

بِسْمِ اللّٰهِ الرَّحْمٰنِ الرَّحِیْمِ

# شیمی عمومی

رشته صنایع شیمیایی

زمینه صنعت

شاخه آموزش فنی و حرفه‌ای

شماره درس ۲۴۰۲

۵۴۰ شیمی عمومی / مؤلفان: منصور عابدینی ... [و دیگران] . - [ویرایش دوم] / بازسازی و  
تجدیدنظر: کمیسیون برنامه‌ریزی و تألیف رشته صنایع شیمیایی. - تهران: شرکت چاپ و نشر  
۱۳۹۴ کتاب‌های درسی ایران، ۱۳۹۴.  
۱۳۹ ص. : منصور. - (آموزش فنی و حرفه‌ای؛ شماره درس ۲۴۰۲)  
متون درسی رشته صنایع شیمیایی، زمینه صنعت.  
۱. شیمی. الف. عابدینی، منصور. ب. ایران. وزارت آموزش و پرورش. کمیسیون  
برنامه‌ریزی و تألیف رشته صنایع شیمیایی. ج. عنوان. د. فروست.

همکاران محترم و دانش آموزان عزیز :

پیشنهادات و نظرات خود را درباره محتوای این کتاب به نشانی  
تهران - صندوق پستی شماره ۴۸۷۴/۱۵ دفتر تألیف کتاب‌های درسی فنی و  
حرفه‌ای و کار دانش، ارسال فرمایند.

info@tvoccd.sch.ir

پیام نگار (ایمیل)

www.tvoccd.sch.ir

وب‌گاه (وب سایت)

این کتاب در سال ۱۳۸۵، بر اساس نظرها و پیشنهادهای هنرآموزان سراسر کشور، پس از تأیید  
کمیسیون تخصصی صنایع شیمیایی مورد بازنگری و اصلاح قرار گرفته است.

وزارت آموزش و پرورش

سازمان پژوهش و برنامه‌ریزی آموزشی

برنامه‌ریزی محتوا و نظارت بر تألیف : دفتر تألیف کتاب‌های درسی فنی و حرفه‌ای و کار دانش

نام کتاب : شیمی عمومی - ۳۵۸/۲۲

مؤلفان : منصور عابدینی، علی سیدی اصفهانی، حسین آقایی و مرتضی خلخالی

بازسازی کننده : منصور عابدینی

اعضای کمیسیون تخصصی : محمدرضا ارشدی، ساسان صدرایی نوری، اعظم صفاری آشتیانی، طیبه کنشلو و مرضیه گرد

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

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

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

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

صفحه‌آرا : شهرزاد قنبری

طراح جلد : مریم کیوان

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

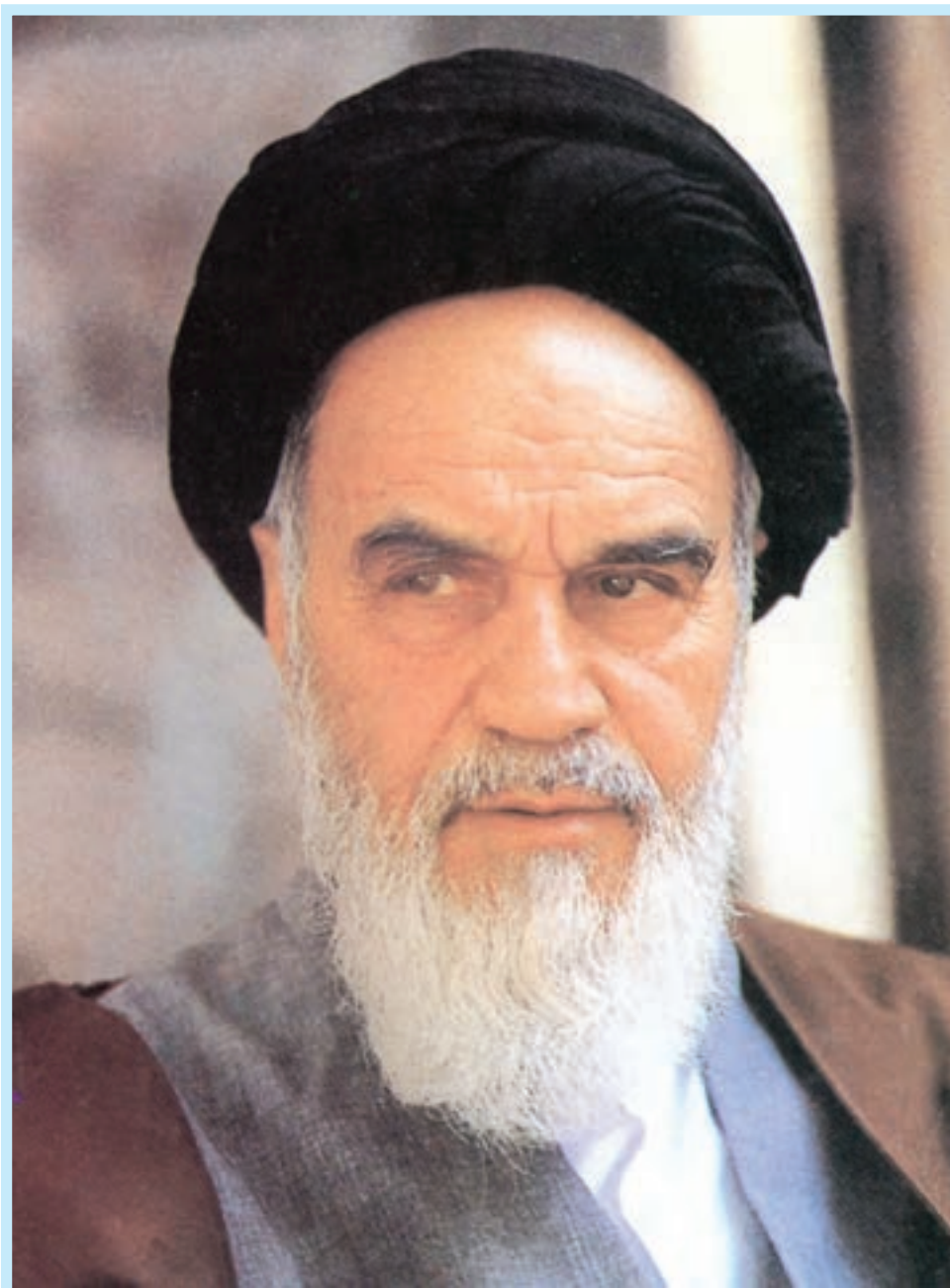
تلفن : ۵ - ۴۴۹۸۵۱۶۱، دورنگار : ۴۴۹۸۵۱۶۰، صندوق پستی : ۱۳۹ - ۳۷۵۱۵

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

سال انتشار : ۱۳۹۴

حق چاپ محفوظ است.

شابک ۹۶۴-۰۵-۰۶۲۳-۰ ISBN 964-05-0623-0



شما عزیزان کوشش کنید که از این وابستگی بیرون آید و احتیاجات کشور  
خودتان را برآورده سازید، از نیروی انسانی ایمانی خودتان غافل نباشید و از اتکای  
به اجانب بپرهیزید.

امام خمینی «قدس سرّه الشریف»

از آنجا که صنایع شیمیایی و فعالیت‌های آزمایشگاهی و کارگاهی وابسته به آن‌ها بی‌نهایت گوناگون و پیوسته در تغییرند، نمی‌توان در یک دورهٔ درسی، آگاهی‌ها و مهارت‌های لازم را در مورد تک‌تک آن‌ها فراگرفت. افزون بر این، چون نوع فعالیت‌های علمی و هدف و مشاغل آینده در این قلمرو پهناور، برای هر یک از فراگیران فعلی دقیقاً مشخص نیست، ناگزیر باید در اندیشهٔ آموختن نوعی مفاهیم بنیادی گام برداشت که پیش‌نیاز لازم را برای شناخت ساده مواد، ابزار و فرایندهای هرگونه فعالیت در قلمرو صنایع شیمیایی، فراهم کند. فرایندهای انجام یافته در صنایع شیمیایی در مقیاس کلی، شامل برهم‌کنش میان ماده و انرژی، همچنین تغییر و تبدیل‌های حاصل در انواع مواد است. کار موفقیت‌آمیز، اقتصادی و بی‌خطر روی مواد شیمیایی، مستلزم شناخت ویژگی‌ها و خواص آن‌هاست. شناخت خواص مواد نیز مستلزم آگاهی از ساختار و کیفیت ذره‌های تشکیل‌دهنده و به عبارتی اتم‌ها و مولکول‌های سازندهٔ آن‌هاست. به همین دلیل چهار فصل اول این کتاب به ساختار اتم و مولکول همچنین ویژگی‌های کلی مواد و نیروهای الکتروستاتیک میان آن‌ها می‌پردازد.

فصل پنجم کتاب، رابطهٔ انرژی با مواد، منشأ انرژی شیمیایی و اثر گرما را بر مواد مورد توجه قرار می‌دهد، که هم از نظر درک علت‌ها و هم در تسلط بر کار آزمایشگاهی و فعالیت در کارخانه سودمند است. در فصل ششم به‌طور مختصر دربارهٔ محلول‌ها و مفاهیم رایج غلظت بحث شده است از این نظر که در بحث مربوط به سرعت واکنش‌های شیمیایی از مفهوم غلظت برای بیان رابطهٔ سرعت استفاده می‌کنیم. فصل هفتم نیز در مورد سرعت واکنش‌های شیمیایی و عوامل مؤثر بر افزایش یا کاهش تغییر و تبدیل‌های مواد بحث می‌کند که در قلمرو فعالیت‌های عملی و در مقیاس وسیع کارخانهٔ تولید فرآورده‌های شیمیایی اهمیت دارد. فصل هشتم به تعادل‌های شیمیایی و عوامل مؤثر در افزایش و کاهش غلظت مواد در واکنش می‌پردازد. این فصل راه و روش آسان‌تر رسیدن به محصول بیشتر و ناخالصی کم‌تر را مورد توجه قرار می‌دهد.

در پایان یادآور می‌شویم که برخی مقوله‌ها و مطالب کتاب که با زمینهٔ رنگی آبی آسمانی چاپ شده است، برای مطالعهٔ آزاد است و در امتحان مورد سؤال قرار نمی‌گیرد.

مؤلفان

## هدف‌های کلی

- ۱- درک رابطهٔ میان آرایش الکترونی یک عنصر و برخی خواص فیزیکی و شیمیایی مهم آن.
- ۲- درک رابطهٔ متقابل میان ساختار یک ترکیب شیمیایی و برخی خواص مهم آن.
- ۳- کسب مهارت در استفاده از جدول تناوبی برای توجیه و پیش‌بینی برخی خواص عنصرها و ترکیب‌های آن‌ها.
- ۴- کسب آگاهی اولیه از منشأ انرژی مبادله شده میان ماده و محیط آن در واکنش‌های شیمیایی.
- ۵- کسب آگاهی اولیه از مفهوم سرعت واکنش شیمیایی و عوامل مؤثر بر آن.
- ۶- کسب آگاهی اولیه از مفهوم تعادل‌های شیمیایی و عوامل مؤثر بر افزایش یا کاهش میزان محصول واکنش.
- ۷- کسب آگاهی از برخی موارد مهم کاربرد عنصرهای شیمیایی و ترکیب‌های آن‌ها در زندگی و صنعت.

## ساختار اتم و آرایش الکترونی اتم‌ها

هدف‌های رفتاری: فراگیر پس از پایان این فصل باید بتواند:

- ۱- سیر تحول تاریخی پیشرفت‌های علمی را که به درک ساختار اتم منتهی شده است، بیان کند.
- ۲- مفاهیم انرژی نخستین یونش و انرژی‌های متوالی یونش را تعریف کند.
- ۳- با استفاده از جدول انرژی‌های متوالی یونش، گروه‌های الکترونی تشکیل دهنده لایه‌های اصلی اتم عنصرهای تناوب دوم جدول تناوبی عنصرها را مشخص و رسم کند.
- ۴- مدل سیاره‌ای بوهر را برای بیست عنصر اول جدول تناوبی رسم کند.
- ۵- مفهوم اوربیتال را بیان کند.
- ۶- تعداد اوربیتال‌ها و نوع آن‌ها را در لایه‌های دوم و سوم اتم مشخص کند.
- ۷- شکل و موقعیت فضایی اوربیتال‌های s و p را بیان کند.
- ۸- ترتیب اشغال اوربیتال‌ها را در یک اتم بیان کند.
- ۹- با جدول تناوبی عنصرها، گروه‌های اصلی و واسطه در جدول آشنایی کلی پیدا کند.

### مقدمه

در قرن پنجم قبل از میلاد، فیلسوف یونانی دموکریتوس بر این عقیده بود که تمام مواد از ذره‌های بسیار ریز تقسیم‌ناپذیری به نام اتم تشکیل شده‌اند. کلمه اتم در یونانی به معنی «تقسیم‌ناپذیر» است. البته این نظر پایه و اساس تجربی نداشت. امروزه هم اتم به عنوان واحد بنیادی ماده شناخته می‌شود، اما دانشمندان می‌دانند که اتم در واقع تقسیم‌پذیر است و دارای چندین ذره زیراتمی است. از بین این ذره‌ها، سه ذره پروتون، نوترون و الکترون در شیمی حایز اهمیت است.

تمام اتم‌ها مربوط به عنصرهای مختلف ساختارهای مشابهی دارند. پروتون‌ها و نوترون‌ها در هسته اتم و الکترون‌ها در خارج از هسته قرار دارند. یکی از تغییراتی که در بین ساختارهای عنصرهای مختلف دیده می‌شود مربوط به تعداد پروتون‌ها است. هر یک از ۱۰۹ عنصر شیمیایی شناخته شده تعداد پروتون‌های خاص خود را دارد. مثلاً تعداد پروتون‌ها در اتم اکسیژن ۸ و در اتم نئون ۱۰ می‌باشد. به طوری که خواهیم دید الکترون‌ها در فضای بیرون هسته در اتم‌های عنصرهای مختلف آرایش‌های متفاوتی دارند. دانشمندان تا به حال اتم را به طور مستقیم ندیده‌اند بلکه وجود آن

را از روی تعداد زیادی شواهد تجربی به طور غیرمستقیم نتیجه می‌گیرند. در این فصل از کتاب با پاره‌ای از این شواهد آشنا می‌شویم.

### ۱-۱- مشاهداتی که به نظریه اتمی ماده منتهی شد

یکی از مشاهدات تجربی در قرن هجدهم توسط لاوزیه به ارائه‌ی قانون پایستگی جرم انجامید به این صورت بیان می‌شود: در یک واکنش شیمیایی کل جرم مواد تغییر نمی‌کند. به بیان دیگر، در یک واکنش شیمیایی تعداد مواد ممکن است تغییر کند و خواص آن‌ها هم به طور یقین تغییر می‌کند، اما مقدار کل ماده ثابت باقی می‌ماند، مثلاً از واکنش بین  $200/59$  گرم (یک اتم گرم) جیوه و  $16$  گرم (یک اتم گرم) اکسیژن،  $216/59$  گرم جیوه اکسید ( $HgO$ ) حاصل می‌شود. طبق قانون پایستگی جرم، در یک واکنش شیمیایی ماده از بین نمی‌رود و به وجود نمی‌آید.

### قانون نسبت‌های جرمی ثابت عنصرها در ترکیب‌ها یا قانون نسبت‌های معین

یکی دیگر از مشاهدات بنیادی در قانون نسبت‌های معین خلاصه می‌شود. مواد خالص همیشه شامل عناصری با نسبت جرمی یکسانند. مثلاً در کلسیم کربنات ( $CaCO_3 = 40 + 12 + 3 \times 16 = 100$ ) نسبت جرمی اتم‌های کلسیم، کربن و اکسیژن به یکدیگر همواره ثابت است. چنانچه این نسبت را به صورت درصد جرمی عناصر بیان کنیم، کلسیم کربنات دارای  $40$  درصد کلسیم،  $12$  درصد کربن و  $48$  درصد اکسیژن است. به همین ترتیب می‌توان گفت که نسبت تعداد اتم‌ها در کلسیم کربنات  $3:1:1$  است.

### قانون نسبت‌های چندگانه

چنانچه از واکنش بین دو عنصر  $A$  و  $B$  دو ترکیب شیمیایی متفاوت حاصل شود جرم‌های متفاوتی از  $B$  را که با جرم ثابتی از  $A$  ترکیب می‌شود می‌توان به صورت نسبتی از اعداد صحیح بیان کرد. مثلاً از واکنش بین کربن و اکسیژن دو ترکیب متفاوت کربن مونوکسید ( $CO$ ) و کربن دیوکسید ( $CO_2$ ) به دست می‌آید. درصد جرمی اکسیژن و کربن در کربن مونوکسید به ترتیب  $57/1$  و  $42/9$  درصد است و در کربن دیوکسید به ترتیب  $72/7$  و  $27/3$  درصد است. از این رو نسبت گرم اکسیژن به گرم کربن در ترکیب اول  $1/33 = 57/1 / 42/9$  و در ترکیب دوم  $2/66 = 72/7 / 27/3$  است. به طوری که ملاحظه می‌شود نسبت حاصل تقسیم گرم اکسیژن به گرم کربن در کربن دیوکسید به حاصل تقسیم گرم اکسیژن به گرم کربن در کربن مونوکسید برابر  $2 = 2/66 / 1/33$  است.

قانون نسبت‌های چندگانه به این صورت بیان می‌شود: در دو ترکیب از یک عنصر معین کسر جرمی یک عنصر نسبت به عنصر دیگر به صورت یک عدد صحیح کوچک افزایش می‌یابد. به بیان دیگر، برای جرم معینی از کربن، مقدار اکسیژن در کربن دیوکسید دو برابر مقدار اکسیژن در کربن مونوکسید است و مثلاً  $1/5$  برابر نیست. برای درک مفهوم کسر جرمی و درصد جرمی فرض کنید درون جعبه‌ای سه نوع مهره به رنگ‌های زرد، ارغوانی و سرخ وجود دارد. سه مهره زرد هرکدام به وزن  $1/0$  گرم، دو مهره ارغوانی هر کدام به وزن  $2/0$  گرم و سه مهره سرخ هر کدام به وزن  $3/0$  گرم

که به این ترتیب وزن مجموع مهره‌ها  $16/0$  گرم است. هر نوع مهره کسری از جرم کل مهره‌ها را تشکیل می‌دهد، کسر جرمی مهره‌های زرد  $\frac{3 \times 1/0(g)}{16/0(g)} = 0/19$  است و درصد جرمی مهره‌های زرد نیز  $19 - 0/19 \times 100 =$  است. به همین ترتیب کسر جرمی مهره‌های ارغوانی  $25/0$  و درصد جرمی آن‌ها  $25\%$  و از آن مهره‌های سرخ  $56/0$  و  $56\%$  است. از این‌رو، در یک ترکیب شیمیایی نیز هر عنصر کسر جرمی (درصد جرمی) معینی دارد.

## نظریه‌ی اتمی دالتون

در سال  $1808$  جان دالتون براساس قانون نسبت‌های معین و قانون نسبت‌های چندگانه نظریه‌ی ذره‌ای بودن ساختار ماده و مفهوم اتم را به شرح زیر ارایه کرد:

- ۱- عنصرهای شیمیایی از ذره‌های بسیار ریز به نام «اتم» تشکیل شده‌اند و اتم‌های یک عنصر غیرقابل تقسیم‌اند.
- ۲- تمام اتم‌های یک عنصر از هر لحاظ یکسان بوده جرم ثابت و مشخص دارند، اما اتم‌های عنصرهای مختلف با یکدیگر تفاوت دارند.
- ۳- اتم ضمن یک تغییر شیمیایی از بین نمی‌رود یا به‌وجود نمی‌آید و به اتم عنصر دیگر نیز تبدیل نمی‌شود.

۴- هر ترکیب شیمیایی از تشکیل پیوند بین اتم‌های دو یا چند عنصر به‌وجود می‌آید و نسبت اتم‌ها با یکدیگر مشخص و ثابت است. به بیان دیگر، در هر ترکیب معین نسبت تعداد اتم‌ها همواره ثابت است. مثلاً در جیوه (III) اکسید نسبت تعداد اتم‌های جیوه به اکسیژن همواره  $1$  به  $1$  است. گرچه نکات اساسی مربوط به نظریه‌ی اتمی دالتون به قوت خود باقی است ولی با پیشرفت علم امروزه می‌دانیم که در مورد بند ۱ اتم‌های یک عنصر از ذره‌های ریز اتمی کوچک‌تری که در بندهای بعد توضیح داده می‌شود، تشکیل شده‌اند و در مورد بند ۲ اتم‌های یک عنصر می‌توانند جرم‌های متفاوت که همان ایزوتوپ‌های یک عنصر است داشته باشند و در مورد بند ۳ باید گفت که از راه واکنش‌های هسته‌ای اتم‌های یک عنصر اغلب به اتم‌های عنصر دیگر تغییر می‌یابند گرچه در یک واکنش شیمیایی چنین تغییری امکان‌پذیر نیست و سرانجام در مورد بند ۴ باید گفت که در مواردی ترکیب‌هایی وجود دارند که در آن‌ها نسبت اتم‌ها اندکی متفاوت از اعداد صحیح کوچک است.

## ۱-۲- مشاهداتی که به پیشنهاد مدل اتم هسته‌دار منتهی شد

پژوهش درباره ماهیت الکتریسیته سرانجام به کشف الکترون یک ذره باردار منفی که در همه‌ی اتم‌ها وجود دارد، منتهی شد آزمایش‌های دیگر نشان داد که اتم دارای هسته است. در این بخش سیر تحول تاریخی آزمایش‌هایی را که به کشف ساختار اتم کمک کرده است دنبال می‌کنیم.

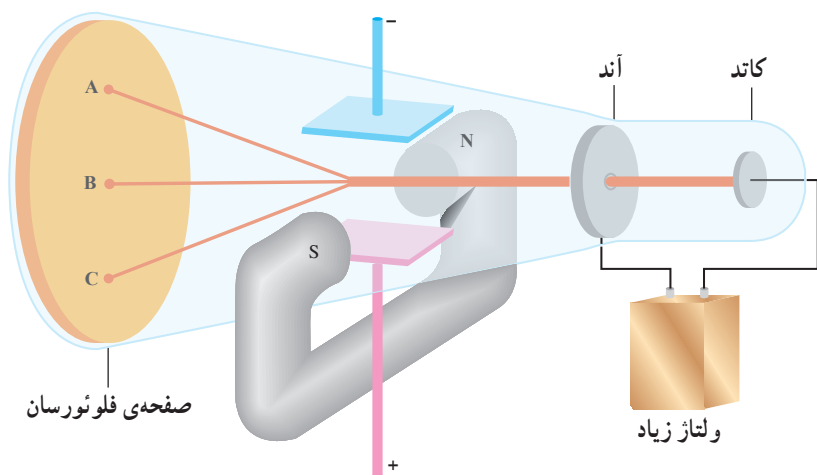
## ماهیت الکتریکی ماده

چنانچه مقدار کمی سولفوریک اسید به آب اضافه کنیم و سپس از درون آن جریان مستقیم الکتریکی عبور دهیم مشاهده می‌کنیم که گازهای هیدروژن و اکسیژن به نسبت حجمی  $2$  به  $1$  به ترتیب در قطب‌های

منفی (کاتد) و مثبت (آند) آزاد می‌شوند. همچنین با عبور جریان مستقیم از درون سدیم کلرید مذاب یون‌های مثبت سدیم به سمت کاتد و یون‌های منفی کلرید به سمت آند حرکت می‌کنند. در کاتد یون‌های مثبت سدیم به اتم‌های سدیم و در آند یون‌های منفی کلرید به صورت مولکول‌های  $Cl_2$  آزاد می‌شوند. این نوع آزمایش‌ها که نخستین بار در سال ۱۸۳۳ توسط مایکل فاراده انجام شد نشان می‌دهد که یک ذره‌ی بنیادی (منظور الکترون است که بعداً توضیح داده می‌شود) در ماده و در جریان برق مشترک است.

## کشف الکترون

در سال ۱۸۷۹ ویلیام کروکس نشان داد که چنانچه بین دو الکتروود در یک لوله‌ی سر بسته که در آن گازی با فشار بسیار کم موجود است اختلاف سطح الکتریکی زیادی برقرار کنیم با عبور جریان الکتریکی گاز درون لوله روشن می‌شود و هرگاه انتهای لوله از روی سولفید (ZnS) پوشیده شده باشد از آن جرقه‌های نورانی منتشر می‌شود. کروکس از این آزمایش چنین نتیجه گرفت که در درون لوله اشعه‌ای از قطب منفی به سمت قطب مثبت جریان دارد که آن را اشعه‌ی کاتدی نامید. آزمایش نشان داد که این اشعه دارای بار منفی است زیرا چنانچه از میان دو صفحه‌ی باردار الکتریکی عبور داده شود به سمت صفحه‌ای که بار مثبت دارد منحرف می‌شود. این اشعه همچنین در یک میدان مغناطیسی منحرف می‌شود (شکل ۱-۱). در سال ۱۸۹۷ جی جی تامسون در دستگاهی که ساخته بود میدان‌های الکتریکی و مغناطیسی را طوری تنظیم کرد تا شعاع باریکی از اشعه‌ی کاتدی بدون انحراف باقی بماند. تامسون در آزمایش‌های خود با تعیین نسبت بار به جرم ( $e/m$ ) اشعه‌ی کاتدی نشان داد که این اشعه دارای بار منفی است و برای هر نوع کاتد و گازی یکسان است. از این رو ذره‌های منفی اشعه‌ی کاتدی یا الکترون‌ها برای انواع مختلف ماده مشترک است. بار الکترون در سال ۱۹۰۶ توسط روبرت میلیکان برابر  $1.6 \times 10^{-19}$  کولن تعیین شد. با توجه به این که نسبت بار به جرم الکترون قبلاً توسط تامسون تعیین شده بود از روی این نسبت جرم الکترون  $9.1 \times 10^{-28}$  g به دست می‌آید.



شکل ۱-۱- آزمایش اشعه‌ی کاتدی. وقتی بین دو الکتروود در لوله‌ی سر بسته‌ای که به طور نسبی تخلیه شده است اختلاف سطح الکتریکی زیادی برقرار کنیم اشعه‌ی کاتدی تشکیل می‌شود. این اشعه از سوراخی که در آند ایجاد شده عبور می‌کند و در انتهای لوله در یک مسیر مستقیم به صفحه‌ی آغشته به روی سولفید برخورد می‌کند و جرقه به وجود می‌آید. این اشعه در یک میدان الکتریکی به سمت صفحه‌ی مثبت منحرف می‌شود.



## ذره‌های مثبت

از آنجا که ماده بار الکتریکی ندارد وجود بار مثبت برای خنثی کردن بار منفی الکترون ضروری است. در سال ۱۸۸۶ گلدشتاین در یک لوله‌ی تخلیه گاز مشابه لوله کروکس از کاتد مشبک استفاده نمود و نشان داد که اشعه‌ای با بار مثبت در جهتی مخالف اشعه کاتدی حرکت می‌کند و از سوراخ‌های صفحه‌ی کاتد می‌گذرد. این اشعه نیز مانند اشعه‌ی کاتدی به وسیله‌ی میدان‌های الکتریکی و مغناطیسی منحرف می‌شود ولی جهت انحراف آن مخالف است و میزان انحراف آن هرگز به اندازه‌ی انحراف الکترون نیست و این نکته می‌رساند که ذره‌های مثبت از الکترون‌ها سنگین‌ترند.

آزمایش نشان داد که جرم یک ذره‌ی مثبت به نوع گاز درون لوله بستگی دارد. چنانچه فرض کنیم که ذره‌ی مثبت در لوله‌ی تخلیه از برخورد الکترون‌های پراثرژی با اتم‌های گازی حاصل می‌شود، انتظار می‌رود که ساده‌ترین ذره‌ی مثبت را هنگامی داشته باشیم که گاز درون لوله هیدروژن باشد و صحت این موضوع به وسیله‌ی آزمایش ثابت شد. بار ذره‌ی مثبت حاصل که پروتون نامیده می‌شود و با  $P^+$  نشان می‌دهیم، برابر با بار الکترون است اما جرم آن حدود  $1840$  مرتبه سنگین‌تر از جرم الکترون است. خواص سه ذره‌ی بنیادی در جدول ۱-۱ داده شده است.

جدول ۱-۱- خواص سه ذره‌ی بنیادی الکترون، پروتون و نوترون

نام و نماد	بار		جرم		مکان ذره در اتم
	نسبی	مطلق	نسبی	مطلق	
پروتون ( $P^+$ )	۱+	کولن $1.602 \times 10^{-19}$	۱	$1.673 \times 10^{-24}$ g	هسته
نوترون (n)	۰	۰	۱	$1.675 \times 10^{-24}$ g	هسته
الکترون ( $e^-$ )	۱-	کولن $-1.602 \times 10^{-19}$	$1/1837$	$9.109 \times 10^{-28}$ g	خارج از هسته

پروتون جزء اصلی هر اتم تلقی می‌شود. چنانچه گاز درون لوله‌ی تخلیه هلیوم باشد در آزمایشی مشابه، ذره‌هایی با جرم  $6.6 \times 10^{-24}$  گرم و بار مثبت  $3/2 \times 10^{-19}$  کولن یافت می‌شوند. این ذره مشابه، ذره‌ی آلفا (.) است که در تجزیه‌ی هسته‌ی برخی از اتم‌های پرتوزا منتشر می‌شود و همان هسته اتم هلیوم با دو بار مثبت است.

## کشف هسته‌ی اتم

در سال ۱۹۰۹ تامسون با توجه به اینکه دو ذره‌ی بنیادی الکترون و پروتون در اتم شناخته شده بود مدلی برای اتم ارائه داد که در آن اتم به شکل کره‌ای در نظر گرفته شده بود که پروتون‌ها در همه‌ی حجم آن به طور یکنواخت گسترده بودند و الکترون‌ها نیز به طور یکنواخت در فضای بین پروتون‌ها پراکنده بودند. در واقع، مدل اتمی پیشنهادی تامسون به شکل هندوانه‌ای می‌ماند که قسمت خوراکی آن را پروتون‌ها تشکیل می‌دهند و الکترون‌ها مانند تخمه‌های هندوانه در آن پراکنده‌اند. طبق مدل اتمی

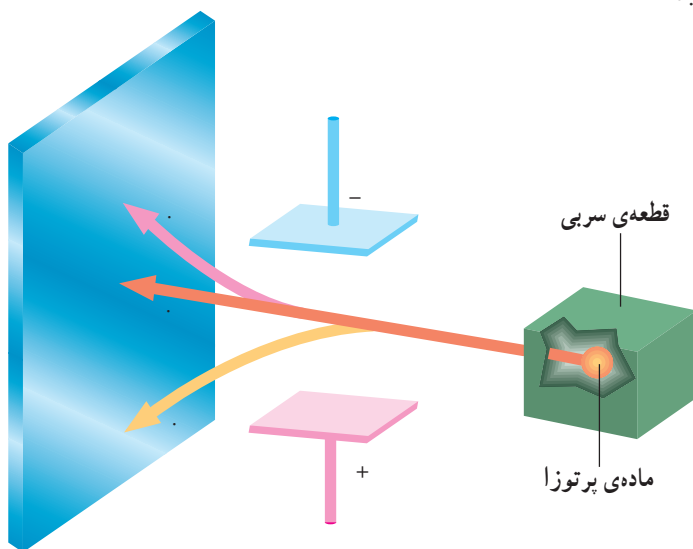
تامسون الکترون‌ها و پروتون‌ها در اتم حرکتی ندارند. بعداً معلوم شد که این مدل با مشاهدات تجربی سازگاری ندارد.

در سال ۱۸۹۶ پدیده‌ی پرتوزایی طبیعی توسط هانری بکرل کشف شد و در سال ۱۹۱۱ رادرفورد توانست ماهیت پرتوهای حاصل از تجزیه‌ی هسته‌های پرتوزا را مشخص کند. وی در این بررسی دستگاهی طبق شکل ۱-۲ آماده کرد و در محفظه‌ی سربی آن مقدار اندکی از فلز رادیم که ماده‌ای پرتوزاست قرار داد. پرتوهای حاصل را که از منفذ کوچکی خارج می‌شد از میان دو قطب یک میدان الکتریکی عبور داد و مشاهده کرد که بر روی یک صفحه‌ی پوشیده از روی سولفید سه نقطه روشن دیده می‌شود. رادرفورد توضیح داد که پرتوهای حاصل، از سه نوع کاملاً متمایز تشکیل شده‌اند:

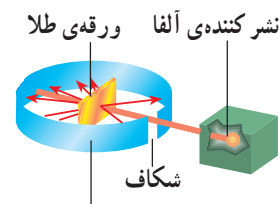
۱- پرتویی که دارای بار الکتریکی منفی است و به سمت قطب مثبت میدان الکتریکی منحرف می‌شود و آن را پرتو بتا (β) نامید.

۲- پرتویی که دارای بار الکتریکی مثبت است و به سمت قطب منفی میدان الکتریکی منحرف می‌شود و آن را پرتو آلفا (α) نامید.

۳- پرتویی که در میدان الکتریکی منحرف نمی‌شود و بنابراین بار الکتریکی ندارد و آن را پرتو گاما (γ) نامید.



شکل ۱-۲- طرحی برای بررسی پرتوهای حاصل از مواد پرتوزا



صفحه‌ی آشکار ساز

رادرفورد شعاع باریکی از ذره‌های آلفا حاصل از یک منبع پرتوزا را روی یک ورقه‌ی نازک طلا تابانید. در این آزمایش معلوم شد که اکثر ذره‌های آلفا بدون انحراف از ورقه‌ی نازک طلا عبور می‌کنند، تعدادی از آن‌ها نیز به میزان قابل توجهی منحرف می‌شوند و شمار معدودی (یک ذره از ۲۰۰۰۰ ذره) نیز به موازات مسیرهای اصلی این ذره‌ها به سمت عقب برمی‌گردند (شکل ۱-۳). رادرفورد برای توجیه این مشاهدات گفت که برخلاف مدل اتمی پیشنهادی تامسون، جرم و بار مثبت اتم باید در حجم بسیار کوچکی متمرکز شده باشند تا بتوانند ذره‌ی سنگین آلفا را منحرف کنند. رادرفورد این مرکز تجمع بار و جرم اتم را هسته اتم نامید و گفت که الکترون‌های اتم فضای پیرامون هسته را اشغال می‌کنند. از نتایج این آزمایش قطر هسته‌ی اتم حدود  $10^{-12}$  cm و قطر اتم نیز حدود

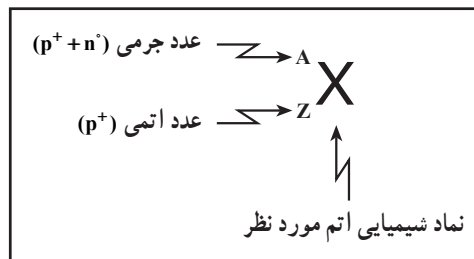
شکل ۱-۳- آزمایش رادرفورد که در آن شعاع باریکی از ذره‌های آلفا به ورقه‌ی نازکی از طلا (به ضخامت  $6 \times 10^{-5}$  cm) تابانده می‌شود. یک ماده‌ی نورتاب (روی سولفید) ورقه‌ی طلا را پوشانده است و ذره‌هایی را که از درون ورقه‌ی طلا بدون انحراف عبور می‌کنند یا بر اثر مواجه شدن با هسته‌ی اتم منحرف می‌شوند آشکار می‌سازد.

$10^{-8}$  cm تعیین گردید. برای تجسم نسبت بزرگی اتم به بزرگی هسته‌ی اتم چنانچه فرض کنیم که هسته‌ی اتم به بزرگی گلوله‌ای به قطر تقریبی ۴ سانتی متر باشد در آن صورت اتم به بزرگی کره‌ای به قطر ۴۰۰۰۰ سانتی متر خواهد بود.

با مدل اتمی رادرفورد می‌توان ماهیت باردار بودن ماده را توضیح داد اما نمی‌توان تمام جرم اتم را براساس پروتون‌های موجود در اتم به حساب آورد. ۲۰ سال بعد در سال ۱۹۳۲ جی چادویک با کشف نوترون که ذره‌ای سنگین و بدون بار است و درون هسته قرار داد مشکل توجیه جرم اتم را برطرف کرد. بنابراین، هسته‌ی هر اتم از تعدادی پروتون و نوترون (بجز اتم هیدروژن که تنها یک پروتون در هسته دارد) تشکیل شده است. تعداد پروتون‌های هر اتم را عدد اتمی آن می‌نامند و آن را با حرف  $Z$  نشان می‌دهند. عدد اتمی برای تمام اتم‌های یک عنصر خاص یکسان است و عدد اتمی هر عنصر با عنصر دیگر متفاوت است. مثلاً، تمام اتم‌های کربن ( $Z=6$ ) پروتون و تمام اتم‌های اکسیژن ( $Z=8$ ) پروتون دارند. در حال حاضر ۱۰۹ عنصر شناخته شده است که از بین آنها ۹۰ عنصر در طبیعت یافت می‌شوند و بقیه از راه فرایندهای هسته‌ای شناخته شده‌اند.

مجموع تعداد پروتون‌ها و نوترون‌ها در هسته‌ی یک اتم عدد جرمی نامیده می‌شود که آن را با حرف  $A$  نشان می‌دهند. جرم نسبی هر پروتون و هر نوترون برابر یک واحد است. بنابراین، عدد جرمی یک اتم کربن با ۶ پروتون و ۶ نوترون در هسته برابر ۱۲ است. جرم الکترون در عدد جرمی منظور نمی‌شود زیرا جرم آن تنها  $\frac{1}{1837}$  واحد جرم است.

اطلاعات مربوط به جرم و بار هسته را غالباً با نماد شیمیایی یک عنصر نشان می‌دهند. عدد اتمی ( $Z$ ) به صورت زیروند در سمت چپ نماد شیمیایی و عدد جرمی ( $A$ ) به صورت بالاوند در سمت چپ نماد شیمیایی نوشته می‌شود:



### ایزوتوپ‌ها و جرم‌های اتمی عناصر

آزمایش نشان می‌دهد که در مورد اکثر اتم‌های عنصرهای شناخته شده اتم‌های یک عنصر جرم یکسان ندارند. مثلاً، تمام اتم‌های کربن ۶ پروتون در هسته دارند ( $Z=6$ )، اما تنها ۹۸/۸۹٪ اتم‌های کربن طبیعی ۶ نوترون در هسته دارند ( $A=12$ )، درصد کوچکی (۱/۱۱٪) از اتم‌های کربن ۷ نوترون ( $A=13$ ) و حتی درصد کمتری (کم‌تر از ۰/۱٪) ۸ نوترون ( $A=14$ ) در هسته دارند. ایزوتوپ‌های یک عنصر اتم‌هایی دارند که تعداد نوترون‌های آن‌ها و در نتیجه اعداد جرمی آن‌ها متفاوت است. کربن سه ایزوتوپ طبیعی  $^{12}\text{C}$ ،  $^{13}\text{C}$  و  $^{14}\text{C}$  را دارد. تمام این ایزوتوپ‌ها شش پروتون و شش الکترون دارند. به طوری که بعداً خواهیم دید خواص شیمیایی یک عنصر در درجه‌ی

اول به وسیله‌ی تعداد الکترون‌های آن تعیین می‌شود. از این رو رفتار شیمیایی تمام ایزوتوپ‌های یک عنصر گرچه جرم‌های متفاوتی دارند به‌طور تقریب یکسان است.

**مثال ۱-۱**— تعیین تعداد ذره‌های زیراتمی در ایزوتوپ‌های یک عنصر: آزمایش نشان می‌دهد که سیلیسیم سه ایزوتوپ طبیعی  $^{28}\text{Si}$ ،  $^{29}\text{Si}$  و  $^{30}\text{Si}$  دارد. تعداد پروتون‌ها، نوترون‌ها و الکترون‌ها را در هر ایزوتوپ تعیین کنید.

عدد جرمی هر ایزوتوپ معلوم است. این عدد برابر جمع عده پروتون‌ها و نوترون‌ها در هسته است. با مراجعه به جدول تناوبی عناصر (شکل ۱-۱۶) عدد اتمی (عده‌ی پروتون‌ها) این عنصر مشخص می‌شود. عده‌ی الکترون‌ها هم برابر عده‌ی پروتون‌ها است. پس داریم:

$$^{28}\text{Si} = 14p^+, 14n^0, 14e^-$$

$$^{29}\text{Si} = 14p^+, 15n^0, 14e^-$$

$$^{30}\text{Si} = 14p^+, 16n^0, 14e^-$$

جرم یک اتم نسبت به جرم یک استاندارد تعیین می‌شود و برای این منظور اتم کربن-۱۲ به عنوان استاندارد انتخاب و جرم آن دقیقاً ۱۲ واحد جرم اتمی (amu) تعریف شده است. بنابراین، واحد جرم اتمی (amu)،  $\frac{1}{12}$  جرم یک اتم کربن-۱۲ است.

ترکیب ایزوتوپی یک عنصر به وسیله‌ی طیف سنجی جرمی<sup>۲</sup> تعیین می‌شود. با این روش جرم‌های نسبی ذره‌ها در یک نمونه به‌طور بسیار دقیق اندازه‌گیری می‌شود مثلاً، با این روش نسبت زیر برای جرم  $^{28}\text{Si}$  به  $^{12}\text{C}$  به دست می‌آید:

$\frac{\text{جرم اتم } ^{28}\text{Si}}{\text{جرم } ^{12}\text{C} \text{ استاندارد}} = 2 / 331411$
---

بنابراین داریم:

$$\begin{aligned} \text{جرم } ^{12}\text{C} \times \text{نسبت جرمی اندازه‌گیری شده} &= \text{جرم ایزوتوپ } ^{28}\text{Si} \\ &= 2 / 331411 \times 12 \text{amu} = 27 / 997693 \text{ amu} \end{aligned}$$

با طیف‌سنجی جرمی همچنین می‌توان فراوانی نسبی هر ایزوتوپ را در نمونه‌ای از آن عنصر اندازه گرفت. با این اندازه‌گیری می‌توان جرم اتمی یک عنصر (که وزن اتمی نیز نامیده می‌شود) را به دست آورد. جرم اتمی یک عنصر، جمع حاصل ضرب جرم هر ایزوتوپ طبیعی از آن عنصر در کسر

#### ۱- Atomic mass unit

۲- در دستگاه طیف‌سنج جرمی اتم‌ها یا مولکول‌ها به‌وسیله باریکه‌ای از الکترون‌ها بمباران می‌شوند، نیروی برخورد می‌تواند از اتم یا مولکول الکترون جدا کند و یون مثبت بدهد این یون‌های مثبت به سمت شبکه‌ای که بار منفی دارد، کشیده می‌شوند و شتاب پیدا می‌کنند سپس این یون‌ها را از درون یک میدان مغناطیسی عبور می‌دهند. این یون‌ها در میدان مغناطیسی طبق نسبت جرم به بار آن‌ها منحرف می‌شوند و یونی که سبک‌تر است نسبت به یون سنگین‌تر به میزان بیشتری منحرف می‌شود. در نتیجه هر یون باردار مثبت طبق نسبت جرم به باری که دارد در مکان معینی به انتهای لوله می‌رسد. به این طریق می‌شود جرم دقیق ایزوتوپ‌های هر عنصر و تعداد نسبی آن‌ها، همچنین جرم مولکول‌ها را تعیین کرد.

فراوانی نسبی ایزوتوپ آن عنصر است.

مثال ۲-۱- ایزوتوپ‌های طبیعی نئون،  ${}^20\text{Ne}$ ،  ${}^{21}\text{Ne}$  و  ${}^{22}\text{Ne}$  به ترتیب با فراوانی‌های نسبی  $90/5$ ،  $9/3$  و  $9/2$  درصد است جرم اتمی این عنصر چیست؟

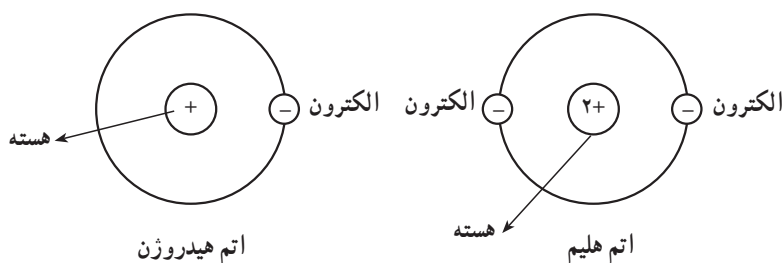
$$\text{Ne جرم اتمی} = 20 \times 90/5 + 21 \times 9/3 + 22 \times 9/2 = 20/187 \text{ amu}$$

پرسش ۱-۱- عنصر بور دارای دو ایزوتوپ طبیعی به جرم‌های اتمی  ${}^10\text{B} = 10/0129 \text{ amu}$  و  ${}^{11}\text{B} = 11/0093 \text{ amu}$  است. با در نظر گرفتن جرم اتمی بور برابر  $10/81 \text{ amu}$ ، درصد فراوانی ایزوتوپ‌های  ${}^10\text{B}$  و  ${}^{11}\text{B}$  را حساب کنید.

### ۳-۱- مدل اتمی بوهر

بوهر، فیزیک‌دان دانمارکی، در سال ۱۹۱۳م با پذیرفتن وجود هسته‌ی اتم که توسط رادرفورد کشف شده بود، مدل جدیدی در مورد چگونگی توزیع الکترون‌ها در اطراف هسته‌ی اتم ارائه داد. طبق نظریه‌ی بوهر، در اطراف هسته‌ی هر اتم چندین مدار یا سطح انرژی در فاصله‌های معین وجود دارند و الکترون‌ها تنها مجازند در این مدارها یا سطوح انرژی به دور هسته بچرخند. از آنجا که مدل پیشنهادی بوهر برای چرخش الکترون‌ها به دور هسته‌ی اتم مشابه گردش سیاره‌ها به دور خورشید است، این مدل به مدل سیاره‌ای بوهر معروف است. سطوح انرژی الکترون‌ها در درون یک اتم را می‌توان به پله‌های یک نردبان تشبیه کرد. همان‌طور که شما برای بالا رفتن یا پایین آمدن از نردبان باید پاهای خود را روی پله‌ها قرار دهید، الکترون‌ها نیز در یک اتم تنها در سطوح انرژی معینی قرار می‌گیرند. هر اندازه فاصله این سطوح انرژی از هسته اتم بیشتر باشد، انرژی آن‌ها هم بیشتر خواهد بود. الکترون برای جابه‌جا شدن از یک سطح انرژی پایین‌تر به سطح انرژی بالاتر باید دقیقاً آن مقدار انرژی را که برابر اختلاف انرژی این دو سطح است، کسب کند. مقدار انرژی لازم برای جهش الکترون بین این دو سطح، کوانتوم (quantum) نامیده می‌شود. کوانتوم را می‌توان تا حدودی به پیمانه بستنی تشبیه کرد. شما می‌توانید در مغازه بستنی‌فروشی یک، دو یا سه پیمانه بستنی سفارش دهید اما نمی‌توانید تقاضای یک‌ونیم یا دوونیم پیمانه بستنی داشته باشید. مقدار بستنی دریافت شده یک، دو یا سه برابر آن پیمانه است. به این ترتیب، مدل اتمی بوهر نشان می‌دهد که انرژی الکترون در یک اتم پیمانه‌ای یا کوانتیده (quantized) است. الکترون در یک اتم نمی‌تواند هر مقدار انرژی دلخواهی را داشته باشد و فقط مقدار انرژی‌های معینی برای الکترون امکان‌پذیر است.

شواهد تجربی نشان می‌دهند که حداکثر تعداد الکترون‌ها در هر سطح انرژی ثابت است. تعداد الکترون‌ها در نخستین مدار یا سطح انرژی که با حرف K مشخص می‌شود، حداکثر دو است. مثلاً در اتم هیدروژن که تنها یک پروتون در هسته و یک الکترون در فضای خارج از هسته دارد، این الکترون در نخستین سطح انرژی که نزدیک‌ترین فاصله را تا هسته دارد، می‌چرخد. در اتم هلیوم که بعد از هیدروژن است و دو پروتون در هسته دارد، دو الکترون موجود در این اتم در همان سطح انرژی K به دور هسته در حال چرخش‌اند (شکل ۴-۱).

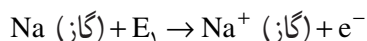


شکل ۴-۱- آرایش الکترونی اتم‌های هیدروژن و هلیوم براساس مدل بوهر

در سطوح انرژی دوم، سوم و چهارم که به ترتیب با حروف L، M و N مشخص می‌شوند، حداکثر تعداد الکترون‌ها متوالیاً به ۸، ۱۸ و ۳۲ می‌رسد. بنابراین، در اتم لیتیم که سه پروتون در هسته دارد، دو الکترون در سطح انرژی K و یک الکترون نیز در سطح انرژی L، که فاصله دورتری از هسته اتم دارد، قرار می‌گیرند. در اتم‌های عنصرهای بریلیم، بور، کربن، نیتروژن، اکسیژن، فلئور و نئون که بعد از لیتیم قرار دارند و بار هسته در اتم‌های آن‌ها متوالیاً رو به افزایش است، الکترون‌های اضافه شده همان سطح انرژی L را اشغال می‌کنند و این سطح انرژی در اتم نئون با هشت الکترون کامل می‌شود. به این ترتیب، در اتم عنصر بعدی که سدیم است، الکترون یازدهم در سطح انرژی سوم یا M، که فاصله‌ی آن تا هسته‌ی اتم بیشتر از فاصله‌ی L است، قرار می‌گیرد. درباره‌ی آرایش الکترونی اتم‌ها در صفحات بعد بیشتر توضیح می‌دهیم.

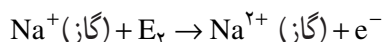
#### ۴-۱- انرژی‌های متوالی یونش و آرایش الکترون‌ها در اتم

برای پی‌بردن به آرایش الکترونی اتم از مفهوم انرژی یونش<sup>۱</sup> کمک می‌گیریم. همان‌طوری که می‌دانید اتم از نظر الکتریکی خنثی است به این معنی که تعداد پروتون‌ها در هسته‌ی اتم با تعداد الکترون‌ها در اطراف اتم برابر است. جدا کردن الکترون از اتم به‌صرف انرژی نیاز دارد. مطابق تعریف، مقدار انرژی لازم برای جدا کردن سست‌ترین الکترون از یک اتم گازی و تشکیل یون مثبت گازی را انرژی نخستین یونش<sup>۲</sup> می‌گویند. مانند:



که  $E_1$  انرژی نخستین یونش را می‌رساند.

در اینجا می‌توان با صرف مقدار انرژی بیشتر، از یون گازی سدیم یک الکترون دیگر جدا و آن را به یون گازی  $+2$  تبدیل کرد:



$E_2$  را انرژی دومین یونش می‌گویند. طبیعی است که مقدار  $E_2$  بزرگتر از  $E_1$  است، زیرا در مورد  $E_1$  الکترون از یک اتم خنثی جدا می‌شود، حال آنکه در مورد  $E_2$  برای جدا کردن الکترون از یک یون  $+1$ ، برای غلبه بر نیروی جاذبه‌ی الکتروستاتیک بین بارهای مخالف، باید انرژی بیشتری صرف شود.

۱ - Ionization energy

۲ - First ionization energy

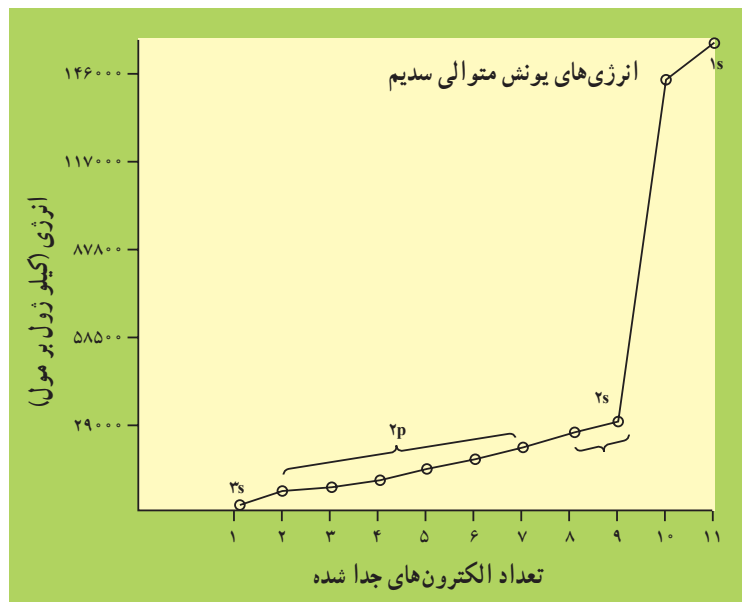
مقدار انرژی یونش برحسب کیلوژول برای جدا کردن یک مول الکترون<sup>۱</sup> بیان می‌شود. برای مثال، انرژی نخستین یونش سدیم  $E_1 = 490 \text{ kJ/mol}$  و انرژی دومین یونش آن  $E_2 = 4560 \text{ kJ/mol}$  است.

تحقیق درباره‌ی گروه‌های الکترونی اتم با استفاده از جدول انرژی‌های یونش از روی انرژی‌های یونش متوالی می‌توان درباره‌ی آرایش الکترونی اتم اطلاعاتی به دست آورد. برای این منظور انرژی‌های یونش متوالی اتم سدیم را در نظر می‌گیریم. انرژی‌های یونش متوالی لیتیم تا سدیم برحسب مگاژول بر مول (MJ/mol)<sup>۲</sup> در جدول ۱-۲ داده شده است. چنانچه انرژی‌های یونش متوالی اتم سدیم را از  $E_1$  تا  $E_{11}$  روی محور عمودی و تعداد الکترون‌های جدا شده را روی محور افقی منتقل کنیم دو جهش عمده در نمودار حاصل مشاهده می‌شود (شکل ۱-۵). جهش اول از  $E_1$  به  $E_2$  است.

$$(\cdot E = 4/56 - 0/49 = 4/07 \text{ MJ/mol}, E_1 \rightarrow E_2)$$

و جهش دوم از  $E_9$  به  $E_{10}$  است.

$$(\cdot E = 141/37 - 28/93 = 112/44 \text{ MJ/mol}, E_9 \rightarrow E_{10})$$



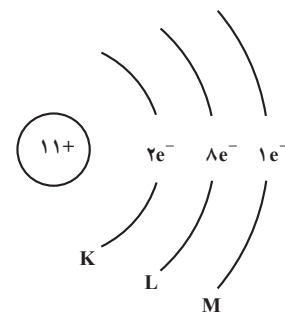
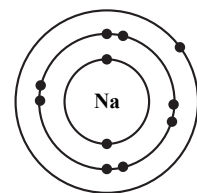
شکل ۱-۵- نمودار جهش‌های مشاهده شده در انرژی‌های یونش متوالی اتم سدیم.

بنابراین، سه گروه الکترونی در اتم سدیم قابل تشخیص است. گروه اول فقط شامل یک الکترون است که انرژی کمتری برای جدا کردن آن لازم است و بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی اتم سدیم

۱- یک مول الکترون برابر  $6/02 \times 10^{23}$  الکترون است. به  $6/02 \times 10^{23}$  عدد آووگادرو گفته می‌شود.

۲- مگا (M) =  $10^6$  برای تبدیل مگاژول به کیلوژول آن را در  $1000$  ضرب می‌کنیم.

را تشکیل می‌دهد. گروه دوم شامل هشت الکترون است (انرژی‌های یونش  $E_7$  تا  $E_8$ ) که انرژی‌های یونش مربوط به آن‌ها با توجه به زیاد شدن متوالی بار یون‌ها یک افزایش مداوم را نشان می‌دهد. درونی‌ترین لایه‌ی الکترونی در اتم سدیم شامل دو الکترون است که انرژی‌های یونش مربوط به آن‌ها  $E_1$  و  $E_2$  است و به طوری که ملاحظه می‌شود انرژی فوق‌العاده زیادی برای جدا کردن آن‌ها لازم است. با توجه به اینکه در هسته‌ی اتم سدیم ۱۱ پروتون وجود دارد، هر چه الکترون‌ها به هسته‌ی اتم نزدیکتر باشند، تحت تأثیر نیروی جاذبه الکتروستاتیک بیشتری قرار می‌گیرند و در نتیجه انرژی زیادی برای هم جدا کردن آن‌ها لازم می‌شود. دو الکترون آخر که جدا کردن آن‌ها از سایر الکترون‌ها دشوارتر است، به هسته‌ی اتم نزدیکترند و گفته می‌شود که پایین‌ترین سطح انرژی را اشغال کرده‌اند. این سطح انرژی را سطح انرژی K می‌نامند و آن را با  $n=1$  مشخص می‌کنند.



شکل ۱-۶- نمایش مدل سیاره‌ای اتم سدیم

دومین سطح انرژی که آن را سطح انرژی L می‌نامند همان‌طور که اشاره شد شامل هشت الکترون است و آن را با  $n=2$  مشخص می‌کنند. بیرونی‌ترین سطح انرژی در اتم سدیم که بیشترین فاصله را نسبت به هسته‌ی اتم سدیم دارد، فقط شامل یک الکترون است. سومین سطح انرژی را سطح انرژی M می‌نامند و آن را با  $n=3$  مشخص می‌کنند. به این ترتیب آرایش الکترونی اتم سدیم مطابق مدل سیاره‌ای بوهر به صورتی است که در شکل ۱-۶ نشان داده شده است.

پرسش ۱-۲- با توجه به انرژی‌های یونش اتم بریلیم چند الکترون باید از اتم بریلیم ( $Z=4$ ) برداریم تا با نخستین جهش بزرگ در انرژی یونش مواجه شویم؟ در اتم بور چگونه؟

فعالیت ۱-۱- با استفاده از ستون  $E_1$  در جدول ۱-۲ تحقیق کنید که آیا انرژی نخستین

یونش عنصرهای  $Z=3$  تا  $Z=10$  به طور منظم افزایش دارد؟ در کدام عنصرها بی‌نظمی دیده می‌شود؟

جدول ۱-۲- انرژی‌های یونش متوالی (MJ/mol)\* عنصرهای لیتیم تا سدیم

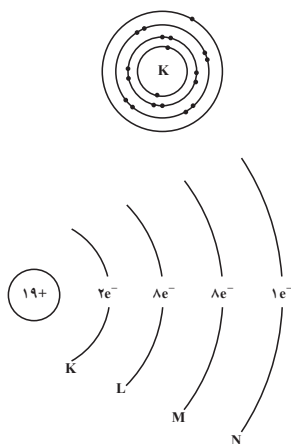
عنصر	Z	تعداد الکترون‌های ظرفیت	تعداد الکترون‌های													
			$E_1$	$E_2$	$E_3$	$E_4$	$E_5$	$E_6$	$E_7$	$E_8$	$E_9$	$E_{10}$	$E_{11}$			
$L_i$	۳	۱	۰/۵۲	۷/۳۰	۱۱/۸۱											
Be	۴	۲	۰/۹۰	۱/۷۶	۱۴/۸۵	۲۱/۰۱										
B	۵	۳	۰/۸۰	۲/۴۳	۳/۶۶	۲۵/۰۲	۳۲/۸۲									
C	۶	۴	۱/۰۹	۲/۳۵	۴/۶۲	۶/۲۲	۳۷/۸۳	۴۷/۲۸								
N	۷	۵	۱/۴۰	۲/۸۶	۴/۵۸	۷/۴۸	۹/۴۴	۵۳/۲۷	۶۴/۳۶							
O	۸	۶	۱/۳۱	۳/۳۹	۵/۳۰	۷/۴۷	۱۰/۹۸	۱۳/۳۳	۷۱/۳۳	۸۴/۰۸						
F	۹	۷	۱/۶۸	۳/۳۷	۶/۰۵	۸/۴۱	۱۱/۰۲	۱۵/۱۶	۱۷/۸۷	۹۲/۰۴	۱۰۶/۴۳					
Ne	۱۰	۸	۲/۰۸	۳/۹۵	۶/۱۲	۹/۳۷	۱۲/۱۸	۱۵/۲۴	۲۰/۰۰	۲۳/۰۷	۱۱۵/۳۸	۱۳۱/۴۳				
Na	۱۱	۱	۰/۴۹	۴/۵۶	۶/۹۱	۹/۵۴	۱۳/۳۵	۱۶/۶۱	۲۰/۱۱	۲۵/۴۹	۲۸/۹۳	۱۴۱/۳۷	۱۵۹/۰۷			

\* مگا =  $10^6$

با توجه به سه گروه الکترونی که برای اتم سدیم، نخستین عنصر تناوب سوم مشخص شد،

می‌توان چنین نتیجه‌گیری کرد که برای اتم پتاسیم که مانند سدیم به گروه IA در جدول تناوبی عنصرها





شکل ۷-۱- نمایش مدل سیاره‌ای اتم پتاسیم

تعلق دارد و در تناوب چهارم ( $n = 4$ ) این جدول واقع شده است، چهار گروه الکترونی قابل تشخیص است. یک گروه شامل دو الکترون (سطح انرژی K)، دو گروه هر کدام شامل هشت الکترون (سطح‌های انرژی L و M) و سرانجام بیرونی‌ترین لایه‌ی الکترونی که چهارمین سطح انرژی ( $n = 4$ ) را تشکیل می‌دهد و آن را سطح انرژی N می‌نامند. این سطح انرژی در اتم پتاسیم شامل یک الکترون است. آرایش الکترونی اتم پتاسیم مطابق مدل سیاره‌ای بوهر به صورتی است که در شکل ۷-۱ نمایش داده شده است.

## ترازهای فرعی انرژی

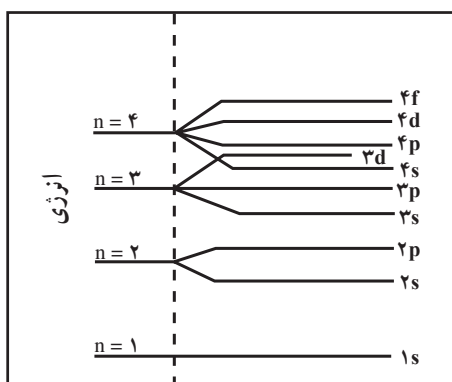
انرژی نخستین یونش ( $E_1$ ) در یک تناوب به طوری که انتظار می‌رود با افزایش بار هسته‌ی اتم‌ها افزایش می‌یابد. اما بررسی دقیق‌تر انرژی نخستین یونش اتم عنصرهای تناوب دوم جدول تناوبی عنصرها به عنوان مثال، نشان می‌دهد که از بریلیم به بور با اینکه بار هسته یک واحد اضافه شده است ولی انرژی نخستین یونش  $B$  ( $800 \text{ kJ/mol}$ ) کم‌تر از انرژی نخستین یونش  $Be$  ( $900 \text{ kJ/mol}$ ) است (به فعالیت ۱-۱ مراجعه شود). این تفاوت نشان دهنده‌ی این واقعیت است که الکترون پنجم در اتم بور نسبت به الکترون‌های سوم و چهارم در فاصله دورتری نسبت به هسته قرار گرفته است. در نتیجه می‌توان گفت که سطح انرژی دوم ( $n = 2$ ) خود، شامل دو تراز فرعی انرژی است که آن‌ها را ترازهای فرعی  $2s$  و  $2p$  می‌نامیم. تراز فرعی  $2s$  می‌تواند حداکثر دو الکترون در خود جای دهد حال آنکه تراز فرعی  $2p$  حداکثر تا ۶ الکترون می‌پذیرد. تراز فرعی  $2p$  در فاصله‌ی دورتری نسبت به تراز فرعی  $2s$  از هسته‌ی اتم قرار دارد. شایان ذکر است که در این تناوب همچنین از  ${}_{14}N$  ( $E_1 = 1400 \text{ kJ/mol}$ ) به  ${}_{13}O$  ( $E_1 = 1310 \text{ kJ/mol}$ ) انرژی نخستین یونش برخلاف انتظار کاهش می‌یابد. دلیل آن را ضمن بررسی ترتیب پرشدن ترازهای انرژی در اتم‌ها توضیح خواهیم داد.

تحقیق تجربی نشان می‌دهد که سطح انرژی سوم ( $n = 3$ ) خود شامل ترازهای فرعی  $3p$ ،  $3s$  و  $3d$  است. وجود ترازهای فرعی  $3s$  و  $3p$ ، مشابه ترازهای فرعی  $2s$  و  $2p$ ، نیز با توجه به کاهش انرژی نخستین یونش قابل تشخیص است. در تناوب دوم، انرژی نخستین یونش از  $Be$  به  $B$  کاهش یافت، در تناوب سوم نیز انرژی نخستین یونش از  ${}_{12}Mg$  به  ${}_{13}Al$  کاهش می‌یابد ( ${}_{12}Mg$ ،  $E_1 = 738 \text{ kJ/mol}$  و  ${}_{13}Al$ ،  $E_1 = 578 \text{ kJ/mol}$ ). در تناوب سوم نیز تغییری را که بین  ${}_{14}N$  و  ${}_{13}O$  در تناوب دوم مشاهده کردیم، از  ${}_{15}P$  ( $E_1 = 1012 \text{ kJ/mol}$ ) به  ${}_{16}S$  ( $E_1 = 1000 \text{ kJ/mol}$ ) ملاحظه می‌کنیم. تحقیق همچنین نشان می‌دهد که سطح انرژی چهارم ( $n = 4$ ) نیز شامل چهار تراز فرعی است که آن‌ها را به عنوان ترازهای فرعی  $4s$ ،  $4p$ ،  $4d$  و  $4f$  می‌شناسیم. تراز فرعی  $d$  حداکثر گنجایش ۱۰ الکترون و تراز فرعی  $f$  نیز حداکثر گنجایش ۱۴ الکترون را دارد.

## ترتیب پر شدن ترازهای فرعی انرژی در اتم

در شکل ۸-۱ ترتیب پر شدن عده‌ای از ترازهای فرعی انرژی نشان داده شده است. برای

به دست آوردن آرایش الکترونی اتم‌ها، الکترون‌های مربوط به هر اتم را در ترازهای فرعی انرژی قرار می‌دهیم. به این ترتیب که از پایین‌ترین تراز فرعی در  $n=1$  شروع می‌کنیم و به تدریج به سمت ترازهای فرعی بالاتر در سطح‌های  $n=2$ ،  $n=3$  و ... پیش می‌رویم. چنانکه قبلاً اشاره شد در سطح انرژی  $n=1$  که همان تراز  $1s$  است و درونی‌ترین لایه‌ی الکترونی اتم را تشکیل می‌دهد، حداکثر دو الکترون قرار می‌گیرد. در سطح انرژی دوم ( $n=2$ ) پس از پر شدن تراز فرعی  $2s$  با دو الکترون، الکترون‌های بعدی در تراز فرعی  $2p$  قرار می‌گیرند. در سطح انرژی سوم ( $n=3$ ) ابتدا تراز فرعی  $3s$  و سپس تراز فرعی  $3p$  به وسیله‌ی الکترون‌ها اشغال می‌شوند. اما همان‌طور که در شکل ۸-۱ دیده می‌شود، تراز فرعی  $4s$  پایین‌تر از تراز فرعی  $3d$  قرار دارد و از این رو پس از اتم آرگون ( $Z=18$ ) که آخرین لایه‌ی الکترونی آن به صورت  $3s^2 3p^6$  است، تناوب چهارم با وارد شدن نوزدهمین الکترون در تراز فرعی  $4s$  آغاز می‌شود که همان عنصر پتاسیم باشد. تراز فرعی  $4s$  در عنصر کلسیم ( $Z=20$ ) کامل می‌شود و آن‌گاه ده الکترون بعدی از الکترون بیست و یک تا الکترون سی در تراز فرعی  $3d$  قرار می‌گیرند و سری عنصرهای واسطه از اسکاندیم تا روی را به وجود می‌آورند. پس از کامل شدن تراز فرعی  $3d$  نوبت به تراز فرعی  $4p$  می‌رسد و این تراز فرعی نیز با دریافت شش الکترون در عنصر کریبتون ( $Z=36$ ) کامل می‌شود. ترتیب پر شدن ترازهای فرعی انرژی بالاتر مطابق الگوی شکل ۸-۱ در عنصرهای مربوط به تناوب‌های بالاتر ادامه می‌یابد که بررسی آنها خارج از قلمرو برنامه این درس است.



