

مدل اتمی بور

وجود ارتباطی بامعنا میان الگوی ثابت طیف نشری خطی هیدروژن و ساختار اتم های 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 تازه ای برای اتم هیدروژن پیشنهاد کرد. او این مدل را با فرض های زیر ارائه کرد:

۱- الکترون در اتم هیدروژن در مسیری دایره ای شکل که مدار نامیده می شود، به دور هسته گردش می کند.

۲- انرژی این الکترون با فاصله آن از هسته رابطه ای مستقیم دارد. در واقع هر چه الکترون از هسته دورتر می شود، انرژی آن افزایش می یابد.

۳- این الکترون فقط می تواند در **فاصله های 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** می گویند. تعداد محدودی از این ترازهای انرژی در اتم وجود دارد.

۴- این الکترون معمولاً در پایین ترین تراز انرژی ممکن (نزدیک ترین مدار به هسته) قرار دارد. به این تراز انرژی **حالت پایه** می گویند.

۵- با دادن **مقدار معینی انرژی** به این الکترون می توان 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 این رو همان مقدار انرژی را که پیش از این گرفته بود از دست می دهد و به حالت پایه باز می گردد.

از آن جا که برای الکترون نشر نور مناسب ترین شیوه برای از دست دادن انرژی است، از این رو 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 می دهد، شکل ۷ را نگاه کنید.

به این گونه انرژی که به صورت یک بسته انرژی مبادله می شود، انرژی کوانتومی یا پیمانه ای می گویند. بور با کوانتومی در نظر گرفتن ترازهای انرژی توانست با موفقیت طیف نشری خطی هیدروژن را توجیه کند، شکل های ۷ و ۸.



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

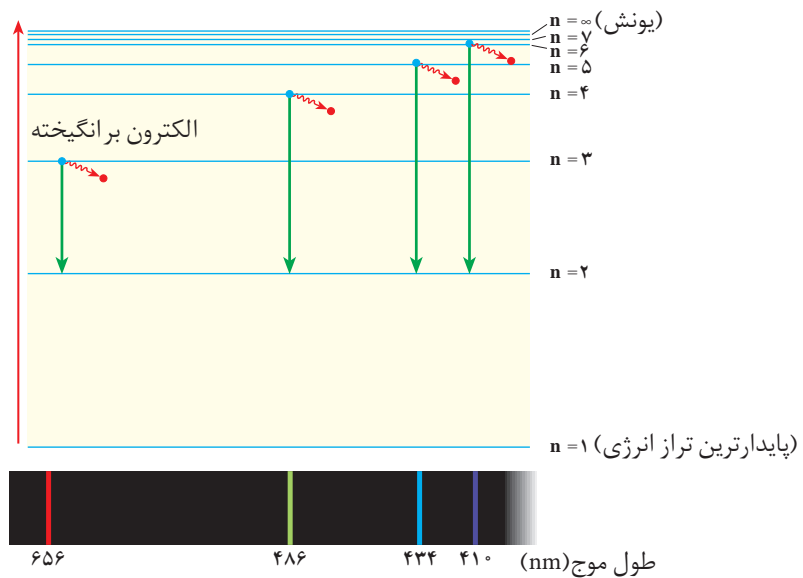


نیلزبور
(۱۸۸۵-۱۹۶۲)

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

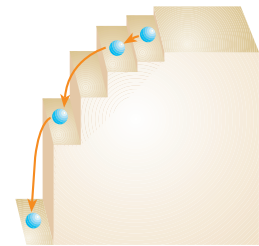
هنگامی که الکترون با گرفتن مقدار بیشتری انرژی به تراز انرژی بی نهایت ($n=\infty$) انتقال یابد، از میدان جاذبه هسته خارج می شود. در این هنگام می گویند که اتم الکترون خود را از دست داده، به یون مثبت تبدیل شده است. به این فرایند **یونش** می گویند.

کوانتومی بودن به معنای پیمانه ای یا بسته ای بودن یک کمیت است.



