

فصل چهارم

پیوند کووالانسی و ترکیب‌های مولکولی



واحد یادگیری ۱

هدف‌های آموزشی

انتظار می‌رود دانش‌آموز

در پایان این واحد یادگیری:

۱- با ترکیب‌های مولکولی

و مفهوم پیوند کووالانسی آشنا

شود.

۲- مهارت تشخیص

ترکیب مولکولی را از ترکیب

یونی کسب و در خود تقویت

کند.

۳- با برخی ویژگی‌های

مواد مولکولی آشنا شود.

۴- با نحوه تشکیل

پیوندهای کووالانسی آشنا

شود.

۵- تغییر انرژی هنگام

تشکیل پیوند را درک کند.

۶- با مفهوم فاصله تعادلی

پیوند آشنا شود.

ارزشیابی تشخیصی

۱- دو ترکیب مولکولی

را نام ببرید و فرمول آنها را

بنویسید.

۲- آیا اتم‌ها می‌توانند

الکترون‌های خود را با هم

به اشتراک بگذارند؟ چرا؟

۳- هرگاه دو اتم به هم

نزدیک شوند، یکدیگر را جذب

می‌کنند یا دفع؟ چرا؟

روش تدریس پیشنهادی: دریافت مفهوم - پرسش و پاسخ

توصیه می‌شود که کارت‌های زیر را که قبلاً تهیه و تکثیر کرده‌اید، در اختیار گروه‌ها

قرار دهید و از آنها بخواهید با بررسی آنها، مواد داده شده را در دو گروه دسته‌بندی کنند

و برای هر گروه یک نام کلی ارائه دهند.

I_2 ید جامد نارسانا نقطه ذوب $113^{\circ}C$	C_2H_6O استون مایع نارسانا نقطه ذوب $-95^{\circ}C$	N_2 نیتروژن گاز نارسانا نقطه ذوب $-210^{\circ}C$	CH_4 متان گاز نارسانا نقطه ذوب $-182^{\circ}C$
Na_2SO_4 سدیم سولفات جامد در حالت محلول و مذاب رسانا است نقطه ذوب $884^{\circ}C$	$MgCl_2$ منیزیم کلرید جامد در حالت محلول و مذاب رسانا است نقطه ذوب $714^{\circ}C$	Cl_2 کلر گاز نارسانا نقطه ذوب $-101^{\circ}C$	H_2O آب مایع نارسانا نقطه ذوب $0^{\circ}C$
KCl پتاسیم کلرید جامد در حالت مذاب و محلول رساناست نقطه ذوب $771^{\circ}C$	$NaCl$ سدیم کلرید جامد در حالت مذاب و محلول رساناست نقطه ذوب $801^{\circ}C$	Al_2O_3 آلومینیم اکسید جامد در حالت مذاب رساناست نقطه ذوب $2072^{\circ}C$	$NaNO_3$ سدیم نیترات جامد در حالت مذاب و محلول رساناست نقطه ذوب $307^{\circ}C$

به دانش‌آموزان وقت کافی بدهید. سپس از یکی از گروه‌ها بخواهید جدول

دسته‌بندی شده خود را به سایر گروه‌ها نشان بدهد.

گروه ۱ (.....)	گروه ۲ (.....)
در حالت مذاب و محلول رسانا	نارسانا
.....
.....

پاسخ گروه‌ها را بررسی کنید اما نام گروه‌ها را به‌طور مستقیم به دانش‌آموزان نگوئید.
برای یافتن نام مناسب برای گروه‌ها، پرسش‌های زیر را به بحث بگذارید.

۱- آیا ویژگی‌های گروه ۱ برای شما آشناست؟ این ترکیب‌ها به کدام دسته از مواد تعلق دارند؟

۲- در گروه دوم کدام ماده برای شما آشناست؟

۳- آیا نام پیوندهای موجود بین اتم‌های آن را می‌دانید؟

۴- با توجه به خواص هر گروه آیا می‌توانید برای مواد این گروه یک نام پیشنهاد دهید؟

۵- برای ساخته شدن ترکیب یونی آیا وجود فلز ضروری است؟ برای ترکیب‌های دسته دیگر چطور؟

پاسخ‌ها را بشنوید اگر نام کووالانسی یا مولکولی را پیشنهاد دادند، نام ترکیب‌های مولکولی را بپذیرید. در غیراین صورت آنها را راهنمایی کنید. سپس به کمک شکل‌های صفحه ۶۶ موضوع را جمع‌بندی کنید و توضیح دهید که در این فصل دربارهٔ **مولکول‌ها** مطالبی را یاد خواهند گرفت.

حال آرایش الکترونی 17Cl را روی تابلو رسم کنید و این پرسش را مطرح کنید.

مولکول کلر (Cl_2) چگونه تشکیل شده است؟ آیا اتم‌های کلر الکترون گرفته‌اند؟

آیا می‌توانیم پیوند بین اتم‌های کلر را کووالانسی بنامیم؟

اکنون انیمیشن مربوط به تشکیل پیوند کووالانسی را نمایش دهید و به گروه‌ها فرصت دهید تا دربارهٔ انیمیشن نمایش داده شده در گروه بحث کنند. هر گروه چگونگی تشکیل این پیوند را به کلاس ارائه دهد. نظرات آنان را بشنوید و مطالب مورد نیاز را روی تابلو یادداشت کنید.

حال با نشان دادن تصویر صفحه ۶۷ کتاب درسی از دانش‌آموزان بپرسید:

۱- نیروهای جاذبه بین دو اتم در این شکل ناشی از چیست؟

۲- در کدام یک از حالت‌های زیر احتمال تشکیل پیوند کووالانسی وجود دارد؟

نیروی جاذبه < نیروی دافعه ○

نیروی دافعه < نیروی جاذبه ○

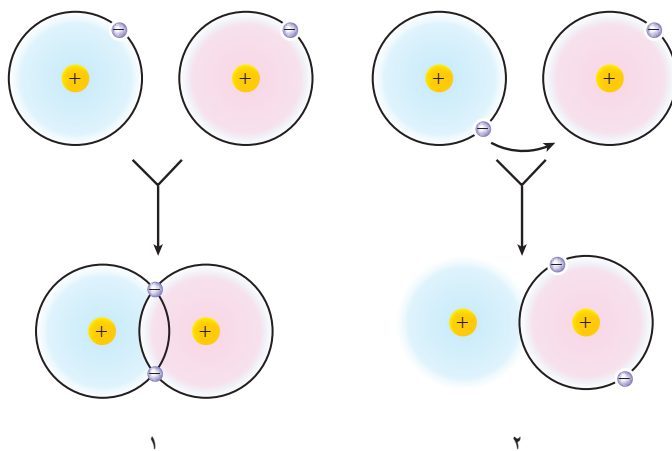
۳- آیا پس از تشکیل پیوند نیز نیروهای جاذبه بیشتر از دافعه هستند؟

نظرات دانش‌آموزان را بشنوید و سپس دربارهٔ انواع جاذبه‌ها و دافعه‌های بین دو اتم توضیح کافی بدهید. اکنون از دانش‌آموزان بخواهید صفحات ۶۷ و ۶۸ را روخوانی کنند.

ارزشیابی پایانی

۱- با توجه به شکل زیر بگویید کدام شکل نشان‌دهنده یک پیوند

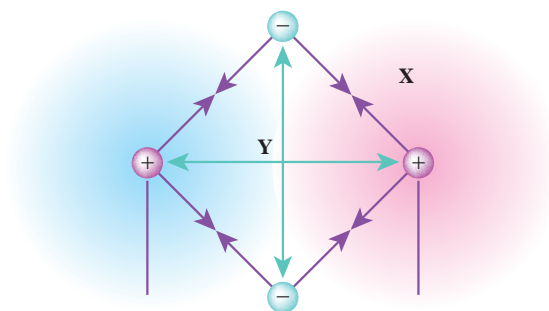
کووالانسی است؟ چرا؟



شکل ۱

۲- ترکیب حاصل از کدام شکل نقطه جوش بالاتری دارد؟

۳- در شکل زیر به جای X و Y واژه‌های مناسب قرار دهید.



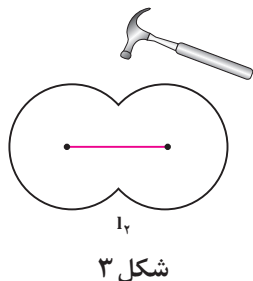
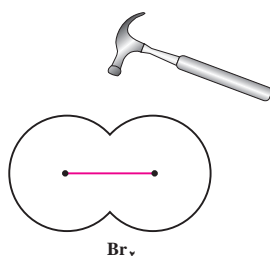
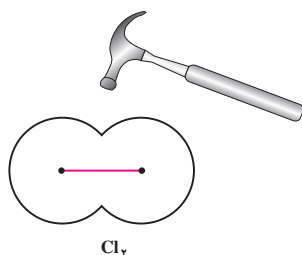
شکل ۲

واحد یادگیری ۲

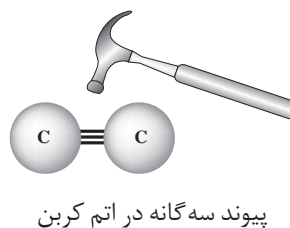
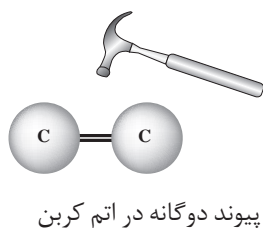
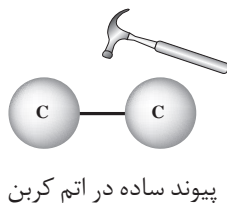
روش تدریس پیشنهادی: مشارکتی

توصیه می‌شود برای شروع درس، تصاویر مقابل را (که قبلاً به تعداد گروه‌ها تهیه شده است) در اختیار گروه‌ها قرار دهید و به آنها فرصت کافی بدهید تا با بررسی شکل‌ها برداشت و نظر علمی خود را بیان کنند. حال نظر تک‌تک دانش‌آموزان (گروه‌ها) را روی تابلو بنویسید.

سپس با بحث و گفت‌وگوی هدایت شده، هر یک را بررسی و تأیید یا اصلاح کنید. در پایان از آنها بخواهید درباره نتیجه این بحث یک جمله بنویسند.



اکنون از دانش‌آموزان هر گروه بخواهید تا با توجه به تصاویر زیر و بحث و تبادل نظر درباره آنها عامل دیگری برای کم یا زیاد بودن طول پیوند یا انرژی پیوند پیدا کنند و آن را در یک جمله بنویسند.



شکل ۴

هدف‌های آموزشی

- انتظار می‌رود دانش‌آموز در پایان این واحد یادگیری:
 - ۱- با برخی از عوامل مؤثر بر طول پیوند آشنا شود.
 - ۲- اثر افزایش طول پیوند بر انرژی پیوند را درک کند.
 - ۳- با پیوندهای کووالانسی قطبی و ناقطبی آشنا شود.
 - ۴- توانایی تشخیص پیوندهای قطبی و ناقطبی و یونی را کسب و در خود تقویت کند.
 - ۵- مهارت تشخیص پیوند قطبی از ناقطبی را در خود تقویت کند.
 - ۶- مهارت مقایسه انرژی پیوندها را در خود تقویت کند.
 - ۷- بتواند چند پیوند را براساس خصلت یونی آنها مرتب کند.

ارزشیابی تشخیصی

- ۱- از بین ترکیب‌های MgCl_2 ، CO_2 ، CH_4 ، NaF کدام مولکولی و کدام یونی است؟
- ۲- آیا طول پیوند در F_2 و Br_2 یکسان است؟
- ۳- شکستن کدام یک ساده‌تر است؟ یک تکه چوب ۲۰ سانتی‌متری یا یک تکه چوب ۲ سانتی‌متری؟
- ۴- به نظر شما آیا در پیوند $\text{C}-\text{C}$ و $\text{C}-\text{O}$ کربن به یک اندازه از الکترون‌های اشتراکی استفاده می‌کند؟

اکنون مطالب مربوط به انرژی پیوند و طول پیوند را جمع بندی کنید. از دانش آموزان بخواهید تا جدول صفحه ۶۹ را بررسی کنند و هر گروه در یکی از موارد، رابطه ای بین انرژی پیوند و طول پیوند بیان کند.

