به نام یگانه منتهای عالم

پیشگفتار نویسنده :

فصل ۱ شیمی سال دهم تلفیقی از سه مبحث مهم و اساسی در شیمی می باشد که این ۳ مبحث عبارتند از ساختار اتم ، جدول تناوبی و رسم ساختار مولکول ها که مربوط به پیوند کووالانسی می باشد . البته در نظام قدیم هریک از مباحث ذکر شده یک فصل را به خود اختصاص می داد اما در این کتاب و اخصا این فصل کتاب درسی در مورد هریک از مباحث توضیحات جامع و کاملی ارائه نشده و بحث های تکمیلی آن شاید در کتب سال آینده قرار داشته باشد اما هدف بنده در این فصل این است که حتی المکان راجع به هریک از مباحث توضیحات جامع و کاملی ارائه دهم.

منطق نگارش جزوات ما به این صورت است که ابتدا به تشریح تکنیکال بحث می پردازیم و سپس به سراغ مطالب حفظی و مفهومی فصل می رویم ، در واقع تدریس فصل را به ۲ بخش تدریس تکنیک ها و بخش مفاهیم تقسیم بندی می کنیم.

مای درس
www.my-dars.ir

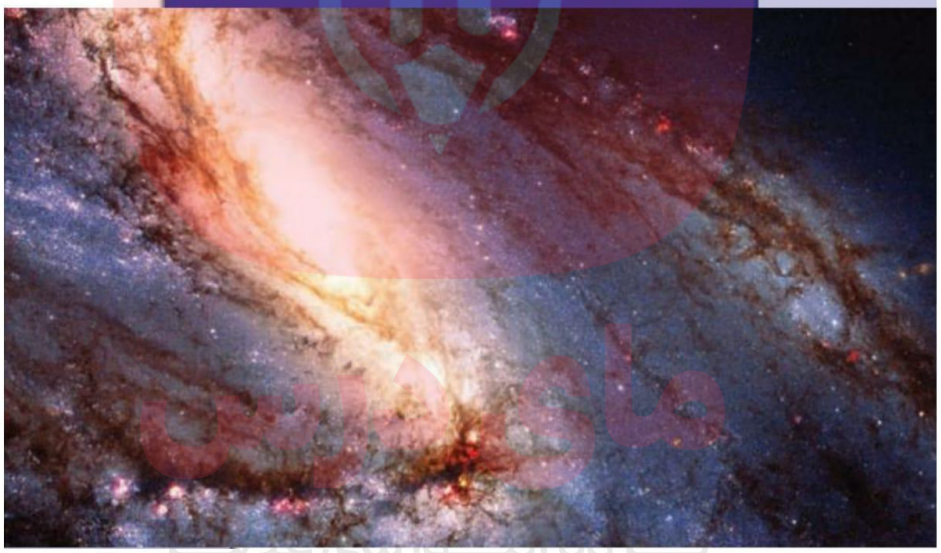
مهندس مهیار صحابی - ۱۳۹۶/۰۵/۲۴

فصل اول شیمی سال دهم

کیهان، زادگاه الفبای هستی

فصل ۱

کیهان زادگاه الفبای هستی



«هوَ الَّذی خَلَقَ السَّمٰواتِ و الْأَرضَ فی سِتَّةِ أَیّام» آیه۴، سوره حدید

او کسی است که آسمان‌ها و زمین را در شش روز آفرید.

www.my-dars.ir

گروه آموزشی عصر

ASR_Group @ outlook.com

@ASRschool2

تیترهای تدریس تکنیکال :

ساختار اتم :

۱) عنصر ، نماد عناصر و پایداری عناصر

۲) مفهوم الکترون ، پروتون و نوترون

۳) ایزوتوپ ، مفهوم آن و مسائل مربوط به آن

۴) جرم اتمی

۵) مفهوم گرم و مول و مسائل مربوط به آن

۶) طیف مرئی نور ، طول موج و انرژی موج

۷) طیف نشری خطی

۸) کشف ساختار اتم

۹) مدل کوانتومی بور ، داد و ستد انرژی و مباحث مطرحه در آن

۱۰) آرایش الکترونی ، اعداد کوانتومی ، نحوه پر شده لایه ها و زیر لایه ها

۱۱) گرفتن الکترون و از دست دادن الکترون توسط نافلزات و فلزات

۱۲) تبدیل اتم به یون

جدول تناوبی

۱۳) طبقه بندی عناصر

۱۴) توضیحات جامع پیرامون جدول تناوبی و معرفی کامل یک جدول تناوبی استاندارد

پیوند کووالانسی :

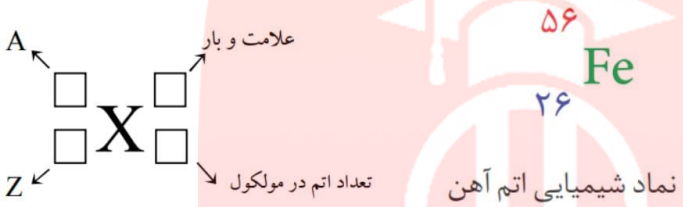
۱۵) توضیحات پایه ایی پیرامون انواع پیوند

۱۶) رسم ساختار لوئیس

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

۱) عنصر، نماد عناصر و پایداری عناصر

عنصر : یک عنصر ساده ترین نوع از ماده است که خواص فیزیکی و شیمیایی منحصر به فردی دارد. یک عنصر فقط از یک نوع اتم ساخته شده است. به عبارت دیگر عنصر، یک نوع ماده است ، ماده ای که اجزاء تشکیل دهندهٔ آن ثابت است.



Z نشان دهنده عدد اتمی یک عنصر می باشد و به طور مثال عدد اتمی عنصر آهن ۲۶ می باشد و A نشان دهنده عدد جرمی است و در مورد عنصر اهن ، عدد جرمی ۵۶ است. در ادامه به تشریح کم و کیف عدد اتمی و عدد جرمی می پردازیم.

۲) مفهوم الکترون، پروتون و نوترون

الکترون :

نخستین ذره زیر اتمی شناخته شده می باشد که الکترون دارای بار منفی است و در پیرامون هسته قرار می گیرد. در یک اتم خنثی تعداد الکترون های پیرامون هسته با تعداد پروتون های درون هسته (که جلوتر آن را تشریح خواهیم کرد) برابر می باشد .

پروتون :

دومین ذره زیر اتمی شناخته شده ، پروتون می باشد که به لحاظ بار الکتریکی ، دارای بار مثبت می باشد که این بارهای مثبت در داخل هسته اتم قرار گرفته اند ، جرم این ذره ۱۸۳۷ بار از الکترون سنگین تر است.

عدد اتمی (z) : به پروتون های موجود در هسته اتم عدد اتمی یک عنصر می گویند.

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

نوترون :

سومین ذره زیر اتمی شناخته شده ، نوترون می باشد که در واقه جزء بدون باری است که در هسته اتم قرار می گیرد . همانطور که گفته شد نوترون به لحاظ بار الکتریکی خنثی است اما وجود نوترون برای برقراری تعادل در یک اتم الزامی است.

عدد جرمی (A) :

به مجموع تعداد پروتون و نوترون موجود در هسته اتم عدد جرمی گفته می شود .

به مثال زیر توجه کنید :

عدد اتمی عنصر فلوئور برابر با ۹ می باشد و عدد جرمی آن برابر با ۱۹ می باشد . $^{19}_{9}F$

این عدد ۹ ، تعداد پروتون های موجود در هسته را نشان می دهد و عدد ۱۹ مجموع تعداد پروتن ها و نوترون های هسته را نشان میدهد (10 = 9 – 19) یعنی ۱۰ نوترون در هسته و جود دارد و از انجایی که این اتم خنثی است تعداد پروتون ها والکترون های ان باهم برابر می باشد یعنی تعداد الکترون ها هم برابر ۹ میباشد.

پایداری عنصر :

اغلب هسته هایی که نسبت شمار نوترونها به پروتونهای آنها برابر یا بیش از ۱/۵ باشد، ناپایدارند و با گذشت زمان متلاشی می شوند اما در تست می توانیم بگوییم عناصری که دارای عدد اتمی ۸۴ یا بیشتر از ۸۴ می باشند هسته های ناپایدار دارند.

ناپایدار بودن یک عنصر به معنی متلاشی شدن هسته آن اتم در شرایط فیزیکی و شیمیایی است که آن عنصر در آن قرار می گیرد.