توجیه بخش مری طیف نشری خطی اتم هیدروژن با مدل اتمی بور
شکل ۷ نمایش بخش مری طیف نشری خطی هیدروژن و علت ایجاد آن

شکل ۸ یک مدل پلکانی برای ترازهای انرژی در اتم هیدروژن (اگر الکترون را چون توپی روی این پلکان در نظر بگیرید، آیا این توپ می تواند در جایی میان پله ها بایستد؟)



گاز نئون به طور گسترده در ساخت تابلوهای تبلیغاتی استفاده می شود. در این تابلوها، یک جریان الکتریکی را از درون لوله ای که دارای گاز نئون با فشار کم است، عبور می دهند. در نتیجه برقراری جریان برق حرکت سریع الکترون ها موجب می شود که الکترون های اتم های نئون به تراز انرژی بالاتری جهش یابند. بر اثر بازگشت این الکترون های برانگیخته به تراز انرژی پایین تر، نوری به رنگ نارنجی مایل به سرخ منتشر می شود.



بیشتر 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 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 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 می دهد، خود از ذره هایی به نام فوتون نیز تشکیل شده است. چشم های الکترونیکی از جمله دستگاه هایی هستند که براساس خاصیت ذره ای نور طراحی شده اند. در این دستگاه ها که بیشتر مانند یک کلید برق عمل می کنند، با برخورد فوتون های نور با الکترون های موجود روی سطح فلز موجود در آنها، جریان الکتریکی در مدار برقرار می شود.



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 پرمبنای این رفتار الکترون طراحی شده است. با کمک این دستگاه می‌توان تصاویر بسیار دقیقی از اجسام بسیار کوچکی را دید که مشاهده 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 دوگانه 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 پیچیده ریاضی نتیجه گرفت، همان گونه 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**.

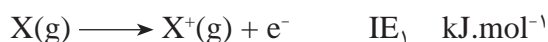
مقادیر مجاز برای عدد کوانتومی اصلی (n) عددهای صحیح مثبت $۱, ۲, ۳, \dots$ هستند.

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 واژه **لایه‌های الکترونی** استفاده می‌شود و n تراز انرژی آنها را معین می‌کند. $n = ۱$ پایدارترین لایه الکترونی را نشان می‌دهد و هر چه n بالاتر رود تراز انرژی لایه الکترونی افزایش می‌یابد. پیرامون هسته اتم حداکثر هفت لایه 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 آن جا که اندازه‌گیری و گزارش مقدار انرژی لازم، برای یونش یک مول اتم آسان‌تر است، انرژی یونش را به عنوان انرژی لازم برای فرایند زیر تعریف می‌کنند.

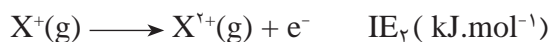
معمولاً به هنگام یونش سست‌ترین الکترون‌ها از اتم جدا می‌شوند.



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 می‌انجامد، **انرژی نخستین یونش** می‌گویند.

IE کوتاه شده عبارت
Ionization Energy است.

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.

نمودار زیر تغییر انرژی های یونش متوالی منیزیم ${}_{12}\text{Mg}$ را نشان می دهد. با بررسی آن به پرسش های مطرح شده پاسخ دهید.

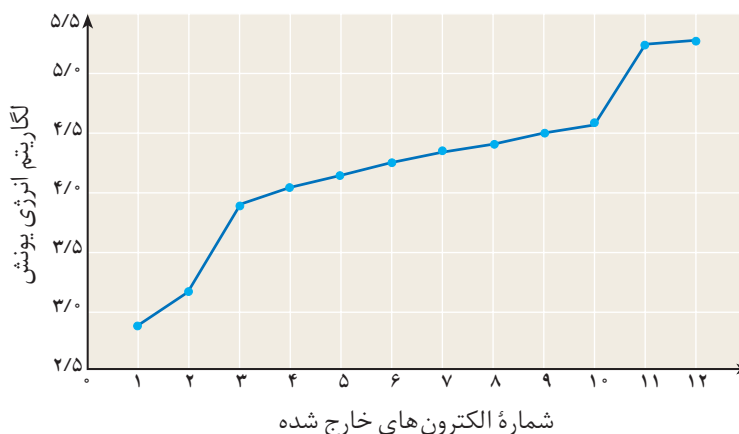
(آ) جدا کردن کدام الکترون آسان تر است؟ چرا؟

(ب) روند تغییر انرژی های یونش متوالی را توصیف کنید.

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

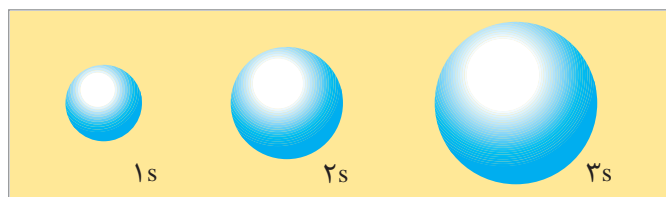
(ت) دانشمندان این مشاهده ها را شاهدی بر وجود لایه های الکترونی در اتم می دانند.

