و بقیه‌ی منیزیم را در برابر عوامل خورنده مصون نگاه می‌دارد. هم‌چنین، منیزیم از جمله فلزهای سبک و مقاوم است و به این دلیل از آلیاژهای آن با آلومینیم در ساخت بدنه‌ی هواپیماها و موشک‌ها استفاده می‌شود.

منیزیم عنصری با عدد اتمی ۱۲، وزن اتمی ۲۴/۳، دمای ذوب C ۶۴۸/۸، دمای جوش C ۱۰۹۰ و چگالی $1/74\ g/cm^3$ است. مهم‌ترین سنگ‌های معدنی حاوی منیزیم، دولومیت با فرمول $(Ca.Mg)CO_3$، کارنالیت $(KMgCl_3.6H_2O)$، منیزیت $MgCO_3$ 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) ۲۱۰ هزار تن بوده است.

مشهورترین فلز قلیایی خاکی، کلسیم است. کلسیم عنصری با عدد اتمی ۲۰، وزن اتمی ۴۰/۰۸، دمای ذوب C ۸۳۹، دمای جوش C ۱۴۸۴ و چگالی $1/54\ g/cm^3$ است. ترکیب‌های کلسیم در طبیعت به‌صورت کلسیت، دولومیت، سنگ آهک، سنگ گچ، سنگ مرمر، ژیپس و سیلیکات‌ها (فلدسپارهای گوناگون نظیر آنورتیت) پراکنده‌اند.

کلسیم به‌شدت با آب ترکیب می‌گردد و با اکسیژن و هالوژن‌ها نیز وارد واکنش می‌شود. کلسیم اکسید یکی از مهم‌ترین مواد اولیه‌ی صنایع شیمیایی است. یون‌های 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 ۴ــ۳ میزان نیاز گروه‌های مختلف سنی به کلسیم نشان داده شده است.

جدول ۴ــ۳ــ مقدارکلسیم 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	۱۵۰۰ تا ۱۲۰۰
۲۵ــ۵۰	۸۰۰
• مردان ۵۱ــ۶۵	۱۰۰۰
بالاتر از ۶۵ •	۱۵۰۰
۲۵ــ۵۰	۱۰۰۰
• زنان ۵۱ــ۶۵	۱۵۰۰
زنان باردار •	۱۹۰۰

یکی از بیماری‌هایی که براثر 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.

۴ــ۲ــ۳ــ گروه‌های سوم تا دوازدهم ــ 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. فلزِ روی یکی از سودمندترین فلزهای صنعتی است. مقادیر عظیمی از این فلز برای روی اندودکردن آهن استفاده می‌شود. فلز روی در واکنش با اکسیژن واکنش‌پذیرتر از آهن است. بنابراین، پوشش‌دادن یک قطعه‌ی آهنی با فلز روی سبب می‌شود تا این فلز ضمن واکنش‌دادن با اکسیژن و تشکیل لایه‌ای چسبنده از روی اکسید، قطعه‌ی آهن را از اکسیدشدن محافظت کند.

تیتانیم 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 g/cm^3 ۴/۵ است. کانه‌های مهم آن عبارت‌اند از ایلمنیت، $FeTiO_3$ ، روتایل و TiO_2 . واکنش $TiCl_4$ با Mg به تولید فلز تیتانیم منجر می‌شود. TiO_2 به‌طور گسترده‌ای به‌عنوان رنگدانه و کاتالیزور به مصرف می‌رسد.

با مراجعه به جدول تناوبی عناصر، جدول ۱ــ۳، 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.

۵ــ۲ــ۳ــ بقیه‌ی عناصر گروه اصلی جدول تناوبی ــ 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 ۶۶۰/۳۷، دمای جوش C ۲۴۶۷ و چگالی g/cm^3 ۲/۷۰۲ 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 سانتی‌مترمکعب 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 SiO_2 و در بسیاری از سیلیکات‌ها وجود دارد.

سیلیسیم خالص را از احیای 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 F_2 یا Cl_2 واکنش می‌دهد و با قلیاهای مذاب به سیلیکات تبدیل می‌شود. سیلیکات‌ها و SiO_2 در شیشه‌سازی، تهیه مواد نسوز، مصالح ساختمانی و غیر آن‌ها به‌کار می‌روند.

