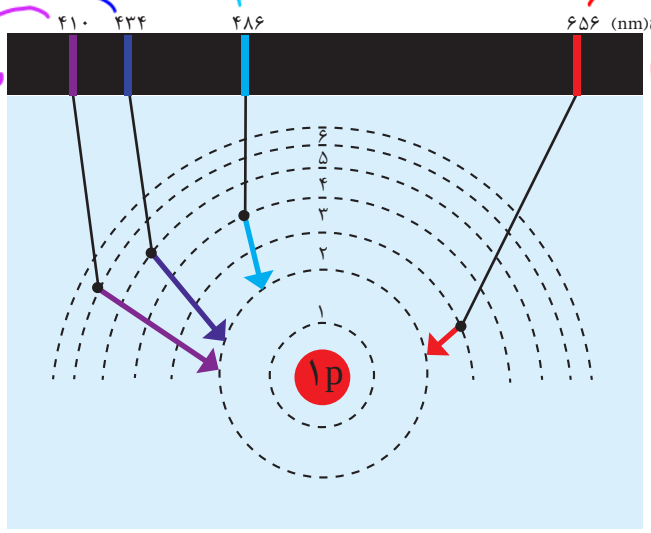
اتم‌های برانگیخته پرانرژی و ناپایدارند؛ از این‌رو تمایل دارند دوباره با از دست دادن انرژی به حالت پایدارتر و در نهایت به حالت پایه برگردند. از آنجاکه برای الکترون، نشر نور مناسب‌ترین شیوه برای از دست دادن انرژی است، الکترون‌ها در اتم برانگیخته، هنگام بازگشت به حالت پایه، نوری با طول موج معین نشر می‌کنند.

اینک می‌توان گفت هر نوار رنگی در طیف نشری خطی هر عنصر، پرتوهای نشر شده هنگام بازگشت الکترون‌ها را از لایه‌های بالاتر به لایه‌های پایین‌تر نشان می‌دهد. از آنجاکه انرژی لایه‌های الکترونی پیرامون هستهٔ هر اتم ویژهٔ همان اتم بوده و به عدد اتمی آن وابسته است، پس انرژی لایه‌ها و تفاوت انرژی میان آنها در اتم عنصرهای گوناگون، متفاوت است و انتظار می‌رود هر عنصر، طیف نشری خطی منحصر به فردی ایجاد کند (شکل ۲۲).



شکل ۲۲ـ چگونگی ایجاد چهار نوار رنگی ناحیهٔ مرئی طیف نشری خطی اتم‌های هیدروژن

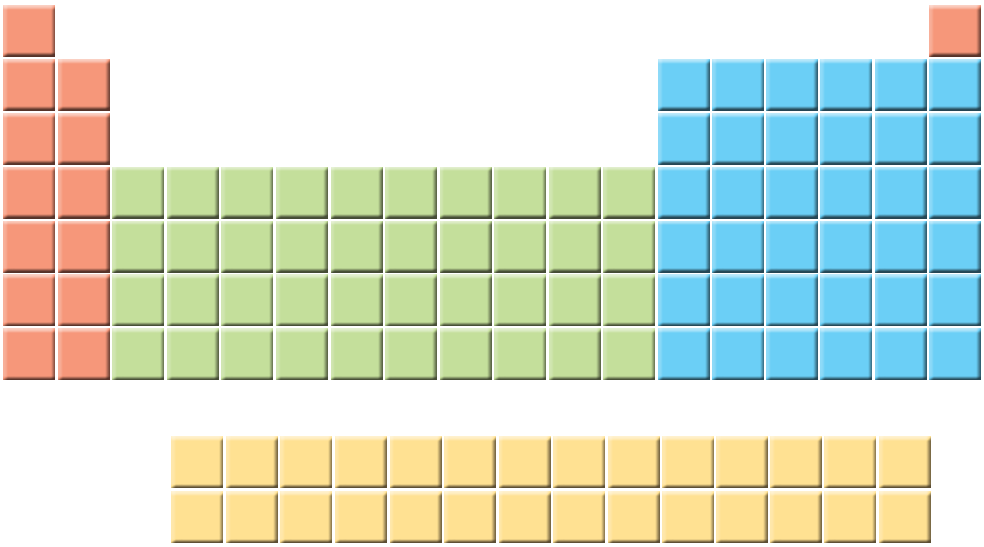
● هنگامی که بسته‌ای به عنوان هدیه دریافت کنید با تکان دادن آن تلاش می‌کنید از محتویات آن آگاه شوید. شیمی‌دان‌ها نیز با دادن انرژی به اتم، آن را تکان می‌دهند تا از درون آن خبردار شوند! با این تفاوت که به جای شنیدن صدا، پرتوهای گسیل شده از اتم را دریافت و مشاهده می‌کنند.

