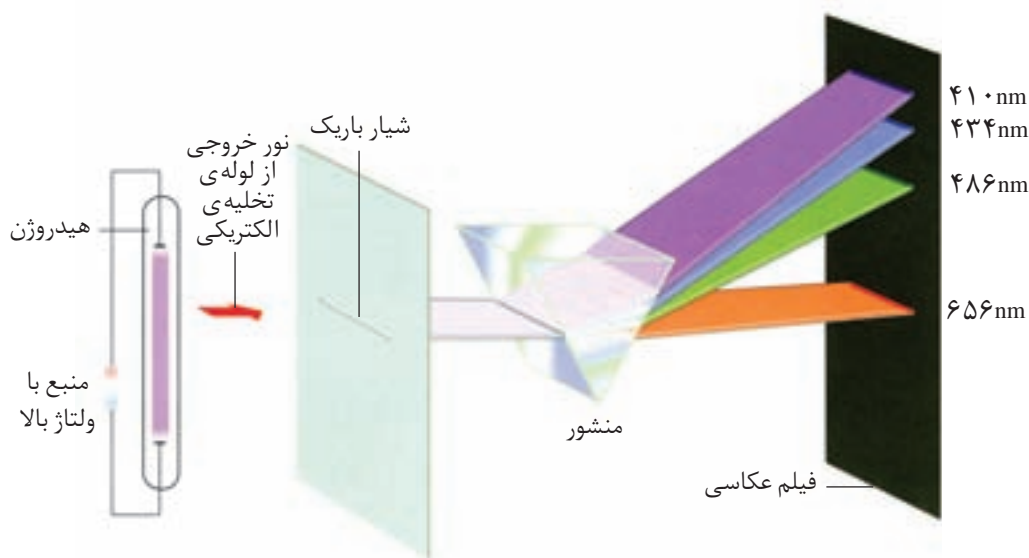


این طیف، زمینه‌ساز پیشرفت شگرفی در شیمی و فیزیک شد.



شکل ۵ طیف نشری خطی حاصل از اتم‌های برانگیخته‌ی هیدروژن

بیش‌تر بدانید

در فضاهاى بین ستاره‌ای مقادیر بسیار زیادى 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 به وجود می‌آورد که طیف نشری یا جذبى آن ذره نامیده می‌شود. امروزه با کمک گیرنده‌های ویژه‌ای می‌توان طیف نشری این ذره‌ها را به دست 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، فضای 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 ۱۴۲۰-MHz از خود منتشر می‌سازند و در واقع به این گونه با ما سخن می‌گویند(۱). هلیوم 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.)

شیمی دان‌ها به مولکول‌های موجود در فضای بین ستاره‌ای بسیار علاقه‌مند هستند و با ثابت این‌گونه طیف‌ها اطلاعات ارزشمندی درباره‌ی این مولکول‌ها به دست آورده‌اند. تاکنون بیش از ۸۰ نوع مولکول مختلف در فضاها بین ستاره‌ای شناسایی شده است. برخی از این مولکول‌ها هم‌چون 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 فضاها بین ستاره‌ای ضمن کمک به درک چگونگی ایجاد زندگی در کره‌ی زمین روزی از وجود زندگی در بخش‌های دیگر 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 می‌شکند. این اتم‌ها در مقایسه با مولکول‌های هیدروژن انرژی جنبشی بیش‌تری دارند.

مدل اتمی بور

وجود ارتباطی بامعنا میان الگوی ثابت طیف نشری خطی هیدروژن و ساختار اتم‌های آن، ذهن بسیاری از دانشمندان را به خود مشغول ساخت. در سال 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 ارائه کرد:

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

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

۳- 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.

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

۵- 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.

۶- الکترون در حالت 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 در واقع 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.

