ساختار اتم

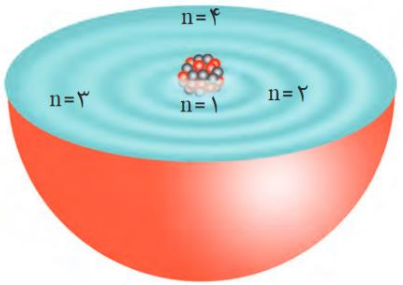
اتم هیدروژن به عنوان ساده‌ترین اتم، تنها دارای یک پروتون در هسته و یک الکترون پیرامون آن است. در گسترهٔ مرئی از طیف نشری خطی به‌دست آمده از اتم‌های آن، وجود چهار خط یا نوار رنگی با طول موج و انرژی معین، تأیید شده است. از آنجاکه هر نوار رنگی در طیف نشری خطی، نوری با طول موج و انرژی معین را نشان می‌دهد، **نیلز بور** بر این باور بود که از بررسی تعداد و جایگاه آنها، می‌توان اطلاعات ارزشمندی از ساختار اتم هیدروژن به دست آورد. او پس از پژوهش‌های بسیار، توانست مدلی برای اتم هیدروژن ارائه کند. اگرچه مدل بور با موفقیت توانست طیف نشری خطی هیدروژن را توجیه کند اما توانایی توجیه طیف نشری خطی دیگر عنصرها را نداشت.

دانشمندان به دنبال توجیه و علت ایجاد طیف نشری خطی دیگر عنصرها و نیز چگونگی نشر نور از اتم‌ها، ساختاری لایه‌ای برای اتم ارائه کردند (شکل ۱۸). در این مدل، اتم را کره‌ای درنظر می‌گیرند که هسته در فضایی بسیار کوچک و در مرکز آن جای دارد و الکترون‌ها در فضایی بسیار بزرگ‌تر و در لایه‌هایی پیرامون هسته توزیع می‌شوند. این لایه‌ها را از هسته به سمت بیرون شماره‌گذاری می‌کنند و شمارهٔ هر لایه را با n نمایش می‌دهند. n، **عدد کوانتومی اصلی**[1] نامیده می‌شود که برای لایهٔ اول n=۱، برای لایهٔ دوم n= ۲ ، ... و برای لایهٔ هفتم n = ۷ است.

نیلز بور (۱۹۶۲-۱۸۸۵ میلادی) فیزیک‌دان دانمارکی در سال ۱۹۲۲ جایزه نوبل در فیزیک را از آن خود کرد.

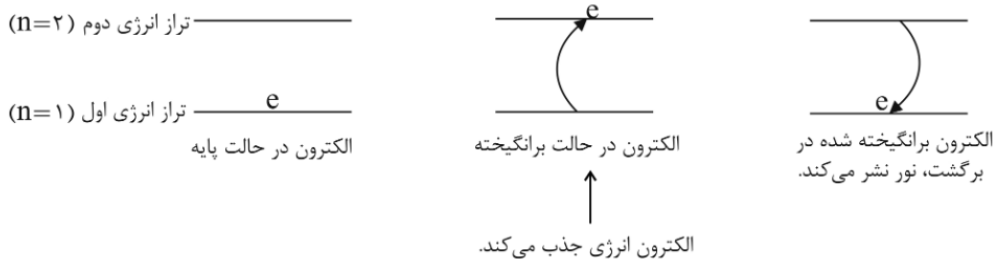
وی با در نظر گرفتن اینکه الکترون در اتم هیدروژن انرژی معینی دارد، مدلی را برای اتم هیدروژن ارائه کرد.

اتم هیدروژن در مدل بور



شکل ۱۸ـ ساختار لایه‌ای اتم

در ساختار لایه‌ای اتم مطابق شکل ۱۸، هر بخش پررنگ، مهم‌ترین بخش از یک لایهٔ الکترونی را نشان می‌دهد. بخشی که الکترون‌های آن لایه، بیشتر وقت خود را در آن فاصله از هسته سپری می‌کنند به این معنا که الکترون در هر لایه‌ای که باشد در همهٔ نقاط پیرامون هسته حضور می‌یابد اما در محدودهٔ یاد شده احتمال حضور بیشتری دارد.



هسته در فضایی بسیار کوچک در مرکز و الکترون ها در لایه هایی اطراف هسته توزیع شدند.

تعداد لایه های اشغال شده از الکترون به عدد اتمی وابسته است

شماره گذاری لایه ها از هسته به سمت بیرون است و با n نشون داده میشه.

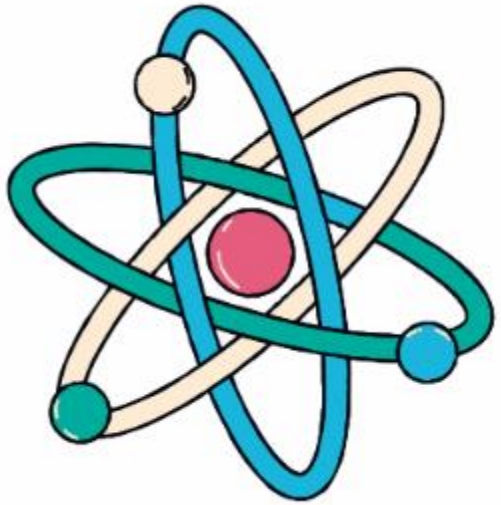
الکترون ها در هر لایه سطح انرژی معینی دارند که با شماره لایه ارتباط مستقیم داره

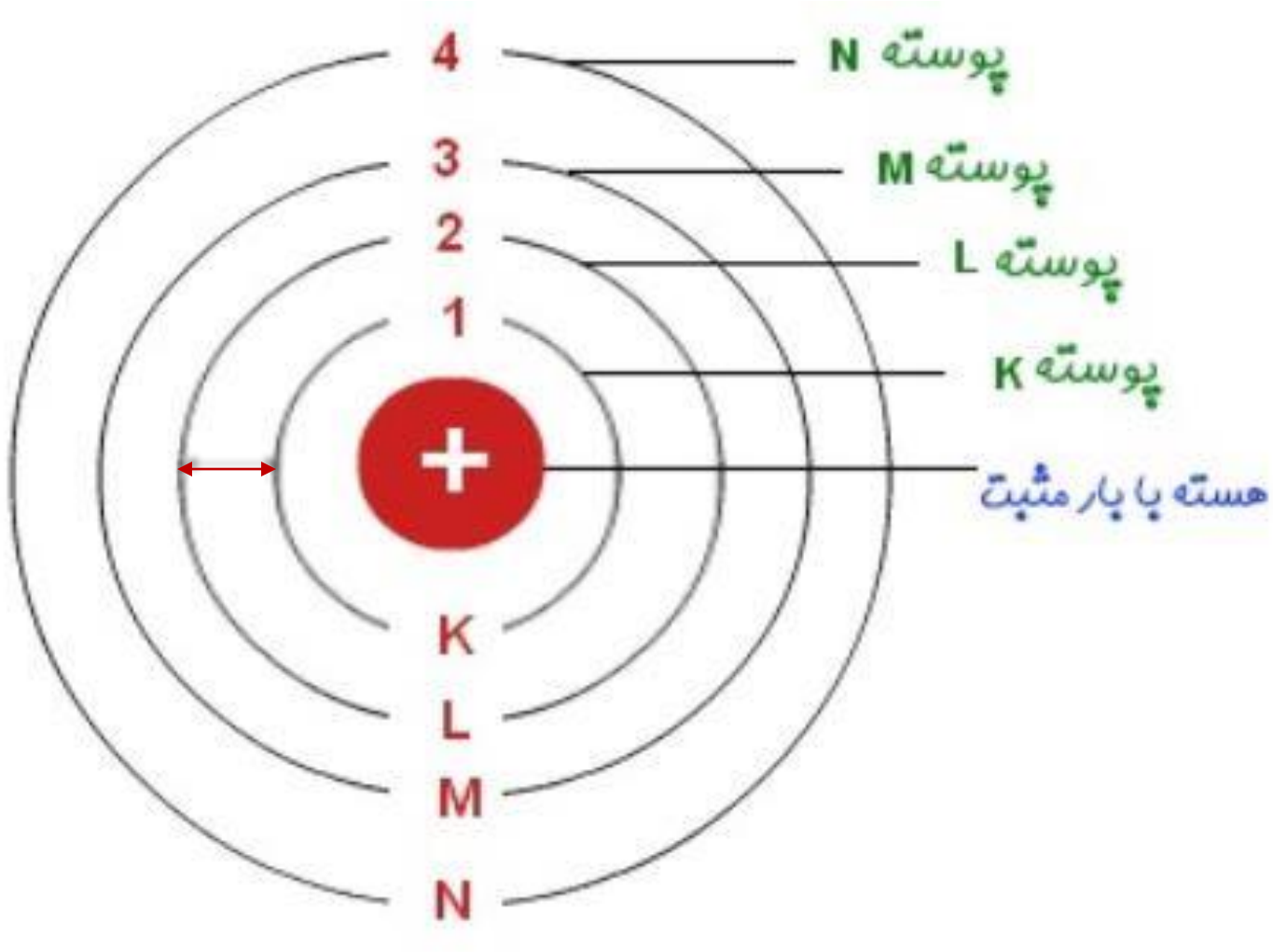
هرچه الکترون در لایه های دورتری نسبت به هسته باشه انرژی اون بیشتره

لایه اول پایین ترین سطح انرژی را دارد

انرژی الکترون ها در لایه ها معین است یعنی الکترون ها فقط قادر به پذیرش مقدار معینی انرژی هستند.

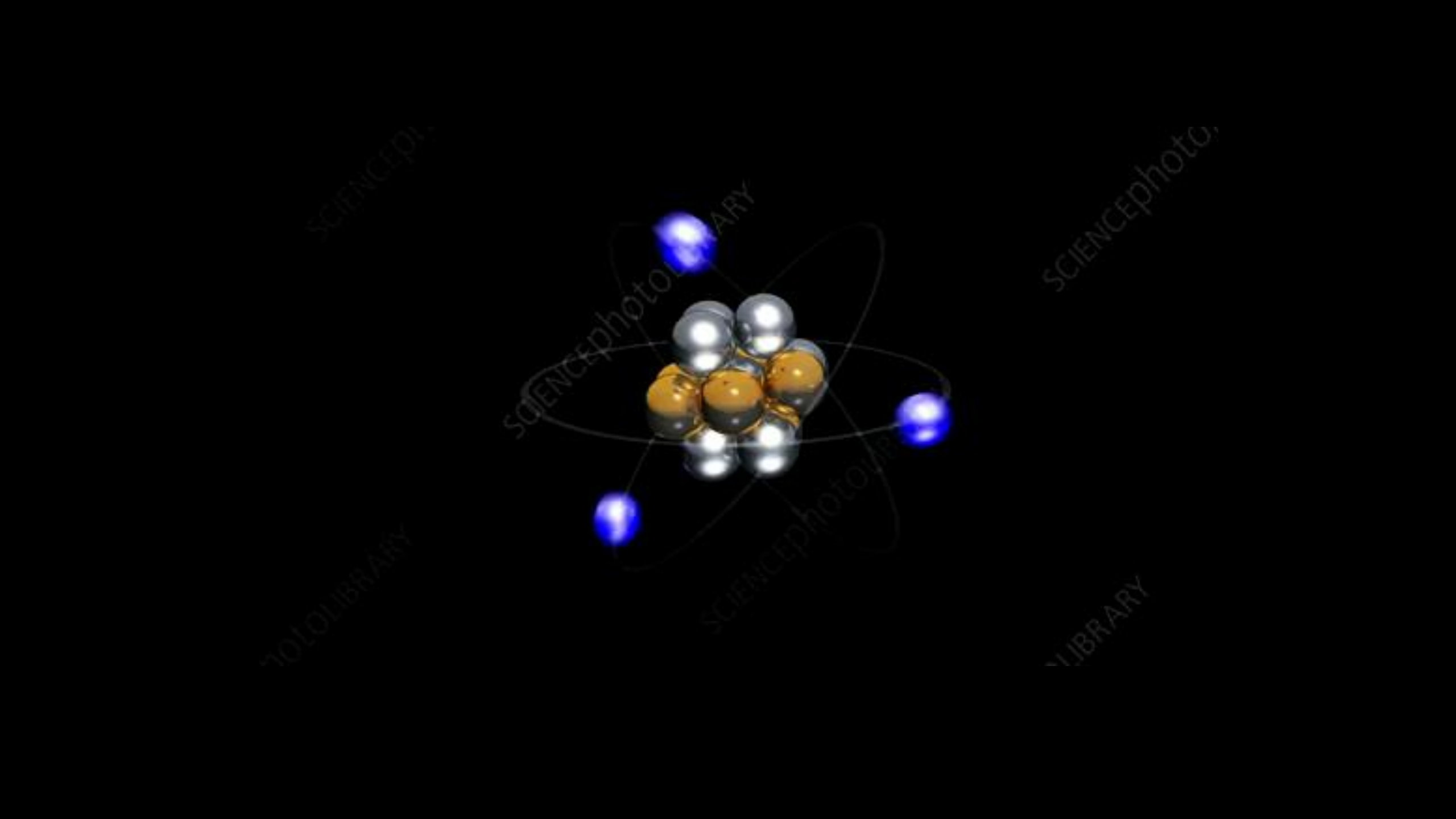
هرچه میزان انرژی جذب شده بیشتر باشه الکترون به لایه بالاتر منتقل میشه

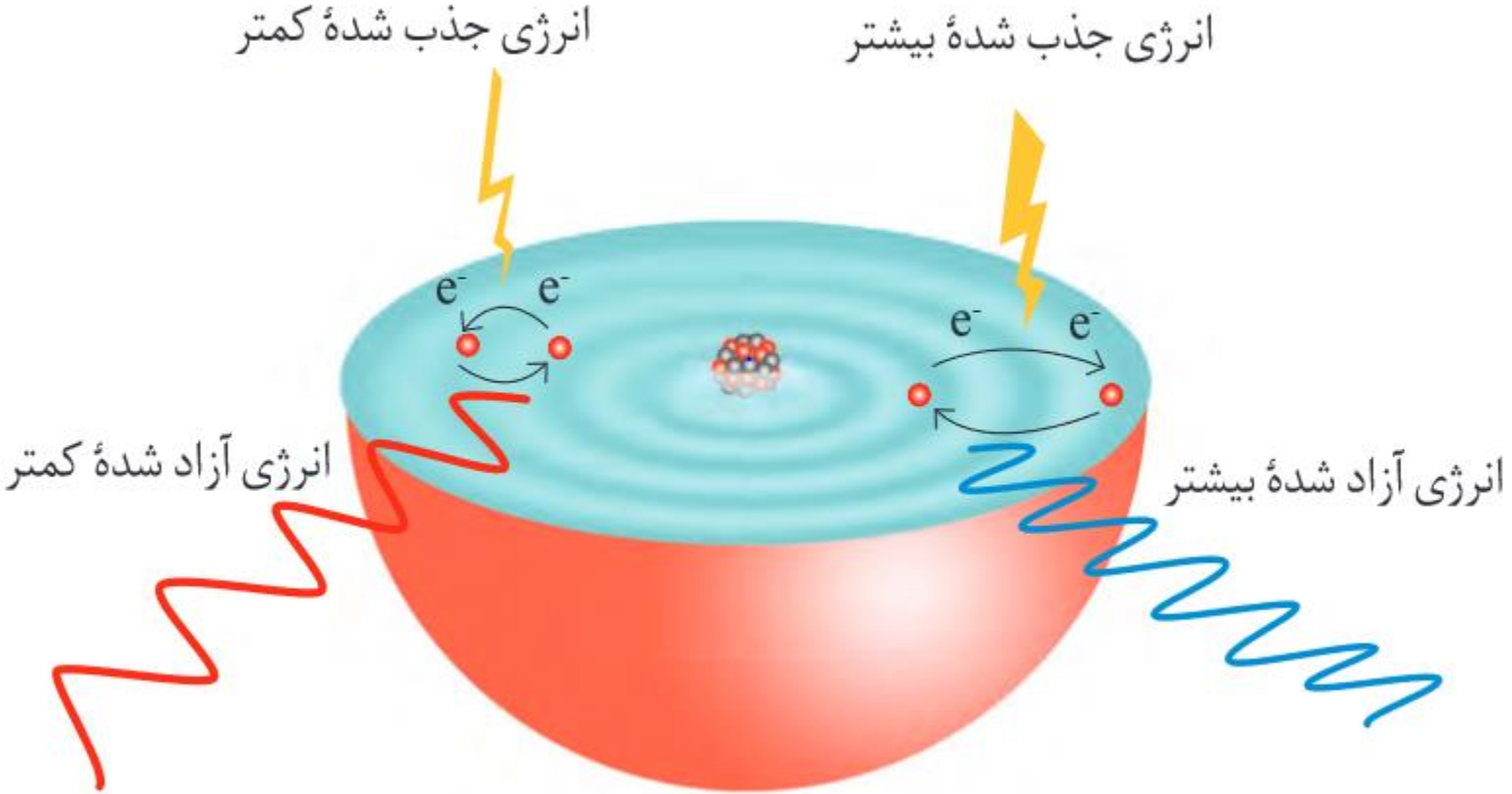




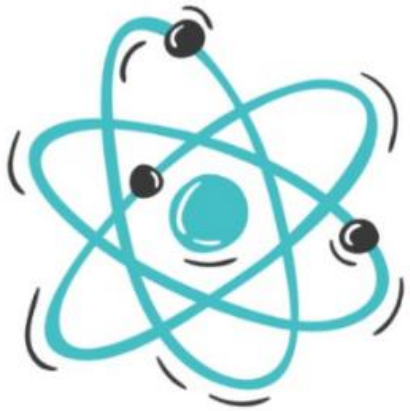
الکترون فقط میتونه به اندازه اختلاف انرژی بین دو لایه انرژی دریافت کنه