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

۳) ایزوتوپ و مفهوم آن و مسائل مربوط به آن

به گونه هایی که عدد اتمی یکسان ولی عدد جرمی متفاوت دارند ، ایزوتوپ گویند .

در رابطه با ایزوتوپ یا هم مکان به نکات زیر توجه شود :

دانشمندان به کمک دستگاهی به نام طیف سنج جرمی به صورتی بسیار دقیق جرم اتم ها را اندازه گیری می کنند . این بررسی ها نشان می دهد که همهٔ اتم های یک عنصر جرم یکسانی ندارند .منظور از عنصر ، ماده ای است که به

مواد ساده تری تجزیه نمی شود. یک عنصر مجموعه ای از اتم هایی است که همگی ماهیت شیمیایی یکسانی دارند یعنی عدد اتمی آن ها برابر است ولی ممکن است جرم یکسانی نداشته باشند به عبارت دیگر ممکن است تعداد نوترون های درون هستهٔ همهٔ اتم ها با هم برابر نباشد.

ایزوتوپ ها ، اتم های یک عنصر هستند که عدد اتمی یکسان اما عدد جرمی متفاوت دارند .به بیان دیگر ایزوتوپ های یک عنصر دارای تعداد پروتون برابر و تعداد نوترون متفاوت هستند .ایزوتوپ ها خواص شیمیایی و آرایش الکترونی یکسانی دارند. ولی در برخی از خواص فیزیکی وابسته به جرم خود مانند چگالی ، نقطه ی ذوب و جوش و ... متقاوت اند. این تفاوت در ترکیب های شیمیایی آنها نیز مشاهده می شود .هرچه ایزوتوپ یک عنصر سنگین تر باشد ، دمای ذوب و جوش و چگالی بیشتری دارد.

از هیدروژن سه ایزوتوپ شناخته شده است .یک ایزوتوپ آن هیدروژن معمولی یا پروتیم که تنها یک پروتون دارد .دو ایزوتوپ دیگر آن دوتریم یا هیدروژن سنگین(شامل یک پروتون و یک نوترون) و تریتیم یا هیدروژن پرتوزا (شامل یک پروتون و دو نوترون) هستند.

$$_{1}^{1}H\begin{cases}Z=1\\e=1\\N=0\end{cases}\quad(\text{پروتیم})\qquad _{1}^{2}D\begin{cases}Z=1\\e=1\\N=1\end{cases}\quad(\text{دوتریم})\qquad _{1}^{3}T\begin{cases}Z=1\\e=1\\N=2\end{cases}\quad(\text{تریتیم})$$

در این میان فقط ۲۷۹ ایزوتوپ پایدار وجود دارد . برخی عنصر ها مانند F ، P و Al تنهای یک ایزوتوپ پایدار دارند ،در حالی که برخی از دو یا تعداد بیشتری ایزوتوپ برخوردارند برای نمومه قلع ۱۰ ایزوتوپ پایداردارد .

پایداری ایزوتوپ ها به تعداد پروتون ها و نوترون های درون هسته بستگی دارد ،برای مثال همه ی هسته هایی که ۸۴ یا بیش از این تعداد پروتون دارند ناپایدار هستند ،اگر برای هسته ای نسبت تعداد نوترون ها به پروتون ها ۱/۵ یا بیش تر باشد ، هسته یاد شده ناپایدار است برای مثال به عنصر Ra با عدد اتمی ۸۸ و عدد جرمی ۲۲۶ دقت کنید که تعداد نوترون های آن برابر با ۱۳۸ و تعداد پروتون های آن برابر با ۸۸ است.

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

$$\frac{138}{56} = 1/56$$

پس می توان گفت این هسته ناپایدار است و در اثر واکنش های تلاشی هسته به هسته های پایدار تر تبدیل می شود.

جرم اتمی میانگین :

برای محاسبه ی جرم اتمی میانگین ایزوتوپ ها می توان از فرمول زیر استفاده کرد:

$$\bar{M} = \frac{M_1F_1 + M_2F_2 + \ldots}{F_1 + F_2 + \ldots}$$

جرم ایزوتوپ =M فراوانی ایزوتوپ =F جرم اتمی میانگین = $\bar{M}$

۴) جرم اتمی و یکای جرم اتمی

شیمی دان ها با استفاده از روش های تجربی توانستند جرم برخی از عناصر شناخته شده تا زمان خود را به طور نسبی اندازه گیری کنند .اندازه گیری نسبی جرم یعنی این که به یک عنصر مشخص، جرم معینی را نسبت داده و جرم بقیه عناصر را نسبت به آن محاسبه کنیم. برای این منظور، جرم هر اتم را نسبت به جرم اتم هیدروژن می سنجیدند. اما به دلایلی لازم شد که این مبنا تغییر کند.

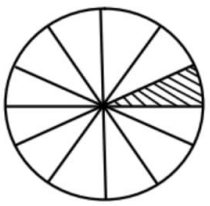
جرم اتم اکسیژن، تقریبا ۱۶ برابر جرم اتم هیدروژن است پس $\frac{1}{16}$ جرم اتم اکسیژن O^{16} تقریبا برابر با جرم اتم هیدروژن بود منتها دقیقا برابر نیست.

جرم $\frac{۱}{۱۲}$ جرم اتم کربن – ۱۲ انتخاب شد. جرم اتم های مختلف نسبت به این مبنا اندازه گیری شد.

کوتاه شده عبارت atomic mass unit به معنای واحد جرم اتمی می باشد که برابر با $\frac{۱}{۱۲}$ جرم اتم کربن – ۱۲ است .

بنابراین در این مقیاس جرم اتم کربن – ۱۲ برابر با ۱۲/۰۰۰ amu در نظر گرفته می شود .

دقت کنید که جرم اتمی و عدد اتمی تقریبا یکسان هستند اما دقیقا یکی نیستند.



$$۱mau\left(\frac{۱}{۱۲} \times {}^{۱۲}C\right)$$

www.my-dars.ir

۵) مفهوم گرم و مول و مسائل مربوط به آن

مفهوم مول : به تعداد $6/022 * 10^{23}$ ذره ، اتم و ... از هر ماده ایی یک مول از آن ماده می گویند.

جرم مولی :در روابط و مسائل شیمی ، واحد رایج برای ذره ها ، جرم مولی است که بیانگر جرم یک مول از آن ذره است .برای مثال اگر یک مول اتم سدیم تهیه کرده و جرم آن را با ترازو اندازه گیری کنیم خواهیم دید که یک مول اتم سدیم تقریبا 23 گرم جرم دارد که جرم مولی سدیم نامیده می شود. (واحد جرم مولی گرم بر مول است) gr/mol

۲ فرمول داریم برای تبدیل گرم یک ماده به مول آن ماده و همچنین برای تبدیل مول آن ماده به گرم آن.

$$\text{مول ماده} = \frac{\text{گرم ماده}}{\text{جرم مولی ماده}}$$

$$\text{گرم ماده} = \text{مول ماده} * \text{جرم مولی ماده}$$

مثال : ۱۲۸ گرم Cu معادل چند مول Cu می باشد ؟ (cu = 64 gr/mol)

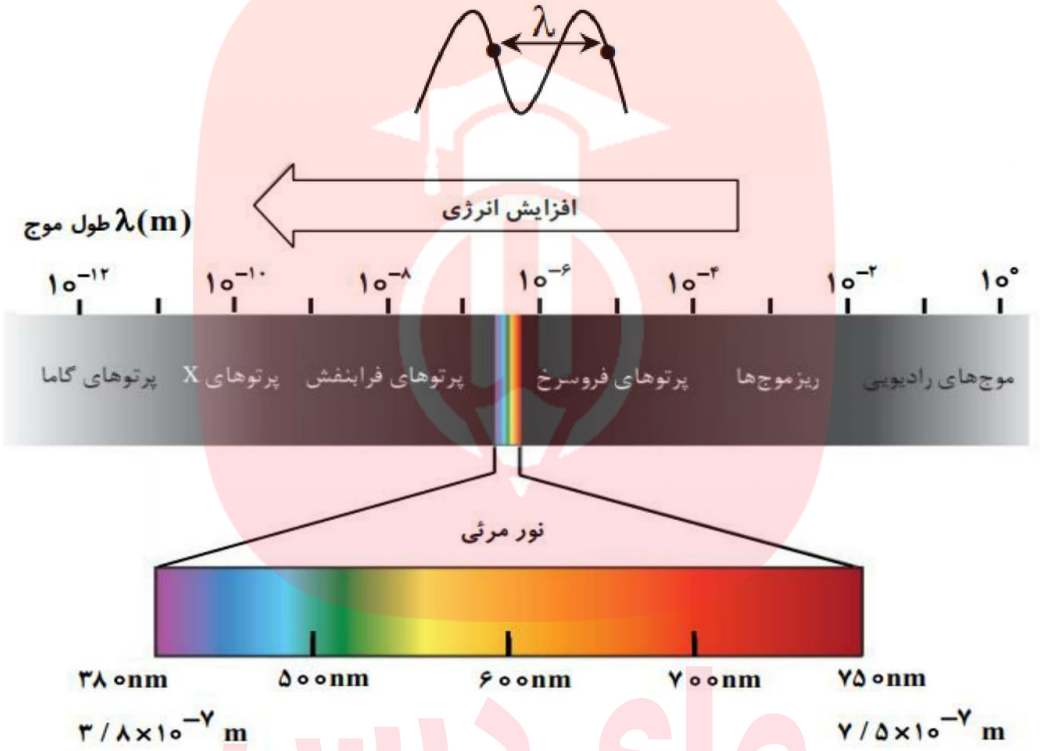
$$\text{مول ماده} = \frac{\text{گرم ماده}}{\text{جرم مولی ماده}} = \frac{128}{64}$$

