

## (۷) عنصرهای سازنده سیاره‌ها

- پاسخ این سوال که «هستی چگونه پدید آمده است؟» در قلمرو علم تجربی نمی‌گنجد و آدمی در پرتو آموزه‌های وحیانی می‌تواند به پاسخی جامع دست یابد.
- در قلمرو علم تجربی می‌توان برای پاسخ به پرسش‌هایی مانند: «جهان کنونی چگونه شکل گرفته است؟ پدیدهای طبیعی چگونه و چرا خوبی دهنده؟» تلاش کرد.
- سفر طولانی و تاریخی دو فضایمای وویجر ۱ و ۲ در سال ۱۹۷۷ میلادی (۱۳۵۶ خورشیدی) برای شناخت بیشتر سامانه‌ی خورشیدی صورت گرفت.
- آخرین تصویری که وویجر ۱ پیش از خروج از سامانه‌ی خورشیدی از کره‌ی زمین گرفت، از فاصله‌ی تقریبی ۷ میلیارد کیلومتری بود.
- مأموریت وویجر ۱ و ۲، تبیه‌ی شناسنامه‌ی فیزیکی و شیمیایی از سیاره‌های مشتری، زحل، اورانوس و نپتون بود که حاوی اطلاعاتی مانند نوع عنصرهای سازنده، ترکیب شیمیایی در اتمسفر آن‌ها و ترکیب درصد این مواد بود.
- یکی از ستاره‌شناسان ایرانی به نام عبدالرحمان صوفی برای اولین بار گزارشی درباره‌ی کهکشان «آندرومیا» که نزدیک‌ترین کهکشان به سامانه‌ی خورشیدی است، ارائه کرد.
- اختر شیمی به مطالعه‌ی مولکول‌هایی می‌پردازد که در فضاهای بین ستاره‌ای یافت می‌شود.
- سحابی بوم رنگ سرددترین مکان شناخته شده در جهان هستی با دمای  $-272^{\circ}\text{C}$  است که حدود ۵۰۰۰ سال نوری از زمین فاصله دارد.



- بیشترین درصد فراوانی در سیاره‌ی زمین به ترتیب مربوط به عنصرهای آهن، اکسیژن، سیلیسیم و منیزیم است.
- در سیاره‌ی مشتری به ترتیب عنصرهای هیدروژن، هelim، کربن، اکسیژن بیشترین درصد فراوانی را دارند.
- سیاره‌ی مشتری بیشتر از جنس گاز است و عنصر فلزی در آن وجود ندارد.

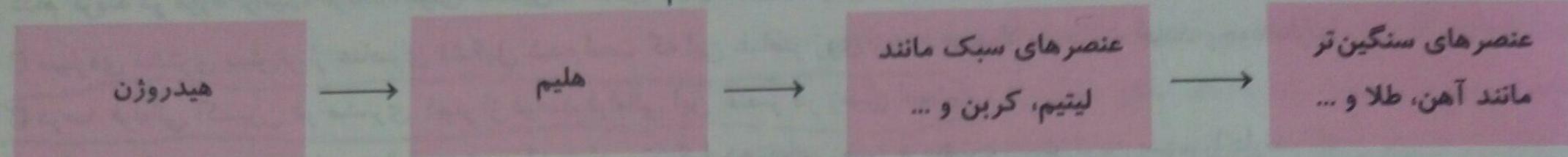
## ۲- نظریه‌ی مهانگ و رابطه‌ی اینشتین

- برخی دانشمندان بر این باورند که سرآغاز کیهان با انفجار بزرگ (مهانگ) همراه بود که طی آن انرژی عظیمی آزاد شده و موجب پدید آمدن ذره‌های زیراتمنی مانند الکترون، پروتون و نوترون و پس از آن هیدروژن و هelim گردیده است.
- سحابی‌ها با گذشت زمان و کاهش دما از متراکم شدن هیدروژن و هelim به وجود آمدند و سحابی‌ها هم سبب پیدایش ستاره‌ها و کهکشان‌ها شدند.

ستاره‌ها و کهکشان‌ها → سحابی‌ها → گذشت زمان و کاهش دما هیدروژن و هelim → الکترون، پروتون، نوترون → مهانگ

- ستارگان را می‌توان کارخانه‌ی تولید عنصرهای دانست، زیرا دمای درون ستاره‌ها بسیار بالاست و در نتیجه‌ی واکنش‌های هسته‌ای، عنصرهای سنگین تر از عنصرهای سبک‌تر پدید می‌آیند.

- هرچه دمای درون ستاره بیشتر باشد، شرایط تشکیل عنصرهای سنگین‌تر فراهم است.



- دمای سطح خورشید حدود  $6000^{\circ}\text{C}$  و درون آن حدود  $10000000^{\circ}\text{C}$  است و در هر ثانیه ۵ میلیون تن، در اثر واکنش هسته‌ای تبدیل هیدروژن به هلیوم از جرم آن کاسته می‌شود.

- انرژی آزاد شده در واکنش‌های هسته‌ای از رابطه‌ی اینشتین یعنی  $E = mc^2$  محاسبه می‌شود. (در این رابطه،  $m$  بر حسب کیلوگرم،  $c$  سرعت نور ( $3 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ ) و  $E$  بر حسب ژول است).

در نتیجه‌ی واکنش‌های هسته‌ای در خورشید، در هر ثانیه ۷۰۰ میلیون تن هیدروژن به ۶۹۵ میلیون تن هلیوم تبدیل می‌شود و ۵ میلیون تن جرم به انرژی (انرژی گرمایی و نورانی) تبدیل می‌گردد. مقدار انرژی تولید شده در هر ثانیه به روش زیر محاسبه می‌شود:

$$E = mc^2 = 5 \times 10^9 \text{ kg} \times (3 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1})^2 = 45 \times 10^{25} \text{ J} = 45 \times 10^{22} \text{ kJ}$$

**مثال:** اگر در واکنش هسته‌ای تبدیل هیدروژن به هلیوم، ۰/۰۰۲۴ گرم ماده به انرژی تبدیل شود، مقدار انرژی آزاد شده چقدر است و این مقدار انرژی چند گرم آهن را می‌تواند ذوب کند؟ (برای ذوب کردن یک گرم آهن ۲۴۷ ژول انرژی نیاز است).

$$E = mc^2 = 2/4 \times 10^{-6} \text{ kg} \times (3 \times 10^8 \text{ m.s}^{-1})^2 = 2/16 \times 10^{11} \text{ J}$$

$$\Rightarrow 2/16 \times 10^{11} \text{ J} = \frac{\text{جرم آهن}}{247 \text{ J.g}^{-1}} = \frac{x \text{ g}}{247} = 8/74 \times 10^8 \text{ g} \Rightarrow \text{آهن} = 8/74 \times 10^8 \text{ g}$$

ب) آیا همه‌ی اتم‌های یک عنصر پایدارند؟

### ۱- ذره‌های زیراتمی، ایزوتوب‌ها

عدد اتمی: برابر با تعداد پروتون‌های هسته‌ی اتم است و با  $Z$  نشان داده می‌شود.

عدد جرمی: برابر با مجموع تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های هسته‌ی اتم است و با  $A$  نشان داده می‌شود.

$$A = Z + N$$

نماد همگانی عنصرها  $\frac{A}{Z} E$  است که با استفاده از آن می‌توان تعداد ذره‌های زیراتمی را برای هر اتم مشخص کرد. (در اتم، تعداد پروتون‌ها و الکترون‌ها برابر است).

$$\begin{array}{c} A = 27 \leftarrow 27 \\ Z = 13 \leftarrow 13 \end{array} Al$$

بنابراین  $^{27}_{13} Al$  دارای ۱۳ پروتون، ۱۳ الکترون و ۱۴ نوترون (۲۷-۱۴) است.

اگر اتمی یک یا چند الکترون از دست بدهد به کاتیون (یون مثبت) و اگر یک یا چند الکترون بگیرد به آنیون (یون منفی) تبدیل می‌شود.

$^{27}_{13} Al^{3+}$  دارای ۱۳ پروتون، ۱۰ الکترون و ۱۴ نوترون است.

در جدول زیر تعداد ذره‌های زیراتمی برای چند گونه‌ی مختلف مشخص شده است.

