

@DaneshSad

فصل اول: کیهان زادگاه عناصر

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؟

۳) پدیده‌های طبیعی چرا و چگونه رخ می‌دهند؟

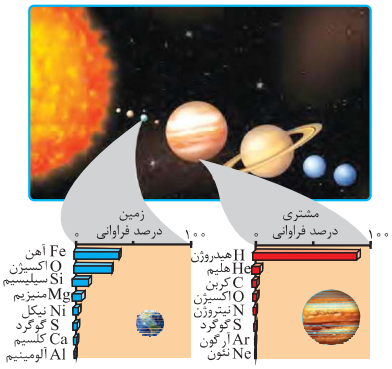
← علم تجربی تلاش گسترده‌ای برای یافتن پاسخ این پرسش‌ها انجام داده و این تلاش‌ها سبب افزایش دانش ما دربارهٔ جهان مادی شده است.

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

مأموریت فضاپیمای وویجر (۱) و (۲)

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

عنصرها چگونه پدید آمدند؟



مطالعهٔ کیهان، به‌ویژه سامانهٔ خورشیدی کمک زیادی برای یافتن پاسخ پرسش «**چگونگی پیدایش عنصرها**» می‌کند.

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

تو جدول زیر بعضی از ویژگی‌های مهم دو سیارهٔ 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.

پیدایش سحابی ← (کاهش دما و متراکم‌شدن گازهای هیدروژن و هلیم) ← پیدایش عنصر هیدروژن و سپس هلیم ← پیدایش ذره‌های زیراتمی (e ، p ، n و ...) ← (آزادشدن انرژی عظیم) ← مهبانگ (انفجار بزرگ)

پیدایش ستاره‌ها و کهکشان‌ها ← انجام **واکنش‌های هسته‌ای** درون ستاره‌ها و تشکیل **عنصرهای سنگین‌تر** از **عنصرهای سبک‌تر** ← مرگ ستاره‌هایی با جرم و اندازهٔ بزرگ همراه با انفجار مهیب و پراکنده‌شدن عنصرهای تشکیل‌شده در آن در فضا

سحابی‌ها مجموعه‌های گازی شامل **هیدروژن** و **هلیم** 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 تشکیل‌شده در آن، در فضا پراکنده می‌شوند.

@DaneshSad

روند تشکیل عنصرها در جهان

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

- خورشید، نزدیک‌ترین ستاره به زمین است. انرژی گرمایی و نورانی خورشید به دلیل انجام واکنش‌های هسته‌ای است که در آن هیدروژن (عنصر سبک‌تر) به هلیم (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، **منحصربه‌فرد است** و به کمک عدد اتمی، **نوع عنصر** را تعیین می‌کنند.
- 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.

نماد شیمیایی عنصر $\rightarrow {}^{\text{A}}_{\text{Z}}\text{E}$ (A ← عدد جرمی، Z ← عدد اتمی)

- 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 pها و nها) در اتم‌ها و یون‌های مربوط به آن‌ها، هیچ فرقی با هم نمی‌کند.
- در یون‌های مثبت (کاتیون‌ها) و منفی (آنیون‌ها) داریم:

$${}^{\text{A}}_{\text{Z}}\text{E}^{m-} \text{ (آنیون)} \begin{cases} \text{تعداد پروتون‌ها} = Z \\ \text{تعداد نوترون‌ها} = A - Z \\ \text{تعداد الکترون‌ها} = Z + m \end{cases}$$

$${}^{\text{A}}_{\text{Z}}\text{E}^{m+} \text{ (کاتیون)} \begin{cases} \text{تعداد پروتون‌ها} = Z \\ \text{تعداد نوترون‌ها} = A - Z \\ \text{تعداد الکترون‌ها} = Z - m \end{cases}$$

- 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:

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

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

۱) ۳۴ ۲) ۲۸ ۳) ۴۵ ۴) ۳۹

پاسخ گزینهٔ (۳)

$$\text{عدد اتمی } (Z) = \frac{۷۹ - ۱۱}{2} = \frac{۶۸}{2} = ۳۴$$

- 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 گونهٔ مورد نظر در سؤال **اتم خنثی یا کاتیون** باشد، می‌توان از فرمول زیر استفاده کرد:

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

۲ اگر گونهٔ 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 داده‌شده کم‌تر از قدرمطلق بار یون باشد، باید هر دو حالت $N - e$ و $e - N$ را در حل سؤال در نظر بگیریم تا *ببینیم کدوم درسته!*

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

۱) ۸۲ ۲) ۸۰ ۳) ۷۸ ۴) ۷۶

پاسخ گزینهٔ (۲)

$$\text{عدد اتمی } (Z) = \frac{\text{عدد جرمی } (A) - (\text{تفاوت شمار نوترون‌ها و الکترون‌ها}) - \text{بار یون با علامت}}{2} = \frac{۲۰۷ - (-۴۵) - ۲}{2} = ۸۰$$

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؟

۱) ۱۵ ۲) ۱۳ ۳) ۱۸ ۴) ۱۶

پاسخ گزینهٔ (۱). *فب* با یون منفی سروکار داریم و اختلاف شمار الکترون‌ها و نوترون‌ها در آن (۲)، بیشتر از قدرمطلق بار یون (۳) نیست؛ *پس نمی‌تونیم* از فرمول استفاده کنیم و باید دو حالت $N - e = ۲$ و $e - N = ۲$ را در حل سؤال در نظر بگیریم *تا ببینیم کدوم درسته!*

حالت اول:

$$N - e = ۲ \xrightarrow{e = Z + ۳} N - (Z + ۳) = ۲ \Rightarrow N - Z = ۵$$

$$\begin{cases} N - Z = ۵ \\ N + Z = ۳۱ \end{cases} \Rightarrow ۲N = ۳۶ \Rightarrow N = ۱۸, Z = ۱۳$$

عنصر با عدد اتمی ۱۳، همان فلز آلومینیم ($_{۱۳}Al$) است. فلزات یون منفی تشکیل نمی‌دهند؛ پس فرض $N - e = ۲$ غلط است.

