پودمان ۱

کلیات

با توجّه به توانایی‌های کشور جمهوری اسلامی ایران در زمینهٔ نفت و گاز و مواد معدنی گوناگون توسعهٔ صنایع شیمیایی در کشور ضرورتی اجتناب‌ناپذیر است.

اهمیّت و ضرورت رشته

نظر به تحولات سریع صنعتی کشور به خصوص در صنایع شیمیایی و داشتن ذخایر عظیم و خدادادی نفت، گاز و مواد معدنی گوناگون و با توجّه به گسترش این صنایع به ویژه صنایع پتروشیمی در کشورمان نیاز به متخصصین و تکنسین‌های فنی در این رشته روزبه‌روز بیشتر احساس می‌گردد.

دورهٔ سه سالهٔ متوسطه رشتهٔ صنایع شیمیایی به گونه‌ای طراحی شده است که نیازهای این صنعت را به دیپلمه‌های فنی متبحر برطرف نماید. باید توجّه داشت که کشور ما از نظر صنایع شیمیایی اعم از نفت، گاز، پتروشیمی، صنایع معدنی و کانی، صنایع غذایی، آرایشی، بهداشتی، صدها برابر بیش از آنچه امروز شاهد آن هستیم، ظرفیت توسعه دارد. منطقهٔ عسلویه به‌عنوان قطب اصلی صنعت گاز کشور پتانسیل‌های زیادی جهت توسعه دارد که امید است به تدریج در آینده این توانمندی‌های بالقوّه به فعل تبدیل شود. بنابراین اگر صنایع شیمیایی کشور جایگاه شایستهٔ خود را پیدا نماید، توسعهٔ رشته صنایع شیمیایی در مقطع متوسطه و کاردانی جهت آموزش تکنسین‌های کارآزموده امری اجتناب‌ناپذیر است.

فارغ‌التحصیلان این رشته توانایی تغییر و تبدیل بر روی مواد خام را دارند و به یاری همین توانایی، تعداد زیادی از فارغ‌التحصیلان این رشته کارگاه‌ها یا کارخانه‌های شیمیایی کوچک یا بزرگ دایر کرده و در کار خود نیز موفق بوده‌اند. آنها همچنین می‌توانند در کارگاه‌ها و کارخانه‌های تهیّهٔ مواد آلی، دارویی، بهداشتی و آرایشی، رنگ‌ها، رزین‌ها و تهیّه و خالص‌سازی مواد معدنی مشغول به‌کار شوند. همچنین در صورت تمایل می‌توانند در مقاطع بالاتر ادامهٔ تحصیل دهند.

قلمرو دانش رشته

صنایع شیمیایی علم کاربرد شیمی، ریاضیات، فیزیک و اقتصاد در فرایند تبدیل مواد خام به مواد باارزش‌تر یا سودمندتر است. هدف اصلی این رشته تهیهٔ مواد ویژه و کارآمد برای صنایع متنوع امروزی و تولید محصولات با کیفیّت بالاتر می‌باشد، از این‌رو صنایع شیمیایی ارتباطی تنگاتنگ با علوم مهندسی دارد.

از شاخه‌های رشتهٔ صنایع شیمیایی می‌توان صنایع شیمیایی آلی (مانند صنایع نفت، گاز، پتروشیمی، دارویی، رنگ، مواد شوینده، سموم دفع آفات)، صنایع شیمیایی معدنی (سیمان، گچ، آهک، شیشه)، صنایع سلولزی (کاغذ، مقوا، چوب)، صنایع غذایی (قند و شکر، مواد تخمیری، نوشابه‌ها، روغن نباتی، کنسروسازی) صنایع فراوری چرم و پوست، علوم هسته‌ای، تصفیه آب و پساب را نام برد.

مشاغل رشته و توصیف‌های شغلی

فارغ‌التحصیلان رشتهٔ صنایع شیمیایی می‌توانند جهت اشتغال در شاخه‌های مختلف صنایع‌شیمیایی مانند صنایع نفت، گاز و پتروشیمی، دارویی، رنگ، مواد شوینده و سموم دفع آفات، صنایع شیمیایی معدنی اعم از سیمان، گچ، آهک و شیشه و صنایع سلولزی مانند کاغذ، مقوا و چوب صنایع غذایی مانند قند و شکر، مواد تخمیری، نوشابه‌ها، روغن‌نباتی و کنسروسازی صنایع فراوری چرم و پوست علوم هسته‌ای تصفیه آب و پساب جذب کار شوند. در زیر توصیف شغلی برخی از آنها آورده شده است.

صنایع شیمیایی معدنی

بخشی از صنایع و فناوری‌ها تولیدی می‌باشد که در آنها از مواد شیمیایی و سنگ‌های استخراج‌شده معدنی به‌عنوان مادّهٔ اولیه استفاده می‌شود تا مواد و محصولات مختلفی مانند سیمان، شیشه، کاشی و سرامیک، گچ، آهک و یا مواد شیمیایی معدنی مانند اسیدها و بازها، گازهای صنعتی و بسیاری از محصولات دیگر به‌دست آیند. امروزه طراحی فرایند تبدیل مواد اولیه به محصولات قابل استفاده در کارخانه‌های صنعتی تولید مواد غیرآلی به عهده متخصصان این بخش می‌باشد و به همین دلیل کارخانه‌ها و صنایع تحت پوشش این گروه، طیف وسیعی از صنایع تولیدی را در بر می‌گیرند. همچنین صنایع شیمیایی معدنی با صنایعی چون صنایع معدنی، متالورژی و سرامیک ارتباط نزدیکی دارد و به همراه این صنایع، نقش مهمّی را در ساخت‌وساز و فعالیت‌های عمرانی جوامع به عهده دارند.

نمایش فیلم

صنایع شیمیایی معدنی

صنایع نفت، گاز و پتروشیمی

بخش گسترده‌ای از فناوری‌های صنایع شیمیایی است که مربوط به کاربرد دانش، فناوری، ریاضیات و اقتصاد در فرایند اکتشاف، استخراج، برآورد مخزن و توسعهٔ نفت، گاز و سایر ترکیبات هیدروکربنی از مخازن زیرزمینی و انتقال آنها به پالایشگاه‌های نفت می‌باشد. پس از آن در صنایع پتروشیمی هیدروکربن‌های موجود در نفت خام یا گاز طبیعی با انجام فرایندهای مختلف و پیچیده به محصولات و فراورده‌های شیمیایی مختلف تبدیل می‌گردند. امروزه صنایع نفت و پتروشیمی تأمین‌کنندهٔ مواد و نیازهای بسیاری از صنایع دیگر بوده و در تأمین انرژی و توسعه جوامع صنعتی نقش مهمّی دارند. صنایع نفت، گاز و پتروشیمی با بسیاری از شاخه‌های دیگر صنایع شیمیایی مرتبط بوده و به‌ویژه در کشورهای دارندهٔ منابع هیدروکربنی یکی از صنایع بسیار مهم تلقی می‌شود.

نمایش فیلم

صنایع نفت، گاز و پتروشیمی

صنایع غذایی

یکی از شاخه‌های صنایع شیمیایی است که با توجّه به خصوصیات شیمیایی، میکروبیولوژی، تغذیه‌ای و بهداشتی مواد غذایی به طراحی و نظارت بر واحدهای تولید صنایع غذایی و کنترل کیفی محصولات آنها می‌پردازد. در این بخش جنبه‌های تئوری و عملی طراحی کارخانه‌ها و واحدهای تولید موادغذایی، که شامل طراحی فرایند، طراحی خطوط آماده‌سازی، فراوری و بسته‌بندی مواد غذایی می‌باشد، مورد توجّه قرار می‌گیرد بدین منظور از سایر علوم و فناوری‌های مهندسی استفاده می‌گردد.

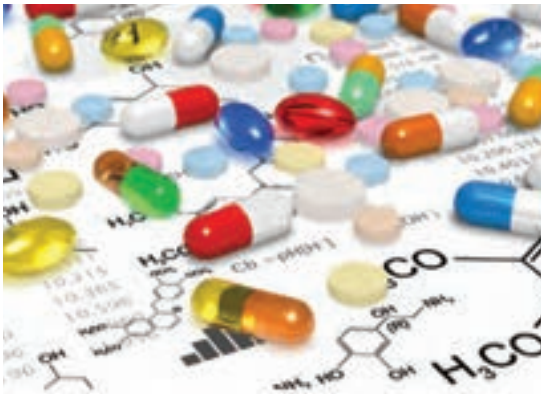
نمایش فیلم

صنایع غذایی

تحقیق کنید

پنج مادهٔ شیمیایی پرمصرف جامعه بشری را تعیین کنید.

صنایع دارویی



شاخه‌ای از صنایع شیمیایی است که به کشف، بررسی، تکوین و استفاده از اثر ترکیبات شیمیایی در سطح مولکولی، با هدف درمانش در سامانه‌های زیستی می‌پردازد. علم شیمی از دانش‌های پایه در علم داروسازی به‌شمار می‌رود و بخش گسترده‌ای از داروها از مطالعات در این زمینه حاصل می‌شوند.

لذا دانش‌آموختگان رشتهٔ صنایع شیمیایی توانایی انجام کار در مراکز داروسازی را دارا می‌باشند.

نمایش فیلم

صنایع دارویی

شیمی محیط‌زیست

شاخه‌ای از صنایع شیمیایی است که با بررسی و سنجش مواد و ترکیبات شیمیایی و تأثیر آنها بر محیط‌زیست، به راهکارهای کاهش آلایندگی حاصل از آنها می‌پردازد. در این زمینه به موضوعاتی مانند مهندسی محیط‌زیست، شیمی‌محیط‌زیست، شیمی سبز، کنترل آلودگی آب و هوا، مدیریت محیط‌زیست، تصفیهٔ آب و فاضلاب، شیمی‌آب و خاک پرداخته می‌شود.

نمایش فیلم

شیمی محیط‌زیست

صنعت تصفیهٔ آب و فاضلاب

امروزه حفظ منابع آب، یعنی حیاتی‌ترین مادّه‌ای که بشر به آن نیاز دارد، به‌طور فزاینده‌ای مورد توجّه مجامع مختلف بین‌المللی قرار گرفته است. رشد روزافزون جمعیت و در نتیجه بهره‌برداری بیش ازحد از منابع محدود آب از یک طرف و آلوده شدن آنها به‌سبب فعالیت‌های گوناگون زیستی، کشاورزی و صنعتی بشر از طرف دیگر، همگی دست به دست همدیگر داده و زنگ خطر بحران آب را در سال‌های آینده به صدا در آورده است. بنابراین حفظ کیفیّت فیزیکی و شیمیایی و زیست‌شناختی منابع آب سرلوحهٔ فعالیت بسیاری از سازمان‌هایی است که به نحوی با این منابع سروکار دارند.

صنایع تصفیهٔ آب و فاضلاب با هدف فراهم نمودن آب آشامیدنی سالم برای انسان‌ها، کاهش آلایندگی فاضلاب‌های خانگی و صنعتی و همچنین کاهش خطرات زیست‌محیطی این وظیفهٔ خطیر را برعهده دارند. برای این منظور در آزمایشگاه‌های مجهّز به وسایل و دستگاه‌ها و با روش‌های آزمایشگاهی فیزیکی، شیمیایی، توسط افراد متخصص علم شیمی، بیوشیمی، میکروب‌شناسی، تصفیهٔ آب و فاضلاب و پساب‌ها انجام می‌شود.

