گزینه دو

مؤسسه آموزشی فرهنگی

شیمی ۲

بخش اول (ساختار اتم)

(نظریه‌های قبل از دالتون)

- تالس فیلسوف یونانی آب را عنصر اصلی سازنده جهان می‌دانست.
- پس از تالس ارسطو سه عنصر هوا، خاک و آتش را به عنصر پیشنهادی تالس افزود.
- رابرت بویل در کتاب شیمی‌دان شکاک مفهوم تازه‌ای از عنصر را معرفی کرد: عنصر ماده‌ای است که نمی‌توان آن را به مواد ساده تری تبدیل کرد و شیمی را علمی تجربی نامید.
- این ایده که همه مواد از ذره‌های کوچک و تجزیه ناپذیری به نام اتم تشکیل شده‌اند نخستین بار توسط دموکریت فیلسوف یونانی مطرح شده است.

(نظریه اتمی دالتون)

- جان دالتون با نظریه اتمی خود گام مهمی برای مطالعه ماده و ساختار آن برداشت. نظریه دالتون به شرح زیر است:

۱- ماده از ذره‌های تجزیه‌ناپذیری به نام اتم ساخته شده است.

۲- همه‌ی اتم‌های یک عنصر مشابهند.

۳- اتم‌ها نه به وجود می‌آیند و نه از بین می‌روند.

٤- همه اتم‌های یک عنصر جرم یکسان و خواص شیمیایی مشابه دارند.

٥- اتم‌های عناصر مختلف به هم متصل شده و مولکول‌ها را به وجود می‌آورند.

٦- در هر مولکول از یک ترکیب معین همواره نوع و تعداد نسبی اتم‌های سازنده‌ی آن یکسان است.

٧- واکنش‌های شیمیایی شامل جابجایی اتم‌ها و یا تغییر در شیوه‌ی اتصال آنها در مولکول‌هاست. در این واکنش‌ها، اتم‌ها خود تغییری نمی‌کنند

(شناسایی ساختار درونی اتم)

- آزمایش فارادی در مورد برقکافت (عبور جریان برق از محلول یک ترکیب شیمیایی فلزدار)، منجر به کشف الکترون شد. در آن زمان به ارتباط میان اتم و الکترون پی برده نشد.
- اتم کوچکترین ذره‌ای است که خواص فیزیکی و شیمیایی یک عنصر به آن وابسته است.

(پرتو کاتدی)

- میلیکان مقدار بار الکتریکی الکترون را محاسبه کرد $e = ۱/۶۰۲ \times ۱۰^{-۱۹}$ و در نتیجه توسط تامسون جرم الکترون $m = ۹/۱۰۹ \times ۱۰^{-۲۸}\ g$ محاسبه شد.
- با برقراری یک ولتاژ بسیار قوی بین دو الکترود فلزی در یک لوله تخلیه الکتریکی که فشار هوا یا گاز درون آن بسیار کم است، پرتوهایی از الکترود کاتد (قطب منفی) به الکترود آند (قطب مثبت) برقرار می‌شود که به آن پرتو کاتدی می‌گویند. این پرتوها در برخورد با یک ماده فلورسنت نور سبز رنگی ایجاد می‌کنند. براساس آزمایش‌ها و تحقیقات تامسون روی پرتو کاتدی، این نتایج به‌دست آمد.

۱- پرتوهای کاتدی به خط راست حرکت می‌کنند.

۲- پرتوهای کاتدی دارای بار الکتریکی منفی هستند.

۳- همه‌ی مواد دارای الکترون هستند.

- چون این پرتوها دارای بار منفی هستند به هنگام عبور از میدان مغناطیسی یا الکتریکی به سمت قطب مثبت منحرف می‌شوند. چنانچه جنس کاتد از آهن به مس یا سایر فلزات تغییر کند در ماهیت پرتو کاتدی تغییری حاصل نمی‌شود، این مطلب بیان‌کننده‌ی حضور الکترون در همه‌ی عناصر است. با عبور پرتو کاتدی از درون این لوله گاز ملتهب می‌شود ولی تغییری در ماهیت آن پدید نمی‌آید.

(مدل اتمی تامسون)

- ساختار پیشنهادی تامسون برای اتم (مدل کیک کشمشی، مدل هندوانه‌ای) دارای ویژگی‌های زیر است:

۱- الکترون‌ها (ذرات منفی) درون فضای کروی ابر گونه‌ای با بار الکتریکی مثبت، پراکنده شده‌اند.

۲- اتم در مجموع خنثی است، بنابراین مقدار بار مثبت فضای کروی ابرگونه با مجموع بار منفی الکترون‌ها برابر است.

۳- ابر کروی مثبت جرمی ندارد و جرم اتم به تعداد الکترون‌های آن بستگی دارد.

٤- جرم زیاد اتم از وجود تعداد زیاد الکترونهای آن ناشی می‌شود.

(پرتوزایی و پرتوهای رادیواکتیو)

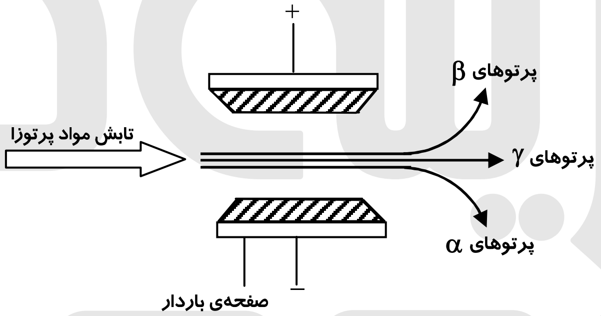
- هانری بکرل به طور تصادفی به خواص مهمی پی برد که ماری کوری آن را پرتوزایی و مواد دارای این خاصیت را پرتوزا نامید.
- رادرفورد فهمید تابشی که بکرل نخستین بار به وجود آن پی برده است، ترکیبی از سه نوع تابش متفاوت است:

۱- پرتوهای α: جریانی از ذره‌های باردار که جرم آن‌ها چهار برابر جرم اتم هیدروژن است. بار الکتریکی مثبت دارند چون در میدان الکتریکی به سمت قطب منفی منحرف می‌شوند. قدرت کم‌تری برای نفوذ در اجسام دارند.

۲- پرتوهای β: جریانی از الکترون‌های پر انرژی با بار منفی می‌باشند و در میدان الکتریکی به سمت قطب مثبت منحرف می‌شوند.

۳- پرتوهای γ: بدون بار بوده و در میدان الکتریکی منحرف نمی‌شوند. هم چنین قدرت بالایی برای نفوذ در اجسام دارند.