حالت دوم:

$$e - N = ۲ \xrightarrow{e = Z + ۳} (Z + ۳) - N = ۲ \Rightarrow Z - N = -۱$$

$$\begin{cases} Z + N = ۳۱ \\ Z - N = -۱ \end{cases} \Rightarrow ۲Z = ۳۰ \Rightarrow Z = ۱۵ \Rightarrow \checkmark$$

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

@DaneshSad

ایزوتوپ (هم‌مکان)

اغلب در یک نمونهٔ طبیعی از یک عنصر، اتم‌های سازنده جرم یکسانی **ندارند**. به اتم‌های یک عنصر که دارای عدد اتمی یکسان ولی عدد جرمی متفاوت (در نتیجهٔ داشتن تعداد نوترون‌های متفاوت) هستند، **ایزوتوپ** گفته می‌شود.

خواص شیمیایی اتم‌های هر عنصر به عدد اتمی (Z) آن وابسته است؛ از این‌رو ایزوتوپ‌های یک عنصر همگی **خواص شیمیایی یکسانی** دارند و در جدول دوره‌ای عنصرها تنها یک مکان (یک خانه) را اشغال می‌کنند. به همین دلیل به آن‌ها **هم‌مکان** می‌گویند.

با توجه به این‌که جرم ایزوتوپ‌ها با هم فرق دارد، خواص فیزیکی وابسته به جرم مانند چگالی، نقطهٔ 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.

$$\text{درصد فراوانی ایزوتوپ X} = \frac{\text{تعداد ایزوتوپ‌های X}}{\text{تعداد کل ایزوتوپ‌های عنصر}} \times ۱۰۰$$

تو جدول زیر ایزوتوپ‌های طبیعی چند عنصر رو که تو کتاب درسی اومده براتون آوردیم. ایزوتوپ پایدار هر کدوم رو به خاطر بسپارین!

عنصر	شمار ایزوتوپ‌های طبیعی	نماد ایزوتوپ‌های طبیعی	ایزوتوپی با فراوانی بیشتر
منیزیم ($_{۱۲}Mg$)	۳	$^{۲۴}_{۱۲}Mg$, $^{۲۵}_{۱۲}Mg$, $^{۲۶}_{۱۲}Mg$	$^{۲۴}_{۱۲}Mg$ (ایزوتوپ سبک‌تر)
لیتیم ($_{۳}Li$)	۲	$^{۶}_{۳}Li$, $^{۷}_{۳}Li$	$^{۷}_{۳}Li$ (ایزوتوپ سنگین‌تر)
هیدروژن ($_{۱}H$)	۳	$^{۱}_{۱}H$, $^{۲}_{۱}H$, $^{۳}_{۱}H$	$^{۱}_{۱}H$ (ایزوتوپ سبک‌تر)
کلر ($_{۱۷}Cl$)	۲	$^{۳۵}_{۱۷}Cl$, $^{۳۷}_{۱۷}Cl$	$^{۳۵}_{۱۷}Cl$ (ایزوتوپ سبک‌تر)

شباهت‌های 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، نقطهٔ ذوب و جوش
- میزان فراوانی در طبیعت و پایداری

برخی از ایزوتوپ‌ها ناپایدارند و هستهٔ 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 ۱/۵ باشد ($\frac{N}{p} \geq ۱/۵$)، ناپایدار و پرتوزا هستند.

برای نکتهٔ بالا موارد استثنا هم وجود دارد، مثلاً $^{۹۹}_{۴۳}Tc$ و $^{۱۴}_{۶}C$ ایزوتوپ‌های پرتوزا هستند، ولی $\frac{N}{p}$ آن‌ها برابر یا بزرگ‌تر از ۱/۵ نیست یا $^{۱۹۵}_{۷۸}Pt$ دارای $\frac{N}{p}$ برابر با ۱/۵ 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 هستهٔ ایزوتوپ پرتوزا متلاشی شود.

نیم‌عمر کوتاه‌تر ← ایزوتوپ ناپایدارتر

– ایزوتوپ‌های هیدروژن –

۷ ایزوتوپ هیدروژن
- ۳ ایزوتوپ طبیعی
  - پایدار
    - $^{۱}_{۱}H$ ← بیش از ۹۹/۹ درصد فراوانی در طبیعت
    - $^{۲}_{۱}H$ ← فراوانی حدود ۰/۰۱ درصد در طبیعت
  - ناپایدار و پرتوزا: $^{۳}_{۱}H$ ← درصد فراوانی در طبیعت ناچیز
- ۴ ایزوتوپ ساختگی: $^{۴}_{۱}H$ ، $^{۵}_{۱}H$ ، $^{۶}_{۱}H$ ، $^{۷}_{۱}H$ ← درصد فراوانی در طبیعت صفر

مقایسهٔ پایداری و نیم‌عمر ایزوتوپ‌های هیدروژن: $^{۱}_{۱}H > {}^{۲}_{۱}H > {}^{۳}_{۱}H > {}^{۵}_{۱}H > {}^{۶}_{۱}H > {}^{۴}_{۱}H > {}^{۷}_{۱}H$

کاربرد برخی از رادیوایزوتوپ‌ها

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

@DaneshSad

رادیوایزوتوپ‌ها و مواد پرتوزا	ویژگی‌های مهم	کاربرد
$^{99}_{43}Tc$ (تکنسیم)	**نخستین عنصر مصنوعی** ساخته‌شده توسط انسان ـ در طبیعت وجود ندارد ـ 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.	تصویربرداری غدهٔ تیروئید
$^{235}_{92}U$ (اورانیم)	اورانیم **شناخته‌شده‌ترین** فلز پرتوزاست. درصد فراوانی ایزوتوپ $^{235}_{92}U$ (سوخت راکتورهای اتمی) در مخلوط طبیعی آن **کم‌تر از** ۰/۷ **درصد** است. فراوانی این ایزوتوپ را به کمک **غنی‌سازی ایزوتوپی** افزایش می‌دهند.	اغلب به عنوان سوخت در راکتورهای اتمی
گلوکز نشان‌دار	به گلوکز حاوی اتم پرتوزا می‌گویند. ـ 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.	تشخیص تودهٔ سرطانی

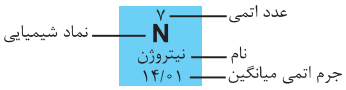
- یون یدید با یونی که **حاوی** $^{99}_{43}Tc$ است و برای تصویربرداری غدهٔ تیروئید استفاده می‌شود، اندازهٔ مشابهی دارد و غدهٔ تیروئید هنگام جذب یدید، این یون را نیز جذب می‌کند.