از میان گروه‌های ۱۳ تا ۱۸، گروه گازهای نجیب و گروه هالوژن‌ها دارای نام‌های اختصاصی‌اند. گروه گازهای نجیب عناصر گروه ۱۸ و هالوژن‌ها عناصر گروه ۱۷ را تشکیل می‌دهند. هالوژن‌ها به‌آسانی با فلزها، به ویژه فلزهای قلیایی، واکنش می‌دهند و نمک‌ها را می‌سازند. هالوژن در لاتین به‌معنی **نمک‌ساز** است. می‌دانید که نمک خوراکی از یک هالوژن به نام کلر و یک فلز قلیایی به نام سدیم تشکیل می‌شود. از نظر شیمیایی هالوژن‌ها واکنش‌پذیرترین نافلزها هستند و آرایش الکترونی آن‌ها نماد این واکنش‌پذیری است. بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی اتم هالوژن تنها یک الکترون از اتم گاز نجیب بعدی خود کم‌تر دارد. بنابراین، در مواردی که هالوژن‌ها 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 ۵ــ۳ عناصر این گروه را نمایش می‌دهد.

جدول ۵ــ۳ــ هالوژن‌ها

F فلوئور ۹
Cl کلر ۱۷
Br برم ۲۵
I ید ۵۲
At استاتین ۸۵

گازهای نجیب با آرایش الکترونی ویژه‌ی خود شناخته می‌شوند. در این عناصر همه‌ی اوربیتال‌های s و p در بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی ــ لایه‌ی ظرفیت ــ پر هستند. به دلیل واکنش‌پذیری 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 واکنش‌پذیری کم گازهای نجیب، این عناصر کاربردهای گوناگونی دارند. برای مثال از نئون و آرگون در تابلوهای روشنایی تبلیغاتی استفاده می‌شود. از هلیم به دلیل نداشتن میل ترکیبی با اکسیژن و سبک‌تر از هوا بودن آن در ساخت بالون‌ها و کشتی‌های هوایی استفاده می‌شود. در جدول ۶ــ۳ عنوان عناصر این گروه را می‌بینید.

جدول ۶ــ۳ــ گازهای نجیب

He هلیم ۲
Ne نئون ۱۰
Ar آرگون ۱۸
Kr کریپتون ۲۶
Xe زنون ۵۴
Rn رادون ۸۶

۶ــ۲ــ۳ــ چه ویژگی‌هایی فلزها را تا به این اندازه مهم کرده است؟ جالب‌ترین ویژگی فلزها توانایی آن‌ها در از دست‌دادن 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 تبدل شوند. بنابراین، همان‌طوری که در بندهای پیشین گفته شد، هنگامی که یک فلز در کنار یک نافلز قرار می‌گیرد، درصورتی 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 اتم 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 به‌اصطلاح 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.

۳ــ۳ــ 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.

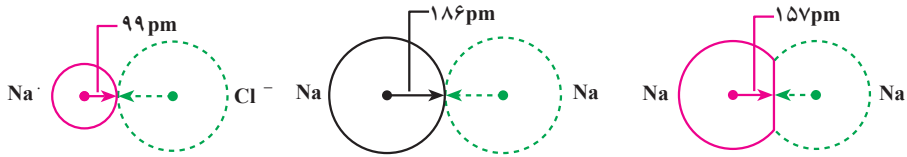
۱ــ۳ــ۳ــ شعاع اتمی : درصورتی که اتم را به‌صورت یک کره‌ی کوچک تصور کنیم می‌توانیم شعاع آن را تعریف و اندازه‌ی آن را نیز محاسبه کنیم. اما قبلاً گفتیم که طبق نظریه‌ی بور ما نمی‌توانیم مسیر دقیق حرکت الکترون را مشخص کنیم بلکه تنها می‌توانیم احتمال وجود الکترون در اطراف هسته را بیان کنیم. به‌هرحال، هرچه 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 به‌کار می‌برند و آن عبارت است از شعاع فرضی کره‌ای در اطراف هسته که احتمال حضور الکترون در آن ۹۰ درصد باشد[1]. اما محاسبه‌ی شعاع اتمی

۱ــ تعریف دقیق‌تر شعاع اتمی مؤثر شعاع کره‌ای در اطراف هسته است که ۹۰ درصد چگالی بار الکترون در آن یافت می‌شود.

مؤثر نیز ازنظر عملی امکان‌ناپذیر 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 ۲ــ۳ سه نوع شعاع اتمی برای اتم سدیم مقایسه شده است.



