

بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَنِ الرَّحِيمِ

# شیمی (۲)

## و آزمایشگاه

ساختار، واکنش‌پذیری و رابطه‌ی میان آن‌ها

سال دوم دبیرستان

رشته‌های علوم تجربی - ریاضی و فیزیک

وزارت آموزش و پرورش

سازمان پژوهش و برنامه‌ریزی آموزشی

برنامه‌ریزی محتوا و نظارت بر تألیف: دفتر برنامه‌ریزی و تألیف کتاب‌های درسی

نام کتاب: شیمی (۲) و آزمایشگاه - ۲۲۷/۱

مؤلفان: منصور عابدینی، علی سیدی اصفهانی، بهرام قنبری و نعمت‌الله ارشدی

ویراستار علمی: نعمت‌الله ارشدی

آماده‌سازی و نظارت بر چاپ و توزیع: اداره‌ی کل چاپ و توزیع کتاب‌های درسی

تهران: خیابان ایرانشهر شمالی - ساختمان شماره‌ی ۴ آموزش و پرورش (شهید موسوی)

تلفن: ۹-۸۸۸۳۱۱۶۱، دورنگار: ۹۲۶۶-۸۸۳۰، کد پستی: ۱۵۸۴۷۴۷۳۵۹

وبسایت: [www.chap.sch.ir](http://www.chap.sch.ir)

رسام: مریم دهقان‌زاده

صفحه‌آرا: شهرزاد قنبری

طراح جلد: فریبا زرین‌قلم

ناشر: شرکت چاپ و نشر کتاب‌های درسی ایران - تهران - کیلومتر ۱۷ جاده‌ی مخصوص کرج - خیابان ۶۱ (داروپخش)

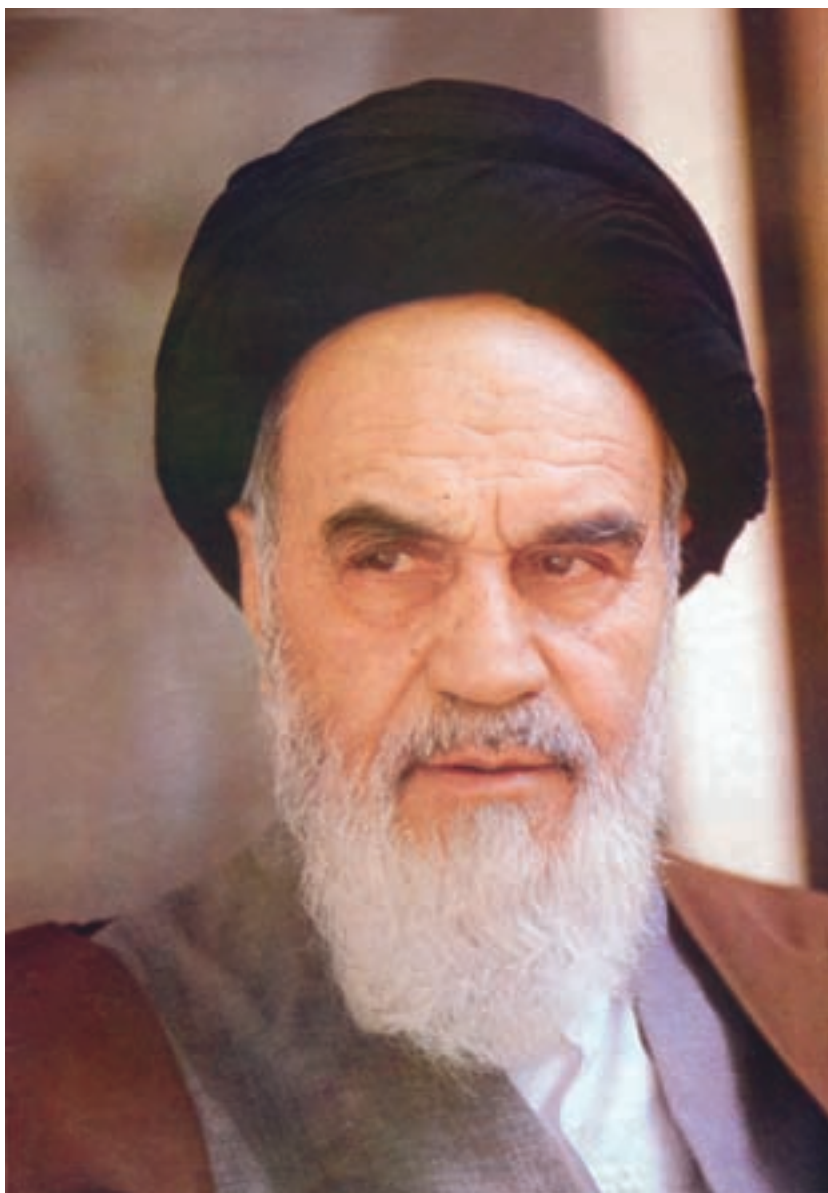
تلفن: ۵-۴۴۹۸۵۱۶۱، دورنگار: ۴۴۹۸۵۱۶۰، صندوق پستی: ۱۳۴۴۵/۶۸۴

چاپخانه: شرکت چاپ و نشر کتاب‌های درسی ایران «سهامی خاص»

سال انتشار و نوبت چاپ: چاپ دهم ۱۳۹۰

حق چاپ محفوظ است.

شابک ۹-۱۳۹۸-۵-۹۶۴-۰۵-۹۶۴-۰۵-۱۳۹۸-۹ ISBN 964-05-1398-9



من در این جا به جوانان عزیز کشورمان، به این سرمایه‌ها و ذخیره‌های عظیم الهی و به این گل‌های معطر و نوشکفته‌ی جهان اسلام سفارش می‌کنم که قدر و قیمت لحظات شیرین زندگی خود را بدانید و خودتان را برای یک مبارزه‌ی علمی و عملی بزرگ تا رسیدن به اهداف عالی انقلاب اسلامی آماده کنید.

امام خمینی

---

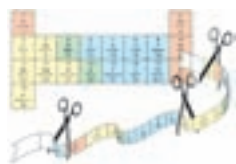
## فهرست



۱

### بخش ۱

ساختار اتم



۳۲

### بخش ۲

خواص تناوبی عنصرها



۵۲

### بخش ۳

ترکیب های یونی



۷۱

### بخش ۴

ترکیب های کووالانسی



۱۰۱

### بخش ۵

کربن و ترکیب های آلی



۱۱۶

در آزمایشگاه شیمی

---

## سخنی با شما دانش‌آموز عزیز

کتابی که پیش روی شماست مجموعه‌ای شامل پنج بخش مهم از دانش شیمی است. بخش‌هایی که اصل ساختار، واکنش‌پذیری و رابطه‌ی میان آن‌ها، وجه مشترک مفاهیم بیان شده در آن‌هاست. در تألیف این کتاب تلاش شده است تا از طریق آرایه‌ی فعالیت‌های ذهنی و عملی متعدد و بیان برخی مطالب جذاب و انگیزاننده، زمینه برای درک عمیق مفاهیم آرایه شده در هر بخش فراهم آید. اگرچه مفاهیم موجود در این کتاب کم‌شمار است ولی مشارکت فعال شما در فعالیت‌های فردی یا گروهی درون یا برون کلاسی و آرایه‌ی دستاوردهای آن‌ها در کلاس می‌تواند محتوای کتاب را هرچه بیشتر پررنگ کند. در واقع طی سال تحصیلی انتظار می‌رود که شما از طریق همکاری با هم‌کلاسی‌ها و معلم‌گرانقدرتان افزون بر محتوای موجود در کتاب، محتوایی فراگیرتر و کامل‌تر تولید کنید و به این ترتیب با مشارکت فعال در فرایند یاددهی - یادگیری در کنار فراگیری دانش لازم در این سطح، بار دیگر تلاش کنید تا به جای یادگیری تعداد کمی مفاهیم علمی از پیش تعریف شده، یادگیری روش یادگیری را سرلوحه‌ی کار خود قرار دهید. امید است چنین کنید.

در ضمن یادآور می‌شود که تدریس و یادگیری همه‌ی مطالب آرایه شده در کتاب **الزامی** است ولی به معلمان محترم توصیه شده است فقط در ارزشیابی‌های درون کلاسی (ارزشیابی مستمر) از بخش‌های **بیش‌تر بدانید** و **آزمایش کنید** پرسش مطرح کنند. هم‌چنین استفاده از ماشین حساب ساده و جدول تناوبی عنصرها در امتحان‌های پایانی این درس مانعی ندارد.

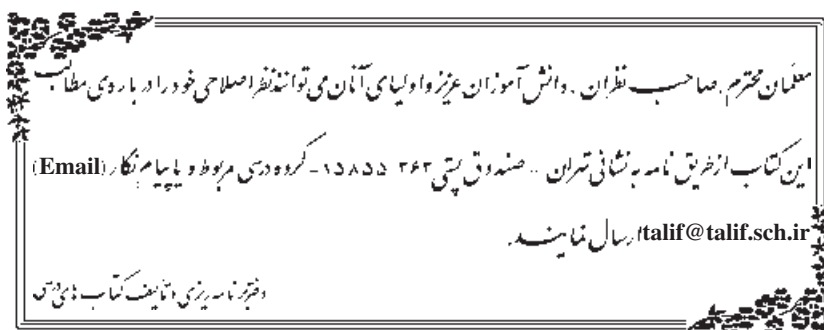
گروه شیمی دفتر برنامه‌ریزی و تألیف کتاب‌های درسی

از اظهارنظر شما عزیزان پیرامون ساختار و محتوای این کتاب به گرمی استقبال می‌کند و

در پایگاه اینترنتی خود به آدرس

**chemistry-dept.talif.sch.ir**

چشم انتظار آرایه آن‌ها می‌ماند.



# بخش ۱

## ساختار اتم



آیا تا به حال شب هنگام و در سکوت تفکر برانگیز آن به آسمان، ماه و ستارگان چشم دوخته‌اید؟ شاید با این نگاه، این پرسش‌ها که «جهان چگونه به وجود آمده است؟»، «ما در کجای این جهان بی انتها 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 دغدغه‌ی وجودتان شود. دغدغه‌ای که هزاران سال انسان متفکر 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 همه‌ی این پرسش‌ها، مطالعه و بررسی عنصرهای سازنده‌ی جهان باشد. مطالعاتی که دانش شیمی نقش بسیار مهمی در آن دارد.

اکسیژن، سیلیسیم، آلومینیم، آهن، کلسیم، سدیم، پتاسیم و منیزیم به ترتیب هشت عنصر فراوان در پوسته‌ی زمین هستند. نهمین عنصر فراوان که کم تر از یک درصد از عنصرهای سازنده‌ی پوسته‌ی 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 هلیوم 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 اندکی 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. دانشمندان بر این باورند که جهان حدود ۱۵ میلیارد سال پیش بر اثر یک انفجار بزرگ به وجود آمده است. یعنی هنگامی که یک توده‌ی 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 پانهاده‌اند. هزاران میلیون سال بعد، آن‌هم در برخی نقاط کیهان، از گردهمایی و فشرده شدن تدریجی اتم‌های هیدروژن ستاره‌ها متولد شدند. ستارگانی که هر روز گرم تر می‌شدند و در دمای بسیار بالای آن‌ها، ابتدا شرایط برای تشکیل اتم‌های هلیوم و سپس برای تولید عنصرهای سبک بعدی مهیا می‌شد. در این مسیر، گاه ستاره‌ای بسیار چگال تر و بسیار گرم تر می‌شد و مکانی برای تشکیل عنصرهای سنگین فراهم می‌آورد. این ستارگان جرمی بسیار بیش تر از خورشید داشتند و پس از چند میلیون سال نورافشانی و گرما بخشی، پایداری خود را از دست داده با انفجاری مهیب متلاشی می‌شدند. به این ترتیب اتم‌های سنگین تولید شده بر اثر این انفجار در سرتاسر گیتی پراکنده شدند. این عنصرهای سنگین ماده‌ی اولیه‌ی مورد نیاز برای تولد دومین نسل از ستارگانی را فراهم آوردند که تصور می‌شود سامانه‌ی خورشیدی حدود ۴/۵ میلیارد سال پیش از ستاره‌ای متعلق به همین نسل به وجود آمده باشد. ستاره‌ی غول‌آسایی که پس از فروپاشی، عمده‌ی ویژگی‌های خود را در ستاره‌ی کوچک و جوانی چون خورشید به امانت گذاشت و زمین که قطعه‌ی بسیار کوچکی از آن بود، تنها حدود ۱۰ عنصر سبک و سنگین ساخته شده در آن ستاره را به ارث برد. ضمن آن‌که در هسته‌ی به شدت داغ خود نیز اندکی از گرمای آن ستاره‌ی مادر را به یادگار نگاه داشته است.

## مطالعه‌ی ساختار ماده، تلاشی به قدمت تاریخ

مطالعه روی عنصرها به حدود ۲۵۰۰ سال پیش بر می‌گردد. زمانی که تالس فیلسوف یونانی آب را عنصر اصلی سازنده‌ی جهان هستی می‌دانست. دویست سال پس از او ارسطو سه عنصر هوا، خاک و آتش را به عنصر پیشنهادی تالس افزود و این چهار عنصر را عنصرهای سازنده‌ی 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 دان شکاک 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 مطالعه‌ی طبیعت بود، به پژوهش‌های عملی نیز اقدام کنند. توصیه‌ی او مورد توجه قرار گرفت و در سال ۱۸۰۳ جان دالتون شیمی دان انگلیسی با نظریه‌ی اتمی خود گام مهمی برای مطالعه‌ی ماده و ساختار آن برداشت.

دالتون با استفاده از واژه‌ی یونانی اتم که به معنای تجزیه‌ناپذیر است، ذره‌های سازنده‌ی عنصرها را توضیح داد. این دیدگاه که همه‌ی مواد از ذره‌های کوچک و تجزیه‌ناپذیری به نام اتم ساخته شده‌اند، نخستین بار ۲۵۰۰ سال پیش توسط دموکریت فیلسوف یونانی مطرح شده بود، اما دالتون با اجرای آزمایش‌های بسیار از نو به آن دست یافت. وی نظریه‌ی اتمی خود را در هفت بند و به شرح زیر بیان کرد:

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

۲- همه‌ی اتم‌های یک عنصر مشابه یکدیگرند.

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 سازنده‌ی آن یکسان است.

۷- واکنش‌های شیمیایی شامل جابه‌جایی اتم‌ها یا تغییر در شیوه‌ی اتصال آن‌ها در

مولکول‌هاست. در این واکنش‌ها اتم‌ها خود تغییری نمی‌کنند.

اگر چه امروز می‌دانیم که اتم‌ها خود از ذره‌های کوچک‌تری (ذره‌های زیراتمی) ساخته شده‌اند و همه‌ی آن ویژگی‌هایی را ندارند که دالتون برای آن‌ها برشمرده بود ولی هنوز هم باور داریم که اتم کوچک‌ترین ذره‌ی یک عنصر است که خواص شیمیایی و فیزیکی عنصر یاد شده به ویژگی‌های آن بستگی دارد. به‌رحال نظریه‌ی اتمی دالتون علی‌رغم نارسایی‌ها و ایرادهایی که داشت به نقطه‌ی آغازی برای مطالعه‌ی دقیق‌تر و عمیق‌تر ساختار و رفتار (خواص) ماده تبدیل شد.

## الکترون نخستین ذره‌ی زیراتمی شناخته شده

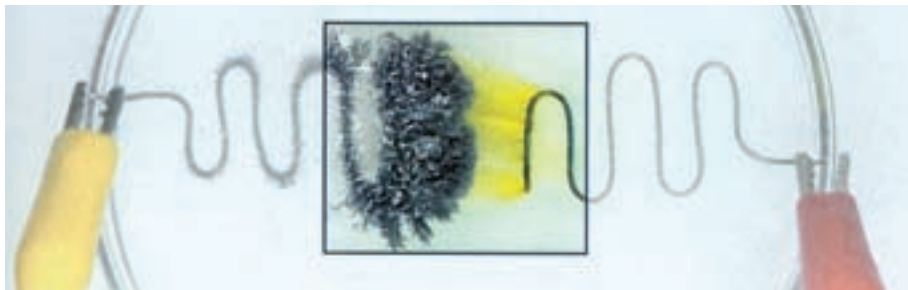
شاید بتوان گفت که اجرای آزمایش‌های بسیاری با الکتروسیته، مقدمه‌ای برای شناخت ساختار درونی اتم بوده است. در آغاز قرن نوزدهم میلادی، پس از کشف الکتروسیته‌ی ساکن یا مالشی، به این نکته پی برده شد که بارهای الکتریکی مثبت یا منفی ایجاد شده به هنگام مالیدن یک جسم روی جسم دیگر، از جایی نمی‌آیند و پیدایش آن‌ها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



جان دالتون  
(۱۷۶۶-۱۸۴۴)



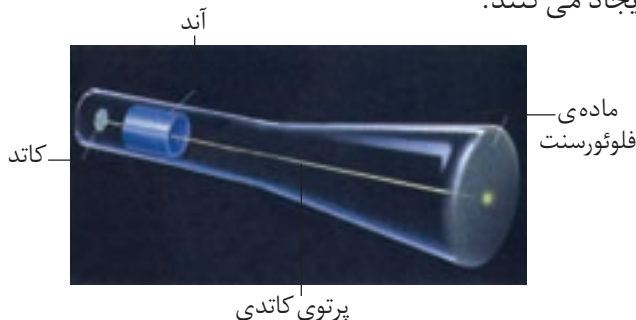
مایکل فارادی دانشمند معروف انگلیسی مشاهده کرد که به هنگام عبور جریان برق از درون محلول یک ترکیب شیمیایی فلزدار - روشی که به آن برقکافت می‌گویند - یک واکنش شیمیایی در آن به وقوع می‌پیوندد. فیزیک‌دان‌ها برای توجیه این مشاهده‌ها برای الکتروسیته ذره‌ای بنیادی پیشنهاد کردند و آن را **الکترون** نامیدند. اما در آن زمان به وجود رابطه‌ای میان اتم و الکترون پی برده نشد.



برقکافت، یک واکنش شیمیایی است که با عبور جریان برق از درون یک محلول به وقوع می‌پیوندد. اجرای چنین آزمایش‌هایی توسط فارادی در قرن ۱۹ به کشف الکترون منجر شد. این تصویر برقکافت محلول قلع (II) کلرید در آب را نشان می‌دهد.

## هم‌چون دانشمندان

لوله‌ی پرتوی کاتدی لوله‌ای شیشه‌ای است که تقریباً همه‌ی هوای درون آن به کمک پمپ خلأ خارج شده است. در دو انتهای این لوله یک قطعه فلز نصب شده است که به آن **الکتروود** می‌گویند. هنگامی که یک ولتاژ بسیار قوی بین این دو الکتروود اعمال شود، پرتوهایی از الکتروود منفی (کاتد) به سمت الکتروود مثبت (آند) جریان می‌یابد. از این رو به آن‌ها **پرتوهای کاتدی** می‌گویند. این پرتوها بر اثر برخورد با یک ماده‌ی فلوئورسنت، نور سبزرنگی ایجاد می‌کنند.



با دقت به شکل‌های صفحه‌ی بعد نگاه کنید. هر شکل یکی از آزمایش‌های جوزف تامسون فیزیک‌دان انگلیسی روی لوله‌ی پرتوی کاتدی را نشان می‌دهد. او که یکی از پیش‌گامان مطالعه‌ی ساختار اتم بوده است، پس از اجرای آزمایش‌های بسیاری سرانجام موفق شد نسبت بار به جرم الکترون را اندازه‌گیری کند. در زیر این شکل‌ها سه نتیجه‌گیری مهم تامسون آورده شده است. به نظر شما تامسون از چه مشاهده‌هایی به هر یک از این



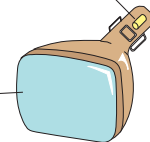
مایکل فارادی  
(۱۷۹۱-۱۸۶۷)

جورج استونی فیزیک‌دان ایرلندی در سال ۱۸۹۱ ذره‌های حمل‌کننده‌ی جریان برق را **الکترون** نامید.

فلوئورسنت به ماده‌ای با خاصیت فلوئورسانس گفته می‌شود. فلوئورسانس از جمله خواص فیزیکی برخی مواد شیمیایی است. مواد دارای این خاصیت نور با طول موج (رنگ) اگر طول موج در ناحیه‌ی مرئی باشد) معینی را جذب می‌کنند و به جای آن نور با طول موج بلندتری را منتشر می‌سازند. تابش این نور با قطع شدن منبع نور قطع می‌شود. روی سولفید (ZnS) از جمله مهم‌ترین مواد فلوئورسنت است که در تولید لامپ تلویزیون و نمایشگرها کاربرد دارد.

تفنگ الکترونی

روی دیواره‌ی داخلی لامپ با لایه‌ای از ZnS پوشیده شده است.



روی اغلب نمایشگرهای رایانه حروف CRT نوشته شده است. CRT کوتاه شده‌ی عبارت Cathode Rays Tube به معنای لوله‌ی پرتوهای کاتدی است.





جوزف تامسون  
(۱۸۵۶-۱۹۴۰)

تامسون نسبت بار به جرم  
الکترون را  
 $1/76 \times 10^{-18} \text{ C/g}$   
محاسبه کرد.

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

همواره مقدار بار  
الکتریکی ذره‌های  
سازنده‌ی اتم را نسبت به  
مقدار بار الکتریکی الکترون  
می‌سنجند. در این مقیاس  
نسبی بار الکترون ۱-  
در نظر گرفته می‌شود.

فسفر سانس از جمله  
خواص فیزیکی برخی مواد  
شیمیایی است. مواد دارای  
این خاصیت نور با طول موج  
(رنگ؛ اگر طول موج در  
ناحیه‌ی مرئی باشد) معینی  
را جذب می‌کنند و به جای  
آن نور با طول موج بلندتری  
منتشر می‌سازند. تابش این  
نور تا مدت کوتاهی پس از  
قطع شدن منبع نور ادامه  
می‌یابد. در ساعت‌ها و  
برخی وسایل شب‌نما از  
موادی با این خاصیت  
استفاده می‌شود.



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.

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- همه‌ی مواد دارای الکترون هستند.

## جست‌وجو کنید

در یک فعالیت گروهی تحقیق کنید که جوزف تامسون چگونه نسبت بار به جرم الکترون را اندازه‌گیری کرد.

گزارش این فعالیت را به صورت یک روزنامه‌ی 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 اندازه بگیرد. 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  $1/602 \times 10^{-19} \text{ C}$  و  $9/109 \times 10^{-28} \text{ g}$  است.

## پرتوزایی

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 فسفر سانس مواد شیمیایی کار می‌کرد به‌طور تصادفی با پدیده‌ی جالبی روبه‌رو شد.

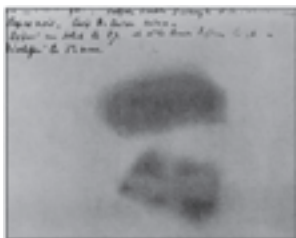
متن زیر چگونگی کشف بزرگ هانری بکرل را در قالب داستانی کوتاه بیان می کند. با دقت آن را بخوانید و سپس به پرسش های مطرح شده پاسخ دهید.

هانری سومین نسل از یک خانواده ی دانشمند پرور فرانسوی بود. او که افزون بر عشق به کسب دانش، سنگ های معدنی و ترکیب های شیمیایی آزمایشگاه پدرش ادموند را نیز به ارث برده بود، با علاقه مندی کار پدرش روی پدیده ی فلئوئورسانس و فسفرسانس را ادامه داد. در آن زمان هانری با خواندن مقاله ای در مورد شیوه ی تولید پرتوهای X که به تازگی توسط رونتگن کشف شده بود، در این اندیشه فرو رفت که شاید مواد دارای خاصیت فلئوئورسانس یا فسفرسانس نیز در هنگام نورافشانی چنین پرتوی مرموزی را تابش می کنند. از این رو بر آن شد که ترکیب هایی برگزیند و در این باره به تحقیق بپردازد. او برای این کار بلورهای ماده ای را برای مدتی در برابر نور خورشید قرار می داد و بی درنگ در محیطی تاریک روی یک فیلم خام عکاسی می گذاشت که درون یک پاکت کاغذی تیره بود. پس از چند دقیقه فیلم را برداشته، ظاهر می کرد و از روی میزان وضوح تصویر، شدت تابش آن ماده را اندازه می گرفت.

روز چهارشنبه ۲۶ فوریه سال ۱۸۹۶ هانری در ادامه ی آزمایش هایش روی فسفر سانس طبیعی ترکیب های اورانیم دار پدرش، دو قطعه از بلورهای یکی از این ترکیب ها را برداشت و همی وسایل کار خود را آماده کرد. اما از آن جا که هوای شهر پاریس کاملاً آبری بود، از انجام آزمایش چشم پوشی 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 بیش تر به تعویق انداخت.

بامداد روز دوشنبه اول مارس هنگامی که هانری به آزمایشگاه خود پا نهاد، یک باره به یاد بلورهای درون کشوی میز خود افتاد. با عجله سراغ آن ها رفت و تصمیم گرفت فیلم درون کشور را ظاهر کند. او با کنجکاوی فیلم را به تاریک خانه برد و آن را در محلول ظهور عکس قرار داد. پس از چند دقیقه هیجان زده از تاریک خانه بیرون آمد، پشت میز کار خود نشست و عبارت های زیر را یادداشت کرد:

«دوشنبه اول مارس ساعت ۹/۴۰؛ نتیجه ی آزمایش روی نمونه ی شماره ی سیزده: با این که آزمایش هایم روی مواد فسفر سانس نشان داده بود که همواره وضوح تصویر پس از چند ثانیه به شدت کاهش می یابد، اما در این آزمایش برخلاف انتظارم پس از این مدت حضور در تاریکی ایجاد تصویری با این وضوح شگفت انگیز به نظر می رسد. نمی دانم چرا؟ اما فکر می کنم که پدیده ی تازه ای را کشف کرده ام.»



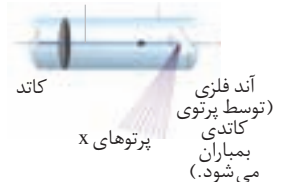
فیلم عکاسی بکرل پس از ظهور. دو قطعه بلور آفتاب ندیده ی بکرل به وضوح دیده می شوند.



هانری بکرل  
(۱۸۵۲-۱۹۰۸)

پرتوهای X در سال ۱۸۹۵ توسط ویلهلم رونتگن فیزیک دان آلمانی کشف شد. این پرتوهای پر انرژی از جنس نور هستند و قدرت نفوذ به نسبت زیادی در اجسام دارند. وی این پرتوها را با تاباندن پرتوهای کاتدی روی یک آند فلزی به دست آورد.

لوله ی شیشه ای پرتوی کاتدی



دستگاه تولید کننده ی پرتوهای X

از این پرتوها در پزشکی برای عکس برداری از استخوان ها و برخی اندام های درونی بدن استفاده می شود.



۱- هانری مشاهده‌ی یاد شده را چگونه تفسیر کرد که آن را کشف پدیده‌ای تازه نام

نهاد؟

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

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



ارنست رادرفورد  
(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 پرتوزا نام نهاده است.

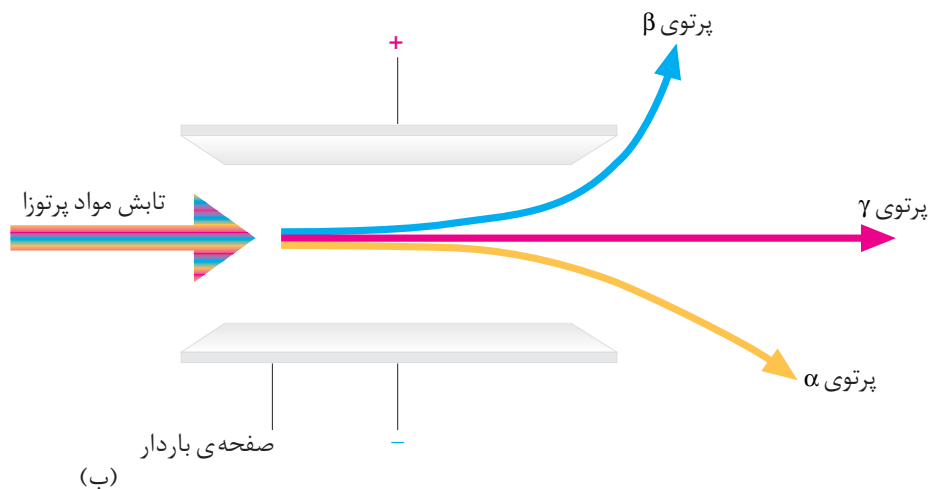
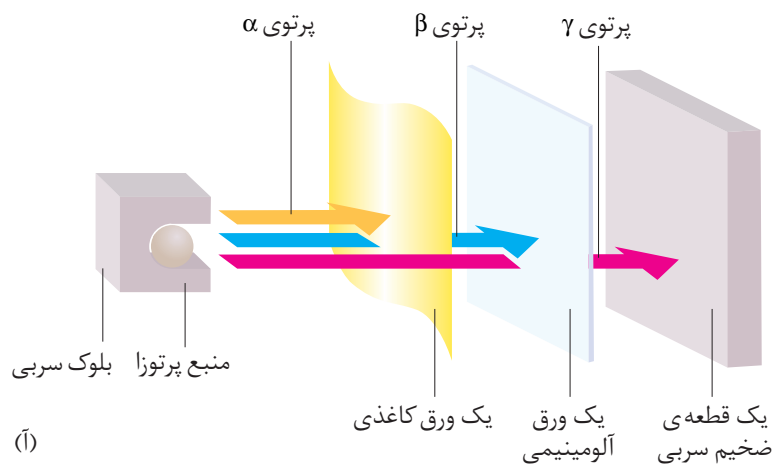
ارنست رادرفورد همکار نیوزلندی جوزف تامسون نیز به این موضوع علاقه مند شد و

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 شکل‌های زیر نگاه کنید و سپس به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهید.



۱- کدام تابش قدرت کمتری برای نفوذ در اجسام دارد؟ چه مشاهده‌ای شما را به این نتیجه‌گیری رسانده است؟

۲- رادرفورد نشان داد که یکی از تابش‌ها جریانی از ذره‌های باردار است که جرم آن‌ها چهاربرابر جرم اتم هیدروژن است. در ضمن، تابش دیگر هم مانند پرتوهای کاتدی جریانی از الکترون‌های 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 می‌دهد که پدیده‌ی پرتوزایی با کاهش جرم ماده‌ی پرتوزا همراه است. آیا این مشاهده با دیدگاه دالتون درباره‌ی اتم هم‌خوانی دارد؟ شرح دهید.

جوزف تامسون با کمک آزمایش‌های خود ضمن اثبات وجود الکترون در اتم و معرفی الکترون به عنوان یک ذره‌ی زیر اتمی، موفق شد ساختاری برای اتم پیشنهاد کند، شکل ۱. وی ویژگی‌های اتم خود را این‌چنین برشمرد.

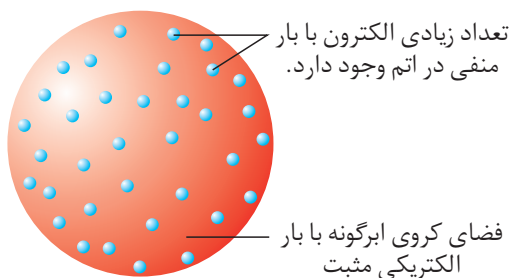
۱- الکترون‌ها که ذره‌هایی با بار منفی هستند درون فضای کروی ابرگونه‌ای با بار الکتریکی مثبت، پراکنده شده‌اند.

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 الکترون در آن ناشی می‌شود.

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

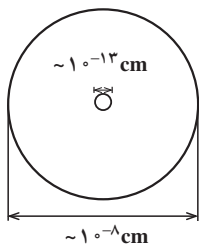


شکل ۱ مدل اتمی تامسون

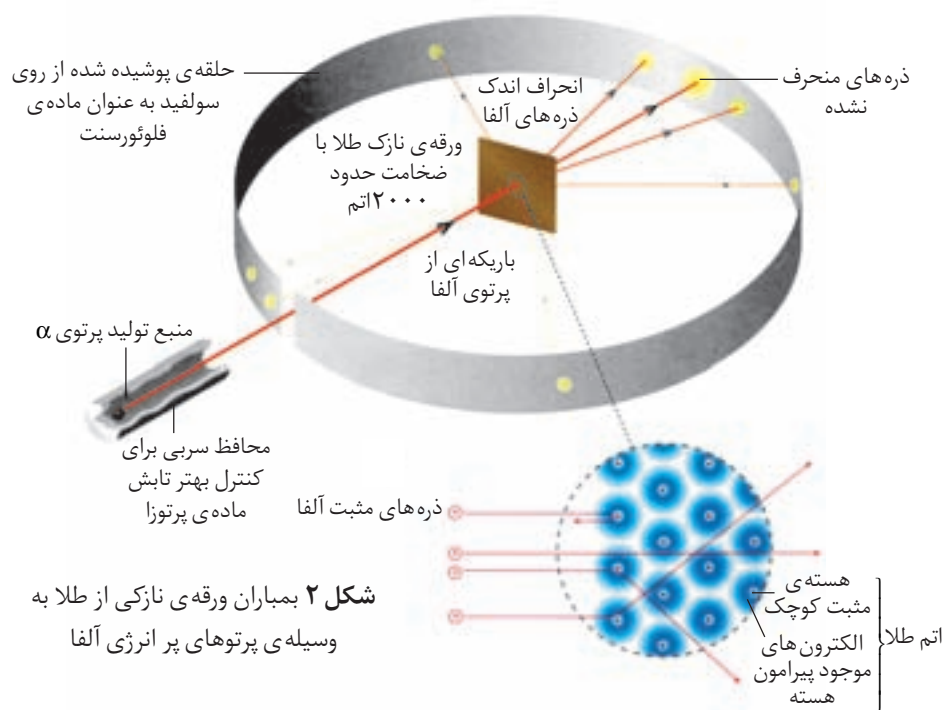
رادرفورد نتوانست تشکیل تابش‌های حاصل از مواد پرتوزا را به کمک مدل اتمی تامسون توجیه کند. از این رو در درستی این مدل تردید کرد. وی در سال ۱۹۱۰ برای شناسایی دقیق‌تر ساختار اتم آزمایش جالبی را طراحی و اجرا کرد. او در این آزمایش، شکل ۲، ورقه‌ی نازکی از طلا را با ذره‌های آلفا بمباران کرد، به امید آن که همه‌ی ذره‌های پرانرژی و سنگین آلفا که دارای بار مثبت نیز هستند با کم‌ترین میزان انحراف از این ورقه‌ی نازک عبور کنند. (چرا؟) اما آزمایش نتایج دیگری داشت.

رادرفورد از نتایج این آزمایش شگفت زده شد و گفت: «بازگشت ذره‌های آلفا با زاویه‌ای نزدیک به  $180^\circ$  واقعاً باورنکردنی است. مانند این است که شما یک گلوله‌ی 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 هسته‌ی آن را به طور تقریبی محاسبه کند.



ابعاد تقریبی یک اتم طلا و هسته‌ی آن



شکل ۲ بمباران ورقه‌ی نازکی از طلا به وسیله‌ی پرتوهای پر انرژی آلفا

## 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 ارایه‌ی این مدل انجامید در زیر آمده است. او از کدام مشاهده کدام نتیجه‌گیری را کرده است؟ شرح دهید.

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

**ماری کوری** شیمی دان مشهور لهستانی در سال ۱۸۶۷ در ورشو زاده شد. پدرش معلم فیزیک بود. ماری به دلیل شرایط نامساعد مالی خانواده‌اش به دشواری دوران تحصیل ابتدایی را پشت سر گذاشت و سپس به ناچار در روستایی به عنوان معلم مشغول به کار شد. پس از آن در رشته‌های فیزیک و ریاضی به ادامه‌ی تحصیل پرداخت. در سال ۱۸۹۱ برای تحصیل در دانشگاه سوربون، به پاریس رفت و در آن جا با پی برکوری، فیزیک دان فرانسوی آشنا شد و با وی ازدواج کرد.

ماری و پی یر، همراه با هانری بکرل روی نمک‌های اورانیم کار می‌کردند. آن‌ها در خلال سال‌های ۱۸۹۲ و ۱۸۹۴ در انبار متروکی که توسط رییس دانشکده‌ی پزشکی سوربون برای زندگی به آن‌ها داده شده بود، با وسایل و امکانات اندک بررسی‌های خود را روی نوعی از سنگ‌های معدنی 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 پی یر با همکاری بکرل توانستند از یک دسی گرم رادیم کلرید، رادیم خالص را به دست آورند. مادام کوری و همسرش پی برکوری نشان دادند که واکنش‌های شیمیایی توانایی مواد پرتوزا را به نشر پرتوهای پرنرژی 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، جایزه‌ی نوبل در فیزیک را دریافت کردند.

سه سال پس از دریافت این جایزه، پی یر در سن ۴۱ سالگی در یک تصادف جان خود را از دست داد. با این حال ماری از تلاش دست برنداشت و در خلال سال‌های ۱۹۰۲ تا ۱۹۱۲، ۲۹ 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 جایزه‌ی نوبل سال ۱۹۱۱ را در شیمی، از آن خود ساخت.

با آغاز جنگ جهانی اول، ماری و دخترش ایرن که تنها ۱۷ سال داشت، بسیاری از مراکز درمانی فرانسه را به دستگاه‌های پرتوی X مجهز کردند. به کمک این دستگاه موقعیت گلوله‌ها در بدن سربازان زخمی، تعیین می‌شد و به این ترتیب، خارج کردن گلوله‌ها با عمل جراحی به راحتی انجام می‌گرفت.

در سال ۱۹۱۸، ماری و ایرن به ترتیب به عنوان رییس و معاون انجمن رادیم، که به تازگی تأسیس شده بود، برگزیده شدند و سال‌ها در این مقام باقی ماندند. ایرن نیز که با یک فیزیک دان انگلیسی به نام فردریک جولیو ازدواج کرده بود، به همراه همسرش دست به بررسی‌هایی در زمینه‌ی شیمی هسته‌ای زد که به کشف یک ذره‌ی بنیادی تازه به نام پوزیترون انجامید. اما پیش از آن‌که ماری شاهد دریافت جایزه‌ی نوبل فیزیک توسط دخترش باشد، در سال ۱۹۲۴، به علت ابتلا به سرطان خون، درگذشت. سال بعد، ایرن جایزه‌ی نوبل فیزیک را دریافت کرد. در همین سال نیز، سیبورگ با استفاده از روش بمباران پلوتونیم ۲۲۹ با پرتوی آلفا، عنصری را به دست آورد که به افتخار ماری و پی یر کوری، و به پاس خدمات آن‌ها به دانش بشری، کوریم (با عدد اتمی ۹۶) نام گرفت.



ماری کوری  
(۱۸۶۷-۱۹۳۴)  
و همسرش پی برکوری  
(۱۸۵۹-۱۹۰۶)

## دیگر ذره‌های سازنده‌ی اتم

آزمایش بعدی رادرفورد و همکارانش از دیگر اسرار اتم پرده برداشت و در سال ۱۹۱۹ دومین ذره‌ی سازنده‌ی 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 ذره‌ی دیگری در اتم سخن به میان آورد. وی گفت: «پروتون‌ها تنها ذره‌ی سازنده‌ی هسته نیستند بلکه آزمایش‌های من نشان می‌دهد که در هسته‌ی اتم باید ذره‌ی دیگری وجود داشته باشد که بار الکتریکی ندارد ولی جرم آن با جرم پروتون برابر است.» رادرفورد دوازده سال بر این نکته تأکید کرد ولی در جامعه‌ی علمی آن روز کسی گفته‌ی او را بدون ارایه‌ی شواهد آزمایشگاهی پذیرا نبود. سرانجام در سال ۱۹۳۲ یکی از دانشجویان پرتلاش و با ذکاوت او که جیمز چادویک نام داشت با طراحی آزمایشی هوشمندانه وجود این ذره‌ی خنثی را در اتم به اثبات رسانید. **نوترون** نامی بود که بر این ذره‌ی تازه کشف شده نهاده شد.



هنری موزلی  
(۱۸۸۷-۱۹۱۵)

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.

موزلی در دستگاه تولیدکننده‌ی پرتوی X با قرار دادن آندهایی که از فلزهای مختلف ساخته شده بود، فرکانس پرتوهای X حاصل را اندازه‌گیری کرد. وی مشاهده کرد که این فرکانس با افزایش جرم اتم فلز افزایش می‌یابد. رادرفورد با محاسبه‌ی مقدار بار مثبت هسته‌ی اتم هر یک از این فلزها، نشان داد که بین مقدار بار مثبت هسته و فرکانس پرتوهای X حاصل از این فلزها که توسط موزلی اندازه‌گیری شده بود، یک رابطه‌ی مستقیم وجود دارد. وی مقادیر بار اندازه‌گیری شده را بر مقدار بار الکتریکی پروتون ( $1.6 \times 10^{-19} \text{C}$ ) تقسیم کرد. در نتیجه عددهای صحیحی به دست آمد که وی آن را **عدد اتمی** نامید. در واقع 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 بر این باور بود که عدد اتمی همه‌ی اتم‌های یک عنصر، یکسان است. بنابراین می‌توان به کمک عدد اتمی نوع عنصر را معین کرد.

