

ساختار اتم و آرایش الکترونی اتم‌ها

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

- ۱- سیر تحول تاریخی پیشرفت‌های علمی را که به درک ساختار اتم منتهی شده است، بیان کند.
- ۲- مفاهیم انرژی نخستین یونش و انرژی‌های متوالی یونش را تعریف کند.
- ۳- با استفاده از جدول انرژی‌های متوالی یونش، گروه‌های الکترونی تشکیل دهنده لایه‌های اصلی اتم عنصرهای تناوب دوم جدول تناوبی عنصرها را مشخص و رسم کند.
- ۴- مدل سیاره‌ای بوهر را برای بیست عنصر اول جدول تناوبی رسم کند.
- ۵- مفهوم اوربیتال را بیان کند.
- ۶- تعداد اوربیتال‌ها و نوع آن‌ها را در لایه‌های دوم و سوم اتم مشخص کند.
- ۷- شکل و موقعیت فضایی اوربیتال‌های s و p را بیان کند.
- ۸- ترتیب اشغال اوربیتال‌ها را در یک اتم بیان کند.
- ۹- با جدول تناوبی عنصرها، گروه‌های اصلی و واسطه در جدول آشنایی کلی پیدا کند.

مقدمه

در قرن پنجم قبل از میلاد، فیلسوف یونانی دموکریتوس بر این عقیده بود که تمام مواد از ذره‌های بسیار ریز تقسیم‌ناپذیری به نام اتم تشکیل شده‌اند. کلمه اتم در یونانی به معنی «تقسیم‌ناپذیر» است. البته این نظر پایه و اساس تجربی نداشت. امروزه هم اتم به عنوان واحد بنیادی ماده شناخته می‌شود، اما دانشمندان می‌دانند که اتم در واقع تقسیم‌پذیر است و دارای چندین ذره زیراتمی است. از بین این ذره‌ها، سه ذره پروتون، نوترون و الکترون در شیمی حایز اهمیت است.

تمام اتم‌ها مربوط به عنصرهای مختلف ساختارهای مشابهی دارند. پروتون‌ها و نوترون‌ها در هسته اتم و الکترون‌ها در خارج از هسته قرار دارند. یکی از تغییراتی که در بین ساختارهای عنصرهای مختلف دیده می‌شود مربوط به تعداد پروتون‌ها است. هر یک از ۱۰۹ عنصر شیمیایی شناخته شده تعداد پروتون‌های خاص خود را دارد. مثلاً تعداد پروتون‌ها در اتم اکسیژن ۸ و در اتم نئون ۱۰ می‌باشد. به طوری که خواهیم دید الکترون‌ها در فضای بیرون هسته در اتم‌های عنصرهای مختلف آرایش‌های متفاوتی دارند. دانشمندان تا به حال اتم را به طور مستقیم ندیده‌اند بلکه وجود آن

را از روی تعداد زیادی شواهد تجربی به طور غیرمستقیم نتیجه می‌گیرند. در این فصل از کتاب با پاره‌ای از این شواهد آشنا می‌شویم.

۱-۱- مشاهداتی که به نظریه اتمی ماده منتهی شد

یکی از مشاهدات تجربی در قرن هجدهم توسط لاولازیه به ارائه‌ی قانون پایستگی جرم انجامید به این صورت بیان می‌شود: در یک واکنش شیمیایی کل جرم مواد تغییر نمی‌کند. به بیان دیگر، در یک واکنش شیمیایی تعداد مواد ممکن است تغییر کند و خواص آن‌ها هم به طور یقین تغییر می‌کند، اما مقدار کل ماده ثابت باقی می‌ماند، مثلاً از واکنش بین $200/59$ گرم (یک اتم گرم) جیوه و 16 گرم (یک اتم گرم) اکسیژن، $216/59$ گرم جیوه اکسید (HgO) حاصل می‌شود. طبق قانون پایستگی جرم، در یک واکنش شیمیایی ماده از بین نمی‌رود و به وجود نمی‌آید.

قانون نسبت‌های جرمی ثابت عنصرها در ترکیب‌ها یا قانون نسبت‌های معین

یکی دیگر از مشاهدات بنیادی در قانون نسبت‌های معین خلاصه می‌شود. مواد خالص همیشه شامل عناصری با نسبت جرمی یکسانند. مثلاً در کلسیم کربنات ($CaCO_3 = 40 + 12 + 3 \times 16 = 100$) نسبت جرمی اتم‌های کلسیم، کربن و اکسیژن به یکدیگر همواره ثابت است. چنانچه این نسبت را به صورت درصد جرمی عناصر بیان کنیم، کلسیم کربنات دارای 40 درصد کلسیم، 12 درصد کربن و 48 درصد اکسیژن است. به همین ترتیب می‌توان گفت که نسبت تعداد اتم‌ها در کلسیم کربنات $3:1:1$ است.

قانون نسبت‌های چندگانه

چنانچه از واکنش بین دو عنصر A و B دو ترکیب شیمیایی متفاوت حاصل شود جرم‌های متفاوتی از B را که با جرم ثابتی از A ترکیب می‌شود می‌توان به صورت نسبتی از اعداد صحیح بیان کرد. مثلاً از واکنش بین کربن و اکسیژن دو ترکیب متفاوت کربن مونوکسید (CO) و کربن دیوکسید (CO_2) به دست می‌آید. درصد جرمی اکسیژن و کربن در کربن مونوکسید به ترتیب $57/1$ و $42/9$ درصد است و در کربن دیوکسید به ترتیب $72/7$ و $27/3$ درصد است. از این رو نسبت گرم اکسیژن به گرم کربن در ترکیب اول $1/33 = 57/1 / 42/9$ و در ترکیب دوم $2/66 = 27/3 / 27/3$ است. به طوری که ملاحظه می‌شود نسبت حاصل تقسیم گرم اکسیژن به گرم کربن در کربن دیوکسید به حاصل تقسیم گرم اکسیژن به گرم کربن در کربن مونوکسید برابر $2 = 2/66 / 1/33$ است.

قانون نسبت‌های چندگانه به این صورت بیان می‌شود: در دو ترکیب از یک عنصر معین کسر جرمی یک عنصر نسبت به عنصر دیگر به صورت یک عدد صحیح کوچک افزایش می‌یابد. به بیان دیگر، برای جرم معینی از کربن، مقدار اکسیژن در کربن دیوکسید دو برابر مقدار اکسیژن در کربن مونوکسید است و مثلاً $1/5$ برابر نیست. برای درک مفهوم کسر جرمی و درصد جرمی فرض کنید درون جعبه‌ای سه نوع مهره به رنگ‌های زرد، ارغوانی و سرخ وجود دارد. سه مهره زرد هر کدام به وزن $1/0$ گرم، دو مهره ارغوانی هر کدام به وزن $2/0$ گرم و سه مهره سرخ هر کدام به وزن $3/0$ گرم

که به این ترتیب وزن مجموع مهره‌ها $16/0$ گرم است. هر نوع مهره کسری از جرم کل مهره‌ها را تشکیل می‌دهد، کسر جرمی مهره‌های زرد $\frac{3 \times 1/0(g)}{16/0(g)} = 0/19$ است و درصد جرمی مهره‌های زرد نیز $19 = 0/19 \times 100$ است. به همین ترتیب کسر جرمی مهره‌های ارغوانی $25/0$ و درصد جرمی آن‌ها 25% و از آن مهره‌های سرخ $56/0$ و 56% است. از این‌رو، در یک ترکیب شیمیایی نیز هر عنصر کسر جرمی (درصد جرمی) معینی دارد.

نظریه‌ی اتمی دالتون

در سال 1808 جان دالتون براساس قانون نسبت‌های معین و قانون نسبت‌های چندگانه نظریه‌ی ذره‌ای بودن ساختار ماده و مفهوم اتم را به شرح زیر ارایه کرد:

۱- عنصرهای شیمیایی از ذره‌های بسیار ریز به نام «اتم» تشکیل شده‌اند و اتم‌های یک عنصر غیرقابل تقسیم‌اند.

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- هر ترکیب 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 معین نسبت تعداد اتم‌ها همواره ثابت است. مثلاً در جیوه (III) اکسید نسبت تعداد اتم‌های جیوه به اکسیژن همواره 1 به 1 است.

گرچه نکات اساسی مربوط به نظریه‌ی اتمی دالتون به قوت خود باقی است ولی با پیشرفت علم امروزه می‌دانیم که در مورد بند ۱ اتم‌های یک عنصر از ذره‌های ریز اتمی کوچک‌تری که در بندهای بعد توضیح داده می‌شود، تشکیل شده‌اند و در مورد بند ۲ اتم‌های یک عنصر می‌توانند جرم‌های متفاوت که همان ایزوتوپ‌های یک عنصر است داشته باشند و در مورد بند ۳ باید گفت که از راه واکنش‌های هسته‌ای اتم‌های یک عنصر اغلب به اتم‌های عنصر دیگر تغییر می‌یابند گرچه در یک واکنش شیمیایی چنین تغییری امکان‌پذیر نیست و سرانجام در مورد بند ۴ باید گفت که در مواردی ترکیب‌هایی وجود دارند که در آن‌ها نسبت اتم‌ها اندکی متفاوت از اعداد صحیح کوچک است.

۱-۲- مشاهداتی که به پیشنهاد مدل اتم هسته‌دار منتهی شد

پژوهش درباره ماهیت الکتریسیته سرانجام به کشف الکترون یک ذره باردار منفی که در همه‌ی اتم‌ها وجود دارد، منتهی شد آزمایش‌های دیگر نشان داد که اتم دارای هسته است. در این بخش سیر تحول تاریخی آزمایش‌هایی را که به کشف ساختار اتم کمک کرده است دنبال می‌کنیم.

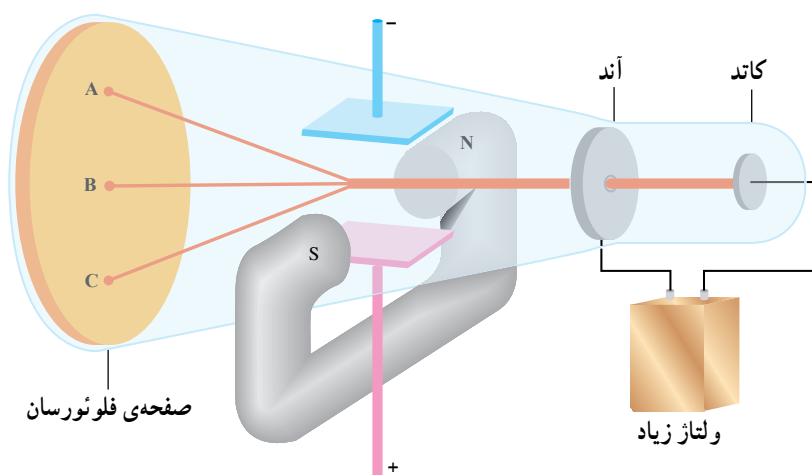
ماهیت الکتریکی ماده

چنانچه مقدار کمی سولفوریک اسید به آب اضافه کنیم و سپس از درون آن جریان مستقیم الکتریکی عبور دهیم مشاهده می‌کنیم که گازهای هیدروژن و اکسیژن به نسبت حجمی 2 به 1 به ترتیب در قطب‌های

منفی (کاتد) و مثبت (آند) آزاد می‌شوند. همچنین با عبور جریان مستقیم از درون سدیم کلرید مذاب یون‌های مثبت سدیم به سمت کاتد و یون‌های منفی کلرید به سمت آند حرکت می‌کنند. در کاتد یون‌های مثبت سدیم به اتم‌های سدیم و در آند یون‌های منفی کلرید به صورت مولکول‌های Cl_2 آزاد می‌شوند. این نوع آزمایش‌ها که نخستین بار در سال ۱۸۳۳ توسط مایکل فاراده انجام شد نشان می‌دهد که یک ذره‌ی بنیادی (منظور الکترون است که بعداً توضیح داده می‌شود) در ماده و در جریان برق مشترک است.

