

مهندس فرشاد معینی  
برترین مشاور انگلیزشی کنکور  
دارای گفاهینا

پذیرشی اموزشی و  
مشاوره تحصیلی آمریکا

دفاتر مشاوره در شهر شیراز

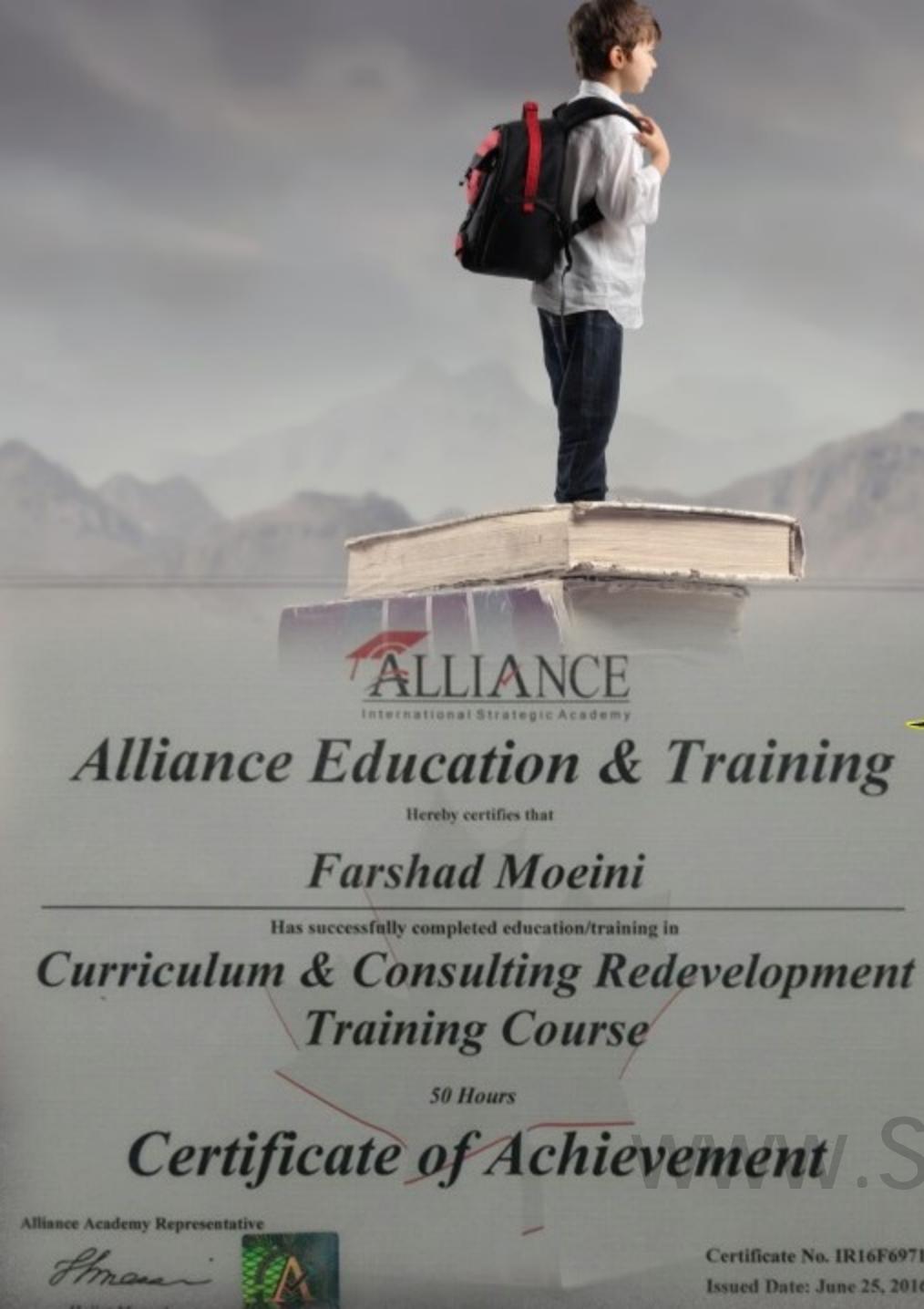
*telegram: success100*

[www.f\\_moeini.ir](http://www.f_moeini.ir)

درخواست مشاوره مخصوصی یا غیرمخصوصی تنها از طریق ارسال

پیامک به ۰۹۱۲۹۶۵۸۹۶

نوشتن نام و نشان، محل سکونت و پایه تحصیلی الزامی است.



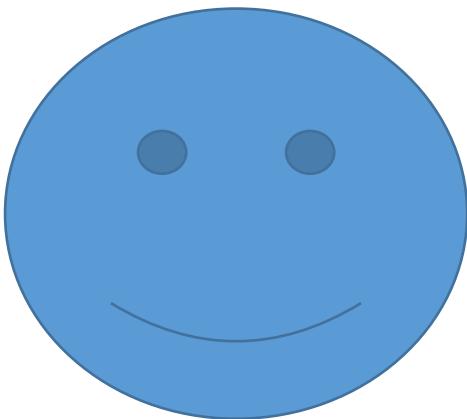
Alliance Academy Representative



Certificate No. IR16F697119

Issued Date: June 25, 2016

میفوای همه‌ی آزمون‌ها رو داشته باشی



بزن رو شکل بالایی

عضو کانال ما شو

[www.ShimiPedia.ir](http://www.ShimiPedia.ir)

# بخش ۱

## ساختار اتم



آیا تا به حال شب هنگام و در سکوت تفکر برانگیز آن به آسمان، ماه و ستارگان چشم دوخته اید؟ شاید با این نگاه، این پرسش‌ها که «جهان چگونه به وجود آمده است؟»، «ما در کجای این جهان بی‌انتها قرار داریم؟» و «آیا جای دیگری در این گیتی هست که مانند زمین، زندگی در آن می‌سر باشد؟» به ذهن شما راه یابد و یافتن پاسخ آنها دغدغه وجودتان شود. دغدغه‌ای که هزاران سال انسان متفسکر را به خود مشغول کرده است. دغدغه‌ای که کلید کشف اسرار آفرینش است و انسان را ناخودآگاه به درنگ و تأمل در آن وادار می‌کند. شاید یکی از راه‌های یافتن پاسخی قانع‌کننده برای همه این پرسش‌ها، مطالعه و بررسی عنصرهای سازنده جهان باشد. مطالعاتی که دانش شیمی نقش بسیار مهمی در آن دارد.

## بیشتر پدیده

اکسیژن، سیلیسیم، آلومینیم، آهن، کلسیم، سدیم، پتاسیم و منیزیم به ترتیب هشت عنصر فراوان در پوسته زمین هستند. نهمین عنصر فراوان که کمتر از یک درصد از عنصرهای سازنده پوسته زمین را تشکیل می‌دهد، هیدروژن است. این درحالی است که در کل هستی ۹۲ درصد از اتم‌های موجود را اتم‌های هیدروژن تشکیل می‌دهند. از هشت درصد باقیمانده هفت درصد به اتم‌های هلیم و تنها یک درصد به اتم دیگر عنصرها تعلق می‌گیرد. از این داده‌ها می‌توان چنین نتیجه گرفت که زمین از عنصرهایی غنی شده است که در ساختار جهان هستی سهم بسیار اندازی دارند. اکنون این پرسش به ذهن می‌آید که «چرا و چگونه این عنصرها در گیتی تا این اندازه ناهمگون توزیع شده‌اند؟»

دلیل این توزیع ناهمگون را باید در هنگام تولد جهان و پس از آن، پیدایش زمین جست و جو کرد. داشتمندان بر این باورند که جهان حدود ۱۵ میلیارد سال پیش بر اثر یک انفجار بزرگ به وجود آمد است. یعنی هنگامی که یک توده بسیار متراکم و به شدت داغ ساخته شده از ذره‌های بنیادی بر اثر یک نیروی غیرقابل تصور، از هم پاشیده است. در این انفجار بزرگ اتم‌های هیدروژن، نخستین اتم‌هایی بوده‌اند که به هستی پانه‌های اند. هزاران میلیون سال بعد، آن هم در برخی نقاط کیهان، از گردنهایی و فشرده‌شدن تدریجی اتم‌های هیدروژن ستاره‌ها متولد شدند. ستارگانی که هر روز کرمتر می‌شدند و در دمای بسیار بالای آنها، ابتدا شرایط برای تشکیل اتم‌های هلیم و سپس برای تولید عنصرهای سبک بعدی مهیا می‌شد. در این مسیر، گاه ستاره‌ای بسیار چکالتر و بسیار کرمتر می‌شد و مکانی برای تشکیل عنصرهای سنگین فراهم می‌آورد. این ستارگان جرمی بسیار بیشتر از خورشید داشتند و پس از چند میلیون سال نورافشانی و کرما بخشی، پایداری خود را از دست داده با انفجاری مهیب متلاشی می‌شدند. به این ترتیب اتم‌های سنگین تولید شده بر اثر این انفجار در سرقاسر گیتی پراکنده شدند. این عنصرهای سنگین ماده اولیه مورد نیاز برای تولد دومین نسل از ستارگانی را فراهم آورده‌اند که تصور می‌شود سامانه خورشیدی حدود ۴/۵ میلیارد سال پیش از ستاره‌ای متعلق به همین نسل به وجود آمد باشد. ستاره غول‌آسایی که پس از فروپاشی، عده‌های ویژگی‌های خود را در ستاره کوچک و جوانی چون خورشید به امانت گذاشت و زمین که قطعه بسیار کوچکی از آن بود، تنها حدود ۹٪ عنصر سبک و سنگین ساخته شده در آن ستاره را به ارث برد. ضمن آن که در هسته به شدت داغ خود نیز اندازی از گرمای آن ستاره مادر را به یادگار نگاه داشته است.

## مطالعه ساختار ماده لاثی ۸ قدمت ارجح

مطالعه روی عنصرها به حدود ۲۵ سال پیش بر می‌گردد. زمانی که تالس

فیلسوف یونانی آب را عنصر اصلی سازنده جهان هستی می‌دانست. دویست سال پس از او ارسسطو سه عنصر هوا، خاک و آتش را به عنصر پیشنهادی تالس افزود و این چهار عنصر را عنصرهای سازنده کاینات اعلام کرد. این دیدگاه تا دو هزار سال بعد نیز مورد پذیرش بود تا این که در سال ۱۶۶۱ میلادی رابرت بویل دانشمند انگلیسی با انتشار کتابی با عنوان شیمی دانشگاک مفهوم تازه‌ای از عنصر را معرفی کرد. وی در این کتاب ضمن معرفی



عنصر به عنوان ماده‌ای که نمی‌توان آن را به مواد ساده‌تری تبدیل کرد، شیمی را علمی تجربی نامید و از دانشمندان خواست که افزون بر مشاهده کردن، اندیشیدن و نتیجه‌گیری کردن که هر سه ابزار یونانیان در مطالعه طبیعت بود، به پژوهش‌های عملی نیز اقدام کنند. توصیهٔ او مورد توجه قرار گرفت و در سال ۱۸۳ جان دالتون شیمی دان انگلیسی با نظریهٔ اتمی خود گام مهمی برای مطالعهٔ ماده و ساختار آن برداشت.

دالتون با استفاده از واژهٔ یونانی اتم که به معنای تجزیه ناپذیر است، ذره‌های سازندهٔ عنصرها را توضیح داد. این دیدگاه که همهٔ مواد از ذره‌های کوچک و تجزیه ناپذیری به نام اتم ساخته شده‌اند، نخستین بار ۲۵ سال پیش توسط دموکریت فیلسوف یونانی مطرح شده بود، اما دالتون با اجرای آزمایش‌های بسیار از نو به آن دست یافت. وی نظریهٔ اتمی خود را در هفت بند و به شرح زیر بیان کرد:



جان دالتون  
(۱۷۶۶–۱۸۴۴)

۱- ماده از ذره‌های تجزیه ناپذیری به نام اتم ساخته شده است.

۲- همهٔ اتم‌های یک عنصر مشابه یک دیگرند.

۳- اتم‌ها نه به وجود می‌آیند و نه از بین می‌روند.

۴- اتم عنصرهای مختلف جرم و خواص شیمیایی متفاوتی دارند.

۵- اتم عنصرهای مختلف به هم متصل می‌شوند و مولکول‌ها را به وجود می‌آورند.

۶- در هر مولکول از یک ترکیب معین، همواره نوع و تعداد نسبی اتم‌های سازندهٔ آن یکسان است.

۷- واکنش‌های شیمیایی شامل جایه‌جایی اتم‌ها یا تغییر در شیوهٔ اتصال آنها در مولکول‌هاست. در این واکنش‌ها اتم‌ها خود تغییری نمی‌کنند.

اگر چه امروز می‌دانیم که اتم‌ها خود از ذره‌های کوچک‌تری (ذره‌های زیر اتمی) ساخته شده‌اند و همهٔ آن ویژگی‌هایی را ندارند که دالتون برای آنها بر شمرده بود ولی هنوز هم باور داریم که اتم کوچک‌ترین ذرهٔ یک عنصر است که خواص شیمیایی و فیزیکی عنصر یاد شده به ویژگی‌های آن بستگی دارد. به هر حال نظریهٔ اتمی دالتون علی‌رغم نارسانی‌ها و ایرادهایی که داشت به نقطهٔ آغازی برای مطالعه دقیق‌تر و عمیق‌تر ساختار و رفتار (خواص) ماده تبدیل شد.

### الکترون نخستین ذرهٔ زیر اتمی شناخته شده

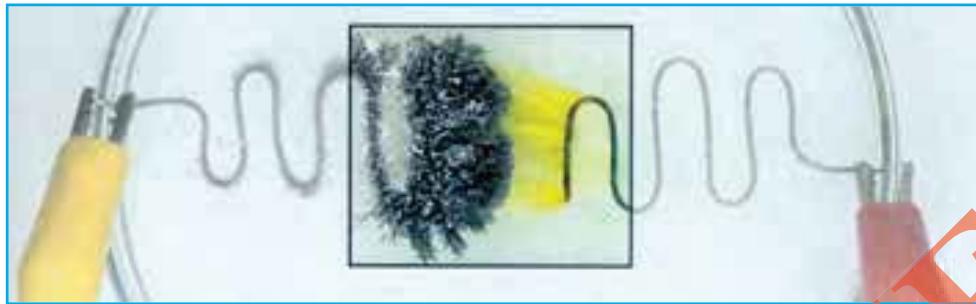
شاید بتوان گفت که اجرای آزمایش‌های بسیاری با الکتریسیته، مقدمه‌ای برای شناخت ساختار درونی اتم بوده است. در آغاز قرن نوزدهم میلادی، پس از کشف الکتریسیته ساکن یا مالشی، به این نکته پی برده شد که بارهای الکتریکی مثبت یا منفی ایجاد شده به هنگام مالیدن یک جسم روی جسم دیگر، از جایی نمی‌آیند و پیدایش آنها به خود ماده و شاید به اتم‌های سازندهٔ آن مربوط می‌شود.

## مايكل فارادي دانشمند معروف انگلیسي مشاهده کرد که به هنگام عبور جريان برق

از درون محلول يک تركيب شيميايی فلزدار - روشی که به آن بر قکافت می گويند - يک واکنش شيميايی در آن به وقوع می پيوندد. **فيزيك دانها** برای توجيه اين مشاهده ها برای الکترونيته ذره ای بنيادي پيشنهاد کردند و آن را **الكترون** ناميدين. اما، در آن زمان به وجود رابطه ای ميان اتم و الکترون پی برده نشد.



مايكل فارادي  
۱۸۶۷-۱۸۹۱



بر قکافت، يک واکنش شيميايی است که با عبور جريان برق از درون يک محلول به وقوع می پيوندد.

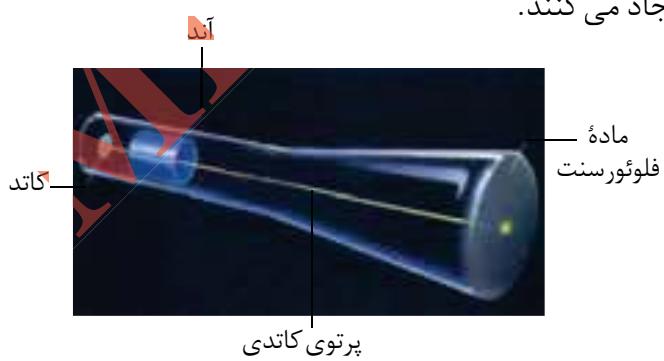
اجراي چنین آزمایش هاي توسيط فارادي در قرن ۱۹ به کشف الکترون منجر شد.  
اين تصوير، بر قکافت محلول قلع (II) کلرید در آب را نشان می دهد.

## جورج استونی فيزيك دان

ايرلندي در سال ۱۸۹۱  
ذره هاي حمل کننده جريان  
برق را الکترون ناميدين.

## همچون دانشمندان

لوله پرتوي کاتدی لوله اي شيشه ای است که تقریباً همه هواي درون آن به کمک پمپ خلا خارج شده است. در دو انتهای این لوله يک قطعه فلز نصب شده است که به آن الکترود می گويند. هنگامی که يک ولتاژ بسیار قوي بین این دو الکترود اعمال شود، پرتوهایی از الکترود منفی (کاتد) به سمت الکترود مثبت (آند) جريان می یابد. بنابراین به آنها پرتوهای کاتدی می گويند. اين پرتوها بر اثر برخورد با يک ماده فلوئورستن، نور سبزرنگی ایجاد می کنند.



با دقت به شکل هاي صفحه بعد نگاه کنيد. هر شکل يکی از آزمایش هاي جوزف تامسون فيزيك دان انگلیسي روی لوله پرتوي کاتدی را نشان می دهد. او که يکی از پیشگامان مطالعه ساختار اتم بوده است، پس از اجرای آزمایش هاي بسیاری سرانجام موفق شد نسبت بار به جرم الکترون را اندازه گيري کند. در زیر اين شکل ها سه نتیجه گيري مهم تامسون

فلوئورستن به ماده ای با خاصیت فلوئورسانس گفته می شود. فلوئورسانس از جمله خواص فيزيکی برخی مواد شيميايی است. مواد دارای اين خاصیت نور با طول موج (رنگ؛ اگر طول موج در ناحیه مرئی باشد) معینی را جذب می کنند و به جای آن نور با طول موج بلندتری را منتشر می سازند. تابش اين نور با قطع شدن منبع نور قطع می شود.

روی سولفید (ZnS) از جمله مهم ترین مواد فلوئورستن است که در تولید لامپ تلویزیون و نمایشگرها کاربرد دارد.

تخليه الکтриكي هنگامي رخ می دهد که بدون اتصال مستقيم بين دو جسم، الکترون ها از يکی به ديگری منتقل شود. شرط اين جابه جايی اختلاف پتانسیل بالا است.



جوزف تامسون  
(۱۸۵۶–۱۹۴۰)



آ) لوله دارای اندکی هوا است.



ب) لوله دارای اندکی گاز هیدروژن است.



پ) کاتد از آهن به مس تغییر یافته است.



ت) میدان الکتریکی در بیرون از لوله برقرار شده است.

تامسون نسبت بار به جرم ( $e/m$ ) الکترون را  $1.76 \times 10^8 C/g$  محاسبه کرد.

$C$  نمادی برای نمایش کولن، یکای SI برای بار الکتریکی است.

آورده شده است. به نظر شما تامسون از چه مشاهده‌هایی به هر یک از این نتیجه‌گیری‌ها دست یافته است؟ پاسخ خود را شرح دهید.

۱- پرتوهای کاتدی به خط راست حرکت می‌کنند.

۲- پرتوهای کاتدی دارای بار الکتریکی منفی هستند.

۳- همه مواد دارای الکترون هستند.

## جستجو کنید

در یک فعالیت گروهی تحقیق کنید که پرتوی کاتدی چه کاربردهایی دارد. گزارش این فعالیت را به صورت یک روزنامه دیواری به کلاس ارائه دهید.

پس از موفقیت تامسون در اندازه‌گیری نسبت بار به جرم الکترون، در سال ۱۹۰۹

رابرت میلیکان فیزیک‌دان آمریکایی موفق شد مقدار بار الکتریکی الکترون را اندازه‌بگیرد. به

این ترتیب جرم الکترون نیز با کمک نسبت به دست آمده توسط تامسون، محاسبه شد. مقدار

پذیرفته شده برای بار و جرم الکترون به ترتیب  $C = 1.6 \times 10^{-19}$  و  $g = 9.1 \times 10^{-31}$  است.

جوزف تامسون به کمک آزمایش‌های خود ضمن اثبات وجود الکترون در اتم و معرفی

الکترون به عنوان یک ذره زیر اتمی، موفق شد ساختاری برای اتم پیشنهاد کند، شکل ۱.

وی ویژگی‌های اتم خود را این چنین برشمرد.

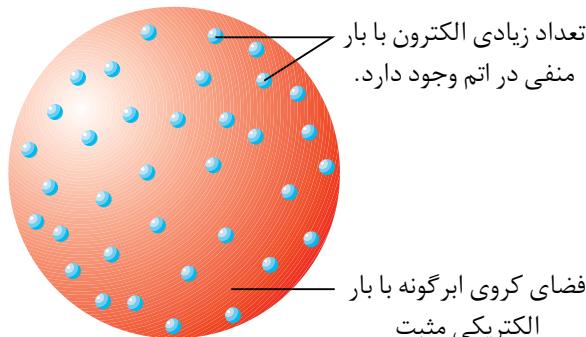
۱- الکترون‌ها که ذره‌هایی به بار منفی هستند درون فضای کروی ابرگونه‌ای با بار الکتریکی مثبت، پراکنده شده‌اند.

۲- اتم در مجموع خنثی است، بنابراین مقدار بار مثبت فضای کروی ابرگونه با مجموع

بار منفی الکترون‌ها برابر است.

۳- این ابرکروی مثبت، جرمی ندارد و جرم اتم به تعداد الکترون‌های آن بستگی دارد.

۴- جرم زیاد اتم از وجود تعداد بسیار زیادی الکtron در آن ناشی می‌شود.



شکل ۱ مدل اتمی تامسون

از مدل اتمی تامسون با نام‌هایی چون مدل کیک کشمکشی یا مدل هندوانه‌ای نیز یاد می‌شود.

### پژوهای

در حالی که تامسون در آزمایشگاه خود در شهر کمبریج انگلستان روی پرتوهای

کاتدی مطالعه می‌کرد، هم‌زمان کشف بسیار مهمی در فرانسه به وقوع پیوست. در سال

۱۸۹۶ هانری بکرل فیزیک‌دانی که روی خاصیت فسفرسانس مواد شیمیایی کار می‌کرد

به طور تصادفی با پدیدهٔ جالبی روبرو شد.

### فکر کنید

متن زیر چگونگی کشف بزرگ هانری بکرل را در قالب داستانی کوتاه بیان می‌کند.

بادقت آن را بخوانید و سپس به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهید.

هانری سومین نسل از یک خانواده دانشمند پرور فرانسوی بود. او که افزون بر عشق به کسب

دانش، سنگ‌های معدنی و ترکیب‌های شیمیایی آزمایشگاه پدرش ادموندر این‌بهارث برده بود،

با علاقه‌مندی کار پدرش روی پدیدهٔ فلورسانس و فسفرسانس را ادامه داد. در آن زمان هانری با خواندن

مقالاتی در مورد شیوهٔ تولید پرتوهای X که به تازگی توسط رونتلنگ کشف شده بود، در این اندیشه فور رفت

که شاید مواد دارای خاصیت فلورسانس یا فسفرسانس نیز در هنگام نورافشانی چنین پرتوی مرموزی را

تابیش می‌کنند. از این رو بر آن شد که ترکیب‌هایی برگزیند و در این باره به تحقیق پردازد. او برای این کار

بلورهای ماده‌ای را برای مدتی در برابر نور خورشید قرار می‌داد و بی‌درنگ در محیطی تاریک روی یک فیلم

خام عکاسی می‌گذاشت که درون یک پاکت کاغذی تیره بود. پس از چند دقیقه فیلم را برداشته، ظاهر می‌کرد

و از روی میزان وضوح تصویر، شدت تابیش آن ماده را اندازه می‌گرفت.

دوز چهارشنبه ۲۶ فوریه سال ۱۸۹۶ هانری در ادامه آزمایش‌هایش روی فسفرسانس طبیعی



هانری بکرل

(۱۸۵۲-۱۹۰۸)

ترکیب‌های اورانیم دار پدرش، دو قطعه از بلورهای یکی از این ترکیب‌هارا برداشت و همه وسایل کار خود را آماده کرد. اما، از آنجا که هوای شهر پاریس کاملاً آبری بود، از انجام آزمایش چشمپوشی کرد و دو قطعه بلور را همراه با فیلم خام عکاسی در کشوی میز خود گذاشت و چند ساعتی به مطالعه پرداخت. عصر نیز زودتر از همیشه آزمایشگاه را به قصد خانه ترک کرد. وضعیت هوا چند روزی به همین منوال بود و تعطیلات آخر هفته نیز کار را بیشتر به تعویق انداخت.

بامداد روز دوشنبه اول مارس هنگامی که هانری به آزمایشگاه خود پناهید، یک باره به یاد بلورهای درون کشوی میز خود افتاد، با عجله سراغ آنها رفت و تصمیم گرفت فیلم درون کشور اظاهر کند. او با کنجکاوی فیلم را به تاریک خانه برد و آن را در محلول ظهر عکس قرار داد. پس از چند دقیقه هیجان‌زده از تاریک خانه بیرون آمد، پشت میز کار خود نشست و عبارت‌های زیر را یادداشت کرد:

«دوشنبه اول مارس ساعت ۹:۱۹؛ نتیجه آزمایش روی نمونه شماره سیزده: با این که آزمایش‌هایم روی مواد فسفرسانس نشان داده بود که همواره وضوح تصویر پس از چند ثانیه به شدت کاهش می‌یابد، اما در این آزمایش برخلاف انتظارم پس از این مدت حضور در تاریکی ایجاد تصویری با این وضوح شگفت‌انگیز به نظر می‌رسد. نمی‌دانم چرا؟! اما فکر می‌کنم که پدیده تازه‌ای را کشف کرده‌ام.»

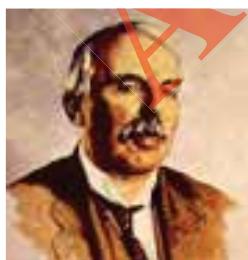


فیلم عکاسی بکل پس از ظهر. دو قطعه بلور آفتاب ندیده بکرل به وضوح دیده می‌شوند.

۱- هانری مشاهده یاد شده را چگونه تفسیر کرد که آن را کشف پدیده‌ای تازه نام نهاد؟

۲- آیا مشاهده یاد شده برای این نتیجه‌گیری کافی به نظر می‌رسد؟ چرا؟

۳- برای افزایش اطمینان به این نتیجه‌گیری چه پیشنهادی به هانری دارید؟



ernst Rutherford  
(۱۸۷۱–۱۹۳۷)

بکرل به طور تصادفی به خاصیت مهمی پی برده بود که ماری کوری دانشمند معروف لهستانی آن را پرتوزایی و مواد دارای این خاصیت را پرتوزانم نهاده است.

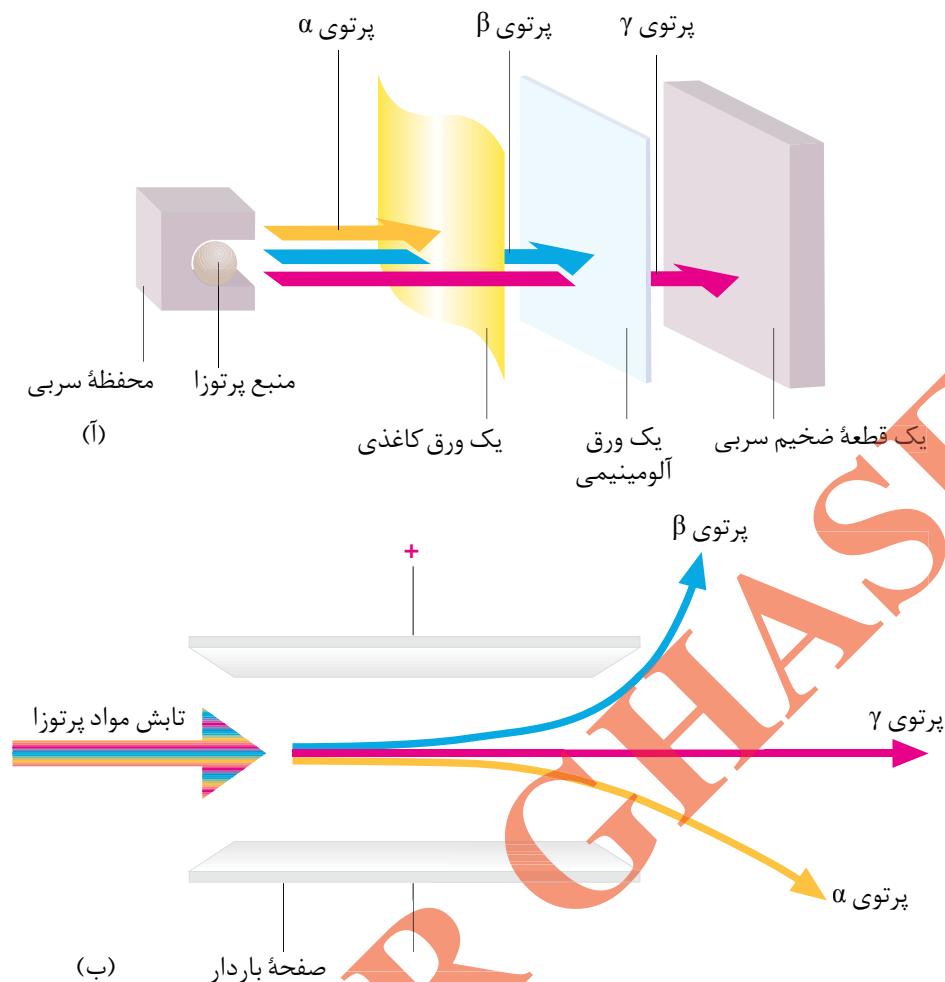
ارنست رادرفورد همکار نیوزلندی جوزف تامسون نیز به این موضوع علاقه‌مند شد

و پس از سال‌ها تلاش فهمید، تابشی که بکرل نخستین بار به وجود آن پی برده بود، خود

ترکیبی از سه نوع تابش مختلف است.

## مشاهده کنید

با دقت به شکل های زیر نگاه کنید و سپس به پرسش های مطرح شده پاسخ دهید.



۱- کدام تابش قدرت کمتری برای نفوذ در اجسام دارد؟ چه مشاهده ای شما را به

این نتیجه گیری رسانده است؟

۲- رادرفوردن شان داد که یکی از تابش ها، جریانی از ذره های بارداری است که جرم

آنها چهار برابر جرم اتم هیدروژن است. در ضمن، تابش دیگر هم مانند پرتوهای کاتدی جریانی از الکترون های پرانرژی است. این دو تابش را روی هر دو شکل مشخص کنید.

۳- کدام تابش نشان داده شده، بار الکتریکی ندارد و خنثی است؟

۴- تجربه نشان می دهد که پدیده پرتوزا با کاهش جرم ماده پرتوزا همراه است.

آیا این مشاهده با دیدگاه دالتون درباره اتم هم خوانی دارد؟ شرح دهید.

رادرفوردن نتوانست تشکیل تابش های حاصل از مواد پرتوزا را به کمک مدل اتمی

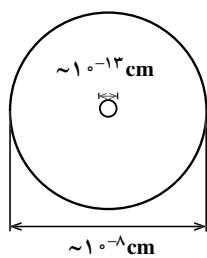
تامسون توجیه کند. از این رو در درستی این مدل تردید کرد. وی در سال ۱۹۱۰ برای



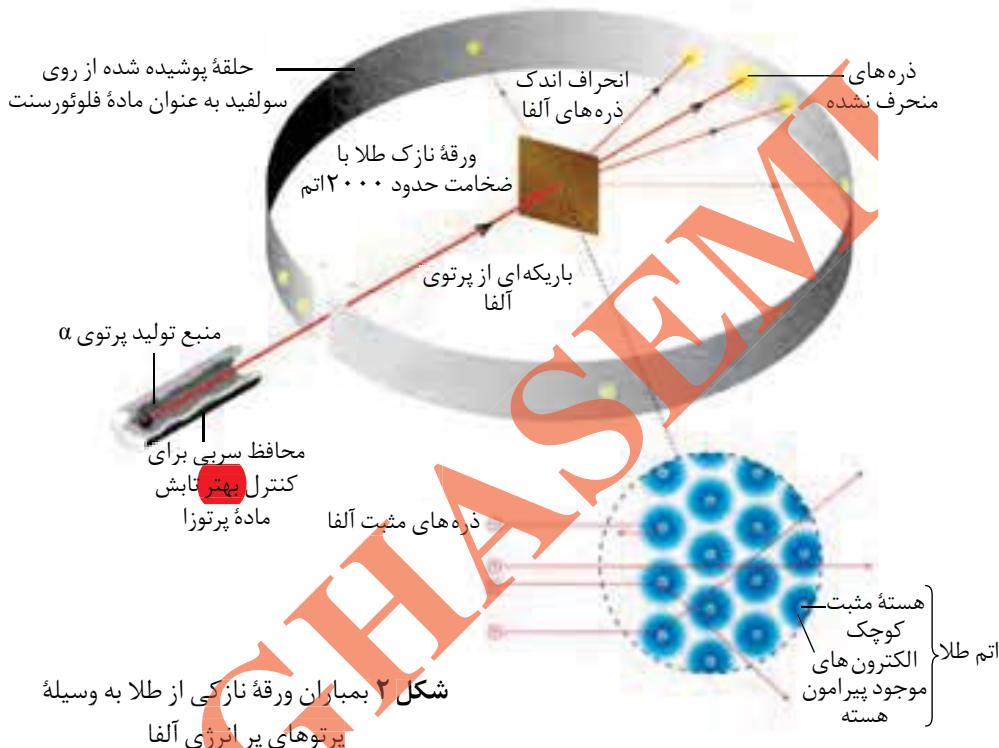
شناسایی دقیق‌تر ساختار اتم آزمایش جالبی را طراحی و اجرا کرد. او در این آزمایش، شکل ۲، ورقه نازکی از طلا را با ذره‌های آلفا بمباران کرد، به امید آن که همه ذره‌های پرانرژی و سنگین آلفا که دارای بار مثبت نیز هستند با کمترین میزان انحراف از این ورقه نازک عبور کنند. (چرا؟) اما آزمایش نتایج دیگری داشت.

**رادرفورد از نتایج این آزمایش شگفت‌زده شد و گفت:** «بازگشت ذره‌های آلفا با زاویه‌ای نزدیک به  $180^\circ$  واقعاً باور نکردنی است. مانند این است که شما یک گلوله توپ را به سمت یک دستمال کاغذی پرتاب کنید و آن گلوله به عقب برگردد و با شما برخورد کند!»

**رادرفورد به کمک مشاهده‌های خود توانست قطر اتم طلا و قطر هسته آن را به طور تقریبی محاسبه کند.**



ابعاد تقریبی یک اتم طلا و هسته آن



**فکر کنید**  
رادرفورد با استفاده از نتایج آزمایش خود، شکل ۲، مدل دیگری برای اتم پیشنهاد کرد که مدل اتم هسته‌دار نامیده شد. مشاهده‌ها و نتیجه‌گیری‌های رادرفورد که به ارائه این مدل انجامید در زیر آمده است. او از کدام مشاهده کدام نتیجه‌گیری را کرده است؟ شرح دهید.

نتیجه‌گیری	مشاهده
* اتم طلا هسته‌ای بسیار کوچک با جرم بسیار زیاد دارد.	* بیشتر ذره‌های آلفا بدون انحراف و در مسیری مستقیم از ورقه نازک طلا عبور کردند.
* یک میدان الکتریکی قوی در اتم وجود دارد.	* تعداد زیادی از ذره‌های آلفا با زاویه اندکی از مسیر اولیه منحرف شدند.
* بیشتر حجم اتم را فضای خالی تشکیل می‌دهد.	* تعداد بسیار اندکی از ذره‌های آلفا (حدودیک از بیست‌هار) با زاویه‌ای بیش از $90^\circ$ از مسیر اولیه منحرف شدند.

## بیشتر پدایند

ماری کوری شیمی‌دان مشهور لهستانی در سال ۱۸۶۷ در ورشو زاده شد. پدرش معلم فیزیک بود.

ماری به دلیل شرایط نامساعد مالی خانواده اش به دشواری دوران تحصیل ابتدایی را پشت سر گذاشت و سپس به ناچار در روسیابی به عنوان معلم مشغول به کار شد. پس از آن در رشته‌های فیزیک و ریاضی به ادامه تحصیل پرداخت. در سال ۱۸۹۱ برای تحصیل در دانشگاه سوربوون، به پاریس رفت و در آن جا با پی‌بر کوری، فیزیک‌دان فرانسوی آشنا شد و با او ازدواج کرد.

ماری و پی‌بر، همراه با هانری بکل روی نمک‌های اورانیم کار می‌کردند. آنها در خلال سال‌های ۱۸۹۲ و ۱۸۹۴ در انبار متروکی که توسط رئیس دانشکده پژوهشی سوربوون برای زندگی به آنها داده شده بود، با وسایل و امکانات اندک بررسی‌های خود را روی نوعی از سنگ‌هایمعدنی به نام پیچبلاند ادامه دادند و سرانجام در سال ۱۸۹۸ توانستند دو عنصر پرتوزا را از این سنگ‌ها به دست آورند، عنصرهایی که رادیم و پولونیم نامیده شدند. اگرچه برای به دست آوردن چند میلی‌گرم از این عنصرها، به چندین تن سنگ معدن پیچبلاند نیاز بود، اما در سال ۱۹۰۲، ماری و پی‌بر با همکاری بکل توانستند از یک دسی‌گرم رادیم کلرید، رادیم خالص را به دست آورند. مدام کوری و همسرش پی‌بر کوری نشان دادند که واکنش‌های شیمیایی توانایی مواد پرتوزا را به نشر پرتوهای پرانرژی تغییر نمی‌دهد. حتی گرم کردن آنها در یک قوس الکتریکی یا سرد کردن آنها در هوای مایع نیز بر این خاصیت بی‌اثر است. یک سال بعد، آنها به خاطر کشف عنصر رادیم و خاصیت پرتوزایی آن، جایزه نوبل در فیزیک را دریافت کردند.

سه سال پس از دریافت این جایزه، پی‌بر در سن ۴۱ سالگی در یک تصادف جان خود را از دست داد. با این حال ماری از تلاش دست برنداشت در خلال سال‌های ۱۹۰۲ تا ۱۹۱۲، ایزوتوپ پرتوزای دیگر را کشف کرد. در سال ۱۹۰۷، ماری موفق به اندازه‌گیری جرم اتمی رادیم شد و به خاطر این کار برای بار دوم جایزه نوبل سال ۱۹۱۱ را در شیمی، از آن خود ساخت.

با آغاز جنگ جهانی اول، ماری و دخترش این که تنها ۱۷ سال داشت، بسیاری از مراکز درمانی فرانسه را به دستگاه‌های پرتوی X مجهز کردند. به کمک این دستگاه موقعیت گلوه‌ها در بدن سربازان زخمی، تعیین می‌شد و به این ترتیب، خارج کردن گلوه‌ها با عمل جراحی به راحتی انجام می‌گرفت. در سال ۱۹۱۸، ماری و این به ترتیب به عنوان رئیس و معاون انجمن رادیم، که به تازگی تأسیس شده بود، برگزیده شدند و سال‌ها در این مقام باقی ماندند. این نیز که با یک فیزیک‌دان انگلیسی به نام فردریک جولیو ازدواج کرده بود، به همراه همسرش دست به بررسی‌هایی در زمینه شیمی هسته‌ای زد که به کشف یک ذره بنیادی تازه به نام پوزیtron انجامید. اما پیش از آن که ماری شاهد دریافت جایزه نوبل فیزیک را دریافت کرد. در همین سال نیز، سبیورگ با استفاده از روش بمباران پلوتونیم ۲۳۹ با پرتوی آلفا، عنصری را به دست آورد که به افتخار ماری و پی‌بر کوری، و به پاس خدمات آنها به دانش بشری، کوریم (با عدد اتمی ۹۱) نام گرفت.

از گفته‌های ماری کوری است که :

«جهان امروز، از نداشتن دارویی به نام پرهیز و اخلاق رنج می‌برد.»



ماری کوری  
(۱۸۶۷–۱۹۳۴)  
و همسرش پی‌بر کوری  
(۱۸۵۹–۱۹۰۶)

## دیگر ذره‌های سازنده اتم

آزمایش بعدی رادرفورد و همکارانش از دیگر اسرار اتم پرده برداشت و در سال ۱۹۱۹

دومین ذره سازنده اتم نیز شناسایی شد. این ذره پروتون نام گرفت. پروتون ذره‌ای با بار

الکتریکی مثبت است. بزرگی بار الکتریکی پروتون با بار الکترون برابر است و جرمی ۱۸۳۷

بار سنگین‌تر از جرم الکترون دارد. یک سال بعد، رادرفورد از وجود ذره دیگری در اتم سخن

به میان آورد. وی گفت: «پروتون‌ها تنها ذره سازنده هسته نیستند بلکه آزمایش‌های من

نشان می‌دهند که در هسته اتم باید ذره دیگری وجود داشته باشد که بار الکتریکی ندارد،

اما جرم آن با جرم پروتون برابر است.» رادرفورد دوازده سال براین نکته تأکید کرد، اما در

جامعه علمی آن روز کسی گفته او را بدون ارائه شواهد آزمایشگاهی پذیرا نبود. سرانجام

در سال ۱۹۳۲ یکی از دانشجویان پوتلاش و با ذکاوت او که جیمز چادویک نام داشت با

طراحی آزمایشی هوشمندانه وجود این ذره خنثی را در اتم به اثبات رسانید. نوترون نامی

بود که براین ذره تازه کشف شده نهاده شد.

پنج سال پیش از آن که رادرفورد از پروتون سخنی به میان آورد، هنری موزلی یکی از

دانشجویان وی که روی تولید پرتوهای X مطالعه می‌کرد، به نتایج جالبی دست یافته بود.

داده‌هایی که تفسیر آنها به کشف پروتون انجامید.

رادرفورد با استفاده از این نتایج توانست مقدار بار مثبت هسته برخی از اتم‌ها را تعیین کند.

وی مقادیر بار اندازه‌گیری شده را بر مقدار بار الکتریکی پروتون ( ${}^{19}\text{C}$ ) تقسیم کرد.

در نتیجه عددی صحیحی به دست آمد که وی آن را عدد اتمی نامید. درواقع

این عدد تعداد پروتون‌ها در اتم را مشخص می‌کند. عدد اتمی را با حرف Z نشان می‌دهند.

از آن جا که اتم ذره‌ای خنثی است، بنابراین تعداد پروتون‌ها باید با تعداد الکترون‌ها برابر باشد. پس عدد اتمی تعداد الکترون‌ها در یک اتم را نیز مشخص می‌کند. رادرفورد براین

باور بود که عدد اتمی همه اتم‌های یک عنصر، یکسان است. بنابراین می‌توان به کمک

عدد اتمی نوع عنصر را معین کرد.

## عدد جرمی و ایزوتوپ‌ها

جرم اتم به تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های درون هسته آن بستگی دارد و جرم الکترون‌ها

حتی اگر اتم بیش از ۱ الکtron هم داشته باشد، بر جرم اتم تأثیر چشم‌گیری نخواهد

داشت. از این رو به مجموع تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های یک اتم عدد جرمی می‌گویند.

A نمادی برای نمایش عدد جرمی است.

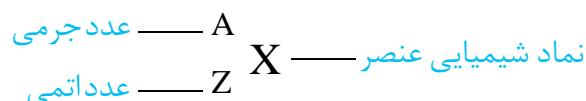
www.ShimiPedia.ir

به پروتون یا نوترون،  
نوکلئون (nucleon) یا ذره  
سازنده هسته نیز می‌گویند.

تعداد نوترون‌ها + تعداد پروتون‌ها (عدد اتمی) – عدد جرمی

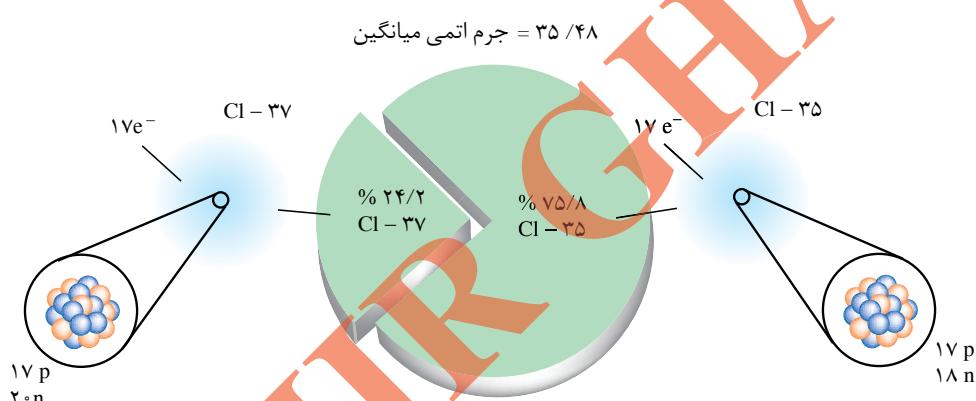
$$A = Z + N$$

شیمی‌دان‌ها برای هر اتم این اطلاعات را به طور خلاصه به صورت زیر می‌نویسند:



دانشمندان به کمک دستگاهی به نام طیف‌سنج جرمی جرم اتم‌ها را بادقت بسیار زیادی اندازه‌گیری می‌کنند. این اندازه‌گیری‌ها نشان می‌دهد که همه اتم‌های یک عنصر جرم یکسانی ندارند. از آن‌جا که عدد اتمی و درواقع تعداد پروتون‌ها در همه اتم‌های یک عنصر یکسان است، پس تفاوت جرم باید به تعداد نوترون‌های موجود در هسته اتم مربوط باشد. این مطالعات به معروفی مفهوم ایزوتوپ انجامید. در واقع، ایزوتوپ‌ها اتم‌های یک عنصر هستند که عدد اتمی یکسان و عدد جرمی متفاوت دارند. برای مثال آزمایش روی نمونه‌های طبیعی از گاز کلر وجود دو ایزوتوپ کلر –  $^{35}\text{Cl}$  (۳۵٪) و کلر –  $^{37}\text{Cl}$  (۳۷٪) را به اثبات رسانده است، شکل ۳.

غده تیروئید در حلول گردن قرار دارد و هورمون‌های تیروئیدی ( $T_4$  و  $T_3$ ) را ترشح می‌کند. این غده برای ساختن این هورمون‌ها مقدار زیادی از یدِ موجود در مواد غذایی را در خود جمع می‌کند. از این رو رادیوایزوتوپ ید –  $^{131}\text{I}$  برای تشخیص بیماری‌های غده تیروئید به کار می‌رود.



شکل ۳ ایزوتوپ‌های کلر

اندازه‌گیری‌ها نشان می‌دهد که فراوانی ایزوتوپ‌ها در طبیعت یکسان نیست. برخی فراوان‌تر و برخی کمیاب‌ترند. برای مثال تقریباً از هر چهار اتم کلر موجود در طبیعت سه اتم  $^{35}\text{Cl}$  و یک اتم  $^{37}\text{Cl}$  است. به عبارت دیگر  $75/8$  درصد از اتم‌های کلر  $^{37}\text{Cl}$  و  $24/2$  درصد آنها را  $^{35}\text{Cl}$  تشکیل می‌دهد.

استفاده از نمک یددار در رژیم غذایی برای سالم ماندن غده تیروئید ضروری است.

### جرم یک اتم

شیمی‌دان‌ها در سده‌های ۱۸ و ۱۹ میلادی موفق شدند که به روش تجربی جرم اتم‌های بسیاری از عنصرهای شناخته شده تا آن زمان را به طور نسبی اندازه‌گیری کنند.

چنین آزمایش‌هایی نشان داد که برای مثال جرم یک اتم اکسیژن  $1/33$  برابر جرم یک اتم کربن و جرم یک اتم کلسیم  $2/5$  برابر جرم یک اتم اکسیژن است. استفاده از این نسبت‌ها در محاسبه‌های آزمایشگاهی کاری بس دشوار بود. از این‌رو، شیمی‌دان‌ها ناگزیر شدند جرم خاصی را به یک عنصر معین نسبت دهند و سپس به کمک نسبت‌های اندازه‌گیری شده، جرم عنصرهای دیگر را محاسبه کنند. سرانجام فراوان‌ترین ایزوتوپ کربن یعنی کربن  $-12$  ( $^{12}\text{C}$ ) برای این منظور انتخاب شد. این اتم کربن در هستهٔ خود  $6$  پروتون و  $6$  نوترون دارد. دانشمندان جرم این اتم را دقیقاً برابر با  $12/1$  درنظر گرفتند. با این حساب اتم اکسیژن که جرمی معادل  $1/33$  برابر جرم اتم کربن دارد، در این مقیاس جرمی برابر با  $16/1$  خواهد داشت. جرم اتم عنصرهای دیگر نیز به همین شیوه اندازه‌گیری شد. شیمی‌دان‌ها برای جرم یک اتم یا **جرم اتمی**، amu را که کوتاه شده عبارت atomic mass unit به معنای واحد جرم اتمی است، به عنوان یکای جرم اتمی معرفی کردند. یک amu برابریک دوازدهم ( $\frac{1}{12}$ ) جرم اتم کربن  $-12$  است. بنابراین در این مقیاس جرم اتم کربن  $-12$  برابر با  $12/1$  amu و جرم اتم اکسیژن، amu  $16/1$  خواهد بود. در این مقیاس جرم پروتون و نوترون تقریباً  $1\text{amu}$  است. در حالی که جرم الکترون تقریباً یک دوهزارم ( $\frac{1}{2\cdot 00}$ ) این مقدار است. در جدول ۱ ویژگی‌های ذره‌های زیراتمی را مشاهده می‌کنید.