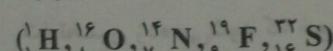
$^{56}_{26} Fe$	$^1_1 H$	$^{65}_{30} Zn^{2+}$	$^{22}_{11} Na^+$	$^{16}_8 O^{2-}$	$^{19}_9 F$	گونه‌ی شیمیایی
۲۶	۱	۳۰	۱۱	۸	۹	پروتون
۲۶	۱	۲۸	۱۰	۱۰	۹	الکترون
۳۰	.	۳۵	۱۲	۸	۱۰	نوترون

تعداد ذره‌های زیراتمی را برای گونه‌های چند اتمی نیز با استفاده از عدد اتمی ( $Z$ ) و عدد جرمی ( $A$ ) هر اتم می‌توان مشخص کرد. به عنوان نمونه تعداد ذره‌های زیراتمی در  $NO_3^-$  را با توجه به این که از اتم‌های  $N^{14}_7$  و  $O^{16}_8$  تشکیل شده و یک الکترون نیز به این مجموعه اضافه شده (دارای یک بار منفی است) می‌توان تعیین کرد.

$$= 7 + 3(8) = 31 = \text{تعداد پروتون}$$

$$= 7 + 3(8) + 1 = 32 = \text{تعداد الکترون}$$

$$= (14 - 7) + 3(16 - 8) = 31 = \text{تعداد نوترون}$$



تعداد ذره‌های زیراتمی برای گونه‌های چند اتمی:

$^{34} NF_3$	$^{22} NO_2^+$	$^{11} NH_4^+$	$^{48} SO_4^{2-}$	$^{10} H_2O$	گونه‌ی چند اتمی
۳۴	۲۲	۱۱	۴۸	۱۰	پروتون
۳۴	۲۲	۱۰	۵۰	۱۰	الکترون
۳۷	۲۳	۷	۴۸	۸	نوترون

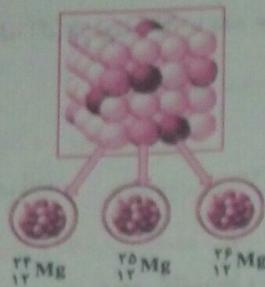
### ایزوتوب (هم‌مکان):

اتم‌های یک عنصر هستند که عدد اتمی یکسان و عدد جرمی متفاوت دارند. به عبارت دیگر ایزوتوب‌ها دارای تعداد پروتون‌های برابر و تعداد نوترون‌های نابرابر هستند.

ایزوتوب‌ها خواص شیمیایی یکسانی دارند، اما در برخی خواص فیزیکی وابسته به جرم، مانند چگالی با یکدیگر تفاوت دارند.

اغلب عنصرهای طبیعی مخلوطی از چند ایزوتوب هستند.

مطابق شکل منیزیم دارای سه ایزوتوب است که تفاوت آنها در تعداد نوترون هاست.

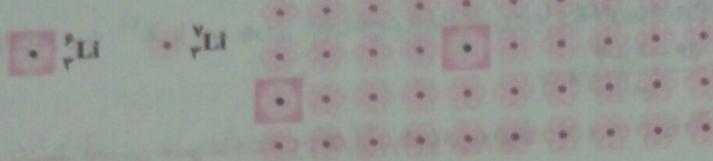


	$^{29}_{12}\text{Mg}$	$^{28}_{12}\text{Mg}$	$^{27}_{12}\text{Mg}$	ایزوتوب
پروتون	۱۲	۱۲	۱۲	پروتون
الکترون	۱۲	۱۲	۱۲	الکترون
نوترون	۱۴	۱۳	۱۲	نوترون

لیتیم دارای دو ایزوتوب  $^7\text{Li}$  (سه پروتون، سه الکترون و چهار نوترون) و  $^6\text{Li}$  (سه پروتون، سه الکترون و سه نوترون) است که با توجه به شکل، درصد فراوانی هر ایزوتوب در طبیعت را می‌توان محاسبه کرد.

$$\text{فراوانی } ^7\text{Li} = \frac{47}{50} \times 100 = 94\%$$

$$\text{فراوانی } ^6\text{Li} = \frac{3}{50} \times 100 = 6\%$$



### ایزوتوب‌های طبیعی و ساختگی هیدروژن:

به جدول زیر توجه کنید:

نماد ایزوتوب	$^1\text{H}$	$^2\text{H}$	$^3\text{H}$	$^4\text{H}$	$^5\text{H}$	$^6\text{H}$	$^7\text{H}$
ویژگی ایزوتوب							
نیم عمر	پایدار	پایدار	۱۲/۳۲ سال	۱/۴ × ۱۰⁻۲۲ ثانیه	۹/۱ × ۱۰⁻۲۲ ثانیه	۲/۹ × ۱۰⁻۲۲ ثانیه	۲/۳ × ۱۰⁻۲۲ ثانیه
درصد فراوانی در طبیعت	۹۹/۹۸۸۵	۰/۰۱۴	ناجیز	(ساختگی)	(ساختگی)	(ساختگی)	(ساختگی)

همه ایزوتوب‌های H دارای یک پروتون هستند، اما تعداد نوترون‌های آنها با هم تفاوت دارد.

اتم	$^1\text{H}$	$^2\text{H}$	$^3\text{H}$	$^4\text{H}$	$^5\text{H}$	$^6\text{H}$	$^7\text{H}$
پروتون	۱	۱	۱	۱	۱	۱	۱
نوترون	۰	۱	۲	۳	۴	۵	۶

یک نمونه ایزوتوب از هر عنصر مخلوطی از ایزوتوب‌های مختلف آن است. چنین نمونه‌ای از عنصر H (هیدروژن) شامل سه ایزوتوب  $^1\text{H}$  و  $^2\text{H}$  (پروتون، دوتریم و تریتیم) است. (توجه کنید که ایزوتوب‌های ساختگی در نمونه‌ی طبیعی وجود ندارد).

زمان ماندگاری هر ایزوتوب نشان می‌دهد که ایزوتوب یاد شده تا چه اندازه پایدار است. در میان ایزوتوب‌های H ناپایدارترین آنها  $^7\text{H}$  است که کمترین زمان ماندگاری را دارد.

هسته ایزوتوب‌های ناپایدار با گذشت زمان متلاشی می‌شوند. از ایزوتوب‌های H پنج ایزوتوب  $^1\text{H}$ ,  $^2\text{H}$ ,  $^3\text{H}$ ,  $^4\text{H}$  و  $^5\text{H}$  ناپایدار بوده و پرتوزا می‌باشند.

نکته: در اتم همه عنصرها، یا تعداد نوترون‌ها با پروتون‌ها برابر است یا تعداد نوترون‌ها بیشتر است. به جز اتم  $^1\text{H}$  که نوترون ندارد.

سوال: در عنصر X  $Z^{106}$  اگر تفاوت تعداد نوترون‌ها و پروتون‌ها برابر ۱۴ باشد، عدد اتمی (Z) را حساب کنید.

$$\begin{cases} A = Z + N = 106 \\ N - Z = 14 \end{cases} \Rightarrow \{ Z + Z + 14 = 106 \Rightarrow 2Z = 92 \Rightarrow Z = 46 \}$$

روش اول:

$$Z = \frac{A - N}{2} = \frac{106 - 14}{2} = 46$$

روش دوم:

www.ShimiPedia.ir

**سوال:** اگر در یون  $M^-$  با عدد جرمی ۸۰، تفاوت تعداد الکترون‌ها و نوترون‌ها برابر ۹ باشد، عدد اتمی  $M$  را حساب کنید.

در آبیون‌ها اگر تفاوت تعداد نوترون‌ها و الکترون‌ها از تعداد بار منفی آبیون بیشتر باشد، حتماً تعداد نوترون‌ها از الکترون‌ها بیشتر است.

روش اول:

$$\begin{cases} e = Z + 1 \\ N - e = 9 \end{cases} \Rightarrow \{N - Z - 1 = 9 \Rightarrow N = Z + 1\}$$

$$A = Z + N = 80 \Rightarrow Z + Z + 10 = 80 \Rightarrow 2Z = 70 \Rightarrow Z = 35$$

روش دوم: در همهی کاتیون‌ها و در آبیون‌هایی که تفاوت تعداد نوترون و الکترون از تعداد بار منفی آبیون بیشتر باشد، حتماً تعداد نوترون‌ها از الکترون‌ها بیشتر است.

استفاده کرد:

$$Z = \frac{A - \text{بار الکتریکی}}{2} = \frac{80 - 9 - 1}{2} = 35$$

**سوال:** در یون  $X^{2+}$  با عدد جرمی ۵۶، تفاوت تعداد نوترون‌ها و الکترون‌ها برابر ۶ است. عدد اتمی  $X$  را تعیین کنید.

$$Z = \frac{A - \text{بار الکتریکی} + (\text{تفاوت تعداد نوترون‌ها و الکترون‌ها})}{2} = \frac{56 - 6 + 2}{2} = 26$$

## ۲- تکنسیم، نخستین عنصر ساخت بشر و کاربرد رادیوایزوتوپ‌ها:

در واکنش‌های هسته‌ای یا هسته‌ها شکافته می‌شوند یا با هم جوش می‌خورند و در هر دو مورد انرژی هنگفتی آزاد می‌شود. دانشمندان با بهره‌گیری از این واکنش‌ها، ۲۶ عنصر جدول را به طور مصنوعی ساخته‌اند. یعنی از ۱۱۸ عنصر شناخته شده فقط ۹۲ عنصر در طبیعت یافت می‌شود. تکنسیم نخستین عنصری بود که در راکتور (واکنشگاه) هسته‌ای ساخته شد.

برخی از ویژگی‌های تکنسیم:

- عنصری با عدد اتمی ۴۳ است که با نامad  $Tc$  نشان داده می‌شود.
- در تصویربرداری پزشکی (تصویربرداری از غده‌ی تیروئید) اهمیت فوق العاده‌ای دارد.
- یون حاوی تکنسیم با یون یدید اندازه‌ی مشابهی دارد و توسط غده‌ی تیروئید جذب می‌شود.
- همه‌ی تکنسیم موجود در جهان به طور مصنوعی ساخته می‌شود.
- هرجا که نیاز باشد آن را با یک مولد هسته‌ای تولید و به مصرف می‌رسانند.

