مقدمه مؤلف

تقدیم به خاطرات کودکیم

وقتی هنوز مدرسه نرفته بودم، به شدت علاقه داشتم که سنم زیادتر شه و بتونم رانندگی کنم (!) وقتی بزرگتر شدم و پلی تکنیک قبول شدم، حدود سه سال گذشت تا گواهینامه گرفتم و عجیب‌ترش این که الان علاقه‌ای به رانندگی ندارم! اینو گفتم که بدونی هر آرزویی یه تاریخ مصرفی داره، شاید الان تو آرزوت اینه که اتفاق X برات بیفته ولی وقتی سنت بالاتر رفت و اتفاق X برات افتاد، احتمالاً دوست داری اتفاق Y برات بیفته و این خیلی وحشتناکه!

کتابی که در دست دارید، تمام مطالب مهم و غیر مهم! ولی مورد نیاز کنکور شیمی را برای شما جا می‌اندازد. تمام سعی من این بوده که مطابق ترکیبی شدن کنکور ۹۹ و ۱۴۰۰، مطالب ترکیبی و نکات مهم نیز به شما آموزش داده شود، امیدوارم مورد استفاده قرار بگیرد.

حالا که رسیدیم آخرش، بذارین با یه جمله از چارلز بوکوفسکی (نویسنده و شاعر آلمانی ـ آمریکایی) مقدمه رو تموم کنم:

«ما همه خواهیم مرد، همهٔ ما. عجب سیرکی! همین به تنهایی باید کافی باشد تا همدیگر را دوست داشته باشیم، ولی اینطور نیست! ما در برابر مسائل بی اهمیت زندگی، وحشت‌زده و ویران می‌شویم. در واقع ما در هیچ و پوچِ زندگی غرق شده‌ایم...»

فکر می‌کنین تموم شد؟ نه آقا، ما خیلی پیگیرتر از این حرفاییم! اگر تمایل دارین که ویدیوی تحلیلی و آموزشی تست‌های کنکور رو ببینین و از آزمون‌ها و کلاس‌های آنلاین لذت ببرین، به اینستاگرام و سایتمون حتماً سر بزنین که به شدت دلتنگتونیم

shimiluck

www.shimiluck.ir

امیرحسین کریمی

فصل اول:

زادگاه الفبای هستی، کیهان

مقدمهٔ شناخت کیهان

سلام و صدسلام! رسیده وقت یه شروع تازه با یه کتاب فیلی فقن! کتابی که دسته، شروعی بر پایان تمام ایده‌های تکراری تست و درسنامه هستش، پس هر وقت آماده‌ای، شروع کن 😂

۱ زمین در برابر عظمت آفرینش همانند آزمایشگاه بسیار کوچکی است که دانشمندان با آزمایش‌های گوناگون در آن، در تلاش برای یافتن پاسخ پرسش‌های بنیادی هستند. شیمی‌دان‌ها با مطالعهٔ خواص و رفتار ماده، هم‌چنین برهم‌کنش نور با ماده در این راستا سهم به‌سزایی داشته‌اند.

حواسا اینجا! شواهد تاریخی که از سنگ‌نبشته‌ها (*همون سنگ‌نوشته‌ها!*) و نقاشی‌های دیوار غارها به‌دست آمده است، نشان می‌دهد که انسان اولیه با نگاه به آسمان و مشاهدهٔ ستارگان در پی فهم نظام و قانون‌مندی در آسمان بوده است.

۲ انسان همواره با سه پرسش مهم «هستی چگونه پدید آمده است؟»، «جهان کنونی چگونه شکل گرفته است؟» و «پدیده‌های طبیعی چرا و چگونه رخ می‌دهند؟» روبه‌رو بوده است. در پاسخ به پرسش اول، *هیچ پوره! نمی‌شه* روی علم تجربی حساب باز کرد و آدمی تنها با مراجعه به چارچوب اعتقادی خود و ... می‌تواند به آن پاسخ دهد، *ولی فداروشکر!* علم تجربی در پاسخ دادن به پرسش‌های دوم و سوم تلاش‌های گسترده‌ای انجام داده که این تلاش‌ها سبب افزایش دانش ما دربارهٔ جهان مادی شده است.

جمع‌بندی سه پرسش بنیادی
- «هستی چگونه پدید آمده است؟» ← پاسخ به این پرسش در قلمرو علم تجربی نمی‌گنجد.
- «جهان کنونی چگونه شکل گرفته است؟» و «پدیده‌های طبیعی چرا و چگونه رخ می‌دهند؟» ← پاسخ به این دو پرسش، در قلمرو علم تجربی است.

۳ تلاش دانشمندان برای شناخت کیهان، هم‌چنان ادامه دارد. نمونه‌ای از آن، فرستادن دو فضاپیما به نام **وویجر ۱ و ۲** در سال ۱۹۷۷ میلادی (۱۳۵۶ خورشیدی) به فضا برای شناخت بیشتر منظومهٔ شمسی (سامانهٔ خورشیدی) است. در مورد این دو فضاپیما، به سه نکتهٔ زیر توجه کنید:

- این دو فضاپیما مأموریت داشتند با گذر از کنار سیاره‌های **مشتری، زحل، اورانوس و نپتون**، شناسنامهٔ فیزیکی و شیمیایی آن‌ها را تهیه کنند و به زمین بفرستند.
- شناسنامه‌های ارسالی می‌تواند حاوی اطلاعاتی مانند **نوع عنصرهای سازنده، ترکیب‌های شیمیایی موجود در اتمسفر آن‌ها و ترکیب درصد این مواد** باشد.
- شکل مقابل، عکس کرهٔ زمین را از فاصلهٔ تقریبی **۷ میلیارد کیلومتری** نمایش می‌دهد. این تصویر، آخرین تصویری است که **وویجر ۱** پیش از خروج از سامانهٔ خورشیدی از زادگاه خود گرفت.

جمع‌بندی فضاپیماهای وویجر ۱ و ۲
- مأموریت آن‌ها، گذر از کنار سیاره‌های مشتری، زحل، اورانوس و نپتون
- تهیه و ارسال شناسنامهٔ سیاره‌ها
  - نوع عنصرهای سازندهٔ آن سیاره
  - ترکیب‌های شیمیایی اتمسفر آن سیاره
  - ترکیب درصد مواد در اتمسفر آن سیاره

فضاپیمای وویجر ۱

مقایسهٔ سیاره‌های مشتری و زمین

شیمی‌دان‌ها روز و شب در *تلاشند!* تا به پرسش «عنصرها چگونه پدید آمدند؟» پاسخ دهند. یکی از روش‌های پاسخ‌گویی به این سؤال، مطالعهٔ کیهان به ویژه **سامانهٔ خورشیدی** است. برای نمونه، با بررسی نوع و مقدار عنصرهای سازندهٔ برخی سیاره‌های سامانهٔ خورشیدی و مقایسهٔ آن با عنصرهای سازندهٔ خورشید می‌توان به درک بهتری از «چگونگی تشکیل عنصرها» دست یافت.

نکات دو سیاره

- سومین سیارهٔ سامانهٔ خورشیدی بوده و دمای سطحی بالاتری نسبت به مشتری دارد.
- فراوانی عناصر: $Al < Ca < S < Ni < Mg < Si < O < Fe$
- بیشتر از جنس سنگ بوده و یک سیارهٔ جامد و سنگی محسوب می‌شود.
- ۵ عنصر فلزی (Fe، Mg، Ni، Ca و Al)، دو نافلزی (O و S) و یک شبه‌فلز (Si)
- **زمین**
  - دو عنصر فراوان مشترک با سیارهٔ مشتری دارد: اکسیژن (O) و گوگرد (S)
  - رتبهٔ فراوانی O: ۲ و رتبهٔ فراوانی S: ۶
  - درصد فراوانی عناصر مشترک (S و O) در سیارهٔ زمین بیشتر است.
  - در هشت عنصر فراوان زمین، گاز نجیب وجود ندارد.
  - فراوان‌ترین فلز: Fe، فراوان‌ترین شبه‌فلز: Si و فراوان‌ترین نافلز: O
- پنجمین سیارهٔ سامانهٔ خورشیدی بوده و دمای سطحی کمتری نسبت به زمین دارد.
- فراوانی عناصر: $Ne < Ar < S < N < O < C < He < H$
- در سیارهٔ مشتری عنصر فلزی و شبه‌فلزی وجود ندارد و بیشتر از جنس گاز است.
- **مشتری**
  - تمام عناصر فراوان سیارهٔ مشتری، نافلز هستند.
  - دو عنصر فراوان مشترک با زمین سیارهٔ زمین دارد: اکسیژن (O) و گوگرد (S)
  - رتبهٔ فراوانی O: ۴ و رتبهٔ فراوانی S: ۶
  - سه گاز نجیب فراوان سیارهٔ مشتری ($Ne < Ar < He$)

چگونگی پیدایش عنصرها

در بحث قبل، با مهم‌ترین عنصرهای سازندهٔ دو سیارهٔ مشتری و زمین آشنا شدید و دریافتید که نوع و میزان فراوانی عنصرها در این دو سیاره متفاوت است، در حالی‌که عنصرهای مشترکی در این دو سیاره وجود دارد. یافته‌هایی از این دست نشان می‌دهد که عنصرها به‌صورت **ناهمگون** در جهان هستی توزیع شده‌اند.

در ادامه سعی می‌کنیم با چند تیکه کردن ماجرای Big Bang و پیدایش عنصرها، این مبحث را به‌صورت فول آپشن! بهتون یاد بدیم.

۱ **برخی از دانشمندان** بر این باورند که سر آغاز کیهان با انفجاری مهیب (**مهبانگ**) همراه بوده که طی آن انرژی عظیمی آزاد شده است. با این انفجار، ذره‌های زیراتمی مانند الکترون، نوترون و پروتون به وجود آمدند.

۲ پس از مدت زمانی کوتاه و انجام واکنش‌های هسته‌ای میان ذره‌های زیراتمی به وجود آمده، ابتدا عنصر هیدروژن و سپس عنصر هلیم تشکیل شدند.

۳ باگذشت زمان و **کاهش دما**، گازهای هیدروژن و هلیم تولیدشده، **متراکم** شد و مجموعه‌های گازی به نام سحابی ایجاد کرد. بعدها این سحابی‌ها سبب پیدایش ستاره‌ها و کهکشان‌ها شد.

۴ درون ستاره‌ها همانند خورشید، در دماهای بسیار بالا و ویژه، واکنش‌های هسته‌ای رخ می‌دهد. در این واکنش‌ها، ابتدا عنصرهای سبک مانند لیتیم و کربن پدید آمده و با انجام مجدد واکنش‌های هسته‌ای، از این عنصرهای سبک، عنصرهای سنگین‌تر مانند آهن و طلا به‌وجود می‌آید.

نکته ستاره‌ها متولد می‌شوند، رشد می‌کنند و زمانی می‌میرند (*چه غم‌انگیز!*) مرگ ستاره با یک انفجار بزرگ همراه است که سبب می‌شود عنصرهای تشکیل‌شده در آن در فضا پراکنده شود.

جمع‌بندی ستاره‌ها پس از چندین میلیون سال نورافشانی و گرمابخشی، پایداری خود را از دست داده، در انفجاری مهیب متلاشی شده‌اند و اتم‌های سنگین درون آن‌ها در سرتاسر گیتی پراکنده می‌شود. به همین دلیل، باید ستارگان را کارخانهٔ تولید عنصرها دانست. فرایند زیر در کتاب درسی به عنوان روند تشکیل عنصرها معرفی شده است که *به هورایی خلاصه‌های حرف‌های ما توی موردهای ۱ تا ۴ هستش!*

عنصرهای سنگین‌تر (مانند آهن، طلا و ...) ← عنصرهای سبک (مانند لیتیم، کربن و ...) ← هلیم ← هیدروژن

۵ خورشید نزدیک‌ترین ستاره به زمین است که دمای بسیار بالایی دارد. انرژی گرمایی و نور خیره‌کنندهٔ خورشید به دلیل تبدیل هیدروژن به هلیم در واکنش‌های هسته‌ای است، واکنش‌هایی که در آن‌ها انرژی هنگفتی آزاد می‌شود. انرژی آزادشده در واکنش‌های هسته‌ای آن‌قدر زیاد است که می‌تواند صدها میلیون تن فولاد را ذوب کند.

آقا اجازه! *یه سؤال داشتم! بین واکنش‌های شیمیایی که ما می‌شناسیم و واکنش‌های هسته‌ای چه تفاوت‌هایی وجود داره؟*

پاسخ واکنش‌های هسته‌ای و شیمیایی *با این‌که هر دوتاشون اسم واکنش رو یدک می‌کشن!* ولی چند تا تفاوت اساسی با هم دارند که به دو مورد آن اشاره می‌کنیم:

تفاوت اول: طبق قانون پایستگی جرم *(نترسین! توی فصل دوم باهاش آشنا می‌شین)* در واکنش‌های شیمیایی، اتم‌ها نه به‌وجود می‌آیند و نه از بین می‌روند، *ولی خب!* در واکنش‌های هسته‌ای، به دلیل آن‌که در هستهٔ اتم تغییراتی صورت می‌گیرد، به‌طور کلی اتم جدیدی پدید می‌آید.

تفاوت دوم: *باز هم!* مطابق قانون پایستگی جرم، در یک واکنش شیمیایی، مجموع جرم واکنش‌دهنده‌ها با مجموع جرم فراورده‌ها برابر است. به عبارت دیگر، در یک واکنش شیمیایی، جرمی از بین نمی‌رود، در حالی‌که در واکنش‌های هسته‌ای، مقداری از جرم مواد به انرژی تبدیل می‌شود و هسته‌ها و در نتیجه اتم‌های جدیدی پدید می‌آید.

جمع‌بندی واکنش‌های شیمیایی با تغییرات انرژی کمی همراه هستند و در نتیجه قانون پایستگی جرم در آن‌ها برقرار است. اما در واکنش‌های هسته‌ای، به دلیل آن‌که تغییرات انرژی بسیار زیاد می‌باشد، اصل بقای «**جرم + انرژی**» صادق است. به‌طوری که مجموع جرم مواد در دو طرف یک واکنش هسته‌ای، برابر نیست بلکه مجموع «جرم + انرژی» مواد در دو سمت این نوع واکنش‌ها برابر هستند.

عدد اتمی و عدد جرمی

۱ منظور از ذره‌های زیراتمی، ذره‌های تشکیل‌دهندهٔ یک اتم (الکترون، پروتون و نوترون) است. پروتون و نوترون در هستهٔ اتم جای دارند که پروتون دارای بار مثبت (+) و نوترون فاقد بار الکتریکی می‌باشد. الکترون نیز در حال گردش به دور هسته است و بار الکتریکی منفی (-) دارد.

حواسا اینجا! الکترون، پروتون و نوترون را ذره‌های بنیادی نیز می‌نامند. *پس هم بهشون ذره‌های زیراتمی میشه گفت و هم بنیادی* 😄

عدد اتمی (Z): تعداد پروتون‌های هستهٔ یک اتم را عدد اتمی (Z) آن اتم می‌نامند. *واضح و متی تابلو!* است در یک **اتم خنثی** تعداد پروتون‌ها و الکترون‌ها برابر می‌باشد. از این‌رو، عدد اتمی علاوه بر تعداد پروتون‌ها، تعداد الکترون‌های موجود در اتم خنثی را نیز مشخص می‌کند.

نکته تعداد پروتون‌های موجود در هستهٔ اتم یک عنصر یا عدد اتمی آن، ماهیت عنصر را مشخص می‌کند و به نوعی شمارهٔ شناسنامهٔ آن عنصر به‌شمار می‌رود. **در واقع تعداد پروتون‌های هستهٔ تمام اتم‌های یک عنصر، یکسان است.**[۱] برای نمونه وقتی می‌گوییم عدد اتمی نئون ۱۰ است، به این معناست که هرگونه‌ای در *جهان کاینات!* که ۱۰ پروتون داشته باشد، *بدون شک!* نئون است. اما مثلاً نمی‌توان گفت هرگونه‌ای که ۱۰ الکترون دارد، حتماً نئون است؛ زیرا یون‌هایی مانند $_{7}N^{3-}$ و $_{13}Al^{3+}$ نیز دارای ۱۰ الکترون هستند.

عدد جرمی (A): مجموع تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های هستهٔ یک اتم را عدد جرمی (A) آن اتم می‌نامند.

$$\text{عدد جرمی} = \text{تعداد پروتون‌ها} + \text{تعداد نوترون‌ها} \quad \Rightarrow \quad A = Z + N$$

حواسا اینجا! جرم الکترون نسبت به پروتون و نوترون بسیار ناچیز و در حدود $\frac{۱}{۲۰۰۰}$ هر کدام از آن‌هاست. از این‌رو، اتمی حتی اگر ۱۰۰ الکترون هم داشته باشد، جرم آن تفاوت چندانی نمی‌کند.

۲ همواره در هستهٔ یک اتم، تعداد نوترون‌ها برابر یا بیش از تعداد پروتون‌ها است $(N \geq Z)$ تنها استثنای این مورد، اتم هیدروژن $(_{1}^{1}H)$ است که در هستهٔ خود تنها یک پروتون دارد و *خبری از نوترون نیست!*

۳ برای نمایش هر اتم، از نماد ویژه‌ای استفاده می‌کنند که شامل دو عدد است. عددی که پایین و سمت چپ نماد اتم نوشته می‌شود، عدد اتمی و عددی که بالا و سمت چپ نوشته می‌شود، عدد جرمی است. به‌جز در اتم هیدروژن $(_{1}^{1}H)$ ، همواره، عدد اتمی از عدد جرمی کوچک‌تر است.

$$\begin{matrix}\text{عدد جرمی} \leftarrow A \\ \text{عدد اتمی} \leftarrow Z\end{matrix} E \xrightarrow{\text{مثال}} {}_{۳۰}^{۶۵}Zn \begin{cases} Z = ۳۰ \\ e = ۳۰ \\ N = A - Z = ۶۵ - ۳۰ = ۳۵ \end{cases}$$

۴ در تمامی یون‌ها (کاتیون و آنیون) رابطهٔ سادهٔ زیر میان تعداد پروتون‌ها و الکترون‌های آن برقرار است:

$$\text{بار} = \text{تعداد پروتون‌ها} - \text{تعداد الکترون‌ها}$$

وقتشه تمرینه!

۱ در اتم $_{۴۵}X$ تفاوت تعداد نوترون‌ها و پروتون‌ها برابر با ۳ است. تعداد الکترون‌های یون X^{3+} کدام است؟

۱) ۲۱ ۲) ۲۴ ۳) ۱۷ ۴) ۱۸

پاسخ *یادت نرفته که* در تمام اتم‌ها به‌جز $(_{1}^{1}H)$، تعداد نوترون‌ها برابر یا بیشتر از تعداد پروتون‌ها است $(N \geq Z)$، بنابراین تعداد نوترون‌های $_{۴۵}X$ ، ۳ تا بیشتر از تعداد پروتون‌های آن است:

$$N - Z = ۳$$

عدد جرمی عنصر $_{۴۵}X$ *به طرز تابلویی!* برابر ۴۵ است:

$$A = N + Z = ۴۵$$

و حالا یک دستگاه دو معادله ـ دو مجهول و پیدا کردن تعداد پروتون‌های عنصر X :

$$\left.\begin{matrix} N - Z = ۳ \\ N + Z = ۴۵ \end{matrix}\right\} \Rightarrow N = ۲۴ \, , \, Z = ۲۱$$

تعداد الکترون‌های یون X^{3+} از رابطهٔ زیر به‌دست می‌آید:

$$\text{بار} - \text{تعداد پروتون‌ها} = ۲۱ - (+۳) = ۱۸e \Rightarrow \text{تعداد الکترون‌ها}$$ گزینهٔ ۴

۱- اندازه‌گیری‌ها نشان می‌دهد که همهٔ اتم‌های یک عنصر، جرم یکسانی ندارند. *تا همین‌جاکافیه!* با مفهوم ایزوتوپ در قسمت بعدی آشنا می‌شوید.

۲ کدام یون تعداد الکترون‌های متفاوتی نسبت به سایر گزینه‌ها دارد؟

۱) $_{۷}NH_{۲}^{-}$ ۲) $_{۸}OH^{-}$ ۳) $_{۷}NH_{۴}^{+}$ ۴) $_{۶}CH_{۳}^{+}$

پاسخ در یون‌های چندتاتمی (یونی که بیشتر از یک اتم دارد مانند OH^{-}) ابتدا مجموع تعداد الکترون‌های اتم‌ها را محاسبه و با رعایت موارد ایمنی! از رابطهٔ زیر استفاده کنید:

بار − مجموع تعداد الکترون‌های اتم‌ها = تعداد الکترون‌های یون چندتاتمی

۱) $_{۷}NH_{۲}^{-}$ تعداد الکترون‌های $= [۷ + ۲(۱)] - (-۱) = ۱۰\ e$
(۷: تعداد الکترون N، ۱: تعداد الکترون H)

۲) $_{۸}OH^{-}$ تعداد الکترون‌های $= [۸ + ۱] - (-۱) = ۱۰\ e$
(۸: تعداد الکترون O، ۱: تعداد الکترون H)

۳) $_{۷}NH_{۴}^{+}$ تعداد الکترون‌های $= [۷ + ۴(۱)] - (۱) = ۱۰\ e$
(۷: تعداد الکترون N، ۱: تعداد الکترون H)

۴) $_{۶}CH_{۳}^{+}$ تعداد الکترون‌های $= [۶ + ۳(۱)] - (۱) = ۸\ e$
(۶: تعداد الکترون C، ۱: تعداد الکترون H)

بنابراین گزینهٔ (۴) جواب تست است.

۳ اگر اختلاف شمار الکترون‌ها و نوترون‌ها در یون $^{۶۶}A^{۳-}$ برابر ۳ باشد، تعداد نوترون‌های این عنصر کدام است؟

۱) ۲۹ ۲) ۳۰ ۳) ۳۳ ۴) ۳۵

پاسخ در آنیون‌ها، شمار نوترون‌ها می‌تواند کم‌تر، بیشتر یا برابر با شمار الکترون‌ها باشد. در یک قاعدهٔ کلی، **اگر اختلاف شمار نوترون‌ها و الکترون‌ها در یک آنیون بیشتر از مقدار بار یون باشد، می‌توان گفت شمار نوترون‌ها بیشتر از شمار الکترون‌هاست $(N > e)$.**

اما در این سؤال، قاعدهٔ کلی بالا رعایت نشده است و هم باید $N - e$ و هم $e - N$ را امتحان کنیم:

۱) **عدد جرمی** : $N + Z = ۶۶$

۲) **رابطهٔ بار** $e = Z - \text{بار} \Rightarrow e = Z + ۳$

۳) **اختلاف شمار e و N** : $N - e = ۳$

رابطهٔ (۱) را در رابطهٔ (۳) جای‌گذاری می‌کنیم:

$$\left.\begin{matrix} N + Z = ۶۶ \\ N - Z = ۶ \end{matrix}\right\} \Rightarrow ۲N = ۷۲ \Rightarrow N = ۳۶\ ,\ Z = ۳۰$$

تا اینجا انگار همه‌چی مرتبه! ولی بعداً خواهیم خواند عدد اتمی ۳۰ متعلق به روی (Zn) بوده که یک فلز است و نمی‌تواند آنیون با ظرفیت − ۳ تشکیل دهد، بنابراین نوشتن $N - e = ۳$ اشتباه است و رابطهٔ $e - N = ۳$ درست می‌باشد:

$$\left.\begin{matrix} N + Z = ۶۶ \\ e - N = ۳ \end{matrix}\right\} N + ۳ = Z + ۳ \Rightarrow N = Z\ (*)$$

با توجه به رابطهٔ (*) می‌توان گفت که شمار نوترون و پروتون این گونه با هم برابر است. از طرفی با توجه به رابطهٔ $N + Z = ۶۶$ می‌توان فهمید که $N = Z = ۳۳$ بوده و گزینهٔ (۳) جواب است. در ضمن عدد اتمی ۳۳ متعلق به آرسنیک بوده که می‌تواند آنیون پایدار با ظرفیت − ۳ پدید آورد.

ایزوتوپ (هم‌مکان)

۱ *بد نیست بدونین که* دانشمندان با استفاده از دستگاهی به نام طیف‌سنج جرمی، جرم اتم‌ها را با دقت بسیار زیادی اندازه‌گیری می‌کنند. این اندازه‌گیری‌ها نشان می‌دهد که **اغلب** در یک نمونهٔ طبیعی از عنصری معین، اتم‌های سازنده، جرم یکسانی ندارند.

۲ به اتم‌های یک عنصر که عدد اتمی (Z) یکسان، ولی عدد جرمی (A) متفاوت دارند، ایزوتوپ یا هم‌مکان گفته می‌شود. برای مثال، بررسی یک نمونهٔ طبیعی منیزیم نشان می‌دهد که همهٔ اتم‌های منیزیم در این نمونه یکسان نیست و مخلوطی از سه ایزوتوپ $_{۱۲}^{۲۴}Mg$، $_{۱۲}^{۲۵}Mg$ و $_{۱۲}^{۲۶}Mg$ است.

۳ تفاوت ایزوتوپ‌های یک عنصر، اختلاف در **شمار نوترون‌ها**ست. با توجه به این که جرم ایزوتوپ‌ها با هم فرق می‌کند، برخی خواص فیزیکی وابسته به جرم مانند چگالی، نقطهٔ ذوب و جوش ایزوتوپ‌ها با هم متفاوت است. در عوض به دلیل یکسان بودن شمار پروتون‌ها در ایزوتوپ‌های یک عنصر، خواص شیمیایی آن‌ها یکسان است.