شکل ۸-۱- سطح‌های انرژی اصلی و ترازهای فرعی آن‌ها

در این کتاب تأکید بیش‌تر روی یادگیری آرایش الکترونی  $20$  عنصر اول جدول تناوبی عنصرها است که در جدول ۳-۱ آمده است.

## ۵-۱- مدل ابر الکترونی برای اتم

در مقدمه‌ی این فصل با مدل‌های تامسون، رادرفورد و بوهر برای اتم آشنا شدید. در مدل سیاره‌ای بوهر، الکترون به صورت ذره‌ای با بار الکتریکی منفی فرض می‌شود که دایره‌وار بر روی مدار معینی به دور هسته در حرکت است. همان‌گونه که در بالا اشاره شد، بررسی دقیق‌تر انرژی‌های نخستین یونش نشان می‌دهد که مدل سیاره‌ای بوهر برای توجیه آرایش الکترونی اتم‌ها کافی نیست و

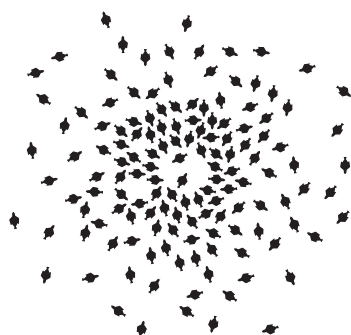
جدول ۳-۱- آرایش الکترونی ۲۰ عنصر اول جدول تناوبی عنصرها

عددی	عنصر	آرایش الکترونی
۱	H	۱s <sup>۱</sup>
۲	He	۱s <sup>۲</sup>
۳	Li	۱s <sup>۲</sup> , ۲s <sup>۱</sup>
۴	Be	۱s <sup>۲</sup> , ۲s <sup>۲</sup>
۵	B	۱s <sup>۲</sup> , ۲s <sup>۲</sup> ۲p <sup>۱</sup>
۶	C	۱s <sup>۲</sup> , ۲s <sup>۲</sup> ۲p <sup>۲</sup>
۷	N	۱s <sup>۲</sup> , ۲s <sup>۲</sup> ۲p <sup>۳</sup>
۸	O	۱s <sup>۲</sup> , ۲s <sup>۲</sup> ۲p <sup>۴</sup>
۹	F	۱s <sup>۲</sup> , ۲s <sup>۲</sup> ۲p <sup>۵</sup>
۱۰	Ne	۱s <sup>۲</sup> , ۲s <sup>۲</sup> ۲p <sup>۶</sup>
۱۱	Na	۱s <sup>۲</sup> , ۲s <sup>۲</sup> ۲p <sup>۶</sup> , ۳s <sup>۱</sup>
۱۲	Mg	۱s <sup>۲</sup> , ۲s <sup>۲</sup> ۲p <sup>۶</sup> , ۳s <sup>۲</sup>
۱۳	Al	۱s <sup>۲</sup> , ۲s <sup>۲</sup> ۲p <sup>۶</sup> , ۳s <sup>۲</sup> , ۳p <sup>۱</sup>
۱۴	Si	۱s <sup>۲</sup> , ۲s <sup>۲</sup> ۲p <sup>۶</sup> , ۳s <sup>۲</sup> , ۳p <sup>۲</sup>
۱۵	P	۱s <sup>۲</sup> , ۲s <sup>۲</sup> ۲p <sup>۶</sup> , ۳s <sup>۲</sup> , ۳p <sup>۳</sup>
۱۶	S	۱s <sup>۲</sup> , ۲s <sup>۲</sup> ۲p <sup>۶</sup> , ۳s <sup>۲</sup> , ۳p <sup>۴</sup>
۱۷	Cl	۱s <sup>۲</sup> , ۲s <sup>۲</sup> ۲p <sup>۶</sup> , ۳s <sup>۲</sup> , ۳p <sup>۵</sup>
۱۸	Ar	۱s <sup>۲</sup> , ۲s <sup>۲</sup> ۲p <sup>۶</sup> , ۳s <sup>۲</sup> , ۳p <sup>۶</sup>
۱۹	K	۱s <sup>۲</sup> , ۲s <sup>۲</sup> ۲p <sup>۶</sup> , ۳s <sup>۲</sup> , ۳p <sup>۶</sup> , ۴s <sup>۱</sup>
۲۰	Ca	۱s <sup>۲</sup> , ۲s <sup>۲</sup> ۲p <sup>۶</sup> , ۳s <sup>۲</sup> , ۳p <sup>۶</sup> , ۴s <sup>۲</sup>

به مدل کامل تری نیاز داریم. این موضوع قابل مقایسه با نقشه یک شهر است. شما با استفاده از نقشه می‌توانید آدرس مورد نظر خود را بیابید. اما، با یک نقشه‌ی ساده که مسیرهای خطوط اتوبوسرانی شهر را نداشته باشد، نمی‌توانید تصمیم بگیرید که چگونه به آدرس مورد نظر خود برسید و به این ترتیب برای کسب اطلاعات بیش‌تر به نقشه‌ی کامل تری نیاز دارید.

از سال ۱۸۰۳ که نظریه‌ی اتمی دالتون ارائه شد تا زمان حاضر چندین مدل برای بیان ساختار اتم پیشنهاد شده است که هیچ یک از آن‌ها کامل نیست اما هر یک از آن‌ها برای مورد خاصی که به کار برده می‌شود، سودمند است. مثلاً، برای توجیه حالت‌های گازی و جامد ماده مدل ساده «گوی‌های کوچک» که نوعی مدل ذره‌ای است و با مدل اتمی دالتون مطابقت می‌کند، مدل مناسبی است. در این کتاب برای تشکیل ترکیب‌های یونی از مدل مدارها یا لایه‌های الکترونی استفاده می‌کنیم که با مدل اتمی بوهر مطابقت دارد.

مدل کامل تری که می‌خواهیم در این کتاب به کار ببریم، مدل اوربیتالی است که براساس احتمال حضور الکترون در یک فضای معین در اطراف هسته استوار است. برای به‌دست آوردن تصویر ساده‌ای از اوربیتال و احتمال حضور الکترون در آن، موقعیت یک پرنده در قفس را که در شکل ۱-۹ نشان داده شده است در نظر می‌گیریم. فرض کنید که از کلیه حرکت‌ها و جابه‌جا شدن‌های این



شکل ۱-۹- موقعیت یک پرنده در قفس در زمان‌های مختلف

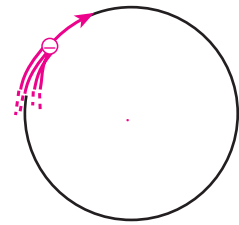
پرنده در قفس هر  $10^\circ$  دقیقه یک بار عکسبرداری می‌شود پس از گذشت یک روز موقعیت‌های مختلف این پرنده را نسبت به ظرف غذا از روی عکس‌های متعددی که از آن گرفته شده است، روی یک صفحه کاغذ منتقل می‌کنیم. مطابق شکل ۹-۱ محلی که بیشتر وقت پرنده در آن جا می‌گذرد پرازدحام‌تر است و رنگ تیره‌تری دارد. بدیهی است که احتمال حضور پرنده در اطراف ظرف غذا بیش‌تر است و با فاصله گرفتن از آن، این احتمال نیز کم‌تر می‌شود.

چنین تصویری احتمال نسبی حضور پرنده را در هر نقطه به دست می‌دهد، اما هرگز چگونگی جابه‌جا شدن و خط سیر آن را مشخص نمی‌کند. در مورد اتم نیز می‌توان احتمال نسبی حضور الکترون را در اطراف هسته‌ی اتم از راه‌های فیزیکی و ریاضی به دست آورد، اما هرگز نمی‌توان چگونگی جابه‌جا شدن الکترون را از نقطه‌ای به نقطه‌ی دیگر مشخص کرد یا موقعیت آن را در هر لحظه از زمان معین کرد.

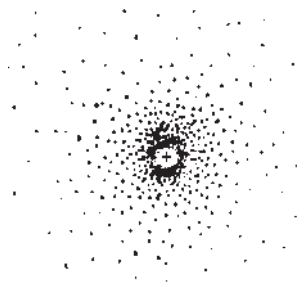
معمولاً احتمال حضور الکترون را در نقاط گوناگون در اطراف هسته به وسیله‌ی نقطه‌هایی نشان می‌دهند. تراکم این نقطه‌ها در اطراف هسته به صورت ابری در می‌آید که برای نمایش مدل ابرالکترونی اتم به کار می‌رود. هر کجا که تراکم ابر الکترونی بیشتر باشد، احتمال حضور الکترون در آن جا بیشتر است.

در شکل ۱۰-۱ ساختار الکترونی اتم هیدروژن را مطابق مدل سیاره‌ای بوهر و مدل ابرالکترونی مشاهده می‌کنید.

مدل ابر الکترونی یا مدل اوربیتالی اتم هیدروژن در شکل ۱۰-۱ (ب) یک تصویر دو بُعدی است. در یک تصویر سه بُعدی، می‌توان فضایی به شکل کره را به دور هسته مجسم کرد که احتمال یافتن الکترون در آن فضا بیش از  $90\%$  باشد، فضایی را که به وسیله‌ی این کره مشخص می‌شود، اوربیتال می‌نامیم.



(الف) نمایش مدل سیاره‌ای



(ب) مدل ابر الکترونی برای اتم هیدروژن

شکل ۱۰-۱

## تعداد الکترون‌ها در هر اوربیتال

قبلاً درباره‌ی ترازهای فرعی انرژی s، p، d، f و ترتیب پرشدن آن‌ها صحبت شد. حال به جای آن‌ها می‌توان از اوربیتال‌های s، p، d، f و چگونگی اشغال آن‌ها به وسیله‌ی الکترون‌ها سخن به میان آورد.

قبلاً در مورد اتم سدیم به این نتیجه رسیدیم که لایه‌ی اول شامل دو الکترون و لایه‌ی دوم شامل هشت الکترون است و از طرفی لایه‌ی دوم خود متشکل از دو لایه‌ی فرعی است. لایه‌ی اول شامل یک نوع اوربیتال (اوربیتال ۱s)، اما لایه‌ی دوم شامل دو نوع اوربیتال (اوربیتال‌های ۲s و ۲p) است. از روی تعداد الکترون‌ها در لایه‌ی اول نتیجه می‌گیریم که گنجایش هر اوربیتال حداکثر دو الکترون است؛ از این رو لایه‌ی دوم که حداکثر گنجایش هشت الکترون را دارد باید شامل یک اوربیتال ۲s و سه اوربیتال ۲p باشد. تعداد اوربیتال‌ها در هر لایه به وسیله‌ی  $n^2$  داده می‌شود که n در این جا مشخص کننده‌ی عدد لایه‌ی الکترونی اصلی است. پس برای  $n = 2$  تعداد اوربیتال‌ها چهار است. به این ترتیب لایه‌ی سوم باید شامل  $3^2 = 9$  اوربیتال باشد که از این مجموعه تنها چهار اوربیتال آن (اوربیتال‌های ۳s و ۳p) در لایه‌ی سوم در اتم‌های سدیم تا آرگون به وسیله‌ی الکترون‌ها اشغال می‌شوند.

در اتم پتاسیم که بعد از آرگون ( $Z=18$ ) قرار دارد الکترون نوزدهم در اوربیتال  $4s$  قرار می‌گیرد.

## ۶-۱- شکل اوربیتال‌ها

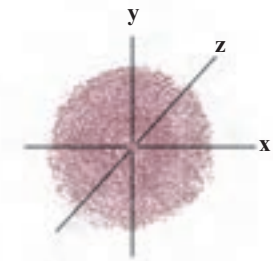
در اتم‌ها چهار نوع اوربیتال وجود دارد که شکل آن‌ها با روش‌های ریاضی مشخص شده است. این اوربیتال‌ها را با حروف کوچک  $f, d, p, s$  نشان می‌دهند. با شکل ساده اوربیتال  $1s$  در مورد اتم هیدروژن قبلاً آشنا شدید. برای اتم هلیم که در اوربیتال آن دو الکترون وجود دارد مانند اتم هیدروژن یک ابر الکترونی کروی و متقارن دور هسته در نظر می‌گیریم، اما در این مورد این ابر الکترونی نماینده‌ی دو الکترون است.

در اتم لیتیم با توجه به تفاوت قابل توجه انرژی یونش الکترون در آخرین لایه‌ی الکترونی نسبت به دو الکترون درونی (انرژی  $E_1$  به نسبت خیلی کم،  $E_2$  و  $E_3$  خیلی زیاد است) ابر الکترونی  $2s$  فاصله بیشتری تا هسته خواهد داشت. چون این ابر الکترونی نیز وابسته به الکترون  $s$  است، پس توزیع آن دور هسته‌ی لیتیم کروی و متقارن خواهد بود (شکل ۱۱-۱).

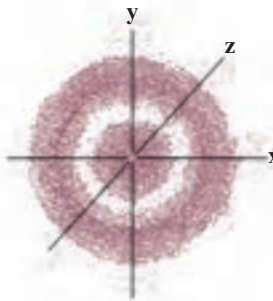
ابراهای الکترونی اتم‌های هیدروژن، هلیم، لیتیم و بریلیم شکل کروی دارند، زیرا در این اتم‌ها تنها الکترون  $s$  (که به اوربیتال  $s$  مربوط است) وجود دارد. البته اندازه‌ی این اوربیتال‌ها متفاوت است و شعاع اوربیتال با افزایش  $n$  فزونی می‌یابد (فصل ۳ را ببینید).

هر اوربیتال  $p$  به صورت یک دمبل است. سه اوربیتال  $p$  را می‌توان در امتداد سه محور مختصات  $x, y, z$  که بر یکدیگر عمودند، نشان داد (شکل ۱۲-۱)؛ از این رو آن‌ها را به صورت  $p_x, p_y, p_z$  مشخص می‌کنند که موقعیت فضایی این اوربیتال‌ها را نسبت به یکدیگر نشان می‌دهد. محل تلاقی این سه محور بر هسته‌ی اتم منطبق است. با این ترتیب، هیچ یک از اوربیتال‌های  $p$  در هسته‌ی اتم، ابر الکترونی ندارد، به بیان دیگر، تراکم ابر الکترونی (چگالی الکترون) در هسته‌ی اتم صفر است. هر یک از دمبل‌ها در شکل ۱۲-۱ نماینده‌ی یک اوربیتال است که می‌تواند حداکثر دو الکترون در خود جای دهد. شکل اوربیتال‌های  $d$  و  $f$  پیچیده است و در این درس مطرح نمی‌شود.

چنان که قبلاً گفته شد، در هر لایه تعداد  $n^2$  اوربیتال ( $n$  شماره‌ی لایه‌ی الکترونی است) وجود دارد و گنجایش هر اوربیتال هم حداکثر دو الکترون است. پس حداکثر تعداد الکترون‌های هر لایه‌ی اصلی به وسیله‌ی  $2n^2$  داده می‌شود؛ از این رو، لایه‌ی اول ( $n=1$ ) شامل اوربیتال  $1s$  است و حداکثر دو الکترون در خود جای می‌دهد. لایه‌ی دوم ( $n=2$ ) شامل دو نوع اوربیتال ( $2s$  و  $2p$ ) است و حداکثر هشت الکترون ( $2s^2$  و  $2p^6$ ) در خود جای می‌دهد. لایه‌ی سوم نیز یک اوربیتال  $s$ ، سه اوربیتال  $p$  و پنج اوربیتال  $d$  دارد و با در نظر گرفتن حداکثر گنجایش این اوربیتال‌ها که به ترتیب ۲، ۶ و ۱۰ الکترون است، در لایه‌ی سوم حداکثر هجده الکترون وجود دارد. لایه‌ی چهارم ( $n=4$ ) هم شامل یک اوربیتال  $s$ ، سه اوربیتال  $p$ ، پنج اوربیتال  $d$  و هفت اوربیتال  $f$  است و حداکثر گنجایش آن ۳۲ الکترون است. لایه‌های بعدی نیز از همین قاعده پیروی می‌کنند. ترتیب اوربیتال‌ها از نظر انرژی در شکل ۱۳-۱ داده شده است. اوربیتال‌ها به ترتیب افزایش انرژی به وسیله‌ی الکترون اشغال

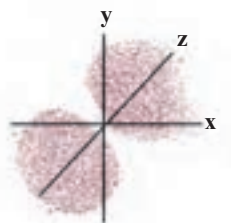
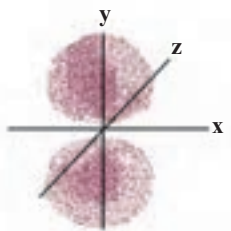
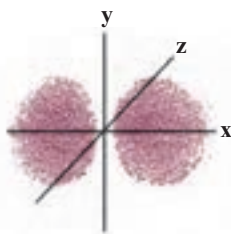


(الف) اتم هیدروژن

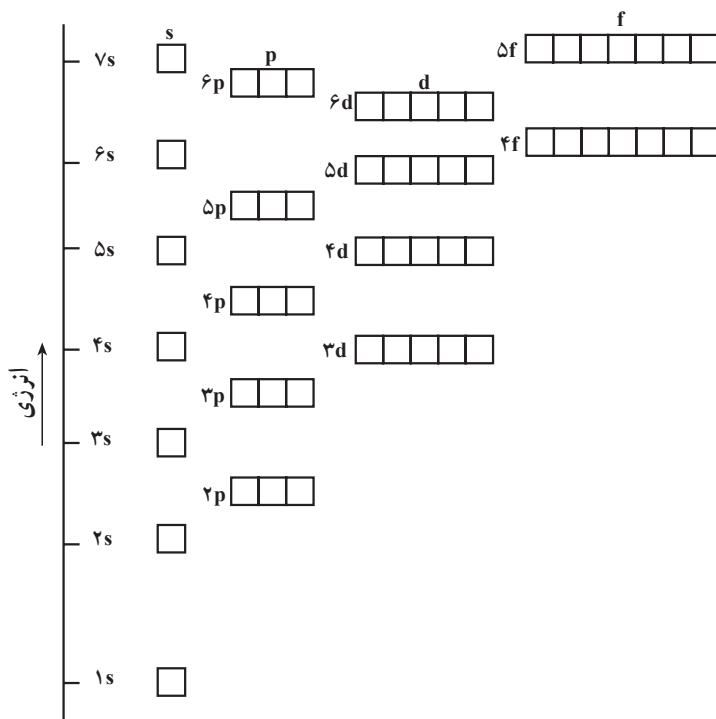


(ب) اتم لیتیم

شکل ۱۱-۱- نمایش مدل اوربیتالی.  $x, y, z$  نمایش محورهای مختصات در فضا است که محل تلاقی آن‌ها بر هسته‌ی اتم منطبق است.



شکل ۱۲-۱- نمایش اوربیتال‌های  $p$



شکل ۱۳-۱- ترتیب اوربیتال‌ها از نظر انرژی

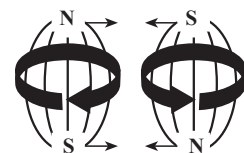
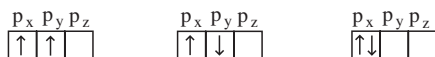
می‌شوند و برای تعیین ترتیب اشغال اوربیتال‌های خالی در یک اتم باید سه قاعده‌ی زیر را در نظر بگیریم.

۱- از اوربیتال‌های موجود، الکترون در اوربیتالی جای می‌گیرد که پایین‌ترین سطح انرژی را دارد.

۲- هر اوربیتال تنها دو الکترون در خود جای می‌دهد و اسپین این الکترون‌ها باید مخالف هم باشد.

۳- وقتی تعدادی اوربیتال با انرژی یکسان موجود باشد (مثلاً سه اوربیتال p یا پنج اوربیتال d) ابتدا هر یک از این اوربیتال‌ها به وسیله‌ی یک الکترون با اسپین یکسان اشغال می‌شود؛ پیش از اینکه در هر اوربیتال دو الکترون جای گیرد.

برای نشان دادن قاعده سوم در بالا که به نام قاعده یا اصل هوند موسوم است توزیع دو الکترون را در اوربیتال‌های 2p در نظر می‌گیریم. در این جا هر اوربیتال را با یک چهار گوش نشان می‌دهیم. از سه آرایش ممکن که در زیر نشان داده شده است، تنها آرایش الکترونی سمت چپ مربوط به حالت پایه‌ی اتم است و با قاعده‌ی هوند مطابقت دارد.



شکل ۱۴-۱- دو الکترون با اسپین‌های موازی و ناهمسو

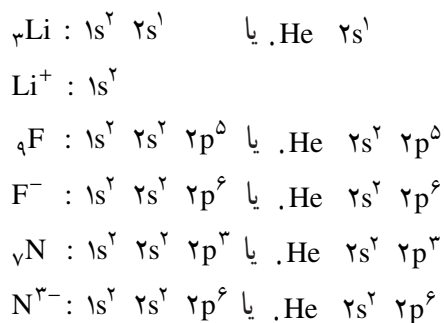
۱- برای الکترون می‌توان تصور کرد که مانند زمین به دور محور خود نیز می‌چرخد. الکترون می‌تواند در هر یک از دو جهت ممکن، یعنی در جهت حرکت عقربه‌های ساعت و در خلاف جهت آن بچرخد. با توجه به اینکه الکترون دارای بار الکتریکی منفی است، چرخش آن در دو جهت مختلف (مطابق شکل ۱۴-۱) باعث پیدایش قطب‌های مخالف آهن‌ریا و نیروی جاذبه میان آن‌ها می‌شود. جفت الکترون موجود در یک اوربیتال را با دو پیکان موازی و ناهمسو (اسپین مخالف) نشان می‌دهند (.. یا -).

در زیر آرایش اوربیتالی هشت عنصر اول جدول تناوبی (از هیدروژن تا نئون) داده شده است. برای صرفه جویی در جا، اوربیتال‌ها را به صورت چهارگوش و در یک ردیف نشان می‌دهیم، اما برای مشخص کردن تفاوت انرژی موجود بین آن‌ها فاصله منظور می‌کنیم. برای اتمی که شامل چندین الکترون باشد – چون تنها با بیرونی‌ترین الکترون‌های اتم یا به بیان دیگر الکترون‌های ظرفیت آن سروکار داریم و الکترون‌های درونی در واکنش‌های شیمیایی شرکت ندارند – به جای نشان دادن این الکترون‌های درونی که اغلب با آرایش الکترونی یک گاز نجیب مطابقت دارند، نماد آن گاز نجیب را به کار می‌بریم؛ بنابراین داریم:

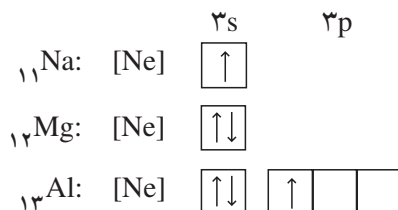
	1s	2s	2p
H	↑		
He	↑↓		
Li	[He]	↑	
Be	[He]	↑↓	
B	[He]	↑↓	↑ □ □
C	[He]	↑↓	↑ ↑ □
N	[He]	↑↓	↑ ↑ ↑
O	[He]	↑↓	↑↓ ↑ ↑
F	[He]	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑
Ne	[He]	↑↓	↑↓ ↑↓ ↑↓

به طوری که قبلاً اشاره شد، انرژی نخستین یونش  $O$  از انرژی نخستین یونش  $N$  کم‌تر است با اینکه بار هسته در اتم اکسیژن یک واحد بزرگ‌تر از بار هسته‌ی اتم نیتروژن است دلیل آن با توجه به آرایش‌های الکترونی داده شده در بالا مربوط به پایداری بیش‌تر لایه‌ی نیم پر  $2p$  در اتم نیتروژن است و در اتم اکسیژن برای قرار دادن الکترون اضافی در یک اوربیتال معین  $2p$  با اثر دافعه‌ی متقابل بارهای همنام مواجه هستیم و این اثر موجب کم‌تر شدن انرژی نخستین یونش اکسیژن می‌شود. با جدا شدن یک الکترون، آرایش الکترونی یون  $O^+$  به آرایش نیم پر در اوربیتال  $2p$  می‌رسد.

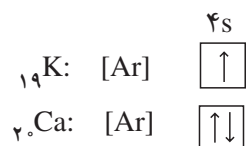
برای نشان دادن آرایش الکترونی اتم‌ها و یون‌ها می‌توان به جای استفاده از چهارگوش از نمادهای  $s, p, d, f$  استفاده کرد. در این صورت آرایش‌های الکترونی هر یک از اتم‌ها یا یون‌های لیتیم، فلور، فلوئورید، نیتروژن و نیتريد به صورت زیر خواهد بود:



در تناوب سوم از سدیم تا آرگون الکترون‌ها در اوربیتال‌های ۳s و ۳p قرار می‌گیرند. برای نشان دادن آرایش الکترونی اتم‌های  ${}_{11}\text{Na}$ ،  ${}_{12}\text{Mg}$  و  ${}_{13}\text{Al}$  به صورت زیر عمل می‌کنیم:



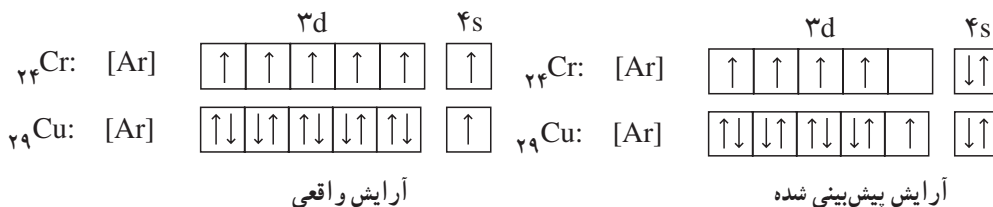
در تناوب چهارم آرایش الکترونی دو عنصر پتاسیم و کلسیم به صورت زیر است:



اما، برای عنصر بعدی که اسکاندیم (Sc) است با توجه به شکل ۱-۱۳ الکترون اضافه شده به اوربیتال ۳d وارد می‌شود و آرایش الکترونی اسکاندیم را به صورت  ${}_{21}\text{Sc}: [\text{Ar}] 3d^1 4s^2$  می‌نویسیم و در عنصرهای بعدی هم الکترون‌ها به تدریج به اوربیتال‌های ۳d اضافه می‌شوند تا اینکه این اوربیتال‌ها پُر شوند. عنصرهای زیر که آن‌ها را عنصرهای واسطه می‌نامیم شامل اشغال تدریجی اوربیتال‌های پنجگانه ۳d تا حداکثر ۱۰ الکترون است.



آرایش الکترونی اتم‌های  ${}_{24}\text{Cr}$  و  ${}_{29}\text{Cu}$  برخلاف الگوی پیش‌بینی شده است. آرایش واقعی به صورت زیر است:



بعد از فلز روی الکترون‌ها در اوربیتال‌های ۴p جای می‌گیرند تا اینکه در گاز نجیب کریپتون (Kr) این اوربیتال‌ها کاملاً پر می‌شوند.

تناوب پنجم که با روبیدیم (Rb) آغاز می‌شود، شبیه به تناوب چهارم است. بعد از پر شدن اوربیتال ۵s در استرونیسیم الکترون‌های بعدی به اوربیتال‌های ۴d وارد می‌شوند و بعد از پر شدن آنها نوبت به اوربیتال‌های ۵p می‌رسد و این اوربیتال‌ها در گاز نجیب زنون (Xe) کامل می‌شوند. به طوری که در جدول تناوبی عنصرها در شکل ۱-۱۶ ملاحظه می‌کنید در تناوب‌های ششم و هفتم دوسری عنصرهای لانتانید و اکتینید نیز وجود دارند و الگوی پر شدن اوربیتال‌های مربوط کمی



تغییر می‌کند که بررسی آن‌ها خارج از حدود این کتاب است.

## ۷-۱- جدول تناوبی عناصر

در گذشته شیمیدانان به این نکته پی برده بودند که بین برخی از عناصر و همچنین ترکیبات آن‌ها تشابهاتی وجود دارد و از طرفی بین این عناصر و عناصر دیگر تفاوت‌هایی دیده می‌شود. از جمله موارد درخور توجه، تشابه فلزات قلیایی مانند سدیم و پتاسیم از یک سو و هالوژن‌ها مانند کلر و برم از سوی دیگر و تفاوت کامل خواص این فلزات با هالوژن‌ها بود. در آغاز توسعه‌ی علم شیمی برخورد با این قبیل موارد نشان می‌داد که برای تأکید این تشابهات و تفاوت‌ها به یک طرح طبقه‌بندی عناصر نیاز است. موفق‌ترین طرح در این راه در سال ۱۸۶۹ توسط مندلیف<sup>۱</sup> ارائه شد. مندلیف جدولی منتشر کرد که در آن حدود ۶۰ عنصر شناخته شده تا آن زمان را به ترتیب افزایش جرم اتمی آن‌ها تنظیم کرده بود به گونه‌ای که عناصر دارای خواص فیزیکی و شیمیایی مشابه در یک گروه قرار گرفته بودند. این جدول براساس تکرار تناوبی خواص معینی استوار بود. مندلیف توانست به کمک این جدول خواص برخی از عناصری را که تا آن زمان شناخته نشده بودند پیش‌بینی کند و جای آن‌ها را در جدول تناوبی عناصر خالی گذاشت. مثلاً خواص عنصری که باید زیر سیلیسیم قرار گیرد تا آن زمان شناخته نشده بود. مندلیف خواص این عنصر را که اکسیسیسیم<sup>۲</sup> نامید پیش‌بینی کرد و با کشف این عنصر در سال ۱۸۸۶ توسط وینکلر که آن را ژرمانیم نامید، این پیش‌بینی درست از آب درآمد. گرچه تنظیم جدول مندلیف براساس افزایش جرم اتمی عناصر استوار بود اما مندلیف در چند مورد مجبور شد برای رعایت تشابه خواص عناصر، عنصری را که جرم اتمی بیش‌تری داشت مقدم بر عنصر با جرم اتمی کم‌تر قرار دهد. مثلاً براساس افزایش جرم اتمی، عنصر کبالت (Co) باید بعد از نیکل قرار گیرد اما تشابه نیکل (Ni) با پالادیم (Pd) و پلاتین (Pt) بیش‌تر از تشابه کبالت با دو عنصر مذکور است یا در جای دیگر جرم اتمی تلور (Te) از جرم اتمی ید (I) بیش‌تر است. با این همه بد بعد از تلور قرار داده شده بود زیرا بد از نظر خواص شیمیایی شبیه برم و کلر است و تلور هم با سلنیم (Se) و گوگرد (S) تشابه دارد. امروزه می‌دانیم که ترتیب معکوس جرم اتمی در این موارد مربوط به تفاوتی است که در فراوانی نسبی ایزوتوپ‌های این عناصر وجود دارد. پس از کشف عدد اتمی (تعداد پروتون‌ها در هسته‌ی اتم) در سال ۱۹۱۳ توسط مزلی معلوم شد که استفاده از عدد اتمی هر عنصر که مقدار معین و ثابتی است ملاک مناسب‌تری برای طبقه‌بندی عناصر است. جدول تناوبی جدید براساس

### ۱- (۱۸۳۴ - ۱۹۰۷) DIMITRI IVANOVICH MENDELEJEFF

مندلیف چهاردهمین فرزند یک معلم بود که در شهر توبولسک (TOBOLSK) واقع در سیبری زاده شد. با نابینا شدن پدر، سرپرستی خانواده را مادر که مدیر یک کارخانه‌ی شیشه‌سازی بود، به عهده گرفت. او در سال ۱۸۴۸ هزاران میل راه زمینی را طی کرد تا شاید فرزند خود را که علاقه‌مند به علوم بود، در دانشگاه مسکو ثبت نام کند. به علت انتساب به سیبری از ورود مندلیف به دانشگاه جلوگیری شد. مادر با آخرین اندوخته‌هایش او را به سن پترزبورگ برد و در سال ۱۸۵۰ موفق به ثبت نام او در دانشکده تربیت معلم آنجا شد. در همان سال مادر بدرود حیات گفت و فرزندش پنج سال بعد با دریافت یک مدال طلا در رشته علوم طبیعی فارغ‌التحصیل شد. مندلیف در سال ۱۸۸۷ ضمن اهدای نخستین کتاب شیمی خود به مادرش چنین نوشت: «او الگویی برای آموزش و عشق ورزیدن بود. برای فراهم نمودن امکانات تحصیل فرزندش، آخرین اندوخته‌های مالی و توان بدنی خود را تار و کرده».

۲- اِکا به زبان روسی معنی زیر می‌دهد.



شکل ۱۵-۱- مندلیف در آزمایشگاه خود

افزایش عدد اتمی استوار است. قانون تناوبی به این صورت بیان می‌شود. با تنظیم عناصرها بر حسب افزایش عدد اتمی، خواص شیمیایی و فیزیکی آنها به طور تناوبی تکرار می‌شود.

جرم اتمی →	۱۲۷/۶	۱۲۶/۹
	Te	I
عدد اتمی →	۵۲	۵۳

## ۸-۱- ساختار جدول تناوبی و برخی ویژگی‌های عناصرهای آن

بعد از مطالعه‌ی چگونگی پیدایش جدول تناوبی به بررسی برخی ویژگی‌ها و امتیازات جدول می‌پردازیم. منظور از جدول تناوبی در حال حاضر، جدول ارائه شده در شکل ۱-۱۶ است که ساختار کامل‌تر و ساده‌تری نسبت به جدول قدیمی مندلیف دارد. مهم‌ترین امتیازی که جدول تناوبی دارد، کمک در تفسیر خواص عناصرها و ترکیب‌های آنها، همچنین پیش‌بینی کردن درباره‌ی این خواص و نجات دادن همگان از الزام در مرور و به خاطر سپردن انبوه داده‌ها و ویژگی‌های مواد است. برای استفاده از جدول تناوبی باید آن را شناخت. هر چه جدول را بهتر بشناسیم؛ بیش‌تر از آن بهره‌مند می‌شویم. با دانستن عدد اتمی یا موقعیت یک عنصر در جدول، به بسیاری از اطلاعات مورد نیاز دسترسی پیدا می‌کنیم.

جدول تناوبی دارای ۷ ردیف افقی یا تناوب است. عناصرهای جدول که در گروه‌های ۱ تا ۱۸ قرار گرفته‌اند شامل عناصرهای اصلی و عناصرهای واسطه هستند. عناصرهای اصلی با حرف A و عناصرهای واسطه با حرف B مشخص شده‌اند. اعداد لاتین به کاررفته قبل از حروف A و B نشانه‌ی شماره‌ی گروه است. امروزه در بیشتر کتاب‌های شیمی از شماره‌گذاری جدید ۱ تا ۱۸ برای گروه‌ها صرف‌نظر از اصلی یا واسطه بودن آنها استفاده می‌شود، گرچه روش قدیم شماره‌گذاری هنوز هم متداول است.

## ساختار تناوب‌های جدول

- تناوب اول دارای دو عنصر گازی شکل هیدروژن (H) و هلیم (He) است.
- تناوب‌های دوم و سوم هر یک دارای ۸ عنصر اصلی است که با یک فلز قلیایی آغاز شده و به یک گاز نجیب پایان می‌یابد (تناوب دوم از Li تا Ne و تناوب سوم از Na تا Ar).
- تناوب‌های چهارم و پنجم، هر یک دارای ۱۸ عنصر است که اینها نیز با یک فلز قلیایی آغاز می‌شوند و به یک گاز نجیب پایان می‌یابند. ۸ عنصر در هر یک از این تناوب‌ها اصلی هستند (گروه‌های IA تا VIIIA) و ۱۰ عنصر نیز واسطه به شمار می‌روند (گروه‌های B) که به شیوه‌ی خاصی میان دو گروه IIA و IIIA قرار گرفته‌اند.
- تناوب ششم دارای ۳۲ عنصر است که شامل ۸ عنصر اصلی در گروه‌های IA تا VIIIA، ۱۰ عنصر واسطه (گروه‌های B) و ۱۴ عنصر هم‌معروف به لانتانیدها که در یک ردیف زیر جدول قرار دارند (ردیف بالایی).

جدول تناوبی عناصر

۱	۱/IA <b>H</b> هیدروژن ۱	۲/IA <b>Li</b> لیتیم ۳	۳/IIA <b>Na</b> سدیم ۱۱	۴/IIIA <b>K</b> پتاسیم ۱۹	۵/IVA <b>Rb</b> روبیوم ۳۷	۶/VB <b>Cs</b> سزیم ۵۵	۷/VIA <b>Fr</b> فرانسیم ۸۷	۸/VIIA <b>He</b> هلیوم ۲
۲	۱۰/IIA <b>Be</b> بریلیم ۴	۱۱/IIIA <b>Mg</b> منیزیم ۱۲	۱۲/IIIA <b>Ca</b> کلسیم ۲۰	۱۳/IIIA <b>Sr</b> استرانسیم ۳۸	۱۴/IIIA <b>Ba</b> باریم ۵۶	۱۵/IIIA <b>Ra</b> رادیوم ۸۸	۱۶/VIIA <b>Ne</b> نون ۱۰	۱۷/VIIA <b>Ar</b> آرگون ۱۸
۳	۱۳/IIIA <b>B</b> بور ۵	۱۴/IIIA <b>Al</b> آلومینیم ۱۳	۱۵/IIIA <b>Si</b> سیلیسیم ۱۴	۱۶/IIIA <b>Ge</b> ژرمانیم ۳۲	۱۷/IIIA <b>Sn</b> قلع ۵۰	۱۸/IIIA <b>Pb</b> سرب ۸۲	۱۹/VIIA <b>F</b> فلور ۹	۲۰/VIIA <b>Cl</b> کلر ۱۷
۴	۱۶/IIIA <b>C</b> کربن ۶	۱۷/IIIA <b>N</b> نیتروژن ۷	۱۸/IIIA <b>O</b> اکسیژن ۸	۱۹/IIIA <b>P</b> فسفر ۱۵	۲۰/IIIA <b>As</b> آرسنیک ۳۳	۲۱/IIIA <b>Sb</b> آنتیموان ۵۱	۲۲/VIIA <b>O</b> اکسیژن ۸	۲۳/VIIA <b>S</b> کوکرد ۱۶
۵	۱۹/IIIA <b>B</b> بور ۵	۲۰/IIIA <b>C</b> کربن ۶	۲۱/IIIA <b>N</b> نیتروژن ۷	۲۲/IIIA <b>O</b> اکسیژن ۸	۲۳/IIIA <b>P</b> فسفر ۱۵	۲۴/IIIA <b>As</b> آرسنیک ۳۳	۲۵/VIIA <b>F</b> فلور ۹	۲۶/VIIA <b>Cl</b> کلر ۱۷
۶	۲۲/IIIA <b>Al</b> آلومینیم ۱۳	۲۳/IIIA <b>Si</b> سیلیسیم ۱۴	۲۴/IIIA <b>P</b> فسفر ۱۵	۲۵/IIIA <b>As</b> آرسنیک ۳۳	۲۶/IIIA <b>Sb</b> آنتیموان ۵۱	۲۷/IIIA <b>Bi</b> بیسموت ۸۳	۲۸/VIIA <b>F</b> فلور ۹	۲۹/VIIA <b>Cl</b> کلر ۱۷
۷	۲۵/IIIA <b>Ge</b> ژرمانیم ۳۲	۲۶/IIIA <b>Sn</b> قلع ۵۰	۲۷/IIIA <b>Pb</b> سرب ۸۲	۲۸/IIIA <b>Bi</b> بیسموت ۸۳	۲۹/IIIA <b>Po</b> پولونیم ۸۴	۳۰/IIIA <b>At</b> استاتین ۸۵	۳۱/VIIA <b>F</b> فلور ۹	۳۲/VIIA <b>Cl</b> کلر ۱۷

۱	۳۳/IIIA <b>Al</b> آلومینیم ۱۳	۳۴/IIIA <b>Si</b> سیلیسیم ۱۴	۳۵/IIIA <b>P</b> فسفر ۱۵	۳۶/IIIA <b>As</b> آرسنیک ۳۳	۳۷/IIIA <b>Sb</b> آنتیموان ۵۱	۳۸/IIIA <b>Bi</b> بیسموت ۸۳	۳۹/IIIA <b>Po</b> پولونیم ۸۴	۴۰/IIIA <b>At</b> استاتین ۸۵
۲	۴۱/IIIA <b>Sc</b> اسکاندیم ۲۱	۴۲/IIIA <b>Ti</b> تیتانیوم ۲۲	۴۳/IIIA <b>V</b> وانادیم ۲۳	۴۴/IIIA <b>Cr</b> کروم ۲۴	۴۵/IIIA <b>Mn</b> منگنز ۲۵	۴۶/IIIA <b>Fe</b> آهن ۲۶	۴۷/IIIA <b>Co</b> کوبالت ۲۷	۴۸/IIIA <b>Ni</b> نیکل ۲۸
۳	۵۱/IIIA <b>Rb</b> روبیوم ۳۷	۵۲/IIIA <b>Cs</b> سزیم ۵۵	۵۳/IIIA <b>Fr</b> فرانسیم ۸۷	۵۴/IIIA <b>He</b> هلیوم ۲	۵۵/IIIA <b>Ne</b> نون ۱۰	۵۶/IIIA <b>Ar</b> آرگون ۱۸	۵۷/IIIA <b>Kr</b> کریپتون ۳۶	۵۸/IIIA <b>Xe</b> زنون ۵۴
۴	۶۱/IIIA <b>La</b> لائان ۵۷	۶۲/IIIA <b>Ba</b> باریم ۵۶	۶۳/IIIA <b>Ra</b> رادیوم ۸۸	۶۴/IIIA <b>Ac</b> اکتیوم ۸۹	۶۵/IIIA <b>Th</b> توریم ۹۰	۶۶/IIIA <b>Pa</b> پروتکتینیم ۹۱	۶۷/IIIA <b>U</b> اورانیم ۹۲	۶۸/IIIA <b>Np</b> نپتونیوم ۹۳
۵	۷۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۷۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۷۳/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۷۴/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۷۵/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۷۶/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۷۷/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۷۸/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲
۶	۸۱/IIIA <b>Tl</b> تالیوم ۸۱	۸۲/IIIA <b>Pb</b> سرب ۸۲	۸۳/IIIA <b>Bi</b> بیسموت ۸۳	۸۴/IIIA <b>Po</b> پولونیم ۸۴	۸۵/IIIA <b>At</b> استاتین ۸۵	۸۶/IIIA <b>Rn</b> رادون ۸۶	۸۷/IIIA <b>Fr</b> فرانسیم ۸۷	۸۸/IIIA <b>Ra</b> رادیوم ۸۸
۷	۹۱/IIIA <b>Ac</b> اکتیوم ۸۹	۹۲/IIIA <b>Th</b> توریم ۹۰	۹۳/IIIA <b>Pa</b> پروتکتینیم ۹۱	۹۴/IIIA <b>U</b> اورانیم ۹۲	۹۵/IIIA <b>Np</b> نپتونیوم ۹۳	۹۶/IIIA <b>Pu</b> پلوتونیوم ۹۴	۹۷/IIIA <b>Am</b> آمرسیم ۹۵	۹۸/IIIA <b>Cm</b> کورنم ۹۶
۸	۱۰۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۱۰۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۱۰۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۱۰۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۱۰۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۱۰۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۱۰۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۱۰۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳
۹	۱۱۱/IIIA <b>Tl</b> تالیوم ۸۱	۱۱۲/IIIA <b>Pb</b> سرب ۸۲	۱۱۳/IIIA <b>Bi</b> بیسموت ۸۳	۱۱۴/IIIA <b>Po</b> پولونیم ۸۴	۱۱۵/IIIA <b>At</b> استاتین ۸۵	۱۱۶/IIIA <b>Rn</b> رادون ۸۶	۱۱۷/IIIA <b>Fr</b> فرانسیم ۸۷	۱۱۸/IIIA <b>Ra</b> رادیوم ۸۸
۱۰	۱۲۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۱۲۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۱۲۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۱۲۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۱۲۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۱۲۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۱۲۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۱۲۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳

۱	۱۳۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۱۳۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۱۳۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۱۳۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۱۳۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۱۳۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۱۳۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۱۳۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳
۲	۱۴۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۱۴۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۱۴۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۱۴۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۱۴۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۱۴۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۱۴۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۱۴۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳
۳	۱۵۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۱۵۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۱۵۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۱۵۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۱۵۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۱۵۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۱۵۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۱۵۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳

۱	۱۶۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۱۶۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۱۶۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۱۶۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۱۶۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۱۶۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۱۶۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۱۶۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳
۲	۱۷۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۱۷۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۱۷۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۱۷۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۱۷۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۱۷۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۱۷۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۱۷۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳
۳	۱۸۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۱۸۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۱۸۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۱۸۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۱۸۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۱۸۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۱۸۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۱۸۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳

۱	۱۹۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۱۹۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۱۹۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۱۹۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۱۹۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۱۹۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۱۹۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۱۹۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳
۲	۲۰۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۲۰۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۰۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۲۰۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۲۰۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۲۰۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۰۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۲۰۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳
۳	۲۱۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۲۱۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۱۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۲۱۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۲۱۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۲۱۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۱۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۲۱۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳

۱	۲۲۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۲۲۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۲۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۲۲۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۲۲۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۲۲۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۲۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۲۲۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳
۲	۲۳۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۲۳۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۳۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۲۳۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۲۳۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۲۳۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۳۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۲۳۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳
۳	۲۴۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۲۴۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۴۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۲۴۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۲۴۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۲۴۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۴۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۲۴۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳

۱	۲۵۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۲۵۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۵۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۲۵۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۲۵۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۲۵۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۵۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۲۵۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳
۲	۲۶۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۲۶۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۶۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۲۶۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۲۶۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۲۶۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۶۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۲۶۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳
۳	۲۷۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۲۷۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۷۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۲۷۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۲۷۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۲۷۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۷۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۲۷۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳

۱	۲۸۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۲۸۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۸۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۲۸۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۲۸۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۲۸۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۸۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۲۸۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳
۲	۲۹۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۲۹۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۹۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۲۹۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۲۹۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۲۹۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۲۹۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۲۹۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳
۳	۳۰۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۳۰۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۳۰۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۳۰۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۳۰۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۳۰۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۳۰۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۳۰۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳

۱	۳۱۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۳۱۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۳۱۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۳۱۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۳۱۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۳۱۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۳۱۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۳۱۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳
۲	۳۲۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۳۲۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۳۲۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۳۲۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۳۲۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۳۲۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۳۲۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۳۲۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳
۳	۳۳۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۳۳۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۳۳۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۳۳۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۳۳۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۳۳۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۳۳۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۳۳۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳

۱	۳۴۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۳۴۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۳۴۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۳۴۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۳۴۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۳۴۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۳۴۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۳۴۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳
۲	۳۵۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۳۵۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۳۵۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۳۵۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۳۵۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۳۵۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۳۵۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۳۵۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳
۳	۳۶۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۳۶۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۳۶۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۳۶۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۳۶۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۳۶۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۳۶۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۳۶۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳

۱	۳۷۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۳۷۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۳۷۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۳۷۴/IIIA <b>Er</b> اریتم ۶۸	۳۷۵/IIIA <b>Tm</b> تولیم ۶۹	۳۷۶/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۳۷۷/IIIA <b>No</b> نولیم ۱۰۲	۳۷۸/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳
۲	۳۸۱/IIIA <b>Lu</b> لوتسیم ۷۱	۳۸۲/IIIA <b>Yb</b> ایتربیم ۷۰	۳۸۳/IIIA <b>Lr</b> لارنسیم ۱۰۳	۳۸۴/IIIA <b>Er</b> اریتم				

– تناوب هفتم ناقص است و در صورتی که عنصرهای جدیدی در آزمایشگاه‌های تحقیقات هسته‌ای ساخته شوند، قاعدتاً در این تناوب قرار می‌گیرند. این عنصرها با فلز قلیایی و پرتوزای فرانسیم آغاز می‌شود. عنصر دوم آن‌ها فلز پرتوزای رادیم (Ra) است. ۱۴ عنصر پرتوزای دیگر آن‌ها به نام اکتینیدها در یک ردیف زیر سری قبلی لاتناید‌ها قرار گرفته‌اند. همان‌طور که در جدول مزبور دیده می‌شود، تناوب هفتم ناقص است و فقط شامل چند عنصر پرتوزای مصنوعی دیگر است که در بخش پایینی گروه‌های B قرار دارند.

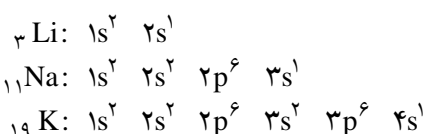
### ساختار گروه‌های جدول تناوبی با توجه به آرایش الکترونی عنصرهای آن‌ها

در این بخش به رابطه‌ای که میان آرایش الکترونی اتم یک عنصر و بسیاری از خواص آن برقرار است اشاره می‌کنیم. در این میان آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت و موقعیت عنصر در جدول تناوبی نقش اساسی دارد. بجاست که در پرتو این نکات، مروری بر عنصرهای ۸ گروه اصلی A و ۱۰ گروه فرعی B، در جدول تناوبی داشته باشیم. ضمناً جدول ۴-۱ که خاص گروه‌های ۸ گانه‌ی اصلی است نیز در این مورد سودمند است.

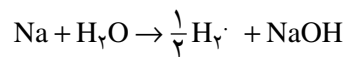
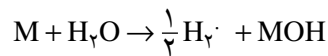
جدول ۴-۱ – عنصرهای اصلی جدول تناوبی و آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت آن‌ها

گروه	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
تعداد الکترون‌ها در لایه‌ی بیرونی	۱	۲	۳	۴	۵	۶	۷	(به استثنای He) ۸
تناوب اول	H!							He:
تناوب دوم	Li!	Be:	B!	C!	N!	O:	F:	Ne:
تناوب سوم	Na!	Mg:	Al!	Si!	P!	S:	Cl:	Ar:
تناوب چهارم	K!	Ca:	Ga!	Ge!	As!	Se:	Br:	Kr:
تناوب پنجم	Rb!	Sr:	In!	Sn!	Sb!	Te:	I:	Xe:
تناوب ششم	Cs!	Ba:	Tl!	Pb!	Bi!	Po:	At:	Rn:
تناوب هفتم	Fr!	Ra:						

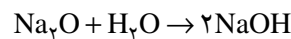
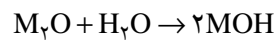
گروه IA (خانواده‌ی فلزهای قلیایی یا گروه لیتیم): آرایش الکترونی عنصرهای این گروه به تراز  $ns^1$  ختم می‌شود. نماد n نشان دهنده‌ی شماره‌ی آخرین لایه‌ی الکترونی (لایه‌ی ظرفیت) است. به سه مثال زیر توجه کنید:



لایه‌ی ظرفیت اتم لیتیم ۲s و ۲p، اتم سدیم ۳s و ۳p و اتم پتاسیم ۴s و ۴p است. بدیهی است که اوربیتال‌های p در آن‌ها خالی است. همان‌طور که آموختید، مقدار انرژی یونش لازم برای جدا کردن تنها الکترون موجود در لایه‌ی ns فلزهای قلیایی نسبتاً کم است و این عنصرها در واکنش با عنصرهای دیگری همچون کلر، این الکترون را به آسانی از دست می‌دهند و به یونی با بار +۱ تبدیل می‌شوند. خواص فلزی قوی این عنصرها و واکنش پذیری شدید آن‌ها نیز دلالت بر آمادگی زیاد برای تبدیل شدن به یون  $M^+$  دارد. برای مثال، این فلزها به شدت با آب واکنش می‌دهند و  $\frac{1}{4}$  مول گاز  $H_2$  به ازای مصرف یک مول فلز M پدید می‌آورند. فرمول معادله‌ی عمومی واکنش فلزهای این خانواده با آب و مثال آن که مربوط به سدیم است، به قرار زیر است:



اکسیدهای فلزی این خانواده به شدت بازی هستند و با آب تولید هیدروکسید فلز می‌کنند که در آب محلول است.



مثال ۳-۱-۳۹/ گرم فلز قلیایی مجهول با آب به شدت واکنش می‌کند و ۱۱۲ سانتیمتر مکعب گاز هیدروژن در شرایط دما و فشار استاندارد پدید می‌آورد. با استفاده از جدول تناوبی، نام این فلز، همچنین آرایش الکترونی و عدد اتمی آن را مشخص کنید.

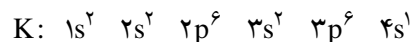
پاسخ:

$$112 \text{ cm}^3 \rightarrow 39^\circ / \text{گرم فلز قلیایی}$$

$$M \quad \frac{1}{4} \times 22400 \text{ cm}^3$$

$$M = 39 \text{ گرم (جرم اتمی فلز)}$$

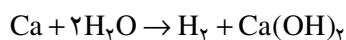
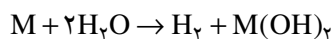
با در دست داشتن جرم اتمی به جدول تناوبی مراجعه می‌کنیم و متوجه می‌شویم که این فلز پتاسیم است که در آغاز تناوب چهارم قرار دارد. بنابراین، آرایش الکترونی آخرین لایه آن  $4s^1$  است. از این رو، آرایش الکترونی آن، باید به صورت زیر باشد:



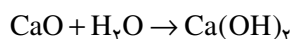
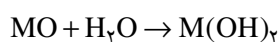
عدد اتمی آن نیز ۱۹ است، زیرا ۱۹ پروتون دارد.

**گروه IIA (خانواده‌ی فلزهای قلیایی خاکی یا گروه بریلیم):** آرایش الکترونی عنصرهای این گروه به تراز انرژی  $ns^2$  ختم می‌شود. چون در لایه‌ی ظرفیت ۲ الکترون دارند، انرژی نخستین و دومین یونش آن‌ها نسبتاً کم و سومین یونش آن‌ها همراه با جهش بزرگ است بنابراین، این عنصرها به جز بریلیم ۲ الکترون لایه‌ی ظرفیت خود را به راحتی از دست می‌دهند و به یون +۲ تبدیل می‌شوند. فعالیت شیمیایی فلزهای گروه IIA اندکی کم‌تر از IA است. برای مثال، در تناوب چهارم، واکنش فلز کلسیم با آب، برخلاف فلز پتاسیم، نسبتاً آرام است. فرمول کلی معادله‌ی واکنش و مثال آن

که مربوط به کلسیم است، به قرار زیر است. در اینجا یک مول گاز هیدروژن به ازای یک مول فلز آزاد می‌شود.



اکسیدهای فلزی این خانواده به فرمول کلی MO نیز از جمله‌ی بازهای قوی به شمار می‌آیند، اسیدها را خنثی می‌کنند و اغلب آن‌ها با آب، هیدروکسید فلز به وجود می‌آورد.

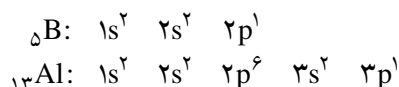


(آهک مرده و آب آهک) (آهک زنده)

پرسش ۳-۱-۸/۷۶ گرم از یک فلز قلیایی خاکی مجهول با آب به شدت واکنش داده است. حجم گاز آزاد شده در شرایط دما و فشار استاندارد ۲/۲۴ لیتر است.

با استفاده از جدول تناوبی، نام این فلز، همچنین آرایش الکترونی آن را مشخص کنید.

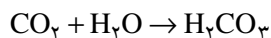
گروه IIIA (خانواده‌ی بور): آرایش الکترونی عنصرهای این گروه به  $ns^2np^1$  ختم می‌شود. از این رو اتم‌های این عنصرها در لایه‌ی ظرفیت خود سه الکترون دارند. به بیان دیگر، انرژی‌های نخستین، دومین و سومین یونش آن‌ها نسبتاً کم، اما انرژی چهارمین یونش آن‌ها همراه با جهش بزرگ است. مهم‌ترین عنصر این گروه فلز آلومینیم است. آرایش الکترونی اتم‌های بور و آلومینیم به قرار زیر است:



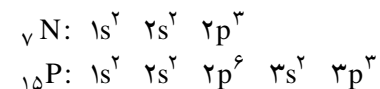
بور نخستین عنصر این گروه یک عنصر نافلزی است. آلومینیم یک عنصر فلزی است، اما خواص فلزی آن در مقایسه با منیزیم از گروه IIA به میزان قابل ملاحظه‌ای کم‌تر است و در واقع یک عنصر دو خصلتی است. هم با اسیدها و هم با بازها واکنش می‌دهد.

گروه IVA (گروه کربن): آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت عنصرهای این گروه به  $ns^2np^2$  ختم می‌شود. مثال آن‌ها عنصر کربن با آرایش الکترونی  $1s^2 2s^2 2p^2$ ؛ C است. خصلت نافلزی در این گروه از عنصرها نسبت به گروه IIIA آشکارتر است. در عنصرهای پایین‌تر این گروه از خصلت نافلزی کاسته و بر خصلت فلزی افزوده می‌شود به طوری که کربن نافلز، سیلیسیم و ژرمانیم شبه فلز، قلع و سرب فلز محسوب می‌شوند.

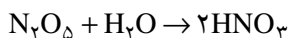
کربن در اکسیژن می‌سوزد و  $CO_2$  می‌دهد که در آب خاصیت اسیدی دارد.



گروه VA (گروه نیتروژن): آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت عنصرهای این گروه به  $ns^2np^3$  ختم می‌شود. به آرایش الکترونی دو عنصر نیتروژن و فسفر در این گروه توجه شود:



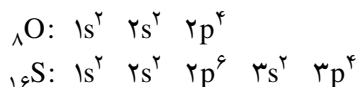
در این گروه نسبت به گروه پیشین، خصلت نافلزی آشکارتر است. نیتروژن، اکسیدی به فرمول  $N_2O_5$  (دی نیتروژن پنتوکسید) تشکیل می دهد که در آب نیتریک اسید پدید می آورد.



فسفر دومین عنصر این گروه نیز خصلت نافلزی قابل توجهی دارد. بیسموت (Bi) پایین ترین عنصر این گروه را می توان فلز دانست.

گروه VI (گروه اکسیژن): آرایش الکترونی عنصرهای این گروه به  $ns^2 np^4$  ختم می شود

مانند:



خصلت نافلزی این عنصرها که در سمت راست جدول تناوبی قرار دارند، در مقایسه با گروه های پیشین بیش تر است. به همین دلیل به آسانی با کسب ۲ الکترون به آرایش الکترونی گاز نجیب بعدی می رسند (مانند یون های منفی اکسید،  $O^{2-}$ ، و سولفید،  $S^{2-}$ ). گوگرد با اکسیژن معمولاً دو نوع اکسید به شرح زیر پدید می آورد:

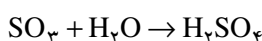
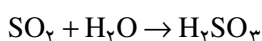
گاز گوگرد دیوکسید  $SO_2$  عدد اکسایش آن +۴ است

گوگرد تریوکسید  $SO_3$  عدد اکسایش آن +۶ است

این اکسیدها در آب حل می شوند و اسید پدید می آورند.

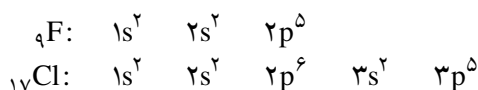
سولفورو اسید (اسید ضعیف)

سولفوریک اسید (اسید قوی)



گروه VIIA (خانواده هالوژن ها): آرایش الکترونی لایه ی ظرفیت این عنصرها  $ns^2 np^5$

است مانند:

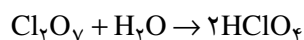


خصلت نافلزی این گروه از عنصرها نسبت به عنصرهای هم دوره ی آن ها در گروه های قبلی بیش تر است. اتم این عنصرها با گرفتن یک الکترون از فلزها به آنیون هایی با نماد کلی  $X^-$  مانند  $Cl^-$  تبدیل می شوند.

فلوئور را که نخستین عنصر این گروه است، می توان واکنش پذیرترین نافلز دانست.

کلر، اکسیدی به فرمول  $Cl_2O_7$  پدید می آورد که عدد اکسایش کلر در آن +۷ است. این

اکسید در آب خاصیت اسیدی قوی دارد.



پرکلریک اسید دی کلر هپتوکسید

گروه VIII A (گاز های نجیب): آرایش الکترونی عنصرهای این گروه به  $ns^2 np^6$  می رسد

۱- در آینده خواهید دید که در این گونه موارد، به جای مفهوم محدود ظرفیت، از مفهوم کلی تر «عدد اکسایش» استفاده

می شود و مثلاً می گویند عدد اکسایش گوگرد در  $SO_2$  برابر +۴، در  $SO_3$  برابر +۶ و در  $H_2S$  برابر -۲ است.



الف) توده ی بزرگی از گوگرد در انتظار ورود به مجتمع سولفوریک اسیدسازی. گوگرد را می سوزانند و  $SO_2$  پدید می آورند. این گاز را به کمک کاتالیزگر به  $SO_3$  و سپس به  $H_2SO_4$  تبدیل می کنند.



ب) تعبیه ی مخزن های بزرگ سوخت مایع در فضاپیما ی شاتل. به حجم بسیار بزرگ مخزن هیدروژن نسبت به مخزن اکسیژن توجه کنید. گرمای واکنش سوختن هیدروژن مایع بسیار زیاد است.

شکل ۱۷-۱ برخی کاربردها برای عنصرهای گروه VIA

(بجز هلیوم که  $ns^2$  است). به علت پرشدن اوربیتال‌ها، عنصرهای این گروه تمایل به کسب الکترون و تشکیل آنیون ندارند و به علت بالا بودن انرژی یونش برای واکنش با سایر عنصرها از خود تمایلی نشان نمی‌دهند. عنصرهای پایینی آن‌ها مانند زنون (Xe) با دشواری در برخی واکنش‌ها شرکت می‌کنند. (مثلاً زنون با فلئوئور ترکیبی به فرمول  $XeF_4$  پدید می‌آورد).

### عنصرهای واسطه d

همان‌طور که دیدید، در اتم‌های عنصرهای گروه‌های IA و IIA که در سمت چپ جدول هستند، اوربیتال تراز s لایه‌ی ظرفیت آن‌ها در حال اشغال شدن است. در اتم‌های عنصرهای گروه‌های اصلی IIIA تا VIIIA نیز که در سمت راست جدول قرار دارند، اوربیتال‌های p لایه‌ی ظرفیت آن‌ها در حال اشغال شدن است. اوربیتال‌های تراز d در اتم‌های عنصرهای واسطه که طی  $10^{\circ}$  گروه B میان آن دو دسته قرار دارند، نیز در جای خود به وسیله‌ی الکترون‌ها اشغال می‌شوند. می‌دانید که هر 5 اوربیتال d موجود در هر یک از لایه‌های اصلی سوم به بعد، جمعاً به وسیله  $10^{\circ}$  الکترون قابل پرشدن هستند. برای مثال، در تناوب چهارم، اوربیتال‌های  $3d$  به تدریج و طی  $10^{\circ}$  عنصر (از فلز اسکاندیم  $21Sc$  تا فلز روی  $30Zn$ ) پر می‌شوند. همان‌طور که قبلاً دانستیم، زمانی نوبت پرشدن اوربیتال‌های  $3d$  شروع می‌شود که اوربیتال  $4s$  پر شده باشد (قبلاً دیده شد که این اوربیتال در دو مورد  $Cu$  و  $Cr$  به صورت  $4s^1$  است و نه  $4s^2$ ). همه عنصرهای واسطه فلز هستند و کاربرد فراوانی در ساختن ابزار، ماشین‌آلات و دستگاه‌های صنایع شیمیایی دارند.

مهم‌ترین ویژگی‌های مشترک عنصرهای واسطه d (بجز برخی محدودیت‌ها و استثناها) به شرح زیر است:

- ۱- چگالی آن‌ها نسبتاً زیاد است. برای مثال، چگالی آهن که در ردیف اول این عنصرها (تناوب چهارم جدول) قرار دارد،  $7/86$  گرم بر سانتی‌متر مکعب است.
- ۲- دمای ذوب آن‌ها نسبتاً بالاست. برای مثال، دمای ذوب آهن  $C$   $1535$  است.
- ۳- این عنصرها اکثر ترکیب‌های رنگین پدید می‌آورند (بجز ترکیب‌های عنصر روی که اوربیتال‌های d آن پر و به  $d^0$  رسیده است. ترکیب‌های روی سفید رنگ و محلول آن‌ها در آب بی‌رنگ است).
- ۴- این عنصرها می‌توانند بیش از یک عدد اکسایش داشته باشند. مانند آهن (II) و آهن (III) و یا مس (I) و مس (II).
- ۵- هم این فلزها و هم برخی از ترکیب‌های آن‌ها اغلب نقش کاتالیزگر را در واکنش‌های شیمیایی بازی می‌کنند (مانند  $MnO_2$  در تهیه‌ی اکسیژن از  $H_2O_2$  یا  $Ni$  در تبدیل روغن مایع به روغن نباتی جامد).



۱-۱ با مراجعه به جدول تناوبی عناصر آرایش الکترونی اتم‌ها و یون‌های زیر را با استفاده از نمادهای  $s, p, d, f$  بنویسید. توجه کنید که در تشکیل یون‌های فلزهای واسطه الکترون‌ها ابتدا از تراز انرژی  $4s$  برداشته می‌شوند.

الف)  $He^+$  (ب)  $N^{3-}$  (ج)  $Fe$  (د)  $Mg^{2+}$  (ه)  $S^{2-}$   
 و)  $Cl$  (ز)  $Mn^{2+}$  (ح)  $B$  (ط)  $O^{2-}$  (ی)  $O^+$

۱-۲ جدول زیر را کامل کنید.

ترازهای اصلی	تعداد و نوع اوربیتال‌های هر تراز	حداکثر گنجایش هر مجموعه اوربیتال	حداکثر تعداد الکترون‌های هر تراز اصلی
تراز اول			
تراز دوم			
تراز سوم			
تراز چهارم			

۱-۳ در اتم نئون براساس انرژی‌های یونش متوالی چند گروه الکترونی قابل تشخیص است؟ جهش‌های عمده انرژی‌های یونش در کدام الکترون‌ها اتفاق می‌افتد؟

۱-۴ در تناوب چهارم چند عنصر وجود دارد؟ چه تعداد از آن‌ها به عنوان عنصرهای واسطه شناخته می‌شوند؟ کدام عنصر این تناوب با از دست دادن سه الکترون به آرایش الکترونی یک گاز نجیب می‌رسد؟ (به جدول تناوبی مراجعه کنید)

۱-۵ تعداد الکترون‌ها و پروتون‌ها و نوترون‌ها را برای هر یک از اتم‌های  $^{15}P$ ،  $^{21}Sc$ ،  $^{18}Ar$ ،  $^{14}N$  مشخص کنید.