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

۶) طیف مرئی نور ، طول موج و انرژی موج

اگر دقت کنید خواهید دید که این رنگ ها بخشی از طیف الکترومغناطیسی هستند .همه ی امواج الکترومغناطیس در خلا سرعت ثابتی برابر سرعت حرکت نور دارند ولی طول موج آن ها با هم متفاوت است .در شکل زیر نواحی مختلف طیف امواج الکترومغناطیس را بر اساس طول موج آن ها مشاهده می کنید .نور مرئی تنها بخش کوچکی از این طیف است که چشم انسان به طول موج آن حساس بوده و آن را مشاهده می کند .نوری که ما را قادر به دیدن می کند ، طول موجی بین ۳۸۰ تا ۷۰۰ نانومتر دارد. به این طیف یک طیف پیوسته می گویند زیرا به طور پیوسته شامل همه ی طول موج ها می شود. طول موج امواج الکترو مغناطیس با هم متفاوت هستند . همهٔ امواج الکترومغناطیس به صورت موج سینوسی منتشر و از

فوتون تشکیل شده اند. از جنس انرژی هستند و ماده نمی باشند .طول موج: فاصلهٔ بین دو نقطهٔ مشابه در این امواج ، طول موج یا (λ لاندا) نامیده می شود .حال هر چه قدر طول موج کمتر باشد، انرژی و نفوذ آن بیشتر است.



موج های رادیویی > ریز موج ها > پرتوهای فروسرخ > نور مرئی > پرتوهای فرابنفش > پرتوهای X > گاما : **طول موج**

موج های رادیویی > ریز موج ها > پرتوهای فروسرخ > نور مرئی > پرتوهای فرابنفش > پرتوهای X > گاما : **انرژی**

طول موج های رنگ های طیف مرئی مطابق جدول زیر است :

طول موج(nm)	۳۸۰-۴۳۰	۴۳۰-۴۸۰	۴۸۰-۵۶۰	۵۶۰-۵۹۰	۵۹۰-۶۳۰	۶۳۰-۷۵۰
رنگ پرتو	نیلی- بنفش	آبی	سبز	زرد	نارنجی	قرمز

قرمز > نارنجی > زرد > سبز > آبی > نیلی > بنفش : **طول موج**

قرمز > نارنجی > زرد > سبز > آبی > نیلی > بنفش : **انرژی**

این تئوری که ممکن است التهاب هر عنصر، رنگ مشخصی ایجاد کند، با آزمون شعله نیز تایید شد. در این آزمون، محلول یک ترکیب شیمیایی فلزدار که در واقع یک ترکیب یونی است، رنگ خاصی به شعله می بخشد که با رنگ سایر ترکیب ها متفاوت و قابل شناسایی است.

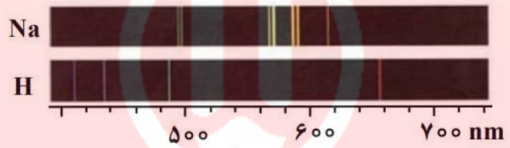
مای درس
www.my-dars.ir

۷) طیف نشری خطی

رابرت بونزن دانشمند آلمانی دستگاه طیف بین را طراحی کرد که سهم چشم گیری در پیشرفت علم شیمی داشت .وقتی رابرت بونزن یک ترکیب شیمیایی فلزدار را در مشعل این دستگاه قرار می داد تغییر رنگ شعله را مشاهده می کرد .

وقتی او کات کبود $CUSO_4.5H_2O$ در داخل شعله دستگاه قرار داد ، رنگ آبی شعله به رنگ سبز گرایید.

و نور تولید شده را از یک شیار باریک و از یک منشور عبور داد و طیف خاصی به دست آورد .این طیف در مورد هر ترکیب فلز دار شکل ویژه ای داشت.این طیف ها طیف نشری خطی نامیده می شوند.



در واقع طیف منتشر شده از عنصرهای مختلف در دستگاه طیف بین برخلاف طیف نور سفید یک طیف پیوسته و تماما روشن نیست بلکه یک طیف گسسته است که شامل خطوط و نوار های تاریک و روشن می باشد وبه همین جهت طیف نشری خطی نامیده شد .بونزن که از این مشاهده شگفت زده شده بود آزمایش را با چند ترکیب فلز دار دیگر نیز تکرار کرد و در هر مورد طیف نشری خطی متفاوتی به دست آورد .بررسی بیشتر وی و همکارانش ثابت کرد که هر فلز طیف نشری خطی خاص خود را دارد و مانند اثر انگشت می توان از این طیف برای شناسایی فلز مورد نظر بهره گرفت .کاربرد طیف های نشری خطی از برخی جنبه ها مانند کاربرد خط نماد (code bar) روی جعبه یا بسیاری از کالاهایی است که در بازار به فروش می رسند . دقت کنید که این خط ها در ناحیه نور مرئی هستند و خط هایی که دارای طول موج بیشتر یا کم تر از نور مرئی هستند در این الگو دیده نمی شوند.

آزمون شعله :

ترکیب های شیمیایی فلزدار به شعله ی چراغ بونزن رنگ خاصی می دهند که از آن می توان برای شناسایی فلز موجود در ترکیب مورد نظر استفاده کرد. مقدار کمی نمک را روی شعله قرار می دهیم و تغییر رنگ ایجاد شده را مشاهده نماییم.

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

رنگ شعله برخی ترکیبات قید شده در کتاب :

سبز	زرد	سرخ
مس (II) نیترات	سدیم نیترات	لیتیم نیترات
مس (II) کلرید	سدیم کلرید	لیتیم کلرید
مس (II) سولفات	سدیم سولفات	لیتیم سولفات
فلز مس	فلز سدیم	فلز لیتیم

طبق جدول، رنگ شعله فلز لیتیم و همه ترکیبهای آن به رنگ سرخ است؛ ازاین رو میتوان نتیجه گرفت که رنگ سرخ ایجاد شده در یک شعله میتواند، نشان دهنده وجود عنصر لیتیم در آن باشد. در واقع از روی تغییر رنگ شعله میتوان به وجود عنصرفلزی در آن پی برد .شیمیدان ها به فرایندی که در آن یک ماده شیمیایی با جذب انرژی ، از خود پرتوهای الکترومغناطیس گسیل می دارد، نشر می گویند. اگر نور نشر شده از یک ترکیب لیتیم دار را از یک منشور عبور دهیم، الگویی مانند شکل زیر به دست می آید که به آن طیف نشری خطی لیتیم میگویند.

از آنجا که طیف نشری خطی لیتیم در گسترهٔ مرئی، تنها شامل چهار خط یا طول موج رنگی است به آن طیف خطی میگویند. بررسی ها نشان میدهد که هر عنصر، طیف نشری خطی ویژه خود را دارد و مانند اثر انگشت ما ، می توان از آن طیف برای شناسایی عنصر استفاده کرد.

گروه آموزشی عصر

ASR_Group @ outlook.com

@ASRschool2

۸) کشف ساختار اتم

ساختار اتم را با توجه به مدل اتمی بور توضیح خواهیم داد :

۱) الکترون در اتم هیدروژن در مسیری دایره ای شکل که مدار نامیده می شود به دور هسته در گردش است.