انرژی تراز بالاتر − انرژی تراز پایین = انرژی دریافتی الکترون

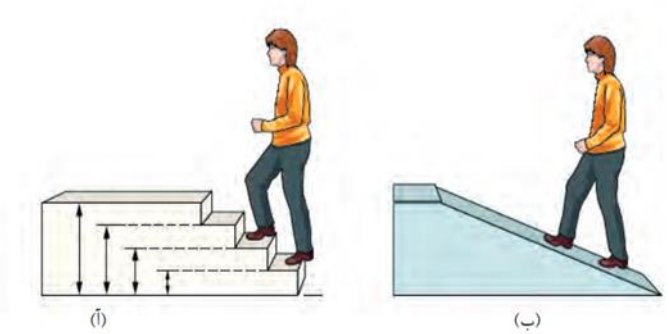




با این توصیف انرژی دادوستد شده هنگام انتقال الکترون‌ها در اتم، کوانتومی است و انرژی در پیمانه‌های معینی، جذب یا نشر می‌شود؛ به‌همین دلیل، چنین ساختاری را برای اتم ، **مدل کوانتومی اتم**[1] نامیده‌اند. براساس این مدل، الکترون‌ها در هر لایه، آرایش و انرژی معینی دارند و اتم از پایداری نسبی برخوردار است به‌طوری که گفته می‌شود اتم در **حالت پایه** قرار دارد. در این ساختار، انرژی الکترون‌ها در اتم با افزایش فاصله از هسته فزونی می‌یابد. حال اگر به اتم‌ها در حالت پایه انرژی داده شود، الکترون‌های آنها با جذب انرژی به لایه‌های بالاتر انتقال می‌یابد. به اتم‌ها در چنین حالتی، **اتم‌های برانگیخته**[2] می‌گویند



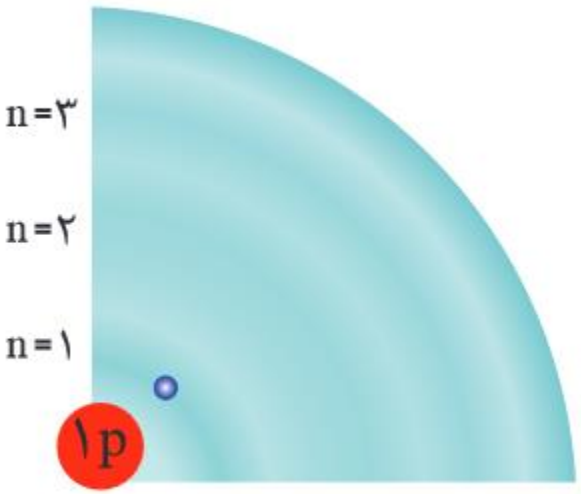
نکتهٔ مهم و جالب توجه در این مدل، **کوانتومی بودن دادوستد انرژی**[1] هنگام انتقال الکترون از یک لایه به لایهٔ دیگر است. در واقع الکترون هنگام انتقال از یک لایه به لایهٔ دیگر، انرژی را به صورت پیمانه‌ای یا بسته‌های معین، جذب یا نشر می‌کند. برای درک بهتر مفهوم کوانتومی بودن انرژی، تصور کنید برای رسیدن به بالای یک بلندی دو راه وجود دارد، (شکل ۱۹).



برای بالارفتن از یک سطح شیب دار با هر مقدار انرژی و در هر لحظه و به هر مقداری میتوان بالا رفت و در هر جایی می توان ایستاد

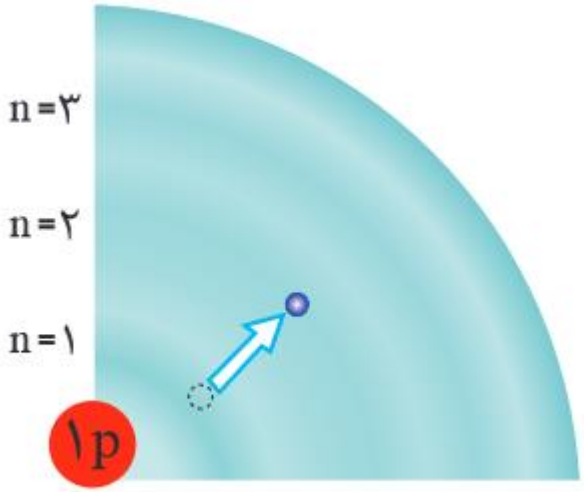
برای بالا رفتن از هر پله باید انرژی صرف کرد و نمی توان جایی میان دو پله ایستاد

تفاوت بین بالارفتن از پله با جابجایی الکترون بین لایه ها : پله ها فاصله هایی معین و برابر دارند اما لایه های الکترونی هر په از هسته فاصله میگیرند اختلاف کمتری نسبت بهم خواهند داشت(بهم نزدیک تر هستند)



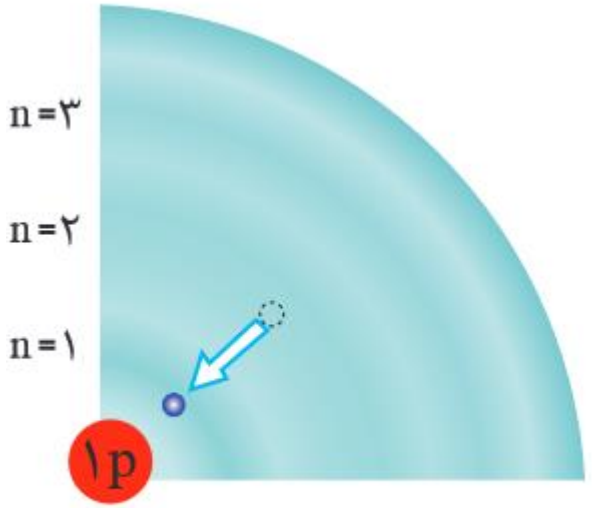
(آ)

حالت پایه: الکترون ها در هر لایه ، آرایش و انرژی معین دارند و در پایین ترین و پایدار ترین لایه های ممکن قرار می گیرند



(ب)

حالت برانگیخته: الکترون ها با جذب انرژی معین به لایه های بالاتر منتقل می شوند



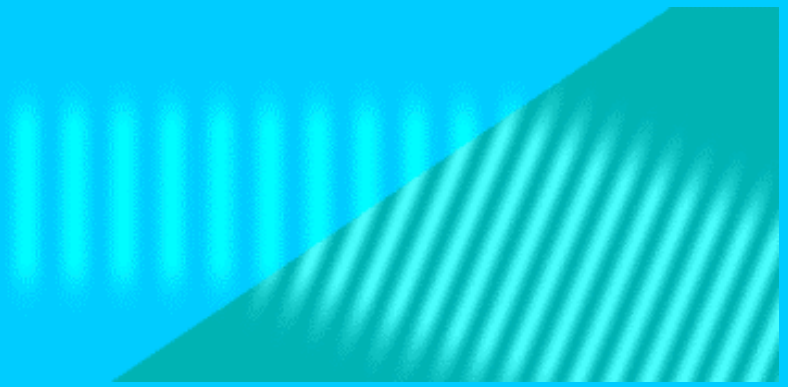
(پ)

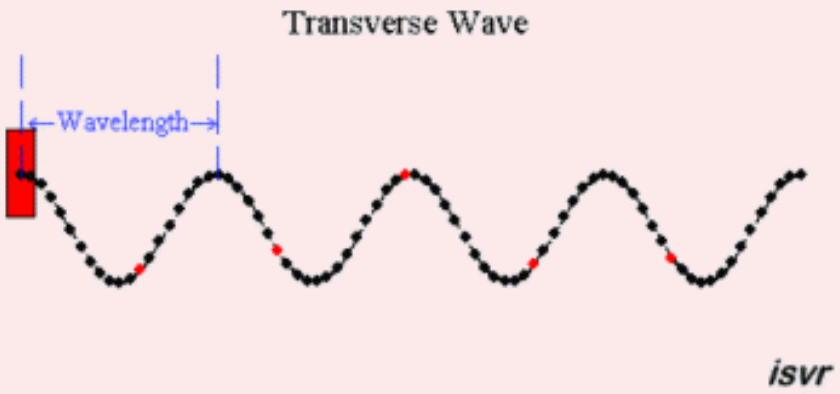
الکترون ها در بازگشت به حالت پایه انرژی اضافی خود را به صورت نور از دست میدهند

نور کلید شناخت جهان

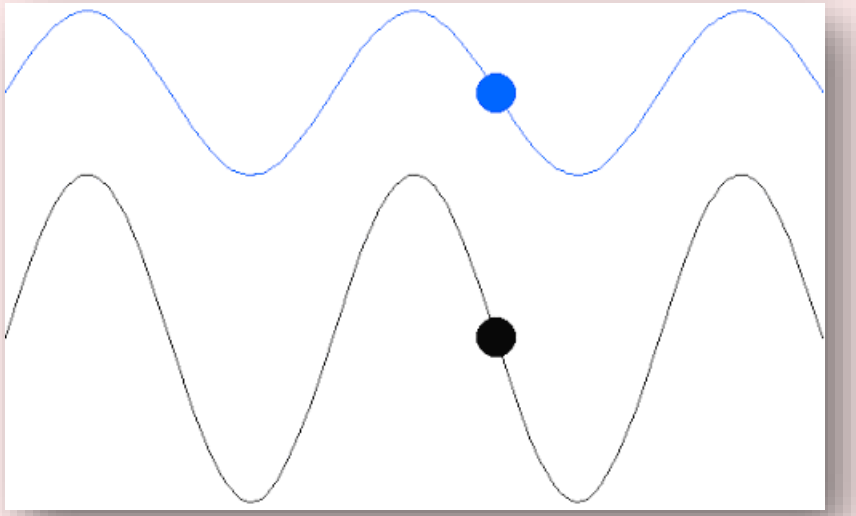
نور شکلی از انرژی است که بصورت موج منتشر میشود

نور مرئی بخشی از امواج الکترومغناطیس است که این امواج مجموعه ای از پرتوها
از جنس نور هستند که دارای طول موج های مختلف اما سرعت ثابت هستند

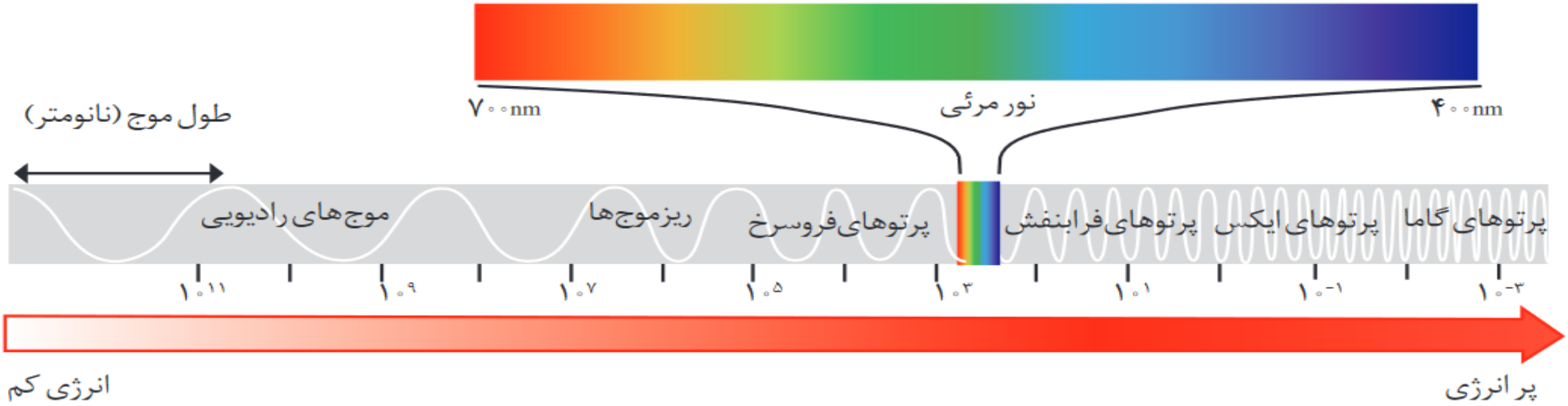




- فاصله دو قله یا دو دره متوالی را طول موج می گویند.



- رابطه بین انرژی و طول موج عکس هم میباشد یعنی هرچه طول موج کوتاه تر باشد انرژی پرتو بیشتر است

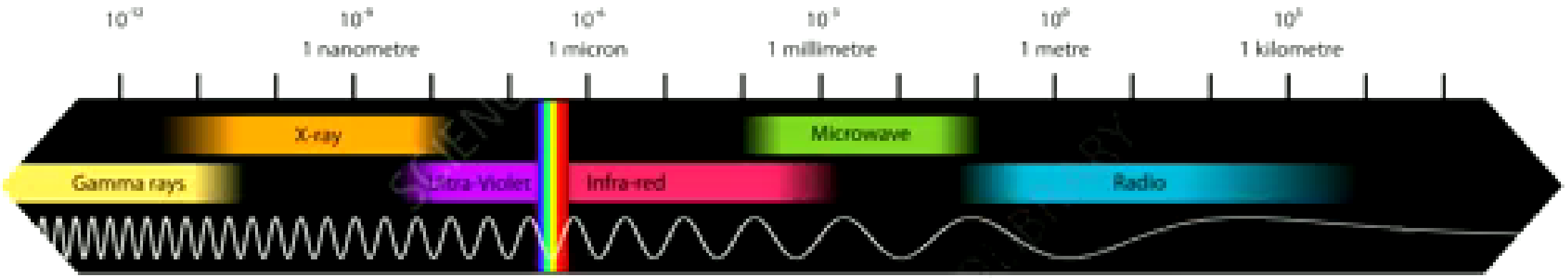


مقایسه طول موج و انرژی پرتوهای الکترو مغناطیس :

افزایش طول موج

گاما – ایکس – فرابنفش – نور مرئی – فروسرخ – ریزموج – رادیویی

افزایش انرژی


10^{-12}
10^{-9}
1 nanometre
10^{-6}
1 micron
10^{-3}
1 millimetre
10^{0}
1 metre
10^{3}
1 kilometre
X-ray
Microwave
Gamma rays
Ultra-Violet
Infra-red
Radio

مقایسه طول موج و انرژی رنگ های گستره مرئی :

افزایش طول موج

بنفش – نیلی – آبی – سبز – زرد – نارنجی – سرخ

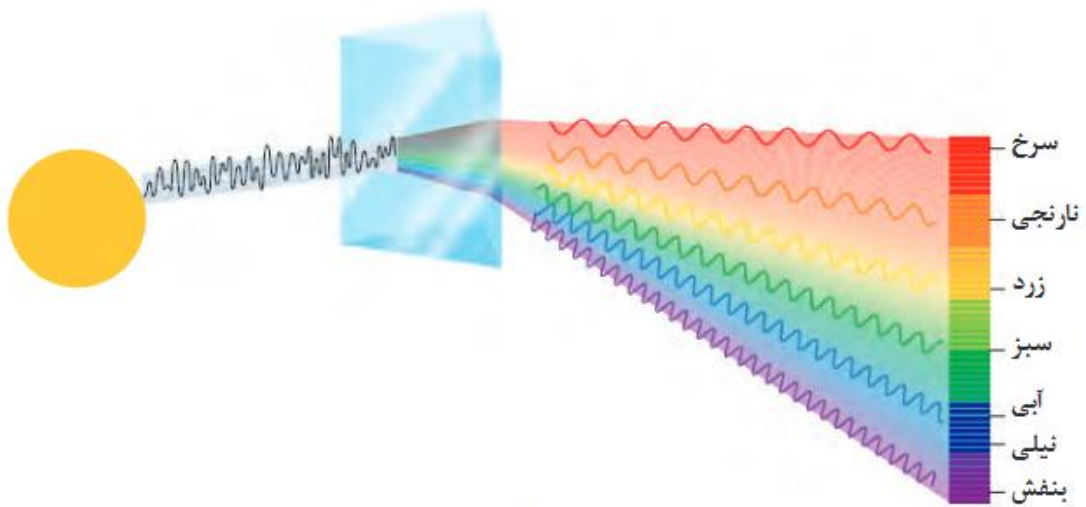
افزایش انرژی

نور[1]، امکان یافتن پاسخ این پرسش‌ها را فراهم می‌آورد. نوری که از ستاره یا سیاره‌ای به ما می‌رسد، نشان می‌دهد که آن ستاره یا سیاره از چه ساخته شده و دمای آن چقدر است؟ دانشمندان با دستگاهی به نام **طیف سنج**[2] می‌توانند از پرتوهای گسیل شده از مواد گوناگون، اطلاعات ارزشمندی دربارهٔ آنها به‌دست آورند. اینکه نور چیست؟ چگونه تولید می‌شود؟ حامل چه اطلاعاتی است؟ پرسش‌های مهمی است که در ادامه، پاسخ آنها را خواهید یافت.

