**مقدمه**

**ساختار اتم**

براساس نظریه ی اتمی دالتون، اتم به عنوان واحد اساسی یک عنصر که می تواند در واکنش شیمیایی شرکت کند، تعریف می شود. دالتون شناختی از ساختار اتم نداشت و تنها تصور او این بود که اتم بی اندازه کوچک و تقسیم ناپذیر است. بررسیهای سال های 1850 که تا قرن بیستم هم ادامه داشت به وضوح نشان داد که اتم دارای ساختار درونی است، به این معنا که اتم ها از ذره های کوچکتری که ذره های زیراتمی نامیده می شوند، تشکیل شده اند. بنابراین، اتم ها قابل تقسیم اند و چنانچه شکافته شوند، هویت شیمیایی خود را از دست می دهند. اتم ها از سه نوع ذره ی بنیادی الکترون، پروتون و نوترون تشکیل شده اند.

**ساختار اتم و جدول تناوبی**

**شاهدی برای ساختار الکترونی اتم ها**

وقتی اتم ها با یکدیگر بر هم کنش دادند، الکترون های ظرفیت ممکن است از یک اتم به اتم دیگر منتقل شوند یا اینکه این الکترونها بین اتم های واکنش دهنده به اشتراک قرار گیرند. از آنجا که واکنش های شیمیای به الکترونهای ظرفیت مربوط می شود، تشابه خواص شیمایی پاره ای از عنصرها (مثلاً، لیتیم، سدیم و پتاسیم یا فلوئو، کلروبوم) حاکی از این است که این عنصرها ساختار الکترونی مشابه دارند.

اگر بتوانیم میزان سهولت جدا شدن الکترون ها را از اتم ها بررسی کنیم، در آن صورت می توانیم اطلاعاتی درباره ی آرایش الکترونها در اتم ها به دست آوریم. دانستن مقدار انرژی لازم برای جدا کردن یک الکترون از یک اتم سودمند است. این کمیت انرژی یونش نامیده می شود و آن را با نماد IE نشان می دهیم.

انرژی نخستین یونش یک عنصر مقدار انرژی لازم برای جدا کردن یک الکترون از هر اتم در یک مول از اتم های گازی برای تولید یک مول از یونهای گازی با یک بار مثبت است. بنابراین، انرژی نخستین یونش سدیم، انرژی لازم برای انجام فرایند زیر است.

Na (g) $Na^{+}$ (g) + $e^{-}$ I$E\_{1}$

(زیروند1 در این نماد نشانه ی انرژی نخستین یونش است.) برای تعیین انرژی یونش یک عنصر می توان روش بمباران الکترونی اتم های گازی آن عنصر را به کار برد یا اینکه طیف اتمی آن عنصر را بررسی کرد.)

استفاده از انرژی یونش برای پیشگویی ساختار الکترونی – شاهدی برای وجود لایه های الکترونی اگر به یک اتم گازی که دارای چندین الکترون است، انرژی کافی بدهیم، این اتم می تواند یک الکترون از دست بدهد و تولید یون مثبت کند. تأمین مقدار انرژی بیشتر منجر به حذف الکترون دوم، سپس سوم و الی آخر می شود. بنابراین، یک سری یونش های متوالی[[1]](#footnote-1) داشته باشیم که هر یک از آنها انرژی یونش مربوط به خود دارد. مثلاً، انرژی نخستین یونش سدیم با فرایند زیر مطابقت می کند:

Na (g) $Na^{+}$ (g) + $e^{-}$ I$E\_{1}$= 496 kJ $mol^{-1}$

در حالی که انرژی دومین یونش سدیم با فرایند زیر مطابقت دارد:

$Na^{+}$ (g) $Na^{2+}$(g) +$e^{-}$ I$E\_{1}$= 4562 kJ $mol^{-1}$

مقدار انرژی لازم برای جدا کردن دومین الکترون از بریلیم دو برابر مقدار انرژی لازم برای جداکردند دومین الکترون از بریلیم دو برابر مقدار انرژی لازم برای جدا کردن نخستین الکترون است، زیرا الکترون دوم از مثبت B$e^{+}$ کنده می شود، در حالی که مقدار انرژی لازم برای جدا کردن سومین الکترون حدود هشت برابر مقدار انرژی لازم برای جدا کردن الکترون دوم است. داده ها نشان می دهند که در اتم بریلیم چهار الکترون وجود دارد که جدا کردن دوتای آنها نسبتاً ساده و دو الکترون دیگر بسیار دشوار است. شیمیدانها چنین نتیجه گیری کرده اند که اتم بریلیم دو الکترون در یک سطح انرژی پایین (n=1) دارد و بنابراین، جدا کردن آنها بسیار دشوار است و دو الکترون دیگر در یک سطح انرژی بالاتر (n=2) قرار دارند که جدا کردن آنها نسبتاً ساده است.