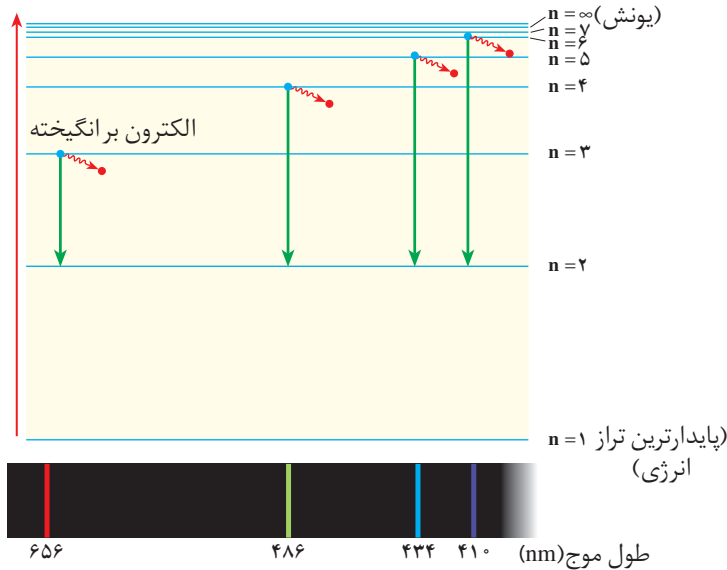


نخستین بار آنگستروم (Ångström, A.) فیزیک‌دان سوئدی در سال ۱۸۶۲ چهار خط طیف نشری هیدروژن را یافت و نه سال بعد موفق به اندازه‌گیری دقیق طول موج هر خط شد.

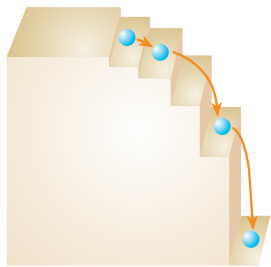


نیلزبور (۱۸۸۵-۱۹۶۲)

به این گونه انرژی که به صورت یک بسته ی انرژی مبادله می شود، انرژی کوانتومی یا پیمانه ای می گویند. بور با کوانتیده در نظر گرفتن ترازهای انرژی یا به عبارت دیگر کوانتومی در نظر گرفتن مبادله ی انرژی هنگام جابه جایی میان ترازهای یاد شده، توانست با موفقیت طیف نشری خطی هیدروژن را توجیه کند، شکل های ۶ و ۷.



توجیه بخش مری طیف نشری خطی اتم هیدروژن با مدل اتمی بور
شکل ۶ نمایش بخش مری طیف نشری خطی هیدروژن و علت ایجاد آن



شکل ۷ یک مدل پلکانی برای ترازهای انرژی در اتم هیدروژن (اگر الکترون را چون توپی روی این پلکان در نظر بگیرد، آیا این توپ می تواند در جایی میان پله ها بایستد؟)

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. $n=1$ پایدارترین تراز انرژی مجاز برای الکترون است.

هنگامی که الکترون با گرفتن مقدار بیش تری انرژی به تراز انرژی بی نهایت ($n = \infty$) انتقال یابد، از میدان جاذبه ی هسته خارج می شود. در این هنگام می گویند که اتم الکترون خود را از دست داده، به یون مثبت تبدیل شده است. به این فرایند **یونش** می گویند.

کوانتیده به معنای تکه تکه شده است. تکه هایی که همگی با هم برابرند. کوانتومی بودن خواص از جمله مهم ترین ویژگی های دنیای مولکول ها، اتم ها و ذره های زیراتمی است. علی رغم 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 فرض های اولیه ی خود پی ببرد.



نور رنگی لامپ های گازی حاصل از انتقال های الکترونی است. از این لامپ ها برای تبلیغات و تزئینات استفاده می شود.

بیش تر بدانید

اساساً در جهان دو نوع رفتار قابل مشاهده است. رفتاری **شبیه ذره** و رفتاری **شبیه موج**. هنگامی رفتاری مانند ذره مشاهده می شود که جرم و انرژی هر دو با هم از جایی به جای دیگر منتقل شوند. به عبارت دیگر هنگام جابه جایی، هر دو در یک جسم یا ذره، مستقر باشند. یک توپ در حال حرکت چنین رفتاری دارد. در حالی که در رفتار شبیه موج، هم زمان با حرکت جسم یا ذره، جرم جابه جا نمی شود بلکه انرژی به تنهایی آن هم در همه ی جهت ها انتقال می یابد. برای مثال برآمدگی های روی سطح آب دریا موج هستند و بدون آن که آب جابه جا شود، انرژی به ساحل انتقال می یابد. مطالعه ی خواص نور نشان داد که هر دو نوع رفتار را می توان یک جا انتظار داشت.

