فصل سوم

ویژگی‌های پیوند کووالانسی

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

۱ــ مفهوم الکترونگاتیوی اتم را به‌حال ترکیب توضیح دهد.

۲ــ الکترونگاتیوی فلزها و نافلزها را مقایسه کند.

۳ــ با توجه به بار هسته و شعاع کووالانسی اتم‌ها در دوره‌ها و گروه‌های جدول تناوبی، تغییرات الکترونگاتیوی را توضیح دهد.

۴ــ روند دوره‌ای این تغییرات را در دوره‌های دوم و سوّم توضیح دهد.

۵ ــ علت قطبی نبودن H_2 و قطبی‌بودن $H-Cl$ را توضیح دهد.

۶ــ بیش‌تر بودن یا کم‌تر بودن قطبیّت پیوند را با تفاوت الکترونگاتیوی اتم‌ها در چند مولکول ساده توضیح دهد.

۷ــ قطبی بودن یا قطبی نبودن مولکول‌ها را بر مبنای شکل هندسی مولکول توضیح دهد.

۸ ــ طول پیوند و شعاع کووالانسی را مشخص کند و علت کاهش تدریجی آن را در جدول تناوبی از چپ به راست توضیح دهد.

۱ــ۳ــ الکترونگاتیوی اتم‌ها

هنگامی که دو اتم هیدروژن الکترون‌های ظرفیت خود را به‌اشتراک می‌گذارند و با تشکیل یک پیوند کووالانسی، مولکول دو اتمی هیدروژن را به‌وجود می‌آورند، فاصله‌ی جفت الکترون مشترک از هسته‌های دو اتم هیدروژن، همان‌طور که در نمایش الکترون ــ نقطه‌ای مولکول هیدروژن نشان داده شده، به یک اندازه است (شکل ۱ــ۳). به‌عبارت دیگر چگالی ابر الکترونی روی این دو اتم برابر است.

شکل ۱ــ۳ــ توزیع چگالی ابر الکترونی روی دو اتم هیدروژن برابر است.

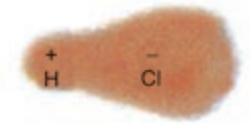
از طرف دیگر، هنگامی که دو اتم متفاوت، مثلاً اتم هیدروژن و اتم کلر، با پیوند کووالانسی به یکدیگر متصل می‌شوند و مولکول دو اتمی هیدروژن کلرید به‌وجود می‌آید، فاصله‌ی جفت الکترون مشترک در این پیوند کووالانسی، از هسته‌های هیدروژن و کلر، به یک‌اندازه نیست. هسته اتم کلر الکترون‌های پیوندی را بیش از هسته اتم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

الکترونی مربوط به پیوند، روی هسته کلر بیش‌تر و روی هسته اتم هیدروژن کم‌تر است (شکل ۲ــ۳). بنابراین، نمایش الکترون ــ نقطه‌ای مولکول هیدروژن کلرید به‌صورت مجاور است.

H : H

نمایش الکترون ــ نقطه‌ای مولکول هیدروژن

در واقع، توانایی یک اتم برای جذب الکترون‌های پیوندی، به‌هنگام رقابت با یک اتم دیگر را الکترونگاتیوی آن اتم می‌نامند. به‌عبارت دیگر،هرچه توانایی یک اتم برای جذب الکترون‌های پیوندی بیش‌تر باشد، آن اتم الکترونگاتیوتر است.



شکل ۲ــ۳ــ توزیع چگالی ابر الکترونی بین کلر و هیدروژن یکسان نیست.

الکترونگاتیوی یک عنصر به‌طور مستقیم قابل اندازه‌گیری نیست. تنها می‌توان الکترونگاتیوی یک عنصر را با الکترونگاتیوی یک عنصر دیگر مقایسه کرد. بنابراین، الکترونگاتیوی یک کمیّت نسبی است که برای نخستین بار توسط **لینوس پاولینگ**[1]، شیمیدان آمریکایی، پیشنهاد شد. الکترونگاتیوی نسبی تعدادی از عنصرها، به‌ترتیبی که در جدول تناوبی ظاهر می‌شوند، در جدول ۱ــ۳ داده شده است. الکترونگاتیوی عنصرها از ۴/۰ برای الکترونگاتیوترین عنصر، یعنی فلوئور، تا ۰/۷ برای سزیم که کم‌ترین توانایی را برای جذب الکترون دارد، تغییر می‌کند.

