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. 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 ارائه کرد:

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

۲ـ انرژی این الکترون با فاصلهٔ 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.

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 ۷ را نگاه کنید.

به این‌گونه انرژی که به‌صورت یک بستهٔ انرژی مبادله می‌شود، انرژی کوانتومی یا پیمانه‌ای می‌گویند. بور با کوانتومی درنظر گرفتن ترازهای انرژی توانست با موفقیت طیف نشری خطی هیدروژن را توجیه کند، شکل‌های ۷ و ۸ .

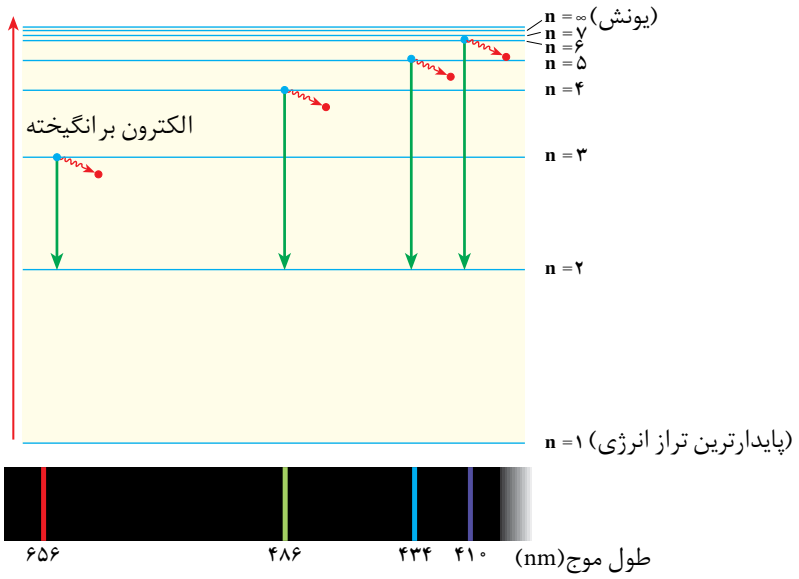
نخستین بار آنگستروم (Ångström,A.) فیزیک‌دان سوئدی درسال ۱۸۶۲ چهار خط طیف نشری هیدروژن را یافت و نه سال بعد موفق به اندازه‌گیری دقیق طول موج هر خط شد.

نیلزبور
(۱۸۸۵ـ۱۹۶۲)

بور به هر یک از این ترازهای انرژی کوانتومی، 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.

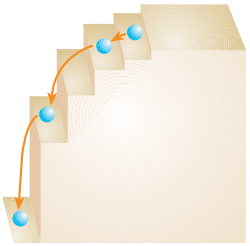
هنگامی که الکترون با گرفتن مقدار بیشتری انرژی به تراز انرژی بی‌نهایت (n=∞) انتقال یابد، از میدان جاذبهٔ هسته خارج می‌شود. در این هنگام می‌گویند که اتم الکترون خود را از دست داده، به یون مثبت تبدیل شده است. به این فرایند **یونش** می‌گویند.

کوانتومی بودن به معنای پیمانه‌ای یا بسته‌ای بودن یک کمیت است.



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

شکل ۷ نمایش بخش مریی طیف نشری خطی هیدروژن و علت ایجاد آن



شکل۸ 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 همهٔ جهت‌ها انتقال می‌یابد. برای مثال برآمدگی‌های روی سطح آب دریا موج هستند و بدون آن که آب جابه‌جا شود، انرژی به ساحل انتقال می‌یابد.مطالعهٔ 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 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.

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. درنتیجهٔ 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.

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 مشاهدهٔ آنها با ریزنگاشت‌های نوری آن هم با این جزییات امکان ندارد.

مدل کوانتومی اتم

در سال ۱۹۲۶ اروین شرودینگر فیزیک‌دان مشهور اتریشی بر مبنای رفتار دوگانهٔ 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 پیچیدهٔ 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.

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

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 واژهٔ **لایه‌های الکترونی** استفاده می‌شود و n تراز انرژی آنها را معین می‌کند. n = ۱ پایدارترین لایهٔ الکترونی را نشان می‌دهد و هرچه n بالاتر رود تراز انرژی لایهٔ الکترونی افزایش می‌یابد. پیرامون هستهٔ اتم حداکثر هفت لایهٔ الکترونی مشاهده شده است.