۱-۶ در گروه IIIA آلومینیم یک فلز دو خصلتی است. واکنش آن را با هیدروکلریک اسید و سدیم هیدروکسید بنویسید (راهنمایی: از انحلال آلومینیم هیدروکسید در سدیم هیدروکسید یون  $Al(OH)_4^-$  تشکیل می‌شود).

۱-۷ از واکنش فلز آلومینیم با گاز فلوئور چه محصولی به دست می‌آید تشکیل این محصول را براساس آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت این دو عنصر توضیح دهید.

۱-۸ آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت چهار عنصر به شرح زیر است:

الف)  $3s^1$  (ب)  $3s^2 3p^2$  (ج)  $2s^2 2p^5$  (د)  $4s^2$

بدون مراجعه به جدول تناوبی عنصرها

الف) عدد اتمی هر عنصر را مشخص کنید.

ب) هر یک از این عنصرها در کدام گروه و کدام تناوب قرار دارد؟

۱-۹ خواص عنصری با عدد اتمی  $10$  با خواص کدام عنصر از بین عنصرهای با اعداد

اتمی  $9, 11, 16, 18$  و  $28$  مشابه است؟

### پیوندهای شیمیایی

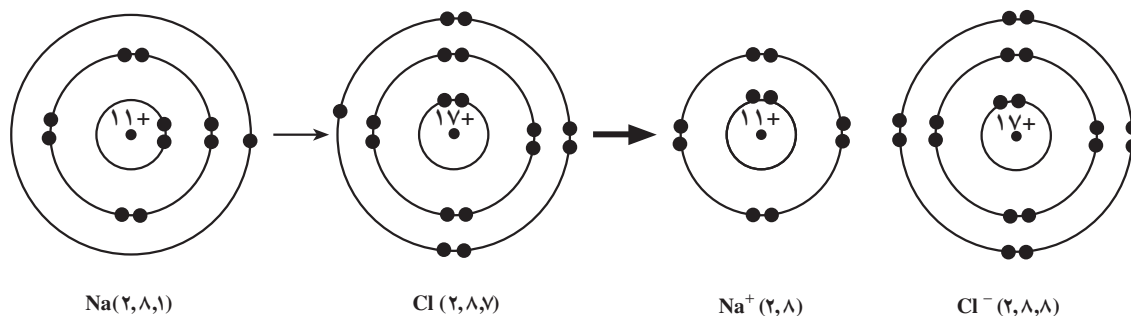
هدف‌های رفتاری: فراگیر پس از پایان این فصل باید بتواند:

- ۱- چگونگی تشکیل پیوند یونی را میان یک فلز و یک نافلز بیان کند.
- ۲- مفهوم عدد کوئوردیناسیون را برای یون‌های سدیم یا کلرید در بلور سدیم کلرید بیان کند.
- ۳- چگونگی تشکیل پیوند کووالانسی را در مولکول هیدروژن شرح دهد.
- ۴- آرایش الکترون - نقطه‌ای مولکول‌های ساده را رسم کند و شکل مولکول‌ها را براساس نیروهای دافعه متقابل جفت الکترون‌های لایه‌ی ظرفیت اتم مرکزی پیش‌بینی کند.
- ۵- تشکیل پیوند داتیو را بین مولکول آمونیاک و مولکول هیدروژن کلرید توضیح دهد.
- ۶- با استفاده از مدل ساده‌ی پیوند فلزی و مفهوم الکترون‌های نامستقر، برخی خواص فیزیکی و مکانیکی فلزها را توجیه کند.
- ۷- مفهوم مدل را تعریف کند.
- ۸- براساس معادله شیمیایی یک محاسبه کمی انجام دهد.
- ۹- فرمول نویسی و نامگذاری ترکیبات معدنی را انجام دهد.
- ۱۰- طبقه‌بندی برخی از واکنش‌های شیمیایی را توضیح دهد.

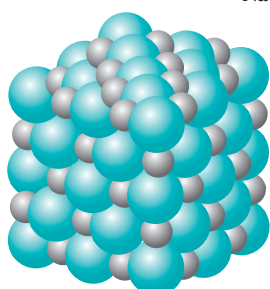
#### ۲-۱ پیوند یونی

با توجه به آرایش الکترونی اتم‌های عنصرها می‌توان گفت که فلزهای سمت چپ جدول تناوبی که انرژی یونش آن‌ها به نسبت کم است، با نافلزهایی همچون فلورئور، کلر و اکسیژن در سمت راست جدول تناوبی، که انرژی یونش آن‌ها به نسبت زیاد است، ترکیب می‌شوند و نمک‌های متبلور تشکیل می‌دهند. برای مثال، از واکنش سدیم که فلزی به شدت واکنش‌پذیر است با کلر که به صورت مولکول دو اتمی  $Cl_2$  است و گازی سمّی است جامدی سخت، متبلور و سفید رنگ حاصل می‌شود که آن را به عنوان سدیم کلرید می‌شناسیم و خواصی به کلی متفاوت با خواص هریک از دو عنصر سازنده‌ی این نمک دارد. به عنوان مثال، از سدیم کلرید در رژیم غذایی خود، البته به مقدار کم استفاده می‌کنیم. در این واکنش اتم سدیم با از دست دادن تنها الکترون ظرفیت خود به صورت یون مثبت  $Na^+$  با آرایش الکترونی گاز نجیب نئون درمی‌آید و در مقابل اتم کلر با پذیرفتن یک الکترون به یون منفی  $Cl^-$  با

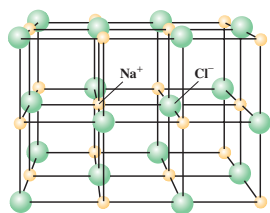
آرایش الکترونی گاز نجیب آرگون تبدیل می‌شود. تشکیل زوج یون  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$  براساس مدل سیاره‌ای بوهر در شکل ۱-۲ نشان داده شده است.



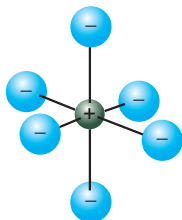
شکل ۱-۲- نمایش تشکیل زوج یون  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$  براساس مدل سیاره‌ای بوهر



$\text{Na}^+$      $\text{Cl}^-$   
 (الف) مدل فضا پُرکن برای  
 سدیم کلرید



(ب) مدل گلوله و میله برای سدیم کلرید. یون‌های کلرید در اطراف یون سدیم آرایش هندسی هشت‌وجهی ایجاد می‌کنند. به همین ترتیب یون‌های سدیم در اطراف یون کلرید آرایش هشت‌وجهی دارند.



(ج) نمایش آرایش هشت‌وجهی یون‌های کلرید در پیرامون یون سدیم.

شکل ۲-۲

ساختار بلور سدیم کلرید: عکسبرداری با پرتو ایکس نشان می‌دهد که بلور سدیم کلرید ساختار مکعبی دارد و در آن یون‌های  $\text{Na}^+$  و  $\text{Cl}^-$  به‌طور یک در میان محل‌های ثابتی را در این ساختار سه‌بعدی اشغال کرده‌اند. چنانچه این یون‌ها را به‌صورت گوی‌های کروی و سختی تصور کنیم، می‌توانیم انباشتگی آن‌ها را برای ایجاد یک ساختار مکعبی به‌صورتی که در شکل ۲-۲ الف نشان داده شده است، در نظر بگیریم. چنین مدلی را یک مدل فضا پُرکن می‌نامیم. مدل دیگری که موقعیت فضایی یون‌های مثبت و منفی را به‌طور واضح‌تری مجسم می‌کند، مدل گلوله و میله است که در شکل ۲-۲ ب نشان داده شده است.

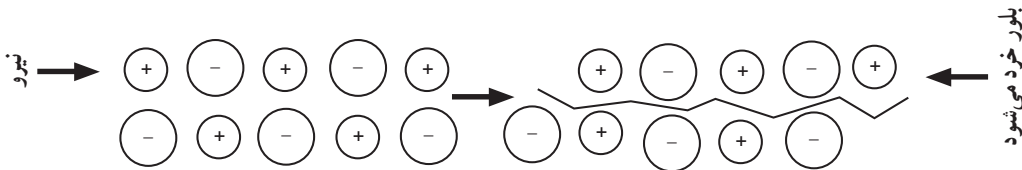
در ساختار مکعبی بلور سدیم کلرید هریک از یون‌های  $\text{Na}^+$  و  $\text{Cl}^-$  در نزدیک‌ترین فاصله نسبت به خود به‌وسیله‌ی شش یون با بار مخالف احاطه شده است و این شش یون یک آرایش هندسی هشت‌وجهی منظم (شکل ۲-۲ ج) را در اطراف یون مرکزی خود به‌وجود می‌آورند. در بلور سدیم کلرید عدد کوئوردیناسیون<sup>۱</sup> هریک از یون‌های مثبت و منفی برابر شش است. یون‌های سدیم و کلرید در بلور سدیم کلرید به‌وسیله‌ی نیروهای جاذبه الکتروستاتیک قوی که پیوند یونی نامیده می‌شود، به یکدیگر متصل هستند و اثر این نیروهای جاذبه در کلیه جهت‌ها ظاهر می‌شود. از خواص فیزیکی سدیم کلرید، می‌توان بالا بودن دمای ذوب، سخت و شکننده بودن آن و همچنین قابلیت هدایت الکتریکی به حالت مذاب و به‌صورت محلول آبی را ذکر کرد که این خواص براساس مدل یونی ارائه شده در بالا قابل توجیه است.

**بالا بودن دمای ذوب:** در جامدهای یونی بین یون‌های با بار مخالف نیروهای جاذبه الکتروستاتیک قوی وجود دارد، برای غلبه بر این نیروها و جدا کردن یون‌ها از یکدیگر به‌طوری که بتوانند آزادی حرکت داشته باشند باید انرژی زیادی صرف شود. از این رو، دمای ذوب سدیم کلرید و دیگر جامدهای یونی بالا است. برای مثال، دمای ذوب سدیم کلرید  $800^\circ\text{C}$  و منیزیم اکسید  $2800^\circ\text{C}(\text{MgO})$  است.

**سخت و شکننده بودن:** با توجه به وجود نیروهای جاذبه الکتروستاتیک قوی بین یون‌ها

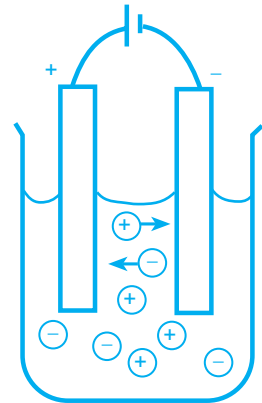
۱- تعداد یون‌های با بار مخالف که در اطراف یک یون معین قرار گرفته‌اند عدد کوئوردیناسیون آن یون نامیده می‌شود.

برای درهم ریختن ساختار بلور سدیم کلرید باید نیروی زیادی به کار برد. یک تکه بلور سدیم کلرید به آسانی خط بر نمی‌دارد ولی با ضربه‌ی چکش به راحتی خرد می‌شود. چنانچه وضعیت یون‌های سدیم و کلرید را نسبت به یکدیگر در یک لایه از این یون‌ها در نظر بگیریم، ملاحظه می‌شود که با وارد شدن نیرو و جا به جا شدن یک ردیف از یون‌ها نسبت به ردیف دیگر، بارهای همنام در کنار یکدیگر قرار می‌گیرند و نیروی دافعه‌ی حاصل، به از هم پاشیدن بلور کمک می‌کند (شکل ۲-۳).



شکل ۲-۳- بر اثر جا به جا شدن یک ردیف از یون‌ها، بارهای همنام یکدیگر را دفع می‌کنند و سبب فرو ریختن ساختار بلور می‌شوند.

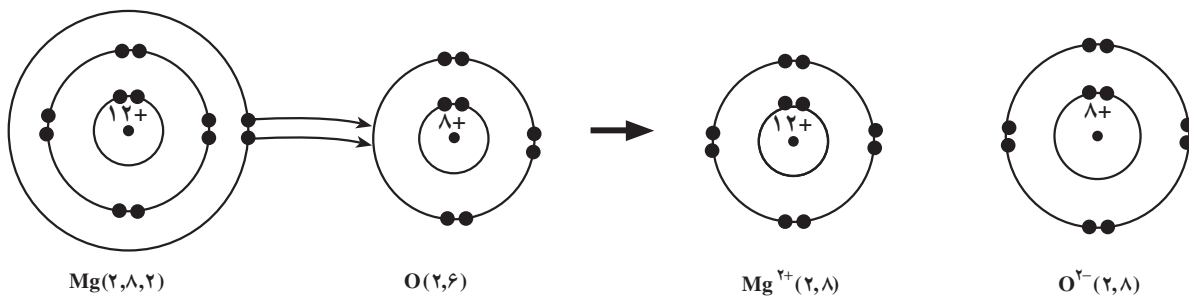
**قابلیت هدایت الکتریکی سدیم کلرید به صورت مذاب و در محلول:** در سدیم کلرید جامد چون یون‌ها محل‌های ثابتی را اشغال کرده‌اند و جز حرکت ارتعاشی در محل‌های خود حرکت دیگری ندارند، نمی‌توانند حامل جریان برق باشند ولی در حالت مذاب، یون‌های مثبت و منفی به علت داشتن آزادی حرکت می‌توانند با برقرار شدن یک اختلاف سطح الکتریکی به سمت الکترودی که بار مخالف دارد، حرکت کنند و به این ترتیب هادی جریان برق باشند (شکل ۲-۴). قابل ذکر است که استفاده از نیروی برق تنها راه کاهش یون‌های سدیم در حالت مذاب و تهیه‌ی سدیم فلزی است. در محلول آبی سدیم کلرید، یون‌ها به صورت آب پوشیده‌اند و می‌توانند آزادانه حرکت کنند و به این ترتیب هادی جریان برق هستند.



شکل ۲-۴- یون‌ها در سدیم کلرید مذاب بر اثر اختلاف سطح الکتریکی به سمت الکترودها هدایت می‌شوند.

## ۲-۲- سایر ترکیب‌های یونی

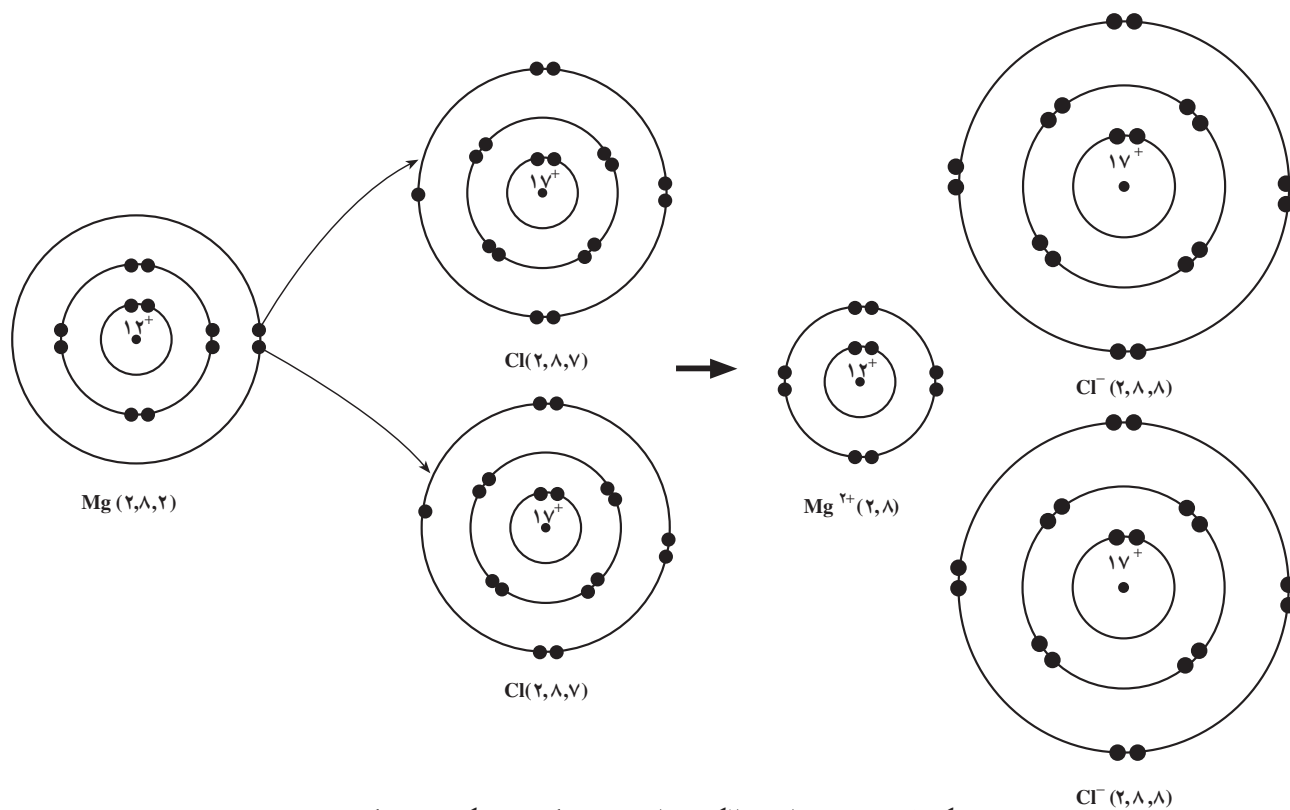
**منیزیم اکسید:** فلز منیزیم با ایجاد نور خیره‌کننده‌ای در گاز اکسیژن می‌سوزد و جامد سفید رنگ منیزیم اکسید تشکیل می‌شود. در این جامد سفید رنگ یون‌های منیزیم ( $Mg^{2+}$ ) و اکسید ( $O^{2-}$ ) وجود دارند که در کنار یکدیگر ساختار سه‌بعدی منیزیم اکسید را به وجود می‌آورند. تشکیل منیزیم اکسید را بر اساس مدل سیاره‌ای بوهر می‌توان به صورتی که در شکل ۲-۵ آمده است، نشان داد. در این واکنش هر اتم منیزیم با از دست دادن دو الکترون ظرفیت خود به صورت یون دوبار مثبت با آرایش الکترونی گاز نجیب نئون درآمده است و هر اتم اکسیژن نیز با پذیرفتن دو الکترون لایه‌ی ظرفیت



شکل ۲-۵- با انتقال الکترون‌ها از منیزیم به اکسیژن در واکنش بین این دو اتم، منیزیم اکسید حاصل می‌شود.

خود را کامل کرده به صورت یون دو بار منفی با آرایش الکترونی گاز نجیب نئون درآمده است. دمای ذوب منیزیم اکسید ( $2800^{\circ}\text{C}$ ) بالاتر از دمای ذوب سدیم کلرید ( $808^{\circ}\text{C}$ ) است زیرا نیروی جاذبه‌ی الکتروستاتیک با بار یون‌ها نسبت مستقیم و با فاصله بین یون‌ها نسبت معکوس دارد. با توجه به اینکه فاصله‌ی بین یون‌ها در سدیم کلرید  $276\text{\AA}$  و در منیزیم اکسید  $205\text{\AA}$  است، هر دو این عامل‌ها، یعنی بار یون‌ها و فاصله بین آن‌ها، به بالاتر بودن نیروی جاذبه‌ی الکتروستاتیک در منیزیم اکسید کمک می‌کنند. هر اندازه جاذبه‌ی الکتروستاتیک بیش‌تر باشد، پیوند یونی قوی‌تر و دمای ذوب جامد یونی هم بالاتر است. منیزیم اکسید همانند سدیم کلرید سخت و شکننده است و فقط در حالت مذاب هادی جریان برق است.

**منیزیم کلرید:** منیزیم کلرید که به صورت محلول در آب دریا وجود دارد نیز یک ترکیب یونی است. در اینجا اتم کلر با پذیرفتن یک الکترون و تشکیل یون  $\text{Cl}^-$  به آرایش الکترونی پایدار گاز نجیب آرگون می‌رسد، اما همان‌طور که در بالا اشاره شد، منیزیم با از دست دادن دو الکترون به آرایش الکترونی پایدار گاز نجیب نئون می‌رسد. از این رو لازم است که در مقابل هر یون  $\text{Mg}^{2+}$ ، دو یون  $\text{Cl}^-$  وجود داشته باشد تا ترکیب حاصل از نظر الکتریکی خنثی باشد. از طرفی در ساختار بلور منیزیم کلرید با توجه به دو برابر بودن تعداد آنیون‌ها نسبت به کاتیون‌ها عدد کوئوردیناسیون آنیون نصف عدد کوئوردیناسیون کاتیون است. چگونگی تغییر آرایش الکترونی اتم‌ها در واکنش بین منیزیم و کلر در شکل ۲-۶ نشان داده شده است.



شکل ۲-۶- نمایش انتقال الکترون از منیزیم به کلر در تشکیل منیزیم کلرید

### ۳-۲- کاربرد ترکیب‌های یونی

در زیر به کاربرد تعدادی از ترکیب‌های یونی اشاره می‌کنیم:

سنگ مرمر (یا کلسیم کربنات،  $\text{CaCO}_3$ ) یک ترکیب یونی است که به علت سخت بودن و استحکام آن و همچنین نامحلول بودن آن در آب در ساختمان‌سازی برای تزئین بنا و در پیکره‌سازی به کار می‌رود.

کلسیم فسفات،  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ، یک ترکیب یونی است که به استخوان‌های بدن ما استحکام می‌بخشد. همچنین از واکنش سنگ معدن آن با سولفوریک اسید در تهیه کود شیمیایی سوپر فسفات از آن استفاده می‌شود.

سدیم بی‌کربنات یا سدیم هیدروژن کربنات ( $\text{NaHCO}_3$ ) اغلب با نام جوش شیرین در نانوائی و شیرینی‌پزی به کار برده می‌شود. این ترکیب یونی بر اثر گرم کردن تجزیه شده گاز کربن دی‌اکسید می‌دهد. این گاز با ایجاد حباب‌هایی در کیک موجب بالا آمدن خمیر کیک می‌شود.

سدیم کربنات ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) (نام تجارتي آن نمک قلیا است) برای از بین بردن سختی آب مصرف می‌شود.

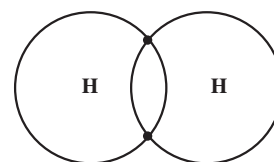
سدیم فلئورید ( $\text{NaF}$ ) را در بعضی شهرها به آب آشامیدنی اضافه می‌کنند زیرا تصور می‌رود که وجود یون فلئورید در آب تا حدودی از پوسیدگی دندان‌ها جلوگیری می‌کند. آمونیوم سولفات،  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  و آمونیوم نترات،  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ، معمولاً به عنوان کود شیمیایی مصرف دارند چون در آب محلول هستند و به این ترتیب جذب گیاه می‌شوند.

### ۴-۲- پیوند کووالانسی

مولکول هیدروژن ( $\text{H}_2$ ) ساده‌ترین مولکول‌ها است. مولکول هیدروژن از دو اتم هیدروژن، هریک شامل یک پروتون در هسته و یک الکترون ظرفیت، تشکیل شده است. در تشکیل نمک‌ها دیدیم که فلز الکترون از دست می‌دهد و نافلز الکترون می‌پذیرد و بین یون‌های حاصل یک نیروی جاذبه‌ی الکتروستاتیک که جهت خاصی ندارد، به وجود می‌آید، اما وقتی دو اتم هیدروژن به یکدیگر نزدیک می‌شوند، الکترون‌های ظرفیت این دو اتم با یکدیگر جفت شده، بین دو هسته هیدروژن به طور مشترک قرار می‌گیرند (شکل ۷-۲). این جفت الکترون مشترک<sup>۱</sup>، نماینده‌ی یک پیوند کووالانسی بین این دو اتم است. مولکول هیدروژن به اندازه‌ی ۴۳۵ کیلوژول بر مول پایدارتر از اتم‌های مجزای هیدروژن است. به بیان دیگر، برای شکستن پیوند در یک مول از مولکول‌های هیدروژن و جدا کردن آن‌ها به اتم‌های هیدروژن، باید ۴۳۵ کیلوژول انرژی مصرف کرد:

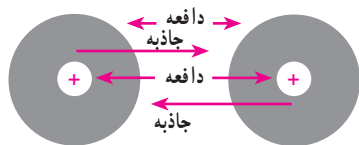


این پایداری بیش‌تر نتیجه‌ی نیروی جاذبه‌ی الکتروستاتیک بین بار مثبت هسته‌ها و بار منفی جفت الکترون مشترک در مولکول هیدروژن است. احتمال حضور این جفت الکترون مشترک در فضای بین دو هسته بیش‌تر است. در مولکول هیدروژن، افزون بر نیروی جاذبه، نیروی دافعه مربوط



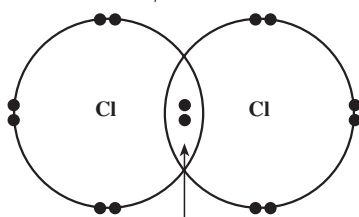
شکل ۷-۲- نمایش مدل بوهر برای تشکیل پیوند در مولکول هیدروژن

۱- Shared electron pair



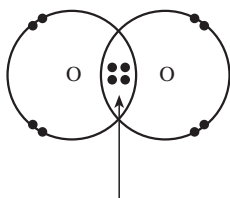
شکل ۲-۸- نمایش اثرهای جاذبه و دافعه به هنگام نزدیک شدن دو اتم هیدروژن به یکدیگر

الکترون‌های ناپیوندی (سه جفت روی هر اتم کلر)



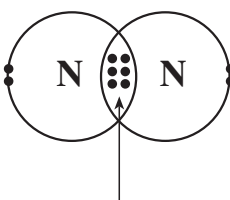
یک جفت الکترون پیوندی

شکل ۲-۹- آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت در مولکول کلر



دو جفت الکترون پیوندی

شکل ۲-۱۰- آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت در مولکول O2



سه جفت الکترون پیوندی

شکل ۲-۱۱- آرایش الکترونی لایه‌ی ظرفیت در مولکول N2

به اثر بار هسته‌ها بر یکدیگر و همچنین اثر دافعه‌ی متقابل بار همنام الکترون‌ها نیز وجود دارند، اما آنچه مسلم است در این مولکول نیروهای جاذبه و دافعه در موازنه‌اند و برتری نسبی با نیروی جاذبه است. این اثرهای جاذبه و دافعه در شکل ۲-۸ نشان داده شده‌اند.

**مولکول Cl<sub>۲</sub>**: آرایش الکترونی اتم کلر به صورت ۲, ۸, ۷ است. تجربه نشان می‌دهد که در مولکول کلر، دو اتم کلر به وسیله‌ی پیوند یگانه به یکدیگر متصل‌اند (شکل ۲-۹).

نیرویی که دو اتم کلر را به یکدیگر متصل می‌سازد، نیروی جاذبه الکتروستاتیک بین هسته‌های کلر و جفت الکترون مشترک است. در این مولکول فقط یک جفت الکترون بین دو اتم مشترک است که آن‌ها را الکترون‌های پیوندی می‌نامند و بقیه الکترون‌ها (سه جفت روی هر اتم کلر) ناپیوندی هستند. این الکترون‌ها را همچنین به عنوان **جفت‌های تنها** می‌شناسند. الکترون‌های لایه‌های درونی در تشکیل پیوند شرکت ندارند، از این رو در نموداری که برای نمایش پیوند به کار برده می‌شود، فقط الکترون‌های ظرفیت را نشان می‌دهند. به طوری که در نمودار شکل ۲-۹ مشاهده می‌شود، از راه اشتراک یک جفت الکترون بین دو اتم کلر، هریک از اتم‌های کلر به آرایش الکترونی گاز نجیب آرگون رسیده است.

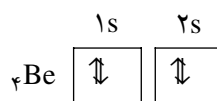
**مولکول O<sub>۲</sub>**: آرایش الکترونی اتم اکسیژن به صورت ۲, ۶ است. تجربه نشان می‌دهد که در مولکول اکسیژن، دو اتم اکسیژن به وسیله‌ی پیوند دوگانه به یکدیگر متصل‌اند (شکل ۲-۱۰). در مولکول O<sub>۲</sub>، با به اشتراک قرار گرفتن دو جفت الکترون بین دو اتم اکسیژن روی هر اتم اکسیژن دو جفت تنها باقی می‌ماند و به این ترتیب هر اتم اکسیژن به آرایش الکترونی هشتایی گاز نجیب نئون می‌رسد.

**مولکول N<sub>۲</sub>**: آرایش الکترونی اتم نیتروژن به صورت ۲, ۵ است. تجربه نشان می‌دهد که در مولکول نیتروژن، دو اتم نیتروژن به وسیله‌ی پیوند سه‌گانه به یکدیگر متصل‌اند (شکل ۲-۱۱) در مولکول N<sub>۲</sub>، با به اشتراک قرار گرفتن سه جفت الکترون بین دو اتم نیتروژن روی هر اتم نیتروژن یک جفت تنها باقی‌ماند و به این ترتیب هر اتم نیتروژن به آرایش الکترونی هشت‌تایی گاز نجیب نئون می‌رسد.

## ۲-۵- آرایش فضایی اتم‌ها در مولکول‌ها

در بین مولکول‌های چند اتمی آرایش‌های هندسی خطی، مسطح مثلثی، چهار وجهی و چند آرایش هندسی دیگر دیده می‌شود که در اینجا فقط به شرح آرایش‌های ساده‌تر آنها می‌پردازیم:

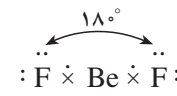
**مثال ۲-۱- مولکول بریلیم دی‌فلوئورید، BeF<sub>۲</sub>**: اتم بریلیم به گروه فلزهای قلیایی خاکی تعلق دارد (گروه IIA در جدول تناوبی) و دارای دو الکترون ظرفیت است. اگرچه این دو الکترون در یک اوربیتال معین (اوربیتال ۲s) جفت شده‌اند اما در یک واکنش شیمیایی از هم جدا (منفرد) شده و در تشکیل پیوند با اتم‌های دیگر شرکت می‌کنند.



بنابراین، اتم بریلیم می‌تواند هریک از این دو الکترون را با یک الکترون از یک اتم فلوئور به اشتراک بگذارد. در نتیجه یک اتم بریلیم با دو اتم فلوئور، دو پیوند کووالانسی تشکیل می‌دهد که نمایش الکترون - نقطه‌ای آن به صورت مجاور است.

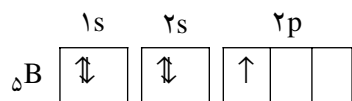


به این ترتیب، در مولکول  $\text{BeF}_2$  به حالت گاز در لایه‌ی ظرفیت اتم مرکزی (بریلیم) دو جفت الکترون مشترک یا پیوندی وجود دارد. نیروی دافعه‌ی متقابل بین این دو جفت الکترون پیوندی سبب می‌شود که آن‌ها نسبت به یکدیگر حداکثر زاویه  $180^\circ$  (درجه) را داشته باشند. از این رو اتم‌های فلوئور و بریلیم در یک امتداد قرار می‌گیرند و این مولکول خطی است.

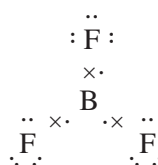


**مثال ۲-۲- مولکول بور تری فلوئورید،  $\text{BF}_3$** : اتم بور به گروه IIIA تعلق دارد و آرایش

الکترونی آن به صورت زیر است:



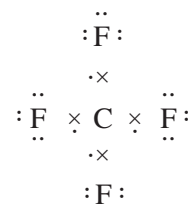
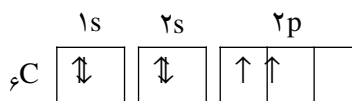
اتم بور دارای سه الکترون ظرفیت است که به هنگام تشکیل پیوند به صورت جفت نشده (منفرد) درمی‌آیند. در مولکول بور تری فلوئورید سه پیوند کووالانسی B-F وجود دارد که تشکیل هریک از آن‌ها حاصل جفت شدن یک الکترون ظرفیت از اتم بور با یک الکترون ظرفیت از اتم فلوئور است. نمایش الکترون - نقطه‌ای این مولکول به صورت مجاور است.



با توجه به وجود سه جفت الکترون پیوندی در لایه‌ی ظرفیت اتم مرکزی (بور)، پایدارترین آرایشی که این جفت الکترون‌ها براساس دافعه‌ی متقابل الکتروستاتیک خواهند داشت، به صورت یک مثلث متساوی‌الاضلاع است، زیرا در این صورت، این سه جفت الکترون پیوندی حداکثر زاویه  $120^\circ$  (درجه) را نسبت به یکدیگر دارند. بنابراین پیش‌بینی می‌شود که مولکول بور تری فلوئورید به صورت مسطح مثلثی باشد و شواهد تجربی نیز آن را تأیید می‌کند.

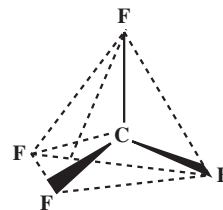
**مثال ۳-۲- مولکول کربن تترافلوئورید،  $\text{CF}_4$** : اتم کربن به گروه IVA تعلق دارد و

دارای چهار الکترون ظرفیت است. این ۴ الکترون ظرفیت به هنگام تشکیل پیوند به صورت جفت نشده (منفرد) درمی‌آیند.



یکی از مولکول‌های ساده مربوط به کربن، کربن تترافلوئورید است. در این مولکول چهار پیوند کووالانسی C-F وجود دارد که حاصل جفت شدن چهار الکترون لایه‌ی ظرفیت اتم کربن با چهار الکترون از چهار اتم فلوئور است. نمایش الکترون - نقطه‌ای این مولکول به صورت مجاور است.

بنابراین، در لایه‌ی ظرفیت اتم مرکزی (کربن) چهار جفت الکترون وجود دارد. پایدارترین آرایش هندسی برای این چهار جفت الکترون براساس دافعه‌های متقابل الکتروستاتیک موقعی حاصل می‌شود که زاویه‌ی میان آن‌ها به  $109^\circ, 28'$  برسد. این وضع در یک چهار وجهی منتظم امکان‌پذیر است که زاویه‌های داخلی پیرامون مرکز آن  $109^\circ, 28'$  است؛ بنابراین پیش‌بینی می‌شود که مولکول  $\text{CF}_4$  آرایش چهاروجهی داشته باشد که از نظر تجربی هم تأیید شده است.

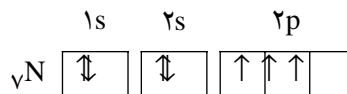
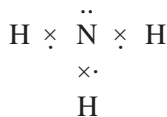




۲-۶- مولکول‌هایی که اتم مرکزی آن‌ها هم جفت الکترون‌های پیوندی و هم جفت الکترون‌های تنها دارند.

مثال ۲-۴- مولکول آمونیاک  $\text{NH}_3$ : اتم نیتروژن که به گروه VA تعلق دارد، دارای پنج

الکترون ظرفیت است:



در مولکول آمونیاک سه پیوند کووالانسی N-H وجود دارد که حاصل جفت شدن سه الکترون

جفت نشده‌ی (منفرد) لایه‌ی ظرفیت اتم نیتروژن با سه الکترون از سه اتم هیدروژن است.

به این ترتیب، در لایه‌ی ظرفیت اتم مرکزی (نیتروژن) چهار جفت الکترون وجود دارد که یک

جفت از آن‌ها به صورت تنها و سه جفت دیگر پیوندی است. براساس نیروهای دافعه‌ی متقابل بین

جفت الکترون‌های لایه‌ی ظرفیت اتم مرکزی، پیش‌بینی اولیه آن است که آرایش این جفت‌ها به صورت

یک چهاروجهی باشد که یادآور زاویه‌ی  $109^\circ, 28'$  است، اما شواهد تجربی اندکی تفاوت را با این

پیش‌بینی می‌رسانند. در واقع مولکول آمونیاک هرمی شکل است که زاویه‌های پیوند پیرامون اتم

مرکزی آن  $107^\circ$  است. واقعیت آن است که جفت الکترون تنها در مولکول آمونیاک تنها تحت تأثیر

جاذبه‌ی هسته‌ی اتم نیتروژن قرار دارد و نسبت به جفت‌های پیوندی که بین هسته نیتروژن و هریک از

هسته‌های هیدروژن مستقرند، فضای بیش‌تری را اشغال کرده، اثر دافعه‌ی بیش‌تری را روی جفت‌های

پیوندی وارد می‌کند به طوری که این جفت‌ها به یکدیگر نزدیک می‌شوند و همان‌طور که ملاحظه

می‌کنید زاویه پیوند کوچک‌تر از زاویه‌ی چهاروجهی است.

مثال ۲-۵- مولکول آب،  $\text{H}_2\text{O}$ : در مولکول آب ( $\text{H}_2\text{O}$ ) در لایه‌ی ظرفیت اتم مرکزی

(اکسیژن) دو جفت الکترون پیوندی (مربوط به پیوندهای کووالانسی) و دو جفت الکترون تنها وجود

دارند. در این جا نیز برای این چهار جفت الکترون، در ابتدا یک آرایش چهاروجهی پیش‌بینی

می‌شود، اما واقعیت آن است که شکل مولکول به صورت خمیده با زاویه  $104/5^\circ$  است.

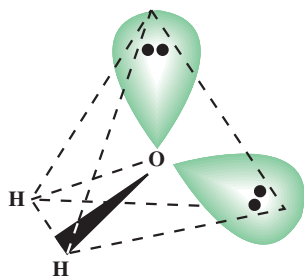
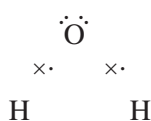
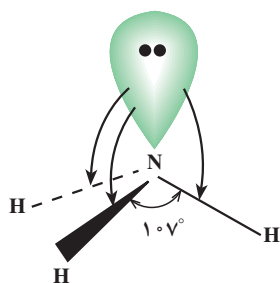
در این مولکول به علت وجود دو جفت تنها و اثر دافعه‌ی متقابل بیش‌تر بین آن‌ها، انتظار

می‌رود زاویه‌ی پیوند از مقداری که برای مولکول آمونیاک، که تنها یک جفت تنها دارد، کم‌تر باشد

و این پیش‌بینی به طور تجربی تأیید می‌شود.

پرسش ۲-۱: شکل فضایی مولکول‌های  $\text{NF}_3$ ،  $\text{OF}_2$ ،  $\text{CH}_4$  و  $\text{CO}_2$  را پیش‌بینی کنید

(اندازه‌ی زاویه موردنظر نیست).



۲-۷- پیوند کووالانسی کوئوردینانسی (پیوند داتیو)

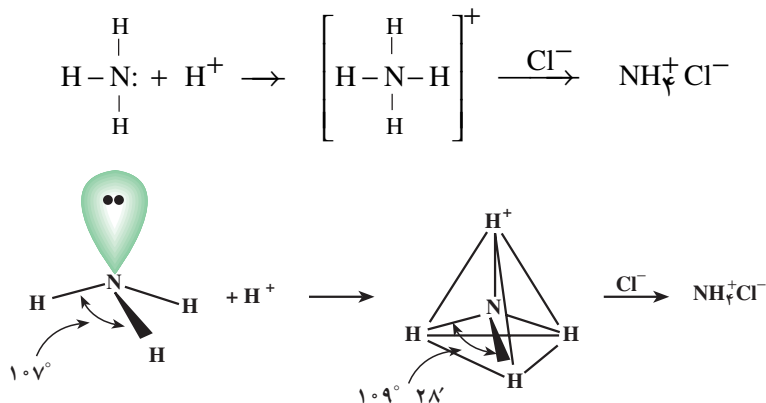
مولکول آمونیاک می‌تواند از مولکول هیدروژن کلرید یک پروتون ( $\text{H}^+$ ) بپذیرد و آمونیوم

کلرید جامد را تشکیل دهد. تشکیل یون آمونیوم در این ترکیب نتیجه برقراری یک پیوند کووالانسی

کوئوردینانسی (پیوند داتیو) بین جفت الکترون تنها روی اتم نیتروژن و پروتون است. در این پیوند اتم

نیتروژن دهنده‌ی جفت الکترون و یون هیدروژن که لایه‌ی ظرفیت آن خالی است و گنجایش دو

الکترون را دارد، پذیرنده‌ی این جفت الکترون است. اگرچه در تشکیل یون آمونیوم برای پیوند داتیو، یکی از اتم‌ها را دهنده‌ی جفت الکترون و اتم دیگر را پذیرنده آن در نظر می‌گیریم، اما توجه داشته باشیم که در این یون بین پیوندهای N-H تفاوتی وجود ندارد. در یون آمونیوم با وجود چهار جفت الکترون پیوندی در لایه‌ی ظرفیت اتم مرکزی (نیتروژن) یک آرایش چهاروجهی منتظم با زاویه‌ی  $109^{\circ}, 28'$  پیش‌بینی می‌شود که به‌طور تجربی هم تأیید شده است:

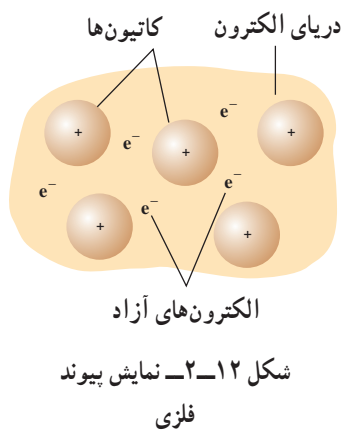


## ۸-۲- پیوند فلزی

بیش‌تر عنصرهای جدول تناوبی، فلز هستند. برای فلزها خواص زیر را می‌توان برشمرد: گرما و برق را به‌خوبی هدایت می‌کنند. وقتی از آن‌ها برش تازه‌ای تهیه کنیم یا آن‌ها را صیقل دهیم، جلای فلزی پیدا می‌کنند. چکش‌خوارند و می‌توان آن‌ها را با ضربه‌ی چکش شکل داد؛ همچنین قابلیت مفتول شدن دارند و می‌توان از آن‌ها سیم تهیه کرد و نیز چگالی آن‌ها زیاد است و اغلب آن‌ها دماهای ذوب و جوش بالایی دارند. البته هر فلزی تمام این خواص را ندارد؛ برای مثال، جیوه در دمای معمولی به حالت مایع است و دمای ذوب آن به‌طور غیر عادی پایین است یا فلز کروم که در آب کروم کاری به کار می‌رود، به جای چکش‌خوار بودن فلزی شکننده است.

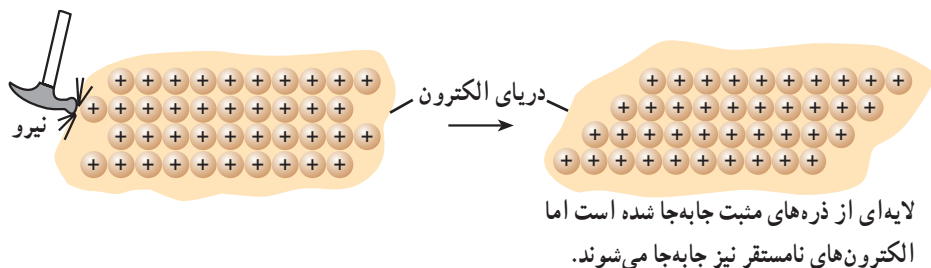
از فصل ۱ به یاد داریم که اوربیتال‌های لایه‌ی ظرفیت یک فلز مانند Na شامل یک اوربیتال s و سه اوربیتال p است (جمعاً چهار اوربیتال)، همچنین می‌دانیم که الکترون‌های ظرفیت اتم‌های فلزی در مقایسه با سایر الکترون‌ها در اتم فلز راحت‌تر جدا می‌شوند. این الکترون‌های جدا شده از یک اتم فلزی می‌توانند به‌صورت نامستقر در اوربیتال‌های خالی لایه‌ی ظرفیت اتم‌های مجاور در بلور فلز قرار گیرند. مجموعه‌ی این الکترون‌های نامستقر که به هیچ اتم خاصی وابسته نیستند و احتمال حضور آن‌ها در تمام مناطق بلور فلز یکسان است «دریایی» از الکترون را به‌وجود می‌آورند که یون‌های مثبت فلزی را در خود احاطه می‌کنند.

ساده‌ترین مدلی که می‌توان برای ساختار بلور یک فلز پیشنهاد کرد شامل یک شبکه‌ی منظم سه بعدی از ذره‌های مثبتی است که در دریایی از الکترون‌های نامستقر در محل‌های ثابتی نسبت به یکدیگر در شبکه‌ی بلور فلز استقرار یافته‌اند. الکترون‌های نامستقر که همان الکترون‌های ظرفیت فلز باشند، از طریق نیروهای جاذبه‌ی الکتروستاتیک همانند چسبی این ذره‌های مثبت را در محل‌های ثابتی به یکدیگر متصل نگه می‌دارند. نیروی جاذبه‌ای که از برهم‌کنش الکترون‌های نامستقر و



ذره‌های مثبت در شبکه‌ی بلور فلز به وجود می‌آید و در سراسر شبکه‌ی بلور فلز گسترش دارد، عامل پیدایش نوعی پیوند بین اتم‌های فلزی است که این پیوند، پیوند فلزی نامیده می‌شود (شکل ۱۲-۲). وقتی فلزی را خم می‌کنیم یا به وسیله‌ی چکش آن را به صورت ورق درمی‌آوریم یا از آن سیم تهیه می‌کنیم، در واقع لایه‌هایی از ذره‌های مثبت روی هم دیگر می‌لغزند و وقتی چنین وضعی پیش می‌آید الکترون‌های نامستقر به گونه‌ای جابه‌جا می‌شوند که باز هم ذره‌های مثبت را در احاطه خود دارند (شکل ۱۳-۲).

بالا بودن دمای ذوب و جوش بیش‌تر فلزها به این علت است که برای غلبه بر نیروهای جاذبه‌ی الکتروستاتیک بین یون‌های مثبت و الکترون‌های نامستقر در شبکه‌ی بلور فلز، باید انرژی گرمایی زیادی صرف شود.



## ۹-۲- مول

تاکنون با آرایش الکترونی اتم، طبقه‌بندی عنصرها، جدول تناوبی و پیوند شیمیایی میان اتم‌ها آشنا شدید. از شما انتظار می‌رود که بتوانید یک معادله‌ی شیمیایی را به عنوان وسیله‌ای برای نمایش واکنش میان مواد شیمیایی به کار برید و مقدار هریک از مواد شرکت کننده در آن را محاسبه کنید. مثلاً، چنانچه از شما بپرسند که از واکنش ۲۳ گرم فلز سدیم با گاز کلر چند گرم سدیم کلرید به دست می‌آید یا اینکه حجم گاز کلر مصرف شده در این واکنش چقدر است؟ باید بتوانید به راحتی پاسخ دهید. البته برای پاسخ دادن به این پرسش باید با مفهوم «مول» آشنا باشید.

### مفهوم مول به عنوان تعداد مشخصی از ذره‌ها

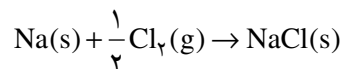
هر مقداری از یک ماده از ذره‌های بسیار زیادی تشکیل شده است. ما هیچ وقت با تک تک ذره‌های یک ماده اعم از اینکه به صورت اتم، یون یا مولکول باشد سر و کار نداریم، بلکه همیشه با مجموعه‌ای از این ذره‌ها روبه‌رو هستیم. از این رو شیمیدان‌ها برای مقایسه‌ی مقدار مواد گوناگون واحد مول را انتخاب کرده‌اند. یک مول از اتم‌های هیدروژن، نیتروژن، کربن یا هر نوع اتم یا ذره دیگری دربرگیرنده‌ی  $6.022 \times 10^{23}$  اتم یا ذره از آن نوع است<sup>۱</sup>. به همین ترتیب، یک مول از مولکول‌های اکسیژن ( $O_2$ )، هیدروژن ( $H_2$ ) یا هر مولکول دیگری نیز شامل  $6.022 \times 10^{23}$  مولکول از آن نوع است.

۱- این عدد به افتخار آووگادرو (۱۸۵۶ - ۱۷۷۶) دانشمند ایتالیایی عدد آووگادرو نامیده شده است.

## مول به عنوان مقدار مشخصی از ماده

برای بی بردن به بزرگی عدد آووگادرو فرض کنید اگر یک جمعیت  $25^{\circ}$  میلیون نفری از یک کشوری قرار باشد که تعداد اتم‌های موجود در یک مول آهن را شمارش و برای انجام این کار نیز ۱۲ ساعت در روز و ۳۶۵ روز در سال وقت صرف کنند و هر نفر نیز در ثانیه یک اتم بشمارد، این جمعیت چیزی حدود ۱۵۳ میلیون سال باید مشغول این کار باشد!

به دلیل بزرگ بودن عدد  $6.022 \times 10^{23}$ ، شیمی‌دان‌ها مبنای تعریف مول را به جای یک عدد انتخابی از ذره‌ها، بر یک جرم انتخابی (جرم مولی) از آن‌ها گذاشته‌اند. تصور کنید که برای فروش گندم یا برنج توسط یک فروشنده شمارش دانه‌های گندم یا برنج راحت‌تر است یا توزین آن‌ها، به همین ترتیب شیمی‌دان‌ها برای مقاصد عملی، چه در آزمایشگاه و چه در کارخانه ترجیح می‌دهند با مقداری از مواد کار کنند که به آسانی با ترازو قابل اندازه‌گیری باشد. از این رو جرم یک مول از اتم‌ها را که شامل  $6.022 \times 10^{23}$  اتم است در نظر گرفته‌اند و آن را اتم گرم می‌نامند. مثلاً می‌گوییم اتم گرم اکسیژن ۱۶ و اتم گرم هیدروژن ۱ است یعنی جرم یک مول از اتم‌های اکسیژن (O) که شامل  $6.022 \times 10^{23}$  اتم اکسیژن است برابر ۱۶ گرم و به همین ترتیب جرم یک مول از اتم‌های هیدروژن (H) برابر ۱ گرم است. این نکته نیز روشن است که جرم یک مول از مولکول‌های (مولکول گرم) اکسیژن ( $O_2$ ) برابر  $32 = 2 \times 16$  گرم و جرم یک مول از مولکول‌های هیدروژن ( $H_2$ ) نیز  $2 = 2 \times 1$  گرم است. شیمی‌دان‌ها معمولاً به جای اتم گرم و مولکول گرم از واژه‌ی جرم مولی استفاده می‌کنند. برای مولکول آب به فرمول  $H_2O$  که شامل ۲ اتم H و یک اتم O است جرم مولی آن برابر  $18 = 2 \times 1 + 16$  گرم است. در مورد پاسخ پرسشی که در ابتدای این مطلب عنوان شد نخست باید معادله‌ی واکنش شیمیایی بین فلز سدیم و گاز کلر را بنویسیم.



این معادله شیمیایی نشان می‌دهد که از واکنش بین یک مول از اتم‌های سدیم و نیم مول از مولکول‌های کلر یک مول سدیم کلرید حاصل می‌شود. از آنجا که جرم یک مول سدیم برابر ۲۳ گرم است جرم یک مول NaCl هم مجموع جرم‌های مولی سدیم و کلر خواهد بود  $58.5 = 23 + 35.5$ . از طرفی می‌دانیم که یک مول گاز کلر یا هر گاز دیگری در شرایط استاندارد حجمی برابر  $22.4/4$  لیتر اشغال می‌کند بنابراین نیم مول گاز کلر مصرفی در این واکنش  $11.2$  لیتر حجم خواهد داشت.

## ۱۰-۲- فرمول نویسی و نامگذاری

شیمی‌دان‌ها مواد شیمیایی را با فرمول‌های شیمیایی معرفی می‌کنند. مثلاً برای کربن دی‌اکسید  $CO_2$ ، برای آب  $H_2O$  و برای آمونیاک  $NH_3$  می‌نویسند. هر یک از این فرمول‌ها نشان می‌دهند که در هر مورد چه عنصرهایی وجود دارند و این عنصرها با چه نسبتی با هم ترکیب شده‌اند. بنابراین، فرمول شیمیایی یک ماده نشان دهنده‌ی نوع عنصرها و تعداد اتمهای هر عنصر در مولکول آن

ماده است. مثلاً در مولکول آب، دو نوع عنصر هیدروژن و اکسیژن وجود دارد و در آن به ازای هر اتم اکسیژن دو اتم هیدروژن موجود است.

برای نوشتن فرمول شیمیایی مواد گوناگون باید از ظرفیت اتم عنصرهای مختلفی که در تشکیل یک جسم معین به کار رفته است آگاهی داشته باشیم. قبلاً با ظرفیت الکترووالانسی و کووالانسی اتم‌های تعدادی از عنصرها آشنا شدیم. با استفاده از نماد شیمیایی عنصرها و در نظر گرفتن ظرفیت آن‌ها می‌توان فرمول شیمیایی ترکیب‌های مختلف را نوشت. در جدول ۱-۲ نام‌ها و فرمول‌های چند یون مثبت و منفی متداول نشان داده شده است. براساس جدول ۱-۲ فرمول شیمیایی سدیم کلرید NaCl، کلسیم کلرید  $CaCl_2$ ، آلومینیم کلرید  $AlCl_3$ ، آهن (II) کلرید  $FeCl_2$ ، آهن (III) کلرید  $FeCl_3$ ، آهن (III) اکسید  $Fe_2O_3$  است. در این فرمول‌های شیمیایی مجموع ظرفیت‌های اتم‌های هر عنصر با مجموع ظرفیت‌های اتم‌های عنصر دیگر که با یکدیگر ترکیب شده‌اند، برابر است مثلاً در  $Fe_2O_3$  مجموع بارهای مثبت اتم‌های آهن  $2 \times 3$  برابر مجموع بارهای منفی اتم‌های اکسیژن  $3 \times 2$  است.

برای نامگذاری ترکیبات معدنی چهار گروه ترکیبات یونی، ترکیبات مولکولی، اسیدها، بازها و هیدرات‌ها را در نظر می‌گیریم.

جدول ۱-۲- نام و فرمول تعدادی از کاتیون‌ها و آنیون‌های متداول معدنی

کاتیون		آنیون	
آلومینیم $Al^{3+}$	منگنز (II) یا منگانو $Mn^{2+}$	برمید $Br^-$	هیدروژن سولفات $HSO_4^-$
آمونیم $NH_4^+$	جیوه (I) یا مرکورو $Hg_2^{2+}$	کربنات $CO_3^{2-}$	هیدروکسید $OH^-$
باریم $Ba^{2+}$	جیوه (II) یا مرکوریک $Hg^{2+}$	کلرات $ClO_3^-$	یدید $I^-$
سزیم $Cs^+$	نقره $Ag^+$	کلرید $Cl^-$	نترات $NO_3^-$
کروم (III) $Cr^{3+}$	استرونیسم $Sr^{2+}$	کرومات $CrO_4^{2-}$	نیتريد $N^{3-}$
کبالت (II) $Co^{2+}$	قلع (II) یا استانو $Sn^{2+}$	سیانید $CN^-$	نیتريت $NO_2^-$
مس (I) یا کوپرو $Cu^+$	روی $Zn^{2+}$	دی کرومات $Cr_2O_7^{2-}$	اکسید $O^{2-}$
مس (II) یا کوپریک $Cu^{2+}$		دی هیدروژن فسفات $H_2PO_4^-$	پرمنگنات $MnO_4^-$
آهن (II) یا فرو $Fe^{2+}$		فلوئورید $F^-$	پروکسید $O_2^{2-}$
آهن (III) یا فریک $Fe^{3+}$		هیدرید $H^-$	فسفات $PO_4^{3-}$
منیزیم $Mg^{2+}$		هیدروژن کربنات یا بی‌کربنات $HCO_3^-$	سولفات $SO_4^{2-}$
		هیدروژن فسفات $HPO_4^{2-}$	سولفید $S^{2-}$
			سولفیت $SO_3^{2-}$

ترکیبات یونی از کاتیون‌ها (یون‌های مثبت) و آنیون‌ها (یون‌های منفی) تشکیل شده‌اند. کاتیون‌ها (به جز یون آمونیوم  $NH_4^+$ ) از اتم‌های فلز با از دست دادن الکترون‌های ظرفیت نتیجه می‌شوند. نام کاتیون‌های فلزی از نام عنصر مربوط گرفته می‌شود مثلاً یون سدیم  $Na^+$  از عنصر

سدیم، یون منیزیم  $Mg^{2+}$  از عنصر منیزیم و یون آلومینیم  $Al^{3+}$  از عنصر آلومینیم. بسیاری از ترکیبات یونی از دو عنصر تشکیل شده‌اند و ترکیبات دوتایی نامیده می‌شوند. در ترکیبات دوتایی اول نام فلز و سپس نام نافلز ذکر می‌شود و نام نافلز به پسوند «ید» ختم می‌شود مثلاً

KCl	پتاسیم کلرید	$Na_2O$	سدیم اکسید
KBr	پتاسیم برمید	$Ca_3P_2$	کلسیم فسفید
$CaI_2$	کلسیم یدید	$Mg_3N_2$	منیزیم نیتريد
LiH	لیتیم هیدرید	$Al_4C_3$	آلومینیم کربید

برای نامیدن ترکیبات مربوط به فلزاتی که بیش از یک ظرفیت دارند مانند آهن که در بالا به ظرفیت‌های ۲ و ۳ آن اشاره کردیم، پس از نام فلز، ظرفیت آن را با عدد رومی در داخل پرانتز مشخص می‌کنند مثلاً  $FeCl_2$ ، آهن (II) کلرید است.

**ترکیبات مولکولی:** ترکیبات دوتایی که از هیدروژن و یک نافلز تشکیل شده‌اند، مانند ترکیبات دوتایی در بالا نامگذاری می‌شوند با این تفاوت که به جای نام فلز، نخست هیدروژن را ذکر می‌کنند مانند هیدروژن فلوئورید HF، هیدروژن کلرید HCl، هیدروژن برمید HBr، هیدروژن یدید HI و هیدروژن سولفید  $H_2S$ . توجه داشته باشید که این ترکیبات دوتایی گازی‌اند و محلول آن‌ها در آب را به عنوان اسید در نظر می‌گیریم و در آن صورت هیدروژن به هیدرو و پسوند «ید» به پسوند «یک» تبدیل می‌شود و در پایان نیز کلمه اسید آورده می‌شود مانند هیدروفلوئوریک اسید  $HF(aq)$ ، هیدروکلریک اسید  $HCl(aq)$ ، هیدروبرمیک اسید  $HBr(aq)$ ، هیدرویدیک اسید  $HI(aq)$  و هیدروسولفوریک اسید  $H_2S(aq)$ . در اینجا (aq) برای محلول آبی به کار می‌رود. شایان ذکر است که پاره‌ای از ترکیبات دوتایی نام‌های متداول خود را دارند مانند  $H_2O$  که آب و  $NH_3$  که آمونیاک نامیده می‌شوند.

**برای ترکیبات دوتایی که از دو نافلز تشکیل شده‌اند** نخست نام نافلزی را که به سمت چپ یا به سمت پایین جدول تناوبی قرار گرفته است ذکر می‌کنیم سپس نافلزی را که به سمت راست یا به سمت بالای جدول تناوبی قرار گرفته است نام می‌بریم. نام نافلز اخیر به پسوند «ید» ختم می‌شود. چنانچه یک عنصر نافلزی بتواند با عنصر نافلزی دیگر بیش از یک ترکیب تشکیل دهد در آن صورت این ترکیبات را با استفاده از پیشوندهای یونانی مونو (یک)، دی (دو)، تری (سه)، تترا (چهار)، پنتا (پنج)، هگزا (شش)، هپتا (هفت)، اکتا (هشت)، نونا (نه) و دکا (ده) از هم تمیز می‌دهیم. پیشوندها مقدم بر نام عنصر مربوط قرار می‌گیرند. نامگذاری چند نمونه از ترکیبات دوتایی در زیر آمده است.

CO	کربن مونوکسید	$SO_2$	گوگرد دیوکسید
$CO_2$	کربن دیوکسید	$SO_3$	گوگرد تریوکسید
$NO_2$	نیتروژن دیوکسید	$BCl_3$	بورتری کلرید
$N_2O_4$	دی‌نیتروژن تتروکسید	$PCl_5$	فسفر پنتا کلرید
$N_2O_5$	دی‌نیتروژن پنتوکسید	$SF_6$	گوگرد هگزا فلوئورید

روش دیگر نامگذاری ترکیبات دوتایی که در آن‌ها عنصرها می‌توانند بیش از یک حالت اکسایش

داشته باشند این است که از اعداد رومی در داخل پرانتز پس از نام نخستین عنصری که ذکر می‌شود برای مشخص کردن حالت اکسایش آن استفاده کنیم. مانند:

نیترژن (II) اکسید NO فسفر (III) کلرید  $\text{PCl}_3$

نیترژن (IV) اکسید  $\text{NO}_2$  فسفر (V) کلرید  $\text{PCl}_5$

اکسواسیدها به اسیدهایی اطلاق می‌شود که هیدروژن، اکسیژن و یک عنصر دیگر به‌عنوان اتم مرکزی دارند. برای نوشتن فرمول اکسواسیدها ابتدا H، سپس اتم مرکزی و آن‌گاه اتم‌های اکسیژن را نشان می‌دهیم.  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (کربنیک اسید)،  $\text{HNO}_3$  (نیتریک اسید)،  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (سولفوریک اسید) و  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (فسفریک اسید).

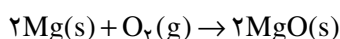
اکسواسیدهای کلر که در آن‌ها تعداد اتم‌های اکسیژن متفاوت است به ترتیب پرکلریک اسید  $\text{HClO}_4$ ، کلریک اسید  $\text{HClO}_3$ ، کلرواسید  $\text{HClO}_2$  و هیپوکلرواسید  $\text{HClO}$  نامیده می‌شوند و آنیون در نمک‌های آن‌ها نیز به ترتیب پرکلرات  $\text{ClO}_4^-$ ، کلرات  $\text{ClO}_3^-$ ، کلریت  $\text{ClO}_2^-$  و هیپوکلریت  $\text{ClO}^-$  نامیده می‌شوند. آنیون‌های مشتق از فسفریک اسید  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ، به ترتیب دی‌هیدروژن فسفات  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ، هیدروژن فسفات  $\text{HPO}_4^{2-}$  و فسفات  $\text{PO}_4^{3-}$  نامیده می‌شوند.

بازها موادی هستند که به هنگام حل شدن در آب یون هیدروکسید (OH) تولید می‌کنند. مانند NaOH، سدیم هیدروکسید یا  $\text{Ba(OH)}_2$  باریم هیدروکسید. آمونیاک ( $\text{NH}_3$ ) که در حالت گازی یا به صورت مایع خالص (دمای جوش  $33^\circ\text{C}$ -) یک ترکیب مولکولی است به هنگام حل شدن در آب به مقدار جزئی در نتیجه واکنش با آب یون‌های  $\text{OH}^-$  و  $\text{NH}_4^+$  تولید می‌کند و از این رو یک باز تلقی می‌شود.

هیدرات‌ها نمک‌های یک اسید و یک باز هستند که تعداد معینی مولکول آب به همراه دارند. مانند مس (II) سولفات پنتا هیدرات  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . برخی هیدرات‌ها بر اثر گرم کردن مولکول‌های آب را از دست می‌دهند و نمک بی‌آب باقی می‌ماند. بلورهای آبی‌رنگ مس (II) سولفات پنتا هیدرات بر اثر گرم کردن مس (II) سولفات سفیدرنگ می‌دهد.

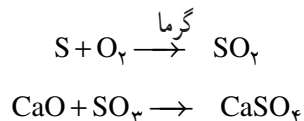
## ۱۱-۲- طبقه‌بندی واکنش‌های شیمیایی

هنگامی که یک تکه نوار منیزیم در شعله‌ی چراغ بونزن می‌سوزد نور سفید خیره‌کننده‌ای ایجاد می‌شود و پودر سفیدی برجای می‌ماند. در این جا یک واکنش شیمیایی بین منیزیم و اکسیژن هوا صورت گرفته است. با توجه به اینکه در یک واکنش شیمیایی مواد واکنش دهنده در سمت چپ و محصولات واکنش در سمت راست نوشته می‌شوند می‌توان واکنش بالا را به صورت زیر نوشت:

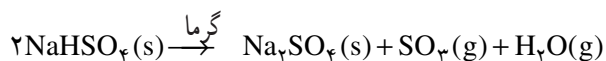
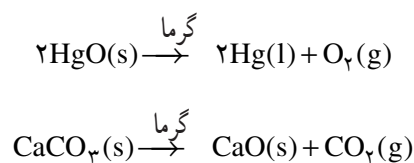


حروف s (جامد) و g (گاز) حالت فیزیکی واکنش دهنده‌ها و محصول واکنش را مشخص می‌کنند. واکنش بالا یک معادله‌ی شیمیایی موازنه شده است به این معنی که تعداد اتم‌ها در دو طرف معادله با هم برابرند. تعداد واکنش‌های شیمیایی شناخته شده بسیار زیاد است. اما خوشبختانه می‌توان

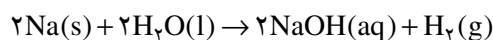
آن‌ها را به چند دسته‌ی مهم تقسیم‌بندی کرد. در این بخش با برخی از انواع واکنش‌ها آشنا می‌شوید. **واکنش ترکیبی:** در یک واکنش ترکیبی دو یا چند جسم با هم ترکیب می‌شوند و جسم جدیدی را به وجود می‌آورند. در واکنش ترکیبی واکنش دهنده‌ها می‌توانند به صورت عنصر یا ترکیب باشند اما محصول واکنش حتماً یک ترکیب است. نمونه‌های این نوع واکنش در زیر آمده است:



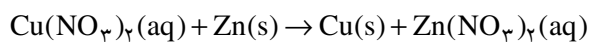
**واکنش تجزیه:** این نوع واکنش از نظر مفهومی عکس واکنش ترکیبی است. در یک واکنش تجزیه یک واکنش دهنده بر اثر تجزیه شدن به دو یا چند محصول تبدیل می‌شود. در این نوع واکنش ماده‌ی اولیه یک ماده‌ی مرکب است و محصولات واکنش می‌توانند عنصر یا یک ترکیب کوچک‌تر باشند. نمونه‌های این نوع واکنش در زیر آمده است.



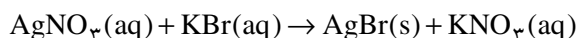
**واکنش جابه‌جایی:** در یک واکنش جابه‌جایی اتم یا یونی در یک ترکیب به وسیله‌ی اتم یا یونی از یک عنصر دیگر جابه‌جا می‌شود این نوع واکنش‌ها ساده یا دوگانه‌اند. جابه‌جایی هیدروژن از آب به وسیله‌ی فلز سدیم نمونه یک واکنش جابه‌جایی ساده است.



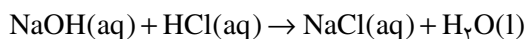
جابه‌جایی یون مس (II) در نمک آن به وسیله‌ی فلز روی که واکنش‌پذیری بیش‌تری نسبت به مس دارد باز نمونه یک واکنش جابه‌جایی ساده است



**واکنش جابه‌جایی دوگانه** ممکن است با تشکیل رسوب همراه باشد مانند



یا با تشکیل آب همراه باشد مانند:



یا یک گاز آزاد شود مانند:





۱-۲ انتقال الکترون را در هریک از واکنشهای زیر با رسم لایه‌های الکترونی نشان دهید.  
 الف) واکنش کلسیم با کلر (ب) واکنش منیزیم با فلئور  
 ج) واکنش لیتیم با نیتروژن (د) واکنش لیتیم با اکسیژن  
 ۲-۲ فرمول الکترون - نقطه‌ای و فرمول ساختاری مولکول‌های زیر را رسم کنید. اکسیژن، کربن دی‌اکسید، سیلیسیم تترافلوئورید، نیتروژن تری فلئورید، هیدروژن کلرید  
 ۲-۳ فرمول الکترون - نقطه‌ای هریک از مولکول‌های زیر را رسم و شکل فضایی آن‌ها را پیش‌بینی کنید.