مطالعه‌ی گسترده‌ی او روی پرتوهای X تولید شده از عنصرهای مختلف و کشف ارتباط فرکانس پرتوهای تولید شده با جرم اتمی عنصرها، زمینه‌ساز کشف پروتون به‌عنوان دومین ذره‌ی زیر اتمی شد. امروز از او به‌عنوان کشف‌کننده‌ی پروتون یاد می‌شود اگرچه استاد او رادرفورد با تجزیه و تحلیل داده‌های تجربی موزلی به وجود پروتون پی برد.



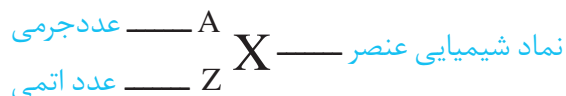
## عدد جرمی و ایزوتوپ‌ها

جرم اتم به تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های درون هسته‌ی آن بستگی دارد و جرم الکترون‌ها حتی اگر اتم بیش از ۱۰۰ الکترون 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.

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

$$A = Z + N$$

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



دانشمندان با کمک دستگاهی به نام طیف‌سنج جرمی جرم اتم‌ها را با دقت بسیار زیادی اندازه‌گیری می‌کنند. این اندازه‌گیری‌ها نشان می‌دهد که همه‌ی اتم‌های یک عنصر جرم یکسانی ندارند. از آن‌جا که عدد اتمی و در واقع تعداد پروتون‌ها در همه‌ی اتم‌های یک عنصر یکسان است، پس تفاوت جرم باید به تعداد نوترون‌های موجود در هسته‌ی اتم مربوط باشد. این مطالعات به معرفی 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 -۳۵ ( $^{35}_{17}\text{Cl}$ ) و کلر -۳۷ ( $^{37}_{17}\text{Cl}$ ) را به اثبات رسانده است.

اندازه‌گیری‌ها نشان می‌دهد که فراوانی ایزوتوپ‌ها در طبیعت یکسان نیست. برخی فراوان‌تر و برخی کم‌یاب‌ترند. برای مثال از هر چهار اتم کلر موجود در طبیعت سه اتم  $^{35}_{17}\text{Cl}$  و یک اتم  $^{37}_{17}\text{Cl}$  است. به عبارت دیگر ۷۵ درصد از اتم‌های کلر  $^{35}_{17}\text{Cl}$  و ۲۵ درصد آن‌ها را  $^{37}_{17}\text{Cl}$  تشکیل می‌دهد.

## جرم یک اتم

شیمی دان‌ها در سده‌های ۱۸ و ۱۹ میلادی موفق شدند که به طور 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 این رو، شیمی دان‌ها ناگزیر شدند جرم خاصی را به یک عنصر معین نسبت دهند و سپس به کمک نسبت‌های اندازه‌گیری شده

به پروتون یا نوترون، نوکلئون (nucleon) یا ذره‌ی سازنده‌ی هسته نیز می‌گویند.

طی یک صد و پنجاه سال گذشته شیمی دان‌ها ابتدا هیدروژن و سپس اکسیژن را به عنوان استاندارد برای اندازه‌گیری جرم اتم‌ها انتخاب کردند. اما در سال ۱۹۶۱ کربن به این منظور برگزیده شد.

از هر هزار اتم کربن موجود در نمونه‌های طبیعی ۹۸۹ اتم آن کربن ۱۲ و ۱۱ اتم آن کربن ۱۳ است.

$$1 \text{ amu} = 1/661 \times 10^{-24} \text{ g} \\ = 1 \text{ Dalton}$$

تاکنون بیش از ۲۳۰۰ ایزوتوپ مختلف (طبیعی و ساختگی) شناخته شده است. در این میان فقط ۲۷۹ ایزوتوپ پایدار وجود دارد. برخی عناصر مانند فلوتور، فسفر و آلومینیم تنها یک ایزوتوپ پایدار دارند. در حالی که برخی از دو یا تعداد بیش تری ایزوتوپ پایدار برخوردارند. برای نمونه قلع ده ایزوتوپ پایدار دارد.

جرم عنصرهای دیگر را محاسبه کنند. پس از دو بار تغییر در انتخاب عنصر استاندارد سرانجام فراوان ترین ایزوتوپ کربن یعنی کربن - ۱۲ ( $^{12}\text{C}$ ) برای این منظور انتخاب شد. این اتم کربن در هسته‌ی خود ۶ پروتون و ۶ نوترون دارد. دانشمندان جرم این اتم را دقیقاً برابر ۱۲/۰۰۰ در نظر گرفتند. با این حساب اتم اکسیژن که جرمی معادل ۱/۳۳ برابر جرم اتم کربن دارد، در این مقیاس جرمی برابر ۱۶/۰۰۰ خواهد داشت. جرم اتم عنصرهای دیگر نیز به همین شیوه اندازه گیری شد. از آن جا که جرم اتم‌ها به صورت نسبی اندازه گیری می شوند، یکایی ندارند. اما به تجربه ثابت شده است که استفاده از یکایی مناسب برای جرم اتم‌ها سودمند است. از این رو شیمی دان‌ها برای جرم یک اتم یا **جرم اتمی** amu را که کوتاه شده‌ی عبارت atomic mass unit به معنای واحد جرم اتمی است، به عنوان یکای جرم اتمی معرفی کردند. یک amu برابر یک دوازدهم ( $\frac{1}{12}$ ) جرم اتم کربن - ۱۲ است. بنابراین در این مقیاس جرم اتم کربن - ۱۲ برابر ۱۲/۰۰۰ amu و جرم اتم اکسیژن ۱۶/۰۰۰ amu خواهد بود.

در این مقیاس جرم پروتون و نوترون تقریباً ۱ amu است. درحالی که جرم الکترون تقریباً یک دویزدهم ( $\frac{1}{1836}$ ) این مقدار است. در جدول ۱ ویژگی‌های این ذره‌های زیراتمی را مشاهده می کنید.

جدول ۱ برخی ویژگی‌های ذره‌های زیراتمی

نام ذره	نماد*	بار الکتریکی نسبی	جرم	
			amu	g
الکترون	${}_{-1}^0\text{e}$	-۱	۰/۰۰۰۵	$9/109 \times 10^{-28}$
پروتون	${}_{+1}^1\text{p}$	+۱	۱/۰۰۷۳	$1/673 \times 10^{-24}$
نوترون	${}_{0}^1\text{n}$	۰	۱/۰۰۸۷	$1/675 \times 10^{-24}$

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

از آن جا که جرم پروتون‌ها و نوترون‌ها با هم برابر و حدوداً برابر با ۱ amu است، می توان از روی عدد جرمی یک اتم، جرم آن را تخمین زد. برای مثال جرم یکی از ایزوتوپ‌های لیتیم که ۳ پروتون و ۴ نوترون دارد ( ${}^7\text{Li}$ ) برابر ۷/۰۰۰ amu است. با توجه به وجود ایزوتوپ‌ها و تفاوت در فراوانی آن‌ها، برای گزارش جرم نمونه‌های طبیعی از اتم عنصرهای مختلف **جرم اتمی میانگین** به کار می رود.

## فکر کنید

۱- باتوجه به شکل زیر راهی برای محاسبه‌ی جرم اتمی میانگین بور پیشنهاد کنید.



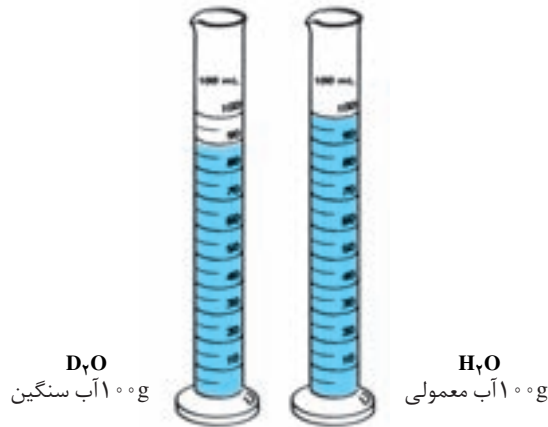
نمایش بخشی از یک نمونه‌ی طبیعی عنصر بور

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 نمونه‌ی 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 می‌گیرد؟

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؟



سه ایزوتوپ هیدروژن نام‌هایی جداگانه دارند: پروتیم، دوتریم (هیدروژن سنگین) و تریتیم (هیدروژن پرتوزا). این سه ایزوتوپ را به ترتیب با نمادهای  $^1\text{H}$ ،  $^2\text{D}$  و  $^3\text{T}$  نمایش می‌دهند.

پایداری ایزوتوپ‌ها به تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های درون هسته بستگی دارد. برای نمونه همه‌ی هسته‌هایی که ۸۴ یا بیش از این تعداد پروتون دارند، ناپایدار هستند. اما بر طبق یک قاعده‌ی کلی اگر برای هسته‌ای نسبت تعداد نوترون‌ها به پروتون‌ها  $1/5$  یا بیش از این باشد، هسته یادشده ناپایدار خواهد بود. این گونه هسته‌های ناپایدار بر اثر واکنش‌های تلاشی هسته‌ای به هسته‌های پایدار تبدیل می‌شود.

## اطلاعات جمع‌آوری کنید

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

## آتش بازی و کشف ساختار اتم

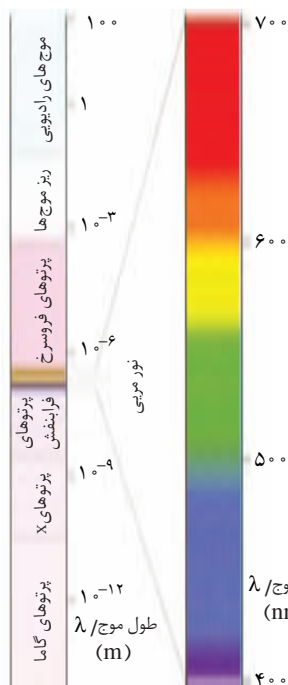
استفاده از مخلوط مواد شیمیایی برای تولید مواد منفجره، هنری باستانی است. چینی‌ها از جمله نخستین مردمانی بوده‌اند که بیش از هزارسال پیش باروت سیاه (مخلوطی از پتاسیم نیترات، گرد زغال و گوگرد) را تهیه کرده، در موارد صلح جویانه به مصرف می‌رسانده‌اند. آتش بازی و ایجاد صداهای بلند در جشن‌ها از جمله محبوب‌ترین موارد استفاده از باروت سیاه بوده و هست. پیش از سده‌ی 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 سده‌ی نوزدهم مواد تازه‌ای به آتش بازی‌ها راه یافتند. نمک‌های مس، استرانسیم و باریم رنگ‌هایی زیبا و گرد منیزیم و آلومینیم نور سفید خیره‌کننده‌ای به جرقه‌های آتش می‌بخشیدند. اما این پرسش که این رنگ‌ها چگونه به وجود می‌آیند همواره بی‌پاسخ ماند.

در سال ۱۶۶۶ نیوتون اعلام کرد که نور به هنگام عبور از یک منشور شکافته می‌شود و طیفی پیوسته از رنگ‌هایی شبیه رنگین کمان به وجود می‌آورد. این طیف همگی طول موج‌های نور مرئی را نشان می‌دهد.



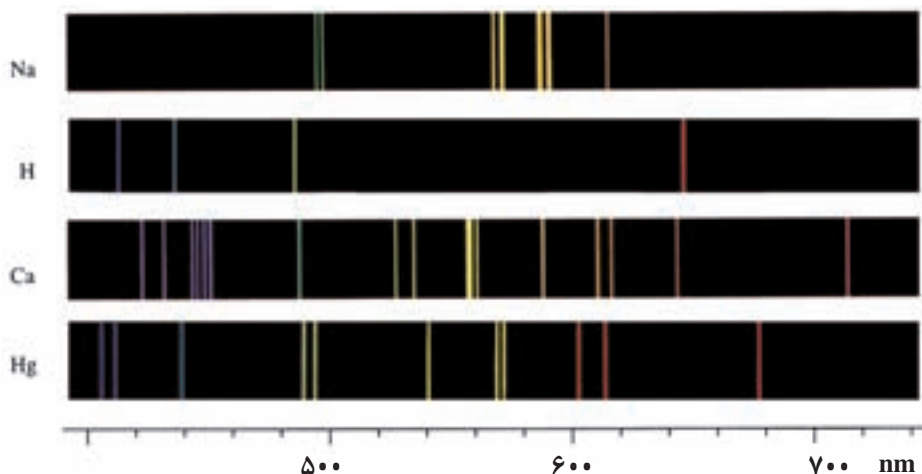
شکل ۳ مراسم آتش بازی یک تفریح شیمیایی است!

رابرت بونزن شیمی دان 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 شعله‌ی مشعل این دستگاه قرار داد، مشاهده کرد که رنگ آبی شعله به سبزی می‌گراید. همان رنگی که افزودن ترکیب‌های مس به جرقه‌های آتش در هنگام



بخش مرئی طیف نور سفید

آتش بازی می داد. با عبور این نور سبزرنگ از منشوری که در دستگاه تعبیه شده بود، الگویی به مانند تصاویر نشان داده شده در شکل ۴ به دست آمد. بونزن این الگورا طیف نشری خطی نامید. (چرا؟) وی که از این مشاهده شگفت زده شده بود آزمایش را با چند ترکیب فلزدار دیگر تکرار کرد و در هر مورد طیف های نشری خطی متفاوتی به دست آورد.



شکل ۴ طیف نشری خطی برخی عناصرها

بررسی بیش تر وی و همکارانش ثابت کرد که هر فلز طیف نشری خطی خاص خود را داراست و مانند اثر انگشت می توان از این طیف برای شناسایی فلز مورد نظر بهره گرفت. هم چون هیدروژن نافلزهای دیگر نیز طیف نشری خطی ویژه ی خود را دارند اما این موضوع در این درس مطرح نشده است.

## آزمایش کنید

### آزمون شعله

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

**وسایل مورد نیاز:** چراغ بونزن، گیره ی بوته، شیشه ی ساعت، شش بشر ۵۰ mL،

چند گلوله ی پنبه ای

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

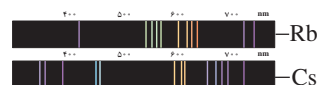
### روش کار

۱- چراغ بونزن را روشن کرده، شعله ی آن را تنظیم کنید.

۲- شیشه ی ساعت را با آب و صابون به طور کامل بشویید و با پارچه ی تمیزی خشک

کنید. سپس پنبه را روی شیشه ی ساعت قرار دهید. سپس دو سر گیره ی بوته را با کاغذ

با روش طیف بینی، بونزن و همکارانش عنصرهای روبیدیم و سزیم را حین بررسی طیف یک سنگ معدنی لیتیم دار کشف کردند. آن ها دریافتند که خط های سرخ و آبی پررنگ موجود در طیف نشری خطی حاصل از این سنگ معدن با طیف نشری خطی لیتیم که پیش از این شناخته شده بود، قابل توجیه نیست. با بررسی های بعدی دو فلز یاد شده شناسایی و جدا سازی شدند. نام روبیدیم (rubidium) و سزیم (caesium) که از دو واژه ی لاتین به ترتیب به معنای سرخ و آبی گرفته شده است، شیوه ی کشف این دو عنصر را یادآوری می کند.



کاربرد طیف های نشری خطی از برخی جنبه ها مانند کاربرد خط نماد (bar code) روی جعبه یا بسته ی مواد غذایی یا بسیاری از کالاهایی است که در بازار به فروش می رسند. هر نوع کالایی خط نماد خاص خود را دارد و با خواندن خط نماد به کمک دستگاه لیزری ویژه ای که به رایانه متصل است، نوع و قیمت کالا به سرعت روی صفحه ی نمایشگر ظاهر می شود.



خط نماد

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 ۵۰ mL بریزید و در مقدار کمی آب حل کنید. سعی کنید در هر بار مقدار نمک و آب یکسانی به کار ببرید.

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

۵- جدولی مانند جدول زیر بکشید و مشاهده‌های خود، به ویژه تغییر رنگ‌ها را در آن یادداشت کنید.

شماره‌ی آزمایش	نام نمک	رنگ مشاهده شده
۱		
۲		
۳		
۴	نمونه‌ی مجهول	

### توجه

آ. برای اطمینان از نتیجه می‌توانید هر یک از این آزمایش‌ها را دو یا سه بار تکرار کنید.  
ب. نمونه‌ی مجهول توسط مربی آزمایشگاه و از میان نمک‌هایی انتخاب می‌شود که پیش از این مورد آزمایش قرار گرفته‌اند.

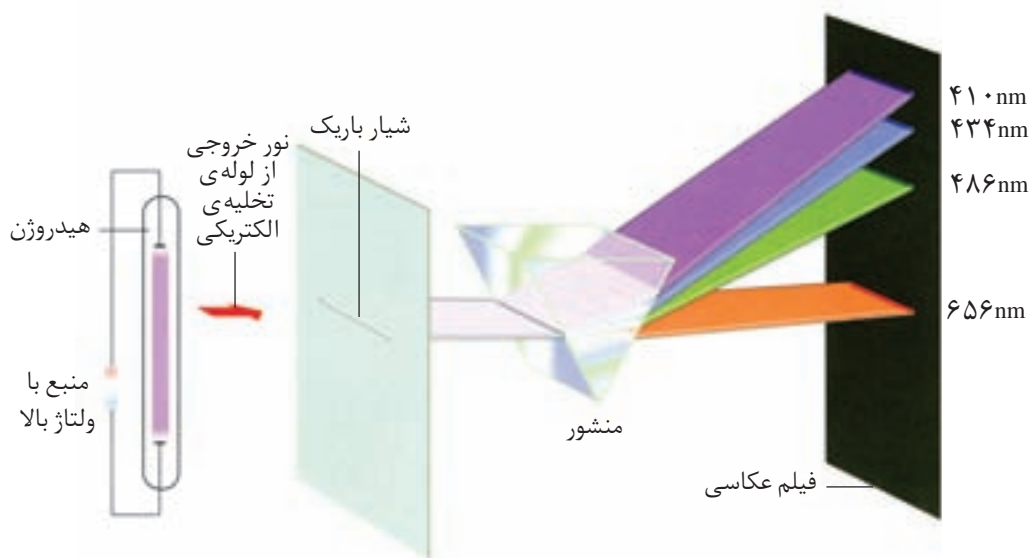
پ. اگر یک افشانه‌ی دستی در اختیار داشته باشید می‌توانید محلول این نمک‌ها را در اتانول تهیه کرده با افشاندن آن در شعله تغییر رنگ‌ها را به صورت دیدنی‌تری مشاهده کنید. از آن جا که اتانول آتش‌گیر است، پیشنهاد می‌شود که این آزمایش را مربی آزمایشگاه در زیر هواکش و در پایان آزمایش‌های بالا برای دانش‌آموزان انجام دهد.

⚠ رعایت نکات ایمنی در حین اجرای این آزمایش‌ها الزامی است.

## طیف نشری خطی هیدروژن

هنگامی که بر یک لوله‌ی تخلیه‌ی الکتریکی دارای گاز هیدروژن با فشار کم، ولتاژ بالایی اعمال شود، بر اثر تخلیه‌ی الکتریکی، گاز درون لوله با رنگ صورتی روشن به التهاب درمی‌آید. با عبور دادن نور حاصل، از یک منشور طیف نشری خطی هیدروژن به دست می‌آید، شکل ۵. تلاش برای توجیه علت ایجاد و جایگاه ثابت خط‌های موجود در

این طیف، زمینه‌ساز پیشرفت شگرفی در شیمی و فیزیک شد.



شکل ۵ طیف نشری خطی حاصل از اتم‌های برانگیخته‌ی هیدروژن

## بیش‌تر بدانید

در فضاهاى بین ستاره‌ای مقادیر بسیار زیادى مولکول، یون و اتم وجود دارد. هر یک از این ذره‌ها قادرند که طول موج‌های ویژه‌ای را در گستره‌ی طیف موج‌های الکترومغناطیس جذب و نشر کنند. مجموعه‌ی این طول موج‌ها خود گستره‌ی ویژه‌ای را به وجود می‌آورد که طیف نشری یا جذبی آن ذره نامیده می‌شود. امروزه با کمک گیرنده‌های ویژه‌ای می‌توان طیف نشری این ذره‌ها را به دست آورد. در این طیف‌ها هر طول موج با یک خط روشن در زمینه‌ای تیره مشاهده می‌شود. برای مثال طیف نشری هیدروژن را در شکل زیر می‌بینید.



فضاهای بین ستاره‌ای، فضای پر از امواج است.

برخی طول موج‌های نشر شده از این ذره‌ها در گستره‌ی امواج رادیویی قرار دارد. برای مثال اتم‌های هیدروژن پیوسته امواجی با طول موج ۲۱cm برابر با ۱۴۲۰-MHz از خود منتشر می‌سازند و در واقع به این گونه با ما سخن می‌گویند(۱). هلیوم نیز نخستین بار پیش از آن که در زمین یافت شود در سال ۱۸۶۸ از طریق امواجی که از خود منتشر می‌سازد وجود خود را به انسان اعلام کرد.



طیف نشری هیدروژن (این طیف‌ها خطوط طیفی اتم هیدروژن از ناحیه‌ی فرا بنفش تا فرو سرخ را دربر می‌گیرد.)



شیمی دان‌ها به مولکول‌های موجود در فضای بین ستاره‌ای بسیار علاقه‌مند هستند و با ثابت این‌گونه طیف‌ها اطلاعات ارزشمندی درباره‌ی این مولکول‌ها به دست آورده‌اند. تاکنون بیش از ۸۰ نوع مولکول مختلف در فضاها بین ستاره‌ای شناسایی شده است. برخی از این مولکول‌ها هم‌چون هیدروژن کلرید (HCl)، کربن مونواکسید، آب و اتانول در زمین نیز یافت می‌شوند، اما برخی دیگر ساختاری غیرمتعارف دارند و پیش از آن که در زمین ساخته شوند، در فضا یافت شده‌اند.

تابش پرتوهای پر انرژی کیهانی بر مولکول‌های موجود در فضا آن‌ها را شکسته به مولکول‌های کوچک‌تر و یون تبدیل می‌کند. از این‌رو در فضا تنها مولکول‌هایی با اندازه‌های محدودی را می‌توان یافت. به هر حال شاید شناسایی این مولکول‌های کوچک موجود در فضاها بین ستاره‌ای ضمن کمک به درک چگونگی ایجاد زندگی در کره‌ی زمین روزی از وجود زندگی در بخش‌های دیگر جهان هستی پرده بردارند.

انرژی زیاد ایجاد شده به هنگام تخلیه‌ی الکتریکی، مولکول‌های دو اتمی هیدروژن ( $H_2$ ) را به اتم‌های هیدروژن جدا از هم می‌شکند. این اتم‌ها در مقایسه با مولکول‌های هیدروژن انرژی جنبشی بیش‌تری دارند.

## مدل اتمی بور

وجود ارتباطی بامعنا 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 فاصله‌ی 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 پایین‌ترین 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 این‌رو همان مقدار انرژی را که پیش از این گرفته بود از دست می‌دهد و به حالت پایه باز می‌گردد.

از آن‌جا که برای الکترون نشر نور مناسب‌ترین شیوه برای از دست دادن انرژی است، از این‌رو 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 ۶ را نگاه کنید.

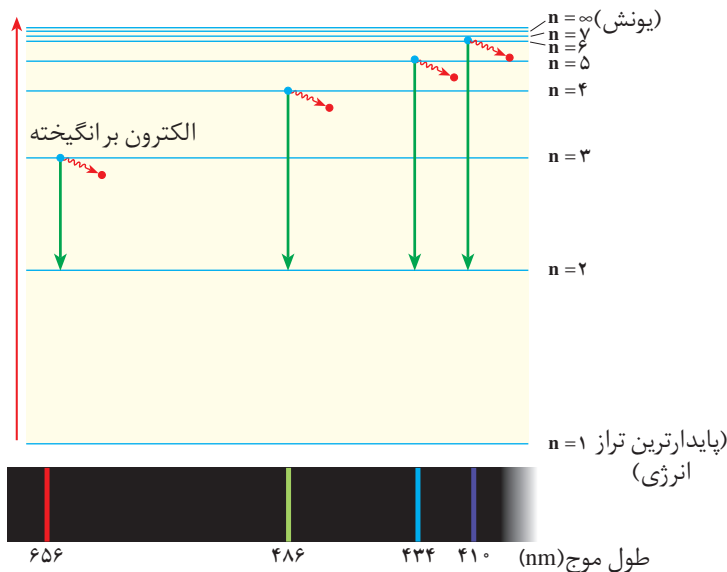


نخستین بار آنگستروم (Ångström, A.) فیزیک‌دان سوئدی در سال ۱۸۶۲ چهار خط طیف نشری هیدروژن را یافت و نه سال بعد موفق به اندازه‌گیری دقیق طول موج هر خط شد.

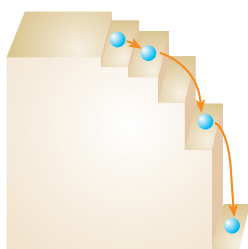


نیلزبور (۱۸۸۵-۱۹۶۲)

به این گونه انرژی که به صورت یک بسته ی انرژی مبادله می شود، انرژی کوانتومی یا پیمانه ای می گویند. بور با کوانتیده در نظر گرفتن ترازهای انرژی یا به عبارت دیگر کوانتومی در نظر گرفتن مبادله ی انرژی هنگام جابه جایی میان ترازهای یاد شده، توانست با موفقیت طیف نشری خطی هیدروژن را توجیه کند، شکل های ۶ و ۷.



توجیه بخش مربی طیف نشری خطی اتم هیدروژن با مدل اتمی بور  
**شکل ۶** نمایش بخش مربی طیف نشری خطی هیدروژن و علت ایجاد آن



**شکل ۷** یک مدل پلکانی برای ترازهای انرژی در اتم هیدروژن (اگر الکترون را چون توپی روی این پلکان در نظر بگیرید، آیا این توپ می تواند در جایی میان پله ها بایستد؟)

## بیش تر 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 جابه جایی، هر دو در یک جسم یا ذره، مستقر باشند. یک توپ در حال حرکت چنین رفتاری دارد. در حالی که در رفتار شبیه موج، هم زمان با حرکت جسم یا ذره، جرم جابه جا نمی شود بلکه انرژی به تنهایی آن هم در همه ی جهت ها انتقال می یابد. برای مثال برآمدگی های روی سطح آب دریا موج هستند و بدون آن که آب جابه جا شود، انرژی به ساحل انتقال می یابد. مطالعه ی خواص نور نشان داد که هر دو نوع رفتار را می توان یک جا 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

بور به هر یک از این ترازهای انرژی کوانتیده، عدد خاصی را نسبت داد و آن را عدد کوانتومی 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 بیش تری انرژی به تراز انرژی بی نهایت ( $n = \infty$ ) انتقال یابد، از میدان جاذبه ی 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.

کوانتیده به معنای تکه تکه شده است. تکه هایی که همگی با هم برابرند. کوانتومی بودن خواص از جمله مهم ترین ویژگی های دنیای مولکول ها، اتم ها و ذره های زیراتمی است. علی رغم این موفقیت بزرگ، بور نتوانست طیف نشری خطی اتم عنصرهای دیگر را با مدل پیشنهادی خود برای اتم توجیه کند. این ناکامی سبب شد که وی به نارسایی این مدل و وجود برخی نواقص در فرض های اولیه ی خود پی ببرد.



نور رنگی لامپ های گازی حاصل از انتقال های الکترونی است. از این لامپ ها برای تبلیغات و تزئینات استفاده می شود.

از جمله دستگاه‌هایی هستند که براساس خاصیت ذره‌ای نور طراحی شده‌اند. در این دستگاه‌ها که بیش‌تر مانند یک کلید برق عمل می‌کنند، با برخورد فوتون‌های نور با الکترون‌های موجود روی سطح فلز موجود در آن‌ها، جریان الکتریکی در مدار برقرار می‌شود.

گسترش مفهوم **دوگانگی موج-ذره** به ماده، توسط لویی دوبروی فیزیک‌دان 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 مشاهده‌ی آن‌ها با ریزنگاشت‌های نوری آن هم با این جزئیات امکان ندارد.

طول موجی را که دوبروی به الکترون نسبت داده است با سرعت حرکت آن رابطه‌ای وارونه دارد. به عبارت دیگر هرچه الکترون سریع حرکت کند طول موج آن کوتاه‌تر خواهد بود. بنابراین با تنظیم سرعت حرکت الکترون‌ها می‌توان طول موج آن‌ها را تغییر داد. موج الکترونی امکان تصویربرداری از اجسامی با ابعاد  $2 \times 10^{-3} \text{ nm}$  را برای ما فراهم کرده است. در سال ۱۹۸۱ با طراحی و ساخت ریزنگاشت‌های تونل‌زنی پیمایشی (STM) نسل تازه‌ای از ریزنگاشت‌های الکترونی متولد شد. این ریزنگاشت‌ها به کمک رایانه ضمن بالا بردن کیفیت تصاویر، به دانشمندان امکان داد که بتوانند از اتم‌ها و مولکول‌ها عکس‌های تکی بگیرند (۱) شکل سمت چپ پایین که به آدمک مولکولی معروف شده است توانایی این ریزنگاشت‌ها و هنر دانشمندان را آشکارا نشان می‌دهد. این تصویر نشان می‌دهد که دانشمندان امروزه به این توانایی رسیده‌اند که ۲۸ مولکول کربن مونواکسید را با کمک ابزاری روی قطعه‌ای از پلاتین آن هم با چنین آرایشی کنار هم بچینند.

## مدل کوانتومی اتم

در سال ۱۹۲۶ اروین شرودینگر فیزیک‌دان مشهور اتریشی بر مبنای رفتار دوگانه‌ی 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 پیچیده‌ی 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  $n, l, m$  استفاده کرد که **عددهای کوانتومی** خوانده می‌شوند.

$n$  که **عدد کوانتومی اصلی** گفته می‌شود، همان عددی است که بور برای مشخص کردن ترازهای انرژی در مدل خود به کار برده بود. در مدل کوانتومی به جای ترازهای انرژی از واژه‌ی **لایه‌های الکترونی** استفاده می‌شود و  $n$  تراز انرژی آن‌ها را معین می‌کند.  $n = 1$  پایدارترین لایه‌ی الکترونی را نشان می‌دهد و هرچه  $n$  بالاتر رود تراز انرژی لایه‌ی الکترونی افزایش می‌یابد. پیرامون هسته‌ی اتم حداکثر هفت لایه‌ی الکترونی مشاهده شده است.

گاز نئون به طور گسترده در ساخت تابلوهای تبلیغاتی استفاده می‌شود. در این تابلوها، یک جریان الکتریکی را از درون لوله‌ای که دارای گاز نئون با فشار کم است، عبور می‌دهند. در نتیجه‌ی برقراری جریان برق حرکت سریع الکترون‌ها موجب می‌شود که الکترون‌های اتم‌های نئون به تراز انرژی بالاتری جهش یابند. بر اثر بازگشت این الکترون‌های برانگیخته به تراز انرژی پایین‌تر، نوری به رنگ نارنجی مایل به سرخ منتشر می‌شود.

هر فوتون یک بسته‌ی انرژی است و مقدار این انرژی به طول موج نور بستگی دارد. کوانتوم نامی است که بر بسته‌های انرژی نهاده‌اند. نوری که ما را قادر به دیدن می‌کند طول موجی بین ۴۰۰ تا ۷۰۰ نانومتر دارد. اساساً هنگامی می‌توان از یک جسم تصویر برداشت که ابعاد آن جسم از نصف کم‌ترین طول موج قابل رؤیت کوچک‌تر نباشد. بنابراین با نور مرئی حداکثر اجسامی قابل دیدن هستند که ابعاد آن‌ها از  $200 \text{ nm}$  بیش‌تر باشد.

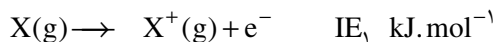


آدمک مولکولی!

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

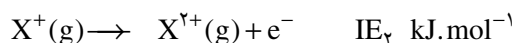
## فکر کنید

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.



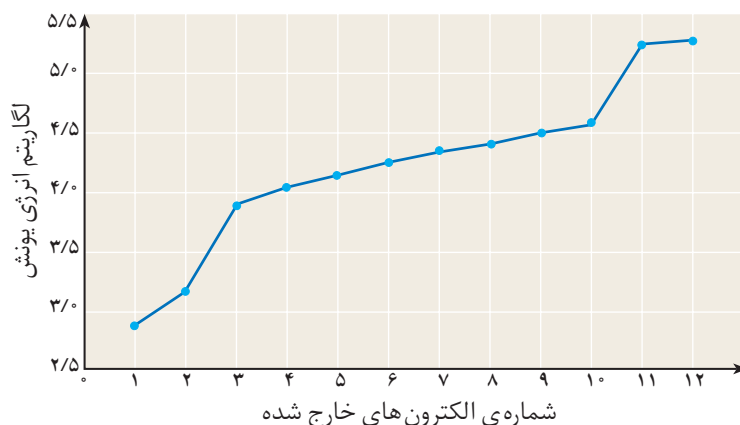
به عبارت دیگر، به انرژی لازم برای خارج کردن یک مول الکترون از یک مول اتم در حالت پایه (مثلاً اتم X) در حالت گازی که به تولید یک مول یون یک بار مثبت در حالت گازی می انجامد، **انرژی نخستین یونش** می گویند.

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.

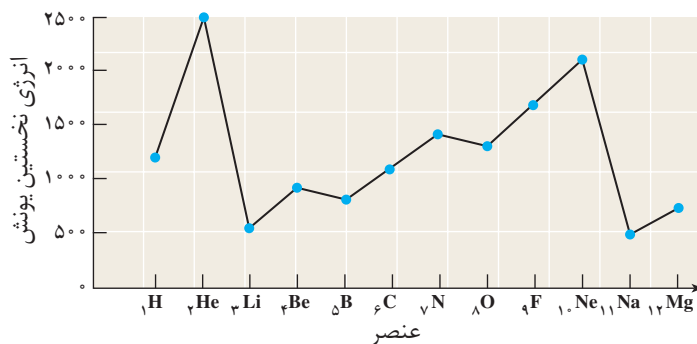


و به همین ترتیب انرژی های یونش بعدی تعریف می شود.

آ. نمودار زیر تغییر انرژی های یونش متوالی منیزیم  ${}_{12}\text{Mg}$  را نشان می دهد. ضمن تفسیر علت بروز تغییر در مقدار این انرژی ها، توضیح دهید که چرا این مشاهده ها را شاهدی بر وجود لایه های الکترونی در اتم می دانند؟



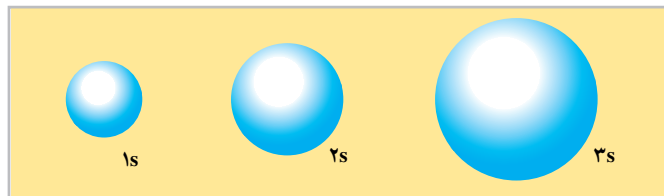
ب. نمودار زیر تغییر انرژی های نخستین یونش عنصرهایی با عدد اتمی ۱ تا ۱۲ را نشان می دهد. این نمودار و نمودار بالا چه شباهت ها و تفاوت هایی با هم دارند؟ آیا تغییرات مشاهده شده با تغییرات مورد انتظار شما هماهنگی دارد؟ از این موضوع چه نتیجه ای می گیرید؟



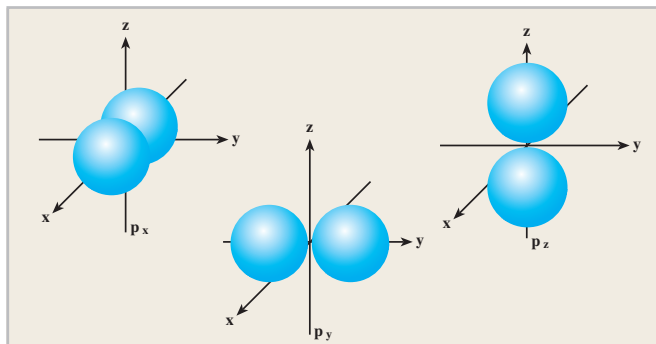
معمولاً به هنگام یونش سست ترین الکترون ها از اتم جدا می شوند.

IE کوتاه شده ی عبارت Ionization Energy است.

مشاهده‌ها نشان داده است که الکترون‌های موجود در یک لایه‌ی الکترونی، گروه‌های کوچک‌تری نیز تشکیل می‌دهند. به هر یک از این گروه‌ها **زیرلایه** می‌گویند.  $n$  تعداد زیرلایه‌های هر لایه‌ی الکترونی را نیز مشخص می‌کند. برای مثال در لایه‌ی الکترونی  $n = 2$  دو زیرلایه وجود دارد. زیرلایه‌ها را با **عدد کوانتومی اوربیتالی** ( $l$ ) مشخص می‌کنند.  $l$  می‌تواند عددهای درست  $0$  تا  $n - 1$  را دربر بگیرد. این مقادیر عددی را معمولاً با حروف  $s$  ( $l = 0$ )،  $p$  ( $l = 1$ )،  $d$  ( $l = 2$ ) و  $f$  ( $l = 3$ ) نشان می‌دهند. برای مثال در دومین لایه‌ی الکترونی ( $n = 2$ ) دو زیرلایه‌ی  $s$  و  $p$  وجود دارد. افزون بر این‌ها  $l$  شکل و تعداد اوربیتال‌ها را نیز مشخص می‌کند. همان طوری که در شکل ۸ می‌بینید شکل اوربیتال‌های موجود در زیر لایه‌های  $s$  و  $p$  به ترتیب کروی و دمبلی هستند.



(آ)



(ب)

شکل ۸. آ. اوربیتال‌های  $1s$ ،  $2s$  و  $3s$   
 ب. در هر زیر لایه‌ی  $p$  سه اوربیتال وجود دارد.

سومین عدد کوانتومی که **عدد کوانتومی مغناطیسی** ( $m_l$ ) گفته می‌شود، جهت گیری اوربیتال‌ها را در فضا معین می‌کنند.  $m_l$  همه‌ی عددهای صحیح بین  $-l$  تا  $+l$  را دربر می‌گیرد. برای مثال اگر  $l = 1$  باشد، برای  $m_l$  مقادیر  $-1$ ،  $0$  و  $+1$  به دست می‌آید. در جدول ۲ عددهای کوانتومی برای اوربیتال‌های موجود در سه لایه‌ی الکترونی نخست اتم هیدروژن نشان داده شده است.

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

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

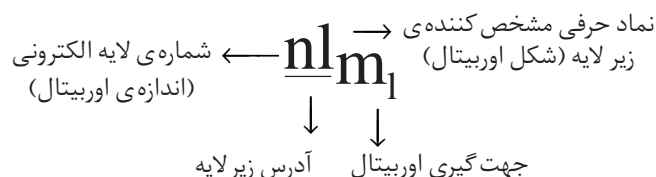
$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

در هر زیرلایه به تعداد  $2l + 1$  اوربیتال وجود دارد. برای مثال در زیرلایه‌ی  $p$  که  $l = 1$  است،  $3 = (2 \times 1 + 1)$  اوربیتال یافت می‌شود. همان طوری که در شکل ۸-ب دیده می‌شود، تنها جهت گیری اوربیتال‌های موجود در زیرلایه‌ی  $p$ ، آن‌ها را از یک دیگر متمایز می‌کند.  $p_x$ ،  $p_y$  و  $p_z$  نمادهایی هستند که برای نمایش این اوربیتال‌ها به کار می‌روند.

جدول ۲ عددهای کوانتومی برای اوربیتال‌های موجود در سه لایه‌ی الکترونی نخست اتم هیدروژن

تعداد کل اوربیتال‌ها ( $n^2$ )	تعداد اوربیتال‌ها (تعداد $m_l$ )	$m_l$	تعداد زیر لایه	نوع زیر لایه	$l$	$n$ (لایه‌ی الکترونی)
۱	۱	۰	۱	s	۰	۱
۴	۳	۰, -۱, +۱	۲	p	۱	۲
۹	۵	۰, -۱, +۱, -۲, +۲	۳	d	۲	۳

همان طوری که گفته شد مجموعه‌ای از اوربیتال‌ها با مقدار  $l$  برابر، یک زیرلایه را ایجاد می‌کنند و مجموعه‌ای از زیرلایه‌ها با  $n$  برابر یک لایه‌ی الکترونی را تشکیل می‌دهند. بنابراین برای دادن آدرس اوربیتال‌ها به شیوه‌ی زیر عمل می‌شود:

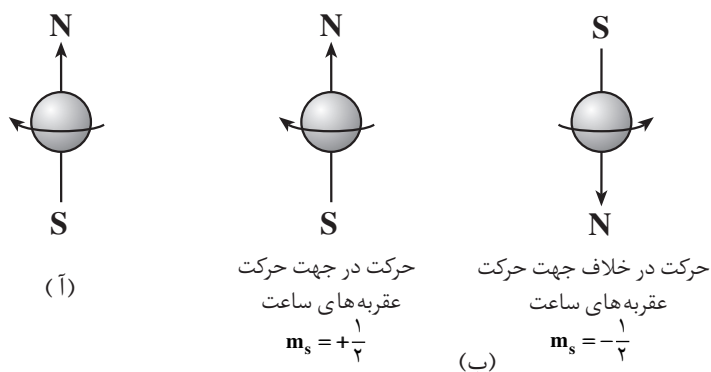


برای مثال  $2p_z$  نشان می‌دهد که این اوربیتال دمبلی شکل در لایه‌ی الکترونی دوم و در زیرلایه‌ی  $p$  قرار دارد و در راستای محور  $z$ ها جهت گیری کرده است.

