

آزمون حضوری  
شماره دو



## مرورنامه آزمون آزمایشی خلی سیز

نام درس	مباحث	از صفحه	تا صفحه	مؤلف	ویراستار
شیمی (۱)	فصل اول صفحه ۱ تا ۴۶	۲	۲۰	عباس سرمایه معصومه سعیدی سروش عبادی	بنیامین یعقوبی



## (فصل کیهان، زادگاه الفبای هستی)

### مقدمه -

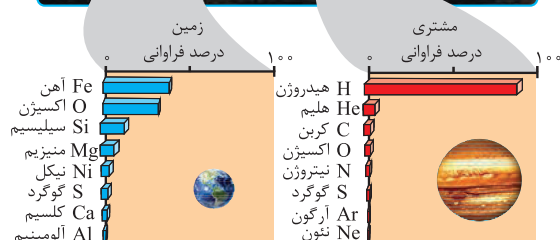
انسان همواره با سه پرسش زیر روبه‌رو بوده است:

- ۱) هستی چگونه پدید آمده است؟ ← پاسخ به این پرسش در قلمرو علم تجربی نمی‌گنجد.
- ۲) جهان کنونی چگونه شکل گرفته است؟ ← علم تجربی تلاش گسترده‌ای برای یافتن پاسخ این پرسش‌ها انجام داده و این تلاش‌ها
- ۳) پدیده‌های طبیعی چرا و چگونه رخ می‌دهند؟ ← سبب افزایش دانش ما درباره جهان مادی شده است.

**مثال** دانشمندان دو فضاپیمای وویجر (۱) و (۲) را برای شناخت بیشتر سامانه خورشیدی به فضا فرستادند.

گذر از کنار برخی سیاره‌ها ← مشتری، زحل، اورانوس و نپتون (سیاره‌های گازی)  
 مأموریت فضاپیمای وویجر ← تهیه و ارسال شناسنامه فیزیکی و شیمیایی این سیاره‌ها ← به دست آوردن اطلاعاتی مانند نوع عنصرهای (۱) و (۲)  
 سازنده، ترکیب‌های شیمیایی در اتمسفر آن‌ها و ترکیب درصد این مواد

## عنصرها چگونه پدید آمدند؟



مطالعه کیهان، به‌ویژه سامانه خورشیدی کمک زیادی برای یافتن پاسخ پرسش «چگونگی پیدایش عنصرها» می‌کند.

با بررسی نوع و مقدار عنصرهای سازنده برخی سیاره‌های سامانه خورشیدی (مانند زمین و مشتری) و مقایسه آن با عنصرهای سازنده خورشید، می‌توان به درک بهتری از چگونگی تشکیل عنصرها دست یافت.

تو جدول زیر بعضی از ویژگی‌های مهم دو سیاره زمین و مشتری رو براتون آوردیم.  
 اون‌ها رو به صورت مقایسه‌ای تو ذهنتون SAVE کنین!

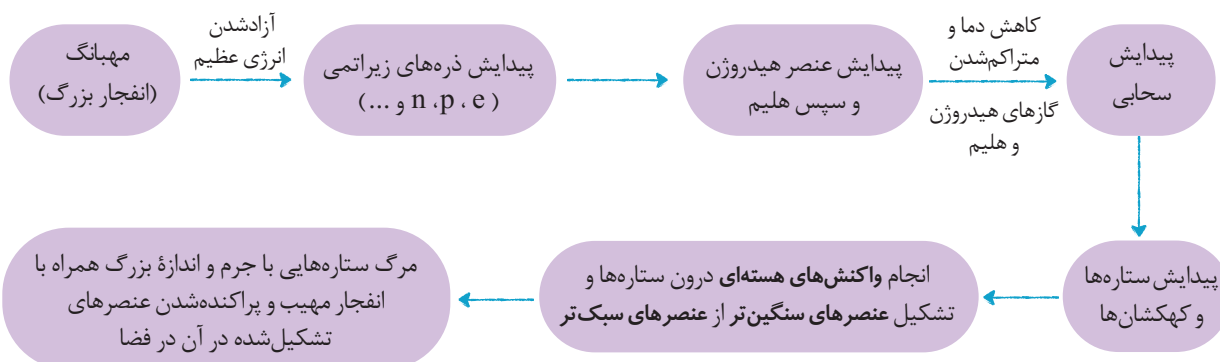
ویژگی	نام سیاره	زمین	مشتری
فراوان‌ترین عنصر		آهن (Fe)	هیدروژن (H)
درصد فراوانی فراوان‌ترین عنصر		کم‌تر از ۵۰ درصد (حدود ۴۰٪)	بیشتر از ۵۰ درصد (حدود ۹۰٪)
عنصری با کم‌ترین فراوانی در بین ۸ عنصر		آلومینیم (Al)	نئون (Ne)
در بین ۸ عنصر فراوان، چه نوع عنصرهایی در آن وجود دارد؟		فلز، نافلز و شبه‌فلز	فقط نافلز
بیشتر از چه جنسی است؟		سنگ	گاز
اندازه (شعاع)		زمین > مشتری	
فاصله از خورشید		زمین > مشتری	
عنصرهای مشترک		اکسیژن (O) و گوگرد (S)	
درصد فراوانی عنصرهای مشترک		مشتری > زمین	



● مقایسهٔ عنصرهای سازندهٔ مشتری و زمین و یافته‌هایی از این دست، نشان می‌دهد که عنصرها به صورت ناهمگن (غیریکنواخت) در جهان هستی توزیع شده‌اند.

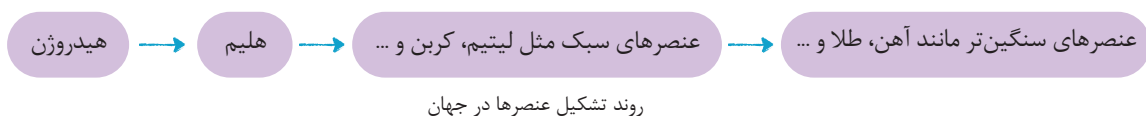
### – نظریهٔ مه‌بانگ و روند پیدایش عنصرها –

● برخی از دانشمندان معتقدند که سرآغاز جهان هستی با انفجاری بزرگ (مه‌بانگ) همراه بوده که طی آن انرژی زیادی آزاد شده است. با این انفجار، ذره‌های زیراتمی مانند الکترون، پروتون و نوترون تشکیل شده‌اند.



● سحابی‌ها مجموعه‌های گازی شامل هیدروژن و هلیوم هستند که سبب پیدایش ستاره‌ها و کهکشان‌ها شدند.

● ستارگان را کارخانهٔ تولید عنصرها می‌دانند، زیرا درون ستاره‌ها (همانند خورشید)، در دماهای بسیار بالا، واکنش‌های هسته‌ای رخ می‌دهد و در این واکنش‌ها، از عنصرهای سبک‌تر، عنصرهای سنگین‌تر پدید می‌آید. با مرگ ستاره که اغلب با یک انفجار مهیب همراه است، عنصرهای تشکیل شده در آن، در فضا پراکنده می‌شود.



روند تشکیل عنصرها در جهان

● خورشید، نزدیک‌ترین ستاره به زمین است. انرژی گرمایی و نورانی خورشید به دلیل انجام واکنش‌های هسته‌ای است که در آن هیدروژن (عنصر سبک‌تر) به هلیوم (عنصر سنگین‌تر) تبدیل می‌شود.

### عدد اتمی و عدد جرمی

● به تعداد پروتون‌های هستهٔ اتم هر عنصر، عدد اتمی آن عنصر گفته می‌شود. عدد اتمی ( $Z$ ) هر عنصر، منحصر به فرد است و به کمک عدد اتمی، نوع عنصر را تعیین می‌کنند.

نماد شیمیایی عنصر  $\rightarrow {}^A_Z E$  ← عدد جرمی

● به مجموع تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های یک اتم، عدد جرمی گفته می‌شود.

● اتم، ذره‌ای خنثی است؛ بنابراین تعداد پروتون‌های یک اتم ( $Z$ ) با تعداد الکترون‌های آن ( $e$ ) برابر است.

● اتم‌ها با از دست دادن یا گرفتن الکترون به ذراتی باردار به نام یون تبدیل می‌شوند. در تبدیل اتم‌ها به یون، هستهٔ اتم دستخوش تغییر نمی‌شود؛ بنابراین عدد اتمی و جرمی (تعداد  $p$  ها و  $n$  ها) در اتم‌ها و یون‌های مربوط به آن‌ها، هیچ فرقی با هم نمی‌کند.

● در یون‌های مثبت (کاتیون‌ها) و منفی (آنیون‌ها) داریم:

$$\begin{aligned} & \left\{ \begin{array}{l} \text{تعداد پروتون‌ها} = Z \\ \text{تعداد نوترون‌ها} = A - Z \\ \text{تعداد الکترون‌ها} = Z - m \end{array} \right. \quad {}^A_Z E^{m+} \text{ (کاتیون)} \\ & \left\{ \begin{array}{l} \text{تعداد پروتون‌ها} = Z \\ \text{تعداد نوترون‌ها} = A - Z \\ \text{تعداد الکترون‌ها} = Z + m \end{array} \right. \quad {}^A_Z E^{m-} \text{ (آنیون)} \end{aligned}$$



● در مبحث عدد جرمی، مسائلی داریم که در آن عدد جرمی (مجموع شمار پروتون‌ها و نوترون‌ها) و تفاوت شمار نوترون‌ها و پروتون‌ها داده می‌شود. برای پاسخ‌دادن به این سؤال‌ها می‌توان از فرمول زیر استفاده کرد:

$$\text{(تفاوت شمار نوترون‌ها و پروتون‌ها) - عدد جرمی (A)} = \frac{\text{عدد اتمی (Z)}}{2}$$

**مثال** عدد جرمی عنصری ۷۹ و تفاوت شمار نوترون‌ها و پروتون‌های هسته آن برابر با ۱۱ است. این اتم دارای چند الکترون است؟

۳۴ (۱)      ۲۸ (۲)      ۴۵ (۳)      ۳۹ (۴)

پاسخ گزینه «۳»  

$$\text{عدد اتمی (Z)} = \frac{79 - 11}{2} = \frac{68}{2} = 34$$

● در مبحث عدد جرمی، مسائلی داریم که در آن عدد جرمی (مجموع شمار پروتون‌ها و نوترون‌ها) و تفاوت شمار نوترون‌ها و الکترون‌ها داده می‌شود. برای پاسخ به این سؤال‌ها:

۱) اگر گونه مورد نظر در سؤال اتم خنثی یا کاتیون باشد، می‌توان از فرمول زیر استفاده کرد:

$$\text{بار یون با علامت - (تفاوت شمار نوترون‌ها و الکترون‌ها) - عدد جرمی (A)} = \frac{\text{عدد اتمی (Z)}}{2}$$

۲) اگر گونه مورد نظر در سؤال یون منفی (آنیون) باشد و اختلاف شمار نوترون‌ها و الکترون‌ها در آن بیشتر از قدرمطلق بار یون باشد، از فرمول بالا استفاده می‌شود، ولی اگر اختلاف شمار نوترون‌ها و الکترون‌ها در یون منفی داده شده کمتر از قدرمطلق بار یون باشد، باید هر دو حالت  $N - e$  و  $e - N$  را در حل سؤال در نظر بگیریم تا ببینیم کدام درست است!