نمایش فیلم

تصفیه آب و فاضلاب

وظایف شاغلین در رشتهٔ صنایع شیمیایی

۱ انجام آزمایش‌های آزمایشگاهی
۲ کنترل کیفی مواد اولیه، میانی و محصولات و نظارت بر فرایند تولید
۳ کار با دستگاه‌های فنّی آزمایشگاه شیمی
۴ کار در واحدهای تولید به‌عنوان اپراتور بهره‌برداری
۵ کار در واحدهای کنترل (اتاق‌های کنترل دستگاه‌ها)
۶ کار با ماشین‌آلات صنعتی واحدهای تولید

- دستگاه‌های تبادل حرارت و مبدل‌های حرارتی
- واحدهای بلورش
- توربین‌ها، شیرها، پمپ‌ها و کوره‌ها
- دستگاه‌های تصفیه
- دستگاه‌های احتراقی

۷ کار در واحدهای سرویس برق و بخار و تصفیهٔ آب
۸ کار با دستگاه‌های پالایش، برج‌های تقطیر
۹ کار با دستگاه‌های تبدیل و شکست مولکولی
۱۰ کار با ابزارآلات مختلف در

- صنایع بسپار و رنگ
- صنایع غذایی
- نساجی
- صنعت چوب و کاغذ
- مواد منفجره
- صنایع سیلیکات و نظایر آنها

فعالیت‌های اقتصادی در منطقه و نقش رشته در توسعه کشور

کشور جمهوری اسلامی ایران به دلیل وجود ذخایر گستردهٔ نفت، گاز و مواد معدنی گوناگون دارای ثروت خدادادی است. ولی امروزه تنها داشتن منابع طبیعی، کافی نیست و قدرت و ثروت کشورها بیشتر بر مبنای نوآوری و تولید فناوری شکل می‌گیرد.

ارتقای جایگاه ایران در زمینهٔ توسعهٔ صنایع شیمیایی به‌عنوان ضرورتی اجتناب‌ناپذیر است و رشد صنایع شیمیایی در کشور نسبت به گذشته روبه جلو است. سهم کشور در صادرات محصولات شیمیایی در جهان محدود بوده و به‌رغم ظرفیت‌های بالایی که این صنعت در کشور دارد از پتانسیل‌ها آن‌گونه که باید استفاده نشده است. طبق برنامه‌های چشم‌انداز ۲۰ ساله وزارت صنعت، معدن و تجارت و افق آینده سهم ایران در صادرات محصولات صنایع شیمیایی باید ارتقا یابد.

صنعت پتروشیمی بخشی از صنایع شیمیایی است که محصولاتش را از نفت خام یا گاز طبیعی تولید می‌کند. صنعت پتروشیمی از صنایع مادر و اشتغال‌زا است که به‌عنوان تغذیه‌کننده سایر بخش‌های صنعت می‌تواند به‌عنوان موتور حرکت اقتصاد کشورهای درحال توسعه نقش اساسی را ایفا نماید. از امتیازات مهمّ صنعت پتروشیمی که دارای مزیّت نسبی است، تأمین مواد اولیهٔ آن در داخل کشور است. با گسترش صنعت پتروشیمی ضمن اینکه بسیاری از نیازهای داخلی رفع می‌شود، ارزش افزودهٔ مادّهٔ خام نیز به داخل کشور بازمی‌گردد و باعث رونق هرچه بیشتر اقتصاد می‌شود.

تحقیق کنید

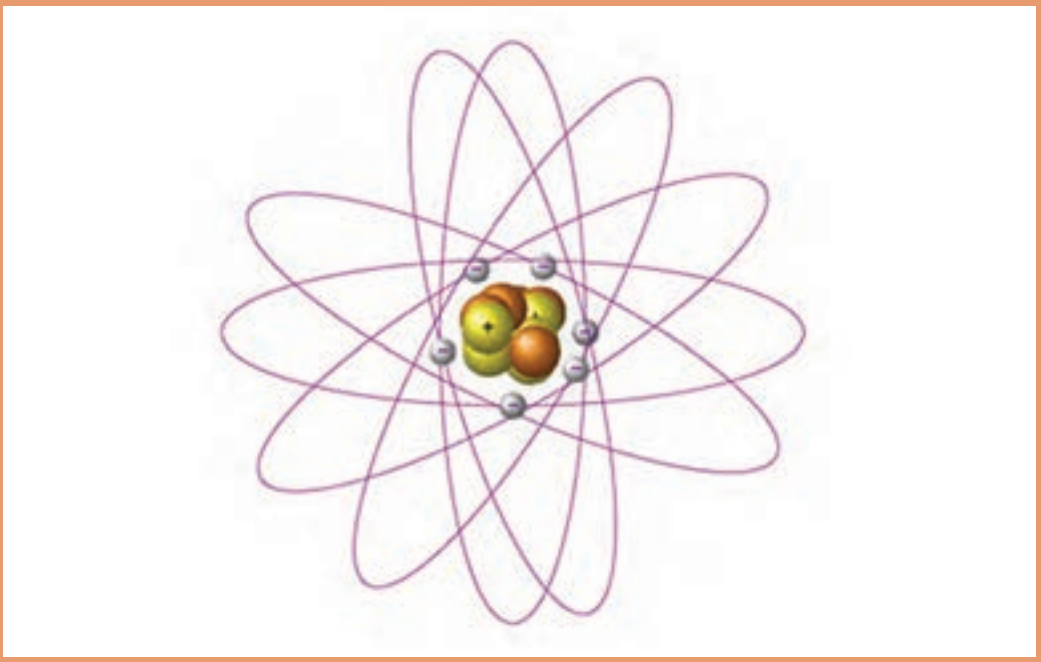
صنایع مرتبط با صنایع شیمیایی که در استان شما وجود دارد را شناسایی کنید و گزارشی در مورد آن تهیه و در کلاس ارائه دهید.

جدول ارزشیابی پودمان کلیات

عنوان پودمان	تکالیف عملکردی (واحدهای یادگیری)	استاندارد عملکرد (کیفیت)	نتایج مورد انتظار	شاخص تحقیق	نمره
پودمان ۱: کلیات	۱ـ تحلیل اهمیّت و ضرورت رشته صنایع شیمیایی ۲ـ بررسی تحلیل مشاغل رشته صنایع شیمیایی	بررسی و تحلیل اهمیّت رشته صنایع شیمیایی در توسعه کشور تعیین قلمرو دانش رشته دسته‌بندی وظایف شاغلین صنایع شیمیا یی	بالاتر از حد انتظار	تحلیل وظایف شاغلین صنایع شیمیایی از دیدگاه حوزه عمل	۳
			در حد انتظار	تعیین حوزه عمل رشته در صنایع شیمیایی کشور	۲
			پایین‌تر از حد انتظار	تعیین شاخه‌های رشته صنایع شیمیایی	۱
	نمره مستمر از ۵				
	نمره شایستگی پودمان				
	نمره پودمان از ۲۰				

پودمان ۲

مفاهیم پایه ساختار اتم



شیمی با مطالعهٔ مادّه و تغییرات آن سروکار دارد. از آنجا که مادّه به تمام مواد موجود در جهان اطلاق می‌شود، پس هر جسمی را که می‌بینیم و یا به نحوی از آن استفاده می‌کنیم بخشی از داستان شیمی را بازگو می‌کند.

۱ـ۲ـ معرفی اتم

تئوری اولیه دربارهٔ اتم: در حدود ۴۰۰ ق. م فیلسوفی یونانی به نام دموکریتوس نخستین اندیشه‌های مربوط به اتم را مطرح کرد. نظر وی این بود که جهان از دو چیز ساخته شده است: یکی فضای خالی و دیگری ذرّات بسیار کوچکی که او آنها را «اتم» نامید. وی می‌پنداشت که اتم‌ها کوچک‌ترین ذرّات ممکن ماده‌اند و هر یک از مواد موجود در جهان، اتم‌های متفاوتی دارند.

مدّتی پس از دموکریتوس ارسطو این نظر را مطرح کرد که ماده پیوسته و یکپارچه است و از ذرّات کوچک‌تری ساخته نشده است. تا قرن هفدهم نظر ارسطو پذیرفته شده بود و از آن پس تردیدها آغاز شد و اندیشه‌های وی مورد اعتراض قرار گرفت.

دو تن از مخالفان نظر ارسطو، آیزاک نیوتن و رابرت بویل بودند. آنها مقالاتی منتشر کردند که بیانگر اعتقادشان به ماهیت اتمی بودن عنصرها بود. اما هیچ مدرک آزمایش شده‌ای برای اعتقاد خود نداشتند.

جان دالتون در سال‌های اولیهٔ ۱۸۰۰ میلادی نتایج مشاهدات آزمایشی دیگران دربارهٔ واکنش‌های شیمیایی را بررسی کرد.

آنتوان لاوازیه در پی آزمایش‌های خود دریافته بود که وقتی واکنش شیمیایی در سامانهٔ بسته‌ای صورت می‌گیرد، جرم مواد پس از تغییر شیمیایی برابر جرم مواد پیش از تغییر شیمیایی است. (سامانهٔ بسته، سامانه‌ای است که نمی‌تواند با محیطش جرم مبادله کند.) اظهارنظر وی این بود که در واکنش‌های شیمیایی معمولی، ماده تغییرات بسیاری می‌کند، اما خلق یا نابود نمی‌شود.

شیمی‌دان فرانسوی «ژوزف پروست[1]» در بررسی‌های خود مشاهده کرده بود که مواد خالص همیشه شامل عناصری با نسبت جرمی یکسان هستند. برای مثال در نمک طعام که از دو عنصر کلر و سدیم تشکیل شده است، نسبت جرم سدیم به جرم کلر همواره و در همهٔ نمونه‌های خالص این نمک، ثابت بوده و تغییر نمی‌کند.

جان دالتون (۱۸۴۴ـ۱۷۶۶)

نظریهٔ اتمی دالتون: جان دالتون[2] با توجّه به یافته‌های لاوازیه و پروست، نظریهٔ اتمی خود را در اوایل قرن نوزدهم اعلام کرد. نظریهٔ اتمی دالتون را می‌توان در چهار بند خلاصه کرد:

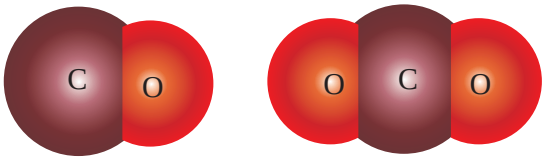
۱ همهٔ مواد از ذرّه‌های بسیار ریز به نام اتم تشکیل شده‌اند. و اتم‌های یک عنصر غیرقابل تقسیم هستند.

۲ تمام اتم‌های یک عنصر، از هر لحاظ یکسان بوده، جرم ثابت و مشخص دارند، اما اتم‌های عنصرهای مختلف با یکدیگر تفاوت دارند.

۳ اتم ضمن یک تغییر شیمیایی از بین نمی‌رود یا به‌وجود نمی‌آید، و به اتم عنصر دیگر نیز تبدیل نمی‌شود.

۴ هرترکیب شیمیایی، از تشکیل پیوند بین اتم‌های دو یا چند عنصر به‌وجود می‌آید و نسبت اتم‌ها با یکدیگر مشخص و ثابت است. به بیان دیگر، در هر ترکیب معیّن نسبت تعداد اتم‌ها همواره ثابت است. مثلاً در جیوه (II) اکسید HgO نسبت تعداد اتم‌های جیوه به اکسیژن همواره ۱:۱ است.