مقایسه‌ی قدرت نفوذ: پرتوهای γ > پرتوهای β > پرتوهای α


+
پرتوهای β
تابش مواد پرتوزا
پرتوهای γ
پرتوهای α
−
صفحه‌ی باردار

❊ فلوئورسنت به ماده‌ای با خاصیت فلوئورسانس گفته می‌شود، فلوئورسانس از خواص فیزیکی در برخی مواد شیمیایی است. این مواد نور با طول موج (رنگ، اگر طول موج در ناحیه مرئی باشد) معینی را جذب می‌کنند و به جای آن نور با طول موج دیگری را تابش می‌کنند. تابش این نور با قطع شدن منبع نور قطع می‌شود. ZnS از مواد فلوئورسنت است که در تولید لامپ تلویزیون و نمایشگرها کاربرد دارد.

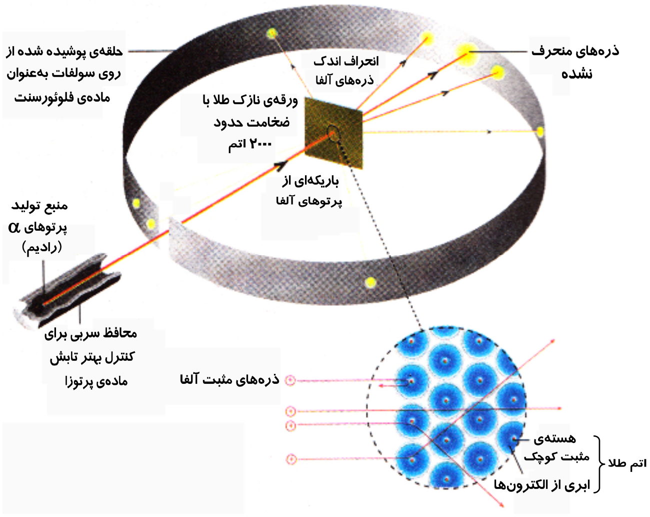
(مدل اتمی رادرفورد)

- رادرفورد ورقه‌ی نازکی از طلا را با ذره‌های آلفا بمباران کرد و با توجه به مشاهدات زیر، مدل «اتم هسته دار» را پیشنهاد کرد:

۱) بیشتر ذرات α بدون انحراف و در مسیری مستقیم از ورقه طلا عبور کردند ⇐ بیشتر حجم اتم را فضای خالی تشکیل می‌دهد.

۲) تعداد زیادی از ذره‌های α با زاویه اندکی از مسیر اولیه منحرف شدند ⇐ میدان الکتریکی قوی در اتم وجود دارد.

۳) تعداد بسیار اندکی از ذره‌های α (یک از بیست هزار) با زاویه‌ای بیش از ۹۰ درجه از مسیر اولیه منحرف شدند ⇐ اتم هسته‌ای بسیار کوچک با جرم بسیار زیاد دارد.


حلقه‌ی پوشیده شده از روی سولفات به‌عنوان ماده‌ی فلوئورسنت
انحراف اندک ذره‌های آلفا
ذره‌های منحرف نشده
ورقه‌ی نازک طلا با ضخامت حدود ۲۰۰۰ اتم
باریکه‌ای از پرتوهای آلفا
منبع تولید پرتوهای α (رادیم)
محافظ سربی برای کنترل بهتر تابش ماده‌ی پرتوزا
ذره‌های مثبت آلفا
هسته‌ی مثبت کوچک
ابری از الکترون‌ها
اتم طلا

(ذرات بنیادی در اتم)

- پروتون: ذره‌ای با بار نسبی ۱ + و جرمی ۱۸۳۷ بار سنگین تر از جرم الکترون است که توسط رادرفورد و همکارانش شناسایی شد. در اتم تعداد پروتون و الکترون با هم برابر و اتم خنثی است. پیش از رادرفورد، موزلی با مطالعه روی پرتوهای x به نتایجی رسیده بود که تفسیر آن‌ها به کشف پروتون انجامید.
- نوترون: ذره‌ای خنثی در هسته اتم که توسط چادویک به اثبات رسید. رادرفورد قبلاً از وجود چنین ذره‌ای سخن گفته بود.

(عدد اتمی و عدد جرمی)

- عدد اتمی (Z): تعداد پروتون‌ها در هر اتم است که برابر تعداد الکترونها در حالت خنثی است و اولین بار توسط موزلی اندازه گیری شد (با مطالعه بر روی پرتوهای x)
- عدد جرمی(A): مجموع تعداد پروتون و نوترون‌های یک اتم. $A=Z+N$ $\quad {}^{A\,(\text{عدد جرمی})}_{Z\,(\text{عدد اتمی})}X$ (نماد شیمیایی عنصر)

(ایزوتوپ‌ها)

- ایزوتوپ: اتم‌های یک عنصر با عدد اتمی یکسان و عدد جرمی متفاوت که فراوانی آنها در طبیعت یکسان نیست.
- بدیهی است اگر عدد اتمی یکسان و عدد جرمی متفاوت باشد تفاوت در تعداد نوترون‌ها است.
- ایزوتوپ‌های یک عنصر از نظر خواص شیمیایی مشابه و از نظر خواص فیزیکی مختلف هستند و نیز جایگاه یکسانی در جدول عنصرها دارند.

(جرم اتم‌ها)

- فراوانترین ایزوتوپ کربن یعنی کربن ۱۲ ($^{۱۲}_{۶}\mathrm{C}$) به عنوان عنصر استاندارد انتخاب شده و جرم آن را برابر ۱۲/۰۰۰ amu درنظر می‌گیرند و جرم سایر عنصرها را نسبت به آن محاسبه می‌کنند.
- ۱ amu (واحد جرم اتمی) برابر یک دوازدهم جرم اتمی کربن است و به عنوان یکای جرم اتمی درنظر گرفته می‌شود.

$\frac{۱}{۲۰۰۰}$ amu ≅ جرم الکترون

۱ amu ≅ جرم نوترون = جرم پروتون

جرم اتمی: جرم یک اتم از هر عنصر را نسبت به واحد کربنی ($\frac{۱}{۱۲}$ جرم اتم $_{۱۲}\mathrm{C}$) جرم اتمی نسبی آن گویند.

برخی ویژگی‌های ذره‌های زیراتمی

نام ذره	نماد	بار الکتریکی نسبی	جرم	
			amu	g
الکترون	$^{۰}_{-۱}\mathrm{e}$	۱−	۰/۰۰۰۵	$۹/۱۰۹\times۱۰^{-۲۸}$
پروتون	$^{۱}_{+۱}\mathrm{p}$	۱+	۱/۰۰۷۳	$۱/۶۷۳\times۱۰^{-۲۴}$
نوترون	$^{۱}_{۰}\mathrm{n}$	۰	۱/۰۰۸۷	$۱/۶۷۵\times۱۰^{-۲۴}$

(جرم اتمی میانگین در ایزوتوپ‌ها)

- برخی عناصر تنها یک ایزوتوپ دارند (P,F یا Al) و برخی نیز از تعداد بیشتری ایزوتوپ برخوردارند. (قلع ده ایزوتوپ دارد) ایزوتوپ‌های هر عنصر در یک خانه از جدول عنصرها جای می‌گیرند.
- پایداری ایزوتوپ‌ها به تعداد پروتون و نوترون‌های هسته آنها بستگی دارد چنانچه رابطه زیر بین تعداد پروتون و نوترون برقرار باشد هسته اتم ناپایدار می‌شود:

$$\frac{\text{تعداد نوترون}}{\text{تعداد پروتون}} \geq ۱/۵ \Rightarrow \text{هسته ناپایدار}$$

- با توجه به وجود ایزوتوپ‌ها و تفاوت در فراوانی آنها، برای گزارش جرم نمونه‌های طبیعی از اتم عناصر مختلف، جرم اتمی میانگین به کار می‌رود. برای بدست آوردن جرم اتمی میانگین، درصد فراوانی هر یک از ایزوتوپ‌ها را در جرم اتمی آن ضرب کرده سپس با هم جمع می‌کنیم.