جدول ۱ برخی ویژگی‌های ذره‌های زیراتمی

نام ذره	نماد*	بارالکتریکی نسبی	جرم
			g
			amu
الکترون	$e^-$	-1	$9/1\cdot 9 \times 10^{-28}$
پروتون	$p^+$	+1	$1/673 \times 10^{-24}$
نوترون	$n^0$	0	$1/675 \times 10^{-24}$

\* در این نماد عددهای سمت چپ از بالا به پایین به ترتیب جرم نسبی و بار نسبی ذره را مشخص می‌کنند.

از آن‌جا که جرم پروتون‌ها و نوترون‌ها با هم برابر و حدوداً برابر با  $1\text{amu}$  است، می‌توان از روی عدد جرمی یک اتم، جرم آن را تخمین زد. برای مثال جرم یکی از ایزوتوپ‌های لیتیم که  $3$  پروتون و  $4$  نوترون دارد ( $^{7}\text{Li}$ ) برابر  $7\text{amu}$  است. با توجه به وجود ایزوتوپ‌ها و تفاوت در فراوانی آنها، برای گزارش جرم نمونه‌های طبیعی از اتم‌عنصرهای مختلف جرم اتمی میانگین به کار می‌رود.

## فکر کنید

۱- با توجه به شکل زیر راهی برای محاسبه جرم اتمی میانگین بور پیشنهاد کنید.



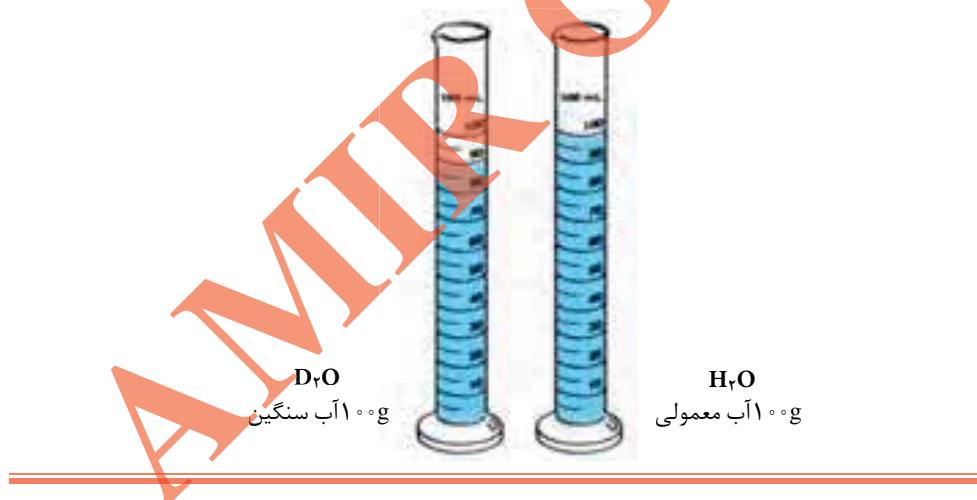
نمایش بخشی از یک نمونه طبیعی عنصر بور

۲- اکسیژن سه ایزوتوپ ( $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$ ,  $^{18}\text{O}$ ) و هیدروژن نیز سه ایزوتوپ ( $^1\text{H}$ ,  $^2\text{D}$ ,  $^3\text{T}$ ) دارد. با توجه به تعداد ایزوتوپ‌های این دو عنصر، در یک نمونه طبیعی آب که مولکول‌های آن از اتصال ایزوتوپ‌های مختلف اکسیژن و هیدروژن تشکیل شده است، چند نوع مولکول آب می‌توان یافت؟ جرم هر یک از این مولکول‌ها را حساب کنید.

۳- تجربه نشان می‌دهد که ایزوتوپ‌ها خواص شیمیایی یکسانی دارند ولی برخی خواص فیزیکی وابسته به جرم آنها با هم تفاوت می‌کند. این تفاوت در ترکیب‌های شیمیایی دارای آنها نیز مشاهده می‌شود. با دقت به شکل زیر نگاه کنید.

آ) از این مشاهده چه نتیجه‌ای می‌گیرید؟

ب) به نظر شما اگر یک قطعه یخ  $\text{D}_2\text{O}$  را در آب معمولی ( $\text{H}_2\text{O}$ ) بیندازیم، روی آب شناور می‌ماند یا در آب فرو می‌رود؟ شما چه پیش‌بینی می‌کنید؟ چرا؟



## اطلاعات جمع‌آوری کنید

جرم اتم‌ها را به وسیله دستگاهی به نام طیف سنج جرمی اندازه‌گیری می‌کنند. در یک فعالیت گروهی درباره چگونگی کار این دستگاه تحقیق کنید و گزارش خود را در قالب مقاله‌ای به کلاس ارایه دهید.

## آش بازی و کشف ساختا ۱۶

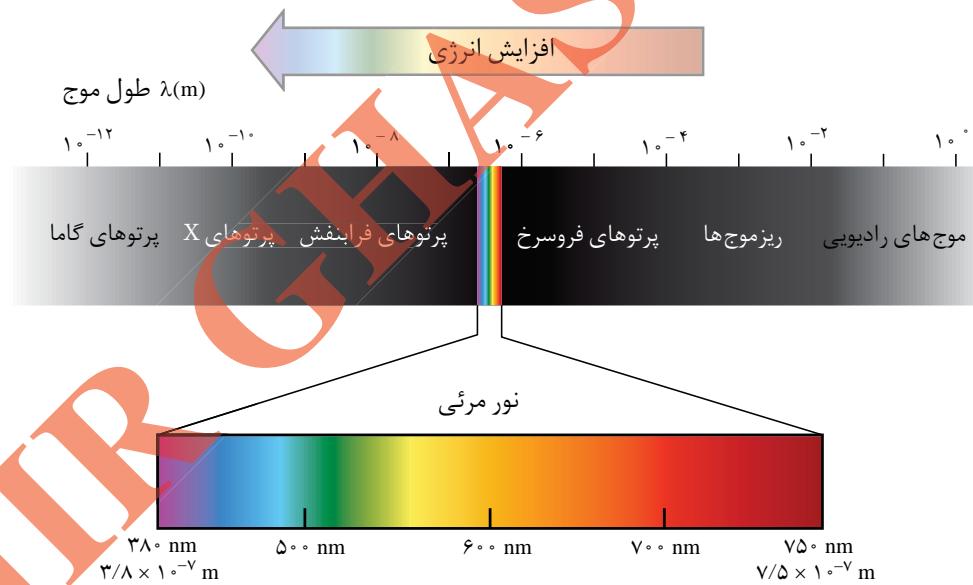
در سال ۱۶۶۶ نیوتن

اعلام کرد که نور به هنگام عبور از یک منشور شکافته می‌شود و طیفی پیوسته از رنگ‌هایی شبیه رنگین‌کمان به وجود می‌آورد. این طیف همه‌طول موج‌های نور مرئی را نشان می‌دهد.



مراسم آتش‌بازی یک تفریح شیمیایی است!

استفاده از مخلوط مواد شیمیایی برای تولید مواد منفجره، هنری باستانی است. چینی‌ها از جمله نخستین مردمانی بوده‌اند که بیش از هزارسال پیش باروت سیاه (مخلوطی از پتاسیم نیترات، گرد زغال و گوگرد) را تهیه کرده، در موارد صلح جویانه به مصرف می‌رسانده‌اند. آتش بازی و ایجاد صداهای بلند در جشن‌ها از جمله محظوظ‌ترین موارد استفاده از باروت سیاه بوده و هست. پیش از سده نوزدهم کشف شد که با افزودن براده‌های آهن به باروت سیاه می‌توان جرقه‌های آتش به رنگ نارنجی تولید کرد. اما، با پیشرفت شگرف دانش شیمی در سده نوزدهم مواد تازه‌ای به آتش‌بازی‌ها راه یافتند. نمک‌های مس، استرانسیم و باریم رنگ‌هایی زیبا و گرد منیزیم و آلومینیم نور سفید خیره‌کننده‌ای به جرقه‌های آتش می‌بخشیدند. همان‌طور که از شیمی سال اول به یاد دارید، این رنگ‌ها و نور سفید خیره‌کننده بخشی از طیف الکترومغناطیسی هستند، شکل ۴. اما، این پرسش که این رنگ‌ها چگونه به وجود می‌آیند همواره بی‌پاسخ ماند.

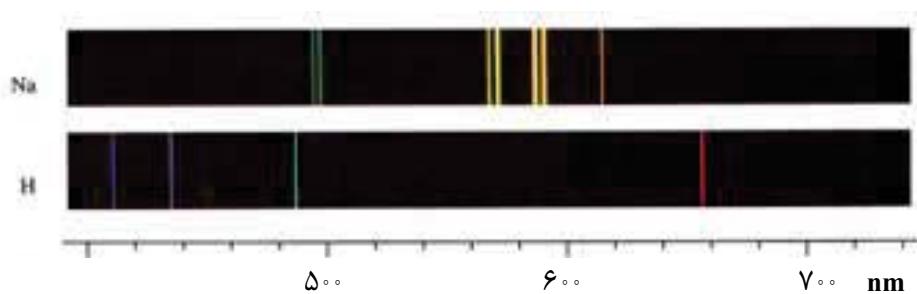


شکل ۴ طیف الکترومغناطیسی

رابرت بونزن شیمی‌دان معروف آلمانی که چراغ بونزن از نوآوری‌های به یادماندنی اوست، موفق شد دستگاهی طراحی کند که سهم بسیاری در پیشرفت علم شیمی داشت. این دستگاه طیف بین نامیده شد. هنگامی که بونزن مقداری از یک ترکیب مس دار مانند کات کبود را در شعله مشعل این دستگاه قرارداد، مشاهده کرد که رنگ آبی شعله به سبزی می‌گراید. همان رنگی که افزودن ترکیب‌های مس به جرقه‌های آتش در هنگام آتش‌بازی می‌داد. با عبور این نور سبزرنگ از منشوری که در دستگاه تعبیه شده بود، الگویی به مانند تصاویر نشان داده شده در شکل ۵ به دست آمد. بونزن این الگوراطیف نشری خطی نامید.



تکرار کرد و در هر مورد طیف‌های نشری خطی متفاوتی به دست آورد.



شکل ۵ طیف نشری خطی عنصرهای سدیم و هیدروژن

بررسی بیشتر و همکارانش ثابت کرد که هر فلز طیف نشری خطی خاص خود را دارد و مانند اثر انگشت می‌توان از این طیف برای شناسایی فلز مورد نظر بهره گرفت. هم‌چون هیدروژن نافلزهای دیگر نیز طیف نشری خطی ویژه خود را دارند اما این موضوع در این درس مطرح نشده است.

کاربرد طیف‌های نشری خطی از برخی جنبه‌ها مانند کاربرد خط نماد (bar code) روی جعبه یا بسته مواد غذایی یا بسیاری از کالاهایی است که در بازار به فروش می‌رسند. هر نوع کالایی خط نماد خاص خود را دارد و با خواندن خط نماد به کمک دستگاه لیزری ویژه‌ای که به رایانه متصل است، نوع و قیمت کالا به سرعت روی صفحه نمایشگر ظاهر می‌شود.



خط نماد

### آزمایش ۱

#### آزمون شعله

هدف از این آزمایش یافتن رنگی است که محلول چند ترکیب شیمیایی فلزدار به شعله چراغ بونزن می‌دهند. در گام بعدی با استفاده از نتایج این آزمایش نوع فلز موجود در یک نمونه مجهول را از روی رنگی تعیین می‌کنید که محلول آن به شعله می‌دهد.

**وسایل مورد نیاز :** چراغ بونزن، گیره بوته، شیشه ساعت، شش بشر mL ۵، چند

گلوله پنبه‌ای

**مواد مورد نیاز :** چند ترکیب فلزدار (نمک) مانند سدیم کلرید، پتاسیم یدید و...

#### روش کار

۱- چراغ بونزن را روشن کرده، شعله آن را تنظیم کنید.  
۲- شیشه ساعت را با آب و صابون به طور کامل بشویید و با پارچه تمیزی خشک کنید. سپس پنبه را روی شیشه ساعت قرار دهید. سپس دو سر گیره بوته را با کاغذ سمباده پاک کنید و پس از شست و شو با آب در شعله قرار دهید تا کاملاً خشک شود. این کار را پس از هر بار آزمایش تکرار کنید.

۳- مقداری از نمکی که در اختیار دارید در یک بشر mL ۵ بریزید و در مقدار کمی آب حل کنید. سعی کنید در هر بار مقدار نمک و آب یکسانی به کار ببرید.

۴- یک گلوله پنبه‌ای را به کمک گیره بوته بردارید و پس از آغشته کردن به مقدار کمی از محلول درون بشر، روی شعله چراغ بگیرید. تغییر رنگ مشاهده شده را یادداشت کنید. پس از آزمایش مقداری آب روی گلوله پنبه و دو سر گیره بریزید و سپس گلوله پنبه را در سطل زباله بیندازید.

## ۵- جدولی مانند جدول زیر بکشید و مشاهده های خود، به ویژه تغییر رنگ ها را در

آن یادداشت کنید.

در آزمون شعله، اگر نمک به کار برده شده خلوص بالای نداشته باشد، رنگ شعله همانند آنچه انتظار می رود، نخواهد بود.

رنگ مشاهده شده	نام نمک	شماره آزمایش
		۱
		۲
		۳
نمونه مجھول		۴

قرمز



بنفسج

زرد

- آ) برای اطمینان از نتیجه می توانید هر یک از این آزمایش ها را دو یا سه بار تکرار کنید.  
 ب) نمونه مجھول توسط مربی آزمایشگاه و از میان نمک هایی انتخاب می شود که پیش از این مورد آزمایش قرار گرفته اند.  
 پ) اگر یک افسانه دستی در اختیار داشته باشید می توانید محلول این نمک ها را در اتانول تهیه کرده با افساندن آن در شعله تغییر رنگ ها را به صورت دیدنی تری مشاهده کنید.  
 از آن جا که اتانول آتش گیر است، پیشنهاد می شود که این آزمایش را مربی آزمایشگاه در زیر هوایش و در پایان آزمایش های بالا برای داشت آموزان انجام دهد.  
 ! رعایت نکات ایمنی در حین احرای این آزمایش ها الزامی است.

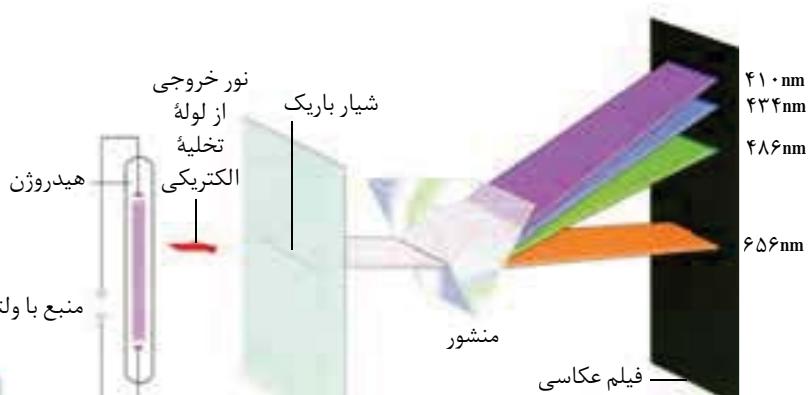
نارنجی

توجه

## طیف نشری خطی هیدروژن

هنگامی که بر یک لوله تخلیه الکتریکی دارای گاز هیدروژن با فشار کم، ولتاژ بالای اعمال شود، بر اثر تخلیه الکتریکی، گاز درون لوله با رنگ صورتی روشن به التهاب درمی آید. با عبور دادن نور حاصل، از یک منشور طیف نشری خطی هیدروژن به دست می آید، شکل ۶. تلاش برای توجیه علت ایجاد و جایگاه ثابت خط های موجود در این طیف، زمینه ساز پیشرفت شگرفی در شیمی و فیزیک شد.

انرژی زیاد ایجاد شده به هنگام تخلیه الکتریکی، مولکول های دو اتمی هیدروژن ( $H_2$ ) را به اتم های هیدروژن جدا از هم می شکند. این اتم ها در مقایسه با مولکول های هیدروژن انرژی جنبشی بیشتری دارند.



انحراف: قرمز > سبز > آبی > بنفش

هر چه طول موج کمتر، انحراف بیشتر

شکل ۶ طیف نشری خطی حاصل از اتم های برانگیخته هیدروژن

## مدل اتمی بور

وجود ارتباطی با معنا میان الگوی ثابت طیف نشری خطی هیدروژن و ساختار اتم‌های آن، ذهن بسیاری از دانشمندان را به خود مشغول ساخت. در سال ۱۹۱۳ نیلز بور دانشمند دانمارکی در راه کشف این رابطه، مدل اتمی رادرفورد را برای توجیه این ارتباط نارسا دانست و مدل تازه‌ای برای اتم هیدروژن پیشنهاد کرد. او این مدل را با فرض‌های زیر ارائه کرد:

- ۱- الکترون در اتم هیدروژن در مسیری دایره‌ای شکل که مدار نامیده می‌شود، به دور هسته گردش می‌کند.
- ۲- انرژی این الکترون با فاصله آن از هسته رابطه‌ای مستقیم دارد. در واقع هر چه الکترون از هسته دورتر می‌شود، انرژی آن افزایش می‌یابد.
- ۳- این الکترون فقط می‌تواند در فاصله‌های معین و ثابتی پیرامون هسته گردش کند. در واقع الکترون فقط اجازه دارد که مقادیر معینی انرژی داشته باشد. به هر یک از این مقادیر انرژی تراز انرژی می‌گویند. تعداد محدودی از این ترازهای انرژی در اتم وجود دارد.
- ۴- این الکترون معمولاً در پایین تراز انرژی ممکن (نزدیک‌ترین مدار به هسته) قرار دارد. به این تراز انرژی حالت پایه می‌گویند.
- ۵- با دادن مقدار معینی انرژی به این الکترون می‌توان آن را قادر ساخت که از حالت پایه (ترازی با انرژی کمتر) به حالت برانگیخته (ترازی با انرژی بالاتر) انتقال پیدا کند.
- ۶- الکترون در حالت برانگیخته ناپایدار است، از این رو همان مقدار انرژی را که پیش از این گرفته بود از دست می‌دهد و به حالت پایه باز می‌گردد. از آن جا که برای الکترون نظر نور مناسب ترین شیوه برای از دست دادن انرژی است، از این رو الکترون برانگیخته به هنگام بازگشت به حالت پایه انرژی اضافی خود را که در واقع تفاوت انرژی میان دو تراز انرژی یاد شده است، از طریق انتشار نوری با طول موج معین از دست می‌دهد، شکل ۷ رانگاه کنید.
- به این گونه انرژی که به صورت یک بسته انرژی مبادله می‌شود، انرژی کوانتموی یا پیمانه‌ای می‌گویند. بور با کوانتموی در نظر گرفتن ترازهای انرژی توانست با موفقیت طیف نشری خطی هیدروژن را توجیه کند، شکل‌های ۷ و ۸.



نخستین بار آنگستروم (Angström,A.) فیزیک‌دان سوئدی در سال ۱۸۶۲ چهار خط طیف نشری هیدروژن را یافت و نه سال بعد موفق به اندازه‌گیری دقیق طول موج هر خط شد.

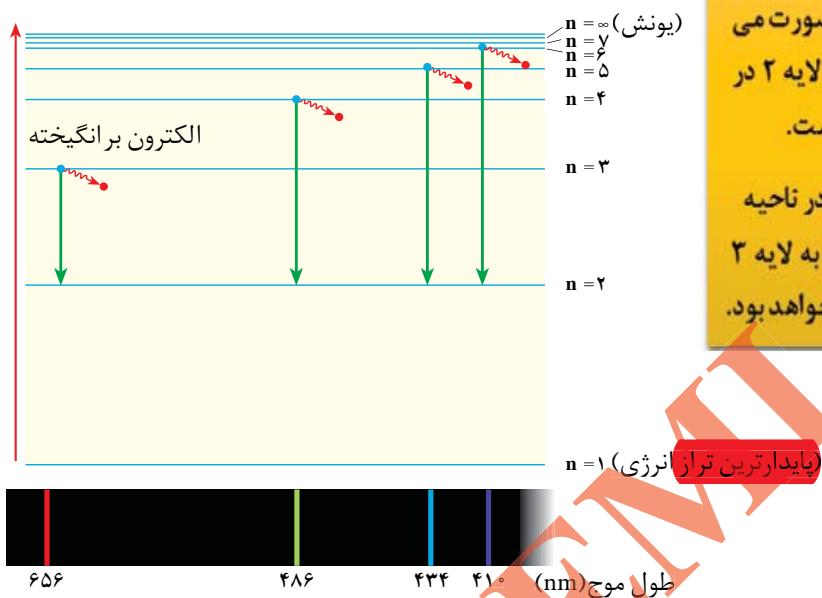


نیلز بور (۱۸۸۵-۱۹۶۲)

بور به هر یک از این ترازهای انرژی کوانتموی، عدد خاصی را نسبت داد و آن را عدد کوانتموی اصلی نامید. او این عدد را با حرف  $n$  نمایش داد.  $n=1$  پایدارترین تراز انرژی مجاز برای الکترون است.

هنگامی که الکترون با گرفتن مقدار بیشتری انرژی به تراز انرژی بی نهایت ( $n=\infty$ ) انتقال یابد، از میدان جاذبه هسته خارج می شود. در این هنگام می گویند که اتم الکترون خود را از دست داده، به یون مثبت تبدیل شده است. به این فرایند یونش می گویند.

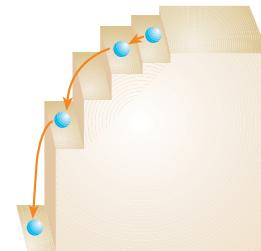
کوانتومی بودن به معنای پیمانه ای یا بسته ای بودن یک کمیت است.



توجه بخش مری طیف نشری خطی اتم هیدروژن با مدل اتمی بور

شکل ۷ نمایش بخش مری طیف نشری خطی هیدروژن و علت ایجاد آن

شکل ۸ یک مدل پلکانی برای ترازهای انرژی در اتم هیدروژن (اگر الکترون را چون توبی روی این پلکان در نظر بگیرید، آیا این توب می تواند در جایی میان پله ها بایستد؟)



گاز نئون به طور گسترده در ساخت تابلوهای تبلیغاتی استفاده می شود. در این تابلوها، یک جریان الکتریکی را از درون لوله ای که دارای گاز نئون با فشار کم است، عبور می دهد. درنتیجه برقاری جریان برق حرکت سریع الکترون ها موجب می شود که الکترون های اتم های نئون به تراز انرژی بالاتری جهش بینند. بر اثر بازگشت این الکترون های برانگیخته به تراز انرژی پایین تر، بوری به رنگ نارنجی مایل به سرخ منتشر می شود.



**پیش بدانید**

اساساً در جهان دو نوع رفتار قابل مشاهده است. رفتاری شبیه ذره و رفتاری شبیه موج. هنگامی رفتاری مانند ذره مشاهده می شود که جرم و انرژی هر دو با هم از جایی به جای دیگر منتقل شوند. به عبارت دیگر هنگام جایه جایی، هر دو در یک جسم یا ذره، مستقر باشند. یک توب در حال حرکت چنین رفتاری دارد. در حالی که در رفتار شبیه موج، هم زمان با حرکت جسم یا ذره، جرم جایه جا نمی شود بلکه انرژی به تنها یک هم در همه جهت ها انتقال می باید. برای مثال برآمدگی های روی سطح آب دریا موج هستند و بدون آن که آب جایه جا شود، انرژی به ساحل انتقال می باید. مطالعه خواص نور نشان داد که هر دو نوع رفتار را می توان یکجا انتظار داشت.

امروزه می دانیم که نور، رفتاری دو گانه دارد، در عین حال که موج است و پدیده هایی چون تداخل و پراش را از خود نشان می دهد، خود از ذره هایی به نام فوتون نیز تشکیل شده است. چشم های الکترونیکی از جمله دستگاه هایی هستند که بر اساس خاصیت ذره ای نور طراحی شده اند. در این دستگاه ها که بیشتر مانند یک کلید برق عمل می کنند، با برخورد فوتون های نور با الکترون های موجود روی سطح فلز موجود در آنها، جریان الکتریکی در مدار برق از می شود.



گسترش مفهوم دوگانگی موج - ذره به ماده، توسط لویی دوبروی فیزیک دان فرانسوی انجام شد. وی به الکترون که ذره‌ای بودن آن قبلاً به اثبات رسیده بود، طول موجی نسبت داد. شواهد گوناگونی وجود دارد که درستی دیدگاه دوبروی را ثابت می‌کند. ریزنگاشت (میکروسکوپ) الکترونی بر مبنای این رفتار الکترون طراحی شده است. با کمک این دستگاه می‌توان تصاویر بسیار دقیقی از اجسام بسیار کوچکی را دید که مشاهده آنها با ریزنگاشت‌های نوری آن هم با این جزئیات امکان ندارد.

مدل کوانتومی اتم

در سال ۱۹۲۶ اروین شرودینگر فیزیک دان مشهور اتریشی بر مبنای رفتار دوگانه الکترون و با تأکید بر رفتار موجی آن مدلی برای اتم پیشنهاد داد. وی در این مدل به جای محدود کردن الکترون به یک مدار دایره‌ای شکل، از حضور الکترون در فضایی سه بعدی به نام اوربیتال سخن به میان آورد. او پس از انجام محاسبه‌های بسیار پیچیده ریاضی نتیجه گرفت، همان گونه که برای مشخص کردن مکان یک جسم در فضا به سه عدد (طول، عرض و ارتفاع) نیاز است، برای مشخص کردن هر یک از اوربیتال‌های یک اتم نیز به چنین داده‌هایی نیاز داریم. شرودینگر به این منظور از سه عدد  $n$ ,  $l$  و  $m_l$  استفاده کرد که عده‌های کوانتمومی خوانده می‌شوند.

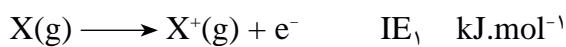
مقادیر مجاز برای عدد کوانتوسومی اصلی (n) عدهای صحیح مثبت ۱، ۲، ۳، ...

n که عدد کوانتمی اصلی گفته می شود، همان عددی است که بورای مشخص کردن ترازهای انرژی در مدل خود به کار برده بود. در مدل کوانتمی به جای ترازهای انرژی از واژهٔ لایه‌های الکترونی استفاده می شود و n تراز انرژی آنها را معین می کند. ۱ = n پایدارترین لایهٔ الکترونی را نشان می دهد و هرچه n بالاتر رود تراز انرژی لایهٔ الکترونی افزایش می یابد. پیرامون هسته اتم حداقل هفت لایهٔ الکترونی مشاهده شده است.

## فکر کند

آموختید که یونش به معنای خارج کردن یک الکترون از اتم و ایجاد یون مثبت است. این عمل به انرژی نیاز دارد. از آن جا که اندازه گیری و گزارش مقدار انرژی لازم، برای یونش یک مول اتم آسان تر است، انرژی یونش را به عنوان انرژی لازم برای فرایند زیر تعریف می کنند.

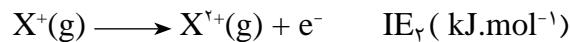
معمولًا به هنگام یونش سست ترین الکترون ها از اتم جدا می شوند.



به عبارت دیگر، به انرژی لازم برای خارج کردن یک مول الکترون از یک مول اتم در حالت پایه (مثلاً اتم X) در حالت گازی که به تولید یک مول یون یک بار مثبت در حالت گازی می‌انجامد، انرژی نخستین یونش می‌گویند.

کوتاه شده عبارت IE Ionization Energy است.

به همین ترتیب انرژی دومین یونش، انرژی لازم برای خارج کردن یک مول الکترون از یک مول یون یک بار مثبت در حالت گازی و ایجاد یک مول یون دو بار مثبت در حالت گازی است.



و به همین ترتیب انرژی های یونش بعدی تعریف می شود.

نمودار زیر تغییر انرژی های یونش متوالی منیزیم  $Mg$  را نشان می دهد. با بررسی آن به پرسش های مطرح شده پاسخ دهید.

آ) جدا کردن کدام الکترون آسان نیست؟ چرا؟

ب) روند تغییر انرژی های یونش متوالی را توصیف کنید.

پ) بر روی نمودار، تغییرات شدید در انرژی های یونش را مشخص کنید و علت آن را توضیح دهید.

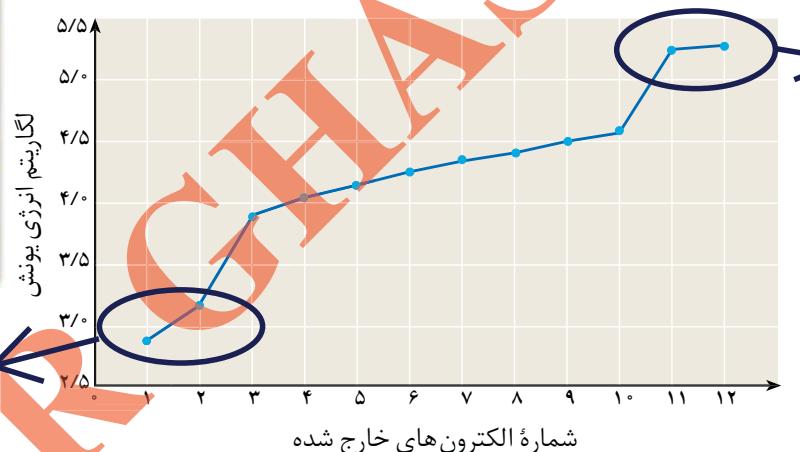
ت) دانشمندان این مشاهده را شاهدی بر وجود لایه های الکترونی در اتم می دانند.

تعداد الکترون های جدا شده قبل از اولین جهش بزرگ یکان شماره گروه عنصر است.

شماره تناوب عنصر، یک واحد بیشتر از تعداد جهش های بزرگ است.

بیرونی ترین الکترون ها همیشه این پایین هستند.

چرا؟

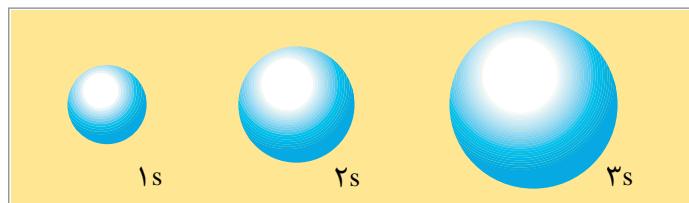


برونی ترین الکترون ها همیشه این پایین هستند.

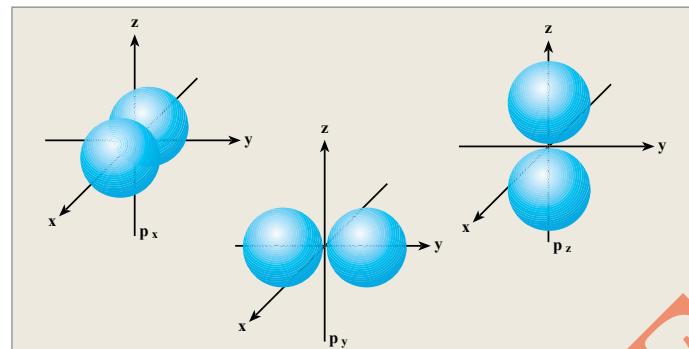
مشاهده ها نشان داده است که الکترون های موجود در یک لایه الکترونی، گروه های کوچک تری نیز تشکیل می دهند. به هر یک از این گروه ها زیر لایه می گویند.  $n$  تعداد زیر لایه های هر لایه الکترونی را نیز مشخص می کند. برای مثال در لایه الکترونی 2  $n = 2$  دو زیر لایه وجود دارد. زیر لایه ها را با عدد کوانتمومی اوربیتالی (l) مشخص می کنند. l می تواند عده های درست 0 تا  $1-n$  را در بر بگیرد. این مقادیر عددی را معمولاً با حروف s ( $l=0$ )، p ( $l=1$ )، d ( $l=2$ ) و f ( $l=3$ ) نشان می دهند. برای مثال در دومین لایه الکترونی ( $n=2$ ) دو زیر لایه s و p وجود دارد. افزون بر این ها 1 شکل و تعداد اوربیتال ها را نیز مشخص می کند. همان طوری که در شکل ۹ می بینید شکل اوربیتال های موجود در زیر لایه های s و p به ترتیب کروی و دمبلی هستند.



(آ) اوربیتال های  $1s$ ،  $2s$  و  $3s$



ب) در هر زیر لایه  $p$  سه اوربیتال وجود دارد.



شکل ۹

**سومین** عدد کوانتومی که عدد کوانتومی مغناطیسی ( $m_l$ ) گفته می شود، جهت گیری اوربیتال ها را در فضا معین می کند.  $m_l$  همه عدهای صحیح بین  $-l$  تا  $+l$  را دربر می گیرد. برای مثال اگر  $l = 1$  باشد، برای  $m_l$  مقادیر  $-1$ ،  $0$  و  $+1$  به دست می آید. در جدول ۲ عدهای کوانتومی برای اوربیتال های موجود در سه لایه الکترونی نخست اتم هیدروژن نشان داده شده است.

در هر زیر لایه به تعداد  $2l+1$  اوربیتال وجود دارد. برای مثال در زیر لایه  $p$  که  $l=1$  است،  $2l+1 = 3$  اوربیتال بافت می شود. همان طوری که در شکل ۹-ب دیده می شود، تنها جهت گیری اوربیتال های موجود در زیر لایه  $p$ ، آنها را از یکدیگر متمایز می کند.  $p_x$ ،  $p_y$  و  $p_z$  نمادهایی هستند که برای نمایش این اوربیتال ها به کار می روند.

جدول ۲ عدهای کوانتومی برای اوربیتال های موجود در سه لایه الکترونی نخست اتم هیدروژن

تعداد کل اوربیتال ها ( $n^2$ )	تعداد اوربیتال ها (تعداد $m_l$ )	$m_l$	تعداد زیر لایه	نوع زیر لایه	$l$	$n$ (لایه الکترونی)
1	1	0	1	s	0	1
4	1      3	0 $-1, 0, +1$	2	s      p	0      1	2
9	1      3      5	0 $-1, 0, +1$ $-2, -1, 0, +1, +2$	3	s      p      d	0      1      2	3

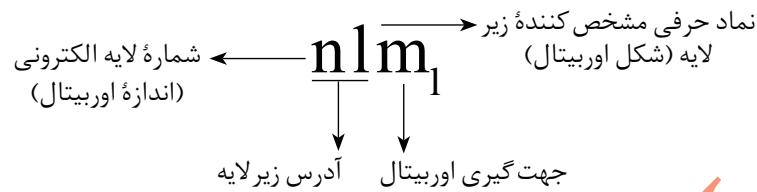
همان طوری که گفته شد مجموعه ای از اوربیتال ها با مقدار 1 برابر، یک زیر لایه را

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

$$l = 0, 1, \dots, (n-1)$$

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

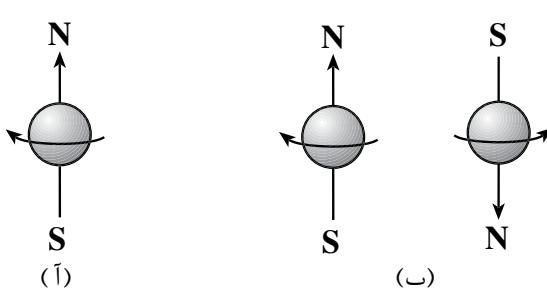
ایجاد می‌کند و مجموعه‌ای از زیرلایه‌ها با  $n$  برابر، یک لایه الکترونی را تشکیل می‌دهند.  
بنابراین، برای دادن آدرس اوربیتال‌ها به شیوه زیر عمل می‌شود:



برای مثال  $2p$  نشان می‌دهد که این اوربیتال دمبلی شکل در لایه الکترونی دوم و در زیرلایه  $p$  قرار دارد.

#### چهارمین عدد کوانتومی و اصل طرد پائولی

با کمک سه عدد کوانتومی  $n$ ،  $l$  و  $m_l$  اندازه، شکل و جهت گیری اوربیتال‌های اتمی تعیین می‌شود. اما، دانشمندان در توجیه مشاهده‌های تجربی، این سه عدد را برای مشخص کردن آدرس یک الکترون در اتم کافی ندانستند. زیرا، توجیه برخی خواص فیزیکی اتم‌ها با نسبت دادن حضور دو الکترون در یک اوربیتال امکان‌پذیر بود. برای توضیح این نکته که چگونه دو الکترون با بار همنام می‌توانند در یک اوربیتال جای گیرند، دانشمندان افزون بر حرکت اوربیتالی (حرکت الکترون به دور هسته اتم) یک حرکت اسپینی (حرکت به دور خود) نیز به الکترون نسبت داده‌اند. مطابق شکل ۱۰-آ، الکترون با گردش حول محور خود به یک آهنربای ریز تبدیل می‌شود. حال اگر این دو الکترون ناگزیر شوند که کنار هم قرار گیرند، باید یک نیروی جاذبه قوی در برابر دافعه میان آنها به وجود بیاید. این جاذبه هنگامی به وجود می‌آید که قطب‌های مغناطیسی الکترون دوم در برابر قطب‌های مغناطیسی ناهم‌نام الکترون اول قرار گیرد، شکل ۱۰-ب. با دقت به شکل ۱۰-ب می‌توان مشاهده کرد که شرط لازم برای چنین آرایشی در یک اوربیتال آن است که الکترون‌ها در دو جهت مخالف هم (یکی در جهت حرکت عقربه‌های ساعت و دیگری برخلاف آنها) به دور محور خود بگردند.



حرکت در خلاف جهت حرکت حرکت در جهت حرکت  
عقربه‌های ساعت عقربه‌های ساعت

(آ) آهنربای ریز ایجاد شده بر اثر حرکت اسپینی الکترون  
(ب) جهت گیری پایدار دو الکترون در یک اوربیتال

شکل ۱۰

$$m_s = +\frac{1}{2}$$

$$m_s = -\frac{1}{2}$$



از این رو برای مشخص کردن جهت گردش الکترون‌ها، به هر حالت، یک عدد کوانتومی نسبت داده شد که به آن عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین ( $m_s$ ) می‌گویند. همان‌طوری که در شکل مشاهده می‌شود این عدد تنها دو مقدار ( $\frac{1}{2}$  + برای چرخش در جهت حرکت عقربه‌های ساعت و  $\frac{1}{2}$  - برای چرخش در خلاف جهت حرکت عقربه‌های ساعت) خواهد داشت.

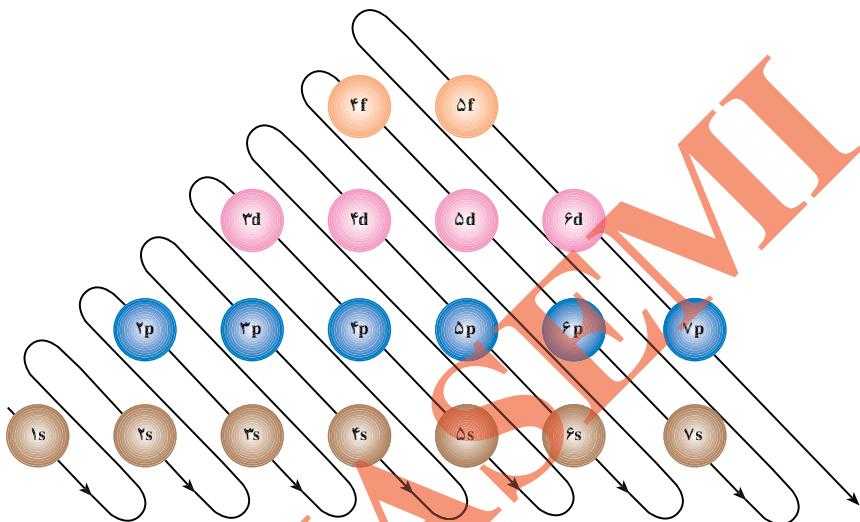
در سال ۱۹۲۵ یک فیزیک‌دان اتریشی به نام پائولی با ارایه اصلی که اصل طرد پائولی نام گرفت اظهار داشت که: «هیچ اوربیتالی در یک اتم نمی‌تواند بیش از دو الکtron در خود جای دهد.» این اصل با توجه به بحث اسپین و معرفی چهارمین عدد کوانتومی کاملاً قابل درک است. به‌طوری که در بیان دیگری از اصل طرد پائولی می‌خوانیم: «در یک اتم هیچ دو الکترونی را نمی‌توان یافت که هر چهار عدد کوانتومی آنها ( $m_s, m_l, n$ ) با هم برابر باشد.» یک نتیجه‌گیری مهم این اصل آن است که در هر اوربیتال حداقل دو الکترون آن هم با اسپین مخالف قرار می‌گیرند. اگر هر اوربیتال را با یک چهارگوش (مربع) و هر الکترون را بسته به عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین آن با یک پیکان ( $\uparrow$  برای  $\frac{1}{2}$  و  $\downarrow$  برای  $-\frac{1}{2}$ ) نشان دهیم، در این صورت شیوهٔ قرار گرفتن الکترون‌ها در اتم‌های هیدروژن و هلیم را می‌توان به صورت زیر نشان داد:

شیوهٔ نمایش		آدرس الکترون					
نموداری	نوشتاری*	اسپین $m_s$	اوربیتال $m_l$	زیرلایه (l)	لایه الکترونی (n)	تعداد الکترون‌ها	اتم
$1s^1$	$\uparrow$	$+\frac{1}{2}$	(s)	◦	(s)	1	H
$1s^1$	$\downarrow$	$-\frac{1}{2}$	(s)	◦	(s)	1	
$1s^2$	$\uparrow\downarrow$	$+\frac{1}{2}$ $-\frac{1}{2}$	9	◦	(s)	1	He

\* در شیوهٔ نوشتاری، تعداد الکترون‌ها به صورت بالا نویس روی نماد مشخص کنندهٔ زیر لایه یا اوربیتال قرار می‌گیرد.

## آرایش الکترونی اتم

به این ترتیب مدل کوانتومی اتم به ماین امکان را می دهد که چگونگی آرایش الکترون ها در اتم ها را تعیین کنیم. از آن جا که الکترون ها همواره تمایل دارند تا در پایین ترین تراز انرژی قرار گیرند، بنابراین ترتیب پر شدن زیر لایه ها به شکل زیر خواهد بود، شکل ۱۱.



شکل ۱۱ شیوه پر شدن زیر لایه ها

برای نمونه جدول ۳ آرایش الکترونی اتم برخی از عناصر را نشان می دهد. با بررسی آن، جاهای خالی را پر کنید.

جدول ۳ آرایش الکترونی اتم ده عنصر متوالی

نماد شیمیایی عنصر	آرایش الکترونی نموداری	آرایش الکترونی نوشتاری
${}_1^1\text{H}$	1s	1s <sup>1</sup>
${}_2^4\text{He}$	↑↓      □      □□□	1s <sup>2</sup>
${}_3^7\text{Li}$	↑↓      □      □□□	1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>
${}_4^8\text{Be}$	↑↓      ↑↓      □□□	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>
${}_5^{10}\text{B}$	↑↓      ↑↓      ↑      □□	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> p <sup>1</sup>
${}_6^{12}\text{C}$	↑↓      ↑↓      ↑↑      □	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> p <sup>2</sup>
${}_7^{14}\text{N}$	□      □      □□□	.....
${}_8^{16}\text{O}$	□      □      □□□	.....
${}_9^{18}\text{F}$	□      □      □□□	.....
${}_{10}^{20}\text{Ne}$	□      □      □□□	.....
		پر شدن لایه الکترونی دوم

اوربیتال های هم انرژی به اوربیتال هایی می گویند که در یک زیر لایه قرار می گیرند و انرژی یکسانی دارند. زیر لایه p دارای سه اوربیتال هم انرژی و زیر لایه d دارای پنج اوربیتال هم انرژی است.



آرایش الکترونی عنصرها در این جدول نشان می‌دهد که پر شدن زیر لایه‌هایی که بیش از یک اوربیتال هم انرژی دارند به گونه‌ای است که ابتدا در هر اوربیتال یک الکترون وارد می‌شود و این کار تا نیمه پرشدن زیر لایه ادامه می‌یابد. سپس زیر لایه نیمه پرشده شروع به کامل شدن می‌کند. به این قاعده، **قاعده هوند** می‌گویند.

**قاعده هوند:** هنگام پر شدن اوربیتال‌های همانرژی (مانند اوربیتال‌های p و ya اوربیتال‌های d) تازمانی که هر یک از اوربیتال‌ها نیمه پرنشده باشد، هیچ‌کدام پر نمی‌شود.

## اصل آفبا و جدول تناوبی عنصرها

اگر برای رسم آرایش الکترونی اتم عنصرهای دیگر از اتم هیدروژن شروع کنیم و سپس یک به یک بر تعداد پروتون‌های درون هسته و الکترون‌های پیرامون آن بیفزاییم، به این گونه، اتم عنصرهای سنگین‌تر از هیدروژن را به ترتیب افزایش عدد اتمی ساخته ایم. این شیوه دست یافتن از یک اتم به اتم دیگر را **اصل بنادری** یا **آفبا** می‌گویند.

آفبا (Aufbau) یک واژه آلمانی به معنای رشد یا افزایش گام به گام است.

### فکر کنید

در جدول زیر آرایش الکترونی برخی از اتم‌ها را مشاهده می‌کنید که بر مبنای اصل بنادری رسم شده است. با مطالعه آن به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهید.

#### ۱- جدول را کامل کنید.

		آرایش الکترونی	عدد اتمی	نماد شیمیایی	آرایش الکترونی	عدد اتمی	نماد شیمیایی	آرایش الکترونی	عدد اتمی	نماد شیمیایی
H	۱	1s <sup>1</sup>		K	۱۹		[Ar]4s <sup>1</sup>			
He	۲	1s <sup>2</sup>		Ca	۲۰		[Ar]4s <sup>2</sup>			
Li	۳	[He]2s <sup>1</sup>		Sc	۲۱		[Ar]3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>			
Be	۴	[He]2s <sup>2</sup>		Ti	۲۲		.....			
B	۵	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>		V	۲۳		.....			
C	۶	[He]2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>		Cr	۲۴		[Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>			
N	۷	.....		Mn	۲۵		[Ar]3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>			
O	۸	.....		Fe	۲۶		[Ar]3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>			
F	۹	.....		Co	۲۷		.....			
Ne	۱۰	.....		Ni	۲۸		.....			
Na	۱۱	[Ne]3s <sup>1</sup>		Cu	۲۹		[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>			
Mg	۱۲	[Ne]3s <sup>2</sup>		Zn	۳۰		[Ar]3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>			

برای شیمی دان‌ها الکترون‌های ظرفیتی اهمیت بسیاری دارند، زیرا به طور عمده این الکترون‌ها هستند که خواص شیمیایی یک عنصر را تعیین می‌کنند.

از آن جا که لایه‌های الکترونی در گازهای نجیب پر هستند معمولاً برای **خلاصه تر** کردن آرایش‌های الکترونی، به جای لایه‌های الکترونی پر شده نماد شیمیایی گاز نجیب با همان تعداد الکترون را درون یک کروشه قرار می‌دهند.

Al	۱۳	[Ne]۳s <sup>۲</sup> ۳p <sup>۱</sup>	Ga	۳۱	.....
Si	۱۴	[Ne]۳s <sup>۲</sup> ۳p <sup>۲</sup>	Ge	۳۲	.....
p	۱۵	[Ne]۳s <sup>۲</sup> ۳p <sup>۳</sup>	As	۳۳	.....
S	۱۶	.....	Se	۳۴	.....
Cl	۱۷	.....	Br	۳۵	.....
Ar	۱۸	.....	Kr	۳۶	.....

## ۲- فعالیت‌های زیر را انجام دهید.

(آ) عنصرهایی را که تعداد الکترون‌های آخرین لایه الکترونی یا لایه ظرفیت آنها یکسان است، به صورت ستونی و به ترتیب افزایش عدد اتمی بچینید. توجه: برخی ستون‌ها ممکن است تک عضوی باشد.