* حال برای تثبیت یادگیری، پاسخ پرسش های زیر را از دانش آموزان بخواهید.

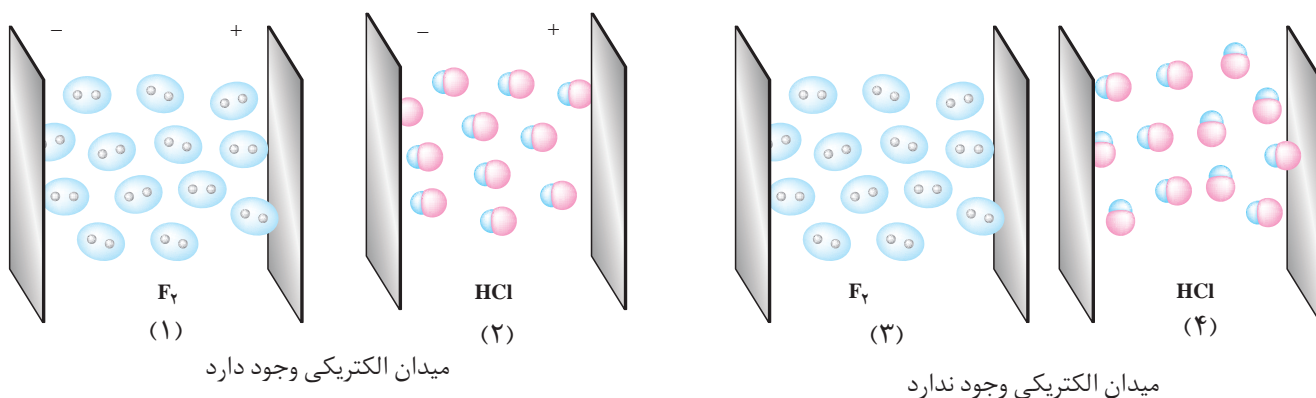
۱- هر یک از پیوندهای ستون الف را به یکی از عددهای ستون ب ارتباط دهید و دلیل انتخاب خود را بنویسید.

پیوند (الف)	طول پیوند (ب)
C-N	۱۴۷ (pm)
C=N	۱۱۶ (pm)
C≡N	۱۲۹ (pm)

۲- هر یک از اعداد ستون (پ) را به یکی از پیوندهای ستون (ت) ارتباط دهید و دلیل انتخاب خود را بنویسید.

انرژی پیوند (پ)	پیوند (ت)
۲۳۷ (kJ.mol ⁻¹)	Br-F
۲۱۸ (kJ.mol ⁻¹)	Br-Br
۱۹۳ (kJ.mol ⁻¹)	Br-Cl

در ادامه، تصویرهای زیر را که نشان دهنده اثر میدان الکتریکی بر مولکول ها است را در اختیار دانش آموزان قرار دهید (می توانید از انیمیشن نیز استفاده کنید) و از آنها بخواهید به پرسش های مطرح شده پاسخ دهند. برای مشاهده انیمیشن (پویانمایی) به سایت گروه شیمی دفتر تألیف، بخش راهنمای معلم مراجعه کنید.



شکل ۵

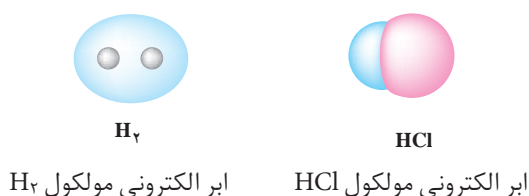
۱- بین هر یک از شکل‌های ۱ و ۲ چه شباهتی وجود دارد؟ بین شکل‌های ۳ و ۴ چطور؟

۲- میدان الکتریکی بر کدام مولکول‌ها تأثیر داشته است؟

۳- تأثیر میدان را بر مولکول HCl توجیه کنید.

پاسخ‌های آنها را بشنوید و مطالب مورد نیاز را روی تابلو یادداشت کنید و موضوع را جمع‌بندی کنید.

اکنون تصویر زیر را به دانش‌آموزان نشان دهید و از آنها بخواهید درباره تصویر گفت‌وگو کنند و علت اختلاف آنها را بیان کنند. پاسخ آنها را بشنوید، اما در باره درستی آنها اظهار نظر نکنید. سپس از آنها بخواهید به پرسش‌های زیر پاسخ دهند.



شکل ۶

۱- با توجه به جدول صفحه ۴۶ کتاب درسی اختلاف الکترونگاتیوی اتم‌های تشکیل‌دهنده هر مولکول را حساب کنید.

۲- با توجه به شکل صفحه ۷۱ آیا می‌توانید دو واژه «پیوند کووالانسی قطبی و ناقطبی» را به هر یک از شکل‌ها ارتباط دهید؟

۳- در کدام تصویر ابر الکترونی اشتراکی بین دو اتم به طور یکنواخت توزیع شده است؟

۴- با توجه به توزیع ابر الکترونی در مولکول HCl ، در کدام قسمت، تراکم ابر الکترونی بیشتر است؟

۵- اگر میزان تراکم ابر الکترونی را با δ^- (بار جزئی) نشان دهیم. علامت δ^+ و δ^- را روی هر اتم قرار دهید.

۶- پیوند کووالانسی قطبی و ناقطبی را در یک جمله تعریف کنید.

۷- با توجه به جدول صفحه ۴۶ تعیین کنید بیشترین اختلاف الکترونگاتیوی بین کدام دو عنصر است؟ پیوند بین این دو عنصر یونی است یا کووالانسی؟ در پایان از دانش‌آموزان بخواهید مطالب صفحات ۷۰ و ۷۱ را روخوانی کنند.

ارزشیابی پایانی

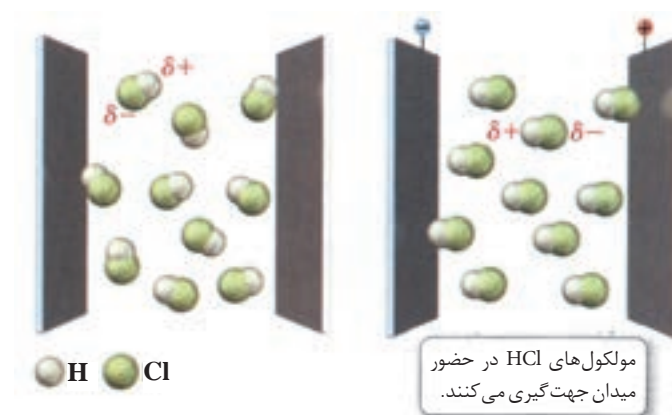
با استفاده از جدول صفحه ۴۶ و شکل صفحه ۷۷ کتاب درسی نوع پیوندها را در جدول زیر تعیین کنید.

مولکول	اختلاف الکترونگاتیوی	نوع پیوند		
		یونی	کووالانسی ناقطبی	کووالانسی قطبی
HCl				
Br _۲				
NaCl				
N _۲				

بر دانش خود بیفزایید

پیوندهای کووالانسی قطبی و ناقطبی

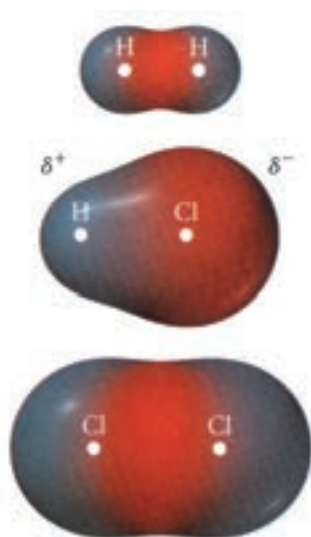
هنگامی که مولکول های HCl در یک میدان الکتریکی بین دو صفحه یک خازن قرار می گیرند، همانند یون ها جهت گیری می کنند (شکل ۷).



شکل ۷. مقایسه جهت گیری مولکول دو اتمی قطبی، بدون حضور میدان و در حضور میدان الکتریکی

مولکول HCl تنها دارای یک پیوند کووالانسی یگانه بین اتم های H و Cl است. شکل بالا نشان می دهد که این مولکول از سرمنفی (کلر) به سوی صفحه مثبت و از سر مثبت به سوی صفحه منفی جهت گیری می کند؛ این جهت گیری بر مقدار بار الکتریکی ای که دو صفحه باردار می توانند نگه دارند، اثر می کند.

به چنین پیوندهای کووالانسی ای که در آن یک اتم، جزئی بار الکتریکی مثبت و دیگری جزئی بار الکتریکی منفی دارد، پیوند کووالانسی قطبی می گویند. بدیهی است



هرچه تفاوت الکترونگاتیوی اتم‌های شرکت‌کننده در پیوند بیشتر باشد، قطبیت پیوند بیشتر و توزیع ابر الکترون‌های پیوندی نامتقارن‌تر خواهد بود. این الگو نشان می‌دهد که پیوندهای تشکیل شده از دو اتم یکسان و یا دو اتم با اختلاف الکترونگاتیوی ناچیز، پیوند کووالانسی ناقطبی است (شکل ۸).

شکل ۸. توزیع ابر الکترونی پیوندی میان دو هستهٔ یکسان در مقایسه با دو هستهٔ متفاوت

جهت‌گیری مولکول‌های قطبی مانند HCl در میدان الکتریکی میان دو صفحهٔ خازن، پایه‌ای برای اندازه‌گیری گشتاور دو قطبی است.

$$(\text{فاصله}) \times (\text{بار}) = \text{گشتاور دو قطبی}$$

گشتاور دو قطبی مولکول‌های ناقطبی مانند H_2 ، Cl_2 ، CH_4 و ... برابر با صفر است اما با افزایش قطبیت مولکول، گشتاور دو قطبی افزایش می‌یابد.

لینوس پاولینگ، گشتاور دو قطبی را برای محاسبهٔ میزان خصلت یونی یک پیوند کووالانسی به کار برد. برای نمونه اگر پیوند در هیدروژن کلرید صددرصد یونی باشد، باید یون‌های H^+ و Cl^- دارای یک واحد بار الکتریکی ($1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$) باشند. از سوی دیگر طول پیوند H-Cl برابر با ۱۲۷ pm است. بنابراین گشتاور دو قطبی H^+Cl^- برابر است با:

$$(\text{فاصله}) \times (\text{بار}) = \text{گشتاور دو قطبی}$$

$$= (1.6 \times 10^{-19} \text{ C}) \times (1.27 \times 10^{-10} \text{ m}) = 2.03 \times 10^{-29} \text{ C.m}$$

گشتاور دو قطبی را برای مولکول‌ها با یکای دبی (D) بیان می‌کنند.

