

به نام یگانه ثبت‌نامی عالم

پیش‌گفتار نویسنده:

فصل ۱ شیمی سال دهم تئوری از سه مبحث مهم و اساسی در شیمی می‌باشد که این ۳ مبحث عبارتند از ساختار اتم، جدول تناوبی و رسم ساختار مولکول ها که مربوط به پیوند کووالانسی می‌باشد . البته در نظام قدیم هر یک از مباحث ذکر شده یک فصل را به خود اختصاص می‌داد اما در این کتاب و اخصار این فصل کتاب درسی در مورد هر یک از مباحث توضیحات جامع و کاملی ارائه نشده و بحث‌های تکمیلی آن شاید در کتب سال آینده قرار داشته باشد اما اهداف بنده در این فصل این است که حتی المکان راجح به هر یک از مباحث توضیحات جامع و کاملی ارائه دهم .

منظق نگارش جزو این صورت است که ابتدا به تشریح تکمیلی بحث می‌پردازیم و سپس به سراغ طالب حنفی و مفهومی فصل می‌رویم ، در واقع تدریس فصل را به ۲ بخش تدریس تکنیکی ها و بخش مغایم تقسیم بندی می‌کنیم .

مهندس مهیار صحابی - ۱۳۹۶/۰۵/۲۴

فصل اول شیمی سال دهم

کیهان، زادگاه الفبای هستی

کیهان زادگاه الفبای هستی

فصل ۱



••• «هُوَ الَّذِي خَلَقَ السَّمَاوَاتِ وَالْأَرْضَ فِي سَيَّنَةٍ أَيَّتَمَ» آیه ۴، سوره حمد او کسی است که آسمانها و زمین را در شش روز افربد.

www.hamkelasi.ir

تیرهای تدريس مکنیکال :

جدول تاوی

ساختار آتم :

۱۳) طبقه‌بندی عناصر

۱) غضر، نماد عناصر و پیداری عناصر

۱۴) توضیحات جامع پیرامون جدول تاوی و معرفی کامل یک جدول تاوی

۲) منوم الکترون، پروتون و نوترون

استاندارد

۳) ایزوتوب، منوم آن و مسائل مربوط به آن

پیوند کووالانسی :

۴) جرم اتمی

۱۵) توضیحات پلی‌ایلی پیرامون انواع پیوند

۵) منوم گرم و مول و مسائل مربوط به آن

۱۶) رسم ساختار لوئیس

۶) طیف مری نور، طول موج و انرژی موج

۷) طیف نشري خطي

۸) کشف ساختار آتم

۹) مدل کواتومی بور، دادوست انرژی و مباحث مطرده‌دان

۱۰) آرلیش الکترونی، احمد کواتومی، نخوه پرشده لایه ها وزیر لایه ها

۱۱) گرفتن الکترون و ازدست دادن الکترون توسط نافذات و فلزات

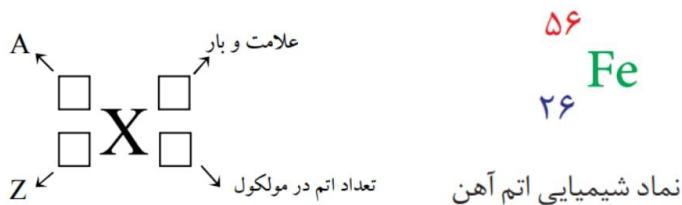
۱۲) تبدیل آتم به یون



مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

۱) عنصر، نماد عنصر و پیداری عنصر

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 دهنده 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 آهن ، عدد جرمی ۵۶ است. در ادامه به تشریح کم و کیف عدد اتمی و عدد جرمی می پردازیم.

۲) منفوم 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.



مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

نوترون :

سومین ذره زیر اتمی شناخته شده ، نوترون می باشد که در واقعه 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 فلور برابر با ۹ می باشد و عدد جرمی آن برابر با ۱۹ می باشد .
۹ F

این عدد ۹ ، تعداد پروتون های موجود در هسته را نشان می دهد و عدد ۱۹ مجموع تعداد پروتون ها و نوترون های هسته را نشان میدهد $(10 = 9 - 1)$ یعنی ۱۰ نوترون در هسته وجود 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 $1/5$ 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.

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 همه اتم های یک عنصر جرم یکسانی ندارند . منظور از عنصر ، ماده ای است که به



مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

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 هسته همه 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 ... متفاوت 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 دوتیریم یا هیدروژن سنگین (شامل یک پروتون و یک نوترون) و تریتیم یا هیدروژن پرتوزا (شامل یک پروتون و دو نوترون) هستند.

$$\begin{cases} Z=1 \\ e=1 \\ N=1 \end{cases}$$

(پروتیم)

$$\begin{cases} Z=1 \\ e=1 \\ N=2 \end{cases}$$

(دوتیریم)

$$\begin{cases} Z=1 \\ e=1 \\ N=3 \end{cases}$$

(تریتیم)

در این میان فقط ۲۷۹ ایزوتوپ پایدار وجود دارد . برخی عنصر ها مانند F ، P و Al تنها یک ایزوتوپ پایدار دارند . در حالی که برخی از دو یا تعداد بیشتری ایزوتوپ برخوردارند برای نومه قلع ۱۰۰ ایزوتوپ پایدار دارد .