(ب) عنصرهایی را که آخرین لایه الکترونی آنها به طور کامل پر شده است، در یک ستون و به ترتیب افزایش عدد اتمی مرتب کنید.

(پ) اگر تعداد الکترون‌های موجود در آخرین لایه الکترونی (بزرگ‌ترین  $n$ ) هر اتم را **الکترون‌های ظرفیتی** بنامیم، این تعداد را برای هر ستون **رسم شده** در بند ۱ محاسبه کرده، بالای ستون بنویسید.

توجه: برای عنصرهایی که اوربیتال  $d$  آنها در حال پر شدن است مجموع الکترون‌های موجود در اوربیتال‌های  $s$  لایه آخر و  $d$  لایه پیش از آخر، الکترون‌های ظرفیتی در نظر گرفته می‌شوند. در ضمن برای عنصرهایی که اوربیتال  $p$  آنها در حال پر شدن است، شماره ستون با افزودن عدد ۱۰ به تعداد الکترون‌های ظرفیت مشخص می‌شود.

(ت) ستون‌ها را طوری کنار هم قرار دهید که تعداد الکترون‌های ظرفیتی و عدد اتمی عنصرها در ستون‌های کنار هم از چپ به راست افزایش یابد.

## ۳- بر پایه پیشنهادهای زیر عنصرها را دسته‌بندی کنید.

(آ) به عنصرهایی که زیر لایه  $s$  آنها در حال پر شدن است، **عنصرهای اصلی دسته  $s$**  می‌گویند. با کشیدن یک چهارگوش آنها را مشخص کنید.

(ب) به عنصرهایی که زیر لایه  $p$  آنها در حال پر شدن است، **عنصرهای اصلی دسته  $p$**  می‌گویند. با کشیدن یک چهارگوش آنها را مشخص کنید.

(پ) به عنصرهایی که زیر لایه  $d$  آنها در حال پر شدن است، **عنصرهای واسطه می‌گویند**. با کشیدن یک چهارگوش آنها را مشخص کنید.

## ۴- تعداد عنصرهای موجود در هر ردیف را چگونه توجیه می‌کنید؟



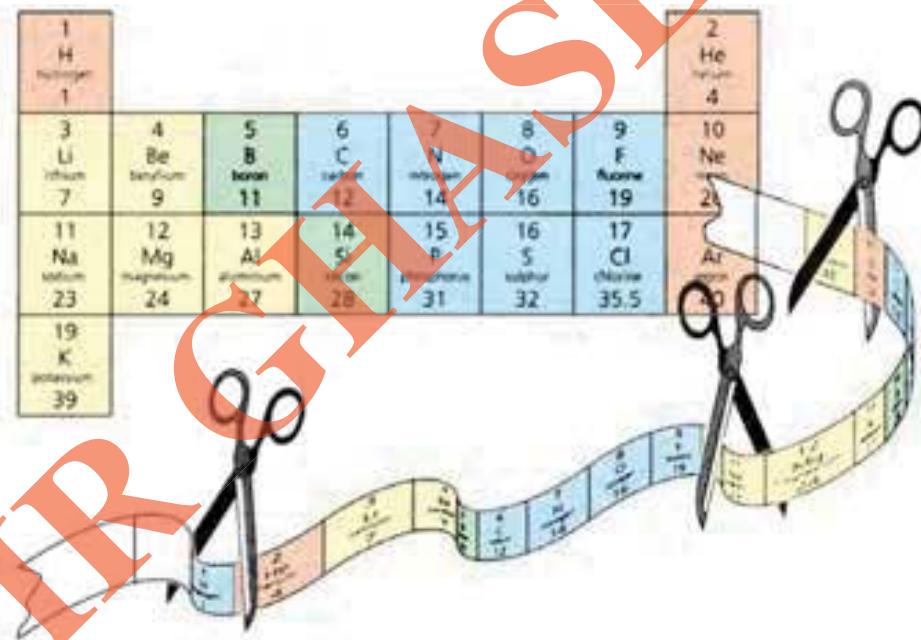
- ۵- اگر علت واکنش‌پذیری عنصرها را تمایل آنها برای دستیابی به لایه‌های الکترونی پر تعریف کنیم، کدام عنصرها از این دید واکنش ناپذیرند؟ آنها را نام ببرید.
- ۶- آرایش الکترونی مورد انتظار برای  $^{24}\text{Cr}$  و  $^{29}\text{Cu}$  را رسم کنید. تفاوت مشاهده شده میان این آرایش و آرایش الکترونی داده شده را چگونه توضیح می‌دهید؟

### پیشتو بداید

از دهه ۱۹۱۰ میلادی به این سو، کشف تعداد زیادی ذره زیر اتمی دانشمندان را به این فکر فرو برد که درک پیشین آنها از ساختار اتم بویژه تصور آنها از پروتون‌ها و نوترون‌ها به عنوان ذره‌های بنیادی نارسا و ناکافی بوده است. این نارسایی با ارایه نظریه کوارک‌ها در سال ۱۹۶۴ تا حدودی برطرف شد ولی این یافته‌ها طی سی سال گذشته، زمینه‌ساز ارایه نظریه تازه‌ای شد که به مدل استاندارد ذره‌ها و برهم‌کنش‌ها معروف شده است. این نظریه جدید طی این سال‌ها به تدریج گسترش یافت و هر روز بر مقولیت آن افزوده شد. اما، در این رهگذر الکترون‌های پیرامون هسته کمتر مورد توجه قرار گرفته‌اند. شاید به این علت که برای شیمی‌دان‌ها مدل کوانتمومی اتم هنوز هم بهترین به شمار می‌آید.

## ۲ بخش

### خواص تناوبی عنصرها



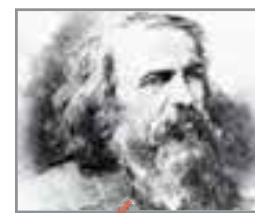
چگونه می‌توان دو عضویک خانواده را بدون داشتن آگاهی از رابطه خانوادگی آنها شناسایی کرد؟ شاید برای دادن پاسخ به این پرسش نخست به دنبال ویژگی‌های ظاهری مشترکی در آنها بگردید یا طرز رفتار آن دو، شما را به وجود وابستگی خانوادگی میان آنها راهنمایی کند. در واقع در این مثال وجود برخی از ویژگی‌های ظاهری و رفتاری مشترک می‌تواند وابستگی افراد را به یک دیگر آشکار سازد. این مثال در مورد عنصرها نیز درست است، یعنی عنصرهایی که اعضای یک خانواده از جدول تناوبی عنصرها به شمار می‌آیند ویژگی‌های مشترکی دارند. برای درک بهتر این موضوع بجاست به طور خلاصه تاریخچه دسته‌بندی عنصرها را با هم مرور کنیم.

[www.ShimiPedia.ir](http://www.ShimiPedia.ir)

## سرگذشت جدول تناوبی عنصرها

خواص عنصرها تغییرات گسترده‌ای را نشان می‌دهند. این تغییرات به طور تصادفی و بی‌نظم نیستند بلکه خواص عنصرها با نظم و ترتیب خاصی تغییر می‌کند. از این رو می‌توان عنصرها را در چند خانواده گروه‌بندی کرد به طوری که در هر خانواده خواص عنصرهای موجود مشابه یک دیگر باشد و تنها تغییر مختصری در خواص آنها روی دهد.

اگرچه تا پیش از سال ۱۸۷۱ شماری از شیمی‌دان‌ها دسته‌بندی‌های ویژه‌ای را برای عنصرها پیشنهاد کرده بودند، اما گسترده‌گی خصلت تناوبی در بین همهٔ عنصرها در این سال شناخته شد. در واقع در این سال یک معلم شیمی‌اهل روسیه به نام دیمیتری ایوانوویچ مندلیف به وجود خصلت تناوبی در میان عنصرها به شیوه‌ای که امروز می‌شناسیم، پی‌برد.



دیمیتری ایوانوویچ مندلیف  
(۱۸۳۴–۱۹۰۷)

### حیق کنید

در یک فعالیت گروهی تحقیق کنید که پیش از مندلیف چه کسانی برای دسته‌بندی عنصرها تلاش کرده‌اند. نتیجهٔ کار گروه خود را به صورت یک روزنامهٔ دیواری به کلاس ارائه دهید.

**مندلیف پس از سال‌ها مطالعه متوجه شد که اگر عنصرها را بر حسب افزایش تدریجی جرم اتمی آنها در ردیف‌هایی کنار یک دیگر بگذارد و آنها را که خواص فیزیکی و شیمیایی نسبتاً مشابه دارند در یک گروه زیر یک دیگر قرار دهد، جدولی مطابق شکل ۱ برای طبقه‌بندی عنصرها به دست می‌آید. شکل ۱ سازماندهی اولیهٔ عنصرها را نشان می‌دهد. این سازماندهی نخستین بار توسط مندلیف طراحی و ارائه شده است.**

TABELLE II							
	GRUPPE I. R <sub>2</sub> O	GRUPPE II. RO	GRUPPE III. R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	GRUPPE IV. RH <sub>4</sub> R <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	GRUPPE V. RH <sub>3</sub> R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	GRUPPE VI. RH <sub>2</sub> R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	GRUPPE VII. RH R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
1	H <sub>2</sub>						
2	Li = 7	B = 11	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19
3	Na = 23	Al = 27	Al = 27,3	S = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5
4	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55
5	ICu = 63	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80
6	Rb = 85	Fe = 87	Y = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	I = 127
8	Cs = 133	Ba = 137	Tl = 138	Te = 140	—	—	—
9	(—)	—	—	—	—	—	—
10	—	—	— = 178	TL = 180	Tl = 182	W = 184	Os = 195, IP = 197, Pt = 198, Au = 199
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	—	—
12	—	—	—	Tl = 231	—	U = 240	—

شکل ۱ جدولی که توسط مندلیف برای دسته‌بندی عنصرها پیشنهاد شد.



گالیم فلزی با نقطه ذوب پائین است به طوری که اگر آن را در کف دست قرار دهید، به آرامی ذوب می شود.

به جاهای خالی جدول اولیه مندلیف توجه کنید، شکل ۱. عنصرهایی با جرم‌های اتمی ۴۴، ۶۸ و ۷۲ به این مکان‌ها تعلق دارند. مندلیف برای رعایت اصل تشابه خواص فیزیکی و شیمیایی ناگزیر شد که برخی از خانه‌های جدول پیشنهادی خود را خالی بگذارد. او پیش‌بینی کرد که این جاهای خالی باید به عنصرهایی تعلق داشته باشد که تا آن زمان شناخته نشده بودند. او همچنین برخی از خواص این عنصرهای ناشناخته را پیش‌بینی کرد. در جدول ۱ یکی از این عنصرها و خواص آن را مشاهده می‌کنید. جالب است که پس از یافتن این عنصر، خواص پیش‌بینی شده با خواصی که برای آن مشاهده شد، مطابقت داشت.

**جدول ۱ مقایسه خواص مشاهده شده گالیم با خواص پیش‌بینی شده توسط مندلیف پیش از کشف آن**

عنصر پیش‌بینی شده	نام عنصر (سال کشف)	خواص	پیش‌بینی شده	مشاهده شده
ِاکا <sup>*</sup> آلومینیم	۱۸۷۵	چگالی نقطه ذوب فرمول اکسید	۶/۰ g/mL کم $\text{Ea}_7\text{O}_۳$	۵/۹۶ g/mL $3^{\circ}\text{C}$ $\text{Ga}_۲\text{O}_۳$

\* «ِاکا» در زبان روسی به معنی «مشابه» است.

در جدول مندلیف که در آن عنصرها بر حسب افزایش جرم اتمی در کنار هم قرار گرفته بودند افزون بر وجود جاهای خالی، در چند مورد نیز بی‌نظمی‌هایی مشاهده می‌شد. زیرا او در مواردی مجبور بود برای قراردادن عنصرهایی با خواص مشابه در یک ستون، ترتیب قرار گرفتن عنصرها را بر حسب افزایش جرم اتمی بر هم بزند. به عنوان مثال، در جدول پیشنهادی او نیکل بعد از کبالت و نیز ید بعد از تلوار آمده است در صورتی که جرم اتمی نیکل و ید به ترتیب از کبالت و تلوار کمتر است. فرض مندلیف این بود که چنین بی‌نظمی‌هایی به علت خطا در اندازه گیری جرم اتمی روی داده است. اما مدتی بعد معلوم شد که این اندازه گیری‌ها کاملاً درست بوده است.

## جدول تناوبی امروزی عنصرها

چهل سال پس از مندلیف، موزلی و رادرفورد کشف کردند که بار مثبت هسته یا عدد اتمی اتم هر عنصر منحصر به فرد است و اتم عنصرهای مختلف، عدد اتمی متفاوتی دارد. هنگامی که آنها عنصرها را بر حسب افزایش عدد اتمی مرتب کردند، بی‌نظمی‌های موجود در جدول مندلیف، که در نتیجه مرتب کردن عنصرها بر حسب افزایش جرم اتمی پیش آمده بود، به آسانی توجیه شد. از آن زمان تاکنون عنصرها را بر حسب افزایش عدد اتمی

به شکل جدولی در کنار هم می‌چینند. به این جدول، **جدول تناوبی عنصرها** می‌گویند.

شکل ۲، **متداول ترین** شکل جدول تناوبی است که در حال حاضر توسط شیمی دانها

مورد استفاده قرار می‌گیرد. این جدول براساس **قانون تناوبی** عنصرها استوار است. بر طبق

این قانون هرگاه عنصرها را بر حسب افزایش عدد اتمی در کنار یک دیگر قرار دهیم خواص

فیزیکی و شیمیایی آنها به صورت تناوبی تکرار می‌شود.

از آن جا که رفتار شیمیایی هر عنصر به وسیله آرایش الکترونی آن تعیین می‌شود،

**مهمن ترین** نکته در جدول تناوبی مشابه آرایش الکترونی لایه ظرفیت عنصرهای یک خانواده

در بسیاری از گروههای این جدول است. بنابراین با نگاهی به جدول تناوبی متوجه می‌شویم

که خواص شیمیایی عنصرهای هم گروه به این دلیل مشابه هستند که آرایش الکترونی لایه

ظرفیت آنها به یک دیگر شبیه است.

## ویژگی‌های گروهی عنصرها

در حدود ۹۱ عنصر از جدول تناوبی در طبیعت یافت می‌شوند. عنصرها را به شرح

زیر به سه دسته تقسیم می‌کنند: **فلزها**، **نافلزها** و **شبه فلزها**

**فلزها:** بیش از ۸۰ درصد عنصرها فلز هستند. مانند عنصرهای **قلیایی**، **قلیایی خاکی**،  
واسطه و عنصرهای دیگری مانند **آلومینیم**، **قلع**، **بیسموت** و... خواصی از جمله رسانایی  
خوب گرما و برق، دارا بودن سطح براق، قابلیت چکش خواری و شکل پذیری از ویژگی‌های  
مشترک همه فلزهاست.

**نافلزها:** این عنصرها به طور معمول رساناهای خوبی برای گرما و برق نیستند.

برخلاف فلزها به حالت جامد، شکننده‌اند و عموماً سطح براقی هم ندارند. **بیشتر نافلزها**  
مانند **نیتروژن**، **اکسیژن**، **فلوئور** و **کلر** در فشار  $atm$  و دمای اتاق به صورت گاز هستند.

**شبه فلزها:** اگر یک عنصر را نتوان جزو فلزها یا نافلزها طبقه‌بندی کرد آن را جزو  
شبه فلزها قرار می‌دهند. این عنصرها برخی از خواص فلزها و نافلزها را دارند. یک مثال  
خوب از شبه فلزها عنصر **سیلیسیم** است که عنصری درخشان و شکننده است. افزون بر  
این، **سیلیسیم** عنصری نیمه‌رسانا نیز هست.

در ادامه به بررسی ویژگی‌های برجسته فلزهای **قلیایی** و **قلیایی خاکی**، **فلزهای**

واسطه، **اکتینیدها**، **لانتانیدها**، **هالوژن‌ها** و **گازهای نجیب** می‌پردازیم.



## گروه اول-فلزهای قلیایی

فهرست عناصرهای این گروه از جدول تناوبی را در شکل ۳ مشاهده می‌کنید. این عناصرها همگی فلزهایی نرم و بسیار واکنش‌پذیرند. این فلزها آن چنان نرم هستند که با چاقو بریده می‌شوند و سطح برآق آنها به سرعت با اکسیژن هوا وارد واکنش شده، تیره می‌شود. در آزمایشگاه معمولاً این فلزها را زیر نفت نگهداری می‌کنند تا از تماس مستقیم با اکسیژن هوا و رطوبت در امان باشند. زیرا فلزهای قلیایی حتی با آب سرد به شدت واکنش می‌دهند و ضمن آزاد کردن گاز هیدروژن ( $H_2$ ) محلولی با خاصیت قلیایی یا بازی به وجود می‌آورند، شکل ۴.

در گذشته انسان به این نکته پی‌برده بود که اگر خاکستر باقی‌مانده از سوختن چوب را با آب مخلوط کند، محلولی به دست می‌آید که می‌تواند چربی‌ها را در خود حل کند. آنها این محلول را **قلیا** نام نهادند. امروزه می‌دانیم که در خاکستر چوب برخی از ترکیب‌های عناصرهای گروه اول جدول تناوبی وجود دارد، از این‌رو عناصرهای این گروه را **فلزهای قلیایی** نامیده‌اند.

این فلزها دارای خواص فیزیکی و شیمیایی مشابه بسیاری هستند، که در بندهای بعدی به برخی از آنها می‌پردازیم، جدول ۲.

جدول ۲ خواص فلزهای قلیایی

نام عنصر	نماد شیمیایی	آرایش الکترونی لایه ظرفیت	انرژی نخستین یونش( $\text{kJ mol}^{-1}$ )	شعاع اتمی (pm)	نقطه جوش (°C)	نقطه ذوب (°C)
لیتیم	Li	۲s <sup>۱</sup>	۵۲۰	۱۵۲	۱۳۱۷	۱۷۹
سدیم	Na	۳s <sup>۱</sup>	۴۹۶	۱۸۶	۸۹۲	۹۷/۶
پتاسیم	K	۴s <sup>۱</sup>	۴۱۹	۲۳۱	۷۷	۶۳
روبیدیم	Rb	۵s <sup>۱</sup>	۴۰۳	۲۴۴	۶۸۸	۳۹
سرزیم	Cs	۶s <sup>۱</sup>	۳۷۵	۲۶۲	۶۷۸	۲۸

Li	لیتیم	۳
Na	سدیم	۱۱
K	پتاسیم	۱۹
Rb	روبیدیم	۳۷
Cs	سرزیم	۵۵
Fr	فرانسیم	۸۷

شکل ۳ عناصرهای قلیایی



شکل ۴ فلزهای قلیایی را به علت واکنش‌پذیری زیادی که با آب و هوا دارند، در زیر نفت نگاه می‌دارند.

واکنش‌پذیری فلزهای قلیایی را می‌توان از روی آرایش الکترونی آنها نیز توضیح داد. چنان‌که در جدول ۲ آمده است این فلزها در بیرونی ترین لایه الکترونی خود (بالاترین سطح انرژی) یک الکترون دارند. بنابراین، آرایش الکترونی  $ns^1$  پس از یک آرایش گاز نجیب، نشان‌دهنده عناصرهای گروه اول جدول تناوبی است. هنگامی که اتم یک فلز قلیایی، تک الکترون ظرفیتی خود را از دست می‌دهد لایه الکترونی بعدی، لایه بیرونی آن را تشکیل می‌دهد. در این حالت آرایش الکترونی مانند گاز نجیب پیش از آن فلز است. بنابراین اتم فلز قلیایی با از دست دادن یک الکترون به آرایش الکترونی پایدار یک گاز نجیب می‌رسد.

## آزمایش کنید

### واکنش پذیری فلزهای گروه اول جدول تناوبی

#### هدف‌ها

۱- مقایسهٔ واکنش پذیری عنصرهای لیتیم، سدیم و پتاسیم

۲- آشنایی با برخی ویژگی‌های برجستهٔ فلزهای قلیایی

مواد مورد نیاز: آب، مقدار کمی از فلزهای لیتیم، سدیم و پتاسیم

وسایل مورد نیاز: لولهٔ آزمایش (سه عدد)، جای لولهٔ آزمایش

#### روش کار

۱- سه لولهٔ آزمایش را تا  $\frac{1}{3}$  حجم آن با آب پر کنید.

۲- تکهٔ کوچکی (یه اندازهٔ یک دانهٔ عدس) از فلزهای لیتیم، سدیم و پتاسیم را هم‌زمان به هریک از لوله‌های آزمایش اضافه کنید و مشاهده‌های خود را یادداشت کنید.

۳- تکهٔ کوچک دیگر از سدیم را دوباره در لولهٔ آزمایش دوم بیندازید و انگشت خود را روی دهانهٔ لوله قرار دهید. هنگامی که فشار گاز را احساس کردید، انگشتتان را بردارید و کبریت شعله‌وری به دهانهٔ لوله نزدیک کنید. مشاهدهٔ خود را یادداشت کنید.

#### پرسش

۱- واکنش پذیری کدامیک از فلزهای لیتیم، سدیم و پتاسیم بیشتر است؟ چرا؟

۲- در ارتباط با روند واکنش پذیری فلزهای گروه اول فرضیه‌ای ارایه دهید.

۳- پیش‌بینی می‌کنید که واکنش سزیم با آب چگونه باشد؟ چرا؟

#### بیشتر بدائید

به نظر می‌رسد تعداد زیادی از افراد جامعه از ضعف و ناتوانی ناشی از افسردگی و جنون رنج می‌برند. عنصر لیتیم می‌تواند به درمان بسیاری از این افراد کمک کند. هر ساله، پزشکان سراسر دنیا مقادیر زیادی لیتیم کربنات ( $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ) برای درمان این‌گونه بیماران تجویز می‌کنند.

اگرچه تاکنون ساز و کار عملکرد لیتیم به خوبی شناخته نشده است، اما به نظر می‌رسد که یون لیتیم با تأثیر بر شیوهٔ عکس العمل سلول‌های مغز به انتقال دهنده‌های عصبی، موجب آرامش اختلالات مغزی می‌شود. انتقال دهنده‌های عصبی، گروهی از مولکول‌ها هستند که انتقال تحريك‌های عصبی را آسان می‌کنند.

در واقع، به نظر می‌رسد که یون لیتیم مانع از انجام یک چرخهٔ پیچیده از واکنش‌ها در مغز می‌شود و به این ترتیب، از انتقال دوباره یا تقویت تحريك‌های عصبی که به وسیلهٔ انتقال دهنده‌های عصبی و هورمون‌ها به مغز می‌رسند، جلوگیری می‌کند. براساس این نظریه، رفتارهایی نظیر جنون یا افسردگی، ناشی از



شكل ۵ مقایسهٔ واکنش پذیری لیتیم، سدیم و پتاسیم با آب.  
کدام تصویر مربوط به کدام فلز است؟

شعله بر اثر آتش گرفتن گاز  
هیدروژن تولید شده طی  
واکنش فلز قلیایی با آب  
ایجاد شده است.



فعالیت بیش از حد این چرخه است. از این رو، لیتیم با جلوگیری از انجام این چرخه، موجب می‌شود که فرد، رفتاری مناسب و متعادل پیدا کند.

مدارک زیادی وجود دارد که نشان می‌دهد، رفتارهای ناهنجار تا اندازهٔ زیادی ناشی از تنظیم نامناسب انتقال‌دهنده‌های عصبی و هورمون هاست. به عنوان نمونه، براساس پژوهشی در فنلاند، مقدار سروتونین در بدن اغلب تیکاران خطرناک، به ویژه آنهایی که به عمد حریق ایجاد می‌کنند، از حد معمول کمتر است. سروتونین یک انتقال‌دهندهٔ عصبی است. هم‌اکنون، مطالعه‌روی لیتیم به عنوان دارویی برای درمان رفتارهای ناهنجار ادامه دارد.

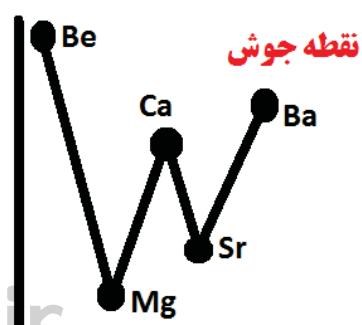
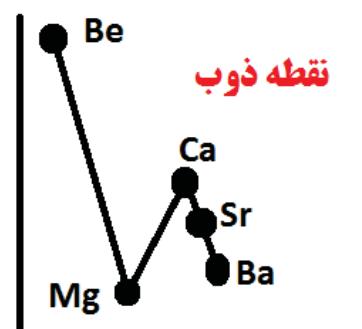
## گروه دوم-فلزهای قلیایی خاکی

در این گروه فلزهایی جای دارند که نسبت به گروه فلزهای قلیایی سخت‌تر و چگال‌تر هستند و نقطهٔ ذوب آنها نیز بالاتر است. در جدول ۳ با عنصرهای این گروه و شباهت آرایش الکترونی بیرونی‌ترین سطح انرژی آنها بایک‌دیگر و تفاوت این آرایش الکترونی با فلزهای گروه اول آشنا می‌شویم. کلیهٔ فلزهای قلیایی خاکی واکنش‌پذیرند اما واکنش‌پذیری شیمیایی آنها به اندازهٔ عنصرهای گروه اول نیست. اما چرا واکنش‌پذیری آنها کمتر است؟ عنصرهای گروه قلیایی خاکی در لایهٔ ظرفیت خود دو الکترون دارند ( $ns^2$ ) و برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب‌پیش از خود باید دو الکترون از دست بدeneند. در حالی که عنصرهای قلیایی برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب‌پیش از خود تنها یک الکترون از دست می‌دهند.

جدول ۳ خواص فلزهای قلیایی خاکی

Be	بریلیم	۴
Mg	منزیم	۱۲
Ca	کلسیم	۲۰
Sr	استرانسیم	۳۸
Ba	باریم	۵۶
Ra	رادیم	۸۸

عنصرهای قلیایی خاکی



نقطهٔ ذوب (°C)	نقطهٔ جوش (°C)	شعاع اتمی (pm)	انرژی نخستین یونش (kJ.mol⁻¹)	آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت	نام عنصر	نماد شیمیایی
۱۲۸۰	۲۷۷	۱۱۱	۸۹۹	۲s <sup>۲</sup>	بریلیم	Be
۶۵	۱۱۷	۱۶	۷۳۸	۳s <sup>۲</sup>	منزیم	Mg
۸۳۸	۱۴۸۴	۱۹۷	۵۹۰	۴s <sup>۲</sup>	کلسیم	Ca
۷۷	۱۳۸	۲۱۵	۵۴۸	۵s <sup>۲</sup>	استرانسیم	Sr
۷۱۴	۱۶۴	۲۱۷	۵۰۲	۶s <sup>۲</sup>	باریم	Ba

## اطلاعات جمع‌آوری کنید

در یک فعالیت گروهی تحقیق کنید که چرا این گروه از عنصرها را فلزهای قلیایی خاکی نامیده‌اند؟ در ضمن یکی از این فلزها را انتخاب کنید و در مورد خواص فیزیکی و شیمیایی و کاربردهای آن در زندگی و صنعت مقاله‌ای تهیه کرده در کلاس ارائه دهید.



## آزمایش کنید

### واکنش پذیری فلزهای گروه دوم جدول تناوبی

#### هدف‌ها



عنصرهای قلیایی خاکی

۱- مقایسه واکنش پذیری منیزیم و کلسیم

۲- آشنا شدن با چگونگی واکنش هیدروکلریک اسید با فلزهای کلسیم و منیزیم

۳- شناختن گاز حاصل از واکنش منیزیم یا کلسیم با هیدروکلریک اسید

مواد مورد نیاز: هیدروکلریک اسید غلیظ، نوار منیزیم، کلسیم (از کلسیم تازه استفاده

کنید).

وسایل مورد نیاز: جای لوله آزمایش، لوله آزمایش (دو عدد)

#### روش کار

۱- دو لوله آزمایش را تا  $\frac{1}{4}$  حجم آنها با هیدروکلریک اسید یک مولار پر کنید.

۲- تکه کوچکی از فلز کلسیم و نوار منیزیم را هم‌زمان به لوله‌های آزمایش بیفزایید و مشاهده خود را یادداشت کنید.

۳- تکه کوچک دیگری از نوار منیزیم را در لوله آزمایش اول بیندازید و انگشت خود را روی دهانه لوله قرار دهید. هنگامی که فشار گاز را احساس کردید، انگشتتان را بردارید و کبریت شعله‌وری را به دهانه لوله نزدیک کنید. مشاهده خود را یادداشت کنید.

#### پرسش

۱- واکنش پذیری فلز کلسیم بیشتر است یا منیزیم؟ چرا؟

۲- روند واکنش پذیری فلزهای گروه دوم جدول تناوبی را چگونه ارزیابی می‌کنید؟

## بیشتر پذائید

کلسیم در تشکیل استخوان نقش مهمی دارد. کمبود نمک‌های کلسیم در رژیم غذایی به ویژه در دوره رشد استخوان‌ها، ممکن است سبب نرمی استخوان و شکنندگی آن شود. شیر یک منبع مهم شناخته شده برای تأمین کلسیم مورد نیاز بدن است. در جدول صفحه بعد میزان نیاز گروه‌های مختلف سنی به کلسیم نشان داده شده است.

یکی از بیماری‌هایی که بر اثر کمبود کلسیم در بدن بروز می‌کند، بیماری پوکی استخوان است. در این بیماری که بیشتر در افراد بالای پنجاه سال دیده می‌شود، استخوان‌های بدن جرم خود را از دست داده، شکننده می‌شوند.

امروزه پژوهشگران رشته پزشکی بر این باورند که برای جلوگیری از بروز این بیماری، کودکان، نوجوانان و افراد جوان باید روزانه به مقدار مورد نیاز کلسیم مصرف کنند تا در سنین بالا دچار بیماری

پوکی استخوان نشوند. با این کار استخوان‌های آنها در سنین اولیه زندگی محکم‌تر و قوی‌تر می‌شود و احتمال پوکی آنها در سنین بالاتر کاهش می‌یابد.

گروه سنی	مقدار بهینه نیاز روزانه به کلسیم*
کودکان	۸۰۰
نوجوانان و جوانان	۱۲۰۰ تا ۱۵۰۰
مردان ۲۵-۵۰ ۵۱-۶۵ بالاتر از ۶۵	۸۰۰
	۱۰۰۰
	۱۵۰۰
زنان ۲۵-۵۰ ۵۱-۶۵ زنان باردار	۱۰۰۰
	۱۵۰۰
	۱۹۰۰

\* مقدار کلسیم لازم برای ساختن و حفظ جرم استخوان‌ها و جلوگیری از بروز بیماری

اصلًا نیاز به کلسیم در سنین ۹ تا ۱۸ سالگی (یعنی هنگامی که بدن انسان تقریباً ۲۷ درصد از جرم استخوان‌های خود را می‌سازد) بیشتر از بقیه مراحل زندگی است.

### گروه‌های سوم تا دوازدهم - عنصرهای واسطه

این عنصرها مانند گروه‌های اول و دوم جدول تناوبی همگی فلز هستند، اما واکنش‌پذیری شیمیایی آنها کمتر است. به جز جیوه، این فلزها از فلزهای گروه‌های اول و دوم سخت‌تر، چگال‌تر و دیر‌ذوب‌تر هستند. بی‌نظمی‌های متعددی نیز در آرایش الکترونی عنصرهای واسطه به چشم می‌خورد. در لایه ظرفیت عنصرهای گروه‌های ۳ تا ۱۲ برخلاف عنصرهای گروه‌های اول و دوم جدول تناوبی تعداد الکترون‌ها متغیر هستند. همچنین بسیاری از آنها دو الکترون و برخی دیگر یک الکترون در اوربیتال ۵ لایه ظرفیت خود دارند.

می‌دانید که در عنصرهای واسطه اوربیتال‌های زیر لایه ۵ در حال پرشدن هستند از این‌رو به آنها عنصرهای دسته ۵ نیز گفته می‌شود. با مراجعه به جدول تناوبی عنصرها، شکل ۲، ملاحظه می‌شود که دو دسته دیگر از عنصرها که عنصرهای واسطه داخلی نامیده می‌شوند، در زیر جدول جای داده شده‌اند. این دو دسته از عنصرها به ترتیب لانتانیدها و اکتینیدها نامیده می‌شوند. لantanide‌ها عنصرهای ۵۷ تا ۷۰ جدول تناوبی را تشکیل می‌دهند. نام این دسته از عنصرها از فلز لانتان (La) گرفته شده است. لantanide‌ها فلزهای برآق هستند و واکنش‌پذیری شیمیایی قابل توجهی دارند.

عنصرهای ۸۹ تا ۱۰۲ دسته اکتینیدها را تشکیل می‌دهند. نام این دسته نیز از

هسته پایدارترین شکل عنصر اورانیم تا نزدیک به ۴/۵ میلیارد سال پایدار است. اما، عمر هسته بقیه اکتینیدها (بجز توریم) به اندازه‌ای کوتاه است که هر مقدار از آن که در زمان پیدایش زمین تشکیل شده است، باید تاکنون متلاشی شده باشد.

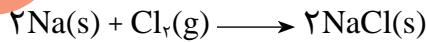


عنصر ۸۹ اکتینیم ( $\text{Ac}$ ) گرفته شده است. در این عنصرها ساختار هسته نسبت به آرایش الکترونی از اهمیت کاربردی بیشتری برخوردار است. همه اکتینیدها هسته‌نایابداری دارند، به این علت از جمله عنصرهای پرتوزا به شمار می‌آیند. شاید مشهورترین اکتینید، اورانیم باشد که از فروپاشی هسته آن انرژی لازم برای تولید برق در نیروگاه‌ها، زیردریایی‌ها و نواهای هوایپیما بر فراهم می‌شود.

### عنصرهای گروه‌های سیزدهم تا هیجدهم

عنصرهای این گروه‌ها را به عنوان عنصرهای دسته p جدول می‌شناسیم، زیرا در آنها اوربیتال‌های p در حال پرشدن هستند. در شکل ۲ موقعیت عنصرهای یاد شده را در جدول تناوبی عنصرها مشاهده می‌کنید. این عنصرها برخی فلزها، نافلزها و شبه فلزها را شامل می‌شود. احتمالاً با برخی از این عنصرها از جمله کربن، نیتروژن، اکسیژن، آلومینیم، قلع و سرب آشنا هستید. دو عنصر سیلیسیم از گروه ۱۴ و اکسیژن از گروه ۱۶ جزو فراوان‌ترین عنصرهای موجود در پوسته زمین هستند. از میان گروه‌های ۱۳ تا ۱۸ گروه هالوژن‌ها و گروه گازهای نجیب نام‌های اختصاصی دارند. گروه هالوژن‌ها عنصرهای گروه ۱۷ و گازهای نجیب عنصرهای گروه ۱۸ را تشکیل می‌دهند.

هالوژن‌ها به آسانی با فلزها، به ویژه فلزهای قلیایی، واکنش می‌دهند و نمک‌ها را می‌سازند. هالوژن در زبان لاتین به معنی نمک‌ساز است. می‌دانید که نمک خوراکی از یک هالوژن به نام کلر و یک فلز قلیایی به نام سدیم تشکیل می‌شود.



از نظر شیمیایی هالوژن‌ها واکنش پذیرترین نافلزها هستند و در بیرونی‌ترین لایه الکترونی، تنها یک الکtron کمتر از اتم گاز نجیب پس از خود دارند. از این رونگمانی که هالوژن‌ها در یک واکنش شیمیایی شرکت می‌کنند تمایل دارند الکترون مورد نیاز خود را برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب پس از خود، دریافت کنند و تا حدودی به پایداری می‌رسند.

عنصرهای گروه ۱۸ یا گازهای نجیب در گذشته به گازهای بی‌اثر معروف بودند. این عنصرها را از آن جهت بی‌اثر می‌نامیدند که تا مدت‌های تصور می‌شد در هیچ واکنش شیمیایی شرکت نمی‌کنند. در واقع تاکنون هیچ ترکیب شیمیایی پایداری از عنصرهای هلیم، نئون و آرگون شناخته نشده است. عنصرهای دیگر این گروه کریپتون، زنون و رادون نام دارند. این گازها واکنش‌پذیری بسیار کمی دارند و در سال‌های اخیر چند ترکیب شیمیایی از آنها ساخته شده است.

$\text{ns}^2 \text{np}^5$
F فلوئور ۹
Cl کلر ۱۷
Br برم ۳۵
I ید ۵۳
At استاتین ۸۵
هالوژن‌ها



## آزمایش کنید

### مقایسهٔ فعالیت شیمیایی هالوژن‌ها

#### هدف‌ها

۱- آشنایی با برخی از هالوژن‌ها

۲- مقایسهٔ روند تغییر واکنش‌پذیری در گروه هالوژن‌ها

وسایل مورد نیاز: ۳ عدد بشر، ۹ عدد لولهٔ آزمایش، جای لولهٔ آزمایش، ۲ عدد بالون

حجمی  $5\text{ mL}$

مواد مورد نیاز: پتاسیم کلرید، پتاسیم یدات، پتاسیم برمات، پتاسیم برمید، پتاسیم

یدید، مایع سفید کننده، محلول غلیظ هیدروکلریک اسید

#### روش کار

۱/۷۵- ۱ گرم KCl (پتاسیم کلرید) را به کمک ترازو و توزین کرده، در آب حل کنید و سپس محلول حاصل را در یک بالون حجمی  $5\text{ mL}$  لیتری بربیزید و به کمک آب مقطر به حجم برسانید.

۱/۲- ۲ ۱/۲ گرم KBr (پتاسیم برمید) را به کمک ترازو و توزین کرده، در آب حل کنید و این محلول را مطابق بند ۱ روش کار در یک بالون  $5\text{ mL}$  لیتری به حجم برسانید.

۱/۷- ۳ ۱/۷ گرم KI (پتاسیم یدید) را به کمک ترازو و توزین کرده، در آب حل کنید و این محلول را مطابق بند ۱ روش کار در یک بالون  $5\text{ mL}$  لیتری به حجم برسانید.

۴- ۱ میلی لیتر مایع سفید کنندهٔ تجاری را در یک بشر بربیزید و به آن  $7/5\text{ mL}$  میلی لیتر محلول غلیظ هیدروکلریک اسید (این اسید توسط مربی آزمایشگاه در اختیار شما قرار می‌گیرد) اضافه کنید تا آب کلر به دست آید.

۱۵-۵ ۱ میلی لیتر از محلول KBr (پتاسیم برمید) را در یک بشر بربیزید، سپس به کمک ترازو  $1/25$  گرم KBrO<sub>3</sub> (پتاسیم برمات) را توزین کرده، به بشر اضافه کنید. سپس  $1/5$  میلی لیتر محلول غلیظ هیدروکلریک اسید به آن بیفزایید تا آب برم حاصل شود.

۱۵-۶ ۱ میلی لیتر آب را در یک بشر بربیزید و به آن مقدار کمی KIO<sub>3</sub> (پتاسیم یدات) اضافه کنید. سپس  $2/5$  قطره محلول KI (پتاسیم یدید) و  $2/5$  میلی لیتر محلول غلیظ هیدروکلریک اسید به آن بیفزایید تا آب ید به دست بیاید.

۷- ۹ عدد لولهٔ آزمایش را به سه دستهٔ سه‌تایی تقسیم کنید و در هر دسته به ترتیب  $1\text{ mL}$  لیتر محلول پتاسیم کلرید، پتاسیم برمید و پتاسیم یدید بربیزید.

۸- به سه لولهٔ آزمایش محتوی پتاسیم کلرید، به ترتیب  $1\text{ mL}$  لیتر آب کلر به لولهٔ اول،

۱ میلی لیتر آب برم به لوله دوم و ۱ میلی لیتر آب ید به لوله سوم اضافه کنید و مشاهده های خود را یادداشت کنید.

۹- مرحله ۸ را با سه لوله آزمایش محتوی پتاسیم برミد تکرار کنید و مشاهده های خود را یادداشت کنید.

۱- مرحله ۸ را با سه لوله آزمایش محتوی پتاسیم یدید تکرار کنید و مشاهده های خود را یادداشت کنید.

### پرسش

۱- در میان این هالوژن ها کدام یک بیشترین و کدام یک کمترین واکنش پذیری را دارد؟ با آوردن دلیل پاسخ خود را توضیح دهید.

۲- آیا بر اثر افزایش محلول پتاسیم یدید به محلول آب برم واکنشی روی می دهد؟

چرا؟

گازهای نجیب با آرایش الکترونی ویژه خود شناخته می شوند. در این عنصرها (به جز هلیم که فقط اوربیتال s دارد) اوربیتال های s و p در بیرونی ترین لایه الکترونی - لایه ظرفیت - پر هستند ( $ns^2 np^6$ ). به دلیل واکنش پذیری بسیار کم این گازها می توان نتیجه گرفت که پایداری آنها نتیجه داشتن چنین آرایشی از الکترون هاست. از سوی دیگر، هنگامی که در یک واکنش شیمیایی اتم یک عنصر فلزی یا نافلزی یک یا چند الکtron از دست می دهد یا به دست می آورد آرایش الکترونی یون حاصل مشابه یک گاز نجیب می شود. علی رغم واکنش پذیری کم گازهای نجیب این عنصرهای تک اتمی کاربردهای بسیاری دارند. برای مثال از نئون در تابلوهای روشنایی تبلیغاتی و لیزرهای گازی استفاده می شود.

### هیدروژن، یک خانواده تک عضوی

هیدروژن عنصری است که در جدول تناوبی یکه و تنهاست. این عنصر از آن جهت در یک خانواده جداگانه قرار می گیرد که به لحاظ شیمیایی به عنصرهای دیگر شباهت ندارد. وجود یک الکترون در اطراف هسته این اتم که تنها از یک پروتون تشکیل شده است، سبب می شود که این عنصر به آسانی با بیشتر عنصرها از جمله با اکسیژن واکنش دهد. به دلیل واکنش پذیری زیاد هیدروژن با عنصرهای گوناگون آن را نمی توان به حالت آزاد در طبیعت یافت در صورتی که ترکیب های آن به فراوانی یافت می شوند. آب فراوان ترین ترکیب هیدروژن دار است.

He	هلیم	۱۸
ns <sup>2</sup> np <sup>6</sup>		۲
Ne	نئون	۱۰
Ar	آرگون	۱۸
Kr	کربیتون	۳۶
Xe	زئون	۵۴
Rn	رادون	۸۶

گازهای نجیب

## آشنایی با برخی روندهای تناوبی

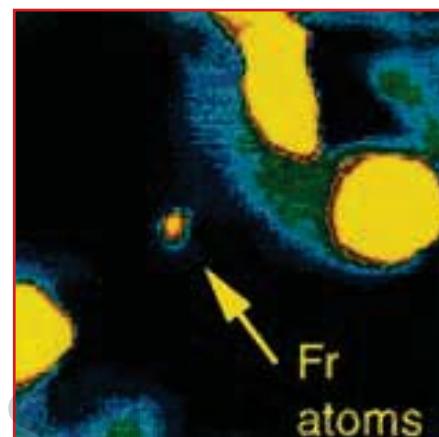
همان طوری که می‌دانید عنصرها در جدول تناوبی بر حسب افزایش عدد اتمی در کنار یک دیگر قرار گرفته‌اند. به این ترتیب می‌توانیم روندهای ویژه‌ای را در میان آنها مشاهده کنیم. برای مثال واکنش فلزهای قلیایی با آب را مورد توجه قرار می‌دهیم. این واکنش به تولید گاز هیدروژن و تشکیل یک محلول قلیایی می‌انجامد. در این گروه واکنش‌پذیری چگونه تغییر می‌کند؟ در هر تناوب که از سمت چپ با یک فلز قلیایی (گروه ۱) شروع می‌شود و در سمت راست به یک هالوژن (گروه ۷) می‌رسد، خصلت فلزی به تدریج کاهش یافته، بر خصلت نافلزی عنصرها افزوده می‌شود. در انتهای تناوب نیز آخرین عنصر، یک گاز نجیب است. عنصری که بامیل ترکیبی ندارد یا میل ترکیبی آن بسیار اندک است.

• •

از ۱۱۵ عنصر که تاکنون شناخته شده، ۱۱ عنصر در شرایط معمولی به حالت گاز هستند. از این ۱۱ عنصر، ۶ عنصر متعلق به گروه ۱۸ جدول تناوبی (گازهای نجیب He، Kr، Ar، Ne، Xe، Rn) هستند و پنج عنصر دیگر عبارت اند از هیدروژن ( $H_2$ )، نیتروژن ( $N_2$ )، اکسیژن ( $O_2$ )، فلوئور ( $F_2$ ) و کلر ( $Cl_2$ ). شکفت‌آور است که در میان عنصرهای موجود در طبیعت، تنها دو عنصر در دمای اتاق به حالت مایع است، جیوه (Hg) و برم (Br<sub>2</sub>).

متاسفانه، ویژگی‌های همه عنصرهای شناخته شده معلوم نیست، زیرا مقدار تهیه شده از برخی از آنها به اندازه‌ای ناچیز است که نمی‌توان آن را مورد بررسی قرار داد. برای پیش‌بینی ویژگی‌های این عنصرها باید بر روندهای تناوبی تکیه کرد.

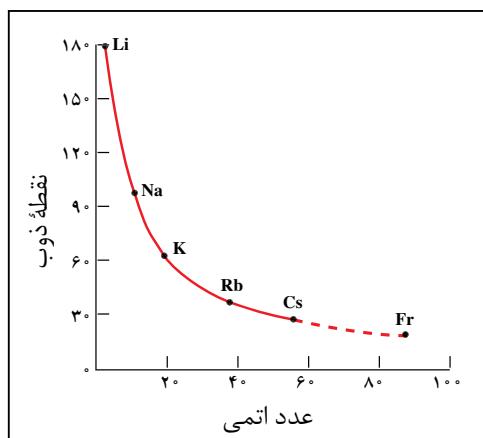
فرانسیم (Fr)، آخرین عضو گروه ۱ جدول تناوبی، را در نظر بگیرید. همه ایزوتوپ‌های فرانسیم پرتوزا هستند. پایدارترین ایزوتوپ این عنصر، فرانسیم - ۲۲۳ با نیم عمر ۲۱ دقیقه است. (نیم عمر یک ماده پرتوزا، مدت زمان لازم برای فروپاشی و از بین رفتن نصف آن ماده است). این نیم عمر کوتاه‌بیان گر آن است که تنها مقادیر بسیار کمی از فرانسیم می‌تواند در طبیعت وجود داشته باشد. همچنین، اگر چه ساخت فرانسیم در آزمایشگاه امکان‌پذیر است، اما تهیه و جداسازی مقداری از آن که قابل وزن کردن باشد، ممکن نیست. از این رو، اطلاعات موجود درباره ویژگی‌های فیزیکی و شیمیایی فرانسیم بسیار



تصویری از اتم‌های فرانسیم - ۲۱۰ که از بمباران طلا به وسیله اکسیژن به وجود آمده‌اند. قطر نقطه مرکزی ۱mm و شامل حدود ۱۰,۰۰۰ اتم است. نور زرد رنگ از اتم‌های فرانسیمی ساطع می‌شود که به وسیله پرتوی لیزر برانگیخته شده‌اند.

اندک است. با وجود این، به کمک روندهای تناوبی در یک گروه می‌توان برخی از این ویژگی‌ها را پیش‌بینی کرد.

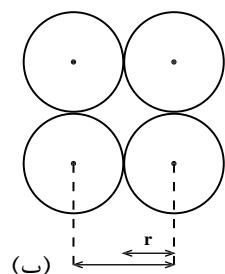
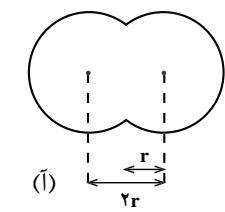
نقطه ذوب فرانسیم را به عنوان نمونه در نظر بگیرید. نمودار رو به رو نشان می‌دهد که نقطه ذوب فلزهای قلیایی با افزایش عدد اتمی، کاهش می‌یابد. براساس این نمودار، نقطه ذوب فرانسیم حدود  $23^{\circ}\text{C}$  پیش‌بینی می‌شود. بنابراین، این عنصر در شرایط معمولی مایع است.



نمودار نقطه ذوب فلزهای قلیایی بر حسب عدد اتمی آنها. اگر این نمودار را برونویابی کنیم، نقطه ذوب فرانسیم  $23^{\circ}\text{C}$  به دست می‌آید.

