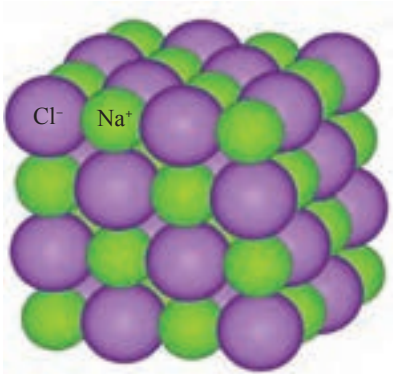
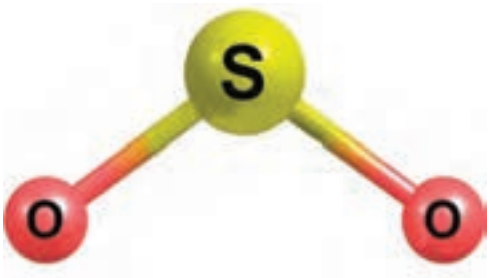
پودمان ۳

مفاهیم پایه ساختار مولکول



سدیم کلرید



گوگرد دیوکسید

سدیم کلرید به‌صورت آرایه‌ای از یون‌های سدیم و یون‌های کلرید وجود دارد در حالی که گوگرد دیوکسید به‌صورت مولکولی است و هر مولکول، مرکب از یک اتم گوگرد و دو اتم اکسیژن است.

۱ـ۳ـ پیوندهای شیمیایی

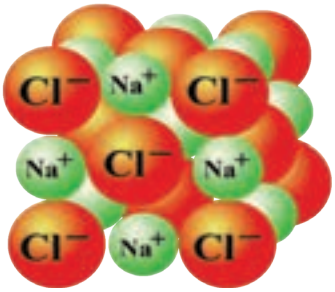
بیشتر عنصرها به صورت ترکیب شیمیایی با عنصرهای دیگر وجود دارند، فقط عنصرهای محدودی به صورت آزاد در طبیعت یافت می‌شوند. گازهای نجیب هلیم (He)، نئون (Ne)، آرگون (Ar)، کریپتون (Kr)، زنون (Xe) و رادون (Rn) به‌صورت اتم‌های مجزا وجود دارند. اکسیژن (O)، نیتروژن (N) و گوگرد (S) علاوه بر ترکیب با سایر عنصرها، در متداول‌ترین شکل خود به صورت مولکول‌های O_2، N_2، S_8 یافت می‌شوند. بعضی فلزات مانند مس (Cu)، نقره (Ag)، طلا (Au) و پلاتین (Pt) ممکن است به شکل ترکیب نشده با سایر عنصرها، وجود داشته باشند.

در تشکیل ترکیب‌ها الکترون‌های اتم‌های واکنش‌دهنده، به دو صورت کلی شرکت دارند:

۱ انتقال الکترون از اتم‌های یک عنصر به اتم‌های عنصر دیگر برای تشکیل ترکیب‌های یونی

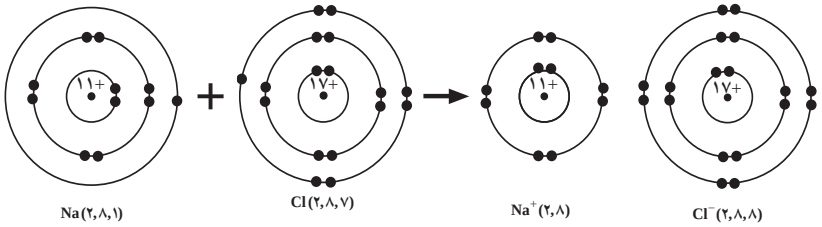
۲ به اشتراک گذاشتن الکترون‌ها بین اتم‌های عنصرهای مختلف برای تشکیل ترکیب‌های کووالانسی

پیوند یونی



بلور سدیم کلرید

با توجّه به آرایش الکترونی عنصرها می‌توان گفت فلزهای سمت چپ جدول تناوبی که انرژی یونش آنها به نسبت کم است، با نافلزهایی همچون فلوئور، 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 به‌صورت مولکول دو اتمی Cl_2 و گازی سمّی است جامدی سخت، متبلور و سفید رنگ حاصل می‌شود که سدیم کلرید نام دارد و خواصّی متفاوت با خواص هر یک از دو عنصر سازندهٔ این نمک دارد. به‌عنوان مثال، از سدیم‌کلرید در صنایع غذایی البته به مقدار کم استفاده می‌شود. واکنش فلز سدیم با گاز کلر براساس مدل بور در شکل ۱ـ۳ نشان داده شده است. در این واکنش اتم سدیم با از دست دادن تنها الکترون ظرفیت خود به‌صورت یون مثبت Na^+ با آرایش الکترونی گاز نجیب نئون و اتم کلر با پذیرفتن یک الکترون از اتم سدیم به یون منفی Cl^- با آرایش الکترونی گاز نجیب آرگون تبدیل می‌شود. با تشکیل زوج یون Na^+Cl^-، ترکیب سدیم کلرید به‌وجود می‌آید.



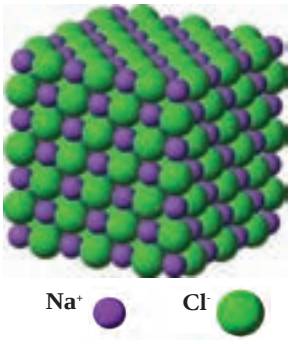
شکل (۱ـ۳) نمایش تشکیل زوج یون Na^+Cl^- بر اساس مدل سیاره‌ای بور

$$Na\cdot + \cdot\ddot{Cl}: \rightarrow [Na]^+ [:\ddot{Cl}:]^-$$

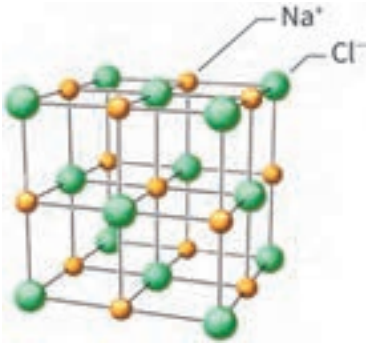
پیوند شیمیایی که به این روش تشکیل می‌شود، پیوند یونی نامیده می‌شود.

ساختار بلور سدیم‌کلرید: عکس‌برداری با پرتو ایکس نشان می‌دهد که بلور سدیم‌کلرید ساختار مکعبی دارد و در آن یون‌های Na^+ و Cl^- به‌طور یک‌درمیان محل‌های ثابتی را در این ساختار سه‌بُعدی اشغال کرده‌اند. چنانچه این یون‌ها را به‌صورت گوی‌های کروی و سختی تصوّر کنیم، می‌توان انباشتگی آنها را برای ایجاد یک ساختار مکعبی مطابق شکل ۲ـ۳ـ الف در نظر گرفت. چنین مدلی یک مدل فضا پُرکُن نامیده می‌شود. مدل دیگری که موقعیت فضایی یون‌های مثبت و منفی را به‌طور واضح‌تری مجسم می‌کند، مدل گلوله و میله است که در شکل ۲ـ۳ـ ب نشان داده شده است.

در ساختار مکعبی بلور سدیم‌کلرید هر یک از یون‌های Na^+ و Cl^- در نزدیک‌ترین فاصله نسبت به خود به‌وسیلهٔ شش یون با بار مخالف احاطه شده است و این شش یون یک آرایش هندسی هشت‌وجهی منتظم شکل ۲ـ۳ـ ج را در اطراف یون مرکزی خود به‌وجود می‌آورند. یون‌های سدیم و کلرید در بلور سدیم‌کلرید به‌وسیلهٔ نیروهای جاذبهٔ الکترواستاتیک قوی که پیوند یونی نامیده می‌شود، به‌یکدیگر متصل هستند و اثر این نیروهای جاذبه در کلیه جهت‌ها ظاهر می‌شود.



الف) مدل فضا پُرکُن برای سدیم‌کلرید



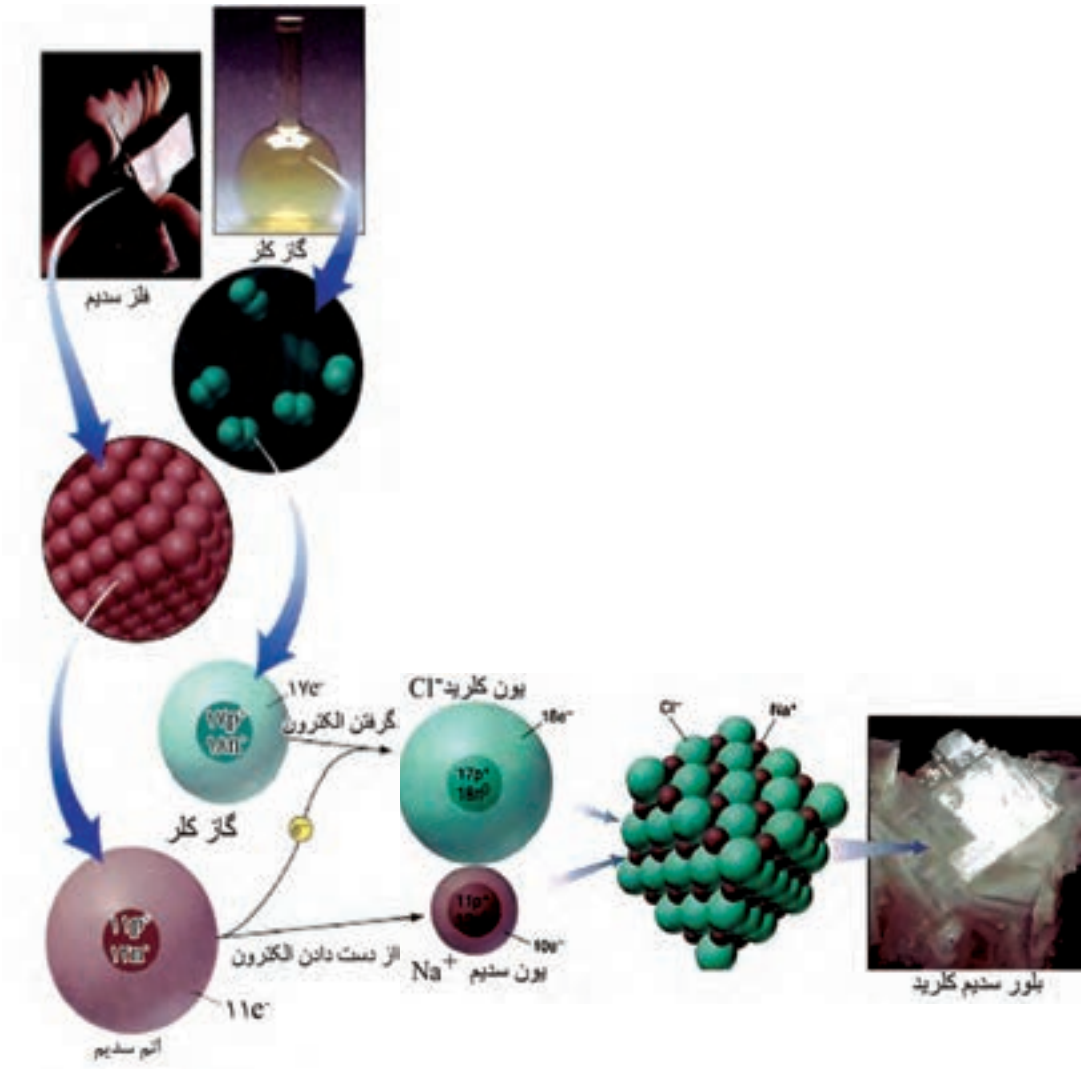
ب) مدل گلوله و میله برای سدیم‌کلرید. یون‌های کلرید در اطراف یون سدیم آرایش هندسی هشت‌وجهی ایجاد می‌کنند. به‌همین ترتیب یون‌های سدیم در اطراف یون کلرید آرایش هشت‌وجهی دارند.

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

شکل (۲ـ۳)

تحقیق کنید

با مراجعه به کتاب‌های شیمی و منابع اینترنتی چند نمونه از ترکیبات یونی پرکاربرد در صنایع مختلف را نام برده و در مورد کاربردهای هرکدام اطلاعاتی جمع‌آوری کنید.