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 .



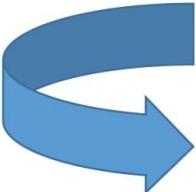
مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

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

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 ای جرم اتمی میانگین ایزوتوپ ها می توان از فرمول زیر استفاده کرد:



$$\bar{M} = \frac{M_1 F_1 + M_2 F_2 + \dots}{F_1 + F_2 + \dots}$$

جرم اتمی میانگین = $M = \frac{M_1 F_1 + M_2 F_2 + \dots}{F_1 + F_2 + \dots}$ فراوانی ایزوتوپ

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 مبنای تغییر کند.

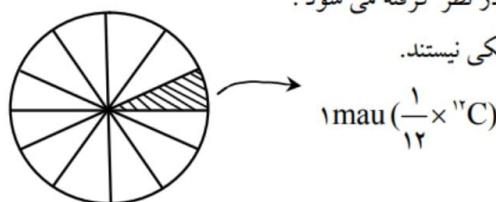
جرم اتم اکسیژن، تقریباً ۱۶ برابر جرم اتم هیدروژن است پس $\frac{1}{16}$ جرم اتم اکسیژن ۰ تقریباً برابر با جرم اتم هیدروژن بود منتها دقیقاً برابر نیست.

$\frac{1}{12}$ جرم اتم کربن - ۱۲ انتخاب شد. جرم اتم های مختلف نسبت به این مبنای اندازه گیری شد.

کوتاه شده عبارت atomic mass unit به معنای واحد جرم اتمی می باشد که برابر با $\frac{1}{12}$ جرم اتم کربن - ۱۲ است.

بنابراین در این مقیاس جرم اتم کربن - ۱۲ برابر با $12/1000$ amu در نظر گرفته می شود.

دقیقاً که جرم اتمی و عدد اتمی تقریباً یکسان هستند اما دقیقاً یکی نیستند.





مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

۵) مفهوم گرم و مول و مسائل مربوط به آن

مفهوم مول : به تعداد 10^{23} ذره ، اتم و ... از هر ماده ای 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 ۲۳ 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 .

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

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

مثال : ۱۲۸ گرم Cu معادل چند مول Cu می باشد ؟ ($\text{cu} = 64 \text{ gr/mol}$)

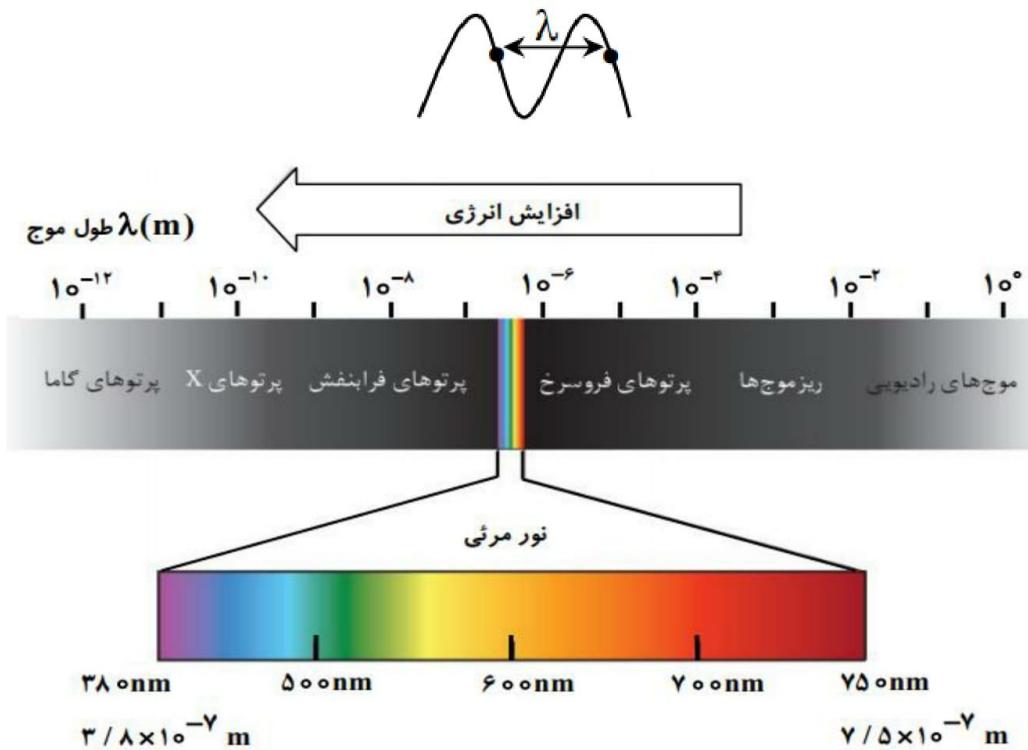
$$\frac{\text{گرم ماده}}{\text{جرم مولی ماده}} = \frac{128}{64}$$