الف)  $\text{OCl}_2$  (ب)  $\text{H}_2\text{S}$  (ج)  $\text{PCl}_3$  (د)  $\text{SO}_2$  (ه)  $\text{SO}_3$   
 ۲-۴ تعداد الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی را در هریک از مولکول‌های زیر مشخص کنید.

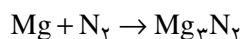
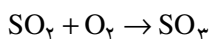
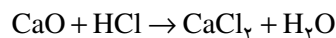
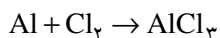
الف)  $\text{OF}_2$  (ب)  $\text{SO}_2$  (ج)  $\text{CS}_2$  (د)  $\text{Br}_2$   
 ۲-۵ مواد زیر را به دو دسته‌ی ترکیبهای یونی و کووالانسی تقسیم کنید:  
 الف) سزیم کلرید (ب) کربن تترا کلرید  
 ج) کربن مونوآکسید (د) کلسیم فلئورید  
 ه) فسفر (III) کلرید

۲-۶ نمونه‌ای از یک عنصر خالص به وزن  $1/10^\circ$  گرم  $1/39 \times 10^{21}$  اتم دارد. نام این عنصر چیست؟

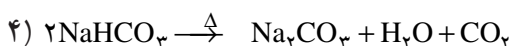
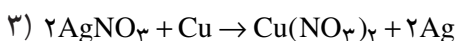
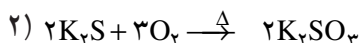
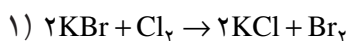
۲-۷ از واکنش نقره نترات و سدیم کلرید نیم مول نقره کلرید به دست می‌آید، مقدار سدیم کلرید مصرف شده برحسب گرم چیست؟

۲-۸ برای آزاد کردن  $1/8^\circ$  اتم گرم مس از مس (II) سولفات، چند گرم آهن مورد نیاز است؟

۲-۹ ضرایب را در معادله‌های شیمیایی زیر کامل کنید.



۱-۲ واکنش‌های زیر را به صورت یکی از واکنش‌های ترکیبی، تجزیه، واکنش جابه‌جایی ساده و واکنش جابه‌جایی دوگانه طبقه‌بندی کنید.



### ویژگی‌های پیوند کووالانسی

هدف‌های رفتاری: فراگیر پس از پایان این فصل باید بتواند:

- ۱- مفهوم الکترونگاتیوی اتم را به حال ترکیب توضیح دهد.
- ۲- الکترونگاتیوی فلزها و نافلزها را مقایسه کند.
- ۳- با توجه به بار هسته و شعاع کووالانسی اتم‌ها در دوره‌ها و گروه‌های جدول تناوبی، تغییرات الکترونگاتیوی را توضیح دهد.
- ۴- روند دوره‌ای این تغییرات را در دوره‌های دوم و سوم توضیح دهد.
- ۵- علت قطبی نبودن  $H_2$  و قطبی بودن  $H-Cl$  را توضیح دهد.
- ۶- بیش‌تر بودن یا کم‌تر بودن قطبیت پیوند را با تفاوت الکترونگاتیوی اتم‌ها در چند مولکول ساده توضیح دهد.
- ۷- قطبی بودن یا قطبی نبودن مولکول‌ها را بر مبنای شکل هندسی مولکول توضیح دهد.
- ۸- طول پیوند و شعاع کووالانسی را مشخص کند و علت کاهش تدریجی آن را در جدول تناوبی از چپ به راست توضیح دهد.

#### ۳-۱ الکترونگاتیوی اتم‌ها

هنگامی که دو اتم هیدروژن الکترون‌های ظرفیت خود را به اشتراک می‌گذارند و با تشکیل یک پیوند کووالانسی، مولکول دو اتمی هیدروژن را به وجود می‌آورند، فاصله‌ی جفت الکترون مشترک از هسته‌های دو اتم هیدروژن، همان‌طور که در نمایش الکترون - نقطه‌ای مولکول هیدروژن نشان داده شده، به یک اندازه است (شکل ۳-۱). به عبارت دیگر چگالی ابر الکترونی روی این دو اتم برابر است.

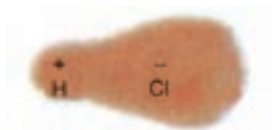
از طرف دیگر، هنگامی که دو اتم متفاوت، مثلاً اتم هیدروژن و اتم کلر، با پیوند کووالانسی به یکدیگر متصل می‌شوند و مولکول دو اتمی هیدروژن کلرید به وجود می‌آید، فاصله‌ی جفت الکترون مشترک در این پیوند کووالانسی، از هسته‌های هیدروژن و کلر، به یک اندازه نیست. هسته اتم کلر الکترون‌های پیوندی را بیش از هسته اتم هیدروژن به سوی خود جذب می‌کند. در نتیجه، چگالی ابر



شکل ۳-۱- توزیع چگالی ابر الکترونی روی دو اتم هیدروژن برابر است.



نمایش الکترون - نقطه‌ای  
مولکول هیدروژن



شکل ۲-۳ - توزیع چگالی ابر  
الکترونی بین کلر و هیدروژن  
یکسان نیست.



نمایش الکترون - نقطه‌ای  
مولکول هیدروژن کلرید

الکترونی مربوط به پیوند، روی هسته کلر بیش‌تر و روی هسته اتم هیدروژن کم‌تر است (شکل ۲-۳). بنابراین، نمایش الکترون - نقطه‌ای مولکول هیدروژن کلرید به صورت مجاور است. در واقع، توانایی یک اتم برای جذب الکترون‌های پیوندی، به هنگام رقابت با یک اتم دیگر را الکترونگاتیوی آن اتم می‌نامند. به عبارت دیگر، هرچه توانایی یک اتم برای جذب الکترون‌های پیوندی بیش‌تر باشد، آن اتم الکترونگاتیوتر است.

الکترونگاتیوی یک عنصر به طور مستقیم قابل اندازه‌گیری نیست. تنها می‌توان الکترونگاتیوی یک عنصر را با الکترونگاتیوی یک عنصر دیگر مقایسه کرد. بنابراین، الکترونگاتیوی یک کمیت نسبی است که برای نخستین بار توسط لینوس پاولینگ<sup>۱</sup>، شیمیدان آمریکایی، پیشنهاد شد. الکترونگاتیوی نسبی تعدادی از عناصرها، به ترتیبی که در جدول تناوبی ظاهر می‌شوند، در جدول ۱-۳ داده شده است. الکترونگاتیوی عناصرها از ۴/۰ برای الکترونگاتیوترین عنصر، یعنی فلوئور، تا ۰/۷ برای سزیم که کم‌ترین توانایی را برای جذب الکترون دارد، تغییر می‌کند.

جدول ۱-۳ - الکترونگاتیوی عناصرهای گروه‌های اصلی جدول تناوبی<sup>۲</sup>

H ۲/۱						
Li ۱/۰	Be ۱/۵	B ۲/۰	C ۲/۵	N ۳/۰	O ۳/۵	F ۴/۰
Na ۰/۹	Mg ۱/۲	Al ۱/۵	Si ۱/۸	P ۲/۱	S ۲/۵	Cl ۳/۰
K ۰/۸	Ca ۱/۰	Ga ۱/۶	Ge ۱/۸	As ۲/۰	Se ۲/۴	Br ۲/۸
Rb ۰/۸	Sr ۱/۰	In ۱/۷	Sn ۱/۸	Sb ۱/۹	Te ۲/۱	I ۲/۵
Cs ۰/۷	Ba ۰/۹	Tl ۱/۸	Pb ۱/۸	Bi ۱/۹	Po ۲/۰	At ۲/۲

## ۲-۳ - تغییر الکترونگاتیوی عناصرها در جدول تناوبی

همان‌طور که در جدول ۱-۳ می‌بینید، الکترونگاتیوی عناصرها، در هر تناوب از جدول تناوبی، از چپ به راست افزایش و در هر گروه، از بالا به پایین، کاهش می‌یابد. همین نظام را پیش از این در مورد افزایش خاصیت نافلزی عناصرها در یک تناوب و کاهش آن در یک گروه ملاحظه کرده‌اید. الکترونگاتیوترین عناصرها در بخش بالایی جدول تناوبی در طرف راست و ضعیف‌ترین عناصرها از نظر الکترونگاتیوی، در بخش پایینی جدول، در طرف چپ قرار دارند. در واقع، می‌توان گفت که زیاد

۱ - Linus Pauling

پاولینگ دو بار موفق به اخذ جایزه نوبل شد. نخستین جایزه نوبل در سال ۱۹۵۴ برای پژوهش‌هایش درباره‌ی ماهیت پیوند شیمیایی به او اهدا شد. دومین جایزه نوبل خود را در سال ۱۹۶۲ به خاطر تلاش‌های خستگی‌ناپذیرش، در جهت منع کاربرد جنگ‌افزارهای هسته‌ای و برقراری صلح در جهان، دریافت کرد.

۲ - اعداد این جدول فقط برای مقایسه داده شده است. به حفظ کردن آنها نیازی نیست.

بودن الکترونگاتیوی، از ویژگی‌های نافلزها و کم بودن الکترونگاتیوی از ویژگی‌های فلزهاست.  
**مثال ۱-۳:** چرا در هر تناوب از جدول تناوبی، با افزایش عدد اتمی از چپ به راست، بر الکترونگاتیوی عناصر افزوده می‌شود؟

**پاسخ:** با زیاد شدن عدد اتمی از چپ به راست، بر تعداد پروتون‌های هسته و در نتیجه، بر نیروی جاذبه هسته، برای جذب جفت الکترون مشترک در یک پیوند، افزوده می‌شود.  
**پرسش ۱-۳:** در یک گروه از جدول تناوبی، از بالا به پایین، بر تعداد پروتون‌های هسته اضافه می‌شود، ولی، الکترونگاتیوی عناصر به تدریج کاهش می‌یابد. کدام عامل را در این روند مؤثر می‌دانید؟

**مثال ۲-۳:** با استفاده از جدول تناوبی، سه عنصر نیتروژن (N، عدد اتمی = ۷)، اکسیژن (O، عدد اتمی = ۸) و فسفر (P، عدد اتمی = ۱۵) را بر حسب کاهش الکترونگاتیوی مرتب کنید.  
**پاسخ:** موقعیت این سه عنصر نسبت به هم در جدول تناوبی به صورت مجاور است.

VA	VIA
N	O
P	

اکسیژن که در بالا و در طرف راست این مجموعه قرار دارد، باید الکترونگاتیوی بیش‌تری داشته باشد. نیتروژن که در طرف چپ اکسیژن قرار گرفته است، باید دارای الکترونگاتیوی کم‌تری باشد. فسفر در این مجموعه که در پایین و در طرف چپ قرار گرفته، باید دارای کم‌ترین الکترونگاتیوی باشد. بنابراین، ترتیب الکترونگاتیوی این سه عنصر را می‌توانیم به صورت زیر پیش‌بینی کنیم:

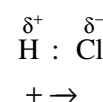
$$O > N > P$$

در جدول ۱-۳ می‌بینیم که الکترونگاتیوی اکسیژن، نیتروژن و فسفر به ترتیب ۳/۵، ۳/۰ و ۲/۱ است. از این سه عنصر، اکسیژن دارای بالاترین و فسفر دارای پایین‌ترین خصلت نافلزی است.

### ۳-۳ پیوندهای قطبی و پیوندهای غیر قطبی

پیش از این دیدید که وقتی دو اتم از یک عنصر، مثلاً دو اتم هیدروژن، پیوند کووالانسی تشکیل می‌دهند، هریک از آن‌ها از الکترون‌های پیوندی سهم یکسان دریافت می‌کند، زیرا جاذبه‌ی آن‌ها برای جفت الکترون مشترک در پیوند کووالانسی یکسان است. در نتیجه، این اتم‌ها دارای بارهای جزئی مثبت یا منفی ( $\delta^+$  یا  $\delta^-$ ) نخواهند بود. در این حالت، می‌گوییم که پیوند بین این دو اتم غیر قطبی است. پیوندهای موجود بین دو اتم اکسیژن در مولکول اکسیژن،  $O=O$ ، دو اتم نیتروژن در مولکول نیتروژن،  $N \equiv N$  و مانند آن‌ها نیز غیر قطبی به‌شمار می‌آیند.

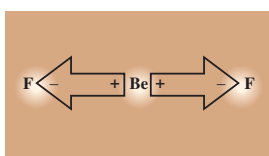
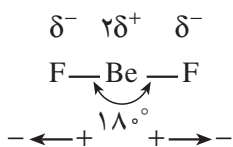
برعکس، هنگامی که دو اتم با الکترونگاتیوی‌های متفاوت، مثلاً هیدروژن و کلر در مولکول هیدروژن کلرید با پیوند کووالانسی به یکدیگر متصل می‌شوند، به‌علت بالاتر بودن الکترونگاتیوی کلر، چگالی ابر الکترونی پیوند روی اتم کلر بیش‌تر و روی اتم هیدروژن کم‌تر است. به عبارت دیگر، سهم کلر از الکترون‌های پیوندی بیش‌تر از سهم هیدروژن است. در نتیجه، کلر حامل جزئی بار منفی ( $\delta^-$ ) و هیدروژن حامل جزئی بار مثبت ( $\delta^+$ ) خواهد بود. این نوع پیوند را که دارای دو سر (دوقطب) مثبت و منفی است، پیوند قطبی می‌نامند و آن را با استفاده از مدل الکترون - نقطه‌ای به صورت مجاور نمایش می‌دهند.



راستای قطبیت پیوند را به کمک پیکانی که از سر مثبت به سر منفی رسم می‌شود، نشان می‌دهند. میزان قطبیت هر پیوند به تفاوت الکترونگاتیوی اتم‌های متصل به یکدیگر بستگی دارد. هر قدر تفاوت الکترونگاتیوی بیشتر باشد، قطبیت پیوند بیشتر است.

پرسش ۲-۳: با توجه به ترتیب الکترونگاتیوی عناصرها در جدول ۱-۳، قطبیت کدام یک از پیوندهای زیر بیشتر است؟ آن‌ها را به ترتیب کاهش قطبیت از چپ به راست منظم کنید (پیوندی را که قطبیت آن بیشتر است در سمت چپ بنویسید).

- |         |            |
|---------|------------|
| O-F (ب) | Cl-F (الف) |
| H-N (د) | Be-O (ج)   |



شکل ۳-۳ در مولکول  $\text{BeF}_2$  به حالت گازی، پیوندهای قطبی اثر یکدیگر را خنثی می‌کنند و مولکول غیرقطبی است.

### ۳-۴ مولکول‌های قطبی و مولکول‌های غیرقطبی

الف) مولکول‌های دو اتمی: پیش از این دیدیم که پیوند کووالانسی تشکیل شده بین دو اتم از یک عنصر، به علت یکسان بودن الکترونگاتیوی این اتم‌ها، غیرقطبی است. مولکول حاصل نیز غیرقطبی است. مانند مولکول‌های هیدروژن،  $\text{H}-\text{H}$ ، اکسیژن  $\text{O}=\text{O}$ ، نیتروژن،  $\text{N}\equiv\text{N}$  و ... این نوع مولکول‌ها را می‌توان، به طور کلی، با فرمول  $\text{A}_2$  نمایش داد.

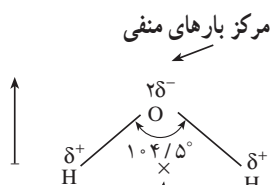
وقتی دو اتم با الکترونگاتیوی‌های متفاوت با یکدیگر پیوند کووالانسی تشکیل می‌دهند و یک مولکول دو اتمی (با فرمول کلی  $\text{AX}$ ) به وجود می‌آورند، پیوند موجود بین آن‌ها قطبی است. مولکول حاصل نیز قطبی است. مانند مولکول‌های هیدروژن کلرید،  $\text{H}-\text{Cl}$ ، هیدروژن برمید،  $\text{H}-\text{Br}$ ، هیدروژن فلوئورید،  $\text{H}-\text{F}$  و ...

ب) مولکول‌های سه اتمی: در مورد مولکول‌های سه اتمی، قطبیت مولکول به برآیند قطبیت پیوندهای آن بستگی دارد. فرمول کلی بعضی از این مولکول‌ها را می‌توان به صورت  $\text{AX}_2$  نمایش داد. در این مورد با دو وضعیت تازه روبه‌رو می‌شویم.

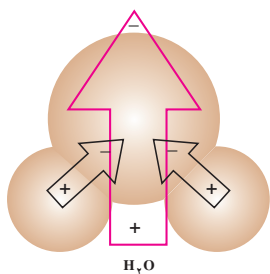
۱- اگر آرایش هندسی مولکول به صورت خطی باشد، یعنی اتم‌های سازنده آن در یک راستا قرار گرفته باشند، مانند بریلیم فلوئورید گازی،  $\text{BeF}_2$ ، به علت اینکه قطبیت پیوندهای  $\text{Be}-\text{F}$  به یک اندازه است ولی در دو راستای مخالف قرار دارند، اثر یکدیگر را خنثی می‌کنند و قطبیت مولکول صفر می‌شود (شکل ۳-۳).

به عبارت دیگر، در این مولکول دو سر منفی وجود دارد. مرکز اثر دو سر منفی بر روی هسته‌ی بریلیم قرار می‌گیرد. مرکز اثر بارهای مثبت نیز بر هسته‌ی بریلیم منطبق است. بنابراین، مرکز بارهای مثبت و منفی برهم منطبق می‌شوند و یکدیگر را خنثی می‌کنند. در این حالت، مولکول غیرقطبی است.

۲- اگر مولکول سه اتمی مورد نظر، مانند آب، ساختاری غیرخطی یا خمیده داشته باشد، پیوندهای قطبی آن در یک راستا قرار نمی‌گیرند. بنابراین، مرکز بارهای مثبت دو قطبی‌ها بر مرکز بارهای منفی دو قطبی‌ها منطبق نمی‌شود. پیوندهای قطبی اثر یکدیگر را خنثی نمی‌کنند و در نتیجه، مولکول قطبی است (شکل ۳-۴).



مرکز بارهای مثبت



شکل ۳-۴ در مولکول آب، مرکز بارهای مثبت و منفی برهم منطبق نمی‌شوند و مولکول قطبی است.

ج) مولکول‌های چهار اتمی: در مورد مولکول‌های چهار اتمی (که با فرمول کلی  $AX_3$  نمایش داده می‌شوند) نیز با دو وضعیت متفاوت روبه‌رو می‌شویم.

۱- اگر ساختار مولکول مورد نظر مسطح باشد، یعنی اتم مرکزی در وسط یک مثلث متساوی الاضلاع و سه اتم دیگر در گوشه‌های این مثلث قرار گرفته باشند، سه پیوند قطبی اثر یکدیگر را خنثی می‌کنند و برآیند قطبیت پیوندها صفر خواهد بود. برای مثال، مولکول بور تری‌فلوئورید،  $BF_3$ ، یک مولکول مسطح و غیر قطبی است، زیرا مرکز بارهای منفی در آن بر مرکز بارهای مثبت منطبق می‌شود (شکل ۵-۳).

۲- اگر مولکول مورد نظر دارای ساختار هرمی با قاعده‌ی مثلث متساوی الاضلاع باشد، آرایش سه پیوند قطبی آن در اطراف اتم مرکزی به گونه‌ای است که اثر یکدیگر را خنثی نمی‌کنند. به عبارت دیگر، مرکز بارهای مثبت بر مرکز بارهای منفی منطبق نمی‌شود. در این صورت، برآیند قطبیت پیوندها صفر نخواهد بود و مولکول قطبی است. مانند مولکول آمونیاک که ساختار آن در شکل ۶-۳ نشان داده شده است.

به طور کلی، می‌توان گفت که قطبیت بودن یک مولکول چند اتمی مستلزم وجود دو شرط زیر در آن است:

- ۱- مولکول دارای پیوندهای قطبی باشد.
- ۲- آرایش هندسی اتم‌ها در مولکول به گونه‌ای باشد که قطبیت پیوندها اثر یکدیگر را خنثی نکنند.

پرسش ۳-۳: با توجه به ساختار هندسی مولکول‌های زیر بگویید کدام قطبی و کدام غیر قطبی است؟ درباره‌ی نظر خود توضیح دهید.

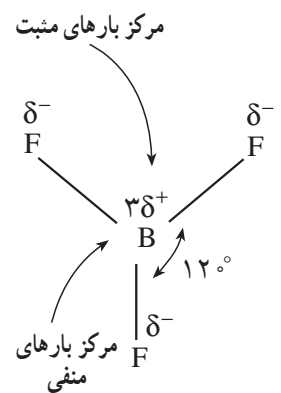
الف)  $BeCl_2$  به حالت گاز (خطی) (ب)  $OF_2$  (خمیده)

ج)  $AlCl_3$  به حالت گازی (سطح) (د)  $CH_4$  (چهاروجهی)

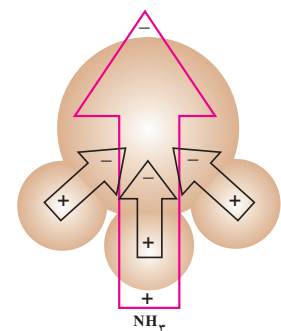
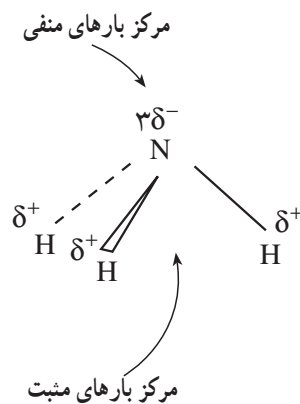
مثال ۳-۳: آیا مولکول  $CCl_4$  قطبی است، مولکول  $SCl_2$  چگونه؟

پاسخ: کربن تتراکلرید،  $CCl_4$ ، مانند متان، یک مولکول پنج اتمی و دارای ساختار چهاروجهی منظم است. چهار پیوند قطبی  $C-Cl$  در آن اثر یکدیگر را خنثی می‌کنند و در نتیجه، مولکول غیر قطبی است.

مولکول  $SCl_2$ ، وضع کاملاً متفاوتی دارد. این مولکول، مانند مولکول آب، به صورت خمیده است، زیرا اتم مرکزی S که شش الکترون ظرفیت دارد، فقط به دو اتم دیگر متصل است. از این رو، دارای دو جفت الکترون ناپیوندی یا تنه‌است (وضعی مانند جفت الکترون‌های ناپیوندی در آب) که بر روی اتم گوگرد مستقر هستند. بنابراین، برای مولکول  $SCl_2$ ، ساختاری خمیده پیش‌بینی می‌کنیم. (زاویه‌ی پیوند در این مولکول، به‌طور تجربی، برابر  $109^\circ$  اندازه‌گیری شده است) و چون الکترونگاتیوی کلر بیش از الکترونگاتیوی گوگرد است (الکترونگاتیوی کلر  $3/0$  و الکترونگاتیوی گوگرد  $2/5$  است)، پیوندهای  $S-Cl$  قطبی هستند و این مولکول هم قطبی است. قطب مثبت بر روی گوگرد و قطب منفی بین دو اتم کلر قرار دارد.



شکل ۵-۳- در مولکول مسطح  $BF_3$ ، مرکز بارهای مثبت و منفی بر هم منطبق می‌شوند و مولکول غیر قطبی است.

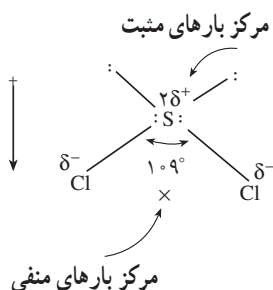


شکل ۶-۳- در مولکول هرمی شکل  $NH_3$ ، مرکز بارهای مثبت و منفی بر هم منطبق نمی‌شوند و مولکول قطبی است.

### ۵-۳- تغییر تدریجی خصلت پیوند در عنصرهای یک تناوب از جدول تناوبی

به طور کلی، با استفاده از الکترونگاتیوی عنصرها می‌توانیم تغییر تدریجی خصلت پیوند را در ترکیب‌های مشابه، مربوط به عنصرهای یک تناوب یا عنصرهای یک گروه، از جدول تناوبی پیش‌بینی کنیم. برای مثال، تفاوت الکترونگاتیوی فلئور با لیتیم، دو عنصر از تناوب دوم، نسبتاً زیاد است ( $F = 4/0$  و  $Li = 1/0$ ). پیوند این دو عنصر با یکدیگر، در لیتیم فلئورید ( $LiF$ )، همان‌طور که می‌دانید، دارای خصلت یونی و از نوع الکترووالانسی است. ولی، تفاوت الکترونگاتیوی بین دو اتم فلئور، در مولکول فلئور، صفر است و می‌دانیم که پیوند در این ترکیب دارای خصلت کووالانسی است. بنابراین، نتیجه می‌گیریم که هر اندازه تفاوت الکترونگاتیوی بین دو اتم در یک پیوند بیشتر باشد، خصلت یونی پیوند افزایش می‌یابد و برعکس، هر اندازه تفاوت الکترونگاتیوی کم‌تر باشد، بر خصلت کووالانسی پیوند افزوده می‌شود. دماهای ذوب و جوش و همچنین حالت فیزیکی لیتیم فلئورید و مولکول فلئور بازتابی از این واقعیت است.

( $LiF$ ): حالت فیزیکی، جامد؛ دمای ذوب  $845^{\circ}C$ ؛ دمای جوش  $1681^{\circ}C$  و  $F_2$ : حالت فیزیکی گاز؛ دمای ذوب  $-22^{\circ}C$  و دمای جوش  $-188^{\circ}C$ ).



### ۶-۳- شعاع اتمی و شعاع کووالانسی

اگر فرض کنیم که شکل ظاهری یک اتم مانند کره‌ای باشد که هسته‌ی اتم در مرکز آن قرار دارد، می‌توانیم شعاع این کره را به عنوان شعاع اتم در نظر بگیریم. ولی، در فصل اول در مورد احتمال حضور الکترون در اطراف هسته صحبت کردیم. از این رو، نمی‌توان گفت که الکترون نسبت به هسته فاصله‌ی دقیق و معینی دارد. بنابراین، تصور اتم به شکل کره‌ای متقارن و با مرز مشخص با واقعیت مطابقت نمی‌کند. ولی می‌توانیم نصف طول پیوند کووالانسی یگانه‌ی بین دو اتم از یک عنصر را به عنوان شعاع کووالانسی یا شعاع اتمی آن عنصر بپذیریم.

برای مثال، طول پیوند  $Br-Br$  در مولکول برم برابر  $228^* pm$  است. بنابراین، شعاع کووالانسی اتم برم نصف این مقدار یعنی  $114 pm$  به دست می‌آید. شعاع اتمی عنصرهای اصلی در جدول تناوبی، در هر تناوب، از چپ به راست، کاهش و در هر گروه، از بالا به پایین افزایش می‌یابد.

تمرین ۱-۳: طول پیوند کووالانسی  $Cl-Cl$ ، در مولکول کلر، برابر  $198 pm$  است. شعاع کووالانسی اتم کلر را حساب کنید.

### ۷-۳- روند تغییرات شعاع‌های اتمی و یونی در هر تناوب از جدول تناوبی

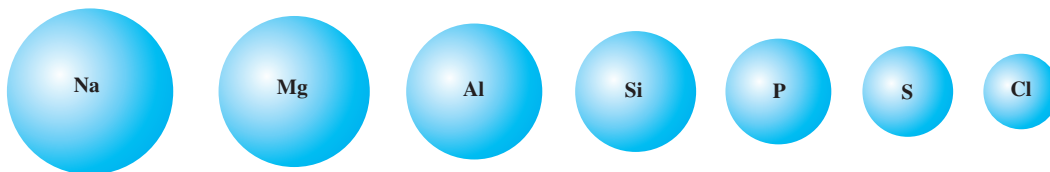
به طوری که می‌دانید عدد اتمی عنصرها در هر تناوب از جدول تناوبی از چپ به راست زیاد می‌شود. در نتیجه، با افزایش بار هسته نیروی جاذبه‌ی هسته‌ی اتم بر لایه‌های الکترونی از جمله بر الکترون‌های لایه‌ی بیرونی (لایه‌ی ظرفیت) افزایش می‌یابد. از طرف دیگر، چون تعداد لایه‌های

\*  $pm = \text{پیکومتر}$ . پیکو پیشوندی به معنای  $10^{-12}$  و نشانه‌ی آن p است.

الکترونی در اتم همه عنصرهای یک تناوب برابر است، بر اثر افزایش تدریجی جاذبه‌ی هسته بر لایه‌های الکترونی، از شعاع اتمی کاسته می‌شود. برای نمونه، شعاع اتمی عنصرهای تناوب سوم در جدول ۲-۳ و اندازه‌ی نسبی اتم‌های این عنصرها در شکل ۸-۳ نشان داده شده است.

جدول ۲-۳ شعاع اتمی عنصرهای تناوب سوم جدول تناوبی برحسب پیکومتر

شعاع اتمی	عدد اتمی	نام و نماد عنصر
۱۸۶	۱۱	سدیم Na
۱۶۰	۱۲	منیزیم Mg
۱۴۳	۱۳	آلومینیم Al
۱۱۷	۱۴	سیلیسیم Si
۱۱۰	۱۵	فسفر P
۱۰۴	۱۶	گوگرد S
۹۹	۱۷	کلر Cl



شکل ۸-۳ اندازه‌ی نسبی اتم‌های عنصرهای تناوب سوم جدول تناوبی

به طوری که می‌دانید، در هر گروه، از بالا به پایین، بار هسته افزایش می‌یابد. از طرف دیگر، به ازای هر تناوب، یک لایه بر تعداد لایه‌های الکترونی اصلی اتم افزوده می‌شود. گرچه به علت افزایش بار هسته انتظار می‌رود که اثر نیروی جاذبه‌ی هسته بر لایه‌های الکترونی زیاد شود ولی، این تأثیر تا حدودی با زیاد شدن تعداد لایه‌های الکترونی خنثی می‌شود. به طوری که در مجموع شعاع اتم‌ها در یک گروه از بالا به پایین افزایش می‌یابد. در مورد عنصرهای فلزی با جدا شدن الکترون‌ها از لایه‌ی بیرونی یون‌های مثبت تشکیل می‌شوند. در نتیجه، اثر جاذبه‌ی هسته بر الکترون‌های باقی‌مانده افزایش می‌یابد. از این رو، انتظار داریم که شعاع یون‌های مثبت کوچک‌تر از شعاع اتم‌های خنثی مربوط باشد. برای نمونه، اندازه‌ی نسبی شعاع اتم‌های فلزی عنصرهای گروه اول با شعاع یون‌های مثبت مربوط در شکل ۹-۳ مقایسه شده است.

در مورد عنصرهای نافلزی، با افزوده شدن یک یا چند الکترون به لایه‌ی الکترونی بیرونی آن‌ها، یون‌های منفی تشکیل می‌شوند. با افزایش تعداد الکترون‌های لایه‌ی بیرونی، از اثر جاذبه‌ی هسته بر این الکترون‌ها کاسته می‌شود. در نتیجه، فاصله‌ی الکترون‌ها از هسته بیشتر می‌شود. از این رو، اندازه‌ی شعاع یون منفی یک عنصر از شعاع اتم خنثی آن بزرگ‌تر خواهد بود. برای نمونه، شعاع نسبی اتم‌های نافلزی عنصرهای گروه هفتم با شعاع یون‌های منفی مربوط در شکل ۱۰-۳

شعاع اتمی	شعاع یونی pm
Li ۱۵۲	Li <sup>+</sup> ۶۰
Na ۱۸۶	Na <sup>+</sup> ۹۵
K ۱۹۶	K <sup>+</sup> ۱۳۳
Rb ۲۱۶	Rb <sup>+</sup> ۱۴۸
Cs ۲۳۵	Cs <sup>+</sup> ۱۶۹

شکل ۹-۳ اندازه‌ی اتم‌ها و یون‌های مثبت عنصرهای گروه اول در جدول تناوبی. یون‌های مثبت همیشه کوچک‌تر از اتم‌های خنثی مربوط هستند.



مقایسه شده است.

پرسش ۳-۴: شعاع اتمی و شعاع یون پایدار (با آرایش گاز نجیب) عنصرهای تناوب سوم جدول تناوبی در جدول ۳-۳ داده شده است. آرایش الکترونی کاتیون‌ها و آنیون‌های موجود در این

جدول را بنویسید. هر یون دارای آرایش الکترونی کدام گاز نجیب است و چند الکترون دارد؟

پرسش ۳-۵: بعضی از فلزها، مانند آهن می‌توانند بیش از یک نوع کاتیون ( $Fe^{2+}$  و

$Fe^{3+}$ ) تشکیل دهند. شعاع یونی کدام یون بزرگ‌تر است؟ چرا؟

پرسش ۳-۶: بعضی از نافلزها، مانند اکسیژن، می‌توانند در حالت گازی بیش از یک نوع

انیون تشکیل دهند ( $O^{2-}$  و  $O^{-}$ ). شعاع یونی کدام یون بزرگ‌تر است؟ چرا؟

جدول ۳-۳ شعاع اتمی و شعاع یون پایدار عنصرهای تناوب سوم جدول تناوبی برحسب پیکومتر

نام عنصر	یون پایدار	نام یون	شعاع اتمی	شعاع یونی
سدیم	$Na^{+}$	سدیم	۱۸۶	۹۵
منیزیم	$Mg^{2+}$	منیزیم	۱۶۰	۶۵
آلومینیم	$Al^{3+}$	آلومینیم	۱۴۳	۵۰
سیلیسیم	$Si^{4-}$	سیلیسیم	۱۱۷	۲۷۱
فسفر	$P^{3-}$	فسفید	۱۱۰	۲۱۲
گوگرد	$S^{2-}$	سولفید	۱۰۴	۱۸۴
کلر	$Cl^{-}$	کلرید	۹۹	۱۸۱

شعاع اتمی، Å	شعاع یونی، Å
F ۵۰	$F^{-}$ ۱۳۳
Cl ۱۰۰	$Cl^{-}$ ۱۸۱
Br ۱۱۵	$Br^{-}$ ۱۹۶
I ۱۴۰	$I^{-}$ ۲۱۹

شکل ۱۰-۳ اندازه‌ی اتم‌ها و یون‌های منفی عنصرهای گروه هفتم در جدول تناوبی. یونهای منفی همیشه بزرگ‌تر از اتم‌های خنثی مربوط هستند.

۳-۱- چرا مولکول‌هایی مانند  $H_2$  و  $Cl_2$  غیرقطبی‌اند ولی مولکول  $HCl$  قطبی است؟  
 ۳-۲- با تکیه بر جدول ۳-۱ معلوم کنید کدام یک از پیوندهای زیر قطبی‌تر است؟ آنها را به ترتیب کاهش قطبیت پیوند از چپ به راست منظم کنید (پیوندی را که قطبیت آن بیش‌تر است، در سمت چپ بنویسید):

الف)  $O-F$                       ب)  $H-Br$

ج)  $H-N$                          د)  $N-Cl$

۳-۳- در کدام مولکول‌ها تنها شرط قطبی بودن، وجود پیوند قطبی در آن‌هاست؟  
 ۳-۴- در چه صورتی مولکول با وجود داشتن پیوندهای قطبی، غیرقطبی است؟  
 ۳-۵- مولکولی را مثال بزنید که دارای پیوندهای قطبی باشد، ولی خود مولکول قطبی نباشد.  
 ۳-۶- در جدول تناوبی، از بالا به پایین، کدام خاصیت زیر افزایش و کدام خاصیت کاهش می‌یابد.

الف) خاصیت فلزی                      ب) انرژی یونش

ج) الکترونگاتیوی                    د) شعاع کووالانسی

۳-۷- در جدول تناوبی، از چپ به راست، کدام خاصیت زیر افزایش و کدام خاصیت کاهش می‌یابد؟

الف) خاصیت فلزی                      ب) انرژی یونش

ج) الکترونگاتیوی                    د) شعاع اتمی

۳-۸- کربن تتراکلرید،  $CCl_4$  یک مولکول غیرقطبی است. کدام یک از ساختارهای زیر برای آن با این ویژگی مطابقت دارد؟

الف) کربن در رأس یک هرم با قاعده‌ی مربع و کلرها در چهار گوشه‌ی قاعده‌ی آن؟

ب) کربن در مرکز یک چهاروجهی منظم و کلرها در چهار رأس آن؟

۳-۹- عنصرهای کدام گروه‌های جدول تناوبی، وقتی به یون تبدیل شوند، افزایش یا کاهش حجم پیدا می‌کنند؟ چرا؟

### نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی

هدف‌های رفتاری: فراگیر پس از پایان این فصل باید بتواند:

- ۱- علت مایع یا جامد شدن گازهایی را که مولکول قطبی دارند، با ذکر مثال و رسم شکل بیان کند.
- ۲- امکان مایع و یا جامد شدن گازهای نجیب،  $\text{CH}_4$  و  $\text{Cl}_2$  را با تکیه بر نیروهای موجود بیان کند.
- ۳- پیدایش قطبیت لحظه‌ای در اتم‌های هلیم و به وجود آمدن نیروهای جاذبه‌ی واندروالسی را توضیح دهد.
- ۴- گازی شکل بودن گازهای نجیب،  $\text{Cl}_2$  و  $\text{CH}_4$ ، مایع بودن برم و کربن تتراکلرید یا جامد بودن ید و نفتالن را در دماهای معمولی توضیح دهد.
- ۵- نقش حجم و وزن مولکول‌ها را در میزان قطبیت لحظه‌ای و افزایش نیروهای واندروالسی با ذکر مثال بیان کند.
- ۶- تفاوت شعاع کووالانسی و شعاع واندروالسی را توضیح دهد.
- ۷- روند تغییرات دمای جوش ترکیب‌های دوتایی هیدروژن با عنصرهای گروه‌های اصلی را توضیح دهد.
- ۸- پیوند هیدروژنی را توضیح دهد.
- ۹- دمای ذوب و جوش نسبتاً بالای آب را توضیح دهد.
- ۱۰- سختی فوق‌العاده‌ی بلورهای الماس را توضیح دهد.

#### ۴-۱- مفهوم نیروهای بین مولکولی

در فصل دوم این کتاب با چند نوع پیوند شیمیایی، مانند پیوند یونی، پیوند کووالانسی و پیوند فلزی آشنا شدید. پیوندهای شیمیایی نیروهای جاذبه‌ای هستند که موجب پیوستگی اتم‌ها به یکدیگر می‌شوند. اکنون می‌خواهیم شما را با نیروهای جاذبه‌ای آشنا کنیم که بین مولکول‌های یک ماده یا مولکول‌های مواد گوناگون به وجود می‌آیند و موجب می‌شوند که این مولکول‌ها بتوانند به یکدیگر نزدیک شوند و در کنار یکدیگر قرار گیرند. این نیروهای جاذبه را که خیلی ضعیف‌تر از پیوندهای کووالانسی هستند، نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی می‌نامیم. به عبارت دیگر، اکنون می‌خواهیم

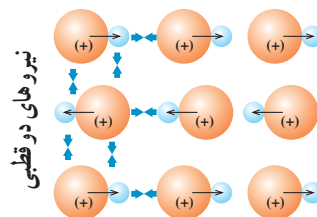
بدانیم که مولکول‌های یک ماده، در حالت‌های مایع یا جامد، چگونه در کنار یکدیگر قرار می‌گیرند. برای مثال، می‌خواهیم بدانیم که بین مولکول‌های آب یا مولکول‌های الکل، چه نوع نیروی جاذبه‌ای وجود دارد که موجب می‌شود این دو ماده در شرایط عادی به حالت مایع باشند؟ یا چه نوع نیروی جاذبه‌ای مولکول‌های یُد یا مولکول‌های نفتالن را در کنار یکدیگر نگه می‌دارد و موجب می‌شود که این دو ماده در شرایط عادی به حالت جامد باشند؟

**نیروهای جاذبه‌ای و اندروالسی و پیوند هیدروژنی از جمله‌ی نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی هستند که اهمیت بسیار دارند. اکنون چگونگی پیدایش این نیروها و اثر آن‌ها را برخواص برخی از مواد بررسی می‌کنیم.**

## ۲-۴- نیروهای و اندروالسی

**واندروالس<sup>۱</sup>**، دانشمند هلندی، در سال ۱۸۷۳، برای نخستین بار، مسأله‌ی وجود نیروهای جاذبه‌ی بین مولکول‌های مختلف را مطرح کرد. این نیروها که به‌عنوان نیروهای جاذبه‌ی و اندروالسی شناخته شده‌اند، انواع مختلفی دارند. این نیروها ممکن است بین مولکول‌های قطبی، بین مولکول‌های قطبی و غیرقطبی و یا بین مولکول‌های غیرقطبی وجود داشته باشند که در زیر به شرح آنها می‌پردازیم:

۱- یکی از انواع نیروهای و اندروالسی، نیروی جاذبه‌ی دو قطبی - دو قطبی است. دو مولکول از یک ماده معین یا از دو ماده مختلف که دارای قطبیت دائمی باشند، می‌توانند یکدیگر را جذب کنند (شکل ۱-۴). برای مثال، مایع و جامد شدن یُد کلرید، ICl، یا جامد شدن گوگرد دی‌اکسید، SO<sub>۲</sub>، را می‌توان به این صورت توجیه کرد. می‌دانید که مولکول‌های این دو ماده قطبی هستند و در دمای مناسب، به‌گونه‌ای در کنار یکدیگر قرار می‌گیرند که قطب (یا سر) مثبت یک مولکول در نزدیکی قطب (یا سر) منفی مولکول دیگر واقع شود. این آرایش در شکل ۱-۴ برای مولکول‌های یُد کلرید نشان داده شده است.



شکل ۱-۴- در موادی مانند یُد کلرید، که دارای مولکول‌های قطبی هستند، سرهای مثبت و منفی مولکول‌ها یکدیگر را جذب می‌کنند.

آرایش مولکول‌ها به این شکل نیروی جاذبه الکتریکی قابل توجهی به‌وجود می‌آورد که موجب مایع شدن یا جامد شدن آن‌ها می‌شود. این نوع نیروهای جاذبه بین مولکولی را **نیروهای جاذبه‌ی دو قطبی - دو قطبی** می‌نامند و در بیش‌تر موارد، قوی‌ترین نیروی جاذبه بین مولکولی به‌شمار می‌آید.

۲- نوع دیگری از نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی، نیروی جاذبه‌ای است که می‌تواند بین یک مولکول قطبی و یک مولکول غیرقطبی به‌وجود آید. هنگامی که یک مولکول قطبی به یک مولکول غیرقطبی نزدیک می‌شود، بار جزئی مثبت یا منفی موجود در سرهای مثبت و منفی مولکول قطبی، الکترون‌های مولکول غیرقطبی را جذب یا دفع می‌کند. برای مثال، اگر سر منفی یک مولکول قطبی به یک مولکول غیرقطبی نزدیک شود، الکترون‌های مولکول غیرقطبی به‌وسیله‌ی سر منفی مولکول قطبی دفع می‌شوند. ابرالکترونی مولکول غیرقطبی از مولکول قطبی دور می‌شود (شکل ۲-۴) و در نتیجه، مولکول غیرقطبی، در این وضعیت، خود به یک مولکول قطبی تبدیل می‌شود. در این حالت می‌گوییم که قطبیت مولکول قطبی به مولکول غیرقطبی القا شده است و چون مولکول غیرقطبی به این شکل موقتاً قطبی شده است، به‌وسیله‌ی مولکول قطبی دائمی جذب می‌شود. این نوع نیروی



شکل ۲-۴- مولکول قطبی، یک مولکول غیرقطبی را به‌مولکولی که دارای قطبیت القایی است، تبدیل می‌کند.

جاذبه بین مولکولی را نیروی جاذبه‌ی دو قطبی — دو قطبی القایی می‌نامند. برای مثال، این نوع نیروی جاذبه در محلول آبی ید، بین مولکول‌های ید و آب به وجود می‌آید. مولکول‌های ید،  $I_2$ ، غیرقطبی و مولکول‌های آب شدیداً قطبی هستند.

۳- می‌دانید که مولکول‌های بعضی از مواد، مانند کلر،  $Cl_2$ ، کربن تتراکلرید،  $CCl_4$  و گازهای نجیب، قطبی نیستند، اما بعضی از آن‌ها می‌توانند در شرایط معمولی یکدیگر را جذب کنند و به حالت‌های مایع یا جامد وجود داشته باشند. حال ببینیم بین مولکول‌های این دسته از مواد چه نوع نیروی جاذبه‌ای به وجود می‌آید که موجب مایع یا جامد شدن آن‌ها می‌شود؟



شکل ۳-۴- پیدایش قطبیت لحظه‌ای در مولکول‌های غیرقطبی

بررسی‌های لاندن، دانشمند انگلیسی، در سال ۱۹۳۰، درباره‌ی نیروی جاذبه‌ی موجود بین مولکول‌های این دسته از مواد نشان داد که بعضی از مولکول‌ها به طور لحظه‌ای قطبی می‌شوند و قطبیت خود را به صورتی که در شکل ۳-۴ نشان داده شده است، به مولکول‌های مجاور القا می‌کنند. این نوع نیروهای جاذبه بین مولکولی را، که البته نیروهای ضعیفی هستند و در همان طبقه نیروهای اندروالسی قرار می‌گیرند، نیروهای لاندن می‌نامند.

در مورد چگونگی پیدایش قطبیت لحظه‌ای، باید گفت که چگالی ابرالکترونی در مولکول‌های مواد بخصوص مولکول‌های غیرقطبی و اتم‌های گازهای نجیب، در یک لحظه در یک طرف مولکول یا در یک طرف اتم از طرف دیگر بیش‌تر می‌شود و در نتیجه، آن مولکول یا آن اتم، مانند مولکول‌های قطبی واقعی، دو سر یا دو قطب مثبت و منفی پیدا می‌کند. این دو قطبی لحظه‌ای بر مولکول‌ها یا اتم‌های مجاور اثر می‌گذارد و آن‌ها را بر اثر القا، به ذره‌های دو قطبی تبدیل می‌کند. بنابراین، همه‌ی مولکول‌ها یا اتم‌ها، به طور موقت، قطبی می‌شوند و همان‌طور که در مورد مولکول‌های قطبی مشاهده کردید، یکدیگر را جذب می‌کنند و در کنار یکدیگر آرایش می‌گیرند.

همین نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی است که موجب مایع یا جامد شدن این مواد می‌شوند. به همین علت گازهایی مانند کلر، کربن دی‌اکسید، گازهای نجیب و ... می‌توانند در دمای پایین و تحت فشار، به مایع یا جامد تبدیل شوند. همین نیروهای جاذبه موجب می‌شوند که موادی مانند برم و کربن تتراکلرید، در شرایط عادی، مایع یا نفتالن و ید جامد باشند.

به علت ضعیف بودن این نوع نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی، موادی که بر اثر این نیروهای جاذبه (یعنی پیدایش قطبیت لحظه‌ای) به حالت مایع یا جامد باشند، به آسانی تبخیر یا ذوب می‌شوند، یعنی دماهای ذوب و جوش نسبتاً پایینی دارند و در دسته مواد فرار قرار می‌گیرند.

نیروهای لاندن فقط از فواصل نزدیک اهمیت پیدا می‌کنند و با افزایش فاصله، اثر آن‌ها به سرعت ناپدید می‌شود.

حال این پرسش مطرح می‌شود که آیا نیروهای لاندن فقط در مولکول‌های غیرقطبی وجود دارند؟ در پاسخ باید گفت که نیروهای لاندن در تمام مولکول‌ها چه قطبی و چه غیرقطبی وجود دارند، اما اهمیت آن‌ها در مقایسه با نیروهای جاذبه دو قطبی — دو قطبی و نیروهای جاذبه یون — دو قطبی کم‌تر است. از این رو، این نوع نیروهای جاذبه در مواد قطبی و یونی چندان مورد توجه قرار نمی‌گیرند.

### ۳-۴ عوامل مؤثر بر میزان نیروهای واندروالسی

شدت و ضعف نیروهای واندروالسی به چند عامل بستگی دارد که در زیر به آن‌ها اشاره می‌کنیم:

۱- قطبیت مولکول: هرچه مولکول‌ها قطبی‌تر باشند، یکدیگر را با شدت بیشتری جذب

می‌کنند و در نتیجه، نیروهای واندروالسی اهمیت بیشتری دارند.

۲- حجم یا وزن مولکول: با افزایش حجم اتم‌ها یا مولکول‌ها، امکان برخورد آن‌ها با

یکدیگر بیشتر می‌شود، و در نتیجه، میزان تأثیر آن‌ها بر هم افزایش می‌یابد. از طرف دیگر، می‌دانیم که

افزایش حجم اتم‌ها بر اثر افزایش تعداد لایه‌های الکترونی در اتم‌هاست. هرچه الکترون‌های لایه‌ی

بیرونی از هسته اتم دورتر باشند، تأثیر عوامل خارجی بر آن‌ها (مثلاً تأثیر هسته‌ی اتم‌های مجاور)

بیشتر می‌شود و احتمال پیدایش قطبیت لحظه‌ای افزایش می‌یابد.

پرسش ۴-۱- دمای جوش و وزن مولکولی هالوژن‌ها در جدول ۴-۱ داده شده است. افزایش

دمای جوش هالوژن‌ها را با توجه به عوامل مؤثر بر نیروهای واندروالسی چگونه توجیه می‌کنید؟

جدول ۴-۱- وزن مولکولی و دمای جوش هالوژن‌ها

هالوژن	وزن مولکولی	دمای جوش °C
فلوئور F <sub>۲</sub>	۳۸	-۱۸۸
کلر Cl <sub>۲</sub>	۷۱	-۳۴
برم Br <sub>۲</sub>	۱۶۰	۵۹
ید I <sub>۲</sub>	۲۵۴	۱۸۴

تمرین ۴-۱- سه عنصر هیدروژن، اکسیژن و نیتروژن را برحسب افزایش دمای جوش آن‌ها

مرتب کنید.

### ۴-۴ شعاع واندروالسی

پیش از این دانستید که مولکول‌های گازهای نجیب تک اتمی است، یعنی اتم‌های گازهای نجیب

نمی‌توانند با یکدیگر ترکیب شوند و مولکول‌های دو اتمی به وجود آورند. بنابراین، نمی‌توان برای

گازهای نجیب شعاع کووالانسی در نظر گرفت.

پس شعاع اتمی گازهای نجیب را چگونه اندازه می‌گیریم؟ می‌دانید که گازهای نجیب را

می‌توان، بر اثر نیروهای جاذبه‌ی لاندن، ابتدا به مایع و سپس به جامد تبدیل کرد. اتم‌های گازهای

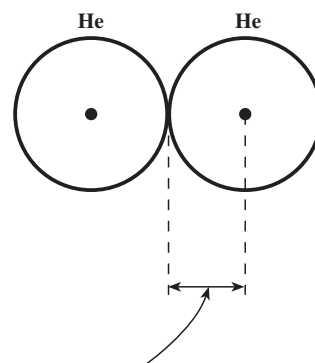
نجیب در حالت جامد به اندازه‌ای به یکدیگر نزدیک می‌شوند که در تماس با یکدیگر قرار می‌گیرند.

در این حالت، نصف فاصله موجود بین دو هسته‌ی مجاور را می‌توان به عنوان شعاع واندروالسی آن‌ها

در نظر گرفت (شکل ۴-۴).

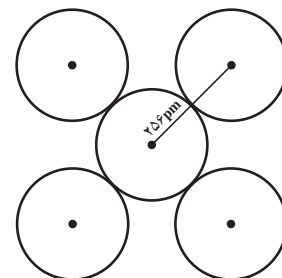
پرسش ۴-۲- با توجه به شکل ۴-۵ که نزدیک‌ترین فاصله بین دو اتم مس را در بلور مس

نشان می‌دهد، بگویید شعاع واندروالسی مس چند پیکومتر است؟



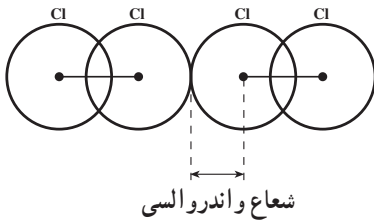
شعاع واندروالسی

شکل ۴-۴- شعاع واندروالسی گازهای نجیب در حالت جامد

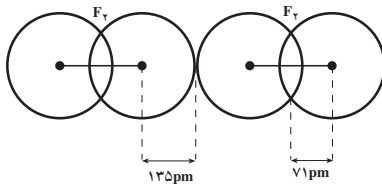


شکل ۴-۵- نزدیک‌ترین فاصله بین اتم‌های مس در بلور مس ۲۵۶ pm است.

در مورد نافلزها و فلزها نیز می‌توان از مفهوم شعاع واندروالسی استفاده کرد. مولکول‌های موادی مانند یُد، برم و کلر نیز در حالت جامد، در تماس با یکدیگر قرار می‌گیرند. برای مثال، دو مولکول کلر، در حالت جامد، مانند آنچه که در شکل ۴-۶ نشان داده شده است، در تماس با یکدیگر قرار دارند.



شکل ۴-۶ شعاع واندروالسی کلر در حالت جامد



شکل ۴-۷ دو مولکول فلوئور در حالت جامد

پرسش ۳-۴ بین شعاع کووالانسی و شعاع واندروالسی کلر چه تفاوتی وجود دارد؟ کدام یک بزرگ‌تر است؟ توضیح دهید.

پرسش ۴-۴ وضعیت دو مولکول فلوئور، در حالت جامد، در شکل ۴-۷ نشان داده شده است. با استفاده از داده‌های این شکل و با تکیه بر تعریف‌هایی که برای شعاع کووالانسی و شعاع واندروالسی آموخته‌اید، به پرسش‌های زیر پاسخ دهید:

۱- کوتاه‌ترین فاصله بین هسته اتم‌هایی که در تماس با یکدیگر قرار دارند، چند پیکومتر است؟

۲- فاصله هسته‌ها در هر مولکول فلوئور چند پیکومتر است؟

۳- تفاوت شعاع‌های کووالانسی و واندروالسی در مولکول فلوئور چند پیکومتر است؟

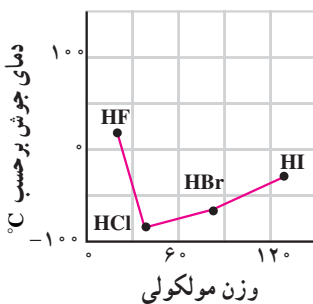
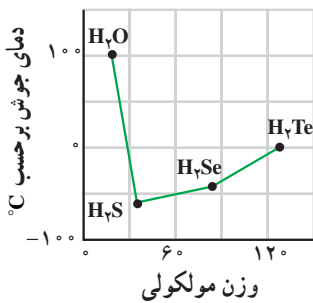
## ۴-۵ پیوند هیدروژنی

ویژگی‌های موادی را که مولکول‌های قطبی و غیرقطبی دارند، در بسیاری از موارد، می‌توان با تکیه بر نیروهای جاذبه‌ی واندروالسی توجیه کرد. ولی، در برخی از مواد، نیروهای جاذبه بین مولکولی از آنچه که به نیروهای واندروالسی نسبت داده می‌شود، خیلی بیش‌تر است. بنابراین، برای توجیه ویژگی‌های فیزیکی و شیمیایی غیرعادی موادی مانند هیدروژن فلوئورید، آب و آمونیاک، باید از نیروهای جاذبه بین مولکولی دیگری کمک بگیریم.

نخست به روند تغییرات دمای جوش ترکیب‌های دوتایی هیدروژن دار عنصرهای اصلی گروه‌های ششم (خانواده‌ی اکسیژن) و هفتم (خانواده‌ی هالوژن‌ها) که در شکل ۴-۸ نشان داده شده است، توجه می‌کنیم. در این شکل، دمای جوش ترکیب هیدروژن دار بر روی محور عمودی و وزن مولکولی آن بر روی محور افقی نشان داده شده است.

همان‌طور که ملاحظه می‌شود، دمای جوش HCl، HBr، HI و HF، با افزایش وزن مولکولی، به‌طور منظم، افزوده می‌شود. ولی، دمای جوش HF از این روند پیروی نمی‌کند. وزن اتمی فلوئور از هالوژن‌های دیگر کم‌تر است. بنابراین، انتظار داریم که دمای جوش هیدروژن فلوئورید، HF، پایین‌تر از دمای جوش هیدروژن کلرید، HCl، باشد. ولی، عملاً عکس این روند مشاهده می‌شود. یعنی دمای جوش HF (۱۹/۹°C) خیلی بالاتر از دمای جوش سه ترکیب دیگر است.

روند تغییرات دمای جوش در هیدریدهای عنصرهای گروه ششم نیز به همین صورت است. یعنی انتظار داریم که دمای جوش آب، H<sub>2</sub>O، پایین‌تر از دمای جوش سه هیدرید دیگر یعنی، H<sub>2</sub>S، H<sub>2</sub>Se و H<sub>2</sub>Te باشد، ولی دمای جوش آب (۱۰۰°C)، به‌طور غیرعادی بالاتر از دمای جوش سه ترکیب دیگر است.



شکل ۴-۸ روند تغییرات دمای جوش در ترکیب‌های دوتایی هیدروژن دار عنصرهای گروه‌های ششم و هفتم

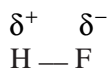
دمای جوش  $\text{NH}_3$  نیز در روند تغییرات دمای جوش هیدریدهای عنصرهای گروه پنجم وضعی استثنایی دارد (شکل ۹-۴).

برای توجیه وضع غیرعادی  $\text{HF}$ ،  $\text{H}_2\text{O}$  و  $\text{NH}_3$  در روند تغییرات دمای جوش، می‌پذیریم که بین مولکول‌های هریک از این مواد، علاوه بر نیروهای جاذبه واندروالسی، نیروهای جاذبه قوی‌تر دیگری نیز وجود دارد.

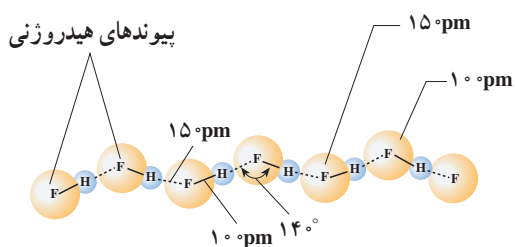
تبعیت دمای جوش از وزن مولکولی، در بیش‌تر موارد، قاعده‌ای با ارزش است. ولی، این قاعده مانند بسیاری از قواعد دیگر در همه موارد معتبر نیست.

هیدروژن فلئورید، آب و آمونیاک یک ویژگی مشترک دارند. مولکول‌های این مواد قطبی هستند و در آن‌ها هیدروژن به یک اتم بسیار الکترونگاتیو (F، O و N) با حجم نسبتاً کوچک متصل است.

برای توضیح بیش‌تر، مولکول هیدروژن فلئورید را به‌عنوان نمونه انتخاب می‌کنیم. می‌دانید که هیدروژن فلئورید یک مولکول قطبی است. اتم فلئور الکترونگاتیوتر از اتم هیدروژن است. از این رو، الکترون‌های پیوندی در  $\text{H}-\text{F}$  از اتم هیدروژن دور و به سوی اتم فلئور کشیده می‌شوند. در نتیجه، اتم فلئور در مولکول  $\text{HF}$ ، دارای بار جزئی منفی و اتم هیدروژن دارای بار جزئی مثبت است.



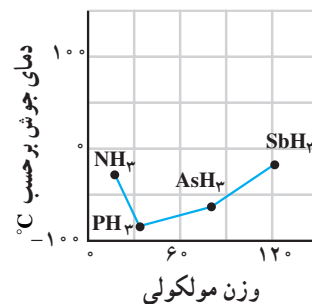
حال اگر مولکول‌های هیدروژن فلئورید را در کنار یکدیگر در نظر بگیریم، همان‌طور که در شکل ۱۰-۴ نشان داده شده است، بین اتم فلئور از یک مولکول هیدروژن فلئورید و اتم هیدروژن از مولکول مجاور، نوعی پیوند به‌وجود می‌آید که آن را پیوند هیدروژنی می‌نامیم (در شکل ۱۰-۴، پیوندهای هیدروژنی با خطوط پریده نشان داده شده‌اند).



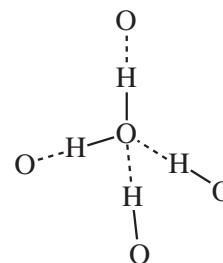
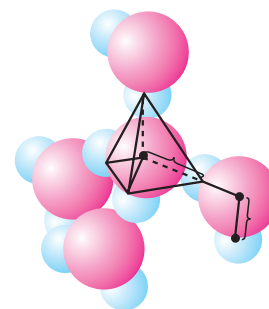
شکل ۱۰-۴ اتم H در یک مولکول HF شدیداً به وسیله‌ی اتم F در مولکول دیگر جذب می‌شود و زنجیرهای طویل از مولکول‌های HF به‌وجود می‌آید.

مولکول‌های آب نیز از دیدگاه تشکیل پیوندهای هیدروژنی وضعی شبیه به مولکول‌های هیدروژن فلئورید دارند، با این تفاوت که هر مولکول آب، به‌علت داشتن دو پیوند  $\text{O}-\text{H}$  و دو جفت الکترون تنها روی اتم اکسیژن، می‌تواند با چهار مولکول مجاور خود پیوند هیدروژنی برقرار کند. چگونگی تشکیل پیوندهای هیدروژنی در آب در شکل ۱۱-۴ نشان داده شده است.

نیروهای جاذبه بین مولکولی ناشی از تشکیل پیوندهای هیدروژنی، خیلی قوی‌تر از نیروهای



شکل ۹-۴ روند تغییرات دمای جوش ترکیب‌های دوتایی هیدروژن‌دار عنصرهای گروه پنجم



شکل ۱۱-۴ هر مولکول آب می‌تواند با چهار مولکول دیگر پیوند هیدروژنی برقرار کند.



جاذبه واندروالسی هستند. بنابراین، پیوندهای هیدروژنی را نمی‌توان از نوع نیروهای جاذبه واندروالسی به‌شمار آورد. با این حال، قدرت پیوندهای هیدروژنی هرگز به پای پیوندهای کووالانسی نمی‌رسد. برای مثال، در مقایسه با قدرت پیوند کووالانسی O-H که  $420 \text{ kJ/mol}$  است، قدرت پیوند هیدروژنی در حدود  $20 \text{ kJ/mol}$  است.

## ۴-۶- توجیه خواص غیرعادی آب

۱- بالا بودن دمای انجماد و جوش آب، در مقایسه با ترکیب‌های مشابه: دمای انجماد و دمای جوش بالای آب را می‌توان به وجود نیروهای جاذبه قوی بین مولکول‌های آن، بر اثر تشکیل پیوندهای هیدروژنی، نسبت داد. به علت وجود این نیروهای جاذبه بین مولکولی قوی، دمای انجماد آب بالاست و چون فرار مولکول‌ها از سطح مایع نیز، به همین علت با دشواری صورت می‌گیرد، دمای جوش آب نیز به‌طور غیرعادی بالاست.

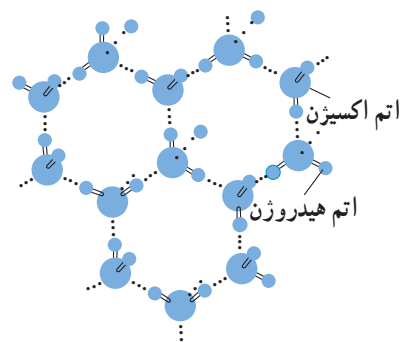
۲- بالا بودن گرمای ویژه آب: به‌طور کلی، هرگاه به جسمی گرما بدهیم، دمای آن بالا می‌رود و بر جنبش‌های مولکولی آن افزوده می‌شود. در مورد آب، چون بخشی از گرمای داده شده صرف شکستن پیوندهای هیدروژنی می‌شود، افزایش جنبش‌های مولکولی در آب، در مقایسه با ماده‌ی مشابهی که تشکیل پیوند هیدروژنی نمی‌دهد، کم‌تر خواهد بود. در نتیجه، در شرایط یکسان، دمای آب، بر اثر گرم کردن دیرتر بالا می‌رود.

۳- بالا بودن گرمای نهان تبخیر آب: با افزایش دمای آب و زیاد شدن جنبش‌های مولکولی در آن، گرچه تعدادی از پیوندهای هیدروژنی، موجود بین مولکول‌های آب، می‌شکنند ولی باز هم تعداد قابل توجهی از پیوندهای هیدروژنی، حتی در دمای جوش آب، باقی می‌مانند که برای شکستن آن‌ها و تبخیر آب به مقداری انرژی اضافی نیاز داریم. از این رو، گرمای نهان تبخیر آب، یعنی مقدار گرمایی که لازم است به یک گرم آب بدهیم تا در دمای جوش از حالت مایع به حالت بخار تبدیل شود، نسبت به بسیاری از مایعات دیگر بیش‌تر است.

۴- بالا بودن کشش سطحی آب: اگر یک تیغه‌ی نازک فلزی را با دقت بر سطح آب داخل ظرفی قرار دهیم، آب فشار تیغه را تحمل می‌کند و مانع غوطه‌ور شدن آن می‌شود. بی‌شک، صحنه جالب توجه نشستن بعضی حشره‌ها را بر سطح آب ملاحظه کرده‌اید. این پدیده به‌علت زیاد بودن کشش سطحی آب است. یعنی، به‌علت وجود پیوندهای هیدروژنی نسبتاً قوی بین مولکول‌های آب، پیوستگی مولکول‌های آب با یکدیگر، در تمام قسمت‌های مایع، به‌ویژه در سطح آن زیاد است.

۵- افزایش حجم آب بین  $4^\circ\text{C}$  و  $0^\circ\text{C}$ : هنگامی که بیش‌تر مایعات را سرد می‌کنیم، جامد می‌شوند و حجم آن‌ها کاهش می‌یابد. برای مثال، آهن مذاب که در ظرفی قرار دارد، بر اثر سرد شدن منجمد می‌شود و کاهش حجم پیدا می‌کند و از دیواره‌های ظرف دور می‌شود. در مورد آب، حجم آن بر اثر سرد شدن تا دمای  $4^\circ\text{C}$  کاهش می‌یابد اما، در پایین‌تر از این دما شروع به منبسط شدن می‌کند. وقتی آب به یخ تبدیل می‌شود، حجم آن باز هم به مقدار قابل توجهی افزایش می‌یابد. عکسبرداری به‌وسیله‌ی پرتو ایکس نشان می‌دهد که در بلور یخ، هر مولکول آب با چهار مولکول مجاور خود پیوند هیدروژنی برقرار کرده و مجموعه‌های چهاروجهی تشکیل داده‌اند (شکل ۱۲-۴). این مجموعه‌های

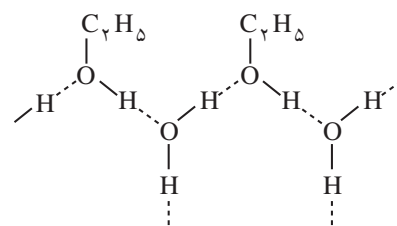
چهاروجهی، آرایشهای شش گوش، تشکیل می دهند و شبکه ای توخالی به وجود می آورند. وجود حفره های خالی و عدم امکان جابه جایی مولکول های آب در یخ، موجب افزایش حجم توده ی یخ، نسبت به آب مایع می شود.