غنی‌سازی ایزوتوپی ← افزایش مقدار (فراوانی) یک ایزوتوپ در مخلوط ایزوتوپ‌های آن عنصر ← مثال ← افزایش فراوانی ایزوتوپ $^{235}_{92}U$ در مخلوط ایزوتوپ‌های اورانیم

- کیمیاگری یعنی تبدیل عنصرهای دیگر به طلا، که امروزه با پیشرفت علم شیمی و فیزیک **امکان‌پذیر** است، اما به دلیل زیادبودن 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 ($_1H$) آغاز و به عنصر شمارهٔ ۱۱۸ (اوگانسون، $_{118}Og$) 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 دوحرفی‌بودن نماد) به صورت کوچک نوشته می‌شود.



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

تعداد عنصرهای موجود میان دو عنصر در جدول = (اختلاف عدد اتمی دو عنصر) − ۱

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 ۰/۰۵ 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 ـ ۱۲ ($^{12}_6C$) 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 ـ ۱۲ است.
- هر یک از ذرات زیراتمی (الکترون، پروتون و نوترون) را با یک نماد نشان می‌دهند:

^1_0n :نوترون، $^1_1p^+$:پروتون، $^0_{-1}e$:الکترون ⇒ نماد شیمیایی ذرهٔ زیراتمی $\rightarrow {}^{\text{جرم نسبی}\ a}_{\text{بار الکتریکی نسبی}\ b}X$

@DaneshSad

- در مقیاس جرم اتمی، **جرم پروتون و نوترون به تقریب با هم برابر و در حدود amu ۱ است.** (جرم نوترون اندکی از جرم پروتون بیشتر است.)، در حالی که جرم الکترون ناچیز و در حدود $\frac{۱}{۲۰۰۰}$ amu = ۰/۰۰۰۵ 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:

$$^{۷}_{۳}Li \Rightarrow \begin{cases} \text{عدد جرمی} = n + p = ۷ \\ \text{جرم اتمی} \simeq ۷ \text{ amu} \end{cases}$$

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 $F_۱$، $F_۲$ و ... و جرم اتمی هر یک از آن‌ها را با $M_۱$، $M_۲$ و ... نشان دهیم، جرم اتمی میانگین $(\bar{M})$ از رابطهٔ زیر به دست می‌آید:

$$\bar{M} = \frac{M_۱F_۱ + M_۲F_۲ + \cdots}{F_۱ + F_۲ + \cdots}$$

نکته

اگر $F_۱$، $F_۲$ و ... به جای فراوانی، درصد فراوانی هر یک از ایزوتوپ‌ها باشد، $F_۱ + F_۲ + \cdots = ۱۰۰$ خواهد بود؛ بنابراین در مخرج رابطهٔ بالا به جای $F_۱ + F_۲ + \cdots$، عدد ۱۰۰ قرار می‌گیرد.

$$\bar{M} = \frac{M_۱F_۱ + M_۲F_۲ + \cdots}{۱۰۰} \text{، } F_۱, F_۲, \ldots = \text{درصد فراوانی ایزوتوپ‌ها}$$

نکته

برای ساده‌ترشدن محاسبات، می‌توان از فرمول زیر نیز برای محاسبهٔ جرم اتمی میانگین استفاده کرد:

$$\bar{M} = M_۱ + \frac{F_۲}{۱۰۰}(M_۲ - M_۱) + \frac{F_۳}{۱۰۰}(M_۳ - M_۱) + \cdots$$

- $M_۱$: جرم ایزوتوپ سبک‌تر
- $M_۲ - M_۱$: اختلاف جرم ایزوتوپ ۲ با ایزوتوپ سبک‌تر
- $F_۲$: درصد فراوانی ایزوتوپ ۲
- $M_۳ - M_۱$: اختلاف جرم ایزوتوپ ۳ با ایزوتوپ سبک‌تر
- $F_۳$: درصد فراوانی ایزوتوپ ۳

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 amu ۵۰/۹۵ فرض شود.)**

(سراسری داخل تجربی ۹۹)

۱) ۲۹/۵ ، ۳۵/۵ ۲) ۱۷/۵ ، ۴۷/۵ ۳) ۱۵ ، ۵۰ ۴) ۱۴/۵ ، ۵۰/۵

پاسخ گزینهٔ (۲)

$$\bar{M} = M_۱ + \frac{F_۲}{۱۰۰}(M_۲ - M_۱) + \frac{F_۳}{۱۰۰}(M_۳ - M_۱) + \frac{F_۴}{۱۰۰}(M_۴ - M_۱)$$

$$\Rightarrow ۵۰/۹۵ = ۴۹ + \frac{F_۲}{۱۰۰}(۵۱ - ۴۹) + \frac{۱۵}{۱۰۰}(۵۳ - ۴۹) + \frac{۲۰}{۱۰۰}(۵۴ - ۴۹) \Rightarrow ۵۰/۹۵ = ۴۹ + ۰/۰۲F_۲ + ۰/۶ + ۱$$

$$\Rightarrow F_۲ = ۱۷/۵ \Rightarrow F_۱ = ۶۵ - F_۲ = ۶۵ - ۱۷/۵ = ۴۷/۵$$

– شمارش ذره‌ها از روی جرم آن‌ها و مفهوم مول –

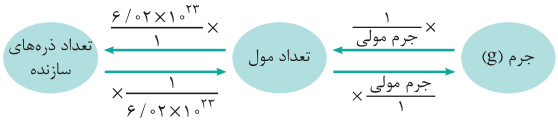
- اتم‌ها بسیار ریز هستند، به طوری که نمی‌توان با هیچ دستگاهی و حتی با شمردن تک‌تک آن‌ها، تعداد آن‌ها را به دست آورد؛ اما از روی جرم یک نمونه می‌توان به شمار واحدهای موجود در آن دست یافت.
- گرم، رایج‌ترین یکای اندازه‌گیری جرم در آزمایشگاه شناخته می‌شود. این در حالی است که یکای جرم اتمی (amu)، یکای بسیار کوچکی برای جرم به شمار می‌آید و کار با آن در آزمایشگاه *در عمل غیرممکنه!*
- برای این‌که بتوان جرم اتم‌ها را برحسب گرم بیان کرد. دانشمندان «مول» را معرفی کردند. شیمی‌دان‌ها به تعداد $۶/۰۲ \times ۱۰^{۲۳}$ 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** $۶/۰۲ \times ۱۰^{۲۳}$، **عدد آووگادرو** گفته می‌شود و آن را با N_A نشان می‌دهند.