۱ـ Joseph Proust
۲ـ Gohon Dalton



شکل (۱ـ۲) مولکول‌های CO_2 و CO

نظریهٔ دالتون چگونه قوانین جرم را توضیح می‌دهد:
جرم مواد شرکت‌کننده در واکنش با جرم مواد تشکیل‌دهندهٔ محصول برابر است. اصل سوم نظریهٔ دالتون همان قانون بقای جرم است. (با موضوع قانون بقای جرم در علوم سال نهم آشنا شده‌اید).

- قانون نسبت‌های معیّن می‌گوید که ترکیب خالص همواره شامل عنصرهای یکسان با نسبت جرمی یکسان است. اصل چهارم نظریهٔ دالتون بیانگر این قانون است.
- طبق بند ۲ اتم‌های یک عنصر جرم یکسانی دارند و طبق بند ۴ اتم عنصرهای مختلف با نسبت‌های معیّنی با هم ترکیب می‌شوند. در نتیجه اگر تعداد متفاوتی از اتم‌های B با هر اتم A ترکیب شوند، مواد مختلفی پدید می‌آیند که در آنها نسبت جرم‌های اتم B با اتم A در دو ترکیب مختلف، شامل نسبت دو عدد صحیح کوچک است. این نتیجه اهمیّت بسیاری دارد و به «**قانون نسبت‌های چندگانه**» معروف است.

برای درک قانون نسبت‌های چند گانه به شکل (۱ـ۲) توجّه کنید:
کربن‌منوکسید CO از یک اتم کربن و یک اتم اکسیژن و کربن‌دیوکسید CO_2 از یک اتم کربن و دو اتم اکسیژن تشکیل شده است. از قانون نسبت‌های چندگانهٔ دالتون می‌توان نتیجه گرفت که نسبت جرم اکسیژن در کربن‌دیوکسید به جرم اکسیژن در کربن‌منوکسید باید نسبت دو عدد صحیح کوچک باشد، که در این مثال نسبت ۲ به ۱ است.

گرچه نکات اساسی مربوط به نظریهٔ اتمی دالتون به قوّت خود باقی است، ولی با پیشرفت علم امروزه می‌دانیم که در مورد بند ۱، اتم‌های یک عنصر از ذرّه‌های زیر اتمی[1] کوچک‌تری تشکیل شده‌اند و در مورد بند ۲، اتم‌های یک عنصر می‌توانند جرم‌های متفاوت که ایزوتوپ[2]های آن عنصر است را، داشته باشند.

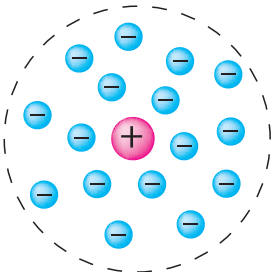
۲ـ۲ـ ساختار اتم

در سال‌های قبل از ۱۹۰۹ میلادی با تلاش دانشمندان مختلف به وجود دو ذرّهٔ زیر اتمی الکترون و پروتون پی بردند. در این سال تامسون مدلی برای اتم به شکل کره‌ای در نظر گرفت که پروتون‌ها در همهٔ حجم آن به‌طور یکنواخت گسترده بودند و الکترون‌ها نیز به‌طور یکنواخت در فضای بین پروتون‌ها پراکنده بودند. مدل پیشنهادی تامسون به مدل هندوانه‌ای معروف است که قسمت خوراکی آن را پروتون‌ها تشکیل می‌دهند و الکترون‌ها مانند تخمه‌های هندوانه در آن پراکنده‌اند. بعدها معلوم شد که این مدل با مشاهدات تجربی سازگاری ندارد.

سال‌های بعد تلاش‌های دانشمندانی چون ارنست رادرفورد، و در پی آن جیمز چادویک منجر به ارائهٔ مدلی برای اتم شد. در این مدل پیشنهادی اتم به شکل کره‌ای در نظر گرفته شده است که دارای هسته‌ای با بارمثبت که با یک یا چند الکترون با بار منفی احاطه گردیده است. الکترون‌ها به سرعت در فضای اتمی موجود حرکت می‌کنند و از طریق جاذبهٔ هسته نگهداری می‌شوند. هسته فوق‌العاده متراکم، فشرده و بیشترین وزن اتم را تشکیل می‌دهد.

۱ـ ذرّات زیر اتمی: ذرّات تشکیل‌دهنده اتم‌ها را ذرّات زیراتمی می‌نامند. مانند پروتون، الکترون و نوترون.
۲ـ ایزوتوپ: اتم‌های یک عنصر که دارای الکترون و پروتون‌های مساوی هستند و در تعداد نوترون‌ها با هم تفاوت دارند.

هستهٔ اتم از پروتون‌ها و نوترون تشکیل شده است (تنها استثنا هستهٔ اتم هیدروژن است که فقط یک پروتون دارد). پروتون (P^+) دارای بار مثبت و نوترون (n) بدون بار است. از آنجا که اتم‌ها از لحاظ بارالکتریکی خنثی هستند، تعداد پروتون‌های هسته با تعداد الکترون‌های (e^-) اطراف هسته برابر است.



مدل اتمی رادرفورد

فکرکنید

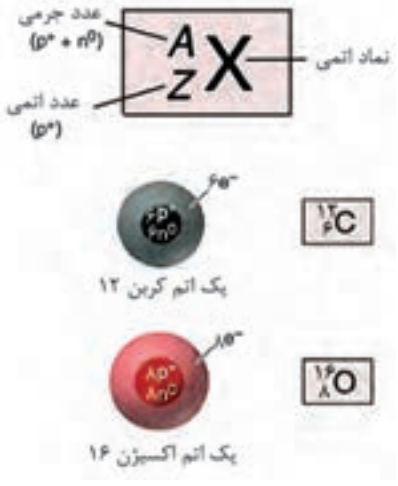
اگر بپذیریم که در یک اتم الکترون‌ها در اطراف پروتون‌ها می‌چرخند، به نظر شما چه نیرویی این دو ذره را در کنار هم نگه می‌دارد؟

جدول (۱ـ۲) خواص سه ذره بنیادی الکترون، پروتون و نوترون

نام و نماد	بار		جرم		مکان ذره در اتم
	نسبی	مطلق	نسبی	مطلق	
پروتون (P^+)	$+1$	کولن $1/6 \times 10^{-19}$	۱	$1/673 \times 10^{-24}$ g	هسته
نوترون (n°)	۰	۰	۱	$1/675 \times 10^{-24}$ g	هسته
الکترون (e^-)	-1	کولن $1/6 \times 10^{-19}$	$\frac{1}{1837}$	$9/109 \times 10^{-28}$ g	خارج از هسته

عدد اتمی و عدد جرمی

هستهٔ هر اتم از تعدادی پروتون و نوترون (به جز اتم هیدروژن که تنها یک پروتون در هسته دارد) تشکیل شده است. تعداد پروتون‌های هر اتم را عدد اتمی آن می‌نامند و با نماد Z نشان می‌دهند. مجموع تعداد پروتون‌ها و نوترون‌ها در هستهٔ یک اتم عدد جرمی نامیده می‌شود که آن را با نماد A نشان می‌دهند. اطلاعات مربوط به جرم و بار هسته را غالباً با نماد شیمیایی یک عنصر (X) نشان می‌دهند. عدد اتمی (Z) به‌صورت زیروند در سمت چپ نماد شیمیایی و عدد جرمی (A) به‌صورت بالا وند در سمت چپ نماد شیمیایی نوشته می‌شود (شکل ۲ـ۲).



شکل (۲ـ۲) نمادشیمیایی اتم‌ها

پرسش

۱ در عنصرهای داده شده، تعداد پروتون‌ها، نوترون‌ها و الکترون‌های اتم را مشخص کنید.

$^{20}_{10}Ne$، $^{24}_{12}Mg$، $^{65}_{30}Zn$، $^{56}_{26}Fe$، $^{19}_{9}F$، $^{40}_{18}Ar$، $^{27}_{13}Al$، $^{7}_{3}Li$

۲ اگر تعداد الکترون‌های اتمی ۱۷ و تعداد نوترون‌های هستهٔ اتم ۱۸ باشد، عدد اتمی و عدد جرمی آن را به‌دست آورید.

۳ اگر در اتمی تعداد نوترون‌ها برابر ۱۰ و تعداد الکترون‌های آن ۹ باشد، عدد اتمی و عدد جرمی آن را به‌دست آورید.

ایزوتوپ

همان‌طور که گفته شد عدد اتمی برابر تعداد پروتون‌های هستهٔ اتم و عدد جرمی مجموع تعداد پروتون‌ها و نوترون‌هاست. همهٔ اتم‌های یک عنصر عدد اتمی یکسان دارند، امّا ممکن است عدد جرمی متفاوتی داشته باشند، در این صورت می‌توان گفت این اتم‌ها در تعداد نوترون‌ها با هم متفاوت‌اند. به اتم‌هایی که عدد اتمی یکسان ولی عدد جرمی متفاوت دارند، ایزوتوپ گویند.

به‌عنوان مثال ایزوتوپ‌های اتم کربن در جدول ۲ـ۲ آمده است.

جدول (۲ـ۲) درصد فراوانی ایزوتوپ های اتم کربن

ایزوتوپ‌ها	عدد اتمی Z	عدد جرمی A	تعداد نوترون‌ها	درصد فراوانی
^{12}C	۶	۱۲	۶	۹۸/۸۹
^{13}C	۶	۱۳	۷	۱/۱۱
^{14}C	۶	۱۴	۸	۰/۰۱

تحقیق کنید

با مراجعه به منابع در دسترس خود، ایزوتوپ‌های مربوط به عنصرهای هیدروژن و اکسیژن را در جدولی مانند جدول (۲ـ۲) جمع‌آوری کنید.

.....

پرسش

اتم سیلیسیم سه ایزوتوپ طبیعی $^{28}_{14}Si$، $^{29}_{14}Si$، $^{30}_{14}Si$ دارد. تعداد پروتون‌ها، نوترون‌ها و الکترون‌ها را در هر ایزوتوپ تعیین کنید.

محاسبهٔ جرم اتمی میانگین

برای عنصرهایی که بیش از یک نوع ایزوتوپ دارند، جرم اتمی با توجّه به درصد فراوانی هر ایزوتوپ در طبیعت محاسبه می‌شود:

مطابق معادلهٔ زیر:

$$\text{جرم اتمی میانگین} = \frac{\text{(درصد فراوانی ایزوتوپ ۱ × جرم ایزوتوپ ۱) + (درصد فراوانی ایزوتوپ ۲ × جرم ایزوتوپ ۲) + ...}}{۱۰۰}$$

یکای جرم اتمی (amu[۱]): جرم یک اتم نسبت به جرم یک استاندارد تعیین می‌شود. و برای این منظور کربن ۱۲ به‌عنوان استاندارد انتخاب و جرم آن دقیقاً ۱۲ واحد جرم اتمی (amu) تعریف شده است. بنابراین یکای جرم اتمی (amu)، $\frac{۱}{۱۲}$ جرم یک اتم کربن ۱۲ است.