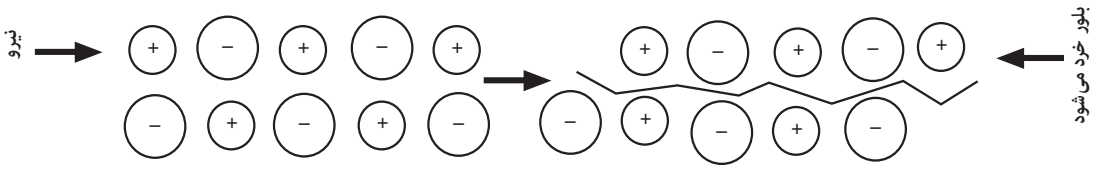


شکل (۳ـ۳) مراحل تشکیل سدیم‌کلرید از عناصر سدیم و کلر

خواص فیزیکی سدیم‌کلرید: از خواص فیزیکی سدیم‌کلرید، می‌توان به بالابودن دمای ذوب، سخت و شکننده‌بودن 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.

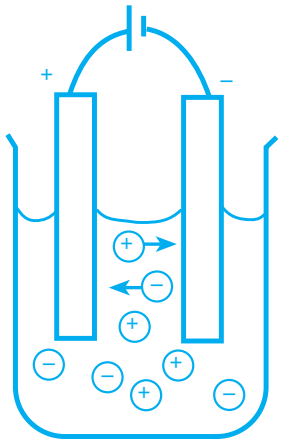
۱ **بالا بودن دمای ذوب:** در جامدهای یونی بین یون‌های با بار مخالف نیروهای جاذبهٔ الکترواستاتیک قوی وجود دارد، برای غلبه بر این نیروها و جدا کردن یون‌ها از یکدیگر به‌طوری که بتوانند آزادی حرکت داشته باشند باید انرژی زیادی مصرف شود. از این‌رو دمای ذوب سدیم‌کلرید و دیگر جامدهای یونی بالاست. برای مثال، دمای ذوب سدیم‌کلرید $808^\circ C$ و منیزیم‌اکسید (MgO) $2800^\circ C$ است.

۲ **سخت و شکننده بودن:** با توجّه به وجود نیروهای جاذبهٔ الکتروستاتیک قوی بین یون‌ها برای درهم‌ریختن ساختار بلور سدیم‌کلرید باید نیروی زیادی به کار برد. یک تکه بلور سدیم‌کلرید به آسانی خط برنمی‌دارد ولی با ضربهٔ چکش به راحتی خُرد 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 جابه‌جا شدن یک ردیف از یون‌ها نسبت به ردیف دیگر، بارهای همنام در کنار یکدیگر قرار می‌گیرند و نیروی دافعهٔ حاصل، موجب از هم پاشیدن بلور می‌شود (شکل ۴ـ۳).



شکل (۴ـ۳) بر اثر جابه‌جا شدن یک ردیف از یون‌ها، بارهای همنام یکدیگر را دفع می‌کنند و سبب فرو ریختن ساختار بلور می‌شوند.

۳ **قابلیت هدایت الکتریکی سدیم‌کلرید به‌صورت مذاب و در محلول:** در سدیم‌کلرید 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 علّت 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 ۵ـ۳). در محلول آبی سدیم‌کلرید، یون‌ها به‌صورت آب پوشیده‌اند و می‌توانند آزادانه حرکت کنند و به این ترتیب هادی جریان برق هستند.



شکل (۵ـ۳) یون‌ها در سدیم کلرید مذاب بر اثر اختلاف سطح الکتریکی به سمت الکترودها هدایت می‌شوند.

پرسش

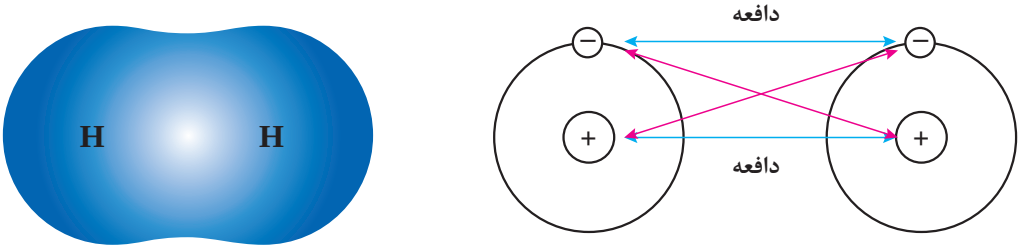
۱ بررسی کنید کدام‌یک از ترکیب‌های داده شده می‌توانند یونی باشند؟

الف) Lif　ب) KCl　پ) ccl_4　ت) NaI　ث) CH_4　ج) KI

۲ یون‌های مثبت (کاتیون) و یون‌های منفی (آنیون) ترکیب‌های یونی پرسش ۱ را مشخص کنید.

پیوند کووالانسی

ترکیب‌های کووالانسی وقتی تشکیل می‌شوند که عنصرها، الکترون به اشتراک بگذارند که معمولاً این عمل بین نافلزات رخ می‌دهد. گرچه تعداد نسبتاً کمی‌نافلز وجود دارد ولی این عنصرها با یکدیگر برهم کنش‌های متعددی انجام داده و تعداد بسیار زیادی از ترکیب‌های کووالانسی را تشکیل می‌دهند.



شکل (۶ـ۳) نمایش مفهوم نیروهای میان الکترون‌ها و هسته‌ها در یک مولکول دو اتمی (H_2)

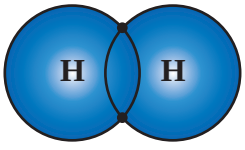
بحث کلاسی

در تشکیل پیوند بین دو اتم هیدروژن به نظر شما کدام اتم، الکترون از دست داده و کدام الکترون می‌پذیرد؟

مولکول هیدروژن (H_2): از دو اتم هیدروژن، هر یک شامل یک پروتون در هسته و یک الکترون ظرفیت، تشکیل شده است. در تشکیل نمک‌ها ملاحظه کردید که عنصر فلز، الکترون از دست می‌دهد و نافلز الکترون می‌پذیرد و بین یون‌های حاصل یک نیروی جاذبهٔ الکتروستاتیک به‌وجود می‌آید. اما وقتی دو اتم هیدروژن به یکدیگر نزدیک می‌شوند، الکترون‌های ظرفیت این دو اتم با یکدیگر جفت شده، بین دو هستهٔ اتم هیدروژن به‌طور مشترک قرار می‌گیرند. این جفت الکترون مشترک، نمایندهٔ یک پیوند کووالانسی بین این دو اتم است. چنین پیوندی که از اشتراک الکترون بین دو اتم ایجاد می‌شود، پیوند کووالانسی (اشتراکی) نامیده می‌شود.

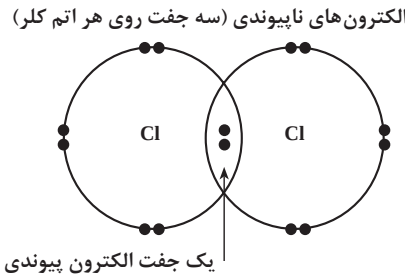
H : H

نمایش الکترون ـ نقطه‌ای مولکول هیدروژن



نمایش مدل بور برای تشکیل پیوند در مولکول هیدروژن

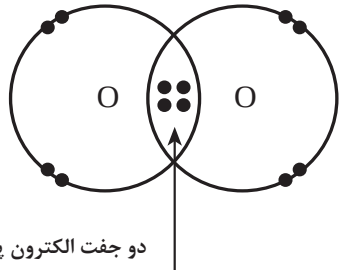
مولکول Cl_2: آرایش الکترونی اتم کلر به‌صورت ۲,۸,۷ است. تجربه نشان می‌دهد که در مولکول کلر، دو اتم کلر به‌وسیلهٔ پیوند یگانه به یکدیگر متصل‌اند (شکل ۷ـ۳).



شکل (۷ـ۳) آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت در مولکول کلر

نیرویی که دو اتم کلر را به یکدیگر متصل می‌سازد، نیروی جاذبهٔ 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 به‌عنوان **جفت‌های تنها**[1] 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. به‌طوری که در شکل ۷ـ۳ مشاهده می‌شود، از راه اشتراک یک جفت الکترون بین دو اتم کلر، هر یک از اتم‌های کلر به آرایش الکترونی گاز نجیب آرگون رسیده است.

مولکول O_2: آرایش الکترونی اتم اکسیژن به‌صورت ۲,۶ است. تجربه نشان می‌دهد که در مولکول اکسیژن، دو اتم اکسیژن به‌وسیلهٔ پیوند دوگانه به یکدیگر متصل‌اند شکل ۸ـ۳. در مولکول O_2، 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.



شکل (۸ـ۳) آرایش الکترونی لایهٔ ظرفیت در مولکول O_2

پرسش

۱ آرایش الکترونی اتم نیتروژن به‌صورت ۲,۵ است. آرایش الکترونی در لایهٔ ظرفیت مولکول N_2 را رسم کنید.

۲ نوع پیوند را در ترکیبات زیر مشخص کنید:

الف) H_2O ب) KI پ) NH_3 ت) Na_2O

علاوه بر پیوندهای یونی و کووالانسی پیوندهای دیگری چون کوئوردینانس یا داتیو و پیوند فلزی نیز وجود دارد که در سال‌های آینده به این پیوندها خواهیم پرداخت.

۱ـ Lone pair

۲ـ۳ـ انواع فرمول‌های شیمیایی

شیمی‌دان‌ها مواد شیمیایی را با فرمول شیمیایی معرفی می‌کنند. مثلاً برای کربن‌دیوکسید CO_2، برای آب H_2O و برای آمونیاک NH_3 می‌نویسند. هر یک از این فرمول‌ها نشان می‌دهد که در هر مورد چه عنصرهایی وجود دارند و این عنصرها با چه نسبتی با هم ترکیب شده‌اند. بنابراین می‌توان گفت: **فرمول شیمیایی یک ماده نشان‌دهنده 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.

در یک فرمول شیمیایی، علامت‌های عنصرها و زیروند (اندیس) عددی نوع و تعداد هر اتم موجود در کوچک‌ترین واحد ماده را نشان می‌دهد. چند نوع فرمول شیمیایی برای ترکیب‌ها وجود دارند که عبارت‌اند از:

۱ **فرمول تجربی،** تعداد نسبی اتم‌های هر عنصر در ترکیب را نشان می‌دهد. این فرمول ساده‌ترین نوع است و از جرم‌های عناصر تشکیل‌دهنده مشتق می‌شود. برای مثال، در هیدروژن پروکسید (H_2O_2)، یک قسمت جرمی‌هیدروژن برای هر ۱۶ قسمت جرمی‌اکسیژن وجود دارد. لذا، فرمول تجربی هیدروژن پروکسید HO است: یک اتم هیدروژن به ازای هر اتم اکسیژن.

۲ **فرمول مولکولی،** تعداد واقعی اتم‌های هر عنصر در مولکول ترکیب را نشان می‌دهد. فرمول مولکولی هیدروژن پروکسید H_2O_2 است: دو اتم هیدروژن و دو اتم اکسیژن در مولکول وجود دارد.

۳ **فرمول ساختاری،** تعداد اتم‌ها و پیوندهای بین آنها را نشان می‌دهد؛ یعنی محل نسبی و ارتباط‌های اتم‌ها در مولکول را نمایان می‌سازد. فرمول ساختاری هیدروژن پراکسید H_O_O_H است. هر H به یک O پیوند شده و Oها به یکدیگر وصل شده‌اند.

تحقیق کنید

فرمول تجربی، مولکولی و ساختاری ترکیب‌های بنزن و گلوکز را تهیه کنید؟

فرمول‌نویسی و نام‌گذاری

برای نوشتن فرمول شیمیایی مواد گوناگون باید از ظرفیت[۱] اتم عنصرهایی که در تشکیل یک جسم معین به‌کار رفته است آگاهی داشت برای مثال ظرفیت عنصرهای گروه قلیایی، قلیایی خاکی و هالوژن‌ها به ترتیب ۱+، ۲+ و ۱- است. با استفاده از نشانه‌های شیمیایی عنصرها و رعایت ظرفیت آنها می‌توان فرمول شیمیایی ترکیب‌ها را نوشت. در جدول (۱ـ۳) نام‌ها و ظرفیت چند عنصر متداول داده شده است.