شکل ۴-۱۲- ساختار شبکه بلور یخ و آرایش مولکول های  $H_2O$  در آن

هنگامی که یخ ذوب می شود، بعضی از پیوندهای هیدروژنی، موجود بین مولکول های آب، می شکنند و در نتیجه، برخی از مولکول های آب که از بقیه جدا شده اند، می توانند در حفره های خالی درون شبکه بلور یخ جای بگیرند و موجب کاهش حجم شوند. این تغییرات تا دمای  $4^{\circ}C$  ادامه می یابد و رفته رفته از حجم آب کم می شود. اگر دمای آب از  $4^{\circ}C$  بالاتر رود، به علت زیاد شدن جنبش های مولکولی و کم تر شدن نقش پیوندهای هیدروژنی، بر حجم آب افزوده می شود.

**۶- آب به عنوان یک حلال خوب:** حل شدن بعضی از مواد در آب را می توان با تکیه بر تشکیل پیوندهای هیدروژنی بین مولکول های آب و مولکول های مواد حل شده، توجیه کرد. برای مثال، الکل معمولی (اتیل الکل یا اتانول) به هر نسبت در آب حل می شود. در این فرایند، تشکیل پیوندهای هیدروژنی بین مولکول های آب و مولکول های الکل نقش اساسی را به عهده دارد. یادآوری می شود که پیوندهای هیدروژنی نه تنها بین مولکول های یک ماده، بلکه بین دو یا چند نوع مولکول نیز می توانند به وجود آیند. برای مثال، به شکل ۴-۱۳، که تشکیل پیوندهای هیدروژنی را بین مولکول های آب و الکل نشان می دهد، توجه کنید.



شکل ۴-۱۳- تشکیل پیوندهای هیدروژنی بین مولکول های آب و الکل

**پرسش ۵-۴-** دمای جوش متان، برخلاف آب و آمونیاک، پایین است و به سختی مایع می شود. چگونه آن را توجیه می کنید؟

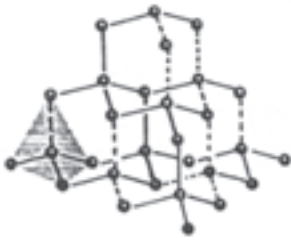
#### ۴-۷- ساختار جامدها

ذرات سازنده ی یک جسم جامد دارای حرکت ارتعاشی ضعیفی هستند. با این حال در مواضع خود نسبتاً ثابت باقی می مانند. این ذرات ممکن است آرایش های هندسی معینی اختیار کنند و بلور تشکیل دهند. ذرات سازنده بسیاری از اجسام جامد، مانند نمک طعام، الماس و ... همواره به طور منظم در کنار یکدیگر آرایش می گیرند و بلور تشکیل می دهند. این جامدها را جامدهای بلوری می نامند.

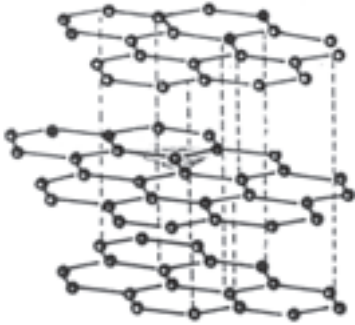
در بعضی دیگر از جامدها، مانند شیشه و نوعی گوگرد، موسوم به گوگرد بی شکل، ذرات سازنده ی جامد نظام گسترده ای ندارند بلکه به طور تصادفی در کنار یکدیگر قرار می گیرند. این جامدهای غیر بلوری را جامدهای بی شکل می نامند.

#### ۴-۸- طبقه بندی جامدهای بلوری

پیش از این، انواع پیوندها، مانند پیوند کووالانسی، پیوند یونی و پیوند فلزی را مطالعه کردید. با نیروهای جاذبه بین مولکولی ضعیف، موسوم به نیروهای واندروالسی و همچنین با پیوند هیدروژنی که بین مولکول های برخی از مواد تشکیل می شود، نیز آشنا شدید. واضح است که هر یک از انواع پیوندهای یادشده در گروه معینی از مواد اهمیت پیدا می کند و نقش اصلی را بر عهده می گیرد. جامدهای بلوری را می توانیم با تکیه بر نوع ذرات تشکیل دهنده ی بلور در چهار گروه زیر طبقه بندی کنیم:



شکل ۱۴-۴- آرایش اتم‌های کربن در الماس. هر اتم کربن در مرکز یک چهاروجهی قرار دارد. الماس سخت‌ترین ماده شناخته شده است.



شکل ۱۵-۴- ساختار گرافیت. اتم‌های کربن به صورت شش‌گوش به یکدیگر متصل شده‌اند. لغزندگی لایه‌ها بر روی هم علت نرم بودن گرافیت است.

۱- جامدهای کووالانسی یا جامدهای شبکه‌ای: الماس یک جامد کووالانسی است. اجزای سازنده‌ی شبکه‌ی بلوری الماس همگی از یک نوع اتم، یعنی کربن تشکیل شده‌اند که با پیوند کووالانسی به یکدیگر متصل هستند. در ساختار الماس، نمی‌توان مجموعه‌های اتمی مجزا تشخیص داد. تمام اتم‌های کربن به صورت یکپارچه در تشکیل شبکه بلوری الماس مشارکت دارند. این گروه از جامدها بسیار سخت بوده و در دمای نسبتاً بالا ذوب می‌شوند. در حالت‌های جامد و مایع، رسانای جریان برق نیستند. آرایش اتم‌های کربن در بلور الماس در شکل ۱۴-۴ نشان داده شده است.

الماس دارای یک شبکه سه‌بعدی از پیوندهای کووالانسی است. هر اتم کربن در مرکز یک چهاروجهی قرار گرفته و با چهار اتم کربن مجاور پیوندهای کووالانسی تشکیل داده است. الماس با شبکه‌ی سه‌بعدی خود، از سخت‌ترین مواد شناخته شده است. ابزارهای تند برش، اغلب دارای نوک الماسه هستند. گرد الماس یک ساینده‌ی مؤثر ولی گرانبهاست.

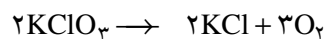
گرافیت نیز یک جامد کووالانسی است. یکی دیگر از چند شکلی‌های کربن است اما، ساختار آن با ساختار الماس تفاوت دارد. در گرافیت، اتم‌های کربن در دو بعد با پیوندهای کووالانسی به یکدیگر متصل هستند و به صورت لایه‌ای بر روی یکدیگر قرار گرفته‌اند. بین لایه‌ها، هیچ‌گونه پیوند شیمیایی وجود ندارد.

این لایه‌ها فقط به وسیله‌ی نیروهای جاذبه‌ی ضعیف و اندروالی به یکدیگر متصل هستند. جدا شدن لایه‌ها در گرافیت آسان است. به همین دلیل، از گرافیت در مغز مداد استفاده می‌شود. وقتی با مداد می‌نویسیم، چندین بلیون لایه از اتم‌های کربن بر روی کاغذ ساییده می‌شود. ساختار گرافیت در شکل ۱۵-۴ نشان داده شده است.

سیلیسیم نیز، چه به صورت عنصر و چه به صورت ترکیب (مانند  $\text{SiO}_2$  و  $\text{SiC}$ )، یک جامد کووالانسی یا شبکه‌ای تشکیل می‌دهد. سیلیسیم کریستالین  $\text{SiC}$ ، یک جامد شبکه‌ای است که ساختاری همانند ساختار الماس دارد. در صنعت، با نام کربورانوم<sup>۱</sup>، به عنوان ساینده در ماشین‌های سنگزنی و به صورت گرد یا به صورت لایه‌ای بر روی بعضی از انواع کاغذهای سنباده، کاربرد دارد.

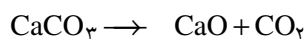
۲- جامدهای یونی: اجزای تشکیل دهنده‌ی شبکه‌ی بلوری در این جامدها (برای مثال، سدیم کلرید،  $\text{NaCl}$ ) با پیوندهای یونی به یکدیگر متصل شده‌اند. در ساختار این جامدها، مجموعه‌های مولکولی وجود ندارد. جامدهای یونی بسیار سخت و شکننده‌اند. دمای ذوب و جوش آن‌ها نسبتاً بالاست. در حالت مذاب و به صورت محلول در حلال‌های قطبی مانند آب، جریان برق را هدایت می‌کنند.

بعضی از جامدهای یونی، بر اثر گرمای زیاد، به جای ذوب شدن، تجزیه می‌شوند. تجزیه هنگامی روی می‌دهد که یون‌های چنداتی بیش از اندازه گرم شوند. برای مثال، پتاسیم کلرات  $\text{KClO}_3$ ، را نام می‌بریم. این ترکیب در دمای بالاتر از  $20^\circ\text{C}$ ، به صورت زیر تجزیه می‌شود:



در این واکنش، یون کلرات،  $\text{ClO}_3^-$  به یون کلرید،  $\text{Cl}^-$  و اتم‌های اکسیژن تبدیل شده است.

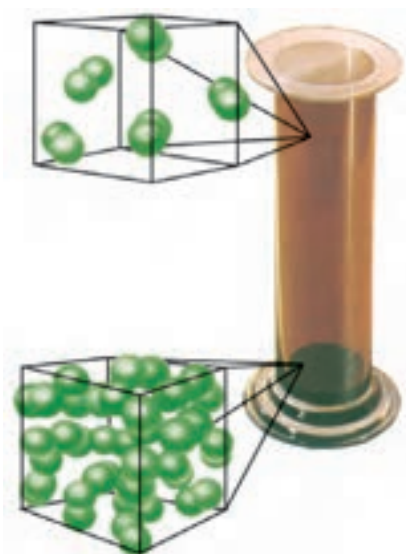
اتم‌های اکسیژن به صورت گاز  $O_2$  آزاد می‌شوند.  
 مثال دیگر از جامدهای یونی، کلسیم کربنات،  $CaCO_3$ ، است که در حدود  $80^\circ C$  به کلسیم اکسید و گاز کربن دی‌اکسید تجزیه می‌شود.



**۳- جامدهای فلزی:** اجزای شرکت کننده در شبکه‌ی بلور جامدهای فلزی (مانند فلز سدیم، Na) از اتم‌های فلز تشکیل شده‌اند که با پیوندهای فلزی به یکدیگر متصل هستند. این جامدها نسبتاً نرم هستند و می‌توان آن‌ها را به صورت‌های گوناگون تغییر شکل داد. دماهای ذوب و جوش برخی از جامدهای فلزی نسبتاً پایین و برخی دیگر نسبتاً بالاست. جریان برق را هم در حالت جامد و هم در حالت مذاب هدایت می‌کنند.

**۴- جامدهای مولکولی:** یُد و نفتالن در این گروه جای دارند. اجزای سازنده‌ی شبکه‌ی بلور در جامدهای مولکولی از مولکول تشکیل شده‌اند. این مولکول‌ها با نیروهای جاذبه و اندروالسی به یکدیگر متصل نگه داشته می‌شوند. این جامدها را گاهی جامدهای واندروالسی نیز می‌نامند. گازهای نجیب را نیز در حالت جامد می‌توان در این گروه طبقه‌بندی کرد. در این مورد، اجزای سازنده‌ی شبکه‌ی بلور را اتم‌های گاز نجیب تشکیل می‌دهند.

یادآور می‌شویم که در بسیاری از جامدهای مولکولی، مانند بلور یخ و آمونیاک به حالت جامد، علاوه بر نیروهای جاذبه و اندروالسی، نیروهای پیوند هیدروژنی نیز در پیوند مولکول‌ها با یکدیگر مشارکت دارند. بنابراین، در این موارد، نمی‌توانیم از نام جامدهای واندروالسی استفاده کنیم. در جامدهای مولکولی، برخلاف سه گروه پیشین، مجموعه‌هایی به صورت مولکول قابل تشخیص است. وضعیت مولکول‌های یُد، در شبکه بلور آن، در شکل ۱۶-۴ نشان داده شده است.



شکل ۱۶-۴- نمایش مولکول‌های یُد در بلور یُد، حالت مایع و حالت گازی

۴-۱ پیوند هیدروژنی را تعریف کنید. کدام سه عنصر، وقتی به هیدروژن متصل باشند، پیوند هیدروژنی تشکیل می‌دهند؟

۴-۲ چرا دمای ذوب جامدهای یونی بالاتر از دمای ذوب جامدهای مولکولی است؟ توضیح دهید.

۴-۳ دمای ذوب کدام ماده زیر بالاتر است؟ آن‌ها را به ترتیب کاهش دمای ذوب از چپ به راست منظم کنید.

الف)  $\text{CCl}_4$       ب)  $\text{Cl}_2$       ج)  $\text{NaCl}$

۴-۴ چرا جامدهای کووالانسی دمای ذوب بالایی دارند؟

۴-۵ با توجه به ساختار الماس و گرافیت توضیح دهید که چرا الماس سخت‌تر از گرافیت است؟

۴-۶ کدام یک از انواع نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی در مواد زیر اهمیت بیش‌تری دارد؟  
الف) نفتالن      ب) یخ      ج) هلیم

۴-۷ از بین مواد زیر، دو ماده را نام ببرید که دمای جوش آن‌ها به یکدیگر نزدیکتر باشد.

الف)  $\text{H}_2$       ب)  $\text{N}_2$

ج)  $\text{CO}$       د)  $\text{CO}_2$

۴-۸ انتظار دارید کدام یک از مولکول‌های زیر بتوانند پیوند هیدروژنی تشکیل دهند؟

الف) هیدروژن پراکسید،  $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$       ب) آمونیاک،  $\text{NH}_3$

ج) متان،  $\text{CH}_4$       د) هیدروژن سولفید،  $\text{H}_2\text{S}$

۴-۹ یک جامد بلوری در  $100^\circ\text{C}$  ذوب می‌شود و فقط به حالت مایع رسانای جریان برق است. انتظار دارید که این جسم جزو کدام دسته از جامدها (یونی، مولکولی، فلزی یا کووالانسی) باشد؟

۴-۱۰ دو شرطی را که برای تشکیل پیوند هیدروژنی بین دو مولکول ضرورت دارد، بنویسید.

۴-۱۱ قطبیت پیوند  $\text{H}-\text{F}$  بیشتر از قطبیت پیوند  $\text{O}-\text{H}$  است. ولی، دمای جوش آب ( $100^\circ\text{C}$ ) بالاتر از دمای جوش هیدروژن فلوئورید ( $2^\circ\text{C}$ ) است. این تفاوت را توجیه کنید.

۴-۱۲ یک جامد بلوری در بالاتر از  $2000^\circ\text{C}$  ذوب می‌شود و به حالت مذاب رسانای جریان برق نیست. این جامد را در کدام گروه از جامدها قرار می‌دهید؟

۴-۱۳ در هر جفت از مواد زیر، ماده‌ای را که انتظار دارید دمای جوش بالاتری داشته باشد، انتخاب کنید و دلیل انتخاب خود را توضیح دهید.

الف)  $\text{N}_2$  یا  $\text{N}_2\text{O}$

ب)  $\text{H}_2\text{O}$  یا  $\text{CH}_4$

۴-۱۴ دو ماده نام ببرید که نیروی جاذبه‌ی بین مولکولی در آنها فقط نیروی واندروالسی باشد.

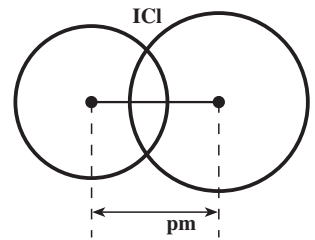
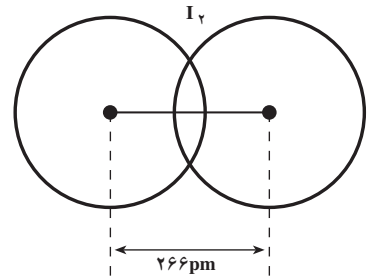
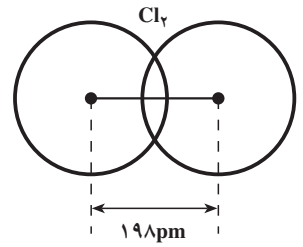
۴-۱۵ دمای جوش هیدروژن سولفید،  $H_2S$ ، پایین‌تر از دمای جوش آب،  $H_2O$ ، است. این اختلاف را چگونه توجیه می‌کنید؟

۴-۱۶ انتظار دارید کدام یک از ترکیب‌های زیر پیوند هیدروژنی تشکیل دهند؟ چرا؟

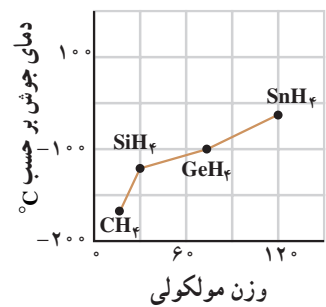


۴-۱۷ با تکیه بر داده‌های شکل ۴-۱۷، طول پیوند  $I-Cl$  را در  $I_2$  کلرید بر حسب پیکومتر حساب کنید.

۴-۱۸ همان‌طور که شکل ۴-۱۸ نشان می‌دهد، دمای جوش هیدریدهای اصلی گروه چهارم جدول تناوبی، برخلاف هیدریدهای عنصرهای گروه‌های پنجم، ششم و هفتم، به‌طور منظم تغییر می‌کند. این مشاهده را چگونه توجیه می‌کنید.



شکل ۴-۱۷ طول پیوند  $I-Cl$  چند پیکومتر است؟



شکل ۴-۱۸ تغییرات دمای جوش هیدریدهای عنصرهای گروه چهارم

## انرژی و واکنش‌های شیمیایی

هدف‌های رفتاری: فراگیر پس از پایان این فصل باید بتواند:

- ۱- تغییرهای گرماده و گرماگیر را شرح دهد.
  - ۲- انرژی گرمایی و انرژی شیمیایی را از هم تشخیص دهد.
  - ۳- تفاوت گرما و دما از هم را بیان کند. بالا بودن دمای شعله‌ها را توضیح دهد.
  - ۴- انرژی درونی یک نمونه ماده را شرح دهد.
  - ۵- تغییر انرژی وابسته به تغییرهای فیزیکی و شیمیایی را توضیح دهد.
  - ۶- نمودارهای تغییر انرژی در واکنش‌های شیمیایی را مورد بحث قرار دهد.
  - ۷- گرمای واکنش‌های شیمیایی را در حجم ثابت یا در فشار ثابت توضیح دهد.
  - ۸- تساوی‌های  $\Delta E = q_v$  و  $\Delta H = q_p$  را شرح دهد.
  - ۹- گرمای سوختن، گرمای انحلال، گرمای تشکیل و انرژی پیوند را توضیح دهد.
- ۱۰- راه‌های ساده‌ی به دست آوردن گرمای واکنش‌های شیمیایی را در فشار ثابت، بیان کند.

آزمایش نشان می‌دهد که هر تغییر فیزیکی یا شیمیایی معمولاً با مبادله مقداری انرژی به شکل گرما همراه است. اکنون در این کتاب با مطالبی در خصوص انرژی حاصل از واکنش‌های شیمیایی آشنا می‌شوید.

### ۱-۵- ماده و انرژی

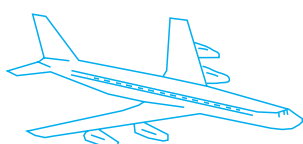
بسیاری از مواد به هنگام شرکت در واکنش‌های شیمیایی گرما تولید می‌کنند. مثلاً از سوختن نفت در بخاری یا سوختن چوب در اجاق، گرمای زیادی حاصل می‌شود. گرما یکی از شکل‌های انرژی است که به آن انرژی گرمایی نیز می‌گویند. از این رو می‌توان گفت که از سوختن نفت در بخاری یا سوختن چوب در اجاق، انرژی به شکل گرما آزاد می‌شود.

عمل سوختن نفت یا چوب در اکسیژن فرآیندی شیمیایی است و در جریان آن، مواد تشکیل دهنده نفت و چوب با اکسیژن هوا واکنش می‌دهند و از آن انرژی در شکل گرما به دست می‌آید. بدین ترتیب واکنش‌هایی مانند سوختن نفت یا چوب و مانند آن‌ها به عنوان واکنش‌های انرژی‌ده یا

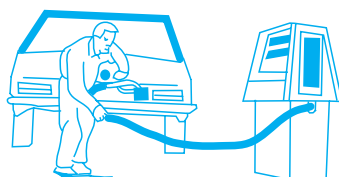
گرماده هستند.

موادی مانند نفت و چوب و گازهای نفتی سرشار از انرژی هستند. این گونه مواد وقتی در واکنش‌های شیمیایی شرکت می‌کنند، مقدار قابل توجهی انرژی را در شکل گرما آزاد می‌کنند. از گرمای واکنش‌های شیمیایی برای مصرف‌های مختلفی استفاده می‌شود. مثلاً برای گرم کردن خانه‌ها، راه انداختن نیروگاه‌ها، انجام عملیات گوناگونی در کارگاه‌ها و کارخانه‌های صنعتی، به حرکت درآوردن وسیله‌های حمل و نقل و... .

امروزه، قسمت مهمی از انرژی مصرفی جهان از سوختن سوخت‌های فسیلی به دست می‌آید. در شکل ۱-۵ برخی فرآورده‌های سوختی و کاربردهای آن‌ها نشان داده شده است.



بنزین هواپیما برای سفرهای هوایی



بنزین برای اتومبیل‌ها



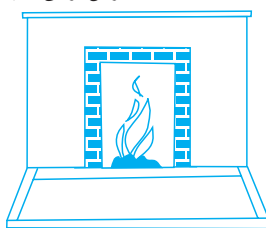
الکل برای چراغ الکلی



گازوئیل برای سوخت اتوبوس‌ها و کامیون‌ها



بوتان برای گاز فندک



کک برای سوخت بخاری



پروپان برای گاز کپسول‌ها



سوخت برای کشتی‌ها

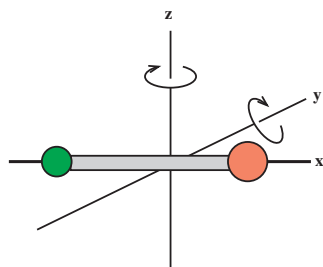
شکل ۱-۵- برخی سوخت‌های فسیلی و کاربردهای آن‌ها

از مقدمه‌ی بالا می‌توان چنین نتیجه گرفت که به طور کلی هر ماده‌ای در خود دارای انرژی است، اما لازم است در نظر داشته باشیم که انرژی یک ماده ممکن است کم یا زیاد باشد. موادی مانند فرآورده‌های نفتی سرشار از انرژی هستند. در مقایسه با آن‌ها می‌توان موادی مانند نمک‌ها را که کم انرژی‌تر هستند، نیز در نظر گرفت.

مواد مختلف با شرکت در واکنش‌های شیمیایی مناسب می‌توانند مقدار قابل توجهی از انرژی خود را در شکل گرما یا در شکل‌های دیگر انرژی آزاد کنند. برای مثال از سوختن  $12/000$  گرم کربن در اکسیژن لازم، در حدود  $393/5$  کیلو ژول انرژی در شکل گرما آزاد می‌شود یا از سوختن  $46/0$  گرم الکل معمولی در اکسیژن در حدود  $1368$  کیلو ژول گرما حاصل می‌شود. به همین ترتیب از حل شدن  $24/0$  گرم منیزیم در محلول هیدروکلریک اسید لازم، در حدود  $467$  کیلو ژول گرما آزاد می‌شود. به عنوان یک نتیجه‌گیری کلی می‌توان گفت همراه با هر تغییر فیزیکی یا شیمیایی معمولاً مقداری انرژی آزاد یا گرفته می‌شود.



## ۵-۲- انرژی یک نمونه ماده از چه ناشی می‌شود؟



الف - چرخش یک مولکول دو اتمی به دور محوری که از مرکز جرم آن گذشته است.



شکل پایدار



شکل کشیده



شکل فشرده

ب - حرکت ارتعاشی یک مولکول دو اتمی مانند H-Cl

شکل ۵-۲

یک نمونه از یک ماده شیمیایی مثلاً ۱ گرم گاز هیدروژن را که در یک بالن در بسته جای دارد، در نظر بگیرید. می‌دانید که گاز هیدروژن از مولکول‌های هیدروژن،  $H_2$ ، درست شده است. این مولکول‌ها در فضای بالن ساکن نیستند و حرکت‌های مختلفی دارند. مثلاً آن‌ها به طور دائم از یک نقطه به نقطه‌ی دیگر جابه‌جا می‌شوند و از این رو دارای حرکت انتقالی‌اند. افزون بر آن، مولکول‌های هیدروژن حرکت چرخشی و ارتعاشی نیز دارند.

در فیزیک می‌خوانید که هر نوع حرکت اجزای مادی دارای یک مقدار انرژی است. برای مثال، یک گلوله که در فضا در حال حرکت است، بسته به جرم و سرعت آن، مقداری انرژی انتقالی دارد. به همین ترتیب، هر مولکول هیدروژن که در حال حرکت انتقالی است نیز دارای انرژی انتقالی است.

انرژی حرکت انتقالی یک گلوله به جرم  $m$  و به سرعت  $v$  از معادله  $\frac{1}{2}mv^2 =$  «انرژی حرکت انتقالی» به دست می‌آید.

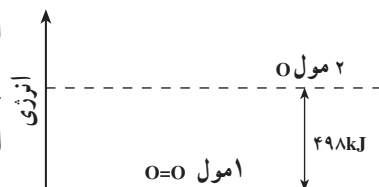
حال هرگاه مجموع انرژی حرکت انتقالی تمام مولکول‌های موجود در یک نمونه هیدروژن را به طور یکجا در نظر بگیریم، به آن، انرژی حرکت انتقالی آن نمونه هیدروژن گفته خواهد شد. همچون حرکت انتقالی، هر حرکت چرخشی و هر حرکت ارتعاشی مولکول‌ها نیز دارای انرژی است. از این رو، مولکول‌های هیدروژن علاوه بر انرژی انتقالی، انرژی چرخشی و انرژی ارتعاشی نیز دارند. در حرکت چرخشی، مولکول به دور محوری که از مرکز جرم آن می‌گذرد می‌چرخد و در حرکت ارتعاشی فاصله میان هسته‌های اتم‌های تشکیل دهنده‌ی مولکول به طور بسیار مختصری کم و زیاد می‌شود.

هرگاه مجموع انرژی‌های حرکت‌های انتقالی، چرخشی و ارتعاشی بدون نظم و ترتیب تمام مولکول‌های یک نمونه‌ی ماده را به طور یکجا در نظر بگیریم، به آن، انرژی جنبشی گرمایی یا انرژی گرمایی آن نمونه ماده گفته می‌شود. بدین سان، انرژی گرمایی یک نمونه ماده همان انرژی حرکت‌های بدون نظم و ترتیب مولکول‌های تشکیل دهنده‌ی آن نمونه ماده است. هر اندازه حرکت‌های یاد شده در یک نمونه ماده شدیدتر باشد، انرژی گرمایی آن هم بیش‌تر است. گاهی از گرما به عنوان انرژی گرمایی که از یک نقطه به نقطه دیگر جابه‌جا می‌شود، یاد می‌کنند.

یک نمونه ماده علاوه بر آنکه دارای انرژی گرمایی است، انرژی شیمیایی به صورت ذخیره نیز دارد. برای پی بردن به انرژی شیمیایی،  $32^\circ$  گرم گاز اکسیژن را در دما و فشار معینی در نظر بگیرید. به این مقدار اکسیژن، ۱ مول اکسیژن گفته می‌شود که شامل  $6.02 \times 10^{23}$  مولکول اکسیژن  $O=O$  است. هر مولکول اکسیژن از دو اتم اکسیژن درست شده است که به وسیله‌ی یک پیوند دوگانه به هم متصل‌اند.

هرگاه بخواهید پیوند میان دو اتم اکسیژن در مولکول  $O=O$  را بشکنید و آن را به دو اتم اکسیژن مجزا و بدون پیوند تبدیل کنید، باید برای آن انرژی به کار برید. این انرژی که برای شکستن پیوند  $O=O$  به کار می‌برید تا آن را به دو اتم  $O$  تبدیل کنید، در آن دو اتم ذخیره می‌شود. به این

انرژی ذخیره شده، انرژی شیمیایی ذخیره گفته می‌شود. بدینسان است که می‌گوییم انرژی شیمیایی دو اتم اکسیژن،  $2O$ ، بیش از انرژی شیمیایی یک مولکول اکسیژن،  $O=O$ ، است. برای شکستن پیوندهای  $O=O$  در  $1$  مول اکسیژن ( $1.023 \times 10^23$  مولکول  $O=O$ ) و تبدیل آنها به دو مول اتم‌های اکسیژن ( $1.023 \times 10^23 \times 2$  اتم  $O$ )،  $498$  کیلوژول انرژی لازم است. با توجه به آن می‌گوییم، انرژی شیمیایی  $2$  مول اتم  $O$  به اندازه  $498$  کیلوژول بیش از انرژی شیمیایی  $1$  مول  $O=O$  است. نمودار نشان داده شده در شکل ۳-۵ این مطلب را بهتر نشان می‌دهد.



شکل ۳-۵ - انرژی ذخیره یا انرژی شیمیایی  $1$  مول  $O=O$  به اندازه  $498\text{kJ}$  کم‌تر از انرژی شیمیایی  $2$  مول  $O$  است.

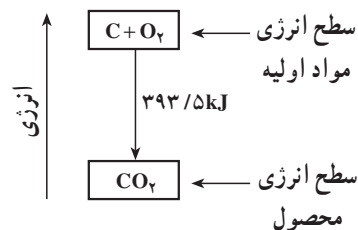
پایین‌تر بودن انرژی شیمیایی مولکول  $O=O$  از دو اتم  $O$ ، به دلیل وجود پیوند دوگانه‌ای است که میان اتم‌های اکسیژن در مولکول  $O=O$  برقرار است. دو اتم  $O$  در مولکول  $O=O$  روی هم برهم کنش شدید دارند، در حالی که در حالت فرضی اتمی برهم کنشی روی هم ندارند. بدین ترتیب می‌توان گفت که انرژی شیمیایی یا انرژی ذخیره، همان انرژی ناشی از برهم کنش اجزای مادی بر یکدیگر است.

به عنوان مثال دیگر، مقداری کربن در شکل گرافیت را در نظر بگیرید. وقتی گرافیت در اکسیژن می‌سوزد، از آن انرژی زیادی به شکل گرما حاصل می‌شود. فکر می‌کنید، این انرژی از کجا ناشی می‌شود؟ یقیناً این انرژی از تغییر انرژی شیمیایی ذخیره در موادی که در واکنش شرکت می‌کنند، به دست می‌آید.

از سوختن هر  $12$  گرم گرافیت در اکسیژن  $393/5$  کیلوژول انرژی در شکل گرما آزاد



در واقع  $393/5$  کیلوژول انرژی آزاد شده در واکنش بالا، به طور عمده از تفاوت میان انرژی شیمیایی مواد اولیه و محصول واکنش ناشی می‌شود. در این واکنش،  $C$  و  $O_2$  هر یک دارای یک مقدار انرژی شیمیایی ذخیره است. به مجموع انرژی‌های شیمیایی آن دو، انرژی شیمیایی مواد اولیه گفته می‌شود. گاز  $CO_2$  به عنوان محصول واکنش نیز دارای یک مقدار انرژی شیمیایی مخصوص به خود است که به آن انرژی شیمیایی محصول واکنش گفته می‌شود. مقدار  $393/5$  کیلوژول انرژی که از سوختن  $12$  گرم گرافیت در اکسیژن حاصل می‌شود، تقریباً از تفاوت میان انرژی شیمیایی مواد اولیه و محصول آن واکنش به دست می‌آید. در مورد واکنش داده شده، به طور تقریب می‌توان گفت که انرژی شیمیایی  $1$  مول  $CO_2$  ( $44$  گرم  $CO_2$ ) به اندازه  $393/5$  کیلوژول از مجموع انرژی‌های شیمیایی  $1$  اتم گرم گرافیت ( $12$  گرم گرافیت) و  $1$  مول  $O_2$  ( $32$  گرم  $O_2$ ) کم‌تر است.



شکل ۴-۵ - انرژی شیمیایی  $1$  مول  $CO_2$ ،  $393/5$  کیلوژول از مجموع انرژی‌های شیمیایی  $1$  اتم گرم گرافیت و  $1$  مول  $O_2$  پایین‌تر است.

تا اینجا دیدید که یک نمونه ماده شیمیایی، هم دارای انرژی گرمایی است و هم دارای انرژی شیمیایی است. به مجموع آن دو، انرژی درونی یا به طور ساده انرژی آن نمونه ماده‌ی شیمیایی گفته می‌شود. می‌توان کل انرژی یک نمونه (یک مقدار معین ماده) را با علامت  $E$  نشان داد. بنابراین نماد  $E$  بیانگر مجموع انرژی‌های گرمایی و شیمیایی یک نمونه ماده مورد مطالعه است.

وقتی نمونه‌ای ماده در یک تغییر فیزیکی یا شیمیایی شرکت می‌کند، انرژی آن،  $E$ ، تغییر می‌کند. برای مثال،  $1$  گرم یخ  $0^\circ\text{C}$  را در نظر بگیرید که به  $1$  گرم آب  $0^\circ\text{C}$  تبدیل می‌شود. برای این تبدیل  $335$  ژول گرما مصرف می‌شود. یعنی باید  $335$  ژول گرما را به  $1$  گرم یخ  $0^\circ\text{C}$  داد تا به  $1$  گرم

آب  $^{\circ}\text{C}$  تبدیل شود. از این رو، به آسانی درمی‌یابیم که انرژی ۱ گرم آب  $^{\circ}\text{C}$  بیش از انرژی ۱ گرم یخ  $^{\circ}\text{C}$  است. هرگاه انرژی ۱ گرم یخ  $^{\circ}\text{C}$  را با  $E_1$  و انرژی ۱ گرم آب  $^{\circ}\text{C}$  را با  $E_2$  نشان دهیم، در آن صورت داریم:

$$E_2 = E_1 + 335\text{J}$$

و یا

$$\Delta E = E_2 - E_1 = 335\text{J}$$

$\Delta E$  تغییر انرژی نمونه مورد مطالعه را در جریان تغییر فیزیکی یاد شده می‌رساند. برای هر تغییر فیزیکی دیگر یا هر تغییر شیمیایی مورد نظر نیز یک تغییر انرژی در کار است که آن را با همان نماد  $\Delta E$  معرفی می‌کنند.

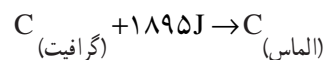
**مثال ۱-۵:** کربن به چند شکل یافت می‌شود. گرافیت و الماس از چند شکلی‌های مهم کربن هستند. برای تبدیل ۱ اتم گرم گرافیت به ۱ اتم گرم الماس، ۱۸۹۵ ژول گرما مصرف می‌شود. تغییر انرژی کربن در این تبدیل کدام است؟

**پاسخ:** انرژی ۱ اتم گرم گرافیت را با  $E_1$  و انرژی ۱ اتم گرم الماس حاصل از آن را با  $E_2$  نشان می‌دهیم. با توجه به معلومات داده شده می‌توان نوشت:

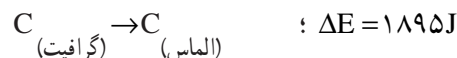
$$E_2 = E_1 + 1895\text{J}$$

$$\Delta E = E_2 - E_1 = 1895\text{J}$$

و یا



وبه همین ترتیب



### ۳-۵- انرژی گرمایی، گرما و دما

فکر می‌کنید انرژی گرمایی، گرما و دما چه تفاوتی با هم دارند؟ همان‌طور که در بخش پیش دیدید، انرژی گرمایی همان انرژی حرکت‌های تصادفی و بدون نظم مولکول‌ها در ماده است. خوب، درباره‌ی گرما چه نظری دارید؟ منظور از گرما، بیش‌تر آن مقدار انرژی گرمایی است که از جسمی به جسم دیگر در نتیجه‌ی تفاوت دما منتقل می‌شود. برای مثال، اگر یک آجر داغ و یک آجر سرد را روی هم قرار دهید، مقداری گرما از آجر داغ به آجر سرد منتقل می‌شود. انتقال این گرما از راه کم شدن مقداری از انرژی گرمایی آجر داغ و انتقال آن به آجر سرد صورت می‌گیرد. در آجر داغ، ارتعاش ذره‌های مادی (اتم‌ها، مولکول‌ها و مانند آن‌ها) شدیدتر از آجر سرد است. وقتی یک آجر داغ و یک آجر سرد را روی هم می‌گذارید، ارتعاش‌ها در آجر داغ به تدریج ضعیف‌تر می‌شود، اما در مقابل، در آجر سرد رو به شدت می‌گذارد و از همین راه مقداری انرژی گرمایی به نام گرما از آجر گرم به آجر سرد سرازیر می‌شود.

اکنون اگر گرما همان انرژی گرمایی است که از جایی به جای دیگر منتقل می‌شود، پس دما یا درجه‌ی حرارت چیست؟ این پرسش بسیار بجا است. هر چند که در اینجا نمی‌توان مفهوم دقیقی از دما را بیان داشت، اما به طور تقریب می‌توان گفت که دما یا درجه‌ی حرارت یک جسم، میزانی از شدت جنبش‌های گرمایی در آن جسم را بیان می‌کند. در واقع هر اندازه جنبش‌های مولکولی (انتقالی، چرخشی و ارتعاشی) در جسمی شدیدتر باشد دمای آن هم بالاتر است. برای مثال، تفاوت میان یک نمونه بخار آب بسیار داغ مثلاً با دمای  $50^{\circ}\text{C}$  و یک نمونه بخار آب سرد مثلاً با دمای  $5^{\circ}\text{C}$  در آن است که مولکول‌های آب در بخار بسیار داغ، جنبش‌های بسیار شدیدتری نسبت به بخار سرد دارند. به همین ترتیب تفاوت میان یک قطعه آهن داغ و برافروخته مثلاً با دمای  $1000^{\circ}\text{C}$  و یک قطعه آهن سرد مثلاً با دمای  $1^{\circ}\text{C}$  در آن است که اتم‌های آهن در آهن برافروخته ارتعاش‌های بسیار شدیدتری نسبت به هم دارند تا در آهن سرد.

همان‌طور که می‌دانید گرما و انرژی گرمایی با یکی از واحدهای انرژی، مثلاً ژول یا کالری سنجیده می‌شود، در حالی که دما در یکی از مقیاس‌های دماسنجی مثلاً مقیاس سلسیوس،  $^{\circ}\text{C}$ ، یا کلون، K، اندازه‌گیری می‌شود. برای مثال، می‌گوییم انرژی گرمایی یک نمونه گاز ۵ کیلوژول است و دمای آن  $20^{\circ}\text{C}$  است.

#### ۴-۵- داغی یک شعله سوزان ناشی از چیست؟

به شعله سوزان یک گاز در یک مشعل توجه کنید. این شعله دارای دمای بالایی است. فکر می‌کنید دمای بالای شعله ناشی از چیست؟ فرض کنید گازی که در مشعل می‌سوزد، گاز بوتان،  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ، باشد. بوتان گازی است که سرشار از انرژی شیمیایی است. از سوختن این گاز در اکسیژن هوا، انرژی زیادی در شکل گرما آزاد می‌شود. اگر ۱ مول گاز بوتان، یعنی ۵۸ گرم گاز بوتان، در اکسیژن بسوزد، از آن در حدود ۲۶۵۷ کیلوژول گرما آزاد می‌شود.



این گرمای عظیم آزاد شده، صرف چه می‌شود؟ قسمت عمده‌ای از این گرما صرف تشدید جنبش مولکول‌های موجود در شعله و بالا بردن دمای آن‌ها می‌شود. همان‌طور که از معادله شیمیایی واکنش پیدا است، از سوختن بوتان در هوا، گاز کربن دی‌اکسید و بخار آب تولید می‌شود. پس قسمتی از مواد تشکیل دهنده شعله شامل همان کربن دی‌اکسید و بخار آب است. علاوه بر آن، در شعله، مقدار قابل توجهی نیتروژن موجود در هوا، اکسیژن به مصرف نرسیده و گاز نسوخته نیز هنوز موجود است. بدین ترتیب نتیجه می‌گیریم که قسمت مهمی از گرمای حاصل از سوختن بوتان صرف گرم کردن مولکول‌های موجود در شعله و تشدید جنبش‌های آن‌ها می‌شود و بالا بودن دمای شعله ناشی از همین جنبش شدید مولکول‌ها در آن است. هر اندازه جنبش‌های مولکول‌ها در شعله‌ای شدیدتر باشد، دمای آن هم بالاتر است.

دما در یک شعله گاز مثلاً در شعله‌ی گاز بوتان بسیار بالا است و ممکن است بالاتر از  $1000^{\circ}\text{C}$  باشد. مولکول‌های موجود در چنین شعله داغی دارای جنبش‌های بسیار شدیدی هستند.



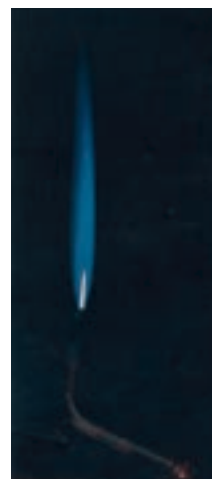
الف) یک شمع در حال سوختن



ب) یک چراغ پونزن با شعله زرد که در آن واکنش سوختن گاز کامل نیست.

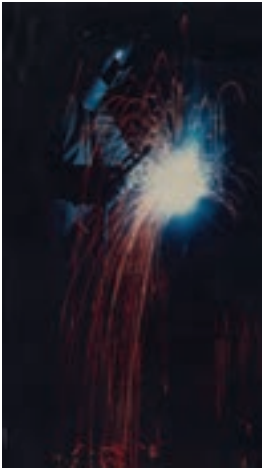


ب) یک چراغ پونزن با شعله آبی که در آن فرآیند سوختن گاز به طور کامل انجام می‌شود.



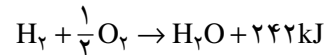
ت) یک مشعل متان - اکسیژن که می‌تواند شیشه‌هایی از جنس کوارتز را که دمای ذوب آن‌ها در حدود  $1600^{\circ}\text{C}$  است ذوب کند.

شکل ۵-۵



شکل ۵-۶ — یک مشعل استیلن — اکسیژن که از آن برای جوش دادن فلزات استفاده می‌شود.

این مولکول‌های پرجنب و جوش در برخورد با مولکول‌های اطراف که جنب و جوش کم‌تری دارند، مقداری از انرژی گرمایی خود را به آن‌ها منتقل می‌کنند و از این راه آن‌ها را گرم‌تر می‌کنند. از سوختن گاز هیدروژن در گاز اکسیژن خالص، شعله‌ای با دمای بسیار بالا و در حدود  $2500^{\circ}\text{C}$  حاصل می‌شود. به کمک چنین شعله داغی می‌توان ورقه‌های فلزی را برید یا آن‌ها را به هم جوش داد.



از سوختن گاز استیلن،  $\text{C}_2\text{H}_2$ ، در اکسیژن خالص شعله‌ای با دمای بالاتر و در حدود  $3000^{\circ}\text{C}$  حاصل می‌شود. در صنعت جوشکاری از چنین شعله‌ای برای بریدن و جوش دادن قطعه‌های فلزی استفاده می‌شود (به شکل ۵-۶ توجه کنید).



### ۵-۵ — چگونگی گرم شدن آب داخل یک دستگاه به وسیله‌ی شعله‌ی گاز

اکنون به فرآیند گرم شدن آب داخل یک دیگ به وسیله‌ی یک شعله‌ی گاز خوب توجه کنید. همان‌طور که گفتیم مولکول‌های تشکیل دهنده‌ی یک شعله‌ی گاز دارای جنبش‌های مولکولی بسیار شدیدی هستند و از همین رو دمای بالایی دارند. این مولکول‌های پرجنب و جوش به شدت به جدار بیرونی دیگ برخورد می‌کنند و از این راه مقداری از انرژی گرمایی خود را بدان منتقل کرده و آن را گرم می‌کنند و دمای آن را بالا می‌برند. از سوی دیگر مولکول‌های آب داخل دیگ از راه برخورد با جدار داخلی دیگ مقداری از انرژی گرمایی آن را دریافت می‌کنند و از این راه گرم‌تر می‌شوند. با ادامه این روند، آب داخل دیگ به تدریج گرم‌تر و گرم‌تر می‌شود و سرانجام ممکن است به جوش آید. به عنوان یک نتیجه‌گیری پایانی می‌توان گفت، هر اندازه دمای یک نمونه ماده بالاتر باشد، جنبش‌های مولکولی در آن شدیدتر است و انرژی گرمایی آن نیز بیش‌تر است. گذشته از آن انتقال انرژی گرمایی از یک جسم به جسم دیگر، از راه برخورد یا تماس مولکول‌های آن دو جسم با یکدیگر حاصل می‌شود.

**مثال ۵-۲:** شعله‌ی حاصل از سوختن استیلن در اکسیژن خالص، چگونه می‌تواند یک

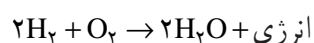
تیرآهن را ببرد یا دو قطعه آهن را به هم جوش بدهد؟

**پاسخ:** سوختن استیلن در اکسیژن بسیار گرماده است. از سوختن هر مول استیلن (۲۶ گرم استیلن) در اکسیژن لازم، در حدود ۱۲۵۶ کیلوژول گرما حاصل می‌شود. این گرما، گازهای حاصل از سوختن استیلن و هوای همراه آن را گرم می‌کند و دمای آن‌ها را به حدود  $3000^{\circ}\text{C}$  می‌رساند. آهن در این دما به آسانی ذوب می‌شود و از این راه است که قطعه‌های بزرگ آهن به هم جوش می‌خورند یا یک تیرآهن بزرگ به راحتی بریده می‌شود.

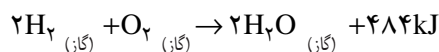
### ۵-۶ — تغییر انرژی در واکنش‌های شیمیایی

انجام هر واکنش شیمیایی با یک تغییر انرژی همراه است. برای مثال، وقتی هیدروژن در

اکسیژن می‌سوزد، مقدار قابل توجهی انرژی از آن به دست می‌آید، چرا؟



از سوختن ۴ گرم گاز هیدروژن در ۳۲ گرم گاز اکسیژن و تولید ۳۶ گرم بخار آب، در حدود ۴۸۴ کیلوژول انرژی به شکل گرما آزاد می‌شود.



دلیل آزاد شدن انرژی در واکنش سوختن هیدروژن، آن است که محتوای انرژی محصول واکنش (۳۶ گرم بخار آب)، از محتوای انرژی مواد اولیه به کار رفته در واکنش (۴ گرم گاز هیدروژن و ۳۲ گرم گاز اکسیژن) کم‌تر است. هرگاه محتوای انرژی را با نماد E معرفی کنیم، می‌توانیم بنویسیم:

$$E_{(2\text{H}_2\text{O})} < (E_{(2\text{H}_2)} + E_{(\text{O}_2)})$$

به واکنشی مانند واکنش سوختن هیدروژن در اکسیژن که با آزاد شدن انرژی به شکل گرما همراه است، واکنش انرژی‌ده یا گرماده می‌گویند. در هر واکنش انرژی‌ده یا گرماده، سطح انرژی یا محتوای انرژی مواد اولیه (مجموع انرژی مواد اولیه) بالاتر از سطح انرژی محصولات واکنش است. هرگاه مجموع انرژی مواد اولیه را با  $E_1$  و مجموع انرژی محصولات واکنش را با  $E_2$  نشان دهیم، در آن صورت برای یک واکنش انرژی‌ده داریم:

$$E_2 > E_1 \quad \text{«در واکنش انرژی‌ده»} \quad (5-1)$$

برای بهتر فهمیدن نامساوی بالا به نمودار (الف) در شکل ۵-۷ توجه کنید.

اکنون تغییر انرژی،  $\Delta E$ ، وابسته به واکنش را به صورت زیر معرفی می‌کنیم:

$$\Delta E = E_2 - E_1 \quad (5-2)$$

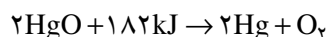
با در نظر گرفتن نامساوی (۵-۱) و تساوی (۵-۲) با هم، به آسانی معلوم می‌شود که  $\Delta E$  در یک واکنش انرژی‌ده، یک مقدار منفی است. برای مثال،  $\Delta E$  در واکنش سوختن هیدروژن در اکسیژن به شرحی که گذشت برابر است با:

$$\Delta E = -484\text{kJ}$$

و یا به طور کلی در هر واکنش انرژی‌ده داریم

$$\Delta E = (E_2 - E_1) < 0 \quad \text{«در هر واکنش انرژی‌ده»} \quad (5-3)$$

در برابر واکنش‌های انرژی‌ده، انجام برخی واکنش‌ها با جذب انرژی همراه است. برای مثال، تجزیه‌ی جیوه اکسید به اکسیژن و جیوه یک واکنش انرژی‌گیر است:



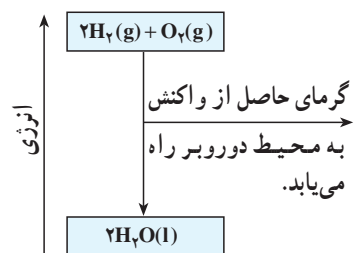
بدین ترتیب، در این واکنش، سطح انرژی محصول واکنش،  $E_2$ ، بیش از سطح انرژی مواد اولیه،  $E_1$ ، است.

$$E_2 > E_1 \quad \text{«در واکنش انرژی‌گیر»} \quad (5-4)$$

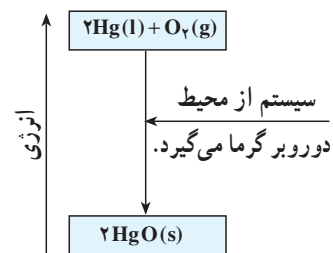
و از آنجا، تغییر انرژی،  $E_1$ ، وابسته بدان مقدار مثبتی است. به طور کلی، در هر واکنش انرژی‌گیری داریم:

$$\Delta E = (E_2 - E_1) > 0 \quad \text{«در هر واکنش انرژی‌گیر»} \quad (5-5)$$

در شکل ۵-۷ ب نمودار تغییر انرژی برای واکنش تجزیه‌ی جیوه اکسید به جیوه و اکسیژن ترسیم شده است. ۲ مول جیوه اکسید جامد (۴۳۳ گرم جیوه اکسید) با دریافت ۱۸۲ کیلوژول انرژی در



الف) یک واکنش گرماده



ب) یک واکنش گرماگیر

شکل ۵-۷- توجه داشته باشید که دو نمودار در یک مقیاس رسم نشده‌اند.

شکل گرما، به ۲ مول جیوه مایع (۴۰۱ گرم جیوه) و ۱ مول اکسیژن (۳۲ گرم اکسیژن) تجزیه می‌شود. بدین ترتیب برای واکنش تجزیه یاد شده می‌توان نوشت:

$$E_{\text{(واکنش دهنده‌ها)}} + 182 \text{ kJ} = E_{\text{(محصولات)}}$$

و یا

$$\Delta E = E_{\text{(محصولات)}} - E_{\text{(واکنش دهنده‌ها)}} = +182 \text{ kJ}$$

## ۵-۷ - گرمای واکنش کدام است؟

در بخش پیش دیدید که انجام هر واکنش شیمیایی با آزاد شدن یا جذب مقداری انرژی همراه است. تغییر انرژی همراه واکنشهای شیمیایی، معمولاً به شکل گرما ظاهر می‌شود. برای مثال، انرژی حاصل از انجام یک واکنش انرژی ده به شکل گرما درمی‌آید و به محیط دوروبر واکنش سرازیر می‌شود و انرژی گرمایی مولکول‌های واقع در محیط دوروبر را بالا می‌برد. در مقابل، در یک واکنش انرژی گیر، انرژی لازم برای آن، به شکل گرما از محیط دوروبر گرفته می‌شود و به درون واکنش راه می‌یابد و به شکل ذخیره درمی‌آید. با این مقدمه می‌توان دریافت که تغییر انرژی،  $\Delta E$ ، یک واکنش باید تقریباً با گرمای آن واکنش که با نماد  $q$  نشان داده می‌شود، برابر باشد:

گرمای واکنش  $\approx$  تغییر انرژی واکنش

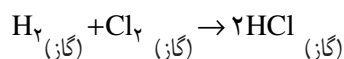
$$\Delta E_{\text{(واکنش)}} \approx q_{\text{(واکنش)}} \quad (5-6)$$

این بیان تا حد رضایت بخشی درست است. هنگامی که حجم در جریان انجام واکنش تغییر نکند (یا تغییر آن اندک باشد)، با اطمینان می‌توان نوشت:

$$\Delta E_{\text{(واکنش)}} = q_v_{\text{(واکنش)}} \quad (5-7)$$

( $v$  ثابت ماندن حجم در جریان انجام واکنش را می‌رساند.)

در یک واکنش حجم ثابت، باید حجم مواد اولیه با حجم محصولات تقریباً مساوی باشد. برای توضیح بیش تر به واکنش:



خوب توجه کنید. فرض کنید این واکنش در دمای  $27^\circ \text{C}$  و فشار ثابت ۱ اتمسفر انجام شود. همان طور که می‌دانید هر مول گاز در دمای  $27^\circ \text{C}$  و فشار ۱ اتمسفر،  $24/6$  لیتر حجم دارد. بدین ترتیب، حجم مواد اولیه در این واکنش (۱ مول  $\text{H}_2$  و ۱ مول  $\text{Cl}_2$ ) روی هم برابر با  $49/2$  لیتر است. از سوی دیگر، محصولات (۲ مول  $\text{HCl}$ ) نیز برابر همان  $49/2$  لیتر است. از این رو می‌گوییم که واکنش یاد شده در حجم ثابت انجام می‌شود و از آنجا برای آن می‌توان نوشت:

$$\Delta E_{\text{(واکنش)}} = q_v_{\text{(واکنش)}}$$

واکنش  $H_2 + Cl_2$  در حدود ۱۸۴ کیلوژول گرماده است. بنابراین برای آن می‌توان نوشت:

$$\Delta E = q_v = -184 \text{ kJ}$$

**مثال ۳-۵:** آیا حل شدن نمک طعام در آب فرآیندی حجم ثابت است؟

**پاسخ:** با یک استوانه مدرج، ۱۰۰ میلی‌لیتر آب را در یک بشر بریزید. ۲ گرم نمک طعام را با یک ترازو وزن کنید و حجم آن را در حالت فشرده تخمین بزنید. نمک را در آب داخل بشر حل کنید. حجم محلول حاصل را اندازه بگیرید و آن را با مجموع حجم آب و نمک در قبل از آزمایش مقایسه کنید. از آن، چه نتیجه‌ای خواهید گرفت؟ با انجام این آزمایش خواهید دید که حجم در جریان حل کردن نمک طعام در آب، تغییر چندانی نمی‌کند. بنابراین می‌توان گفت در فرآیند حل شدن نمک طعام در آب، حجم تقریباً ثابت است.

**مثال ۴-۵:** آیا جوشیدن آب فرآیندی حجم ثابت است؟

**پاسخ:** ۱ مول آب (۱۸ گرم آب) را که در دمای جوش خود قرار دارد در نظر بگیرید. حجم آن در حدود ۱۸ سانتی‌متر مکعب است. حال هرگاه این ۱ مول آب به بخار آب در همان دمای جوش تبدیل شود، حجم بسیار بسیار بزرگ‌تری را اشغال خواهد کرد، چرا؟ بدینسان در فرآیند جوشیدن آب، حجم ثابت نمی‌ماند و به‌طور چشم‌گیری تغییر می‌کند.

**۵-۸- فرآیند فشار ثابت کدام است؟**

فرآیند فشار ثابت آن است که فشار محیطی که فرآیند در آن انجام می‌گیرد، ثابت باشد. بسیاری از فرآیندها در برابر هوای آزاد انجام می‌شوند. هرگاه فشار هوا در جریان انجام آن فرآیندها تقریباً ثابت بماند، به آن‌ها، فرآیندهای فشار ثابت گفته می‌شود. برای مثال، موقعی که مقداری شکر را در آب داخل یک لیوان حل می‌کنید، با یک فرآیند فشار ثابت روبه‌رو هستید، زیرا فشار هوا در طول حل شدن شکر در آب تقریباً ثابت است. به همین ترتیب، فشار هوای روی آبی که در یک بشر در باز، بر روی یک شعله در حال جوشیدن است، تقریباً ثابت است. از این رو، این فرآیند جوش نیز فرآیندی فشار ثابت است.

**۵-۹- گرمای یک فرآیند در فشار ثابت**

۱۰۰ میلی‌لیتر آب مقطر را در یک بشر بریزید و دمای آن را اندازه بگیرید. ۵ گرم آمونیم‌نترات را با یک ترازوی نسبتاً دقیق وزن کنید و آن را در آب داخل بشر حل کنید و به تغییر دمای حاصل دقت کنید. خواهید دید که با حل کردن آمونیم‌نترات در آب، دما کاهش پیدا می‌کند. چرا؟ زیرا حل شدن آمونیم‌نترات در آب فرآیندی انرژی‌گیر است. این انرژی از انرژی گرمایی مولکول‌های آب گرفته می‌شود و در نتیجه آن، دما کاهش می‌یابد.

فشار هوا در طول این آزمایش، همان‌طور که پیدا است، ثابت است. بنابراین گرمای مبادله شده در آن، در فشار ثابت است. هرگاه ۱ مول آمونیم‌نترات در مقدار کافی آب حل شود، در حدود ۲/۲۶ کیلوژول انرژی در شکل گرما در فشار ثابت از محیط گرفته می‌شود.

به آزمایش دیگری توجه کنید. جوشیدن آب در هوای آزاد نیز یک فرآیند فشار ثابت است.



زیرا فشار هوا در جریان جوشیدن آب تقریباً ثابت است. برای بخار شدن ۱ مول آب در دمای جوش آن در فشار ثابت، در حدود  $40630 \text{ J}$  انرژی در شکل گرما از محیط جذب می‌شود.

اکنون با این پرسش روبه‌رو هستیم که آیا گرمای مبادله شده در یک فرآیند فشار ثابت،  $q_p$ ، باز هم با تغییر انرژی وابسته به آن فرآیند مساوی است یا نه؟ بررسی‌های دقیق علمی نشان می‌دهد که در حالت کلی ممکن است  $q_p$  و  $\Delta E$  به‌طور دقیق با هم مساوی نباشند. شیمی‌دان‌ها برای نشان دادن گرمایی که در جریان تغییرهای فیزیکی یا شیمیایی در فشار ثابت آزاد یا جذب می‌شود، از کمیت دیگری به نام آنتالپی<sup>۱</sup> و با علامت  $H$  کمک می‌گیرند و تغییر آن،  $\Delta H$ ، را با گرمای مبادله شده در فشار ثابت،  $q_p$ ، یکی می‌گیرند.

$$q_p = \Delta H \quad (5-8)$$

بنابراین  $\Delta H$  یک فرآیند، برابر با همان گرمایی است که آن فرآیند در فشار ثابت از دست می‌دهد یا دریافت می‌دارد. برای مثال، چون در فرآیند حل شدن ۱ مول آمونیوم نیترات در آب در فشار ثابت  $26/2$  کیلوژول گرما گرفته می‌شود، برای آن می‌توان نوشت:

$$\Delta H_{\text{(انحلال)}} = +26/2 \text{ kJ}$$

و یا، چون در فرآیند بخار شدن ۱ مول آب در دمای جوش آن و در فشار ثابت،  $40630$  ژول گرما گرفته می‌شود، برای آن داریم:

$$\Delta H_{\text{(بخار شدن)}} = +40630 \text{ J}$$

در نظر داشته باشید که  $\Delta H$  در فرآیندهای گرماگیر مثبت و در فرآیندهای گرماده، منفی است.

## مطالعه‌ی آزاد

در اینجا این پرسش پیش می‌آید که آنتالپی،  $H$ ، چیست؟ می‌توان به این پرسش این‌طور پاسخ داد که یک مقدار از یک ماده همان‌طور که دارای انرژی،  $E$ ، است، آنتالپی،  $H$ ، نیز دارد. آنتالپی یک نمونه مادی تا حدودی برابر با همان انرژی آن است. به‌طور دقیق آنتالپی یک نمونه مادی مساوی انرژی آن به اضافه حاصلضرب حجم در فشار آن است. یعنی:

$$H = E + PV \quad (5-9)$$

در حالی که  $H$  و  $E$  به ترتیب آنتالپی و انرژی نمونه مورد مطالعه را می‌رساند و  $V$  حجم آن نمونه را نشان می‌دهد و  $P$  فشار روی نمونه را معرفی می‌کند.

آنتالپی،  $H$ ، برحسب یکی از واحدهای انرژی اندازه‌گیری می‌شود. در واقع، آنتالپی نامی و همتایی دیگر برای انرژی است.

## ۱۰-۵- تغییر آنتالپی در واکنش‌های شیمیایی

همان‌طور که انجام یک واکنش شیمیایی با یک تغییر انرژی،  $\Delta E$ ، همراه است، با یک تغییر

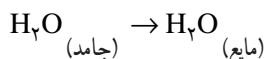
<sup>۱</sup> - enthalpy

آنتالپی،  $\Delta H$ ، نیز همراه است. هرگاه مجموع آنتالپی‌های مواد اولیه را با  $H_1$  و مجموع آنتالپی‌های محصولات واکنش را با  $H_2$  نشان دهیم،  $\Delta H$  واکنش عبارت خواهد بود از:

$$\Delta H_{\text{(واکنش)}} = H_2 - H_1 \quad (5-10)$$

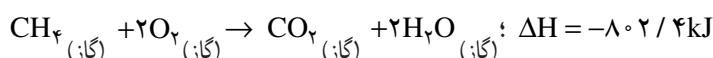
یک نکته بسیار آموزنده و مهم در اینجا آن است که  $\Delta H$  یک واکنش در فشار ثابت برابر با گرمایی است که در جریان آن واکنش تولید یا گرفته می‌شود.

در تبدیل ۱ مول یخ  $0^\circ\text{C}$  به ۱ مول آب  $0^\circ\text{C}$  در حدود  $6/01$  کیلوژول گرما در فشار ثابت جذب می‌شود. از این رو، برای آن می‌توان نوشت:



$$\Delta H = H_{\text{(آب مایع)}} - H_{\text{(یخ)}} = 6/01 \text{ kJ}$$

در واکنش سوختن ۱ مول گاز متان در اکسیژن،  $802/4$  کیلوژول گرما در فشار ثابت آزاد می‌شود. از این رو، برای واکنش مذکور داریم:



**تمرین ۵-۱:** با استفاده از معلومات داده شده در بخش ۴-۵،  $\Delta H$  هر یک از واکنش‌های سوختن هیدروژن در اکسیژن و استیلن در اکسیژن را بیان کنید. فرض می‌شود که هر یک از آن دو در فشار ثابت انجام می‌شوند.

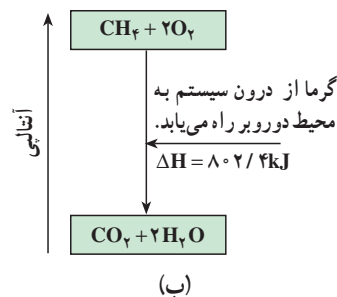
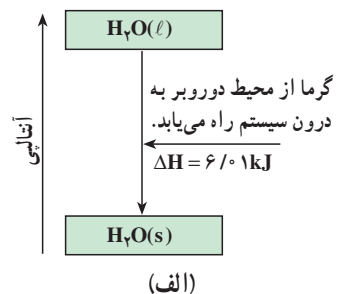
## ۵-۱۱- گرمای سوختن

وقتی مواد مختلف در اکسیژن می‌سوزند، مقدار قابل توجهی گرما آزاد می‌شود. بنابه تعریف، گرمای سوختن یک ماده قابل سوختن برابر با گرمایی است که از سوختن کامل ۱ مول از آن ماده در اکسیژن به دست می‌آید. برای مثال، گرمای سوختن گرافیت در اکسیژن برابر با  $-393/5 \text{ kJmol}^{-1}$  سوختن  $\Delta H$  است. علامت منفی می‌رساند که واکنش سوختن گرماده است. این مقدار می‌رساند که از سوختن ۱ مول گرافیت (۱۲ گرم گرافیت) در اکسیژن،  $393/5$  کیلوژول انرژی در شکل گرما در فشار ثابت آزاد می‌شود.

در جدول ۵-۱ گرمای سوختن چند ترکیب آلی داده شده است.

جدول ۵-۱- گرمای سوختن چند ترکیب آلی بر حسب  $\text{kJmol}^{-1}$

نام	فرمول	$\Delta H$ سوختن
متانول	$CH_3OH_{\text{(مایع)}}$	-۶۳۸
اتانول	$C_2H_5OH_{\text{(مایع)}}$	-۱۲۲۴
متان	$CH_4_{\text{(گاز)}}$	-۸۰۲
پروپان	$C_3H_8_{\text{(گاز)}}$	-۲۰۴۶
بوتان	$C_4H_{10}_{\text{(گاز)}}$	-۲۶۵۷



شکل ۸-۵ (الف) ذوب ۱ مول یخ در  $0^\circ\text{C}$  که فرآیندی گرماگیر است باعث می‌شود که آنتالپی آب به اندازه‌ی  $6/01$  کیلوژول افزایش یابد.

(ب) از سوختن ۱ مول متان در اکسیژن که فرآیندی گرماده است  $802/4 \text{ kJ}$  گرما آزاد می‌شود.

با آنکه گرمای سوختن را برای ۱ مول از ماده سوختنی گزارش می‌کنند، اما از نظر تجارتي بهتر است که گرمای سوختن را در ازای واحد جرم حساب کرد. سوختی که گرمای سوختن آن در ازای واحد جرم بیش تر باشد، معمولاً سوخت بهتری به حساب می‌آید.

تمرین ۵-۲: گرمای سوختن ۱ گرم از هر یک از ترکیب‌های داده شده در جدول ۵-۱ را حساب و با هم مقایسه کنید. کدام یک از سوخت‌های داده شده در این جدول، با در نظر گرفتن مقدار گرمای سوختن در ازای واحد جرم مرغوب تر است؟

## ۵-۱۲- گرمای حل شدن

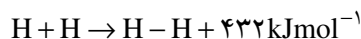
گرمای حل شدن، آن مقدار گرمایی است که در فشار ثابت از حل شدن ۱ مول از ماده حل‌شدنی در مقدار معینی از حلال آزاد یا جذب می‌شود. برای مثال، همان‌طور که پیش از این هم اشاره شد، از حل شدن ۱ مول آمونیوم نیترات در مقدار زیادی آب،  $26/2$  کیلوژول گرما گرفته می‌شود. در جدول ۵-۲ گرمای مولی حل شدن چند ترکیب یونی در آب داده شده است.