اگر یک دبی (D) هم ارز با $3.34 \times 10^{-30} \text{ C.m}$ باشد، گشتاور دو قطبی H^+Cl^-

برابر است با:

$$\text{H}^+\text{Cl}^- \text{ گشتاور دو قطبی} = 2.03 \times 10^{-29} \text{ C.m} \times \frac{1 \text{ D}}{3.34 \times 10^{-30} \text{ C.m}} \approx 6.08 \text{ D}$$

گشتاور دو قطبی HCl که از آزمایش و اندازه‌گیری تجربی به دست آمده، برابر با

۱.۰۳ D است. بنابراین پیوند HCl نزدیک به ۱۶/۹٪ خصلت یونی دارد.

$$\text{درصد خصلت یونی پیوند کووالانسی} = \frac{\text{گشتاور دو قطبی تجربی}}{\text{گشتاور دو قطبی نظری}} \times 100$$

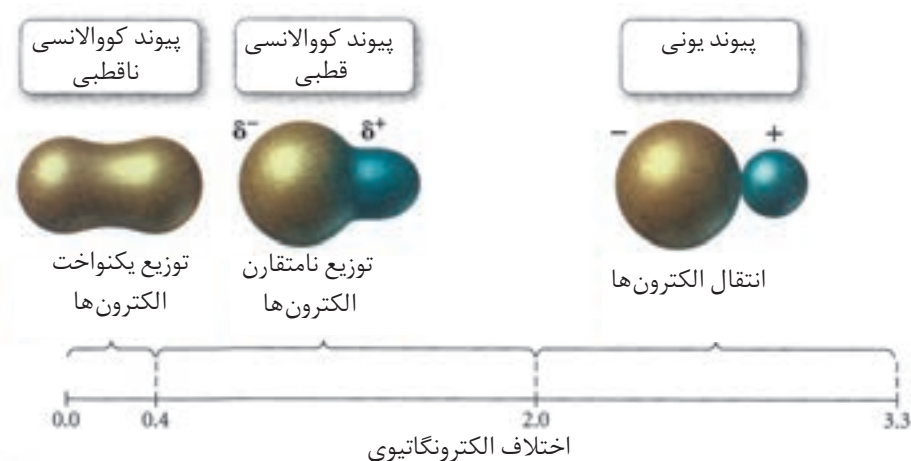
$$= \frac{1/0.3D}{6/0.8D} \times 100 = 16/9\%$$

این نمونه نشان می‌دهد که شمار اندکی از پیوندها، یونی و برخی کووالانسی ناقطبی خالص اند. به دیگر سخن همه پیوندها در گستره یونی تا کووالانسی ناقطبی جای می‌گیرند. اگر مبنا تفاوت الکترونگاتیوی میان اتم‌های سازنده پیوند باشد، نمودار زیر الگوی مناسبی برای پیوندهای یونی، کووالانسی قطبی و کووالانسی ناقطبی است.



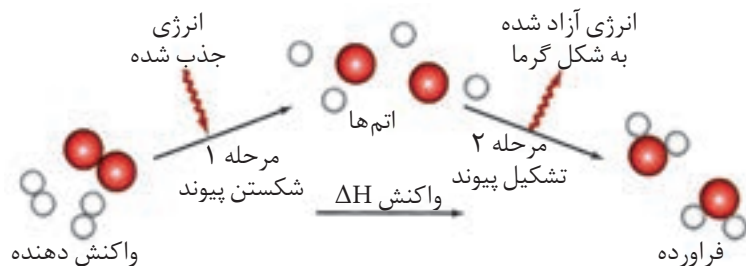
شکل ۹. درصد خصلت یونی بر حسب تفاوت الکترونگاتیوی

در این نمودار، HF خصلت یونی بیش از ۵۰٪ دارد؛ به همین دلیل امروزه در منابع گوناگون دسته‌بندی زیر به کار می‌رود.



شکل ۱۰. نوع پیوند براساس تفاوت الکترونگاتیوی اتم

می‌دانید که نماد شیمیایی عنصرها، فرمول‌های شیمیایی و معادله شیمیایی به ترتیب هم‌ارز با حروف، واژه‌ها و جمله‌ها (عبارت‌ها) در زبان علمی شیمی هستند. هر معادله شیمیایی موازنه شده، نشان دهنده یک واکنش شیمیایی است که در آن با شکسته شدن برخی یا همه پیوندها در مواد واکنش دهنده و تشکیل پیوندهای جدید در فراورده‌ها، آرایش اتم‌ها و شیوه اتصال آنها به یکدیگر تغییر می‌کند. به واکنش زیر توجه کنید:



شکل ۱۱. تغییر شیوه اتصال اتم‌ها به یکدیگر در یک واکنش شیمیایی

چرا در این واکنش از تجزیه دو مولکول آب، در پایان دو مولکول هیدروژن و یک مولکول اکسیژن تولید می‌شود و واکنش تا تولید چهار اتم هیدروژن و دو اتم اکسیژن متوقف نمی‌شود؟

چه نیرویی اتم‌ها را در مولکول‌های H_2 ، O_2 و H_2O متصل به یکدیگر نگاه می‌دارد؟
* پاسخ دانش‌آموزان به این پرسش عبارت است از وجود یک نیروی قوی یا پیوند شیمیایی به نام پیوند کووالانسی! ولی این پاسخ دقیق و کاملی به پرسش شما نیست!

پیوند کووالانسی

پیشوند «CO» در زبان انگلیسی، پیشوند «اشتراک» و واژه «Valence» هم‌ارز با «ظرفیت شیمیایی» است. به همین دلیل واژه «پیوند کووالانسی»، یادآور اشتراک الکترون‌های ظرفیت است.

ساده‌ترین پیوند کووالانسی، پیوند میان دو اتم هیدروژن در مولکول H_2 است. هر اتم هیدروژن دارای یک پروتون و یک الکترون است. بین الکترون و پروتون در اتم هیدروژن دو نیروی کولنی (جاذبه الکترواستاتیک) و نیروی نیوتنی (جاذبه جرمی) وجود دارد.

$$F_N = (m_e \cdot m_p) / r^2 \quad \text{نیروی نیوتنی و} \quad F_C = \frac{e \cdot e}{r^2} = \frac{e^2}{r^2} \quad \text{نیروی کولنی}$$

$$\frac{F_C}{F_N} = \frac{e^2}{m_e \cdot m_p} = \frac{(4.8 \times 10^{-10} \text{ esu})^2}{(9.1 \times 10^{-31} \text{ g})(1.67 \times 10^{-24} \text{ g})} \approx 10^{32} (\text{esu})^2 \cdot \text{g}^{-2}$$

* $1\text{C} \approx 3 \times 10^9 \text{esu}$: یکای استات کولن برای اندازه‌گیری بار الکتریکی

است.

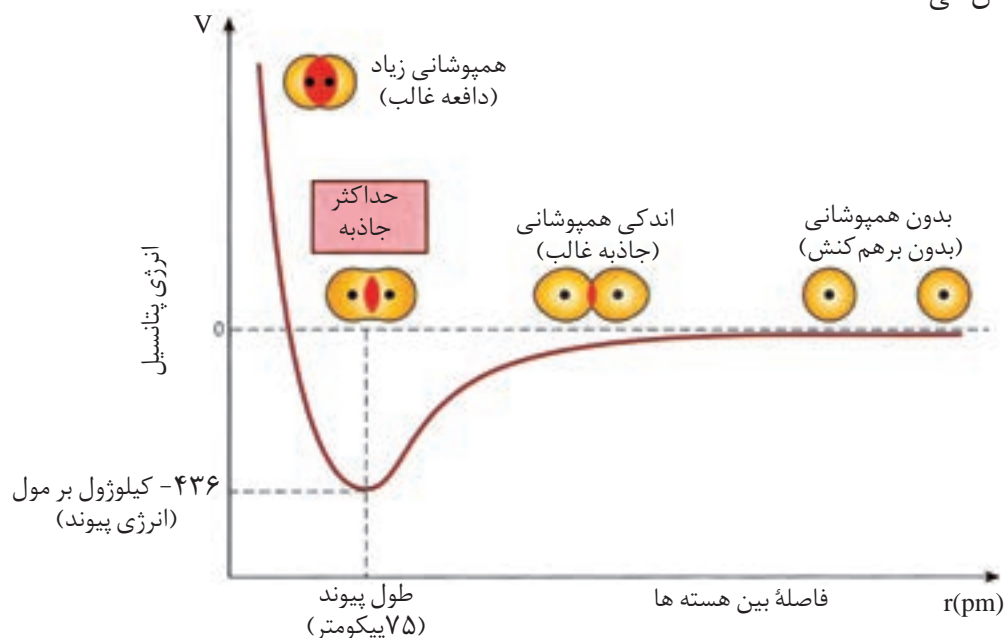
چون F_C بسیار بزرگ‌تر از F_N است، از این رو نیروهای کولنی اهمیت بیشتری دارند. انرژی پتانسیل کولنی (V)، ناشی از F_C هم ارز است با:

$$V = -\frac{e^2}{r} \text{ یا } V \propto \frac{-1}{r}$$

r : فاصله میان بارهای الکتریکی

اگر دو اتم هیدروژن جدا از هم باشند، انرژی الکترون در هر یک از آنها برابر با انرژی الکترون در حالت پایه ($n=1$) اتم هیدروژن است. با نزدیک شدن دو اتم به یکدیگر نیروهای جاذبه خودنمایی می‌کنند و آنها را بیشتر به هم نزدیک می‌کنند تا اینکه پس از همپوشانی، ابر الکترونی پدید آمده از دو الکترون در فضای بین دو پروتون قرار می‌گیرند. این الگو نشان‌دهنده جذب دو پروتون به سوی چنین ابر الکترونی‌ای است.

با کاهش r ، مقدار $\frac{1}{r}$ افزایش می‌یابد؛ در نتیجه $V = e^2(-\frac{1}{r})$ نیز کاهش می‌یابد. کاهش انرژی پتانسیل این مجموعه هم ارز با کاهش محتوای انرژی آن و پایدارتر شدن است. این کاهش محتوای انرژی و یا افزایش پایداری، نشان می‌دهد که دو اتم هیدروژن میل دارند با هم ترکیب شوند و یک مولکول پایدارتر (H_2) تولیدکنند. نمودار زیر تغییر انرژی پتانسیل را برحسب فاصله بین هسته هنگام تشکیل پیوند بین دو اتم هیدروژن نشان می‌دهد.



شکل ۱۲. نمودار انرژی پتانسیل برحسب فاصله میان هسته‌ها

هنگامی که دو اتم از یکدیگر دور باشند، به طوری که برهم کنشی نداشته باشند، انرژی پتانسیل برابر با صفر است. با نزدیک شدن دو اتم به یکدیگر و خودنمایی جاذبه میان آنها، انرژی پتانسیل کاهش می‌یابد. تا اینکه دافعه میان هسته‌ها نیز خود را نشان می‌دهد. نزدیک شدن هسته‌ها به یکدیگر تا جایی ادامه دارد که جاذبه‌ها و دافعه‌ها با یکدیگر برابری می‌کنند (تعادل) و انرژی پتانسیل به کمترین مقدار ممکن می‌رسد.

این فاصله تعادلی، **طول پیوند** و انرژی آن نیز، **انرژی پیوند** نام دارد. اگر فاصله بین دو هسته از این مقدار کمتر شود ($r \rightarrow 0$)، انرژی پتانسیل دافعه (به سمت مثبت نمودار) میان هسته‌ها چیره شده ($V \rightarrow \infty$) و بسیار بزرگ خواهد شد (ناپایداری). بنابراین، پایدارترین حالت برای این مجموعه، در فاصله تعادلی هسته‌ها و یا کمترین انرژی پتانسیل است. اینک به آسانی می‌توان دریافت که چرا در واکنش گرماده فلز سدیم با آب، گاز هیدروژن با مولکول‌های H_2 تولید می‌شود نه اتم‌های H !

* تنها باید به این نکته توجه داشت که در بیشتر موارد «طول پیوند با انرژی پیوند رابطه وارونه دارد»! برای نمونه پیوند $F-F$ و $Cl-Cl$ به ترتیب دارای طول پیوند 143 pm و 199 pm است ولی آنتالپی پیوند آنها به ترتیب 157 و 243 کیلو ژول بر مول است که از قاعده «رابطه وارونه بین طول با انرژی پیوند» پیروی نمی‌کند!

دلیل این است که گاهی تراکم زیاد ابر الکترونی روی اتم‌های تشکیل دهنده پیوند در حجم کم اتم‌های F بسیار الکترونگاتیو بوده و حجم کمی دارند، نیروی دافعه قابل ملاحظه‌ای پدید می‌آورد که باعث کاهش قدرت و در پی آن انرژی پیوند می‌شود.