آرایش الکترونی بریلیم را به صورت 2/2 می نویسیم. آرایش الکترونی لیتیم که قبل از بریلیم قرار گرفته و سه الکترون دارد، به صورت 1/2 نوشته می شود. این آرایش الکترونی نشان می دهد که این اتم دارای دو الکترون در سطح انرژی n=1 و یک الکترون در سطح انرژی n=2 است.

در اتم بریلیم، دو الکترونی که در پایین ترین سطح انرژی (n=1) قرار گرفته اند، در مقایسه با دو الکترونی که در سطح انرژی n=2 هستند، به هسته نزدیکترند و گفته می شود که این دو الکترون نخستین لایه ی الکترونی را اشغال کرده اند. دو الکترونی که در دومین سطح انرژی (n=2) قرار دارند، از هسته دورترند و گفته می شود که دومین لایه ی الکترونی را اشغال کرده اند.

وقتی یک سطح انرژی پر باشد، الکترونهای آن سطح با یکدیگر جفت شده اند و اسپین[[2]](#footnote-2) یکی مخالف اسپین دیگری است. شمیدانها معقتدند که یک جفت الکترون در صورتی که کنار یکدیگر پایدارند که اسپین آنها در دو جهت مخالف باشد، به طوری که جاذبه ی مغناطیسی بین آنها که حاصل اسپینهای مخالف است با نیروی دافعه ی الکتریکی مربوط به یکسان بودن بار الکتریکی الکترونها در موازنه هستند.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | سطوح انرژی | لایه های الکترونی |
|  | سطح انرژی بالاتر؛الکترونها آسانتر جدا می شوند. | n=2 که فاصله ی آن از هسته بیشتر است. |
|  | سطح انرژی پایینتر؛الکترونها سختر جدا می شوند. | n=1 که به هسته نزدیکتر است. |

آرایش الکترونها در اتم های بزرگتر چگونه است؟

انرژی های یونش متوالی اتم سدیم بر حسب مگاژول بر مول [1 MJ = $10^{6}$ J] (MJ $mol^{-1}$) به ترتیب 4958/0، 5624/0، 544/9، 353/13، 610/16، 115/20، 490/25، 934/28، 3626/141، 0745/159 است. با توجه به این شکل بگویید:

* اتم سدیم چه تعداد الکترون در نخستین لایه ی نزدیک به هسته دارد؟
* اتم سدیم چه تعداد الکترون در دومین لایه دارد؟
* اتم سدیم چه تعداد الکترون در آخرین لایه دارد؟

آرایش الکترونی اتم پتاسیم را به صورت 1/8/8/2 می نویسیم. این آرایش تعداد الکترونها را در هر لایه ی الکترونی از هسته به سمت خارج (چپ به راست) نشان می دهد. با استفاده از داده های انرژی یونش می توانیم آرایش الکترونی اتم های عنصرهای دیگر را نیز پیشگویی کنیم. آرایش الکترونی 20 عنصر اول جدول تناوبی 2-2 نشان داده شده است.

توجه کنید که لایه اول با دو الکترون و لایه ی دوم با هشت الکترون پر می شوند. اگرچه آرایشهای الکترونی داده شده در جدول 2-2 نشان می دهند که لایه ی سوم تا هشت الکترون در خود پذیرفته است، اما این لایه می تواند تا هجده الکترون در خود جای دهد (با مدار M در مدل اتمی بوهر)

توجه کنید که الکترونها همواره پایین ترین زیر لایه ی موجود را اشغال می کنند و جفت شدن الکترونها در یک زیر لایه ی معین وقتی صورت می گیرد که آن زیر لایه نیم پر باشد.