۲) انرژی الکترون با فاصله از هسته رابطه ی مستقیم دارد در واقع هرچه الکترون از هسته دورتر می شود انرژی آن افزایش می یابد.

۳) این الکترون فقط می تواند در فاصله های معین و ثابتی پیرامون هسته گردش کند در واقع الکترون تنها مجاز است مقادیر معینی انرژی را بپذیرد به هریک از این مقادیر انرژی ، تراز انرژی گفته می شود تعداد محدودی از این ترازها در اتم وجود دارد.

۴) این الکترون معمولا در پایین ترین تراز انرژی ممکن (نزیک ترین مدار به هسته) قرار دارد به این تراز ، حالت پایه گفته می شود.

۵) با دادن مقدار معینی انرژی به این الکترون می توان آن را قادر ساخت که از حالت پایه (تراز با انرژی کم تر) به حالت برانگیخته (تراز با انرژی بالاتر) انتقال یابد.

۶) الکترون در حالت برانگیخته ناپایدار است از این رو همان مقدار انرژی را که پیش از این گرفته بود از دست می دهد و به حالت پایه باز می گردد.

گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

نکاتی در باب مدل اتمی بور :

۱) نشر نور مناسب ترین راه برای از دست دادن انرژی اضافه است.

۲) از این رو الکترون برانگیخته به هنگام بازگشت به حالت پایه انرژی اضافی خود را که در واقع تفاوت انرژی میان دو تراز انرژی یاد شده است ، از طریق انتشار نوری با طول موج معین از دست می دهد به این گونه انرژی که به صورت یک بسته انرژی مبادله می شود انرژی کوانتومی یا پیمانه ای می گویند .

۳) بور با کوانتومی در نظر گرفتن ترازهای انرژی توانست طیف نشری خطی هیدورژن را توجیه کند.

- **الکترون با جذب انرژی به مدارهای بالاتر می رود.**
- **جاذبه هسته، آن را به حالت پایه باز می گرداند.**
- **انرژی به صورت بسته های معین نشر می شود.**

با توجه با ۳ آیتم فوق انرژی بسته ای یا پیمانه ای را انرژی کوانتومی می گویند.

۹) مدل کوانتومی بور ، داد و ستد انرژی و مباحث مطرحه در آن

البته مدل اتمی بور را ما در سرفصل قبلی توضیح دادیم ، حال در این قسمت به تشریح داد و ستد انرژی به هنگام انتقال الکترون از تراز ها خواهیم پرداخت.

انرژی نشر شده در این فرآیند، کوانتیده است. کوانتیده به معنای تکه تکه شده است. تکه هایی که با هم برابرند بور به هر یک از این ترازهای انرژی کوانتیده عدد خاصی را نسبت داد(از یک تا ۷) و آن را عدد کوانتومی اصلی نامید . n=1 پایدار ترین تراز انرژی مجاز برای الکترون است.

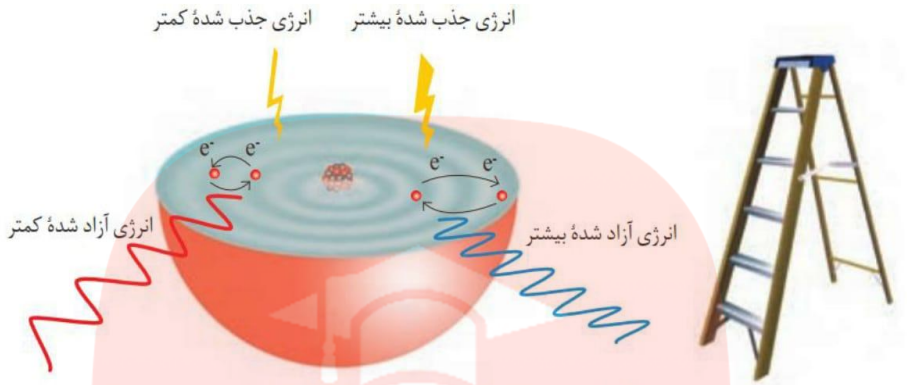
فرض کنید الکترون موجود در این تراز، با جذب انرژی به $n = ۱$ برود. این الکترون با نشر بستهٔ معینی از انرژی مجددا به $n = ۱$ باز می گردد. اما اگر الکترون آنقدر انرژی دریافت کند که از مدار اول به مدار سوم برسد، دو نوع برگشت به حالت پایه دارد. ممکن است مستقیما از مدار سوم به مدار اول بازگردد یا آن که ابتدا به مدار دوم و سپس به مدار اول بازگردد. به همین ترتیب بازگشت های مختلفی برای مدارهای مختلف وجود دارد.

اما نکته ی بسیار مهم این است که فاصلهٔ هر مدار با مدار بالاتر ثابت و معین است اما دقت کنید که این فواصل در مدارهای مختلف یکسان نیست. در نتیجه بازگشت به مدارهای مختلف انرژی متفاوتی آزاد می کند.هر چه به سمت مدار های بالاتر حرکت کنیم، فاصله ی بین دو مدار کم تر می شود.

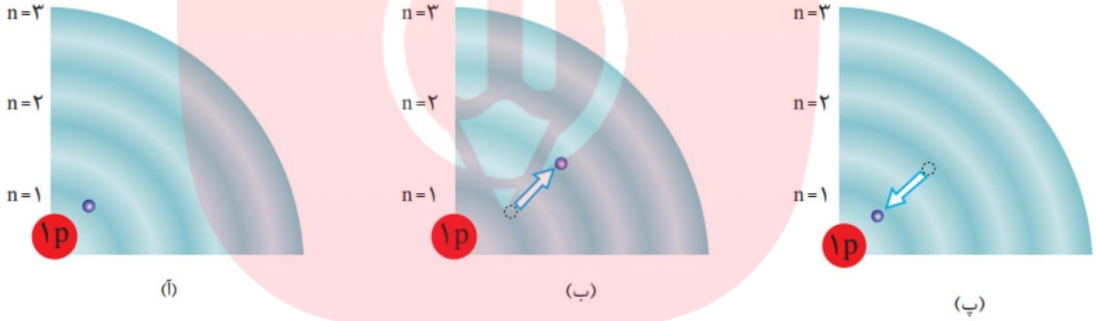
طول موج و انرژی رابطه ی عکس دارند بنابر این هرچه فاصله ی بین تراز ها بیشتر باشد انرژی مبادله شده بیشتر و طول موج حاصل کوچک تر است $(n_۳ \to n_۲) > (n_۳ \to n_۱)$ انرژی مبادله شده $(n_۳ \to n_۲) < (n_۳ \to n_۱)$ طول موج

www.my-dars.ir

شکل های کتاب درسی درباره انتقالات الکترون در تراز های انرژی :

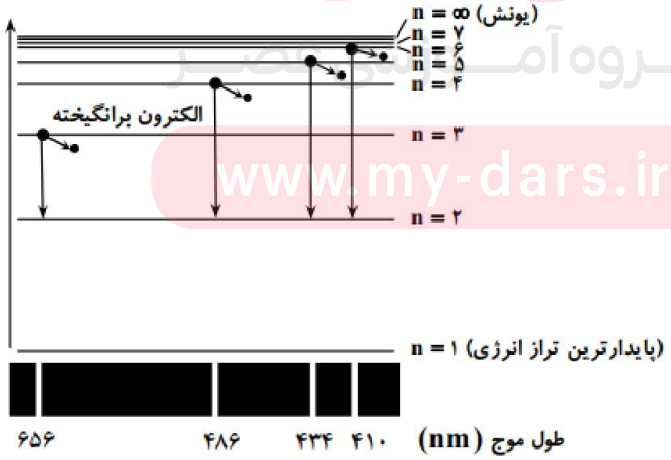


شکل ۲۰ـ در نتیجهٔ جابه‌جایی الکترون بین لایه‌ها، انرژی با طول موج معین جذب یا نشر می‌شود.



شکل ۲۱ـ آ) الکترون در حالت پایهٔ اتم هیدروژن، ب) الکترون در حالت برانگیخته از اتم هیدروژن
پ) بازگشت الکترون به حالت پایه

شکل مفهومی تر جهت یادگیری بهتر :



مای درس
گروه آموزشی
www.my-dars.ir

۱۰) آرایش الکترونی ، اعداد کوانتومی ، نحوه پر شده لایه ها و زیر لایه ها

قبل از ورود به بحث بایستی یکسری مفاهیم را تشریح کنیم :

اوربیتال :

اروین شرودینگر بر مبنای رفتار دوگانه ی الکترون و تاکید بر رفتار موجی آن مدلی برای اتم پیشنهاد کرد. او به جای محدود کردن الکترون به یک مدار دایره ای شکل از حضور الکترون در یک فضای ۳ بعدی به نام اوربیتال سخن گفت.