$$H : \ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}} :$$

نمایش الکترون ــ نقطه‌ای مولکول هیدروژن کلرید

جدول ۱ــ۳ــ الکترو نگاتیوی عنصرهای گروه‌های اصلی جدول تناوبی[2]

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

۲ــ۳ــ تغییر الکترونگاتیوی عنصرها در جدول تناوبی

همان‌طور که در جدول ۱ــ۳ می‌بینید، الکترونگاتیوی عنصرها، در هر تناوب از جدول تناوبی، از چپ به‌راست افزایش و در هر گروه، از بالا به پایین، کاهش می‌یابد. همین نظام را پیش از این در مورد افزایش خاصیت نافلزی عنصرها در یک تناوب و کاهش آن در یک گروه ملاحظه کرده‌اید. الکترونگاتیوترین عنصرها در بخش بالایی جدول تناوبی درطرف راست و ضعیف‌ترین عنصرها از نظر الکترونگاتیوی، در بخش پایینی جدول، در طرف چپ قرار دارند. در واقع، می‌توان گفت که زیاد

۱ــ Linus Pauling

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

۲ــ اعداد این جدول فقط برای مقایسه داده شده است. به‌حفظ کردن آنها نیازی نیست.

بودن الکترونگاتیوی، از ویژگی‌های نافلزها و کم‌بودن الکترونگاتیوی از ویژگی‌های فلزهاست.

مثال ۱ــ۳: چرا در هر تناوب از جدول تناوبی، با افزایش عدد اتمی از چپ به راست، بر الکترونگاتیوی عنصرها افزوده می‌شود؟

پاسخ: با زیاد شدن عدد اتمی از چپ به راست، بر تعداد پروتون‌های هسته و درنتیجه، بر نیروی جاذبه هسته، برای جذب جفت الکترون مشترک در یک پیوند، افزوده می‌شود.

پرسش ۱ــ۳: در یک گروه از جدول تناوبی، از بالا به پایین، بر تعداد پروتون‌های هسته اضافه می‌شود، ولی، الکترونگاتیوی عنصرها به‌تدریج کاهش می‌یابد. کدام عامل را در این روند مؤثر می‌دانید؟

مثال ۲ــ۳: با استفاده از جدول تناوبی، سه عنصر نیتروژن (N، عدد اتمی = ۷)، اکسیژن (O، عدد اتمی = ۸) و فسفر (P، عدد اتمی = ۱۵) را برحسب کاهش الکترونگاتیوی مرتب کنید.

پاسخ: موقعیّت این سه‌عنصر نسبت به هم در جدول تناوبی به‌صورت مجاور است.

VA	VIA
N	O
P	

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

$$O > N > P$$

در جدول ۱ــ۳ می‌بینیم که الکترونگاتیوی اکسیژن، نیتروژن و فسفر به‌ترتیب ۳/۵، ۳/۰ و ۲/۱ است. از این سه عنصر، اکسیژن دارای بالاترین و فسفر دارای پایین‌ترین خصلت نافلزی است.

۳ــ۳ــ پیوندهای قطبی و پیوندهای غیرقطبی

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

برعکس، هنگامی که دو اتم با الکترونگاتیوهای متفاوت، مثلاً هیدروژن و کلر در مولکول هیدروژن کلرید با پیوند کووالانسی به یکدیگر متّصل می‌شوند، به‌علّت بالاتر بودن الکترونگاتیوی کلر، چگالی ابرالکترونی پیوند روی اتم کلر بیش‌تر و روی اتم هیدروژن کم‌تر است. به‌عبارت دیگر، سهم کلر از الکترون‌های پیوندی بیش‌تر از سهم هیدروژن است. درنتیجه، کلر حامل جزئی بار منفی (δ^-) و هیدروژن حامل جزئی بار مثبت (δ^+) خواهد بود. این نوع پیوند را که دارای دو سر (دوقطب) مثبت و منفی است، **پیوندقطبی** می‌نامند و آن را با استفاده از مدل الکترون ــ نقطه‌ای به‌صورت مجاور نمایش می‌دهند.

$$\overset{\delta^+}{H} : \overset{\delta^-}{Cl}$$
$$+ \rightarrow$$

راستای قطبیّت پیوند را به‌کمک پیکانی که از سر مثبت به سر منفی رسم می‌شود، نشان می‌دهند. میزان قطبیّت هر پیوند به تفاوت الکترونگاتیوی اتم‌های متّصل به یکدیگر بستگی دارد. هرقدر تفاوت الکترونگاتیوی بیش‌تر باشد، قطبیّت پیوند بیش‌تر است.