## 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 امکان پذیر بود. برای توضیح این نکته که چگونه دو الکترون با هم نام می‌توانند در یک اوربیتال جای گیرند، دانشمندان افزون بر حرکت اوربیتالی (حرکت الکترون به دور هسته‌ی اتم) یک حرکت اسپینی (حرکت به دور خود) نیز به الکترون نسبت داده‌اند. مطابق شکل ۹-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 جاذبه‌ی قوی در برابر دافعه‌ی میان آن‌ها به وجود بیاید. این جاذبه هنگامی به وجود می‌آید که قطب‌های مغناطیسی الکترون دوم در برابر قطب‌های مغناطیسی ناهم نام الکترون

اول قرار گیرد، شکل ۹-ب. با دقت به شکل ۹-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.



شکل ۹. آ. آهن‌رئای ریز ایجاد شده بر اثر حرکت اسپینی الکترون  
ب. جهت‌گیری پایدار دو الکترون در یک اوربیتال

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. همان طوری 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 آرایه‌ی اصلی که **اصل طرد پائولی** نام گرفت اظهار داشت که: «هیچ اوربیتالی در یک اتم نمی‌تواند بیش از دو الکترون در خود جای دهد.» این اصل با توجه به بحث اسپین و معرفی چهارمین عدد کوانتومی کاملاً قابل درک است. به طوری که در بیان دیگری از اصل طرد پائولی می‌خوانیم: «در یک اتم هیچ دو الکترونی را نمی‌توان یافت که هر چهار عدد کوانتومی آن‌ها ( $n, l, m_l, m_s$ ) با هم برابر باشد.» یک نتیجه‌گیری مهم این اصل آن است که در هر اوربیتال حداکثر 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  $m_s = +\frac{1}{2}$  و  $\downarrow$  برای  $m_s = -\frac{1}{2}$ ) نشان دهیم، در این صورت شیوه‌ی قرار گرفتن الکترون‌ها در اتم‌های هیدروژن و هلیم را می‌توان به صورت زیر نشان داد:

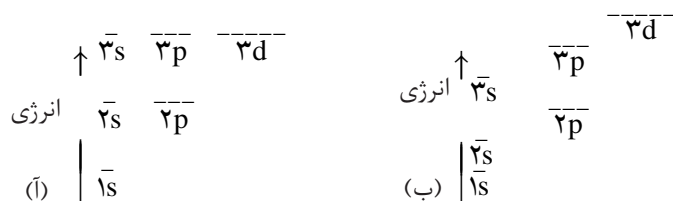


ملاحظات	شیوهی نمایش		آدرس الکترون				
	نموداری نوشتاری*		(m <sub>s</sub> )	(m <sub>l</sub> )	(l)	(n)	تعداد لایه‌ی الکترونی زیر لایه اوربیتال اسپین الکترون‌ها
هر دو آرایش برای اتم هیدروژن در حالت پایه قابل قبول است (البته در غیاب میدان مغناطیسی!).	↑ 1s <sup>1</sup>	↓ 1s <sup>1</sup>	+ 1/2 یا - 1/2	(s)	(s)	1	1  H
این دو الکترون در چهارمین عدد کوانتومی خود با هم تفاوت دارند.	↑↓ 1s <sup>2</sup>		+ 1/2 و - 1/2	(s)	(s)	1	2  He

\* در شیوهی نوشتاری، تعداد الکترون‌ها به صورت بالانویس روی نماد مشخص کننده‌ی زیر لایه یا اوربیتال قرار می‌گیرد.

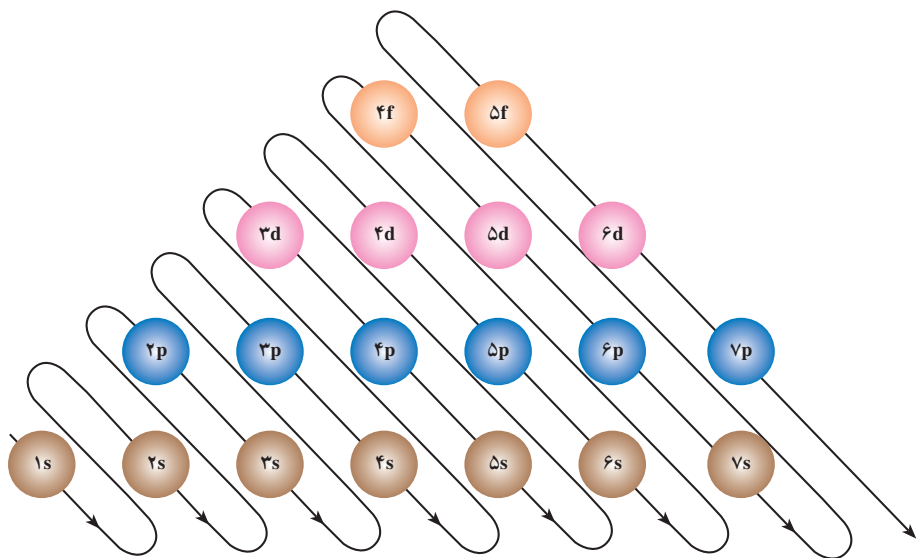
## آرایش الکترونی اتم

در مدل کوانتومی اتم هیدروژن انرژی زیر لایه‌ها فقط به عدد کوانتومی اصلی وابسته است و با افزایش آن مقدار انرژی زیر لایه‌ها فزونی می‌یابد. از این رو، در اتم هیدروژن همه‌ی زیر لایه‌های موجود در یک لایه‌ی الکترونی، هم انرژی هستند، شکل ۱۰-آ. ولی در اتم‌هایی با بیش از یک الکترون (به علت ایجاد دافعه‌های بین الکترونی) عدد کوانتومی اصلی (n) و عدد کوانتومی اوربیتالی (l) هر دو مقدار انرژی زیر لایه‌ها را معین می‌کنند. به این ترتیب چینش زیر لایه‌ها مطابق شکل ۱۰-ب تغییر می‌کند.



شکل ۱۰-آ. ترتیب زیر لایه‌ها در اتم هیدروژن  
 ب. ترتیب زیر لایه‌ها در اتم‌هایی با بیش از یک الکترون

به این ترتیب مدل کوانتومی اتم به ما این امکان را می‌دهد که چگونگی آرایش الکترون‌ها در اتم‌ها را معین کنیم. از آن جا که الکترون‌ها همواره تمایل دارند تا در پایین‌ترین تراز انرژی قرار گیرند، بنابراین ترتیب پر شدن زیر لایه‌ها به شکل زیر خواهد بود، شکل ۱۱.



شکل ۱۱ شیوه‌ی پر شدن زیرلایه‌ها

برای مثال آرایش الکترونی اتم ده عنصر متوالی به صورت نموداری و نوشتاری در جدول ۳ نشان داده شده است.

جدول ۳ آرایش الکترونی اتم ده عنصر متوالی

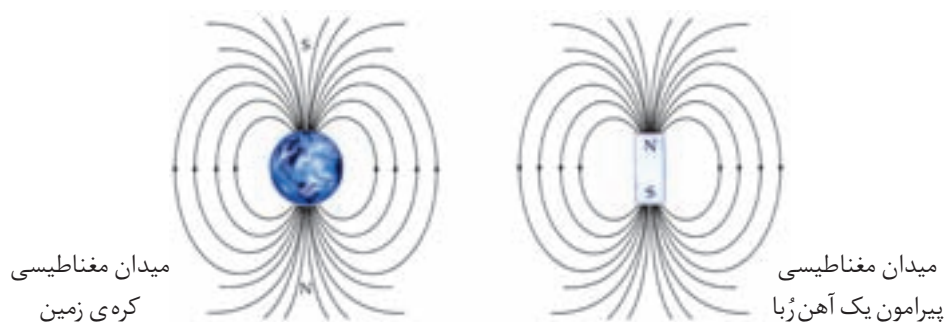
نماد شیمیایی عنصر	آرایش الکترونی نموداری			آرایش الکترونی نوشتاری
${}^1\text{H}$	1s ↑	2s □	2p □ □ □	$1s^1$
${}^2\text{He}$	↑↓	□	□ □ □	$1s^2$ پر شدن نخستین لایه‌ی الکترونی
${}^3\text{Li}$	↑↓	↑	□ □ □	$1s^2 2s^1$
${}^4\text{Be}$	↑↓	↑↓	□ □ □	$1s^2 2s^2$ پر شدن نخستین زیر لایه از دومین لایه‌ی الکترونی
${}^5\text{B}$	↑↓	↑↓	↑ □ □	$1s^2 2s^2 2p^1$
${}^6\text{C}$	↑↓	↑↓	↑ ↑ □	$1s^2 2s^2 2p^2$
${}^7\text{N}$	↑↓	↑↓	↑ ↑ ↑	$1s^2 2s^2 2p^3$ نیمه پر شدن دومین زیر لایه از دومین لایه‌ی الکترونی
${}^8\text{O}$	↑↓	↑↓	↑↓ ↑ ↑	$1s^2 2s^2 2p^4$
${}^9\text{F}$	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑	$1s^2 2s^2 2p^5$
${}^{10}\text{Ne}$	↑↓	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓	$1s^2 2s^2 2p^6$ پر شدن لایه‌ی الکترونی دوم

اوربیتال‌های هم انرژی به اوربیتال‌هایی می‌گویند که در یک تراز انرژی قرار می‌گیرند و انرژی یکسانی دارند. زیر لایه‌ی p دارای سه اوربیتال هم انرژی و زیر لایه‌ی d دارای پنج اوربیتال هم انرژی است.

به شیوه‌ی پر شدن زیر لایه‌ها دقت کنید. 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 پر شدن زیر لایه ادامه می‌یابد. سپس زیر لایه‌ی نیمه پر شده شروع به کامل شدن می‌کند.

## بیش‌تر بدانید

قرار گرفتن آهن‌ربای درون یک قطب نما در جهت میدان مغناطیسی زمین از جمله آشنا ترین مثال برای مشاهده‌ی تأثیر یک میدان مغناطیسی قوی بر یک آهن‌ربا است. اگر به طریقی آهن‌ربای درون قطب نما را برای لحظه‌ای از مسیر یاد شده خارج کنیم، باز هم در همان راستای اولیه جهت‌گیری خواهد کرد. در واقع این جهت‌گیری پایدارترین حالت برای یک آهن‌ربای کوچک در میدان مغناطیسی زمین است. همان طوری که اشاره شد الکترون نیز یک آهن‌ربای کوچک است و هنگامی که در یک میدان مغناطیسی (میان دو قطب یک آهن‌ربای قوی) قرار می‌گیرد، مانند آهن‌ربای درون قطب نما، در جهت خاصی قرار خواهد گرفت.



از آن جایی که همه‌ی خواص الکترون کوانتومی است، جهت‌گیری آن در یک میدان مغناطیسی نیز کوانتومی خواهد بود. به این معنا که در میان همه‌ی جهت‌های مختلف به جای یک جهت دو جهت برای قرار گرفتن آن در میدان مغناطیسی مناسب و پایدار است. از این دو جهت‌گیری حالتی با عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین برابر  $+\frac{1}{2}$  (مانند جهتی که عقربه‌ی قطب نما خود به خود در راستای میدان مغناطیسی زمین برمی‌گزیند)، پایدارتر از حالت دیگر با عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین برابر  $-\frac{1}{2}$  (مانند حالتی در قطب نما که عقربه‌ی آن را با اعمال نیرو در خلاف جهت میدان مغناطیسی زمین قرار داده‌ایم)، است. بنابراین در زیر لایه‌هایی با اوربیتال‌های هم انرژی پایدارترین آرایش الکترونی، آرایشی است که در آن الکترون‌ها به صورتی قرار گیرند که بیش‌ترین تعداد الکترون‌های تک (بر طبق قرارداد الکترون‌هایی با  $m_s = +\frac{1}{2}$ ) را داشته باشد. این قاعده را نخستین بار فردریش هوند فیزیک‌دان آلمانی معرفی کرد.

## اصل آفبا و جدول تناوبی عنصرها

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

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 ساخته‌ایم. این شیوه‌ی دست یافتن از یک اتم به اتم دیگر را **اصل بناگذاری یا آفبا** می‌گویند.

### فکر کنید

برای شیمی‌دان‌ها الکترون‌های ظرفیتی اهمیت بسیاری دارند، زیرا به‌طور عمده این الکترون‌ها هستند که خواص شیمیایی یک عنصر را تعیین می‌کنند.

در جدول زیر آرایش الکترونی اتم هیدروژن و ۳۵ اتم سنگین‌تر از آن را مشاهده می‌کنید که بر مبنای اصل بناگذاری رسم شده است. ابتدا مطابق پیشنهادهای داده شده عنصرها را دسته‌بندی کنید و سپس به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهید.

آرایش الکترونی	عدد اتمی	نماد شیمیایی	آرایش الکترونی	عدد اتمی	نماد شیمیایی
[A] 4s <sup>1</sup>	۱۹	K	1s <sup>1</sup>	۱	H
[A] 4s <sup>2</sup>	۲۰	Ca	1s <sup>2</sup>	۲	He
[A] 3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>	۲۱	Sc	[He] 2s <sup>1</sup>	۳	Li
[A] 3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>	۲۲	Ti	[He] 2s <sup>2</sup>	۴	Be
[A] 3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	۲۳	V	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	۵	B
[A] 3d <sup>4</sup> 4s <sup>1</sup>	۲۴	Cr	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	۶	C
[A] 3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	۲۵	Mn	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	۷	N
[A] 3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	۲۶	Fe	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	۸	O
[A] 3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	۲۷	Co	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	۹	F
[A] 3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>	۲۸	Ni	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>	۱۰	Ne
[A] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>	۲۹	Cu	[Ne] 3s <sup>1</sup>	۱۱	Na
[A] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	۳۰	Zn	[Ne] 3s <sup>2</sup>	۱۲	Mg
[A] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>	۳۱	Ga	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	۱۳	Al
[A] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>	۳۲	Ge	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	۱۴	Si
[A] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>	۳۳	As	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	۱۵	P
[A] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup>	۳۴	Se	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	۱۶	S
[A] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	۳۵	Br	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	۱۷	Cl
[A] 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup>	۳۶	Kr	[Ne] 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>	۱۸	Ar

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

آ. عنصرهایی را که تعداد الکترون‌های آخرین لایه‌ی الکترونی یا لایه‌ی 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 لایه‌ی 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 لایه‌ی 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  $s$  لایه‌ی آخر و  $d$  لایه‌ی پیش از آخر، الکترون‌های ظرفیتی در نظر گرفته می‌شوند. در ضمن برای عنصرهایی که اوربیتال  $p$  آن‌ها در حال پر شدن است، شماره‌ی ستون با افزودن عدد  $10$  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.

۱- به عنصرهایی که زیر لایه‌ی  $s$  آن‌ها در حال پر شدن است، **عنصرهای اصلی دسته‌ی  $s$**  می‌گویند. با کشیدن یک چهارگوش آن‌ها را مشخص کنید.

۲- به عنصرهایی که زیر لایه‌ی  $p$  آن‌ها در حال پر شدن است، **عنصرهای اصلی دسته‌ی  $p$**  می‌گویند. با کشیدن یک چهارگوش آن‌ها را مشخص کنید.

۳- به عنصرهایی که زیر لایه‌ی  $d$  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 واکنش‌ناپذیرند؟ آن‌ها را نام ببرید.

۶- آرایش الکترونی مورد انتظار برای ( ${}_{74}\text{Cf}$ ) را رسم کنید. تفاوت مشاهده شده میان این آرایش و آرایش الکترونی داده شده را چگونه توضیح می‌دهید؟

به عنصرهایی که زیر لایه‌ی  $f$  آن‌ها در حال پر شدن است عنصرهای واسطه‌ی داخلی می‌گویند. این عنصرها دو دسته‌ی مهم **لانتانیدها** و **اکتینیدها** را تشکیل می‌دهند.

## بیش تر بدانید

از دهه‌ی ۱۹۶۰ میلادی به این سو، کشف تعداد زیادی ذره‌ی 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 ارایه‌ی نظریه‌ی کوآرک‌ها در سال ۱۹۶۴ تا حدودی برطرف شد ولی این یافته‌ها طی سی سال گذشته زمینه‌ساز ارایه‌ی نظریه‌ی تازه‌ای شد که به **مدل استاندارد ذره‌ها و برهم‌کنش‌ها** معروف شده است. این نظریه‌ی جدید طی این سال‌ها به تدریج گسترش یافت و هر روز بر مقبولیت آن افزوده شد. اما، در این رهگذر الکترون‌های پیرامون هسته کم‌تر مورد توجه قرار گرفته‌اند، شاید به این علت که برای شیمی‌دان‌ها مدل کوانتومی اتم هنوز هم بهترین به شمار می‌آید.

## بیش تر بخوانید

- ۱- ساختار اتم‌ها و مولکول‌ها ، منصور عابدینی، چاپ اول ، ۱۳۷۹، انتشارات فاطمی.
- ۲ - ساختمان مواد شیمیایی ، مرتضی خلخالی ، چاپ دوازدهم، ۱۳۷۶، انتشارات فاطمی.
- ۲ - ساختار اتم ، مریم صباغان ، محمد اولایی ، محمدرضا محمودیان ، چاپ اول ، ۱۳۸۲، انتشارات محراب قلم.

## بخش ۲

### خواص تناوبی عنصرها

1 H hydrogen 1							2 He helium 4
3 Li lithium 7	4 Be beryllium 9	5 B boron 11	6 C carbon 12	7 N nitrogen 14	8 O oxygen 16	9 F fluorine 19	10 Ne neon 20
11 Na sodium 23	12 Mg magnesium 24	13 Al aluminum 27	14 Si silicon 28	15 P phosphorus 31	16 S sulphur 32	17 Cl chlorine 35.5	18 Ar argon 40
19 K potassium 39							

چگونه می‌توان دو عضو یک خانواده را بدون داشتن آگاهی از رابطه‌ی 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 یک‌دیگر 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 تاریخچه‌ی دسته‌بندی عنصرها را با هم مرور کنیم.



## 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.

اگر چه تا پیش از سال ۱۸۷۱ شماری از شیمی دان‌ها دسته‌بندی‌های ویژه‌ای را برای عنصرها پیشنهاد کرده بودند، اما گستردگی خصلت تناوبی در بین همه‌ی عنصرها در این سال شناخته شد. در واقع در این سال یک معلم شیمی اهل روسیه به نام دیمیتری ایوانوویچ مندلیف به وجود خصلت تناوبی در میان عنصرها به شیوه‌ای که امروز می‌شناسیم، پی برد.



دیمیتری ایوانوویچ مندلیف  
(۱۸۳۴-۱۹۰۷)

### تحقیق کنید

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

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

TABELLE II

REIHEN	GRUPPE I. R <sup>2</sup> O	GRUPPE II. RO	GRUPPE III. R <sup>2</sup> O <sup>3</sup>	GRUPPE IV. RH <sup>4</sup> RO <sup>2</sup>	GRUPPE V. RH <sup>3</sup> R <sup>2</sup> O <sup>5</sup>	GRUPPE VI. RH <sup>2</sup> RO <sup>3</sup>	GRUPPE VII. RH R <sup>2</sup> O <sup>7</sup>	GRUPPE VIII. — RO <sup>4</sup>
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Hg=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63.
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108.
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	Yt=138	Zn=140	—	—	—	—
9	(—)	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	Yt=178	Zn=180	Tl=182	H=184	—	Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199.
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	—
12	—	—	—	Th=231	—	U=240	—	—

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

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 برخی از این عنصرها و خواص آن‌ها را مشاهده می‌کنید. جالب است که پس از یافتن این عنصرها خواص پیش‌بینی شده با خواصی که برای آن‌ها مشاهده شد، مطابقت داشت.

جدول ۱ مقایسه‌ی خواص مشاهده‌شده‌ی برخی عنصرها با خواص پیش‌بینی شده توسط مندلیف پیش از کشف آن‌ها

مشاهده شده	پیش‌بینی شده	خواص	نام عنصر سال کشف	عنصرهای پیش‌بینی شده
۵/۹۶ g/mL ۳۰°C Ga <sub>۲</sub> O <sub>۳</sub>	۶/۰ g/mL کم Ea <sub>۲</sub> O <sub>۳</sub>	چگالی نقطه‌ی ذوب فرمول اکسید	گالیم ۱۸۷۵	اکا* آلومینیم
۳/۸۶ g/mL Sc <sub>۲</sub> O <sub>۳</sub> در اسید حل می‌شود	۳/۵ g/mL Eb <sub>۲</sub> O <sub>۳</sub> در اسید حل می‌شود	چگالی فرمول اکسید انحلال‌پذیری اکسید	اسکاندیم ۱۸۷۹	اکابور
۵/۴۷ g/mL ۹۰°C سفید مایل به خاکستری GeO <sub>۲</sub> ۴/۷۰ g/mL GeCl <sub>۴</sub>	۵/۵ g/mL زیاد خاکستری تیره EsO <sub>۲</sub> ۴/۷ g/mL EsCl <sub>۴</sub>	چگالی نقطه‌ی ذوب رنگ فرمول اکسید چگالی اکسید فرمول نمک کلردار آن	ژرمانیم ۱۸۸۶	اکاسیلیسیم

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

یکی از موارد بی‌نظمی که در جدول مندلیف مشاهده می‌شد جای خالی یک عنصر میان کلسیم و تیتانیم بود. مندلیف معتقد بود این محل به عنصری تعلق دارد که تا آن زمان کشف نشده بود. امروزه این عنصر را با نام اسکاندیم می‌شناسیم. او هم‌چنین خواص گالیم و ژرمانیم و هفت عنصر دیگر را پیش‌بینی کرد که این پیش‌گویی‌ها در هشت مورد درست بود. مندلیف نیز به خاطر این پیش‌بینی‌های درست خود تا این اندازه مشهور شده است.

در جدول مندلیف که در آن عنصرها برحسب 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 قرارگرفتن عنصرها را برحسب افزایش جرم اتمی بر هم بزند. به‌عنوان مثال، در جدول پیشنهادی او نیکل بعد از کبالت و نیز ید بعد از تلور آمده است در صورتی که جرم اتمی نیکل و ید به ترتیب از کبالت و تلور کم‌تر است. فرض مندلیف این بود که چنین بی‌نظمی‌هایی به علت خطا در اندازه‌گیری جرم اتمی روی داده است. اما مدتی بعد معلوم شد که این اندازه‌گیری‌ها 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 برحسب افزایش عدد اتمی مرتب کردند، بی‌نظمی‌های موجود در جدول مندلیف، که در نتیجه‌ی مرتب کردن عنصرها برحسب افزایش جرم اتمی پیش آمده بود، به‌آسانی توجیه شد. از آن زمان تاکنون عنصرها را برحسب افزایش عدد اتمی به شکل جدولی در کنار هم می‌چینند. به این جدول، **جدول تناوبی عنصرها** می‌گویند.

شکل ۲، متداول‌ترین 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 برحسب افزایش عدد اتمی در کنار یک‌دیگر قرار دهیم خواص فیزیکی و شیمیایی آن‌ها به صورت تناوبی تکرار می‌شود.

از آن‌جا که رفتار شیمیایی هر عنصر به وسیله آرایش الکترونی آن تعیین می‌شود، مهم‌ترین نکته در جدول تناوبی تشابه آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت عنصرهای یک خانواده در بسیاری از گروه‌های این جدول است. بنابراین با نگاهی به جدول تناوبی متوجه می‌شویم که خواص شیمیایی عنصرهای هم‌گروه به این دلیل مشابهند که آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت آن‌ها به یک‌دیگر شبیه است. با دقت به جدول ۲ به شباهت‌های موجود در آرایش‌های الکترونی عنصرهای هم‌گروه در دو دوره‌ی جدول تناوبی پی می‌برید.

جدول ۲ آرایش الکترونی برخی از عنصرهای تناوب‌های دوم و سوم

تناوب ۲	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
تعداد الکترون‌ها در هر لایه	۲،۱	۲،۲	۲،۳	۲،۴	۲،۵	۲،۶	۲،۷	۲،۸
آرایش الکترونی	$1s^2 2s^1$	$1s^2 2s^2$	$1s^2 2s^2 2p^1$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6$
تناوب ۳	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
تعداد الکترون‌ها در هر لایه	۲،۸،۱	۲،۸،۲	۲،۸،۳	۲،۸،۴	۲،۸،۵	۲،۸،۶	۲،۸،۷	۲،۸،۸
آرایش الکترونی	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

۱	1/A	H هیدروژن ۱	2/A	He هلیوم ۲
۲	2/A	Li لیتیم ۳	Be بریلیم ۴	Ne نون ۱۰
۳	3/A	Na سدیم ۱۱	Mg منیزیم ۱۲	Ar آرگون ۱۸
۴	4/A	K پتاسیم ۱۹	Ca کلسیم ۲۰	Kr کریپتون ۳۶
۵	5/A	Rb روبیدیم ۳۷	Sr استرانسیم ۳۸	Xe زنون ۵۴
۶	6/A	Cs سزیم ۵۵	Ba باریم ۵۶	Rn رادون ۸۶
۷	7/A	Fr فرانسیسم ۸۷	Ra رادیوم ۸۸	
	8			
	9			
	10			
	11			
	12			
	13			
	14			
	15			
	16			
	17			
	18			
	19			
	20			
	21			
	22			
	23			
	24			
	25			
	26			
	27			
	28			
	29			
	30			
	31			
	32			
	33			
	34			
	35			
	36			
	37			
	38			
	39			
	40			
	41			
	42			
	43			
	44			
	45			
	46			
	47			
	48			
	49			
	50			
	51			
	52			
	53			
	54			
	55			
	56			
	57			
	58			
	59			
	60			
	61			
	62			
	63			
	64			
	65			
	66			
	67			
	68			
	69			
	70			
	71			
	72			
	73			
	74			
	75			
	76			
	77			
	78			
	79			
	80			
	81			
	82			
	83			
	84			
	85			
	86			
	87			
	88			
	89			
	90			
	91			
	92			
	93			
	94			
	95			
	96			
	97			
	98			
	99			
	100			
	101			
	102			
	103			
	104			
	105			
	106			
	107			
	108			
	109			
	110			
	111			
	112			
	113			
	114			
	115			
	116			
	117			
	118			
	119			
	120			

**حالت فیزیکی در دمای اتاق**

نام عنصر → H

← تعداد شیمیایی ←

← عدد اتمی ←

فلز: [ ]

شبه فلز: [ ]

ناقل: [ ]

شکل ۲ جدول تناوبی عنصرها

## ویژگی های گروهی عنصرها

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

زیر به سه دسته تقسیم می کنند: 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 ویژگی های

مشترک همه ی فلزهاست.

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

فلزها به حالت جامد شکننده اند و عموماً سطح براقی هم ندارند. بیش تر نافلزها مانند

نیتروژن، اکسیژن، فلئوژن و کلر در فشار ۱ atm و دمای اتاق به صورت گاز هستند.

**شبه فلزها:** اگر یک عنصر را نتوان جزو فلزها یا نافلزها طبقه بندی کرد آن را جزو شبه

فلزها قرار می دهند. 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 نیمه رسانا نیز هست.

در ادامه به بررسی ویژگی های برجسته ی فلزهای قلیایی و قلیایی خاکی، فلزهای

واسطه، اکتینیدها، لانتانیدها، هالوژن ها و گازهای نجیب می پردازیم.

ns <sup>1</sup>
Li لیتیم ۳
Na سدیم ۱۱
K پتاسیم ۱۹
Rb روبییدیم ۳۷
Cs سزیم ۵۵
Fr فرانسیم ۸۷

شکل ۳ عنصرهای قلیایی



**شکل ۴** فلزهای قلیایی را به علت واکنش پذیری زیادی که با آب و هوا دارند، در زیر نفت نگاه می دارند. شعله بر اثر آتش گرفتن گاز هیدروژن تولید شده طی واکنش فلز قلیایی با آب ایجاد شده است.

## گروه اول - فلزهای قلیایی

فهرست عنصرهای این گروه از جدول تناوبی را در شکل ۳ مشاهده می کنید. این عنصرها

همگی فلزهایی نرم و بسیار واکنش پذیرند. این فلزها آن چنان نرم هستند که با چاقو بریده

می شوند و سطح براق آن ها به سرعت با اکسیژن هوا وارد واکنش شده، تیره می شود. در

آزمایشگاه معمولاً این فلزها را زیر نفت نگهداری می کنند تا از تماس مستقیم با اکسیژن هوا و

رطوبت در امان باشند. زیرا فلزهای قلیایی حتی با آب سرد به شدت واکنش می دهند و ضمن

آزاد کردن گاز هیدروژن (H<sub>2</sub>) محلولی با خاصیت قلیایی یا بازی به وجود می آورند، شکل ۴.

در گذشته انسان به این نکته پی برده بود که اگر خاکستر باقی مانده از سوختن چوب را با

آب مخلوط کند، محلولی به دست می آید که می تواند چربی ها را در خود حل کند. آن ها این

محلول را **قلیا** نام نهادند. امروزه می دانیم که در خاکستر چوب برخی از ترکیب های عنصرهای

گروه اول جدول تناوبی وجود دارد، از این رو عنصرهای این گروه را **فلزهای قلیایی** نامیده اند.

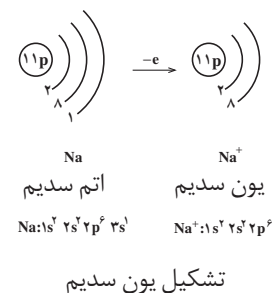
این فلزها دارای خواص فیزیکی و شیمیایی مشابه بسیاری هستند، که در بندهای

بعدی به برخی از آن ها می پردازیم، جدول ۳.

جدول ۳ خواص فلزهای قلیایی

نام عنصر	لیتیم	سدیم	پتاسیم	روبییدیم	سزیم
نشانه‌ی شیمیایی	Li	Na	K	Rb	Cs
آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت	۲s <sup>۱</sup>	۳s <sup>۱</sup>	۴s <sup>۱</sup>	۵s <sup>۱</sup>	۶s <sup>۱</sup>
چگالی <sup>-۳</sup> g.cm	۰٫۵۳۴	۰٫۹۷	۰٫۸۶	۱٫۵۳	۱٫۸۷
نقطه‌ی ذوب (°C)	۱۷۹	۹۷٫۶	۶۳	۳۹	۲۸
نقطه‌ی جوش (°C)	۱۳۱۷	۸۹۲	۷۷۰	۶۸۸	۶۷۸
شعاع اتمی (pm)	۱۵۲	۱۸۶	۲۳۱	۲۴۴	۲۶۲
شعاع یونی (pm)	۶۰	۹۵	۱۳۳	۱۴۸	۱۶۹
انرژی نخستین یونش (kJ.mol <sup>-۱</sup> )	۵۲۰	۴۹۶	۴۱۹	۴۰۳	۳۷۵

واکنش‌پذیری فلزهای قلیایی را می‌توان از روی آرایش الکترونی آن‌ها نیز توضیح داد. چنان‌که در جدول ۳ آمده است این فلزها در بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی خود (بالاترین سطح انرژی) یک الکترون دارند. بنابراین آرایش الکترونی ns<sup>۱</sup> پس از یک آرایش گاز نجیب، نشان‌دهنده‌ی عنصرهای گروه اول جدول تناوبی است. هنگامی که اتم یک فلز قلیایی، تک الکترون ظرفیتی خود را از دست می‌دهد لایه‌ی الکترونی بعدی، لایه‌ی 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

### واکنش‌پذیری فلزهای گروه اول جدول تناوبی

#### هدف‌ها

- ۱- مقایسه واکنش‌پذیری عنصرهای لیتیم، سدیم و پتاسیم
- ۲- آشنایی با برخی ویژگی‌های برجسته‌ی فلزهای قلیایی
- مواد مورد نیاز: آب، مقدار کمی از فلزهای لیتیم، سدیم و پتاسیم
- وسایل مورد نیاز: لوله‌ی آزمایش (سه عدد)، جای لوله‌ی آزمایش

#### روش کار

- ۱- سه لوله‌ی آزمایش را تا  $\frac{1}{4}$  حجم آن با آب پر کنید.
- ۲- تکه‌ی کوچکی (به اندازه‌ی یک دانه‌ی عدس) از فلزهای لیتیم، سدیم و پتاسیم را هم‌زمان به هریک از لوله‌های آزمایش اضافه کنید و مشاهده‌های خود را یادداشت کنید.
- ۳- تکه‌ی کوچک دیگر از سدیم را دوباره در لوله‌ی آزمایش دوم بیندازید و انگشت خود

را روی دهانه‌ی لوله قرار دهید. هنگامی که فشار گاز را احساس کردید، انگشتان را بردارید و کبریت شعله‌وری به دهانه‌ی لوله نزدیک کنید. مشاهده‌ی خود را یادداشت کنید.

### پرسش

۱- واکنش‌پذیری کدام یک از فلزهای لیتیم، پتاسیم یا سدیم بیش تر است؟ چرا؟

۲- در ارتباط با روند واکنش‌پذیری فلزهای گروه اول فرضیه‌ای ارائه دهید.

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

## بیش‌تر بدانید

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 ( $Li_2CO_3$ ) برای درمان این‌گونه بیماران تجویز می‌کنند.

اگرچه تاکنون سازو کار عملکرد لیتیم به خوبی شناخته نشده است، اما به نظر می‌رسد که یون لیتیم با تأثیر بر شیوه‌ی عکس‌العمل سلول‌های مغز به انتقال‌دهنده‌های عصبی، موجب آرامش اختلالات مغزی می‌شود. انتقال‌دهنده‌های عصبی، گروهی از مولکول‌ها هستند که انتقال تحریک‌های عصبی را آسان می‌کنند. در واقع، به نظر می‌رسد که یون لیتیم مانع از انجام یک چرخه‌ی پیچیده از واکنش‌ها در مغز می‌شود و به این ترتیب، از انتقال دوباره یا تقویت تحریک‌های عصبی که به وسیله‌ی انتقال‌دهنده‌های عصبی و هورمون‌ها به مغز می‌رسند، جلوگیری می‌کند. براساس این نظریه، رفتارهایی نظیر جنون یا افسردگی، ناشی از 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 اندازه‌ی زیادی ناشی از تنظیم نامناسب انتقال‌دهنده‌های عصبی و هورمون‌هاست. برای نمونه، براساس پژوهشی در فنلاند، مقدار **سروتونین** در بدن اغلب تبه‌کاران خطرناک، به ویژه آن‌هایی که به عمد حریق ایجاد می‌کنند، از حد معمول کم‌تر است. سروتونین یک انتقال‌دهنده‌ی عصبی است. هم‌اکنون، مطالعه روی 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 نقطه‌ی ذوب آن‌ها نیز بالاتر است. در جدول ۴ با عنصرهای این گروه و شباهت آرایش الکترونی بیرونی‌ترین سطح انرژی آن‌ها با یک‌دیگر و تفاوت این آرایش الکترونی با فلزهای گروه اول آشنا می‌شوید. کلیه‌ی فلزهای قلیایی خاکی واکنش‌پذیرند اما واکنش‌پذیری شیمیایی آن‌ها به اندازه‌ی عنصرهای گروه اول نیست. اما چرا واکنش‌پذیری



ns<sup>2</sup>

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

عنصرهای قلیایی خاکی

آن‌ها کم‌تر است؟ عنصرهای گروه قلیایی خاکی در لایه‌ی ظرفیت خود دو الکترون دارند (ns<sup>2</sup>) و برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب پیش از خود باید دو الکترون از دست بدهند. در حالی که عنصرهای قلیایی برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب پیش از خود تنها یک الکترون از دست می‌دهند.

جدول ۴ خواص فلزهای قلیایی خاکی

نام عنصر	بریلیم	منیزیم	کلسیم	استرانسیم	باریم
نشانه‌ی شیمیایی	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت	۲s <sup>2</sup>	۳s <sup>2</sup>	۴s <sup>2</sup>	۵s <sup>2</sup>	۶s <sup>2</sup>
چگالی g.cm <sup>-3</sup>	۱/۸۶	۱/۷۴	۱/۵۵	۲/۶	۳/۵
نقطه‌ی ذوب (°C)	۱۲۸۰	۶۵۰	۸۳۸	۷۷۰	۷۱۴
نقطه‌ی جوش (°C)	۲۷۷۰	۱۱۰۷	۱۴۸۴	۱۳۸۰	۱۶۴۰
شعاع اتمی (pm)	۱۱۱	۱۶۰	۱۹۷	۲۱۵	۲۱۷
شعاع یونی (pm)	۳۱	۶۵	۹۹	۱۱۳	۱۳۵
انرژی نخستین یونش (kJ.mol <sup>-1</sup> )	۸۹۹	۷۳۸	۵۹۰	۵۴۸	۵۰۲
انرژی دومین یونش (kJ.mol <sup>-1</sup> )	۱۷۵۷	۱۴۵۰	۱۱۴۵	۱۰۵۸	۹۵۸

## 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.

فراوان‌ترین فلز قلیایی خاکی، کلسیم است. ترکیب‌های کلسیم‌داری مانند سنگ آهک و سنگ مرمر به فراوانی در پوسته‌ی زمین یافت می‌شوند.

## آزمایش کنید

### واکنش‌پذیری فلزهای گروه دوم جدول تناوبی

#### هدف‌ها

- ۱- مقایسه‌ی واکنش‌پذیری 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 موردنیاز: هیدروکلریک اسید غلیظ، نوار منیزیم، کلسیم (از کلسیم تازه استفاده کنید)

وسایل موردنیاز: جای لوله‌ی آزمایش، لوله‌ی آزمایش (دو عدد)

## روش کار

۱- دو لوله‌ی آزمایش را تا  $\frac{1}{4}$  حجم آن‌ها با هیدروکلریک اسید غلیظ پر کنید.  
۲- تکه‌ی کوچکی از فلز کلسیم و نوار منیزیم را هم‌زمان به لوله‌های آزمایش بیفزایید و مشاهده‌ی خود را یادداشت کنید.

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

## پرسش

- ۱- واکنش‌پذیری فلز کلسیم بیش‌تر است یا منیزیم؟ چرا؟
- ۲- روند واکنش‌پذیری فلزهای گروه دوم جدول تناوبی را چگونه ارزیابی می‌کنید؟

## بیش‌تر بدانید

کلسیم در تشکیل استخوان نقش مهمی دارد. کمبود نمک‌های کلسیم در رژیم غذایی به ویژه در دوره‌ی 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 زیر میزان نیاز گروه‌های مختلف سنی به کلسیم نشان داده شده است.

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

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

یکی از بیماری‌هایی که بر اثر کمبود کلسیم در بدن بویژه در افراد سالخورده 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 رشته‌ی 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.

اصولاً 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 بقیه‌ی 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. بجز جیوه، این فلزها از فلزهای گروه‌های اول و دوم سخت‌تر، چگال‌تر و دیر ذوب‌تر هستند. بی‌نظمی‌های متعددی نیز در آرایش الکترونی عنصرهای واسطه به چشم می‌خورد. در لایه‌ی 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 s لایه‌ی ظرفیت خود دارند.

می‌دانید که در عنصرهای واسطه اوربیتال‌های زیر لایه‌ی d در حال پرشدن هستند از این رو به آن‌ها عنصرهای دسته‌ی d نیز گفته می‌شود. با مراجعه به جدول تناوبی عنصرها، شکل ۲، ملاحظه می‌شود که دو دسته‌ی دیگر از عنصرها که **عنصرهای واسطه‌ی داخلی** نامیده می‌شوند، در زیر جدول جای داده شده‌اند. این دو دسته از عنصرها به ترتیب **لانتانیدها** و **اکتینیدها** نامیده می‌شوند. لانتانیدها عنصرهای ۵۸ تا ۷۱ جدول تناوبی را تشکیل می‌دهند. نام این دسته از عنصرها از فلز لانتان ( $\Delta\gamma La$ ) گرفته شده است. لانتانیدها فلزهایی براق هستند و واکنش‌پذیری شیمیایی قابل توجهی دارند.

عنصرهای ۹۰ تا ۱۰۳ دسته‌ی اکتینیدها را تشکیل می‌دهند. نام این دسته نیز از عنصر ۸۹ اکتینیم ( $Ac$ ) گرفته شده است. در این عنصرها ساختار هسته نسبت به آرایش الکترونی از اهمیت کاربردی بیش‌تری برخوردار است. همه‌ی اکتینیدها هسته‌ی ناپایداری دارند، به این علت از جمله عنصرهای پرتوزا به‌شمار می‌آیند. شاید مشهورترین اکتینید، اورانیم باشد که از فروپاشی هسته‌ی آن انرژی لازم برای تولید برق در نیروگاه‌ها، زیردریایی‌ها و ناوهای هواپیمابر فراهم می‌شود.

## عنصرهای گروه‌های سیزدهم تا هیجدهم

عنصرهای این گروه‌ها را به عنوان عنصرهای دسته‌ی p جدول می‌شناسیم، زیرا در آن‌ها اوربیتال‌های p در حال پر شدن 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

هسته‌ی پایدارترین شکل عنصر اورانیم تا نزدیک به ۴/۵ میلیارد سال پایدار است. اما عمر هسته‌ی 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 باشند.

