

بِسْمِ اللَّهِ الرَّحْمَنِ الرَّحِيمِ

شیمی (۲)

و آزمایشگاه ساختار، واکنش پذیری و رابطه میان آنها سال دوم دبیرستان رشته های علوم تجربی - ریاضی و فیزیک

عنوان و نام پدیدآور: شیمی (۲) و آزمایشگاه، ساختار، واکنش پذیری و رابطه میان آنها: سال دوم دبیرستان رشته های علوم تجربی - ریاضی و فیزیک [کتاب های درسی] ۲۲۷/۱ مؤلفان: منصور عابدینی، ... [و دیگران] برنامه ریزی محتوا و نظارت بر تألیف دفتر برنامه ریزی و تألیف کتاب های درسی؛ [برای] وزارت آموزش و پرورش، ویراستار علمی حسن حذرخانی، سازمان پژوهش و برنامه ریزی آموزشی. مشخصات نشر: تهران: شرکت چاپ و نشر کتاب های درسی ایران، ۱۳۹۱.

مشخصات ظاهری: [۱۲۰] ص. مصور (بخشی رنگی)، جدول، نمودار، عکس

شابک: 964-05-1398-9

وضعیت فهرست نویسی: فیا

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

یادداشت: چاپ یازدهم

یادداشت: واژه نامه

موضوع: شیمی - راهنمای آموزشی (متوسطه)

موضوع: شیمی - آزمایش ها - راهنمای آموزشی (متوسطه)

موضوع: شیمی - پرسش ها و پاسخ ها (متوسطه)

موضوع: شیمی - آزمایش ها - پرسش ها و پاسخ ها (متوسطه)

شناسه افزوده: عابدینی، منصور، ۱۳۱۴ -

شناسه افزوده: حذرخانی، حسن، ویراستار

شناسه افزوده: سازمان پژوهش و برنامه ریزی آموزشی، اداره کل چاپ و توزیع کتاب های درسی

شناسه افزوده: سازمان پژوهش و برنامه ریزی آموزشی، دفتر برنامه ریزی و تألیف کتب درسی

شناسه افزوده: شرکت چاپ و نشر کتاب های درسی ایران

رده بندی دیویی: ۲۲۷/۱ ک ۳۷۳

شماره کتاب شناسی ملی: ۲۷۱۳۴۸۹

وزارت آموزش و پرورش
سازمان پژوهش و برنامه‌ریزی آموزشی

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

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

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

بازنگری و اصلاح : سیف‌الله جلیلی، حسن حذرخانی، علیرضا عابدین و زیر نظر شورای برنامه‌ریزی

ویراستار علمی : حسن حذرخانی

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

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

تلفن : ۹-۸۸۸۳۱۱۶۱، دورنگار : ۸۸۳۰۹۲۶۶، کد پستی : ۱۵۸۴۷۴۷۳۵۹،

وبسایت : www.chap.sch.ir

مدیر امور فنی و چاپ : سیداحمد حسینی

رسام : مریم دهقانزاده

طراح جلد : مریم کیوان

صفحه‌آرا : شهرزاد قنبری

حروفچین : فاطمه باقری‌مهر

مصحح : فاطمه گیتی‌جبین، زهرا رشیدی‌مقدم

امور آماده‌سازی خبر : زینت بهشتی‌شیرازی

امور فنی رایانه‌ای : حمید ثابت‌کلاچاهی، بیمان حبیب‌پور

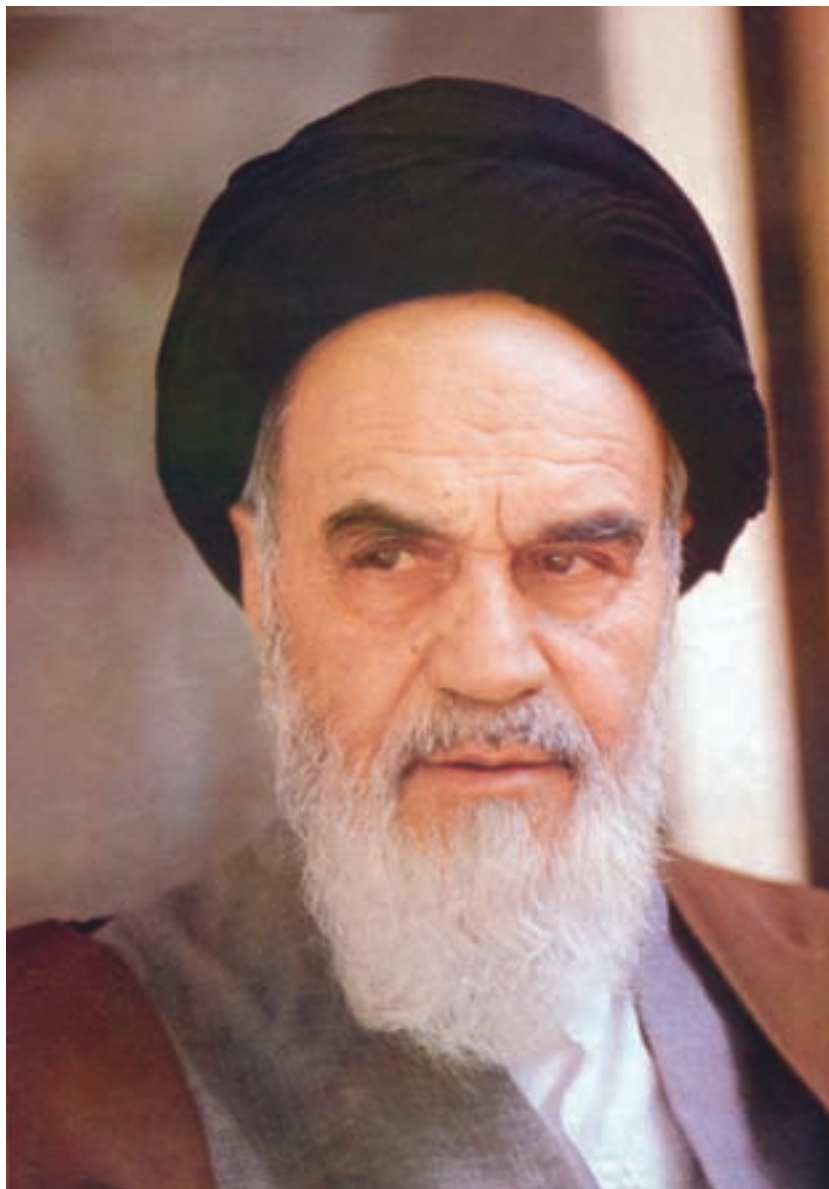
ناشر : شرکت چاپ و نشر کتاب‌های درسی ایران - تهران - کیلومتر ۱۷ جاده مخصوص کرج - خیابان ۶۱ (داروپخش)

تلفن : ۵-۴۴۹۸۵۱۶۱، دورنگار : ۴۴۹۸۵۱۶۰، صندوق پستی : ۱۳۹-۳۷۵۱۵

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

سال انتشار و نوبت چاپ : چاپ یازدهم ۱۳۹۱

حق چاپ محفوظ است.



من در این جا به جوانان عزیز کشورمان، به این سرمایه‌ها و ذخیره‌های عظیم الهی و به این گل‌های
معطر و نوشگفته 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 (ره)

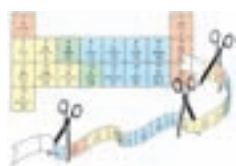
فهرست



۱

بخش ۱

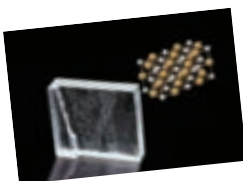
ساختار اتم



۲۹

بخش ۲

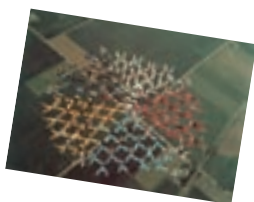
خواص تناوبی عناصرها



۴۸

بخش ۳

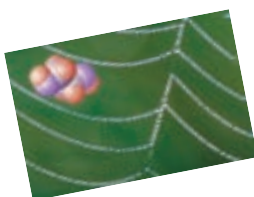
ترکیب‌های یونی



۶۵

بخش ۴

ترکیب‌های کووالانسی



۹۳

بخش ۵

کربن و ترکیب‌های آلی



۱۱۰

در آزمایشگاه شیمی

سخنی با شما دانش‌آموز عزیز

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

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

گروه شیمی دفتر برنامه‌ریزی و تألیف کتاب‌های درسی

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

در پایگاه اینترنتی خود به آدرس

chemistry-dept.talif.sch.ir

چشم انتظار آرایه آنها می‌ماند.

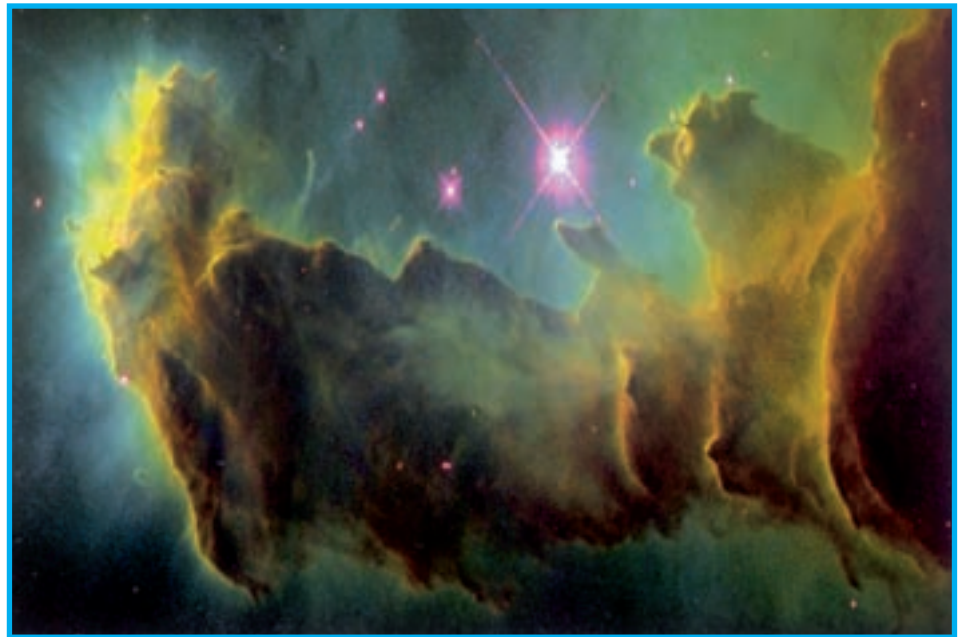
معلمان محترم، صاحب نظران، دانش آموزان عزیز و اولیای آنان می توانند نظر اصلاحی خود را در باره مطالب

این کتاب از طریق نامه به نشانی تهران - صندوق پستی ۳۶۳ ۱۵۸۵۵ - کد پستی مربوط به پیمانکار (Email)

talif@talif.sch.ir ارسال نمایند.

دفتر نامه ریزی و تایف کتاب دبیری

ساختار اتم



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



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

دلیل این توزیع ناهمگون را باید در هنگام تولد جهان و پس از آن، پیدایش زمین جست و جو کرد. دانشمندان بر این باورند که جهان حدود ۱۵ میلیارد سال پیش بر اثر یک انفجار بزرگ به وجود آمده است. یعنی هنگامی که یک توده بسیار متراکم و به شدت داغ ساخته شده از ذره‌های بنیادی بر اثر یک نیروی غیرقابل تصور، از هم پاشیده است. در این انفجار بزرگ اتم‌های هیدروژن، نخستین اتم‌هایی بوده‌اند که به هستی پاناده‌اند. هزاران میلیون سال بعد، آن‌هم در برخی نقاط کیهان، از گردهمایی و فشرده‌شدن تدریجی اتم‌های هیدروژن ستاره‌ها متولد شدند. ستارگانی که هر روز گرم‌تر می‌شدند و در دمای بسیار بالای آنها، ابتدا شرایط برای تشکیل اتم‌های هلیوم و سپس برای تولید عنصرهای سبک بعدی مهیا می‌شد. در این مسیر، گاه ستاره‌ای بسیار چگال‌تر و بسیار گرم‌تر 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 گرمابخشی، 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 آوردند 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 و زمین که قطعه بسیار کوچکی از آن بود، تنها حدود ۹۰ عنصر سبک و سنگین ساخته شده در آن ستاره را به ارث برد. ضمن آن‌که 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 برمی‌گردد. 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 رابرت بویل دانشمند انگلیسی با انتشار کتابی با عنوان شیمی‌دان شکاک مفهوم تازه‌ای از عنصر را معرفی کرد. وی در این کتاب ضمن معرفی

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

دالتون با استفاده از واژه یونانی اتم که به معنای تجزیه ناپذیر است، ذره‌های سازنده عناصر را توضیح داد. این دیدگاه که همه 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 نظریه اتمی خود را در هفت بند و به شرح زیر بیان کرد:

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

۲- همه اتم‌های یک عنصر مشابه یکدیگرند.

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

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

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

۶- در هر مولکول از یک ترکیب معین، همواره نوع و تعداد نسبی اتم‌های سازنده

آن یکسان است.

۷- واکنش‌های شیمیایی شامل جابه‌جایی اتم‌ها یا تغییر در شیوه 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 همه آن ویژگی‌هایی را ندارند که دالتون برای آنها برشمرده بود ولی هنوز هم باور داریم که اتم کوچک‌ترین ذره یک عنصر است که خواص شیمیایی و فیزیکی عنصر یادشده به ویژگی‌های آن بستگی دارد. به هر حال نظریه اتمی دالتون علی‌رغم نارسایی‌ها و ایرادهایی که داشت به نقطه آغازی برای مطالعه دقیق‌تر و عمیق‌تر ساختار و رفتار (خواص) ماده تبدیل شد.

الکترون نخستین ذره زیر اتمی شناخته شده

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



جان دالتون
(۱۷۶۶-۱۸۴۴)

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



مایکل فارادی
(۱۸۶۷-۱۷۹۱)

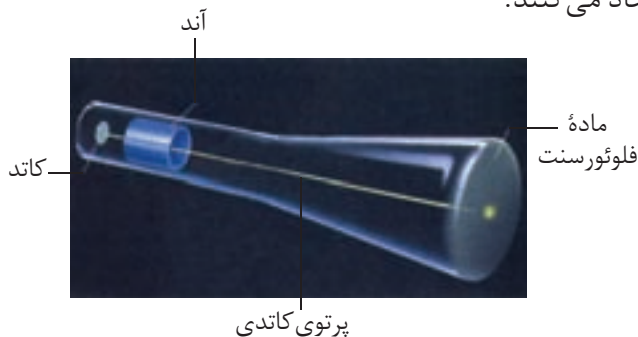


برقکافت، یک واکنش شیمیایی است که با عبور جریان برق از درون یک محلول به‌وقوع می‌پیوندد. اجرای چنین آزمایش‌هایی توسط فارادی در قرن ۱۹ به کشف الکترون منجر شد. این تصویر، برقکافت محلول قلع (II) کلرید در آب را نشان می‌دهد.

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

همچون دانشمندان

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



فلوئورسنت به ماده‌ای با خاصیت فلوئورسانس گفته می‌شود. فلوئورسانس از جمله خواص فیزیکی برخی مواد شیمیایی است. مواد دارای این خاصیت نور با طول موج (رنگ) اگر طول موج در ناحیهٔ مرئی باشد) معینی را جذب می‌کنند و به‌جای آن نور با طول موج بلندتری را منتشر می‌سازند. تابش این نور با قطع شدن منبع نور قطع می‌شود.

روی سولفید (ZnS) از جمله مهم‌ترین مواد فلوئورسنت است که در تولید لامپ تلویزیون و نمایشگرها کاربرد دارد.

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.

با دقت به شکل‌های صفحهٔ بعد نگاه کنید. هر شکل یکی از آزمایش‌های جوزف تامسون فیزیک‌دان انگلیسی روی لولهٔ پرتوی کاتدی را نشان می‌دهد. او که یکی از پیشگامان مطالعهٔ 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



جوزف تامسون
(۱۸۵۶-۱۹۴۰)



(آ) لوله دارای اندکی هوا است.



(ب) لوله دارای اندکی گاز هیدروژن است.



(پ) کاتد از آهن به مس تغییر یافته است.



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

تامسون نسبت بار به
جرم (e/m) الکترون را
 $1.76 \times 10^{-18} \text{ C/g}$ محاسبه
کرد.

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

آورده شده است. به نظر شما تامسون از چه مشاهدیهایی 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.

جست‌وجو 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 اندازه بگیرد. به این ترتیب جرم الکترون نیز با کمک نسبت به دست آمده توسط تامسون محاسبه شد. مقدار پذیرفته شده برای بار و جرم الکترون به ترتیب $1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$ و $9.1 \times 10^{-31} \text{ kg}$ است.

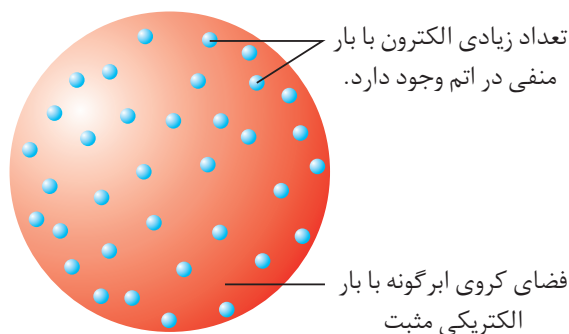
جوزف تامسون به کمک آزمایش‌های خود ضمن اثبات وجود الکترون در اتم و معرفی الکترون به عنوان یک ذره زیر اتمی، موفق شد ساختاری برای اتم پیشنهاد کند، شکل ۱.

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 الکترون در آن ناشی می‌شود.



شکل ۱ مدل اتمی تامسون

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

پرتوزایی

در حالی که تامسون در آزمایشگاه خود در شهر کمبریج انگلستان روی پرتوهای کاتدی مطالعه می‌کرد، هم‌زمان کشف بسیار مهمی در فرانسه به‌وقوع پیوست. در سال ۱۸۹۶ هانری بکرل فیزیک‌دانی که روی خاصیت فسفرسانس مواد شیمیایی کار می‌کرد به‌طور تصادفی با پدیده جالبی روبه‌رو شد.

فکر کنید

متن زیر چگونگی کشف بزرگ هانری بکرل را در قالب داستانی کوتاه بیان می‌کند. بادقت آن را بخوانید و سپس به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهید.

هانری سومین نسل از یک خانواده دانشمند پرور فرانسوی بود. او که افزون بر عشق به کسب دانش، سنگ‌های معدنی و ترکیب‌های شیمیایی آزمایشگاه پدرش ادموند را نیز به‌ارث برده بود، با علاقه‌مندی کار پدرش روی پدیده فلوتورسانس و فسفرسانس را ادامه داد. در آن زمان هانری با خواندن مقاله‌ای در مورد شیوه تولید پرتوهای X که به‌تازگی توسط رونتگن کشف شده بود، در این اندیشه فرو رفت که شاید مواد دارای خاصیت فلوتورسانس 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 بپردازد. او برای این کار بلورهای ماده‌ای را برای مدتی در برابر نور خورشید قرار می‌داد و بی‌درنگ در محیطی تاریک روی یک فیلم خام عکاسی می‌گذاشت که درون یک پاکت کاغذی تیره بود. پس از چند دقیقه فیلم را برداشته، ظاهر می‌کرد و از روی میزان وضوح تصویر، شدت تابش آن ماده را اندازه می‌گرفت.

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



هانری بکرل
(۱۸۵۲-۱۹۰۸)

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

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

«دوشنبه اول مارس ساعت ۹/۴؛ نتیجهٔ آزمایش روی نمونهٔ شمارهٔ سیزده: با این که آزمایش‌هایم روی مواد فسفرسانس نشان داده بود که همواره وضوح تصویر پس از چند ثانیه به شدت کاهش می‌یابد، اما در این آزمایش برخلاف انتظارم پس از این مدت حضور در تاریکی ایجاد تصویری با این وضوح شگفت‌انگیز به نظر می‌رسد. نمی‌دانم چرا؟ اما فکر می‌کنم که پدیدهٔ تازه‌ای را کشف کرده‌ام.»



فیلم عکاسی بکرل پس از ظهور، دو قطعه بلور آفتاب ندیدهٔ بکرل به وضوح دیده می‌شوند.

- ۱- هانری مشاهدهٔ یاد شده را چگونه تفسیر کرد که آن را کشف پدیده‌ای تازه نام نهاد؟
- ۲- آیا مشاهدهٔ یاد شده برای این نتیجه‌گیری کافی به نظر می‌رسد؟ چرا؟
- ۳- برای افزایش اطمینان به این نتیجه‌گیری چه پیشنهادی به هانری دارید؟

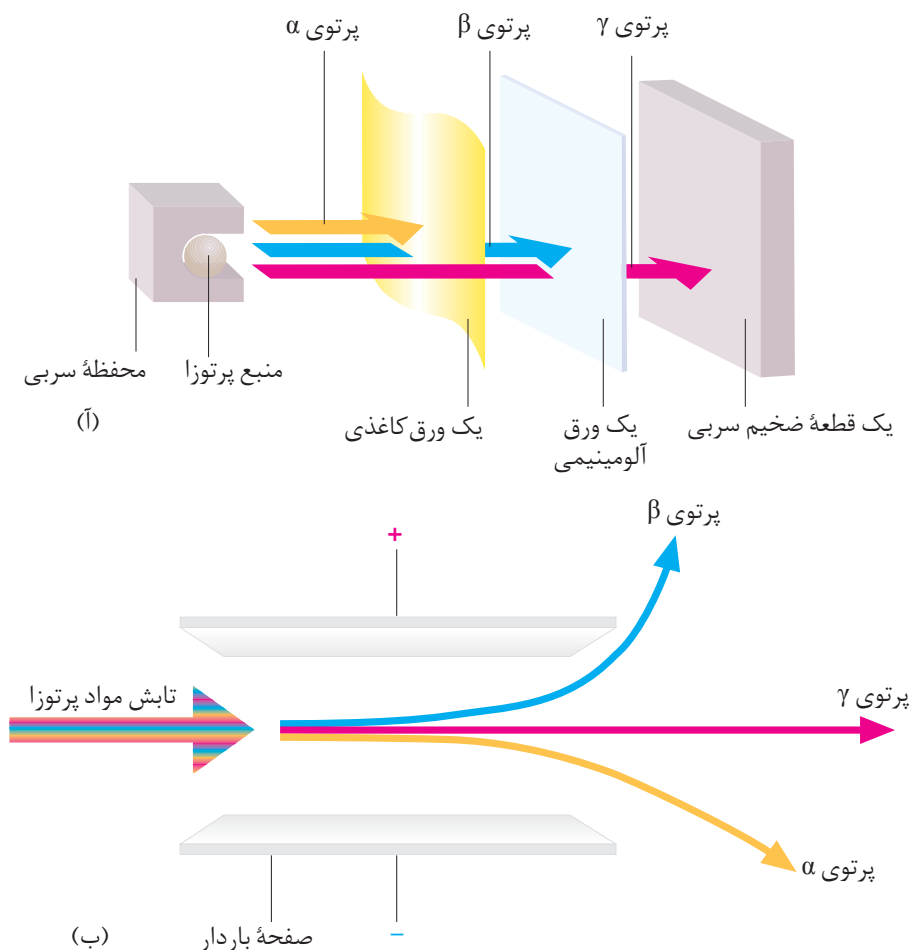


ارنست رادرفورد
(۱۸۷۱-۱۹۳۷)

بکرل به‌طور 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 بکرل نخستین بار به‌وجود آن پی برده بود، خود ترکیبی از سه نوع تابش مختلف است.

مشاهده کنید

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



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

این نتیجه‌گیری رسانده است؟

۲- رادرفورد نشان داد که یکی از تابش‌ها، جریانی از ذره‌های بارداری است که جرم

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

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

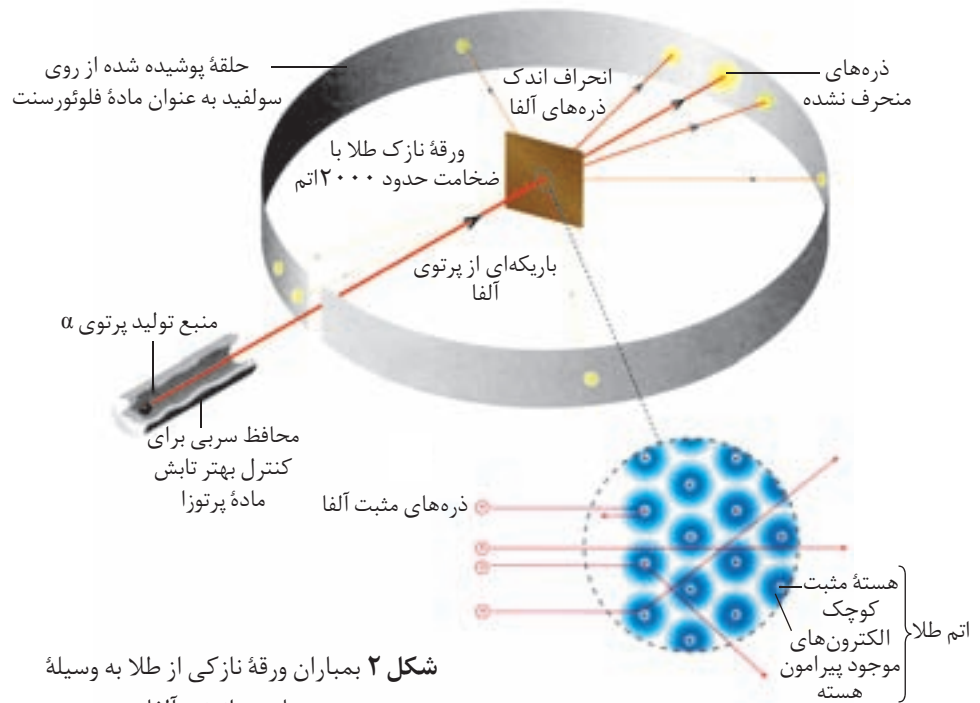
۴- تجربه نشان می‌دهد که پدیده پرتوزایی با کاهش جرم ماده پرتوزا همراه است.

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

رادرفورد نتوانست تشکیل تابش‌های حاصل از مواد پرتوزا را به کمک مدل اتمی

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

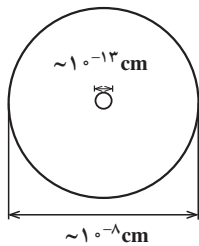
شناسایی دقیق‌تر ساختار اتم آزمایش جالبی را طراحی و اجرا کرد. او در این آزمایش، شکل ۲، ورقه نازکی از طلا را با ذره‌های آلفا بمباران کرد، به امید آن که همه ذره‌های پرنرزی و سنگین آلفا که دارای بار مثبت نیز هستند با کمترین میزان انحراف از این ورقه نازک عبور کنند. (چرا؟) اما آزمایش نتایج دیگری داشت.



شکل ۲ بمباران ورقه نازکی از طلا به وسیله پرتوهای پرنرزی آلفا

رادرفورد از نتایج این آزمایش شگف زده 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

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

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

ماری کوری شیمی‌دان مشهور لهستانی در سال ۱۸۶۷ در ورشو زاده شد. پدرش معلم فیزیک بود. ماری به دلیل شرایط نامساعد مالی خانواده‌اش به دشواری دوران تحصیل ابتدایی را پشت‌سر گذاشت و سپس به‌ناچار در روستایی به‌عنوان معلم مشغول به کار شد. پس از آن در رشته‌های فیزیک و ریاضی به ادامه تحصیل پرداخت. در سال ۱۸۹۱ برای تحصیل در دانشگاه سوربون، به پاریس رفت و در آن‌جا با پی‌یرکوری، فیزیک‌دان فرانسوی آشنا شد و با وی ازدواج کرد.

ماری و پی‌یر، همراه با هانری بکرل روی نمک‌های اورانیم کار می‌کردند. آنها در خلال سال‌های ۱۸۹۲ و ۱۸۹۴ در انبار متروکی که توسط رییس دانشکده پزشکی سوربون برای زندگی به آنها داده شده بود، با وسایل و امکانات اندک بررسی‌های خود را روی نوعی از سنگ‌های معدنی به نام پیچبلاند ادامه دادند و سرانجام در سال ۱۸۹۸ توانستند دو عنصر پرتوزا را از این سنگ‌ها به‌دست آورند، عنصرهایی که رادیم و پولونیم نامیده شدند. اگرچه برای به‌دست آوردن چند میلی‌گرم از این عناصر، به چندین تن سنگ معدن پیچبلاند نیاز بود، اما در سال ۱۹۰۲، ماری و پی‌یر با همکاری بکرل توانستند از یک دسی‌گرم رادیم کلرید، رادیم خالص را به‌دست آورند. مادام کوری و همسرش پی‌یرکوری نشان دادند که واکنش‌های شیمیایی توانایی مواد پرتوزا را به نشر پرتوهای پرانرژی تغییر نمی‌دهد. حتی گرم کردن آنها در یک قوس الکتریکی یا سرد کردن آنها در هوای مایع نیز بر این خاصیت بی‌اثر است. یک‌سال 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، پی‌یر در سن ۴۶ سالگی در یک تصادف جان خود را از دست داد. با این حال ماری از تلاش دست برنداشت و در خلال سال‌های ۱۹۰۳ تا ۱۹۱۲، ۲۹ ایزوتوپ پرتوزایی دیگر را کشف کرد. در سال ۱۹۰۷، ماری موفق به اندازه‌گیری جرم اتمی رادیم شد و به‌خاطر 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 دستگاه‌های پرتوی X مجهز کردند. به کمک این دستگاه موقعیت گلوله‌ها در بدن سربازان زخمی، تعیین می‌شد و به این ترتیب، خارج کردن گلوله‌ها با عمل جراحی به‌راحتی انجام می‌گرفت.