آرایش الکترونی یک اتم را می توان بر اساس زیر لایه هایی که به وسیله ی الکترونها اشغال شده اند توصیف کرد. از این رو، پس از پر شدن زیر لایه ی s4 در اتم کلسیم، الکترونها در عنصرهای بعدی به تراز انرژی d3 وارد می شوند تا اینکه این تراز انرژی در اتم روی (Zn) با ده الکترون تکمیل شود. بنابراین، آرایش الکترونی اتم اسکاندیم (Ss) که بعد از کلسیم قرار دارد، به صورت $s^{2}$4 $d^{1}$3 $p^{6}$3 $s^{2}$3 $p^{6}$2 $s^{2}$2 $s^{2}$1 است. الکترونهای d3 در شیمی عنصرهای اسکاندیم تا روی نقش مهمی دارند. این دسته از عنصرها به نام عنصرهای واسطه نامیده می شوند که بعداً مورد بررسی قرار خواهند گرفت.

**انرژیهای نسبی اوربیتهالهای اتمی**

با موقعیت نسبی زیر لایه ها در اتم پتاسیم آشنا شدید و مفهوم اوربیتال را معرفی کردیم. مهمترین عاملی که انرژی یک اوربیتال را معین می کند اندازه ی آن، یعنی عدد مربوط به لایه الکترونی (کوانتومی) اصلی (n) است. اتم هیدروژن یک پروتون در هسته و یک الکترون در خارج از هسته در یک اوربیتال اتمی s دارد. در تعیین انرژی این اتم تنها نیروی جاذبه ی الکتروستانیک بین پروتون و الکترون دخالت دارد و انرژی این اتم در حالت پایه و حالت های برانگیخته ی آن به طور کلی به وسیله ی مقدار n مربوط به اوربیتالی که توسط الکترون اشغال شده معین می شود. از این رو، در اتم هیدروژن تمام زیر لایه های مربطو به یک لایه ی معین انرژی یکسان دارند. هر اندازه مقدار n بزرگتر باشد، فاصله ی الکترون از هسته بیشتر است و انرژی هم بیشتر است. بر عکس، انرژی اتم های چند الکترونی نتیجه ی دو نوع برهم کنش است؛ جاذبه ی بین هسته و الکترون و دافعه ی بین الکترونها. یک اثر مهم این نیروی جاذبه و دافعه، شکافته شدن سطوح انرژی به زیر لایه هایی با انرژی های متفاوت است. انرژی یک اوربیتال معین در یک اتم چند الکترونی در درجه ی اول به مقدار n آن (فاصله ی اوربیتال از هسته) و در درجه ی دوم به شکل آن اوربیتال بستگی دارد. شاهدی که برای شکافته شدن سطوح انرژی وجود دارد، طیفهای خطی اتم های چند الکترونی است. حتی در هلیم که تنها یک الکترون بیش از هیدروژن دارد، تعداد خطوط طیفی آن از هیدروژن بیشتر است که نشان می دهد که در اتم He انرژی های اوربیتالی بیشتری در اختیار الکترون است.

****

**مقایسه ی طیفهای خطی اتم های H و He. تعداد بیشتر خطوط طیفی در He نشان می دهد که در این اتم در مقایسه با H، انرژی های اوربیتالی بیشتری برای الکترون در اختیار است. این شاهد تجربی با شکافته شدن سطوح انرژی به زیر لایه ها در اتم های چند الکترونی سازگار است.**

همانطور که قبلاً اشاره شد، انرژی لازم برای جدا کردن الکترون از یک اوربیتال معین را برای تعیین انرژی آن اوربیتال به کار می بریم. مقدار انرژی اتم مطابق تعریف منفی است؛ یعنی، هر اندازه اوربیتالی پایدارتر باشد، مقدار انرژی آن رقم منفی بزرگتری است. پس هر اندازه نیروی جاذبه ی الکتروستاتیک بین هسته و الکترون شدیدتر باشد، انرژی اوربیتال رقم منفی بزرگتری است یا به عبارت دیگر، در سطح انرژی پایین تری قرار دارد. نیروی دافعه سبب می شود که انرژی اتم افزایش یابد و رقم منفی کوچکتری باشد. نتیجه گیری های حاصل از این بررسی ها به قرار زیر است:

1-اثر بار هسته (Z) روی انرژی اوربیتال. اتم (Z=1) H و یون (Z=2) $He^{+}$ هر دو یک الکترون در اوربیتال s1 دارند، اما چون بار هسته ی یون $He^{+}$ بیشتر است، اثر جاذبه ی آن روی الکترون s1 بیشتر است و سبب می شود که اوربیتال s1 انرژی کمتری (رقم منفی بزرگتری) داشته باشد.

بنابراین، با افزایش بار هسته (افزایش جاذبه ی هسته- الکترون) انرژی اوربیتال کاهش می یابد.