۶) طیف مرئی نور ، طول موج و انرژی موج

اگر دقت کنید خواهید دید که این رنگ ها بخشی از طیف الکترومغناطیسی هستند . همه ای 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 ای طول موج ها می شود . طول موج امواج الکترو مغناطیس با هم متفاوت هستند . همه امواج الکترومغناطیس به صورت موج سینوسی منتشر و از

مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

فوتون تشکیل شده اند. از جنس انرژی هستند و ماده نمی باشند. طول موج: فاصله بین دو نقطه 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 > نور مرئی > پرتوهای فرآینفس > پرتوهای X > گاما: طول موج

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

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

رنگ پرتو	رنگ	سیز	آبی	نیلی-بنفش	۳۸۰-۴۳۰	۴۳۰-۴۸۰	۴۸۰-۵۶۰	۵۶۰-۵۹۰	۵۹۰-۶۳۰	۶۳۰-۷۵۰
قرمز	نارنجی	زرد	سیز	آبی	نیلی					

قرمز > نارنجی > زرد > سیز > آبی > نیلی > بنفش: طول موج

قرمز > نارنجی > زرد > سیز > آبی > نیلی > بنفش: انرژی

این تصوری 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 بخشند که با رنگ سایر ترکیب ها متفاوت و قابل شناسایی است.



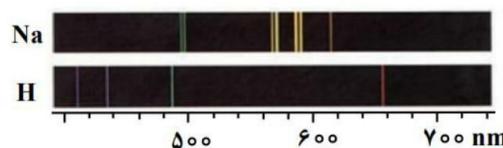
مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

۷) طیف نشری خلی

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 $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ 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 تماماً روشن نیست بلکه یک طیف گسسته است که شامل خطوط و نوارهای تاریک و روشن می باشد و به 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 رسد. 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 ای 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.

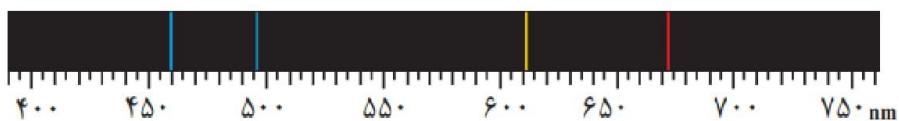


مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

رنگ شعله برخی ترکیبات قید شده در کتاب :

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

طبق جدول، رنگ شعله فلز لیتیم و همه ترکیب‌های آن به رنگ سرخ است؛ از این 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 عنصر فلزی در آن پی برد. شیمیدان‌ها به فرایندی که در آن یک ماده شیمیایی با جذب انرژی، از خود پرتوهای الکترومغناطیس گسیل می‌دارد، نشر می‌گویند. اگر نور نشر شده از یک ترکیب لیتیم دار را از یک منشور عبور دهیم، الگویی مانند شکل زیر به دست می‌آید که به آن طیف نشری خطی لیتیم می‌گویند.



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



مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

۸) کث ساختار اتم

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

- ۱) الکترون در اتم هیدروژن در مسیری دایره‌ای شکل که مدار نامیده می‌شود به دور هسته در گردش است.
- ۲) انرژی الکترون با فاصله از هسته رابطه‌ی مستقیم دارد در واقع هرچه الکترون از هسته دورتر می‌شود انرژی آن افزایش می‌یابد.
- ۳) این الکترون فقط می‌تواند در فاصله‌های معین و ثابتی پیرامون هسته گردش کند در واقع الکترون تنها مجاز است مقادیر معینی انرژی را پیذیرد به هریک از این مقادیر انرژی، تراز انرژی گفته می‌شود تعداد محدودی از این ترازها در اتم وجود دارد.
- ۴) این الکترون معمولاً در پایین ترین تراز انرژی ممکن (نزدیک ترین مدار به هسته) قرار دارد به این تراز، حالت پایه گفته می‌شود.
- ۵) با دادن مقدار معینی انرژی به این الکترون می‌توان آن را قادر ساخت که از حالت پایه (تراز با انرژی کم‌تر) 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 می‌دهد و به حالت پایه باز می‌گردد.

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 می‌دهد به این گونه انرژی که به صورت یک بسته انرژی مبادله می‌شود انرژی کوانتموی یا پیمانه‌ای می‌گویند.
- ۳) بور با کوانتموی در نظر گرفتن ترازهای انرژی توانست طیف نشری خطی هیدروژن را توجیه کند.



مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

- الکترون با جذب انرژی به مدارهای بالاتر می رود.
- جادبه 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 ، دادوست انرژی و مباحث مطرح 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.