در سال ۱۹۱۸، ماری و ایرن به ترتیب به عنوان رییس و معاون انجمن رادیم، که به تازگی تأسیس شده بود، برگزیده شدند و سال‌ها در این مقام باقی ماندند. ایرن نیز که با یک فیزیک‌دان انگلیسی به نام فردریک جولین ازدواج کرده بود، به همراه همسرش دست به بررسی‌هایی در زمینه شیمی هسته‌ای زد که به کشف یک ذره بنیادی تازه به نام پوزیترون انجامید. اما پیش از آن‌که ماری شاهد دریافت جایزه نوبل فیزیک توسط دخترش باشد، در سال ۱۹۳۴، به علت ابتلا به سرطان خون، درگذشت. سال بعد، ایرن جایزه نوبل فیزیک را دریافت کرد. در همین سال نیز، سیبورگ با استفاده از روش بمباران پلوتونیم ۲۳۹ با پرتوی آلفا، عنصری را به‌دست آورد که به افتخار ماری و پی‌یرکوری، و به پاس خدمات آنها به دانش بشری، کوریم (با عدد اتمی ۹۶) نام گرفت.

از گفته‌های ماری کوری است که :

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



ماری کوری
(۱۸۶۷-۱۹۳۴)
و همسرش پی‌یرکوری
(۱۸۵۹-۱۹۰۶)

دیگر ذره‌های سازندهٔ اتم

آزمایش بعدی رادرفورد و همکارانش از دیگر اسرار اتم پرده برداشت و در سال ۱۹۱۹ دومین ذرهٔ سازندهٔ 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 ذرهٔ دیگری در اتم سخن به میان آورد. وی گفت: «پروتون‌ها تنها ذرهٔ سازندهٔ هسته نیستند بلکه آزمایش‌های من نشان می‌دهد که در هستهٔ اتم باید ذرهٔ 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 جامعهٔ علمی آن روز کسی گفتهٔ او را بدون ارایهٔ 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 ذرهٔ خنثی را در اتم به اثبات رسانید. **نوترون** نامی بود که بر این ذرهٔ تازه کشف شده نهاده شد.



هنری موزلی
(۱۸۸۷-۱۹۱۵)

پنج سال پیش از آن که رادرفورد از پروتون سخنی به میان آورد، هنری موزلی یکی از دانشجویان وی که روی تولید پرتوهای X مطالعه می‌کرد، به نتایج جالبی دست یافته بود. داده‌هایی که تفسیر آنها به کشف پروتون انجامید. رادرفورد با استفاده از این نتایج توانست مقدار بار مثبت هستهٔ برخی از اتم‌ها را تعیین کند.

وی مقادیر بار اندازه‌گیری شده را بر مقدار بار الکتریکی پروتون ($1.6 \times 10^{-19} \text{C}$) تقسیم کرد. در نتیجه عددهای صحیحی به دست آمد که وی آن را **عدد اتمی** نامید. درواقع این عدد تعداد پروتون‌ها در اتم را مشخص می‌کند. عدد اتمی را با حرف Z نشان می‌دهند. از آن‌جا 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 همهٔ 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 هستهٔ آن بستگی دارد و جرم الکترون‌ها حتی اگر اتم بیش از 10^4 الکترون هم داشته باشد، بر جرم اتم تأثیر چشم‌گیری نخواهد داشت. از این رو به مجموع تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های یک اتم **عدد جرمی** می‌گویند. A نمادی برای نمایش عدد جرمی است.

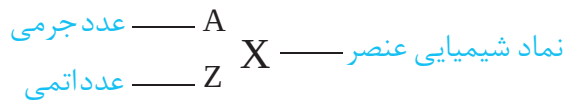
مطالعهٔ گستردهٔ او روی پرتوهای X تولید شده از عنصرهای مختلف زمینه‌ساز کشف پروتون به عنوان دومین ذرهٔ زیر اتمی شد. امروز از او به عنوان کشف‌کنندهٔ پروتون یاد می‌شود اگرچه استاد او رادرفورد با تجزیه و تحلیل داده‌های تجربی موزلی به وجود پروتون پی برد.

به پروتون یا نوترون، نوکلئون (nucleon) یا ذرهٔ سازندهٔ هسته نیز می‌گویند.

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

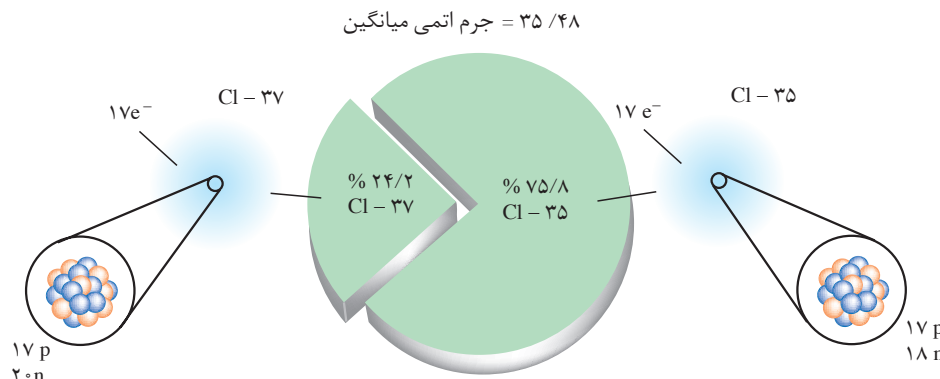
$$A = Z + N$$

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



دانشمندان به کمک دستگاهی به نام طیف‌سنج جرمی جرم اتم‌ها را با دقت 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 معرفی مفهوم **ایزوتوپ** انجامید. در واقع، ایزوتوپ‌ها اتم‌های یک عنصر هستند که عدد اتمی یکسان و عدد جرمی متفاوت دارند. برای مثال آزمایش روی نمونه‌های طبیعی از گاز کلر وجود دو ایزوتوپ کلر -۳۵ ($^{35}_{17}\text{Cl}$) و کلر -۳۷ ($^{37}_{17}\text{Cl}$) را به اثبات رسانده است، 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 ید موجود در مواد غذایی را در خود جمع می‌کند. از این‌رو رادیوایزوتوپ ید -۱۳۱ برای تشخیص بیماری‌های غده تیروئید به کار می‌رود.



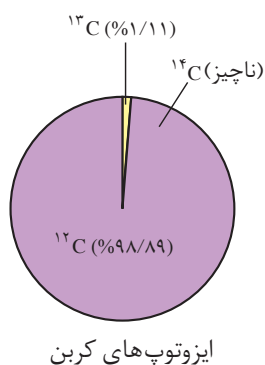
شکل ۳ ایزوتوپ‌های کلر

اندازه‌گیری‌ها نشان می‌دهد که فراوانی ایزوتوپ‌ها در طبیعت یکسان نیست. برخی فراوان‌تر و برخی کم‌یاب‌ترند. برای مثال از هر چهار اتم کلر موجود در طبیعت سه اتم $^{35}_{17}\text{Cl}$ و یک اتم $^{37}_{17}\text{Cl}$ است. به عبارت دیگر ۷۵/۸ درصد از اتم‌های کلر $^{35}_{17}\text{Cl}$ و ۲۴/۲ درصد آنها را $^{37}_{17}\text{Cl}$ تشکیل می‌دهد.

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

جرم یک اتم

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



چنین آزمایش‌هایی نشان داد که برای مثال جرم یک اتم اکسیژن $1/33$ برابر جرم یک اتم کربن و جرم یک اتم کلسیم $2/5$ برابر جرم یک اتم اکسیژن است. استفاده از این نسبت‌ها در محاسبه‌های آزمایشگاهی کاری بس دشوار بود. از این رو، شیمی‌دان‌ها ناگزیر شدند جرم خاصی را به یک عنصر معین نسبت دهند و سپس به کمک نسبت‌های اندازه‌گیری شده، جرم عنصرهای دیگر را محاسبه کنند. سرانجام فراوان‌ترین ایزوتوپ کربن یعنی کربن ^{12}C برای این منظور انتخاب شد. این اتم کربن در هسته خود ۶ پروتون و ۶ نوترون دارد. دانشمندان جرم این اتم را دقیقاً برابر $12/000$ در نظر گرفتند. با این حساب اتم اکسیژن که جرمی معادل $1/33$ برابر جرم اتم کربن دارد، در این مقیاس جرمی برابر $16/000$ خواهد داشت. جرم اتم عنصرهای دیگر نیز به همین شیوه اندازه‌گیری شد. شیمی‌دان‌ها برای جرم یک اتم یا **جرم اتمی**، amu را که کوتاه شده عبارت atomic mass unit به معنای واحد جرم اتمی است، به عنوان یکای جرم اتمی معرفی کردند. یک amu برابر یک دوازدهم ($\frac{1}{12}$) جرم اتم کربن ^{12}C است. بنابراین در این مقیاس جرم اتم کربن ^{12}C برابر $12/000 \text{ amu}$ و جرم اتم اکسیژن $16/000 \text{ amu}$ خواهد بود.

در این مقیاس جرم پروتون و نوترون تقریباً 1 amu است. در حالی که جرم الکترون تقریباً یک دویزدوم ($\frac{1}{2000}$) این مقدار است. در جدول ۱ ویژگی‌های این ذره‌های زیراتمی را مشاهده می‌کنید.

جدول ۱ برخی ویژگی‌های ذره‌های زیراتمی

نام ذره	نماد*	بار الکتریکی نسبی	جرم	
			g	amu
الکترون	${}_{-1}^0\text{e}$	-۱	$9/109 \times 10^{-28}$	$0/0005$
پروتون	${}_{+1}^1\text{p}$	+۱	$1/673 \times 10^{-24}$	$1/0073$
نوترون	${}_{0}^1\text{n}$	۰	$1/675 \times 10^{-24}$	$1/0087$

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

تاکنون بیش از 2300 ایزوتوپ مختلف (طبیعی و ساختگی) شناخته شده است. در این میان فقط ۲۷۹ ایزوتوپ پایدار وجود دارد. برخی عنصرها مانند فلور، فسفر و آلومینیم تنها یک ایزوتوپ پایدار دارند. در حالی که برخی از دویاتعداد بیشتری ایزوتوپ پایدار برخوردارند. برای نمونه قلع ده ایزوتوپ پایدار دارد.

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

از آن جا که جرم پروتون‌ها و نوترون‌ها با هم برابر و حدوداً برابر با 1 amu است، می‌توان از روی عدد جرمی یک اتم، جرم آن را تخمین زد. برای مثال جرم یکی از ایزوتوپ‌های لیتیم که ۳ پروتون و ۴ نوترون دارد (${}^7_3\text{Li}$) برابر 7 amu است.

با توجه به وجود ایزوتوپ‌ها و تفاوت در فراوانی آنها، برای گزارش جرم نمونه‌های طبیعی از اتم عنصرهای مختلف **جرم اتمی میانگین** به کار می‌رود.

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



نمایش بخشی از یک نمونه طبیعی عنصر بور

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

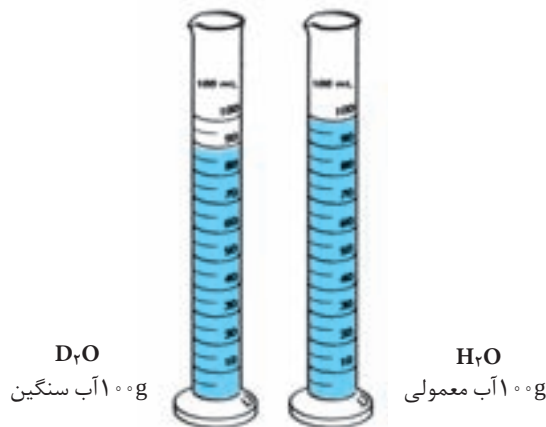
پایداری ایزوتوپ‌ها به تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های درون هسته بستگی دارد. برای نمونه همه هسته‌هایی که ۸۴ یا بیش از این تعداد، پروتون دارند، ناپایدار هستند. اما بر طبق یک قاعده کلی اگر برای هسته‌ای نسبت تعداد نوترون‌ها به پروتون‌ها $1/5$ یا بیش از این باشد، هسته یادشده ناپایدار خواهد بود. این گونه هسته‌های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

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

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

(آ) از این مشاهده چه نتیجه‌ای می‌گیرد؟

(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؟



D_2O
۱۰۰g آب سنگین

H_2O
۱۰۰g آب معمولی

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 ارائه دهید.

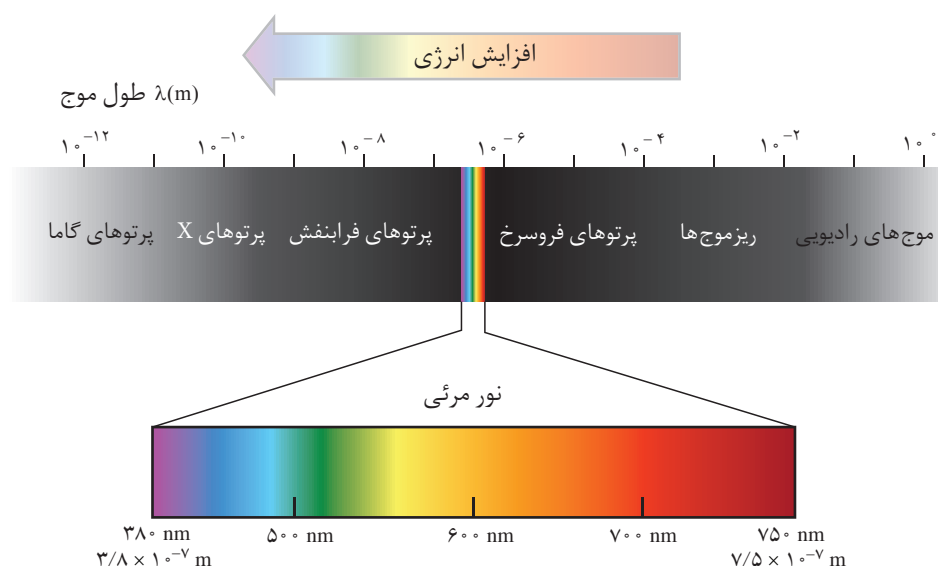
آتش‌بازی و کشف ساختار اتم

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



مراسم آتش‌بازی یک تفریح شیمیایی است!

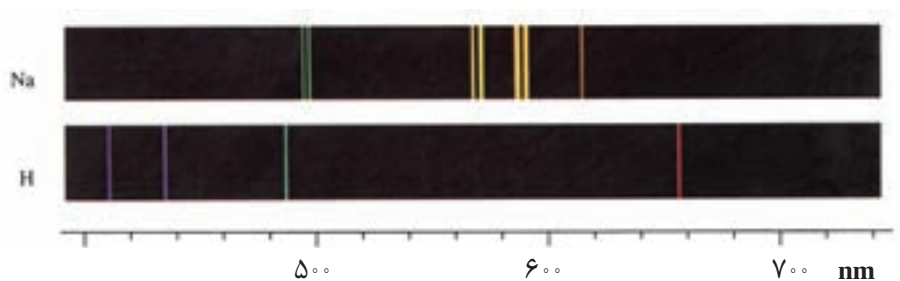
استفاده از مخلوط مواد شیمیایی برای تولید مواد منفجره، هنری باستانی است. چینی‌ها از جمله نخستین مردمانی بوده‌اند که بیش از هزار سال پیش باروت سیاه (مخلوطی از پتاسیم نیترات، گرد زغال و گوگرد) را تهیه کرده، در موارد صلح‌جویانه به مصرف می‌رسانده‌اند. آتش‌بازی و ایجاد صداهاى بلند در جشن‌ها از جمله محبوب‌ترین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



شکل ۴ طیف الکترومغناطیسی

رابرت بونزن شیمی‌دان معروف آلمانی که چراغ بونزن از نوآوری‌های به یادماندنی اوست، موفق شد دستگاهی طراحی کند که سهم بسیاری در پیشرفت علم شیمی داشت. این دستگاه **طیف‌بین** نامیده شد. هنگامی که بونزن مقداری از یک ترکیب مس‌دار 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 آتش‌بازی می‌داد. با عبور این نور سبزرنگ از منشوری که در دستگاه تعبیه شده بود، الگویی به مانند تصاویر نشان داده شده در شکل ۵ به دست آمد. بونزن این الگو را **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 (barcode) 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 بشر ۵۰ 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 بشر ۵۰ mL بریزید و در مقدار کمی آب حل کنید. سعی کنید در هر بار مقدار نمک و آب یکسانی به کار ببرید.
- ۴- یک گلوله پنبه‌ای را به کمک گیره بوته بردارید و پس از آغشته کردن به مقدار کمی از محلول درون بشر، روی شعله چراغ بگیرید. تغییر رنگ مشاهده شده را یادداشت کنید. پس از آزمایش مقداری آب روی گلوله پنبه و دو سر گیره بریزید و سپس گلوله پنبه را در سطل زباله بیندازید.

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

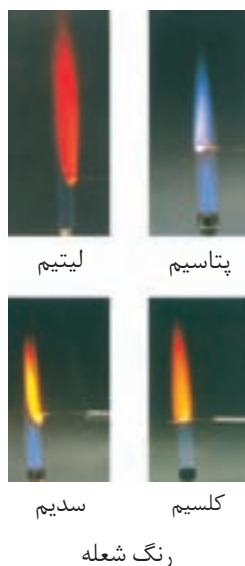
شماره آزمایش	نام نمک	رنگ مشاهده شده
۱	نمونه مجهول	
۲		
۳		
۴		

توجه

ا) برای اطمینان از نتیجه می‌توانید هریک از این آزمایش‌ها را دو یا سه بار تکرار کنید.
ب) نمونه مجهول توسط مربی آزمایشگاه و از میان نمک‌هایی انتخاب می‌شود که پیش از این مورد آزمایش قرار گرفته‌اند.

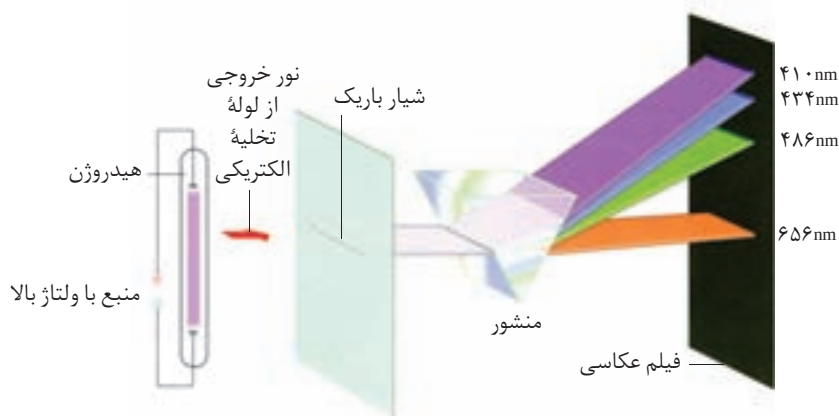
پ) اگر یک افشانه دستی در اختیار داشته باشید می‌توانید محلول این نمک‌ها را در اتانول تهیه کرده با افشاندن آن در شعله تغییر رنگ‌ها را به صورت دیدنی‌تری مشاهده کنید. از آن جا که اتانول آتش گیر است، پیشنهاد می‌شود که این آزمایش را مربی آزمایشگاه در زیر هواکش و در پایان آزمایش‌های بالا برای دانش آموزان انجام دهد.
⚠ رعایت نکات ایمنی در حین اجرای این آزمایش‌ها الزامی است.

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



طیف نشری خطی هیدروژن

هنگامی که بر یک لوله تخلیه الکتریکی دارای گاز هیدروژن با فشار کم، ولتاژ بالایی 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 و جایگاه ثابت خط‌های موجود در این طیف، زمینه‌ساز پیشرفت شگرفی در شیمی و فیزیک شد.



شکل ۶ طیف نشری خطی حاصل از اتم‌های برانگیخته هیدروژن

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.

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 ارایه 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 آن‌جا که برای الکترون نشر نور مناسب‌ترین شیوه برای از دست دادن انرژی است، از این‌رو الکترون برانگیخته به هنگام بازگشت به حالت پایه انرژی اضافی خود را که در واقع تفاوت انرژی میان دو تراز انرژی یاد شده است، از طریق انتشار نوری با طول موج معین از دست می‌دهد، شکل ۷ را نگاه کنید.

به این‌گونه انرژی که به صورت یک بسته انرژی مبادله می‌شود، انرژی کوانتومی یا پیمانه‌ای می‌گویند. بور با کوانتومی در نظر گرفتن ترازهای انرژی توانست با موفقیت طیف نشری خطی هیدروژن را توجیه کند، شکل‌های ۷ و ۸.



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

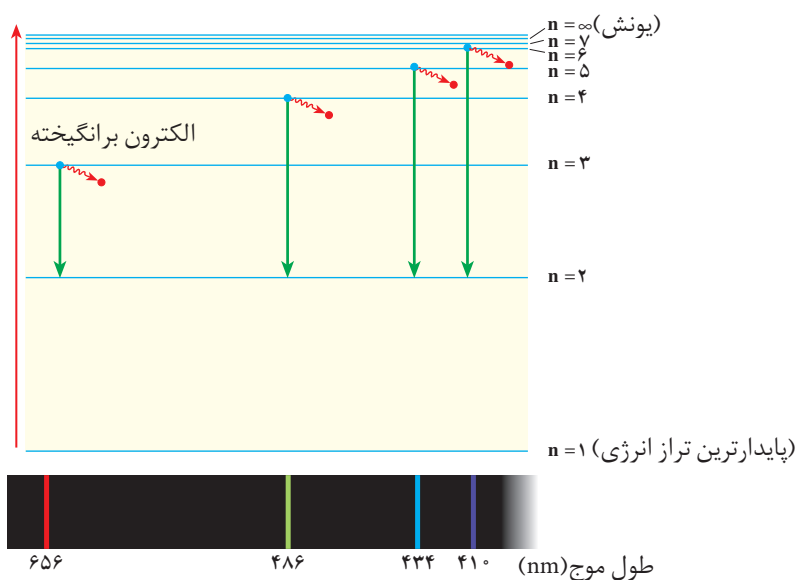


نیلزبور
(۱۸۸۵-۱۹۶۲)

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

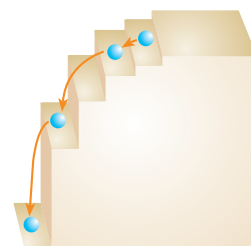
هنگامی که الکترون با گرفتن مقدار بیشتری انرژی به تراز انرژی بی‌نهایت ($n=\infty$) انتقال یابد، از میدان جاذبه هسته خارج می‌شود. در این هنگام می‌گویند که اتم الکترون خود را از دست داده، به یون مثبت تبدیل شده است. به این فرایند **یونش** می‌گویند.

کوانتومی بودن به معنای پیمانه‌ای یا بسته‌ای بودن یک کمیت است.



توجیه بخش مری طیف نشری خطی اتم هیدروژن با مدل اتمی بور
شکل ۷ نمایش بخش مری طیف نشری خطی هیدروژن و علت ایجاد آن

شکل ۸ یک مدل پلکانی برای ترازهای انرژی در اتم هیدروژن (اگر الکترون را چون توپی روی این پلکان در نظر بگیرید، آیا این توپ می‌تواند در جایی میان پله‌ها بایستد؟)



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



بیشتر بدانید

اساساً در جهان دو نوع رفتار قابل مشاهده است. رفتاری شبیه ذره و رفتاری شبیه موج. هنگامی رفتاری مانند ذره مشاهده می‌شود که جرم و انرژی هر دو با هم از جایی به جای دیگر منتقل شوند. به عبارت دیگر هنگام جابه‌جایی، هر دو در یک جسم یا ذره، مستقر باشند. یک توپ در حال حرکت چنین رفتاری دارد. در حالی که در رفتار شبیه موج، هم‌زمان با حرکت جسم یا ذره، جرم جابه‌جا نمی‌شود بلکه انرژی به‌تنهایی آن هم در همه جهت‌ها انتقال می‌یابد. برای مثال برآمدگی‌های روی سطح آب دریا موج هستند و بدون آن که آب جابه‌جا شود، انرژی به ساحل انتقال می‌یابد. مطالعه خواص نور نشان داد که هر دو نوع رفتار را می‌توان یک‌جا انتظار داشت.

امروزه می‌دانیم که نور، رفتاری دو گانه دارد، در عین حال که موج است و پدیده‌هایی چون تداخل و پراش را از خود نشان می‌دهد، خود از ذره‌هایی به نام فوتون نیز تشکیل شده است. چشم‌های الکترونیکی از جمله دستگاه‌هایی هستند که براساس خاصیت ذره‌ای نور طراحی شده‌اند. در این دستگاه‌ها که بیشتر مانند یک کلید برق عمل می‌کنند، با برخورد فوتون‌های نور با الکترون‌های موجود روی سطح فلز موجود در آنها، جریان الکتریکی در مدار برقرار می‌شود.

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



مدل کوانتومی اتم

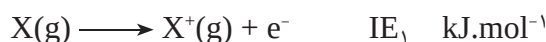
در سال ۱۹۲۶ اروین شرودینگر فیزیکدان مشهور اتریشی بر مبنای رفتار دوگانه الکترون و با تأکید بر رفتار موجی آن مدلی برای اتم پیشنهاد داد. وی در این مدل به جای محدود کردن الکترون به یک مدار دایره‌ای شکل، از حضور الکترون در فضایی سه‌بعدی به نام **اوربیتال** سخن به میان آورد. او پس از انجام محاسبه‌های بسیار 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 کوانتومی خوانده می‌شوند**.

مقادیر مجاز برای عدد کوانتومی اصلی (n) عددهای صحیح مثبت ۱، ۲، ۳، ... هستند.

n که **عدد کوانتومی اصلی** گفته می‌شود، همان عددی است که بور برای مشخص کردن ترازهای انرژی در مدل خود به کار برده بود. در مدل کوانتومی به جای ترازهای انرژی از واژه **لایه‌های الکترونی** استفاده می‌شود و n تراز انرژی آنها را معین می‌کند. $n = ۱$ پایدارترین لایه الکترونی را نشان می‌دهد و هرچه n بالاتر رود تراز انرژی لایه الکترونی افزایش می‌یابد. پیرامون هسته اتم حداکثر 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 آنجا که اندازه‌گیری و گزارش مقدار انرژی لازم، برای یونش یک مول اتم آسان‌تر است، انرژی یونش را به‌عنوان انرژی لازم برای فرایند زیر تعریف می‌کنند.

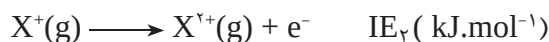


به عبارت دیگر، به انرژی لازم برای خارج کردن یک مول الکترون از یک مول اتم در حالت پایه (مثلاً اتم X) در حالت گازی که به تولید یک مول یون یک بار مثبت در حالت گازی می‌انجامد، **انرژی نخستین یونش** می‌گویند.

معمولاً به هنگام یونش سست‌ترین الکترون‌ها از اتم جدا می‌شوند.

IE کوتاه شده عبارت
Ionization Energy است.

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



و به همین ترتیب انرژی‌های یونش بعدی تعریف می‌شود.

نمودار زیر تغییر انرژی‌های یونش متوالی منیزیم ${}^{24}\text{Mg}$ را نشان می‌دهد. با بررسی آن به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهید.

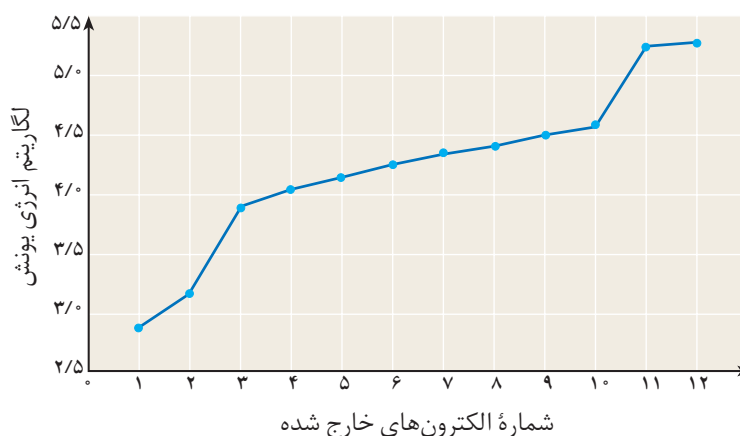
(آ) جدا کردن کدام الکترون آسان‌تر است؟ چرا؟

(ب) روند تغییر انرژی‌های یونش متوالی را توصیف کنید.