مثال:

ایزوتوپ‌های طبیعی نئون، ^{۲۰}Ne، ^{۲۱}Ne و ^{۲۲}Ne به ترتیب، درصد فراوانی ۹۰/۵، ۰/۳ و ۹/۲ دارند. جرم اتمی این عنصر را به دست آورید؟

$$\text{جرم اتمی Ne} = \frac{(۲۰\times۹۰/۵)+(۲۱\times۰/۳)+(۲۲\times۹/۲)}{۱۰۰} = ۲۰/۱۸۷\,\text{amu}$$

پرسش

۱ جرم اتمی میانگین نقره را معین کنید، هرگاه اتم‌های نقره موجود در طبیعت ۱۰۶/۹۰۵ amu و از اتم‌ها ۱۰۸/۹۰۵amu جرم داشته باشند.

۲ هرگاه ۹۲/۲۱٪ اتم‌های سیلیسیم جرم ۲۹/۷۷۷amu، ۴/۷۰٪ جرم ۲۸/۹۷۶ amu و ۳/۰۹٪ جرم ۲۹/۹۷۴amu داشته باشند، جرم اتمی سیلیسیم چقدر خواهد بود؟

۳ عنصر بور دارای دو ایزوتوپ طبیعی به جرم‌های اتمی ^{۱۰}B=۱۰/۰۱۲۹ amu و ^{۱۱}B=۱۱/۰۰۹۳ amu است. با در نظر گرفتن جرم اتمی بور که معادل ۱۰/۸۱ amu است، فراوانی نسبی ایزوتوپ‌های ^{۱۰}B و ^{۱۱}B را حساب کنید.

تحقیق کنید

۱ چرا کربن به‌عنوان عنصری برای تعیین جرم اتمی استفاده شده است؟

۲ آب سنگین چه تفاوت‌هایی با آب معمولی دارد؟ کاربرد آن چیست؟

محاسبهٔ جرم مولکولی

جرم مولکولی (وزن مولکولی) یک واحد فرمولی ترکیب است که به‌صورت مجموعه‌ای از جرم‌های اتمی محاسبه می‌شود:

جرم مولکولی = مجموع جرم‌های اتمی

۱ـ atomic mass unit

جرم مولکولی آب (با استفاده از جرم اتمی، تا چهار رقم معنی‌دار)، از جدول تناوبی به‌صورت زیر محاسبه می‌شود:

جرم مولکولی H_2O = (۲ × جرم اتمی H) + (۱ × جرم اتمی O)

= (۲ × ۱/۰۰۸ amu) + ۱۶/۰۰ amu = ۱۸/۰۲ amu

ترکیب‌های یونی نیز به‌همین صورت در نظر گرفته می‌شوند، ولی چون آنها شامل مولکول نیستند، اصطلاح جرم فرمولی را برای ترکیب‌های یونی به‌کار می‌بریم. برای محاسبهٔ جرم فرمولی، تعداد اتم‌های هر عنصر در پرانتز، در زیروند خارج پرانتز ضرب می‌شود. برای باریم نیترات $Ba(NO_3)_2$ به‌صورت زیر محاسبه می‌کنیم:

جرم فرمولی $Ba(NO_3)_2$

= (۱ × جرم اتمی Ba) + (۲ × جرم اتمی N) + (۶ × جرم اتمی O)

= ۱۳۷/۳ amu + (۲×۱۴/۰۱ amu) + (۶×۱۶/۰۰ amu) = ۲۶۱/۳ amu

در مورد ترکیب‌های آلی به‌سادگی می‌توان جرم مولکولی را از ضرب کردن تعداد هر عنصر در جرم اتمی آن و جمع بستن مجموع آنها، محاسبه نمود.

تمرین

با استفاده از داده‌های جدول تناوبی، جرم مولکولی ترکیب‌های زیر را محاسبه کنید.

الف) سولفوریک‌اسید: H_2SO_4 ب) آمونیوم‌نیترات: NH_4NO_3

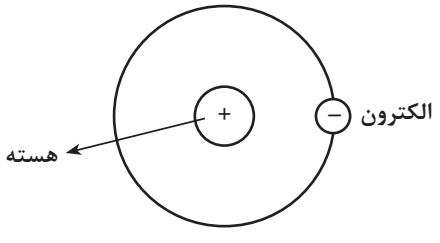
پ) سدیم‌هیدروکسید: $NaOH$ ت) سدیم‌کربنات: Na_2CO_3

ث) پتاسیم‌کلرید: KCl ج) هیدروکلریک‌اسید: HCl

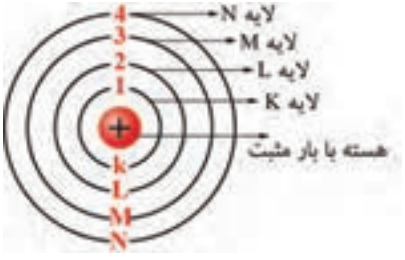
۳ـ۲ـ مدل اتمی بور

نظریه‌های علمی دیگری پس از دالتون مطرح و مورد پژوهش و آزمایش قرار گرفتند. از جمله نظریهٔ بور (نیلز بور[1] ۱۹۶۲ـ۱۸۸۵) که پیشنهاد کرد اتم هیدروژن دارای یک الکترون و هسته‌ای متشکل از یک پروتون است شکل (۳ـ۲).

طبق نظریهٔ بور، در اطراف هستهٔ هر اتم چندین مدار یا سطح انرژی در فاصله‌های معین وجود دارند و الکترون‌ها تنها مجازند در این مدارها یا سطوح انرژی به دور هسته بچرخند شکل (۴ـ۲).



شکل (۳ـ۲) مدل اتمی بور برای اتم هیدروژن



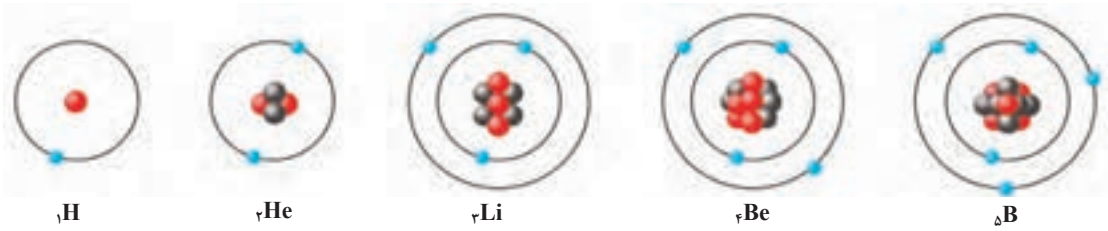
شکل (۴ـ۲) مدل اتمی بور و لایه‌های الکترونی

۱ـ Niels Bohr

از آنجا که مدل پیشنهادی بور برای چرخش الکترون‌ها به دور هستهٔ اتم مشابه به گردش سیاره‌ها به دور خورشید است این مدل، به مدل سیاره‌ای بور معروف است.

شواهد تجربی نشان می‌دهند که حداکثر تعداد الکترون‌ها در هرسطح انرژی ثابت است. تعداد الکترون‌ها در نخستین مدار یا سطح انرژی که با حرف K مشخص می‌شود، حداکثر دو است. مثلاً در اتم هیدروژن که تنها یک پروتون در هسته و یک الکترون در فضای خارج از هسته دارد، این الکترون در نخستین سطح انرژی در نزدیک‌ترین فاصله تا هسته، می‌چرخد. در اتم هلیم که بعد از هیدروژن است و دو پروتون در هسته دارد، ۲ الکترون موجود در این اتم در همان سطح انرژی K به دور هسته در حال چرخش‌اند. در سطوح انرژی دوم، سوم و چهارم که به ترتیب با حروف L، M و N مشخص می‌شوند، حداکثر تعداد الکترون‌ها به ترتیب ۸، ۱۸ و ۳۲ می‌باشد.

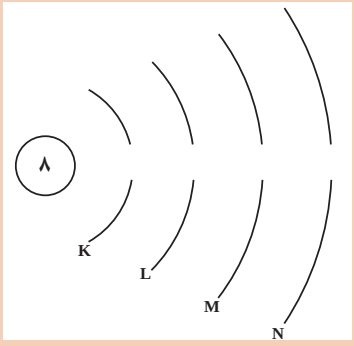
شکل (۵ـ۲) مدل بور را برای اتم‌های هیدروژن، هلیم، لیتیم، بریلیم و بور نشان می‌دهد.



شکل (۵ـ۲) مدل اتمی بور برای اتم‌های هیدروژن، هلیوم، لیتیم، بریلیم و بور

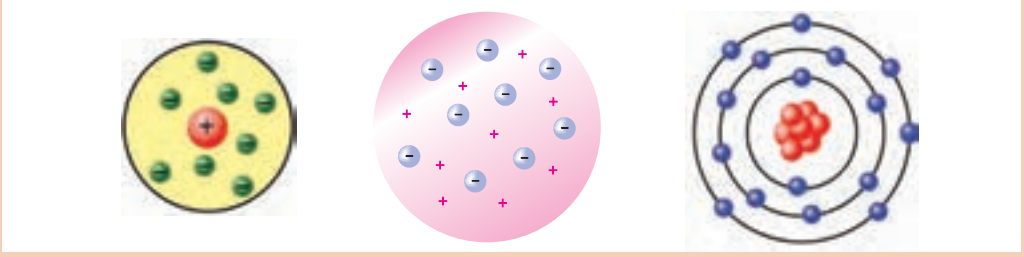
پرسش

۱ برای اتم اکسیژن با عدد اتمی ۸، تعداد الکترون‌ها در هر لایه را روی شکل مشخص کنید.



۲ برای اتم‌های $_{9}F$، $_{12}Mg$، $_{15}P$ و $_{17}Cl$ آرایش مدل بور را رسم کنید.

۳ هر یک از تصویرهای داده شده کدام مدل اتمی را نشان می‌دهند؟



تحقیق کنید

الکترون‌ها با سرعتی در حدود سرعت نور در اطراف پروتون‌های هسته می‌چرخند. چه عاملی سبب حفظ فاصله هر الکترون نسبت به هستهٔ اتم می‌شود؟

۴ـ۲ـ انرژی متوالی یونش آرایش الکترون‌ها در اتم

از آنجا که تعداد پروتون‌ها در هستهٔ اتم با تعداد الکترون‌ها در اطراف اتم برابر است، می‌توان گفت اتم‌ها از نظر الکتریکی خنثی هستند. جدا کردن الکترون از اتم به صرف انرژی نیاز دارد. مطابق تعریف، مقدار انرژی لازم برای جدا کردن سست‌ترین الکترون از یک اتم گازی و تشکیل یون مثبت گازی را انرژی نخستین یونش[۱] می‌گویند. مانند:

$$Na\ (گاز) + E_1 \longrightarrow Na^+\ (گاز) + e^-$$

که E_1 انرژی نخستین یونش است.

در اینجا می‌توان با صرف مقدار انرژی بیشتر، از یون گازی سدیم یک الکترون دیگر جدا و آن را به یون گازی ۲+ تبدیل کرد:

$$Na^+\ (گاز) + E_2 \longrightarrow Na^{2+}\ (گاز) + e^-$$

E_2 را انرژی دومین یونش می‌گویند. طبیعی است که مقدار E_2 بزرگ‌تر از E_1 است، زیرا در مورد E_1 الکترون از یک اتم خنثی جدا می‌شود، حال آنکه E_2 برای جدا کردن الکترون از یک یون ۱+ به کار می‌رود و هنوز مفهوم «مول» گفته نشده است، باید انرژی بیشتری صرف شود.

مقدار انرژی یونش برحسب کیلوژول برای جدا کردن یک مول‌الکترون[۲] بیان می‌شود. برای مثال، انرژی نخستین یونش سدیم E_1=۴۹۰ kJ/mol و انرژی دومین یونش آن E_2=۴۵۶۰ kJ/mol است.