ایزوتوپ کربن - ۱۴ ( $C^{14}$ ) خاصیت پرتوزایی دارد. این ویژگی اساس تخمین سن اشیای قدیمی و عتیقه‌های است.

یکی از کاربردهای رادیو داروها در تشخیص و درمان بیماری‌های است که در پزشکی هسته‌ای مورد استفاده قرار می‌گیرد. در این روش مواد رادیواکتیو مورد استفاده یا رادیو ایزوتوپ هستند و یا داروهایی که با مواد رادیو ایزوتوپ نشان دار شده‌اند. این مواد رادیواکتیو که تزریق یا بلعیده می‌شوند، در عرض چند دقیقه تا حد اکثر چند روز از بین می‌روند و سطح تابش رادیواکتیو آن‌ها نسبت به اشعه  $X$  بسیار کمتر است و خطری ندارد.

هنگامی که رادیو دارو به اندام هدف می‌رسد، با توجه به پرتو رادیواکتیو منتشره، تصویری از اندام هدف توسط گیرنده‌های پرتو به وجود می‌آید که تشخیص بیماری با استفاده از آن امکان‌پذیر است.

از اورانیم موجود در طبیعت حدود  $\frac{99}{3}$  درصد  $U^{238}$  و کمتر از  $\frac{1}{7}$  درصد  $U^{235}$  و دیگر ایزوتوپ‌های آن بسیار نادر هستند.

تنها یکی از ایزوتوپ‌های اورانیم یعنی  $U^{235}$  به عنوان سوخت راکتورهای اتمی به کار می‌رود.

هدف از غنی‌سازی ایزوتوپی اورانیم، تولید اورانیمی است که دارای درصد بالایی از  $U^{235}$  باشد.

atom  $^{59}Fe$  یک رادیوایزوتوپ است که برای تصویربرداری از دستگاه گردش خون استفاده می‌شود.

یکی از فراوان‌ترین مواد پرتوزا که در زندگی ما یافت می‌شود، گاز رادون است. به نکات زیر در مورد رادون توجه نمایید.

- **سنگین‌ترین گاز** نجیب موجود در طبیعت با عدد اتمی ۸۶ و نامad  $Rn^{86}$  است.

به طور پیوسته در لایه‌های زیرین زمین از طریق واکنش هسته‌ای (شکافته هسته‌ای نه هم‌جوشی هسته‌ای) تولید می‌شود و با عبور از منافذ موجود در زمین، به محیط زندگی وارد می‌شود.

• گازی بی‌رنگ، بی‌بو و بی‌مزه است.

• رادون موجود در هواکره، خطری برای تندرستی ماندارد.

## ب) طبقه‌بندی عنصرها

## ۱- جدول دوره‌ای عنصرها

متداول یک معلم شیمی اهل روسیه بود که به وجود روند تناوبی میان عنصرها، مشابه با شیوه‌ای که امروز در جدول دوره‌ای عنصرها معرفت نمودیم، پی برداشت.

- جدول دوره‌ای عنصرها شامل ۱۱۸ عنصر در ۷ دوره و ۱۸ گروه است.

- ستون‌های عمودی را گروه و ردیف‌های افقی را دوره یا تناوب می‌نامیم.

- عنصرها بر حسب افزایش عدد اتمی مرتب شده‌اند.

- خواص عنصرهایی که در یک گروه زیر هم قرار می‌گیرند، بسیار شبیه به هم است.

- از چپ به راست در هر تناوب، خواص عنصرها به‌طور تقریباً مشابهی تکرار می‌شود.

دوره‌ی اول با ۲ عنصر کوتاه‌ترین و دوره‌های ۶ و ۷ با ۳۲ عنصر بلندترین دوره‌های جدول هستند.

برخی گروه‌های جدول نام‌های اختصاصی دارند.

گروه ۱	گروه ۲	گروه ۱۷	گروه ۱۸
فلزهای قلیایی خاکی	فلزهای قلیایی	هالوژن‌ها	گازهای نجیب

گروه ۱۸ به نام گازهای نجیب شامل عنصرهایی هستند که واکنش‌پذیری بسیار ناچیز دارند و یا حتی برخی از آن‌ها واکنش‌ناپذیرند.

شماره‌ی دوره	عددهای اتمی	گاز نجیب
۱	۱ و ۲	${}_2^4 \text{He}$
۲	$3 \rightarrow 10$	${}_10^1 \text{Ne}$
۳	$11 \rightarrow 18$	${}_{18}^1 \text{Ar}$
۴	$19 \rightarrow 36$	${}_{36}^1 \text{Kr}$
۵	$37 \rightarrow 54$	${}_{54}^1 \text{Xe}$
۶	$55 \rightarrow 86$	${}_{86}^1 \text{Rn}$
۷	$87 \rightarrow 118$	${}_{118}^1 \text{Og}$

گروه ۱۷ (هالوژن‌ها) نافلزهایی هستند که در ترکیب با فلزها به یون هالاید ( $X^-$ ) تبدیل می‌شوند، مانند یون فلوئورید ( $F^-$ ), یون کلرید ( $Cl^-$ ), یون برمید ( $Br^-$ ) و یون یدید ( $I^-$ ).

گروه ۱ (فلزهای قلیایی) فلزهایی هستند که در ترکیب با نافلزها به کاتیون  $M^+$  تبدیل می‌شوند، مانند یون لیتیم ( $Li^+$ ), یون سدیم ( $Na^+$ ), یون پتانسیم ( $K^+$ ), یون روییدیم ( $Rb^+$ ) و یون سزیم ( $Cs^+$ ).

با استفاده از عدد اتمی گاز نجیب می‌توان مشخص کرد که عددهای اتمی دیگر مربوط به چه دوره و گروهی از جدول هستند.

نکته‌ی ۱: عدد اتمی عنصرهای گروه ۱۷ (هالوژن‌ها) یکی کمتر از گاز نجیب هم دوره‌ی خود است.

نکته‌ی ۲: عدد اتمی عنصرهای گروه ۱۶ دوتا کمتر از گاز نجیب هم دوره‌ی خود است.

نکته‌ی ۳: عدد اتمی عنصرهای گروه ۱ (فلزهای قلیایی) یکی بیشتر از گاز نجیب دوره‌ی قبل خود است.

نکته‌ی ۴: عدد اتمی عنصرهای گروه ۲ (فلزهای قلیایی خاکی) دوتا بیشتر از گاز نجیب دوره‌ی قبل خود است.

سؤال: مشخص کنید هر کدام از عنصرهای زیر مربوط به کدام دوره و کدام گروه از جدول دوره‌ای عنصرها هستند؟

(آ)  ${}_{34}^1 \text{Se}$

(ب)  ${}_{88}^1 \text{Ra}$

(پ) I

(پ) ۵۲

پاسخ:

(آ) Kr

(ب) Rn

(پ) Xe

(آ) Se مربوط به دوره‌ی ۴ و گروه ۱۸ است، بنابراین  ${}_{34}^1 \text{Se}$  در دوره‌ی ۴ و گروه ۱۶ قرار دارد.

(ب) Rn مربوط به دوره‌ی ۵ و گروه ۱۸ است، بنابراین  ${}_{88}^1 \text{Ra}$  در دوره‌ی ۷ و گروه ۲ قرار دارد.

(پ) Xe مربوط به دوره‌ی ۵ و گروه ۱۸ است، بنابراین I در دوره‌ی ۵ و گروه ۱۷ قرار دارد.

## ۲- جرم اتمی عنصرها

کترون، پروتون و نوترون را ذره‌های زیراتمی یا بنیادی می‌نامند.

دانشمندان مقیاس جرم نسبی را برای تعیین جرم اتم‌ها، مولکول‌ها و ذره‌های زیراتمی به کار می‌برند که برابر  $\frac{1}{12}$  جرم ایزوتوپ کربن - ۱۲ است و آن را یکای جرم اتمی یا amu (atomic mass unit) می‌نامند.

در مقیاس amu جرم پروتون و نوترون حدود ۱amu و جرم کترون حدود  $\frac{1}{2000}$  amu است.

بار نسبی ذره‌های زیراتمی را با توجه به بار کترون ( $-1/16.2 \times 10^{-19} C$ ) می‌سنجند. به طوری که بار نسبی یک کترون را ۱ - در نظر می‌گیرند و با توجه به آن بار نسبی پروتون نیز برابر +۱ است.

نماد شیمیایی کترون، پروتون و نوترون به ترتیب  $e^-$ ,  $p^+$  و  $n^0$  است که عده‌های بالا و پایین نشان‌دهنده‌ی جرم نسبی و بار نسبی هستند.

نام ذره	نماد	بار الکتریکی نسبی	جرم (amu)
کترون	$e^-$	-۱	.۰۰۰۵
پروتون	$p^+$	+۱	.۰۰۷۳
نوترون	$n^0$	۰	.۰۰۸۷

جرم یک اتم کربن - ۱۲ دقیقاً ۱۲amu و جرم اتم H  $^1$  برابر ۱/۰۰۸amu است.

با توجه به جرم نسبی پروتون و نوترون که هر کدام حدود ۱amu است، جرم نسبی یک اتم را به تقریب معادل عدد جرمی آن (مجموع پروتون‌ها و نوترون‌ها) در نظر می‌گیرند. (از جرم کترون‌ها صرف نظر می‌شود).