$$N_A \text{ (عدد آووگادرو)} = ۶/۰۲ \times ۱۰^{۲۳}$$

@DaneshSad

- بین گرم و amu رابطه‌های روبه‌رو برقرار است: $1\,g = 6/02\times10^{23}\,amu$ یا $1\,amu = 1/66\times10^{-24}\,g$
- جرم یک اتم هیدروژن تقریباً برابر ۱ amu می‌باشد: $1\,atom\,H = 1\,amu = \frac{1}{12}(\text{جرم یک اتم کربن-۱۲}) = 1/66\times10^{-24}\,g$
- به جرم یک مول از ذرات سازندهٔ یک ماده (اعم از اتم، مولکول یا یون و ...) برحسب گرم، جرم مولی آن ذره گفته می‌شود. یکای جرم مولی $g.mol^{-1}$ است.
- جرم مولی یک ماده با مجموع جرم مولی اتم‌های سازندهٔ 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 سازندهٔ 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:



روش دوم: استفاده از کسر تناسب‌ها:

$$\text{مول} = \frac{\text{جرم (g)}}{\text{جرم مولی } (g.mol^{-1})} = \frac{\text{تعداد ذرات}}{N_A\ (6/02\times10^{23})}$$

مثال در چند گرم متانول (CH_3OH)، $1/204\times10^{23}$ اتم H وجود دارد؟ $(O=16, C=12, H=1 : g.mol^{-1})$

۱) ۰/۸ ۲) ۱/۶ ۳) ۳/۲ ۴) ۶/۴

پاسخ گزینهٔ (۲): **روش اول**: استفاده از کسر تبدیل:

$$1/204\times10^{23}\,\text{اتم H} \times \frac{1\,mol\,H}{6/02\times10^{23}\,\text{اتم H}} \times \frac{1\,mol\,CH_3OH}{4\,mol\,H} \times \frac{32\,g\,CH_3OH}{1\,mol\,CH_3OH} = 1/6\,g\,CH_3OH$$

روش دوم: استفاده از کسر تناسب:

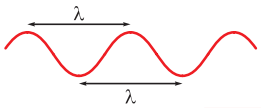
هر ۳۲ گرم CH_3OH، معادل ۱ مول از آن است. در هر ۱ مول CH_3OH، ۴ مول اتم H یا به عبارتی $4\times6/02\times10^{23}$ اتم H وجود دارد. پس:

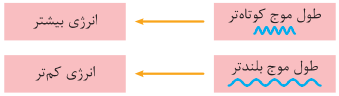
$$\frac{\text{جرم}}{\underbrace{\text{جرم مولی}}_{CH_3OH}} = \frac{\text{تعداد ذرات}}{\underbrace{4\times6/02\times10^{23}}_{\text{اتم H}}} \Rightarrow \frac{x}{32} = \frac{1/204\times10^{23}}{4\times6/02\times10^{23}} \Rightarrow x = \frac{1/204\times10^{23}\times32}{4\times6/02\times10^{23}} = 1/6\,g\,CH_3OH$$

– نور، کلید شناخت جهان –

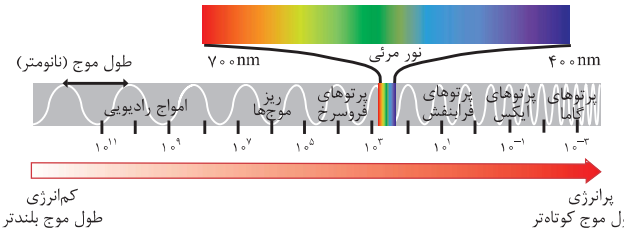
به کمک **نور** می‌توان اطلاعات ارزشمندی از مواد به دست آورد. به طور مثال نوری که از یک ستاره یا سیاره به ما می‌رسد، نشان می‌دهد که آن ستاره یا سیاره **از چه ساخته شده و دمای** آن چه‌قدر است.

- دانشمندان با دستگاهی به نام **طیف‌سنج** می‌توانند از پرتوهای گسیل‌شده از مواد گوناگون، اطلاعات ارزشمندی دربارهٔ 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 **گسترهٔ پیوسته** از رنگ‌ها که شامل بی‌نهایت طول موج از رنگ‌های گوناگون است را ایجاد می‌کند. به این گستره که رنگ‌های سرخ تا بنفش (گسترهٔ رنگ‌های رنگین‌کمان) را در بر می‌گیرد، **گسترهٔ مرئی** می‌گویند.
- چشم ما تنها می‌تواند گسترهٔ محدودی از نور را که همان گسترهٔ مرئی است، ببیند.
- یکی از ویژگی‌های موج، **طول موج** است که آن را با نماد λ (لاندا) نشان می‌دهند. فاصلهٔ دو نقطهٔ مشابه و متوالی (دو قلهٔ متوالی یا دو درهٔ متوالی) در یک موج را، طول موج می‌گویند.





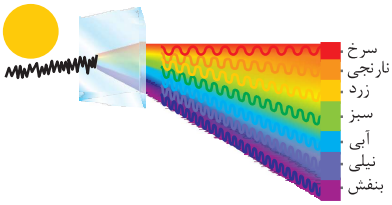
- **انرژی یک موج با طول موج آن رابطهٔ عکس دارد.**
- نور خورشید شامل گسترهٔ بسیار بزرگ و پیوسته‌ای از **پرتوهای الکترومغناطیسی** است که با خود انرژی حمل می‌کنند و نور مرئی تنها بخش کوچکی از این امواج با طول موج‌های ۴۰۰ (رنگ بنفش) تا ۷۰۰ (رنگ سرخ) نانومتر را شامل می‌شود. $(1\,nm = 10^{-9}\,m)$



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

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

@DaneshSad



بین میزان (زاویه) شکست و انحراف یک پرتو مرئی در عبور از منشور با طول موج آن، رابطهٔ وارونه وجود دارد:

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

انرژی و زاویهٔ شکست در منشور: بنفش > نیلی > آبی > سبز > زرد > نارنجی > سرخ

- **کنترل تلویزیون با پرتوهای فروسرخ کار می‌کند.** دوربین موبایل برخلاف چشم ما به نور فروسرخ حساس است و آن را تشخیص می‌دهد؛ بنابراین به وسیلهٔ دوربین موبایل می‌توان پرتوهای فروسرخ تابیده‌شده 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 منحصربه‌فردی به شعلهٔ آتش می‌دهند، به طوری که اگر مقداری از محلول نمک (ترکیب فلزدار) را با افشانه روی شعله بپاشیم، رنگ شعله تغییر می‌کند. رنگ نشرشده از هر یک، فقط باریکهٔ بسیار کوتاهی از گسترهٔ طیف مرئی را در بر می‌گیرد.