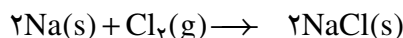
ns<sup>۲</sup>np<sup>۵</sup>

<b>F</b> فلور ۹
<b>Cl</b> کلر ۱۷
<b>Br</b> برم ۳۵
<b>I</b> ید ۵۳
<b>At</b> استانتین ۸۵

هالوژن‌ها

فراوان‌ترین عنصرهای موجود در پوسته‌ی 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 واکنش‌پذیرترین نافلزها هستند و در بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی، تنها یک الکترون کم‌تر از اتم گاز نجیب پس از خود دارند. از این رو هنگامی 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 مدت‌ها تصور می‌شد در هیچ واکنش شیمیایی شرکت نمی‌کنند. در واقع تاکنون هیچ ترکیب شیمیایی پایداری از عنصرهای هلیوم، 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.

## آزمایش کنید

### مقایسه‌ی فعالیت شیمیایی هالوژن‌ها

#### هدف‌ها

۱- آشنا شدن با برخی از هالوژن‌ها

۲- مقایسه‌ی روند تغییر واکنش‌پذیری در گروه هالوژن‌ها

**وسایل مورد نیاز:** ۳ عدد بشر، ۹ عدد لوله‌ی آزمایش، جای لوله‌ی آزمایش، ۲ عدد

بالون حجمی ۵۰۰ mL

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

یدید، مایع سفید کننده، محلول غلیظ هیدروکلریک اسید

#### روش کار

۱- ۷/۵ گرم KCl (پتاسیم کلرید) را به کمک ترازو توزین کرده، در آب حل کنید

و سپس محلول حاصل را در یک بالون حجمی ۵۰۰ میلی‌لیتری بریزید و به کمک آب مقطر به

حجم برسانید.

- ۲-۱۲ گرم  $KBr$  (پتاسیم برمید) را به کمک ترازو توزین کرده، در آب حل کنید و این محلول را مطابق بند ۱ روش کار در یک بالون ۵۰۰ میلی لیتری به حجم برسانید.
- ۳-۱۷ گرم  $KI$  (پتاسیم یدید) را به کمک ترازو توزین کرده، در آب حل کنید و این محلول را مطابق بند ۱ روش کار در یک بالون ۵۰۰ میلی لیتری به حجم برسانید.
- ۴-۱۰۰ میلی لیتر مایع سفید کننده‌ی تجاری را در یک بشر بریزید و به آن ۷۵ میلی لیتر محلول غلیظ هیدروکلریک اسید (این اسید توسط مربی آزمایشگاه در اختیار شما قرار می‌گیرد) اضافه کنید تا آب کلر به دست آید.
- ۵- ۱۵۰ میلی لیتر از محلول  $KBr$  (پتاسیم برمید) را در یک بشر بریزید، سپس به کمک ترازو ۰/۱ گرم  $KBrO_3$  (پتاسیم برمات) را توزین کرده، به بشر اضافه کنید. سپس ۲۵ میلی لیتر محلول غلیظ هیدروکلریک اسید به آن بیفزایید تا آب برم حاصل شود.
- ۶- ۱۵۰ میلی لیتر آب را در یک بشر بریزید و به آن مقدار کمی  $KIO_3$  (پتاسیم یدات) اضافه کنید. سپس ۲ قطره محلول  $KI$  (پتاسیم یدید) و ۲۵ میلی لیتر محلول غلیظ هیدروکلریک اسید به آن بیفزایید تا آب ید به دست بیاید.
- ۷- ۹ عدد لوله‌ی آزمایش را به سه دسته‌ی سه تایی تقسیم کنید و در هر دسته به ترتیب ۱۰ میلی لیتر محلول پتاسیم کلرید، پتاسیم برمید و پتاسیم یدید بریزید.
- ۸- به سه لوله‌ی آزمایش محتوی پتاسیم کلرید، به ترتیب ۱۰ میلی لیتر آب کلر به لوله‌ی اول، ۱۰ میلی لیتر آب برم به لوله‌ی دوم و ۱۰ میلی لیتر آب ید به لوله‌ی سوم اضافه کنید و مشاهده‌های خود را یادداشت کنید.
- ۹- مرحله‌ی ۸ را با سه لوله‌ی آزمایش محتوی پتاسیم برمید تکرار کنید و مشاهده‌های خود را یادداشت کنید.
- ۱۰- مرحله‌ی ۸ را با سه لوله‌ی آزمایش محتوی پتاسیم یدید تکرار کنید و مشاهده‌های خود را یادداشت کنید.

### پرسش

- ۱- در میان این هالوژن‌ها کدام یک بیش‌ترین و کدام یک کم‌ترین واکنش‌پذیری را دارد؟ با آوردن دلیل پاسخ خود را توضیح دهید.
- ۲- آیا بر اثر افزایش محلول پتاسیم یدید به محلول آب برم واکنشی روی می‌دهد؟ چرا؟

گازهای نجیب با آرایش الکترونی ویژه‌ی خود شناخته می‌شوند. در این عناصرها (بجز هلیوم که فقط اوربیتال s دارد) اوربیتال‌های s و p در بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی - لایه‌ی

He هلیوم ۲
Ne نئون ۱۰
Ar آرگون ۱۸
Kr کریپتون ۳۶
Xe زنئون ۵۴
Rn رادون ۸۶

گازهای نجیب



لیتیم



سدیم



پتاسیم

شکل ۵ مقایسه‌ی واکنش پذیری سه فلز قلیایی با آب.

ظرفیت - پر هستند ( $ns^2 np^6$ ). به دلیل واکنش پذیری بسیار کم این گازها می‌توان نتیجه گرفت که پایداری آن‌ها نتیجه‌ی داشتن چنین آرایشی از الکترون‌هاست. از سوی دیگر، هنگامی که در یک واکنش شیمیایی اتم یک عنصر فلزی یا نافلزی یک یا چند الکترون از دست می‌دهد یا به دست می‌آورد آرایش الکترونی یون حاصل مشابه یک گاز نجیب می‌شود. علی‌رغم واکنش پذیری کم گازهای نجیب این عنصرهای تک‌اتمی کاربردهای بسیاری دارند. برای مثال از نئون در تابلوهای روشنایی تبلیغاتی و لیزرهای گازی استفاده می‌شود.

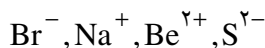
## هیدروژن، یک خانواده‌ی تک‌عضوی

هیدروژن عنصری است که در جدول تناوبی یگه و تنهاست. این عنصر از آن جهت در یک خانواده‌ی جداگانه قرار می‌گیرد که به لحاظ شیمیایی به عنصرهای دیگر شباهت ندارد. وجود یک الکترون در اطراف هسته‌ی این اتم که تنها از یک پروتون تشکیل شده است، سبب می‌شود 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 نمی‌توان به حالت آزاد در طبیعت یافت در صورتی که ترکیب‌های آن به فراوانی یافت می‌شوند. آب فراوان‌ترین ترکیب هیدروژن دار است.

## خود را بیازمایید

با نوشتن آرایش الکترونی یون‌های زیر، معین کنید که هر یک از آن‌ها آرایش الکترونی

کدام گاز نجیب را دارد؟



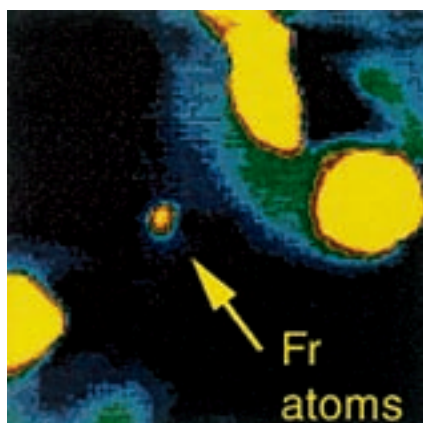
## آشنایی با برخی روندهای تناوبی

همان‌طوری که می‌دانید عنصرها در جدول تناوبی برحسب افزایش عدد اتمی در کنار یک‌دیگر 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، شکل ۵. با توجه به شکل ۵، 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 ۱۷) 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 یا میل ترکیبی ندارد یا میل ترکیبی آن بسیار اندک است.

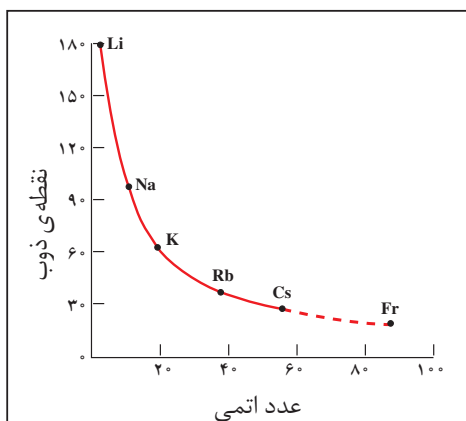
از ۱۱۵ عنصر که تاکنون شناخته شده، ۱۱ عنصر در شرایط معمولی به حالت گاز هستند. از این ۱۱ عنصر، ۶ عنصر متعلق به گروه ۱۸ جدول تناوبی (گازهای نجیب He، Ne، Ar، Kr، Xe و Rn) هستند و پنج عنصر دیگر عبارت‌اند از هیدروژن ( $H_2$ )، نیتروژن ( $N_2$ )، اکسیژن ( $O_2$ )، فلوئور ( $F_2$ ) و کلر ( $Cl_2$ ). شگفت‌آور است که در میان عنصرهای موجود در طبیعت، تنها دو عنصر در دمای اتاق به حالت مایع است: جیوه ( $Hg$ ) و برم ( $Br_2$ ).

متأسفانه، ویژگی‌های همه‌ی عنصرهای شناخته‌شده 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. همه‌ی ایزوتوپ‌های فرانسیم پرتوزا هستند. پایدارترین ایزوتوپ این عنصر، فرانسیم - ۲۲۲ با نیم عمر ۲۱ دقیقه است. (نیم عمر یک ماده‌ی پرتوزا، مدت زمان لازم برای فروپاشی و از بین رفتن نصف آن ماده است.) این نیم عمر کوتاه بیان‌گر 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 مقدراری از آن که قابل وزن کردن باشد، ممکن نیست. از این رو، اطلاعات موجود درباره‌ی ویژگی‌های فیزیکی و شیمیایی فرانسیم بسیار اندک است. با وجود این، به کمک روندهای تناوبی در یک گروه می‌توان برخی از این ویژگی‌ها را پیش‌بینی کرد. نقطه‌ی ذوب فرانسیم را به عنوان نمونه در نظر بگیرید. نمودار زیر نشان می‌دهد که نقطه‌ی ذوب فلزهای قلیایی با افزایش عدد اتمی، کاهش می‌یابد. براساس این نمودار، نقطه‌ی ذوب سدیم  $81/4^\circ C$  از لیتیم، نقطه‌ی ذوب پتاسیم  $34/6^\circ C$  از سدیم، نقطه‌ی ذوب روبیدیم  $24^\circ C$  از پتاسیم و نقطه‌ی ذوب سزیم  $11^\circ C$  از روبیدیم کم‌تر است. با توجه به این روند می‌توان پیش‌بینی کرد که دمای ذوب فرانسیم در حدود  $5^\circ C$  از سزیم کم‌تر باشد. در این صورت، نقطه‌ی ذوب فرانسیم حدود  $23^\circ C$  پیش‌بینی می‌شود. بنابراین، این عنصر در شرایط معمولی مایع است.



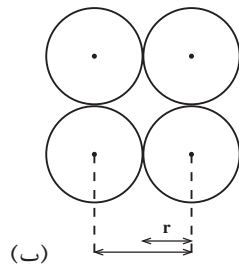
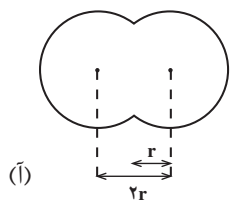
تصویری از اتم‌های فرانسیم - ۲۱۰ که از بمباران طلا به وسیله‌ی اکسیژن به وجود آمده‌اند. قطر نقطه‌ی مرکزی ۱mm و شامل حدود ۱۰,۰۰۰ اتم است. نور زردرنگ از اتم‌های فرانسیمی ساطع می‌شود که به وسیله‌ی پرتوی لیزر برانگیخته شده‌اند.



نمودار نقطه‌ی ذوب فلزهای قلیایی برحسب عدد اتمی آن‌ها. اگر این نمودار را برون‌یابی کنیم، نقطه‌ی ذوب فرانسیم  $23^\circ C$  به دست می‌آید.



## روند تغییر شعاع اتمی در جدول تناوبی عنصرها



چنان که در بخش نخست کتاب نیز اشاره شد بیش تر فضای اتم خالی است. در واقع الکترون ها در محدوده هایی حرکت می کنند که شبیه به ابر به نظر می رسند. با این تشبیه می توان تصور کرد که تا چه اندازه، اندازه گیری ابعاد اتم ها دشوار است، زیرا مرزهای یک توده ی ابر مانند، نامشخص و متغیر است. اندازه ی یک اتم به وسیله ی شعاع آن تعیین می شود. بنا بر تعریف به نصف فاصله ی میان هسته ی دو اتم مشابه در یک مولکول دو اتمی شعاع اتمی گفته می شود. بر اساس این تعریف تعیین شعاع برخی از اتم ها در شکل ۶ نشان داده شده است. در روش دیگری برای تعیین شعاع اتم ها از اندازه گیری فاصله ی بین اتمی در بلور یک عنصر استفاده می شود. به دلیل همین تنوع در روش های تعیین شعاع های اتمی جدول های مربوط به این مقادیر معمولاً با یک دیگر اندکی تفاوت دارند. توجه داشته باشید که در شکل ۶ اتم ها به صورت گوی های ساده ای تصور شده اند.

شکل ۶ روش های تعیین شعاع اتمی

آ. در یک مولکول دو اتمی. در این جا به  $2r$  شعاع کووالانسی می گویند.

ب. در بلور یک عنصر. این جا به  $r$  شعاع وان دروالسی می گویند.

با توجه به شکل، برای یک عنصر کدام شعاع بزرگ تر است؟ شعاع کووالانسی یا شعاع وان دروالسی؟

آیا تغییر شعاع اتمی عنصرها از یک روند تناوبی برخوردار است؟ در شکل ۷ شعاع اتمی عنصرهای گروه های اصلی آمده است. به نظر شما شعاع اتمی عنصرها در هر گروه از جدول تناوبی چگونه تغییر می کند؟ اگر به آرایش الکترونی عنصرهای جدول توجه کنیم متوجه می شویم که با حرکت از بالا به پایین در یک گروه جدول به ازای هر تناوب یک لایه ی الکترونی جدید به تعداد لایه های الکترونی عنصرها افزوده می شود. بنابراین، شعاع اتمی به دو دلیل در یک گروه از عنصرها افزایش می یابد:

آ. با زیاد شدن تعداد لایه های الکترونی، شعاع اتمی نیز افزایش می یابد. به عبارت دیگر، الکترون ها در فاصله های دورتری نسبت به هسته قرار می گیرند.

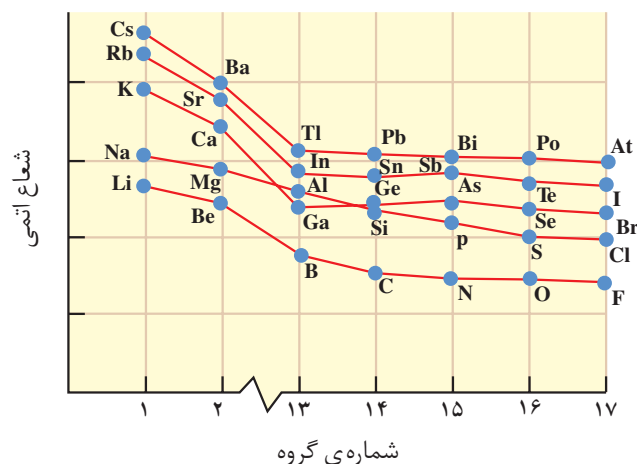
۱ H ۳۰											۵ B ۸۸	۶ C ۷۷	۷ N ۷۰	۸ O ۶۶	۹ F ۶۴			
۳ Li ۱۵۲	۴ Be ۱۱۱											۱۳ Al ۱۴۳	۱۴ Si ۱۱۷	۱۵ P ۱۱۰	۱۶ S ۱۰۴	۱۷ Cl ۹۹		
۱۱ Na ۱۸۶	۱۲ Mg ۱۶۰	۱۹ K ۲۳۱	۲۰ Ca ۱۹۷	۲۱ Sc ۱۶۰	۲۲ Ti ۱۴۶	۲۳ V ۱۳۱	۲۴ Cr ۱۲۵	۲۵ Mn ۱۲۹	۲۶ Fe ۱۲۶	۲۷ Co ۱۲۶	۲۸ Ni ۱۲۴	۲۹ Cu ۱۲۸	۳۰ Zn ۱۳۳	۳۱ Ga ۱۲۲	۳۲ Ge ۱۲۲	۳۳ As ۱۲۱	۳۴ Se ۱۱۷	۳۵ Br ۱۱۴
۳۷ Rb ۲۴۴	۳۸ Sr ۲۱۵	۳۹ Y ۱۸۰	۴۰ Zr ۱۵۷	۴۱ Nb ۱۴۳	۴۲ Mo ۱۳۶	۴۳ Tc ۱۳۶	۴۴ Ru ۱۳۳	۴۵ Rh ۱۳۴	۴۶ Pd ۱۳۸	۴۷ Ag ۱۴۴	۴۸ Cd ۱۴۹	۴۹ In ۱۶۸	۵۰ Sn ۱۴۰	۵۱ Sb ۱۴۱	۵۲ Te ۱۳۷	۵۳ I ۱۳۳		
۵۵ Cs ۲۶۲	۵۶ Ba ۲۱۷	۵۷ La ۱۸۸	۷۲ Hf ۱۵۷	۷۳ Ta ۱۴۳	۷۴ W ۱۳۷	۷۵ Re ۱۳۷	۷۶ Os ۱۳۴	۷۷ Ir ۱۳۵	۷۸ Pt ۱۳۸	۷۹ Au ۱۴۴	۸۰ Hg ۱۵۵	۸۱ Tl ۱۷۱	۸۲ Pb ۱۷۵	۸۳ Bi ۱۴۶	۸۴ Po ۱۴۰	۸۵ At ۱۴۰		
(AV) Fr ۲۷۰	۸۸ Ra ۲۲۰	۸۹ Ac ۲۰۰																

شکل ۷ روند تغییر شعاع اتمی (به pm) عنصرها در هر گروه و تناوب

ب. در یک گروه از بالا به پایین با افزایش عدد اتمی بار مثبت هسته افزایش می‌یابد ولی هم‌زمان نیز تعداد الکترون‌ها در اوربیتال‌های لایه یا لایه‌های موجود میان هسته و لایه‌ی الکترونی بیرونی (ظرفیت) اتم، افزایش می‌یابد. وجود الکترون‌ها در اوربیتال‌های درونی و دافعه‌ی آن‌ها با الکترون‌های لایه‌ی ظرفیت، از تأثیر نیروی جاذبه‌ی هسته بر الکترون‌های موجود در لایه‌ی الکترونی بیرونی می‌کاهند و هم‌زمان با افزایش فاصله‌ی 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 جاذبه‌ی کم‌تری اعمال کند. از این رو، این الکترون‌ها تحرک بیش‌تری نسبت به الکترون‌های درونی دارند و به این دلیل می‌توانند در فواصل دورتری از هسته حضور یابند.

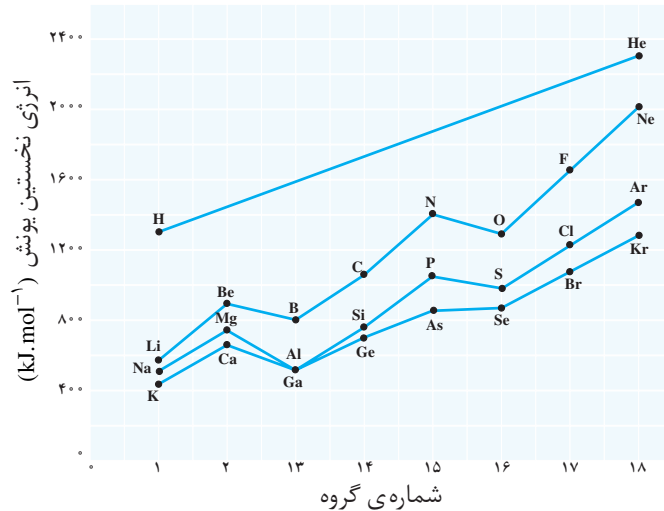
## فکر کنید

- ۱- به بار مثبتی که یک الکترون در فاصله‌ی 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 هسته‌ی 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 (دسته‌ی s و p) در تناوب‌های اول تا چهارم را نشان می‌دهد.



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

به طوری که در شکل ۸ ملاحظه می‌شود در یک گروه از بالا به پایین با افزایش اندازه‌ی اتم انرژی نخستین یونش کم می‌شود، زیرا الکترون موجود در بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی اتم در فاصله‌ی دورتری از هسته قرار گرفته است و بنابراین جدا شدن 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 هسته‌ی اتم‌ها رو به افزایش است و به این ترتیب اندازه‌ی 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 عنصرها و انرژی نخستین یونش آن‌ها رابطه‌ای وجود دارد؟ پاسخ خود را توضیح دهید.

### روند تناوبی تغییر الکترونگاتیوی عنصرها

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 فلئور به عنوان الکترونگاتیوی‌ترین عنصر،

الکترونگاتیوی  $4/0$  نسبت داده شده است و مقادیر الکترونگاتیوی برای عنصرهای دیگر نسبت به این مقدار محاسبه می‌شود. در شکل ۹ الکترونگاتیوی برخی از عنصرهای جدول تناوبی ملاحظه می‌شود. در این بررسی‌ها گازهای نجیب را در نظر نمی‌گیریم، زیرا این عنصرها ترکیب‌های شیمیایی زیادی تشکیل نمی‌دهند.

۱ H ۲/۱								
۳ Li ۱/۰	۴ Be ۱/۵		۵ B ۲/۰	۶ C ۲/۵	۷ N ۳/۱	۸ O ۳/۵	۹ F ۴/۰	
۱۱ Na ۰/۹	۱۲ Mg ۱/۲		۱۳ Al ۱/۵	۱۴ Si ۱/۸	۱۵ P ۲/۱	۱۶ S ۲/۵	۱۷ Cl ۳/۰	
۱۹ K ۰/۸	۲۰ Ca ۱/۰		۳۱ Ga ۱/۶	۳۲ Ge ۱/۸	۳۳ As ۲/۰	۳۴ Se ۲/۴	۳۵ Br ۲/۸	
۳۷ Rb ۰/۸	۳۸ Sr ۱/۰		۴۹ In ۱/۷	۵۰ Sn ۱/۸	۵۱ Sb ۱/۹	۵۲ Te ۲/۱	۵۳ I ۲/۵	
۵۵ Cs ۰/۷	۵۶ Ba ۰/۹		۸۱ Tl ۱/۸	۸۲ Pb ۱/۸	۸۳ Bi ۱/۹	۸۴ Po ۲/۰	۸۵ At ۲/۲	

شکل ۹ الکترونگاتیوی عنصرهای اصلی جدول تناوبی

چنان‌که در شکل ۹ مشاهده می‌شود الکترونگاتیوی عنصرها با یک روند تناوبی تغییر می‌کند. به‌طور 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 فلوئور در بالا و سمت راست جدول نسبت داد.

## فکر کنید

۱- نموداری مشابه شکل ۸ از تغییر الکترونگاتیوی برحسب شماره‌ی 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.

- ۱- شیمی توصیفی عنصرها ، منصور عابدینی، چاپ اول ، ۱۳۷۷ ، انتشارات فاطمی.
- ۲- شیمی نافلزات و عناصر نیم‌رسانا ، منصور عابدینی ، چاپ ششم، ۱۳۷۶، انتشارات فاطمی.
- ۳- شیمی فلزات ، منصور عابدینی ، چاپ ششم، ۱۳۷۶ ، انتشارات فاطمی.
- ۴- ساختمان مواد شیمیایی ، مرتضی خلخالی ، چاپ دوازدهم، ۱۳۷۶ ، انتشارات فاطمی.
- ۵- جدول تناوبی ، فیروزه منتظری ، فرانک منطقی، زهرا ارزانی، چاپ اول، ۱۳۸۲ ، انتشارات محراب

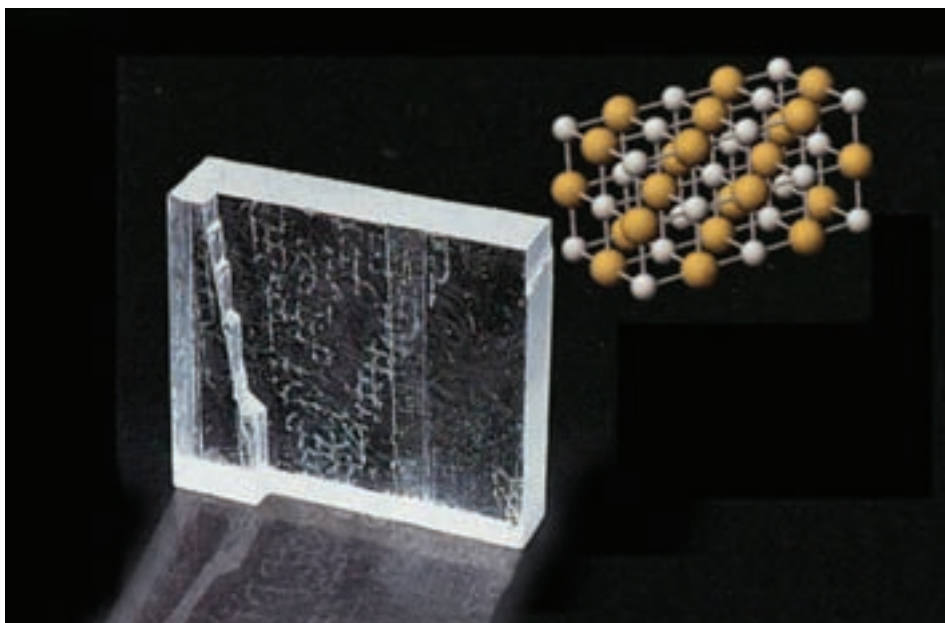
قلم.

---

---

## بخش ۳

### ترکیب‌های یونی



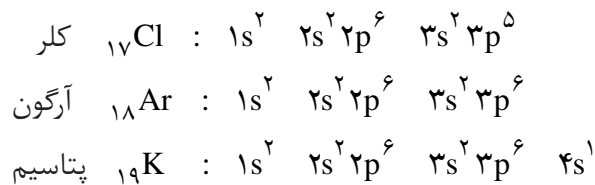
در بخش ۱ با آرایش الکترونی اتم‌ها آشنا شدید و ملاحظه کردید که اتم‌گازهای نجیب که در انتهای هر یک از دوره‌های جدول تناوبی عناصرها قرار گرفته‌اند در بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی خود هشت الکترون دارند (بجز اتم هلیم که بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی آن ۱s است و با دو الکترون پر می‌شود). این عناصرها تک اتمی هستند و همان‌طور که می‌دانید از نظر شیمیایی بی‌اثرند یا میل ترکیبی کمی دارند. بنابراین، به‌نظر می‌رسد که وجود این لایه‌ی هشتایی، این اتم‌ها را پایدار کرده است.

### قاعده‌ی هشتایی (اوکت) و واکنش‌پذیری اتم‌ها

هشتایی شدن تعداد الکترون‌های موجود در بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی (لایه‌ی

ظرفیت) و دست یابی به آرایش الکترونی گازهای نجیب مبنایی برای سنجش پایداری اتم‌ها و در واقع میزان واکنش پذیری آن‌هاست. انجام شدنی‌ترین واکنش‌ها آن‌هایی هستند 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 ترازهای s و p بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی خود کم‌تر از هشت الکترون دارد واکنش‌پذیر است، زیرا می‌تواند برای رسیدن به آرایش هشتایی پایدار، با اتم‌های دیگر به مبادله‌ی الکترون بپردازد.

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 لایه‌ی 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 مقایسه‌ی آرایش الکترونی اتم کلر و اتم آرگون درمی‌یابیم که اتم کلر در لایه‌ی ظرفیت خود یک الکترون کم‌تر از اتم آرگون دارد. از این رو 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 مبنا واکنش‌پذیری اتم‌های پتاسیم و کلر قابل توجیه است. **قاعده‌ی 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. درحالی 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.



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

### یون‌های تک اتمی

بسیاری از عنصرهای گروه‌های اصلی جدول تناوبی با از دست دادن یا به دست آوردن یک یا چند الکترون یون‌هایی با آرایش گاز نجیب تشکیل می‌دهند. برای مثال فلزهای گروه ۱ با از دست دادن یک الکترون، کاتیونی با بار +۱ و فلزهای گروه ۲ با از دست دادن دو الکترون کاتیونی با بار +۲ تولید می‌کنند.

در سمت راست جدول تناوبی، نافلزهای گروه ۱۶ با به دست آوردن دو الکترون آنیونی با بار -۲ و نافلزهای گروه ۱۷ با به دست آوردن یک الکترون آنیونی با بار -۱ تولید می‌کنند. 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 نشانه‌ی شیمیایی و بار چندین یون تک اتمی در جدول ۱ آمده است. چنان چه

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

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

بار مثبت	نام یون	نشانه‌ی شیمیایی	بار منفی	نام یون	نشانه‌ی شیمیایی
۱+	یون هیدروژن*	H <sup>+</sup>	۱-	یون هیدرید*	H <sup>-</sup>
	یون لیتیم	Li <sup>+</sup>		یون فلوئورید	F <sup>-</sup>
	یون سدیم	Na <sup>+</sup>		یون کلرید	Cl <sup>-</sup>
	یون پتاسیم	K <sup>+</sup>		یون برمید	Br <sup>-</sup>
	یون سزیم	Cs <sup>+</sup>		یون یدید	I <sup>-</sup>
۲+	یون نقره	Ag <sup>+</sup>	۲-	یون اکسید	O <sup>۲-</sup>
	یون منیزیم	Mg <sup>۲+</sup>		یون سولفید	S <sup>۲-</sup>
	یون کلسیم	Ca <sup>۲+</sup>			
	یون استرانسیم*	Sr <sup>۲+</sup>			
	یون باریم	Ba <sup>۲+</sup>			
۳+	یون روی	Zn <sup>۲+</sup>	۳-	یون نیتريد*	N <sup>۳-</sup>
	یون آلومینیم	Al <sup>۳+</sup>			

بار یون  $+1$  یا  $-1$  نباشد، برای مثال در مورد یون منیزیم، آن را به صورت  $Mg^{2+}$  و در مورد یون اکسید آن را به صورت  $O^{2-}$  می‌نویسیم. نوشتن آن به صورت های  $Mg^{+2}$  یا  $Mg^{++}$  درست نیست.

برای نامیدن کاتیون های تک اتمی، پیش از نام عنصر کلمه ی یون را اضافه می‌کنیم، مانند یون سدیم ( $Na^+$ ) و یون منیزیم ( $Mg^{2+}$ ). برای نامیدن یک آنیون تک اتمی، افزون بر به کار بردن کلمه ی یون پیش از نام آنیون، به انتهای نام نافلز (یا ریشه ی نام آن) پسوند «ید» اضافه می‌کنیم، مانند یون کلرید ( $Cl^-$ )، یون سولفید ( $S^{2-}$ ) و یون نیتريد ( $N^{3-}$ ).

تعیین بار برخی از یون ها، به ویژه یون فلزهای واسطه، با به کار بردن قاعده ی هشتایی امکان پذیر نیست، زیرا این یون ها بدون داشتن آرایش الکترونی گاز نجیب به پایداری می‌رسند. (بحث پیرامون این موضوع خارج از محدوده ی این کتاب است.) افزون بر این، برخی از این عنصرها می‌توانند 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 می‌دهند. 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) می‌نامند. به طوری که ملاحظه می‌کنید 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 می‌دهند، مانند یون های سدیم و منیزیم که بار آن ها به ترتیب  $+1$  و  $+2$  است، هرگز عدد رومی به کار نمی‌بریم. 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 می‌دهند در جدول ۲ آمده است.

گروه →

																	۱۷	۱۸		
۱	H <sup>+</sup>																	H <sup>-</sup>		
۲	Li <sup>+</sup>																	N <sup>3-</sup>	O <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup>
۳	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>																	S <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>
۴	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Sc <sup>3+</sup>	Ti <sup>2+</sup>	V <sup>2+</sup>	Cr <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Cu <sup>+</sup>	Zn <sup>2+</sup>								Br <sup>-</sup>
۵	Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>																		I <sup>-</sup>
۶	Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>																		

شکل ۱ برخی از یون های تک اتمی متداول

جدول ۲ چند فلز که بیش از یک یون تک اتمی تشکیل می دهند.

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

یون هایی که با علامت \* مشخص شده اند کم تر متداول اند.

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

## بیش تر بدانید

یون ها در بسیاری از فعالیت های زیستی موجودات زنده نقش مهمی دارند. برای نمونه، بیرون و درون سلول های بدن باید از نظر الکتریکی خنثی باشد. وجود یون های پتاسیم (K<sup>+</sup>) و هیدروژن فسفات (HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>) درون سلول و یون های سدیم (Na<sup>+</sup>) و کلرید (Cl<sup>-</sup>) بیرون آن موجب می شود که مایع بین سلولی هر دو محیط از نظر الکتریکی خنثی باقی بماند.

یون دیگری که در فعالیت های زیستی نقش مهمی ایفا می کند، یون منیزیم (Mg<sup>2+</sup>) است. این یون در سبزینه گیاهان یافت می شود. هم چنین، یون منیزیم در سلول های عصبی و به هنگام فعالیت های ماهیچه ای مورد استفاده قرار می گیرد. یون آهن (II) (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 ماده ی تشکیل دهنده ی استخوان ها و دندان هاست و نقش مهمی در انعقاد خون دارد.

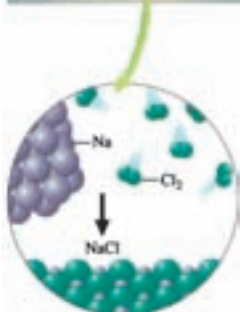
## ترکیب های یونی

سر سفره ی غذا اغلب شنیده اید یا خود گفته اید که این غذا شور یا بی نمک است. آیا هیچ گاه 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 می شود و آن را با فرمول شیمیایی NaCl نشان می دهند. این فرمول نشان می دهد که سدیم کلرید از دو عنصر سدیم و کلر تشکیل شده است. سدیم فلزی نرم و بسیار واکنش پذیر است و به گروه ۱ جدول تناوبی عنصرها تعلق دارد. از طرف دیگر، کلر یک نافلز است که به صورت مولکول دو اتمی و گازی شکل وجود دارد. کلر گازی سمی و خورنده و به نوبه ی خود بسیار

سدیم کلرید بیش از ۶٪ ذره های حل شده در پلاسما ی خون بدن انسان را تشکیل می دهد.



سديم گاز کلر

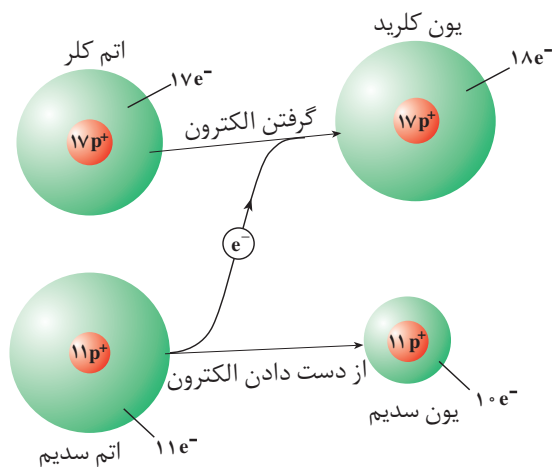


**شکل ۲** از واکنش سدیم مذاب و گاز کلر، جامد سفید رنگی برجای می ماند. این جامد سفید رنگ همان نمک خوراکی (NaCl) است. واکنش این دو عنصر به شدت گرماده است و با آزاد شدن نور و گرمای زیادی همراه است.

پیوند یونی نیروی جاذبه ای است که میان یون هایی با بار ناهم نام به وجود می آید.

واکنش پذیر است. کلر به گروه ۱۷ جدول تناوبی عنصرها تعلق دارد. وقتی این دو عنصر در کنار هم قرار بگیرند با انجام یک واکنش شدید و گرماده، همان طور که در شکل ۲ نشان داده شده است، ترکیب سفید رنگی برجای می گذارند که همان نمک خوراکی است.

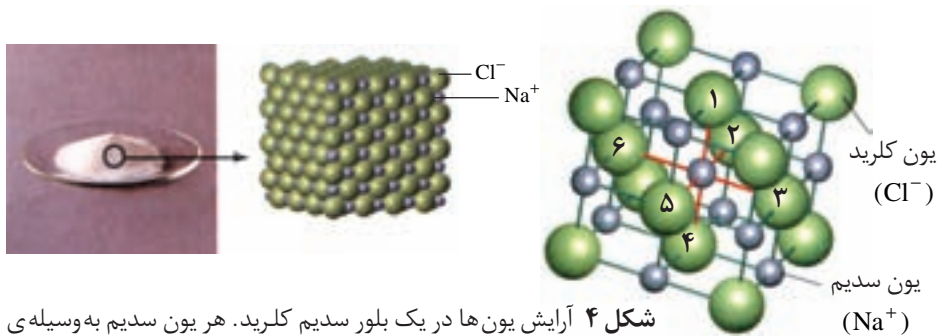
همه ی نمک ها از ذره های بارداری تشکیل شده اند که در نتیجه ی داد و ستد الکترون به وجود آمده اند. سدیم کلرید مثال مناسبی برای شرح چگونگی تشکیل این نوع پیوند است و توجیه خواص این نمک برمبنای ماهیت چنین پیوندی انجام می شود، شکل ۳. بی شک تا به حال بلورهای مکعبی شکل سدیم کلرید را از نزدیک دیده اید. این بلورها سخت و شکننده اند. سدیم کلرید در  $80^{\circ}\text{C}$  ذوب می شود و در  $1413^{\circ}\text{C}$  به جوش می آید. سدیم کلرید مانند بسیاری از نمک های دیگر در آب حل می شود و به صورت محلول یا در حالت مذاب جریان برق را از خود عبور می دهد.



**شکل ۳** نمایش انتقال الکترون در هنگام تشکیل سدیم کلرید

در هنگام انتقال الکترون چرا شعاع یون ها در مقایسه با شعاع اتم ها تغییر کرده است؟

خواص مشاهده شده برای سدیم کلرید را می توان به نوع و خواص ذره های سازنده آن نسبت داد. برای درک بهتر این خواص نگاهی نزدیک تر به ساختار ترکیب های یونی می اندازیم. بین یون های سدیم و یون های کلرید موجود در بلور سدیم کلرید نیروی جاذبه ای بسیار قوی وجود دارد که آن ها را محکم کنار هم نگاه می دارد. به این نیروی جاذبه ای که میان یون هایی با بار ناهم نام برقرار است **پیوند یونی** می گویند. در تمام نمک ها این نوع پیوند وجود دارد. ساختار نمک ها نشان می دهد که این نیروی جاذبه تنها محدود به یک کاتیون و یک آنیون نیست بلکه در تمام جهت ها و میان همه ی یون های ناهم نام مجاور و در فواصل مختلف وجود دارد. در نتیجه تعداد بسیار زیادی از یون های سدیم و کلرید به سمت یک دیگر کشیده می شوند و یک آرایش منظم از یون ها را به وجود می آورند. بخشی از ساختار بلور سدیم کلرید در شکل ۴ نشان داده شده است.



شکل ۴ آرایش یون ها در یک بلور سدیم کلرید. هر یون سدیم به وسیله ی شش یون کلرید و هر یون کلرید نیز به وسیله ی شش یون سدیم احاطه شده است. آیا می توانید این یون ها را روی شکل مشخص کنید؟

شکل ۴ نشان می دهد 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 یون ها به هم نزدیک می شوند یون های با بار ناهم نام در مجاورت یک دیگر قرار می گیرند و یون های با بار هم نام تا حد امکان از هم فاصله می گیرند. (چرا؟) در نتیجه، نیروی جاذبه ی بین یون های با بار ناهم نام خیلی بیش تر از نیروی دافعه ی بین یون های با بار هم نام است. افزون بر این، به علت گستردگی اثر این نیروها در همه ی جهت ها، محاسبه ها نشان می دهد که نیروی جاذبه ای حاصل در مجموع حدود  $1/76$  برابر نیروی جاذبه ی موجود میان یک جفت یون  $Na^+ Cl^-$  تنها است.

در  $NaCl$  و دیگر ترکیب هایی که پیوند آن ها از نوع یونی است، مجموع بار مثبت کاتیون ها برابر با مجموع بار منفی آنیون هاست، به طوری که آن ترکیب در مجموع از لحاظ بار الکتریکی خنثی است. هر ترکیب شیمیایی که یون های با بار ناهم نام ذره های سازنده ی آن هستند یک ترکیب یونی یا نمک نامیده می شود.