جرم یک اتم Li  $^7$  را برابر ۷amu در نظر می‌گیرند.

جرم یک اتم H  $^1$  را برابر یک amu در نظر می‌گیرند.

جرم یک اتم Mg  $^{24}_{12}$  را برابر ۲۴amu در نظر می‌گیرند.

جرم یک اتم Mg  $^{25}_{12}$  را برابر ۲۵amu در نظر می‌گیرند.

یک عنصر ممکن است ایزوتوپ‌های طبیعی مختلف داشته باشد و جرم ایزوتوپ‌ها نیز با هم تفاوت دارد. از این رو با توجه به جرم اتمی ایزوتوپ‌ها و فراوانی طبیعی هر کدام، جرم اتمی میانگین را از رابطه‌ی زیر برای یک عنصر حساب می‌کنند. در جدول دوره‌ای عنصرها نیز جرم اتمی میانگین برای هر عنصر نشان داده شده است.

$\bar{M}$  جرم اتمی میانگین

$M_1$  و  $M_2$  جرم اتمی ایزوتوپ اول و ایزوتوپ دوم

$a_1$  و  $a_2$  فراوانی طبیعی ایزوتوپ اول و ایزوتوپ دوم

راه ساده‌تر و کاربردی‌تر برای محاسبه‌ی جرم اتمی میانگین استفاده از رابطه‌ی زیر است:

$$\bar{M} = \frac{M_1 a_1 + M_2 a_2 + \dots}{a_1 + a_2 + \dots}$$

مثال: از هر ۵۰ اتم لیتیم، ۳ اتم Li  $^6$  و ۴۷ اتم Li  $^7$  است. جرم اتمی میانگین لیتیم را حساب کنید.

$$\bar{M} = \frac{6 \times 3 + 7 \times 47}{50} = 6.94 \text{ amu}$$

$$\bar{M} = 6 + \left[ (7 - 6) \times \frac{47}{50} \right] = 6.94 \text{ amu}$$

روش اول:

روش دوم:

**مثال:** منیزیم طبیعی دارای سه ایزوتوپ  $Mg^{24}$ ,  $Mg^{25}$  و  $Mg^{26}$  به ترتیب با فراوانی ۸۰ درصد، ۱۰ درصد و ۱۰ درصد می‌باشند. جرم اتمی میانگین منیزیم را حساب کنید.

$$\bar{M} = \frac{74 \times 1.0 + 20 \times 1.0 + 26 \times 1.0}{1.0 + 1.0 + 1.0} = 74 / 3 \text{ amu}$$

روش اول:

$$\overline{M} = 24 + [(25 - 24) \times 0 / 1] + [(26 - 24) \times 0 / 1] = 24 / 3 \text{ amu}$$

روش دوم:

توجه کنید فراوانی ۱۰ درصد یعنی ۱/۰

### ۳- شمارش ذره‌ها از روی جرم آن‌ها

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

عدد آوگادرو با  $N_A$  نشان داده می‌شود و برابر  $6 \times 10^{23}$  است.

به تعداد عدد آووگادرو یعنی  $10^{23}$  از هر ذره (مولکول، اتم، یون، الکترون و ...) یک مول از آن ذره گفته می‌شود.

یک مول اتم از یک عنصر یعنی  $1 \times 10^{23}$  اتم از آن است و جرم یک مول اتم، برابر عدد جرمی آن بر حسب گرم است.

با توجه به این که جرم اتمی کربن برابر  $12\text{amu}$  و جرم اتمی هیدروژن تقریباً  $1\text{amu}$  است:

یک مول کربن شامل  $10^{23} \times 0.2 \times 6$  اتم کربن است و ۱۲ گرم جرم دارد.

یک مول اتم هیدروژن شامل  $6 \times 10^{-23}$  اتم هیدروژن است و ۱ گرم جرم دارد.

تعداد ذرهای در یک مول از ماده‌ای با تعداد ذرهای در یک مول از ماده‌ی دیگر برابر است.

**مثال:** تعداد اتم‌ها در  $\text{^{4/8}He}$  گرم کربن را حساب کنید. (جرم اتمی کربن  $12 \text{ amu}$  است.)

روش اول:

۱۰

1

11g

$$6.02 \times 10^{23}$$

$$f/\lambda g = \frac{f/(\lambda \times f) \cdot 2 \times 10^{22}}{12} = 2f/(\lambda \times 10^{22}) \text{ متر}$$

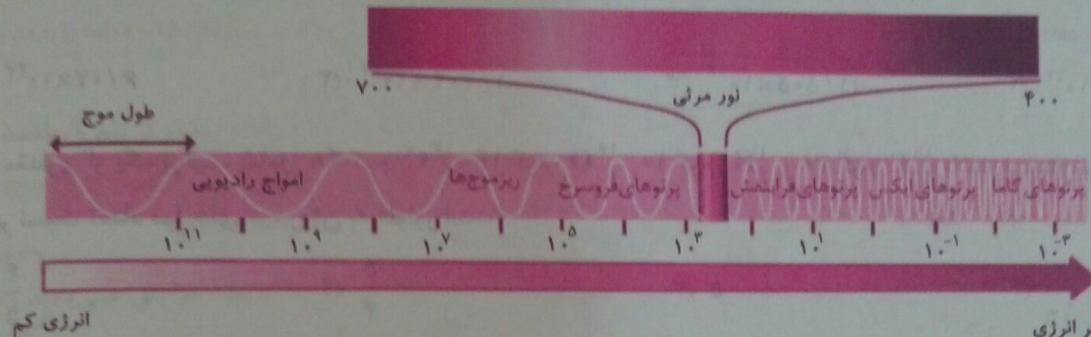
روش دوم:

$$\text{تعداد اتم} = \frac{\text{مolar mass}}{\text{atom mass}} \times \frac{N_A}{10^2} = 4 / 18 \times \frac{6.02 \times 10^{23}}{12} = 24 / 0.8 \times 10^{22}$$

ت) نور، کلید شناخت جهان

## ۱- بر قوهای الکترومغناطیسی

نور کلیدی است که با استفاده از آن می‌توان رازهای خلقت را رمزگشایی کرد. اجزای سازنده و دمای خورشید و ستارگان و یا فاصله‌ی ستارگان از زمین را با استفاده از نوری که از آن‌ها منتشر می‌شود، تعیین می‌کنند و این تنها راهی است که به اطلاعاتی در مورد اجرام بسیار دور و بسیار داغ دست بیابیم. نور خورشید گرچه سفید به نظر می‌رسد اما در حقیقت شامل بی‌نهایت موج مرئی و نامرئی است. نور خورشید از پرتوهای گاما (بسیار بسیاری) تا امواج رادیویی (بسیار کم انرژی) را شامل می‌شود.



امواج نوری دارای دو خاصیت موجی و ذره‌ای هستند، از این رو امواج الکترومغناطیسی نامیده می‌شوند. چشم انسان یک محدوده‌ی بسیار کوچک از امواج الکترومغناطیسی، یعنی از ۴۰۰ تا ۷۰۰ نانومتر را می‌تواند بینند. نور مرئی از طول موج بلند به کوتاه شامل رنگ‌های سرخ، نارنجی، زرد، سبز، آبی، نیلی و بنفش است. طول موج، به فاصله‌ی بین دو نقطه‌ی مشابه، مثلاً دو برآمدگی یا دو فرورفتگی پیاپی بر روی موج، طول موج می‌گویند و با  $\lambda$  نشان می‌دهند. فرکانس یا بسامد، تعداد نوساناتی که توسط موج در یک ثانیه تکرار می‌شود. به عبارتی تعداد دفعاتی که نقاط مشابه مثل برآمدگی‌های موج نوری در یک ثانیه از یک نقطه می‌گذرند. فرکانس را با واحد هرتز (Hz) بیان می‌کنند. فرکانس با طول موج رابطه‌ی عکس دارد. یعنی هرچه نور کم‌افزون‌تر باشد (مانند نور قرمز)، طول موج آن بیشتر است.

وقتی نوری از یک منشور می‌گذرد شکسته می‌شود و میزان شکست با فرکانس نور رابطه‌ی مستقیم و با طول موج نور رابطه‌ی عکس دارد. مثلاً شکست نور ببنفس با عبور از منشور بیش تر از نور قرمز است. ما مواد را به رنگ نوری که از آن‌ها به چشم ما می‌رسد، می‌بینیم.

۲- نشر نور و طیف نشری

بسیاری از نمک‌ها شعله‌ی رنگی دارند و رنگ تولید شده در شعله بستگی به کاتیون فلزی موجود در نمک دارد.

شعله‌ی فلز سدیم و ترکیب‌های سدیم مثل  $\text{NaCl}$  به رنگ زرد است.