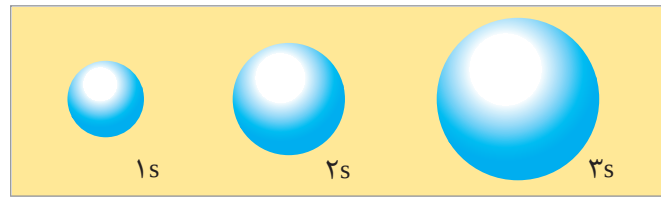
(پ) بر روی نمودار، تغییرات شدید در انرژی‌های یونش را مشخص کنید و علت آن را توضیح دهید.

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

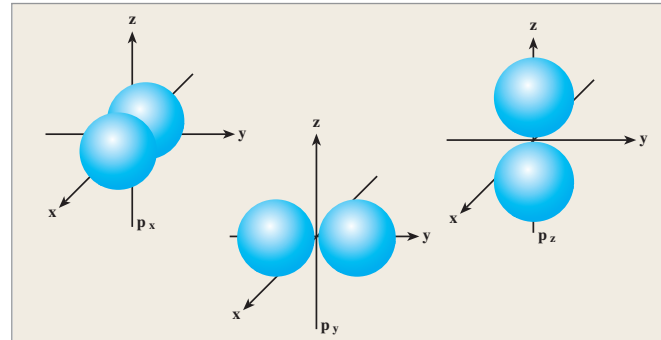
چرا؟



مشاهده‌ها 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 $n = 2$ دو زیرلایه وجود دارد. زیرلایه‌ها را با **عدد کوانتومی اوربیتالی** (l) مشخص می‌کنند. l می‌تواند عددهای درست 0 تا $n - 1$ 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 l 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 $1s, 2s, 3s$



ب) در هر زیر لایه p 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 عددهای صحیح بین $-l$ تا $+l$ را دربر می‌گیرد. برای مثال اگر $l = 1$ باشد، برای m_l مقادیر -1 ، 0 و $+1$ به‌دست می‌آید. در جدول ۲ عددهای کوانتومی برای اوربیتال‌های موجود در سه لایهٔ الکترونی نخست اتم هیدروژن نشان داده شده است.

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

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

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

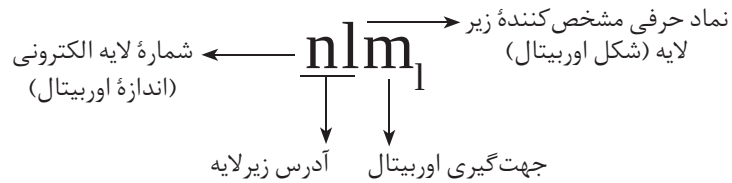
$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$$

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

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

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

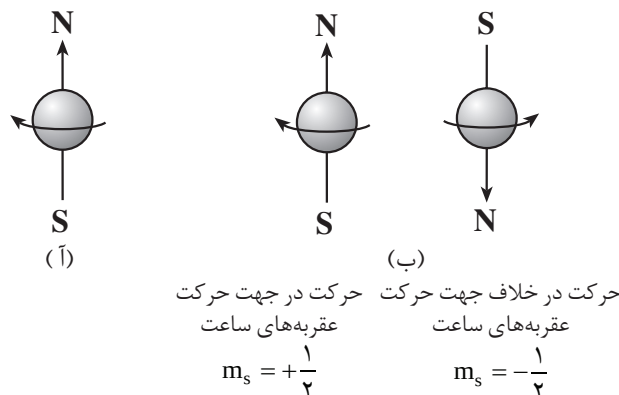
ایجاد می کنند و مجموعه ای از زیرلایه ها با n برابر، یک لایه الکترونی را تشکیل می دهند. بنابراین، برای دادن آدرس اوربیتال ها به شیوه زیر عمل می شود:



برای مثال $2p$ نشان می دهد 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 اوربیتال های اتمی تعیین می شود. اما، دانشمندان در توجیه مشاهده های تجربی، این سه عدد را برای مشخص کردن آدرس یک الکترون در اتم کافی ندانستند. زیرا، توجیه برخی خواص فیزیکی اتم ها با نسبت دادن حضور دو الکترون در یک اوربیتال امکان پذیر بود. برای توضیح این نکته که چگونه دو الکترون با بار هم نام می توانند 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 داده اند. مطابق شکل ۱۰-آ، الکترون با گردش حول محور خود به یک آهن ربای ریز تبدیل می شود. 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 می آید که قطب های مغناطیسی الکترون دوم در برابر قطب های مغناطیسی ناهم نام الکترون اول قرار گیرد، شکل ۱۰-ب. با دقت به شکل ۱۰-ب می توان مشاهده کرد که شرط لازم برای چنین آرایشی در یک اوربیتال آن است که الکترون ها در دو جهت مخالف هم (یکی در جهت حرکت عقربه های ساعت و دیگری بر خلاف آنها) به دور محور خود بگردند.



آ آهن ربای ریز ایجاد شده بر اثر حرکت اسپینی الکترون
 ب جهت گیری پایدار دو الکترون در یک اوربیتال

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. همان طوری که در شکل مشاهده می‌شود این عدد تنها دو مقدار ($+\frac{1}{2}$ برای چرخش در جهت حرکت عقربه‌های ساعت و $-\frac{1}{2}$ برای چرخش در خلاف جهت حرکت عقربه‌های ساعت) خواهد داشت.

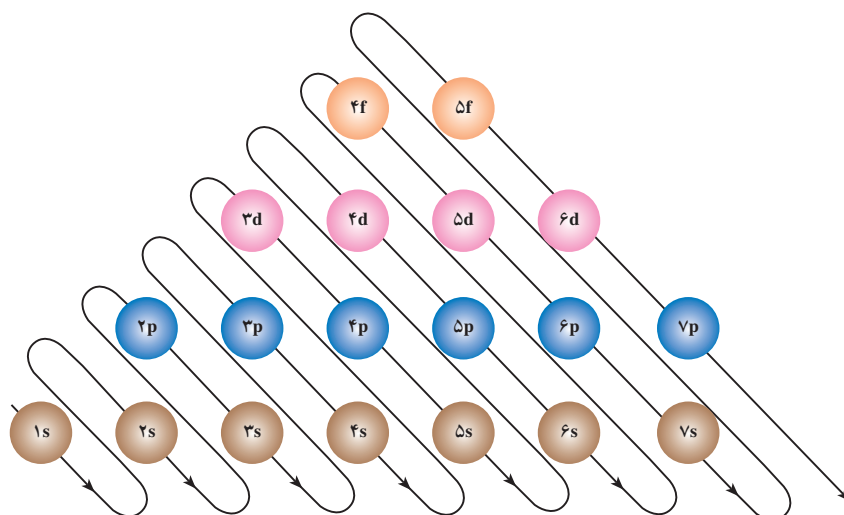
در سال ۱۹۲۵ یک فیزیک‌دان اتریشی به نام پائولی با ارایهٔ اصلی که **اصل طرد پائولی** نام گرفت اظهار داشت که: «هیچ اوربیتالی در یک اتم نمی‌تواند بیش از دو الکترون در خود جای دهد.» این اصل با توجه به بحث اسپین و معرفی چهارمین عدد کوانتومی کاملاً قابل درک است. به طوری که در بیان دیگری از اصل طرد پائولی می‌خوانیم: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

شیوهٔ نمایش		آدرس الکترون				
اتم	تعداد الکترون‌ها	لایهٔ الکترونی (n)	زیر لایه (l)	اوربیتال (m_l)	اسپین (m_s)	نموداری نوشتاری*
H	۱	۱	(s)	(s)	$+\frac{1}{2}$	$1s^1 \uparrow$
	۱	۱	(s)	(s)	$-\frac{1}{2}$ یا	$1s^1 \downarrow$
He	۲	۱	(s)	(s)	$+\frac{1}{2}$ و $-\frac{1}{2}$	$1s^2 \uparrow\downarrow$

* 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 کوانتومی 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 پایین‌ترین تراز انرژی قرار گیرند، بنابراین ترتیب پر شدن زیر لایه‌ها به شکل زیر خواهد بود، شکل ۱۱.



شکل ۱۱ شیوه پر شدن زیر لایه‌ها

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

جدول ۳ آرایش الکترونی اتم ده عنصر متوالی

نماد شیمیایی عنصر	آرایش الکترونی نموداری			آرایش الکترونی نوشتاری
	1s	2s	2p	
${}_1\text{H}$	$\uparrow$		$\square \square \square$	$1s^1$
${}_2\text{He}$	$\uparrow\downarrow$		$\square \square \square$	$1s^2$ پر شدن نخستین لایه الکترونی
${}_3\text{Li}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow$	$\square \square \square$	$1s^2 2s^1$
${}_4\text{Be}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\square \square \square$	$1s^2 2s^2$ پر شدن نخستین زیر لایه
${}_5\text{B}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \square \square$	$1s^2 2s^2 2p^1$ از دومین لایه الکترونی
${}_6\text{C}$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow \uparrow \square$	$1s^2 2s^2 2p^2$
${}_7\text{N}$	$\square$	$\square$	$\square \square \square$	 نیمه پر شدن دومین زیر لایه
${}_8\text{O}$	$\square$	$\square$	$\square \square \square$	 از دومین لایه الکترونی
${}_9\text{F}$	$\square$	$\square$	$\square \square \square$	
${}_{10}\text{Ne}$	$\square$	$\square$	$\square \square \square$	 پر شدن لایه الکترونی دوم

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

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

آرایش الکترونی عنصرها در این جدول نشان می‌دهد که پر شدن زیر لایه‌هایی که بیش از یک اوربیتال هم‌انرژی 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.

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 بناگذاری** 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 بناگذاری رسم شده است. با مطالعه آن به پرسش‌های مطرح شده پاسخ دهید.

۱- جدول را کامل کنید.

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

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

از آن جا که لایه های الکترونی در گازهای نجیب پر هستند معمولاً برای خلاصه تر کردن آرایش های الکترونی، به جای لایه های الکترونی پر شده نماد شیمیایی گاز نجیب با همان تعداد الکترون را درون یک کروشه قرار می دهند.

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- فعالیت های زیر را انجام دهید.

آ) عنصرهایی را که تعداد الکترون های آخرین لایه الکترونی یا لایه ظرفیت آنها یکسان است، به صورت ستونی و به ترتیب افزایش عدد اتمی بچینید. توجه: برخی ستون ها 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 الکترون های موجود در آخرین لایه الکترونی (بزرگترین n) هر اتم را الکترون های ظرفیتی بنامیم، این تعداد را برای هر ستون رسم شده در بند ۱ محاسبه کرده، بالای ستون بنویسید.

توجه: برای عنصرهایی که اوربیتال d آنها در حال پر شدن است مجموع الکترون های موجود در اوربیتال های s لایه آخر و d لایه پیش از آخر، الکترون های ظرفیتی در نظر گرفته می شوند. در ضمن برای عنصرهایی که اوربیتال p آنها در حال پر شدن است، شماره ستون با افزودن عدد ۱۰ به تعداد الکترون های ظرفیت مشخص می شود.

ث) ستون ها را طوری کنار هم قرار دهید که تعداد الکترون های ظرفیتی و عدد اتمی عنصرها در ستون های کنار هم از چپ به راست افزایش یابد.

۳- بر پایه پیشنهاد های زیر عنصرها را دسته بندی کنید.

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

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

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

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

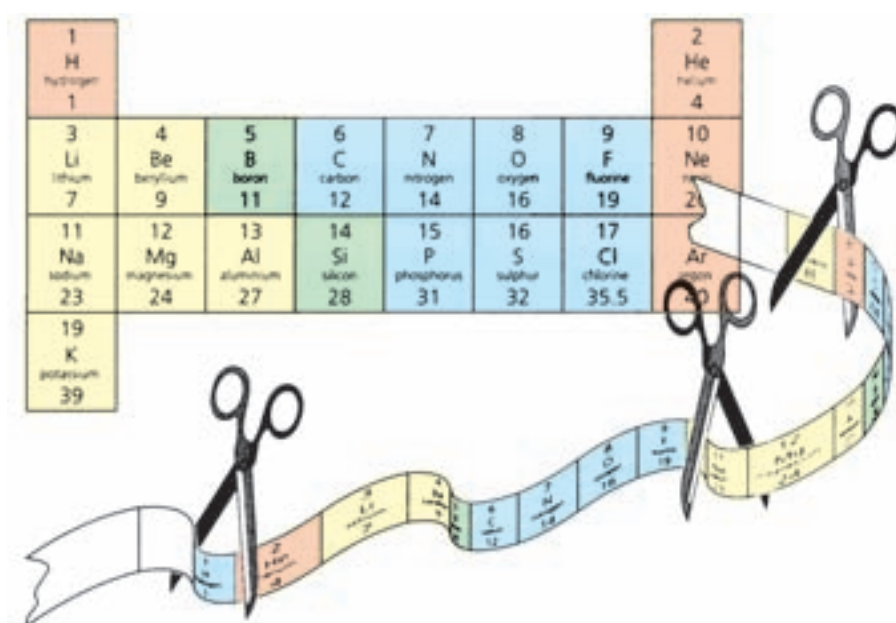
- ۵- اگر علت واکنش پذیری عنصرها را تمایل آنها برای دستیابی به لایه‌های الکترونی پر تعریف کنیم، کدام عنصرها از این دید واکنش ناپذیرند؟ آنها را نام ببرید.
- ۶- آرایش الکترونی مورد انتظار برای ^{24}Cr و ^{29}Cu را رسم کنید. تفاوت مشاهده شده میان این آرایش و آرایش الکترونی داده شده را چگونه توضیح می‌دهید؟

بیشتر بدانید

از دهه ۱۹۶۰ میلادی به این سو، کشف تعداد زیادی ذره زیر اتمی دانشمندان را به این فکر فرو برد که درک پیشین آنها از ساختار اتم بویژه تصور آنها از پروتون‌ها و نوترون‌ها به عنوان ذره‌های بنیادی نارسا و ناکافی بوده است. این نارسایی با ارایه نظریه کوارک‌ها در سال ۱۹۶۴ تا حدودی برطرف شد ولی این یافته‌ها طی سی سال گذشته، زمینه‌ساز ارایه نظریه تازه‌ای شد که به مدل استاندارد ذره‌ها و برهم‌کنش‌ها معروف شده است. این نظریه جدید طی این سال‌ها به تدریج گسترش یافت و هر روز بر 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.

بخش ۲

خواص تناوبی عناصر



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 یک‌دیگر آشکار سازد. این مثال در مورد عناصر نیز درست است، یعنی عنصرهایی که اعضای یک خانواده از جدول تناوبی عناصر به‌شمار می‌آیند ویژگی‌های مشترکی دارند. برای درک بهتر این موضوع بجاست به‌طور خلاصه تاریخچه دسته‌بندی عناصر را با هم مرور کنیم.



سرگذشت جدول تناوبی عناصر

خواص عناصر تغییرات گسترده‌ای را نشان می‌دهند. این تغییرات به‌طور تصادفی و بی‌نظم نیستند بلکه خواص عناصر با نظم و ترتیب خاصی تغییر می‌کند. از این‌رو می‌توان عناصر را در چند خانواده گروه‌بندی کرد به‌طوری که در هر خانواده خواص عناصری موجود مشابه یک‌دیگر باشد و تنها تغییر مختصری در خواص آنها روی دهد.

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



دیمیتری ایوانوویچ مندلیف
(۱۸۳۴-۱۹۰۷)

تحقیق کنید

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

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

TABELLE II								
REIHE	GRUPPE I. — R ² O	GRUPPE II. — RO	GRUPPE III. — R ² O ³	GRUPPE IV. RH ⁴ RO ²	GRUPPE V. RH ³ R ² O ⁵	GRUPPE VI. RH ² RO ³	GRUPPE VII. RH R ² O ⁷	GRUPPE VIII. — RO ⁴
1	H=1							
2	Li=7	Be=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	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63.
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108.
7	(Au=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	?Di=138	?Ce=140	—	—	—	—
9	(—)	—	—	—	—	—	—	—
10	—	—	?Er=178	?La=180	Ta=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 عناصر پیشنهاد شد.

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

جدول ۱ مقایسه خواص مشاهده‌شده گالیوم با خواص پیش‌بینی شده توسط مندلیف پیش از کشف آن

عنصر پیش‌بینی شده	نام عنصر (سال کشف)	خواص	پیش‌بینی شده	مشاهده شده
اکا* آلومینیم	گالیوم ۱۸۷۵	چگالی نقطه ذوب فرمول اکسید	۶/۰ g/mL کم Ea ₂ O ₃	۵/۹۶ g/mL ۳۰°C Ga ₂ O ₃

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

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

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

جدول تناوبی امروزی عناصر

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 عناصر مختلف، عدد اتمی متفاوتی دارد. هنگامی که آنها عناصر را برحسب افزایش عدد اتمی مرتب کردند، بی‌نظمی‌های موجود در جدول مندلیف، که در نتیجه مرتب کردن عناصر برحسب افزایش جرم اتمی پیش آمده بود، به‌آسانی توجیه شد. از آن زمان تاکنون عناصر را برحسب افزایش عدد اتمی به شکل



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

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

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

ویژگی‌های گروهی عناصر

در حدود ۹۱ عنصر از جدول تناوبی در طبیعت یافت می‌شوند. عناصر را به شرح زیر به سه دسته تقسیم می‌کنند: فلزها، نافلزها و شبه فلزها

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

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

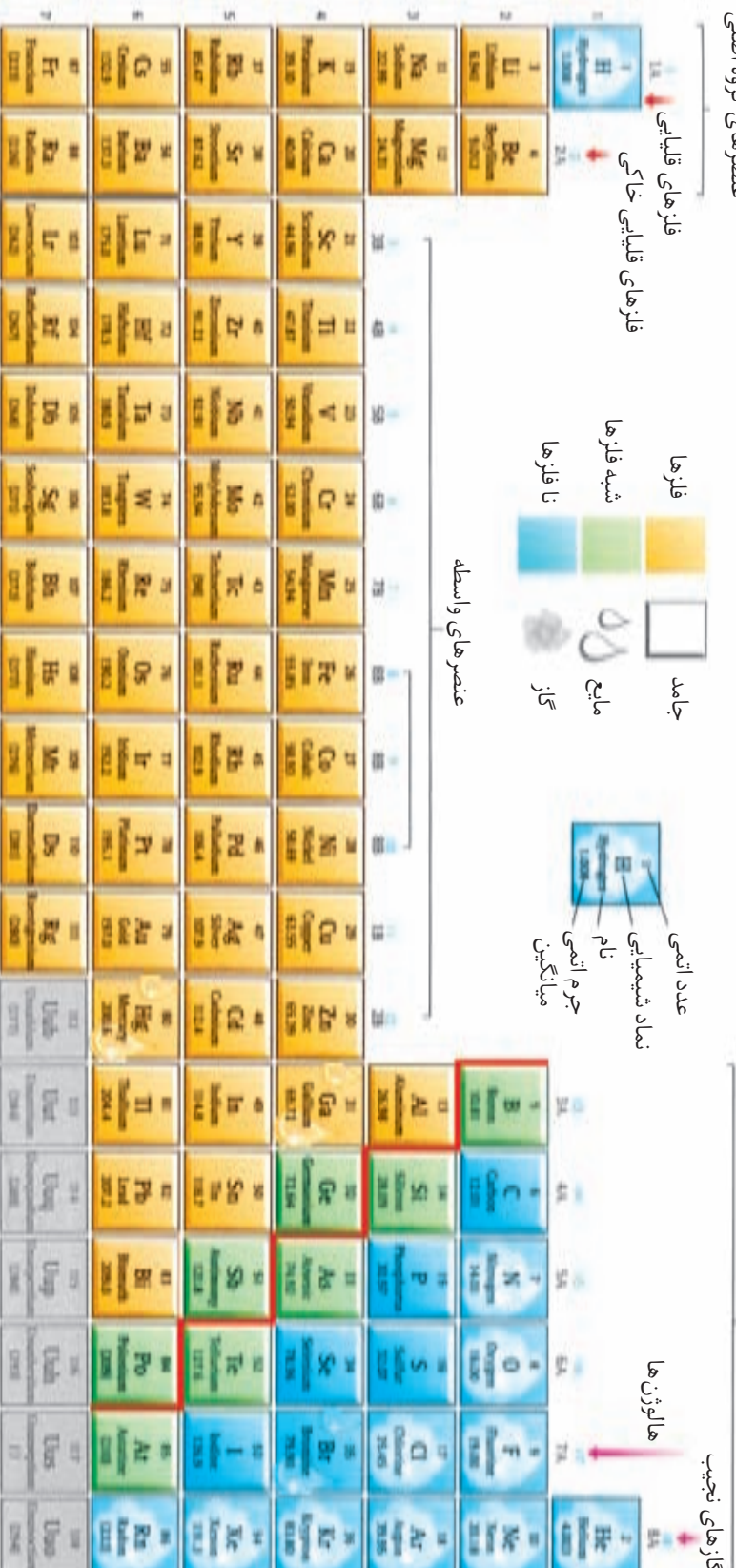
شبه فلزها: اگر یک عنصر را نتوان جزو فلزها یا نافلزها طبقه‌بندی کرد آن را جزو شبه فلزها قرار می‌دهند. این عناصر برخی از خواص فلزها و نافلزها را دارند. یک مثال خوب از شبه فلزها عنصر سیلیسیم است که عنصری درخشان و شکننده است. افزون بر این، سیلیسیم عنصری نیمه‌رسانا نیز هست.

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

عنصرهای گروه اصلی



عنصرهای گروه اصلی



انتانیدها

[illegible]

شکل ۲ جدول تناوبی عناصرها

گروه اول - فلزهای قلیایی

فهرست عنصرهای این گروه از جدول تناوبی را در شکل ۳ مشاهده می کنید. این عناصر همگی فلزهایی نرم و بسیار واکنش پذیرند. این فلزها آن چنان نرم هستند که با چاقو بریده می شوند و سطح براق آنها به سرعت با اکسیژن هوا وارد واکنش شده، تیره می شود. در آزمایشگاه معمولاً این فلزها را زیر نفت نگهداری می کنند تا از تماس مستقیم با اکسیژن هوا و رطوبت در امان باشند. زیرا فلزهای قلیایی حتی با آب سرد به شدت واکنش می دهند و ضمن آزاد کردن گاز هیدروژن (H_2) محلولی با خاصیت قلیایی یا بازی به وجود می آورند، شکل ۴.

در گذشته انسان به این نکته پی برده بود که اگر خاکستر باقی مانده از سوختن چوب را با آب مخلوط کند، محلولی به دست می آید که می تواند چربی ها را در خود حل کند. آنها این محلول را **قلیا** نام نهادند. امروزه می دانیم که در خاکستر چوب برخی از ترکیب های عنصرهای گروه اول جدول تناوبی وجود دارد، از این رو عنصرهای این گروه را **فلزهای قلیایی** نامیده اند.

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

جدول ۲ خواص فلزهای قلیایی

نشانه شیمیایی	نام عنصر	آرایش الکترونی لایه ظرفیت	انرژی نخستین یونش ($kJ \cdot mol^{-1}$)	شعاع اتمی	نقطه جوش ($^{\circ}C$)	نقطه ذوب ($^{\circ}C$)
Li	لیتیم	$2s^1$	۵۲۰	۱۵۲	۱۳۱۷	۱۷۹
Na	سدیم	$3s^1$	۴۹۶	۱۸۶	۸۹۲	۹۷/۶
K	پتاسیم	$4s^1$	۴۱۹	۲۳۱	۷۷۰	۶۳
Rb	روبییدیم	$5s^1$	۴۰۳	۲۴۴	۶۸۸	۳۹
Cs	سزیم	$6s^1$	۳۷۵	۲۶۲	۶۷۸	۲۸

واکنش پذیری فلزهای قلیایی را می توان از روی آرایش الکترونی آنها نیز توضیح داد. چنان که 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، نشان دهنده عنصرهای گروه اول جدول تناوبی است. هنگامی که اتم یک فلز قلیایی، تک الکترون ظرفیتی خود را از دست می دهد لایه الکترونی بعدی، لایه بیرونی آن را تشکیل می دهد. 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 می رسد.

ns ¹	Li لیتیم ۳
	Na سدیم ۱۱
	K پتاسیم ۱۹
	Rb روبییدیم ۳۷
	Cs سزیم ۵۵
	Fr فرانسییم ۸۷

شکل ۳ عنصرهای قلیایی



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

آزمایش کنید

واکنش پذیری فلزهای گروه اول جدول تناوبی

هدفها

۱- مقایسه واکنش پذیری عنصرهای لیتیم، سدیم و پتاسیم

۲- آشنایی با برخی ویژگی های برجسته فلزهای قلیایی

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

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

روش کار

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

۲- تکه کوچکی (به اندازه یک دانه عدس) از فلزهای لیتیم، سدیم و پتاسیم را هم زمان

به هریک از لوله های آزمایش اضافه کنید و مشاهده های خود را یادداشت کنید.

۳- تکه کوچک دیگر از سدیم را دوباره در لوله آزمایش دوم بیندازید و انگشت خود را

روی دهانه لوله قرار دهید. هنگامی که فشار گاز را احساس کردید، انگشتتان را بردارید و

کبریت شعله وری به دهانه لوله نزدیک کنید. مشاهده خود را یادداشت کنید.

پرسش

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

۲- در ارتباط با روند واکنش پذیری فلزهای گروه اول فرضیه ای ارائه دهید.

۳- پیش بینی می کنید که واکنش سزیم با آب چگونه باشد؟ چرا؟



.....



.....



.....

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

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

بیشتر بدانید

به نظر می رسد تعداد زیادی از افراد جامعه از ضعف و ناتوانی ناشی از افسردگی و جنون رنج می برند. عنصر لیتیم می تواند به درمان بسیاری از این افراد کمک کند. هر ساله، پزشکان سراسر دنیا مقادیر زیادی لیتیم کربنات (Li_2CO_3) برای درمان این گونه بیماران تجویز می کنند.

اگرچه تاکنون ساز و کار عملکرد لیتیم به خوبی شناخته نشده است، اما به نظر می رسد که یون لیتیم با تأثیر بر شیوه عکس العمل سلول های مغز به انتقال دهنده های عصبی، موجب آرامش اختلالات مغزی می شود. انتقال دهنده های عصبی، گروهی از مولکول ها هستند که انتقال تحریک های عصبی را آسان می کنند.

در واقع، به نظر می رسد که یون لیتیم مانع از انجام یک چرخه پیچیده از واکنش ها در مغز می شود و به این ترتیب، از انتقال دوباره یا تقویت تحریک های عصبی که به وسیله انتقال دهنده های عصبی و هورمون ها به مغز می رسند، جلوگیری می کند. براساس این نظریه، رفتارهایی نظیر جنون یا افسردگی، ناشی از



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

مدارک زیادی وجود دارد که نشان می‌دهد، رفتارهای ناهنجار تا اندازه‌ی زیادی ناشی از تنظیم نامناسب انتقال‌دهنده‌های عصبی و هورمون‌هاست. به عنوان نمونه، براساس پژوهشی در فنلاند، مقدار سروتونین در بدن اغلب تبهکاران خطرناک، به‌ویژه آنهایی که به عمد حریق ایجاد می‌کنند، از حد معمول کمتر است. سروتونین یک انتقال‌دهنده عصبی است. هم‌اکنون، مطالعه روی لیتیم به‌عنوان دارویی برای درمان رفتارهای ناهنجار ادامه دارد.



گروه دوم - فلزهای قلیایی خاکی

در این گروه فلزهایی جای دارند که نسبت به گروه فلزهای قلیایی سخت‌تر و چگال‌تر هستند و نقطه ذوب آنها نیز بالاتر است. در جدول ۳ با عنصرهای این گروه و شباهت آرایش الکترونی بیرونی‌ترین سطح انرژی آنها با یک‌دیگر و تفاوت این آرایش الکترونی با فلزهای گروه اول آشنا می‌شوید. کلیه فلزهای قلیایی خاکی واکنش‌پذیرند اما واکنش‌پذیری شیمیایی آنها به اندازه عنصرهای گروه اول نیست. اما چرا واکنش‌پذیری آنها کمتر است؟ عنصرهای گروه قلیایی خاکی در لایه ظرفیت خود دو الکترون دارند (ns^2) و برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب پیش از خود باید دو الکترون از دست بدهند. در حالی که عنصرهای قلیایی برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب پیش از خود تنها یک الکترون از دست می‌دهند.