پرسش ۲ــ۳: با توجّه به ترتیب الکترونگاتیوی عنصرها در جدول ۱ــ۳، قطبیّت کدام‌یک از پیوندهای زیر بیش‌تر است؟ آن‌ها را به ترتیب کاهش قطبیّت از چپ به راست منظّم کنید (پیوندی را که قطبیّت آن بیش‌تر است در سمت چپ بنویسید).

الف) $Cl-F$ ب) $O-F$

ج) $Be-O$ د) $H-N$

۴ــ۳ــ مولکول‌های قطبی و مولکول‌های غیرقطبی

الف) مولکول‌های دواتمی: پیش از این دیدیم که پیوند کووالانسی تشکیل شده بین دو اتم از یک عنصر، به علّت یکسان بودن الکترونگاتیوی این اتم‌ها، غیرقطبی است. مولکول حاصل نیز غیرقطبی است. مانند مولکول‌های هیدروژن، $H-H$، اکسیژن $O=O$، نیتروژن، $N\equiv N$ و ... این نوع مولکول‌ها را می‌توان، به‌طور کلّی، با فرمول A_2 نمایش داد.

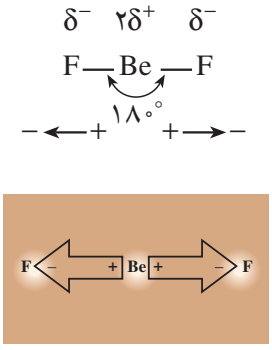
وقتی دو اتم با الکترونگاتیوی‌های متفاوت با یکدیگر پیوند کووالانسی تشکیل می‌دهند و یک مولکول دو اتمی (با فرمول کلّی AX) به‌وجود می‌آورند، پیوند موجود بین آن‌ها قطبی است. مولکول حاصل نیز قطبی است. مانند مولکول‌های هیدروژن کلرید، $H-Cl$، هیدروژن برمید، $H-Br$، هیدروژن فلوئورید، $H-F$ و ...

ب) مولکول‌های سه‌اتمی: در مورد مولکول‌های سه اتمی، قطبیّت مولکول به‌برآیند قطبیّت پیوندهای آن بستگی دارد. فرمول کلّی بعضی از این مولکول‌ها را می‌توان به‌صورت AX_2 نمایش داد. در این مورد با دو وضعیّت تازه روبه‌رو می‌شویم.

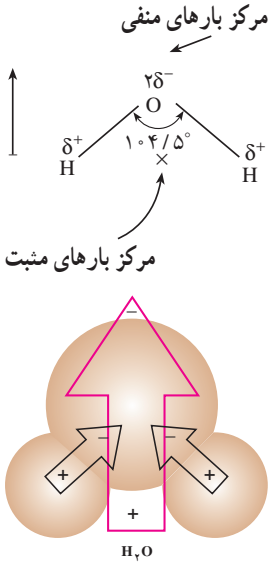
۱ــ اگر آرایش هندسی مولکول به‌صورت خطی باشد، یعنی اتم‌های سازنده‌ی آن در یک راستا قرارگرفته باشند، مانند بریلیم‌فلوئورید گازی، BeF_2، به‌علّت اینکه قطبیّت پیوندهای $Be-F$ به یک اندازه است ولی در دو راستای مخالف قراردارند، اثر یکدیگر را خنثی می‌کنند و قطبیّت مولکول صفر می‌شود (شکل ۳ــ۳).

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

۲ــ اگر مولکول سه اتمی موردنظر، مانند آب، ساختاری غیرخطّی یا خمیده داشته باشد، پیوندهای قطبی آن در یک راستا قرار نمی‌گیرند. بنابراین، مرکز بارهای مثبت دوقطبی‌ها بر مرکز بارهای منفی دوقطبی‌ها منطبق نمی‌شود. پیوندهای قطبی اثر یکدیگر را خنثی نمی‌کنند و درنتیجه، مولکول قطبی است (شکل ۴ــ۳).