امروزه می دانیم که نور رفتاری دو گانه دارد، در عین حال که موج است و پدیده هایی چون تداخل

و پراش را از خود نشان می‌دهد، خود از ذره‌هایی به نام فوتون نیز تشکیل شده است. چشم‌های الکترونیکی 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- ذره** به ماده، توسط لویی دوبروی 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. موج الکترونی امکان تصویربرداری از اجسامی با ابعاد 2×10^{-3} nm را برای ما فراهم کرده است. در سال ۱۹۸۱ 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 که به آدمک مولکولی معروف شده است توانایی این ریزنگاشت‌ها و هنر دانشمندان را آشکارا نشان می‌دهد. در این تصویر دانشمندان ۲۸ مولکول کربن مونوکسید را روی قطعه‌ای از پلاتین کنار هم چیده‌اند.

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 به جای محدود کردن الکترون به یک مدار دایره‌ای شکل، از حضور الکترون در فضایی سه بعدی 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, m 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 به کار برده بود. در مدل کوانتومی به جای ترازهای انرژی از واژه‌ی **لایه‌های الکترونی** استفاده می‌شود و n تراز انرژی آن‌ها را معین می‌کند. $n = 1$ 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 به طور 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. در نتیجه‌ی 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 مرئی حداکثر اجسامی قابل دیدن هستند که ابعاد آن‌ها از 200 nm بیش‌تر باشد.

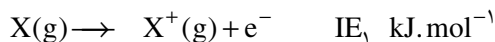


آدمک مولکولی!

مقادیر مجاز برای عدد کوانتومی اصلی (n) عددهای صحیح مثبت $1, 2, 3, \dots$ هستند.

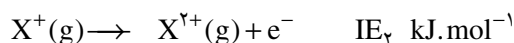
فکر کنید

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.



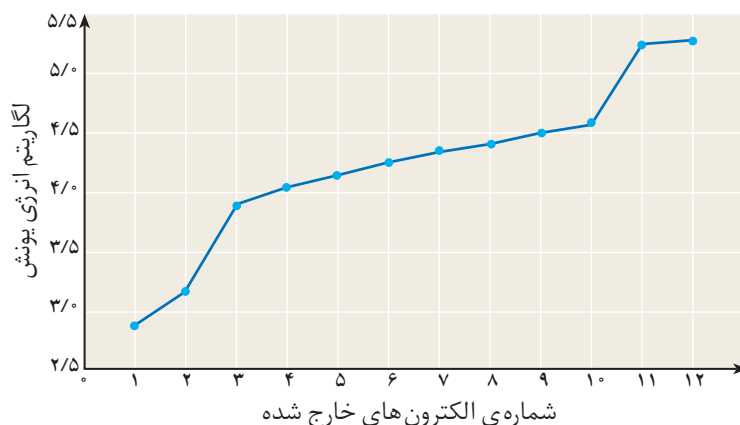
به عبارت دیگر، به انرژی لازم برای خارج کردن یک مول الکترون از یک مول اتم در حالت پایه (مثلاً اتم X) در حالت گازی که به تولید یک مول یون یک بار مثبت در حالت گازی می انجامد، **انرژی نخستین یونش** می گویند.

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

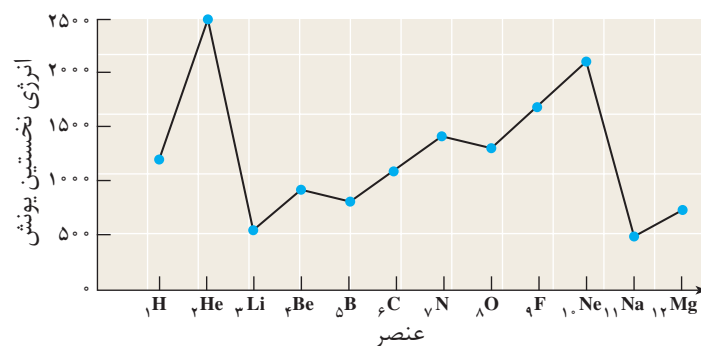


و به همین ترتیب انرژی های یونش بعدی تعریف می شود.