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

- شیمی‌دان‌ها به فرایندی که در آن یک مادهٔ شیمیایی با جذب انرژی، از خود پرتوهای الکترومغناطیس گسیل می‌کند، **نشر** می‌گویند.
- اگر نور نشرشده 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 شبه‌فلز) طیف نشری خطی **ویژهٔ خود** را دارد؛ یعنی تعداد خطوط و محل قرارگیری نوارهای طیف (طول موج نوارها) برای آن عنصر اختصاصی است؛ بنابراین مانند اثر انگشت می‌توان از این طیف برای شناسایی عنصرها استفاده کرد. (طیف نشری خطی هیچ دو عنصری مثل هم نیست.)

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



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



تذکر نافلزها (مانند هلیم، هیدروژن، نئون و ...) نیز طیف نشری خطی ویژهٔ خود را دارند، ولی برای ایجاد طیف نشری نافلزها و عنصرهای گازی از شعله استفاده نمی‌شود.

- کاربرد طیف‌های نشری خطی از برخی جنبه‌ها مانند کاربرد خط نماد (بارکد) روی جعبه یا بستهٔ 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 لامپ‌هایی که شب، آزادراه‌ها، بزرگراه‌ها و خیابان‌ها را روشن می‌سازند، به دلیل وجود بخار سدیم در آن‌هاست.
- از لامپ نئون در ساخت تابلوهای تبلیغاتی، برای ایجاد نوشته‌های نورانی سرخ‌فام استفاده می‌شود.

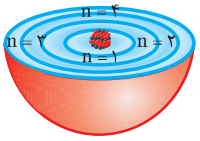
– ساختار اتم –

مدل اتمی بور: در طیف نشری خطی عنصرها، هر نوار یا خط، نوری با طول موج و انرژی معین را نشان می‌دهد. بور با بررسی تعداد و جایگاه خط‌های موجود در طیف نشری خطی اتم هیدروژن (ساده‌ترین اتم) و در نظر گرفتن این‌که الکترون در اتم هیدروژن انرژی معینی دارد، توانست با مدل خود، طیف نشری خطی اتم هیدروژن را به خوبی توضیح دهد. در مدل بور، الکترون‌ها در مسیرهای دایره‌ای به نام مدار به دور هسته در حال چرخش هستند.

- مدل بور به‌جز 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 اتم‌ها، ساختار لایه‌ای برای اتم پیشنهاد دادند. در این مدل 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 لایه‌های پیرامون هسته توزیع می‌شوند.

- ترتیب شماره‌گذاری لایه‌ها از هسته به سمت بیرون است. شمارهٔ هر لایه را با n نشان می‌دهند که n **عدد کوانتومی اصلی** نامیده می‌شود. هر چه الکترون در لایهٔ دورتری از هسته باشد، انرژی آن بیشتر است.

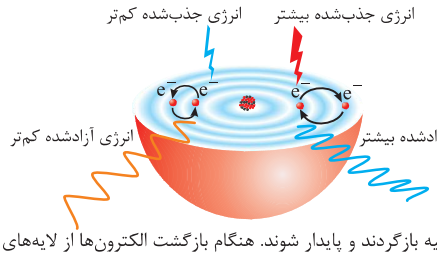


- در ساختار لایه‌ای (مدل کوانتومی)، برای حرکت الکترون به دور هسته، مسیر دقیقی توصیف نمی‌شود. در این مدل با **احتمال حضور الکترون** در فضای معین سروکار داریم؛ به این معنا که الکترون در هر لایه‌ای که باشد، در همهٔ نقاط پیرامون هسته حضور می‌یابد اما در محدودهٔ یادشده (یعنی در یک لایه) احتمال حضور بیشتری دارد.
- در ساختار لایه‌ای، انرژی الکترون‌ها در لایه‌ها و بنابراین دادوستد انرژی هنگام انتقال الکترون از یک لایه به لایهٔ دیگر، **کوانتومی** است. (یعنی هر مقداری را نمی‌تواند داشته باشد.)

@DaneshSad

– مفهوم کوانتومی‌بودن یک کمیت –

کمیت
۱) پیوسته: کمیت‌هایی که می‌توانند هر مقداری (مقدار پیوسته‌ای) را داشته باشند؛ مانند جرم اجسام: $0/5\ kg$، $0/57\ kg$ و ... .
۲) گسسته (کوانتومی): کمیت‌هایی که تنها می‌توانند مقادیر معینی (مضرب صحیحی از یک مقدار معین) را داشته باشند؛ مانند تعداد اشیا یا افراد (تعداد اشیا یا افراد نمی‌تواند هر مقدار مثلاً $3/25$ 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 پرانرژی و ناپایدارند، الکترون‌ها در آن‌ها تمایل دارند به حالت پایه و اولیه بازگردند و پایدار شوند. هنگام بازگشت الکترون‌ها از لایه‌های بالاتر به لایه‌های پایین‌تر، الکترون‌ها انرژی اضافهٔ خود را به صورت نور منتشر می‌کنند. این نورها به صورت خطوط با نوارهای رنگی در طیف نشری خطی اتم‌ها دیده می‌شود.

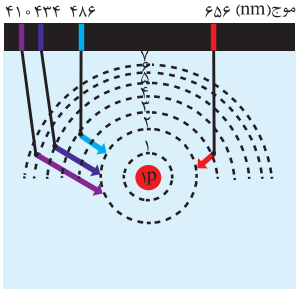
– چرا طیف نشری خطی هر عنصر منحصربه‌فرد است؟ –

از آن‌جا که انرژی لایه‌های الکترونی پیرامون هستهٔ هر اتم ویژهٔ 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 منحصربه‌فردی 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 نتیجهٔ انتقال تک‌الکترون اتم هیدروژن از لایه‌های الکترونی ۶، ۵، ۴ و ۳ به لایهٔ الکترونی ۲ است.

