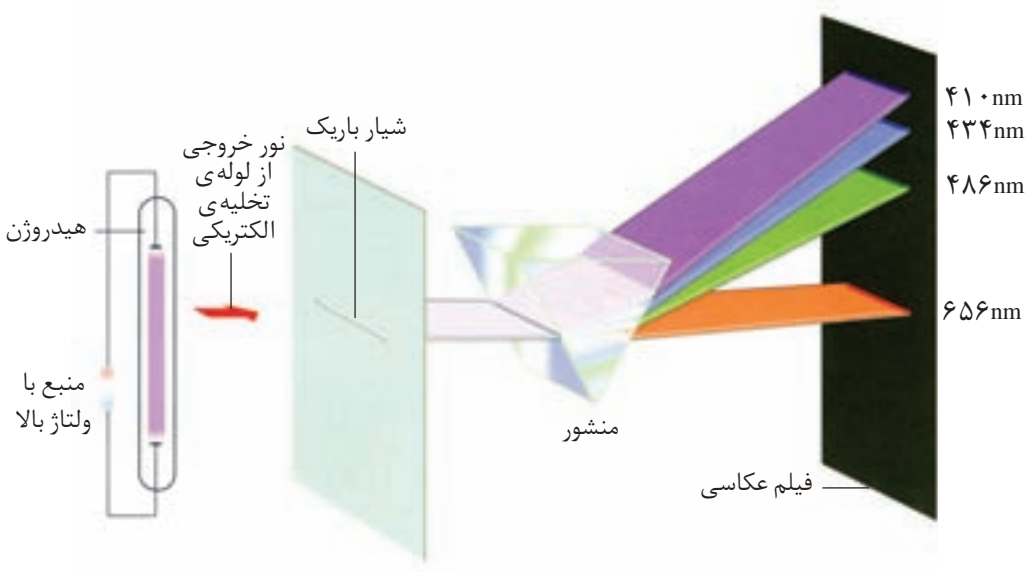
این طیف، زمینه‌ساز پیشرفت شگرفی در شیمی و فیزیک شد.



شکل ۵ طیف نشری خطی حاصل از اتم‌های برانگیخته‌ی هیدروژن

بیش‌تر بدانید

در فضاهای بین ستاره‌ای مقادیر بسیار زیادی مولکول، یون و اتم وجود دارد. هر یک از این ذره‌ها قادرند که طول موج‌های ویژه‌ای را در گستره‌ی طیف موج‌های الکترومغناطیس جذب و نشر کنند. مجموعه‌ی این طول موج‌ها خود گستره‌ی ویژه‌ای را به‌وجود می‌آورد که طیف نشری یا جذبی آن ذره نامیده می‌شود. امروزه با کمک گیرنده‌های ویژه‌ای می‌توان طیف نشری این ذره‌ها را به‌دست آورد. در این طیف‌ها هر طول موج با یک خط روشن در زمینه‌ای تیره مشاهده می‌شود. برای مثال طیف نشری هیدروژن را در شکل زیر می‌بینید.

فضاهای بین ستاره‌ای، فضایی پر از امواج است.

برخی طول موج‌های نشر شده از این ذره‌ها در گستره‌ی امواج رادیویی قرار دارد. برای مثال اتم‌های هیدروژن پیوسته امواجی با طول موج ۲۱cm برابر با ۱۴۲۰MHz از خود منتشر می‌سازند و درواقع به این‌گونه با ما سخن می‌گویند(!). هلیم نیز نخستین بار پیش از آن که در زمین یافت شود در سال ۱۸۶۸ از طریق امواجی که از خود منتشر می‌سازد وجود خود را به انسان اعلام کرد.

طیف نشری هیدروژن(این طیف‌ها خطوط طیفی اتم هیدروژن از ناحیه‌ی فرا بنفش تا فرو سرخ را دربر می‌گیرد.)

شیمی‌دان‌ها به مولکول‌های موجود در فضای بین ستاره‌ای بسیار علاقه‌مند هستند و با ثبت این‌گونه طیف‌ها اطلاعات ارزشمندی درباره‌ی این مولکول‌ها به‌دست آورده‌اند. تاکنون بیش از ۸۰ نوع مولکول مختلف در فضاهای بین ستاره‌ای شناسایی شده است. برخی از این مولکول‌ها هم چون هیدروژن کلرید (HCl)، کربن مونواکسید، آب و اتانول در زمین نیز یافت می‌شوند، اما برخی دیگر ساختاری غیرمتعارف دارند و پیش از آن که در زمین ساخته شوند، در فضا یافت شده‌اند.

تابش پرتوهای پر انرژی کیهانی بر مولکول‌های موجود در فضا آن‌ها را شکسته به مولکول‌های کوچک‌تر و یون تبدیل می‌کند. از این‌رو در فضا تنها مولکول‌هایی با اندازه‌های محدودی را می‌توان یافت. به هر حال شاید شناسایی این مولکول‌های کوچک موجود در فضاهای بین ستاره‌ای ضمن کمک به درک چگونگی ایجاد زندگی در کره‌ی زمین روزی از وجود زندگی در بخش‌های دیگرِ جهان هستی پرده بردارند.

انرژی زیاد ایجاد شده به هنگام تخلیه‌ی الکتریکی، مولکول‌های دو اتمی هیدروژن (H_2) را به اتم‌های هیدروژن جدا از هم می‌شکنند. این اتم‌ها در مقایسه با مولکول‌های هیدروژن انرژی جنبشی بیش‌تری دارند.

مدل اتمی بور

نخستین بار آنگستروم (Ångström,A.) فیزیک‌دان سوئدی درسال ۱۸۶۲ چهار خط طیف نشری هیدروژن را یافت و نه سال بعد موفق به اندازه‌گیری دقیق طول موج هر خط شد.

وجود ارتباطی بامعنا میان الگوی ثابت طیف نشری خطی هیدروژن و ساختار اتم‌های آن، ذهن بسیاری از دانشمندان را به خود مشغول ساخت. درسال ۱۹۱۳ نیلز بور دانشمند دانمارکی در راه کشف این رابطه، مدل اتمی رادرفورد را برای توجیه این ارتباط نارسا دانست و مدل تازه‌ای برای اتم هیدروژن پیشنهاد کرد. او این مدل را با فرض‌های زیر ارایه کرد:

۱ـ الکترون در اتم هیدروژن در مسیری دایره‌ای شکل که مدار نامیده می‌شود، به دور هسته گردش می‌کند.

۲ـ انرژی این الکترون با فاصله‌ی آن از هسته رابطه‌ای مستقیم دارد. در واقع هر چه الکترون از هسته دورتر می‌شود، انرژی آن افزایش می‌یابد.

