

بخش اول..... ۱

ساختار اتم..... ۱

- ۱..... تعریف علم شیمی
- ۳..... کشف الکترون، اولین ذره‌ای زیر اتمی
- ۳..... الکترون کجای اتم قرار دارد؟
- ۳..... لوله پرتوی کاتدی (CRT)
- ۵..... مدل اتمی تامسون
- ۵..... پرتوزایی
- ۵..... آزمایش‌های رادرفورد
- ۷..... کشف پروتون
- ۷..... کشف نوترون
- ۸..... عدد جرمی
- ۸..... جرم اتمی
- ۹..... ایزوتوپ
- ۱۰..... طیف نشری خطی عنصرها
- ۱۱..... مدل اتمی بور
- ۱۲..... انرژی یونش
- ۱۳..... مدل کوانتومی یا مدل اوربیتالی
- ۱۶..... خلاصه‌ای در مورد اعداد کوانتومی
- ۱۷..... ترتیب انرژی اوربیتال‌ها
- ۱۸..... آرایش الکترونی و نمودار اوربیتالی عنصرها

بخش دوم..... ۲۱

جدول تناوبی عنصرها..... ۲۱

- ۲۳..... شناسنامه جدول تناوبی عنصرها
- ۲۴..... خواص کلی عنصرها

- ۲۴ روندهای تناوبی خواص در جدول
۲۸ خواص برجسته‌ی برخی گروه‌های جدول تناوبی

۳۴ بخش سوم

۳۴ ترکیب‌های یونی

- ۳۴ قاعده‌ی هشتایی (اوکتت)
۳۵ ترکیب‌های یونی
۳۷ انرژی شبکه‌ی بلور یونی
۳۸ نام‌گذاری ترکیب‌های یونی
۴۰ نوشتن فرمول از روی نام ترکیب
۴۱ نمک‌های آبپوشیده
۴۱ تعیین تعداد آب تبلور:

۴۵ بخش چهارم

۴۵ ترکیب‌های کووالانسی

- ۴۵ پیوند کووالانسی
۴۶ ماهیت پیوند کووالانسی چگونه است؟
۴۸ پیوند قطبی، ناقطبی و یونی
۴۹ قدرت و طول پیوند
۴۹ نمایش دادن مولکول‌ها
۵۲ ساختار لوویس
۵۳ بار قراردادی
۵۳ تعیین و پیش‌گویی شکل مولکول
۵۷ رزونانس
۵۸ قطبیت در مولکول‌ها
۵۸ نیروهای بین مولکولی
۶۰ مقایسه نقطه‌ی جوش ترکیب‌های مولکولی
۶۱ عدد اکسایش
۶۱ نام‌گذاری ترکیب‌های مولکولی

۶۷ بخش پنجم

۶۷ ترکیب‌های کربن

- ۶۸ آلوتروپ‌های کربن
۷۰ ترکیب‌های آلی
۷۰ ایزومری
۷۱ مقایسه نقطه‌ی جوش و ذوب

۷۱ نامگذاری ترکیب‌های آلی

۷۴ کاربرد چند ماده‌ی مهم آلی همراه با برخی خواص آن‌ها.

بخش اول

ساختار اتم

تعریف علم شیمی

کل کائنات از ماده و انرژی تابشی تشکیل شده است. ماده خصوصیات دارد از جمله این که جرم و حجم دارد. و با بیانی جامع تر می توان گفت که ماده اینرسی دارد. شیمی در واقع علم مواد است. وظیفه اصلی شیمی بررسی و شناخت مواد و ساختار آن‌ها، تعیین خصوصیات ماده و در نهایت تبدیل مواد به یکدیگر و ساختن مواد جدیدی با استفاده از مواد موجود است.

شیمی به شیوه نوین و امروزی آن از قرن ۱۸ شروع شد. البته قبل از این تاریخ نیز خواص ماده مورد بررسی قرار می گرفت - البته توسط کیمیاگران- در آن زمان علم مواد بیشتر جنبه نظری داشت. حدود ۲۵۰۰ سال پیش تالس فیلسوف یونانی، آب را عنصر سازنده‌ی جهان معرفی کرد. ۲۰۰ سال پس از او ارسطو نظریه عنصرهای چهارگانه آب، هوا، خاک و آتش را مطرح کرد. در همان دوران (۲۵۰۰ سال پیش) برای اولین بار واژه اتم به مفهوم تجزیه‌ناپذیر توسط دموکریت فیلسوف یونانی معرفی شد. اتم از واژه یونانی atomus به معنی تجزیه‌ناپذیر گرفته شده است. دموکریت اتم را کوچکترین ذره سازنده همه‌ی مواد می دانست.

در سال ۱۶۶۱ رابرت بویل انگلیسی با چاپ کتاب «شیمیدان شکاک» شیمی را علم تجربی خواند. به نظر او شیمی را مانند سایر علوم تجربی باید با یک شیوه‌ی علمی که شامل تمام مراحل آن باشد ادامه داد و تنها به مشاهده، اندیشیدن و نتیجه‌گیری اکتفا نکرد؛ بلکه باید آزمایش‌های کنترل شده کاملاً علمی طراحی کرد. علاوه بر این بویل اولین بار عنصر را ساده‌ترین جزء ماده معرفی نمود.

تا این که در سال ۱۸۰۳^۱ جان دالتون انگلیسی اولین قدم را در شیمی نوین برداشت و نظریه اتمی خود را بر اساس قوانینی از قبیل قانون پایستگی جرم، قانون نسبت‌های ساده و قانون نسبت‌های چندگانه و نیز آزمایش‌های خود، ارائه کرد:

^۱ - دانش‌آموز عزیز تاریخ‌های ذکر شده صرفاً از بابت افزایش اطلاعات شمس‌ت نیازی به حفظ آن‌ها نیست
www.chenyazd.com

شیمی سال دوم بخش اول تالیف: حسین عظمت

- ۱- ماده از ذره‌های تجزیه‌ناپذیری به نام اتم ساخته شده است.
- ۲- همه‌ی اتم‌های یک عنصر مشابه‌اند و جرم یکسان و خواص شیمیایی مشابهی دارند.
- ۳- اتم‌ها نه به وجود می‌آیند و نه از بین می‌روند.
- ۴- اتم‌های عنصرهای مختلف به هم متصل شده و مولکول‌ها را به وجود می‌آورند.
- ۵- در هر مولکول از یک ترکیب معین، همواره نوع و تعداد نسبی اتم‌های سازنده‌ی آن یکسان است.
- ۶- واکنش‌های شیمیایی شامل جابه‌جایی اتم‌ها یا تغییر در شیوه‌ی اتصال آن‌ها در مولکول‌هاست. در این واکنش‌ها اتم‌ها خود تغییری نمی‌کنند.

تکته: برخی قسمت‌های این نظریه امروزه مورد قبول نیست. برخی نارسایی‌ها نیز دارد از جمله این که وجود ماهیت الکتریکی ماده و تشکیل انواع پیوند را توجیه نمی‌کند اما به هر حال دو تکته را باید دقت کرد.
اول: هنوز هم می‌دانیم که اتم کوچک‌ترین ذره‌ای است که خواص فیزیکی و شیمیایی یک عنصر به آن وابسته است.
دوم: کار دالتون نقطه‌ی آغازی برای بررسی دقیق‌تر ساختار اتم واقع شد.

مطالب تکمیلی^۱

قانون پایستگی جرم: در واکنش شیمیایی جرم کل مواد ثابت است ولی ماده‌ای به ماده دیگر تبدیل می‌شود.
قانون پایستگی انرژی: مقدار کل انرژی در جهان ثابت است ولی می‌تواند از صورتی به صورتی و از نوعی به نوع دیگر تبدیل شود.
قانون پایستگی جرم - انرژی: در مواردی - واکنش‌های هسته‌ای - ماده می‌تواند به انرژی تبدیل شود و بالعکس در چنین مواردی می‌گوییم مقدار کل جرم - انرژی ثابت است.
(البته در واکنش‌های شیمیایی که تبدیل جرم به انرژی نداریم، دو قانون بالا صحیح است)
قانون نسبت‌های ساده (پروست): عنصرها هنگام تشکیل ترکیب‌ها با نسبت‌های جرمی ساده و معینی با هم ترکیب می‌شوند.

^۱ - چنین مطالبی تنها به درد دانش‌آموزان بسیار علاقمند به شیمی و دوطالبان المپیاد می‌خورد.

کشف الکترون، اولین ذره‌ی زیر اتمی

بعد از این که طی آزمایش‌های مختلف روی الکتروسیته مشخص شد که ذره‌ای باردار که باعث ایجاد بار الکتریکی ساکن (مثبت یا منفی) می‌شود در خود ماده وجود دارد و از جایی نمی‌آید، مایکل فارادی انگلیسی در آزمایش برقکافت (که در آن بر اثر عبور جریان برق از محلول آبی یک ترکیب شیمیایی فلزدار واکنش انجام می‌شود) به رابطه‌ی بین مواد شیمیایی و الکتروسیته پی برد. سپس دانشمندان دیگر از جمله استونی این ذره بنیادی - که پلی بین الکتروسیته و ماده است - را الکترون نامیدند.

الکترون کجای اتم قرار دارد؟

اجازه بدهید قبل از این که به ادامه بحث پردازیم سه پدیده کم و بیش مشابه هم را یاد

بگیریم:

فلوئورسانس: پدیده‌ای که در آن یک ماده پس از جذب نور، انرژی جذب شده را با طول موج دیگری پس می‌دهد و پس از قطع نور این تابش قطع می‌شود مواد دارای این خصوصیت را مواد فلوئورسنت گویند مانند روی سولفید ZnS که در تولید لامپ تلویزیون کاربرد دارد. فسفرسانس: مانند فلوئورسانس است با این تفاوت که پس از قطع منبع نور مدت کمی تابش ادامه می‌یابد. در برخی ساعت‌ها یا شب‌نماها کاربرد دارد. پرتوزایی (راديو اکتیویته): برخی عناصرها بدون جذب نور می‌توانند پرتوهای پرتوئی تولید کنند.

لوله پرتوی کاتدی (CRT)

وسیله‌ای است که در کشف ساختار اتم کمک مهمی کرده است. یک لوله‌ی شیشه‌ای که با یک گاز (هوا یا هیدروژن یا ...) با فشار کم (حدود ۰/۰۱ اتمسفر) پر شده است. در دو انتهای لوله دو قطعه فلز به نام الکتروود قرار دارد. اگر اختلاف پتانسیل بسیار قوی (در حدود ۱۰۰۰۰-۵۰۰۰ ولت) بین دو الکتروود برقرار شود پرتوهایی از سمت قطب منفی (کاتد) به سمت آند جاری می‌شود که آن‌ها را پرتوی کاتدی گویند.

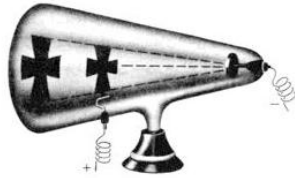
جوزف تامسون انگلیسی با کمک این وسیله و اجرای آزمایش‌های مبتکرانه نتایج جالبی

گرفت:

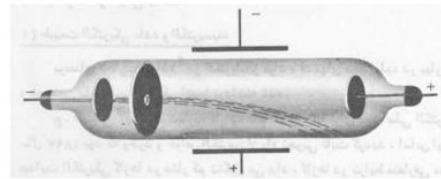
شیمی سال دوم بخش اول تألیف: حسین غنمت

- ۱- با قرار دادن پرده‌ای آغشته به ماده فلئورسنت مشاهده کرد که پرتوی کاتدی به خط مستقیم حرکت می‌کند البته این نتیجه را به این شکل هم می‌توان گرفت که اگر جلوی پرتو کاتدی جسم سیاهی قرار دهیم سایه آن روی پرده فلئورسنت تشکیل می‌شود.
- ۲- گاز درون لوله در ولتاژهای بالا ملتهب می‌شود. و نیز اگر جلوی حرکت پرتو پره‌ای قرار دهیم پره شروع به چرخش می‌کند این نشان می‌دهد که پرتوی کاتدی جرم دارد.
- ۳- با تعویض جنس فلز کاتد باز هم پرتوها ایجاد می‌شوند پس هر ماده‌ای این پرتوها را ایجاد می‌کند.
- ۴- در میدان مغناطیسی و میدان الکتریکی پرتوها منحرف می‌شود (به سمت قطب مثبت) پس پرتوها بار الکتریکی منفی دارند.
- ۵- با اعمال همزمان میدان الکتریکی و مغناطیسی به اطراف لوله پرتو کاتدی به صورت عمود بر هم، توانست نسبت بار به جرم (e/m) ذرات کاتدی را تعیین کند ($1/176 \times 10^8 \text{ C/g}$)
- ۶- با توجه به آزمایشات قبلی دانشمندان، پرتوهای کاتدی همان الکترون‌ها هستند.