با تعیین دقیق طول موج نوارهای یادشده می‌توان به تصویر دقیقی از انرژی لایه‌های الکترونی و در واقع آرایش الکترونی اتم دست یافت.

توزیع الکترون‌ها در لایه‌ها و زیرلایه‌ها

عنصرها در جدول دوره‌ای برمبنای عدد اتمی یا شمار الکترون‌های اتم خود، چیده شده‌اند. به‌طوری که اتم هیدروژن با یک الکترون و اتم هلیم با دو الکترون به ترتیب نخستین و دومین عنصرجدول است. این روند تا عنصر ۱۱۸ جدول دوره‌ای ادامه می‌یابد و اتم هر عنصر نسبت به اتم عنصر پیش از خود، یک الکترون بیشتر دارد.

از سوی دیگر اتم، ساختار لایه‌ای دارد و الکترون‌ها در لایه‌های پیرامون هسته با نظم ویژه‌ای حضور دارند به گونه‌ای که در اتم عنصرهای ردیف اول، لایهٔ الکترونی اول و در عنصرهای دورهٔ دوم، لایهٔ دوم از الکترون پر می‌شود. آیا به نظر شما میان شمار عنصرهای موجود در هر دوره و گنجایش لایه‌های الکترونی رابطه‌ای هست؟



همان‌گونه که در جدول مشاهده می‌کنید در دورهٔ اول فقط ۲ عنصر (هیدورژن و هلیم) وجود دارد که در اتم آنها، لایهٔ الکترونی اول (n = ۱) در حال پرشدن است. این لایه، نزدیک‌ترین لایه به هسته است و تنها می‌تواند ۲ الکترون را در خود جای دهد. از آنجا که لایهٔ اول حداکثر ۲ الکترون گنجایش دارد، شاید بتوان گفت به همین دلیل در دورهٔ اول فقط ۲ عنصر وجود دارد؛ اما اتم عنصرهای دورهٔ دوم، دارای دو لایهٔ الکترونی است (n = ۲). در اتم این عنصرها، هر دو لایه دارای الکترون بوده به‌طوری که لایهٔ اول پر شده و لایهٔ دوم در حال پرشدن است؛ با این توصیف لایهٔ دوم حداکثر با ۸ الکترون پرمی‌شود (چرا؟). آیا می‌توان بین چیدمان ۸ عنصر دورهٔ دوم در جدول و شیوهٔ پر شدن لایهٔ دوم در اتم آنها ارتباطی یافت؟ آیا لایهٔ الکترونی دوم، لایه‌ای یکپارچه است یا از چند بخش تشکیل شده است؟

با هم بیندیشیم

۱ـ یک دانشجوی رشتهٔ شیمی، جدول دوره‌ای را به دقت بررسی و عنصرهای هر دوره را شمارش کرد. او میان شمار عنصرهای یک دوره و شیوهٔ پرشدن لایه‌های الکترونی در اتم عنصرها، ارتباطی کشف کرد. او نخست عنصرها را در چهار دسته قرار داد و هر یک را با رنگی مشخص کرد؛ سپس فرض نمود که هر لایه، خود از بخش‌های کوچک‌تری تشکیل شده است

به‌طوری که میان شمار عنصرها درهر دستهٔ رنگی از هر ردیف (مطابق جدول صفحه قبل) با گنجایش الکترونی هر یک از این بخش‌های کوچک‌تر، رابطه‌ای منطقی برقرار است.

آ) در هر دسته از عنصرهای نشان داده شده با رنگ‌های نارنجی، سبز، آبی و زرد در هر ردیف به ترتیب چند عنصر وجود دارد؟

ب) لایهٔ دوم از چند بخش تشکیل شده است؟ گنجایش هر یک از این بخش‌ها چند الکترون است؟

پ) او هر یک از این بخش‌ها را یک **زیرلایه**[1] نامید؛ با این توصیف در اتم چند نوع زیرلایه وجود دارد و هر یک چند الکترون گنجایش دارد؟

● برای رمزگشایی از آنچه خدا آفریده است، دانشمندان علوم تجربی، مفاهیم علمی را کشف و روابط بین آنها را فرمول‌بندی می‌کنند تا از آنها بهره گیرند. گاهی از روی روابط و فرمول‌های ریاضی، برخی مفاهیم جدید را پیش‌بینی می‌کنند.