### رونده تغییر شعاع اتمی در جدول تناوبی عنصرها

چنان که در بخش نخست کتاب نیز اشاره شد بیشتر فضای اتم خالی است. در واقع الکترون‌ها در محدوده‌هایی حرکت می‌کنند که شبیه به ابر به نظر می‌رسند. با این تشبيه می‌توان تصور کرد که تا چه اندازه، اندازه‌گیری ابعاد اتم‌ها دشوار است، زیرا مرزهای یک توده ابر مانند، نامشخص و متغیر است. اندازه‌یک اتم به وسیله شعاع آن تعیین می‌شود. بنا بر تعریف به نصف فاصله میان هسته دو اتم مشابه در یک مولکول دو اتمی **شعاع اتمی** گفته می‌شود. بر اساس این تعریف تعیین شعاع برخی از اتم‌ها در شکل ۶ نشان داده شده است. در روش دیگری برای تعیین شعاع اتم‌ها از اندازه‌گیری فاصله بین اتمی در بلور یک عنصر استفاده می‌شود. به دلیل همین تنوع در روش‌های تعیین شعاع‌های اتمی جدول‌های مربوط به این مقادیر معمولاً با یک دیگر اندکی تفاوت دارند. توجه داشته باشید که در شکل ۶ اتم‌ها به صورت گوی‌های ساده‌ای تصور شده‌اند.



شکل ۶ روش‌های تعیین شعاع اتمی

(آ) در یک مولکول دو اتمی.

در اینجا به ۲ شعاع کووالانسی می‌گویند.

(ب) در بلور یک عنصر. در اینجا به ۲ شعاع واندروالسی می‌گویند.

با توجه به شکل، برای یک عنصر کدام شعاع بزرگ‌تر است؟ شعاع کووالانسی یا شعاع واندروالسی؟

آیا تغییر شعاع اتمی عنصرها از یک روند تناوبی برخوردار است؟ در شکل ۷ شعاع اتمی عنصرهای گروه‌های اصلی آمده است. به نظر شما شعاع اتمی عنصرها در هر گروه از جدول تناوبی چگونه تغییر می‌کند؟ اگر به آرایش الکترونی عنصرهای جدول توجه کنیم متوجه می‌شویم که با حرکت از بالا به پایین در یک گروه جدول به ازای هر تناوب یک لایه الکترونی جدید به تعداد لایه‌های الکترونی عنصرها افزوده می‌شود. بنابراین، شعاع اتمی به دو دلیل در یک گروه از عنصرها افزایش می‌یابد:

(آ) با زیاد شدن تعداد لایه‌های الکترونی، شعاع اتمی نیز افزایش می‌یابد. به عبارت

دیگر، الکترون‌ها در فاصله‌های دورتری نسبت به هسته قرار می‌گیرند.



۱	۲	۱۳	۱۴	۱۵	۱۶	۱۷
H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

شکل ۷ روند تغییر شعاع اتمی عنصرها در هر گروه و تناوب

ب) در یک گروه از بالا به پایین با افزایش عدد اتمی بار مثبت هسته افزایش می‌یابد، اما هم‌زمان نیز تعداد الکترون‌ها در اوربیتال‌های لایه‌یا لایه‌های موجود میان هسته و لایه الکترونی بیرونی (ظرفیت) اتم، افزایش می‌یابد. وجود الکترون‌ها در اوربیتال‌های درونی و دافعه آنها با الکترون‌های لایه‌ی ظرفیت، از تأثیر نیروی جاذبه هسته بر الکترون‌های موجود در لایه الکترونی بیرونی می‌کاهند و هم‌زمان با افزایش فاصله الکترون‌های بیرونی از هسته افزایش شعاع اتمی را سبب می‌شود. به این پدیده اثر پوششی الکترون‌های درونی گفته می‌شود. این اثر پوششی سبب می‌شود که هسته بر الکترون‌های لایه‌ی بیرونی نیروی جاذبه کمتری اعمال کند. از این‌رو، این الکترون‌ها تحرک کمتری نسبت به الکترون‌های درونی دارند و به این دلیل می‌توانند در فواصل دورتری از هسته حضور یابند.

### فکر کنید

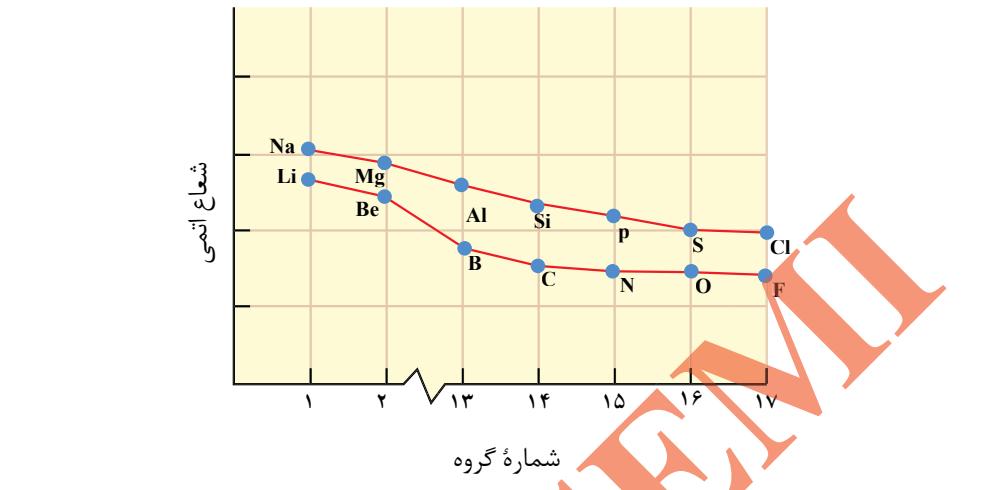
۱- به بار مثبتی که یک الکترون در فاصله معینی از هسته احساس می‌کند بار مؤثر هسته برای آن الکترون می‌گویند.

آ) بار مؤثر هسته برای کدام الکترون‌ها کمتر است؟ لایه‌های درونی یا لایه‌ی ظرفیت؟

ب) بار مؤثر هسته اتم هر عنصر در هر تناوب چگونه تغییر می‌کند؟ چرا؟



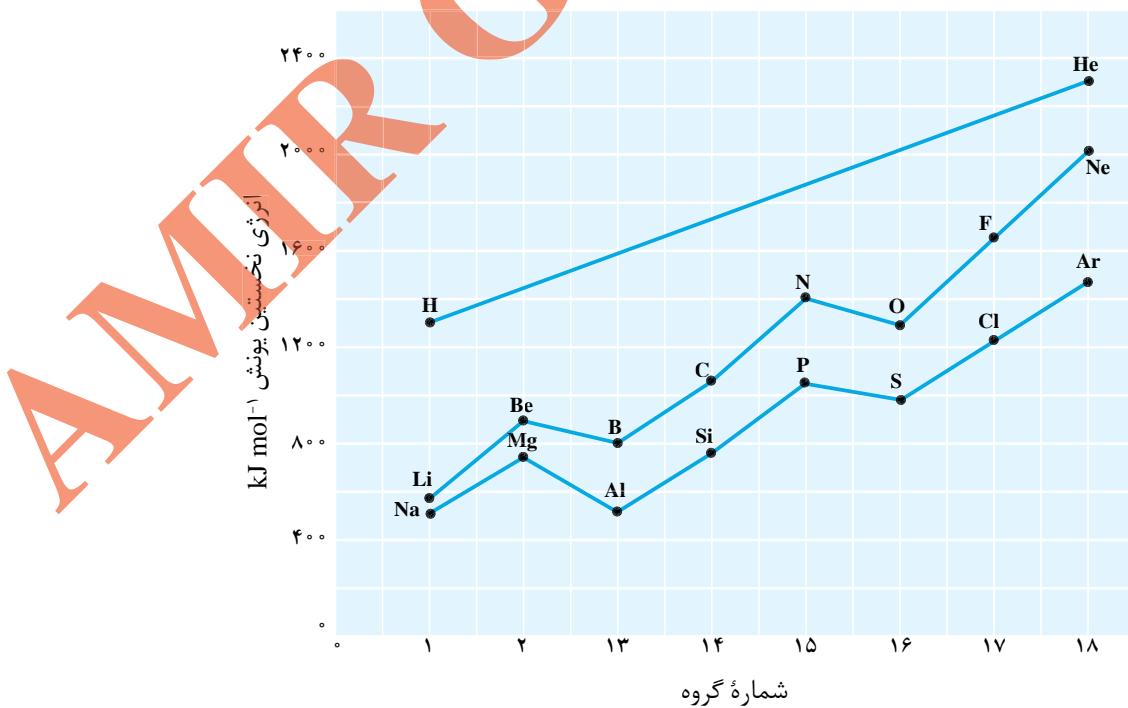
۲- چنان که در نمودار زیر مشاهده می‌شود، شعاع اتمی عنصرها در یک تناوب از چپ به راست کم می‌شود. این مشاهده را چگونه توجیه می‌کنید؟



### روند تناوبی تغییر انرژی یونش عنصرها

شکل ۸ نمودار تغییرات انرژی نخستین یونش عنصرهای گروههای اصلی (دسته s و p) در تناوبهای اول تا سوم را نشان می‌دهد.

به طوری که در شکل ۸ ملاحظه می‌شود در یک گروه از بالا به پایین با افزایش اندازه اتم انرژی نخستین یونش کم می‌شود، زیرا الکترون موجود در بیرونی ترین لایه الکترونی اتم



شکل ۸ تغییر انرژی نخستین یونش عنصرهای گروههای اصلی در برابر شماره گروه آنها

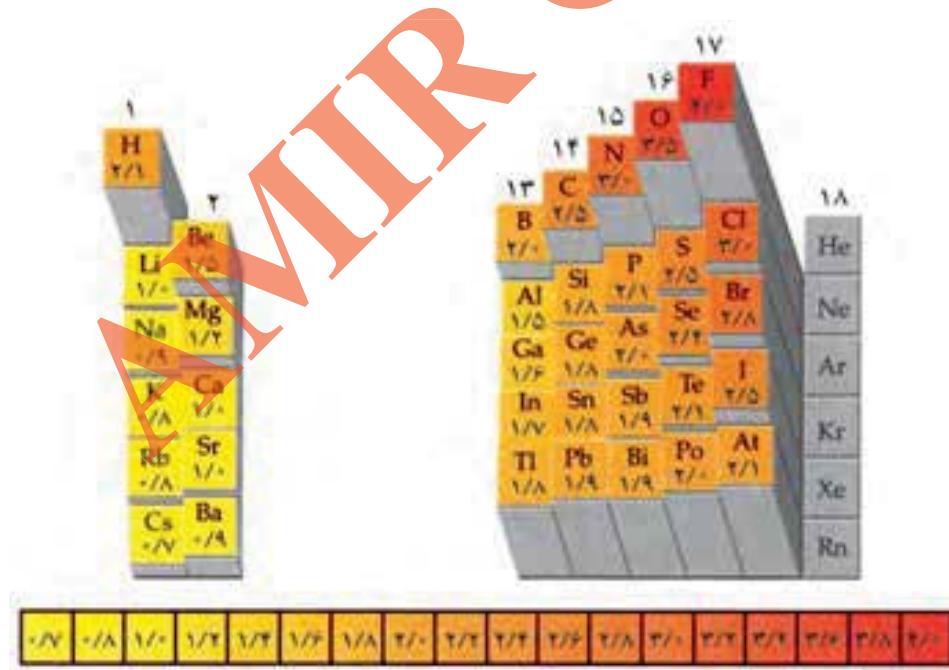
در فاصله دورتری از هسته قرار گرفته است و بنابراین جداشدن آن از اتم، به صرف انرژی کمتری نیاز دارد. اما، در طول یک دوره از جدول تناوبی انرژی یونش به طور کلی از چپ به راست افزایش می‌یابد، زیرا در این جهت بار مؤثر هسته اتم‌ها رو به افزایش است و به این ترتیب اندازه اتم‌ها به تدریج کوچک‌تر می‌شود. در این شرایط جدا شدن الکترون از اتم به صرف انرژی بیشتری نیاز خواهد داشت.

### فکر کنید

آیا میان شعاع اتمی عناصرها و انرژی نخستین یونش آنها رابطه‌ای وجود دارد؟ پاسخ خود را توضیح دهید.

### روند تناوبی تغییر الکترونگاتیوی عناصرها

الکترونگاتیوی یک اتم میزان تمایل نسبی آن اتم برای کشیدن الکترون‌های یک پیوند به سمت هسته خود است. الکترونگاتیوی با یک مقیاس نسبی سنجیده می‌شود. در این مقیاس برای اجتناب از درج اعداد منفی، به اتم فلوئور به عنوان الکترونگاتیوتین عنصر، الکترونگاتیوی  $\frac{1}{e}$  نسبت داده شده است و مقادیر الکترونگاتیوی برای عناصرهای دیگر نسبت به این مقدار محاسبه می‌شود. در شکل ۹ الکترونگاتیوی برخی از عناصرهای جدول تناوبی ملاحظه می‌شود. در این بررسی‌ها گازهای نجیب را در نظر نمی‌گیریم، زیرا این عناصرها ترکیب‌های شیمیایی زیادی تشکیل نمی‌دهند.



شکل ۹ الکترونگاتیوی عناصرهای اصلی جدول تناوبی

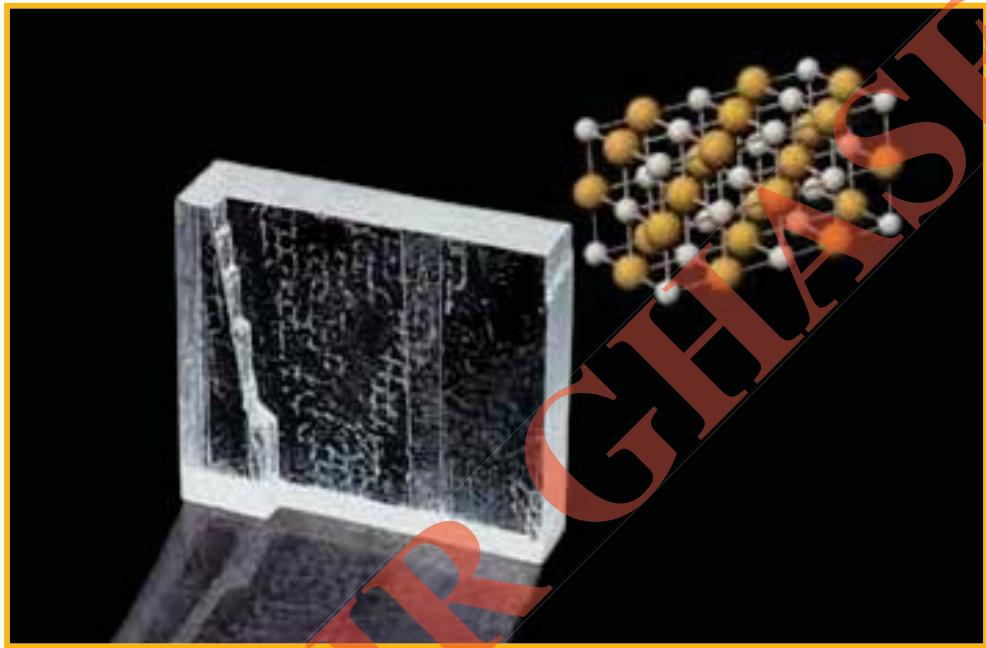
چنان که در شکل ۹ مشاهده می‌شود الکترونگاتیوی عنصرها با یک روند تناوبی تغییر می‌کند. به طور کلی مقادیر الکترونگاتیوی در یک گروه از عنصرها از بالا به پایین کاهش و در یک دوره از جدول تناوبی از چپ به راست افزایش می‌یابد. بنابراین **کمترین** مقدار الکترونگاتیوی را می‌توان به سزیم در پایین و سمت چپ جدول و **بیشترین** مقدار الکترونگاتیوی (با چشم‌پوشی از گازهای نجیب) را به اتم فلور در بالا و سمت راست جدول نسبت داد.

### فکر کنید

- ۱- نموداری مشابه شکل ۸ از تغییر الکترونگاتیوی بحسب شماره گروه‌ها تهیه کنید. چه شباهتی میان روند تغییر انرژی نخستین یونش و الکترونگاتیوی عنصرها وجود دارد؟
- ۲- به شکل ۹ نگاه کنید. آیا ارتباطی میان مقدار الکترونگاتیوی عنصرها و خصلت فلزی و نافلزی آنها مشاهده می‌شود؟ توضیح دهید.

## ۳ بخش

### پیوند یونی و ترکیب‌های یونی



در بخش ۱ با آرایش الکترونی اتم‌ها آشنا شدید و ملاحظه کردید که اتم گازهای نجیب که در انتهای هر یک از دوره‌های جدول تناوبی عنصرها قرار گرفته‌اند در بیرونی‌ترین لایه الکترونی خود هشت الکترون دارند (بجز اتم هلیم که بیرونی‌ترین لایه الکترونی آن ۱s است و با دو الکترون پر می‌شود). این عنصرها تک اتمی هستند و همان طور که می‌دانید از نظر شیمیابی بی‌اثرند یا میل ترکیبی کمی دارند.

بنابراین، به نظر می‌رسد که وجود این لایه هشتایی، این اتم‌ها را پایدار کرده است.

#### قاعدهٔ هشتایی (اوکت) و واکنش‌پذیری اتم‌ها

هشتایی شدن تعداد الکترون‌های موجود در بیرونی‌ترین لایه الکترونی (لایه ظرفیت)

و دست یابی به آرایش الکترونی گازهای نجیب مبنایی برای سنجش پایداری اتم‌ها و در واقع میزان واکنش‌پذیری آنهاست. انجام شدنی ترین واکنش‌ها آنهاست که طی آنها اتم‌ها به این آرایش هشتایی پایدار دست می‌یابند. وقتی اتمی به آرایش هشتایی پایدار می‌رسد، از واکنش‌پذیری آن کاسته می‌شود و دیگر تمایلی به تشکیل پیوندهای بیشتر، از خود نشان نمی‌دهد. پس، اتمی که در زیر لایه‌های  $s$  و  $p$  بیرونی ترین لایه الکترونی خود کمتر از هشت الکترون دارد واکنش‌پذیر است، زیرا می‌تواند برای رسیدن به آرایش هشتایی پایدار، با اتم‌های دیگر به مبالغه الکترون پردازد.

اکنون آرایش الکترونی اتم‌های کلر، آرگون و پتاسیم را در نظر بگیرید. تفاوت آرایش الکترونی اتم پتاسیم با اتم آرگون تنها در وجود یک الکترون در اوربیتال  $4s$  است. واکنش‌پذیری پتاسیم تنها به علت وجود این تک الکترون در لایه ظرفیت آن است، زیرا با از دست دادن این الکترون ذره‌ای به دست می‌آید که آرایش الکترونی آن با آرایش الکترونی پایدار اتم آرگون (گاز نجیب پیش از آن) یکسان خواهد بود.



با مقایسه آرایش الکترونی اتم کلر و اتم آرگون در می‌یابیم که اتم کلر در لایه ظرفیت خود یک الکترون کمتر از اتم آرگون دارد. از این‌رو اتم کلر می‌تواند با گرفتن یک الکترون به آرایش الکترونی پایدار اتم آرگون (گاز نجیب پس از خود) دست یابد. به این ترتیب اتم کلر برای رسیدن به آرایش الکترونی هشتایی تمایل دارد تا از طریق انجام دادن واکنش‌های شیمیایی این کمبود الکترون خود را جبران کند. بر این مبنای واکنش‌پذیری اتم‌های پتاسیم و کلر قابل توجیه است. قاعده هشتایی یا اوکتت و به عبارت دیگر تمایل اتم‌ها برای رسیدن به آرایش الکترونی گازهای نجیب (آرایش هشتایی) راهی مناسب برای سنجش میزان واکنش‌پذیری اتم‌ها است.

مشاهده‌ها نشان می‌دهد که فلزها عنصرهایی هستند که اتم آنها با از دست دادن الکترون‌های ظرفیت خود به آرایش هشتایی می‌رسند. در حالی که نافلزها عنصرهایی هستند که با گرفتن الکترون به این آرایش پایدار دست می‌یابند.

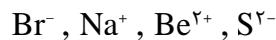
از آن‌جا که اتم‌ها ذره‌هایی خنثی هستند با از دست دادن یا گرفتن یک یا چند الکترون به ذره‌های بارداری به نام یون تبدیل می‌شوند. **کاتیون** و **آنیون** نام‌هایی است که به ترتیب به این ذره‌ها اطلاق شده است. اتم فلزها با از دست دادن الکترون به کاتیون و اتم نافلزها با گرفتن الکترون به آنیون تبدیل می‌شوند.

کاتیون ذره‌ای با بار مثبت و آنیون ذره‌ای با بار منفی است.

## خود را پیازمایید

۱- هر یک از اتم‌های روبیدیم، کلسیم، اکسیژن، ید و نیتروژن از چه راهی به آرایش هشتایی پایدار می‌رسند؟ ذره باردار حاصل از آنها آنیون یا کاتیون است؟ آرایش الکترونی آنها رارسم کنید.

۲- با نوشتن آرایش الکترونی یون‌های زیر، معین کنید که هر یک از آنها آرایش الکترونی کدام گازنجیب را دارد؟



### یون‌های تک اتمی

بسیاری از عنصرهای گروه‌های اصلی جدول تناوی با از دستدادن یا به دست آوردن یکریا چند الکترون یون‌هایی با آرایش گازنجیب تشکیل می‌دهند. برای مثال فلزهای گروه ۱ با از دستدادن یک الکترون، کاتیونی با بار  $+1$  و فلزهای گروه ۲ با از دستدادن دو الکترون کاتیونی با بار  $+2$  تولید می‌کنند.

در سمت راست جدول تناوی، نافلزهای گروه ۱۶ با به دست آوردن دو الکترون آنیونی با بار  $-2$  و نافلزهای گروه ۱۷ با به دست آوردن یک الکترون آنیونی با بار  $-1$  تولید می‌کنند.

یون تک اتمی کاتیون یا آنیونی است که تنها از یک اتم تشکیل شده است.

جدول ۱ یون‌های تک اتمی متداول (یون‌هایی که کمتر متداول‌اند با علامت \* مشخص شده‌اند)

بار مثبت	نام یون	نشانه شیمیایی	بار منفی	نام یون	نشانه شیمیایی
۱+	یون هیدروژن*	$\text{H}^+$	۱-	یون هیدرید*	$\text{H}^-$
	یون لیتیم	$\text{Li}^+$		یون فلوئورید	$\text{F}^-$
	یون سدیم	$\text{Na}^+$		یون کلرید	$\text{Cl}^-$
	یون پتاسیم	$\text{K}^+$		یون برمید	$\text{Br}^-$
	یون سوزیم	$\text{Cs}^+$		یون یدید	$\text{I}^-$
	یون نقره	$\text{Ag}^+$			
۲+	یون منیزیم	$\text{Mg}^{2+}$	۲-		
	یون کلسیم	$\text{Ca}^{2+}$			
	یون استرانسیم*	$\text{Sr}^{2+}$		یون اکسید	$\text{O}^{2-}$
	یون باریم	$\text{Ba}^{2+}$		یون سولفید	$\text{S}^{2-}$
	یون روی	$\text{Zn}^{2+}$			
۳+	یون آلومینیم	$\text{Al}^{3+}$	۳-	یون نیترید*	$\text{N}^{3-}$

به هر یونی که از یک اتم، آن هم بر اثر گرفتن یا از دست دادن یک یا چند الکترون تشکیل می‌شود یون تک اتمی می‌گویند. برای نشان دادن یک یون تک اتمی باید هم نماد شیمیایی عنصری که یون از اتم آن ایجاد شده است و هم نوع و میزان بار آن را بنویسیم. فهرستی از نشانهٔ شیمیایی و بار چندین یون تک اتمی در جدول ۱ آمده است. چنانچه بار یون<sup>+1</sup> یا -1 نباشد، برای مثال در مورد یون منیزیم، آن را به صورت  $Mg^{2+}$  و در مورد یون اکسید آرایه صورت  $O^{2-}$  می‌نویسیم. نوشتن آن به صورت های  $Mg^{++2}$  یا  $Mg^{+++3}$  درست نیست.

برای نامیدن کاتیون های تک اتمی، پیش از نام عنصر کلمه<sup>ه</sup> یون را اضافه می کنیم، مانند یون سدیم ( $\text{Na}^+$ ) و یون منیزیم ( $\text{Mg}^{2+}$ ). برای نامیدن یک آئیون تک اتمی، افزون بر به کار بردن کلمه<sup>ه</sup> یون پیش از نام آئیون، به انتهای نام نافلز (یا ریشه<sup>ه</sup> نام آن) پسوند «ید» اضافه می کنیم، مانند یون کلرید ( $\text{Cl}^-$ )، یون سولفید ( $\text{S}^{2-}$ ) و یون نیترید ( $\text{N}^{3-}$ ). تعیین بار برخی از یون ها، به ویژه یون فلزهای واسطه، با به کار بردن قاعده<sup>ه</sup> هشتایی امکان پذیر نیست، زیرا این یون ها بدون داشتن آرایش الکترونی گاز نجیب به پایداری می رسد. (بحث پیرامون این موضوع خارج از محدوده<sup>ه</sup> این کتاب است). افزون بر این، برحی از این عنصرها می توانند یون هایی با بارهای متفاوت داشته باشند. برای مثال، آهن یون های  $2+$  و  $3+$ ، مس یون های  $1+$  و  $2+$  و کروم یون های  $2+$  و  $3+$  تشکیل می دهند. این یون ها را به ترتیب یون آهن (II) و یون آهن (III)، یون مس (I) و یون مس (II) و یون کروم (II) و یون کروم (III) می نامند. به طوری که ملاحظه می کنید بار این یون ها با عدد رومی در داخل پرانتز نشان داده شده است. برای نشان دادن بار یون عنصرهایی که تنها یک نوع کاتیون تشکیل می دهند، مانند یون های سدیم و منیزیم که بار آنها به ترتیب  $1+$  و  $2+$  است، هرگز عدد رومی به کار نمی برمی. برای مثال نام گذاری یون منیزیم به صورت یون منیزیم (II) درست نیست. بارهای متداول برخی از یون ها در شکل ۱ آمده است. فهرست تعدادی از فلزهایی که بیش از یک یون تک اتمی می دهند در جدول ۲ آمده است.

شکل ۱ برحسب از یون‌های تک اتمی متداوا،

## جدول ۲ چند فلز که بیش از یک یون تک اتمی تشکیل می‌دهند.

نام قدیمی	نام جدید	فرمول یون	عنصر
یون کروم یون کرومیک	* یون کروم (II) یون کروم (III) یون منگنز (II) * یون منگنز (III)	Cr <sup>2+</sup> Cr <sup>3+</sup> Mn <sup>2+</sup> Mn <sup>3+</sup> Fe <sup>2+</sup> Fe <sup>3+</sup> Co <sup>2+</sup> Co <sup>3+</sup> Cu <sup>+</sup> Cu <sup>2+</sup>	کروم منگنز آهن کبالت مس
یون فرو یون فریک	یون آهن (II) یون آهن (III) یون کبالت (II) * یون کبالت (III)		
یون کوپرو یون کوپریک	یون مس (I) یون مس (II)		

یون‌هایی که با علامت \* مشخص شده‌اند کمتر متناول اند.

از میان عنصرهای اصلی برای نمونه قلع نیز بیش از یک نوع یون تشکیل می‌دهد. Sn<sup>2+</sup> (یون استانو) یا یون قلع (II) و Sn<sup>4+</sup> (یون استانیک) یا یون قلع (IV).

یون‌ها در بسیاری از فعالیت‌های زیستی موجودات زنده نقش مهمی دارند. برای نمونه، بیرون و درون سلول‌های بدن باید از نظر الکتریکی خنثی باشد. وجود یون‌های پتانسیم (K<sup>+</sup>) و هیدروژن فسفات (HPO<sup>4-</sup>) درون سلول و یون‌های سدیم (Na<sup>+</sup>) و کلرید (Cl<sup>-</sup>) بیرون آن موجب می‌شود که مایع بین سلولی هر دو محیط از نظر الکتریکی خنثی باقی بماند.

یون دیگری که در فعالیت‌های زیستی نقش مهمی ایفا می‌کند، یون منیزیم (Mg<sup>2+</sup>) است. این یون در سبزینه گیاهان یافت می‌شود. همچنان، یون منیزیم در سلول‌های عصبی و به هنگام فعالیت‌های ماهیچه‌ای مورد استفاده قرار می‌گیرد. یون آهن (Fe<sup>2+</sup>) که در ساختار مولکول هموگلوبین وجود دارد، بخش اصلی سامانه (سیستم) انتقال اکسیژن در بدن است. یون کلسیم (Ca<sup>2+</sup>) از اجزای مادهٔ تشکیل‌دهندهٔ استخوان‌ها و دندان‌هاست و نقش مهمی در انعقاد خون دارد.

## ترکیب‌های یونی

سر سفرهٔ غذا اغلب شنیده اید یا خود گفته اید که این غذا شور یا بی‌نمک است. آیا هیچ‌گاه از خود پرسیده اید که این نمک خوراکی چیست؟ و از چه عنصرهایی تشکیل شده است؟ نمک خوراکی همان سدیم کلرید است که در طبیعت یافت می‌شود و آن را با فرمول شیمیایی NaCl نشان می‌دهند. این فرمول نشان می‌دهد که سدیم کلرید از دو عنصر سدیم و کلر تشکیل شده است. سدیم فلزی نرم و بسیار واکنش‌پذیر است و به گروه ۱ جدول تناوبی عناصر تعلق دارد. از طرف دیگر، کلریک نافلز است که به صورت مولکول دواتمی و گازی

سدیم کلرید بیش از ۶٪ ذره‌های حل شده در پلاسمای خون بدن انسان را تشکیل می‌دهد.

شکل وجود دارد. کلر گازی سّمی و خورنده و به نوبه خود بسیار واکنش‌پذیر است. کلر به ۱۷ جدول تناوبی عنصرها تعلق دارد. وقتی این دو عنصر در کنار هم قرار بگیرند با انجام یک واکنش شدید و گرماده، همان‌طور که در شکل ۲ نشان داده شده است، ترکیب سفید رنگی بر جای می‌گذارند که همان نمک خوارکی است.



گاز کلر سدیم

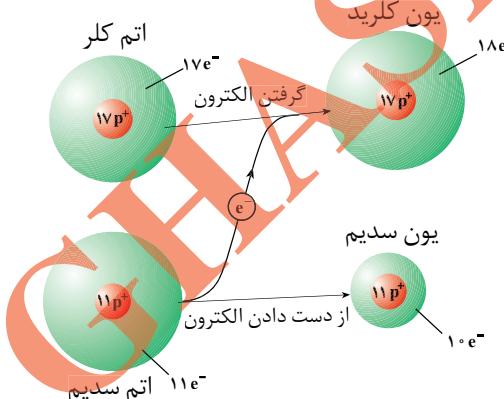


شکل ۲ از واکنش سدیم

مذاب و گاز کلر، جامد سفید رنگی بر جای می‌ماند. این جامد سفید رنگ همان نمک خوارکی (NaCl) است. واکنش این دو عنصر به شدت گرماده است و با آزاد شدن نور و گرمای زیادی همراه است.

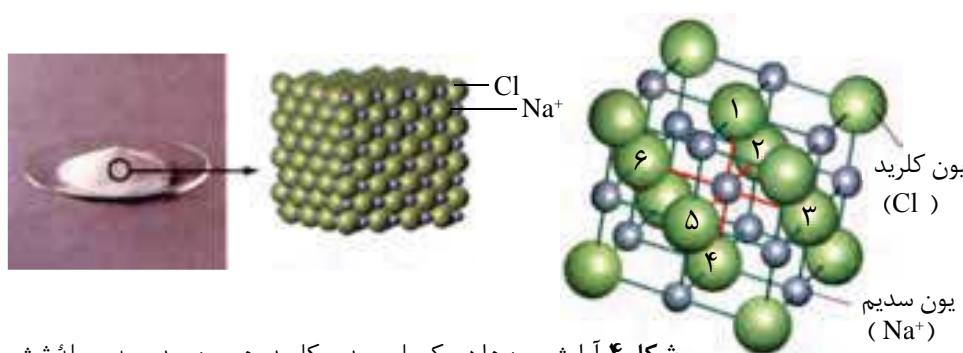
پیوند یونی نیروی جاذبه‌ای است که میان یون‌هایی با بار ناهم‌نام بیرون می‌گویند. در تمام نمک‌ها این نوع پیوند وجود دارد. ساختار نمک‌ها نشان می‌دهد که این نیروی جاذبه تنها محدود به یک کاتیون و یک آنیون نیست بلکه در تمام جهت‌ها و میان همه یون‌های ناهم‌نام مجاور و در فواصل مختلف وجود دارد. در نتیجه تعداد بسیار زیادی از یون‌های سدیم و کلرید به سمت یکدیگر کشیده می‌شوند و یک آرایش منظم از یون‌ها را به وجود می‌آورند. بخشی از ساختار

همه نمک‌ها از ذره‌های بارداری تشکیل شده‌اند که در نتیجه داد و ستد الکترون به وجود آمده‌اند. سدیم کلرید مثال مناسبی برای شرح چگونگی تشکیل این نوع پیوند است و توجیه خواص این نمک بر مبنای ماهیت چنین پیوندی انجام می‌شود، شکل ۳. بی‌شک تا به حال بلورهای مکعبی شکل سدیم کلرید را از نزدیک دیده‌اید. این بلورها سخت و شکننده‌اند. سدیم کلرید در  $1^{\circ}\text{C}$  ذوب می‌شود و در  $141^{\circ}\text{C}$  به جوش می‌آید. سدیم کلرید مانند بسیاری از نمک‌های دیگر در آب حل می‌شود و به صورت محلول یا در حالت مذاب جریان برق را از خود عبور می‌دهد.



شکل ۳ نمایش انتقال الکترون در هنگام تشکیل سدیم کلرید در هنگام انتقال الکترون چرا شعاع یون‌ها در مقایسه با شعاع اتم‌ها تغییر کرده است؟

خواص مشاهده شده برای سدیم کلرید را می‌توان به نوع و خواص ذره‌های سازنده آن نسبت داد. برای درک بهتر این خواص نگاهی نزدیک‌تر به ساختار ترکیب‌های یونی می‌اندازیم. بین یون‌های سدیم و یون‌های کلرید موجود در بلور سدیم کلرید نیروی جاذبه‌ای بسیار قوی وجود دارد که آنها را محکم کنار هم نگاه می‌دارد. به این نیروی جاذبه‌ای که میان یون‌هایی با بار ناهم‌نام برقرار است پیوند یونی می‌گویند. در تمام نمک‌ها این نوع پیوند وجود دارد. ساختار نمک‌ها نشان می‌دهد که این نیروی جاذبه تنها محدود به یک کاتیون و یک آنیون نیست بلکه در تمام جهت‌ها و میان همه یون‌های ناهم‌نام مجاور و در فواصل مختلف وجود دارد. در نتیجه تعداد بسیار زیادی از یون‌های سدیم و کلرید به سمت یکدیگر کشیده می‌شوند و یک آرایش منظم از یون‌ها را به وجود می‌آورند. بخشی از ساختار بلور سدیم کلرید در شکل ۴ نشان داده شده است.



شکل ۴ آرایش یون‌ها در یک بلور سدیم کلرید. هر یون سدیم به وسیلهٔ شش یون کلرید و هر یون کلرید نیز به وسیلهٔ شش یون سدیم احاطه شده است.  
آیا می‌توانید این یون‌ها را روی شکل مشخص کنید؟

شکل ۴ نشان می‌دهد که در اطراف هر یون سدیم شش یون کلرید و در اطراف هر یون کلرید نیز شش یون سدیم وجود دارد. طبیعی است که وقتی این یون‌ها به هم نزدیک می‌شوند یون‌های با بار ناهم‌نام در مجاورت یکدیگر قرار می‌گیرند و یون‌های با بار هم‌نام تا حد امکان از هم فاصلهٔ می‌گیرند. (چرا؟) در نتیجه، نیروی جاذبهٔ بین یون‌های با بار ناهم‌نام خیلی بیشتر از نیروی دافعهٔ بین یون‌های با بار هم‌نام است. افزون بر این، به علت گستردگی اثر این نیروها در همهٔ جهت‌ها، محاسبه‌ها نشان می‌دهد که نیروی جاذبه‌ای حاصل در مجموع حدود  $1/76$  برابر نیروی جاذبهٔ موجود میان یک جفت یون  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$  تنها است.

در  $\text{NaCl}$  و دیگر ترکیب‌هایی که پیوند آنها از نوع یونی است، مجموع بار مثبت کاتیون‌ها برابر با مجموع بار منفی آنیون‌های است، به طوری که آن ترکیب در مجموع از لحاظ بار الکتریکی خنثی است. هر ترکیب شیمیایی که یون‌های با بار ناهم‌نام ذره‌های سازندهٔ آن هستند یک ترکیب یونی یا نمک نامیده می‌شود.

### خواص ترکیب‌های یونی

اکنون که با سدیم کلرید آشنا شدید و نوع پیوند آن را شناختید، قادر خواهید بود به کمک این دانسته‌ها خواص ترکیب‌های یونی دیگر را پیش‌بینی کنید.

برای هدایت جریان برق یک جسم باید ذره‌های باردار داشته باشد و این ذره‌ها بتوانند

آزادانه حرکت کنند. گفتنی است که ذره‌های تشکیل دهندهٔ یک ترکیب یونی جامد (جامد یونی) در جاهای به نسبت ثابتی قرار دارند و در آن جا جز حرکت ارتعاشی حرکت دیگری ندارند. از این‌رو جامد‌های یونی رسانای الکتریکی نیستند، زیرا یون‌ها در یک جامد یونی نمی‌توانند آزادانه حرکت کنند.

ترکیب‌های یونی در حالتی که یون‌ها بتوانند آزادانه حرکت کنند رسانای خوبی برای جریان برق هستند. وقتی یک ترکیب یونی ذوب می‌شود یون‌های تشکیل دهنده آن

به تعداد نزدیک ترین  
یون‌های ناهم‌نام  
موجود پیرامون هر یون  
عدد کوئوردیناسیون  
آن یون می‌گویند. عدد  
کوئوردیناسیون یون سدیم  
در سدیم کلرید چقدر  
است؟ **6**

ترکیب یونی ترکیبی  
خنثی است که از گرددۀ‌های  
میلیاردها میلیاراد کاتیون و  
آنیون به وجود آمده است،  
به طوری که مقدار کل  
بارهای مثبت و منفی در  
آن با هم برابر است.

می‌توانند جریان برق را از خود عبور دهند. به همین ترتیب، وقتی چند بلور نمک خوارکی در آب حل می‌شود یون‌های سازنده آن در لابه‌لای مولکول‌های آب پراکنده می‌شوند و چون می‌توانند آزادانه حرکت کنند به‌آسانی می‌توانند جریان برق را از درون محلول عبور دهند، شکل ۵.



شکل ۵ بررسی رسانایی الکتریکی محلول ترکیب‌های یونی در آب. در کدام محلول مقداری نمک خوارکی حل شده است؟

شبکه بلور به آرایش سه بعدی و منظم اتم‌ها، مولکول‌ها یا یون‌ها در یک بلور گفته می‌شود.

**یون‌ها در بلور ترکیب‌های یونی آرایش‌های منظمی دارند**  
آرایش یون‌ها در ترکیب‌های یونی به صورت یک الگوی تکراری است و هر یون در جای خود با چند یون که بار ناهمنامی دارند، پیوند برقرار می‌کند. آرایش یون‌ها در بلور یک نمک بسته به اندازه‌های نسبی کاتیون و آنیون از الگوی خاصی پیروی می‌کند و این الگو در سراسر بلور تکرار می‌شود. به ساختاری که بر اثر چیده شدن ذره‌های سازنده یک جسم (در اینجا یون‌های مثبت و منفی) در سه بعد به وجود می‌آید، شبکه بلور آن جسم می‌گویند، شکل ۴.

### تشکیل شبکه بلور با آزاد شدن انرژی همراه است

انرژی شبکه مقدار انرژی آزاد شده به هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از یون‌های

گازی سازنده آن است. در مورد سدیم کلرید انرژی شبکه آن  $787/5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  است.



انرژی شبکه می‌تواند معیار خوبی برای اندازه‌گیری قدرت پیوند در ترکیب‌های یونی باشد. انرژی شبکه هالیدهای فلزهای قلیایی در جدول ۳ داده شده است.

در جدول ۴ نیز انرژی این شبکه‌های بلوری با انرژی شبکه بلوری ترکیب‌هایی با

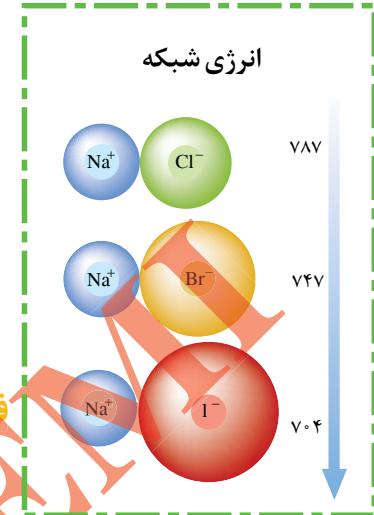
یون‌های  $\text{O}^{2-}$  و  $\text{S}^{2-}$  نشان داده شده است.

جدول ۴ مقایسه انرژی شبکه چند ترکیب با یون‌های مختلف (kJ mol<sup>-1</sup>)

آئیون کاتیون \ آئیون	F	O <sup>2-</sup>
Na	۹۲۳	۲۴۸۱
Mg <sup>2+</sup>	۲۹۵۷	۳۷۹۱
Al <sup>3+</sup>	۵۴۹۲	۱۵۹۱۶

جدول ۳ انرژی شبکه هالیدهای فلزهای قلیاً (kJ mol<sup>-1</sup>)

یون هالید \ یون فلز قلیاً	F	Cl	Br	I
Li	۱۳۶	۸۵۳	۸۷	۷۵۷
Na	۹۲۳	۷۸۷	۷۴۷	۷۴
K	۸۲۱	۷۱۵	۶۸۲	۶۴۹
Rb	۷۸۵	۶۸۹	۶۶	۶۳
Cs	۷۴	۶۵۹	۶۳۱	۶۴



با دقت به داده‌های دو جدول ۳ و ۴ نگاه کنید.

(آ) به نظر شما کدام نتیجه‌گیری‌های زیر در مورد انرژی شبکه بلور ترکیب‌های یونی درست است؟ چرا؟

- ۱- هرچه اندازه کاتیون کوچک‌تر باشد، انرژی شبکه بیشتر است.
- ۲- هرچه بار آئیون بیشتر باشد، انرژی شبکه کمتر است.
- ۳- هرچه شعاع آئیون بزرگ‌تر باشد، انرژی شبکه بیشتر است.
- ۴- انرژی شبکه با بار کاتیون رابطه مستقیم و با شعاع آن رابطه وارونه دارد.

(ب) پیش‌بینی کنید که کدام ترکیب یونی زیر انرژی شبکه بیشتری دارد؟ چرا؟



تمام ترکیب‌های یونی به علت وجود نیروهای جاذبه قوی بین یون‌های آنها در برخی خواص مشترکند. برای مثال نقطه ذوب و نقطه جوش بیشتر ترکیب‌های یونی بالا است، جدول ۵. از آن جا که یون‌ها در ترکیب‌های یونی پیوندهای محکمی تشکیل می‌دهند، بنابراین برای شکستن این پیوندها و جدا کردن یون‌ها از یکدیگر به انرژی قابل ملاحظه‌ای نیاز است.

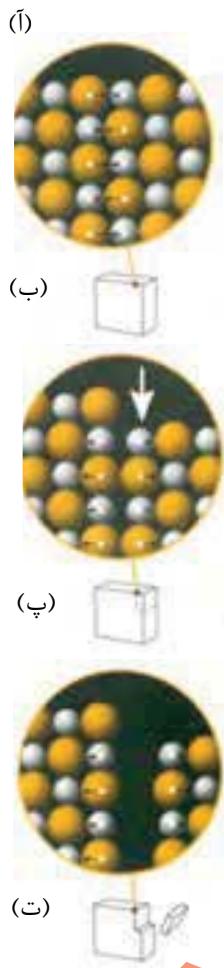
جدول ۵ مقایسه نقطه ذوب و جوش برخی از ترکیب‌های یونی

ترکیب یونی	نقطه جوش / °C	نقطه ذوب / °C
NaCl	۱۴۱۳	۸۰۱
RbCl	۱۳۹۰	۷۱۵
KF	۱۵۰۵	۸۵۸
KBr	۱۴۳۵	۷۲۴



آیا می‌توان میان انرژی شبکه و نقطهٔ ذوب یک ترکیب یونی رابطه‌ای درنظر گرفت؟  
شرح دهید.

**راهنمایی:** برای این منظور داده‌های دو جدول ۳ و ۵ را با هم مقایسه کنید.



نمک خوارکی مانند بیشتر ترکیب‌های یونی به نسبت سخت و شکننده است. به علت وجود پیوند قوی بین یون‌ها این دو خاصیت در ترکیب‌های یونی مشترک است. همان‌طور که در بالا اشاره شد یون‌ها در شبکهٔ بلور یک نمک در سه بعد به طور منظم قرار گرفته‌اند. این شبکه را می‌توان شامل لایه‌های بی‌شماری درنظر گرفت که روی یکدیگر در وضعیت ثابتی قرار گرفته‌اند. ترکیب یونی سخت است، زیرا برای شکستن همهٔ پیوندهای میان یون‌ها، به انرژی بسیار زیادی نیاز است. در هر حال، چنانچه بر اثر ضربهٔ چکش یکی از لایه‌ها اندکی جایه‌جا شود آن گاه بارهای هم‌نام کنار هم قرار می‌گیرند و اثر دافعهٔ متقابل میان آنها به درهم ریختن شبکهٔ بلور می‌انجامد. به این ترتیب شکننده بودن بلور ترکیب‌های یونی قابل توجیه است، شکل ۶.

### ترکیب‌های یونی دوتایی

همان‌طور که می‌دانید نمک خوارکی از دو عنصر سدیم و کلر تشکیل شده است. به ترکیب‌های یونی مت Shankل از دو عنصر ترکیب‌های یونی دوتایی می‌گویند. برای نمایش ترکیب‌های یونی دوتایی از فرمول شیمیایی استفاده می‌شود. در این فرمول‌ها در سمت چپ ابتداء شیمیایی کاتیون و سپس نماد شیمیایی آنیون نوشته می‌شود. برای نام‌گذاری آنها نخست نام کاتیون را می‌نویسیم و سپس نام آنیون را به آن می‌افزاییم. برای مثال ترکیب یونی حاصل از دو عنصر سزیم و کلر به فرمول  $\text{CsCl}$  که یون‌های  $\text{Cs}^+$  و  $\text{Cl}^-$  دارد و ترکیب یونی حاصل از دو عنصر کلسیم و اکسیژن به فرمول  $\text{CaO}$  که یون‌های  $\text{Ca}^{2+}$  و  $\text{O}^{2-}$  دارد به ترتیب سزیم کلرید و کلسیم اکسید نامیده می‌شوند.

توجه داشته باشید که یک ترکیب یونی از نظر بار الکتریکی خنثی است. بنابراین، در چنین ترکیبی جمع بارهای کاتیون‌ها و آنیون‌ها برابر صفر است. پس در سدیم کلرید یون‌های  $\text{Na}^+$  و  $\text{Cl}^-$  به نسبت ۱ به ۱ وجود دارند و در کلسیم اکسید نیز که در برابر هر یون  $\text{Ca}^{2+}$  یک یون  $\text{O}^{2-}$  وجود دارد نسبت بار یون‌ها ۱ به ۱ است. اما، در کلسیم کلرید که از یون‌های  $\text{Ca}^{2+}$  و  $\text{Cl}^-$  ساخته شده است، برای موازنی بودن بارهای در این نمک لازم است که در برابر

شکل ۶ آ. جامد‌های بلوری بر اثر وارد شدن ضربهٔ آهنهای در راستای معینی می‌شکنند و قطعه‌هایی با سطوح صاف ایجاد می‌کنند.  
ب. نیروهای جاذبه‌ای یون‌های سازنده را در کنار هم نگه می‌دارد.  
پ. هنگام وارد شدن ضربهٔ پس از وارد شدن ضربهٔ

هر یون کلسیم دو یون کلرید وجود داشته باشد. بنابراین، نسبت کاتیون به آنیون در کلسیم کلرید ۱ به ۲ خواهد بود و فرمول این نمک به صورت  $\text{CaCl}_2$  نوشته می‌شود. توجه داشته باشید که در فرمول شیمیایی یک ترکیب یونی دوتایی، زیروند **کوچک ترین** نسبت ممکن را برای کاتیون و آنیون نشان می‌دهند. از این رو نباید فرمول شیمیایی کلسیم کلرید را به صورت  $\text{Ca}_2\text{Cl}_4$  بنویسیم. تجزیه شیمیایی کلسیم کلرید در آزمایشگاه نیز ساده‌ترین نسبت کاتیون به آنیون یعنی نسبت ۱ به ۲ را برای آن نشان می‌دهد، از این رو به فرمول شیمیایی کلسیم کلرید،  $\text{CaCl}_2$ ، **فرمول تجربی** نیز گفته می‌شود.

فرمول نویسی یک ترکیب یونی دوتایی را می‌توان در سه مرحله خلاصه کرد. برای

نمونه به نوشتن فرمول شیمیایی برای آلومینیم اکسید توجه کنید:

۱) در این اکسید نماد کاتیون  $\text{Al}^{3+}$  و نماد آنیون  $\text{O}^{2-}$  است.