**مثال** در یون  $X^{2+}$ ، عدد جرمی برابر ۲۰۷ و اختلاف شمار نوترون‌ها و الکترون‌ها برابر ۴۵ است. عدد اتمی عنصر X کدام است؟

۸۲ (۱)      ۸۰ (۲)      ۷۸ (۳)      ۷۶ (۴)

پاسخ گزینه «۲»  

$$\text{عدد اتمی (Z)} = \frac{207 - (45) - 2}{2} = \frac{160}{2} = 80$$

**مثال** عدد جرمی عنصر Y برابر با ۳۱ است. اگر اختلاف شمار الکترون‌ها و نوترون‌ها در یون پایدار  $Y^{3-}$  برابر با ۲ باشد، این یون چند پروتون دارد؟

۱۵ (۱)      ۱۳ (۲)      ۱۸ (۳)      ۱۶ (۴)

پاسخ گزینه «۱». فب با یون منفی سروکار داریم و اختلاف شمار الکترون‌ها و نوترون‌ها در آن (۲)، بیشتر از قدرمطلق بار یون (۳) نیست؛ پس نمی‌توانیم از فرمول استفاده کنیم و باید دو حالت  $N - e = 2$  و  $e - N = 2$  را در حل سؤال در نظر بگیریم تا ببینیم کدام درست است!

حالت اول:  $N - e = 2 \xrightarrow{e=Z+3} N - (Z+3) = 2 \Rightarrow N - Z = 5$

$$\begin{cases} N - Z = 5 \\ N + Z = 31 \end{cases} \Rightarrow 2N = 36 \Rightarrow N = 18, Z = 13$$

عنصر با عدد اتمی ۱۳، همان فلز آلومینیم ( $Al_{13}$ ) است. فلزات یون منفی تشکیل نمی‌دهند؛ پس فرض  $N - e = 2$  غلط است.

حالت دوم:  $e - N = 2 \xrightarrow{e=Z+3} (Z+3) - N = 2 \Rightarrow Z - N = -1$

عنصر با عدد اتمی ۱۵، همان نافلز فسفر ( $P_{15}$ ) است که یون پایدار  $P^{3-}$  تشکیل می‌دهد.  $\checkmark$   

$$\begin{cases} Z - N = -1 \\ Z + N = 31 \end{cases} \Rightarrow 2Z = 30 \Rightarrow Z = 15$$





### ایزوتوپ (هم مکان)

- اغلب در یک نمونه طبیعی از یک عنصر، اتم‌های سازنده جرم یکسانی ندارند. به اتم‌های یک عنصر که دارای عدد اتمی یکسان ولی عدد جرمی متفاوت (در نتیجه داشتن تعداد نوترون‌های متفاوت) هستند، ایزوتوپ گفته می‌شود.
- خواص شیمیایی اتم‌های هر عنصر به عدد اتمی ( $Z$ ) آن وابسته است؛ از این رو ایزوتوپ‌های یک عنصر همگی خواص شیمیایی یکسانی دارند و در جدول دوره‌ای عناصر تنها یک مکان (یک خانه) را اشغال می‌کنند. به همین دلیل به آن‌ها هم مکان می‌گویند.
- با توجه به این که جرم ایزوتوپ‌ها با هم فرق دارد، خواص فیزیکی وابسته به جرم مانند چگالی، نقطه ذوب و جوش ایزوتوپ‌ها با هم متفاوت است و فراوانی ایزوتوپ‌های یک عنصر در طبیعت یکسان نیست و معمولاً ایزوتوپی که فراوانی بیشتری دارد، پایدارتر است.

$$\text{درصد فراوانی ایزوتوپ } X = \frac{\text{تعداد ایزوتوپ‌های } X}{\text{تعداد کل ایزوتوپ‌های عنصر}} \times 100$$

توجه: زیر ایزوتوپ‌های طبیعی هند عنصر رو که تو کتاب درسی اومده براتون آوردیم. ایزوتوپ پایدار هر کدوم رو به قاطر بسپارین!

عنصر	شمار ایزوتوپ‌های طبیعی	نماد ایزوتوپ‌های طبیعی	ایزوتوپی با فراوانی بیشتر
منیزیم ( $_{12}\text{Mg}$ )	۳	$^{24}_{12}\text{Mg}$ , $^{25}_{12}\text{Mg}$ , $^{26}_{12}\text{Mg}$	$^{24}_{12}\text{Mg}$ (ایزوتوپ سبک‌تر)
لیتیم ( $_{3}\text{Li}$ )	۲	$^6_3\text{Li}$ , $^7_3\text{Li}$	$^7_3\text{Li}$ (ایزوتوپ سنگین‌تر)
هیدروژن ( $_{1}\text{H}$ )	۳	$^1_1\text{H}$ , $^2_1\text{H}$ , $^3_1\text{H}$	$^1_1\text{H}$ (ایزوتوپ سبک‌تر)
کلر ( $_{17}\text{Cl}$ )	۲	$^{35}_{17}\text{Cl}$ , $^{37}_{17}\text{Cl}$	$^{35}_{17}\text{Cl}$ (ایزوتوپ سبک‌تر)

شبهات‌های ایزوتوپ‌ها ← عدد اتمی (تعداد پروتون‌ها)  
← تعداد الکترون‌ها و موقعیت آن‌ها در جدول دوره‌ای  
← خواص شیمیایی

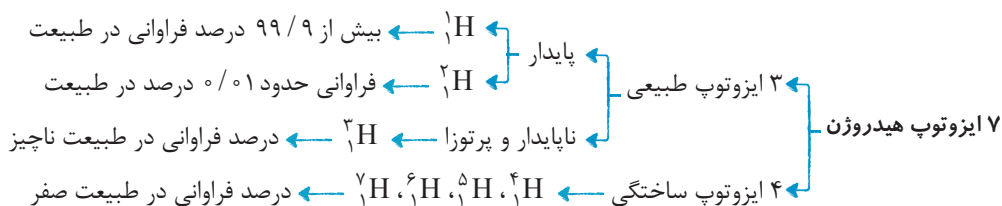
تفاوت‌های ایزوتوپ‌ها ← تعداد نوترون‌ها  
← عدد جرمی  
← خواص فیزیکی وابسته به جرم مانند چگالی، نقطه ذوب و جوش  
← میزان فراوانی در طبیعت و پایداری

- برخی از ایزوتوپ‌ها ناپایدارند و هسته آن‌ها، با گذشت زمان به صورت خودبه‌خود متلاشی می‌شود. این ایزوتوپ‌ها اغلب بر اثر تلاشی هسته، ذره‌های پرانرژی و مقدار زیادی انرژی آزاد می‌کنند. به این ایزوتوپ‌های پرتوزا و ناپایدار، رادیوایزوتوپ می‌گویند.
- اغلب (نه همه!) هسته‌هایی که نسبت شمار نوترون‌ها به پروتون‌های آن‌ها برابر یا بیشتر از  $1/5$  باشد ( $\frac{N}{p} \geq 1/5$ )، ناپایدار و پرتوزا هستند. برای نکته بالا موارد استثنا هم وجود دارد، مثلاً  $^{99}_{43}\text{Tc}$  و  $^{14}_6\text{C}$  ایزوتوپ‌های پرتوزا هستند، ولی  $\frac{N}{p}$  آن‌ها برابر یا بزرگ‌تر از  $1/5$  نیست یا  $^{195}_{78}\text{Pt}$  دارای  $\frac{N}{p}$  برابر با  $1/5$  است ولی هسته‌ای پایدار است و پرتوزا نیست.
- نیم‌عمر هر ایزوتوپ نشان می‌دهد که آن ایزوتوپ تا چه اندازه پایدار است. نیم‌عمر، مدت‌زمانی است که طول می‌کشد تا نیمی از هسته ایزوتوپ پرتوزا متلاشی شود.

نیم‌عمر کوتاه‌تر ← ایزوتوپ ناپایدارتر



## – ایزوتوپ‌های هیدروژن –



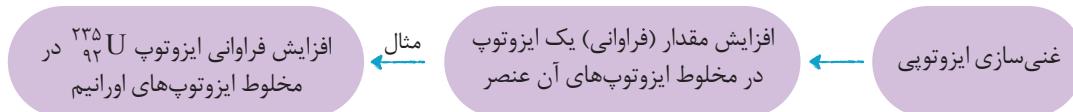
$^1_1\text{H} > ^2_1\text{H} > ^3_1\text{H} > ^4_1\text{H} > ^5_1\text{H} > ^6_1\text{H} > ^7_1\text{H}$  مقایسهٔ پایداری و نیم‌عمر ایزوتوپ‌های هیدروژن

## کاربرد برخی از رادیوایزوتوپ‌ها

۹۲ عنصر موجود در طبیعت (تقریباً ۷۸٪) ← ۱۱۸ عنصر شناخته‌شده  
 ۲۶ عنصر ساختگی (تقریباً ۲۲٪) ← در طبیعت وجود ندارند و در واکنشگاه هسته‌ای توسط انسان ساخته شده‌اند.

کاربرد	ویژگی‌های مهم	رادیوایزوتوپ‌ها و مواد پرتوزا
تصویربرداری غدهٔ تیروئید	نخستین عنصر مصنوعی ساخته‌شده توسط انسان – در طبیعت وجود ندارد – نیمه‌عمر آن کم است؛ بنابراین نمی‌توان مقادیر زیادی از این عنصر را ساخت و برای مدت طولانی نگهداری کرد. در دورهٔ ۵ و گروه ۷ جدول تناوبی قرار دارد.	$^{99}_{43}\text{Tc}$ (تکنسیم)
اغلب به عنوان سوخت در راکتورهای اتمی	اورانیم شناخته‌شده‌ترین فلز پرتوزاست. درصد فراوانی ایزوتوپ $^{235}_{92}\text{U}$ (سوخت راکتورهای اتمی) در مخلوط طبیعی آن کم‌تر از ۰/۷ درصد است. فراوانی این ایزوتوپ را به کمک غنی‌سازی ایزوتوپی افزایش می‌دهند.	$^{235}_{92}\text{U}$ (اورانیم)
تشخیص تودهٔ سرطانی	به گلوکز حاوی اتم پرتوزا می‌گویند. – پس از تزریق به بدن همراه گلوکز معمولی، جذب اندام‌ها و بافت‌های سرطانی (مصرف گلوکز بالاتری دارند) شده و پرتوهای نشرشده از آن‌ها به کمک آشکارساز تشخیص داده می‌شود.	گلوکز نشان‌دار

● یون یدید با یونی که حاوی  $^{99}_{43}\text{Tc}$  است و برای تصویربرداری غدهٔ تیروئید استفاده می‌شود، اندازهٔ مشابهی دارد و غدهٔ تیروئید هنگام جذب یدید، این یون را نیز جذب می‌کند.