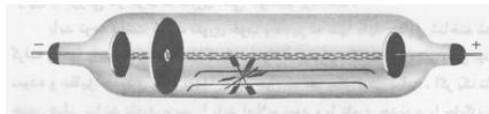
در میدان الکتریکی به سمت قطب (+) منحرف می‌شود



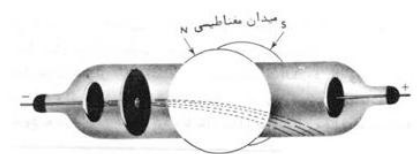
پرتو کاتدی به خط راست حرکت می‌کند



در میدان مغناطیسی نیز منحرف می‌شود



پرتوی کاتدی چون جرم دارد و خاصیت ذره‌ای دارد موجب حرکت پره و ملتهب شدن گاز درون لوله می‌شود



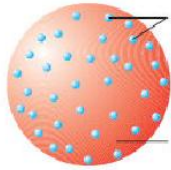
پس از اندازه‌گیری e/m الکترون توسط تامسون، رابرت میلیکان فیزیکدان آمریکایی با طراحی آزمایشی به نام آزمایش قطره روغن توانست مقدار بار الکتریکی هر الکترون ($1.6 \times 10^{-19} \text{ C}$) را حساب کند که این مقدار بار در واقع مقیاس بار الکتریکی منفی است و مقدار بار منفی یک ذره را نسبت به این عدد می‌سنجند مثلاً بار الکتریکی الکترون در این مقیاس نسبی (-۱) است. حال به راحتی مقدار جرم الکترون نیز قابل محاسبه است. ($m = 9.109 \times 10^{-28} \text{ g}$)

شیمی سال دوم ساختار اتم ها رشته علوم تجربی و ریاضی

مدل اتمی تامسون

تامسون نظریه اتمی خود را که به مدل هندوانه‌ای یا کیک کشمش‌ی نیز معروف است این چنین ارائه کرد:

۱- اتم از یک فضای کروی تشکیل شده که بارهای مثبت مانند توده‌ای ابر مانند هستند و الکترون‌های منفی در این فضا پراکنده‌اند.



تعداد زیادی الکترون با بار منفی در اتم وجود دارد. فضای کروی ابرگونه با بار الکتریکی مثبت

شکل ۱ مدل اتمی تامسون


۲- مقدار بار مثبت و منفی اتم یکسان و در نتیجه اتم از نظر الکتریکی خنثی است.

۳- توده‌ی ابر مانند جرمی ندارد و جرم اتم به تعداد الکترون‌ها مربوط است.

۴- اتمی که سنگین است دارای تعداد بسیار زیادی الکترون است.

پرتوزایی

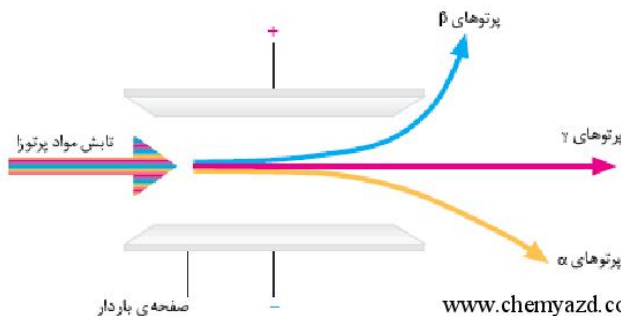
هنری بکرل فیزیکدان انگلیسی هنگامی که روی فلوئورسانس و فسفرسانس مواد مطالعه می‌کرد متوجه شد که برخی عنصرها بدون نوردهی، در تاریکی، باعث می‌شوند که تصویری با وضوح نسبتاً زیاد در روی فیلم عکاسی ثبت شود این ترکیبات عجیب از ترکیب‌های اورانیم بود. او اظهار داشت که احتمالاً پدیده‌ای جدیدی کشف کرده‌ام. بعداً کارهای ماری کوری لهستانی روی همین پدیده موجب کشف پرتوزایی و مواد پرتوزا شد. ماری کوری، همسرش پیر کوری و بکرل توانستند عنصرهای پرتوزای رادیم و پولونیم را کشف کنند.

تحقیق کنید چگونه پرتوزایی کشف شد؟ 

آزمایش‌های رادرفورد

پس از سال‌ها ارنست رادرفورد نیوزلندی دو آزمایش مهم انجام داد.

الف- کشف ماهیت پرتوهای خارج شده از یک ماده پرتوزا: ابتدا پرتوهای حاصل از یک مقدار عنصر رادیم را (که در محفظه‌ی سربی قرار داده بود) از میدان الکتریکی گذرانند و مشاهده کرد که



پرتوها از نظر بار و جرم سه نوع هستند:

پرتوی آلفا: دارای بار مثبت است. کمترین انحراف را در میدان الکتریکی دارد. - چهار

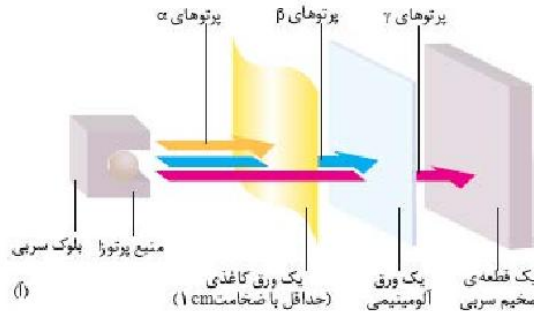
شیمی سال دوم بخش اول تألیف: حسین عظمت

برابر جرم اتم هیدروژن جرم دارد.

پرتوی بتا: دارای بار منفی است، به خاطر جرم کم آن در میدان کاملاً منحرف می‌شود. از جنس الکترون است.

پرتوی گاما: در میدان الکتریکی منحرف نمی‌شود. بدون بار الکتریکی است و از جنس نور است.

و همچنین وی توانست قدرت نفوذ و طول



موج این پرتوها را مقایسه کند. از نظر قدرت نفوذ و فرکانس $\gamma > \beta > \alpha$

از نظر طول موج $\gamma < \beta < \alpha$

ب- آرایه نظریه اتمی رادرفورد

رادرفورد و همکارانش دسته‌ای از پرتوهای α را به یک ورقه نازک طلا (با ضخامت حدود ۲۰۰۰ اتم) تاباندند. اصولاً اگر مدل تامسون درست بود باید همه‌ی پرتوهای پرانرژی α که بسیار هم سنگین هستند (یادآوری: هر ذره α به اندازه چهار اتم هیدروژن جرم دارد ذره α را به صورت He^{2+} نیز نشان می‌دهند) عبور می‌کردند و آن هم با انحراف. اما چیزی که مشاهده شد این بود که هر چند بیش از ۹۹/۹٪ پرتوهای آلفا مستقیم و یا با انحرافی قابل ملاحظه عبور می‌کردند اندکی از آنها حتی با زاویه بیش از 90° منحرف می‌شدند و گاهی درست با زاویه 180° . (شکل رنگی مناسب را در کتاب درسی ببینید).

رادرفورد از این مشاهده نتایج زیر را گرفت و مدل «هسته‌دار اتم» را معرفی کرد:

۱- بیش‌تر حجم اتم را فضای خالی تشکیل می‌دهد. (قطر اتم طلا تقریباً 10^{-8} cm و قطر هسته آن تقریباً 10^{-13} cm)

۲- در داخل اتم میدان الکتریکی دارای بار مثبت وجود دارد که باعث انحراف پرتوهای α شد.

۳- در اتم طلا هسته‌ای با جرم بسیار زیاد و با حجم بسیار کم وجود (علت انحراف‌های 180°)

بدین ترتیب مدل تامسون جای خود را به مدل هسته‌دار اتم داد. با دو فرق اساسی:

۱- در مدل تامسون الکترون‌ها منشأ جرم اتم بودند در مدل رادرفورد الکترون‌ها تقریباً بی‌جرم‌اند.

۲- در مدل تامسون بارهای مثبت مانند ابری پراکنده‌اند در مدل رادرفورد بارهای مثبت در هسته کوچکی متمرکزند. ولی با این حال در مدل رادرفورد نیز الکترون‌ها به صورت پراکنده در اطراف هسته فرض شده است.

کشف پروتون

رادرفورد هر چند وجود پروتون و نوترون را پیشگویی کرده بود ولی کشف این ذرات بر عهده شاگردان او بود. هنری موزلی در دستگاه تولید پرتوی X فرکانس با قرار دادن آندهایی از جنس فلزهای مختلف، پرتوهای X عنصرهای مختلف را مورد بررسی قرار داد. محاسبات موزلی نشان می داد که بین فرکانس پرتوهای X هر عنصر با جرم اتمی آن رابطه ای مستقیم وجود دارد. از طرفی رادرفورد نشان داد که بین مقدار بار مثبت هسته هر اتم (که خود او محاسبه کرده بود) و فرکانس پرتوی X آن عنصر رابطه ی مستقیم وجود دارد. او این مقادیر بار مثبت را به مقدار واحد بار مثبت ($C \times 10^{-19} \times 1/602$) تقسیم کرد و برای هر اتم عدد صحیحی به دست آورد و آن را عدد اتمی نامید.

نکته: پرتوهای X توسط رونتگن کشف شد اگر پرتوهای کاتدی پراثری را به روی یک آند فلز بتابانیم دسته ای پرتوی بدون بار در اثر بمباران آند به خارج گسیل می شوند که شبیه نور است ولی با فرکانس و قدرت نفوذ بالا.

نکته: از آنجا که عدد اتمی هر عنصر منحصر به فرد است لذا می توان گفت عدد اتمی نوع عنصر و ماهیت آن را مشخص می کند.

کشف نوترون

امروزه می دانیم که نوترون تقریباً هم جرم پروتون ولی خنثی است همین خنثی بودن کشف آن را به پس از کشف دو ذره زیراتمی دیگر (الکترون و پروتون) موکول کرد. دانشجوی دیگر رادرفورد به نام جیمز چادویک این ذره را کشف کرد. هر چند رادرفورد همه ی خصوصیات نوترون را پیشگویی کرده بود. چادویک جرم یک اتم هیدروژن را که فقط یک الکترون و یک پروتون دارد با یک اتم هلیم که دو پروتون و دو الکترون دارد مقایسه کرد باید نسبت $\frac{1}{4}$ به دست می آمد ولی نسبت $\frac{1}{2}$ به دست آمد. با بررسی های بیشتر به این نتیجه رسید که در هسته هلیم علاوه بر دو پروتون دو ذره ی هم جرم آن به نام نوترون نیز وجود دارد.

نکته: جرم پروتون حدود ۱۸۳۷ بار بیشتر از الکترون است.

شیمی سال دوم بخش اول تألیف: حسین عظمت

عدد جرمی

چون جرم الکترون در مقایسه با جرم پروتون و نوترون بسیار کم است و جرم اتم بیشتر به جرم هسته بستگی دارد، لذا مجموع تعداد پروتون و نوترون یک اتم را عدد جرمی (A) می‌نامند

$$A = Z + N$$

برای نمایش یک عنصر که در آن تعداد پروتون، نوترون و الکترون مشخص باشد از نماد روبرو استفاده می‌شود. A_ZM

نکته: هسته را نوکلید نیز می‌نامند. هر یک از پروتون یا نوترون را نوکلئون می‌نامند یعنی ذره‌ی سازنده‌ی هسته.

خود را بیازمایید

- ۱- پرتوزایی کدام بند از موارد نظریه اتمی دالتون را رد می‌کند؟ چگونه؟
- ۲- آیا در نظریه دالتون اتم ماهیت الکتریکی داشت؟
- ۳- با توجه به میزان انحراف پرتوهای الف، بتا و گاما در میدان الکتریکی کدام گونه زیر در میدان الکتریکی بیشتر منحرف می‌شود؟ چرا؟ ${}^{40}_{20}Ca^{2+}$ ، ${}^{14}_7N^{3-}$ و ${}^{80}_{35}Br^{-}$

جرم اتمی

می‌دانید که برای اندازه‌گیری هر کمیت یک یکای مناسب لازم است مثلاً فاصله دو شهر تهران - تبریز که حدود ۶۰۰km است اگر بگوییم 6×10^4 mm است غلط نیست ولی عالمانه نیست. پس وقتی جرم اتم‌ها در حدود 10^{-23} g است، واحد گرم زیاد مناسب نیست باید یکای کوچک‌تری انتخاب کنیم.

از طرفی می‌دانید که مثلاً یکای جرم را با توجه به نمونه بین‌المللی استاندارد آن می‌سنجند که این نمونه، شاهی برای تمام سنگ وزنه‌های جهان است. برای اندازه‌گیری جرم اتمی عنصرها نیز قبلاً عنصر هیدروژن و سپس اکسیژن به عنوان شاهد انتخاب شد ولی چون اعداد صحیح به دست نیامد شاهد را عوض کردند، هم اکنون هسته اتم عنصر کربن - ۱۲ که ۶ پروتون و ۶ نوترون دارد به عنوان شاهد انتخاب می‌شود، $\frac{1}{12}$ جرم این ایزوتوپ پایدار کربن را یک واحد کربنی یا همان واحد جرم اتمی تعریف می‌کنیم. (amu)

حساب کنید که یک amu چند گرم است؟ (جواب: $g \approx 1.66 \times 10^{-24}$)

شیمی سال دوم ساختار اتم ها رشته علوم تجربی و ریاضی

حال با توجه به این واحد جرم اتمی سایر عنصرها را نسبت به آن می‌سنجند مثلاً جرم اتمی اکسیژن ۱۶ amu است یعنی ۱۶ برابر جرم واحد کربنی است.

