

### ویژگی‌های پیوند کووالانسی

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

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

#### ۳-۱ الکترونگاتیوی اتم‌ها

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

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



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



نمایش الکترون - نقطه‌ای  
مولکول هیدروژن



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



نمایش الکترون - نقطه‌ای  
مولکول هیدروژن کلرید

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

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

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

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

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

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

۱- Linus Pauling

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

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

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

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

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

VA	VIA
N	O
P	

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

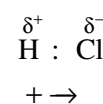
$$O > N > P$$

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

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

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

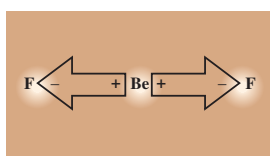
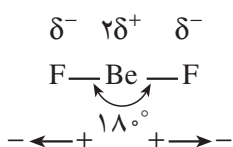
برعکس، هنگامی که دو اتم با الکترونگاتیوی‌های متفاوت، مثلاً هیدروژن و کلر در مولکول هیدروژن کلرید با پیوند کووالانسی به یکدیگر متصل می‌شوند، به‌علت بالاتر بودن الکترونگاتیوی کلر، چگالی ابر الکترونی پیوند روی اتم کلر بیش‌تر و روی اتم هیدروژن کم‌تر است. به عبارت دیگر، سهم کلر از الکترون‌های پیوندی بیش‌تر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



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

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

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



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

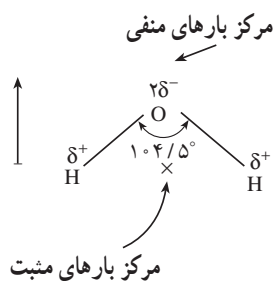
### ۳-۴- مولکول‌های قطبی و مولکول‌های غیرقطبی

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

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

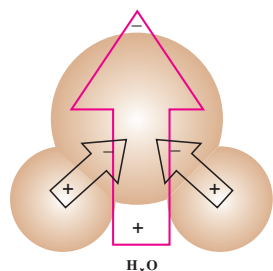
ب) مولکول‌های سه اتمی: در مورد مولکول‌های سه اتمی، قطبیت مولکول به برآیند قطبیت پیوندهای آن بستگی دارد. فرمول کلی بعضی از این مولکول‌ها را می‌توان به صورت  $\text{AX}_2$  نمایش داد. در این مورد با دو وضعیت تازه روبه‌رو می‌شویم.

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



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

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



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

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

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

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

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

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

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

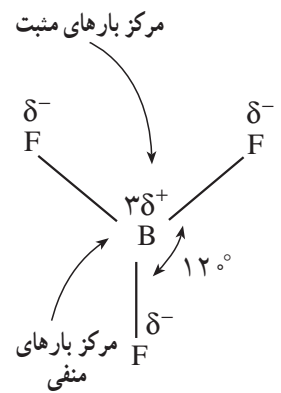
الف)  $BeCl_2$  به حالت گاز (خطی) (ب)  $OF_2$  (خمیده)

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

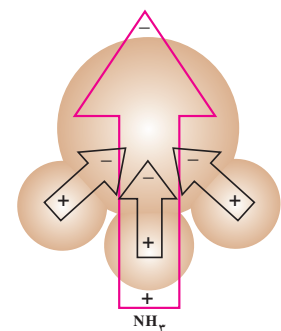
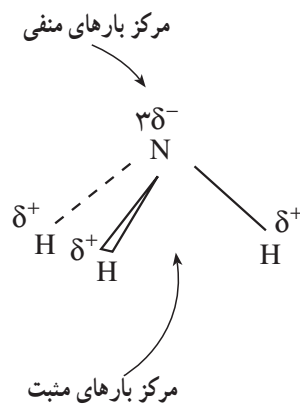
مثال ۳-۳: آیا مولکول  $CCl_4$  قطبی است، مولکول  $SCl_2$  چگونه؟

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

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



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

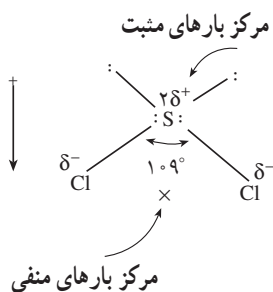


شکل ۶-۳- در مولکول هرمی شکل  $NH_3$ ، مرکز بارهای مثبت و منفی بر هم منطبق نمی‌شوند و مولکول قطبی است.

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

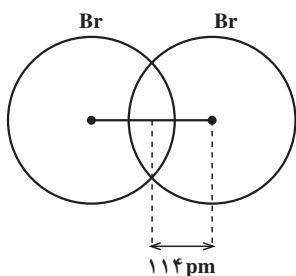
به طور کلی، با استفاده از الکترونگاتیوی عنصرها می‌توانیم تغییر تدریجی خصلت پیوند را در ترکیب‌های مشابه، مربوط به عنصرهای یک تناوب یا عنصرهای یک گروه، از جدول تناوبی پیش‌بینی کنیم. برای مثال، تفاوت الکترونگاتیوی فلئور با لیتیم، دو عنصر از تناوب دوم، نسبتاً زیاد است ( $F = 4/0$  و  $Li = 1/0$ ). پیوند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

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



### ۶-۳- شعاع اتمی و شعاع کووالانسی

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



شکل ۷-۳- نمایش شعاع کووالانسی اتم برم

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

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

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

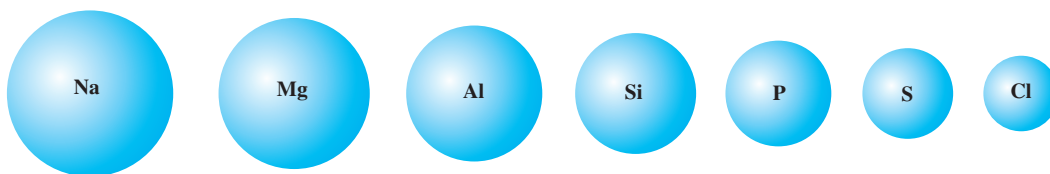
به طوری که می‌دانید عدد اتمی عنصرها در هر تناوب از جدول تناوبی از چپ به راست زیاد می‌شود. در نتیجه، با افزایش بار هسته نیروی جاذبه‌ی هسته‌ی اتم بر لایه‌های الکترونی از جمله بر الکترون‌های لایه‌ی بیرونی (لایه‌ی ظرفیت) افزایش می‌یابد. از طرف دیگر، چون تعداد لایه‌های

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

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

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

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



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

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

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

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

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



مقایسه شده است.

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

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

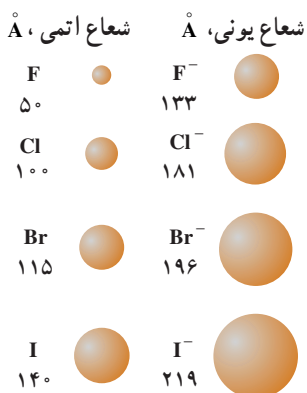
$Fe^{3+}$ ) تشکیل دهند. شعاع یونی کدام یون بزرگ‌تر است؟ چرا؟

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

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

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

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



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