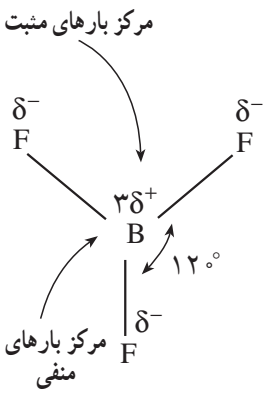
شکل ۳ــ۳ــ در مولکول BeF_2 به حالت گازی، پیوندهای قطبی اثر یکدیگر را خنثی می‌کنند و مولکول غیرقطبی است.



شکل ۴ــ۳ــ در مولکول آب، مرکز بارهای مثبت و منفی برهم منطبق نمی‌شوند و مولکول قطبی است.

ج) مولکول‌های چهاراتمی: درمورد مولکول‌های چهاراتمی (که با فرمول کلّی AX_3 نمایش داده می‌شوند) نیز با دو وضعیّت متفاوت روبه‌رو می‌شویم.

۱ــ اگر ساختار مولکول موردنظرمسطح باشد، یعنی اتم مرکزی در وسط یک مثلث متساوی‌الاضلاع و سه اتم دیگر در گوشه‌های این مثلث قرار گرفته باشند، سه پیوند قطبی اثر یکدیگر را خنثی می‌کنند و برآیند قطبیّت پیوندها صفر خواهد بود. برای مثال، مولکول بور تری‌فلوئورید، BF_3، یک مولکول مسطّح و غیرقطبی است، زیرا مرکز بارهای منفی در آن بر مرکز بارهای مثبت منطبق می‌شود (شکل ۵ــ۳).



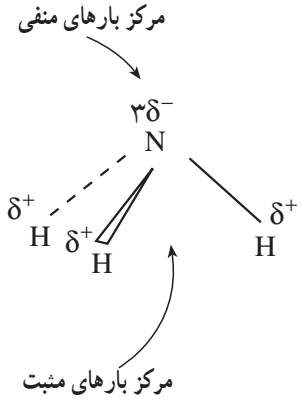
شکل ۵ــ۳ــ در مولکول مسطح BF_3، مرکز بارهای مثبت و منفی بر هم منطبق می‌شوند و مولکول غیرقطبی است.

۲ــ اگر مولکول موردنظر دارای ساختار هرمی با قاعده‌ی مثلث متساوی‌الاضلاع باشد، آرایش سه‌پیوند قطبی آن در اطراف اتم مرکزی به‌گونه‌ای است که اثر یکدیگر را خنثی نمی‌کنند. به‌عبارت دیگر، مرکز بارهای مثبت بر مرکز بارهای منفی منطبق نمی‌شود. در این صورت، برآیند قطبیّت پیوندها صفر نخواهد بود و مولکول قطبی است. مانند مولکول آمونیاک که ساختار آن در شکل ۶ــ۳ نشان داده شده است.

به‌طور کلّی، می‌توان گفت که قطبی‌بودن یک مولکول چنداتمی مستلزم وجود دو شرط زیر در آن است :

۱ــ مولکول دارای پیوندهای قطبی باشد.

۲ــ آرایش هندسی اتم‌ها در مولکول به‌گونه‌ای باشد که قطبیّت پیوندها اثر یکدیگر را خنثی نکنند.



شکل ۶ــ۳ــ در مولکول هرمی شکل NH_3، مرکز بارهای مثبت و منفی برهم منطبق نمی‌شوند و مولکول قطبی است.

پرسش ۳ــ۳: با توجه به ساختار هندسی مولکول‌های زیر بگویید کدام قطبی و کدام غیرقطبی است؟ درباره‌ی نظر خود توضیح دهید.

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

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

مثال ۳ــ۳: آیا مولکول CCl_4 قطبی است، مولکول SCl_2 چطور؟

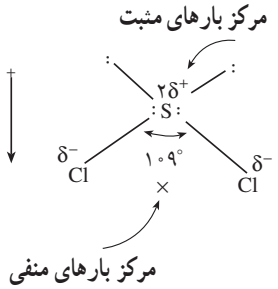
پاسخ: کربن تتراکلرید، CCl_4، مانند متان، یک مولکول پنج‌اتمی و دارای ساختار چهاروجهی منتظم است. چهار پیوند قطبی $C-Cl$ در آن اثر یکدیگر را خنثی می‌کنند و درنتیجه، مولکول غیرقطبی است.