۴ اندازه‌گیری‌ها نشان می‌دهد که فراوانی ایزوتوپ‌های یک عنصر در طبیعت یکسان نیست. به طور کلی **هر ایزوتوپی که فراوان‌تر است، پایداری بیشتری دارد.**

ایزوتوپ‌ها
- شباهت‌ها
  - عدد اتمی (شمار پروتون‌ها و الکترون‌ها)
  - موقعیت در جدول دوره‌ای
  - خواص شیمیایی
- تفاوت‌ها
  - عدد جرمی (شمار نوترون‌ها)
  - پایداری و فراوانی در طبیعت
  - برخی خواص فیزیکی وابسته به جرم مانند چگالی و نقطهٔ ذوب و جوش

۵ در جدول زیر تمام اطلاعاتی که باید در مورد ایزوتوپ‌های اشاره‌شده در کتاب درسی بدانید، آورده شده است:

عنصر	ایزوتوپ‌های طبیعی	مقایسهٔ میزان فراوانی و پایداری ایزوتوپ‌ها
هیدروژن ($_{1}H$)	$_{1}^{1}H$، $_{1}^{2}H$ و $_{1}^{3}H$	$_{1}^{3}H < _{1}^{2}H < _{1}^{1}H$
لیتیم ($_{3}Li$)	$_{3}^{6}Li$ و $_{3}^{7}Li$	$_{3}^{6}Li < _{3}^{7}Li$
منیزیم ($_{12}Mg$)	$_{12}^{24}Mg$، $_{12}^{25}Li$ و $_{12}^{26}Mg$	$_{12}^{25}Mg < _{12}^{26}Mg < _{12}^{24}Mg$
کلر ($_{17}Cl$)	$_{17}^{35}Cl$ و $_{17}^{37}Cl$	$_{17}^{37}Cl < _{17}^{35}Cl$

۶ درصد فراوانی ایزوتوپ فرضی A در یک نمونه از عنصر آن به‌صورت زیر محاسبه می‌شود:

$$\text{درصد فراوانی ایزوتوپ A} = \frac{\text{تعداد اتم‌های A}}{\text{تعداد کل اتم‌ها}} \times ۱۰۰$$

مثال در یک نمونهٔ ۵۰ تایی از اتم لیتیم، ۳ اتم $_{3}^{6}Li$ و ۴۷ اتم $_{3}^{7}Li$ وجود دارد. در نتیجه درصد فراوانی ایزوتوپ‌های آن به‌صورت زیر محاسبه می‌شود:

$$\text{درصد فراوانی } _{3}^{7}Li = \frac{\text{تعداد اتم‌های } _{3}^{7}Li}{\text{تعداد کل اتم‌ها}} \times ۱۰۰ = \frac{۴۷}{۵۰} \times ۱۰۰ = ٪۹۴$$

$$\text{درصد فراوانی } _{3}^{6}Li = \frac{\text{تعداد اتم‌های } _{3}^{6}Li}{\text{تعداد کل اتم‌ها}} \times ۱۰۰ = \frac{۳}{۵۰} \times ۱۰۰ = ٪۶$$

نکته مجموع درصد فراوانی‌های تمام ایزوتوپ‌های یک عنصر برابر ۱۰۰ است.

رادیوایزوتوپ‌ها

۱ برخی از ایزوتوپ‌های یک عنصر پایدار نیستند. اساساً پایداری یک ایزوتوپ به تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های درون آن بستگی دارد. بر طبق یک قاعدهٔ *فیلی کلی!* **اغلب** هسته‌هایی که نسبت شمار **نوترون‌ها به پروتون‌های** آن‌ها برابر یا بیش از ۱/۵ باشد $\left(\frac{N}{Z} \geq ۱/۵\right)$، ناپایدارند.

جمع‌بندی *یه بار دیگه قاعدهٔ کلی که در مورد (ا)گفتیم رو بگون:* «اغلب هسته‌هایی که نسبت شمار نوترون‌ها به پروتون‌های آن برابر یا بیش از ۱/۵ باشد $\left(\frac{N}{Z} \geq ۱/۵\right)$، ناپایدارند.» *خب! حالا در یه حرکت دانش‌آموز‌پسند!* دو جملهٔ *دام‌فیز!* این قاعده را برایتان می‌آوریم:

- ممکن است در هستهٔ اتمی $\frac{N}{Z} \geq ۱/۵$ ولی آن هسته پایدار باشد.

مثال هستهٔ پایدارترین شکل عنصر اورانیم ($_{92}^{238}U$) تا ۴/۵ میلیارد سال پایدار است، اما نسبت شمار نوترون‌ها به پروتون‌ها در هستهٔ آن برابر $\frac{N}{Z} = ۱/۵۸$ که بزرگ‌تر از ۱/۵ است.

- ممکن است در هستهٔ اتمی $\frac{N}{Z} < ۱/۵$ ولی آن هسته ناپایدار است.

مثال هستهٔ ایزوتوپ تکنسیم ـ ۹۹ ($_{43}^{99}Tc$) ناپایدار بوده و پرتوزاست، اما نسبت شمار نوترون‌ها به پروتون‌ها در هستهٔ آن برابر $\frac{N}{Z} \simeq ۱/۳$ که کوچک‌تر از ۱/۵ است.

۲ هستهٔ ایزوتوپ‌های ناپایدار، ماندگار نیست و با گذشت زمان متلاشی می‌شود. این ایزوتوپ‌ها پرتوزا هستند و اغلب بر اثر تلاشی، افزون بر ذره‌های پرانرژی، مقدار زیادی انرژی نیز آزاد می‌کنند.

۳ به ایزوتوپ‌های ناپایدار و پرتوزای یک عنصر، **رادیوایزوتوپ** می‌گویند.

۴ هستهٔ رادیوایزوتوپ‌ها همواره در حال پرتوزایی هستند. *خب که چی؟* با انجام فرایند پرتوزایی، هسته‌های ناپایدار به مرور زمان به هسته‌های پایدارتر تبدیل می‌شوند. به مدت زمان لازم برای متلاشی شدن **نیمی از** هسته‌های پرتوزای یک مادهٔ پرتوزا، زمان نیم‌عمر گفته می‌شود. به عبارت دیگر، به مدت زمانی که طول می‌کشد تا نیمی از هسته‌های ناپایدار پرتوزایی کرده و به هسته‌های پایدارتر تبدیل شوند، زمان نیم‌عمر می‌گویند.

حواسا اینجا! بعد از گذشت مقدار زمانی معادل یک نیم‌عمر، تنها نیمی از هسته‌های رادیوایزوتوپ اولیه توانایی پرتوزایی دارند و نیمی دیگر بر اثر واپاشی به هسته‌های پایدارتر تبدیل شده‌اند *نه این‌که نیست و نابود شده باشن!*

۵ یکی از راه‌های تخمین زدن میزان پایداری یک ایزوتوپ، بررسی نیم‌عمر آن ایزوتوپ است. به‌طوری که هرچه نیم‌عمر آن ایزوتوپ **کوتاه‌تر** باشد، زمان ماندگاری آن کم‌تر بوده و در نتیجه **ناپایدارتر** است.

جمع‌بندی پایداری ایزوتوپ‌ها

- نیم‌عمر کوتاه‌تر ← زمان ماندگاری کم‌تر ← ایزوتوپ ناپایدارتر
- نیم‌عمر بلندتر ← زمان ماندگاری بیشتر ← ایزوتوپ پایدارتر

ایزوتوپ‌های هیدروژن

جدول زیر، نیم‌عمر و درصد فراوانی ایزوتوپ‌های هیدروژن را نشان می‌دهد. تمام *نکته‌های ریز و درشت!* این جدول با توجه به ۷ ایزوتوپ هیدروژن، در ادامه آورده شده است.

نماد ایزوتوپ / ویژگی ایزوتوپ	${}_{1}^{1}H$	${}_{1}^{2}H$	${}_{1}^{3}H$	${}_{1}^{4}H$	${}_{1}^{5}H$	${}_{1}^{6}H$	${}_{1}^{7}H$
نیم‌عمر	پایدار	پایدار	۱۲/۳۲ سال	$۱/۴\times۱۰^{-۲۲}$ ثانیه	$۹/۱\times۱۰^{-۲۲}$ ثانیه	$۲/۹\times۱۰^{-۲۲}$ ثانیه	$۲/۳\times۱۰^{-۲۳}$ ثانیه
درصد فراوانی در طبیعت	۹۹/۹۸۸۵	۰/۰۱۱۴	ناچیز	۰ (ساختگی)	۰ (ساختگی)	۰ (ساختگی)	۰ (ساختگی)

۱ در این جدول، به هفت ایزوتوپ هیدروژن اشاره شده است که ۳ ایزوتوپ ${}_{1}^{1}H$، ${}_{1}^{2}H$ و ${}_{1}^{3}H$ در طبیعت یافت می‌شوند، ولی ۴تای دیگر؛ یعنی ${}_{1}^{4}H$، ${}_{1}^{5}H$، ${}_{1}^{6}H$ و ${}_{1}^{7}H$ ساختگی هستند.

۲ یک نمونهٔ **طبیعی** از هیدروژن، شامل سه ایزوتوپ (${}_{1}^{1}H$، ${}_{1}^{2}H$ و ${}_{1}^{3}H$) است. به این سه ایزوتوپ، ایزوتوپ‌های طبیعی هیدروژن می‌گویند. در بین ایزوتوپ‌های طبیعی، دو ایزوتوپ ${}_{1}^{1}H$ و ${}_{1}^{2}H$ پایدار، اما ایزوتوپ ${}_{1}^{3}H$ به دلیل داشتن $\frac{N}{Z}\geq ۱/۵$ ناپایدار، پرتوزا و دارای نیم‌عمر است.

۳ *یادتونه می‌گفتیم* از میان ایزوتوپ‌های یک عنصر، ایزوتوپی که درصد فراوانی بیشتری دارد، پایدارتر است. حالا با توجه به درصد فراوانی ایزوتوپ‌های طبیعی هیدروژن که در جدول بالا داده شده است، می‌توانیم مقایسهٔ زیر را انجام دهیم:

درصد فراوانی و پایداری ایزوتوپ‌های طبیعی H: ${}_{1}^{1}H > {}_{1}^{2}H > {}_{1}^{3}H$

۴ هر چه نیم‌عمر ایزوتوپی کوتاه‌تر باشد، زمان ماندگاری کم‌تری داشته و ناپایدارتر است. در بین ایزوتوپ‌های ساختگی هیدروژن، ${}_{1}^{5}H$ پایدارترین و ${}_{1}^{7}H$ ناپایدارترین است:

نیم‌عمر و پایداری ایزوتوپ‌های ساختگی H: ${}_{1}^{5}H > {}_{1}^{6}H > {}_{1}^{4}H > {}_{1}^{7}H$

جمع‌بندی با افزایش عدد جرمی ایزوتوپ‌های هیدروژن، نیم‌عمر و پایداری آن‌ها به صورت منظم کاهش نمی‌یابد. برای مثال نیم عمر ${}_{1}^{5}H$ هم از نیم‌عمر ${}_{1}^{6}H$ و هم از نیم‌عمر ${}_{1}^{4}H$ بیشتر است.

با توجه به ۷ ایزوتوپ هیدروژن

- ۳ ایزوتوپ طبیعی (${}_{1}^{1}H$، ${}_{1}^{2}H$ و ${}_{1}^{3}H$)، دو ایزوتوپ پایدار (${}_{1}^{1}H$ و ${}_{1}^{2}H$) و یک ایزوتوپ پرتوزا (${}_{1}^{3}H$)
- ۴ ایزوتوپ ساختگی (${}_{1}^{4}H$، ${}_{1}^{5}H$، ${}_{1}^{6}H$ و ${}_{1}^{7}H$)
- ۵ رادیوایزوتوپ (${}_{1}^{3}H$، ${}_{1}^{4}H$، ${}_{1}^{5}H$، ${}_{1}^{6}H$ و ${}_{1}^{7}H$)
- پایداری و نیم‌عمر: ${}_{1}^{1}H > {}_{1}^{2}H > {}_{1}^{3}H > {}_{1}^{5}H > {}_{1}^{6}H > {}_{1}^{4}H > {}_{1}^{7}H$

مسایل نیم‌عمر رادیوایزوتوپ‌ها

همان‌طور که خواندید به مدت زمان لازم برای متلاشی شدن نیمی از هسته‌های پرتوزای یک مادهٔ پرتوزا، زمان نیم‌عمر گفته می‌شود. *بالا برفی طراح‌های گرامی و شیطون!* سؤال‌هایی در ارتباط با محاسبهٔ زمان نیم‌عمر یک رادیوایزوتوپ مطرح می‌کنند که می‌توانید از دو رابطهٔ زیر استفاده کنید:

$$۲^{n}=\frac{\text{مقدار اولیه}}{\text{مقدار باقی‌مانده}}$$

n: تعداد دفعاتی که مقدار رادیوایزوتوپ نصف می‌شود.

Δt: زمان کل فرایند

T: زمان نیم‌عمر رادیوایزوتوپ

$$T=\frac{\Delta t}{n}$$

با چن‌تا تمرین درست و حسابی از فجالتتون در می‌آییم!

وقته تمرینه!

۱ نیم‌عمر یک مادهٔ پرتوزا برابر ۲ ساعت است. اگر جرم اولیهٔ این ماده برابر ۳۲ گرم باشد، پس از گذشت ۱۰ ساعت، چه مقدار از این ماده هنوز خاصیت پرتوزایی دارد؟

پاسخ با توجه به سؤال می‌توان گفت که پس از گذشت هر دو ساعت، جرم رادیوایزوتوپ موردنظر نصف می‌شود. ابتدا با استفاده از رابطهٔ زیر، تعداد دفعاتی را که مقدار رادیوایزوتوپ نصف می‌شود (n)، به‌دست می‌آوریم:

$$n=\frac{\Delta t\,(\text{زمان کل فرایند})}{T\,(\text{زمان نیم‌عمر})}=\frac{۱۰h}{۲h}=۵$$

مثل آب خوردن! با استفاده از رابطهٔ زیر مقدار باقی‌ماندهٔ این رادیوایزوتوپ را محاسبه می‌کنیم:

$$۲^{n}=\frac{\text{مقدار اولیه}}{\text{مقدار باقی‌مانده}}\Rightarrow \text{مقدار باقی‌مانده}=\frac{۳۲}{۲^{۵}}=۱g$$

یه روش دیگه *اگه با فرمول رابطهٔ فوق ندارید! روش زیر برای تو ساخته شده*☺. زمان نیم‌عمر این ماده برابر ۲ ساعت است. بعد از گذشت ۱۰ ساعت، تعداد $\frac{۱۰}{۲}=۵$ نیم‌عمر طی شده است (*عین مقدار n روش قبل به‌دست می‌آد!*)، پس می‌توان نوشت:

$$۳۲g \xrightarrow[\times\frac{۱}{۲}]{T} ۱۶g \xrightarrow[\times\frac{۱}{۲}]{T} ۸g \xrightarrow[\times\frac{۱}{۲}]{T} ۴g \xrightarrow[\times\frac{۱}{۲}]{T} ۲g \xrightarrow[\times\frac{۱}{۲}]{T} ۱g$$

همان‌طور که می‌بینید پس از گذشت ۵T (پنج نیم‌عمر) مقدار اولیهٔ ماده $\frac{۱}{۳۲}$ برابر شده و به یک گرم کاهش یافته است.

۲ **مقدار اولیهٔ یک مادهٔ پرتوزا پس از گذشت ۱۲۰ دقیقه، متلاشی‌نشده باقی می‌ماند. نیم‌عمر آن چند دقیقه است؟** $\frac{۱}{۶۴}$

پاسخ در این سؤال، روند برعکس تمرین قبل را طی می‌کنیم. مقدار اولیهٔ مادهٔ پرتوزا را $m_۰$ فرض می‌کنیم، در نتیجه مقدار باقی‌مانده برابر $\frac{m_۰}{۶۴}$ می‌شود. ابتدا با استفاده از رابطهٔ زیر، n را به‌دست می‌آوریم:

$$۲^n = \frac{\text{مقدار اولیه}}{\text{مقدار باقی‌مانده}} \Rightarrow \text{مقدار باقی‌مانده} = \frac{\text{مقدار اولیه}}{۲^n} \Rightarrow \frac{m_۰}{۶۴} = \frac{m_۰}{۲^n} \Rightarrow ۲^n = ۶۴ \Rightarrow n = ۶$$

زمان کل فرایند برابر ۱۲۰ دقیقه است. بنابراین $\Delta t = ۱۲۰\,min$ می‌باشد و با استفاده از رابطهٔ زیر، زمان نیم‌عمر این ماده را محاسبه می‌کنیم:

$$T = \frac{\Delta t\,(\text{زمان کل فرایند})}{n} \Rightarrow T = \frac{۱۲۰\,min}{۶} = ۲۰\,min$$

یه روش دیگه جرم اولیهٔ مادهٔ پرتوزا را برابر $m_۰$ درنظر می‌گیریم، بنابراین می‌توان نوشت:

$$m_۰ \xrightarrow[\times\frac{۱}{۲}]{T} \frac{m_۰}{۲} \xrightarrow[\times\frac{۱}{۲}]{T} \frac{m_۰}{۴} \xrightarrow[\times\frac{۱}{۲}]{T} \frac{m_۰}{۸} \xrightarrow[\times\frac{۱}{۲}]{T} \frac{m_۰}{۱۶} \xrightarrow[\times\frac{۱}{۲}]{T} \frac{m_۰}{۳۲} \xrightarrow[\times\frac{۱}{۲}]{T} \frac{m_۰}{۶۴}$$

حالا کافیه تعداد فلش‌ها رو بشماری، فقط چن تا شد؟ ... ۶ تا. پس می‌توان گفت بعد از گذشت ۶T که برابر ۱۲۰ دقیقه است، $\frac{۱}{۶۴}$ از مقدار اولیهٔ ماده باقی‌مانده است. پس زمان نیم‌عمر به‌صورت مقابل محاسبه می‌شود:

$$۶T = ۱۲۰\,min \Rightarrow T = \frac{۱۲۰}{۶} = ۲۰\,min$$

۳ **بعد از گذشت زمانی معادل چهار برابر نیم‌عمر یک مادهٔ پرتوزا، چند درصد جرم اولیه، هم‌چنان پرتوزا باقی‌مانده‌اند؟**

پاسخ در این سؤال زمان کل فرایند برابر ۴T است $(\Delta t = ۴T)$:

$$n = \frac{\Delta t\,(\text{زمان کل فرایند})}{T\,(\text{زمان نیم‌عمر})} \Rightarrow n = \frac{۴T}{T} = ۴$$

$$۲^n = \frac{\text{مقدار اولیه}}{\text{مقدار باقی‌مانده}} \Rightarrow \text{مقدار باقی‌مانده} = \frac{m_۰}{۲^۴} = \frac{m_۰}{۱۶}$$

بنابراین می‌توان نوشت:

$$\text{درصد جرم مادهٔ باقی‌مانده} = \frac{\text{جرم باقی‌مانده}}{\text{جرم اولیه}} \times ۱۰۰ = \frac{\frac{m_۰}{۱۶}}{m_۰} \times ۱۰۰ = \frac{۱}{۱۶} \times ۱۰۰ = ٪۶/۲۵$$

کاربرد رادیوایزوتوپ‌ها

از ۱۱۸ عنصر شناخته‌شده، تنها ۹۲ عنصر در طبیعت یافت می‌شود، یعنی ۲۶ = ۹۲ − ۱۱۸ عنصر دیگر ساختگی هستند. منظور از عنصرهای ساختگی این است که این عنصرها در طبیعت یافت نمی‌شوند اما بشر *(من و تو!)* با استفاده از واکنش‌های هسته‌ای، به‌طور مصنوعی این عنصرها را تولید کرده است.

جمع‌بندی **۱۱۸ عنصر شناخته‌شده**
- ۹۲ عنصر طبیعی (حدود ٪۷۸)
- ۲۶ عنصر ساختگی (حدود ٪۲۲)

توجه رادیوایزوتوپ‌ها اگرچه بسیار خطرناک هستند، اما پیشرفت دانش و فناوری، بشر را موفق به مهار و بهره‌گیری از آن‌ها کرده است، به‌طوری که از آن‌ها در پزشکی، تأمین انرژی الکتریکی، کشاورزی و سوخت در نیروگاه‌های اتمی استفاده می‌شود.

- تکنسیم $(^{۹۹}_{۴۳}Tc)$ نخستین عنصری بود که به طور مصنوعی در واکنشگاه (راکتور) هسته‌ای ساخته شد. در ارتباط با $^{۹۹}_{۴۳}Tc$ نکات زیر را بدانید:

۱ تکنسیم در **تصویربرداری پزشکی** کاربرد ویژه‌ای دارد، برای مثال از تکنسیم برای تصویربرداری غدهٔ تیروئید استفاده می‌شود، زیرا یون یدید (I^-) با یونی که حاوی تکنسیم است، اندازهٔ مشابهی دارد و غدهٔ پروانه‌ای شکل تیروئید هنگام جذب یون یدید، این یون را نیز جذب می‌کند. با افزایش مقدار این یون در غدهٔ تیروئید امکان تصویربرداری فراهم می‌شود.

۲ عدد اتمی تکنسیم برابر ۴۳ است و این عنصر در دورهٔ پنجم و گروه هفتم جدول دوره‌ای قرار دارد.

۳ **همهٔ** تکنسیم موجود در جهان باید به‌طور مصنوعی و با استفاده از واکنش‌های هسته‌ای ساخته شود. از آن‌جا که **نیم‌عمر** یا زمان ماندگاری این عنصر **کم** است، نمی‌توان مقادیر زیادی از این عنصر را تهیه و برای مدت طولانی نگهداری کرد. پس در بیمارستان‌ها یا مراکز درمانی یا *هرجای دیگه!* آن را با یک مولد هسته‌ای به مقدار لازم تولید و سپس مصرف می‌کنند.

۴ در تکنسیم $(^{۹۹}_{۴۳}Tc)$ نسبت تعداد نوترون‌ها (۵۶تا) به تعداد پروتون‌ها (۴۳تا) تقریباً ۱/۳ و کوچک‌تر از ۱/۵ است، یعنی ممکن است در هسته‌ای $\frac{N}{Z} < ۱/۵$ باشد، ولی آن هسته خاصیت پرتوزایی داشته و ناپایدار باشد.

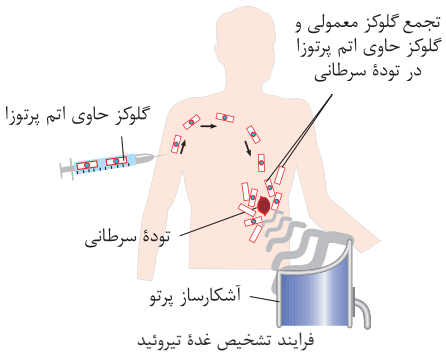
✦ اورانیم ($_{92}U$) شناخته‌شده‌ترین فلز پرتوزا است که نکات زیر را باید در مورد آن بدانید:

۱ **اورانیم** که دارای دو ایزوتوپ طبیعی $^{235}_{92}U$ و $^{238}_{92}U$ است. از **اورانیم ـ ۲۳۵** (^{235}U) اغلب به عنوان سوخت در راکتورهای اتمی استفاده می‌شود اما یکی از *مشکلات چغر و بدبدن!* این است که فراوانی اورانیم ـ ۲۳۵ در مخلوط طبیعی عنصر اورانیم **کم‌تر از ۰/۷ درصد** است.

۲ به فرایندی که در آن، مقدار ایزوتوپ ^{235}U را در مخلوطی از ایزوتوپ‌های اورانیم (که شامل ^{235}U و ^{238}U است) افزایش می‌دهند، غنی‌سازی ایزوتوپی می‌گویند. این فرایند یکی از مراحل مهم چرخهٔ تولید سوخت هسته‌ای است.

۳ دانشمندان هسته‌ای ایران با تلاش بسیار و با استفاده از روش غنی‌سازی ایزوتوپی، موفق شدند مقدار اورانیم‌ـ۲۳۵ را در مخلوط ایزوتوپ‌های اورانیم افزایش دهند *(هیچ و دست و هورا)* با این کامیابی ستودنی *رفتیم جزو ده‌تای برتر!* با گسترش این صنعت می‌توان **بخشی از** انرژی الکتریکی مورد نیاز کشور را تأمین کرد.

✦ **گلوکز نشان‌دار:** گلوکز یا قند خون (با فرمول $C_6H_{12}O_6$)، منبع اصلی تأمین انرژی مورد نیاز سلول‌ها (یاخته‌ها) است. هرگونه اختلالی در فرایند سوخت‌وساز سلول‌ها می‌تواند نشان‌دهندهٔ ابتلا به بیماری‌های خطرناکی همچون سرطان باشد. فرض کنید مانند شکل روبه‌رو بخواهیم محل توده‌های سرطانی را شناسایی کنیم. ابتدا *بدانید و آگاه باشید!* توده‌های سرطانی، سلول‌هایی هستند که رشد **غیرعادی و سریع‌تر** دارند.