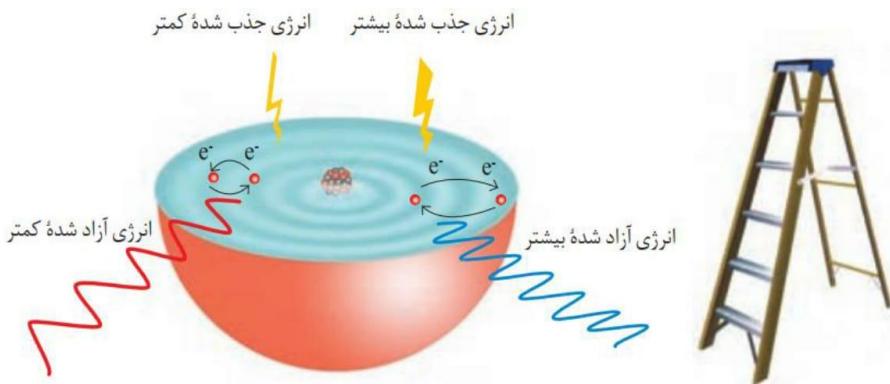
فرض کنید الکترون موجود در این تراز، با جذب انرژی به $n=1$ برود. این الکترون با نشر بسته معینی از انرژی مجددا به $n=1$ باز می گردد. اما اگر الکترون آنقدر انرژی دریافت کند که از مدار اول به مدار سوم برسد، دو نوع برگشت به حالت پایه دارد. ممکن است مستقیما از مدار سوم به مدار اول بازگردد یا آن که ابتدا به مدار دوم و سپس به مدار اول بازگردد. به همین ترتیب بازگشت های مختلفی برای مدارهای مختلف وجود دارد.

اما نکته‌ی بسیار مهم این است که فاصله هر مدار با مدار بالاتر ثابت و معین است اما دقت کید 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، فاصله‌ی بین دو مدار کمتر می شود.

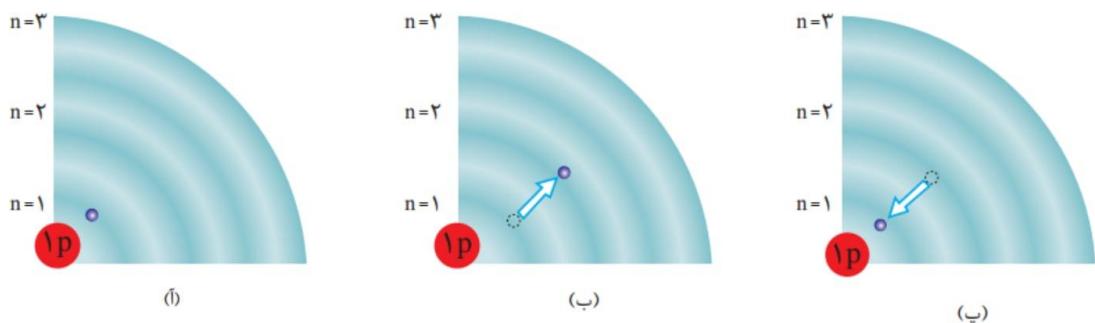
طول موج و انرژی رابطه‌ی عکس دارند بنابر این هرچه فاصله‌ی بین ترازها بیشتر باشد انرژی مبادله شده بیشتر و طول موج حاصل کوچک تر است $(n_3 \rightarrow n_2) > (n_2 \rightarrow n_1)$ انرژی مبادله شده طول موج

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

مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم



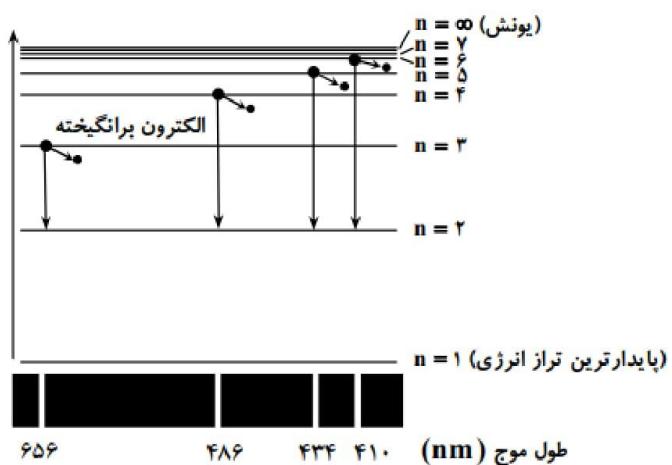
شکل ۲۰- در نتیجه جایه‌جایی الکترون بین لایه‌ها، انرژی با طول موج معین جذب یا نشر می‌شود.



شکل ۲۱- آ) الکترون در حالت پایه اتم هیدروژن، ب) الکترون در حالت برانگیخته از اتم هیدروژن

پ) بازگشت الکترون به حالت پایه

شکل مفهومی تر جهت یادگیری بهتر :





مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم



شکل فوق انتقالات مجاز الکترون ها در تراز های انرژی را نشان می دهد.

۱۰) آرلش الکترونی، اهداد کوانتومی، نحوه پرشده لایه لایه از زیر لایه

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

اوربیتال :

اروین شرودینگر بر مبنای رفتار دوگانه‌ی الکترون و تأکید بر رفتار موجی آن مدلی برای اتم پیشنهاد کرد. او به جای محدود کردن الکترون به یک مدار دایره‌ای 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 می‌گذراند. در هر اوربیتال حداکثر دو الکترون جای می‌گیرد. شرودینگر پس از انجام محاسبه‌های بسیار پیچیده‌ی 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 اوربیتال‌های یک اتم نیز به چنین داده‌هایی نیاز داریم. شرودینگر به این منظور از سه عدد m_1 , m_2 , m_3 استفاده کرد که عده‌های کوانتومی خوانده می‌شوند.