اوربیتال: فضایی سه بعدی در اطراف هسته است که میزان احتمال حضور الکترون را در آن بسیار زیاد است. یعنی الکترون بیشتر وقت خود را درون این فضای سه بعدی می گذراند. در هر اوربیتال حداکثر دو الکترون جای می گیرد .شرودینگر پس از انجام محاسبه های بسیار پیچیده ی ریاضی نتیجه گرفت همان گونه که برای مشخص کردن مکان یک جسم در فضا به سه عدد (طول ، عرض و ارتفاع) نیاز است ، برای مشخص کردن هر یک از اوربیتال های یک اتم نیز به چنین داده هایی نیاز داریم . شرودینگر به این منظور از سه عدد n , l , m_l استفاده کرد که عددهای کوانتومی خوانده می شوند.

n عدد کوانتومی اصلی :

n که عدد کوانتومی اصلی نامیده می شود همان عددی است که بور برای مشخص کردن ترازهای انرژی در مدل خود به کار برده بود. در مدل کوانتومی به جای ترازهای انرژی از واژه ی لایه های الکترونی استفاده می شود و n تراز انرژی آن ها را معین می کند.

n = 1 پایدارترین لایه ی الکترونی را نشان می دهد و هر چه n بالاتر می رود تراز انرژی لایه الکترونی افزایش می یابد . پیرامون هسته ی اتم حداکثر هفت لایه الکترونی مشاهده شده است.

عدد کوانتومی اصلی انرژی اوربیتال ها و همچنین تعداد زیرلایه ها را مشخص می کند به عبارتی هر چه n بزرگ تر باشد انرژی لایه بیشتر واندازه آن بزرگ تر می شود. تعداد اوربیتال ها و حد اکثر تعداد الکترون ها در هر لایه ی اصلی از روابط روبرو به دست می آید:

مای درس
www.my-dars.ir

تعداد اوربیتال ها در هر لایه ی اصلی = n^2

حداکثر تعداد الکترون ها در هر لایه ی اصلی = $2n^2$

l عدد کوانتومی اوربیتالی :

بررسی ها نشان داد که الکترون های هرلایه، زیر مجموعه هایی را تشکیل می دهند که به آن ها زیرلایه گفته می شود .به عبارت دیگر هر لایه ی اصلی از یک یا چند زیرلایه تشکیل می شود. زیرلایه ها را با عدد کوانتومی اوربیتالی (l) نشان می دهند .

زیرلایه: به مجموعه ای از اوربیتال های هم انرژی که عدد کوانتومی اصلی آن ها یکسان است گفته می شود

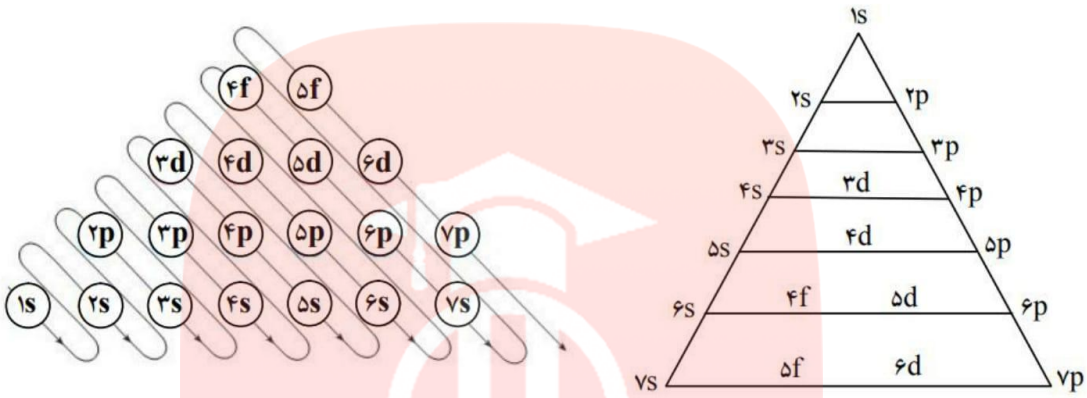
تعریف دوم زیرلایه: مجموعه ای از اوربیتال ها در یک لایه اصلی که عدد کوانتومی اوربیتالی برابر دارند . n تعداد زیرلایه های هر لایه الکترونی را نشان می دهد. به عبارت دیگر تعداد زیرلایه ها در هر لایه برابر با n است .به عنوان مثال در n= ۲ دو زیرلایه و در n= ۳ =، ۳ زیرلایه وجود دارد.

در هر لایه الکترونی l می تواند مقادیر صحیح ۰ تا n-۱ را داشته باشد مثلا برای $n = ۳$ مقادیر ۰ و ۱ و ۲ را شامل می شود.
عدد کوانتومی اوربیتالی نوع زیرلایه را مشخص می کند اگر به عدد کوانتومی اوربیتالی (l) مقادیر عددی نسبت دهیم می توانیم نوع زیرلایه را مشخص کنیم.

اگر به عدد کوانتومی اوربیتالی (l) عدد صفر را نسبت دهیم زیرلایه به دست آمده از نوع s خواهد بود. $l = ۰ \rightarrow s$
اگر به عدد کوانتومی اوربیتالی (l) عدد ۱ را نسبت دهیم زیرلایه به دست آمده از نوع p خواهد بود. $l = ۱ \rightarrow p$
اگر به عدد کوانتومی اوربیتالی (l) عدد ۲ را نسبت دهیم زیرلایه به دست آمده از نوع d است. $l = ۲ \rightarrow d$
اگر به عدد کوانتومی اوربیتالی (l) عدد ۳ را نسبت دهیم زیرلایه به دست آمده از نوع f خواهد شد. $l = ۳ \rightarrow f$

آرایش الکترونی اتم :

به وسیله ی مدل کوانتومی اتم می توانیم چگونگی آرایش الکترون ها در اتم را مشخص کنیم. الکترون ها همواره تمایل دارند در پایین ترین تراز انرژی ممکن قرار می گیرند. به عبارت دیگر الکترون ها تمایل دارند اوربیتالی را زودتر از الکترون پرکنند که سطح انرژی آن پایین است. بنابراین پر شدن زیرلایه ها به صورت شکل های زیر خواهد بود.



برای نوشتن آرایش الکترونی می توانیم تعداد الکترون ها در هر زیرلایه را به صورت بالا نویس روی نماد مشخص کنندهٔ زیرلایه یا اوربیتال قرار دهیم که همانطورکه قبلا نیز توضیح داده شد به این شیوه ی نوشتن آرایش الکترونی ، شیوه ی نوشتاری گفته می شود.

برای مثال اتم هیدروژن H که دارای یک الکترون است ، را در نظر بگیرید این اتم یک الکترون در لایه ی اول خود دارد و تنها اوربیتال آن ، اوربیتال s است. بنابراین آرایش نوشتاری آن به صورت $1S^1$ خواهد بود که بالانویس ۱ برای S تعداد الکترون های اوربیتال s است . همچنین برای F ۹ که دارای ۲ لایه است و در لایه اول اوربیتال s و در لایه دوم اوربیتال s و p دارد آرایش الکترونی به صورت $1S^2/2S^2 2p^6$ نوشته می شود.

به مثال های زیر توجه کنید:

اوربیتال هم انرژی به اوربیتال هایی گفته می شود که در یک زیرلایه قرار می گیرند و انرژی یکسانی دارند زیرلایه p دارای ۳ اوربیتال هم انرژی و زیرلایه d دارای ۵ اوربیتال هم انرژی و زیرلایه f دارای ۷ اوربیتال هم انرژی می باشد.

s: □ p: □□□ d: □□□□□ f: □□□□□□□

مربع های نشان داده شده در بالا نشان دهنده اوربیتال های ما هستند که الکترون ها درون آنها جای می گیرند.