(مقایسه خواص ایزوتوپ‌ها)

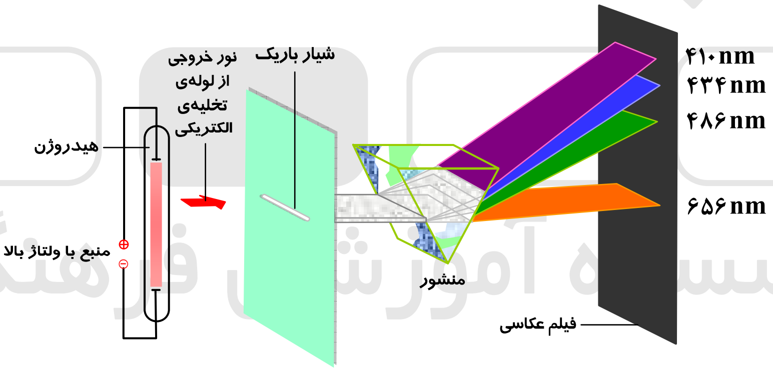
- اکسیژن ۳ نوع ایزوتوپ و هیدروژن نیز سه نوع ایزوتوپ دارد به این ترتیب ۱۸ نوع مولکول آب می‌توان بین آن‌ها درنظر گرفت.
- هیدروژن دارای ۳ ایزوتوپ است:
  - پروتیم: $^{1}_{1}H$
  - دوتریم (هیدروژن سنگین) : $^{2}_{1}D$
  - تریتیم (هیدروژن پرتوزا) : $^{3}_{1}T$
- ایزوتوپ‌ها خواص شیمیایی یکسان دارند، ولی برخی خواص وابسته به جرم آنها با هم تفاوت دارد. برای مثال در حالیکه جرم حجمی یخ (H_2O) از آب کمتر است، جرم حجمی D_2O از آب بیشتر بوده و در آن فرو می‌رود.

(طیف نشری خطی)

- رابرت بونزن (طراح چراغ بونزن) توانست دستگاهی به‌نام «طیف‌بین» طراحی کند. وی با قرار دادن مقداری ترکیب مس‌دار مانند کات کبود، مشاهده کرد که رنگ آبی شعله به سبزی می‌گراید. سپس با عبور این نور سبزرنگ از منشوری درون دستگاه الگویی به‌دست آمد که آن را «طیف نشری خطی» نامید.
- هر فلز طیف نشری خاص خود را دارد و مانند اثر انگشت می‌توان از این طیف برای شناسایی فلز استفاده کرد.

(طیف نشری خطی هیدروژن)

- هنگامی که بر یک لوله‌ی تخلیه الکتریکی دارای گاز هیدروژن با فشار کم، ولتاژ بالایی اعمال می‌شود، بر اثر تخلیه الکتریکی، گاز درون لوله با رنگ صورتی روشن به التهاب در می‌آید که با عبور این نور از یک منشور، طیف نشری خطی هیدروژن بدست می‌آید.



طیف نشری خطی حاصل از اتم‌های برانگیخته‌ی هیدروژن

(مدل اتمی بور برای هیدروژن)

- بور با نارسا دانستن مدل اتمی رادرفورد در توجیه ارتباط میان الگوی ثابت طیف نشری خطی هیدروژن و ساختار اتم‌های آن، مدل تازه‌ای برای اتم هیدروژن پیشنهاد کرد:

۱- الکترون در مسیر دایره‌ای شکل (مدار) به دور هسته گردش می‌کند.

۲- انرژی الکترون در اتم هیدروژن با فاصله‌ی آن از هسته رابطه‌ی مستقیم دارد.

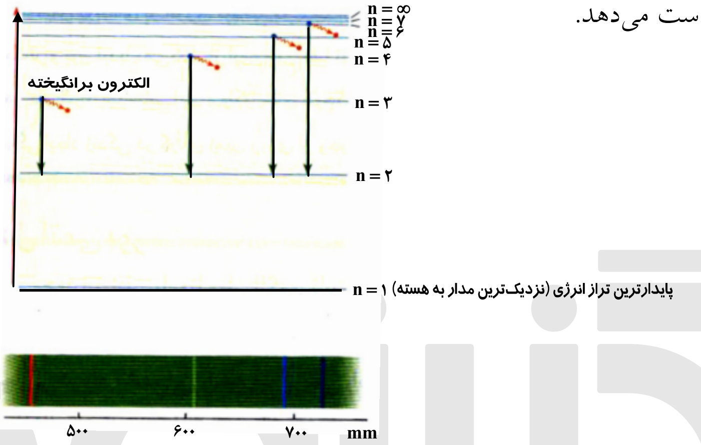
۳- این الکترون فقط می‌تواند در ترازهای انرژی (مسیرهای دایره‌ای مجاز که فاصله معین و ثابتی نسبت به هسته دارند) حرکت کرده و مقادیر معینی انرژی بپذیرد.

٤- این الکترون معمولاً در حالت پایه (پایین ترین تراز انرژی ممکن و نزدیک ترین مدار به هسته) قرار دارد.

٥- با دادن مقداری (معین) انرژی می‌توان این الکترون را از حالت پایه (ترازی با انرژی کم) به حالت برانگیخته (ترازی با انرژی بالاتر) منتقل کرد.

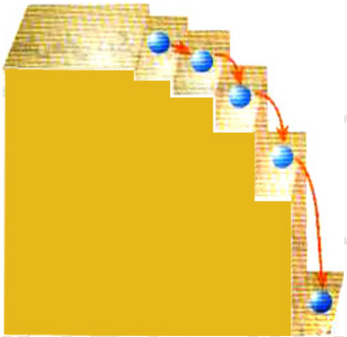
٦- از آنجا که الکترون در حالت برانگیخته ناپایدار است، معادل انرژی‌ای که گرفته بود، از دست داده و به حالت پایه باز می‌گردد.

❋ از آنجا که برای الکترون نشر نور مناسب‌ترین شیوه برای از دست دادن انرژی است، از این رو الکترون برانگیخته به هنگام بازگشت به حالت پایه انرژی اضافی خود را که در واقع تفاوت میان انرژی دو تراز یاد شده است، از طریق انتشار نوری با طول موج معین از دست می‌دهد.