جدول ۵-۲- گرمای حل شدن چند ترکیب یونی در آب

$\Delta H$ (حل شدن) / $\text{kJmol}^{-1}$	ترکیب
گرماده	$-37/1$ LiCl
	$-82/8$ $\text{CaCl}_2$
	$+4/0$ NaCl
گرماگیر	$+17/2$ KCl
	$+15/2$ $\text{NH}_4\text{Cl}$
	$+26/2$ $\text{NH}_4\text{NO}_3$

## ۵-۱۳- انرژی پیوند

وقتی دو اتم به هم می‌پیوندند و یک پیوند شیمیایی را درست می‌کنند، از آن انرژی حاصل می‌شود. برای مثال، از به هم پیوستن دو مول اتم هیدروژن، و تشکیل یک مول مولکول  $\text{H}_2$ ، انرژی قابل توجهی آزاد می‌شود.



اینک اگر بخواهیم پیوند  $\text{H}-\text{H}$  تشکیل شده را بشکنیم، باید انرژی برابر با انرژی حاصل از تشکیل آن پیوند را صرف کنیم. یعنی:



به مقدار انرژی  $432 \text{kJmol}^{-1}$  که برای شکستن پیوند به کار می‌رود، انرژی پیوند  $\text{H}-\text{H}$  می‌گویند.

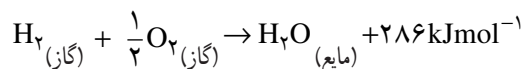
به همین ترتیب، هر پیوند شیمیایی دیگر نیز انرژی پیوند ویژه خود را دارد. در جدول ۳-۵ انرژی پیوند چند پیوند شیمیایی آشنا داده شده است.

جدول ۳-۵- انرژی چند پیوند شیمیایی آشنا برحسب کیلوژول برمول

انرژی پیوند	پیوند	انرژی پیوند	پیوند
۴۱۰	C-H	۴۳۲	H-H
۵۶۵	H-F	۱۵۵	F-F
۴۲۸	H-Cl	۲۴۰	Cl-Cl
۳۶۲	H-Br	۱۹۰	Br-Br
۲۹۵	H-I	۱۴۹	I-I
۴۵۹	O-H	۳۳۹	C-Cl
۳۸۸	N-H	۴۹۴	O=O
		۹۴۲	N≡N

### ۱۴-۵- گرمای تشکیل

هنگامی که یک جسم مرکب طی واکنشی از عنصرهای سازنده اش تشکیل می‌شود، معمولاً مقداری انرژی در شکل گرما آزاد می‌شود. برای مثال، هنگامی که ۱ مول آب مایع، از گازهای هیدروژن و اکسیژن حاصل می‌شود، ۲۸۶kJ گرما نیز با آن آزاد می‌شود:



به  $286\text{kJmol}^{-1}$  گرما، گرمای مولی تشکیل آب مایع می‌گویند. گرمای تشکیل را با نماد  $\Delta H_f$  نشان می‌دهند<sup>۱</sup>. بدین سان:

$$\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}, \text{مایع}) = -286\text{kJmol}^{-1}$$

منفی بودن گرمای تشکیل بدان معنا است که تشکیل جسم مرکب مورد نظر از عنصرهای سازنده اش گرماده است. هر اندازه گرمای تشکیل جسمی منفی تر باشد، احتمال پایداری آن بیش تر است، برعکس، ترکیبات با گرمای تشکیل مثبت، نوعاً ممکن است ناپایدار باشند. در جدول ۴-۵ گرمای تشکیل چند ترکیب آشنا جمع‌آوری شده است.

جدول ۴-۵- گرمای تشکیل چند ترکیب آشنا برحسب کیلوژول برمول

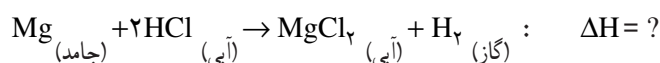
$\Delta H_f$	فرمول جسم مرکب	$\Delta H_f$	فرمول جسم مرکب
-۹۲/۳	گاز HCl	-۲۴۱/۸	گاز H <sub>2</sub> O
-۱۵۵/۲	جامد CuO	-۱۸۸	مایع H <sub>2</sub> O <sub>۲</sub>
-۶۳۵/۶	جامد CaO	-۲۹۷	گاز SO <sub>۲</sub>
-۷۴/۸	گاز CH <sub>۴</sub>	-۴۶	گاز NH <sub>۳</sub>
-۱۲۶/۲	گاز C <sub>۲</sub> H <sub>۱۰</sub>	-۱۱۰/۵	گاز CO
+۲۲۶/۷	گاز C <sub>۲</sub> H <sub>۲</sub>	-۳۹۳/۵	گاز CO <sub>۲</sub>

۱- f حرف اول کلمه formation به معنای تشکیل است.

## ۱۵-۵- روش‌های تعیین گرمای یک واکنش

در بخش‌های قبل دیدید که انجام هر واکنش شیمیایی با تولید یا جذب مقداری گرما همراه است. برای تعیین گرمای یک واکنش از راه‌های مختلفی می‌توان استفاده کرد. برخی راه‌های ساده برای تعیین گرمای واکنش عبارتند از:

**الف) به کمک آزمایش:** از راه انجام برخی آزمایش‌های ساده می‌توان گرمای تعدادی از واکنش‌های شیمیایی را تعیین کرد. برای مثال، آزمایش نشان می‌دهد که از حل شدن ۴۸ گرم فلز منیزیم در محلول هیدروکلریک اسید لازم ۹/۲۴ کیلوژول گرما در فشار ثابت آزاد می‌شود. اکنون با استفاده از معلومات این آزمایش، به آسانی می‌توان گرمای واکنش مورد مطالعه را حساب کرد. برای این کار نخست باید معادله‌ی شیمیایی واکنش را نوشت:



در معادله‌ی نوشته شده، یک اتم گرم منیزیم (۲۴ گرم منیزیم) در اسید حل می‌شود. از این رو، گرمای واکنش داده شده، آن مقدار گرمایی است که با حل شدن ۱ اتم گرم منیزیم همراه است. بدین ترتیب:

$$\Delta H_{\text{(واکنش)}} = 24\text{g} \times \frac{-9/24\text{kJ}}{0/48\text{g}} = -462\text{kJ}$$

(علامت منفی بیانگر گرمادهی واکنش است.)

**ب) به کمک گرمای تشکیل:** قاعده‌ی حساب کردن گرمای یک واکنش از روی گرماهای تشکیل اجسام شرکت کننده در واکنش عبارت است از:

$$\Delta H_{\text{(واکنش)}} = \text{(مجموع گرماهای تشکیل مواد حاصل)} - \text{(مجموع گرماهای تشکیل مواد اولیه)}$$

**مثال ۴-۵:** گرمای واکنش  $\text{CO} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$  را از روی گرماهای تشکیل داده شده در

جدول ۴-۵ حساب کنید.

پاسخ: از قاعده داده شده در بالا استفاده می‌کنیم:

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{(واکنش)}} &= \Delta H_{\text{f}(\text{CO}_2)} - \left[ \Delta H_{\text{f}(\text{CO})} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{f}(\text{O}_2)} \right] \\ &= -393/5 - (-110/5) - \frac{1}{2} \times 0 = -283\text{kJ} \end{aligned}$$

تذکر: لازم است توجه داشته باشید که گرمای تشکیل هر عنصر به حالت آزاد مانند  $\text{H}_2$ ،  $\text{O}_2$ ،

$\text{N}_2$ ، (گرافیت) C،  $\text{Hg}_{\text{(مایع)}}$ ،  $\text{I}_2_{\text{(جامد)}}$  و مانند آن‌ها طبق قرارداد برابر با صفر است.

**پ) به کمک انرژی‌های پیوند:** قاعده حساب کردن گرمای یک واکنش از روی انرژی‌های

پیوند عبارت است از :

$$\Delta H_{\text{(واکنش)}} = \left( \text{مجموع انرژی پیوندهای موجود در مواد اولیه} \right) - \left( \text{مجموع انرژی پیوندهای موجود در مواد حاصل} \right)$$

مثال ۵-۵: گرمای واکنش  $\text{H}-\text{H} + \text{Cl}-\text{Cl} \rightarrow 2\text{H}-\text{Cl}$  را از روی انرژی پیوندهای به

کار رفته در واکنش حساب کنید.

پاسخ: از قاعده داده شده در مورد به کار بردن انرژی‌های پیوند برای محاسبه گرمای واکنش

استفاده می‌کنیم :

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{(واکنش)}} &= (\text{انرژی پیوند Cl}-\text{Cl} + \text{انرژی پیوند H}-\text{H}) \\ &\quad - (\text{انرژی پیوند H}-\text{Cl} \times 2) \\ &= (432 + 240) - (2 \times 428) = -184 \text{ kJ} \end{aligned}$$

- ۵-۱- یک نمونه ماده دارای چه نوع انرژی‌هایی است؟
- ۵-۲- چرا از سوختن مواد سوختی، مقدار قابل توجهی انرژی در شکل گرما آزاد می‌شود؟
- ۵-۳- انرژی گرمایی یک نمونه ماده از چه ناشی می‌شود؟ انرژی گرمایی یک جسم تابع چه عامل‌هایی است؟
- ۵-۴- دمای یک جسم از چه خبر می‌دهد؟
- ۵-۵- انرژی شیمیایی یک نمونه ماده کدام است؟ انرژی واکنش‌های شیمیایی بیش‌تر از کدام منشأ حاصل می‌شود؟
- ۵-۶- انرژی درونی یا به‌طور ساده انرژی یک نمونه ماده شامل چه انرژی‌هایی است؟
- ۵-۷- ارتباط میان انرژی گرمایی، گرما و دمای یک جسم را شرح دهید.
- ۵-۸- تفاوت میان یک قطعه مس داغ و یک قطعه مس سرد را از دید جنبش‌های مولکولی شرح دهید.
- ۵-۹- چرا دمای یک شعله بسیار بالا است؟ آیا در یک شعله مولکول‌ها، اتم‌ها یا یون‌هایی هم یافت می‌شود؟ آن‌ها از کجا به دست آمده‌اند؟
- ۵-۱۰- دمای یک شعله در چه شرایطی ممکن است فوق‌العاده بالا باشد؟
- ۵-۱۱- چرا دمای مشعل استیلن - اکسیژن از دمای مشعل هیدروژن - اکسیژن بالاتر است؟
- ۵-۱۲- از سوختن ۱ کیلوگرم گاز هیدروژن در گاز اکسیژن لازم، چه مقدار انرژی در شکل گرما حاصل می‌شود؟ این مقدار گرما می‌تواند چند کیلوگرم یخ  $^{\circ}\text{C}$  را به آب  $^{\circ}\text{C}$  تبدیل کند؟ (آب حاصل از سوختن هیدروژن را در شکل بخار آب در نظر بگیرید.)
- ۵-۱۳- نمودار تغییر انرژی برای واکنش‌های زیر را رسم کنید.
- $$\text{H}_2 (\text{گاز}) + \text{I}_2 (\text{گاز}) \rightarrow 2\text{HI} (\text{گاز}) \quad : \quad \Delta H = 52/2 \text{kJ}$$
- $$\text{H}_2 (\text{گاز}) + \text{F}_2 (\text{گاز}) \rightarrow 2\text{HF} (\text{گاز}) \quad : \quad \Delta H = -537 \text{kJ}$$
- ۵-۱۴- هر یک از اصطلاحات، واکنش انرژی‌ده، واکنش انرژی‌گیر، واکنش گرماده و واکنش گرماگیر را شرح دهید.
- ۵-۱۵- تغییر انرژی وابسته به واکنش‌های شیمیایی، بیشتر به چه صورت ظاهر می‌شود؟
- ۵-۱۶- فرآیند حجم ثابت و فرآیند فشار ثابت را توضیح دهید. برای هر یک از آن‌ها ۵ نمونه را معرفی کنید.
- ۵-۱۷- در یک فرآیند حجم ثابت، میان تغییر انرژی و گرمای وابسته به فرآیند چه رابطه‌ای برقرار است؟ این رابطه در مورد یک فرآیند فشار ثابت چگونه است؟
- ۵-۱۸- در جریان بخار شدن یک مایع در فشار ثابت  $10^{\circ}\text{C}$  گرما جذب شده است.  $\Delta H$

وابسته به آن چه مقدار است و چرا؟

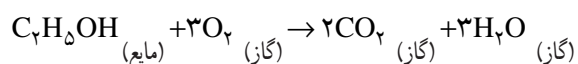
۱۹-۵- یک واکنش شیمیایی در حجم ثابت انجام می‌شود و  $50 \text{ kJ}$  گرما را آزاد می‌سازد.

تغییر انرژی این واکنش برابر با چه مقدار است و چرا؟

۲۰-۵- از حل شدن  $3/27$  گرم فلز روی در محلول هیدروکلریک اسید لازم،  $7/7$  کیلوژول گرما در فشار ثابت آزمایشگاه آزاد می‌شود. تغییر آنتالپی،  $\Delta H$ ، وابسته به واکنش میان روی و محلول اسید را حساب کنید.

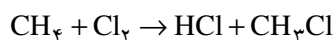
۲۱-۵- با استفاده از گرماهای تشکیل، گرمای واکنش سوختن الکل معمولی را حساب

کنید.



(گرمای تشکیل الکل معمولی به حالت مایع، برابر با  $-277/7$  کیلوژول بر مول است.)

۲۲-۵- با استفاده از انرژی‌های پیوند، گرمای واکنش



را حساب کنید.

۲۳-۵- از سوختن کامل  $1$  تن گاز بوتان در اکسیژن لازم، چه مقدار انرژی در شکل گرما حاصل

می‌شود؟ گرمای سوختن بوتان برابر با  $-2657 \text{ kJ mol}^{-1}$  سوختن  $\Delta H$  است.

۲۴-۵- از حل شدن  $10$  گرم آمونیوم کلرید در مقدار زیادی آب، چه مقدار گرما در فشار

ثابت گرفته می‌شود (از معلومات داده شده در جدول ۲-۵ استفاده کنید).



### محلول‌ها

هدف‌های رفتاری: فراگیر پس از پایان این فصل باید بتواند:

- ۱- پدیده‌ی انحلال را بیان کند.
- ۲- اثر دما روی انحلال‌پذیری اجسام یونی را بیان کند.
- ۳- مفهوم غلظت برحسب درصد جرمی و مول در لیتر را توضیح دهد.

#### ۱-۶- تعریف محلول

به طوری که می‌دانید اکثر واکنش‌های شیمیایی در طبیعت در محلول آبی انجام می‌شود زیرا لازمه‌ی انجام واکنش‌های شیمیایی برخورد مؤثر بین ذره‌های واکنش‌دهنده است و شرایط برای حرکت آزادانه‌ی ذره‌ها (یون‌ها یا مولکول‌ها) در محلول و در نتیجه تماس ذره‌ها با یکدیگر بیشتر فراهم است. در یک جسم جامد ذره‌های یونی یا مولکولی نمی‌توانند آزادانه حرکت کنند و از این رو واکنش بین مواد شیمیایی در حالت جامد، اگر هم صورت بگیرد، بسیار کند خواهد بود. مثلاً چنانچه جوش شیرین (سدیم هیدروژن کربنات  $\text{NaHCO}_3$ ) و جوهر لیمو (سیتریک اسید) را که هر دو جامدند با هم مخلوط کنیم واکنش آشکاری بین آنها انجام نمی‌شود. ولی اگر این مخلوط را در آب بریزیم از واکنش بین آنها گاز کربن دی‌اکسید آزاد می‌شود. مواد غذایی مورد نیاز بدن پس از گوارش به صورت محلول درمی‌آیند و در آن حالت از دیواره‌ی روده عبور کرده وارد خون می‌شوند و به این وسیله به سراسر بدن راه می‌یابند.

چنانچه چند حبه قند را در مقداری آب هم بزنید بر اثر حل شدن در آب ناپدید می‌شوند و محلول شفاف آب قند به دست می‌آید. این محلول از یک جسم حل شده<sup>۱</sup> (در این مورد قند) و یک حلال (جسمی که قند در آن حل شده است، در این مورد آب) تشکیل شده است. در این محلول، مولکول‌های قند به طور یکنواخت در بین مولکول‌های آب پخش شده‌اند و خواص این محلول از نقطه‌ای به نقطه‌ی دیگر متفاوت نخواهد بود. این محلول در واقع مخلوط همگنی از مولکول‌های جسم حل شده و آب است و هیچ مرزی اجزای سازنده‌ی آن را از یکدیگر جدا نمی‌کند در حالی که یک مخلوط ناهمگن مانند شن و نمک، از دو یا چند فاز متمایز تشکیل شده‌اند و بین اجزای

۱ - Solute

سازنده‌ی آن مرز مشخصی وجود دارد. در محلول آب قند با این که مولکول‌های قند از مولکول‌های آب سنگین‌ترند ولی هیچ‌گاه ته‌نشین نمی‌شوند. زیرا نیروهای جاذبه‌ی جدیدی که بین مولکول‌های آب و مولکول‌های قند به وجود آمده است، مانع از جدایی آن‌هاست.

به‌عنوان یک ترکیب یونی انحلال پتاسیم دی‌کرومات ( $K_2Cr_2O_7$ ) را که نارنجی‌رنگ است در نظر می‌گیریم. چنانچه ۱ گرم از این نمک را در  $100^\circ$  سانتی‌متر مکعب آب حل کنیم یک محلول نارنجی رنگ متشکل از یون‌های بی‌رنگ پتاسیم و یون‌های نارنجی رنگ دی‌کرومات خواهیم داشت. این محلول مخلوط همگنی از مولکول‌های آب، یون‌های پتاسیم و دی‌کرومات است. در این جا هم ذره‌های جسم حل شده (در این مورد یون‌ها) مانند ذره‌های (مولکول‌های) قند در مثال بالا به‌طور یکنواخت در سراسر محلول پخش شده‌اند و هیچ‌گاه ته‌نشین نخواهند شد. حال چنانچه از نمک پتاسیم دی‌کرومات به مقدار  $10^\circ$  گرم در همان مقدار آب حل کنیم باز هم یک محلول یکنواخت خواهیم داشت اما این بار شدت رنگ محلول بیش‌تر از محلول قبلی است زیرا که غلظت جسم حل شده در آن بیش‌تر است. محلول اول را یک محلول رقیق می‌نامیم زیرا در آن نسبت جسم حل شده به حلال کوچک است و محلول دوم را یک محلول غلیظ می‌نامیم زیرا که در آن این نسبت بزرگ‌تر است. توجه داشته باشید که واژه‌های رقیق و غلیظ واژه‌های کیفی هستند و به مقادیر نسبی جسم حل شده در یک محلول اشاره دارند. مقدار جسم حل شده در یک محلول رقیق بسیار کم‌تر از یک محلول غلیظ است. چنانچه بتوان در یک محلول نمک پتاسیم دی‌کرومات باز هم مقدار بیش‌تری از این نمک را حل کرد در آن صورت محلول مزبور سیر نشده نامیده می‌شود و در حالتی که محلول نمک پتاسیم دی‌کرومات و پتاسیم دی‌کرومات جامد باهم در حالت تعادل باشند چنین محلولی سیر شده نامیده می‌شود. انحلال‌پذیری<sup>۱</sup> یک نمک معین در یک دمای معین نماینده‌ی مقداری از آن نمک است که در مقدار مشخصی از حلال برای به‌وجود آمدن یک محلول سیر شده حل می‌شود. انحلال‌پذیری اجسام مختلف با یکدیگر متفاوت است مثلاً انحلال‌پذیری سدیم کلرید در  $100\text{ mL}$  آب در  $100^\circ\text{C}$  برابر  $39/12$  گرم است حال آن که انحلال‌پذیری نقره کلرید در همین مقدار آب و در همان دما برابر  $0/0021$  گرم است.

از آن جا که می‌توان از یک جسم حل شده محلول‌های با غلظت‌های متفاوت تهیه کرد این نکته روشن است که در یک محلول مقدار جسم حل شده در  $100^\circ$  گرم حلال می‌تواند در یک محدوده‌ی، معین تغییر کند. از این رو بین محلول و یک ترکیب شیمیایی تفاوت اساسی وجود دارد زیرا در یک ترکیب شیمیایی ترکیب درصد اجزای سازنده‌ی آن همواره ثابت است.

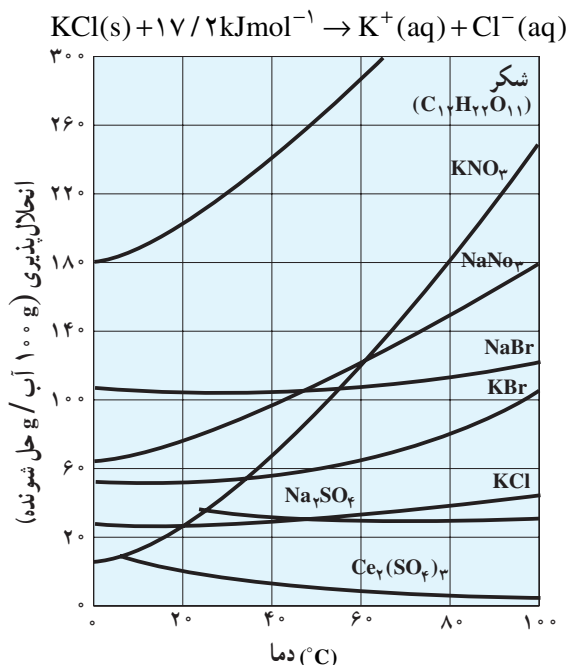
در مثال‌های بالا از آب به‌عنوان حلال یاد کردیم زیرا همان‌طور که اشاره شد در شیمی اغلب با محلول‌های آبی سروکار داریم. اما به این نکته توجه داشته باشید که تقریباً هر گاز، مایع یا جامدی می‌تواند نقش حلال را برای دیگر گازها، مایع‌ها یا جامدها داشته باشد. بسیاری از آلیاژها محلول جامدی از یک فلز در فلز دیگر است. فلز طلا که برای ساخت اشیای زینتی به کار می‌رود در واقع آلیاژی از طلا و مس است یا سکه‌ی نیکلی محلولی از نیکل در فلز مس است. هوا یک محلول گازی

(مخلوط همگنی) از نیتروژن، اکسیژن و گازهای دیگر است یا نوشابه‌ی گازدار محلولی از کربن دی‌اکسید در آب است.

گرچه اغلب تمیز جسم حل شده و حلال از یکدیگر آسان است و آن جسمی را که به میزان بیش‌تری وجود دارد حلال می‌نامیم ولی تمیز آن‌ها از یکدیگر مشکل است. مثلاً چنانچه مقدار مساوی از آب و الکل داشته باشیم معلوم نیست کدام یک را باید به‌عنوان حلال اختیار کرد.

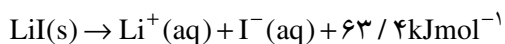
## ۲-۶- اثر دما روی انحلال‌پذیری جامدها

بستگی انحلال‌پذیری به دما برای تعدادی از اجسام معدنی در شکل ۱-۶ نشان داده شده است. به‌طور کلی انحلال‌پذیری یک جسم با افزایش دما زیاد می‌شود، اگرچه موارد استثنا نیز وجود دارد. چنانچه انحلال جسم حل شده گرماده باشد، گرم کردن محلول موجب می‌شود که مقداری از جسم حل شده از محلول جدا شود و در واقع انحلال‌پذیری جسم حل شده کاهش می‌یابد. برعکس چنانچه انحلال جسم حل شده در آب گرماگیر باشد، گرم کردن محلول موجب می‌شود که مقدار بیش‌تری از آن جسم در آب حل شود و به این ترتیب انحلال‌پذیری افزایش می‌یابد. مثلاً انحلال‌پذیری پتاسیم کلرید گرماگیر است و با افزایش دما افزایش می‌یابد.



شکل ۱-۶- رابطه‌ی بین انحلال‌پذیری و دما برای چند ترکیب یونی

برعکس، انحلال‌پذیری لیتیم یدید گرماده است و انتظار می‌رود که انحلال‌پذیری آن با افزایش دما کاهش یابد.

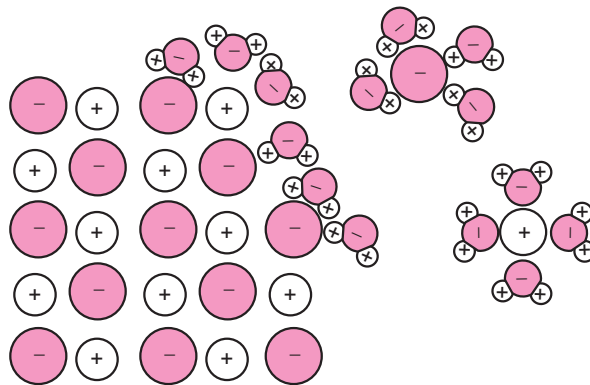


در مواردی مانند سدیم برمید و سدیم کلرید که گرمای انحلال آن‌ها در آب ناچیز است (برای NaBr برابر ۱۳/۱- کیلوژول بر مول و برای سدیم کلرید برابر ۸۶/۳ کیلوژول بر مول است)، افزایش یا کاهش دما تأثیر چندانی بر انحلال‌پذیری آن‌ها ندارد.

### ۳-۶- انحلال ترکیبات یونی

یک جامد یونی مانند سدیم کلرید مجموعه‌ی منظمی از یون‌های مثبت (در این مورد  $\text{Na}^+$ ) و منفی (در این مورد  $\text{Cl}^-$ ) است که شبکه‌ی بلور سدیم کلرید را تشکیل می‌دهند. بالا بودن دمای ذوب سدیم کلرید نشان می‌دهد که نیروی جاذبه بین یون‌های سدیم و کلرید در بلور این جسم زیاد است و بنابراین برای از هم پاشیدن شبکه‌ی بلور سدیم کلرید به انرژی زیادی نیاز است. از آن جا که در فرآیند انحلال این نمک (شکل ۲-۶) لازم است که یون‌های سازنده‌ی نمک از هم جدا و در آب پراکنده شوند به این نتیجه می‌رسیم که انرژی حاصل از آبیوشی یون‌های سدیم و یون‌های کلرید باید بیش‌تر از انرژی شبکه‌ی بلور سدیم کلرید، باشد.

هنگامی که یک جامد یونی در آب قرار می‌گیرد مولکول‌های قطبی آب از سر قطب منفی خود (اکسیژن) به یون‌های مثبت و از سر قطب مثبت خود (هیدروژن) به یون‌های منفی این جامد یونی نزدیک می‌شوند. در صورتی که نیروی جاذبه‌ی جدید یون - دوقطبی بیش‌تر از نیروی جاذبه‌ی یونی در بلور باشد این یون‌ها به تدریج از سطح بلور کنده شده و در آب پخش می‌شوند. نقره کلرید برخلاف سدیم کلرید در آب حل نمی‌شود زیرا در این مورد انرژی آبیوشی یون‌ها برای غلبه بر انرژی شبکه‌ی بلور نقره کلرید کافی نیست.



شکل ۲-۶- حل شدن یک جامد یونی در آب

### ۴-۶- غلظت محلول‌ها

غلظت یک جسم حل شده را در یک حلال می‌توان به صورت جرم آن جسم در جرم معینی از حلال (مثلاً ۱ گرم  $\text{NaCl}$  در ۱۰۰ گرم آب) بیان کرد. یا این که می‌توان غلظت آن را به صورت درصد جرمی بیان کرد. مثلاً محلول ۱۰٪ جرمی  $\text{NaCl}$  شامل ۱۰ گرم  $\text{NaCl}$  در ۱۰۰ گرم محلول (۱۰ گرم  $\text{NaCl}$  + ۹۰ گرم آب) است.

$$\% \text{ جرم حل شده} = \frac{\text{جرم جسم حل شده}}{\text{جرم محلول}} \times 100$$

وقتی در محاسبات از مفهوم درصد جرمی استفاده می‌کنیم گرم‌های جسم حل شده در ۱۰۰ گرم محلول را در نظر می‌گیریم. بنابراین برای محاسبه‌ی جرم جسم حل شده در حجم معینی از محلول

لازم است که چگالی آن محلول (یعنی جرم یک میلی لیتر از آن محلول) را بدانیم. مثلاً در آزمایشگاه از هیدروکلریک اسید غلیظ استفاده می کنیم. مشخصات محلول این اسید روی شیشه قید شده است. چگالی،  $1/19 \text{ g/ml}$ ؛  $37/2\%$  جرمی. چنانچه بخواهیم جرم این اسید را در یک لیتر از محلول غلیظ محاسبه کنیم، به صورت زیر عمل می کنیم.

$$\frac{\text{گرم محلول } 1/19}{1 \text{ mL}} \times 1000 \text{ mL} = 1190 \text{ گرم محلول}$$

با توجه به درصد جرمی این اسید ( $37/2 \text{ g}$  اسید در  $100 \text{ g}$  محلول) خواهیم داشت:

$$1190 \text{ گرم محلول} \times \frac{\text{گرم } 37/2 \text{ HCl}}{100 \text{ گرم محلول}} = 443 \text{ HCl}$$

یک راه دیگر برای بیان غلظت استفاده از مفهوم مولاریته است. مولاریته ی یک محلول به صورت تعداد مول های یک جسم حل شده در یک لیتر محلول تعریف می شود.

$$\text{مولاریته} = \frac{\text{تعداد مول های جسم حل شده}}{\text{تعداد لیترهای محلول}}$$

مثلاً اگر  $40 \text{ گرم}$  (یک مول) از سدیم هیدروکسید در دو لیتر محلول داشته باشیم مولاریته ی این محلول باز به شرح زیر محاسبه می شود:

$$\text{مولاریته} = \frac{40 \text{ g} / 40 \text{ g mol}^{-1}}{2 \text{ L}} = 0.5 \text{ mol/L}$$

یا با توجه به مشخصات داده شده روی شیشه ی سولفوریک اسید غلیظ: چگالی  $1/84 \text{ g/mL}$ ؛ درصد جرمی اسید  $98/3\%$  می خواهیم مولاریته ی این اسید را حساب کنیم.

$$1000 \text{ mL} \times \frac{1/84 \text{ g محلول}}{1 \text{ mL محلول}} = 1/84 \times 10^3 \text{ g محلول}$$

$$1/84 \times 10^3 \text{ g محلول} \times \frac{98/3 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g محلول}} = 1/81 \times 10^3 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

$$1/81 \times 10^3 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \div 98 \text{ g mol}^{-1} = 18/5 \text{ mol/L}$$

- ۶-۱- تفاوت محلول با یک ترکیب شیمیایی چیست؟
- ۶-۲- تفاوت محلول با یک مخلوط ناهمگن چیست؟
- ۶-۳- نشان دهید که چگونه مشخصات یک محلول برای محلول کربن دیوکسید در هوا، محلول اتانول ( $C_2H_5OH$ ) در آب و محلول پتاسیم کلرید در آب صادق است.
- ۶-۴- مفاهیم جسم حل شده، حلال، رقیق و غلیظ را تعریف کنید.
- ۶-۵- اثر دما بر انحلال پذیری ترکیبات یونی چگونه است؟
- ۶-۶- حدود ۱ گرم کلسیم به صورت  $Ca^{2+}$  در یک لیتر شیر وجود دارد. مولاریته یون کلسیم در شیر چیست؟
- ۶-۷- تعداد مول‌های جسم حل شده را در هریک از موارد زیر حساب کنید:
- الف) ۲ لیتر محلول  $M \ 18/5$  سولفوریک اسید
- ب)  $500$  میلی‌لیتر محلول  $M \ 3/$  گلوکز ( $C_6H_{12}O_6$ )
- ۶-۸- مولاریته ی هریک از محلول‌های زیر را حساب کنید:
- الف)  $4/25$  گرم ( $NH_3$ ) در  $5 \ L$  محلول
- ب)  $29/$  گرم ید ( $I_2$ ) در  $1 \ L$  محلول
- ۶-۹- پنج میلی‌لیتر از هیدروکلریک اسید  $6$  مولار را تا چه حجمی رقیق کنیم تا غلظت محلول حاصل  $M \ 1/$  باشد؟
- ۶-۱۰-  $264$  گرم آمونیوم سولفات،  $(NH_4)_2SO_4$ ، با جرم مولی  $132 \ g$  را در یک لیتر آب حل می‌کنیم مولاریته تقریبی این محلول چیست؟ چگالی آمونیوم سولفات متبلور برابر  $1/76 \ g \ mL^{-1}$  است (فرض کنید حجم‌ها جمع پذیر باشند).
- ۶-۱۱- چنانچه  $175 \ mL$  از یک محلول  $2$  مولار را تا حجم یک لیتر رقیق کنیم، مولاریته محلول به دست آمده چیست؟

### سرعت واکنش‌های شیمیایی و عوامل مؤثر بر آن

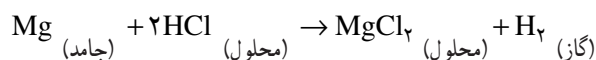
هدف‌های رفتاری: فراگیر پس از پایان این فصل باید بتواند:

- ۱- یک واکنش سریع و یک واکنش کند را از هم تشخیص دهد.
- ۲- سرعت متوسط واکنش را تعریف و آن را حساب کند.
- ۳- چگونگی انجام یک واکنش شیمیایی را بیان کند.
- ۴- برخورد با انرژی کافی و برخورد با جهت مناسب را شرح دهد.
- ۵- انرژی فعال‌سازی واکنش را توضیح دهد و کمپلکس فعال شده را بشناسد.
- ۶- اثر غلظت روی سرعت واکنش را شرح دهد.
- ۷- اثر دما روی سرعت واکنش را شرح دهد.
- ۸- نقش کاتالیزگر در سرعت واکنش را مورد بحث قرار دهد.

در این فصل از کتاب با سرعت واکنش‌های شیمیایی و عوامل مؤثر بر آن آشنا می‌شوید. بحث سرعت واکنش‌ها و عوامل مؤثر بر آن از دید کاربردی اهمیت زیادی دارد. امروزه دست‌اندرکاران صنایع شیمیایی سخت می‌کوشند تا با ایجاد شرایط مناسب، فرآورده‌های شیمیایی را با مرغوبیت بیشتر و صرف زمان کم‌تر تهیه کنند.

#### ۱-۷- تعریف سرعت واکنش

یک قطعه نوار منیزیم به طول تقریبی ۵ سانتی‌متر را در بشری که دارای ۲۰ میلی‌لیتر محلول یک مولار هیدروکلریک اسید است بیندازید و تغییرات آن را به دقت زیر نظر بگیرید. با اندکی توجه خواهید دید که منیزیم با محلول اسید واکنش می‌دهد و مقدار آن به سرعت کاهش می‌یابد تا این که سرانجام به کلی ناپدید می‌شود. در این میان، حباب‌های گاز هیدروژن حاصل از واکنش میان منیزیم و اسید از محلول متصاعد می‌شود:



از این آزمایش ساده درمی‌یابید وقتی نوار منیزیم را در محلول اسید قرار می‌دهید، به‌طور آنی در محلول اسید حل نمی‌شود، بلکه برای از بین رفتن کامل آن در اسید، زمانی طول می‌کشد. این

زمان را می‌توانید با یک ساعت دقیق اندازه بگیرید.

هرگاه آزمایش بالا را با نواری از فلز روی که ابعاد آن با نوار منیزیم به کار رفته در آزمایش قبل یکسان باشد تکرار کنید، خواهید دید که شدت حباب‌های هیدروژن متصاعد شده از محلول کم‌تر از آزمایش قبل است و برای از بین رفتن کامل نوار روی، زمان بسیار بیش‌تری طول می‌کشد. فکر می‌کنید علت آن چیست؟ پیدا است که علت آن، کندتر بودن واکنش فلز روی با محلول هیدروکلریک اسید نسبت به واکنش فلز منیزیم با محلول اسید یاد شده است.

از این دو آزمایش می‌توان نتیجه گرفت که واکنش‌های شیمیایی با سرعت‌های یکسانی انجام نمی‌شوند، برخی از آن‌ها سریع‌تر از برخی دیگر انجام می‌شوند. گذشته از آن در هر واکنشی، به تدریج از مقدار هریک از مواد واکنش‌دهنده در محیط واکنش کاسته شده و بر مقدار مواد حاصل افزوده می‌شود. بدین‌سان، برای تعریف سرعت واکنش می‌توان کم شدن مقدار هریک از مواد واکنش‌دهنده یا افزایش مقدار هریک از مواد حاصل در محیط واکنش با گذشت زمان را ملاک قرار داد. فکر می‌کنید چگونه؟

فرض کنید در واکنش میان منیزیم و محلول هیدروکلریک اسید،  $1/0^\circ$  مول گاز هیدروژن در مدت  $1^\circ$  ثانیه در یک شرایط معین تولید شود. با توجه به آن، سرعت متوسط تولید هیدروژن در مدت زمان گفته شده چه مقدار است؟ این سرعت که آن را با نماد  $\bar{R}_{H_2}$  نشان می‌دهیم، به صورت زیر حساب می‌شود:

$$\bar{R}_{H_2} = \frac{1/0^\circ \text{ mol}}{1^\circ \text{ s}} = 0/0^\circ \text{ mol s}^{-1}$$

این پاسخ می‌رساند که در دوره‌ی زمانی گفته شده، در هر ثانیه  $1/0^\circ$  مول گاز هیدروژن به طور متوسط تولید شده است. به طور کلی برای سرعت متوسط تولید یک محصول در یک دوره‌ی زمانی معین می‌توان نوشت:

$$\text{سرعت متوسط تولید یک محصول} = \frac{\text{تعداد مول‌های تولید شده‌ی آن محصول}}{\text{زمان صرف‌شده برای تولید آن}}$$

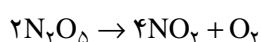
در یک دوره‌ی زمانی معین

به همین ترتیب، برای سرعت متوسط از بین رفتن یک واکنش‌دهنده می‌توان نوشت:

$$\text{سرعت متوسط از بین رفتن یک واکنش‌دهنده} = \frac{\text{تعداد مول‌های از بین رفته‌ی آن واکنش‌دهنده}}{\text{زمان صرف‌شده برای از بین رفتن آن}}$$

واکنش‌دهنده در یک دوره‌ی زمانی معین

**مثال ۱-۷:** در یک آزمایش  $12/0^\circ$  مول گاز  $N_2O_5$ ، در یک ظرف ۱ لیتری در دمای  $67^\circ C$  قرار داده شده تا مطابق واکنش زیر تجزیه شود:



پس از گذشتن ۲ دقیقه از شروع آزمایش دیده شد که تعداد مول‌های  $N_2O_5$  باقیمانده در ظرف برابر با  $6/0^\circ$  مول است. سرعت متوسط تجزیه شدن  $N_2O_5$  در دوره‌ی زمانی بیان شده و سرعت متوسط تولید هریک از محصولات در همان دوره‌ی زمانی کدام است؟



پاسخ: از معلومات داده شده بی می بریم که تعداد مول های  $N_2O_5$  تجزیه شده در ۲ دقیقه برابر با  $0.6$  مول است. با توجه به آن داریم:

$$\bar{R}_{N_2O_5} = \frac{0.6 \text{ mol}}{2 \text{ min}} = 0.3 \text{ mol min}^{-1}$$

(min مخفف به معنای دقیقه است.)

برای حساب کردن سرعت متوسط تولید  $NO_2$ ، به معادله ی موازنه شده واکنش تجزیه  $N_2O_5$  به دقت توجه می کنیم. همان طور که از آن معادله پیداست، در برابر تجزیه شدن ۲ مول  $N_2O_5$ ، ۴ مول  $NO_2$  و ۱ مول  $O_2$  به دست می آید. از این رو، تعداد مول های  $NO_2$  تولید شده، ۲ برابر تعداد مول های  $N_2O_5$  تجزیه شده است و تعداد مول های اکسیژن تولید شده،  $\frac{1}{2}$  تعداد مول های آن است. چون در آزمایش گفته شده  $0.6$  مول  $N_2O_5$  در ۲ دقیقه تجزیه شده است، پس تعداد مول های  $NO_2$  و  $O_2$  حاصل از آن به ترتیب  $1.2$  مول و  $0.3$  مول است. با توجه به آن نتایج زیر به دست خواهد آمد:

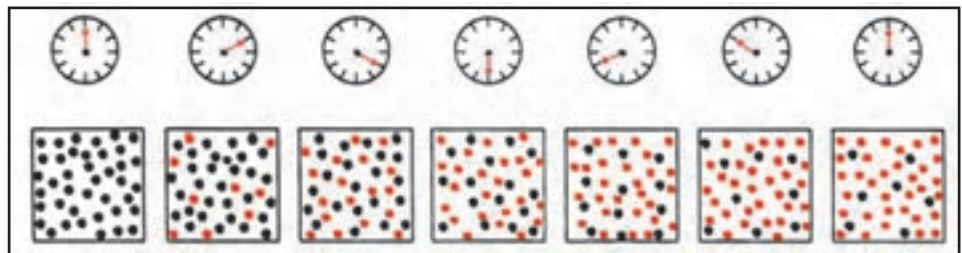
$$\bar{R}_{NO_2} = \frac{1.2 \text{ mol}}{2 \text{ min}} = 0.6 \text{ mol min}^{-1}$$

$$\bar{R}_{O_2} = \frac{0.3 \text{ mol}}{2 \text{ min}} = 0.15 \text{ mol min}^{-1}$$

در مثال بالا به نکته آموزنده ای برمی خوریم و آن این است که مقدار عددی سرعت تجزیه شدن  $N_2O_5$  متفاوت از مقدار عددی سرعت تشکیل هریک از محصولات است.

## ۷-۲- بیان کلی تری از سرعت واکنش

واکنش ساده ای مانند تبدیل  $A \rightarrow B$  را در نظر بگیرید. A واکنش دهنده و B محصول واکنش است. هرگاه مقداری A را مطابق شکل ۷-۱ در ظرفی قرار دهیم (ظرف واقع در سمت چپ شکل) با گذشت زمان به تدریج به B تبدیل خواهد شد. همان طور که از شکل پیداست، در آغاز تنها مولکول های A در ظرف واکنش موجود است (دایره های سیاه). اما با گذشت زمان، مولکول های A به تدریج به مولکول های B تبدیل می شوند. از این رو، از شروع واکنش هرچه زمان بیش تری بگذرد، از تعداد مولکول های A در ظرف کاسته می شود و بر تعداد مولکول های B افزوده می شود (دایره های قرمز مولکول های B را می رسانند). پیداست که تعداد مولکول های A باقیمانده در ظرف پس از گذشتن یک زمان مناسب بسیار ناچیز خواهد شد (ظرف واقع در سمت راست شکل ۷-۱).



شکل ۷-۱- پیشرفت واکنش  $A \rightarrow B$  با زمان. در آغاز، تنها مولکول های A (دایره های سیاه) در ظرف موجودند. با گذشت زمان، مولکول های B (دایره های قرمز) از مولکول های A به وجود می آیند و به تدریج بر تعداد آن ها افزوده می شود.

اکنون اگر تعداد مول‌های A موجود در ظرف واکنش در زمان  $t_1$  برابر با  $n_1$  بوده و در زمان  $t_2$  ( $t_2 > t_1$ ) برابر با  $n_2$  شود، تغییر تعداد مول‌های A در نتیجه پیشرفت واکنش عبارت خواهد شد از:

$$\Delta n = n_2 - n_1$$

چون  $n_2 < n_1$  است، پس  $\Delta n < 0$  است. تغییر زمان،  $\Delta t$  عبارت است از:

$$\Delta t = t_2 - t_1$$

چون  $t_2 > t_1$  است، پس  $\Delta t > 0$  است. اکنون سرعت متوسط از بین رفتن A در دوره‌ی زمانی  $\Delta t$  را به صورت زیر بیان می‌کنیم:

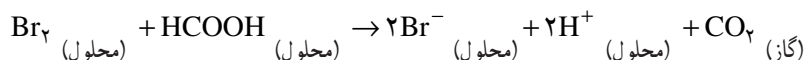
$$\bar{R}_A = -\frac{\Delta n_A}{\Delta t}$$

چون  $\Delta n_A$  یک مقدار منفی است، یک علامت منفی دیگر را هم جلوی آن قرار داده‌ایم تا برای سرعت متوسط از بین رفتن A یعنی  $\bar{R}_A$ ، جواب مثبتی به دست آید. بدون آن برای  $\bar{R}_A$  جوابی منفی به دست می‌آید. از سوی دیگر، برای سرعت متوسط تولید B می‌توان نوشت:

$$\bar{R}_B = +\frac{\Delta n_B}{\Delta t}$$

چون با گذشت زمان و پیشرفت واکنش، تعداد مول‌های B در محیط واکنش افزایش می‌یابد، پس تعداد مول‌های آن در زمان  $t_2$  بیش از زمان  $t_1$  است. به بیان دیگر،  $n_{2B} > n_{1B}$  و از آنجا  $\Delta n_B$  خود به خود از صفر بزرگ‌تر است و برای  $\bar{R}_B$  مقدار مثبتی به دست می‌آید، برای هر محصول دیگر نیز می‌توان از معادله‌ای مانند معادله‌ی بالا استفاده کرد.

**مثال ۷-۲:** واکنش میان برم،  $Br_2$  و فرمیک اسید  $HCOOH$ ، در محلول آبی، برای پی‌بردن به پیشرفت واکنش با زمان بسیار جالب توجه است:



محلول برم در آب قرمز رنگ است، درحالی که بقیه مواد موجود در معادله‌ی شیمیایی بالا بی‌رنگ هستند. وقتی محلول  $Br_2$  و محلول  $HCOOH$  را در ظرف واکنش روی هم می‌ریزیم، محلول حاصل به علت قابل توجه بودن مقدار  $Br_2$  در آن به رنگ قرمز است. پس از آن، با گذشت زمان، مولکول‌های  $Br_2$  به تدریج با  $HCOOH$  واکنش می‌دهند و از بین می‌روند و از آنجا غلظت  $Br_2$  در ظرف واکنش به تدریج کم و کم‌تر می‌شود.

از این رو، شدت رنگ محلول داخل ظرف واکنش نیز به تدریج کاهش می‌یابد، تا این که سرانجام تقریباً بی‌رنگ می‌شود. بدین‌سان، کم‌رنگ شدن تدریجی محلول داخل ظرف واکنش با زمان، حکایت از پیشرفت واکنش دارد (به شکل ۷-۲ توجه کنید).



شکل ۷-۲: غلظت  $Br_2$  در ظرف واکنش با گذشت زمان، کاهش می‌یابد (از چپ به راست) در نتیجه از شدت رنگ محلول به تدریج کاسته می‌شود.

اکنون ۱ لیتر محلول دارای  $\text{Br}_2$  و  $\text{HCOOH}$  را در ظرفی در دمای  $25^\circ\text{C}$  قرار می‌دهیم. هرگاه تعداد مول‌های  $\text{Br}_2$  در شروع آزمایش  $t = 0$ ، در محلول داده شده برابر با  $0.120$  مول باشد و پس از گذشتن  $5$  ثانیه به  $0.101$  مول کاهش یابد، سرعت متوسط از بین رفتن  $\text{Br}_2$  در طول زمان گفته شده چه مقدار خواهد بود؟

برای پیدا کردن پاسخ می‌نویسیم:

$$\Delta n_{\text{Br}_2} = n_2 - n_1 = 0.101 - 0.120 = -0.019 \text{ mol}$$

از سویی، تغییر زمان  $\Delta t$  برابر است با

$$\Delta t = t_2 - t_1 = 5 \text{ s} - 0 \text{ s} = 5 \text{ s}$$

از آنجا

$$\bar{R}_{\text{Br}_2} = -\frac{\Delta n_{\text{Br}_2}}{\Delta t} = -\frac{-0.019 \text{ mol}}{5 \text{ s}} = 3.8 \times 10^{-5} \text{ mol s}^{-1}$$

## مطالعه‌ی آزاد

### ۷-۳ بیان سرعت و واکنش برحسب تغییر غلظت نسبت به زمان

هرگاه مواد واکنش‌دهنده و محصولات یک واکنش به حالت محلول یا در شکل یک مخلوط گازی در یک ظرف با حجم ثابت جای داشته باشند، می‌توان سرعت از بین رفتن یا تولید هریک از آنها را برحسب تغییر غلظت آن‌ها نسبت به زمان بیان داشت. برای مثال، در واکنش  $\text{Br}_2$  با  $\text{HCOOH}$ ، هرگاه مولاریته  $\text{Br}_2$  در زمان  $t_1$  برابر با  $[\text{Br}_2]_1$  باشد (نماد  $[\text{Br}_2]$  مولاریته  $\text{Br}_2$  در محلول را می‌رساند) و در زمان  $t_2$  برابر با  $[\text{Br}_2]_2$  شود، در آن صورت سرعت متوسط از بین رفتن  $\text{Br}_2$  در فاصله زمانی  $t_1$  الی  $t_2$  برحسب تغییر غلظت آن نسبت به زمان به صورت زیر معرفی خواهد شد:

$$\bar{R}_{\text{Br}_2} = -\frac{[\text{Br}_2]_2 - [\text{Br}_2]_1}{t_2 - t_1} = -\frac{\Delta[\text{Br}_2]}{\Delta t}$$

برای هر واکنش دیگر نیز می‌توان معادله‌ای مانند معادله بالا نوشت. به همین ترتیب سرعت متوسط تشکیل هریک از محصولات، مثلاً سرعت تشکیل یون برمید،  $\text{Br}^-$ ، به صورت زیر بیان خواهد شد:

$$\bar{R}_{\text{Br}^-} = +\frac{\Delta[\text{Br}^-]}{\Delta t}$$

مثال ۷-۳: هرگاه در واکنش  $\text{Br}_2$  با  $\text{HCOOH}$  در زمان  $t = 0$  داشته باشیم  $[\text{Br}_2] = 0.120 \text{ mol L}^{-1}$  و در زمان  $t = 5 \text{ s}$  داشته باشیم  $[\text{Br}_2] = 0.101 \text{ mol L}^{-1}$ ، سرعت متوسط از بین رفتن  $\text{Br}_2$  را برحسب  $\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$  در فاصله زمانی داده شده حساب کنید.

پاسخ:

$$\Delta[\text{Br}_2] = [\text{Br}_2]_2 - [\text{Br}_2]_1 = 0.101 - 0.120 = -0.019 \text{ mol L}^{-1}$$

$$\Delta t = t_2 - t_1 = 5 \text{ s} - 0 \text{ s} = 5 \text{ s}$$

$$\bar{R}_{\text{Br}_2} = -\frac{\Delta[\text{Br}_2]}{\Delta t} = \frac{-0.0019 \text{ molL}^{-1}}{5 \text{ s}} = 3/8 \times 10^{-5} \text{ molL}^{-1}\text{s}^{-1}$$

تمرین ۱-۷: سرعت متوسط تولید یون برمید را برحسب  $\text{molL}^{-1}\text{s}^{-1}$  در فاصله‌ی زمانی داده شده در مثال بالا حساب کنید.

در جدول ۱-۷ تغییر غلظت  $\text{Br}_2$  و یون  $\text{Br}^-$  نسبت به زمان و همچنین سرعت متوسط از بین رفتن  $\text{Br}_2$  و سرعت متوسط تولید  $\text{Br}^-$  در فاصله‌ی زمان‌های متوالی داده شده است. همان‌طور که دیده می‌شود، این سرعت‌ها با پیشرفت واکنش (گذشت زمان) به تدریج کم‌تر می‌شوند.

جدول ۱-۷: تغییر غلظت  $\text{Br}_2$  و  $\text{Br}^-$  در واکنش میان برم و فرمیک اسید در محلول  $25^\circ\text{C}$  با زمان

$\bar{R}_{\text{Br}^-}$	$[\text{Br}^-]$	$\bar{R}_{\text{Br}_2}$	$[\text{Br}_2]$	زمان
$\text{molL}^{-1}\text{s}^{-1}$	$\text{molL}^{-1}$	$\text{molL}^{-1}\text{s}^{-1}$	$\text{molL}^{-1}$	(ثانیه (s))
$7/60 \times 10^{-5}$	$0.0000$	$3/80 \times 10^{-5}$	$0.0120$	0
$6/56 \times 10^{-5}$	$0.0038$	$3/28 \times 10^{-5}$	$0.0101$	50
$5/44 \times 10^{-5}$	$0.00708$	$2/72 \times 10^{-5}$	$0.00846$	100
$4/56 \times 10^{-5}$	$0.0098$	$2/28 \times 10^{-5}$	$0.00710$	150
$3/84 \times 10^{-5}$	$0.01208$	$1/92 \times 10^{-5}$	$0.00596$	200
$3/20 \times 10^{-5}$	$0.0140$	$1/60 \times 10^{-5}$	$0.00500$	250
$2/68 \times 10^{-5}$	$0.0156$	$1/34 \times 10^{-5}$	$0.00420$	300
$2/28 \times 10^{-5}$	$0.01694$	$1/14 \times 10^{-5}$	$0.00353$	350
	$0.01808$		$0.00296$	400

فعالیت ۱-۷: با استفاده از معلومات داده شده در جدول ۱-۷ نمودار تغییرات  $[\text{Br}_2]$  و  $[\text{Br}^-]$  را نسبت به زمان روی یک کاغذ میلی‌متری رسم کنید. منحنی حاصل را به‌طور موزون تا زمان ۵۰۰ ثانیه امتداد دهید و از روی آن غلظت  $\text{Br}_2$  و  $\text{Br}^-$  را در زمان ۵۰۰ ثانیه تخمین بزنید.

تمرین ۲-۷: الف) با استفاده از معلومات داده شده در جدول ۱-۷ سرعت متوسط از بین رفتن  $\text{Br}_2$  و سرعت متوسط تولید  $\text{Br}^-$  را در هر یک از دوره‌های زمانی ۱۰۰ الی ۲۰۰ ثانیه، ۲۰۰ الی ۳۰۰ ثانیه و ۳۰۰ الی ۴۰۰ ثانیه حساب کنید. از مقایسه آنها با هم چه نتیجه جالبی به دست می‌آید؟

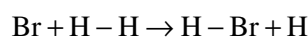
ب) سرعت متوسط از بین رفتن  $\text{Br}_2$  را در فاصله زمانی ۰ الی ۴۰۰ ثانیه حساب کنید و آن را با هر یک از سرعت‌های داده شده در جدول ۱-۷ در دوره‌های زمانی مختلف مقایسه کنید. از آن چه

نتیجه‌ای به دست می‌آید؟

تمرین ۷-۳: هرگاه در واکنش  $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$  در مدت ۵ دقیقه ۱/۲۳ لیتر گاز هیدروژن دارای فشار ۱ atm و دمای  $27^\circ C$  با همین مقدار گاز کلر در یک ظرف به حجم ۲ لیتر واکنش بدهد، الف) سرعت متوسط از بین رفتن هریک از واکنش دهنده‌ها و سرعت متوسط تشکیل محصول در مدت زمان گفته شده را بر حسب لیتر بر دقیقه و مول بر دقیقه حساب کنید. ب) هریک از سرعت‌های یادشده را بر حسب  $M \min^{-1}$  ( $\text{mol}^{-1} L \min^{-1}$ ) حساب کنید.

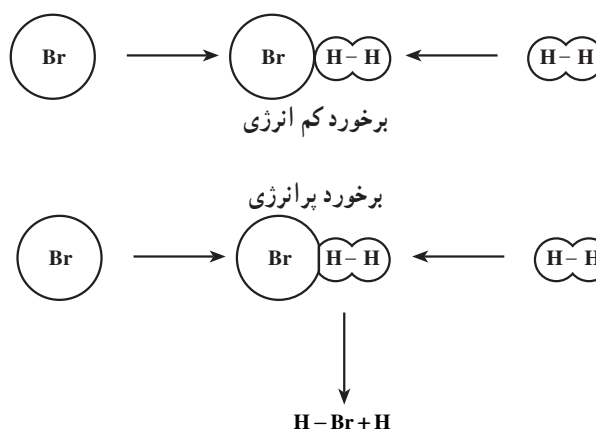
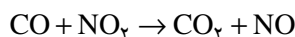
#### ۷-۴- یک واکنش شیمیایی چگونه انجام می‌شود؟

هرگاه در ظرفی، گاز هیدروژن و برم اتمی به حالت گاز را وارد کنیم، واکنش زیر میان آن‌ها انجام می‌شود:



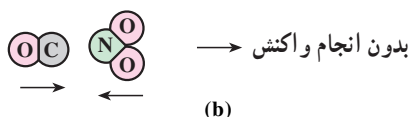
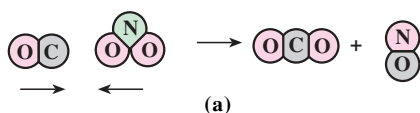
در این واکنش، یک اتم برم یک اتم هیدروژن را از مولکول  $H - H$  می‌رباید و مولکول  $H - Br$  را می‌سازد. برای رخ دادن چنین عملی، قبل از هرچیز باید میان اتم‌های برم و مولکول‌های هیدروژن برخورد حاصل شود. گذشته از آن، این برخورد باید به حدی شدید باشد که ابرهای الکترونی اتم  $Br$  و مولکول  $H - H$  تا حدی در یکدیگر نفوذ کنند، تا از آن‌جا تشکیل  $H - Br$  و  $H$  ممکن شود. علاوه بر آن، برای انجام واکنش لازم است که مولکول‌های برخورد کننده در جهت مناسب با هم برخورد کنند (به شکل ۷-۳ توجه کنید).

این نکته که برخورد مولکول‌های واکنش دهنده با هم باید در راستای مناسبی باشد، دارای اهمیت زیادی است. برای بهتر فهمیدن این گفته به واکنش  $CO$  با  $NO_2$  خوب توجه کنید.



شکل ۷-۳- طرح ساده‌ای برای نشان دادن چگونگی انجام واکنش اتم  $Br$  با مولکول  $H - H$

برخوردهایی که در آن‌ها  $CO$  از سر  $C$  خود به یکی از  $O$ ها در  $NO_2$  برخورد می‌کند، برخوردهایی مناسب است، چرا؟ برخوردهایی با جهت‌های دیگر نامناسب هستند، چرا؟



شکل ۴-۷- برای آن که برخوردی به انجام واکنش بینجامد، باید آن برخورد علاوه برداشتن شدت لازم در راستای مناسبی هم صورت گیرد.

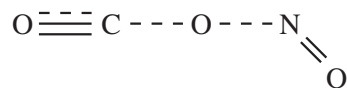
با توجه به گفته‌های بالا، سرعت یک واکنش از دیدگاه مولکولی به‌طور همزمان تابع سه عامل به شرح زیر است:

الف) تعداد برخوردهای مولکول‌های واکنش دهنده با هم در واحد حجم و در واحد زمان.  
 ب) آن درصد از برخوردهای مولکول‌های واکنش دهنده با هم که در راستای مناسب قرار دارند.

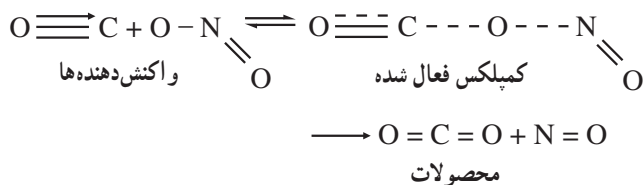
ج) آن درصد از برخوردها که انرژی لازم را برای انجام واکنش دارند. بدین ترتیب، موقعی که غلظت مولکول‌های واکنش دهنده را در ظرف واکنش افزایش می‌دهیم، سرعت برخوردها افزایش می‌یابد و بر سرعت واکنش نیز افزوده می‌شود.

### ۷-۵- انرژی فعالسازی واکنش چیست؟

در بخش پیش گفتیم که شرط انجام یک واکنش آن است که مولکول‌های واکنش دهنده با انرژی لازم و در راستای مناسب با هم برخورد کنند. برای مثال، در واکنش  $CO + NO_2$ ، همان‌طور که دیدید، برای آن که واکنش انجام شود، باید مولکول‌های  $CO$  و  $NO_2$  در راستای مناسب و با شدت لازم با هم برخورد کنند. طی این برخورد نخست یک گونه‌ی

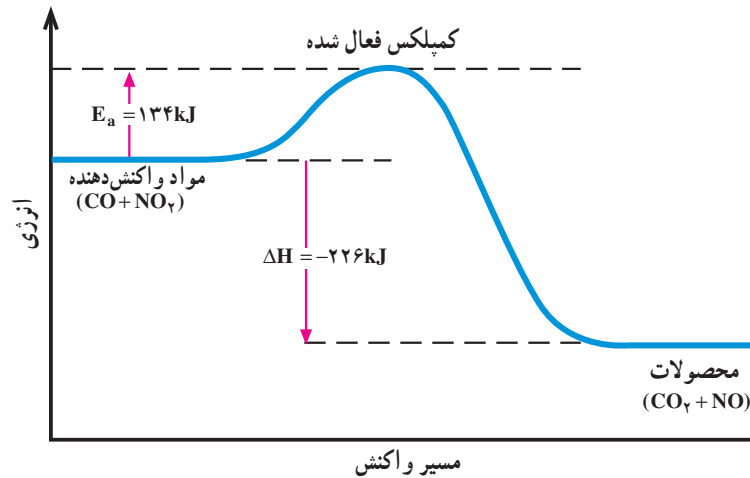


مولکول مانند با ساختاری که بسیار ناپایدار بوده و محتوای انرژی بسیار بالایی دارد، تشکیل می‌شود. به چنین گونه‌ای با ساختار داده شده، کمپلکس فعال شده می‌گویند. محصول واکنش از تجزیه این کمپلکس حاصل می‌شود.

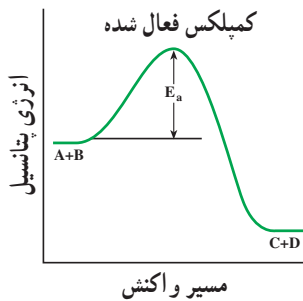


خط‌های بریده به کار رفته در ساختار کمپلکس فعال شده، نمایانگر پیوندهایی از کمپلکس فعال شده است که بسیار ضعیف هستند.

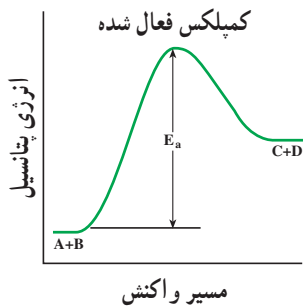
محتوای انرژی کمپلکس فعال شده بیش از محتوای انرژی مواد اولیه و مواد حاصل است. در واکنش مورد بحث، محتوای انرژی کمپلکس فعال شده به اندازه‌ی ۱۳۴ کیلوژول بیش از مواد واکنش‌دهنده است. از سوی دیگر، چون واکنش مورد مطالعه به مقدار ۲۲۶ کیلوژول گرماده است، پس محتوای انرژی کمپلکس فعال شده به اندازه‌ی  $۱۳۴\text{kJ} + ۲۲۶\text{kJ} = ۳۶۰\text{kJ}$  بیش از محتوای انرژی محصولات واکنش است. این گفته‌ها در شکل ۷-۵ خلاصه شده است.



شکل ۷-۵ مقایسه‌ی محتوای انرژی کمپلکس فعال شده با مواد واکنش‌دهنده و محصولات در واکنش میان کربن مونوکسید و نیتروژن دیوکسید



الف) برای یک واکنش انرژی ده

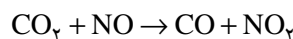


ب) برای یک واکنش انرژی گیر

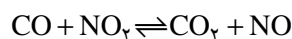
شکل ۷-۶ نمودار تغییر انرژی

از گفته‌های بالا به این نتیجه می‌رسیم که در راه انجام یک واکنش، نخست باید مواد واکنش‌دهنده به کمپلکس فعال شده تبدیل شوند و آن‌گاه محصولات از کمپلکس فعال شده به دست آیند. تشکیل کمپلکس فعال شده از مواد اولیه (یا از مواد حاصل) فرایندی انرژی گیر است. به تفاوت میان محتوای انرژی کمپلکس فعال شده و مواد اولیه، انرژی فعالسازی<sup>۱</sup> واکنش مستقیم گفته می‌شود و با نماد  $E_a$  نشان داده می‌شود. در شکل ۷-۶ نمودار تغییر انرژی برای یک واکنش نوعی است، رسم شده است. در هر مورد تفاوت میان محتوای انرژی کمپلکس فعال شده و مواد واکنش‌دهنده، انرژی فعالسازی واکنش را می‌رساند.

تمرین ۷-۴: الف) از روی نمودار داده شده در شکل ۷-۶ انرژی فعالسازی واکنش:



را حساب کنید. ب) ارتباط میان  $\Delta H$  واکنش:



و انرژی‌های فعالسازی واکنش‌های رفت و برگشت را کشف کنید.

## ۷-۶ اثر دما بر سرعت واکنش

آزمایش نشان می‌دهد که افزایش دما سرعت واکنش‌های شیمیایی را افزایش می‌دهد.

<sup>۱</sup> - activation energy

یک واکنش شیمیایی در دماهای بالاتر سریع‌تر انجام می‌شود تا در دماهای پایین‌تر. فکر می‌کنید چرا افزایش دما سرعت واکنش‌های شیمیایی را بالا می‌برد؟ وقتی دما را بالا می‌بریم مولکول‌های واکنش دهنده برای تشکیل کمپلکس فعال شده توانایی بیشتری می‌یابند و درصد بیشتری از برخوردهای مولکول‌های واکنش دهنده با هم، به تشکیل کمپلکس فعال شده می‌انجامد. از این رو، غلظت مولکول‌های کمپلکس فعال شده در محیط واکنش با بالا رفتن دما افزایش چشم‌گیری پیدا می‌کند و از آنجا نیز سرعت تشکیل محصول واکنش افزایش می‌یابد.

همان‌طور که گفتیم، مولکول‌های واکنش دهنده برای آن‌که از راه برخورد با هم، به مولکول‌های کمپلکس فعال شده تبدیل شوند، باید از یک مقدار انرژی که آن را انرژی فعالسازی نامیدیم، برخوردار باشند. حال وقتی دمای واکنشی را بالا می‌بریم، مولکول‌های واکنش دهنده آن، آسان‌تر می‌توانند انرژی فعالسازی را فراهم کنند و به مولکول‌های کمپلکس فعال شده تبدیل شوند. از این رو سرعت واکنش با بالا رفتن دما افزایش می‌یابد.

میزان افزایش سرعت یک واکنش با دما تابع مقدار انرژی فعالسازی آن واکنش است. هر اندازه انرژی فعالسازی واکنشی بیشتر باشد، میزان افزایش سرعت آن با دما چشم‌گیرتر است. در جدول ۷-۲ سه واکنش آشنا و انرژی فعالسازی آنها داده شده است. علاوه بر آن، چند برابر شدن سرعت هریک از آن‌ها در نتیجه  $1^\circ\text{C}$  افزایش دما نیز در همان جدول داده شده است. همان‌طور که دیده می‌شود، اثر افزایش دما در افزایش سرعت آن واکنشی که انرژی فعالسازی بیشتری است، آشکارتر است.

جدول ۷-۲- افزایش  $1^\circ\text{C}$  دما، افزایش‌های مختلفی را در سرعت واکنش‌های مختلف به وجود می‌آورد.

واکنش	انرژی فعالسازی بر حسب کیلوژول بر مول	چند برابر شدن سرعت در نتیجه $1^\circ\text{C}$ افزایش دما
$\text{CO} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}$	۱۳۴	۵ الی ۶
$\text{Br} + \text{H}_2 \rightarrow \text{HBr} + \text{H}$	۷۳/۵	۲/۶
$\text{NO} + \text{O}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2$	۱۰/۵	۱/۱۵

تمرین ۷-۵: با در نظر گرفتن انرژی فعالسازی در واکنش زیر:

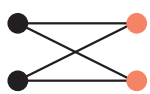


اثر افزایش دما بر افزایش سرعت آن دو را با هم مقایسه کنید.