ج) شعاع یونی　　ب) شعاع فلزی　　الف) شعاع کووالانسی

شکل ۲ــ۳ــ مقایسه‌ی شعاع یونی، فلزی و کووالانسی برای اتم سدیم. شعاع کووالانسی سدیم براساس مولکول Na_2 در حالت گازی و شعاع فلزی برای اتم سدیم در حالت جامد و شعاع یونی در بلور است.

۲ــ۳ــ۳ــ 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 بی‌اثر است.

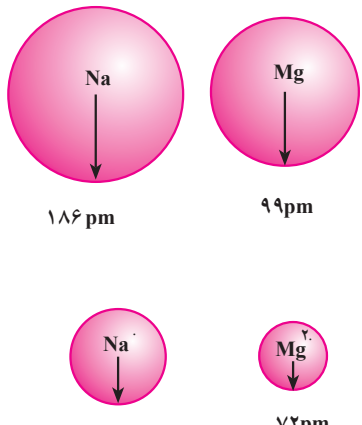
برای بررسی علت تغییر در شعاع اتمی باید دو عامل را مورد توجه قرار داد. عامل اول تعداد مدارهای الکترونی اتم است ؛ یعنی هرچه تعداد مدارهای الکترونی بیش‌تر باشد شعاع اتمی نیز بیش‌تر خواهد بود و برعکس. عامل دیگری که در شعاع اتم‌ها دخالت دارد بار مثبت هسته است. به این‌ترتیب که با افزایش بار مثبت هسته، شعاع اتم کاهش می‌یابد زیرا افزایش بار مثبت در هسته سبب می‌شود تا الکترون‌های منفی بیش‌تر به سمت هسته جذب شوند، که در نتیجه‌ی آن شعاع اتم کاهش می‌یابد.

برای نمونه یک تناوب جدول را درنظر بگیرید. در یک تناوب تعداد مدارهای الکترونی ثابت است ولی بار مؤثر هسته از چپ به راست افزایش می‌یابد. زیرا تعداد بارهای مثبت هسته افزایش می‌یابد. این عامل سبب جذب بیش‌تر الکترون‌ها می‌شود و شعاع اتمی از چپ به راست کاهش می‌یابد. اما در یک گروه از عناصر بار مؤثر هسته تقریباً ثابت می‌ماند اما تعداد مدارهای الکترونی در اتم افزایش می‌یابد که سبب افزایش شعاع اتمی می‌شود. توجیه تغییر شعاع اتمی در عناصر واسطه دشوارتر و خارج از محدوده‌ی این کتاب است.

۳ــ۳ــ۳ــ شعاع یونی: هنگامی که یک اتم فلز یک یا چند الکترون از دست می‌دهد و به یون مثبت (کاتیون) تبدیل می‌شود شعاع آن کاهش می‌یابد، زیرا در این شرایط هسته‌ی اتم الکترون‌ها را بیش‌تر به سمت خود جذب می‌کند.

اگر یک اتم به کاتیون تبدیل شود. شعاع آن کاهش می‌یابد.

در شکل ۳ــ۳ شعاع‌های Na ، Mg ، Na^{+} و Mg^{2+} با یک‌دیگر مقایسه شده‌اند. همان‌گونه که انتظار داریم شعاع اتم Mg کوچک‌تر از شعاع اتم Na است زیرا شعاع اتمی در یک تناوب از چپ به راست کاهش می‌یابد. هم‌چنین، کاتیون Mg^{2+} نیز کوچک‌تر از کاتیون Na^{+} است. اگرچه Na^{+} و Mg^{2+} هر دو آرایش الکترونی $1s^2 2s^2 2p^6$ دارند اما بار مؤثر هسته در Mg^{2+} بیش‌تر از Na^{+} است.



شکل ۳ــ۳

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. درنتیجه 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.

۴ــ۳ــ۳ــ 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.

$$Mg(g) \rightarrow Mg^{+}(g) + e^{-} \qquad I_1 \quad ۷۳۸\,kJ/mol$$

$$Mg^{+}(g) \rightarrow Mg^{2+}(g) + e^{-} \qquad I_2 \quad ۱۴۵۱\,kJ/mol$$

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 یونی گویند. به‌همین 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