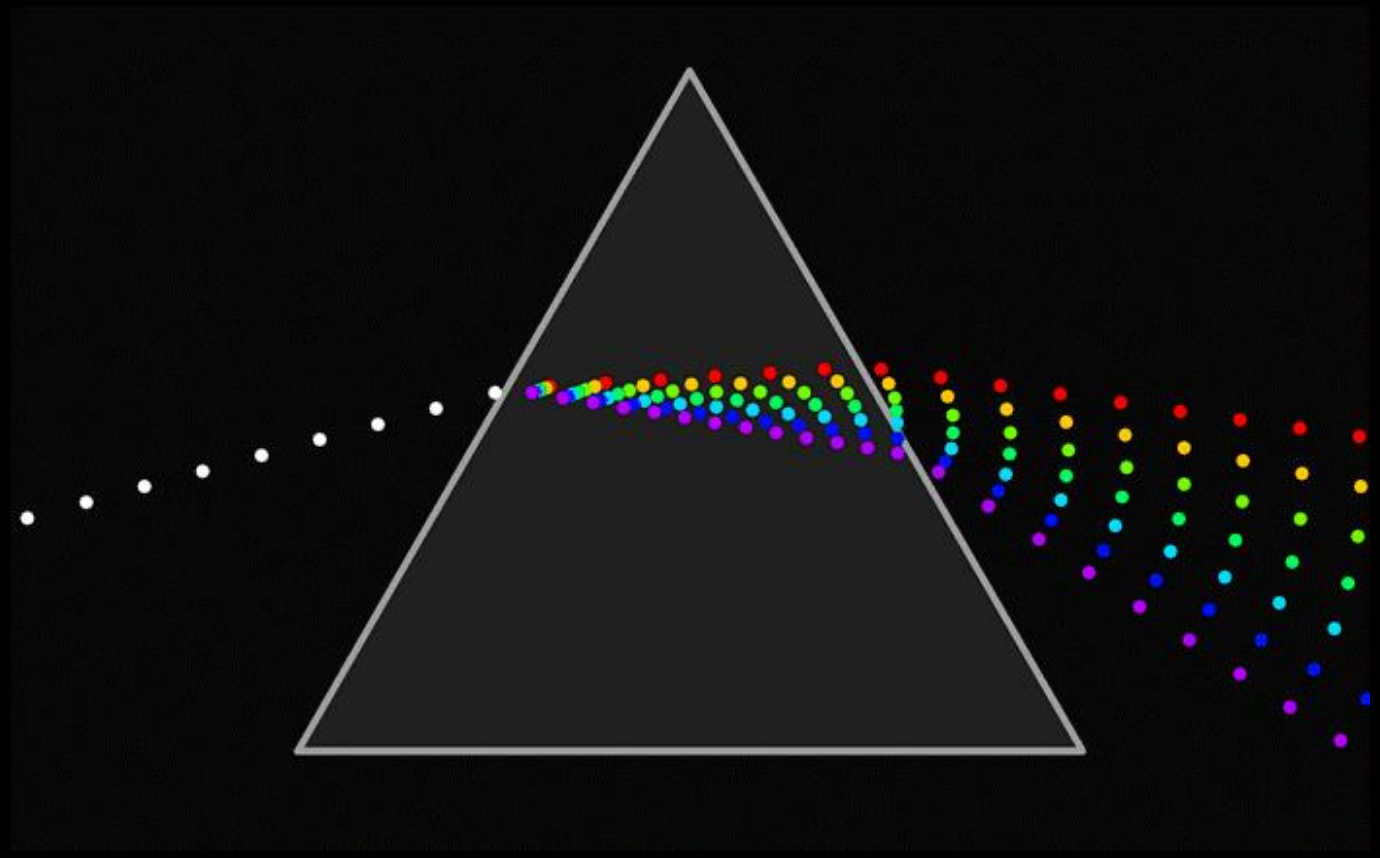
نور خورشید، اگرچه سفید به نظر می‌رسد اما با عبور از قطره‌های آب موجود در هوا که پس از بارش هنوز در هوا پراکنده است، تجزیه می‌شود و گستره‌ای پیوسته از رنگ‌ها را ایجاد می‌کند. این گسترهٔ رنگی، شامل بی‌نهایت طول موج از رنگ‌های گوناگون است (شکل ۱۴).

چشم ما تنها می‌تواند گسترهٔ محدودی از نور را ببیند. به‌این گستره که رنگ‌های سرخ، نارنجی، زرد، سبز، آبی، نیلی و بنفش را در برمی‌گیرد، **گسترهٔ مرئی**[1] می‌گویند (شکل ۱۵).

بررسی‌ها نشان می‌دهد که نور خورشید شامل گسترهٔ بسیار بزرگ‌تری از این پرتوهاست. پرتوهایی که از نوع پرتوهای الکترومغناطیسی است و با خود انرژی حمل می‌کند به طوری که هر چه طول موج آن کوتاه‌تر باشد، انرژی بیشتری با خود حمل می‌کند؛ برای نمونه انرژی نور آبی از نور سرخ بیشتر است (شکل ۱۵).



(آ)



هرچه طول موج کمتر و یاانرژی بیشتر باشد ، هنگام عبور از منشور انحراف بیشتری پیدا میکند به همین دلیل نور سرخ ، کمترین و نور بنفش ، بیشترین میزان انحراف را هنگام عبور از منشور دارد

بنفش – نیلی – آبی – سبز – زرد – نارنجی – سرخ

- نور زرد لامپ هایی که شب‌هنگام، آزادراه‌ها، بزرگراه‌ها و خیابان‌ها را روشن می‌سازد، به دلیل وجود بخار سدیم در آنهاست.
- از **لامپ نئون** در ساخت تابلوهای تبلیغاتی برای ایجاد نوشته‌های نورانی سرخ فام استفاده می‌شود.
- شعلهٔ ترکیب‌های سدیم، لیتیم و مس هر یک رنگ منحصر به فردی دارد و رنگ نشر شده از هر یک، فقط باریکهٔ بسیار کوتاهی از گسترهٔ طیف مرئی را دربرمی‌گیرد.

نشر نور و طیف نشری

آتش‌بازی با مواد شیمیایی، نورهای رنگی زیبا، چشم نواز و شادی بخشی در آسمان ایجاد می‌کند که از آن در جشن‌های ملی و رویدادهای جهانی مانند بازی‌های المپیک استفاده می‌شود (شکل ۱۶).

شکل ۱۶- هر یک از این جرقه‌های زیبا، ناشی از وجود یک مادهٔ شیمیایی معین در مواد آتش‌زاست.

کدام جزء از یک ترکیب شیمیایی، این رنگ‌ها را ایجاد می‌کند؟ تجربه نشان می‌دهد که بسیاری از نمک‌ها شعلهٔ رنگی دارند، به طوری که اگر مقداری از محلول نمک را با افشانه روی شعله بپاشیم، رنگ شعله تغییر می‌کند؛ برای نمونه رنگ شعلهٔ فلز سدیم و ترکیب‌های گوناگون آن مشابه و زردرنگ، درحالی‌که رنگ شعلهٔ فلز مس و ترکیب‌های گوناگون آن مشابه و سبزرنگ است (جدول ۲).

جدول ۲- رنگ شعله برخی فلزها و نمک‌های آنها

سبز	زرد	سرخ
مس (II) نیترات	سدیم نیترات	لیتیم نیترات
مس (II) کلرید	سدیم کلرید	لیتیم کلرید
مس (II) سولفات	سدیم سولفات	لیتیم سولفات
فلز مس	فلز سدیم	فلز لیتیم

مطابق جدول، رنگ شعلهٔ فلز لیتیم و همهٔ ترکیب‌های آن به رنگ سرخ است؛ ازاین‌رو می‌توان نتیجه گرفت که رنگ سرخ ایجاد شده در یک شعله می‌تواند، نشان‌دهندهٔ وجود عنصر لیتیم در آن باشد. در واقع از روی تغییر رنگ شعله می‌توان به وجود عنصرفلزی در آن پی برد.

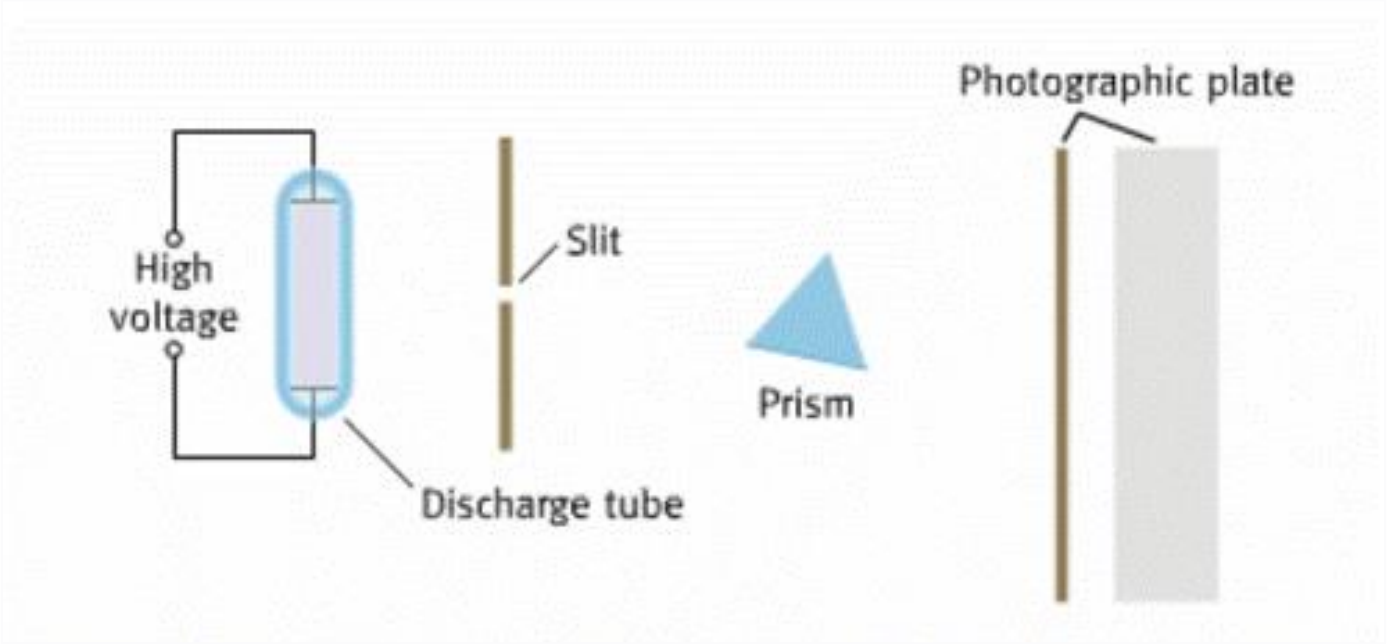
شیمی‌دان‌ها به فرایندی که در آن یک مادهٔ شیمیایی با جذب انرژی، از خود پرتوهای الکترومغناطیس گسیل می‌دارد، **نشر**[1] می‌گویند. اگر نور نشر شده از یک ترکیب لیتیم‌دار در شعله را از یک منشور عبور دهیم، الگویی مانند شکل زیر به دست می‌آید که به آن **طیف نشری خطی لیتیم**[2] می‌گویند (شکل ۱۷).

از آنجاکه طیف نشری خطی لیتیم در گسترهٔ مرئی، تنها شامل چهار خط یا طول موج رنگی است به آن طیف خطی می‌گویند. بررسی‌ها نشان می‌دهد که هر عنصر، طیف نشری خطی ویژهٔ خود را دارد و مانند اثر انگشت ما، می‌توان از آن طیف برای شناسایی عنصر استفاده کرد.

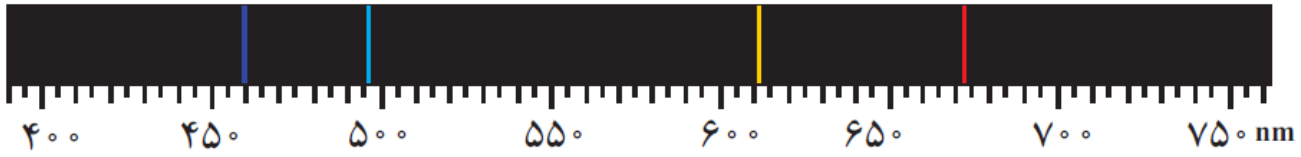
ستاره‌شناسان در سال ۱۸۶۸ میلادی هنگام بررسی طیف نشری در پدیدهٔ خورشیدگرفتگی متوجه یک سری خطوط نشری شدند که با هیچ عنصری تا آن زمان همخوانی نداشت. این خطوط کشف عنصر جدیدی را نوید می‌داد. عنصری که **هلیم** نام گرفت (واژهٔ یونانی هلیوس به معنای خورشید است). در سال ۱۸۹۴ میلادی، ویلیام رامسی شیمی‌دان اسکاتلندی پس از جداسازی N_2 و O_2 از هوا توانست از باقیماندهٔ هوا، آرگون را به‌عنوان نخستین گاز نجیب کشف کند. یک سال بعد رامسی گاز واکنش‌ناپذیری را درون نمونه‌های معدنی اورانیم‌دار یافت که همان خطوط طیفی را نشان می‌داد که در خورشیدگرفتگی سال ۱۸۶۸ مشاهده شده بود. به این ترتیب هلیم نیز در زمین کشف شد و ویژگی‌های آن مورد مطالعه قرارگرفت.

- کاربرد طیف‌های نشری خطی از برخی جنبه‌ها مانند کاربرد **خط نماد (بارکد)**[3] روی جعبه یا بستهٔ مواد غذایی و بسیاری کالاهاست. هر نوع کالا، خط نماد ویژهٔ خود را دارد. با خواندن آن به وسیلهٔ دستگاه لیزری ویژه‌ای که به رایانه متصل است، نوع و قیمت کالا به سرعت روی صفحه نمایشگر ظاهر می‌شود.

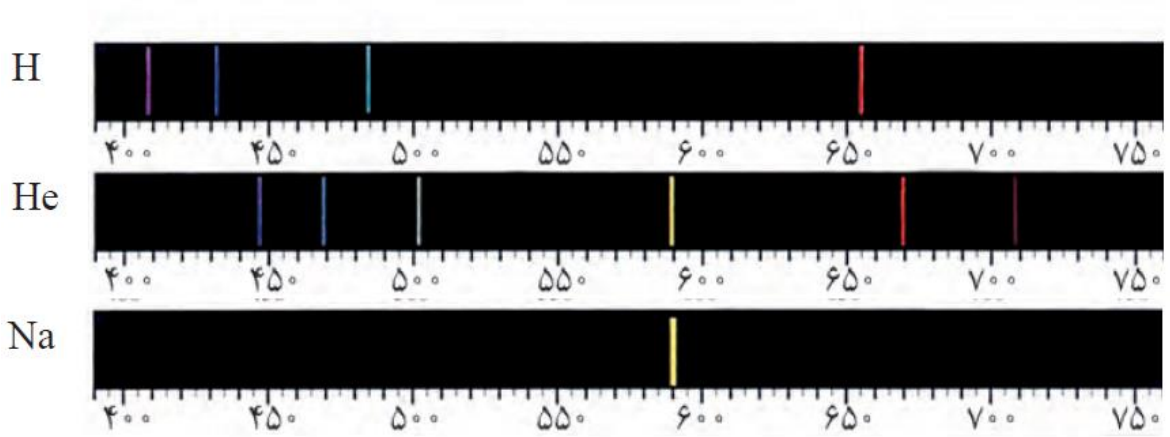
Cs+
Rb+



وقتی بر یک لوله تخلیه الکتریکی دارای گاز هیدروژن با فشار کم، ولتاژ زیادی اعمال کنیم گاز درون لوله با رنگ صورتی روشن به التهاب در می آید ، سپس این نور از درون منشور عبور کرده تا طیف حاصل شود



شکل ۱۷ـ طیف نشری خطی لیتیم



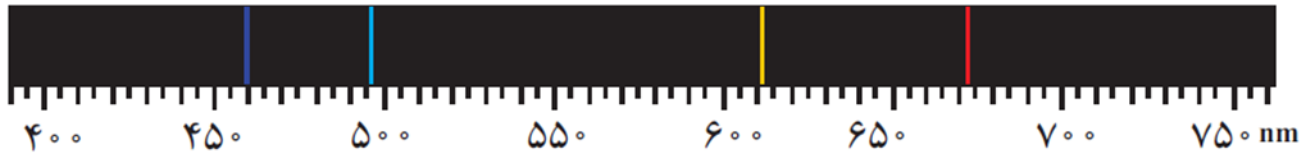
نشر:وقتی اتمی که در حالت پایه قرار دارد (تمام الکترون های آن در پایین ترین سطح انرژی) مقدار معینی انرژی(کوانتیده) جذب کند ، الکترون از ترازی با انرژی کمتر به ترازی با انرژی بیشتر جهش پیدا میکند یعنی اتم برانگیخته می شود ، اتم در حالت برانگیخته پرانرژی و ناپایدار است پس همان مقدار انرژی که جذب کرده را بصورت نشر نور (طول موج معین) از دست داده و به حالت پایه بر میگردد

