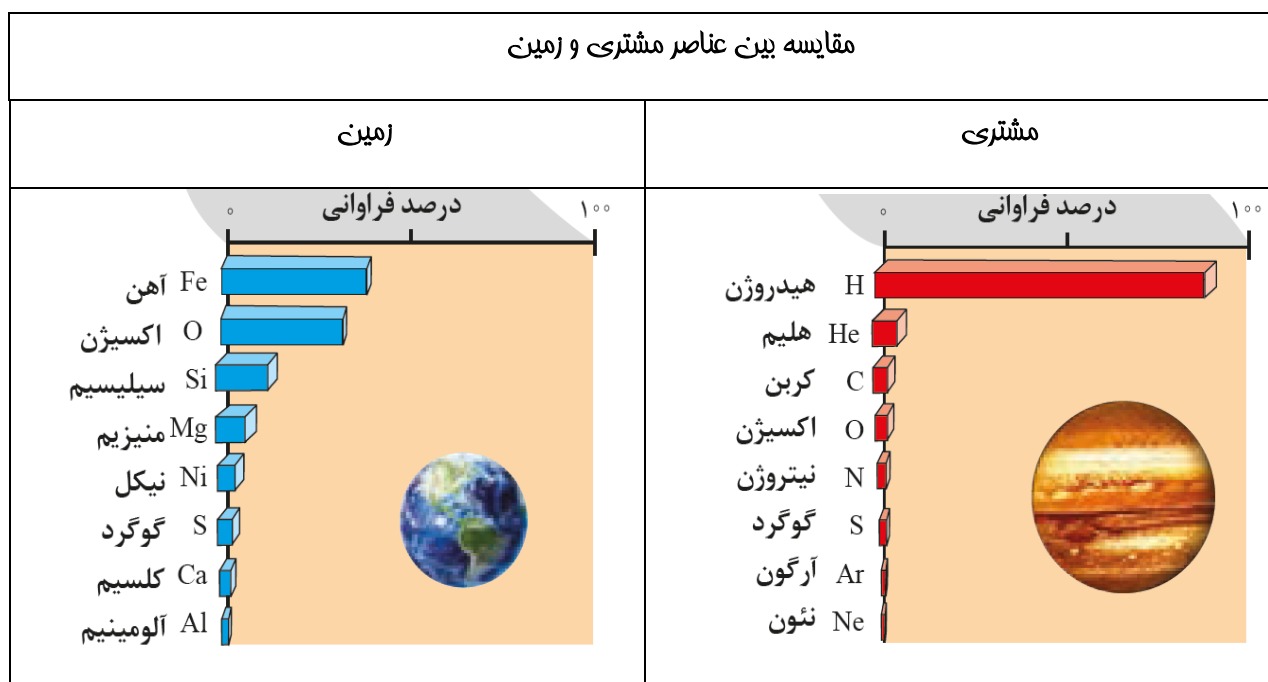


شیمی دهم

فصل اول

کیهان زادگاه الفبای هستی

درک بهتر نحوه تشکیل عنصر ها : بررسی نوع و مقدار عنصرهای سازنده برخی سیاره های سامانه خورشیدی (منظومه شمسی)



نکته ۱:

- ۱- هیدروژن فراوان ترین عنصر سازنده مشترک است.
- ۲- هیدروژن در حالت طبیعی یک گاز است.
- ۳- بقیه عناصر سازنده مشترک، عموماً گازی شکل هستند.
- مشترک یک سیاره گازی شکل است.

نکته ۲:

- ۱- آهن، اکسیژن و سیلیسیم فراوان ترین عناصر سازنده زمین هستند.
- ۲- آهن و سیلیسیم جامد و اکسیژن گازی است.
- ۳- بقیه عناصر سازنده مشترک، عموماً جامد هستند.
- زمین یک سیاره سنگی شکل است.

نکته ۳: گوگرد و آهن رو هر دو سیاره موجود است.

نکته ۱۴ : عناصر بالا عمده ترین عناصر موجود در سیارات هستند. تعداد زیادی عنصر با فراوانی کمتر در زمین وجود دارند.

نکته ۵: آهن یک فلز است. اکسیژن یک نافلز است. سیلیسیم یک شبه فلز است.

نکته ۶ : بخش اعظم عنصر آهن در زمین در هسته زمین قرار دارد. بقیه آن هم عنصر نیکل است.