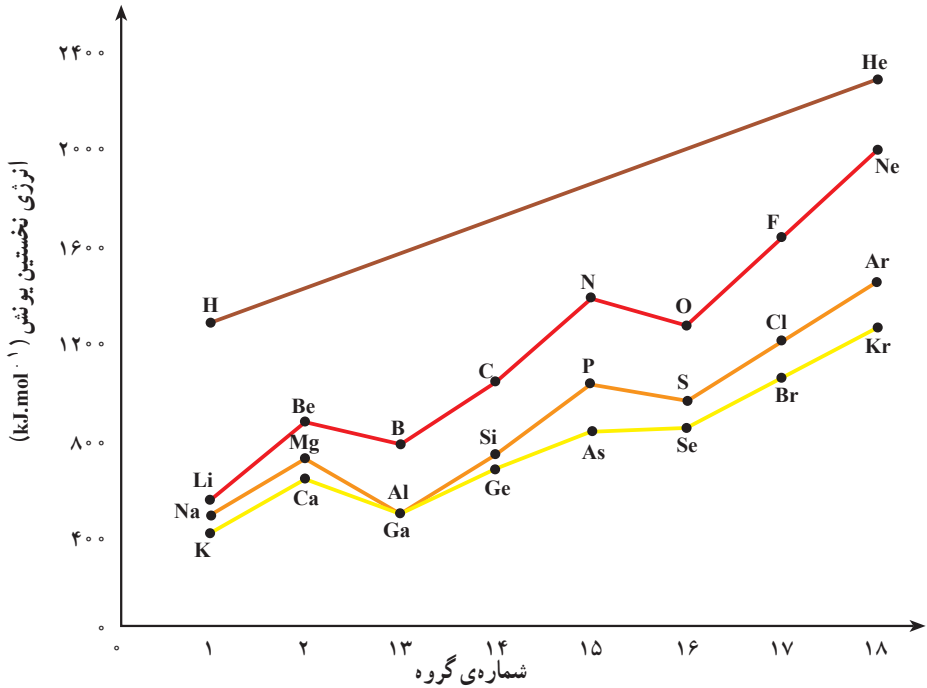
کم‌تری در مقایسه با دومین الکترون دارد.

I_1	.	I_2	
۷۳۸		۱۴۵۱	kJ/mol

انرژی یونش را به‌طور معمول با واحد کیلوژول بر مول بیان می‌کنند و در برخی از موارد واحد قدیمی‌تر کیلوکالری بر مول نیز به‌کار می‌رود.

با جدا شدن دو الکترون، اتم منیزیم به آرایش الکترونی گاز نجیب می‌رسد که آرایش بسیار پایدار است. لذا، جدا کردن سومین الکترون از اتم منیزیم به انرژی بسیار زیادی نیاز دارد. هم‌چنین، ما انتظار نداریم که یون‌های Na^{+} و یا Al^{+} در واکنش‌های معمولی تشکیل شوند. چرا؟

۵ــ۳ــ۳ــ روند تناوبی تغییر انرژی یونش عناصر: همان‌طورکه می‌دانید، اتم‌ها به‌طور طبیعی از نظر الکتریکی خنثا هستند و با گرفتن یا از دست‌دادن الکترون به ذره‌های باردار تبدیل می‌شوند. این ذره‌ها را یون می‌نامیم. برای تشکیل یک یون مثبت لازم است که به تعداد بارهای آن یون، الکترون از اتم کنده شود. این کار به‌صرف انرژی نیاز دارد. این انرژی در اصطلاح **انرژی یونش** نامیده می‌شود. در نمودار ۲ــ۳ فرایند یونش الکترون از اتم‌های خنثا و هم‌چنین تغییرات انرژی یونش عناصر گروه‌های اصلی در تناوب‌های اول تا چهارم رسم شده است.



نمودار ۲ــ۳ــ روند تغییر انرژی یونش بر فراز عناصر گروه‌های اصلی

به‌طوری که در نمودار ۲ــ۳ 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، جداشدن آن از اتم به صرف انرژی کم‌تری نیاز دارد. اما در طول یک دوره از جدول تناوبی، انرژی یونش به‌طورکلی از چپ به راست افزایش می‌یابد، زیرا در این جهت بار هسته‌ی اتم‌ها رو به افزایش است و اندازه‌ی اتم‌ها به‌تدریج کوچک‌تر می‌شود و درنتیجه جداشدن الکترون از اتم به صرف انرژی بیش‌تری نیاز دارد.