حال در ادامه به اصل بنا گذاری آفبا اشاره خواهیم کرد :

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

اصل بنا گذاری آفبا :

اگر برای رسم آرایش الکترونی اتم عنصرهای دیگر از اتم هیدروژن شروع کنیم و سپس یک به یک بر تعداد پروتون های درون هسته و الکترون های پیرامون آن بیفزاییم ، به این گونه ، اتم عنصرهای سنگین تر از هیدروژن را به ترتیب افزایش عدد اتمی ساخته ایم. این شیوه ی دست یافتن از یک اتم به اتم دیگر را اصل بناگذاری یا آفبا می گویند .حاشیه کتاب : آفبا (Aufbau) یک واژه ی آلمانی به معنای رشد یا افزایش گام به گام است.

ترتیب پر شدن زیرلایه ها با استفاده از فرمول آفبا به دست می آید:

$$ns \qquad (n-۲)f \qquad (n-۱)d \qquad np$$

حال اگر به n مقدار بدهیم، خواهیم دید که زیرلایه ها به ترتیب شروع به مرتب شدن خواهند کرد.

$$[۱s^{۲}][۲s^{۲}۲p^{۶}][۳s^{۲}۳p^{۶}][۴s^{۲}۳d^{۱۰}۴p^{۶}][۵s^{۲}۴d^{۱۰}۵p^{۶}][۶s^{۲}۴f^{۱۴}۵d^{۱۰}۶p^{۶}][۷s^{۲}۵f^{۱۴}۶d^{۱۰}۷p^{۶}]$$

برای اینکه الکترون بتواند به زیرلایه d وارد شود، n حداقل باید ۴ باشد. یعنی از ردیف چهارم جدول تناوبی زیرلایه ی d شروع به الکترون گیری می کند.

برای این که الکترون بتواند به زیرلایه یf وارد شود، n حداقل باید ۶ باشد. یعنی از ردیف ششم جدول تناوبی زیرلایه ی fشروع به الکترون گیری می کند.

آرایش نویسی با استفاده از گاز نجیب :

از آن جا که لایه های الکترونی در گازهای نجیب پر هستند معمولا برای خلاصه تر کردن آرایش های الکترونی به جای لایه های الکترونی پر شده نماد شیمیایی گاز نجیب با همان تعداد الکترون را درون یک کروشه قرار می دهند .برای خلاصه نویسی آرایش الکترونی می توان از آرایش گاز نجیب ماقبل عنصر مورد نظر استفاده کرد. از این رو باید عدد اتمی گاز های نجیب را به خاطر بسپارید .جایگاه گازهای نجیب هنگام پر شدن زیر لایه ها در زیر نمایش داده شده است:

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

$$[_{86}Rn] \quad [_{54}Xe] \quad [_{36}Kr] \quad [_{18}Ar] \quad [_{10}Ne] \quad [_{2}He]$$

$$[_{1}s^{2}]\downarrow[_{2}s^{2}{}_{2}p^{6}]\downarrow[_{3}s^{2}{}_{3}p^{6}]\downarrow[_{4}s^{2}{}_{3}d^{10}{}_{4}p^{6}]\downarrow[_{5}s^{2}{}_{4}d^{10}{}_{5}p^{6}]\downarrow[_{6}s^{2}{}_{4}f^{14}{}_{5}d^{10}{}_{6}p^{6}]\downarrow[_{7}s^{2}{}_{5}f^{14}{}_{6}d^{10}{}_{7}p^{6}]$$

مثال های آموزشی :

$_{20}Ca:[_{18}Ar]4s^{2}$ $\quad$ $_{4}Be:[_{2}He]2s^{2}$ $\quad$ $_{11}Na:[_{10}Ne]3s^{1}$

$_{25}Mn:[_{18}Ar]3d^{5}4s^{2}$ $\quad$ $_{23}V:[_{18}Ar]3d^{3}4s^{2}$ $\quad$ $_{21}Sc:[_{18}Ar]3d^{1}4s^{2}$

$_{56}Ba:[_{54}Xe]6s^{2}$ $\quad$ $_{53}I:[_{36}Kr]4d^{10}5s^{2}5p^{5}$ $\quad$ $_{34}Se:[_{18}Ar]3d^{10}4s^{2}4p^{4}$

۱۱) گرفتن الکترون و از دست دادن الکترون توسط نافلزات و فلزات

به طور کلی فلزات الکترون از دست می دهند و به آرایش گاز نجیب دوره قبل از خود می رسند و نافلزات الکترون می گیرند و به آرایش گاز نجیب هم دوره خود می رسند.

مطلب فوق یک مطلب حفظی نمی باشد بلکه یه مطلب کاملا تکنیکی محسوب می شود که باید از آن مثال حل کرد و به وضوح به مفهوم آن پی برد ، اما از آنجایی که ما باید جدول تناوبی را بلد باشیم و با مفهوم دوره و گروه آشنا باشیم و فلزات و نافلزات را بشناسیم و مکان های قرار گیری آنها در جدول تناوبی را بدانیم ، در حال حاظر شاید خیلی مطلب فوق را متوجه نشویم پس ما ابتدا بایستی به تشریح جدول تناوبی عناصر بپردازیم.

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

۱۲) تبدیل اتم به یون

اگر بخواهیم بیانی ساده از یون داشته باشیم ، به شیوه زیر عمل می کنیم :

اتم در حالت خنثی قرار دارد و بدون بار می باشد اما اگر همین اتم خنثی و بدون بار الکترون بگیرد ، به یون دارای بار منفی تبدیل می شود و نام آن آنیون (ذره باردار با بار منفی) خواهد بود. اما اگر الکترون از دست بدهد به یون با بار مثبت تبدیل می شود و نام آن کاتیون (ذره با بار مثبت) خواهد بود.

تذکر : جدول یون ها (کاتیون و آنیون) و شرح بیشتر این مبحث در فصل دوم کتاب شیمی دهم آمده است که در سری جزوات بنده در سایت همکلاسی موجود می باشد.

تشریح کلی جدول تناوبی

حال رسیدیم به مبحث جدول تناوبی عناصر که قبل از هر چیز بایستی با مفاهیم آن آشنا شویم و به صورت کلی جدول تناوبی را بشناسیم.

جدولی که در صفحه بعد مشاهده می کنید ، جدول کاملا استانداردی است که از سوی IUPAC یعنی انجمن قانون گذاری در علم شیمی منتشر شده است.

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.mydars.ir

IUPAC Periodic Table of the Elements

1																	18
1 **H** hydrogen 1.008 [1.0078, 1.0082]	2		Key:									13	14	15	16	17	2 **He** helium 4.0026
3 **Li** lithium 6.94 [6.938, 6.997]	4 **Be** beryllium 9.0122		atomic number **Symbol** name conventional atomic weight standard atomic weight									5 **B** boron 10.81 [10.806, 10.821]	6 **C** carbon 12.011 [12.009, 12.012]	7 **N** nitrogen 14.007 [14.006, 14.008]	8 **O** oxygen 15.999 [15.999, 16.000]	9 **F** fluorine 18.998	10 **Ne** neon 20.180
11 **Na** sodium 22.990	12 **Mg** magnesium 24.305 [24.304, 24.307]	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 **Al** aluminium 26.982	14 **Si** silicon 28.085 [28.084, 28.086]	15 **P** phosphorus 30.974	16 **S** sulfur 32.06 [32.059, 32.076]	17 **Cl** chlorine 35.45 [35.446, 35.457]	18 **Ar** argon 39.948
19 **K** potassium 39.098	20 **Ca** calcium 40.078(4)	21 **Sc** scandium 44.956	22 **Ti** titanium 47.867	23 **V** vanadium 50.942	24 **Cr** chromium 51.996	25 **Mn** manganese 54.938	26 **Fe** iron 55.845(2)	27 **Co** cobalt 58.933	28 **Ni** nickel 58.693	29 **Cu** copper 63.546(3)	30 **Zn** zinc 65.38(2)	31 **Ga** gallium 69.723	32 **Ge** germanium 72.630(8)	33 **As** arsenic 74.922	34 **Se** selenium 78.971(8)	35 **Br** bromine 79.904 [79.901, 79.907]	36 **Kr** krypton 83.798(2)
37 **Rb** rubidium 85.468	38 **Sr** strontium 87.62	39 **Y** yttrium 88.906	40 **Zr** zirconium 91.224(2)	41 **Nb** niobium 92.906	42 **Mo** molybdenum 95.95	43 **Tc** technetium	44 **Ru** ruthenium 101.07(2)	45 **Rh** rhodium 102.91	46 **Pd** palladium 106.42	47 **Ag** silver 107.87	48 **Cd** cadmium 112.41	49 **In** indium 114.82	50 **Sn** tin 118.71	51 **Sb** antimony 121.76	52 **Te** tellurium 127.60(3)	53 **I** iodine 126.90	54 **Xe** xenon 131.29
55 **Cs** caesium 132.91	56 **Ba** barium 137.33	57–71 lanthanoids	72 **Hf** hafnium 178.49(2)	73 **Ta** tantalum 180.95	74 **W** tungsten 183.84	75 **Re** rhenium 186.21	76 **Os** osmium 190.23(3)	77 **Ir** iridium 192.22	78 **Pt** platinum 195.08	79 **Au** gold 196.97	80 **Hg** mercury 200.59	81 **Tl** thallium 204.38 [204.38, 204.39]	82 **Pb** lead 207.2	83 **Bi** bismuth 208.98	84 **Po** polonium	85 **At** astatine	86 **Rn** radon
87 **Fr** francium	88 **Ra** radium	89–103 actinoids	104 **Rf** rutherfordium	105 **Db** dubnium	106 **Sg** seaborgium	107 **Bh** bohrium	108 **Hs** hassium	109 **Mt** meitnerium	110 **Ds** darmstadtium	111 **Rg** roentgenium	112 **Cn** copernicium	113 **Nh** nihonium	114 **Fl** flerovium	115 **Mc** moscovium	116 **Lv** livermorium	117 **Ts** tennessine	118 **Og** oganesson