- بهترین راه از دست دادن انرژی برای اتم نشر نور است ، چون اتم در حالت گازی پیوستگی خود را از دست داده و بصورت اتم های جدا از هم (بدون هیچ جاذبه یا دافعه ای در میان) در می آید ، برای این اتم ها انتقال انرژی از طریق نور راحت تر است

انواع طیف نشری:

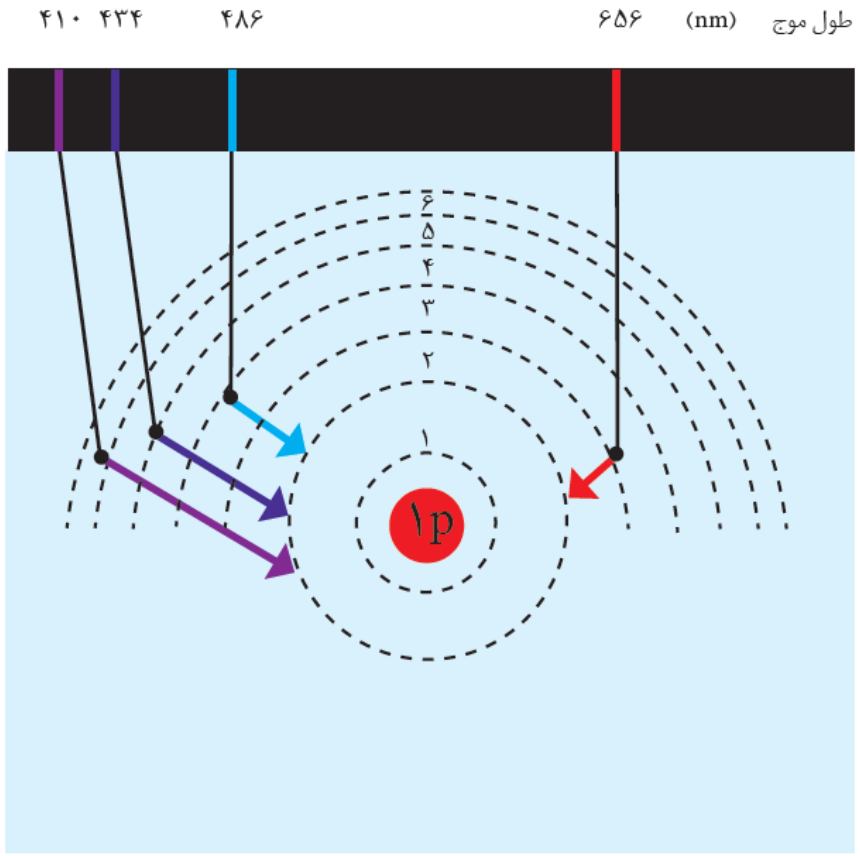
۱. **پیوسته:** وقتی نور سفید از منشور عبور می کند ،طیفی که میدهد شامل تمام طول موج های نور مرئی است و نوار های رنگی از کنار باهم مخلوط شده اند چون شامل تمام طول موج ها است .

۲. **ناپیوسته (خطی) :** از خط های رنگی جدا تشکیل شده است . این طیف برای هر عنصر مجزاست و همه طول موج هارا شامل نمیشود .



شکل ۱۷ـ طیف نشری خطی لیتیم

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



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

فقط برگشت الکترون به تراز دوم نور مرئی ایجاد می‌کند.

هر چه از هسته اتم فاصله بگیریم سطح انرژی لایه ها زیاد ولی اختلاف انرژی بین لایه ها کم می شود چون فاصله بین سطوح انرژی کمتر می شود

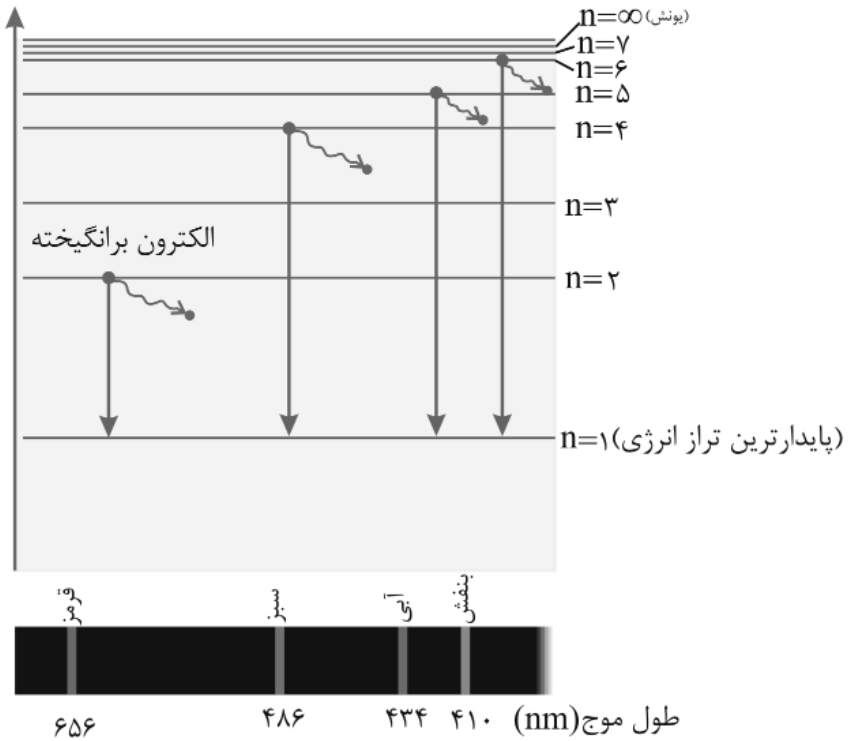
نحوه‌ی تشکیل	طول موج(nm)	رنگ خط
ناشی از انتقال الکترون از تراز ۳ به تراز ۲	۶۵۶	خط قرمز
ناشی از انتقال الکترون از تراز ۴ به تراز ۲	۴۸۶	خط سبز
ناشی از انتقال الکترون از تراز ۵ به تراز ۲	۴۳۴	خط آبی
ناشی از انتقال الکترون از تراز ۶ به تراز ۲	۴۱۱	خط بنفش

بیشترین طول موج، کمترین انرژی، کمترین انحراف

کمترین طول موج، بیشترین انرژی، بیشترین انحراف

- هر چه طول موج کوتاه‌تر باشد و الکترون از تراز بالاتر با انرژی بیش‌تر به تراز دوم بازگشت داشته باشد، میزان شکست نور مرئی بیش‌تر است به همین دلیل نور بنفش (بازگشت الکترون از تراز ۶ به ۲) میزان شکست نور بیش‌تر و نور قرمز (بازگشت الکترون از تراز ۳ به ۲) میزان شکست نور کم‌تری خواهد داشت.

با توجه به این جدول، به ظاهر همه‌ی انتقال الکترون‌ها بـه لایـه‌ی دوم (تـراز ۲ = n) خـتم مـی‌شـود امـا دلیـل انتقـال الکترون‌های یاد شده در جدول به لایه‌ی دوم این است که به هنگام برانگیخته شدن هیدروژن، انتقال الکترون از هر ترازی بـه تراز دیگر ممکن است رخ دهد. یعنی مثلا ممکن است الکترون از تراز ۳ به تراز ۱ و یا از تراز ۵ به ۴ منتقل شود. اما فقط طول موج امواج نشر شده حاصل از انتقال الکترون‌ها از ترازهای ۶،۵،۴ و یا ۳ به تراز ۲ در بخش مرئی قرار می‌گیرند و برای ما قابـل بررسی هستند و طول موج‌های مربوط به سایر حالت‌های انتقال الکترون در بخش مرئی قرار ندارند.



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

هنگامی که الکترون با گرفتن مقادیر زیادی انرژی به تراز های بالاتر از تراز هفتم منتقل میشود، الکترون دیگر تحت تاثیر جاذبه هسته نیست، یعنی اتم الکترون مورد نظر خود را از دست داده و به یون مثبت تبدیل شده است که به این فرایند یونش می گویند.

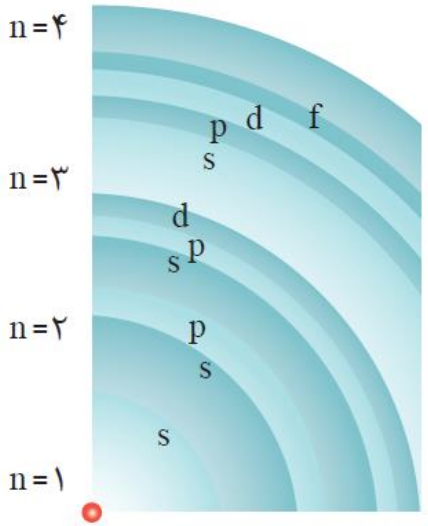
توزیع الکترون‌ها در لایه‌ها و زیرلایه‌ها

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.

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

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



● زیرلایه‌های موجود در چهار لایهٔ الکترونی

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

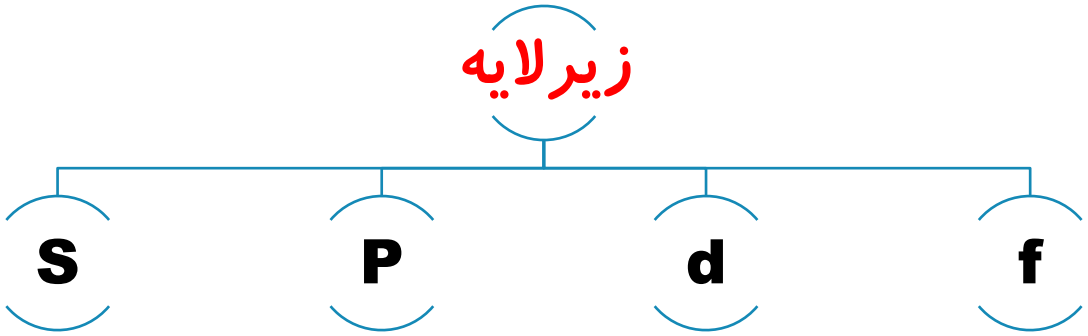
اربیتال

- ✓ فضای سه بعدی در اطراف هسته که احتمال حضور الکترون در آن زیاد است یعنی چگالی ابر الکترونی بیشتر است .
  - در این نظریه مسیر توصیف نمیشه فقط احتمال حضور الکترون پیش بینی میشه.

- ✓ در مدل کوانتومی توزیع الکترون در اتم بصورت لایه هایی تقسیم شده است ، خود این لایه ها نیز شامل یک یا چند لایه فرعی میباشند و هر لایه فرعی شامل یک یا چند اربیتال است که بوسیله الکترون اشغال شده اند .

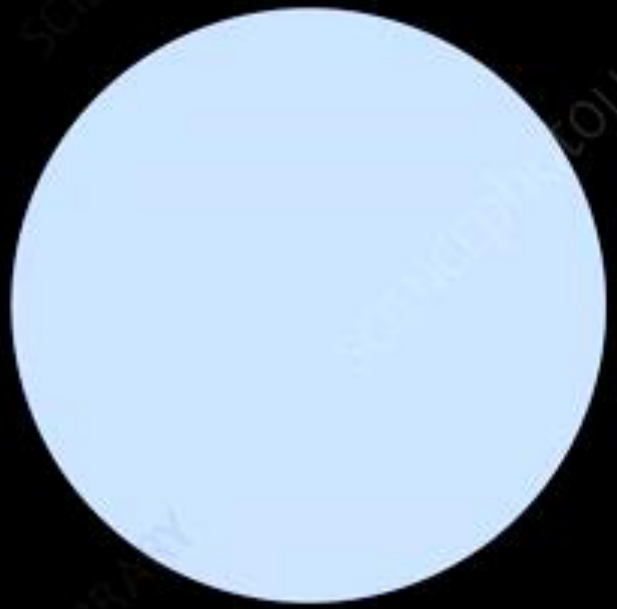
- ✓ لایه فرعی (زیرلایه): به یک یا گروهی از اربیتال ها گفته میشود که هم نوع و هم انرژی باشند.

- ✓ مجموعه ای از چند زیرلایه که ضریب یکسانی دارند یک لایه الکترونی را تشکیل میدهند



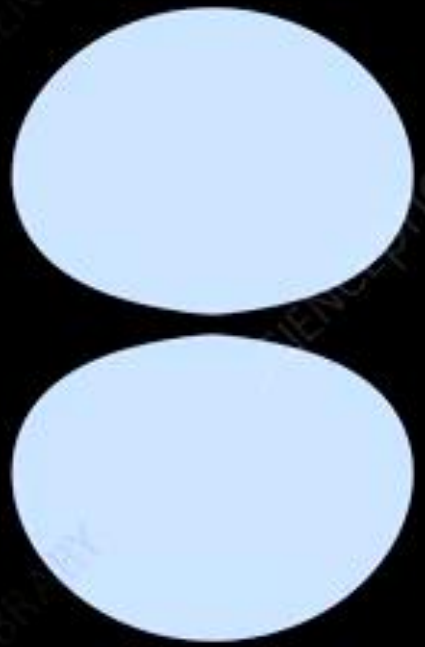
زیرلایه S شامل یک اربیتال S :

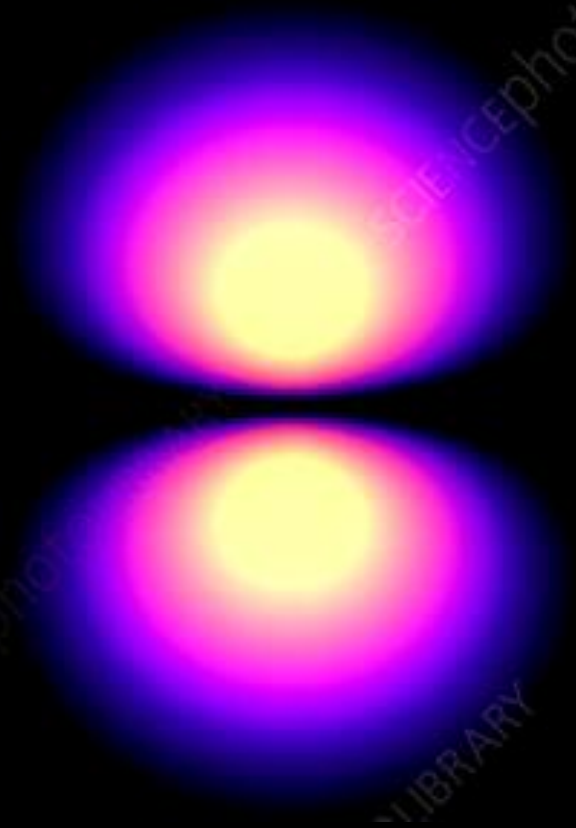
- ✓ هر اربیتال گنجایش ۲ الکترون را دارد
- ✓ اربیتال S کروی شکل است



زیر لایه p شامل ۳ اربیتال p است:

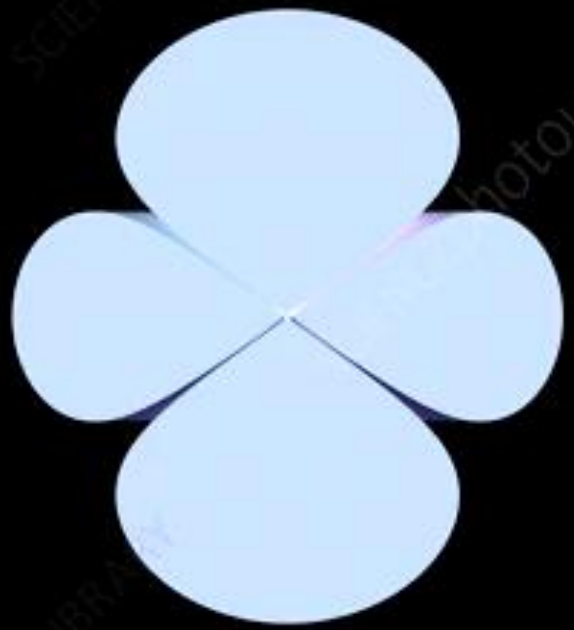
- ✓ هر اربیتال گنجایش ۲ الکترون را دارد.
- ✓ زیر لایه p شامل ۶ الکترون است
- ✓ اربیتال p دمبلی شکل است (دو کره مماس)