## خواص ترکیب های یونی

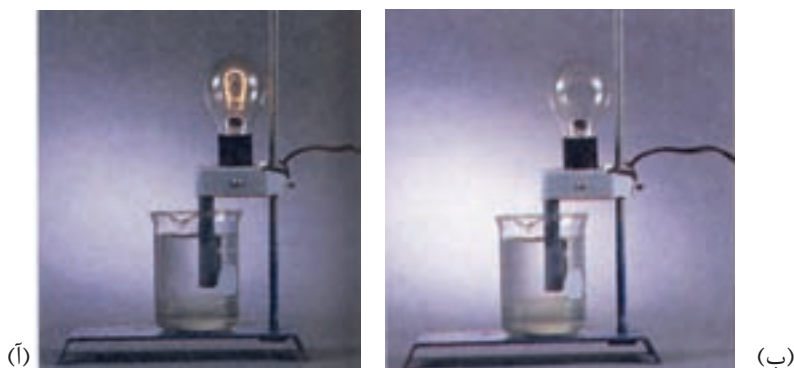
اکنون که با سدیم کلرید آشنا شدید و نوع پیوند آن را شناختید، قادر خواهید بود به کمک این دانسته ها خواص ترکیب های یونی دیگر را پیش بینی کنید. برای هدایت جریان برق یک جسم باید ذره های باردار داشته باشد و این ذره ها بتوانند آزادانه حرکت کنند. گفتنی است که ذره های تشکیل دهنده ی یک ترکیب یونی جامد (جامد یونی) در جاهای به نسبت ثابتی قرار دارند و در آن جا جز حرکت ارتعاشی حرکت دیگری ندارند. از این رو جامدهای یونی رسانای الکتریکی نیستند، زیرا یون ها در یک جامد یونی نمی توانند آزادانه حرکت کنند.

ترکیب های یونی در حالتی که یون ها بتوانند آزادانه حرکت کنند رسانای خوبی برای جریان برق هستند. وقتی یک ترکیب یونی ذوب می شود یون های تشکیل دهنده ی آن

به تعداد نزدیک ترین یون های ناهم نام موجود پیرامون هر یون عدد کوئوردیناسیون آن یون می گویند. عدد کوئوردیناسیون یون سدیم در سدیم کلرید چقدر است؟

ترکیب یونی ترکیبی خنثی است که از گردهمایی میلیاردها میلیارد 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 خوراکی در آب حل می‌شود یون‌های سازنده‌ی آن در لابه‌لای مولکول‌های آب پراکنده می‌شوند و چون می‌توانند آزادانه حرکت کنند به آسانی 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 خوراکی حل شده است؟

## 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 سازنده‌ی یک جسم (در این جا یون‌های مثبت و منفی) در سه بُعد به وجود می‌آید، **شبکه‌ی بلور** آن جسم می‌گویند، شکل ۴.

شبکه‌ی بلور به آرایش سه‌بُعدی و منظم اتم‌ها، مولکول‌ها یا یون‌ها در یک بلور گفته می‌شود.

## تشکیل شبکه‌ی بلور با آزاد شدن انرژی همراه است

انرژی شبکه مقدار انرژی آزاد شده به هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از یون‌های گازی سازنده‌ی آن است. در مورد سدیم کلرید انرژی شبکه‌ی آن  $787 / 5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  است.



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

در جدول ۴ نیز انرژی این شبکه‌های بلوری با انرژی شبکه‌ی بلوری ترکیب‌هایی با یون‌های  $2+$  و  $3+$  نشان داده شده است.

جدول ۴ مقایسه‌ی انرژی شبکه‌ی چند ترکیب با یون‌های مختلف ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

آنیون \ کاتیون	$\text{F}^-$	$\text{O}^{2-}$
$\text{Na}^+$	۹۲۳	۲۴۸۱
$\text{Mg}^{2+}$	۲۹۵۷	۳۷۹۱
$\text{Al}^{3+}$	۵۴۹۲	۱۵۹۱۶

جدول ۳ انرژی شبکه‌ی هالیدهای فلزهای قلیایی ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

یون هالید \ یون فلز قلیایی	$\text{F}^-$	$\text{Cl}^-$	$\text{Br}^-$	$\text{I}^-$
$\text{Li}^+$	۱۰۳۶	۸۵۳	۸۰۷	۷۵۷
$\text{Na}^+$	۹۲۳	۷۸۷	۷۴۷	۷۰۴
$\text{K}^+$	۸۲۱	۷۱۵	۶۸۲	۶۴۹
$\text{Rb}^+$	۷۸۵	۶۸۹	۶۶۰	۶۳۰
$\text{Cs}^+$	۷۴۰	۶۵۹	۶۳۱	۶۰۴

## فکر کنید

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

آ. به نظر شما کدام نتیجه‌گیری‌های زیر در مورد انرژی شبکه‌ی بلور ترکیب‌های یونی درست است؟ چرا؟

درست است؟ چرا؟

۱- هرچه اندازه‌ی کاتیون کوچک‌تر باشد، انرژی شبکه بیشتر است.

۲- هرچه بار آنیون بیشتر باشد، انرژی شبکه کم‌تر است.

۳- هرچه شعاع آنیون بزرگ‌تر باشد، انرژی شبکه بیشتر است.

۴- انرژی شبکه با بار کاتیون رابطه‌ی مستقیم و با شعاع آن رابطه‌ی وارونه دارد.

ب. پیش بینی کنید که کدام ترکیب یونی زیر انرژی شبکه‌ی بیشتر تری داراست؟ چرا؟

$\text{MgO}$  یا  $\text{CaO}$

تمام ترکیب‌های یونی به علت وجود نیروهای جاذبه‌ی قوی بین یون‌های آن‌ها در برخی خواص مشترکند. برای مثال نقطه‌ی ذوب و نقطه‌ی جوش بیشتر ترکیب‌های یونی بالا است، جدول ۵. از آن‌جا 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 مقایسه‌ی نقطه‌ی ذوب و جوش برخی از ترکیب‌های یونی

ترکیب یونی	نقطه‌ی ذوب / $^{\circ}\text{C}$	نقطه‌ی جوش / $^{\circ}\text{C}$
$\text{NaCl}$	۸۰۱	۱۴۱۳
$\text{RbCl}$	۷۱۵	۱۳۹۰
$\text{KF}$	۸۵۸	۱۵۰۵
$\text{KBr}$	۷۳۴	۱۴۳۵

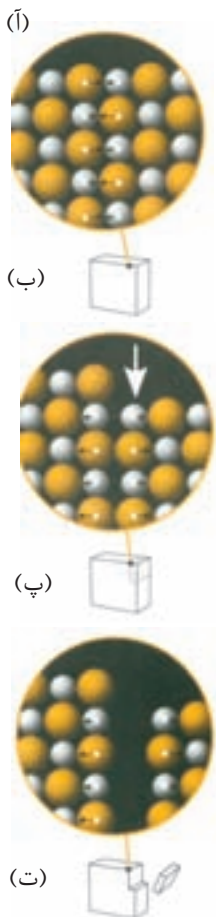


آیا می‌توان میان انرژی شبکه و نقطه‌ی ذوب یک ترکیب یونی رابطه‌ای در نظر گرفت؟  
شرح دهید.

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



نمک خوراکی 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 شبکه‌ی بلور یک نمک در سه بعد به‌طور منظم قرار گرفته‌اند. این شبکه را می‌توان شامل لایه‌های بی‌شماری در نظر گرفت که روی یک دیگر در وضعیت ثابتی قرار گرفته‌اند. ترکیب یونی سخت است، زیرا برای شکستن همه‌ی پیوندهای میان یون‌ها، به انرژی بسیار زیادی نیاز است. در هر حال، چنان‌چه بر اثر ضربه‌ی چکش یکی از لایه‌ها اندکی جابه‌جا شود آن‌گاه بارهای هم‌نام کنار هم قرار می‌گیرند و اثر دافعه‌ی متقابل میان آن‌ها به درهم ریختن شبکه‌ی بلور می‌انجامد. به این ترتیب شکننده بودن بلور ترکیب‌های یونی قابل توجیه است، شکل ۶.



## بیش‌تر بدانید

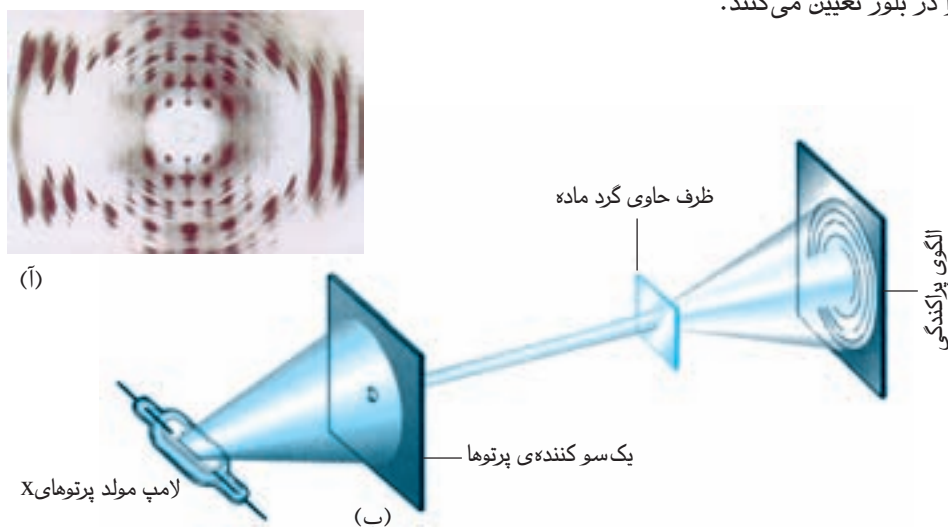
هرگاه پرتوی نوری از درون یک شکاف باریک عبور کند، پراکنده می‌شود. این پدیده که **پراش** نام دارد، ناشی از طبیعت موجی نور است. هنگامی که نور از میان شکاف‌های باریکی که در فاصله‌های مساوی از یک دیگر قرار دارند (**توری پراش**) عبور کند، از برهم کنش پرتوهای پراکنده شده، مجموعه‌ای از نقطه‌های روشن و تاریک به وجود می‌آید که **الگوی پراش** نامیده می‌شود. مؤثرترین پراش نور وقتی رخ می‌دهد که طول موج نور با پهنای شکاف‌ها برابر باشد.

فاصله‌ی میان اتم‌ها در بلورهای جامد معمولاً برابر با  $200$  تا  $2000$  نانومتر است. طول موج پرتوی X نیز در این گستره قرار دارد. از این رو، یک بلور می‌تواند یک توری پراش مؤثر برای پرتو X باشد. در واقع، پراش پرتوی X در هنگام عبور از یک بلور از پراکنده شدن این پرتو به وسیله‌ی آرایش منظم اتم‌ها، مولکول‌ها یا یون‌ها در آن بلور ناشی می‌شود. هم‌اکنون، بیش‌تر اطلاعاتی که درباره‌ی ساختار بلورها داریم، از مطالعه‌ی پراش پرتوی X به وسیله‌ی بلورها به دست آمده است، روشی که آن را **بلورنگاری پرتوی X** می‌نامند. شکل آ، تصویری از پراش پرتوی X در هنگام عبور از درون یک بلور را نشان می‌دهد. الگوی پراش که در این شکل روی فیلم عکاسی ظاهر شده است، بستگی به آرایش خاص اتم‌ها در بلور دارد. از این رو، بلورهای مختلف، الگوهای پراش متفاوتی دارند. در سال ۱۹۱۲، دو دانشمند انگلیسی به نام‌های ویلیام و لارنس پراگ (پدر و پسر) معلوم کردند که چگونه فاصله‌ی میان اتم‌ها در بلورها موجب پدید آمدن الگوهای پراش متفاوت می‌شود. امروزه، تا اندازه‌ای به خاطر کارهای این دو دانشمند، این امکان فراهم شده

شکل ۶ آ. جامدهای بلوری بر اثر وارد شدن ضربه به آن‌ها 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 ضربه ت. پس از وارد شدن ضربه

است که با توجه به الگوی پراش به آرایش ذره‌ها در بلور مواد شیمیایی مختلف پی برده شود. یکی از مشهورترین الگوهای پراش که در آغاز دهه‌ی ۱۹۵۰ به دست آمد، الگوی پراش بلور DNA است، شکل ب. جیمز واتسون و همکارانش به کمک این الگو و الگوهای مشابه آن موفق شدند به ساختار مارپیچ دوتایی DNA پی ببرند. این موفقیت یکی از مهم‌ترین کشف‌ها در زیست‌شناسی مولکولی بوده است، شکل آ.

امروزه، بلورنگاری پرتوی X به طور گسترده برای تعیین ساختار مولکول‌ها در بلورها به کار می‌رود. دستگاهی که برای ارزیابی پراش پرتوی X به کار می‌رود، **پراش سنج پرتوی X** نام دارد، شکل ب. این دستگاه به وسیله‌ی رایانه کنترل می‌شود و داده‌های پراش را با دقت و سرعت زیاد به طور خودکار ارایه می‌دهد. سپس، برنامه‌های رایانه‌ای به تجزیه و تحلیل این داده‌ها می‌پردازند و آرایش و ساختار مولکول‌ها را در بلور تعیین می‌کنند.



آ. الگوی پراش پرتوی X مربوط به DNA ی بلوری که در آغاز دهه‌ی ۱۹۵۰ به دست آمد. دانشمندان با توجه به الگوی نقطه‌های تاریک، به ساختار مارپیچ دوتایی مولکول DNA پی بردند. ب. در بلورنگاری پرتوی X، این پرتو به وسیله‌ی یک بلور پراکنده می‌شود. براثر برخورد پرتوهای X پراکنده شده به فیلم عکاسی، الگوی پراش روی فیلم ظاهر می‌شود.

## ترکیب‌های یونی دوتایی

همان طور که می‌دانید نمک خوراکی از دو عنصر سدیم و کلر تشکیل شده است. به ترکیب‌های یونی متشکل از دو عنصر **ترکیب‌های یونی دوتایی** می‌گویند. برای نمایش ترکیب‌های یونی دوتایی از فرمول شیمیایی استفاده می‌شود. در این فرمول‌ها در سمت چپ ابتدا نماد شیمیایی کاتیون و سپس نماد شیمیایی آنیون نوشته می‌شود. برای نام گذاری 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 CsCl که یون‌های  $\text{Cs}^+$  و  $\text{Cl}^-$  دارد و ترکیب یونی حاصل از دو عنصر کلسیم و اکسیژن به فرمول CaO که یون‌های  $\text{Ca}^{2+}$  و  $\text{O}^{2-}$  دارد به

ترتیب سزیم کلرید و کلسیم اکسید نامیده می شوند.

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 موازنه بودن بارها در این نمک لازم است که در برابر 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 می شود. توجه داشته باشید که در فرمول شیمیایی یک ترکیب یونی دوتایی، زیروندها **کوچک ترین** نسبت ممکن را برای کاتیون و آنیون نشان می دهند. از این رو نباید فرمول شیمیایی کلسیم کلرید را به صورت  $\text{Ca}_2\text{Cl}_4$  بنویسیم. تجزیه‌ی شیمیایی کلسیم کلرید در آزمایشگاه نیز ساده‌ترین نسبت کاتیون به آنیون یعنی نسبت ۱ به ۲ را برای آن نشان می دهد، از این رو به فرمول شیمیایی کلسیم کلرید،  $\text{CaCl}_2$ ، فرمول تجربی نیز گفته می شود.

فرمول نویسی یک ترکیب یونی دوتایی را می توان 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 قاعده‌ی فرمول نویسی ترکیب‌های یونی دوتایی، نخست نماد کاتیون و سپس نماد آنیون را می نویسیم:  $\text{Al}^{3+}\text{O}^{2-}$

- (۳) کوچک‌ترین مضرب مشترک بارهای این دو یون برابر ۶ ( $3 \times 2 = 6$ ) 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 جمع آوری 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 ارائه دهید.

## یون‌های چند اتمی

ترکیب‌های یونی دیگری مانند سدیم سولفات، پتاسیم کربنات و آمونیوم نیترات وجود دارند که یک یا هر دو یون سازنده‌ی آن‌ها از دو یا چند اتم یکسان یا متفاوت تشکیل شده است. به این یون‌ها **چند اتمی** می گویند.

در ساختار یون های چند اتمی اتم ها با یک دیگر پیوند کووالانسی دارند و در واکنش ها به صورت یک واحد مستقل عمل می کنند. این یون ها می توانند آنیون یا کاتیون باشند. نام و بار الکتریکی برخی از یون های چند اتمی متداول را در جدول ۶ مشاهده می کنید.

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

نام یون	فرمول یون	بار الکتریکی	نام یون	فرمول یون	بار الکتریکی
پرکلرات	$\text{ClO}_4^-$	۱-	کربنات	$\text{CO}_3^{2-}$	۲-
کلرات	$\text{ClO}_3^-$		کرومات	$\text{CrO}_4^{2-}$	
کلریت	$\text{ClO}_2^-$		دی کرومات	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	
هیپوکلریت	$\text{ClO}^-$		هیدروژن فسفات	$\text{HPO}_4^{2-}$	
نیتрат	$\text{NO}_3^-$		پراکسید	$\text{O}_2^{2-}$	
نیتريت	$\text{NO}_2^-$		سولفات	$\text{SO}_4^{2-}$	
هیدروژن کربنات	$\text{HCO}_3^-$		سولفیت	$\text{SO}_3^{2-}$	
هیدروژن سولفات	$\text{HSO}_4^-$		فسفات	$\text{PO}_4^{3-}$	۳-
پرمنگنات	$\text{MnO}_4^-$		آمونیم	$\text{NH}_4^+$	۱+
سیانید	$\text{CN}^-$				
هیدروکسید	$\text{OH}^-$				

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

فرمول  $\text{K}_2\text{CO}_3$  نشان می دهد که این ترکیب یونی از عنصر پتاسیم تشکیل شده است. این عنصر فلزی به گروه ۱ تعلق دارد و همواره کاتیونی با بار  $+1$  تشکیل می دهد. 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  $\text{CO}_3$  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) هر دو به صورت چند اتمی هستند. یون آمونیوم به صورت  $\text{NH}_4^+$  نوشته می شود 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 + ۱ یک آنیون با بار - ۱ وجود دارد. بنابراین، فرمول شیمیایی این نمک به صورت  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  است و نسبت کاتیون به آنیون، مانند  $\text{NaCl}$ ، ۱ به ۱ است.

همان طور که در نام گذاری این نمک ملاحظه کردید نخست نام کاتیون می آید و سپس نام آنیون نوشته می شود.

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

۱- نماد شیمیایی یون های آمونیوم ( $\text{NH}_4^+$ ) و کربنات ( $\text{CO}_3^{2-}$ ) را می نویسیم و کاتیون را در سمت چپ آنیون قرار می دهیم:  $\text{NH}_4^+\text{CO}_3^{2-}$

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  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  است.

## اطلاعات جمع آوری کنید

با کمک معلم خود یک ترکیب یونی دارای یون های چندتایی انتخاب کنید و در یک فعالیت گروهی در مورد خواص، روش تهیه و کاربردهای آن مقاله ای تهیه کرده، در کلاس ارائه دهید.

## خود را بیازمایید

۱- ترکیب های یونی زیر را نام گذاری کنید:

$\text{Li}_2\text{O}$  (آ)  $\text{MnO}$  (ب)

$\text{Fe}_2\text{O}_3$  (پ)  $\text{CaCl}_2$  (ت)

$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  (ث)  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  (ج)

$\text{Na}_3\text{PO}_4$  (چ)  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  (ح)

۲- فرمول شیمیایی ترکیب های یونی زیر را بنویسید:

(آ) آهن (III) برمید (ب) سزیم یدید

(پ) کبالت (II) اکسید (ت) منیزیم برمید

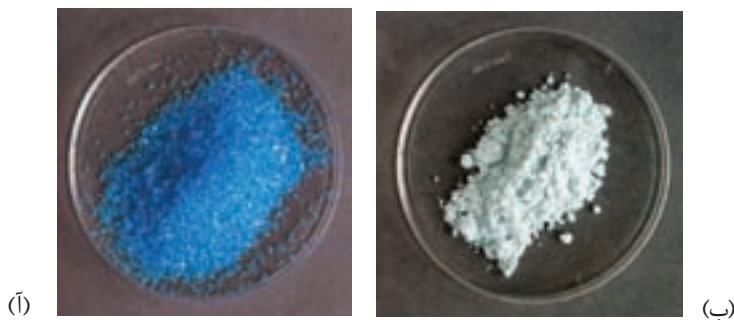
(ث) مس (II) سولفات (ج) روی فسفات

(چ) منیزیم سولفیت (خ) سدیم کلرات

## برخی نمک‌ها آب تبلور دارند

یون‌های موجود در برخی از نمک‌ها می‌توانند با مولکول‌های آب پیوند تشکیل دهند و این مولکول‌ها را درون شبکه‌ی بلور خود به دام بیندازند. این ترکیب‌ها را **نمک‌های آبپوشیده** می‌گویند.

مس (II) سولفات ۵ آبه،  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ، مثالی از یک نمک آبپوشیده است. همان طوری که می‌بینید تعداد مولکول‌های آب تبلور را پس از نوشتن فرمول شیمیایی، مشخص می‌کنند. مس (II) سولفات بی‌آب به صورت گرد سفید رنگی است که بر اثر اضافه شدن آب به صورت بلورهای آبپوشیده‌ی  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  درمی‌آید، شکل ۷. رنگ آبی نمک آبپوشیده، آن را از نمک بی‌آب متمایز می‌سازد.



شکل ۷ مس (II) سولفات آ. آبپوشیده ب. بی‌آب

## آزمایش کنید

### 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، بوتله‌ی چینی، گیره، پایه، دسیکاتور، حلقه‌ی آهنی، مثلث نسوز، قاشقک، چراغ گاز

**مواد مورد نیاز:** باریوم کلرید آب‌دار

#### روش کار

**توجه:** در هنگام آزمایش، بوتله‌ی چینی و درپوش آن را فقط با گیره‌ی بوتله‌ی چینی در دست بگیرید. چرا؟

۱- بوتله‌ی چینی را با درپوش روی مثلث نسوز قرار دهید. درپوش را طوری قرار دهید که برای خروج بخارها روزنه‌ای باقی بماند. بوتله‌ی چینی را آن قدر گرم کنید تا بر اثر گرما سرخ شود.

با استفاده از گیره، بوته‌ی چینی و درپوش را به مدت ۵ دقیقه در دسیکاتور قرار دهید تا سرد شوند. هرگز بوته‌ی چینی داغ را روی ترازو قرار ندهید. وقتی که بوته‌ی چینی و درپوش سرد شدند، جرم آن‌ها را (با دقت ۰/۰۱ گرم) تعیین کرده، یادداشت کنید.

۲- با استفاده از قاشقک، حدود ۵ گرم باریم کلرید آب دار به بوته‌ی چینی اضافه کنید و عمل توزین را دوباره انجام دهید.

۳- بوته‌ی چینی و باریم کلرید آب دار را روی مثلث نسوز قرار دهید و دوباره درپوش را طوری قرار دهید تا روزنه‌ی کوچکی برای خروج بخارها وجود داشته باشد.

بوته‌ی 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 بوته‌ی چینی و درپوش و محتویات آن در دسیکاتور سرد شده به دمای محیط برسند. سپس جرم آن‌ها را تعیین کنید.

۴- دوباره بوته‌ی چینی درپوش دار و باریم کلرید را به مدت ۵ دقیقه تا دمای سرخ شدن گرما دهید. آن‌ها را در دسیکاتور بگذارید تا سرد شوند و سپس جرم آن‌ها را تعیین کنید. اگر دو جرم اندازه‌گیری شده بیش‌تر از ۰/۰۱ 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 همه‌ی آب تبخیر شده است. این مقدار ثابت را یادداشت کنید. ترکیب بی‌آب باقی مانده را دور نریزید، زیرا می‌توان از آن در تهیه‌ی محلول‌ها استفاده کرد.

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

### محاسبه‌ها

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

۲- تعداد مول‌های باریم کلرید بی‌آب را محاسبه کنید.

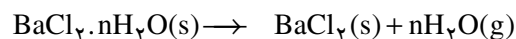
$$\left( \text{جرم باریم کلرید بی‌آب} \right) / \left( \text{جرم مولی باریم کلرید} \right) = \text{تعداد مول‌های باریم کلرید}$$

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

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

$$\left( \text{جرم آب خارج شده} \right) / \left( \text{جرم مولی آب} \right) = \text{تعداد مول‌های آب}$$

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	۱٫۴۸	۱٫۲۶
۲	۱٫۶۴	۱٫۴۰
۳	۲٫۰۸	۱٫۷۸

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

(ب) اگر جرم مولی این جسم جامد بعد از گرم کردن  $208 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  باشد و فرمول آن

X باشد، فرمول نمک آبپوشیده‌ی آن را تعیین کنید.

## بیش‌تر بدانید

نمک‌های آبپوشیده قرن هاست 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 گلوپر** 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 **اِپسوم** واقع در کشور انگلستان به دست آوردند. روزگاری از نمک گلوپر و نمک اِپسوم به عنوان **ملین** استفاده می‌شد. در جدول زیر، برخی از نمک‌های آبپوشیده معرفی شده‌اند.

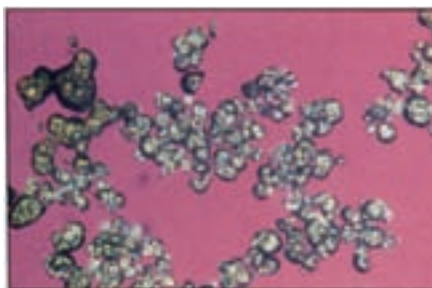
### تعدادی از نمک‌های آبپوشیده

نام متداول	نام شیمیایی	ترکیب
نمک گلوپر	سدیم سولفات ده‌آبه	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
سنگ گچ	کلسیم سولفات دوآبه	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
نمک اِپسوم	منیزیم سولفات هفت‌آبه	$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
زاج سبز	آهن (II) سولفات هفت‌آبه	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
کات کبود	مس (II) سولفات پنج‌آبه	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
زاج سرخ	کبالت (II) سولفات شش‌آبه	$\text{CoSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

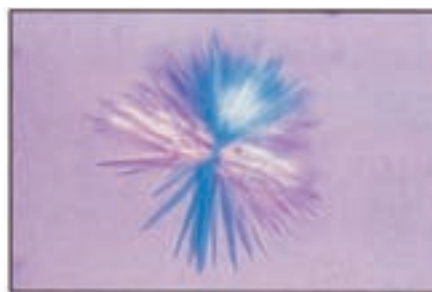


برخی از نمک‌های آبیوشیده به ویژه  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  و  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  هنگامی که در برابر هوای خشک قرار می‌گیرند، تمامی یا بخشی از آب تبلور خود را از دست می‌دهند. این فرایند که **شکفتگی** نام دارد، موجب می‌شود که بلور شیشه‌مانند نمک آبیوشیده خرد شده، به گرد بی‌شکلی تبدیل شود. اغلب، آبدایی از این نمک‌ها با تغییر رنگ همراه است.

اغلب، شکل بلور یک نمک آبیوشیده با نمک بی‌آب آن کاملاً تفاوت دارد. برای نمونه، بلور سدیم اورات یک آبه  $(\text{Na}_5\text{H}_3\text{N}_4\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$  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.



(آ)



(ب)

بلورهای سدیم اورات

آ. بلور بی‌آب، کروی شکل  
ب. بلور یک آبه‌ی، سوزنی شکل؛ تشکیل این بلورها در بدن موجب بروز بیماری نقرس می‌شود.

ترکیب‌های مولکولی نیز مانند ترکیب‌های یونی آبیوشیده می‌شوند، اما ماهیت این دو کاملاً با یک دیگر متفاوت است. در ترکیب‌های مولکولی آبیوشیده که **درون‌گیر** نام دارند، یک مولکول (مانند  $\text{CH}_4$  یا  $\text{CHCl}_3$ ) درون قفسی از مولکول‌های آب به دام می‌افتد. شاید یکی از شناخته‌شده‌ترین مولکول‌های آبیوشیده، کلر آبیوشیده باشد که ترکیب تقریبی آن  $\text{Cl}_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  است. در سال ۱۸۲۲، مایکل فارادی این ترکیب را کشف کرد. با دمیدن گاز کلر درون محلول کلسیم کلرید در دمای  $0^\circ\text{C}$ ، رسوب سفید پَرمانندی تشکیل می‌شود که همان کلر آبیوشیده است. در زمستان سال ۱۹۱۴، ارتش آلمان در جنگ شیمیایی علیه سربازان روسیه‌ی تزاری، از کلر آبیوشیده استفاده کرد. اگرچه در آغاز سربازان تزاری از این که ارتش آلمان از یک ماده‌ی شیمیایی بی‌اثر استفاده کرده بود، تعجب کردند، اما با فرارسیدن فصل بهار و افزایش دما، گاز مرکب‌ار کلر آزاد و موجب مرگ بسیاری از این سربازان شد.

---

---

## بیش تر بخوانید

---

---

- ۱- ساختار اتم‌ها و مولکول‌ها، منصور عابدینی، چاپ اول، ۱۳۷۹، انتشارات فاطمی.
  - ۲- ساختمان مواد شیمیایی، مرتضی خلخالی، چاپ دوازدهم، ۱۳۷۶، انتشارات فاطمی.
  - ۳- با ترکیب‌های یونی، رقیه عابدی کرجی بان، زهرا ایمانی پور واصف، چاپ اول، ۱۳۸۲، انتشارات محراب قلم.
- 
-

### ترکیب‌های کووالانسی



اگرچه درک ساختار الکترونی اتم از اهمیت بسیاری برخوردار است، با این حال بیش‌تر شیمی‌دان‌ها علاقه‌ی زیادی به یک اتم تنها ندارند. آن‌ها به مطالعه‌ی 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. مطالعه‌ی ویژگی‌های این نوع پیوندها درک ساختار و رفتار بسیاری از مواد شیمیایی را آسان می‌کند و پرده از دنیای شگفت‌انگیز مولکول‌ها برمی‌دارد.

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

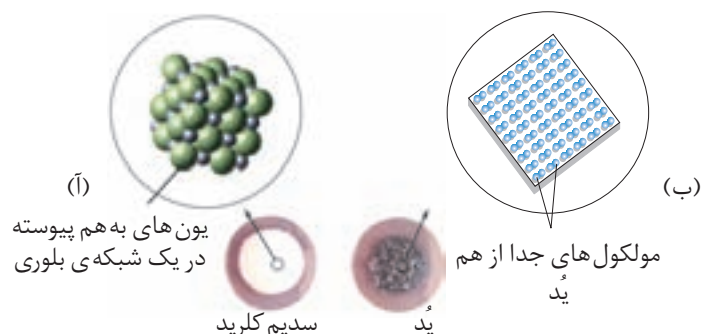
جدول ۱ مقایسه‌ی برخی از خواص فیزیکی نمک خوراکی و ید

جسم	حالت فیزیکی (در دمای اتاق)	نقطه‌ی ذوب ( $^{\circ}C$ )	نقطه‌ی جوش ( $^{\circ}C$ )	رسانایی الکتریکی
NaCl	جامد	زیاد ( $801$ )	زیاد ( $1413$ )	زیاد (به صورت مذاب یا محلول در آب)
$I_2$	جامد	کم ( $113/5$ )	کم ( $184/3$ )	نارسانا

همان طور که گفته شد برای توضیح خواص ترکیب‌هایی مانند ید به الگوی تازه‌ای برای تشکیل پیوند نیاز داریم. در این الگو برخلاف تشکیل پیوند یونی، اتم‌ها برای رسیدن به آرایش گاز نجیب (آرایش هشتایی) به جای از دست دادن یا پذیرفتن الکترون، آن‌ها را میان خود به اشتراک می‌گذارند. در این حالت میان دو اتم پیوندی به وجود می‌آید که **پیوند کووالانسی** گفته می‌شود.

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

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

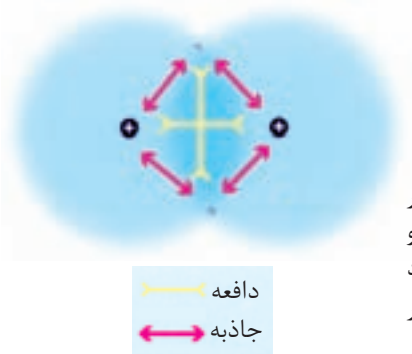


**شکل ۱** آ. در بلور سدیم کلرید ( $NaCl$ )، هر یون دست کم به شش یون با بار ناهم نام متصل است و در مجموع شبکه‌ی به هم پیوسته‌ای از یون‌ها ایجاد شده است. ب. در ید ( $I_2$ )، ذره‌های سازنده‌ی بلور، مولکول‌های بدون بار و مستقل  $I_2$  هستند.

اگرچه ید و نمک خوراکی هر دو جامدند اما، ید از گردهم آیی مولکول های دو اتمی و جدا از هم  $I_2$  تشکیل شده است، درحالی که NaCl از تجمع تعداد برابری از یون های سدیم و کلرید ساخته شده است. از آن جا که ترکیب هایی مانند ید اغلب از مولکول های جدا از هم تشکیل شده اند، آن ها را ترکیب های مولکولی می نامند.

## تشکیل پیوند کووالانسی

اما چرا اتم ها با پیوند کووالانسی به یک دیگر 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 ی اتم هیدروژن دیگر، یک نیروی جاذبه ای قوی ایجاد می شود. از طرف دیگر، بین الکترون ها و هم چنین بین هسته های آن ها نیز یک نیروی دافعه ای قدرت مند به وجود می آید. در ابتدا ممکن است تصور کنید که این نیروهای جاذبه ای و دافعه ای یک دیگر را خنثی می کنند و موجب می شوند که این دو اتم هم چنان جدا از هم باقی بمانند. اما می دانیم که هیدروژن از مولکول های دو اتمی  $H_2$  تشکیل شده است.

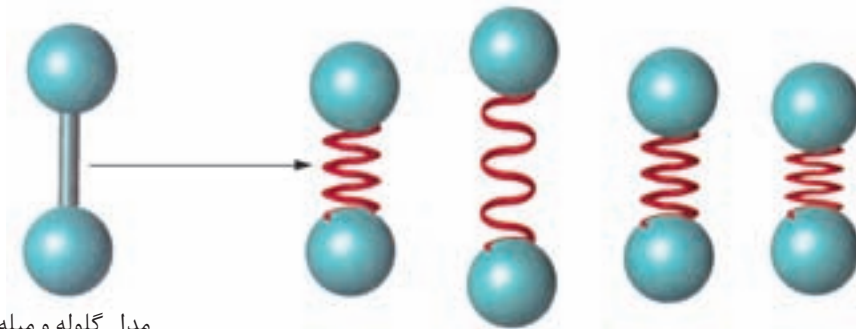


شکل ۲ وقتی دو اتم هیدروژن در تماس با یک دیگر قرار می گیرند، بین ذره های موجود در یک اتم و ذره های اتم دیگر اثرهای جاذبه ای و دافعه ای به وجود می آید. تشکیل پیوند نتیجه ی تأثیر این نیروها بر یک دیگر است.

در هنگام تشکیل پیوند کووالانسی، اثر نیروهای جاذبه ای بسیار بیش تر از مجموع نیروهای دافعه ای میان دو هسته و بین دو الکترون است. این نیروی جاذبه ای اضافی دو اتم هیدروژن را به سوی یک دیگر می کشاند و اساس تشکیل پیوند کووالانسی بین آن ها 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 یک دیگر 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 یک دیگر، با افزایش نیروهای دافعه میان هسته ها و هم چنین الکترون ها، اتم های هیدروژن از

یک دیگر دور می شوند. در واقع، اتم‌های هیدروژن در امتداد محور پیوند نوسان می کنند، اما نوسان آن‌ها به گونه‌ای است که همواره هسته‌های آن‌ها در یک فاصله‌ی تعادلی از یک دیگر قرار می گیرند. به فاصله‌ی تعادلی میان هسته‌های دو اتم درگیر در پیوند طول پیوند می گویند.

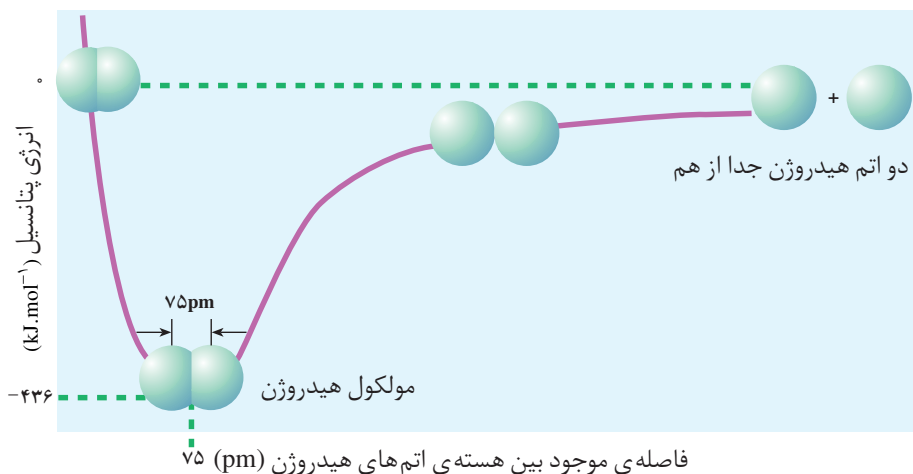


مدل گلوله و میله

شکل ۳ شیمی دان‌ها برای نمایش پیوند بین دو اتم، معمولاً از مدل گلوله و میله استفاده می کنند. اما در واقع، پیوندهای کووالانسی انعطاف پذیرند. اگر فشرده یا کشیده شوند، در نهایت به اندازه‌ی اولیه‌ی خود باز می گردند.

## طول پیوند با انرژی پیوند نسبت عکس دارد

راه دیگری برای مطالعه‌ی پیوند کووالانسی، بررسی سطح انرژی دو اتم هیدروژن پیش و پس از تشکیل پیوند است. با دقت به شکل ۴ نگاه کنید. در کدام نقطه روی منحنی این دو اتم در کنار هم کمترین انرژی را دارند؟ این نقطه نمایانگر پایینترین سطح انرژی است و فاصله‌ی بین هسته‌ی دو اتم هیدروژن را، پس از تشکیل پیوند کووالانسی نشان می دهد. این فاصله همان فاصله‌ی تعادلی یا طول پیوند است. اتم‌های هیدروژن در فاصله‌ای دورتر



طول پیوند نشان دهنده‌ی جایگاه اتم‌ها در پایینترین سطح انرژی یا پایدارترین حالت است.

شکل ۴ وقتی اتم‌ها در فاصله‌ی معینی از یک دیگر قرار می گیرند، بین آن‌ها پیوند تشکیل می شود. در این فاصله، اتم‌ها در پایینترین سطح انرژی قرار دارند. اگر اتم‌ها از این فاصله به یک دیگر نزدیک‌تر یا دورتر شوند، در وضعیتی ناپایدار قرار خواهند گرفت.

از فاصله‌ی تعادلی – به علت نیروهای جاذبه – تمایل دارند به یک دیگر نزدیک شوند. اما در فاصله‌ای کم‌تر از فاصله‌ی تعادلی – به علت قوی‌تر شدن نیروهای دافعه – تمایل دارند از هم دور شوند و به وضع تعادلی برگردند.

دو اتم متصل به یک دیگر به طور دائم نوسان می‌کنند، اما تا زمانی که انرژی آن‌ها در پایین‌ترین سطح خود قرار دارد، با پیوند کووالانسی به یک دیگر متصل باقی خواهند ماند. از این مشاهده‌ها می‌توان نتیجه گرفت که اتم‌های هیدروژن متصل به یک دیگر 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 کووالانسی را نشان می‌دهد. توجه کنید که با افزایش طول پیوند از انرژی پیوندها کاسته می‌شود. در واقع انرژی پیوند انرژی لازم برای شکستن پیوند کووالانسی 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 کووالانسی

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 کووالانسی 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 مقایسه‌ی خواص آب و متان

ماده	مدل فضا پُرکن	فرمول مولکولی	نقطه‌ی ذوب (°C)	نقطه‌ی جوش (°C)	عکس‌العمل در میدان الکتریکی
آب		H <sub>2</sub> O	۰/۰	۱۰۰/۰	جهت‌گیری می‌کند
متان		CH <sub>4</sub>	-۱۸۲/۶	-۱۶۱/۴	جهت‌گیری نمی‌کند

آب مانند جسمی که دارای ذره‌های باردار است، در میدان الکتریکی عکس‌العمل نشان می‌دهد و برخلاف ترکیب‌های مولکولی با جرم مولی مشابه مانند متان که دارای نقطه‌ی ذوب و جوش پایینی است، در گستره‌ی دمایی بزرگی هم‌چنان به حالت مایع باقی می‌ماند، جدول ۳. این خواص را می‌توان با گسترش الگوی پیوند کووالانسی توضیح داد.

مولکول H<sub>2</sub> را در نظر بگیرید. در مولکول هیدروژن هر دو اتم درگیر 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 شده‌اند. چنین پیوندی را **پیوند کووالانسی ناقطبی** می‌گویند. زیرا با توزیع یک‌نواخت الکترون‌ها روی کل مولکول در هیچ‌جا تراکم یا کمبود الکترون مشاهده نمی‌شود و به این ترتیب دو قطب مثبت و منفی روی مولکول به وجود نمی‌آید. همواره پیوند میان دو اتم یکسان، کووالانسی ناقطبی خواهد بود.

تعداد کمی از ترکیب‌های شیمیایی هستند که پیوندهای کاملاً یونی یا کاملاً کووالانسی ناقطبی مانند آن‌چه اشاره شد، دارند. این دو ویژگی در واقع دو انتهای یک گستره از انواع پیوند به شمار می‌آیند. پیوندهای موجود در بسیاری از ترکیب‌ها، مانند آب، تا حدودی ویژگی‌هایی از هر دو نوع پیوند را دربر دارند. برای مثال، اگرچه در مولکول آب الکترون‌ها بین اتم‌های اکسیژن و هیدروژن به اشتراک گذاشته شده‌اند، اما مشاهده‌ها نشان می‌دهد 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 می‌کند. به این دلیل انتظار می‌رود که اتم اکسیژن دارای مقدار اندکی بار منفی و اتم هیدروژن نیز دارای مقدار اندکی بار مثبت باشد. چون در این‌جا یک اتم به قطب منفی و اتم دیگر به قطب مثبت تبدیل می‌شود، پیوند میان آن دو را **پیوند کووالانسی قطبی** می‌گویند.