کشف الکترون

در سال ۱۸۷۹ ویلیام کروکس نشان داد که چنانچه بین دو الکتروود در یک لوله‌ی سر بسته که در آن گازی با فشار بسیار کم موجود است اختلاف سطح الکتریکی زیادی برقرار کنیم با عبور جریان الکتریکی گاز درون لوله روشن می‌شود و هرگاه انتهای لوله از روی سولفید (ZnS) پوشیده شده باشد از آن جرقه‌های نورانی منتشر می‌شود. کروکس از این آزمایش چنین نتیجه گرفت که در درون لوله اشعه‌ای از قطب منفی به سمت قطب مثبت جریان دارد که آن را اشعه‌ی کاتدی نامید. آزمایش نشان داد که این اشعه دارای بار منفی است زیرا چنانچه از میان دو صفحه‌ی باردار الکتریکی عبور داده شود به سمت صفحه‌ای که بار مثبت دارد منحرف می‌شود. این اشعه همچنین در یک میدان مغناطیسی منحرف می‌شود (شکل ۱-۱). در سال ۱۸۹۷ جی جی تامسون در دستگاهی که ساخته بود میدان‌های الکتریکی و مغناطیسی را طوری تنظیم کرد تا شعاع باریکی از اشعه‌ی کاتدی بدون انحراف باقی بماند. تامسون در آزمایش‌های خود با تعیین نسبت بار به جرم (e/m) اشعه‌ی کاتدی نشان داد که این اشعه دارای بار منفی است و برای هر نوع کاتد و گازی یکسان است. از این رو ذره‌های منفی اشعه‌ی کاتدی یا الکترون‌ها برای انواع مختلف ماده مشترک است. بار الکترون در سال ۱۹۰۶ توسط روبرت میلیکان برابر 1.6×10^{-19} کولن تعیین شد. با توجه به این که نسبت بار به جرم الکترون قبلاً توسط تامسون تعیین شده بود از روی این نسبت جرم الکترون 9.1×10^{-28} g به دست می‌آید.



شکل ۱-۱- آزمایش اشعه‌ی کاتدی. وقتی بین دو الکتروود در لوله‌ی سر بسته‌ای که به طور نسبی تخلیه شده است اختلاف سطح الکتریکی زیادی برقرار کنیم اشعه‌ی کاتدی تشکیل می‌شود. این اشعه از سوراخی که در آند ایجاد شده عبور می‌کند و در انتهای لوله در یک مسیر مستقیم به صفحه‌ی آغشته به روی سولفید برخورد می‌کند و جرقه به وجود می‌آید. این اشعه در یک میدان الکتریکی به سمت صفحه‌ی مثبت منحرف می‌شود.

ذره‌های مثبت

از آنجا که ماده بار الکتریکی ندارد وجود بار مثبت برای خنثی کردن بار منفی الکترون ضروری است. در سال ۱۸۸۶ گلدشتاین در یک لوله‌ی تخلیه‌ی گاز مشابه لوله کروکس از کاتد مشبک استفاده نمود و نشان داد که اشعه‌ای با بار مثبت در جهتی مخالف اشعه کاتدی حرکت می‌کند و از سوراخ‌های صفحه‌ی کاتد می‌گذرد. این اشعه نیز مانند اشعه‌ی کاتدی به وسیله‌ی میدان‌های الکتریکی و مغناطیسی منحرف می‌شود ولی جهت انحراف آن مخالف است و میزان انحراف آن هرگز به اندازه‌ی انحراف الکترون نیست و این نکته می‌رساند که ذره‌های مثبت از الکترون‌ها سنگین‌ترند.

آزمایش نشان داد که جرم یک ذره‌ی مثبت به نوع گاز درون لوله بستگی دارد. چنانچه فرض کنیم که ذره‌ی مثبت در لوله‌ی تخلیه از برخورد الکترون‌های پراثرژی با اتم‌های گازی حاصل می‌شود، انتظار می‌رود که ساده‌ترین ذره‌ی مثبت را هنگامی داشته باشیم که گاز درون لوله هیدروژن باشد و صحت این موضوع به وسیله‌ی آزمایش ثابت شد. بار ذره‌ی مثبت حاصل که پروتون نامیده می‌شود و با P^+ نشان می‌دهیم، برابر با بار الکترون است اما جرم آن حدود 1840 مرتبه سنگین‌تر از جرم الکترون است. خواص سه ذره‌ی بنیادی در جدول ۱-۱ داده شده است.

جدول ۱-۱- خواص سه ذره‌ی بنیادی الکترون، پروتون و نوترون

نام و نماد	بار		جرم		مکان ذره در اتم
	نسبی	مطلق	نسبی	مطلق	
پروتون (P^+)	۱+	کولن $1/602 \times 10^{-19}$	۱	$1/673 \times 10^{-24}$ g	هسته
نوترون (n)	۰	۰	۱	$1/675 \times 10^{-24}$ g	هسته
الکترون (e^-)	۱-	کولن $-1/602 \times 10^{-19}$	$1/1837$	$9/109 \times 10^{-28}$ g	خارج از هسته

پروتون جزء اصلی هر اتم تلقی می‌شود. چنانچه گاز درون لوله‌ی تخلیه هلیوم باشد در آزمایشی مشابه، ذره‌هایی با جرم $6/6 \times 10^{-24}$ گرم و بار مثبت $3/2 \times 10^{-19}$ کولن یافت می‌شوند. این ذره مشابه، ذره‌ی آلفا (.) است که در تجزیه‌ی هسته‌ی برخی از اتم‌های پرتوزا منتشر می‌شود و همان هسته اتم هلیوم با دو بار مثبت است.

کشف هسته‌ی اتم

در سال ۱۹۰۹ تامسون با توجه به اینکه دو ذره‌ی بنیادی الکترون و پروتون در اتم شناخته شده بود مدلی برای اتم ارائه داد که در آن اتم به شکل کره‌ای در نظر گرفته شده بود که پروتون‌ها در همه‌ی حجم آن به طور یکنواخت گسترده بودند و الکترون‌ها نیز به طور یکنواخت در فضای بین پروتون‌ها پراکنده بودند. در واقع، مدل اتمی پیشنهادی تامسون به شکل هندوانه‌ای می‌ماند که قسمت خوراکی آن را پروتون‌ها تشکیل می‌دهند و الکترون‌ها مانند تخمه‌های هندوانه در آن پراکنده‌اند. طبق مدل اتمی

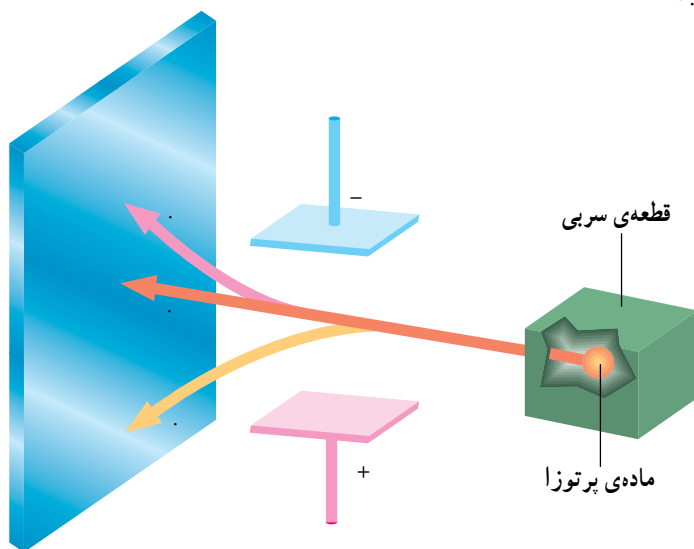
تامسون الکترون‌ها و پروتون‌ها در اتم حرکتی ندارند. بعداً معلوم شد که این مدل با مشاهدات تجربی سازگاری ندارد.

در سال ۱۸۹۶ پدیده‌ی پرتوزایی طبیعی توسط هانری بکرل کشف شد و در سال ۱۹۱۱ رادرفورد توانست ماهیت پرتوهای حاصل از تجزیه‌ی هسته‌های پرتوزا را مشخص کند. وی در این بررسی دستگاهی طبق شکل ۲-۱ آماده کرد و در محفظه‌ی سربی آن مقدار اندکی از فلز رادیم که ماده‌ای پرتوزاست قرار داد. پرتوهای حاصل را که از منفذ کوچکی خارج می‌شد از میان دو قطب یک میدان الکتریکی عبور داد و مشاهده کرد که بر روی یک صفحه‌ی پوشیده از روی سولفید سه نقطه روشن دیده می‌شود. رادرفورد توضیح داد که پرتوهای حاصل، از سه نوع کاملاً متمایز تشکیل شده‌اند:

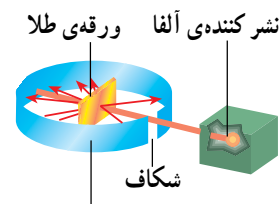
۱- پرتویی که دارای بار الکتریکی منفی است و به سمت قطب مثبت میدان الکتریکی منحرف می‌شود و آن را پرتو بتا (β) نامید.

۲- پرتویی که دارای بار الکتریکی مثبت است و به سمت قطب منفی میدان الکتریکی منحرف می‌شود و آن را پرتو آلفا (α) نامید.

۳- پرتویی که در میدان الکتریکی منحرف نمی‌شود و بنابراین بار الکتریکی ندارد و آن را پرتو گاما (γ) نامید.



شکل ۲-۱- طرحی برای بررسی پرتوهای حاصل از مواد پرتوزا



صفحه‌ی آشکار ساز

رادرفورد شعاع باریکی از ذره‌های آلفا حاصل از یک منبع پرتوزا را روی یک ورقه‌ی نازک طلا تابانید. در این آزمایش معلوم شد که اکثر ذره‌های آلفا بدون انحراف از ورقه‌ی نازک طلا عبور می‌کنند، تعدادی از آن‌ها نیز به میزان قابل توجهی منحرف می‌شوند و شمار معدودی (یک ذره از ۲۰۰۰۰ ذره) نیز به موازات مسیرهای اصلی این ذره‌ها به سمت عقب برمی‌گردند (شکل ۳-۱). رادرفورد برای توجیه این مشاهدات گفت که برخلاف مدل اتمی پیشنهادی تامسون، جرم و بار مثبت اتم باید در حجم بسیار کوچکی متمرکز شده باشند تا بتوانند ذره‌ی سنگین آلفا را منحرف کنند. رادرفورد این مرکز تجمع بار و جرم اتم را هسته اتم نامید و گفت که الکترون‌های اتم فضای پیرامون هسته را اشغال می‌کنند. از نتایج این آزمایش قطر هسته‌ی اتم حدود 10^{-12} cm و قطر اتم نیز حدود

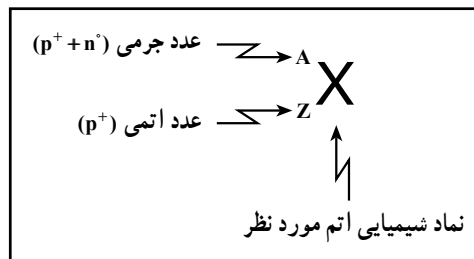
شکل ۳-۱- آزمایش رادرفورد که در آن شعاع باریکی از ذره‌های آلفا به ورقه‌ی نازکی از طلا (به ضخامت 6×10^{-5} cm) تابانده می‌شود. یک ماده‌ی نورتاب (روی سولفید) ورقه‌ی طلا را پوشانده است و ذره‌هایی را که از درون ورقه‌ی طلا بدون انحراف عبور می‌کنند یا بر اثر مواجه شدن با هسته‌ی اتم منحرف می‌شوند آشکار می‌سازد.

10^{-8} cm تعیین گردید. برای تجسم نسبت بزرگی اتم به بزرگی هسته‌ی اتم چنانچه فرض کنیم که هسته‌ی اتم به بزرگی گلوله‌ای به قطر تقریبی ۴ سانتی متر باشد در آن صورت اتم به بزرگی کره‌ای به قطر ۴۰۰۰۰ سانتی متر خواهد بود.

با مدل اتمی رادرفورد می‌توان ماهیت باردار بودن ماده را توضیح داد اما نمی‌توان تمام جرم اتم را براساس پروتون‌های موجود در اتم به حساب آورد. ۲۰ سال بعد در سال ۱۹۳۲ جی چادویک با کشف نوترون که ذره‌ای سنگین و بدون بار است و درون هسته قرار داد مشکل توجیه جرم اتم را برطرف کرد. بنابراین، هسته‌ی هر اتم از تعدادی پروتون و نوترون (بجز اتم هیدروژن که تنها یک پروتون در هسته دارد) تشکیل شده است. تعداد پروتون‌های هر اتم را عدد اتمی آن می‌نامند و آن را با حرف Z نشان می‌دهند. عدد اتمی برای تمام اتم‌های یک عنصر خاص یکسان است و عدد اتمی هر عنصر با عنصر دیگر متفاوت است. مثلاً، تمام اتم‌های کربن ($Z=6$) پروتون و تمام اتم‌های اکسیژن ($Z=8$) پروتون دارند. در حال حاضر ۱۰۹ عنصر شناخته شده است که از بین آنها ۹۰ عنصر در طبیعت یافت می‌شوند و بقیه از راه فرایندهای هسته‌ای شناخته شده‌اند.

مجموع تعداد پروتون‌ها و نوترون‌ها در هسته‌ی یک اتم عدد جرمی نامیده می‌شود که آن را با حرف A نشان می‌دهند. جرم نسبی هر پروتون و هر نوترون برابر یک واحد است. بنابراین، عدد جرمی یک اتم کربن با ۶ پروتون و ۶ نوترون در هسته برابر ۱۲ است. جرم الکترون در عدد جرمی منظور نمی‌شود زیرا جرم آن تنها $\frac{1}{1837}$ واحد جرم است.