● کیمیاگری یعنی تبدیل عنصرهای دیگر به طلا، که امروزه با پیشرفت علم شیمی و فیزیک امکان‌پذیر است، اما به دلیل زیاده‌بودن هزینهٔ تولید آن، صرفهٔ اقتصادی ندارد.

## طبقه‌بندی عنصرها

- در جدول دوره‌ای (تناوبی) امروزی عنصرها، براساس افزایش عدد اتمی سازماندهی شده‌اند به طوری که از عنصر هیدروژن با عدد اتمی یک ( $^1_1\text{H}$ ) آغاز و به عنصر شمارهٔ ۱۱۸ (اوگانسون،  $^{118}_{118}\text{Og}$ ) ختم می‌شود.
- در هر ردیف افقی جدول، چیدمان عنصرها برحسب افزایش عدد اتمی است و دوره نام دارد. جدول تناوبی ۷ دوره دارد.
- هر ستون جدول، شامل عنصرها با خواص شیمیایی مشابه است و گروه نام دارد، به عنوان مثال همهٔ عناصر گروه ۱۸ جدول، تمایل به انجام واکنش شیمیایی ندارند. جدول تناوبی ۱۸ گروه دارد.



- با پیمایش هر دوره از چپ به راست، خواص عنصرها به طور مشابه تکرار می‌شود.
- هر خانه از جدول به یک عنصر معین (و ایزوتوپ‌هایش) تعلق دارد و عدد اتمی عنصر، نماد شیمیایی، نام آن و جرم اتمی میانگین عنصر را مشخص می‌کند.
- نماد شیمیایی عنصرها یک یا دو حرفی است. حرف اول نام لاتین عنصر به صورت بزرگ و حرف دوم (در صورت دوحرفی بودن نماد) به صورت کوچک نوشته می‌شود.

عدد اتمی	۷
نماد شیمیایی	N
نام	نیتروژن
جرم اتمی میانگین	۱۴/۰۱

- برای تعیین تعداد عنصرهای موجود میان دو عنصر در جدول از رابطه زیر استفاده می‌شود:

$$۱ - (\text{اختلاف عدد اتمی دو عنصر}) = \text{تعداد عنصرهای موجود میان دو عنصر در جدول}$$

### جرم اتمی عنصرها

- جرم اجسام گوناگون را بسته به اندازه و نوع آن‌ها، با ترازوهای متفاوتی که دقت اندازه‌گیری متفاوت دارند، اندازه می‌گیرند. برای نمونه، دقت باسکول‌های تنی تا ۰/۰۱ تن و دقت ترازوهای زرگری تا ۰/۰۱ گرم است.
- با یک ترازوی مشخص می‌توان جرم اجسامی را اندازه‌گیری کرد که:

۱) جرم آن‌ها مقادیر صحیحی از دقت اندازه‌گیری ترازو باشد.

۲) جرم جسم از دقت ترازو کمتر نباشد.

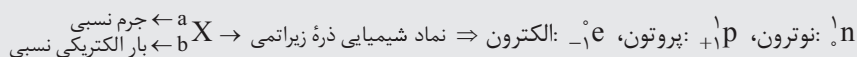
مثلاً با استفاده از یک باسکول چندتنی که دقت اندازه‌گیری آن تا ۰/۰۱ تن (۱۰ kg) است. نمی‌توان جرم یک هندوانه که به طور متوسط ۶ کیلوگرم جرم دارد را اندازه‌گیری کرد؛ زیرا جرم هندوانه از دقت اندازه‌گیری این ترازو کمتر است. در واقع کم‌ترین جرمی که این ترازو نسبت به آن حساسیت دارد و می‌تواند آن را اندازه‌گیری کند ۱۰ کیلوگرم است؛ پس ۶ کیلوگرم را نشان نمی‌دهد. یا اگر دقت ترازویی برابر ۰/۱ میلی‌گرم باشد، می‌توان با آن جسمی به جرم ۰/۳ میلی‌گرم را اندازه‌گیری کرد ولی نمی‌توان جسمی به جرم ۰/۳۵ میلی‌گرم را اندازه‌گیری کرد، ترازو ۰/۵ میلی‌گرم جرم جسم دوم را نشان نمی‌دهد.

● اتم‌ها بسیار ریزند و نمی‌توان آن‌ها را به طور مستقیم مشاهده کرد؛ بنابراین نمی‌توان جرم آن‌ها را با یکاهایی مانند گرم و ... و با ابزارهایی مانند ترازوی معمولی و ... اندازه‌گیری کرد. از این‌رو دانشمندان از یک مقیاس نسبی (مقایسه‌ای) برای تعیین جرم اتم‌ها استفاده کردند.

● شیمی‌دان‌ها جرم یک اتم کربن - ۱۲ ( $^{12}_6\text{C}$ ) را به عنوان مقیاسی (سنجه‌ای) برای جرم دیگر اتم‌ها انتخاب کردند و جرم این اتم را برابر با عدد ۱۲ در نظر گرفتند. سپس آن را به ۱۲ بخش یکسان تقسیم کرده و هر بخش را ۱ amu نامیدند.

● یکای جرم اتمی را amu می‌نامند و آن را با نماد u نیز نشان می‌دهند. یک amu برابر  $\frac{1}{12}$  جرم اتم کربن - ۱۲ است.

● هر یک از ذرات زیراتمی (الکترون، پروتون و نوترون) را با یک نماد نشان می‌دهند:



● در مقیاس جرم اتمی، جرم پروتون و نوترون به تقریب با هم برابر و در حدود ۱ amu است. (جرم نوترون اندکی از جرم پروتون بیشتر است.)

در حالی که جرم الکترون ناچیز و در حدود  $0.0005 \text{ amu} = \frac{1}{2000} \text{ amu}$  است.

● از آن‌جا که جرم پروتون و نوترون به تقریب با هم برابر و حدوداً ۱ amu است، عدد جرمی را می‌توان برابر با جرم اتمی در نظر گرفت. عدد جرمی یکا ندارد (مجموع تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های هسته را نشان می‌دهد)، در حالی که یکای جرم اتمی amu است:

$${}^7_3\text{Li} \Rightarrow \begin{cases} \text{عدد جرمی} = n + p = 7 \\ \text{جرم اتمی} \approx 7 \text{ amu} \end{cases}$$



### جرم اتمی میانگین

● در جدول تناوبی، جرم اتمی بیشتر عنصرها به صورت اعداد غیرصحیح و اعشاری بیان شده است. دلیل این امر این است که بیشتر عناصر در طبیعت به صورت مخلوطی از ایزوتوپها با جرمها و فراوانیهای متفاوت وجود دارند. در واقع جرم اتمی میانگین عنصرها در جدول تناوبی نوشته شده است.

● اگر فراوانی هر ایزوتوپ را با  $F_1, F_2, \dots$  و جرم اتمی هر یک از آنها را با  $M_1, M_2, \dots$  و ... نشان دهیم، جرم اتمی میانگین ( $\bar{M}$ ) از رابطه زیر به دست می‌آید:

$$\bar{M} = \frac{M_1 F_1 + M_2 F_2 + \dots}{F_1 + F_2 + \dots}$$

#### نکته

اگر  $F_1, F_2, \dots$  به جای فراوانی، درصد فراوانی هر یک از ایزوتوپها باشد،  $F_1 + F_2 + \dots = 100$  خواهد بود؛ بنابراین در مخرج رابطه بالا

$$\bar{M} = \frac{M_1 F_1 + M_2 F_2 + \dots}{100}, F_1, F_2, \dots = \text{درصد فراوانی ایزوتوپها}$$

#### نکته

برای ساده‌تر شدن محاسبات، می‌توان از فرمول زیر نیز برای محاسبه جرم اتمی میانگین استفاده کرد:

$$\bar{M} = M_1 + \frac{F_2}{100} (M_2 - M_1) + \frac{F_3}{100} (M_3 - M_1) + \dots$$

درصد فراوانی ایزوتوپ ۲
درصد فراوانی ایزوتوپ ۳

↑
↑

جرم ایزوتوپ ۲
جرم ایزوتوپ ۳

↓
↓

اختلاف جرم ایزوتوپ ۲ با ایزوتوپ سبک‌تر
اختلاف جرم ایزوتوپ ۳ با ایزوتوپ سبک‌تر

**مثال** عنصر A دارای چهار ایزوتوپ با عدد جرمی ۴۹، ۵۱، ۵۳ و ۵۴ است. اگر مجموع فراوانی دو ایزوتوپ اول ۶۵ و فراوانی ایزوتوپ سوم ۱۵ درصد باشد، درصد فراوانی دو ایزوتوپ اول، به ترتیب از راست به چپ کدام‌اند؟ (عدد جرمی ایزوتوپها، برابر جرم اتمی آنها و جرم اتمی میانگین برای عنصر A، برابر  $50/95 \text{ amu}$  فرض شود.)

(سراسری دافل تهرانی ۹۹)

$$14/5, 50/5 \quad (4) \quad 15, 50 \quad (3) \quad 17/5, 47/5 \quad (2) \quad 29/5, 35/5 \quad (1)$$

پاسخ گزینه «۲»

$$\bar{M} = M_1 + \frac{F_2}{100} (M_2 - M_1) + \frac{F_3}{100} (M_3 - M_1) + \frac{F_4}{100} (M_4 - M_1)$$

$$\Rightarrow 50/95 = 49 + \frac{F_2}{100} (51 - 49) + \frac{15}{100} (53 - 49) + \frac{2}{100} (54 - 49) \Rightarrow 50/95 = 49 + 0.02 F_2 + 0.06 + 1$$

$$\Rightarrow F_2 = 17/5 \Rightarrow F_1 = 65 - F_2 = 65 - 17/5 = 47/5$$

### شمارش ذره‌ها از روی جرم آنها و مفهوم مول

● اتمها بسیار ریز هستند، به طوری که نمی‌توان با هیچ دستگاهی و حتی با شمردن تک‌تک آنها، تعداد آنها را به دست آورد؛ اما از روی جرم یک نمونه می‌توان به شمار واحدهای موجود در آن دست یافت.

● گرم، رایج‌ترین یکای اندازه‌گیری جرم در آزمایشگاه شناخته می‌شود. این در حالی است که یکای جرم اتمی ( $\text{amu}$ )، یکای بسیار کوچکی برای جرم به شمار می‌آید و کار با آن در آزمایشگاه در عمل غیرممکنه!



• برای این که بتوان جرم اتم‌ها را برحسب گرم بیان کرد. دانشمندان «مول» را معرفی کردند. شیمی‌دان‌ها به تعداد  $6.02 \times 10^{23}$  از هر ذره (اتم، مولکول یا یون) یک مول از آن ذره می‌گویند و آن را با mol نشان می‌دهند.