۳ـ این الکترون فقط می‌تواند در **فاصله‌های معین** و ثابتی پیرامون هسته گردش کند. در واقع الکترون فقط اجازه دارد که **مقادیر معینی انرژی** داشته باشد. به هر یک از این مقادیر انرژی **تراز انرژی** می‌گویند. تعداد محدودی از این ترازهای انرژی در اتم وجود دارد.

۴ـ این الکترون معمولاً در پایین‌ترین تراز انرژی ممکن (نزدیک‌ترین مدار به هسته) قرار دارد. به این تراز انرژی **حالت پایه** می‌گویند.

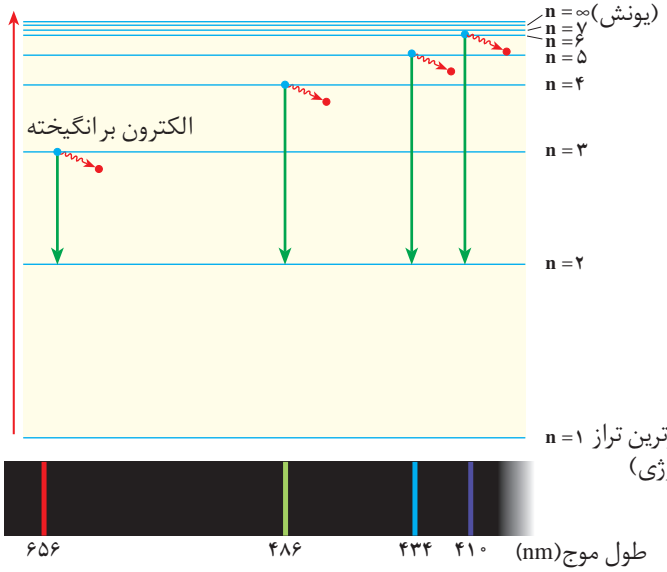
نیلزبور
(۱۸۸۵ـ۱۹۶۲)

۵ـ با دادن **مقدار معینی انرژی** به این الکترون می‌توان آن را قادر ساخت که از حالت پایه (ترازی با انرژی کم‌تر) به **حالت برانگیخته** (ترازی با انرژی بالاتر) انتقال پیدا کند.

۶ـ الکترون درحالت برانگیخته ناپایدار است، از این‌رو همان مقدار انرژی را که پیش از این گرفته بود از دست می‌دهد و به حالت پایه باز می‌گردد.

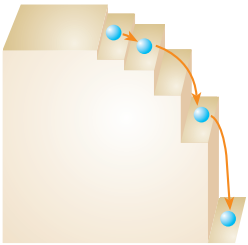
از آن‌جا که برای الکترون نشر نور مناسب‌ترین شیوه برای از دست دادن انرژی است، از این‌رو الکترون برانگیخته به هنگام بازگشت به حالت پایه انرژی اضافی خود را که درواقع تفاوت انرژی میان دو تراز انرژی یاد شده است، از طریق انتشار نوری با طول موج معین از دست می‌دهد، شکل ۶ را نگاه کنید.

به این گونه انرژی که به‌صورت یک بسته‌ی انرژی مبادله می‌شود، انرژی کوانتومی یا پیمانه‌ای می‌گویند. بور با کوانتیده درنظر گرفتن ترازهای انرژی یا به عبارت دیگر کوانتومی درنظر گرفتن مبادله‌ی انرژی هنگام جابه‌جایی میان ترازهای یاد شده، توانست با موفقیت طیف نشری خطی هیدروژن را توجیه کند، شکل‌های ۶ و ۷.



توجیه بخش مریی طیف نشری خطی اتم هیدروژن با مدل اتمی بور

شکل ۶ نمایش بخش مریی طیف نشری خطی هیدروژن و علت ایجاد آن



شکل۷ یک مدل پلکانی برای ترازهای انرژی در اتم هیدروژن (اگر الکترون را چون توپی روی این پلکان در نظر بگیرید، آیا این توپ می‌تواند در جایی میان پله‌ها بایستد؟)

بیش‌تر بدانید

اساساً در جهان دو نوع رفتار قابل مشاهده است. رفتاری **شبیه ذره** و رفتاری **شبیه موج**. هنگامی رفتاری مانند ذره مشاهده می‌شود که جرم و انرژی هر دو با هم از جایی به جای دیگر منتقل شوند. به عبارت دیگر هنگام جابه‌جایی، هر دو در یک جسم یا ذره، مستقر باشند. یک توپ درحال حرکت چنین رفتاری دارد. درحالی که در رفتار شبیه موج، هم‌زمان با حرکت جسم یا ذره، جرم جابه‌جا نمی‌شود بلکه انرژی به‌تنهایی آن هم در همه‌ی جهت‌ها انتقال می‌یابد. برای مثال برآمدگی‌های روی سطح آب دریا موج هستند و بدون آن که آب جابه‌جا شود، انرژی به ساحل انتقال می‌یابد. مطالعه‌ی خواص نور نشان داد که هر دو نوع رفتار را می‌توان یک‌جا انتظار داشت.

امروزه می‌دانیم که نور رفتاری دو گانه دارد، در عین حال که موج است و پدیده‌هایی چون تداخل و پراش را از خود نشان می‌دهد، خود از ذره‌هایی به‌نام **فوتون** نیز تشکیل شده است. چشم‌های الکترونیکی

بور به هر یک از این ترازهای انرژی کوانتیده، عدد خاصی را نسبت داد و آن را **عدد کوانتومی اصلی** نامید. او این عدد را با حرف n نمایش داد. $n = ۱$ پایدارترین تراز انرژی مجاز برای الکترون است.

هنگامی که الکترون با گرفتن مقدار بیش‌تری انرژی به تراز انرژی بی‌نهایت ($n = \infty$) انتقال یابد، از میدان جاذبه‌ی هسته خارج می‌شود. در این هنگام می‌گویند که اتم الکترون خود را از دست داده، به یون مثبت تبدیل شده است. به این فرایند **یونش** می‌گویند.

کوانتیده به معنای تکه‌تکه شده است. تکه‌هایی که همگی با هم برابرند.

کوانتومی بودن خواص از جمله مهم‌ترین ویژگی‌های دنیای مولکول‌ها، اتم‌ها و ذره‌های زیراتمی است. علی‌رغم این موفقیت بزرگ، بور نتوانست طیف نشری خطی اتم عنصرهای دیگر را با مدل پیشنهادی خود برای اتم توجیه کند. این ناکامی سبب شد که وی به نارسایی این مدل و وجود برخی نواقص در فرض‌های اولیه‌ی خود پی ببرد.