در یک ترکیب یونی منظور از ظرفیت تعداد الکترون‌هایی است که یک اتم ضمن انجام واکنش از دست داده یا دریافت می‌کند، که به آن ظرفیت الکتروولانسی می‌گویند. از سوی دیگر در ترکیبات کووالانسی تعداد الکترون‌هایی را که هر اتم به اشتراک می‌گذارد، ظرفیت کووالانسی آن عنصر می‌نامند.

۱ـ ظرفیت (Valence) عددی است که مشخص می‌کند یک نوع اتم حداکثر با چند اتم دیگر می‌تواند پیوند برقرار کند.

جدول (۱ـ۳) ظرفیت کووالانسی چند اتم

نام عنصر	نماد شیمیایی	ظرفیت کووالانسی	ترکیب
کربن	C	۴	CH_4
نیتروژن	N	۳	NH_3
اکسیژن	O	۲	H_2O
گوگرد	S	۲	SH_2
هیدروژن	H	۱	H_2
کلر	Cl	۱	Cl_2
ید	I	۱	I_2

در یک ترکیب مجموع ظرفیت‌های یک عنصر با مجموع ظرفیت‌های اتم‌های عنصر دیگر که با یکدیگر ترکیب شده‌اند، برابر است. برای مثال در ترکیب $MgCl_2$ ظرفیت اتم منیزیم ۲ و ظرفیت اتم کلر برابر ۱ است و در مجموع ظرفیت یک اتم منیزیم برابر ظرفیت دو اتم کلر است.

نام‌گذاری ترکیبات معدنی

نام‌گذاری کاتیون‌های تک اتمی: هنگامی که یک اتم یک یا چند الکترون از دست دهد به یون مثبت یا کاتیون تبدیل می‌شود. کاتیون‌های تک اتمی‌به صورت زیر نام‌گذاری می‌شوند:

پیشوند یون + نام اتم + بارالکتریکی کاتیون (با عدد رومی‌داخل پرانتز نوشته می‌شود.)

مثال:

عنصر	فرمول یون	نام کاتیون
آهن	Fe^{2+}	یون آهن (II)
	Fe^{3+}	یون آهن (III)
مس	Cu^{+}	یون مس (I)
	Cu^{2+}	یون مس (II)

تمرین

۱ برای کاتیون‌های کبالت (+۲)، (+ ۳) و منگنز (+۲)، (+۳) جدول زیر را کامل کنید:

عنصر	فرمول یون	نام کاتیون

۲ نام هریک از کاتیون‌های زیر را بنویسید:

الف) Sn^{2+} ب) Mn^{2+} پ) Al^{3+} ت) Ca^{2+}

نام‌گذاری آنیون‌های تک اتمی: آنیون‌های تک اتمی از افزایش یک یا چند الکترون به یک اتم حاصل می‌شوند. برای نام‌گذاری آنیون‌ها از روش زیر استفاده می‌شود:

پیشوند یون + ریشه نام اتم + پسوند «ید» یا «ide»

مثال:

عنصر	فرمول یون	نام یون
هیدروژن	H^-	یون هیدرید
فلوئور	F^-	یون فلوئورید
کلر	Cl^-	یون کلرید
گوگرد	S^{2-}	یون سولفید
نیتروژن	N^{3-}	یون نیترید

تمرین

نام آنیون‌های زیر را بنویسید:

الف) O^{2-} ب) I^- پ) Br^- ت) F^-

نام‌گذاری ترکیب‌های یونی: ترکیب‌های یونی از کاتیون‌ها و آنیون‌ها تشکیل شده‌اند. برای نام‌گذاری از روش زیر استفاده می‌شود:

نام کاتیون (فلز) + نام آنیون (نافلز)

اگر کاتیون با ظرفیت‌های متفاوتی با آنیون ترکیب شود ذکر عدد ظرفیت یا بار الکتریکی کاتیون با عدد رومی الزامی است.

مثال:

نام ترکیب	فرمول ترکیب
سدیم‌کلرید	$NaCl$
آهن (II) اکسید	FeO
آهن (III) اکسید	Fe_2O_3

برای ترکیب‌هایی مانند سدیم کلرید و منیزیم برمید، که کاتیون فقط با یک ظرفیت در ترکیب وجود دارد لزومی به ذکر بار کاتیون با عدد رومی نیست.

تمرین

نام ترکیب‌های زیر را بنویسید:

الف) $FeCl_3$ ب) $NaOH$ پ) KI ت) $SnCl_4$

نام‌گذاری ترکیب‌های یونی با کاتیون‌ها و آنیون‌های چند اتمی: برخی از آنیون‌ها و کاتیون‌ها از چند اتم تشکیل شده‌اند، مانند SO_4^{2-}، NH_4^+، PO_4^{3-}. در جدول (۲ـ۳) تعدای از یون‌های چند اتمی آورده شده.

جدول (۲ـ۳) یون‌های چنداتمی

فرمول یون	نام یون	فرمول یون	نام یون
NO_3^-	نیترات	HSO_4^-	هیدروژن سولفات
NO_2^-	نیتریت	CO_3^{2-}	کربنات
PO_4^{3-}	فسفات	HCO_3^-	هیدروژن کربنات
SO_4^{2-}	سولفات	OH^-	هیدروکسید
SO_3^{2-}	سولفیت	NH_4^+	یون آمونیوم
CH_3COO^-	استات	MnO_4^-	پرمنگنات
OH^-	هیدروکسید	CrO_4^{2-}	کرومات
H_3O^+	هیدرونیوم	$Cr_2O_7^{2-}$	دی کرومات
CN^-	سیانید	ClO^-	هیپوکلریت
O_2^{2-}	پراکسید	ClO_2^-	کلریت
HPO_4^{2-}	هیدروژن فسفات	ClO_3^-	کلرات
$H_2PO_4^-$	دی‌هیدروژن فسفات	ClO_4^-	پرکلرات

برای نام‌گذاری ترکیب‌های یونی چند اتمی از روش زیر استفاده می‌شود:

نام کاتیون (فلز) + نام آنیون (نافلز)

مثال:

نام ترکیب	فرمول ترکیب
مس (II) سولفات	$CuSO_4$
آلومینیم سولفات	$Al_2(SO_4)_3$
مس (I) سولفات	Cu_2SO_4
آمونیوم کلرید	NH_4Cl

تمرین

۱ فرمول‌های شیمیایی ترکیب‌های یونی زیر را بنویسید:

الف) آهن (III) فلوئورید　　ب) منیزیم سولفات

پ) مس (II) کلرید　　ت) نقره نیترات

۲ ترکیبات یونی زیر را نام‌گذاری کنید:

الف) $FeSO_4$　　ب) $CaCl_2$　　پ) $CaSO_4$

ت) $BaCl_2$　　ث) PbO_2　　ج) KNO_3

نام‌گذاری ترکیب‌های کووالانسی: ترکیب‌های کووالانسی معمولاً از دو نافلز، تشکیل می‌شوند. مانند آمونیاک (NH_3)، آب (H_2O)، کربن‌دی‌سولفید (CS_2)، فسفر پنتاکسید (P_2O_5)، نیتروژن دیوکسید (NO_2)، دی‌نیتروژن تتراکسید (N_2O_4)

تمرین

۱ ترکیبات کووالانسی زیر را نام‌گذاری کنید:

الف) SO_3 ب) SiO_2 ج) PCl_3 د) N_2O_5

۲ فرمول شیمیایی ترکیبات کووالانسی زیر را بنویسید:

الف) دی‌نیتروژن منوکسید ب) سلنیم هگزا فلورید

ج) دی‌کلرید هپتاکسید د) تری‌کلربرمید

نام‌گذاری اسیدها و بازها

اسیدها و بازها از ترکیب‌های مهمّ شیمیایی هستند که انواع مختلفی دارند. اسید ترکیبی است که در آب یون (H^+) و باز ترکیبی است که در آب یون هیدروکسید (OH^-) آزاد می‌کند.

برای نام‌گذاری اسیدهای دوتایی HA که در آن A اتم هالوژن، گوگرد است، از روش زیر استفاده می‌شود.

پیشوند هیدرو + نام اتم + پسوند «ایک» + واژهٔ اسید

مثال:

نام اسید	فرمول اسید
هیدروفلوئوریک اسید	HF
هیدروکلریک اسید	HCl

برای نام‌گذاری بازها از روش زیر استفاده می‌شود:

نام کاتیون (فلز) + پیشوند «هیدرو» + واژهٔ اکسید

مثال:

نام باز	فرمول باز
لیتیم هیدروکسید	LiOH
سدیم هیدروکسید	NaOH
کلسیم هیدروکسید	$Ca(OH)_2$

فرمول‌نویسی

برای نوشتن فرمول ترکیب‌های شیمیایی یا خواندن نام آنها می‌توان از دستور سادهٔ زیر استفاده نمود:

۱ نشانهٔ شیمیایی یون مثبت (کاتیون) در سمت چپ و نشانهٔ شیمیایی یون منفی (آنیون) در سمت راست نوشته می‌شود. نشانهٔ شیمیایی یون هیدروژن H^+ نیز مانند کاتیون‌ها در سمت چپ نوشته می‌شود.

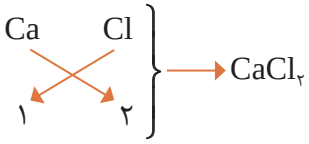
○ **مثال: نام شیمیایی NaCl چیست؟**

این ترکیب از دو جزء یون منفی کلرید و یون مثبت سدیم تشکیل شده است؛ بنابراین در خواندن نام ترکیب ابتدا نام یون مثبت، سپس نام یون منفی خوانده می‌شود. لذا نام ترکیب «سدیم + کلرید= سدیم‌کلرید» خواهد بود.

۲ ظرفیت یک عنصر را ضریب عنصر دیگر و به صورت زیروند قرار می‌دهند.

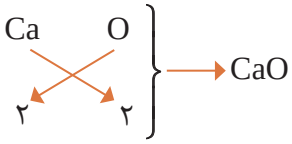
○ **مثال: فرمول شیمیایی کلسیم کلرید را بنویسید.**

نماد شیمیایی کلسیم Ca و ظرفیت آن ۲، نماد یون کلرید Cl و ظرفیت آن ۱ است. ابتدا یون مثبت از سمت چپ، سپس یون منفی نوشته شده و ظرفیت‌های آنها به یکدیگر داده می‌شود:



۳ چنانچه ضریب‌ها قابل ساده کردن باشند، آنها را ساده می‌کنند و از نوشتن ضریب (۱) خودداری می‌شود.

○ **مثال: فرمول شیمیایی کلسیم اکسید را بنویسید.**



۴ در صورتی که در ترکیب به جای یون مثبت یون هیدروژن باشد، ترکیب اسید بوده و به‌صورت زیر خوانده می‌شود.

○ **مثال: نام شیمیایی HCl چیست؟**

این ترکیب از دو جزء Cl^- و H^+ تشکیل شده است: پیشوند هیدرو + کلر+ پسوند «ایک »+ واژهٔ اسید در نتیجه نام ترکیب «هیدرو کلریک اسید» خواهد بود.

۵ در صورتی که عنصری چند ظرفیت داشته باشد، در خواندن نام ترکیب باید ظرفیت آن نوشته شود.

○ **مثال: نام شیمیایی $FeCl_2$ چیست؟**

نام یون مثبت + ظرفیت یون مثبت (عدد رومی) + نام یون منفی = آهن (II) کلرید

پرسش

۱ با کمک جدول یون‌های مثبت و منفی در کتاب همراه دانش‌آموز، نام ترکیب‌های شیمیایی زیر را بنویسید.

