

بِسْمِ اللّٰهِ الرَّحْمٰنِ الرَّحِيْمِ

شیمی (۲)

و آزمایشگاه

ساختار، واکنش‌پذیری و رابطه میان آنها

سال دوم دبیرستان

رشته‌های علوم تجربی - ریاضی و فیزیک

عنوان و نام پدیدآور : شیمی (۲) و آزمایشگاه، ساختار، واکنش‌پذیری و رابطه میان آنها : سال دوم دبیرستان رشته‌های علوم تجربی - ریاضی و فیزیک [کتاب‌های درسی] / مؤلفان : منصور عابدینی، ... [و دیگران]؛ برنامه‌ریزی محتوا و نظارت بر تألیف : دفتر تألیف کتاب‌های درسی ابتدایی و متوسطه نظری؛ ویراستار علمی حسن حذرخانی، سازمان پژوهش و برنامه‌ریزی آموزشی.

مشخصات نشر : تهران : شرکت چاپ و نشر کتاب‌های درسی ایران، ۱۳۹۳.

مشخصات ظاهری : [۱۲۰ ص.] : مصور(بخشی رنگی)، جدول، نمودار، عکس
شابک : 964-05-1398-9

وضعیت فهرست‌نویسی : فیبا

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

یادداشت : واژه‌نامه

موضوع : شیمی - راهنمای آموزشی (متوسطه)

موضوع : شیمی - آزمایش‌ها - راهنمای آموزشی (متوسطه)

موضوع : شیمی - پرسش‌ها و پاسخ‌ها (متوسطه)

موضوع : شیمی - آزمایش‌ها - پرسش‌ها و پاسخ‌ها (متوسطه)

شناسة افروده : عابدینی، منصور، ۱۳۹۴-

شناسة افروده : حذرخانی، حسن، ویراستار

شناسة افروده : سازمان پژوهش و برنامه‌ریزی آموزشی، اداره کل نظارت بر نشر و توزیع مواد آموزشی

شناسة افروده : سازمان پژوهش و برنامه‌ریزی آموزشی، دفتر تألیف کتاب‌های درسی ابتدایی و متوسطه نظری

شناسة افروده : شرکت چاپ و نشر کتاب‌های درسی ایران

رده‌بندی دیوبی : ۲۲۷/۱ ک ۲۷۳

شماره کتاب‌شناسی ملی : ۲۷۱۳۴۸۹

محتوای این کتاب تا پایان سال تحصیلی ۹۶-۱۳۹۵ تغییر نخواهد کرد.

وزارت آموزش و پرورش سازمان پژوهش و برنامه‌ریزی آموزشی

برنامه‌ریزی محتوا و نظارت بر تألیف : دفتر تألیف کتاب‌های درسی ابتدایی و متوسطه نظری
نام کتاب : شیمی (۲) و آزمایشگاه - ۲۲۷/۱

مؤلفان : منصور عابدینی، علی سیدی اصفهانی، بهرام قنبری و نعمت الله ارشدی
بازنگری و اصلاح : سیف الله جلیلی، حسن حذرخانی، علیرضا عابدین و زیرنظر شورای برنامه‌ریزی
ویراستار علمی : حسن حذرخانی

آماده‌سازی و نظارت بر چاپ و توزیع : اداره کل نظارت بر نشر و توزیع مواد آموزشی

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

تلفن : ۰۹۲۶۶-۸۸۳۰۹۲۶۶، دورنگار : ۰۹۲۶۶-۸۸۳۰۹۲۶۶، کد پستی : ۱۵۸۴۷۴۷۳۵۹

وبسایت : www.chap.sch.ir

مدیر امور فنی و چاپ : سید احمد حسینی

رسام : مریم دهقانزاده

طراح جلد : مریم کیوان

صفحه‌آرا : شهرزاد قنبری

حروفچین : فاطمه باقری مهر

مصحح : فاطمه گیتی جبین، زهرا رشیدی مقدم

امور آماده‌سازی خبر : زینت بهشتی شیرازی

امور فنی رایانه‌ای : حیدر ثابت کلاچاهی، پیمان حبیب پور

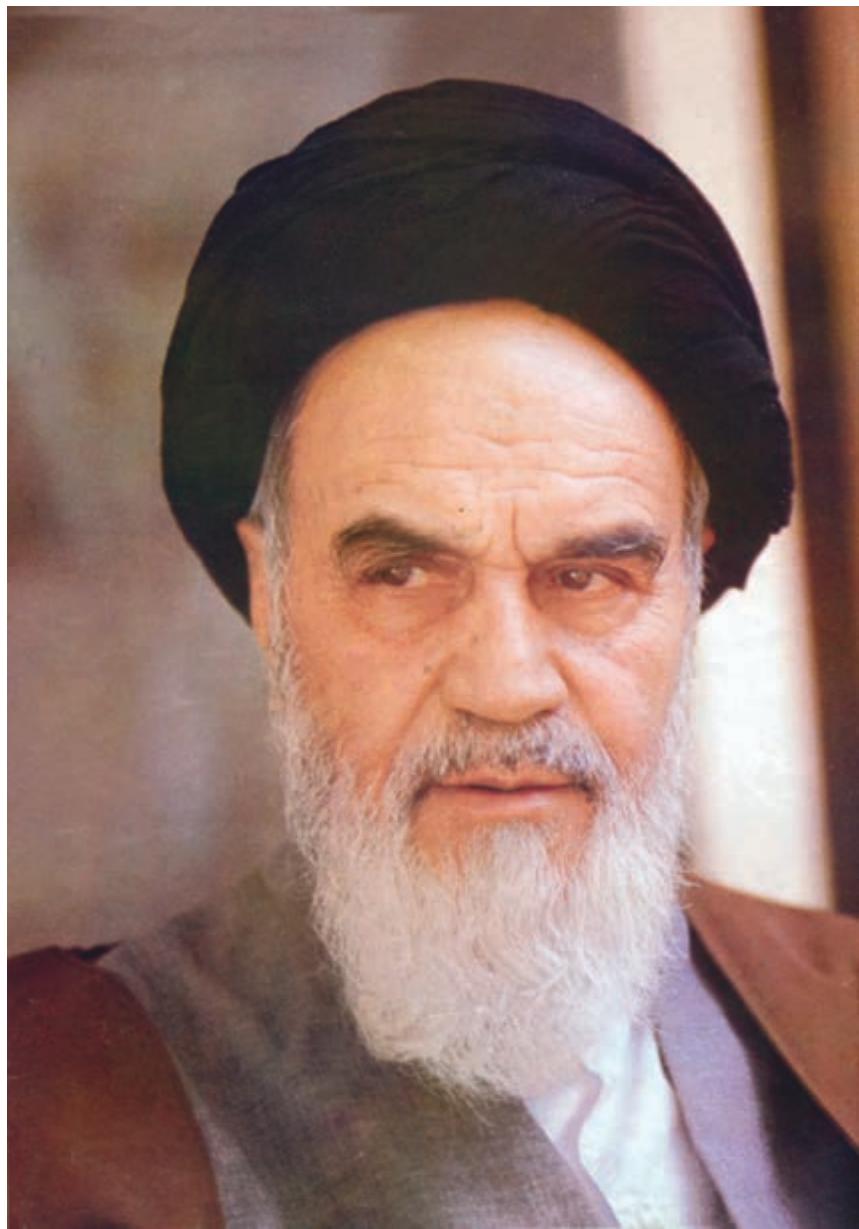
ناشر : شرکت چاپ و نشر کتاب‌های درسی ایران : تهران - کیلومتر ۱۷ جاده مخصوص کرج - خیابان ۶۱ (دارویخش)

تلفن : ۰۹۱۵-۴۴۹۸۵۱۶۱، دورنگار : ۰۹۱۵-۴۴۹۸۵۱۶۰، صندوق پستی : ۳۷۵۱۵-۱۳۹

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

سال انتشار و نوبت چاپ : چاپ سیزدهم ۱۳۹۳

حق چاپ محفوظ است.



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

امام خمینی(رحمه الله عليه)

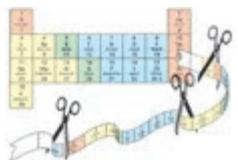
فهرست



۱

بخش ۱

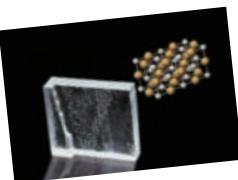
ساختار اتم



۲۹

بخش ۲

خواص تناوبی عنصرها



۴۸

بخش ۳

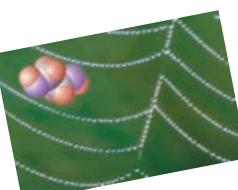
پیوند یونی و ترکیب‌های یونی



۶۵

بخش ۴

پیوند کووالانسی و ترکیب‌های مولکولی



۹۳

بخش ۵

کربن و ترکیب‌های آلی



۱۱۰

در آزمایشگاه شیمی

سخنی با شما دانشآموز عزیز

کتابی که پیش روی شمامت مجموعه‌ای شامل پنج بخش مهم از دانش شیمی است. بخش‌هایی که اصل ساختار، واکنش‌پذیری و رابطه میان آنها، وجه مشترک مفاهیم بیان شده در آنهاست. در تالیف این کتاب تلاش شده است تا از طریق ارائه فعالیت‌های ذهنی و عملی متعدد و بیان برخی مطالب جذاب و انگیزاندۀ زمینه برای درک عمیق مفاهیم ارائه شده در هر بخش فراهم آید. اگرچه مفاهیم موجود در این کتاب کم شمار است ولی مشارکت فعال شما در فعالیت‌های فردی یا گروهی درون یا برون کلاسی و ارائه دستاوردهای آنها در کلاس می‌تواند محتوای کتاب را هرچه بیشتر پربار کند. درواقع طی سال تحصیلی انتظار می‌رود که شما از طریق همکاری با هم کلاسی‌ها و معلم کرانقدرتان افزون بر محتوای موجود در کتاب، محتوایی فراکیبرتر و کامل‌تر تولید کنید و به این ترتیب با مشارکت فعال در فرایند یاددهی - یادگیری در کنار فراکیبری 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 سرلوحة کار خود قرار دهید. امید است چنین کنید.

در ضمن یادآور می‌شود که رویکرد انتخاب شده برای ارائه محتوی در بخش^۵ رویکرد زمینه محور است. در این رویکرد حفظ کردن نام و ساختار ترکیب‌های آلی جزو هدف‌های برنامه درسی نیست. هر چند که تدریس و یادگیری همه مطالب ارائه 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 و از طرح سؤال‌های دانشی که شامل حفظ کردن نام و ساختار ترکیب‌های آلی است، اجتناب کنند. همچنین استفاده از ماشین حساب ساده و جدول تناوبی عنصرها در امتحان‌های پایانی این درس مانع ندارد.

گروه شیمی دفتر تالیف کتاب‌های درسی ابتدایی و متوسطه نظری

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

در پایگاه اینترنتی خود به آدرس

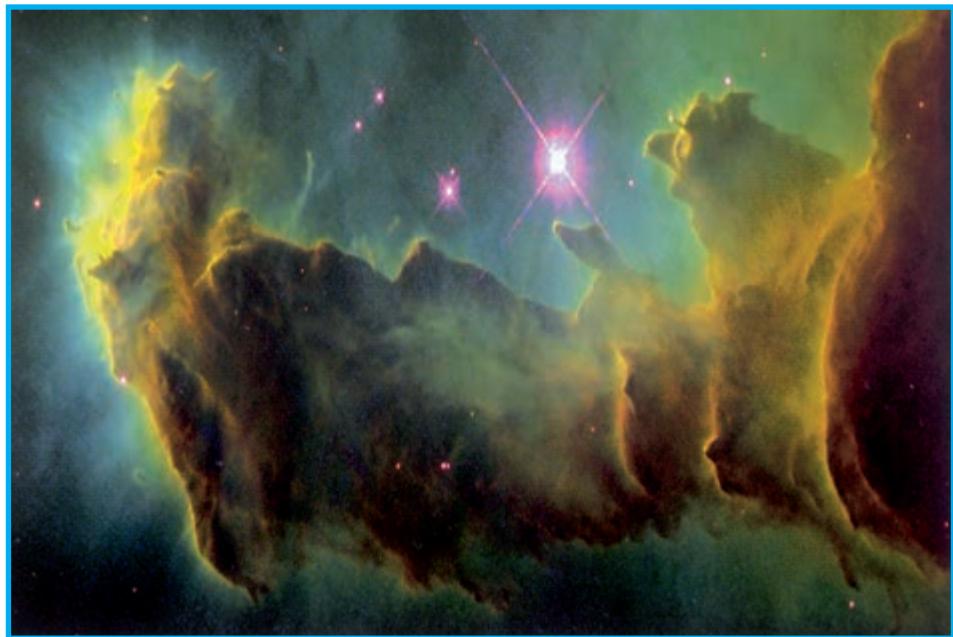
chemistry-dept.talif.sch.ir

چشم انتظار ارائه آنها می‌ماند.

محلمان محترم، صاحب نظران، دانش آموزان عزیز و اولیای آنان می توانند نظر اصلاحی خود را درباره هی طلب
این کتاب از طریق نامه به شانی تهران - صندوق پستی ۳۶۴/۱۵۸۵۵ - کروه دسی مربوط و یا پایم نکار (Email)
talif@talif.sch.ir ارسال نمایند.
و فهرنامه زیرینی و تایپ کتاب های جی سی

بخش

ساختار اتم



آیا تا به حال شب هنگام و در سکوت تفکر برانگیز آن به آسمان، ماه و ستارگان چشم دوخته اید؟ شاید با این نگاه، این پرسش‌ها که «جهان چگونه به وجود آمده است؟»، «ما در کجای این جهان بی انتهای قرار داریم؟» و «آیا جای دیگری در این گیتی هست که مانند زمین، زندگی در آن میسر باشد؟» به ذهن شما راه یابد و یافتن پاسخ آنها دغدغه وجودتان شود. دغدغه‌ای که هزاران سال انسان 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 قانع کننده برای همه این پرسش‌ها، مطالعه و بررسی عنصرهای سازنده جهان باشد. مطالعاتی که دانش شیمی نقش بسیار مهمی در آن دارد.



بیشتر بدانید

اکسیژن، سیلیسیم، آلومینیم، آهن، کلسیم، سدیم، پتاسیم و منیزیم به ترتیب هشت عنصر فراوان در پوسته زمین هستند. نهمین عنصر فراوان که کمتر از یک درصد از عنصرهای سازنده پوسته زمین را تشکیل می‌دهد، هیدروژن است. این درحالی است که در کل هستی ۱۲ درصد از اتم‌های موجود را اتم‌های هیدروژن تشکیل می‌دهند. از هشت درصد باقیمانده هفت درصد به اتم‌های هلیم و تنها یک درصد به اتم دیگر عنصرها تعلق می‌گیرد. از این داده‌ها می‌توان چنین نتیجه گرفت که زمین از عنصرهایی غنی شده است که در ساختار جهان هستی سهم بسیار اندکی دارند. اکنون این پرسش به ذهن می‌آید که «چرا و چگونه این عنصرها در کیتی تا این اندازه ناممکن توزیع شده‌اند؟»

دلیل این توزیع ناممکن 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 توده بسیار متراکم و به شدت داغ ساخته شده از ذره‌های بنیادی بر اثر یک نیروی غیرقابل تصویر، از هم پاشیده است. در این انفجار بزرگ اتم‌های هیدروژن، نخستین اتم‌هایی بودند که به هستی پانهاده‌اند. هزاران میلیون سال بعد، آن هم در برخی نقاط کهیان، از گردهماجی 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 هلیم و سپس برای تولید عنصرهای سبک بعدی مهیا می‌شد. در این مسیر، گاه ستاره‌ای بسیار چگال‌تر و بسیار گرم تر می‌شد و مکانی برای تشکیل عنصرهای سنگین فراهم می‌آورد. این ستارگان جرمی بسیار بیشتر از خورشید داشتند و پس از چند میلیون سال نورافشانی و کرما بخشی، پایداری خود را از دست داده با انفجاری مهیب متلاشی می‌شدند. به این ترتیب اتم‌های سنگین تولید شده بر اثر این انفجار در سرتاسر گیتی پراکنده شدند. این عنصرهای سنگین ماده اولیه مورد نیاز برای تولد دومین نسل از ستارگانی را فراهم آورده که تصور می‌شود سامانه خورشیدی حدود ۴/۵ میلیارد سال پیش از ستاره‌ای متعلق به همین نسل به وجود آمده باشد. ستاره غول‌آسایی که پس از فروپاشی، عمده ویژگی‌های خود را در ستاره کوچک و جوانی چون خورشید به امانت گذاشت زمین که قطعه بسیار کوچکی از آن بود، تنها حدود ۱۰ عنصر سبک و سنگین ساخته شده در آن ستاره را به ارث برد. ضمن آن که در هسته به شدت داغ خود نیز اندکی از گرمای آن ستاره مادر را به یادگار نگاه داشته است.

مطالعه 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 سازنده 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 سازنده کاینات اعلام کرد. این دیدگاه تا دو هزار سال بعد نیز مورد پذیرش بود تا این که در سال ۱۶۶۱ میلادی رابت بویل دانشمند انگلیسی با انتشار کتابی با عنوان شیمی دانشکاک مفهوم تازه‌ای از عنصر را معرفی کرد. وی در این کتاب ضمن معرفی



عنصر به عنوان ماده‌ای که نمی‌توان آن را به مواد ساده‌تری تبدیل کرد، شیمی را علمی تجربی نامید و از دانشمندان خواست که افزون بر مشاهده کردن، اندیشیدن و نتیجه‌گیری کردن که هر سه ابزار یونانیان در مطالعه طبیعت بود، به پژوهش‌های عملی نیز اقدام کنند. توصیهٔ او مورد توجه قرار گرفت و در سال ۱۸۰۳ جان دالتون شیمی دان انگلیسی با نظریهٔ اتمی خود گام مهمی برای مطالعهٔ ماده و ساختار آن برداشت.

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



جان دالتون
(۱۷۶۶–۱۸۴۴)

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

۲- همهٔ اتم‌های یک عنصر مشابه یک دیگرند.

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

۴- اتم‌عنصرهای مختلف جرم و خواص شیمیایی متفاوتی دارند.

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

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

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

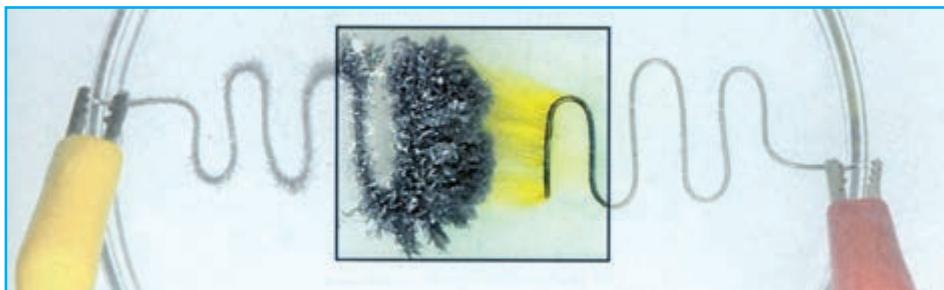
اگر چه امروز می‌دانیم که اتم‌ها خود از ذره‌های کوچک‌تری (ذره‌های زیر اتمی) ساخته شده‌اند و همهٔ آن ویژگی‌هایی را ندارند که دالتون برای آنها برشمرده بود ولی هنوز هم باور داریم که اتم کوچک‌ترین ذرهٔ یک عنصر است که خواص شیمیایی و فیزیکی عنصر یاد شده به ویژگی‌های آن بستگی دارد. به هر حال نظریهٔ اتمی دالتون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

الکترون نخستین ذرهٔ زیر اتمی شناخته شد

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



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 الکتریسیته 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.

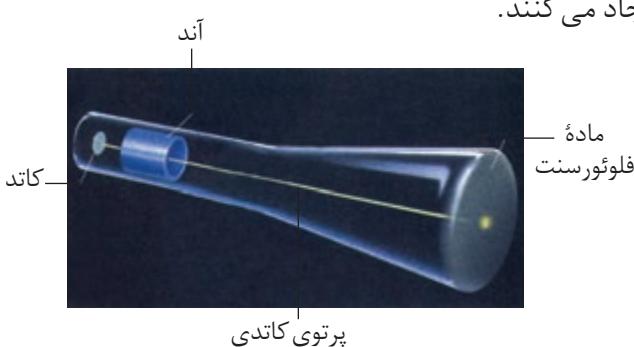


مایکل فارادی
(۱۷۹۱–۱۸۶۷)

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

همچون دانشمندان

لوله پرتوی کاتدی لوله‌ای شیشه‌ای است که تقریباً همه هواهای درون آن به کمک پمپ خلا خارج شده است. در دو انتهای این لوله یک قطعه فلز نصب شده است که به آن **الکترود** می‌گویند. هنگامی که یک ولتاژ بسیار قوی بین این دو الکترود اعمال شود، پرتوهایی از الکترود منفی (کاتد) به سمت الکترود مثبت (آند) جریان می‌یابد. بنابراین به آنها **پرتوهای کاتدی** می‌گویند. این پرتوها بر اثر برخورد با یک ماده فلوئورستن، نور سبزرنگی ایجاد می‌کنند.



با دقیت به شکل‌های صفحه بعد نگاه کنید. هر شکل یکی از آزمایش‌های جوزف تامسون فیزیکدان انگلیسی روی لوله پرتوی کاتدی را نشان می‌دهد. او که یکی از پیشگامان مطالعه 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

فلوئورستن 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 ناحیه 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 مهم ترین مواد فلوئورستن است که در تولید لامپ تلویزیون و نمایشگرها کاربرد دارد.

تخلیه الکتریکی هنگامی رخ می‌دهد که بدون اتصال مستقیم بین دو جسم، الکترون‌ها از یکی به دیگری منتقل شود. شرط این جابه‌جایی اختلاف پتانسیل بالا است.





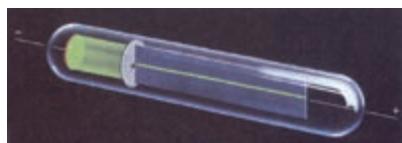
جوزف تامسون
(۱۸۵۶-۱۹۴۰)



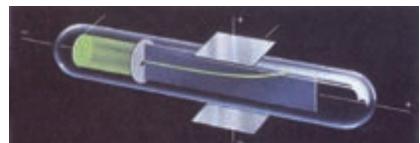
آ) لوله دارای اندکی هوا است.



ب) لوله دارای اندکی گاز هیدروژن است.



پ) کاتد از آهن به مس تعییر یافته است.



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

تامسون نسبت بار به جرم (e/m) الکترون را محاسبه کرد.

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

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

۱- پرتوهای کاتدی به خط راست حرکت می‌کنند.

۲- پرتوهای کاتدی دارای بار الکتریکی منفی هستند.

۳- همه مواد دارای الکترون هستند.



جست وجو کنید

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

پس از موفقیت تامسون در اندازه‌گیری نسبت بار به جرم الکترون، در سال ۱۹۰۹ رابرت میلیکان فیزیکدان آمریکایی موفق شد مقدار بار الکتریکی الکترون را اندازه‌بگیرد. به این ترتیب جرم الکترون نیز با کمک نسبت به دست آمده توسط تامسون، محاسبه شد. مقدار پذیرفته شده برای بار و جرم الکترون به ترتیب $C = ۱.۶ \times 10^{-۱۹}$ و $g = ۹.۱ \times ۱۰^{-۳}$ است. جوزف تامسون به کمک آزمایش‌های خود ضمن اثبات وجود الکترون در اتم و معرفی الکترون به عنوان یک ذره زیر اتمی، موفق شد ساختاری برای اتم پیشنهاد کند، شکل ۱. وی ویژگی‌های اتم خود را این چنین برشمرد.

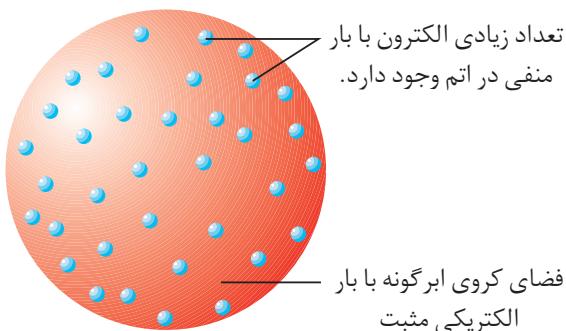
۱- الکترون‌ها که ذره‌هایی به بار منفی هستند درون فضای کروی ابرگونه‌ای با بار الکتریکی مثبت، پراکنده شده‌اند.

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



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

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



شکل ۱ مدل اتمی تامسون

پرتوزایی

در حالی که تامسون در آزمایشگاه خود در شهر کمبریج انگلستان روی پرتوهای کاتدی مطالعه می‌کرد، هم زمان کشف بسیار مهمی در فرانسه به وجود پیوست. در سال ۱۸۹۶ هانری بکرل فیزیک‌دانی که روی خاصیت فسفرسانس مواد شیمیایی کار می‌کرد به طور تصادفی با پدیدهٔ جالبی روبرو شد.

فکر کنید

متن زیر چگونگی کشف بزرگ هانری بکرل را در قالب داستانی کوتاه بیان می‌کند.
بادقت آن را بخوانید و سپس به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهید.
هانری سومین نسل از یک خانواده دانشمند پرور فرانسوی بود. او که افزون بر عشق به کسب دانش، سنگ‌های معدنی و ترکیب‌های شیمیایی آزمایشگاه پدرسون ادموند را نیز به ازث برده بود، با علاقه‌مندی کار پدرسون روی پدیدهٔ فلورسانس و فسفرسانس را ادامه داد. در آن زمان هانری با خواندن مقاله‌ای در مورد شیوهٔ تولید پرتوهای X که به تازگی توسط رونتلگن کشف شده بود، در این اندیشه فرورفت که شاید مواد دارای خاصیت فلورسانس یا فسفرسانس نیز در هنگام نورافشانی چنین پرتوی مرموزی را تابش می‌کنند. از این رو بر آن شد که ترکیب‌هایی برگزیند و در این باره به تحقیق پردازد. او برای این کار بلورهای ماده‌ای را برای مدتی در برابر نور خورشید قرار می‌داد و بی‌درنگ در محیطی تاریک روی یک فیلم خام عکاسی می‌گذاشت که درون یک پاکت کاغذی تیزه بود. پس از چند دقیقه فیلم را برداشته، ظاهر می‌کرد و از روی میزان وضوح تصویر، شدت تابش آن ماده را اندازه می‌گرفت.

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

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

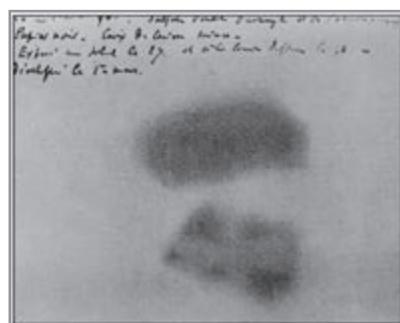


هانری بکرل
(۱۸۵۲–۱۹۰۸)

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

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

«دوشنبه اول مارس ساعت ۹:۴۰؛ نتیجه آزمایش روی نمونه شماره سیزده؛ با این که آزمایش هایم روی مواد فسفرسانس نشان داده بود که همواره وضوح تصویر پس از چند ثانیه به شدت کاهش می‌یابد، اما در این آزمایش برخلاف انتظارم پس از این مدت حضور در تاریکی ایجاد تصویری با این وضوح شگفت‌انگیز به نظر می‌رسد. نمی‌دانم چرا؟ اما فکر می‌کنم که پدیده تازه‌ای را کشف کرده‌ام.»

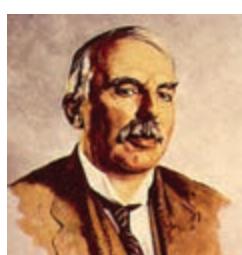


فیلم عکاسی بکل پس از ظهور دو قطعه بلور آفتاب ندیده بکل به وضوح دیده می‌شوند.

۱- هانری مشاهده‌یاد شده را چگونه تفسیر کرد که آن را کشف پدیده‌ای تازه نهاد؟

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

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



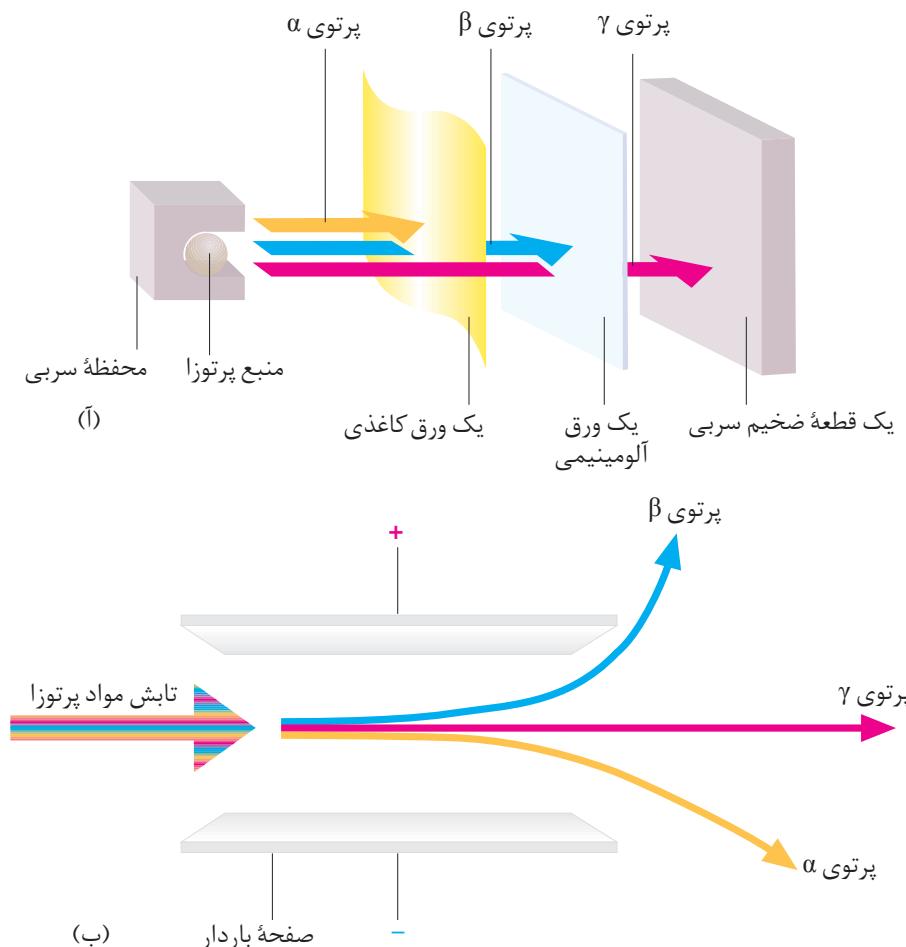
ernest rutherford
(۱۸۷۱-۱۹۳۷)

بکل 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 علاقه‌مند شد و پس از سال‌ها تلاش فهمید، تابشی که بکل نخستین بار به وجود آن پی برده بود، خود ترکیبی از سه نوع تابش مختلف است.



مشاهده کنید

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



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

این نتیجه گیری رسانده است؟

۲- رادرفورد نشان داد که یکی از تابش ها، جریانی از ذره های بارداری است که جرم

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

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

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

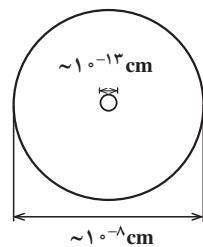
آیا این مشاهده با دیدگاه دالتون درباره اتم هم خوانی دارد؟ شرح دهید.