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 آن‌جا که اندازه‌گیری و گزارش مقدار انرژی لازم، برای یونش یک مول اتم آسان‌تر است، انرژی یونش را به‌عنوان انرژی لازم برای فرایند زیر تعریف می‌کنند.

معمولاً به هنگام یونش سست‌ترین الکترون‌ها از اتم جدا می‌شوند.

$$X(g) \longrightarrow X^{+}(g) + e^{-} \qquad IE_{۱} \quad kJ.mol^{-۱}$$

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 می‌انجامد، **انرژی نخستین یونش** می‌گویند.

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

IE کوتاه شدهٔ عبارت Ionization Energy است.

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

و به همین ترتیب انرژی‌های یونش بعدی تعریف می‌شود.

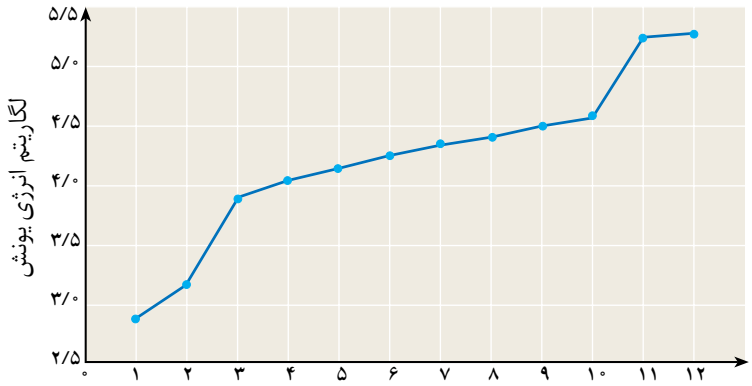
نمودار زیر تغییر انرژی‌های یونش متوالی منیزیم $_{12}Mg$ را نشان می‌دهد. با بررسی آن به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهید.

آ) جدا کردن کدام الکترون آسان‌تر است؟ چرا؟

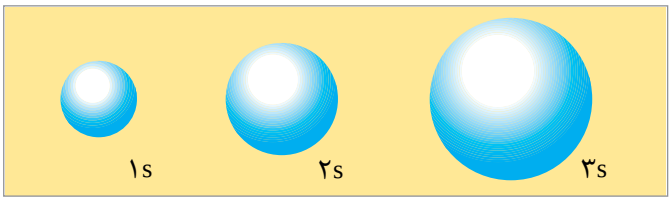
ب) روند تغییر انرژی‌های یونش متوالی را توصیف کنید.

پ) بر روی نمودار، تغییرات شدید در انرژی‌های یونش را مشخص کنید و علت آن را توضیح دهید.

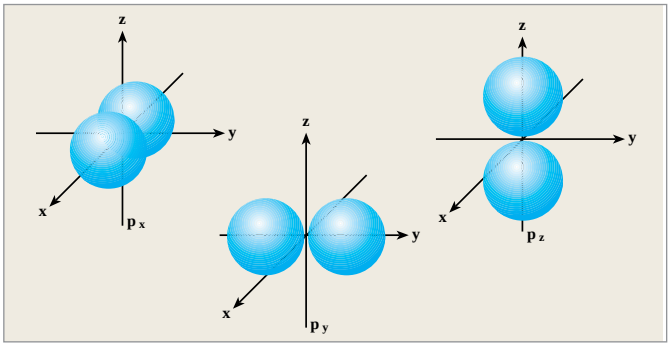
ت) دانشمندان این مشاهده‌ها را شاهدی بر وجود لایه‌های الکترونی در اتم می‌دانند. چرا؟



مشاهده‌ها نشان داده است که الکترون‌های موجود در یک لایهٔ الکترونی، گروه‌های کوچک‌تری نیز تشکیل می‌دهند. به هر یک از این گروه‌ها **زیرلایه** می‌گویند. n تعداد زیرلایه‌های هر لایهٔ الکترونی را نیز مشخص می‌کند. برای مثال در لایهٔ 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 در بر بگیرد. این مقادیر عددی را معمولاً با حروف s (l = ۰)، p (l = ۱)، d (l = ۲) و f (l = ۳) نشان می‌دهند. برای مثال در دومین لایهٔ الکترونی (n = ۲) دو زیرلایهٔ s و p وجود دارد. افزون بر این‌ها l شکل و تعداد اوربیتال‌ها را نیز مشخص می‌کند. همان‌طوری که در شکل ۹ می‌بینید شکل اوربیتال‌های موجود در زیرلایه‌های s و p به‌ترتیب کروی و دمبلی هستند.