جدول ۳ خواص فلزهای قلیایی خاکی

نشانه شیمیایی	نام عنصر	آرایش الکترونی لایه ظرفیت	انرژی نخستین یونش ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)	شعاع اتمی	نقطه جوش ($^{\circ}\text{C}$)	نقطه ذوب ($^{\circ}\text{C}$)
Be	بریلیم	$2s^2$	۸۹۹	۱۱۱	۲۷۷۰	۱۲۸۰
Mg	منیزیم	$3s^2$	۷۳۸	۱۶۰	۱۱۰۷	۶۵۰
Ca	کلسیم	$4s^2$	۵۹۰	۱۹۷	۱۴۸۴	۸۳۸
Sr	استرانسیم	$5s^2$	۵۴۸	۲۱۵	۱۳۸۰	۷۷۰
Ba	باریم	$6s^2$	۵۰۲	۲۱۷	۱۶۴۰	۷۱۴

ns^2

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

عنصرهای قلیایی خاکی

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

۱- مقایسه واکنش پذیری منیزیم و کلسیم

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

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

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

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

روش کار

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

۲- تکه کوچکی از فلز کلسیم و نوار منیزیم را همزمان به لوله‌های آزمایش بیفزایید

و مشاهده خود را یادداشت کنید.

۳- تکه کوچک دیگری از نوار منیزیم را در لوله آزمایش اول بیندازید و انگشت خود

را روی دهانه لوله قرار دهید. هنگامی که فشار گاز را احساس کردید، انگشتتان را بردارید

و کبریت شعله‌وری را به دهانه لوله نزدیک کنید. مشاهده خود را یادداشت کنید.

پرسش

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

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



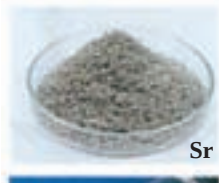
Be



Mg



Ca



Sr



Ba

عنصرهای قلیایی خاکی

بیشتر بدانید

کلسیم در تشکیل استخوان نقش مهمی دارد. کمبود نمک‌های کلسیم در رژیم غذایی به ویژه

در دوره رشد استخوان‌ها، ممکن است سبب نرمی استخوان و شکنندگی آن شود. شیر یک منبع مهم

شناخته شده برای تأمین کلسیم مورد نیاز بدن است. در جدول صفحه بعد میزان نیاز گروه‌های مختلف

سنی به کلسیم نشان داده شده است.

یکی از بیماری‌هایی که بر اثر کمبود کلسیم در بدن بویژه در افراد سالخورده بروز می‌کند، بیماری

پوکی استخوان است. در این بیماری که بیشتر در افراد بالای پنجاه سال دیده می‌شود، استخوان‌های بدن

جرم خود را از دست داده، شکننده می‌شوند.

امروزه پژوهشگران رشته پزشکی بر این باورند که برای جلوگیری از بروز این بیماری، کودکان،

نوجوانان و افراد جوان باید روزانه به مقدار مورد نیاز کلسیم مصرف کنند تا در سنین بالا دچار بیماری

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

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

مقدار بهینه نیاز روزانه به کلسیم* mg	گروه سنی
۸۰۰	کودکان
۱۲۰۰ تا ۱۵۰۰	نوجوانان و جوانان
۸۰۰	مردان { ۲۵-۵۰ ۵۱-۶۵ بالاتر از ۶۵
۱۰۰۰	
۱۵۰۰	
۱۰۰۰	زنان { ۲۵-۵۰ ۵۱-۶۵ زنان باردار
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 بقیه مراحل زندگی است.

گروه‌های سوم تا دوازدهم - عنصرهای واسطه

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

می‌دانید که در عنصرهای واسطه اوربیتال‌های زیر لایه d در حال پرشدن هستند از این‌رو به آنها عنصرهای دسته d نیز گفته می‌شود. با مراجعه به جدول تناوبی عنصرها، شکل ۲، ملاحظه می‌شود که دو دسته دیگر از عنصرها که **عنصرهای واسطه داخلی** نامیده می‌شوند، در زیر جدول جای داده شده‌اند. این دو دسته از عنصرها به ترتیب **لانتانیدها** و **اکتینیدها** نامیده می‌شوند. لانتانیدها عنصرهای ۵۸ تا ۷۱ جدول تناوبی را تشکیل می‌دهند. نام این دسته از عنصرها از فلز لانتان (${}_{57}\text{La}$) گرفته شده است. لانتانیدها فلزهایی براق هستند و واکنش‌پذیری شیمیایی قابل توجهی دارند.

عنصرهای ۹۰ تا ۱۰۳ دسته اکتینیدها را تشکیل می‌دهند. نام این دسته نیز از

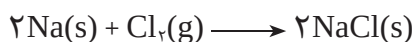
هسته پایدارترین شکل عنصر اورانیم تا نزدیک به ۴/۵ میلیارد سال پایدار است. اما، عمر هسته بقیه اکتینیدها (بجز توریم) به اندازه‌ای کوتاه است که هر مقدار از آن که در زمان پیدایش زمین تشکیل شده است، باید تاکنون متلاشی شده باشند.

عنصر ۸۹ اکتینیم (^{89}Ac) گرفته شده است. در این عناصر 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 می آیند. شاید مشهورترین اکتینید، اورانیم باشد که از فروپاشی هسته آن انرژی لازم برای تولید برق در نیروگاه ها، زیردریایی ها و ناوهای هواپیمابر فراهم می شود.

عنصرهای گروه های سیزدهم تا هیجدهم

عنصرهای این گروه ها را به عنوان عنصرهای دسته p جدول می شناسیم، زیرا در آنها اوربیتال های p در حال پر شدن هستند. در شکل ۲ موقعیت عنصرهای یاد شده را در جدول تناوبی عناصر مشاهده می کنید. این عناصر برخی فلزها، نافلزها و شبه فلزها را شامل می شود. احتمالاً با برخی از این عناصر از جمله کربن، نیتروژن، اکسیژن، آلومینیم، قلع و سرب آشنا هستید. دو عنصر سیلیسیم از گروه ۱۴ و اکسیژن از گروه ۱۶ جزو فراوان ترین عنصرهای موجود در پوسته زمین هستند. از میان گروه های ۱۳ تا ۱۸ گروه هالوژن ها و گروه گازهای نجیب نام های اختصاصی دارند. گروه هالوژن ها عنصرهای گروه ۱۷ و گازهای نجیب عنصرهای گروه ۱۸ را تشکیل می دهند.

هالوژن ها به آسانی با فلزها، به ویژه فلزهای قلیایی، واکنش می دهند و نمک ها را می سازند. هالوژن در زبان لاتین به معنی **نمک ساز** است. می دانید که نمک خوراکی از یک هالوژن به نام کلر و یک فلز قلیایی به نام سدیم تشکیل می شود.



از نظر شیمیایی هالوژن ها واکنش پذیرترین نافلزها هستند و در بیرونی ترین لایه الکترونی، تنها یک الکترون کمتر از اتم گاز نجیب پس از خود دارند. از این رو هنگامی که هالوژن ها در یک واکنش شیمیایی شرکت می کنند تمایل دارند الکترون مورد نیاز خود را برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب پس از خود، دریافت کنند و تا حدودی به پایداری می رسند.

عنصرهای گروه ۱۸ یا گازهای نجیب در گذشته به گازهای بی اثر معروف بودند. این عناصر را از آن جهت بی اثر می نامیدند که تا مدت ها تصور می شد در هیچ واکنش شیمیایی شرکت نمی کنند. در واقع تاکنون هیچ ترکیب شیمیایی پایداری از عنصرهای هلیوم، نئون و آرگون شناخته نشده است. عنصرهای دیگر این گروه کریپتون، زنون و رادون نام دارند. این گازها واکنش پذیری بسیار کمی دارند و در سال های اخیر چند ترکیب شیمیایی از آنها ساخته شده است.

$ns^2 np^5$

F فلوئور ۹
Cl کلر ۱۷
Br برم ۳۵
I ید ۵۳
At استاتین ۸۵

هالوژن ها



مقایسه فعالیت شیمیایی هالوژن ها

هدفها

۱- آشنا شدن با برخی از هالوژن ها

۲- مقایسه روند تغییر واکنش پذیری در گروه هالوژن ها

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

حجمی ۵۰ mL

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

یدید، مایع سفید کننده، محلول غلیظ هیدروکلریک اسید

روش کار

۱- ۷۵٪ گرم KCl (پتاسیم کلرید) را به کمک ترازو توزین کرده، در آب حل کنید

و سپس محلول حاصل را در یک بالون حجمی ۵۰ میلی لیتری بریزید و به کمک آب مقطر به حجم برسانید.

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

این محلول را مطابق بند ۱ روش کار در یک بالون ۵۰ میلی لیتری به حجم برسانید.

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

محلول را مطابق بند ۱ روش کار در یک بالون ۵۰ میلی لیتری به حجم برسانید.

۴- ۱۰ میلی لیتر مایع سفید کننده تجاری را در یک بشر بریزید و به آن ۷/۵ میلی لیتر

محلول غلیظ هیدروکلریک اسید (این اسید توسط مربی آزمایشگاه در اختیار شما قرار می گیرد) اضافه کنید تا آب کلر به دست آید.

۵- ۱۵ میلی لیتر از محلول KBr (پتاسیم برمید) را در یک بشر بریزید، سپس به کمک

ترازو ۱۰٪ گرم $KBrO_3$ (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 بریزید و به آن مقدار کمی KIO_3 (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 لوله آزمایش را به سه دسته سه تایی تقسیم کنید و در هر دسته به ترتیب

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

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

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

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

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

پرسش

۱- در میان این هالوژن‌ها کدام یک بیشترین و کدام یک کمترین واکنش‌پذیری را دارد؟ با آوردن دلیل پاسخ خود را توضیح دهید.

۲- آیا بر اثر افزایش محلول پتاسیم یدید به محلول آب برم واکنشی روی می‌دهد؟ چرا؟

گازهای نجیب با آرایش الکترونی ویژه خود شناخته می‌شوند. در این عناصر (بجز هلیم که فقط اوربیتال s دارد) اوربیتال‌های s و p در بیرونی‌ترین لایه الکترونی - لایه ظرفیت - پر هستند (ns^2np^6). به دلیل واکنش‌پذیری بسیار کم این گازها می‌توان نتیجه گرفت که پایداری آنها نتیجه داشتن چنین آرایشی از الکترون‌هاست. از سوی دیگر، هنگامی که در یک واکنش شیمیایی اتم یک عنصر فلزی یا نافلزی یک یا چند الکترون از دست می‌دهد یا به دست می‌آورد آرایش الکترونی یون حاصل مشابه یک گاز نجیب می‌شود. علی‌رغم واکنش‌پذیری کم گازهای نجیب این عناصر تک‌اتمی کاربردهای بسیاری دارند. برای مثال از نئون در تابلوهای روشنایی تبلیغاتی و لیزرهای گازی استفاده می‌شود.

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 می‌گیرد که به لحاظ شیمیایی به عناصر دیگر شباهت ندارد. وجود یک الکترون در اطراف هسته این اتم که تنها از یک پروتون تشکیل شده است، سبب می‌شود که این عنصر به آسانی با بیشتر عناصر از جمله با اکسیژن واکنش دهد. به دلیل واکنش‌پذیری زیاد هیدروژن با عناصر گوناگون آن را نمی‌توان به حالت آزاد در طبیعت یافت در صورتی که ترکیب‌های آن به فراوانی یافت می‌شوند. آب فراوان‌ترین ترکیب هیدروژن‌دار است.

$1s^2$
He هلیم ۲
ns^2np^6
Ne نئون ۱۰
Ar آرگون ۱۸
Kr کریپتون ۳۶
Xe زنون ۵۴
Rn رادون ۸۶

گازهای نجیب



آشنایی با برخی روندهای تناوبی

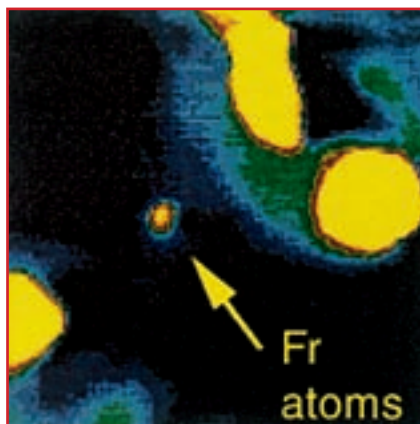
همان طوری که می‌دانید عناصرها در جدول تناوبی برحسب افزایش عدد اتمی در کنار یک‌دیگر قرار گرفته‌اند. به این ترتیب می‌توانیم روندهای ویژه‌ای را در میان آنها مشاهده کنیم. برای مثال واکنش فلزهای قلیایی با آب را مورد توجه قرار می‌دهیم. این واکنش به تولید گاز هیدروژن و تشکیل یک محلول قلیایی می‌انجامد. در این گروه واکنش‌پذیری چگونه تغییر می‌کند؟ در هر تناوب که از سمت چپ با یک فلز قلیایی (گروه ۱) شروع می‌شود و در سمت راست به یک هالوژن (گروه ۱۷) می‌رسد، خصلت فلزی به تدریج کاهش یافته، بر خصلت نافلزی عناصرها 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

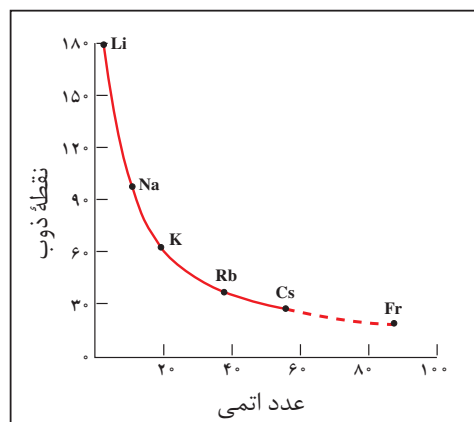
از ۱۱۵ عنصر که تاکنون شناخته شده، ۱۱ عنصر در شرایط معمولی به حالت گاز هستند. از این ۱۱ عنصر، ۶ عنصر متعلق به گروه ۱۸ جدول تناوبی (گازهای نجیب He، Ne، Ar، Kr، Xe و Rn) هستند و پنج عنصر دیگر عبارت‌اند از هیدروژن (H_2)، نیتروژن (N_2)، اکسیژن (O_2)، فلوئور (F_2) و کلر (Cl_2). شگفت‌آور است که در میان عناصرهای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

متأسفانه، ویژگی‌های همهٔ عناصرهای شناخته‌شده معلوم نیست، زیرا مقدار تهیه شده از برخی از آنها به اندازه‌ای ناچیز است که نمی‌توان آن را مورد بررسی قرار داد. برای پیش‌بینی ویژگی‌های این عناصرها باید بر روندهای تناوبی تکیه کرد.

فرانسیم (Fr)، آخرین عضو گروه ۱ جدول تناوبی، را در نظر بگیرید. همهٔ ایزوتوپ‌های فرانسیم پرتوزا هستند. پایدارترین ایزوتوپ این عنصر، فرانسیم - ۲۲۲ با نیم‌عمر ۲۱ دقیقه است. (نیم‌عمر یک مادهٔ پرتوزا، مدت زمان لازم برای فروپاشی و از بین رفتن نصف آن ماده است.) این نیم‌عمر 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 نقطهٔ مرکزی ۱mm و شامل حدود ۱۰,۰۰۰ اتم است. نور زردرنگ از اتم‌های فرانسیمی ساطع می‌شود که به وسیلهٔ پرتوی لیزر برانگیخته شده‌اند.



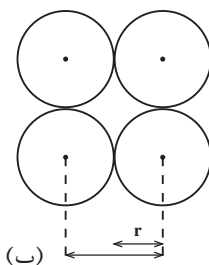
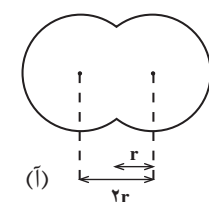
اندک است. با وجود این، به کمک روندهای تناوبی در یک گروه می‌توان برخی از این ویژگی‌ها را پیش‌بینی کرد.

نقطه ذوب فرانسیم را به عنوان نمونه در نظر بگیرید. نمودار روبه‌رو نشان می‌دهد که نقطه ذوب فلزهای قلیایی 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 قلیایی برحسب عدد اتمی آنها. اگر این نمودار را برون‌یابی کنیم، نقطه ذوب فرانسیم 23°C به دست می‌آید.

روند تغییر شعاع اتمی در جدول تناوبی عناصر

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



شکل ۶ روش‌های تعیین شعاع اتمی

(آ) در یک مولکول دواتمی. در این جا به r شعاع کووالانسی می‌گویند.

(ب) در بلور یک عنصر. در این جا به r شعاع وان‌دروالسی می‌گویند.

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

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

(آ) با زیاد شدن تعداد لایه‌های الکترونی، شعاع اتمی نیز افزایش می‌یابد. به عبارت دیگر، الکترون‌ها در فاصله‌های دورتری نسبت به هسته قرار می‌گیرند.

	۱ IA	۲ IIA	۱۳ IIIA	۱۴ IVA	۱۵ VA	۱۶ VIA	۱۷ VIIA
۱	H						
۲	Li	Be	B	C	N	O	F
۳	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
۴	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
۵	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
۶	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

شکل ۷ روند تغییر شعاع اتمی عناصرها 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 لایه یا لایه‌های موجود میان هسته و لایه الکترونی بیرونی (ظرفیت) اتم، افزایش می‌یابد. وجود الکترون‌ها در اوربیتال‌های درونی و دافعه آنها با الکترون‌های لایه 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.

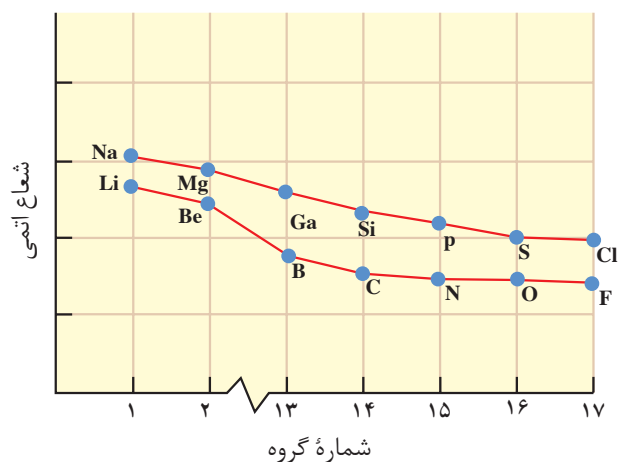
فکر کنید

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

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

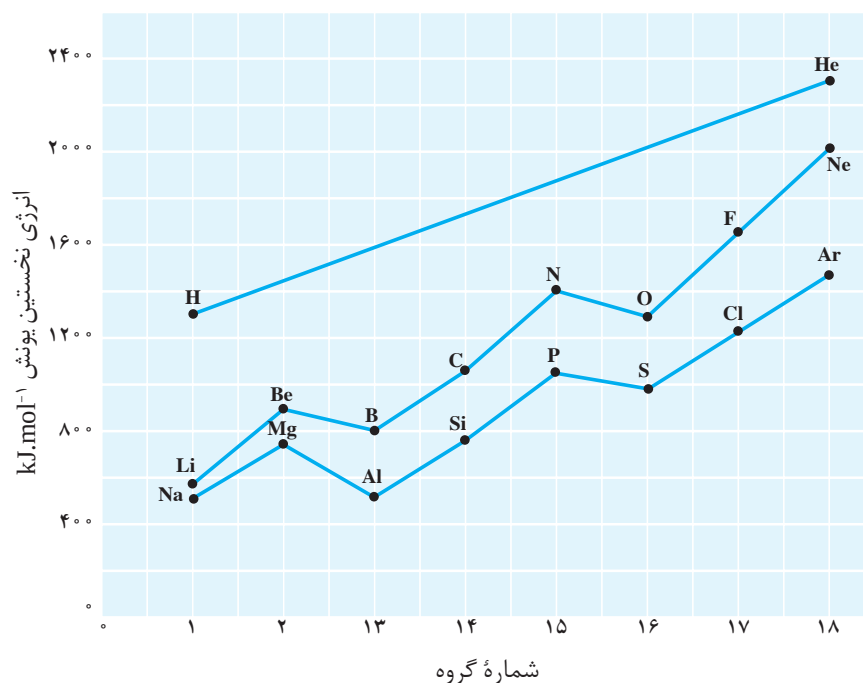
ب) بار مؤثر هسته اتم هر عنصر در هر تناوب چگونه تغییر می‌کند؟ چرا؟

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



روند تناوبی تغییر انرژی یونش عناصرها

شکل ۸ نمودار تغییرات انرژی نخستین یونش عناصرهای گروه‌های اصلی (دسته s و p) در تناوب‌های اول تا چهارم را نشان می‌دهد. به‌طوری که در شکل ۸ ملاحظه می‌شود در یک گروه از بالا به پایین با افزایش اندازه اتم انرژی نخستین یونش کم می‌شود، زیرا الکترون موجود در بیرونی‌ترین لایه الکترونی اتم



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



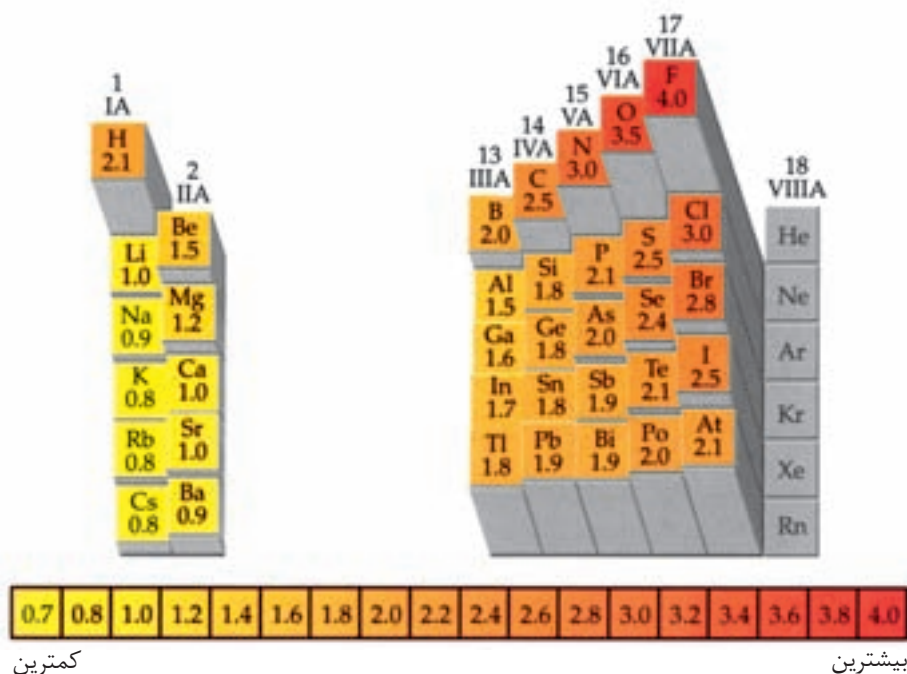
در فاصله دورتری از هسته قرار گرفته است و بنابراین جدا شدن آن از اتم، به صرف انرژی کمتری نیاز دارد. اما، در طول یک دوره از جدول تناوبی انرژی یونش به طور کلی از چپ به راست افزایش می‌یابد، زیرا در این جهت بار مؤثر هسته اتم‌ها رو به افزایش است و به این ترتیب اندازه اتم‌ها به تدریج کوچک‌تر می‌شود. در این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

فکر کنید

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

روند تناوبی تغییر الکترونگاتیوی عناصرها

الکترونگاتیوی یک اتم میزان تمایل نسبی آن اتم برای کشیدن الکترون‌های یک پیوند به سمت هسته خود است. الکترونگاتیوی با یک مقیاس نسبی سنجیده می‌شود. در این مقیاس برای اجتناب از درج اعداد منفی، به اتم فلئوئور به عنوان الکترونگاتیوترین عنصر، الکترونگاتیوی 4.0 نسبت داده شده است و مقادیر الکترونگاتیوی برای عناصرهای دیگر نسبت به این مقدار محاسبه می‌شود. در شکل ۹ الکترونگاتیوی برخی از عناصرهای جدول تناوبی ملاحظه می‌شود. در این بررسی‌ها گازهای نجیب را در نظر نمی‌گیریم، زیرا این عناصرها ترکیب‌های شیمیایی زیادی تشکیل نمی‌دهند.



شکل ۹ الکترونگاتیوی عناصرهای اصلی جدول تناوبی

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

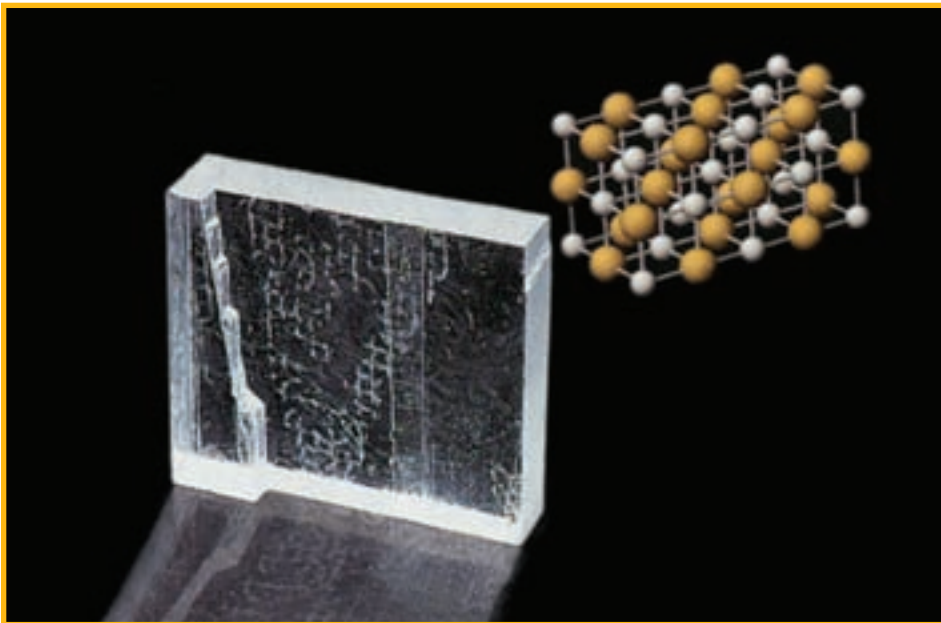
فکر کنید

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



بخش ۳

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 عناصرها قرار گرفته‌اند در بیرونی‌ترین لایه الکترونی خود هشت الکترون دارند (بجز اتم هلیم که بیرونی‌ترین لایه الکترونی آن $1s$ است و با دو الکترون پر می‌شود). این عناصرها تک اتمی هستند و همان‌طور که می‌دانید از نظر شیمیایی بی‌اثرند یا میل ترکیبی کمی دارند. بنابراین، به‌نظر می‌رسد که وجود این لایه هشتایی، این اتم‌ها را پایدار کرده است.

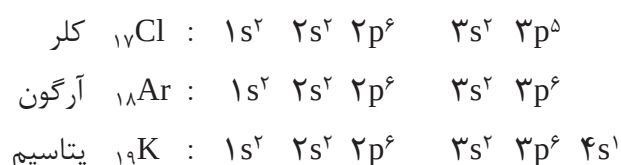
قاعده هشتایی (اوکت) و واکنش‌پذیری اتم‌ها

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



و دستیابی به آرایش الکترونی گازهای نجیب مبنایی برای سنجش پایداری اتم‌ها و در واقع میزان واکنش‌پذیری آنهاست. انجام شدنی‌ترین واکنش‌ها آنهایی هستند که طی آنها اتم‌ها به این آرایش هشتایی پایدار دست می‌یابند. وقتی اتمی به آرایش هشتایی پایدار می‌رسد، از واکنش‌پذیری آن کاسته می‌شود و دیگر تمایلی به تشکیل پیوندهای بیشتر، از خود نشان نمی‌دهد. پس، اتمی که در ترازهای s و p بیرونی‌ترین لایه الکترونی خود کمتر از هشت الکترون دارد واکنش‌پذیر است، زیرا می‌تواند برای رسیدن به آرایش هشتایی پایدار، با اتم‌های دیگر به مبادله الکترون بپردازد.

اکنون آرایش الکترونی اتم‌های کلر، آرگون و پتاسیم را در نظر بگیرید. تفاوت آرایش الکترونی اتم پتاسیم با اتم آرگون تنها در وجود یک الکترون در اوربیتال 4s است. واکنش‌پذیری پتاسیم تنها به علت وجود این تک الکترون در 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 درمی‌یابیم 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 مبنا واکنش‌پذیری اتم‌های پتاسیم و کلر قابل توجیه است. **قاعده هشتایی** یا **اوکت** و به عبارت دیگر تمایل اتم‌ها برای رسیدن به آرایش الکترونی گازهای نجیب (آرایش هشتایی) راهی مناسب برای سنجش میزان واکنش‌پذیری اتم‌ها است.