میزان قطبی بودن یک پیوند به توانایی نسبی اتم‌ها در کشیدن جفت الکترون اشتراکی به سوی خود بستگی دارد. پیش از این آموختید که به این ویژگی **الکترون‌گاتیوی** می‌گویند. با اتصال دو اتم با الکترون‌گاتیوی متفاوت، یک پیوند کووالانسی قطبی به وجود می‌آید. به طوری که قطب منفی این پیوند را اتم الکترون‌گاتیوتر تشکیل می‌دهد.

میزان قطبی بودن یک پیوند کووالانسی قطبی را تفاوت الکترون‌گاتیوی اتم‌های درگیر

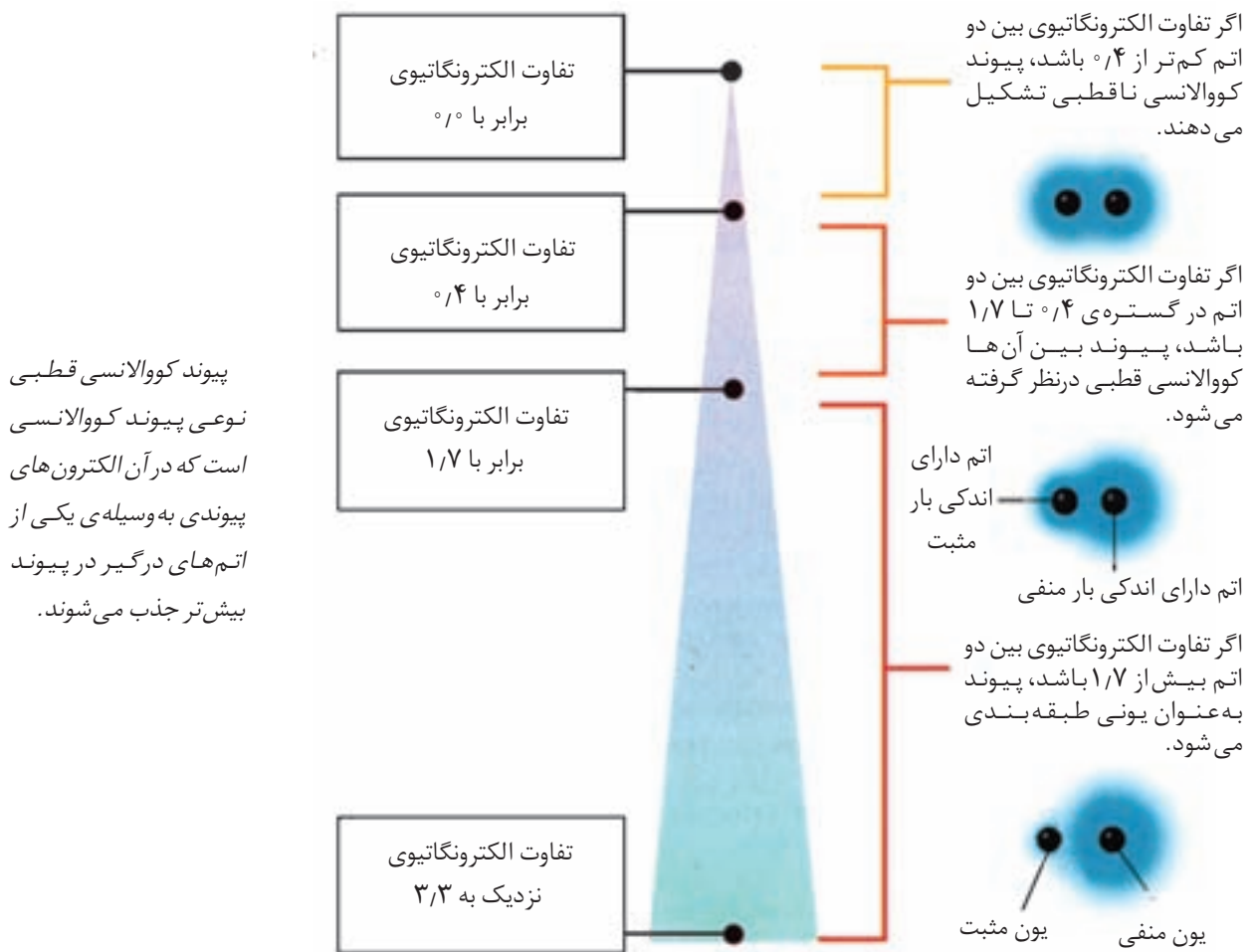
به جفت الکترون به اشتراک گذاشته شده در یک پیوند کووالانسی جفت الکترون پیوندی می‌گویند.



در آن پیوند تعیین می کند.

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

برای مثال، سزیم فلئورید، CsF، را در نظر بگیرید. الکترونگاتیوی سزیم،  $0.7^\circ$  و الکترونگاتیوی فلئور،  $4.0^\circ$  است، شکل ۹ از بخش ۲. تفاوت الکترونگاتیوی در این مورد  $3.3^\circ$  است. شکل ۵ نشان می دهد که شباهت خواص این پیوند به خواص پیوندهای یونی بسیار بیش تر از خواص پیوندهای کووالانسی ناقطبی است. به طور کلی وقتی تفاوت الکترونگاتیوی دو اتم در یک پیوند بزرگ تر از  $1.7^\circ$  باشد، اغلب آن را در گروه پیوندهای یونی دسته بندی می کنند.



شکل ۵ برای پیش بینی خواص پیوند، می توان از تفاوت الکترونگاتیوی اتم ها استفاده کرد. به طور کلی، هر اندازه تفاوت الکترونگاتیوی بیش تر باشد، خصلت یونی پیوند نیز بیش تر خواهد بود.

حال پیوندی را که بین سیلیسیم و اکسیژن به وجود می‌آید، در نظر بگیرید. در این مورد، الکترونگاتیوی اکسیژن  $3/5$  و الکترونگاتیوی سیلیسیم  $1/8$  و تفاوت آن‌ها  $1/7$  است. این تفاوت، پیوند سیلیسیم با اکسیژن را در آستانه‌ی 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 کم‌تر از  $1/4$  نیز پیوند ناقطبی در نظر گرفته می‌شود. برای نمونه اغلب از قطبی بودن پیوند  $C-H$  که پیوند مهمی در مطالعه‌ی 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 یک دیگر مولکول‌ها به وجود می‌آیند. برای نشان دادن چگونگی اتصال اتم‌ها به یک دیگر و نمایش مولکول حاصل، می‌توان **الکترون‌های ظرفیتی** شرکت‌کننده 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 وسیله‌ی یک نقطه نشان می‌دهند، شکل ۶.

H .



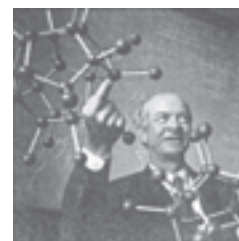
شکل ۶ اتم هیدروژن و تنها الکترون ظرفیت آن را می‌توان با حرف H و یک نقطه در کنار آن نمایش داد.

اگر برای نمایش جفت الکترون مشترک بین دو اتم از دو نقطه 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 لایه‌ی اول، ۸ الکترون در لایه‌ی دوم و ۷ الکترون موجود در بیرونی‌ترین لایه (لایه‌ی سوم) که الکترون‌های ظرفیت هستند. بنابراین، ساختار الکترونی اتم کلر را می‌توان به صورت نمایش داده شده در شکل ۷ نشان داد.



لینوس پولینگ

(۱۹۰۱-۱۹۹۴)

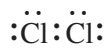
معرفی مقیاسی نسبی برای اندازه‌گیری الکترونگاتیوی عناصرها از جمله مهم‌ترین کارهای او بود.



**شکل ۷** یک اتم کلر ۱۷ الکترون دارد. ۷ الکترون آن الکترون های ظرفیت هستند. هسته ی اتم کلر و ۱۰ الکترون درونی آن را می توان با نشانه ی Cl نمایش داد. ۷ الکترون ظرفیت را می توان با قرار دادن هفت نقطه پیرامون نشانه ی Cl مشخص کرد.



اگر دو اتم کلر داشته باشید، هر اتم کلر برای تبعیت از قاعده ی هشتایی تنها به یک الکترون دیگر نیاز دارد. هیچ یک از اتم های کلر نمی تواند از دیگری الکترون بگیرد. بنابراین، برای دستیابی به آرایش هشتایی حاضرند الکترون تکی خود را به اشتراک بگذارند. این اتم ها، آن طور که نشان داده شده است، با به اشتراک گذاشتن یک جفت الکترون و تشکیل یک پیوند کووالانسی تا حدود زیادی پایدار می شوند.



افزون بر این هر اتم کلر الکترون هایی دارد که در تشکیل پیوند شرکت نکرده اند. این جفت الکترون ها را **جفت الکترون های ناپیوندی** می نامند. در مولکول  $\text{Cl}_2$  هر اتم کلر چند جفت الکترون ناپیوندی دارد؟

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

هنگام رسم ساختارهای الکترون - نقطه ای می توان جفت نقطه ای 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.



به این شیوه ی نمایش **مدل الکترون - نقطه** یا **ساختار لوویس** می گویند. همان گونه که گفته شد در ساختارهای لوویس هسته و الکترون های لایه های درونی به وسیله ی نماد شیمیایی عنصر و پیوندهای کووالانسی به وسیله ی جفت نقطه ها یا خط های کوتاه نشان داده می شوند. جفت الکترون های ناپیوندی را به وسیله ی جفت نقطه هایی در کنار نشانه ی شیمیایی عنصر نمایش می دهند.

برای رسم ساختارهای لوویس باید:

۱- تعداد کل الکترون های ظرفیت را بشمارید. برای این کار الکترون های ظرفیت

اتم ها را با هم جمع کنید.

جفت الکترون ناپیوندی  
جفت الکترونی است که در  
تشکیل پیوند کووالانسی  
شرکت نمی کند و فقط به  
یکی از اتم ها تعلق دارد.

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

برای مثال، HCl را در نظر بگیرید. هیدروژن تنها یک الکترون ظرفیت دارد. کلر دارای ۷ الکترون ظرفیت است.

$$1 + 7 = 8 \quad \text{تعداد کل الکترون های ظرفیت:}$$

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



۳- تعداد الکترون های به کار رفته در ساختار لوویس را با تعداد الکترون های موجود در مرحله‌ی ۱ مقایسه کنید.

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

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 اتم های مولکول یاد شده از قاعده‌ی هشتایی تبعیت شده است.

## ساختارهای لوویس برای مولکول های چند اتمی

وقتی ساختار لوویس مولکولی را رسم می‌کنیم که بیش از دو اتم دارد، ابتدا باید درباره‌ی چگونگی آرایش اتم های آن تصمیم بگیریم. برای این کار همواره راهنمایی های زیر را در نظر داشته باشید:

- اتم های 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 در نظر گرفته می‌شود.
- وقتی در مولکولی از یک عنصر بیش از یک اتم وجود داشته باشد، این اتم‌ها اغلب در اطراف اتم مرکزی قرار می‌گیرند.

### نمونه‌ی حل شده

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

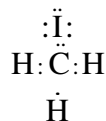
۱- تعداد کل الکترون های ظرفیت را حساب کنید.

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

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

۱ اتم I با ۷ الکترون  $1 \times 7 = 7$   
 در مجموع: ۱۴ الکترون ظرفیت

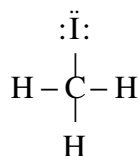
۲- اتم‌ها را در جای خود بچینید:



۳- تعداد الکترون‌های به کار رفته را با تعداد الکترون‌های ظرفیت مقایسه کنید.  
 هر ۱۴ الکترون ظرفیت به کار رفته است.

$$7 \times 2 = 14 \text{ الکترون}$$

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



۵- مطمئن شوید که بجز برای هیدروژن برای اتم‌های دیگر قاعده‌ی هشتایی رعایت شده است.

## خود را بیازمایید

ساختار لوویس هیدروژن برمید، HBr؛ دی کلرومتان،  $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ ؛ و متانول،  $\text{CH}_3\text{OH}$ ، را رسم کنید.

## دو اتم می‌توانند بیش از یک جفت الکترون به اشتراک بگذارند

از آن‌جا که کربن در بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی خود چهار الکترون ظرفیت دارد، با رعایت قاعده‌ی هشتایی، حداکثر می‌تواند با چهار اتم پیوند تشکیل دهد. در مولکول اتان،  $\text{C}_2\text{H}_6$ ، هر اتم کربن به یک اتم کربن 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

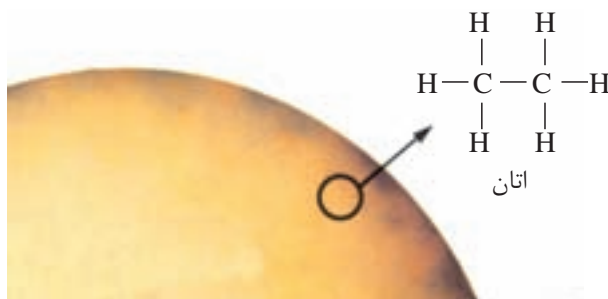
کووالانسی تشکیل شده از

به اشتراک گذاشتن دو

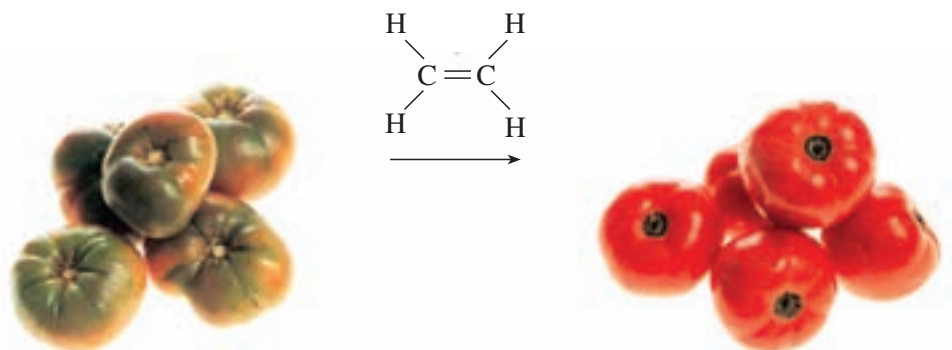
جفت الکترون بین دو اتم

است.

شکل ۸ ستاره شناسان گمان می‌کنند که سطح بزرگ‌ترین ماه سیاره‌ی کیوان (زحل) از اتان 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 قاعده‌ی 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 کووالانسی 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** اتین،  $C_2H_4$ ، که اتیلن نیز نامیده می‌شود، ماده‌ی هورمون ماندنی است که در بیش‌تر گیاهان وجود دارد. گوجه‌فرنگی رسیده این آزاد می‌کند. این آزاد شده از یک گوجه‌فرنگی به نوبه‌ی خود موجب «رسیدن» سریع‌تر گوجه‌فرنگی‌های دیگر می‌شود. در کشاورزی از این به عنوان عامل «عمل آورنده» استفاده می‌کنند، زیرا اغلب میوه‌ها را با توجه به مشکلات حمل و نقل پیش از رسیدن می‌چینند و سپس در محل توزیع در اتاقک‌هایی به کمک گاز این آن‌ها را به عمل می‌آورند.

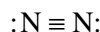
دو اتم کربن هم‌چنین می‌توانند سه جفت الکترون به اشتراک بگذارند. مولکولی که از دو اتم کربن با پیوند سه‌گانه و دو اتم هیدروژن تشکیل شده است، اتین نامیده می‌شود. شکل ۱۰.



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

**شکل ۱۰** غار شناس‌ها اغلب از چراغ‌های کاربردی استفاده می‌کنند. در این چراغ‌ها کلسیم کاربید،  $CaC_2$ ، 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 سازنده‌ی گاز نیتروژن،  $N_2$ ، 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.

### نمونه‌ی حل شده

ساختار لوویس فرمالدهید،  $CH_2O$ ، را رسم کنید.

۱- تعداد کل الکترون‌های ظرفیت را حساب کنید:

$$2 \text{ اتم H با } 1 \text{ الکترون} = 2$$

$$1 \text{ اتم C با } 4 \text{ الکترون} = 4$$

$$1 \text{ اتم O با } 6 \text{ الکترون} = 6$$

در مجموع: ۱۲ الکترون ظرفیت

۲- اتم‌ها را کنار هم قرار دهید. برای این کار از روشی استفاده کنید که پیش از این

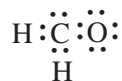
برای تعیین اتم مرکزی داده شده است.

کربن در میانه‌ی 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 هر یک از دو اتم O و C قاعده‌ی هشتایی 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.

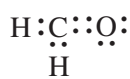
$$\text{الکترون‌های به کار رفته: } 14 \quad \text{الکترون‌های ظرفیت: } 12$$

۴- حال بدون آن که قاعده‌ی هشتایی نقض شود، باید دو الکترون را حذف کنیم.

برای این کار، با حذف دو الکترون 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

قاعده‌ی هشتایی، تعداد الکترون‌های به کار رفته با تعداد الکترون‌های ظرفیت برابر است.

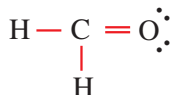


• الکترون های به کار رفته: ۱۲

• الکترون های ظرفیت: ۱۲

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

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



۶- مطمئن شوید که قاعده ی هشتایی رعایت شده باشد.

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

بنابراین، قاعده ی هشتایی نیز رعایت شده است.

## خود را بیازمایید

ساختارهای لوویس مولکول های زیر را رسم کنید:

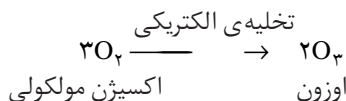
آ- کربن دی اکسید،  $\text{CO}_2$       ب- کربن تتراکلرید،  $\text{CCl}_4$

پ- آمونیاک،  $\text{NH}_3$       ت- هیدروژن سیانید،  $\text{HCN}$

در هنگام رسم ساختارهای لوویس گاهی ممکن است با مولکولی مانند اوزون،  $\text{O}_3$ ،

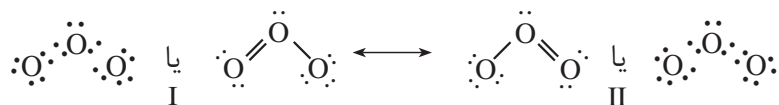
که دارای ۱۸ الکترون ظرفیت است روبه رو شویم. اوزون آلوتروپ یا دیگر شکل اکسیژن

است که بر اثر تخلیه ی الکتریکی در گاز اکسیژن به وجود می آید.



اوزون مولکولی خمیده است، یعنی سه اتم اکسیژن آن روی یک خط راست قرار

ندارند. مولکول اوزون را می توان به کمک دو ساختار لوویس نمایش داد:



هر دو ساختار از قاعده ی هشتایی تبعیت می کنند. توجه داشته باشید که در یک

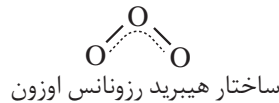
ساختار، پیوند دوگانه در سمت راست و در ساختار دیگر در سمت چپ قرار دارد. هر دو

ساختار احتمال برابری دارند. بنابراین، هیچ یک از آن ها به تنهایی اعتبار ندارد. مولکول های

دیگری را نیز می توان به کمک چند ساختار لوویس با ارزش برابر نمایش داد. در این موارد



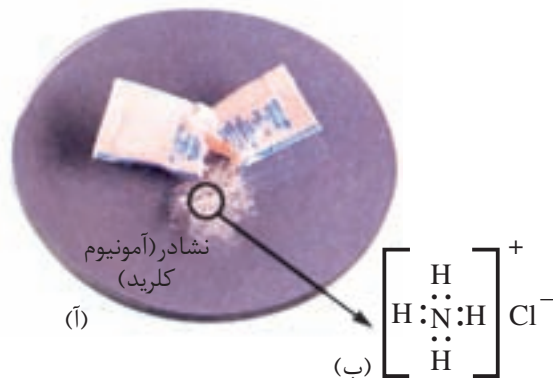
می گویند که مولکول واقعی هیچ یک از این ساختارها را ندارد بلکه ساختار آن میانگین این دو ساختار یا به گفته ی شیمی دان ها **هیبرید رزونانسی** از این ساختارهاست.



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  $O_3$ ، طول پیوندهای O-O یکسان و میانگین طول پیوندهای یگانه و دوگانه ی اکسیژن - اکسیژن 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 ی 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. گروه های 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 ی دیگری که در آن ها هر اتم یک الکترون به اشتراک می گذارد، در این جا اتم نیتروژن هر دو الکترون پیوندی را خود به اشتراک می گذارد. این نوع خاص از پیوند را **پیوند کووالانسی کوئوردینانسی** یا **پیوند داتیو** می نامند. با وجود آن که برای تشکیل این پیوند هر دو الکترون مشترک به نیتروژن تعلق دارد، وقتی پیوند کووالانسی کوئوردینانسی 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 ی پیوند دست کم یک جفت الکترون ناپیوندی و دیگری دست کم یک اوربیتال خالی داشته باشد.

## نام گذاری ترکیب های مولکولی

اگر چه برای نوشتن ساختارهای لوویس ترکیب های مولکولی چندین مرحله وجود دارد، اما نام گذاری یک ترکیب مولکولی به ویژه در مورد ترکیب هایی که تنها از دو عنصر ساخته شده اند به نسبت ساده است. این ترکیب ها را می توان به یکی از دو روش زیر نام گذاری کرد. این دو روش شبیه روش هایی هستند که در مورد نام گذاری ترکیب های یونی در بخش ۳ شرح داده شد.

### نام گذاری با استفاده از پیشوند، ریشه ی نام عنصر و پسوند

شیمی دان ها اغلب ترکیب های مولکولی را به کمک پیشوندهای معرفی شده در جدول ۴ نام گذاری می کنند. پیشوند و پسوند معمولاً به ریشه ی نام عنصرهای موجود در ترکیب افزوده می شود. برای مثال، دو اکسید از کربن، CO و CO<sub>2</sub> را به ترتیب کربن مونوکسید و کربن دی اکسید می نامند. معمولاً نخست نام عنصری گفته می شود که الکترونگاتیوی آن کم تر است. اگر فرمول مولکول مورد نظر تنها یک اتم از عنصر اول داشته باشد، از به کار بردن پیشوند مونو پیش از نام این عنصر چشم پوشی می شود. همان طوری که مشاهده می شود در دو ترکیب یاد شده برای کربن پیشوند مونو به کار برده نشده است. درحالی که برای اکسیژن به ریشه ی اوکسی پسوند «ید» افزوده و برای نشان دادن تعداد اتم های اکسیژن، از پیشوندهای معرفی شده در جدول ۴ استفاده شده است.

### نام گذاری با استفاده از عدد اکسایش

دو اتمی که با پیوند کووالانسی قطبی به یک دیگر متصل شده اند، مانند یون ها بار کامل مثبت یا منفی ندارند، ولی اغلب توزیع الکترون ها بین آن دو اتم یکسان نیست. اتمی که الکترونگاتیوتر است، الکترون های مشترک را بیش تر به سوی خود جذب می کند و حامل مقدار جزئی بار منفی می شود. در مقابل اتمی که الکترونگاتیوی آن کم تر است، مقدار جزئی بار مثبت پیدا می کند. در این موارد می توان فرض کرد که بار الکتریکی به طور کامل روی اتم ها منتقل شده است. در این صورت به این بار الکتریکی ظاهری نسبت داده شده به هر اتم **عدد اکسایش** آن اتم می گویند. از عدد اکسایش می توان در نام گذاری ترکیب های مولکولی استفاده کرد.

### تعیین عددهای اکسایش از روی فرمول شیمیایی

وقتی بیش تر اتم ها با اکسیژن پیوند برقرار می کنند، اتم اکسیژن نسبت به اتم های دیگر جفت الکترون پیوندی را با شدت بیش تری به سمت خود جذب می کند. به

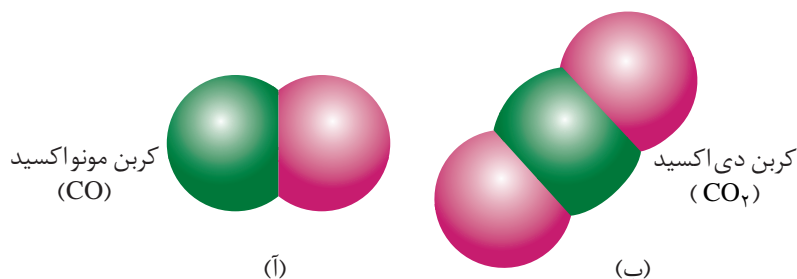
جدول ۴ پیشوندهای رایج در نام گذاری ترکیب های شیمیایی

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

این ترتیب، این دو الکترون همراه با بار منفی خود، بیش تر وقت خود را در نزدیکی اتم اکسیژن می گذرانند. در نتیجه، به اکسیژن معمولاً عدد اکسایش ۲- نسبت داده می شود. از طرف دیگر، الکترونگاتیوی اتم هیدروژن زیاد نیست. از این رو، الکترونی که این اتم به هنگام تشکیل پیوند در اختیار می گذارد، معمولاً بیش تر وقت خود را در اطراف اتم الکترونگاتیوتر می گذراند. بنابراین، به هیدروژن معمولاً عدد اکسایش ۱+ نسبت داده می شود. برای هالوژن ها نیز که بسیار الکترونگاتیو هستند معمولاً عدد اکسایش ۱- در نظر گرفته می شود. اتم های دیگر نیز تمایل دارند عددهای اکسایشی داشته باشند که با نوع و میزان بار آن ها در ترکیب های یونی شباهت داشته باشد. این اتم ها معمولاً برای رسیدن به آرایش هشتایی کامل، اغلب به گرفتن یا از دست دادن همین تعداد الکترون نیاز دارند. عنصری که الکترونگاتیوی آن بیش تر است، دارای عدد اکسایش منفی خواهد بود. برای مثال، در آمونیاک،  $\text{NH}_3$ ، عدد اکسایش N، ۳- و عدد اکسایش H، ۱+ 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 اتم های موجود در ترکیب، می توانند بیش 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 هالوژن ها، می توانید عددهای اکسایش بیش تر اتم ها را در یک ترکیب یا یک یون چند اتمی پیش بینی کنید.

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



شکل ۱۲. در کربن مونواکسید اگر عدد اکسایش اتم اکسیژن ۲- در نظر گرفته شود، عدد اکسایش اتم کربن باید ۲+ باشد. ب. در کربن دی اکسید عدد اکسایش اکسیژن ۲- است. اما، چون در هر مولکول دو اتم اکسیژن وجود دارد، اتم کربن باید دارای عدد اکسایش ۴+ باشد.

## خود را بیازمایید

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



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



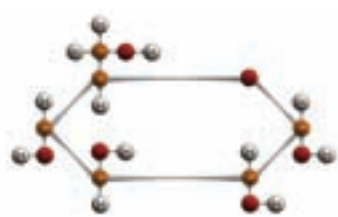
ت-  $\text{SO}_3$

۳- فرمول شیمیایی ترکیب‌های زیر را بنویسید:

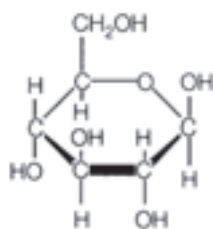
آ- دی‌نیتروژن تترااکسید      ب- گوگرد هگزا فلئوئورید      پ- فسفر پنتاآبرمید

## چگونه فرمول‌های شیمیایی را نمایش می‌دهند؟

تاکنون با ساختار لوویس و فرمول شیمیایی برای نمایش یک مولکول آشنا شدید. در واقع، شیمی دان‌ها 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 شیوه‌ی متفاوت نشان داده شده است. به طوری که در این شکل ملاحظه می‌کنید فرمول تجربی گلوکوز  $\text{CH}_2\text{O}$  و فرمول مولکولی آن  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  است.



مدل گلوله و میله



فرمول ساختاری گسترده

فرمول مولکولی  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

فرمول تجربی  $\text{CH}_2\text{O}$

فرمول مولکولی نوع و

تعداد واقعی اتم‌ها را در

مولکول‌های سازنده‌ی یک

ترکیب مولکولی به دست

می‌دهد.

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

## فرمول مولکولی

فرمول تجربی افزون بر نوع و تعداد عنصرهای سازنده‌ی مولکول، ساده‌ترین نسبت اتم‌های موجود در آن را مشخص می‌کند اما اطلاعاتی درباره‌ی تعداد اتم‌های موجود از هر عنصر در اختیار ما نمی‌گذارد. 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،  $H_2O$  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،  $CH_2O$ ، 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 مضر بی از فرمول تجربی است.

$$\text{فرمول تجربی} = x = \text{فرمول مولکولی}$$

x در این رابطه یک عدد صحیح است. x برای فرمالدهید، برابر ۱، برای استیک اسید، برابر ۲ و برای گلوکوز 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.

$$x = \frac{\text{جرم فرمول مولکولی}}{\text{جرم فرمول تجربی}}$$

جدول ۵ مقایسه‌ی فرمول تجربی و فرمول مولکولی

ترکیب	فرمول تجربی	فرمول مولکولی	جرم مولی $g \cdot mol^{-1}$	طرز نمایش
فرمالدهید	$CH_2O$	$CH_2O$ (یک برابر فرمول تجربی)	۳۰٫۰۳	
استیک اسید	$CH_2O$	$C_2H_4O_2$ (دو برابر فرمول تجربی)	۶۰٫۰۶	
گلوکوز	$CH_2O$	$C_6H_{12}O_6$ (شش برابر فرمول تجربی)	۱۸۰٫۱۸	

## 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 یک دیگر متصل شده‌اند، به فرمول ساختاری نیاز دارید. فرمول ساختاری اطلاعات زیادی درباره‌ی 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، شیوه‌ی اتصال اتم‌ها به یک دیگر را در مولکول نشان می‌دهد.

فرمول های تجربی، مولکولی و ساختاری دو مولکول نشان داده شده در جدول ۶ را با یک دیگر مقایسه کنید. نوع و تعداد اتم ها در هر دو ترکیب یکسان است. تنها تفاوت در چگونگی آرایش آن هاست. همین تفاوت کوچک ساختاری موجب می شود که خواص شیمیایی آن ها بسیار متفاوت باشد. دی متیل اتر گازی است به عنوان پیشرانه در افشانه ها و گاز یخچال به کار می رود، درحالی که اتانول مایعی است که به عنوان حلال و ماده ی 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 ی اتانول و دی متیل اتر

چگالی ( $\text{g.cm}^{-3}$ )	نقطه ی جوش ( $^{\circ}\text{C}$ )	فرمول ساختاری	فرمول مولکولی	فرمول تجربی	ترکیب
۰٫۸۱۶	۷۸٫۰	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	اتانول
۰٫۶۶۱	-۲۴٫۵	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\   \quad \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\   \quad \quad   \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	دی متیل اتر

به ترکیب هایی که فرمول مولکولی یکسانی دارند اما فرمول ساختاری آن ها با یک دیگر تفاوت می کند ایزومر یا هم پار می گویند. اتانول و دی متیل اتر ایزومر یک دیگرند.

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

اگرچه تاکنون مطالب زیادی درباره ی 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.

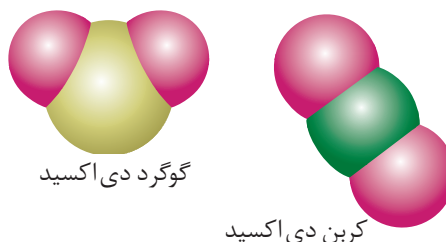
مولکول هایی که فرمول مولکولی به نسبت ساده ای دارند، شکل هندسی آن ها هم ساده است. در مورد مولکول های دو اتمی مانند مولکول هیدروژن تنها یک شکل امکان پذیر است، شکل ۱۴. اما، در مورد مولکول هایی که بیش از دو اتم دارند، شکل هندسی مولکول پیچیده تر است. در چنین مواردی به اطلاعاتی بیش از فرمول مولکولی نیاز است.



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

معمولاً بین فرمول مولکولی یک ترکیب و شکل هندسی آن رابطه ی روشنی وجود ندارد. برای مثال، دو مولکول کربن دی اکسید،  $\text{CO}_2$ ، و گوگرد دی اکسید،  $\text{SO}_2$ ، را در نظر 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 شکل های هندسی متفاوتی دارند. چرا با وجود تشابه از نظر تعداد اتم ها، مولکول  $CO_2$  خطی و مولکول  $SO_2$  خمیده است؟ پاسخ را باید در آرایش الکترون های ظرفیت آن ها، به ویژه جفت الکترون های ناپیوندی جست وجو کرد.



گوگرد دی اکسید

کربن دی اکسید

شکل ۱۵ اگرچه تعداد اتم ها در کربن دی اکسید و گوگرد دی اکسید یکسان است، اما شکل های متفاوتی دارند.

VSEPR که کوتاه شده

عبارت زیر است:

Valence Shell Electron Pairs Repulsion

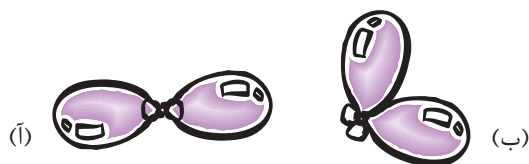
مدلی برای پیش بینی شکل مولکول است، با این فرض که قلمروهای الکترونی پیرامون اتم مرکزی، تمایل دارند تا آن جا که ممکن است از یک دیگر دور شوند.

یکی از نظریه هایی که برای پیش بینی شکل هندسی مولکول ها ارایه شده است، نظریه ی نیروی دافعه ی جفت الکترون های لایه ی ظرفیت (VSEPR) است. مطابق با این نظریه، نیروهای دافعه ی الکتروستاتیک موجود بین جفت الکترون های پیوندی یا ناپیوندی موجود در یک مولکول، موجب می شود که این جفت الکترون ها تا آن جا که امکان داشته باشد، از یک دیگر فاصله بگیرند. این جهت گیری جفت الکترون ها به گونه ای است که پایدارترین آرایش هندسی را برای مولکول فراهم می کند. آرایش ویژه ای از اتم ها که سبب می شود میان جفت الکترون های پیوندی و ناپیوندی مولکول کم ترین دافعه وجود داشته باشد. در این روش برای سادگی به جای جفت الکترون های پیوندی و ناپیوندی از واژه ی **قلمرو الکترونی** استفاده می شود. قلمرو الکترونی مفهومی کلی تر است و به ناحیه ای در اطراف اتم مرکزی گفته می شود که الکترون ها - صرف نظر از تعداد - در آن جا حضور دارند. در این تعریف پیوندهای یگانه، دوگانه یا سه گانه، یک قلمرو به شمار می آید.

## آزمایش کنید

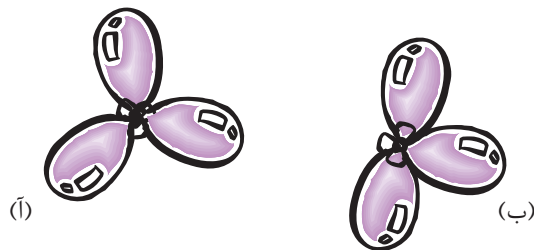
برای نشان دادن شکل هندسی مولکول ها می توان از بادکنک های باد شده استفاده کرد. چند بادکنک تهیه کنید و آزمایش های زیر را انجام دهید.

۱- ابتدا دو بادکنک کوچک را به یک اندازه باد کنید. سپس با استفاده از نخ سر بادکنک ها را به یک دیگر ببندید به طوری که تا حد امکان آزاد اما به هم نزدیک باشند. بادکنک ها را روی پارچه ی پشمی بکشید تا بار الکتریکی پیدا کنند. سپس آن ها را روی میز رها کنید تا آرایش ثابتی به خود بگیرند. بادکنک ها کدام یک از دو آرایش صفحه بعد را به خود خواهند گرفت؟



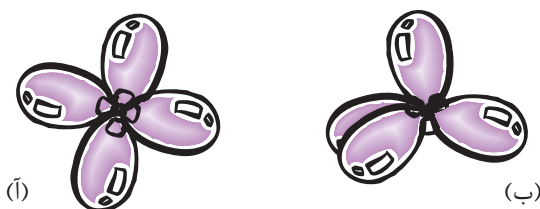
۲- اگر در آزمایش بالا از سه بادکنک استفاده کنید، کدام آرایش هندسی زیر برای آن‌ها

مناسب‌تر است؟



۳- اگر چهار بادکنک را به یک دیگر گره بزنید، بادکنک‌ها کدام یک از آرایش‌های زیر

را اختیار می‌کنند؟



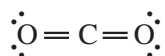
## چگونه شکل هندسی مولکول‌ها از روی ساختارهای لوویس آن‌ها تعیین می‌شود؟

برای این کار به شیوه‌ی 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.

▲ دو قلمرو الکترونی: ساختار خطی

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



دو قلمرو الکترونی در اطراف اتم مرکزی (C) وجود دارد.

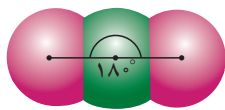
به زاویه‌ای که سه اتم متصل به هم با یک دیگر می‌سازند، زاویه‌ی پیوند می‌گویند. این زاویه حداکثر  $180^\circ$  است.

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

دور از یک دیگر قرار دهد، آرایش خطی است، شکل ۱۶.

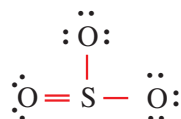


شکل ۱۶ مطابق نظریه ی VSEPR، مولکولی که دارای دو قلمرو الکترونی در اطراف اتم مرکزی است، آن گونه که برای کربن دی اکسید نشان داده شده است، آرایش خطی به خود می گیرد. آرایشی که در آن زاویه ی پیوند  $180^\circ$  است.

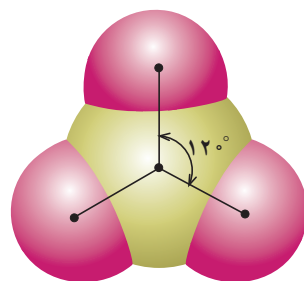


### ▲ سه قلمرو الکترونی: ساختار سه ضلعی مسطح

اکنون ساختار لوویس گوگرد تری اکسید،  $SO_3$ ، را در نظر بگیرید.



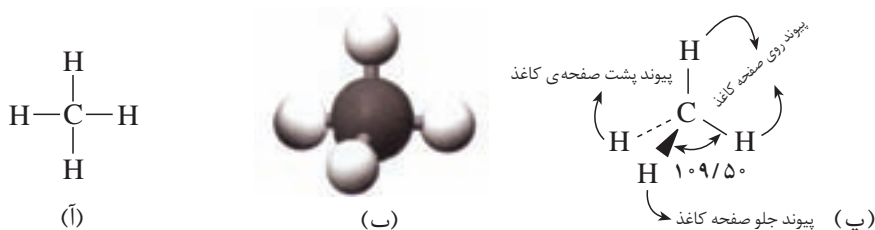
در  $SO_3$ ، سه قلمرو الکترونی در اطراف اتم مرکزی (S) وجود دارد. آرایش هندسی این مولکول در شکل ۱۷ نشان داده شده است. این شکل را آرایش سه ضلعی مسطح می نامند.



شکل ۱۷ در مولکولی مانند  $SO_3$ ، وقتی اتم مرکزی به وسیله ی سه اتم دیگر احاطه شده باشد و همه ی جفت الکترون ها از نوع پیوندی باشند، آرایش هندسی مولکول به صورت سه ضلعی مسطح است. زاویه ی پیوند در این آرایش  $120^\circ$  است.

### ▲ چهار قلمرو الکترونی: ساختار چهاروجهی

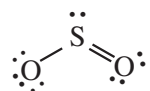
وضعیت مولکول هایی که مانند متان،  $CH_4$ ، چهار قلمرو الکترونی دارند، قدری پیچیده تر است، زیرا به جای یک شکل مسطح که بتوان آن را روی صفحه ی کاغذ نمایش داد، دارای یک شکل سه بعدی موسوم به **چهاروجهی** است. چند شیوه ی نمایش متفاوت مولکول متان در شکل ۱۸ نشان داده شده است. این شکل را می توان به صورت سه پایه ای در نظر گرفت که پایه ی چهارمی به سمت بالا بر آن سوار شده است. در این نوع آرایش، جفت های الکترونی با یک دیگر زاویه ای برابر  $109/5^\circ$  دارند.



شکل ۱۸. آ. فرمول ساختاری متان ( $CH_4$ )

ب. مدل گلوله (نمادی برای نمایش اتم) و میله (نمادی برای نمایش پیوند کووالانسی)  
 پ. مدل خط چین (نمادی برای نمایش جهت گیری اتم - دور از بیننده) و گوه (نمادی برای نمایش جهت گیری اتم - نزدیک از بیننده)

۴- در صورت وجود جفت الکترون های ناپیوندی زوایای پیوند را طوری تنظیم کنید تا برای قلمروهای الکترونی مربوط به جفت های ناپیوندی فضای بزرگ تری باز شود. اتم گوگرد در مولکول  $SO_2$ ، را در نظر بگیرید.