نام ذره	نماد	بار الکتریکی	جرم	
			amu	گرم
الکترون	${}_{-1}e$	-۱	۰/۰۰۰۵	$۹/۱۰۹ \times ۱۰^{-۲۸}$
پروتون	${}_{+1}p$	+۱	۱/۰۰۷۳	$۱/۶۷۳ \times ۱۰^{-۲۴}$
نوترون	${}_{0}n$	۰	۱/۰۰۸۷	$۱/۶۷۵ \times ۱۰^{-۲۴}$

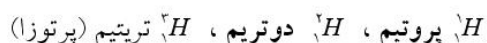
مشخصات ذرات

زیراتمی معروف

ایزوتوپ

قبل از اختراع دستگاه طیف‌سنج جرمی، جرم اتمی به طور دقیق اندازه‌گیری نمی‌شد. پس از اختراع این دستگاه و اندازه‌گیری دقیق جرم اتم‌ها متوجه شدند که اتم‌های یک عنصر - برخلاف عقیده دالتون - جرم یکسانی ندارند ولی چون از یک عنصر بودند پس طبیعتاً اختلاف در پروتون نمی‌توانست باشد و به اختلاف نوترون‌ها مربوط است. به اتم‌هایی که عدد اتمی یکسان و عدد جرمی متفاوت دارند و یا اتم‌هایی که پروتون‌های یکسان و نوترون‌های مختلف دارند ایزوتوپ گویند. ایزوتوپ‌های یک عنصر از نظر فراوانی متفاوتند. مثلاً عنصر کلر دارای دو ایزوتوپ است: ۷۵٪ از نوع ${}^{35}_{17}Cl$ و ۲۵٪ از نوع ${}^{37}_{17}Cl$

هیدروژن دارای سه ایزوتوپ است که هسته‌ی هر یک نام اختصاصی دارد:



ولی در بقیه موارد ایزوتوپ هر عنصر را فقط با نوشتن عدد جرمی آن معلوم می‌کنند مانند کربن - ۱۴ (${}^{14}_6C$) کربن - ۱۳ (${}^{13}_6C$) و ... تاکنون بیش از ۲۳۰۰ ایزوتوپ طبیعی شناخته شده که ۲۷۹ ایزوتوپ پایدار است. برخی عنصرها مانند P, F, Al یک ایزوتوپ دارند و برخی بسیار زیاد مثلاً Sn ده ایزوتوپ پایدار دارد. کشف پدیده‌ی ایزوتوبی سبب شده که جرم اتمی عنصرها را به صورت میانگین جرم ایزوتوپ‌های عنصر بیان کنند.

$$\text{جرم اتمی میانگین (amu)} = \frac{\sum m_i \cdot f_i}{\sum f_i}$$

توجه: m_i جرم هر ایزوتوپ و f_i فراوانی هر ایزوتوپ است.

برای مثال در مورد کلر اگر جرم اتمی ${}^{35}_{17}Cl$ را حدود ۳۵ و جرم اتمی ${}^{37}_{17}Cl$ تقریباً ۳۷ بگیریم خواهیم داشت.

شیمی سال دوم بخش اول تألیف: حسین عظمت

$$\text{جرم اتمی میانگین کلر} = \frac{(25 \times 75) + (37 \times 25)}{75 + 25} = 35.5 \text{ amu}$$

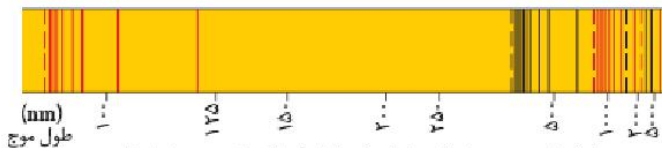
نکته: چون هیدروژن و اکسیژن هر کدام سه ایزوتوپ دارند مجموعاً می‌توان ۱۸ نوع H_2O و ۳۶ نوع H_2O_2 تصور کرد.

نکته: آب سنگین D_2O نسبت به آب معمولی H_2O سنگین‌تر و در نتیجه چگال‌تر است، مثلاً اگر یک قطعه یخ D_2O را در آب H_2O بیاندازیم، فرو می‌رود!!

نکته: اگر در یک هسته تعداد نوترون‌ها $\leq 1/5$ برابر پروتون‌ها باشد هسته ناپایدار است و متلاشی می‌شود.

طیف نوری خطی عنصرها

اولین بار باروت سیاه که مخلوطی از پتاسیم نترات، گرد زغال و گوگرد است توسط چینی‌ها در جشن‌ها به کار رفت. قبل از قرن نوزدهم متوجه شدند که با افزودن براده‌های آهن جرقه‌های آتش به رنگ نارنجی درمی‌آید، براده‌های منیزیم و آلومینوم هم نور سفید خیره‌کننده‌ای ایجاد می‌شود. نمک‌های استرانسیوم، باریم و مس نیز رنگ‌های زیبایی در جرقه‌ها ایجاد می‌کنند. رابرت بونزن آلمانی - مخترع چراغ بونزن - دستگاهی به نام طیف بین اختراع کرد که می‌توانست نور حاصل از منبع نوری را تجزیه کند. وی نمک‌های برخی فلزها را در شعله حرارت داد و مشاهده کرد که رنگ شعله تغییر می‌کند با هدایت نور شعله به طیف بین طیف نوری خطی هر عنصر را که شبیه بارکد بود به دست آورد. هر عنصری طیف نوری خطی خاص خود را دارد. از همین نکته اخیر بونزن و همکارانش توانستند دو عنصر روییدیم و سزیم را کشف کنند.



طیف نوری هیدروژن (این طیف‌های خطوط طیفی اتم هیدروژن از ناحیه ی فرا بنفش تا فرو سرخ را دربر می‌گیرد).

به نظر شما علت تغییر رنگ شعله و ایجاد طیف نوری خطی چیست؟

رنگ شعله برخی عنصرها به قرار زیر است:



- | | | | |
|---------------------------|-------------------------|---------------------|------------------------|
| لیتیم: قرمز لاک‌سبز | پتاسیم: بنفش | روییدیم: سرخ تیره | سزیم: آبی |
| کلسیم: سرخ مایل به نارنجی | استرانسیوم: قرمز درخشان | مس: سبز مایل به آبی | باریم: زرد مایل به سبز |

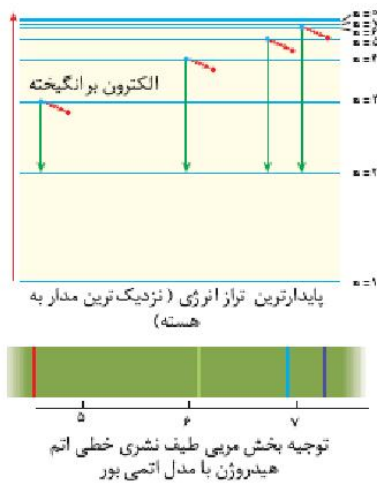
شیمی سال دوم ساختار اتم ها رشته علوم تجربی و ریاضی

آرسنیک: آبی کم رنگ تالیم: سبز زمردی

مدل اتمی بور

هنگامی که در یک لوله پرتوی کاتدی با ولتاژ بالا مقدار گاز H_2 با فشار کم وارد کنیم بر اثر تخلیه الکتریکی گاز به رنگ صورتی روشن ملتهب می شود. با عبور دادن این نور ایجاد شده به طیف بین طیف نشری خطی هیدروژن با چهار خط بارز (با طول موج های ۴۱۰، ۴۳۴، ۴۸۶ و ۶۵۶ نانومتر) دیده می شود و این از اتم هیدروژن که تنها یک الکترون دارد کمی عجیب است. بور نتیجه گرفت که مدل هسته دار اتم رادرفورد نمی تواند این مسئله را توجیه کند لذا مدلی به نام مدل سیاره ای به شرح زیر ارائه داد:

- ۱- الکترون در اتم هیدروژن در مسیری دایره ای شکل به دور هسته گردش می کند.
- ۲- انرژی این الکترون با فاصله آن از هسته رابطه ی مستقیم دارد.
- ۳- این الکترون فقط می تواند در فاصله های معین و ثابتی پیرامون هسته گردش کند. در واقع



- ۴- الکترون تنها مجاز است که مقادیر معینی انرژی را بپذیرد. به هر یک از این مسیرهای دایره ای (مدارهای) مجاز، تراز انرژی می گویند. تعداد این ترازها در اتم اندک است.
- ۵- این الکترون معمولاً در پایین ترین تراز انرژی (نزدیک ترین مدار به هسته) قرار دارد. به این تراز انرژی حالت پایه گویند.
- ۶- با دادن مقدار معینی انرژی به این الکترون می توان آن را قادر ساخت که از حالت پایه به حالت برانگیخته (تراز انرژی بالاتر) انتقال پیدا کند.

- ۷- الکترون در حالت برانگیخته ناپایدار است از این رو همان مقدار انرژی که گرفته بود از دست داده و به حالت پایه برمی گردد.
- ۸- دقت کنید که رفته رفته فاصله ترازها هم از هم کم می شود و $n = \infty$ تراز است که از میدان هسته خارج شده است.

تکته: بور به هر یک از ترازهای انرژی عددی به نام عدد کوانتومی اصلی (n) نسبت داد. $n=1$ پایدارترین تراز انرژی مجاز الکترون است.

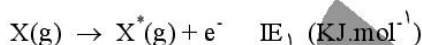
شیمی سال دوم بخش اول تألیف: حسین عظمت

نکته: اگر الکترون به $n=\infty$ برود در این حالت می‌گوییم یونش اتفاق افتاد و اتم به کاتیون تبدیل شده است.

نکته: از جمله نقایص بور در ارایه نظریه اتمی خود این بود که او نتوانست طیف نوری خطی اتم عنصرهای دیگر را با آن توجیه کند. در ضمن نتوانست جهش‌های کوچک در انرژی یونش را توجیه کند.

انرژی یونش

به انرژی لازم برای خارج کردن یک مول سست‌ترین الکترون از یک مول اتم در حالت گازی و تبدیل به یک مول یون یک بار مثبت گازی شکل، انرژی نخستین یونش گویند.



به انرژی لازم برای خارج کردن یک مول الکترون از یون یک بار مثبت گازی شکل و تبدیل به یک مول یون دو بار مثبت گازی شکل، انرژی دومین یونش گویند.



نکته: ناگفته پیداست که همواره انرژی دومین یونش از نخستین یونش بیشتر است زیرا مطمئناً خارج شدن الکترون از یک اتم خنثی - که تعداد پروتون و الکترون برابر است - از یک کاتیون که تعداد پروتون از الکترون در آن بیش‌تر است، آسان‌تر خواهد بود و به همین دلیل $IE_1 < IE_2 < IE_3 \dots$

نکته فوق نشان می‌دهد که انرژی‌های متوالی یونش یک عنصر به صورت صعودی هستند. بدیهی است هر عنصر به تعداد الکترونش انرژی یونش دارد. پس باید نمودار به صورت نمودار (۱) باشد. اما با توجه به مدل بوهر که در آن فاصله ترازها یکسان نیست نمودار (۲) قابل قبول است. زیرا مثلاً وقتی در اتم Li ، IE_1 باعث جدا شدن اولین الکترون شد دومین الکترون از تراز $n=1$ باید جدا شود که نسبت به $n=2$ خیلی به هسته نزدیک‌تر است و اختلاف IE_1 و IE_2 خیلی زیاد است که به خاطر اختلاف انرژی زیاد، جهش بزرگ گفته می‌شود که مربوط به تعویض لایه اصلی است. مثلاً در نمودار انرژی‌های یونش متوالی $1,2Mg$ دو جهش بزرگ دیده می‌شود. اما مسئله مهم این است که نمودار انرژی‌های یونش متوالی نه به صورت نمودار (۱) و نه به صورت نمودار (۲) است بلکه واقعیت در نمودار (۳) به تصویر کشیده شده است و همان طور که می‌بینید

شیمی سال دوم ساختار اتم ها رشته علوم تجربی و ریاضی

در نمودار (۳) در $n=2$ یک جهش کوچک نیز وجود دارد. آیا با مدل سیاره‌ای بور می‌توان این نمودار را توجیه کرد؟ چرا؟



مدل گوانتومی یا مدل اوربیتالی

تا اینجا مدل‌های ارایه شده، الکترون را یک ذره بسیار کوچک تلقی کرده‌اند. اما آزمایش‌هایی مانند آزمایش‌ها و محاسبات «دوبروی» نشان داد که الکترون خاصیت موجی هم دارد.

نکته: التهاب گاز در لوله‌ی پرتوی کاتدی و نیز حرکت پره در مقابل تابش پرتوی کاتدی می‌تواند دلیلی بر خاصیت ذره‌ای الکترون و پدیده تداخل و میکروسکوپ الکترونی دلیلی بر خاصیت موجی آن باشد.

اروین شیرو دینگر در سال ۱۹۲۶ با تأکید بر خاصیت موجی الکترون فرض کرد که الکترون نیز مانند سایر امواج (مانند امواج الکترو مغناطیسی) دارای معادله موج است. وی با محاسبات پیچیده توانست برای انرژی یک الکترون معادله‌ای بنویسد البته این معادله فقط در مورد اتم هیدروژن که تنها یک الکترون دارد همیشه صادق است.