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

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

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



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

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



یون‌های تک اتمی

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

در سمت راست جدول تناوبی، نافلزهای گروه ۱۶ با به دست آوردن دو الکترون آنیونی با بار -۲ و نافلزهای گروه ۱۷ با به دست آوردن یک الکترون آنیونی با بار -۱ تولید می‌کنند.

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

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

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

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

تعیین بار برخی از یون‌ها، به‌ویژه یون فلزهای واسطه، با به کار بردن قاعده هشتایی امکان‌پذیر نیست، زیرا این یون‌ها بدون داشتن آرایش الکترونی گاز نجیب به پایداری می‌رسند. (بحث پیرامون این موضوع خارج از محدوده این کتاب است.) افزون بر این، برخی از این عناصر 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 نام‌گذاری 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 ۲ ۳ ۴ ۵ ۶	H ⁺	۲													۱۳	۱۴	۱۵	۱۶	H ⁻	
	Li ⁺																		F ⁻	
	Na ⁺	Mg ^{۲+}	۳	۴	۵	۶	۷	۸	۹	۱۰	۱۱	۱۲	Al ^{۳+}					S ^{۲-}	Cl ⁻	
	K ⁺	Ca ^{۲+}	Sc ^{۳+}	Ti ^{۲+} Ti ^{۳+}	V ^{۳+} V ^{۵+}	Cr ^{۳+} Cr ^{۶+}	Mn ^{۲+} Mn ^{۷+}	Fe ^{۲+} Fe ^{۳+}	Co ^{۲+} Co ^{۳+}	Ni ^{۲+} Ni ^{۳+}	Cu ⁺ Cu ^{۲+}	Zn ^{۲+}							Br ⁻	
	Rb ⁺	Sr ^{۲+}									Ag ⁺	Cd ^{۲+}							I ⁻	
	Cs ⁺	Ba ^{۲+}										Hg ^{۲+}								

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

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 بدانید

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 پتاسیم (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 (II) (Fe^{2+}) که در ساختار مولکول هموگلوبین وجود دارد، بخش اصلی سامانه (سیستم) انتقال اکسیژن در بدن است. یون کلسیم (Ca^{2+}) از اجزای ماده تشکیل‌دهنده استخوان‌ها و دندان‌هاست و نقش مهمی در انعقاد خون دارد.

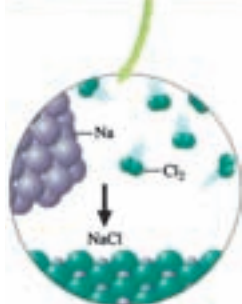
ترکیب‌های یونی

سر سفره غذا اغلب شنیده‌اید یا خود گفته‌اید که این غذا شور یا بی‌نمک است. آیا هیچ‌گاه 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.



سodium گاز کلر

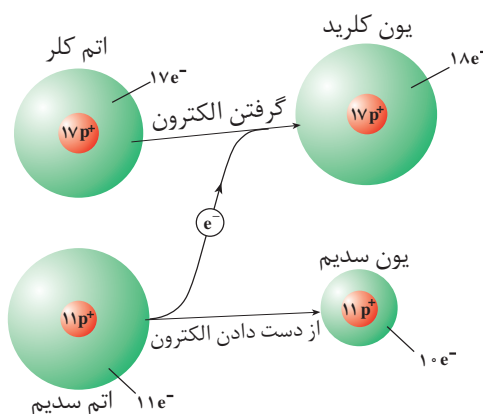


شکل ۲ از واکنش سدیم مذاب و گاز کلر، جامد سفید رنگی برجای می‌ماند. این جامد سفید رنگ همان نمک خوراکی (NaCl) است. واکنش این دو عنصر به شدت گرماده است و با آزاد شدن نور و گرمای زیادی همراه است.

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

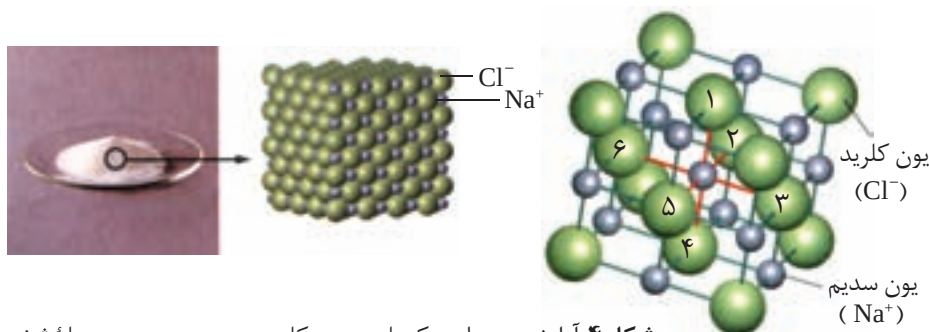
شکل وجود دارد. کلر گازی سمی و خورنده و به نوبه خود بسیار واکنش‌پذیر است. کلر به گروه ۱۷ جدول تناوبی عنصرها تعلق دارد. وقتی این دو عنصر در کنار هم قرار بگیرند با انجام یک واکنش شدید و گرماده، همان‌طور که در شکل ۲ نشان داده شده است، ترکیب سفید رنگی برجای می‌گذارند که همان نمک خوراکی است.

همه نمک‌ها از ذره‌های بارداری تشکیل شده‌اند که در نتیجه داد و ستد الکترون به‌وجود 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 801°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 الکترون چرا شعاع یون‌ها در مقایسه با شعاع اتم‌ها تغییر کرده است؟

خواص مشاهده شده برای سدیم کلرید را می‌توان به نوع و خواص ذره‌های سازنده آن نسبت داد. برای درک بهتر این خواص نگاهی نزدیک‌تر به ساختار ترکیب‌های یونی می‌اندازیم. بین یون‌های سدیم و یون‌های کلرید موجود در بلور سدیم کلرید نیروی جاذبه‌ای بسیار قوی وجود دارد که آنها را محکم کنار هم نگاه می‌دارد. به این نیروی جاذبه‌ای که میان یون‌هایی با بار ناهم‌نام برقرار است **پیوند یونی** می‌گویند. در تمام نمک‌ها این نوع پیوند وجود دارد. ساختار نمک‌ها نشان می‌دهد که این نیروی جاذبه تنها محدود به یک کاتیون و یک آنیون نیست بلکه در تمام جهت‌ها و میان همه یون‌های ناهم‌نام مجاور و در فواصل مختلف وجود دارد. در نتیجه تعداد بسیار زیادی از یون‌های سدیم و کلرید به سمت یکدیگر کشیده می‌شوند و یک آرایش منظم از یون‌ها را به‌وجود 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 وسیله شش یون کلرید و هر یون کلرید نیز به وسیله 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 جاذبه بین یون‌های با بار ناهم‌نام خیلی بیشتر از نیروی دافعه بین یون‌های با بار هم‌نام است. افزون بر این، به علت گستردگی اثر این نیروها در همه جهات، محاسبه‌ها نشان می‌دهد که نیروی جاذبه‌ای حاصل در مجموع حدود $1/76$ برابر نیروی جاذبه 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 لحاظ بار الکتریکی خنثی است. هر ترکیب شیمیایی که یون‌های با بار ناهم‌نام ذره‌های سازنده آن هستند یک **ترکیب یونی** یا **نمک** نامیده می‌شود.

خواص ترکیب‌های یونی

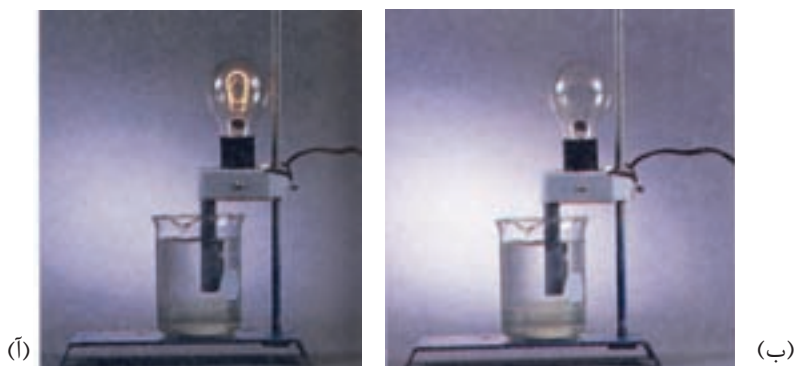
اکنون که با سدیم کلرید آشنا شدید و نوع پیوند آن را شناختید، قادر خواهید بود به کمک این دانسته‌ها خواص ترکیب‌های یونی دیگر را پیش‌بینی کنید. برای هدایت جریان برق یک جسم باید ذره‌های باردار داشته باشد و این ذره‌ها بتوانند آزادانه حرکت کنند. گفتمنی است که ذره‌های تشکیل دهنده یک ترکیب یونی جامد (جامد یونی) در جاهای به نسبت ثابتی قرار دارند و در آن‌جا جز حرکت ارتعاشی حرکت دیگری ندارند. از این‌رو جامدهای یونی رسانای الکتریکی نیستند، زیرا یون‌ها در یک جامد یونی نمی‌توانند آزادانه حرکت کنند.

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

به تعداد نزدیک‌ترین 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 گردهمایی میلیاردها میلیارد کاتیون و آنیون به وجود آمده است، به طوری که مقدار کل بارهای مثبت و منفی در آن با هم برابر است.

می‌توانند جریان برق را از خود عبور دهند. به همین ترتیب، وقتی چند بلور نمک خوراکی در آب حل می‌شود یون‌های 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؟

یون‌ها در بلور ترکیب‌های یونی آرایش‌های منظمی دارند

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

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

تشکیل شبکه بلور با آزاد شدن انرژی همراه است

انرژی شبکه مقدار انرژی آزاد شده به هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از یون‌های گازی سازنده آن است. در مورد سدیم کلرید انرژی شبکه آن $787.5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ است.



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

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



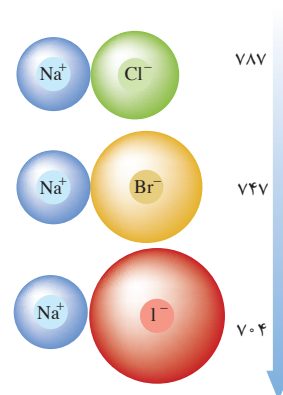
جدول ۴ مقایسه انرژی شبکه چند ترکیب
با یون‌های مختلف ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

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

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

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 داده‌های دو جدول ۳ و ۴ نگاه کنید.

آ) به نظر شما کدام نتیجه‌گیری‌های زیر در مورد انرژی شبکه بلور ترکیب‌های یونی

درست است؟ چرا؟

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

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

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

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

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

MgO یا CaO

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

جدول ۵ مقایسه نقطه ذوب و جوش برخی از ترکیب‌های یونی

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

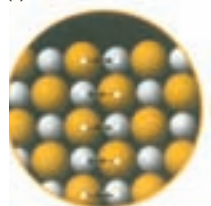


آیا می‌توان میان انرژی شبکه و نقطه ذوب یک ترکیب یونی رابطه‌ای در نظر گرفت؟

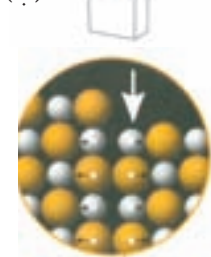
شرح دهید.

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

(آ)



(ب)



(پ)



(ت)

نمک خوراکی مانند بیشتر ترکیب‌های یونی به نسبت سخت و شکننده است. به علت وجود پیوند قوی بین یون‌ها این دو خاصیت در ترکیب‌های یونی مشترک است. همان‌طور که در بالا اشاره شد یون‌ها در شبکه بلور یک نمک در سه بعد به‌طور منظم قرار گرفته‌اند. این شبکه را می‌توان شامل لایه‌های بی‌شماری در نظر 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 جابه‌جا 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 خوراکی از دو عنصر سدیم و کلر تشکیل شده است. به ترکیب‌های یونی متشکل از دو عنصر **ترکیب‌های یونی دوتایی** می‌گویند. برای نمایش ترکیب‌های یونی دوتایی از فرمول شیمیایی استفاده می‌شود. در این فرمول‌ها در سمت چپ ابتدا نماد شیمیایی کاتیون و سپس نماد شیمیایی آنیون نوشته می‌شود. برای 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 موازنه 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



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 می شود. توجه داشته باشید که در فرمول شیمیایی یک ترکیب یونی دوتایی، زیروندها کوچک ترین نسبت ممکن را برای کاتیون و آنیون نشان می دهند. از این رو نباید فرمول شیمیایی کلسیم کلرید را به صورت Ca_2Cl_4 بنویسیم. تجزیه شیمیایی کلسیم کلرید در آزمایشگاه نیز ساده ترین نسبت کاتیون به آنیون یعنی نسبت ۱ به ۲ را برای آن نشان می دهد، از این رو به فرمول شیمیایی کلسیم کلرید، CaCl_2 ، فرمول تجربی نیز گفته می شود.

فرمول نویسی یک ترکیب یونی دوتایی را می توان در سه مرحله خلاصه کرد. برای نمونه به نوشتن فرمول شیمیایی برای آلومینیم اکسید توجه کنید:

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

(۲) مطابق قاعده فرمول نویسی ترکیب های یونی دوتایی، نخست نماد کاتیون و سپس نماد آنیون را می نویسیم: $\text{Al}^{3+}\text{O}^{2-}$

(۳) کوچک ترین مضرب مشترک بارهای این دو یون برابر $6(3 \times 2)$ 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 این رو نسبت Al^{3+} به O^{2-} برابر ۲ به ۳ و فرمول شیمیایی این ترکیب به صورت Al_2O_3 است.

اطلاعات جمع آوری کنید

با کمک معلم خود یک ترکیب یونی دوتایی آشنا را انتخاب کنید و در یک فعالیت گروهی در مورد خواص، روش تهیه و کاربردهای آن مقاله ای تهیه کرده، در کلاس ارائه دهید.

یون های چند اتمی

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

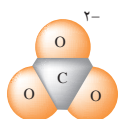
در ساختار یون های چند اتمی اتم ها با یکدیگر پیوند کووالانسی دارند و در واکنش ها به صورت یک واحد مستقل عمل می کنند. این یون ها می توانند آنیون یا کاتیون باشند. نام و بار الکتریکی برخی از یون های چند اتمی متداول را در جدول ۶ مشاهده می کنید.

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

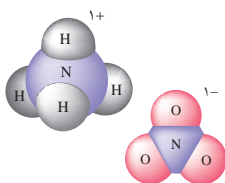
نام یون	فرمول یون	بار الکتریکی	نام یون	فرمول یون	بار الکتریکی
نیتрат	NO_3^-	۱-	کربنات	CO_3^{2-}	۲-
نیتريت	NO_2^-		دی کرومات	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	
هیدروژن کربنات	HCO_3^-		سولفات	SO_4^{2-}	
هیدروژن سولفات	HSO_4^-		سولفیت	SO_3^{2-}	
هیدروکسید	OH^-		فسفات	PO_4^{3-}	۳-
			آمونیم	NH_4^+	۱+

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 نام گذاری 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 پتاسیم تشکیل شده است. این عنصر فلزی به گروه ۱ تعلق دارد و همواره کاتیونی با بار ۱+ تشکیل می‌دهد. از آن جا که هر ترکیب یونی از نظر بار الکتریکی خنثی است، بخش دیگر این ترکیب باید بار ۲- داشته باشد تا دوبار مثبت مربوط به دو کاتیون K^+ خنثی شود. بنابراین واحد CO_3 یک آنیون چند اتمی است و بار ۲- دارد.



توجه داشته باشید که بار ۲- در این آنیون نه به اتم خاصی بلکه به کل مجموعه تعلق دارد.



در آمونیوم نیترات هم کاتیون (یون آمونیوم) و هم آنیون (یون نیترات) هر دو به صورت چند اتمی هستند. یون آمونیوم به صورت NH_4^+ نوشته می‌شود و بار ۱+ دارد. در حالی که یون نیترات به صورت NO_3^- است و بار ۱- دارد.

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

همان طور که در نام گذاری 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 $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ است.

اطلاعات جمع‌آوری کنید

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

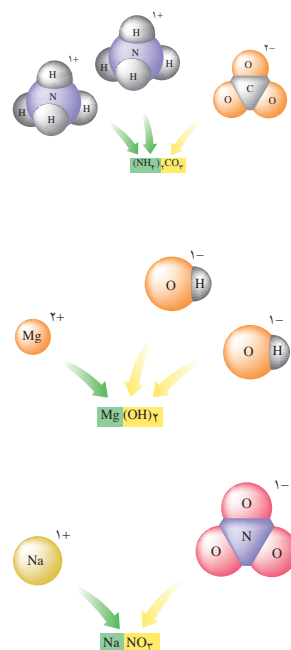
خود را بیازمایید

۱- ترکیب‌های یونی زیر را نام‌گذاری کنید:

پ) Fe_2O_3	ب) MnO	آ) Li_2O
ج) $\text{Fe}(\text{OH})_2$	ث) $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$	ت) CaCl_2
	ح) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	چ) Na_3PO_4

۲- فرمول شیمیایی ترکیب‌های یونی زیر را بنویسید:

پ) کبالت (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 شبکه بلور خود به دام بیندازند. این ترکیب‌ها را **نمک‌های آبپوشیده** می‌گویند.

مس (II) سولفات ۵ آب، $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ، مثالی از یک نمک آبپوشیده است. همان‌طوری که می‌بینید تعداد مولکول‌های آب تبلور را پس از نوشتن فرمول شیمیایی، مشخص می‌کنند. مس (II) سولفات بی‌آب به صورت گرد سفید رنگی است که بر اثر

شکل ۷ نمایش یون‌های چند ترکیب یونی

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



آ) آبپوشیده ب) بی آب

شکل ۸. مس (II) سولفات

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، بوتله چینی، گیره، پایه، دسیکاتور، حلقه آهنی، مثلث نسوز، قاشقک، چراغ گاز

مواد مورد نیاز: باریم کلرید آبدار

روش کار

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

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

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

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

۳- بوتله چینی و باریم کلرید آبدار را روی مثلث نسوز قرار دهید و دوباره درپوش را

طوری قرار دهید تا روزنه کوچکی برای خروج بخارها وجود داشته باشد.

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

۴- دوباره بوته چینی درپوش دار و باریم کلرید را به مدت ۵ دقیقه تا دمای سرخ شدن گرما دهید. آنها را در دسیکاتور بگذارید تا سرد شوند و سپس جرم آنها را تعیین کنید. اگر دو جرم اندازه گیری شده بیشتر از ۰.۱٪ گرم تفاوت نداشته باشند، می توان 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 می توان از آن در تهیه محلول ها استفاده کرد.

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

محاسبه ها

۱- جرم باریم کلرید بی آب را محاسبه کنید (ته مانده ای که بعد از خارج شدن آب باقی می ماند).

۲- تعداد مول های باریم کلرید بی آب را محاسبه کنید.

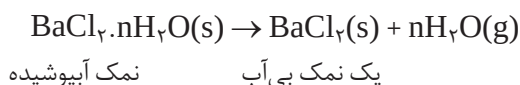
$$\left(\frac{\text{جرم باریم کلرید بی آب}}{\text{جرم مولی باریم کلرید}} = \text{تعداد مول های باریم کلرید} \right)$$

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

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

$$\left(\frac{\text{جرم آب خارج شده}}{\text{جرم مولی آب}} = \text{تعداد مول های آب} \right)$$

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



نسبت تعداد مول های آب خارج شده به مول های باریم کلرید بی آب (n) را محاسبه کرده، آن را به نزدیک ترین 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 به‌دست آمد. با توجه به این که در هر مورد دانش‌آموزان، به وجود آمدن قطره‌های مایع را هنگام گرم کردن این جسم جامد مشاهده کرده‌اند، به پرسش‌های مطرح شده، پاسخ دهید:

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

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 2.8 g 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 گلوپر برای نخستین بار در قرن هفدهم از آب چشمه‌های این کشور به‌دست آورد. در همان زمان، $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ را از چشمه‌های آب معدنی اِپسوم واقع در کشور انگلستان به‌دست آوردند. روزگاری از نمک گلوپر و نمک اِپسوم به‌عنوان مُلین استفاده می‌شد. در جدول زیر، برخی از نمک‌های آبپوشیده معرفی شده‌اند.

تعدادی از نمک‌های آبپوشیده

نام متداول	نام شیمیایی	ترکیب
نمک گلوپر	سدیم سولفات ده‌آبه	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
سنگ گچ	کلسیم سولفات دوآبه	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
نمک اِپسوم	منیزیم سولفات هفت‌آبه	$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
زاج سبز	آهن (II) سولفات هفت‌آبه	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
کات‌کبود	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 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ و $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ هنگامی که در برابر هوای خشک قرار می‌گیرند، تمامی یا بخشی از آب تبلور خود را از دست می‌دهند. این فرایند که شکفتگی



نام دارد، موجب می‌شود که بلور شیشه‌مانند نمک آبپوشیده خُرد شده، به گرد بی‌شکلی تبدیل شود. اغلب، آبزدایی از این نمک‌ها با تغییر رنگ همراه است. اغلب، شکل بلور یک نمک آبپوشیده با نمک بی‌آب آن کاملاً تفاوت دارد. برای نمونه، بلور سدیم اورات یک آبه ($\text{NaC}_5\text{H}_3\text{N}_4\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) تیز و سوزنی شکل است و در مفاصل انسان (به‌ویژه شست پا) رسوب می‌کند و موجب بروز درد شدیدی در این بخش از بدن می‌شود. به این بیماری نقرس می‌گویند. از سوی دیگر، بلور سدیم اورات بی‌آب تقریباً کروی شکل است.



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

(آ) بلور بی‌آب، کروی شکل

بلورهای سدیم اورات



ترکیب‌های کووالانسی



اگرچه درک ساختار الکترونی اتم از اهمیت بسیاری برخوردار است، با این حال بیشتر شیمی‌دان‌ها علاقه زیادی 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 درک ساختار و رفتار بسیاری از مواد شیمیایی را آسان می‌کند و پرده از دنیای شگفت‌انگیز مولکول‌ها برمی‌دارد.

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

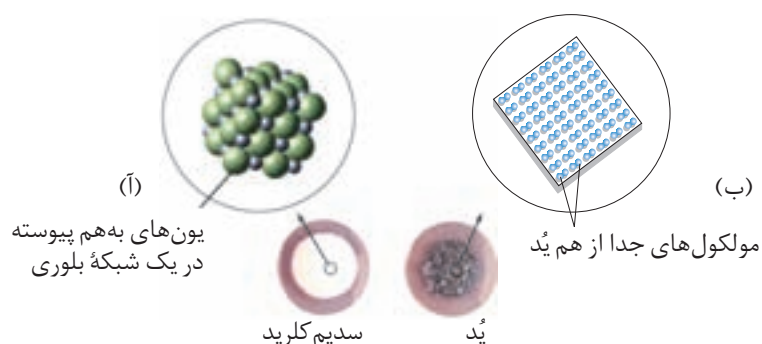
جدول ۱ مقایسه برخی از خواص فیزیکی نمک خوراکی و ید

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

همان‌طور که گفته شد برای توضیح خواص ترکیب‌هایی مانند ید به الگوی تازه‌ای برای تشکیل پیوند نیاز داریم. در این الگو برخلاف تشکیل پیوند یونی، اتم‌ها برای رسیدن به آرایش گاز نجیب (آرایش هشتایی) به جای 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 ید، تنها دو اتم ید با پیوند کووالانسی به یک‌دیگر متصل شده‌اند و با دیگر اتم‌های ید پیوندی ندارند. اگر به ساختار سدیم کلرید و ید به دقت نگاه کنید، شکل ۱، خواهید دید که اگر چه

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

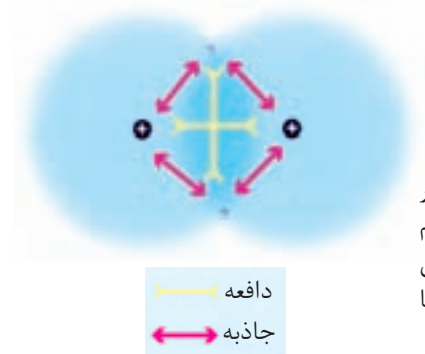


شکل ۱ (آ) در بلور سدیم کلرید ($NaCl$)، هر یون دست کم به شش یون با بار ناهم‌نام متصل است و در مجموع شبکه به هم پیوسته‌ای از یون‌ها ایجاد شده است. (ب) در ید (I_2)، ذره‌های سازنده بلور، مولکول‌های بدون بار و مستقل I_2 هستند.

یُد و نمک خوراکی هر دو جامدند اما، یُد از گردهم‌آیی مولکول‌های دو اتمی و جدا از هم I_2 تشکیل شده است، درحالی که $NaCl$ از تجمع تعداد برابری از یون‌های سدیم و کلرید ساخته شده است. از آن‌جا 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 در نظر بگیرید. با نزدیک شدن اتم‌های هیدروژن به یک دیگر میان الکترون یک اتم هیدروژن و هستهٔ اتم هیدروژن دیگر، یک نیروی جاذبه‌ای قوی ایجاد می‌شود. از طرف دیگر، بین الکترون‌ها و همچنین بین هسته‌های آنها نیز یک نیروی دافعه‌ای قدرتمند به‌وجود می‌آید. در ابتدا ممکن است تصوّر 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.

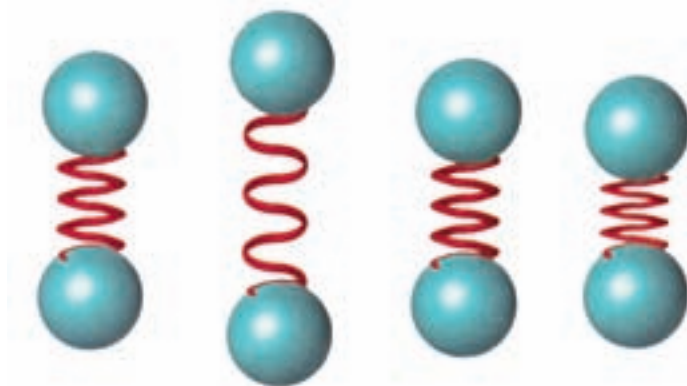


شکل ۲ وقتی دو اتم هیدروژن در تماس با یکدیگر قرار می‌گیرند، بین ذره‌های موجود در یک اتم و ذره‌های اتم دیگر اثرهای جاذبه‌ای و دافعه‌ای به‌وجود می‌آید. تشکیل پیوند نتیجهٔ تأثیر این نیروها بر یکدیگر است.

در هنگام تشکیل پیوند کووالانسی، اثر نیروهای جاذبه‌ای بسیار بیشتر از مجموع نیروهای دافعه‌ای میان دو هسته و بین دو الکترون است. این نیروی جاذبهٔ اضافی دو اتم هیدروژن را به سوی یکدیگر می‌کشانند و اساس تشکیل پیوند کووالانسی بین آنها به‌شمار 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 به‌صورت یک فنر در نظر 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

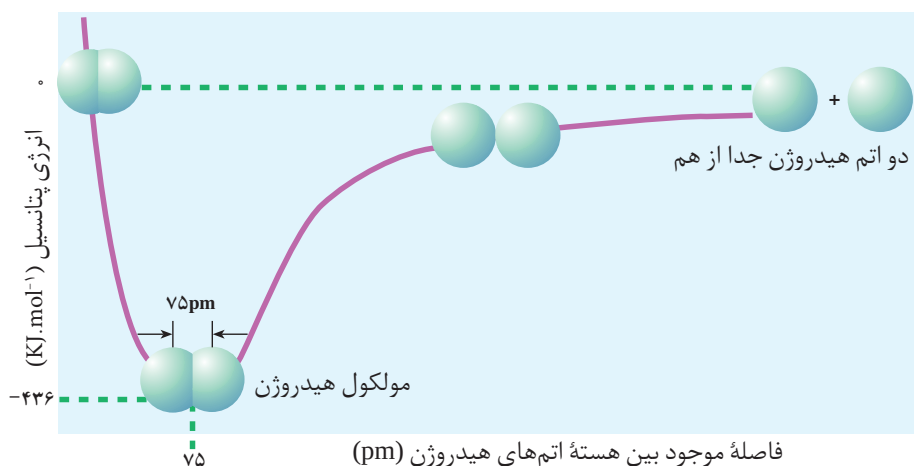
دیگر دور می‌شوند. در واقع، اتم‌های هیدروژن در امتداد محور پیوند نوسان می‌کنند، اما نوسان آنها به گونه‌ای است که همواره هسته‌های آنها در یک فاصله تعادلی از یکدیگر قرار می‌گیرند. به فاصله تعادلی میان هسته‌های دو اتم درگیر در پیوند **طول پیوند** می‌گویند.