رنگ خط در طیف نشری	طول موج (nm)	نحوهٔ 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 و ۶) بازگردد، اما فقط چهارتا از این انتقال‌های الکترونی منجر به ایجاد نورهای مرئی می‌شود و سایر امواج آزادشده در اثر انتقال‌ها دارای طول موج کوتاه‌تر یا بلندتر از ناحیهٔ مرئی هستند و قابل رؤیت با چشم غیرمسلح نیستند.



نکته

با توجه به شکل **هر چه از هستهٔ اتم دورتر شویم، تفاوت انرژی بین دو لایهٔ 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 لایهٔ دوم ← نشر پرتو مرئی
- بازگشت الکترون از لایهٔ هفتم به لایهٔ دوم ـ بازگشت الکترون از لایه‌های بالاتر به لایهٔ اول ← نشر پرتو فرابنفش
- بازگشت الکترون از لایه‌های بالاتر به لایه‌های سوم تا پنجم ← 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 رابطهٔ $2n^2$ به دست می‌آید.

$(n=1)$ حداکثر گنجایش لایهٔ اول $= 2(1)^2 = 2e$ ، $(n=3)$ حداکثر گنجایش لایهٔ سوم $= 2(3)^2 = 18e$

$(n=2)$ حداکثر گنجایش لایهٔ دوم $= 2(2)^2 = 8e$ ، $(n=4)$ حداکثر گنجایش لایهٔ چهارم $= 2(4)^2 = 32e$

- هر لایه از یک یا چند بخش کوچک‌تر به نام **زیرلایه** تشکیل شده است. در هر لایهٔ الکترونی به تعداد شمارهٔ لایه، زیرلایه وجود دارد.

$(n=1)$ لایهٔ الکترونی اول $\Rightarrow$ تعداد زیرلایه‌ها $= 1$

$(n=4)$ لایهٔ الکترونی چهارم $\Rightarrow$ تعداد زیرلایه‌ها $= 4$

- زیرلایه‌ها را **با عدد کوانتومی فرعی (l)** مشخص می‌کنند. عدد کوانتومی فرعی می‌تواند عددهای **صحیح صفر تا** $(n-1)$ را در بر بگیرد.

مثال
$(n=3)$ لایهٔ الکترونی سوم $\Rightarrow l = 0,\dots,n-1 \Rightarrow l = 0,1,2$ (۳)

پس لایهٔ الکترونی سوم، دارای سه زیرلایه با عددهای کوانتومی فرعی، ۰، ۱ و ۲ است.

@DaneshSad

● زیرلایه‌ها را با نمادهای حرفی s، p، d، f و ... نشان می‌دهند.

نماد زیرلایه	s	p	d	f
مقدار مجاز l	۰	۱	۲	۳

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

$$nl \Rightarrow \text{زیرلایهٔ } 2p \Rightarrow \begin{matrix} n=2 \\ l=1 \end{matrix}$$

n: شمارهٔ لایهٔ الکترونی ← l: نماد حرفی مشخص‌کنندهٔ زیرلایه

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

مثال

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

نماد زیرلایه	s	p	d	f
حداکثر گنجایش الکترونی	۲	۶	۱۰	۱۴

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

جمع‌بندی

عدد کوانتومی اصلی (n)
- شمارهٔ لایهٔ الکترونی: $n = 1,2,3,\ldots$
- تعداد زیرلایه‌های هر لایهٔ الکترونی: n
- حداکثر گنجایش الکترونی هر لایهٔ الکترونی: $2n^2$

عدد کوانتومی فرعی (l)
- مشخص‌کنندهٔ نوع زیرلایه
- نماد حرفی مشخص‌کننده: $l = \underset{s}{0}, \underset{p}{1}, \underset{d}{2}, \underset{f}{3}, \ldots$
- حداکثر گنجایش هر زیرلایه: $4l+2$
- محدودهٔ تغییرات: $l = 0,\ldots,(n-1)$

– ترتیب پرشدن زیرلایه‌ها از الکترون در اتم –

مطابق **قاعدهٔ 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 قاعدهٔ آفبا، ترتیب پرشدن زیرلایه‌های ۴f، ۵p، ۵d و ۶s 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.

$$\begin{matrix} 4f \Rightarrow n+l=4+3=7 \\ 5p \Rightarrow n+l=5+1=6 \\ 5d \Rightarrow n+l=5+2=7 \\ 6s \Rightarrow n+l=6+0=6 \end{matrix} \Rightarrow \text{ترتیب پرشدن زیرلایه‌ها: } 5p \rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d$$

– 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 **قاعدهٔ آفبا** است.

به عنوان مثال در لایهٔ الکترونی سوم $(n=3)$، ۳ زیرلایهٔ 3s، 3p و 3d، با ظرفیت کلی ۱۸ الکترون وجود دارد، ولی در جدول تناوبی عناصر، در دورهٔ سوم، فقط ۸ عنصر وجود دارد؛ زیرا در دورهٔ سوم فقط زیرلایه‌های 3s و 3p در حال پرشدن است و عناصری که زیرلایهٔ 3d آن‌ها در حال پرشدن است، در ردیف چهارم جدول قرار داده شده‌اند. (با توجه به قاعدهٔ آفبا ابتدا زیرلایهٔ 4s از الکترون پر می‌شود و بعد 3d.)

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

$$\underset{n\geq 1}{ns} \rightarrow \underset{n\geq 6}{(n-2)f} \rightarrow \underset{n\geq 4}{(n-1)d} \rightarrow \underset{n\geq 2}{np} \qquad n = \text{شمارهٔ دوره یا تناوب}$$

در هنگام استفاده از رابطهٔ فوق، n را از ۱ تا ۷ به عنوان شمارهٔ دوره قرار می‌دهیم و زیرلایه‌هایی که در هر مرحله ایجاد می‌شوند را می‌نویسیم.