واحد یادگیری ۳ و ۴

هدف‌های آموزشی

انتظار می‌رود دانش‌آموز در پایان این واحد یادگیری:

- ۱- با آرایش‌های الکترون نقطه‌ای (لوویس) ذره‌های شیمیایی آشنا شود.
- ۲- مهارت رسم آرایش لوویس ذره‌هایی را که در آنها اتم مرکزی اکتت شده است، در خود تقویت کند.
- ۳- با مفهوم الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی آشنا شود.

ارزشیابی تشخیصی

- ۱- مولکول CO چند الکترون ظرفیت دارد؟
- ۲- اتم کربن در ترکیب‌های خود چند پیوند می‌دهد؟
- ۳- آیا اتم هیدروژن می‌تواند دو پیوند کووالانسی تشکیل دهد؟

روش تدریس پیشنهادی

توصیه می‌شود که به شرح زیر عمل کنید:

۱- دانش‌آموزان صفحه‌های ۷۲، ۷۳ و ۷۴ را تا ابتدای ساختار لوویس برای مولکول‌های چند اتمی در گروه خود روخوانی کنند.

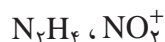
۲- آرایش لوویس H-Cl را روی تابلو رسم کنید و از آنها بخواهید درباره آن هر چه می‌دانند، بیان کنند.

۳- پس از شنیدن نظر دانش‌آموزان، موضوع را جمع‌بندی کنید و مفهوم و معنی ساختار لوویس را مجدداً توضیح دهید.

۴- از گروه‌ها بخواهید تا نمونه حل شده صفحه ۷۴ را بررسی کنند و بر اساس راه حل ارائه شده آرایش لوویس CF_4 را رسم کنند. به آنها فرصت کافی بدهید، فعالیت آنها را نظارت و در صورت نیاز راهنمایی کنید.

۵- از دانش‌آموزان بخواهید «خود را بیازمایید» را به عنوان ارزشیابی مستمر پاسخ دهند.

۶- سپس از دانش‌آموزان بخواهید نمونه حل شده صفحه ۷۷ را در گروه خود بررسی کنند و بر اساس روش ارائه شده، ساختار لوویس CO را رسم کنند (وقت کافی و نظارت را فراموش نکنید). در پایان از گروه‌ها بخواهید که آرایش لوویس گونه‌های زیر را در خانه رسم کنند و به کلاس بیاورند.



راهنمایی: در اسیدهای اکسیژن دار، هر اتم H به یک اتم اکسیژن متصل است.

در جلسه آینده، با مشارکت دانش‌آموزان، آرایش‌های لوویس بالا را بررسی کنید و در پایان از آنها بخواهید که آرایش‌های درست را در قالب یک پوستر رسم کنند.

در عین حال یادآوری کنید که دانش‌آموزان همراه خود مقوا بیاورند.

توجه کنید: هرگونه ارزشیابی دربارهٔ آرایش لوویس اسیدهای اکسیژن دار که تعداد OH آنها مشخص نیست، مجاز نیست. برای نمونه آرایش لوویس فسفرواسید و هیپوفسفرو اسید نباید بررسی شوند.

اتم عنصرهای تناوب سوم به دلیل برانگیخته شدن نسبت به اتم عنصرهای هم گروه خود در تناوب دوم می توانند ظرفیت بیشتری برای تشکیل پیوند کووالانسی داشته باشند.

بر دانش خود بیفزایید

آرایش الکترون - نقطه ای (آرایش لوویس)

آرایش لوویس مولکول و یون هایی که از قاعده اکتت تبعیت می کنند.

برای به دست آوردن آرایش لوویس این دسته از مواد علاوه بر روش کتاب می توان به صورت زیر عمل کرد:

۱- تعداد کل الکترون های لایه ظرفیت را حساب کنید.

= تعداد کل الکترون های لایه ظرفیت

تعداد بار مثبت - تعداد بار منفی + (تعداد هر اتم \times تعداد الکترون لایه ظرفیت آن اتم) Σ

۲- تعداد کل الکترون های لازم برای اکتت شدن را به دست آورید:

= تعداد کل الکترون های لازم برای اکتت شدن

(تعداد سایر اتم ها $\times 8$) + (تعداد اتم های $H \times 2$)

۳- تعداد پیوندها را طبق رابطه زیر تعیین کنید:

تعداد کل الکترون های لایه ظرفیت - تعداد کل الکترون های لازم برای اکتت شدن = $\frac{\text{تعداد پیوندها}}{2}$

۴- اتم مرکزی را بنویسید و اتم های کناری را با این تعداد پیوند به آن متصل کنید.

سپس تمام اتم ها را اکتت کنید.

توجه: در رسم آرایش لوویس به قواعد زیر دقت کنید.

۱- اتم های هیدروژن و فلوئور همواره اتم کناری هستند.

۲- اگر اتم های هالوژن ها، اتم کناری باشند، یک پیوند می دهند.

۳- اتم اکسیژن می تواند یک یا دو پیوند بدهد (اکسیژن فقط در CO ، H_2O^+ و NO^+ سه پیوند می دهد).

۴- اتم کربن همواره چهار پیوند می دهد (به جز CO).

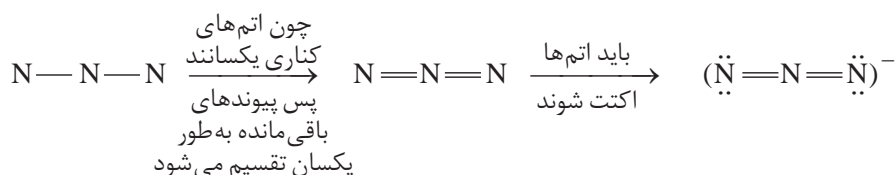
۵- اتم نیتروژن هیچگاه پنج پیوند نمی دهد.

برای نمونه؛ برای رسم کردن آرایش لوویس یون آزید داریم:

$$\text{N}_3^- \quad 1) \text{ تعداد کل } e \text{ های ظرفیت } = (3 \times 5) + 1 = 16$$

$$2) \text{ تعداد کل } e \text{ های لازم برای اکتت شدن } = 3 \times 8 = 24$$

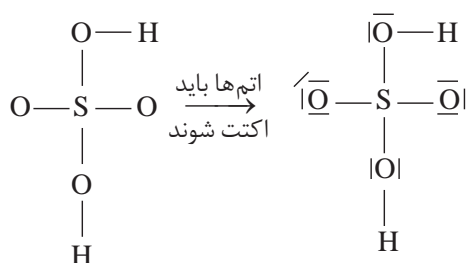
$$3) \text{ تعداد پیوند } = \frac{24 - 16}{2} = 4$$



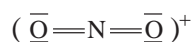
$$\text{H}_2\text{SO}_4 \quad 1) \text{ تعداد کل } e \text{ های ظرفیت } = (2 \times 1) + (6 \times 1) + (4 \times 6) = 32$$

$$2) \text{ تعداد کل } e \text{ های لازم برای اکتت شدن } = (2 \times 2) + (5 \times 8) = 44$$

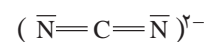
$$3) \text{ تعداد پیوند } = \frac{44 - 32}{2} = 6$$



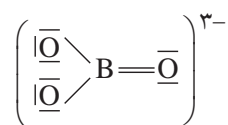
در شکل زیر آرایش لوویس تعدادی از ترکیب های شیمیایی ارائه شده است.



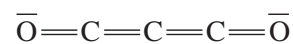
(ب) NO_2^+ (یون نیترونیوم)



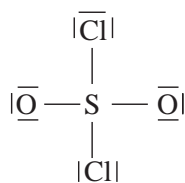
(آ) CN_2^{2-} (یون سیانامید)



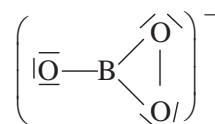
(ت) BO_3^{3-} (یون بورات)



(پ) C_3O_2 (سوبواکسید)

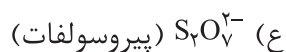
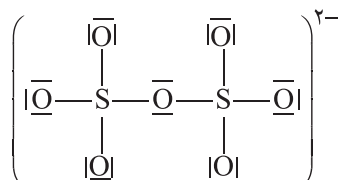
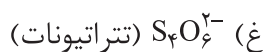
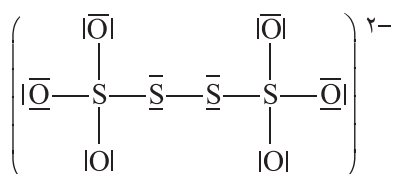
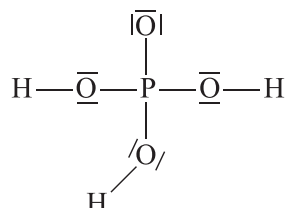
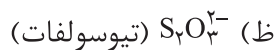
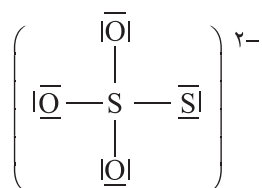
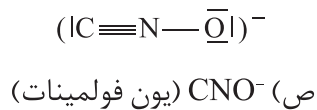
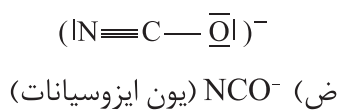
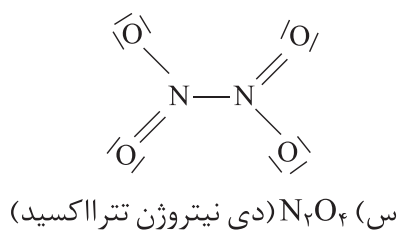
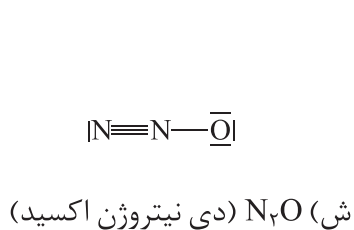
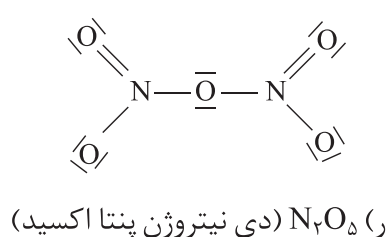
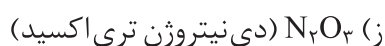
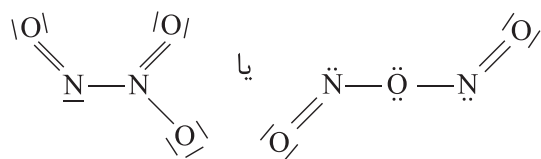
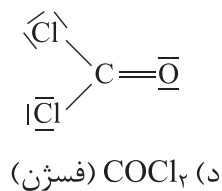
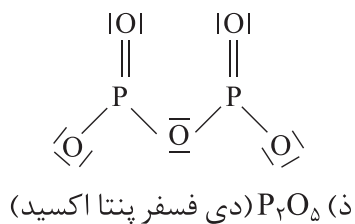
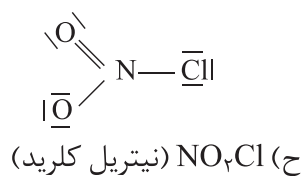
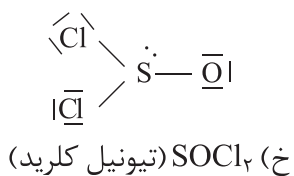


(ج) SO_2Cl_2 (سولفوریل کلرید)



(ث) BO_3^- (یون پربورات)





ب) آرایش لوویس ذره‌هایی که از قاعده اکتت تبعیت نمی‌کنند.

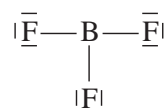
این ذره‌ها را می‌توان در دو دسته زیر بررسی کرد.