توجیه بخش مریی طیف نشری خطی اتم هیدروژن با مدل اتمی بور

❋ به این گونه انرژی که به صورت یک بسته انرژی مبادله می‌شود انرژی کوانتومی یا پیمانه‌ای می‌گویند. بور با کوانتیده در نظر گرفتن ترازهای انرژی و یا به عبارت دیگر کوانتومی در نظر گرفتن مبادله‌ی انرژی هنگام جابجایی میان ترازهای یاد شده توانست طیف نشری خطی هیدروژن را توجیه کند.



یک مدل پلکانی برای ترازهای انرژی در اتم هیدروژن

❋ هنگامی که الکترون با گرفتن مقدار زیادی انرژی به تراز انرژی بی نهایت $(n = \infty)$ انتقال یابد از میدان جاذبه‌ی هسته خارج می‌شود، در این هنگام اتم به یون مثبت تبدیل شده است که این فرآیند را یونش می‌گویند.

(مدل کوانتومی اتم)

- مدل اتمی شرودینگر:

او بر مبنای رفتار دوگانه الکترون و با تأکید بر رفتار موجی آن و با توجه به اینکه الکترون در فضایی سه بعدی (اوربیتال) حضور دارد، مدل کوانتومی اتم را پیشنهاد کرد.

- عددهای کوانتومی:

۱- عدد کوانتومی اصلی (n) : عددی که بور برای مشخص کردن ترازهای انرژی (لایه‌های الکترونی) در مدل خود به کار برده بود. پیرامون هسته اتم حداکثر ۷ لایه الکترونی مشاهده می‌شود. هرچه n بالاتر رود، تراز انرژی لایه‌ی الکترونی افزایش می‌یابد.

n = ۱، ۲، ۳، ...

n = ۱ پایدارترین لایه الکترونی

۲- عدد کوانتومی اوربیتالی (l) : عددی که برای مشخص کردن زیر لایه‌ها (گروه‌های کوچکتری که الکترون‌های موجود در یک لایه الکترونی تشکیل می‌دهند) به کار می‌رود. l شکل و تعداد اوربیتال را نیز مشخص می‌کنند.

$l =$ ۰ و ۱ ، ... ،$(n - ۱)$

$s(l=۰)$ ، $p(l=۱)$ ، $d(l=۲)$ ، $f(l=۳)$

۳- عدد کوانتومی مغناطیسی (m_l) :جهت گیری اوربیتال‌ها را در فضا مشخص می‌کنند.

$m_l = -l$ ،.... ،۰ ،.... $+l$

۴- عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین (m_s) :جهت گیری الکترون‌ها را مشخص می‌کند. $m_s = +\frac{۱}{۲}$ و $-\frac{۱}{۲}$

برای الکترونی که چرخش آن در جهت حرکت عقربه ساعت باشد $m_s = +\frac{۱}{۲}$ و اگر حرکت در جهت خلاف عقربه‌های ساعت باشد $m_s = -\frac{۱}{۲}$ می باشد.

$$nl_{m_l}$$

l : نماد حرفی مشخص کننده‌ی زیر لایه (شکل اوربیتال) m_l : جهت گیری اوربیتال

n : شماره‌ی لایه الکترونی (اندازه‌ی اوربیتال) n : آدرس زیر لایه

❋ با کمک سه عدد کوانتومی n و l و m_l اندازه، شکل و جهت گیری اوربیتال‌های اتمی تعیین می‌شود ولی برخی این سه عدد را کافی نمی‌دانند چون توجیه برخی خواص فیزیکی اتم‌ها با نسبت دادن حضور دو الکترون در یک اوربیتال امکان پذیر بود. از این‌رو دانشمندان علاوه بر حرکت اوربیتالی (حرکت الکترون به دور هسته اتم) حرکت اسپینی (حرکت به دور خود) را نیز به الکترون نسبت دادند. الکترون‌ها با گردش به دور محور خود به یک آهنربای ریز تبدیل می‌شوند و برای این‌که دو الکترون کنار هم قرار گیرند باید یک نیروی جاذبه قوی در برابر دافعه میان آن‌ها بوجود آید. یعنی به صورتی که قطب‌های مغناطیسی ناهم نام مقابل هم قرار گیرند. پس شرط لازم آن است که الکترون‌ها در دو جهت مخالف که یکی در جهت عقربه‌های ساعت و دیگری بر خلاف آن به دور محور خود بگردند.

از این رو برای مشخص کردن جهت گردش الکترون‌ها به هر حالت یک عدد کوانتومی نسبت دادند و به آن عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین (m_s) گویند.

❋ اصل طرد پائولی: هیچ اوربیتالی در یک اتم نمی‌تواند بیش از دو الکترون در خود جای دهد یا به بیان دیگر در یک اتم هیچ دو الکترونی را نمی‌توان یافت که چهار عدد کوانتومی آن‌ها (m_s , m_l , l , n) با هم برابر باشد. از این اصل نتیجه می‌شود که در هر اوربیتال حداکثر دو الکترون با اسپین مخالف یکدیگر قرار دارند.

(آرایش الکترونی اتم)

ترتیب پر شدن زیرلایه‌ها به صورت زیر می‌باشد: **۱s,۲s,۲p,۳s,۳p,۴s,۳d,۴p,۵s,۴d,۵p,۶s,۴f,۵d,۶p,۷s,۵f,۶d,...**

- پر شدن زیر لایه‌هایی که بیش از یک اوربیتال هم انرژی (اوربیتال‌هایی که دارای سطح انرژی یکسان هستند) دارند به گونه‌ای است که ابتدا در هر اوربیتال یک الکترون وارد شده تا جایی که زیر لایه نیمه پر شود، سپس زیر لایه‌ی نیمه پر شده شروع به پر شدن می‌کند. این قاعده به اصل هوند موسوم است.

❋ بیش‌تر بدانید: از آن‌جایی که همه‌ی خواص الکترون کوانتومی است، جهت گیری آن در یک میدان مغناطیسی نیز کوانتومی است. بر اساس قاعده هوند در جهت‌گیری الکترون‌ها حالت با عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین برابر $m_s = +\frac{۱}{۲}$ پایدارتر از حالت $m_s = -\frac{۱}{۲}$ است. بنابراین در لایه‌هایی با اوربیتال‌های هم انرژی پایین‌ترین آرایش الکترونی حالتی است که در آن الکترون‌ها به صورتی چیده شوند که بیش‌ترین تعداد الکترون‌های تک با $m_s = +\frac{۱}{۲}$ و یا $\boxed{\uparrow}$ را داشته باشد.