HBr ، $MgCl_2$ ، KCl ، $Ca(OH)_2$ ، $FeCl_3$ ، MgO

۲ فرمول شیمیایی ترکیب‌های زیر را بنویسید:

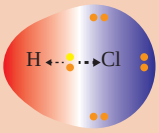
پتاسیم‌سولفید، کلسیم‌هیدروکسید، آلومینیم‌اکسید، سدیم‌اکسید، نقره‌نیترات، مس (II) سولفات، نیتریک اسید، منیزیم‌فسفات، باریم‌سولفات، آلومینیم‌نیترات، کلسیم‌سولفیت

۳ـ۳ـ الکترونگاتیوی عناصر

بحث کلاسی

هنگامی که دو اتم هیدروژن پیوند کووالانسی تشکیل می‌دهند، فاصلهٔ جفت الکترون مشترک از هستهٔ دو اتم هیدروژن به یک اندازه است، در حالی که وقتی اتم هیدروژن و اتم کلر پیوند کووالانسی تشکیل می‌دهند فاصلهٔ جفت الکترون پیوندی از هسته دو اتم برابر نیست. علّت آن چیست؟

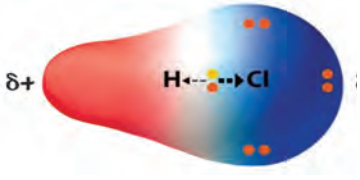
مولکول H_2



مولکول HCl

هنگامی که دو اتم متفاوت، مانند هیدروژن و کلر، با پیوند کووالانسی به یکدیگر متصل می‌شوند و مولکول دو اتمی هیدروژن کلرید به‌وجود می‌آید، فاصلهٔ جفت الکترون مشترک در این پیوند کووالانسی، از هسته‌های هیدروژن و کلر، به یک اندازه نیست.

مشاهدات دقیق از مولکول هیدروژن کلرید نشان می‌دهد که هستهٔ اتم کلر الکترون‌های پیوندی را بیش از هستهٔ اتم هیدروژن به سوی خود جذب می‌کند. در نتیجه، چگالی ابر الکترونی مربوط به پیوند، روی هستهٔ اتم کلر بیشتر و روی هستهٔ اتم هیدروژن کمتر خواهد بود (شکل ۹ـ۳).



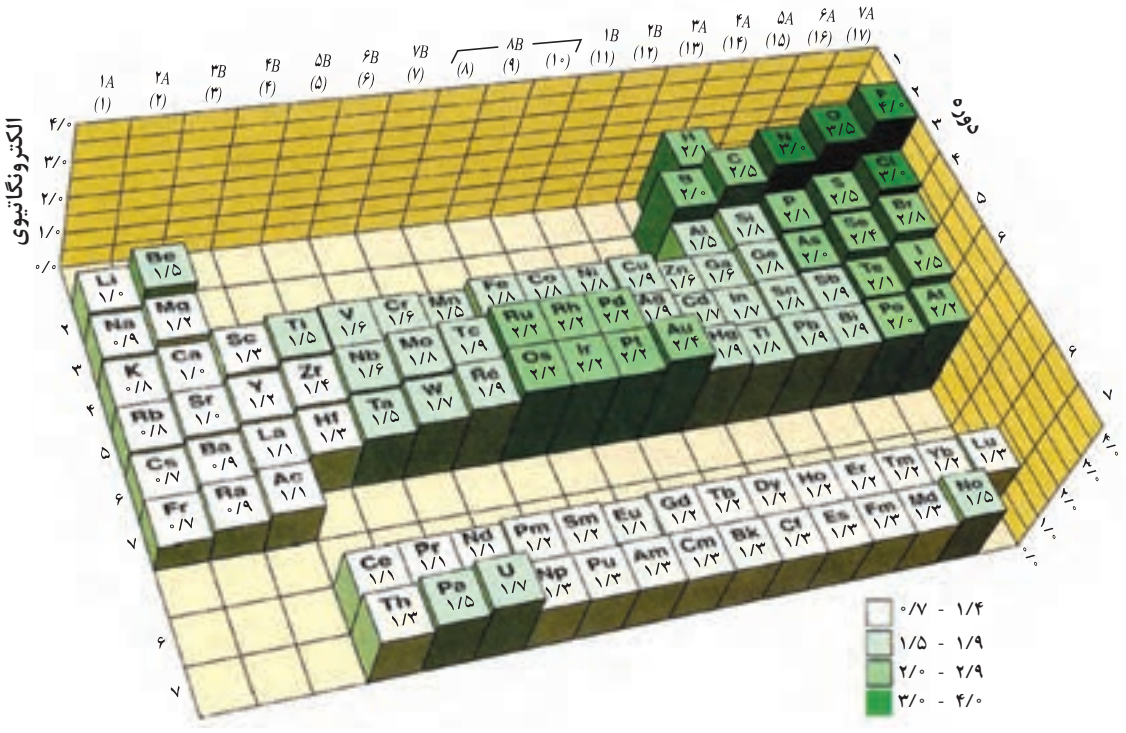
شکل (۹ـ۳) توزیع چگالی ابرالکترونی بین کلر و هیدروژن

با بررسی مولکول‌های دو اتمی متفاوت به‌نظر می‌رسد که قابلیت اتم‌ها برای جذب الکترون‌های پیوندی، به هنگام رقابت با یک اتم دیگر یکسان نیست، برخی از اتم‌ها تمایل بیشتری برای جذب الکترون، نسبت به اتم دیگر دارند. قابلیت یک اتم برای جذب الکترون‌های پیوندی، به هنگام رقابت با یک اتم دیگر را الکترونگاتیوی آن اتم می‌نامند. هر چه قابلیت یک اتم برای جذب الکترون‌های پیوندی بیشتر باشد، آن اتم جفت الکترون‌های پیوندی را بیشتر به سمت خود جذب می‌کند که موجب توزیع نامتقارن بار الکترونی می‌شود.

الکترونگاتیوی یک عنصر به‌طور مستقیم قابل اندازه‌گیری نیست. تنها می‌توان الکترونگاتیوی یک عنصر را با الکترونگاتیوی یک عنصر دیگر مقایسه کرد. بنابراین الکترونگاتیوی یک کمیت نسبی است.

برای نخستین بار، مقدار عددی برای الکترونگاتیوی عنصرها توسط لینوس پاولینگ[۱] پیشنهاد شد. الکترونگاتیوی عنصرها از ۴/۰ برای الکترونگاتیوترین عنصر یعنی فلوئور، تا ۰/۷ برای سزیم که کمترین قابلیت را برای جذب الکترون دارد، تغییر می‌کند. الکترونگاتیوی نسبی تعدادی از عنصرها، به ترتیبی که در جدول تناوبی ظاهر می‌شوند، در شکل (۱۰ـ۳) نشان داده شده است. الکترونگاتیوی یک اتم تمایل نسبی اتم‌ها برای جذب جفت الکترون به سمت هستهٔ خود است.

۱ـ Linus Pauling



شکل (۱۰ـ۳) الکترونگاتیوی نسبی عنصرها در جدول تناوبی

فکرکنید

۱ چرا در هر تناوب از جدول تناوبی، با افزایش عدد اتمی از چپ به راست، بر الکترونگاتیوی عنصرها افزوده می‌شود؟

۲ در یک گروه از جدول تناوبی، از بالا به پایین، بر تعداد پروتون‌های هسته اضافه می‌شود، ولی، الکترونگاتیوی عنصرها به تدریج کاهش می‌یابد. کدام عامل را در این روند مؤثر می‌دانید؟

۴ـ۳ـ مولکول‌های قطبی و ناقطبی

وقتی دو اتم از یک عنصر، مثلاً دو اتم هیدروژن، پیوند کووالانسی تشکیل می‌دهند، هر یک از آنها از الکترون‌های پیوندی سهم یکسان دریافت می‌کند، زیرا جاذبهٔ آنها برای جفت الکترون مشترک در پیوند کووالانسی یکسان است. در این حالت، گفته می‌شود که پیوند بین این دو اتم ناقطبی است.
پیوندهای موجود بین دو اتم اکسیژن در مولکول اکسیژن $O=O$ و دو اتم نیتروژن در مولکول نیتروژن $N \equiv N$ ناقطبی به‌شمار می‌آیند.

پرسش

در مولکول $H-Cl$ پیوند کووالانسی بین اتم هیدرژن و کلر تشکیل می‌شود.آیا مولکول HCl قطبی است یا ناقطبی؟

هنگامی‌که اتم A با الکترونگاتیوی بیشتر و اتم B با الکترونگاتیوهای کمتر، از طریق پیوند کووالانسی به یکدیگر متصل می‌شوند، به علّت بالاتر بودن الکترونگاتیوی اتم A، چگالی ابر الکترونی پیوند روی اتم A بیشتر و روی اتم B کمتر خواهد بود. به عبارت دیگر، سهم اتم A از الکترون‌های پیوندی بیشتر از سهم اتم B است. در نتیجه، اتم A حامل جزئی بار منفی (δ^-) و اتم B حامل جزئی بار مثبت (δ^+) خواهد بود. این نوع پیوند را که دارای دو سر (دو قطب) مثبت و منفی است، پیوند قطبی می‌نامند.

نکته

اگر پیوند کووالانسی بین دو اتم مختلف تشکیل شود، پیوند قطبی خواهد بود.

پرسش

با توجّه به الکترونگاتیوی عنصرها در جدول تناوبی، قطبیت کدام یک از پیوندهای زیر بیشتر است؟ آنها را به ترتیب کاهش قطبیت از چپ به راست مرتّب کنید (پیوندی را که قطبیت آن بیشتر است در سمت چپ بنویسید).

الف) $Cl-F$ ب) $F-O$ پ) $Be-O$ ت) $H-N$

پرسش

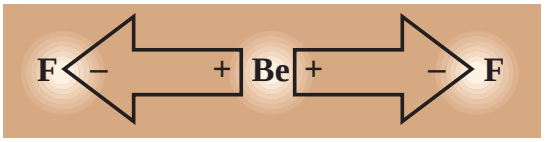
در میان مولکول‌های Cl_2، HBr، NO، CO و Br_2 کدام قطبی و کدام ناقطبی است؟ علّت آن را بیان کنید.

آیا می‌توان یک قاعدهٔ کلی برای قطبی ـ ناقطبی بودن، در مولکول‌های دو اتمی بیان کرد؟
در مولکول‌های دو اتمی چنانچه .....

.....

مولکول‌های سه‌اتمی

در مولکول چنداتمی BeF_2، به دلیل اختلاف الکترونگاتیوی اتم‌ها، پیوند بین دو اتم Be و F قطبی است. آیا می‌توان گفت مولکول هم قطبی است؟

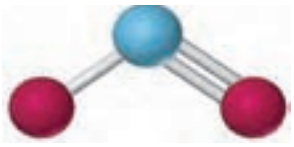


شکل (۱۱ـ۳) مولکول BeF_2

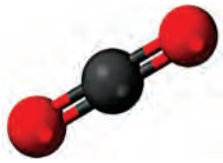
همان‌طور که در شکل ۱۱ـ۳ مشاهده می‌کنید، مولکول BeF_2 به صورت خطی بوده و اتم‌های سازندهٔ آن در یک راستا قرار دارند، به علّت اینکه قطبیت پیوندهای Be-F به یک اندازه است ولی در دو جهت مخالف قرار دارند، اثر یکدیگر را خنثی می‌کنند و قطبیت مولکول صفر می‌شود. بنابراین در مولکول سه اتمی BeF_2 با وجود اینکه پیوندها قطبی هستند، مولکول ناقطبی است.

پرسش

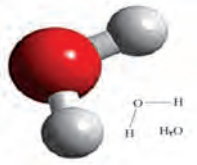
مشخّص کنید کدام یک از مولکول‌های زیر، قطبی و کدام ناقطبی هستند؟



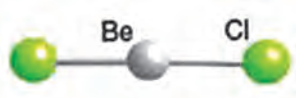
NO_2



CO_2



H_2O



$BeCl_2$

CS_2

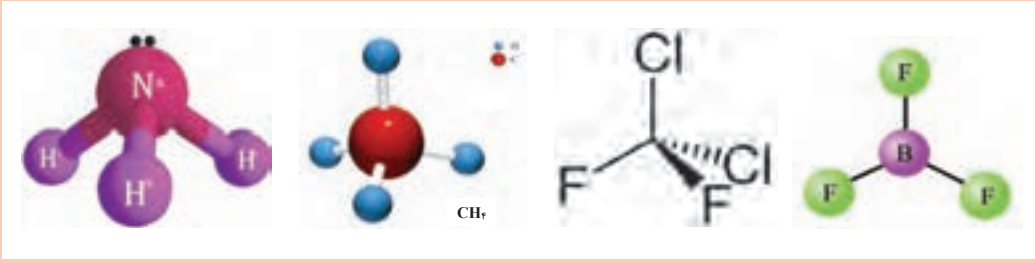
آیا می‌توانید روش تشخیص قطبی بودن مولکول‌ها را با یک عبارت بیان کنید؟

.....

.....