اطلاعات مربوط به جرم و بار هسته را غالباً با نماد شیمیایی یک عنصر نشان می‌دهند. عدد اتمی (Z) به صورت زیروند در سمت چپ نماد شیمیایی و عدد جرمی (A) به صورت بالاوند در سمت چپ نماد شیمیایی نوشته می‌شود:



ایزوتوپ‌ها و جرم‌های اتمی عناصر

آزمایش نشان می‌دهد که در مورد اکثر اتم‌های عنصرهای شناخته شده اتم‌های یک عنصر جرم یکسان ندارند. مثلاً، تمام اتم‌های کربن ۶ پروتون در هسته دارند ($Z=6$)، اما تنها ۹۸/۸۹٪ اتم‌های کربن طبیعی ۶ نوترون در هسته دارند ($A=12$)، درصد کوچکی (۱/۱۱٪) از اتم‌های کربن ۷ نوترون ($A=13$) و حتی درصد کمتری (کم‌تر از ۰/۰۱٪) ۸ نوترون ($A=14$) در هسته دارند. ایزوتوپ‌های یک عنصر اتم‌هایی دارند که تعداد نوترون‌های آن‌ها و در نتیجه اعداد جرمی آن‌ها متفاوت است. کربن سه ایزوتوپ طبیعی ^{12}C ، ^{13}C و ^{14}C را دارد. تمام این ایزوتوپ‌ها شش پروتون و شش الکترون دارند. به طوری که بعداً خواهیم دید خواص شیمیایی یک عنصر در درجه‌ی

اول به وسیله‌ی تعداد الکترون‌های آن تعیین می‌شود. از این رو رفتار شیمیایی تمام ایزوتوپ‌های یک عنصر گرچه جرم‌های متفاوتی دارند به‌طور تقریب یکسان است.

مثال ۱-۱— تعیین تعداد ذره‌های زیراتمی در ایزوتوپ‌های یک عنصر: آزمایش نشان می‌دهد که سیلیسیم سه ایزوتوپ طبیعی ^{28}Si ، ^{29}Si و ^{30}Si دارد. تعداد پروتون‌ها، نوترون‌ها و الکترون‌ها را در هر ایزوتوپ تعیین کنید.

عدد جرمی هر ایزوتوپ معلوم است. این عدد برابر جمع عده پروتون‌ها و نوترون‌ها در هسته است. با مراجعه به جدول تناوبی عناصر (شکل ۱-۱۶) عدد اتمی (عده‌ی پروتون‌ها) این عنصر مشخص می‌شود. عده‌ی الکترون‌ها هم برابر عده‌ی پروتون‌ها است. پس داریم:

$$^{28}\text{Si} = 14p^+, 14n^0, 14e^-$$

$$^{29}\text{Si} = 14p^+, 15n^0, 14e^-$$

$$^{30}\text{Si} = 14p^+, 16n^0, 14e^-$$

جرم یک اتم نسبت به جرم یک استاندارد تعیین می‌شود و برای این منظور اتم کربن-۱۲ به عنوان استاندارد انتخاب و جرم آن دقیقاً ۱۲ واحد جرم اتمی (amu) تعریف شده است. بنابراین، واحد جرم اتمی (amu)، $\frac{1}{12}$ جرم یک اتم کربن-۱۲ است.

ترکیب ایزوتوپی یک عنصر به وسیله‌ی طیفسنجی جرمی^۲ تعیین می‌شود. با این روش جرم‌های نسبی ذره‌ها در یک نمونه به‌طور بسیار دقیق اندازه‌گیری می‌شود مثلاً، با این روش نسبت زیر برای جرم ^{28}Si به ^{12}C به دست می‌آید:

$\frac{\text{جرم اتم } ^{28}\text{Si}}{\text{جرم } ^{12}\text{C} \text{ استاندارد}} = 2 / 331411$

بنابراین داریم:

$$\begin{aligned} \text{جرم } ^{12}\text{C} \times \text{نسبت جرمی اندازه‌گیری شده} &= \text{جرم ایزوتوپ } ^{28}\text{Si} \\ &= 2 / 331411 \times 12 \text{amu} = 27 / 997693 \text{ amu} \end{aligned}$$

با طیفسنجی جرمی همچنین می‌توان فراوانی نسبی هر ایزوتوپ را در نمونه‌ای از آن عنصر اندازه گرفت. با این اندازه‌گیری می‌توان جرم اتمی یک عنصر (که وزن اتمی نیز نامیده می‌شود) را به دست آورد. جرم اتمی یک عنصر، جمع حاصل ضرب جرم هر ایزوتوپ طبیعی از آن عنصر در کسر

۱- Atomic mass unit

۲- در دستگاه طیفسنج جرمی اتم‌ها یا مولکول‌ها به‌وسیله باریکه‌ای از الکترون‌ها بمباران می‌شوند، نیروی برخورد می‌تواند از اتم یا مولکول الکترون جدا کند و یون مثبت بدهد این یون‌های مثبت به سمت شبکه‌ای که بار منفی دارد، کشیده می‌شوند و شتاب پیدا می‌کنند سپس این یون‌ها را از درون یک میدان مغناطیسی عبور می‌دهند. این یون‌ها در میدان مغناطیسی طبق نسبت جرم به بار آن‌ها منحرف می‌شوند و یونی که سبک‌تر است نسبت به یون سنگین‌تر به میزان بیشتری منحرف می‌شود. در نتیجه هر یون باردار مثبت طبق نسبت جرم به باری که دارد در مکان معینی به انتهای لوله می‌رسد. به این طریق می‌شود جرم دقیق ایزوتوپ‌های هر عنصر و تعداد نسبی آن‌ها، همچنین جرم مولکول‌ها را تعیین کرد.

فراوانی نسبی ایزوتوپ آن عنصر است.

مثال ۲-۱- ایزوتوپ‌های طبیعی نئون، ${}^20\text{Ne}$ ، ${}^{21}\text{Ne}$ و ${}^{22}\text{Ne}$ به ترتیب با فراوانی‌های نسبی $90/5$ ، $9/3$ و $1/2$ درصد است جرم اتمی این عنصر چیست؟

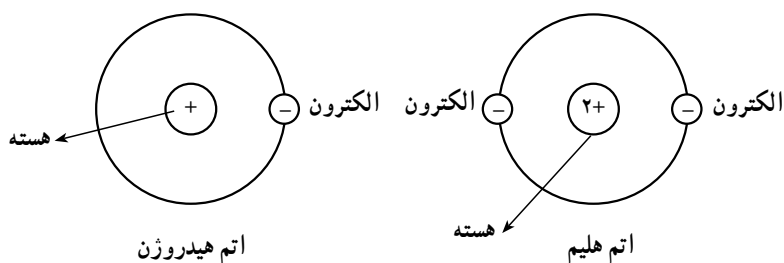
$$\text{Ne جرم اتمی} = 20 \times 0/905 + 21 \times 0/093 + 22 \times 0/092 = 20/187 \text{ amu}$$

پرسش ۱-۱- عنصر بور دارای دو ایزوتوپ طبیعی به جرم‌های اتمی ${}^10\text{B} = 10/0129 \text{ amu}$ و ${}^{11}\text{B} = 11/0093 \text{ amu}$ است. با در نظر گرفتن جرم اتمی بور برابر $10/81 \text{ amu}$ ، درصد فراوانی ایزوتوپ‌های ${}^10\text{B}$ و ${}^{11}\text{B}$ را حساب کنید.

۳-۱- مدل اتمی بوهر

بوهر، فیزیک‌دان دانمارکی، در سال ۱۹۱۳م با پذیرفتن وجود هسته‌ی اتم که توسط رادرفورد کشف شده بود، مدل جدیدی در مورد چگونگی توزیع الکترون‌ها در اطراف هسته‌ی اتم ارائه داد. طبق نظریه‌ی بوهر، در اطراف هسته‌ی 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. از آنجا که مدل پیشنهادی بوهر برای چرخش الکترون‌ها به دور هسته‌ی اتم مشابه گردش سیاره‌ها به دور خورشید است، این مدل به مدل سیاره‌ای بوهر معروف است. سطوح انرژی الکترون‌ها در درون یک اتم را می‌توان به پله‌های یک نردبان تشبیه کرد. همان‌طور که شما برای بالا رفتن یا پایین آمدن از نردبان باید پاهای خود را روی پله‌ها قرار دهید، الکترون‌ها نیز در یک اتم تنها در سطوح انرژی معینی قرار می‌گیرند. هر اندازه فاصله این سطوح انرژی از هسته اتم بیشتر باشد، انرژی آن‌ها هم بیشتر خواهد بود. الکترون برای جابه‌جا شدن از یک سطح انرژی پایین‌تر به سطح انرژی بالاتر باید دقیقاً آن مقدار انرژی را که برابر اختلاف انرژی این دو سطح است، کسب کند. مقدار انرژی لازم برای جهش الکترون بین این دو سطح، کوانتوم (quantum) نامیده می‌شود. کوانتوم را می‌توان تا حدودی به پیمانه بستنی تشبیه کرد. شما می‌توانید در مغازه بستنی‌فروشی یک، دو یا سه پیمانه بستنی سفارش دهید اما نمی‌توانید تقاضای یک‌ونیم یا دوونیم پیمانه بستنی داشته باشید. مقدار بستنی دریافت شده یک، دو یا سه برابر آن پیمانه است. به این ترتیب، مدل اتمی بوهر نشان می‌دهد که انرژی الکترون در یک اتم پیمانه‌ای یا کوانتیده (quantized) است. الکترون در یک اتم نمی‌تواند هر مقدار انرژی دلخواهی را داشته باشد و فقط مقدار انرژی‌های معینی برای الکترون امکان‌پذیر است.

شواهد تجربی نشان می‌دهند که حداکثر تعداد الکترون‌ها در هر سطح 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 که نزدیک‌ترین فاصله را تا هسته دارد، می‌چرخد. در اتم هلیوم که بعد از هیدروژن است و دو پروتون در هسته دارد، دو الکترون موجود در این اتم در همان سطح انرژی K به دور هسته در حال چرخش‌اند (شکل ۴-۱).

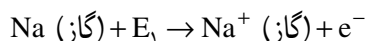


شکل ۴-۱- آرایش الکترونی اتم‌های هیدروژن و هلیوم براساس مدل بوهر

در سطوح انرژی دوم، سوم و چهارم که به ترتیب با حروف L، M و N مشخص می‌شوند، حداکثر تعداد الکترون‌ها متوالیاً به ۸، ۱۸ و ۳۲ می‌رسد. بنابراین، در اتم لیتیم که سه پروتون در هسته دارد، دو الکترون در سطح انرژی K و یک الکترون نیز در سطح انرژی L، که فاصله دورتری از هسته اتم دارد، قرار می‌گیرند. در اتم‌های عنصرهای بریلیم، بور، کربن، نیتروژن، اکسیژن، فلئور و نئون که بعد از لیتیم قرار دارند و بار هسته در اتم‌های آن‌ها متوالیاً رو به افزایش است، الکترون‌های اضافه شده همان سطح انرژی L را اشغال می‌کنند و این سطح انرژی در اتم نئون با هشت الکترون کامل می‌شود. به این ترتیب، در اتم عنصر بعدی که سدیم است، الکترون یازدهم در سطح انرژی سوم یا M، که فاصله‌ی آن تا هسته‌ی اتم بیشتر از فاصله‌ی L است، قرار می‌گیرد. درباره‌ی آرایش الکترونی اتم‌ها در صفحات بعد بیشتر توضیح می‌دهیم.

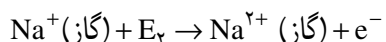
۴-۱- انرژی‌های متوالی یونش و آرایش الکترون‌ها در اتم

برای پی‌بردن به آرایش الکترونی اتم از مفهوم انرژی یونش^۱ کمک می‌گیریم. همان‌طوری که می‌دانید اتم از نظر الکتریکی خنثی است به این معنی که تعداد پروتون‌ها در هسته‌ی اتم با تعداد الکترون‌ها در اطراف اتم برابر است. 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^۲ می‌گویند. مانند:



که E_1 انرژی نخستین یونش را می‌رساند.

در اینجا می‌توان با صرف مقدار انرژی بیشتر، از یون گازی سدیم یک الکترون دیگر جدا و آن را به یون گازی $+2$ تبدیل کرد:



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 در مورد E_2 برای جدا کردن الکترون از یک یون $+1$ ، برای غلبه بر نیروی جاذبه‌ی الکتروستاتیک بین بارهای مخالف، باید انرژی بیشتری صرف شود.