۲ـ او گنجایش الکترونی زیرلایه‌ها را به‌عنوان چهار جملهٔ نخست یک **دنباله** به‌صورت زیر در نظر گرفت:

۲، ۶، ۱۰، ۱۴، .....

آ) **جملهٔ عمومی** (a_l) این دنباله را به دست آورید. ($l \geq 0$)

ب) مقدار مجاز l را برای هر زیر لایه تعیین و جدول زیر را کامل کنید.

زیر لایه	۲ الکترونی	۶ الکترونی	۱۰ الکترونی	۱۴ الکترونی
مقدار مجاز l	۰	۱	۲	۳

● نماد هر زیرلایهٔ معین با دو عدد کوانتومی مشخص می‌شود؛ به دیگر سخن هر زیرلایه را می‌توان با نماد nl نمایش داد؛ برای نمونه در زیر لایهٔ $2p$، $n=2$ و $l=1$ است.

۳ـ در مدل کوانتومی اتم به هر نوع زیرلایه یک عدد کوانتومی نسبت می‌دهند. این عدد کوانتومی با نماد l نشان داده شده و **عدد کوانتومی فرعی**[2] نامیده می‌شود. مقادیر معین و مجاز آن به صورت زیر است:

$$l = 0 ، 1 ، ..... \text{ و } n-1$$

آ) با این توصیف، جدول زیر را کامل کنید.

نماد زیر لایه	s	p	d	f
حداکثر گنجایش زیر لایه	۲	۶	۱۰	۱۴
مقدار مجاز l	۰	۱	۲	۳

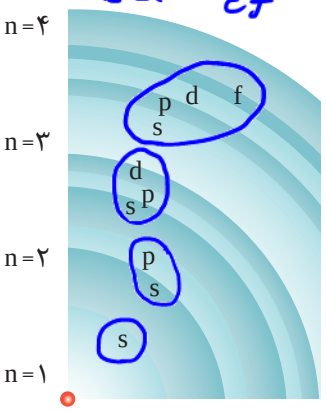
ب) پیش‌بینی کنید پنجمین نوع زیرلایهٔ یک اتم، ظرفیت پذیرش حداکثر چند الکترون را خواهد داشت؟

۱– Subshell ۲– Azimuthal Quantum Number

اتم را می‌توان کره‌ای درنظر گرفت که هستهٔ بسیار کوچک و سنگینی در مرکز آن جای دارد و محل تمرکز پروتون‌ها و نوترون‌هاست. پیرامون هسته، الکترون‌ها در لایه‌های الکترونی حضور دارند. هر لایه، خود از زیرلایه‌های متفاوتی تشکیل شده است به‌گونه‌ای که لایهٔ اول دارای یک زیرلایه از نوع s با گنجایش ۲ الکترون، لایهٔ دوم دارای دو زیرلایه از نوع s و p با گنجایش ۲ و ۶ الکترون ، لایهٔ سوم دارای سه زیرلایه از نوع s ، p و d با گنجایش ۲، ۶ و ۱۰ الکترون است (جدول ۳).

جدول ۳ـ مقدار n و l برای زیر لایه‌ها در سه لایهٔ الکترونی نخست

عدد کوانتومی اصلی	شمار زیرلایه‌ها	عدد کوانتومی فرعی	نماد زیرلایه
n = ۱	۱	l = ۰	۱s
n = ۲	۲	l = ۰	۲s
		l = ۱	۲p
n = ۳	۳	l = ۰	۳s
		l = ۱	۳p
		l = ۲	۳d



● زیرلایه‌های موجود در چهار لایهٔ الکترونی

آرایش الکترونی اتم

رفتار و ویژگی‌های هر اتم را می‌توان از روی آرایش الکترونی آن توضیح داد؛ بنابراین یافتن آرایش درست الکترون‌ها در هر اتم از اهمیت بسیاری برخوردار است. مطابق مدل کوانتومی برای به‌دست آوردن آرایش الکترونی اتم‌ها باید الکترون‌های اتم هر عنصر در زیرلایه‌ها با نظم و ترتیب معینی توزیع شود.