مولکول SCl_2، وضع کاملاً متفاوتی دارد. این مولکول، مانند مولکول آب، به صورت خمیده است، زیرا اتم مرکزی S که شش الکترون ظرفیّت دارد، فقط به دو اتم دیگر متّصل است. از این رو، دارای دو جفت الکترون ناپیوندی یا تنهاست (وضعی مانند جفت الکترون‌های ناپیوندی در آب) که بر روی اتم گوگرد مستقر هستند. بنابراین، برای مولکول SCl_2، ساختاری خمیده پیش‌بینی می‌کنیم. (زاویه‌ی پیوند در این مولکول، به‌طور تجربی، برابر ۱۰۹° اندازه‌گیری شده است) و چون الکترونگاتیوی کلر بیش از الکترونگاتیوی گوگرد است (الکترونگاتیوی کلر ۳/۰ و الکترونگاتیوی گوگرد ۲/۵ است)، پیوندهای $S-Cl$ قطبی هستند و این مولکول هم قطبی است. قطب مثبت بر روی گوگرد و قطب منفی بین دو اتم کلر قرار دارد.

۵ــ۳ــ تغییر تدریجی خصلت پیوند در عنصرهای یک تناوب از جدول تناوبی

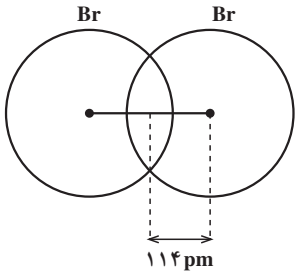
به‌طور کلّی، با استفاده از الکترونگاتیوی عنصرها می‌توانیم تغییر تدریجی خصلت پیوند را در ترکیب‌های مشابه، مربوط به عنصرهای یک تناوب یا عنصرهای یک گروه، از جدول تناوبی پیش‌بینی کنیم. برای مثال، تفاوت الکترونگاتیوی فلوئور با لیتیم، دو عنصر از تناوب دوّم، نسبتاً زیاد است (F = ۴/۰ و Li = ۱/۰). پیوند این دو عنصر با یکدیگر، در لیتیم فلوئورید (LiF)، همان‌طور که می‌دانید، دارای خصلت یونی و از نوع الکتروواالانسی است. ولی، تفاوت الکترونگاتیوی بین دو اتم فلوئور، در مولکول فلوئور، صفر است و می‌دانیم که پیوند در این ترکیب دارای خصلت کووالانسی است. بنابراین، نتیجه می‌گیریم که هر اندازه تفاوت الکترونگاتیوی بین دو اتم در یک پیوند بیش‌تر باشد، خصلت یونی پیوند افزایش می‌یابد و برعکس، هر اندازه تفاوت الکترونگاتیوی کم‌تر باشد، بر خصلت کووالانسی پیوند افزوده می‌شود. دماهای ذوب و جوش و همچنین حالت فیزیکی لیتیم فلوئورید و مولکول فلوئور بازتابی از این واقعیت است.

(LiF : حالت فیزیکی، جامد ؛ دمای ذوب ۸۴۵°C ؛ دمای جوش ۱۶۸۱°C و F_2 : حالت فیزیکی گاز : دمای ذوب ۲۲۰°C− و دمای جوش ۱۸۸°C−).



۶ــ۳ــ شعاع اتمی و شعاع کووالانسی

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



شکل ۷ــ۳ــ نمایش شعاع کووالانسی اتم برم

برای مثال، طول پیوند Br – Br در مولکول برم برابر ۲۲۸ pm* است. بنابراین، شعاع کووالانسی اتم برم نصف این مقدار یعنی ۱۱۴pm = ۲۲۸:۲ به‌دست می‌آید. شعاع اتمی عنصرهای اصلی در جدول تناوبی، در هر تناوب، از چپ به راست، کاهش و در هر گروه، از بالا به پایین افزایش می‌یابد.

تمرین ۱ــ۳: طول پیوند کووالانسی Cl – Cl، در مولکول کلر، برابر ۱۹۸pm است. شعاع کووالانسی اتم کلر را حساب کنید.