نور رنگی لامپ‌های گازی حاصل از انتقال‌های الکترونی است. از این لامپ‌ها برای تبلیغات و تزیینات استفاده می‌شود.

از جمله دستگاه‌هایی هستند که براساس خاصیت ذره‌ای نور طراحی شده‌اند. در این دستگاه‌ها که بیش‌تر مانند یک کلید برق عمل می‌کنند، با برخورد فوتون‌های نور با الکترون‌های موجود روی سطح فلز موجود در آن‌ها، جریان الکتریکی در مدار برقرار می‌شود.

گسترش مفهوم **دوگانگی موج ـ ذره** به ماده، توسط لویی‌دوبروی فیزیک‌دان فرانسوی انجام شد. وی به الکترون که ذره‌ای بودن آن قبلاً به اثبات رسیده بود، طول موجی نسبت داد. شواهد گوناگونی وجود دارد که درستی دیدگاه دوبروی را ثابت می‌کند. ریزنگاشت (میکروسکوپ) الکترونی برمبنای این رفتار الکترون طراحی شده است. با کمک این دستگاه می‌توان تصاویر بسیار دقیقی از اجسام بسیار کوچکی را دید که مشاهده‌ی آن‌ها با ریزنگاشت‌های نوری آن هم با این جزییات امکان ندارد.

طول موجی را که دوبروی به الکترون نسبت داده است با سرعت حرکت آن رابطه‌ای وارونه دارد. به عبارت دیگر هرچه الکترون سریع حرکت کند طول موج آن کوتاه‌تر خواهد بود. بنابراین با تنظیم سرعت حرکت الکترون‌ها می‌توان طول موج آن‌ها را تغییر داد. موجِ الکترونی امکان تصویربرداری از اجسامی با ابعاد $۲\times۱۰^{-۳}\ nm$ را برای ما فراهم کرده است. درسال ۱۹۸۶ با طراحی و ساخت ریزنگاشت‌های تونل‌زنی پیمایشی (STM) نسل تازه‌ای از ریزنگاشت‌های الکترونی متولد شد. این ریزنگاشت‌ها به کمک رایانه ضمن بالا بردن کیفیت تصاویر، به دانشمندان امکان داد که بتوانند از اتم‌ها و مولکول‌ها عکس‌های تکی بگیرند (!) شکل سمت چپ پایین که به آدمک مولکولی معروف شده است توانایی این ریزنگاشت‌ها و هنر دانشمندان را آشکارا نشان می‌دهد. این تصویر نشان می‌دهد که دانشمندان امروزه به این توانایی رسیده‌اند که ۲۸ مولکول کربن مونواکسید را با کمک ابزاری روی قطعه‌ای از پلاتین آن هم با چنین آرایشی کنار هم بچینند.

مدل کوانتومی اتم

در سال ۱۹۲۶ اروین شرودینگر فیزیک‌دان مشهور اتریشی بر مبنای رفتار دوگانه‌ی الکترون و با تأکید بر رفتار موجی آن مدلی برای اتم پیشنهاد داد. وی در این مدل به‌جای محدود کردن الکترون به یک مدار دایره‌ای شکل، از حضور الکترون در فضایی سه‌بعدی به نام **اوربیتال** سخن به میان آورد. او پس از انجام محاسبه‌های بسیار پیچیده‌ی ریاضی نتیجه گرفت، همان‌گونه که برای مشخص کردن مکان یک جسم در فضا به سه عدد (طول، عرض و ارتفاع) نیاز است، برای مشخص کردن هر یک از اوربیتال‌های یک اتم نیز به چنین داده‌هایی نیاز داریم. شرودینگر به این منظور از سه عدد n، l و m_l استفاده کرد که **عددهای کوانتومی** خوانده می‌شوند.

n که **عدد کوانتومی اصلی** گفته می‌شود، همان عددی است که بور برای مشخص کردن ترازهای انرژی در مدل خود به‌کار برده بود. در مدل کوانتومی به‌جای ترازهای انرژی از واژه‌ی **لایه‌های الکترونی** استفاده می‌شود و n تراز انرژی آن‌ها را معین می‌کند. $n=۱$ پایدارترین لایه‌ی الکترونی را نشان می‌دهد و هرچه n بالاتر رود تراز انرژی لایه‌ی الکترونی افزایش می‌یابد. پیرامون هسته‌ی اتم حداکثر هفت لایه‌ی الکترونی مشاهده شده است.

گاز نئون به‌طور گسترده در ساخت تابلوهای تبلیغاتی استفاده می‌شود. در این تابلوها، یک جریان الکتریکی را از درون لوله‌ای که دارای گاز نئون با فشار کم است، عبور می‌دهند. درنتیجه‌ی برقراری جریان برق حرکت سریع الکترون‌ها موجب می‌شود که الکترون‌های اتم‌های نئون به تراز انرژی بالاتری جهش یابند. بر اثر بازگشت این الکترون‌های برانگیخته به تراز انرژی پایین‌تر، نوری به رنگ نارنجی مایل به سرخ منتشر می‌شود.

هر فوتون یک بسته‌ی انرژی است و مقدار این انرژی به طول موج نور بستگی دارد. کوانتوم نامی است که بر بسته‌های انرژی نهاده‌اند.

نوری که ما را قادر به دیدن می‌کند طول موجی بین ۴۰۰ تا ۷۰۰ نانومتر دارد. اساساً هنگامی می‌توان از یک جسم تصویر برداشت که ابعاد آن جسم از نصف کم‌ترین طول موج قابل رؤیت کوچک‌تر نباشد. بنابراین با نور مریی حداکثر اجسامی قابل دیدن هستند که ابعاد آن‌ها از ۲۰۰nm بیش‌تر باشد.

آدمک مولکولی!

مقادیر مجاز برای عدد کوانتومی اصلی (n) عددهای صحیح مثبت ۱,۲,۳,... هستند.

فکر کنید

آموختید که یونش به معنای خارج کردن یک الکترون از اتم و ایجاد یون مثبت است. این عمل به انرژی نیاز دارد. از آن جا که اندازه گیری و گزارش مقدار انرژی لازم، برای یونش یک مول اتم آسان تر است، انرژی یونش را به عنوان انرژی لازم برای فرایند زیر تعریف می کنند.

$$X(g) \longrightarrow X^{+}(g) + e^{-} \qquad IE_{1} \quad kJ.mol^{-1}$$

به عبارت دیگر، به انرژی لازم برای خارج کردن یک مول الکترون از یک مول اتم در حالت پایه (مثلاً اتم X) درحالت گازی که به تولید یک مول یون یک بار مثبت در حالت گازی می انجامد، **انرژی نخستین یونش** می گویند.