پرسش

بررسی کنید هر یک از مولکول‌های زیر، قطبی هستند یا ناقطبی؟



۵ـ۳ـ نمایش مولکول‌ها

مولکول‌ها به روش‌های متنوع نمایش داده می‌شوند. یک فرمول شیمیایی فقط تعداد نسبی اتم‌ها را نشان می‌دهد. فرمول‌های الکترون ـ نقطه و پیوند ـ خط، پیوند بین اتم‌ها را به‌صورت یک جفت نقطه و یا خط ارائه می‌کنند. مدل گلوله‌ومیله، اتم‌ها را به‌صورت کره و پیوندها را به شکل میله، با زاویه‌های دقیق و اندازهٔ نسبی نشان می‌دهد، ولی فاصله‌ها مبالغه‌آمیز می‌باشند. مدل فضا پر، شکل دقیق از یک مولکول است ولی پیوندها را نشان نمی‌دهد. شکل ۱۲ـ۳ مدل‌های مختلف مولکول آب را نشان می‌دهد. در مدل چگالی الکترون، نواحی بار الکترونی زیاد (قرمز) و بار الکترونی کم (آبی) می‌باشد.

شکل (۱۲ـ۳) نمایش یک مولکول آب

نمایش مولکول‌ها و یون‌ها با ساختار لوئیس

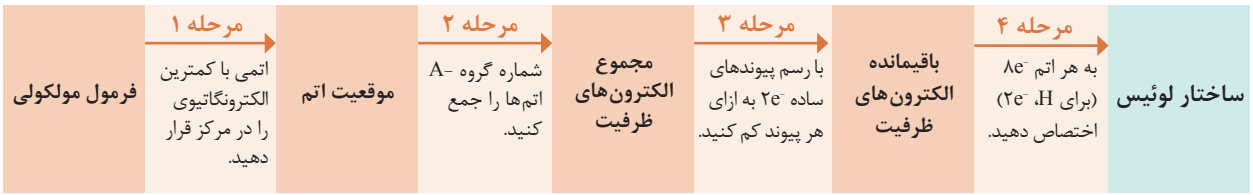
برای تجسّم یک مولکول لازم است که فرمول مولکولی را به ساختار لوئیس (یا فرمول لوئیس) تبدیل کرد. این فرمول شامل نمادهای الکترون‌ـنقطه برای هر اتم و اتم‌های مجاور آن، به شکل جفت‌های پیوندی (که اتم‌ها را به هم نگه داشته است) و جفت‌های ناپیوندی (که لایهٔ بیرونی هر اتم را پر می‌کند)، می‌باشد.

بر مبنای قاعده هشت‌تایی[۱]، اتم‌ها با تشکیل ترکیب تمایل دارند به آرایش هشت‌تایی یا همان آرایش گاز نجیب برسند. این قاعده در ترکیبات با پیوندهای یونی کووالانسی کاربرد دارد. قانون هشت‌تایی راهنمای مناسبی برای اختصاص‌دادن الکترون‌ها به اتم‌ها در ساختار لوئیس می‌باشد.

ساختار لوئیس برای مولکول‌هایی با پیوند ساده

مراحل نوشتن ساختار لوئیس برای مولکول‌هایی که فقط پیوندهای ساده دارند مانند نیتروژن‌فلورید، NF_3، در شکل صفحهٔ بعد آمده است.

۱ـ Octet Rule



شکل (۱۳ـ۳) مراحل تبدیل یک فرمول مولکولی به ساختار لوئیس

مرحلهٔ ۱: برای فرمول مولکولی AB_n، اتمی با شماره گروه کمتر در جدول تناوبی (که معمولاً دارای الکترونگاتیوی کمتر است) را در مرکز قرار دهید. به‌عنوان مثال در مولکول NF_3 اتم N (گروه VA، EN=۳/۰) در ارائهٔ ظرفیت پنج الکترون دارد و لذا به سه الکترون نیاز دارد، درحالی‌که هر اتم F (گروه VIIA؛ EN=۴/۰) با داشتن هفت الکترون در لایهٔ ظرفیت فقط یک الکترون نیاز دارد تا به آرایش گاز نجیب برسد. بنابراین اتم N در مرکز و اتم‌های F در اطراف آن قرار می‌گیرند.

نکته

۱ اگر اتم‌ها در یک گروه باشند، مانند SO_3 و ClF_3، اتمی با دورهٔ تناوبی بیشتر را در مرکز قرار دهید.
۲ چون H فقط یک پیوند تشکیل می‌دهد هرگز در مرکز قرار نمی‌گیرد.

مرحلهٔ ۲: برای تعیین تعداد کل الکترون‌های ظرفیت، یک مولکول، لازم است تعداد الکترون‌های ظرفیت تمام اتم‌های آن را جمع کنید.
به خاطر داشته باشید تعداد الکترون‌های ظرفیت با شمارهٔ گروه‌های اصلی برابر است.

○ **مثال:** در مولکول NF_3، تعداد الکترون‌های ظرفیت را محاسبه کنید.
پاسخ: اتم N پنج الکترون ظرفیت و هر اتم F هفت الکترون ظرفیت دارد.

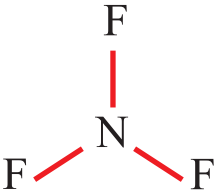
الکترون‌های ظرفیت $[1\times N(5e^-)]+[3\times F(7e^-)]=5e^-+21e^-=26$

نکته

در یون‌های چند اتمی، به ازای هر بار منفی، یک الکترون اضافه و به ازای هر بار مثبت یک الکترون کم کنید.

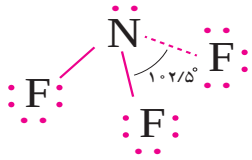
مرحلهٔ ۳: از اتم مرکزی به هر اتم مجاور آن یک پیوند ساده وصل کنید و به‌ازای هر پیوند ساده از کل تعداد الکترون‌های ظرفیت موجود (مرحلهٔ ۲)، دو الکترون کم کنید تا تعداد الکترون‌های باقیمانده به‌دست آید:

الکترون‌های باقیمانده $3(N-F)$ پیوند $\times 2e^- = 6e^- \Rightarrow 26e^- - 6e^- = 20e^-$



مرحلهٔ ۴: الکترون‌های باقیمانده را به‌صورت جفت بر روی اتم‌ها طوری توزیع کنید که هر اتم هشت الکترونی (برای H دو الکترونی) شود. ابتدا جفت‌های ناپیوندی (جفت الکترون‌هایی که در تشکیل هیچ پیوندی شرکت ندارند) را بر روی اتم‌های اطراف (با الکترونگاتیوی بیشتر) قرار دهید تا همهٔ آنها هشت‌تایی شوند. اگر الکترونی باقی ماند آن را بر روی اتم مرکزی بگذارید؛ سپس مطمئن شوید که همهٔ اتم‌ها $8e^-$ دارند.

در مثال NF_3، ۲۰ الکترون باقیمانده شامل ۱۰ جفت الکترون می‌شود. برای هر اتم F سه جفت الکترون نیاز دارد تا به هشت الکترون برسد. در نتیجه یک جفت الکترون باقی می‌ماند که آن را برای اتم مرکزی یعنی N و به‌صورت جفت غیرپیوندی در نظر بگیرید.



ساختار لوئیس NF_3

نکته

همواره کنترل کنید که تعداد کل الکترون‌ها (پیوندی و ناپیوندی) با جمع الکترون‌های ظرفیت کلیهٔ اتم‌های تشکیل‌دهندهٔ مولکول برابر باشد.

با استفاده از این چهار مرحله می‌توان ساختار لوئیس هر مولکول با پیوندهای ساده که اتم مرکزی آن N, C یا O باشد، همچنین بعضی از مولکول‌های دیگرکه اتم مرکزی تناوب بیشتری دارد را رسم کرد. به خاطر داشته باشید که تقریباً در تمام ترکیبات:

- اتم هیدروژن یک پیوند تشکیل می‌دهد.
- اتم کربن چهار پیوند دارد.
- نیتروژن سه پیوند تشکیل می‌دهد.
- اکسیژن دو پیوند دارد.
- هالوژن‌ها موقعی که در اطراف هستند و در یک مولکول نیستند یک پیوند تشکیل می‌دهند.
- فلوئور همیشه در اطراف قرار می‌گیرد.

پرسش

ساختار لوئیس مولکول‌های داده‌شده را رسم کنید.

الف) H_2S ب) OF_2 پ) SCl_2 ت) CCl_2F_2 ث) PH_3

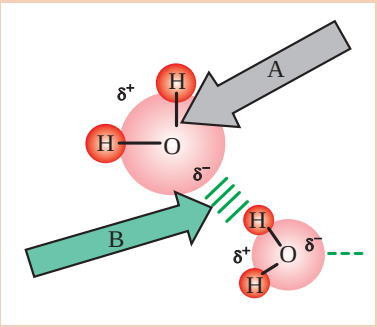
آیا می‌دانید

مولکول CCl_2F_2 (کلرو فلوئوروکربن) یکی از ترکیب‌هایی است که موجب از بین رفتن اُوزن می‌شود.

۶ـ۳ـ نیروهای جاذبهٔ بین‌مولکولی

بحث کلاسی

در تصویر زیر دقّت کنید. چه نیروهایی در شکل مشاهده می‌کنید؟ نیروهای A و B چه تفاوتی با هم دارند؟

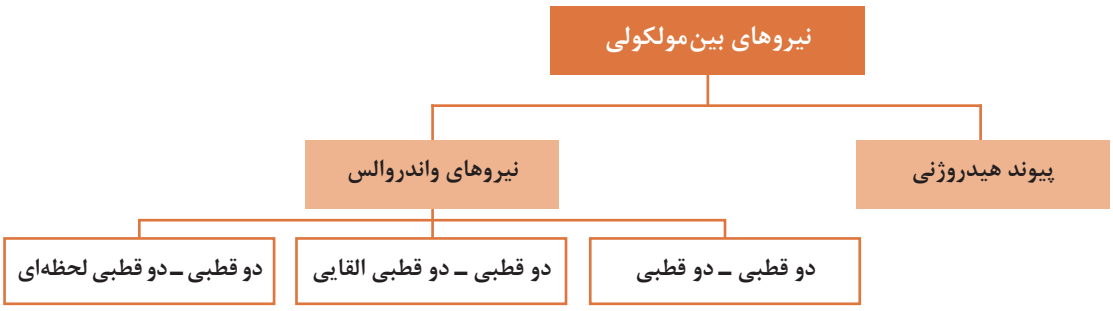


در قسمت‌های قبل با پیوندهای شیمیایی مانند پیوند یونی و کووالانسی آشنا شدید. پیوندهای شیمیایی نیروهای جاذبه‌ای هستند که موجب پیوستگی اتم‌ها به یکدیگر می‌شوند. حال این پرسش مطرح است که چه عاملی موجب می‌شود مولکول‌های یک ماده، در حالت‌های مختلف کنار یکدیگر قرار بگیرند؟ چرا برخی از مواد جامد، برخی مایع و برخی دیگر به شکل گازی هستند؟

بین مولکول‌های یک ماده یا مولکول‌های مواد گوناگون نیروی‌های جاذبه‌ای به‌وجود می‌آید که موجب می‌شود این مولکول‌ها به یکدیگر نزدیک شده و در کنار یکدیگر قرار گیرند. این نیروهای جاذبه را **نیروهای جاذبهٔ بین‌مولکولی** می‌نامند. نیروهای جاذبه بین‌مولکولی انواع مختلفی دارند. از آنجا که نیروهای جاذبهٔ واندروالسی و پیوند هیدروژنی از نیروهای جاذبهٔ مهم به‌شمار می‌آیند، اکنون چگونگی پیدایش این نیروها و اثر آنها بر خواص برخی از مواد بررسی می‌شود.