۲) مطابق قاعده فرمول نویسی ترکیب‌های یونی دوتایی، نخست نماد کاتیون و سپس

نماد آنیون را می‌نویسیم:  $\text{Al}^{3+}\text{O}^{2-}$

۳) **کوچک‌ترین** مضرب مشترک بارهای این دو یون برابر  $(3 \times 2)$  است، پس برای داشتن

۶ بار مثبت باید دو یون  $\text{Al}^{3+}$  و برای ۶ بار منفی باید سه یون  $\text{O}^{2-}$  داشته باشیم. از این رو نسبت

$\text{Al}^{3+}$  به  $\text{O}^{2-}$  برابر ۲ به ۳ و فرمول شیمیایی این ترکیب به صورت  $\text{Al}_2\text{O}_3$  است.

## اطلاعات جمع‌آوری کنید

با کمک معلم خود یک ترکیب یونی دوتایی آشنا را انتخاب کنید و در یک فعالیت گروهی

در مورد خواص، روش تهیه و کاربردهای آن مقاله‌ای تهیه کرده، در کلاس ارایه دهید.

## یون‌های چند اتمی

ترکیب‌های یونی دیگری مانند سدیم سولفات، پتاسیم کربنات و آمونیوم نیترات وجود

دارند که یک یا هر دو یون سازنده آنها از دو یا چند اتم یکسان یا متفاوت تشکیل شده است.

به این یون‌ها چند اتمی می‌گویند.

در ساختار یون‌های چند اتمی اتم‌ها با یکدیگر پیوند کووالانسی دارند و در واکنش‌ها

به صورت یک واحد مستقل عمل می‌کنند. این یون‌ها می‌توانند آنیون یا کاتیون باشند. نام

و بار الکتریکی برخی از یون‌های چند اتمی متناول را در جدول ۶ مشاهده می‌کنید.

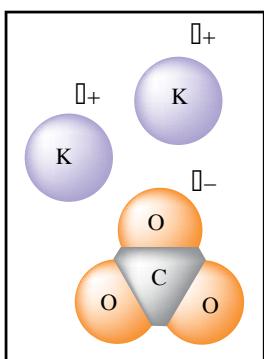
جدول ۶ نام، فرمول شیمیایی و بار الکتریکی برخی یون‌های چند اتمی

بار الکتریکی	فرمول یون	نام یون	بار الکتریکی	فرمول یون	نام یون
۲-	$\text{CO}_3^{2-}$	کربنات	۱-	$\text{NO}_3^-$	نیترات
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	دی‌کرومات		$\text{NO}_2^-$	نیتریت
	$\text{SO}_4^{2-}$	سولفات		$\text{HCO}_3^-$	هیدروژن کربنات
	$\text{SO}_3^{2-}$	سولفیت		$\text{HSO}_4^-$	هیدروژن سولفات
۳-	$\text{PO}_4^{3-}$	فسفات		$\text{OH}^-$	هیدروکسید
۱+	$\text{NH}_4^+$	آمونیوم			

ترکیب‌های ساخته شده از یون‌های چند اتمی مانند ترکیب‌های دوتایی ساده، دارای کاتیون و آنیون هستند. در این قبیل ترکیب‌های یونی کاتیون، آنیون یا هر دو ممکن است تک اتمی یا چند اتمی باشند. برای نوشتن فرمول و نام‌گذاری این ترکیب‌های یونی نخست باید تعیین کنیم که کدام بخش آن کاتیون است.

فرمول  $\text{K}_2\text{CO}_3$  نشان می‌دهد که این ترکیب یونی از عنصر پتانسیم تشکیل شده است. این عنصر فلزی به گروه ۱ تعلق دارد و همواره کاتیونی با بار  $1^+$  تشکیل می‌دهد. از آن جا که هر ترکیب یونی از نظر بار الکتریکی خنثی است، بخش دیگر این ترکیب باید بار  $-2$  داشته باشد تا دوبار مثبت مربوط به دو کاتیون  $\text{K}^+$  خنثی شود. بنابراین واحد  $\text{CO}_3^{2-}$  یک آنیون چند اتمی است و بار  $-2$  دارد.

توجه داشته باشید که بار  $-2$  در این آنیون نه به اتم خاصی بلکه به کل مجموعه تعلق دارد.



در آمونیوم نیترات هم کاتیون (یون آمونیوم) و هم آنیون (یون نیترات) هردو به صورت چند اتمی هستند. یون آمونیوم به صورت  $\text{NH}_4^+$  نوشته می‌شود و بار  $1^+$  دارد. در حالی که یون نیترات به صورت  $\text{NO}_3^-$  است و بار  $-1$  دارد.

در آمونیوم نیترات در برابر یک کاتیون با بار  $+1$  یک آنیون با بار  $-1$  وجود دارد. بنابراین، فرمول شیمیایی این نمک به صورت  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  است و نسبت کاتیون به آنیون، مانند  $\text{NaCl}$ ،  $1$  به  $1$  است.

همان‌طور که در نام‌گذاری این نمک ملاحظه کردید نخست نام کاتیون می‌آید و سپس نام آنیون نوشته می‌شود.

فرمول نویسی یک ترکیب یونی چندتایی را می‌توان در دو مرحله خلاصه کرد. به نوشتن فرمول شیمیایی آمونیوم کربنات توجه کنید.

۱- نماد شیمیایی یون‌های آمونیوم ( $\text{NH}_4^+$ ) و کربنات ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) را می‌نویسیم و کاتیون

را در سمت چپ آنیون قرار می‌دهیم:  $\text{NH}_4^+\text{CO}_3^{2-}$

۲- یک ترکیب یونی از نظر بار الکتریکی خنثی است، پس در برابر دو بار منفی باید

دو بار مثبت داشته باشیم، بنابراین فرمول این نمک به صورت  $\text{NH}_4\text{CO}_3$  است.

## اطلاعات جمع‌آوری کنید

با کمک معلم خود یک ترکیب یونی دارای یون‌های چنداتمی انتخاب کنید و در یک فعالیت گروهی در مورد خواص، روش تهیه و کاربردهای آن مقاله‌ای تهیه کرده، در کلاس ارایه دهید.

۱- ترکیب‌های یونی زیر را نام‌گذاری کنید:

پ)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

ب)  $\text{MnO}$

آ)  $\text{Li}_2\text{O}$

ج)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$

ث)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

ت)  $\text{CaCl}_2$

ح)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

چ)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$

۲- فرمول شیمیایی ترکیب‌های یونی زیر را بنویسید:

پ) کبالت (II) اکسید

آ) آهن (III) برمید

ج) روی فسفات

ت) منیزیم برمید

ب) سریم یدید

ث) مس (II) سولفات

خ) سدیم سولفات

چ) منیزیم سولفیت

## برخی نمک‌ها آب تبلور دارند

یون‌های موجود در برخی از نمک‌ها می‌توانند با مولکول‌های آب پیوند تشکیل

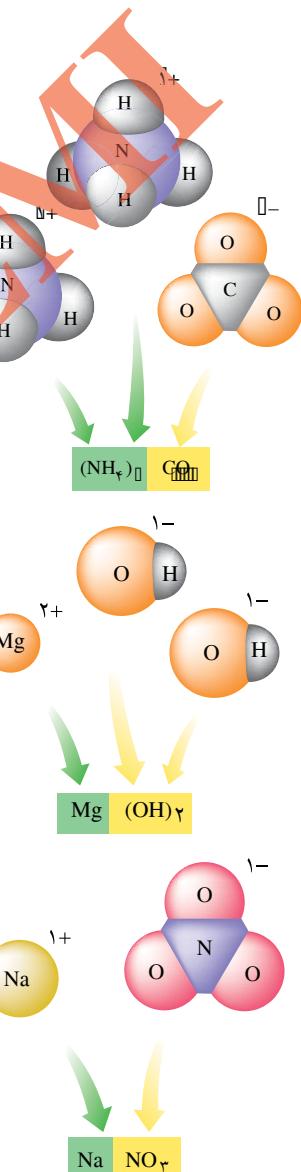
دهند و این مولکول‌ها را درون شبکهٔ بلور خود به دام بیندازند. این ترکیب‌ها را نمک‌های

آبپوشیده می‌گویند.

مس (II) سولفات پنج آبه،  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ، مثالی از یک نمک آبپوشیده است.

همان‌طوری که می‌بینید تعداد مولکول‌های آب تبلور را پس از نوشتن فرمول شیمیایی،

مشخص می‌کنند. مس (II) سولفات بی آب به صورت گرد سفید رنگی است که بر اثر



شکل ۷ نمایش یون‌های چند ترکیب یونی

اضافه شدن آب به صورت بلورهای آبپوشیده  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  در می‌آید، شکل ۸. رنگ آبی نمک آبپوشیده، آن را از نمک بی‌آب متمایز می‌سازد.



### تعیین تعداد مولکول‌های آب تبلور و فرمول یک نمک آبپوشیده هدف

تعیین فرمول تجربی یک نمک آبپوشیده هنگامی که فرمول ترکیب بی‌آب مشخص است.

وسایل مورد نیاز: ترازو، بوته‌چینی، گیره، پایه، دسیکاتور، حلقة‌آهنی، مثلثنسوز، قاشقک، چراغ گاز

مواد مورد نیاز: باریم کلرید آب‌دار روش کار

توجه: در هنگام آزمایش، بوته‌چینی و درپوش آن را فقط با گیره بوته‌چینی در دست بگیرید. چرا؟

۱- بوته‌چینی را با درپوش روی مثلثنسوز قرار دهید. درپوش را طوری قرار دهید که برای خروج بخارها روزنه‌ای باقی بماند. بوته‌چینی را آنقدر گرم کنید تا بر اثر گرمای سرخ شود.

با استفاده از گیره، بوته‌چینی و درپوش را به مدت ۵ دقیقه در دسیکاتور قرار دهید تا سرد شوند. هرگز بوته‌چینی داغ را روی ترازو قرار ندهید. وقتی که بوته‌چینی و درپوش سرد شدند، جرم آنها را (با دقیقه ۱٪ گرم) تعیین کرده، یادداشت کنید.

۲- با استفاده از قاشقک، حدود ۵ گرم باریم کلرید آب‌دار به بوته‌چینی اضافه کنید و عمل توزین را دوباره انجام دهید.

۳- بوته‌چینی و باریم کلرید آب‌دار را روی مثلثنسوز قرار دهید و دوباره درپوش را

طوری قرار دهید تا روزنَه کوچکی برای خروج بخارها وجود داشته باشد.  
بوتهٔ چینی را ابتدا به آرامی و سپس به مدت ۵ دقیقه به شدت (تا حد سرخ شدن) گرم کنید. پس از این کار اجازه دهید بوتهٔ چینی و درپوش و محتویات آن در دسیکاتور سرد شده به دمای محیط برسند. سپس جرم آنها را تعیین کنید.

۴- دوباره بوتهٔ چینی درپوش دار و باریم کلرید را به مدت ۵ دقیقه تا دمای سرخ شدن گرمای دهید. آنها را در دسیکاتور بگذارید تا سرد شوند و سپس جرم آنها را تعیین کنید. اگر دو جرم اندازه گیری شده بیشتر از ۱ / گرم تفاوت نداشته باشند، می‌توان فرض کرد که تمام آب ترکیب یاد شده خارج شده است. در غیر این صورت عملیات انجام شده را آن قدر تکرار کنید تا جرم تغییری نشان ندهد. در این صورت همه آب تبخیر شده است. این مقدار ثابت را بادداشت کنید. ترکیب بی آب باقی مانده را دور نریزید، زیرا می‌توان از آن در تهیه محلول‌ها استفاده کرد.

۵- در پایان آزمایش، وسایلی را که مورد استفاده قرار داده‌اید، تمیز کنید. از بسته‌بودن شیر گاز اطمینان حاصل کنید و پیش از ترک آزمایشگاه دست‌هایتان را بشویید.

#### محاسبه‌ها

۱- جرم باریم کلرید بی آب را محاسبه کنید (نه مانده‌ای که بعد از خارج شدن آب باقی می‌ماند).

۲- تعداد مول‌های باریم کلرید بی آب را محاسبه کنید.

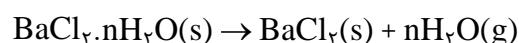
$$\frac{\text{جرم باریم کلرید بی آب}}{\text{جرم مولی باریم کلرید}} = \text{تعداد مول‌های باریم کلرید}$$

۳- جرم آب خارج شده از نمک آبپوشیده را محاسبه کنید.

۴- تعداد مول‌های آب خارج شده از نمک آبپوشیده را محاسبه کنید.

$$\frac{\text{جرم آب خارج شده}}{\text{جرم مولی آب}} = \text{تعداد مول‌های آب}$$

۵- اگر واکنش انجام شده برای این آزمایش به صورت زیر باشد:



نمک آبپوشیده      یک نمک بی آب

نسبت تعداد مول‌های آب خارج شده به مول‌های باریم کلرید بی آب (n) را محاسبه

کرده، آن را به نزدیک‌ترین عدد صحیح گرد کنید. فرمول تجربی این نمک آبپوشیده را به دست آورید.

## پرسش

هنگامی که سه گروه دوتایی از دانشآموزان جسم جامدی را گرم کردند نتایج زیر به دست آمد. با توجه به این که در هر مورد دانشآموزان، به وجود آمدن قطره‌های مایع را هنگام گرم کردن این جسم جامد مشاهده کرده‌اند، به پرسش‌های مطرح شده، پاسخ دهید:

شماره گروه	جرم پیش از گرم کردن g	جرم پس از گرم کردن g
۱	۱/۲۶	۱/۴۸
۲	۱/۴۰	۱/۶۴
۳	۱/۷۸	۲/۰۸

آ) آیا این جسم جامد می‌تواند یک نمک آبپوشیده باشد؟ دلیل خود را توضیح دهید.

ب) اگر جرم یک مول از این جسم جامد پس از گرم کردن  $8g$  باشد و فرمول آن X باشد، فرمول نمک آبپوشیده آن را تعیین کنید.

## پیشتر بدانید

نمک‌های آبپوشیده قرن‌هاست که شناخته شده‌اند. برای نمونه،  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  ترکیبی است که یک کیمیاگر اهل مجارستان به نام جان گلوبر برای نخستین بار در قرن هفدهم از آب چشمه‌های این کشور به دست آورد. در همان زمان،  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  را از چشمه‌های آب معدنی اپسوم واقع در کشور انگلستان به دست آوردند. روزگاری از نمک گلوبر و نمک اپسوم به عنوان مُلین استفاده می‌شد. در جدول زیر، برخی از نمک‌های آبپوشیده معرفی شده‌اند.

تعدادی از نمک‌های آبپوشیده

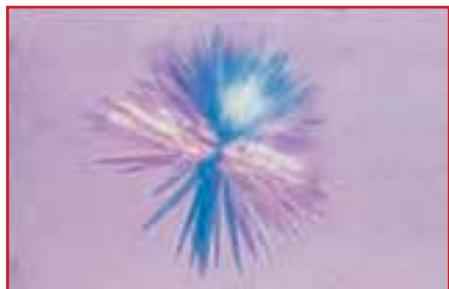
نام متدالو	نام شیمیایی	ترکیب
نمک گلوبر	سدیم سولفات ده آبه	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
سنگ گچ	کلسیم سولفات دوا آبه	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
نمک اپسوم	منیزیم سولفات هفت آبه	$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
زاج سبز	آهن (II) سولفات هفت آبه	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
کات کبود	مس (II) سولفات پنج آبه	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
زاج سرخ	کبالت (II) سولفات شش آبه	$\text{CoSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

برخی از نمک‌های آبپوشیده به ویژه  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  و  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  هنگامی که در برابر

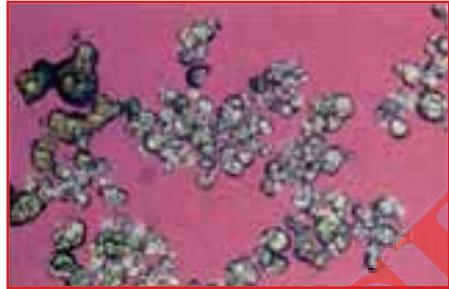
هوای خشک قرار می‌گیرند، تمامی یا بخشی از آب تبلور خود را از دست می‌دهند. این فرایند که شکفتگی

نام دارد، موجب می‌شود که بلور شیشه‌مانند نمک آبپوشیده خرد شده، به گرد بی‌شکلی تبدیل شود.  
اغلب، آبزدایی از این نمک‌ها با تغییر رنگ همراه است.

اغلب، شکل بلور یک نمک آبپوشیده با نمک بی‌آب آن کاملاً تفاوت دارد. برای نمونه، بلور سدیم اورات یک آبه ( $\text{NaC}_5\text{H}_4\text{N}_4\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ) تیز و سوزنی شکل است و در مفاصل انسان (به ویژه شست پا) رسوب می‌کند و موجب بروز درد شدیدی در این بخش از بدن می‌شود. به این بیماری نقرس می‌گویند.  
از سوی دیگر، بلور سدیم اورات بی‌آب تقریباً کروی شکل است.



(ب) بلور یک آبه، سوزنی شکل؛ تشکیل این بلورهای در بدن موجب بروز بیماری نقرس می‌شود.



(آ) بلور بی‌آب، کروی شکل

..... را در می‌دانم .....

## ۲ بخش

### پیوند کووالانسی و ترکیب‌های مولکولی



اگرچه درک ساختار الکترونی اتم از اهمیت بسیاری برخوردار است، با این حال بیشتر شیمی دان‌ها علاقهٔ زیادی به یک اتم تنها ندارند. آنها به مطالعهٔ گروه‌های دوتایی یا چندتایی از اتم‌ها و نیروهایی علاقه‌مند هستند که آنها را کنار هم نگاه می‌دارد. نوعی از این نیروها که پیوند کووالانسی نامیده می‌شود، نیرویی است که اتم‌ها را به یکدیگر محکم متصل کرده، مولکول‌ها را به وجود می‌آورد. مطالعهٔ ویژگی‌های این نوع پیوندها درک ساختار و رفتار بسیاری از مواد شیمیایی را آسان می‌کند و پرده از دنیای شگفت‌انگیز مولکول‌ها بر می‌دارد.

به داده‌های جدول ۱ با دقت نگاه کنید. همان‌طور که در این جدول مشاهده می‌شود میان خواص فیزیکی سدیم کلرید و یُد تفاوت‌های چشم‌گیری وجود دارد. این تفاوت‌ها که در میان بسیاری از اجسام دیگر نیز دیده می‌شود، از وجود تفاوتی چشم‌گیر در ساختار ذره‌های سازنده آنها حکایت می‌کند. یون‌های سدیم و یون‌های کلرید ذره‌های سازنده نمک خوراکی هستند، اما مولکول‌های دو اتمی یُد ( $I_2$ ) را به وجود آورده‌اند. بنابراین آشنایی با ویژگی‌ها و چگونگی تشکیل مولکول‌ها می‌تواند ما را در درک خواص این دسته از ترکیب‌ها یاری دهد.

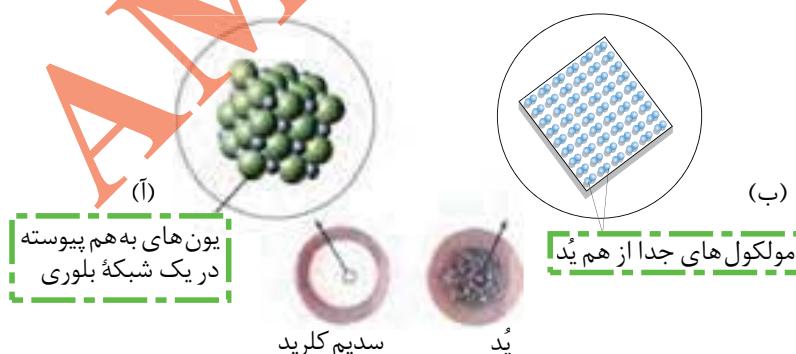
**جدول ۱ مقایسهٔ برخی از خواص فیزیکی نمک خوراکی و یُد**

رسانایی الکتریکی	نقطهٔ جوش (°C)	نقطهٔ ذوب (°C)	حالت فیزیکی (در دمای اتاق)	جسم
زیاد (به صورت مذاب یا محلول در آب)	زیاد (۱۴۱۳)	زیاد (۸۰)	جامد	NaCl
نارسانا	کم (۱۸۴/۳)	کم (۱۱۳/۵)	جامد	$I_2$

همان‌طور که گفته شد برای توضیح خواص ترکیب‌هایی مانند یُد به الگوی تازه‌ای برای تشکیل پیوند نیاز داریم. در این الگو برخلاف تشکیل پیوند یونی، اتم‌ها برای رسیدن به آرایش گاز نجیب (آرایش هشت‌تایی) به جای ازدست دادن یا پذیرفتن الکترون، آنها را میان خود به اشتراک می‌گذارند. در این حالت میان دو اتم پیوندی به وجود می‌آید که پیوند کوالانسی گفته می‌شود.

نیروی که دو اتم را در یک پیوند کوالانسی به هم متصل نگه می‌دارد، ممکن است از نیروی موجود میان یک جفت کاتیون و آنیون قوی تر باشد. اما، در مولکولی مانند مولکول یُد، تنها دو اتم یُد با پیوند کوالانسی به یک دیگر متصل شده‌اند و با دیگر اتم‌های یُد پیوند ندارند. اگر به ساختار سدیم کلرید و یُد به دقت نگاه کنید، شکل ۱، خواهید دید که اگرچه

پیوند کوالانسی هنگامی تشکیل می‌شود که اتم‌ها به تعداد برابر الکترون به اشتراک بگذارند.

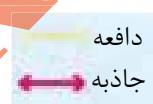


**شکل ۱** آ) در بلور سدیم کلرید (NaCl)، هر یون دست کم به شش یون باار ناهم‌نام متصل است و در مجموع شبکه به هم پیوسته‌ای از یون‌ها ایجاد شده است.  
ب) در یُد ( $I_2$ )، ذره‌های سازنده بلور، مولکول‌های بدون بار و مستقل  $I_2$  هستند.

یُد و نمک خوراکی هر دو جامدند امّا، یُد از گرد هم آبی مولکول های دو اتمی و جدا از هم تشکیل شده است، در حالی که  $\text{NaCl}$  از تجمع تعداد برابری از یون های سدیم و کلرید ساخته شده است. از آن جا که ترکیب هایی مانند یُد اغلب از مولکول های جدا از هم تشکیل شده اند، آنها را ترکیب های مولکولی می نامند.

### تشکیل پیوند کووالانسی

اما چرا اتم ها با پیوند کووالانسی به یکدیگر متصل می شوند و مولکول ها را ایجاد می کنند؟ برای پاسخ دادن به این پرسش، تشکیل پیوند کووالانسی ساده بین دو اتم هیدروژن را در نظر بگیرید. با نزدیک شدن اتم های هیدروژن به یک دیگر میان الکترون یک اتم هیدروژن و هسته اتم هیدروژن دیگر، یک نیروی جاذبه ای قوی ایجاد می شود. از طرف دیگر، بین الکترون ها و همچنین بین هسته های آنها نیز یک نیروی دافعه ای قدرتمند به وجود می آید. در ابتدا ممکن است تصور کنید که این نیروهای جاذبه ای و دافعه ای یکدیگر را خنثی می کنند و موجب می شوند که این دو اتم همچنان جدا از هم باقی بمانند. امّا می دانیم که هیدروژن از مولکول های دو اتمی  $\text{H}_2$  تشکیل شده است.

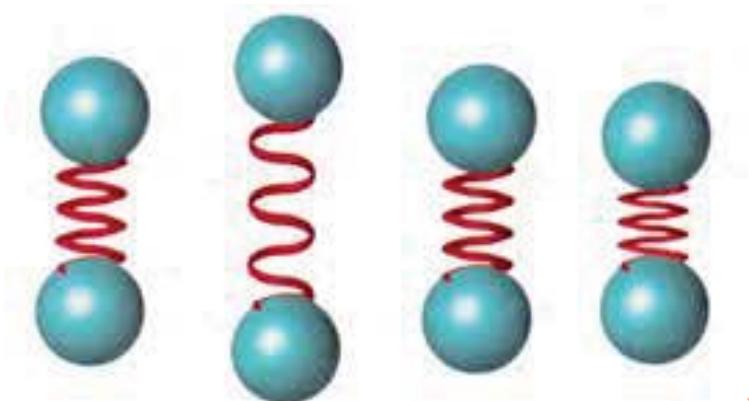


شکل ۲ وقتی دو اتم هیدروژن در تماس با یکدیگر قرار می گیرند، بین ذره های موجود در یک اتم و ذره های اتم دیگر اثرهای جاذبه ای و دافعه ای به وجود می آید. تشکیل پیوند نتیجه تأثیر این نیروها بر یکدیگر است.

در هنگام تشکیل پیوند کووالانسی، اثر نیروهای جاذبه ای بسیار بیشتر از مجموع نیروهای دافعه ای میان دو هسته و بین دو الکترون است. این نیروی جاذبه اضافی دو اتم هیدروژن را به سوی یکدیگر می کشاند و اساس تشکیل پیوند کووالانسی بین آنها به شمار می آید. اگرچه پس از تشکیل پیوند کووالانسی نیروهای دافعه و جاذبه برابر می شوند و اتم ها در فاصله ای تعادلی نسبت به هم قرار می گیرند.

پیوند کووالانسی را می توان به صورت یک فنر در نظر گرفت، شکل ۳. هنگامی که دو اتم هیدروژن از یکدیگر دور می شوند، نیروهای جاذبه ای موجود بین الکترون ها و هسته ها، این اتم ها را به حالت اول باز می گردانند. از سوی دیگر، در اثر نزدیک شدن اتم ها به یکدیگر، با افزایش نیروهای دافعه میان هسته ها و همچنین الکترون ها، اتم های هیدروژن از یک

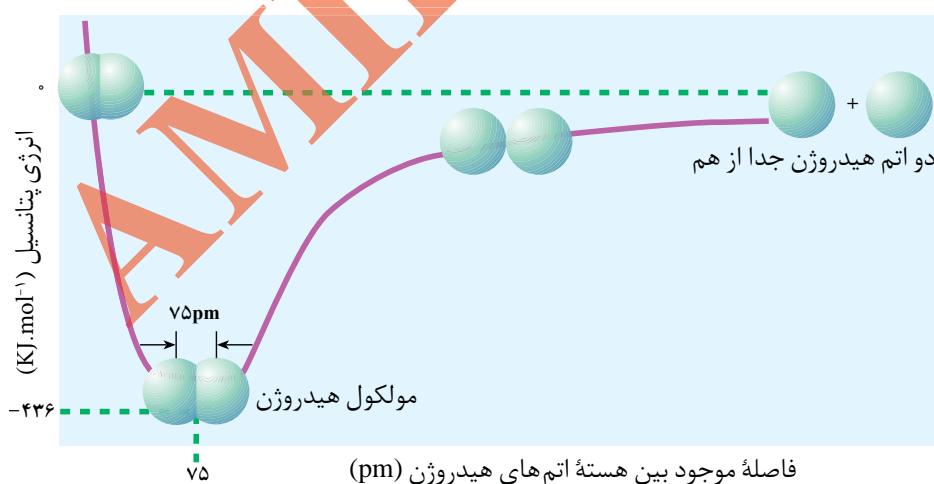
دیگر دور می‌شوند. در واقع، اتم‌های هیدروژن در امتداد محور پیوند نوسان می‌کنند، اماً نوسان آنها به گونه‌ای است که همواره هسته‌های آنها در یک فاصلهٔ تعادلی از یکدیگر قرار می‌گیرند. به فاصلهٔ تعادلی میان هسته‌های دو اتم درگیر در پیوند طول پیوند می‌گویند.



شکل ۳ طول پیوند کووالانسی بین دو اتم حول فاصلهٔ تعادلی کم و زیاد می‌شود.

### طول پیوند با انرژی پیوند نسبت عکس دارد

راه دیگری برای مطالعهٔ پیوند کووالانسی، بررسی سطح انرژی دو اتم هیدروژن پیش و پس از تشکیل پیوند است. با دقیق به شکل ۴ نگاه کنید. در کدام نقطه روی منحنی این دو اتم در کنار هم کمترین انرژی را دارند؟ این نقطه نمایان گر پایین‌ترین سطح انرژی است و فاصلهٔ بین هستهٔ دو اتم هیدروژن را، پس از تشکیل پیوند کووالانسی نشان می‌دهد. این فاصله همان فاصلهٔ تعادلی یا طول پیوند است. اتم‌های هیدروژن در فاصله‌ای دورتر از فاصلهٔ تعادلی – به علت نیروهای جاذبهٔ تمايل دارند به یکدیگر نزدیک شوند. اما، در



طول پیوند نشان دهندهٔ  
جاگاه اتم‌ها در پایین‌ترین  
سطح انرژی یا پایدارترین  
حالت است.

شکل ۴ وقتی اتم‌ها در فاصلهٔ معینی از یک دیگر قرار می‌گیرند، بین آنها پیوند تشکیل می‌شود. در این فاصله، اتم‌ها در مولکول در پایین‌ترین سطح انرژی قرار دارند. اگر اتم‌ها از این فاصله به یکدیگر نزدیک شوند، در وضعیتی ناپایدار قرار خواهند گرفت.



فاصله‌ای کمتر از فاصلهٔ تعادلی - به علت قوی‌تر شدن نیروهای دافعه - تمایل دارند از هم دور شوند و به وضع تعادلی برگردند.

دو اتم متصل به یکدیگر به طور دائم نوسان می‌کنند، اما تا زمانی که انرژی آنها در

پایین‌ترین سطح خود قرار دارد، با پیوند کوالانسی به یکدیگر متصل باقی خواهد ماند.

از این مشاهده‌ها می‌توان نتیجه گرفت که اتم‌های هیدروژن متصل به یکدیگر پایدارتر

از اتم‌های هیدروژن جدا از هم هستند. به عبارت دیگر سطح انرژی مولکول‌های هیدروژن

پایین‌تر از سطح انرژی اتم‌های جدا از هم هیدروژن است. بنابراین هنگامی که بین آنها

پیوندی به وجود می‌آید، انرژی آزاد می‌شود. جدول ۲ طول و انرژی برخی از پیوندهای

کوالانسی را نشان می‌دهد. توجه کنید که با افزایش طول پیوند از انرژی پیوندها کاسته

می‌شود. در واقع انرژی پیوند انرژی لازم برای شکستن پیوند کوالانسی و تولید اتم‌های

جدا از هم است و همان طوری که ملاحظه شد با طول پیوند رابطه‌ای وارونه دارد.

جدول ۲ طول و انرژی برخی پیوندهای کوالانسی

پیوند	طول پیوند (pm)	انرژی پیوند ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )
H – H	۷۵	۴۳۶
H – C	۱۰۹	۴۱۲
H – Cl	۱۲۷	۴۳۲
H – Br	۱۴۲	۳۶۶
C – O	۱۴۳	۳۶۰
C – C	۱۵۴	۳۴۸
H – I	۱۶۱	۲۹۸
C – Cl	۱۷۷	۳۳۸
C – Br	۱۹۴	۲۷۶
Cl – Cl	۱۹۹	۲۴۳
Br – Br	۲۲۹	۱۹۳
I – I	۲۶۶	۱۵۱

### پیوندهای کوالانسی قطبی و ناقطبی

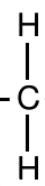
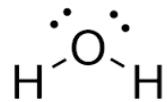
اگر چه رسانایی الکتریکی آب خالص بسیار کم است، اما شباهت برخی از خواص

آن، با ترکیب‌های یونی بیشتر از ترکیب‌های مولکولی مانند متان،  $\text{CH}_4$ ، است، جدول ۳.



### جدول ۳ مقایسه خواص آب و متان

رفتار در میدان الکتریکی	نقطه جوش (°C)	نقطه ذوب (°C)	فرمول مولکولی	مدل فضا پر کن	ماده
جهت گیری می کند	۱۰ °/۰	۰ /۰	H <sub>2</sub> O		آب
جهت گیری نمی کند	-۱۶۱/۴	-۱۸۲/۶	CH <sub>۴</sub>		متان



آب مانند جسمی که دارای ذره های باردار است، در میدان الکتریکی عکس العمل نشان می دهد و برخلاف ترکیب های مولکولی با جرم مولی مشابه مانند متان که دارای نقطه ذوب و جوش پایینی است، در گستره دمایی بزرگی همچنان به حالت مایع باقی می ماند، جدول ۳. این خواص را می توان در ادامه همین بخش با گسترش الگوی پیوند کوالانسی توضیح داد.

مولکول H<sub>۲</sub> را در نظر بگیرید. در مولکول هیدروژن هر دو اتم در گیر پیوند یکسانند، از این رو به یک اندازه تمایل دارند که جفت الکترون به اشتراک گذاشته شده را به سوی خود بکشند. بنابراین، این دو الکترون به طور یکنواخت روی دو اتم هیدروژن و در واقع روی مولکول هیدروژن پخش شده اند. چنین پیوندی را پیوند کوالانسی ناقطبی می گویند. زیرا با توزیع یکنواخت الکترون هاروی کل مولکول در هیچ جا تراکم یا کمبود الکترون مشاهده نمی شود و به این ترتیب دو قطب مثبت و منفی روی مولکول به وجود نمی آید. همواره پیوند میان دو اتم یکسان، کوالانسی ناقطبی خواهد بود.

تعداد کمی از ترکیب های شیمیایی هستند که پیوندهای کاملاً یونی یا کاملاً کوالانسی ناقطبی مانند آنچه اشاره شد، دارند. این دو ویژگی در واقع دو انتهای یک گستره از انواع پیوند به شمار می آیند. پیوندهای موجود در بسیاری از ترکیب ها، مانند آب، تا حدودی ویژگی هایی از هر دو نوع پیوند را در بردارند. برای مثال، اگرچه در مولکول آب الکترون ها بین اتم های اکسیژن و هیدروژن به اشتراک گذاشته شده اند، اما مشاهده ها نشان می دهد که توزیع آنها بین این دو اتم یکسان نیست. در هر یک از این پیوندها، اتم اکسیژن خیلی بیشتر از اتم هیدروژن جفت الکترون پیوندی را به سوی خود جذب می کند. به این دلیل انتظار می رود که اتم اکسیژن دارای مقدار اندکی بار منفی و اتم هیدروژن نیز دارای مقدار اندکی بار مثبت باشد. چون در این جایک اتم به قطب منفی و اتم دیگر به قطب مثبت تبدیل می شود، پیوند میان آن دو را پیوند کوالانسی قطبی می گویند.

میزان قطبی بودن یک پیوند به توانایی نسبی اتم ها در کشیدن جفت الکترون اشتراکی به سوی خود بستگی دارد. پیش از این آموختید که به این ویژگی الکترونگاتیوی می گویند. با اتصال دو اتم با الکترونگاتیوی متفاوت، یک پیوند کوالانسی قطبی به وجود می آید.

به طوری که قطب منفی این پیوند را اتم الکترونگاتیو ت تشکیل می دهد.

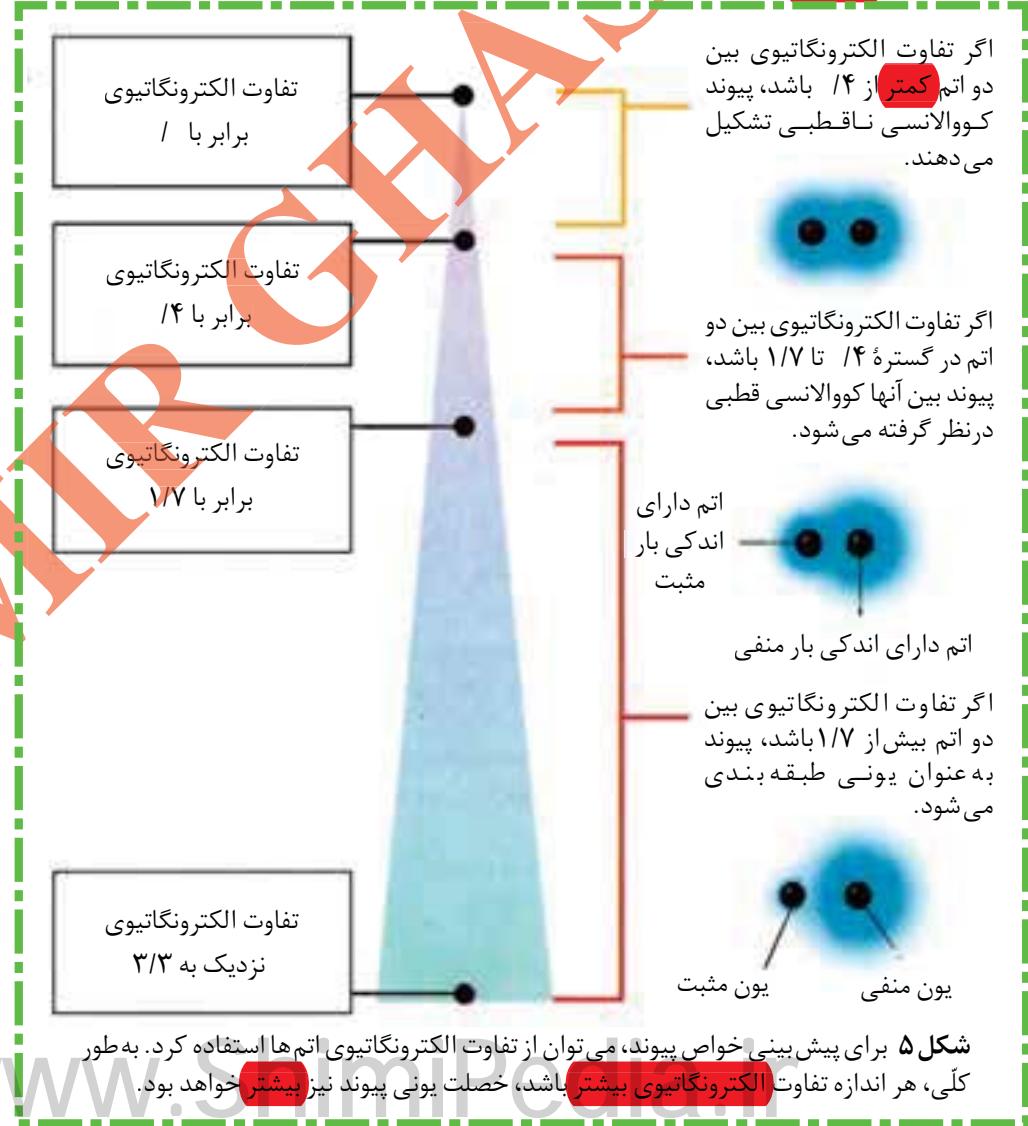
به جفت الکترون به اشتراک گذاشته شده در یک پیوند کوالانسی جفت الکترون پیوندی می گویند.

میزان قطبی بودن یک پیوند کووالانسی قطبی را تفاوت الکترونگاتیوی اتم‌های در گیر در آن پیوند تعیین می‌کند.

همان گونه که به یاد دارید اتم‌هایی مانند فلور، نیتروژن و اکسیژن بسیار الکترونگاتیو هستند، به عبارت دیگر جفت الکترون پیوندی را بیش از اتم‌هایی مانند سدیم، منیزیم و لیتیم به سوی خود جذب می‌کنند. هر اندازه تفاوت الکترونگاتیوی بین دو اتم بیشتر باشد، میزان قطبی بودن پیوند یا به عبارت دیگر خصلت یونی پیوندی که تشکیل می‌دهند نیز بیشتر خواهد بود.

برای مثال، سزیم فلورید،  $\text{CsF}$ ، را در نظر بگیرید. الکترونگاتیوی سزیم،  $7/0$  و الکترونگاتیوی فلور،  $4/0$  است، شکل ۹ از بخش ۲. تفاوت الکترونگاتیوی در این مورد  $3/3$  است. شکل ۵ نشان می‌دهد که شباهت خواص این پیوند به خواص پیوندهای یونی بسیار بیشتر از خواص پیوندهای کووالانسی ناقطبی است. به طور کلی وقتی تفاوت الکترونگاتیوی دو اتم در یک پیوند بزرگ‌تر از  $1/7$  باشد، اغلب آن را در گروه پیوندهای یونی دسته‌بندی می‌کنند.

پیوند کووالانسی قطبی نوعی پیوند کووالانسی است که در آن الکترون‌های پیوندی به وسیلهٔ یکی از اتم‌های در گیر در پیوند بیشتر جذب می‌شوند.



حال پیوندی را که بین سیلیسیم و اکسیژن به وجود می‌آید، در نظر بگیرید. در این مورد، الکترونگاتیوی اکسیژن  $\frac{3}{5}$  و الکترونگاتیوی سیلیسیم  $\frac{1}{8}$  و تفاوت آنها  $\frac{1}{7}$  است. این تفاوت، پیوند سیلیسیم با اکسیژن را در آستانهٔ پیوندهای یونی قرار می‌دهد. هنگامی که یک پیوند کووالانسی بین دو اتم با الکترونگاتیوی یکسان به وجود می‌آید، پیوند بین آنها را پیوند کووالانسی ناقطبی می‌گویند.

گفتنی است که گاهی پیوند با اختلاف الکترونگاتیوی برابر  $\frac{4}{4}$  نیز پیوند ناقطبی در نظر گرفته می‌شود. برای نمونه اغلب از قطبی بودن پیوند H – C که پیوند مهمی در مطالعهٔ ترکیب‌های آلی به شمار می‌آید، چشم‌پوشی می‌شود.

پیوند کووالانسی ناقطبی نوعی پیوند کووالانسی است که در آن الکترون‌های پیوندی به طور یکسان بین دو اتم متصل به هم توزیع شده است.

### مولکول‌ها را چگونه نمایش می‌دهند؟

می‌دانید که از اتصال اتم‌ها به یکدیگر مولکول‌ها به وجود می‌آیند. برای نشان دادن چگونگی اتصال اتم‌ها به یکدیگر و نمایش مولکول حاصل، می‌توان الکترون‌های ظرفیتی شرکت کننده در تشکیل پیوند را با استفاده از نقطه نشان داد.

هر اتم هیدروژن با آرایش الکترونی  $1s^1$ ، تنها یک الکترون دارد. الکترون ظرفیت اتم هیدروژن را به وسیلهٔ یک نقطه نشان می‌دهند، شکل ۶.

H .



لینوس پاولینگ

(۱۹۰۱–۱۹۹۴)

معرفی مقیاسی نسبی برای اندازه‌گیری الکترونگاتیوی عنصرها از جمله مهم ترین کارهای او بود.

اگر برای نمایش جفت الکترون مشترک بین دو اتم از دونقطه استفاده کنیم، مولکول هیدروژن به شکل زیر نشان داده می‌شود.

H : H

این دو نقطه را بین دو اتم هیدروژن قرار می‌دهند تا معلوم باشد که این الکترون‌ها بین دو اتم به اشتراک گذاشته شده‌اند. هیدروژن نمی‌تواند بیش از دو الکترون مشترک داشته باشد.

اکنون به اتم کلر با آرایش الکترونی  $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$  توجه کنید. اتم کلر ۱۷ الکترون دارد. دو الکترون در لایه اول، ۸ الکترون در لایه دوم و ۷ الکترون موجود در بیرونی‌ترین لایه (لایه سوم) که الکترون‌های ظرفیت هستند. بنابراین، ساختار الکترونی اتم کلر را می‌توان به صورت نمایش داده شده در شکل ۷ نشان داد.

شکل ۷ یک اتم کلر ۱۷ الکترون دارد. ۷ الکترون آن الکترون‌های ظرفیت هستند. هسته اتم کلر و ۱ الکترون درونی آن را می‌توان با نشانه Cl نمایش داد. ۷ الکترون ظرفیت را می‌توان با قراردادن هفت نقطه پیرامون نشانه Cl مشخص کرد.

:Cl:



اگر دو اتم کلر داشته باشد، هر اتم کلر برای تبعیت از قاعده هشتایی تنها به یک الکترون دیگر نیاز دارد. هیچ‌یک از اتم‌های کلرنمی‌تواند از دیگری الکترون بگیرد. بنابراین، برای دست‌یابی به آرایش هشتایی حاضرند الکترون تکی خود را به اشتراک بگذارند. این اتم‌ها، آن طور که نشان داده شده است، با به اشتراک گذاشتن یک جفت الکترون و تشکیل یک پیوند کووالانسی تا حدود زیادی پایدار می‌شوند.

:Cl:Cl:

افزون بر این هر اتم کلر الکترون‌های دارد که در تشکیل پیوند شرکت نکرده‌اند. این جفت الکترون‌ها را **جفت الکترون‌های ناپیوندی** می‌نامند. در مولکول Cl<sub>2</sub> هر اتم کلر چند جفت الکترون ناپیوندی دارد؟

کاربرد این جفت نقطه‌ها برای نشان دادن **جفت الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی**، تشخیص آرایش هشتایی پایدار را برای هر اتم، آسان می‌کند. اگر سمت چپ، بالا، سمت راست و پایین نشانه هر اتم به وسیله یک جفت الکترون پیوندی یا ناپیوندی احاطه شده باشد، اتم مورد نظر (به استثنای هیدروژن) دارای آرایش هشتایی پایدار است.

هنگام رسم ساختارهای الکترون - نقطه‌ای می‌توان جفت نقطه‌ای را که نمایان گر جفت الکترون پیوندی یا پیوند کووالانسی است با یک خط کوتاه نشان داد. این خط کوتاه نمایان گر یک پیوند ساده (یگانه) است.

H : H      یا      H—H

:Cl: :Cl:      یا      :Cl—Cl:

پیوند ساده (یگانه)  
نتیجه به اشتراک گذاشتن  
یک جفت الکترون بین دو  
اتم است.

به این شیوه نمایش **مدل الکترون - نقطه** یا **ساختار لوویس** می‌گویند. همان‌گونه که گفته شد در ساختارهای لوویس هسته و الکترون‌های لایه‌های درونی به وسیله نماد شیمیایی عنصر و پیوندهای کووالانسی به وسیله جفت نقطه‌ها یا خط‌های کوتاه نشان داده می‌شوند. جفت الکترون‌های ناپیوندی را به وسیله جفت نقطه‌هایی در کنار نشانه شیمیایی عنصر نمایش می‌دهند.

برای رسم ساختارهای لوویس باید:

۱- تعداد کل الکترون‌های ظرفیت را بشمارید. برای این کار الکترون‌های ظرفیت

اتم‌ها را با هم جمع کنید.

www.ShimiPedia.ir

برای مثال، HCl را درنظر بگیرید. هیدروژن تنها یک الکترون ظرفیت دارد. کل دارای ۷ الکترون ظرفیت است.

$$\text{تعداد کل الکترون‌های ظرفیت: } 1+7=8$$

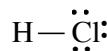
۲- نشانه شیمیایی اتم‌ها را به ترتیبی بنویسید که نشان دهد چگونه به یک دیگر متصل شده‌اند. الکترون‌های ظرفیت را با نقطه نشان دهید. جفت نقطه‌ها را به گونه‌ای توزیع کنید که از قاعده هشتایی تبعیت شده باشد، مگر در مورد هیدروژن که می‌تواند حداقل دو الکترون داشته باشد.



۳- تعداد الکترون‌های به کار رفته در ساختار لوویس را با تعداد الکترون‌های موجود در مرحله مقایسه کنید.

$$\text{تعداد کل الکترون‌های نشان داده شده: } 2+6=8$$

۴- هر جفت نقطه‌ای را که نمایان گر یک پیوند هستند با یک خط کوتاه عوض کنید.



۵- اطمینان حاصل کنید که بجز هیدروژن در رسم آرایش الکترونی تمام اتم‌های مولکول یاد شده از قاعده هشتایی تبعیت شده است.

### ساختارهای لوویس برای مولکول‌های چند اتمی

وقتی ساختار لوویس مولکولی را رسم می‌کنیم که بیش از دو اتم دارد، ابتدا باید درباره چگونگی آرایش اتم‌های آن تصمیم بگیریم. برای این کار همواره راهنمایی‌های زیر را درنظر داشته باشید:

- اتم‌های هیدروژن و هالوژن تنها با یک اتم دیگر پیوند می‌دهند و معمولاً در پیرامون اتم مرکزی قرار می‌گیرند.
- معمولاً اتمی که الکترونگاتیوی آن از همه کمتر است اتم مرکزی درنظر گرفته می‌شود.
- وقتی در مولکولی از یک عنصر بیش از یک اتم وجود داشته باشد، این اتم‌ها اغلب در اطراف اتم مرکزی قرار می‌گیرند.

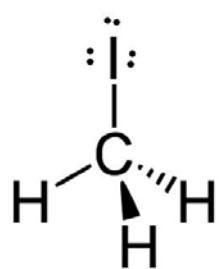
### نمونه حل شده

ساختار لوویس یدومتان،  $\text{CH}_3\text{I}$ ، را رسم کنید.