رادرفورد نتوانست تشکیل تابش های حاصل از مواد پرتوزا را به کمک مدل اتمی تامسون توجیه کند. از این رو در درستی این مدل تردید کرد. وی در سال ۱۹۱۰ برای



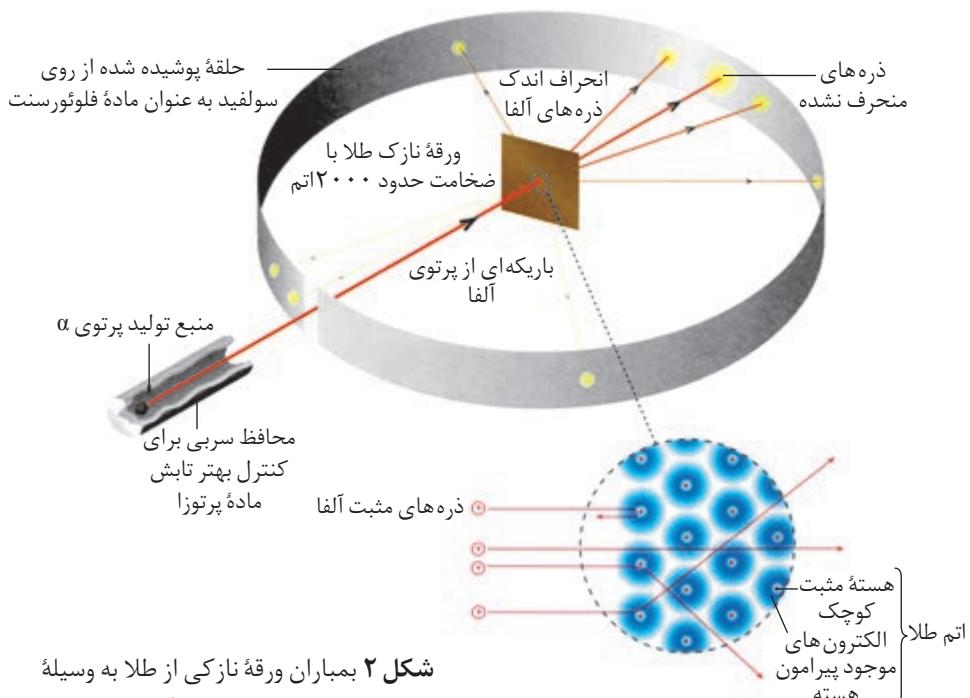
رادرفورد از نتایج این آزمایش شگفت‌زده شد و گفت: «بازگشت ذره‌های آلفا با زاویه‌ای نزدیک به 180° واقعاً باور نکردنی است. مانند این است که شما یک گلوله توپ را به سمت یک دستمال کاغذی پرتاب کنید و آن گلوله به عقب برگردد و با شما برخورد کند!»

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



ابعاد تقریبی یک اتم طلا و هسته آن

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



شکل ۲ بمباران ورقه‌نازکی از طلا به وسیله 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 ارائه این مدل انجامید در زیر آمده است. او از کدام مشاهده کدام نتیجه‌گیری را کرده است؟ شرح دهید.

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



بیشتر بدانید

ماری کوری شیمی دان مشهور لهستانی در سال ۱۸۶۷ در ورشو زاده شد. پدرش معلم فیزیک بود. ماری به دلیل شرایط نامساعد مالی خانواده اش به دشواری دوران تحصیل ابتدایی را پشت سر گذاشت و سپس به ناچار در روسیابی به عنوان معلم مشغول به کار شد. پس از آن در رشته های فیزیک و ریاضی به ادامه 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 اوی ازدواج کرد.

ماری و پی بر، همراه با هانری بکرل روی نمک های اورانیم کار می کردند. آنها در خلال سال های ۱۸۹۲ و ۱۸۹۴ در انبار متروکی که توسط ریس دانشکده پزشکی سوربون برای زندگی به آنها داده شده بود، با وسایل و امکانات اندک بررسی های خود را روی نوعی از سنگ های معدنی به نام پیچبلاند ادامه دادند و سرانجام در سال ۱۸۹۸ توانستند دو عنصر پرتوزا را از این سنگ ها به دست آورند، عنصرهایی که رادیم و پولونیم نامیده شدند. اگرچه برای به دست آوردن چند میلی گرم از این عناصر، به چندین تن سنگ معدن پیچبلاند نیاز بود، اما در سال ۱۹۰۲، ماری و پی بر با همکاری بکرل توانستند از یک دسی گرم رادیم کلرید، رادیم خالص را به دست آورند. مadam کوری و همسرش پی برکوری نشان دادند که واکنش های شیمیابی توانایی مواد پرتوزا را به نشر پرتوهای پر انرژی تغییر نمی دهد. حتی گرم کردن آنها در یک قوس الکتریکی با سرد کردن آنها در هوای مایع نیز بر این خاصیت بی اثر است. یک سال بعد، آنها به خاطر کشف عنصر رادیم و خاصیت پرتوزایی آن، جایزه نوبل در فیزیک را دریافت کردند.

سه سال پس از دریافت این جایزه، پی بر در سن ۴۱ سالگی در یک تصادف جان خود را از دست داد. با این حال ماری از تلاش دست برنداشت و در خلال سال های ۱۹۰۲ تا ۱۹۱۲، ۲۹ ایزوتوپ پرتوزای دیگر را کشف کرد. در سال ۱۹۰۷، ماری موفق به اندازه گیری جرم اتمی رادیم شد و به خاطر این کار برای بار دوم جایزه نوبل سال ۱۹۱۱ را در شیمی، از آن خود ساخت.

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

در سال ۱۹۱۸، ماری و ایرن به ترتیب به عنوان ریس و معاون انجمن رادیم، که به تازگی تأسیس شده بود، برگزیده شدند و سال ها 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 بررسی هایی در زمینه شیمی هسته ای زد که به کشف یک ذره بنیادی تازه به نام پوزیترون انجامید. اما پیش از آن که ماری شاهد دریافت جایزه نوبل فیزیک را دریافت کرد. در همین سال نیز، سیبورگ با استفاده از روش بمباران پلوتونیم ۲۳۹ با پرتوی آلفا، عنصری را به دست آورد که به افتخار ماری و پی بر کوری، و به پاس خدمات آنها به دانش بشری، کوریم (با عدد اتمی ۹۱) نام گرفت.

از گفته های ماری کوری است که :

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



ماری کوری
(۱۸۶۷-۱۹۳۴)

و همسرش پی برکوری
(۱۸۵۹-۱۹۰۶)



دیگر ذره‌های سازنده اتم

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

دومین ذره سازنده اتم نیز شناسایی شد. این ذره پروتون نام گرفت. پروتون ذره‌ای با بار الکتریکی مثبت است. بزرگی بار الکتریکی پروتون با بار الکترون برابر است و جرمی ۱۸۳۷ بار سنگین‌تر از جرم الکترون دارد. یک سال بعد، رادرفورد از وجود ذره دیگری در اتم سخن به میان آورد. وی گفت: «پروتون‌ها تنها ذره سازنده هسته نیستند بلکه آزمایش‌های من نشان می‌دهد که در هسته اتم باید ذره دیگری وجود داشته باشد که بار الکتریکی ندارد، اما جرم آن با جرم پروتون برابر است.» رادرفورد دوازده سال بر این نکته تأکید کرد، اما در جامعه علمی آن روز کسی گفته او را بدون ارائه شواهد آزمایشگاهی پذیرا نبود. سرانجام در سال ۱۹۳۲ یکی از دانشجویان پرتلاش و با ذکاوت او که جیمز چادویک نام داشت با طراحی آزمایشی هوشمندانه وجود این ذره خنثی را در اتم به اثبات رسانید. نوترون نامی بود که بر این ذره تازه کشف شده نهاده شد.



هنری موزلی
(۱۸۸۷-۱۹۱۵)

مطالعه گسترده‌ای و روی پرتوهای X تولید شده از عنصرهای مختلف زمینه ساز کشف پروتون به عنوان دومین ذره زیر اتمی شد. امروزه از او به عنوان کشف‌کننده پروتون یاد می‌شود اگرچه استاد او رادرفورد با تجزیه و تحلیل داده‌های تجربی موزلی به وجود پروتون پی برد.

پنج سال پیش از آن که رادرفورد از پروتون سخنی به میان آورد، هنری موزلی یکی از دانشجویان وی که روی تولید پرتوهای X مطالعه می‌کرد، به نتایج جالبی دست یافته بود. داده‌هایی که تفسیر آنها به کشف پروتون انجامید.

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

وی مقادیر بار اندازه‌گیری شده را بر مقدار بار الکتریکی پروتون ($C = 1.6 \times 10^{-19}$) تقسیم کرد. در نتیجه عددی صحیحی به دست آمد که وی آن را عدد اتمی نامید. درواقع این عدد تعداد پروتون‌ها در اتم را مشخص می‌کند. عدد اتمی را با حرف Z نشان می‌دهند. از آن جا که اتم ذره‌ای خنثی است، بنابراین تعداد پروتون‌ها باید با تعداد الکترون‌ها برابر باشد. پس عدد اتمی تعداد الکترون‌ها در یک اتم را نیز مشخص می‌کند. رادرفورد بر این باور بود که عدد اتمی همه اتم‌های یک عنصر، یکسان است. بنابراین می‌توان به کمک عدد اتمی نوع عنصر را معین کرد.

عدد جرمی و ایزوتوپ‌ها

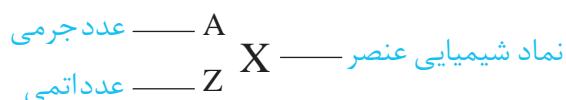
جرم اتم به تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های درون هسته آن بستگی دارد و جرم الکترون‌ها حتی اگر اتم بیش از ۱۰۰ الکtron هم داشته باشد، بر جرم اتم تأثیر چشم‌گیری نخواهد داشت. از این رو به مجموع تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های یک اتم عدد جرمی می‌گویند. A نمادی برای نمایش عدد جرمی است.



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

$$A = Z + N$$

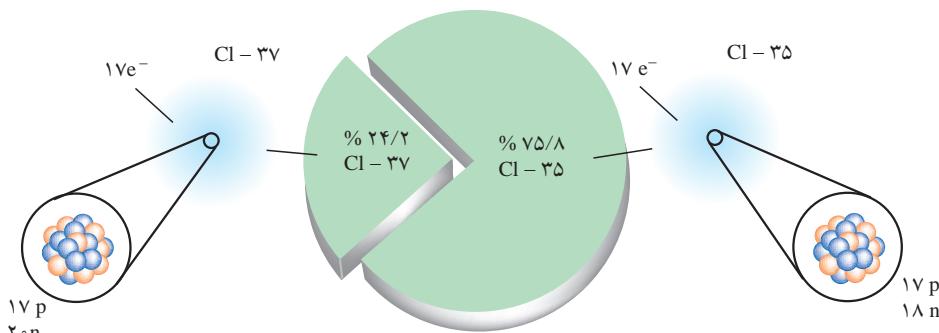
شیمی‌دان‌ها برای هر اتم این اطلاعات را به طور خلاصه به صورت زیر می‌نویسند:



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

غده تیروئید در جلوی گردن قرار دارد و هورمون‌های تیروئیدی (T_3 و T_4) را ترشح می‌کند. این غده برای ساختن این هورمون‌ها مقدار زیادی از مواد موجود در مواد غذایی را در خود جمع می‌کند. از این رو رادیوایزوتوپ ید - ۱۳۱ برای تشخیص بیماری‌های غده تیروئید به کار می‌رود.

جرم اتمی میانگین = $\frac{35}{48}$



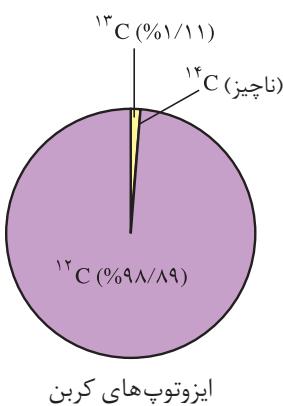
شکل ۳ ایزوتوپ‌های کلر

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

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

جرم یک اتم

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



تاكونون بيش از ۲۳۰۰ ايزوتوب مختلف (طبيعي و ساختگی) شناخته شده است. در اين ميان فقط ۲۷۹ ايزوتوب پايدار وجود دارد. برخی عنصرها مانند فلور، فسفر و آلومینینم تتها یک ايزوتوب پايدار دارند. در حالی که برخی از دویاتعداد بيشتری ايزوتوب پايدار برخوردارند. برای نمونه قلع ده ايزوتوب پايدار دارد.

همواره مقدار بار الکتروني ذره های سازنده اتم را نسبت به مقدار بار الکتروني الکترون می سنجند. در اين مقیاس نسبی، بار الکترون ۱- در نظر گرفته می شود.

چنین آزمایش هایی نشان داد که برای مثال جرم یک اتم اکسیژن $\frac{1}{3}3$ برابر جرم یک اتم کربن و جرم یک اتم کلسیم $\frac{2}{5}$ برابر جرم یک اتم اکسیژن است. استفاده از این نسبت ها در محاسبه های آزمایشگاهی کاری بس دشوار بود. از اين رو، شيمی دان ها ناگزير شدند جرم خاصی را به يك عنصر معين نسبت دهند و سپس به كمك نسبت های اندازه گيري شده، جرم عنصرهای ديگر را محاسبه کنند. سرانجام فراوان ترین ايزوتوب کربن یعنی کربن - ^{12}C برای اين منظور انتخاب شد. اين اتم کربن در هسته خود ۶ پروتون و ۶ نوترون دارد. دانشمندان جرم اين اتم را دقیقاً برابر با $12/000$ در نظر گرفتند. با اين حساب اتم اکسیژن که جرمی معادل $1/33$ برابر جرم اتم کربن دارد، در اين مقیاس جرمی برابر با $16/000$ خواهد داشت. جرم اتم عنصرهای ديگر نيز به همین شيوه اندازه گيري شد. شيمی دان ها برای جرم یک اتم یا جرم اتمی، amu را که کوتاه شده عبارت atomic mass unit به معنای واحد جرم اتمی است، به عنوان يکاي جرم اتمی معرفی کردند. يك amu برابر يك دوازدهم ($\frac{1}{12}$) جرم اتم کربن - ۱۲ است. بنابراین در اين مقیاس جرم اتم کربن - ۱۲ برابر با $12/000\text{amu}$ و جرم اتم اکسیژن، $16/000\text{amu}$ خواهد بود. در اين مقیاس جرم پروتون و نوترون تقریباً 1amu است. در حالی که جرم الکترون تقریباً يك دوهزارم ($\frac{1}{4000}$) اين مقدار است. در جدول ۱ ویژگی های اين ذره های زیراتومی را مشاهده می کنید.

جدول ۱ برخی ویژگی های ذره های زیراتومی

نام ذره	نماد*	جرم		بار الکتروني نسبی
		g	amu	
الکترون	e^-	$9/109 \times 10^{-28}$	$0/0005$	-1
پروتون	p^+	$1/673 \times 10^{-24}$	$1/0073$	+1
نوترون	n^0	$1/675 \times 10^{-24}$	$1/0087$	0

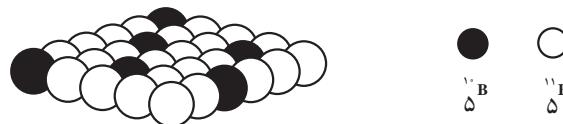
* در اين نماد عدد های سمت چپ از بالا به پايانين به ترتيب جرم نسبی و بار نسبی ذره را مشخص می کنند.

از آن جا که جرم پروتون ها و نوترون ها با هم برابر و حدوداً برابر با 1amu است، می توان از روی عدد جرمی يك اتم، جرم آن را تخمين زد. برای مثال جرم يكی از ايزوتوب های ليتیم که ^3Li ۳ پروتون و ^4Li ۴ نوترون دارد (^7Li) برابر 7amu است. با توجه به وجود ايزوتوب ها و تفاوت در فراوانی آنها، برای گزارش جرم نمونه های طبیعی از اتم عنصرهای مختلف جرم اتمی میانگین به کار می رود.



فکر کنید

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

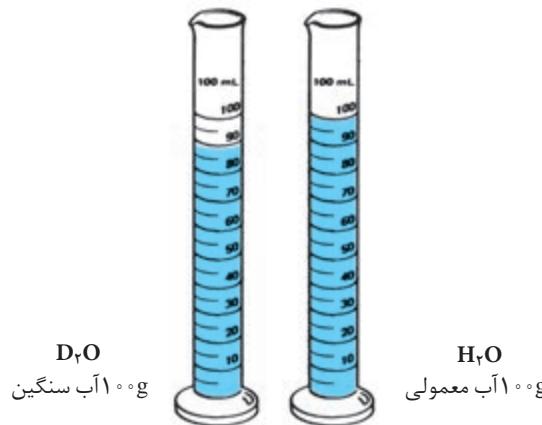


نمایش بخشی از یک نمونه طبیعی عنصر بور

۲- اکسیژن سه ایزوتوب (${}^1\text{H}$ ، ${}^{16}\text{O}$ ، ${}^{17}\text{O}$ و ${}^{18}\text{O}$) و هیدروژن نیز سه ایزوتوب (${}^1\text{H}$ ، ${}^2\text{D}$ ، ${}^3\text{T}$) دارد. با توجه به تعداد ایزوتوب‌های این دو عنصر، در یک نمونه طبیعی آب که مولکول‌های آن از اتصال ایزوتوب‌های 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 ایزوتوب‌ها 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 دقیق به شکل زیر نگاه کنید.
آ) از این مشاهده چه نتیجه‌ای می‌گیرید؟

ب) به نظر شما اگر یک قطعه یخ- D_2O را در آب معمولی (H_2O) بیندازیم، روی آب شناور می‌ماند یا در آب فرو می‌رود؟ شما چه پیش‌بینی می‌کنید؟ چرا؟



اطلاعات جمع‌آوری کنید

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

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

پایداری ایزوتوب‌ها به تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های درون هسته بستگی دارد. برای نمونه همه هسته‌هایی که ۸۴ یا بیش از این تعداد پروتون دارند، ناپایدار هستند. اما بر طبق یک قاعدة کلی اگر برای هسته‌ای نسبت تعداد نوترون‌ها به پروتون‌ها ۱/۵ یا بیش از این باشد، هسته یادشده ناپایدار خواهد بود. این گونه هسته‌های ناپایدار بر اثر واکنش‌های تلاشی هسته‌ای به هسته‌های پایدار تبدیل می‌شود.

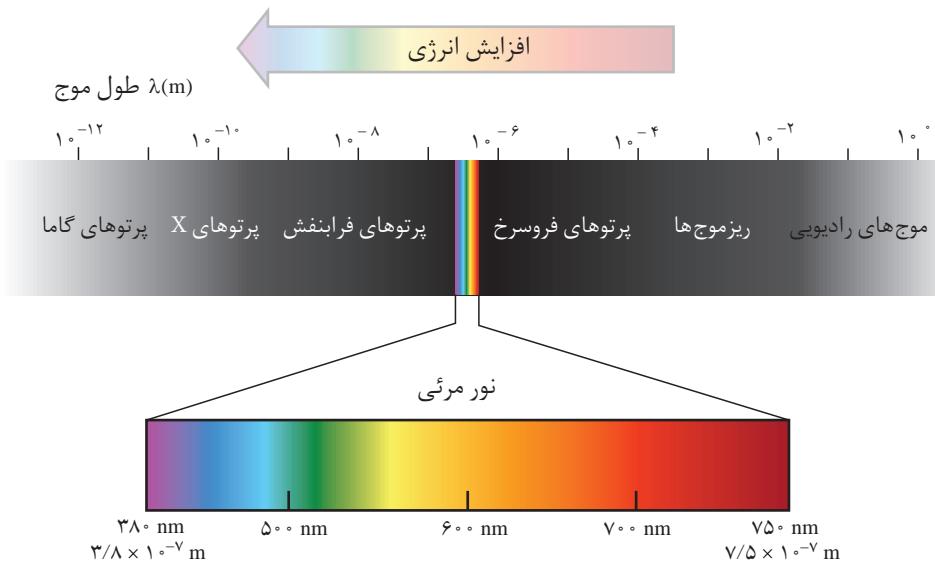
آتش بازی و کشف ساختار آتش

در سال ۱۶۶۶ نیوتن 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 همه طول موج‌های نور مرئی را نشان می‌دهد.



مراسم آتش بازی یک تفریح شیمیایی است!

استفاده از مخلوط مواد شیمیایی برای تولید مواد منفجره، هنری باستانی است. چینی‌ها از جمله نخستین مردمانی بوده‌اند که بیش از هزار سال 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 سده نوزدهم کشف شد که با افزودن براده‌های آهن به باروت سیاه می‌توان جرقه‌های آتش به رنگ نارنجی تولید کرد. اما، با پیشرفت شگرف دانش شیمی در سده نوزدهم مواد تازه‌ای به آتش بازی‌ها راه یافتند. نمک‌های مس، استرانسیم و باریم رنگ‌هایی زیبا و گرد منیزیم و آلومینیم نور سفید خیره کننده‌ای به جرقه‌های آتش می‌بخشیدند. همان‌طور که از شیمی سال اول به ياد دارید، این رنگ‌ها و نور سفید خیره کننده بخشی از طیف الکترومغناطیسی هستند، شکل ۴. اما، این پرسش که این رنگ‌ها چگونه به وجود می‌آیند همواره بی‌پاسخ ماند.

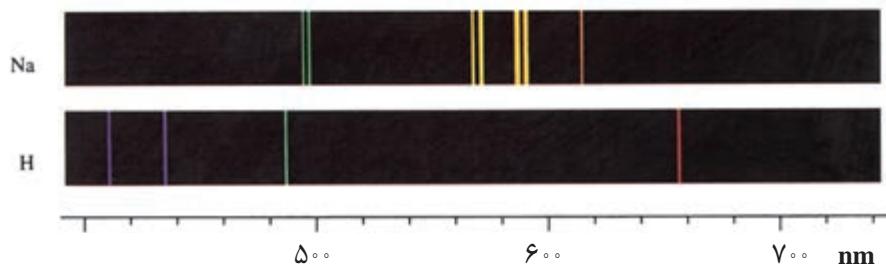


شکل ۴ طیف الکترومغناطیسی

را برتر 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 شعله 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 آتش بازی می‌داد. با عبور این نور سبزرنگ از منشوری که در دستگاه تعییه شده بود، الگویی به مانند تصاویر نشان داده شده در شکل ۵ به دست آمد. بونزن این الگورا طیف نشری خطی نامید. (چرا؟) وی که از این مشاهده شگفت‌زده شده بود، آزمایش را با چند ترکیب فلزدار دیگر



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



شکل ۵ طیف نشری خطی عنصرهای سدیم و هیدروژن

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

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



خط نماد

آزمایش کنید

آزمون شعله

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

وسایل مورد نیاز : چراغ بونزن، گیره بوته، شیشه ساعت، شش بشیر 5 mL ، چند گلوله پنبه‌ای

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

روش کار

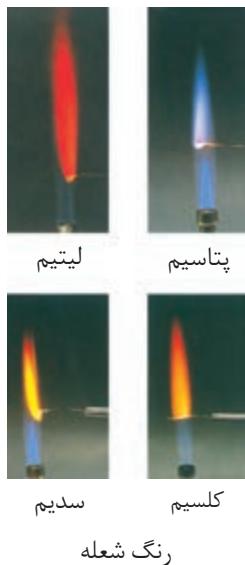
۱- چراغ بونزن را روشن کرده، شعله آن را تنظیم کنید.

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

۳- مقداری از نمکی که در اختیار دارید در یک بشیر 5 mL بریزید و در مقدار کمی آب حل کنید. سعی کنید در هر بار مقدار نمک و آب یکسانی به کار ببرید.

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

در آزمون شعله، اگر نمک به کار برد شده شده خلوص بالایی نداشته باشد، رنگ شعله همانند آنچه انتظار می‌رود، نخواهد بود.



انرژی زیاد ایجاد شده به هنگام تخلیه 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.

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

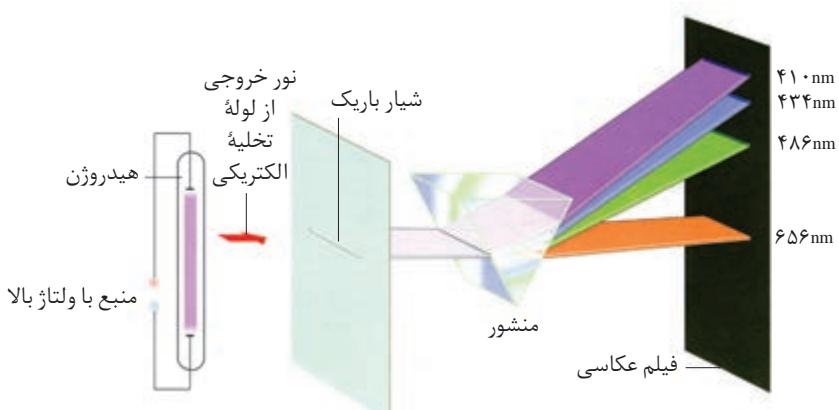
رنگ مشاهده شده	نام نمک	شماره آزمایش
		۱
		۲
		۳
	نمونه مجھول	۴

توجه

- آ) برای اطمینان از نتیجه می‌توانید هریک از این آزمایش‌ها را دو یا سه بار تکرار کنید.
- ب) نمونه مجھول توسط مربی آزمایشگاه و از میان نمک‌هایی انتخاب می‌شود که پیش از این مورد آزمایش قرار گرفته‌اند.
- پ) اگر یک افسانه دستی در اختیار داشته باشید می‌توانید محلول این نمک‌ها را در اتانول تهیه کرده با افساندن آن در شعله تغییر رنگ‌ها را به صورت دیدنی تری 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 لوله تخلیه الکتریکی دارای گاز هیدروژن با فشار کم، ولتاژ بالای اعمال شود، بر اثر تخلیه الکتریکی، گاز درون لوله با رنگ صورتی روشن به التهاب درمی‌آید. با عبور دادن نور حاصل، از یک منشور طیف نشری خطی هیدروژن به دست می‌آید، شکل ۶. تلاش برای توجیه علت ایجاد وجایگاه ثابت خط‌های موجود در این طیف، زمینه‌ساز پیشرفت شگرفی در شیمی و فیزیک شد.



شکل ۶ طیف نشری خطی حاصل از اتم‌های برانگیخته هیدروژن



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 فاصله آن از هسته رابطه‌ای مستقیم دارد. در واقع هر چه الکترون از هسته دورتر می‌شود، انرژی آن افزایش می‌یابد.

۳- این الکترون فقط می‌تواند در **فاصله‌های معین** و ثابتی پیرامون هسته گردش کند. در واقع الکترون فقط اجازه دارد که **مقادیر معینی انرژی** داشته باشد. به هر یک از این مقادیر انرژی تراز انرژی می‌گویند. تعداد محدودی از این ترازهای انرژی در اتم وجود دارد.

۴- این الکترون معمولاً در 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 آن جا 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 ۷ را نگاه کنید.

به این گونه انرژی که به صورت یک بسته انرژی مبادله می‌شود، انرژی کوانتمی یا پیمانه‌ای می‌گویند. بور با کوانتمی درنظر گرفتن ترازهای انرژی توانست با موفقیت طیف نشری خطی هیدروژن را توجیه کند، شکل‌های ۷ و ۸.

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

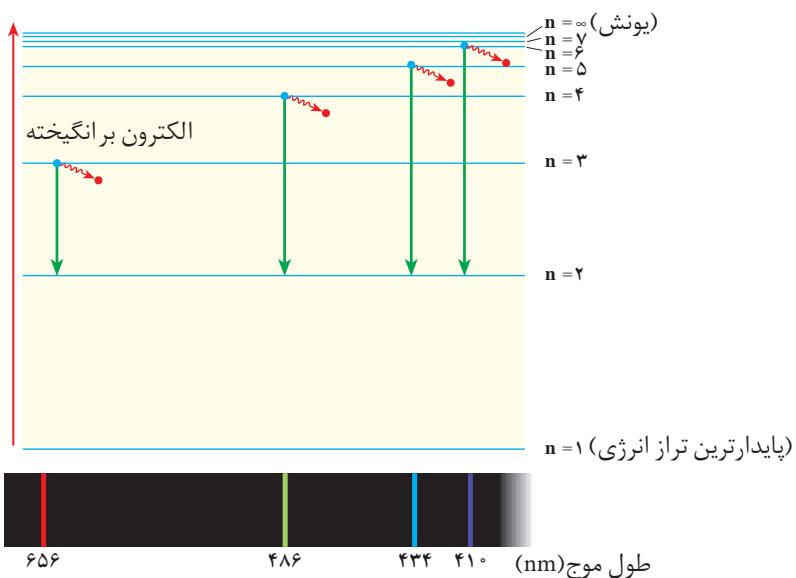


نیلز بور
(۱۸۸۵-۱۹۶۲)

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

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

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



توجه به بخش مریب طیف نشری خطی اتم هیدروژن با مدل اتمی بور

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



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

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



بیشتر بدانید

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

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



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

مدل کوانتمی اتم

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

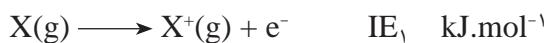
مقادیر مجاز برای عدد کوانتمی اصلی (n) عددهای صحیح مثبت $1, 2, 3, \dots$ هستند.

n که عدد کوانتمی اصلی گفته می‌شود، همان عددی است که بور برای مشخص کردن ترازهای انرژی در مدل خود به کار برده بود. در مدل کوانتمی به جای ترازهای انرژی از واژه لایه‌های الکترونی استفاده می‌شود و n تراز انرژی آنها را معین می‌کند. $1 = n$ پایدارترین لایه الکترونی را نشان می‌دهد و هر چه n بالاتر رود تراز انرژی لایه الکترونی افزایش می‌یابد. پیرامون هسته اتم حداقل هفت لایه الکترونی مشاهده شده است.

فکر کنید

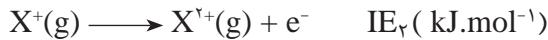
آموختید که یونش به معنای خارج کردن یک الکترون از اتم و ایجاد یون مثبت است. این عمل به انرژی نیاز دارد. از آن جا که اندازه‌گیری و گزارش مقدار انرژی لازم، برای یونش یک مول اتم آسان‌تر است، انرژی یونش را به عنوان انرژی لازم برای فرایند زیر تعریف می‌کنند.

معمولًاً به هنگام یونش سیستم الکترون‌ها از اتم جدا می‌شوند.



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

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. IE_2 کوتاه شده عبارت Ionization Energy است.



و به همین ترتیب انرژی‌های یونش بعدی تعریف می‌شود.

نمودار زیر تغییر انرژی‌های یونش متوالی منیزیم Mg_{12} را نشان می‌دهد. با بررسی آن به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهید.

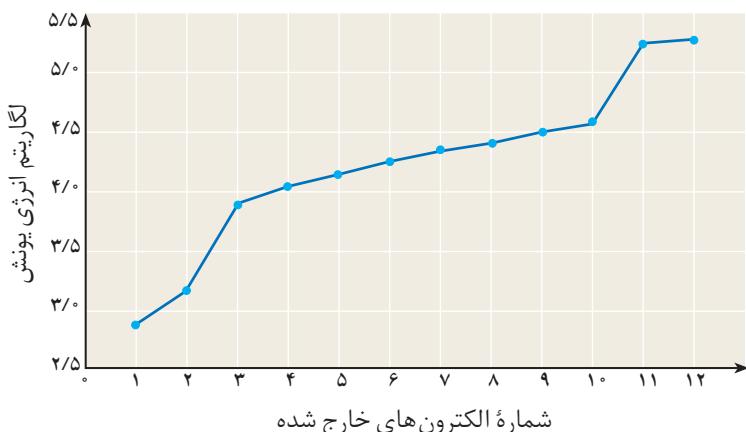
آ) جدا کردن کدام الکترون آسان‌تر است؟ چرا؟

ب) روند تغییر انرژی‌های یونش متوالی را توصیف کنید.

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

ت) دانشمندان این مشاهده‌ها را شاهدی بر وجود لایه‌های الکترونی در اتم می‌دانند.