۶ــ۳ــ۳ــ روند تناوبی تغییر الکترونگاتیوی عناصر: الکترونگاتیوی یک اتم میزان تمایل یک اتم را در یک پیوند شیمیایی برای نزدیک‌کردن یا کشیدن جفت الکترون پیوندی به سمت هسته‌ی خود نشان می‌دهد. الکترونگاتیوی با یک مقیاس نسبی سنجیده می‌شود. در این مقیاس به اتم فلوئور به‌عنوان الکترونگاتیوترین عنصر، الکترونگاتیوی ۴/۰ نسبت داده شده است و مقادیر الکترونگاتیوی برای عناصر دیگر نسبت به این مقدار محاسبه می‌شود. در جدول ۷ــ۳ روند تغییر الکترونگاتیوی عناصر جدول تناوبی ملاحظه می‌شود. در این بررسی‌ها گازهای نجیب را در نظر نمی‌گیرند، زیرا این عناصر به تعداد کافی ترکیب‌های شیمیایی تشکیل نمی‌دهند.

جدول ۷ــ۳ــ الکترونگاتیوی عناصر اصلی جدول تناوبی

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

چنان‌که در جدول ۷ــ۳ مشاهده می‌شود، تغییر الکترونگاتیوی عناصر از یک روند تناوبی تبعیت می‌کند. به‌طورکلی 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 ازگازهای نجیب) را به اتم فلوئور، در بالا و سمت راست جدول، نسبت داد.

پرسش و تمرین

۱ــ نام‌گذاری، عناصر کوریم، نمک گلوبر و عنصر هافنیم چگونه بوده است؟

۲ــ نکته‌ی مهم در آرایش (چیدمان) جدول تناوبی در گروه‌ها (خانواده‌ها) چیست؟

۳ــ چهار دسته‌ی عمده‌ی عناصر در جدول تناوبی کدام‌اند؟

۴ــ سومین عنصر گروه فلزات قلیایی را با مشخصات (نماد اختصاری، عدد اتمی، دمای ذوب، چگالی و منشأ آن‌ها) معرفی نمایید.

۵ــ سیلیسیم در کدام گروه واقع است و مقدار وزن اتمی، دمای ذوب و چگالی آن را بنویسید.

۶ــ شعاع اتمی چیست و در جدول تناوبی اتم‌ها در هر گروه شعاع اتمی چگونه تغییر می‌کند؟

۷ــ انرژی یونش در اتم‌ها را تعریف کنید.

۸ــ مقدار الکترونگاتیوی در گروه‌ها و دوره‌های جدول تناوبی چگونه تغییر می‌کند؟

فصل چهارم

ترکیب‌ها و واکنش‌های شیمیایی

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

۱ــ ترکیب‌های یونی و مولکولی را تعریف کند.

۲ــ 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.

۳ــ ترکیبات دوتایی را نام‌گذاری کند.

۴ــ اسیدهای دوتایی را نام‌گذاری کند.

۵ــ نام برخی از یون‌های چنداتمی را بداند.

۶ــ واکنش‌های شیمیایی ساده را موازنه کند.

مقدمه

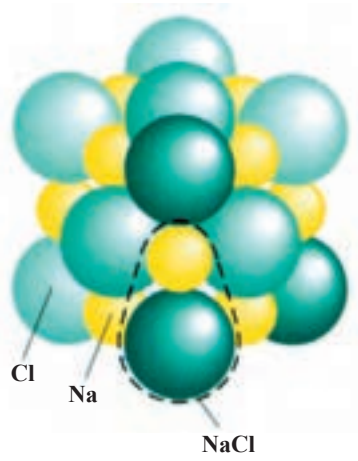
در فصل قبل گفته شد که هر عنصر شیمیایی با یک نماد نشان داده می‌شود. هم‌چنین، برای نمایش یک ترکیب شیمیایی دو یا چند نماد از عناصر مختلف را به کار می‌بریم که آن را فرمول شیمیایی می‌نامیم. یک فرمول شیمیایی نشان می‌دهد اولاً چه نوع عناصری در ترکیب وجود دارد، ثانیاً از هر عنصر چند اتم در ترکیب وجود دارد. به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

۱ــ۴ــ 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.

۱ــ۱ــ۴ــ 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[1] همدیگر را جذب می‌کنند. در ترکیب‌های یونی مولکول مستقل نداریم. در شکل **۱ــ۴** ترکیب شیمیایی یونی سدیم کلرید NaCl نشان داده شده است.



شکل ۱ــ۴ــ ترکیب شیمیایی یونی سدیم کلرید

۲ــ۱ــ۴ــ ترکیب‌های مولکولی و فرمول آن: ترکیب‌هایی مانند آب (H_2O) و کربن تتراکلرید (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 به‌وجود می‌آیند (در فصل پنجم بیش‌تر با ترکیب‌های شیمیایی آشنا می‌شوید).