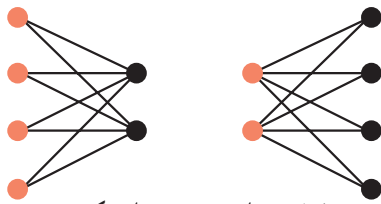
## ۷-۷- سرعت واکنش و غلظت واکنش دهنده‌ها

هرگاه غلظت واکنش دهنده‌های یک واکنش را افزایش دهیم، سرعت آن واکنش افزایش می‌یابد. دلیل افزایش سرعت واکنش با افزایش غلظت واکنش دهنده‌ها آن است که تعداد برخوردهای مولکول‌های واکنش دهنده با هم، با افزایش غلظت افزایش می‌یابد. در واقع، وقتی غلظت مولکول‌های

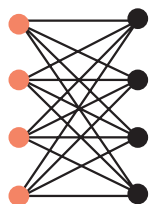




الف) امکان چهار برخورد در کار است.

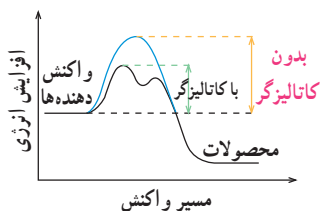


ب) با دو برابر شدن تعداد یک نوع از مولکولها امکان هشت برخورد فراهم می شود.



ج) با دو برابر شدن تعداد هر دو نوع مولکول، امکان شانزده برخورد فراهم می شود.

شکل ۷-۷- بستگی تعداد برخوردها با غلظت، دایره های سیاه، یک نوع مولکول و دایره های رنگی یک نوع مولکول دیگر را نشان می دهند.

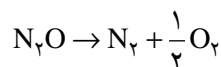


شکل ۷-۸- کاتالیزگر، واکنش را از راهی که انرژی فعالسازی آن کم تر است، پیش می برد.

واکنش دهنده را چند برابر می کنیم، تعداد برخوردهای آن مولکولها با هم نیز چند برابر می شود و از آنجا تعداد مولکولهای کمپلکس فعال شده بیش تری تشکیل می شود که این باعث افزایش سرعت تشکیل محصول می شود. شکل ۷-۷ را به دقت از نظر بگذرانید.

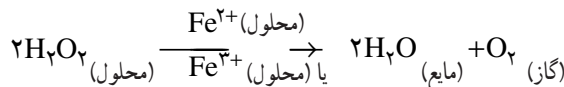
## ۸-۷- سرعت واکنش و کاتالیزگر

آزمایش نشان می دهد که کاتالیزگرها سرعت واکنشهای شیمیایی را افزایش می دهند. اکنون می خواهیم بدانیم که کاتالیزگر چگونه سرعت یک واکنش شیمیایی را تغییر می دهد. کاتالیزگر راه انجام واکنش را تغییر می دهد و واکنش را از راهی پیش می برد که به انرژی فعالسازی کم تری نیاز دارد. برای مثال، انرژی فعالسازی واکنش تجزیه  $N_2O$ :

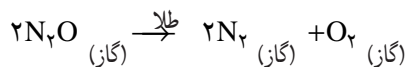


برابر با  $250 \text{ kJmol}^{-1}$  است. این مقدار، انرژی فعالسازی بالایی است. از این رو، سرعت این تجزیه بدون دخالت کاتالیزگر بسیار پایین است. در مقابل وقتی  $N_2O$  را در تماس با سطح طلا قرار می دهیم با سرعت بسیار بیش تری تجزیه می شود. در اینجا طلا به عنوان یک کاتالیزگر جامد عمل می کند. تجربه نشان می دهد که انرژی فعالسازی واکنش یادشده در مجاورت طلا، در حدود  $120 \text{ kJmol}^{-1}$  است. کم شدن انرژی فعالسازی واکنش در مجاورت طلا، از  $250$  کیلوژول بر مول به  $120$  کیلوژول بر مول باعث صدها هزار برابر شدن سرعت تجزیه  $N_2O$  می شود. در شکل ۷-۸ چگونگی کم شدن انرژی فعالسازی در مجاورت کاتالیزگر نشان داده شده است.

واکنشهای کاتالیزی به دو دسته تقسیم می شوند. همگن و ناهمگن. واکنشهای کاتالیزی همگن آنهایی هستند که مخلوط واکنش دهنده و کاتالیزگر در آنها در یک فاز قرار دارند. برای مثال، تجزیه هیدروژن پروکسید (آب اکسیژنه) با دخالت یونهای آهن (II)، یا آهن (III) یک واکنش کاتالیزی همگن است، زیرا در آن، کاتالیزگر و هیدروژن پروکسید هر دو به حالت محلول هستند.



واکنشهای کاتالیزی ناهمگن آنهایی هستند که در آنها واکنش دهنده ها و کاتالیزگر در دو فاز هستند. تجزیه  $N_2O$  روی طلا یک واکنش کاتالیزی ناهمگن است.

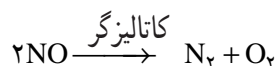
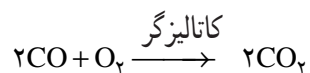


شکل ۷-۹ یک حشره ای بمباران کننده و مکانیسم دفاعی آن را نشان می دهد. در عضو دفاعی این حشره هیدروژن پروکسید به وسیله کاتالیزگر ویژه ای تجزیه می شود. گرمای حاصل از واکنش تجزیه هیدروژن پروکسید آب را به شکل بخار درمی آورد. مخلوط اکسیژن و بخار آب همراه با مواد دیگر با فشار از عضو دفاعی حشره فوران می کند و دشمن را می ترساند.

تجزیه هیدروژن پروکسید را می توان به وسیله ی کاتالیزگر منگنزدیوکسید ( $MnO_2$ ) تسریع کرد

(شکل ۱۰-۷). مقدار کمی گرد منگنز دیوکسید را که سیاه رنگ است، روی یک قطعه کاشی بریزید. با یک قطره چکان قطره قطره از یک محلول هیدروژن پروکسید روی آن بریزید. مشاهده خواهید کرد که هیدروژن پروکسید در مجاورت  $MnO_2$  تجزیه می‌شود.

در کشورهای پیشرفته، در آگروز اتومبیل‌ها یک دستگاه مبدل کاتالیزی را که دارای مخلوط چند کاتالیزگر مانند پلاتین / پالادیم / رودیم است (شکل ۱۱-۷)، کار می‌گذارند. این دستگاه گازهای سمی ناشی از سوختن بنزین در موتور اتومبیل را به گازهای کم‌زیان‌تر تبدیل می‌کند. مانند مثال‌های زیر:



روی هم رفته، کاتالیزگرها در سرعت بخشیدن به فرایندهای صنایع شیمیایی نقش اساسی دارند. با به کار گرفتن کاتالیزگرهای مناسب می‌توان زمان تهیه بسیاری از محصولات شیمیایی را چندین بار کوتاه‌تر کرد و از آن‌جا به موفقیت‌های اقتصادی چشم‌گیری دست یافت. در صنایع مهمی چون تهیه اسیدها به ویژه سولفوریک اسید تهیه آمونیاک، هیدروژن دادن به روغن‌های سیرنشده، تهیه بسیاری از فرآورده‌های پتروشیمی و ... از کاتالیزگرهای گوناگون استفاده می‌شود که شما در آینده با آن‌ها آشنا خواهید شد.



شکل ۹-۷- یک حشره‌ی بمباران‌کننده و مکانیسم دفاعی آن



شکل ۱۰-۷- محلول هیدروژن پروکسید در مجاورت منگنز دیوکسید به طور شدید تجزیه می‌شود.



شکل ۱۱-۷- یک مبدل کاتالیزی اتومبیل، در این مبدل مخلوطی از کاتالیزگرهای پلاتین / پالادیم / رودیم به کار رفته است.

۷-۱ در یک واکنش شیمیایی با گذشت زمان چه تغییری در تعداد مول‌های مواد واکنش دهنده و محصولات پیش می‌آید؟

۷-۲ هرگاه در واکنش  $A \rightarrow B$ ، در مدت ۵ دقیقه،  $2/0$  مول از A به B تبدیل شود، سرعت متوسط از بین رفتن A و سرعت متوسط تولید B در مدت زمان داده شده را حساب کنید.

۷-۳ دو واکنش آشنا که در شرایط معمولی سریع انجام می‌شوند و دو واکنش آشنا که در شرایط معمولی کند هستند، نام ببرید و معادله‌ی شیمیایی هر یک را هم بنویسید.

۷-۴ در یک آزمایش، از واکنش میان فلز روی و محلول هیدروکلریک اسید ۲۴۶ سانتی‌متر مکعب گاز هیدروژن با فشار ۱ اتمسفر و دمای  $27^{\circ}\text{C}$  در مدت ۱۰ دقیقه حاصل شده است.

الف) سرعت متوسط گاز هیدروژن را برحسب لیتر بر دقیقه حساب کنید.  
ب) سرعت متوسط تولید گاز هیدروژن و سرعت متوسط از بین رفتن HCl را برحسب مول بر دقیقه حساب کنید.

۷-۵ با پیشرفت یک واکنش، سرعت آن به تدریج کم می‌شود، آن را از دید مولکولی توضیح دهید.

۷-۶ عواملی را که در سرعت یک واکنش مؤثرند، نام ببرید. نقش هر یک را از دید مولکولی توضیح دهید.

۷-۷ کمپلکس فعال شده چگونه تشکیل می‌شود؟ برخی ویژگی‌های آن را شرح دهید.

۷-۸ نمودار تغییر انرژی را با در نظر گرفتن کمپلکس فعال شده برای یک واکنش انرژی ده و یک واکنش انرژی گیر رسم کنید.

۷-۹ انرژی فعالسازی واکنش‌های رفت و برگشت یک واکنش معین به ترتیب  $75\text{kJmol}^{-1}$  و  $125\text{kJmol}^{-1}$  است.  $\Delta H$  این واکنش را حساب کنید. نمودار تغییر انرژی آن را رسم کنید.

۷-۱۰ در یک آزمایش، تغییر غلظت  $\text{N}_2\text{O}_5$  با زمان در دمای  $67^{\circ}\text{C}$  اندازه‌گیری شده و نتیجه‌های زیر به دست آمده است:

زمان (دقیقه)	۰	۱	۲	۳	۴
غلظت (مول بر لیتر)	۰/۱۶۰	۰/۱۱۳	۰/۰۸۰	۰/۰۵۶	۰/۰۴۰

الف) معادله واکنش تجزیه  $\text{N}_2\text{O}_5$  را بنویسید. ب) سرعت متوسط تجزیه  $\text{N}_2\text{O}_5$  را در هر یک از دوره‌های زمانی ۰ تا ۱ دقیقه، ۱ تا ۲ دقیقه، ۲ تا ۳ دقیقه، ۳ تا ۴ دقیقه، ۴ تا ۵ دقیقه و ۵ تا ۶ دقیقه حساب کنید. ج) از مقایسه این سرعت‌ها با یکدیگر به چه نتیجه‌آموزنده‌ای می‌توان دست یافت؟

۷-۱۱ چگونه انجام یک واکنش را از دید مولکولی شرح دهید. چه شرایطی برای آن که برخوردهای بین مولکول‌های واکنش دهنده به انجام واکنش منتهی شود، لازم است؟

۷-۱۲- در واکنش  $A \rightarrow B$  انرژی‌های فعالسازی واکنش‌های رفت و برگشت به ترتیب  $30^\circ$  و  $50^\circ$  کیلوژول بر مول است. الف) واکنش رفت سریع‌تر است یا واکنش برگشت، چرا؟ ب)  $\Delta H$  واکنش را حساب کنید. ج) نمودار تغییر انرژی برای این واکنش را رسم کنید (می‌توان کمپلکس فعال شده برای این واکنش را با  $A^*$  نشان داد).

۷-۱۳- چرا سرعت واکنشی که انرژی فعالسازی آن بزرگتر است، کم‌تر است؟

۷-۱۴- چه رابطه‌ای میان انرژی تشکیل کمپلکس فعال شده از مواد واکنش دهنده و انرژی فعالسازی واکنش برقرار است؟

۷-۱۵- تفاوت میان محتوای انرژی کمپلکس فعال شده با مواد واکنش دهنده و محصولات را با انرژی‌های فعالسازی واکنش‌های رفت و برگشت مقایسه کنید. این مقایسه را در یک نمودار مناسب خلاصه کنید.

۷-۱۶- چرا سرعت واکنش‌های شیمیایی با دما افزایش می‌یابد؟

۷-۱۷- در واکنش  $2HI \rightarrow H_2 + I_2$  اگر دما را از  $27^\circ C$  به  $37^\circ C$  افزایش دهیم، سرعت آن تقریباً ۱۱ برابر می‌شود. دلیل آن را شرح دهید.

۷-۱۸- اثر افزایش غلظت روی سرعت واکنش را از دید برخورد مولکول‌های واکنش دهنده با یکدیگر شرح دهید. هرگاه در واکنشی مانند  $A + B \rightarrow \dots$  غلظت A و B دو برابر شود، سرعت آن چند برابر خواهد شد؟

۷-۱۹- نقش کاتالیزگر را در افزایش سرعت واکنش‌های شیمیایی با رسم نمودار لازم شرح دهید.

۷-۲۰- پنج مورد از کاربرد کاتالیزورها در صنایع شیمیایی را نام ببرید.

## تبادل های شیمیایی از دیدگاه کیفی و کمی

هدف های رفتاری: فراگیر پس از پایان این فصل باید بتواند:

- ۱- مفاهیم واکنش برگشت پذیر، تبادل فیزیکی و تبادل شیمیایی را با ذکر مثال، توضیح دهد.
- ۲- ویژگی های تبادل و حالت دینامیکی آن را با ذکر مثال های گوناگون، تشریح کند.
- ۳- فرآیندهای تبدلی را از دیدگاه مولکولی، تفسیر کند.
- ۴- نقش عوامل مؤثر در جابه جایی تبادل های شیمیایی را با ذکر مثال، تحلیل کند.
- ۵- اصل لوشاتلیه را نتیجه بگیرد و آن را در تفسیر و پیش بینی تغییر وضعیت تبادل از دیدگاه کیفی به کاربرد.
- ۶- نقش کاتالیزگر را در واکنش های تبدلی توضیح دهد.
- ۷- کاربردهایی برای برخی مفاهیم تبادل در زندگی روزمره و صنایع شیمیایی ارائه دهد.
- ۸- با استفاده از جدول داده های کمی حاصل از آزمایش های مربوط به واکنش های تبدلی، رابطه ثابت تبادل را نتیجه بگیرد.
- ۹- رابطه قانون تبادل را برای معادله واکنش های گوناگون تنظیم کند.
- ۱۰- مفهوم ثابت تبادل و دلالت های عددی آن را در موارد گوناگون تفسیر کند.

### ۸-۱- مفهوم تبادل های شیمیایی

پیش از این آموختیم که معادله شیمیایی وسیله مطمئن و معتبری برای نمایش واکنش شیمیایی است. معادله شیمیایی موازنه شده به ما امکان می دهد که مقدار هریک از محصولات مورد انتظار را از واکنش مقدارهای مشخصی از مواد اولیه با یکدیگر، حساب کنیم. برداشت ظاهری ما از محاسبه های استوکیومتری این است که یک واکنش شیمیایی به طور کامل پیش می رود. گرچه این محاسبه ها سودمند و با اهمیت هستند، ولی باید خاطر نشان ساخت که بسیاری از واکنش های شیمیایی عملاً تا مرز کامل شدن پیش نمی روند. در حقیقت پیشرفت آن ها تا جایی است که به یک موقعیت تبادل معروف به تبادل شیمیایی می رسند که در آن، مقداری از مواد اولیه مصرف نشده همراه با محصول واکنش به صورت مخلوط وجود دارند. با رسیدن به این موقعیت، دیگر هیچ گونه پیشرفتی در واکنش دیده نمی شود.

با درک این واقعیت، سوالات مهمی در ذهن خطور می‌کند. ماهیت این حالت تعادلی چیست؟ چه عاملی یا عواملی بر میزان پیشرفت واکنش مؤثر است؟ آیا می‌توان تغییری در حالت تعادل به وجود آورد و مثلاً به محصول بیش‌تری رسید؟ چگونه یک واکنش را که به حالت تعادل رسیده از واکنشی که به کندی پیش می‌رود، تمیز می‌دهیم؟ در این فصل ابتدا در صدد خواهیم بود که از دیدگاه کیفی و بدون انجام هیچ‌گونه محاسبه‌ای به این‌گونه پرسش‌ها پاسخ دهیم. سپس به هنگام بررسی تعادل از دیدگاه کمی، به تعداد دیگری از پرسش‌های مربوط پاسخ خواهیم داد. شاید احتمالاً و در ادامه‌ی تحصیلات خود به مرحله‌ای برسید که پاسخ‌های دقیق و کامل را هنگام آموختن نوعی دانش معروف به ترمودینامیک، به دست آورید.

## ۸-۲- فرآیندهای برگشت پذیر

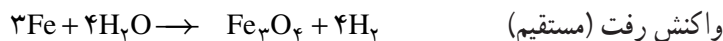
اغلب تغییرهای شیمیایی که تاکنون با آن‌ها آشنا شده‌ایم، وابسته به واکنش‌هایی هستند که ظاهراً تا مرز کامل شدن پیش می‌روند. برای مثال، هنگامی که یک تکه نوار منیزیم در اکسیژن کافی می‌سوزد، همه‌ی فلز به اکسید تبدیل می‌شود. یا اینکه یک تکه‌ی کوچک فلز سدیم را در یک لیوان آب می‌اندازیم، همه‌ی فلز در واکنش شرکت می‌کند و ناپدید می‌شود.



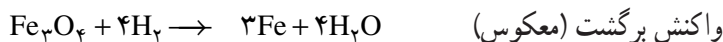
در هیچ‌یک از این موارد، در شرایط آزمایش، نشانه‌ای از امکان انجام یافتن واکنش معکوس وجود ندارد. برای مثال، در مورد واکنش (۸-۲)، هرگاه گاز  $\text{H}_2$  را در محلول  $\text{NaOH}$  وارد کنیم، عکس واکنش انجام نمی‌گیرد و از این راه به فلز سدیم اولیه نمی‌رسیم. نظیر این‌گونه تغییرهای برگشت‌ناپذیر که فقط در یک جهت پیش می‌روند و با مصرف شدن کامل یکی از مواد اولیه متوقف می‌شوند، در طبیعت نیز دیده می‌شوند. برای مثال، آهن در هوای مرطوب به کندی زنگ می‌زند و این واکنش تا مصرف شدن تمام آهن پیش می‌رود.

از سوی دیگر، با واکنش‌هایی روبه‌رو می‌شویم که برگشت پذیرند و می‌توانند در هر دو جهت پیش بروند. به مثال آزمایشگاهی زیر توجه کنید:

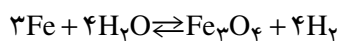
هرگاه براده آهن مطابق شکل ۸-۱-الف در مجاورت جریانی از بخار آب به شدت حرارت داده شود، به آهن اکسید  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  و گاز  $\text{H}_2$  تبدیل می‌شود.

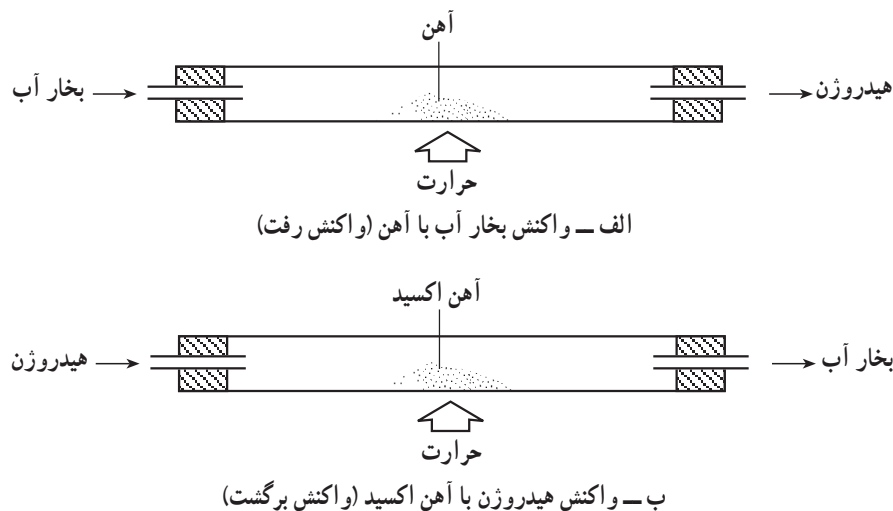


حال اگر در یک آزمایش دیگر، مطابق شکل ۸-۱-ب، گاز هیدروژن را بر آهن اکسید  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  عبور داده و به شدت حرارت دهیم، عکس واکنش قبلی انجام می‌گیرد، به طوری که آهن و بخار آب پدید می‌آید.



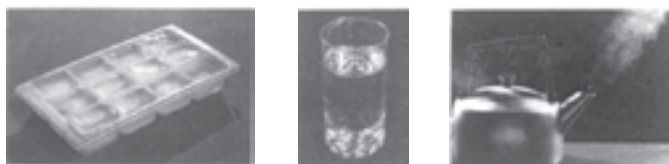
دو واکنش رفت و برگشت فوق جمعاً یک واکنش برگشت پذیر را تشکیل می‌دهند که می‌توان آن را در یک معادله با استفاده از دو پیکان « $\rightleftharpoons$ » نشان داد.





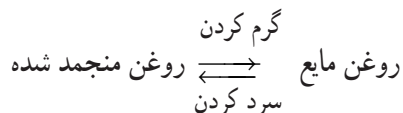
شکل ۸-۱

در زندگی روزمره نیز با موارد زیادی از تغییرهای برگشت پذیر برخورد می‌کنیم. شکل ۸-۲ نشان می‌دهد که یخ با گرفتن گرما به آب و سپس به بخار تبدیل می‌شود. عکس این فرآیندها نیز انجام پذیر است. بخار آب با سرد شدن به آب و سپس به یخ تبدیل می‌شود.



شکل ۸-۲ - فرآیندهای برگشت پذیر آشنا

هرگاه مقداری روغن نباتی مایع را در یخچال نگه داریم، جامد شده و چون آن را گرم کنیم، مایع می‌شود. این دو فرآیند نیز مجموعاً یک تغییر برگشت پذیر را تشکیل می‌دهند.

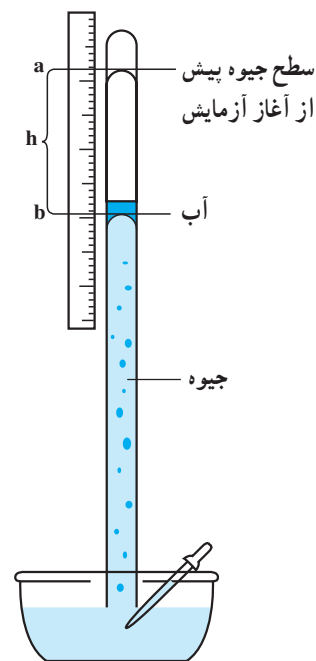


### ۸-۳ - تعادل‌های فیزیکی

در تغییرهای فیزیکی و شیمیایی برگشت پذیر در شرایط مناسب ممکن است که سرعت فرآیند رفت و فرآیند برگشت در آن‌ها با هم مساوی شود. در این شرایط می‌گوییم که آن تغییرها به حالت تعادل رسیده‌اند. این گونه رویدادها چه در طبیعت و چه در آزمایشگاه و صنعت فراوان دیده می‌شوند، و بررسی آنها قلمرو بسیار مهمی از شیمی نظری و کاربردی را تشکیل می‌دهد، که تحت عنوان تعادل‌های فیزیکی و شیمیایی بررسی می‌شوند. در اینجا ابتدا مفهوم تعادل فیزیکی و ویژگی‌های آن را در مورد چند تغییر برگشت پذیر مرور می‌کنیم.

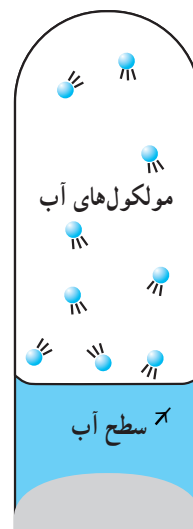
۸-۳-۱ - مثالی برای تعادل مایع - بخار: هرگاه چند قطره آب را در یک بشقاب بریزیم، پس از چند دقیقه تبخیر می‌شود و از آن چیزی برجای نمی‌ماند. حال اگر اندکی آب در فضای بسته

قرار بگیرد، ممکن است، شرایط دیگری فراهم شود. بارومتر دستگاهی برای سنجش فشار هوا است. در یک آزمایش مطابق شکل ۳-۸-الف، از یک لوله بارومتری و فضای خالی روی سطح جیوه آن استفاده می‌کنیم. ارتفاع ستون جیوه در آغاز آزمایش و قبل از وارد کردن چند قطره‌ی آب به وسیله‌ی قطره‌چکان در نقطه  $a$  بوده است<sup>۱</sup>. از آنجا که چگالی آب نسبت به جیوه کم است، قطره‌های اولیه آب تزریق شده به بالای ستون جیوه رفته و در آنجا تبخیر می‌شوند. فشار بخار آب حاصل سطح جیوه را پایین می‌آورد. با وارد کردن قطره‌های بعدی آب به مرحله‌ای می‌رسیم که ارتفاع ستون جیوه به اندازه‌ی  $h$  میلی‌متر پایین آمده و در نقطه‌ی  $b$  ثابت می‌ماند. در این شرایط جدید چند قطره‌ی آب نیز بدون هیچ‌گونه تغییر روی جیوه قرار می‌گیرد.



الف- کاهش ارتفاع ستون جیوه به اندازه‌ی  $h$  میلی‌متر به علت پیدایش فشار بخار آب

می‌توان از نظریه‌ی جنبش مولکولی برای توجیه مشاهده‌های این آزمایش استفاده کرد. مولکول‌های آب در حالت مایع در حرکت دائم هستند. در هر دمایی، برخی مولکول‌ها انرژی بیش‌تر و برخی انرژی کم‌تری دارند. در هر لحظه، برخی مولکول‌های پرانرژی در سطح مایع، توان فرار از نیروهای جاذبه مولکول‌های مجاور را داشته، به طوری که وارد فضای بالایی آن می‌شوند. می‌دانیم که انتقال مولکول‌ها از فاز<sup>۲</sup> مایع به فاز گازی را تبخیر می‌نامند. به تدریج و با افزایش تعداد مولکول‌های آب در فاز گازی، این احتمال افزایش می‌یابد که برخی از آن‌ها به سطح مایع برخورد کنند و جذب آب شوند (به تصویر بزرگ شده بخش بالایی لوله بارومتری در شکل ۳-۸-ب توجه کنید).



ب- رفت و برگشت مولکول‌های آب میان فاز مایع و فاز گازی

همان‌طور که می‌دانیم این فرآیند انتقال از فاز گازی به فاز مایع را، مایع شدن می‌نامند. سرانجام زمانی می‌رسد که دو فرآیند مخالف، یعنی تبخیر و مایع شدن، سرعت یکسان پیدا می‌کنند. در این لحظه است که فشار بخار در دمای آزمایش به میزان ثابت می‌رسد (برای مثال، فشار بخار آب در دمای  $24^{\circ}\text{C}$  برابر  $22/4$  میلی‌متر جیوه است).

شرایطی که هم‌اکنون توصیف کردیم، مثال مناسبی برای تعادل دینامیک<sup>۲</sup> به‌شمار می‌رود. در تعادل دینامیک دو فرآیند مخالف با سرعت یکسان انجام می‌گیرند. به همین دلیل از نظر مشاهده‌کننده، تغییری در ظاهر (تغییر ماکروسکوپی) دیده نمی‌شود. فشار بخار آب در دمای آزمایش ثابت است، ولی این حالت ثابت در مقیاس مشهود ما دلیلی بر حالت سکون نیست. در دنیای مولکول‌ها جریان‌های فراوانی در حال انجام است. در مقیاس مولکولی، مولکول‌ها مرتباً از فاز مایع به فاز گازی و بالعکس در رفت و برگشت هستند. در مثال‌های بعدی خواهیم دید که در همه‌ی فرآیندهای تعادلی، این رفتار پویا و دینامیک رفت و برگشت با سرعت یکسان برقرار است.

### شکل ۳-۸

۱- فشار ناشی از ستون جیوه به ارتفاع  $a$  میلی‌متر برابر فشار هوا در شرایط آزمایش است. در اینجا این واقعیت را یادآور می‌شویم که در فضای بالای ستون جیوه، خلأ مطلق وجود ندارد، زیرا جیوه نیز به‌اندازه بسیار کم تبخیر می‌شود. ولی از آنجا که فشار بخار جیوه در دماهای معمولی بسیار کم است، می‌توان فرض کرد که بخار جیوه‌ای در این فضا وجود ندارد و آزمایش تبخیر آب در خلأ انجام می‌گیرد.

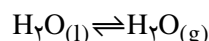
۲- تغییر ماده از یک حالت به حالت دیگری را تغییر فاز می‌گویند.





شکل ۴-۸ - نمایشی برای مفهوم تعادل دینامیک

(شکل ۴-۸ به نحوی این مفهوم را می‌رساند!). در توصیف این حالت‌ها می‌گویند که در فرآیند تعادلی، در مقیاس ظاهری و مشهود، خواص ماکروسکوپی ثابت هستند، و تغییری در آنها دیده نمی‌شود. ولی در مقیاس مولکولی و به اصطلاح میکروسکوپی، حالت پویا و دینامیک برقرار است، به طوری که هر دو فرآیند رفت و برگشت با سرعت یکسان در حال انجام هستند. قبلاً آموختید که برای نمایش دادن یک واکنش یا تغییر برگشت پذیر از نماد « $\rightleftharpoons$ » استفاده می‌کنیم حال اضافه می‌کنیم که برای نمایش واکنش یا تغییر تعادلی که طی آن در شرایط معین و دمای ثابت، سرعت رفت برابر سرعت برگشت است، نماد « $\rightleftharpoons$ » را به کار می‌بریم. برای مثال، تغییر تعادلی مورد بحث در آزمایش فوق را به صورت زیر نمایش می‌دهیم<sup>۱</sup>:

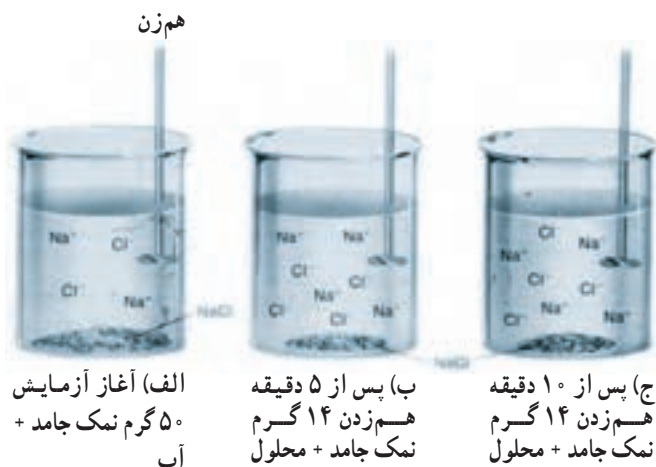


۲-۳-۸- مثالی برای تعادل جامد - محلول: در فصل ۶ با فرآیند حل شدن و توجیه آن از دیدگاه مولکولی آشنا شدید. در آنجا پی بردید که وقتی یک حبه قند در آب رها می‌شود، میان مولکول‌های قند که در سطح بلور قرار دارند، و مولکول‌های آب مجاور تأثیر متقابل و به عبارتی برهم کنش برقرار می‌شود. این برهم کنش روی هم رفته به پیدایش جاذبه‌ی قابل توجه میان مولکول‌های قند و آب می‌انجامد، که بر دیگر نیروهای جاذبه موجود میان مولکول‌های قند در شبکه‌ی جامد آن، همچنان میان مولکول‌های  $\text{H}_2\text{O}$  در آب، چیره شده موجب می‌شود که مولکول‌های قند یکی پس از دیگری از بلور قند کنده شده و در بین مولکول‌های آب پراکنده شوند.

در مورد حل شدن برخی جامدهای یونی مانند سدیم کلرید در آب نیز به اثر جاذبه مولکول‌های قطبی آب بر یون‌های مثبت و منفی تشکیل دهنده‌ی شبکه بلور اشاره شده است. در این مبحث حل شدن مواد در حلال‌ها را از دید فرآیندهای برگشت پذیر و پیدایش حالت تعادلی بررسی می‌کنیم.

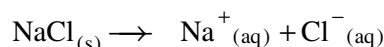
فرض کنید در دمای اتاق، مقدار زیادی نمک را (مثلاً  $50^\circ$  گرم) به یک بشر محتوی  $100$  میلی‌لیتر آب می‌افزاییم (شکل ۵-۸-الف). سدیم کلرید آغاز به حل شدن می‌کند، و به تدریج از مقدار نمک موجود در ته ظرف کاسته می‌شود. با هم‌زدن‌های متوالی متوجه می‌شویم که در ابتدا سرعت حل شدن نمک زیاد است ولی به تدریج از میزان آن کاسته می‌شود تا اینکه پس از  $5$  دقیقه هم‌زدن، فقط  $14$  گرم نمک جامد در ته ظرف باقی می‌ماند (شکل ۵-۸-ب). هم‌زدن را  $5$  دقیقه دیگر ادامه می‌دهیم. می‌بینیم که مقدار نمک جامد همچنان ثابت و برابر  $14$  گرم است (شکل ۵-۸-ج). بنابراین در اینجا به محلول سیر شده‌ای از نمک طعام می‌رسیم که در مجاورت مقداری نمک جامد قرار دارد. می‌توان این پدیده برقراری تعادل میان محلول سیر شده و نمک جامد آن را از دید دو فرآیند رقیب توضیح داد که یکی حل شدن و دیگری متبلور شدن است.

۱- منظور از علامت (g) که برای  $\text{H}_2\text{O}$  نوشته شده، اشاره به حالت گازی آن (g از Gaseous به معنی گازی) و منظور از علامت l که برای  $\text{H}_2\text{O}$  نوشته شده، اشاره به حالت مایع آب است (l از Liquid به معنی مایع). بنابراین می‌توان معادله‌ی مزبور را به صورت (گازی)  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$  (مایع) نوشت. ذکر علامتهای لاتین برای آماده‌سازی اولیه جهت استفاده از مأخذ خارجی است.

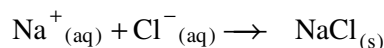


شکل ۵-۸ - حل شدن نمک در آب و تشکیل محلول سیر شده

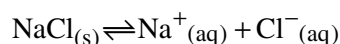
در آغاز آزمایش فرآیند حل شدن و حرکت یون‌ها اغلب در یک جهت و از سوی شبکه بلور نمک به سوی محلول است.<sup>۱</sup>



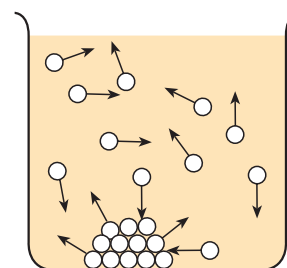
با افزایش تعداد یون‌های  $\text{Na}^+_{(aq)}$  و  $\text{Cl}^-_{(aq)}$  در محلول، فرآیند متبلور شدن (فرآیند معکوس) نیز رخ می‌دهد. یون‌های مزبور که در حال جنبش و جابه‌جایی هستند، بر اثر برخورد با سطح شبکه‌ی بلور موجود در ظرف، جذب آن شده و مسیر معادله‌ی زیر را طی می‌کنند.



سرانجام، حالتی از تعادل دینامیک برقرار می‌شود که در آن سرعت هر دو فرآیند یکسان می‌شود. معادله زیر نمایشی برای شرایط تعادلی جدید است:



فرآیند حل شدن سدیم کلرید در آب، مثالی برای حل شدن سایر جامدهای یونی در آب است، و کم و بیش برای حل شدن انواع جامدها در حلال‌هاست. شکل ۸-۶ نمایشی برای شرایط تعادلی حل شدن یک جامد مولکولی در حلال است (مانند قند در آب). هر زمان سرعت حل شدن یک ماده‌ی جامد با سرعت متبلور شدن آن ماده یکسان شود، محلول سیر شده‌ای به دست می‌آید که در دمای آزمایش، مقدار بیش‌تری از ماده‌ی جامد مزبور در آن حل نخواهد شد. با این شرح می‌توان گفت فرآیند تعادل میان ماده جامد و ذره‌های حل شده آن را از دید مولکولی، می‌توان مانند تعادل برقرار شده میان مایع و بخار آن در یک ظرف بسته پنداشت.



شکل ۶-۸ - حرکت ذره‌های ماده‌ی حل شده در محلولی که دارای ماده‌ی حل شده مازاد است.

## ۸-۴ - تعادل‌های شیمیایی

مثال‌های قبلی ما درباره‌ی تعادل، اغلب ماهیت فیزیکی داشت و شامل تغییر شیمیایی محسوسی

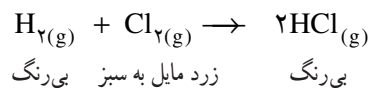
۱- منظور از  $\text{Cl}_{(aq)}$ ، یون  $\text{Cl}^-_{(aq)}$  و به عبارتی یون کلرید آب پوشیده است (تعدادی مولکول‌های آب آن را احاطه کرده‌اند). از  $\text{aq}$  Aqueous به معنی آبی است. Aqua در زبان لاتین به معنی آب است. منظور از علامت s نیز، اشاره به حالت جامد نمک است (s از Solid به معنی جامد).

نمود. در اینجا خواهیم دید که سرانجام بسیاری از واکنش‌های شیمیایی نیز رسیدن به یک حالت تعادلی است که طی آن در دمای ثابت، غلظت همه‌ی مواد واکنش‌دهنده و محصول‌های عمل، با مرور زمان تغییر نمی‌کند.

در هر شرایط تعادلی معین، هیچ‌یک از مواد شرکت‌کننده در واکنش، از محیط عمل خارج نشده یا چیزی به آن‌ها اضافه نمی‌شود. به مثال‌های زیر توجه کنید:

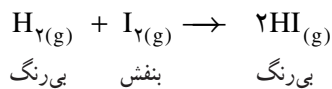
#### ۱-۴-۸- واکنش تعادلی $H_2$ ، $I_2$ و $HI$ (مثالی برای تعادل شیمیایی گاز-گاز):

در برخی حالت‌ها مانند واکنش میان مولکول‌های  $H_2$  و مولکول‌های  $Cl_2$  که به پیدایش مولکول‌های  $HCl$  می‌انجامد، غلظت مواد اولیه  $H_2$  و  $Cl_2$  پس از رسیدن واکنش به حالت تعادل فوق‌العاده کم و ممکن است قابل سنجش نباشد (این غلظت تقریباً در حد صفر است). در این موارد می‌گوییم که واکنش تا مرز کامل شدن پیش می‌رود. برای نشان دادن یک‌طرفه بودن این‌گونه واکنش‌ها، از یک پیکان در معادله:



استفاده می‌کنیم.

برعکس، در واکنش میان  $H_2$  و  $I_2$  در حالت گازی، غلظت‌های مواد اولیه و محصولات عمل، هنگام برقراری تعادل، قابل توجه و قابل اندازه‌گیری است.



هنگامی که بخارهای بنفش رنگ  $I_2$  با گاز بی‌رنگ  $H_2$  مخلوط شوند،  $HI$  پدید می‌آید. با پیشرفت واکنش، برخلاف مثال قبلی، به محصول بی‌رنگ نمی‌رسیم. چیزی که دیده می‌شود، گازی به رنگ بنفش کم‌رنگ است که شدت رنگ آن پس از مدتی، در دمای آزمایش ثابت مانده و به مرور زمان تغییر نمی‌کند. برای توجیه این پدیده باید گفت که در اینجا حالت تعادل دینامیک برقرار شده، به طوری که سرعت واکنش مستقیم میان  $H_2$  و  $I_2$  برابر سرعت واکنش معکوس میان مولکول‌های  $HI$  است که به پیدایش مجدد  $H_2$  و  $I_2$  بنفش رنگ منجر می‌شود. بنابراین غلظت هر سه ماده  $H_2$ ،  $I_2$  و  $HI$  ثابت می‌ماند و چون غلظت  $I_2$  در مخلوط تعادلی کم است، از این‌رو این مخلوط به رنگ بنفش کم‌رنگ درمی‌آید.

#### ۲-۴-۸- تعادل $NO_2 - N_2O_4$ (مثال دیگری برای تعادل شیمیایی گاز-گاز):

یک مثال آزمایشگاهی معروف برای بررسی تعادل شیمیایی، اجرای آزمایش ساده‌ی برقراری تعادل میان گازهای نیتروژن دی‌اکسید (خرمایی رنگ) و دی‌نیتروژن تتروکسید (بی‌رنگ) است. می‌دانیم که از ریختن چند قطره نیتریک اسید غلیظ بر تکه‌ای از فلز مس، گاز خرمایی رنگ با بوی تند پدید می‌آید که قسمت عمده‌ی آن  $NO_2$  است.



آزمایش اول: مقدار یکسان از گاز خرمایی رنگ نامبرده را در دو حباب وارد می‌کنیم و

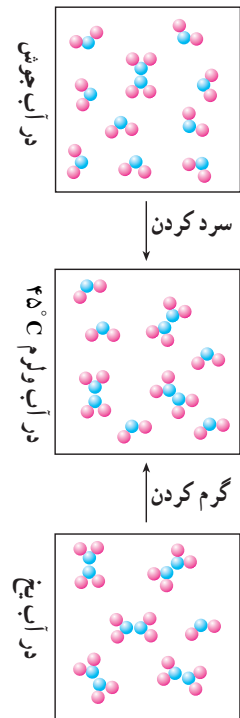


الف) در آب یخ



ب) در آب جوش

شکل ۷-۸- وضعیت تعادل میان  $NO_2$  و  $N_2O_4$  بستگی به دما دارد.



شکل ۸-۸-۸ می‌توان از طریق گرم کردن و تجزیه مولکول‌های بیش‌تری از  $N_2O_4$  یا سرد کردن و ترکیب مولکول‌های بیش‌تری از  $NO_2$  با یکدیگر به یک حالت تعادلی معینی دسترسی پیدا کرد.



شکل ۸-۹-۸ یک کارخانه مدرن آهک‌پزی: کوره مدرن تبدیل سنگ آهک به آهک در صنایع شیمیایی از اهمیت فراوانی برخوردار است. این ماده ارزان‌ترین باز به‌شمار می‌رود. در تهیهی بسیاری از مواد شیمیایی، هم‌چنین تهیهی مصالح ساختمانی، از جمله سیمان و شیشه به‌کار می‌رود. واکنش تهیهی آن در دمای بالا و در کوره‌ی چرخان بزرگی انجام می‌گیرد که ابعاد آن ممکن است به  $15^{\circ}$  متر و قطر  $5$  متر برسد.

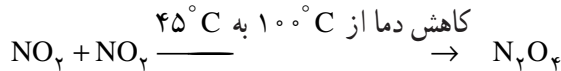
دهانه‌ی آن‌ها را جوش می‌دهیم یا با درپوش لاستیکی می‌بندیم. یکی از دو حباب را در آب یخ (شکل ۸-۷-الف) و حباب دیگر را با رعایت نکات ایمنی در آب جوش (شکل ۸-۷-ب) فرو می‌بریم. پس از چند لحظه می‌بینیم که گاز حباب شکل ۸-۷-الف که در آب یخ است خیلی کم‌رنگ می‌شود، در حالی که گاز حباب شکل ۸-۷-ب پررنگ‌تر شده و به رنگ قرمز قهوه‌ای درمی‌آید.

آزمایش نشان می‌دهد که حباب سرد و کم‌رنگ بیش‌تر محتوی مولکول‌های  $N_2O_4$ ، و حباب گرم و پررنگ بیش‌تر شامل مولکول‌های  $NO_2$  است.

آزمایش دوم: دو حباب کم‌رنگ و پررنگ را ناگهان در آب ولرم (مثلاً  $45^{\circ}C$ ) وارد می‌کنیم. دیده می‌شود که هر دو حباب تغییر رنگ داده، به‌طوری که به رنگ میانه و ثابتی می‌رسند. در اینجا حباب شکل ۸-۷-الف که کم‌رنگ بود، اندکی رنگین‌تر می‌شود، و این نشانه‌ای از انجام واکنش شیمیایی است. در این واکنش تعدادی از مولکول‌های بی‌رنگ  $N_2O_4$  با افزایش دما، تجزیه شده و مولکول‌های خرمایی رنگ  $NO_2$  را پدید می‌آورند (شکل ۸-۸).

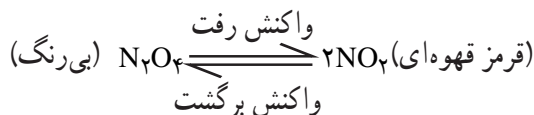


حباب شکل ۸-۷-ب که پررنگ بود، اندکی کم‌رنگ می‌شود، و این نشانه آن است که در این حباب نیز واکنش شیمیایی روی داده است، به‌طوری که تعدادی از مولکول‌های خرمایی رنگ  $NO_2$  با یکدیگر پیوند یافته و مولکول‌های بی‌رنگ  $N_2O_4$  پدید آورده‌اند.



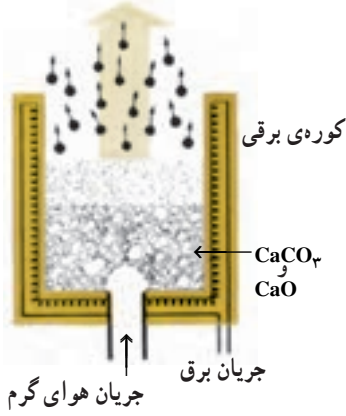
چون هر دو حباب شکل‌های ۸-۷-الف و ب در شرایط جدید آب نیم‌گرم به رنگ خرمایی روشن و میانه‌ای هستند، حدس می‌زنیم که هیچ‌یک از واکنش‌های فوق به‌طور کامل پیش نرفته و در هر دو مورد، مخلوطی از مولکول‌های  $NO_2$  و  $N_2O_4$  وجود دارد. آزمایش نشان می‌دهد که پررنگ شدن حباب شکل ۸-۷-الف و کم‌رنگ شدن حباب شکل ۸-۷-ب آن‌قدر ادامه می‌یابد تا سرانجام رنگ هر دو حباب یکسان می‌شود که خود نشانه‌ای از یکسان شدن غلظت  $NO_2$  در هر دو حباب است.

چنین آزمایشی می‌رساند که امکان پیشرفت واکنش تجزیه برای مولکول‌های  $N_2O_4$  و ترکیب برای مولکول‌های  $NO_2$  در هر دو حباب وجود دارد، و عملاً هر یک از این دو حباب ظرف بسته‌ای است که در آن تعادل شیمیایی زیر برقرار است:

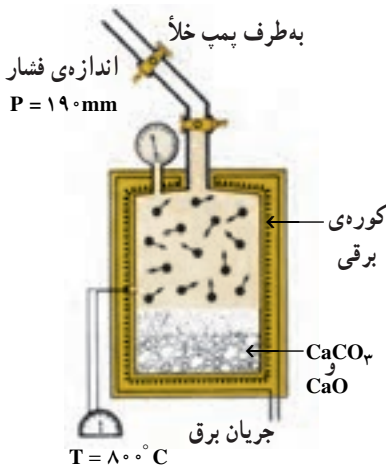


می‌دانیم که افزایش دما باعث زیاد شدن سرعت واکنش‌ها می‌شود. برای مثال، بالا رفتن دما از صفر تا  $45^{\circ}C$  موجب افزایش سرعت هر دو واکنش رفت و برگشت می‌شود. علت پررنگ شدن گاز را نیز در این می‌دانیم که ابتدا سرعت تفکیک  $N_2O_4$  و تشکیل مولکول‌های  $NO_2$  بیش از

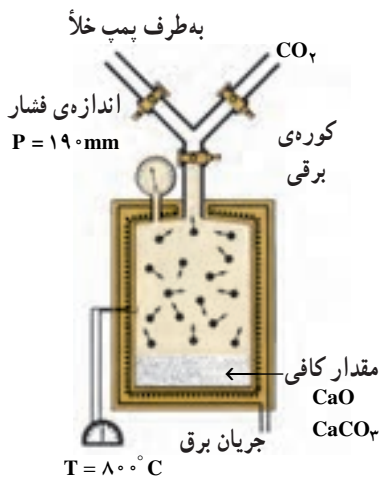
کربن دیوکسید



الف - شمایی از یک کوره تحقیقاتی آهک‌پزی



ب - فشار از صفر تا ۱۹۰ mm افزایش یافته و حالت تعادلی برقرار شده است.



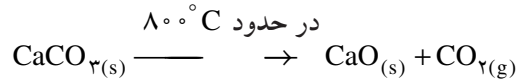
ج - فشار از ۴۰۰ mm تا ۱۹۰ mm کاهش یافته و حالت تعادلی برقرار شده است.

شکل ۸-۱۰

سرعت عمل برگشت است. این امر غلظت نسبی  $\text{NO}_x$  را به تدریج افزایش می‌دهد و برخورد مؤثر بین مولکول‌های  $\text{NO}_x$  را بیش‌تر می‌کند. در نتیجه به تدریج بر سرعت عمل برگشت نیز افزوده می‌شود. سرانجام لحظه‌ای فرا می‌رسد که هر دو سرعت در دمای بالاتر مجدداً یکسان می‌شوند. در این شرایط، تعادل جدیدی برقرار شده و تغییر رنگ متوقف می‌شود.

۳-۴-۸ - تعادل جامد - گاز (مثالی برای یک تعادل شیمیایی ناهمگن<sup>۱</sup>): همگی با

آهک آشنا هستیم. آهک را از حرارت دادن سنگ آهک (کلسیم کربنات) در کوره‌های سرباز تهیه می‌کنند.



هرگاه طرح کوره طوری باشد که امکان خروج سریع گاز از لابه‌لای توده‌های سنگ آهک فراهم شود، واکنش به‌طور تقریباً کامل و یک‌طرفه پیش می‌رود و بخش اعظم کلسیم کربنات به کلسیم اکسید تبدیل می‌شود. شکل ۸-۹ نمای از یک کارخانه‌ی مدرن تبدیل سنگ آهک به آهک را نشان می‌دهد.

برای رسیدن به مفهوم تعادل دینامیک در این مورد، موضوع را طی چند مرحله به شرح زیر بررسی می‌کنیم.

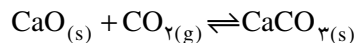
الف: شکل ۸-۱۰ الف شمایی از یک کوره تحقیقاتی آهک‌پزی را نشان می‌دهد. این کوره سرباز است. بنابراین حالت تعادل در آن برقرار نمی‌شود. هوای گرم فشرده را از پایین کوره می‌دمند، تا گاز  $\text{CO}_2$  سریع‌تر از محیط واکنش خارج شود و فرصت ترکیب مجدد را با  $\text{CaO}$  نداشته باشد. دمای کوره در حدود  $800^\circ\text{C}$  است.

ب: حال کلسیم کربنات را در ظرف سربسته مجهز به فشارسنج قرار می‌دهیم. ابتدا هوای درون ظرف را تخلیه می‌کنیم. سپس این ظرف را تا حدود  $800^\circ\text{C}$  حرارت می‌دهیم و دما را در این شرایط ثابت نگه می‌داریم. واکنش تجزیه مطابق معادله‌ی  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$  آغاز گشته و فشار گاز که ابتدا صفر بود، به تدریج بالا می‌رود تا سرانجام در  $190$  میلی‌متر جیوه ثابت می‌ماند (شکل ۸-۱۰ ب). در این ظرف سربسته و شرایط نامبرده، چون تغییری در خواص ماکروسکوپی مشاهده نمی‌شود (فشار که قابل اندازه‌گیری است، ثابت می‌ماند)، می‌گوییم تعادل برقرار شده است.

ج: برای اطمینان یافتن از قضاوت خود درباره‌ی برقراری حالت تعادلی، واکنش را در جهت عکس شروع می‌کنیم. ابتدا مطابق شکل ۸-۱۰ ج، مقدار کافی  $\text{CaO}$  درون ظرف قرار می‌دهیم. هوای درون ظرف را تخلیه می‌کنیم و به‌جای آن گاز  $\text{CO}_2$  با فشار نسبتاً بالا که در حدود  $400$  میلی‌متر است، وارد می‌کنیم (توجه شود که این مقدار فشار از  $190$  میلی‌متر جیوه که مربوط به حالت

۱- آنگونه تعادل شیمیایی که همه‌ی مواد شرکت‌کننده در آن در یک فاز هستند، تعادل همگن نام دارد. مانند تعادل  $\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI}(g)$  که همه‌ی مواد شرکت‌کننده در آن گازی شکل هستند. در اینجا با یک تعادل ناهمگن سروکار داریم که شامل دو فاز جامد و گازی است. قبلاً نیز در تعادل‌های فیزیکی، با مواردی از تعادل‌های ناهمگن آشنا شدیم که شامل تغییر حالت بودند، مانند تعادل «مایع - بخار».

تعادلی قبلی است، خیلی بالاتر است). دما را تا  $80^{\circ}\text{C}$  بالا می‌بریم. در اینجا می‌بینیم که فشار گاز به تدریج کاهش می‌یابد تا سرانجام در  $190^{\circ}$  میلی‌متر جیوه متوقف می‌شود. کاهش فشار گاز دلیل بر مصرف مقداری  $\text{CO}_2$  و ترکیب شدن آن با  $\text{CaO}$  است. متوقف شدن بعدی آن نیز نشانه‌ای از رسیدن به حالت تعادل است.

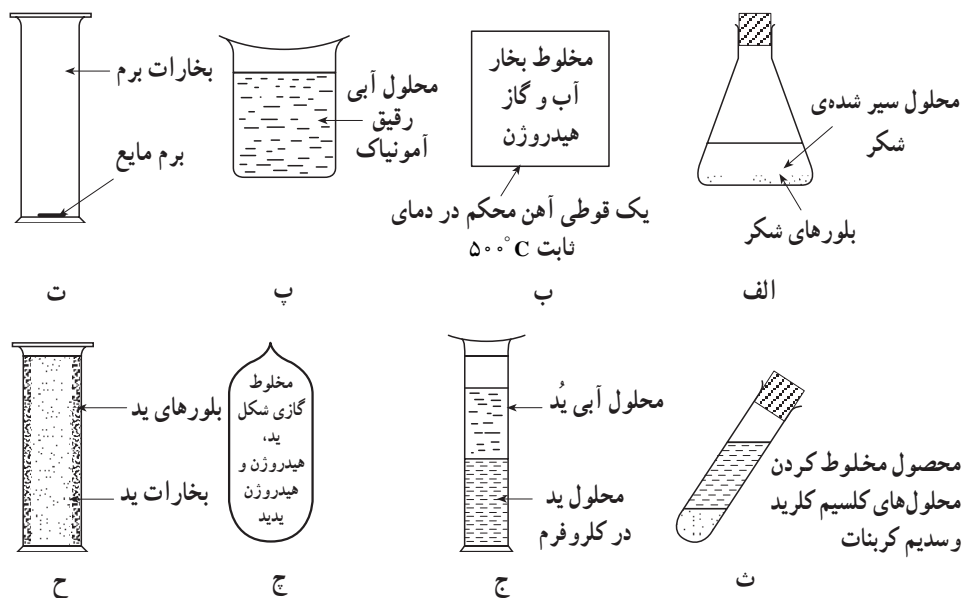


بدین‌سان می‌بینیم که از هر طرف شروع کنیم، به نتیجه یکسان و فشار ثابت گاز می‌رسیم. یعنی به شرایطی که در مقیاس ماکروسکوپی اثری از تغییر در آن مشاهده نمی‌شود. به همین دلیل می‌گوییم که حالت تعادلی برقرار شده است.

نتیجه‌ای که از مجموع مثال‌های گوناگون مربوط به تعادل‌های شیمیایی می‌گیریم آن است که برای واکنش‌های شیمیایی به همان‌گونه که در مورد تعادل‌های فیزیکی دیدیم، هنگامی که حالت تعادلی برقرار می‌شود، باز هم اعمال میکروسکوپی ادامه می‌یابند، ولی این اعمال چنان توازنی دارند که موجب تغییرهای ماکروسکوپی نمی‌شوند.

**فعالیت ۸-۱:** شکل‌های ۸-۱۱ را که نمایشگر مثال‌های گوناگون حالت‌های تعادلی است، بررسی کرده، در هر مورد:

- (الف) فرآیندهای رفت و برگشت تشکیل‌دهنده‌ی تعادل دینامیک را مشخص کنید.  
 (ب) خواص ماکروسکوپی ثابت را مشخص کنید.



شکل ۸-۱۱- تمرین برای بررسی حالت‌های گوناگون تعادل

## ۵-۸- عوامل مؤثر بر وضعیت یک تعادل

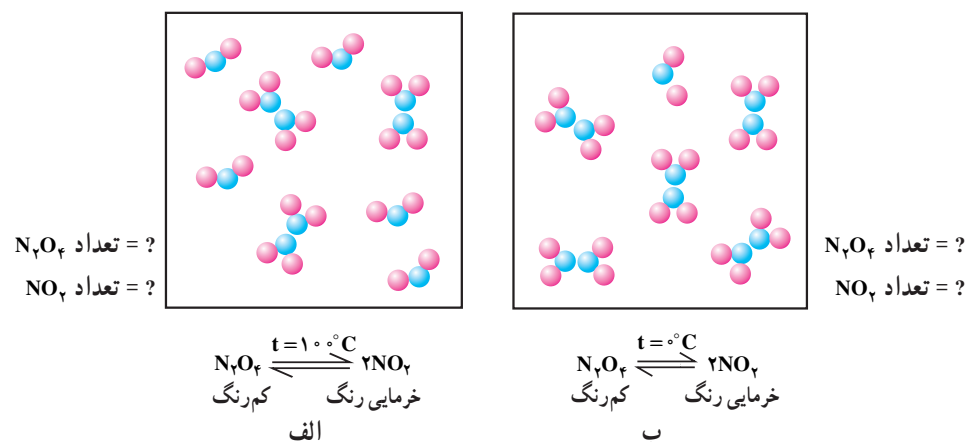
وضعیت تعادل به وسیله‌ی شرایطی همچون دما، غلظت و فشار که بر آن تعادل حاکم هستند، مشخص می‌شود. هنگامی که هر یک از این شرایط تغییر کند، تعادل به هم می‌خورد و یک وضعیت تعادلی جدید برقرار می‌شود که در آن شرایط جدیدی حاکم است. برای مثال، غلظت و فشار هر یک

از مواد شرکت کننده در تعادل مقدار جدیدی به خود می گیرند.

از آنجا که تعادل شیمیایی، تعادلی پویا و دینامیک است، باید نسبت به شرایط حاکم بر واکنش حساس باشد و به ازای تغییر هر یک از آن شرایط از خود عکس العمل نشان دهد. فکر می کنید چه عواملی می تواند روی وضعیت تعادل اثر کند؟ دما، غلظت و فشار عوامل اصلی هستند که بر سرعت واکنش تأثیر دارند. می دانیم تعادل هنگامی حاصل می شود که سرعت واکنش های رفت و برگشت با هم برابر شود. پس هر عاملی که سرعت یکی از واکنش های رفت یا برگشت را تغییر دهد، می تواند بر وضعیت تعادل اثر بگذارد و آن را به سمت راست یا چپ جابه جا کند. منظور از جابه جایی تعادل به سمت چپ، افزایش غلظت مواد اولیه است.

### ۸-۵-۱ اثر تغییر دما بر وضعیت تعادل: در آزمایش تعادل $N_2O_4 - NO_2$ مطابق

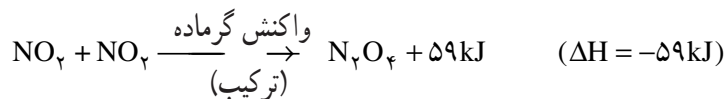
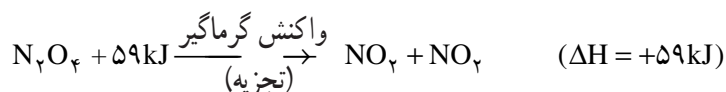
شکل ۸-۷-ب، دیدیم که ظرف محتوی مخلوط تعادلی در صفر درجه خیلی کم رنگ است. این واقعیت می رساند که این ظرف در این شرایط محتوی مقدار زیادی مولکول های بی رنگ  $N_2O_4$  و مقدار کمی مولکول های خرمایی رنگ  $NO_2$  است. با افزایش تدریجی دما تا  $10^\circ C$ ، بر شدت رنگ خرمایی افزوده می شود. ثابت شدن دما در این درجه نیز موجب ثابت شدن شدت رنگ خرمایی می شود و این به معنی ثابت شدن یک خاصیت مهم ماکروسکوپی است. این تغییر نشان می دهد که افزایش دما تعادل را در جهت تشکیل مقدار بیش تری  $NO_2$  جابه جا می کند. بجاست که دو تعادل مزبور را که در آب  $10^\circ C$  و آب  $10^\circ C$  برقرار شده بود، به دو وضعیت و دو شکل زیر نمایش دهیم (شکل های ۸-۱۲-الف و ب).



شکل ۸-۱۲- نمایش تعادل بین  $N_2O_4$  و  $NO_2$  در دو دمای متفاوت

### - بررسی تعادل $N_2O_4 - NO_2$ از دید انرژی و واکنش: واکنش $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$

افزایش دما به سمت راست و با کاهش دما به سمت چپ جابه جا می شود. با توجه به آموخته های قبلی در فصل های ۵ و ۷، هرگاه گرمای واکنش رفت یا برگشت را به روش مناسب بسنجیم و مقدار آن را مانند یک کمیّت در معادله ی شیمیایی وارد کنیم، خواهیم داشت :



در واکنش رفت یک مول از مولکول های  $\text{N}_2\text{O}_4$  با صرف ۵۹ کیلوژول انرژی می توانند به دو مول مولکول های  $\text{NO}_2$  تجزیه شوند. این انرژی برای شکستن پیوند کووالانسی یگانه در مولکول های  $\text{NO}_2$  و تبدیل آن ها به مولکول های  $\text{NO}_2$  به مصرف می رسد. در واکنش برگشت نیز دو مول از مولکول های  $\text{NO}_2$  می توانند با یکدیگر ترکیب شوند و یک مول از مولکول های  $\text{NO}_2$  پدید آورند، که طی این واکنش ۵۹ کیلوژول انرژی از تشکیل پیوند کووالانسی یاد شده میان اتم های نیتروژن مورد اشاره آزاد می شود. نتیجه ی مهمی که از این آزمایش و آزمایش های تعادلی مشابه می گیریم آن است، که در یک تعادل که قاعدتاً واکنش رفت آن گرماگیر و دیگری گرماده است، هرگاه دما را بالا ببریم، تعادل در جهت واکنش گرماگیر جابه جا می شود تا در مقام مصرف کردن گرمای تحمیل شده برآید و هرگاه دما را پایین بیاوریم (مخلوط واکنش را سرد کنیم)، تعادل در جهت واکنش گرماده جابه جا می شود تا در صدد جبران گرمای از دست رفته باشد. در پایان خاطر نشان می سازیم که مطابق قرارداد، هرگاه معادله ی تعادل به صورت زیر نوشته شود:



منظور آن است که واکنش رفت گرماگیر بوده و ۵۹ کیلوژول انرژی مصرف می کند. بدیهی است که واکنش برگشت عکس این شرایط را دارد.

## ۲-۵-۸- اثر تغییر غلظت بر وضعیت تعادل

مثال ۱- اثر تغییر غلظت بر تعادل به صورت محلول در آب: برای بررسی اثر غلظت بر تعادل، بجاست که از یک واکنش تعادلی ساده قابل انجام در آزمایشگاه استفاده کنیم. یون های آهن (III) معروف به یون فریک ( $\text{Fe}^{3+}$ ) با یون های تیوسیانات ( $\text{SCN}^-$ ) در محیط آبی واکنش تعادلی زیر را با یکدیگر دارند:



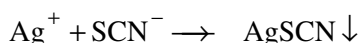
یون آهن (III) را می توان از حل کردن آهن (III) کلرید در آب فراهم کرد. یون تیوسیانات نیز از حل کردن پتاسیم تیوسیانات،  $\text{KSCN}$ ، یا آمونیم تیوسیانات،  $\text{NH}_4\text{SCN}$ ، در آب به دست می آید. تنها جزء رنگین شرکت کننده در تعادل که به شدت رنگین است، یون تیوسیانات آهن (III) است. بنابراین، زیاد شدن شدت رنگ محلول را نشانه ای از افزایش غلظت این یون می دانیم. شکل ۱۳-۸ الف چهار بشر را نشان می دهد.

ظرف سمت راست شامل اندکی از یون های  $\text{Fe}^{3+}$  و  $\text{SCN}^-$  بوده است. این یون ها مطابق معادله فوق حالت تعادلی به وجود آورده و رنگ قرمز قهوه ای کم رنگی پدید آورده اند. در ظرف دوم از سمت راست تصویر، مقدار اضافی از یون های بی رنگ  $\text{SCN}^-$  افزوده ایم، محلول تعادلی به رنگ



قرمز پررنگ درآمده است. افزایش شدت رنگ در اینجا نشانی از جابه‌جا شدن تعادل به سمت راست و افزایش غلظت  $\text{FeSCN}^{2+}$  رنگین است. در ظرف سوم از سمت راست تصویر، مقدار اضافی از یون‌های  $\text{Fe}^{3+}$  افزوده‌ایم. باز هم مخلوط تعادلی به رنگ قرمز پررنگ درآمده است. تا اینجا به این نتیجه می‌رسیم که افزایش غلظت  $\text{SCN}^-$  و یا افزایش غلظت  $\text{Fe}^{3+}$  باعث برهم زدن تعادل و افزایش سرعت واکنش چپ به راست برای یک مدت کوتاه، و سپس رسیدن به تعادل جدید و رنگ جدید است که غلظت محصول عمل در آن بیش‌تر است.

در ظرف چهارم که در سمت چپ تصویر شکل الف است، مقداری نقره نترات ریخته شده است تا از غلظت یون‌های  $\text{SCN}^-$  کاسته شود. می‌دانیم که یون‌های تیوسیانات با یون‌های نقره رسوب سفید نقره تیوسیانات پدید می‌آورند.



در این آزمایش می‌بینیم که محلول تقریباً بی‌رنگ می‌شود، که خود نشانی از جابه‌جا شدن تعادل قبلی به سمت چپ است.



به عبارت دیگر، یون‌های قرمز رنگ  $\text{FeSCN}^{2+}$  که قبلاً در محلول تعادلی وجود داشتند، به نسبت زیادی به یون‌های بی‌رنگ  $\text{SCN}^-$  و زرد رنگ  $\text{Fe}^{3+}$  تجزیه شدند تا در مقام جبران کمبود یون‌های  $\text{SCN}^-$  مصرف شده به وسیله  $\text{Ag}^+$  برآیند.



الف) افزایش غلظت هر یک از یون‌های واکنش دهنده موجب افزایش غلظت محصول رنگین و پررنگ شدن محلول تعادلی می‌شود. کاهش غلظت این یون‌ها اثر عکس دارد.