• به افتخار شیمی‌دان ایتالیایی، آمدئو آووگادرو، به عدد  $6.02 \times 10^{23}$ ، عدد آووگادرو گفته می‌شود و آن را با  $N_A$  نشان می‌دهند.

$$N_A (\text{عدد آووگادرو}) = 6.02 \times 10^{23}$$

$$1 \text{ amu} = 1/66 \times 10^{-24} \text{ g} \quad \text{یا} \quad 1 \text{ g} = 6.02 \times 10^{23} \text{ amu}$$

• بین گرم و amu رابطه‌های روبه‌رو برقرار است:

$$1 \text{ atom H} = 1 \text{ amu} = \frac{1}{12} (12 - \text{جرم یک اتم کربن}) = 1/66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

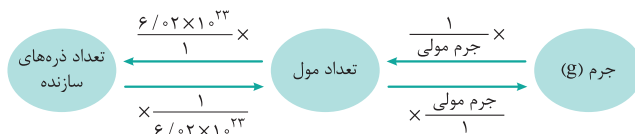
• به جرم یک مول از ذرات سازنده یک ماده (اعم از اتم، مولکول یا یون و ...) برحسب گرم، جرم مولی آن ذره گفته می‌شود. یکای جرم مولی  $\text{g.mol}^{-1}$  است.

• جرم مولی یک ماده با مجموع جرم مولی اتم‌های سازنده آن برابر است.

• جرم مولی یک اتم از نظر عددی برابر جرم اتمی آن است؛ با این تفاوت که یکای جرم مولی، گرم بر مول و یکای جرم اتمی، واحد کربنی (amu) است.

• برای حل مسئله‌هایی که در آن تبدیل جرم، مول و تعداد ذره‌های سازنده ماده به یکدیگر مطرح است، می‌توان از دو روش کسر تبدیل و کسر تناسب به صورت زیر استفاده کرد:

روش اول: استفاده از کسر تبدیل‌ها:



$$\text{مول} = \frac{\text{جرم (g)}}{\text{جرم مولی (g.mol}^{-1})} = \frac{\text{تعداد ذرات}}{N_A}$$

$\downarrow$   
( $6.02 \times 10^{23}$ )

• روش دوم: استفاده از کسر تناسب‌ها:

**مثال** در چند گرم متانول ( $\text{CH}_3\text{OH}$ )،  $1/204 \times 10^{23}$  اتم H وجود دارد؟ ( $\text{O} = 16, \text{C} = 12, \text{H} = 1: \text{g.mol}^{-1}$ )

$$6/4 (4)$$

$$3/2 (3)$$

$$1/6 (2)$$

$$0/8 (1)$$

**پاسخ** گزینه «۲» روش اول: استفاده از کسر تبدیل:

$$1/204 \times 10^{23} \text{ H اتم} \times \frac{1 \text{ mol H}}{6.02 \times 10^{23} \text{ H اتم}} \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{4 \text{ mol H}} \times \frac{32 \text{ g CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}} = 1/6 \text{ g CH}_3\text{OH}$$

روش دوم: استفاده از کسر تناسب:

هر ۳۲ گرم  $\text{CH}_3\text{OH}$ ، معادل ۱ مول از آن است. در هر ۱ مول  $\text{CH}_3\text{OH}$ ، ۴ مول اتم H یا به عبارتی  $4 \times 6.02 \times 10^{23}$  اتم H وجود دارد. پس:

$$\frac{\text{جرم}}{\text{جرم مولی}} = \frac{\text{تعداد ذرات}}{\text{H اتم}} \Rightarrow \frac{x}{32} = \frac{1/204 \times 10^{23}}{4 \times 6.02 \times 10^{23}} \Rightarrow x = \frac{1/204 \times 10^{23} \times 32}{4 \times 6.02 \times 10^{23}} = 1/6 \text{ g CH}_3\text{OH}$$

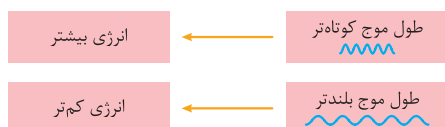
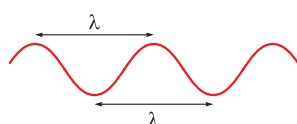
**– نور، کلید شناخت جهان –**

به کمک نور می‌توان اطلاعات ارزشمندی از مواد به دست آورد. به طور مثال نوری که از یک ستاره یا سیاره به ما می‌رسد، نشان می‌دهد که آن ستاره یا سیاره از چه ساخته شده و دمای آن چقدر است.



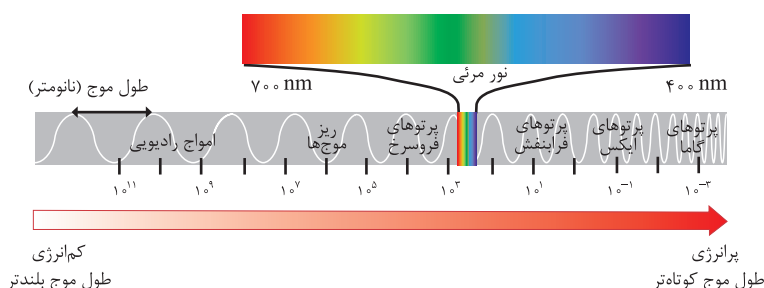


- دانشمندان با دستگاهی به نام **طیف سنج** می‌توانند از پرتوهای گسیل شده از مواد گوناگون، اطلاعات ارزشمندی درباره آن‌ها به دست آورند.
- هنگام عبور نور از یک محیط شفاف به محیط شفاف دیگر، شکست نور رخ می‌دهد. نور خورشید اگرچه سفید به نظر می‌رسد، اما هنگام عبور آن از یک منشور یا قطره‌های آب موجود در هوا، تجزیه شده و **گستره‌ای پیوسته** از رنگ‌ها که شامل بی‌نهایت طول موج از رنگ‌های گوناگون است را ایجاد می‌کند. به این گستره که رنگ‌های سرخ تا بنفش (گستره رنگ‌های رنگین کمان) را در بر می‌گیرد، **گستره مرئی** می‌گویند.
- چشم ما تنها می‌تواند گستره محدودی از نور را که همان گستره مرئی است، ببیند.
- یکی از ویژگی‌های موج، **طول موج** است که آن را با نماد  $\lambda$  (لاندا) نشان می‌دهند. فاصله دو نقطه مشابه و متوالی (دو قله متوالی یا دو دره متوالی) در یک موج را، **طول موج** می‌گویند.

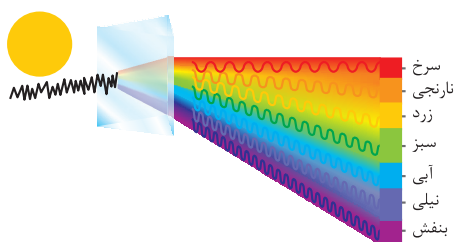


- انرژی یک موج با طول موج آن رابطه عکس دارد.

- نور خورشید شامل گستره بسیار بزرگ و پیوسته‌ای از **پرتوهای الکترومغناطیسی** است که با خود انرژی حمل می‌کنند و نور مرئی تنها بخش کوچکی از این امواج با طول موج‌های ۴۰۰ (رنگ بنفش) تا ۷۰۰ (رنگ سرخ) نانومتر را شامل می‌شود. ( $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ )



- امواج رادیویی < ریزموج‌ها < پرتوهای فروسرخ < نور مرئی < پرتوهای فرابنفش < پرتوهای ایکس (X) < پرتوهای گاما: **مقایسه طول موج**
- امواج رادیویی > ریزموج‌ها > پرتوهای فروسرخ > نور مرئی > پرتوهای فرابنفش > پرتوهای ایکس (X) > پرتوهای گاما: **مقایسه انرژی**
- بین میزان (زاویه) شکست و انحراف یک پرتو مرئی در عبور از منشور با طول موج آن، رابطه وارونه وجود دارد:



- بنفش > نیلی > آبی > سبز > زرد > نارنجی > سرخ: **طول موج**
- بنفش < نیلی < آبی < سبز < زرد < نارنجی < سرخ: **انرژی و زاویه شکست در منشور**
- کنترل تلویزیون با پرتوهای فروسرخ کار می‌کند. دوربین موبایل برخلاف چشم ما به نور فروسرخ حساس است و آن را تشخیص می‌دهد؛ بنابراین به وسیله دوربین موبایل می‌توان پرتوهای فروسرخ تابیده شده از کنترل تلویزیون را به هنگام فشردن کلید روشن و خاموش آن، مشاهده کرد.

## – نشر نور و طیف نشری خطی –

هر فلز و یا ترکیب‌های آن، رنگ خاص و منحصر به فردی به شعله آتش می‌دهند، به طوری که اگر مقداری از محلول نمک (ترکیب فلزدار) را با افشانه روی شعله بپاشیم، رنگ شعله تغییر می‌کند. رنگ نشر شده از هر یک، فقط باریکه بسیار کوتاهی از گستره طیف مرئی را در بر می‌گیرد.

- فلز سدیم (Na) و ترکیب‌های آن → زرد
  - فلز مس (Cu) و ترکیب‌های آن → سبز
  - فلز لیتیم (Li) و ترکیب‌های آن → سرخ
- رنگ شعله برخی از فلزها و ترکیب‌های آن‌ها

- شیمی‌دان‌ها به فرایندی که در آن یک ماده شیمیایی با جذب انرژی، از خود پرتوهای الکترومغناطیس گسیل می‌کند، **نشر** می‌گویند.
- اگر نور نشر شده از یک عنصر را از منشور عبور دهیم، الگویی شامل خط‌ها یا نوارهای مجزای رنگی (خطوطی با طول موج مشخص) به وجود می‌آید که به آن **طیف نشری خطی** آن اتم می‌گویند.

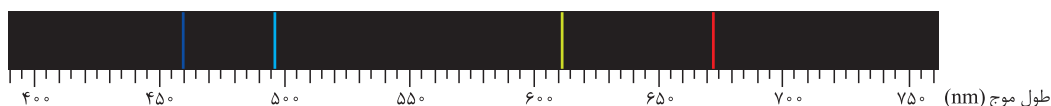




**تذکر** طیف نشری خطی عنصرها برخلاف طیف نور خورشید که پیوسته بود، یک طیف گسسته است.

هر عنصر (فلز، نافلز یا شبه فلز) طیف نشری خطی ویژه خود را دارد؛ یعنی تعداد خطوط و محل قرارگیری نوارهای طیف (طول موج نوارها) برای آن عنصر اختصاصی است؛ بنابراین مانند اثر انگشت می توان از این طیف برای شناسایی عنصرها استفاده کرد. (طیف نشری خطی هیچ دو عنصری مثل هم نیست).