هنگام پرشدن اتم از الکترون، نخست زیرلایهٔ ۱s و سپس زیرلایه‌های ۲s و ۲p از الکترون پر می‌شود؛ با این توصیف باید در اتم عنصرهای دورهٔ سوم زیرلایه‌های ۳s، ۳p و ۳d پرشود. از این‌رو انتظار می‌رود که این دوره شامل ۱۸ عنصر باشد؛ اما دورهٔ سوم دارای ۸ عنصر است. در واقع در این اتم‌ها تنها دو زیرلایهٔ ۳s و ۳p در حال پرشدن است و زیرلایهٔ ۳d در دورهٔ بعد شروع به پر شدن می‌کند. این روند نشان می‌دهد که پر شدن زیرلایه‌ها تنها به عدد کوانتومی اصلی (n) وابسته نیست بلکه از یک قاعدهٔ کلی به نام **قاعدهٔ آفبا**[۱] پیروی می‌کند.

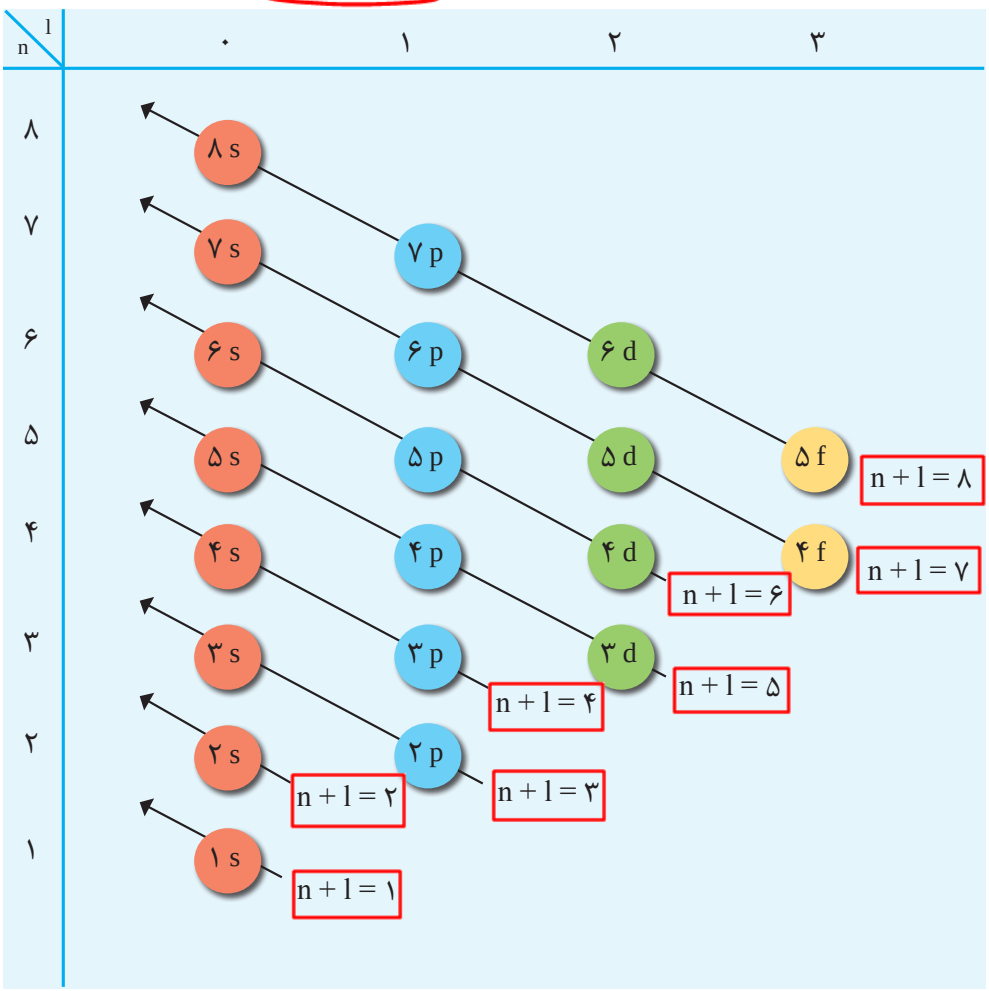
● aufbau واژه‌ای آلمانی به معنای ساختن یا افزایش گام به گام است.