موسسه آموزشی فرهنگی

(اصل آفبا و جدول تناوبی عنصرها)

- اصل بناگذاری (آفبا): به شیوه‌ی دست یافتن به آرایش الکترونی، از یک اتم به اتم دیگر اصل بناگذاری یا آفبا می‌گویند. الکترون‌ها تمایل دارند تا در پائین ترین سطح انرژی قرار گیرند.

(دسته‌بندی عنصرها در جدول)

- عنصرهای اصلی دسته‌ی s: عنصرهایی که زیرلایه‌ی s آنها در حال پر شدن است.که در گروه‌های ۱ و ۲ قرار دارند.
- عنصرهای اصلی دسته‌ی p: عنصرهایی که زیرلایه‌ی p آنها در حال پر شدن است. که در گروه‌های ۱۳ تا ۱۸ قرار دارند (به‌جز He که s در آن در حال الکترون‌گیری است)
- عنصرهای واسطه خارجی: عنصرهایی که زیرلایه‌ی d آنها در حال پر شدن است که به واسطه‌ی خارجی نیز موسوم هستند.
- عنصرهای واسطه داخلی: عنصرهایی که زیرلایه‌ی f آنها درحال پر شدن است و شامل لانتانیدها و آکتنیدها می‌باشند.
- الکترون‌های ظرفیتی: تعداد الکترون‌های موجود در آخرین لایه الکترونی (بزرگ ترین n) هر اتم که خواص شیمیایی یک عنصر را تعیین می‌کند. به این دلیل خواص شیمیایی عنصرهای یک گروه مشابه است.
- علت واکنش‌پذیری عنصرها تمایل آنها برای دستیابی به لایه‌های الکترونی پر، تعریف می‌شود ⇐ گازهای نجیب به طور عمده واکنش‌پذیر نیستند.
- عنصرهایی پایدارترند که آرایش الکترونی لایه آخر آنها به صورت اوربیتال‌های پر یا نیمه پر بوده و یا متقارن باشد. نیتروژن و نئون دو نمونه از این عنصرها هستند. در گازهای نجیب نیز لایه آخر پر و متقارن است و این عنصرها پایدارند.

گزینه دو
مؤسسه آموزشی فرهنگی

بخش ۲ (خواص تناوبی عنصرها)

(سرگذشت جدول تناوبی عنصرها)

* خواص عناصر با نظم و ترتیب خاصی تغییر می‌کند. از این رو عنصرها را می‌توان در چند خانواده گروه بندی کرد.
* برای نخستین بار دیمتری مندلیف به وجود خصلت تناوبی در میان عنصرها پی برد و متوجه شد که اگر عنصرها را برحسب افزایش تدریجی جرم آنها در ردیف‌هایی کنار یکدیگر بگذارد و آنهایی را که خواص فیزیکی و شیمیایی نسبتاً مشابه دارند، در یک گروه زیر هم قرار دهد، خواص آنها تکرار می‌شود.

مهم‌ترین نکته در جدول تناوبی، تشابه آرایش الکترونی عنصرهای یک خانواده در بسیاری از گروه‌های این جدول است. چون رفتار شیمیایی هر عنصر به وسیله آرایش الکترونی آن در لایه آخر مشخص می‌شود.

(برخی بی‌نظمی‌های جدول مندلیف)

- یکی از موارد بی‌نظمی جدول مندلیف این بود که به منظور رعایت اصل تشابه خواص فیزیکی و شیمیایی، برخی از خانه‌های جدول خالی ماند، هم چنین در برخی موارد برای در یک ستون قرار دادن عنصرهایی با خواص مشابه، ترتیب قرار گرفتن عنصرها براساس افزایش جرم نادیده گرفته می‌شد.

* یکی از موارد بی‌نظمی که در جدول مندلیف مشاهده می‌شود جای خالی یک عنصر میان کلسیم و تیتانیم بود مندلیف معتقد بود این محل به عنصری تعلق دارد که تا آن زمان کشف نشده بود امروزه این عنصر را اسکاندیم می‌نامیم. مندلیف همچنین خواص گالیم و ژرمانیم و هفت عنصر دیگر را پیش‌بینی کرد که این پیش‌گویی‌ها در ۸ مورد درست بود.

مقایسه‌ی خواص مشاهده شده و پیش‌بینی شده‌ی برخی عنصرها که در زمان مندلیف ناشناخته بودند.

عنصر پیش‌بینی شده	نام عنصر پس از کشف	خواص	پیش‌بینی شده	مشاهده شده
اکاآلومینیم	گالیم (۱۸۷۵)	چگالی	۶/۰g/mL	۵/۹۶g/mL
		نقطه‌ی ذوب	کم	۳۰°C
		فرمول اکسید	Ea_2O_3	Ga_2O_3

(جدول تناوبی امروزی)

- پس از مندلیف، هنری موزلی و رادرفورد کشف کردند که عدد اتمی هر عنصر منحصر به فرد است و اگر عناصر به ترتیب افزایش عدد اتمی آن‌ها مرتب شوند، بی‌نظمی‌های جدول مندلیف از بین می‌رود.
- **جدول تناوبی** امروزی بر اساس **قانون تناوبی** عنصرها استوار است که بیان می‌کند هرگاه عنصرها بر اساس افزایش عدد اتمی مرتب شوند خواص فیزیکی و شیمیایی آنها به صورت تناوبی تکرار می‌شود.

(دسته‌بندی کلی عنصرها)

- عناصر به سه دسته‌ی فلز، نافلز و شبه‌فلز تقسیم می‌شوند.

* فلزها: بیش از ۸۰ درصد عناصر فلز هستند، رسانای خوبی برای گرما و برق می‌باشند. سطح براقی داشته و قابلیت چکش‌خواری و شکل‌پذیری دارند.
* نافلزها: معمولاً رسانای خوبی نیستند و شکننده‌اند، سطح براق و نیز قابلیت چکش خواری و مفتول شدن ندارند. برخی نافلزها در فشار ۱atm و دمای اتاق گاز هستند مانند H_2, N_2, O_2, Cl_2, F_2
* شبه فلزها: برخی خواص فلزها و نافلزها را دارند مانند Si که هم نیمه‌رساناست و هم درخشان و هم شکننده است. خواص شیمیایی این دسته بیشتر با نافلزات شباهت دارد.

مؤسسه‌ی آموزشی فرهنگی

عناصر شبه فلز عبارتند از: At, Po, Te, Sb, As, Ge, Si, B
که به ترتیب در گروه‌های VIIA ,VIA, VIA, VA, VA,IVA, IVA, III A و VIIAیا ۱۳، ۱۴، ۱٤، ۱۵، ۱۵، ۱٦،۱٦، ۱۷،۱۷و در دوره‌های ۲، ۳، ٤، ٤، ٥، ٥، ٦ و ٦ قرار دارند.