**مثال** طیف نشری خطی لیتیم در گستره مرئی، شامل چهار خط یا طول موج رنگی است.



**توجه** طیف نشری خطی اتم هیدروژن مانند فلز لیتیم در ناحیه مرئی، دارای ۴ نوار یا خط رنگی است، ولی مکان (طول موج) خطها در آنها با هم متفاوت است.



**تذکر** نافلزها (مانند هلیوم، هیدروژن، نئون و ...) نیز طیف نشری خطی ویژه خود را دارند، ولی برای ایجاد طیف نشری نافلزها و عنصرهای گازی از شعله استفاده نمی شود.

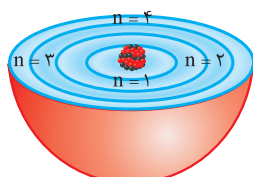
- کاربرد طیف های نشری خطی از برخی جنبه ها مانند کاربرد خط نماد (بارکد) روی جعبه یا بسته مواد غذایی و بسیاری کالاهاست.
- برای شناسایی یک عنصر مجهول به کمک طیف نشری خطی، باید تعداد خطوط و مکان آنها (طول موج خطوط) در طیف نشری خطی عنصر را با طیف نشری خطی عناصر معلوم مقایسه کرد.
- نور زرد لامپ هایی که شب، آزادراه ها، بزرگراه ها و خیابان ها را روشن می سازند، به دلیل وجود بخار سدیم در آنهاست.
- از لامپ نئون در ساخت تابلوهای تبلیغاتی، برای ایجاد نوشته های نورانی سرخ فام استفاده می شود.

### - ساختار اتم -

**مدل اتمی بور:** در طیف نشری خطی عنصرها، هر نوار یا خط، نوری با طول موج و انرژی معین را نشان می دهد. بور با بررسی تعداد و جایگاه خط های موجود در طیف نشری خطی اتم هیدروژن (ساده ترین اتم) و در نظر گرفتن این که الکترون در اتم هیدروژن انرژی معینی دارد، توانست با مدل خود، طیف نشری خطی اتم هیدروژن را به خوبی توضیح دهد. در مدل بور، الکترون ها در مسیرهای دایره ای به نام مدار به دور هسته در حال چرخش هستند.

مدل بور به جز توجیه طیف نشری خطی عنصر هیدروژن، توانایی توجیه طیف نشری خطی دیگر عنصرها را نداشت.

**مدل کوانتومی اتم:** پس از بور، دانشمندان برای توجیه طیف نشری خطی دیگر عنصرها و چگونگی نشر نور از اتم ها، ساختار لایه ای برای اتم پیشنهاد دادند. در این مدل اتم را کره ای در نظر می گیرند که هسته در فضایی بسیار کوچک و در مرکز آن جای دارد و الکترون ها در فضایی بسیار بزرگ تر و در لایه های پیرامون هسته توزیع می شوند.



- ترتیب شماره گذاری لایه ها از هسته به سمت بیرون است. شماره هر لایه را با  $n$  نشان می دهند که  $n$  عدد کوانتومی اصلی نامیده می شود. هر چه الکترون در لایه دورتری از هسته باشد، انرژی آن بیشتر است.
- در ساختار لایه ای (مدل کوانتومی)، برای حرکت الکترون به دور هسته، مسیر دقیقی توصیف نمی شود.

در این مدل با احتمال حضور الکترون در فضای معین سروکار داریم؛ به این معنا که الکترون در هر لایه ای که باشد، در همه نقاط پیرامون هسته حضور می یابد اما در محدوده یاد شده (یعنی در یک لایه) احتمال حضور بیشتری دارد.

در ساختار لایه ای، انرژی الکترون ها در لایه ها و بنابراین دادوستد انرژی هنگام انتقال الکترون از یک لایه به لایه دیگر، کوانتومی است. (یعنی هر مقداری را نمی تواند داشته باشد).



## – مفهوم کوانتومی بودن یک کمیت –

**کمیت** (۱) پیوسته: کمیت‌هایی که می‌توانند هر مقداری (مقدار پیوسته‌ای) را داشته باشند؛ مانند جرم اجسام:  $5 \text{ kg}$ ،  $0.5 \text{ kg}$  و ...  
(۲) گسسته (کوانتومی): کمیت‌هایی که تنها می‌توانند مقادیر معینی (مضرب صحیحی از یک مقدار معین) را داشته باشند؛ مانند تعداد اشیاء یا افراد (تعداد اشیاء یا افراد نمی‌تواند هر مقدار مثلاً  $25/3$  عدد را شامل شود).

● انرژی مانند ماده در نگاه ماکروسکوپی، پیوسته اما در نگاه میکروسکوپی گسسته یا کوانتومی است.

● الکترون‌ها در هر لایه، انرژی و آرایش معینی دارند و معمولاً در پایین‌ترین و پایدارترین لایه‌های ممکن قرار می‌گیرند. در این حالت اتم از پایداری نسبی برخوردار بوده و در حالت پایه قرار دارد.  
● اگر به اتم‌ها در حالت پایه انرژی داده شود، الکترون‌های آن‌ها با جذب انرژی به لایه‌های بالاتر منتقل می‌شوند. به اتم‌ها در چنین حالتی، اتم‌های برانگیخته می‌گویند.

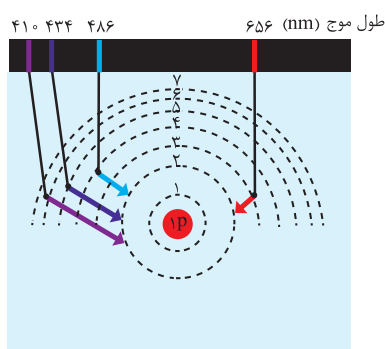
● با توجه به این‌که اتم‌های برانگیخته پرنرژی و ناپایدارند، الکترون‌ها در آن‌ها تمایل دارند به حالت پایه و اولیه بازگردند و پایداری شوند. هنگام بازگشت الکترون‌ها از لایه‌های بالاتر به لایه‌های پایین‌تر، الکترون‌ها انرژی اضافه خود را به صورت نور منتشر می‌کنند. این نورها به صورت خطوط با نوارهای رنگی در طیف نشری خطی اتم‌ها دیده می‌شود.

## – چرا طیف نشری خطی هر عنصر منحصر به فرد است؟ –

از آن‌جا که انرژی لایه‌های الکترونی پیرامون هسته هر اتم ویژه همان اتم بوده و به عدد اتمی آن وابسته است، انرژی لایه‌ها و تفاوت انرژی میان آن‌ها در اتم عنصرهای گوناگون متفاوت است؛ بنابراین انتظار می‌رود هر عنصر، طیف نشری خطی منحصر به فردی ایجاد کند.

**طیف نشری خطی اتم هیدروژن:** در بخش مرئی طیف نشری خطی اتم هیدروژن ۴ نوار رنگی بنفش، نیلی، آبی و قرمز وجود دارد که نتیجه انتقال تک‌الکترون اتم هیدروژن از لایه‌های الکترونی ۶، ۵، ۴ و ۳ به لایه الکترونی ۲ است.

رنگ خط در طیف نشری	طول موج (nm)	نحوه تشکیل خط در طیف
بنفش	۴۱۰ (کوتاه‌ترین طول موج و بیشترین انرژی)	انتقال الکترون از $n = 6$ به $n = 2$
نیلی	۴۳۴	انتقال الکترون از $n = 5$ به $n = 2$
آبی	۴۸۶	انتقال الکترون از $n = 4$ به $n = 2$
قرمز	۶۵۶ (بلندترین و طول موج و کم‌ترین انرژی)	انتقال الکترون از $n = 3$ به $n = 2$



### تذکر

هنگامی که اتم هیدروژن برانگیخته می‌شود، تک‌الکترون این اتم بسته به انرژی دریافتی می‌تواند به لایه‌های الکترونی بالاتر (۲، ۳، ۴، ۵، ۶، ۷) برود و در بازگشت، به هر یک از لایه‌های الکترونی پایین‌تر (۱، ۲، ۳، ۴، ۵، ۶) بازگردد، اما فقط چهارتا از این انتقال‌های الکترونی منجر به ایجاد نورهای مرئی می‌شود و سایر امواج آزاد شده در اثر انتقال‌ها دارای طول موج کوتاه‌تر یا بلندتر از ناحیه مرئی هستند و قابلیت رؤیت با چشم غیرمسلح نیستند.



### نکته

با توجه به شکل هر چه از هسته اتم دورتر شویم، تفاوت انرژی بین دو لایه متوالی کاهش می‌یابد؛ یعنی مثلاً تفاوت انرژی بین لایه‌های  $n = 3$  و  $n = 4$  کم‌تر از تفاوت انرژی بین لایه‌های  $n = 1$  و  $n = 2$  است.

با توجه به توضیحات داده‌شده:

**انتقال‌های الکترونی در اتم هیدروژن**

بازگشت الکترون از لایه‌های سوم تا ششم به لایه دوم  $\leftarrow$  نشر پرتو مرئی

بازگشت الکترون از لایه هفتم به لایه دوم - بازگشت الکترون از لایه‌های بالاتر به لایه اول  $\leftarrow$  نشر پرتو فرابنفش

بازگشت الکترون از لایه‌های بالاتر به لایه‌های سوم تا پنجم  $\leftarrow$  نشر پرتو فروسرخ

### - توزیع الکترون‌ها در لایه‌ها و زیرلایه‌ها -

- با توجه به مدل کوانتومی اتم، اتم ساختاری لایه‌ای دارد و الکترون‌ها در لایه‌های پیرامون هسته با نظم ویژه‌ای حضور دارند.
- حداکثر گنجایش الکترونی در هر لایه از رابطه  $2n^2$  به دست می‌آید.
- $2e = 2(1)^2$  = حداکثر گنجایش لایه اول ( $n = 1$ )
- $8e = 2(2)^2$  = حداکثر گنجایش لایه دوم ( $n = 2$ )
- $18e = 2(3)^2$  = حداکثر گنجایش لایه سوم ( $n = 3$ )
- $32e = 2(4)^2$  = حداکثر گنجایش لایه چهارم ( $n = 4$ )
- هر لایه از یک یا چند بخش کوچک‌تر به نام زیرلایه تشکیل شده است. در هر لایه الکترونی به تعداد شماره لایه، زیرلایه وجود دارد.
- $1 =$  تعداد زیرلایه‌ها  $\Rightarrow$  لایه الکترونی اول ( $n = 1$ )
- $4 =$  تعداد زیرلایه‌ها  $\Rightarrow$  لایه الکترونی چهارم ( $n = 4$ )
- زیرلایه‌ها را با عدد کوانتومی فرعی ( $l$ ) مشخص می‌کنند. عدد کوانتومی فرعی می‌تواند عددهای صحیح صفر تا  $(n-1)$  را در بر بگیرد.
- $1 = 0, 1, 2 \Rightarrow l = 0, \dots, n-1$  ( $n = 3$ ) لایه الکترونی سوم

مثال

پس لایه الکترونی سوم، دارای سه زیرلایه با عددهای کوانتومی فرعی،  $0, 1$  و  $2$  است.