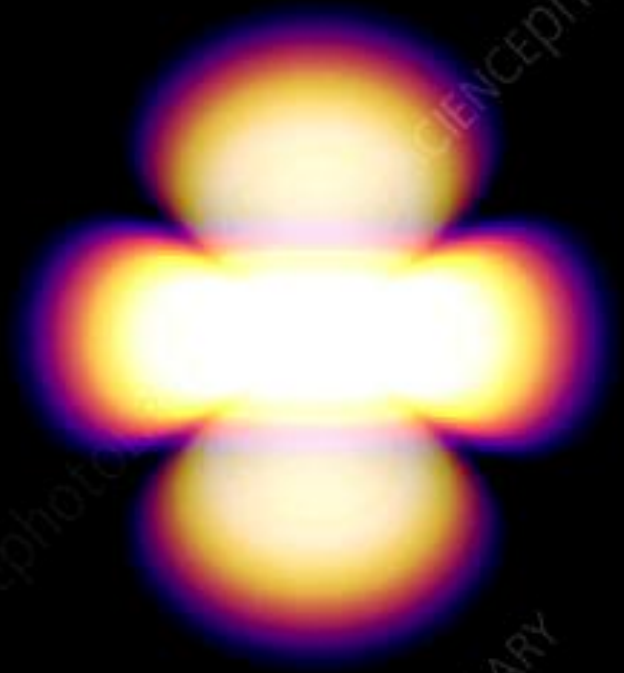




زیر لایه d شامل ۵ اربیتال d است

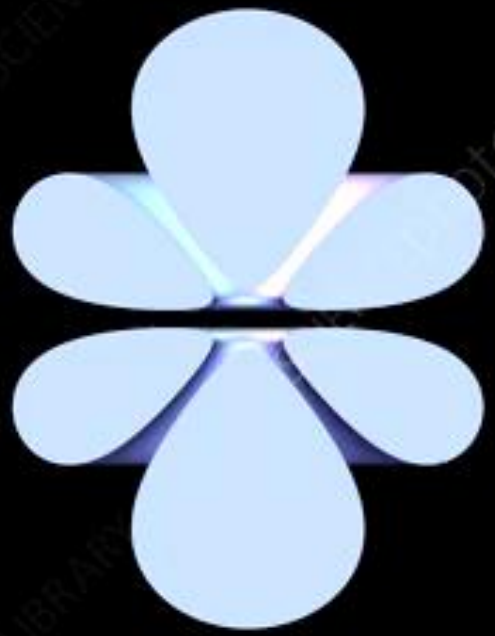
- ✓ هر اربیتال گنجایش ۲ الکترون را دارد.
- ✓ زیر لایه d شامل ۱۰ الکترون است

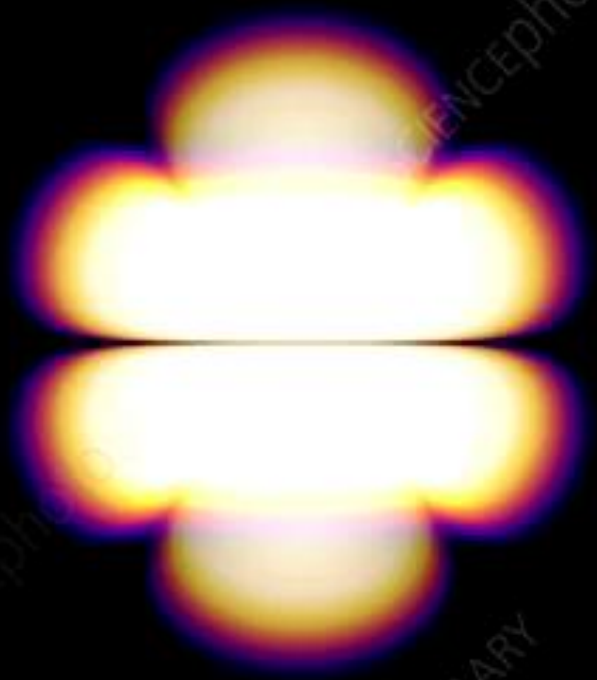




زیرلایه f شامل ۷ اربیتال f است

- ✓ هر اربیتال گنجایش ۲ الکترون را دارد
- ✓ زیر لایه f شامل ۱۴ الکترون است





هر الکترون در اتم شامل ۴ عدد کوانتومی است

عدد کوانتومی اصلی (n) :

- ✓ نشان دهنده لایه یا ترازی است که الکترون به آن تعلق دارد.
- ✓ هرچه مقدار n بزرگتر باشد ، لایه از هسته دورتر و انرژی الکترون در آن لایه بالاتر است.
- ✓ n = 1 پایدارترین لایه با کمترین سطح انرژی می باشد.
- ✓ n اندازه اربیتال را نشان می دهد هر چه بیشتر باشد اندازه اربیتال بزرگتر است.
- ✓ در لایه ای با شماره n تعداد اربیتال ها برابر n^2 و تعداد الکترون ها برابر $2n^2$ میباشد.

عدد کوانتومی اربیتالی(L):

- ✓ هرلایه شامل یک یا چند لایه فرعی یا تراز فرعی است
- ✓ می تواند عددهای درست بین ۰ تا n-1 را در بربگیرد
- ✓ در یک n مشخص انرژی الکترون ها با افزایش مقدار L افزایش می یابد .

عدد کوانتومی اصلی (n)	تعداد زیرلایه (n)	عدد کوانتومی فرعی (l)	نماد زیرلایه	حداکثر ظرفیت الکترون در زیرلایه $(4l+2)$	حداکثر ظرفیت الکترون در لایهٔ $(2n^2)$
$n=1$	۱	$l=0$	۱s	۲	۲
$n=2$	۲	$l=0$	۲s	۲	۸
		$l=1$	۲p	۶	
$n=3$	۳	$l=0$	۳s	۲	۱۸
		$l=1$	۳p	۶	
		$l=2$	۳d	۱۰	
$n=4$	۴	$l=0$	۴s	۲	۳۲
		$l=1$	۴p	۶	
		$l=2$	۴d	۱۰	
		$l=3$	۴f	۱۴	

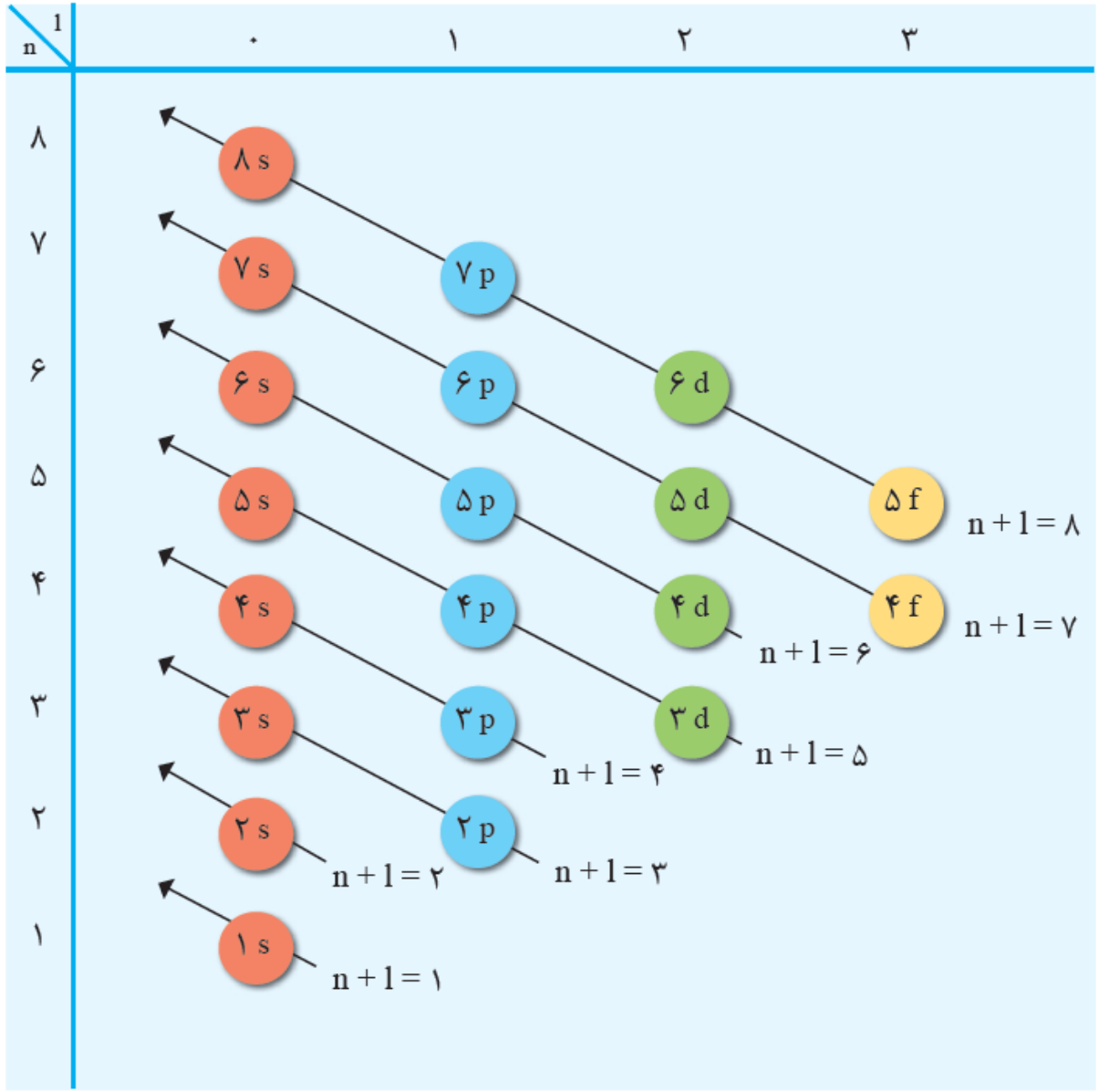
L = 0	s
L = 1	p
L = 2	d
L = 3	f

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**[1] پیروی می‌کند.

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



- 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.

نکته اگر $(n+l)$ برای دو زیرلایه برابر باشد، زیرلایه‌ای با n کم‌تر، انرژی کم‌تری دارد و زودتر پر می‌شود.

ترتیب پرشدن زیرلایه‌ها: ۱s , ۲s ۲p , ۳s ۳p , ۴s ۳d ۴p , ۵s ۴d ...

سطح انرژی ↓ – پایداری ↑ – زودتر پر می‌شوند.

✓ تعداد الکترون های موجود در هر زیر لایه را میتوان بصورت توان روی نماد زیر لایه نوشت

مثلا زیر لایه **3d** با **6** الکترون $3d^6$

✓ در آرایش الکترونی اتم ها جمع توان ها با تعداد الکترون های آن اتم برابر است

آرایش الکترونی گاز های نجیب:

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

$_{10}Ne : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

$_{18}Ar : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

$_{36}Kr : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

$_{54}Xe : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6$

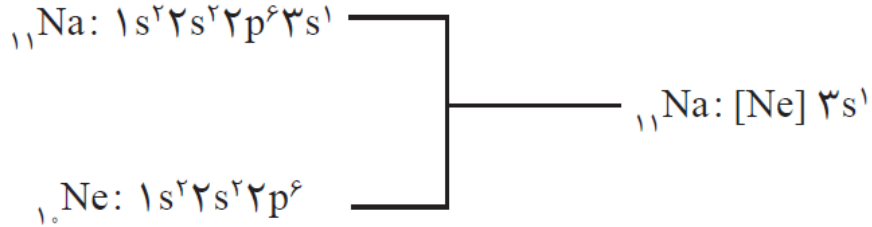
$_{86}Rn : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^6\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^6$

نماد عنصر	عدد اتمی	آرایش بدون گاز نجیب (گسترده)	آرایش به کمک گاز نجیب (فشرده)
H	۱	$1s^1$	-
Be	۴	$1s^2 2s^2$	$[He]2s^2$
B	۵	$1s^2 2s^2 2p^1$	$[He]2s^2 2p^1$
F	۹	$1s^2 2s^2 2p^5$	$[He]2s^2 2p^5$
Mg	۱۲	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$[Ne]3s^2$
Si	۱۴	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$[Ne]3s^2 3p^2$
S	۱۶	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$[Ne]3s^2 3p^4$

آرایش الکترونی اتم‌ها را به شیوهٔ دیگری نیز می‌توان نوشت که **آرایش الکترونی فشرده**[۱] خوانده می‌شود؛ برای نمونه آرایش الکترونی فشرده برای اتم سدیم به صورت زیر خواهد بود:

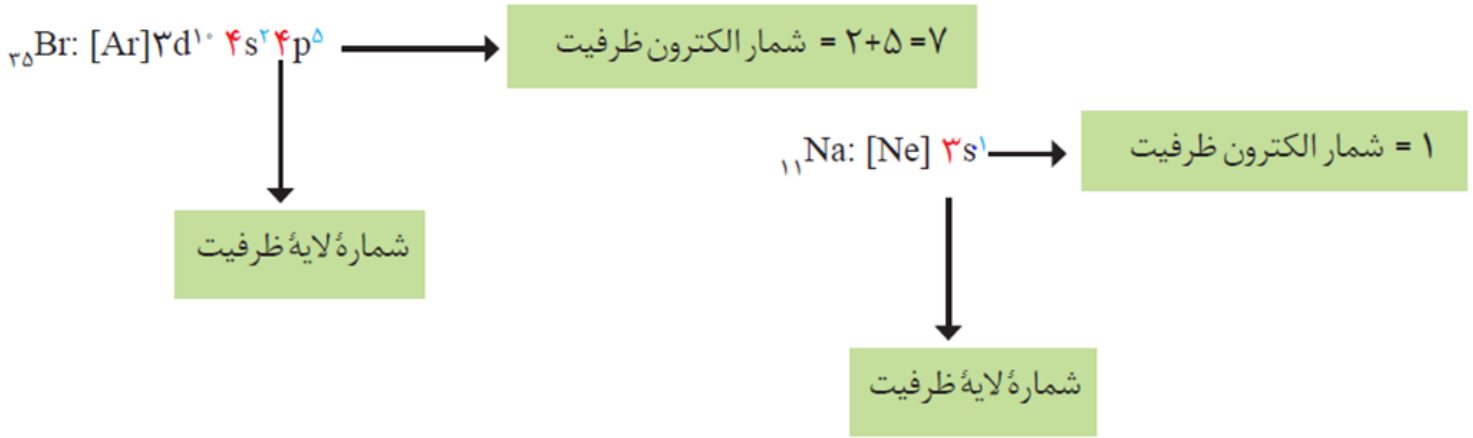
$$_{11}Na : [Ne]\ 3s^1$$

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.

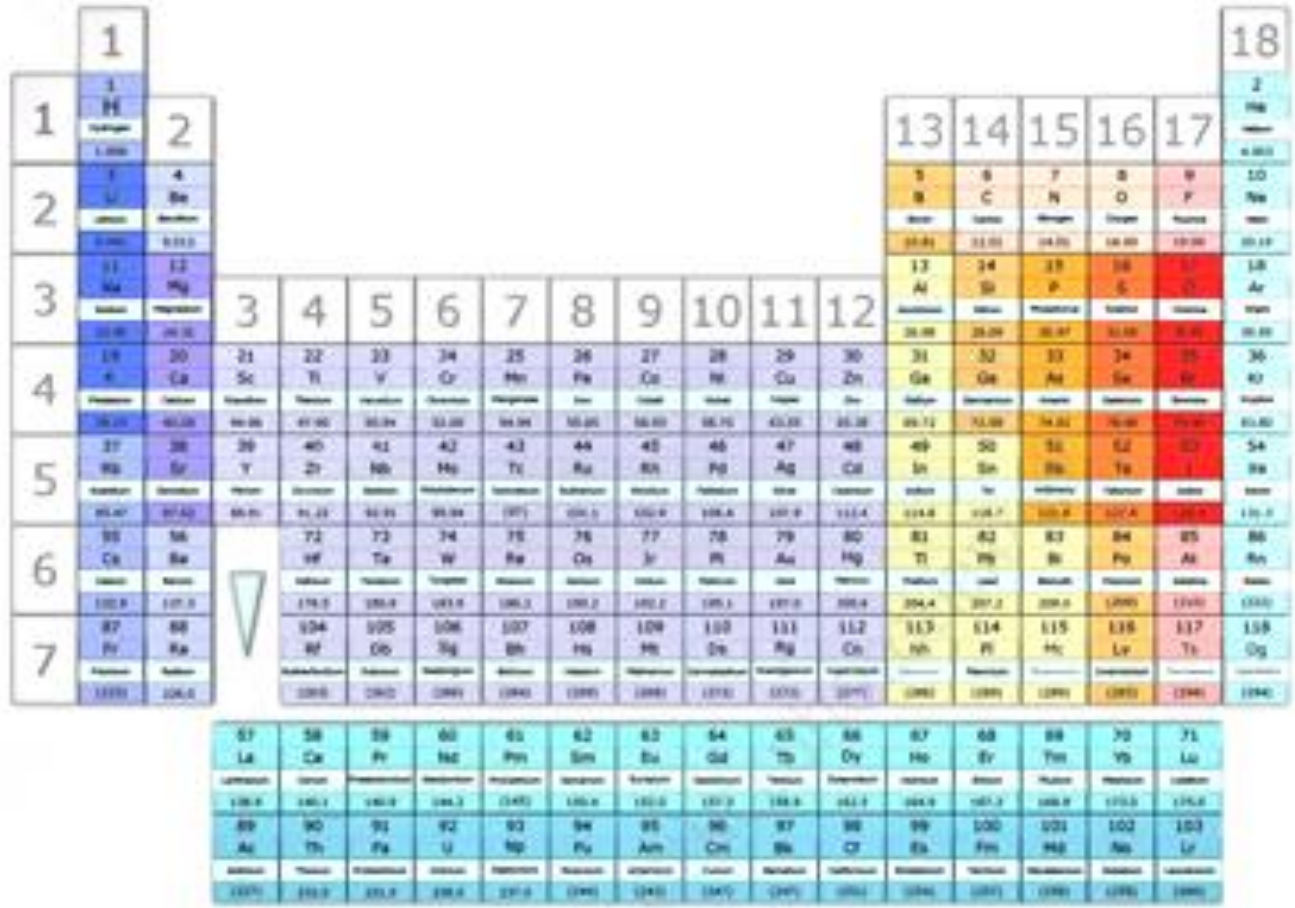


نماد عنصر	عدد اتمی	آرایش الکترونی بدون کمک گاز نجیب (گسترده)	آرایش الکترونی به کمک گاز نجیب (فشرده)
K	۱۹	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$[Ar]4s^1$
Ca	۲۰	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$[Ar]4s^2$
Sc	۲۱	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$	$[Ar]3d^1 4s^2$
Ti	۲۲	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$	$[Ar]3d^2 4s^2$
Mn	۲۵	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$	$[Ar]3d^5 4s^2$
Ni	۲۸	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$	$[Ar]3d^8 4s^2$
Zn	۳۰	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$	$[Ar]3d^{10} 4s^2$
Ga	۳۱	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$	$[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^1$
Br	۳۵	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$	$[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^5$
Kr	۳۶	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$	$[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^6$