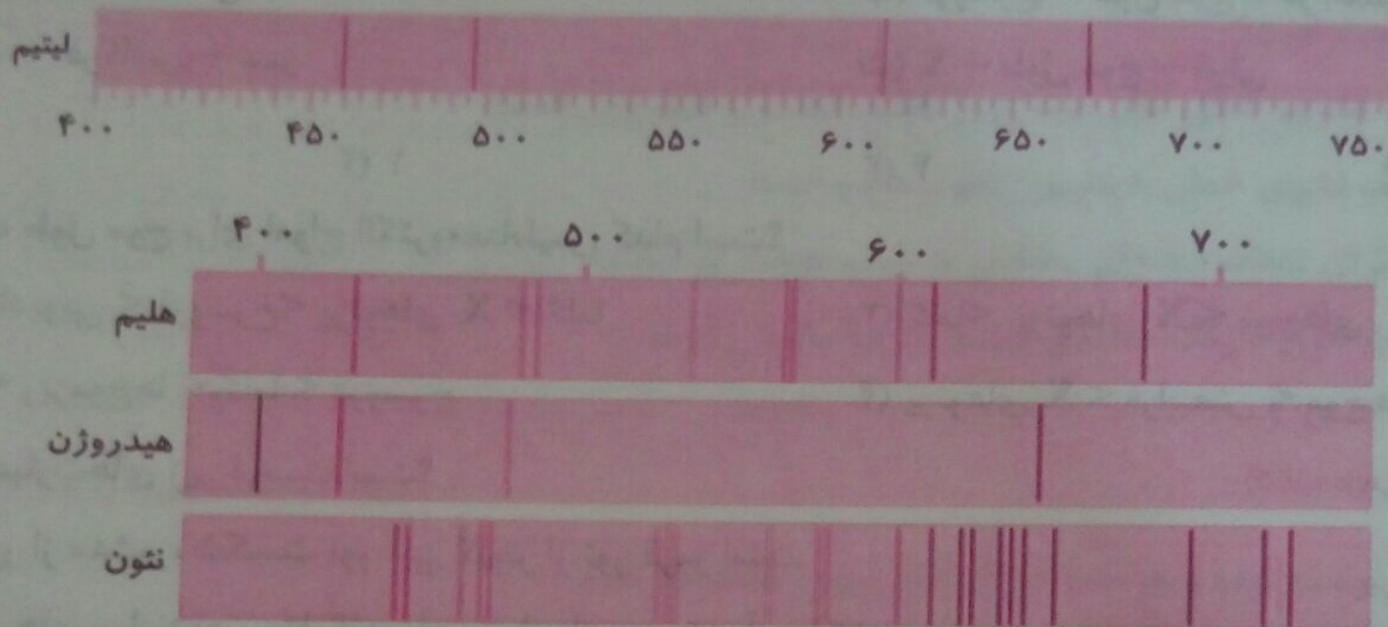
شعله‌ی فلز مس و ترکیب‌های مس مثل  $\text{CuSO}_4$  به رنگ سبز است.

شعله‌ی فلز لیتیم و ترکیب‌های لیتیم مثل  $\text{LiNO}_3$  به رنگ سرخ است.

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

از روی رنگ شعله‌ی یک ترکیب می‌توان به وجود عنصر فلزی در آن ترکیب پی برد. لامپ نئون دارای گاز نئون با فشار کم است که در نتیجه‌ی اختلاف پتانسیل بین دو الکترود برانگیخته شده و تولید نور سرخ فام می‌کند. با عبور نور حاصل از یک ترکیب شیمیایی (در شعله) از منشور، الگویی به دست می‌آید که آن را طیف نشری خطی می‌نامند. در طیف نشری خطی یک عنصر، فقط باریکه‌های از نور مرئی با طول موج مشخص وجود دارد.

از آنجایی که هر عنصر ساختار اتمی مختص خود را دارد، خطوط طیفی آن با دیگر عنصرها متفاوت است و طیف نشری خطی ویژه‌ی خود را دارد که مانند اثر انگشت می‌توان از این طیف‌ها برای شناسایی عنصرها استفاده کرد.



دانشمندان با ثبت طیف خورشید و مقایسه‌ی آن با طیف عنصرهایی که در آزمایشگاه به‌دست آورده‌اند، عنصرهای سازنده‌ی خورشید را مشخص کرده‌اند.

در سال ۱۸۶۸ میلادی بررسی طیف نشیری، هنگام خورشید گرفتگی، منجر به کشف هلیم شد.

در سال ۱۸۹۴ میلادی ویلیام رامسی شیمی‌دان اسکاتلندی پس از جداسازی  $N_2$  و  $O_2$  توانست از باقی‌مانده‌هوا، آرگون را به عنوان نخستین گاز نجیب در سیاره‌ی زمین کشف کند. ویلیام رامسی ۱ سال بعد گاز هلیم را در نمونه‌های معدنی اورانیم یافت و گاز هلیم نیز در زمین کشف شد.

### ث) کشف ساختار اتم

#### ۱- مدل کوانتومی اتم

نیلز بور با مطالعه طیف نشري خطی گاز هیدروژن و با کمک طول موج خطهای مشاهده شده در ناحیه مرئی این عنصر، توانست در زمان

خود یکی از بهترین مدل‌ها را برای اتم ارائه دهد.

طبق مدل اتمی بور، الکترون هیدروژن هنگام بازگشت از یک حالت پر انرژی به حالت کم‌انرژی، مقدار معینی انرژی از دست داده و نوری با

طول موج معین را نشر می‌دهد.

مدل اتمی بور فقط توانست طیف نشري خطی هیدروژن را توجیه کند و برای عنصرهای دیگر کاربرد نداشت. اما مدل اتمی بور زمینه‌ساز ارائه

مدل کامل‌تری برای اتم به نام مدل کوانتومی گردید.

در مدل کوانتومی اتم، هسته در مرکز آن قرار دارد و الکترون‌ها در لایه‌هایی پیرامون هسته توزیع می‌شوند. شماره‌ی هر لایه را با  $n$  نمایش

می‌دهند.  $n$  عدد کوانتومی اصلی نامیده می‌شود.

الکترون‌های مربوط به هر لایه بیش‌تر وقت خود را در فضای مربوط به آن لایه سپری می‌کنند.

(احتمال حضور الکtron در آن فضای بیش‌تر است). اما می‌توانند در همه نقاط اطراف هسته

حضور یابند.

الکترون‌ها در هر لایه انرژی معینی دارند و هرچه لایه از هسته دورتر باشد، انرژی

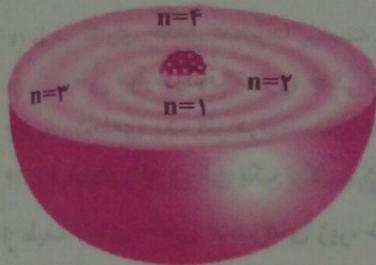
الکترون‌های آن بیش‌تر است.

در مدل کوانتومی، داد و ستد انرژی هنگام انتقال الکترون از یک لایه به لایه‌ای دیگر است.

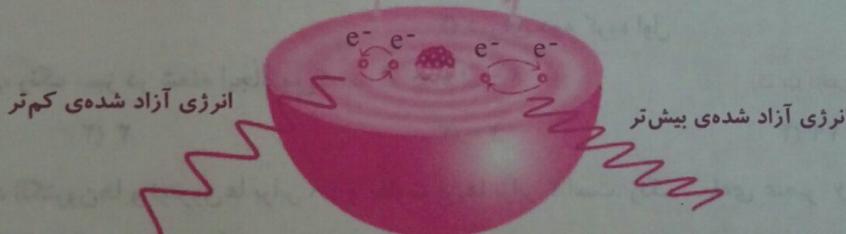
در واقع الکترون هنگام انتقال از یک لایه به لایه‌ای دیگر، انرژی را به صورت پیمانه‌ای یا

بسه‌های معین جذب یا نشر می‌دهد.

انرژی جذب شده بیش‌تر انرژی جذب شده کم‌تر



ساختار لایه‌ای اتم



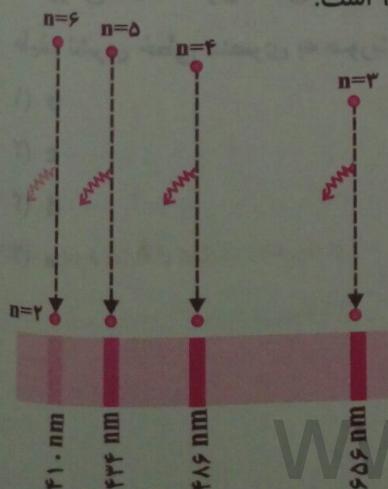
در نتیجه‌ی جایه‌جایی الکترون بین لایه‌ها، انرژی با طول موج معین جذب یا نشر می‌شود.

تفاوت انرژی لایه‌ها با دور شدن از هسته کم‌تر می‌شود. مثلاً تفاوت انرژی لایه‌های اول و دوم بیش‌تر از دوم و سوم و آن هم بیش‌تر از سوم و چهارم است.

هر خط در طیف نشري خطی مربوط به نوری است که در نتیجه‌ی بازگشت الکترون از یک لایه‌ی بالاتر به یکی از لایه‌های پایین‌تر نشر می‌یابد.

جون تفاوت انرژی لایه‌ها در اتم‌های مختلف یکسان نیست، هر اتم طیف نشري خطی مربوط به خود را دارد که با طیف عنصرهای دیگر متفاوت است.

چهار خط در طیف نشري خطی هیدروژن مربوط به بازگشت الکترون از لایه‌های ۶، ۵، ۴، ۳ به لایه‌ی ۲ است.