به یاد دارید که در مدل بور الکترون روی مدارهای دایره‌ای ثابتی در اطراف هسته در حال حرکت است. اما در این مدل چنین نیست. این مدل هر چند به خاطر کار بسیار ارزشمند شیرو دینگر، به نام او معروف است ولی دانشمندان بسیاری در تکمیل آن دخالت مستقیم داشته‌اند و ما مجموعه نظریات همه دانشمندان را پس از این، بدون اشاره به نام هر یک از دانشمندان بیان می‌کنیم.

پره‌ی پنکه‌ای را در نظر بگیرید که متوقف است مطمئناً شما محل قرار گرفتن پره و جاهایی که پره حضور ندارد را می‌بینید حال پنکه را به برق بزنید و روشن کنید آیا می‌توانید یک جسم را در میان فضای خالی پنکه وارد کنید؟ چرا؟ لابد می‌گویید سرعت حرکت پره به قدری زیاد است

شیمی سال دوم بخش اول تالیف: حسین عظمت

که در هر لحظه همه جا حضور دارد. در حالی که شما مطمئن هستید که جاهایی باید باشد که پره در آنجا حضور ندارد.

حال قفس پرنده‌ای را تصور کنید که یک پرنده در اطراف ظرف دانه و آب می‌چرخد اگر مرتب عکس‌برداری کنید احتمال این که پرنده در آنجا حضور داشته باشد کجای قفس بیشتر است؟ آیا جاهای دیگر قفس اصلاً امکان حضور ندارد؟

پس با این منطق ما نمی‌دانیم مسیر یا محل مشخص برای الکترون را با قطعیت تمام معین کنیم (بیان ساده‌ای از اصل عدم قطعیت هایزنبرگ). در نتیجه مدل بور نمی‌تواند درست باشد. از طرفی هم دیدید که مدل بور نمی‌تواند جهش‌های کوچک در نمودار IE را توجیه کند. و همچنین با پیشرفت دستگاه‌های طیف بین متوجه شدند که هر خط در طیف نشری خطی هیدروژن از چند خط بسیار نزدیک به هم تشکیل شده است. به نظر شما بهترین مدل برای حل همه این مشکلات چیست؟

در مدل کوانتومی همانند مدل بور لایه‌های الکترونی (به جای ترازهای انرژی مدل بور) داریم که با شماره صحیحی به نام n مشخص می‌شود. در این مدل n را عدد کوانتومی اصلی می‌نامند. در هر لایه اصلی چند تراز فرعی وجود دارد که تعداد تراز فرعی با شماره n برابر است مثلاً $n=1$ فقط یک تراز فرعی، $n=2$ دو تراز فرعی و ... دارد، هر تراز فرعی را با عدد کوانتومی فرعی (l) مشخص می‌کنیم. l عددی بین 0 تا $(n-1)$ است و هر عدد آن را با یک حرف نشان می‌دهند.

مثال: در لایه اصلی چهارم چهار تراز فرعی قرار دارد: $f (l=3)$ $d (l=2)$ $p (l=1)$ $s (l=0)$
علاوه بر ترازهای فرعی، در هر لایه فرعی فضاهایی برای الکترون وجود دارد که به آن‌ها اوربیتال گفته می‌شود. اوربیتال را فضایی در اطراف هسته در نظر می‌گیریم که احتمال حضور الکترون در آنجا بیش‌تر از بقیه جاهاست. (بیش از ۹۰٪ احتمال). در هر لایه فرعی l به تعداد $(2l+1)$ اوربیتال وجود دارد که با جهت‌گیری خاصی کنار هم چیده شده‌اند. برای تعیین جهت هر اوربیتال از عدد کوانتومی مغناطیسی سمتی m_l استفاده می‌کنیم در تراز فرعی l اعداد مربوط به m_l عبارتست از: $+l$ و $...$ و 0 و $...$ و $-l$

مثال: در تراز فرعی $d (l=2)$ ، پنج $(2l+1=5)$ اوربیتال داریم که m_l آن‌ها عبارتست از -2 و -1 و 0 و $+1$ و $+2$

تکته: این مدل را بیش‌تر در ذهن باید تصور کرد، باید دقت کنید که واقعاً در اطراف هسته چنین فضاهای جدا از هم وجود ندارد این‌ها برای سهولت درک این

شیمی سال دوم ساختار اتم رشته علوم تجربی و ریاضی

مدل است در واقع همهی این اعداد کوانتومی و شکل اوربیتالها - چنانچه پس از این خواهد آمد - تنها و تنها انرژی الکترونها را نشان می دهد نه این که واقعاً الکترون در فضای محدود حبس شده باشد. (حق دارید اخم کنید کمی پیچیده است.)

نکته: هر چه n (شماره لایه الکترونی) کمتر باشد سطح انرژی لایه پایین تر و به هسته نزدیک تر است.

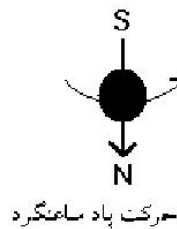
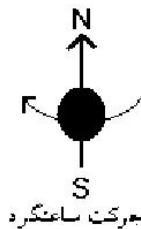
نکته: پیرامون هسته اتم حداکثر هفت لایه اصلی ($n=7$) دیده شده است.

نکته: اعداد کوانتومی چهارگانه را در واقع می توان اعدادی برای بیان آدرس سطح انرژی الکترون فرض کرد.

اما در فضاهای ذهنی که ساخته ایم (اوربیتالها) در هر کدام چند الکترون گنجایش دارد. پائولی فیزیکدان اتریش با اصل طرد پائولی این مشکل را حل کرده است:

اصل طرد پائولی: هیچ اوربیتالی را نمی توان یافت که بیش از دو الکترون در خود جای دهد. اما چرا دو الکترون؟

پاسخ در عدد کوانتومی مغناطیسی اسپینی m_s است. الکترون ذره بارداری است که می تواند در دو جهت (و فقط در دو جهت) بچرخد. چرخش در جهت حرکت عقربه های ساعت و چرخش در خلاف جهت حرکت عقربه های ساعت. با هر یک از این چرخشها الکترونها در اطراف خود میدان مغناطیسی ضعیفی ایجاد می کنند. حرکت الکترون به دور خود را حرکت اسپینی گویند. با توجه به این که حرکت های دو الکترون در خلاف هم هستند در نتیجه میدان مغناطیسی حاصل از حرکت ذره باردار به دور خود نیز خلاف هم خواهد بود بنابراین هر چند الکترونها از نظر میدان الکتریکی همدیگر را دفع می کنند ولی از نظر میدان مغناطیسی کاملاً یکدیگر را جذب می کنند پس می توانند در فاصله مشخص از نظر انرژی در یک سطح انرژی نسبتاً یکسان قرار گیرند (یعنی در یک اوربیتال).



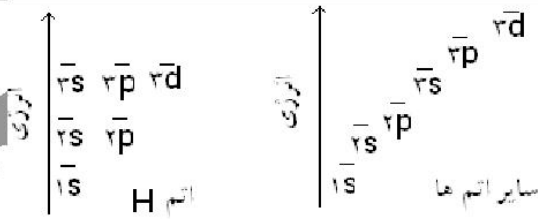
شیمی سال دوم بخش اول تألیف: حسین عظمت

ms فقط می تواند دو مقدار $+\frac{1}{2}$ (حرکت در جهت ساعتگرد) و $-\frac{1}{2}$ (پاد ساعتگرد) داشته باشد. بر اساس این عدد کوانتومی چهارم اصل طرد پاولی را به صورت زیر نیز می توان بیان کرد: هیچ دو الکترونی در یک اتم نمی توان یافت که چهار عدد کوانتومی کاملاً یکسان داشته باشند. (یعنی در هر اوربیتال تنها و تنها دو الکترون، آن هم با اسپین مخالف می تواند جای گیرد).

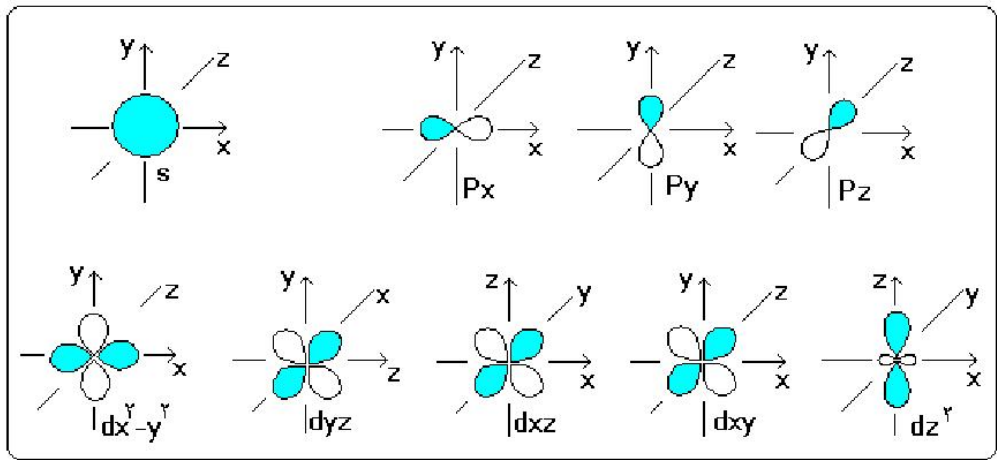
خلاصه ای در مورد اعداد کوانتومی

- (۱) n عدد کوانتومی اصلی: نشان دهنده ی سطح انرژی الکترون و اندازه اوربیتالها
- (۲) l عدد کوانتومی فرعی: نشان دهنده شکل اوربیتالها و نوع تراز فرعی.

نکته: به جز اتم H که در آن همه ترازهای فرعی در یک تراز اصلی سطح انرژی برابر دارند در بقیه اتمها انرژی الکترون به l نیز مربوط است. (شکل زیر)



(۳) ml عدد کوانتومی مغناطیسی سمتی: هر اوربیتال شکل خاصی دارد مثلاً اوربیتال s کروی و p و d دمبلی شکل است. ml جهت گیری اوربیتالهای یک تراز فرعی را مشخص می کند. اوربیتال s تنها یک جهت (ml=0) و اوربیتال p دارای سه جهت px، py و pz (0 و -1 و +1)، اوربیتال d پنج جهت (2- و -1 و 0 و +1 و 2+) و f هفت جهت دارد (3-، -2، -1، 0، +1، +2، +3) شکل اوربیتالهای s، p و d را در زیر می بینید.



شیمی سال دوم ساختار اتم ها رشته علوم تجربی و ریاضی

(۴) عدد کوانتومی مغناطیسی اسپینی: بیان گر جهت حرکت الکترون به دور خود است.

ترتیب انرژی اوربیتال ها

با قواعد ساده زیر می توانید انرژی اوربیتال ها را مقایسه کنید.

۱- از دو اوربیتال با (l) برابر، اوربیتال با (n) بزرگتر سطح انرژی بالاتری دارد. $3s > 2s$

۲- از دو اوربیتال با n برابر، اوربیتال با (l) بزرگتر سطح انرژی بالاتری دارد. $4p > 4s$

۳- اگر n و l هر دو متفاوت باشد، هر کدام n+l بزرگتری داشته باشد سطح انرژی بالاتری دارد..

$$3d > 4s$$

۴- اگر n+l نیز برابر باشد، هر کدام n بزرگتر داشته باشد سطح انرژی بالاتری دارد. $4p > 3d$

بدین ترتیب سطح انرژی اوربیتال ها از چپ به راست (به صورت صعودی) به ترتیب زیر است:

$$1s^2 / 2s^2, 2p^6 / 3s^2, 3p^6 / 4s^2, 3d^{10}, 4p^6 / 5s^2, 4d^{10}, 5p^6 / 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^6 / 7s^2, 5f^{14}, 6d^{10}, 7p^6$$

عدد بالای هر تراز فرعی تعداد کل الکترونی است که در آن تراز فرعی می تواند جای گیرد.