برای تشخیص محل تودهٔ سرطانی، ابتدا مولکول‌های گلوکز را با استفاده از اتم پرتوزا نشان‌دار می‌کنند که به **گلوکز نشان‌دار** *معروف و مشهور* است، سپس آن را به بدن تزریق می‌کنند *(شکل‌رو داشته باش!)*. گلوکز نشان‌دار مانند گلوکز معمولی در اطراف سلول تجمع می‌کند. از آن‌جا که سلول‌های سرطانی رشد سریع‌تری نسبت به سلول‌های عادی دارند، پس به مقدار گلوکز بیشتری نیاز دارند. از این‌رو مقدار گلوکز بیشتری در اطراف این سلول‌ها جمع می‌شود. با افزایش مقدار گلوکز نشان‌دار و *به تبع آن!* افزایش تعداد اتم‌های پرتوزا، تعداد پرتوهای ساطع‌شده از این اتم‌ها بیشتر شده و در نتیجه توسط دستگاه آشکارساز رؤیت می‌شوند. با ردیابی این دستگاه، محل تودهٔ سرطانی مشخص می‌شود.

جمع‌بندی کاربرد مواد پرتوزا
- تکنسیم ($^{99}_{43}Tc$): تصویربرداری غدهٔ تیروئید
- اورانیم ($^{235}_{92}U$): اغلب به عنوان سوخت در راکتورهای اتمی
- گلوکز نشان‌دار: تشخیص تودهٔ سرطانی

✦ چند نکتهٔ پراکنده ولی مهم کتاب درسی رو برات به صورت یک *پک!* آوردیم:

۱ کیمیاگری (تبدیل عنصرهای دیگر به طلا) آرزوی دیرینهٔ بشر بوده است. با پیشرفت علم شیمی و فیزیک، انسان می‌تواند طلا تولید کند، اما هزینهٔ تولید آن به‌اندازه‌ای زیاد است که صرفهٔ اقتصادی ندارد.

۲ دود سیگار و قلیان، مقدار قابل توجهی مواد پرتوزا دارد. از این‌رو اغلب افرادی که به سرطان ریه دچار می‌شوند، سیگاری هستند.

۳ با توجه به متن کتاب درسی، رادیوایزوتوپ تکنسیم و رادیوایزوتوپی از فسفر در ایران ساخته شده است.

۴ در کتاب درسی به نمونه‌ای از یک مولد رادیوایزوتوپ مس (Cu) اشاره شده است. با توجه به این عبارت می‌توان نتیجه گرفت که عنصر مس دارای حداقل یک رادیوایزوتوپ ناپایدار و پرتوزا است.

۵ پسماند راکتورهای اتمی هنوز خاصیت پرتوزایی دارد و خطرناک است، از این‌رو دفع آن‌ها از جمله چالش‌های صنایع هسته‌ای به شمار می‌آید.

طبقه‌بندی عنصرها

۱ طبقه‌بندی کردن، یکی از مهارت‌های پایه در یادگیری مفاهیم علمی است که بررسی و تحلیل را آسان‌تر می‌کند. در واقع با استفاده از طبقه‌بندی، یافته‌ها و داده‌ها را به شیوهٔ مناسبی سازماندهی می‌کنند تا بتوان سریع‌تر و آسان‌تر به اطلاعات دسترسی پیدا کرد.

۲ شیمی‌دان‌ها نیز ۱۱۸ عنصر شناخته‌شده را براساس معیار و ملاکی مشخص در جدولی با چیدمانی ویژه کنار هم قرار داده‌اند. این جدول به آن‌ها کمک می‌کند تا اطلاعات ارزشمندی از ویژگی‌های هر عنصر به‌دست آورند و براساس آن، رفتار عنصرهای گوناگون را پیش‌بینی کنند.

۳ در جدول **دوره‌ای (تناوبی)** امروزی، عنصرها براساس **افزایش عدد اتمی** سازماندهی شده‌اند، به طوری‌که جدول دوره‌ای عنصرها از عنصر هیدروژن با عدد اتمی یک ($Z=1$) آغاز و به عنصر اوگانسون با عدد اتمی ۱۱۸ ختم می‌شود.

توجه بزرگ‌ترین پیشرفت در زمینهٔ دسته‌بندی عنصرها با کارهای مندلیف به‌دست آمد. مندلیف یک معلم شیمی اهل روسیه بود که به وجود روند تناوبی میان عنصرهای مشابه با شیوه‌ای که امروز می‌شناسیم، پی برد، *البته بگیما* قبل از مندلیف نیز شماری از دانشمندان، دسته‌بندی‌های ویژه‌ای را برای عنصرها پیشنهاد داده بودند؛ *یعنی مندلیف اولین نفر نبود، ولی بهترین بود* 😆 در ادامه با جدول دوره‌ای امروزی آشنا می‌شوید.

۱	۲	۳	۴	۵	۶	۷	۸	۹	۱۰	۱۱	۱۲	۱۳	۱۴	۱۵	۱۶	۱۷	۱۸
۱ H هیدروژن ۱/۰۰۸																	۲ He هلیم ۴/۰۰۳
۳ Li لیتیم ۶/۹۴	۴ Be بریلیم ۹/۰۱											۵ B بور ۱۰/۸۰	۶ C کربن ۱۲/۰۱	۷ N نیتروژن ۱۴/۰۱	۸ O اکسیژن ۱۶/۰۰	۹ F فلوئور ۱۹/۰۰	۱۰ Ne نئون ۲۰/۱۸
۱۱ Na سدیم ۲۲/۹۹	۱۲ Mg منیزیم ۲۴/۳۱											۱۳ Al آلومینیم ۲۶/۹۸	۱۴ Si سیلیسیم ۲۸/۰۹	۱۵ P فسفر ۳۰/۹۷	۱۶ S گوگرد ۳۲/۰۷	۱۷ Cl کلر ۳۵/۴۵	۱۸ Ar آرگون ۳۹/۹۵
۱۹ K پتاسیم ۳۹/۱۰	۲۰ Ca کلسیم ۴۰/۰۸	۲۱ Sc اسکاندیم ۴۴/۹۶	۲۲ Ti تیتانیم ۴۷/۸۷	۲۳ V وانادیم ۵۰/۹۴	۲۴ Cr کروم ۵۲/۰۰	۲۵ Mn منگنز ۵۴/۹۴	۲۶ Fe آهن ۵۵/۸۵	۲۷ Co کبالت ۵۸/۹۳	۲۸ Ni نیکل ۵۸/۶۹	۲۹ Cu مس ۶۳/۵۵	۳۰ Zn روی ۶۵/۳۹	۳۱ Ga گالیم ۶۹/۷۲	۳۲ Ge ژرمانیم ۷۲/۶۴	۳۳ As آرسنیک ۷۴/۹۲	۳۴ Se سلنیم ۷۸/۹۶	۳۵ Br برم ۷۹/۹۰	۳۶ Kr کریپتون ۸۳/۸۰
۳۷ Rb روبیدیم ۸۵/۴۷	۳۸ Sr استرانسیم ۸۷/۶۲	۳۹ Y ایتریم ۸۸/۹۱	۴۰ Zr زیرکونیم ۹۱/۲۲	۴۱ Nb نیوبیم ۹۲/۹۱	۴۲ Mo مولیبدن ۹۵/۹۴	۴۳ Tc تکنسیم –	۴۴ Ru روتنیم ۱۰۱/۱	۴۵ Rh رودیم ۱۰۲/۹۰	۴۶ Pd پالادیم ۱۰۶/۴۰	۴۷ Ag نقره ۱۰۷/۹۰	۴۸ Cd کادمیم ۱۱۲/۴۰	۴۹ In ایندیم ۱۱۴/۸۰	۵۰ Sn قلع ۱۱۸/۷۰	۵۱ Sb آنتیموان ۱۲۱/۸۰	۵۲ Te تلوریم ۱۲۷/۶۰	۵۳ I ید ۱۲۶/۹۰	۵۴ Xe زنون ۱۳۱/۳۰
۵۵ Cs سزیم ۱۳۳/۹	۵۶ Ba باریم ۱۳۷/۳	۷۱ Lu لوتسیم ۱۷۵/۰۰	۷۲ Hf هافنیم ۱۷۸/۵	۷۳ Ta تانتال ۱۸۰/۹۰	۷۴ W تنگستن ۱۸۳/۸۰	۷۵ Re رنیم ۱۸۶/۲۰	۷۶ Os اسمیم ۱۹۰/۲۰	۷۷ Ir ایریدیم ۱۹۲/۲۰	۷۸ Pt پلاتین ۱۹۵/۱	۷۹ Au طلا ۱۹۷/۰۰	۸۰ Hg جیوه ۲۰۰/۶۰	۸۱ Tl تالیم ۲۰۴/۳۰	۸۲ Pb سرب ۲۰۷/۲۰	۸۳ Bi بیسموت ۲۰۹/۰۰	۸۴ Po پولونیم [۲۰۹]	۸۵ At استاتین [۲۱۰]	۸۶ Rn رادون [۲۲۲]
۸۷ Fr فرانسیم [۲۲۳]	۸۸ Ra رادیم [۲۲۶]	۱۰۳ Lr لارنسیم [۲۶۲]	۱۰۴ Rf رادرفوردیم [۲۶۷]	۱۰۵ Db دبنیم [۲۶۸]	۱۰۶ Sg سیبورگیم [۲۷۱]	۱۰۷ Bh بوریم [۲۷۲]	۱۰۸ Hs هاسیم [۲۷۷]	۱۰۹ Mt مایتنریم [۲۷۶]	۱۱۰ Ds دارمشتاتیم [۲۸۱]	۱۱۱ Rg رونتگنیم [۲۸۰]	۱۱۲ Cn کوپرنیسیم [۲۷۷]	۱۱۳ Nh نیهونیم [۲۸۴]	۱۱۴ Fl فلرویم [۲۸۹]	۱۱۵ Mc مسکویم [۲۸۸]	۱۱۶ Lv لیورموریم [۲۹۳]	۱۱۷ Ts تنسین [۲۹۶]	۱۱۸ Og اوگانسون [۲۹۴]

۵۷ La لانتان ۱۳۸/۹۰	۵۸ Ce سریم ۱۴۰/۱۰	۵۹ Pr پراسئودیمیم ۱۴۰/۹۰	۶۰ Nd نئودیمیم ۱۴۴/۲۰	۶۱ Pm پرومتیم [۱۴۵]	۶۲ Sm ساماریم ۱۵۰/۴۰	۶۳ Eu اوروپیم ۱۵۲/۰۰	۶۴ Gd گادولینیم ۱۵۷/۳۰	۶۵ Tb تربیم ۱۵۸/۹۰	۶۶ Dy دیسپروزیم ۱۶۲/۵۰	۶۷ Ho هولمیم ۱۶۴/۹۰	۶۸ Er اربیم ۱۶۷/۳۰	۶۹ Tm تولیم ۱۶۸/۹۰	۷۰ Yb ایتربیم ۱۷۳/۰۰
۸۹ Ac اکتینیم [۲۲۷]	۹۰ Th توریم ۲۳۲/۰۰	۹۱ Pa پروتاکتینیم ۲۳۱/۰۰	۹۲ U اورانیم ۲۳۸/۰۰	۹۳ Np نپتونیم [۲۳۷]	۹۴ Pu پلوتنیم [۲۴۴]	۹۵ Am امریسیم [۲۴۳]	۹۶ Cm کوریم [۲۴۷]	۹۷ Bk برکلیم [۲۴۷]	۹۸ Cf کالیفرنیم [۲۵۱]	۹۹ Es اینشتنیم [۲۵۲]	۱۰۰ Fm فرمیم [۲۵۷]	۱۰۱ Md مندلویم [۲۵۸]	۱۰۲ No نوبلیم [۲۵۹]

جدول دوره‌ای (تناوبی) عنصرها

نکات جدول دوره‌ای (تناوبی)

۱ هر ردیف افقی جدول دوره‌ای، که نشان‌دهندهٔ چیدمان عنصرها برحسب افزایش عدد اتمی است، **دوره** (**تناوب**) نام دارد. همان‌طور که در بالا می‌بینید، این جدول، ۷ دوره (تناوب) دارد.

۲ هر ستون جدول دوره‌ای، شامل عنصرها با خواص شیمیایی مشابه است و **گروه** نامیده می‌شود. همان‌طور که می‌بینید، این جدول، ۱۸ گروه دارد.

جدول دوره‌ای (تناوبی) عنصرها ← ۷ دوره (تناوب)، ۱۸ گروه

حواسا اینجا! خواص شیمیایی عنصرهایی که در یک دوره از جدول تناوبی جای دارند، با یکدیگر متفاوت است و با پیمایش هر دوره از چپ به راست، خواص عنصرها به طور مشابه تکرار می‌شود.

مثال نئون ($_{10}Ne$) عنصری است که تمایل به انجام واکنش‌های شیمیایی ندارد. با توجه به این‌که عنصر آرگون ($_{18}Ar$) با آن در یک گروه قرار دارد، می‌توان پیش‌بینی کرد که آرگون نیز تمایلی به انجام واکنش‌های شیمیایی نداشته باشد. اما اصلاً *انتظار ندارید و ندارید!* که اکسیژن ($_{8}O$) که در یک دوره از جدول با نئون قرار دارد نیز، خاصیت شیمیایی مانند آن داشته باشد، *اتفاقاً* اکسیژن جزو واکنش‌پذیرترین نافلزهاست.

۳ در جدول دوره‌ای عنصرها، هر عنصر با نماد یک یا دوحرفی نشان داده شده است. در هر نماد، حرف اول نام لاتین عنصر به‌صورت بزرگ نوشته می‌شود و اگر نماد عنصر دوحرفی باشد (که اکثر عنصرها این‌گونه‌اند)، حرف دوم این نماد به‌صورت کوچک نوشته می‌شود.

مثال نماد سه عنصر بور، آلومینیم و طلا به‌ترتیب B ، Al و Au است.

۴ شمارهٔ خانهٔ هر عنصر در جدول تناوبی، نشان‌دهندهٔ عدد اتمی آن عنصر و تعداد الکترون‌های اتم آن عنصر در حالت خنثی است. برای مثال، عدد اتمی و تعداد الکترون اتم عنصری که در خانهٔ شمارهٔ ۱۷ جدول تناوبی قرار دارد، برابر ۱۷ است.

توجه هر خانه در جدول تناوبی حاوی برخی از اطلاعات شیمیایی مربوط به عنصر موردنظر است. برای مثال، خانهٔ شمارهٔ هفت جدول تناوبی به عنصر نیتروژن تعلق دارد که اطلاعات آن به‌صورت مقابل است:

۷ ← عدد اتمی
N ← نماد شیمیایی
نیتروژن ← نام
۱۴/۰۱ ← جرم اتمی میانگین[۱]

۵ *با نگاهی کمی تیزهوشانه!* به جدول دوره‌ای درمی‌یابید که دو دسته از عنصرها *از جدول به بیرون درزکرده‌اند!* این دو دسته عبارتند از:

- **دستهٔ اول (لانتانیدها):** این دسته شامل **۱۴ عنصر** بوده که عنصرهای **۵۷ تا ۷۰** جدول تناوبی را تشکیل می‌دهند. نام این دسته از عنصرها، از فلز لانتان ($_{57}La$) گرفته شده است، همهٔ این عنصرها به **دورهٔ ششم** جدول دوره‌ای تعلق دارند.
- **دستهٔ دوم (اکتینیدها):** این دسته نیز شامل **۱۴ عنصر** بوده که عنصرهای **۸۹ تا ۱۰۲** جدول تناوبی را تشکیل می‌دهند. نام این دسته از عنصرها از فلز اکتینیم ($_{89}Ac$) گرفته شده است. همهٔ این عنصرها به **دورهٔ هفتم** جدول دوره‌ای تعلق دارند.

۶ موقعیت یا مکان هر عنصر در جدول دوره‌ای، شمارهٔ گروه و دورهٔ آن را نشان می‌دهد.

۱- در قسمت‌های بعدی با جرم اتمی میانگین و چگونگی محاسبهٔ آن آشنا می‌شوید.

۷ تعداد عناصر دوره‌های جدول تناوبی:
- دورهٔ اول: ۲ عنصر
- دورهٔ دوم و سوم: ۸ عنصر
- دورهٔ چهارم و پنجم: ۱۸ عنصر
- دورهٔ ششم و هفتم: ۳۲ عنصر

۸ عناصر هم‌گروه، دارای رفتار شیمیایی مشابه هستند. برای مثال هلیم ($_{2}He$) عنصری است که تمایل به انجام واکنش شیمیایی ندارد، بنابراین تمام عنصرهای این گروه (مانند نئون و آرگون) رفتاری مشابه با آن دارند.

۹ اغلب عناصر هم‌گروه در گروه‌های اصلی[1]، یون‌هایی با بار الکتریکی یکسان پدید می‌آورند. برای مثال اتم فلوئور ($_{9}F$) در ترکیب با فلزها به یون فلوئورید (F^-) تبدیل می‌شود. بنابراین تمام اتم‌های این گروه رفتاری مشابه با آن دارند (F^-، Cl^-، Br^- و I^-).

۱۰ در جدول دوره‌ای، ۷ عنصر وجود دارد که در دما و فشار اتاق به صورت مولکول‌های دو اتمی وجود دارند: H_2، N_2، O_2، F_2، Cl_2، Br_2، I_2

۱۱ برای تعیین تعداد عنصرهای موجود **میان دو عنصر** مشخص در جدول تناوبی از رابطهٔ زیر استفاده می‌کنیم:

تعداد عنصرهای موجود میان دو عنصر A و B = (اختلاف عدد اتمی دو عنصر A و B) − ۱

برای درک این مطلب که چرا تعداد عنصرهای موجود میان دو عنصر مشخص، از تفاوت عدد اتمی آن‌ها یکی کم‌تر است، دو عنصر متوالی (پشت سرهم) را در جدول تناوبی درنظر بگیرید. میان دو عنصر متوالی، هیچ عنصر دیگری وجود ندارد، در حالی‌که عدد اتمی آن‌ها یک واحد با هم اختلاف دارد.

مثال میان دو عنصر $_{9}A$ و $_{35}B$ در جدول تناوبی ۲۵ عنصر دیگر قرار دارد:

تعداد عنصرهای موجود میان دو عنصر A و B = (اختلاف عدد اتمی دو عنصر A و B) − ۱ = (۳۵ − ۹) − ۱ = ۲۵

حواسا اینجا! دانش‌آموزان و داوطلبان کنکور *در جریان باشین که* باید **نماد شیمیایی و عدد اتمی عناصر چهار دورهٔ اول (عنصرهای ۱ تا ۳۶) و عنصرهای گروه‌های ۱، ۲، ۱۷ و ۱۸** جدول دوره‌ای عنصرها رو به‌طور کامل و جامع *باید باشین! می‌تونی قبل یا بعد هر وعدهٔ غذایی یه دونه بفورین نه بیفشید! بفوئین و یاد بگیرین!*

جرم اتمی عنصرها

۱ جرم اجسام گوناگون را بسته به اندازه و نوع آن‌ها، با ترازوهای متفاوتی اندازه‌گیری می‌کنند. دقت این ترازوها، متفاوت است. برای مثال دقت باسکول‌های تُنی تا یک صدم تن (۰/۰۱ton) و دقت ترازوی زرگری تا یک‌صدم (۰/۰۱g) گرم است.

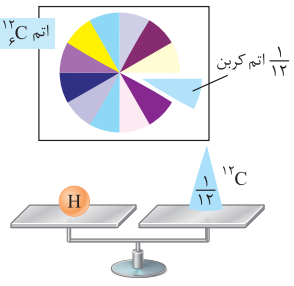
نکته به طور کلی مقادیری که ضریب صحیحی از دقت اندازه‌گیری یک ترازو باشند را می‌توان با آن اندازه‌گیری کرد.

مثال با یک ترازو که دقت آن ۱۰ میلی‌گرم است، می‌توان جرمی به جسم ۵۰ میلی‌گرم را اندازه‌گیری کرد ولی نمی‌توان جرمی به جسم ۵۴ میلی‌گرم ($\frac{۵۴}{۱۰} = ۵/۴$) را اندازه‌گیری کرد.

۲ دانشمندان برای این‌که بتوانند خواص فیزیکی و شیمیایی هر ماده را در محیطی مانند بدن انسان، محیط‌زیست و ... بررسی و اثر آن را گزارش کنند، باید بدانند که چه جرمی از اتم‌ها و مولکول‌های آن ماده وارد محیط شده است؛ از این‌رو آن‌ها همواره در پی یافتن **سنجه‌ای مناسب**[2] و در دسترس برای اندازه‌گیری جرم اتم‌ها بوده‌اند.

۳ اتم‌ها بسیار ریزند، به طوری‌که نمی‌توان آن‌ها را به‌طور مستقیم، مشاهده و جرم آن‌ها را اندازه‌گیری کرد. به همین دلیل دانشمندان مقیاس **جرم نسبی** را برای تعیین جرم اتم‌ها به‌کار می‌برند، به این معنا که جرم کل یا بخشی از یک اتم را به‌عنوان مبنا درنظر می‌گیرند و سپس جرم تمام اتم‌ها را نسبت به آن می‌سنجند.

یکای جرم اتمی (amu)[3]: منظور از یکای جرم اتمی یا amu، $\frac{۱}{۱۲}$ جرم اتم کربن ـ ۱۲ $\left(_{۶}^{۱۲}C\right)$ است. به عبارت دیگر، اگر یک اتم کربن ـ ۱۲ را مانند یک کیک *شکلاتی فوشمزه!* فرض کنیم و آن را مانند شکل روبه‌رو به ۱۲ برش تقسیم کنیم، هر یک از این برش‌ها را یکای جرم اتمی یا amu نام‌گذاری می‌کنیم و هر یک از این برش‌ها به‌عنوان مقیاس یا سنجهٔ مناسب برای تعیین جرم نسبی اتم‌ها به‌کار می‌رود.



الگویی دیگر برای نمایش amu

حواسا اینجا! یکای جرم اتمی را با نماد u نشان می‌دهند. برای نمونه جرم اتمی هیدروژن برابر با ۱/۰۰۸ amu یا ۱/۰۰۸ u است.

نکته کمی جلوتر می‌خوانید که $۱amu = ۱/۶۶ \times ۱۰^{-۲۴} g$ است.

جرم اتمی: منظور از جرم اتمی، جرم اتم موردنظر برحسب یکای جرم اتمی (amu) است.

۴ با تعریف amu، شیمی‌دان‌ها موفق شدند جرم اتمی عنصرهای دیگر و هم‌چنین جرم ذره‌های زیراتمی را اندازه‌گیری کنند. در این مقیاس، جرم پروتون و نوترون در حدود ۱amu بوده، در حالی‌که جرم الکترون، ناچیز و در حدود $\frac{۱}{۲۰۰۰}$ amu است.

۱- منظور از گروه‌های اصلی گروه‌های ۱ و ۲ و ۱۳ تا ۱۸ جدول دوره‌ای عناصر است.
۲- منظور از سنجه، معیاری برای سنجیدن است.
۳- amu مخففی است برای atomic mass unit.

۵ جدول زیر در کتاب درسی برای نمایش بعضی از ویژگی‌های ذره‌های زیراتمی یا به عبارتی ذره‌های بنیادی (الکترون، پروتون و نوترون) آورده شده است.

نام ذره	نماد	بار الکتریکی نسبی	جرم		
			g	amu	نسبی
الکترون	${}^{0}_{-1}e$	−۱	$۹/۱۰۹\times۱۰^{-۲۸}$	۰/۰۰۰۵	۰
پروتون	+۱	+۱	$۱/۶۷۲\times۱۰^{-۲۴}$	۱/۰۰۷۳	۱
نوترون	${}^{1}_{0}n$	۰	$۱/۶۷۴\times۱۰^{-۲۴}$	۱/۰۰۸۷	۱

نکات زیر را در ارتباط با این جدول به‌خاطر بسپارید:

۱ برای نمایش ذره‌های زیراتمی یا بنیادی (الکترون، نوترون و پروتون)، جرم نسبی را در گوشهٔ سمت چپ و بالا و بار نسبی را در گوشهٔ سمت چپ و پایین نماد ذرهٔ زیراتمی قرار می‌دهند.

$$\overset{\text{جرم نسبی}}{\underset{\text{بار نسبی}}{X}} \xrightarrow{\text{مثال}} {}^{0}_{-1}e \begin{cases} \text{جرم نسبی} = 0 \\ \text{بار نسبی} = -1 \end{cases}$$

۲ با نگاهی *عقاب‌گونه!* به جدول متوجه می‌شوید که جرم نوترون اندکی بیشتر از جرم پروتون است که قابل چشم‌پوشی است. *برای این‌که هم فیال من و هم فیال فودتون راهت باشه*، دو کادر زیر را یاد بگیرید:

مقایسهٔ تقریبی جرم : نوترون ≃ پروتون ≃ ۱amu

مقایسهٔ دقیق جرم : نوترون > پروتون > ۱amu

۳ مقدار بار الکتریکی الکترون و پروتون، **هم‌اندازه ولی قرینه** است. پس در مقیاس نسبی به این دو عدد به‌ترتیب عددهای ۱− و ۱+ را نسبت می‌دهند. *نوترون هم که از اول قاطی باقالیا، بود* چون نوترون بار الکتریکی ندارد و در این مقیاس *نمرش صفره!*

جمع‌بندی به مجموع تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های یک اتم، عدد جرمی آن اتم گفته می‌شود. از نظر عددی، **جرم اتمی هر عنصر با عدد جرمی آن تقریباً برابر است.**

حواسا اینجا! همان‌طور که تا الان حدس زدید، عدد جرمی یکایی ندارد، *اما چرم اتمی یکا داره، فوبش هم داره!* یکای جرم اتمی amu است.