2-اثر الکترون اضافی روی انرژی اوربیتال. اوربیتال s! در اتم He دو الکترون دارد، حال آنکه اوربیتال s1 یون $He^{+}$ تنها یک الکترون دارد. در نتیجه ی اثر دافعه ای که بین دو الکترون وجود دارد، انرژی اوربیتال s1 اتم He نسبت به اوربیتال s1 یون $He^{+}$ بیشتر (رقم منفی کوچکتری) است.

انرژی اوربیتال s1 اتم=H kJ $mol^{-1}$ 1311- ؛ انرژی اوربیتال s1 یون $He^{+}$= kJ $mol^{-1}$5250-

بنابراین، الکترون اضافی انرژی اوربیتال را به علت اثر دافعه ی الکترون افزایش می دهد.

3- اثر الکترونهای درونی روی انرژی یک اوربیتال بیرونی (اثر حایل). لیتیم دارای دو الکترون درونی (s1) و یک الکترون بیرونی (s2) است. از آنجا که که الکترونهای درونی بیشتر وقت خود را بین الکترون بیرونی و هسته می گذارند، دافعه ی بین الکترونهای s1 و s2 به طور نسبی از اثر جاذبه ی هسته روی الکترون s2 می کاهد. شمیدانها این اثر را به عنوان اثر حایل الکترونهای درونی روی الکترون بیرونی در برابر تأثیر بار هسته می دانند. به این ترتیب که الکترونهای درونی سبب می شوند الکترون بیرونی اثر کامل بار هسته را تجربه نکند. در نتیجه، انرژی اوربیتال s2 افزایش می یابد.

انرژی اوربیتال s1 اتم=H kJ $mol^{-1}$ 2372- ؛ انرژی اوربیتال s1 یون $He^{+}$= kJ $mol^{-1}$5250-

اثر حایل به این معناست که برا مؤثر هسته (مؤثر Z) ، یعنی باری که الکترون از سوی هسته تجربه می کند، برای الکترون در یک اوربیتال بیرونی کمتر است. افزون بر اثر حایل الکترونهای درونی که بسیار مؤثر است، الکترونهایی هم که در یک زیر لایه ی معین قرار گرفته اند تا حدودی حایل یکدیگر می شوند. پس، بیشتر بودن انرژی اوربیتال s2 نسبت به اوربیتال s1 یکی به علت دورتر بودن اوربیتال s2 از هسته است. یکی هم مربوط به اثر حایل الکترونهای درونی است.

4- اثر شکل اوربیتال بر انرژی اوربیتال. برای پی بردن به اثر شکل اوربیتال. الکترون s2 را با الکترون p2 مقایسه می کنیم. الکترون s2 قدرت نفوذ بیشتری دارد و تا نزدیکی هسته ی اتم نفوذ می کند و از این رو، اثر جاذبه ی هسته روی الکترون s2 بیشتر است، اما اوربیتال p2 در هسته ی اتم صفحه ی گرهی دارد؛ یعنی، چگالی الکترونی در این صفحه صفر است و از این رو، الکترون p2 هرگز به اندازه الکترون s2 به هسته نزدیک نمی شود. در نتیجه، انرژی اوربیتال s2 نسبت به اوربیتال p2 در سطح پایین تری قرار دارد.

مجموع اثرهای مربوط به شکل اوربیتال و قدرت نفوذ آن سبب می شود که یک سطح انرژی به دو یا چند زیر لایه، بسته به مقدار n، شکافته شود. مثلاً، ترتیب انرژی اوربیتالهای مربوط به لایه ی الکترونی (کوانتومی) n=4 که هر چهار نوع اوربیتال f,d,p,s را شامل می شود، همانطور که مشاهده می شود، به صورت s< p< d< f است.

**روند تغییر خواص عنصرها**

خواص فیزیکی و شیمیایی عنصرها نهایتاً به آرایش الکترونی اتم های آنها ارتباط پیدا می کند. در این بخش، سه خاصیت مربوط به اتم ها را که به طور مستقیم به آرایش الکترونی آنها وابسته است، بررسی می کنیم. این سه خاصیت عبارتند از: اندازه اتمی، انرژی یونش و الکترونخواهی. تغییرات این سه خاصیت به صورت تناوبی است و در نتیجه، روند تغییرات آنها در طول یک تناوب یا در یک گروه به طور کلی منظم است.