(ویژگی‌های گروهی عنصرها)

(گروه اول- فلزهای قلیایی) $ns^۱$

- فلزهای قلیایی: همگی نرم و واکنش پذیرند (به علت واکنش‌پذیری زیاد با آب و هوا، در زیر نفت نگهداری می‌شوند)، به‌طوری که حتی با آب سرد واکنش داده و محلول قلیایی (بازی) به وجود می‌آورند.

$$۲Na_{(s)} + ۲H_۲O_{(l)} \rightarrow ۲NaOH_{(aq)} + H_{۲(g)}$$

- در گروه اول از Li تا Fr، از بالا به پائین شعاع اتمی، شعاع یونی و چگالی افزایش یافته و انرژی نخستین یونش و دمای ذوب و جوش کم می‌شود. این عنصرها در طبیعت به حالت آزاد یافت نمی‌شوند، فرانسیم نیز عنصری رادیواکتیو است.
- آرایش الکترونی اتم فلز قلیایی در لایه آخر به‌صورت $ns^۱$ بوده و با از دست دادن یک الکترون به آرایش الکترونی پایدار گاز نجیب ماقبل خود می‌رسد و به یون M^+ تبدیل می‌شوند.
- اکسید این عناصر خاصیت بازی دارد.

عنصرهای قلیایی

Li لیتیم ۲
Na سدیم ۱۱
K پتاسیم ۱۹
Rb روبیدیم ۲۷
Cs سزیم ۵۵
Fr فرانسیم ۸۷

(گروه دوم- فلزهای قلیایی خاکی) $ns^۲$

- فلزهای قلیایی خاکی: نسبت به فلزهای قلیایی سخت‌تر و چگال‌تر هستند و دمای ذوب آن‌ها نیز بیشتر است، واکنش‌پذیرند اما نسبت به گروه اول واکنش‌پذیری شیمیایی کمتری دارند.

$$Ca + ۲H_۲O \rightarrow Ca(OH)_۲ + H_۲$$

- در گروه دوم از Be تا Ra، از بالا به پائین، انرژی نخستین و دومین یونش کاهش و شعاع اتمی و یونی افزایش می‌یابد.
- تغییرات چگالی و نقطه ذوب و جوش در گروه دوم منظم نیست. Be به علت خواص کووالانسی نقطه ذوب و جوش بالایی دارد.
- فراوان‌ترین فلز قلیایی خاکی، کلسیم است. سنگ آهک و سنگ مرمر (از ترکیب‌های کلسیم) در پوسته زمین فراوان است.
- عنصرهای گروه قلیایی خاکی ۲ الکترون در لایه‌ی ظرفیت خود دارند $(ns^۲)$ و برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب پیش از خود، باید دو الکترون از دست بدهند.

عنصرهای قلیایی خاکی

Be بریلیم ٤
Mg منیزیم ۱۲
Ca کلسیم ۲۰
Sr استرانسیم ۲۸
Ba باریم ٥٦
Ra رادیم ۸۸

(عناصر واسطه)

۱- عنصرهای واسطه مانند گروه اول و دوم جدول تناوبی همگی فلز هستند، اما واکنش‌پذیری شیمیایی آن‌ها کمتر است.

۲- نقطه‌ی ذوب و جوش، سختی و چگالی عنصرهای واسطه، نسبت به فلزهای گروه‌های اول و دوم بیشتر است.

☜ **نکته:** جیوه (Hg) به‌طور غیر عادی نقطه ذوب و جوش کمی دارد به طوری که در دمای اتاق به صورت مایع است.

۳- یون‌ها و ترکیب‌های مربوط به عنصرهای واسطه اغلب رنگی هستند. به عنوان مثال $Cu^{۲+}$ آبی رنگ. $Fe^{۲+}$ سبز رنگ و $Fe^{+۳}$ زرد رنگ است. از این رو بسیاری از ترکیب‌های عنصرهای واسطه رنگی هستند.

۴- اغلب عنصرهای واسطه، در ترکیب ظرفیت‌های متعددی دارند. به عنوان مثال آهن ظرفیت‌های ۲ و ۳ و مس ظرفیت ۱ و ۲ دارد ولی برخی فقط یک نوع ظرفیت دارند مانند Zn که فقط دارای ظرفیت ۲ و نقره نیز فقط دارای ظرفیت ۱ می‌باشد.

۵- عنصرهای واسطه گروه‌های سوم تا دوازدهم را تشکیل می‌دهند. مانند گروه اول و دوم، همگی فلز هستند اما واکنش‌پذیری شیمیایی آنها کمتر است و به جز جیوه، از فلزهای گروه‌های اول و دوم سخت‌تر، چگال‌تر و دیرذوب‌تر هستند.

۶- به عنصرهای واسطه، عنصرهای دسته d نیز می‌گویند (اوربیتال‌های زیر لایه‌ی d در حال پر شدن و الکترون‌گیری می‌باشد) و بی‌نظمی‌های متعددی در آرایش الکترونی آنها به چشم می‌خورد. این عنصرها به واسطه خارجی نیز موسوم هستند.

۷- در عناصر تناوب چهارم سه عنصر وجود دارد که در آخرین تراز اصلی خود $n=۴$ تنها یک الکترون دارند یعنی به $۴s^۱$ ختم می‌شوند. $_{۱۹}K$، $_{۲۴}Cr$، $_{۲۹}Cu$ که بجز K دو مورد دیگر عنصر واسطه هستند.

۸- در عناصر تناوب چهارم ۸ عنصر وجود دارد که زیرلایه ۳d در آنها کاملاً پر است که شامل Cu، Zn و شش عنصر پس از آن است. در این عنصرها زیرلایه ۳d به‌صورت $۳d^{۱۰}$ می‌باشد.

۹- در عنصرهای تناوب چهارم دو عنصر وجود دارد که زیرلایه‌ی ۳d در آن‌ها نیمه پر و متقارن به صورت $۳d^۵$ است. $_{۲۴}Cr$ و $_{۲۵}Mn$

۱۰- در عنصرهای تناوب چهارم ۸ عنصر واسطه وجود دارد که در آخرین تراز اصلی خود $n=۴$ دو الکترون دارند که شامل تمام عنصرهای واسطه‌ی این تناوب به جز $_{۲۴}Cr$ و $_{۲۹}Cu$ است.

(لانتانیدها و اکتینیدها)

لانتانیدها

۱- خانواده‌ی لانتانیدها شامل ۱۴ عضو هستند که در تناوب ششم جدول جای دارند و در آن‌ها زیرلایه ۴f در حال پر شدن است. عدد اتمی این عنصرها از ۵۷ تا ۷۰ است و به علت تشابه زیادی که با یکدیگر و نیز با عنصر لانتان ($_{۵۷}La$) دارند به خانواده لانتانیدها معروف هستند. این چهارده عنصر به همراه لانتان در یک خانه در تناوب ششم و گروه سوم یا (IIIB) قرار دارند.

۲- لانتانیدها فلزهایی براق هستند و واکنش‌پذیری قابل توجهی دارند.