57 **La** lanthanum 138.91	58 **Ce** cerium 140.12	59 **Pr** praseodymium 140.91	60 **Nd** neodymium 144.24	61 **Pm** promethium	62 **Sm** samarium 150.36(2)	63 **Eu** europium 151.96	64 **Gd** gadolinium 157.25(3)	65 **Tb** terbium 158.93	66 **Dy** dysprosium 162.50	67 **Ho** holmium 164.93	68 **Er** erbium 167.26	69 **Tm** thulium 168.93	70 **Yb** ytterbium 173.05	71 **Lu** lutetium 174.97
89 **Ac** actinium	90 **Th** thorium 232.04	91 **Pa** protactinium 231.04	92 **U** uranium 238.03	93 **Np** neptunium	94 **Pu** plutonium	95 **Am** americium	96 **Cm** curium	97 **Bk** berkelium	98 **Cf** californium	99 **Es** einsteinium	100 **Fm** fermium	101 **Md** mendelevium	102 **No** nobelium	103 **Lr** lawrencium

INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 28 November 2016.

Copyright © 2016 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.

فلزات :

۱- بیش از ۸۰ ٪ عناصر جدول تناوبی فلز هستند که رسانای خوبی برای گرما و برق می باشند.

۲- سطح براقی داشته و قابلیت چکش خواری و شکل پذیری نیز دارند.

۳- چگالی اغلب آن ها زیاد است.

۴- دمای ذوب و جوش اغلب آن ها بالاست. در دمای اتاق $(۲۵^{\circ}C)$ همه ی فلزها جامد هستند به جز جیوه و فرانسیم که در این دما به صورت مایع می باشند.

۵- فلزها قابلیت از دست دادن الکترون دارند و معمولا با از دست دادن یک یا دو یا سه الکترون به کاتیونی با آرایش الکترونی گاز نجیب قبل از خود می رسند.

۶- انرژی نخستین یونش آنها به نسبت کم و الکترون های لایه ظرفیت آن ها به آسانی از اتم جدا می شوند

نافلزات :

۱- معمولا رسانای خوبی برای گرما و برق نیستند و شکننده می باشند.

گرافیت که از جنس کربن خالص است تنها نافلز رسانای جریان برق است .

۲- سطح براق و نیز قابلیت چکش خواری و مفتول شدن ندارند.

۳- برخی نافلزها در فشار $۱\ atm$ و دمای اتاق به حالت گاز هستند مانند $\leftarrow F_۲, Cl_۲, O_۲, N_۲, H_۲$

۴- برخی دیگر مانند گوگرد و ید جامد بوده و تنها عنصر نافلزی که در شرایط استاندارد به صورت مایع وجود دارد برم Br است.

۵- چگالی اغلب آن ها کم است .

۶- دمای ذوب و جوش اغلب آن ها پایین می باشد.

۷- نافلزها تمایل دارند که الکترون دریافت کنند و به آنیونی با آرایش الکترونی گاز نجیب هم دوره ی خود تبدیل شوند.

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

شبه فلزات :

شبه فلزها برخی خواص فلزها و نافلزها را دارند مانند Si که هم نیمه رسانا، هم درخشان و هم شکننده است!!!

شبه فلزها : بور (B) سیلیسیم (Si) ژرمانیم (Ge) آرسنیک (As) آنتیموان (Sb) تلوریم (Te) پلوتنیم(Po) و استاتین (At).

گروه / دوره	۱۳	۱۴	۱۵	۱۶	۱۷
۲	B	C	N	O	F
۳	Al	Si	P	S	Cl
۴	Ga	Ge	As	Se	Br
۵	In	Sn	Sb	Te	I
۶				Po	At

شبه فلزها در گروه ۱۳ تا ۱۷ و تناوب ۲ تا ۶ وجود دارند .

با مشخص شدن شبه فلزها می توان دریافت که فلزها در سمت چپ شبه فلزها و نافلزها در سمت راست شبه فلزها قرار دارند .

تذکر : انرژی یونش را که در مطالب فوق ذکر کردیم در فصول آینده مطرح خواهیم کرد.

مشخصات کلی جدول تناوبی :

۱- دوره(تناوب)
- جدول تناوبی دارای ۷ دوره (تناوب) یا ردیف است.
- در هر تناوب تعداد لایه های الکترونی برای اتم های موجود در آن تناوب یکسان است.
- تعداد لایه ها از بالا به پایین از ۱ تا ۷ افزایش می یابد.

۲- گروه و ستون : در مورد گروه های جدول تناوبی تا به حال دو نوع گروه بندی ارائه شده است :

گروه بندی قدیمی: در این گروه بندی، جدول تناوبی ۱۶ گروه دارد. گروه های جدول شامل ۸ گروه اصلی(A) و ۸ گروه فرعی(B) می باشند. در این طبقه بندی اگر چه جدول تناوبی ۱۶ گروه دارد ولی دارای ۱۸ ستون است. علت بیشتر بودن ستون ها از گروه ها این است که گروه هشتم فرعی (VIIIB) به تنهایی سه ستون را شامل می شود . در واقع عنصرهای فرعی جدول در ۸ گروه ولی ۱۰ ستون دسته بندی شده اند

گروه بندی جدید: در گروه بندی جدید هیچ تفاوتی بین گروه و ستون نیست. به طوری که جدول تناوبی ۱۸ گروه یا ستون دارد. گروه های جدول به دو دسته عنصرهای اصلی (۸گروه اصلی(A)) و عنصرهای فرعی (۱۰ گروه فرعی(B)) تقسیم می شوند.

مای درس
www.my-dars.ir

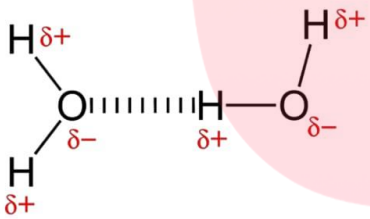
جدول تناوبی امروزی شامل ۱۸ گروه و ۷ دوره است . با توجه به این که کدام زیرلایه در حال پر شدن است عناصر به ۴ دسته ی s ، p، d(عنصرهای واسطه خارجی) و f (عنصرهای واسطه داخلی) تقسیم می شوند.

۱۵) توضیحات پایه ایی پیرامون انواع پیوند

به صورت کلی اگر بخواهیم بررسی کنیم باید بگوییم که ما دو نوع پیوند داریم :

۱) پیوند های درون مولکولی ۲) پیوند های برون مولکولی

به طور مثال آبی که هر روزه ما می نوشیم را در نظر بگیریم ، همه ما می دانیم که فرمول این آبی که می نوشیم H_2O می باشد که خود مولکول H_2O از دو پیوند تشکیل شده است که دو هیدروژن را به یک اکسیژن متصل می کند نظیر شکل زیر :



پس پیوند هایی که اتم های تشکیل دهده یک مولکول را به هم اتصال می دهند را پیوند های درون مولکولی و پیوند هایی که مولکول ها را به هم پیوند می دهند ، پیوند های برون مولکولی می نامیم. خطوط توپری که در این شما می بینید نشانگر پیوند درون مولکولی (کووالانسی) و خط چین هایی که می بینید نشانگر پیوند های برون مولکولی (پیوند هیدروژنی) می باشند.