آ) اوربیتال‌های ۱s، ۲s و ۳s



ب) در هر زیر لایهٔ p سه اوربیتال وجود دارد.

شکل ۹

سومین عدد کوانتومی که **عدد کوانتومی مغناطیسی** (m_l) گفته می‌شود، جهت‌گیری اوربیتال‌ها را در فضا معین می‌کند. m_l همهٔ 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 لایهٔ الکترونی نخستِ اتم هیدروژن نشان داده شده است.

$n = ۱, ۲, ۳, \ldots$

$l = ۰, ۱, \ldots, (n-۱)$

$m_l = -l, \ldots, ۰, \ldots, +l$

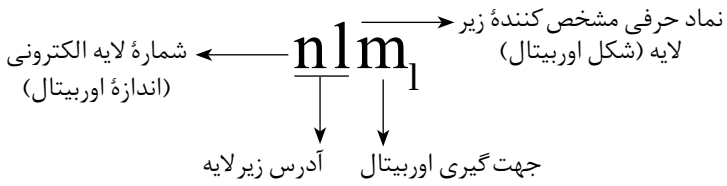
در هر زیرلایه به تعداد $۲l + ۱$ اوربیتال وجود دارد. برای مثال در زیرلایهٔ p که $l = ۱$ است، $۳ = (۱ + ۱ \times ۲)$ اوربیتال یافت می‌شود. همان‌طوری که در شکل ۹ـ ب دیده می‌شود، تنها جهت‌گیری اوربیتال‌های موجود در زیرلایهٔ p، آنها را از یکدیگر متمایز می‌کند. p_x، p_y و p_z نمادهایی هستند که برای نمایش این اوربیتال‌ها به کار می‌روند.

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

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

همان‌طوری که گفته شد مجموعه‌ای از اوربیتال‌ها با مقدار l برابر، یک زیرلایه را

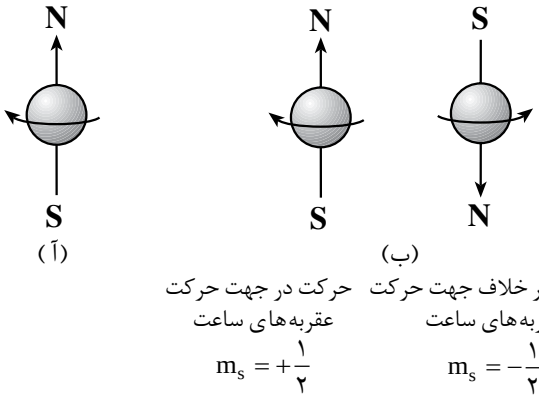
ایجاد می‌کنند و مجموعه‌ای از زیرلایه‌ها با n برابر، یک لایهٔ الکترونی را تشکیل می‌دهند. بنابراین، برای دادن آدرس اوربیتال‌ها به شیوهٔ زیر عمل می‌شود:



برای مثال ۲p نشان می‌دهد که این اوربیتال دمبلی شکل در لایهٔ الکترونی دوم و در زیرلایهٔ p قرار دارد.

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 هستهٔ اتم) یک حرکت اسپینی (حرکت به دور خود) نیز به الکترون نسبت داده‌اند. مطابق شکل ۱۰ـ 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 جاذبهٔ قوی در برابر دافعهٔ میان آنها به‌وجود بیاید. این جاذبه هنگامی به‌وجود می‌آید که قطب‌های مغناطیسی الکترون دوم در برابر قطب‌های مغناطیسی ناهم‌نام الکترون اول قرار گیرد، شکل ۱۰ـ ب. با دقت به شکل ۱۰ـ 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.



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

شکل ۱۰

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 ($+\frac{۱}{۲}$ برای چرخش در جهت حرکت عقربه‌های ساعت و $-\frac{۱}{۲}$ برای چرخش در خلاف جهت حرکت عقربه‌های ساعت) خواهد داشت.