لایه اصلی n	تعداد لایه فرعی	l	نوع لایه فرعی	ml = -l, ..., 0, ..., +l	تعداد اوربیتال لایه فرعی) تعداد ml	تعداد کل اوربیتال لایه اصلی (n ²)	تعداد کل الکترون در لایه اصلی (2n ²)
۱	۱	۰	s	۰	۱	۱	۲
۲	۲	۰	s	۰	۱	۴	۸
		۱	p	-۱ و ۰ و +۱	۳		
۳	۳	۰	s	۰	۱	۹	۱۸
		۱	p	-۱ و ۰ و +۱	۳		
		۲	d	-۲ و -۱ و ۰ و +۱ و +۲	۵		
۴	۴	۰	s	۰	۱	۱۶	۳۲
		۱	p	-۱ و ۰ و +۱	۳		
		۲	d	-۲ و -۱ و ۰ و +۱ و +۲	۵		
		۳	f	-۳ و -۲ و -۱ و ۰ و +۱ و +۲ و +۳	۷		

شیمی سال دوم بخش اول تالیف: حسین عسکری

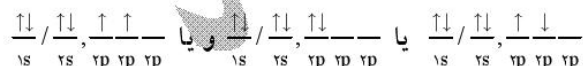
آرایش الکترونی و نمودار اوربیتالی عناصرها

اگر الکترون‌های یک عنصر را یکی یکی با رعایت سطح انرژی اوربیتال‌ها و نیز قاعده‌ای که در زیر خواهیم خواند به ترتیب وارد اوربیتال‌ها کنیم تا اتم ساخته شود در این صورت ما از اصلی به نام اصل بناگذاری یا آفبا تبعیت کرده‌ایم (دست یافتن از یک اتم به اتم دیگر) قاعده هوند

اگر اصل آفبا را رعایت کنید تا 5B مشکل پیش نمی‌آید $\frac{\uparrow\downarrow}{s}, \frac{\uparrow\downarrow}{p}, \frac{\uparrow}{p}, \frac{\uparrow}{p}, \frac{\uparrow}{p}$

نکته: اگر تعداد الکترون یک اوربیتال را روی آن بنویسیم (مانند $1s^2$) به این روش نوشتن آرایش الکترونی گویند ولی اگر بخواهیم ms را نیز نشان دهیم می‌توانیم از فلش‌های مختلف جهت استفاده کنیم که به آن رسم نمودار اوربیتالی گویند مانند $(\frac{\uparrow\downarrow}{s})$.

اما در اتم C مشکلی وجود دارد کدام آرایش درست است



طبق قاعده هوند ابتدا هر اوربیتال یک تراز فرعی یک الکترون با $(ms = +\frac{1}{2})$ می‌گیرد سپس الکترون دوم اوربیتال با اسپین مخالف $(ms = -\frac{1}{2})$ وارد می‌شود به بیان دیگر الکترون‌های یک تراز فرعی چنان در اوربیتال‌ها جای می‌گیرند که جمع ms آن الکترون‌ها حداکثر مقدار باشد.

پس در کربن $\frac{\uparrow\downarrow}{s}, \frac{\uparrow\downarrow}{p}, \frac{\uparrow}{p}, \frac{\uparrow}{p}, \frac{\uparrow}{p}$ (که مجموع ms در اوربیتال p برابر $+1$ است) صحیح می‌باشد.

برای خلاصه نویسی می‌توان از آرایش الکترونی عناصرهای گازهای نجیب کمک گرفت. چون آخرین لایه ی این عناصر کامل است، می‌توان برای نوشتن آرایش الکترونی عنصرهایی با عدد اتمی بزرگ، آرایش الکترونی را تا قسمتی که به نزدیک ترین گاز نجیب به عنصر مورد نظر است، فقط با نوشتن نماد آن گاز نجیب نوشته و بقیه را ادامه داد.

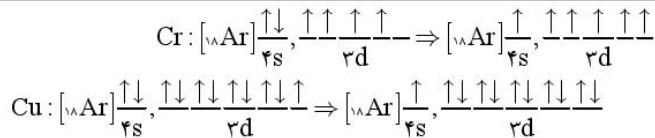
مثال: آرایش الکترونی ${}_{37}\text{Rb}$ را می‌توان چنین نوشت: $[\text{Kr}] 5s^1$

نکته: آرایش الکترونی ${}_{29}\text{Cu}$ و ${}_{24}\text{Cr}$ به خاطر پایداری آرایش الکترونی استثنائاً تغییر می‌کند:

رشته علوم تجربی و ریاضی

ساختار اتم

شیمی سال دوم

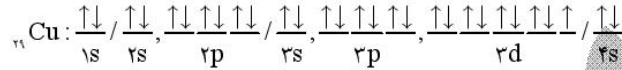
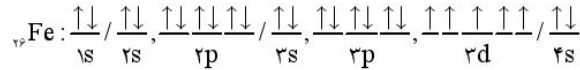
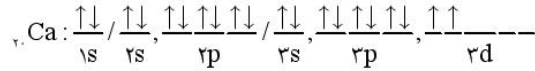
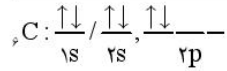


تکته: الکترون های آخرین لایه را الکترون والانس یا ظرفیت گویند.

خود را بیازمایید

- ۱- آیا آرایش الکترونی های $\frac{\uparrow}{1s}, \frac{\downarrow}{1s}$ هر دو برای هیدروژن درست است؟ چرا؟
در فقدان میدان مغناطیسی (حتی میدان مغناطیسی زمین) چه طور؟ چرا؟
- ۲- آرایش الکترونی اتم های عنصرهای زیر را نوشته (با استفاده از آرایش الکترونی گازهای نجیب خلاصه کنید) و سپس تعداد الکترون والانس (ظرفیت) را مشخص کنید.
Al, Ar, K, Ca, Ni, Cr, S, Br
- ۳- مدل کوانتومی را مدل ابرالکترونی هم می گویند. چرا؟
- ۴- در مدل بور به جای شماره گذاری ترازهای انرژی از حروف K, L, M, N استفاده شده بود که به ترتیب از هسته به سمت خارج قرار می گرفتند. با توجه به این که ترازهای اصلی مدل بور همان لایه های اصلی الکترونی در مدل ابرالکترونی است، ظرفیت هر یک از مدارهای K, L, M و N را حساب کنید.
- ۵- هر یک از دانشمندان زیر چه سهمی در ایجاد مدل جدید اتم داشته اند؟
بکرل - دالتون - تامسون - چادویک - پروست - رادرفورد - دموکریتوس - میلیکان - موزلی - بور
- ۶- جرم اتمی میانگین نقره را حساب کنید هر گاه $51/83\%$ اتم های نقره در طبیعت $106/905 \text{ amu}$ جرم و $48/17\%$ از اتم های نقره $108/905 \text{ amu}$ جرم داشته باشند.
- ۷- بنابر نظر بور وقتی یک الکترون یک فوتون (بسته انرژی کوانتومی) جذب می کند چه اتفاقی می افتد؟
- ۸- هر یک از اعداد کوانتومی چهارگانه چه مفهومی دارند؟
- ۹- نمودار اوربیتالی عنصرهای زیر دارای اشکال است. اشکال موجود را یافته و اصلاح کنید.

شیمی سال دوم بخش اول تألیف: حسین عظمت



۱۰- اوربیتال های 1s و 2s چه تفاوت هایی با هم دارند؟

۱۱- اوربیتال چیست؟ چه تفاوتی با مدارهای الکترونی بور دارد؟

۱۲- آرایش الکترونی عنصرها معیاری برای واکنش پذیری آنهاست. همه عنصرها تمایل دارند به آرایش الکترونی گاز نجیب رسیده و پایدار شوند. ممکن است اتم برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب چند الکترون اضافی داشته باشد که در این صورت با دادن الکترون به کاتیون تبدیل می شود (فلزها) و یا چند الکترون کم داشته باشد و در این صورت الکترون گرفته و به آرایش الکترونی گاز نجیب بعد از خود می رسد (نافلزها). حال با توجه به این نکته مشخص کنید کدام یک از آرایش های الکترونی زیر مربوط به یک آنیون دو بار منفی می تواند باشد.



بخش دوم

جدول تناوبی عنصرها

دانشمندان بسیاری پس از کشف عنصرها و مشخص شدن خواص فیزیکی و شیمیایی آنها، برای این که کار مطالعه و بررسی عنصرها آسان تر شود سعی در طبقه بندی عنصرها کرده اند. در اوایل قرن ۱۹ دوبرینر اولین جدول را به صورت ستون های سه تایی عنصرها طراحی کرد. سپس در سال ۱۸۶۳ نیولندز توانست جدولی با هفت گروه و ۴۹ عنصر طراحی نماید. اما در سال ۱۸۶۹ یک استاد شیمی روسی به نام دیمیتری ایوانویچ مندلیف جدولی با ۶۳ عنصر کشف شده تا آن زمان را ارائه کرد. یکی از عجایب خلقت این است که بین کوچکترین ذرات مستقل (اتم ها) که جهان را می سازند تشابهات زیادی وجود دارد. و مندلیف در تنظیم جدول خود از این تشابهات استفاده کرد. وی دو قاعده را به کار برد: افزایش جرم اتمی عنصرها در هر ردیف و تشابه خواص فیزیکی و شیمیایی عنصرها در هر ستون.

در تنظیم جدول با دو مشکل عمده روبرو شد. اول این که چون تا آن زمان همه ی عنصرها کشف نشده بود (هر چند هنوز هم که هنوز است مطمئن نیستیم که همه ی عنصرها کشف شده اند) مندلیف در برخی جاها برای رعایت دو قاعده فوق مجبور می شد خانه ها را خالی بگذارد. به نظر او این خانه ها مربوط به عنصرهایی بودند که هنوز کشف نشده بودند. او حتی با ابتکاری که داشت خواص این عنصرهای کشف نشده را با توجه به عنصرهای کشف شده هم گروه (هم ستون) آنها پیش بینی نمود. جالب این است که از ده عنصری که وی پیشگویی کرد هشت عنصر تقریباً با همان خواص کشف شد. و علت اصلی معروف شدن او هم همین قضیه است.

دوم این که هنگام تنظیم جدول متوجه شد که در مورد سه جفت عنصر یا باید تشابه خواص را رعایت کند یا ترتیب افزایش جرم اتمی را، تا جدول تکمیل شود. او با فرض این که جرم های اتمی حاصل از اندازه گیری ها شاید دقیق نیست تشابه خواص را ترجیح داد یعنی در مورد Ar, K - Ni, Co - Te, I در جدول مندلیف ترتیب افزایش جرم اتمی رعایت نشده بود.

قانون تناوبی قدیمی جدول: اگر عنصرها به ترتیب افزایش جرم اتمی کنار هم قرار گیرند خواص فیزیکی و شیمیایی آنها به طور تناوبی تکرار می‌شود.

نکته جالب در مورد این مشکل این است که پس از کشف عدد اتمی (توسط موزلی) متوجه شدند که هر چند در جدول در ترتیب افزایش جرم اتمی سه مورد استثنا وجود دارد ولی اگر بگوییم عنصرها به ترتیب افزایش عدد اتمی مرتب شده‌اند هیچ مورد تناقضی دیده نمی‌شود.

قانون تناوبی جدید: اگر عنصرها را به ترتیب افزایش عدد اتمی مرتب کنیم خواص فیزیکی و شیمیایی آنها به طور تناوبی تکرار می‌شود.

از جمله ده عنصر پیشگویی شده‌ی مندلیف که بعداً کشف شدند اسکاندیم، ژرمانیوم و گالیم هستند که مندلیف به خاطر این که احتمال می‌داد خواص آنها به عنصرهای هم گروه خود تشابه خواهد داشت به ترتیب آنها را اکابور Eb، اکاسیلیسیم Es و اکا آلومینیوم Ea نامیده بود. خواصی که از این عنصرها توانست پیشگویی کند عبارت بود از: چگالی، نقطه ذوب، فرمول اکسید، انحلال پذیری اکسید، رنگ و ... (به جدول صفحه کتاب درسی مراجعه کنید)

پیش‌بینیهای مندلیف

ژرمانیم (Ge)	اکاسیلیسیم (Es)
خواص واقعی	خواص پیش‌بینی شده
۱- جرم اتمی = ۷۲٫۶۱	۱- جرم اتمی = ۷۲
۲- دمای ذوب = ۹۴۵°C	۲- دمای ذوب بالا
۳- چگالی = ۵٫۳۲۲g/cm ^۳	۳- چگالی = ۵٫۵g/cm ^۳
۴- فلز خاکستری	۴- فلز خاکستری تیره
۵- از K _۲ GeF _۶ به دست می‌آید	۵- از K _۲ EsF _۶ به دست خواهد آمد
۶- در HCl حل نمی‌شود	۶- کمی در HCl حل می‌شود
۷- اکسید GeO _۲ تشکیل می‌دهد	۷- اکسید EsO _۲ تشکیل خواهد داد
۸- چگالی GeO _۲ = ۴٫۷۰g/cm ^۳	۸- چگالی EsO _۲ = ۴٫۷g/cm ^۳

جدول کنونی که به نام جدول تناوبی عنصرها معروف است هر چند همان جدول مندلیف نیست ولی به خاطر این که اساس آن همان کارهای مندلیف است به نام جدول مندلیف نیز گفته می‌شود. ولی تفاوت‌های زیادی دارد. پس از ارایه مدل کوانتومی و آرایش الکترونی هر عنصر جدول فعلی بیشتر بر اساس تشابه عنصرها در آرایش الکترونی طراحی شد. در این جدول عنصرهایی که آرایش الکترونی آخرین لایه آنها شبیه هم بودند در یک گروه زیر هم نوشته شده است. از آنجایی که خواص شیمیایی یک عنصر به تعداد پروتون و در نتیجه تعداد الکترون بستگی دارد پس تشابه در آرایش الکترونی یعنی همان تشابه در خواص.