۱- گونه‌هایی که لایه ظرفیت اتم مرکزی در آنها کمتر از ۸e دارد. برای رسم

آرایش لوویس این ذره‌ها ابتدا تعداد eهای لایه ظرفیت را حساب کنید. سپس اتم مرکزی را بنویسید و اتم‌های کناری را با یک پیوند به آن متصل کنید. در ادامه، اتم‌های کناری را اکتت کنید. سپس مطمئن شوید که تعداد الکترون‌هایی که در آرایش لوویس به کار برده‌اید با تعداد eهای لایه ظرفیت برابر است. برای نمونه،

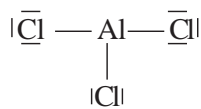


(BX_3 , X= هالوژن)



$$\text{تعداد کل eهای ظرفیت} = (3 \times 1) + (7 \times 3) = 24$$

در آرایش لوویس BeF_2 و AlCl_3 نیز، اتم مرکزی از قاعده اکتت تبعیت نمی‌کند:



* (BeF_2) به صورت پلیمر و AlCl_3 به صورت دایمر هستند).

۲- گونه‌هایی که لایه ظرفیت اتم مرکزی در آنها بیش از ۸e دارد. برای رسم

آرایش لوویس این ذره‌ها همانند بالا عمل کنید، با این تفاوت که در مرحله آخر پس از اکتت کردن اتم‌های کناری، باید تعداد الکترون‌های چیده شده را بشمارید و اگر الکترونی اضافه باقی ماند، آن را روی اتم مرکزی قرار دهید؛ برای نمونه:

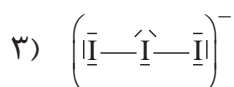
$$1) \quad 22e = (3 \times 7) + 1 = \text{تعداد کل eهای لایه ظرفیت}$$



(یون تری یدید)

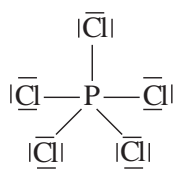


(۶e چیده شده است؛ پس ۶e هنوز باقی است.)

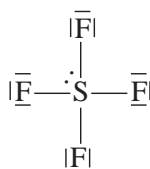


شکل صفحه بعد آرایش لوویس تعدادی از ذره‌های شیمیایی که لایه ظرفیت اتم

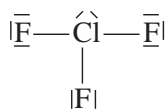
مرکزی آنها گسترش یافته و بیش از ۸e دارد را نشان می‌دهد:



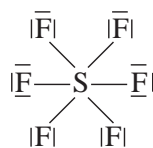
(ب) PCl_5 (هالوژن X , PX_5 ، فسفر پنتا کلرید، فسفر پنتا هالید)



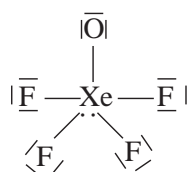
(آ) SF_4 (گوگرد تترافلوئورید)



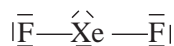
(ت) ClF_3 (کلتری فلوئورید)



(پ) SF_6 , $(\text{PCl}_6^- , \text{SiF}_6^{2-})$ (گوگرد هگزا فلوئورید، یون سیلیسیم هگزا فلوئورید، یون فسفر هگزا کلرید)

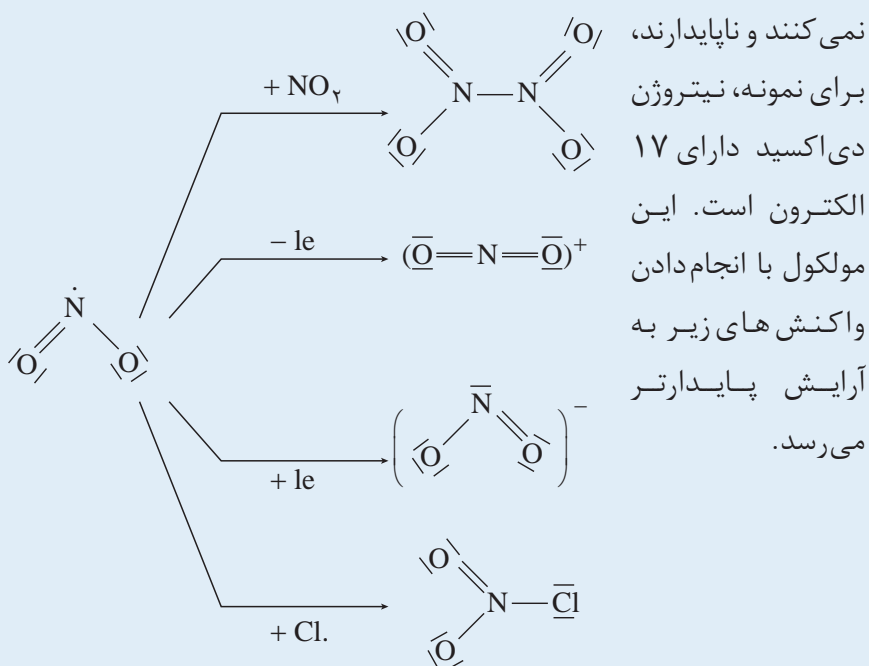


(ج) XeOF_4 (زنون اکسی تترا فلوئورید)

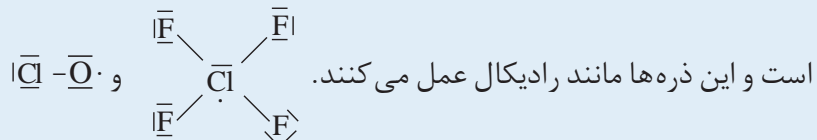


(ث) XeF_2 (زنون دی فلوئورید)

مولکول‌هایی که الکترون فرد دارند، از قاعده هشت تایی تبعیت



* تعداد الکترون‌های لایه ظرفیت مولکول‌های ClO و ClF_2 نیز فرد



فرم‌های رزونانسی و ترتیب پایداری آنها

جهت بررسی پایداری فرم‌های رزونانسی به بار قراردادی نیاز داریم. مطابق تعریف، بار قراردادی نشان می‌دهد که یک اتم در یک ترکیب چند الکترون از الکترون‌های لایه ظرفیت خود، کمتر یا بیشتر دارد. رابطه زیر نحوه محاسبه بار قراردادی را نشان می‌دهد.

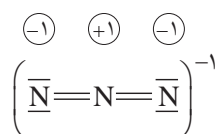
تعداد الکترون‌هایی که آن اتم در ترکیب دارد - تعداد الکترون‌های لایه ظرفیت اتم = بار قراردادی اتم

به عبارت دیگر

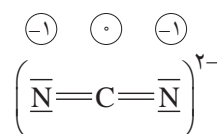
تعداد الکترون‌های لایه ظرفیت اتم = بار قراردادی

(نصف تعداد الکترون‌های + تعداد الکترون‌های)
پیوندی آن اتم پیوندی روی آن اتم

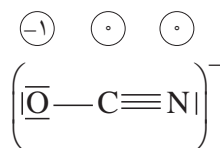
برای نمونه، بار قراردادی اتم‌ها در چند گونه در زیر نشان داده شده است.



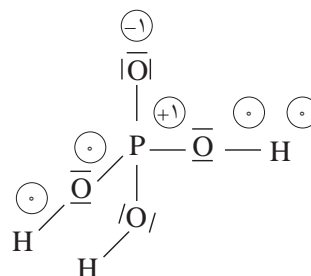
(ب)



(آ)



(ت)



(پ)

جمع بارهای قراردادی اتم‌ها در یک گونه با بار الکتریکی گونه برابر است.

پایداری فرم‌های رزونانسی از قواعد زیر پیروی می‌کند:

- ۱- فرم رزونانسی‌ای پایدارتر است که تمام اتم‌های آن اکتت باشند.
- ۲- فرم رزونانسی‌ای پایدارتر است که بار قراردادی نداشته باشد یا بار قراردادی کمتری داشته باشد.

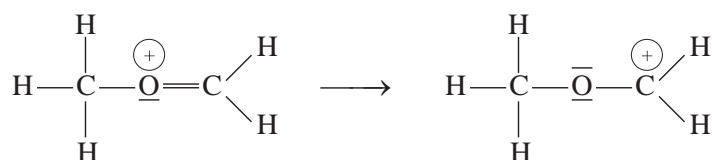
۳- هرچه پخش بار بیشتر باشد، پایداری فرم رزونانسی بیشتر است.

۴- فرم رزونانسی ای پایدارتر است که بار منفی روی اتم الکترونگاتیوتر و بار مثبت روی اتم الکتروپوزیتیوتر باشد.

به نمونه های زیر که در آن ترتیب پایداری فرم های رزونانسی مقایسه شده است توجه

کنید.

(ا)

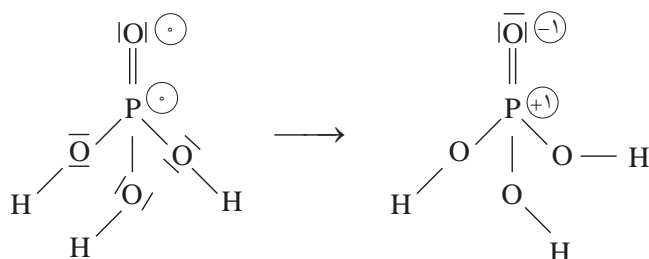


همه اتم ها اکتت اند (پایدارتر).

اتم کربن اکتت نیست.

مطابق قاعده ۱

(ب)

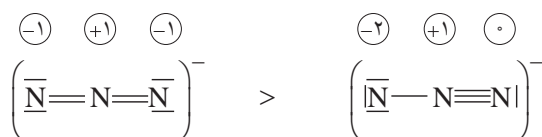


بار قراردادی ندارد (پایدارتر).

بار قراردادی دارد.

مطابق قاعده ۲

(پ)

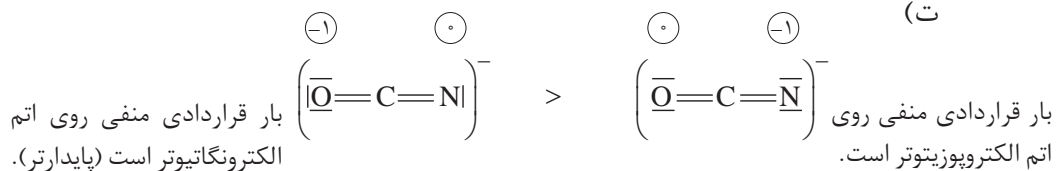


بارهای قراردادی بیشتر
پخش شده اند (پایدارتر).

بارهای قراردادی کمتر
پخش شده اند.

مطابق قاعده ۳

(ت)



بار قراردادی منفی روی اتم
الکترونگاتیوتر است (پایدارتر).

اتم الکتروپوزیتیوتر است.