رنگ نور نشri شده	طول موج نور نشri شده	انتقال
بنفش	410 nm	۶ به ۲
آبی	434 nm	۲ به ۵
سبز	486 nm	۲ به ۴
سرخ	656 nm	۲ به ۳

انرژی الکترون در اتم کوانتومی است و الکترون‌ها هر مقدار دلخواه نمی‌توانند انرژی داشته باشند. انرژی الکترون به صورت بسته‌ی انرژی مبادله می‌شود و هر بسته انرژی در اتم هیدروژن برابر تفاوت انرژی بین دو لایه است.

## ۲- توزیع الکترون‌ها در لایه‌ها و زیرلایه‌ها

شماره‌ی لایه‌ی الکترونی را با  $n$  مشخص می‌کنیم و هر لایه، ظرفیت  $2n^2$  الکترون دارد. مثلاً ظرفیت الکترونی لایه‌ی اول ( $n = 1$ ) برابر ۲ الکترون ( $2 \times 1^2 = 2$ ) و ظرفیت الکترونی لایه‌ی دوم ( $n = 2$ ) برابر ۸ الکترون ( $2 \times 2^2 = 8$ ) است.

هر لایه با شماره‌ی  $n$  دارای  $n$  زیرلایه است. لایه‌ی اول ( $n = 1$ ) یک زیرلایه به نام ۱s دارد. لایه‌ی دوم ( $n = 2$ ) دارای دو زیرلایه به نام‌های ۲s و ۲p است. لایه‌ی سوم ( $n = 3$ ) دارای سه زیرلایه به نام‌های ۳s و ۳p و ۳d و لایه‌ی چهارم ( $n = 4$ ) نیز چهار زیرلایه‌ی ۴s و ۴p و ۴d و ۴f را دارد.

**نکته:** در دوره‌های پنجم، ششم و هفتم جدول تناوبی نیز تا کنون که ۱۱۸ عنصر شناسایی شده‌اند فقط چهار زیرلایه‌ی s, p, d و f الکترون گرفته‌اند و الکترون به زیرلایه‌های بعدی آن‌ها نرسیده است.

شماره‌ی لایه	ظرفیت الکترونی زیرلایه ( $2n^2$ )	تعداد زیرلایه	نام زیرلایه‌ها
۱	۲	۱	۱s
۲	۸	۲	۲s, ۲p
۳	۱۸	۳	۳s, ۳p, ۳d
۴	۳۲	۴	۴s, ۴p, ۴d, ۴f

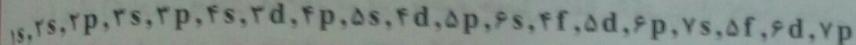
حرف **A** مربوط به زیرلایه‌های **s** است و عدد **کوانتومی فرعی** نامیده می‌شود. مثلاً **۱s** به معنی زیرلایه‌ی **s** و **۱p** به معنی زیرلایه‌ی **p** است. هر زیرلایه، ظرفیت  $2 + 2n^2$  الکترون دارد.

نام زیرلایه	ظرفیت الکترونی زیرلایه ( $2 + 2n^2$ )
s	۲
p	۶
d	۱۰
f	۱۴

## ج) آرایش الکترونی اتم

## ۱- قاعده‌ی آفبا

با توجه به این که زیرلایه‌های یک لایه، هم انرژی نیستند، زیرلایه‌ای زودتر الکترون می‌گیرد که دارای انرژی کم‌تر باشد. ترتیب پر شدن زیرلایه‌های الکترونی در اتم مطابق با اصل آفبا و به ترتیب زیر است.

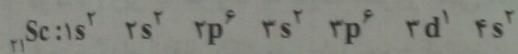
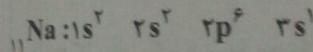
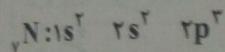


زیرلایه‌ای زودتر الکترون می‌گیرد که  $n+1$  کوچک‌تری داشته باشد و برای دو زیرلایه که  $n+1$  برابر داشته باشند، آن‌که  $n$  کوچک‌تر داشته باشد زودتر پر می‌شود.

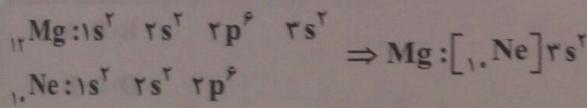
در جدول دوره‌ای نیز، عنصرها به همان ترتیب اصل آفبا قرار گرفته‌اند. زیرلایه‌ای که در هر دوره از جدول الکترون می‌گیرند در جدول زیر آمده است و می‌بینید که مطابق با اصل آفبا است.

شماره‌ی دوره	۱	۲	۳	۴	۵	۶	۷
اصل آفبا	1s	2s 2p	3s 3p	4s 3d 4p	5s 4f 5p	6s 4f 5d 6p	7s 5f 6d 7p
تعداد الکترون	2	8	8	18	18	32	32

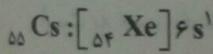
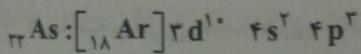
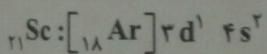
ظرفیت الکترونی زیرلایه‌های  $s, p, d$  و  $f$  به ترتیب ۲، ۶، ۱۰ و ۱۴ الکترون است. بنابراین می‌توان مطابق با قاعده‌ی آفبا و ظرفیت الکترونی زیرلایه‌ها، آرایش الکترونی عنصرها را نوشت.



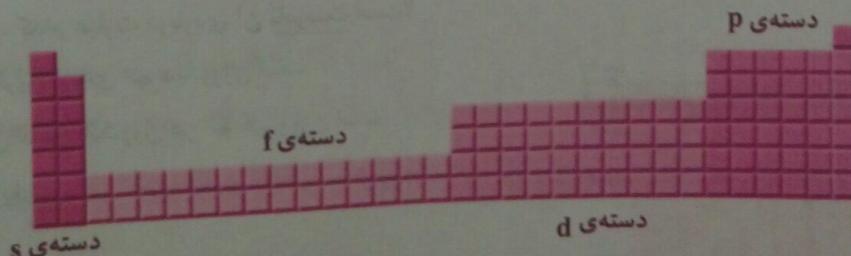
در آرایش الکترونی فشرده، نماد گاز نجیب دوره‌ی پیش را به جای بخشی از آرایش الکترونی عنصر که همارز آن است قرار می‌دهند.



آرایش الکترونی فشرده‌ی  ${}_{21}Sc$ ،  ${}_{32}As$  و  ${}_{55}Cs$  به شکل زیر است:



با توجه به آرایش الکترونی، عنصرها در چهار دسته قرار می‌گیرند.



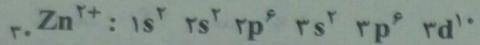
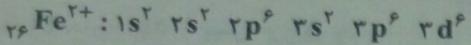
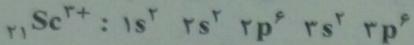
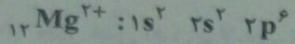
- دسته‌ی s: عنصرهایی که زیرلایه‌ی s آن‌ها در حال پر شدن است. این عنصرها در گروههای ۱ و ۲ جدول قرار دارند.
- دسته‌ی p: عنصرهایی که زیرلایه‌ی p آن‌ها در حال پر شدن است. این عنصرها در گروههای ۱۳ تا ۱۸ قرار دارند. (به جزء دسته‌ی s است).
- دسته‌ی d: عنصرهایی که زیرلایه‌ی d آن‌ها در حال پر شدن است و گروههای ۳ تا ۱۲ جدول را شامل می‌شوند.
- دسته‌ی f: عنصرهایی که زیرلایه‌ی f آن‌ها در حال پر شدن است و در دریف ۱۴ عنصری در زیر جدول قرار داده شده‌اند.

**نکته ۱** در آئیون‌ها، به تعداد بارهای منفی الکترون اضافه می‌شود. مثلاً یون  $^{17}\text{Cl}^-$  دارای ۱۸ الکترون است و آرایش الکترونی آن به صورت زیر می‌باشد:

**نکته ۲** در کاتیون‌ها، اتم به تعداد بارهای مثبت، الکترون از دست داده و تعداد الکترون‌ها از اتم اولیه کمتر است. برای نوشتن آرایش کاتیون به نکته‌ی زیر توجه کنید.

زیرلایه‌ای زودتر الکترون از دست می‌دهد که ضریب بزرگ‌تر داشته باشد. یعنی زیرلایه‌ای که مربوط به لایه‌ی بالاتر باشد. به عنوان مثال زیرلایه‌ای  $^{48}\text{Zn}^{2+}$  از ۴۸ الکترون از دست می‌دهد. اما در مورد چند زیرلایه با  $n$  برابر، زیرلایه‌ای که ۱ بزرگ‌تری دارد، زودتر الکترون از دست می‌دهد.

آرایش الکترونی برخی کاتیون‌ها:

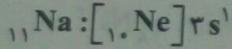


## ۲- تعیین موقعیت عنصرها در جدول دوره‌ای عنصرها

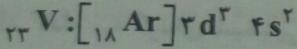
(آ) بزرگ‌ترین ضریب در آرایش الکترونی نشان‌دهنده‌ی شماره‌ی دوره است.