۷ــ۳ــ روند تغییرات شعاع‌های اتمی و یونی در هر تناوب از جدول تناوبی

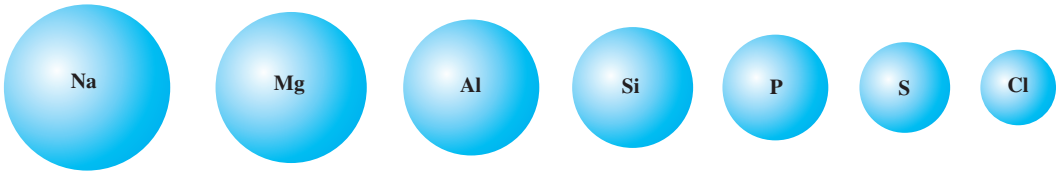
به‌طوری که می‌دانید عدد اتمی عنصرها در هر تناوب از جدول تناوبی از چپ به راست زیاد می‌شود. درنتیجه، با افزایش بار هسته نیروی جاذبه‌ی هسته‌ی اتم بر لایه‌های الکترونی از جمله بر الکترون‌های لایه‌ی بیرونی (لایه‌ی ظرفیت) افزایش می‌یابد. از طرف دیگر، چون تعداد لایه‌های

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

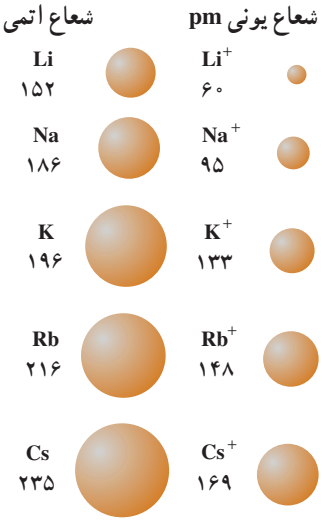
الکترونی در اتم همه عنصرهای یک تناوب برابر است، بر اثر افزایش تدریجی جاذبه‌ی هسته بر لایه‌های الکترونی، از شعاع اتمی کاسته می‌شود. برای نمونه، شعاع اتمی عنصرهای تناوب سوم در جدول ۲ــ۳ و اندازه‌ی نسبی اتم‌های این عنصرها در شکل ۸ ــ۳ نشان داده شده است.

جدول ۲ــ۳ــ شعاع اتمی عنصرهای تناوب سوم جدول تناوبی برحسب پیکومتر

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



شکل ۸ ــ۳ــ اندازه‌ی نسبی اتم‌های عنصرهای تناوب سوم جدول تناوبی



شکل ۹ــ۳ــ اندازه‌ی اتم‌ها و یون‌های مثبت عنصرهای گروه اول در جدول تناوبی. یون‌های مثبت همیشه کوچک‌تر از اتم‌های خنثی مربوط هستند.

به‌طوری‌که می‌دانید، در هر گروه، از بالا به پایین، بار هسته افزایش می‌یابد. از طرف دیگر، به‌ازای هر تناوب، یک لایه بر تعداد لایه‌های الکترونی اصلی اتم افزوده می‌شود. گرچه به‌علت افزایش بار هسته انتظار می‌رود که اثر نیروی جاذبه‌ی هسته بر لایه‌های الکترونی زیاد شود ولی، این تأثیر تا حدودی با زیاد شدن تعداد لایه‌های الکترونی خنثی می‌شود. به‌طوری که در مجموع شعاع اتم‌ها در یک گروه از بالا به پایین افزایش می‌یابد. در مورد عنصرهای فلزی با جدا شدن الکترون‌ها از لایه‌ی بیرونی یون‌های مثبت تشکیل می‌شوند. درنتیجه، اثر جاذبه‌ی هسته بر الکترون‌های باقی‌مانده افزایش می‌یابد. از این‌رو، انتظار داریم که شعاع یون‌های مثبت کوچک‌تر از شعاع اتم‌های خنثی مربوط باشد. برای نمونه، اندازه‌ی نسبی شعاع اتم‌های فلزی عنصرهای گروه اول با شعاع یون‌های مثبت مربوط در شکل ۹ــ۳ مقایسه شده است.