مطابق قاعده ۴

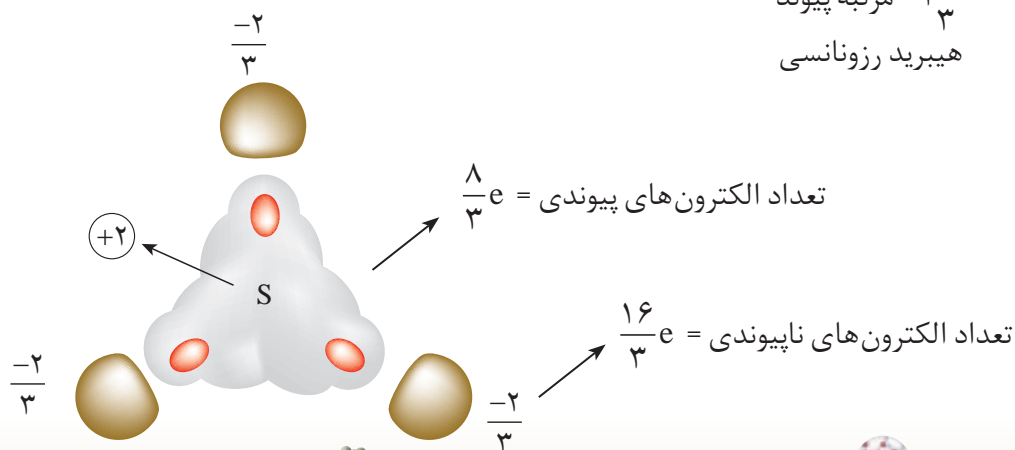
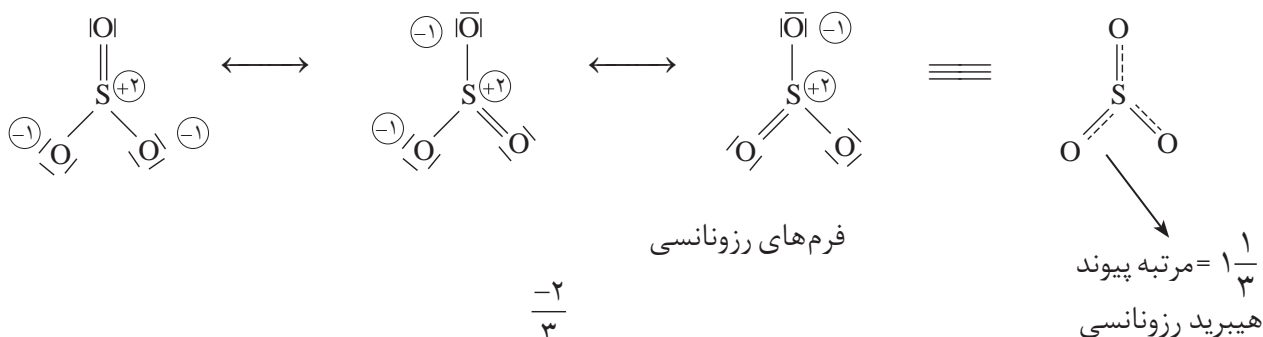
توجه کنید: مولکول‌هایی که قاعده اکت را نقض می‌کنند، به دو دسته تقسیم می‌شوند.

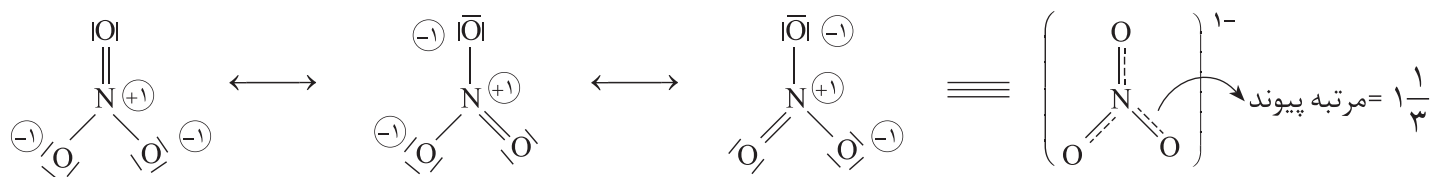
(آ) مولکول‌هایی که لایه ظرفیت اتم مرکزی آنها کمتر از ۸e دارند، برای نمونه: BeX_2 , AlX_3 , BX_3 ($\text{X} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}$). این مولکول‌ها در طبیعت به صورت‌های مختلف پایدار می‌شوند. برای نمونه، BeX_2 به صورت پلیمر و AlCl_3 به صورت دایمر در طبیعت یافت می‌شوند.

(ب) مولکول‌هایی که لایه ظرفیت اتم مرکزی آنها بیش از ۸e دارد، این مولکول‌ها پایدارند. از آن‌جا که تشکیل پیوند سبب آزاد شدن انرژی می‌شود، گسترش لایه ظرفیت با تشکیل پیوندهای بیشتر همراه است. به همین دلیل مولکول‌هایی مانند PCl_5 , SF_6 , XeOF_4 و پایدارند.

هیبرید رزونانسی و مرتبه پیوند

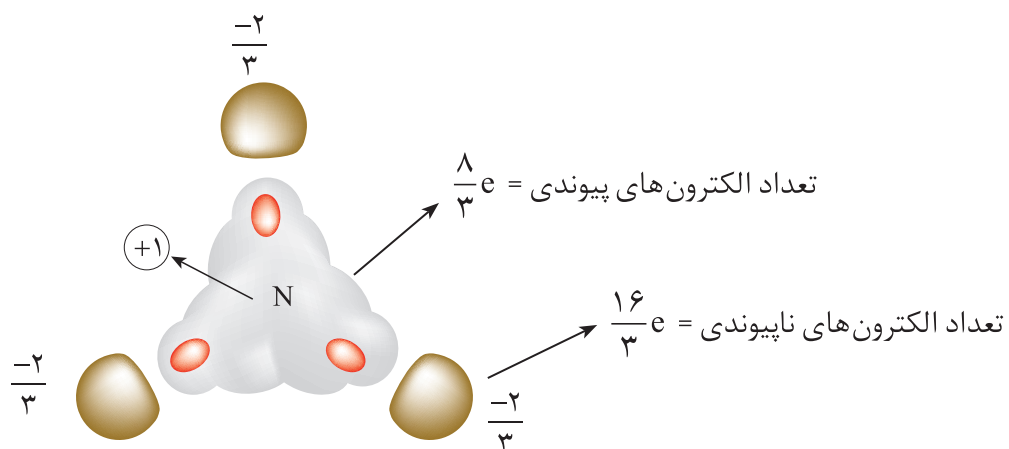
ترکیب‌هایی که بیش از یک فرم رزونانسی دارند، در طبیعت به هیچ یک از این فرم‌ها یافت نمی‌شوند، بلکه به صورت هیبریدی از فرم‌های رزونانسی هستند. هیبرید رزونانسی در واقع فرم جدیدی است که با هر یک از فرم‌های رزونانسی تفاوت دارد و توجه کننده خواص فیزیکی و شیمیایی یک گونه است. در عین حال فرم‌های رزونانسی را می‌توان برای مطالعه آرایش لوویس، تعیین شکل هندسی و ... به کار برد. در شکل زیر فرم‌های رزونانسی، هیبرید رزونانسی مرتبه پیوند و بار قراردادی اتم‌ها برای SO_3 , NO_3^- ارائه شده است.





فرم‌های رزونانسی

هیبرید رزونانسی



واحد یادگیری ۵

هدف‌های آموزشی

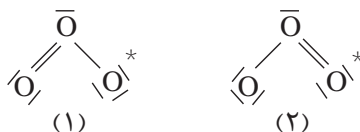
- انتظار می‌رود دانش‌آموز در پایان این واحد یادگیری:
- ۱- با فرم‌های رزونانسی اوزون آشنا شود.
 - ۲- مفهوم هیبرید رزونانسی را درک کند.
 - ۳- مفهوم پیوند داتیو را درک کند.
 - ۴- این نکته را که پیوند داتیو اساساً یک پیوند کووالانسی است، درک کند.
 - ۵- مهارت نام‌گذاری ترکیب‌های مولکولی را در خود تقویت کند.

ارزشیابی تشخیصی

- ۱- نام SF_6 چیست؟
- ۲- آیا برای تشکیل یک پیوند کووالانسی همواره هر اتم باید یک e به اشتراک بگذارد؟

روش تدریس پیشنهادی

توصیه می‌شود که ساختارهای لوویس O_3 را روی تابلو ترسیم کنید و از دانش‌آموزان بخواهید که به پرسش‌های زیر پاسخ دهند.



- ۱- آیا در این دو آرایش لوویس، تمام اتم‌ها اکتت‌اند؟
 - ۲- آیا این دو آرایش لوویس باهم تفاوت دارند؟
 - ۳- آیا اتم‌های اکسیژن ستاره‌دار در دو ترکیب، یکسان‌اند؟
 - ۴- فرض کنید دوربینی در اختیار دارید که می‌توانید از مولکول‌های اوزون عکس بگیرید. در آن صورت آیا اکسیژن ستاره‌دار در شکل (۱) همواره پیوند یگانه خواهد داشت؟
 - ۵- آیا انرژی پیوندهای اکسیژن - اکسیژن در مولکول اوزون برابر است؟
 - ۶- آیا طول پیوندهای اکسیژن - اکسیژن در مولکول اوزون برابر است؟
 - ۷- آیا اساساً این دو آرایش لوویس برای اوزون وجود دارد؟
- پاسخ را بشنوید اما قضاوتی درباره‌ی آنها نکنید. حال گزارش زیر را روی تابلو بنویسید.
- مطالعات دانشمندان نشان می‌دهد که:
- ۱- انرژی پیوندهای اکسیژن - اکسیژن در اوزون یکسان است.
 - ۲- طول پیوندهای اکسیژن - اکسیژن در اوزون یکسان است.
 - ۳- طول پیوندهای اکسیژن - اکسیژن در اوزون از یگانه کوتاه‌تر و از دوگانه بلندتر است.

حال براساس این واقعیت، مجدداً پرسش‌های بالا را بررسی کنید و پاسخ دهید. پس از شنیدن پاسخ‌ها، موضوع را جمع‌بندی کنید و توضیح کاملی درباره‌ی هیبرید رزونانسی و فرم‌های رزونانسی ارائه دهید.

استفاده از مثال گل رز صورتی و قاطر برای توضیح این پدیده بسیار مناسب است.

در ادامه از دانش‌آموزان بخواهید صفحه‌های ۷۸، ۷۹ و ۸۰ را نام‌گذاری و با استفاده از عدد اکسایش روخوانی کنند. پس از روخوانی مطالب، با سخنرانی موضوع را جمع‌بندی کنید.

نحوه محاسبه عدد اکسایش

عدد اکسایش یک اتم در یک گونه برابر با بار الکتریکی نسبی ای است که به اتم آن عنصر براساس اختلاف الکترونگاتیوی با دیگر اتم‌های متصل به آن نسبت داده می‌شود. به کمک قواعد زیر می‌توان عدد اکسایش را حساب کرد.

۱- عدد اکسایش عناصرها در حالت آزاد برابر صفر است.

۲- عدد اکسایش فلزها در ترکیب همواره مثبت بوده و با بار الکتریکی کاتیون آنها در ترکیب برابر است (عدد اکسایش فلزهای واسطه متغیر است).

(۱+) = عدد اکسایش K در $K[PF_6]$

۳- عدد اکسایش یون تک‌اتمی با بار آن برابر است.

$N^{3-} : (-3)$

$Cu^{2+} : (+2)$ و $I^- : (-1)$

۴- فلئور در تمام ترکیب‌هایش عدد اکسایش ۱- دارد.

۵- عدد اکسایش هیدروژن در تمام ترکیب‌های کووالانسی (۱+) و در هیدریدها (۱-) است.

۶- عدد اکسایش اکسیژن در همه ترکیب‌ها به جز OF_2 برابر با ۲- است. عدد اکسایش اکسیژن در حالت پراکسید ۱-، و در حالت سوپراکسید $-\frac{1}{2}$ ، است (اکسیژن در حالت پراکسید همواره به صورت، $O - O -$ ، وجود دارد).