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

طول پیوند با انرژی نسبت عکس دارد

راه دیگری برای مطالعه پیوند کووالانسی، بررسی سطح انرژی دو اتم هیدروژن پیش و پس از تشکیل پیوند است. با دقت به شکل ۴ نگاه کنید. در کدام نقطه روی منحنی این دو اتم در کنار هم کمترین انرژی را دارند؟ این نقطه نمایان‌گر پایین‌ترین سطح انرژی است و فاصله بین هسته دو اتم هیدروژن را، پس از تشکیل پیوند کووالانسی نشان می‌دهد. این فاصله همان **فاصله تعادلی** یا **طول پیوند** است. اتم‌های هیدروژن در فاصله‌ای دورتر از فاصله تعادلی – به علت نیروهای جاذبه – تمایل دارند به یکدیگر نزدیک شوند. اما، در



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

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

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

دو اتم متصل به یکدیگر به‌طور دائم نوسان می‌کنند، اما تا زمانی که انرژی آنها در پایین‌ترین سطح خود قرار دارد، با پیوند کووالانسی به یکدیگر متصل باقی خواهند ماند. از این مشاهدات 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 با طول پیوند رابطه‌ای وارونه دارد.

جدول ۲ طول و انرژی برخی پیوندهای کووالانسی

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

پیوندهای کووالانسی قطبی و ناقطبی

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

جدول ۳ مقایسه خواص آب و متان

ماده	مدل فضا پُر کن	فرمول مولکولی	نقطه ذوب (°C)	نقطه جوش (°C)	رفتار در میدان الکتریکی
آب		H ₂ O	۰/۰	۱۰۰/۰	جهت گیری می کند
متان		CH ₄	-۱۸۲/۶	-۱۶۱/۴	جهت گیری نمی کند

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 نقطه ذوب و جوش پایینی است، در گستره دمایی بزرگی همچنان به حالت مایع باقی می‌ماند، جدول ۳. این خواص را می‌توان در ادامه همین بخش با گسترش الگوی پیوند کووالانسی توضیح داد.

مولکول H₂ را در نظر بگیرید. در مولکول هیدروژن هر دو اتم درگیر پیوند یکسانند، از این رو به یک اندازه تمایل دارند که جفت الکترون به اشتراک گذاشته شده را به سوی خود بکشند. بنابراین، این دو الکترون به طور یکنواخت روی دو اتم هیدروژن و در واقع روی مولکول هیدروژن پخش شده‌اند. چنین پیوندی را **پیوند کووالانسی ناقطبی** می‌گویند. زیرا با توزیع یکنواخت الکترون‌ها روی کل مولکول در 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 دربردارند. برای مثال، اگرچه در مولکول آب الکترون‌ها بین اتم‌های اکسیژن و هیدروژن به اشتراک گذاشته شده‌اند، اما مشاهده‌ها نشان می‌دهد که توزیع آنها بین این دو اتم یکسان نیست. در هر یک از این پیوندها، اتم اکسیژن خیلی بیشتر از اتم هیدروژن جفت الکترون پیوندی را به سوی خود جذب می‌کند. به این دلیل انتظار می‌رود که اتم اکسیژن دارای مقدار اندکی بار منفی و اتم هیدروژن نیز دارای مقدار اندکی بار مثبت باشد. چون در این جا یک اتم به قطب منفی و اتم دیگر به قطب مثبت تبدیل می‌شود، پیوند میان آن دو را **پیوند کووالانسی قطبی** می‌گویند.

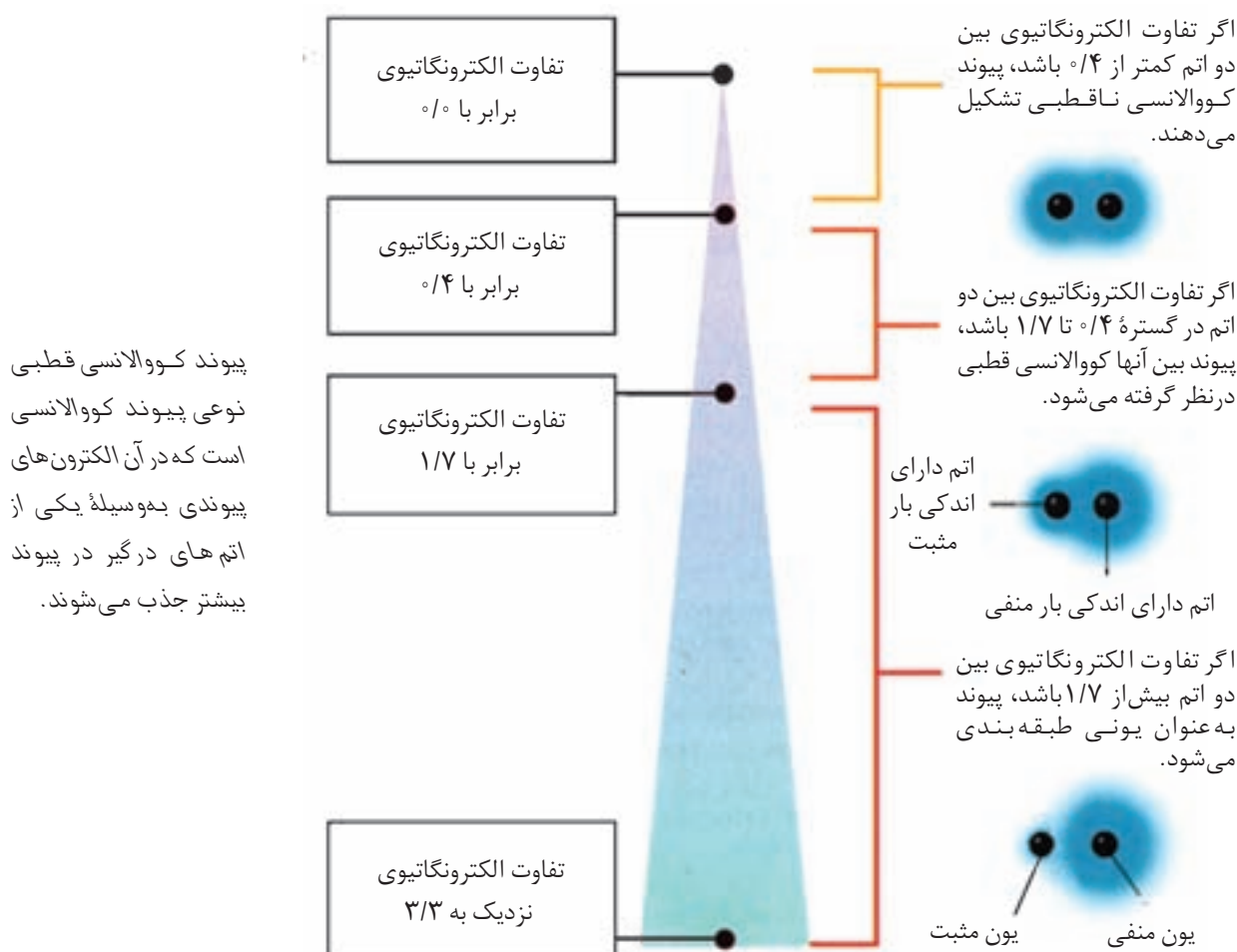
میزان قطبی بودن یک پیوند به توانایی نسبی اتم‌ها در کشیدن جفت الکترون اشتراکی به سوی خود بستگی دارد. پیش از این آموختید که به این ویژگی **الکترون‌گاتیوی** می‌گویند. با اتصال دو اتم با الکترون‌گاتیوی متفاوت، یک پیوند کووالانسی قطبی به وجود می‌آید. به طوری که قطب منفی این پیوند را اتم الکترون‌گاتیوتر تشکیل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

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

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

همان گونه که به یاد دارید اتم‌هایی مانند فلئوئور، نیتروژن و اکسیژن بسیار الکترونگاتیو هستند، به عبارت دیگر جفت الکترون پیوندی را بیش از اتم‌هایی مانند سدیم، منیزیم و لیتیم به‌سوی 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 فلئوئورید، CsF ، را در نظر بگیرید. الکترونگاتیوی سزیم، 0.7 و الکترونگاتیوی فلئوئور، 4.0 است، شکل ۹ از بخش ۲. تفاوت الکترونگاتیوی در این مورد 3.3 است. شکل ۵ نشان می‌دهد که شباهت خواص این پیوند به خواص پیوندهای یونی بسیار بیشتر از خواص پیوندهای کووالانسی ناقطبی است. به‌طور 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. به‌طور 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 آستانه 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 $1/4$ نیز پیوند ناقطبی در نظر گرفته می‌شود. برای نمونه اغلب از قطبی بودن پیوند $C - H$ که پیوند مهمی در مطالعه ترکیب‌های آلی به شمار می‌آید، چشم‌پوشی می‌شود.

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

مولکول‌ها را چگونه نمایش می‌دهند؟

می‌دانید که از اتصال اتم‌ها به یکدیگر مولکول‌ها به وجود می‌آیند. برای نشان دادن چگونگی اتصال اتم‌ها به یکدیگر و نمایش مولکول حاصل، می‌توان الکترون‌های ظرفیتی شرکت کننده در تشکیل پیوند را با استفاده از نقطه نشان داد. هر اتم هیدروژن با آرایش الکترونی $1s^1$ ، تنها یک الکترون دارد. الکترون ظرفیت اتم هیدروژن را به وسیله یک نقطه نشان می‌دهند، شکل ۶.

H .



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



لینوس پاولینگ

(۱۹۰۱-۱۹۹۴)

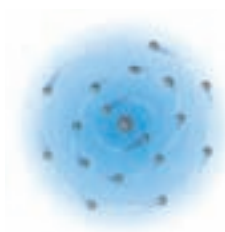
معرفی مقیاسی نسبی برای اندازه‌گیری الکترونگاتیوی عناصرها از جمله مهم‌ترین کارهای او بود.

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

H : H

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

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



شکل ۷ یک اتم کلر ۱۷ الکترون دارد. ۷ الکترون آن الکترون‌های ظرفیت هستند. هسته اتم کلر و 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.



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

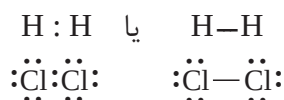


افزون بر این هر اتم کلر الکترون‌هایی دارد که در تشکیل پیوند شرکت نکرده‌اند. این جفت الکترون‌ها را **جفت الکترون‌های ناپیوندی** می‌نامند. در مولکول Cl_2 هر اتم کلر چند جفت الکترون ناپیوندی دارد؟

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

هنگام رسم ساختارهای الکترون - نقطه ای می‌توان جفت نقطه‌ای را که نمایان‌گر جفت الکترون پیوندی یا پیوند کووالانسی است با یک خط کوتاه نشان داد. این خط کوتاه نمایان‌گر 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:

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

اتم‌ها را با هم جمع کنید.



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

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

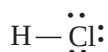
۲- نشانه شیمیایی اتم ها را به ترتیبی بنویسید که نشان دهد چگونه به یک دیگر متصل شده اند. الکترون های ظرفیت را با نقطه نشان دهید. جفت نقطه ها را به گونه ای توزیع کنید که از قاعده هشتایی تبعیت شده باشد، مگر در مورد هیدروژن که می تواند حداکثر دو الکترون داشته باشد.



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

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

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



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

ساختارهای لوویس برای مولکول های چند اتمی

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

- اتم های هیدروژن و هالوژن تنها با یک اتم دیگر پیوند می دهند و معمولاً در پیرامون اتم مرکزی قرار می گیرند.
- معمولاً اتمی که الکترون گاتیوی آن از همه کمتر است **اتم مرکزی** در نظر گرفته می شود.
- وقتی در مولکولی از یک عنصر بیش از یک اتم وجود داشته باشد، این اتم ها اغلب در اطراف اتم مرکزی قرار می گیرند.

نمونه حل شده

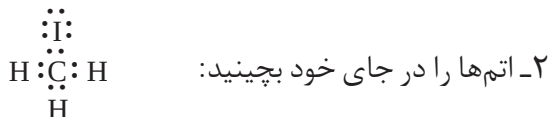
ساختار لوویس یدومتان، CH_3I ، را رسم کنید.

۱- تعداد کل الکترون های ظرفیت را حساب کنید.

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

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

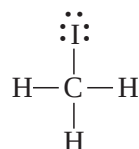
۱ اتم I با ۷ الکترون $1 \times 7 = 7$
در مجموع: ۱۴ الکترون ظرفیت



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

$$7 \times 2 = 14 \text{ الکترون}$$

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



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



خود را بیازمایید

ساختار لوویس هیدروژن برمید، HBr؛ دی کلرومتان، CH_2Cl_2 ؛ و متانول، CH_3OH ، را رسم کنید.

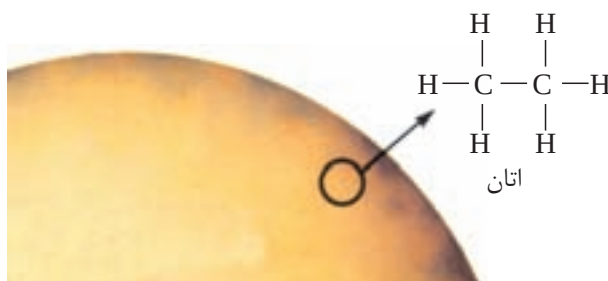


دو اتم می‌توانند بیش از یک جفت الکترون به اشتراک بگذارند

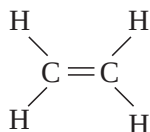
از آن‌جا که کربن در بیرونی‌ترین لایه الکترونی خود چهار الکترون ظرفیت دارد، با رعایت قاعده هشتایی، حداکثر می‌تواند با چهار اتم پیوند تشکیل دهد. در مولکول اتان، C_2H_6 ، هر اتم کربن به یک اتم کربن دیگر و سه اتم هیدروژن متصل است، شکل ۸. بین هر اتم هیدروژن و کربن و همچنین بین دو اتم کربن یک جفت الکترون مشترک وجود دارد.

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

شکل ۸ ستاره شناسان گمان می‌کنند که سطح بزرگ‌ترین ماه سیاره کیوان (زحل) از اتان مایع، C_2H_6 ، پوشیده شده است.

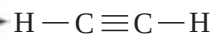


اتم‌های کربن، نیتروژن، اکسیژن و گاهی گوگرد می‌توانند با خود یا اتم‌های دیگر، با رعایت قاعدهٔ هشتایی، بیش از یک جفت الکترون به اشتراک بگذارند. برای مثال، اگر دو اتم کربن بین خود به‌جای یک جفت الکترون دو جفت الکترون (در کل چهار الکترون) به اشتراک بگذارند، یک پیوند کووالانسی دوگانه یا **پیوند دوگانه** تشکیل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



شکل ۹ ساختار لوویس مولکول اتن

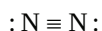
دو اتم کربن همچنین می‌توانند سه جفت الکترون به اشتراک بگذارند. مولکولی که از دو اتم کربن با پیوند سه‌گانه و دو اتم هیدروژن تشکیل شده است، اِتن نامیده می‌شود. شکل ۱۰.



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

شکل ۱۰ غار شناس‌ها اغلب از چراغ‌های کاربردی استفاده می‌کنند. در این چراغ‌ها کلسیم کاربید، CaC_2 ، با آب واکنش می‌دهد و گاز اِتن (استیلن) تولید می‌کند.

اگر چه نام‌های اتان، اِتن و اِتن چندان متفاوت به‌نظر 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:

۲ اتم H با ۱ الکترون = ۲

۱ اتم C با ۴ الکترون = ۴

۱ اتم O با ۶ الکترون = ۶

در مجموع: ۱۲ الکترون ظرفیت

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

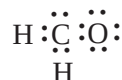
برای تعیین اتم مرکزی داده شده است.

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

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

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

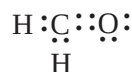
الکترون‌های به کار رفته: ۱۴ الکترون‌های ظرفیت: ۱۲

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

این کار، با حذف دو الکترون ناپیوندی از کربن و اکسیژن و با تشکیل یک پیوند کووالانسی

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

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



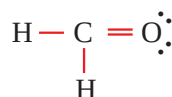
• الکترون‌های به کار رفته: ۱۲

• الکترون‌های ظرفیت: ۱۲

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

می‌دهد.

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



۶- مطمئن شوید که قاعده هشتایی رعایت شده باشد.

در این جا، پیوند دوگانه نمایان گر چهار الکترون مشترک بین کربن و اکسیژن است. بنابراین، قاعده هشتایی نیز رعایت شده است.



خود را بیازمایید

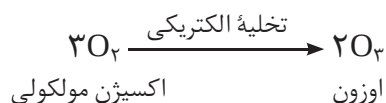
ساختارهای لوویس مولکول‌های زیر را رسم کنید:

کربن دی‌اکسید، CO_2 (آ) کربن تتراکلرید، CCl_4 (ب)

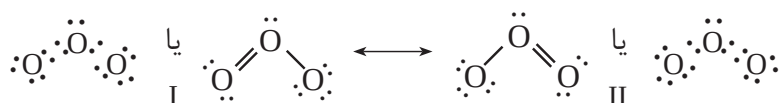
آمونیاک، NH_3 (پ) هیدروژن سیانید، HCN (ت)

گوگردی تری اکسید، SO_3 (ث) فسفر تری کلرید، PCl_3 (ج)

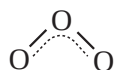
در هنگام رسم ساختارهای لوویس گاهی ممکن است با مولکولی مانند اوزون، O_3 ، که دارای ۱۸ الکترون ظرفیت است روبه‌رو شویم. اوزون **آلوتروپ** یا دیگر شکل اکسیژن است که بر اثر تخلیه الکتریکی در گاز اکسیژن به وجود می‌آید.



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، هیچ‌یک از آنها به تنهایی اعتبار ندارد. مولکول‌های دیگری را نیز می‌توان به کمک چند ساختار لوویس با ارزش برابر نمایش داد. در این موارد می‌گویند که مولکول واقعی هیچ یک از این ساختارها را ندارد بلکه ساختار آن میانگین این دو ساختار یا به گفته شیمی‌دان‌ها **هیبرید رزونانسی** از این ساختارهاست.

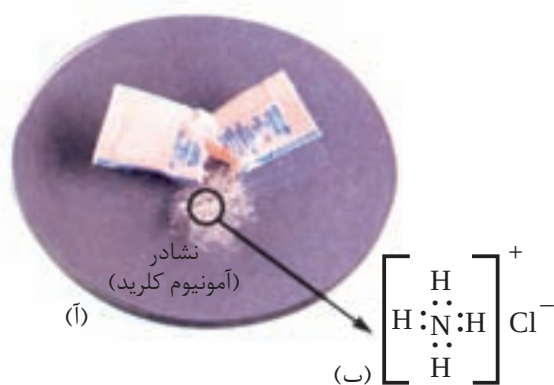


ساختار هیبرید رزونانس اوزون

در ابتدا، شیمی‌دان‌ها تصور می‌کردند که این نوع مولکول مانند سیم گیتار به جلو و عقب می‌رود و بین ساختارهای گوناگون نوسان می‌کند. اما اکنون به این مولکول به گونه‌ای می‌نگرند که گویی مولکول، ساختاری میانگین این دو ساختار رزونانسی دارد. اندازه‌گیری‌های انجام شده نیز نشان می‌دهد که در مولکول O_3 ، طول پیوندهای O-O یکسان و میانگین طول پیوندهای یگانه و دوگانه اکسیژن - اکسیژن است. در ضمن سطح انرژی مولکول واقعی همواره پایین‌تر از ساختارهای لوویس جداگانه‌ای است که برای آن رسم می‌شود.

پیوند داتیو نوع خاصی از پیوند کووالانسی است

کاتیون آمونیوم که یون چند اتمی سازنده آمونیوم کلرید (نشاردر) است، شکل ۱۱، از اتصال یک مولکول آمونیاک و یک یون هیدروژن به وجود می‌آید. 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 می‌شود، کاتیون آمونیوم به وجود می‌آید. ب. گروه‌های موجود در اطراف ساختار لوویس یک یون چند اتمی، مانند یون آمونیوم، نشان می‌دهد که بار مثبت به اتم خاصی تعلق ندارد بلکه به کل اتم‌ها متعلق است.

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

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

نام گذاری ترکیب های مولکولی

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

جدول ۴ پیشوندهای رایج در نام گذاری ترکیب های شیمیایی

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

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

شیمی دان ها اغلب ترکیب های مولکولی را به کمک پیشوندهای معرفی شده در جدول ۴ نام گذاری می کنند. پیشوند و پسوند معمولاً به ریشه نام عنصرهای موجود در ترکیب افزوده می شود. به نام ترکیب زیر دقت کنید:



دی نیتروژن تترا اکسید

حال سعی کنید با رعایت این الگو نام ترکیب های SO_2 و CO_2 ، NO_2 ، SiCl_4 ، N_2O_3 را حدس بزنید. در این روش معمولاً نخست نام عنصری گفته می شود 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 چشم پوشی می شود. در حالی که برای اکسیژن به ریشه اوکسی پسوند «ید» افزوده و برای نشان دادن تعداد اتم های اکسیژن، از پیشوندهای معرفی شده در جدول ۴ استفاده شده است.

نام گذاری با استفاده از عدد اکسایش

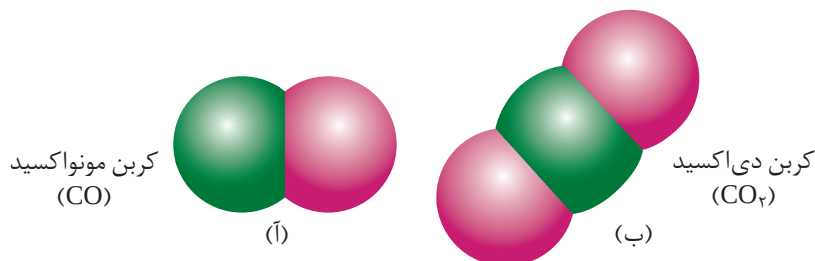
دو اتمی که با پیوند کووالانسی قطبی به یکدیگر متصل شده اند، مانند یون ها بار کامل مثبت یا منفی ندارند، ولی اغلب توزیع الکترون ها بین آن دو اتم یکسان نیست. اتمی که الکترونگاتیوتر است، الکترون های مشترک را بیشتر به سوی خود جذب می کند و حامل مقدار جزئی بار منفی می شود. در مقابل اتمی که الکترونگاتیوی آن کمتر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

تعیین عددهای اکسایش از روی فرمول شیمیایی

وقتی بیشتر اتم ها با اکسیژن پیوند برقرار می کنند، اتم اکسیژن نسبت به اتم های دیگر

جفت الکترون پیوندی را با شدت بیشتری به سمت خود جذب می کند. به این ترتیب، این دو الکترون همراه با بار منفی خود، بیشتر وقت خود را در نزدیکی اتم اکسیژن می گذرانند. در نتیجه، به اکسیژن معمولاً عدد اکسایش ۲- نسبت داده می شود. از طرف دیگر، الکترونگاتیوی اتم هیدروژن زیاد نیست. از این رو، الکترونی که این اتم به هنگام تشکیل پیوند در اختیار می گذارد، معمولاً بیشتر وقت خود را در اطراف اتم الکترونگاتیوتر می گذراند. بنابراین، به هیدروژن معمولاً عدد اکسایش ۱+ نسبت داده می شود. برای هالوژن ها نیز که بسیار الکترونگاتیو هستند معمولاً عدد اکسایش ۱- در نظر گرفته می شود. اتم های دیگر نیز تمایل دارند عددهای اکسایشی داشته باشند که با نوع و میزان بار آنها در ترکیب های یونی شباهت داشته باشد. این اتم ها معمولاً برای رسیدن به آرایش هشتایی کامل، اغلب به گرفتن یا از دست دادن همین تعداد الکترون نیاز دارند. عنصری که الکترونگاتیوی آن بیشتر است، دارای عدد اکسایش منفی خواهد بود. برای مثال، در آمونیاک، NH_3 ، عدد اکسایش N، ۳- و عدد اکسایش H، ۱+ است.

پیش از آن که عددهای رومی را در نام گذاری یک ترکیب مولکولی به کار گیرید، باید عدد اکسایش هر اتم را تعیین کنید. این کار ممکن است کمی دشوار باشد، زیرا برخی عناصر، بسته به دیگر اتم های موجود در ترکیب، می توانند بیش از یک عدد اکسایش داشته باشند. جمع جبری عددهای اکسایش در یک ترکیب خنثی باید برابر صفر باشد. در مورد یک یون چند اتمی، جمع عددهای اکسایش باید برابر بار یون باشد. با استفاده از این اطلاعات و قواعد تقریبی موجود در مورد عددهای اکسایش هیدروژن، اکسیژن و هالوژن ها، می توانید عددهای اکسایش بیشتر اتم ها را در یک ترکیب یا یک یون چند اتمی پیش بینی کنید. به عنوان مثال، مولکول های 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. اما مانند بسیاری از ترکیب های کووالانسی متداول، CO و CO_2 را معمولاً کربن مونواکسید و کربن دی اکسید می نامند.



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

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



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

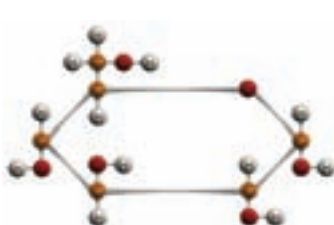


۳- فرمول شیمیایی ترکیب‌های زیر را بنویسید:

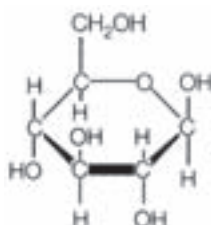
(آ) دی نیتروژن تترااکسید (ب) گوگرد هگزا فلوئورید (پ) فسفر پنتابرمید

چگونه فرمول‌های شیمیایی را نمایش می‌دهند؟

تاکنون با ساختار لوویس و فرمول شیمیایی برای نمایش یک مولکول آشنا شدید. در واقع، شیمی‌دان‌ها می‌توانند فرمول یک ترکیب معین را به شیوه‌های گوناگونی نشان دهند. ساده‌ترین فرمول که شامل نماد شیمیایی عنصرها همراه با زیروندهایی است که کوچک‌ترین نسبت صحیح اتم‌ها را مشخص می‌کند **فرمول تجربی** نامیده می‌شود. در شکل ۱۳ مولکول گلوکوز به چند شیوه متفاوت نشان داده شده است. به‌طوری که در این شکل ملاحظه می‌کنید فرمول تجربی گلوکوز CH_۲O و فرمول مولکولی آن C_۶H_{۱۲}O_۶ است.



مدل گلوله و میله



فرمول ساختاری گسترده

فرمول مولکولی C_۶H_{۱۲}O_۶

فرمول تجربی CH_۲O

فرمول مولکولی نوع و

تعداد واقعی اتم‌ها را در

مولکول‌های سازنده یک

ترکیب مولکولی به دست

می‌دهد.

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

فرمول مولکولی

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

برای بعضی از ترکیب‌ها، فرمول تجربی و فرمول مولکولی یکسان است. آب، H_2O از این جمله است. اما، در مورد بسیاری از ترکیب‌ها، فرمول تجربی و فرمول مولکولی تفاوت دارند. سه ترکیب مولکولی نشان داده شده در جدول ۵ را در نظر بگیرید. ترکیب اول سمی و سرطان‌زا است. 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.

(فرمول تجربی) $\times$ = فرمول مولکولی

$\times$ در این رابطه یک عدد صحیح است. $\times$ 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.

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

جدول ۵ مقایسه فرمول تجربی و فرمول مولکولی

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

فرمول ساختاری

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

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

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 به‌عنوان پیش‌رانه در افشانه‌ها و گاز یخچال به کار می‌رود، در حالی که اتانول مایعی است که به‌عنوان 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 گر یک 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)
اتانول	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، جهت‌گیری 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.

معمولاً بین فرمول مولکولی یک ترکیب و شکل هندسی آن رابطه 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 و جو کرد.



گوگرد دی اکسید

کربن دی اکسید

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

VSEPR که کوتاه شده عبارت زیر است:

Valence Shell Electron Pairs Repulsion

مدلی برای پیش بینی شکل مولکول است، با این فرض که قلمروهای الکترونی پیرامون اتم مرکزی، تمایل دارند تا آن جا که ممکن است از 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 پیوندهای یگانه، دو گانه یا سه گانه، یک قلمرو به شمار می آید.

آزمایش کنید

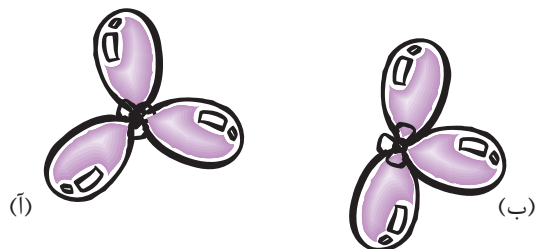
برای نشان دادن شکل هندسی مولکول ها می توان از بادکنک های باد شده استفاده کرد. چند بادکنک تهیه کنید و آزمایش های زیر را انجام دهید.

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



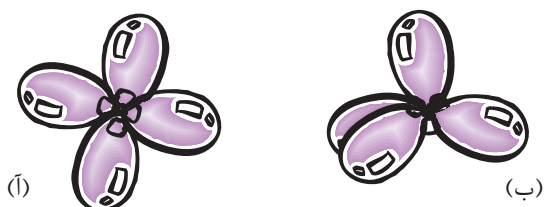
۲- اگر در آزمایش بالا از سه بادکنک استفاده کنید، کدام آرایش هندسی زیر برای آنها

مناسبتر است؟



۳- اگر چهار بادکنک را به 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 شیوه زیر عمل می‌شود.