اکتینیدها:

۱- خانواده‌ی اکتینیدها شامل ۱۴ عنصر است که در تناوب هفتم جدول جای دارند و در آن‌ها زیر لایه ۵f در حال پر شدن و الکترون‌گیری است. عدد اتمی این عناصر از ۸۹ تا ۱۰۲ است و به دلیل تشابه زیادی که با یکدیگر و نیز با عنصر اکتینیم ($_{۸۹}Ac$) دارند به خانواده اکتینیدها معروف هستند.این چهارده عنصر به همراه آکتینیم در یک خانه در تناوب هفتم و گروه سوم یا (IIIB) قرار دارند.

۲- همه اکتینیدها (و به‌طور کلی همه‌ی عنصرهای تناوب هفتم) پرتوزا هستند چون هسته آنها ناپایدار است و تجزیه می‌شود.

۳- مشهورترین اکتینید، اورانیم می‌باشد هسته پایدارترین شکل عنصر اورانیم تا نزدیک به ۴/۵ میلیارد سال پایدار است. اما عمر هسته‌ی بقیه اکتینیدها (بجز توریم) به اندازه‌ای کوتاه است که هر مقدار از آن که در زمان پیدایش زمین تشکیل شده است باید تاکنون متلاشی شده باشد.

۴- لانتانیدها و اکتینیدها هر دو در گروه IIIB یا گروه سوم هستند و به عنصرهای واسطه داخلی موسوم هستند در حالی‌که عنصرهایی که زیرلایه d در آنها در حال الکترون‌گیری است به واسطه خارجی موسوم هستند.

(عنصرهای گروه‌های ۱۳ تا ۱۸ جدول تناوبی)

- عنصرهای دسته p (اوربیتال‌های p در حال پر شدن هستند) گروه‌های ۱۳ تا ۱۸ جدول تناوبی هستند (IIIA تا VIIIA) که فلز، نافلز، شبه فلز و یا گاز نجیب را شامل می‌شوند. سیلیسیم و اکسیژن از فراوان ترین عنصرهای موجود در پوسته زمین هستند.
کربن، نیتروژن، اکسیژن، آلومینیم و قلع و سرب از عنصرهای مهم این سری به شمار می‌روند. هالوژن‌ها و گازهای نجیب نیز در گروه ۱۷ و ۱۸ قرار دارند.

(هالوژن‌ها)

- گروه ۱۷ جدول،هالوژنها هستند که به آسانی با فلزها به ویژه فلزهای قلیایی، واکنش داده و نمک‌ها را می‌سازند (هالوژن:نمک ساز).هالوژن‌ها واکنش پذیرترین نافلزها بوده و در بیرونی ترین لایه الکترونی تنها یک الکترون کمتر از اتم گاز نجیب بعد از خود دارند ($ns^{۲}np^{۵}$) و با شرکت در واکنش‌های شیمیایی الکترون مورد نیاز خود را دریافت کرده و پایدار می‌شوند. (هالوژن‌ها در واکنش با نافلزها با اشتراک الکترون، لایه آخر اتم خود را کامل می‌کنند) واکنش پذیری‌هالوژنها از بالا به پایین کم می‌شود. فلوئور و کلر در دمای معمولی گاز، برم مایع و ید جامد است.

از نظر شیمیایی‌هالوژن‌ها واکنش پذیرترین نافلزها هستند. فلوئور در بالای این گروه قویترین نافلز به شمار می‌رود. با توجه به کاهش واکنش پذیری‌هالوژن‌ها از بالا به پایین، هرهالوژن می‌تواند یون‌های‌هالید پایین تر از خود را از ترکیب خارج سازد ولی عکس آن ممکن نیست.

$$Cl_{۲}(g)+۲NaBr(aq)\rightarrow ۲NaCl(aq)+Br_{۲}(l)$$
$$Cl_{۲}(g)+۲Br^{-}(aq)\rightarrow ۲Cl^{-}(aq)+Br_{۲}(l)$$
$I_{۲}(s)+NaCl(aq)\rightarrow$ انجام ناپذیر

(گازهای نجیب)

- گروه ۱۸ جدول، گازهای نجیب هستند. در میان عنصرهای این گروه فقط کریپتون (Kr)، زنون (Xe) و رادون (Rn) واکنش پذیری کمی دارند و تاکنون هیچ ترکیب شیمیایی پایداری از عنصرهای هلیم، نئون و آرگون شناخته نشده است.
- در گازهای نجیب (جز He) اوربیتال‌های s و p لایه ظرفیت پر هستند و پایداری عناصر این گروه نتیجه داشتن چنین آرایشی از الکترون‌هاست. ($ns^{۲}np^{۶}$)
- عنصرهای تک‌اتمی گازهای نجیب، کاربردهای بسیاری دارند. از نئون در تابلوها و لیزرهای گازی استفاده می‌شود.

(هیدروژن، خانواده تک عنصری)

- هیدروژن یک خانواده‌ی تک عضوی بوده و به لحاظ شیمیایی به عنصرهای دیگر شباهت ندارد. به دلیل واکنش پذیری زیاد هیدروژن با عنصرهای گوناگون، این عنصر به حالت آزاد در طبیعت وجودندارد، در صورتی که ترکیب‌های آن به فراوانی یافت می‌شوند. آب فراوان ترین ترکیب آن است. هیدروژن را در بالای گروه اول و به‌صورت جداگانه نمایش می‌دهند و نیز گاهی بالای گروه‌هالوژن‌ها یا ۱۷ قرار می‌دهند.

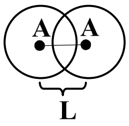
روندهای تناوبی

بررسی خواص فلزی و نافلزی در جدول تناوبی

- در هر تناوب از چپ (فلز قلیایی) به راست (هالوژن)، خصلت فلزی کاهش و خصلت نافلزی افزایش می‌یابد و انتهای تناوب به گاز نجیب ختم می‌شود. که میل ترکیبی ندارد یا بسیار اندک است. تناوب اول از فلز قلیایی شروع نمی‌شود. واکنش پذیری فلزات قلیایی و نیزهالوژنها زیاد است.

بررسی شعاع اتمی

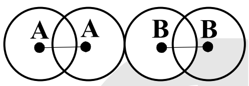
۱- شعاع کووالانسی r_C: نصف فاصله بین هسته‌های دو اتم مشابه در یک مولکول دو اتمی مانند Cl_2 و یا در بلور یک فلز است



طول پیوند کووالانسی = L

$$\frac{L}{۲} = \text{شعاع اتمی (کووالانسی)}\ (r_C)$$

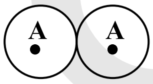
۲- شعاع واندروالسی: نصف فاصله بین هسته‌ای اتم‌های مشابه از دو مولکول مجاور به عنوان مثال:



$$\text{شعاع واندروالسی}\ r_W = \frac{AB}{۲}$$

شعاع واندروالسی را نصف فاصله بین اتمی در بلور یک عنصر نیز در نظر می‌گیرند.