مثال جرم اتمی ایزوتوپ‌های طبیعی لیتیم؛ یعنی ${}^{6}_{3}Li$ و ${}^{7}_{3}Li$ را می‌توان بدون انجام هیچ‌گونه محاسبه‌ای و تنها به‌خاطر عدد جرمی آن‌ها به‌ترتیب برابر ۶amu و ۷amu درنظر گرفت.

جرم اتمی میانگین

۱ جرم اتمی اغلب عنصرها در جدول دوره‌ای به صورت اعداد اعشاری نوشته شده است. دلیل این موضوع چیزی نیست جز وجود ایزوتوپ‌های مختلف یک عنصر با جرم‌های اتمی متفاوت! درواقع جرم نوشته‌شده در جدول دوره‌ای عناصر، جرم اتمی میانگین عنصرهاست.

۲ اندازه‌گیری‌ها نشان می‌دهد که فراوانی ایزوتوپ‌ها در طبیعت یکسان نیست، برخی فراوان‌تر و برخی کمیاب‌ترند. برای مثال، تقریباً از هر چهار اتم کلر موجود در طبیعت، سه اتم ${}^{35}_{17}Cl$ و یک اتم ${}^{37}_{17}Cl$ است. به عبارت دیگر ۷۵/۸ درصد از اتم‌های کلر را ${}^{35}_{17}Cl$ و ۲۴/۲ درصد آن‌ها را ${}^{37}_{17}Cl$ تشکیل می‌دهد.

۳ با توجه به وجود ایزوتوپ‌ها و تفاوت در فراوانی آن‌ها، برای گزارش جرم نمونه‌های طبیعی از اتم عنصرهای مختلف، **جرم اتمی میانگین** به‌کار برده می‌شود. برای محاسبهٔ جرم اتمی میانگین *ابتدا هوای رابطهٔ زیر رو داشته باشین:*

$$\text{جرم اتمی میانگین} = \frac{M_1F_1 + M_2F_2 + \ldots + M_nF_n}{F_1 + F_2 + \ldots + F_n}$$

۴ در رابطهٔ بالا، M_1، M_2 و ... جرم اتمی هر یک از ایزوتوپ‌ها و F_1، F_2 و ... فراوانی هر یک از آن‌هاست و اگر درصد فراوانی ایزوتوپ‌ها گزارش شوند، مخرج کسر برابر ۱۰۰ خواهد بود، زیرا مجموع درصد فراوانی ایزوتوپ‌های یک عنصر برابر ۱۰۰ است.

۵ در بیشتر سؤال‌ها، جرم اتمی ایزوتوپ‌های عنصر مورد نظر داده نمی‌شود و به‌جای آن عدد جرمی آن‌ها گزارش می‌شود. از آن‌جا که جرم پروتون و نوترون با تقریب خوب برابر ۱amu و جرم الکترون‌ها هم ناچیز است، می‌توان مقدار عددی جرم اتمی و عدد جرمی ایزوتوپ‌ها را با هم برابر در نظر گرفت.

۶ برای تعیین جرم اتمی میانگین عنصری که از ایزوتوپ‌هایی با جرم‌های اتمی M_1، M_2، ...و M_n و درصد فراوانی‌های F_1، F_2، ...و F_n تشکیل شده است، از رابطهٔ تستی زیر استفاده می‌کنیم:

$$\text{جرم اتمی میانگین} = M_1 + \frac{F_2}{100}(M_2 - M_1) + \frac{F_3}{100}(M_3 - M_1) + \ldots + \frac{F_n}{100}(M_n - M_1)$$

حواسا اینجا! منظور از M_1، جرم اتمی سبک‌ترین ایزوتوپ عنصر موردنظر است.

نکته اگر فرمول تستی بالا را برای عنصرهایی که دو ایزوتوپ طبیعی دارند، بازنویسی کنیم، به فرمول مقابل می‌رسیم: $\text{جرم اتمی میانگین} = M_1 + \frac{F_2}{100}(M_2 - M_1)$

وقته تمرینه!

۱ نقره دارای دو ایزوتوپ با جرم‌های اتمی ۱۰۶/۹ و ۱۰۸/۹ است. اگر فراوانی ایزوتوپ سبک‌تر آن برابر با ۵۲ درصد باشد، جرم اتمی متوسط نقره، کدام است؟

۱) ۱۰۷/۸۴ ۲) ۱۰۷/۸۶ ۳) ۱۰۷/۸۸ ۴) ۱۰۷/۸۹ (ریاضی داخل ۸۴)

پاسخ از فرمول اصلی جرم اتمی میانگین استفاده می‌کنیم:

$$\left.\begin{array}{l} F_1 = ٪۵۲ \text{ (درصد فراوانی ایزوتوپ سبک‌تر)} \\ F_2 = ۱۰۰ - ۵۲ = ٪۴۸ \text{ (درصد فراوانی ایزوتوپ سنگین‌تر)} \end{array}\right\} \Rightarrow \text{جرم اتمی میانگین} = \frac{M_1F_1 + M_2F_2}{۱۰۰} = \frac{(۱۰۶/۹ \times ۵۲) + (۱۰۸/۹ \times ۴۸)}{۱۰۰} = ۱۰۷/۸۶\,amu$$

محاسبهٔ عدد فوق بدون ماشین حساب، کار فرهاد کوه‌کن است! حالا به روش تستی یه نگاه بنداز.

یه روش دیگه با توجه به صورت تست، می‌توان نوشت:

$$\text{جرم اتمی میانگین} = M_1 + \frac{F_2}{۱۰۰}(M_2 - M_1) = ۱۰۶/۹ + \frac{۴۸}{۱۰۰}(۱۰۸/۹ - ۱۰۶/۹)$$

$$= ۱۰۶/۹ + \underbrace{\frac{۴۸}{۱۰۰}}_{۰/۹۶}(۲) = ۱۰۷/۸۶\,amu$$

جرم اتمی	$M_1 = ۱۰۶/۹$	$M_2 = ۱۰۸/۹$
درصد فراوانی	۵۲	۴۸

حالا دیگه از هر کدوم راحت‌تری استفاده کن!

۲ عنصر فرضی X دارای دو ایزوتوپ سبک و سنگین با جرم‌های ۱۴amu و ۱۶amu و جرم اتمی میانگین ۱۴/۲amu است. نسبت شمار اتم‌های ایزوتوپ سنگین به سبک، در آن کدام است؟ (ریاضی داخل ۹۸)

۱) $\frac{۱}{۸}$ ۲) $\frac{۱}{۹}$ ۳) $\frac{۱}{۱۰}$ ۴) $\frac{۱}{۱۱}$

پاسخ با توجه به رابطهٔ تستی می‌توان نوشت:

$$\left.\begin{array}{l} {}^{۱۴}X: \text{ایزوتوپ سبک‌تر} \\ {}^{۱۶}X: \text{ایزوتوپ سنگین‌تر} \end{array}\right\} \Rightarrow \text{جرم اتمی میانگین} = M_1 + \frac{F_2}{۱۰۰}(M_2 - M_1) \Rightarrow ۱۴/۲ = ۱۴ + \frac{F_2}{۱۰۰}(۱۶ - ۱۴) \Rightarrow F_2 = ٪۱۰ ,\ F_1 = ٪۹۰$$

در یک نمونهٔ طبیعی ۱۰۰ اتمی از این عنصر، ۹۰ اتم ${}^{۱۴}X$ (سبک‌تر) و ۱۰ اتم ${}^{۱۶}X$ (سنگین‌تر) وجود دارد، بنابراین نسبت خواسته‌شده برابر $\frac{۱۰}{۹۰} = \frac{۱}{۹}$ است.

شمارش ذره‌ها از روی جرم آن‌ها

۱ اتم‌ها به‌طور باور نکردنی ریز هستند، به طوری‌که نمی‌توان با هیچ دستگاهی و شمارش تک‌تک آن‌ها، تعداد آن‌ها را به‌دست آورد؛ اما از روی جرم مواد می‌توان، شمار ذره‌های سازندهٔ آن را شمارش کرد.

۲ دانشمندان با استفاده از دستگاهی به نام طیف‌سنج جرمی، جرم اتم‌ها را **با دقت زیاد** اندازه‌گیری می‌کنند.

۳ گرم، رایج‌ترین یکای اندازه‌گیری جرم در آزمایشگاه شناخته می‌شود، این در حالی است که یکای جرم اتمی (amu)، یکای بسیار کوچکی برای جرم به‌شمار می‌آید و کار با آن در آزمایشگاه در عمل ناممکن است. بین گرم و amu رابطه‌های زیر برقرار است:

$$۱g = ۶/۰۲ \times ۱۰^{۲۳}\,amu \qquad ۱amu = ۱/۶۶ \times ۱۰^{-۲۴}\,g$$

۴ به تعداد $۶/۰۲ \times ۱۰^{۲۳}$ از هر ذره (مولکول، اتم، یون، پروتون و ...)، **یک مول** از آن ذره می‌گویند و آن را با mol نمایش می‌دهند.

مثال به تساوی‌های زیر توجه کنید:

$$۱mol\,CO_3^{۲-} = ۶/۰۲ \times ۱۰^{۲۳}\,ion\,CO_3^{۲-} \quad ۱mol\,CO_2 = ۶/۰۲ \times ۱۰^{۲۳}\,molecule\,CO_2 \quad ۱mol\,C = ۶/۰۲ \times ۱۰^{۲۳}\,atom\,C \quad ۱mol\,e = ۶/۰۲ \times ۱۰^{۲۳}\,e$$

۵ عدد $۶/۰۲ \times ۱۰^{۲۳}$ را به افتخار شیمی‌دان برجستهٔ ایتالیایی آمدئو آووگادرو، عدد آووگادرو نامیدند و آن را با N_A نمایش می‌دهند. همان‌طور که می‌بینید عدد آووگادرو، عددی بسیار بزرگ است.

نکته یک مول یا همان عدد آووگادرو (N_A)، معکوس جرم یک amu برحسب گرم است:

$$\frac{۱}{\text{مقدار amu}} = \frac{۱}{۱/۶۶ \times ۱۰^{-۲۴}} = ۶/۰۲ \times ۱۰^{۲۳} = ۱mol = N_A \text{ (عدد آووگادرو)}$$

۶ به جرم یک مول ذره (اتم، مولکول یا یون) برحسب گرم، جرم مولی آن ذره می‌گویند. یکای جرم مولی، گرم بر مول ($g.mol^{-۱}$) است. در واقع جرم مولی، جرم یک مول یا $۶/۰۲ \times ۱۰^{۲۳}$ ذره از یک ماده را برحسب گرم بیان می‌کند.

نکته جرم مولی یک ماده با مجموع جرم مولی اتم‌های سازندهٔ آن برابر است. برای مثال جرم مولی $Ca_3(PO_4)_2$ با دانستن $Ca = 40$، $P = 31$ و $O = 16$ گرم بر مول به صورت زیر محاسبه شود:

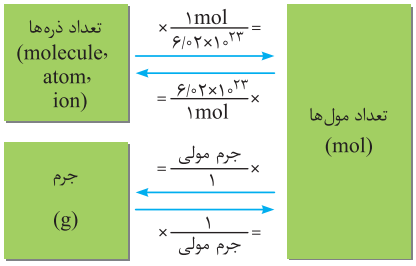
$$\text{جرم مولی } Ca_3(PO_4)_2 = 3(40) + 2[31 + 4(16)] = 310\,g.mol^{-1}$$

۷ از نظر عددی، جرم یک عدد از یک اتم برحسب amu برابر با جرم یک مول از همان اتم برحسب گرم است. مثلاً جرم یک اتم لیتیم ـ ۷ برابر ۷ amu و جرم یک مول لیتیم ـ ۷ برابر ۷g درنظر گرفته می‌شود:

$$\text{جرم مولی } {}^{7}_{3}Li = 7\,g.mol^{-1} \qquad \text{جرم اتمی } {}^{7}_{3}Li = 7\,amu$$

جمع‌بندی جرم اتمی، عدد جرمی و جرم مولی یک اتم با این‌که از نظر مفهوم و تعریف با یکدیگر تفاوت دارند، اما از نظر عددی، تقریباً با یکدیگر برابر هستند.

۸ همان‌طور که می‌دانید یک مول به مجموعه‌ای شامل $6/02 \times 10^{23}$ ذره (اتم، مولکول یا یون) گفته می‌شود. برای تبدیل تعداد ذره‌های سازندهٔ ماده و جرم به تعداد مول آن و یا برعکس، از کسر تبدیل‌های نمودار مقابل استفاده می‌کنیم. *هواستون باشه* که کسر تبدیلی مناسب است که نوع ماده و یکای مخرج آن با نوع ماده و یکای صورت قبل از خود یکسان باشد.



وقته تمرینه!

۱ در ۰/۴ مول کربن، چه تعداد اتم کربن وجود دارد؟

۱) $2/408 \times 10^{23}$ ۲) $3/01 \times 10^{23}$ ۳) $2/408 \times 10^{22}$ ۴) $3/01 \times 10^{22}$

پاسخ *می‌دونیم که* می‌دونیم هر مول شامل $6/02 \times 10^{23}$ ذره از هر ماده است:

$$\frac{6/02 \times 10^{23}\,atom\,C}{1\,mol\,C} \quad \text{یا} \quad \frac{1\,mol\,C}{6/02 \times 10^{23}\,atom\,C}$$

در این سؤال، واحد داده‌شده، مول و واحد خواسته‌شده، تعداد اتم است. پس کسر تبدیلی مناسب است که واحد مول را در مخرج و تعداد اتم را در صورت داشته باشد:

$$?\,atom\,C = 0/4\,mol\,C \times \frac{6/02 \times 10^{23}\,atom\,C}{1\,mol\,C} = 2/408 \times 10^{23}\,atom\,C \Rightarrow \text{گ}$$

۲ تعداد اتم‌ها در ۰/۲۵ مول گاز گوگرد تری‌اکسید (SO_3) کدام است؟

۱) $1/8 \times 10^{24}$ ۲) $2/4 \times 10^{24}$ ۳) $6/02 \times 10^{23}$ ۴) $3/01 \times 10^{23}$

پاسخ در هر مول SO_3، سه مول اتم اکسیژن و یک مول اتم گوگرد و در مجموع چهار مول اتم وجود دارد.

ابتدا تعداد مول SO_3 را با استفاده از کسر تبدیل $\frac{4\,mol\,atom}{1\,mol\,SO_3}$ به تعداد مول اتم‌های S و O تبدیل می‌کنیم، سپس مول ایجادشده را با استفاده از کسر تبدیل $\frac{6/02 \times 10^{23}\,atom}{1\,mol}$ به تعداد اتم تبدیل می‌کنیم:

$$?\,atom = 0/25\,mol\,SO_3 \times \frac{4\,mol\,atom\,(S,O)}{1\,mol\,SO_3} \times \frac{6/02 \times 10^{23}\,atom}{1\,mol\,atom\,(S,O)} = 6/02 \times 10^{23}\,atom \Rightarrow \text{گ}$$

۳ $9/03 \times 10^{21}$ اتم مس، چند گرم جرم دارد؟ ($Cu = 64\,g.mol^{-1}$)

۱) ۱/۱۲ ۲) ۰/۳۲ ۳) ۰/۹۶ ۴) ۰/۵۶

پاسخ ابتدا تعداد اتم را با استفاده از کسر تبدیل $\frac{1\,mol}{6/02 \times 10^{23}\,atom}$ به واحد مول تبدیل می‌کنیم، سپس مول ایجادشده را با استفاده از کسر تبدیل $\frac{64\,g\,Cu}{1\,mol\,Cu}$ به واحد گرم تبدیل می‌کنیم:

$$?\,g\,Cu = 9/03 \times 10^{21}\,atom\,Cu \times \frac{1\,mol\,Cu}{6/02 \times 10^{23}\,atom\,Cu} \times \frac{64\,g\,Cu}{1\,mol\,Cu} = 0/96\,g\,Cu \Rightarrow \text{گ}$$

۴ در ۷/۱ گرم گاز کلر (Cl_2)، چند مولکول وجود دارد؟ ($Cl = 35/5\,g.mol^{-1}$)

۱) $6/02 \times 10^{21}$ ۲) $1/204 \times 10^{23}$ ۳) $6/02 \times 10^{22}$ ۴) $1/204 \times 10^{22}$

پاسخ ابتدا واحد گرم را با استفاده از کسر تبدیل $\frac{1\,mol\,Cl_2}{71\,g\,Cl_2}$ به واحد مول تبدیل می‌کنیم، سپس مول ایجادشده را با استفاده از کسر تبدیل $\frac{6/02 \times 10^{23}\,molecule}{1\,mol}$ به تعداد مولکول تبدیل می‌کنیم.

$$?\,molecule\,Cl_2 = 7/1\,g\,Cl_2 \times \frac{1\,mol\,Cl_2}{71\,g\,Cl_2} \times \frac{6/02 \times 10^{23}\,molecule\,Cl_2}{1\,mol\,Cl_2} = 6/02 \times 10^{22}\,molecule\,Cl_2 \Rightarrow \text{گ}$$

۵ **تعداد مولکول‌های کدام گزینه، بیشتر است؟** $(H=1, C=12, O=16 : g.mol^{-1})$

۱) ۴۵ گرم $C_9H_8O_4$ ۲) ۲۳ گرم $C_3H_5(OH)_3$ ۳) ۰/۲۵ مول $C_8H_8O_3$ ۴) ۰/۳ مول $C_7H_6O_3$

پاسخ *بررسی همشون:*

۱) هر مول از ترکیب $C_9H_8O_4$ که جرمی معادل $9(12)+8(1)+4(16)=180\,g$ دارد، شامل N_A تا مولکول است. حالا تعداد مولکول‌ها را در ۴۵ گرم از $C_9H_8O_4$ محاسبه می‌کنیم:

$$\begin{matrix}180\,g\,C_9H_8O_4 & \sim & N_A\ molecule \\ 45\,g\,C_9H_8O_4 & \sim & x\ molecule\end{matrix} \Rightarrow x=\frac{45\times N_A}{180}=0/25\,N_A$$

۲) هر مول از ترکیب $C_3H_5(OH)_3$ که جرمی معادل $3(17)+5(1)+3(12)=92\,g$ دارد، شامل N_A تا مولکول است. حالا تعداد مولکول‌ها در ۲۳ گرم از $C_3H_5(OH)_3$ را محاسبه می‌کنیم:

$$\begin{matrix}92\,g\,C_3H_5(OH)_3 & \sim & N_A\ molecule \\ 23\,g\,C_3H_5(OH)_3 & \sim & x\ molecule\end{matrix} \Rightarrow x=\frac{23\times N_A}{92}=0/25\,N_A$$

۳) در هر مول از ترکیب مولکولی مانند $C_8H_8O_3$ یک مول یا N_A تا مولکول وجود دارد. حالا تعداد مولکول‌ها در ۰/۲۵ مول از آن را محاسبه می‌کنیم:

$$\begin{matrix}1\ mol\,C_8H_8O_3 & \sim & N_A\ molecule \\ 0/25\,mol\,C_8H_8O_3 & \sim & x\ molecule\end{matrix} \Rightarrow x=\frac{0/25\times N_A}{1}=0/25\,N_A$$

۴) هر مول از ترکیب $C_7H_6O_3$ شامل N_A تا مولکول است. حالا تعداد مولکول‌ها در ۰/۳ مول از آن را محاسبه می‌کنیم:

$$\begin{matrix}1\ mol\,C_7H_6O_3 & \sim & N_A\ molecule \\ 0/3\,mol\,C_7H_6O_3 & \sim & x\ molecule\end{matrix} \Rightarrow x=\frac{0/3\times N_A}{1}=0/3\,N_A$$

بنابراین تعداد مولکول‌ها در گزینهٔ (۴) از بقیه بیشتر است.

۶ **تعداد مولکول‌ها در ۲/۳ گرم اتانول (C_2H_5OH) با تعداد مولکول‌های چند گرم اتیلن گلیکول $(C_2H_4(OH)_2)$ برابر است؟** $(H=1, C=12, O=16 : g.mol^{-1})$

۱) ۱/۱ ۲) ۲/۱ ۳) ۳/۱ ۴) ۴/۱

پاسخ *آقا قبول داری* هر مول C_2H_5OH و $C_2H_4(OH)_2$ دارای N_A یا همان $6/02\times10^{23}$ مولکول هستند؟ *خوبه که قبول داری!* پس نیازی به محاسبهٔ تعداد مولکول‌ها نیست و کافی است میان مول این دو ماده، ارتباط برقرار کنید *یعنی بگین که* برای این‌که تعداد مولکول‌های این دو ماده برابر باشد، کافی است که تعداد مول‌هایشان با هم برابر باشد. برای راحتی بیشتر، جرم و جرم مولی C_2H_5OH را با m و M_w و جرم و جرم مولی $C_2H_4(OH)_2$ را با m' و M'_w نشان می‌دهیم:

$$\text{تعداد مول‌ها برابر هستند.} \Rightarrow \frac{m}{M_w}=\frac{m'}{M'_w} \Rightarrow \frac{2/3\,g}{46}=\frac{x\,g}{62} \Rightarrow x=\frac{62\times2/3}{46}=3/1\,g\,C_2H_4(OH)_2 \Rightarrow \text{گزینهٔ ۳}$$

۷ **تعداد اتم‌های موجود در ۲/۳ گرم سدیم، با تعداد اتم‌های موجود در چند گرم کلسیم برابر است؟** $(Na=23, Ca=40 : g.mol^{-1})$

۱) ۰/۱ ۲) ۰/۲ ۳) ۲ ۴) ۴

پاسخ سدیم (Na) و کلسیم (Ca) هر دو از گونه‌های تک‌اتمی‌اند (**به‌طور کلی فلزها از گونه‌های تک‌اتمی هستند.**) به طوری‌که هر مول Na و هر مول Ca دارای $6/02\times10^{23}$ اتم هستند، پس مثل تمرین قبل، برای این‌که تعداد اتم‌ها در دو گونه برابر باشد، کافی است که تعداد مول هر دو گونه با هم برابر باشند.

$$\text{تعداد مول‌ها برابر هستند.} \Rightarrow \frac{m(Na)}{M_w(Na)}=\frac{m(Ca)}{M_w(Ca)} \Rightarrow \frac{2/3\,g}{23}=\frac{x\,g}{40} \Rightarrow x=4\,g\,Ca \Rightarrow \text{گزینهٔ ۴}$$

۸ **تعداد اتم‌ها در ۶/۴ گرم متانول (CH_3OH) با تعداد اتم‌ها در چند گرم اتانول (C_2H_5OH) برابر است؟** $(H=1, C=12, O=16 : g.mol^{-1})$

۱) ۳/۱۵ ۲) ۶/۱۳ ۳) ۹/۲۱ ۴) ۱۲/۲۶

پاسخ *طرف دیگه بسه!* در این تست حتماً باید تعداد اتم‌های متانول (CH_3OH) و سپس جرم اتانول (C_2H_5OH) را محاسبه کنید؛ زیرا هر مول CH_3OH تعداد اتم‌های متفاوتی با هر مول C_2H_5OH دارد.

جرم مولی CH_3OH برابر با $12+4(1)+16=32g$ است. از طرفی، در هر مول از این ماده، ۶ مول اتم (۴ مول H، ۱ مول C و ۱ مول O) یا $6N_A$ اتم وجود دارد.

$$\begin{matrix}32\,g\,CH_3OH & \sim & (1+4+1)\,N_A\ atom \\ 6/4\,g\,CH_3OH & \sim & x\ atom\end{matrix} \Rightarrow x=\frac{6/4\times6\,N_A}{32}=1/2\,N_A \text{ (تعداد اتم‌های متانول)}$$

حالا باید حساب کنیم این تعداد اتم در چند گرم C_2H_5OH وجود دارد. در هر مول C_2H_5OH که جرمی معادل $2(12)+6(1)+16=46g$ دارد، ۹ مول اتم یا به عبارتی $9N_A$ اتم وجود دارد:

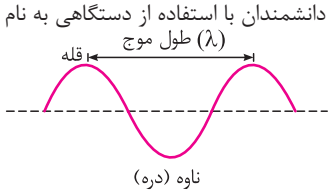
$$\begin{matrix}46\,g\,C_2H_5OH & \sim & (2+6+1)\,N_A\ atom \\ x\,g\,C_2H_5OH & \sim & 1/2\ N_A\ atom\end{matrix} \Rightarrow x=\frac{1/2\,N_A\times46}{9\,N_A}=6/13\,g \Rightarrow \text{گزینهٔ ۲}$$

نور، کلید شناخت جهان

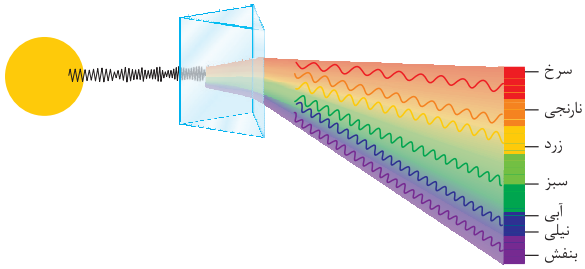
۱ به دلیل آن‌که خورشید و دیگر اجرام آسمانی از ما بسیار دور هستند، ویژگی‌های آن‌ها را نمی‌توان به‌طور مستقیم اندازه‌گیری کرد. هم‌چنین، دمای اجسام بسیار داغ را نمی‌توان با ابزاری مانند دماسنج تعیین کرد؛ زیرا دماسنج در دماهایی مانند *این اجسام، نیست و نابود!* می‌شود.