۱- تعداد کل الکترون‌های ظرفیت را حساب کنید.

$$\text{۱ اتم C با ۴ الکترون} \quad 1 \times 4 = 4$$

$$\text{۳ اتم H با ۱ الکترون} \quad 3 \times 1 = 3$$

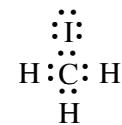


$1 \times 7 = 7$

۱ اتم I با ۷ الکترون

۱۴ الکترون ظرفیت

در مجموع:



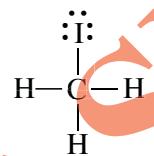
۲- اتم‌ها را در جای خود بچینید:

۳- تعداد الکترون‌های به کار رفته را با تعداد الکترون‌های ظرفیت مقایسه کنید.

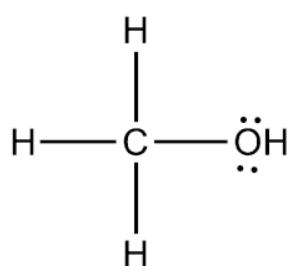
هر ۱۴ الکترون ظرفیت به کار رفته است

$7 \times 2 = 14$  الکترون

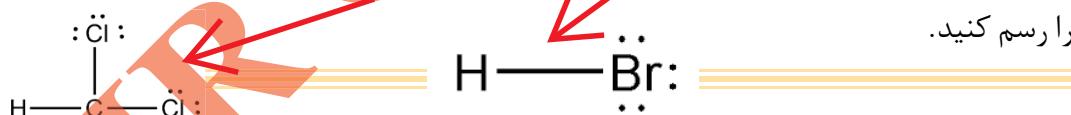
۴- هر دو نقطه مشترک بین دو اتم را با خطی کوتاه نمایش دهید.



۵- مطمئن شوید که به جز برای هیدروژن برای اتم‌های دیگر قاعده هشتایی رعایت شده است.



خود را بیازمایید



دو اتم می‌توانند بیش از یک جفت الکترون به اشتراک بگذارند

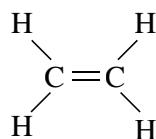
از آنجا که کربن در بیرونی‌ترین لایه الکترونی خود چهار الکترون ظرفیت دارد، با رعایت قاعده هشتایی، حداقل می‌تواند با چهار اتم پیوند تشکیل دهد. در مولکول اتان،  $\text{C}_2\text{H}_6$ ، هر اتم کربن به یک اتم دیگر و سه اتم هیدروژن متصل است، شکل ۸. بین هر اتم هیدروژن و کربن و همچنین بین دو اتم کربن یک جفت الکترون مشترک وجود دارد.

پیوند دوگانه پیوند  
کوالانسی تشکیل شده  
از بهاشتراک گذاشتن دو  
جفت الکترون بین دو اتم  
است.

شکل ۸ ستاره شناسان گمان  
می‌کنند که سطح بزرگ‌ترین ماه  
سیاره کیوان (زلزل) از ا atan مایع،  
 $\text{C}_2\text{H}_6$ ، پوشیده شده است.

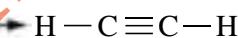


اتم‌های کربن، نیتروژن، اکسیژن و گاهی گوگرد می‌توانند با خود یا اتم‌های دیگر، با رعایت قاعدهٔ هشتایی، بیش از یک جفت الکترون به اشتراک بگذارند. برای مثال، اگر دو اتم کربن بین خود به جای یک جفت الکترون دو جفت الکترون (در کل چهار الکترون) به اشتراک بگذارند، یک پیوند کوالانسی دوگانه یا پیوند دوگانه تشکیل می‌شود. مولکول این شامل دو اتم کربن و چهار اتم هیدروژن است. در این مولکول دو اتم کربن با پیوند دوگانه به یک دیگر متصل شده‌اند، شکل ۹.



شکل ۹ ساختار لوویس مولکول اتن

دو اتم کربن همچنین می‌توانند سه جفت الکترون به اشتراک بگذارند. مولکولی که از دو اتم کربن با پیوند سه‌گانه و دو اتم هیدروژن تشکیل شده است، اتین نامیده می‌شود. شکل ۱۰.



پیوند سه‌گانه پیوند  
کوالانسی تشکیل شده  
از به اشتراک گذاشتن سه  
جفت الکترون بین دو اتم  
است.

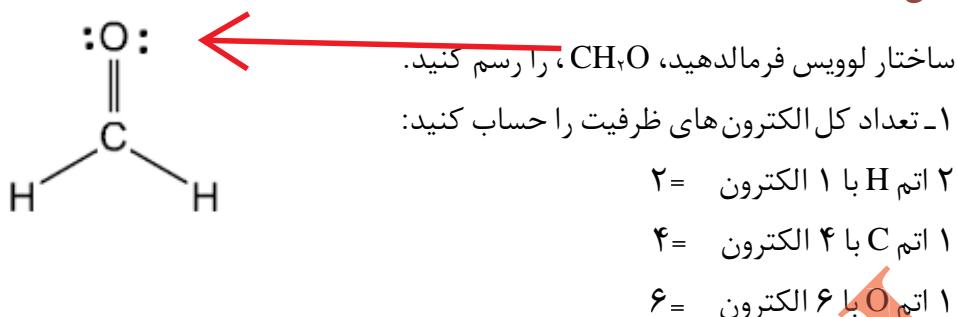
شکل ۱۰ غار‌شناس‌ها اغلب از چراغ‌های کاربیدی استفاده می‌کنند.  
در این چراغ‌ها کلسیم کاربید،  $\text{CaC}_2$ ، با آب واکنش می‌دهد و گاز اتین (استیلن) تولید می‌کند.

اگر چه نام‌های اتان، اتن و اتین چندان متفاوت به نظر نمی‌رسد، ولی ساختار لوویس، خواص و کاربردهای آنها متفاوت است. نیتروژن نیز می‌تواند پیوند سه‌گانه تشکیل دهد. در مولکول‌های دو اتمی سازندهٔ گاز نیتروژن،  $\text{N}_2$ ، میان دو اتم نیتروژن پیوند سه‌گانه وجود دارد.



در هنگام رسم ساختارهای لوویس اگر متصل کردن اتم‌ها به یکدیگر با پیوندهای یگانه، ساختار لوویس مناسبی به دست ندهد، مولکول باید پیوندهای چندگانه داشته باشد.

## نمونه حل شده



۱۲ الکtron ظرفیت

۲- اتم‌ها را کنار هم قرار دهید. برای این کار از روشی استفاده کنید که پیش از این برای تعیین اتم مرکزی داده شده است.

کربن در میانه ساختار قرار می‌گیرد. اتم‌های دیگر را در اطراف اتم کربن قرار دهید.

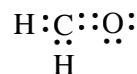
به نظر می‌رسد که قراردادن الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی کار ساده‌ای باشد. زیرا در این ساختار لوویس، برای هریک از دو اتم O و C قاعدة هشت‌تایی رعایت شده است. اما لازم است که درستی این ساختار را بررسی کنیم.



۳- تعداد الکترون‌های به کار رفته را با تعداد الکترون‌های ظرفیت مقایسه کنید.

الکترون‌های به کار رفته: ۱۲      الکترون‌های ظرفیت: ۱۴

۴- حال بدون آن که قاعدة هشت‌تایی نقض شود، باید دو الکtron را حذف کنیم. برای این کار، با حذف دو الکtron ناپیوندی از کربن و اکسیژن و با تشکیل یک پیوند کووالانسی دوگانه بین کربن و اکسیژن، مشکل حل خواهد شد. در این ساختار ضمن رعایت قاعدة هشت‌تایی، تعداد الکترون‌های به کار رفته با تعداد الکترون‌های ظرفیت برابر است.

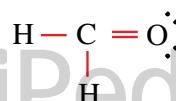


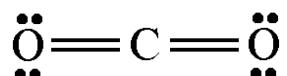
• الکترون‌های به کار رفته: ۱۲

• الکترون‌های ظرفیت: ۱۲

• کربن دو پیوند ساده و یک پیوند دوگانه و در مجموع چهار پیوند کووالانسی تشکیل می‌دهد.

۵- به جای هر جفت الکtron موجود میان دو اتم یک خط کوتاه قرار دهید.

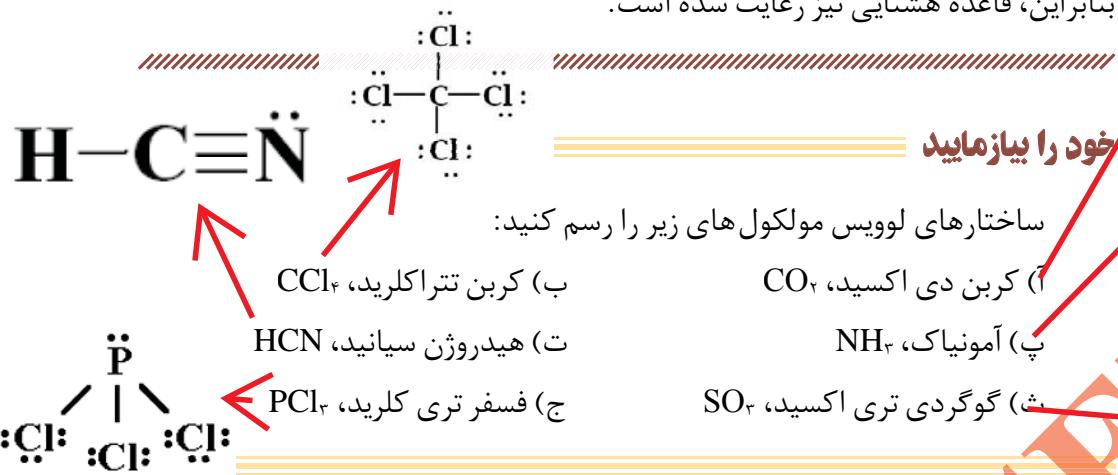




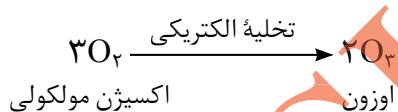
۶- مطمئن شوید که قاعده هشتایی رعایت شده باشد.

در اینجا، پیوند دوگانه نمایان گر چهار الکترون مشترک بین کربن و اکسیژن است.

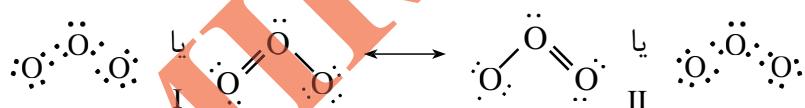
بنابراین، قاعده هشتایی نیز رعایت شده است.



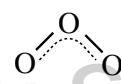
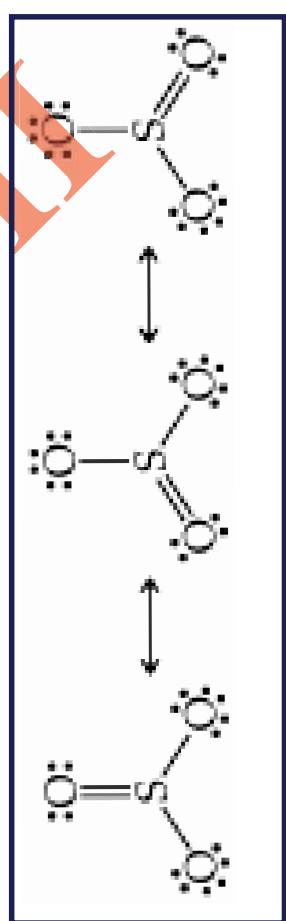
در هنگام رسم ساختارهای لوویس گاهی ممکن است با مولکولی مانند اوزون،  $\text{O}_3$ ، که دارای ۱۸ الکترون ظرفیت است روبه رو شویم. اوزون آلتوrop یا دیگر شکل اکسیژن است که براثر تخلیه الکترونی در گاز اکسیژن به وجود می‌آید.



اووزون مولکولی خمیده است، یعنی سه اتم اکسیژن آن روی یک خط راست قرار ندارند. مولکول اووزون را می‌توان به کمک دو ساختار لوویس نمایش داد:



هر دو ساختار از قاعده هشتایی تبعیت می‌کنند. توجه داشته باشید که در یک ساختار، پیوند دوگانه در سمت راست و در ساختار دیگر در سمت چپ قرار دارد. هر دو ساختار احتمال برابری دارند. بنابراین، هیچ یک از آنها به تنها یعنی اعتبار ندارد. مولکول‌های دیگری را نیز می‌توان به کمک چند ساختار لوویس با ارزش برابر نمایش داد. در این موارد می‌گویند که مولکول واقعی هیچ یک از این ساختارها را ندارد بلکه ساختار آن میانگین این دو ساختار یا به گفته شیمی‌دان‌ها هیبرید رزونانسی از این ساختارهاست.



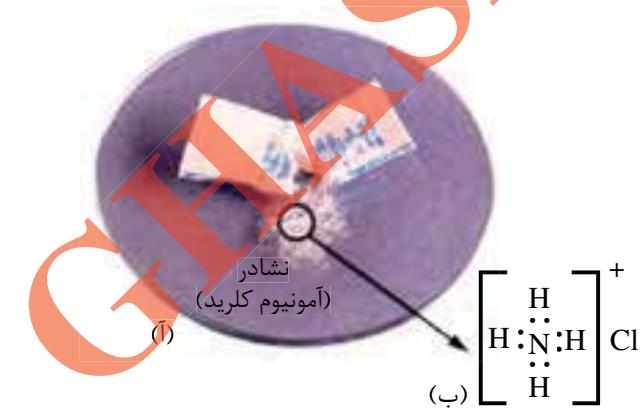
ساختار هیبرید رزونانسی اووزون

[www.ShimiPedia.ir](http://www.ShimiPedia.ir)

در ابتدا، شیمی دان ها تصور می کردند که این نوع مولکول مانند سیم گیتار به جلو و عقب می رود و بین ساختارهای گوناگون نوسان می کند. اما اکنون به این مولکول به گونه ای می نگرند که گویی مولکول، ساختاری میانگین این دو ساختار رزونانسی دارد. اندازه گیری های انجام شده نیز نشان می دهد که در مولکول  $O_2$ ، طول پیوندهای اکسیژن - اکسیژن یکسان و میانگین طول پیوندهای  $O=O$  و  $O-O$  است. در ضمن سطح انرژی مولکول واقعی همواره پایین تر از ساختارهای لوویس جداگانه ای است که برای آن رسم می شود.

### پیوند داتیو نوع خاصی از پیوند کووالانسی است

کاتیون آمونیوم که یون چند اتمی سازنده آمونیوم کلرید (نشادر) است، شکل ۱۱، از اتصال یک مولکول آمونیاک و یک یون هیدروژن به وجود می آید. در این مورد، بین یون هیدروژن و جفت الکترون ناپیوندی اتم نیتروژن در مولکول آمونیاک یک پیوند کووالانسی تشکیل شده است.



شکل ۱۱ آ. وقتی یون هیدروژن با یک مولکول آمونیاک ترکیب می شود، کاتیون آمونیوم به وجود می آید.  
ب. کروشهای موجود در اطراف ساختار لوویس یک یون چند اتمی، مانند یون آمونیوم، نشان می دهد که بار مثبت به اتم خاصی تعلق ندارد بلکه به کل اتم ها متعلق است.

برخلاف پیوندهای یگانه دیگری که در آنها هر اتم یک الکترون به اشتراک می گذارد، در اینجا اتم نیتروژن هر دو الکترون پیوندی را خود به اشتراک می گذارد. این نوع خاص از پیوند را پیوند کووالانسی یا پیوند داتیو می نامند. با وجود آن که برای تشکیل این پیوند هر دو الکترون مشترک به نیتروژن تعلق دارد، وقتی پیوند کووالانسی کوئور دینانسی تشکیل شد، این نوع پیوند از پیوندهای کووالانسی دیگر در کاتیون آمونیوم قابل تشخیص نیست.

پیوند داتیو هنگامی به وجود می آید که یکی از دو اتم تشکیل دهنده پیوند دست کم یک جفت الکترون ناپیوندی و دیگری دست کم یک اوربیتال خالی داشته باشد.



## نام‌گذاری ترکیب‌های مولکولی

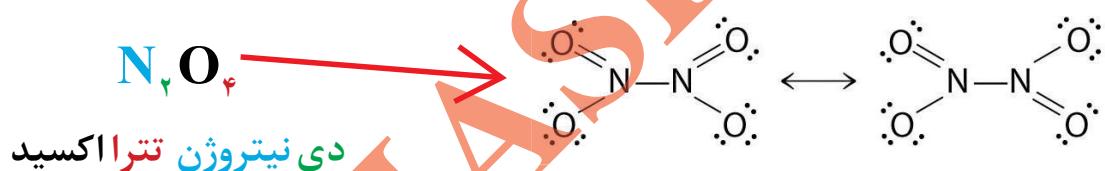
اگر چه برای نوشتن ساختارهای لوویس ترکیب‌های مولکولی چندین مرحله وجود دارد، اماً نام‌گذاری یک ترکیب مولکولی به ویژه در مورد ترکیب‌هایی که تنها از دو عنصر ساخته شده‌اند به نسبت ساده است. این ترکیب‌ها را می‌توان به یکی از دو روش زیر نام‌گذاری کرد. این دو روش شبیه روش‌هایی هستند که در مورد نام‌گذاری ترکیب‌های یونی در بخش ۳ شرح داده شد.

جدول ۴ پیشوندهای رایج در نام‌گذاری ترکیب‌های شیمیابی

پیشوند	تعداد اتم‌ها
مونو	۱
دی	۲
تری	۳
تترا	۴
پنتا	۵
هگزا	۶
هپتا	۷
اوکتا	۸
نونا	۹
دیکا	۱۰

### نام‌گذاری با استفاده از پیشوند، ریشه نام عنصر و پسوند

شیمی‌دان‌ها اغلب ترکیب‌های مولکولی را به کمک پیشوندهای معرفی شده در جدول ۴ نام‌گذاری می‌کنند. پیشوند و پسوند معمولاً به ریشه نام عنصرهای موجود در ترکیب افزوده می‌شود. به نام ترکیب زیر دقت کنید:

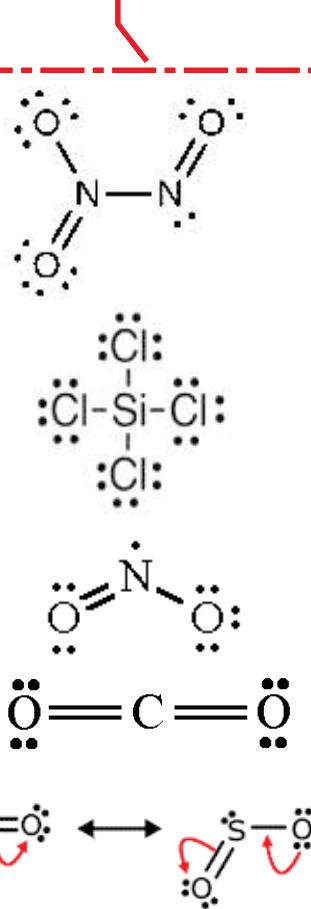


حال سعی کنید با رعایت این الگو، نام ترکیب‌های  $\text{SO}_4$ ,  $\text{CO}_4$ ,  $\text{NO}_4$ ,  $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$  و

را حدس بزنید. در این روش معمولاً نخست نام عنصری گفته می‌شود که الکترونگاتیوی آن کمتر است. اگر فرمول مولکول موردنظر تنها یک اتم از عنصر اول داشته باشد، از به کار بردن پیشوند مونو پیش از نام این عنصر چشم پوشی می‌شود. در حالی که برای اکسیژن به ریشه اکسی پسوند «ید» افزوده و برای نشان دادن تعداد اتم‌های اکسیژن، از پیشوندهای معرفی شده در جدول ۴ استفاده شده است.

### نام‌گذاری با استفاده از عدد اکسایش

دو اتمی که با پیوند کووالانسی قطبی به یکدیگر متصل شده‌اند، مانند یون‌ها بار کامل ثابت یا منفی ندارند، ولی اغلب توزیع الکترون‌ها بین آن دو اتم یکسان نیست. اتمی که الکترونگاتیوی است، الکترون‌های مشترک را بیشتر به سوی خود جذب می‌کند و حامل مقدار جزئی بار منفی می‌شود. در مقابل اتمی که الکترونگاتیوی آن کمتر است، مقدار جزئی بار مشتبث پیدا می‌کند. در این موارد می‌توان فرض کرد که بار الکتریکی به طور کامل روی اتم‌ها منتقل شده است. در این صورت به این بار الکتریکی ظاهری نسبت داده شده به هر اتم عدد اکسایش آن اتم می‌گویند. از عدد اکسایش می‌توان در نام‌گذاری ترکیب‌های مولکولی استفاده کرد.

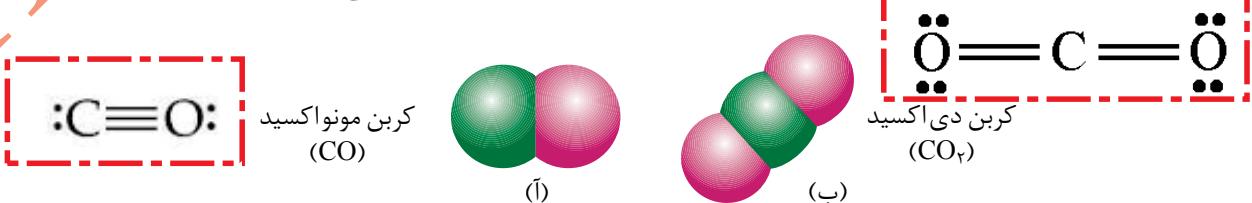


## تعیین عددهای اکسایش از روی فرمول شیمیایی

وقتی بیشتر اتم‌ها با اکسیژن پیوند برقرار می‌کنند، اتم اکسیژن نسبت به اتم‌های دیگر جفت الکترون پیوندی را با شدت بیشتری به سمت خود جذب می‌کند. به این ترتیب، این دو الکترون همراه با بار منفی خود، بیشتر وقت خود را در نزدیکی اتم اکسیژن می‌گذرانند. در نتیجه، به اکسیژن معمولاً عدد اکسایش  $-2$  نسبت داده می‌شود. از طرف دیگر، الکترونگاتیوی اتم هیدروژن زیاد نیست. از این رو، الکترونی که این اتم به هنگام تشکیل پیوند در اختیار می‌گذارد، معمولاً بیشتر وقت خود را در اطراف اتم الکترونگاتیوتر می‌گذراند. بنابراین، به هیدروژن معمولاً عدد اکسایش  $+1$  نسبت داده می‌شود. برای هالوژن‌ها نیز که بسیار الکترونگاتیو هستند معمولاً عدد اکسایش  $-1$  در نظر گرفته می‌شود. اتم‌های دیگر نیز تمایل دارند عددهای اکسایشی داشته باشند که با نوع و میزان بار آنها در ترکیب‌های یونی شباهت داشته باشد. این اتم‌ها معمولاً برای رسیدن به آرایش هشت‌تایی کامل، اغلب به گرفتن یا از دست دادن همین تعداد الکترون نیاز دارند. عنصری که الکترونگاتیوی آن بیشتر است، دارای عدد اکسایش منفی خواهد بود. برای مثال، در آمونیاک،  $\text{NH}_3$ ، عدد اکسایش  $N, -3$  و عدد اکسایش  $H, +1$  است.

پیش از آن که عددهای رومی را در نام گذاری یک ترکیب مولکولی به کار گیرید، باید عدد اکسایش هر اتم را تعیین کنید. این کار ممکن است کمی دشوار باشد، زیرا برخی عنصرها، بسته به دیگر اتم‌های موجود در ترکیب، می‌توانند پیش از یک عدد اکسایش داشته باشند. جمع جبری عددهای اکسایش در یک ترکیب خنثی باید برابر صفر باشد. در مورد یک یون چند اتمی، جمع عددهای اکسایش باید برابر بار یون باشد. با استفاده از این اطلاعات و قواعد تقریبی موجود در مورد عددهای اکسایش هیدروژن، اکسیژن و هالوژن‌ها، می‌توانید عددهای اکسایش بیشتر اتم‌ها را در یک ترکیب یا یک یون چند اتمی پیش‌بینی کنید.

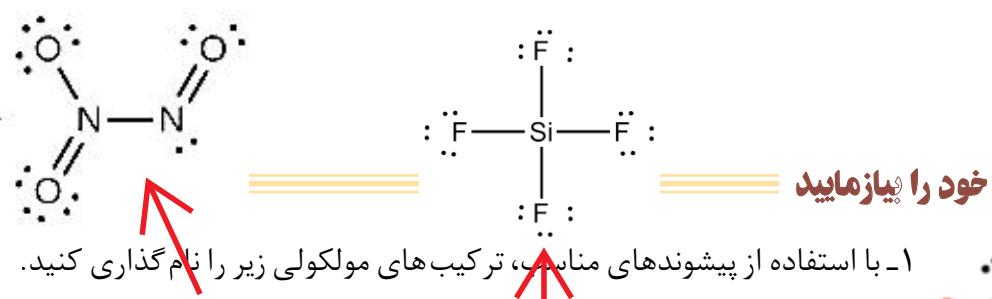
به عنوان مثال، مولکول‌های  $\text{CO}$  و  $\text{CO}_2$ ، نشان داده شده در شکل ۱۲ را در نظر بگیرید. با استفاده از عددهای رومی برای نمایش عددهای اکسایش،  $\text{CO}$  را باید کربن (II) اکسید و  $\text{CO}_2$  را کربن (IV) اکسید نامید. اماً مانند بسیاری از ترکیب‌های کووالانسی متداول،  $\text{CO}$  و  $\text{CO}_2$  را معمولاً کربن مونواکسید و کربن دی اکسید می‌نامند.



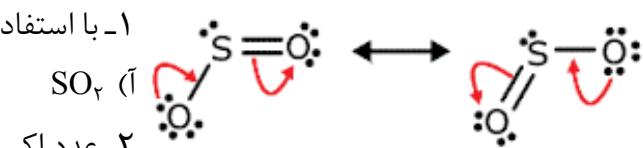
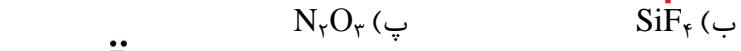
شکل ۱۲ آ. در کربن مونواکسید اگر عدد اکسایش اتم اکسیژن  $-2$  در نظر گرفته شود، عدد اکسایش اتم کربن باید  $+2$  باشد.

ب. در کربن دی اکسید عدد اکسایش اکسیژن  $-2$  است. اماً، چون در هر مولکول دو اتم اکسیژن وجود دارد، اتم کربن باید دارای عدد اکسایش  $+4$  باشد.

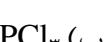




۱- با استفاده از پیشوندهای مناسب، ترکیب‌های مولکولی زیر را نام‌گذاری کنید.

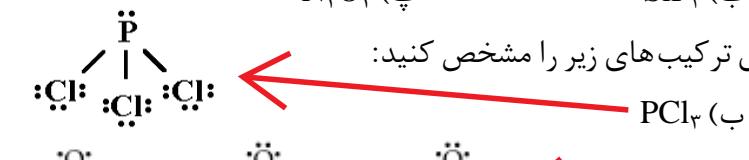


۲- عدد اکسایش اتم مرکزی ترکیب‌های زیر را مشخص کنید:



۳- فرمول شیمیایی ترکیب‌های زیر را بنویسید:

(آ) دی‌نیتروژن تتراآکسید    (ب) گوگرد هگزا‌فلوئورید    (پ) فسفر پنتابرمید



(آ) دی‌نیتروژن تتراآکسید    (ب) گوگرد هگزا‌فلوئورید    (پ) فسفر پنتابرمید

(آ) دی‌نیتروژن تتراآکسید    (ب) گوگرد هگزا‌فلوئورید    (پ) فسفر پنتابرمید

### چگونه فرمول‌های شیمیایی را نمایش می‌دهند؟

تاکنون با ساختار لوویس و فرمول شیمیایی برای نمایش یک مولکول آشنا شدید.

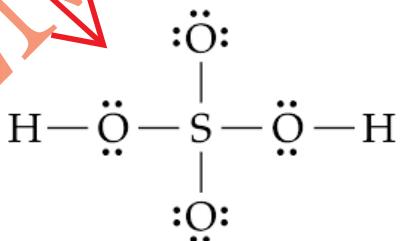
در واقع، شیمی‌دان‌ها می‌توانند فرمول یک ترکیب معین را به شیوه‌های گوناگونی نشان دهند.

**ساده‌ترین فرمول** که شامل نماد شیمیایی عنصرها همراه با زیروندهایی است که کوچک‌ترین

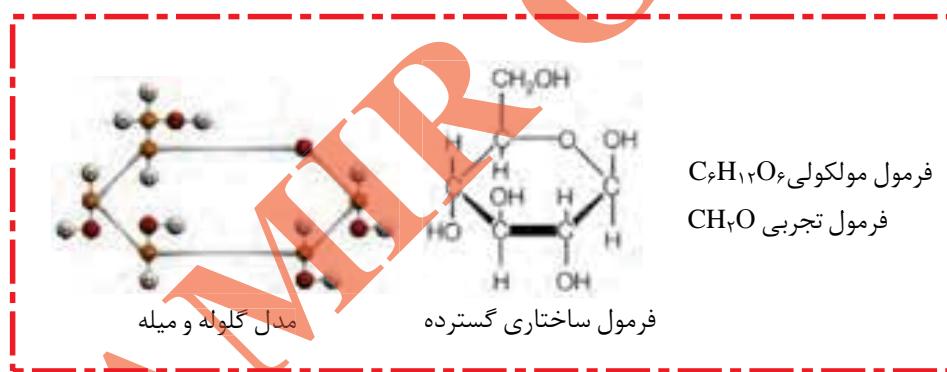
نسبت صحیح اتم‌ها را مشخص می‌کند فرمول تجربی نامیده می‌شود. در شکل ۱۳ مولکول

گلوکوز به چند شیوهٔ متفاوت نشان داده شده است. به طوری که در این شکل ملاحظه

می‌کنید فرمول تجربی گلوکوز CH<sub>6</sub>O و فرمول مولکولی آن C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> است.



فرمول مولکولی نوع و  
تعداد واقعی اتم‌ها را در  
مولکول‌های سازندهٔ یک  
ترکیب مولکولی به دست  
می‌دهد.



شکل ۱۳ گلوکوز را می‌توان به چند شیوهٔ متفاوت نمایش داد.

### فرمول مولکولی

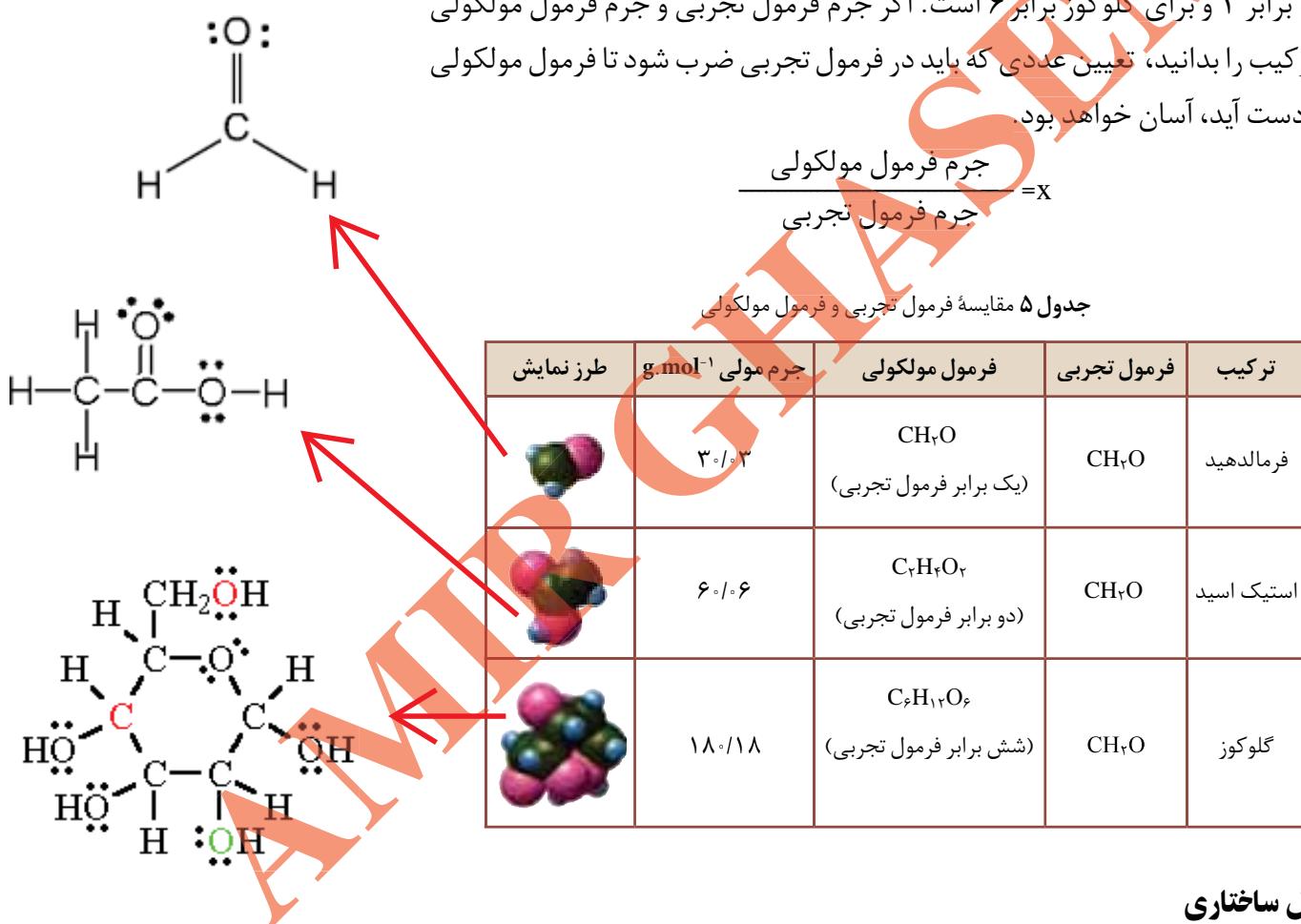
فرمول تجربی افرون بر نوع و تعداد عنصرهای سازندهٔ مولکول، **ساده‌ترین** نسبت اتم‌های موجود در آن را مشخص می‌کند اما اطلاعاتی دربارهٔ تعداد اتم‌های موجود از هر عنصر در اختیار مانمی‌گذارد. برای به دست آوردن این اطلاعات به فرمول مولکولی نیاز دارید. فرمول مولکولی، با توجه به نوع اتم‌ها و تعداد آنها، تصویر بهتری از مولکول به دست می‌دهد.

برای بعضی از ترکیب‌ها، فرمول تجربی و فرمول مولکولی یکسان است. آب،  $\text{H}_2\text{O}$  از این جمله است. اما، در مورد بسیاری از ترکیب‌ها، فرمول تجربی و فرمول مولکولی تفاوت دارند. سه ترکیب مولکولی نشان داده شده در جدول ۵ را در نظر بگیرید. ترکیب اول سمی و سرطان‌زاست. ترکیب دوم عامل ترش بودن سرکه است. ترکیب سوم نوعی قند ساده است. هر سه ترکیب دارای فرمول تجربی یکسان،  $\text{CH}_3\text{O}$ ، هستند، اما به علت متفاوت بودن فرمول مولکولی آنها، هر یک خواص بسیار متفاوتی از خود نشان می‌دهند.

توجه کنید که در جدول ۵ فرمول مولکولی در هر مورد مضربی از فرمول تجربی است.

$$(\text{فرمول تجربی}) \times = \text{فرمول مولکولی}$$

$x$  در این رابطه یک عدد صحیح است.  $x$  برای فرمالدهید، برابر ۱، برای استیک اسید، برابر ۲ و برای گلوكوز برابر ۶ است. اگر جرم فرمول تجربی و جرم فرمول مولکولی یک ترکیب را بدانید، تعیین عددی که باید در فرمول تجربی ضرب شود تا فرمول مولکولی آن به دست آید، آسان خواهد بود.



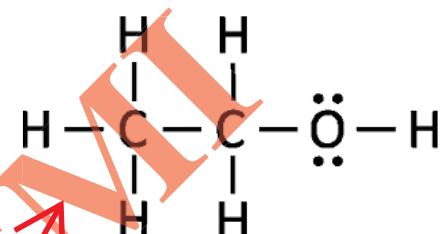
## فرمول ساختاری

از روی فرمول مولکولی به این نکته پی می‌برید که در یک ترکیب چه نوع اتم‌هایی وجود دارند و تعداد هر یک از آنها چه قدر است. اما، برای آن که بدانید این اتم‌ها چگونه به یکدیگر متصل شده‌اند، به **فرمول ساختاری** نیاز دارید. فرمول ساختاری اطلاعات زیادی درباره موقعیت اتم‌ها در مولکول در اختیار می‌گذارد. با فرمول ساختاری در شیمی ۱ نیز آشنا شده‌اید.

فرمول ساختاری افزون بر نوع، تعداد عنصرها و تعداد اتم‌های هر عنصر، شیوه اتصال اتم‌ها به یکدیگر را در مولکول نشان می‌دهد.



فرمول های تجربی، مولکولی و ساختاری دو مولکول نشان داده شده در جدول ۶ را با یکدیگر مقایسه کنید. نوع و تعداد اتم ها در هر دو ترکیب یکسان است. تنها تفاوت در چگونگی آرایش آنهاست. همین تفاوت کوچک ساختاری موجب می شود که خواص شیمیایی آنها بسیار متفاوت باشد. دی متیل اتر گازی است به عنوان پیشرانه در افشاره ها و گاز یخچال به کار می رود، در حالی که اتانول مایعی است که به عنوان حلال و ماده اولیه در صنایع شیمیایی کاربرد فراوان دارد. فرمول ساختاری مانند ساختار لوویس است، با این تفاوت که جفت الکترون های ناپیوندی در آن نشان داده نمی شود. در این فرمول خط کوتاه نمایان گر یک پیوند ساده (یگانه) بین دو اتم است.



جدول ۶ مقایسه اتانول و دی متیل اتر

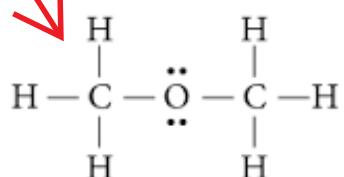
ترکیب	فرمول تجربی	فرمول مولکولی	فرمول ساختاری	نقطه جوش (°C)	چگالی (g.cm⁻³)
اتانول	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{H}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\text{O}-\text{H}$	۷۸/۰	۰/۸۱۶
دی متیل اتر	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{H}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\text{O}-\overset{\text{H}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}-\text{H}$	-۲۴/۵	۰/۶۶۱

به ترکیب هایی که فرمول مولکولی یکسانی دارند  
اما فرمول ساختاری آنها با یکدیگر تفاوت می کند  
ایزومر یا هم پار می گویند.  
اتانول و دی متیل اتر ایزومر یکدیگرند.

### چگونه می توان شکل هندسی مولکول ها را پیش بینی کرد؟

اگرچه تاکنون مطالب زیادی درباره ساختار مولکول ها آموخته اید، اما، جهت گیری سه بعدی یا آرایش هندسی مولکول ها را مطالعه نکرده اید. شکل هندسی مولکول عامل بسیار مهمی در تعیین خواص شیمیایی آن است.

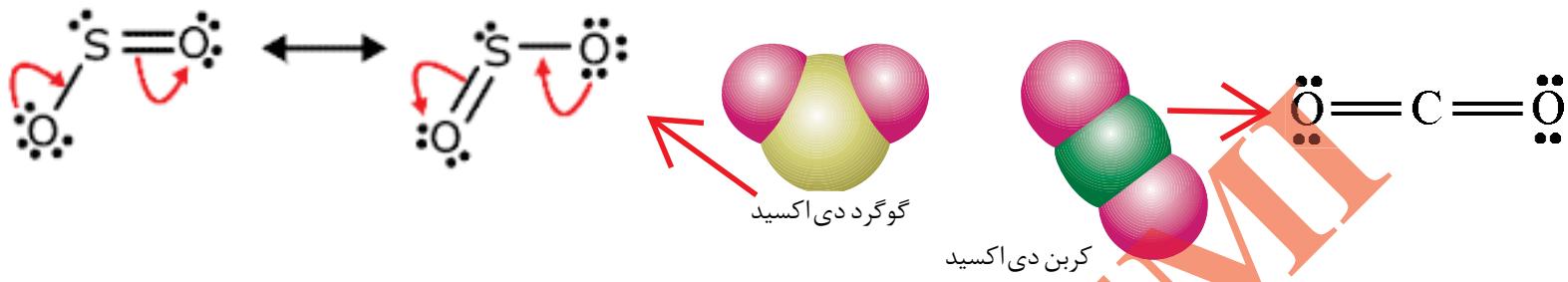
مولکول هایی که فرمول مولکولی به نسبت ساده ای دارند، شکل هندسی آنها هم ساده است. در مورد مولکول های دو اتمی مانند مولکول هیدروژن تنها یک شکل امکان پذیر است، شکل ۱۴. اما، در مورد مولکول هایی که بیش از دو اتم دارند، شکل هندسی مولکول پیچیده تر است. در چنین مواردی به اطلاعاتی بیش از فرمول مولکولی نیاز است.



شکل ۱۴ مولکول های دو اتمی مانند  $\text{H}_2$  تنها یک شکل دارند.

معمولًاً بین فرمول مولکولی یک ترکیب و شکل هندسی آن رابطه روشی وجود ندارد. برای مثال، دومولکول کربن دی اکسید،  $\text{CO}_2$ ، و گوگرد دی اکسید،  $\text{SO}_2$ ، را دنظر بگیرید.

در هر دو ترکیب سه اتم وجود دارد که دو اتم آن اکسیژن است. اما، همان طور که در شکل ۱۵ نشان داده شده است، این دو ترکیب شکل‌های هندسی متفاوتی دارند. چرا با وجود تشابه از نظر تعداد اتم‌ها، مولکول  $\text{CO}_2$  خطی و مولکول  $\text{SO}_2$  خمیده است؟ پاسخ را باید در آرایش الکترون‌های ظرفیت آنها، به ویژه جفت الکترون‌های ناپیوندی جست‌وجو کرد.



شکل ۱۵ اگرچه تعداد اتم‌ها در کربن دی اکسید و گوگرد دی اکسید یکسان است، اما شکل‌های متفاوتی دارند.

VSEPR که کوتاه شده عبارت زیر است:

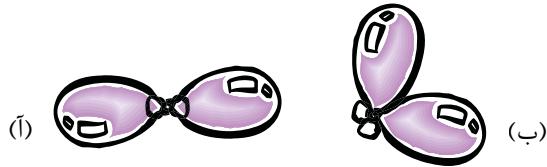
Valence Shell Electron Pairs Repulsion  
مدلی برای پیش‌بینی شکل مولکول است، با این فرض که قلمروهای الکترونی پیرامون اتم مرکزی، تمایل دارند تا آن جا که ممکن است از یکدیگر دور شوند.

یکی از نظریه‌هایی که برای پیش‌بینی شکل هندسی مولکول‌ها ارایه شده است، نظریهٔ نیروی دافعهٔ جفت الکترون‌های لایهٔ ظرفیت (VSEPR) است. مطابق با این نظریه، نیروهای دافعهٔ الکتروستاتیک موجود بین جفت الکترون‌های پیوندی یا ناپیوندی موجود در یک مولکول، موجب می‌شود که این جفت الکترون‌ها تا آن جا که امکان داشته باشد، از یکدیگر فاصله بگیرند. این جهت‌گیری جفت الکترون‌ها به گونه‌ای است که پایدارترین آرایش هندسی را برای مولکول فراهم می‌کند. آرایش ویژه‌ای از اتم‌ها که سبب می‌شود میان جفت الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی مولکول کمترین دافعه وجود داشته باشد. در این روش برای سادگی به جای جفت الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی از واژهٔ **قلمرو الکترونی** استفاده می‌شود. قلمرو الکترونی مفهومی کلی تراست و به ناحیه‌ای در اطراف اتم مرکزی گفته می‌شود که الکترون‌ها - صرف نظر از تعداد - در آن جا حضور دارند. در این تعریف پیوندهای یگانه، دوگانه یا سه‌گانه، یک قلمرو به شمار می‌آید.

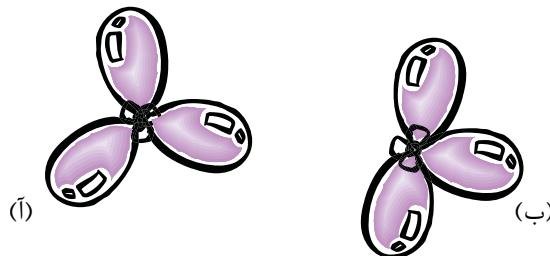
## آزمایش کنید

برای نشان دادن شکل هندسی مولکول‌ها می‌توان از بادکنک‌های باد شده استفاده کرد. چند بادکنک تهیه کنید و آزمایش‌های زیر را انجام دهید.

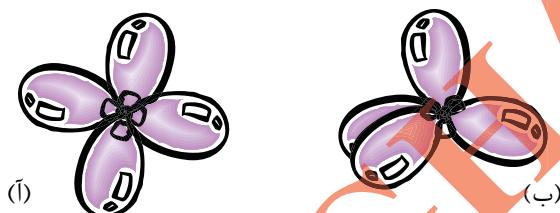
- ۱- ابتدا دو بادکنک کوچک را به یک اندازه باد کنید. سپس با استفاده از نخ سربادکنک‌ها را به یکدیگر بیندید به طوری که تا حد امکان آزاد اماً به هم نزدیک باشند. بادکنک‌ها را روی پارچه‌پشمی بکشید تا بار الکتریکی پیدا کنند. سپس آنها را روی میز رها کنید تا آرایش ثابتی به خود بگیرند. بادکنک‌ها کدامیک از دو آرایش صفحه بعد را به خود خواهند گرفت؟



۲- اگر در آزمایش بالا از سه بادکنک استفاده کنید، کدام آرایش هندسی زیر برای آنها مناسب تر است؟



۳- اگر چهار بادکنک را به یکدیگر گره بزنید، بادکنک‌ها کدام‌یک از آرایش‌های زیر را اختیار می‌کنند؟



### چگونه شکل هندسی مولکول‌ها از روی ساختارهای لوویس آنها تعیین می‌شود؟

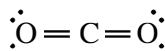
برای این کار به شیوهٔ زیر عمل می‌شود.

- ۱- ساختار لوویس مولکول را رسم کنید.
- ۲- تعداد قلمروهای الکترونی در اطراف اتم مرکزی را معین کنید.
- ۳- آرایش هندسی مناسب را براساس تعداد قلمروهای الکترونی نتیجه بگیرید.

به زاویه‌ای که سه اتم متصل به هم با یکدیگر می‌سازند، زاویهٔ پیوند می‌گویند. این زاویه حداقل  $180^\circ$  است.

### دو قلمرو الکترونی: ساختار خطی

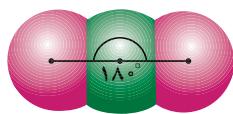
مولکول  $\text{CO}_2$  را که دارای ساختار لوویس زیر است، درنظر بگیرید:



دو قلمرو الکترونی در اطراف اتم مرکزی ( $\text{C}$ ) وجود دارد.

تنها جهت‌گیری ممکن که می‌تواند دو قلمرو الکترونی اطراف اتم کربن را تا حد

ممکن دور از یکدیگر قرار دهد، آرایش خطی است، شکل ۱۶.



شکل ۱۶ مطابق نظریه VSEPR، مولکولی که دارای دو قلمرو الکترونی در اطراف اتم مرکزی است، آن گونه که برای کربن دی اکسید نشان داده شده است، آرایش خطی به خود می‌گیرد. آرایشی که در آن زاویه پیوند  $180^\circ$  است.

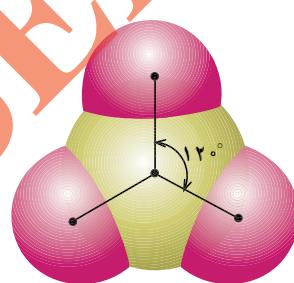


آیا خالق آفرینش نظم چینش ذره‌های بزرگ را همانند ذره‌های ریز قرار داده است؟

سه قلمرو الکترونی: ساختار سه ضلعی مسطح اکتون ساختار لوویس گوگرد تری اکسید،  $\text{SO}_2$ ، را در نظر بگیرید.  $\ddot{\text{O}}=\text{S}-\ddot{\text{O}}$

$\text{SO}_2$  در شکل ۱۷ نشان داده شده است. این شکل را آرایش سه ضلعی مسطح می‌نامند.

شکل ۱۷ در مولکولی مانند  $\text{SO}_2$ ، وقتی اتم مرکزی به وسیله سه اتم دیگر احاطه شده باشد و همه جفت الکترون‌ها از نوع پیوندی باشند، آرایش هندسی مولکول به صورت سه ضلعی مسطح است. زاویه پیوند در این آرایش  $120^\circ$  است.