۱۱) عدد کوانتومی اصلی :

۱ که عدد کوانتومی اصلی نامیده می‌شود همان عددی است که بور برای مشخص کردن ترازهای انرژی در مدل خود به کار برد بود. در مدل کوانتومی به جای ترازهای انرژی از واژه‌ی لایه‌های الکترونی استفاده می‌شود و ۱ تراز انرژی آن‌ها را معین می‌کند.

$n = 1$ پایدارترین لایه‌ی الکترونی را نشان می‌دهد و هر چه ۲ بالاتر می‌رود تراز انرژی لایه‌ی الکترونی افزایش می‌یابد. پیرامون هسته‌ی اتم حداکثر هفت لایه‌ی الکترونی مشاهده شده است.

عدد کوانتومی اصلی انرژی اوربیتال‌ها و همچنین تعداد زیرلایه‌ها را مشخص می‌کند به عبارتی هر چه ۲ بزرگ‌تر باشد انرژی لایه بیشتر و اندازه آن بزرگ‌تر می‌شود. تعداد اوربیتال‌ها و حد اکثر تعداد الکترون‌ها در هر لایه‌ی اصلی از روابط روبرو به دست می‌آید:



مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

$$n^2 = \text{تعداد اوربیتال‌ها در هر لایه‌ی اصلی}$$

$$2n^2 = \text{حداکثر تعداد الکترون‌ها در هر لایه‌ی اصلی}$$

| عدد کوانتومی اوربیتالی :

بررسی‌ها نشان داد که الکترون‌های هر لایه، زیر مجموعه‌هایی را تشکیل می‌دهند که به آن‌ها زیرلایه گفته می‌شود. به عبارت دیگر هر لایه‌ی اصلی از یک یا چند زیرلایه تشکیل می‌شود. زیرلایه‌ها را با عدد کوانتومی اوربیتالی (I) نشان می‌دهند.

زیرلایه: به مجموعه‌ای از اوربیتال‌های هم انرژی که عدد کوانتومی اصلی آن‌ها یکسان است گفته می‌شود

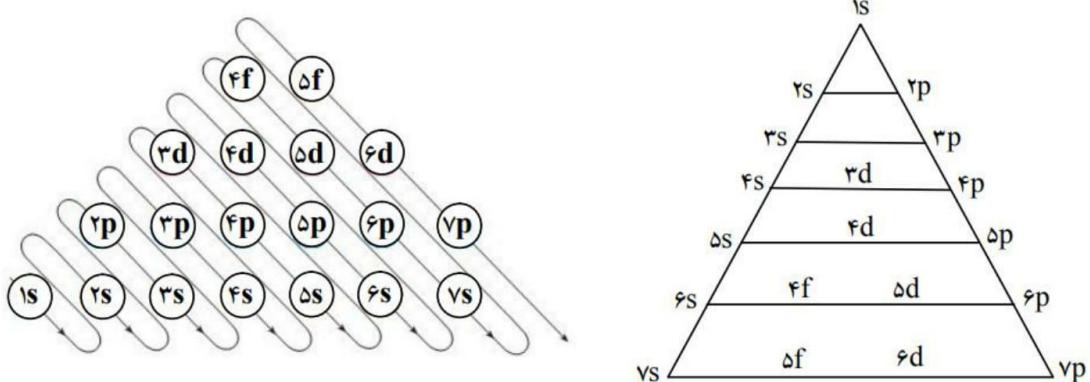
تعریف دوم زیرلایه: مجموعه‌ای از اوربیتال‌ها در یک لایه اصلی که عدد کوانتومی اوربیتالی برابر دارند. n تعداد زیرلایه‌های هر لایه الکترونی را نشان می‌دهد. به عبارت دیگر تعداد زیرلایه‌ها در هر لایه برابر با n است. به عنوان مثال در $n=2$ دو زیرلایه و در $n=3$ سه زیرلایه وجود دارد.

در هر لایه الکترونی I می‌تواند مقادیر صحیح ۰ تا $n-1$ را داشته باشد مثلاً برای $n=3$ مقادیر ۰ و ۱ و ۲ را شامل می‌شود. عدد کوانتومی اوربیتالی نوع زیرلایه را مشخص می‌کند اگر به عدد کوانتومی اوربیتالی (I) مقادیر عددی نسبت دهیم می‌توانیم نوع زیرلایه را مشخص کنیم.