**روند تغییرات اندازه ی اتمی**

همان طور که قبلا اشاره شد، برای اتم ها مرز و حدودی قائل نیستیم که احتمال ضرر الکترون در آن 90% باشد، زیرا احتمال یافتن الکترون در فاصله ای دورتر از هسته اگر هم بسیار کوچک باشد، هیچ گاه به صفر نمی رسد. در نمونه ای از یک عنصر یا ترکیب، اندازه ی اتم را به صورت فاصله ای تعریف می کنیم که اتم مزبور نسبت به اتم مجاور خود دارد. در عمل، فاصله ی بین هسته های دو اتم یکسان را که در مجاورت هم قرار دارند، اندازه می گیرند و نصف آن را به عنوان اندازه ی اتم مورد نظر اختیار می کنند. مثلاً، شعاع فلزی نصف فاصله ی بین هسته های اتم های مجاور در بلوی یک عنصر فلزی است، برای عنصرهایی که معمولاً به صورت مولکول یافت می شوند، اندازه ی اتمی به صورت شعاع کووالانسی تعریف می شود. شعاع کووالانسی نصف فاصله ی بین هسته های اتم های یکسانی است که به وسیله ی پیوند کووالانسی به یکدیگر متصل شده اند. در واقع، شعاع کووالانسی نصف طول پیوند یگانه است.

**روند تغییر انرژی های یونش**

برای جدا کردن الکترون از یک اتم باید انرژی صرف شود. همان گونه که پیشتر گفتیم، انرژی یونش (IE) مقدار انرژی لازم برای جدا کردن کامل یک مول الکترون از یک مول اتم یا یون گازی است. مقدار انرژی یونش همواره مثبت است. نظر به اینکه در اتمهای چند الکترونی می توان بیش از یک الکترون از اتم جدا کرد، انرژی های یونش متوالی را به ترتیب 1، 2، 3 و... شماره گذاری می کنیم. انرژی نخستین یونش $(IE\_{1})$ انرژی لازم برای جدا کردن یک الکترون از بالاترین زیر لایه ی اشغال شده ی یک اتم گازی است.

0< $IE\_{1}$ (g) + $e^{-}$ (g) $یون^{+}$ اتم

انرژی دومین یونش $(IE\_{2})$ انرژی لازم برای جدا کردن دومین الکترون است و طبیعی است که انرژی لازم برای جدا شدن الکترون از یک یون مثبت $(IE\_{2})$ همواره از $IE\_{1}$ بزرگتر است. انرژی نخستین یونش عامل مهمی در واکنش پذیری شیمیایی یک عنصر به حساب می آید، زیرا اتم هایی که $IE\_{1}$ آنها کم است، در واکنشهای شیمیایی تمایل به تشکیل کاتیون دارند، حال آنکه اتمهای دارای $IE\_{1}$ زیاد (بجز گازهای نجیب) غالباً آنیون تشکیل می دهند.

**تغییرات انرژی یونش**

به طوری که در شکل مشاهده می کنید، تغییرات انرژی نخستین یونش عنصرها به صورت تناوبی است. مقایسه دو شکل نشان می دهد که بین $IE\_{1}$ و اندازه ی اتمی یک رابطه ی معکوس وجود دارد. در یک گروه اصلی از بالا به پایین، فاصله ی الکترون بیرونی از هسته افزایش می یابد و با کم شدن جاذبه ی بین هسته و الکترون درونی، جدا شدن این الکترون آسانتر می شود. پس، انرژی یونش در یک گروه به طور کلی از بالا به پایین کاهش می یابد. تنها انحراف از این الگو در گروه A3 دیده می شود. اگرچه $IE\_{1}$ بور (B) بیشتر از آلومینیوم (AI) است، اما از آلومینیوم به گالیم (Ga) اندکی افزایش می یابد. این تغییر در این مورد و در مورد بقیه ی عنصرهای این گروه مربوط به قرار گرفتن عنصرهای واسطه در تناوبهای 4، 5، 6 قبل از عنصرهای گروه A3 است که با افزایش بار مؤثر هسته در عنصرهای واسطه جدا کردن الکترونهای بیرونی در عنصرهای پایین تر گروه A3 مشکلتر می شود.

در طول یک دوره از چپ به راست مؤثر هسته به طور کلی رو به افزایش است. در نتیجه، شعاع اتمی کاهش می یابد و جاذبه ی بین هسته و الکترونهای بیرونی زیاد می شود و جدا کردن الکترون مشکلتر می شود.در طول یک دوره به طور کلی انرژی یونش از چپ به راست افزایش می یابد و جدا کردن الکترون از یک فلز قلیایی آسانتر از جدا کردن الکترون از یک گاز نجیب است.