۱- Ionization energy

۲- First ionization energy

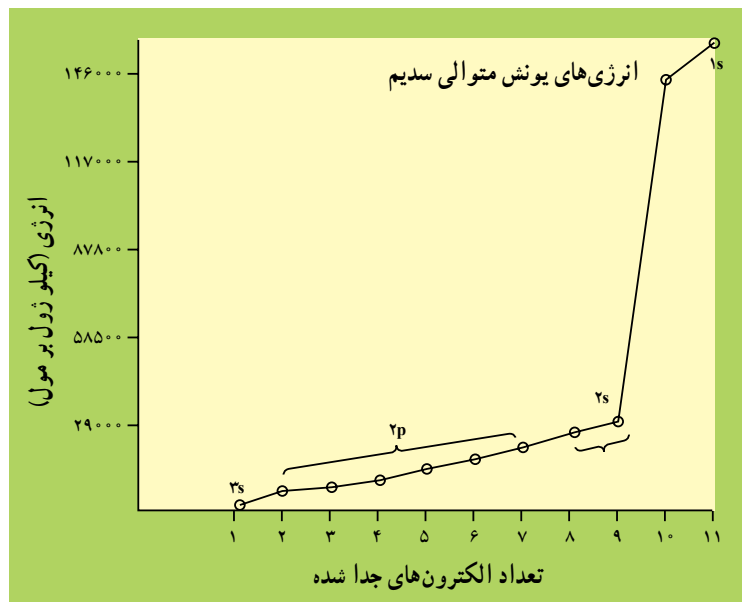
مقدار انرژی یونش برحسب کیلوژول برای جدا کردن یک مول الکترون^۱ بیان می‌شود. برای مثال، انرژی نخستین یونش سدیم $E_1 = 490 \text{ kJ/mol}$ و انرژی دومین یونش آن $E_2 = 4560 \text{ kJ/mol}$ است.

تحقیق درباره‌ی گروه‌های الکترونی اتم با استفاده از جدول انرژی‌های یونش از روی انرژی‌های یونش متوالی می‌توان درباره‌ی آرایش الکترونی اتم اطلاعاتی به دست آورد. برای این منظور انرژی‌های یونش متوالی اتم سدیم را در نظر می‌گیریم. انرژی‌های یونش متوالی لیتیم تا سدیم برحسب مگاژول بر مول (MJ/mol)^۲ در جدول ۱-۲ 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 ۱-۵). جهش اول از E_1 به E_2 است.

$$E = 4560 - 490 = 4070 \text{ MJ/mol}, E_1 \rightarrow E_2$$

و جهش دوم از E_9 به E_{10} است.

$$E = 146000 - 28900 = 117100 \text{ MJ/mol}, E_9 \rightarrow E_{10}$$



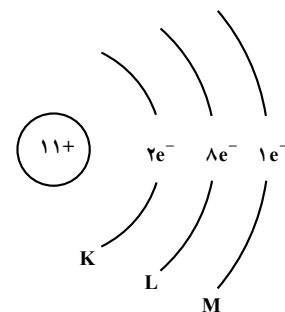
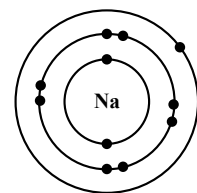
شکل ۱-۵- نمودار جهش‌های مشاهده شده در انرژی‌های یونش متوالی اتم سدیم.

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 لایه‌ی الکترونی اتم سدیم

۱- یک مول الکترون برابر 6.02×10^{23} الکترون است. به 6.02×10^{23} عدد آووگادرو گفته می‌شود.

۲- $1 \text{ مگا} = (M) = 10^6$ برای تبدیل مگاژول به کیلوژول آن را در 10^6 ضرب می‌کنیم.

را تشکیل می‌دهد. گروه دوم شامل هشت الکترون است (انرژی‌های یونش E_7 تا E_8) که انرژی‌های یونش مربوط به آن‌ها با توجه به زیاد شدن متوالی بار یون‌ها یک افزایش مداوم را نشان می‌دهد. درونی‌ترین لایه‌ی الکترونی در اتم سدیم شامل دو الکترون است که انرژی‌های یونش مربوط به آن‌ها E_1 و E_2 است و به طوری که ملاحظه می‌شود انرژی فوق‌العاده زیادی برای جدا کردن آن‌ها لازم است. با توجه به اینکه در هسته‌ی اتم سدیم ۱۱ پروتون وجود دارد، هر چه الکترون‌ها به هسته‌ی اتم نزدیکتر باشند، تحت تأثیر نیروی جاذبه الکتروستاتیک بیشتری قرار می‌گیرند و در نتیجه انرژی زیادی‌تری هم برای جدا کردن آن‌ها لازم می‌شود. دو الکترون آخر که جدا کردن آن‌ها از سایر الکترون‌ها دشوارتر است، به هسته اتم نزدیکترند و گفته می‌شود که پایین‌ترین سطح انرژی را اشغال کرده‌اند. این سطح انرژی را سطح انرژی K می‌نامند و آن را با $n=1$ مشخص می‌کنند.



شکل ۱-۶- نمایش مدل سیاره‌ای اتم سدیم

دومین سطح انرژی که آن را سطح انرژی L می‌نامند 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 هسته‌ی اتم سدیم دارد، فقط شامل یک الکترون است. سومین سطح انرژی را سطح انرژی M می‌نامند و آن را با $n=3$ مشخص می‌کنند. به این ترتیب آرایش الکترونی اتم سدیم مطابق مدل سیاره‌ای بوهر به صورتی است که در شکل ۱-۶ نشان داده شده است.

پرسش ۱-۲- با توجه به انرژی‌های یونش اتم بریلیم چند الکترون باید از اتم بریلیم ($Z=4$) برداریم تا با نخستین جهش بزرگ در انرژی یونش مواجه شویم؟ در اتم بور چگونه؟

فعالیت ۱-۱- با استفاده از ستون E_1 در جدول ۱-۲ تحقیق کنید که آیا انرژی نخستین

یونش عنصرهای $Z=3$ تا $Z=10$ به طور منظم افزایش دارد؟ در کدام عنصرها بی‌نظمی دیده می‌شود؟

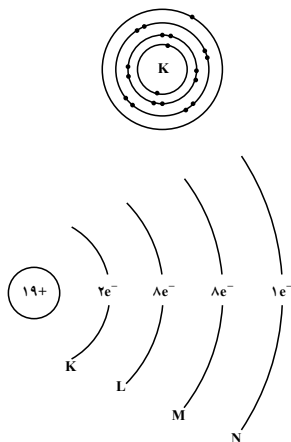
جدول ۱-۲- انرژی‌های یونش متوالی (MJ/mol)* عنصرهای لیتیم تا سدیم

عنصر	Z	تعداد الکترون‌های ظرفیت	تعداد الکترون‌های													
			E_1	E_2	E_3	E_4	E_5	E_6	E_7	E_8	E_9	E_{10}	E_{11}			
۳	Li	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									
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 = 10^6

با توجه به سه گروه الکترونی که برای اتم سدیم، نخستین عنصر تناوب سوم مشخص شد،

می‌توان چنین نتیجه‌گیری کرد که برای اتم پتاسیم که مانند سدیم به گروه IA در جدول تناوبی عنصرها



شکل ۷-۱- نمایش مدل سیاره‌ای اتم پتاسیم

تعلق دارد و در تناوب چهارم ($n = 4$) این جدول واقع شده است، چهار گروه الکترونی قابل تشخیص است. یک گروه شامل دو الکترون (سطح انرژی K)، دو گروه هر کدام شامل هشت الکترون (سطح‌های انرژی L و M) و سرانجام بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی که چهارمین سطح انرژی ($n = 4$) 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 بوهر به صورتی است که در شکل ۷-۱ نمایش داده شده است.

ترازهای فرعی انرژی

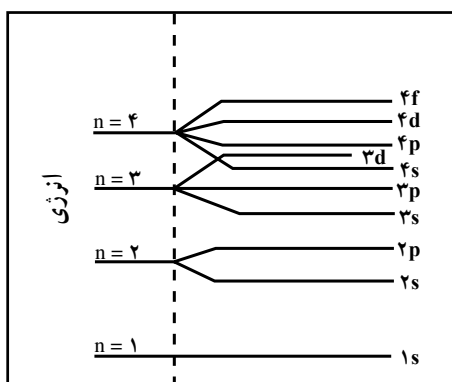
انرژی نخستین یونش (E_1) در یک تناوب به طوری که انتظار می‌رود با افزایش بار هسته‌ی اتم‌ها افزایش می‌یابد. اما بررسی دقیق‌تر انرژی نخستین یونش اتم عنصرهای تناوب دوم جدول تناوبی عنصرها به عنوان مثال، نشان می‌دهد که از بریلیم به بور با اینکه بار هسته یک واحد اضافه شده است ولی انرژی نخستین یونش B (800 kJ/mol) کم‌تر از انرژی نخستین یونش Be (900 kJ/mol) است (به فعالیت ۱-۱ مراجعه شود). این تفاوت نشان دهنده‌ی 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 ($n = 2$) خود، شامل دو تراز فرعی انرژی است که آن‌ها را ترازهای فرعی $2s$ و $2p$ می‌نامیم. تراز فرعی $2s$ می‌تواند حداکثر دو الکترون در خود جای دهد حال آنکه تراز فرعی $2p$ حداکثر تا ۶ الکترون می‌پذیرد. تراز فرعی $2p$ در فاصله‌ی دورتری نسبت به تراز فرعی $2s$ از هسته‌ی اتم قرار دارد. شایان ذکر است که در این تناوب همچنین از ${}_{14}N$ ($E_1 = 1400 \text{ kJ/mol}$) به ${}_{8}O$ ($E_1 = 1310 \text{ kJ/mol}$) انرژی نخستین یونش برخلاف انتظار کاهش می‌یابد. دلیل آن را ضمن بررسی ترتیب پرشدن ترازهای انرژی در اتم‌ها توضیح خواهیم داد.

تحقیق تجربی نشان می‌دهد که سطح انرژی سوم ($n = 3$) خود شامل ترازهای فرعی $3p$ ، $3s$ و $3d$ است. وجود ترازهای فرعی $3p$ و $3s$ ، مشابه ترازهای فرعی $2p$ و $2s$ ، نیز با توجه به کاهش انرژی نخستین یونش قابل تشخیص است. در تناوب دوم، انرژی نخستین یونش از Be به B کاهش یافت، در تناوب سوم نیز انرژی نخستین یونش از ${}_{12}Mg$ به ${}_{13}Al$ کاهش می‌یابد (${}_{12}Mg$ ، $E_1 = 738 \text{ kJ/mol}$ و ${}_{13}Al$ ، $E_1 = 578 \text{ kJ/mol}$). در تناوب سوم نیز تغییری را که بین ${}_{14}N$ و ${}_{8}O$ در تناوب دوم مشاهده کردیم، از ${}_{15}P$ ($E_1 = 1012 \text{ kJ/mol}$) به ${}_{16}S$ ($E_1 = 1000 \text{ kJ/mol}$) ملاحظه می‌کنیم. تحقیق همچنین نشان می‌دهد که سطح انرژی چهارم ($n = 4$) نیز شامل چهار تراز فرعی است که آن‌ها را به عنوان ترازهای فرعی $4s$ ، $4p$ ، $4d$ و $4f$ 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 ۸-۱ ترتیب پر شدن عده‌ای از ترازهای فرعی انرژی نشان داده شده است. برای

به دست 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 $n=1$ شروع می‌کنیم و به تدریج به سمت ترازهای فرعی بالاتر در سطح‌های $n=2$ ، $n=3$ و ... پیش می‌رویم. چنانکه قبلاً اشاره شد در سطح انرژی $n=1$ که همان تراز $1s$ است و درونی‌ترین لایه‌ی الکترونی اتم را تشکیل می‌دهد، حداکثر دو الکترون قرار می‌گیرد. در سطح انرژی دوم ($n=2$) پس از پر شدن تراز فرعی $2s$ با دو الکترون، الکترون‌های بعدی در تراز فرعی $2p$ قرار می‌گیرند. در سطح انرژی سوم ($n=3$) ابتدا تراز فرعی $3s$ و سپس تراز فرعی $3p$ به وسیله‌ی الکترون‌ها اشغال می‌شوند. اما همان‌طور که در شکل ۸-۱ دیده می‌شود، تراز فرعی $4s$ پایین‌تر از تراز فرعی $3d$ قرار دارد و از این رو پس از اتم آرگون ($Z=18$) که آخرین لایه‌ی الکترونی آن به صورت $3s^2 3p^6$ است، تناوب چهارم با وارد شدن نوزدهمین الکترون در تراز فرعی $4s$ آغاز می‌شود که همان عنصر پتاسیم باشد. تراز فرعی $4s$ در عنصر کلسیم ($Z=20$) کامل می‌شود و آن‌گاه ده الکترون بعدی از الکترون بیست و یک تا الکترون سی در تراز فرعی $3d$ قرار می‌گیرند و سری عنصرهای واسطه از اسکاندیم تا روی را به وجود می‌آورند. پس از کامل شدن تراز فرعی $3d$ نوبت به تراز فرعی $4p$ می‌رسد و این تراز فرعی نیز با دریافت شش الکترون در عنصر کریبتون ($Z=36$) کامل می‌شود. ترتیب پر شدن ترازهای فرعی انرژی بالاتر مطابق الگوی شکل ۸-۱ در عنصرهای مربوط به تناوب‌های بالاتر ادامه می‌یابد که بررسی آنها خارج از قلمرو برنامه این درس است.