تحقیق دربارهٔ گروه‌های الکترونی اتم با استفاده از جدول انرژی‌های یونش

از روی انرژی‌های یونش متوالی می‌توان دربارهٔ آرایش الکترونی اتم اطلاعاتی به‌دست آورد. برای این منظور انرژی‌های یونش متوالی اتم سدیم را در نظر می‌گیریم. انرژی‌های یونش متوالی لیتیم تا سدیم برحسب مگاژول[۳] بر مول (MJ/mol) در جدول ۳ـ۲ داده شده است. چنانچه انرژی‌های یونش متوالی اتم سدیم را از E_1 تا E_{11} روی محور عمودی و تعداد الکترون‌های جدا شده را روی محور افقی منتقل کنیم، دو جهش عمده در نمودار حاصل مشاهده می‌شود (شکل ۶ـ۲). جهش اول از E_1 به E_2 است.

$$(E = ۴/۵۶ - ۰/۴۹ = ۴/۰۷\ MJ/mol\ ,\ E_1 \longrightarrow E_2)$$

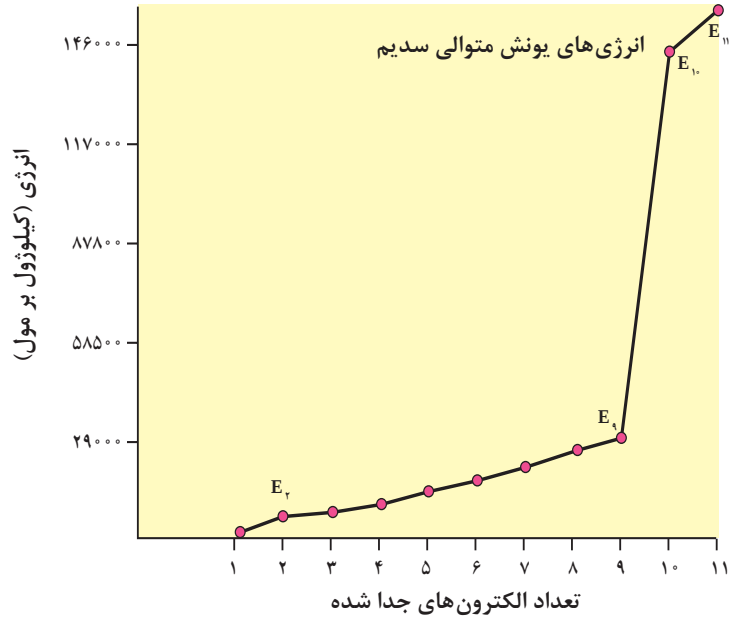
و جهش دوم از E_9 به E_{10} است.

$$(E = ۱۴۱/۳۷ - ۲۸/۹۳ = ۱۱۲/۴۴\ MJ/mol\ ,\ E_9 \longrightarrow E_{10})$$

۱ـ First ionization energy

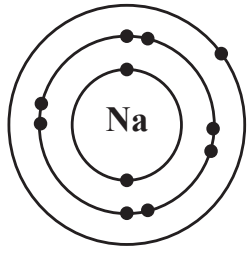
۲ـ یک مول الکترون برابر ۶/۰۲×۱۰^{۲۳} الکترون است. به ۶/۰۲×۱۰^{۲۳} عدد آووگادرو گفته می‌شود.

۳ـ مگا (M)=۱۰^{۶}، برای تبدیل مگاژول به کیلوژول آن را در ۱۰۰۰ ضرب می‌کنند.

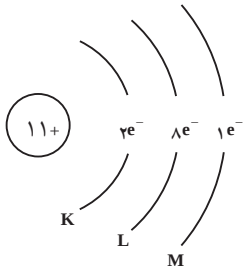


شکل (۶ـ۲) نمودار جهش‌های مشاهده شده در انرژی‌های یونش متوالی اتم سدیم

بنابراین، سه گروه الکترونی در اتم سدیم قابل تشخیص است. گروه اول فقط شامل یک الکترون است که انرژی کمتری برای جدا کردن آن لازم است و بیرونی‌ترین لایهٔ الکترونی اتم سدیم را تشکیل می‌دهد. گروه دوم شامل هشت الکترون است (انرژی‌های یونش E_2 تا E_9) که انرژی‌های یونش مربوط به آنها با توجّه به زیاد شدن متوالی بار یون‌ها یک افزایش مداوم را نشان می‌دهد. درونی‌ترین لایهٔ الکترونی در اتم سدیم شامل دو الکترون است که انرژی‌های یونش مربوط به آنها E_{10} و E_{11} است و به‌طوری‌که ملاحظه می‌شود انرژی فوق‌العاده زیادی برای جدا کردن آنها لازم است. با توجّه به اینکه در هستهٔ اتم سدیم ۱۱ پروتون وجود دارد، هرچه الکترون‌ها به هستهٔ اتم نزدیک‌تر باشند، تحت تأثیر نیروی جاذبهٔ الکتروستاتیک بیشتری قرار می‌گیرند و در نتیجه انرژی زیادتری هم برای جدا کردن آنها لازم می‌شود. دو الکترون آخر که جدا کردن آنها از سایر الکترون‌ها دشوارتر است، به هستهٔ اتم نزدیک‌ترند و گفته می‌شود که پایین‌ترین سطح انرژی را اشغال کرده‌اند. این سطح انرژی را که همان سطح انرژی K است، آن را با $n=1$ مشخص می‌کنند.



دومین سطح انرژی (سطح انرژی L)، همان‌طور که اشاره شد شامل هشت الکترون است و آن را با $n=2$ مشخص می‌کنند. بیرونی‌ترین سطح انرژی در اتم سدیم که بیشترین فاصله را نسبت به هستهٔ اتم سدیم دارد، فقط شامل یک الکترون است. سومین سطح انرژی (سطح انرژی M) را با $n=3$ مشخص می‌کنند. به این ترتیب آرایش الکترونی اتم سدیم مطابق مدل سیاره‌ای بور به صورتی است که در شکل ۲ـ۷ نشان داده شده است.



شکل (۷ـ۲) نمایش مدل بور اتم سدیم

پرسش

با توجّه به انرژی‌های یونش اتم بریلیم چند الکترون باید از اتم بریلیم (Z = ۴) برداریم تا با نخستین جهش بزرگ در انرژی یونش مواجه شویم؟ در اتم بور چطور؟

فعالیت‌گروهی

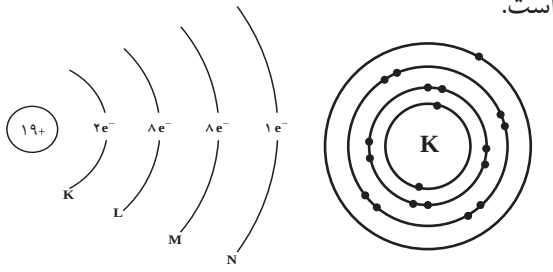
با استفاده از ستون E_1 در جدول ۳ـ۲ تحقیق کنید که آیا انرژی نخستین یونش عنصرهای Z=۳ تا Z=۱۰ به طور منظم افزایش دارد؟ در کدام عنصرها بی‌نظمی دیده می‌شود؟

جدول (۳ـ۲) انرژی‌های یونش متوالی (MJ/mol)* عنصرهای لیتیم تا سدیم

Z	عنصر	تعداد الکترون‌های ظرفیت	E_1	E_2	E_3	E_4	E_5	E_6	E_7	E_8	E_9	E_{10}	E_{11}
۳	L_i	۱	۰/۵۲	۷/۳۰	۱۱/۸۱								
۴	Be	۲	۰/۹۰	۱/۷۶	۱۴/۸۵	۲۱/۰۱							
۵	B	۳	۰/۸۰	۲/۴۳	۳/۶۶	۲۵/۰۲	۳۲/۸۲	الکترون‌های درونی					
۶	C	۴	۱/۰۹	۲/۳۵	۴/۶۲	۶/۲۲	۳۷/۸۳	۴۷/۲۸					
۷	N	۵	۱/۴۰	۲/۸۶	۴/۵۸	۷/۴۸	۹/۴۴	۵۳/۲۷	۶۴/۳۶				
۸	O	۶	۱/۳۱	۳/۳۹	۵/۳۰	۷/۴۷	۱۰/۹۸	۱۳/۳۳	۷۱/۳۳	۸۴/۰۸			
۹	F	۷	۱/۶۸	۳/۳۷	۶/۰۵	۸/۴۱	۱۱/۰۲	۱۵/۱۶	۱۷/۸۷	۹۲/۰۴	۱۰۶/۴۳		
۱۰	Ne	۸	۲/۰۸	۳/۹۵	۶/۱۲	۹/۳۷	۱۲/۱۸	۱۵/۲۴	۲۰/۰۰	۲۳/۰۷	۱۱۵/۳۸	۱۳۱/۴۳	
۱۱	Na	۱	۰/۴۹	۴/۵۶	۶/۹۱	۹/۵۴	۱۳/۳۵	۱۶/۶۱	۲۰/۱۱	۲۵/۴۹	۲۸/۹۳	۱۴۱/۳۷	۱۵۹/۰۷

* مگا (M) = 10^6

با توجّه به سه گروه الکترونی که برای اتم سدیم مشخص شد، می‌توان چنین نتیجه‌گیری کرد که برای اتم پتاسیم که مانند سدیم به گروه IA در جدول تناوبی عنصرها تعلّق دارد و در تناوب چهارم (n=۴) این جدول واقع شده است، چهار گروه الکترونی قابل تشخیص است. یک گروه شامل دو الکترون (سطح انرژی K)، دو گروه هرکدام شامل هشت الکترون (سطح‌های انرژی L و M) و سرانجام بیرونی‌ترین لایهٔ الکترونی که چهارمین سطح انرژی (n=۴) را تشکیل می‌دهد و آن را سطح انرژی N می‌نامند. این سطح انرژی در اتم پتاسیم شامل یک الکترون است. آرایش الکترونی اتم پتاسیم مطابق مدل سیاره‌ای بور به صورتی است که در شکل ۸ـ۲ نمایش داده شده است.



شکل (۸ـ۲) نمایش مدل بور اتم پتاسیم

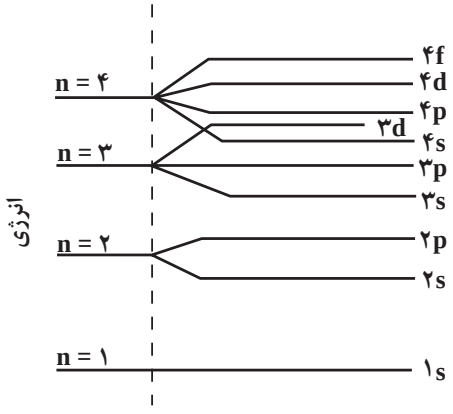
ترازهای فرعی انرژی

انرژی نخستین یونش (E_1) در یک تناوب به‌طوری که انتظار می‌رود با افزایش بار هستهٔ اتم‌ها افزایش می‌یابد. امّا بررسی دقیق‌تر انرژی نخستین یونش عنصرهای تناوب دوم جدول تناوبی نشان می‌دهد که از بریلیم به بور با اینکه بار هسته یک واحد اضافه شده است ولی انرژی نخستین یون $_5B$ (۸۰۰ kJ/mol) کمتر از انرژی نخستین یونش $_4Be$ (۹۰۰ kJ/mol) است (به فعالیت گروهی مراجعه شود). این تفاوت نشان‌دهندهٔ این واقعیت است که الکترون پنجم در اتم بور نسبت به الکترون‌های سوم و چهارم در فاصله دورتری نسبت به هسته قرار گرفته است. در نتیجه می‌توان گفت که سطح انرژی دوم (n=۲) خود، شامل دو تراز فرعی انرژی است که آنها را ترازهای فرعی ۲s و ۲p می‌نامند. تراز فرعی ۲s می‌تواند حداکثر دو الکترون در خود جای دهد حال آنکه تراز فرعی ۲p حداکثر تا ۶ الکترون می‌پذیرد. تراز فرعی ۲p در فاصلهٔ دورتری نسبت به تراز فرعی ۲s از هستهٔ اتم قرار دارد. شایان ذکر است که در این تناوب همچنین از $_7N$ (E_1=۱۴۰۰ kJ/mol) به $_8O$ (E_1=۱۳۱۰ kJ/mol) انرژی نخستین یونش برخلاف انتظار کاهش می‌یابد. دلیل آن را ضمن بررسی ترتیب پر شدن ترازهای انرژی در اتم‌ها توضیح خواهیم داد.