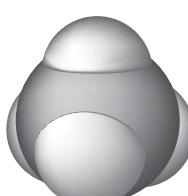


چهار قلمرو الکترونی: ساختار چهاروجهی

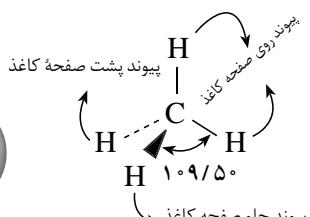
وضعیت مولکول‌هایی که مانند متان،  $\text{CH}_4$ ، چهار قلمرو الکترونی دارند، قدری پیچیده‌تر است، زیرا به جای یک شکل مسطح که بتوان آن را روی صفحه کاغذ نمایش داد، دارای یک شکل سه بعدی موسوم به چهاروجهی است. چند شیوه نمایش متفاوت مولکول متان در شکل ۱۸ نشان داده شده است. این شکل را می‌توان به صورت سه‌پایه‌ای در نظر گرفت که پایه چهارمی به سمت بالا بر آن سوار شده است. در این نوع آرایش، جفت‌های الکترونی با یکدیگر زاویه‌ای برابر  $90^\circ$  دارند.



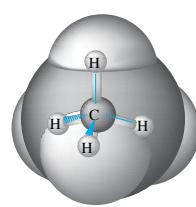
(آ)



(ب)



(پ)



(ت)

شکل ۱۸

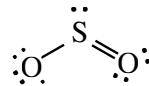
(آ) مدل گلوله (نمادی برای نمایش اتم) و میله (نمادی برای نمایش پیوند کووالانسی)  
ب) مدل فضا پرکن

پ) مدل خط‌چین (نمادی برای نمایش جهت‌گیری اتم - دور از بیننده) و گوه (نمادی برای نمایش جهت‌گیری اتم - نزدیک از بیننده)

ت) نمایش مولکول متان با ادغام هر سه مدل



۴- در صورت وجود جفت الکترون‌های ناپیوندی زوایای پیوند را طوری تنظیم کنید تا برای قلمروهای الکترونی مربوط به جفت‌های ناپیوندی فضای بزرگ‌تری باز شود. اتم گوگرد در مولکول  $\text{SO}_2$ ، را درنظر بگیرید.



حول این اتم سه قلمرو الکترونی وجود دارد. از این‌رو ساختار آن در گروه سه ضلعی مسطح قرار می‌گیرد. در این ساختار قلمروهای الکترونی باهم زاویه $^{\circ} 120$  دارند. اما، یک جفت الکtron ناپیوندی در مقایسه با یک جفت الکtron پیوندی، فضای بیشتری را اشغال می‌کند، زیرا جفت الکtron ناپیوندی تنها تحت تأثیر یک هسته است، حال آن‌که جفت الکtron پیوندی تحت تأثیر دو هسته قرار دارد. در نتیجه، نیروی دافعه بین جفت‌های ناپیوندی-پیوندی اندکی بیشتر از نیروی دافعه بین جفت‌الکtron‌های پیوندی-پیوندی است. بر اثر این دافعه بیشتر، جفت الکtron‌های پیوندی کمی به سوی یکدیگر رانده می‌شوند. از این‌رو، زاویه پیوند در  $\text{SO}_2$  کمتر از  $^{\circ} 120$  و شکل آن خمیده است. در مورد پیوندهای دوگانه و سه‌گانه نیز یک چنین اثری مشاهده می‌شود، زیرا قلمروهای الکترونی آنها، نسبت به قلمرو الکترونی پیوند یکانه (ساده) به فضای بیشتری نیاز دارند.

### نمونه حل شده

شکل هندسی مولکول‌های آمونیاک ( $\text{NH}_3$ ) و آب ( $\text{H}_2\text{O}$ ) را پیش‌بینی کنید.

۱- ساختارهای لوویس آنها را رسم می‌کنیم.



۲- در هر مورد تعداد قلمروهای الکترونی در اطراف اتم مرکزی را می‌شماریم.

● اتم N در  $\text{NH}_3$  سه پیوند با اتم‌های H و یک جفت الکtron ناپیوندی دارد. در مجموع چهار قلمرو الکترونی.

● اتم O در  $\text{H}_2\text{O}$  دو پیوند با اتم‌های H و دو جفت الکtron ناپیوندی دارد. در مجموع چهار قلمرو الکترونی.

۳- آرایش هندسی مناسب را براساس نظریه VSEPR تعیین می‌کنیم.

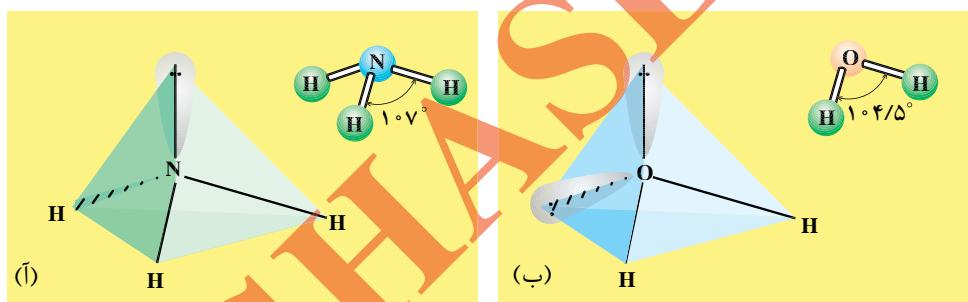
● قلمروهای الکترونی در هر دو اتم دارای آرایش چهار چهار وجهی خواهند بود. در این ساختار زاویه پیوند حدود  $^{\circ} 90/5$  است.

۴- وضعیت جفت الکtron‌های ناپیوندی را مشخص می‌کنیم.

● در مورد آمونیاک، چهاروجهی را مانند سه پایه‌ای در نظر بگیرید که پایهٔ چهارمی به سمت بالا بر آن سوار شده است. اگر جفت الکترون ناپیوندی را پایهٔ چهارم در نظر بگیریم، شکل هندسی به دست آمده یک هرم با قاعدهٔ سه ضلعی است، شکل آ.

● در مورد آب، شکل مولکول خمیده است، شکل ب. این شکل، بدون توجه به این که جفت الکترون‌های ناپیوندی کدام دو پایهٔ چهاروجهی را اشغال کنند، با واقعیت سازگاری دارد.

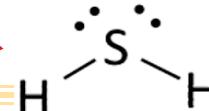
● به علت دافعهٔ میان جفت الکترون‌های ناپیوندی - ناپیوندی، ناپیوندی - پیوندی و پیوندی - پیوندی که به ترتیب مقدار نیروی دافعه‌ای میان آنها کاسته می‌شود، زاویهٔ پیوند در آمونیاک و آب هر دو اندکی کوچک‌تر از  $90^\circ$  شده است. (زاویهٔ پیوند در آمونیاک  $107^\circ$  و در آب  $104.5^\circ$  است). این نیروهای دافعه‌ای را روی هر دو شکل زیر نشان دهید.



### خود را بیازمایید

شکل هندسی مولکول‌های زیر را پیش‌بینی کنید.

$\text{SiCl}_4, \text{PCl}_3, \text{H}_2\text{S}$



چه نیرویی مولکول‌های را کنار یکدیگر نگاه می‌دارد؟

پیش از این آموختید که به هنگام تشکیل پیوند کووالانسی، نیروی جاذبه‌ای قوی میان هستهٔ یک اتم و الکترون‌های اتم دیگر عامل اصلی نزدیک شدن اتم‌ها به یکدیگر است. از آن جا که در مولکول‌ها یعنی مجموعه‌ای از اتم‌های متصل به هم نیز همواره چنین نیرویی میان هستهٔ اتم‌های یک مولکول و الکترون‌های مولکول دیگر قابل تصور است، انتظار می‌رود که مولکول‌ها نیز یکدیگر را بربایند. وجود این نیروها سبب می‌شود که مولکول‌ها بتوانند در کنار هم قرار بگیرند. از آن جا که خواص فیزیکی یک ماده به قدرت نیروهای

برهم‌کنش‌های جاذبه‌ای از نوع مولکول - مولکول را به افتخار یک فیزیکدان هلندی نیروهای وان دروالس نامیده‌اند.

جاذبه‌ای میان ذره‌های سازنده آن - در اینجا مولکول‌ها - بستگی دارد، داشتن درکی از عوامل مؤثر بر افزایش نیروهای بین مولکولی امکان توجیه تفاوت مشاهده شده در خواص فیزیکی مواد گوناگون را میسر می‌سازد.

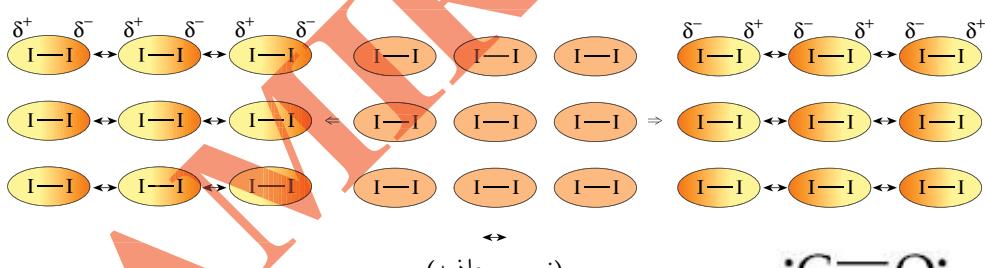
### توزيع ناهمگن الکترون‌ها روی مولکول، نیروهای بین مولکول را افزایش می‌دهد.

پیش از این با مفهوم پیوند قطبی و پیوند ناقطبی آشنا شدید. می‌دانید که در پیوندهای قطبی برخلاف پیوندهای ناقطبی الکترون‌ها به طور یکنواخت روی مولکول دو اتمی توزیع نمی‌شوند و وقت بیشتری را در اطراف اتم الکترونگاتیویر سپری می‌کنند. این توزیع ناهمگن الکترون‌ها می‌تواند یک مولکول دو اتمی را به یک دوقطبی تبدیل کند. به چنین مولکولی قطبی می‌گویند.

وجود دو قطب مثبت و منفی دائمی در مولکول‌های قطبی بر نیروهای جاذبه‌ای موجود میان مولکول‌ها، نیروی جاذبه‌ای قوی‌تری را اضافه می‌کند. این در حالی است که مولکول‌های دو اتمی جور هسته مانند  $I_2$  که از جمله مولکول‌های ناقطبی به شمار می‌آیند، به همان نیروهای ضعیف و ان دروالسی اکتفا می‌کنند.

### فکر کنید

۱- شکل زیر نیروهای ضعیف موجود میان مولکول‌های  $I_2$  به حالت جامد را نشان می‌دهد. ایجاد این نیروهای ضعیف جاذبه‌ای را که به نیروی جاذبه‌ای نشری لوندون معروف است، چگونه توجیه می‌کنید؟



۲- از میان جفت گازهای ( $CO$ ،  $O_2$ ،  $Cl_2$ ،  $N_2$ ) کدام یک آسان‌تر به مایع تبدیل می‌شود؟ چرا؟



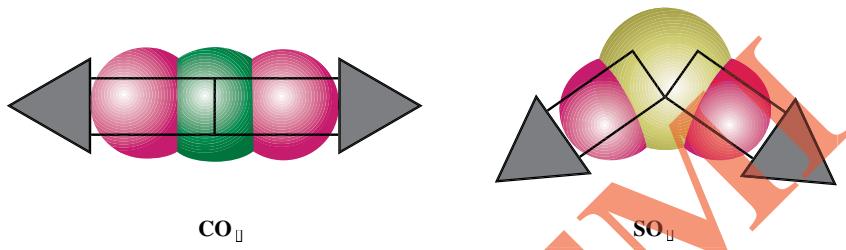
مولکول‌های چنداتمی نیز بسته به میزان قطبی بودن پیوندها و جهت‌گیری اتم‌ها

در فضا (آرایش هندسی مولکول) می‌توانند قطبی یا ناقطبی باشند.

نیروهای وان دروالس  
با افزایش جرم مولکول‌ها  
افزایش می‌یابد. چرا؟

## پیش‌بینی کنید

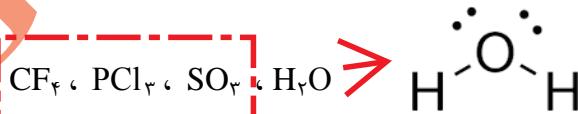
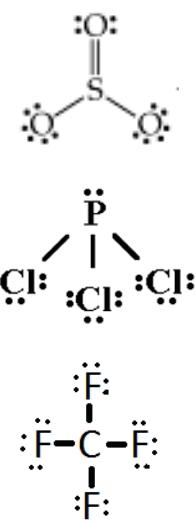
مولکول‌های  $\text{CO}_2$  و  $\text{SO}_3$  را در نظر بگیرید. اگر جهت توزیع الکترون‌ها در هر پیوند قطبی را با یک پیکان نشان دهیم. توزیع الکترون‌ها روی مولکول‌های یادشده به صورت زیر خواهد بود.



۱- فرض کنید که هر پیکان جهت نیرویی را نشان می‌دهد که قصد داریم به کمک آن اتم مرکزی را از جای خود نکان دهیم، به نظر شما در کدام حالت اتم مرکزی تحت تأثیر هم‌زمان این نیروها جابه‌جا می‌شود؟ چرا؟

۲- اگر حرکت کردن اتم مرکزی در این مقایسهٔ فرضی را به معنای توزیع غیریکنواخت الکترون‌ها روی مولکول در نظر بگیریم، در این صورت کدام مولکول یک دوقطبی خواهد بود؟ قطب‌های مثبت و منفی این دو قطبی را مشخص کنید.

۳- با کمک روش بالا مولکول‌های زیر را در دو گروه قطبی و ناقطبی دسته‌بندی کنید.



## پیوندهای هیدروژنی از جمله نیروهای بین مولکولی قوی به شمار می‌آیند.

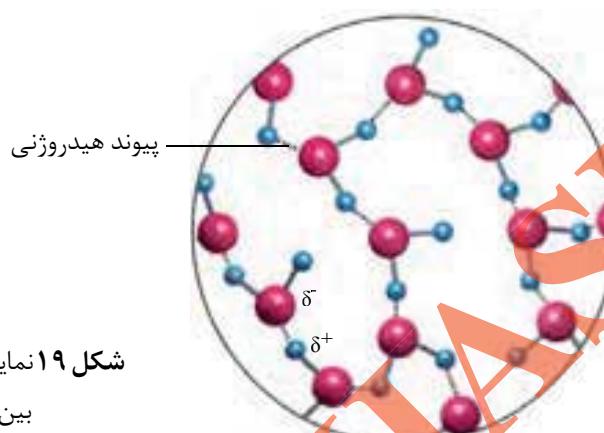
آب خواص منحصر به فرد زیادی دارد که اجسام مشابه آن، مانند هیدروژن سولفید،  $\text{H}_2\text{S}$ ، از این خواص بی‌بهره‌اند، جدول ۷. نقطه‌های ذوب و جوش بسیار بالاتر آب نشان می‌دهد که نیروهای جاذبهٔ دوقطبی - دوقطبی در مولکول‌های آب باید، خیلی قوی‌تر از نیروهای جاذبه‌ای مشابه بین مولکول‌های  $\text{H}_2\text{S}$  باشد.

جدول ۷ ویژگی‌های آب و هیدروژن سولفید

ماده	مدل فضا پرکن	فرمول مولکولی	نقطه ذوب (°C)	نقطه جوش (°C)
آب		$\text{H}_2\text{O}$	۰/۰	۱۰۰/۰
هیدروژن سولفید		$\text{H}_2\text{S}$	-۶۰/۳	-۸۵/۵



هنگامی که هیدروژن، یعنی کوچک‌ترین اتم شناخته شده، به فلوئور، اکسیژن یا نیتروژن (کوچک‌ترین و الکترونگانیوترین اتم‌ها) متصل شود پیوندی بسیار قطبی به وجود می‌آید که مقدار بارهای جزیی دو اتم در گیر در این پیوند به ویژه اتم کوچک هیدروژن بسیار چشمگیر خواهد بود. همان‌طور که می‌دانید هر اندازه مقدار بارهای الکتریکی ناهم‌نام بیشتر باشد، نیروی جاذبه بین آنها نیز قوی‌تر خواهد بود. از این‌رو یک جاذبه دوقطبی - دوقطبی بسیار قوی میان مولکول‌های دارای این‌گونه پیوندها به وجود می‌آید که به خاطر استحکام بیش از اندازه آن پیوند هیدروژنی نامیده می‌شود.



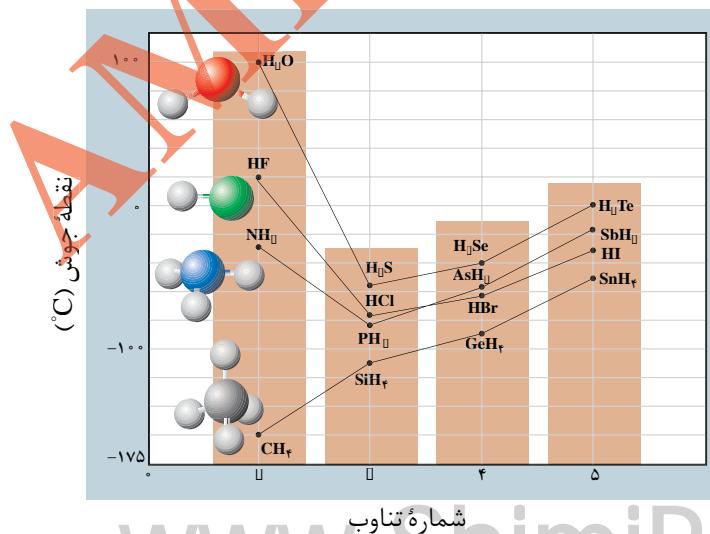
δ (دلتا)، نمادی برای نمایش مقدار بار الکتریکی جزیی است. باری کمتر از واحد بار الکتریکی.

شکل ۱۹ نمایش پیوند هیدروژنی موجود بین مولکول‌های آب

واژه پیوند هیدروژنی گمراه‌کننده است، زیرا این نوع نیروی جاذبه، مانند دیگر نیروهای جاذبه بین مولکولی، بسیار ضعیف‌تر از پیوندهای کوالانسی بین اتم‌هاست.

### فکر کنید

با دقت به شکل زیر نگاه کنید. روند تغییر نقطه جوش ترکیب‌های هیدروژن‌دار نشان داده شده را چگونه توجیه می‌کنید؟



### علت سقوط نقطه جوش مولکول‌های $\text{NH}_3$ و $\text{HF}$ و $\text{H}_2\text{O}$

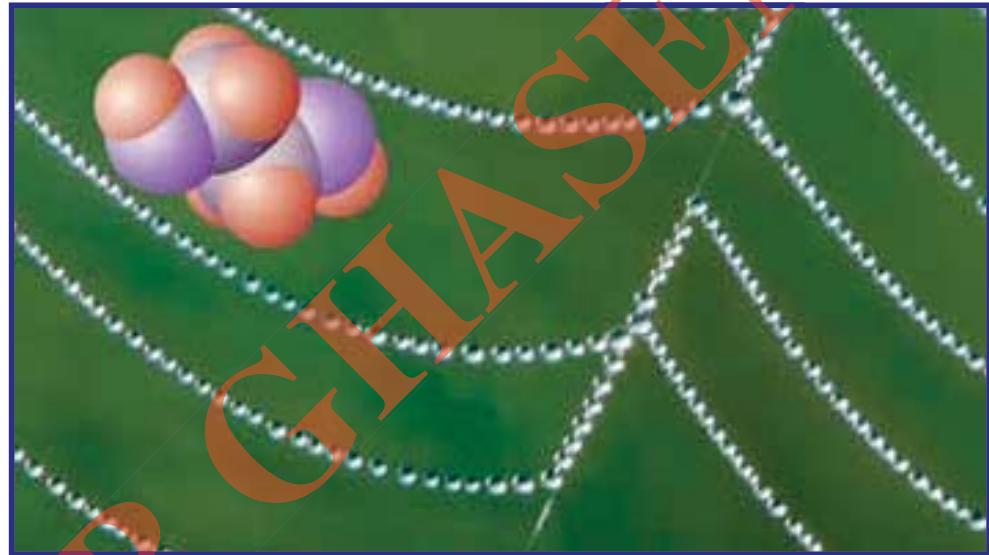
این سه ترکیب قادر به تشکیل پیوند هیدروژنی هستند ولی دیگر ترکیبات هیدروژن دار هم گروهی شان پیوند هیدروژنی تشکیل نمیدهند. پس این سه نقطه جوش بالاتری دارند.

### علت صعود نقطه جوش در نمودار روی رو:

افزایش جرم و حجم مولکول‌ها.

# بخش ۵

## کربن و ترکیب‌های آلی



انسان‌ها در طول تاریخ بناهای بزرگی را ساخته، از خود به یادگار گذاشته‌اند که هنوز هم پس از قرن‌ها، زیبا، با شکوه و شگفت‌انگیزند. تخت جمشید، هرم‌های سه‌گانه مصر و دیوار چین از این جمله‌اند. اما امروز، ما چه یادگاری برای آیندگان خواهیم گذاشت؟ از شیمی ۱ به یاد دارید که در میان انواع زباله‌ها، فرآوردهٔ قرن بیستم یعنی زباله‌های پلاستیکی، بیشترین حجم را دارند و تا قرن‌ها نیز در طبیعت بدون تغییر باقی می‌مانند. اگر به آمار زباله‌های شهر تهران نگاهی بیندازید، خواهید دید که مردم تهران قادر خواهند بود که با انباشتن زباله‌های پلاستیکی خود در زمینی به مساحت زمین فوتbal ورزشگاه آزادی هر روز هفت طبقه از برجی را بسازند که پس از یک سال به ارتفاع قلهٔ دماوند خواهد رسید. برج بزرگی که در برابر رطوبت، بسیاری از مواد شیمیایی، نور خورشید و باکتری‌ها مقاوم است و می‌تواند قرن‌ها به یادگار بماند. آیا باقی ماندن چنین یادگاری شایسته انسان امروزی است؟ چه باید کرد؟ آیا شیمی می‌تواند در حل این مشکل ما را یاری دهد؟ چگونه؟

از سال پیش به یاد دارید که پلاستیک هانوی پلیمر هستند. امروزه شیمی دانها موفق شده اند نوعی از پلیمرها را بسازند که برخلاف نایلون به آسانی در طبیعت از میان می روند. شاید این پلیمرهای زیست تخریب پذیر جایگزین های مناسبی برای انواع پلاستیک ها باشد و به این ترتیب آلودگی محیط زیست را نیز برطرف کنند. اما در حال حاضر این پلیمرها گران هستند و هنوز به طور گسترده به بازار مصرف وارد نشده اند.

این که چگونه شیمی دانها به حل این مشکل نایل آمدند؟ آگاهی از چه اطلاعاتی درباره این مواد آنها را به این موفقیت رسانده است؟ و ... پرسش هایی هستند که بی تردید ذهن شما را به خود مشغول کرده است. پاسخ این پرسش ها را باید در مطالعه خواص کربن و ترکیب های آن جست وجو کرد. عنصری که هم نایلون و مواد پلاستیکی و هم پلیمرهای زیست تخریب پذیر از ترکیب های شیمیایی آن به شمار می آیند. ترکیب هایی از یک عنصر ولی با خواصی کاملاً متفاوت. (!) در این بخش با ویژگی های کربن، نافلز سیه چهره ای آشنا می شوید که ترکیب های بی شمار آن به کره خاکی، زندگی، زیبایی و گوناگونی بخشیده است.



سیلیس و سیلیکات ها  
سازنده اصلی خاک و  
سنگ بوده و دارای پل های  
Si - O - Si هستند.

### کربن عنصری شگفت انگیز

کربن و سیلیسیم یعنی دو عنصر گروه ۱۴ جدول تناوبی را می توان عنصرهای اصلی سازنده بسیاری از مواد موجود در طبیعت دانست. سیلیسیم به علت تمایل شدیدی که به داشتن پیوند با اکسیژن دارد به آن متصل شده، زنجیرها و حلقه هایی دارای پل های Si - O - Si ایجاد می کند و از این طریق سیلیس و سیلیکات ها را که مواد سازنده سنگ ها و خاک هستند، به وجود می آورد. اتم های کربن تمایل زیادی به تشکیل پیوندهای کووالانسی محکمی با یک دیگر دارند و به این ترتیب قادرند زنجیرها و حلقه های کوچک و بزرگ بسیاری از اتم های کربن ایجاد کنند. افزون بر این، کربن پیوندهای محکمی با نافلز های دیگری چون هیدروژن، نیتروژن، اکسیژن، گوگرد و هالوژن ها تشکیل می دهد. این ویژگی ها سبب شده است که از کربن ترکیب شیمیایی بی شماری به وجود بیاید. شمار این ترکیب ها از مرز ۱ میلیون گذشته است و هر روز نیز با ساخته شدن ترکیبی تازه در آزمایشگاه های تحقیقاتی یا یافتن ماده ای تازه در جهان بر تعداد آنها افزوده می شود. در این میان، زیست مولکول ها که اساس هستی را پایه ریزی کرده اند و ادامه زندگی را ممکن ساخته اند، همگی ترکیب هایی کربن دار هستند. به این ترتیب می توان گفت که سیلیسیم جهان غیرزنده را تشکیل می دهد و کربن جهان زنده را به وجود می آورد.

ترکیب های کربن و خواص آنها در شاخه ای از شیمی مطالعه می شود که شیمی آلی

صرف نظر از اکسیدهای کربن، کربنات ها و شمار اندک دیگری که ترکیب هایی معدنی به شمار می آیند، شیمی آلی رامی توان شیمی کربن و شیمی معدنی را شیمی دیگر عنصرها تعریف کرد. اگر چه امروزه مرز میان این دو شاخه از دانش شیمی به تدریج کم رنگ تر شده است.



نامیده شده است. به شیمی آلی شیمی ترکیب‌های کربن نیز می‌گویند. در سال پیش با شیمی آلی و ویژگی‌ها و کاربردهای برخی از ترکیب‌های پرمصرف آن آشنا شدید. ترکیب‌هایی که همگی فراورده‌های نفت خام هستند و افرون بر تأمین مواد لازم، انرژی مورد نیاز تمدن‌های پیشرفته امروزی را نیز تأمین می‌کنند.

با نگاهی به جدول تناوبی درمی‌یابیم که کربن در تناوب دوم و در رأس گروه ۱۴، جایی میان فلز فعال لیتیم در سمت چپ جدول و نافلز بسیار فعال فلوئور در سمت راست جدول، قرار گرفته است. همان‌طوری که می‌دانید فلزها تمایل دارند که با شرکت در یک واکنش شیمیایی الکترون‌های لایه ظرفیت خود را از دست بدهنند و بر عکس نافلزها تمایل دارند که از این طریق الکترون بگیرند و به آرایش پایدار گازهای نجیب دست یابند. کربن در میانه این دو دسته از عنصرها قرار دارد و از این‌رو هیچ یک از این دو ویژگی را ندارد. در عوض اتم‌های کربن می‌توانند از طریق به اشتراک گذاشتن چهار الکترون ظرفیتی با خود یا اتم‌عنصرهای دیگر پیوندهای کووالانسی تشکیل دهند. پیوندهایی که طی آنها کربن به آرایش هشتایی دست می‌یابد.

کربن با چهار الکترون ظرفیتی به تشکیل چهار پیوند کووالانسی نیازمند است. تشکیل چهار پیوند یگانه به این معناست که کربن می‌تواند حداقل با چهار اتم از عنصرهای مختلف یا حداقل چهار اتم کربن دیگر پیوند یابد. در ضمن تمایل بی‌نظیر کربن به تشکیل پیوندهای دوگانه و سه‌گانه، گوناگونی باور نکردنی ترکیب‌های کربن دار را سبب شده است. برای نشان دادن تنوع ساختاری کربن نیازی به رفتن به فراتر از عنصر کربن نیست. بلکه کافی است که ابتدا به ساختار دگر شکل‌ها یا الوتروپ‌های مختلف آن یعنی گرافیت و الماس توجه کنید.

## الماس و گرافیت جامد‌هایی با شبکه کووالانسی

الماس و گرافیت هر دو از اتصال شمار بسیار زیادی اتم‌های کربن به وجود آمده‌اند. در الماس هر اتم کربن با چهار پیوند یگانه به چهار اتم کربن دیگر اتصال یافته است. همان‌طور که می‌دانید اتم کربن در این حالت ساختاری چهار وجهی دارد و هر چهار اتم کربن متصل به آن در چهار گوشی یک چهار گرفته‌اند، شکل ۱-آ. از این‌رو الماس یک شبکه به هم پیوسته از اتم‌های کربن است. شبکه غول‌آسایی متشکل از میلیاردها اتم کربن که با پیوندهای کووالانسی به هم متصل شده‌اند. موادی از این نوع، جامد‌هایی بسیار سخت هستند و با توجه به ساختاری که دارند جامد‌های کووالانسی گفته می‌شوند. افزون بر زیبایی، بلورهای بسیار سخت الماس آن را برای کاربردهای صنعتی بسیاری، سودمند کرده.

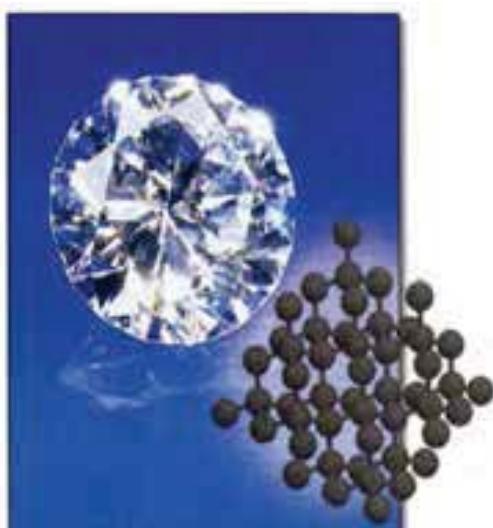
در سال ۱۸۶۲، فردیک ولر با گرم کردن کربن و آبیاری از روی و کلسیم موفق شد که کلسیم کاربید (CaC<sub>2</sub>) را کشف کند. سپس، کلسیم کاربید را با آب واکنش داد و به این ترتیب، اتنین (استیلن) را تهیه کرد.

از آن جا که از اتنین ترکیب‌های آلی بسیاری را می‌توان تهیه کرد، کشف کلسیم کاربید پُلی بود که توسط ولر میان مواد معدنی و ترکیب‌های آلی زده شد.

جامد کووالانسی جامدی است که در آن همه اتم‌ها به وسیله پیوندهای کووالانسی به یکدیگر متصل شده‌اند و از این طریق شبکه‌ای دو یا سه بعدی ایجاد کرده‌اند.

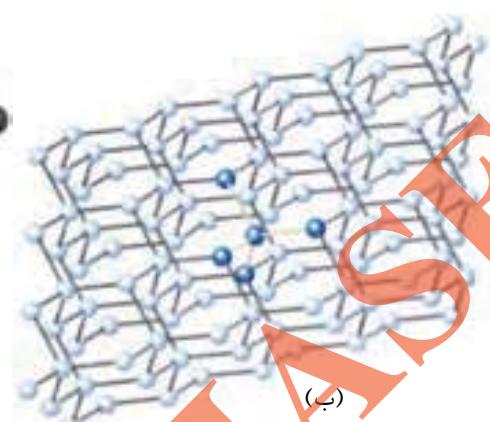
است. نیاز روز افزون صنعت به الماس، بسیار گران بودن و محدود بودن منابع آن انسان را ناگزیر به ساختن الماس کرده است. آیا می‌توانید برخی از کاربردهای الماس ساختگی در زندگی را نام ببرید؟

دِگرشكّل يا آلوتروپ به  
شكّل هاي گوناگونی گفته  
مي شود که از يك عنصر در  
طبيعت يافت مي شود.



(ا)

طول پيوند کربن - کربن در گرافيت کوتاه تر  
از طول پيوند کربن - کربن در الماس است.



(ب)

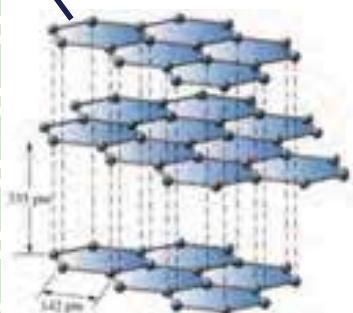
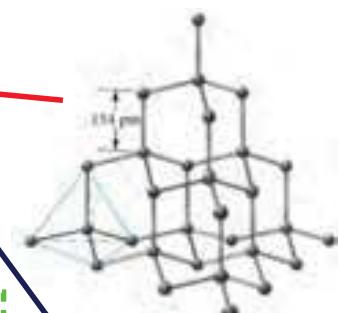
شکل ۱

آ) بلورهای زیبای الماس آنها را برای تهیه زینت آلات مناسب کرده است.  
ب) بخشی از ساختار غول آسای الماس. هر بلور الماس را می‌توان یک مولکول غول آسا دانست که از اتصال میلیاردها اتم کربن ساخته شده است.

گرافيت دِگرشكّل دیگر کربن، ساختاري لایه‌ای دارد. در هر لایه، هر اتم کربن با چهار پيوند و با آرایش سه ضلعی مسطح به سه اتم کربن دیگر متصل شده است. از اتصال شش اتم کربن شش گوشه‌هایی ایجاد شده‌اند که از اتصال آنها به هم صفحه‌ای مشبك به وجود می‌آید. پیوندهای موجود در هر صفحه بسیار قوی هستند و از این‌رو هر صفحه را می‌توان یک مولکول غول آسای ورقه‌ای در نظر گرفت، شکل ۲. این مولکول‌های صفحه‌ای غول آسا به وسیلهٔ نیروی بین مولکولی ضعیفی روی هم قرار گرفته‌اند. از این‌رو به آسانی روی یک دیگر می‌لغزند.



گرافيت نمونه دیگری  
از جامد‌های کوالانسی  
است که ساختاری لایه‌ای  
دارد. گرافيت به دلیل وجود  
پیوندهای دوگانه و رزونانس  
در یک لایه، رسانای جریان  
برق است.



ب) مقایسه طول پيوند  
کربن - کربن در الماس و  
گرافيت

## فکر کنید

یکی از کاربردهای گرافيت استفاده از آن در تولید مغز مداد است. چه ویژگی ساختاری، گرافيت را برای این کار مناسب کرده است؟ پاسخ خود را شرح دهید.

شکل ۲

## پیشتر بدآید

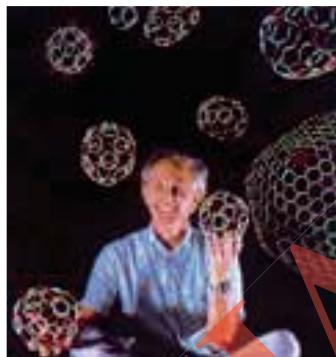
یکی از جالب‌ترین کشف‌های دو دهه گذشته یافتن دگر شکل تازه‌ای از کربن بوده است. فولرن نامی است که به این دگرشکل کربن داده‌اند. شناخته شده‌ترین فولرن  $C_{60}$  است. این مولکول کروی که شبیه توپ فوتbal است و به آن باکی بال (buckyball) نیز می‌گویند، در سال ۱۹۸۵ توسط گروهی از پژوهشگران انگلیسی کشف شد. کشفی که سرانجام جایزه نوبل شیمی در سال ۱۹۹۶ را از آن آنان ساخت. امروزه فولرن‌های بسیاری با اندازه‌ها و شکل‌های گوناگون ساخته شده‌اند و خواص آن به‌طور گسترده مورد مطالعه قرار گرفته است.



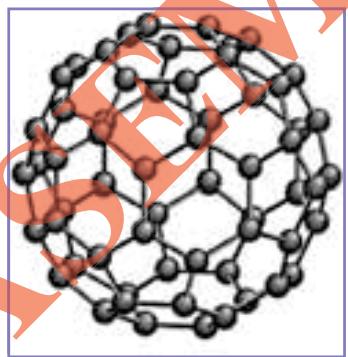
دسته‌ای از نانو لوله‌های کربنی



مدلی از یک نانو لوله. نانو لوله شبیه یک لایه از گرافیت است که به شکل لوله درآمده است.



هنری کروتو کاشف فولرن. برخی از انواع فولرن‌های شناخته شده را در پیرامون او می‌بینید.



باکی بال ( $C_{60}$ ), آرایش شش ضلعی‌ها و پنج ضلعی‌ها در این مولکول، شبیه توپ فوتbal است.

مدت کوتاهی پس از کشف مولکول‌های  $C_{60}$ ، تخلیه الکترونیکی میان دو الکترون زغالی به کشف فولرن‌های لوله‌ای بلندی انجامید که چون قطر آنها حدود  $1/4 \text{ nm}$  و طول آنها حدود  $10-20 \text{ nm}$  بود نام نانو لوله‌ها را بر آنها نهادند. با کشف این ساختارهای شکفت‌انگیز حدس‌های بسیاری درباره خواص فیزیکی و شیمیایی آنها زده شد و طی سال‌ها ترکیب‌های بسیاری از آنها نیز ساخته شد. مطالعه ساختار و خواص این مواد از جمله پرطرفدارترین بحث‌ها در قرن بیست و یکم است.

## ترکیب‌های آلی

همان‌طور که می‌دانید ترکیب‌هایی مانند هیدروکربن‌ها، پلاستیک‌ها، پروتئین‌ها، چربی‌ها، کربوهیدرات‌ها و نوکلئیک اسیدها همگی موادی آلی هستند. موادی که کربن عنصر اصلی و مشترک در همه آنهاست. در ساختار مولکول‌های سازنده هیدروکربن‌ها، فقط کربن و هیدروژن، وجود دارد. در حالی که در ساختار مولکول‌های آلی دیگر، افزون بر کربن و هیدروژن، عناصرهای دیگری مانند O، N، S، P، و هالوژن نیز یافت می‌شود.

تنوع ترکیب‌های آلی و ویژگی‌های آنها به دلیل نوع آرایش اتم‌های سازنده مولکول‌های آنهاست. بنابراین آشنایی با ساختار مولکول‌های آلی می‌تواند ما را در درک خواص و ویژگی‌های آنها یاری کند. در ادامه این بخش به بررسی ساختار و ویژگی‌های هیدروکربن‌ها و برخی از ترکیب‌های آلی اکسیژن‌دار و نیتروژن‌دار می‌پردازیم.



## هیدروکربن‌ها: آلkan‌ها

تقریباً تمام هیدروکربن‌ها از نفت، زغال سنگ و گاز طبیعی به دست می‌آیند. گاز طبیعی به طور عمده از متان، ساده‌ترین آلکان، تشکیل شده است. بیشترین جزء نفت خام را نیز آلکان‌ها تشکیل می‌دهند.

آلکان‌ها، هیدروکربن‌هایی هستند که تمایل چندانی به انجام واکنش‌های شیمیایی ندارند. زیرا، در آنها هر اتم کربن با چهار پیوند کووالانسی به چهار اتم دیگر متصل بوده و بنابراین سیر شده هستند. واکنش سوختن و واکنش با هالوژن‌ها از جمله واکنش‌هایی هستند که آلکان‌ها در آنها شرکت می‌کنند.



از آلکان‌ها برای پر کردن  
فندها و انواع افسانه‌ها  
استفاده می‌شود.

اطلاعات جمع آوری کنید

قاتلی بی صدا به نام کرین مونواکسید - کرین مونواکسید گازی بی رنگ و بی بو ولی بسیار سمی است. این گاز از سوختن ناقص انواع سوخت‌ها تولید می‌شود و متأسفانه سالانه سبب مرگ و میر تعداد زیادی از هموطنان عزیزمان می‌شود.

در یک فعالیت گروهی درباره مرگ خاموش، علت تشکیل گاز CO، میزان مرگ و میر ناشی از این گاز، راههای کاهش تولید CO، روش‌های جلوگیری از گاز گرفتگی و ویژگی وسایل گازسوز تحقیق کنید و نتیجه را به صورت یک پوستر در کلاس ارائه دهید.



ساخته ممتاز

آمارهای پژوهشی قانونی نشان می‌دهد، مردها همواره بیشتر از زنان قربانی گاز مسموم کننده CO می‌شوند. به طوری که در سال ۹۰، ۲۲۷ زن در مقابل ۶۱۸ مرد در کل کشور به این طریق مرگ را تجربه کرده‌اند. رشد مرگ و میر مردان نیز بیشتر از زنان است چون در سال ۸۹، ۱۷۷ تعداد زنان فوت شده نفر بود که در سال بعد به رقم ۲۲۷ نفر افزایش یافت و مردان که در سال ۴۸۴، ۸۹۰ قربانی داده بودند تعدادشان در سال ۹۰، ۱۸۶ نفر رسید.

سال پیش با نام گذاری آلکان‌های راست زنجیر تا ده کربن براساس قواعد آیوپاک آشنا شدید. جدول ۱ نام و فرمول مولکولی ۱ آلکان راست زنجیر را نشان می‌دهد. همان‌طور که می‌بینید نام همهٔ آلکان‌ها به پسوند «آن» ختم می‌شود.

نام گذاری آنکارا

آلکان‌های داست زنگیر

سال پیش با نام گذاری آلکان‌های راست زنجیر تا ده کربن براساس قواعد آیوپاک آشنا شدید. جدول ۱ نام و فرمول مولکولی ۱ آلکان راست زنجیر را نشان می‌دهد. همان‌طور که می‌بینید نام همهٔ آلکان‌ها به پسوند «آن» ختم می‌شود.



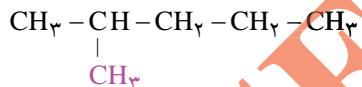
جدول ۱ نام‌گذاری آلکان‌های راست زنجیر

فرمول مولکولی	نام	متان	اتان	پروپان	بوتان	پنتان	هگزان	هپتان	اوکتان	نونان	دکان	C <sub>1</sub> H <sub>22</sub>
												C <sub>9</sub> H <sub>2</sub>
												C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>

توجه کنید که در چهار عضو نخست این خانواده، پیشوندی که تعداد اتم‌های کربن موجود در زنجیر را معلوم کند، وجود ندارد و تنها برای مولکول‌هایی با پنج کربن یا بیشتر پیشوندی موجود در نام، تعداد اتم‌های کربن در زنجیر را مشخص می‌کند.

### آلکان‌های شاخه‌دار

نام آبیپاک آلکان زیر، **۲-متیل** پنتان است.

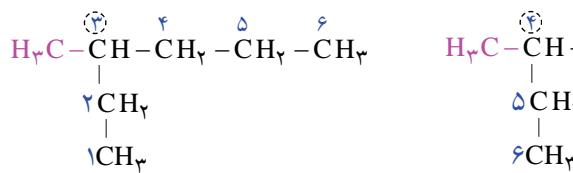


این نام نشان می‌دهد که این ترکیب، یک آلکان راست زنجیر پنج کربنی با یک شاخهٔ فرعی روی کربن دوم است. با توجه به این نام‌گذاری، فرمول ساختاری **۳-متیل** پنتان چگونه است؟ آن رارسم کنید.

### فکر کنید

آیا می‌توانید برخی از قواعد نام‌گذاری آلکان‌های شاخه‌دار را پیش‌بینی کنید؟

برای نامیدن آلکان‌های شاخه‌دار نخست زنجیری را که بیشترین اتم‌های کربن را دارد به عنوان زنجیر اصلی انتخاب و آن را با توجه به تعداد کربن‌ها نام‌گذاری می‌کنند. سپس زنجیر اصلی را از طرفی که به شاخهٔ فرعی نزدیک‌تر است، شماره‌گذاری می‌کنند، برای نمونه؛



این شماره‌گذاری درست است

این شماره‌گذاری نادرست است

در ادامه نام شاخهٔ فرعی را مشخص می‌کنند. برای نامیدن هر شاخهٔ فرعی، از روی تعداد کربن آن، نام آلکان مربوطه را مشخص کرده، پسوند «آن» را برداشته و به جای آن پسوند «ایل» قرار می‌دهند. به طوری که نام عمومی شاخه‌های فرعی به صورت آلکیل بیان می‌شود، بنابراین شاخهٔ فرعی  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ - را متیل و شاخهٔ فرعی  $\text{CH}_3\text{CH}_2$ - را اتیل می‌نامند.

آلکان‌هایی که در ساختار آنها، اتم کربن به بیش از ۲ اتم کربن دیگر متصل شده باشد، آلکان‌های شاخه‌دار نام دارند.

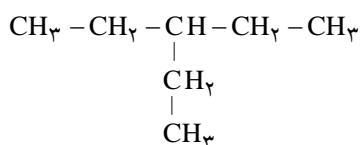
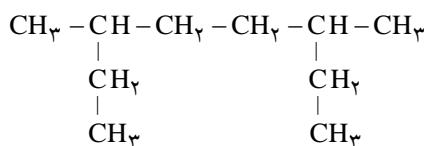
در پایان برای نامیدن آلکان‌های شاخه‌دار، نام زنجیر اصلی را بیان کرده و نام شاخه‌فرعی با محل اتصال آن به زنجیر اصلی را پیش از نام آلکان می‌نویسند. بنابراین، آلکان شاخه‌دار یاد شده چنین نام‌گذاری می‌شود:

### ۳- متیل هگزان

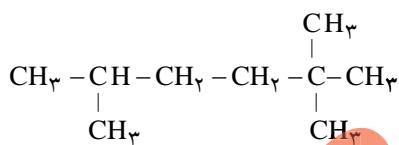
اگر تعداد شاخه‌های فرعی متیل بیش از یکی باشد با قرار دادن پیشوندهای دی، تری و ... تعداد شاخه‌فرعی مشخص می‌شود.

### خود را پیازمایید

۱- آلکان‌های زیر را نام‌گذاری کنید.



(ب)



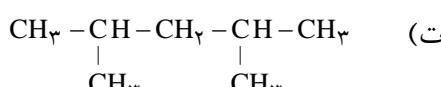
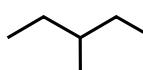
(پ)

۲- آ) فرمول ساختاری دو هیدروکربن با فرمول مولکولی  $C_6H_{14}$  که هر کدام دارای دو شاخه فرعی متیل هستند را رسم و نام‌گذاری کنید.

ب) این دو هیدروکربن چه رابطه‌ای با یکدیگر دارند؟ چرا؟

۳- در یکی از روش‌های نمایش فرمول ساختاری آلکان‌ها ( نقطه - خط)، پیوند بین اتم‌های کربن با یک خط تیره و اتم‌های کربن با نقطه نشان داده می‌شوند. در این روش اتم‌های هیدروژن را نشان نمی‌دهند. به کمک نمونه‌رسم شده، فرمول نقطه-خط آلکان‌های خواسته شده را رسم کنید.

آ) ۳- متیل پنتان      ب) ۳- متیل هگزان



(ت)

پ) هپتان

## آلکن‌ها



شکل ۳ آتن سبب رسیدن گوجه‌فرنگی (آ) و (ب) موز می‌شود.

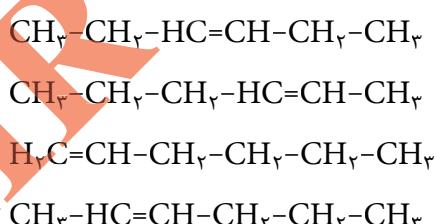
آتن،  $C_2H_4$  ماده هورمون مانندی است که در بیشتر گیاهان وجود دارد. گوجه‌فرنگی رسیده، آتن آزاد می‌کند. آتن آزاد شده از یک گوجه‌فرنگی به نوبه خود موجب «رسیدن» سریع تر گوجه‌فرنگی‌های دیگر می‌شود. در کشاورزی از آتن به عنوان عامل «عمل آورنده» استفاده می‌کنند، زیرا اغلب میوه‌ها را با توجه به مشکلات حمل و نقل پیش از رسیدن می‌چینند سپس در محل توزیع در اتاق‌هایی به کمک گاز آتن آنها را به عمل می‌آورند، شکل ۳. این گاز ساده‌ترین عضو خانواده آلکن‌هاست.

به هیدروکربن‌های سیر نشده‌ای که یک پیوند دوگانه کربن-کربن ( $\text{C}=\text{C}$ ) دارند، آلکن می‌گویند. آلکن‌ها واکنش پذیری بیشتری از آلکان‌ها داشته و در واکنش‌های شیمیایی گوناگونی شرکت می‌کنند. در اینجا با نام گذاری آلکن‌های راست زنجیر آشنا شده و به بررسی برخی از واکنش‌های آلکن‌ها می‌پردازیم.

برای نام گذاری آلکن‌های راست زنجیر، کافی است که پسوند «آن» در نام آلکان راست زنجیر را برداشته و به جای آن پسوند «ن» قرار داد.

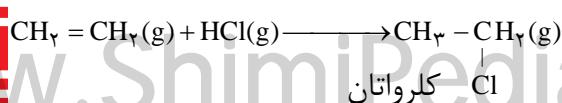
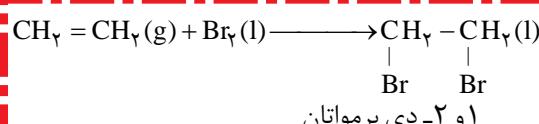
## فکر کنید

فرمول ساختاری چهار آلکن راست زنجیر در زیر نشان داده شده است. این چهار هیدروکربن سیر نشده چه رابطه‌ای با هم دارند؟ چگونه می‌توان با نام گذاری آنها را از یک دیگر متمایز کرد؟



## برخی واکنش‌های آلکن‌ها

سال پیش آموختید که آتن با آب در حضور کاتالیزگر واکنش داده و به اتانول تبدیل می‌شود. آتن همچنین با برم مایع و گاز هیدروژن کلرید واکنش داده و مواد جدیدی تولید می‌کند.