زیرلایه‌ها را با نمادهای حرفی  $s, p, d, f$  و ... نشان می‌دهند.

نماد زیرلایه	s	p	d	f
مقدار مجاز $l$	0	1	2	3

نماد هر زیرلایه معین در اتم، با دو عدد کوانتومی اصلی و فرعی، به صورت  $nl$  مشخص می‌شود.

$$n = 2 \Rightarrow \text{زیرلایه } 2p \Rightarrow n \downarrow \leftarrow \text{شماره لایه الکترونی}$$

$$l = 1 \quad \text{نماد حرفی مشخص‌کننده زیرلایه}$$

• حداکثر گنجایش الکترونی هر زیرلایه از رابطه  $2(2l+1) = 4l+2$  به دست می‌آید.

$$10e^- \rightarrow 4l+2 \Rightarrow l=2 \Rightarrow \text{حداکثر گنجایش زیرلایه } d$$

مثال

نماد زیرلایه	s	p	d	f
حداکثر گنجایش الکترونی	2	6	10	14

**توجه** با توجه به این که مقدار عدد کوانتومی فرعی ( $l$ ) از صفر شروع می‌شود، منظور از  $n$  امین زیرلایه یک اتم، زیرلایه‌ای با عدد کوانتومی فرعی  $n-1$  است. به طور مثال منظور از پنجمین زیرلایه یک اتم، زیرلایه‌ای با  $l = 4$  است نه  $l = 5$ !

### جمع‌بندی

شماره لایه الکترونی  $n = 1, 2, 3, \dots$

عدد کوانتومی اصلی ( $n$ ) = تعداد زیرلایه‌های هر لایه الکترونی

$2n^2$  = حداکثر گنجایش الکترونی هر لایه الکترونی



مشخص کننده نوع زیرلایه

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots$$

$$\begin{matrix} \downarrow & \downarrow & \downarrow & \downarrow \\ s & p & d & f \end{matrix}$$

عدد کوانتومی فرعی (l)

$$4l + 2 = \text{حداکثر گنجایش هر زیرلایه}$$

$$l = 0, \dots, (n-1) \text{ محدوده تغییرات}$$

### – ترتیب پرشدن زیرلایه‌ها از الکترون در اتم –

مطابق قاعده آفبا، هنگام افزودن الکترون به زیرلایه‌ها، نخست زیرلایه‌های نزدیک‌تر به هسته که پایدارترند و انرژی کم‌تری دارند، پر می‌شوند. انرژی زیرلایه‌ها به هر دو عددهای کوانتومی اصلی (n) و فرعی (l) بستگی دارد؛ هر چه (n + l) برای یک زیرلایه کوچک‌تر باشد، انرژی آن کم‌تر است و زودتر از الکترون پر می‌شود.

**توجه** اگر (n + l) برای دو زیرلایه یکسان باشد، زیرلایه‌ای که n کوچک‌تری دارد، انرژی کم‌تری داشته و زودتر از الکترون پر می‌شود.

**مثال** مطابق قاعده آفبا، ترتیب پرشدن زیرلایه‌های 4f، 5p، 5d و 6s را بنویسید.

**پاسخ** هر زیرلایه که (n + l) کوچک‌تری داشته باشد، زودتر از الکترون اشغال می‌شود و اگر (n + l) دو زیرلایه برابر باشد، زیرلایه‌ای که n کوچک‌تر دارد، زودتر از الکترون اشغال می‌شود.

$$4f \Rightarrow n + l = 4 + 3 = 7$$

$$5p \Rightarrow n + l = 5 + 1 = 6$$

$$5d \Rightarrow n + l = 5 + 2 = 7$$

$$6s \Rightarrow n + l = 6 + 0 = 6$$

$$\Rightarrow \text{ترتیب پرشدن زیرلایه‌ها: } 5p \rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d$$

### – چگونگی چینش عناصر در جدول تناوبی –

خواندیم که چینش عناصر در جدول تناوبی براساس افزایش تدریجی عدد اتمی آن‌ها و قرارگیری عناصر با خواص مشابه در یک گروه زیر هم است. اساس طبقه‌بندی عناصر در هر دوره در جدول تناوبی براساس ترتیب پرشدن زیرلایه‌ها طبق قاعده آفبا است.

به عنوان مثال در لایه الکترونی سوم (n = 3)، 3 زیرلایه 3s، 3p و 3d، با ظرفیت کلی ۱۸ الکترون وجود دارد، ولی در جدول تناوبی عناصر، در دوره سوم، فقط ۸ عنصر وجود دارد؛ زیرا در دوره سوم فقط زیرلایه‌های 3s و 3p در حال پرشدن است و عناصری که زیرلایه 3d آن‌ها در حال پرشدن است، در ردیف چهارم جدول قرار داده شده‌اند. (با توجه به قاعده آفبا ابتدا زیرلایه 4s از الکترون پر می‌شود و بعد 3d).

ترتیب پرشدن زیرلایه‌ها در عنصرهای هر دوره جدول دوره‌ای طبق قاعده آفبا را می‌توان به صورت زیر در نظر گرفت:

$$ns \rightarrow (n-2)f \rightarrow (n-1)d \rightarrow np$$

$$\begin{matrix} \downarrow & \downarrow & \downarrow & \downarrow \\ n \geq 1 & n \geq 6 & n \geq 4 & n \geq 2 \end{matrix}$$

شماره دوره یا تناوب n =

در هنگام استفاده از رابطه فوق، n را از ۱ تا ۷ به عنوان شماره دوره قرار می‌دهیم و زیرلایه‌هایی که در هر مرحله ایجاد می‌شوند را می‌نویسیم. زیرلایه‌های ایجادشده در هر دوره به صورت زیر است:

$$[1s] - [2s 2p] - [3s 3p] - [4s 3d 4p] - [5s 4d 5p] - [6s 4f 5d 6p] - [7s 5f 6d 7p]$$

$$\begin{matrix} \text{دوره هفتم} & \text{دوره ششم} & \text{دوره پنجم} & \text{دوره چهارم} & \text{دوره سوم} & \text{دوره دوم} & \text{دوره اول} \end{matrix}$$

**مثال** زیرلایه‌هایی که n + l آن‌ها برابر با ۴ است را بنویسید و مشخص کنید هر کدام در عنصرهای دوره چندم جدول دوره‌ای پر می‌شوند.

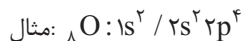
**پاسخ** برای پیدا کردن زیرلایه‌هایی که n + l آن‌ها برابر با ۴ است، ابتدا به n، بیشترین مقدار ممکن یعنی عدد ۴ را نسبت می‌دهیم و بنابراین مقدار l برابر صفر می‌شود؛ یعنی زیرلایه s (l = 0 مربوط به زیرلایه s است) و به ترتیب از مقدار n یک واحد کم کرده و به مقدار l یک واحد زیاد می‌کنیم تا جایی که زیرلایه مورد نظر وجود داشته باشد:

$$n + l = 4 \Rightarrow \begin{cases} n = 4, l = 0 \Rightarrow \text{زیرلایه } 4s \Rightarrow \text{در دوره چهارم جدول دوره‌ای پر می‌شود.} \\ n = 3, l = 1 \Rightarrow \text{زیرلایه } 3p \Rightarrow \text{در دوره سوم جدول دوره‌ای پر می‌شود.} \\ n = 2, l = 2 \Rightarrow \text{زیرلایه } 2d \times \text{وجود ندارد} \end{cases}$$



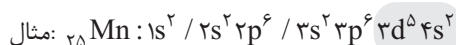
### – آرایش الکترونی اتم –

برای نوشتن آرایش الکترونی باید زیرلایه‌ها را به ترتیب و مطابق قاعده آفا پر کنیم تا جایی که مجموع توان زیرلایه‌ها برابر با تعداد الکترون‌های اتم مورد نظر شود.



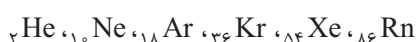
### توجه

هنگام نوشتن آرایش الکترونی، زیرلایه‌ای که ضریب کم‌تری دارد، زودتر نوشته می‌شود.



(با این که طبق قاعده آفا  $4s$  زودتر از  $3d$  الکترون می‌گیرد، ولی برای نوشتن آرایش الکترونی،  $3d$  قبل از  $4s$  نوشته می‌شود.)  
به آرایش الکترونی که در آن فقط از نماد زیرلایه‌ها استفاده می‌شود، **آرایش الکترونی گسترده** می‌گویند. اگر در آرایش الکترونی اتم‌ها به جای بخشی از آرایش الکترونی که همانند آرایش الکترونی یک گاز نجیب است، از عبارت [نماد شیمیایی گاز نجیب] استفاده کنیم، **آرایش الکترونی فشرده** به دست می‌آید.

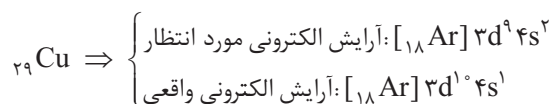
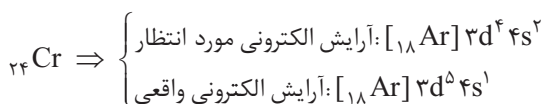
### – گازهای نجیب و عدد اتمی آن‌ها –



آرایش الکترونی فشرده  $Ca$ :



● قاعده آفا آرایش الکترونی اغلب عنصرها را پیش‌بینی می‌کند، اما داده‌های طیف‌سنجی نشان می‌دهد که آرایش الکترونی برخی از اتم‌ها از قاعده آفا پیروی نمی‌کند، به طور مثال هر یک از اتم‌های کروم ( ${}^{24}Cr$ ) و مس ( ${}^{47}Cu$ ) در بیرونی‌ترین زیرلایه خود تنها یک الکترون دارند. در این اتم‌ها یک الکترون از زیرلایه  $4s$  برداشته شده و به زیرلایه  $3d$  اضافه شده است.

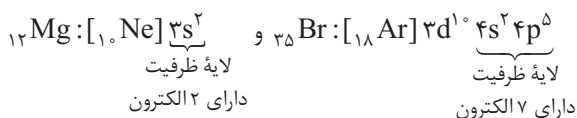


یا مواردی مانند:

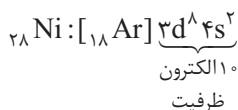


### – الکترون‌های ظرفیت –

لایه ظرفیت یک اتم، لایه‌ای است که الکترون‌های آن، رفتار شیمیایی اتم را تعیین می‌کنند. به الکترون‌های این لایه **الکترون‌های ظرفیت** اتم می‌گویند.  
❶ اگر آخرین الکترون به زیرلایه  $s$  یا  $p$  وارد شود، آخرین لایه الکترونی (زیرلایه‌ها با بزرگ‌ترین ضریب) لایه ظرفیت است.



❷ اگر آخرین الکترون به زیرلایه  $d$  وارد شود، الکترون‌های ظرفیت شامل الکترون‌های زیرلایه‌های  $ns$  و  $d(n-1)$  است.