۷- مجموع عددهای اکسایش اتم‌های یک گونه با بار الکتریکی آن گونه برابر است. برای نمونه عدد اکسایش اتم‌های Cl و S در ترکیب‌های سدیم پرکلرات و سولفوریل کلرید برابر است با:

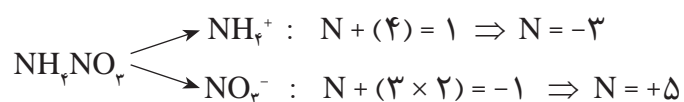
آ) عدد اکسایش Cl در $NaClO_4$

$$Cl = +7 \Rightarrow Cl + (4 \times -2) = 0 \Rightarrow Cl = +7$$

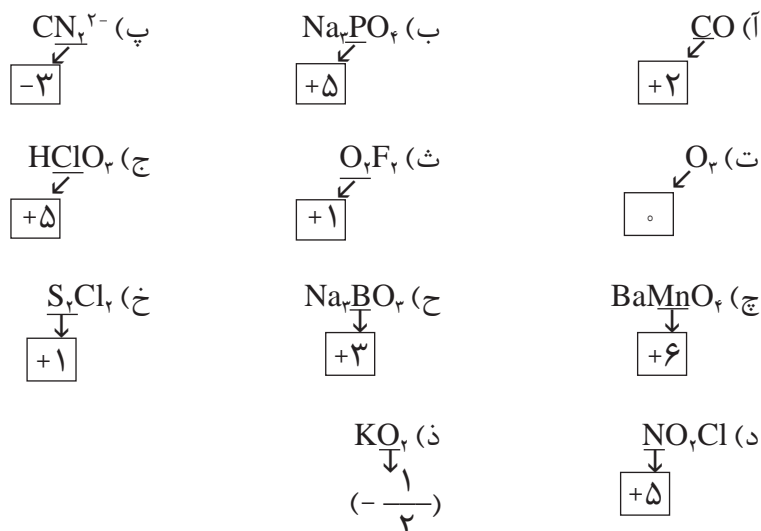
ب) عدد اکسایش S در SO_4Cl_2

$$S = +6 \Rightarrow S + (2 \times -2) + (2 \times -1) = 0 \Rightarrow S = +6$$

۸- هرگاه یک ترکیب یونی (با کاتیون‌ها و آنیون‌های چند اتمی) دارای چند اتم از یک عنصر (که اغلب اتم مرکزی نیز هست) باشد، برای یافتن عدد اکسایش، بهتر است فرمول کاتیون را از آنیون جدا کنید سپس در هر کدام عدد اکسایش اتم موردنظر را به دست آورید. برای نمونه، عدد اکسایش N در آمونیوم نیترات برابر ۱+ نیست، بلکه نیتروژن دارای دو عدد اکسایش ۳- و ۵+ است.






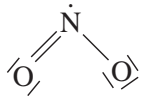

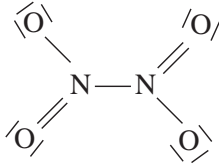
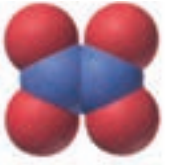
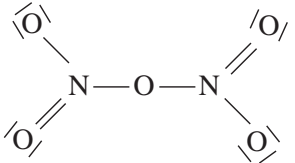

عدد اکسایش برخی از اتم‌ها در ترکیب‌های زیر نشان داده شده است.



در جدول ۱، برخی از ویژگی‌های اکسیدهای نیتروژن و عدد اکسایش نیتروژن در هریک از آنها ارائه شده است.

جدول ۱. ساختار و خواص اکسیدهای نیتروژن

فرمول ترکیب	نام ترکیب	ساختار لوویس	مدل فضاپرکن	عدد اکسایش N	برخی از خواص فیزیکی
N_2O	دی نیتروژن اکسید، نیتروژن (I) اکسید	$ \text{N} \equiv \text{N} - \bar{\text{O}} $		+۲ و ۰	بی‌رنگ، خنده‌آور، بی‌هوش کننده
NO	نیتروژن اکسید، نیتروژن (II) اکسید	$\bar{\text{N}} = \bar{\text{O}}$		+۲	بی‌رنگ، پارامغناطیس، آلاینده هوا، پیام‌رسان بیوشیمیایی
N_2O_4	دی نیتروژن تری اکسید، نیتروژن (III) اکسید	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{N} = \text{N} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$		+۲ و +۴	قهوه‌ای، متمایل به قرمز

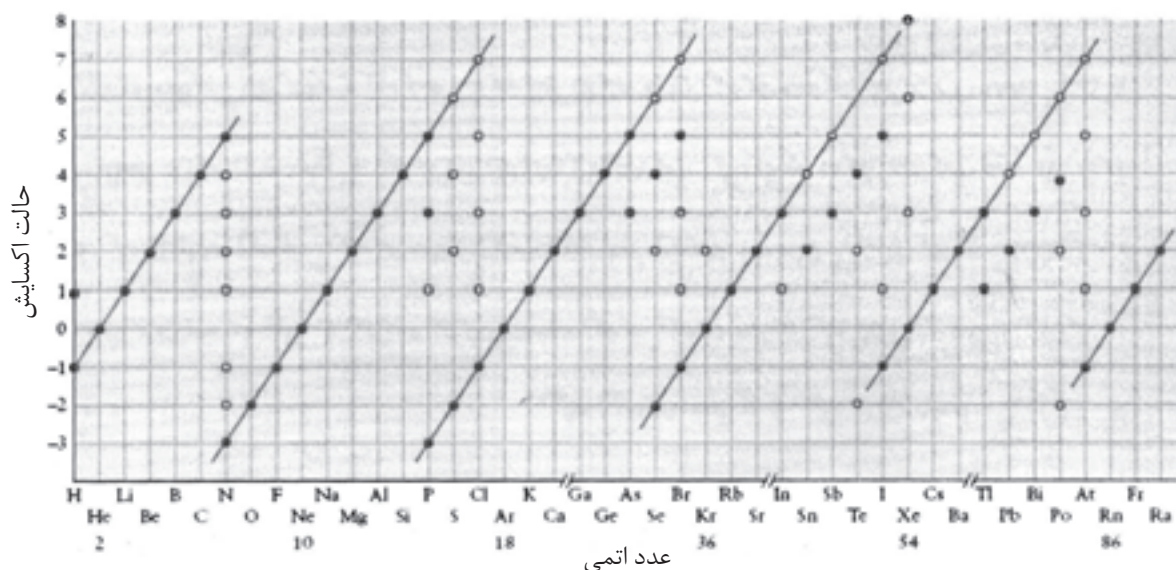
نیتروژن دی اکسید، نیتروژن (IV) اکسید	NO_2			+۴	پارامغناطیس آلاینده سمی هوا
دی نیتروژن تترا اکسید، نیتروژن (IV) اکسید	N_2O_4			+۴	بی رنگ
دی نیتروژن پنتا اکسید، نیتروژن (V) اکسید	N_2O_5			+۵	بی رنگ، جامد، فرار

گستره عدد اکسایش

با توجه به تعریف عدد اکسایش، هرگاه ترکیب یک عنصر از گروه ۱۸ را یونی فرض کنیم (عنصر گروه ۱۸) می تواند حداکثر ۸e از دست بدهد؛ بنابراین، بیشترین مقدار عدد اکسایش برابر ۸+ است که در ترکیب XeO_4 می توان به Xe نسبت داد. همچنین کمترین مقدار عدد اکسایش برابر ۴- خواهد بود. این عدد اکسایش در ترکیب های عنصرهای گروه ۱۴ یافت می شود. جدول های ۲ و ۳ عددهای اکسایش متداول و همچنین گستره عدد اکسایش را در هریک از گروه های اصلی نشان می دهند.

• متداول

○ کمتر متداول



نمودار عددهای اکسایش مهم برای عنصرهای اصلی

جدول ۲. عددهای اکسایش متداول و مشاهده شده عنصرهای اصلی

۱۴	۱۵	۱۶	۱۷
+۴	+۵	+۶	+۷
↑	↑	↑	↑
-۴	-۳	-۲	-۱

گستره تغییر عدد اکسایش
برای عنصرهای گروه ۱۴ تا
۱۷ در ترکیبهای گوناگون

1 IA	2 IIA	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIII
H +1 -1							H +1 -1	He
Li +1	Be +2	...	B +3	C +4 to -4	N +5 to -3	O -1 -2	F -1	Ne
Na +1	Mg +2		Al +3	Si +4	P +5 +3 -3	S +6 +4 -2	Cl +7 +5 +3 +1 -1	Ar
K +1	Ca +2	SS	Ga +3	Ge +4	As +5 +3 -3	Se +6 +4 -2	Br +7 +5 +3 +1 -1	Kr
Rb +1	Sr +2	SS	In +3	Sn +4 +2	Sb +5 +3 -3	Te +6 +4 -2	I +7 +5 +3 +1 -1	Xe
Cs +1	Ba +2	SS	Tl +3 +1	Pb +4 +2	Bi +5 +3	Po +2	At	Rn
Fr +1	Ra +2	SS						

جدول ۳. عدد اکسایش و آرایش لایه ظرفیت عنصرهای واسطه

عنصر	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
گروه	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
عدد اکسایش	آرایش لایه ظرفیت									
+1			d^1	d^5	d^6	d^7	d^8	d^9	d^{10}	
+2		d^2	d^3	d^4	d^5	d^6	d^7	d^8	d^9	d^{10}
+3		d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6	d^7	d^8	
+4		d^0	d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6		
+5			d^0	d^1	d^2	d^3	d^4			
+6				d^0	d^1	d^2				
+7					d^0					

 = +2
 = +3, +4
 = d^0

عنصرهای گروه ۱۳ در ترکیب‌های خود عدد اکسایش +۵ ندارند.
عنصر اکسیژن می‌تواند در یک ترکیب به هر دو حالت اکسید و پراکسید
یافت شود.

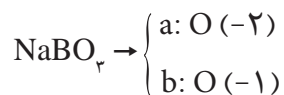
با توجه به دو واقعیت بالا، برای محاسبه عدد اکسایش در مواردی که ترکیب موردنظر
ساختار پیچیده دارد، باید از روش دیگری کمک گرفت. برای نمونه عدد اکسایش B در
 NaBO_2 و عدد اکسایش P در $\text{Na}_2\text{P}_2\text{O}_8$ چند است؟

پاسخ: اگر مطابق قواعدی که گفته شد، عدد اکسایش B را حساب کنیم، داریم:

$$1 + B + (3 \times -2) = 0 \Rightarrow B = +5$$

توجه کنید اتم B به گروه ۱۳ تعلق دارد. آیا عدد اکسایش +۵ برای B درست است؟
خیر، بنابراین می‌توان نتیجه گرفت که عدد اکسایش اتم‌های اکسیژن همگی در NaBO_2
برابر ۲- نیست. از این رو برای یافتن عدد اکسایش B و اکسیژن باید به روش زیر عمل
کنیم.

۱- فرض کنید در این ترکیب، اتم اکسیژن به هر دو حالت ۲- و ۱- یافت می‌شود.
۲- تعداد اتم‌های اکسیژن با عدد اکسایش ۲- را برابر a و تعداد اتم‌های اکسیژن با
عدد اکسایش ۱- را برابر b فرض کنید. در نتیجه:



از سوی دیگر با توجه به فرمول ترکیب می‌توان نوشت:

$$a + b = 3 \quad \text{تعداد کل اتم‌های اکسیژن}$$

جمع جبری عددهای اکسایش تمام اتم‌های موجود در ترکیب

$$(-2 \times a) + (-1 \times b) + (1) + (+3) = 0$$

* عدد اکسایش بور در این ترکیب برابر ۳+ است؛ زیرا به گروه ۳ اصلی
تعلق دارد. از طرف دیگر، اگر همه اکسیژن‌ها عدد اکسایش ۱- داشته
باشند، در آن صورت عدد اکسایش بور ۲+ می‌شود که مفهومی ندارد.

حال با حل معادله دو مجهولی بالا می‌توان a و b را به دست آورد.

$$a + b = 3$$

$$-2a - b = -4 \Rightarrow -a = -1 \Rightarrow \boxed{a = 1 \Rightarrow b = 2}$$

پس در این ترکیب یک اتم اکسیژن به صورت ۲- و دو اتم اکسیژن به صورت ۱- است.

به کمک این روش می توان آرایش لوویس ترکیب هایی با ساختار پیچیده را به دست آورد. برای نمونه آرایش لوویس ترکیب های $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_8$ ، NaBO_2 ، CrO_5 ، $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_8$ و $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_8$ با این روش مشخص شده است.