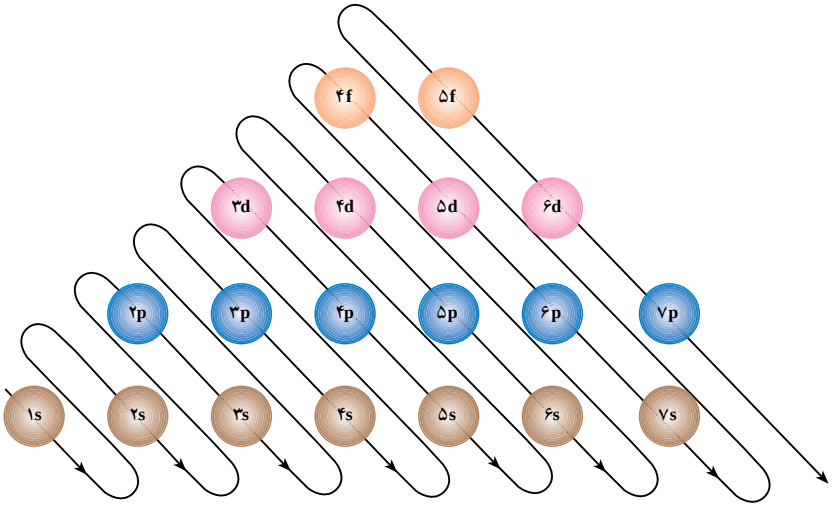
در سال ۱۹۲۵ یک فیزیک‌دان اتریشی به نام پائولی با ارایهٔ اصلی که **اصل طرد پائولی** نام گرفت اظهار داشت که: «هیچ اوربیتالی در یک اتم نمی‌تواند بیش از دو الکترون در خود جای دهد.» این اصل با توجه به بحث اسپین و معرفی چهارمین عدد کوانتومی کاملاً قابل درک است. به‌طوری که در بیان دیگری از اصل طرد پائولی می‌خوانیم: «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 (↑ برای $m_s = +\frac{۱}{۲}$ و ↓ برای $m_s = -\frac{۱}{۲}$) نشان دهیم، در این صورت شیوهٔ قرار گرفتن الکترون‌ها در اتم‌های هیدروژن و هلیم را می‌توان به صورت زیر نشان داد:

آدرس الکترون						شیوهٔ نمایش	
اتم	تعداد الکترون‌ها	لایهٔ الکترونی (n)	زیرلایه (l)	اوربیتال m_l	اسپین m_s	نموداری	نوشتاری*
H	۱	۱	۰ (s)	۰ (s)	$+\frac{۱}{۲}$	↑	$۱s^۱$
					یا		
	۱	۱	۰ (s)	۰ (s)	$-\frac{۱}{۲}$	↓	$۱s^۱$
He	۲	۱	۰ (s)	۰ (s)	$+\frac{۱}{۲}$ و $-\frac{۱}{۲}$	↑↓	$۱s^۲$

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

آرایش الکترونی اتم

به این ترتیب مدل کوانتومی اتم به ما این امکان را می‌دهد که چگونگی آرایش الکترون‌ها در اتم‌ها را تعیین 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 شیوهٔ پرشدن زیرلایه‌ها

برای نمونه جدول ۳ آرایش الکترونی اتم برخی از عنصرها را نشان می‌دهد. با بررسی آن، جاهای خالی را پر کنید.

جدول۳ آرایش الکترونی اتم ده عنصر متوالی

	آرایش الکترونی نوشتاری	آرایش الکترونی نموداری (۱s ۲s ۲p)	نماد شیمیایی عنصر
	$1s^1$	↑	$_1H$
پر شدن نخستین لایهٔ الکترونی	$1s^2$	↑↓	$_2He$
	$1s^2 2s^1$	↑↓ ↑	$_3Li$
پر شدن نخستین زیرلایه	$1s^2 2s^2$	↑↓ ↑↓	$_4Be$
از دومین لایهٔ الکترونی	$1s^2 2s^2 2p^1$	↑↓ ↑↓ ↑	$_5B$
	$1s^2 2s^2 2p^2$	↑↓ ↑↓ ↑ ↑	$_6C$
نیمه پر شدن دومین زیرلایه	.....		$_7N$
از دومین لایهٔ الکترونی	.....		$_8O$
	.....		$_9F$
پر شدن لایهٔ الکترونی دوم	.....		$_{10}Ne$

اوربیتال‌های هم انرژی به اوربیتال‌هایی می‌گویند که در یک زیر لایه قرار می‌گیرند و انرژی یکسانی دارند. زیر لایهٔ p دارای سه اوربیتال هم انرژی و زیر لایهٔ d دارای پنج اوربیتال هم‌انرژی است.