شکل ۸-۱- سطح‌های انرژی اصلی و ترازهای فرعی آن‌ها

در این کتاب تأکید بیش‌تر روی یادگیری آرایش الکترونی 20 عنصر اول جدول تناوبی عنصرها است که در جدول ۳-۱ آمده است.

۵-۱- مدل ابر الکترونی برای اتم

در مقدمه‌ی این فصل با مدل‌های تامسون، رادرفورد و بوهر برای اتم آشنا شدید. در مدل سیاره‌ای بوهر، الکترون به صورت ذره‌ای با بار الکتریکی منفی فرض می‌شود که دایره‌وار بر روی مدار معینی به دور هسته در حرکت است. همان‌گونه که در بالا اشاره شد، بررسی دقیق‌تر انرژی‌های نخستین یونش نشان می‌دهد که مدل سیاره‌ای بوهر برای توجیه آرایش الکترونی اتم‌ها کافی نیست و

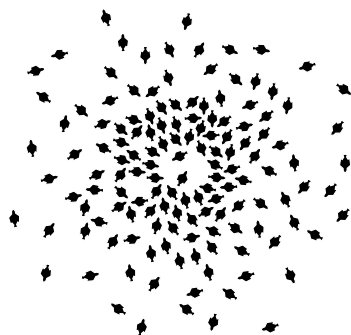
جدول ۳-۱- آرایش الکترونی ۲۰ عنصر اول جدول تناوبی عنصرها

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

به مدل کامل تری نیاز داریم. این موضوع قابل مقایسه با نقشه یک شهر است. شما با استفاده از نقشه می‌توانید آدرس مورد نظر خود را بیابید. اما، با یک نقشه‌ی ساده که مسیرهای خطوط اتوبوسرانی شهر را نداشته باشد، نمی‌توانید تصمیم بگیرید که چگونه به آدرس مورد نظر خود برسید و به این ترتیب برای کسب اطلاعات بیش‌تر به نقشه‌ی کامل تری نیاز دارید.

از سال ۱۸۰۳ که نظریه‌ی اتمی دالتون ارائه شد تا زمان حاضر چندین مدل برای بیان ساختار اتم پیشنهاد شده است که هیچ‌یک از آن‌ها کامل نیست اما هر یک از آن‌ها برای مورد خاصی که به کار برده می‌شود، سودمند است. مثلاً، برای توجیه حالت‌های گازی و جامد ماده مدل ساده «گوی‌های کوچک» که نوعی مدل ذره‌ای است و با مدل اتمی دالتون مطابقت می‌کند، مدل مناسبی است. در این کتاب برای تشکیل ترکیب‌های یونی از مدل مدارها یا لایه‌های الکترونی استفاده می‌کنیم که با مدل اتمی بوهر مطابقت دارد.

مدل کامل تری که می‌خواهیم در این کتاب به کار ببریم، مدل اوربیتالی است که براساس احتمال حضور الکترون در یک فضای معین در اطراف هسته استوار است. برای به‌دست آوردن تصویر ساده‌ای از اوربیتال و احتمال حضور الکترون در آن، موقعیت یک پرنده در قفس را که در شکل ۱-۹ نشان داده شده است در نظر می‌گیریم. فرض کنید که از کلیه حرکت‌ها و جابه‌جا شدن‌های این



شکل ۱-۹- موقعیت یک پرنده در قفس در زمان‌های مختلف

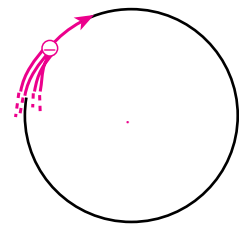
پرنده در قفس هر 10° دقیقه یک بار عکسبرداری می‌شود پس از گذشت یک روز موقعیت‌های مختلف این پرنده را نسبت به ظرف غذا از روی عکس‌های متعددی که از آن گرفته شده است، روی یک صفحه کاغذ منتقل می‌کنیم. مطابق شکل ۹-۱ محلی که بیشتر وقت پرنده در آن جا می‌گذرد پرازدحام‌تر است و رنگ تیره‌تری دارد. بدیهی است که احتمال حضور پرنده در اطراف ظرف غذا بیش‌تر است و با فاصله گرفتن از آن، این احتمال نیز کم‌تر می‌شود.

چنین تصویری احتمال نسبی حضور پرنده را در هر نقطه به دست می‌دهد، اما هرگز چگونگی جابه‌جا شدن و خط سیر آن را مشخص نمی‌کند. در مورد اتم نیز می‌توان احتمال نسبی حضور الکترون را در اطراف هسته‌ی اتم از راه‌های فیزیکی و ریاضی به دست آورد، اما هرگز نمی‌توان چگونگی جابه‌جا شدن الکترون را از نقطه‌ای به نقطه‌ی دیگر مشخص کرد یا موقعیت آن را در هر لحظه از زمان معین کرد.

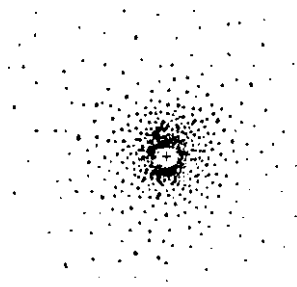
معمولاً احتمال حضور الکترون را در نقاط گوناگون در اطراف هسته به وسیله‌ی نقطه‌هایی نشان می‌دهند. تراکم این نقطه‌ها در اطراف هسته به صورت ابری در می‌آید که برای نمایش مدل ابرالکترونی اتم به کار می‌رود. هرکجا که تراکم ابر الکترونی بیشتر باشد، احتمال حضور الکترون در آن جا بیشتر است.

در شکل ۱۰-۱ ساختار الکترونی اتم هیدروژن را مطابق مدل سیاره‌ای بوهر و مدل ابرالکترونی مشاهده می‌کنید.

مدل ابر الکترونی یا مدل اوربیتالی اتم هیدروژن در شکل ۱۰-۱ (ب) یک تصویر دو بُعدی است. در یک تصویر سه بُعدی، می‌توان فضایی به شکل کره را به دور هسته مجسم کرد که احتمال یافتن الکترون در آن فضا بیش از 90% باشد، فضایی را که به وسیله‌ی این کره مشخص می‌شود، اوربیتال می‌نامیم.



(الف) نمایش مدل سیاره‌ای



(ب) مدل ابر الکترونی برای اتم هیدروژن

شکل ۱۰-۱

تعداد الکترون‌ها در هر اوربیتال

قبلاً درباره‌ی ترازهای فرعی انرژی s, p, d, f و ترتیب پرشدن آن‌ها صحبت شد. حال به جای آن‌ها می‌توان از اوربیتال‌های s, p, d, f و چگونگی اشغال آن‌ها به وسیله‌ی الکترون‌ها سخن به میان آورد.

قبلاً در مورد اتم سدیم به این نتیجه رسیدیم که لایه‌ی اول شامل دو الکترون و لایه‌ی دوم شامل هشت الکترون است و از طرفی لایه‌ی دوم خود متشکل از دو لایه‌ی فرعی است. لایه‌ی اول شامل یک نوع اوربیتال (اوربیتال $1s$)، اما لایه‌ی دوم شامل دو نوع اوربیتال (اوربیتال‌های $2s$ و $2p$) است. از روی تعداد الکترون‌ها در لایه‌ی اول نتیجه می‌گیریم که گنجایش هر اوربیتال حداکثر دو الکترون است؛ از این رو لایه‌ی دوم که حداکثر گنجایش هشت الکترون را دارد باید شامل یک اوربیتال $2s$ و سه اوربیتال $2p$ باشد. تعداد اوربیتال‌ها در هر لایه به وسیله‌ی n^2 داده می‌شود که n در این جا مشخص کننده‌ی عدد لایه‌ی الکترونی اصلی است. پس برای $n = 2$ تعداد اوربیتال‌ها چهار است. به این ترتیب لایه‌ی سوم باید شامل $9 = 3^2$ اوربیتال باشد که از این مجموعه تنها چهار اوربیتال آن (اوربیتال‌های $3s$ و $3p$) در لایه‌ی سوم در اتم‌های سدیم تا آرگون به وسیله‌ی الکترون‌ها اشغال می‌شوند.

در اتم پتاسیم که بعد از آرگون ($Z=18$) قرار دارد الکترون نوزدهم در اوربیتال $4s$ قرار می‌گیرد.

۶-۱- شکل اوربیتال‌ها

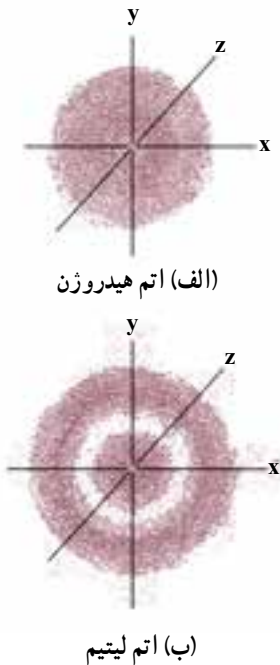
در اتم‌ها چهار نوع اوربیتال وجود دارد که شکل آن‌ها با روش‌های ریاضی مشخص شده است. این اوربیتال‌ها را با حروف کوچک s, p, d, f نشان می‌دهند. با شکل ساده اوربیتال $1s$ در مورد اتم هیدروژن قبلاً آشنا شدید. برای اتم هلیم که در اوربیتال آن دو الکترون وجود دارد مانند اتم هیدروژن یک ابر الکترونی کروی و متقارن دور هسته در نظر می‌گیریم، اما در این مورد این ابر الکترونی نماینده‌ی دو الکترون است.

در اتم لیتیم با توجه به تفاوت قابل توجه انرژی یونش الکترون در آخرین لایه‌ی الکترونی نسبت به دو الکترون درونی (انرژی E_1 به نسبت خیلی کم، E_2 و E_3 خیلی زیاد است) ابر الکترونی $2s$ فاصله بیشتری تا هسته خواهد داشت. چون این ابر الکترونی نیز وابسته به الکترون s است، پس توزیع آن دور هسته‌ی لیتیم کروی و متقارن خواهد بود (شکل ۱۱-۱).

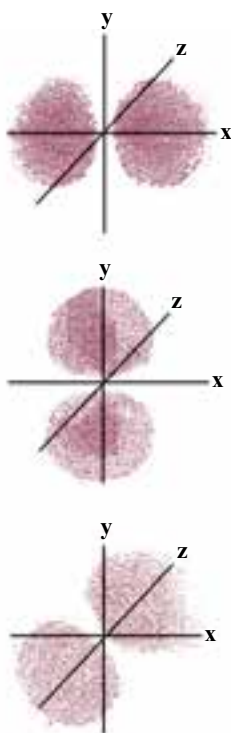
ابراهای الکترونی اتم‌های هیدروژن، هلیم، لیتیم و بریلیم شکل کروی دارند، زیرا در این اتم‌ها تنها الکترون s (که به اوربیتال s مربوط است) وجود دارد. البته اندازه‌ی این اوربیتال‌ها متفاوت است و شعاع اوربیتال با افزایش n فزونی می‌یابد (فصل ۳ را ببینید).

هر اوربیتال p به صورت یک دمبل است. سه اوربیتال p را می‌توان در امتداد سه محور مختصات x, y, z که بر یکدیگر عمودند، نشان داد (شکل ۱۲-۱)؛ از این رو آن‌ها را به صورت p_x, p_y, p_z مشخص می‌کنند که موقعیت فضایی این اوربیتال‌ها را نسبت به یکدیگر نشان می‌دهد. محل تلاقی این سه محور بر هسته‌ی اتم منطبق است. با این ترتیب، هیچ یک از اوربیتال‌های p در هسته‌ی اتم، ابر الکترونی ندارد، به بیان دیگر، تراکم ابر الکترونی (چگالی الکترون) در هسته‌ی اتم صفر است. هر یک از دمبل‌ها در شکل ۱۲-۱ نماینده‌ی یک اوربیتال است که می‌تواند حداکثر دو الکترون در خود جای دهد. شکل اوربیتال‌های d و f پیچیده است و در این درس مطرح نمی‌شود.