پرسش

به نظر شما نیروی بین ذرّه‌ای در کدام حالت ماده بیشتر است، جامد، مایع یا گاز؟



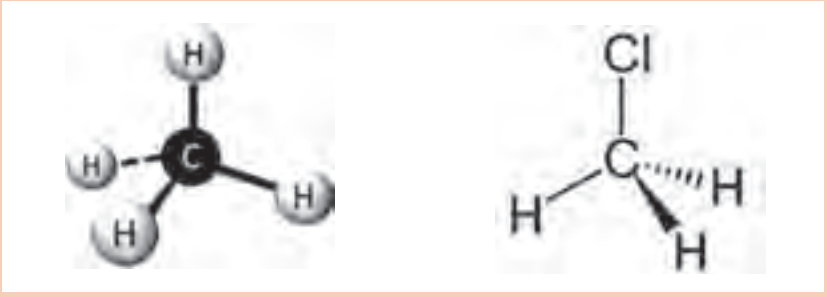
شکل (۱۴ـ۳) نمودار انواع نیروهای بین‌مولکولی

نیروهای واندروالسی

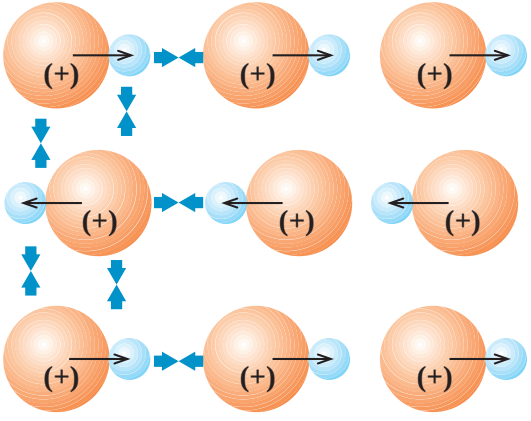
واندروالس[1]، دانشمند هلندی، در سال ۱۸۷۳، برای نخستین بار، مسئلهٔ وجود نیروهای جاذبهٔ بین مولکول‌های مختلف را مطرح کرد. این نیروها که به‌عنوان نیروهای جاذبهٔ واندروالسی شناخته شده‌اند، انواع مختلفی دارند. این نیروها ممکن است بین مولکول‌های قطبی، بین مولکول‌های قطبی و ناقطبی و یا بین مولکول‌های ناقطبی وجود داشته باشند که در ادامه شرح داده می‌شود.

پرسش

دمای جوش کلرومتان (CH_3Cl) گازی شکل $-24/2^{\circ}C$، در حالی که دمای جوش متان (CH_4) برابر $-161/5^{\circ}C$ می‌باشد، علّت اختلاف دمای جوش این دو مادّه چیست؟ نیروهای بین مولکولی در کدام مادّه بیشتر است؟



در موادی مانند یدکلرید، ICl، که دارای مولکول‌های قطبی هستند، مولکول‌ها در دمای مناسب، به‌گونه‌ای در کنار یکدیگر قرار می‌گیرند که قطب یا سر مثبت (δ^+) یک مولکول در نزدیکی قطب یا سر منفی (δ^-) مولکول دیگر واقع شود. آرایش مولکول‌ها به‌این شکل نیروی جاذبهٔ الکتریکی قابل توجّهی به‌وجود می‌آورد که موجب مایع شدن یا جامد شدن آنها می‌شود. این نوع نیروهای جاذبهٔ بین‌مولکولی را **نیروهای جاذبهٔ دو قطبی ــ دو قطبی** می‌نامند. (شکل ۱۵ـ۳)



شکل (۱۵ـ۳) نیروهای دوقطبی ــ دو قطبی در مولکول ید کلرید

بین مولکول‌های مواد قطبی، نیروی جاذبهٔ دوقطبی ـ دوقطبی وجود دارد که در بیشتر موارد، قوی‌ترین نیروی جاذبهٔ بین‌مولکولی به شمار می‌آید.

۱ـVander Waals

ترکیبات قطبی در حلّال‌های قطبی می‌توانند حل شوند. علّت این امر آن است که نیروهای جاذبه بین‌مولکولی در این ترکیبات تقریباً یکسان است. به‌عبارت دیگر دو ترکیب قطبی قادر هستند یکدیگر را جذب کنند و به هم متصّل شوند. در واقع سر مثبت ترکیب قطبی به سمت قطب منفی مولکول حلّال و سر منفی آن به سمت قطب مثبت حلّال جذب می‌شود و به این ترتیب بین مولکول‌های ماده و حلّال نیروهای دوقطبی ـ دوقطبی به‌وجود می‌آید.

پرسش

ید (I_2) ماده‌ای ناقطبی و آب حلّالی قطبی است. با این وجود ید در آب به میزان کم حل می‌شود. با توجّه به نیروهای بین مولکولی، چگونه حل شدن ید در آب را می‌توان توجیه کرد؟

نوع دیگری از نیروهای جاذبهٔ بین‌مولکولی، نیروی جاذبه‌ای است که می‌تواند بین یک مولکول قطبی و یک مولکول ناقطبی به‌وجود آید. هنگامی‌که یک مولکول قطبی به یک مولکول ناقطبی نزدیک می‌شود، بار جزئی مثبت یا منفی موجود در سرهای مثبت و منفی مولکول قطبی، الکترون‌های مولکول ناقطبی را جذب یا دفع می‌کند. برای مثال، اگر سر منفی یک مولکول قطبی به یک مولکول ناقطبی نزدیک شود، الکترون‌های مولکول ناقطبی به‌وسیلهٔ سرمنفی مولکول قطبی دفع می‌شوند. ابر الکترونی مولکول ناقطبی از مولکول قطبی دور می‌شود و در نتیجه، مولکول ناقطبی، در این وضعیت، به یک مولکول قطبی تبدیل می‌شود. در این حالت قطبیت مولکول قطبی به مولکول ناقطبی القا شده است و چون مولکول ناقطبی به‌این شکل موقتاً قطبی شده است، به وسیلهٔ مولکول قطبی دائمی جذب می‌شود. این نوع نیروی جاذبهٔ بین‌مولکولی را **نیروی جاذبهٔ دوقطبی ـ دوقطبی القایی** می‌نامند. شکل (۱۶ـ۳)

مولکول قطبی　مولکول قطبی القایی　مولکول قطبی　مولکول ناقطبی

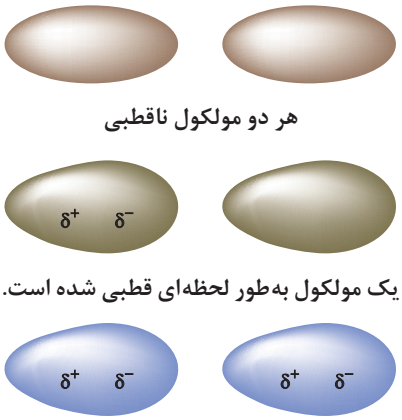
شکل (۱۶ـ۳) مولکول قطبی یک مولکول ناقطبی را به مولکولی با قطبیت القایی، تبدیل می‌کند.

پرسش

می‌دانید که مولکول‌های دو اتمی‌یکسان هسته، مولکول‌های ناقطبی هستند. چه نیرویی موجب می‌شود که مولکول‌های مواد ناقطبی مانند O_2، N_2، Cl_2، I_2 در کنار یکدیگر قرار گرفته و حالت گاز، مایع یا جامد داشته باشند؟

مولکول‌های بعضی از مواد، مانند ید I_2، کربن تتراکلرید CCl_4 قطبی نیستند، اما بعضی از آنها می‌توانند در شرایط معمولی یکدیگر را جذب کنند و به حالت‌های جامد یا مایع وجود داشته باشند.

بررسی‌های لاندن دانشمند انگلیسی در سال ۱۹۳۰، دربارهٔ نیروی جاذبهٔ موجود بین مولکول‌های این دسته از مواد نشان داد که بعضی از مولکول‌ها به‌طور لحظه‌ای قطبی می‌شوند و قطبیت خود را به‌صورتی که در شکل (۱۷ـ۳) نشان داده شده است، به مولکول‌های مجاور القا می‌کنند. این نوع نیروهای جاذبهٔ بین‌مولکولی را که البته نیروهای ضعیفی هستند و در گروه نیروهای واندروالسی قرار می‌گیرند، **نیروهای لاندن** می‌نامند.



هر دو مولکول ناقطبی

یک مولکول به‌طور لحظه‌ای قطبی شده است.

مولکول قطبی شده قطبیت خود را به مولکول دیگر القا کرده است.

شکل (۱۷ـ۳) پیدایش قطبیت لحظه‌ای در مولکول های نا قطبی

فکرکنید

۱ در شرایط عادی کلر Cl_2 گازی شکل، برم Br_2 مایع و ید I_2 جامد است. نیروهای بین‌مولکولی در کدام‌یک بیشتر و در کدام‌یک کمتر است؟

۲ با توجّه به جایگاه اتم‌های کلر، برم و ید در جدول تناوبی، آیا ارتباطی بین اندازهٔ مولکول‌ها و نیروی جاذبهٔ بین‌مولکولی در این مواد وجود دارد؟

به علّت ضعیف بودن این نوع نیروهای جاذبهٔ بین‌مولکولی، 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 فرّار قرار می‌گیرند.

پرسش

آیا نیروهای لاندن فقط در مولکول‌های ناقطبی وجود دارند؟

عوامل مؤثر بر میزان نیروهای واندروالسی

شدّت و ضعف نیروهای واندروالسی به چند عامل بستگی دارد که در زیر به آنها اشاره می‌شود:

۱ **قطبیت مولکول:** هر چه مولکول‌ها قطبی‌تر باشند، یکدیگر را با شدّت بیشتری جذب می‌کنند و در نتیجه، نیروهای واندروالسی اهمیت بیشتری دارند.

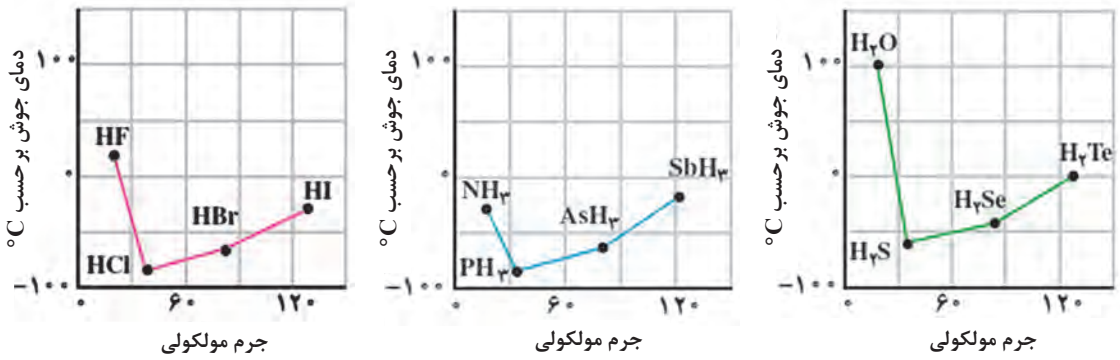
۲ **حجم یا جرم مولکول:** با افزایش حجم اتم‌ها یا مولکول‌ها، امکان برخورد آنها با یکدیگر بیشتر می‌شود، در نتیجه، میزان تأثیر آنها برهم افزایش می‌یابد و احتمال پیدایش قطبیت لحظه‌ای نیز افزایش می‌یابد.

پیوند هیدروژنی

بحث کلاسی

در مولکول‌های HF، HCl، HBr، HI چه نوع نیرویی بین مولکول‌ها وجود دارد؟
به نظر شما چه رابطه‌ای بین جرم مولی مواد و نقطه جوش آنها وجود دارد؟

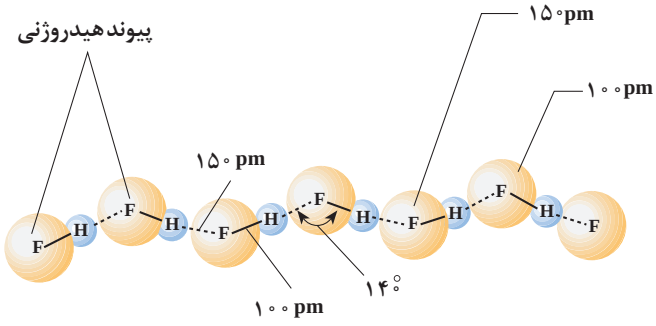
همان‌طور که در شکل (۱۸ـ۳) ملاحظه می‌شود، دمای جوش HCl، HBr و HI، با افزایش جرم مولکولی به‌طور منظّم افزوده می‌شود. ولی دمای جوش HF از این روند پیروی نمی‌کند. جرم اتمی فلوئور از هالوژن‌های دیگر کمتر است. بنابراین انتظار می‌رود که دمای جوش HF پایین‌تر از دمای جوش هیدروژن کلرید HCl، باشد. ولی عملاً عکس این روند مشاهده می‌شود؛ یعنی دمای جوش HF (۱۹/۹°C) خیلی بالاتر از دمای جوش سه ترکیب دیگر است.