زیرلایه‌های ایجادشده در هر دوره به صورت زیر است:

$$\underset{\text{دورهٔ اول}}{[1s]} - \underset{\text{دورهٔ دوم}}{[2s\ 2p]} - \underset{\text{دورهٔ سوم}}{[3s\ 3p]} - \underset{\text{دورهٔ چهارم}}{[4s\ 3d\ 4p]} - \underset{\text{دورهٔ پنجم}}{[5s\ 4d\ 5p]} - \underset{\text{دورهٔ ششم}}{[6s\ 4f\ 5d\ 6p]} - \underset{\text{دورهٔ هفتم}}{[7s\ 5f\ 6d\ 7p]}$$

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

پاسخ برای پیداکردن 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 زیرلایهٔ s $(l=0)$ مربوط به زیرلایهٔ s است) و به ترتیب از مقدار n یک واحد کم کرده و به مقدار l یک واحد زیاد می‌کنیم تا جایی که زیرلایهٔ مورد نظر وجود داشته باشد:

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

@DaneshSad

– آرایش الکترونی اتم –

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

مثال: $_{8}O : 1s^2 / 2s^2 2p^4$

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

مثال: $_{25}Mn : 1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$

(با این‌که طبق قاعدهٔ آفبا 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 –

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

مثال آرایش الکترونی گستردهٔ $_{20}Ca$: $1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^6 / 4s^2$ ($= [_{18}Ar] 4s^2$)

آرایش الکترونی فشردهٔ $_{20}Ca$:

قاعدهٔ آفبا آرایش الکترونی اغلب عنصرها را پیش‌بینی می‌کند، اما **داده‌های طیف‌سنجی نشان می‌دهد که آرایش الکترونی برخی از اتم‌ها از قاعدهٔ آفبا پیروی نمی‌کند**، به طور مثال هر یک از اتم‌های کروم ($_{24}Cr$) و مس ($_{29}Cu$) در بیرونی‌ترین زیرلایهٔ خود تنها یک الکترون دارند.

در این اتم‌ها یک الکترون از زیرلایهٔ 4s برداشته شده و به زیرلایهٔ 3d اضافه شده است.

$_{29}Cu \Rightarrow$ آرایش الکترونی مورد انتظار: $[_{18}Ar] 3d^9 4s^2$ ؛ آرایش الکترونی واقعی: $[_{18}Ar] 3d^{10} 4s^1$

$_{24}Cr \Rightarrow$ آرایش الکترونی مورد انتظار: $[_{18}Ar] 3d^4 4s^2$ ؛ آرایش الکترونی واقعی: $[_{18}Ar] 3d^5 4s^1$

یا مواردی مانند:

$_{42}Mo : [_{36}Kr] 4d^5 5s^1$

$_{47}Ag : [_{36}Kr] 4d^{10} 5s^1$

– الکترون‌های ظرفیت –

لایهٔ ظرفیت یک اتم، لایه‌ای است که الکترون‌های آن، **رفتار شیمیایی اتم** را تعیین می‌کنند. به الکترون‌های این لایه **الکترون‌های ظرفیت** اتم می‌گویند.

۱) **اگر آخرین الکترون به زیرلایهٔ s یا p وارد شود**، آخرین لایهٔ الکترونی (زیرلایه‌ها با بزرگ‌ترین ضریب) لایهٔ ظرفیت است.

$_{12}Mg : [_{10}Ne] \underbrace{3s^2}_{\text{لایهٔ ظرفیت دارای ۲ الکترون}}$ و $_{35}Br : [_{18}Ar] 3d^{10} \underbrace{4s^2 4p^5}_{\text{لایهٔ ظرفیت دارای ۷ الکترون}}$

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

$_{28}Ni : [_{18}Ar] \underbrace{3d^8 4s^2}_{\text{ظرفیت ۱۰ الکترون}}$

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 (به‌جز هلیم) تعداد الکترون‌های ظرفیت برابر با عدد یکان شمارهٔ گروه آن‌ها است.

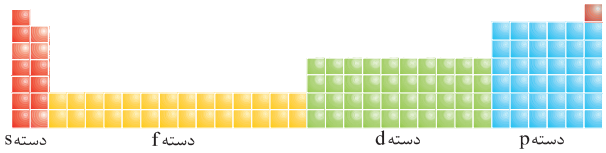
– دسته‌بندی عناصر براساس آخرین زیرلایهٔ در حال پرشدن –

۱) **عنصرهای دستهٔ s**: عنصرهایی که زیرلایهٔ s آن‌ها در حال پرشدن است.

۲) **عنصرهای دستهٔ p**: عنصرهایی که زیرلایهٔ p آن‌ها در حال پرشدن است.

۳) **عنصرهای دستهٔ d**: عنصرهایی که زیرلایهٔ d آن‌ها در حال پرشدن است.

۴) **عنصرهای دستهٔ f**: عنصرهایی که زیرلایهٔ f آن‌ها در حال پرشدن است.



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

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

شمارهٔ دورهٔ هر عنصر (همهٔ دسته‌ها): بزرگ‌ترین ضریب در آرایش الکترونی

شمارهٔ گروه عنصرهای دستهٔ s (به‌جز هلیم): تعداد الکترون‌های ظرفیت

شمارهٔ گروه عنصرهای دستهٔ p: تعداد الکترون‌های ظرفیت $= p$ توان $+10+12$

شمارهٔ گروه عنصرهای دستهٔ d: تعداد الکترون‌های ظرفیت

دستهٔ عناصر	شمار عناصر	موقعیت در جدول تناوبی
s	۱۴	گروه ۱ و ۲ و هلیم از گروه ۱۸
p	۳۶	همهٔ عناصر گروه ۱۳ تا ۱۸ به‌جز هلیم
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)

@DaneshSad

مثال

$_{19}A:[_{18}Ar]\,4s^1 \Rightarrow$ دورهٔ چهارم، گروه ۱، دستهٔ s

$_{22}B:[_{18}Ar]\,3d^2 4s^2 \Rightarrow$ دورهٔ چهارم، گروه ۴، دستهٔ d

$_{33}C:[_{18}Ar]\,3d^{10} 4s^2 4p^3 \Rightarrow$ دورهٔ چهارم، گروه $\underset{(3+12)}{15}$، دستهٔ p

(۳+۱۲) ↓ توان p

– تعیین شمارهٔ دوره و گروه عنصرها بدون نوشتن آرایش الکترونی –

آ) تعیین شمارهٔ 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 شمارهٔ دورهٔ یک عنصر کافی است عدد اتمی عنصر مورد نظر را بین عدد اتمی دو گاز نجیب قبلی و بعدی آن قرار دهیم. شمارهٔ دورهٔ عنصر با شمارهٔ دورهٔ گاز نجیب بعدی یکسان است.

ب) تعیین شمارهٔ گروه: برای تعیین شمارهٔ 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 شمارهٔ گروه برابر با تفاوت عدد اتمی عنصر با گاز نجیب دورهٔ قبل است (شمارهٔ 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.