### نکته

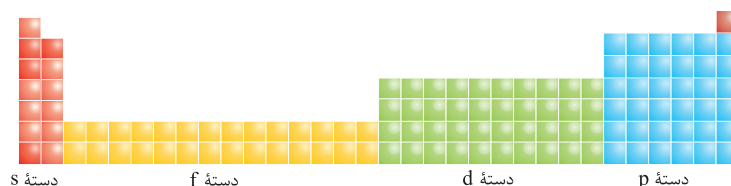
تعداد الکترون‌های ظرفیت عناصری که در یک گروه قرار دارند، با هم برابر است. در گروه ۱ و ۲ و گروه‌های ۱۳ تا ۱۸ (به جز هلیوم) تعداد الکترون‌های ظرفیت برابر با عدد یکان شماره گروه آن‌ها است.





## – دسته‌بندی عناصر براساس آخرین زیرلایه در حال پرشدن –

- ۱) عنصرهای دسته s: عنصرهایی که زیرلایه s آنها در حال پرشدن است.
- ۲) عنصرهای دسته p: عنصرهایی که زیرلایه p آنها در حال پرشدن است.
- ۳) عنصرهای دسته d: عنصرهایی که زیرلایه d آنها در حال پرشدن است.
- ۴) عنصرهای دسته f: عنصرهایی که زیرلایه f آنها در حال پرشدن است.



## – تعیین موقعیت عناصر (دوره و گروه) در جدول تناوبی –

برای تعیین شماره دوره و گروه یک عنصر در جدول تناوبی به کمک آرایش الکترونی آن به صورت زیر عمل می‌کنیم:

بزرگ‌ترین ضریب در آرایش الکترونی: شماره دوره هر عنصر (همه دسته‌ها)

تعداد الکترون‌های ظرفیت: شماره گروه عنصرهای دسته s (به جز هلیوم)

۱۲ + p = ۱۰ + تعداد الکترون‌های ظرفیت: شماره گروه عنصرهای دسته p

تعداد الکترون‌های ظرفیت: شماره گروه عنصرهای دسته d

دسته عناصر	شمار عناصر	موقعیت در جدول تناوبی
s	۱۴	گروه ۱ و ۲ و هلیوم از گروه ۱۸
p	۳۶	همه عناصر گروه ۱۳ تا ۱۸ به جز هلیوم
d	۴۰	گروه ۳ تا ۱۲
f	۲۸	دو ردیف پایین جدول (اعداد اتمی ۵۷ تا ۷۰ در ردیف اول و ۸۹ تا ۱۰۲ در ردیف دوم)

### مثال

${}_{19}\text{A}:[{}_{18}\text{Ar}]4s^1 \Rightarrow$  دسته s، گروه ۱، دوره چهارم، گروه ۱، دسته s

${}_{22}\text{B}:[{}_{18}\text{Ar}]3d^1 4s^2 \Rightarrow$  دسته d، گروه ۴، دوره چهارم، گروه ۴، دسته d

${}_{33}\text{C}:[{}_{18}\text{Ar}]3d^5 4s^2 4p^3 \Rightarrow$  دسته p، گروه ۱۵، دوره چهارم، گروه ۱۵، دسته p  
 $\downarrow$   
 $(3+12)$   
 $\downarrow$   
 توان p

## – تعیین شماره دوره و گروه عناصر بدون نوشتن آرایش الکترونی –

**آ) تعیین شماره دوره:** گازهای نجیب با عددهای اتمی ۲، ۱۰، ۱۸، ۳۶، ۵۴، ۸۶ و ۱۱۸ به ترتیب در انتهای دوره‌های اول تا هفتم قرار دارند؛ بنابراین برای تعیین شماره دوره یک عنصر کافی است عدد اتمی عنصر مورد نظر را بین عدد اتمی دو گاز نجیب قبلی و بعدی آن قرار دهیم. شماره دوره عنصر با شماره دوره گاز نجیب بعدی یکسان است.

**ب) تعیین شماره گروه:** برای تعیین شماره گروه، سه حالت پیش می‌آید:

- ۱) اگر عدد اتمی عنصر مورد نظر یک یا دو واحد بیشتر از عدد اتمی یکی از گازهای نجیب باشد، در این حالت شماره گروه برابر با تفاوت عدد اتمی عنصر با گاز نجیب دوره قبل است (شماره گروه برابر ۱ یا ۲ می‌باشد).





**مثال** عنصری با عدد اتمی ۱۹ متعلق به گروه ۱ و عنصری با عدد اتمی ۵۶ متعلق به گروه ۲ است.  $۵۶ - ۵۴ = ۲$  و  $۱۹ - ۱۸ = ۱$  و  $X: ۵۶$  و  $۱۸ - ۱۹: X$  آرگون و نئون

- ۲) عنصرهایی که در دو ردیف در پایین جدول قرار دارند (عنصری با عدد اتمی ۵۷ تا ۷۰ و ۸۹ تا ۱۰۲) همگی به گروه ۳ تعلق دارند.
- ۳) برای بقیه عناصر که عدد اتمی آنها بیش از دو واحد از عدد اتمی گاز نجیب قبل از خود بیشتر است. باید اختلاف عدد اتمی عنصر و گاز نجیب هم‌دوره‌اش را از عدد ۱۸ کم کنیم تا شماره گروه به دست آید.

(عدد اتمی اتم مورد نظر - عدد اتمی گاز نجیب بعد از اتم مورد نظر) = ۱۸ - شماره گروه

**مثال**  $۳۳A \xrightarrow{۲۳-۱۸=۵>۲} \text{شماره گروه} = ۱۸ - (۳۶ - ۲۳) = ۵$   
 گاز نجیب  
 هم‌دوره

### – ساختار اتم و رفتار آن –

عنصرهای گروه ۱۸ جدول دوره‌ای (گازهای نجیب) در طبیعت به شکل تک‌اتمی یافت می‌شوند و این واقعیت بیانگر این است که این گازها واکنش‌ناپذیر بوده و یا واکنش‌پذیری بسیار کمی دارند. این پایداری گازهای نجیب را، به آرایش الکترونی لایه ظرفیت آنها نسبت می‌دهند. در لایه ظرفیت این اتم‌ها، هشت الکترون وجود دارد (به جز هلیوم که در تنها لایه الکترونی خود، دو الکترون دارد)، پس می‌توان نتیجه گرفت که اگر لایه ظرفیت اتمی هشت‌تایی نباشد. آن اتم واکنش‌پذیر است.

● رفتار شیمیایی هر اتم به تعداد الکترون‌های ظرفیت آن بستگی دارد؛ به طوری که می‌توان دستیابی به آرایش گاز نجیب (آرایش هشت‌تایی) را مبنای رفتار اتم‌ها دانست.

روش‌های رسیدن به آرایش هشت‌تایی در اتم‌ها

- ۱) مبادله یا انتقال الکترون
- ۲) به اشتراک گذاشتن الکترون

### – آرایش الکترون - نقطه‌ای –

در آرایش الکترون - نقطه‌ای که توسط «لوویس» ارائه شد، الکترون‌های ظرفیت هر اتم، پیرامون نماد شیمیایی آن با نقطه نشان داده می‌شود. در هر جایگاه (سمت راست، چپ، بالا و پایین نماد) حداکثر دو الکترون قرار می‌گیرد. (X) برای تمام اتم‌ها به جز هلیوم، ابتدا در هر جایگاه یک الکترون قرار می‌گیرد و از الکترون پنجم و پس از آن هر نقطه به صورت جفت نقطه درمی‌آید.

**توجه** آرایش الکترون - نقطه‌ای هلیوم به صورت  $\text{He} \cdot$  است نه  $\text{He} \cdot$ .

### ●●● نکته

عنصری که در یک گروه قرار دارند، آرایش لایه ظرفیت یکسان و در نتیجه ساختار الکترون - نقطه‌ای مشابهی دارند. به طور مثال همه عناصر گروه ۱۷، دارای ۷ الکترون در لایه ظرفیت خود هستند و آرایش الکترون - نقطه‌ای آنها به صورت  $\cdot\ddot{\text{X}}:$  است.

**توجه** در عناصر گروه ۱، ۲ و ۱۳ تا ۱۸، تعداد الکترون‌های ظرفیت با عدد یکان شماره گروه برابر است.

### – یون‌ها و آرایش الکترونی آنها –

گفتیم که یکی از روش‌های رسیدن اتم‌ها به آرایش هشت‌تایی، مبادله یا انتقال الکترون است. اتم‌ها می‌توانند با از دست دادن یا گرفتن یک یا چند الکترون به ذره‌های بارداری به نام یون تبدیل شوند. یون با بار مثبت را کاتیون و یون با بار منفی را آنیون می‌نامند. فلزهای دسته s و p، عنصرهایی هستند که اتم آنها با از دست دادن الکترون‌های ظرفیت خود اغلب به آرایش هشت‌تایی گاز نجیب قبل از خود (دوره قبل) می‌رسند، در حالی که نافلزها عنصرهایی هستند که با گرفتن الکترون به آرایش پایدار گاز نجیب بعد از خود (هم‌دوره خود) دست می‌یابند.

۱- اغلب عناصر فلزی دسته d و f با از دست دادن الکترون و تشکیل یون مثبت به آرایش هشت‌تایی گاز نجیب نمی‌رسند.

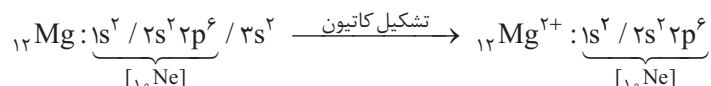


با استفاده از شماره گروه عنصرها در جدول تناوبی (عنصرهای گروه ۱، ۲ و ۱۳ تا ۱۷) می‌توان بار یون مربوط به آن‌ها را تعیین کرد:

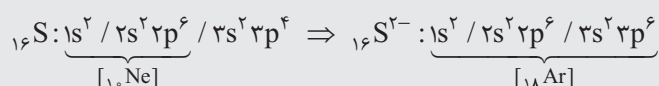
شماره گروه عنصر	۱	۲	۱۳	۱۴	۱۵	۱۶	۱۷
بار یون	+۱	+۲	+۳	یون تشکیل نمی‌دهند. <sup>۱</sup>	-۳	-۲	-۱

**توجه** فلزهای دسته d (به جز فلز  $_{21}\text{Sc}$ ) با تشکیل کاتیون به آرایش الکترونی گازهای نجیب نمی‌رسند.

• برای نوشتن آرایش الکترونی یون مثبت (کاتیون)، ابتدا آرایش الکترونی اتم مورد نظر را نوشته و سپس به تعداد بار از آخرین زیرلایه، الکترون حذف می‌کنیم.

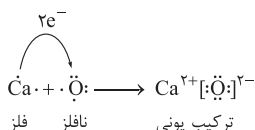


• برای نوشتن آرایش الکترونی یون منفی (آنیون)، پس از نوشتن آرایش الکترونی اتم مورد نظر، به تعداد بار یون به آخرین زیرلایه، الکترون اضافه می‌شود.