نکته بسیار مهم : پیوند های درون مولکولی به مراتب از پیوند های برون مولکولی قوی تر می باشند

از جمله پیوند های درون مولکولی که می توانیم نام ببریم :

پیوند کووالانسی : پیوند میان دو نافلز می باشد مثلا پیوند کووالانسی در آب چرا که هم هیدروژن و هم اکسیژن دو نافلز می باشند.

پیوند یونی : پیوند میان یک فلز با یک نافلز نظیر پیوند در ترکیب کلسیم برمید چرا که کلسیم فلز می باشد و برم یک نافلز می باشد.

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

مباحث این فصل نیستند.

در سر فصل بعد به چگونگی رسم ساختار های لوئیس که همان رسم پیوند های کووالانسی در ترکیبات می باشد اشاره خواهیم کرد.

۱۶) رسم ساختار لوئیس

رسم ساختار لوئیس مولکول ها یک سرفصل مهم و وسیع می باشد که خود نیازمند تشریح در غالب یک فصل مجزا می باشد و متاسفانه در کتاب درسی شیمی دهم این مبحث مهم را عنوان کرده است اما تشریح مختصری در این زمینه ارائه داده است ، حال سعی بنده در این زمینه تشریح کامل و منطقی این مبحث می باشد.

ساختار لوئیس (مدل الکترون نقطه ایی) :

در این ساختار ، هسته و الکترون های لایه ی درونی به وسیله نماد شیمیایی عنصر ، پیوند کووالانسی به وسیله ی جفت نقطه یا خط کوتاه و جفت الکترون ناپیوندی به وسیله جفت نقطه هایی کنار نماد عنصر نشان داده می شوند.

۱) در رسم ساختارهای لوویس در صورت امکان هیچ اتمی نباید الکترون منفرد داشته باشد.

۲) در ساختارهای لوئیس در صورت امکان باید عنصرها در لایه ی ظرفیت خود آرایش پایدار هشتایی گاز نجیب داشته باشند به جز هیدروژن.

برای رسم ساختار لوویس باید به مفاهیم و نکات زیر توجه داشت:

۱) شمارش تعداد کل الکترون های لایه ظرفیت اتم ها

۲) نوشتن نماد شیمیایی اتم ها به گونه ای که چگونگی اتصال به هم را نشان دهد و توزیع الکترون های ظرفیت با رعایت قاعده هشتایی. قاعده هشتایی در مورد هیدورژن که حداکثر ۲ الکترون دارد، رعایت نمی شود.

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

برای مثال می خواهیم ساختار لوویس مولکول CH_3I یدومتان (متیل یدید) را رسم کنیم : کربن گروه ۴ اصلی، ید گروه ۷ اصلی و هیدروژن گروه یک اصلی است:

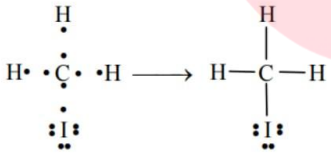
تذکر : تعداد الکترون های لایه ظرفیت اتم های گروه های اصلی جدول تناوبی همان عدد یکان شماره گروهشان می باشد. مثلا کلسیم در گروه دو جدول قرار دارد پس ۲ الکترون در لایه ظرفیت خود دارد و یا مثلا اکسیژن در گروه ۱۶ جدول تناوبی قرار دارد پس ۶ الکترون در لایه ظرفیت آن وجود دارد چرا که عدد یکان شماره گروه آن ۶ است.

جمع الکترون های لایه آخر = 4 + (1*3) + 7 = 14

۴) مقایسه تعداد الکترون های به کار رفته در ساختار با تعداد الکترون های موجود در مرحله ۱

۵) نشان دادن هر جفت نقطه (نمایان گر یک پیوند) با یک خط کوتاه.

۶) برسی دوباره قاعده هشتایی در مورد تمام اتم ها به استثنای هیدروژن.



ساختار لوییس :

معمولا اتمی است که تعداد آن کم تر از بقیه باشد برای مثال در OF_2 اتم مرکزی اکسیژن و در H_2SO_4 اتم مرکزی S است. اگر تعداد دو عنصر برابر بود آنگاه عنصری که الکترونگاتیوی کمتری دارد به عنوان اتم مرکزی در نظر گرفته می شود .اتم هیدروژن که فقط یک پیوند کووالانسی برقرار می کند هیچ گاه نمی تواند اتم مرکزی باشد.

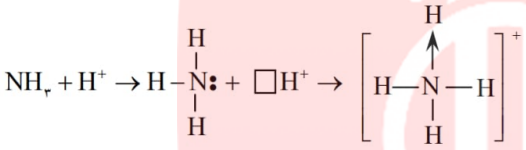
مای درس
www.my-dars.ir

پیوند کووالانسی کئوردیناسیونی (پیوند داتیو) :

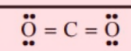
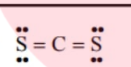
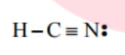
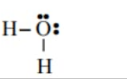
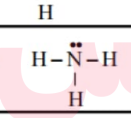
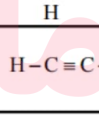
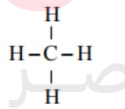
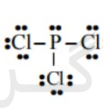
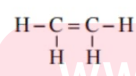
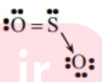
نوع خاصی از پیوند کووالانسی است که ببین ذراتی همچون NH_3 و H^+ از طریق در اختیار گذاشتن جفت الکترون های ناپیوندی اتم نیتروژن روی H^+ صورت می گیرد. این پیوند را داتیو یا کووالانسی کوئوردینانسی می نامند که پس از تشکیل ، از سایر پیوند های کووالانسی قابل تشخیص نیست. این پیوند

می تواند بین بسیاری از ذراتی که اوربیتال خالی دارند با ذراتی که جفت الکترون ناپیوندی دارند برقرار شود.

NH_3 دارای جفت الکترون ناپیوندی بر روی اتم N می باشد و H^+ نیز دارای اوربیتال خالی است.



مثال های آموزشی :

CO_2 ⇒ 	کربن دی اکسید	Cl_2 ⇒	کلر
CS_2 ⇒ 	کربن دی سولفید	HCl ⇒	هیدروژن کلرید
HCN ⇒ 	هیدروژن سیانید	N_2 ⇒	نیتروژن
H_2O ⇒ 	آب	H_2S ⇒	هیدروژن سولفید
NH_3 ⇒ 	آمونیاک	C_2H_2 ⇒ 	اتین (استیلن)
CH_4 ⇒ 	اتان	PCl_3 ⇒ 	فسفر تری کلرید
C_2H_4 ⇒ 	اتن (اتیلن)	SO_2 ⇒ 	گوگرد دی اکسید (فلش، نماد پیوند داتیو است)

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

سخنی با دانش آموزان عزیز:

دوستان عزیز همواره سعی ما بر این بوده است که با تغییراتی که در کتب آموزشی رخ داده است به نوعی صحیح شما را در در مسیر درس خواندن، راهنمایی کنیم و در شرایطی که خیلی از دانش آموزان در این مسیر سردرگم هستند، اجازه انحراف از مسیر اصلی را ندهیم .

هدف بنده و همکارانم در دپارتمان شیمی گروه آموزشی همکلاسی همواره تدوین جزوات کامل و به روز بوده است و سعی ما هم براین است که حتی نکته ایی در زمینه آموزش از قلم نیفتد به گونه ایی که برنامه ریزی اساتید شیمی در دپارتمان به این صورت است که برای هر فصل ۴ جزوه ارائه شود:

۱) جزوه آموزشی فصل ۲) جزوه حل مسائل، فکر کنید ها و تمرین های آخر فصل

۳) جزوه هایلایت شده کتاب درسی (خط به خط با کتاب درسی) ۴) جزوه نمونه سوالات امتحانی فصل

توضیحات فوق بدین معناست که ما یک بسته کامل آموزشی را در اختیار شما عزیزان قرار می دهیم تا به مطلوب ترین نتیجه ممکن برسید.

امید است که تمامی شما عزیزان به هدف و موفقیت نهایی دست یابید.

موفق باشید

مای درس
گروه آموزشی عصر
www.my-dars.ir

مهندس مهیار صحابی
مدرس شیمی کنکور در تهران- اصفهان- اراک
0912 9617032
mahyar_ sahabi @yahoo.com
Instagram: mahyar.sahabi

استاد تینا اوحانیان
مدرس دانشگاه
Tina_Ohan@yahoo.com

گروه آموزشی عصر
ASR_Group @ outlook.com
@ASRschool2