$_{56}X:56-\underset{\text{زنون}}{54}=2$ و $_{19}X:19-\underset{\text{آرگون}}{18}=1$

۲) عنصرهایی که در دو ردیف در پایین جدول قرار دارند (عناصری با عدد اتمی ۵۷ تا ۷۰ و ۸۹ تا ۱۰۲) همگی به گروه ۳ تعلق دارند.

۳) برای بقیهٔ عنصرها 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 شمارهٔ گروه به دست آید.

(عدد اتمی اتم مورد نظر – عدد اتمی گاز نجیب بعد از اتم مورد نظر) – ۱۸ = شمارهٔ گروه

مثال

$_{23}A \xrightarrow{23-18=5>2}$ شمارهٔ گروه $=18-(\underset{\text{گاز نجیب هم‌دوره}}{36}-23)=5$

– 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 لایهٔ ظرفیت آن‌ها نسبت می‌دهند. در لایهٔ ظرفیت این اتم‌ها، **هشت الکترون** وجود دارد (به‌جز هلیم که در تنها لایهٔ الکترونی خود، دو الکترون دارد)، پس می‌توان نتیجه گرفت که اگر لایهٔ 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 ـ نقطه‌ای –

در آرایش الکترون ـ 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 به‌جز هلیم، ابتدا در هر جایگاه یک الکترون قرار می‌گیرد و از الکترون پنجم و پس از آن هر نقطه به صورت جفت‌نقطه درمی‌آید. ($\cdot\dot{C}\cdot\cdot\ddot{P}\cdot\cdot\ddot{S}:$)

توجه آرایش الکترون ـ نقطه‌ای هلیم به صورت $He:$ است نه $\cdot He\cdot$.

نکته

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

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

@DaneshSad

– 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 دستهٔ s و p**، عنصرهایی هستند که اتم آن‌ها با از دست دادن الکترون‌های ظرفیت خود اغلب به آرایش هشت‌تایی گاز نجیب قبل از خود (دورهٔ قبل) می‌رسند[1]، در حالی که **نافلزها** عنصرهایی هستند که با گرفتن الکترون به آرایش پایدار گاز نجیب بعد از خود (هم‌دورهٔ خود) دست می‌یابند.
با استفاده از شمارهٔ گروه عنصرها در جدول تناوبی (عنصرهای گروه ۱، ۲ و ۱۳ تا ۱۷) می‌توان بار یون مربوط به آن‌ها را تعیین کرد:

شمارهٔ گروه عنصر	۱	۲	۱۳	۱۴	۱۵	۱۶	۱۷
بار یون	+۱	+۲	+۳	یون تشکیل نمی‌دهند.[2]	−۳	−۲	−۱

توجه فلزهای دستهٔ d (به‌جز فلز $_{21}Sc$) 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.

$$_{12}Mg: \underbrace{1s^2/2s^2 2p^6}_{[_{10}Ne]}/3s^2 \xrightarrow{\text{تشکیل کاتیون}} {}_{12}Mg^{2+}: \underbrace{1s^2/2s^2 2p^6}_{[_{10}Ne]}$$

۱- اغلب عناصر فلزی دستهٔ d و f با از دست دادن الکترون و تشکیل یون مثبت به آرایش هشت‌تایی گاز نجیب نمی‌رسند.
۲- به‌جز عناصر Sn و Pb در این گروه

- 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

$$_{16}S: \underbrace{1s^2/2s^2 2p^6}_{[_{10}Ne]}/3s^2 3p^4 \Rightarrow {}_{16}S^{2-}: \underbrace{1s^2/2s^2 2p^6/3s^2 3p^6}_{[_{18}Ar]}$$

ترکیب‌های یونی: ترکیب‌هایی که ذره‌های سازندهٔ 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 جاذبهٔ بسیار قوی برقرار می‌شود که از آن به **پیوند یونی** یاد می‌شود.

$$\dot{C}a\cdot + \cdot\ddot{O}: \xrightarrow{2e^-} Ca^{2+}[:\ddot{O}:]^{2-}$$
فلز نافلز ترکیب یونی

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: NaCl، $MgCl_2$.

- 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 Na^+، P^{3-} و ... .

توجه یون‌هایی مانند O_2^{2-}، NO_3^- یون‌های چنداتمی هستند، زیرا از بیش از یک اتم تشکیل شده‌اند.

- نام کاتیون‌هایی که تنها یک نوع بار الکتریکی دارند، همان نام عنصر است:
  Na^+: یون سدیم، Al^{3+}: یون آلومینیم
- برای نام‌گذاری آنیون‌های تک‌اتمی، به انتهای نام نافلز یا ریشهٔ آن، پسوند «ید» اضافه می‌کنیم:
  Cl^-: یون کلرید، N^{3-}: یون نیترید

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

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

کاتیون‌های گروه (۱) ← یون لیتیم (Li^+)، یون سدیم (Na^+)، یون پتاسیم (K^+)، یون روبیدیم (Rb^+)، یون سزیم (Cs^+)
کاتیون‌های گروه (۲) ← یون منیزیم (Mg^{2+})، یون کلسیم (Ca^{2+})، یون استرانسیم (Sr^{2+})، یون باریم (Ba^{2+})
کاتیون گروه (۱۳) ← یون آلومینیم (Al^{3+})

– نام و نماد شیمیایی برخی آنیون‌های تک‌اتمی –

آنیون‌های گروه (۱۷) ← یون فلوئورید (F^-)، یون کلرید (Cl^-)، یون برمید (Br^-)، یون یدید (I^-)
آنیون‌های گروه (۱۶) ← یون اکسید (O^{2-})، یون سولفید (S^{2-})
آنیون‌های گروه (۱۵) ← یون نیترید (N^{3-})، یون فسفید (P^{3-})

– مراحل فرمول‌نویسی 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

Al^{3+} O^{2-} → Al_2O_3 ، Ca^{2+} S^{2-} → CaS

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

مثال

Na_3N ← سدیم نیترید ، KI ← پتاسیم یدید

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.
زیروند آنیون × اندازهٔ بار آنیون × $n \times N_A$ یا زیروند کاتیون × بار کاتیون × $n \times N_A$
۲ برای به دست آوردن نسبت شمار کاتیون‌ها به آنیون‌ها، می‌توان نسبت قدرمطلق بار آنیون به بار کاتیون را به دست آورد و بالعکس!
۳ 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 Na_2O، Al_2S_3 و ...

@DaneshSad