چرا؟

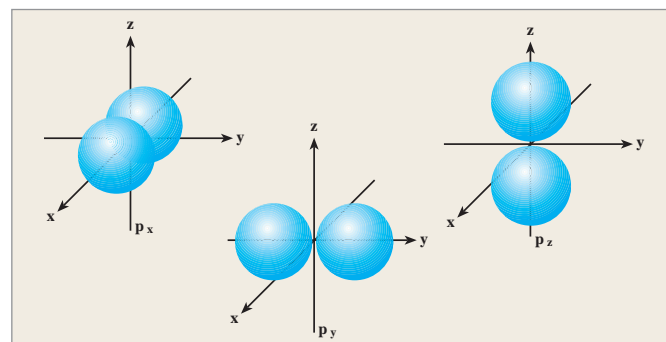


مشاهده ها نشان داده است که الکترون های موجود در یک لایه الکترونی، گروه های کوچک تری نیز تشکیل می دهند. به هر یک از این گروه ها **زیر لایه** می گویند. n تعداد زیر لایه های هر لایه الکترونی را نیز مشخص می کند. برای مثال در لایه الکترونی $n = 2$ دو زیر لایه وجود دارد. زیر لایه ها را با **عدد کوانتومی اوربیتالی** (l) مشخص می کنند. l می تواند عددهای درست 0 تا $n - 1$ را در بر بگیرد. این مقادیر عددی را معمولاً با حروف s ($l = 0$), p ($l = 1$), d ($l = 2$) و f ($l = 3$) نشان می دهند. برای مثال در دومین لایه الکترونی ($n = 2$) دو زیر لایه s و p وجود دارد. افزون بر این ها l شکل و تعداد اوربیتال ها را نیز مشخص می کند. همان طوری که در شکل ۹ می بینید شکل اوربیتال های موجود در زیر لایه های s و p به ترتیب کروی و دمبلی هستند.





آ) اوربیتال های 1s، 2s و 3s



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

شکل ۹

سومین عدد کوانتومی که عدد کوانتومی مغناطیسی (m_l) گفته می شود، جهت گیری اوربیتال ها را در فضا معین می کند. m_l همه عددهای صحیح بین $-l$ تا $+l$ را دربر می گیرد. برای مثال اگر $l = 1$ باشد، برای m_l مقادیر -1 ، 0 و $+1$ به دست می آید. در جدول ۲ عددهای کوانتومی برای اوربیتال های موجود در سه لایه الکترونی نخست اتم هیدروژن نشان داده شده است.

در هر زیر لایه به تعداد $2l + 1$ اوربیتال وجود دارد. برای مثال در زیر لایه p که $l = 1$ است، $3 = (2 \times 1 + 1)$ اوربیتال یافت می شود. همان طوری که در شکل ۹-ب دیده می شود، تنها جهت گیری اوربیتال های موجود در زیر لایه p، آنها را از یکدیگر متمایز می کند. p_x ، p_y و p_z نمادهایی هستند که برای نمایش این اوربیتال ها به کار می روند.

جدول ۲ عددهای کوانتومی برای اوربیتال های موجود در سه لایه الکترونی نخست اتم هیدروژن

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

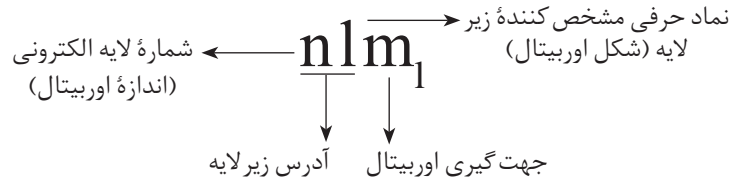
همان طوری که گفته شد مجموعه ای از اوربیتال ها با مقدار l برابر، یک زیر لایه را

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

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

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

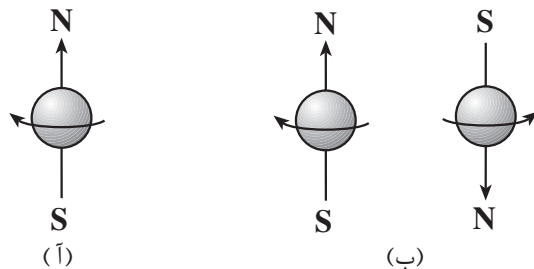
ایجاد می کنند و مجموعه ای از زیر لایه ها با n برابر، یک لایه الکترونی را تشکیل می دهند. بنابراین، برای دادن آدرس اوربیتال ها به شیوه زیر عمل می شود:



برای مثال $2p$ نشان می دهد که این اوربیتال دمبلی شکل در لایه الکترونی دوم و در زیر لایه p قرار دارد.