شناسنامه جدول تناوبی عناصرها

جدول تناوبی عناصرها دارای ۱۸ گروه (ستون) و هفت دوره (تناوب = ردیف) است. در هر دوره یکی از ترازهای اصلی در حال پر شدن است. مثلاً در تناوب دوم $2s, 2p$ پر می‌شوند. گروه‌ها را به دو دسته‌ی اصلی و واسطه تقسیم می‌کنند. طبقه‌بندی عناصرها در گروه:

- عناصرهای اصلی: } دسته s (در این عناصرها آخرین الکترون وارد اوربیتال s می‌شود)
دسته p (در این عناصرها آخرین الکترون وارد اوربیتال p می‌شود)

- عناصرهای واسطه } دسته d (عناصرهای واسطه‌ی بیرونی که اوربیتال d در حال پر شدن است)
دسته f (عناصر واسطه‌ی درونی که اوربیتال f در حال پر شدن است)

نکته: در تناوب اول ($n=1$) کم‌ترین تعداد عنصر و در دوره ششم ($n=6$) بیشترین تعداد عنصر وجود دارد.

نکته: دوره هفتم هنوز تکمیل نشده است و عناصرهایی که کشف می‌شوند در این دوره قرار می‌گیرند. عناصرهای دوره $n=7$ همگی پرتوزا هستند.

نکته: از بین ۱۰۹ عنصر، در دمای معمولی (25°C) دو عنصر مایع اند: برم Br و جیوه Hg
یازده عنصر گازی هستند که عبارتند از $\text{H}_2, \text{O}_2, \text{N}_2, \text{F}_2, \text{Cl}_2$ و شش عنصر گاز نجیب
(He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)

نکته: ۱۰۹ عنصر جدول به سه دسته فلز، شبه و نافلز تقسیم می‌شوند.
۸۰٪ عناصرها فلزند، شش عنصر شبه فلزند (B, Si, Ge, As, Sb, Te) و بقیه نافلزند.
گاهی نافلزها را نیز به دو دسته تقسیم می‌کنند: گازهای نجیب و نافلزها

گروه‌های جدول به دو شیوه شماره‌گذاری می‌شود

روش اول: از چپ به راست شماره‌های ۱ تا ۱۸ به گروه‌ها داده می‌شود و در این شیوه به عنصر اصلی یا واسطه بودن توجهی نمی‌شود.

روش دوم: عناصرهای اصلی (دسته s و p) را از IA تا VIIIA شماره‌گذاری می‌شود و عناصرهای واسطه (دسته d) از ۱۰ ستون تشکیل شده اند که از چپ به راست شامل (IIB, IVB, VB, VIB, VIIB, IB, IIB) هستند. [در این شیوه گروه VIIIB شامل سه ستون است و علت آن به آرایش الکترونی مربوط است.]

پس عنصرهای واسطه درونی (دسته f جزو کدام گروه خواهند بود؟
 عنصرهای واسطه درونی شامل ۲۸ عنصر است (هر تراز فرعی f، ۱۴ الکترون می پذیرد) یعنی در هر ردیف این عنصرها که (دو ردیف بیشتر نیستند) ۱۴ عنصر جای دارند. خواص این عنصرها شبیه عنصر لانتان La_{57} و اکتینیم Ac_{89} است ولی به خاطر این که جدول زیاد طولانی و بدشکل نشود این دو ردیف را در بیرون جدول اصلی قرار می دهند. ردیف اول لانتانیدها هستند که به خانه لانتان تعلق دارند و ردیف دوم اکتینیدها هستند که به خانه اکتینیم تعلق دارند پس لانتانیدها و اکتینیدها به گروه ۳ یا IIIB تعلق دارند. (پس پرجمعیت ترین گروه همان گروه ۳ یا IIIB است.)

**نکته: لانتانیدها (۵۸ تا ۷۱) فلزهایی براق بوده و واکنش پذیری شیمیایی قابل توجهی دارند.
 اکتینیدها (۹۰ تا ۱۰۳) پرتوزا هستند مشهورترین آن ها اورانیوم است که از فروپاشی هسته آن انرژی نیروگاهها، زیردریایی ها و ناوهای هواپیمابر فراهم می شود.**

خواص کلی عنصرها

فلزها: سطح براق دارند - چکش خوار و شکل پذیرند - رسانای خوب برق و گرما - معمولاً واکنش پذیرند.
 نافلزها: معمولاً رسانای برق و گرما نیستند (استثنا وجود دارد) - شکننده اند - قابلیت چکش خواری و مفتول شدن ندارند - عموماً سطح براق ندارند - برخی از آنها در فشار ۱ atm و دمای اتاق گاز هستند.
 شبه فلز: برخی خواص فلزها و برخی خواص نافلزها را دارند.
 مثال: سیلیسیم Si یک شبه فلز است که هم درخشان و هم شکننده است. در ضمن نیمه رسانا هست.

روندهای تناوبی خواص در جدول

همان گونه که قبلاً گفته شد خواص فیزیکی و شیمیایی عنصرها در جدول به تناوب تکرار می شوند پس می توان برای افزایش یا کاهش یک خصوصیت در یک گروه یا دوره عنصرها روندهایی ذکر کرد. در مطالبی که خواهد آمد گاهی برای نشان دادن این که در یک دوره با افزایش عدد اتمی چه تغییری صورت می گیرد و یا در گروه با افزایش عدد اتمی چه اتفاقی می افتد، از عبارتهای «از چپ به راست» و «از بالا به پایین» استفاده خواهد شد. خواص تناوبی که در محدوده درس دبیرستان است عبارتند از:

(۱) عدد اتمی Z: از چپ به راست افزایش - از بالا به پایین افزایش می یابد.

(۲) جرم اتمی: از چپ به راست افزایش^۱ - از بالا به پایین افزایش می یابد.

(۳) شعاع اتمی

شعاع اتمی به دو طریق اندازه گیری می شود در مورد عنصرهای تک اتمی مانند گازهای نجیب و فلزها شعاع واندروالسی حساب می شود (نصف فاصله میان دو هسته ی دو اتمی که مماس بر هم اند) در مورد عنصرهایی که به صورت تک اتمی یافت نمی شوند مانند نافلزها، شعاع کووالانسی حساب می شود (نصف فاصله هسته های دو اتم در یک پیوند کووالانسی).



بدیهی است برای یک نوع عنصر شعاع واندروالسی از شعاع کووالانسی بزرگ تر خواهد بود (به خاطر عدم همپوشانی)، ولی اگر یک نوع شعاع را در نظر بگیریم شعاع اتمی از چپ به راست کاهش و از بالا به پایین افزایش می یابد.

علت افزایش شعاع اتمی در هر گروه از بالا به پایین، افزایش تعداد لایه های الکترونی است. اما در هر دوره از چپ به راست چرا شعاع کاهش می یابد؟ در هر دوره تعداد لایه ی اصلی ثابت است. پس افزایش شعاعی حاصل از افزایش لایه ها نخواهیم داشت. از طرفی پروتون های هسته که با افزایش عدد اتمی از چپ به راست بیشتر می شود سبب می گردد بار هسته که روی الکترون های آخرین لایه اثر می کند افزایش می یابد. اما همه ی این افزایش روی آخرین لایه اثر مستقیم ندارد زیرا مقداری از نیروی هسته توسط لایه های درونی پر شده از الکترون جذب می شود که به این اثر لایه های درونی اثر پوششی گفته می شود. مقدار بار هسته باقی مانده از کسر اثر پوششی را بار مؤثر هسته گویند. از چپ به راست بار مؤثر هسته افزایش می یابد در نتیجه با جذب بیشتر الکترون ها به سمت هسته، شعاع اتمی کاهش می یابد.

نکته: در گروه ۱۳ (IIIA) یک استثنا وجود دارد هر چند شعاع اتمی از بالا به پایین افزایش می یابد اما شعاع اتمی Ga از آلومینیوم کمتر است و این به خاطر آرایش الکترونی خاص عنصرهای واسطه است یعنی ϵs قبل از $3d$ پر می شود و شعاع در این

^۱ - سه مورد استثنا وجود دارد: Te, I - Ar, K - Ni, Co

تالیف: حسین غمیت

بخش دوم

ششمین سال دوم

عنصر تغییر چندانی نمی‌کند. زیرا آخرین الکترون های وارد شده به این اتم ها به لایه ی درونی وارد می شوند.

(۴) خصلت فلزی: خصلت فلزی یعنی توانایی اتم برای دادن الکترون

فلزها برای این که به آرایش الکترونی پایدار برسند با توجه به تعداد الکترون آخرین لایه یک، دو یا سه الکترون می‌دهند و با رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب قبل از خود به کاتیون تبدیل می‌شوند هر چه قدر یک اتم بتواند این الکترون را راحت تر از دست بدهد خصلت فلزی آن بیشتر است.

در هر دوره از چپ به راست (با افزایش بار مؤثر هسته) خصلت فلزی کاهش و با افزایش عدد اتمی در هر گروه (با افزایش تعداد لایه‌های الکترونی) خصلت فلزی افزایش می‌یابد.

(۵) خصلت نافلزی: خصلت نافلزی یعنی توانایی اتم برای گرفتن الکترون

نافلزها با دریافت الکترون کافی به آنیون تبدیل می‌شوند تا به آرایش الکترونی پایدار گاز نجیب بعد از خود برسند، هر چه اتمی بتواند راحت تر الکترون بگیرد خصلت نافلزی آن بیشتر است.

در هر دوره از چپ به راست (به خاطر افزایش بار مؤثر هسته) خصلت نافلزی افزایش و در هر گروه از بالا به پایین (به خاطر افزایش شعاع اتمی) خصلت نافلزی کاهش می‌یابد.

نکته: هر تناوب با یک فلز شروع و پس از گذشتن از شبه فلز و نافلز به گاز نجیب ختم می‌شود.

(۶) الکترونگاتیوی: میزان تمایل نسبی یک اتم برای کشیدن الکترون‌های پیوندی به سمت خود در یک پیوند کووالانسی است.

یکی از مقیاس‌های نسبی مربوط به اعداد الکترونگاتیوی عنصرها را لینوس پائولینگ ارایه کرد. در هر دوره از چپ به راست - با چشم‌پوشی از گازهای نجیب که تقریباً پیوندی تشکیل نمی‌دهند - با افزایش بار مؤثر هسته الکترونگاتیوی افزایش و با افزایش عدد اتمی در گروه‌ها به خاطر افزایش شعاع اتمی، الکترونگاتیوی کاهش می‌یابد.

نکته: الکترونگاتیویترین عنصر جدول فلزات F (۴/۰) است و کمترین الکترونگاتیوی در بین عنصرهایی که هسته پایدار دارند از آن سزیم Cs (۰/۷) است.

نکته: در گروه ۱۳ (IIIA) همانند تغییرات شعاع اتمی، تغییرات الکترونگاتیوی هم منظم نیست $B > Tl > Ga > Al$

شیمی سال دوم
جدول تناوبی عنصرها
رشته علوم تجربی و ریاضی

(۷) انرژی یونش:

در هر گروه از بالا به پایین به خاطر افزایش شعاع و فاصله گرفتن الکترون‌های آخرین لایه از میدان الکتریکی هسته، انرژی نخستین یونش کاهش می‌یابد.

نکته: به خاطر همان قضیه استثنا در شعاع اتمی گروه ۱۳، انرژی نخستین یونش آلومینیوم به جای این که از گالیم بیشتر باشد اندکی کمتر است (چون شعاع Al از Ga بیش تر است)

$IE_1(Ga) = 578 / kJ.mol^{-1}$ و $IE_1(Al) = 577 / kJ.mol^{-1}$

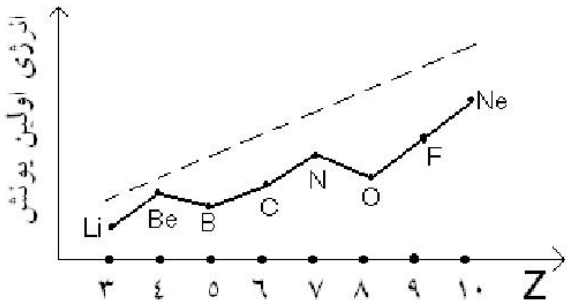
در هر دوره از چپ به راست به خاطر افزایش بار مؤثر هسته به طور معمول انرژی اولین یونش، افزایش می‌یابد. اما مسئله این است که انرژی یونش علاوه بر بار مؤثر هسته به پایداری نسبی آرایش الکترونی هم مربوط است. یک آرایش الکترونی با توجه

آرایش الکترونی پایداری	۱	لایه آخر پر
↓	۲	لایه فرعی پر
↓	۳	لایه فرعی نیمه پر
↓	۴	بدون آرایش خاص

به شمای مقابل پایداریش تغییر می‌کند. چون عنصرهای گروه ۲ (IIA) نسبت به گروه ۱۳ (IIIA) پایداری آرایش الکترونی بیشتری دارند (حالت ۲ در شکل روبرو نسبت به حالت ۴) پس IE_1 فلزهای قلیایی خاکی از گروه ۱۳ بیشتر است. همچنین به خاطر این که آرایش الکترونی

عنصرهای گروه ۱۵ (VA) از ۱۶ (VIA) پایدارتر است (حالت ۳ نسبت به حالت ۴ در شکل روبرو) پس IE_1 عنصرهای گروه ۱۵ از ۱۶ به جای این که کمتر باشد بیشتر است.