۲ نوری که از ستاره یا سیاره‌ای به ما می‌رسد، نشان می‌دهد که آن ستاره از چه ساخته شده و دمای آن چقدر است. در واقع دانشمندان با استفاده از دستگاهی به نام **طیف‌سنج**، می‌توانند از پرتوهای گسیل‌شده از مواد گوناگون، اطلاعات ارزشمندی دربارهٔ آن‌ها به‌دست آورند.

۳ اگر نور را به‌صورت یک موج فرض کنیم (شکل مقابل)، یکی از ویژگی‌های مهم هر موج، **طول موج** آن است. طول موج که با حرف یونانی λ (لاندا) نشان داده می‌شود، به فاصلهٔ دو قلهٔ متوالی یا دو ناوه (دره) متوالی یک موج گفته می‌شود.



۴ نور خورشید، اگرچه سفید به نظر می‌رسد، اما با عبور از درون منشور شیشه‌ای، تجزیه می‌شود و **گستره‌ای پیوسته** از رنگ‌ها را ایجاد می‌کند. این گسترهٔ رنگی شامل **بی‌نهایت** طول موج از رنگ‌های گوناگون است.



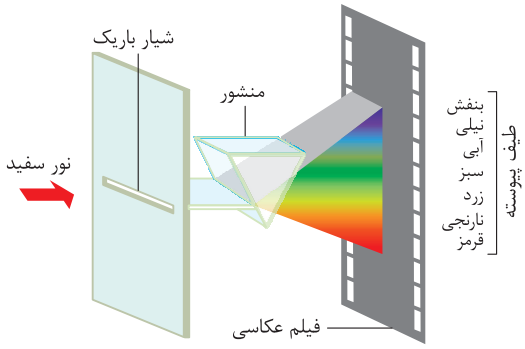
مثال تشکیل رنگین‌کمان هنگام عبور نور خورشید از قطره‌های آب موجود در هوا، که پس از بارش هنوز در هوا پراکنده است، مثالی از تفکیک یا تجزیهٔ نور سفید است.

۵ نور خورشید شامل گسترهٔ بسیار بزرگی از پرتوها و امواج است که چشم انسان تنها می‌تواند گسترهٔ محدودی از آن را ببیند. به این گستره، که رنگ‌های سرخ، نارنجی، زرد، سبز، آبی، نیلی و بنفش را دربر می‌گیرد، **گسترهٔ مرئی** می‌گویند[۱].

۶ طول موج و انرژی پرتو با یک‌دیگر رابطهٔ عکس دارند، به طوری‌که هر چه طول موج یک پرتو کوتاه‌تر باشد، انرژی آن بیشتر است. به عبارت دیگر، هرچه طول موج پرتویی کوتاه‌تر باشد، این پرتو، انرژی بیشتری با خود حمل می‌کند. بنابراین مقایسهٔ طول موج و انرژی طیف‌های نور مرئی به‌صورت زیر است:

طول موج: قرمز < نارنجی < زرد < سبز < آبی < نیلی < بنفش

انرژی: قرمز > نارنجی > زرد > سبز > آبی > نیلی > بنفش



۷ خواندیم که نور سفید به هنگام عبور از یک منشور شیشه‌ای، تجزیه می‌شود. *یکی از نکات قابل تأمل!* این است که هر موج پس از عبور از منشور، تغییر جهت می‌دهد. میزان این تغییر جهت به طول موج آن‌ها وابسته است. به طوری‌که هر چه **طول موج کوتاه‌تر** باشد، **تغییر جهت یا انحراف بیشتری** اتفاق می‌افتد.

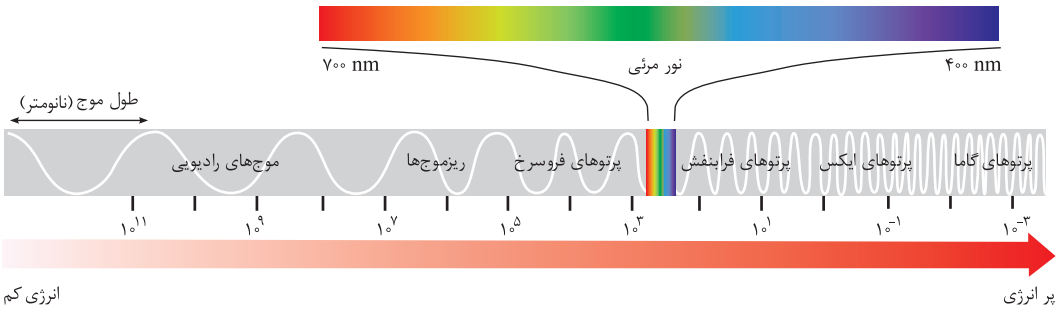
مثال نور سفید مخلوطی از بی‌نهایت طول موج است که وقتی آن‌ها را از منشور عبور می‌دهیم، از هم جدا می‌شوند. طول موج و میزان انحراف این پرتوها به صورت زیر است:

طول موج: قرمز > نارنجی > زرد > سبز > آبی > نیلی > بنفش

میزان انحراف: قرمز < نارنجی < زرد < سبز < آبی < نیلی < بنفش

۸ *همین چند دقیقه پیش گفتیم* که نور خورشید شامل گسترهٔ بسیار بزرگی از پرتوهاست، *بالا می‌گیم* که به این گسترهٔ بسیار بزرگ که نور مرئی محدودهٔ بسیار کوچکی از آن است، امواج **الکترومغناطیس** گفته می‌شود. تمام امواج الکترومغناطیس در خلاء سرعتی برابر سرعت نور $(3\times10^{8}\,m.s^{-1})$ دارند.

۹ امواج الکترومغناطیس برحسب طول موجشان به نام‌های گوناگونی خوانده می‌شوند که در شکل زیر *فیلی شیک و مرتب!* آمده است:



نکته همان‌طور که در شکل بالا مشاهده می‌کنید، نور مرئی تنها بخش کوچکی از این طیف است که چشم انسان به طول موج آن حساس بوده و آن را مشاهده می‌کند. طول موجی که ما را قادر به دیدن می‌کند، طول موجی بین ۴۰۰ تا ۷۰۰ نانومتر دارد.

۱- *ما که قدیم درس می‌فوندیم ۷ تا پرتو رو به عنوان «بناسزنق!» که حرف اول بنفش تا قرمز هستش، بهمون یاد می‌دادن!*

۱۰ خواندیم که هر چه طول موج پرتویی کوتاه‌تر باشد، این پرتو، انرژی بیشتری با خود حمل می‌کند. بنابراین مقایسهٔ طول و انرژی امواج الکترومغناطیس به‌صورت زیر است:

طول موج: امواج رادیویی > ریزموج‌ها > پرتوهای فروسرخ > نور مرئی > پرتوهای فرابنفش > پرتوهای ایکس (X) > پرتوهای گاما

انرژی: امواج رادیویی < ریزموج‌ها < پرتوهای فروسرخ < نور مرئی < پرتوهای فرابنفش < پرتوهای ایکس (X) < پرتوهای گاما

۱۱ **هرچه دمای جسم بالاتر باشد، پرتوهای گسیل‌شده، طول موج کوتاه‌تر و انرژی بیشتری دارند.** برای مثال زمانی‌که یک تکه آهن گرم می‌شود، ابتدا نور قرمز، سپس نارنجی و در آخر نور آبی ساطع می‌کند.

جمع‌بندی با افزایش دمای یک جسم، نور مرئی ساطع‌شده از آن، از محدودهٔ سرخ (بلندترین طول موج در گسترهٔ مرئی) به سمت محدودهٔ آبی (کوتاه‌ترین طول موج در گسترهٔ مرئی) پیشروی می‌کند.

نشر نور و طیف نشری

۱ تجربه نشان داده که **بسیاری** از نمک‌ها شعلهٔ رنگی دارند، به‌طوری که اگر مقداری از محلول نمک را با افشانه روی شعله بپاشیم، رنگ شعله تغییر می‌کند. جدول مقابل، رنگ شعلهٔ سه فلز و ترکیب‌های آن‌ها را نشان می‌دهد.

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

حواسا اینجا! رنگ شعلهٔ فلزها با ترکیب‌های دارای آن فلز، مشابه است.

۲ شعلهٔ ترکیب‌های هر فلز، رنگ منحصر به فردی دارد و رنگ نشرشده از هر یک، فقط باریکهٔ بسیار کوتاهی از گسترهٔ طیف مرئی را دربرمی‌گیرد. به عبارت دیگر، رنگ شعلهٔ ترکیب‌های هر فلز دارای طول موجی مشخص و منحصر به فرد است. در نتیجه، با این روش می‌توان از روی تغییر رنگ شعله، به وجود عنصر فلزی در آن پی برد.

۳ **نور زرد** لامپ‌هایی که شب‌هنگام، بزرگراه‌ها و خیابان‌ها را روشن می‌سازد، به دلیل وجود **بخار سدیم** در این نوع لامپ‌ها است.

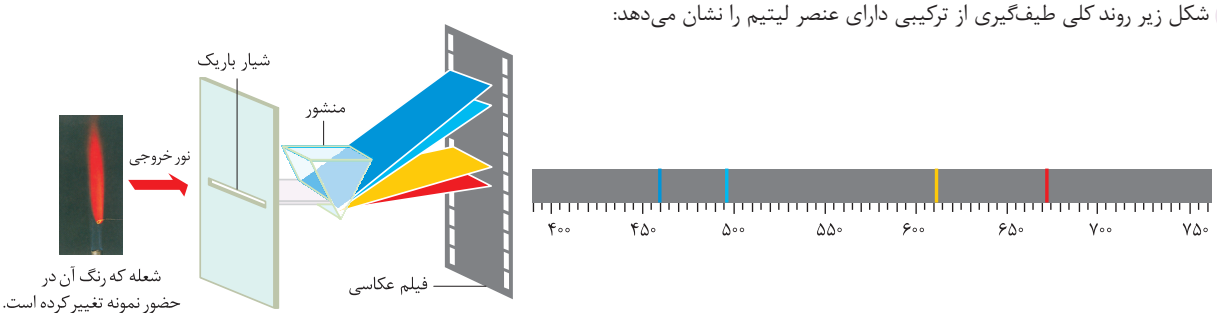
۴ از لامپ **نئون** در ساخت تابلوهای تبلیغاتی برای ایجاد نوشته‌های نورانی **سرخ‌فام** استفاده می‌شود.

نکته در کتاب درسی‌های شیمی سه ساله و کنکور باید رنگ شعله یا لامپ ملتهب عناصر زیر را بدانید:

عنصر	مس	سدیم	لیتیم	پتاسیم	آهن	گوگرد	نئون	منیزیم
رنگ شعله یا لامپ	سبز	زرد	سرخ	بنفش	نارنجی	آبی	سرخ	سفید

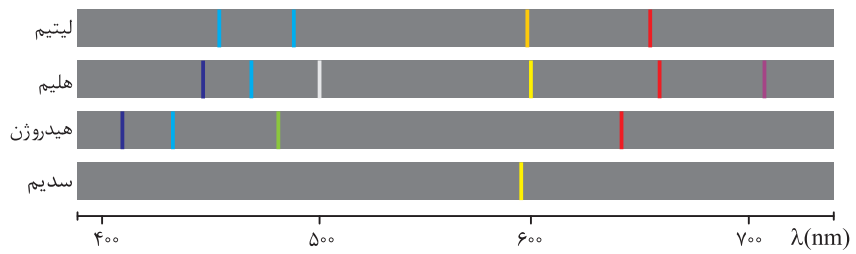
۵ شیمی‌دان‌ها به فرایندی که در آن یک مادهٔ شیمیایی با جذب انرژی، از خود پرتوهای الکترومغناطیس گسیل می‌دارد، **نشر** می‌گویند. حالا اگر نور نشرشده از یک عنصر یا ترکیب آن عنصر در شعله را از یک منشور عبور دهیم، الگویی شامل خط‌ها یا نوارهای مجزای رنگی با طول موج‌های معین به‌دست می‌آید که به آن **طیف نشری خطی** عنصر موردنظر می‌گویند.

مثال شکل زیر روند کلی طیف‌گیری از ترکیبی دارای عنصر لیتیم را نشان می‌دهد:



نکته هر خط یا نوار رنگی در طیف نشری خطی، نوری با طول موج و انرژی معین را نشان می‌دهد.

۶ شکل زیر، طیف نشری خطی چهار عنصر لیتیم، هلیم، هیدروژن و سدیم را نشان می‌دهد. با توجه به این شکل‌ها، می‌توان فهمید که هر عنصر (فلز و نافلز) طیف نشری خطی ویژهٔ خود را دارد، یعنی تعداد خط‌ها یا نوارها و طول موج طیف نشری خطی هر عنصر، منحصر به فرد است. بنابراین می‌توان از آن مانند اثر انگشت، برای شناسایی عنصر یا ترکیب‌های مجهول استفاده کرد.



همهٔ عنصرها اعم از فلز و نافلز، دارای طیف نشری خطی منحصربه‌فردی هستند.

حواسا اینجا! کاربرد طیف نشری خطی، از برخی جنبه‌ها مانند کاربرد خط نماد (بارکد) روی جعبه یا بستهٔ بسیاری از کالاهاست. هر نوع کالا، خط نماد ویژهٔ خود را دارد که با خواندن آن توسط دستگاه لیزری ویژه‌ای که به رایانه متصل است، نوع و قیمت کالا، به‌سرعت روی صفحهٔ نمایشگر ظاهر می‌شود.

۷ با توجه به طیف نشری خطی چهار عنصر لیتیم، هلیم، هیدروژن و سدیم در محدودهٔ مرئی، می‌توان مقایسهٔ زیر را انجام داد:

تعداد خط‌های رنگی در محدودهٔ رنگی طیف نشری : هلیم (۴) > هیدروژن (۱) = لیتیم (۶) > سدیم (۱)

کشف ساختار اتم

مدل اتمی بور

۱ اتم هیدروژن به عنوان ساده‌ترین اتم، تنها دارای یک پروتون در هسته $(Z = 1)$ و یک الکترون پیرامون آن است که در گسترهٔ مرئی طیف نشری خطی به‌دست آمده از اتم‌های آن، وجود چهار خط یا نوار رنگی با طول موج و انرژی معین، تأیید شده است. شکل زیر رو داشته باش:

هیدروژن در گسترهٔ مرئی دارای چهار خط یا نوار رنگی با طول موج مشخص است.

۲ از آن‌جاکه هر نوار رنگی در طیف نشری خطی، نوری با طول موج و انرژی معین را نشان می‌دهد، نیلزبور، فیزیکدان دانمارکی، بر این باور بود که از بررسی تعداد و جایگاه خط‌های موجود در طیف نشری هیدروژن، می‌توان اطلاعات ارزشمندی از ساختار اتم هیدروژن به دست آورد. او پس از پژوهش‌های بسیار، توانست **مدلی برای اتم هیدروژن** ارائه کند.

۳ بور با در نظر گرفتن این‌که الکترون در اتم هیدروژن، انرژی معینی دارد، مدلی را برای اتم هیدروژن ارائه کرد. او فرض کرد که الکترون در اتم هیدروژن در مسیری دایره‌ای‌شکل که **مدار** نامیده می‌شود، به دور هسته گردش می‌کند.

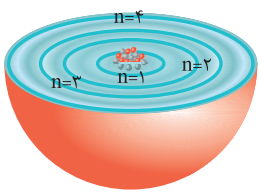
۴ اگرچه مدل بور با موفقیت توانست طیف نشری خطی هیدروژن را توجیه کند، اما توانایی توجیه طیف نشری خطی عنصرهای دیگر را نداشت. بارزترین تفاوتی که اتم هیدروژن با اتم سایر عنصرها دارد، این است که در این اتم تنها یک الکترون وجود دارد، در حالی‌که در اتم‌های دیگر، بیش از این تعداد الکترون موجود است. چنان‌چه براساس مدل بور، دو الکترون یا بیشتر در یک مدار قرار بگیرند، امکان برخورد میان آن‌ها وجود دارد. مدل اتمی بور، توجیهی برای این‌گونه موارد نداشت.

توجه مدل اتمی بور، در توجیه طیف نشری خطی **ذره‌های تک الکترونی**، *عین ساعت اصل زُکس!* کار می‌کند، برای مثال این مدل طیف نشری گونه‌هایی مانند He^{+} و Li^{2+} را که همگی دارای یک الکترون هستند، توجیه می‌کند.

مدل کوانتومی اتم

۱ *بعد از بلایی که سر مدل اتمی بور اومد!* دانشمندان به دنبال توجیه و علت ایجاد طیف نشری خطی دیگر عنصرها و هم‌چنین چگونگی نشر نور از اتم‌ها، ساختاری لایه‌ای برای اتم ارائه کردند.

۲ در مدل لایه‌ای (کوانتومی)، اتم را کره‌ای در نظر 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 بیرون شماره‌گذاری می‌کنند و شمارهٔ هر لایه را با n نمایش می‌دهند. n، **عدد کوانتومی اصلی** نامیده می‌شود که برای لایهٔ اول $n = 1$، برای لایهٔ دوم $n = 2$ و ... و برای لایهٔ هفتم $n = 7$ است.



ساختار لایه‌ای اتم

نکته با توجه به عنصر $_{118}Og$ (آخرین عنصر جدول) و لایه‌های الکترونی آن در اطراف هسته، می‌توان گفت که **هفت** لایهٔ الکترونی اطراف هسته مشاهده شده است.

۳ انرژی الکترون‌ها در اتم با **افزایش فاصله** از هسته، **افزایش** می‌یابد، به عبارت دیگر هر چه الکترون در اتم در لایهٔ دورتر (n بزرگ‌تر) نسبت به هسته باشد، انرژی آن بیشتر است.

۴ در مدل کوانتومی اتم، الکترون‌ها در هر لایه‌ای باشند، می‌توانند در همهٔ نقاط پیرامون هسته (هرجایی که دلشون بخواد!) حضور یابند. اساساً نخستین دستاورد مدل کوانتومی این بود که نمی‌توان از حرکت الکترون‌ها در اتم تصویر واضحی ارائه کرد[1] و برای الکترون مسیر حرکت مشخصی تعریف نمی‌شود.

۵ در ساختار لایه‌ای اتم، 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. باز هم تأکید می‌کنیم که الکترون هر لایه، می‌تواند در هر نقطه‌ای از فضای اطراف هسته حضور داشته باشد، ولی در محدوده‌های پررنگ‌تر، **احتمال حضور** بیشتری دارند.

جمع‌بندی مطابق مدل کوانتومی می‌توان گفت:

- الکترون هر لایه، می‌تواند در همهٔ نقاط اطراف هسته حضور داشته باشد.
- در هر لایه، محدوده‌ای وجود دارد که **احتمال حضور** الکترون در این ناحیه‌ها بیشتر است.
- در این مدل، هیچ جوره نمی‌شه از مسیر حرکت الکترون صحبت کرد، بلکه فقط از احتمال حضور الکترون در نقطه یا نقاطی اطراف هستهٔ اتم می‌توان صحبت نمود.

کمیت پیوسته: به کمیت‌هایی پیوسته می‌گویند که مقدارشان هر عدد دلخواهی می‌تواند باشد، برای مثال وزن دانش‌آموزان در یک کلاس که می‌تواند ۵۶/۵، ۸۰ ، ۹۱/۸ و ... باشد، در نتیجه کمیتی پیوسته است.

۱- الکترون‌ها رفتار دوگانهٔ ذره‌ای ـ موجی دارند و نمی‌توان تصور کرد که در مسیرهای معینی اطراف هسته می‌چرخند.

کمیت گسسته (کوانتومی): به کمیت‌هایی گسسته یا کوانتومی می‌گویند که مقدارشان فقط و فقط! می‌تواند عددهای مشخص و معینی باشد، برای مثال تعداد دانش‌آموزان یک کلاس می‌تواند ۱۸، ۲۱ و ۳۰ نفر باشد، در نتیجه کمیتی گسسته است. اما محاله که! این تعداد، عدد اعشاری ۲۴/۶ باشد. در واقع، کمیت‌های گسسته، همواره، مضرب صحیحی از یک مقدار مشخص هستند.

۶ انرژی الکترون‌ها در لایه‌های الکترونی به‌صورت کمیتی گسسته یا کوانتومی است، یعنی هیچ الکترونی نمی‌تواند به هر میزانی انرژی داشته باشد و انرژی آن‌ها فقط می‌تواند **مقدارهای معینی** باشد و الکترون‌ها هم نمی‌توانند جایی میان دو لایهٔ الکترونی باشند. هم‌چنین برای انتقال الکترون به لایه‌های بالاتر، باید به آن، مقدار انرژی کافی و معین (به اندازهٔ تفاوت انرژی دو لایه) داده شود.

جمع‌بندی انرژی دادوستد شده هنگام انتقال الکترون‌ها در اتم، کوانتومی است به این معنی که انرژی در پیمانه‌ها یا بسته‌های معینی، جذب یا نشر می‌شود؛ به همین دلیل، چنین ساختاری را برای اتم، **مدل کوانتومی اتم** نامیدند.

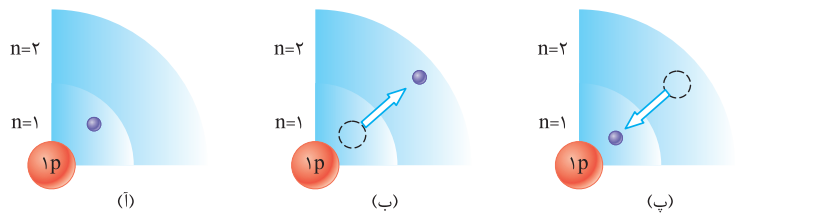
۷ خرمن گندم از دور به‌صورت توده‌ای یک‌پارچه، زردرنگ و زیباست؛ اما دیدن آن از نزدیک، دانه‌های جدا از هم را نشان می‌دهد. پیوستگی تودهٔ ماده در نگاه ماکروسکوپی و کوانتومی بودن آن در نگاه میکروسکوپی در این مثال روشن است. انرژی نیز همانند ماده در نگاه ماکروسکوپی، پیوسته اما در نگاه میکروسکوپی، گسسته یا کوانتومی است.

اتم‌های برانگیخته

۱ براساس مدل کوانتومی اتم، 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 واقع، الکترون‌ها معمولاً در **پایدارترین** لایه‌های الکترونی قرار می‌گیرند که به این حالت، حالت پایه گفته می‌شود. برای مثال، تک الکترون اتم هیدروژن در حالت پایه در پایدارترین (کم‌انرژی‌ترین) و نزدیک‌ترین لایه به هسته؛ یعنی $n = ۱$ قرار می‌گیرد.

۲ هنگامی که به اتم‌های **گازی** یک عنصر با تابش نور یا گرم کردن، انرژی داده می‌شود، الکترون‌ها با جذب انرژی **معین**، از حالت پایه به لایه‌های بالاتر منتقل می‌شوند، به اتم‌ها در این حالت، **اتم‌های برانگیخته** می‌گویند. برای مثال با دادن انرژی معین به تک الکترون اتم هیدروژن می‌توان این اتم را برانگیخته کرد؛ یعنی الکترون از حالت پایه $(n = ۱)$ به لایه‌های بالاتر (مثلاً $n = ۲$) کوچ می‌کند!

۳ اتم‌ها در حالت برانگیخته، **پرانرژی‌تر و ناپایدارتر** هستند، از این‌رو تمایل دارند دوباره با از دست دادن انرژی، به حالت پایدارتر و در نهایت پایه برگردند. سه شکل زیر، حالت پایه، برانگیخته و برگشت مجدد به حالت پایه را برای اتم هیدروژن نشان می‌دهد:



(آ) الکترون در حالت پایهٔ اتم هیدروژن
(ب) الکترون در حال برانگیخته شدن اتم هیدروژن
(پ) بازگشت الکترون به حالت پایه

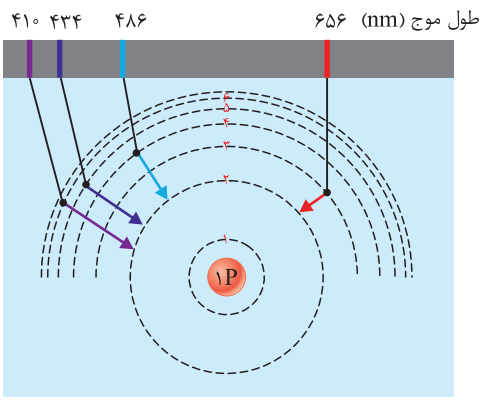
۴ برای الکترون، **نشر نور**، مناسب‌ترین شیوه برای از دست دادن انرژی است. بدین معنی که الکترون‌ها در اتم برانگیخته، همان مقدار انرژی را که گرفته بودند، به‌وسیلهٔ گسیل کردن پرتو با طول موج معین از دست می‌دهند و به حالت پایه برمی‌گردند.

۵ *نکته ریگه!* با توجه به مورد (۴) می‌توان گفت، هر خط یا نوار رنگی در طیف نشری خطی هر عنصر، نشان‌دهندهٔ پرتوهای نشرشده هنگام بازگشت الکترون‌ها از لایه‌های بالاتر به لایه‌های پایین‌تر است. از آن‌جا که **انرژی لایه‌های الکترونی** پیرامون هستهٔ هر اتم، ویژهٔ همان اتم و **به عدد اتمی** آن وابسته است، انرژی لایه‌ها و تفاوت انرژی میان لایه‌ها در اتم عنصرهای گوناگون، متفاوت است. بنابراین انتظار می‌رود هر عنصر، طیف نشری خطی منحصربه‌فردی ایجاد کند.