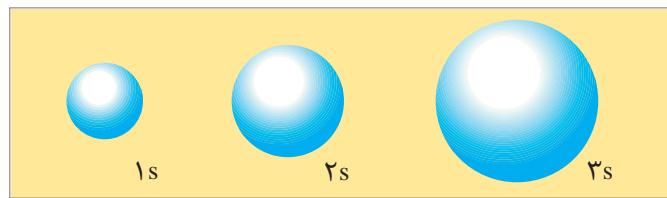
چرا؟



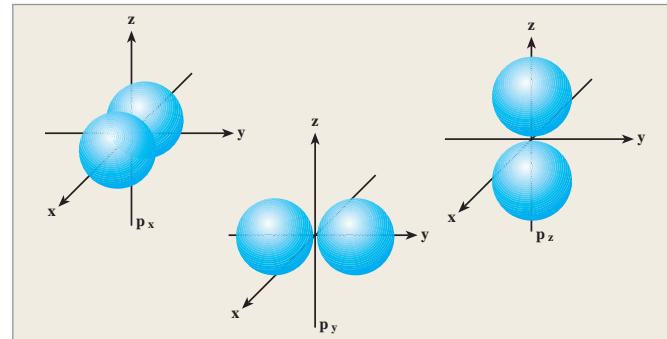
مشاهده‌های نشان داده است که الکترون‌های موجود در یک لایه الکترونی، گروه‌های کوچک‌تری نیز تشکیل می‌دهند. به هر یک از این گروه‌ها زیرلایه می‌گویند. n تعداد زیرلایه‌های هر لایه الکترونی را نیز مشخص می‌کند. برای مثال در لایه الکترونی ۲ دو زیرلایه وجود دارد. زیرلایه‌ها را با عدد کوانتمی اوربیتالی (l) مشخص می‌کنند. ۱ می‌تواند عده‌های درست ۰ تا $1-n$ را در بر بگیرد. این مقادیر عددی را معمولاً با حروف s ($l=0$), p ($l=1$), d ($l=2$) و f ($l=3$) نشان می‌دهند. برای مثال در دومین لایه الکترونی ($n=2$) دو زیرلایه s و p وجود دارد. افزون بر این‌ها ۱ شکل و تعداد اوربیتال‌ها را نیز مشخص می‌کند. همان‌طوری که در شکل ۹ می‌بینید شکل اوربیتال‌های موجود در زیر لایه‌های s و p به ترتیب کروی و دمبلی هستند.



آ) اوربیتال‌های $1s$, $2s$, $1s$, $3s$



ب) در هر زیر لایه سه اوربیتال وجود دارد.



شکل ۹

سومین عدد کوانتومی که عدد کوانتومی مغناطیسی (m_l) گفته می‌شود، جهت‌گیری اوربیتال‌ها را در فضا معین می‌کند. m_l همهٔ عده‌های صحیح بین $-l$ تا $+l$ را دربر می‌گیرد. برای مثال اگر $l = 1$ باشد، برای m_l مقادیر -1 , 0 , $+1$ به دست می‌آید. در جدول ۲ عده‌های کوانتومی برای اوربیتال‌های موجود در سه لایه الکترونی نخست اتم هیدروژن نشان داده شده است.

در هر زیر لایه به تعداد $2l + 1$ اوربیتال وجود دارد. برای مثال در زیر لایه p که $l = 1$ است، $3 = 1 + 1 + 1$ (۲×۲) اوربیتال یافت می‌شود. همان‌طوری که در شکل ۹-ب دیده می‌شود، تنها جهت‌گیری اوربیتال‌های موجود در زیر لایه p ، آنها را از یکدیگر متمایز می‌کند. p_x , p_y , p_z و p نمادهایی هستند که برای نمایش این اوربیتال‌ها به کار می‌روند.

جدول ۲ عده‌های کوانتومی برای اوربیتال‌های موجود در سه لایه الکترونی نخست اتم هیدروژن

تعداد کل اوربیتال‌ها (n^2)	تعداد اوربیتال‌ها (تعداد m_l)	m_l	تعداد زیر لایه	نوع زیر لایه	l	n (لایه الکترونی)
۱	۱	۰	۱	s	۰	۱
۴	۱	۰	۱	s	۰	۲
	۳	$-1, 0, +1$	۲	p	۱	
۹	۱	۰	۱	s	۰	۳
	۳	$-1, 0, +1$	۲	p	۱	
	۵	$-2, -1, 0, +1, +2$	۳	d	۲	

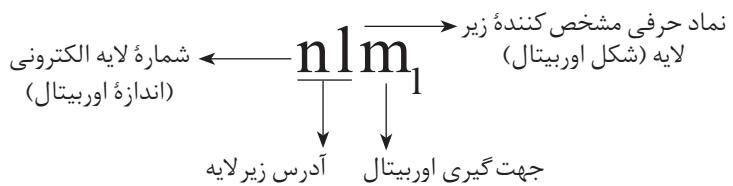
همان‌طوری که گفته شد مجموعه‌ای از اوربیتال‌ها با مقدار ۱ برابر، یک زیر لایه را

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

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

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

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

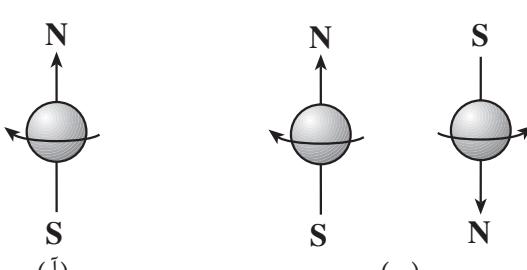


برای مثال $2p$ نشان می‌دهد که این اوربیتال دمبلی شکل در لایه الکترونی دوم و در زیرلایه p قرار دارد.

چهارمین عدد کوانتومی و اصل طرد پائولی

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

دور محو خود بگردند.



آ) آهنربای ریز ایجاد شده بر اثر حرکت اسپینی الکترون

ب) جهت گیری پایدار دو الکترون در یک اوربیتال

حرکت در خلاف جهت حرکت حرکت در جهت حرکت عقربه‌های ساعت

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

شکل ۱۰



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

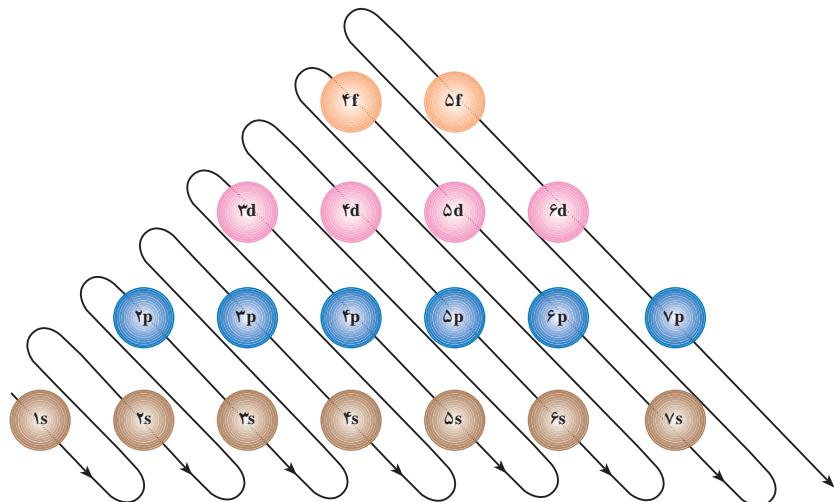
در سال ۱۹۲۵ یک فیزیک‌دان اتریشی به نام پائولی با ارایه اصلی که اصل طرد پائولی نام گرفت اظهار داشت که: «هیچ اوربیتالی در یک اتم نمی‌تواند بیش از دو الکترون در خود جای دهد.» این اصل با توجه به بحث اسپین و معرفی چهارمین عدد کوانتومی کاملاً قابل درک است. به‌طوری که در بیان دیگری از اصل طرد پائولی می‌خوانیم: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

شیوهٔ نمایش		آدرس الکترون					
نموداری نوشتاری*		atom	تعداد الکترون‌ها	لایه الکترونی (n)	زیرلایه (l)	اوربیتال (m _l)	اسپین (m _s)
1s ¹	↑	+ $\frac{1}{2}$	(s)	(s)			
		يا - $\frac{1}{2}$	(s)	(s)			
1s ²	↓	+ $\frac{1}{2}$ - $\frac{1}{2}$	(s)	(s)			
					1	1	H
1s ²	↑↓	+ $\frac{1}{2}$ - $\frac{1}{2}$	(s)	(s)		1	2
							He

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

آرایش الکترونی اتم

به این ترتیب مدل کوانتوسی اتم به ما این امکان را می‌دهد که چگونگی آرایش الکترون‌ها در اتم‌ها را تعیین کنیم. از آن‌جا که الکترون‌ها همواره تمایل دارند تا در پایین ترین تراز انرژی قرار گیرند، بنابراین ترتیب پرشدن زیر لایه‌ها به شکل زیر خواهد بود، شکل ۱۱.



شکل ۱۱ شیوه پرشدن زیر لایه‌ها

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

جدول ۳ آرایش الکترونی اتم ده عنصر متواالی

نماد شیمیایی عنصر	آرایش الکترونی نموداری	آرایش الکترونی نوشتاری
₁ H	1s	1s ¹
₂ He	1s 2s	1s ²
₃ Li	1s 2s 2p	1s ² 2s ¹
₄ Be	1s 2s 2p	1s ² 2s ²
₅ B	1s 2s 2p	1s ² 2s ² 2p ¹
₆ C	1s 2s 2p	1s ² 2s ² 2p ²
₇ N	1s 2s 2p
₈ O	1s 2s 2p
₉ F	1s 2s 2p
₁₀ .Ne	1s 2s 2p



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

قاعده هوند: هنگام پر شدن اوربیتال‌های همانرژی (مانند اوربیتال‌های p و یا اوربیتال‌های d) تازمانی که هر یک از اوربیتال‌ها نیمه پر شده باشد، هیچ کدام پر نمی‌شود.

اصل آفبا و جدول تناوبی عنصرها

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

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

فکر کنید

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

۱- جدول را کامل کنید.

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

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

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

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

۲- فعالیت‌های زیر را انجام دهید.

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

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

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

توجه: برای عنصرهایی که اوربیتال d آنها در حال پرشدن است مجموع الکترون‌های موجود در اوربیتال‌های s لایه آخر و d لایه پیش از آخر، الکترون‌های ظرفیتی در نظر گرفته می‌شوند. در ضمن برای عنصرهایی که اوربیتال p آنها در حال پرشدن است، شماره ستون با افزودن عدد $\circ ۱$ به تعداد الکترون‌های ظرفیت مشخص می‌شود.

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

۳- بر پایه پیشنهادهای زیر عنصرها را دسته‌بندی کنید.

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

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

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

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



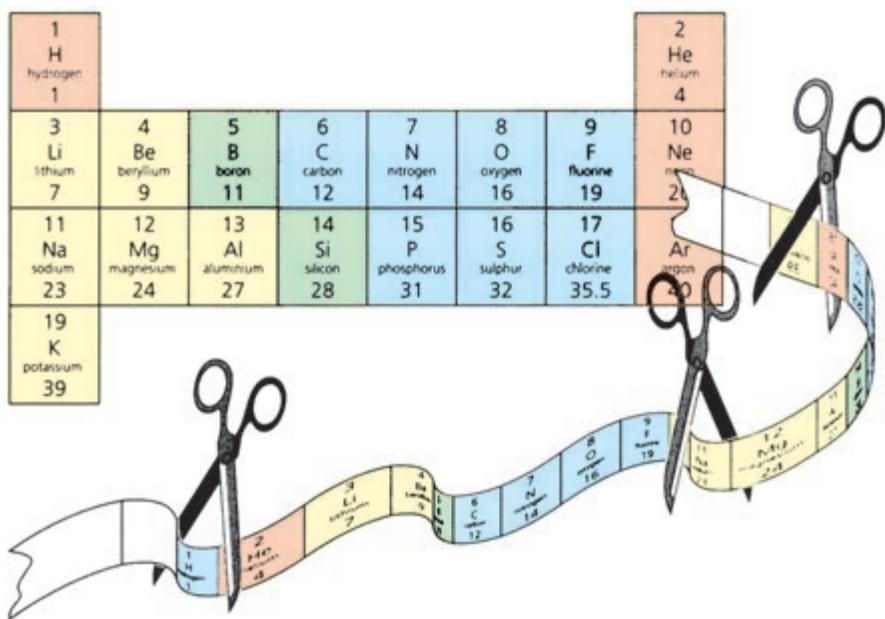
- ۵- اگر علت واکنش پذیری عنصرها را تمایل آنها برای دستیابی به لایه‌های الکترونی پر تعریف کنیم، کدام عنصرها از این دید واکنش نپذیرند؟ آنها را نام ببرید.
- ۶- آرایش الکترونی مورد انتظار برای Cr_{24} و Cu_{29} رارسم کنید. تفاوت مشاهده شده میان این آرایش و آرایش الکترونی داده شده را چگونه توضیح می‌دهید؟

بیشتر بدانید

از دهه ۱۹۱۰ میلادی به این سو، کشف تعداد زیادی ذره زیر اتمی دانشمندان را به این فکر فرو برد که درک پیشین آنها از ساختار اتم بویژه تصور آنها از پروتون‌ها و نوترون‌ها به عنوان ذره‌های بنیادی نارسا و ناکافی بوده است. این نارسایی با ارایه نظریه کوارک‌ها در سال ۱۹۷۴ تا حدودی برطرف شد ولی این یافته‌ها طی سی سال گذشته، زمینه‌ساز ارایه نظریه تازه‌ای شد که به مدل استاندارد ذره‌ها و برهم‌کنش‌ها معروف شده است. این نظریه جدید طی این سال‌ها به تدریج گسترش یافت و هر روز بر 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.

۲ بخش

خواص تناوبی عنصرها



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



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 این‌رو می‌توان عنصرها را در چند خانواده گروه‌بندی کرد به‌طوری که در هر خانواده خواص عنصرهای موجود مشابه یک دیگر باشد و تنها تغییر مختصری در خواص آنها روی دهد.

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



دیمیتری ایوانوویچ مندلیف
(۱۸۳۴–۱۹۰۷)

تحقیق کنید

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

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

TABELLE II								
REIHEN	GRUPPE I. — R ₂₀	GRUPPE II. — R ₀	GRUPPE III. — R ₂₀₃	GRUPPE IV. R _H R ₀₂	GRUPPE V. R _{H3} R ₂₀₅	GRUPPE VI. R _{H2} R ₀₃	GRUPPE VII. R _H R ₂₀₇	GRUPPE VIII. — R ₀₄
1	H = 1							
2	Li = 7	B _e = 9, 4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 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	F = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63.
5	(Cu = 63)	Zn = 65	= 68	= 72	A _s = 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	T _e = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	? Di = 138	? Ce = 140	-	-	-	- - - -
9	(-)	-	-	-	-	-	-	
10	-	-	? Er = 178	? La = 180	T _O = 182	W = 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.



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

یکی از موارد بی نظمی که در جدول مندلیف مشاهده می شد 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 می شناسیم. او همچنین خواص گالیم و ژرمانیم و هفت عنصر دیگر را پیش بینی کرد که این پیش گویی هادر هشت مورد درست بود. مندلیف نیز به خاطر این پیش بینی های درست خود تا این اندازه مشهور شده است.

به جاهای خالی جدول اولیه مندلیف توجه کنید، شکل ۱. عنصرهایی با جرم های اتمی ۴۴، ۶۸ و ۷۲ به این مکان ها تعلق دارند. مندلیف برای رعایت اصل تشابه خواص فیزیکی و شیمیایی ناگزیر شد که برخی از خانه های جدول پیشنهادی خود را خالی بگذارد. او پیش بینی 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 پیش بینی کرد. در جدول ۱ یکی از این عنصرها و خواص آن را مشاهده می کنید. جالب است که پس از یافتن این عنصر، خواص پیش بینی شده با خواصی که برای آن مشاهده شد، مطابقت داشت.

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

عنصر پیش بینی شده	نام عنصر (سال کشف)	خواص	پیش بینی شده	مشاهده شده
اکا [*] آلومینیم	۱۸۷۵ گالیم	چکالی نقطه ذوب فرمول اکسید	۶/۰ g/mL کم Ea _۲ O _۳	۵/۹۶ g/mL ۳۰°C Ga _۲ O _۳

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

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

جدول تناوبی امروزی عنصرها

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



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

شکل ۲، متداول‌ترین شکل جدول تناوبی است که در حال حاضر توسط شیمی‌دان‌ها مورد استفاده قرار می‌گیرد. این جدول براساس **قانون تناوبی عنصرها** استوار است. بر طبق این قانون هرگاه عنصرها را بر حسب افزایش عدد اتمی در کنار یک‌دیگر قراردهیم خواص فیزیکی و شیمیایی آنها به صورت تناوبی تکرار می‌شود.

از آن جا که رفتار شیمیایی هر عنصر به وسیله آرایش الکترونی آن تعیین می‌شود، مهم‌ترین نکته در جدول تناوبی مشابه آرایش الکترونی لایه ظرفیت عنصرهای یک خانواده در بسیاری از گروه‌های این جدول است. بنابراین با نگاهی به جدول تناوبی متوجه می‌شویم که خواص شیمیایی عنصرهای هم‌گروه به این دلیل مشابه هستند که آرایش الکترونی لایه ظرفیت آنها به یک‌دیگر شبیه است.

ویژگی‌های گروهی عنصرها

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

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

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

نافلزها: این عنصرها به طور معمول رساناهای خوبی برای گرما و برق نیستند. برخلاف فلزها به حالت جامد، شکننده‌اند و عموماً سطح براقی هم ندارند. بیشتر نافلزها مانند نیتروژن، اکسیژن، فلور و کلر در فشار ۱ atm و دمای اتاق به صورت گاز هستند.

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

در ادامه به بررسی ویژگی‌های بر جسته فلزهای قلیایی و قلیایی خاکی، فلزهای واسطه، اکتینیدها، لانتانیدها، هالوژن‌ها و گازهای نجیب می‌پردازیم.



عنصرهای گروه اصلی

عنصرهای گروه اصلی

فلزهای قلابی خاکی

فلزهای قلابی قلابی

جامد

ملایع

گاز

نخود فلزها

نافلزها

عنصرهای اولیه

هالوژن‌ها

کازهای نجیب

عدد ششیمیابی
نماد ششیمیابی
نام انتزی
جزء انتزی
متانکین

عنصرهای نجیب

عنصرهای نجیب

عنصرهای نجیب

عنصرهای نجیب

عنصرهای نجیب

عنصرهای اولیه

کاز

نخود

فلزها

نخود فلزها

نافلزها

عنصرهای اولیه

هالوژن‌ها

کازهای نجیب

عنصرهای نجیب

عنصرهای نجیب

1 H
Hydrogen
1.008

2 Li
Lithium
6.941

3 Na
Sodium
22.99

4 K
Potassium
38.91

5 Rb
Rubidium
85.47

6 Cs
Cesium
132.9

7 Fr
Francium
(223)

8 Ra
Radium
(226)

9 Ac
Actinium
(227)

10 Ce
Cerium
(180.9)

11 Pr
Praseodymium
(144.9)

12 Nd
Neodymium
(144.2)

13 Pm
Promethium
(145)

14 Eu
Europium
(152)

15 Tb
Thulium
(157.3)

16 Dy
Dysprosium
(158.5)

17 Ho
Holmium
(164.9)

18 Er
Erbium
(167.3)

19 Tm
Thulium
(168.9)

20 Yb
Ytterbium
(173.0)

21 Lu
Lutetium
(174.9)

22 Hf
Hafnium
(178.5)

23 Ta
Tantalum
(180.3)

24 W
Tungsten
(183.9)

25 Os
Osmium
(190.2)

26 Rh
Rhodium
(196.2)

27 Ru
Ruthenium
(192.2)

28 Os
Osmium
(195.1)

29 Hs
Hassium
(209)

30 Mt
Moscovium
(210)

31 Ds
Darmstadtium
(211)

32 Rg
Roentgenium
(217)

33 Uub
Uubonium
(217.9)

34 Uog
Uogonium
(228)

35 Uuh
Uuhonium
(229)

36 Uup
Uuponium
(230)

37 Uuh
Uuhonium
(231)

38 Uus
Uusonium
(234)

39 Uuo
Uuoonium
(235)

4 H
Hydrogen
1.008

5 Li
Lithium
6.941

6 Be
Beryllium
9.012

7 B
Boron
10.81

8 C
Carbon
12.01

9 N
Nitrogen
14.01

10 O
Oxygen
16.00

11 F
Fluorine
19.00

12 Ne
Neon
20.18

13 He
Helium
4.003

14 Ne
Neon
20.18

15 Ar
Argon
39.95

16 Cl
Chlorine
35.45

17 Br
Bromine
79.90

18 Kr
Krypton
83.80

19 Xe
Xenon
131.3

20 Rn
Radon
(222)

21 He
Helium
(24)

2 H
Hydrogen
1.008

3 Li
Lithium
6.941

4 Be
Beryllium
9.012

5 B
Boron
10.81

6 C
Carbon
12.01

7 N
Nitrogen
14.01

8 O
Oxygen
16.00

9 F
Fluorine
19.00

10 Ne
Neon
20.18

11 He
Helium
4.003

12 Ne
Neon
20.18

13 Ar
Argon
39.95

14 Cl
Chlorine
35.45

15 Br
Bromine
79.90

16 Kr
Krypton
83.80

17 Xe
Xenon
(131.3)

18 Rn
Radon
(222)

19 He
Helium
(24)

2 H
Hydrogen
1.008

3 Li
Lithium
6.941

4 Be
Beryllium
9.012

5 B
Boron
10.81

6 C
Carbon
12.01

7 N
Nitrogen
14.01

8 O
Oxygen
16.00

9 F
Fluorine
19.00

10 Ne
Neon
20.18

11 He
Helium
4.003

12 Ne
Neon
20.18

13 Ar
Argon
39.95

14 Cl
Chlorine
35.45

15 Br
Bromine
79.90

16 Kr
Krypton
83.80

17 Xe
Xenon
(131.3)

18 Rn
Radon
(222)

19 He
Helium
(24)

2 H
Hydrogen
1.008

3 Li
Lithium
6.941

4 Be
Beryllium
9.012

5 B
Boron
10.81

6 C
Carbon
12.01

7 N
Nitrogen
14.01

8 O
Oxygen
16.00

9 F
Fluorine
19.00

10 Ne
Neon
20.18

11 He
Helium
4.003

12 Ne
Neon
20.18

13 Ar
Argon
39.95

14 Cl
Chlorine
35.45

15 Br
Bromine
79.90

16 Kr
Krypton
83.80

17 Xe
Xenon
(131.3)

18 Rn
Radon
(222)

19 He
Helium
(24)

2 H
Hydrogen
1.008

3 Li
Lithium
6.941

4 Be
Beryllium
9.012

5 B
Boron
10.81

6 C
Carbon
12.01

7 N
Nitrogen
14.01

8 O
Oxygen
16.00

9 F
Fluorine
19.00

10 Ne
Neon
20.18

11 He
Helium
4.003

12 Ne
Neon
20.18

13 Ar
Argon
39.95

14 Cl
Chlorine
35.45

15 Br
Bromine
79.90

16 Kr
Krypton
83.80

17 Xe
Xenon
(131.3)

18 Rn
Radon
(222)

19 He
Helium
(24)

2 H
Hydrogen
1.008

3 Li
Lithium
6.941

4 Be
Beryllium
9.012

5 B
Boron
10.81

6 C
Carbon
12.01

7 N
Nitrogen
14.01

8 O
Oxygen
16.00

9 F
Fluorine
19.00

10 Ne
Neon
20.18

11 He
Helium
4.003

12 Ne
Neon
20.18

13 Ar
Argon
39.95

14 Cl
Chlorine
35.45

15 Br
Bromine
79.90

16 Kr
Krypton
83.80

17 Xe
Xenon
(131.3)

18 Rn
Radon
(222)

19 He
Helium
(24)

2 H
Hydrogen
1.008

3 Li
Lithium
6.941

4 Be
Beryllium
9.012

5 B
Boron
10.81

6 C
Carbon
12.01

7 N
Nitrogen
14.01

8 O
Oxygen
16.00

9 F
Fluorine
19.00

10 Ne
Neon
20.18

11 He
Helium
4.003

12 Ne
Neon
20.18

13 Ar
Argon
39.95

14 Cl
Chlorine
35.45

15 Br
Bromine
79.90

16 Kr
Krypton
83.80

17 Xe
Xenon
(131.3)

18 Rn
Radon
(222)

19 He
Helium
(24)

2 H
Hydrogen
1.008

3 Li
Lithium
6.941

4 Be
Beryllium
9.012

5 B
Boron
10.81

6 C
Carbon
12.01

7 N
Nitrogen
14.01

8 O
Oxygen
16.00

9 F
Fluorine
19.00

10 Ne
Neon
20.18

11 He
Helium
4.003

12 Ne
Neon
20.18

13 Ar
Argon
39.95

14 Cl
Chlorine
35.45

15 Br
Bromine
79.90

16 Kr
Krypton
83.80

17 Xe
Xenon
(131.3)

18 Rn
Radon
(222)

19 He
Helium
(24)

2 H
Hydrogen
1.008

3 Li
Lithium
6.941

4 Be
Beryllium
9.012

5 B
Boron
10.81

6 C
Carbon
12.01

7 N
Nitrogen
14.01

8 O
Oxygen
16.00

9 F
Fluorine
19.00

10 Ne
Neon
20.18

11 He
Helium
4.003

12 Ne
Neon
20.18

13 Ar
Argon
39.95

14 Cl
Chlorine
35.45

15 Br
Bromine
79.90

16 Kr
Krypton
83.80

17 Xe
Xenon
(131.3)

18 Rn
Radon
(222)

19 He
Helium
(24)

2 H
Hydrogen
1.008

3 Li
Lithium
6.941

4 Be
Beryllium
9.012

5 B
Boron
10.81

6 C
Carbon
12.01

7 N
Nitrogen
14.01

8 O
Oxygen
16.00

9 F
Fluorine
19.00

10 Ne
Neon
20.18

11 He
Helium
4.003

12 Ne
Neon
20.18

13 Ar
Argon
39.95

14 Cl
Chlorine
35.45

15 Br
B

گروه اول-فلزهای قلیایی

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

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

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

جدول ۲ خواص فلزهای قلیایی

نماد شیمیایی	نام عنصر	آرایش الکترونی لایه ظرفیت	انرژی نخستین یونش ($kJ\cdot mol^{-1}$)	شعاع اتمی (pm)	نقطهٔ جوش (°C)	نقطهٔ ذوب (°C)
Li	لیتیم	۲s ^۱	۵۲۰	۱۵۲	۱۳۱۷	۱۷۹
Na	سدیم	۳s ^۱	۴۹۶	۱۸۶	۸۹۲	۹۷/۶
K	پتاسیم	۴s ^۱	۴۱۹	۲۲۱	۷۷°	۶۳
Rb	روبیدیم	۵s ^۱	۴۰۳	۲۴۴	۶۸۸	۳۹
Cs	سزیم	۶s ^۱	۳۷۵	۲۶۲	۶۷۸	۲۸

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

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

شکل ۳ عناصرهای قلیایی



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

آزمایش کنید

واکنش پذیری فلزهای گروه اول جدول تناوبی هدف‌ها



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

۱- مقایسهٔ واکنش پذیری عنصرهای لیتیم، سدیم و پتاسیم

۲- آشنایی با برخی ویژگی‌های برجستهٔ فلزهای قلیایی

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

وسایل موردنیاز: لولهٔ آزمایش (سه عدد)، جای لولهٔ آزمایش

روش کار

۱- سه لولهٔ آزمایش را تا $\frac{1}{4}$ حجم آن با آب پر کنید.

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

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

پرسش

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

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

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

بیشتر 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 کم کند. هر ساله، پزشکان سراسر دنیا مقادیر زیادی لیتیم کربنات (Li_2CO_3) برای درمان این‌گونه بیماران تجویز می‌کنند.

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

در واقع، به نظر می‌رسد که یون لیتیم مانع از انجام یک چرخهٔ پیچیده از واکنش‌ها در مغز می‌شود و به این ترتیب، از انتقال دوباره یا تقویت تحریک‌های عصبی که به وسیلهٔ انتقال دهنده‌های 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 اندازهٔ زیادی ناشی از تنظیم نامناسب انتقال‌دهنده‌های عصبی و هورمون‌هاست. به عنوان نمونه، براساس پژوهشی در فنلاند، مقدار سروتونین در بدن اغلب تیهکاران خطرناک، به ویژه آنها کی که به عمد حریق ایجاد می‌کنند، از حد معمول کمتر است. سروتونین یک انتقال‌دهندهٔ عصبی است. هم‌اکنون، مطالعه‌روی لیتیم به عنوان دارویی برای درمان رفتارهای ناهنجار ادامه دارد.

ns^۲

Be	بریلیم
Mg	منیزیم
Ca	کلسیم
Sr	استرانسیم
Ba	باریم
Ra	رادیم

عنصرهای قلیایی خاکی

در این گروه فلزهایی جای دارند که نسبت به گروه فلزهای قلیایی سخت‌تر و چگال‌تر هستند و نقطهٔ ذوب آنها نیز بالاتر است. در جدول ۳ با عنصرهای این گروه و شبهات آرایش الکترونی بیرونی‌ترین سطح ارزی آنها با یک‌دیگر و تفاوت این آرایش الکترونی با فلزهای گروه اول آشنا می‌شویم. کلیهٔ فلزهای قلیایی خاکی واکنش‌پذیرند اما واکنش‌پذیری شیمیایی آنها به اندازهٔ عنصرهای گروه اول نیست. اما چرا واکنش‌پذیری آنها کمتر است؟ عنصرهای گروه قلیایی خاکی در لایهٔ ظرفیت خود دو الکترون دارند (ns^۲) و برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب‌پیش از خود باید دو الکترون از دست بدene. در حالی که عنصرهای قلیایی برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب‌پیش از خود تنها یک الکترون از دست می‌دهند.

جدول ۳ خواص فلزهای قلیایی خاکی

نام عنصر	نماد شیمیایی	آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت	یونش (kJ.mol ^{-۱})	انرژی نخستین	شعاع اتمی (pm)	نقطهٔ جوش (°C)	نقطهٔ ذوب (°C)
بریلیم	Be	۲s ^۲	۸۹۹	۱۲۸۰	۱۱۱	۲۷۷۰	۱۲۸۰
منیزیم	Mg	۳s ^۲	۷۳۸	۶۵۰	۱۱۰۷	۱۱۰۷	۶۵۰
کلسیم	Ca	۴s ^۲	۵۹۰	۸۳۸	۱۴۸۴	۱۴۸۴	۸۳۸
استرانسیم	Sr	۵s ^۲	۵۴۸	۷۷۰	۱۳۸۰	۱۳۸۰	۷۷۰
باریم	Ba	۶s ^۲	۵۰۲	۷۱۴	۱۶۴۰	۲۱۷	۷۱۴

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.

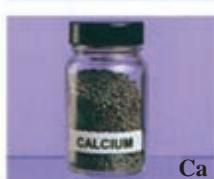
واکنش پذیری فلزهای گروه دوم جدول تناوبی هدف‌ها



Be



Mg



Ca



Sr



Ba

عنصرهای قلیایی خاکی

۱- مقایسهٔ واکنش پذیری منیزیم و کلسیم

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

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

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

کنید).

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

روش کار

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

۲- تکهٔ کوچکی از فلز کلسیم و نوار منیزیم را هم‌زمان به لوله‌های آزمایش بیفراید و مشاهدهٔ خود را یادداشت کنید.

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

پرسش

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

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

بیشتر بدانید

کلسیم در تشکیل استخوان نقش مهمی دارد. کمبود نمک‌های کلسیم در رژیم غذایی به ویژه در دورهٔ 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 صفحهٔ بعد میزان نیاز گروه‌های مختلف سفی به کلسیم نشان داده شده است.

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

امروزه پژوهشگران رشتهٔ 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 محكم‌تر و قوی‌تر می‌شود و احتمال پوکی آنها در سنین بالاتر کاهش می‌یابد.

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

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

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 بقیهٔ مراحل زندگی است.

گروه‌های سوم تا دوازدهم - عنصرهای واسطه

این عنصرها مانند گروه‌های اول و دوم جدول تناوبی همگی فلز هستند، اما واکنش‌پذیری شیمیایی آنها کمتر است. به جز جیوه، این فلزها از فلزهای گروه‌های اول و دوم سخت‌تر، چگال‌تر و دیرذوب‌تر هستند. بی‌نظمی‌های متعددی نیز در آرایش الکترونی عنصرهای واسطه به چشم می‌خورد. در لایهٔ 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 دیگریک الکترون در اوربیتال ۸ لایهٔ ظرفیت خود دارند.

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

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

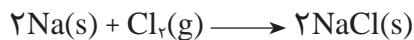
هستهٔ پایدارترین شکل عنصر اورانیم تا نزدیک به ۴/۵ میلیارد سال پایدار است. اما، عمر هستهٔ بقیهٔ اکتینیدها (جز توریم) به اندازه‌ای کوتاه است که هر مقدار از آن که در زمان پیدایش زمین تشکیل شده است، باید تاکنون متلاشی شده باشد.