در نمودار زیر خط نقطه چین IE_1 عنصرهای دوره دوم را بدون توجه به آرایش الکترونی و خط پر واقعیت را نشان می‌دهد.



(۸) شعاع یونی: با توجه به این که دو نوع یون وجود دارد بنابراین ابتدا تغییر در شعاع هنگام تشکیل یک یون باید بررسی شود.

در هنگام تشکیل کاتیون اولاً به خاطر جدا شدن الکترون از اتم، الکترون‌های باقیمانده

در یون بیشتر تحت تأثیر جاذبه هسته قرار می‌گیرند (افزایش بار مؤثر هسته) پس شعاع کمتر می‌شود از

طرفی گاهی با خارج شدن تعداد معینی الکترون از اتم یک لایه از لایه‌های انرژی کلاً حذف و در نتیجه شعاع کمتر می‌شود (مثلاً در Al با تشکیل یون Al^{3+} یک لایه حذف می‌شود). پس به خاطر این دو دلیل شعاع کاتیون از اتم مربوط به خود کوچک‌تر است.

هنگام تشکیل آنیون نیز با وارد شدن الکترون دیگری به ساختار اتم اولاً دافعه بین الکترون‌ها بیشتر می‌شود و ثانیاً بار مؤثر هسته بین الکترون‌های بیشتری تقسیم و در نتیجه شعاع یون بیشتر می‌گردد پس شعاع آنیون از اتم مربوط به خود بزرگتر است.

در هر گروه از بالا به پایین (بدون توجه به نوع یون) شعاع یون به خاطر افزایش تعداد لایه‌ها بیشتر می‌گردد.

در هر دوره از چپ به راست شعاع یونی از گروه اول تا چهارم کمتر می‌شود (بار مؤثر هسته بیشتر می‌شود) سپس به خاطر تغییر نوع یون از کاتیون به آنیون شعاع یک دفعه بیشتر شده و دوباره به خاطر افزایش بار مؤثر هسته کمتر می‌شود.

خود را بیازمایید

در مورد گونه‌های زیر اولاً آرایش الکترونی را رسم و بگویید که آرایش الکترونی کدام گاز نجیب را دارد؟ ثانیاً شعاع هر کدام از یون‌ها را با اتم آنها مقایسه مستدل کنید.



خواص برجسته‌ی برخی گروه‌های جدول تناوبی

الف- هیدروژن: این عنصر گازی و دو اتمی است. هر چند از نظر آرایش الکترونی شبیه گروه IA است ولی جزو نافلزهاست. اکثراً کاتیون تشکیل می‌دهد (H^{+}) ولی آنیون آن هم وجود دارد (هیدرید H^{-}). چون تنها یک الکترون دارد واکنش‌پذیری زیادی دارد و با بسیاری عنصرها مخصوصاً با اکسیژن میل ترکیبی بالایی دارد. ترکیب‌های فراوانی می‌توان یافت که در آن‌ها هیدروژن وجود دارد. آب مهم‌ترین آن‌هاست.

ب- فلزهای قلیایی: آرایش آخرین لایه: ns^1 شامل (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)

همگی فلز نرم و بسیار واکنش‌پذیرند. با چاقو بریده می‌شوند و سطح براق آن‌ها فوراً با اکسیژن ترکیب شده و تیره می‌شود. آن‌ها را زیر نفت نگهداری می‌کنند.

این فلزها با آب سرد نیز به شدت واکنش داده و هیدروژن آزاد می‌کنند و محلول قلبایی ایجاد می‌کنند ولی از بالا به پایین در این گروه شدت واکنش افزایش می‌یابد.



علت واکنش پذیری زیاد این عنصرها این است که با دادن تک الکترون آخرین لایه خود به آرایش الکترونی گاز نجیب قبل از خود می‌رسند به همین دلیل هم در ترکیب‌های خود همواره به صورت کاتیون یک بار مثبت (M^+) هستند.

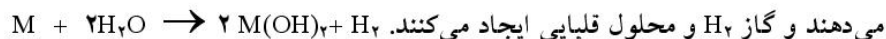
وجه تسمیه: در گذشته خاکستر حاصل از سوختن چوب را به عنوان پاک کننده چربی به کار می‌بردند و نام این مخلوط (آب و خاکستر) را قلبا نامیده بودند. چون بعداً معلوم شد در خاکستر، عنصرهای گروه اول وجود دارد نام آنها را فلزهای قلبایی گذاشتند.

در این گروه: چگالی Li از همه کمتر است و تقریباً از بالا به پایین بیشتر می‌شود. Li، Na و K روی آب شناور می‌مانند نقطه ذوب و جوش از بالا به پایین کمتر می‌شود.

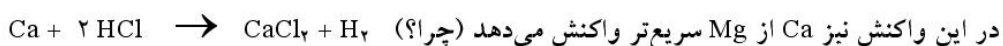
نکته: از آن جا که عنصرهای پرتوزا هسته پایداری ندارند و اندازه‌گیری کمیت‌های مختلف در آنها عملاً ممکن نشده است اکثر خواص این عنصرها را با توجه به روند تناوبی خواص و با توجه به خواص گروه خود، تخمین می‌زنند. (مانند فرانسیم از گروه اول)

پ- فلزهای قلبایی خاکی آرایش آخرین لایه ns^2 شامل (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) فراوان‌ترین عنصر گروه کلسیم است که در سنگ آهک و مرمر به فراوانی یافت می‌شود. این فلزها نسبت به گروه اول چگال‌تر، سخت‌تر و دیرذوب‌ترند. عنصرهایی واکنش پذیرند و واکنش پذیری آنها از بالا به پایین افزایش می‌یابد. واکنش پذیری آنها نسبت به گروه اول کمتر است. (زیرا برای رسیدن به آرایش الکترونی پایدار باید دو الکترون از دست بدهند)

این عنصرها به جز Be با آب واکنش می‌دهند ولی Mg با آب گرم و بقیه حتی با آب سرد نیز واکنش



همچنین فلزهای قلبایی خاکی با هیدروکلریک اسید HCl نیز واکنش داده و گاز هیدروژن آزاد می‌کنند.



تالیف: حسین غلمت

بخش دوم

شیمی سال دوم

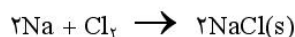
هر چند چگالی، نقطه ذوب و جوش این عنصر تغییرات منظمی ندارد اما به طور کلی از بالا به پایین چگالی افزایش و نقطه ذوب و جوش کاهش می‌یابد.

نکته: در گروه فلزهای قلبیایی خاکی منیزیم کمترین نقطه ذوب و جوش را دارد.

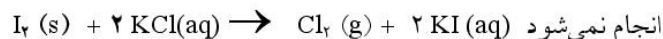
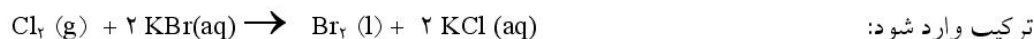
ت - عنصرهای واسطه: همگی فلزند، واکنش پذیری کمتری نسبت به گروه اول و دوم دارند. به جز جیوه (که مایع است) نسبت به فلزهای گروه ۱ و ۲، چگال تر، سخت تر و دیرذوب ترند. بی‌نظمی‌هایی در آرایش الکترونی آنها وجود دارد. در لایه آخر خود ۱ یا دو الکترون دارند ولی در این عنصرها گاهی الکترون‌های اوربیتال d نیز در پیوند شرکت می‌کنند لذا الکترون‌های والانس آنها تنها به اوربیتال s محدود نمی‌شود و ممکن است الکترون‌های d نیز جزو والانس باشند.

ث - هالوژن‌ها آرایش آخرین لایه $ns^2 np^5$ شامل (F, Cl, Br, I, At)

تنها یک الکترون نیاز دارند تا به آرایش الکترونی گاز نجیب برسند لذا یون X⁻ در این گروه متداول است که به یون هالید موسوم است، چون در ساختار نمک‌ها مانند نمک خوراکی وجود دارند به این نام (هالوژن = نمک‌زا) معروفند. واکنش پذیری زیادی دارند و از بالا به پایین واکنش پذیری آنها کمتر می‌شود. استاتین در این گروه پرتوزاست. هالوژن‌ها به راحتی با فلزها ترکیب می‌شوند.



هالوژن بالاتر (که فعال تر است) می‌تواند هالوژن پایین‌تر را از ترکیب آن آزاد کرده و خود در



نکته: روش تهیه هالوژن‌ها در آزمایشگاه به شرح زیر است:

کلر: اثر هیدرو کلریک اسید غلیظ بر مایع سفید کننده تجاری

برم: اثر هیدرو کلریک اسید غلیظ بر محلول حاوی KBrO₃ و KBr

ید: اثر هیدروکلریک اسید غلیظ بر محلول حاوی KI و KIO₃

ج - گازهای نجیب آخرین لایه $ns^2 np^6$ به جز He شامل (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn)

در گذشته به گازهای بی‌اثر معروف بودند زیرا تصور می‌شد در هیچ واکنشی شرکت نمی‌کنند.

تا کنون هیچ ترکیب شیمیایی از عنصرهای هلیوم، نئون و آرگون شناخته نشده است. ولی بقیه

واکنش پذیری کمی دارند و چند ترکیب از آنها در سال‌های اخیر ثبت شده است. علت واکنش ناپذیر بودن این عنصر آرایش الکترونی پایدار آنهاست. کاربردهای فراوانی دارند از جمله نئون در تابلوهای روشنایی تبلیغاتی و لیزرهای گاز استفاده می‌شود.

مطالب تکمیلی

- ۱- علاوه بر خواص تناوبی ذکر شده خواص دیگری نیز وجود دارد:
 - الکترون خواهی (تمایل اتم برای دریافت الکترون و تبدیل به آنیون) از چپ به راست به طور کلی افزایش و از بالا به پایین به طور کلی کاهش می‌یابد. کلر الکترون خواه‌ترین عنصر است نه فلونئور زیرا فلونئور حجم کوچکی دارد و در دریافت الکترون اضافی با دافعه شدید الکترون‌ها مواجه می‌شود.
 - خاصیت اسیدی و بازی اکسیدها: اکسید فلزها خاصیت بازی و اکسید نافلزها خصلت اسیدی دارند پس از چپ به راست خصلت اسیدی افزایش و بازی کاهش می‌یابد و از بالا به پایین خصلت اسیدی کاهش و بازی افزایش می‌یابد.
 - انرژی دومین، سومین و یونش عنصرها: علاوه بر IE_1 می‌توان IE_2 عنصرها و سایر انرژی‌های یونش را مقایسه کرد مثلاً به خاطر آرایش الکترونی پایدار در حالت پایه‌ی اتم N، IE_1 نیتروژن از اکسیژن بیشتر است اما در مورد IE_2 درست برعکس است چون O با دادن یک الکترون به آرایش پایدارتر رسیده است.
 - ۲- عنصرهای واسطه گاهی خاصیت مغناطیسی نشان می‌دهند اگر ترکیبی یک یا چند تک الکترون داشته باشد (مانند Fe^{2+} در $FeCl_2$) خاصیت پارامغناطیس دارد و جذب میدان مغناطیسی می‌شود و اگر تک الکترون نداشته باشد (مانند Zn^{2+}) دیا مغناطیس بوده و جذب میدان نمی‌شود.

نکته: از روی تعداد جهش بزرگ در انرژی‌های متوالی یونش یک عنصر می‌توان شماره دوره آن را یافت:
 $1 + \text{تعداد جهش بزرگ} = \text{شماره دوره}$
 از روی شماره اولین جهش نیز شماره گروه به دست می‌آید مثلاً اگر عنصری در بین IE_2 و IE_3 جهش بزرگ اول را داشته باشد این نشان می‌دهد که عنصر در آخرین لایه خود دو الکترون دارد پس به گروه دوم متعلق است.

تالیف: حسین غممت

بخش دوم

شیمی سال دوم

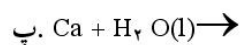
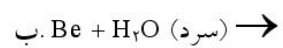
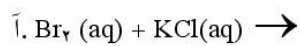
تکته: از روی آرایش الکترونی شماره دوره و گروه معلوم می شود.
 بزرگترین n نشان دهنده دوره است.
 اگر عنصر از دسته s و p باشد مجموع الکترون های آخرین s و p شماره گروه را (با سیستم شماره گذاری قدیمی) نشان می دهد.
 اگر از دسته d باشد مجموع الکترون های آخرین s و d شماره گروه را نشان می دهد.
 اگر عنصر از دسته f باشد جزو گروه IIIB است.

در لاتناید ها و اکتینیدها اوربیتال های f و در La و Ac اوربیتال d در حال پر شدن است چرا خواص این عنصرها شبیه هم است؟
 جواب: اوربیتال های f درونی تر هستند و در تشکیل هیچ پیوندی دخالت ندارند لذا در خواص عنصر هم اثرگذار نیستند.