۲ــ۴ــ فرمول مولکولی

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

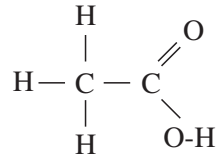
برای نمونه فرمول مولکولی آب، H_2O و آلومینیم اکسید (Al_2O_3) است.

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

۳ــ۴ــ 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[۱]» (خط و نقطه)، «مدل گلوله و فنر» و «مدل فضا پرکن» نمایش داده می‌شوند.

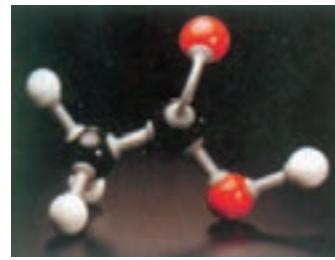
فرمول ساختاری لویس ترتیبی را که اتم‌ها به هم پیوند یافته‌اند نشان می‌دهد. برای نمونه فرمول ساختاری لویس استیک اسید به صورت زیر است (شکل ۲ــ۴).



شکل ۲ــ۴ــ 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.

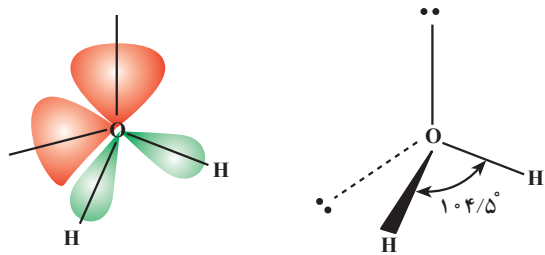
این فرمول ساختاری در مورد شکل فضایی مولکول چیزی را بیان نمی‌کند. مولکول‌ها فضا اشغال می‌کنند و شکل سه‌بعدی دارند. برای نمایش شکل فضایی مولکول می‌توان از مدل گلوله و میله بهره گرفت. در این مدل اتم‌ها را با گلوله و پیوندها را با میله نشان می‌دهند. به کمک این مدل می‌توان شکل هندسی مولکول‌ها را مشخص کرد. در شکل ۳ــ۴، فرمول ساختاری استیک اسید با مدل گلوله و فنر نشان داده شده است.



شکل ۳ــ۴ــ مدل گلوله و میله (فنر) استیک اسید

۱ــ Lewis

به کمک مدل ساختاری گلوله و میله می‌توان شکل هندسی مولکول را نشان داد اما این مدل راجع به زاویه‌ی بین پیوندها چیزی را بیان نمی‌کند. از این‌رو مدل کامل‌تری را که مدل ساختاری فضا پرکن نامیده می‌شود به‌کار می‌برند. در شکل ۴ــ۴، مدل فضا پرکن مولکول آب نشان داده شده است.



شکل ۴ــ۴ــ مدل فضا پرکن مولکول آب

پیوندهایی که با خط پر نشان داده شده‌اند، پیوندهایی هستند که از صفحه به سمت بیرون صفحه خارج شده‌اند و پیوندهایی که با نقطه‌چین نشان داده شده‌اند پیوندهایی هستند که در داخل صفحه فرورفته‌اند و پیوندهایی که با خط ساده نشان داده شده‌اند پیوندهایی هستند که بر روی یک صفحه‌اند.

۴ــ۴ــ نام‌گذاری ترکیب‌های شیمیایی

تاکنون میلیون‌ها ماده‌ی شیمیایی شناخته یا ساخته شده است که اگر بخواهیم آن‌ها را موردی و جدا نام‌گذاری کنیم کاری ناممکن خواهد بود. بنابراین، به یک روش منظم نام‌گذاری نیاز داریم. امروزه سیستم نام‌گذاری پذیرفته شده‌ی جهانی به وسیله‌ی اتحادیه‌ی بین‌المللی شیمی محض و کاربردی (آیوپاک) پیش‌نهاد می‌شود و در همه‌ی کشورها به کار می‌رود. در این فصل با نام‌گذاری برخی ترکیب‌های ساده آشنا می‌شوید.