ب) تعیین شماره‌ی گروه:

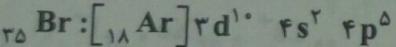
- در عنصرهای دسته  $s$ ، شماره‌ی گروه برابر تعداد الکترون‌های  $s$  لایه‌ی آخر است.
- در عنصرهای دسته  $p$ ، شماره‌ی گروه برابر مجموع عدد ۱۲ و تعداد الکترون‌های  $p$  لایه‌ی آخر است.
- در عنصرهای دسته  $d$ ، شماره‌ی گروه برابر مجموع الکترون‌های  $s$  لایه‌ی آخر و  $d$  لایه‌ی پیش از آخر است.
- عنصرهای دسته  $f$  جزء گروه ۳ هستند.



دسته  $s$  دوره‌ی سوم گروه اول



دسته  $d$  دوره‌ی چهارم گروه پنجم



دسته  $p$  دوره‌ی چهارم گروه هفده

### لایه‌ی ظرفیت

بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی است که الکترون‌های موجود در آن، رفتار اتم در واکنش‌های شیمیایی را تعیین می‌کنند. به الکترون‌های موجود در این لایه، الکترون‌های ظرفیتی می‌گویند.

در عنصرهای دسته  $s$  و دسته  $p$ ، الکترون‌های آخرین لایه، الکترون‌های ظرفیتی هستند.

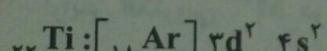
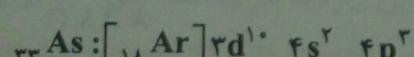
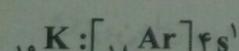
در عنصرهای دسته  $d$ ، الکترون‌های  $s$  لایه‌ی آخر و  $d$  لایه‌ی پیش از آخر الکترون‌های ظرفیتی به حساب می‌آیند. گرچه در عنصرهای گروههای

۸ تا ۱۲ (در دوره‌ی چهارم عدددهای اتمی ۲۶ تا ۳۰) فقط چند تا از الکترون‌های  $d$  در تشکیل پیوند به کار گرفته می‌شوند.

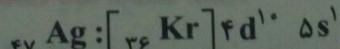
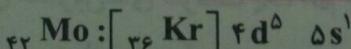
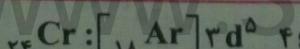
یک الکtron ظرفیتی

پنج الکtron ظرفیتی

چهار الکtron ظرفیتی



زیرلایه‌ی  $d$  اگر کاملاً پر (۱۰ الکترونی) یا کاملاً نیمه پر (۵ الکترونی) باشد پایداری زیادی دارد. بنابراین در چهار عنصر زیر، یک الکترون از لایه‌ی آخر به  $d$  لایه‌ی پیش از آخوند داده می‌شود. آرایش الکترونی این چهار عنصر استثناء بوده و به شکل زیر صحیح است.



## ج) ساختار اتم و رفتار آtom

## ۱- ساختار الکترون - نقطهای اتم

لوویس برای نمایش لایه‌ی ظرفیت اتم‌ها به تعداد الکترون‌های ظرفیتی، در کنار نماد شیمیایی هر عنصر، نقطه قرار داد و آن را ساختار الکترون - نقطهای نامید.

به جدول زیر توجه کنید. تعداد الکترون ظرفیتی یا تعداد نقطه در ساختار الکترون - نقطهای عنصرهای یک گروه با هم برابر است و همچنین تعداد الکترون‌های تکی (جفت نشده) آن‌ها نیز یکسان است.

شماره گروه	۱	۲	۱۳	۱۴	۱۵	۱۶	۱۷	۱۸
دوره‌ی دوم	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
دوره‌ی سوم	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
تعداد الکترون ظرفیتی	۱	۲	۳	۴	۵	۶	۷	۸
تعداد الکترون تکی	۱	۲	۳	۴	۳	۲	۱	۰

نکته: عنصرهای گروه ۱۸ (گازهای نجیب) در ساختار الکترون - نقطهای و آرایش الکترونی خود، الکترون تکی یا جفت نشده ندارند. عنصرهای این گروه پایدارترین آرایش الکترونی را دارند.

گازهای نجیب به علت آرایش الکترونی بسیار پایدار، به صورت تک اتمی در طبیعت وجود دارند و تمایل به انجام واکنش‌های شیمیایی و تشکیل پیوند با عنصرهای دیگر نشان نمی‌دهند و یا تمایل آن‌ها برای تشکیل پیوند بسیار کم است.

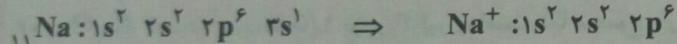
گاز نجیب هلیم ( ${}^4He$ ) پایدارترین آرایش الکترونی را در میان همهٔ عنصرها دارد و با وجود این که فقط دو الکترون دارد، قادر الکترون تکی یا چفت نشده بوده و ساختار الکترون نقطهای آن را باید به صورت  $He^+$  نشان داد.

عنصرهای دیگر می‌خواهند به آرایش الکترونی پایدار گاز نجیب دست یابند که به این منظور در واکنش شیمیایی شرکت می‌کنند.

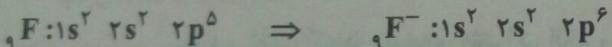
قاعده‌ی اوکتت یا هشت تایی پایدار: اتم‌ها تمایل دارند در واکنش‌های شیمیایی شرکت کرده و با تبادل الکترون یا به اشتراک گذاشتن الکترون، لایه‌ی ظرفیت خود را به هشت تایی پایدار (مانند گاز نجیب) برسانند و پایدار شوند.

مثال‌های زیر نشان می‌دهند که برخی اتم‌ها چگونه به آرایش هشت تایی پایدار می‌رسند:

\* اتم سدیم ( ${}_{11}Na$ ) با از دست دادن یک الکترون به آرایش پایدار گاز نجیب نئون ( ${}_{10}Ne$ ) می‌رسد:



\* اتم فلور ( ${}_9F$ ) با گرفتن یک الکترون به آرایش پایدار گاز نجیب نئون ( ${}_{10}Ne$ ) می‌رسد:

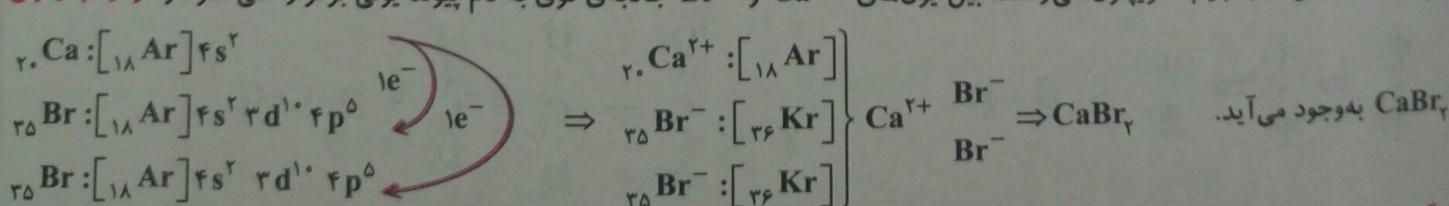


## ۲- تبدیل اتم‌ها به یون‌ها و ترکیب‌های یونی

واکنش میان یک فلز و یک نافلز معمولاً با تبادل الکترون همراه است. به‌طوری که اتم فلز برای رسیدن به آرایش پایدار الکترون از دست داده و به کاتیون (یون مثبت) تبدیل می‌شود و اتم نافلز الکترون گرفته و به آنیون (یون منفی) تبدیل می‌گردد. سپس کاتیون و آنیون که بارهای ناهم‌نام دارند، یکدیگر را جذب می‌کنند.

جادیهی قدرتمندی که میان یون‌های ناهم‌نام در ترکیب وجود دارد را پیوند یونی می‌نامیم.

تشکیل پیوند یونی در  $CaBr_2$ : یک اتم کلسیم به هریک از دو اتم برم یک الکترون می‌دهد. کلسیم به آرایش گاز نجیب آرگون و اتم‌های برم نیز به آرایش گاز نجیب کربیتون می‌رسند. بین یون‌های  $Ca^{2+}$  و  $Br^-$  جاذبه‌ی قوی به نام پیوند یونی برقرار می‌شود و ترکیب یونی



ترکیب یونی:

- ذرهای سازندهٔ ترکیب یونی، یون‌های مثبت و منفی هستند.

- ترکیب یونی که فقط از دو عنصر ساخته شده باشد را ترکیب یونی دوتایی می‌گویند، مانند  $Al_2O_3$  و  $NaCl$ .

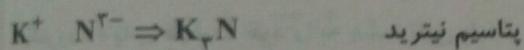
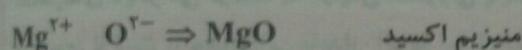
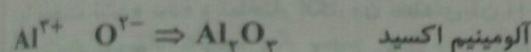
- برای نام‌گذاری ترکیب یونی، ابتدا نام کاتیون و سپس نام آنیون گفته می‌شود. (نام آنیون دارای پسوند «ید» است.)