اهمیت آرایش الکترونی فشرده به دلیل نمایش آرایش الکترون‌ها در بیرونی‌ترین لایه به نام لایهٔ ظرفیت اتم است. **لایهٔ ظرفیت**[۲] یک اتم، لایه‌ای است که الکترون‌های آن، رفتار شیمیایی اتم را تعیین می‌کند. به الکترون‌های این لایه، **الکترون‌های ظرفیت اتم** می‌گویند



✓ **الکترون های ظرفیتی اهمیت زیادی دارند چون این الکترون ها هستند که خواص شیمیایی یک عنصر را تعیین میکنند . عناصر موجود در یک گروه جدول تناوبی تعداد الکترون های ظرفیتی یکسانی دارند .**



مکان یابی عنصرها در جدول تناوبی:

تعیین شماره دوره (تناوب) : بزرگترین عدد کوانتومی اصلی (n) در آرایش الکترونی= تعدادلایه ها (بزرگترین ضریب)

تعیین گروه :

- اگر آخرین الکترون در s باشد — s + d
- اگر آخرین الکترون در p باشد — p + 12

دسته بندی عنصرها:

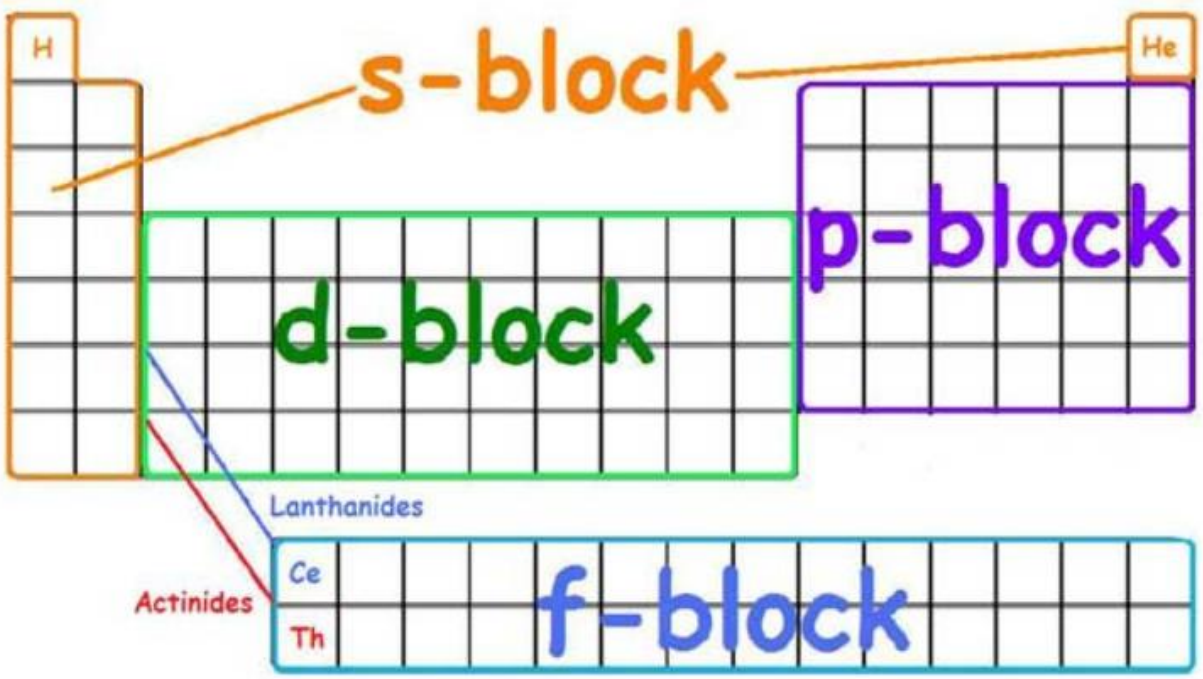
جدول تناوبی به بلوک ها (دسته) مختلف تقسیم می شود. هر بلوک را میتوان بر اساس نوع زیرلایه الکترون لایه اخر نامگزاری کرد.

دسته S :

- ✓ **زیر لایه s آنها در حال پرشدن است**
- ✓ **در همه دوره های جدول عنصر دسته s وجود دارد**
- ✓ **شامل همه عنصر های گروه ۱ و ۲ به علاوه هیدروژن و هلیم است**
- ✓ **همگی دارای ۱ یا ۲ الکترون ظرفیت هستند**
- ✓ **همگی فلز هستند**
- ✓ **براق ،رسانای الکتریکی و حرارتی می باشند**
- ✓ **تمام عناصر بلوک s باعث ایجاد یون های مثبت میشوند و بسیار واکنش پذیر هستند**

دسته p :

- ✓ **زیرلایه p آنها در حال پرشدن است**
- ✓ **اولین دوره جدول فاقد عنصر دسته p است ، این دسته از عناصر در دورههای ۲ تا ۷ وجود دارند**
- ✓ **شامل همه عنصر های گروه ۱۳ تا ۱۸ بجر هلیم است**
- ✓ **بین ۳ تا ۸ الکترون ظرفیتی دارند**
- ✓ **بیشتر عناصر این دسته نافلز هستند**
- ✓ **دارای نقطه جوش کم و رسانایی ضعیف هستند**
- ✓

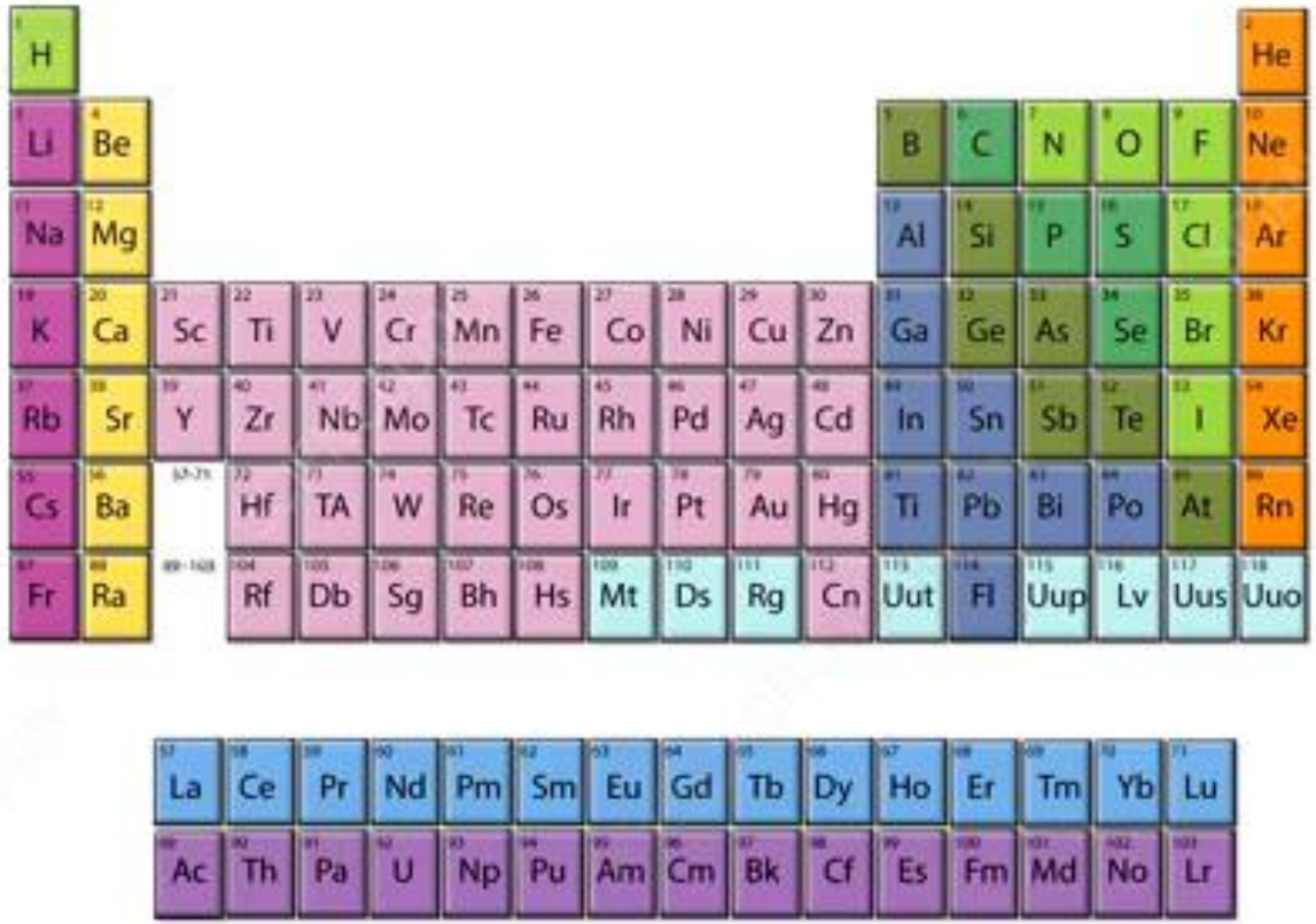


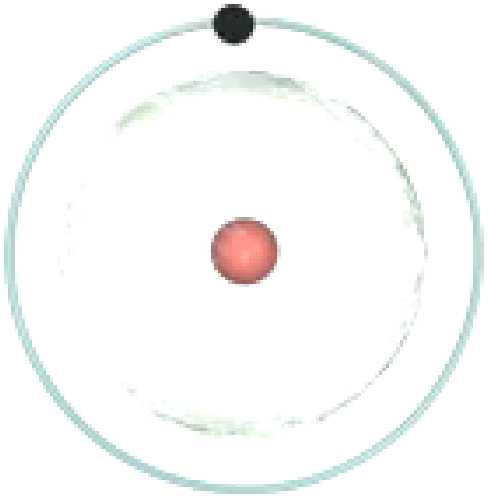
دسته d :

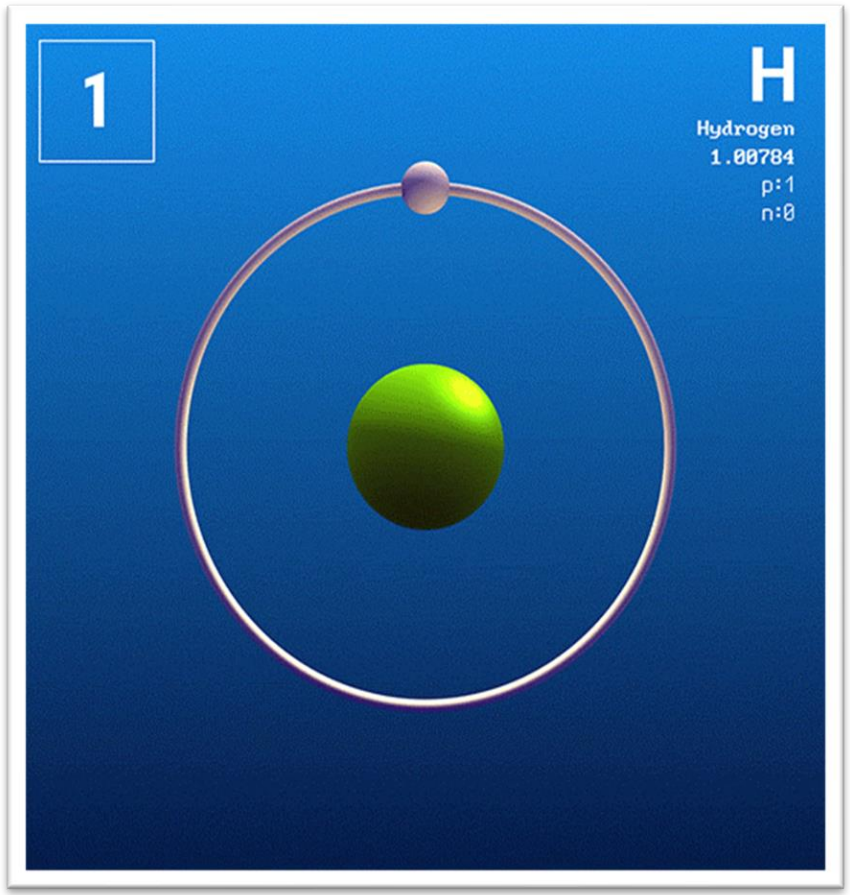
- ✓ زیر لایه d آنها در حال پرشدن است
- ✓ در دوره های ۴ تا ۷ جدول تناوبی وجود دارند
- ✓ شامل عناصر گروه ۳ تا ۱۲ هستند
- ✓ الکترون ظرفیتی : d + s

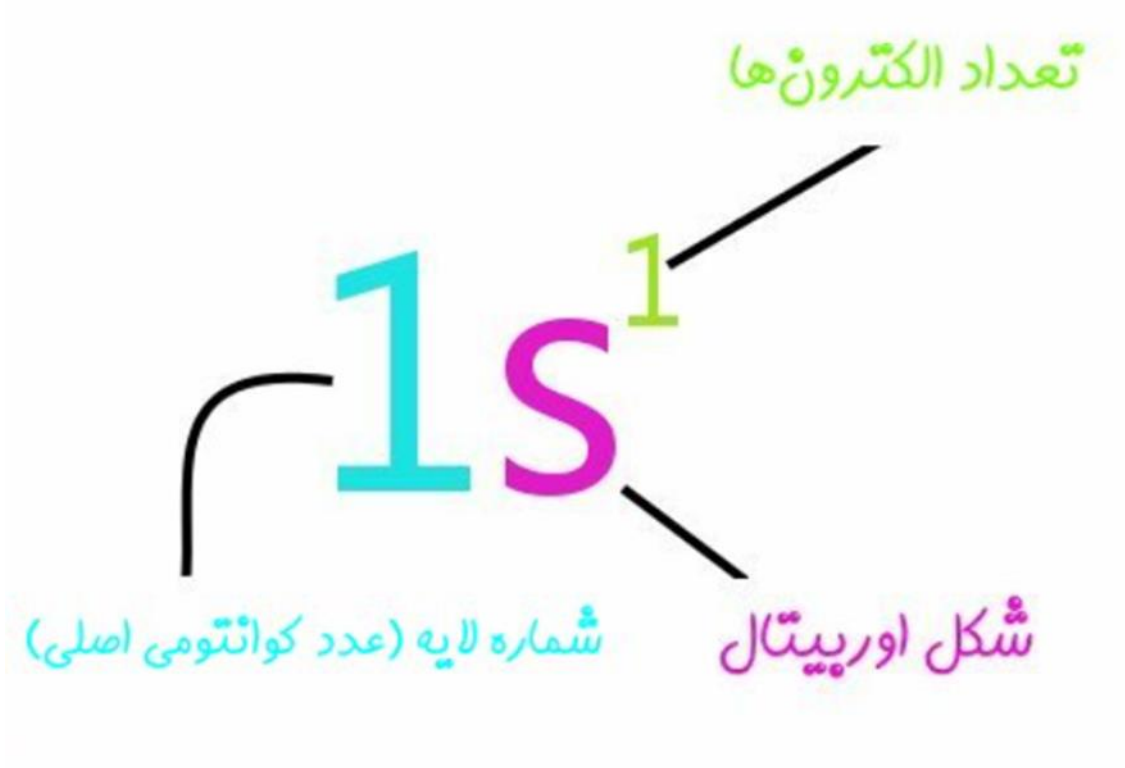
دسته f :