(آ) سدیم بیس پراکسی فسفات $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_8$

این نمونه، یک ترکیب یونی است که می توان آن را به صورت $\text{P}_2\text{O}_8^{2-}$ و 2Na^+ نوشت. پس باید تعداد اتم های O در حالت اکسید و پراکسید، مشخص شود. به این منظور چنین فرض می کنیم:

تعداد اتم های O در حالت اکسید $a =$

تعداد اتم های O در حالت پراکسید $b =$

و خواهیم داشت:

$$a + b = 8 \quad (1)$$

از سوی دیگر، با توجه به اینکه جمع جبری عددهای اکسایش عنصرهای یک گونه شیمیایی، با بار آن گونه برابر است می توان نوشت:

$$(-2 \times a) + (-1 \times b) + (5 \times 2) = -2 \quad (2)$$

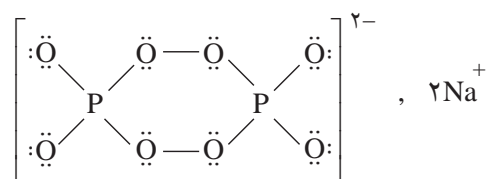
\downarrow \downarrow \downarrow
 عدد اکسایش عدد اکسایش عدد اکسایش
 O در اکسید O در پراکسید P

از حل دو معادله ۱ و ۲، به تعداد اکسیژن ها که در حالت اکسید و پراکسید در $\text{P}_2\text{O}_8^{2-}$ حضور دارند، پی می بریم.

$$a = 4$$

$$b = 4$$

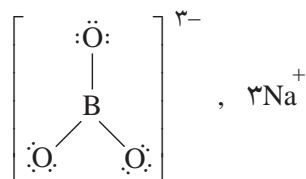
و ساختار لوویس $\text{P}_2\text{O}_8^{2-}$ به این ترتیب رسم می شود.



(ب) سدیم بورات، NaBO_2 :

$$-2a - b + 3 = -3$$

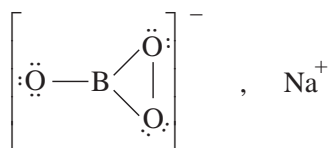
$$a + b = 3$$



پ) سدیم پربرورات، NaBO_3 :

$$-2a - b + 3 = -1$$

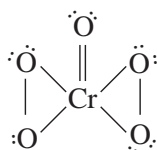
$$a + b = 3$$



ت) بیس پراکسی اکسوکروم، CrO_5

$$-2a - b + 6 = 0$$

$$a + b = 5$$

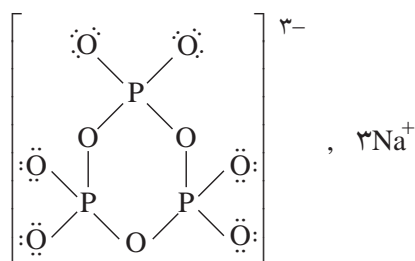


پس از تشخیص این که اکسیژن در یک ترکیب، اکسید یا پراکسید تشکیل داده است، می توان آرایش لوویس آن ترکیب را رسم کرد.

ث) تری سدیم تری متافسفات، $\text{Na}_3\text{P}_3\text{O}_9$:

$$-2a - b + (3 \times 5) = -3$$

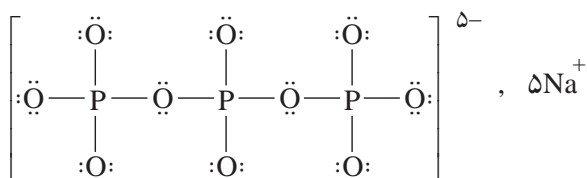
$$a + b = 9$$



ج) سدیم تری فسفات، $\text{Na}_3\text{P}_3\text{O}_9$:

$$-2a - b + (3 \times 5) = -5$$

$$a + b = 10$$



عدد اکسایش کربن در ترکیب های آلی

اتم کربن در ترکیب های آلی عددهای اکسایش گوناگون دارد؛ در نتیجه برای تعیین عدد اکسایش هریک از اتم های کربن ابتدا باید ساختار گسترده ترکیب آلی را رسم کنید سپس با استفاده از رابطه زیر عدد اکسایش را به دست بیاورید.

= عدد اکسایش اتم کربن در ترکیب آلی

تعداد الکترون های نسبت داده شده به آن - تعداد الکترون های لایه ظرفیت کربن

با جایگزینی تعداد الکترون‌های لایه ظرفیت کربن در رابطه صفحه قبل خواهیم داشت:
تعداد الکترون‌های نسبت داده شده به آن اتم در ترکیب آلی - ۴ = عدد اکسایش کربن
برای تعیین تعداد الکترون‌های نسبت داده شده به کربن در یک ترکیب آلی از قواعد زیر کمک بگیرید:

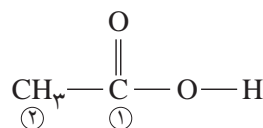
(آ) الکترون‌های پیوندی میان اتم‌های C و H برای اتم کربن در نظر گرفته می‌شوند، زیرا الکترونگاتیوی C از H بیشتر است.

(ب) الکترون‌های پیوندی میان دو اتم C، به طور مساوی برای هریک از آنها در نظر گرفته می‌شوند.

(پ) الکترونگاتیوی O از C بیشتر است پس الکترون‌های پیوندی میان این دو اتم باید به اتم اکسیژن نسبت داده شوند.

(ت) الکترون‌های پیوندی میان N و C نیز برای اتم نیتروژن در نظر گرفته می‌شوند.
در ادامه، به کمک این قواعد، عدد اکسایش اتم‌های کربن را در چند ترکیب آلی مشخص می‌کنیم.

نمونه ۱

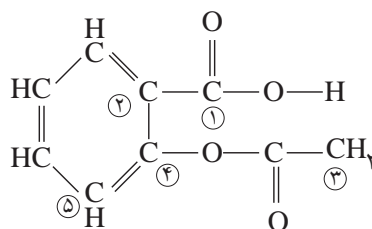


استیک اسید

$$C_1 = 4 - (1 + 0 + 0) = +3 \quad \text{عدد اکسایش}$$

$$C_r = 4 - (2 + 2 + 2 + 1) = -3$$

نمونه ۲



آسپرین؛ (استیل سالیسیلیک اسید)

$$C_1 = 4 - (1 + 0 + 0) = +3 \quad \text{عدد اکسایش}$$

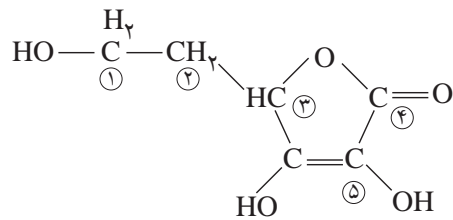
$$C_r = 4 - (2 + 1 + 1) = 0$$

$$C_r = 4 - (1 + 2 + 2 + 2) = -3$$

$$C_r = 4 - (2 + 1 + 0) = +1$$

$$C_o = 4 - (1 + 2 + 2) = -1$$

نمونه ۳



ویتامین C؛ (آسکوربیک اسید)

$$\text{عدد اکسایش } C_1 = 4 - (2 + 2 + 1 + 0) = -1$$

$$C_2 = 4 - (1 + 2 + 2 + 1) = -2$$

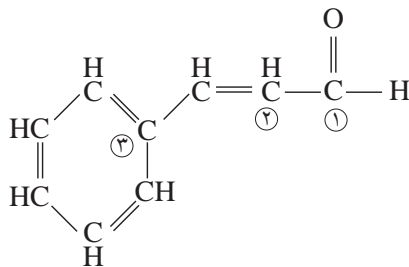
$$C_3 = 4 - (1 + 2 + 1 + 0) = 0$$

$$C_4 = 4 - (0 + 0 + 1) = +3$$

$$C_5 = 4 - (1 + 2 + 0) = +1$$

عدد اکسایش به منظور نشان دادن مسیر جابه‌جایی و انتقال الکترون‌ها در واکنش‌های اکسایش-کاهش تعریف می‌شود.

نمونه ۴



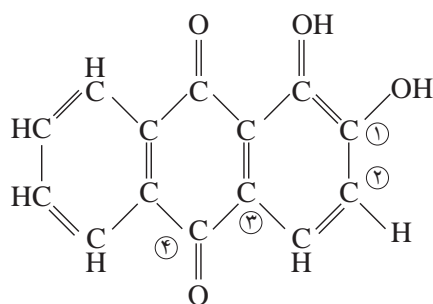
سینامالدهید

$$\text{عدد اکسایش } C_1 = 4 - (1 + 0 + 2) = +1$$

$$C_2 = 4 - (2 + 2 + 1) = -1$$

$$C_3 = 4 - (2 + 1 + 1) = 0$$

نمونه ۵



آلزارین

$$C_1 = 4 - (2 + 1 + 0) = +1 \quad \text{عدد اکسایش}$$

$$C_2 = 4 - (2 + 1 + 2) = -1$$

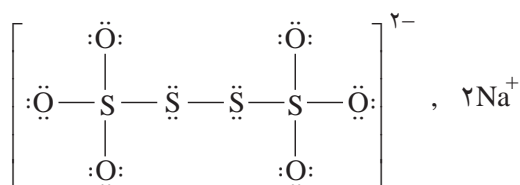
$$C_3 = 4 - (2 + 1 + 1) = 0$$

$$C_4 = 4 - (1 + 0 + 1) = +2$$

اتم‌های کربن عده‌های اکسایش متفاوت و متغیری را می‌توانند اختیار کنند، از این‌رو نمی‌توان میانگین عده‌های اکسایش اتم‌های کربن را برای همه اتم‌های C در یک ترکیب آلی به کار برد.

چنان‌که مشاهده می‌شود، اتم‌های کربن، عده‌های اکسایش متفاوت و متغیری را می‌توانند اختیار کنند؛ از این‌رو نمی‌توان میانگین عده‌های اکسایش اتم‌های کربن را برای همه اتم‌های C در یک ترکیب آلی به کار برد. شبیه این شرایط در ترکیب‌های یونی نیز - که چند اتم از یک عنصر وجود دارد - دیده می‌شود. برای نمونه، در سدیم تتراتئونات $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ ، دو اتم گوگرد داریم که عدد اکسایش یکی، صفر است و دیگری عدد اکسایش +5 دارد و نمی‌توان برای هر دو اتم، عدد اکسایش میانگین، یعنی $+2/5$ را در نظر گرفت.

روشی دیگر برای محاسبه عدد اکسایش



برای تعیین عدد اکسایش به کمک فرمول گسترده ترکیب، می‌توان به این روش نیز

عمل کرد:

* اتم‌های همسایه با اتم موردنظر را در نظر بگیرید.

* عدد اکسایش اتم موردنظر را تعیین کنید. برای این منظور از این قاعده‌ها استفاده

کنید:

(آ) برای دو اتم یکسان که در کنار هم قرار دارند، عدد اکسایش تعیین نمی‌شود.

(ب) اگر اتم اکسیژن فقط با یک اتم دیگر، پیوند داشته باشد، عدد اکسایش -2 دارد

و عدد اکسایش اتم متصل به آن +2 است.

(پ) اگر اتم اکسیژن با دو اتم پیوند داشته باشد، عدد اکسایش O، -2 است و به هر

یک از اتم‌های متصل به آن عدد اکسایش +1 نسبت می‌دهیم.

(ت) عدد اکسایش اتم H، +1 است؛ پس عدد اکسایش اتم C به ازای هر H متصل

به آن (-1) در نظر گرفته می‌شود.

یک نمونه دیگر

در استیک اسید و سیتریک اسید چنین داریم:

C_1 عدد اکسایش =

عدد اکسایش در برابر OH + عدد اکسایش در برابر O + عدد اکسایش در برابر C

$$= 0 + 2 + 1 = +3$$

C_2 عدد اکسایش =

عدد اکسایش در برابر C + عدد اکسایش در برابر H ها

$$= -3 + 0 = -3$$