❊ در گازهای نجیب که فاقد مولکولهای دو اتمی هستند معمولاً شعاع واندروالسی درنظر گرفته می‌شود:



$$\text{شعاع واندروالسی}\ r_W = \frac{AA}{۲}$$

❊ شعاع کووالانسی در یک ماده مانند Cl_2 از شعاع واندروالسی کوچکتر است.

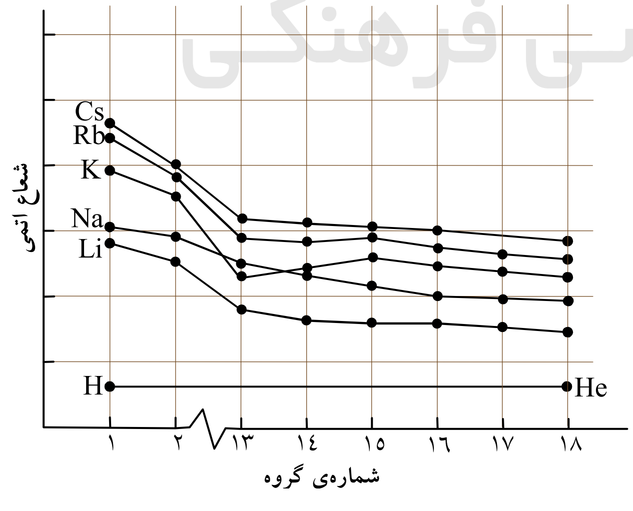
روند تغییر شعاع اتمی در یک گروه در جدول عنصرها

- در هر گروه از بالا به پائین شعاع اتمی به دو دلیل افزایش می‌یابد:

۱- افزایش تعداد لایه‌های الکترونی که موجب افزایش شعاع اتمی می‌شود.

۲- کاهش جاذبه موثر هسته بر لایه آخر

- در واقع با افزایش عدد اتمی تعداد اوربیتال‌های پر شده بین هسته و لایه الکترونی بیرونی افزایش می یابد که از تأثیر نیروی جاذبه هسته بر الکترون‌های موجود در لایه الکترونی بیرونی می‌کاهد در نتیجه می‌تواند باعث افزایش فاصله الکترون‌های بیرونی از هسته شود به این پدیده اثر **پوششی الکترون‌های درونی** گفته می‌شود. این اثر پوششی سبب می‌شود که جاذبه هسته بر الکترون‌های لایه بیرونی کم‌تر شده و الکترون‌ها تحرک بیشتری پیدا کرده در فواصل دورتر از هسته حضور می یابند. به بار الکتریکی مثبتی که از طرف هسته بر این الکترونها وارد می‌شود **بار مؤثر** هسته می‌گویند.



نمودار تغییر شعاع اتمی عنصرها در برابر شماره‌ی گروه آن‌ها

روند تغییر شعاع اتمی در یک تناوب در جدول عنصرها

- در هر تناوب از چپ به راست با افزایش بار موثر هسته، شعاع اتمی کاهش می‌یابد. در واقع در یک تناوب از چپ به راست عدد اتمی افزایش می یابدولی تعداد لایه ثابت است، بار موثر بر لایه آخر افزایش یافته و در نتیجه شعاع اتمی کم می‌شود.

روند تناوبی تغییر انرژی یونش

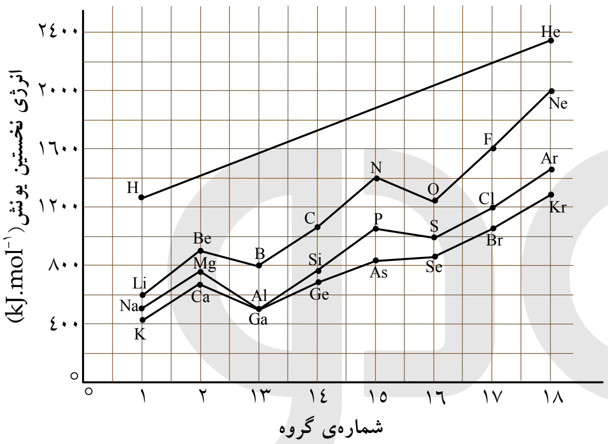
انرژی نخستین یونش:

مقدار کیلوژول انرژی که برای جدا کردن یک مول الکترون از اتم‌های گازی یک عنصر و تشکیل یون‌های مثبت گازی لازم است.

$M(g)+$ انرژي $\rightarrow M^{+}(g)+e^{-}$

با مصرف انرژی بیشتر می‌توان دومین الکترون را نیز از $M^{+}(g)$ جدا کرد هر عنصر به تعداد الکترون‌های خود دارای انرژی یونش است. تعداد الکترون نیز در هر اتم خنثی با تعداد پروتون مساوی است.

از روی نمودار انرژی نخستین یونش می‌توان به رفتار آن‌ها پی برد.



- در یک گروه از بالا به پائین با افزایش شعاع اتمی، انرژی یونش نخست کم می‌شود و در یک دوره با افزایش بار موثر هسته و کاهش شعاع اتمی، انرژی یونش نخست به‌طور کلی افزایش می‌یابد. (از گروه دو به سه و از گروه پنج به شش اصلی استثنا بوده و انرژی یونش نخست کاهش می‌یابد.)
- هرچه شعاع اتمی عنصری کوچک تر باشد، انرژی نخستین یونش آن بیشتر خواهد بود و بالعکس.

الکترونگاتیوی

- الکترونگاتیوی: میزان تمایل نسبی یک اتم برای کشیدن الکترون‌های یک پیوند کووالانسی به سمت هسته‌ی خود می‌باشد.
- به‌طور کلی مقادیر الکترونگاتیوی در یک گروه از بالا به پائین کاهش و در یک دوره از چپ به راست افزایش می‌یابد. (فلوئور بیشترین و سزیم کمترین مقدار الکترونگاتیوی را دارد.)
- تغییرات انرژی نخستین یونش و الکترونگاتیوی عنصرها بطور کلی در یک راستا می‌باشد.
- هرچه مقدار الکترونگاتیوی عنصری بیشتر باشد، خاصیت نافلزی آن بیشتر و هرچه مقدار الکترونگاتیوی عنصری کمتر باشد، خاصیت فلزی آن بیشتر می‌باشد. برای فلوئور الکترونگاتیوی ٤ در نظر می‌گیریم که برای سایر عنصرها به تدریج کم می‌شود و سزیم در پایین گروه اول کمترین الکترونگاتیوی را دارد. گازهای نجیب را در این بررسی در نظر نمی‌گیریم.

الکترونگاتیوی چند عنصر مهم به ترتیب به‌صورت زیر است.

$F > O > N > Cl \ldots\ldots\ldots\ldots C \ldots\ldots\ldots H \ldots\ldots\ldots\ldots Li \ldots\ldots\ldots\ldots Cs \Rightarrow$ کاهش الکترونگاتیوی

٤ ۳/۵ ۳/۱ ۳ ۲/۵ ۲/۱ ۱ ۰/۷