معمولاً به هنگام یونش سست‌ترین الکترون‌ها از اتم جدا می شوند.

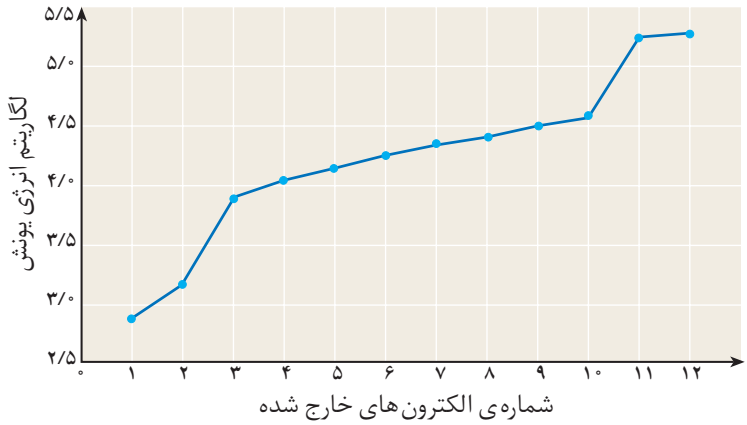
به همین ترتیب انرژی دومین یونش، انرژی لازم برای خارج کردن یک مول الکترون از یک مول یون یک بار مثبت درحالت گازی و ایجاد یک مول یون دو بار مثبت درحالت گازی است.

$$X^{+}(g) \longrightarrow X^{2+}(g) + e^{-} \qquad IE_{2} \quad kJ.mol^{-1}$$

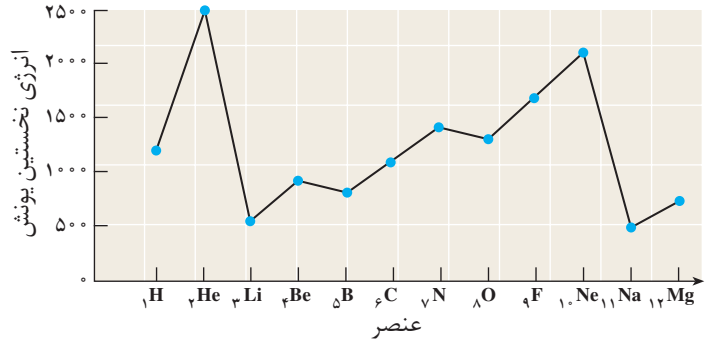
و به همین ترتیب انرژی های یونش بعدی تعریف می شود.

آ. نمودار زیر تغییر انرژی های یونش متوالی منیزیم $_{12}Mg$ را نشان می دهد. ضمن تفسیر علت بروز تغییر در مقدار این انرژی ها، توضیح دهید که چرا این مشاهده ها را شاهدی بر وجود لایه های الکترونی در اتم می دانند؟

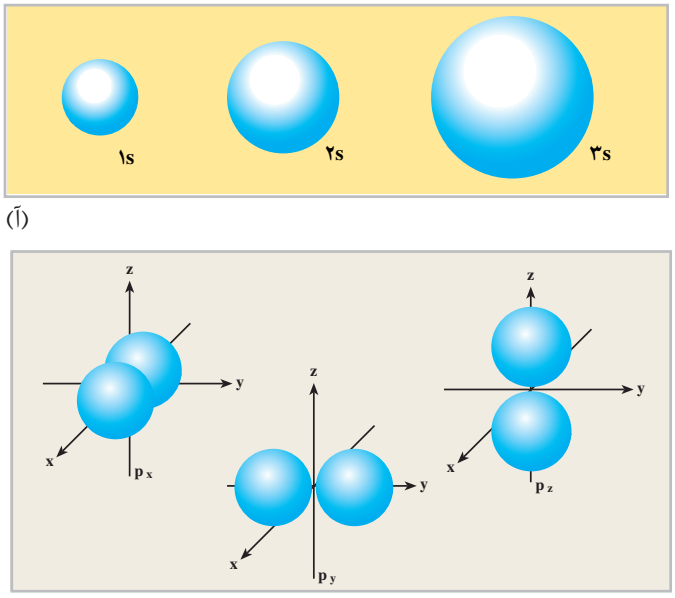
IE کوتاه شده‌ی عبارت Ionization Energy است.



ب. نمودار زیر تغییر انرژی های نخستین یونش عنصرهایی با عدد اتمی ۱ تا ۱۲ را نشان می دهد. این نمودار و نمودار بالا چه شباهت ها و تفاوت هایی با هم دارند؟ آیا تغییرات مشاهده شده با تغییرات مورد انتظار شما هماهنگی دارد؟ از این موضوع چه نتیجه‌ای می گیرید؟



مشاهده‌ها نشان داده است که الکترون‌های موجود در یک لایه‌ی الکترونی، گروه‌های کوچک‌تری نیز تشکیل می‌دهند. به هر یک از این گروه‌ها **زیرلایه** می‌گویند. n تعداد زیرلایه‌های هر لایه‌ی الکترونی را نیز مشخص می‌کند. برای مثال در لایه‌ی الکترونی $n = ۲$ دو زیرلایه وجود دارد. زیرلایه‌ها را با **عدد کوانتومی اوربیتالی** (l) مشخص می‌کنند. l می‌تواند عددهای درست ۰ تا $n - ۱$ را دربر بگیرد. این مقادیر عددی را معمولاً با حروف $(l = ۰)s$، $(l = ۱)p$، $(l = ۲)d$ و $(l = ۳)f$ نشان می‌دهند. برای مثال در دومین لایه‌ی الکترونی $(n = ۲)$ دو زیرلایه‌ی s و p وجود دارد. افزون بر این‌ها l شکل و تعداد اوربیتال‌ها را نیز مشخص می‌کند. همان‌طوری که در شکل ۸ می‌بینید شکل اوربیتال‌های موجود در زیر لایه‌های s و p به‌ترتیب کروی و دمبلی هستند.



شکل ۸ آ. اوربیتال‌های ۱s، ۲s و ۳s
ب. در هر زیر لایه‌ی p سه اوربیتال وجود دارد.

سومین عدد کوانتومی که **عدد کوانتومی مغناطیسی** (m_l) گفته می‌شود، جهت‌گیری اوربیتال‌ها را در فضا معین می‌کنند. m_l همه‌ی عددهای صحیح بین $-l$ تا $+l$ را دربر می‌گیرد. برای مثال اگر $l = ۱$ باشد، برای m_l مقادیر -۱، ۰ و $+۱$ به‌دست می‌آید. در جدول ۲ عددهای کوانتومی برای اوربیتال‌های موجود در سه لایه‌ی الکترونی نخستِ اتم هیدروژن نشان داده شده است.