قاعدهٔ آفبا ترتیب پرشدن زیرلایه‌ها را در اتم‌های گوناگون نشان می‌دهد. مطابق این قاعده، هنگام افزودن الکترون به زیرلایه‌ها، نخست زیرلایه‌های نزدیک‌تر به هسته پر می‌شوند که دارای انرژی کمتری هستند و سپس زیر لایه‌های بالاتر پر خواهند شد (شکل ۲۳).

۱- Aufbau Principle

ترتیب پر شدن زیرلایه‌ها در ۳۶ عنصر اول

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p 8s



مهم

- انرژی زیرلایه‌ها به n و n+l وابسته است به‌طوری که اگر n+l برای دو یا چند زیرلایه یکسان باشد، زیرلایه با n بزرگ‌تر، انرژی بیشتری دارد.

زیرلایه‌ها از کمترین انرژی (کمترین n+l) به بیشترین انرژی پر می‌شوند.

میان دو زیرلایه با n+l برابر زیرلایه‌ای که n کوچکتری داشته باشد زودتر الکترون می‌پذیرد.

شکل ۲۳ـ قاعدهٔ آفبا، ترتیب پر شدن زیرلایه‌های الکترونی در اتم را نشان می‌دهد. انرژی هر زیرلایه به n + l وابسته است.

بر این اساس، آرایش الکترونی اتم بریلیم (Z = ۴)، اتم سدیم (Z = ۱۱)، اتم فسفر (Z = ۱۵)، اتم کلسیم (Z = ۲۰) و اتم تیتانیم (Z = ۲۲) به‌صورت زیر خواهد بود:

در آرایش الکترونی، زیرلایه‌ها به ترتیب لایه‌ها نوشته می‌شوند.

${}_{4}Be: 1s^2\ 2s^2$

${}_{11}Na: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

${}_{15}P: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$

${}_{20}Ca: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

${}_{22}Ti: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 3d^2\ 4s^2$

خود را بیازمایید

۱ـ آرایش الکترونی اتم‌های داده شده را در جدول زیر بنویسید.

نماد شیمیایی عنصر	آرایش الکترونی
${}_{8}O$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
${}_{18}Ar$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
${}_{20}Ca$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2 3p^6\ 4s^2$
${}_{33}As$	$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2\ 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
${}_{34}Se$	$1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^4$

● گفتنی است که قاعدهٔ آفبا آرایش الکترونی اتم اغلب عنصرها را به‌درستی پیش‌بینی می‌کند؛ اما برای اتم برخی عنصرهای جدول نارسایی دارد. امروزه به کمک روش‌های طیف‌سنجی پیشرفته، آرایش الکترونی چنین اتم‌هایی را با دقت تعیین می‌کنند.

${}_{24}Cr$, ${}_{29}Cu$

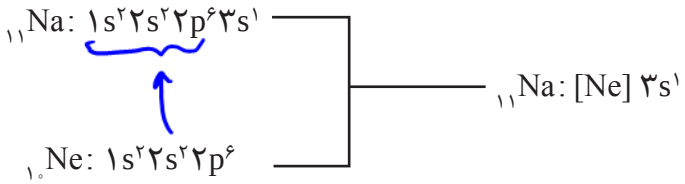
۲ـ داده‌های طیف‌سنجی نشان می‌دهد که آرایش الکترونی برخی اتم‌ها از قاعدهٔ آفبا پیروی نمی‌کند؛ برای نمونه هر یک از اتم‌های **کروم** و **مس** در بیرونی‌ترین زیر لایهٔ خود تنها یک الکترون دارد. آرایش الکترونی این دو اتم را رسم کنید.

${}_{24}Cr: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^4\ 4s^1$ ${}_{29}Cu: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^1$