آرایش الکترونی عنصرها در این جدول نشان می‌دهد که 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 لایهٔ نیمه پر شده شروع به کامل شدن می‌کند. به این قاعده، **قاعدهٔ هوند** می‌گویند.

قاعدهٔ هوند: هنگام پر شدن اوربیتال‌های هم‌انرژی (مانند اوربیتال‌های p و یا اوربیتال‌های d) تا زمانی که هر یک از اوربیتال‌ها نیمه پر نشده باشد، هیچ کدام پر نمی‌شود.

اصل آفبا و جدول تناوبی عنصرها

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 شیوهٔ دست یافتن از یک اتم به اتم دیگر را **اصل بناگذاری** یا **آفبا** می‌گویند.

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

فکر کنید

در جدول زیر آرایش الکترونی برخی از اتم‌ها را مشاهده می‌کنید که بر مبنای اصل بناگذاری رسم شده است. با مطالعهٔ آن 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.

۱ـ جدول را کامل کنید.

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
.....	۲۲	Ti	$[He]2s^2$	۴	Be
.....	۲۳	V	$[He]2s^2 2p^1$	۵	B
$[Ar]3d^5 4s^1$	۲۴	Cr	$[He]2s^2 2p^2$	۶	C
$[Ar]3d^5 4s^2$	۲۵	Mn	.....	۷	N
$[Ar]3d^6 4s^2$	۲۶	Fe	.....	۸	O
.....	۲۷	Co	.....	۹	F
.....	۲۸	Ni	.....	۱۰	Ne
$[Ar]3d^1 4s^1$	۲۹	Cu	$[Ne]3s^1$	۱۱	Na
$[Ar]3d^1 4s^2$	۳۰	Zn	$[Ne]3s^2$	۱۲	Mg

Al	۱۳	$[Ne]3s^2 3p^1$	Ga	۳۱	.....
Si	۱۴	$[Ne]3s^2 3p^2$	Ge	۳۲	.....
p	۱۵	$[Ne]3s^2 3p^3$	As	۳۳	.....
S	۱۶	.....	Se	۳۴	.....
Cl	۱۷	.....	Br	۳۵	.....
Ar	۱۸	.....	Kr	۳۶	.....

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.

۲ـ فعالیت‌های زیر را انجام دهید.

آ) عنصرهایی را که تعداد الکترون‌های آخرین لایهٔ الکترونی یا **لایهٔ ظرفیت** آنها یکسان است، به صورت ستونی و به ترتیب افزایش عدد اتمی بچینید. توجه: برخی ستون‌ها ممکن است تک عضوی باشد.

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

پ) اگر تعداد الکترون‌های موجود در آخرین لایهٔ 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 درحال پر شدن است مجموع الکترون‌های موجود در اوربیتال‌های s لایهٔ آخر و d لایهٔ پیش از آخر، الکترون‌های ظرفیتی درنظر گرفته می‌شوند. در ضمن برای عنصرهایی که اوربیتال p آنها در حال پر شدن است، شمارهٔ ستون با افزودن عدد ۱۰ به تعداد الکترون‌های ظرفیت مشخص می‌شود.

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.

۳ـ بر پایهٔ پیشنهادهای زیر عنصرها را دسته‌بندی کنید.

آ) به عنصرهایی که زیر لایهٔ s آنها در حال پر شدن است، **عنصرهای اصلی دستهٔ s** می‌گویند. با کشیدن یک چهارگوش آنها را مشخص کنید.

ب) به عنصرهایی که زیر لایهٔ p آنها در حال پر شدن است، **عنصرهای اصلی دستهٔ p** می‌گویند. با کشیدن یک چهارگوش آنها را مشخص کنید.

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

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

۵ـ 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.

۶ـ آرایش الکترونی مورد انتظار برای $_{۲۴}Cr$ و $_{۲۹}Cu$ را رسم کنید. تفاوت مشاهده شده میان این آرایش و آرایش الکترونی داده شده را چگونه توضیح می‌دهید؟

بیشتر بدانید

از دهۀ ۱۹۶۰ میلادی به این سو، کشف تعداد زیادی ذرۀ 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 ارایۀ نظریۀ کوارک‌ها در سال ۱۹۶۴ تا حدودی برطرف شد ولی این یافته‌ها طی سی سال گذشته ، زمینه‌ساز ارایۀ نظریۀ تازه‌ای شد که به مدل استاندارد ذره‌ها و برهم‌کنش‌ها معروف شده است. این نظریۀ 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.