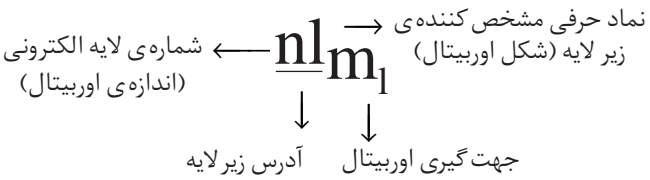
$n = ۱, ۲, ۳, \ldots$
$l = ۰, ۱, \ldots, (n - ۱)$
$m_l = -l, \ldots, ۰, \ldots, +l$

در هر زیرلایه به تعداد $۲l + ۱$ اوربیتال وجود دارد. برای مثال در زیرلایه‌ی p که $l = ۱$ است، $۳ = (۱ + ۱ \times ۲)$ اوربیتال یافت می‌شود. همان‌طوری که در شکل ۸ــ ب دیده می‌شود، تنها جهت‌گیری اوربیتال‌های موجود در زیرلایه‌ی p، آن‌ها را از یک‌دیگر متمایز می‌کند. p_x، p_y و p_z نمادهایی هستند که برای نمایش این اوربیتال‌ها به کار می‌روند.

جدول ۲ عددهای کوانتومی برای اوربیتال‌های موجود در سه لایه‌ی الکترونی نخست اتم هیدروژن

n (لایه‌ی الکترونی)	l	نوع زیر لایه	تعداد زیر لایه	m_l	تعداد اوربیتال‌ها (تعداد m_l)	تعداد کل اوربیتال‌ها (n^2)
۱	۰	s	۱	۰	۱	۱
۲	۰	s	۲	۰	۱	۴
	۱	p		−۱,۰,+۱	۳	
۳	۰	s	۳	۰	۱	۹
	۱	p		−۱,۰,+۱	۳	
	۲	d		−۲ , −۱ , ۰ , +۱ , +۲	۵	

همان‌طوری که گفته شد مجموعه‌ای از اوربیتال‌ها با مقدار l برابر، یک زیرلایه را ایجاد می‌کنند و مجموعه‌ای از زیرلایه‌ها با n برابر یک لایه‌ی الکترونی را تشکیل می‌دهند. بنابراین برای دادن آدرس اوربیتال‌ها به شیوه‌ی زیر عمل می‌شود:

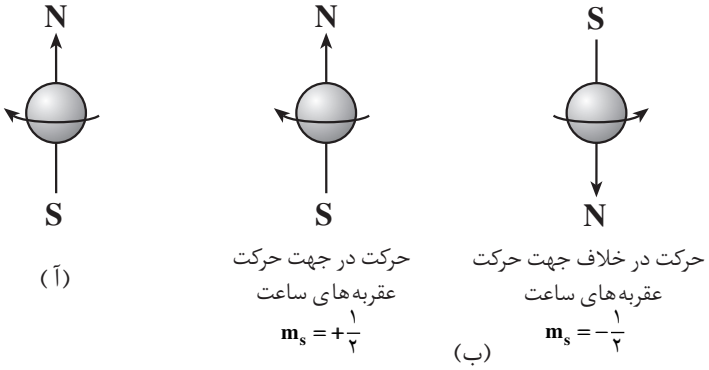


برای مثال $2p_z$ نشان می‌دهد که این اوربیتال دمبلی شکل در لایه‌ی الکترونی دوم و در زیرلایه‌ی p قرار دارد و در راستای محور zها جهت‌گیری کرده است.

چهارمین عدد کوانتومی و اصل طرد پائولی

با کمک سه عدد کوانتومی n، l و m_l اندازه، شکل و جهت‌گیری اوربیتال‌های اتمی تعیین می‌شود. اما دانشمندان در توجیه مشاهده‌های تجربی، این سه عدد را برای مشخص کردن آدرس یک الکترون در اتم کافی ندانستند. زیرا توجیه برخی خواص فیزیکی اتم‌ها با نسبت دادن حضور دو الکترون در یک اوربیتال امکان‌پذیر بود. برای توضیح این نکته که چگونه دو الکترون با بار هم‌نام می‌توانند در یک اوربیتال جای گیرند، دانشمندان افزون بر حرکت اوربیتالی (حرکت الکترون به دور هسته‌ی اتم) یک حرکت اسپینی (حرکت به دور خود) نیز به الکترون نسبت داده‌اند. مطابق شکل ۹ـ آ، الکترون با گردش حول محور خود به یک آهن‌ربای ریز تبدیل می‌شود. حال اگر این دو الکترون ناگزیر شوند که کنار هم قرار گیرند، باید یک نیروی جاذبه‌ی قوی در برابر دافعه‌ی میان آن‌ها به‌وجود بیاید. این جاذبه هنگامی به‌وجود می‌آید که قطب‌های مغناطیسی الکترون دوم در برابر قطب‌های مغناطیسی ناهم‌نام الکترون

اول قرار گیرد، شکل ۹ـ ب. با دقت به شکل ۹ـ ب می‌توان مشاهده کرد که شرط لازم برای چنین آرایشی در یک اوربیتال آن است که الکترون‌ها در دو جهت مخالف‌هم (یکی در جهت حرکت عقربه‌های ساعت و دیگری برخلاف آن‌ها) به دور محور خود بگردند.



شکل ۹ آ. آهن‌رُبای ریز ایجاد شده بر اثر حرکت اسپینی الکترون
ب. جهت‌گیری پایدار دو الکترون در یک اوربیتال

از این‌رو برای مشخص کردن جهت گردش الکترون‌ها، به هر حالت یک عدد کوانتومی نسبت داده شد که به آن **عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین** (m_s) می‌گویند. همان‌طوری که در شکل مشاهده می‌شود این عدد تنها دو مقدار ($+\frac{1}{2}$ و $-\frac{1}{2}$) برای چرخش در جهت حرکت عقربه‌های ساعت و $+\frac{1}{2}$ برای چرخش در خلاف جهت حرکت عقربه‌های ساعت) خواهد داشت.