مثال

**ترکیب‌های یونی:** ترکیب‌هایی که ذره‌های سازنده آن‌ها یون‌ها هستند، ترکیب‌های یونی نامیده می‌شوند. این ترکیب‌ها معمولاً در اثر دادوستد الکترون بین اتم‌های فلزی و نافلزی و در نتیجه تشکیل یون‌های مثبت و منفی ایجاد می‌شوند. در یک ترکیب یونی میان یون‌های با بار ناهم‌نام، نیروی جاذبه بسیار قوی برقرار می‌شود که از آن به پیوند یونی یاد می‌شود.



**ترکیب‌های یونی دوتایی:** هر ترکیب یونی که تنها از دو عنصر ساخته شده، ترکیب یونی دوتایی نامیده می‌شود. این ترکیب‌ها می‌توانند از واکنش فلزها با نافلزها پدید آیند. مانند:  $\text{MgCl}_2, \text{NaCl}$ .

• هر ترکیب یونی از لحاظ بار الکتریکی خنثی است، زیرا مجموع بار الکتریکی کاتیون‌ها در آن‌ها با مجموع بار الکتریکی آنیون‌ها برابر است.

**یون تک‌اتمی:** یونی (کاتیون یا آنیونی) که تنها از یک اتم تشکیل شده است، مانند  $\text{Na}^+$ ،  $\text{P}^{3-}$  و ...

**توجه** یون‌هایی مانند  $\text{NO}_3^-$ ،  $\text{O}_4^{2-}$  یون‌های چنداتمی هستند، زیرا از بیش از یک اتم تشکیل شده‌اند.

• نام کاتیون‌هایی که تنها یک نوع بار الکتریکی دارند، همان نام عنصر است:

• برای نام‌گذاری آنیون‌های تک‌اتمی، به انتهای نام نافلز یا ریشه آن، پسوند «ید» اضافه می‌کنیم:

**توجه** نام آنیون مربوط به نافلز گوگرد، سولفید ( $\text{S}^{2-}$ ) است که از نام لاتین آن گرفته شده است.

### – نام و نماد شیمیایی برخی کاتیون‌های تک‌اتمی که باید بدانید –

کاتیون‌های گروه (۱)  $\text{Li}^+$ ، یون لیتیم  $\text{Na}^+$ ، یون سدیم  $\text{K}^+$ ، یون پتاسیم  $\text{Rb}^+$ ، یون روبیدیم  $\text{Cs}^+$

کاتیون‌های گروه (۲)  $\text{Mg}^{2+}$ ، یون منیزیم  $\text{Ca}^{2+}$ ، یون کلسیم  $\text{Sr}^{2+}$ ، یون استرانسیم  $\text{Ba}^{2+}$

کاتیون گروه (۱۳)  $\text{Al}^{3+}$ ، یون آلومینیم

### – نام و نماد شیمیایی برخی آنیون‌های تک‌اتمی –

آنیون‌های گروه (۱۷)  $\text{F}^-$ ، یون فلوئورید  $\text{Cl}^-$ ، یون کلرید  $\text{Br}^-$ ، یون برمید  $\text{I}^-$ ، یون یدید

آنیون‌های گروه (۱۶)  $\text{O}^{2-}$ ، یون اکسید  $\text{S}^{2-}$ ، یون سولفید

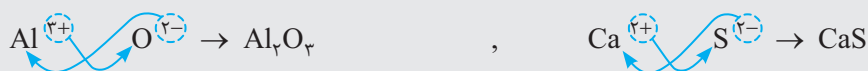
آنیون‌های گروه (۱۵)  $\text{N}^{3-}$ ، یون نیتريد  $\text{P}^{3-}$ ، یون فسفید

۱- به جز عناصر Sn و Pb در این گروه



### – مراحل فرمول نویسی ترکیبات یونی –

- ۱ نماد شیمیایی کاتیون را در سمت چپ و نماد شیمیایی آنیون را در سمت راست می‌نویسیم.
- ۲ بار کاتیون را به عنوان زیروند آنیون و بار آنیون را به عنوان زیروند کاتیون قرار می‌دهیم.
- ۳ در صورت ساده‌شدن زیروندها، آن‌ها را با هم ساده می‌کنیم و از نوشتن زیروند (۱) خودداری می‌کنیم.



مثال

**نام‌گذاری ترکیب‌های یونی:** برای نام‌گذاری ترکیب‌های یونی، ابتدا نام کاتیون و سپس نام آنیون نوشته می‌شود.



مثال

### نکات مهم

- ۱ در تشکیل ترکیب‌های یونی، میان اتم فلز و نافلز الکترون مبادله می‌شود. برای به دست آوردن تعداد الکترون‌های مبادله‌شده در هنگام تشکیل  $n$  مول ترکیب یونی می‌توان از روابط زیر استفاده نمود.
- ۲ زیروند آنیون  $\times$  اندازه بار آنیون  $\times N_A$  یا زیروند کاتیون  $\times$  بار کاتیون  $\times N_A$
- ۳ برای به دست آوردن نسبت شمار کاتیون‌ها به آنیون‌ها، می‌توان نسبت قدرمطلق بار آنیون به بار کاتیون را به دست آورد و بالعکس!
- ۴ دقت کنید که ترکیب یونی دوتایی از دو نوع اتم یا دو نوع عنصر تشکیل شده، ولی تعداد یون‌های سازنده می‌تواند بیشتر از دو هم باشد! مانند  $\text{Na}_2\text{O}$ ،  $\text{Al}_2\text{S}_3$  و ...

**مثال** در  $1/24$  گرم سدیم اکسید، چند مول کاتیون وجود دارد و برای تشکیل این مقدار جامد یونی، چند الکترون بین اکسیژن و سدیم باید مبادله شود؟ ( $\text{Na} = 23$ ,  $\text{O} = 16$  :  $\text{g.mol}^{-1}$ )

$$1/24 \text{ g Na}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{O}}{62 \text{ g Na}_2\text{O}} = 0.02 \text{ mol Na}_2\text{O}$$

**پاسخ** گزینه «۲» فرمول شیمیایی سدیم اکسید  $\text{Na}_2\text{O}$  است و در هر مول از آن، ۲ مول کاتیون وجود دارد:

$$1/24 \text{ g Na}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{O}}{62 \text{ g Na}_2\text{O}} = 0.02 \text{ mol Na}_2\text{O}$$

$$0.02 \text{ mol Na}_2\text{O} \times \frac{2 \text{ mol Na}^+}{1 \text{ mol Na}_2\text{O}} = 0.04 \text{ mol Na}^+$$

در تشکیل هر مول  $\text{Na}_2\text{O}$ ، ۲ مول الکترون مبادله می‌شود:

قدرمطلق بار آنیون  $\times$  تعداد آنیون = بار کاتیون  $\times$  تعداد کاتیون = تعداد الکترون‌های مبادله‌شده

$$\text{Na}_2\text{O} \Rightarrow 2 \times 1 = 2$$

$$0.02 \text{ mol Na}_2\text{O} \times \frac{2 \text{ mole}^-}{1 \text{ mol Na}_2\text{O}} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ e}^-}{1 \text{ mole}^-} = 2.408 \times 10^{22} \text{ e}^-$$

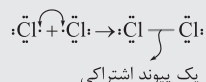
### – تبدیل اتم‌ها به مولکول‌ها –

یکی دیگر از روش‌های رسیدن اتم‌ها به آرایش پایدار گاز نجیب (آرایش هشت‌تایی)، اشتراک الکترون بین اتم‌هاست. معمولاً وقتی که اتم‌های دو نافلز در کنار یکدیگر قرار می‌گیرند، اشتراک الکترونی بین آن‌ها رخ می‌دهد. به پیوندی که از طریق به اشتراک گذاشتن الکترون بین دو اتم تشکیل می‌شود، پیوند کووالانسی (اشتراکی) می‌گویند. با ایجاد پیوند اشتراکی بین اتم‌ها، واحدهایی دو یا چند اتمی به وجود می‌آید که مولکول نامیده می‌شود. مواد شیمیایی خالصی که در ساختار خود مولکول دارند، مواد مولکولی نامیده می‌شوند.

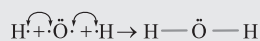


برای نشان دادن نحوه اتصال اتم‌ها به یکدیگر در یک مولکول از آرایش الکترون - نقطه‌ای (ساختار لوویس) استفاده می‌شود. در ساختار لوویس، هر جفت الکترون اشتراکی که جفت الکترون پیوندی هم نامیده می‌شود، به صورت دو نقطه یا یک خط تیره بین اتم‌ها نشان داده می‌شود.

**مثال** گاز کلر که خاصیت رنگ‌بری و گندزدایی دارد از مولکول‌های دو اتمی ( $\text{Cl}_2$ ) تشکیل شده است.

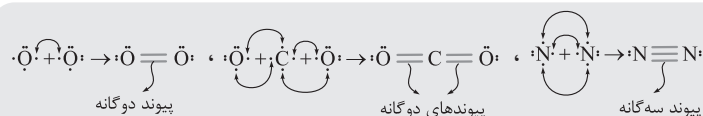


یک پیوند اشتراکی



اتم‌های غیریکسان نیز می‌توانند الکترون‌های لایه ظرفیت خود را با یکدیگر به اشتراک بگذارند.

**توجه** اتم هیدروژن دارای یک الکترون است و پس از تشکیل پیوند اشتراکی، دارای دو الکترون در لایه ظرفیت خود می‌شود و به آرایش دوتایی گاز نجیب هلیوم ( $\text{He}$ ) می‌رسد. (اتم هیدروژن همیشه یک پیوند تشکیل می‌دهد).  
برخی اتم‌ها با تعداد پیوندهای کووالانسی بیشتری به یکدیگر متصل می‌شوند تا هشت تایی شوند.



پیوند دوگانه

پیوندهای دوگانه

پیوند سه‌گانه

هفت عنصر موجود در جدول تناوبی در دما و فشار اتاق به شکل مولکول‌های دواتمی وجود دارند.  $\text{H}_2, \text{N}_2, \text{O}_2, \text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$

## نمایش فرمول‌های شیمیایی -

به فرمول شیمیایی مواد مولکولی که افزون بر نوع عنصرهای سازنده، شمار دقیق اتم‌های هر عنصر را در آن نشان می‌دهد، فرمول مولکولی می‌گویند. برای نمایش مولکول‌ها می‌توان از مدل فضاپرکن نیز استفاده کرد. مدل فضاپرکن شکل سه‌بعدی مولکول و اندازه نسبی اتم‌ها را نشان می‌دهد، اما در این مدل، پیوندهای کووالانسی نشان داده نمی‌شوند.

مدل فضاپرکن			
فرمول مولکولی	$\text{CH}_4$	$\text{NH}_3$	$\text{HCl}$
نام ماده	متان	آمونیاک	هیدروژن کلرید