عنصر ۱۸۹ اکتینیم (Ac_{۱۸۹}) گرفته شده است. در این عنصرها ساختار هسته نسبت به آرایش الکترونی از اهمیت کاربردی بیشتری برخوردار است. همه اکتینیدها هسته ناپایداری دارند، به این علت از جمله عنصرهای پرتوزا به شمار می‌آیند. شاید مشهورترین اکتینید، اورانیم باشد که از فروپاشی هسته آن انرژی لازم برای تولید برق در نیروگاه‌ها، زیردریایی‌ها و ناوهای هوایپیما بر فراهم می‌شود.

عنصرهای گروه‌های سیزدهم تا هیجدهم

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

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



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

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

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 هلیم، نئون و آرگون شناخته نشده است. عنصرهای دیگر این گروه کریپتون، زنون و رادون نام دارند. این گازها واکنش‌پذیری بسیار کمی دارند و در سال‌های اخیر چند ترکیب شیمیایی از آنها ساخته شده است.



آزمایش کنید

مقایسهٔ فعالیت شیمیایی هالوژن‌ها

هدف‌ها

۱- آشنایی با برخی از هالوژن‌ها

۲- مقایسهٔ روند تغییر واکنش‌پذیری در گروه هالوژن‌ها

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

حجمی mL ۵°

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 و توزین کرده، در آب حل کنید

و سپس محلول حاصل را در یک بالون حجمی ۵ میلی لیتری برشیزید و به کمک آب م قطره به حجم برسانید.

۲- ۱/۲ گرم KBr (پتاسیم برمید) را به کمک ترازو و توزین کرده، در آب حل کنید و

این محلول را مطابق بند ۱ روش کار در یک بالون ۵ میلی لیتری به حجم برسانید.

۳- ۱/۷ گرم KI (پتاسیم یدید) را به کمک ترازو و توزین کرده، در آب حل کنید و این

محلول را مطابق بند ۱ روش کار در یک بالون ۵ میلی لیتری به حجم برسانید.

۴- ۱۰ میلی لیتر مایع سفید کنندهٔ تجاری را در یک بشر برشیزید و به آن ۷/۵ 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- ۱۵ میلی لیتر از محلول KBr (پتاسیم برمید) را در یک بشر برشیزید، سپس به کمک

ترازو ۱٪ گرم KBrO₃ (پتاسیم برمات) را توزین کرده، به بشر اضافه کنید. سپس ۲/۵ میلی لیتر محلول غلیظ هیدروکلریک اسید به آن بیفزایید تا آب برم حاصل شود.

۶- ۱۵ میلی لیتر آب را در یک بشر برشیزید و به آن مقدار کمی KIO₃ (پتاسیم یدات)

اضافه کنید. سپس ۲ قطره محلول KI (پتاسیم یدید) و ۲/۵ میلی لیتر محلول غلیظ هیدروکلریک اسید به آن بیفزایید تا آب ید به دست بیاید.

۷- ۹ عدد لولهٔ آزمایش را به سه دستهٔ سه تایی تقسیم کنید و در هر دسته به ترتیب

۱ میلی لیتر محلول پتاسیم کلرید، پتاسیم برمید و پتاسیم یدید برشیزید.

۸- به سه لولهٔ آزمایش محتوی پتاسیم کلرید، به ترتیب ۱ میلی لیتر آب کلر به لولهٔ اول،

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

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

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

پرسش

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

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

چرا؟

۱۸۲	He	هليمن
۲	ns ^۲ np ^۶	
Ne	نئون	۱۰
Ar	آرگون	۱۸
Kr	کرپیتون	۳۶
Xe	زنون	۵۴
Rn	رادون	۸۶

گازهای نجیب

گازهای نجیب با آرایش الکترونی ویژه خود شناخته می شوند. در این عنصرها (به جز هلیم که فقط اوربیتال s دارد) اوربیتال های s و p در بیرونی ترین لایه الکترونی - لایه ظرفیت - پر هستند (ns^۲np^۶). به دلیل واکنش پذیری بسیار کم این گازها می توان نتیجه گرفت که پایداری آنها نتیجه داشتن چنین آرایشی از الکترون هاست. از سوی دیگر، هنگامی که در یک واکنش شیمیایی اتم یک عنصر فلزی یا نافلزی یک یا چند الکترون از دست می دهد یا به دست می آورد آرایش الکترونی یون حاصل مشابه یک گاز نجیب می شود. علی رغم واکنش پذیری کم گازهای نجیب این عنصرها تک اتمی کاربردهای بسیاری دارند. برای مثال از نئون در تابلوهای روشنایی تبلیغاتی و لیزرهای گازی استفاده می شود.

هیدروژن ، یک خانواده تک عضوی

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



آشنایی با برخی روندهای تناوبی

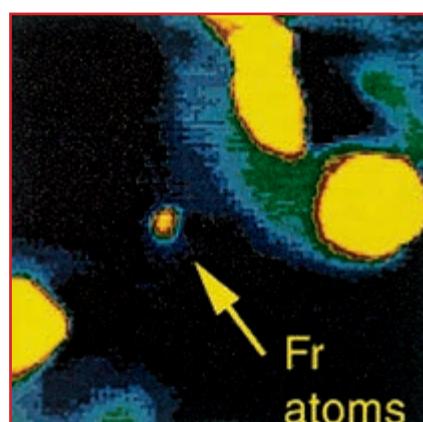
همان طوری که می‌دانید عنصرها در جدول تناوبی بر حسب افزایش عدد اتمی در کنار یک دیگر قرار گرفته‌اند. به این ترتیب می‌توانیم روندهای ویژه‌ای را در میان آنها مشاهده کنیم. برای مثال واکنش فلزهای قلیایی با آب را مورد توجه قرار می‌دهیم. این واکنش به تولید گاز هیدروژن و تشکیل یک محلول قلیایی می‌انجامد. در این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

بیشتر بدانید...

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 Xe، Kr، Ar، Ne، He و Rn) هستند و پنج عنصر دیگر عبارت اند از هیدروژن (H_2)، نیتروژن (N_2)، اکسیژن (O_2)، فلورور (F₂) و کلر (Cl₂). شکفت‌آور است که در میان عنصرهای موجود در طبیعت، تنها دو عنصر در دمای اتاق به حالت مایع است. جیوه (Hg) و برم (Br₂).

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

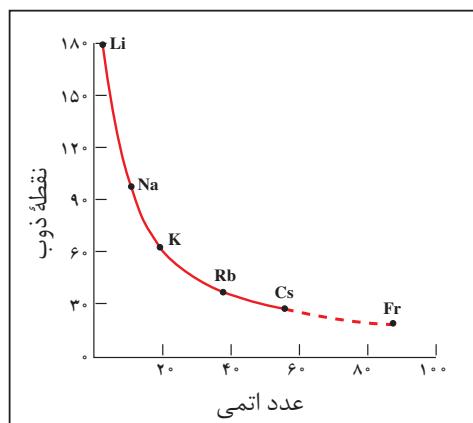
فرانسیم (Fr)، آخرین عضو گروه ۱ جدول تناوبی، را در نظر بگیرید. همه ایزوتوپ‌های فرانسیم پرتوزا هستند. پایدارترین ایزوتوپ این عنصر، فرانسیم - ۲۲۲ با نیم عمر ۲۱ دقیقه است. (نیم عمر یک مادهٔ پرتوزا، مدت زمان لازم برای فروپاشی و از بین رفتن نصف آن ماده است). این نیم عمر کوتاه بیان‌گر آن است که تنها مقادیر بسیار کمی از فرانسیم می‌تواند در طبیعت وجود داشته باشد. همچنین، اگر چه ساخت فرانسیم در آزمایشگاه امکان‌پذیر است، اما تهیه و جداسازی مقداری از آن که قابل وزن کردن باشد، ممکن نیست. از این رو، اطلاعات موجود دربارهٔ ویژگی‌های فیزیکی و شیمیایی فرانسیم بسیار



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

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

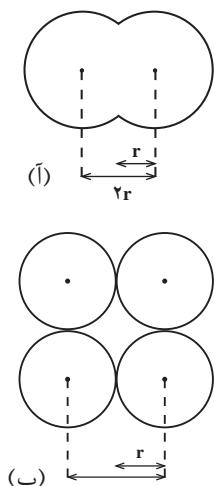
نقاطه ذوب فرانسیم را به عنوان نمونه در نظر بگیرید. نمودار رو به رو نشان می‌دهد که نقطه ذوب فلزهای قلیابی با افزایش عدد اتمی، کاهش می‌یابد. براساس این نمودار، نقطه ذوب فرانسیم حدود 23°C پیش‌بینی می‌شود. بنابراین، این عنصر در شرایط معمولی مایع است.



نمودار نقطه ذوب فلزهای قلیابی برحسب عدد اتمی آنها. اگر این نمودار را برداشت یابی کنیم، نقطه ذوب فرانسیم 22°C به دست می‌آید.

روندهای تغییر شعاع اتمی در جدول تناوبی عناصر

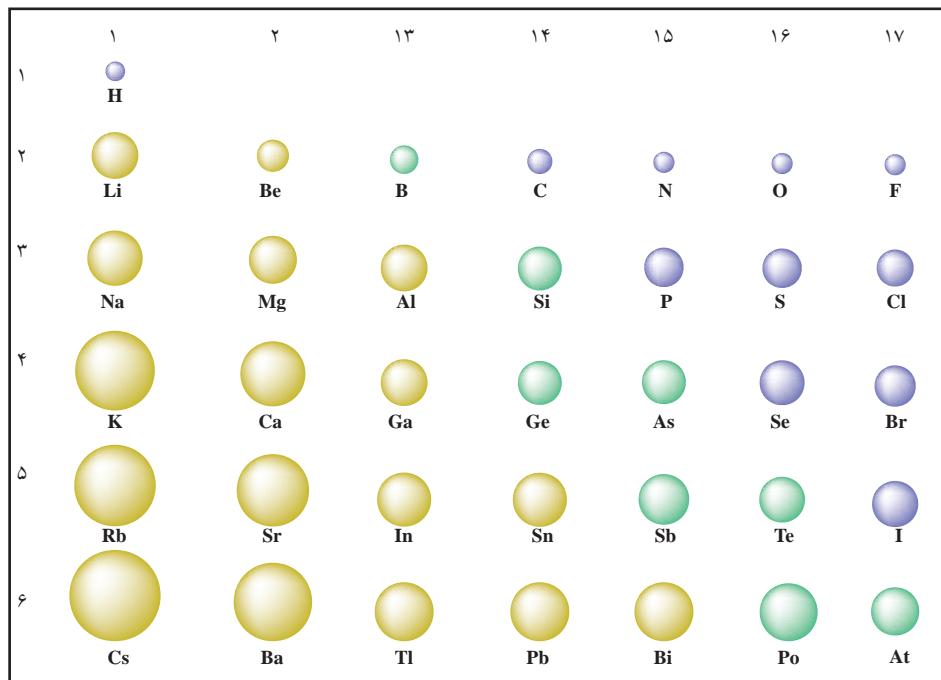
چنان‌که در بخش نخست کتاب نیز اشاره شد بیشتر فضای اتم خالی است. در واقع الکترون‌ها در محدوده‌هایی حرکت می‌کنند که شبیه به ابر به نظر می‌رسند. با این تشبیه می‌توان تصور کرد که تا چه اندازه، اندازه‌گیری ابعاد اتم‌ها دشوار است، زیرا مرزهای یک توده ابر مانند، نامشخص و متغیر است. اندازه‌یک اتم به وسیله شعاع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



شکل ۶ روش‌های تعیین شعاع اتمی
در اینجا به r شعاع کووالانسی می‌گویند.
آ) در یک مولکول دو اتمی:
در اینجا به r شعاع کووالانسی می‌گویند.
ب) در بلور یک عنصر.
در اینجا به r شعاع کووالانسی می‌گویند.
و اندروالانسی می‌گویند.
با توجه به شکل، برای یک عنصر کدام شعاع بزرگ‌تر است؟ شعاع کووالانسی یا شعاع واندروالانسی؟

آیا تغییر شعاع اتمی عناصر از یک روند تناوبی برخوردار است؟ در شکل ۷ شعاع اتمی عناصرهای گروه‌های اصلی آمده است. به نظر شما شعاع اتمی عناصرها در هر گروه از جدول تناوبی چگونه تغییر می‌کند؟ اگر به آرایش الکترونی عناصرهای جدول توجه کنیم متوجه می‌شویم که با حرکت از بالا به پایین در یک گروه جدول به ازای هر تناوب یک لایه الکترونی جدید به تعداد لایه‌های الکترونی عناصرها افزوده می‌شود. بنابراین، شعاع اتمی به دو دلیل در یک گروه از عناصرها افزایش می‌یابد:
آ) با زیاد شدن تعداد لایه‌های الکترونی، شعاع اتمی نیز افزایش می‌یابد. به عبارت دیگر، الکترون‌ها در فاصله‌های دورتری نسبت به هسته قرار می‌گیرند.





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

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

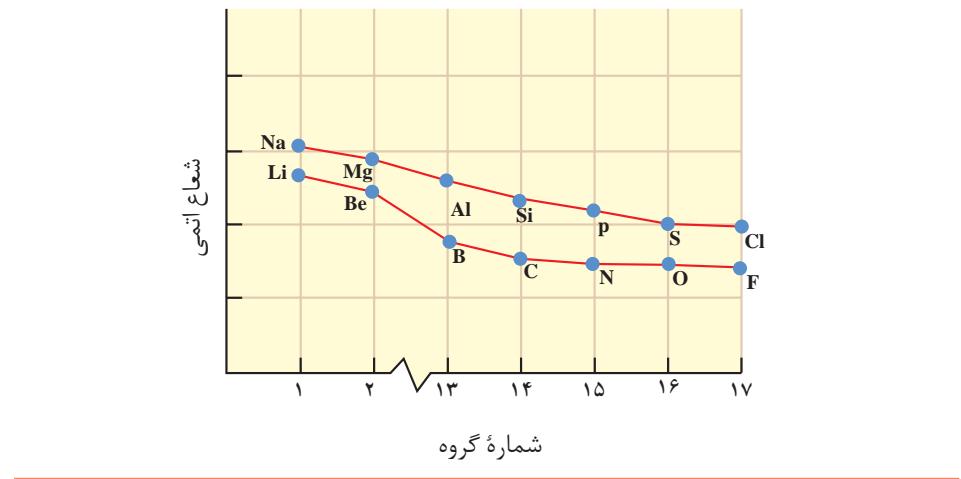
فکر کنید

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

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

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

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



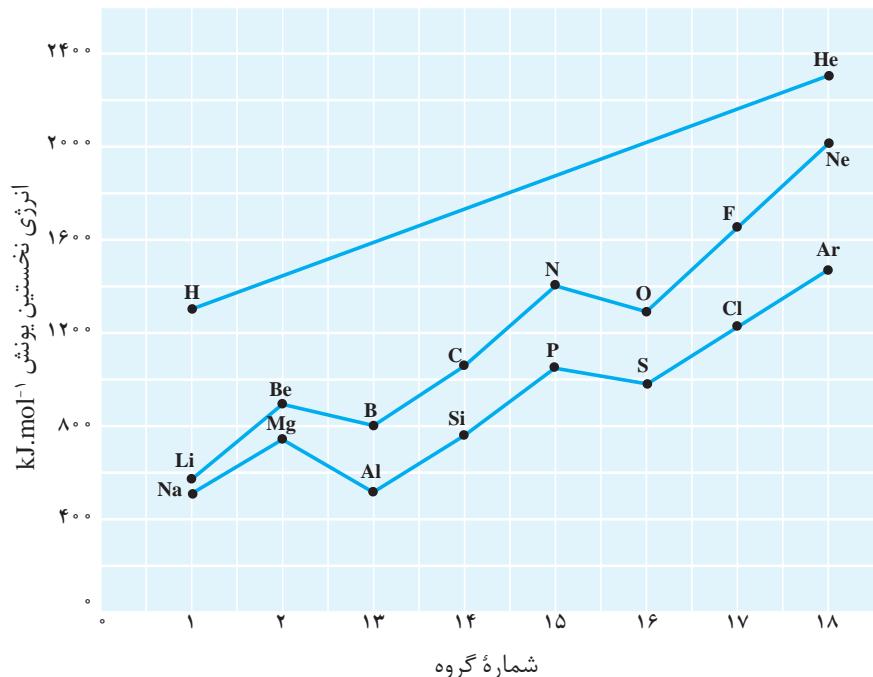
روند تناوبی تغییر انرژی یونش عنصرها

شکل ۸ نمودار تغییرات انرژی نخستین یونش عنصرهای گروههای اصلی (دستهٔ

s و p) در تناوبهای اول تا سوم را نشان می دهد.

به طوری که در شکل ۸ ملاحظه می شود در یک گروه از بالا به پایین با افزایش اندازهٔ

atom انرژی نخستین یونش کم می شود، زیرا الکترون موجود در بیرونی ترین لایهٔ الکترونی اتم



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

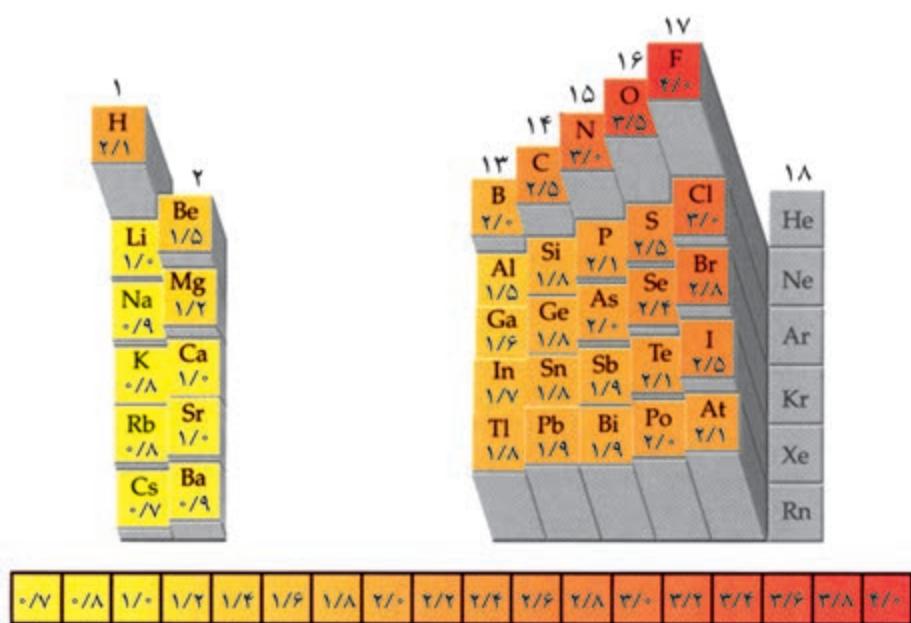
در فاصله دورتری از هسته قرار گرفته است و بنابراین جداشدن آن از اتم، به صرف انرژی کمتری نیاز دارد. اما، در طول یک دوره از جدول تناوبی انرژی یونش به طور کلی از چپ به راست افزایش می‌یابد، زیرا در این جهت بار مؤثر هسته اتم‌ها رو به افزایش است و به این ترتیب اندازه اتم‌ها به تدریج کوچک‌تر می‌شود. در این شرایط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

فکر کنید

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

رونده 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.



شکل ۹ الکترونگاتیوی عنصرهای اصلی جدول تناوبی

چنان که در شکل ۹ مشاهده می‌شود الکترونگاتاتیوی عنصرها با یک روند تناوبی تغییر می‌کند. به طور کلی مقادیر الکترونگاتاتیوی 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 الکترونگاتاتیوی را می‌توان به سزیم در پایین و سمت چپ جدول و بیشترین مقدار الکترونگاتاتیوی (با چشم‌پوشی از گازهای نجیب) را به اتم فلئور در بالا و سمت راست جدول نسبت داد.

فکر کنید

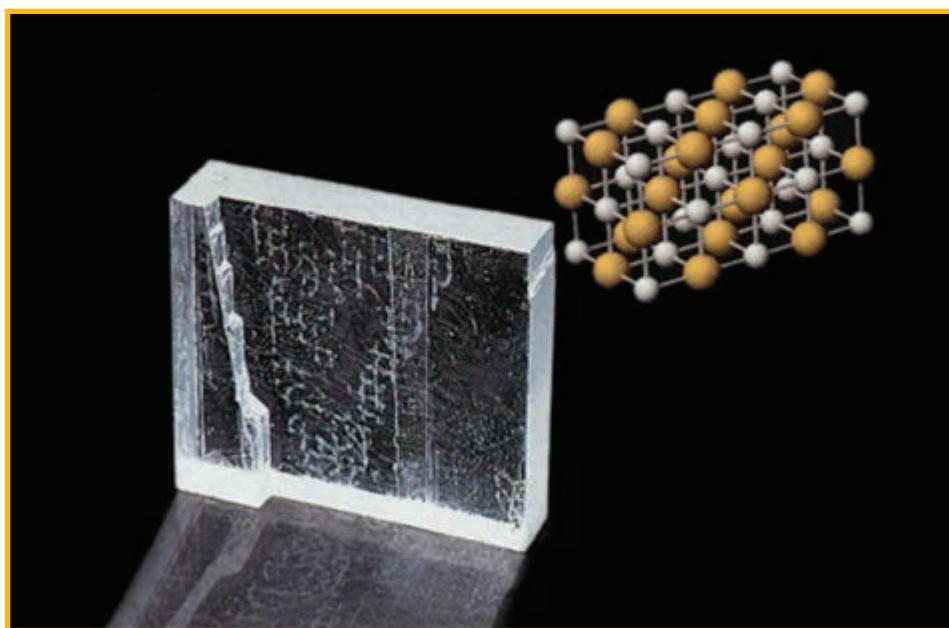
- ۱- نموداری مشابه شکل ۸ از تغییر الکترونگاتاتیوی بر حسب شماره گروه‌های تهیه کنید. چه شباهتی میان روند تغییر انرژی نخستین یونش و الکترونگاتاتیوی عنصرها وجود دارد؟
- ۲- به شکل ۹ نگاه کنید. آیا ارتباطی میان مقدار الکترونگاتاتیوی عنصرها و خصلت فلزی و نافلزی آنها مشاهده می‌شود؟ توضیح دهید.



۳

بخش

پیوند یونی و ترکیب‌های یونی



در بخش ۱ با آرایش الکترونی اتم‌ها آشنا شدید و ملاحظه کردید که اتم گازهای نجیب که در انتهای هر یک از دوره‌های جدول تناوبی عنصرها قرار گرفته‌اند در بیرونی‌ترین لایه الکترونی خود هشت الکترون دارند (بجز اتم هلیم که بیرونی‌ترین لایه الکترونی آن ۱۶ است و با دو الکترون پر می‌شود). این عنصرها تک اتمی هستند و همان‌طور که می‌دانید از نظر شیمیایی بی‌اثرند یا میل ترکیبی کمی دارند. بنابراین، به نظر می‌رسد که وجود این لایه هشتایی، این اتم‌ها را پایدار کرده است.

قاعده هشتایی (اوکت) و اکنش‌پذیری اتم‌ها

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



و دست یابی به آرایش الکترونی گازهای نجیب مبنایی برای سنجش پایداری اتم‌ها و در واقع میزان واکنش‌پذیری آنهاست. انجام شدن ترین 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 زیر لایه‌های s و p بیرونی ترین لایه الکترونی خود کمتر از هشت الکترون دارد واکنش‌پذیر است، زیرا می‌تواند برای رسیدن به آرایش هشتایی پایدار، با اتم‌های دیگر به مبالغه الکترون 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 ۴s است. واکنش‌پذیری پتاسیم تنها به علت وجود این تک الکترون در لایه ظرفیت آن است، زیرا با از دست دادن این الکترون ذره‌ای به دست می‌آید که آرایش الکترونی آن با آرایش الکترونی پایدار اتم آرگون (گاز نجیب پیش از آن) یکسان خواهد بود.



با مقایسه آرایش الکترونی اتم کلر و اتم آرگون در می‌یابیم که اتم کلر در لایه ظرفیت خود یک الکترون کمتر از اتم آرگون دارد. از 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 مبنای واکنش‌پذیری اتم‌های پتاسیم و کلر قابل توجیه است. قاعده هشتایی یا اوکتت و به عبارت دیگر تمایل اتم‌ها برای رسیدن به آرایش الکترونی گازهای نجیب (آرایش هشتایی) راهی مناسب برای سنجش میزان واکنش‌پذیری اتم‌ها است.

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

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

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

خود را بیازمایید

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

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



یون‌های تک اتمی

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

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

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

یون‌های تک اتمی کاتیونی یا آنیونی است که تنها از یک اتم تشکیل شده است.

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

به هر یونی که از یک اتم، آن هم بر اثر گرفتن یا از دست دادن یک یا چند الکترون تشکیل می‌شود یون تک اتمی می‌گویند. برای نشان دادن یک یون تک اتمی باید هم نماد شیمیایی عنصری که یون از اتم آن ایجاد شده است و هم نوع و میزان بار آن را بنویسیم. فهرستی از نشانهٔ شیمیایی و بار چندین یون تک اتمی در جدول ۱ آمده است. چنانچه بار یون $+1$ 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 صورت‌های Mg^{++} یا Mg^{+++} درست نیست.

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

تعیین بار برخی از یون‌ها، به ویژه یون فلزهای واسطه، با به کار بردن قاعدةٔ هشتایی امکان‌پذیر نیست، زیرا این یون‌ها بدون داشتن آرایش الکترونی گاز نجیب به پایداری می‌رسند. (بحث پیرامون این موضوع خارج از محدودهٔ این کتاب است.) افزون بر این، برخی از این عناصرها می‌توانند یون‌هایی با بارهای متفاوت داشته باشند. برای مثال، آهن یون‌های $2+$ و $3+$ ، مس یون‌های $+1$ و $2+$ و کروم یون‌های $2+$ و $3+$ تشکیل می‌دهند. این یون‌ها 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 یون‌ها با عدد رومی در داخل پرانتز نشان داده شده است. برای نشان دادن بار یون عنصرهایی که تنها یک نوع کاتیون تشکیل می‌دهند، مانند یون‌های سدیم و منیزیم که بار آنها 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 یون‌ها 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^+	۲													
۲	Li^+														
۳	Na^+	Mg^{2+}	۳	۴	۵	۶	۷	۸	۹	۱۰	۱۱	۱۲	Al^{3+}		
۴	K^+	Ca^{2+}	Sc^{3+}	Ti^{4+}	V^{5+}	Cr^{6+}	Mn^{7+}	Fe^{8+}	Co^{9+}	Ni^{10+}	Cu^{11+}	Zn^{12+}			
۵	Rb^+	Sr^{2+}									Ag^+	Cd^{2+}			Br^-
۶	Cs^+	Ba^{2+}										Hg^{2+}			I^-

شکل ۱ برخی از یون‌های تک اتمی متداول

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

نام قدیمی	نام جدید	فرمول یون	عنصر
یون کروم	یون کروم (II)	Cr^{2+}	کروم
یون کرومیک	یون کروم (III)	Cr^{3+}	
	یون منگنز (II)	Mn^{2+}	منگنز
	یون منگنز (III)	Mn^{3+}	
یون فرو	یون آهن (II)	Fe^{2+}	آهن
یون فریک	یون آهن (III)	Fe^{3+}	
	یون کبالت (II)	Co^{2+}	کبالت
	یون کبالت (III)	Co^{3+}	
یون کوپرو	یون مس (I)	Cu^+	مس
یون کوپریک	یون مس (II)	Cu^{2+}	

یون‌هایی که با علامت * مشخص شده‌اند کمتر متداول‌اند.

از میان عنصرهای اصلی برای نمونه قلع نیز بیش از یک نوع یون تشکیل می‌دهد. Sn^{2+} (یون استانو) یا یون قلع (II) و Sn^{4+} (یون استانیک) یا یون قلع (IV).

بیشتر بدآیند

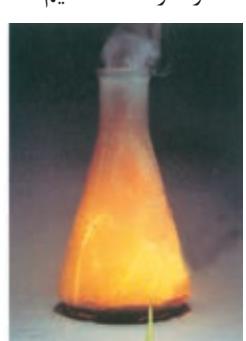
یون‌ها در بسیاری از فعالیت‌های زیستی موجودات زنده نقش مهمی دارند. برای نمونه، بیرون و درون سلول‌های بدن باید از نظر الکتریکی خنثی باشد. وجود یون‌های پتانسیم (K^+) و هیدروژن فسفات (HPO_4^{2-}) درون سلول و یون‌های سدیم (Na^+) و کلرید (Cl^-) بیرون آن موجب می‌شود که مایع بین سلولی هر دو محیط از نظر الکتریکی خنثی باقی بماند.

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

ترکیب‌های یونی

سر سفرهٔ غذا اغلب شنیده‌اید یا خود گفته‌اید که این غذا شور یا بی‌نمک است. آیا هیچ گاه از خود پرسیده‌اید که این نمک خوراکی چیست؟ و از چه عنصرهایی تشکیل شده است؟ نمک خوراکی همان سدیم کلرید است که در طبیعت یافت می‌شود و آن را با فرمول شیمیایی NaCl نشان می‌دهند. این فرمول نشان می‌دهد که سدیم کلرید از دو عنصر سدیم و کلر تشکیل شده است. سدیم فلزی نرم و بسیار واکنش‌پذیر است و به گروه ۱ جدول تناوبی عنصرها تعلق دارد. از طرف دیگر، کلر یک نافلز است که به صورت مولکول دو اتمی و گازی

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

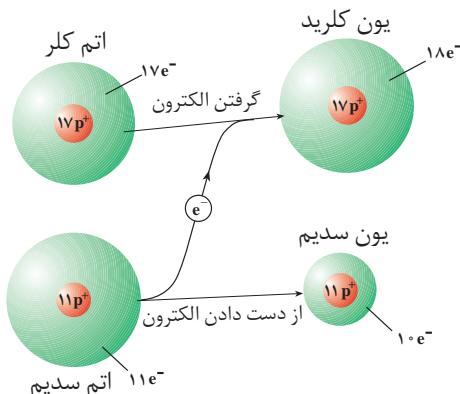


شکل ۲ از واکنش سدیم مذاب و گاز کلر، جامد سفید رنگی برجای می‌ماند. این جامد سفید رنگ همان نمک خوراکی (NaCl) است. واکنش این دو عنصر به شدت گرماده است و با آزاد شدن نور و گرمای زیادی همراه است.

پیوند یونی نیروی جاذبه‌ای است که میان یون‌هایی با بار ناهم‌نام بوجود می‌آید.

شکل وجود دارد. کلر گازی سمی و خورنده و به نوبه خود بسیار واکنش‌پذیر 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 می‌گذارند که همان نمک خوراکی است.

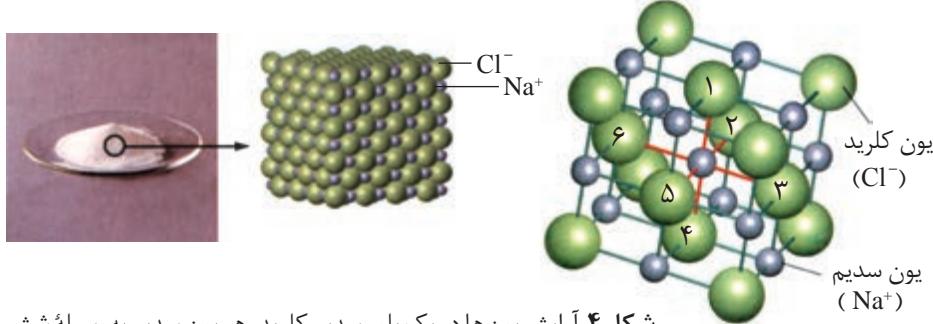
همه نمک‌ها از ذره‌های بارداری تشکیل شده‌اند که در نتیجه داد و ستد الکترون به وجود آمده‌اند. سدیم کلرید مثال مناسبی برای شرح چگونگی تشکیل این نوع پیوند است و توجیه خواص این نمک بر مبنای ماهیت چنین پیوندی انجام می‌شود، شکل ۳. بی‌شک تا به حال بلورهای مکعبی شکل سدیم کلرید را از نزدیک دیده‌اید. این بلورها سخت و شکننده‌اند. سدیم کلرید در 1°C ذوب می‌شود و در 1413°C به جوش می‌آید. سدیم کلرید مانند بسیاری از نمک‌های دیگر در آب حل می‌شود و به صورت محلول یا در حالت مذاب جریان برق را از خود عبور می‌دهد.