آرایش الکترونی اتم‌ها را به شیوهٔ دیگری نیز می‌توان نوشت که **آرایش الکترونی فشرده**[1] خوانده می‌شود؛ برای نمونه آرایش الکترونی فشرده برای اتم سدیم به صورت زیر خواهد بود:

$${}_{11}Na: [Ne]\ 3s^1$$

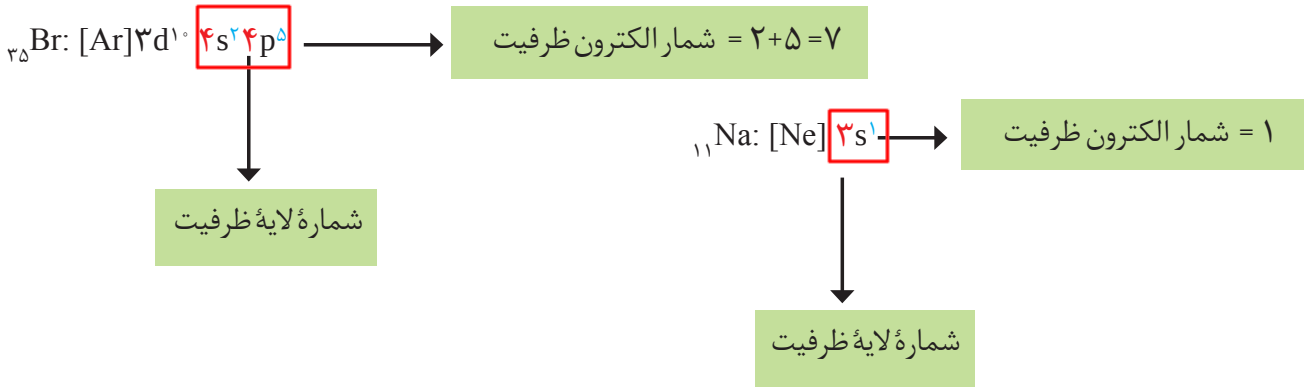
همان‌گونه که مشاهده می‌شود در این آرایش الکترونی از نماد گاز نجیب استفاده شده است. برای دستیابی به آرایش فشرده، نخست آرایش اتم موردنظر به‌صورت گسترده نوشته می‌شود؛ سپس بخشی از آرایش الکترونی که همانند آرایش الکترونی یک گاز نجیب است با عبارت [**نماد شیمیایی گاز نجیب**] جایگزین می‌شود.



اهمیت آرایش الکترونی فشرده به دلیل نمایش آرایش الکترون‌ها در بیرونی‌ترین لایه به نام لایهٔ ظرفیت اتم است. **لایهٔ ظرفیت**[2] یک اتم، لایه‌ای است که الکترون‌های آن، رفتار شیمیایی

۱ـ Comperesed Electron Configuration ۲ـ Valence Shell

اتم را تعیین می کند. به الکترون‌های این لایه، **الکترون‌های ظرفیت اتم** می گویند (شکل ۲۴).



شکل ۲۴ـ آرایش الکترونی و تعیین الکترون‌های ظرفیت در اتم سدیم و برم

خود را بیازمایید

۱ـ آ) با مراجعه به جدول دوره‌ای عنصرها، جدول زیر را کامل کنید.

نماد عنصر	$_3Li$	$_8O$	$_{10}Ne$	$_{14}Si$	$_{20}Ca$	$_{27}Co$	$_{35}Br$
شمارهٔ گروه	۱	۱۶	۱۸	۱۴	۲	۹	۱۷
شمارهٔ دوره	۲	۲	۲	۳	۴	۴	۴

ب) جدول زیر را کامل کنید.

نماد عنصر	آرایش الکترونی فشرده	شماره بیرونی‌ترین لایه	شمار الکترون‌های ظرفیت
$_3Li$	$[He]2s^1$	۲	۱
$_8O$	$[He]2s^2 2p^4$	۲	۶
$_{10}Ne$	$[He]2s^2 2p^6$	۲	۸
$_{14}Si$	$[Ne]3s^2 3p^2$	۳	۴
$_{20}Ca$	$[Ar]4s^2$	n = ۴	۲
$_{27}Co$	$[Ar]3d^7 4s^2$	۴	۹
$_{35}Br$	$[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^5$	۴	۷

● در عنصرهای دستهٔ d از دورهٔ چهارم، الکترون‌های ظرفیت شامل الکترون‌ها در زیرلایه‌های 4s و 3d است.