آ. نمودار زیر تغییر انرژی های یونش متوالی منیزیم ${}_{12}\text{Mg}$ 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؟



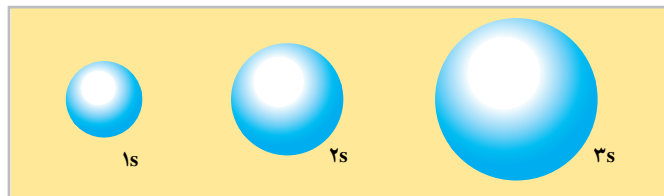
ب. نمودار زیر تغییر انرژی های نخستین یونش عنصرهایی با عدد اتمی ۱ تا ۱۲ را نشان می دهد. این نمودار و نمودار بالا چه شباهت ها و تفاوت هایی با هم دارند؟ آیا تغییرات مشاهده شده با تغییرات مورد انتظار شما هماهنگی دارد؟ از این موضوع چه نتیجه ای می گیرید؟



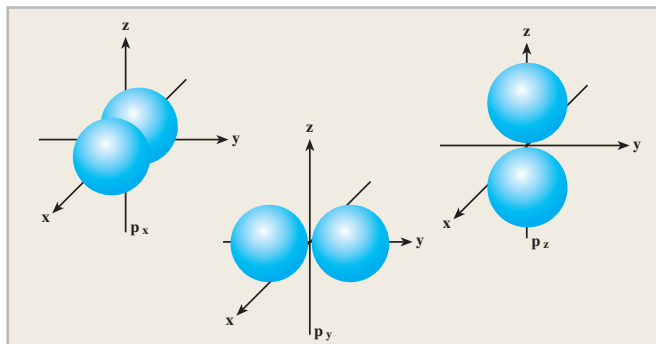
معمولاً به هنگام یونش سست ترین الکترون ها از اتم جدا می شوند.

IE کوتاه شده ی عبارت Ionization Energy است.

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 $n = 2$ دو زیرلایه وجود دارد. زیرلایه‌ها را با **عدد کوانتومی اوربیتالی** (l) مشخص می‌کنند. l می‌تواند عددهای درست 0 تا $n - 1$ را دربر بگیرد. این مقادیر عددی را معمولاً با حروف s ($l = 0$)، p ($l = 1$)، d ($l = 2$) و f ($l = 3$) نشان می‌دهند. برای مثال در دومین لایه‌ی الکترونی ($n = 2$) دو زیرلایه‌ی s و p وجود دارد. افزون بر این‌ها l شکل و تعداد اوربیتال‌ها را نیز مشخص می‌کند. همان طوری که در شکل ۸ می‌بینید شکل اوربیتال‌های موجود در زیر لایه‌های s و p به ترتیب کروی و دمبلی هستند.



(آ)



(ب)

شکل ۸. آ. اوربیتال‌های $1s$ ، $2s$ و $3s$
 ب. در هر زیر لایه‌ی p سه اوربیتال وجود دارد.

سومین عدد کوانتومی که **عدد کوانتومی مغناطیسی** (m_l) گفته می‌شود، جهت گیری اوربیتال‌ها را در فضا معین می‌کنند. m_l همه‌ی عددهای صحیح بین $-l$ تا $+l$ را دربر می‌گیرد. برای مثال اگر $l = 1$ باشد، برای m_l مقادیر -1 ، 0 و $+1$ به دست می‌آید. در جدول ۲ عددهای کوانتومی برای اوربیتال‌های موجود در سه لایه‌ی الکترونی نخست اتم هیدروژن نشان داده شده است.

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

$$l = 0, 1, \dots, (n-1)$$

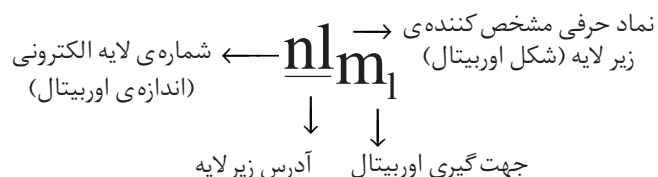
$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

در هر زیرلایه به تعداد $2l + 1$ اوربیتال وجود دارد. برای مثال در زیرلایه‌ی p که $l = 1$ است، $3 = (2 \times 1 + 1)$ اوربیتال یافت می‌شود. همان طوری که در شکل ۸- ب دیده می‌شود، تنها جهت گیری اوربیتال‌های موجود در زیرلایه‌ی p ، آن‌ها را از یک دیگر 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

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

همان طوری 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:

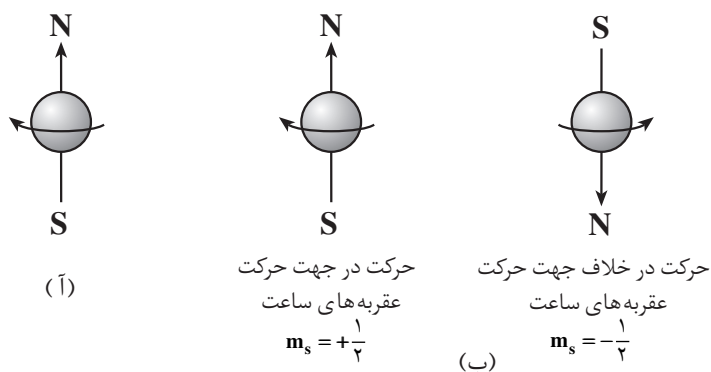


برای مثال $2p_z$ نشان می‌دهد که این اوربیتال دمبلی شکل در لایه‌ی الکترونی دوم و در زیرلایه‌ی p قرار دارد و در راستای محور z ها جهت گیری کرده است.

چهارمین عدد کوانتومی و اصل طرد پائولی

با کمک سه عدد کوانتومی n ، l و m_l اندازه، شکل و جهت گیری 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 امکان پذیر بود. برای توضیح این نکته که چگونه دو الکترون با هم نام 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 ۹-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 به وجود بیاید. این جاذبه هنگامی به وجود می‌آید که قطب‌های مغناطیسی الکترون دوم در برابر قطب‌های مغناطیسی ناهم نام الکترون

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



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

از این رو 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. همان طوری که در شکل مشاهده می‌شود این عدد تنها دو مقدار ($+\frac{1}{2}$ برای چرخش در جهت حرکت عقربه‌های ساعت و $-\frac{1}{2}$ برای چرخش در خلاف جهت حرکت عقربه‌های ساعت) خواهد داشت.

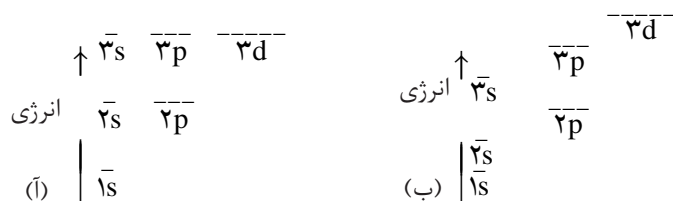
در سال ۱۹۲۵ یک فیزیک‌دان اتریشی به نام پائولی با آرایه‌ی اصلی که **اصل طرد پائولی** نام گرفت اظهار داشت که: «هیچ اوربیتالی در یک اتم نمی‌تواند بیش از دو الکترون در خود جای دهد.» این اصل با توجه به بحث اسپین و معرفی چهارمین عدد کوانتومی کاملاً قابل درک است. به طوری که در بیان دیگری از اصل طرد پائولی می‌خوانیم: «در یک اتم هیچ دو الکترونی را نمی‌توان یافت که هر چهار عدد کوانتومی آن‌ها (n, l, m_l, 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:

ملاحظات	شیوهی نمایش		آدرس الکترون				
	نموداری نوشتاری*		(m _s)	(m _l)	(l)	(n)	تعداد لایه‌ی الکترونی زیر لایه اوربیتال اسپین الکترون‌ها
هر دو آرایش برای اتم هیدروژن در حالت پایه قابل قبول است (البته در غیاب میدان مغناطیسی!).	↑ 1s ¹	↓ 1s ¹	+ 1/2 یا - 1/2	(s)	(s)	1	1 H
این دو الکترون در چهارمین عدد کوانتومی خود با هم تفاوت دارند.	↑↓ 1s ²		+ 1/2 و - 1/2	(s)	(s)	1	2 He