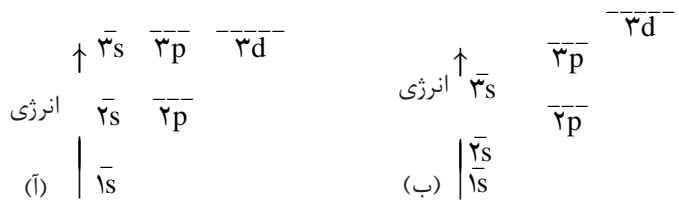
در سال ۱۹۲۵ یک فیزیک‌دان اتریشی به نام پائولی با ارایه‌ی اصلی که **اصل طرد پائولی** نام گرفت اظهار داشت که: «هیچ اوربیتالی در یک اتم نمی‌تواند بیش از دو الکترون در خود جای دهد.» این اصل با توجه به بحث اسپین و معرفی چهارمین عدد کوانتومی کاملاً قابل درک است. به‌طوری که در بیان دیگری از اصل طرد پائولی می‌خوانیم: «در یک اتم هیچ دو الکترونی را نمی‌توان یافت که هر چهار عدد کوانتومی آن‌ها (n، l، m_l و m_s) با هم برابر باشد.» یک نتیجه‌گیری مهم این اصل آن است که در هر اوربیتال حداکثر دو الکترون آن هم با اسپین مخالف قرار می‌گیرند. اگر هر اوربیتال را با یک چهارگوش (مربع) و هر الکترون را بسته به عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین آن با یک پیکان ($\uparrow$ برای $m_s = +\frac{1}{2}$ و $\downarrow$ برای $m_s = -\frac{1}{2}$) نشان دهیم، در این صورت شیوه‌ی قرار گرفتن الکترون‌ها در اتم‌های هیدروژن و هلیم را می‌توان به صورت زیر نشان داد:

اتم	آدرس الکترون					شیوه‌ی نمایش		ملاحظات
	تعداد الکترون‌ها	لایه‌ی الکترونی (n)	زیر لایه (l)	اوربیتال (m_l)	اسپین (m_s)	نموداری	نوشتاری*	
H	۱	۱	̊(s)	̊(s)	$+\frac{۱}{۲}$	↑	$۱s^{۱}$	هر دو آرایش برای اتم هیدروژن در حالت پایه قابل قبول است (البته در غیاب میدان مغناطیسی!).
					یا			
	۱	۱	̊(s)	̊(s)	$-\frac{۱}{۲}$	↓	$۱s^{۱}$	
He	۲	۱	̊(s)	̊(s)	$+\frac{۱}{۲}$ و $-\frac{۱}{۲}$	⇅	$۱s^{۲}$	این دو الکترون در چهارمین عدد کوانتومی خود با هم تفاوت دارند.

* در شیوه‌ی نوشتاری، تعداد الکترون‌ها به صورت بالانویس روی نماد مشخص کننده‌ی زیر لایه یا اوربیتال قرار می‌گیرد.

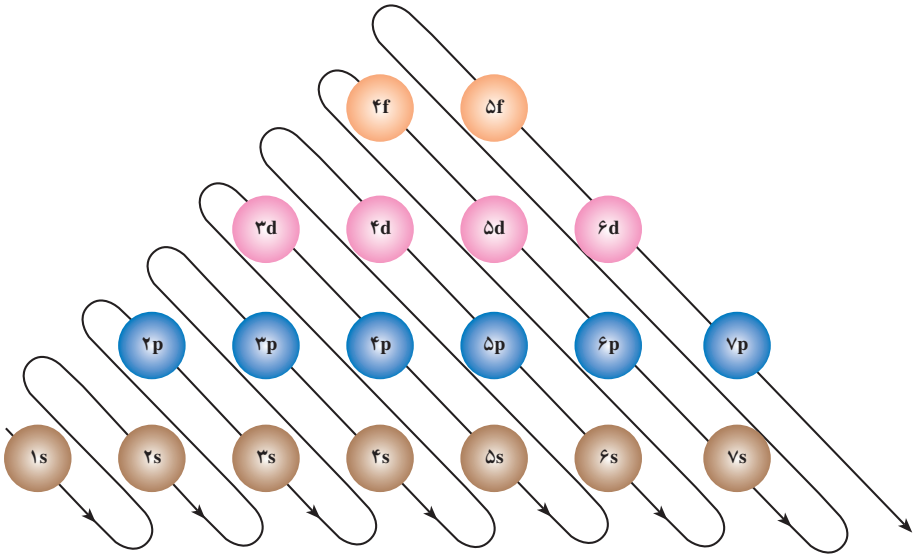
آرایش الکترونی اتم

در مدل کوانتومی اتم هیدروژن انرژی زیر لایه‌ها فقط به عدد کوانتومی اصلی وابسته است و با افزایش آن مقدار انرژی زیر لایه‌ها فزونی می‌یابد. از این‌رو، در اتم هیدروژن همه‌ی زیر لایه‌های موجود در یک لایه‌ی الکترونی، هم انرژی هستند، شکل ۱۰ـ آ. ولی در اتم‌هایی با بیش از یک الکترون (به علت ایجاد دافعه‌های بین الکترونی) عدد کوانتومی اصلی (n) و عددکوانتومی اوربیتالی (l) هر دو مقدار انرژی زیر لایه‌ها را معین می‌کنند. به این ترتیب چینش زیر لایه‌ها مطابق شکل ۱۰ـ ب تغییر می‌کند.



شکل ۱۰ آ. ترتیب زیر لایه‌ها در اتم هیدروژن
ب. ترتیب زیر لایه‌ها در اتم‌هایی با بیش از یک الکترون

به این ترتیب مدل کوانتومی اتم به ما این امکان را می‌دهد که چگونگی آرایش الکترون‌ها در اتم‌ها را معین کنیم. از آن‌جا که الکترون‌ها همواره تمایل دارند تا در پایین‌ترین تراز انرژی قرار گیرند، بنابراین ترتیب پر شدن زیر لایه‌ها به شکل زیر خواهد بود، شکل ۱۱.



شکل ۱۱ شیوه‌ی پرشدن زیرلایه‌ها

برای مثال آرایش الکترونی اتم ده عنصر متوالی به صورت نموداری و نوشتاری در جدول ۳ نشان داده شده است.