شکل (۱۸ـ۳) نمودارهای دمای جوش و جرم مولکولی

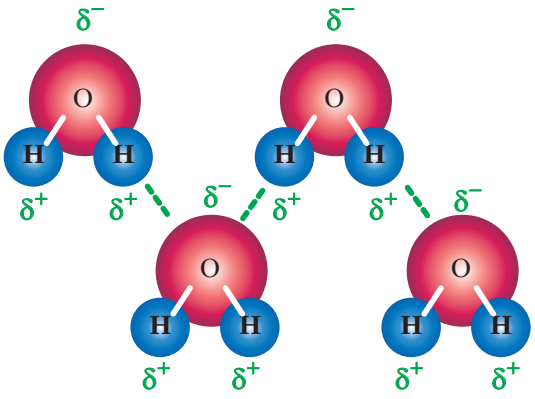
با توجّه به نمودارهای داده شده، مشاهده می‌کنید که H_2O و NH_3 نیز در مقایسه با ترکیبات هیدروژن‌دار دیگر عنصرهای گروه خود حالت استثنا دارند و نقطهٔ جوش آنها به‌طور غیرعادی از ترکیبات اخیر خود بالاتر است. هیدروژن‌فلوئورید، آب و آمونیاک یک ویژگی مشترک دارند. مولکول‌های این مواد قطبی هستند و در آنها هیدروژن به یک اتم بسیار الکترونگاتیو (F، O و N) با حجم نسبتاً کوچک متصّل است.

اگر مولکول‌های هیدروژن‌فلوئورید را در کنار یکدیگر در نظر بگیریم، بین اتم فلوئور از یک مولکول هیدروژن فلوئورید و اتم هیدروژن از مولکول مجاور، نوعی پیوند به‌وجود می‌آید که آن را پیوند هیدروژنی می‌نامند. (در شکل ۱۹ـ۳)، پیوندهای هیدروژنی با خطوط بریده نشان داده شده‌اند.



شکل (۱۹ـ۳) نمایش پیوندهای هیدروژنی درمولکول HF

مولکول‌های آب نیز از دیدگاه تشکیل پیوندهای هیدروژنی وضعی شبیه به مولکول‌های هیدروژن فلوئورید دارند، با این تفاوت که هر مولکول آب، به علّت داشتن دو پیوند H_O 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 (۲۰ـ۳) نشان داده شده است.



شکل (۲۰ـ۳) نمایش پیوندهای هیدروژنی درمولکول H_2O

فکرکنید

با توجّه به دمای جوش مواد داده شده، نیروهای جاذبهٔ مولکولی را با هم مقایسه کرده و جاهای خالی را کامل کنید، سپس مواد فوق را به‌ترتیب افزایش نیروهای جاذبهٔ بین‌مولکولی از چپ به راست بنویسید.

نام ماده	جرم مولی	نوع نیروی بین مولکولی	دمای جوش °C
N_2	۲۸		-۱۹۶
NO	۳۰		-۱۵۱
H_2O	۱۸		۱۰۰

..... < ..... < .....

۷ـ۳ـ 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 جاذبهٔ قوی بین مولکول‌های آن بر اثر تشکیل پیوندهای هیدروژنی، نسبت داد. به علّت وجود این نیروهای جاذبهٔ قوی، دمای انجماد آب بالاست و چون فرار مولکول‌ها از سطح مایع نیز، به همین علّت با دشواری صورت می‌گیرد، دمای جوش آب نیز به‌طور غیرعادی بالا خواهد بود.

۲ **بالا بودن گرمای ویژه[1] آب:** هرگاه به جسمی گرما داده شود، 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 مادهٔ مشابهی که پیوند هیدروژنی ندارد، 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 گرچه تعدادی از پیوندهای هیدروژنی موجود بین مولکول‌های آب، می‌شکنند ولی باز هم تعداد قابل توجّهی از پیوندهای هیدروژنی، حتّی در دمای جوش آب، باقی می‌مانند، که برای شکستن آنها و تبخیر آب به مقداری انرژی

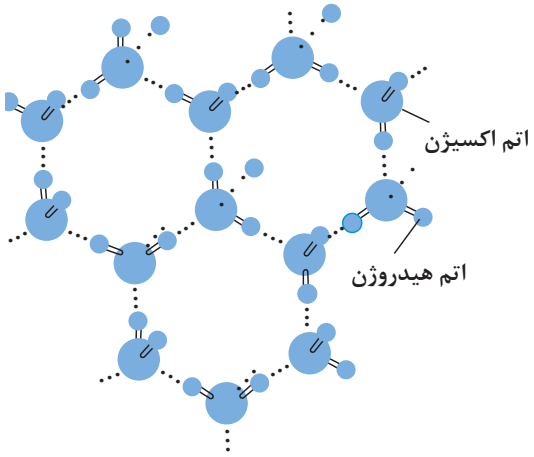
۱ـ ظرفیت گرمایی ویژه مقدار گرمایی است که کیلوگرم از ماده دریافت می‌کند تا درجهٔ حرارت آن $1^{\circ}C$ افزایش یابد.

اضافی نیاز است. از این رو، **گرمای نهان** تبخیر آب، یعنی «مقدار گرمایی که لازم است که به یک گرم آب داده شود 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 تیغهٔ نازک فلزی با دقّت بر سطح آب داخل ظرفی قرار گیرد، آب فشار تیغه را تحمّل می‌کند و مانع غوطه‌ور شدن آن می‌شود. بی‌شک، صحنهٔ جالب توجّه نشستن بعضی حشره‌ها را بر سطح آب ملاحظه کرده‌اید. این پدیده به علّت بالا بودن کشش سطحی آب است. به بیان دیگر به علّت وجود پیوندهای هیدروژنی نسبتاً قوی بین مولکول‌های آب، پیوستگی مولکول‌ها با یکدیگر، در تمام قسمت‌های مایع، به‌ویژه در سطح آن زیاد است.

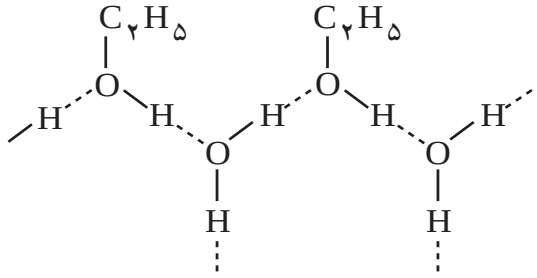
۵ **افزایش حجم آب بین $0^{\circ}C$ و $4^{\circ}C$:** بیشتر مایعات هنگامی که سرد شوند به حالت جامد تغییر می‌یابند و حجم آنها کاهش می‌یابد. برای مثال، آهن مذاب که در ظرفی قرار دارد، بر اثر سرد شدن منجمد می‌شود، کاهش حجم پیدا می‌کند و از دیواره‌های ظرف دور می‌شود. در مورد آب، حجم آن بر اثر سرد شدن تا دمای $4^{\circ}C$ کاهش می‌یابد امّا، در پایین‌تر از این دما (از $4^{\circ}C$ تا صفر درجه) شروع به منبسط شدن می‌کند، وقتی آب به یخ تبدیل می‌شود، حجم آن به مقدار قابل توجّهی افزایش می‌یابد. عکس‌برداری به‌وسیلهٔ 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 ۲۱ـ۳).

هنگامی که یخ ذوب می‌شود بعضی از پیوندهای هیدروژنی موجود بین مولکول‌های آب می‌شکنند و در نتیجه، برخی از مولکول‌های آب که از بقیه جدا شده‌اند می‌توانند در حفره‌های خالی درون شبکهٔ بلور یخ جای بگیرند و موجب کاهش حجم شوند. این تغییرات تا دمای $4^{\circ}C$ ادامه می‌یابد و رفته‌رفته از حجم آب کم می‌شود. اگر دمای آب از $4^{\circ}C$ بالاتر رود، به علت زیاد شدن جنبش‌های مولکولی و کمتر شدن نقش پیوندهای هیدروژنی، بر حجم آب افزوده می‌شود.



شکل (۲۱ـ۳) ساختار شبکهٔ بلور یخ و آرایش مولکول‌های H_2O در آن

۶ **آب به‌عنوان یک حلال خوب:** حل‌شدن بعضی از مواد در آب را می‌توان با تکیه بر تشکیل پیوندهای هیدروژنی بین مولکول‌های آب و مولکول‌های مواد حل‌شده، توجیه کرد. برای مثال، الکل معمولی (اتیل الکل یا اتانول) به هر نسبت در آب حل می‌شود. در این فرایند، تشکیل پیوندهای هیدروژنی بین مولکول‌های آب و مولکول‌های الکل نقش اساسی را به عهده دارد. یادآوری می‌شود که پیوندهای هیدروژنی نه تنها بین مولکول‌های یک ماده، بلکه بین دو یا چند نوع مولکول نیز می‌توانند به‌وجود آیند. برای مثال، به شکل ۲۲ـ۳ که تشکیل پیوندهای هیدروژنی را بین مولکول‌های آب و الکل نشان می‌دهد، توجّه کنید.



شکل (۲۲ـ۳) تشکیل پیوندهای هیدروژنی بین مولکول‌های آب و اتیل الکل

پرسش

دمای جوش متان، بر خلاف آب و آمونیاک، پایین است و به سختی مایع می‌شود. چگونه آن را توجیه می‌کنید؟

۸ـ۳ـ واکنش‌های شیمیایی

واکنش شیمیایی فرایندی است که طی آن یک یا چند ماده برهم اثر می‌کنند و یک یا چند مادهٔ متفاوت تولید می‌کنند. واکنش شیمیایی را می‌توان با یک معادله نشان داد. یک معادلهٔ شیمیایی نشان می‌دهد چه تغییراتی صورت گرفته است. مواد اولیهٔ واکنش شیمیایی را واکنش‌دهنده‌ها و مواد حاصل از واکنش شیمیایی را محصولات واکنش می‌نامند.

واکنش زیر را درنظر بگیرید:

$$۲H_۲(g) + O_۲(g) \rightarrow ۲H_۲O(g)$$

این واکنش نشان می‌دهد که دو مولکول گاز هیدروژن و یک مولکول گاز اکسیژن با هم ترکیب می‌شوند و دو مولکول آب تولید می‌کنند.

برای نوشتن معادله‌ای که به‌درستی واکنش را نشان می‌دهد، سه مرحلهٔ زیر را باید انجام داد:

۱ واکنش‌دهنده‌ها و محصولات را مشخص کنید.

۲ فرمول‌های واکنش‌دهنده‌ها را در سمت چپ و فرمول‌های محصولات واکنش را در سمت راست معادله قرار دهید و با گذاشتن علامت پیکان (→) به‌هم مربوط کنید به‌طوری که جهت پیکان، جهت واکنش را نشان دهد.

۳ در معادلهٔ واکنش حالت‌های فیزیکی واکنش‌دهنده‌ها و محصولات را مشخص کنید، (g) برای گاز، (L) برای مایع، (S) برای جامد و (aq) برای محلول آبی به‌کار می‌روند.

۴ معادله را موازنه کنید. براساس قانون پایستگی جرم در واکنش‌های شیمیایی تغییر جرم ایجاد نمی‌شود، یعنی مقدار جرم مواد پیش و پس از واکنش برابر است. بنابراین تعداد و نوع اتم‌های موجود در دو طرف معادله باید یکسان باشد.

نکته

- موازنهٔ اتم‌های هیدروژن و اکسیژن بعد از عنصرهای دیگر انجام شود.
- در موازنه ضریب‌های کسری به عددهای صحیح تبدیل شوند.

مثال: معادله واکنش سوختن فلز منیزیم در حضور اکسیژن و تولید منیزیم‌اکسید را بنویسید و موازنه کنید.

پاسخ:

۱ فلز منیزیم و گاز اکسیژن واکنش‌دهنده و منیزیم‌اکسید محصول واکنش می‌باشد.