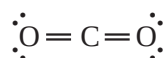
۱- ساختار لوویس مولکول را رسم کنید.

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، در نظر بگیرید:



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

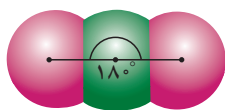
تنها جهت‌گیری ممکن که می‌تواند دو قلمرو الکترونی اطراف اتم کربن را تا حد

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

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



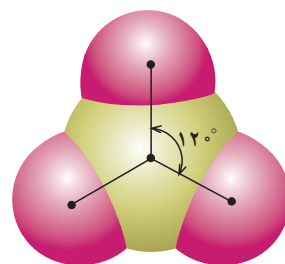
آیا خالق آفرینش نظم
چینش ذره‌های بزرگ را
همانند ذره‌های ریز قرار
داده است؟



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

▲ سه قلمرو الکترونی: ساختار سه ضلعی مسطح
اکنون ساختار لوویس گوگرد تری‌اکسید، SO_3 ، را در نظر بگیرید. $\text{:}\ddot{\text{O}}=\text{S}-\ddot{\text{O}}\text{:}$

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.



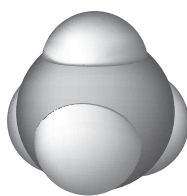
شکل ۱۷ در مولکولی مانند SO_3 ، وقتی اتم مرکزی به وسیله سه اتم دیگر احاطه شده باشد و همه جفت الکترون‌ها از نوع پیوندی باشند، آرایش هندسی مولکول به صورت سه ضلعی مسطح است. زاویه پیوند در این آرایش 120° است.

▲ چهار قلمرو الکترونی: ساختار چهاروجهی

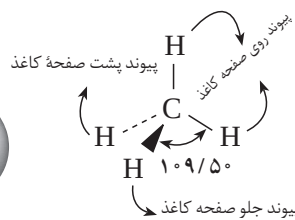
وضعیت مولکول‌هایی که مانند متان، CH_4 ، چهار قلمرو الکترونی دارند، قدری پیچیده‌تر است، زیرا به جای یک شکل مسطح که بتوان آن را روی صفحه کاغذ نمایش داد، دارای یک شکل سه بعدی موسوم به **چهاروجهی** است. چند شیوه نمایش متفاوت مولکول متان در شکل ۱۸ نشان داده شده است. این شکل را می‌توان به صورت سه پایه‌ای در نظر گرفت که پایه چهارمی به سمت بالا بر آن سوار شده است. در این نوع آرایش، جفت‌های الکترونی با یکدیگر زاویه‌ای برابر 109.5° دارند.



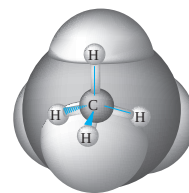
(آ)



(ب)



(پ)

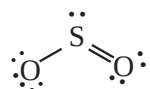


(ت)

شکل ۱۸

(آ) مدل گلوله (نمادی برای نمایش اتم) و میله (نمادی برای نمایش پیوند کووالانسی)
(ب) مدل فضا پرکن
(پ) مدل خط چین (نمادی برای نمایش جهت گیری اتم - دور از بیننده) و گوه (نمادی برای نمایش جهت گیری 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 در نظر بگیرید.



حول این اتم سه قلمرو الکترونی وجود دارد. از این رو 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 آن‌که 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 این رو، زاویه پیوند در مورد SO_2 به جای 120° ، برابر $119/5^\circ$ 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.

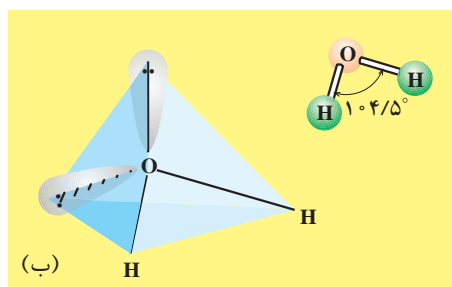
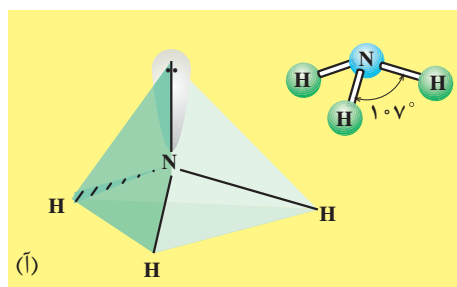
● قلمروهای الکترونی در هر دو اتم دارای آرایش چهار وجهی خواهند بود. در این ساختار زاویه پیوند حدود $109/5^\circ$ است.

۴- وضعیت جفت الکترون‌های ناپیوندی را مشخص می‌کنیم.

● در مورد آمونیاک، چهاروجهی را مانند سه پایه ای 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 الکترون های ناپیوندی کدام دو پایه چهاروجهی را اشغال کنند، با واقعیت سازگاری دارد.

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



خود را بیازمایید

شکل هندسی مولکول های زیر را پیش بینی کنید.



چه نیرویی مولکول ها را کنار یکدیگر نگاه می دارد؟

پیش از این آموختید که به هنگام تشکیل پیوند کووالانسی، نیروی جاذبه ای قوی میان هسته یک اتم و الکترون های اتم دیگر عامل اصلی نزدیک شدن اتم ها به یکدیگر است. از آن جا که در مولکول ها یعنی مجموعه ای از اتم های متصل به هم نیز همواره چنین نیرویی میان هسته اتم های یک مولکول و الکترون های مولکول دیگر قابل تصور است، انتظار می رود که مولکول ها نیز یکدیگر را برابند. وجود این نیروها سبب می شود که مولکول ها بتوانند در کنار هم قرار بگیرند. از آن جا که خواص فیزیکی یک ماده به قدرت نیروهای

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



جاذبه‌ای میان ذره‌های سازنده آن - در این جا 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.

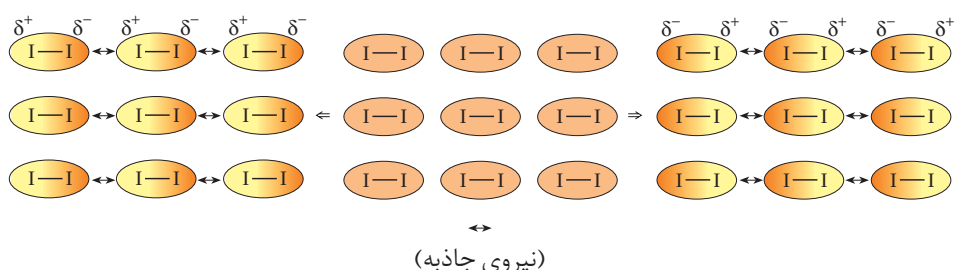
توزیع ناهمگن الکترون‌ها روی مولکول، نیروهای بین مولکول را افزایش می‌دهد.

پیش از این با مفهوم پیوند قطبی و پیوند ناقطبی آشنا شدید. می‌دانید که در پیوندهای قطبی برخلاف پیوندهای ناقطبی الکترون‌ها به‌طور یکنواخت روی مولکول دو اتمی توزیع نمی‌شوند و وقت بیشتری را در اطراف اتم الکترونگاتیوتر 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 دایمی 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** به‌شمار می‌آیند، به همان نیروهای ضعیف وان دروالسی اکتفا می‌کنند.

فکر کنید

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



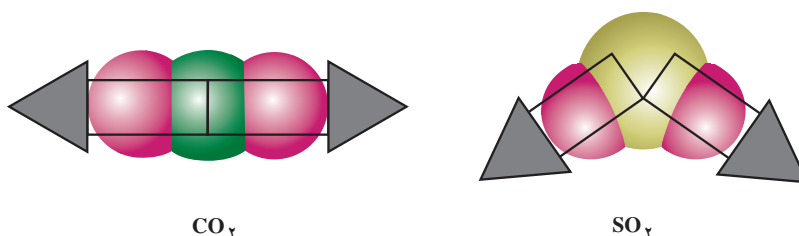
نیروهای وان دروالس
با افزایش جرم مولکول‌ها
افزایش می‌یابد. چرا؟

۲- از میان جفت گازهای (N_2 ، CO) و (Cl_2 ، O_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 مقایسه فرضی را به معنای توزیع غیر یکنواخت الکترون‌ها روی مولکول در نظر بگیریم، در این صورت کدام مولکول یک دوقطبی خواهد بود؟ قطب‌های مثبت و منفی این دو قطبی را مشخص کنید.
- ۳- با کمک روش بالا مولکول‌های زیر را در دو گروه قطبی و ناقطبی دسته‌بندی کنید.

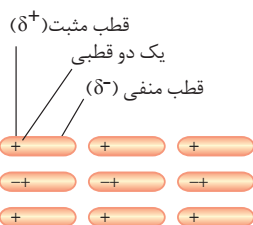


پیوندهای هیدروژنی از جمله نیروهای بین مولکولی قوی به‌شمار می‌آیند.

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.

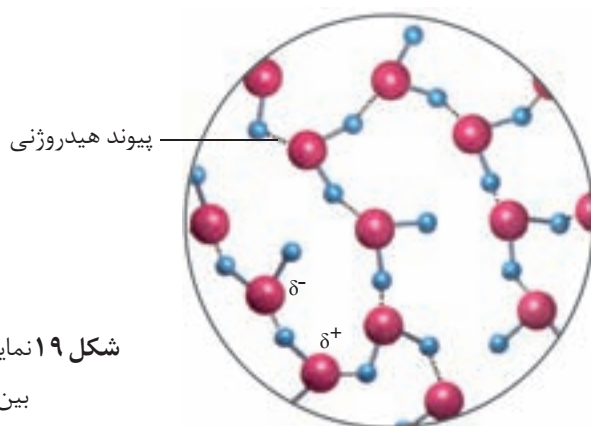
جدول ۷ ویژگی‌های آب و هیدروژن سولفید

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



به نیروهای جاذبه‌ای میان مولکول‌های قطبی نیروهای دوقطبی - دوقطبی می‌گویند.
 پیوند هیدروژنی نوعی نیروی جاذبه دوقطبی - دوقطبی است.

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



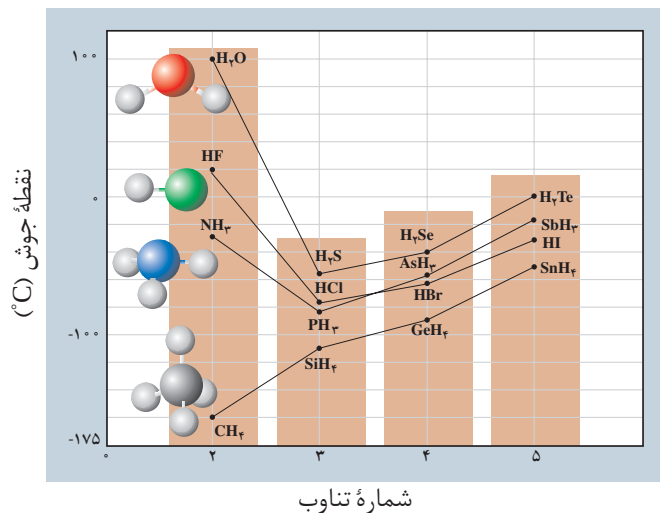
δ نمادی برای نمایش مقدار بار الکتریکی جزئی است. باری کمتر از واحد بار الکتریکی.

شکل ۱۹ نمایش پیوند هیدروژنی موجود بین مولکول‌های آب

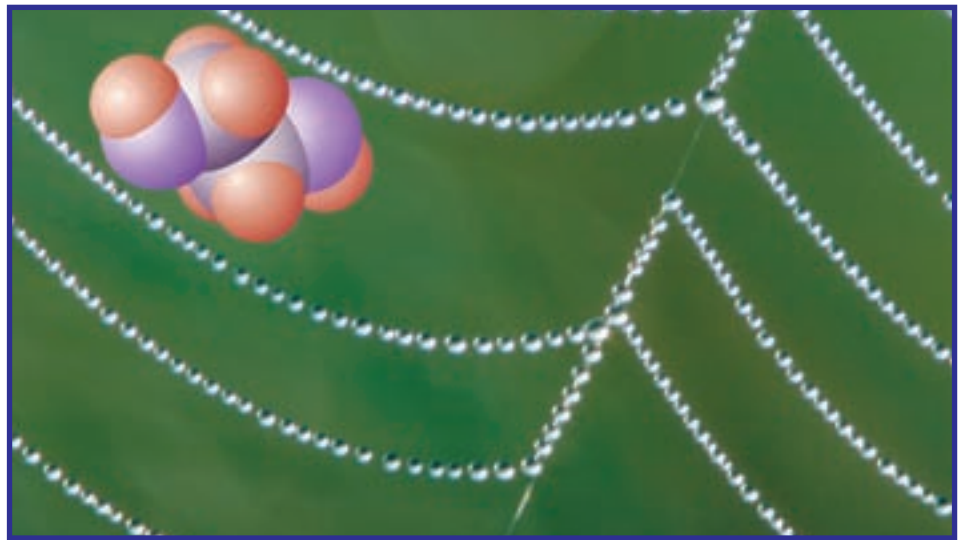
واژه پیوند هیدروژنی گمراه‌کننده است، زیرا این نوع نیروی جاذبه، مانند دیگر نیروهای جاذبه بین مولکولی، بسیار ضعیف‌تر از پیوندهای کووالانسی بین اتم‌هاست.

فکر کنید

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



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، فرآورده 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 قله 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 شایسته انسان امروزی است؟ چه باید کرد؟ آیا شیمی می‌تواند در حل این مشکل ما را یاری دهد؟ چگونه؟

از سال پیش به یاد دارید که پلاستیک‌ها نوعی پلیمر هستند. امروزه شیمی‌دان‌ها موفق شده‌اند نوعی از پلیمرها را بسازند 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.

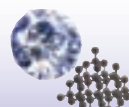
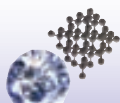
این که چگونه شیمی‌دان‌ها به حل این مشکل نایل آمده‌اند؟ آگاهی از چه اطلاعاتی دربارهٔ این مواد آنها را به این موفقیت رسانده است؟ و ... پرسش‌هایی هستند که بی‌تردید ذهن شما را به خود مشغول کرده است. پاسخ این پرسش‌ها را باید در مطالعهٔ خواص کربن و ترکیب‌های آن جست‌وجو کرد. عنصری که هم نایلون و مواد پلاستیکی 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، نافلز سیاه چهره‌ای آشنا می‌شوید که ترکیب‌های بی‌شمار آن به کرهٔ خاکی، زندگی، زیبایی و گوناگونی بخشیده است.

کربن عنصری شگفت‌انگیز

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 پایه‌ریزی کرده‌اند و ادامهٔ 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

صرف‌نظر 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.



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 فرآورده‌های 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 فلوئور در سمت راست جدول، قرار گرفته است. همان‌طوری که می‌دانید فلزها تمایل دارند که با شرکت در یک واکنش شیمیایی الکترون‌های لایه ظرفیت خود را از دست بدهند و برعکس نافلزها تمایل دارند که از این طریق الکترون بگیرند و به آرایش پایدار گازهای نجیب دست‌یابند. کربن در میانه این دو دسته 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 اتم عنصرهای 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 کربن‌دار را سبب شده است. برای نشان دادن تنوع ساختاری کربن نیازی به رفتن به فراتر از عنصر کربن نیست. بلکه کافی است که ابتدا به ساختار دگر شکل‌ها یا آلوتروپ‌های مختلف آن یعنی گرافیت و الماس توجه کنید.

الماس و گرافیت جامدهایی با شبکه کووالانسی

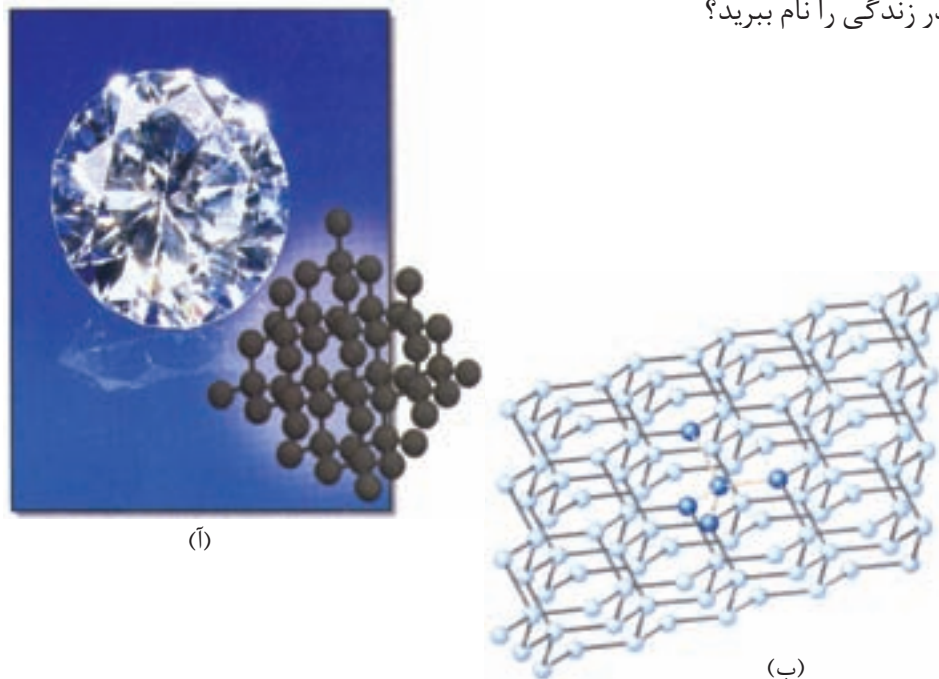
الماس و گرافیت هر دو از اتصال شمار بسیار زیادی اتم‌های کربن به‌وجود آمده‌اند. در الماس هر اتم کربن با چهار پیوند یگانه به چهار اتم کربن دیگر اتصال یافته است. همان‌طور که می‌دانید اتم کربن در این حالت ساختاری چهار وجهی دارد و هر چهار اتم کربن متصل به آن در چهار گوشه یک چهار وجهی قرار گرفته‌اند، شکل ۱-آ.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

در سال ۱۸۶۲، فردریک وُلر با گرم کردن کربن و آلیاژی از روی و کلسیم موفق شد که کلسیم کاربید (CaC_2) را کشف کند. سپس، کلسیم کاربید را با آب واکنش داد و به این ترتیب، اتین (استیلن) را تهیه کرد.

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

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

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



شکل ۱

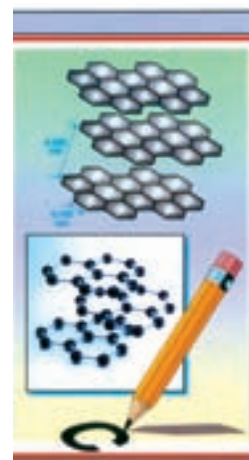
(آ) بلورهای زیبای الماس آنها را برای تهیهٔ زینت‌آلات مناسب کرده است.
(ب) بخشی از ساختار غول‌آسای الماس. هر بلور الماس را می‌توان یک مولکول غول‌آسا دانست که از اتصال میلیاردها اتم کربن ساخته شده است.

گرافیت دگرشکل 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 به‌وجود 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 یک‌دیگر می‌لغزند.

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.

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



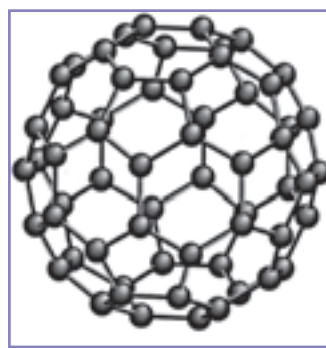
شکل ۲

گرافیت نمونهٔ دیگری از جامدهای کووالانسی است. گرافیت ساختاری لایه‌ای دارد. نرمی گرافیت را به سُرخوردن این لایه‌ها روی هم نسبت می‌دهند.

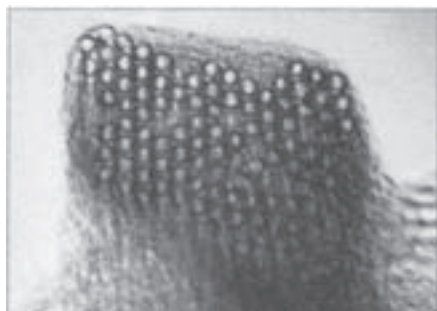
یکی از جالب‌ترین کشف‌های دو دهه گذشته یافتن دیگر شکل تازه‌ای از کربن بوده است. فولرن نامی است که به این دگرشکل کربن داده‌اند. شناخته شده‌ترین فولرن C_{60} است. این مولکول کروی که شبیه توپ فوتبال است و به آن باکی بال (buckyball) نیز می‌گویند، در سال ۱۹۸۵ توسط گروهی از پژوهشگران انگلیسی کشف شد. کشفی که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



دسته‌ای از نانو لوله‌های کربنی



مدلی از یک نانو لوله. نانو لوله شبیه یک لایه از گرافیت است که به شکل لوله درآمده 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 20 nm بود نام نانو لوله‌ها را بر آنها نهادند. با کشف این ساختارهای شگفت‌انگیز حدس‌های بسیاری درباره خواص فیزیکی و شیمیایی آنها زده شد و طی سال‌ها ترکیب‌های بسیاری از آنها نیز ساخته شد. مطالعه ساختار و خواص این مواد از جمله پرتفودارترین بحث‌ها در قرن بیست و یکم است.

ترکیب‌های آلی

همان‌طور که می‌دانید ترکیب‌هایی مانند هیدروکربن‌ها، پلاستیک‌ها، پروتئین‌ها، چربی‌ها، کربوهیدرات‌ها و نوکلئیک‌اسیدها 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 O، N، S، P و هالوژن نیز یافت می‌شود. تنوع ترکیب‌های آلی و ویژگی‌های آنها به دلیل نوع آرایش اتم‌های سازنده مولکول‌های آنهاست. بنابراین آشنایی با ساختار مولکول‌های آلی می‌تواند ما را در درک خواص و ویژگی‌های آنها یاری کند. در ادامه این بخش به بررسی ساختار و ویژگی‌های هیدروکربن‌ها و برخی از ترکیب‌های آلی اکسیژن‌دار و نیتروژن‌دار می‌پردازیم.

هیدروکربن‌ها: آلکان‌ها

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

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



از آلکان‌ها برای پر کردن
فندک‌ها و انواع افشانه‌ها
استفاده می‌شود.



سوختن متان

اطلاعات جمع‌آوری کنید

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

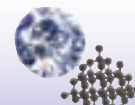
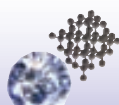


نام‌گذاری آلکان‌ها

آلکان‌های راست زنجیر

سال پیش با نام‌گذاری آلکان‌های راست زنجیر تا ده کربن براساس قواعد آیوپاک آشنا شدید. جدول ۱ نام و فرمول مولکولی ۱۰ آلکان راست زنجیر را نشان می‌دهد. همان‌طور که می‌بینید نام همه آلکان‌ها به پسوند «آن» ختم می‌شود.

آیوپاک یک سازمان بین‌المللی است که پکاها، نشانه‌ها، قراردادهای قواعد نام‌گذاری را در شیمی پیشنهاد می‌دهد.



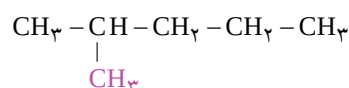
جدول ۱ نام گذاری آلکان های راست زنجیر

فرمول مولکولی	CH ₄	C ₂ H ₆	C ₃ H ₈	C ₄ H ₁₀	C ₅ H ₁₂	C ₆ H ₁₄	C ₇ H ₁₆	C ₈ H ₁₈	C ₉ H ₂₀	C ₁₀ H ₂₂
نام	متان	اتان	پروپان	بوتان	پنتان	هگزان	هپتان	اوکتان	نونان	دکان

توجه کنید که در چهار عضو نخست این خانواده، پیشوندی که تعداد اتم های کربن موجود در زنجیر را معلوم کند، وجود ندارد و تنها برای مولکول هایی با پنج کربن یا بیشتر پیشوند موجود در نام، تعداد اتم های کربن در زنجیر را مشخص می کند.

آلکان های شاخه دار

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

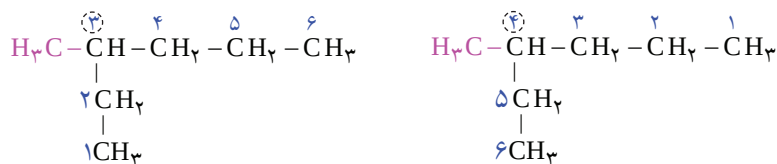


این نام نشان می دهد که این ترکیب، یک آلکان راست زنجیر پنج کربنی با یک شاخه فرعی روی کربن دوم است. با توجه به این نام گذاری، فرمول ساختاری **۳-متیل پنتان** چگونه است؟ آن را رسم کنید.

فکر کنید

آیا می توانید برخی از قواعد نام گذاری آلکان های شاخه دار را پیش بینی کنید؟

برای نامیدن آلکان های شاخه دار نخست زنجیری را که بیشترین اتم های کربن را دارد به عنوان زنجیر اصلی انتخاب و آن را با توجه به تعداد کربن ها نام گذاری می کنند. سپس زنجیر اصلی را از طرفی که به شاخه فرعی نزدیک تر است، شماره گذاری می کنند، برای نمونه؛



در ادامه نام شاخه فرعی را مشخص می کنند. برای نامیدن هر شاخه فرعی، از روی تعداد کربن آن، نام آلکان مربوطه را مشخص کرده، پسوند «آن» را برداشته و به جای آن پسوند «ایل» قرار می دهند. به طوری که نام عمومی شاخه های فرعی به صورت **آلکیل** بیان می شود، بنابراین شاخه فرعی CH_3 را متیل و شاخه فرعی CH_2CH_3 را اتیل می نامند.

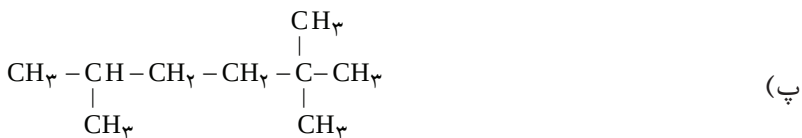
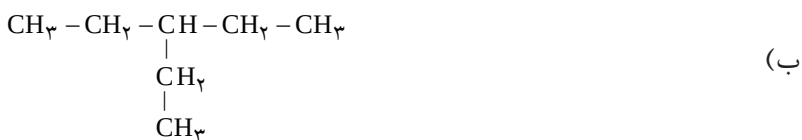
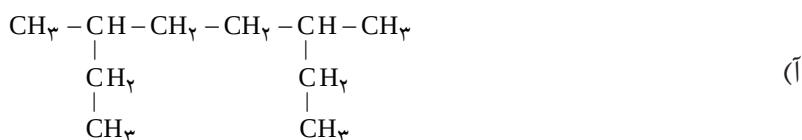
در پایان برای نامیدن آلکان‌های شاخه‌دار، نام زنجیر اصلی را بیان کرده و نام شاخه فرعی با محل اتصال آن به زنجیر اصلی را پیش از نام آلکان می‌نویسند. بنابراین، آلکان شاخه‌دار یاد شده چنین نام‌گذاری می‌شود:

۳- متیل هگزان

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

خود را بیازمایید

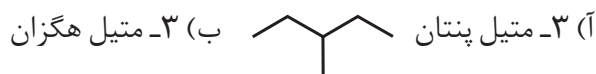
۱- آلکان‌های زیر را نام‌گذاری کنید.



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

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

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



آلکن‌ها



(آ)



(ب)

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

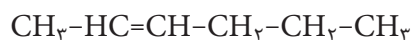
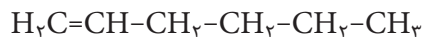
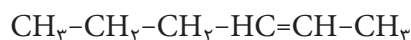
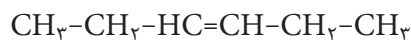
اتین، C_2H_4 ماده هورمون ماندنی است که در بیشتر گیاهان وجود دارد. گوجه‌فرنگی رسیده، اتین آزاد می‌کند. اتین آزاد شده از یک گوجه‌فرنگی به نوبه خود موجب «رسیدن» سریع‌تر گوجه‌فرنگی‌های دیگر می‌شود. در کشاورزی از اتین به عنوان عامل «عمل‌آورنده» استفاده می‌کنند، زیرا اغلب میوه‌ها را با توجه به مشکلات حمل و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

به هیدروکربن‌های سیر نشده‌ای که یک پیوند دوگانه کربن-کربن ($C=C$) دارند، آلکن می‌گویند. آلکن‌ها واکنش‌پذیری بیشتری از آلکان‌ها داشته و در واکنش‌های شیمیایی گوناگونی شرکت می‌کنند. در این جا با نام‌گذاری آلکن‌های راست زنجیر آشنا شده و به بررسی برخی از واکنش‌های آلکن‌ها می‌پردازیم.