تحقیقات تجربی نشان می‌دهد که سطح انرژی سوم (n=۳) خود شامل ترازهای فرعی ۳s، ۳p و ۳d است. وجود ترازهای فرعی ۳s و ۳p، مشابه ترازهای فرعی ۲s و ۲p، نیز با توجّه به کاهش انرژی نخستین یونش قابل تشخیص است. در تناوب دوم، انرژی نخستین یونش از $_4Be$ به $_5B$ کاهش یافت، در تناوب سوم نیز انرژی نخستین یونش از $_{12}Mg$ به $_{13}Al$ کاهش می‌یابد ($_{12}Mg$، E_1=۷۳۸ kJ/mol و $_{13}Al$، E_1=۵۷۸ kJ/mol). در تناوب سوم نیز تغییری را که بین $_7N$ و $_8O$ در تناوب دوم مشاهده کردیم، از $_{15}P$ (E_1=۱۰۱۲ kJ/mol) به $_{16}S$ (E_1=۱۰۰۰ kJ/mol) ملاحظه می‌کنیم. تحقیقات همچنین نشان می‌دهد که سطح انرژی چهارم (n=۴) نیز شامل چهار تراز فرعی است که آنها را به‌عنوان ترازهای فرعی ۴s، ۴p، ۴d و ۴f می‌شناسیم. تراز فرعی d حداکثر گنجایش ۱۰ الکترون و تراز فرعی f نیز حداکثر گنجایش ۱۴ الکترون را دارد.

ترتیب پر شدن ترازهای فرعی انرژی در اتم

در شکل ۹ـ۲ ترتیب پر شدن عدّه‌ای از ترازهای فرعی انرژی نشان داده شده است. برای به‌دست آوردن آرایش الکترونی اتم‌ها، الکترون‌های مربوط به هر اتم را در ترازهای فرعی انرژی قرار می‌دهیم. به این ترتیب که از پایین‌ترین تراز فرعی در n=۱ شروع می‌کنیم و به‌تدریج به سمت ترازهای فرعی بالاتر در سطح‌های n=۲، n=۳ و... پیش می‌رویم.



شکل (۹ـ۲) سطح‌های انرژی اصلی و ترازهای فرعی آنها

چنانکه قبلاً اشاره شد در سطح انرژی n=۱ که همان تراز ۱s است و درونی‌ترین لایهٔ الکترونی اتم را تشکیل می‌دهد، حداکثر دو الکترون قرار می‌گیرد. در سطح انرژی دوم (n=۲) پس از پر شدن تراز فرعی ۲s با دو الکترون، الکترون‌های بعدی در تراز فرعی ۲p قرار می‌گیرند. در سطح انرژی سوم (n=۳) ابتدا تراز فرعی ۳s و سپس تراز فرعی ۳p به‌وسیلهٔ الکترون‌ها اشغال می‌شوند. اما همان‌طور که در شکل ۹ـ۲ دیده می‌شود، تراز فرعی ۴s پایین‌تر از تراز فرعی ۳d قرار دارد و از این‌رو پس از اتم آرگون (Z=۱۸) که آخرین لایهٔ الکترونی آن به صورت $3s^2 3p^6$ است، تناوب چهارم با وارد شدن نوزدهمین الکترون در تراز فرعی ۴s آغاز می‌شود که همان عنصر پتاسیم باشد. تراز فرعی ۴s در عنصر کلسیم (Z=۲۰) کامل می‌شود و آن‌گاه ده الکترون بعدی از الکترون بیست و یک تا الکترون سی در تراز فرعی ۳d قرار می‌گیرند و سری عنصرهای واسطه از اسکاندیم تا روی را به وجود می‌آورند. پس از کامل شدن تراز فرعی ۳d نوبت به تراز فرعی ۴p می‌رسد و این تراز فرعی نیز با دریافت شش الکترون در عنصر کریپتون (Z=۳۶) کامل می‌شود. ترتیب پر شدن ترازهای فرعی انرژی بالاتر مطابق الگوی شکل ۹ـ۲ در عنصرهای مربوط به تناوب‌های بالاتر ادامه می‌یابد که بررسی آنها خارج از قلمرو برنامه این درس است.

در این کتاب تأکید بیشتر روی یادگیری آرایش الکترونی ۲۰عنصر اول جدول تناوبی عنصرها است که در جدول ۴ـ۲ آمده است.

جدول (۴ـ۲) آرایش الکترونی ۲۰ عنصر اول جدول تناوبی عنصرها

عدد اتمی	عنصر	آرایش الکترونی
۱	H	$1s^1$
۲	He	$1s^2$
۳	Li	$1s^2 , 2s^1$
۴	Be	$1s^2 , 2s^2$
۵	B	$1s^2 , 2s^2 2p^1$
۶	C	$1s^2 , 2s^2 2p^2$
۷	N	$1s^2 , 2s^2 2p^3$
۸	O	$1s^2 , 2s^2 2p^4$
۹	F	$1s^2 , 2s^2 2p^5$
۱۰	Ne	$1s^2 , 2s^2 2p^6$
۱۱	Na	$1s^2 , 2s^2 2p^6 , 3s^1$
۱۲	Mg	$1s^2 , 2s^2 2p^6 , 3s^2$
۱۳	Al	$1s^2 , 2s^2 2p^6 , 3s^2 3p^1$
۱۴	Si	$1s^2 , 2s^2 2p^6 , 3s^2 3p^2$
۱۵	P	$1s^2 , 2s^2 2p^6 , 3s^2 3p^3$
۱۶	S	$1s^2 , 2s^2 2p^6 , 3s^2 3p^4$
۱۷	Cl	$1s^2 , 2s^2 2p^6 , 3s^2 3p^5$
۱۸	Ar	$1s^2 , 2s^2 2p^6 , 3s^2 3p^6$
۱۹	K	$1s^2 , 2s^2 2p^6 , 3s^2 3p^6 , 4s^1$
۲۰	Ca	$1s^2 , 2s^2 2p^6 , 3s^2 3p^6 , 4s^2$

۵ـ۲ـ جدول تناوبی عناصر

شکل (۱۰ـ۲) مندلیف (۱۹۰۷ـ۱۸۳۴)

در گذشته شیمی‌دانان به این نکته پی برده بودند که بین برخی از عناصر و همچنین ترکیبات آنها تشابهاتی وجود دارد و از طرفی بین این عناصر و عناصر دیگر تفاوت‌هایی دیده می‌شود. از جمله موارد درخور توجّه، تشابه فلزات قلیایی مانند سدیم و پتاسیم از یک سو و هالوژن‌ها مانند کلر و برم از سوی دیگر و تفاوت کامل خواص این فلزات با هالوژن‌ها بود. در آغاز توسعهٔ علم شیمی برخورد با این قبیل موارد نشان می‌داد که برای تأکید این تشابهات و تفاوت‌ها به یک طرح طبقه‌بندی عناصر نیاز است. موفق‌ترین طرح در این راه در سال ۱۸۶۹ توسط مندلیف[۱] ارائه شد. مندلیف جدولی منتشر کرد که در آن حدود ۶۰ عنصر شناخته شده تا آن زمان را به ترتیب افزایش جرم اتمی آنها تنظیم کرده بود به گونه‌ای که عناصر دارای خواص فیزیکی و شیمیایی مشابه در یک گروه قرار گرفته بودند. این جدول براساس تکرار تناوبی خواص معینی استوار بود. مندلیف توانست به کمک این جدول خواص برخی از عناصری را که تا آن زمان شناخته نشده بودند، پیش‌بینی کند و جای آنها را در جدول تناوبی عناصر خالی گذاشت. مثلاً خواص عنصری که باید زیر سیلیسیم قرار گیرد تا آن زمان شناخته نشده بود. مندلیف خواص این عنصر را که اِکا[۲] سیلیسیم نامید پیش‌بینی کرد و با کشف این عنصر در سال ۱۸۸۶ توسط وینکلر که آن را ژرمانیم نامید، این پیش‌بینی درست از آب درآمد.

گرچه تنظیم جدول مندلیف براساس افزایش جرم اتمی عنصرها استوار بود، اما مندلیف در چند مورد مجبور شد برای رعایت تشابه خواص عنصرها، عنصری را که جرم اتمی بیشتری داشت مقدم بر عنصر با جرم اتمی کمتر قرار دهد. مثلاً براساس افزایش جرم اتمی، عنصر کبالت (Co) باید بعد از نیکل قرار گیرد. اما تشابه نیکل (Ni) با پالادیم (Pd) و پلاتین (Pt) بیشتر از تشابه کبالت با دو عنصر مذکور است یا در جای دیگر جرم اتمی تلور (Te) از جرم اتمی ید (I) بیشتر است. با این همه ید بعد از تلور قرار داده شده بود زیرا ید از نظر خواص شیمیایی شبیه برم و کلر است و تلور هم با سلنیم (Se) و گوگرد (S) تشابه دارد. امروزه می‌دانیم که ترتیب معکوس جرم اتمی در این موارد مربوط به تفاوتی است که در فراوانی نسبی ایزوتوپ‌های این عناصر وجود دارد. پس از کشف عدد اتمی (تعداد پروتون‌ها در هستهٔ اتم) در سال ۱۹۱۳ توسط مُزلی معلوم شد که استفاده از عدد اتمی هر عنصر که مقدار معیّن و ثابتی است ملاک مناسب‌تری برای طبقه‌بندی عنصرهاست. جدول تناوبی جدید بر اساس افزایش عدد اتمی استوار است. با تنظیم عنصرها برحسب افزایش عدد اتمی، خواص شیمیایی و فیزیکی آنها به‌طور تناوبی تکرار می‌شود.