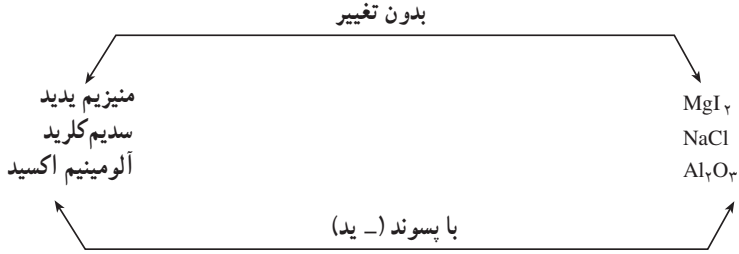
همان‌گونه که می‌دانید، برخی عناصر با دادن یا گرفتن الکترون به صورت یون در می‌آیند. برای مثال، فلز سدیم (Na) یک الکترون از دست می‌دهد و به یون سدیم تبدیل می‌شود که آن را با نماد Na^{+} نشان می‌دهند. کلر یک الکترون می‌گیرد و به یون کلرید (Cl^{-}) تبدیل می‌شود. برخی عناصر می‌توانند بیش از یک نوع یون تولید کنند. برای مثال، عنصر آهن به صورت دو یون Fe^{2+} و Fe^{3+} وجود دارد.

برای نام‌گذاری یون‌های مثبت فقط واژه‌ی یون به نام عنصر اضافه می‌شود، مانند یون منیزیم (Mg^{2+}) و یون آهن (II)، اما برای نامیدن یون‌های منفی، علاوه بر واژه‌ی یون، پسوند «ـ ید» را نیز

به نام عنصر می‌افزایند، مانند یون برمید (Br^-) و یون کلرید (Cl^-).

۱ــ۴ــ۴ــ 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 «ـید» اضافه می‌کنند.



شکل ۵ــ۴ــ نحوه‌ی 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 :

$FeCl_2$ = آهن (II) کلرید

$FeCl_3$ = آهن (III) کلرید

در نام‌گذاری قدیمی برای نامیدن ترکیب‌هایی، که فلز بیش از یک نوع یون داشته باشد، لفظ «اوس» و «ایک» به کار می‌رود. برای نمونه $FeCl_2$ فروس کلرید و $FeCl_3$ فریک کلرید ؛ Cu_2O کوپروس اکسید و 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 وانادیم اکسیدها VO، V_2O_3 ، VO_2 و V_2O_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 حاصل‌شده از فلز سدیم (Na) و نافلز کلر (Cl)، سدیم کلرید 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 Na^{+} با یک Cl^{-} ترکیب می‌شود و NaCl را به‌وجود می‌آورد ؛ یک Mg^{2+} با دو I^{-} ترکیب می‌شود و MgI_2 را تشکیل می‌دهد. دو Al^{3+} با سه O^{2-} ترکیب می‌شود و Al_2O_3 را به‌وجود می‌آورد و به همین ترتیب.

مثال: نماد ترکیب‌های دوتایی باریم اکسید و کلسیم فلوئورید را بنویسید.

نخست کاتیون‌ها و آنیون‌ها و بار آن‌ها را مشخص می‌کنیم. کاتیون‌ها Ba^{2+} و Ca^{2+} و آنیون‌ها O^{2-} و F^{-} هستند. سپس کاتیون‌ها و آنیون‌ها را با یکدیگر ترکیب می‌کنیم.

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

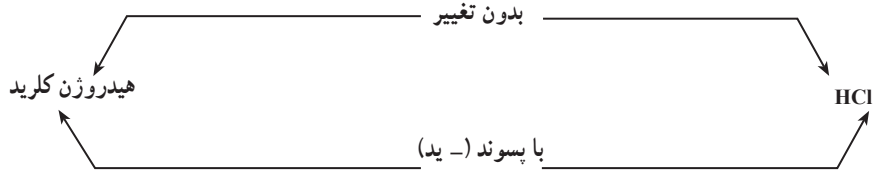
یک Ca^{2+} و دو F^{-} = CaF_2 = کلسیم فلوئورید

توجه داشته باشید که در ترکیب اول مجموع −۲ و ۲۰ و در ترکیب دوم مجموع (۱−)۲ و ۲۰ صفر است.

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

پرسش ۲: نماد ترکیب دوتایی آلومینیم سولفید و منیزیم نیترید 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 ۶ــ۴ــ 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 هرکدام نام جداگانه‌ای نوشت. یکی از راه‌حل‌ها به‌کارگیری عددها به صورت پیشوند است.