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

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





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

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

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

خواص ترکیب‌های یونی

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

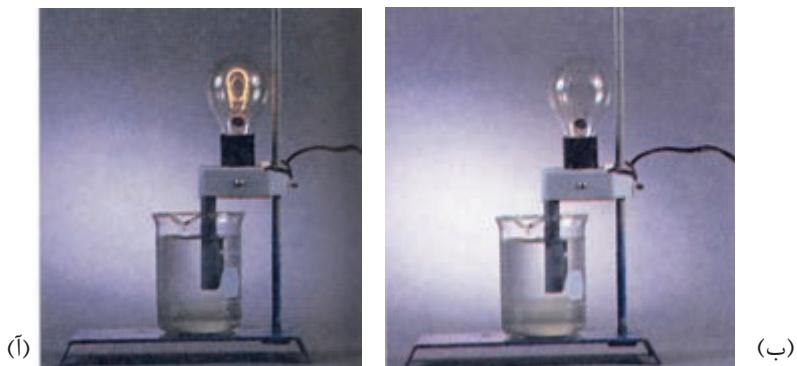
برای هدایت جریان برق یک جسم باید ذره‌های باردار داشته باشد و این ذره‌ها بتوانند آزادانه حرکت کنند. گفتنی است که ذره‌های تشکیل‌دهندهٔ یک ترکیب یونی جامد (جامد یونی) در جاهای به نسبت ثابتی قراردارند و در آن جا جز حرکت ارتعاشی حرکت دیگری ندارند. از این‌رو جامدهای یونی رسانای الکتریکی نیستند، زیرا یون‌ها در یک جامد یونی نمی‌توانند آزادانه حرکت کنند.

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

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

ترکیب یونی ترکیبی خنثی است که از گرد هم‌ایی 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 سازنده 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؟

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

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

تشکیل شبکهٔ بلور با آزاد شدن انرژی همراه است

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



انرژی شبکهٔ می‌تواند معیار خوبی برای اندازه‌گیری قدرت پیوند در ترکیب‌های یونی باشد. انرژی شبکهٔ هالیدهای فلزهای قلیایی در جدول ۳ داده شده است. در جدول ۴ نیز انرژی این شبکه‌های بلوری با انرژی شبکهٔ بلوری ترکیب‌هایی با یون‌های O^{2-} و Cl^- نشان داده شده است.

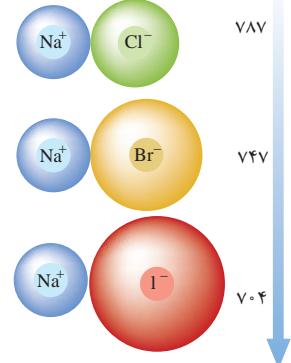
جدول ۴ مقایسه انرژی شبکه هالیدهای فلزات چند ترکیب با یون های مختلف (kJ.mol⁻¹)

آنیون کاتیون	F ⁻	O ²⁻
Na ⁺	۹۲۳	۲۴۸۱
Mg ²⁺	۲۹۵۷	۳۷۹۱
Al ³⁺	۵۴۹۲	۱۵۹۱۶

جدول ۳ انرژی شبکه هالیدهای فلزات قلیایی (kJ.mol⁻¹)

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

انرژی شبکه



فکر کنید

با دقت به داده های دو جدول ۳ و ۴ نگاه کنید.

(آ) به نظر شما کدام نتیجه گیری های زیر در مورد انرژی شبکه بلوغ ترکیب های یونی

درست است؟ چرا؟

۱- هرچه اندازه کاتیون کوچک تر باشد، انرژی شبکه بیشتر است.

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

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

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

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



تمام ترکیب های یونی به علت وجود نیروهای جاذبه قوی بین یون های آنها در برخی خواص مشترکند. برای مثال نقطه ذوب و نقطه جوش بیشتر ترکیب های یونی بالا است، جدول ۵. از آن جا که یون ها در ترکیب های یونی پیوندهای محکمی تشکیل می دهند، بنابراین برای شکستن این پیوندها و جدا کردن یون ها از یکدیگر به انرژی قابل ملاحظه ای نیاز است.

جدول ۵ مقایسه نقطه ذوب و جوش برخی از ترکیب های یونی

نقطه جوش / °C	نقطه ذوب / °C	ترکیب یونی
۱۴۱۳	۸۰۱	NaCl
۱۳۹۰	۷۱۵	RbCl
۱۵۰۵	۸۵۸	KF
۱۴۳۵	۷۳۴	KBr

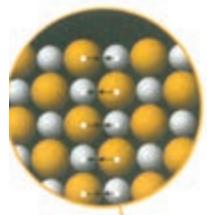


آیا می‌توان میان انرژی شبکه و نقطه ذوب یک ترکیب یونی رابطه‌ای درنظر گرفت؟

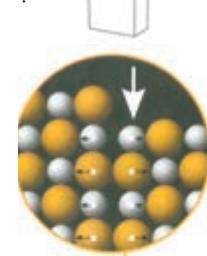
شرح دهید.

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

(آ)



(ب)



(پ)



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

ترکیب‌های یونی دوتایی

همان‌طور که می‌دانید نمک خوارکی از دو عنصر سدیم و کلر تشکیل شده است. به ترکیب‌های یونی 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 نام‌گذاری آنها نخست نام کاتیون را می‌نویسیم و سپس نام آنیون را به آن می‌افزاییم. برای مثال ترکیب یونی حاصل از دو عنصر سزیم و کلر به فرمول CsCl که یون‌های Cs^+ و Cl^- دارد و ترکیب یونی حاصل از دو عنصر کلسیم و اکسیژن به فرمول CaO که یون‌های Ca^{2+} و O^{2-} دارد به ترتیب سزیم کلرید و کلسیم اکسید نامیده می‌شوند.

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

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

ت. پس از وارد شدن ضربه

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 CaCl_2 نوشته می‌شود. توجه داشته باشید که در فرمول شیمیایی یک ترکیب یونی دوتایی، زیروندها کوچک‌ترین نسبت ممکن را برای کاتیون و آنیون نشان می‌دهند. از این‌رو نباید فرمول شیمیایی کلسیم کلرید را به صورت Ca_2Cl_4 بنویسیم. تجزیه شیمیایی کلسیم کلرید در آزمایشگاه نیز ساده‌ترین نسبت کاتیون به آنیون یعنی نسبت ۱ به ۲ را برای آن نشان می‌دهد، از این‌رو به فرمول شیمیایی کلسیم کلرید، CaCl_2 ، فرمول تجربی نیز گفته می‌شود.

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

نمونه به نوشتن فرمول شیمیایی برای آلومینیم اکسید توجه کنید:

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

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

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

۳) کوچک‌ترین مضرب مشترک بارهای این دو یون برابر (3×2) است، پس برای داشتن

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

O^{2-} به Al^{3+} برابر ۲ به ۳ و فرمول شیمیایی این ترکیب به صورت Al_2O_3 است.

اطلاعات جمع‌آوری کنید

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

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

در ساختار یون‌هایی که دو یون سازنده‌آنها از دو یا چند اتم یکسان یا متفاوت تشکیل شده است، نسبت اتمی می‌گویند.

یون‌های چند اتمی

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

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

به این یون‌ها چند اتمی می‌گویند.

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

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

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

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

نام یون	فرمول یون	بار الکتریکی	نام یون	فرمول یون	بار الکتریکی
نیترات	NO_3^-	۱-	کربنات	CO_3^{2-}	۲-
نیتریت	NO_2^-		دی‌کرومات	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	
هیدروژن کربنات	HCO_3^-		سولفات	SO_4^{2-}	
هیدروژن سولفات	HSO_4^-		سولفیت	SO_3^{2-}	
هیدروکسید	OH^-		فسفات	PO_4^{3-}	۳-
آمونیوم	NH_4^+	۱+			

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

فرمول K_2CO_3 نشان می‌دهد که این ترکیب یونی از عنصر پتابسیم تشکیل شده

است. این عنصر فلزی به گروه ۱ تعلق دارد و همواره کاتیونی با بار $+1$ تشکیل می‌دهد. از آن جا که هر ترکیب یونی از نظر بار الکتریکی خنثی است، بخش دیگر این ترکیب باید بار -2 داشته باشد تا دوبار مثبت مربوط به دو کاتیون K^+ خنثی شود. بنابراین واحد CO_3^{2-} یک آنیون چند اتمی است و بار -2 دارد.



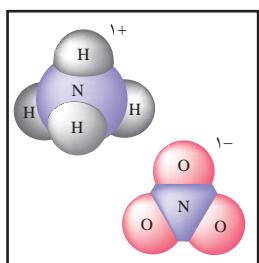
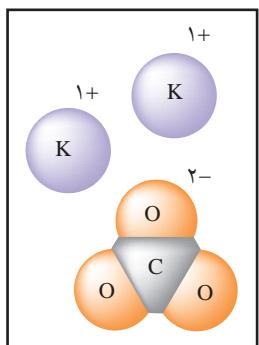
توجه داشته باشید که بار -2 در این آنیون نه به اتم خاصی بلکه به کل مجموعه تعلق دارد.

در آمونیوم نیترات هم کاتیون (یون آمونیوم) و هم آنیون (یون نیترات) هردو به صورت چند اتمی هستند. یون آمونیوم به صورت NH_4^+ نوشته می‌شود و بار $+1$ دارد. در حالی که یون نیترات به صورت NO_3^- است و بار -1 دارد.

در آمونیوم نیترات در برابر یک کاتیون با بار $+1$ یک آنیون با بار -1 وجود دارد. بنابراین، فرمول شیمیایی این نمک به صورت NH_4NO_3 است و نسبت کاتیون به آنیون، مانند NaCl ، ۱ به ۱ است.

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

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



۱- نماد شیمیایی یون‌های آمونیوم (NH_4^+) و کربنات (CO_3^{2-}) را می‌نویسیم و کاتیون

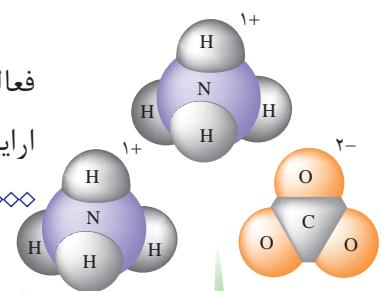
را در سمت چپ آنیون قرار می‌دهیم: $\text{NH}_4^+\text{CO}_3^{2-}$

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

دو بار مثبت داشته باشیم، بنابراین فرمول این نمک به صورت NH_4CO_3 است.

اطلاعات جمع‌آوری کنید

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



خود را بیازمایید

۱- ترکیب‌های یونی زیر را نام‌گذاری کنید:

پ) Fe_2O_3

ب) MnO

آ) Li_2O

ج) $\text{Fe}(\text{OH})_3$

ث) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

ت) CaCl_2

ح) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

ج) Na_3PO_4

۲- فرمول شیمیایی ترکیب‌های یونی زیر را بنویسید:

پ) کبات (II) اکسید

ب) سزیم یدید

آ) آهن (III) برمید

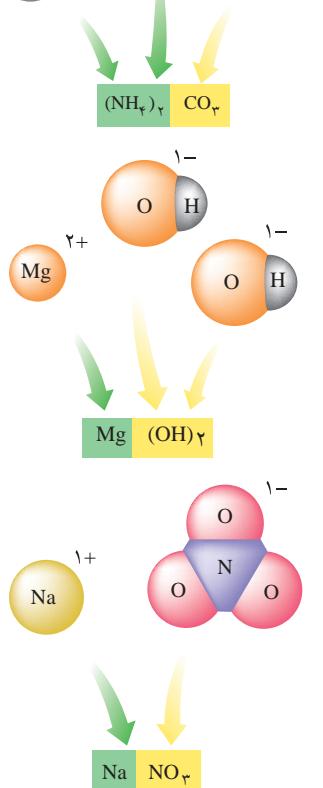
ج) روی فسفات

ث) مس (II) سولفات

ت) منیزیم برمید

خ) سدیم سولفات

چ) منیزیم سولفیت



برخی نمک‌ها آب تبلور دارند

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

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

آبپوشیده می‌گویند.

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

همان‌طوری که می‌بینید تعداد مولکول‌های آب تبلور را پس از نوشتتن فرمول شیمیایی، مشخص می‌کنند. مس (II) سولفات بی‌آب به صورت گرد سفید رنگی است که بر اثر

شکل ۷ نمایش یون‌های چند ترکیب یونی

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



شکل ۸ مس (II) سولفات

(آ) آبپوشیده

(ب) بی آب

آزمایش کنید

تعیین تعداد مولکول های آب تبلور و فرمول یک نمک آبپوشیده هدف

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

وسایل مورد نیاز: ترازو، بوته چینی، گیره، پایه، دسیکاتور، حلقة آهنی، مثلث نسوز، قاشقک، چراغ گاز

مواد مورد نیاز: باریم کلرید آب دار

روش کار

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

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

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

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

۳- بوته چینی و باریم کلرید آب دار را روی مثلث نسوز قرار دهید و دوباره درپوش را

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

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

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

محاسبه‌ها

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

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

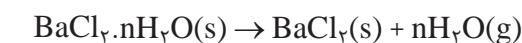
$$\frac{\text{جرم باریم کلرید بی آب}}{\text{جرم مولی باریم کلرید}} = \frac{\text{تعداد مول‌های باریم کلرید}}{\text{تعداد مول‌های آب}}$$

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

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

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

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



نمک آبپوشیده نمک بی آب

نسبت تعداد مول‌های آب خارج شده به مول‌های باریم کلرید بی آب (n) را محاسبه کرده، آن را به نزدیک‌ترین عدد صحیح گرد کنید. فرمول تجربی این نمک آبپوشیده را به دست آورید.

پرسش

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

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

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

ب) اگر جرم یک مول از این جسم جامد پس از گرم کردن 20°C باشد و فرمول آن X باشد، فرمول نمک آبپوشیده آن را تعیین کنید.

بیشتر بدانید

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

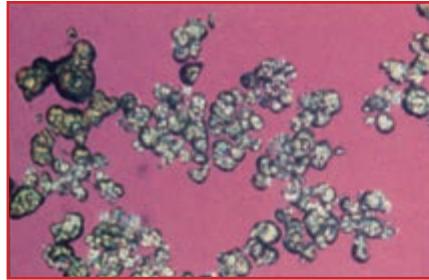
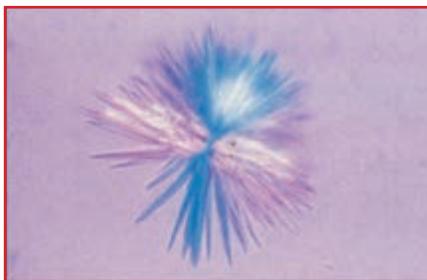
تعدادی از نمک‌های آبپوشیده

نام متداول	نام شیمیایی	ترکیب
نمک گلوبر	سدیم سولفات ده‌آبه	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
سنگ گچ	کلسیم سولفات دواهه	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
نمک اپسوم	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 آبپوشیده به ویژه $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ و $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ هنگامی که در برابر هوای خشک قرار می‌کیرند، تمامی یا بخشی از آب تبلور خود را از دست می‌دهند. این فرایند که شکفتگی

نام دارد، موجب می شود که بلور شیشه مانند نمک آپیوشیده خرد شده، به کرد بی شکل تبدیل شود.
اغلب، آبزدایی از این نمکها با تغییر رنگ همراه است.

اغلب، شکل بلور یک نمک آپووشیده با نمک بی آب آن کاملاً تفاوت دارد. برای نمونه، بلور سدیم اورات یک آبه ($\text{NaC}_5\text{H}_2\text{N}_4\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) 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 بی آب تقریباً کروی شکل است.



(ب) بلو ریک آبہ، سوزنی شکل؛ تشکیل این بلورها در بدن موجب بروز بیماری نقرس می شود.

(آ) بلوں بی آب، کروی شکل

پلودهای سدیم اورات

۴ بخش

پیوند کووالانسی و ترکیب‌های مولکولی



اگرچه در ک ساختار الکترونی اتم از اهمیت بسیاری برخوردار است، با این حال بیشتر شیمی‌دان‌ها علاقه‌زیادی به یک اتم تنها ندارند. آنها به مطالعه 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. مطالعه ویژگی‌های این نوع پیوندها در ک ساختار و رفتار بسیاری از مواد شیمیایی را آسان می‌کند و پرده از دنیای شگفت‌انگیز مولکول‌ها بر می‌دارد.



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

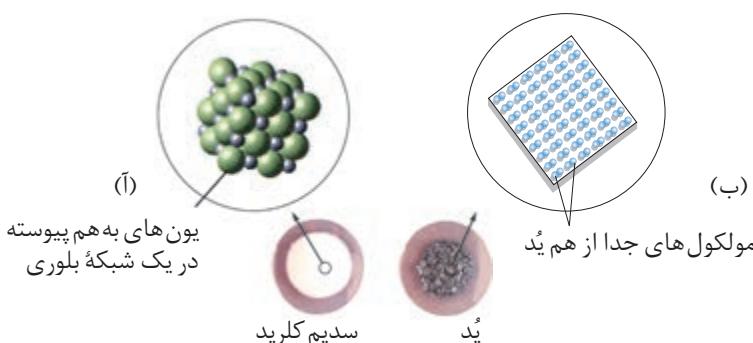
جدول ۱ مقایسهٔ برخی از خواص فیزیکی نمک خوراکی و یُد

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

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

نیرویی 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 یُد، تنها دو اتم یُد با پیوند کووالانسی به یک دیگر متصل شده‌اند و با دیگر اتم‌های یُد پیوندی ندارند. اگر به ساختار سدیم کلرید و یُد به دقت نگاه کنید، شکل ۱، خواهید دید که اگرچه

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

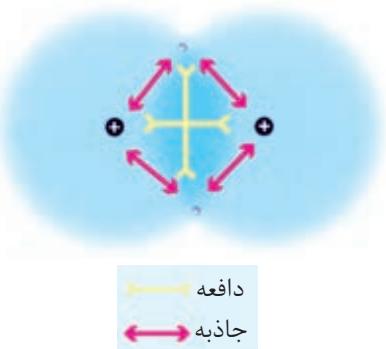


شکل ۱ (آ) در بلور سدیم کلرید ($NaCl$)، هر یون دست کم به شش یون با بار ناهم‌نام متصل است و در مجموع شبکه به هم پیوسته‌ای از یون‌ها ایجاد شده است. (ب) در یُد (I_2)، ذره‌های سازنده بلور، مولکول‌های بدون بار و مستقل I_2 هستند.

یُد و نمک خوراکی هر دو جامدند اما، یُد از گردهم‌آیی مولکول‌های دو اتمی و جدا از هم H_2 تشکیل شده است، درحالی که $NaCl$ از تجمع تعداد برابری از یون‌های سدیم و کلرید ساخته شده است. از آن جا که ترکیب‌هایی مانند یُد اغلب از مولکول‌های جدا از هم تشکیل شده‌اند، آنها را **ترکیب‌های مولکولی** می‌نامند.

تشکیل پیوند کووالانسی

اما چرا اتم‌ها با پیوند کووالانسی به یکدیگر متصل می‌شوند و مولکول‌ها را ایجاد می‌کنند؟ برای پاسخ دادن به این پرسش، تشکیل پیوند کووالانسی ساده بین دو اتم هیدروژن را درنظر بگیرید. با نزدیک شدن اتم‌های هیدروژن به یک دیگر میان الکترون یک اتم هیدروژن و هسته اتم هیدروژن دیگر، یک نیروی جاذبه‌ای قوی ایجاد می‌شود. از طرف دیگر، میان الکترون‌ها و همچنین بین هسته‌های آنها نیز یک نیروی دافعه‌ای قدرتمند به وجود می‌آید. در ابتدا ممکن است تصور کنید که این نیروهای جاذبه‌ای و دافعه‌ای یکدیگر را خنثی می‌کنند و موجب می‌شوند که این دو اتم همچنان جدا از هم باقی بمانند. اما می‌دانیم که هیدروژن از مولکول‌های دو اتمی H_2 تشکیل شده است.



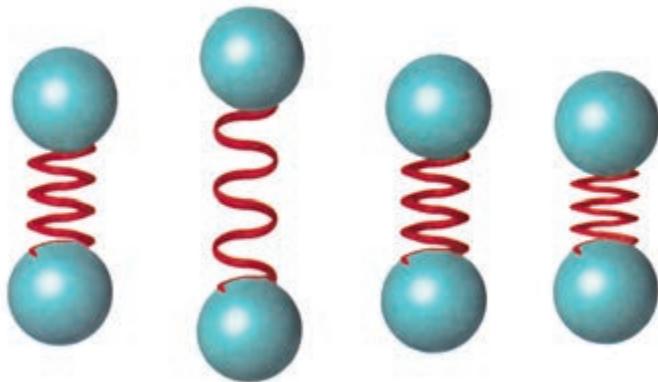
شکل ۲ وقتی دو اتم هیدروژن در تماس با یکدیگر قرار می‌گیرند، بین ذره‌های موجود در یک اتم و ذره‌های اتم دیگر اثرهای جاذبه‌ای و دافعه‌ای به وجود می‌آید. تشکیل پیوند نتیجه تأثیر این نیروها بر یکدیگر است.

در هنگام تشکیل پیوند کووالانسی، اثر نیروهای جاذبه‌ای بسیار بیشتر از مجموع نیروهای دافعه‌ای میان دو هسته و بین دو الکترون است. این نیروی جاذبه اضافی دو اتم هیدروژن را به سوی یکدیگر می‌کشاند و اساس تشکیل پیوند کووالانسی بین آنها به شمار می‌آید. اگرچه پس از تشکیل پیوند کووالانسی نیروهای دافعه و جاذبه برابر می‌شوند و اتم‌ها در فاصله‌ای تعادلی نسبت به هم قرار می‌گیرند.

پیوند کووالانسی را می‌توان به صورت یک فنر درنظر گرفت، شکل ۳. هنگامی که دو اتم هیدروژن از یکدیگر دور می‌شوند، نیروهای جاذبه‌ای موجود بین الکترون‌ها و هسته‌ها، این اتم‌ها را به حالت اول باز می‌گردانند. از سوی دیگر، در اثر نزدیک شدن اتم‌ها به یکدیگر، با افزایش نیروهای دافعه میان هسته‌ها و همچنین الکترون‌ها، اتم‌های هیدروژن از یک



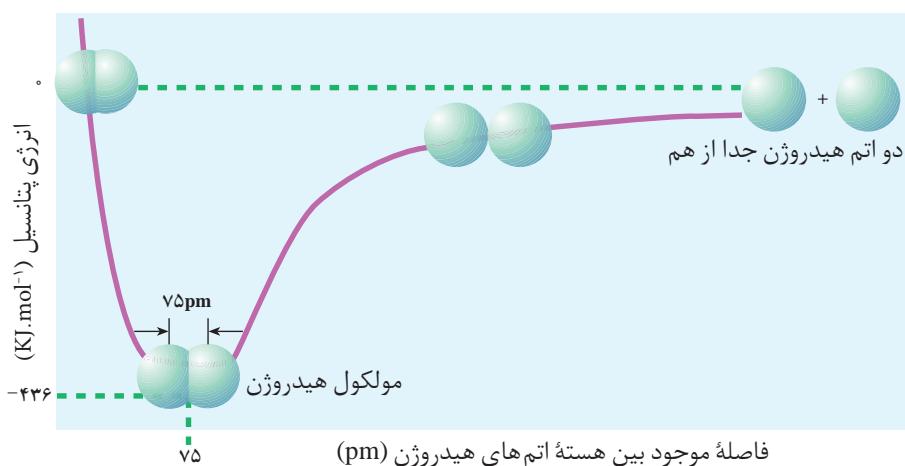
دیگر دور می‌شوند. در واقع، اتم‌های هیدروژن در امتداد محور پیوند نوسان می‌کنند، اما نوسان آنها به گونه‌ای است که همواره هسته‌های آنها در یک فاصلهٔ تعادلی از یکدیگر قرار می‌گیرند. به فاصلهٔ تعادلی میان هسته‌های دو اتم در گیر در پیوند طول پیوند می‌گویند.



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

طول پیوند با انرژی پیوند نسبت عکس دارد

راه دیگری برای مطالعهٔ پیوند کوالانسی، 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 نمایان گر پایین‌ترین سطح انرژی است و فاصلهٔ بین هستهٔ دو اتم هیدروژن را، پس از تشکیل پیوند کوالانسی نشان می‌دهد. این فاصله همان فاصلهٔ تعادلی یا طول پیوند است. اتم‌های هیدروژن در فاصله‌ای دورتر از فاصلهٔ تعادلی – به علت نیروهای جاذبه – تمایل دارند به یکدیگر نزدیک شوند. اما، در



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

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

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

دو اتم متصل به یکدیگر به طور دائم نوسان می‌کنند، اماً تا زمانی که انرژی آنها در پایین‌ترین سطح خود قرار دارد، با پیوند کووالانسی به یکدیگر متصل باقی خواهند ماند. از این مشاهده‌ها می‌توان نتیجه گرفت که اتم‌های هیدروژن متصل به یکدیگر پایدارتر از اتم‌های هیدروژن جدا از هم هستند. به عبارت دیگر سطح انرژی مولکول‌های هیدروژن پایین‌تر از سطح انرژی اتم‌های جدا از هم هیدروژن است. بنابراین هنگامی که بین آنها پیوندی به وجود می‌آید، انرژی آزاد می‌شود. جدول ۲ طول و انرژی برخی از پیوندهای 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 همان‌طوری که ملاحظه شد اغلب 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	۲۴۲
Br – Br	۲۲۹	۱۹۲
I – I	۲۶۶	۱۵۱

پیوندهای کووالانسی قطبی و ناقطبی

اگر چه رسانایی الکتریکی آب خالص بسیار کم است، اماً شباهت برخی از خواص آن، با ترکیب‌های یونی بیشتر از ترکیب‌های مولکولی مانند متان، CH_4 ، است، جدول ۳.



جدول ۳ مقایسه خواص آب و متان

رفتار در میدان الکتریکی	نقطه ذوب (°C)	نقطه جوش (°C)	فرمول مولکولی	مدل فضای پر کن	ماده
جهت‌گیری می‌کند	۱۰٪	٪	H ₂ O		آب
جهت‌گیری نمی‌کند	-۱۶۱/۴	-۱۸۲/۶	CH _۴		متان

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

مولکول H₂ را در نظر بگیرید. در مولکول هیدروژن هر دو اتم در گیر پیوند یکسانند، از این‌رو 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 هیچ جا 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 مشاهده‌های 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 این جایک 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 الکترونگاتیوت تشکیل می‌دهد.

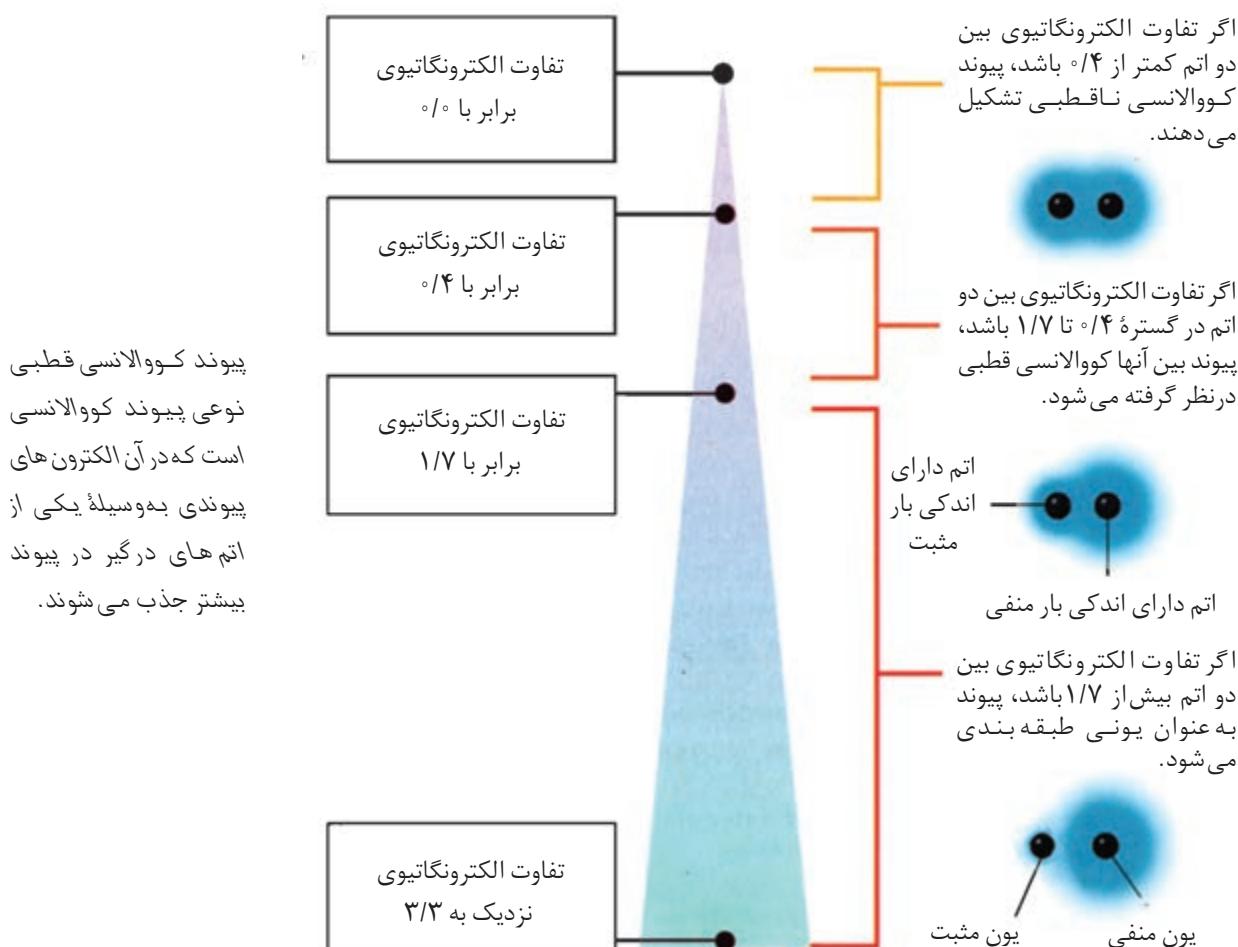
به جفت الکترون به اشتراک گذاشته شده در یک پیوند کووالانسی جفت الکترون پیوندی می‌گویند.



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

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

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



شکل ۵ برای پیش‌بینی خواص پیوند، می‌توان از تفاوت الکترونگاتیوی اتم‌ها استفاده کرد. به طور کلی، هر اندازه تفاوت الکترونگاتیوی بیشتر باشد، خصلت یونی پیوند نیز بیشتر 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 آستانهٔ پیوندهای یونی قرار می‌دهد.

هنگامی که یک پیوند کووالانسی بین دو اتم با الکترونگاتیوی یکسان به وجود می‌آید،

پیوند بین آنها را پیوند کووالانسی ناقطبی می‌گویند.

گفتنی است که گاهی پیوند با اختلاف الکترونگاتیوی برابر $4/0$ نیز پیوند ناقطبی

درنظر گرفته می‌شود. برای نمونه اغلب از قطبی بودن پیوند $H - C$ که پیوند مهمی در

مطالعهٔ ترکیب‌های آلی به شمار می‌آید، چشم‌پوشی می‌شود.

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

مولکول‌ها را چگونه نمایش می‌دهند؟

می‌دانید که از اتصال اتم‌ها به یکدیگر مولکول‌ها به وجود می‌آیند. برای نشان دادن

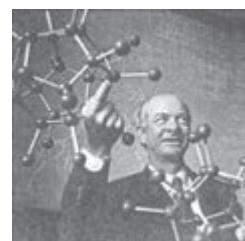
چگونگی اتصال اتم‌ها به یکدیگر و نمایش مولکول حاصل، می‌توان الکترون‌های ظرفیتی

شرکت کننده در تشکیل پیوند را با استفاده از نقطه نشان داد.

هر اتم هیدروژن با آرایش الکترونی $1s^1$ ، تنها یک الکtron دارد. الکtron ظرفیت اتم

هیدروژن را به وسیلهٔ یک نقطه نشان می‌دهند، شکل ۶.

H .



لینوس پاولینگ

(۱۹۰۱-۱۹۹۴)

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

اگر برای نمایش جفت الکtron 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 الکtron‌ها

بین دو اتم به اشتراک گذاشته شده‌اند. هیدروژن نمی‌تواند بیش از دو الکtron مشترک

داشته باشد.