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

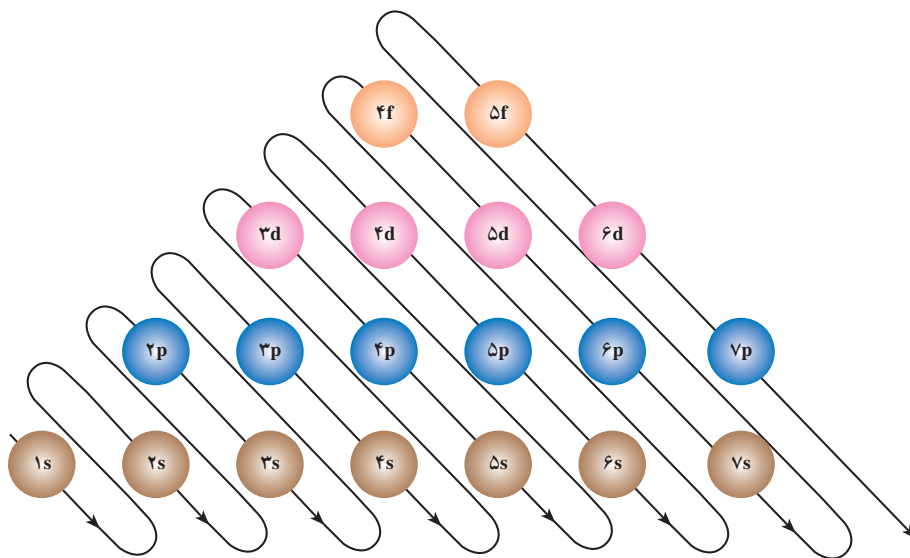
آرایش الکترونی اتم

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 این رو، در اتم هیدروژن همه‌ی زیر لایه‌های موجود در یک لایه‌ی الکترونی، هم انرژی هستند، شکل ۱۰-آ. ولی در اتم‌هایی با بیش از یک الکترون (به علت ایجاد دافعه‌های بین الکترونی) عدد کوانتومی اصلی (n) و عدد کوانتومی اوربیتالی (l) هر دو مقدار انرژی زیر لایه‌ها را معین می‌کنند. به این ترتیب چینش زیر لایه‌ها مطابق شکل ۱۰-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 آن جا 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.

جدول ۳ آرایش الکترونی اتم ده عنصر متوالی

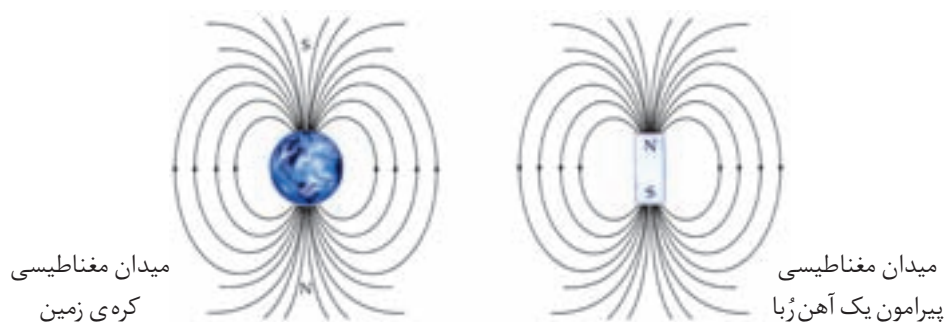
نماد شیمیایی عنصر	آرایش الکترونی نموداری			آرایش الکترونی نوشتاری
	1s	2s	2p	
${}^1\text{H}$	\uparrow			$1s^1$
${}^2\text{He}$	$\uparrow\downarrow$			$1s^2$ پر شدن نخستین لایه‌ی الکترونی
${}^3\text{Li}$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow		$1s^2 2s^1$
${}^4\text{Be}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$		$1s^2 2s^2$ پر شدن نخستین زیر لایه از دومین لایه‌ی الکترونی
${}^5\text{B}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	$1s^2 2s^2 2p^1$
${}^6\text{C}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^2$
${}^7\text{N}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^3$ نیمه پر شدن دومین زیر لایه از دومین لایه‌ی الکترونی
${}^8\text{O}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^4$
${}^9\text{F}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^5$
${}^{10}\text{Ne}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$1s^2 2s^2 2p^6$ پر شدن لایه‌ی الکترونی دوم

اوربیتال‌های هم انرژی به اوربیتال‌هایی می‌گویند که در یک تراز انرژی قرار می‌گیرند و انرژی یکسانی دارند. زیر لایه‌ی p دارای سه اوربیتال هم انرژی و زیر لایه‌ی d دارای پنج اوربیتال هم انرژی 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 لایه‌ی نیمه پر شده شروع به کامل شدن می‌کند.

بیش‌تر بدانید

قرار گرفتن آهن‌ربای درون یک قطب نما در جهت میدان مغناطیسی زمین از جمله آشنا ترین مثال برای مشاهده‌ی تأثیر یک میدان مغناطیسی قوی بر یک آهن‌ربا است. اگر به طریقی آهن‌ربای درون قطب نما 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 آهن‌ربای کوچک در میدان مغناطیسی زمین است. همان طوری که اشاره شد الکترون نیز یک آهن‌ربای کوچک است و هنگامی که در یک میدان مغناطیسی (میان دو قطب یک آهن‌ربای قوی) قرار می‌گیرد، مانند آهن‌ربای درون قطب نما، در جهت خاصی قرار خواهد گرفت.