- اگر به عدد کوانتومی اوربیتالی (I) عدد صفر را نسبت دهیم زیرلایه به دست آمده از نوع S خواهد بود. $I=0 \rightarrow S$
- اگر به عدد کوانتومی اوربیتالی (I) عدد ۱ را نسبت دهیم زیرلایه به دست آمده از نوع P خواهد بود. $I=1 \rightarrow p$
- اگر به عدد کوانتومی اوربیتالی (I) عدد ۲ را نسبت دهیم زیرلایه به دست آمده از نوع D خواهد بود. $I=2 \rightarrow d$
- اگر به عدد کوانتومی اوربیتالی (I) عدد ۳ را نسبت دهیم زیرلایه به دست آمده از نوع F خواهد شد. $I=3 \rightarrow f$

آرایش الکترونی اتم :

به وسیله‌ی مدل کوانتومی اتم می‌توانیم چگونگی آرایش الکترون‌ها در اتم را مشخص کنیم. الکترون‌ها همواره تمایل دارند در پایین ترین تراز انرژی ممکن قرار می‌گیرند. به عبارت دیگر الکترون‌ها تمایل دارند اوربیتالی را زودتر از الکترون پر کنند که سطح انرژی آن پایین است. بنابراین پر شدن زیرلایه‌ها به صورت شکل‌های زیر خواهد بود.



برای نوشتمن آرایش الکترونی می توانیم تعداد الکترون ها در هر زیرلایه را به صورت بالا نویس روی نماد مشخص کننده زیرلایه یا اوربیتال قرار دهیم که همانطور که قبل نیز توضیح داده شد به این شیوه ی نوشتمن 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 که دارای ۲ لایه است و در لایه اول اوربیتال s و در لایه دوم اوربیتال p مدارد 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 :



مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

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 شیوه‌ی دست یافتن از یک اتم به اتم دیگر را اصل بنا گذاری یا آفبا می گویند. حاشیه کتاب : آفبا (Aufbau) یک واژه‌ی آلمانی به معنای رشد یا افزایش گام به گام است.

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

$$\text{ns} \quad (n-2)f \quad (n-1)d \quad np$$

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

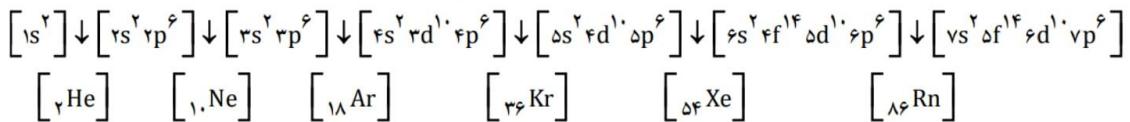
$$[1s^2][2s^2p^6][3s^2p^6][4s^23d^14p^6][5s^24d^15p^6][6s^24f^145d^16p^6][7s^25f^146d^17p^6]$$

برای اینکه الکترون بتواند به زیرلایه d وارد شود، n حداقل باید 4 باشد. یعنی از ردیف چهارم جدول تناوبی زیرلایه d شروع به الکترون گیری می کند.

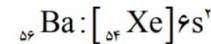
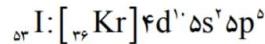
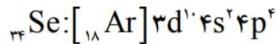
برای این که الکترون بتواند به زیرلایه f وارد شود، n حداقل باید 6 باشد. یعنی از ردیف ششم جدول تناوبی زیرلایه f شروع به الکترون گیری می کند.

آرایش نویسی با استفاده از گاز نجیب :

از آن جا که لایه های الکترونی در گازهای نجیب پر هستند معمولاً 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:



مثال های آموزشی :



۱۱) گرفتن الکترون و از دست دادن الکترون توسط نافلات و فلات

به طور کلی فلات الکترون از دست می دهند و به آرایش گاز نجیب دوره قبل از خود می رسد و نافلات

الکترون می گیرند و به آرایش گاز نجیب هم دوره خود می رسد.

مطلوب 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 فلات و نافلات را بشناسیم و مکان های قرار گیری آنها در جدول تناوبی را بدانیم ، در حال حاضر شاید خیلی مطلب فوق را متوجه نشویم پس ما ابتدا بایستی به تشریح جدول تناوبی عناصر پردازیم.



مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

۱۲) تبدیل اتم 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 جزوایت 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.



مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

IUPAC Periodic Table of the Elements

	Key: atomic number Symbol name standard atomic weight relative atomic weight	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H hydrogen	2	He helium	3	Li lithium	4	Be beryllium	5	B boron	6	C carbon	7	N nitrogen	8	O oxygen	9	F fluorine	10	Ne neon
6.000	[1.008, 1.008]	9.0122	6.941	7.016	9.0122	10.81	9.0122	12.011	10.81	12.011	13.011	12.011	14.011	15.011	16.011	17.011	18.011	19.011	
22.980	[22.984, 22.987]	23.996	22.987	24.951	22.987	25.982	24.951	26.982	25.982	26.982	27.982	25.982	28.982	29.982	30.982	31.982	32.982	33.982	
39.948	[39.948, 39.951]	39.948	39.948	40.956	39.948	41.961	40.956	42.961	41.961	42.961	43.961	41.961	44.961	45.961	46.961	47.961	48.961	49.961	
87.62	87.62	87.62	87.62	87.62	87.62	87.62	87.62	87.62	87.62	87.62	87.62	87.62	87.62	87.62	87.62	87.62	87.62	87.62	
132.91	132.91	132.91	132.91	132.91	132.91	132.91	132.91	132.91	132.91	132.91	132.91	132.91	132.91	132.91	132.91	132.91	132.91	132.91	
88	Ra radium	89-103	Fr francium	104	Rf rutherfordium	105	Db dubnium	106	Sg seaborgium	107	Hs hassium	108	Bh bohrium	109	Mt mendelevium	110	Rg roentgenium	111	Cn copernicium
223.04	223.04	223.04	223.04	223.04	223.04	223.04	223.04	223.04	223.04	223.04	223.04	223.04	223.04	223.04	223.04	223.04	223.04	223.04	
139.91	139.91	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	
148.91	148.91	148.91	148.91	148.91	148.91	148.91	148.91	148.91	148.91	148.91	148.91	148.91	148.91	148.91	148.91	148.91	148.91	148.91	
231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	