۱۲۶/۹	۱۲۷/۶	← جرم اتمی
I	Te	
۵۳	۵۲	← عدد اتمی

۱ـ Dimitri Ivanovich Mendeleev

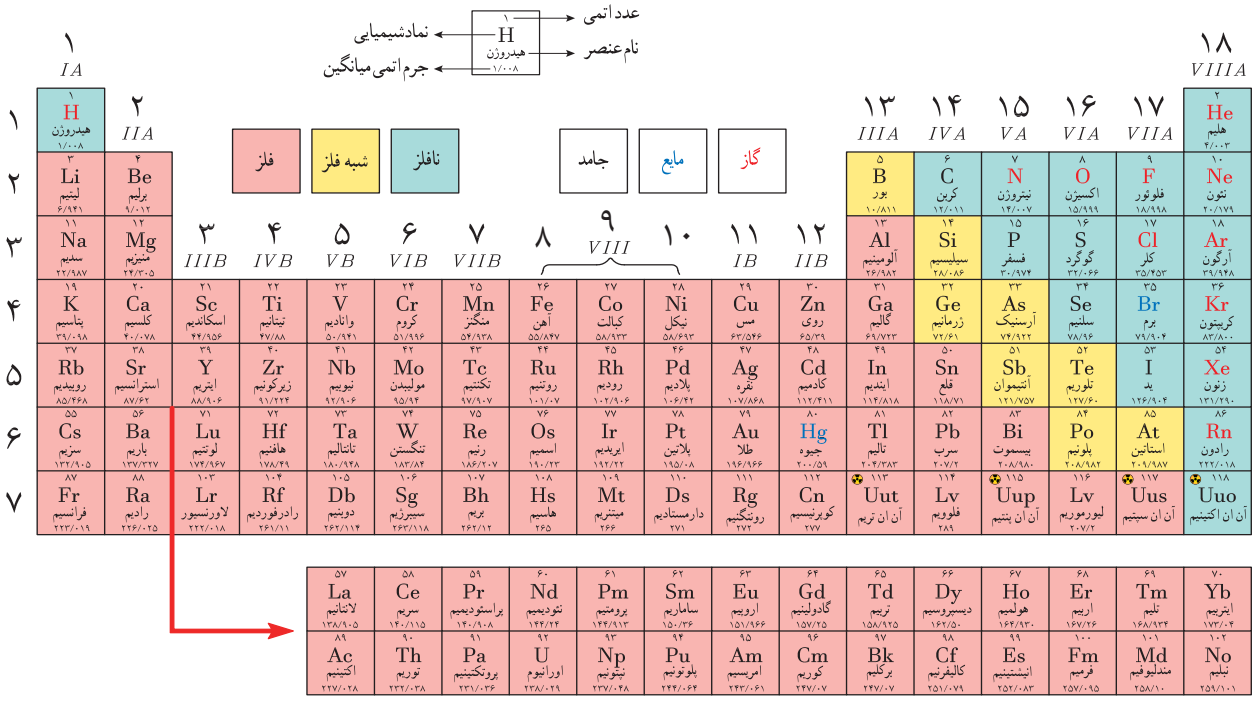
۲ـ اِکا به زبان روسی معنی زیر می‌دهد.

۶ـ۲ـ ساختار جدول تناوبی و برخی ویژگی‌های عنصرهای آن

بعد از مطالعهٔ چگونگی پیدایش جدول تناوبی به بررسی برخی ویژگی‌ها و امتیازات جدول می‌پردازیم. منظور از جدول تناوبی در حال حاضر، جدول ارائه شده در شکل ۱۱ـ۲ است که ساختار کامل‌تر و ساده‌تری نسبت به جدول قدیمی مندلیف دارد. مهم‌ترین امتیازی که جدول تناوبی دارد، کمک در تفسیر خواص عنصرها و ترکیب‌های آنها، همچنین پیش‌بینی کردن دربارهٔ این خواص و نجات دادن همگان از الزام در مرور و به خاطر سپردن انبوه داده‌ها و ویژگی‌های مواد است. برای استفاده از جدول تناوبی باید آن را شناخت. هرچه جدول را بهتر بشناسیم؛ بیشتر از آن بهره‌مند می‌شویم. با دانستن عدد اتمی یا موقعیت یک عنصر در جدول، به بسیاری از اطلاعات مورد نیاز دسترسی پیدا می‌کنیم.

ساختار تناوب‌های جدول

- تناوب اول دارای دو عنصر گازی شکل هیدروژن (H) و هلیم (He) است.
- تناوب‌های دوم و سوم هریک دارای ۸ عنصر اصلی است که با یک فلز قلیایی آغاز شده و به یک گاز نجیب پایان می‌یابد (تناوب دوم از Li تا Ne و تناوب سوم از Na تا Ar).
- تناوب‌های چهارم و پنجم، هریک دارای ۱۸ عنصر است که اینها نیز با یک فلز قلیایی آغاز می‌شوند و به یک گاز نجیب پایان می‌یابند. ۸ عنصر در هریک از این تناوب‌ها اصلی هستند (گروه‌های IA تا VIIIA) و ۱۰ عنصر نیز واسطه به شمار می‌روند (گروه‌های B) که به شیوهٔ خاصّی میان دو گروه IIA و IIIA قرار گرفته‌اند.
- تناوب ششم دارای ۳۲ عنصر است که شامل ۸ عنصر اصلی در گروه‌های IA تا VIIIA، ۱۰ عنصر واسطه (گروه‌های B) و ۱۴ عنصر هم معروف به **لانتانیدها** که در یک ردیف زیر جدول قرار دارند (ردیف بالایی).



شکل (۱۱ـ۲) جدول تناوبی عنصرها

■ تناوب هفتم ناقص است و درصورتی‌که عنصرهای جدیدی در آزمایشگاه‌های تحقیقات هسته‌ای ساخته شوند، قاعدتاً در این تناوب قرار می‌گیرند. این عنصرها با فلز قلیایی و پرتوزای فرانسیم آغاز می‌شود. عنصر دوم آنها فلز پرتوزای رادیم (Ra) است. ۱۴ عنصر پرتوزای دیگر آنها به نام **آکتینیدها** در یک ردیف زیر سری قبلی لانتانیدها قرار گرفته‌اند. همان‌طور که در جدول مزبور دیده می‌شود، تناوب هفتم ناقص است و فقط شامل چند عنصر پرتوزای مصنوعی دیگر است که در بخش پایینی گروه‌های B قرار دارد.

ساختار گروه‌های جدول تناوبی با توجّه به آرایش الکترونی عنصرهای آنها

در این بخش به رابطه‌ای که میان آرایش الکترونی اتم یک عنصر و بسیاری از خواص آن برقرار است، اشاره می‌شود. در این میان آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت و موقعیت عنصر در جدول تناوبی نقش اساسی دارد. جدول (۵ـ۲) آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت گروه‌های هشت‌گانهٔ اصلی را نشان می‌دهد.

جدول (۵ـ۲) عنصرهای اصلی جدول تناوبی و آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت آنها

گروه	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
تعداد الکترون‌ها در لایهٔ بیرونی	۱	۲	۳	۴	۵	۶	۷	(به استثنای He) ۸
تناوب اول	H·							H:
تناوب دوم	Li·	Be:	·B:	·C:	·N:	··O:	··F:	··Ne:
تناوب سوم	Na·	Mg:	·Al:	·Si:	·P:	··S:	··Cl:	··Ar:
تناوب چهارم	K·	Ca:	·Ga:	·Ge:	·As:	··Se:	··Br:	··Kr:
تناوب پنجم	Rb·	Sr:	·In:	·Sn:	·Sb:	··Te:	··I:	··Xe:
تناوب ششم	Cs·	Ba:	·Tl:	·Pb:	·Bi:	··Po:	··At:	··Rn:
تناوب هفتم	Fr·	Ra:						

گروه IA (خانوادهٔ فلزهای قلیایی یا گروه لیتیم): آرایش الکترونی عنصرهای این گروه به تراز ns^1 ختم می‌شود. نماد n نشان‌دهندهٔ شمارهٔ آخرین لایهٔ الکترونی (لایهٔ ظرفیت) است. به سه مثال زیر توجّه کنید:

$_{3}Li: 1s^2\ 2s^1$

$_{11}Na: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

$_{19}K: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

لایهٔ ظرفیت اتم لیتیم ۲s و ۲p، اتم سدیم ۳s و ۳p و اتم پتاسیم ۴s و ۴p است. بدیهی است که تراز p در آنها خالی است. همان‌طور که آموختید، مقدار انرژی یونش لازم برای جدا کردن تنها الکترون موجود در لایهٔ ns فلزهای قلیایی نسبتاً کم است و این عنصرها در واکنش با عنصرهای دیگری همچون کلر، این الکترون را به آسانی از دست می‌دهند و به یونی با بار +۱ تبدیل می‌شوند. خواص فلزی قوی این عنصرها و واکنش‌پذیری شدید آنها نیز دلالت بر آمادگی زیاد برای تبدیل شدن به یون M^+ (Li^+، K^+ و Na^+) دارد. برای مثال این فلزها به شدّت با آب واکنش می‌دهند و $\frac{۱}{۲}$ مول گاز $H_۲$ به ازای مصرف یک مول فلز M پدید می‌آورند. معادلهٔ عمومی واکنش فلزهای این خانواده با آب و برای مثال واکنش سدیم با آب به قرار زیر است:

$$۲M + ۲H_۲O \rightarrow H_۲ + ۲MOH$$
$$۲Na + ۲H_۲O \rightarrow H_۲ + ۲NaOH$$

معادلهٔ واکنش فلز لیتیم و پتاسیم را با آب بنویسید.

اکسیدهای فلزی این خانواده به شدت بازی هستند و با آب تولید هیدروکسید فلز می‌کنند که در آب محلول است.

$$M_۲O + H_۲O \rightarrow ۲MOH$$
$$Na_۲O + H_۲O \rightarrow ۲NaOH$$

تمرین

۱ فرمول شیمیایی پتاسیم‌اکسید لیتیم‌اکسید را بنویسید.

۲ واکنش پتاسیم‌اکسید و لیتیم‌اکسید را با آب بنویسید.

مثال:

۰/۳۹ گرم فلز قلیایی مجهول با آب به شدّت واکنش می‌کند و ۱۱۲ سانتی‌متر مکعب گاز هیدروژن در شرایط دما و فشار استاندارد[۱] تولید می‌کند. با استفاده از جدول تناوبی، نام این فلز، همچنین آرایش الکترونی و عدد اتمی آن را مشخص کنید.

پاسخ:

$$۰/۳۹g \times \frac{۱mol\ \text{فلز}}{M_w} \times \frac{۱mol\ H_۲}{۲mol\ \text{فلز}} \times \frac{۲۲۴۰۰cm^۳}{۱mol\ H_۲} = ۱۱۲cm^۳$$

$$\Rightarrow M_w = \frac{۰/۳۹g \times ۲۲۴۰۰cm^۳}{۲ \times ۱۱۲cm^۳} = ۳۹g$$ جرم اتمی عنصر

با داشتن جرم اتمی و مراجعه به جدول تناوبی مشخص می‌شود که این فلز عنصر پتاسیم یا عدد اتمی ۱۹ است. بنابراین آرایش الکترونی آن به صورت زیر خواهد بود.

$K: IS^۲/۲S^۲, ۲P^۶/۳S^۲, ۳P^۶/۴S^۱$

۱ـ هر مول گازی در شرایط استاندارد دما و فشار ($P=۱atm$, $T=۰^\circ C$) ۲۲/۴ لیتر حجم دارد.