از آن جایی 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 $+\frac{1}{2}$ (حالتی مانند آهن‌ربای قطب نما در میدان مغناطیسی زمین) پایدارتر از حالت دیگر ($m_s = -\frac{1}{2}$) 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 $m_s = +\frac{1}{2}$) را داشته باشد. این قاعده را نخستین بار فردریش هوند فیزیک‌دان آلمانی معرفی کرد.

اصل آفبا و جدول تناوبی عنصرها

اگر برای رسم آرایش الکترونی اتم عنصرهای دیگر از اتم هیدروژن شروع کنیم و

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

سپس یک به یک بر تعداد پروتون‌های درون هسته و الکترون‌های پیرامون آن بیفزاییم، به این گونه اتم‌های 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 می‌گویند.

فکر کنید

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

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

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

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 الکترون‌های آخرین لایه‌ی الکترونی یا لایه‌ی ظرفیت آن‌ها یکسان است، به صورت ستونی و به ترتیب افزایش عدد اتمی بچینید. توجه: برخی ستون‌ها ممکن است تک‌عضوی باشد.

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

پ. اگر تعداد الکترون‌های موجود در آخرین لایه‌ی الکترونی (بزرگ‌ترین n) هر اتم را **الکترون‌های ظرفیتی** بنامیم، این تعداد را برای هر ستون رسم شده در بند ۱ محاسبه کرده، بالای ستون بنویسید.

توجه: برای عنصرهایی که اوربیتال d آن‌ها در حال پر شدن است مجموع الکترون‌های موجود در اوربیتال‌های s لایه‌ی آخر و d لایه پیش از آخر، الکترون‌های ظرفیتی در نظر گرفته می‌شوند.

ت. ستون‌ها را طوری کنار هم قرار دهید که تعداد الکترون‌های ظرفیتی و عدد اتمی عنصرها در ستون‌های کنار هم از چپ به راست افزایش یابد.

۱- به عنصرهایی که زیر لایه‌ی s آن‌ها در حال پر شدن است، **عنصرهای اصلی دسته‌ی s** می‌گویند. با کشیدن یک چهارگوش آن‌ها را مشخص کنید.

۲- به عنصرهایی که زیر لایه‌ی p آن‌ها در حال پر شدن است، **عنصرهای اصلی دسته‌ی p** می‌گویند. با کشیدن یک چهارگوش آن‌ها را مشخص کنید.

۳- به عنصرهایی که زیر لایه‌ی d آن‌ها در حال پر شدن است، **عنصرهای واسطه** می‌گویند. با کشیدن یک چهارگوش آن‌ها را مشخص کنید.

۴- تعداد عنصرهای موجود در هر ردیف را چگونه توجیه می‌کنید؟

۵- اگر علت واکنش‌پذیری عنصرها را تمایل آن‌ها برای دستیابی به لایه‌های الکترونی پر تعریف کنیم، کدام عنصرها از این دید واکنش‌ناپذیرند؟ آن‌ها را نام ببرید.

۶- آرایش الکترونی مورد انتظار برای (${}_{74}\text{Cr}$) را رسم کنید. تفاوت مشاهده شده میان این آرایش و آرایش الکترونی داده شده را چگونه توضیح می‌دهید؟

به عنصرهایی که زیر لایه‌ی f آن‌ها در حال پر شدن است عنصرهای واسطه‌ی داخلی می‌گویند. این عنصرها دو دسته‌ی مهم **لانتانیدها** و **اکتینیدها** را تشکیل می‌دهند.

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 ۱۹۶۴ 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 کم‌تر مورد توجه قرار گرفته‌اند، شاید به این علت که برای شیمی‌دان‌ها مدل کوانتومی اتم هنوز هم بهترین به شمار می‌آید.

بیش تر بخوانید

- ۱- ساختار اتم‌ها و مولکول‌ها ، منصور عابدینی ، چاپ اول ، ۱۳۷۹ ، انتشارات فاطمی .
 - ۲ - ساختمان مواد شیمیایی ، مرتضی خلخالی ، چاپ دوازدهم، ۱۳۷۶، انتشارات فاطمی .
 - ۲ - ساختار اتم ، مریم صباغان ، محمد اولایی ، محمدرضا محمودیان ، چاپ اول ، ۱۳۸۲ ، انتشارات محراب قلم .
-
-