طیف نشری خطی هیدروژن

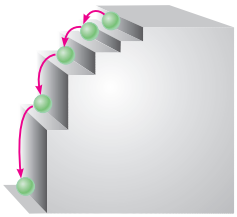
۱ چهار خط رنگی موجود در طیف مرئی اتم هیدروژن، مربوط به انتقال الکترون از یکی از لایه‌های $n = ۳,۴,۵,۶$ به لایهٔ $n = ۲$ است.

رنگ پرتو	انتقال الکترون	طول موج
سرخ (کم‌ترین انرژی و تغییر جهت)	مربوط به انتقال الکترون از $n = ۳$ به $n = ۲$	۶۵۶ nm
آبی	مربوط به انتقال الکترون از $n = ۴$ به $n = ۲$	۴۸۶ nm
نیلی	مربوط به انتقال الکترون از $n = ۵$ به $n = ۲$	۴۳۴ nm
بنفش (بیشترین انرژی و تغییر جهت)	مربوط به انتقال الکترون از $n = ۶$ به $n = ۲$	۴۱۰ nm



۲ با در نظر گرفتن این مطلب که طیف نشری اتم‌ها ناشی از انتقال‌های الکترونی است و با توجه به این‌که طیف نشری همهٔ عنصرها، خطی (گسسته) است، می‌توان نتیجه گرفت که انتقال‌های الکترونی و انرژی آن‌ها در اتم گسسته (کوانتومی) است. *این هم یه مدل دیگه برای اثبات کوانتومی بودن انرژی لایه‌ها و بروبچزش!*

۳ هر چه فاصلهٔ بین دو لایهٔ الکترونی بیشتر شود، انرژی مبادله‌شده بر اثر انتقال الکترون بین دو لایه، بیشتر و طول موج نور نشرشده، کم‌تر خواهد بود.



انرژی مبادله‌شده : $(n_4 \to n_1) > (n_4 \to n_2) > (n_4 \to n_3)$

طول موج نور نشرشده : $(n_4 \to n_1) < (n_4 \to n_2) < (n_4 \to n_3)$

۴ با توجه به شکل روبه‌رو، هرچه از هستهٔ اتم دورتر شویم، تفاوت انرژی بین دو لایهٔ متوالی، کاهش می‌یابد.

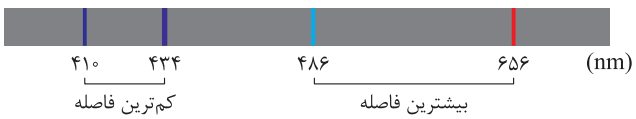
اختلاف انرژی : $(n_1, n_2) > (n_2, n_3) > (n_3, n_4) > (n_4, n_5) > \cdots$

از آن‌جا که انرژی و طول موج رابطهٔ عکس دارند، طول موج پرتوهای نشرشده از انتقال‌های بالا به‌صورت زیر مقایسه می‌شوند:

طول موج نور نشرشده : $(n_1, n_2) < (n_2, n_3) < (n_3, n_4) < (n_4, n_5) < \cdots$

شکل مقابل این اختلاف انرژی‌ها را واضح‌تر نشان می‌دهد.

۵ در ناحیهٔ مرئی طیف نشری خطی هیدروژن، هر چه به سمت ناحیهٔ پرانرژی‌تر (نور بنفش) پیش می‌رویم، فاصلهٔ بین خطوط رنگی کم‌تر می‌شود. *این نکته فیلی مهمه‌ها!*



۶ در اتم هیدروژن بازگشت الکترون از ترازهای $n = 3,4,5,6$ به تراز $n = 2$ سبب نشر **نور مرئی** شده است. همان‌طور که گفتیم، اتم در حالت برانگیخته بسیار ناپایدار است و نمی‌تواند در این حالت بماند و انرژی اضافی خود را به‌صورت نور منتشر می‌کند. اگر طول موج این نور در ناحیهٔ مرئی باشد، ما قادریم آن را ببینیم و نور نشرشده، رنگی و قابل دیدن است، ولی ممکن است الکترون در بازگشت به تراز پایین‌تر نوری منتشر کند که طول موج آن در ناحیهٔ مرئی (ناحیهٔ قابل دیدن) نباشد. برای مثال بازگشت الکترون از $n = 2$ به $n = 1$ در اتم هیدروژن می‌تواند باعث ایجاد پرتو در ناحیهٔ فرابنفش شود.

عددهای کوانتومی

عدد کوانتومی اصلی (n): عددی است که مشخص می‌کند الکترون در کدام سطح انرژی قرار گرفته است. به عبارت ساده‌تر، در ساختار لایه‌ای اتم، برای مشخص کردن لایه‌های الکترونی و سطح انرژی آن‌ها، از عدد کوانتومی اصلی استفاده می‌شود. *لازمه که نکات زیر رو در مورد این عدد بدونی:*

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

۲ به‌طور کلی، هر چه مقدار n بزرگ‌تر باشد، سطح انرژی لایهٔ الکترونی و انرژی الکترون موجود در آن لایه، افزایش می‌یابد.

سطح انرژی لایه‌ها: لایهٔ اول < لایهٔ دوم < لایهٔ سوم < لایهٔ چهارم < لایهٔ پنجم < لایهٔ ششم < لایهٔ هفتم

$(n=1)$ $(n=2)$ $(n=3)$ $(n=4)$ $(n=5)$ $(n=6)$ $(n=7)$

۳ حداکثر گنجایش الکترونی برابر با $2n^2$ است. برای مثال در لایهٔ اول $(n = 1)$، ۲ الکترون، در لایهٔ دوم $(n = 2)$، ۸ الکترون، در لایهٔ سوم $(n = 3)$، ۱۸ الکترون و ... قرار می‌گیرد.

۴ شمار لایه‌های الکترونی برای اتم عنصرهای موجود در هر دورهٔ جدول تناوبی، یکسان است. به عبارت دیگر، مهم‌ترین ویژگی مشترک در عنصرهای یک تناوب، یکسان بودن تعداد لایه‌های الکترونی آن‌ها است. *قاعدتاً فیلی تابلوئه که* به‌دلیل وجود هفت تناوب یا دوره، تعداد لایه‌های دور هستهٔ اتم‌ها نیز، از بالا به پایین، از ۱ تا ۷ افزایش می‌یابد.

مثال $_{11}Na$ و $_{16}S$ هر دو در تناوب سوم جدول قرار دارند و می‌توان نتیجه گرفت، هر دو دارای سه لایهٔ الکترونی در اطراف هستهٔ خود هستند.

عدد کوانتومی فرعی (l): هر لایهٔ الکترونی از بخش‌های کوچک‌تری به نام زیرلایه، تشکیل شده است. هر لایه با عدد کوانتومی اصلی n، دارای n زیرلایه می‌باشد. عدد کوانتومی فرعی (l)، نوع زیرلایه و حداکثر تعداد الکترون‌های موجود در هر زیرلایه را مشخص می‌کند. *نه تنها مستقیم، بلکه واجبه که نکات زیر رو در مورد این عدد بدونی:*

۱ از نظر عددی، l می‌تواند اعداد بین صفر تا $(n-1)$ را در هر لایهٔ الکترونی دربرگیرد. برای مثال در $n = 3$، مقادیر ۰، ۱ و ۲ برای l مجاز هستند.

۲ مقادیر عددی l را معمولاً با حروف خاصی نشان می‌دهند:

- $(l = 0) \to s$
- $(l = 1) \to p$
- $(l = 2) \to d$
- $(l = 3) \to f$

۳ **تعداد زیرلایه‌ها** در هر لایهٔ الکترونی، برابر n است. برای مثال در لایهٔ الکترونی سوم، سه زیرلایه $(3s, 3p, 3d)$ وجود دارد (به‌دلیل این‌که $n = 3$ است).

n = تعداد زیرلایه‌های موجود در لایهٔ n اُم

حواسا اینجا! لایهٔ اول برخلاف لایه‌های الکترونی دیگر، تنها از یک زیرلایه $(1s)$ تشکیل شده و یکپارچه است.

۴ حداکثر گنجایش الکترونی یک زیرلایه برابر $4l + 2$ است.

مثال در لایهٔ الکترونی چهارم ($n=۴$)، حداکثر تعداد الکترون‌ها برابر $۲n^۲=۲\times(۴)^۲=۳۲$ است و حداکثر تعداد الکترون‌ها در هر زیرلایهٔ این لایه به‌صورت زیر محاسبه می‌شود:

$n=۴$
- $(l=۰)\rightarrow s\rightarrow$ حداکثر تعداد الکترون‌ها $=۴l+۲=(۴\times ۰)+۲=۲$
- $(l=۱)\rightarrow p\rightarrow$ حداکثر تعداد الکترون‌ها $=۴l+۲=(۴\times ۱)+۲=۶$
- $(l=۲)\rightarrow d\rightarrow$ حداکثر تعداد الکترون‌ها $=۴l+۲=(۴\times ۲)+۲=۱۰$
- $(l=۳)\rightarrow f\rightarrow$ حداکثر تعداد الکترون‌ها $=۴l+۲=(۴\times ۳)+۲=۱۴$

نکته نماد هر زیرلایهٔ معین با استفاده از دو عدد کوانتومی اصلی (n) و فرعی (l) مشخص می‌شود. به عبارت دیگر، هر زیرلایه را می‌توان با nl نمایش داد که در آن، n، لایه‌ای را که زیرلایهٔ موردنظر در آن قرار دارد، مشخص می‌کند و l، نوع زیرلایه (s، p، d، f و ...) را تعیین می‌کند.

آدرس یا نماد زیرلایه : $n\ l$
- n: شمارهٔ لایهٔ الکترونی
- l: نوع زیرلایه (s، p، d و ...)

مثال نماد ۳d، زیرلایه‌ای در لایهٔ سوم و $l=۲$ را نمایش می‌دهد. هم‌چنین برای نمایش زیرلایه‌ای در لایهٔ چهارم که مقدار l آن برابر ۱ است، از نماد ۴p استفاده می‌کنیم.

جمع‌بندی *جدول زیر هر آن‌چه برای یادگیری عددهای کوانتومی n و l لازم داری رو داره!*

عدد کوانتومی اصلی	تعداد زیرلایه‌ها (n=)	عدد کوانتومی فرعی (l)	نماد زیرلایه	حداکثر تعداد الکترون‌ها در زیرلایه (۴l+۲=)	حداکثر تعداد الکترون‌ها در لایهٔ الکترونی ($۲n^۲$=)
$n=۱$	۱	$l=۰$	۱s	۲	۲
$n=۲$	۲	$l=۰$	۲s	۲	۸
		$l=۱$	۲p	۶	
$n=۳$	۳	$l=۰$	۳s	۲	۱۸
		$l=۱$	۳p	۶	
		$l=۲$	۳d	۱۰	
$n=۴$	۴	$l=۰$	۴s	۲	۳۲
		$l=۱$	۴p	۶	
		$l=۲$	۴d	۱۰	
		$l=۳$	۴f	۱۴	

وقته تمرینه!

حداکثر چه تعداد الکترون می‌تواند به وسیلهٔ عددهای کوانتومی زیر شناسایی شود؟

آ) $n=۴$ ب) $l=۱, n=۳$ پ) $l=۳, n=۵$

پاسخ *منظور فودمونی! سؤال اینه که* در هر حالت، حداکثر تعداد الکترون‌های موجود در آن لایه یا زیرلایه را مشخص کنید.

آ) $n=۴$: حداکثر تعداد الکترون‌ها در لایهٔ الکترونی چهارم ($n=۴$) برابر $۲n^۲=۲\times(۴)^۲=۳۲$ است.

ب) $n=۳$ و $l=۱$: حداکثر تعداد الکترون‌ها در یک زیرلایهٔ مشخص، از رابطهٔ $۴l+۲$ محاسبه می‌شود. بنابراین حداکثر تعداد الکترون‌ها در زیرلایهٔ ۳p برابر $۴l+۲=(۴\times ۱)+۲=۶$ است. *حتماً هم فهمیدی که n رو می‌داد یا نمی‌داد، فرقی نمی‌کرد!*

پ) $n=۵$ و $l=۳$: حداکثر تعداد الکترون‌ها در زیرلایهٔ 5f برابر $۴l+۲=(۴\times ۳)+۲=۱۴$ است.

قاعدهٔ آفبا و رسم آرایش الکترونی اتم

۱ به‌طور کلی، الکترون‌ها تمایل دارند زیرلایه‌ای را زودتر پر کنند که انرژی کم‌تر یا به عبارتی، پایداری بیشتری داشته باشد. این قاعده با نام **قاعدهٔ آفبا** شناخته می‌شود. مطابق این قاعده، هنگام افزودن الکترون به زیرلایه‌ها، نخست زیرلایه‌های نزدیک‌تر به هسته پر می‌شود که دارای انرژی کم‌تری هستند و سپس زیرلایه‌های بالاتر پر خواهد شد.

نکته aufbau واژه‌ای آلمانی، به معنای ساختن یا افزایش گام‌به‌گام است.

۲ انرژی زیرلایه‌ها به مجموع عدد کوانتومی اصلی و فرعی $(n+l)$ وابسته است. به‌طوری که هر چه مقدار $n+l$ برای زیرلایه‌ای کوچک‌تر باشد، این زیرلایه پایدارتر بوده و انرژی کم‌تری دارد و زودتر از الکترون پر می‌شود. راستی! اگر مقدار $n+l$ برای دو زیرلایه یکسان باشد، زیرلایه‌ای که مقدار n آن کوچک‌تر است، انرژی کم‌تری دارد و زودتر از الکترون پر می‌شود.

مثال ۴s زودتر از الکترون اشغال می‌شود یا ۳d؟

پاسخ

$$\left.\begin{array}{l} 4s \Rightarrow n=4, l=0 \Rightarrow n+l=4+0=4 \\ 3d \Rightarrow n=3, l=2 \Rightarrow n+l=3+2=5 \end{array}\right\} \Rightarrow$$ ۴s زودتر از ۳d از الکترون اشغال می‌شود.

مثال ۴p زودتر از الکترون اشغال می‌شود یا ۵s؟

پاسخ

$$\left.\begin{array}{l} 4p \Rightarrow n=4, l=1 \Rightarrow n+l=4+1=5 \\ 5s \Rightarrow n=5, l=0 \Rightarrow n+l=5+0=5 \end{array}\right\} \xrightarrow{5=5} n_{4p} < n_{5s} \Rightarrow$$ ۴p زودتر از ۵s از الکترون اشغال می‌شود.

۳ به توزیع الکترون‌ها در زیرلایه‌های الکترونی اطراف هستهٔ اتم‌ها که با نظم و ترتیب معینی رخ می‌دهد، آرایش الکترونی اتم می‌گویند. 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.

۴ ترتیب پر شدن زیرلایه‌های اتمی از الکترون، بر اساس سطح انرژی آن‌هاست؛ یعنی زیرلایه‌ای که سطح انرژی پایین‌تری دارد، زودتر از سایر زیرلایه‌ها از الکترون پر می‌شود. بر این اساس، در هر دورهٔ جدول تناوبی، ترتیب پر شدن زیرلایه‌های عنصرها به‌صورت زیر است:

$$ns \rightarrow (n-2)f \rightarrow (n-1)d \rightarrow np$$
$$n \geq 1 \quad n \geq 6 \quad n \geq 4 \quad n \geq 2$$

حواسا اینجا! در رابطهٔ بالا، منظور از n، همان دوره یا تناوب عنصر موردنظر در جدول دوره‌ای است که برابر با بزرگ‌ترین عدد کوانتومی اصلی می‌باشد.

۵ حالا اگر در رابطهٔ بالا، مقدار n را از ۱ تا ۷ که نشان‌دهندهٔ ۷ دورهٔ جدول تناوبی است، قرار دهیم، ترتیب پر شدن زیرلایه‌ها به‌صورت زیر به‌دست می‌آید:

(ترتیب پر شدن زیرلایه‌ها)

$$1s \quad \underbrace{[2s\ 2p][3s\ 3p]}_{[ns\ np]} \quad \underbrace{[4s\ 3d\ 4p]\ [5s\ 4d\ 5p]}_{[ns\ (n-1)d\ np]} \quad \underbrace{[6s\ 4f\ 5d\ 6p]\ [7s\ 5f\ 6d\ 7p]}_{[ns\ (n-2)f\ (n-1)d\ np]}$$

$n=2$ و 3 $\qquad$ $n=4$ و 5 $\qquad$ $n=6$ و 7

۶ پس از پر شدن زیرلایه‌ها از الکترون، ترتیب قرار گرفتن آن‌ها به دور هسته، دقیقاً برحسب مقدار n (ضریب) آن‌ها می‌شود؛ یعنی زیرلایه‌ای که مقدار n (ضریب) کوچک‌تری دارد، نزدیک‌تر به هسته قرار می‌گیرد.

(ترتیب قرارگیری زیرلایه‌ها دور هسته پس از پر شدن)

مثال به **ترتیب پر شدن** زیرلایه‌ها و **آرایش الکترونی** عنصر اسکاندیم $(_{21}Sc)$ **پس از قرارگیری الکترون** در زیرلایه‌های آن توجه کنید:

$$_{21}Sc: \underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1}_{\text{ترتیب پرشدن زیرلایه‌ها}} \rightarrow \underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2}_{\text{ترتیب قرارگیری زیرلایه‌ها دور هسته (نحوهٔ درست نوشتن)}}$$

آرایش الکترونی فشرده

۱ *برای فشرده‌سازی یا زیپ کردن (Zip)!* آرایش‌های الکترونی، می‌توان از آرایش الکترونی گاز نجیب ماقبل عنصر موردنظر استفاده کرد. از این‌رو حتماً حتماً! باید عدد اتمی گازهای نجیب دورهٔ اول تا ششم جدول رو کامل حفظ باشید. در زیر، جایگاه گازهای نجیب هنگام پر شدن زیرلایه‌ها نشان داده شده است:

$$[1s^2] \quad [2s^2 2p^6] \quad [3s^2 3p^6] \quad [4s^2 3d^{10} 4p^6] \quad [5s^2 4d^{10} 5p^6] \quad [6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6] \quad [7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6]$$
$$\downarrow \qquad \downarrow \qquad \downarrow \qquad \downarrow \qquad \downarrow \qquad \downarrow$$
$$[_2He] \quad [_{10}Ne] \quad [_{18}Ar] \quad [_{36}Kr] \quad [_{54}Xe] \quad [_{86}Rn]$$

مثال آرایش الکترونی گسترده و فشردهٔ عنصر گوگرد $(_{16}S)$ را می‌نویسیم:

$$_{16}S: \underbrace{1s^2 2s^2 2p^6}_{[_{10}Ne]} 3s^2 3p^4 \xrightarrow{\text{آرایش الکترونی فشرده}} {}_{16}S = [_{10}Ne] 3s^2 3p^4$$

مثال آرایش الکترونی گسترده و فشردهٔ عنصر اسکاندیم $(_{21}Sc)$ را می‌نویسیم:

$$_{21}Sc: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1 \xrightarrow{\text{آرایش مرتب‌شده}} {}_{21}Sc: \underbrace{1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6}_{[_{18}Ar]} 3d^1 4s^2 \Rightarrow {}_{21}Sc: [_{18}Ar] 3d^1 4s^2$$

۲ الگوی کلی آرایش الکترونی فشردهٔ اتم‌ها به‌صورت زیر است:

$$[\text{گاز نجیب}]\ ns \to (n-2)f \to (n-1)d \to np \quad (n\geq 1,\ n\geq 6,\ n\geq 4,\ n\geq 2)$$

ترتیب پر شدن زیرلایه‌ها

$$\Rightarrow \quad [\text{گاز نجیب}]\ (n-2)f\ \ (n-1)d\ \ ns\ \ np$$

آرایش الکترونی مرتب‌شده (نحوهٔ درست نوشتن)

۳ برای نوشتن آرایش الکترونی فشرده، ابتدا نماد شیمیایی گاز نجیب دورهٔ قبل عنصر موردنظر را نوشته و زیرلایهٔ ns را بعد از آن می‌نویسیم که در آن، n همان شمارهٔ دورهٔ بعد از گاز نجیب است. سپس زیرلایه‌ها را مطابق قاعدهٔ آفبا (الگوی بالا) پر می‌کنیم تا جایی‌که مجموع عدد اتمی گاز نجیب و تعداد الکترون زیرلایه‌ها برابر با عدد اتمی عنصر موردنظر شود.

۴ با توجه به الگوی کلی و صحبت‌های بالا و *صد البته از آن‌ها که با ۶ دورهٔ اول جدول سروکله می‌زنیم*، برای نوشتن آرایش الکترونی فشردهٔ عنصرهای موردنظر تست‌ها به جدول زیر مراجعه کنید:

عدد اتمی عنصر موردنظر	گاز نجیب دورهٔ ماقبل	مقدار n	آرایش الکترونی فشرده
۳ تا ۱۰	$_{2}He$	۲	$[_{2}He]2s\ 2p$
۱۱ تا ۱۸	$_{10}Ne$	۳	$[_{10}Ne]3s\ 3p$
۱۹ تا ۳۶	$_{18}Ar$	۴	$[_{18}Ar]3d\ \ 4s\ \ 4p$، ترتیب: $4p \leftarrow 3d \leftarrow 4s$
۳۷ تا ۵۴	$_{36}Kr$	۵	$[_{36}Kr]4d\ \ 5s\ \ 5p$، ترتیب: $5p \leftarrow 4d \leftarrow 5s$
۵۵ تا ۸۶	$_{54}Xe$	۶	$[_{54}Xe]4f\ 5d\ 6s\ 6p$، ترتیب: $6p \leftarrow 5d \leftarrow 4f \leftarrow 6s$

مثال می‌خواهیم آرایش الکترونی فشردهٔ $_{61}Pm$ را رسم کنیم.

عدد اتمی Pm برابر ۶۱ بوده و در دورهٔ ۶ جدول قرار دارد و فرمت کلی آرایش آن به صورت مقابل است: $[_{54}Xe]\ 4f\ 5d\ 6s\ 6p$

به اندازهٔ $61-54=7$ الکترون به آرایش بالا، الکترون‌رسانی می‌کنیم، ابتدا به 6s، دو الکترون و سپس به 4f، پنج الکترون باقی‌مانده را می‌دهیم:

$$_{61}Pm : [_{54}Xe]\ 4f^{5}\ 6s^{2}$$

۵ قاعدهٔ آفبا آرایش الکترونی اتم اغلب عنصرها را 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.

۶ زیرلایه‌ها در دو حالت **کاملاً پر و نیمه‌پر**، سطح انرژی پایین‌تر و پایداری بیشتری دارند. از این‌رو آرایش‌های الکترونی $(n-1)d^{4}ns^{2}$ و $(n-1)d^{9}ns^{2}$ وجود ندارند و به‌ترتیب به جای آن‌ها آرایش‌های الکترونی $(n-1)d^{5}\ ns^{1}$ و $(n-1)d^{10}\ ns^{1}$ که پایدارترند، پدید می‌آیند. چهار عنصر کروم ($_{24}Cr$)، مس ($_{29}Cu$)، مولیبدن ($_{42}Mo$) و نقره ($_{47}Ag$) از عنصرهای بسیار مهمی هستند که آرایش آن‌ها از این نکته پیروی می‌کند:

$_{29}Cu$: پیش‌بینی آفبا $[_{18}Ar]3d^{9}4s^{2}$ — داده‌های طیف‌سنجی $[_{18}Ar]3d^{10}4s^{1}$

$_{24}Cr$: پیش‌بینی آفبا $[_{18}Ar]3d^{4}4s^{2}$ — داده‌های طیف‌سنجی $[_{18}Ar]3d^{5}4s^{1}$

$_{47}Ag$: پیش‌بینی آفبا $[_{36}Kr]4d^{9}5s^{1}$ — داده‌های طیف‌سنجی $[_{36}Kr]4d^{10}5s^{1}$

$_{42}Mo$: پیش‌بینی آفبا $[_{36}Kr]4d^{4}5s^{2}$ — داده‌های طیف‌سنجی $[_{36}Kr]4d^{5}5s^{1}$

لایهٔ ظرفیت اتم و موقعیت‌یابی آن

لایهٔ ظرفیت یک اتم، لایه‌ای است که الکترون‌های آن، رفتار شیمیایی اتم را تعیین می‌کنند. به الکترون‌های لایهٔ ظرفیت، الکترون‌های ظرفیت اتم می‌گویند. برای تعیین الکترون‌های ظرفیتی اتم، ابتدا آرایش الکترونی **مرتب‌شدهٔ** آن را می‌نویسیم. اگر n شمارهٔ بزرگ‌ترین لایه یا همون بزرگ‌ترین ضریب باشد:

۱ در عنصرهایی که زیرلایهٔ s در حال پر شدن است، الکترون‌های زیرلایهٔ s آخرین لایهٔ الکترونی (ns)، الکترون‌های ظرفیتی هستند.

مثال در اتم کلسیم الکترون‌های موجود در زیرلایهٔ 4s (آخرین زیرلایهٔ s با بزرگ‌ترین n)، الکترون‌های ظرفیتی هستند:

$$_{20}Ca : [_{18}Ar]\ \underbrace{4s^{2}}_{\text{لایهٔ ظرفیت}} \Rightarrow \text{تعداد الکترون‌های ظرفیتی} = 2$$

۲ در عنصرهایی که زیرلایهٔ p در حال پر شدن است، مجموع الکترون‌های زیرلایهٔ s و p آخرین لایهٔ الکترونی (ns np)، الکترون‌های ظرفیتی هستند.