اکنون به اتم کلر با آرایش الکترونی $3p^5 3s^2 2p^6 1s^2$ توجه کنید. اتم کلر

۱۷ الکtron دارد. دو الکtron در لایهٔ اول، ۸ الکtron در لایهٔ دوم و ۷ الکtron موجود در

بیرونی‌ترین لایه (لایهٔ سوم) که الکtron‌های ظرفیت هستند. بنابراین، ساختار الکترونی

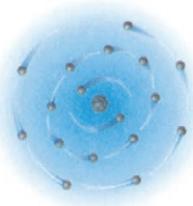
اتم کلر را می‌توان به صورت نمایش داده شده در شکل ۷ نشان داد.



۷۷

شکل ۷ یک اتم کلر ۱۷ الکترون دارد. ۷ الکترون آن الکترون‌های ظرفیت هستند. هسته اتم کلر و ۱۰ الکترون درونی آن را می‌توان با نشانه Cl نمایش داد. ۷ الکترون ظرفیت را می‌توان با قراردادن هفت نقطه پیرامون نشانه Cl مشخص کرد.

:Cl:



جفت الکترون ناپیوندی جفت الکترونی است که در تشکیل پیوند کووالانسی شرکت نمی‌کند و فقط به یکی از اتم‌ها تعلق دارد.

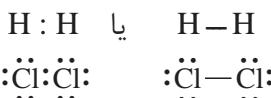
اگر دو اتم کلر داشته باشید، هر اتم کلر برای تبعیت از قاعده هشتایی تنها به یک الکترون دیگر نیاز دارد. هیچ‌یک از اتم‌های کلر نمی‌تواند از دیگری الکترون بگیرد. بنابراین، برای دست‌یابی به آرایش هشتایی حاضرند الکترون تکی خود را به اشتراک بگذارند. این اتم‌ها، آن طور که نشان داده شده است، با به اشتراک گذاشتن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

:Cl:Cl:

افزون بر این هر اتم کلر الکترون‌هایی دارد که در تشکیل پیوند شرکت نکرده‌اند. این جفت الکترون‌ها را **جفت الکترون‌های ناپیوندی** می‌نامند. در مولکول Cl₂ هر اتم کلر چند جفت الکtron ناپیوندی دارد؟

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

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



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

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

برای رسم ساختارهای لوویس باید:

- تعداد کل الکترون‌های ظرفیت را بشمارید. برای این کار الکترون‌های ظرفیت اتم‌ها را با هم جمع کنید.



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

تعداد کل الکترون‌های ظرفیت: $1+7=8$

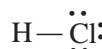
۲- نشانه شیمیایی اتم‌ها را به ترتیبی بنویسید که نشان دهد چگونه به یک دیگر متصل شده‌اند. الکترون‌های ظرفیت را با نقطه نشان دهید. جفت نقطه‌ها را به گونه‌ای توزیع کنید که از قاعده هشتایی تبعیت شده باشد، مگر در مورد هیدروژن که می‌تواند حداکثر دو الکترون داشته باشد.



۳- تعداد الکترون‌های به کار رفته در ساختار لوویس را با تعداد الکترون‌های موجود در مرحله ۱ مقایسه کنید.

تعداد کل الکترون‌های نشان داده شده: $2+6=8$

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



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

ساختارهای لوویس برای مولکول‌های چند اتمی

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

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

نمونه حل شده

ساختار لوویس یدومتان، CH_3I ، را رسم کنید.

۱- تعداد کل الکترون‌های ظرفیت را حساب کنید.

۱ اتم C با ۴ الکترون $1 \times 4 = 4$

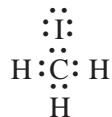
۳ اتم H با ۱ الکترون $3 \times 1 = 3$

$$1 \times 7 = 7$$

۱ اتم I با ۷ الکترون

۱۴ الکترون ظرفیت

در مجموع:



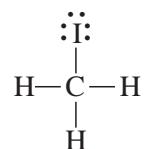
۲- اتم‌ها را در جای خود بچینید:

$$7 \times 2 = 14$$

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

هر ۱۴ الکترون ظرفیت به کار رفته است.

$$4- \text{هر دو نقطه مشترک بین دو اتم را با خطی کوتاه نمایش دهید.}$$



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

شده است.

خود را بیازمایید

ساختار لوویس هیدروژن برمید، HBr؛ دی‌کلرومتان، CH₂Cl₂؛ و متانول، CH₃OH،

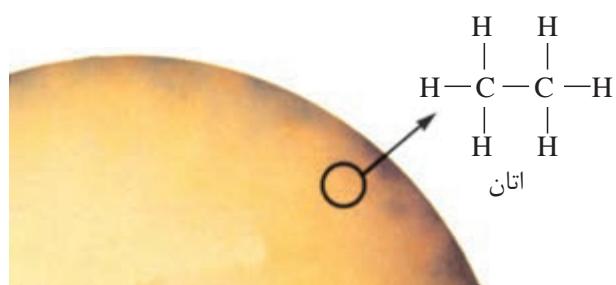
را رسم کنید.

دو اتم می‌توانند بیش از یک جفت الکترون به اشتراک بگذارند

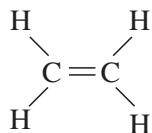
از آن جا که کربن در بیرونی‌ترین لایه الکترونی خود چهار الکترون ظرفیت دارد، با رعایت قاعده هشتایی، حداکثر می‌تواند با چهار اتم پیوند تشکیل دهد. در مولکول اتان، C₂H₆، هر اتم کربن به یک اتم کربن دیگر و سه اتم هیدروژن متصل است، شکل ۸. بین هر اتم هیدروژن و کربن و همچنین بین دو اتم کربن یک جفت الکترون مشترک وجود دارد.

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

شکل ۸ ستاره شناسان گمان
می‌کنند که سطح بزرگ‌ترین ماه
سیاره کیوان (زحل) از ا atan مایع،
C₂H₆، پوشیده شده است.



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



شکل ۹ ساختار لوویس مولکول اتن

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



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

شکل ۱۰ غارشناس‌ها اغلب از چراغ‌های کاربیدی استفاده می‌کنند. در این چراغ‌ها کلسیم کاربید، CaC_2 ، با آب واکنش می‌دهد و گاز اتن (استیلن) تولید می‌کند.

اگر چه نام‌های اتان، اتن و اتن چندان متفاوت به نظر نمی‌رسد، ولی ساختار لوویس، خواص و کاربردهای آنها متفاوت است. نیتروژن نیز می‌تواند پیوند سه‌گانه تشکیل دهد. در مولکول‌های دو اتمی سازندهٔ گاز نیتروژن، N_2 ، میان دو اتم نیتروژن پیوند سه‌گانه وجود دارد.



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

نمونه حل شده

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: 12 الکترون ظرفیت

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

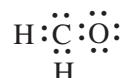
برای تعیین اتم مرکزی داده شده است.

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

به نظر می‌رسد که قراردادن الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی کار ساده‌ای باشد. زیرا در این

ساختار لوویس، برای هریک از دو اتم C و O قاعدة 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.

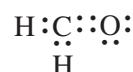
الکترون‌های به کار رفته: 14 الکترون‌های ظرفیت: 12

۴- حال بدون آن که قاعدة 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 کوالانسی

دوگانه بین کربن و اکسیژن، مشکل حل خواهد شد. در این ساختار ضمن رعایت قاعدة

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



• الکترون‌های به کار رفته: 12

• الکترون‌های ظرفیت: 12

• کربن دو پیوند ساده و یک پیوند دوگانه و در مجموع چهار پیوند کوالانسی تشکیل

می‌دهد.

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



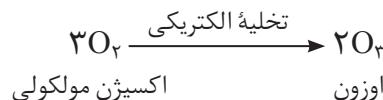
۶- مطمئن شوید که قاعده هشتایی رعایت شده باشد.
در اینجا، پیوند دوگانه نمایان گر چهار الکترون مشترک بین کربن و اکسیژن است.
بنابراین، قاعده هشتایی نیز رعایت شده است.

خود را بیازمایید

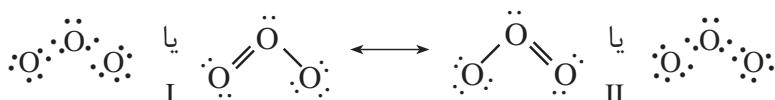
ساختارهای لوویس مولکول‌های زیر را رسم کنید:

- | | |
|------------------------------------|--|
| ب) کربن دی اکسید، CO_2 | $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ |
| ت) هیدروژن سیانید، HCN | $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$ |
| ج) فسفر تری کلرید، PCl_3 | $\text{P}=\text{Cl}-\text{Cl}-\text{Cl}$ |
| پ) آمونیاک، NH_3 | $\text{N}-\text{H}-\text{H}-\text{H}$ |
| ث) گوگردی تری اکسید، SO_3 | $\text{S}=\text{O}=\text{O}-\text{O}=\text{S}$ |

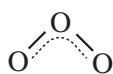
در هنگام رسم ساختارهای لوویس گاهی ممکن است با مولکولی مانند اوزون، O_3 ، که دارای ۱۸ الکترون ظرفیت است روبه رو شویم. اوزون **آلوتروپ** یا دیگر شکل اکسیژن است که براثر تخلیه الکتریکی در گاز اکسیژن به وجود می‌آید.



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



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

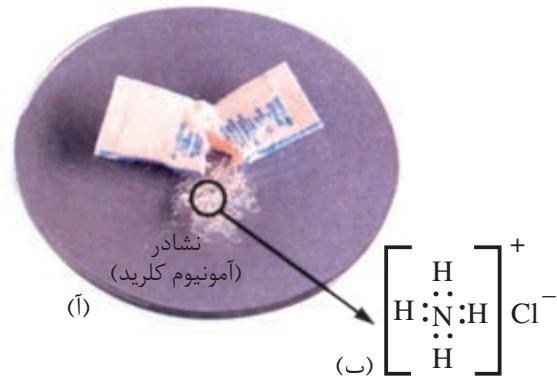


ساختار هیبرید رزونانسی اوزون

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. اماً اکنون به این مولکول به گونه ای می نگرند که گویی مولکول، ساختاری میانگین این دو ساختار رزونانسی دارد. اندازه گیری های انجام شده نیز نشان می دهد که در مولکول O_2 طول پیوندهای اکسیژن - اکسیژن یکسان و میانگین طول پیوندهای $O=O$ و $O-O$ است. در ضمن سطح انرژی مولکول واقعی همواره پایین تر از ساختارهای لوویس جداگانه ای است که برای آن رسم می شود.

پیوند داتیو نوع خاصی از پیوند کووالانسی است

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



شکل ۱۱ آ. وقتی یون هیدروژن با یک مولکول آمونیاک ترکیب می شود، کاتیون آمونیوم به وجود می آید.
ب. کروشه 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 دیگری که در آنها هر اتم یک الکترون به اشتراک می گذارد، در اینجا اتم نیتروژن هر دو الکترون پیوندی را خود به اشتراک می گذارد. این نوع خاص از پیوند را **پیوند کووالانسی** یا **پیوند داتیو** می نامند. با وجود آن که برای تشکیل این پیوند هر دو الکtron مشترک به نیتروژن تعلق دارد، وقتی پیوند کووالانسی کوئور دینانسی تشکیل شد، این نوع پیوند از پیوندهای کووالانسی دیگر در کاتیون آمونیوم قابل تشخیص نیست.

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



نام‌گذاری ترکیب‌های مولکولی

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

جدول ۴ پیشوندهای رایج در نام‌گذاری ترکیب‌های شیمیایی

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

نام‌گذاری با استفاده از پیشوند، ریشه نام عنصر و پسوند

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



دی‌نیتروژن تترا اکسید

حال سعی کنید با رعایت این الگو، نام ترکیب‌های SO_2 ، CO_2 ، NO_2 ، SiCl_4 ، N_2O_2 و N_2 را حدس بزنید. در این روش معمولاً نخست نام عنصری گفته می‌شود که الکترونگاتیوی آن کمتر 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 چشم‌پوشی می‌شود. در حالی که برای اکسیژن به ریشه اُکسی پسوند «ید» افزوده و برای نشان دادن تعداد اتم‌های اکسیژن، از پیشوندهای معرفی شده در جدول ۴ استفاده شده است.

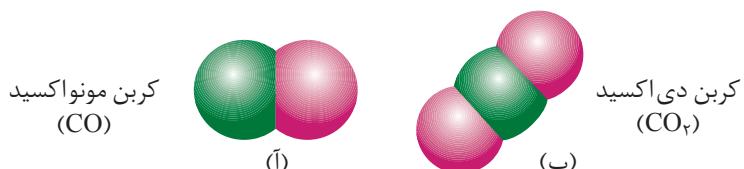
نام‌گذاری با استفاده از عدد اکسایش

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

تعیین عددهای اکسایش از روی فرمول شیمیایی

وقتی بیشتر اتم‌ها با اکسیژن پیوند برقرار می‌کنند، اتم اکسیژن نسبت به اتم‌های دیگر جفت الکترون پیوندی را با شدت بیشتری به سمت خود جذب می‌کند. به این ترتیب، این دو الکترون همراه با بار منفی خود، بیشتر وقت خود را در نزدیکی اتم اکسیژن می‌گذرانند. در نتیجه، به اکسیژن معمولاً عدد اکسایش -2 - نسبت داده می‌شود. از طرف دیگر، الکترونگاتیوی اتم هیدروژن زیاد نیست. از این رو، الکترونی که این اتم به هنگام تشکیل پیوند در اختیار می‌گذارد، معمولاً بیشتر وقت خود را در اطراف اتم الکترونگاتیویتر می‌گذراند. بنابراین، به هیدروژن معمولاً عدد اکسایش $+1$ - نسبت داده می‌شود. برای هالوژن‌ها نیز که بسیار الکترونگاتیو هستند معمولاً عدد اکسایش -1 - در نظر گرفته می‌شود. اتم‌های دیگر نیز تمایل دارند عددهای اکسایشی داشته باشند که با نوع و میزان بار آنها در ترکیب‌های یونی شباخت داشته باشد. این اتم‌ها معمولاً برای رسیدن به آرایش هشت‌تایی کامل، اغلب به گرفتن یا از دست دادن همین تعداد الکترون نیاز دارند. عنصری که الکترونگاتیوی آن بیشتر است، دارای عدد اکسایش منفی خواهد بود. برای مثال، در آمونیاک، NH_3 ، عدد اکسایش $N, -3$ - و عدد اکسایش $H, +1$ است.

پیش از آن که عددهای رومی را در نام گذاری یک ترکیب مولکولی به کار گیرید، باید عدد اکسایش هر اتم را تعیین کنید. این کار ممکن است کمی دشوار باشد، زیرا برخی عنصرها، بسته به دیگر اتم‌های موجود در ترکیب، می‌توانند 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 هالوژن‌ها، می‌توانید عددهای اکسایش بیشتر اتم‌ها را در یک ترکیب یا یک یون چند اتمی پیش‌بینی کنید. به عنوان مثال، مولکول‌های CO و 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 CO_2 را کربن(IV) اکسید نامید. اماً مانند بسیاری از ترکیب‌های کووالانسی متداول، CO و CO_2 را معمولاً کربن مونواکسید و کربن دی اکسید می‌نامند.



شکل ۱۲ آ. در کربن مونواکسید اگر عدد اکسایش اتم اکسیژن -2 - در نظر گرفته شود، عدد اکسایش اتم کربن باید $+2$ باشد.
ب. در کربن دی اکسید عدد اکسایش اکسیژن -2 - است. اماً، چون در هر مولکول دو اتم اکسیژن وجود دارد، اتم کربن باید دارای عدد اکسایش $+4$ باشد.



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:



۳- فرمول شیمیایی ترکیب‌های زیر را بنویسید:

آ) دی‌نیتروژن تترالکسید ب) گوگرد هگزا‌فلوئورید پ) فسفر پنتابرمید

چگونه فرمول‌های شیمیایی را نمایش می‌دهند؟

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

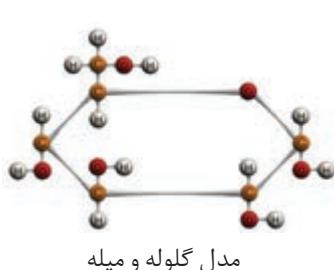
در واقع، شیمی‌دان‌ها می‌توانند فرمول یک ترکیب معین را به شیوه‌های گوناگونی نشان دهند.

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

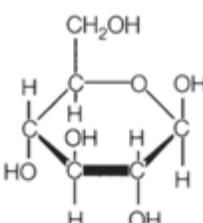
نسبت صحیح اتم‌هارا مشخص می‌کند **فرمول تجربی** نامیده می‌شود. در شکل ۱۳ مولکول

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

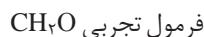
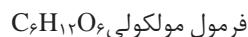
می‌کنید فرمول تجربی گلوکوز CH_2O و فرمول مولکولی آن $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ است.



مدل گلوکوله و میله



فرمول ساختاری گسترشده



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

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

فرمول مولکولی

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

برای بعضی از ترکیب‌ها، فرمول تجربی و فرمول مولکولی یکسان است. آب، 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 مضربی از فرمول تجربی است.

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

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

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

جدول ۵ مقایسه فرمول تجربی و فرمول مولکولی

ترکیب	فرمول تجربی	فرمول مولکولی	جرم مولی $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$	طرز نمایش
فرمالدهید	CH_2O	(یک برابر فرمول تجربی)	۳۰/۰۳	
استیک اسید	CH_2O_2	(دو برابر فرمول تجربی)	۶۰/۰۶	
گلوکوز	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	(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 یکدیگر متصل شده‌اند، به **فرمول ساختاری** نیاز دارید. فرمول ساختاری اطلاعات زیادی درباره موقعیت اتم‌ها در مولکول در اختیار می‌گذارد. با فرمول ساختاری در شیمی ۱ نیز آشنا شده‌اید.



فرمول‌های تجربی، مولکولی و ساختاری دو مولکول نشان داده شده در جدول ۶ را با یکدیگر مقایسه کنید. نوع و تعداد اتم‌ها در هر دو ترکیب یکسان است. تنها تفاوت در چگونگی آرایش آنهاست. همین تفاوت کوچک ساختاری موجب می‌شود که خواص شیمیایی آنها بسیار متفاوت باشد. دی‌متیل اتر گازی است به عنوان پیشرانه در افشارانه‌ها و گاز یخچال به کار می‌رود، در حالی که اتانول مایعی است که به عنوان حلال و ماده اولیه در صنایع شیمیایی کاربرد فراوان دارد. فرمول ساختاری مانند ساختار لوویس است، با این تفاوت که جفت الکترون‌های ناپیوندی در آن نشان داده نمی‌شود. در این فرمول خط کوتاه نمایان گریک پیوند ساده (یگانه) بین دو اتم است.

جدول ۶ مقایسه اتانول و دی‌متیل اتر

ترکیب	فرمول تجربی	فرمول مولکولی	فرمول ساختاری	نقطه جوش (°C)	چگالی (g.cm⁻³)
اتanol	C ₂ H ₆ O	C ₂ H ₆ O	$ \begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H}-\text{C} & -\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array} $	۷۸/۰	۰/۸۱۶
دی‌متیل اتر	C ₂ H ₆ O	C ₂ H ₆ O	$ \begin{array}{c} \text{H} & \text{H} \\ & \\ \text{H}-\text{C} & -\text{O}-\text{C}-\text{H} \\ & \\ \text{H} & \text{H} \end{array} $	-۲۴/۵	۰/۶۶۱

به ترکیب‌هایی که فرمول مولکولی یکسانی دارند اما فرمول ساختاری آنها با یکدیگر تفاوت می‌کند ایزومر یا هم‌پار می‌گویند. اتانول و دی‌متیل اتر ایزومر یکدیگرند.

چگونه می‌توان شکل هندسی مولکول‌ها را پیش‌بینی کرد؟

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

مولکول‌هایی که فرمول مولکولی به نسبت ساده‌ای دارند، شکل هندسی آنها هم ساده است. در مورد مولکول‌های دو اتمی مانند مولکول هیدروژن تنها یک شکل امکان‌پذیر است، شکل ۱۴. اما، در مورد مولکول‌هایی که بیش از دو اتم دارند، شکل هندسی مولکول پیچیده‌تر است. در چنین مواردی به اطلاعاتی بیش از فرمول مولکولی نیاز است.

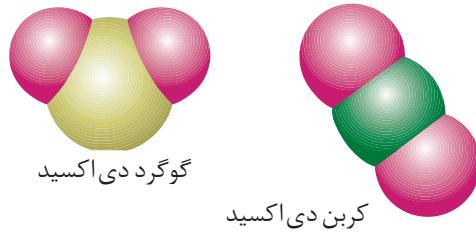


شکل ۱۴ مولکول‌های دو اتمی مانند H₂ تنها یک شکل دارند.

معمولًاً بین فرمول مولکولی یک ترکیب و شکل هندسی آن رابطهٔ روشنی وجود ندارد. برای مثال، دو مولکول کربن دی‌اکسید، CO₂، و گوگرد دی‌اکسید، SO₂، 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 آنها، به ویژه جفت الکترون های ناپیوندی جست وجو کرد.



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 قلمرو های الکترونی پیرامون اتم مرکزی، تمایل دارند تا آن جا که ممکن است از یکدیگر دور شوند.

یکی از نظریه هایی که برای پیش بینی شکل هندسی مولکول ها ارایه شده است، نظریه نیروی دافعه جفت الکترون های لایه ظرفیت (VSEPR) است. مطابق با این نظریه، نیروهای دافعه 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 یکدیگر 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 کمترین دافعه وجود داشته باشد. در این روش برای سادگی به جای جفت الکترون های پیوندی و ناپیوندی از واژه **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 پیوند های یگانه، دو گانه یا سه گانه، یک قلمرو به شمار می آید.

آزمایش کنید

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

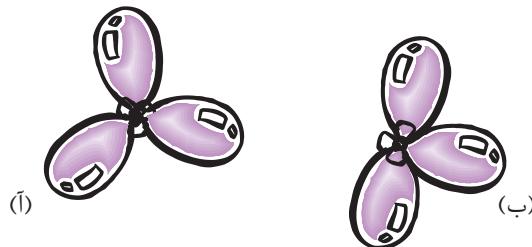
۱- ابتدا باد کنک کوچک را به یک اندازه باد کنید. سپس با استفاده از نخ سر باد کنک ها را به یکدیگر بیندید به طوری که تا حد امکان آزاد اما به هم نزدیک باشند. باد کنک ها را روی پارچه پشمی بکشید تا بر الکتریکی پیدا کنند. سپس آنها را روی میز رها کنید تا آرایش ثابتی به خود بگیرند. باد کنک ها کدامیک از دو آرایش صفحه بعد را به خود خواهند گرفت؟





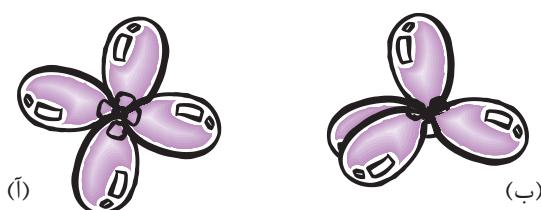
۲- اگر در آزمایش بالا از سه بادکنک استفاده کنید، کدام آرایش هندسی زیر برای آنها

مناسب‌تر است؟



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

را اختیار می‌کنند؟



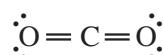
چگونه شکل هندسی مولکول‌ها از روی ساختارهای لوویس آنها تعیین می‌شود؟

برای این کار به شیوهٔ زیر عمل می‌شود.

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

دو قلمرو الکترونی: ساختار خطی

مولکول CO_2 را که دارای ساختار لوویس زیر است، درنظر بگیرید:

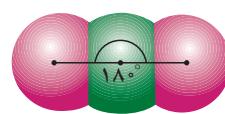


دو قلمرو الکترونی در اطراف اتم مرکزی (C) وجود دارد.

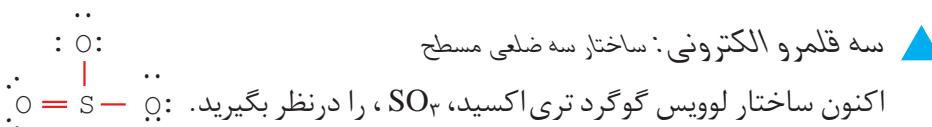
به زاویه‌ای که سه اتم متصل به هم با یکدیگر می‌سازند، زاویهٔ پیوند می‌گویند. این زاویه حداقل 180° است.

تنها جهت‌گیری ممکن که می‌تواند دو قلمرو الکترونی اطراف اتم کربن را تا حد ممکن دور از یکدیگر قرار دهد، آرایش خطی است، شکل ۱۶.



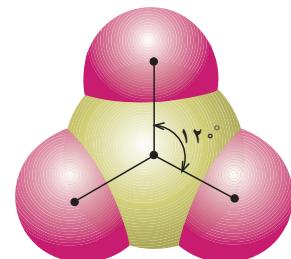


شکل ۱۶ مطابق نظریه VSEPR، مولکولی که دارای دو قلمرو الکترونی در اطراف اتم مرکزی است، آن گونه که برای کربن دی اکسید نشان داده شده است، آرایش خطی به خود می‌گیرد. آرایشی که در آن زاویهٔ پیوند ۱۸۰° است.



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

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 می‌نامند.



چهار قلمرو الکترونی: ساختار چهاروجهی

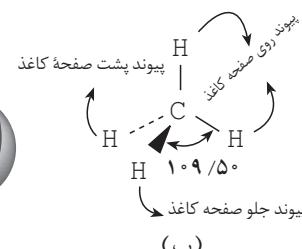
وضعیت مولکول‌هایی که مانند متان، CH_4 ، چهار قلمرو الکترونی دارند، قدری پیچیده‌تر است، زیرا به جای یک شکل مسطح که بتوان آن را روی صفحهٔ کاغذ نمایش داد، دارای یک شکل سه بعدی موسوم به چهاروجهی است. چند شیوهٔ نمایش متفاوت مولکول متan در شکل ۱۸ نشان داده شده است. این شکل را می‌توان به صورت سه‌پایه‌ای در نظر گرفت که پایهٔ چهارمی به سمت بالا بر آن سوار شده است. در این نوع آرایش، جفت‌های الکترونی با یکدیگر زاویه‌ای برابر ۹۰/۵° دارند.



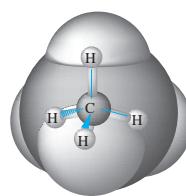
(ا)



(ب)



(پ)



(ت)

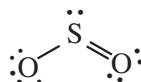
شکل ۱۸

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

(پ) مدل خط‌چین (نمادی برای نمایش جهت‌گیری اتم - دور از بیننده) و گوه (نمادی برای نمایش جهت‌گیری اتم - نزدیک از بیننده)
(ت) نمایش مولکول متان با ادغام هر سه مدل



۴- در صورت وجود جفت الکترون‌های ناپیوندی زوایای پیوند را طوری تنظیم کنید تا برای قلمروهای الکترونی مربوط به جفت‌های ناپیوندی فضای بزرگ‌تری باز شود. اتم گوگرد در مولکول SO_2 را درنظر بگیرید.



حول این اتم سه قلمرو الکترونی وجود دارد. از این‌رو ساختار آن در گروه سه ضلعی مسطح قرار می‌گیرد. در این ساختار قلمروهای الکترونی باهم زاویه 120° دارند. اما، یک جفت الکترون ناپیوندی در مقایسه با یک جفت الکترون پیوندی، فضای بیشتری را اشغال می‌کند، 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 دافعه بین جفت‌های ناپیوندی - پیوندی اندکی بیشتر از نیروی دافعه بین جفت الکترون‌های پیوندی - پیوندی است. بر اثر این دافعه بیشتر، جفت الکترون‌های پیوندی کمی به سوی یکدیگر رانده می‌شوند. از این‌رو، زاویه پیوند در SO_2 کمتر از 120° و شکل آن خمیده است. در مورد پیوندهای دوگانه و سه‌گانه نیز یک چنین اثری مشاهده می‌شود، زیرا قلمروهای الکترونی آنها، نسبت به قلمرو الکترونی پیوند یگانه (ساده) به فضای بیشتری نیاز دارند.

نمونه حل شده

شکل هندسی مولکول‌های آمونیاک (NH_3) و آب (H_2O) را پیش‌بینی کنید.

۱- ساختارهای لوویس آنها را رسم می‌کنیم.



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

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

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

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

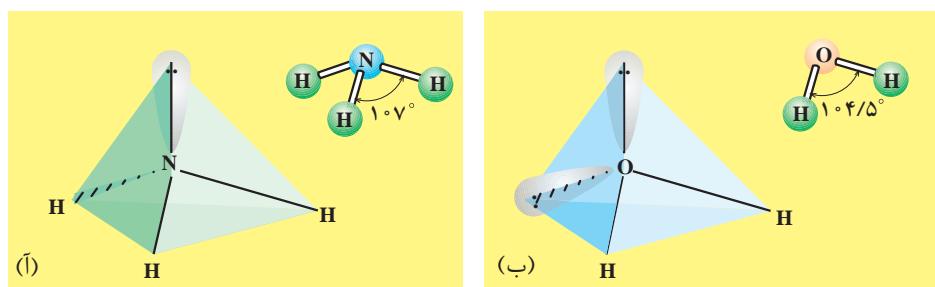
● قلمروهای الکترونی در هر دو اتم دارای آرایش چهار وجهی خواهند بود. در این ساختار زاویه پیوند حدود $109/5^\circ$ است.

۴- وضعیت جفت الکترون‌های ناپیوندی را مشخص می‌کنیم.

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

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

● به علت دافعه میان جفت الکترون‌های ناپیوندی-ناپیوندی، ناپیوندی-پیوندی و پیوندی-پیوندی که به ترتیب مقدار نیروی دافعه‌ای میان آنها کاسته می‌شود، زاویه پیوند در آمونیاک و آب هر دو اندکی کوچک‌تر از 109.5° شده است. (زاویه پیوند در آمونیاک 107° و در آب 104.5° است). این نیروهای دافعه‌ای را روی هر دو شکل زیر نشان دهد.



خود را بیازمایید

شکل هندسی مولکول‌های زیر را پیش‌بینی کنید.



چه نیرویی مولکول‌ها را کنار یکدیگر نگاه می‌دارد؟

پیش از این آموختید که به هنگام تشکیل پیوند کوالانتی، نیروی جاذبه‌ای قوی میان هسته 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 نیرویی میان هسته اتم‌های یک مولکول و الکترون‌های مولکول دیگر قابل تصور است، انتظار می‌رود که مولکول‌ها نیز یکدیگر را بُربایند. وجود این نیروها سبب می‌شود که مولکول‌ها بتوانند در کنار هم قرار بگیرند. از آن‌جا که خواص فیزیکی یک ماده به قدرت نیروهای



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

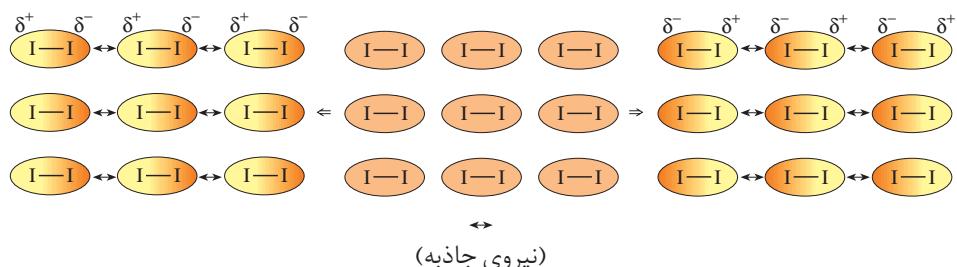
توزیع ناهمگن الکترون‌ها روی مولکول، نیروهای بین مولکول را افزایش می‌دهد.

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

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

فرگ کنید

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



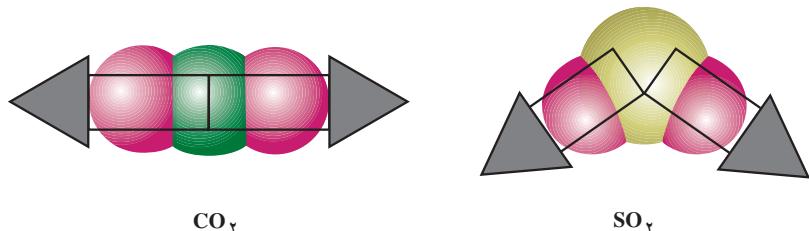
نیروهای وان دروالس
با افزایش جرم مولکول‌ها
افزایش می‌یابد. چرا؟

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

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

پیش‌بینی کنید

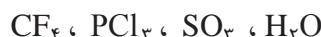
مولکول‌های CO_2 و SO_2 را در نظر بگیرید. اگر جهت توزیع الکترون‌ها در هر پیوند قطبی را با یک پیکان نشان دهیم، توزیع الکترون‌ها روی مولکول‌های یادشده به صورت زیر خواهد بود.