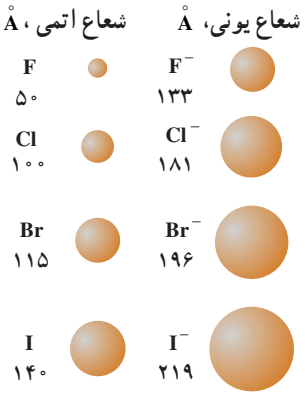
در مورد عنصرهای نافلزی، با افزوده شدن یک یا چند الکترون به لایه‌ی الکترونی بیرونی آن‌ها، یون‌های منفی تشکیل می‌شوند. با افزایش تعداد الکترون‌های لایه‌ی بیرونی، از اثر جاذبه‌ی هسته بر این الکترون‌ها کاسته می‌شود. در نتیجه، فاصله‌ی الکترون‌ها از هسته بیش‌تر می‌شود. از این‌رو، اندازه‌ی شعاع یون منفی یک عنصر از شعاع اتم خنثی آن بزرگ‌تر خواهد بود. برای نمونه، شعاع نسبی اتم‌های نافلزی عنصرهای گروه هفتم با شعاع یون‌های منفی مربوط در شکل ۱۰ــ۳

مقایسه شده است.

پرسش ۴ــ۳: شعاع اتمی و شعاع یون پایدار (با آرایش گاز نجیب) عنصرهای تناوب سوم جدول تناوبی در جدول ۳ــ۳ داده شده است. آرایش الکترونی کاتیون‌ها و آنیون‌های موجود در این جدول را بنویسید. هر یون دارای آرایش الکترونی کدام گاز نجیب است و چند الکترون دارد؟

پرسش ۵ ــ۳: بعضی از فلزها، مانند آهن می‌توانند بیش از یک نوع کاتیون (Fe^{2+} و Fe^{3+}) تشکیل دهند. شعاع یونی کدام یون بزرگ‌تر است؟ چرا؟

پرسش ۶ــ۳: بعضی از نافلزها، مانند اکسیژن، می‌توانند در حالت گازی بیش از یک نوع آنیون تشکیل دهند (O^- و O^{2-}). شعاع یونی کدام یون بزرگ‌تر است؟ چرا؟



شکل ۱۰ــ۳ــ اندازه‌ی اتم‌ها و یون‌های منفی عنصرهای گروه هفتم در جدول تناوبی. یونهای منفی همیشه بزرگ‌تر از اتم‌های خنثی مربوط هستند.

جدول ۳ــ۳ــ شعاع اتمی و شعاع یون پایدار عنصرهای تناوب سوم جدول تناوبی برحسب پیکومتر

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

تمرین

۱ــ۳ــ چرا مولکول‌هایی مانند H_2 و Cl_2 غیرقطبی‌اند ولی مولکول HCl قطبی است؟

۲ــ۳ــ با تکیه بر جدول ۱ــ۳ معلوم کنید کدام‌یک از پیوندهای زیر قطبی‌تر است؟ آنها را به‌ترتیب کاهش قطبیت پیوند از چپ به راست منظّم کنید (پیوندی را که قطبیّت آن بیش‌تر است، در سمت چپ بنویسید) :

الف) $O-F$ ب) $H-Br$

ج) $H-N$ د) $N-Cl$

۳ــ۳ــ در کدام مولکول‌ها تنها شرط قطبی‌بودن، وجود پیوند قطبی در آن‌هاست؟

۴ــ۳ــ در چه صورتی مولکول با وجود داشتن پیوندهای قطبی، غیرقطبی است؟

۵ــ۳ــ مولکولی را مثال بزنید که دارای پیوندهای قطبی باشد، ولی خود مولکول قطبی نباشد.

۶ــ۳ــ در جدول تناوبی، از بالا به پایین، کدام خاصیّت زیر افزایش و کدام خاصیّت کاهش می‌یابد.

الف) خاصیّت فلزی ب) انرژی یونش

ج) الکترونگاتیوی د) شعاع کووالانسی

۷ــ۳ــ در جدول تناوبی، از چپ به راست، کدام خاصیّت زیر افزایش و کدام خاصیت کاهش می‌یابد؟

الف) خاصیّت فلزی ب) انرژی یونش

ج) الکترونگاتیوی د) شعاع اتمی

۸ ــ۳ــ کربن تتراکلرید، CCl_4 یک مولکول غیرقطبی است. کدام‌یک از ساختارهای زیر برای آن با این ویژگی مطابقت دارد؟

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

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

۹ــ۳ــ عنصرهای کدام گروه‌های جدول تناوبی، وقتی به یون تبدیل شوند، افزایش یا کاهش حجم پیدا می‌کنند؟ چرا؟