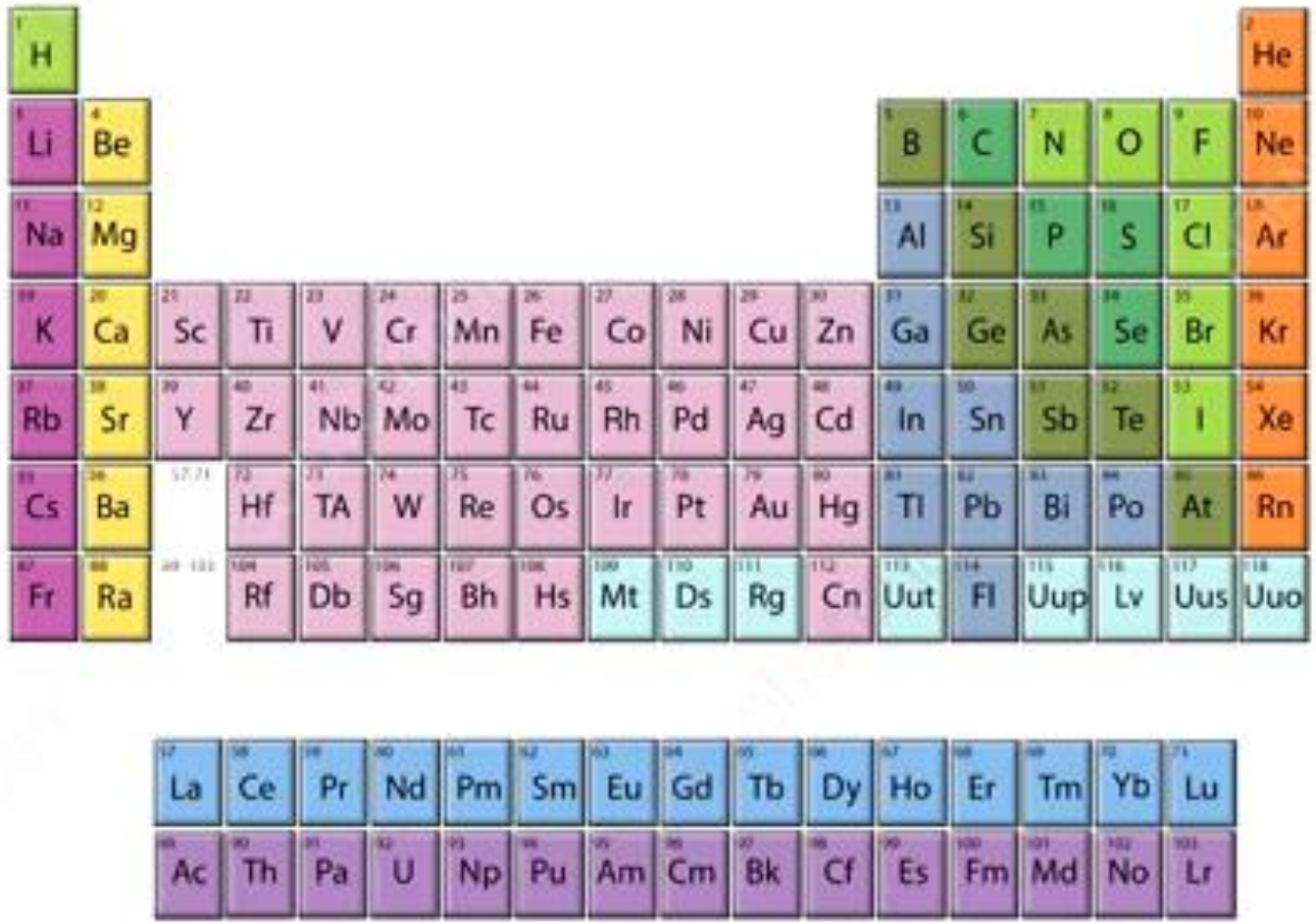
- ✓ زیر لایه f آنها در حال پرشدن است
- ✓ در دوره های ۶و ۷ جدول تناوبی قراردارند
- ✓ همگی متعلق به گروه ۳ میباشند
- ✓ شامل عناصر موجود در دو ردیف خارج و پایین جدول دوره ای هستند

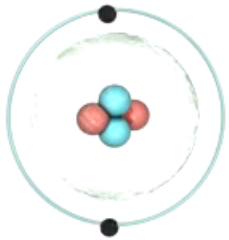

H
He
Li
Be
B
C
N
O
F
Ne
Na
Mg
Al
Si
P
S
Cl
Ar
K
Ca
Sc
Ti
V
Cr
Mn
Fe
Co
Ni
Cu
Zn
Ga
Ge
As
Se
Br
Kr
Rb
Sr
Y
Zr
Nb
Mo
Tc
Ru
Rh
Pd
Ag
Cd
In
Sn
Sb
Te
I
Xe
Cs
Ba
Hf
TA
W
Re
Os
Ir
Pt
Au
Hg
Ti
Pb
Bi
Po
At
Rn
Fr
Ra
Rf
Db
Sg
Bh
Hs
Mt
Ds
Rg
Cn
Uut
Fl
Uup
Lv
Uus
Uuo
La
Ce
Pr
Nd
Pm
Sm
Eu
Gd
Tb
Dy
Ho
Er
Tm
Yb
Lu
Ac
Th
Pa
U
Np
Pu
Am
Cm
Bk
Cf
Es
Fm
Md
No
Lr




1
H
Hydrogen
1.00784
p:1
n:0


تعداد الکترون‌ها
1s1
شماره لایه (عدد کوانتومی اصلی)
شکل اوربیتال

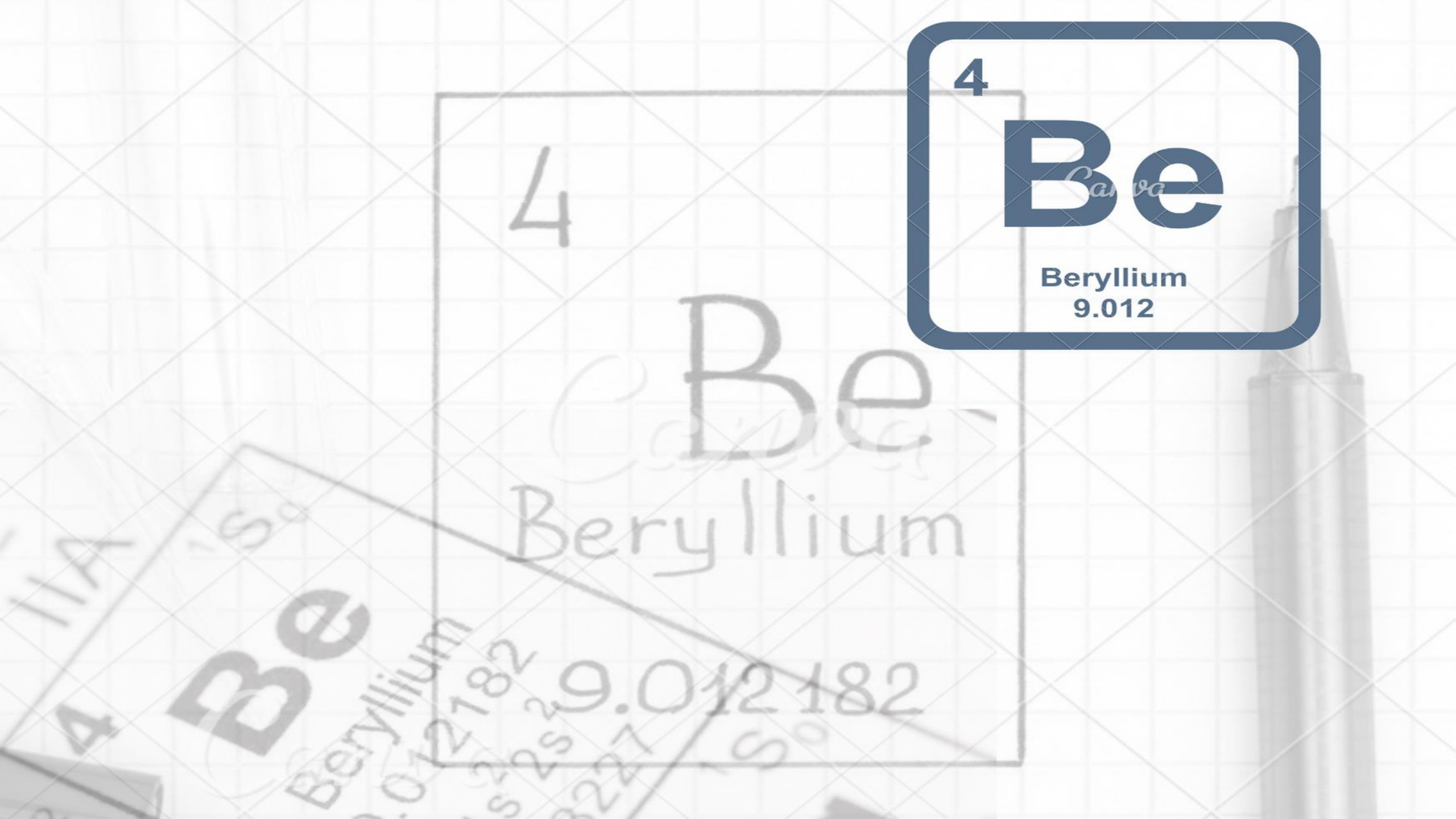

H
He
Li
Be
B
C
N
O
F
Ne
Na
Mg
Al
Si
P
S
Cl
Ar
K
Ca
Sc
Ti
V
Cr
Mn
Fe
Co
Ni
Cu
Zn
Ga
Ge
As
Se
Br
Kr
Rb
Sr
Y
Zr
Nb
Mo
Tc
Ru
Rh
Pd
Ag
Cd
In
Sn
Sb
Te
I
Xe
Cs
Ba
Hf
TA
W
Re
Os
Ir
Pt
Au
Hg
Tl
Pb
Bi
Po
At
Rn
Fr
Ra
Rf
Db
Sg
Bh
Hs
Mt
Ds
Rg
Cn
Uut
Fl
Uup
Lv
Uus
Uuo
La
Ce
Pr
Nd
Pm
Sm
Eu
Gd
Tb
Dy
Ho
Er
Tm
Yb
Lu
Ac
Th
Pa
U
Np
Pu
Am
Cm
Bk
Cf
Es
Fm
Md
No
Lr

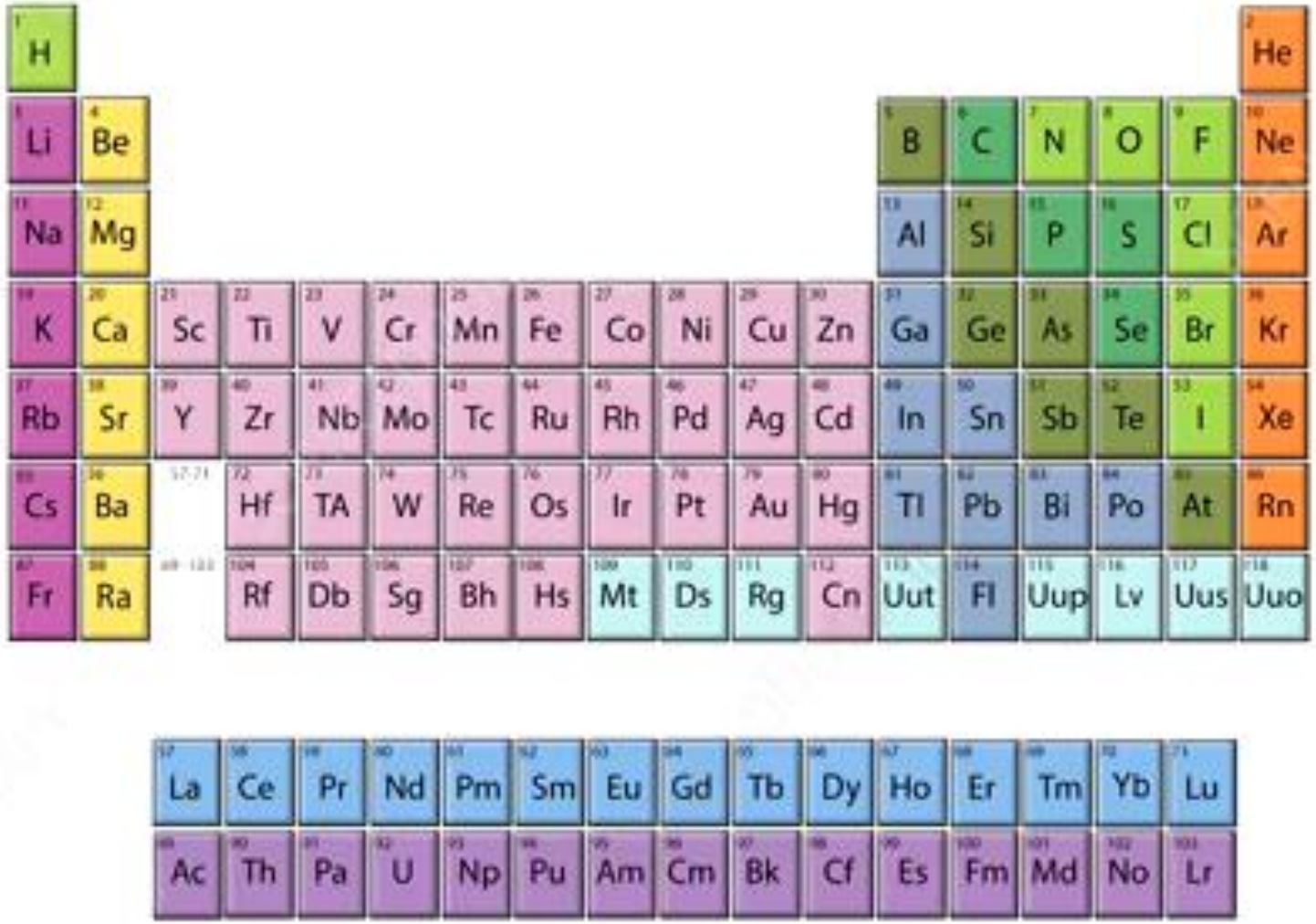


NOTE
BOOK

CHEMISTRY

2
He
4.0026


4
Be
Beryllium
9.012

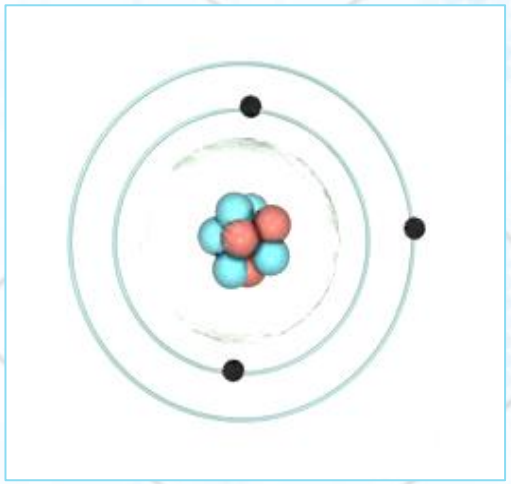

H
He
Li
Be
B
C
N
O
F
Ne
Na
Mg
Al
Si
P
S
Cl
Ar
K
Ca
Sc
Ti
V
Cr
Mn
Fe
Co
Ni
Cu
Zn
Ga
Ge
As
Se
Br
Kr
Rb
Sr
Y
Zr
Nb
Mo
Tc
Ru
Rh
Pd
Ag
Cd
In
Sn
Sb
Te
I
Xe
Cs
Ba
Hf
TA
W
Re
Os
Ir
Pt
Au
Hg
Tl
Pb
Bi
Po
At
Rn
Fr
Ra
Rf
Db
Sg
Bh
Hs
Mt
Ds
Rg
Cn
Uut
Fl
Uup
Lv
Uus
Uuo
La
Ce
Pr
Nd
Pm
Sm
Eu
Gd
Tb
Dy
Ho
Er
Tm
Yb
Lu
Ac
Th
Pa
U
Np
Pu
Am
Cm
Bk
Cf
Es
Fm
Md
No
Lr