جدول۳ آرایش الکترونی اتم ده عنصر متوالی

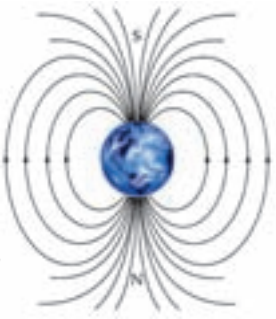
نمادشیمیایی عنصر	آرایش الکترونی نموداری			آرایش الکترونی نوشتاری
	۱s	۲s	۲p	
۱H	↑			$1s^1$
۲He	↑↓			$1s^2$ پر شدن نخستین لایه‌ی الکترونی
۳Li	↑↓	↑		$1s^2 2s^1$
۴Be	↑↓	↑↓		$1s^2 2s^2$ پر شدن نخستین زیر لایه از دومین لایه‌ی الکترونی
۵B	↑↓	↑↓	↑	$1s^2 2s^2 2p^1$
۶C	↑↓	↑↓	↑ ↑	$1s^2 2s^2 2p^2$
۷N	↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑	$1s^2 2s^2 2p^3$ نیمه پر شدن دومین زیر لایه از دومین لایه‌ی الکترونی
۸O	↑↓	↑↓	↑↓ ↑ ↑	$1s^2 2s^2 2p^4$
۹F	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑	$1s^2 2s^2 2p^5$
۱۰Ne	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	$1s^2 2s^2 2p^6$ پر شدن لایه‌ی الکترونی دوم

اوربیتال های هم انرژی به اوربیتال هایی می گویند که در یک تراز انرژی قرار می گیرند و انرژی یکسانی دارند. زیر لایه‌ی p دارای سه اوربیتال هم انرژی و زیر لایه‌ی d دارای پنج اوربیتال هم‌انرژی است.

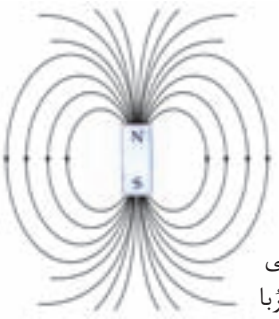
به شیوه‌ی پر شدن زیر لایه‌ها دقت کنید. پر شدن زیر لایه‌هایی که بیش از یک اوربیتال هم انرژی دارند به گونه‌ای است که ابتدا در هر اوربیتال یک الکترون وارد می‌شود و این کار تا نیمه پر شدن زیر لایه ادامه می‌یابد. سپس زیر لایه‌یِ نیمه پر شده شروع به کامل شدن می‌کند.

بیش‌تر بدانید

قرار گرفتن آهن‌رُبای درون یک قطب‌نما در جهت میدان مغناطیسی زمین از جمله آشناترین مثال برای مشاهده‌ی تأثیر یک میدان مغناطیسی قوی بر یک آهن‌رُبا است. اگر به طریقی آهن‌رُبای درون قطب‌نما را برای لحظه‌ای از مسیر یاد شده خارج کنیم، باز هم در همان راستای اولیه جهت‌گیری خواهد کرد. در واقع این جهت‌گیری پایدارترین حالت برای یک آهن‌رُبای کوچک در میدان مغناطیسی زمین است. همان‌طوری که اشاره شد الکترون نیز یک آهن‌رُبای کوچک است و هنگامی که در یک میدان مغناطیسی (میان دو قطب یک آهن‌رُبای قوی) قرار می‌گیرد، مانند آهن‌رُبای درون قطب‌نما، در جهت خاصی قرار خواهد گرفت.



میدان مغناطیسی
کره‌ی زمین



میدان مغناطیسی
پیرامون یک آهن‌رُبا

از آن‌جایی که همه‌ی خواص الکترون کوانتومی است، جهت‌گیری آن در یک میدان مغناطیسی نیز کوانتومی خواهد بود. به این معنا که در میان همه‌ی جهت‌های مختلف به جای یک جهت دو جهت برای قرار گرفتن آن در میدان مغناطیسی مناسب و پایدار است. از این دو جهت‌گیری حالتی با عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین برابر $+\frac{۱}{۲}$ (مانندجهتی که عقربه‌ی قطب‌نما خود به خود در راستای میدان مغناطیسی زمین برمی‌گزیند.) پایدارتر از حالت دیگر با عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین برابر $-\frac{۱}{۲}$ (مانند حالتی در قطب‌نما که عقربه‌ی آن را با اعمال نیرو در خلاف جهت میدان مغناطیسی زمین قرار داده‌ایم.) است. بنابراین در زیر لایه‌هایی با اوربیتال‌های هم انرژی پایدارترین آرایش الکترونی، آرایشی است که در آن الکترون‌ها به صورتی قرار گیرند که بیش‌ترین تعداد الکترون‌های تک (بر طبق قرارداد الکترون‌هایی با $m_s = +\frac{۱}{۲}$ (↑)) را داشته باشد. این قاعده را نخستین بار فردریش هوند فیزیک‌دان آلمانی معرفی کرد.

اصل آفبا و جدول تناوبی عنصرها

آفبا (Aufbau) یک واژه‌ی آلمانی به معنای رشد یا افزایش گام به گام است.

اگر برای رسم آرایش الکترونی اتم عنصرهای دیگر از اتم هیدروژن شروع کنیم و سپس یک به یک بر تعداد پروتون‌های درون هسته و الکترون‌های پیرامون آن بیفزاییم، به این گونه اتم عنصرهای سنگین‌تر از هیدروژن را به ترتیب افزایش عدد اتمی ساخته‌ایم. این شیوه‌ی دست یافتن از یک اتم به اتم دیگر را **اصل بناگذاری** یا **آفبا** می گویند.

فکر کنید

برای شیمی‌دان‌ها الکترون‌های ظرفیتی اهمیت بسیاری دارند، زیرا به‌طور عمده این الکترون‌ها هستند که خواص شیمیایی یک عنصر را تعیین می کنند.

در جدول زیر آرایش الکترونی اتم هیدروژن و ۳۵ اتم سنگین‌تر از آن را مشاهده می کنید که بر مبنای اصل بناگذاری رسم شده است. ابتدا مطابق پیشنهادهای داده شده عنصرها را دسته‌بندی کنید و سپس به پرسش‌های مطرح شده پاسخ گویید.