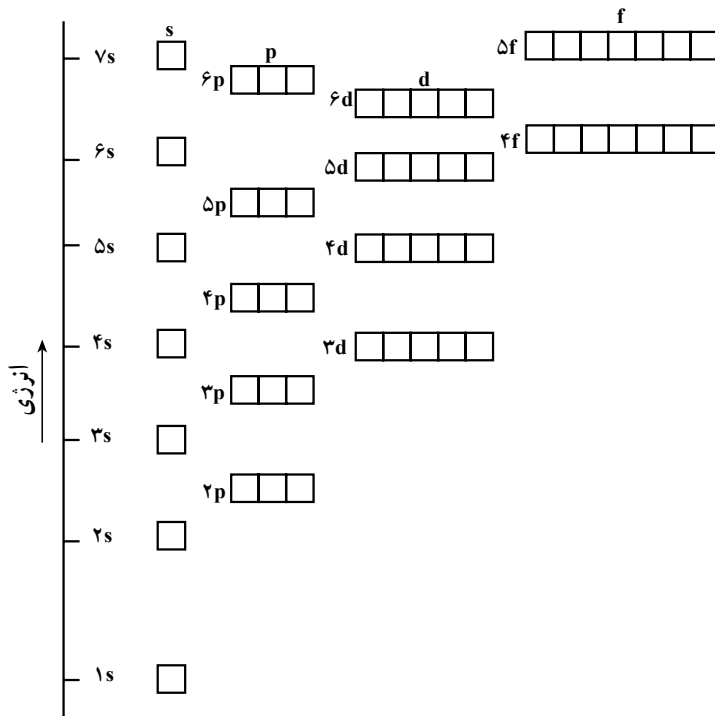
چنان که قبلاً گفته شد، در هر لایه تعداد n^2 اوربیتال (n شماره‌ی لایه‌ی الکترونی است) وجود دارد و گنجایش هر اوربیتال هم حداکثر دو الکترون است. پس حداکثر تعداد الکترون‌های هر لایه‌ی اصلی به وسیله‌ی $2n^2$ داده می‌شود؛ از این رو، لایه‌ی اول ($n=1$) شامل اوربیتال $1s$ است و حداکثر دو الکترون در خود جای می‌دهد. لایه‌ی دوم ($n=2$) شامل دو نوع اوربیتال ($2s$ و $2p$) است و حداکثر هشت الکترون ($2s^2$ و $2p^6$) در خود جای می‌دهد. لایه‌ی سوم نیز یک اوربیتال s ، سه اوربیتال p و پنج اوربیتال d دارد و با در نظر گرفتن حداکثر گنجایش این اوربیتال‌ها که به ترتیب ۲، ۶ و ۱۰ الکترون است، در لایه‌ی سوم حداکثر هجده الکترون وجود دارد. لایه‌ی چهارم ($n=4$) هم شامل یک اوربیتال s ، سه اوربیتال p ، پنج اوربیتال d و هفت اوربیتال f است و حداکثر گنجایش آن ۳۲ الکترون است. لایه‌های بعدی نیز از همین قاعده پیروی می‌کنند. ترتیب اوربیتال‌ها از نظر انرژی در شکل ۱۳-۱ داده شده است. اوربیتال‌ها به ترتیب افزایش انرژی به وسیله‌ی الکترون اشغال



شکل ۱۱-۱- نمایش مدل اوربیتالی. x, y, z نمایش محورهای مختصات در فضا است که محل تلاقی آن‌ها بر هسته‌ی اتم منطبق است.



شکل ۱۲-۱- نمایش اوربیتال‌های p



شکل ۱۳-۱- ترتیب اوربیتال‌ها از نظر انرژی

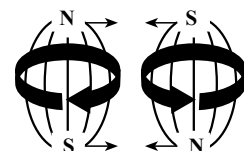
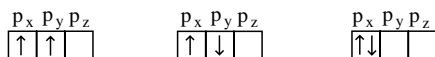
می‌شوند و برای تعیین ترتیب اشغال اوربیتال‌های خالی در یک اتم باید سه قاعده‌ی زیر را در نظر بگیریم.

۱- از اوربیتال‌های موجود، الکترون در اوربیتالی جای می‌گیرد که پایین‌ترین سطح انرژی را دارد.

۲- هر اوربیتال تنها دو الکترون در خود جای می‌دهد و اسپین^۱ این الکترون‌ها باید مخالف هم باشد.

۳- وقتی تعدادی اوربیتال با انرژی یکسان موجود باشد (مثلاً سه اوربیتال p یا پنج اوربیتال d) ابتدا هر یک از این اوربیتال‌ها به وسیله‌ی یک الکترون با اسپین یکسان اشغال می‌شود؛ پیش از اینکه در هر اوربیتال دو الکترون جای گیرد.

برای نشان دادن قاعده سوم در بالا که به نام قاعده یا اصل هوند موسوم است توزیع دو الکترون را در اوربیتال‌های 2p در نظر می‌گیریم. در این جا هر اوربیتال را با یک چهار گوش نشان می‌دهیم. از سه آرایش ممکن که در زیر نشان داده شده است، تنها آرایش الکترونی سمت چپ مربوط به حالت پایه‌ی اتم است و با قاعده‌ی هوند مطابقت دارد.



شکل ۱۴-۱- دو الکترون با اسپین‌های موازی و ناهمسو

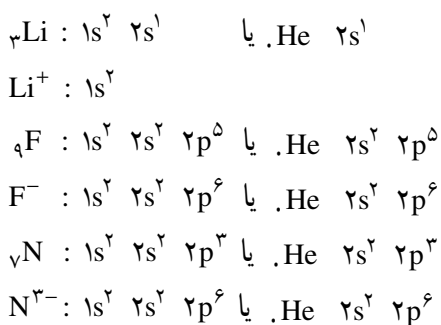
۱- برای الکترون می‌توان تصور کرد که مانند زمین به دور محور خود نیز می‌چرخد. الکترون می‌تواند در هر یک از دو جهت ممکن، یعنی در جهت حرکت عقربه‌های ساعت و در خلاف جهت آن بچرخد. با توجه به اینکه الکترون دارای بار الکتریکی منفی است، چرخش آن در دو جهت مختلف (مطابق شکل ۱۴-۱) باعث پیدایش قطب‌های مخالف آهن‌ریا و نیروی جاذبه میان آن‌ها می‌شود. جفت الکترون موجود در یک اوربیتال را با دو بیکان موازی و ناهمسو (اسپین مخالف) نشان می‌دهند (.. یا -).

در زیر آرایش اوربیتالی هشت عنصر اول جدول تناوبی (از هیدروژن تا نئون) داده شده است. برای صرفه جویی در جا، اوربیتال‌ها را به صورت چهارگوش و در یک ردیف نشان می‌دهیم، اما برای مشخص کردن تفاوت انرژی موجود بین آن‌ها فاصله منظور می‌کنیم. برای اتمی که شامل چندین الکترون باشد – چون تنها با بیرونی‌ترین الکترون‌های اتم یا به بیان دیگر الکترون‌های ظرفیت آن سروکار داریم و الکترون‌های درونی در واکنش‌های شیمیایی شرکت ندارند – به جای نشان دادن این الکترون‌های درونی که اغلب با آرایش الکترونی یک گاز نجیب مطابقت دارند، نماد آن گاز نجیب را به کار می‌بریم؛ بنابراین داریم:

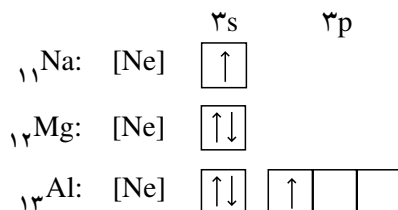
	1s	2s	2p
H	↑		
He	↑↓		
Li	[He]	↑	
Be	[He]	↑↓	
B	[He]	↑↓	↑ □ □
C	[He]	↑↓	↑ ↑ □
N	[He]	↑↓	↑ ↑ ↑
O	[He]	↑↓	↑↓ ↑ ↑
F	[He]	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑
Ne	[He]	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓

به طوری که قبلاً اشاره شد، انرژی نخستین یونش O از انرژی نخستین یونش N کم‌تر است با اینکه بار هسته در اتم اکسیژن یک واحد بزرگ‌تر از بار هسته‌ی اتم نیتروژن است دلیل آن با توجه به آرایش‌های الکترونی داده شده در بالا مربوط به پایداری بیش‌تر لایه‌ی نیم پر $2p$ در اتم نیتروژن است و در اتم اکسیژن برای قرار دادن الکترون اضافی در یک اوربیتال معین $2p$ با اثر دافعه‌ی متقابل بارهای همنام مواجه هستیم و این اثر موجب کم‌تر شدن انرژی نخستین یونش اکسیژن می‌شود. با جدا شدن یک الکترون، آرایش الکترونی یون O^+ به آرایش نیم پر در اوربیتال $2p$ می‌رسد.

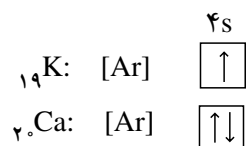
برای نشان دادن آرایش الکترونی اتم‌ها و یون‌ها می‌توان به جای استفاده از چهارگوش از نمادهای s, p, d, f استفاده کرد. در این صورت آرایش‌های الکترونی هر یک از اتم‌ها یا یون‌های لیتیم، فلور، فلوئورید، نیتروژن و نیتريد به صورت زیر خواهد بود:



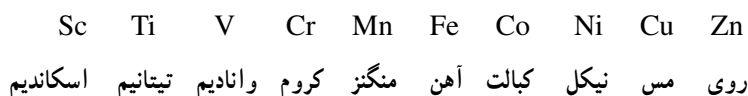
در تناوب سوم از سدیم تا آرگون الکترون‌ها در اوربیتال‌های ۳s و ۳p قرار می‌گیرند. برای نشان دادن آرایش الکترونی اتم‌های ${}_{11}\text{Na}$ ، ${}_{12}\text{Mg}$ و ${}_{13}\text{Al}$ به صورت زیر عمل می‌کنیم:



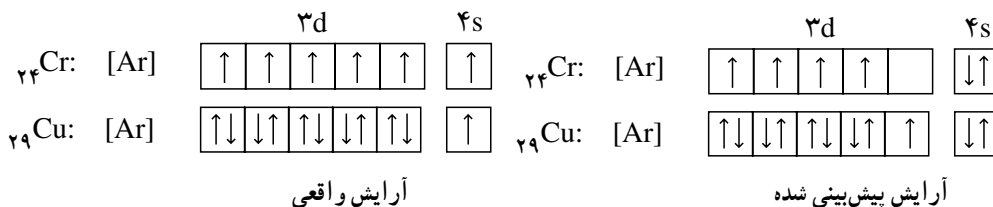
در تناوب چهارم آرایش الکترونی دو عنصر پتاسیم و کلسیم به صورت زیر است:



اما، برای عنصر بعدی که اسکاندیم (Sc) است با توجه به شکل ۱-۱۳ الکترون اضافه شده به اوربیتال ۳d وارد می‌شود و آرایش الکترونی اسکاندیم را به صورت ${}_{21}\text{Sc}: [\text{Ar}] 3d^1 4s^2$ می‌نویسیم و در عنصرهای بعدی هم الکترون‌ها به تدریج به اوربیتال‌های ۳d اضافه می‌شوند تا اینکه این اوربیتال‌ها پُر شوند. عنصرهای زیر که آن‌ها را عنصرهای واسطه می‌نامیم شامل اشغال تدریجی اوربیتال‌های پنجگانه ۳d تا حداکثر ۱۰ الکترون است.



آرایش الکترونی اتم‌های ${}_{24}\text{Cr}$ و ${}_{29}\text{Cu}$ برخلاف الگوی پیش‌بینی شده است. آرایش واقعی به صورت زیر است:



بعد از فلز روی الکترون‌ها در اوربیتال‌های ۴p جای می‌گیرند تا اینکه در گاز نجیب کریپتون (Kr) این اوربیتال‌ها کاملاً پر می‌شوند.

تناوب پنجم که با روبیدیم (Rb) آغاز می‌شود، شبیه به تناوب چهارم است. بعد از پر شدن اوربیتال ۵s در استرونیسیم الکترون‌های بعدی به اوربیتال‌های ۴d وارد می‌شوند و بعد از پر شدن آنها نوبت به اوربیتال‌های ۵p می‌رسد و این اوربیتال‌ها در گاز نجیب زنون (Xe) کامل می‌شوند. به طوری که در جدول تناوبی عنصرها در شکل ۱-۱۶ ملاحظه می‌کنید در تناوب‌های ششم و هفتم دوسری عنصرهای لانتانید و اکتینید نیز وجود دارند و الگوی پر شدن اوربیتال‌های مربوط کمی

تغییر می‌کند که بررسی آن‌ها خارج از حدود این کتاب است.

۷-۱- جدول تناوبی عناصر

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 توجه، 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 توسعه‌ی 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 اکسیلیسیم^۲ 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 عناصر استوار بود اما مندلیف در چند مورد مجبور شد برای رعایت تشابه خواص عناصر، 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 هسته‌ی اتم) در سال ۱۹۱۳ توسط مزلی معلوم شد که استفاده از عدد اتمی هر عنصر که مقدار معین و ثابتی است ملاک مناسب‌تری برای طبقه‌بندی عناصر است. جدول تناوبی جدید براساس

۱- (۱۸۳۴ - ۱۹۰۷) DIMITRI IVANOVICH MENDELEJEFF

مندلیف چهاردهمین فرزند یک معلم بود که در شهر توبولسک (TOBOLSK) واقع در سیبری زاده شد. با نابینا شدن پدر، سرپرستی خانواده را مادر که مدیر یک کارخانه‌ی شیشه‌سازی بود، به عهده گرفت. او در سال ۱۸۴۸ هزاران میل راه زمینی را طی کرد تا شاید فرزند خود را که علاقه‌مند به علوم بود، در دانشگاه مسکو ثبت نام کند. به علت انتساب به سیبری از ورود مندلیف به دانشگاه جلوگیری شد. مادر با آخرین اندوخته‌هایش او را به سن پترزبورگ برد و در سال ۱۸۵۰ موفق به ثبت نام او در دانشکده تربیت معلم آنجا شد. در همان سال مادر بدرود حیات گفت و فرزندش پنج سال بعد با دریافت یک مدال طلا در رشته علوم طبیعی فارغ‌التحصیل شد. مندلیف در سال ۱۸۸۷ ضمن اهدای نخستین کتاب شیمی خود به مادرش چنین نوشت: «او الگویی برای آموزش و عشق ورزیدن بود. برای فراهم نمودن امکانات تحصیل فرزندش، آخرین اندوخته‌های مالی و توان بدنی خود را تار و کرده».