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

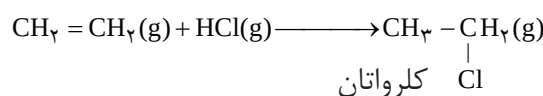
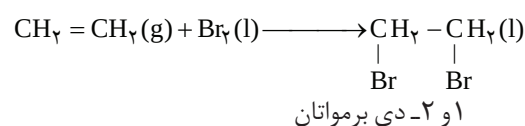
فکر کنید

فرمول ساختاری چهار آلکن راست زنجیر در زیر نشان داده شده است. این چهار هیدروکربن سیر نشده چه رابطه‌ای با هم دارند؟ چگونه می‌توان با نام‌گذاری 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.

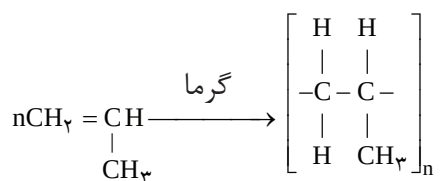


(ب) ظروف پلاستیکی

(آ) انواع پاستیل

شکل ۴

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



پلی پروپن (پلیمر) پروپن (مونومر)

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



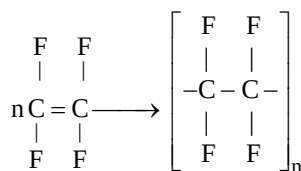
بازیافت پلاستیک‌ها می‌تواند راه مناسبی برای کاهش مشکلات زیست محیطی باشد. هر چند تولید پلیمرهای زیست تخریب‌پذیر راه حل مناسب‌تری است.

خود را بیازمایید

پتوی آکرلیک از پلیمری تهیه می‌شود که مونومر آن، سیانواتن $\text{CH}_2=\underset{\text{CN}}{\text{CH}}$ نام دارد. ساختار این پلیمر را رسم کنید.

«بخت، یار ذهن‌های آماده است»

تفلون نام تجاری پلیمری است که کشف اتفاقی آن، پلانکت را به شهرت و ثروت رساند. ماجرا در سال ۱۹۲۰ اتفاق افتاد. پلانکت و تیم پژوهشی او در حال بررسی و مطالعه انواع سردکننده‌ها بودند. یکی از گازهایی که آنها مصرف می‌کردند تترافلوئورواتن بود. روزی، وی هنگامی که شیرگاز را باز کرد، متوجه شد که گاز از شیر خارج نمی‌شود. ابتدا تصور کرد که مسیر خروج گاز بسته است. لذا تلاش کرد تا آن را پاک کند، اما هیچ چیز 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 روبه‌رو شد. جرم کپسول موردنظر با کپسول پر از گاز 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 منظره تازه‌ای روبه‌رو شد. لایه نازکی از یک ماده جامد ته کپسول تشکیل شده بود. بررسی‌های بیشتر نشان داد که این ماده جامد از پلیمری شدن تترافلوئورواتن به دست آمده است



ناخودآگاه، توفیق بزرگی نصیب پلانکت شده بود، زیرا تفلون در مدت کوتاهی کاربرد بسیار وسیعی

در صنعت پیدا کرد.

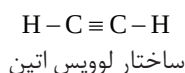


تفلون نقطه ذوب بالایی دارد، انحلال ناپذیر و نجسب بوده و از نظر شیمیایی بی‌اثر است. از تفلون برای ساختن ظروف نجسب و لباس فضانوردان استفاده می‌شود. البته گفتنی است که استفاده از ظروف تفلونی در آشپزی توصیه نمی‌شود.

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

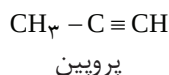
آلکین‌ها

آیا واژه جوش کار بیدی 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.

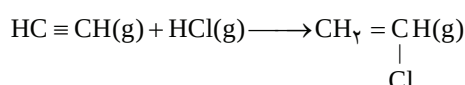


شکل ۵ برشکاری با اتین

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 «این» 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.

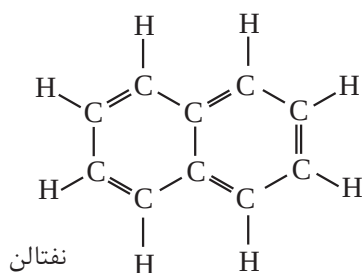
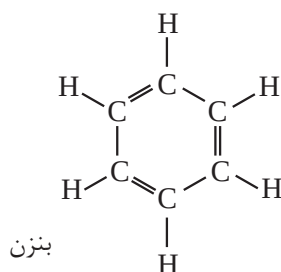
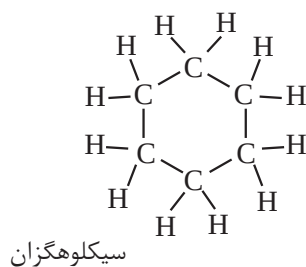


آلکین‌ها نیز واکنش‌پذیری بالایی دارند و با مواد شیمیایی مختلف واکنش می‌دهند. وینیل کلرید که در تهیه پلی وینیل کلرید به کار می‌رود، از واکنش اتین با هیدروژن کلرید به دست می‌آید.



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 روبه‌رو است.

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



با پلی وینیل کلرید می‌توان وسایل پلاستیکی گوناگونی درست کرد.

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

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



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

شیمی در زندگی

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



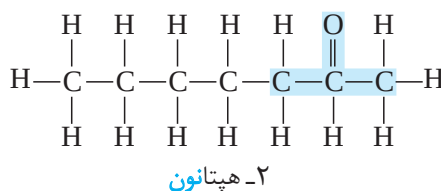
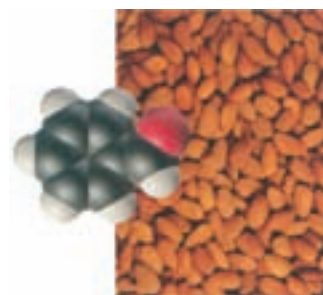
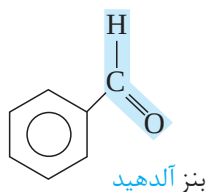
شکل ۶ ادویه‌ها، ترکیب‌های آلی گوناگون دارند.

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

گسترده‌گی و تفاوت خواص فیزیکی و شیمیایی ترکیب‌های آلی به دلیل آرایش ویژه اتم‌ها در آنها است. برای نمونه؛ شکل ۷ آرایش اتم‌ها را در ماده 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 بنز آلدهید و ۲- هپتانون

هر دو ماده دارای پیوند دو گانه کربن - اکسیژن (C=O) هستند. این آرایش اتم‌های کربن و اکسیژن، گروه عاملی کربونیل را می‌سازد.

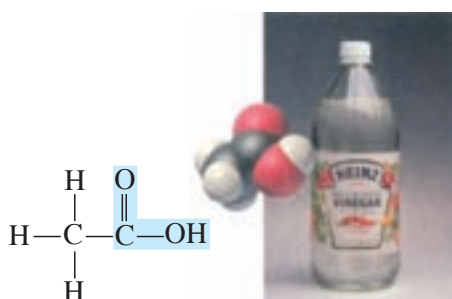
فکر کنید

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

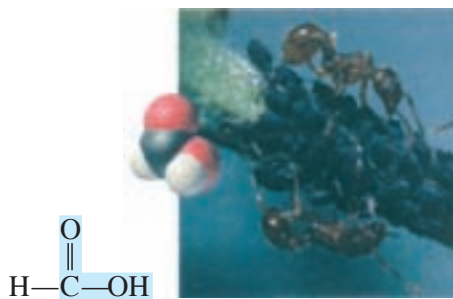
(آ) ویژگی مشترک گروه عاملی آلدهیدی با کتونی چیست؟

(ب) تفاوت گروه عاملی آلدهیدی با کتونی 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.



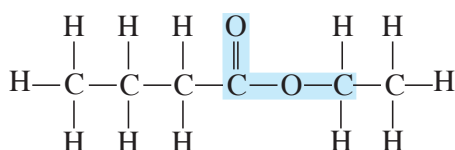
استیک اسید



فرمیک اسید



استرهایکی دیگر از ترکیب‌های آلی هستند که طعم و بوی خوش گل‌ها و میوه‌ها به دلیل وجود این مواد در آنها است. مزهٔ آناناس ناشی از اتیل بوتانات موجود در آن است.



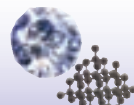
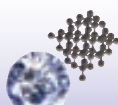
اتیل بوتانات



شیر ترش دارای لاکتیک اسید است.

خود را بیازمایید

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

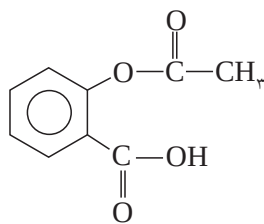


آسپرین یکی از معروفترین داروها در جهان است که به طور طبیعی در پوست درخت بید یافت می‌شود. مصرف آن سبب تسکین درد، تب و التهاب می‌شود. به تازگی ثابت شده است که مصرف آسپرین تپش‌های قلبی و احتمال وقوع سکته را کاهش می‌دهد.

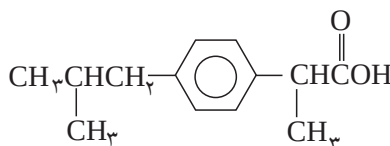
مصرف آسپرین برای افرادی که به بیماری زخم معده مبتلا هستند توصیه نمی‌شود، زیرا آسپرین سبب خونریزی معده می‌شود.



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

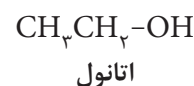
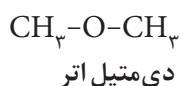


آسپرین



ایبوبروفن

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



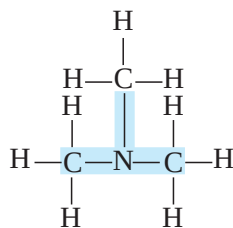
تفاوت گروه عاملی الکلی با اتری چیست؟

اطلاعات جمع‌آوری کنید

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

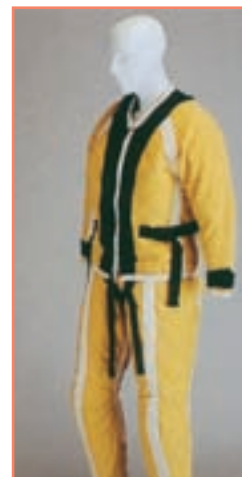
آمین‌ها و آمیدها

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.



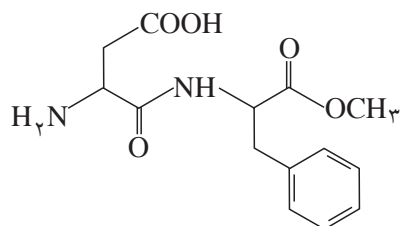
شکل ۸. فرمول ساختاری تری‌متیل آمین

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 مقاوم تر است. کولار در تهیه تیر اتومبیل، بال هواپیما، قایق بادبانی و جلیقه های ضد گلوله به کار می رود.



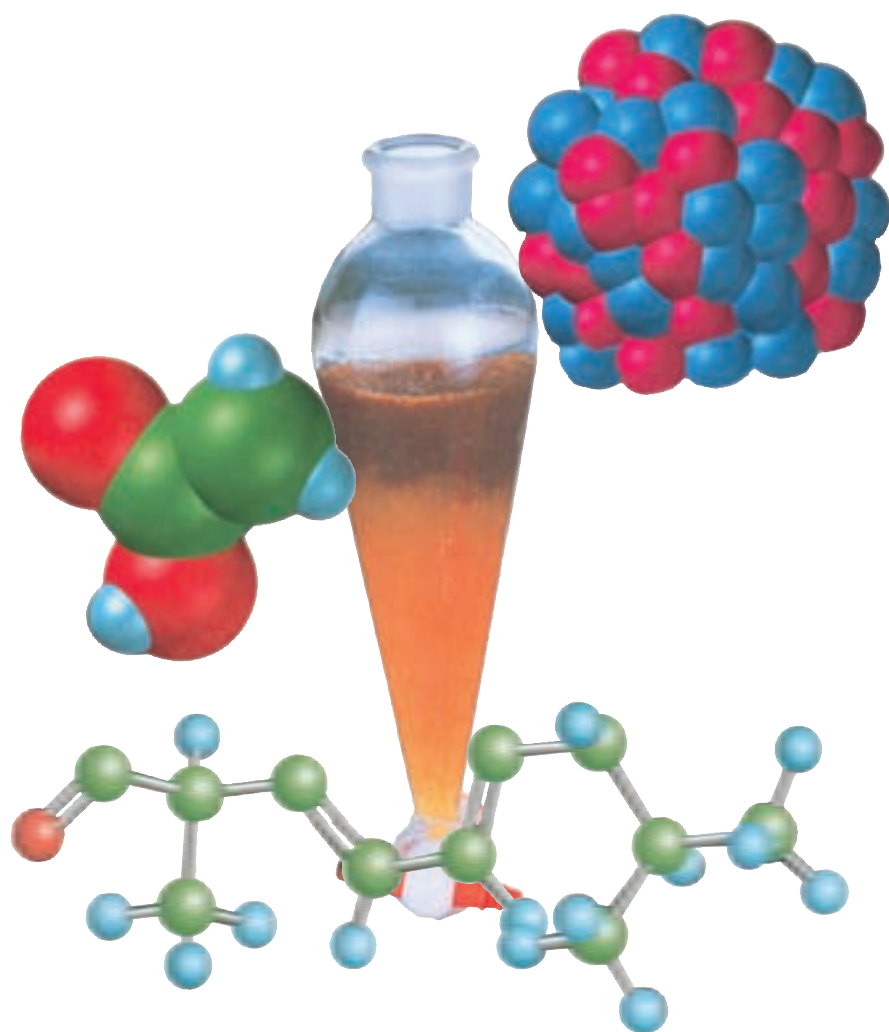
خود را بیازمایید

گروه های عاملی موجود در آسپارتام را مشخص کنید.



از کولار برای تهیه لباس های مخصوص مسابقه موتور سواری استفاده می شود.

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

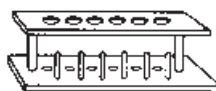


آشنایی با وسایل آزمایشگاهی



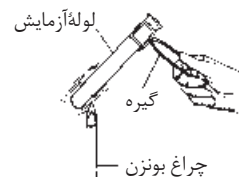
لوله آزمایش

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

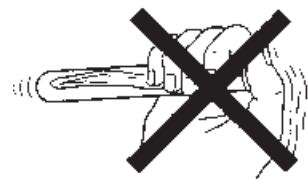
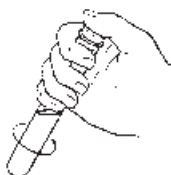


جای لوله آزمایش

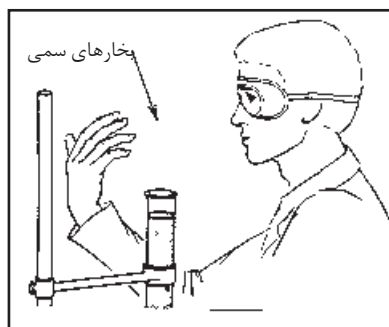
وسیله‌ای چوبی، پلاستیکی یا فلزی برای نگهداری لوله‌های آزمایش.



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.

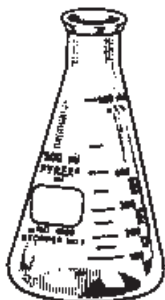


لوله شوی برای شست‌وشوی جداره داخلی ظرف‌های شیشه‌ای به ویژه لوله آزمایش به کار می‌رود.



بالون حجمی

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



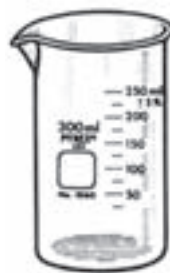
پیپت مدرج

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



ارلن

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



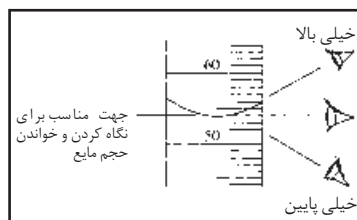
بشر

برای گرم کردن محلول‌ها و مایع‌ها به کار می‌رود.



استوانه مدرج

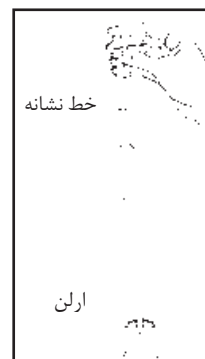
برای برداشتن حجم معینی از مایع‌ها و تعیین جرم و جرم حجمی اجسام به کار می‌رود.



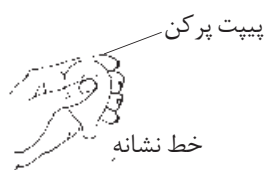
شیوه درست خواندن حجم مایع‌ها از روی استوانه مدرج، پیپت مدرج یا بورت.

پیپت حبابدار

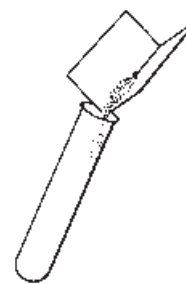
برای برداشتن یا ریختن مقدار مشخصی از مایع‌ها یا محلول‌ها به کار می‌رود.



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.



پیپت را با پیپت پرکن پر کنید.



برای برداشتن مواد جامد ابتدا قطعه کاغذی را مطابق شکل تا کنید. آن گاه مقداری از ماده جامد مورد نظر را از داخل ظرف به روی کاغذ منتقل کنید. سپس با خم کردن کاغذ به مقدار دلخواه از ماده جامد مورد نظر 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
به ۱۴ عنصر پس از عنصر آکتینیم (^{89}Ac) گفته می‌شود که همگی پرتوزا هستند و بجز اورانیم بقیه در آزمایشگاه تهیه می‌شوند.		
۱۰۱	Alkene	آلکن
نوعی هیدروکربن سیر نشده است که میان اتم‌های کربن آن یک پیوند کووالانسی دوگانه وجود دارد.		
۱۰۳	Alkyne	آلکین
نوعی هیدروکربن سیر نشده است که میان اتم‌های کربن آن یک پیوند کووالانسی سه‌گانه وجود دارد.		
۷۸	allotrope	آلوتروپ یا دگرشکل
به شکل‌های مختلف یک عنصر می‌گویند.		
۴۹	anion	آنیون
یون‌های دارای بار الکتریکی منفی هستند.		
۲۶	Aufbau principle	اصل آفبا یا اصل بناگذاری
بنابر این اصل، در آغاز الکترون‌ها در پایین‌ترین تراز انرژی قرار می‌گیرند و به‌تدریج ترازهای انرژی بالاتر را اشغال می‌کنند.		
۲۴	Pauli exclusion principle	اصل طرد پائولی
بنابر این اصل، در یک اتم هیچ دو الکترونی را نمی‌توان یافت که هر چهار عدد کوانتومی آن (n و l و m_l و m_s) یکسان باشد.		
۴۴	electron shielding effect	اثر پوششی الکترون
به ممانعت الکترون‌های لایه‌های درونی اتم، از تأثیر کامل نیروی جاذبه هسته بر الکترون لایه‌های بیرونی گفته می‌شود.		
۴	electrode	الکتروود
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 (هم مکان)
	به اتم‌های یک عنصر گفته می‌شود که عدد اتمی یکسان و عدد جرمی متفاوت دارند.	
۸۴	isomer	ایزومر (هم پار)
	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 عنصرهاست که با گسیل پرتوها یا ذره‌های پرانرژی همراه است. مواد دارای این خاصیت را پرتوزا می‌گویند.	
۷۶	double bond	پیوند دو گانه
	نوعی پیوند کووالانسی است که در نتیجه به اشتراک گذاشته شدن دو جفت الکترون میان دو اتم تشکیل می‌شود.	
۷۶	triple bond	پیوند سه گانه
	نوعی پیوند کووالانسی است که در نتیجه به اشتراک گذاشته شدن سه جفت الکترون میان دو اتم تشکیل می‌شود.	
۱۱	proton	پروتون
	یکی از ذره‌های سازنده اتم که دارای بار الکتریکی مثبت است و درون هسته قرار دارد.	
۶۶	covalent bond	پیوند کووالانسی
	نیروی جاذبه‌ای است که در اثر به اشتراک گذاشته شدن دو یا چند الکترون میان اتم‌ها به وجود می‌آید.	
۷۰	polar covalent bond	پیوند کووالانسی قطبی
	نوعی پیوند کووالانسی است که در آن به دلیل اختلاف الکترونگاتیوی دو اتم درگیر در پیوند یک سر پیوند بار منفی و سر دیگر بار مثبت می‌شود.	
۷۰	non - polar covalent bond	پیوند کووالانسی ناقطبی
	نوعی پیوند کووالانسی است که در آن اختلاف الکترونگاتیوی دو اتم درگیر در پیوند از ۰/۴ - کمتر است و الکترون‌های پیوندی تقریباً به طور یک‌نواخت روی اتم‌های درگیر در پیوند توزیع شده‌اند.	
۷۹	dative bond	پیوند داتیو یا پیوند کووالانسی کوئوردینانسی
	نوعی پیوند کووالانسی است که در آن جفت الکترون اشتراکی از سوی یکی از اتم‌های درگیر در پیوند تأمین می‌شود.	
۵۳	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 یافت می‌شوند.		
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 دو یا سه بعدی ایجاد می‌کند.		
۳۲	periodic table of the elements	جدول تناوبی عناصر
آرایی از عنصرهای شیمیایی به صورت دوره‌ها و گروه‌ها است که در آن عنصرها بر پایه افزایش عدد اتمی کنار هم چیده شده‌اند.		
۱۳	atomic mass	جرم اتمی
جرم اتم برحسب واحد جرم اتمی است. واحد جرم اتمی $\frac{1}{12}$ جرم ایزوتوپ ^{12}C 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 عنصرها گفته می‌شود. برای همه عنصرهای 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 جابه‌جایی 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 قاعده هشتایی نشان می‌دهد.		

۵۵	crystal lattice	شبکه بلور
	آرایش سه‌بعدی و منظم و تکرارشونده ذره‌های (اتم‌ها، یون‌ها و مولکول‌ها) سازنده یک بلور است.	
۴۳	atomic radius	شعاع اتمی
	به نصف فاصله بین هسته‌ای در یک مولکول دواتمی جور هسته گفته می‌شود.	
۶۸	bond length	طول پیوند
	به فاصله تعادلی بین هسته‌های دو اتم در گیر در پیوند را می‌گویند.	
۱۵	spectroscope	طیف‌بین
	دستگاهی است که نوع و میزان برهم کنش نور و ماده را مشخص می‌کند و از این طریق اطلاعات ارزنده‌ای درباره ساختار ماده فراهم می‌آورد.	
۱۴	mass spectrometer	طیف‌سنج جرمی
	دستگاهی است که به کمک آن جرم مولکولی ترکیب‌های شیمیایی و اطلاعاتی درباره ساختار آنها به دست می‌آید.	
۱۱	atomic number	عدد اتمی
	به تعداد پروتون‌های موجود در هسته یک اتم گفته می‌شود.	
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 می‌شود که از آن برای ردیابی الکترون‌ها طی واکنش‌های شیمیایی استفاده می‌شود.	
۲۴	electron spin magnetic quantum number	عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین الکترون
	عددی است که جهت گیری الکترون‌ها در یک اوربیتال را مشخص می‌کند.	
۲۰	principal quantum number	عدد کوانتومی اصلی (n)
	عددی است که لایه‌های اصلی انرژی یک الکترون را در اتم مشخص می‌کند.	
۲۱	orbital quantum number	عدد کوانتومی اوربیتالی (l)
	عددی است که زیر لایه‌های موجود در یک لایه الکترونی اتم را مشخص می‌کند.	
۲۲	magnetic quantum number	عدد کوانتومی مغناطیسی (m _l)
	عددی است که اوربیتال‌های تشکیل دهنده یک زیرلایه را مشخص می‌کند.	
۵۴	coordination number	عدد کوئوردیناسیون
	در یک جامد یونی به تعداد نزدیک‌ترین یون‌های با بار ناهم‌نام موجود پیرامون یک یون گفته می‌شود.	
۱۱	mass number	عدد جرمی
	مجموع تعداد پروتون‌ها و نوترون‌های 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 می‌کنند. مواد فسفرسانس پس از تاباندن نور محرک و قطع کردن آن مدت نسبتاً طولانی نورانی می‌مانند.	
۴	fluorescence	فلوئورسانس
	بسیاری از اجسام تابش الکترومغناطیس با طول موج معینی را جذب می‌کنند و نور با طول موج بلندتری را نشر می‌کند.	
۸۲	empirical formula	فرمول تجربی
	نوعی فرمول شیمیایی است که افزون بر نوع عنصرهای سازنده، ساده‌ترین نسبت آنها را در یک ترکیب نشان می‌دهد.	
۸۳	structural formula	فرمول ساختاری
	نوعی فرمول شیمیایی است که افزون بر نوع و تعداد اتم‌ها، چگونگی اتصال اتم‌ها را در مولکول نشان می‌دهد.	

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 ns^1 پایان می‌یابد.	
۳۶	alkaline earth metals	فلزهای قلیایی خاکی
	عنصرهای گروه دوم جدول تناوبی عنصرها هستند و آرایش الکترونی لایه ظرفیت آنها به ns^2 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
	تنها آلوتروپ مولکولی کربن که مولکول‌های آن کروی شکل و قفس‌مانند هستند. C_{60} یا باکی‌بال شناخته شده‌ترین فولرن است.	
۴۹	octet rule	قاعده هشتایی
	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 گاز نجیب پیش یا پس از خود دست یابند.	
۳۲	periodic law	قانون تناوبی
	هرگاه عنصرها برحسب افزایش عدد اتمی مرتب شوند خواص شیمیایی و فیزیکی آنها به صورت تناوبی تکرار می‌شود.	
۸۵	electron domain	قلمرو الکترونی
	به ناحیه‌ای 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 آلکیل
	بنیانی است که از کم کردن یک اتم هیدروژن از یک مولکول آلکان به دست می‌آید.	
۱۰۵	functional group	گروه عاملی
	اتم یا گروهی از اتم‌ها که وجود آنها در یک مولکول آلی در مقایسه با آلکان نظیر خواص فیزیکی و شیمیایی ویژه و منحصر به فردی به ترکیب موردنظر می‌دهد.	
۴۲	lanthanides	لانتانیدها
	۱۴ عنصر که پس از عنصر لانتان ($_{57}\text{La}$) قرار می‌گیرند و در آنها، اوربیتال‌های ۴f در حال پر شدن 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.	

مولکول ناقطبی **non - polar molecule** ۹۰
مولکولی است که دارای پیوندهای ناقطبی است یا پیوندهای قطبی آن در مولکول طوری قرار گرفته‌اند که در کل مولکول دو قطب مثبت و منفی مشاهده نمی‌شود.

نظریه دافعه زوج الکترون‌های لایه ظرفیت (VSEPR)

Valance Shell Electron Pairs Repulsion ۸۵
بنا به این نظریه، زوج الکترون‌های پیرامون اتم مرکزی تا آن‌جا که ممکن است دور از یک‌دیگر قرار می‌گیرند به طوری که نیروهای دافعه الکترونی به کمترین مقدار ممکن برسد.

نمک آب‌پوشیده **hydrated salt** ۶۰
نمک آبدار، ترکیبی یونی است که در آن مولکول‌های آب در شبکه بلوری به دام افتاده‌اند یا تعدادی از آنها با یون‌های مثبت پیوند داتیو ایجاد کرده‌اند.

نوترون **neutron** ۱۱
یکی از ذره‌های سازنده هسته اتم که بار الکتریکی ندارد و عدد جرمی آن یک است.

نوکلئون **nucleon** ۱۱
به ذره‌هایی مانند پروتون یا نوترون گفته می‌شود که در هسته اتم قرار دارند.

نیروی دوقطبی - دوقطبی **dipole - dipole force** ۹۱
از جمله نیروهای جاذبه‌ای موجود میان مولکول‌های قطبی است.

نیروهای وان‌دروالس **Van der Walls forces** ۸۹
نوعی نیروی جاذبه بین مولکولی است. این نیرو در میان همه مولکول‌ها وجود دارد ولی در ترکیب‌های مولکولی ناقطبی نیروی جاذبه‌ای مهمی به شمار می‌آید.

نیروهای نشری لوندون **London dispersion forces** ۹۰
از جمله نیروهای ضعیف بین مولکولی است. نوعی جاذبه میان دوقطبی‌هایی است که بر اثر برهم خوردن توزیع الکترون در مولکول‌های ناقطبی ایجاد می‌شوند. به این دوقطبی‌ها القایی می‌گویند.

یون‌های چنداتمی **polyatomic ion** ۵۸
به یون‌هایی گفته می‌شود که از دو یا بیش از دو اتم یکسان یا متفاوت تشکیل شده است.

یون تک‌اتمی **monoatomic ion** ۵۰
به یونی گفته می‌شود که تنها از یک اتم تشکیل شده است.

منابع و مأخذ

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