حول این اتم سه قلمرو الکترونی وجود دارد. از این رو ساختار آن در گروه سه ضلعی مسطح قرار می گیرد. در این ساختار قلمروهای الکترونی باهم زاویه  $120^\circ$  دارند. اما، یک جفت الکترون ناپیوندی در مقایسه با یک جفت الکترون پیوندی، فضای بیش تری را اشغال می کند، زیرا جفت الکترون ناپیوندی تنها تحت تأثیر یک هسته است، حال آن که جفت الکترون پیوندی تحت تأثیر دو هسته قرار دارد. در نتیجه، نیروی دافعه‌ی بین جفت های ناپیوندی - پیوندی اندکی بیش تر از نیروی دافعه‌ی بین جفت الکترون های پیوندی - پیوندی است. بر اثر این دافعه‌ی بیش تر، جفت الکترون های پیوندی کمی به سوی یک دیگر رانده می شوند. از این رو، زاویه‌ی پیوند در مورد  $SO_2$  به جای  $120^\circ$ ، برابر  $119/5^\circ$  است. در مورد پیوندهای دوگانه و سه گانه نیز یک چنین اثری مشاهده می شود، زیرا قلمروهای الکترونی آن ها، نسبت به قلمرو الکترونی پیوند یگانه (ساده) به فضای بیش تری نیاز دارند.

### نمونه‌ی حل شده

شکل هندسی مولکول های آمونیاک ( $NH_3$ ) و آب ( $H_2O$ ) را پیش بینی کنید.

۱- ساختارهای لوویس آن ها را رسم می کنیم.



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

● اتم N در  $NH_3$  سه پیوند با اتم های H و یک جفت الکترون ناپیوندی دارد. در مجموع چهار قلمرو الکترونی.

● اتم O در  $H_2O$  دو پیوند با اتم های H و دو جفت الکترون ناپیوندی دارد. در مجموع چهار قلمرو الکترونی.

۳- آرایش هندسی مناسب را براساس نظریه‌ی VSEPR تعیین می کنیم.

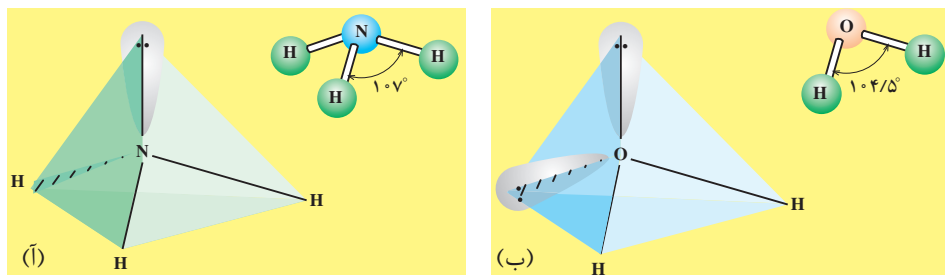
● قلمروهای الکترونی در هر دو اتم دارای آرایش چهار وجهی خواهند بود. در این ساختار زاویه‌ی پیوند حدود  $109/5^\circ$  است.

۴- وضعیت جفت الکترون های ناپیوندی را مشخص می کنیم.

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

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

● به علت دافعه ی میان جفت الکترون های ناپیوندی - ناپیوندی، ناپیوندی - پیوندی و پیوندی - پیوندی که به ترتیب مقدار نیروی دافعه ای میان آن ها کاسته می شود، زاویه ی پیوند در آمونیاک و آب هر دو اندکی کوچک تر از  $109/5^\circ$  شده است. (زاویه ی پیوند در آمونیاک  $107^\circ$  و در آب  $104/5^\circ$  است). این نیروهای دافعه ای را روی هر دو شکل زیر نشان دهید.



## خود را بیازمایید

شکل هندسی مولکول های زیر را پیش بینی کنید.



## بیش تر بدانید

شکل هندسی مولکول ها تأثیر به سزایی بر فعالیت شیمیایی آن ها دارد. این واقعیت، به ویژه در مورد واکنش هایی صادق است که در سامانه های زیستی رخ می دهند. از میان صدها نوع مولکولی که در مایع های موجود سامانه های زیستی وجود دارد، واکنش دهنده های مناسب باید یک دیگر را پیدا کنند و با هم واکنش دهند. در واقع، این مولکول ها باید بسیار هوشمندانه عمل کنند. ساختار این مولکول ها به گونه ای است که تنها بخش های مناسبی از آن ها به یک دیگر نزدیک و سپس واکنش انجام می دهند.

کاربرد مولکول ها به عنوان وسیله ای برای ارتباط، حوزه ی دیگری است که شکل هندسی مولکول ها نقش مهمی در آن ایفا می کند. انتقال پیام های عصبی در طول سیناپس ها، نمونه ای از ارتباط شیمیایی است که در بدن انسان رخ می دهد. گیاهان و جانوران نیز از ارتباط شیمیایی استفاده می کنند. برای نمونه،

مورچه‌ها از خود ردپای شیمیایی برجای می‌گذارند، به‌گونه‌ای که مورچه‌های دیگر به راحتی می‌توانند منبع غذایی را بیابند که مورچه‌ی اول یافته است، هم چنین، مورچه‌ها با آزاد کردن مواد شیمیایی ویژه، مورچه‌های دیگر را از خطرهای موجود در مسیر آگاه می‌کنند.

مولکول‌ها به‌گونه‌ی خاصی در جایگاه‌های ویژه‌ی گیرنده‌های مناسب قرار می‌گیرند و به این ترتیب، پیام‌ها را منتقل می‌کنند. در این فرایند، شکل هندسی مولکول نقش تعیین‌کننده‌ای دارد. هنگامی که یک مولکول جایگاه ویژه‌ی گیرنده را اشغال می‌کند، فرایندهای شیمیایی فعال شده، موجب می‌شوند که پاسخ مناسبی به محرک داده شود.

یک **پیام دهنده‌ی شیمیایی** مولکولی است که پیام را بین اعضای متعلق به‌گونه‌های یکسان یا متفاوت از گیاهان یا جانوران منتقل می‌کند. سه نوع پیام دهنده‌ی شیمیایی وجود دارد که عبارتند از آلامون، کایرومون و فرومون. هر یک از این پیام دهنده‌ها از نظر بوم‌شناسی اهمیت به‌سزایی دارد.

**آلامون** پیام دهنده‌ای است که به‌نوعی به تولیدکننده‌ی خود قدرت می‌دهد تا بتواند با محیط اطراف سازگار شود. بسیاری از گیاهان با تولید مواد شیمیایی بدمزه، خود را در برابر حشرات و حیوانات گیاه‌خوار حفظ می‌کنند. برای نمونه، نیکوتین موجود در گیاه تنباکو موجب می‌شود که حیوانات از خوردن این گیاه بترسند.

گیاهان و جانوران از آلامون‌ها تنها به‌عنوان ماده‌ی دفاعی استفاده نمی‌کنند. گل‌ها به کمک پراکنده کردن رایحه‌ی خود، حشرات گرده‌افشان را به سمت خود جلب می‌کنند. برای نمونه گل یونجه با پراکندن مجموعه‌ای از ترکیب‌های معطر، زنبورهای عسل را به سوی خود می‌کشند.

**کایرومون** پیام دهنده‌ای است که خبرهای سودمندی را به گیرنده می‌رساند. بسیاری از جانوران شکارچی، محل طعمه‌ی خود را به کمک کایرومون‌هایی که از طعمه پراکنده می‌شود، شناسایی می‌کنند. برای نمونه از پوست سیب ماده‌ی شیمیایی ویژه‌ای تراوش می‌شود که توجه لارو نوعی حشره را به خود جلب می‌کند.

**فرومون** پیام دهنده‌ای است که تنها گیرنده‌های اعضای متعلق به یک گونه از گیاهان یا جانوران را تحریک می‌کند. فرومون‌های جنسی حشرات نمونه‌ای از فرومون‌هایی هستند که در برخی از گونه‌ها به‌وسیله‌ی جنس نر و در برخی دیگر به‌وسیله‌ی جنس ماده تولید و در هوا پراکنده می‌شود. این مواد سبب می‌شود که جنس مخالف به سمت حشره‌ی پخش‌کننده‌ی آن جذب شود.

هم‌اکنون، دانشمندان به‌طور گسترده در حال مطالعه پیرامون فرومون‌های حشرات هستند و امیدوارند روش تازه‌ای برای کنترل حشرات بیابند؛ روشی کارا و مطمئن که بتواند جای آفت‌کش‌های شیمیایی را بگیرد.

## چه نیرویی مولکول‌ها را کنار یک‌دیگر نگاه می‌دارد؟

پیش از این آموختید که به‌هنگام تشکیل پیوند کووالانسی، نیروی جاذبه‌ای قوی میان هسته‌ی یک اتم و الکترون‌های اتم دیگر عامل اصلی نزدیک شدن اتم‌ها به یک‌دیگر است. از آن‌جا که در مولکول‌ها یعنی مجموعه‌ای از اتم‌های متصل به هم نیز همواره چنین

برهم کنش های  
جاذبه ای از نوع مولکول -  
مولکول را به افتخار یک  
فیزیک دان هلندی  
نیروهای وان دروالس  
نامیده اند.

نیرویی میان هسته ی اتم های یک مولکول و الکترون های مولکول دیگر قابل تصور است، انتظار می رود که مولکول ها نیز یک دیگر را بر بایند. وجود این نیروها سبب می شود که مولکول ها بتوانند در کنار هم قرار بگیرند. از آن جا که خواص فیزیکی یک ماده به قدرت نیروهای جاذبه ای میان ذره های سازنده ی آن - در این جا مولکول ها - بستگی دارد، داشتن درکی از عوامل مؤثر بر افزایش نیروهای بین مولکولی امکان توجیه تفاوت مشاهده شده در خواص فیزیکی مواد گوناگون را میسر می سازد.

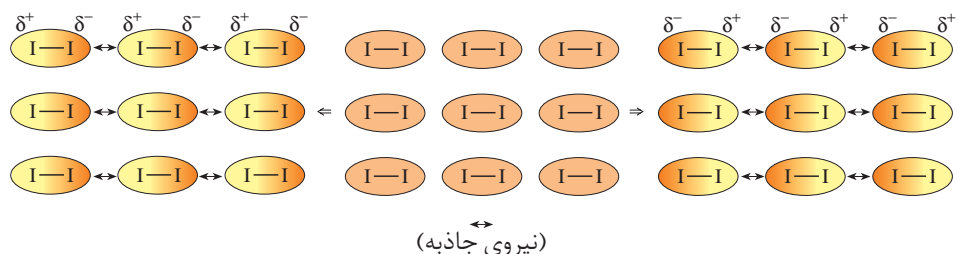
## توزیع ناهم گون الکترون ها روی مولکول، نیروهای بین مولکول را افزایش می دهد.

پیش از این با مفهوم پیوند قطبی و پیوند ناقطبی آشنا شدید. می دانید که در پیوندهای قطبی برخلاف پیوندهای ناقطبی الکترون ها به طور یک نواخت روی مولکول دو اتمی توزیع نمی شوند و وقت بیش تری را در اطراف اتم الکترون گاتیوتر سپری می کنند. این توزیع ناهم گون الکترون ها می تواند یک مولکول دو اتمی را به یک **دوقطبی** تبدیل کند. به چنین مولکولی **قطبی** می گویند.

وجود دو قطب مثبت و منفی دائمی در مولکول های قطبی بر نیروهای جاذبه ای موجود میان مولکول ها، نیروی جاذبه ای قوی تری را اضافه می کند. این درحالی است که مولکول های دو اتمی جور هسته مانند  $I_2$  که از جمله **مولکول های ناقطبی** به شمار می آیند، به همان نیروهای ضعیف وان دروالسی اکتفا می کنند.

### فکر کنید

۱- شکل زیر نیروهای ضعیف موجود میان مولکول های  $I_2$  به حالت جامد را نشان می دهد. ایجاد این نیروهای ضعیف جاذبه ای را که به نیروی جاذبه ای نشری لوندون معروف است، چگونه توجیه می کنید؟



نیروهای وان دروالس با  
افزایش جرم مولکول ها  
افزایش می یابد. چرا؟

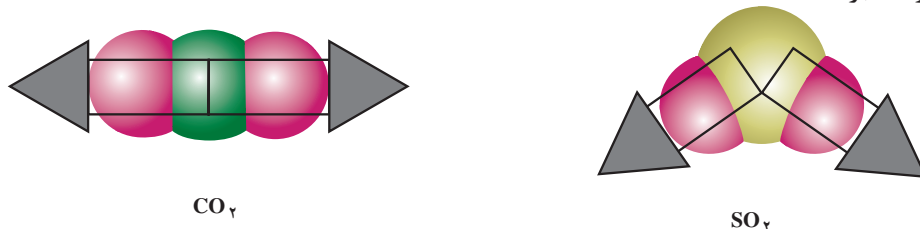
۲- از میان جفت گازهای ( $N_2$ ،  $CO$ ) و ( $Cl_2$ ،  $O_2$ ) کدام یک آسان تر به مایع تبدیل

می شود؟ چرا؟

مولکول‌های چنداتمی نیز بسته به میزان قطبی بودن پیوندها و جهت گیری اتم‌ها در فضا (آرایش هندسی مولکول) می‌توانند قطبی یا ناقطبی باشند.

## پیش‌بینی کنید

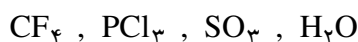
مولکول‌های  $\text{CO}_2$  و  $\text{SO}_2$  را در نظر بگیرید. اگر جهت توزیع الکترون‌ها در هر پیوند قطبی را با یک پیکان نشان دهیم، توزیع الکترون‌ها روی مولکول‌های یادشده به صورت زیر خواهد بود.



۱- فرض کنید که هر پیکان جهت نیرویی را نشان می‌دهد که قصد داریم به کمک آن اتم مرکزی را از جای خود تکان 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 مقایسه‌ی 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.

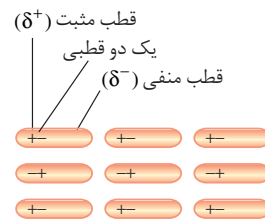


## پیوندهای هیدروژنی از جمله نیروهای بین‌مولکولی قوی به‌شمار می‌آیند.

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 جاذبه‌ی 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 گلوله و میله	فرمول مولکولی	نقطه‌ی ذوب (°C)	نقطه‌ی جوش (°C)
آب		$\text{H}_2\text{O}$	۰/۰	۱۰۰/۰
هیدروژن سولفید		$\text{H}_2\text{S}$	-۸۵٫۵	-۶۰٫۳

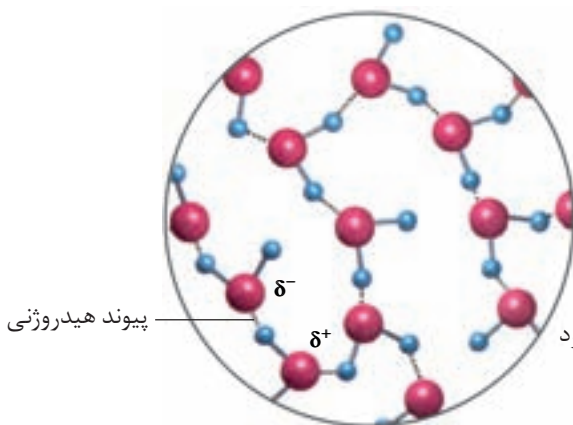


به نیروهای جاذبه‌ای میان مولکول‌های قطبی نیروهای دوقطبی - دوقطبی می‌گویند.

پیوند هیدروژنی نوعی نیروی جاذبه‌ی دوقطبی - دوقطبی است.

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

$\delta$  نمادی برای نمایش مقدار بار الکتریکی جزئی است. باری کم‌تر از واحد بار الکتریکی.



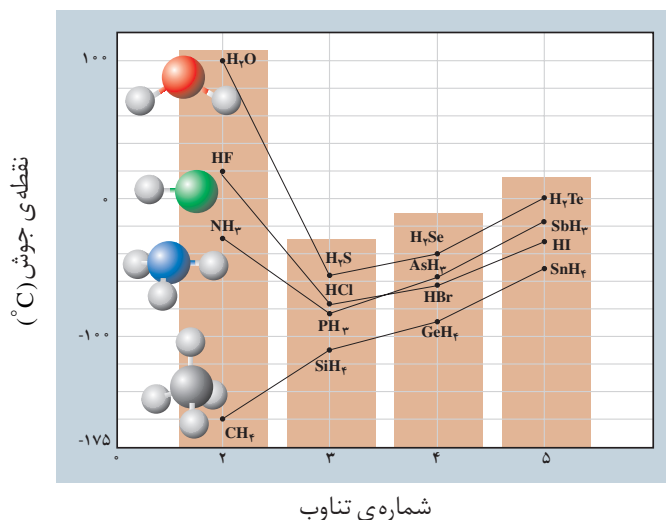
شکل ۱۹ نمایش پیوند هیدروژنی موجود بین مولکول‌های آب

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

## فکر کنید

با دقت به شکل زیر نگاه کنید. روند تغییر نقطه‌ی جوش ترکیب‌های هیدروژن‌دار

نشان داده شده را چگونه توجیه می‌کنید؟



---

---

## بیش تر بخوانید

---

---

- ۱- ساختار اتم‌ها و مولکول‌ها، منصور عابدینی، چاپ اول، ۱۳۷۹، انتشارات فاطمی.
- ۲- ساختمان مواد شیمیایی، مرتضی خلخالی، چاپ دوازدهم، ۱۳۷۶، انتشارات فاطمی.
- ۳- پیوندهای کووالانسی، محمد کشاورز، عادل پیرنجفی، سعید ابراهیمی، ۱۳۸۲، انتشارات محراب

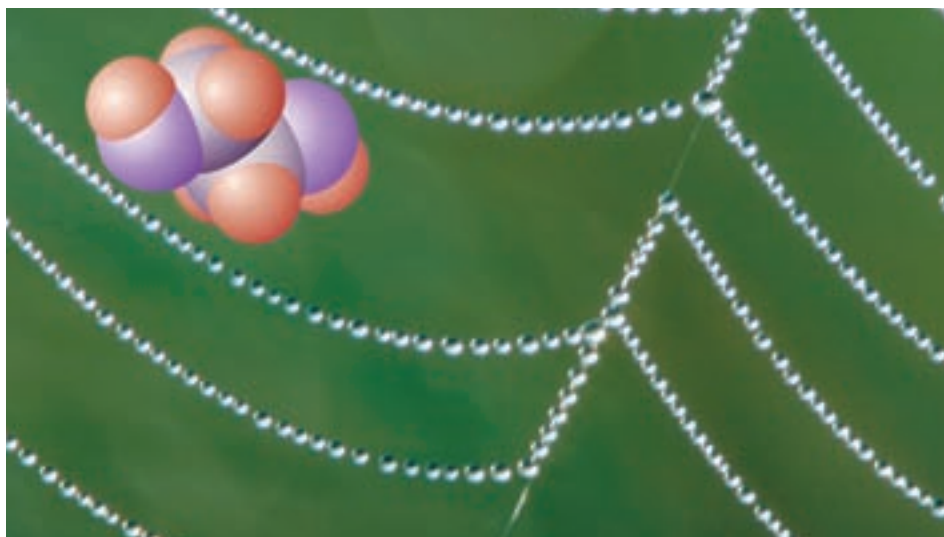
قلم.

---

---



### 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 سه‌گانه‌ی 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، فرآورده‌ی 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 نگاه کنید، خواهید دید که مردم تهران قادر خواهند بود که با انباشتن زباله‌های پلاستیکی خود در زمینی به مساحت زمین فوتبال ورزشگاه آزادی هر روز هفت طبقه از برجی را بسازند که پس از یک سال به ارتفاع قله‌ی 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 شایسته‌ی 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 پلاستیک‌ها نوعی پلیمر هستند. امروزه شیمی دان‌ها موفق شده‌اند نوعی از پلیمرها را بسازند که برخلاف نایلون به آسانی در طبیعت از میان می‌روند. شاید این پلیمرهای زیست تخریب پذیر جایگزین‌های مناسبی برای انواع پلاستیک‌ها 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 نشده‌اند. این که چگونه شیمی دان‌ها به حل این مشکل نایل آمده‌اند؟ آگاهی از چه اطلاعاتی درباره‌ی این مواد آن‌ها را به این موفقیت رسانده است؟ و... پرسش‌هایی هستند که بی‌تردید ذهن شما را به خود مشغول کرده است. پاسخ این پرسش‌ها را باید در مطالعه‌ی خواص کربن و ترکیب‌های آن جست‌وجو کرد. عنصری که هم نایلون و مواد پلاستیکی و هم پلیمرهای زیست تخریب پذیر از ترکیب‌های شیمیایی آن به شمار می‌آیند. ترکیب‌هایی از یک عنصر ولی با خواصی کاملاً متفاوت. (!) در این بخش با ویژگی‌های کربن، نافلز سیاه چهره‌ای آشنا می‌شوید که ترکیب‌های بی‌شمار آن به کره‌ی خاکی، زندگی، زیبایی و گوناگونی بخشیده است.

## کربن عنصری شگفت‌انگیز

کربن و سیلیسیم یعنی دو عنصر گروه ۱۴ جدول تناوبی را می‌توان عنصرهای اصلی سازنده‌ی 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 حلقه‌هایی دارای پل‌های Si - O - Si ایجاد می‌کند و از این طریق سیلیس و سیلیکات‌ها را که مواد سازنده‌ی سنگ‌ها و خاک هستند، به وجود می‌آورد. اتم‌های کربن تمایل زیادی به تشکیل پیوندهای کووالانسی محکمی با یک‌دیگر دارند و به این ترتیب قادرند زنجیرها و حلقه‌های کوچک و بزرگ بسیاری از اتم‌های کربن ایجاد کنند. افزون بر این، کربن پیوندهای محکمی با نافلزهای دیگری چون هیدروژن، نیتروژن، اکسیژن، گوگرد و هالوژن‌ها تشکیل می‌دهد. این ویژگی‌ها سبب شده است که از کربن ترکیب شیمیایی بی‌شماری به وجود بیاید. شمار این ترکیب‌ها از مرز ۱۰ میلیون گذشته است و هر روز نیز با ساخته شدن ترکیبی تازه در آزمایشگاه‌های تحقیقاتی یا یافتن ماده‌ای تازه در جهان بر تعداد آن‌ها افزوده می‌شود. در این میان، زیست مولکول‌ها که اساس هستی را پایه‌ریزی کرده‌اند و ادامه‌ی زندگی را ممکن ساخته‌اند، همگی ترکیب‌هایی کربن دار هستند. به این ترتیب می‌توان گفت که سیلیسیم جهان غیرزنده را تشکیل می‌دهد و کربن جهان زنده را به وجود می‌آورد.

ترکیب‌های کربن و خواص آن‌ها در شاخه‌ای از شیمی مطالعه می‌شود که شیمی آلی

صرف نظر از اکسیدهای کربن، کربنات‌ها و شمار اندک دیگری که ترکیب‌هایی معدنی به شمار می‌آیند، شیمی آلی را می‌توان شیمی کربن و شیمی معدنی را شیمی دیگر عنصرها تعریف کرد. اگر چه امروزه مرز میان این دو شاخه از دانش شیمی به تدریج کم‌رنگ‌تر شده است.

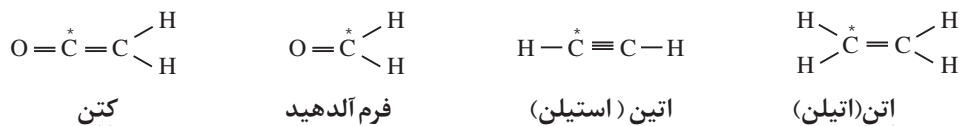
نامیده شده است. به شیمی آلی شیمی ترکیب های کربن نیز می گویند. در سال پیش با شیمی آلی و ویژگی ها و کاربردهای برخی از ترکیب های پرمصرف آن آشنا شدید. ترکیب هایی که همگی فرآورده های نفت خام هستند و افزون بر تأمین مواد لازم، انرژی مورد نیاز تمدن های پیشرفته ی امروزی را نیز تأمین می کنند.

با نگاهی به جدول تناوبی درمی یابیم 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. همان طوری که می دانید فلزها تمایل دارند که با شرکت در یک واکنش شیمیایی الکترون های لایه ی ظرفیت خود را از دست بدهند و برعکس نافلزها تمایل دارند که از این طریق الکترون بگیرند و به آرایش پایدار گازهای نجیب دست یابند. کربن در میانه ی این دو دسته عنصرها قرار دارد و از این رو هیچ یک از این دو ویژگی را ندارد. در عوض اتم های کربن می توانند از طریق به اشتراک گذاشتن چهار الکترون ظرفیتی با خود یا اتم های دیگر پیوندهای کووالانسی تشکیل دهند. پیوندهایی که طی آن ها کربن به آرایش هشتایی دست می یابد.

کربن با چهار الکترون ظرفیتی به تشکیل چهار پیوند کووالانسی نیازمند است. تشکیل چهار پیوند یگانه به این معناست که کربن می تواند حداکثر با چهار اتم از عنصرهای مختلف یا حداکثر چهار اتم کربن دیگر پیوند یابد. در ضمن تمایل بی نظیر کربن به تشکیل پیوندهای دوگانه و سه گانه، گوناگونی باور نکردنی ترکیب های کربن دار را سبب شده است.

## فکر کنید

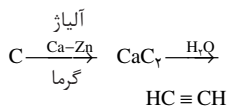
کربن چهار پیوند کووالانسی خود را به صورت چهار پیوند یگانه (ساده)؛ دو پیوند یگانه و یک پیوند دوگانه؛ یک پیوند یگانه و یک پیوند سه گانه یا دو پیوند دوگانه تشکیل می دهد. با دقت به فرمول های ساختاری زیر نگاه کنید. در هر مورد کربن های ستاره دار به چه شیوه ای با اتم های مجاور پیوند یافته اند؟



برای نشان دادن تنوع ساختاری کربن نیازی به رفتن به فراتر از عنصر کربن نیست. بلکه کافی است که ابتدا به ساختار دگر شکل ها یا آلوتروپ های مختلف آن یعنی گرافیت و الماس توجه کنید.

بار مؤثر هسته ی اتم کربن به اندازه ای هست که به چهار الکترون ظرفیتی خود اجازه ی خروج ندهد و از تشکیل یون  $\text{C}^{4+}$  ممانعت به عمل آورد. در ضمن این بار مؤثر آن قدر هم نیست که بتواند چهار الکترون جذب کند و با تشکیل یون  $\text{C}^{4-}$  از آن ها نگاه داری کند. در نتیجه اتم های کربن تمایل دارند که از طریق تشکیل چهار پیوند کووالانسی و در واقع از طریق به اشتراک گذاشتن الکترون های خود با اتم های دیگر به آرایش هشتایی دست یابد.

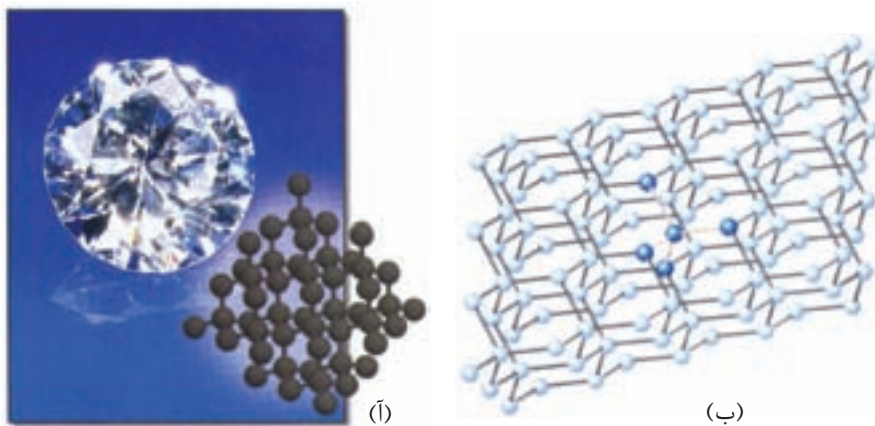
در سال ۱۸۶۲، فردریک وُلر با گرم کردن کربن و آلیاژی از روی و کلسیم موفق شد که کلسیم کاربید ( $\text{CaC}_2$ ) را کشف کند. سپس، کلسیم کاربید را با آب واکنش داد و به این ترتیب، اتین (استیلن) را تهیه کرد.



از آن جا که از اتین ترکیب های آلی بسیاری را می توان تهیه کرد، کشف کلسیم کاربید پلی بود که توسط وُلر میان مواد معدنی و ترکیب های آلی زده شد. برای تولید اتین از کلسیم کاربید استفاده می شود. سوختن اتین به شعله ی جوشکاری گرما می بخشد.

## الماس و گرافیت جامدهایی با شبکه‌ی 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 گوشه‌ی یک چهار وجهی قرار گرفته‌اند، شکل ۱-آ. از این رو الماس یک شبکه‌ی به هم پیوسته از اتم‌های کربن است. شبکه‌ی 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 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؟

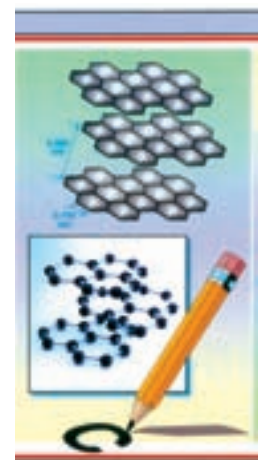


شکل ۱ آ. بلورهای زیبای الماس آن‌ها را برای تهیه‌ی زینت‌آلات مناسب کرده است. ب. بخشی از ساختار غول‌آسای الماس. هر بلور الماس را می‌توان یک مولکول غول‌آسا دانست که از اتصال میلیاردها اتم کربن ساخته شده است.

گرافیت دگر شکل دیگر کربن، ساختاری لایه‌ای دارد. در هر لایه، هر اتم کربن با چهار پیوند 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 مشبک به وجود می‌آید. پیوندهای موجود در هر صفحه بسیار قوی هستند و از این رو هر صفحه را می‌توان یک مولکول غول‌آسای ورقه‌ای در نظر گرفت، شکل ۲. این مولکول‌های صفحه‌ای غول‌آسا به وسیله‌ی نیروی بین مولکولی ضعیفی روی هم قرار گرفته‌اند. از این رو به آسانی روی یک دیگر می‌لغزند.

جامد کووالانسی جامدی است که در آن همه‌ی اتم‌ها به وسیله‌ی پیوندهای کووالانسی به یک دیگر متصل شده‌اند و از این طریق شبکه‌ای دو یا سه بعدی ایجاد کرده‌اند.

دگر شکل یا آلوتروپ به شکل‌های گوناگونی گفته می‌شود که از یک عنصر در طبیعت یافت می‌شود.



شکل ۲

گرافیت نمونه‌ی دیگری از جامدهای کووالانسی است. گرافیت ساختاری لایه‌ای دارد. نرمی گرافیت را به سر خوردن این لایه‌ها روی هم نسبت می‌دهند.

## فکر کنید

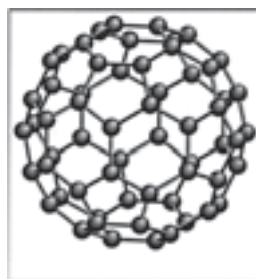
یکی از کاربردهای گرافیت استفاده از آن در تولید مغز مداد است. چه ویژگی ساختاری، گرافیت را برای این کار مناسب کرده است؟ پاسخ خود را شرح دهید.

## بیش تر بدانید

یکی از جالب ترین کشف های دو دهه ی گذشته یافتن دیگر شکل تازه ای از کربن بوده است. فولرن نامی است که به این دیگر شکل کربن داده اند. شناخته شده ترین فولرن  $C_{60}$  است. این مولکول کروی که شبیه توپ فوتبال است و به آن باکی بال (buckyball) نیز می گویند، در سال ۱۹۸۵ توسط گروهی از پژوهشگران انگلیسی کشف شد. کشفی که سرانجام جایزه ی نوبل شیمی در سال ۱۹۹۶ را از آن آنان ساخت. امروزه فولرن های بسیاری با اندازه ها و شکل های گوناگون ساخته شده اند و خواص آن به طور گسترده مورد مطالعه قرار گرفته است.

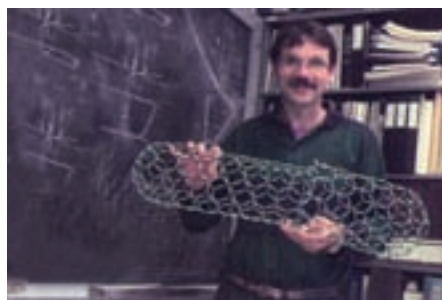


هنری کروتو کاشف فولرن. برخی از انواع فولرن های شناخته شده را در پیرامون او می بینید.

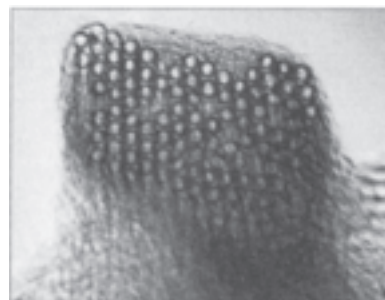


باکی بال ( $C_{60}$ )، آرایش شش ضلعی ها و پنج ضلعی ها در این مولکول، شبیه توپ فوتبال است.

مدت کوتاهی پس از کشف مولکول های  $C_{60}$ ، تخلیه ی الکتریکی میان دو الکترود زغالی به کشف فولرن های لوله ای بلندی انجامید که چون قطر آن ها حدود  $1/4$  nm و طول آن ها حدود  $20-100$  nm بود نام **نانو لوله ها** را بر آن ها نهادند. با کشف این ساختارهای شگفت انگیز حدس های بسیاری درباره ی خواص فیزیکی و شیمیایی آن ها زده شد و طی سال ها ترکیب های بسیاری از آن ها نیز ساخته شد. مطالعه ی ساختار و خواص این مواد از جمله پرترف دارترین بحث ها در قرن بیست و یکم است.



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



دسته ای از نانو لوله های کربنی

## ترکیب‌های آلی

همان طوری که می‌دانید ترکیب‌هایی مانند هیدروکربن‌ها، پلاستیک‌ها، پروتیین‌ها، چربی‌ها، کربوهیدرات‌ها و نوکلئیک‌اسیدها همگی موادی آلی هستند. موادی که کربن عنصر اصلی و مشترک در همه‌ی آن‌هاست. در ساختار مولکول‌های سازنده‌ی این مواد افزون بر کربن به طور عمده هیدروژن وجود دارد. به علاوه اتم عنصرهای دیگر هم چون O، P، S، N و هالوژن نیز در آن‌ها یافت می‌شود.

همان گونه که گفته شد مولکول‌ها ذره‌های سازنده‌ی این ترکیب‌ها هستند، از این رو ترکیب‌های آلی را می‌توان نمونه‌ای از ترکیب‌های مولکولی دانست. بنابراین آشنایی با ساختار مولکول‌های آلی و نیروهای بین مولکولی در آن‌ها، می‌تواند ما را در درک خواص و ویژگی‌های آن‌ها یاری کند.

### بیش‌تر بدانید

دانشمندان سال‌هاست که با این پرسش روبه‌رو بوده‌اند که زندگی روی زمین از چه زمانی شروع شده است و آیا در جای دیگری از جهان نیز، زندگی وجود دارد یا نه؟ شواهد اندکی وجود دارد که نشان می‌دهد در آغاز عمر زمین تعدادی ترکیب آلی برای پیدایش زندگی لازم بوده است که آن‌ها هم به هنگام رعد و برق در هوا کربن‌ای زمین ایجاد شده‌اند. هوا کربن‌ای که در آغاز آفرینش زمین، افزون بر  $O_2$ ،  $N_2$ ،  $CO_2$ ،  $H_2$ ، مقاداری گاز آمونیاک و متان نیز داشته است و رعد و برق انرژی لازم برای شکستن این مولکول‌ها و واکنش میان قطعه‌های شکسته شده را فراهم کرده است و از این طریق مولکول‌های اصلی سازنده‌ی موجودات زنده به دست آمده‌اند. دیگر شواهد پیشنهاد می‌کند که زندگی نخستین بار در اقیانوس‌ها آغاز شده، تکامل یافته است. در جایی که چشمه‌های آب داغ انرژی لازم برای واکنش میان مواد ساده‌ی کربن‌دار را فراهم کرده‌اند. شواهد دیگری نیز وجود دارد که نشان می‌دهد رسوبات رسی، بستری مناسب برای وقوع واکنش‌های منجر به تولید مولکول‌های آلی لازم برای ایجاد زندگی بوده است. به تازگی وجود مولکول‌های آلی در فضای میان ستاره‌ای و شهاب سنگ‌ها بویژه نمونه‌هایی که از کربن‌های مریخ به دست آمده‌اند، این دیدگاه را تقویت می‌کند که امکان وجود زندگی بیرون از کربن‌های زمین نیز هست. اما آیا واحدهای ساده‌ی سازنده‌ی زندگی به صورت قنداق شده در شهاب سنگ‌ها، از فضای بی‌انتهای زمین راه یافته‌اند؟ در برخی از شهاب سنگ‌ها تا هفت درصد جرمی ماده‌ی آلی یافته شده است. در برخی از این شهاب سنگ‌ها انواع مولکول‌های آلی از جمله چربی‌ها و آمینو اسیدها – مولکول‌هایی که واحد سازنده‌ی پروتیین‌ها هستند – نیز مشاهده شده‌اند. آیا این شهاب سنگ‌ها بوده‌اند که مواد اولیه برای آغاز زندگی را از فضا به کربن زمین آورده‌اند؟ اما آن چه در همه‌ی این دیدگاه‌ها و نظریه‌ها مهم است، آن است که مولکول‌های آلی در قلب زندگی قرار دارند، می‌خواهد این زندگی در زمین باشد یا هر جای دیگر، تفاوتی نمی‌کند.



فضاهای میان ستاره‌ای. آیا مولکول‌های زندگی بخش از آن جا به زمین راه یافته‌اند؟



## گروه‌های عاملی و دسته‌بندی ترکیب‌های آلی

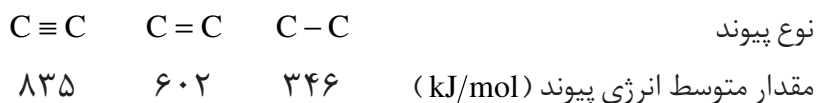
در سال پیش با ساختار و ویژگی‌های هیدروکربن‌ها یعنی ساده‌ترین ترکیب‌های آلی آشنا شدید. در آن‌جا آموختید که چگونه می‌توان هیدروکربن‌ها را در دو دسته‌ی سیر شده و سیر نشده قرار داد. در جدول ۱ ویژگی‌های ساختاری سه خانواده‌ی مهم از هیدروکربن‌ها را مشاهده می‌کنید.

جدول ۱ ویژگی‌های ساختاری سه خانواده‌ی مهم از هیدروکربن

نام دسته	نام خانواده	فرمول ساختاری	نام	ملاحظات
هیدروکربن سیر شده	آلکان	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{H} \\    \quad   \\  \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\    \quad   \\  \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $	اتان	همه‌ی اتم‌های کربن با پیوند یگانه به هم متصل شده‌اند.
هیدروکربن سیر نشده	آلکن } آلکین }	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \quad \text{H} \\  \diagdown \quad \diagup \\  \text{C} = \text{C} \\  \diagup \quad \diagdown \\  \text{H} \quad \quad \text{H}  \end{array}  $	اتین	دست کم یک پیوند دوگانه‌ی کربن-کربن در ساختار خود دارند.
		$  \text{H}-\text{C} \equiv \text{C}-\text{H}  $	اتین	دست کم یک پیوند سه‌گانه‌ی کربن-کربن در ساختار خود دارند.

### فکر کنید

می‌دانید که به آلکان‌ها پارافین (بی‌میل) نیز می‌گویند، زیرا تمایلی به انجام واکنش‌های شیمیایی ندارند، در حالی که آلکن‌ها واکنش‌پذیری بیش‌تری از خود نشان می‌دهند. چگونه می‌توان به کمک انرژی پیوند کربن-کربن این تفاوت در واکنش‌پذیری را توضیح داد؟



ب. به نظر شما واکنش‌پذیری آلکین‌ها در مقایسه با آلکان‌ها و آلکن‌ها چگونه است؟ چرا؟

با کمی دقت می‌توان علت تفاوت مشاهده شده در واکنش‌پذیری هیدروکربن‌های عضو این سه خانواده را دریافت. به عبارت دیگر می‌توان گفت که وجود پیوندهای چندگانه‌ی کربن-کربن در هیدروکربن‌های سیر نشده آن‌ها را واکنش‌پذیرتر از آلکان‌ها کرده است. به عبارت دیگر می‌توان این گروه از اتم‌ها را که در آن‌ها اتم‌های کربن به شکلی متفاوت با آلکان‌ها به یک‌دیگر متصل شده‌اند، عامل ایجاد خواص فیزیکی و شیمیایی متفاوتی در آلکن‌ها و آلکین‌ها دانست. به این گروه از اتم‌ها گروه عاملی می‌گویند.





در یک فعالیت گروهی درباره‌ی خواص، کاربردها و روش تهیه‌ی یکی از ترکیب‌های آلی معرفی شده در جدول ۲ تحقیق کنید و نتیجه را به صورت مقاله در کلاس ارائه دهید.