۲ نوشتن معادلهٔ واکنش شیمیایی

منیزیم‌اکسید ⟶ گاز اکسیژن + فلز منیزیم

۳ معادلهٔ واکنش با فرمول‌های شیمیایی مواد و حالت فیزیکی آنها

$$Mg(s) + O_2(g) \longrightarrow MgO(s)$$

۴ موازنهٔ واکنش:

$$1\ Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 1\ MgO(s)$$

موازنه از منیزیم آغاز می‌شود یک مول[1] منیزیم در سمت چپ معادله یک مول منیزیم‌اکسید در سمت راست می‌دهد. در این‌حال تعداد اتم‌های اکسیژن در دو طرف یکسان نیست. برای موازنهٔ اتم‌های اکسیژن ضریب ۱ پیش از MgO را دوبرابر کنید، سپس ضریب Mg در سمت چپ نیز دوبرابر باید باشد تا موازنه کامل شود.

$$2\ Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ MgO(s)$$

مثال: از سوختن گاز طبیعی متان با اکسیژن، کربن‌دیوکسید و آب تولید می‌شود. معادلهٔ واکنش سوختن متان را بنویسید و موازنه کنید.

پاسخ:

۱ گازهای متان و اکسیژن واکنش‌دهنده، کربن‌دیوکسید و آب محصول‌های واکنش می‌باشند.

۲ نوشتن معادلهٔ واکنش شیمیایی:

آب + کربن‌دیوکسید $\xrightarrow{\text{حرارت}}$ گاز اکسیژن + گاز متان

۳ نوشتن معادلهٔ واکنش با فرمول‌های شیمیایی و حالت فیزیکی مواد:

$$CH_4(g) + O_2(g) \xrightarrow{\Delta} Co_2(g) + H_2O(g)$$

توجه: علامت Δ نماد حرارت می‌باشد.

۴ موازنهٔ واکنش: موازنه با اتم کربن آغاز می‌شود، سپس تعداد اتم‌های هیدروژن موازنه می‌شوند.

$$1\ CH_4(g) + O_2(g) \rightarrow 1\ CO_2(g) + H_2O(g)$$

$$1\ CH_4(g) + O_2(g) \rightarrow 1\ CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

تعداد اتم‌های اکسیژن سمت راست چهار ولی در سمت چپ معادله دو است، بنابراین با گذاشتن ضریب ۲ پیش از اکسیژن در سمت چپ موازنه کامل می‌شود.

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

۱ـ مفهوم مول در کتاب عملیات آزمایشگاهی در صنایع شیمیایی پایه دهم آورده شده است.

تمرین

واکنش‌های زیر را موازنه کنید:

الف) گاز هیدروژن و گاز کلر واکنش می‌دهند و گاز هیدروژن کلرید را تولید می‌کنند.

ب) سدیم فلزی با آب واکنش می‌دهند، سدیم هیدروکسید و آب تولید می‌کنند.

پ) هرگاه مس (II) سولفات را حرارت دهید، مس (II) اکسید و گاز کربن دیوکسید تولید می‌شود.

ت) از واکنش محلول نقره نیترات با محلول سولفوریک‌اسید، نقره سولفات و نیتریک‌اسید تولید می‌شود.

ث) کلسیم‌کربنات به کلسیم‌اکسید و کربن‌دیوکسید تجزیه می‌شود.

تمرین

واکنش‌های داده شده را موازنه کنید:

الف) $Cu(s) + Cl_2(g) \rightarrow CuCl_2(s)$

ب) $CS_2(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + SO_2(g)$

پ) $Fe(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow FeSO_4(aq) + H_2(g)$

ت) $Fe(s) + H_2SO_4(aq) \rightarrow Fe_2(SO_4)_3(aq) + H_2(g)$

ث) $Na(s) + O_2(g) \rightarrow Na_2O(s)$

ج) $N_2(g) + H_2(g) \rightarrow NH_3(g)$

انواع واکنش‌های شیمیایی

واکنش‌های شیمیایی بین مواد را می‌توان در دو گروه کلی دسته‌بندی کرد. این گروه‌ها عبارت‌اند از واکنش‌های اسید و باز و اکسایش و کاهش

واکنش‌های اسید ـ باز

واکنش‌های اسید ـ باز (خنثی‌سازی) زمانی رخ می‌دهد که یک اسید و یک باز واکنش می‌دهند، آب و نمک را تولید می‌کنند.

اسید + باز ⟶ نمک + آب

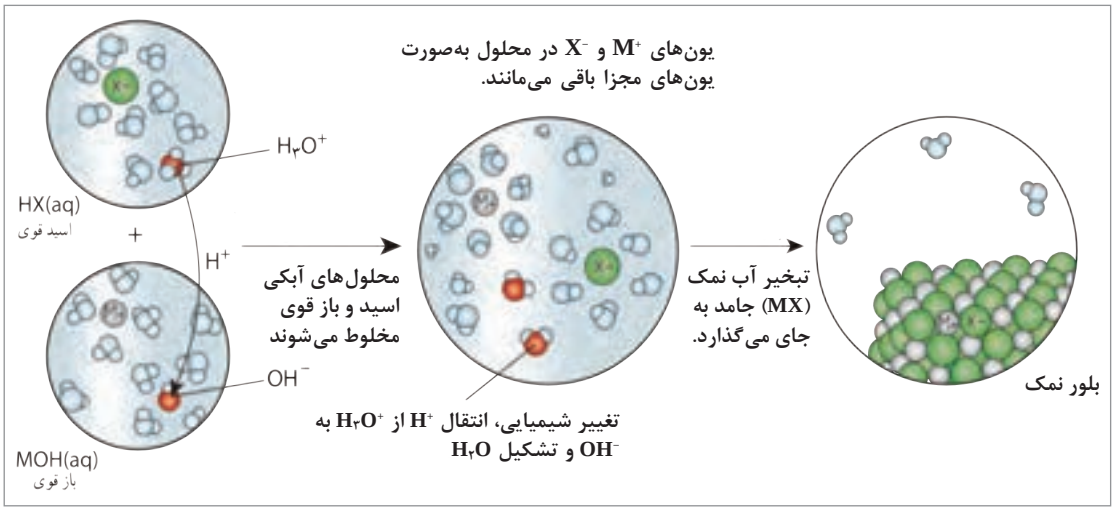
این واکنش‌ها در فرایندهای بسیار متنوع نظیر سنتز بیوشیمیایی پروتئین‌ها، تولید صنعتی کودها و بعضی از روش‌های مربوط به احیای دریاچه آسیب دیده با باران‌های اسیدی، صورت می‌گیرد.

تعریف‌های متعدّدی برای مفهوم اسید ـ باز وجود دارد براساس یکی از متداول‌ترین تعریف‌ها، اسید مادّه‌ای است که وقتی در آب حل شود یون H^+ ایجاد کند:

$$HX \xrightarrow{H_2O} H^+(aq) + X^-(aq)$$

باز مادّه‌ای است که وقتی در آب حل شود یون OH^- ایجاد کند:

$$MOH \xrightarrow{H_2O} M^+(aq) + OH^-(aq)$$



شکل (۲۳ـ۳) یک واکنش اسید و باز

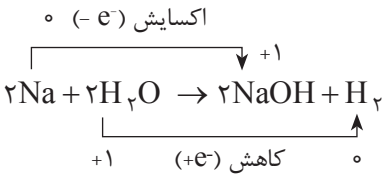
باید توجّه داشت که این تعریف‌ها وقتی به‌کار می‌روند که در مورد یک اسید، یک اتم هیدروژن به یک اتم الکترونگاتیو متصّل باشد تا بتواند به صورت H^+ آزاد شود و در مورد باز هم وقتی این تعریف به‌کار می‌رود که گروه OH^- به یک اتم یا گروهی از اتم‌ها با حداقل خاصیت الکترونگاتیوی متصّل باشد.

تحقیق کنید

چه تعریف‌های دیگری برای اسید و باز وجود دارد. در مورد اختلاف این تعریف‌ها با یکدیگر و موارد کاربرد آنها بحث کنید.

واکنش‌های اکسایش[۱] ـ کاهش[۲]

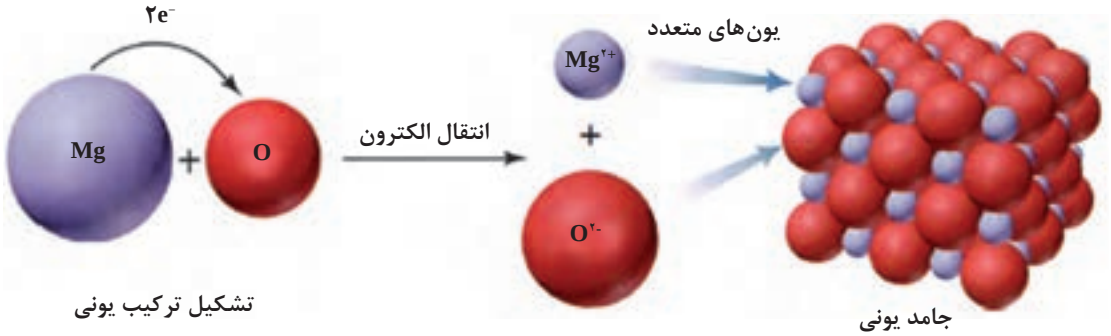
در واکنش‌های اکسایش و کاهش، انجام واکنش بین دو جزء با مبادلهٔ الکترون همراه است. این واکنش‌ها شامل تشکیل یک ترکیب از عناصرش (و برعکس) می‌باشد.
برای مثال واکنش فلز سدیم و آب از نوع واکنش‌های اکسایش ـ کاهش است.



بسیاری از تغییرات شیمیایی مهم شامل واکنش‌های اکسایش و کاهش هستند. همهٔ واکنش‌های سوختی، واکنش فلز با آب، حل‌شدن فلز در محلول‌های اسیدی، خوردگی فلزها، واکنش‌های انجام‌یافته در باتری‌ها و بسیاری از فرایندهای حیاتی، نمونه‌هایی از واکنش‌های اکسایش و کاهش می‌باشند.

۱ـ Oxidation
۲ـ Reduction

برای مثال واکنش سوختن منیزیم را در نظر بگیرید شکل (۲۴ـ۳). فلز منیزیم با اکسیژن واکنش می‌دهد در این واکنش اتم منیزیم ۲ الکترون به اتم اکسیژن می‌دهد و در نتیجه، اتم منیزیم به یون مثبت و اتم اکسیژن به یون منفی تبدیل می‌شود. نیروی جاذبهٔ قوی بین یون‌های مثبت و منفی موجب می‌شود که این یون‌ها در کنار هم قرار گرفته و منیزیم اکسید جامد را به‌وجود آورند.
واکنش‌های ترکیب فلزها با نافلزها که منجر به تشکیل نمک‌ها می‌شود، مثال‌هایی از واکنش اکسایش‌وکاهش می‌باشند.



شکل (۲۴ـ۳) نمایش واکنش بین منیزیم و اکسیژن

جدول ارزشیابی پودمان ساختار مولکول

عنوان پودمان	تکالیف عملکردی (واحدهای یادگیری)	استاندارد عملکرد (کیفیت)	نتایج مورد انتظار	شاخص تحقق	نمره
پودمان ۳: مفاهیم پایه ساختار مولکول	۱ـ تحلیل پیوندهای شیمیایی ۲ـ فرمول‌نویسی و نام‌گذاری ۳ـ تعیین نیروهای بین‌مولکولی	بررسی پیوندهای شیمیایی (یونی ـ کووالانسی) فرمول‌نویسی، نام‌گذاری ترکیبات معدنی (اسیدی و بازی نمک‌ها) الکترونگاتیوی عناصر مولکول‌های قطبی و ناقطبی نمایش مولکول‌ها به روش لوئیس نیروهای واندروالس، لاندن، پیوند هیدروژنی	بالاتر از حد انتظار	تعیین پیوندهای شیمیایی (یونی ـ کووالانسی ـ فلزی) روند ساختار لوئیس ـ تعیین نیروهای بین‌مولکولی ـ فرمول‌نویسی و نام‌گذاری	۳
			در حد انتظار	بررسی پیوندهای شیمیایی (یونی ـ کووالانسی) تعیین نیروهای بین‌مولکولی ـ فرمول‌نویسی و نامگذاری	۲
			پایین‌تر از حد انتظار	فرمول‌نویسی و نام‌گذاری ـ تعیین پیوندهای شیمیایی	۱
	نمره مستمر از ۵				
	نمره شایستگی پودمان				
	نمره پودمان از ۲۰				