**روند تغییرات الکترونخواهی**

در بیشتر موارد با اضافه کردن نخستین الکترون به اتم گازی انرژی آزاد می شود، زیرا الکترون به سمت هسته ی اتم جذب می شود. بنابراین، مقدار $EA\_{1}$ معمولاً منفی است (همانطور که H∆ برای یک واکنش گرماده منفی است.) از طرف دیگر، اکترونخواهی دوم $(EA\_{2})$ همواره مثبت است، زیرا برای اضافه کردن الکترون به یک آنیون و غلبه بر نیروی دافعه ی بین بارهای منفی باید انرژی صرف شود.

اندازه گیری الکترونخواهی مشکلتر از اندازه گیری انرژی یونش است. افزون بر بار مؤثر هسته و شعاع اتمی، عوامل دیگری نیز بر الکترونخواهی تأثیر می گذارند، به طوری که روند تغییرات انرژی های الکترونخواهی گروه از بالا به پایین الکترونخواهی به طور ملایم کاهش یابد (رقم منفی کوچکتری باشد)، زیرا اندازه ی اتم بزرگتر می شود و جاذبه ی هسته روی الکترون اضافه شده به اتم کمتر است، اما تنها در گروه A1 چنین رفتاری مشاهده می شود. به همین ترتیب، انتظار می رود که در طول یک دوره، الکترونخواهی افزایش یابد (مقدار منفی بزرگتری داشته باشد)، زیرا در این جهت است که اندازه ی اتم کاهش می یابد و بار مؤثر هسته زیاد می شود و هر دو عامل به افزایش اثر جاذبه ی هسته روی الکترون اضافه شده کمک می کنند. به طور کلی، این افزایش دیده می شود، اما به هیچ وجه منظم نیست و تغییرات حاصل ناشی از تغییر در انرژی زیر لایه ای است که الکترون به آن اضافه می شود و همچنین، به دافعه ی بین الکترونی بستگی دارد.

از بررسی مقادیر انرژی های یونش و الکترونخواهی به نکته های زیر دست می یابیم.

1-عنصرهای گروه A6 و به ویژه A7 انرژی یونش زیادی دارند و الکترونخواهی آنها $(EA\_{1})$ نیز منفی است. به این ترتیب، این عنصرها الکترون را خیلی مشکل از دست می دهند، اما الکترون را به شدت جذب می کنند، پس این عنصرها در ترکیب های یونی خود یونهای منفی تشکیل می دهند.



**انرژی الکترونخواهی عنصرهای گروههای اصلی (برحسب کیلوژول بر مول). مقادیر داخل پرانتزها تخمینی هستند. مقادیر منفی نشان می دهند که با اضافه شدن الکترون و تشکیل آنیون، انرژی آزاد می شود. مقادیر مثبت که در گروههای A2 و A8 دیده می شوند، نشان می دهند که به هنگام تشکیل آنیون انرژی جذب می شود. در واقع، این آنیونها ناپایدارند و مقادیر مربوط تخمینی است**

2- انرژی یونش عنصرهای گروه های A1 و A2 کم است و انرژی الکترونخواهی آنها مثبت (گرماگیر) یا اندکی منفی است. بنابراین، این عنصرها الکترون را به راحتی از دست می دهند و الکترون نمی پذیرند و در ترکیب های یونی خود یونهای مثبت می دهند.

3- گازهای نجیب گروه A8 انرژی یونش بسیار زیادی دارند که بازتابی از دشواری جدا کردن الکترون از اتم های این عنصرهاست. انرژی الکترونخواهی این اتم ها نیز مثبت است که با هم نشانه ی دشواری تشکیل آنیون با این اتم هاست. به طور کلی، این عنصرها به راحتی نه الکترون از دست می دهند و نه الکترون کسب می کنند.

1. انرژی های یونش متوالی یک عنصر معمولاً از آزمایش های طیف بینی به دست می آیند. [↑](#footnote-ref-1)
2. چنانچه الکترون را به صورت یک ذره ی باردار منفی تصور کنیم، این ذره می تواند به دور محور خود در جهت حرکت عقربه های ساعت یا خلاف آن بچرخد. بنابراین، چرخش آن در دو جهت مختلف (شکل مقابل) باعث پیدایش قطبهای مخالف آهنربا و نیروی جاذبه ی میان آنها می شود. جفت الکتریکی را که اسپینهای مخالف دارند، با دو پیکان موازی و ناهمسو نشان می دهند. [↑](#footnote-ref-2)