چهارمین عدد کوانتومی و اصل طرد پائولی

با کمک سه عدد کوانتومی n ، l و m_l اندازه، شکل و جهت گیری اوربیتال های اتمی تعیین می شود. اما، دانشمندان در توجیه مشاهده های تجربی، این سه عدد را برای مشخص کردن آدرس یک الکترون در اتم کافی ندانستند. زیرا، توجیه برخی خواص فیزیکی اتم ها با نسبت دادن حضور دو الکترون در یک اوربیتال امکان پذیر بود. برای توضیح این نکته که چگونه دو الکترون با بار هم نام می توانند در یک اوربیتال جای گیرند، دانشمندان افزون بر حرکت اوربیتالی (حرکت الکترون به دور هسته اتم) یک حرکت اسپینی (حرکت به دور خود) نیز به الکترون نسبت داده اند. مطابق شکل ۱۰-آ، الکترون با گردش حول محور خود به یک آهن ربای ریز تبدیل می شود. حال اگر این دو الکترون ناگزیر شوند که کنار هم قرار گیرند، باید یک نیروی جاذبه قوی در برابر دافعه میان آنها به وجود بیاید. این جاذبه هنگامی به وجود می آید که قطب های مغناطیسی الکترون دوم در برابر قطب های مغناطیسی ناهم نام الکترون اول قرار گیرد، شکل ۱۰-ب. با دقت به شکل ۱۰-ب می توان مشاهده کرد که شرط لازم برای چنین آرایشی در یک اوربیتال آن است که الکترون ها در دو جهت مخالف هم (یکی در جهت حرکت عقربه های ساعت و دیگری برخلاف آنها) به دور محور خود بگردند.



(آ) آهن ربای ریز ایجاد شده بر اثر حرکت اسپینی الکترون
 (ب) جهت گیری پایدار دو الکترون در یک اوربیتال

حرکت در خلاف جهت حرکت عقربه های ساعت
 $m_s = +\frac{1}{2}$

حرکت در جهت حرکت عقربه های ساعت
 $m_s = -\frac{1}{2}$

شکل ۱۰

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.

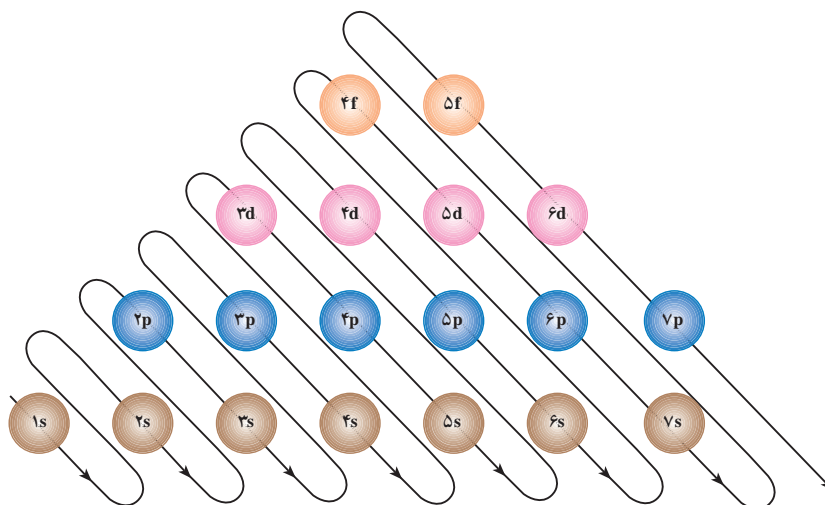
در سال ۱۹۲۵ یک فیزیک‌دان اتریشی به نام پائولی با ارایه‌ی اصلی که **اصل طرد پائولی** نام گرفت اظهار داشت که: «هیچ اوربیتالی در یک اتم نمی‌تواند بیش از دو الکترون در خود جای دهد.» این اصل با توجه به بحث اسپین و معرفی چهارمین عدد کوانتومی کاملاً قابل درک است. به طوری که در بیان دیگری از اصل طرد پائولی می‌خوانیم: «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:

شیوه‌ی نمایش		آدرس الکترون				
نموداری	نوشتاری*	اسپین m_s	اوربیتال m_l	زیرلایه (l)	لایه الکترونی (n)	اتم تعداد الکترون‌ها
\uparrow	$1s^1$	$+\frac{1}{2}$	(s)	(s)	۱	۱ H
\downarrow	$1s^1$	$-\frac{1}{2}$	(s)	(s)	۱	۱
$\uparrow\downarrow$	$1s^2$	$+\frac{1}{2}$ و $-\frac{1}{2}$	(s)	(s)	۱	۲ He

* در شیوه‌ی نوشتاری، تعداد الکترون‌ها به صورت بالانویس روی نماد مشخص‌کننده‌ی 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 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 شیوه پر شدن زیر لایه‌ها

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

جدول ۳ آرایش الکترونی اتم ده عنصر متوالی

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

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

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

آرایش الکترونی عنصرها در این جدول نشان می‌دهد که پر شدن زیر لایه‌هایی که بیش از یک اوربیتال هم‌انرژی 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 لایه نیمه پر شده شروع به کامل شدن می‌کند. به این قاعده، **قاعده هوند** می‌گویند.

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

آفبا (Aufbau) یک واژه 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 مطالعه آن به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهید.
۱- جدول را کامل کنید.

برای شیمی دان‌ها الکترون‌های ظرفیتی اهمیت بسیاری دارند، زیرا به طور 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	۱s ¹	۱	H
[Ar]4s ²	۲۰	Ca	۱s 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 ¹⁰ 4s ¹	۲۹	Cu	[Ne]3s ¹	۱۱	Na
[Ar]3d ¹⁰ 4s ²	۳۰	Zn	[Ne]3s ²	۱۲	Mg

از آن جا 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.

Al	۱۳	[Ne]۳s ^۲ ۳p ^۱	Ga	۳۱
Si	۱۴	[Ne]۳s ^۲ ۳p ^۲	Ge	۳۲
P	۱۵	[Ne]۳s ^۲ ۳p ^۳	As	۳۳
S	۱۶	Se	۳۴
Cl	۱۷	Br	۳۵
Ar	۱۸	Kr	۳۶

۲- فعالیت‌های زیر را انجام دهید.

آ) عنصرهایی را که تعداد الکترون‌های آخرین لایه الکترونی یا لایه 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 لایه 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 لایه 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 لایه آخر و d لایه پیش از آخر، الکترون‌های ظرفیتی در نظر گرفته می‌شوند. در ضمن برای عنصرهایی که اوربیتال p آنها در حال پر شدن است، شماره ستون با افزودن عدد ۱۰ به تعداد الکترون‌های ظرفیت مشخص می‌شود.

ث) 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.

۳- بر پایه پیشنهاد‌های زیر عنصرها را دسته‌بندی کنید.

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

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

پ) به عنصرهایی که زیر لایه 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 واکنش پذیری عنصرها را تمایل آنها برای دستیابی به لایه های الکترونی پر تعریف کنیم، کدام عنصرها از این دید واکنش ناپذیرند؟ آنها را نام ببرید.
- ۶- آرایش الکترونی مورد انتظار برای ^{24}Cr و ^{29}Cu را رسم کنید. تفاوت مشاهده شده میان این آرایش و آرایش الکترونی داده شده را چگونه توضیح می دهید؟

بیشتر بدانید

از دهه ۱۹۶۰ میلادی به این سو، کشف تعداد زیادی ذره زیر اتمی دانشمندان را به این فکر فرو برد که درک پیشین آنها از ساختار اتم بویژه تصور آنها از پروتون ها و نوترون ها به عنوان ذره های بنیادی نارسا و ناکافی بوده است. این نارسایی با ارایه نظریه کوارکها در سال ۱۹۶۴ تا حدودی برطرف شد ولی این یافته ها طی سی سال گذشته، زمینه ساز ارایه نظریه تازه ای شد که به مدل استاندارد ذره ها و برهم کنش ها معروف شده است. این نظریه جدید طی این سال ها به تدریج گسترش یافت و هر روز بر مقبولیت آن افزوده شد. اما، در این رهگذر الکترون های پیرامون هسته کمتر مورد توجه قرار گرفته اند، شاید به این علت که برای شیمی دان ها مدل کوانتومی اتم هنوز هم بهترین به شمار می آید.