نماد شیمیایی	عدد اتمی	آرایش الکترونی	نماد شیمیایی	عدد اتمی	آرایش الکترونی
H	۱	$1s^1$	K	۱۹	$[Ar]\ 4s^1$
He	۲	$1s^2$	Ca	۲۰	$[Ar]\ 4s^2$
Li	۳	$[He]\ 2s^1$	Sc	۲۱	$[Ar]\ 3d^1 4s^2$
Be	۴	$[He]\ 2s^2$	Ti	۲۲	$[Ar]\ 3d^2 4s^2$
B	۵	$[He]\ 2s^2 2p^1$	V	۲۳	$[Ar]\ 3d^3 4s^2$
C	۶	$[He]\ 2s^2 2p^2$	Cr	۲۴	$[Ar]\ 3d^5 4s^1$
N	۷	$[He]\ 2s^2 2p^3$	Mn	۲۵	$[Ar]\ 3d^5 4s^2$
O	۸	$[He]\ 2s^2 2p^4$	Fe	۲۶	$[Ar]\ 3d^6 4s^2$
F	۹	$[He]\ 2s^2 2p^5$	Co	۲۷	$[Ar]\ 3d^7 4s^2$
Ne	۱۰	$[He]\ 2s^2 2p^6$	Ni	۲۸	$[Ar]\ 3d^8 4s^2$
Na	۱۱	$[Ne]\ 3s^1$	Cu	۲۹	$[Ar]\ 3d^{10} 4s^1$
Mg	۱۲	$[Ne]\ 3s^2$	Zn	۳۰	$[Ar]\ 3d^{10} 4s^2$
Al	۱۳	$[Ne]\ 3s^2 3p^1$	Ga	۳۱	$[Ar]\ 3d^{10} 4s^2 4p^1$
Si	۱۴	$[Ne]\ 3s^2 3p^2$	Ge	۳۲	$[Ar]\ 3d^{10} 4s^2 4p^2$
p	۱۵	$[Ne]\ 3s^2 3p^3$	As	۳۳	$[Ar]\ 3d^{10} 4s^2 4p^3$
S	۱۶	$[Ne]\ 3s^2 3p^4$	Se	۳۴	$[Ar]\ 3d^{10} 4s^2 4p^4$
Cl	۱۷	$[Ne]\ 3s^2 3p^5$	Br	۳۵	$[Ar]\ 3d^{10} 4s^2 4p^5$
Ar	۱۸	$[Ne]\ 3s^2 3p^6$	Kr	۳۶	$[Ar]\ 3d^{10} 4s^2 4p^6$

از آن‌جا که لایه‌های الکترونی در گازهای نجیب پر هستند معمولاً برای خلاصه‌تر کردن آرایش‌های الکترونی، به جای لایه‌های الکترونی پر شده نماد شیمیایی گاز نجیب با همان تعداد الکترون را درون یک کروشه قرار می‌دهند.

آ. عنصرهایی را که تعداد الکترون های آخرین لایه ی الکترونی یا **لایه ی ظرفیت** آن ها یکسان است، به صورت ستونی و به ترتیب افزایش عدد اتمی بچینید. توجه: برخی ستون ها ممکن است تک عضوی باشد.

ب. عنصرهایی را که آخرین لایه ی الکترونی آن ها به طور کامل پر شده است، در یک ستون و به ترتیب افزایش عدد اتمی مرتب کنید.

پ. اگر تعداد الکترون های موجود در آخرین لایه ی الکترونی (بزرگ ترین n) هر اتم را **الکترون های ظرفیتی** بنامیم، این تعداد را برای هر ستون رسم شده در بند ۱ محاسبه کرده، بالای ستون بنویسید.

توجه: برای عنصرهایی که اوربیتال d آن ها درحال پر شدن است مجموع الکترون های موجود در اوربیتال های s لایه ی آخر و d لایه ی پیش از آخر، الکترون های ظرفیتی درنظر گرفته می شوند. در ضمن برای عنصرهایی که اوربیتال p آن ها در حال پر شدن است، شماره ی ستون با افزودن عدد ۱۰ به تعداد الکترون های ظرفیت مشخص می شود.

ت. ستون ها را طوری کنار هم قرار دهید که تعداد الکترون های ظرفیتی و عدد اتمی عنصرها در ستون های کنار هم از چپ به راست افزایش یابد.

۱ـ به عنصرهایی که زیر لایه ی s آن ها در حال پر شدن است، **عنصرهای اصلی دسته ی s** می گویند. با کشیدن یک چهارگوش آن ها را مشخص کنید.

۲ـ به عنصرهایی که زیر لایه ی p آن ها در حال پر شدن است، **عنصرهای اصلی دسته ی p** می گویند. با کشیدن یک چهارگوش آن ها را مشخص کنید.

۳ـ به عنصرهایی که زیر لایه ی d آن ها در حال پر شدن است، **عنصرهای واسطه** می گویند. با کشیدن یک چهارگوش آن ها را مشخص کنید.

۴ـ تعداد عنصرهای موجود در هر ردیف را چگونه توجیه می کنید؟

۵ـ اگر علت واکنش پذیری عنصرها را تمایل آن ها برای دستیابی به لایه های الکترونی پر تعریف کنیم، کدام عنصرها از این دید واکنش ناپذیرند؟ آن ها را نام ببرید.

۶ـ آرایش الکترونی مورد انتظار برای $_{24}Cr$ را رسم کنید. تفاوت مشاهده شده میان این آرایش و آرایش الکترونی داده شده را چگونه توضیح می دهید؟

به عنصرهایی که زیر لایه ی f آن ها در حال پر شدن است عنصرهای واسطه ی داخلی می گویند. این عنصرها دو دسته ی مهم **لانتانیدها** و **اکتینیدها** را تشکیل می دهند.

بیش‌تر بدانید

از دهه‌ی ۱۹۶۰ میلادی به این سو، کشف تعداد زیادی ذره‌ی زیر اتمی دانشمندان را به این فکر فرو برد که درک پیشین آن‌ها از ساختار اتم بویژه تصور آن‌ها از پروتون‌ها و نوترون‌ها به عنوان ذره‌های بنیادی نارسا و ناکافی بوده است. این نارسایی با ارایه‌ی نظریه‌ی کوارک‌ها در سال ۱۹٦٤ تا حدودی برطرف شد ولی این یافته‌ها طی سی سال گذشته زمینه‌ساز ارایه‌ی نظریه‌ی تازه‌ای شد که به **مدل استاندارد ذره‌ها و برهم‌کنش‌ها** معروف شده است. این نظریه‌ی جدید طی این سال‌ها به تدریج گسترش یافت و هر روز بر مقبولیت آن افزوده شد. اما، در این رهگذر الکترون‌های پیرامون هسته کم تر مورد توجه قرار گرفته‌اند، شاید به این علت که برای شیمی‌دان‌ها مدل کوانتومی اتم هنوز هم بهترین به شمار می‌آید.

بیش‌تر بخوانید

۱ـ *ساختار اتم‌ها و مولکول‌ها* ، منصور عابدینی، چاپ اوّل ، ۱۳۷۹، انتشارات فاطمی.

۲ ـ *ساختمان مواد شیمیایی* ، مرتضی خلخالی ، چاپ دوازدهم،۱۳۷۶، انتشارات فاطمی.

۲ ـ *ساختار اتم* ، مریم صباغان ، محمد اولایی ، محمدرضا محمودیان ، چاپ اول ،۱۳۸۲، انتشارات محراب قلم.