۲- اِکا به زبان روسی معنی زیر می‌دهد.



شکل ۱۵-۱- مندلیف در آزمایشگاه خود

افزایش عدد اتمی استوار است. قانون تناوبی به این صورت بیان می‌شود. با تنظیم عنصرها بر حسب افزایش عدد اتمی، خواص شیمیایی و فیزیکی آنها به طور تناوبی تکرار می‌شود.

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

۸-۱- ساختار جدول تناوبی و برخی ویژگی‌های عنصرهای آن

بعد از مطالعه‌ی چگونگی پیدایش جدول تناوبی به بررسی برخی ویژگی‌ها و امتیازات جدول می‌پردازیم. منظور از جدول تناوبی در حال حاضر، جدول ارائه شده در شکل ۱-۱۶ 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 درباره‌ی 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. هر چه 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.

جدول تناوبی دارای ۷ ردیف افقی یا تناوب است. عنصرهای جدول که در گروه‌های ۱ تا ۱۸ قرار گرفته‌اند شامل عنصرهای اصلی و عنصرهای واسطه هستند. عنصرهای اصلی با حرف A و عنصرهای واسطه با حرف B مشخص شده‌اند. اعداد لاتین به کاررفته قبل از حروف A و B نشانه‌ی شماره‌ی گروه است. امروزه در بیشتر کتاب‌های شیمی از شماره‌گذاری جدید ۱ تا ۱۸ برای گروه‌ها صرف‌نظر از اصلی یا واسطه بودن آنها استفاده می‌شود، گرچه روش قدیم شماره‌گذاری هنوز هم متداول است.

ساختار تناوب‌های جدول

- تناوب اول دارای دو عنصر گازی شکل هیدروژن (H) و هلیم (He) است.
- تناوب‌های دوم و سوم هر یک 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، هر یک دارای ۱۸ عنصر است که اینها نیز با یک فلز قلیایی آغاز می‌شوند و به یک گاز نجیب پایان می‌یابند. ۸ عنصر در هر یک از این تناوب‌ها اصلی هستند (گروه‌های IA تا VIIIA) و ۱۰ عنصر نیز واسطه به شمار می‌روند (گروه‌های B) که به شیوه‌ی خاصی 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 هم‌معروف به لانتانیدها که در یک ردیف زیر جدول قرار دارند (ردیف بالایی).

جدول تناوبی عناصر

۱	۱/IA H هیدروژن ۱	۲/IA Li لیتیم ۳	۳/IA Na سدیم ۱۱	۴/IA K پتاسیم ۱۹	۵/IA Rb روبیوم ۳۷	۶/IA Cs سزیم ۵۵	۷/IA Fr فرانسیم ۸۷	۱/IIA Be بریلیم ۴	۲/IIA Mg منیزیم ۱۲	۳/IIA Ca کلسیم ۲۰	۴/IIA Sr استرانسیم ۳۸	۵/IIA Ba باریم ۵۶	۶/IIA Ra رادیوم ۸۸	۱/IIIA B بور ۵	۲/IIIA Al آلومینیم ۱۳	۳/IIIA Ga گالیم ۳۱	۴/IIIA In ایندیم ۴۹	۵/IIIA Tl تالیوم ۸۱	۶/IIIA Pb سرب ۸۲	۷/IIIA Bi بیسموت ۸۳	۸/IIIA Po پلونیوم ۸۴	۹/IIIA At استاتین ۸۵	۱۰/IIIA Rn رادون ۸۶	۱/IVB C کربن ۶	۲/IVB Si سیلیسیم ۱۴	۳/IVB Ge ژرمانیم ۳۲	۴/IVB Sn قلع ۵۰	۵/IVB Pb سرب ۸۲	۶/IVB Fl فلوئورین ۸۶	۱/VB N نیتروژن ۷	۲/VB P فسفر ۱۵	۳/VB As آرسنیک ۳۳	۴/VB Sb آنتیموان ۵۱	۵/VB Bi بیسموت ۸۳	۶/VB Po پلونیوم ۸۴	۷/VB At استاتین ۸۵	۸/VB Rn رادون ۸۶	۱/VIB O اکسیژن ۸	۲/VIB S کوکرد ۱۶	۳/VIB Se سلنیم ۳۴	۴/VIB Te تلوریم ۵۲	۵/VIB Po پلونیوم ۸۴	۶/VIB At استاتین ۸۵	۷/VIB Rn رادون ۸۶	۱/VIIA F فلوئور ۹	۲/VIIA Cl کلر ۱۷	۳/VIIA Br برم ۳۵	۴/VIIA I ید ۵۳	۵/VIIA At استاتین ۸۵	۶/VIIA Rn رادون ۸۶	۱/VIIIA He هلیوم ۲	۲/VIIIA Ne نون ۱۰	۳/VIIIA Ar آرگون ۱۸	۴/VIIIA Kr کریپتون ۳۶	۵/VIIIA Xe زنون ۵۴	۶/VIIIA Rn رادون ۸۶
---	----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	--------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------	--------------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	-------------------------------------

۱	۲	۳	۴	۵	۶	۷
H هیدروژن ۱	Li لیتیم ۳	Na سدیم ۱۱	K پتاسیم ۱۹	Rb روبیوم ۳۷	Cs سزیم ۵۵	Fr فرانسیم ۸۷
Be بریلیم ۴	Mg منیزیم ۱۲	Ca کلسیم ۲۰	Sr استرانسیم ۳۸	Ba باریم ۵۶	Ra رادیوم ۸۸	
B بور ۵	Al آلومینیم ۱۳	Ga گالیم ۳۱	In ایندیم ۴۹	Tl تالیوم ۸۱	Pb سرب ۸۲	Bi بیسموت ۸۳
C کربن ۶	Si سیلیسیم ۱۴	Ge ژرمانیم ۳۲	Sn قلع ۵۰	Pb سرب ۸۲	Fl فلوئورین ۸۶	
N نیتروژن ۷	P فسفر ۱۵	As آرسنیک ۳۳	Sb آنتیموان ۵۱	Bi بیسموت ۸۳	Po پلونیوم ۸۴	At استاتین ۸۵
O اکسیژن ۸	S کوکرد ۱۶	Se سلنیم ۳۴	Te تلوریم ۵۲	Po پلونیوم ۸۴	At استاتین ۸۵	Rn رادون ۸۶
F فلوئور ۹	Cl کلر ۱۷	Br برم ۳۵	I ید ۵۳	At استاتین ۸۵	Rn رادون ۸۶	
He هلیوم ۲	Ne نون ۱۰	Ar آرگون ۱۸	Kr کریپتون ۳۶	Xe زنون ۵۴	Rn رادون ۸۶	

Lu لوتسیم ۷۱	Yb ایتربیم ۷۰	Er اریتم ۶۸	Tm تولیم ۶۹	Ho هولمیم ۶۷	Dy دیسپروزیم ۶۶	Lu لوتسیم ۷۱
Lr لارنسیم ۱۰۲	No نولیم ۱۰۲	Fm فرمیم ۱۰۰	Md مدلیفیم ۱۰۱	Es انشنتیم ۱۰۱	Cf کالیفورنیم ۹۸	Lr لارنسیم ۱۰۲
Tb تریتم ۶۵	Gd گادولینیم ۶۴	Eu یورپوم ۶۳	Sm ساماریوم ۶۲	Pm پرومتیم ۶۱	Pr پرازتیمیم ۵۹	Tb تریتم ۶۵
Bk برکلیم ۹۷	Cm کورنیم ۹۶	Am امرسیوم ۹۵	Pu پلوتونیوم ۹۴	Np نیپتونیوم ۹۳	Pa پروتکتینیوم ۹۱	Bk برکلیم ۹۷
Cf کالیفورنیم ۹۸	Bk برکلیم ۹۷	Am امرسیوم ۹۵	Pu پلوتونیوم ۹۴	Np نیپتونیوم ۹۳	Pa پروتکتینیوم ۹۱	Cf کالیفورنیم ۹۸
Dy دیسپروزیم ۶۶	Er اریتم ۶۸	Tm تولیم ۶۹	Yb ایتربیم ۷۰	Lu لوتسیم ۷۱	Lu لوتسیم ۷۱	Dy دیسپروزیم ۶۶

فلز	شبه فلز	ناقل

شکل ۱-۱۶

– تناوب هفتم ناقص است و در صورتی که 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 اکتینیدها در یک ردیف زیر سری قبلی لاتناید‌ها 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 دارند.

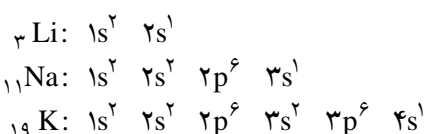
ساختار گروه‌های جدول تناوبی با توجه به آرایش الکترونی عنصرهای آن‌ها

در این بخش به رابطه‌ای که میان آرایش الکترونی اتم یک عنصر و بسیاری از خواص آن برقرار است اشاره می‌کنیم. در این میان آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت و موقعیت عنصر در جدول تناوبی نقش اساسی دارد. بجاست که در پرتو این نکات، مروری بر عنصرهای ۸ گروه اصلی A و ۱۰ گروه فرعی B، در جدول تناوبی داشته باشیم. ضمناً جدول ۴-۱ که خاص گروه‌های ۸ گانه‌ی اصلی است نیز در این مورد سودمند است.

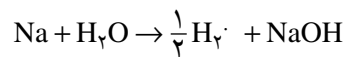
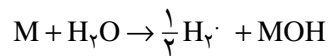
جدول ۴-۱ – عنصرهای اصلی جدول تناوبی و آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت آن‌ها

گروه	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
تعداد الکترون‌ها در لایه‌ی بیرونی	۱	۲	۳	۴	۵	۶	۷	(به استثنای He) ۸
تناوب اول	H!							He:
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:						

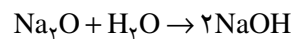
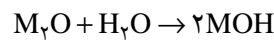
گروه IA (خانواده‌ی فلزهای قلیایی یا گروه لیتیم): آرایش الکترونی عنصرهای این گروه به تراز ns^1 ختم می‌شود. نماد n نشان دهنده‌ی شماره‌ی آخرین لایه‌ی الکترونی (لایه‌ی ظرفیت) است. به سه مثال زیر توجه کنید:



لایه ی ظرفیت اتم لیتیم ۲s و ۲p، اتم سدیم ۳s و ۳p و اتم پتاسیم ۴s و ۴p است. بدیهی است که اوربیتال های p در آن ها خالی است. همان طور که آموختید، مقدار انرژی یونش لازم برای جدا کردن تنها الکترون موجود در لایه ی ns فلزهای قلیایی نسبتاً کم است و این عنصرها در واکنش با عنصرهای دیگری همچون کلر، این الکترون را به آسانی از دست می دهند و به یونی با بار +۱ تبدیل می شوند. خواص فلزی قوی این عنصرها و واکنش پذیری شدید آن ها نیز دلالت بر آمادگی زیاد برای تبدیل شدن به یون M^+ دارد. برای مثال، این فلزها به شدت با آب واکنش می دهند و $\frac{1}{4}$ مول گاز H_2 به ازای مصرف یک مول فلز M پدید می آورند. فرمول معادله ی عمومی واکنش فلزهای این خانواده با آب و مثال آن که مربوط به سدیم است، به قرار زیر است:



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



مثال ۳-۱-۳۹ / گرم فلز قلیایی مجهول با آب به شدت واکنش می کند و ۱۱۲ سانتیمتر مکعب گاز هیدروژن در شرایط دما و فشار استاندارد پدید می آورد. با استفاده از جدول تناوبی، نام این فلز، همچنین آرایش الکترونی و عدد اتمی آن را مشخص کنید.