خود را بیازمایید

- ۱- چهار گروه از عنصرها را که دارای نام خانوادگی اند بنویسید و عنصرهای هر گروه را نام ببرید.
- ۲- در هر مورد با توجه به آرایش آخرین لایه، شماره گروه و دوره عنصر و نیز عدد اتمی عنصر را بنویسید:
 - آ. $1s^2 2s^2 2p^2$ ب. $1s^2 4d^2$ پ. $1s^2 3d^7$ ت. $1s^2 3p^6$ ث. $1s^2 4d^1 5p^5$
 - ج. $1s^2 4f^1 5d^1$ ح. $1s^2$
 (راهنمایی: مجموع الکترون s و d اگر یازده باشد گروه ۱۱ / IB و اگر دو باشد گروه ۱۲ / IIB و اگر هشت، نه و ده باشد VIIIIB خواهد بود)
- ۳- خواص شیمیایی یک عنصر به چه عواملی بستگی دارد؟
- ۴- جاهای خالی را با کلمات مناسب تکمیل کنید:
 - آ. در بین انرژی های یونش متوالی Al ، تعداد جهش کوچک و جهش بزرگ وجود دارد.
 - ب. عنصر بیشترین IE_1 و عنصر کمترین IE_1 را در بین همه ی عنصرهای جدول دارند.
 - پ. تراز اصلی L، تراز فرعی و تراز اصلی N، تراز فرعی دارد.
 - ت. اوربیتال های s شکل و اوربیتال p شکل اند.
 - ث. عنصرهای واسطه بین گروه های اصلی (A) و قرار دارند و از تناوب شروع می شوند.
- ۵- چرا مقدار انرژی دومین یونش اتم سدیم فوق العاده بیشتر از مقدار انرژی نخستین یونش آن است.

۶- چرا به عنصرهای گروه هفتم اصلی، هالوژن می‌گویند؟
۷- کدام یک از واکنش‌های زیر انجام پذیر است؟ محصولات آن را بنویسید.



ترکیب‌های یونی


قاعده‌ی هشتمی (اوکت)

چنانچه قبلاً در بخش دوم همین جزوه آمده بود، عنصرهای فلزی و نافلزی تمایل دارند از طریق دادن و گرفتن الکترون به کاتیون و آنیون تبدیل شده و آرایش الکترونی پایدار گازهای نجیب را کسب کنند. از آنجا که به جز He که در لایه آخر خود دو الکترون دارد، بقیه عنصرهای گازهای نجیب هشت الکترون دارند این قاعده به نام قاعده‌ی اوکت معروف است. هشتمی شدن الکترون‌های لایه آخر (ظرفیت) و دست‌یابی به آرایش الکترونی گازهای نجیب مبنایی برای سنجش پایداری اتم‌ها و میزان واکنش‌پذیری آنهاست. انجام شدنی‌ترین واکنش‌ها آن‌هایی هستند که طی آن‌ها اتم‌ها به این آرایش پایدار برسند. پس از این که اتم به آرایش هشتمی رسید از واکنش‌پذیری آن کم می‌شود و دیگر تمایلی به تشکیل پیوندهای بیش‌تری ندارد.

به همین دلیل است که فلز پتاسیم هنگام وارد شدن در آب به شدت با آن واکنش می‌دهد تا هم خود، با دادن یک الکترون به آرایش الکترونی گاز Ar برسد (خصلت فلزی) و هم یون H^+ با گرفتن الکترون به هیدروژن مولکولی تبدیل شود.



البته H_2 تولید شده فوراً با اکسیژن هوا ترکیب می‌شود و می‌سوزد. $2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(g)$ به همین دلیل وقتی اندکی فلز پتاسیم را در آب می‌اندازیم به شدت واکنش داده و روی آن شعله‌گاز هیدروژن روشن می‌شود. (چرا این شعله به رنگ بنفش است؟)

 خود را بیازمایید

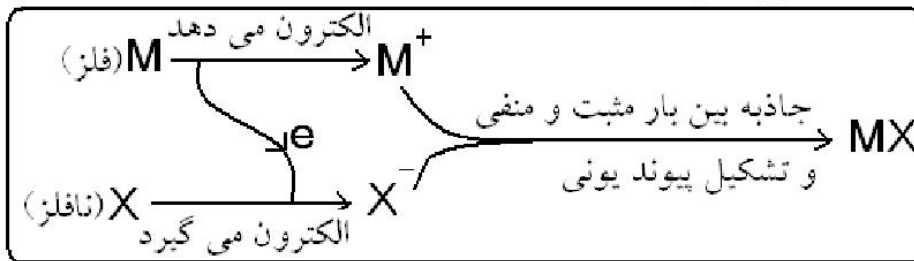
با توجه به آرایش الکترونی عنصرهای زیر معین کنید هر کدام از آن‌ها چگونه (دادن یا گرفتن الکترون) به آرایش پایدار می‌رسند و آیا به کاتیون تبدیل می‌شوند یا به آنیون؟

شیمی سال دوم
ترکیب های یونی
رشته علوم تجربی و ریاضی



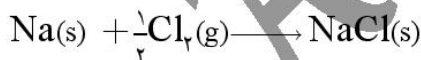
ترکیب های یونی

اگر فلز و نافلز در شرایط مناسبی با هم برخورد داشته باشند می توانند با هم واکنش دهند. (با توجه به شکل زیر)



پیوند یونی را می توان پیوندی بین کاتیون و آنیون تعریف کرد.

سدیم، فلزی نرم و بسیار واکنش پذیر از گروه اول است. عنصر کلر گازی زرد مایل به سبز است. گازی سمی، خورنده و بسیار واکنش پذیر. این دو عنصر تک اتمی و دو اتمی (Cl_2 و Na) می توانند با هم واکنش دهند. هنگامی که سدیم مذاب را در داخل گاز کلر قرار دهیم به شدت و با تولید نور و گرما واکنش داده و جامد سفید رنگ NaCl (نمک خوراکی) را تولید می کنند. این واکنش در اثر داد و ستد الکترون (همانند پتاسیم و آب) انجام می شود.



بلورهای نمک خوراکی (سدیم کلرید) مکعبی شکل اند. این ماده سخت و شکننده است. در 801°C ذوب و در 1413°C می جوشد. در آب حل می شود. در حالت جامد رسانا نیست. در حالت مایع (مذاب) و محلول در آب رسانای جریان برق است. در واقع اینها خواص مشترک ترکیب های یونی است:

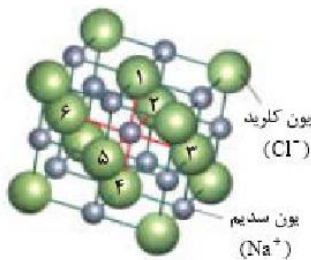
۱- ترکیب های یونی نقطه ذوب و جوش بالایی دارند و سخت هستند.

علت: بعد از تشکیل آنیون و کاتیون در اثر انتقال الکترون از فلز به نافلز، بین آنها نیروی جاذبه قوی ایجاد می شود (قانون کولن را به خاطر بیارید) اما کار به همین سادگی نیست. یون های Na^+ و Cl^- دو تا دو تا با هم ترکیب شده و مولکولی به فرمول NaCl به وجود نمی آورند بلکه همه یون های مثبت و منفی (در این مورد Na^+ و Cl^-) شبکه ای به هم پیوسته از یونها ایجاد می کنند. مثلاً در مورد NaCl یونها چنان با نظم مشخصی کنار هم چیده می شوند که اطراف هر کاتیون Na^+ شش آنیون Cl^-

قرار می‌گیرد و اطراف هر آنیون Cl^- شش کاتیون Na^+ قرار می‌گیرد. یعنی نیروی جاذبه بین بارهای ناهم‌نام فقط در یک جهت نیست بلکه در تمام جهات است.

نکته: به تعداد نزدیک‌ترین یون‌های ناهم‌نام اطراف هر یون عدد کنوردیناسیون آن یون گویند در سدیم کلراید این عدد شش است.

به خاطر این نظم فوق‌العاده نیروی جاذبه خالص بین Na^+ و Cl^- درون شبکه سدیم کلراید $1/76$ برابر همین نیرو در خارج شبکه و فقط بین یک Na^+ و یک Cl^- است پس به خاطر این افزایش نیروی جاذبه و در نتیجه این پایداری بیش‌تر است که یون‌ها شبکه تشکیل می‌دهند و این شبکه بسیار محکم است و این امر علت سختی، دیرذوب و دیرجوش بودن ترکیب‌های یونی است.



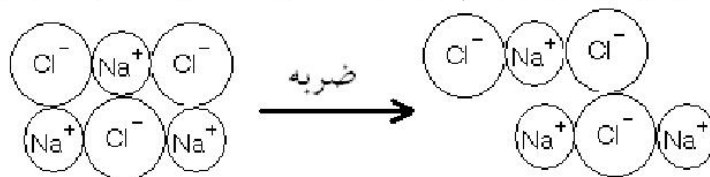
۲- در حالت جامد نارسانا و در حالت مذاب یا محلول رسانای برق‌اند.

علت: در هر ترکیب یونی (یا به عبارتی نمک) ممکن است تعداد کاتیون‌ها با آنیون‌ها برابر نباشد (مثلاً در CaCl_2 تعداد آنیون دو برابر کاتیون است) ولی تعداد بارهای مثبت با تعداد بارهای منفی برابر و ترکیب یونی همیشه خنثی است. از طرفی همه‌ی یون‌ها به خاطر جاذبه قوی، در شبکه‌ی محکمی قرار گرفته و حرکت انتقالی ندارند. شرط رسانا بودن این است که ترکیب دارای بارهای الکتریکی متحرک باشد چنین شرطی در یک نمک جامد وجود ندارد ولی در نمک مذاب یا محلول وجود دارد.

نکته: تنها حرکتی که یون‌ها در شبکه یونی جامد دارند حرکت ارتعاشی است.

۳- شکننده‌اند.

علت: هنگامی که به یک بلور نمک ضربه‌ای زده می‌شود لایه‌ای روی لایه دیگر می‌لغزد. دافعه بین بارهای هم‌نام که در اثر ضربه روی هم قرار گرفته‌اند سبب متلاشی شدن شبکه می‌شود.



انرژی شبکه‌ای بلور یونی

در نمک‌ها یون‌ها با یک الگوی تکراری کنار هم قرار گرفته و یک شبکه به هم پیوسته سه بعدی به وجود می‌آورند. البته با توجه به اندازه کاتیون و آنیون این الگو از نمکی به نمک دیگر متفاوت است ولی در همه جای یک نمک خاص ثابت است. به آرایش سه بعدی و منظم اتم‌ها، مولکول‌ها یا یون‌ها در یک بلور شبکه بلور گفته می‌شود. در نمک‌ها به آرایش سه بعدی و منظم یون‌ها، شبکه بلور یونی گفته می‌شود. هنگام تشکیل این شبکه‌ی پایدار انرژی آزاد می‌گردد. مقدار انرژی آزاد شده به هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از یون‌های گازی سازنده‌ی آن انرژی شبکه بلور نامیده می‌شود.

در نمک خوراکی مقدار انرژی شبکه بلور به صورت زیر است:



انرژی شبکه در یک نمک به تعداد بارهای مثبت یا منفی یون‌های سازنده و اندازه‌ی یون‌ها بستگی دارد هر چه شعاع بزرگ‌تر و اندازه بار کمتر باشد انرژی شبکه کمتر و شبکه سست‌تر خواهد بود و بالعکس. انرژی شبکه می‌تواند معیار خوبی برای اندازه‌گیری قدرت پیوند یونی باشد. در هر مورد انرژی شبکه زوج ترکیبی را که داده شده است با هم مقایسه کنید و علت را بنویسید.
 آ. KI, KF ب. RbF, LiF پ. CaO, MgO ت. Al_2O_3 , Na_2O ث. NaCl, KCl ج. KF, CsCl

جدول ۳ انرژی شبکه‌ی هالیدهای فلزهای قلیایی برحسب جدول ۴ مقایسه‌ی انرژی شبکه ترکیب‌هایی

با یون‌های ۲+ و ۳+

kJ.mol^{-1}

آنیون / کاتیون	F ⁻	O ²⁻
Na ⁺	۹۲۳	۲۴۸۱
Mg ²⁺	۲۹۵۷	۳۷۹۱
Al ³⁺	۵۴۹۲	۱۵۹۱۶

یون هالید / یون فلز قلیایی	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻
Li ⁺	۱۰۳۶	۸۵۳	۸۰۷	۷۵۷
Na ⁺	۹۲۳	۷۸۷	۷۴۷	۷۰۴
K ⁺	۸۲۱	۷۱۵	۶۸۲	۶۴۹
Rb ⁺	۷۸۵	۶۸۹	۶۶۰	۶۳۰
Cs ⁺	۷۴۰	۶۵۹	۶۳۱	۶۰۴

از روی انرژی شبکه‌ی بلور به طور

معمول می‌توان نقطه ذوب را هم مقایسه کرد معمولاً ترکیب دارای انرژی شبکه بیشتر دیرذوب‌تر است البته نقطه‌ی ذوب

جدول ۵ مقایسه‌ی نقطه‌ی ذوب و جوش برخی از ترکیب‌های یونی

ترکیب یونی	نقطه‌ی ذوب / °C	نقطه‌ی جوش / °C
NaCl	۸۰۱	۱۴۱۳
RbCl	۷۱۵	۱۳۹۰
KF	۸۵۸	۱۵۰۵
KBr	۷۳۴	۱۴۳۵