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

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



- قطب مثبت (δ^+)
- یک دوقطبی
- قطب منفی (δ^-)
- + - + - + - + -
- + - + - + - +
- + - + - + - + -
- به نیروهای جاذبه‌ای
- میان مولکول‌های قطبی
- نیروهای دوقطبی -
- دوقطبی می‌گویند.
- پیوند هیدروژنی نوعی نیروی جاذبه دوقطبی - دوقطبی است.

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

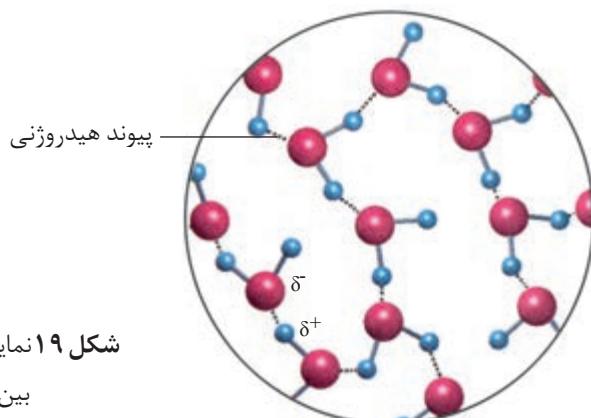
آب خواص منحصر به فرد زیادی دارد که اجسام مشابه آن، مانند هیدروژن سولفید، H_2S ، از این خواص بی‌بهره‌اند، جدول ۷. نقطه‌های ذوب و جوش بسیار بالاتر آب نشان می‌دهد که نیروهای جاذبه دوقطبی - دوقطبی در مولکول‌های آب باید، خیلی قوی‌تر از نیروهای جاذبه‌ای مشابه بین مولکول‌های H_2S باشد.

جدول ۷ ویژگی‌های آب و هیدروژن سولفید

ماده	مدل فضا پرکن	فرمول مولکولی	نقطه ذوب (°C)	نقطه جوش (°C)
آب		H_2O	۰	۱۰۰/۰
هیدروژن سولفید		H_2S	-۸۵/۵	-۶۰/۳



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 جزیی دو اتم در گیر در این پیوند به ویژه اتم کوچک هیدروژن بسیار چشمگیر خواهد بود. همان‌طور که می‌دانید هر اندازه مقدار بارهای الکتریکی تاهم نام بیشتر باشد، نیروی جاذبه بین آنها نیز قوی‌تر خواهد بود. از این‌رو یک جاذبه دوقطبی - دوقطبی بسیار قوی میان مولکول‌های دارای این گونه پیوندها به وجود می‌آید که به خاطر استحکام بیش از اندازه آن **پیوند هیدروژنی** نامیده می‌شود.



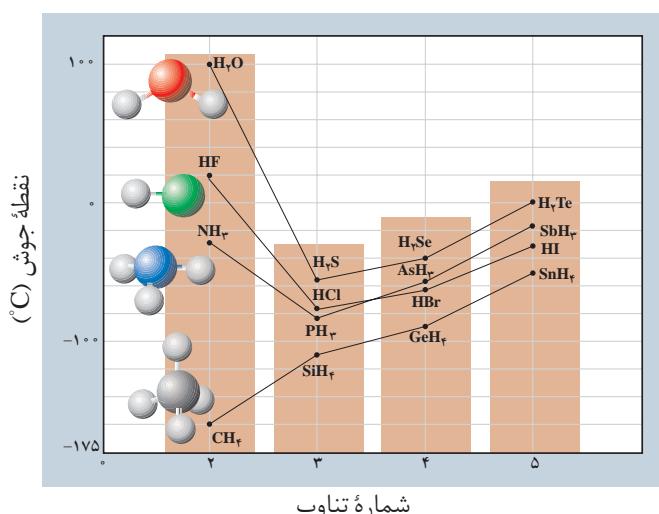
شکل ۱۹ نمایش پیوند هیدروژنی موجود بین مولکول‌های آب

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

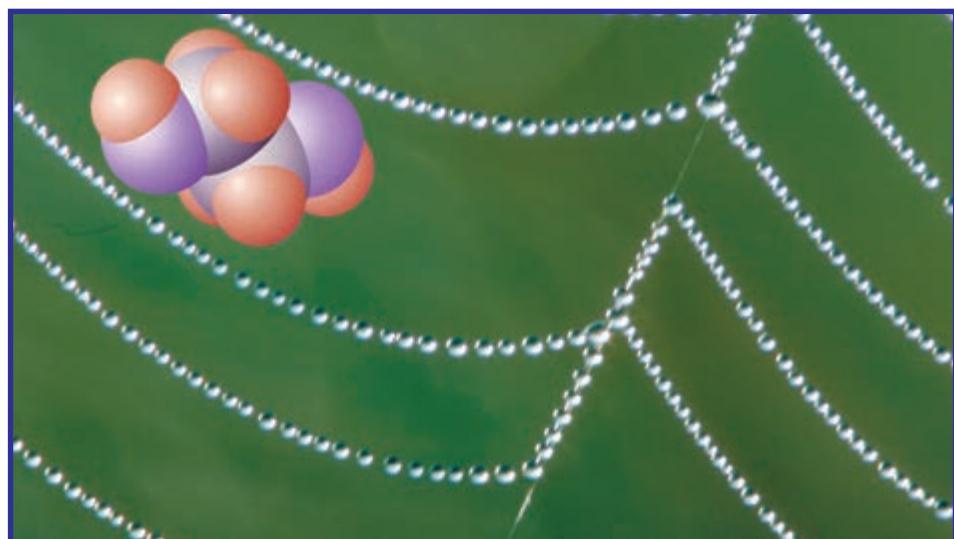
واژه پیوند هیدروژنی گمراه‌کننده است، زیرا این نوع نیروی جاذبه، مانند دیگر نیروهای جاذبه بین مولکولی، بسیار ضعیفتر از پیوندهای کوالانسی بین اتم‌هاست.

فکر کنید

با دقت به شکل زیر نگاه کنید. روند تغییر نقطهٔ جوش ترکیب‌های هیدروژن دار نشان داده شده را توجیه کنید؟



کربن و ترکیب‌های آلی

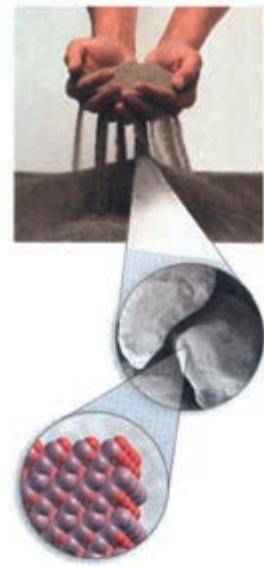


انسان‌ها در طول تاریخ بناهای بزرگی را ساخته، از خود به یادگار گذاشته‌اند که هنوز هم پس از قرن‌ها، زیبا، با شکوه و شگفت‌انگیزند. تخت جمشید، هرم‌های سه‌گانه مصر و دیوار چین از این جمله‌اند. اما امروز، ما چه یادگاری برای آیندگان خواهیم گذاشت؟ از شیمی ۱ به یاد دارید که در میان انواع زباله‌ها، فرآوردهٔ قرن بیستم یعنی زباله‌های پلاستیکی، بیشترین حجم را دارند و تا قرن‌ها نیز در طبیعت بدون تغییر باقی می‌مانند. اگر به آمار زباله‌های شهر تهران نگاهی بیندازید، خواهید دید که مردم تهران قادر خواهند بود که با انباشتن زباله‌های پلاستیکی خود در زمینی به مساحت زمین فوتبال ورزشگاه آزادی هر روز هفت طبقه از برجی را بسازند که پس از یک سال به ارتفاع قلهٔ دماوند خواهد رسید. برج بزرگی که در برابر رطوبت، بسیاری از مواد شیمیایی، نور خورشید و باکتری‌ها مقاوم است و می‌تواند قرن‌ها به یادگار بماند. آیا باقی‌ماندن چنین یادگاری شایستهٔ 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 پلاستیک‌های نوعی پلیمر هستند. امروزه شیمی دان‌ها موفق شده‌اند نوعی از پلیمرها را باسازند که برخلاف نایلون به آسانی در طبیعت از میان می‌روند. شاید این پلیمرهای زیست تخریب‌پذیر 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 آمدند؟ آگاهی از چه اطلاعاتی درباره این مواد آنها را به این موفقیت رسانده است؟ و ... پرسش‌هایی هستند که بی‌تر دید ذهن شما را به خود مشغول کرده است. پاسخ این پرسش‌ها را باید در مطالعه خواص کربن و ترکیب‌های آن جست‌جو کرد. عنصری که هم نایلون و مواد پلاستیکی و هم پلیمرهای زیست تخریب‌پذیر از ترکیب‌های شیمیایی آن به شمار می‌آیند. ترکیب‌هایی از یک عنصر ولی با خواصی کاملاً متفاوت. (!) در این بخش با ویژگی‌های کربن، نافلز‌سیه چهره‌ای آشنا می‌شویم که ترکیب‌های بی‌شمار آن به کرهٔ خاکی، زندگی، زیبایی و گوناگونی بخشیده است.



سیلیس و سیلیکات‌ها
سازندۀ اصلی خاک و
سنگ بوده و دارای پل‌های
Hستند. Si - O - Si

کربن عنصری شفاف اندیز

کربن و سیلیسیم یعنی دو عنصر گروه ۱۴ جدول تناوبی را می‌توان عنصرهای اصلی سازندهٔ 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 سازندهٔ 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 پایه ریزی کرده‌اند و ادامه زندگی را ممکن ساخته‌اند، همگی ترکیب‌هایی کربن‌دار 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 شیمی‌آلی

صرف نظر از اکسیدهای کربن، کربنات‌ها و شمار اندک دیگری که ترکیب‌هایی معدنی به شمار می‌آیند، شیمی‌آلی 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.



در سال ۱۸۶۲ فردریک وُلر با گرم کردن کربن و آلیاژی از روی و کلسیم موفق شد که کلسیم کاربید (CaC_۲) را کشف کند. سپس، کلسیم کاربید را با آب واکنش داد و به این ترتیب، اتنین (استیلن) را تهیه کرد.

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

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

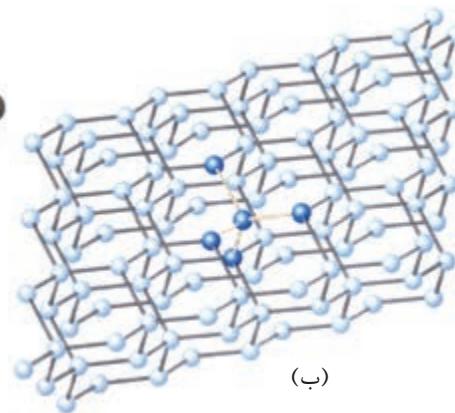
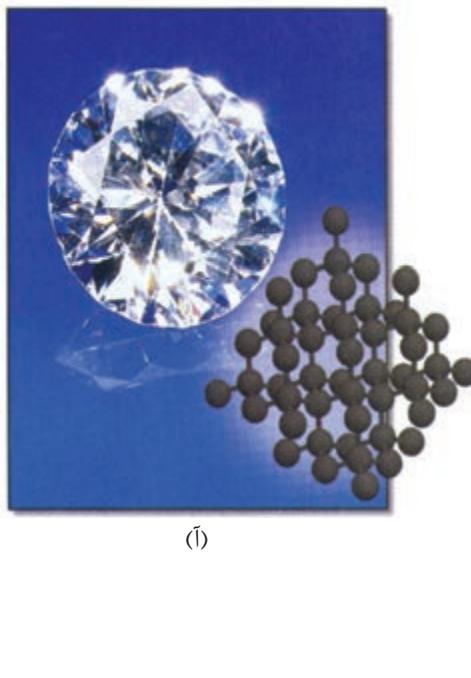
با نگاهی به جدول تناوبی درمی‌یابیم که کربن در تناوب دوم و در رأس گروه ۱۴، جایی میان فلز فعال لیتیم در سمت چپ جدول و نافلز بسیار فعال فلئور در سمت راست جدول، قرار گرفته است. همان طوری که می‌دانید فلزها تمایل دارند که با شرکت در یک واکنش شیمیایی الکترون‌های لایه ظرفیت خود را از دست بدهند و بر عکس نافلزها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

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

الماس و گرافیت جامد‌هایی با شبکه کووالانسی

الماس و گرافیت هر دو از اتصال شمار بسیار زیادی اتم‌های کربن به وجود آمده‌اند. در الماس هر اتم کربن با چهار پیوند یگانه به چهار اتم کربن دیگر اتصال یافته است. همان‌طور که می‌دانید اتم کربن در این حالت ساختاری چهار وجهی دارد و هر چهار اتم کربن متصل به آن در چهار گوشی یک چهار وجهی قرار گرفته‌اند، شکل ۱-آ. از این‌رو الماس یک شبکه به هم پیوسته از اتم‌های کربن است. شبکه غول آسایی 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؟

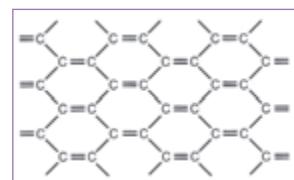


شکل ۱

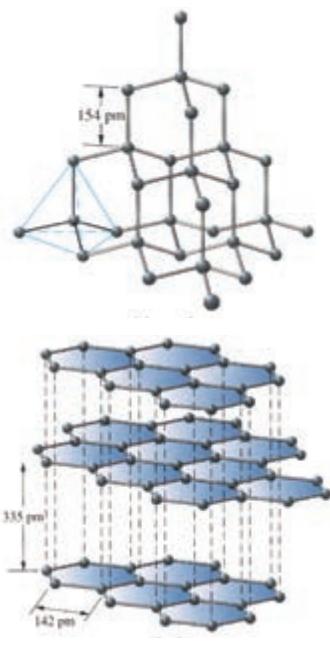
آ) بلورهای زیبای الماس آنها را برای تهیه زینت‌آلات مناسب کرده است.
ب) بخشی از ساختار غول‌آسای الماس. هر بلور الماس را می‌توان یک مولکول غول‌آسا دانست که از اتصال میلیارد‌ها اتم کربن ساخته شده است.

گرافیت دِگر‌شکل 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 این‌رو هر صفحه را می‌توان یک مولکول غول‌آسای ورقه‌ای در نظر گرفت، شکل ۲. این مولکول‌های صفحه‌ای غول‌آسا به وسیلهٔ نیروی بین مولکولی ضعیفی روی هم قرار گرفته‌اند. از این‌رو به آسانی روی یک دیگر می‌لغزند.

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



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



ب) مقایسه طول پیوند کربن - کربن در الماس و گرافیت

فکر کنید

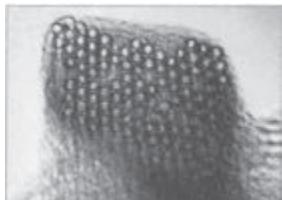
یکی از کاربردهای گرافیت استفاده از آن در تولید مغز مداد است. چه ویژگی ساختاری، گرافیت را برای این کار مناسب کرده است؟ پاسخ خود را شرح دهید.

شکل ۲

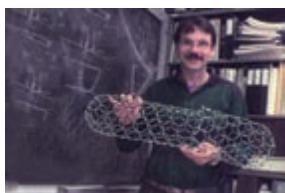


بیشتر بدانید

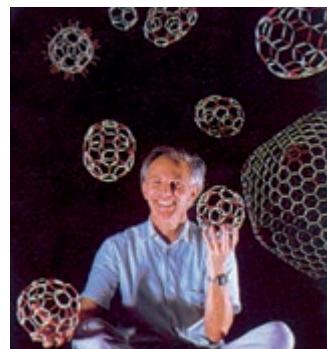
یکی از جالب‌ترین کشف‌های دو دهه گذشته یافتن دُکر شکل تازه‌ای از کربن بوده است. فولرن نامی است که به این دُکر‌شکل کربن داده‌اند. شناخته شده‌ترین فولرن C_{60} است. این مولکول کروی که شبیه توپ فوتبال است و به آن باکی بال (buckyball) نیز می‌گویند، در سال ۱۹۸۵ توسط گروهی از پژوهشگران انگلیسی کشف شد. کشفی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



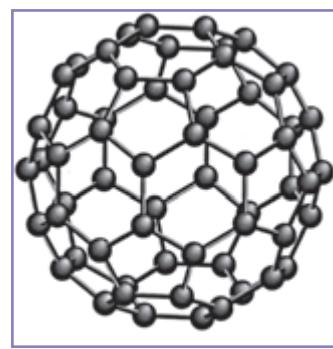
دسته‌ای از نانو لوله‌های کربنی



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



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

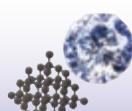
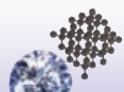


باکی بال (C_{60}), آرایش شش ضلعی‌ها و پنج ضلعی‌ها در این مولکول، شبیه توپ فوتبال است.

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

ترکیب‌های آلی

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

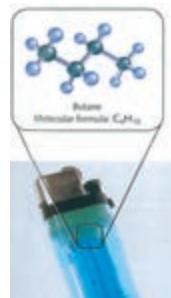


تنوع ترکیب‌های آلی و ویژگی‌های آنها به دلیل نوع آرایش اتم‌های سازنده مولکول‌های آنهاست. بنابراین آشنایی با ساختار مولکول‌های آلی می‌تواند ما را در درک خواص و ویژگی‌های آنها یاری کند. در ادامه این بخش به بررسی ساختار و ویژگی‌های هیدروکربن‌ها و برخی از ترکیب‌های آلی اکسیژن‌دار و نیتروژن‌دار می‌پردازیم.



هیدروکربن‌ها: آلkan‌ها

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



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

از آلkan‌ها برای پرکردن فندک‌ها و انواع افشاره‌ها استفاده می‌شود.



سوختن متان

قاتلی بی‌صدابه نام کربن مونواکسید - کربن مونواکسید گازی بی‌رنگ و بی‌بو ولی بسیار سمی است. این گاز از سوختن ناقص انواع سوخت‌ها تولید می‌شود و متاسفانه سالانه سبب مرگ و میر تعداد زیادی از هموطنان عزیzman می‌شود.

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

آمارهای پژوهشی قانونی نشان می‌دهد، مردها همواره بیشتر از زنان قربانی گاز مسموم کننده CO می‌شوند به طوری که در سال ۹۰، ۲۲۷ زن در مقابل ۶۱۸ مرد در کل کشور به این طریق مرگ راتجریه کرده‌اند. رشد مرگ و میر مردان نیز بیشتر از زنان است چون در سال ۸۹، تعداد زنان فوت شده ۱۷۷ نفر بود که در سال بعد به رقم ۲۲۷ نفر افزایش یافت و مردان که در سال ۴۸۴، ۸۹ زنان که در سال ۱۹۰۰ نفر رسید.

آنچه در این بخش آمده است می‌تواند در مورد سوختن متان و سوختن ناقص اطلاعات جمع‌آوری کنید.

نام‌گذاری آلkan‌ها

آلkan‌های راست زنجیر

سال پیش با نام‌گذاری آلkan‌های راست زنجیر تا ده کربن براساس قواعد آیوپاک آشنا شدید. جدول ۱ نام و فرمول مولکولی ۱ آلkan راست زنجیر را نشان می‌دهد. همان‌طور که می‌بینید نام همه آلkan‌ها به پسوند «آن» ختم می‌شود.

آیوپاک یک سازمان بین‌المللی است که یکاهای، نشانه‌های، قراردادها و قواعد نام‌گذاری را در شیمی پیشنهاد می‌دهد.



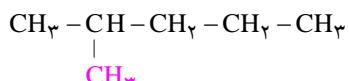
جدول ۱ نام‌گذاری آلکان‌های راست زنجیر

فرمول مولکولی	نام	متان	اتان	پروپان	بوتان	پنتان	هگزان	هیپتان	اوکتان	نونان	دکان	C ₁ H _۲

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 پیشوندِ موجود در نام، تعداد اتم‌های کربن در زنجیر را مشخص می‌کند.

آلکان‌های شاخه‌دار

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



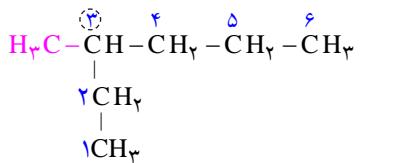
آلکان‌هایی که در ساختار آنها، اتم کربن به بیش از ۲ اتم کربن دیگر متصل شده باشد، آلکان‌های شاخه‌دار نام دارند.

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

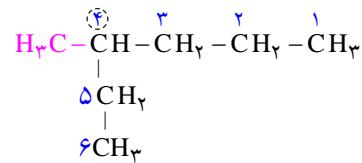
فکر کنید

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

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



این شماره‌گذاری نادرست است



این شماره‌گذاری نادرست است

در ادامه نام شاخهٔ فرعی را مشخص می‌کنند. برای نامیدن هر شاخهٔ فرعی، از روی تعداد کربن آن، نام آلکان مربوطه را مشخص کرده، پسوند «آن» را برداشته و به جای آن پسوند «ایل» قرار می‌دهند. به طوری که نام عمومی شاخه‌های فرعی به صورت آلکیل بیان می‌شود، بنابراین شاخهٔ فرعی CH_2CH_3 - را متیل و شاخهٔ فرعی CH_3CH_2 - را اتیل می‌نامند.

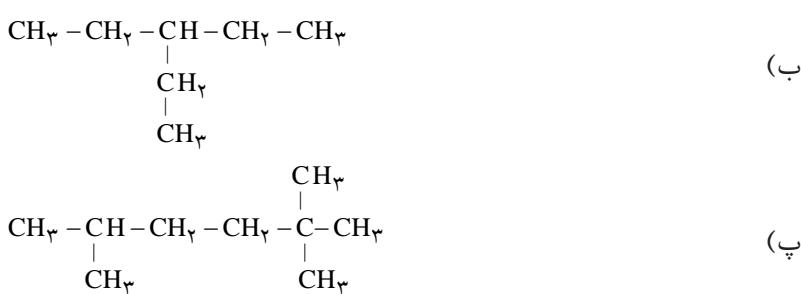
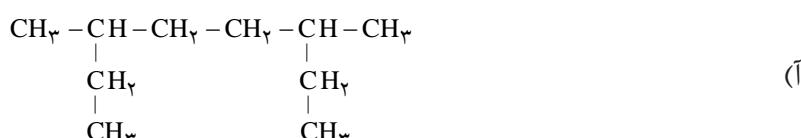
در پایان برای نامیدن آلکان‌های شاخه‌دار، نام زنجیر اصلی را بیان کرده و نام شاخه فرعی با محل اتصال آن به زنجیر اصلی را پیش از نام آلکان می‌نویسند. بنابراین، آلکان شاخه‌دار پاد شده چنین نام‌گذاری می‌شود:

۳- متیل هگزان

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

خود را سازمایید

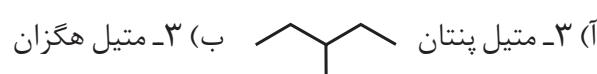
۱- آلکان‌های زی، انانم‌گذار، کند.



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

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

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



آلکن‌ها



(آ)



(ب)

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

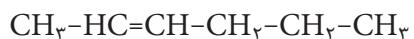
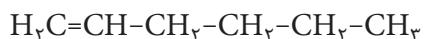
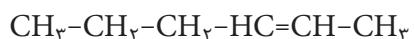
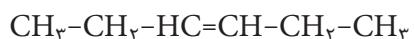
اتن، C_7H_4 مادهٔ هورمون مانندی است که در بیشتر گیاهان وجود دارد. گوجه‌فرنگی رسیده، اتن آزاد می‌کند. اتن آزاد شده از یک گوجه‌فرنگی به نوبهٔ خود موجب «رسیدن» سریع تر گوجه‌فرنگی‌های دیگر می‌شود. در کشاورزی از اتن به عنوان عامل «عمل آورنده» استفاده می‌کنند، زیرا اغلب میوه‌ها را با توجه به مشکلات حمل و نقل پیش از رسیدن می‌چینند سپس در محل توزیع در اتاق‌هایی به کمک گاز اتن آنها را به عمل می‌آورند، شکل ۳. این گاز ساده‌ترین عضو خانوادهٔ آلکن‌هاست.

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

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

فکر کنید

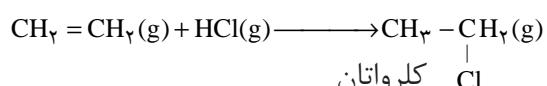
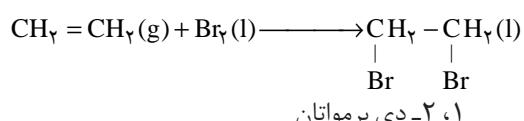
به فرمول‌های ساختاری زیر توجه کنید. این ساختارها چه رابطه‌ای با هم دارند؟
چگونه می‌توان با نام گذاری آنها را از یک دیگر متمایز کرد؟



برخی واکنش‌های آلکن‌ها

سال پیش آموختید که اتن با آب در حضور کاتالیزگر واکنش داده و به اتانول تبدیل می‌شود.

اتن همچنین با برم مایع و گاز هیدروژن کلرید واکنش داده و مواد جدیدی تولید می‌کند.



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

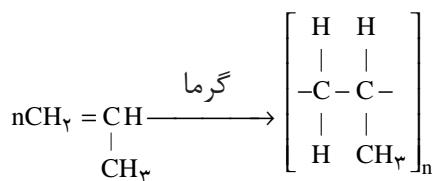


(ب) ظروف پلاستیکی

(آ) انواع پاستیل

شکل ۴

پلی‌پروپین که در تولید طناب، فرش و بسته‌بندی مواد غذایی به کار می‌رود، از گرما دادن پروپین به‌دست می‌آید.



پلی‌پروپین (مونومر) پلی‌پروپین (پلیمر)

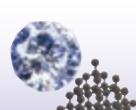


بازیافت پلاستیک‌های می‌تواند راه مناسبی برای کاهش مشکلات زیست محیطی باشد. هر چند تولید پلیمرهای زیست تخریب‌پذیر راه حل مناسب‌تری است.

خود را بیازمایید

پتوفی‌اکریلیک از پلیمری تهیه می‌شود که مونومر آن، سیانو اتن $\text{CH}_2 = \underset{\text{CN}}{\text{C}}$ نام دارد.

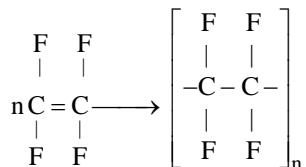
ساختار این پلیمر را رسم کنید.



بیشتر بدانید

«بخت، یار ذهن‌های آماده است»

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



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



تلفون نقطه‌ذوب بالایی دارد، انحلال ناپذیر و نچسب بوده و از نظر شیمیابی بی‌اثر است. از تلفون برای ساختن ظروف نچسب و لباس فضانوردان استفاده می‌شود. البته گفتنی است که استفاده از ظروف تلفونی در آشپزی توصیه نمی‌شود.

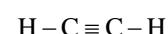
«به نظر شما اتفاق و شانس تا چه اندازه در پیشبرد علم سهم دارند؟»



شکل ۵ برشکاری با اتین

آلکین‌ها

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



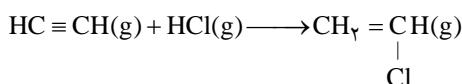
ساختار لوویس اتین

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



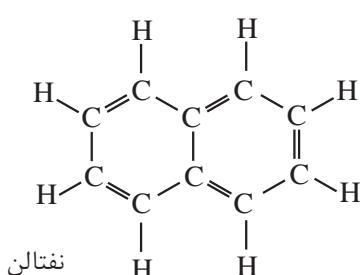
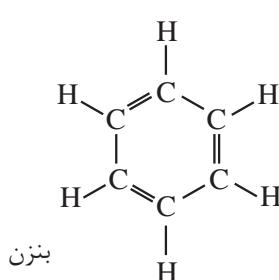
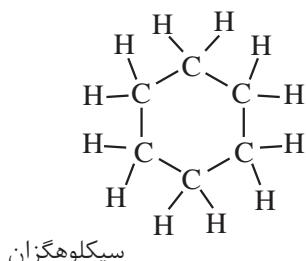
پروپین

آلکین‌ها نیز واکنش‌پذیری بالایی دارند و با مواد شیمیایی مختلف واکنش می‌دهند. وینیل کلرید که در تهیهٔ پلی‌وینیل کلرید به کار می‌رود، از واکنش اتین با هیدروژن کلرید به دست می‌آید.



هیدروکربن‌های حلقوی

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



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

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



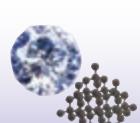
با پلی‌وینیل کلرید می‌توان وسایل پلاستیکی گوناگونی درست کرد.

سیکلو(-cyclo-) پیشوندی به معنای حلقوی است که در نام گذاری 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 سلطان‌زا بودن آن به کارگیری آن در صنایع شیمیایی منوع شده است.



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



شیمی در زندگی

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

گروه عاملی، آرایش مشخصی از اتم‌هاست که به مولکول آلی دارای آن، خواص فیزیکی و شیمیایی منحصر به فردی می‌بخشد.

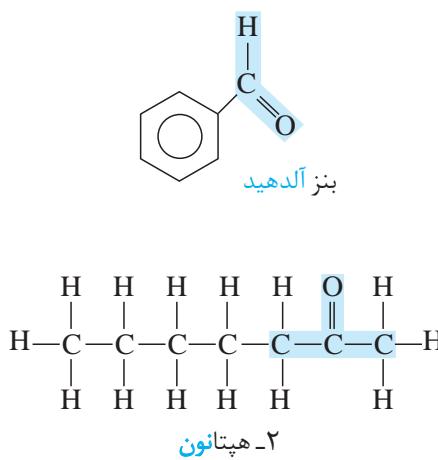


شکل ۶ ادویه‌ها، ترکیب‌های آلی گوناگون دارند.

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



فرمالدهید ساده‌ترین آلدهید است که محلول آبی آن برای نگهداری نمونه‌های جانوری به کار می‌رود.



شکل ۷ فرمول ساختاری بنزآلدهید و ۲-هپتانون هر دو ماده دارای پیوند دو گانهٔ کربن-اکسیژن (C=O) هستند. این آرایش اتم‌های کربن و اکسیژن، گروه عاملی کربونیل را می‌سازد.

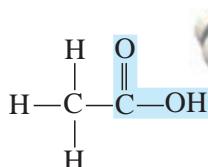
فکر کنید

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

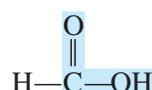
(آ) ویژگی مشترک گروه عاملی آلدهیدی باکتونی چیست؟

(ب) تفاوت گروه عاملی آلدهیدی باکتونی را بنویسید.

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



استیک اسید



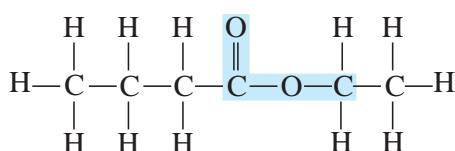
فرمیک اسید



شیر ترش شده دارای لاکتیک اسید است.

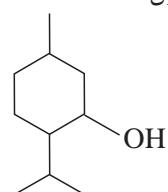


استرهای کی دیگر از ترکیب‌های آلی هستند که طعم و بوی خوش گل‌ها و میوه‌ها به دلیل وجود این مواد در آنها است. مزه آناناس ناشی از اتیل بوتانوات موجود در آن است.



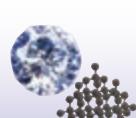
اتیل بوتانوات

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



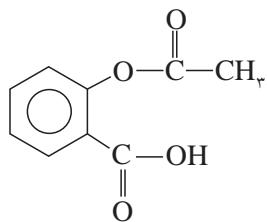
منتول دارای گروه عاملی الکلی است.

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

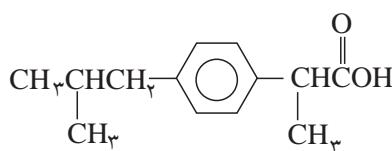


آسپرین یکی از معروف‌ترین داروها در جهان است که به طور طبیعی در پوست درخت بید یافت می‌شود. مصرف آن سبب تسکین درد، تب و التهاب می‌شود. به تازگی ثابت شده است که مصرف آسپرین تپش‌های قلبی و احتمال وقوع سکته را کاهش می‌دهد.