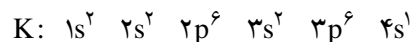
پاسخ:

$$112 \text{ cm}^3 \rightarrow 39^\circ / \text{گرم فلز قلیایی}$$

$$M \quad \frac{1}{4} \times 22400 \text{ cm}^3$$

$$M = 39 \text{ گرم (جرم اتمی فلز)}$$

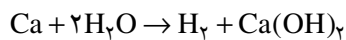
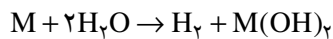
با در دست داشتن جرم اتمی به جدول تناوبی مراجعه می کنیم و متوجه می شویم که این فلز پتاسیم است که در آغاز تناوب چهارم قرار دارد. بنابراین، آرایش الکترونی آخرین لایه آن $4s^1$ است. از این رو، آرایش الکترونی آن، باید به صورت زیر باشد:



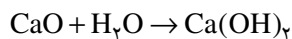
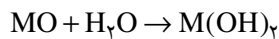
عدد اتمی آن نیز ۱۹ است، زیرا ۱۹ پروتون دارد.

گروه IIA (خانواده ی فلزهای قلیایی خاکی یا گروه بریلیم): آرایش الکترونی عنصرهای این گروه به تراز انرژی ns^2 ختم می شود. چون در لایه ی ظرفیت ۲ الکترون دارند، انرژی نخستین و دومین یونش آن ها نسبتاً کم و سومین یونش آن ها همراه با جهش بزرگ است بنابراین، این عنصرها به جز بریلیم ۲ الکترون لایه ی ظرفیت خود را به راحتی از دست می دهند و به یون +۲ تبدیل می شوند. فعالیت شیمیایی فلزهای گروه IIA اندکی کم تر از IA است. برای مثال، در تناوب چهارم، واکنش فلز کلسیم با آب، برخلاف فلز پتاسیم، نسبتاً آرام است. فرمول کلی معادله ی واکنش و مثال آن

که مربوط به کلسیم است، به قرار زیر است. در اینجا یک مول گاز هیدروژن به ازای یک مول فلز آزاد می‌شود.



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

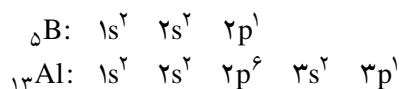


(آهک مرده و آب آهک) (آهک زنده)

پرسش ۳-۱-۸/۷۶ گرم از یک فلز قلیایی خاکی مجهول با آب به شدت 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.

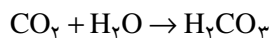
گروه IIIA (خانواده‌ی بور): آرایش الکترونی عنصرهای این گروه به $ns^2 np^1$ ختم می‌شود. از این رو اتم‌های این عنصرها در لایه‌ی ظرفیت خود سه الکترون دارند. به بیان دیگر، انرژی‌های نخستین، دومین و سومین یونش آن‌ها نسبتاً کم، اما انرژی چهارمین یونش آن‌ها همراه با جهش بزرگ است. مهم‌ترین عنصر این گروه فلز آلومینیم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



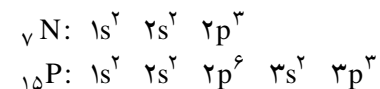
بور نخستین عنصر این گروه یک عنصر نافلزی است. آلومینیم یک عنصر فلزی است، اما خواص فلزی آن در مقایسه با منیزیم از گروه IIA به میزان قابل ملاحظه‌ای کم‌تر است و در واقع یک عنصر دو خصلتی است. هم با اسیدها و هم با بازها واکنش می‌دهد.

گروه IVA (گروه کربن): آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت عنصرهای این گروه به $ns^2 np^2$ ختم می‌شود. مثال آن‌ها عنصر کربن با آرایش الکترونی $1s^2 2s^2 2p^2$ C 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 به طوری که کربن نافلز، سیلیسیم و ژرمانیم شبه فلز، قلع و سرب فلز محسوب می‌شوند.

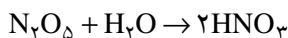
کربن در اکسیژن می‌سوزد و CO_2 می‌دهد که در آب خاصیت اسیدی دارد.



گروه VA (گروه نیتروژن): آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت عنصرهای این گروه به $ns^2 np^3$ ختم می‌شود. به آرایش الکترونی دو عنصر نیتروژن و فسفر در این گروه توجه شود:



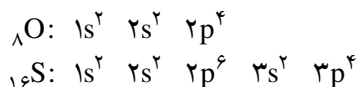
در این گروه نسبت به گروه پیشین، خصلت نافلزی آشکارتر است. نیتروژن، اکسیدی به فرمول N_2O_5 (دی نیتروژن پنتوکسید) تشکیل می دهد که در آب نیتریک اسید پدید می آورد.



فسفر دومین عنصر این گروه نیز خصلت نافلزی قابل توجهی دارد. بیسموت (Bi) پایین ترین عنصر این گروه را می توان فلز دانست.

گروه VI (گروه اکسیژن): آرایش الکترونی عنصرهای این گروه به $ns^2 np^4$ ختم می شود

مانند:



خصلت نافلزی این عنصرها که در سمت راست جدول تناوبی قرار دارند، در مقایسه با گروه های پیشین بیش تر است. به همین دلیل به آسانی با کسب ۲ الکترون به آرایش الکترونی گاز نجیب بعدی می رسند (مانند یون های منفی اکسید، O^{2-} ، و سولفید، S^{2-}). گوگرد با اکسیژن معمولاً دو نوع اکسید به شرح زیر پدید می آورد:

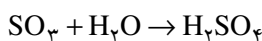
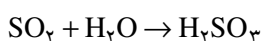
گاز گوگرد دیوکسید SO_2 عدد اکسایش آن +۴ است

گوگرد تریوکسید SO_3 عدد اکسایش آن +۶ است

این اکسیدها در آب حل می شوند و اسید پدید می آورند.

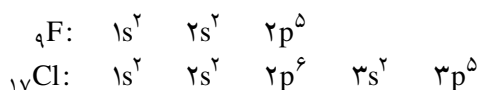
سولفورو اسید (اسید ضعیف)

سولفوریک اسید (اسید قوی)



گروه VIIA (خانواده هالوژن ها): آرایش الکترونی لایه ی ظرفیت این عنصرها $ns^2 np^5$

است مانند:

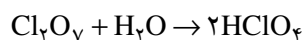


خصلت نافلزی این گروه از عنصرها نسبت به عنصرهای هم دوره ی آن ها در گروه های قبلی بیش تر است. اتم این عنصرها با گرفتن یک الکترون از فلزها به آنیون هایی با نماد کلی X^- مانند Cl^- تبدیل می شوند.

فلوئور را که نخستین عنصر این گروه است، می توان واکنش پذیرترین نافلز دانست.

کلر، اکسیدی به فرمول Cl_2O_7 پدید می آورد که عدد اکسایش کلر در آن +۷ است. این

اکسید در آب خاصیت اسیدی قوی دارد.



پرکلریک اسید دی کلر هپتوکسید

گروه VIII A (گاز های نجیب): آرایش الکترونی عنصرهای این گروه به $ns^2 np^6$ می رسد

۱- در آینده خواهید دید که در این گونه موارد، به جای مفهوم محدود ظرفیت، از مفهوم کلی تر «عدد اکسایش» استفاده

می شود و مثلاً می گویند عدد اکسایش گوگرد در SO_2 برابر +۴، در SO_3 برابر +۶ و در H_2S برابر -۲ است.



الف) توده ی بزرگی از گوگرد در انتظار ورود به مجتمع سولفوریک اسیدسازی. گوگرد را می سوزانند و SO_2 پدید می آورند. این گاز را به کمک کاتالیزگر به SO_3 و سپس به H_2SO_4 تبدیل می کنند.



ب) تعبیه ی مخزن های بزرگ سوخت مایع در فضاپیما ی شاتل. به حجم بسیار بزرگ مخزن هیدروژن نسبت به مخزن اکسیژن توجه کنید. گرمای واکنش سوختن هیدروژن مایع بسیار زیاد است.

شکل ۱۷-۱ برخی کاربردها برای عنصرهای گروه VIA

(بجز هلیوم که ns^2 است). به علت پرشدن اوربیتال‌ها، عنصرهای این گروه تمایل به کسب الکترون و تشکیل آنیون ندارند و به علت بالا بودن انرژی یونش برای واکنش با سایر عنصرها از خود تمایلی نشان نمی‌دهند. عنصرهای پایینی آن‌ها مانند زنون (Xe) با دشواری در برخی واکنش‌ها شرکت می‌کنند. (مثلاً زنون با فلئوئور ترکیبی به فرمول XeF_4 پدید می‌آورد).

عنصرهای واسطه d

همان‌طور که دیدید، در اتم‌های عنصرهای گروه‌های IA و IIA که در سمت چپ جدول هستند، اوربیتال تراز s لایه‌ی ظرفیت آن‌ها در حال اشغال شدن است. در اتم‌های عنصرهای گروه‌های اصلی IIIA تا VIIIA نیز که در سمت راست جدول قرار دارند، اوربیتال‌های p لایه‌ی ظرفیت آن‌ها در حال اشغال شدن است. اوربیتال‌های تراز d در اتم‌های عنصرهای واسطه که طی 10 گروه B میان آن دو دسته قرار دارند، نیز در جای خود به وسیله‌ی الکترون‌ها اشغال می‌شوند. می‌دانید که هر ۵ اوربیتال d موجود در هر یک از لایه‌های اصلی سوم به بعد، جمعاً به وسیله 10 الکترون قابل پرشدن هستند. برای مثال، در تناوب چهارم، اوربیتال‌های $3d$ به تدریج و طی 10 عنصر (از فلز اسکاندیم Sc تا فلز روی Zn) پر می‌شوند. همان‌طور که قبلاً دانستیم، زمانی نوبت پرشدن اوربیتال‌های $3d$ شروع می‌شود که اوربیتال $4s$ پر شده باشد (قبلاً دیده شد که این اوربیتال در دو مورد Cu و Cr به صورت $4s^1$ است و نه $4s^2$). همه عنصرهای واسطه فلز هستند و کاربرد فراوانی در ساختن ابزار، ماشین‌آلات و دستگاه‌های صنایع شیمیایی دارند.

مهم‌ترین ویژگی‌های مشترک عنصرهای واسطه d (بجز 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، $7/86$ گرم بر سانتی‌متر مکعب است.
- ۲- دمای ذوب آن‌ها نسبتاً بالاست. برای مثال، دمای ذوب آهن C 1535 است.
- ۳- این عنصرها اکثر ترکیب‌های رنگین پدید می‌آورند (بجز ترکیب‌های عنصر روی که اوربیتال‌های d آن پر و به d^0 رسیده است. ترکیب‌های روی سفید رنگ و محلول آن‌ها در آب بی‌رنگ است).
- ۴- این عنصرها می‌توانند بیش از یک عدد اکسایش 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 تهیه‌ی اکسیژن از H_2O_2 یا Ni در تبدیل روغن مایع به روغن نباتی جامد).

۱-۱ با مراجعه به جدول تناوبی عناصر آرایش الکترونی اتم‌ها و یون‌های زیر را با استفاده از نمادهای s, p, d, f بنویسید. توجه کنید که در تشکیل یون‌های فلزهای واسطه الکترون‌ها ابتدا از تراز انرژی $4s$ برداشته می‌شوند.

الف) He^+ (ب) N^{3-} (ج) Fe (د) Mg^{2+} (ه) S^{2-}
 و) Cl (ز) Mn^{2+} (ح) B (ط) O^{2-} (ی) O^+

۱-۲ جدول زیر را کامل کنید.

ترازهای اصلی	تعداد و نوع اوربیتال‌های هر تراز	حداکثر گنجایش هر مجموعه اوربیتال	حداکثر تعداد الکترون‌های هر تراز اصلی
تراز اول			
تراز دوم			
تراز سوم			
تراز چهارم			

۱-۳ در اتم نئون براساس انرژی‌های یونش متوالی چند گروه الکترونی قابل تشخیص است؟ جهش‌های عمده انرژی‌های یونش در کدام الکترون‌ها اتفاق می‌افتد؟

۱-۴ در تناوب چهارم چند عنصر وجود دارد؟ چه تعداد از آن‌ها به عنوان 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)

۱-۵ تعداد الکترون‌ها و پروتون‌ها و نوترون‌ها را برای هر یک از اتم‌های $^{31}_{15}P$ ، $^{40}_{18}Ar$ ، $^{14}_7N$ مشخص کنید.

۱-۶ در گروه IIIA آلومینیم یک فلز دو خصلتی است. واکنش آن را با هیدروکلریک اسید و سدیم هیدروکسید بنویسید (راهنمایی: از انحلال آلومینیم هیدروکسید در سدیم هیدروکسید یون $Al(OH)_4^-$ تشکیل می‌شود).

۱-۷ از واکنش فلز آلومینیم با گاز فلوئور چه محصولی به دست می‌آید تشکیل این محصول را براساس آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت این دو عنصر توضیح دهید.

۱-۸ آرایش الکترونی لایه‌ی 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) هر یک از این عنصرها در کدام گروه و کدام تناوب قرار دارد؟

۱-۹ خواص عنصری با عدد اتمی 10 با خواص کدام عنصر از بین عنصرهای با اعداد

اتمی $9, 11, 16, 18$ و 28 مشابه است؟