مجموعه آزمایش‌های شکل ۸-۱۳ الف می‌رسانند که هرگاه غلظت مواد اولیه را افزایش دهیم، تعادل به سمت راست جابه‌جا می‌شود و بر غلظت محصولات افزوده می‌شود و هرگاه آن‌ها را کاهش دهیم، تعادل به سمت چپ جابه‌جا می‌شود تا به نحوی کمبود حاصل را جبران کند.

پرسش ۸-۱: درباره‌ی اثر تغییر دما بر واکنش تعادلی  $(\text{Fe}^{3+} - \text{SCN}^-)$ : مقداری نمک پتاسیم تیوسیانات و آهن (III) کلرید را در آب مقطر حل کرده، آن را در دو لوله آزمایش می‌ریزیم. در هر دو لوله یک تعادل شامل محلول رنگینی با شدت یکسان خواهیم داشت. آنگاه یکی از آن دو لوله را مطابق شکل ۸-۱۳ ب در آب یخ و دیگری را در آب گرم قرار می‌دهیم. می‌بینیم که مخلوط تعادلی در آب یخ قرمز پررنگ می‌شود. این فرآیند را توجیه کنید.



ب) افزایش دما موجب کاهش غلظت محصول رنگین و کم‌رنگ شدن محلول تعادلی می‌شود.

مثال ۲- اثر تغییر غلظت بر سیستم گازی: می‌توان مثال قبلی تعادل  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$  را از نظر نقش تغییر غلظت مورد مطالعه قرار داد. در اینجا همه مواد شرکت‌کننده در واکنش در دمای آزمایش (مثلاً  $425^\circ\text{C}$ ) گازی شکل هستند. هرگاه بر این سیستم گازی که بنفش رنگ است، از خارج مقداری گاز هیدروژن وارد کنیم، ملاحظه خواهیم کرد که از شدت رنگ بنفش کاسته شده و سپس پایدار می‌ماند. تغییر مزبور در خواص ماکروسکوپی حاکی از کاهش غلظت  $\text{I}_2$  و افزایش غلظت  $\text{HI}$  است. این واقعیت می‌رساند که تعادل مزبور برای چند لحظه به هم خورده و بر سرعت واکنش رفت افزوده شده است. با افزایش غلظت مولکول‌های  $\text{HI}$ ، احتمال تجزیه آن و انجام گرفتن واکنش برگشت نیز بیش‌تر می‌شود. در نتیجه بر سرعت واکنش برگشت اضافه شده تا اینکه یک تعادل

شکل ۸-۱۳

با وضعیت تازه و غلظت‌های جدید فراهم می‌شود. در این تعادل، غلظت مولکول‌های HI بیش‌تر است. هرگاه آزمایش را مجدداً تکرار کنیم و به‌جای گاز هیدروژن ( $H_2$ )، بر غلظت بخارات ید ( $I_2$ ) بیفزاییم، باز هم خواهیم دید که وضعیت تعادل به هم خورده و در جهت تشکیل مقدار بیش‌تری از HI پیش می‌رود تا مقداری از بخارات ید اضافه شده را مصرف کند.

**پرسش ۲-۸:** هرگاه عکس آزمایش‌های مزبور را انجام دهیم و مقدار بیش‌تری HI در مخلوط

تعادلی وارد کنیم، چه تغییری را در خواص ماکروسکوپی و میکروسکوپی آن پیش‌بینی می‌کنید؟

**۳-۵-۸- اثر تغییر فشار بر تعادل:** چنانچه فشار گاز درون یک مخزن زیاد باشد از متراکم‌تر بودن مولکول‌های گاز در آن مخزن خبر می‌دهد. وقتی مولکول‌های یک گاز در یک مخزن متراکم‌تر باشند، در واحد زمان، ضربه‌های بیش‌تری بر جدار آن وارد می‌کنند و در نتیجه فشار بیش‌تری بر جدار ظرف وارد می‌شود. بدین ترتیب می‌توان گفت که در دمای ثابت، فشار یک گاز موجود در یک مخزن با تراکم مولکول‌های گازی و به اصطلاح غلظت گاز متناسب است. به همین دلیل می‌توان استنباط کرد آنچه را که درباره‌ی اثر تغییر غلظت بر جابه‌جایی سیستم تعادلی صدق می‌کند، درباره‌ی تغییر فشار در سیستم‌هایی که شامل گاز هستند، نیز صادق است.

**مثال ۳:** برای درک این نکته که چگونه تغییر فشار باعث جابه‌جایی تعادل می‌شود، آزمایش

زیر را روی سیستم گازی  $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$  انجام می‌دهیم.

در یک آزمایش مطابق شکل ۱۴-۸-الف، مخلوطی به نسبت ۳ مول  $N_2O_4$  و ۴ مول  $NO_2$  در یک استوانه وجود دارد که شدت رنگ مشخصی دارد. حال با پایین آوردن پیستون و اعمال فشار، حجم گاز را به نصف می‌رسانیم. در ابتدا بر شدت رنگ خرمایی افزوده می‌شود (شکل ۱۴-۸-ب). زیرا همان تعداد مولکول‌های رنگین  $NO_2$  در نصف حجم قبلی متراکم شده‌اند. جالب اینکه پس از گذشتن زمان کوتاهی، از شدت رنگ کاسته می‌شود (شکل ۱۴-۸-ج)، و این خود نشانه‌ای از ایجاد تغییر در این سیستم تعادلی است به نحوی که از تعداد مولکول‌های رنگین  $NO_2$  کاسته شده و بر تعداد مولکول‌های بی‌رنگ  $N_2O_4$  افزوده شده است. به عبارت دیگر، افزایش فشار (و یا کاهش حجم همان مقدار گاز) در این مخلوط تعادلی باعث جابه‌جا شدن تعادل  $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$  به سمت چپ شده است.

**پرسش ۳-۸:** مخلوط تعادلی گازهای  $N_2O_4 - NO_2$  به رنگ معین را در یک سرنگ

شیشه‌ای یا پلاستیکی بزرگ وارد می‌کنیم و دهانه‌ی خروجی آن را محکم می‌بندیم.

پیستون را به طرف خارج می‌کشیم و حجم مخلوط را تا دو برابر افزایش می‌دهیم (فشار کلی مخلوط گازی را به نصف می‌رسانیم). تغییر رنگ حاصل را پیش‌بینی کرده و آن را از دید مولکولی توجیه کنید.

بجاست که تغییر حاصل از افزایش فشار بر تعادل گازی  $N_2O_4 - NO_2$  را با تغییر حاصل از

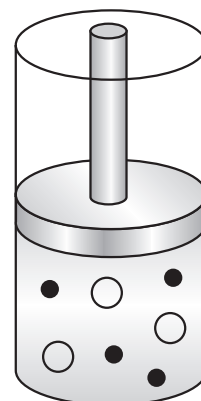
کاهش فشار بر این تعادل، از دید مولکولی مقایسه کنیم.

هنگامی که حجم مخلوط تعادلی گازی را از طریق اعمال فشار کاهش دهیم، واکنش تا حدودی

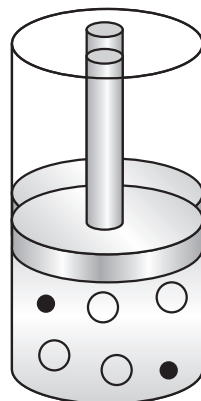
در جهت کاهش تعداد کل مولکول‌های گازی پیش می‌رود تا این تعداد با فضای کوچک تحمیل شده متناسب باشد.



الف) تعادل اولیه

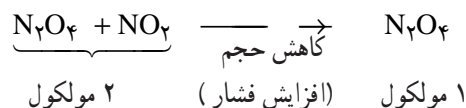


ب) به هم خوردن تعادل

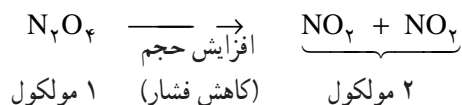


ج) برقرار شدن تعادل جدید

شکل ۱۴-۸



و هرگاه حجم مخلوط تعادلی گازی را از طریق کاهش فشار افزایش دهیم، واکنش تا حدودی در جهت افزایش تعداد کل مولکول‌های گازی پیش می‌رود تا متناسب با فضای بزرگ تحمیل شده باشد.



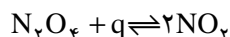
بدیهی است که پس از به هم خوردن سرعت‌ها، جابه‌جایی انجام گرفته و یک تعادل جدید با سرعت‌های رفت و برگشت یکسان برقرار می‌شود.

## ۸-۶- اصل لوشاتلیه

لوشاتلیه دانشمند فرانسوی<sup>۱</sup> با استفاده از یافته‌های حاصل از انواع گوناگون آزمایش‌های مربوط به تغییر وضعیت تعادل دینامیک به نظام جالبی دست یافت. او به کمک این نظام توانست جهت جابه‌جایی وضعیت تعادل را بر اثر تغییر دما، غلظت و فشار پیش‌بینی کند. چون نظام مزبور در موارد شیمیایی و فیزیکی بسیار زیادی صدق کرد، به اصل لوشاتلیه معروف شد. متن اصل لوشاتلیه را می‌توان به صورت زیر نوشت:

اگر بر یک تعادل دینامیک، تغییری تحمیل شود، تعادل در جهتی جابه‌جا می‌شود که اثر تغییر تحمیل شده را جبران کرده و آن را به حداقل برساند. برای درک بهتر این بیان به مثال‌های تجربی زیر توجه کنید:

۸-۶-۱ اثر تغییر دما و اصل لوشاتلیه: مخلوط تعادلی  $N_2O_4 - NO_2$  را که با آن آشنا هستیم، مثال می‌زنیم. این مخلوط تعادلی در آب سرد کم‌رنگ و در آب گرم پررنگ است. همان‌طور که می‌دانیم، واکنش رفت گرماگیر و واکنش برگشت گرماده است.



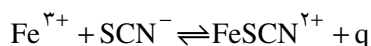
افزایش دما، مطابق اصل لوشاتلیه، تغییری است که بر تعادل تحمیل می‌شود. بر اثر آن تعداد بیش‌تری از مولکول‌های  $N_2O_4$  مقداری از انرژی گرمایی داده شده را جهت درهم‌شکستن پیوندهای خود مصرف کرده و به تعداد بیش‌تری از مولکول‌های  $NO_2$  تبدیل می‌شوند. بنابراین، این مخلوط تعادلی مقداری از گرمای تحمیل شده را جذب می‌کند و به سمت راست جابه‌جا می‌شود. پررنگ شدن مخلوط تأییدی بر این جابه‌جایی است.

سرد کردن نیز مفهوم گرفتن گرما را دارد و تعادل باید به نحوی تغییر وضعیت دهد تا در مقام جبران گرمای جذب شده و به عبارتی ناپدید شده، برآید.

پیوند یافتن تعداد بیش‌تری از مولکول‌های  $NO_2$  و تشکیل مولکول‌های  $N_2O_4$  انرژی گرمایی موردنیاز را فراهم می‌کند. بنابراین، تعادل به نسبت بیش‌تری به سمت چپ جابه‌جا می‌شود.

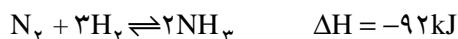
<sup>۱</sup> - Henry Le Chatelier (1850-1936)

پرسش ۴-۸ : با تعادل زیر آشنا هستید :



می‌دانیم کاهش دمای این تعادل موجب افزایش شدت رنگ قرمز، و افزایش دمای آن باعث کم‌رنگ شدن مخلوط تعادلی می‌شود. این رویدادها را از نظر اصل لوشاتلیه توجیه کنید.

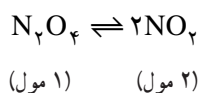
پرسش ۵-۸ : معادله واکنش اصلی تهیه آمونیاک در کارخانه‌ی کود شیمیایی شیراز به‌قرار زیر است :



با فرض ثابت بودن سایر شرایط، پیش‌بینی کنید که آیا بالا بردن دما در این تعادل، از نظر اقتصادی به نفع یا به ضرر است؟

۲-۶-۸ اثر تغییر فشار و اصل لوشاتلیه

مثال ۱- تعادل گاز-گاز: کاربرد اصل لوشاتلیه در جابه‌جایی تعادل ناشی از تغییر فشار تحمیل شده در مورد تعادل :



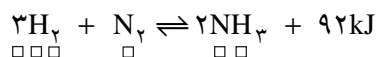
در بخش ۳-۵-۸ به تفصیل بررسی شد. این تعادل با افزایش فشار به سمت چپ جابه‌جا می‌شود تا مقداری از فشار تحمیل شده را بکاهد. چرا؟ بالعکس، این تعادل در صورت کاهش فشار، به سمت راست جابه‌جا می‌شود تا اثر کاهش فشار تحمیل شده را جبران کند. چرا؟

با توجه به آزمایش‌ها و تحلیل‌های گذشته می‌توان به دو قاعده‌ی زیر در مورد تعادل‌های گازی که در آن‌ها تعداد کل مول‌های سمت چپ و راست متفاوت است، دسترسی پیدا کرد.

۱- هنگامی که فشار وارد شده بر یک تعادل گازی کاهش یابد، تعادل در جهتی جابه‌جا می‌شود که تعداد مول‌های گازی افزایش یابد (در مثال بالا از یک مول به دو مول).

۲- هنگامی که فشار وارد بر یک تعادل گازی افزایش یابد، تعادل طوری جابه‌جا می‌شود که تعداد مول‌های گازی کاهش یابد (در مثال بالا از دو مول به یک مول).

مثال ۲- تعادل مربوط به سنتز گاز آمونیاک برای صنایع کودسازی: این تعادل در مجاورت کاتالیزگر و دمای مناسب، به صورت زیر است :



با توجه به اصل لوشاتلیه :

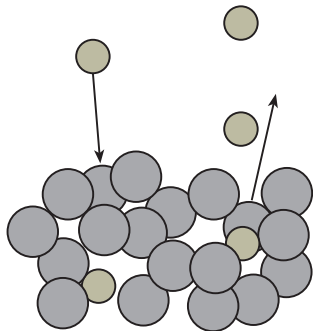
۱- افزایش فشار این تعادل را به کدام سو جابه‌جا می‌کند؟ چرا؟

۲- بدون توجه به سایر عوامل، افزایش دما تعادل را به کدام سو می‌کشاند؟ چرا؟

مثال ۳- در تعادل محلول-گاز: در تهیه‌ی نوشابه‌های گازدار، می‌دانیم که هرچه بر فشار

گاز کربن دی‌اکسید بیفزاییم، به نسبت بیش‌تری در فاز مایع حل می‌شود. می‌توان افزایش حلالیت یک گاز را به وسیله‌ی فشار، در چارچوب مفاهیم تعادل دینامیک میان مولکول‌های گاز در محلول، و مولکول‌های گاز در فضای بالای آن تفسیر کرد. شکل ۱۵-۸ الف محلول سیرشده به وسیله‌ی یک گاز را در فشار معمولی به نمایش می‌گذارد. سرعت ورود مولکول‌های گاز در محلول برابر

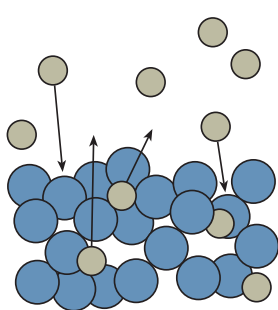
سرعت خروج آن‌ها از محلول است. هرگاه مطابق شکل ۱۵-۸-ب، فشار گاز افزایش یابد، بر سرعت ورود مولکول‌های گاز به محلول افزوده می‌شود، زیرا برخورد این مولکول‌ها با سطح مایع بیش‌تر می‌شود. نتیجه آنکه غلظت گاز در محلول افزایش یافته و تعداد بیش‌تری از مولکول‌های حل شده برای آزاد شدن و خروج از محلول فراهم می‌آیند. بنابراین تعادل جدیدی برقرار می‌شود که در آن هر دو سرعت ورود و خروج یکسان بوده و غلظت گاز در محلول بیش‌تر است.



الف) در فشار معمولی

مطابق اصل لوشاتلیه، افزایش فشار یک گاز که در تماس با محلول است، نوعی تحمیل بر تعادل موجود به‌شمار می‌رود. بنابراین وضعیت تعادل در جهتی جابه‌جا می‌شود که از تعداد مولکول‌های گاز موجود در فضای بالای محلول کاسته شود (بخشی از گاز در محلول حل می‌شود).

پرسش ۶-۸: با باز کردن در بطری نوشابه گازدار، حباب‌های فراوانی در محلول پدید می‌آیند که به سرعت به سوی فضای بالای آن صعود می‌کنند. این رویداد را مطابق اصل لوشاتلیه توجیه کنید.



ب) در فشار بیش‌تر

۳-۶-۸- آیا تغییر فشار همیشه وضعیت تعادل را تغییر می‌دهد؟ تعادل  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$  را که در دمای بالا (مثلاً  $425^\circ\text{C}$ ) برقرار می‌شود، در نظر می‌گیریم. تعداد کل مول‌های گاز سمت چپ در معادله، برابر تعداد کل مول‌های گاز سمت راست است. بنابراین هرگاه فشار را افزایش یا کاهش دهیم، تعادل به سمت راست یا چپ جابه‌جا نمی‌شود. زیرا از این طریق نمی‌تواند اثر فشار تحمیل شده را کاهش دهد. این مثال و مثال‌های مشابه می‌رسانند که هرگاه تعداد کل مول‌های گازی در دو طرف واکنش تعادلی یکسان باشد، تغییر فشار موجب تغییر وضعیت تعادل نمی‌شود.

## ۷-۸- اثر کاتالیزگر بر تعادل شیمیایی

در فصل هفتم دیدیم که نقش کاتالیزگر در واکنش‌ها آن است که با فراهم کردن مسیری که نیاز به انرژی فعالسازی کم‌تری دارد، بر سرعت واکنش می‌افزاید و طی کردن راه میان‌مواد اولیه و محصولات عمل را آسان می‌کند. چون طی کردن همین راه آسان و کم‌انرژی به وسیله‌ی عمل عکس نیز امکان‌پذیر است، از این‌رو سرعت هر دو واکنش رفت و برگشت به یک نسبت افزایش می‌یابد. آزمایش، صحت این استدلال را تأیید می‌کند.

هر گاه برخی آزمایش‌های تعادل را یک‌بار بدون کاتالیزگر و بار دوم با کاتالیزگر انجام دهیم، می‌بینیم که حالت تعادل در هر دو مورد یکی است و غلظت هر ماده در هر دو آن‌ها یکسان است. کاتالیزگر فقط سرعت رسیدن به حالت تعادل را افزایش می‌دهد.

## ۸-۸- اهمیت بررسی کمی تعادل‌های شیمیایی

بررسی‌های قبلی درباره تعادل، جنبه کیفی داشت. دانستن‌هایی که تاکنون به‌دست آمد، شما را به‌عنوان افراد آگاه از صنایع شیمیایی تا این حد قادر می‌سازد که به‌طور کیفی از اصل لوشاتلیه برای پیش‌بینی احتمالات جابه‌جایی تعادل و تغییر غلظت مواد در آن استفاده کنید. بدین ترتیب توانایی پاسخ دادن به پرسش‌های مهمی مانند «اثر عواملی همچون تغییر غلظت، فشار و دما چیست؟» و

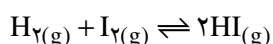
شکل ۱۵-۸- تأثیر افزایش فشار بر تعادل محلول-گاز

«چگونه می‌توان واکنش را کنترل کرد و در جهت مورد نظر پیش برد؟» را پیدا می‌کنید. ولی هنوز نمی‌توانید به پاسخ این سؤال مهم برسید که اگر واکنش آغاز شود، در چه غلظتی از مواد واکنش دهنده و مواد حاصل، واکنش ظاهراً متوقف می‌شود و تعادل برقرار می‌شود.

در این بخش با ابزار مهمی به نام قانون تعادل و ثابت تعادل آشنا خواهید شد که به وسیله آن می‌توانید به پاسخ سؤال مزبور برسید، و از جدول داده‌های مربوط به ثابت‌های تعادل به دانستی‌های فراوانی درباره‌ی میزان تأثیر هر یک از عوامل جابه‌جا کننده تعادل دست یابید.

## ۹-۸- ثابت تعادل

واکنش تعادلی زیر را که پژوهش‌های فراوان کمی درباره‌ی آن انجام گرفته، در نظر می‌گیریم.



جدول ۸-۱ نتیجه یکی از این پژوهش‌ها را نشان می‌دهد. داده‌های این جدول مربوط به غلظت‌های تعادلی هیدروژن، ید و هیدروژن یدید است که از سه حالت تعادلی گوناگون به دست آمده است. آزمایش‌های مربوط به این حالت‌های تعادلی در ظرف سر بسته و در دمای  $45^\circ\text{C}$  انجام گرفته است. غلظت‌ها در هر مورد به صورت مول بر لیتر بیان شده که با نماد [ ] مشخص شده است.

جدول ۸-۱- غلظت‌های تعادلی مواد و ثابت‌های تعادل مربوط به سه آزمایش در دمای ثابت  $45^\circ\text{C}$

ثابت تعادل	هنگام برقراری تعادل			لحظه‌ی آغاز		
	HI لیتر/مول	I <sub>۲</sub> لیتر/مول	H <sub>۲</sub> لیتر/مول	I <sub>۲</sub> لیتر/مول	H <sub>۲</sub> لیتر/مول	
$\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = K$						
۵۰/۶	۰/۹۴۴	۰/۰۲	۰/۸۸	۰/۵۰	۱/۳۵	آزمایش ۱
۵۰/۷	۱/۵۷	۰/۰۹	۰/۵۴	۰/۸۸	۱/۳۵	آزمایش ۲
۵۱/۲	۲/۲۵	۰/۴۳	۰/۲۳	۱/۶۱	۱/۳۵	آزمایش ۳
۵۰/۸						میانگین

ستون‌های اول و دوم غلظت مواد اولیه را در لحظه‌ی آغاز و پیش از شروع بر هم کنش‌ها نشان می‌دهد. ستون‌های سوم، چهارم و پنجم شامل غلظت هر یک از مواد H<sub>۲</sub>، I<sub>۲</sub> و HI پس از برقراری تعادل است. بررسی دقیق این جدول چند نکته زیر را می‌رساند:

- ۱- در این آزمایش‌ها مقدار ثابتی از هیدروژن و مقادیر متغیری از ید گرماداده شده است. داده‌های آزمایشی نشان می‌دهند که هر چه بر غلظت یکی از مواد اولیه (I<sub>۲</sub>) افزوده شود، واکنش به سمت راست جابه‌جا شده، و بر غلظت محصول عمل (HI) اضافه می‌شود (اصل لوشاتلیه).
- ۲- هرگاه مطابق داده‌های آخرین ستون که زیر عنوان «ثابت تعادل» معرفی شده است، غلظت

مولی محصولات عمل و مواد اولیه را در کسر  $\frac{[H_2][HI]^2}{[H_2][I_2]}$  جایگزین کنیم، در دمای ثابت و در همه‌ی

احوال، کم و بیش به عدد ثابت  $50/8$  می‌رسیم. بنابراین، می‌توان نوشت:

$$\frac{[H_2]^2}{[H_2][I_2]} = 50/8 = K \quad \text{:(ثابت تعادل در دمای } 450^\circ\text{C)}$$

ثابت تعادل یک مقدار عددی است که از نوعی رابطه‌ی میان غلظت محصولات و مواد اولیه در دمای معین به دست می‌آید. بدیهی است که عکس نسبت موجود در این کسر نیز عددی است ثابت  $(\frac{1}{50/8})$ ، ولی رسم بر این است که همیشه محصولات عمل در صورت و مواد اولیه در مخرج کسر قرار بگیرند.

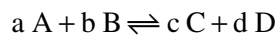
۳- نکته سوم که جلب توجه می‌کند آن است که ضریب ۲ مربوط به تعداد مول‌های HI در

معادله، به صورت توان ۲ در بالای غلظت HI در می‌آید. هرگاه چنین نکنیم و مثلاً نسبت‌های  $\frac{[H_2]}{[H_2][I_2]}$

یا  $\frac{2HI}{[H_2][I_2]}$  را در نظر بگیریم، هرگز به عدد ثابت و نظام مشترکی برای یافته‌های تجربی آزمایش‌های مزبور نمی‌رسیم.

## ۱۰-۸- قانون تعادل‌های شیمیایی

تحقیق فوق در مورد واکنش تعادلی  $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$  و تحقیق‌های گوناگون دیگر در ارتباط با تعادل‌های مختلف ما را به یک تعمیم کلی می‌رساند که به قانون تعادل‌های شیمیایی معروف است. طبق این قانون، برای واکنش کلی:



که در آن حروف کوچک نماینده‌ی ضریب مواد در معادله واکنش، و حروف بزرگ نماینده‌ی مواد اولیه و محصولات عمل هستند، به هنگام برقراری تعادل، رابطه‌ی زیر بین غلظت‌های مواد تولید شده یعنی C و D و غلظت‌های مواد اولیه یعنی A و B برقرار است:

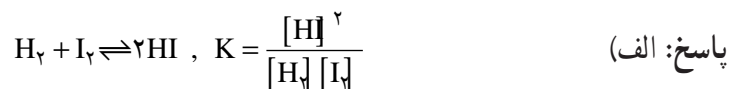
$$\frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = K \quad \text{مقدار ثابت تعادل در دمای ثابت برابر است با:}$$

مثال‌های زیر در ارتباط با قانون تعادل و ثابت آن است.

مثال ۴: جدول زیر نسبت ترکیب یک مخلوط تعادلی را در  $485^\circ\text{C}$  نشان می‌دهد:

مقدار HI (مول)	مقدار $I_2$ (مول)	مقدار $H_2$ (مول)	
۰/۱۷۲۰	۰/۰۲۸۴	۰/۰۲۲۶	مخلوط اول
۰/۱۷۸۰	۰/۰۴۰۶	۰/۰۱۶۷	مخلوط دوم

الف) معادله‌ی واکنش و رابطه‌ی ثابت تعادل مربوط را بنویسید.  
 ب) مقدار K را برای هر یک از دو مخلوط تعادلی بنویسید. فرض کنید که حجم این مخلوط ۱ لیتر است.



ب) مخلوط اول:

$$K_1 = \frac{(0/172)^2}{(0/0226) \times (0/0284)} = \frac{(0/02958)}{0/0226 \times 0/0284} = \boxed{46/07}$$

مقدار K را برای مخلوط ب، خودتان حساب کنید.

مثال ۵: مخلوطی از هیدروژن و ید تا  $49^\circ C$  حرارت داده شده است. محاسبه نشان می‌دهد که مقدار K برای واکنش  $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$ ، برابر ۴۶ است. تعیین غلظت‌های  $I_2$  و HI با واحدهای میلی‌مولار (mM که برابر یک هزارم مولار است) نشان داد که  $[I_2] = 3/1 \text{ mM}$  و  $[H_2] = 2/7 \text{ mM}$  است. غلظت  $H_2$  را در این مخلوط تعادلی حساب کنید.

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

$$K[H_2][I_2] = [HI]^2$$

$$[H_2] = \frac{[HI]^2}{[I_2]} \times \frac{1}{K} = \frac{(2/7 \text{ mM})^2}{3/1 \text{ mM}} \times \frac{1}{46}$$

$$[H_2] = 0/051 \text{ mM}$$

## ۱۱-۸- مفهوم ثابت تعادل و مقدار عددی آن

جدول ۲-۸ مثال‌های گوناگون تعادل‌های مختلف، همچنین رابطه‌ی قانون تعادل و ثابت تعادل را نشان می‌دهد. داده‌های این جدول را به دقت بررسی کرده و مقایسه کنید.

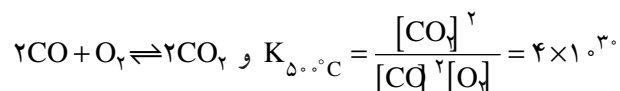
داده‌های جدول ۲-۸ با توجه به آموخته‌های قبلی، چند نکته‌ی مهم را می‌رسانند:

۱- می‌توان از طریق آزمایش و اندازه‌گیری غلظت‌های مولی مواد در یک واکنش تعادلی به مقدار عددی K پی برد.

۲- مقدار K برای یک تعادل بخصوص، در دمای ثابت، کمیّتی ثابت است. تغییر دما مقدار K را تغییر می‌دهد (ردیف‌های ۳ و ۴ را مقایسه کنید).

۳- عدد K ممکن است بزرگ، متوسط یا کوچک باشد. به مثال‌های زیر توجه شود:

الف- مقدار عددی K بزرگ است. در این مورد نتیجه می‌گیریم که غلظت محصولات عمل نسبت به مواد اولیه زیاد است. مثال زیر را از ردیف ۱ جدول ۸-۲ انتخاب می‌کنیم.





جدول ۲-۸ — مشخصات چند واکنش تعادلی

شماره ردیف	تعداد	رابطه‌ی قانون تعادل	دما °C	ثابت تعادل (K)
۱	$2\text{CO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{2(g)}$	$\frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2[\text{O}_2]}$	۵۰۰	$4 \times 10^{-30}$
۲	$\text{H}_{2(g)} + \text{Br}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HBr}_{(g)}$	$\frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{H}_2][\text{Br}_2]}$	۲۵	$1/9 \times 10^{17}$
۳	$\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(g)}$	$\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$	۲۵	۷۹۴
۴	$\text{H}_{2(g)} + \text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HI}_{(g)}$	$\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$	۴۲۷	۵۴
۵	$\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(g)}$	$\frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$	۵۵	۰/۸۷
۶	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+_{(aq)} + \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}$	$\frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$	۲۵	$1/8 \times 10^{-5}$
۷	$\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$	$\frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]}$	۲۵	$1 \times 10^{-30}$

چون K بسیار بزرگ است، پیش‌بینی می‌کنیم که غلظت محصول نسبت به مواد اولیه باقیمانده نیز بسیار زیاد است. یعنی واکنش رفت پیشرفت بسیار خوبی دارد. از این نکته برای تبدیل گاز سمی CO به CO<sub>2</sub> در لوله‌ی آگروز اتومبیل و در مجاورت مبدل‌های کاتالیزی استفاده می‌کنند.

یادآوری: به این نکته توجه شود که K برای پیش‌بینی میزان پیشرفت واکنش مناسب است و نه سرعت آن. گاهی اتفاق می‌افتد که K برای یک تعادل بسیار بزرگ است ولی رسیدن به حالت تعادلی نیاز به زمان زیاد دارد. برای مثال، واکنش تعادلی فوق در دمای اتاق بی‌نهایت کند است، گرچه مقدار K در آن دما بسیار بزرگ است ( $K = 2 \times 10^{91}$ ).

نتیجه آنکه گاز سمی CO در دماهای معمولی ممکن است برای چندین ساعت و بیش‌تر در فضای پیرامون ما (مانند گاراژهای دربسته و چهارراه‌های پر رفت و آمد) وجود داشته باشد، بدون اینکه با اکسیژن هوا واکنش بدهد.

برای اطمینان یافتن از اینکه یک واکنش در زمان معقول به محصول قابل ملاحظه‌ای می‌رسد، دو شرط زیر باید برقرار شود:

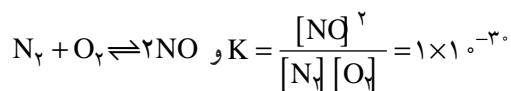
الف) ثابت تعادل بزرگ باشد

ب) سرعت واکنش زیاد باشد

البته می‌دانیم که برای افزایش سرعت، در اغلب موارد، می‌توانیم دما را افزایش دهیم.

ب — مقدار عددی K کوچک است. در اینجا، غلظت محصولات نسبت به مواد اولیه بسیار

کم است. مثال زیر را از ردیف ۷ جدول ۲-۸ انتخاب می‌کنیم.

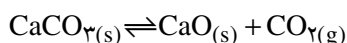


چون K بسیار کوچک است، پیش‌بینی می‌کنیم که میزان محصول NO نسبت به مواد اولیه ناچیز است.

## ۱۲-۸- ثابت تعادل برای واکنش‌های ناهمگن

بررسی‌های گذشته ما درباره‌ی رابطه‌ی قانون تعادل و محاسبه‌ی مقدار K مربوط به تعادل‌های همگن بود که مخلوط واکنش‌دهنده‌ها و محصولات یک فاز را تشکیل می‌دادند. حال بجاست که تعادل‌هایی را در نظر بگیریم که شامل حداقل دو فاز است.

مثال ۶- سیستم تعادلی جامد-گاز: قبلاً با واکنش تعادلی انجام گرفته در کوره‌ی آهک‌پزی آشنا شدیم که به صورت زیر بود:



رابطه‌ی تعادلی معمولی برای این تعادل نیز به صورت زیر نوشته می‌شود:

$$K = \frac{[CaO][CO_2]}{[CaCO_3]}$$

در اینجا این سؤال مطرح می‌شود که منظور از غلظت مولی مواد جامدی همچون CaO و CaCO<sub>3</sub> چیست و نقش آن‌ها در رابطه‌ی تعادل چگونه است؟ در زیر مفهوم معمولی غلظت مولی را برای CaO به کار می‌بریم. با استفاده از جدول چگالی مواد گوناگون می‌توان بی‌برد که چگالی CaO برابر ۳/۳ گرم بر سانتی‌متر مکعب است. بنابراین:

وزن	حجم
۳/۳ g	۱ cm <sup>۳</sup>
x = ۳۳۰۰ g	۱۰۰۰ cm <sup>۳</sup> (به جای یک لیتر)

از آنجا که وزن یک مول CaO برابر ۵۶ گرم است، بنابراین:  $\frac{۳۳۰۰ \text{ g}}{۵۶ \text{ g}} = ۵۹$ . با بیان دیگر

می‌توان گفت که غلظت CaO برابر ۵۹ مول بر لیتر است. این مقدار برای نمونه‌های کوچک و بزرگ CaO که در کوره پدید می‌آیند، ثابت است، زیرا مبتنی بر چگالی این ماده است که خود یک ویژگی ذاتی و ثابت برای آن به شمار می‌رود و دچار تغییر قابل ملاحظه‌ای در واکنش نمی‌شود.

تمرین ۱-۸: هرگاه بدانید که چگالی کلسیم کربنات به کار رفته در این واکنش در حدود ۲/۹ گرم بر سانتی‌متر مکعب است، غلظت مولی آن را حساب کنید.

برای مشخص کردن رابطه تعادلی این واکنش، مجموعه‌ی ثابت‌ها را در یک سوی رابطه قرار می‌دهیم و به ثابت جدیدی می‌رسیم که همانا ثابت تعادل این واکنش است.

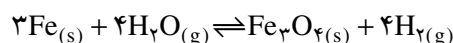
$$K = \frac{[CaQ][CO_2]}{[CaCO_3]}$$

$$K [CaCO_3] = [CaQ][CO_2] \Rightarrow \frac{K [CaCO_3]}{[CaQ]} = [CO_2]$$

$$K = [CO_2]$$

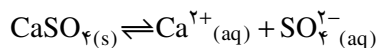
بنابراین، عامل سرنوشت‌ساز در این تعادل فقط گاز کربن دی‌اکسید است. قبلاً نیز دانستیم که فشار این گاز در دمای واکنش مقداری ثابت است. بدیهی است که غلظت مولی این گاز نیز متناسب با فشار آن است.

نتیجه آنکه در این گونه تعادل‌های ناهمگن از شرکت دادن غلظت‌های مولی اجسام جامد شرکت‌کننده در واکنش در عبارت ثابت تعادل، صرف‌نظر می‌شود. این مواد جامد در تعادل شرکت فعال داشته و وجود آن‌ها لازم است ولی از ذکر آن‌ها در رابطه‌ی تعادل صرف‌نظر می‌شود؛ زیرا با مصرف شدن مواد اولیه یا افزایش مواد حاصل، تغییری در غلظت مولی این جامدها حاصل نمی‌شود. پرسش ۸-۸: رابطه‌ی قانون تعادل را برای واکنش بخار آب با آهن گداخته که مطابق معادله‌ی زیر صورت می‌گیرد، بنویسید.



مثال ۷- تعادل جامد - محلول: سنگ معدن گچ در آب اندکی حل شده و می‌تواند محلول

سیر شده‌ای که در حال تعادل با گچ جامد است، پدید آورد.



رابطه‌ی تعادلی این واکنش به صورت زیر درمی‌آید:

$$K = \frac{[Ca^{2+}][SO_4^{2-}]}{[CaSO_4]} \Rightarrow K[CaSO_4] = [Ca^{2+}][SO_4^{2-}]$$

و از آنجا که  $[CaSO_4]$  ثابت است، خواهیم داشت:

$$K = [Ca^{2+}][SO_4^{2-}]$$

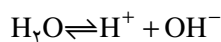
به عبارت دیگر، عوامل متغیر در این تعادل و در دمای ثابت فقط غلظت یون‌های محلول در

آب، یعنی یون‌های  $Ca^{2+}$  و  $SO_4^{2-}$  است.<sup>۱</sup>

مثال ۸: تعادلی که آب در آن نقش یک واکنش‌دهنده را دارد: آزمایش نشان می‌دهد که آب

به نسبت اندک به یون‌های  $H^+$  و  $OH^-$  تفکیک می‌شود. این فرآیند تعادلی را به صورت زیر نمایش

می‌دهیم:



$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

۱- آزمایش نشان می‌دهد که این عدد ثابت (K) برای تفکیک یونی گچ در آب در  $25^\circ C$  برابر  $10^{-14}$  است.

وزن یک مول آب ۱۸ گرم است. یک لیتر آب نیز در دمای اتاق کم و بیش ۱۰۰۰ گرم وزن دارد، بنابراین غلظت مولی آب برابر است با:

$$[H_2O] = \frac{1000g}{18g} = 55.5 \text{ mol/L}$$

در دمای ثابت، غلظت مولی آب ثابت است و با کاهش یا افزایش وزن آب، تغییری در مقدار  $[H_2O]$  ایجاد نمی‌شود. بنابراین:

$$K [H_2O] = [H^+][OH^-]$$

و به عبارتی<sup>۱</sup>:

$$K = [H^+][OH^-]$$

---

۱- آزمایش نشان می‌دهد که این عدد ثابت برای تعادل تفکیک آب در دمای ۲۵°C برابر  $1 \times 10^{-14}$  است.

۱-۸ دو مفهوم «واکنش برگشت‌ناپذیر» و «واکنش برگشت‌پذیر» را با ذکر مثال توصیف کنید.

۲-۸ منظور از عبارت «یک واکنش به مرحله‌ی کامل شدن می‌رسد»، چیست؟

۳-۸ یک مثال برای عبارت «هنگام برقراری تعادل، خواص ماکروسکوپی ثابت می‌ماند»، ارائه دهید.

۴-۸ یک قطره آب را در یک شیشه مبراخوری خالی می‌ریزیم و در آن را محکم می‌بندیم. آیا ممکن است که حالت تعادل برقرار شود؟

۵-۸ یک بلور بزرگ قند را که گوشه آن شکسته است در محلول سیرشده‌ای از آب قند قرار داده‌ایم. پس از مدتی محل شکستگی بلور ترمیم شده ولی بر وزن بلور اضافه نشده است. این پدیده را توجیه کنید.

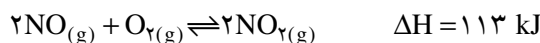
۶-۸ می‌دانید که در تابستان، بدن انسان به علت تعرق خنک می‌شود. با استفاده از اصل تعادل توضیح دهید که چرا در مناطق مرطوب، خنک شدن به سختی صورت می‌گیرد؟

۷-۸ چرا تعادل شیمیایی را «دینامیک» توصیف می‌کنند؟ پاسخ خود را با ذکر یک مثال همراه کنید.

۸-۸ ظرف شیشه‌ای محتوی بخارهای خرمایی رنگ را که اغلب از مولکول‌های  $\text{NO}_2$  تشکیل شده، طی یک آزمایش در آب گرم وارد می‌کنیم. می‌بینیم که شدت رنگ تا حد معینی افزایش می‌یابد. در آزمایش دوم همین ظرف را در آب سرد وارد می‌کنیم، می‌بینیم که از شدت رنگ تا مقدار معینی کاسته می‌شود. هر دو پدیده را از دیدگاه مولکولی توجیه کنید.

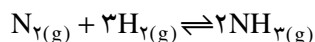
۹-۸ چند قطره محلول محتوای یون تیوسیانات را بر محلول محتوی اندکی از یون‌های آهن (III) می‌ریزیم. محلولی به رنگ قرمز پدید می‌آید. یک دانه بلور آمونیم تیوسیانات در محلول می‌اندازیم و هم می‌زنیم، بر شدت رنگ افزوده می‌شود. معادله‌ی واکنش را نوشته و علت پررنگ شدن محلول را بیان کنید.

۱۰-۸ حالت تعادلی زیر را در نظر بگیرید :



هرگاه با مقدار یکسان از NO شروع کنیم، ۳ روش متفاوت برای افزایش محصول  $\text{NO}_2$  پیشنهاد کنید.

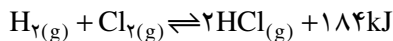
۱۱-۸ تأثیر فرآیندهای زیر بر واکنش تعادلی :



چیست؟

- |                           |                          |
|---------------------------|--------------------------|
| (الف) افزایش $\text{H}_2$ | (ب) کاهش $\text{N}_2$    |
| (ج) کاهش $\text{NH}_3$    | (د) افزایش $\text{NH}_3$ |

۱۲-۸ - معادله ی واکنش زیر را در نظر بگیرید،



الف) چهار واقعیت علمی مهم را که از این معادله به ذهن می رسد، بیان کنید.

ب) دو نکته مهم را که این معادله از بیان آن عاجز است، مشخص کنید.

۱۳-۸ - واکنش های تعادلی زیر را در نظر بگیرید،



در هر مورد هرگاه هدف رسیدن به محصول بیش تر باشد، آیا باید فشار را افزایش یا کاهش

دهیم؟ چرا؟ آیا تغییر فشار در مورد واکنش سوّم مؤثر است؟

۱۴-۸ - در صنعت آمونیاک سازی، هرگاه تغییرات زیر اتفاق بیفتد، چه تغییری در محصول

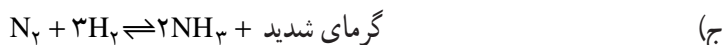
آمونیاک و سرعت تشکیل آن پیش می آید؟

الف) فشار تا ۱۰۰ اتمسفر کاهش یابد.

ب) کاتالیزگر را از محیط واکنش دور می کنیم.

۱۵-۸ - جهت جابه جایی تعادل های زیر را بر اثر افزایش دما (وارد کردن انرژی گرمایی

اضافی) بیان کنید.



۱۶-۸ - واکنش رفت (→) و واکنش برگشت (←) را در هر یک از موردهای قبلی از

نظر گرماده بودن یا گرماگیر بودن مشخص کنید.

۱۷-۸ - هرگاه حجم ظرف دربرگیرنده را در هر یک از حالت های تعادلی زیر افزایش دهیم،

تعادل به کدام سو جابه جا می شود؟

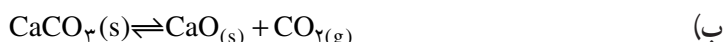


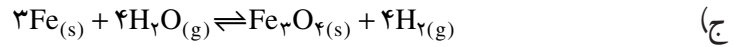
۱۸-۸ - چرا در هر گونه بحثی از تعادل های شیمیایی، غلظت ها را با واحد مول بر لیتر و نه

گرم بر لیتر بیان می کنند؟

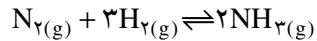
۱۹-۸ - اثر افزایش فشار کلی را بر تعادل های زیر پیش بینی کنید (توجه داشته باشید که

افزایش فشار بر مواد جامد و مایع تغییر چندانی بر حجم آنها ایجاد نمی کند).





۸-۲۰ در واکنش تعادلی آمونیاک سازی

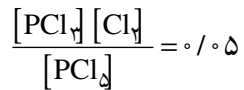


در یک دمای معین، غلظت‌های تعادلی  $\text{NH}_3$ ،  $\text{H}_2$  و  $\text{N}_2$  به ترتیب  $0/2$ ،  $0/1$  و  $0/18$  مول بر لیتر است. مقدار  $K$  را حساب کنید.

۸-۲۱ هر گاه ثابت تعادل برای واکنش  $2\text{NO}_2_{(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4_{(g)}$  در  $25^\circ\text{C}$  و فشار یک جو

برابر  $1/8 \times 10^{-2}$ ، و غلظت  $\text{N}_2\text{O}_4$  برابر  $4/5 \times 10^{-2}$  مول در لیتر باشد، غلظت  $\text{NO}_2$  چقدر است؟

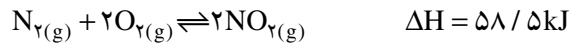
۸-۲۲ رابطه‌ی تعادلی زیر در  $25^\circ\text{C}$  برقرار است:



با تغییر هر یک از عوامل زیر، آیا نسبت کسری مزبور تغییر می‌کند؟

الف) حجم ظرف ب) دما ج) غلظت مواد اولیه

۸-۲۳ برای حالت تعادلی زیر:



افزایش دما، آیا بر مقدار  $K$  می‌افزاید یا آن را کاهش می‌دهد؟

پیوست ۱

انرژی گسستن پیوندها (kJ/mol)

پیوندهای یگانه (ساده)												
	B	Br	C	Cl	F	H	I	N	O	P	S	Si
B	۳۰۰	۳۷۰		۴۴۵	۶۴۵		۲۷۰		۵۲۵			
Br		۱۹۵	۲۷۰	۲۲۰	۲۴۰	۳۷۰	۱۸۰	۲۵۰		۲۷۰	۲۱۵	۳۳۰
C			۳۵۰	۳۳۰	۴۹۰	۴۱۵	۲۱۰	۳۰۵	۳۶۰	۲۶۵	۲۷۰	۳۰۵
Cl				۲۴۰	۲۵۰	۴۳۱	۲۱۰	۱۹۰	۲۰۵	۳۳۰	۲۷۰	۴۰۰
F					۱۶۰	۵۶۹		۲۸۰	۲۱۵	۵۰۰	۳۲۵	۶۰۰
H						۴۲۵	۳۰۰	۳۹۰	۴۶۴	۳۲۵	۳۷۰	۳۲۰
I							۱۵۰		۲۰۰	۱۸۰		۲۳۰
N								۱۶۰	۱۶۵			۳۳۰
O									۱۴۰	۳۷۰	۴۲۳	۴۶۴
P										۲۱۰		
S											۲۶۰	
Si												۲۲۵

پیوندهای چندگانه			
C=C	۶۱۱	C=S	۴۷۷
C≡C	۸۳۷	N=N	۴۱۸
C=O (در CO <sub>۲</sub> , CO <sub>۳</sub> است)	۷۴۵	N≡N	۹۴۶
C≡O	۱۰۷۵	N=O	۵۹۴
C=N	۶۱۵	O=O	۴۹۸
C≡N	۸۹۱	S=O	۵۲۳



ثابت‌های یونش اسیدی

نام ترکیب	واکنش تعادلی یونش	$K_a$
استیک اسید	$CH_3CO_2H \rightleftharpoons CH_3CO_2^- + H^+$	$1/75 \times 10^{-5}$
یون آمونیوم	$NH_4^+ \rightleftharpoons NH_3 + H^+$	$5/8 \times 10^{-10}$
بنزویک اسید	$C_6H_5CO_2H \rightleftharpoons C_6H_5CO_2^- + H^+$	$6/3 \times 10^{-5}$
بوریک اسید	$H_3BO_3 \rightleftharpoons H_2BO_3^- + H^+$	$7/3 \times 10^{-10}$
کربونیک اسید	$\{ H_2CO_3 \rightleftharpoons HCO_3^- + H^+$	$4/5 \times 10^{-7}$
کلریک اسید	$\{ HCO_3^- \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H^+$	$4/7 \times 10^{-11}$
کلرواستیک اسید	$HClO_2 \rightleftharpoons ClO_2^- + H^+$	$5/0 \times 10^{-2}$
کلرو اسید	$ClCH_2CO_2H \rightleftharpoons ClCH_2CO_2^- + H^+$	$1/4 \times 10^{-3}$
دی کلرواستیک اسید	$HClO \rightleftharpoons ClO^- + H^+$	$1/1 \times 10^{-2}$
فرمیک اسید	$Cl_2CHCO_2H \rightleftharpoons Cl_2CHCO_2^- + H^+$	$5/1 \times 10^{-2}$
هیدروبرمیک اسید	$HCO_2H \rightleftharpoons HCO_2^- + H^+$	$1/8 \times 10^{-4}$
هیدروکلریک اسید	$HBr \rightleftharpoons Br^- + H^+$	$1 \times 10^9$
هیدروسیانیک اسید	$HCl \rightleftharpoons Cl^- + H^+$	$1 \times 10^6$
هیدروفلوئوریک اسید	$HCN \rightleftharpoons CN^- + H^+$	$6 \times 10^{-10}$
هیدرویدیک اسید	$HF \rightleftharpoons F^- + H^+$	$7/2 \times 10^{-4}$
هیدروژن سولفید	$HI \rightleftharpoons I^- + H^+$	$3 \times 10^9$
هیدروژن سولفید	$H_2Se \rightleftharpoons HSe^- + H^+$	$1/0 \times 10^{-4}$
هیپو برمو اسید	$\{ H_2S \rightleftharpoons HS^- + H^+$	$1/0 \times 10^{-7}$
هیپو کلرو اسید	$\{ HS^- \rightleftharpoons S^{2-} + H^+$	$1/3 \times 10^{-13}$
هیپو یدو اسید	$HOBr \rightleftharpoons OBr^- + H^+$	$2/4 \times 10^{-9}$
نیترو اسید	$HOCl \rightleftharpoons OCl^- + H^+$	$2/9 \times 10^{-8}$
نیترو اسید	$HOI \rightleftharpoons OI^- + H^+$	$2/3 \times 10^{-11}$
نیترو اسید	$HIO_3 \rightleftharpoons IO_3^- + H^+$	$0/16$
نیترو اسید	$HNO_2 \rightleftharpoons NO_2^- + H^+$	$28$
نیترو اسید	$HNO_3 \rightleftharpoons NO_3^- + H^+$	$5/1 \times 10^{-4}$
اکسالیک اسید	$\{ H_2C_2O_4 \rightleftharpoons HC_2O_4^- + H^+$	$5/4 \times 10^{-2}$
	$\{ HC_2O_4^- \rightleftharpoons C_2O_4^{2-} + H^+$	$5/4 \times 10^{-5}$

نام ترکیب	واکنش تعادلی یونش	$K_a$
پرکلریک اسید	$\text{HOClO}_4 \rightleftharpoons \text{ClO}_4^- + \text{H}^+$	$1 \times 10^8$
پریدیک اسید	$\text{H}_2\text{IO}_6 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{IO}_6^- + \text{H}^+$	$2/3 \times 10^{-2}$
فنول	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^- + \text{H}^+$	$1/10 \times 10^{-10}$
فسفریک اسید	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}^+$	$7/11 \times 10^{-3}$
	$\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+$	$6/3 \times 10^{-8}$
	$\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-} + \text{H}^+$	$4/2 \times 10^{-13}$
فسفرو اسید	$\text{H}_2\text{PO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_3^- + \text{H}^+$	$1/100 \times 10^{-2}$
	$\text{H}_2\text{PO}_3^- \rightleftharpoons \text{HPO}_3^{2-} + \text{H}^+$	$2/6 \times 10^{-7}$
سولفوریک اسید	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{HSO}_4^- + \text{H}^+$	$10^3$
	$\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+$	$1/2 \times 10^{-2}$
سولفورو اسید	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{H}^+$	$1/7 \times 10^{-2}$
	$\text{HSO}_3^- \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + \text{H}^+$	$6/4 \times 10^{-8}$
تری کلرواستیک اسید آب	$\text{Cl}_3\text{CCO}_2\text{H} \rightleftharpoons \text{Cl}_3\text{CCO}_2^- + \text{H}^+$	$0/22$
	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{H}^+$	$1/18 \times 10^{-16}$
ثابت‌های یونش بازی		
نام ترکیب	واکنش تعادلی یونش	$K_b$
آمونیاک	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1/18 \times 10^{-5}$
آنیلین	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$4/10 \times 10^{-10}$
دی متیل آمین	$(\text{CH}_3)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_2\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$5/9 \times 10^{-4}$
اتیل آمین	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$4/4 \times 10^{-4}$
متیل آمین	$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$4/8 \times 10^{-4}$
تری اتیل آمین	$(\text{CH}_3)_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_3\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	$6/3 \times 10^{-5}$
اوره	$\text{H}_2\text{NCONH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{NCONH}_3^+ + \text{OH}^-$	$1/5 \times 10^{-14}$

پیوست ۳

انرژی‌های یونش متوالی بیست عنصر اول جدول تناوبی برحسب مگا ژول بر مول (MJ/Mol) \*\*\*

Z	عنصر	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII	XIII	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII	XIX	XX							
1	H	1.3120																										
2	He	2.3723	5.2504																									
3	Li	0.5203	7.2981	14.8447	21.0065																							
4	Be	0.8995	1.7571	3.6598	25.0257	32.8266																						
5	B	0.8006	2.4270	4.6207	6.2226	37.8304	47.2769																					
6	C	1.0864	2.3526	4.6207	6.2226	37.8304	47.2769																					
7	N	1.4023	2.8561	4.5781	7.4751	9.4449	53.2664	64.3568																				
8	O	1.3140	3.3882	5.3004	7.4693	10.9895	13.3264	71.3145																				
9	F	1.6810	3.3742	6.0504	8.4077	11.0227	15.1640	17.8677																				
10	Ne	2.0807	3.9523	6.122	9.370	12.178	15.238	19.999	23.099																			
11	Na	0.4958	4.5624	6.912	9.544	13.353	16.610	20.115	23.490																			
12	Mg	0.7377	1.4507	7.3528	10.540	13.628	17.995	21.704	23.656																			
13	Al	0.5776	1.8167	7.4448	11.578	14.821	18.378	23.295	27.459																			
14	Si	0.7865	1.5771	7.2316	13.555	16.091	19.785	23.786	29.252																			
15	P	1.0118	1.9032	2.912	4.957	6.7379	21.349	25.297	29.154																			
16	S	0.9996	2.251	3.361	4.564	7.013	8.4956	27.106	31.670																			
17	Cl	1.2511	2.297	3.822	5.158	6.54	9.362	11.0182	13.603																			
18	Ar	1.5205	2.6638	3.911	5.771	7.218	8.7810	11.9952	13.8417																			
19	K	0.4189	1.0514	4.411	5.877	7.976	9.669	11.343	14.942																			
20	Ca	0.5898	1.1454	4.9120	6.674	8.164	10.496	12.32	14.267																			
										106.4140	115.3791	131.4314	148.0777	168.1671	189.1671	201.2707	222.3143	233.2046	257.9306	286.1928	311.0390	333.1359	360.7972	397.6024	427.0635	476.0613	494.8973	527.7596

\*\*\* برای تبدیل ارقام این جدول به کیلوژول، آن‌ها را در ۱۰۰۰ ضرب کنید.

\*\*\* مگا (M) = ۱۰<sup>۶</sup>

فهرست الفبایی عنصرهای شیمیایی به همراه عدد اتمی و عدد جرمی \* آن‌ها

عناصر	نشانه عنصر	عدد اتمی	عدد جرمی	عناصر	نشانه عنصر	عدد اتمی	عدد جرمی
Actinium	اکتینیم Ac	۸۹	(۲۲۷)	Neon	نتون Ne	۱۰	۲۰/۱۷۹
Aluminum	آلومینیم Al	۱۳	۲۶/۱۸۱۵۴	Neptunium	نپتونیم Np	۹۳	(۲۳۷)
Americium	امرسیم Am	۹۵	(۲۴۳)	Nickel	نیکل Ni	۲۸	۵۸/۷۰
Antimony	آنتیموان Sb	۵۱	۱۲۱/۷۵	Niobium	نیوبیم Nb	۴۱	۹۲/۹۰۶۴
Argon	آرگون Ar	۱۸	۳۹/۱۴۸	Nitrogen	نیتروژن N	۷	۱۴/۰۰۶۷
Arsenic	آرسنیک As	۳۳	۷۴/۱۲۱۶	Nobelium	نوبلیم No	۱۰۲	(۲۵۹)
Astatine	استاتین At	۸۵	(۲۱۰)	Osmium	اوسمیم Os	۷۶	۱۹۰/۲
Barium	باریم Ba	۵۶	۱۳۷/۳۲	Oxygen	اکسیژن O	۸	۱۵/۹۹۹۴
Berkelium	برکلیم Bk	۹۷	(۲۴۷)	Palladium	پالادیم Pd	۴۶	۱۰۶/۴
Beryllium	برلییم Be	۴	۹/۰۱۲۱۸	Phosphorus	فسفر P	۱۵	۳۰/۹۷۳۷۶
Bismuth	بیسموت Bi	۸۳	۲۰۸/۹۸۰۴	Platinum	پلاتین Pt	۷۸	۱۹۵/۰۹
Boron	بور B	۵	۱۰/۸۱۱	Plutonium	پلوتونیم Pu	۹۴	(۲۴۲)
Bromine	برم Br	۳۵	۷۹/۹۰۴	Polonium	پلونیوم Po	۸۴	(۲۱۰)
Cadmium	کادمیم Cd	۴۸	۱۱۲/۴۱	Potassium	پتاسیم K	۱۹	۳۹/۰۹۸۳
Calcium	کلسیم Ca	۲۰	۴۰/۰۸	Praseodymium	پرازئودییم Pr	۵۹	۱۴۰/۰۷۷
Californium	کالیفورنیم Cf	۹۸	(۲۴۹)	Promethium	پرومتیم Pm	۶۱	(۱۴۷)
Carbon	کربن C	۶	۱۲/۰۱۱۱۵	Protactinium	پروتاکتینیم Pa	۹۱	۲۳۱/۰۳۵۹
Cerium	سرم Ce	۵۸	۱۴۰/۱۲	Radium	رادیوم Ra	۸۸	۲۲۶/۰۲۵۴
Cesium	سزیم Cs	۵۵	۱۳۲/۱۰۵۴	Radon	رادون Rn	۸۶	(۲۲۲)
Chlorine	کلر Cl	۱۷	۳۵/۴۵۳	Rhenium	رنتیم Re	۷۵	۱۸۶/۲۰۷
Chromium	کروم Cr	۲۴	۵۱/۹۹۶	Rhodium	رودیم Rh	۴۵	۱۰۲/۹۰۵۵
Cobalt	کیالت Co	۲۷	۵۸/۹۳۳۲	Rubidium	روبییدیم Rb	۳۷	۸۵/۴۶۷۸
Copper	مس Cu	۲۹	۶۳/۵۴۶	Ruthenium	روتنیم Ru	۴۴	۱۰۱/۰۷
Curium	کوریم Cm	۹۶	(۲۴۷)	Samarium	ساماریم Sm	۶۲	۱۵۰/۳۵
Dysprosium	دیسپروسیم Dy	۶۶	۱۶۲/۵۰	Scandium	اسکاندیم Sc	۲۱	۴۴/۱۵۵۹
Einsteinium	اینشتینیم Es	۹۹	(۲۵۴)	Selenium	سلنیم Se	۳۴	۷۸/۹۶
Erbium	اریبیم Er	۶۸	۱۶۷/۲۶	Silicon	سیلیسیم Si	۱۴	۲۸/۰۸۵۵
Europium	اروپیم Eu	۶۳	۱۵۱/۹۶	Silver	نقره (سرم) Ag	۴۷	۱۰۷/۸۶۸۱۵
Fermium	فرمیم Fm	۱۰۰	(۲۵۷)	Sodium	سدیم Na	۱۱	۲۲/۹۸۹۷۷
Fluorine	فلورین F	۹	۱۸/۹۹۸۴۰۳	Strontium	استرانسیم Sr	۳۸	۸۷/۶۲
Francium	فرانسیم Fr	۸۷	(۲۲۳)	Sulfur	گوگرد S	۱۶	۳۲/۰۶۴
Gadolinium	گادولینیم Gd	۶۴	۱۵۷/۲۵	Tantalum	تانтал Ta	۷۳	۱۸۰/۹۴۷۶
Gallium	گالیم Ga	۳۱	۶۹/۷۲	Technetium	تکنسیم Tc	۴۳	(۹۹)
Germanium	ژرمانیم Ge	۳۲	۷۲/۵۹	Tellurium	تلوریم Te	۵۲	۱۲۷/۶۰
Gold	طلا (زر) Au	۷۹	۱۹۶/۹۶۶۵	Terbium	تربیم Tb	۶۵	۱۵۸/۹۲۵۴
Hafnium	هافنیم Hf	۷۲	۱۷۸/۴۹	Thallium	تالیوم Tl	۸۱	۲۰۴/۲۷
Helium	هلیوم He	۲	۴/۰۰۲۶۰	Thorium	توریم Th	۹۰	۲۳۲/۰۳۸۱
Holmium	هولیم Ho	۶۷	۱۶۴/۹۳۰۴	Thulium	تولیم Tm	۶۹	۱۶۸/۱۳۴۲
Hydrogen	هیدروژن H	۱	۱/۰۰۲۹۷	Tin	قلع Sn	۵۰	۱۱۸/۶۹
Indium	ایندیم In	۴۹	۱۱۴/۸۲	Titanium	تیتانیوم Ti	۲۲	۴۷/۸۰
Iodine	ید I	۵۳	۱۲۶/۹۰۴۵	Tungsten	تنگستن W	۷۴	۱۸۳/۸۵
Iridium	ایریدیم Ir	۷۷	۱۹۲/۲۲	Uranium	اورانیم U	۹۲	۲۳۸/۰۲۹
Iron	آهن Fe	۲۶	۵۵/۸۴۷	Vanadium	وانادیم V	۲۳	۵۰/۹۴۱۴
Krypton	کریپتون Kr	۳۶	۸۳/۸۰	Xenon	زون Xe	۵۴	۱۳۱/۳۰
Lanthanum	لانتان La	۵۷	۱۳۸/۹۰۵۵	Ytterbium	ایتربیم Yb	۷۰	۱۷۳/۰۴
Lawrencium	لورنسیم Lr	۱۰۳	(۲۶۰)	Yttrium	ایتربیم Y	۳۹	۸۸/۰۰۵۹
Lead	سرب Pb	۸۲	۲۰۷/۲	Zinc	روی Zn	۳۰	۶۵/۳۸
Lithium	لیتیم Li	۳	۶/۹۴۱	Zirconium	زیرکونیم Zr	۴۰	۹۱/۲۲
Lutetium	لوتسیم Lu	۷۱	۱۷۴/۹۷				
Magnesium	منیزیم Mg	۱۲	۲۴/۳۰۵				
Manganese	منگنز Mn	۲۵	۵۴/۹۳۸۰				
Mendelevium	مندلیویم Md	۱۰۱	(۲۵۸)				
Mercury	جیوه Hg	۸۰	۲۰۰/۵۹				
Molybdenum	مولیبدن Mo	۴۲	۹۵/۹۴				
Neodymium	نئودیمیم Nd	۶۰	۱۴۴/۲۴				

\* بر پایه کربن -۱۲. عددهای درون پراوتر جرم پایدارترین ایزوتوپ شناخته شده است.

+ نام سه عنصر بور، آرسنیک و زیرکونیم از واژه‌های فارسی بوره، زرنیخ و زرگون گرفته شده‌اند.



## فهرست منابع و مآخذ

- 1- CHEMISTRY, J.A. Hunt and Sykes Longman, 1984.
- 2- CHEMISTRY, WITH INORGANIC QUALITATIVE ANALYSIS, T. Moller, et al. Harcourt Brace, 1989.
- 3- GENERAL CHEMISTRY, Atkins, Scientific American Books, 1989.
- 4- CHEMISTRY, SCIENCE OF CHANGE, Otoby et al, Saunders, 1990.
- 5- CHEMISTRY, R. Gillespie et al, Prentice Hall, 1989.
- 6- GENERAL CHEMISTRY. Ebbing, Houghton Mifflin, 1984.
- 7- CHEMISTRY, PRINCIPLES & REACTIONS, Masterton, Saunders, 1989.
- 8- GENERAL CHEMISTRY, Whitten, et al, Saunders, 1988.
- 9- CHEMISTRY BY CONCEPTS, Spiers, Heinemann, 1973.
- 10- CONCEPTS IN CHEMISTRY, Greenston, Harcourt Brace, 1975.
- 11- MATTER, ITS FORMS AND CHANGES, Branwein et al, Harcourt Brace, 1968.
- 12- A SHORT HISTORY OF CHEMISTRY, Partington, Macmillan, 1965.
- 13- OUTLINES OF CHEMICAL TECHNOLOGY, Dryden, East - West, 1973.
- 14- CHEMICAL PROCESSES INDUSTRIES, R.N. Shrieve, McGraw - Hill, 1975.
- 15- CHEMISTRY THE CENTRAL SCIENCE, Brown, Prentice - Hall, 1981.
- 16- GENERAL CHEMISTRY, PRINCIPLES and MODERN APPLICATIONS, R.Petrucci, Collier Macmillan, 1982.

- 17- "CHEM COM", CHEMISTRY IN THE COMMUNITY, A Project of the American Chemical Society, Kendall, 1993.
- 18- MODERN CHEMICAL TECHNOLOGY, Vol 1 H.G.Hajian, Prentice - Hall, 1988.
- 19-CHEMISTRY, THE SALTERS' APPROACH, Graham Hill et al, Heinemann, 1990.
- 20- CHEMISTR, Masterton, Slowinski, Walford Holt Reinhart, 1980.
- 21- CHEMISTRY, Abrash, Glenco, 1981.
- 22- ILPAC CHEMISTRY PROJECT, EQUILIBRIUM, John Murray, 1983.
- 23- IAC CHEMISTRY PROJECT, Physical Chemistry Module, Harper & Row, 1973.
- 24- CHEMISTY,A modern course, R.C. Smoot, J.Price and R.G.Smith, Merill, 1987.
- 25- CHEMISTRY IN ACTION, Michael Freemantle, 1989.
- 26- REVISED NUFFIELD CHEMISTRY Option, No 7: Periodicity, Atomic Structure and Bonding, Longman, 1978.
- 27- REVISED NUFFIELD CHEMISTRY Option No: 4: Metals and Alloys/ Longman 1978.
- 28- CHEMISTRY, Chang, McGRAW - Hill, 1988.
- 29- CHEMISTRY and CHEMICAL REACTIVITY, Kotz and Purcel, Saunders, 1991.
- 30- CHEMISTRY, Mortimer, Wadsworth, 1986.
- 31- UNDERSTANDING CHEMISTRY, Piementel, Holden Day, 1971.



## فهرست

---

فصل اول: ساختار اتم و آرایش الکترونی اتم‌ها	۱
فصل دوم: پیوندهای شیمیایی	۳۰
فصل سوم: ویژگی‌های پیوند کووالانسی	۴۶
فصل چهارم: نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی	۵۵
فصل پنجم: انرژی و واکنش‌های شیمیایی	۶۷
فصل ششم: محلول‌ها	۸۵
فصل هفتم: سرعت واکنش‌های شیمیایی و عوامل مؤثر بر آن	۹۱
فصل هشتم: تعادل‌های شیمیایی از دیدگاه کیفی و کمی	۱۰۵
فهرست منابع و مآخذ	۱۳۸