فاز و نام ترکیبات از اهمیت بسزایی برخوردارند.

بطری‌های پلاستیکی، شامپو، شیر و آب میوه، ظرف‌های یک بار مصرف، انواع سطل‌ها و سینی‌های پلاستیکی و همچنین پاستیل‌ها، پلیمرهای سودمندی هستند که از واکنش پلیمری شدن آلکن‌های گوناگون تهیه می‌شوند، شکل ۴.



(ب) ظروف پلاستیکی

(آ) انواع پاستیل

شکل ۴

پلی‌پروپن که در تولید طناب، فرش و بسته‌بندی مواد غذایی به کار می‌رود، از گرما دادن پروپن به دست می‌آید.



پلیمرها اغلب با موادی که درون آنها نگهداری می‌شوند، واکنش نمی‌دهند. آنها بسیار مقاوم هستند و به سادگی در طبیعت تجزیه نمی‌شوند، به همین دلیل کاربرد بسیار گسترده‌ای در زندگی روزمره پیدا کرده‌اند. این در حالی است که ماندگاری طولانی پلیمرها در طبیعت، مشکلات بسیار جدی برای زندگی روی کرهٔ خاکی ایجاد کرده است.

بازیافت پلاستیک‌هایی تواند راه مناسبی برای کاهش مشکلات زیست محیطی باشد. هر چند تولید پلیمرهای زیست تخریب‌پذیر راه حل مناسب‌تری است.

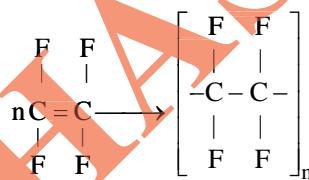
### خود را بیازمایید

پتوی آکریلیک از پلیمری تهیه می‌شود که مونومر آن، سیانو اتن  $\text{CH}_3 = \underset{\text{CN}}{\overset{|}{\text{C}}}$  نام دارد. ساختار این پلیمر را رسم کنید.

## بیشتر بدانید

«بخت، یار ذهن‌های آماده است»

تفلون نام تجاری پلیمری است که کشف اتفاقی آن، پلانکت را به شهرت و ثروت رساند. ماجرا در سال ۱۹۶۰ اتفاق افتاد. پلانکت و تیم پژوهشی او در حال بررسی و مطالعه انواع سردکننده‌ها بودند. یکی از گازهایی که آنها مصرف می‌کردند تترافلوئورواتن بود. روزی، وی هنگامی که شیرگاز را باز کرد، متوجه شد که گاز از شیر خارج نمی‌شود. ابتدا تصور کرد که مسیر خروج گاز بسته است. لذا تلاش کرد تا آن را پاک کند، اما هیچ چیز نیود. تعجب کرد. کنجکاوی وی سبب شد موضوع را بیشتر بررسی کند. پلانکت برای یافتن دلیل آن، جرم کپسول را اندازه‌گیری کرد و با نتیجه غیرمنتظره‌ای رو به رو شد. جرم کپسول موردنظر با کپسول پُر از گاز برابر بود. بر تعجبش افزوده شد. پاشاری وی برای حل مسئله، باعث شد تا او کپسول را ببرد و داخل آن را مشاهده کند. او پس از برش کپسول با منظره تازه‌ای رو به رو شد. لایه نازکی از یک ماده جامد ته کپسول تشکیل شده بود. بررسی‌های بیشتر نشان داد که این ماده جامد از پلیمری شدن تترافلوئورواتن به دست آمده است.



ناخودآکاه، توفیق بزرگی نصیب پلانکت شده بود، زیرا تفلون در مدت کوتاهی کاربرد بسیار وسیعی در صنعت پیدا کرد.



تفلون نقطه ذوب بالایی دارد، انحلال ناپذیر و نچسب بوده و از نظر شیمیایی بی اثر است. از تفلون برای ساختن ظروف نچسب و لباس فضانوردان استفاده می‌شود. البته گفتنی است که استفاده از ظروف تفلونی در آشپزی توصیه نمی‌شود.

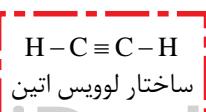
«به نظر شما اتفاق و شанс تا چه اندازه در پیشبرد علم سهم دارند؟»



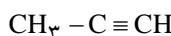
شکل ۵ برشکاری با اتین

## آلکین‌ها

آیا واژه جوش کاربیدی را شنیده‌اید؟ در این جوشکاری از سوختن گاز اتین، دمای لازم برای جوش دادن قطعه‌های فلزی تأمین می‌شود، شکل ۵. اتین هیدروکربنی است که در ساختار خود یک پیوند سه گانه کربن - کربن دارد.



به هیدروکربن‌های سیرنشده با یک پیوند سه‌گانه کربن-کربن، آلکین گفته می‌شود. برای نام‌گذاری آنها به جای پسوند «آن» در نام آلکان هم کربن، پسوند «ین» قرار می‌گیرد. اتین با فرمول مولکولی  $C_2H_2$ ، ساده‌ترین آلکین و پروپین دومین عضو خانواده آلکین‌ها است. از نام پروپین چنین برمی‌آید که مولکول‌های آن سه کربن دارند و یک پیوند سه‌گانه میان دو کربن آن وجود دارد.

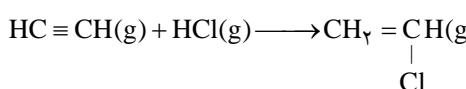


پروپین

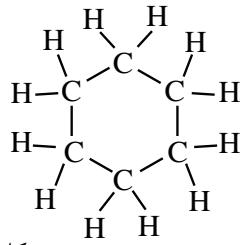


با پلی‌وینیل کلرید  
می‌توان وسایل پلاستیکی  
گوناگونی درست کرد.

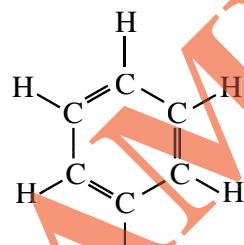
واکنش تولید وینیل کلرید  
یا کلرو اتن



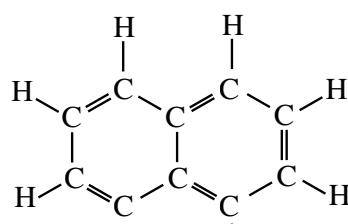
به دست می‌آید.



سیکلوهگزان



بنزن



نفتالن

**هیدروکربن‌های حلقوی**  
ترکیب‌های آلی بسیاری شناخته شده است که در آنها اتم‌های کربن طوری به یکدیگر متصل شده‌اند که ساختاری حلقوی به وجود آورده‌اند. سیکلوهگزان از آن جمله است. این نام نشان می‌دهد که این ماده، هیدروکربن سیرشده‌ای است که حلقه‌ای ساخته شده از شش اتم کربن دارد.

بنزن، هیدروکربنی سیر نشده با فرمول مولکولی  $C_6H_6$  و فرمول ساختاری رویه‌رو است.

بنزن، سرگروه خانواده مهمی از هیدروکربن‌ها به نام **ترکیب‌های آروماتیک** است. نفتالن نیز از جمله این ترکیب‌هاست. نفتالن ( $C_{10}H_8$ ) مدت‌ها به عنوان ضد بید برای نگهداری فرش و لباس کاربرد داشته است.

سیکلو- (cyclo) پیشوندی به معنای حلقوی است که در نام‌گذاری ترکیب‌های آلی حلقوی به کار می‌رود.

بنزن مایع بی‌رنگ و فراری است که با شعله‌ای زرد رنگ همراه با دوده می‌سوزد. این هیدروکربن آромاتیک که در نفت خام و قطران زغال سنگ یافت می‌شود، مدت‌ها در صنایع شیمیایی کاربرد داشت اما، با اثبات سلطان‌زا بودن آن به کارگیری آن در صنایع شیمیایی ممنوع شده است.



افزودن مواد آروماتیک به بنزین، عدد اوکتان آن را بالا می‌برد اما به دلیل خام سوزی و سوختن ناقص این مواد، استفاده از آنها در تهیه بنزین توصیه نمی‌شود. از سوی دیگر به دلیل تبدیل آسان تر این مواد به فراورده‌های پتروشیمیایی بسیار سودمند، سوزاندن آنها به هدر دادن منابع خدادادی است.

## شیمی در زندگی

طعم، بو یا مزهٔ غذاها، میوه‌ها، ادویه‌ها، گیاهان دارویی و خوشبوکننده‌ها به دلیل وجود ترکیب‌های آلی در آنها است. آنتی‌بیوتیک‌ها، داروهای مُسکن و تب‌بر نیز هر کدام دارای یک مادهٔ آلی ویژه‌ای هستند، شکل ۶.



فرمول بسته  $C_7H_6O$

در بادام یافت می‌شود.

تام‌های دیگر:

متیل پنتیل کتون

در میخک یافت می‌شود.



فرمالدهید ساده‌ترین

آلدهید است که محلول

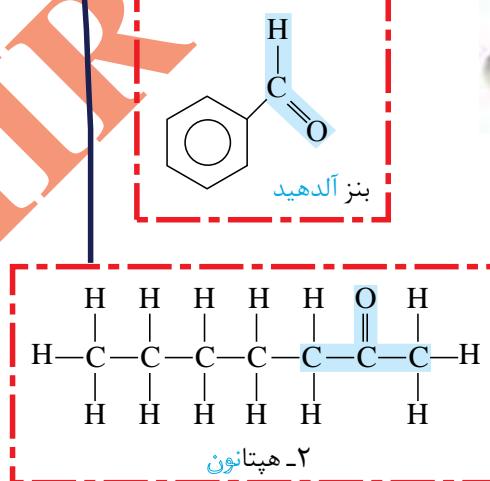
آبی آن برای نگهداری

نمونه‌های جانوری به کار

می‌رود.

شکل ۶ ادویه‌ها، ترکیب‌های آلی گوناگون دارند.

گستردگی و تفاوت خواص فیزیکی و شیمیایی ترکیب‌های آلی به دلیل آرایش ویژه اتم‌ها در آنها است. برای نمونه، شکل ۷ آرایش اتم‌ها را در مادهٔ آلی موجود در میخک و بادام نشان می‌دهد.

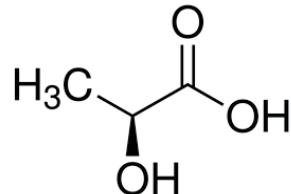


شکل ۷ فرمول ساختاری بنزآلدهید و ۲-هپتانون

هر دو ماده دارای پیوند دو گانهٔ کربن - اکسیژن ( $\overset{\text{O}}{\parallel\!\!\backslash}\text{C}$ ) هستند. این آرایش اتم‌های کربن و اکسیژن، گروه عاملی کربونیل را می‌سازد.

فرمول تجربی:  $\text{CH}_2\text{O}$

فرمول مولکولی:  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$



### فکر کنید

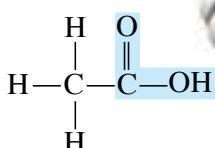
۱- با بررسی فرمول ساختاری ، ۲- هپتانون و بنزآلدهید به پرسش‌های زیر پاسخ دهید.

آ) ویژگی مشترک گروه عاملی آلدهیدی باکتونی چیست؟

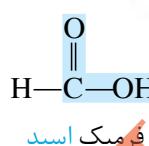
ب) تفاوت گروه عاملی آلدهیدی باکتونی را بنویسید.

ریواس، لیمو، پرتقال، نارنگی و انواع ترشی‌ها دارای اسیدهای آلی هستند. برای نمونه فرمیک اسید در بدن مورچه و استیک اسید در سرکه یافت می‌شود.

### جوهر سرکه-اتانوییک اسید



استیک اسید



فرمیک اسید

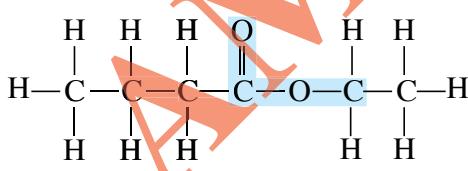


شیر ترش شده دارای لکتیک اسید است.

بروکلی-جیوبیل-عامل الکلی-جواستون باشه که  $\text{HO}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{C}_6\text{H}_3(\text{OH})_3-$  وصل هست اما جون ماغه آروماتیک نیست پس  $\text{OH}$  اینجا عامل فنولی نیست

### جوهر مورچه-متانوییک اسید

استرهای یکی دیگر از ترکیب‌های آلی هستند که طعم و بوی خوش گل‌ها و میوه‌ها به دلیل وجود این مواد در آنها است. مزء آناناس ناشی از اتیل بوتانوات موجود در آن است.



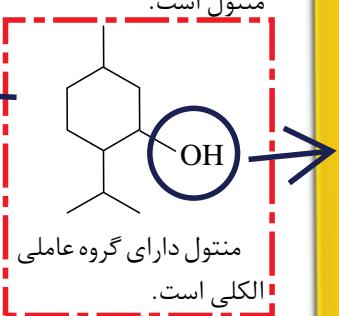
اتیل بوتانوات

فرمول مولکولی:  $\text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{O}_4$

### خود را بیازمایید

۱- آسپرین و ایبوبروفن از جمله معروف‌ترین داروهایی هستند که برای کاهش درد، تب و التهاب تجویز می‌شوند. گروه‌های عاملی موجود در ساختار این دو مولکول را مشخص کنید.

آیا تاکتون با افرادی روبرو شده‌اید که از گرفتگی عضلات، کمردرد، دردهای عضلانی و درد مفاصل رنج می‌برند؟ این افراد برای کاهش درد خود از پمادهای موضعی گوناگونی استفاده می‌کنند که دارای چندین ماده آلی هستند. یکی از ترکیب‌های آلی موجود در برخی از آنها منقول است.



منقول دارای گروه عاملی الکلی است.

آسپرین یکی از معروف‌ترین داروها در جهان است که به طور طبیعی در پوست درخت بید یافت می‌شود. مصرف آن سبب تسکین درد، تب و التهاب می‌شود. به تازگی ثابت شده است که مصرف آسپرین تپش‌های قلبی و احتمال وقوع سکته را کاهش می‌دهد.

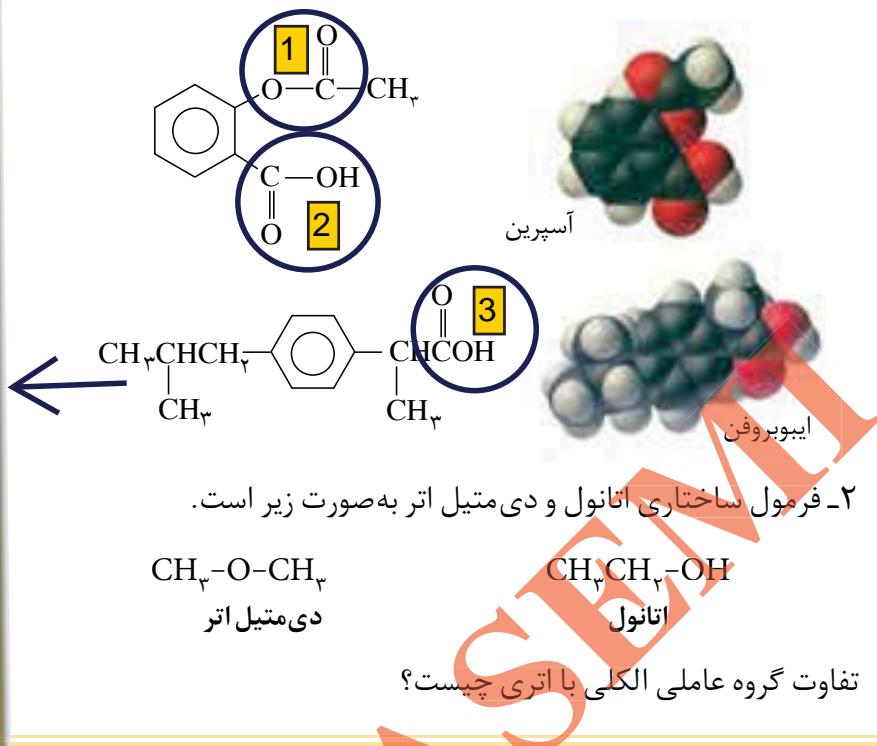
مصرف آسپرین برای افرادی که به بیماری رخم معده مبتلا هستند توصیه نمی‌شود، زیرا آسپرین سبب خونریزی معده می‌شود.



بوی گل‌های رزو محمدی  
ناشی از مولکول‌های آلی با  
گروه عاملی الکلی در آنها  
است.

حفظ کردن نام و  
ساختار ترکیب‌های آلی  
جزء هدف‌های این کتاب  
درسی نیست.

فرمول مولکولی ایبوپروفن:  $C_{13}H_8O_2$  - (۳) گروه اسیدی

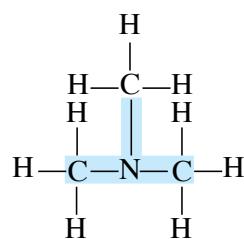


### اطلاعات جمع‌آوری کنید

در یک فعالیت گروهی، مواد آلی موجود در یک شامپو، کرم نرم کننده، کرم ضدآفات، خوشبوکننده، رنگ مو و ... را تحقیق کنید و نتیجه را به صورت پوستر در کلاس ارائه دهید.

### آمین‌ها و آمیدها

آمین‌ها ترکیب‌های آلی هستند که در ساختار آنها اتم‌های C، H و N وجود دارد. وجود اتم نیتروژن خواص فیزیکی و شیمیایی منحصر به فردی به آمین‌ها داده است. بوی بد ماهی فاسد شده به دلیل آزاد شدن مولکول تری‌متیل آمین است، شکل ۸.



شکل ۸- فرمول ساختاری تری‌متیل آمین

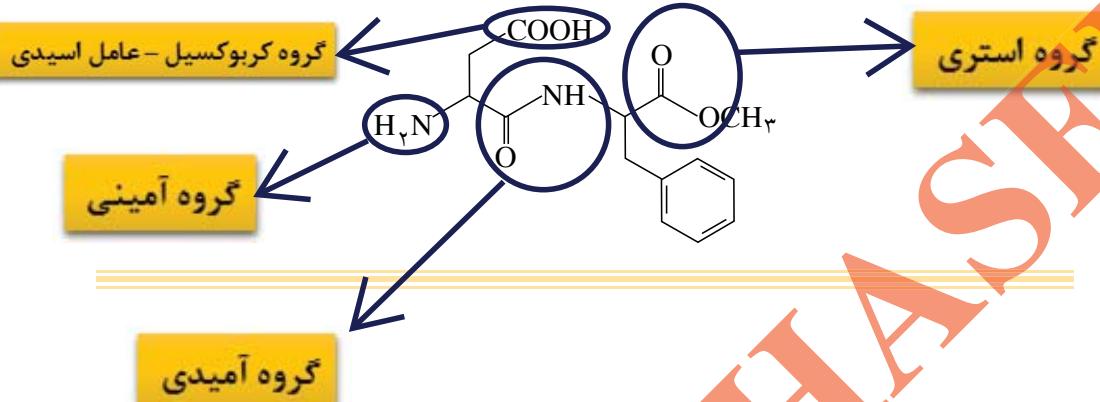
در حالی که آمیدها دارای گروه عاملی  $\text{C}=\text{O}-\text{N}-$  هستند، کولار نام پلیمری است که دارای گروه عاملی آمیدی است. این پلیمر پنج برابر از فولاد هم وزن خود مقاوم‌تر است. کولار در تهیهٔ تایر اتومبیل، بال هواپیما، قایق بادبانی و جلیقه‌های ضد گلوله به کار می‌رود.



### خود را بیازمایید

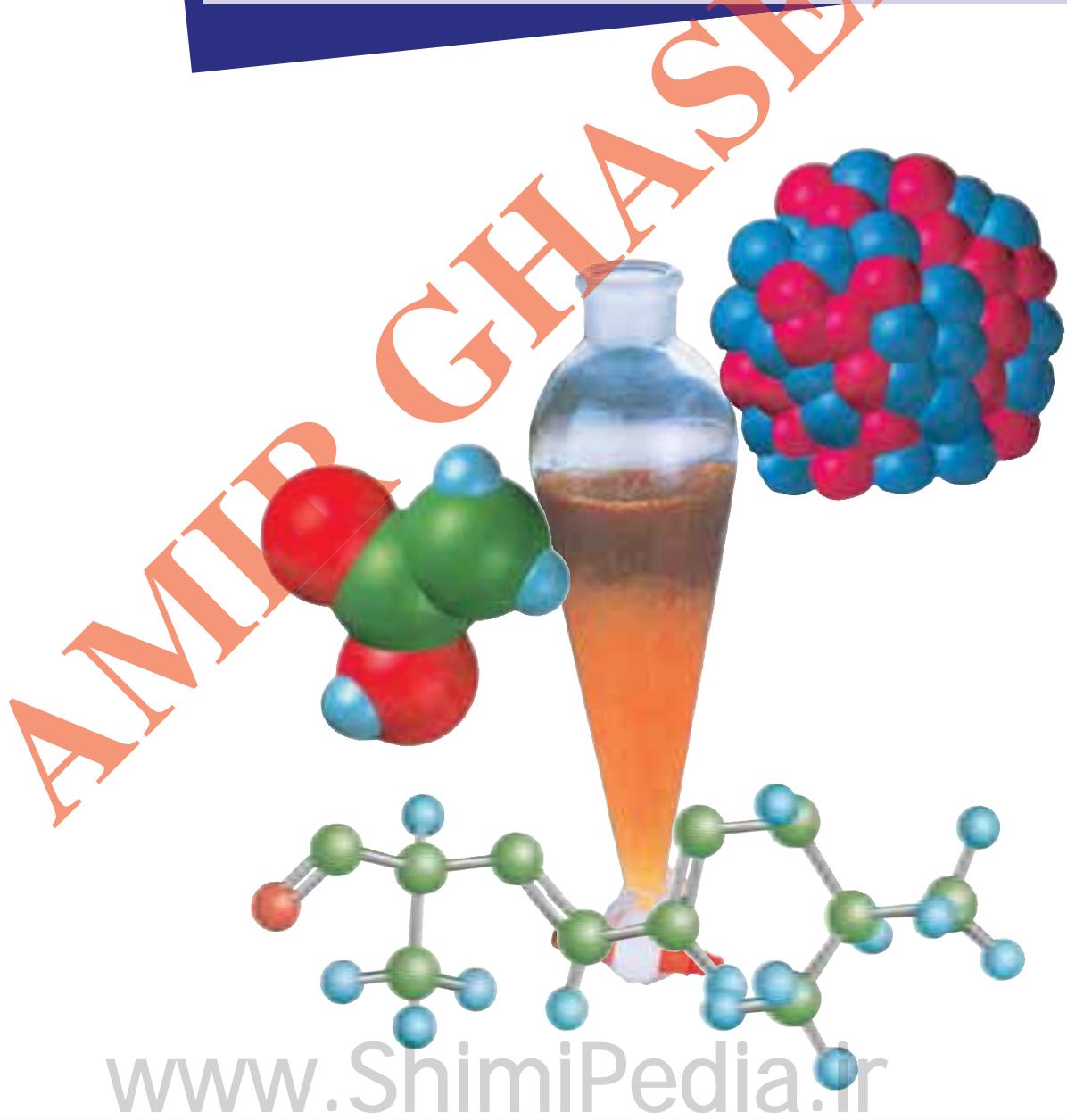
**C<sub>14</sub>H<sub>18</sub>N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>** فرمول مولکولی آسپارتام

گروه‌های عاملی موجود در آسپارتام را مشخص کنید



از کولار برای تهیه لباس‌های مخصوص مسابقه موتور سواری استفاده می‌شود.

این بخش نباید در ارزشیابی های پایانی مورد  
پرسش قرار گیرد.



## در آزمایشگاه شیمی

پیش از شروع هر آزمایش عینک ایمنی، دستکش و روپوش بپوشید. رعایت نکته های ایمنی در حین انجام کار بسیار ضروری است.



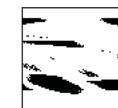
سمی



اکسید کننده



منفجر شونده

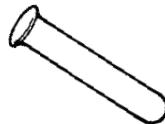


خورنده



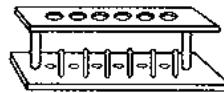
تحریک کننده

## آشنایی با وسایل آزمایشگاهی



لوله آزمایش

به منظور گرم کردن مواد شیمیایی،  
بررسی واکنش‌های شیمیایی و... به کار  
برده می‌شود.



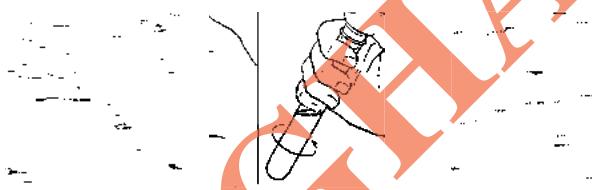
جای لوله آزمایش

شیوه درست نگهداری و گرم  
وسیله‌ای چوبی، پلاستیکی یا  
فلزی برای نگهداری لوله‌های  
آزمایش.

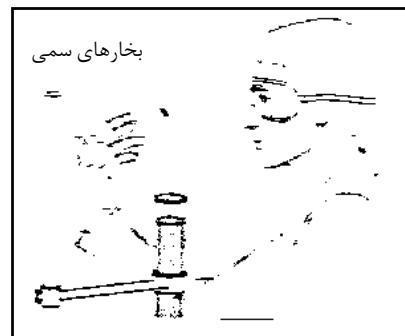
لوله آزمایش



چراگ بونزن



شیوه درست و نادرست هم‌زدن یک مخلوط مایع درون یک لوله آزمایش.



شیوه درست بوییدن بخار مواد شیمیایی در آزمایشگاه.



لوله شوی برای شست و شوی جداره داخلی ظرف‌های شیشه‌ای به ویژه لوله آزمایش به کار می‌رود.



### بالون حجمی

وسیله‌ای است برای تهیه و نگهداری محلول‌ها.  
روی گردن هر بالون خط نشانه‌ای وجود دارد که  
حجم محلول را معین می‌کند. پس از تهیهٔ محلول  
باید در بالون را بست و آن را تکان داد تا محلول  
یکنواخت شود.



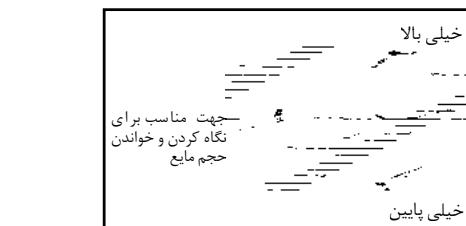
### ارلن

برای گرم کردن محلول‌ها و مایع‌ها یا برای  
نگهداری آنها به کار می‌رود همچنین در  
سنجه‌های حجمی کاربرد دارد.



### پیپت

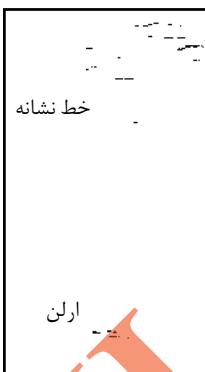
برای گرم کردن محلول‌ها و مایع‌ها  
به کار می‌رود.



شیوهٔ درست خواندن حجم مایع‌ها از روی  
استوانهٔ مدرج، پیپت مدرج یا بورت.

### پیپت حبابدار

برای برداشتن یا ریختن مقدار  
مشخصی از مایع‌ها یا محلول‌ها  
به کار می‌رود.



برای خالی کردن پیپت از انگشت اشاره استفاده کنید تا به کمک آن جریان مایع آسان‌تر کنترل شود.  
به هنگام تخلیه نوک پیپت را به دهانه ارلن تماس دهید تا آخرین قطره مایع نیز از پیپت خارج شود.

خط نشانه

پیپت پر کن

پیپت را با پیپت پر کن پر کنید.

برای برداشتن مواد جامد ابتدا قطعه کاغذی را مطابق شکل تا کنید. آن گاه مقداری از ماده جامد موردنظر را از داخل ظرف به روی کاغذ منتقل کنید.  
سپس با خم کردن کاغذ به مقدار دلخواه از ماده جامد موردنظر بردارید.

### قطره چکان

برای برداشتن یا ریختن مایع‌های سمی به کار می‌رود از نوع مدرج آن به جای پیپت مدرج برای برداشتن حجم معینی از مایع‌ها یا محلول‌های سمی استفاده می‌شود.



### قاشقک

برای برداشتن مواد شیمیایی جامد به کار می‌رود.

[www.ShimiPedia.ir](http://www.ShimiPedia.ir)

## واژه‌نامه

۳۸

### Actinides

### آکتینیدها

به ۱۴ عنصر پس از عنصر آکتینیم ( $_{89}\text{Ac}$ ) گفته می‌شود که همگی پرتوزا هستند و بجز اورانیم بقیه در آزمایشگاه تهیه می‌شوند.

۱۰۱

### Alkene

### الکن

نوعی هیدروکربن سیر نشده است که میان اتم‌های کربن آن یک پیوند کووالانسی دوگانه وجود دارد.

۱۰۳

### Alkyne

### آلکین

نوعی هیدروکربن سیر نشده است که میان اتم‌های کربن آن یک پیوند کووالانسی سه‌گانه وجود دارد.

۷۸

### allotrope

### آلوتروف یا دگرشكل

به شکل‌های مختلف یک عنصر می‌گویند.

۴۹

### anion

### آنیون

یون‌های دارای بار الکتریکی منفی هستند.

۲۶

### Aufbau principle

### اصل آفبا یا اصل بنانگذاری

بنابر این اصل، در آغاز الکترون‌ها در پایین‌ترین تراز انرژی قرار می‌گیرند و به تدریج ترازهای انرژی بالاتر را اشغال می‌کنند.

۲۴

### Pauli exclusion principle

### اصل طرد پائولی

بنابر این اصل، در یک اتم هیچ دو الکترونی رانمی‌توان یافت که هر چهار عدد کوانتومی آن ( $n$  و  $m_l$  و  $m_s$  و  $m_c$ ) یکسان باشد.

۴۴

### electron shielding effect

### اثر پوششی الکترون

به ممانعت الکترون‌های لایه‌های درونی اتم، از تأثیر کامل نیروی جاذبه هسته بر الکtron لایه‌های بیرونی گفته می‌شود.

۴

### electrode

### الکترود

میله یا تیغه‌ای که رسانای جریان برق است.

۴

### electron

### الکترون

یک ذره بینیادی دارای بار الکتریکی منفی است که پیرامون هسته می‌چرخد. جرم الکترون  $\frac{1}{1837}$  جرم پروتون است.

۲۷

### valence electrons

### الکترون‌های ظرفیت

به الکترون‌های لایه الکترونی (لایه الکترونی با بزرگ‌ترین  $n$ ) اتم می‌گویند.

۴۶

### electronegativity

### الکترونگاتیوی

به میزان تمایل نسبی یک اتم برای جذب جفت الکترون یک پیوند کووالانسی به سمت خود، می‌گویند.

۵۵

### lattice energy

### انرژی شبکه

به مقدار انرژی آزاد شده به هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از یون‌های گازی سازنده آن گفته می‌شود.

۲۰	<b>first ionization energy</b> انرژی نخستین یونش مقدار انرژی لازم برای جدا کردن یک مول الکترون از یک مول اتم گازی شکل و تبدیل آن به یک مول یون یک بار مثبت در حالت گاز است.
۲۰	<b>orbital</b> اوربیتال فضایی در اطراف هسته است که احتمال حضور الکترون در آن بیش از ۱۰٪ است.
۱۲	<b>isotope</b> ایزوتوپ (هم‌مکان) به اتم‌های یک عنصر گفته می‌شود که عدد اتمی یکسان و عدد جرمی مختلف دارند.
۸۴	<b>isomer</b> ایزومر (هم‌بار) ترکیب‌هایی که فرمول مولکولی یکسان دارند ولی خواص فیزیکی و شیمیایی آنها مختلف است.
۴۴	<b>effective nuclear charge</b> بار مؤثر هسته بخشی از بار مثبت هسته است که یک الکترون با توجه به اثر پوشنشی دیگر الکترون‌ها احساس می‌کند.
۴	<b>electrolysis</b> برکافت (الکترولیز) تجزیه یک ماده به کمک جریان برق در حالت محلول یا مذاب.
۴	<b>cathodic ray</b> پرتوی کاتدی پرتویی دارای بار الکتریکی منفی است که در یک لوله پرتو کاتدی از کاتد به سمت آند می‌تابد.
۶	<b>radio activity</b> پرتوزایی تبدیل خود به خودی ایزوتوپ‌های ناپایدار یک عنصر به ایزوتوپ‌های دیگر عنصرهاست که با گسیل پرتوها یا ذره‌های پرانرژی همراه است. مواد دارای این خاصیت را پرتوزا می‌گویند.
۷۶	<b>double bond</b> پیوند دوگانه نوعی پیوند کووالانسی است که درنتیجه به اشتراک گذاشته شدن دو جفت الکترون میان دو اتم تشکیل می‌شود.
۷۶	<b>triple bond</b> پیوند سه‌گانه نوعی پیوند کووالانسی است که درنتیجه به اشتراک گذاشته شدن سه جفت الکترون میان دو اتم تشکیل می‌شود.
۱۱	<b>proton</b> پروتون یکی از ذره‌های سازنده اتم که دارای بار الکتریکی مثبت است و درون هسته قرار دارد.
۶۶	<b>covalent bond</b> پیوند کووالانسی نیروی جاذبه‌ای است که در اثر به اشتراک گذاشته شدن دو یا چند الکترون میان اتم‌ها به وجود می‌آید.
۷۰	<b>polar covalent bond</b> پیوند کووالانسی قطبی نوعی پیوند کووالانسی است که در آن به دلیل اختلاف الکترونگاتیوی دو اتم درگیر در پیوند یک سر پیوند بار منفی و سر دیگر بار مثبت می‌شود.
۷۰	<b>non-polar covalent bond</b> پیوند کووالانسی ناقطبی نوعی پیوند کووالانسی است که در آن اختلاف الکترونگاتیوی دو اتم درگیر در پیوند از ۴۰٪ کمتر است و الکترون‌های پیوندی تقریباً به طور یک نواخت روی اتم‌های درگیر در پیوند توزیع شده‌اند.
۷۹	<b>dative bond</b> پیوند داتیو یا پیوند کووالانسی کوئوردینانسی نوعی پیوند کووالانسی است که در آن جفت الکترون اشتراکی از سوی یکی از اتم‌های درگیر در پیوند تأمین می‌شود.
۵۳	<b>ionic bond</b> پیوند یونی به نیروی جاذبه الکتروستاتیکی موجود میان یون‌های با بار الکتریکی مخالف پیوند یونی می‌گویند.
۹۲	<b>hydrogen bond</b> پیوند هیدروژنی نوعی نیروی جاذبه دوقطبی - دوقطبی بسیار قوی است که بین اتم هیدروژن متصل به یک اتم الکترونگاتیو و یک اتم الکترونگاتیو دیگر ایجاد می‌شود.

۱۰۴	<b>هیدروکربن‌های آروماتیک</b> دسته‌ای از ترکیب‌های آلی سیر نشده که ساختاری حلقوی دارد و به مقدار زیادی در قطران زغال‌سنگ یافت می‌شوند.
۵۷	<b>ترکیب یونی دوتایی</b> ترکیبی است که از یون دو عنصر مختلف تشکیل شده است.
۵۴	<b>ترکیب یونی</b> یک ترکیب شیمیایی است که یون‌های مثبت و منفی ذره‌های سازنده آنها هستند. در این ترکیب‌ها هیچ واحد مولکولی مشخصی وجود ندارد.
۶۷	<b>ترکیب مولکولی</b> ترکیبی که اغلب از مولکول‌های جدا از هم تشکیل شده است.
۹۵	<b>جامد کووالانسی</b> ماده جامدی است که در آن همه اتم‌های سازنده توسط پیوندهای کووالانسی به یک‌دیگر متصل شده است و در مجموع شبکه‌ای دو یا سه بعدی ایجاد می‌کند.
۳۲	<b>جدول تناوبی عنصرها</b> آرایشی از عناصرهای شیمیایی به صورت دوره‌ها و گروه‌ها است که در آن عناصرها بر پایه افزایش عدد اتمی کنار هم چیده شده‌اند.
۱۳	<b>جرم اتمی</b> جرم اتم بر حسب واحد جرم اتمی است. واحد جرم اتمی $\frac{1}{12}$ جرم ایزوتوپ C <sup>12</sup> تعریف شده است.
۱۳	<b>جرم اتمی میانگین</b> به میانگین جرم اتمی ایزوتوپ‌های یک عنصر با توجه به درصد فراوانی آنها در طبیعت گفته می‌شود.
۱۸	<b>حالت برانگیخته</b> حالتي است که نسبت به حالت پایه انرژي بالاتری دارد.
۱۸	<b>حالت پایه</b> به حالتي با پایین‌ترین سطح انرژي گفته می‌شود.
۴۷	<b>دوره یا تناوب</b> به هر ردیف از جدول تناوبی عناصرها گفته می‌شود. برای همه عناصرهای موجود در یک ردیف عدد کوانتومی اصلی یکسان است.
۲۱	<b>زیرلایه</b> به مجموعه‌ای از اوربیتال‌های هم انرژی گفته می‌شود که عدد کوانتومی اصلی آنها یکسان است.
۷۰	<b>جفت الکترون پیوندی</b> جفت الکترونی است که میان هسته دو اتم قرار دارد و پیوند شیمیایی را به وجود می‌آورند.
۷۳	<b>جفت الکترون ناپیوندی</b> جفت الکترونی است که به یک اتم تعلق دارد و در تشکیل پیوند شیمیایی شرکت نمی‌کند.
۷۸	<b>ساختار رزونانسی</b> یک مولکول که بیش از یک ساختار لوویس دارد، این ساختارها تنها در شیوه توزیع الکترون‌هایشان تفاوت دارند. رزونانس پدیده‌ای است که رابطه این ساختارها را با ساختار واقعی مولکول براساس جایی الکترون‌ها توجیه می‌کند.
۷۳	<b>ساختار لوویس</b> شیوه‌ای برای نمایش مولکول‌ها و یون‌ها است به گونه‌ای که افزون بر نوع، تعداد و شیوه اتصال اتم‌ها، آرایش الکترونی مولکول را بر مبنای قاعده هشتایی نشان می‌دهد.

۵۵	<b>crystal lattice</b>	شبکه بلور
	آرایش سه بعدی و منظم و تکرار شونده ذره های (اتم ها، یون ها و مولکول ها) سازنده یک بلور است.	
۴۳	<b>atomic radius</b>	شعاع اتمی
	به نصف فاصله بین هسته ای در یک مولکول دواتمی جور هسته گفته می شود.	
۶۸	<b>bond length</b>	طول پیوند
	به فاصله تعادلی بین هسته های دو اتم در گیر در پیوند را می گویند.	
۱۵	<b>spectroscope</b>	طیفبین
	دستگاهی است که نوع و میزان بрем کنش نور و ماده را مشخص می کند و از این طریق اطلاعات ارزنده ای درباره ساختار ماده فراهم می آورد.	
۱۴	<b>mass spectrometer</b>	طیفسنج چرمی
	دستگاهی است که به کمک آن جرم مولکولی ترکیب های شیمیایی و اطلاعاتی درباره ساختار آنها به دست می آید.	
۱۱	<b>atomic number</b>	عدد اتمی
	به تعداد پروتون های موجود در هسته یک اتم گفته می شود.	
۸۰	<b>oxidation number</b>	عدد اکسایش
	به بار ظاهری اتم یک عنصر در مولکول یک ترکیب به فرض انتقال کامل الکترون به سمت اتمی با الکترونگانیوی بیشتر) گفته می شود که از آن برای رویابی الکترون ها طی واکنش های شیمیایی استفاده می شود.	
۲۴	<b>electron spin magnetic quantum number</b>	عدد کوانتمی مغناطیسی اسپین الکترون
	عددی است که جهت گیری الکترون ها در یک اوربیتال را مشخص می کند.	
۲۰	<b>principal quantum number</b>	عدد کوانتمی اصلی (n)
	عددی است که لایه های اصلی انرژی یک الکترون را در اتم مشخص می کند.	
۲۱	<b>orbital quantum number</b>	عدد کوانتمی اوربیتال (l)
	عددی است که زیر لایه های موجود در یک لایه کتوونی اتم را مشخص می کند.	
۲۲	<b>magnetic quantum number</b>	عدد کوانتمی مغناطیسی (m)
	عددی است که اوربیتال های تشکیل دهنده یک زیر لایه را مشخص می کند.	
۵۴	<b>coordination number</b>	عدد کوئور دیناسیون
	در یک جامد یونی به تعداد نزدیک ترین یون های با بار ناهم نام موجود پیرامون یک یون گفته می شود.	
۱۱	<b>mass number</b>	عدد چرمی
	مجموع تعداد پروتون ها و نوترون های موجود در هسته یک اتم است.	
۶	<b>phosphorescence</b>	فسفرسانس
	از جمله خواص فیزیکی برخی مواد شیمیایی از قبیل فسفر، باریم سولفید و کلسیم سولفید است. این مواد نور با طول موج معینی را جذب کرده، آن را به صورت تابش با طول موج ملندتر نشر می کنند. مواد فسفرسانس پس از تاباندن نور محرك و قطع کردن آن مدت نسبتاً طولانی نورانی می مانند.	
۴	<b>fluorescence</b>	فلوئورسانس
	بسیاری از اجسام تابش الکترومغناطیس با طول موج معینی را جذب می کنند و نور با طول موج بلندتری را نشر می کند.	
۸۲	<b>empirical formula</b>	فرمول تجربی
	نوعی فرمول شیمیایی است که افزون بر نوع عنصرهای سازنده، ساده ترین نسبت آنها را در یک ترکیب نشان می دهد.	
۸۳	<b>structural formula</b>	فرمول ساختاری
	نوعی فرمول شیمیایی است که افزون بر نوع و تعداد اتم ها، چگونگی اتصال اتم ها را در مولکول نشان می دهد.	

۸۲	<b>molecular formula</b>	فرمول مولکولی
		نوعی فرمول شیمیایی است که نوع و تعداد دقیق اتم‌ها را در یک مولکول نشان می‌دهد.
۳۴	<b>alkaline metals</b>	فلزهای قلیایی
		عنصرهای گروه نخست جدول تناوبی عنصرها هستند و آرایش الکترونی لایه ظرفیت آنها به $^1s$ پایان می‌یابد.
۳۶	<b>alkaline earth metals</b>	فلزهای قلیایی خاکی
		عنصرهای گروه دوم جدول تناوبی عنصرها هستند و آرایش الکترونی لایه ظرفیت آنها به $^{ns}$ پایان می‌یابد.
۱۹	<b>photon</b>	فوتون
		به عبارتی ذره سازنده نور است. یک بسته انرژی که مقدار آن به طول موج نور بستگی دارد.
۹۷	<b>fullerenes</b>	فولرن‌ها
		تنها آلتوrop مولکولی کربن که مولکول‌های آن کروی شکل و قفس مانند هستند. $C_60$ یا باکی بال شناخته شده‌ترین فولرن است.
۴۹	<b>octet rule</b>	قاعده هشتایی
		اتم‌های تمايل دارند که با تبادل پا به اشتراک گذاشتن الکترون تعداد الکترون‌های لایه ظرفیت خود را به هشت برسانند و به این ترتیب به آرایش الکترونی گاز نجیب پیش یا پس از خود دست یابند.
۳۲	<b>periodic law</b>	قانون تناوبی
		هرگاه عنصرها بر حسب افزایش عدد اتمی مرتب شوند خواص شیمیایی و فیزیکی آنها به صورت تناوبی تکرار می‌شود.
۸۵	<b>electron domain</b>	قلمره الکترونی
		به ناحیه‌ای اطراف اتم مرکزی گفته می‌شود که همه الکترون‌های پیوندی یا ناپیوندی متعلق به آن را دربر می‌گیرد.
۳۴	<b>alkali</b>	قلیا
		ترکیب‌های فلزهای قلیایی یا قلیایی خاکی که دارای $OH^-$ - هستند و محلول آنها می‌تواند چربی‌ها را در خود حل کند.
۴۹	<b>cation</b>	کاتیون
		یونی دارای بار الکتریکی مثبت
۴۷	<b>group</b>	گروه
		به عنصرهای موجود در یک ستون از جدول تناوبی گفته می‌شود. این عنصرها خواص شیمیایی مشابهی دارند.
۹۹	<b>alkyl group</b>	گروه آلکیل
		بنیانی است که از کم کردن یک اتم هیدروژن از یک مولکول آلکان بدست می‌آید.
۱۰۵	<b>functional group</b>	گروه عاملی
		اتم یا گروهی از اتم‌ها که وجود آنها در یک مولکول آلی در مقایسه با آلکان نظیر خواص فیزیکی و شیمیایی ویژه و منحصر به فردی به ترکیب موردنظر می‌دهد.
۴۲	<b>lanthanides</b>	لانتانیدها
		۱۴ عنصر که پس از عنصر لانتان ( $La_{\text{v}}$ ) قرار می‌گیرند و در آنها، اوربیتال‌های $4f$ در حال پرشدن هستند.
۲۱	<b>electron shell</b>	لایه الکترونی
		به مجموعه‌ای از اوربیتال‌ها گفته می‌شود که عدد کواتومی اصلی آنها یکسان است.
۹۰	<b>polar molecule</b>	مولکول قطبی
		مولکولی است که دارای پیوندهای قطبی است و قطبی بودن این پیوندها در کل، دو قطب مثبت و منفی روی مولکول ایجاد می‌کند.

٩٠	<b>non polar molecule</b>	<b>مولکول ناقطبی</b>
	مولکولی است که دارای پیوندهای ناقطبی است یا پیوندهای قطبی آن در مولکول طوری قرار گرفته‌اند که در کل مولکول دو قطب مثبت و منفی مشاهده نمی‌شود.	
		نظریه دافعه زوج الکترون‌های لایه ظرفیت (Dipole-Dipole)
٨٥	<b>balance shell electron Pairs repulsion</b>	
	بنابراین نظریه، زوج الکtron‌های پیرامون اتم مرکزی تا آن جا که ممکن است دور از بک‌دیگر قرار می‌گیرند به طوری که نیروهای دافعه الکترونی به کمترین مقدار ممکن برسد.	
٦٠	<b>hydrated salt</b>	<b>نمک آپوشیده</b>
	نمک آبدار، ترکیبی یونی است که در آن مولکول‌های آب در شبکه بلوری به دام افتاده‌اند یا تعدادی از آنها با یون‌های مثبت پیوند دائمی ایجاد کرده‌اند.	
١١	<b>neutron</b>	<b>نوترون</b>
	یکی از ذره‌های سازنده هسته اتم که بار الکتریکی ندارد و عدد جرمی آن یک است.	
١١	<b>nucleon</b>	<b>نوکلئون</b>
	به ذره‌هایی مانند پروتون یا نوترون گفته می‌شود که در هسته اتم قرار دارند.	
٩١	<b>dipole-dipole force</b>	<b>نیروی دوقطبی - دوقطبی</b>
	از جمله نیروهای جاذبه‌ای موجود میان مولکول‌های قطبی است.	
٨٩	<b>van der walls forces</b>	<b>نیروهای وان دروالس</b>
	نوعی نیروی جاذبه بین مولکولی است. این نیرو در میان همه مولکول‌ها وجود دارد ولی در ترکیب‌های مولکولی ناقطبی نیروی جاذبه‌ای مهمی به شمار می‌آید.	
٩٠	<b>London dispersion forces</b>	<b>نیروهای نشری لوندون</b>
	از جمله نیروهای ضعیف بین مولکولی است. نوعی جاذبه میان دوقطبی‌هایی است که بر اثر برهم خوردن توزیع الکترون در مولکول‌های ناقطبی ایجاد می‌شوند. به این دوقطبی‌ها القابی می‌گویند.	
٥٨	<b>polyatoic ion</b>	<b>یون‌های چنداتمی</b>
	به یون‌هایی گفته می‌شود که از دو یا بیش از دو اتم یکسان یا متفاوت تشکیل شده است.	
٥٠	<b>monoatomic ion</b>	<b>یون تک‌اتمی</b>
	به یون‌هایی گفته می‌شود که تنها از یک اتم تشکیل شده است.	

## منابع و مأخذ

- 1 - Silberberg, M. S. , Principles of General Chemistry , Mc GrawHill, 2007.
- 2 - Lister, T. ,Renshaw, J. ,Understanding Chemistry, Nelson Thornes, 2000.
- 3 - Reger, D. L. ,Goode, S. R. Ball, D.W., Chemistry, Brooks/Cole, 2010.
- 4 - Tro N. ,Chemistry in Focus, Brooks/Cole, 2009.
- 5 - Eubanks, L. P.,Middlecamp, C. H., Heltzel, C. H., Keller, S. W., Chemistry in Context, ACS, 2009.