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



آسپرین



ایبوبروفن

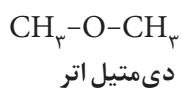


آسپرین



ایبوبروفن

۲- فرمول ساختاری اتانول و دی‌متیل اتر به صورت زیر است.



تفاوت گروه عاملی الکلی با اتری چیست؟



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

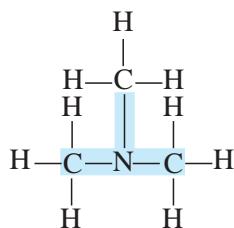
حفظ کردن نام و ساختار ترکیب‌های آلی جزء هدف‌های این کتاب درسی نیست.

اطلاعات جمع آوری کنید

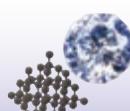
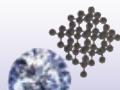
در یک فعالیت گروهی، مواد آلی موجود در یک شامپو، کرم نرم‌کننده، کرم ضدآفات، خوشبوکننده، رنگ مو و ... را تحقیق کنید و نتیجه را به صورت پوستر در کلاس ارائه دهید.

آمین‌ها و آمیدها

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



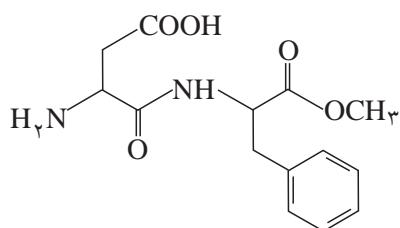
شکل ۸. فرمول ساختاری تری‌متیل آمین



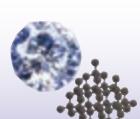
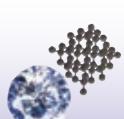
در حالی که آمیدها دارای گروه عاملی $\text{C}(=\text{O})-\text{N}-$ هستند. کولار نام پلیمری است که دارای گروه عاملی آمیدی است. این پلیمر پنج برابر از فولاد هم وزن خود مقاومتر است. کولار در تهیه تایر اتومبیل، بال هواییما، قایق بادبانی و جلیقه‌های ضد گلوله به کار می‌رود.

خود را بیازمایید

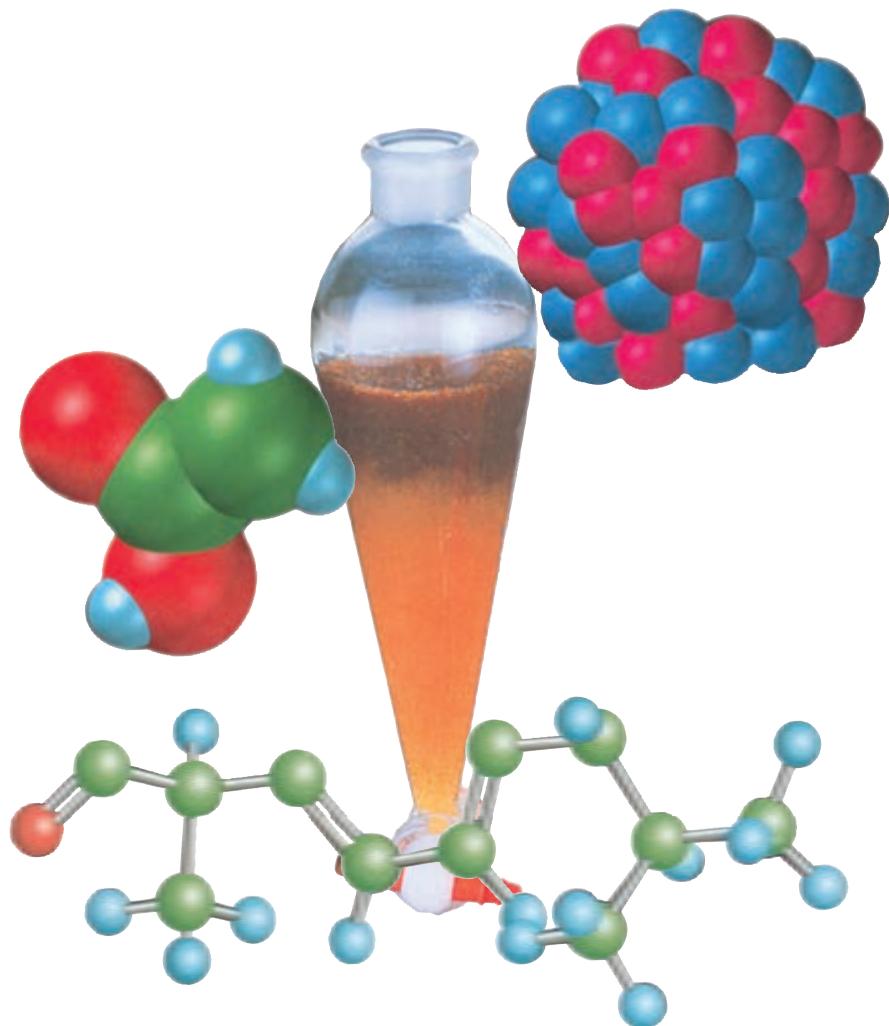
گروه‌های عاملی موجود در آسپارتام را مشخص کنید.



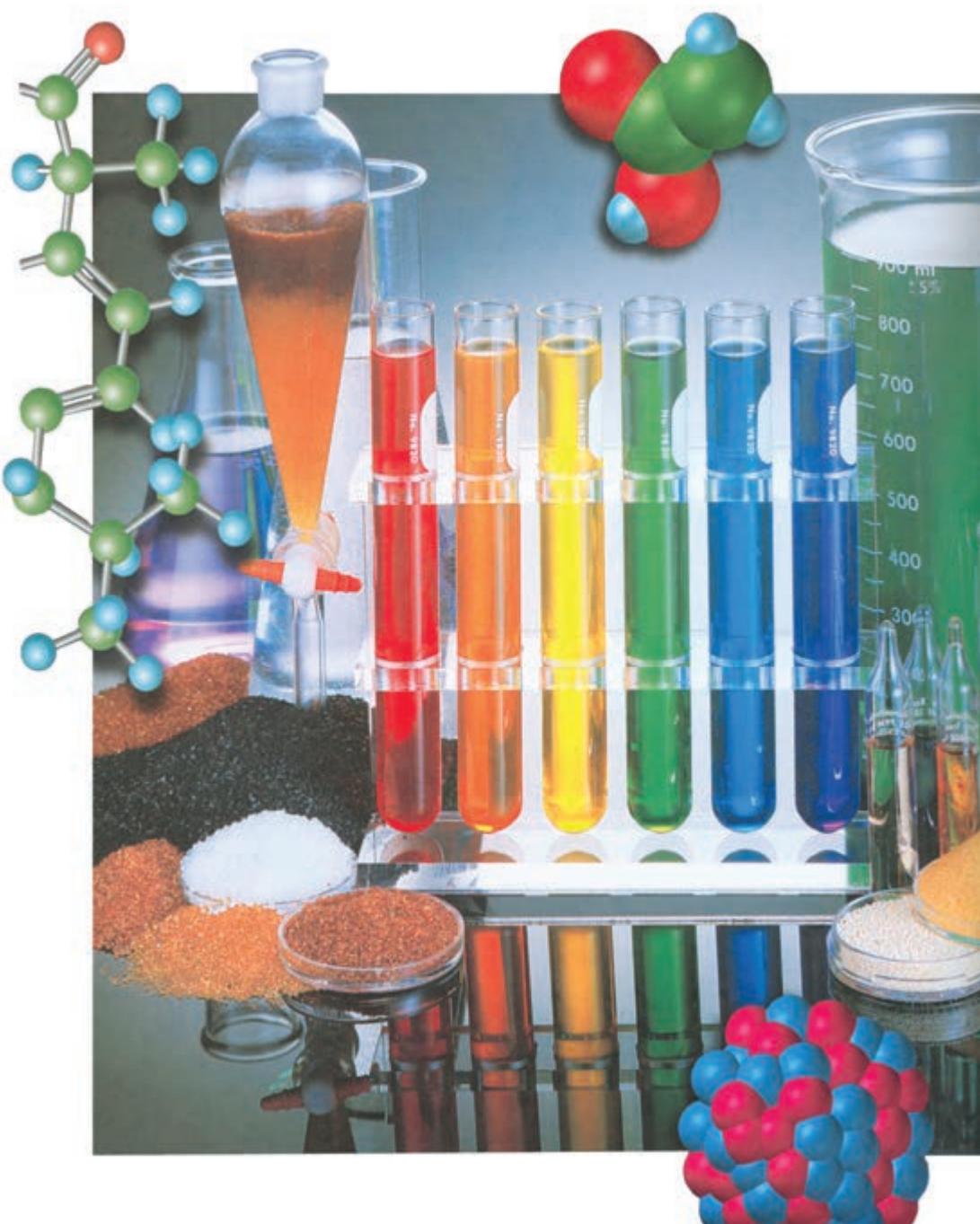
از کولار برای تهیه لباس‌های مخصوص مسابقه موتور سواری استفاده می‌شود.



این بخش نباید در ارزشیابی‌های پایانی مورد
پرسش قرار گیرد.



در آزمایشگاه شیمی



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



سمی



اکسید کننده



منفجر شونده



خورنده



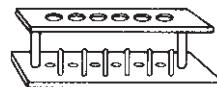
تحریک کننده

آشنایی با وسایل آزمایشگاهی



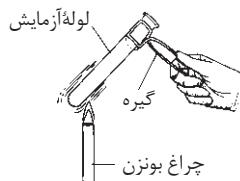
لوله آزمایش

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

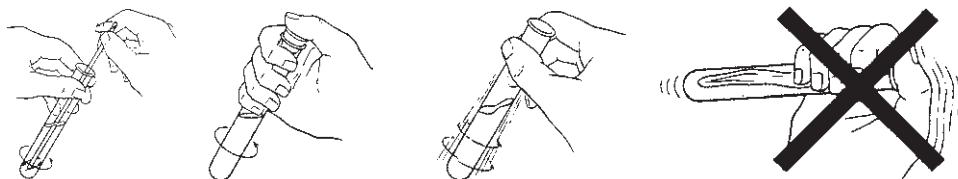


جای لوله آزمایش

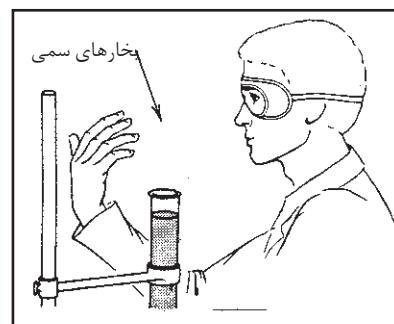
وسیله‌ای چوبی، پلاستیکی یا
فلزی برای نگهداری لوله‌های
آزمایش.



شیوه درست نگهداری و گرم
کردن لوله آزمایش.



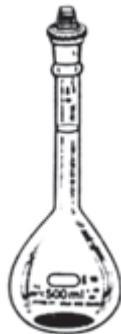
شیوه درست و نادرست هم‌زدن یک مخلوط مایع درون یک لوله آزمایش.



شیوه درست بوییدن بخار مواد شیمیایی در آزمایشگاه.

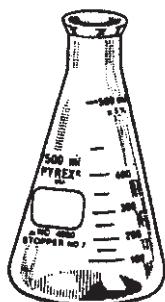


لوله شوی برای شست و شوی جدارهای داخلی ظرف‌های شیشه‌ای به ویژه لوله آزمایش به کار می‌رود.



بالون حجمی

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



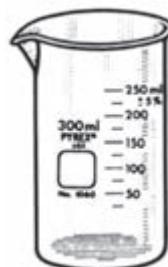
ارلن

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



پیپت مدرج

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



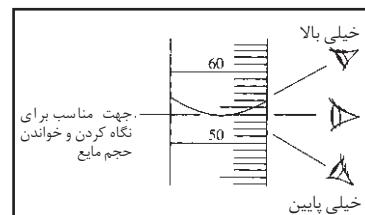
بیشر

برای گرم کردن محلول‌ها و مایع‌ها
به کار می‌رود.



استوانهٔ مدرج

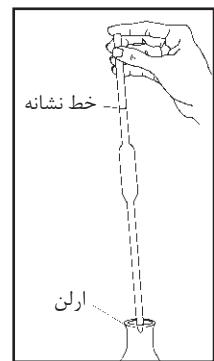
برای برداشتن حجم معینی از مایع‌ها و
تعیین جرم و جرم حجمی اجسام به کار
می‌رود.



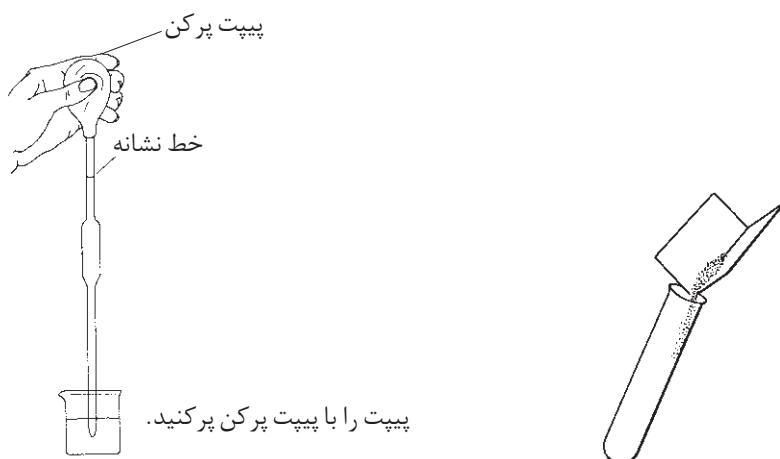
شیوهٔ درست خواندن حجم مایع‌ها از روی
استوانهٔ مدرج، پیپت مدرج یا بورت.

پیپت حبابدار

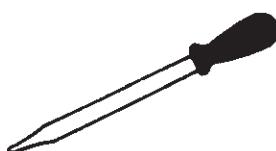
برای برداشتن یا ریختن مقدار
مشخصی از مایع‌ها یا محلول‌ها
به کار می‌رود.



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

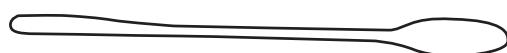


برای برداشتن مواد جامد ابتدا قطعه کاغذی را مطابق شکل تا کنید. آن گاه مقداری از ماده جامد موردنظر را از داخل ظرف به روی کاغذ منتقل کنید. سپس با خم کردن کاغذ به مقدار دلخواه از ماده جامد موردنظر بردارید.



قطره چکان

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



قاشقک

برای برداشتن مواد شیمیایی جامد به کار می‌رود.

واژه‌نامه

۳۸	Actinides	آکتینیدها
	۱۴ عنصر پس از عنصر آکتینیم (^{89}Ac) گفته می‌شود که همگی پرتوزا هستند و بجز اورانیم بقیه در آزمایشگاه تهییه می‌شوند.	
۱۰۱	Alkene	آلکن
	نوعی هیدروکربن سیر نشده است که میان اتم‌های کربن آن یک پیوند کووالانسی دوگانه وجود دارد.	
۱۰۳	Alkyne	الکین
	نوعی هیدروکربن سیر نشده است که میان اتم‌های کربن آن یک پیوند کووالانسی سه‌گانه وجود دارد.	
۷۸	allotrope	آلوتروب یا دگرشكل
	به شکل‌های مختلف یک عنصر می‌گویند.	
۴۹	anion	آنیون
	یون‌های دارای بار الکتریکی منفی هستند.	
۲۶	Aufbau principle	اصل آفبا یا اصل بنانگذاری
	بنابر این اصل، در آغاز الکترون‌ها در پایین‌ترین تراز انرژی قرار می‌گیرند و به ترتیج 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 کوانتموی آن (n و l و m_l و m_s) یکسان باشد.	
۴۴	electron shielding effect	اثر پوششی الکترون
	به ممانعت الکترون‌های لایه‌های درونی اتم، از تأثیر کامل نیروی جاذبۀ هسته بر الکtron لایه‌های بیرونی گفته می‌شود.	
۴	electrode	الکترود
	میله یا تیغه‌ای که رسانای جریان برق است.	
۴	electron	الکترون
	یک ذره بنیادی دارای بار الکتریکی منفی است که پیرامون هسته می‌چرخد. جرم الکترون $\frac{1}{1837}$ جرم پروتون است.	
۲۷	valance electrons	الکترون‌های ظرفیت
	به الکترون‌های آخرین لایه الکترونی (لایه الکترونی با بزرگ‌ترین n) اتم می‌گویند.	
۴۶	electronegativity	الکترونگاتیوی
	به میزان تمایل نسبی یک اتم برای جذب جفت الکترون یک پیوند کووالانسی به سمت خود، می‌گویند.	
۵۵	lattice energy	انرژی شبکه
	به مقدار انرژی آزاد شده به هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از یون‌های گازی سازنده آن گفته می‌شود.	

۲۰	first ionization energy	انرژی نخستین یونش مقدار انرژی لازم برای جدا کردن یک مول الکترون از یک مول اتم گازی شکل و تبدیل آن به یک مول یون یک بار مثبت در حالت گاز است.
۲۰	orbital	اوربیتال فضایی در اطراف هسته است که احتمال حضور الکترون در آن بیش از ۹۰٪ است.
۱۲	isotope	ایزوتوپ (هم‌مکان) به اتم‌های یک عنصر گفته می‌شود که عدد اتمی یکسان و عدد جرمی متفاوت دارند.
۸۴	isomer	ایزومر (هم‌پار) ترکیب‌هایی که فرمول مولکولی یکسان دارند ولی خواص فیزیکی و شیمیایی آنها متفاوت است.
۴۴	effective nuclear charge	بار مؤثر هسته بخشی از بار مثبت هسته است که یک الکترون با توجه به اثر پوششی دیگر الکترون‌ها احساس می‌کند.
۴	electrolysis	برقکافت (الکترولیز) تجزیه یک ماده به کمک جریان برق در حالت محلول یا مذاب.
۴	cathodic ray	پرتوی کاتدی پرتویی دارای بار الکتریکی منفی است که در یک لوله پرتو کاتدی از کاتد به سمت آند می‌تابد.
۶	radio activity	پرتوزایی تبدیل خود به خودی ایزوتوپ‌های ناپایدار یک عنصر به ایزوتوپ‌های دیگر عنصر هاست که با گسیل پرتوها یا ذره‌های پرانرژی همراه است. مواد دارای این خاصیت را پرتوزا می‌گویند.
۷۶	double bond	پیوند دوگانه نوعی پیوند کوالانسی است که درنتیجه به اشتراک گذاشته شدن دو جفت الکترون میان دو اتم تشکیل می‌شود.
۷۶	triple bond	پیوند سه‌گانه نوعی پیوند کوالانسی است که درنتیجه به اشتراک گذاشته شدن سه جفت الکترون میان دو اتم تشکیل می‌شود.
۱۱	proton	بروتون یکی از ذره‌های سازنده اتم که دارای بار الکتریکی مثبت است و درون هسته قرار دارد.
۶۶	covalent bond	پیوند کوالانسی نیروی جاذبه‌ای است که در اثر به اشتراک گذاشته شدن دو یا چند الکترون میان اتم‌ها به وجود می‌آید.
۷۰	polar covalent bond	پیوند کوالانسی قطبی نوعی پیوند کوالانسی است که در آن به دلیل اختلاف الکترونگاتیوی دو اتم در گیر در پیوند یک سر پیوند بار منفی و سر دیگر بار مثبت می‌شود.
۷۰	non - polar covalent bond	پیوند کوالانسی ناقطبی نوعی پیوند کوالانسی است که در آن اختلاف الکترونگاتیوی دو اتم در گیر در پیوند از $1/4$ کمتر است و الکترون‌های پیوندی تقریباً به طور یک نواخت روی اتم‌های در گیر در پیوند توزیع شده‌اند.
۷۹	dative bond	پیوند داتیو یا پیوند کوالانسی کوئوردینانسی نوعی پیوند کوالانسی است که در آن جفت الکترون اشتراکی از سوی یکی از اتم‌های در گیر در پیوند تأمین می‌شود.
۵۳	ionic bond	پیوند یونی به نیروی جاذبه الکتروستاتیکی موجود میان یون‌های با بار الکتریکی مخالف پیوند یونی می‌گویند.
۹۲	hydrogen bond	پیوند هیدروژنی نوعی نیروی جاذبه دوقطبی - دوقطبی بسیار قوی است که بین اتم هیدروژن متصل به یک اتم الکترونگاتیو و یک اتم الکترونگاتیو دیگر ایجاد می‌شود.

۱۰۴	aromatic compound	هیدروکربن‌های آروماتیک
	دسته‌ای از ترکیب‌های آلی سیر نشده که ساختاری حلقوی دارند و به مقدار زیادی در قطران زغال‌سنگ یافته شوند.	
۵۷	binary ionic compound	ترکیب یونی دوتایی
	ترکیبی است که از یون دو عنصر مختلف تشکیل شده است.	
۵۴	ionic compound	ترکیب یونی
	یک ترکیب شیمیایی است که یون‌های مثبت و منفی ذره‌های سازنده آنها هستند. در این ترکیب‌ها هیچ واحد مولکولی مشخصی وجود ندارد.	
۶۷	molecular compound	ترکیب مولکولی
	ترکیبی که اغلب از مولکول‌های جدا از هم تشکیل شده است.	
۹۵	covalent solid	جامد کووالانسی
	ماده جامدی است که در آن همه اتم‌های سازنده توسط پیوندهای کووالانسی به یکدیگر متصل شده است و در مجموع شبکه‌ای دویا سه بعدی ایجاد می‌کند.	
۳۲	periodic table of the elements	جدول تناوبی عناصرها
	آرایشی از عناصرهای شیمیایی به صورت دوره‌ها و گروه‌ها است که در آن عناصرها بر پایه افزایش عدد اتمی کثarta همچیده شده‌اند.	
۱۳	atomic mass	جرم اتمی
	جرم اتم برحسب واحد جرم اتمی است. واحد جرم اتمی $\frac{1}{12}$ جرم ایزوتوپ C ¹² تعریف شده است.	
۱۳	average atomic mass	جرم اتمی میانگین
	به میانگین جرم اتمی ایزوتوپ‌های یک عنصر با توجه به درصد فراوانی آنها در طبیعت گفته می‌شود.	
۱۸	excited state	حالت برانگیخته
	حالتی است که نسبت به حالت پایه انرژی بالاتری دارد.	
۱۸	ground state	حالت پایه
	به حالتی با پایین‌ترین سطح انرژی گفته می‌شود.	
۴۷	period	دوره یا تناوب
	به هر ردیف از جدول تناوبی عناصرها گفته می‌شود. برای همه عناصرهای موجود در یک ردیف عدد کوانتومی اصلی یکسان است.	
۲۱	subshell	زیرلایه
	به مجموعه‌ای از اوربیتال‌های همانرژی گفته می‌شود که عدد کوانتومی اصلی آنها یکسان است.	
۷۰	bonding electron pair	جفت الکترون پیوندی
	جفت الکترونی است که میان هسته دو اتم قرار دارند و پیوند شیمیایی را به وجود می‌آورند.	
۷۳	non- bonding electron pair	جفت الکترون ناپیوندی
	جفت الکترونی است که به یک اتم تعلق دارند و در تشکیل پیوند شیمیایی شرکت نمی‌کنند.	
۷۸	resonance structure	ساختار رزونانسی
	یک مولکول که بیش از یک ساختار لوویس دارد، این ساختارها تنها در شیوه توزیع الکترون‌هایشان تفاوت دارند. رزونانس پدیده‌ای است که رابطه این ساختارها را با ساختار واقعی مولکول براساس جایه جایی الکترون‌ها توجیه می‌کند.	
۷۳	Lewis structure	ساختار لوویس
	شیوه‌ای برای نمایش مولکول‌ها و یون‌ها است به گونه‌ای که افزون بر نوع، تعداد و شیوه اتصال اتم‌ها، آرایش الکترونی مولکول را بر مبنای قاعدة هشتگانی نشان می‌دهد.	

۵۵	crystal lattice	شبکه بلور
	آرایش سه بعدی و منظم و تکرار شونده ذره های (اتم ها، یون ها و مولکول ها) سازنده یک بلور است.	
۴۳	atomic radius	شعاع اتمی
	به نصف فاصله بین هسته ای در یک مولکول دواتمی جو هسته گفته می شود.	
۶۸	bond length	طول پیوند
	به فاصله تعادلی بین هسته های دو اتم در گیر در پیوند را می گویند.	
۱۵	spectroscope	طیف بین
	دستگاهی است که نوع و میزان برهم کنش نور و ماده را مشخص می کند و از این طریق اطلاعات ارزنده ای درباره ساختار ماده فراهم می آورد.	
۱۴	mass spectrometer	طیف سنج جرمی
	دستگاهی است که به کمک آن جرم مولکولی ترکیب های شیمیایی و اطلاعاتی درباره ساختار آنها به دست می آید.	
۱۱	atomic number	عدد اتمی
	به تعداد پروتون های موجود در هسته یک اتم گفته می شود.	
۸۰	oxidation number	عدد اکسایش
	به بار ظاهری اتم یک عنصر در مولکول یک ترکیب (به فرض انتقال کامل الکترون) به سمت اتمی با الکترونگاتیوی بیشتر، گفته می شود که از آن برای ردیابی الکترون ها طی واکنش های شیمیایی استفاده می شود.	
۲۴	electron spin magnetic quantum number	عدد کوانتمومی مغناطیسی اسپین الکترون
	عددی است که جهت گیری الکترون ها در یک اوربیتال را مشخص می کند.	
۲۰	principal quantum number	عدد کوانتمومی اصلی (n)
	عددی است که لایه های اصلی انرژی یک الکترون را در اتم مشخص می کند.	
۲۱	orbital quantum number	عدد کوانتمومی اوربیتالی (l)
	عددی است که زیر لایه های موجود در یک لایه الکترونی اتم را مشخص می کند.	
۲۲	magnetic quantum number	عدد کوانتمومی مغناطیسی (m_l)
	عددی است که اوربیتال های تشکیل دهنده یک زیر لایه را مشخص می کند.	
۵۴	coordination number	عدد کوئوردیناسیون
	در یک جامد یونی به تعداد نزدیک ترین یون های با بار ناهم نام موجود پیرامون یک یون گفته می شود.	
۱۱	mass number	عدد جرمی
	مجموع تعداد پروتون ها و نوترون های موجود در هسته یک اتم است.	
۶	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 محرك 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.	
۸۲	emperical formula	فرمول تجربی
	نوعی فرمول شیمیایی است که افزون بر نوع عنصرهای سازنده، ساده ترین نسبت آنها را در یک ترکیب نشان می دهد.	
۸۳	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.	

۸۲	molecular formula	فرمول مولکولی نوعی فرمول شیمیایی است که نوع و تعداد دقیق اتم‌ها را در یک مولکول نشان می‌دهد.
۳۴	alkaline metals	فلزهای قلیایی عنصرهای گروه نخست جدول تناوبی عنصرها هستند و آرایش الکترونی لایه ظرفیت آنها به 1s پایان می‌یابد.
۳۶	alkaline earth metals	فلزهای قلیایی خاکی عنصرهای گروه دوم جدول تناوبی عنصرها هستند و آرایش الکترونی لایه ظرفیت آنها به 3s پایان می‌یابد.
۱۹	photon	فوتون به عبارتی ذره سازنده نور است. یک بسته انرژی که مقدار آن به طول موج نور بستگی دارد.
۹۷	fullerenes	فولرن‌ها نتها آلتوروب مولکولی کربن که مولکول‌های آن کروی شکل و قفس مانند هستند. C_60 یا باکی بال شناخته شده‌ترین فولرن است.
۴۹	octet rule	قاعده هشتگانی اتم‌ها تمایل دارند که با تبادل یا به اشتراک گذاشتن الکترون تعداد الکترون‌های لایه ظرفیت خود را به هشت برسانند و به این ترتیب به آرایش الکترونی گارنجی پیش با پس از خود دست یابند.
۳۲	periodic law	قانون تناوبی هرگاه عنصرها بر حسب افزایش عدد اتمی مرتب شوند خواص شیمیایی و فیزیکی آنها به صورت تناوبی تکرار می‌شود.
۸۵	electron domain	قلمرو الکترونی به ناحیه اطراف اتم مرکزی گفته می‌شود که همه الکترون‌های پیوندی یا ناپیوندی متعلق به آن را دربر می‌گیرد.
۳۴	alkali	قلیا ترکیب‌های فلزهای قلیایی یا قلیایی خاکی که دارای گروه $-OH$ هستند و محلول آنها می‌تواند چربی‌ها را در خود حل کند.
۴۹	cation	کاتیون یونی دارای بار الکتریکی مثبت
۴۷	group	گروه به عنصرهای موجود در یک ستون از جدول تناوبی گفته می‌شود. این عنصرها خواص شیمیایی مشابهی دارند.
۹۹	alkyl group	گروه آکیل بنیانی است که از کم یک کردن یک اتم هیدروژن از یک مولکول آکان به دست می‌آید.
۱۰۵	functional group	گروه عاملی اتم یا گروهی از اتم‌ها که وجود آنها در یک مولکول آلی در مقایسه با آلان نظیر خواص فیزیکی و شیمیایی ویژه و منحصر به فردی به ترکیب موردنظر می‌دهد.
۴۲	lanthanides	لانتانیدها ۱۴ عنصر که پس از عنصر لانتان ($La_{\text{۷}}^{+}$) قرار می‌گیرند و در آنها، اوربیتال‌های 4f در حال پرشدن هستند.
۲۱	electron shell	لایه الکترونی به مجموعه‌ای از اوربیتال‌ها گفته می‌شود که عدد کوانتومی اصلی آنها یکسان است.
۹۰	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.

۹۰	non - polar molecule	مولکول ناقطبی
	مولکولی است که دارای پیوندهای ناقطبی است یا پیوندهای قطبی آن در مولکول طوری قرار گرفته اند که در کل مولکول دو قطب مثبت و منفی مشاهده نمی شود.	
		نظریه دافعه زوج الکترون های لایه ظرفیت (VSEPR)
۸۵	Valance Shell Electron Pairs Repulsion	
	بنابراین نظریه، زوج الکترون های پیرامون اتم مرکزی تا آن جا که ممکن است دور از یک دیگر قرار می گیرند به طوری که نیروهای دافعه الکترونی به کمترین مقدار ممکن برسد.	
۶۰	hydrated salt	نمک آبپوشیده
	نمک آبدار، ترکیبی یونی است که در آن مولکول های آب در شبکه بلوری به دام افتاده اند یا تعدادی از آنها با یون های مثبت پیوند داشته باشند.	
۱۱	neutron	نوترون
	یکی از ذره های سازنده هسته اتم که بار الکتریکی ندارد و عدد جرمی آن یک است.	
۱۱	nucleon	نوکلئون
	به ذره هایی مانند پروتون یا نوترون گفته می شود که در هسته اتم قرار دارند.	
۹۱	dipole - dipole force	نیروی دوقطبی-دوقطبی
	از جمله نیروهای جاذبه ای موجود میان مولکول های قطبی است.	
۸۹	Van der Walls forces	نیروهای وان دروالس
	نوعی نیروی جاذبه بین مولکولی است. این نیرو در میان همه مولکول ها وجود دارد ولی در ترکیب های مولکولی ناقطبی نیروی جاذبه ای مهمی به شمار می آید.	
۹۰	London dispersion forces	نیروهای نشری لوندون
	از جمله نیروهای ضعیف بین مولکولی است. نوعی جاذبه میان دوقطبی هایی است که بر اثر برهم خوردن توزیع الکترون در مولکول های ناقطبی ایجاد می شوند. به این دوقطبی ها القابی می گویند.	
۵۸	polyatomic ion	یون های چنداتمی
	به یون هایی گفته می شود که از دو یا بیش از دو اتم یکسان یا متفاوت تشکیل شده است.	
۵۰	monoatomic ion	یون تک اتمی
	به یونی گفته می شود که تنها از یک اتم تشکیل شده است.	

منابع و مآخذ

- 1 – Silberberg, M. S. , Principles of General Chemistry , Mc GrawHill, 2007.
- 2 – Lister, T. ,Renshaw, J. ,Understanding Chemistry, Nelson Thornes, 2000.
- 3 – Reger, D. L. ,Goode, S. R. Ball, D.W., Chemistry, Brooks/Cole, 2010.
- 4 – Tro N. ,Chemistry in Focus, Brooks/Cole, 2009.
- 5 – Eubanks, L. P., Middlecamp, C. H., Heltzel, C. H., Keller, S. W., Chemistry in Context, ACS, 2009.