گروه IIA (خانوادهٔ فلزهای قلیایی‌خاکی یا گروه بریلیم): آرایش الکترونی عنصرهای این گروه به تراز انرژی ns^2 ختم می‌شود. چون در لایهٔ ظرفیت ۲ الکترون دارند، انرژی نخستین و دومین یونش آنها نسبتاً کم و سومین یونش آنها همراه با جهش بزرگ است. بنابراین، این عنصرها به جز بریلیم ۲ الکترون لایهٔ ظرفیت خود را به راحتی از دست می‌دهند و به یون +۲ تبدیل می‌شوند. فعالیت شیمیایی فلزهای گروه IIA اندکی کمتر از IA است. برای مثال، در تناوب چهارم، واکنش فلز کلسیم با آب، برخلاف فلز پتاسیم، نسبتاً آرام است. معادلهٔ عمومی واکنش فلزهای قلیایی خاکی با آب به قرار زیر است:

برای مثال واکنش فلز کلسیم با آب چنین خواهد بود:

$$M + 2H_2O \rightarrow H_2 + M(OH)_2$$

$$Ca + 2H_2O \rightarrow H_2 + Ca(OH)_2$$

اکسیدهای فلزی این خانواده به فرمول کلی MO نیز از جملهٔ بازهای قوی به شمار می‌آیند، اسیدها را خنثی می‌کنند و اغلب آنها با آب، هیدروکسید فلز به وجود می‌آورد.

$$MO + H_2O \rightarrow M(OH)_2$$

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

(آهک زنده) (آهک مرده و آب آهک)

تمرین

۱ معادلهٔ واکنش فلزهای منیزیم و باریم را با آب بنویسید.

۲ فرمول شیمیایی منیزیم‌اکسید و باریم‌اکسید را بنویسید.

۳ واکنش منیزیم‌اکسید و باریم‌اکسید را با آب بنویسید.

پرسش

۸/۷۶ گرم از یک فلز قلیایی خاکی مجهول با آب به شدّت واکنش داده است. حجم گاز آزاد شده در شرایط دما و فشار استاندارد ۲/۲۴ لیتر است.

با استفاده از جدول تناوبی، نام این فلز، همچنین آرایش الکترونی آن را مشخص کنید.

گروه IIIA (خانوادهٔ بور): آرایش الکترونی عنصرهای این گروه به تراز انرژی ns^2np^1 ختم می‌شود. از این‌رو اتم‌های این عنصرها در لایهٔ ظرفیت خود سه الکترون دارند. به بیان دیگر، انرژی‌های نخستین، دومین و سومین یونش آنها نسبتاً کم، اما انرژی چهارمین یونش آنها با جهش بزرگ همراه است. مهم‌ترین عنصر این گروه فلز آلومینیم است. آرایش الکترونی اتم‌های بور و آلومینیم به قرار زیر است:

$_5B: 1s^2\ 2s^2\ 2p^1$

$_{13}Al: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$

بور نخستین عنصر این گروه یک عنصر نافلزی است. آلومینیم یک عنصر فلزی است، اما خواص فلزی آن در مقایسه با منیزیم از گروه IIA به میزان قابل ملاحظه‌ای کمتر است و در واقع یک عنصر دوخصلتی است. هم با اسیدها و هم با بازها واکنش می‌دهد.

تمرین

فرمول شیمیایی آلومینیم‌اکسید و بوراکسید را بنویسید.

گروه IVA/۱۴ (گروه کربن): آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت عنصرهای این گروه به تراز انرژی ns^2np^2 ختم می‌شود. مثال آنها عنصر کربن با آرایش الکترونی $_6C: 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ است. خصلت نافلزی در این گروه از عنصرها نسبت به گروه IIIA آشکارتر است. در عنصرهای پایین‌تر این گروه از خصلت نافلزی کاسته و بر خصلت فلزی افزوده می‌شود، به‌طوری‌که کربن نافلز، سیلیسیم و ژرمانیم شبه‌فلز، قلع و سرب فلز محسوب می‌شوند.

کربن در اکسیژن می‌سوزد و CO_2 تولید می‌کند که در آب خاصیت اسیدی دارد.

$$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$$

گروه VA/۱۵ (گروه نیتروژن): آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت عنصرهای این گروه به ns^2np^3 ختم می‌شود. به آرایش الکترونی دو عنصر نیتروژن و فسفر در این گروه توجّه شود:

$_7N: 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

$_{15}P: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$

در این گروه نسبت به گروه پیشین، خصلت نافلزی آشکارتر است.

فسفر دومین عنصر این گروه نیز خصلت نافلزی قابل توجّهی دارد. بیسموت (Bi) پایین‌ترین عنصر این گروه را می‌توان فلز دانست.

گروه VI/۱۶ (گروه اکسیژن): آرایش الکترونی عنصرهای این گروه به ns^2np^4 ختم می‌شود مانند:

$_8O: 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

$_{16}S: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

خصلت نافلزی عنصرهای این گروه در مقایسه با گروه‌های پیشین بیشتر است. به‌همین دلیل به آسانی با گرفتن ۲ الکترون (O^{2-}، S^{2-}) به آرایش الکترونی گاز نجیب بعدی می‌رسند.

شکل (۱۲ـ۲) تودهٔ بزرگی از گوگرد در انتظار ورود به مجتمع سولفوریک‌سازی. گوگرد را می‌سوزانند و SO_2 پدید می‌آورند. این گاز را به کمک کاتالیزگر به SO_3 و سپس به H_2SO_4 تبدیل می‌کنند.

گروه VIIA/۱۷ (خانوادهٔ هالوژن‌ها): آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت این عنصرها ns^2np^5 است مانند:

$_9F: 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

$_{17}Cl: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

خصلت نافلزی این گروه از عنصرها نسبت به عنصرهای هم‌دورهٔ آنها در گروه‌های قبلی بیشتر است. اتم این عنصرها با گرفتن یک الکترون از فلزها به آنیون‌هایی با نماد کلی X^- مانند Cl^- تبدیل می‌شوند.

فلوئور را که نخستین عنصر این گروه است، می‌توان واکنش‌پذیرترین نافلز دانست.

گروه ۱۸/VIIIA (گازهای نجیب): آرایش الکترونی عنصرهای این گروه به ns^2np^6 ختم می‌شود (به‌جز هلیم که ns^2 است). به علّت پر شدن لایه‌های الکترونی، عنصرهای این گروه تمایلی به گرفتن الکترون و تشکیل آنیون ندارند و به علّت بالا بودن انرژی یونش برای واکنش با سایر عنصرها از خود تمایلی نشان نمی‌دهند. عنصرهای پایینی این گروه مانند زنون (Xe) با دشواری در برخی واکنش‌ها شرکت می‌کنند. (مثلاً زنون با فلوئور ترکیبی به فرمول XeF_2 پدید می‌آورد).

عنصرهای واسطه d

همان‌طور که دیدید، در عنصرهای گروه‌های IA و IIA (در سمت چپ جدول)، تراز s لایهٔ ظرفیت آنها در حال پُر شدن است. در عنصرهای گروه‌های اصلی IIIA تا VIIIA نیز که در سمت راست جدول قرار دارند، تراز p لایهٔ ظرفیت آنها در حال پُر شدن است. در عنصرهای واسطه تراز d در حال پُر شدن است. همه عنصرهای واسطه فلز هستند و کاربرد فراوانی در ساختن ابزار، ماشین‌آلات و دستگاه‌های صنایع شیمیایی دارند. مهم‌ترین ویژگی‌های مشترک عنصرهای واسطه d (به‌جز برخی محدودیت‌ها و استثناها) به شرح زیر است:

۱ چگالی آنها نسبتاً زیاد است. برای مثال، چگالی آهن که در ردیف اول این عنصرها (تناوب چهارم جدول) قرار دارد، ۷/۸۶ گرم بر سانتی‌متر مکعب است.

۲ دمای ذوب آنها نسبتاً بالاست. برای مثال، دمای ذوب آهن $1535^\circ C$ است.

۳ این عنصرها اکثراً ترکیب‌های رنگین پدید می‌آورند (به‌جز ترکیب‌های عنصر روی)

۴ این عنصرها می‌توانند بیش از یک عدد ظرفیت داشته باشند. مانند آهن (II) و آهن (III) و یا مس (I) و مس (II).

۵ هم این فلزها و هم برخی از ترکیب‌های آنها اغلب نقش کاتالیزگر را در واکنش‌های شیمیایی بازی می‌کنند (مانند MnO_2 در تهیهٔ اکسیژن از H_2O_2، Ni در تبدیل روغن مایع به روغن نباتی جامد).

تمرین

۱ تعداد الکترون‌ها، پروتون‌ها و نوترون‌ها را برای هریک از اتم‌های $^{45}_{21}Sc$ ، $^{31}_{15}P$ ، $^{14}_{7}N$ ، $^{40}_{18}Ar$ مشخّص کنید.

۲ با مراجعه به جدول تناوبی عنصرهای آرایش الکترونی اتم‌ها و یون‌های زیر را با استفاده از نمادهای p و s بنویسید.

الف) B ب) Be پ) F ت) Na د) O^+ ث) Cl

ج) He^+ چ) N^{3-} ح) Mg^{2+} خ) O^{2-} ذ) S^{2-}

۳ در اتم نئون براساس انرژی‌های یونش متوالی چند گروه الکترونی قابل تشخیص است؟ جهش‌های عمده انرژی‌های یونش در کدام الکترون‌ها اتفاق می‌افتد؟

۴ در تناوب چهارم چند عنصر وجود دارد؟ چه تعداد از آنها به‌عنوان عنصرهای واسطه شناخته می‌شوند؟ کدام عنصر این تناوب با از دست دادن سه الکترون به آرایش الکترونی یک گاز نجیب می‌رسد؟ (به جدول تناوبی مراجعه کنید).

۵ از واکنش فلز آلومینیم با گاز فلوئور چه محصولی به دست می‌آید؟ تشکیل این محصول را براساس آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت دو عنصر توضیح دهید.

۶ آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت چهار عنصر به شرح زیر است:

الف) $3s^1$ ب) $3s^2 3p^2$ ج) $2s^2 2p^5$ د) $4s^2$

بدون مراجعه به جدول تناوبی عنصرها

الف) عدد اتمی هر عنصر را مشخص کنید.

ب) هریک از این عنصرها در کدام گروه و کدام تناوب قرار دارد؟

۷ خواص عنصری با عدد اتمی ۱۰ با خواص کدام‌یک از عنصرهای با اعداد اتمی ۹، ۱۱، ۱۶ و ۱۸ مشابه است؟

جدول ارزشیابی پودمان «مفاهیم پایه ساختار اتم»

عنوان پودمان	تکالیف عملکردی (واحدهای یادگیری)	استاندارد عملکرد (کیفیت)	نتایج مورد انتظار	شاخص تحقیق	نمره
پودمان ۲: مفاهیم پایه ساختار اتم	۱ـ تحلیل و بررسی ساختار اتم ۲ـ انرژی یونش ۳ـ جدول تناوبی	معرفی اتم و ساختار آن، تعیین عدد اتمی و عدد جرمی محاسبه جرم مولکولی مدل اتمی بور انرژی یونش و ترازهای فرعی و اصلی جدول تناوبی عناصر (معرفی گروه‌ها)	بالاتر از حد انتظار	رسم مدل اتمی بور برای عناصر ($Z>20$ عدد اتمی) تعیین عدد اتمی و جرمی	۳
			در حد انتظار	تعیین عدد اتمی و عدد جرمی، محاسبه جرم مولکولی و رسم مدل اتمی ($Z\leq20$)	۲
			پایین‌تر از حد انتظار	بررسی ساختار اتم تعیین عدد اتمی و عدد جرمی	۱
	نمره مستمر از ۵				
	نمره شایستگی پودمان				
	نمره پودمان از ۲۰				