مثال در اتم فسفر، الکترون‌های موجود در زیرلایهٔ ۳s و ۳p (آخرین زیرلایه‌های s و p با بزرگ‌ترین n)، الکترون‌های ظرفیتی هستند:

$$_{15}P : [_{10}Ne]\underbrace{3s^2\,3p^3}_{\text{لایهٔ ظرفیت}} \Rightarrow \text{تعداد الکترون‌های ظرفیتی} = 2+3 = 5$$

۳ در عنصرهایی که زیرلایهٔ d در حال پر شدن است، الکترون‌های موجود در زیرلایهٔ s آخرین لایهٔ الکترونی و زیرلایهٔ d لایهٔ ماقبل آخر ((n − ۱)d ns)، الکترون‌های ظرفیتی به‌شمار می‌روند.

مثال در اتم منگنز، الکترون‌های موجود در زیرلایه‌های ۴s و ۳d، الکترون‌های ظرفیتی هستند:

$$_{25}Mn : [_{18}Ar]\underbrace{3d^5\,4s^2}_{\text{لایهٔ ظرفیت}} \Rightarrow \text{تعداد الکترون‌های ظرفیتی} = 5+2 = 7$$

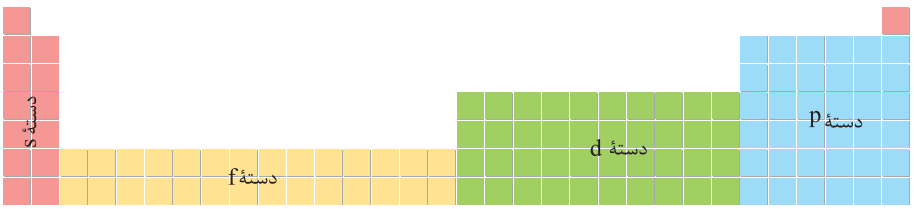
نکته در آرایش الکترونی فشرده، لزوماً هر آن‌چه که بعد از گاز نجیب نوشته می‌شود، جزو لایهٔ ظرفیت نیست.

مثال در اتم سلنیم، الکترون‌های موجود در زیرلایهٔ ۴s و ۴p (آخرین زیرلایه‌های s و p با بزرگ‌ترین n)، الکترون‌های ظرفیتی هستند:

$$_{34}Se : [_{18}Ar]3d^{10}\underbrace{4s^2\,4p^4}_{\text{لایهٔ ظرفیت}} \Rightarrow \text{تعداد الکترون‌های ظرفیتی} = 2+4 = 6$$

دسته‌بندی عناصر

در یک دسته‌بندی کلی، عنصرهای شناخته‌شده در جدول تناوبی را بر اساس **آخرین زیرلایه‌ای** که در آن‌ها الکترون **می‌پذیرد**، در چهار دستهٔ s ، p ، d و f قرار می‌دهند:



۱ **عنصرهای دستهٔ s**: عنصرهایی هستند که زیرلایهٔ s آن‌ها در حال پر شدن است.

- این دسته ۱۴ عنصر (همهٔ عنصرهای گروه ۱ و ۲+ هلیم) را شامل می‌شود.
- الکترون‌های زیرلایهٔ s آخرین لایهٔ الکترونی این دسته از عناصر، همان الکترون‌های ظرفیتی هستند، پس این عناصر ۱ یا ۲ الکترون ظرفیتی دارند.

۲ **عنصرهای دستهٔ p**: عنصرهایی هستند که زیرلایهٔ p آن‌ها در حال پر شدن است.

- این دسته ۳۶ عنصر (همهٔ عنصرهای گروه ۱۳ تا ۱۸ به جز هلیم) را شامل می‌شود.
- الکترون‌های زیرلایهٔ s و p آخرین لایهٔ الکترونی این دسته از عناصر، همان الکترون‌های ظرفیتی هستند، پس این عناصر بین ۳ تا ۸ الکترون ظرفیتی دارند.

۳ **عنصرهای دستهٔ d**: عنصرهایی هستند که زیرلایهٔ d آن‌ها در حال پر شدن است.

- این دسته شامل ۴۰ عنصر (همهٔ عنصرهای گروه ۳ تا ۱۲) را شامل می‌شود.
- الکترون‌های موجود در زیرلایهٔ s آخرین لایهٔ الکترونی و زیرلایهٔ d لایهٔ ماقبل آخر این دسته از عناصر، همان الکترون‌های ظرفیتی هستند. پس این عناصر بین ۳ تا ۱۲ الکترون ظرفیتی دارند.

۴ **عنصرهای دستهٔ f**: عنصرهایی هستند که زیرلایهٔ f آن‌ها در حال پر شدن است. این عنصرها دو دستهٔ لانتانیدها (که زیرلایهٔ ۴f آن‌ها در حال پرشدنه) و اکتینیدها (که زیرلایهٔ ۵f آن‌ها در حال پرشدنه) را تشکیل می‌دهد.

- این دسته شامل ۲۸ عنصر (همهٔ دو ردیف پایین جدول) را شامل می‌شود.

موقعیت‌یابی عنصرها در جدول تناوبی

آرایش الکترونی اتم یک عنصر یا به زیرلایهٔ s ختم می‌شود یا p. به عبارت دیگر برای تمام عنصرهای دستهٔ s ، d و f ، در آرایش الکترونی **مرتب‌شده**، بیرونی‌ترین زیرلایه، s و فقط برای عنصرهای دستهٔ p ، آخرین زیرلایه، p است.

مثال

$$_{12}Mg : 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2 \quad (\text{دستهٔ s})$$

$$_{21}Sc : 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^2\,3d^1 \xrightarrow{\text{آرایش مرتب‌شده}} 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,3d^1\,4s^2 \quad (\text{دستهٔ d})$$

$$_{61}Pm : [_{54}Xe]\,6s^2\,4f^5 \xrightarrow{\text{آرایش مرتب‌شده}} [_{54}Xe]\,4f^5\,6s^2 \quad (\text{دستهٔ f})$$

برای عنصرهای دستهٔ p، هم بر اساس اصل آفبا و هم در آرایش مرتب‌شده، آخرین زیرلایه، p است.

مثال ${}_{16}S: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ (دستهٔ p)

موقعیت‌یابی عنصرها

- تعیین شمارهٔ دوره ← شمارهٔ دوره (تناوب) = بزرگ‌ترین عدد کوانتومی اصلی (n)
- تعیین شمارهٔ گروه
  - دستهٔ s ← شمارهٔ گروه = تعداد الکترون‌های زیرلایهٔ ns
  - دستهٔ p ← شمارهٔ گروه = تعداد الکترون‌های زیرلایهٔ np به‌علاوهٔ ۱۲
  - دستهٔ d ← شمارهٔ گروه = مجموع الکترون‌های زیرلایهٔ ns و (n − ۱)d

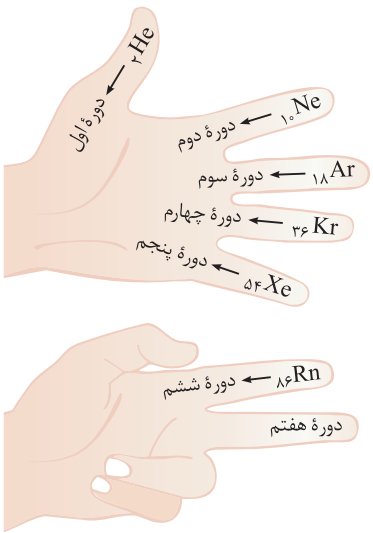
مثال به تعیین شمارهٔ دوره و گروه ${}_{19}K$، ${}_{25}Mn$ و ${}_{33}As$ توجه کنید:

${}_{19}K: [{}_{18}Ar]\, 4s^{1} \rightarrow$ تناوب چهارم و گروه ۱

${}_{25}Mn: [{}_{18}Ar]\, 3d^{5}\, 4s^{2} \rightarrow$ تناوب چهارم و گروه ۷

${}_{33}As: [{}_{18}Ar]\, 3d^{10}\, 4s^{2}\, 4p^{3} \rightarrow$ تناوب چهارم و گروه ۱۵ (۱۲ + ۳)

موقعیت‌یابی عنصرها به روش تستی



۱ **تعیین شمارهٔ دوره:** برای تعیین شمارهٔ دوره (تناوب) یک عنصر، ابتدا عدد اتمی گازهای نجیب را به خاطر بسپارید:

${}_{2}He - {}_{10}Ne - {}_{18}Ar - {}_{36}Kr - {}_{54}Xe - {}_{86}Rn$

اکنون هر انگشت را یک دوره از جدول تناوبی فرض می‌کنیم و گازهای نجیب را روی انگشت‌ها درنظر می‌گیریم.

برای تعیین دورهٔ یک عنصر، ابتدا تعیین می‌کنیم که عدد اتمی آن عنصر بین عدد اتمی کدام دو گاز نجیب متوالی است و سپس آن عنصر را روی انگشت مربوط به گاز نجیب پایینی (گاز نجیب با عدد اتمی بیشتر) قرار داده و دورهٔ آن را تعیین می‌کنیم.

مثال عدد اتمی عنصر Pd برابر ۴۶ است که بین عددهای اتمی ${}_{36}Kr$ و ${}_{54}Xe$ می‌باشد. $(36 < 46 \leq 54)$

بنابراین عنصر Pd روی انگشت مربوط به ${}_{54}Xe$ یعنی انگشت پنجم قرار می‌گیرد و متعلق به دورهٔ پنجم جدول تناوبی است.

۲ **تعیین شمارهٔ گروه:** برای تعیین شمارهٔ گروه عنصر موردنظر با این روش، پس از تعیین این‌که عنصر بین کدام دو گاز نجیب قرار دارد، عدد اتمی آن را با گاز نجیب نزدیک‌تر مقایسه می‌کنیم. این را هم بگوییم که اگر دقیقاً وسط دو گاز نجیب بود، بهتر است عدد اتمی آن را با گاز نجیب بعدی (با عدد اتمی بزرگ‌تر) مقایسه کنید. اختلاف عدد اتمی عنصر موردنظر با گاز نجیب نزدیک‌تر، برابر با اختلاف شمارهٔ گروه آن با شمارهٔ گروه گاز نجیب (۱۸) است.

x = عدد اتمی گاز نجیب نزدیک‌تر − عدد اتمی عنصر موردنظر

اگر x عددی مثبت بود $(x > 0)$ گروه عنصر موردنظر، به‌اندازهٔ x از گروه گاز نجیب (گروه ۱۸) جلوتر است؛ یعنی در گروه x قرار دارد. اما اگر x عددی منفی بود $(x < 0)$، گروه عنصر موردنظر به‌اندازهٔ x از گروه ۱۸ عقب‌تر است.

مثال عنصر نیتروژن $({}_{7}N)$ بین گازهای نجیب ${}_{2}He$ و ${}_{10}Ne$ قرار دارد و در نتیجه با ${}_{10}Ne$ (گاز نجیب تناوب دوم) هم‌دوره است و در تناوب دوم قرار دارد. برای تعیین شمارهٔ گروه آن، عدد اتمی آن را با ${}_{10}Ne$ مقایسه می‌کنیم:

۷ − ۱۰ = −۳

بنابراین ${}_{7}N$ سه گروه عقب‌تر از گاز نجیب (گروه ۱۸) است و در گروه ۱۵ جای دارد.

مثال شمارهٔ گروه عنصر ${}_{25}Mn$ را تعیین می‌کنیم. گاز نجیب قبل از این عنصر ${}_{18}Ar$ است. بنابراین مقدار x برای ${}_{25}Mn$ برابر با +۷ = ۱۸ − ۲۵ است. بر این اساس، عنصر ${}_{25}Mn$ به گروه ۷ تعلق دارد.

حواسا اینجا! روش فوق در تناوب ششم برای لانتانیدها (از عدد اتمی ۵۷ تا ۷۰) و در تناوب هفتم برای اکتینیدها (از عدد اتمی ۸۹ تا ۱۰۲) کاربرد ندارد. در ضمن، عنصرهای دورهٔ ششم بعد از لانتانیدها (از عدد اتمی ۷۱ تا ۸۶) و عنصرهای دورهٔ هفتم بعد از اکتینیدها (از عدد اتمی ۱۰۳ تا ۱۱۸) را هم فقط باید از گاز نجیب با عدد اتمی بزرگ‌تر استفاده کنید[۱]. هم‌چنین توجه داشته باشید که برای عنصرهای ${}_{5}B$ و ${}_{13}Al$ اختلاف عدد اتمی با گاز نجیب نزدیکشان برابر ۳+ است، ولی شمارهٔ گروهشان ۱۳ می‌باشد.

مثال حالا برای نمونه، شمارهٔ دوره و گروه ${}_{48}Cd$ را یک بار با استفاده از آرایش الکترونی و یک بار با روش تستی تعیین می‌کنیم:

روش اول) استفاده از آرایش الکترونی:

${}_{48}Cd: [{}_{36}Kr]\, 4d^{10}\, 5s^{2}$ ← شمارهٔ تناوب = ۵؛ شمارهٔ گروه = ۲ + ۱۰ = ۱۲

۱- البته بگیما، معمولاً طراح‌ها مراعات حالتون رو می‌کنن و از تناوب ۶ و ۷ سؤال کم‌تری میدن، ولی قُپ بعضیا هم با تناوب ۶ و ۷ صفا می‌کنن.

روش دوم) **استفاده از روش تستی:**

$$_{۳۶}Kr < _{۴۸}Cd \leq _{۵۴}Xe$$

تناوب چهارم — تناوب پنجم

$\Rightarrow$ شمارهٔ تناوب $= ۵$

$x = ۴۸ - ۵۴ = -۶ \rightarrow$ شمارهٔ گروه $= ۱۸ - ۶ = ۱۲$

آرایش الکترون ـ نقطه‌ای اتم‌ها

۱ از مدت‌ها پیش شیمی‌دان‌ها پی برده بودند که گازهای نجیب در طبیعت به شکل گازهای **تک‌اتمی** یافت می‌شوند. این واقعیت بیانگر این است که این گازها واکنش‌ناپذیر بوده یا واکنش‌پذیری بسیار کمی دارند، از این‌رو پایدارند.

۲ در لایهٔ ظرفیت اتم این عنصرها، هشت الکترون وجود دارد (به‌جز هلیم البته)، با این توصیف می‌توان نتیجه گرفت که بین پایداری و آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت اتم‌ها باید رابطه‌ای باشد. به‌طوری که اگر لایهٔ ظرفیت اتمی همانند آرایش الکترونی یک گاز نجیب به‌صورت هشت‌تایی باشد، آن اتم واکنش‌پذیری چندانی ندارد. به عبارت دیگر، اگر لایهٔ ظرفیت اتمی همانند آرایش الکترونی گاز نجیب ($1s^2$ یا ns^2np^6) نباشد، آن اتم واکنش‌پذیر است.

۳ گیلبرت نیوتن لوویس برای توضیح و پیش‌بینی رفتار اتم‌ها، آرایشی به نام الکترون ـ نقطه‌ای ابداع و ارائه کرد که در آن الکترون‌های ظرفیتی هر اتم پیرامون نماد شیمیایی آن، با نقطه نمایش داده می‌شود.

رسم آرایش الکترون ـ نقطه‌ای اتم‌ها: به سه قدم *ویران‌کنندهٔ زیر!* توجه کنید:

- نماد شیمیایی عنصر موردنظر را رسم می‌کنیم. (وای! چه سخت 😂)
- به تعداد الکترون‌های لایهٔ ظرفیت اتم، در اطراف آن نقطه‌گذاری می‌کنیم. بدین صورت که نقطه‌گذاری را از بالای نماد شروع کرده و نقطه‌های بعدی را در سمت راست، پایین و چپ آن قرار می‌دهیم. *(البته بگیما از هر سمتی دوست داشته باشی، می‌شه نقطه‌گذاری رو شروع کرد. ما از بالا شروع می‌کنیم، شما چطور؟)*
- الکترون پنجم و پس از آن را طوری پیرامون نماد شیمیایی عنصر قرار می‌دهیم که هر نقطه به‌صورت جفت درآید.

مثال به رسم آرایش الکترون ـ نقطه‌ای اتم اکسیژن دقت کنید. اکسیژن دارای ۶ الکترون در لایهٔ ظرفیت خود است.

$$\underset{\text{نماد شیمیایی اکسیژن}}{\underline{O}} \rightarrow \dot{O} \rightarrow \dot{O}\cdot \rightarrow \dot{\underset{\cdot}{O}}\cdot \rightarrow \cdot\dot{\underset{\cdot}{O}}\cdot \rightarrow \cdot\ddot{\underset{\cdot}{O}}\cdot \rightarrow \cdot\ddot{\underset{\cdot}{O}}:$$

۴ آرایش الکترون ـ نقطه‌ای عناصر گروه‌های اصلی (دستهٔ s و p) جدول دوره‌ای به صورت زیر است:

شمارهٔ گروه	۱	۲	۱۳	۱۴	۱۵	۱۶	۱۷	۱۸
آرایش الکترون ـ نقطه‌ای	$\dot{M}$	$\dot{M}\cdot$	$\dot{M}\cdot$	$\cdot\dot{X}\cdot$	$\cdot\dot{X}\cdot$	$\cdot\ddot{X}\cdot$	$\cdot\ddot{X}\cdot$	$\ddot{He}$ یا $:\ddot{X}:$

۵ نکات زیر از جدول بالا برداشت می‌شوند:

- همان‌طور که می‌بینید، آرایش الکترون ـ نقطه‌ای اتم عنصرهای هم‌گروه (به‌جز هلیم) شبیه یکدیگر است، زیرا آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت اتم عنصرهای یک گروه، شبیه به هم است.
- در عناصر دستهٔ s و p، تعداد الکترون‌های ظرفیتی برابر با یکان شمارهٔ گروه هر عنصر است (البته به جز اتم هلیم).
- گازهای نجیب هر دوره، الکترون جفت‌نشده یا تک ندارند، حتی آرایش هلیم به صورت $\ddot{He}$ است و نه $\dot{He}$! از آن‌جا که این عنصرها واکنش‌ناپذیرند، می‌توان نتیجه گرفت که داشتن الکترون (جفت‌نشده) تک، به نوعی تمایل عنصرها برای انجام واکنش است.
- در دورهٔ دوم و سوم جدول تناوبی، با توجه به آرایش الکترون ـ نقطه‌ای اتم عنصرهای گروه ۱۴، عناصر این گروه با داشتن ۴ الکترون جفت‌نشده یا تک، بیشترین تعداد الکترون تک را دارند.

هشت‌تایی شدن لایهٔ ظرفیت اتم‌ها

۱ رفتار شیمیایی هر اتم به تعداد الکترون‌های ظرفیت آن بستگی دارد به‌طوری که می‌توان دستیابی به آرایش گاز نجیب را مبنای رفتار اتم‌ها دانست. در واقع اتم‌ها می‌توانند با دادن الکترون، گرفتن الکترون و نیز به اشتراک گذاشتن الکترون به آرایش یک گاز نجیب برسند تا پایدارتر شوند.

۲ بررسی‌ها نشان می‌دهد که اغلب این اتم‌ها در طبیعت به‌صورت یون در ترکیب‌های گوناگون یافت می‌شود، ولی به وقت فکر نکنی همهٔ ترکیب‌ها دارای یون هستند! فراوان‌ترین ترکیب جهان که آب می‌باشد، به‌صورت ترکیب مولکولی (H_2O) وجود دارد. پس اتم‌ها به‌جز دادوستد الکترون که منجر به تشکیل یون می‌شود، در برخی موارد با اشتراک گذاشتن الکترون به آرایش گاز نجیب می‌رسند.

۳ در این قسمت به مبادله (چه از دست دادن و چه گرفتن) الکترون و تشکیل یون می‌پردازیم:

✦ به طور کلی اتم عنصرهای گروه ۱ و ۲ جدول، در شرایط مناسب با از دست دادن به ترتیب یک یا دو الکترون به کاتیونی تبدیل می‌شوند که آرایشی همانند آرایش الکترونی گاز نجیب پیش از خود دارند.

نکته اتم بریلیم ($_4Be$) در گروه دوم، یون Be^{2+} تشکیل نمی‌دهد و به جای از دست دادن الکترون، با به اشتراک‌گذاری الکترون به پایداری می‌رسد.

جمع‌بندی اتم عنصرهای گروه ۱ و ۲ (به جز H و Be) به ترتیب با تشکیل یون M^+ و M^{2+} به آرایش الکترونی گاز نجیب قبل از خود می‌رسند.

✦ به طور کلی اتم عنصرهای گروه ۱۳ (به جز بور)، در شرایط مناسب با از دست دادن ۳ الکترون به پایداری می‌رسند. بور ($_5B$) تمایلی به تشکیل یون B^{3+} نداشته و با به اشتراک‌گذاری الکترون به پایداری می‌رسد.

✦ به طور کلی، اتم عنصرها تمایلی به تشکیل یون‌هایی با بار بیش از +۳ و −۳ ندارند[۱]، زیرا پایداری خود را از دست می‌دهند. در نتیجه عنصرهای غیرفلزی گروه ۱۴ (C، Si و Ge) با به اشتراک‌گذاری الکترون به پایداری می‌رسند.

✦ اتم عنصرهای گروه ۱۵، ۱۶ و ۱۷ در شرایط مناسب با گرفتن الکترون به آنیون‌هایی تبدیل می‌شوند که آرایشی همانند آرایش الکترونی گاز نجیب هم دورهٔ خود (پس از خود) را دارند.

نکته اتم عنصرهای گروه‌های ۱۵، ۱۶ و ۱۷ به ترتیب یون‌های پایدار X^{3-}، X^{2-} و X^- تشکیل می‌دهند.

جمع‌بندی با توجه به صحبت‌هایی که کردیم، یون‌های پایدار عنصرهای گروه‌های اصلی جدول تناوبی به‌صورت زیر است:

شمارهٔ گروه	۱	۲	۱۳	۱۴	۱۵	۱۶	۱۷
فرمول یون پایدار	M^+	M^{2+}	M^{3+}	تشکیل نمی‌دهد	X^{3-}	X^{2-}	X^-

آرایش الکترونی یون‌ها

به‌طور کلی، دو مدل پرسش برای آرایش الکترونی یون‌ها (چه کاتیون و چه آنیون) داریم، یا بهتون آرایش اتم می‌دن و آرایش یون میخوان یا بهتون آرایش یون میدن و آرایش اتم میخوان. حالا بریم این دو مدل پرسش رو هم برای کاتیون و هم برای آنیون بررسی کنیم:

۱ **رسم آرایش الکترونی کاتیون از روی اتم:** برای رسم آرایش الکترونی کاتیون‌ها، ابتدا آرایش الکترونی **مرتب‌شدهٔ** اتم را نوشته و به‌ترتیب از دورترین زیرلایه نسبت به هسته شروع به جدا کردن الکترون می‌کنیم. در واقع، هنگام جدا شدن الکترون‌ها از اتم‌ها، الکترون از **آخرین زیرلایه یا بزرگ‌ترین ضریب (بزرگ‌ترین n)** جدا می‌شود.

مثال به آرایش الکترونی اتم‌ها و یون‌های زیر توجه کنید:

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

$$_{21}Sc: [_{18}Ar] 3d^1 4s^2 \xrightarrow{-3e} Sc^{3+}: [_{18}Ar]$$

$$_{28}Ni: [_{18}Ar] 3d^8 4s^2 \begin{cases} \xrightarrow{-2e} Ni^{2+}: [_{18}Ar] 3d^8 \\ \xrightarrow{-3e} Ni^{3+}: [_{18}Ar] 3d^7 \end{cases}$$

$$_{31}Ga: [_{18}Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^1 \xrightarrow{-3e} Ga^{3+}: [_{18}Ar] 3d^{10}$$

۲ **رسم آرایش الکترونی اتم از روی کاتیون:** برای این منظور، به اندازهٔ بار و مطابق ترتیب پر شدن زیرلایه‌ها، به آن الکترون اضافه می‌کنیم.

مثال **اگر آرایش الکترونی یون X^+ به $2p^6$ ختم شده باشد، آرایش الکترونی اتم X را رسم کنید.**

پاسخ تعداد بار کاتیون (X^+)، یه دونه هستش و بعد از زیرلایهٔ 2p، زیرلایهٔ 3s از الکترون پر می‌شود. بنابراین یک الکترون به زیرلایهٔ 3s می‌دهیم و *تمام*!

$$X^+: 1s^2 2s^2 2p^6 \xrightarrow{+1e} X: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$$

مثال **اگر آرایش الکترونی یون X^{3+} به $3d^5$ ختم شده باشد، آرایش الکترونی اتم X را رسم کنید.**

پاسخ تعداد بار کاتیون (X^{3+})، سه تاست. در یک اتم خنثی ابتدا زیرلایهٔ 4s از الکترون پر شده و سپس زیرلایهٔ 3d الکترون می‌پذیرد. بنابراین از بین سه الکترون، ابتدا دو الکترون به 4s داده تا این زیرلایه از الکترون پر شود و سپس یک الکترون باقی‌مانده را به زیرلایهٔ 3d می‌دهیم و خلاص!

$$X^{3+}: [_{18}Ar] 3d^5 \xrightarrow{+3e} X: [_{18}Ar] 3d^6 4s^2$$

۳ **رسم آرایش الکترونی آنیون از روی اتم:** ابتدا آرایش الکترونی مرتب‌شدهٔ اتم را نوشته و به تعداد بار آنیون، به دورترین زیرلایهٔ الکترونی نسبت به هسته، الکترون اضافه می‌کنیم.