57	La lanthanum	58	Ce cerium	59	Pr praseodymium	60	Nd neodymium	61	Pm promethium	62	Sm samarium	63	Eu europium	64	Gd gadolinium	65	Tb terbium	66	Dy dysprosium	67	Ho holmium	68	Er erbium	69	Tm thulium	70	Yb ytterbium	71	Lu lutetium
139.91	139.91	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12	140.12		
231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04	231.04		



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.



مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

دسته بندی کلی عناصر :

فلزات :

- ۱- بیش از ۸۰٪ عناصر جدول تناوبی فلز هستند که رسانای خوبی برای گرمایش و برق می باشند.
- ۲- سطح برآقی 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 (25°C) همه ای فلزها جامد هستند به جز جیوه و فرانسیم که در این دما به صورت مایع می باشند.
- ۵- فلزها قابلیت از دادن الکترون دارند و معمولاً با از دست دادن یک یا دو یا سه الکترون به کاتیونی با آرایش الکترونی گاز نجیب قبل از خود می رستند.
- ۶- انرژی نخستین یونش آنها به نسبت کم و الکترون های لایه ظرفیت آنها به آسانی از اتم جدا می شوند

نافلزات :

- ۱- معمولاً رسانای خوبی برای گرمایش و برق نیستند و شکننده می باشند.
- ۲- گرافیت که از جنس کربن خالص است تنها نافلز رسانای جریان برق است.
- ۳- برخی نافلزها در فشار **1 atm** و دمای اتاق به حالت گاز هستند مانند $\text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{O}_2, \text{N}_2, \text{H}_2$.
- 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 ای خود تبدیل شوند.

مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

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) آرسنیک (Ge) آنتیموان (Sb) تولریم (Te) پلوتین (Po) و استاتین (At).

دوره \ گروه	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 :

جدول تناوبی دارای ۷ دوره (تناوب) یا ردیف است.

۱- دوره (تناوب) 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 بنده ارائه شده است :

گروه بنده قدیمی: در این گروه بنده، جدول تناوبی ۱۶ گروه دارد. گروه های جدول شامل ۸ گروه اصلی (A) و ۸ گروه فرعی (B) می باشند. در این طبقه بنده 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 بنده شده اند

گروه بنده جدید: در گروه بنده 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 (A) و عنصرهای فرعی (B) تقسیم می شوند.



مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

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 دسته‌ی s ، p ، d (عنصرهای واسطه خارجی) و f (عنصرهای واسطه داخلی) تقسیم می شوند.

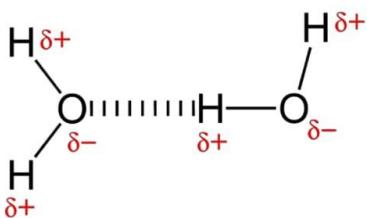
۱۵) توضیحات پایه ایی پیرامون ا نوع پیوند

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

۱) پیوند های برون مولکولی

۲) پیوند های دهند

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 O 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 دهنده یک مولکول را به هم

اتصال می دهند را پیوند های برون 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 برون

مولکولی (کووالانسی) و خط چین هایی که می بینید نشانگر پیوند های برون مولکولی (پیوند هیدروژنی)
می باشند.

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

از جمله پیوند های برون 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 بر مید چرا که کلسیم فلز می باشد و برم یک نافلز می باشد.



مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

از پیوند های برون مولکولی هم می توان به پیوند های واندروالسی ، هیدروژنی و ... اشاره کرد که جزو 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 متسافانه در کتاب درسی شیمی دهم این مبحث مهم را عنوان کرده است اما تشریح مختصراً 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 ای) :

در این ساختار ، هسته و الکترون های لایه ای درونی به وسیله نماد شیمیایی عنصر ، پیوند کووالانسی به وسیله ای 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 لوئیس در صورت امکان هیچ اتمی نباید الکترون منفرد داشته باشد.

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

برای رسم ساختار لوئیس 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 هیدروژن که حداقل ۲ الکترون دارد، رعایت نمی شود.



مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

برای مثال می خواهیم ساختار لوویس مولکول $\text{CH}_3\text{Ydometan}$ (متیل یدید) را رسم کنیم : کربن گروه ۴ اصلی، ید گروه ۷ اصلی و هیدروژن گروه یک اصلی است:

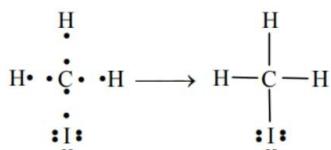
تذکر : تعداد الکترون های لایه ظرفیت اتم های گروه های اصلی جدول تناوبی همان عدد یکان شماره گروهشان می باشد. مثلاً کلسیم در گروه دو جدول قرار دارد پس ۲ الکtron در لایه ظرفیت خود دارد و یا مثلاً اکسیژن در گروه ۶ جدول تناوبی قرار دارد پس ۶ الکtron در لایه ظرفیت آن وجود دارد چرا که عدد یکان شماره گروه آن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

$$= \text{جمع الکترون های لایه آخر} = 4 + (1^*3) + 7 = 14$$

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



ساختار لوویس :

معمول اتمی است که تعداد آن کمتر از بقیه باشد برای مثال در H_2SO_4 اتم مرکزی اکسیژن و در OF_2 اتم مرکزی سیلتیوم 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.

پیوند کووالانسی کئوردیناسیونی (پیوند داتیو) :

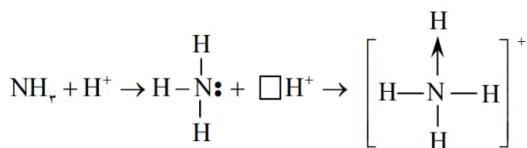
نوع خاصی از پیوند کووالانسی است که بین ذراتی همچون NH_3 و H^+ از طریق در اختیار گذاشتن جفت الکترون های ناپیوندی اتم نیتروژن روی H^+ صورت می گیرد. این پیوند را داتیو یا کووالانسی کوئوردیناسی می نامند که پس از تشکیل ، از سایر پیوند های کووالانسی قابل تشخیص نیست. این پیوند



مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

می تواند بین بسیاری از ذراتی که اوریتال 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 اوریتال خالی است.



مثال های آموزشی :

$\text{CO}_2 \Rightarrow \ddot{\text{O}} = \text{C} = \ddot{\text{O}}$	کربن دی اکسید	$\text{Cl}_2 \Rightarrow :\ddot{\text{Cl}}-\ddot{\text{Cl}}:$	کلر
$\text{CS}_2 \Rightarrow \ddot{\text{S}} = \text{C} = \ddot{\text{S}}$	کربن دی سولفید	$\text{HCl} \Rightarrow \text{H}-\ddot{\text{Cl}}:$	هیدروژن کلرید
$\text{HCN} \Rightarrow \text{H}-\text{C} \equiv \text{N}:$	هیدروژن سیانید	$\text{N}_2 \Rightarrow :\text{N} \equiv \text{N}:$	نیتروژن
$\text{H}_2\text{O} \Rightarrow \begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{O}}: \\ \\ \text{H} \end{array}$	آب	$\text{H}_2\text{S} \Rightarrow \begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{S}}: \\ \\ \text{H} \end{array}$	هیدروژن سولفید
$\text{NH}_3 \Rightarrow \begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{N}}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	آمونیاک	$\text{C}_2\text{H}_6 \Rightarrow \text{H}-\text{C} \equiv \text{C}-\text{H}$	اتلن (استلن)
$\text{CH}_4 \Rightarrow \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	اتلن	$\text{PCl}_5 \Rightarrow :\ddot{\text{Cl}}-\ddot{\text{P}}-\ddot{\text{Cl}}:$	فسفور تری کلرید
$\text{C}_2\text{H}_2 \Rightarrow \begin{array}{c} \text{H}-\text{C}=\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	اتلن (اتلن)	$\text{SO}_3 \Rightarrow :\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{S}}-\ddot{\text{O}}:$	کربکلر دی اکسید (فلشن، نهاد پیوند داریو است)



مبحث : درسنامه تفصیلی فصل اول شیمی دهم

خنی با اذنش آموزان عزیز:

دوستان عزیز، همواره سعی مابراイン بوده است که با تغییراتی که در کتب آموزشی رخ داده است به نوعی صحیح شمارا در د میریدس خواندن، راهنمایی کنیم و در شرایطی که خیلی از اذنش آموزان در این میرسردگم هستند، اجازه انحراف از میراصلی را نمی‌خیم.

هدف بندۀ و همکارانم در پارتمان شیمی گروه آموزشی همکلاسی همواره تمدین جزوّات کامل و به روز بوده است و سعی ما هم براین است که حتی گفته ایی در زمینه آموزش از قلم نیقتد بگوئه ایی که برنامه ریزی استادی شیمی در پارتمان به این صورت است که برای مرحله ۴ جزوّه ارائه شود:

۱) جزوّه آموزشی مرحله ۲) جزوّه حل مسائل، فکر کنیدها و تمرین های آخر مرحله

۳) جزوّه نمونه سوالات امتحانی مرحله

توضیحات فوق بین ممتاز است که مایک برتکال آموزشی را در اختیار شما عزیزان قرار می دهیم تا به مطلوب ترین تیجه ممکن برسید.

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

موقع باشید

استاد تینا او حنان

مهندس مهیار صحابی

درس دانشگاه

درس شیمی گنور د تهران - اصفهان - آزاد

0912 9617032

Tina_Ohan@yahoo.com

mahyar_sahabi@yahoo.com

Instagram: mahyar.sahabi