## نام و نماد شیمیابی آئون

$\text{Br}^-$	برمید	$\text{Li}^+$	لیتیم
$\text{I}^-$	یدید	$\text{K}^+$	پتاسیم
$\text{N}^{3-}$	نیترید	$\text{Mg}^{2+}$	منیزیم
$\text{S}^{2-}$	سولفید	$\text{Ca}^{2+}$	کلسیم
$\text{F}^-$	فلوئورید	$\text{Al}^{3+}$	آلومینیم

فلزهای قلیابی (گروه اول) یک الکترون در لایه‌ی ظرفیت دارند و با از دست دادن یک الکترون به آرایش پایدار می‌رسند. مانند  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Li}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$  و  $\text{F}^-$ . فلزهای قلیابی خاکی (گروه دوم) دو الکترون در لایه‌ی ظرفیت دارند و با از دست دادن دو الکترون به آرایش پایدار می‌رسند. مانند  $\text{Al}^{3+}$  به آرایش هشتایی پایدار می‌رسد. هالوژن‌ها ۷ الکترون در لایه‌ی ظرفیت دارند و با گرفتن یک الکترون به آرایش هشتایی پایدار می‌رسند مانند  $\text{Cl}^-$  (کلرید),  $\text{Br}^-$  (برمید) و  $\text{I}^-$  (یدید). عنصرهای گروه ۶ دارای ۶ الکترون در لایه‌ی ظرفیت هستند و با گرفتن دو الکترون به آرایش هشتایی پایدار می‌رسند مانند  $\text{O}^{2-}$  (اکسید) و  $\text{S}^{2-}$  (سولفید).

عنصرهای گروه ۵ دارای ۵ الکترون ظرفیتی هستند و با گرفتن سه الکترون می‌توانند به آرایش هشتایی پایدار برسند. مانند  $\text{N}^{3-}$  (نیترید) برای نوشتن فرمول یک ترکیب یونی، فرمول کاتیون در سمت چپ و آئیون در سمت راست، و سپس بار کاتیون به عنوان زیروند آئیون و بار آئیون به عنوان زیروند کاتیون قرار می‌گیرد (زیروندها دارای علامت مثبت یا منفی نیستند). در صورت امکان زیروندها با هم ساده می‌شوند.



در ترکیب یونی، مجموع بار مثبت کاتیون‌ها و مجموع بار منفی آئیون‌ها با هم برابر بوده و ترکیب در مجموع خوشی است. اما ممکن است تعداد کاتیون‌ها و آئیون‌ها با هم برابر نباشند. در  $\text{Al}_2\text{O}_3$  تعداد آئیون‌ها  $1/5$  برابر کاتیون‌هاست، اما مجموع بار آئیون و مجموع بار کاتیون‌ها برابر است.

## ۳- تبدیل اتم‌ها به مولکول‌ها

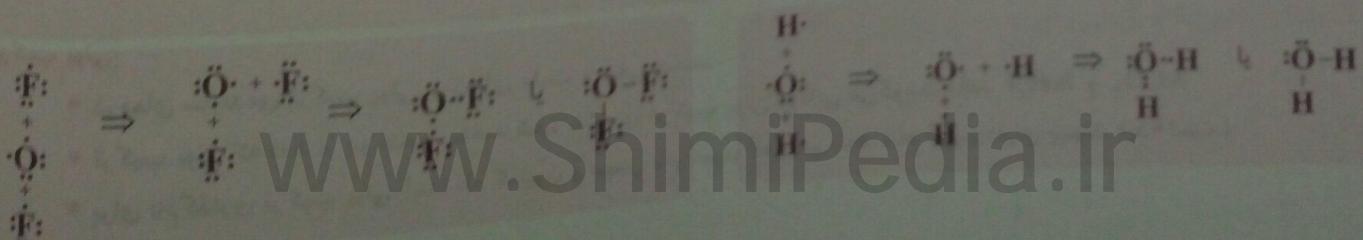
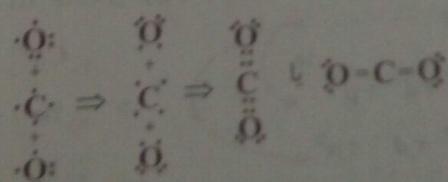
**پیوند کووالانسی** پیوندی است که در نتیجه‌ی اشتراک الکترون بین دو اتم به وجود می‌آید.

پیوند بین دو اتم نافلز و یا برخی فلزهای نافلزها از نوع کووالانسی است.

هر اتم می‌تواند به تعداد الکترون‌های جفت نشده یا تکی در ساختار الکترون - نقطه‌ای خود، پیوند کووالانسی با اتم‌های دیگر تشکیل دهد.

**فرمول مولکولی** یک ترکیب نشان می‌دهد که در یک مولکول، چند اتم با پیوندهای کووالانسی به هم متصل هستند. در ساختار لوویس مولکول‌ها، هر جفت الکترون پیوندی بین دو اتم را با یک خط نشان می‌دهند.

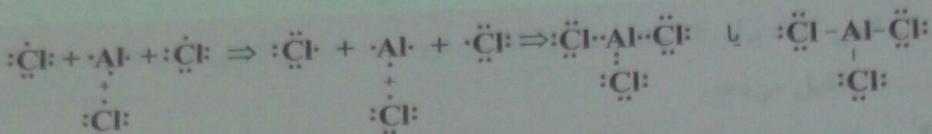
اتم هیدروژن در نتیجه‌ی تشکیل پیوند کووالانسی، اکتن یا هشتایی نمی‌شود، اما به آرایش بسیار پایدار گاز نجیب هلیم ( $\text{He}_2$ ) می‌رسد. چگونگی تشکیل پیوند کووالانسی در مولکول‌های  $\text{F}_2$ ,  $\text{CO}_2$  و  $\text{OF}_2$  را با استفاده از ساختارهای لوویس در زیر می‌بینید.



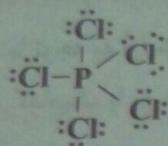
در پیوند کووالانسی، جفت الکترون پیوندی جزو هردو اتم به حساب می‌آیند. در مولکول‌های  $F_2$ ,  $CO_2$  و  $OF_2$  که در صفحه‌ی قبل نشان داده شده‌اند، همه‌ی اتم‌ها به آرایش هشت‌تایی پایدار رسیده‌اند.

جفت الکترون‌های ناپیوندی به جفت الکترون‌های ظرفیتی اتم‌ها در مولکول گفته می‌شود که در تشکیل پیوند شرکت نمی‌کنند. مولکول  $F_2$  دارای ۶ جفت الکترون ناپیوندی، مولکول  $CO_2$  و  $OF_2$  نیز به ترتیب دارای ۴ جفت و ۸ جفت الکترون ناپیوندی هستند.

**نکته:** در مواردی نیز اتم‌ها بدون رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب، تشکیل پیوند می‌دهند و به پایداری نسبی می‌رسند. مانند آلمینیوم در  $AlCl_3$  که اکتن نشده و شش الکترونی است.



در برخی موارد نیز اتم‌ها بر انگیخته شده و تعداد الکترون‌های تکی یا جفت نشده‌ی آن‌ها افزایش یافته و پیوند‌های بیشتری تشکیل می‌دهند. اتم فسفر در  $PCl_5$  و اتم گوگرد در  $SF_6$  از این نمونه‌ها هستند که اتم مرکزی دارای آرایش اکتن نیست.



ساختار لوویس برخی مولکول‌های مهم در جدول زیر آورده شده است:

$Cl_2$ $:\ddot{\text{C}}\text{l}-\ddot{\text{C}}\text{l}:$	$CH_4$ $\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$NH_3$ $\begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{N}}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
$H_2S$ هیدروژن سولفید $\begin{array}{c} :\ddot{\text{S}}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$HF$ هیدروژن فلوئورید $\begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{F}}: \end{array}$	$I_2$ $\begin{array}{c} :\ddot{\text{I}}-\ddot{\text{I}}: \end{array}$
$PCl_5$ فسفرتری کلرید $\begin{array}{c} :\ddot{\text{C}}\text{l}-\ddot{\text{P}}-\ddot{\text{C}}\text{l}: \\   \\ :\ddot{\text{C}}\text{l}: \end{array}$	$BeF_4$ بریلیم دی‌فلوئورید $\begin{array}{c} :\ddot{\text{F}}-\text{Be}-\ddot{\text{F}}: \end{array}$	$BF_3$ بورتری فلوئورید $\begin{array}{c} :\ddot{\text{F}}-\text{B}-\ddot{\text{F}}: \\   \\ :\ddot{\text{F}}: \end{array}$
$HCN$ هیدروژن سیانید $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}:$	$SF_6$ گوگرد دی‌فلوئورید $\begin{array}{c} :\ddot{\text{S}}-\ddot{\text{F}}: \\   \\ :\ddot{\text{F}}: \end{array}$	$CCl_4$ کربن تراکلرید $\begin{array}{c} :\ddot{\text{C}}\text{l}: \\ :\ddot{\text{C}}\text{l}-\text{C}-\ddot{\text{C}}\text{l}: \\   \\ :\ddot{\text{C}}\text{l}: \end{array}$
$H_2CO_3$ کربنیک اسید $\begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{C}=\ddot{\text{O}}-\text{H} \\    \\ \text{O} \end{array}$	$C_2H_5OH$ اتانول $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$CH_3OH$ متانول $\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\ddot{\text{O}}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$
$N_2$ نیتروژن $:\text{N}\equiv\text{N}:$	$O_2$ اکسیژن $[\text{O}=\text{O}]$	$CH_4I$ ید و متان $\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\ddot{\text{I}} \\   \\ \text{H} \end{array}$