مثال به آرایش الکترونی اتم‌ها و یون‌های مقابل توجه کنید:

$$_{16}S: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \xrightarrow{+2e} S^{2-}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \text{ یا } [_{18}Ar]$$

$$_{33}As: [_{18}Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^3 \xrightarrow{+3e} As^{3-}: [_{18}Ar] 3d^{10} 4s^2 4p^6 \text{ یا } [_{36}Kr]$$

۱- البته اتم‌های قلع (Sn) و سرب (Pb) یون‌هایی پایدار با بار +۲ و +۴ تشکیل می‌دهند.

۴ **رسم آرایش الکترونی اتم از روی آنیون:** برای این منظور، به تعداد بار آنیون از آخرین زیرلایه با بزرگ‌ترین ضریب، الکترون جدا می‌کنیم.

مثال **اگر آرایش الکترونی یون X^{2-} به $3p^6$ ختم شده باشد، آرایش الکترونی اتم X را رسم کنید.**

پاسخ تعداد بار آنیون (X^{2-}) دو تاست. بنابراین به‌اندازهٔ دو تا الکترون از 3p جدا می‌کنیم.

$$X^{2-}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \xrightarrow{-2e} X: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$$

چند نکتهٔ جالب از آرایش الکترونی یون‌ها

۱ یون‌های منفی پایدار حتماً به آرایش هشت‌تایی گاز نجیب می‌رسند (ns^2np^6) ولی از میان فلزها، فقط یون مثبت فلزهای گروه‌های ۱، ۲، ۳ (مانند اسکاندیم)و آلومینیم به آرایش گاز نجیب می‌رسند.

۲ آرایش ns^2np^6 علاوه بر این‌که لایهٔ ظرفیت اتم یک گاز نجیب را نشان می‌دهد، می‌تواند متعلق به یون‌های منفی پایدار و یون‌های مثبت پایدار نیز باشد.

مثال آرایش الکترونی یون‌های $_{21}Sc^{3+}$، $_{20}Ca^{2+}$، $_{19}K^+$، $_{17}Cl^-$، $_{16}S^{2-}$ و $_{15}P^{3-}$ مانند آرایش الکترونی گاز نجیب آرگون $(_{18}Ar)$ است:

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

۳ اگر آرایش الکترونی گونه‌ای به زیرلایهٔ d ختم شده باشد، فقط می‌توان آن را به یک کاتیون نسبت داد و آرایش الکترونی اتم آن در حالت خنثی به s یا p ختم می‌شود؛ زیرا زیرلایهٔ ns زودتر از $(n-1)d$ پر می‌شود و اگر در آرایش الکترونی گونه‌ای زیرلایهٔ $(n-1)d$ وجود داشت، ولی ns وجود نداشت، آن‌گونه حتماً الکترون‌های زیرلایهٔ ns یا زیرلایه‌های ns و np خود را از دست داده و یک یون مثبت است.

مثال آرایش $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$ را فقط می‌توان به آرایش یک یون مثبت نسبت داد که آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت اتم آن در حالت خنثی $3d^6 4s^2$ یا $3d^7 4s^2$ بوده است.

۴ آرایش‌های d^4 و d^9 اگرچه در مورد اتم عنصرهای دستهٔ d عموماً تشکیل نمی‌شوند، ولی در آرایش الکترونی یون‌ها وجود دارند و تشکیل می‌شوند:

$$_{29}Cu^{2+}: [_{18}Ar]3d^9 \qquad _{24}Cr^{2+}: [_{18}Ar]3d^4$$

ترکیب‌های یونی

۱ به کاتیون یا آنیونی که فقط‌وفقط! از یک اتم تشکیل شده باشد، **یون تک‌اتمی** می‌گویند. برای مثال، یون‌های Na^+ و Cl^- یون تک‌اتمی به شمار می‌روند.

حواسا اینجا! اگر یونی بیش از یک نوع عنصر داشت، دیگر یون تک‌اتمی به‌شمار نمی‌رود. برای مثال یون OH^- را درنظر بگیرید، این یون از دو عنصر O و H تشکیل شده است و هر واحد آن شامل دو اتم است. بنابراین معلومه که OH^- یون تک‌اتمی نیست.

حواسا اینجا! اگر یونی بیش از یک اتم داشت، دیگر یون تک‌اتمی به شمار **نمی‌رود**. برای مثال یون N_3^- را درنظر بگیرید، این یون تنها از یک نوع عنصر (N) تشکیل شده است، ولی هر واحد آن شامل ۳ اتم نیتروژن می‌باشد، بنابراین خیلی تابلوئه که یون تک‌اتمی نیست.[1]

۲ یون‌های تک‌اتمی حاصل از دسته‌های s و p یا به‌صورت کاتیون یا به‌صورت آنیون هستند:

کاتیون‌ها: نام کاتیون‌های تک‌اتمی با نام عنصر تفاوتی ندارد. فقط قبل از نام عنصر، کلمهٔ «یون» اضافه می‌شود:

Na^+ : یون سدیم $\qquad Mg^{2+}$: یون منیزیم $\qquad H^+$: یون هیدروژن

آنیون‌ها: برای نامیدن یک آنیون تک‌اتمی، افزون بر به‌کار بردن کلمهٔ یون پیش از نام آنیون، به انتهای نام نافلز (یا ریشهٔ نام آن) پسوند «ید» اضافه می‌کنیم. به مثال‌های زیر توجه کنید:

Cl^- : یون کلرید $\qquad S^{2-}$: یون سولفید $\qquad N^{3-}$: یون نیترید

در جدول زیر، نام برخی از یون‌های تک‌اتمی آورده شده است:

نماد شیمیایی	نام یون	بار الکتریکی
H^-	یون هیدرید	۱−
F^-	یون فلوئورید	۱−
O^{2-}	یون اکسید	۲−
S^{2-}	یون سولفید	۲−
N^{3-}	یون نیترید	۳−
P^{3-}	یون فسفید	۳−

نماد شیمیایی	نام یون	بار الکتریکی
H^+	یون هیدروژن	۱+
Li^+	یون لیتیم	۱+
Mg^{2+}	یون منیزیم	۲+
Ca^{2+}	یون کلسیم	۲+
Al^{3+}	یون آلومینیم	۳+

۱ - به این مدل یون‌ها، یون چنداتمی گفته می‌شود که در فصل سوم *فیلی شیک و مهلسی*! باهاشون آشنا می‌شوید.

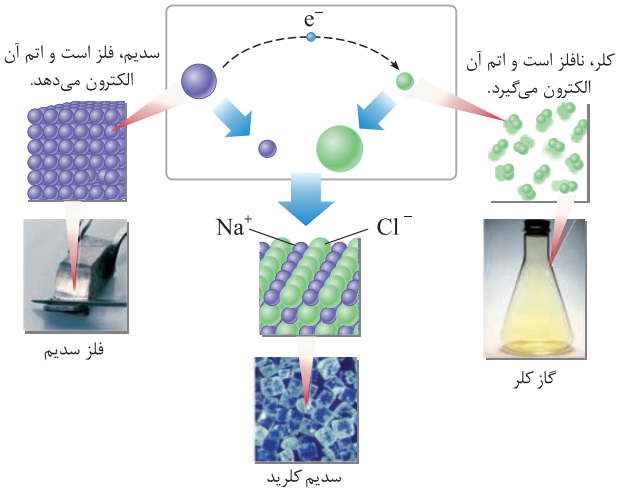
۳ اگر در شرایط مناسب، اتم فلز و نافلز در کنار هم قرار بگیرند، می‌توانند با مبادلهٔ الکترون به‌ترتیب به کاتیون و آنیون تبدیل شوند. میان یون‌های تولیدشده، به دلیل وجود بارهای الکتریکی **ناهمنام**، نیروی جاذبهٔ بسیار قوی برقرار می‌شود که **پیوند یونی** نامیده می‌شود و ترکیب حاصل را **ترکیب یونی** می‌نامند.

معروف‌ترین مثال تشکیل پیوند یونی، تشکیل سدیم کلرید یا نمک خوراکی است. در ادامه با این مثال بیشتر آشنا می‌شی!

۴ سدیم، فلزی بسیار واکنش‌پذیر است و به گروه ۱ جدول دوره‌ای عنصرها تعلق دارد. از طرفی، کلر یک نافلز است که به‌صورت مولکول **دو اتمی** (Cl_2) و گازی‌شکل وجود دارد. کلر گازی **زردرنگ** و به نوبهٔ خود بسیار واکنش‌پذیر است. کلر به گروه ۱۷ جدول تناوبی تعلق دارد. وقتی سدیم و کلر در کنار یکدیگر قرار می‌گیرند، اتم سدیم با از دست دادن یک الکترون به یون سدیم و اتم کلر با گرفتن همان یک الکترون به یون کلرید تبدیل می‌شود.

$$_{11}Na : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 \xrightarrow{-1e} Na^+ : 1s^2 2s^2 2p^6 \text{ یا } [_{10}Ne]$$

$$_{17}Cl : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \xrightarrow{+1e} Cl^- : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \text{ یا } [_{18}Ar]$$



سپس میان Na^+ و Cl^- تشکیل‌شده، پیوند جاذبه‌ای بسیار قوی به‌وجود می‌آید که پیوند یونی نامیده می‌شود و سدیم کلرید را یک ترکیب یونی به‌شمار می‌آورند.

شکل مقابل، روند تشکیل سدیم کلرید را به‌صورت Full HD! نمایش می‌دهد.

چهار تا نکتهٔ خیلی مهم از شکل مقابل برداشت می‌شه که به شرح زیر هستش:

- فلز سدیم بسیار نرم است، به طوری که با چاقو بریده می‌شود.
- گاز کلر، گازی زردرنگ است.
- هنگامی‌که اتم یک فلز با از دست دادن الکترون به کاتیون خود تبدیل می‌شود، شعاع و حجم آن **کاهش** پیدا می‌کند. در عوض هنگامی‌که اتم یک نافلز با گرفتن الکترون به آنیون خود تبدیل می‌شود، شعاع و حجم آن **افزایش** پیدا می‌کند.

اندازه : $Na > Cl^- > Na^+ > Cl$

- ترکیب یونی شامل تعداد زیادی یون با آرایشی منظم و در سه بعد است که در ساختار آن‌ها مولکولی وجود ندارد؛ از این‌رو در متون علمی برای آن‌ها واژهٔ مولکول به‌کار برده نمی‌شود.

فرمول‌نویسی و نام‌گذاری ترکیب‌های یونی

۱ برای نوشتن فرمول یک ترکیب یونی، قدم‌های زیر را مو به مو! رعایت کنید:

قدم اول: نماد شیمیایی کاتیون را در سمت چپ و نماد شیمیایی آنیون را در سمت راست می‌نویسیم. برای مثال اگر بخواهیم فرمول شیمیایی کلسیم اکسید را بنویسیم، نماد شیمیایی یون کلسیم را در سمت چپ و نماد شیمیایی یون اکسید را در سمت راست قرار می‌دهیم:

Ca^{2+} O^{2-}

قدم دوم: یک ترکیب یونی از نظر بار الکتریکی خنثی است، بنابراین فرمول شیمیایی آن نیز باید از نظر بار، خنثی باشد. برای این منظور بار آنیون را زیروند کاتیون و بار کاتیون را زیروند آنیون قرار می‌دهیم. حواست باشه که از نوشتن زیروند ۱ خودداری می‌کنیم.

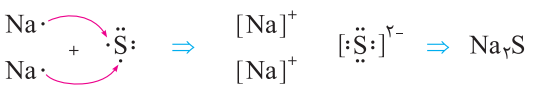
$Ca^{\textcircled{2}+}\ O^{\textcircled{2}-}$

قدم سوم: زیروندها را تا جای ممکن ساده می‌کنیم.

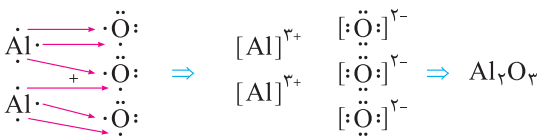
$$Ca_2O_2 \xrightarrow{\text{ساده کردن زیروندها}} CaO$$

نکته هر ترکیب یونی از لحاظ بار الکتریکی **خنثی** است؛ زیرا مجموع بار الکتریکی کاتیون‌ها با مجموع بار الکتریکی آنیون‌ها برابر است. حواست خیلی جمع باشه که لزومی نداره در یک ترکیب یونی تعداد کاتیون‌ها با تعداد آنیون‌ها برابر باشد، مثلاً در Al_2O_3 به‌ازای هر دو کاتیون Al^{3+}، سه آنیون O^{2-} وجود دارد. با استفاده از همین نکته، کتاب درسی چگونگی تشکیل و نوشتن فرمول شیمیایی ترکیب‌های یونی را تشریح کرده است، مثلاً Na_2S و Al_2O_3:

تشکیل Na_2S :



تشکیل Al_2O_3 :



۲ برای نام‌گذاری ترکیب‌های یونی که هیچ کاری هم نداره! فقط کافیست بتوانید کاتیون و آنیون را تشخیص داده و سپس طبق قاعدهٔ زیر آن را نام‌گذاری می‌کنیم:

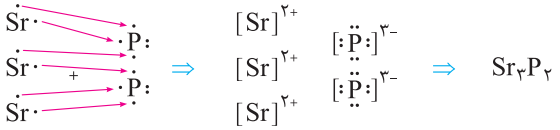
نام کاتیون + نام آنیون

مثال پتاسیم نیترید: K_3N — سدیم سولفید: Na_2S

کلسیم اکسید: CaO — آلومینیم فسفید: AlP

برخی نکات ترکیب‌های یونی

۱ فرض کنید فلز استرانسیم و نافلز فسفید در شرایط مناسب با یک‌دیگر الکترون مبادله کنند و ترکیب یونی استرانسیم فسفید را به‌وجود آورند. از آن‌جا که ترکیب یونی خنثی است، می‌توان این مبادله را به‌صورت مقابل نشان داد:



$$Sr_3P_2$$

۲ برای به‌دست آوردن شمار الکترون‌های مبادله‌شده در فرایندتشکیل n مول ترکیب یونی (n می‌تونه هر عدد دلخواه مثبتی باشه) می‌توانید از رابطهٔ زیر استفاده کنید:

تعداد الکترون‌های مبادله‌شده $= n \times N_A \times$ بار کاتیون $\times$ زیروند یا شمار کاتیون

اگر با آنیون بیشتر حال می‌کنی، از رابطهٔ زیر استفاده کن:

تعداد الکترون‌های مبادله‌شده $= n \times N_A \times$ قدر مطلق بار آنیون $\times$ زیروند یا شمار آنیون

مثال می‌خواهیم شمار الکترون‌های مبادله‌شده در تشکیل ۰/۲۵ مول استرانسیم فسفید را به‌دست آوریم:

$$Sr_3P_2 \Rightarrow 3Sr^{2+}: n \times N_A \times \text{بار کاتیون} \times \text{زیروند یا شمار کاتیون} = 0/25 \times 6/02 \times 10^{23} \times 2 \times 3 = 9/03 \times 10^{23}$$

بنابراین برای تشکیل ۰/۲۵ مول استرانسیم فسفید، $9/03 \times 10^{23}$ الکترون مبادله می‌شود.

حواسا اینجا! برای مقایسه کردن شمار الکترون‌های مبادله‌شده در هنگام تشکیل چند ترکیب یونی، *به وقت به جای N_A عدد $6/02 \times 10^{23}$ رو ننداریا!* معادله‌های بالا را برحسب N_A به‌دست بیاورید و با یکدیگر مقایسه کنید.

مثال در فرایند تشکیل دو مول K_2S و یک مول $FeCl_3$، شمار الکترون‌های مبادله‌شده به‌صورت زیر محاسبه و مقایسه می‌شوند:

$$K_2S \Rightarrow 2K^+: n \times N_A \times \text{بار کاتیون} \times \text{زیروند یا شمار کاتیون} = 2 \times N_A \times 1 \times 2 = 4N_A$$

$$FeCl_3 \Rightarrow 1Fe^{3+}: n \times N_A \times \text{بار کاتیون} \times \text{زیروند یا شمار کاتیون} = 1 \times N_A \times 3 \times 1 = 3N_A$$

بنابراین در تشکیل دو مول K_2S تعداد الکترون‌های بیشتری نسبت به تشکیل یک مول $FeCl_3$ مبادله می‌شود.

۳ منظور از تعداد **عنصرهای** سازندهٔ یک ترکیب، تعداد **انواع** اتم‌های سازندهٔ آن است. برای مثال، تعداد عنصرهای ترکیب NH_4NO_3 که شامل N، H و O است، ۳ می‌باشد. *بدیهی و تابلو یا شاید هم مبرهن باشه که* تعداد اتم‌های سازندهٔ NH_4NO_3 که شامل دو اتم N، چهار اتم H و سه اتم O است، برابر ۹ می‌باشد.

مثال $C_6H_{12}O_6$: ۳ تعداد عنصرها، ۲۴ تعداد اتم‌ها — Na_2SO_4: ۳ تعداد عنصرها، ۷ تعداد اتم‌ها

۴ منظور از سؤال «یک ترکیب یونی، چندتایی است؟» این است که **تعداد عنصرهای** به‌کار رفته در آن را شمارش کنید *نه پیزهای جانبی دیگه‌ای* مثل تعداد اتم‌های آن. برای مثال Fe_2O_3 دارای ۵ اتم است ولی از دو عنصر آهن و اکسیژن تشکیل شده است، پس یک ترکیب دوتایی به‌شمار می‌رود.

مثال ترکیب سه‌تایی: NH_4Cl — ترکیب دوتایی: Al_2O_3

ترکیب سه‌تایی: $Al_2(SO_4)_3$ — ترکیب دوتایی: Na_3P

مواد مولکولی

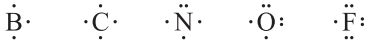
۱ همان‌طور که در سال گذشته خواندید، بسیاری از مواد شیمیایی در ساختار خود هیچ یونی ندارند و ذره‌های سازندهٔ آن‌ها مولکول‌ها هستند. به مواد شیمیایی که در ساختار خود مولکول دارند، **مواد مولکولی** می‌گویند.

۲ برای تشکیل ترکیب‌های یونی که ذره‌های سازندهٔ آن، یون‌ها هستند، میان فلز و نافلز الکترون دادوستد می‌شود، اما برای تشکیل مواد مولکولی که ذره‌های سازندهٔ آن، مولکول‌ها هستند، معمولاً میان نافلز و نافلز الکترون به اشتراک گذاشته می‌شود، یعنی هیچ‌کدام از اتم‌ها به یون تبدیل نمی‌شوند و تنها به اشتراک‌گذاری ساده میان آن‌ها اتفاق می‌افتد.

۳ ساختار لوویس یا آرایش الکترون ـ نقطه‌ای، مدلی است که آرایش الکترون‌های ظرفیت اتم‌ها در یک گونه (مانند مولکول‌ها) را نشان می‌دهد. در تشکیل مولکول‌ها، هدف اصلی، رسیدن آرایش هشت‌تایی پایدار گاز نجیب است. در این فصل، *کلاً با رسم ساختار لوویس چندتا مولکول فیلی‌فیلی! ساده آشنا می‌شین و در فصل بعد حسابی از فجالتتان بابت ساختار لوویس درمی‌آییم!*

حواسا اینجا! اتم هیدروژن ($_1H$) دارای یک الکترون است و پس از تشکیل پیوند کووالانسی، الکترون‌های ظرفیتی خود را به عدد ۲ رسانده و به آرایش پایدار گاز نجیب هلیم ($_2He$) می‌رسد. در نتیجه اتم هیدروژن پایدار می‌شود، ولی به آرایش هشت‌تایی نمی‌رسد.

۴ در این مدل، اطراف هر اتم، به اندازهٔ تعداد الکترون‌های لایهٔ ظرفیت آن اتم، نقطه قرار می‌دهیم. از آن‌جا که در گروه‌های اصلی (دستهٔ s و p)، عدد یکان شمارهٔ گروه نشان‌دهندهٔ تعداد الکترون‌های ظرفیتی می‌باشد، کافی است به تعداد عدد یکان شمارهٔ گروه، اطراف آن را نقطه‌گذاری کنیم. به آرایش الکترون ـ نقطه‌ای چند اتم توجه کنید:



نکته پیوند کووالانسی معمولاً میان دو نافلز به‌وجود می‌آید. اما همان‌طور که خواندیم، برخی فلزها مانند Al نیز قادر به تشکیل پیوند کووالانسی با نافلزها هستند.

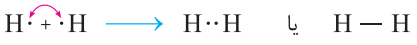
مثال گاز کلر که خاصیت رنگ‌بری و گندزدایی دارد از مولکول‌های دو اتمی (Cl_2) تشکیل شده است. تعداد الکترون‌های ظرفیتی اتم کلر برابر ۷ تاست و با به اشتراک گذاشتن یک الکترون به آرایش هشت‌تایی گاز نجیب آرگون می‌رسد. این جوری:

نکته دو الکترون مشترک میان دو اتم را با یک خط نمایش می‌دهیم و به آن پیوند اشتراکی (پیوند کووالانسی) می‌گوییم. به این الکترون‌ها که میان هر دو اتم مشترک هستند، الکترون‌های **پیوندی** نیز می‌گویند.

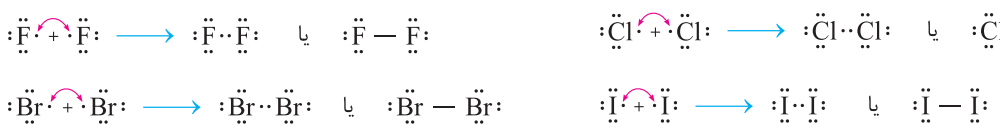
نکته جفت الکترون‌هایی که روی هر اتم وجود دارد، غیراشتراکی بوده و به آن جفت الکترون **غیرپیوندی** نیز می‌گویند. این جفت الکترون‌ها فقط به یک اتم تعلق دارد.

جمع‌بندی در کل این فصل با آرایش الکترون ـ نقطه‌ای مولکول‌های خیلی ساده! آشنا می‌شویم که تمام آن‌ها در زیر آمده‌اند:

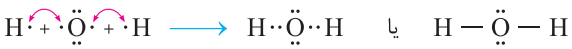
✦ گاز هیدروژن (H_2):



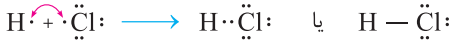
✦ مولکول‌های گروه ۱۷ جدول (F_2 ، Cl_2 ، Br_2 ، I_2):



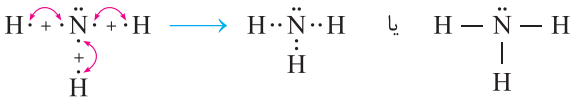
✦ آب (H_2O):



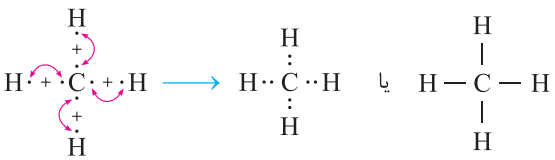
✦ گاز هیدروژن کلرید (HCl):



✦ آمونیاک (NH_3):

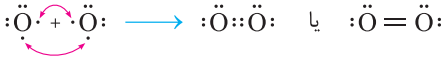


✦ متان (CH_4):



نکته به پیوندی مانند H — H که دارای تنها یک جفت الکترون اشتراکی یا ۲ الکترون پیوندی است، پیوند **یگانه** گویند. در برخی از مولکول‌ها، اتم‌ها بیش از یک الکترون به اشتراک می‌گذارند که نتیجهٔ آن تشکیل پیوندهایی با بیش از یک جفت الکترون اشتراکی است، مانند N_2 و O_2.

✦ گاز اکسیژن (O_2):



به پیوندی مانند O = O که دارای دو جفت الکترون اشتراکی یا ۴ الکترون پیوندی است، پیوند **دوگانه** می‌گویند.

✦ گاز نیتروژن (N_2):

به پیوندی مانند N ≡ N که دارای سه جفت الکترون اشتراکی یا ۶ الکترون پیوندی است، پیوند **سه‌گانه** می‌گویند.

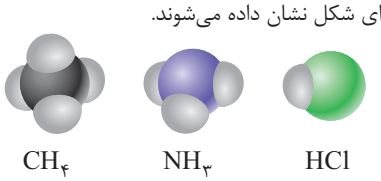
چند نکتهٔ حاشیه‌ای!

۱ به فرمول شیمیایی که افزون بر نوع عنصرهای سازنده، شمار اتم‌های هر عنصر را نشان می‌دهد، **فرمول مولکولی** می‌گویند.

مثال فرمول شیمیایی اتانول به‌صورت C_2H_6O است. این فرمول نشان می‌دهد که اتانول از ۳ عنصر (C، H و O) تشکیل شده و در هر واحد فرمولی دارای ۹ اتم است.

۲ مدل فضاپرکن، روشی برای نمایش سه‌بعدی گونه‌های شیمیایی (مانند مولکول‌ها) است که در آن، اتم‌ها به‌صورت کره‌ای شکل نشان داده می‌شوند.

مثال مدل فضاپرکن سه ترکیب هیدروژن کلرید (HCl)، آمونیاک (NH_3) و متان (CH_4) به‌صورت مقابل است:



نکته همان‌طور که می‌بینید از روی مدل فضاپرکن، نمی‌توان تعداد جفت الکترون‌های پیوندی را تعیین کرد. به همین ترتیب، جفت الکترون‌های ناپیوندی نیز در این مدل نمایش داده نمی‌شوند.