### نام گذاری ترکیب‌های آلی

شیمی دان‌ها با وضع قوانین بین‌المللی امکان نام‌گذاری میلیون‌ها ترکیب آلی شناخته شده را فراهم کرده‌اند. این در حالی است که تعداد زیادی از ترکیب‌های آلی که سال‌ها پیش شناخته شده‌اند، نام‌های عمومی ویژه‌ی خود دارند. هنگامی که کسی حتی یک شیمی دان دچار سردرد شود از شما ۲- (استیل اوکسی) - بنزویک اسید یا استیل سالیسیلیک اسید طلب نمی‌کند، بلکه او هم مانند همه می‌گوید: «لطفاً یک قرص آسپرین به من بدهید.» در واقع برای همه‌ی ما آسان‌تر آن است که در بیش‌تر موارد نام‌های عمومی و متداول را به کار ببریم، اگر چه بهتر است با نام‌های علمی و بین‌المللی نیز آشنا باشیم و آن‌ها را نیز مد نظر قرار دهیم.

### نام گذاری هیدروکربن‌های راست زنجیر

می‌دانید که ترکیب‌های معدنی کربن هم چون کربن دی‌اکسید،  $CO_2$ ، را با کمک پیش‌وندها و پس‌وندهایی نام‌گذاری می‌کنند که در بخش قبل با آن‌ها آشنا شدید. ترکیب‌های آلی شیوه‌ای نظام‌دار و مختص به خود دارند. این شیوه‌ی نام‌گذاری شامل پیش‌وند و پس‌وندهایی است که خانواده‌ی معینی از ترکیب‌های آلی را مشخص می‌کند. نام همه‌ی آلکان‌ها به پس‌وند «آن» ختم می‌شود. ساده‌ترین آلکان متان است. نام و فرمول مولکولی ۱۰ آلکان راست زنجیر نخست را در جدول ۳ مشاهده می‌کنید.

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 پیش‌وند موجود در نام، تعداد اتم‌های زنجیر را مشخص می‌کند. نام آلکان‌های راست زنجیر مبنایی برای نام‌گذاری دیگر ترکیب‌های آلی است. در سال‌های بعد با نام‌گذاری ترکیب‌های آلی دیگر آشنا خواهید شد.

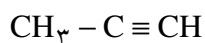
### نام گذاری آلکن‌ها و آلکین‌ها بر مبنای نام آلکان‌ها

به هیدروکربن‌های سیر نشده‌ای که یک پیوند دوگانه دارند آلکن می‌گویند. برای نام‌گذاری آن‌ها کافی است که پس‌وند «آن» در نام آلکان‌ها را برداشته و به جای آن پس‌وند «ین» را قرار داد. ساده‌ترین آلکن «اتن» است. ساده‌ترین آلکن بعدی سه اتم کربن دارد. با توجه به نام آلکان نظیر یعنی پروپان به این آلکن پروپن می‌گویند.

جدول ۳ نام گذاری آلکان ها

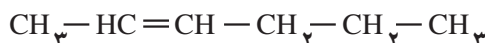
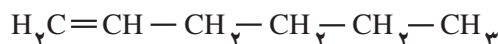
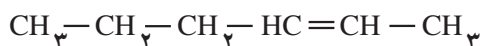
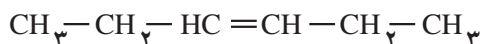
تعداد اتم های کربن	نام آلکان	فرمول مولکولی	فرمول ساختاری	نقطه ی ذوب (°C)	نقطه ی جوش (°C)
۱	متان	CH <sub>4</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	-۱۸۲	-۱۶۱
۲	اتان	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	-۱۷۲	-۸۸
۳	پروپان	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	-۱۸۷٫۷	-۴۲٫۱
۴	بوتان	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	-۱۳۸٫۴	-۰٫۵
۵	پنتان	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	-۱۲۹٫۷	۳۶٫۱
۶	هگزان	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	-۹۵	۶۹
۷	هپتان	C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	-۹۰٫۶	۹۸٫۴
۸	اوکتان	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	-۵۶٫۸	۱۲۵٫۷
۹	نونان	C <sub>9</sub> H <sub>20</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	-۵۱	۱۵۰٫۸
۱۰	دکان	C <sub>10</sub> H <sub>22</sub>	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	-۲۹٫۷	۱۷۴٫۱

هیدروکربن های سیر نشده با یک پیوند سه گانه آلکین نامیده می شوند. برای نام گذاری آن ها نیز به جای پسوند «آن» در نام آلکان هم کربن با آن، پسوند «این» قرار می گیرد. این با فرمول ساختاری HC ≡ CH ساده ترین آلکین است. پروپین ساده ترین آلکین بعد از این است. از نام این هیدروکربن سیر نشده چنین بر می آید که مولکول های آن سه کربن دارند و یک پیوند سه گانه میان دو کربن آن یافت می شود.



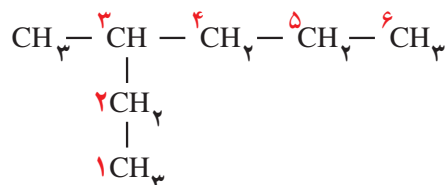
پروپین

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 نام‌گذاری آن‌ها را از یک دیگر متمایز کرد؟



## نام‌گذاری آلکان‌های شاخه‌دار

برای نام‌گذاری آلکان‌های شاخه‌دار همواره زنجیری که بیش‌ترین تعداد اتم‌های کربن را دارد به عنوان زنجیر اصلی انتخاب می‌کنیم. نام این هیدروکربن از روی تعداد اتم‌های کربن این زنجیر تعیین می‌شود. به یاد داشته باشید که این زنجیر همیشه به صورت یک خط راست در مولکول نشان داده نمی‌شود. ترکیب زیر را در نظر بگیرید.



بلندترین زنجیر شش کربن دارد. با شماره‌گذاری اتم‌های کربن این زنجیر را مشخص می‌کنیم. به کمک این شماره‌ها می‌توان محلی را مشخص کرد که شاخه روی زنجیر ایجاد شده است. همان‌طور که دیده می‌شود یک گروه  $-\text{CH}_3$  به کربن شماره‌ی ۳ متصل شده است. این شاخه یک کربن دارد. از آن‌جا که این گروه با کم کردن یک اتم هیدروژن از یک آلکان به دست می‌آید به آن **گروه آلکیل** می‌گویند. برای نام‌گذاری آن‌ها کافی است از نام آلکان پس‌وند «آن» را برداشت و به جای آن پس‌وند «ایل» قرارداد. برای مثال گروه آلکیل حاصل از مولکول متان ( $\text{CH}_4$ ) متیل نامیده می‌شود.

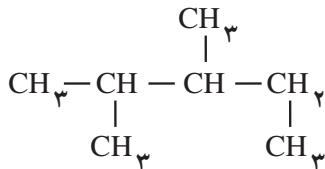
بنابراین آلکان شاخه‌دار یاد شده چنین نام‌گذاری می‌شود: **۳-متیل هگزان**

اگر تعداد این گروه‌ها بیش‌تر از یک باشد با قراردادن پس‌وندهای دی، تری، تترا یا...

پیش از نام آن گروه، تعداد آن‌ها نیز مشخص می‌شود.

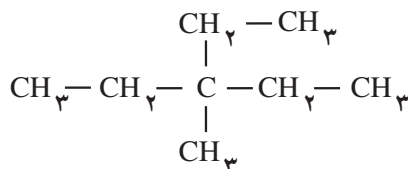
## مقایسه کنید

به نام گذاری ترکیب های زیر توجه کنید. آیا می توانید با توجه به این نام ها قواعدی برای نام گذاری هیدروکربن های شاخه دار بیابید. این قواعد را در یک سطر به طور خلاصه بنویسید (✓ درست × نادرست)



۲، ۳ - دی متیل پنتان ✓

۳، ۴ - دی متیل پنتان ×



۳ - اتیل - ۳ - متیل پنتان ✓

۲ - متیل - ۲ - اتیل پنتان ×

## بیش تر بدانید

متان،  $\text{CH}_4$ ، سبک ترین مولکول کربن دار و یکی از مهم ترین مولکول های روی زمین است. این هیدروکربن گازی بی رنگ، بی بو و آتش گیر است.

می دانید که حدود ۹۵ درصد گاز طبیعی را متان تشکیل می دهد. متان را گاز مرداب نیز می گویند، زیرا بر اثر فساد بقایای گیاهان و دیگر مواد آلی موجود در مرداب ها به کمک باکتری های بی هوازی مقدار زیادی از این گاز ایجاد می شود. این شرایط در لایه های رسوبی موجود در آب های ساحلی نیز فراهم می شود. اگر لایه های رسوبی نازک باشد، گاز متان می تواند از خلل و فرج آن ها فرار کند و بیرون بیاید و شما می توانید آن را به صورت حباب هایی روی سطح مرداب مشاهده کنید. این امکان هم هست که گاز متان در میان لایه های رسوبی ضخیم به دام بیفتد. با گذشت زمان گاز متان درون خلل و فرج سنگ هایی مانند ماسه سنگ و سنگ آهک فشرده می شود و تا زمان حفاری در لایه های سنگی در انتظار فرار باقی می ماند. هنگامی که لوله های گاز طبیعی در مسیر حمل و نقل گاز میان کشورها و قاره ها نصب می شوند، کارشناسان تلاش می کنند تا از نفوذ آب به درون لوله ها جلوگیری به عمل آورند، زیرا رسوبی از متان آپیوشیده تشکیل خواهد شد و لوله ها را مسدود خواهد کرد. در متان آپیوشیده مولکول های متان در حفره ی حاصل از آرایش شبیه به یخ مولکول های آب به دام می افتند. هنگامی که متان آپیوشیده ذوب می شود، حجم گاز آزاد شده در دما و فشار معمولی حدوداً ۱۶۵۰ بار بزرگ تر از حجم متان آپیوشیده ی جامد خواهد شد. به این معنا که یک نمونه ی ۲ لیتری متان آپیوشیده مقداری گاز متان آزاد می کند که می توان با آن یک سیلندر یخچال را کاملاً پر کرد. حال این پرسش مطرح می شود که اگر متان آپیوشیده بتواند در لوله های انتقال گاز ایجاد شود، آیا می توان در اعماق اقیانوس ها نیز آن را یافت؟ در ماه می ۱۹۷۰، اقیانوس شناسان با حفاری کف دریا در سواحل کالیفرنیا ی جنوبی نمونه هایی از متان آپیوشیده را یافتند. از آن به بعد، متان آپیوشیده در نقاط بسیاری از اقیانوس ها و حتی در اعماق لایه های یخی قطب شمال نیز یافت شد. در واقع،

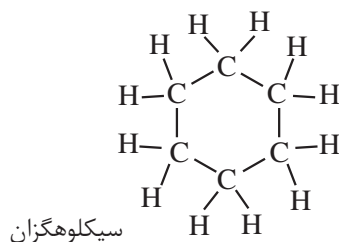


متان آپیوشیده. گاز متان خروجی در حال سوختن است.

تخمین زده می‌شود که در سراسر جهان حدود  $10^{13} \times 1/5$  تن متان آبخشیده در کف دریا مدفون شده است. محتوای انرژی این گاز ممکن است که تا دو برابر انرژی موجود در ذخایر سوخت‌های فسیلی شناخته شده‌ی جهان نیز برسد. امروزه علاقه‌مندی به متان آبخشیده رو به فزونی گذاشته است. نه تنها به علت ساختار مولکولی جالب آن، بلکه به خاطر پتانسیل اقتصادی زیادی که دستیابی به این ماده در پی خواهد داشت.

## هیدروکربن‌های حلقوی

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

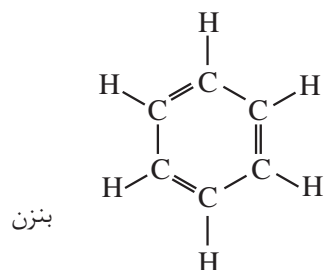


سیکلو (cyclo-) پیش‌وندی به معنای حلقوی است که در نام‌گذاری ترکیب‌های آلی حلقوی به کار می‌رود.

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

آروماتیک به معنای معطر و خوش بوست.

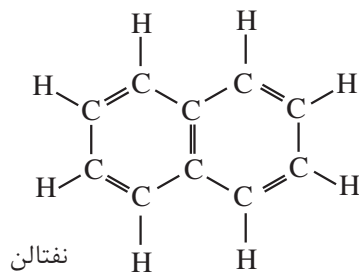
بنزن هیدروکربنی سیر نشده با فرمول مولکولی  $C_6H_6$  است. فرمول ساختاری بنزن را



در زیر می‌بینید.

بنزن سرگروه خانواده‌ی مهمی از هیدروکربن است که ترکیب‌های آروماتیک گفته

می‌شوند. نفتالین نیز از جمله‌ی این ترکیب‌هاست. نفتالین ( $C_{10}H_8$ ) مدت‌ها به عنوان ضد بید برای نگاه‌داری فرش و لباس کاربرد داشته است.



## بیش تر بدانید

از دیرباز، یونانی‌ها، رومی‌ها و حتی بومیان آمریکایی می‌دانستند که پوست درخت بید درد را تسکین



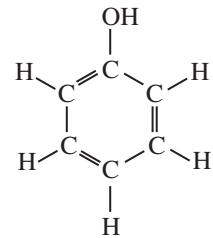
می‌دهد و تب را پایین می‌آورد. اما در سال ۱۷۶۰ میلادی، ادوارد استون، کشیش و طبیعی‌دان انگلیسی درباره‌ی استفاده از پوست درخت بید برای کاهش تب مالاریا تجربه‌ی جالبی کرد و درباره‌ی آن مقاله‌ی مفصلی نوشت. او در این مقاله آورد: «هنگامی که محلولی از گرد پوست درخت بید را هر ۴ ساعت یک بار به ۵۰ بیمار مبتلا به تب و لرز شدید ناشی از بیماری مالاریا دادم، نتیجه‌ی بسیار خوبی گرفتم.» انتشار

این مقاله، شیمی‌دان‌های آلمانی را بر آن داشت تا در پی استخراج ماده‌ی مؤثره‌ی موجود در پوست درخت بید برآیند. پس از استخراج، این ماده را «سالیسین» نامیدند. نامی که از نام علمی درخت بید «سالیکس» گرفته شده بود.

شیمی‌دان‌های فرانسوی دیدگاه شیمی‌دان‌های آلمانی را اصلاح کردند و گزارش دادند که هنگام استخراج، سالیسین به ماده‌ای به نام سالیسیلیک اسید تبدیل می‌شود و همین ماده است که اثرهای دارویی دارد. پیش از این، یک شیمی‌دان آلمانی به نام هرمان کولب روشی برای تهیه‌ی این اسید از فنول و کربن‌دی‌اکسید گزارش کرده بود. از گذشته‌های دور، فنول به عنوان یک ماده‌ی ضدعفونی‌کننده در جراحی‌ها کاربرد داشت. اما بلعیدن این ماده، با زخم و سوزش دردناکی در ناحیه‌ی دهان، مری و معده همراه بود.

به این ترتیب، کولب اندیشید که اگر تشکیل سالیسیلیک اسید، طی واکنش فنول و  $\text{CO}_2$  درون بدن انسان در جهت وارونه انجام شود، چه روی می‌دهد؟ در آن صورت، سالیسیلیک اسید، در بدن تجزیه و به فنول تبدیل می‌شود و آن‌گاه فنول می‌تواند میکروب بیماری‌زا را در فرد بیمار از بین ببرد. او آزمایش‌هایی انجام داد که فرضیه‌ی وی را درباره‌ی مؤثر بودن فنول در از میان بردن میکروب‌ها تأیید می‌کرد و از این‌رو، به زودی کاربرد سالیسیلیک اسید در بیمارانی که از درد ناشی از باکتری‌ها و عفونت‌های گوناگون رنج می‌بردند، تجویز شد. با این وجود، به زودی نتیجه‌ی بررسی‌ها نشان داد که سالیسیلیک اسید بر عفونت‌ها و میکروب‌های بیماری‌زا اثری ندارد.

در واقع، تصور کولب نادرست بود، سالیسیلیک اسید در بدن به فنول تجزیه نمی‌شود. اما فرضیه‌ی کولب مانند برخی از فرضیه‌های شکست خورده به کشف‌های مهم تازه‌ای انجامید. به هر حال، با این که سالیسیلیک اسید بیماری‌های عفونی را درمان نمی‌کرد، اما تب را پایین می‌آورد و بهتر از سالیسین، درد را تسکین می‌داد و پس از مدت کوتاهی نیز در بیماران مبتلا به روماتیسم، سیاتیک، سردرد و ... تجویز شد.

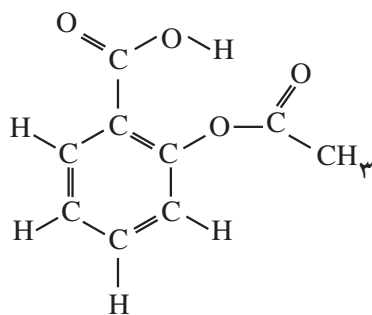


فنول جامد سفید رنگ است که به صورت بلوری به رنگ صورتی یا سرخ دیده می‌شود. این ترکیب آروماتیک سمی است و به فراوانی در قطران زغال سنگ یافت می‌شود. از فنول برای تولید مواد شیمیایی بسیاری هم چون آسپیرین، فنول فتالین رنگ‌های نساجی استفاده می‌شود. فنول به عنوان گندزدا در بیمارستان‌ها نیز کاربرد دارد.

سالیسیلیک اسید یک اثر جانبی جدی داشت به این ترتیب که غشای مخاطی دهان، مری و معده را تحریک می‌کرد. یکی از بیمارانی که از این اثر رنج می‌برد، پدر فلیکس هافمن، شیمی‌دانی بود که در شرکت داروسازی بایر آلمان کار می‌کرد. از آن جا که هافمن برای تسکین دردهای مفصلی پدرش، به او سالیسیلیک اسید می‌داد، با پافشاری هافمن، شرکت بایر علاقه‌مند شد که جهت رفع اثرهای جانبی سالیسیلیک اسید، جایگزینی برای این دارو بیابد.

هافمن پس از آزمایش‌های بسیار، مشتق دیگری از سالیسیلیک اسید را ساخت که استیل سالیسیلیک اسید نامیده می‌شود. البته این ماده ۴۰ سال پیش از آن نیز ساخته شده بود. آزمایش‌ها نشان می‌دهد که استیل سالیسیلیک اسید برای همه‌ی دردهای مرگ‌آور دارویی برجسته است، زیرا کارایی آن در برابر درد و تب بسیار گسترده و اثرهای جانبی نامطلوب آن بسیار اندک است. به این ترتیب، پژوهش‌های هافمن سبب شد تا استیل سالیسیلیک اسید در سال ۱۸۹۹ با نام تجاری آسپیرین به جهان معرفی شود. شاید استون و هافمن باور نمی‌کردند، دارویی که خوردن آن را هر ۴ ساعت یک بار برای تسکین تب و درد توصیه می‌کردند، روزی به یک توصیه‌ی عمومی و جهانی تبدیل شود. به تازگی ثابت شده است که در نتیجه‌ی مصرف آسپیرین، تپش‌های قلبی و احتمال وقوع سکته کاهش می‌یابد. آسپیرین عملکرد سامانه‌ی عصبی را در افرادی که دچار پریشانی خفیف روحی هستند، بهبود می‌بخشد، به جلوگیری از ابتلا به آب مروارید کمک می‌کند و سبب کند شدن سرعت پیشرفت بیماری سنگ مجاری صفراوی می‌شود.

## فکر کنید



فرمول ساختاری آسپیرین را در روبه‌رو می‌بینید. فرمول مولکولی آسپیرین چیست؟ در این مولکول چند حلقه وجود دارد؟ گروه‌های عاملی موجود در آسپیرین را با رسم دایره‌ای به دور آن‌ها مشخص کنید.

## بیش تر بخوانید

۱- نام گذاری ترکیب‌های آلی، بهزاد پاکروح، چاپ اول، ۱۳۸۱، انتشارات اندیشه سرا.

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



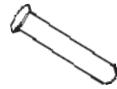
خورنده



تحریک کننده



# آشنایی با وسایل آزمایشگاهی



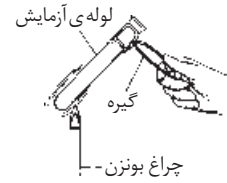
لوله‌ی آزمایش

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



جای لوله‌ی آزمایش

وسيله‌ای چوبی، پلاستیکی یا فلزی برای نگه‌داری لوله‌های آزمایش.



شیوه‌ی درست نگه‌داری و گرم کردن لوله‌ی آزمایش.



شیوه‌ی درست و نادرست هم‌زدن یک مخلوط مایع درون یک لوله‌ی آزمایش.

بخارهای سمی



شیوه‌ی درست بوییدن بخار مواد شیمیایی در آزمایشگاه.



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



بشیر

برای گرم کردن محلول‌ها و مایع‌ها به کار می‌رود.



ارلن

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



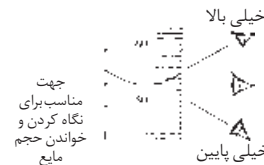
بالون حجمی

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



استوانه‌ی مدرج

برای برداشتن حجم معینی از مایع‌ها و تعیین جرم و جرم حجمی اجسام به کار می‌رود.



شیوه‌ی درست خواندن حجم مایع‌ها از روی استوانه‌ی مدرج، پیپت مدرج یا بورت.



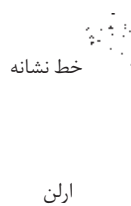
پیپت مدرج

برای برداشتن یا ریختن مقادارهای دلخواه از مایع‌ها یا محلول‌ها به کار می‌رود.



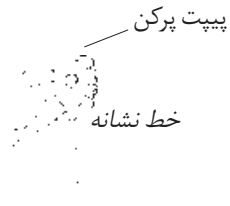
پیپت حبابدار

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



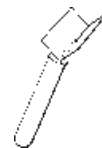
ارلن

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 دهانه‌ی ارلن تماس دهید تا آخرین قطره‌ی مایع نیز از پیپت خارج شود.



خط نشانه

پیپت را با پیپت پرکن پر کنید.



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



### قطره چکان

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



### قاشقک

برای برداشتن مواد شیمیایی جامد به کار می‌رود.

## واژه‌نامه

۴۲	Actinides	آکتینیدها
		به ۱۴ عنصر پس از عنصر آکتینیم ( $Ac$ ، ۸۹) گفته می‌شود که همگی پرتوزا هستند و بجز اورانیم بقیه در آزمایشگاه تهیه می‌شوند.
۱۰۷	Alkene	آلکن
		نوعی هیدروکربن سیر نشده است که میان اتم‌های کربن آن یک پیوند کووالانسی دوگانه وجود دارد.
۱۰۷	Alkyne	آلکین
		نوعی هیدروکربن سیر نشده است که میان اتم‌های کربن آن یک پیوند کووالانسی سه‌گانه وجود دارد.
۸۴	allotrope	آلوتروپ یا دگرشکل
		به شکل‌های مختلف یک عنصر می‌گویند.
۵۳	anion	آنیون
		یون‌های دارای بار الکتریکی منفی هستند.
۲۹	Aufbau principle	اصل آفبا یا اصل بناگذاری
		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 را نمی‌توان یافت که هر چهار عدد کوانتومی آن ( $n$ و $l$ و $m_l$ و $m_s$ ) یکسان باشد.
۴۸	electron shielding effect	اثر پوششی الکترون
		به ممانعت الکترون‌های لایه‌های درونی اتم، از تأثیر کامل نیروی جاذبه‌ی هسته بر الکترون‌های لایه‌های بیرونی گفته می‌شود.
۴	electrode	الکتروود
		میله یا تیغه‌ای که رسانای جریان برق است.
۴	electron	الکترون
		یک ذره‌ی بنیادی دارای بار الکتریکی منفی است که پیرامون هسته می‌چرخد. جرم الکترون $\frac{1}{۱۸۳۷}$ جرم پروتون است.
۳۰	valance electrons	الکترون‌های ظرفیت
		به الکترون‌های آخرین لایه‌ی الکترونی (لایه‌ی الکترونی با بزرگ‌ترین $n$ ) اتم می‌گویند.
۴۹	electronegativity	الکترون‌گاتیوی
		به میزان تمایل نسبی یک اتم برای جذب جفت الکترون یک پیوند کووالانسی به سمت خود، می‌گویند.
۵۹	lattice energy	انرژی شبکه
		به مقدار انرژی آزاد شده به هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از یون‌های گازی سازنده‌ی آن گفته می‌شود.

۲۲	<b>first ionization energy</b>	انرژی نخستین یونش
		مقدار انرژی لازم برای جدا کردن یک مول الکترون از یک مول اتم گازی و تبدیل آن به یک مول یون یک بار مثبت در حالت گاز است.
۶۱	<b>diffraction pattern</b>	الگوی پراش
		به الگویی از نقطه‌های تاریک و روشن گفته می‌شود که با عبور باریکه‌ای از پرتوی ایکس از یک جامد بلوری روی صفحه‌ی عکاسی برجای می‌ماند.
۲۱	<b>orbital</b>	اوربیتال
		فضایی در اطراف هسته است که احتمال حضور الکترون در آن بیش از ۹۰٪ است.
۱۲	<b>isotope</b>	ایزوتوپ (هم‌مکان)
		به اتم‌های یک عنصر گفته می‌شود که عدد اتمی یکسان و عدد جرمی متفاوت دارند.
۹۰	<b>isomer</b>	ایزومر (هم‌پار)
		ترکیب‌هایی که فرمول مولکولی یکسان دارند ولی خواص فیزیکی و شیمیایی آن‌ها متفاوت است.
۱۰۸	<b>structural isomer</b>	ایزومر ساختاری
		ترکیب‌هایی هستند که فرمول مولکولی یکسان دارند اما شیوه‌ی اتصال اتم‌ها در آن‌ها متفاوت است.
۴۸	<b>effective nuclear charge</b>	بار مؤثر هسته
		بخشی از بار مثبت هسته است که یک الکترون با توجه به اثر پوششی دیگر الکترون‌ها احساس می‌کند.
۴	<b>electrolysis</b>	برقکافت (الکترولیز)
		تجزیه‌ی یک ماده به کمک جریان برق در حالت محلول یا مذاب.
۶۱	<b>diffraction</b>	پراش
		پدیده‌ای است که در آن نور با عبور از یک شکاف باریک پراکنده می‌شود.
۴	<b>cathodic ray</b>	پرتوی کاتدی
		پرتویی دارای بار الکتریکی منفی است که در یک لوله‌ی پرتو کاتدی از کاتد به سمت آند می‌تابد.
۵	<b>radio activity</b>	پرتوزایی
		تبدیل خود به خودی ایزوتوپ‌های ناپایدار یک عنصر به ایزوتوپ‌های دیگر عنصرهاست که با گسیل پرتوهای ذره‌های پرتوزایی همراه است. مواد دارای این خاصیت را پرتوزا می‌گویند.
۸۱	<b>double bond</b>	پیوند دوگانه
		نوعی پیوند کووالانسی است که در نتیجه‌ی به اشتراک گذاشته شدن دو جفت الکترون میان دو اتم تشکیل می‌شود.
۸۲	<b>triple bond</b>	پیوند سه‌گانه
		نوعی پیوند کووالانسی است که در نتیجه‌ی به اشتراک گذاشته شدن سه جفت الکترون میان دو اتم تشکیل می‌شود.
۱۱	<b>proton</b>	پروتون
		یکی از ذره‌های سازنده‌ی اتم که دارای بار الکتریکی مثبت است و درون هسته قرار دارد.
۷۲	<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.
۷۶	<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.
۷۶	<b>non - polar covalent bond</b>	پیوند کووالانسی ناقطبی
		نوعی پیوند کووالانسی است که در آن اختلاف الکترونگاتیوی دو اتم درگیر در پیوند از ۰/۴ کم‌تر است و الکترون‌های پیوندی تقریباً به طور یک‌نواخت روی اتم‌های درگیر در پیوند توزیع شده‌اند.

۸۵	<b>dative bond</b>	پیوند داتیو یا پیوند کووالانسی کوئور دینانسی
		نوعی پیوند کووالانسی است که در آن جفت الکترون اشتراکی از سوی یکی از اتم‌های درگیر در پیوند تأمین می‌شود.
۵۷	<b>ionic bond</b>	پیوند یونی
		به نیروی جاذبه‌ی الکتروستاتیکی موجود میان یون‌های با بار الکتریکی مخالف پیوند یونی می‌گویند.
۹۹	<b>hydrogen bond</b>	پیوند هیدروژنی
		نوعی نیروی جاذبه‌ی دوقطبی - دوقطبی بسیار قوی است که بین اتم هیدروژن متصل به یک اتم الکترونگاتیو و یک اتم الکترونگاتیو دیگر ایجاد می‌شود.
۱۱۳	<b>aromatic compound</b>	هیدروکربن‌های آروماتیک
		دسته‌ای از ترکیب‌های آلی سیر نشده که ساختاری حلقوی دارند و به مقدار زیادی در قطران زغال سنگ یافت می‌شوند.
۶۲	<b>binary ionic compound</b>	ترکیب یونی دوتایی
		ترکیبی است که از یون دو عنصر مختلف تشکیل شده است.
۵۸	<b>ionic compound</b>	ترکیب یونی
		یک ترکیب شیمیایی است که یون‌های مثبت و منفی ذره‌های سازنده‌ی آن‌ها هستند. در این ترکیب‌ها هیچ واحد مولکولی مشخصی وجود ندارد.
۷۳	<b>molecular compound</b>	ترکیب مولکولی
		ترکیبی که اغلب از مولکول‌های جدا از هم تشکیل شده است.
۱۰۴	<b>covalent solid</b>	جامد کووالانسی
		ماده‌ی جامدی است که در آن همه‌ی اتم‌های سازنده توسط پیوندهای کووالانسی به یک‌دیگر متصل شده است و در مجموع شبکه‌ای دو یا سه بعدی ایجاد می‌کند.
۳۳	<b>periodic table of the elements</b>	جدول تناوبی عنصرها
		آرایی از عنصرهای شیمیایی به صورت دوره‌ها و گروه‌ها است که در آن عنصرها بر پایه‌ی افزایش عدد اتمی کنار هم چیده شده‌اند.
۱۳	<b>atomic mass</b>	جرم اتمی
		جرم اتم برحسب واحد جرم اتمی است. واحد جرم اتمی $\frac{1}{12}$ جرم ایزوتوپ $^{12}_6\text{C}$ تعریف شده است.
۱۳	<b>average atomic mass</b>	جرم اتمی میانگین
		به میانگین جرم اتمی ایزوتوپ‌های یک عنصر با توجه به درصد فراوانی آن‌ها در طبیعت گفته می‌شود.
۱۹	<b>excited state</b>	حالت برانگیخته
		حالتی است که نسبت به حالت پایه انرژی بالاتری دارد.
۱۹	<b>ground state</b>	حالت پایه
		به حالتی با پایین‌ترین سطح انرژی گفته می‌شود.
۴۹	<b>period</b>	دوره یا تناوب
		به هر ردیف از جدول تناوبی عنصرها گفته می‌شود. برای همه‌ی عنصرهای موجود در یک ردیف عدد کوانتومی اصلی یکسان است.
۲	<b>elementary particles</b>	ذره‌های بنیادی
		به دسته‌ای از ذره‌های سازنده‌ی اتم اطلاق می‌شود که خود از ذره‌ی دیگر ساخته نشده است. الکترون و پوزیترون از این جمله‌اند.
۲۳	<b>subshell</b>	زیرلایه
		به مجموعه‌ای از اوربیتال‌های هم‌انرژی گفته می‌شود که عدد کوانتومی اصلی آن‌ها یکسان است.

۷۶	<b>bonding electron pair</b>	<b>جفت الکترون پیوندی</b>
	جفت الکترونی است که میان هسته‌ی دو اتم قرار دارند و پیوند شیمیایی را به وجود می‌آورند.	
۷۹	<b>non- bonding electron pair</b>	<b>جفت الکترون ناپیوندی</b>
	جفت الکترونی است که به یک اتم تعلق دارند و در تشکیل پیوند شیمیایی شرکت نمی‌کنند.	
۸۵	<b>resonance structure</b>	<b>ساختار رزونانسی</b>
	یک مولکول که بیش از یک ساختار لوویس دارد، این ساختارها تنها در شیوه‌ی توزیع الکترون هایشان تفاوت دارند. رزونانس پدیده‌ای است که رابطه‌ی این ساختارها را با ساختار واقعی مولکول براساس جابه‌جایی الکترون‌ها توجیه می‌کند.	
۷۹	<b>Lewis structure</b>	<b>ساختار لوویس</b>
	شیوه‌ای برای نمایش مولکول‌ها و یون‌ها است به گونه‌ای که افزون بر نوع، تعداد و شیوه‌ی اتصال اتم‌ها، آرایش الکترونی مولکول را بر مبنای قاعده‌ی هشتایی نشان می‌دهد.	
۵۹	<b>crystal lattice</b>	<b>شبکه‌ی بلور</b>
	آرایش سه بعدی و منظم و تکرارشونده‌ی ذره‌های (اتم‌ها، یون‌ها و مولکول‌ها) سازنده‌ی یک بلور است.	
۴۷	<b>atomic radius</b>	<b>شعاع اتمی</b>
	به نصف فاصله‌ی بین هسته‌ای در یک مولکول دواتمی جور هسته گفته می‌شود.	
۷۴	<b>bond length</b>	<b>طول پیوند</b>
	به فاصله‌ی تعادلی بین هسته‌های دو اتم درگیر در پیوند را می‌گویند.	
۱۵	<b>spectroscope</b>	<b>طیف بین</b>
	دستگاهی است که نوع و میزان برهم کنش نور و ماده را مشخص می‌کند و از این طریق اطلاعات ارزنده‌ای درباره‌ی ساختار ماده فراهم می‌آورد.	
۱۴	<b>mass spectrometer</b>	<b>طیف سنج جرمی</b>
	دستگاهی است که به کمک آن جرم مولکولی ترکیب‌های شیمیایی و اطلاعاتی درباره‌ی ساختار آن‌ها به دست می‌آید.	
۱۱	<b>atomic number</b>	<b>عدد اتمی</b>
	به تعداد پروتون‌های موجود در هسته‌ی یک اتم گفته می‌شود.	
۸۶	<b>oxidation number</b>	<b>عدد اکسایش</b>
	به بار ظاهری اتم یک عنصر در مولکول یک ترکیب (به فرض انتقال کامل الکترون به سمت اتمی با الکترونگاتیوی بیش‌تر) گفته می‌شود که از آن برای ردیابی الکترون‌ها طی واکنش‌های شیمیایی استفاده می‌شود.	
۲۵	<b>electron spin magnetic quantum number</b>	<b>عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین الکترون</b>
	عددی است که جهت‌گیری الکترون‌ها در یک اوربیتال را مشخص می‌کند.	
۲۱	<b>principal quantum number</b>	<b>عدد کوانتومی اصلی (n)</b>
	عددی است که لایه‌های اصلی انرژی یک الکترون را در اتم مشخص می‌کند.	
۲۳	<b>orbital quantum number</b>	<b>عدد کوانتومی اوربیتالی (l)</b>
	عددی است که زیر لایه‌های موجود در یک لایه‌ی الکترونی اتم را مشخص می‌کند.	
۲۳	<b>magnetic quantum number</b>	<b>عدد کوانتومی مغناطیسی (m<sub>l</sub>)</b>
	عددی است که اوربیتال‌های تشکیل دهنده‌ی یک زیرلایه را مشخص می‌کند.	
۵۸	<b>coordination number</b>	<b>عدد کوئوردیناسیون</b>
	در یک جامد یونی به تعداد نزدیک‌ترین یون‌های با بار ناهم‌نام موجود پیرامون یک یون گفته می‌شود.	
۱۲	<b>mass number</b>	<b>عدد جرمی</b>
	مجموع تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های موجود در هسته‌ی یک اتم است.	

۵	phosphorescence	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 بلندتر نشر می کنند. مواد فسفرسانس پس از تاباندن نور محرک و قطع کردن آن مدت نسبتاً طولانی نورانی می مانند.	
۴	fluorescence	فلوئورسانس
	بسیاری از اجسام تابش الکترومغناطیس با طول موج معینی را جذب می کنند و نور با طول موج بلندتری را نشر می کند.	
۸۸	empirical formula	فرمول تجربی
	نوعی فرمول شیمیایی است که افزون بر نوع عنصرهای سازنده، ساده ترین نسبت آن ها را در یک ترکیب نشان می دهد.	
۸۹	structural formula	فرمول ساختاری
	نوعی فرمول شیمیایی است که افزون بر نوع و تعداد اتم ها، چگونگی اتصال اتم ها را در مولکول نشان می دهد.	
۸۸	molecular formula	فرمول مولکولی
	نوعی فرمول شیمیایی است که نوع و تعداد دقیق اتم ها را در یک مولکول نشان می دهد.	
۳۷	alkaline metals	فلزهای قلیایی
	عنصرهای گروه نخست جدول تناوبی عنصرها هستند و آرایش الکترونی لایه ی ظرفیت آن ها به $ns^1$ پایان می یابد.	
۳۹	alkaline earth metals	فلزهای قلیایی خاکی
	عنصرهای گروه دوم جدول تناوبی عنصرها هستند و آرایش الکترونی لایه ی ظرفیت آن ها به $ns^2$ پایان می یابد.	
۲۱	photon	فوتون
	به عبارتی ذره ی سازنده ی نور است. یک بسته ی انرژی که مقدار آن به طول موج نور بستگی دارد.	
۱۰۵	fullerenes	فولرن ها
	تنها آلوتروپ مولکولی کربن که مولکول های آن کروی شکل و قفس مانند هستند. $C_{60}$ یا باکی بال شناخته شده ترین فولرن است.	
۵۲	octet rule	قاعده ی هشتایی
	اتم ها تمایل دارند که با تبادل یا به اشتراک گذاشتن الکترون تعداد الکترون های لایه ی ظرفیت خود را به هشت برسانند و به این ترتیب به آرایش الکترونی گاز نجیب پیش یا پس از خود دست یابند.	
۳۵	periodic law	قانون تناوبی
	هرگاه عنصرها برحسب افزایش عدد اتمی مرتب شوند خواص شیمیایی و فیزیکی آن ها به صورت تناوبی تکرار می شود.	
۹۱	electron domain	قلمرو الکترونی
	به ناحیه ای اطراف اتم مرکزی گفته می شود که همه ی الکترون های پیوندی یا ناپیوندی متعلق به آن را دربر می گیرد.	
۳۷	alkali	قلیا
	ترکیب های فلزهای قلیایی یا قلیایی خاکی که دارای گروه OH- هستند و محلول آن ها می تواند چربی ها را در خود حل کند.	
۵۳	cation	کاتیون
	یونی دارای بار الکتریکی مثبت	
۴۹	group	گروه
	به عنصرهای موجود در یک ستون از جدول تناوبی گفته می شود. این عنصرها خواص شیمیایی مشابهی دارند.	
۱۱۱	alkyl group	گروه آلکیل
	بنیانی است که از کم کردن یک اتم هیدروژن از یک مولکول آلکان به دست می آید.	
۱۰۷	functional group	گروه عاملی
	اتم یا گروهی از اتم ها که وجود آن ها در یک مولکول آلی در مقایسه با آلکان نظیر خواص فیزیکی و شیمیایی ویژه و منحصر به فردی به ترکیب مورد نظر می دهد.	

۴۲	lanthanides	لانتانیدها
		۱۴ عنصر که پس از عنصر لانتان (۵۷ La) قرار می‌گیرند و در آن‌ها، اوربیتال‌های ۴f در حال پر شدن هستند.
۲۱	electron shell	لایه‌ی الکترونی
		به مجموعه‌ای از اوربیتال‌ها گفته می‌شود که عدد کوانتومی اصلی آن‌ها یکسان است.
۹۷	polar molecule	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.
۹۷	non - polar molecule	مولکول ناقطبی
		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.
		نظریه‌ی دافعه‌ی زوج الکترون‌های لایه‌ی ظرفیت (VSEPR)
۹۱	Valance Shell Electron Pairs Repulsion	
		بنا به این نظریه، زوج الکترون‌های پیرامون اتم مرکزی تا آن‌جا که ممکن است دور از یک‌دیگر قرار می‌گیرند به طوری که نیروهای دافعه‌ی الکترونی به کم‌ترین مقدار ممکن برسد.
۶۶	hydrated salt	نمک آبپوشیده
		نمک آبدار، ترکیبی یونی است که در آن مولکول‌های آب در شبکه‌ی بلوری به دام افتاده‌اند یا تعدادی از آن‌ها با یون‌های مثبت پیوند داتیو ایجاد کرده‌اند.
۱۱	neutron	نوترون
		یکی از ذره‌های سازنده‌ی هسته‌ی اتم که بار الکتریکی ندارد و عدد جرمی آن یک است.
۱۲	nucleon	نوکلئون
		به ذره‌هایی مانند پروتون یا نوترون گفته می‌شود که در هسته‌ی اتم قرار دارند.
۹۸	dipole - dipole force	نیروی دوقطبی - دوقطبی
		از جمله نیروهای جاذبه‌ای موجود میان مولکول‌های قطبی است.
۹۶	Van der Walls forces	نیروهای وان در والس
		نوعی نیروی جاذبه‌ی بین مولکولی است. این نیرو در میان همه‌ی مولکول‌ها وجود دارد ولی در ترکیب‌های مولکولی ناقطبی نیروی جاذبه‌ای مهمی به شمار می‌آید.
۹۷	London dispersion forces	نیروهای نشری لوندون
		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 القایی می‌گویند.
۶۳	polyatomic ion	یون‌های چنداتمی
		به یون‌هایی گفته می‌شود که از دو یا بیش از دو اتم یکسان یا متفاوت تشکیل شده است.
۵۴	monoatomic ion	یون تک‌اتمی
		به یونی گفته می‌شود که تنها از یک اتم تشکیل شده است.