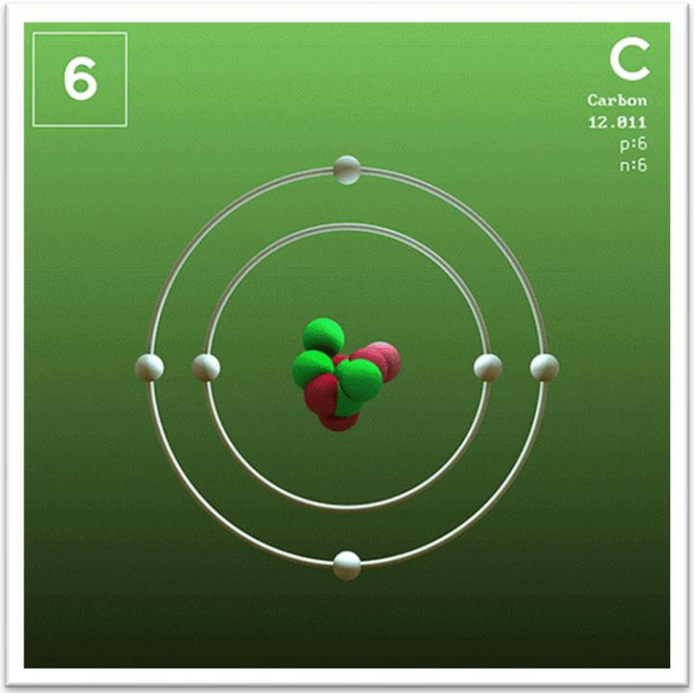
3

Li

Lithium

6.941





6

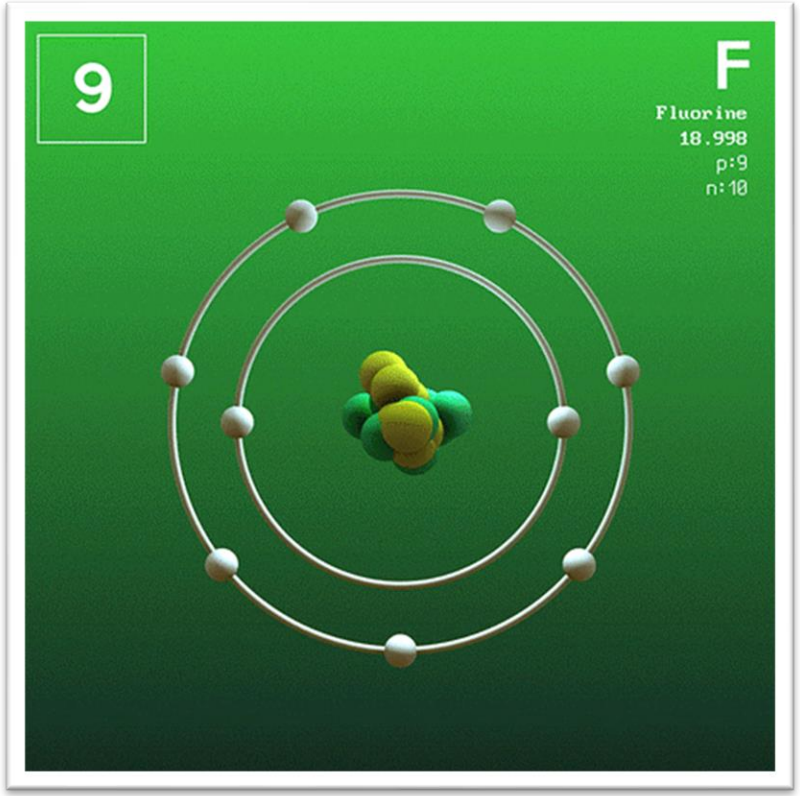
C

Carbon

12.011

$1s^2$ $2s^2$ $2p^2$

8
O
Oxygen
15.999



$1s^2$ $2s^2$ $2p^5$

SODIUM

12

Mg

Magnesium

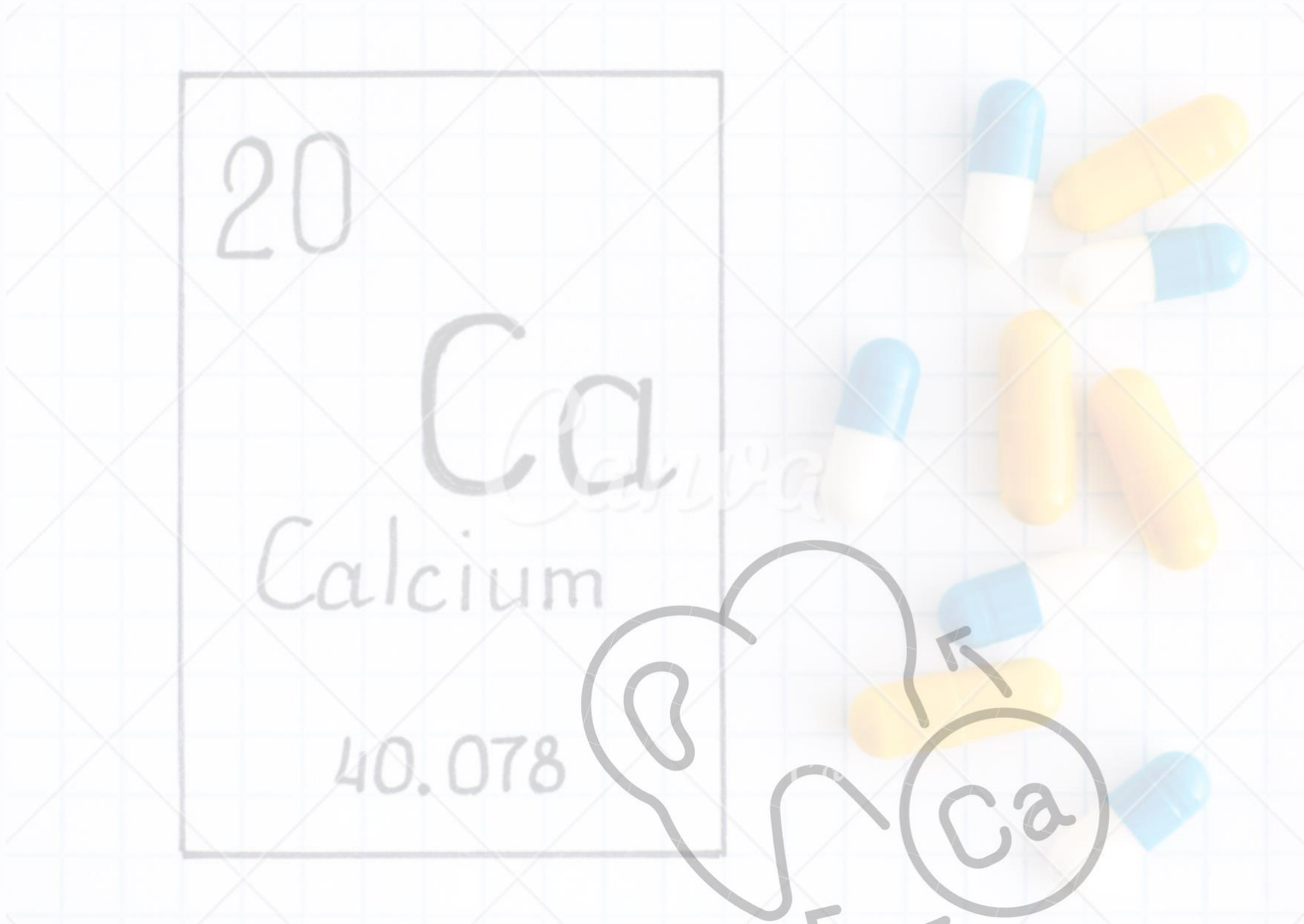
24.305

19

K

Potassium

39.098


20
Ca
Calcium
40.078
Ca

21
Sc
Scandium
44.9559
21
Sc
Scandium
44.955910
[Ar]3d4s
39
Y

47.867

22

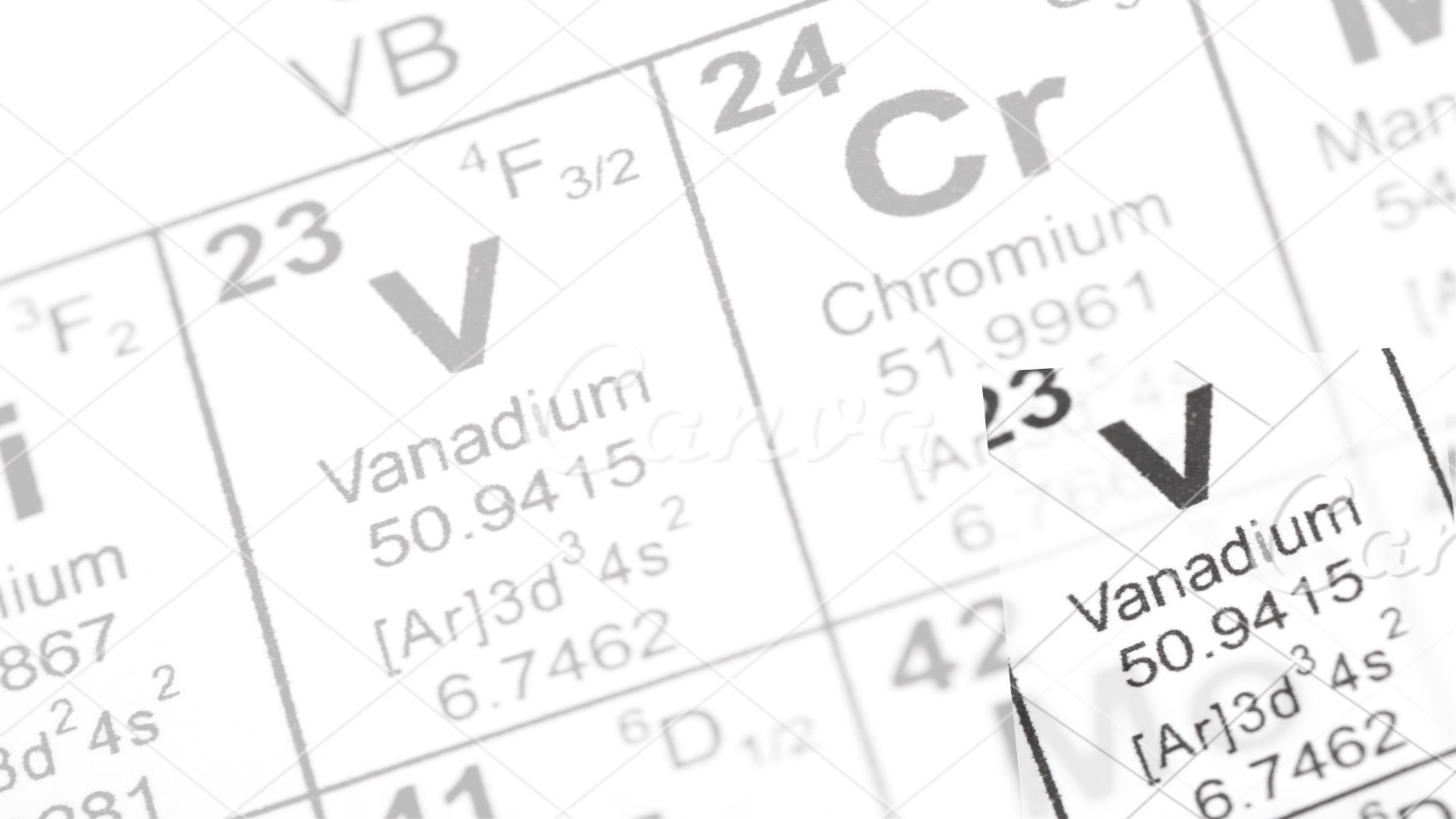
658.8 1.54

+4
+3
+2
+1
−1

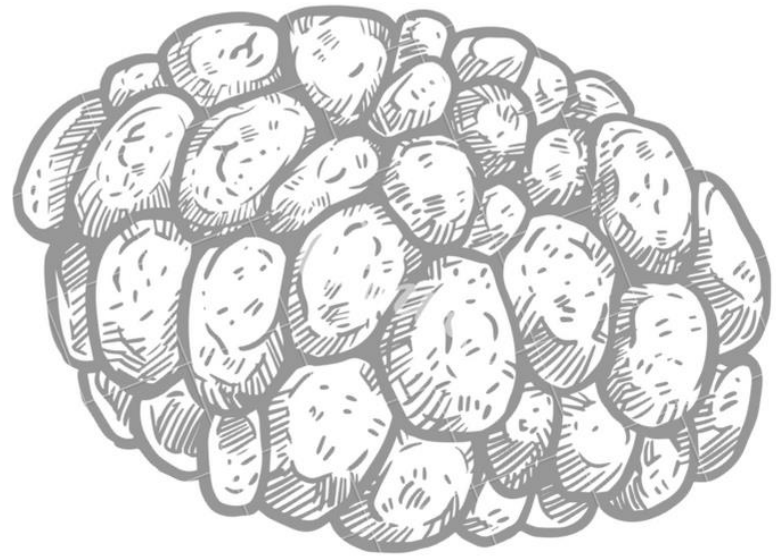
Ti

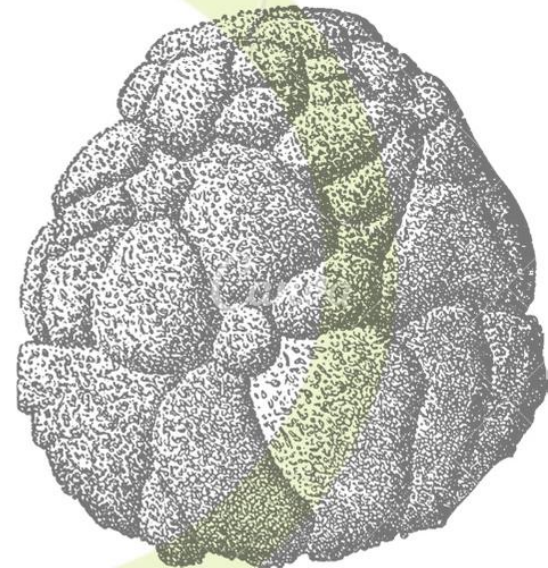
Titanium

[Ar] $3d^2$ $4s^2$


VB
23
V
Vanadium
50.9415
[Ar]3d3 4s2
6.7462
4F 3/2
24
Cr
Chromium
51.9961
6D 1/2
23
V
Vanadium
50.9415
[Ar]3d3 4s2
6.7462

CHROMIUM





26
Fe
IRON
55.845
2
8
14
2

58.93319
Atomic mass

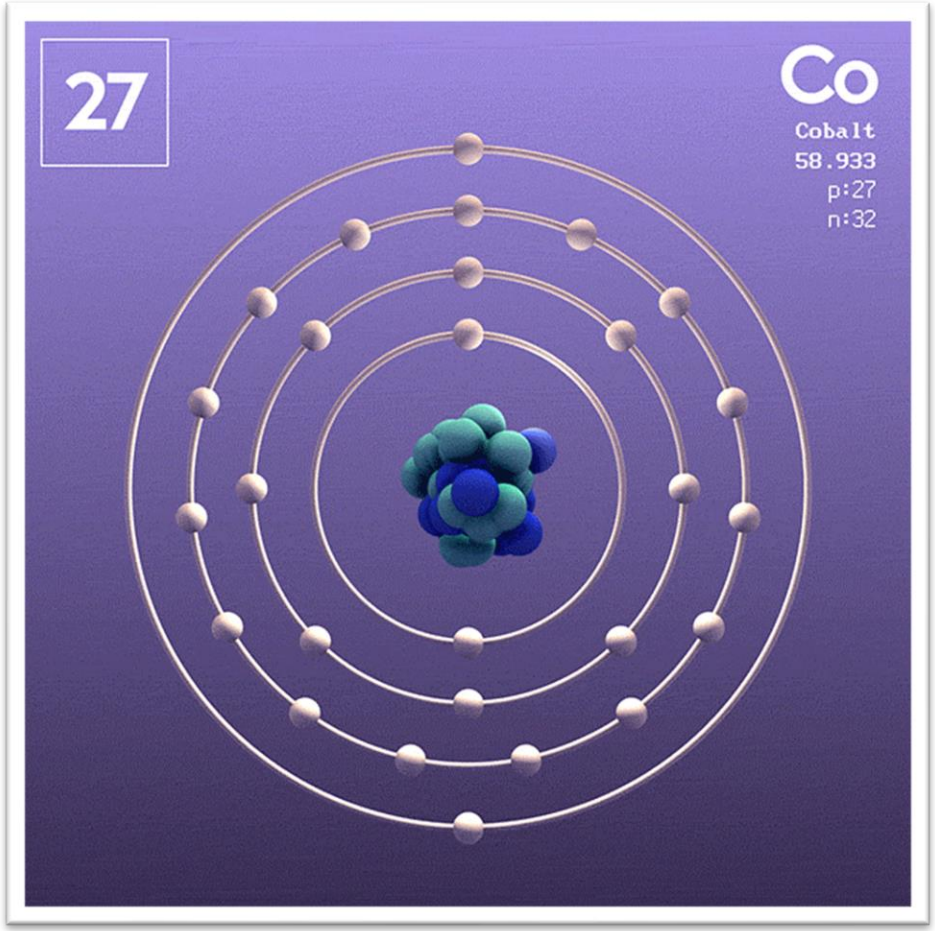
27
Atomic number

Co

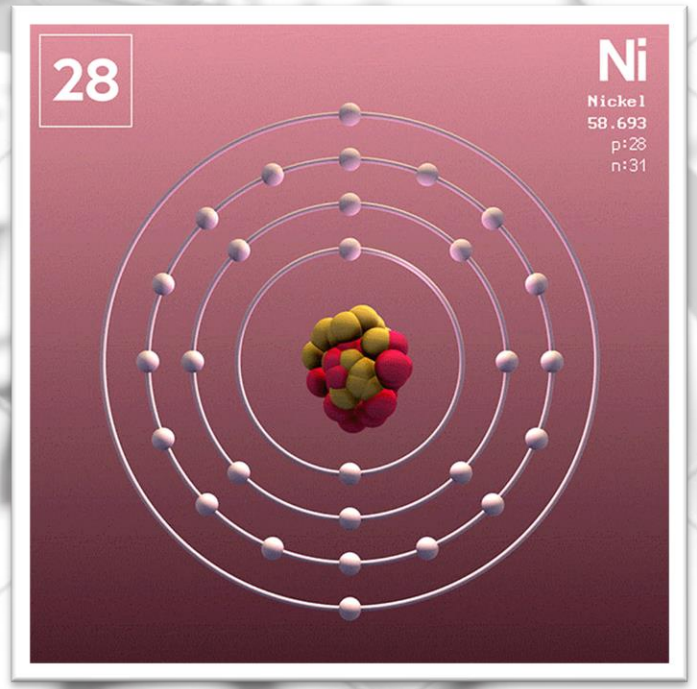
Cobalt

700.4
First ionization energy

1.91
Electonegativity



$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^7$



$1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^8$

MILK