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

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

سولفور دی اکسید = SO_2

سولفور تری اکسید = SO_3

و نام ترکیب دوتایی بور ــ برمید عبارت است از :

دی بورتترا برمید = B_2Br_4

نمونه‌های دیگری از این نوع ترکیب‌ها در جدول ۱ــ۴ آمده است. همان‌گونه که در جدول ملاحظه می‌کنید، عموماً از پیشوند مونو برای عنصر سمت چپ صرف‌نظر می‌شود. برای مثال نام NO نیتروژن مونوکسید صحیح است و مونونیتروژن مونوکسید اشتباه است.

جدول ۱ــ۴ــ نام تعدادی از ترکیب‌های دوتایی

ترکیب	نام
CO	کربن مونوکسید
CO_2	کربن دی‌اکسید
NO	نیتروژن مونوکسید
NO_2	نیتروژن دی‌اکسید
N_2O	دی‌نیتروژن مونوکسید
N_2O_3	دی‌نیتروژن تری‌اکسید
N_2O_4	دی نیتروژن تتراکسید
N_2O_5	دی نیتروژن پنتا اکسید

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

آب به جای (دی هیدروژن مونوکسید) = H_2O

آمونیاک به جای (تری هیدروژن مونونیترید H_3N) = NH_3

۲ــ۴ــ۴ــ 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 «ـ یک» افزوده شده است، به کار می‌رود و آن‌گاه لفظ اسید به کار می‌رود. (هیدرو به معنی آب است)

هیدروفلوئوریک اسید = HF

هیدروکلریک اسید = HCl

هیدروبرمیک اسید = HBr

هیدرویدیک اسید = HI

هیدروسولفوریک اسید = H_2S

۳ــ۴ــ۴ــ یون‌های چند اتمی: برخی از یون‌ها دو یا چند اتم دارند. به این گروه از یون‌ها، یون‌های چنداتمی گفته می‌شود. در جدول **۲ــ۴** برخی از یون‌های چنداتمی آمده است.

جدول ۲ــ۴ــ نام برخی از یون‌های چنداتمی

نام	فرمول
کاتیون	
یون آمونیم	NH_4^+
آنیون‌ها	
یون کربنات	CO_3^{2-}
یون هیدروژن کربنات (بی‌کربنات)	HCO_3^-
یون کرومات	CrO_4^{2-}
یون دی‌کرومات	$Cr_2O_7^{2-}$
یون پرمنگنات	MnO_4^-
یون فسفات	PO_4^{3-}
یون سولفیت	SO_3^{2-}
یون سولفات	SO_4^{2-}

۵ــ۴ــ 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 خودبه‌خود موازنه هستند. امّا برخی معادلات باید موازنه شوند. برای مثال، واکنش تجزیه‌ی آهن (III) اکسید که به تشکیل آهن (II) اکسید و اکسیژن به‌صورت $FeO . O_2$ .. Fe_2O_3 می‌انجامد. همان‌طوری‌که 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 موازنه‌کردن مرحله به مرحله بیان شود :

۱ــ 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.

۲ــ هنگامی که یکی از مواد واکنش‌دهنده یا فراورده‌ها به‌صورت عنصر باشد 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 به‌کار می‌رود.

(g) برای نشان‌دادن حالت گازی (g) حرف اول واژه gas به معنی گاز است.

(l) برای نشان‌دادن حالت مایع ؛ (l) حرف اول واژه liquid به معنی مایع است.

(s) برای نشان‌دادن حالت جامد ؛ (s) حرف اول واژه Solid به معنی جامد است.

(aq) برای نشان‌دادن محلول در آب. (aq) حرف اول واژه aquous به معنی آبی است.

بنابراین، در موازنه‌ی واکنش فوق ابتدا عنصر Fe موازنه می‌شود و در عدد ۲ پشت FeO قرار می‌گیرد. سپس، با توجه به وجود ۳ اتم اکسیژن در سمت چپ واکنش کسر $\frac{۱}{۲}$ پشت O_2 قرار می‌گیرد. بنابراین :

$$Fe_2O_3 \text{ .. } \quad ۲FeO . \frac{۱}{۲}O_2$$

پرسش و تمرین

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

۲ــ ترکیب‌های مولکولی را تعریف کنید.

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

۴ــ نام ترکیبات زیر را بنویسید :

MgI_2 ، $FeCl_2$ ، BaO، SO_3 ، HF (محلول در آب)

۵ــ واکنش‌های زیر را موازنه کنید :

$Ca + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$

$H_3PO_3 \rightarrow H_3PO_4 + PH_3$

$C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$