دوره ← شمارهٔ بیرونی‌ترین لایه دسته ← آخرین الکترون در کدام زیرلایه قرار می‌گیرد؟

گروه ← دسته s: توان آخرین s ، دسته d: مجموع توان‌های آخرین s و d ، دسته p: توان آخرین p + ۱۲

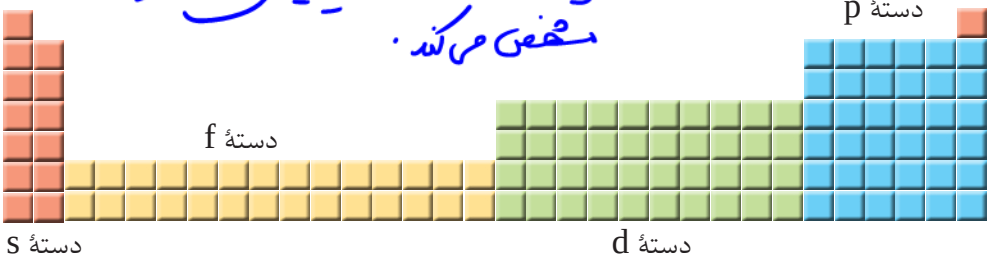
پ) از روی آرایش الکترونی اتم هر عنصر می‌توان موقعیت آن را در جدول تعیین کرد، برای این منظور:

- شمارهٔ بیرونی‌ترین لایه را با شمارهٔ دوره این عنصرها مقایسه کنید. از این مقایسه چه نتیجه‌ای می‌گیرید؟ شمارهٔ بیرونی‌ترین لایه = شمارهٔ دوره
- شمارهٔ گروه کدام عنصرها با شمار الکترون‌های ظرفیت آنها برابر است؟ دسته‌های s و d
- شمارهٔ گروه کدام عنصرها با شمار الکترون‌های ظرفیت آنها برابر نیست؟ در این حالت (بجز He) بین شمارهٔ گروه و شمار الکترون‌های ظرفیت چه رابطه‌ای هست؟ توضیح دهید.
- برای عنصرهای دستهٔ d، شمارهٔ دوره و گروه را چگونه می‌توان از روی آرایش الکترونی به‌دست آورد؟ توضیح دهید. مجموع الکترون‌های آخرین s و d = شمارهٔ گروه آخرین n = شمارهٔ دوره

عنصرهای دسته p: شمار الکترون‌های ظرفیت = ۱۰ - شمارهٔ گروه

۲ـ موقعیت عنصرهای کربن($_{6}C$)، آلومینیم ($_{13}Al$) ، آهن ($_{26}Fe$) و روی ($_{30}Zn$) را در جدول دوره‌ای عنصرها تعیین کنید. C: گروه ۱۴ و دوره ۲ ، Al: گروه ۱۳ و دوره ۳ ، Fe: گروه ۸ و دوره ۴ ، Zn: گروه ۱۲ و دوره ۴

۳ـ عنصرهای جدول دوره‌ای را می‌توان در چهار دسته به‌صورت زیر جای داد، اساس این دسته‌بندی را توضیح دهید. آخرین الکترون در هر زیرلایه‌ای که قرار بگیرد، دستهٔ عنصر را مشخص می‌کند.



گنجایش الکترونی هر زیرلایه مشخص می‌کند که در هر دوره چند عنصر مربوط به دسته مرتبط با آن زیرلایه هستند.

۲ عنصر ⇒ دسته s

۶ عنصر ⇒ دسته p

۱۰ عنصر ⇒ دسته d

۱۴ عنصر ⇒ دسته f

ساختار اتم و رفتار آن

از مدت‌ها پیش شیمیدان‌ها پی بردند که گازهای نجیب در طبیعت به شکل تک‌اتمی یافت می‌شوند. این واقعیت بیانگر این است که این گازها واکنش‌ناپذیر بوده یا واکنش‌پذیری بسیار کمی دارند، از این‌رو پایدارند. به نظر شما آیا بین آرایش الکترونی این اتم‌ها، پایداری و واکنش‌ناپذیری آنها رابطه‌ای هست؟ برای یافتن پاسخ این پرسش به آرایش الکترونی چهار گاز نجیب توجه کنید:

$_{2}He: 1s^{2}$

$_{10}Ne: [He]\ 2s^{2}\ 2p^{6}$

$_{18}Ar: [Ne]\ 3s^{2}3p^{6}$

$_{36}Kr: [Ar]\ 3d^{10}\ 4s^{2}\ 4p^{6}$

● فقط رسم آرایش الکترونی ۳۶ عنصر نخست جدول دوره‌ای جزو اهداف این کتاب است. بنابراین ارزشیابی برای رسم آرایش الکترونی اتم عنصرهای فراتر از عدد اتمی ۳۶ ممنوع است.