نکته ۷ : اکسیژن موجود در پوسته زمین بیشتر به صورت ترکیب با آهن ، سیلیس و دیگر مواد عناصر فلزی است.

نکته ۸ : آهن فراوان ترین فلز زمین، اکسیژن فراوان ترین نافلز و سیلیسیم فراوانترین شبه فلز است.

در یافتید که نوع و میزان فراوانی عنصرها در دو سیاره زمین و مشتری متفاوت است در حالی که عنصرهای مشترکی نیز در این دو سیاره هست. یافته‌هایی از این دست نشان می‌دهد که عنصرها به صورت ناهمگون در جهان هستی توزیع شده است. این یافته‌ها باعث شد تا دانشمندان بتوانند چگونگی پیدایش عنصرها را توضیح دهند به طوری که برخی از آنها بر این باورند که سر آغاز کیهان با انفجاری مهیب (مهبانگ) همراه بوده که طی آن انرژی عظیمی آزاد شده است. در آن شرایط پس از پدید آمدن ذره‌های زیراتمی مانند الکترون، نوترون و پروتون، عنصرهای هیدروژن و هلیم پا به عرصه جهان گذاشتند. با گذشت زمان و کاهش دما، گازهای هیدروژن و هلیم تولید شده، متراکم شد و مجموعه‌های گازی به نام **سحابی** ایجاد کرد. بعدها این سحابی‌ها سبب پیدایش ستاره‌ها و کهکشان‌ها شد.

نوع ایجاد کیهان :

۱- انفجار مهیب (مهبانگ) و تولید انرژی عظیم

۲- انرژی بسیار زیاد باعث انبساط و واکنش‌های هسته‌ای شد.

۳- با اتصال ذره‌های زیراتمی، هیدروژن (کوچکترین عنصر) ایجاد شد.

۴- تولید اتم‌های هیدروژن خود باعث آزاد شدن انرژی می‌شود.

۵- زنجیره تولید بالای عناصر هیدروژن، با افزایش انرژی محیط و تولید هلیم (عنصر سنگین تر از هیدروژن) می‌شود.

۶- تا هر زمانی که انرژی در دسترس باشد این زنجیره تولید از عناصر سبک تا عناصر سنگین ادامه می‌یابد

۷- در تمام ستاره‌ها (مانند خورشید) این زنجیره مداوم ادامه دارد

۸- هر چه دمای ستاره بیشتر باشد، انرژی محیط بیشتر است در نتیجه، عناصر سنگین تر بیشتری تولید می‌شود.

۹- هر زمان که پایداری ستاره ها از بین برود ، متلاشی می شوندو اتم های آن ستاره در فضا پراکنده می شود.

۱۰- ستاره ها کارخانه تولید عناصر هستند.

- انیشتین توانست این اختلاف جرم عجیب را توجیه کند. آن را کاستی جرم هسته نامید.از رابطه انیشتین می توانیم بفهمیم که حتی

$$E = \Delta mc^2$$

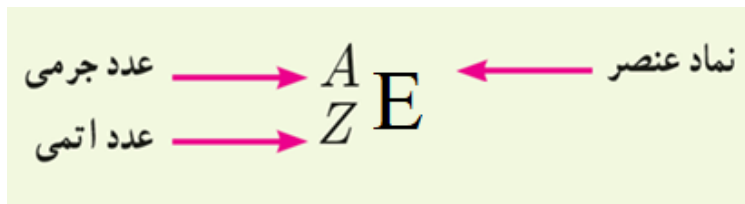
اندک اختلاف جرم، باعث تولید مقدار بسیار زیادی انرژی می شود.

$$c^2 = 9 \times 10^{16}$$

- مقدار C^2 عدد بسیار بزرگی است حتی اگر اختلاف جرم ما خیلی خیلی کم باشد، باز هم انرژی حاصل مقدار بسیار بزرگی می شود.

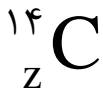
- مقدار E انرژی آزاد شده بر حسب ژول است

- برای هر عنصر با نماد شیمیایی X



عدد اتمی (Z): ممکن است نوشته نشود. البته مشکلی هم نیست اگر بدانیم E کدام عنصر است. چون می توانیم از جدول تناوبی مقدار

عدد اتمی را به دست آوریم.



- از جدول تناوبی می دانیم که $Z=6$ است.

هر عنصر جدول تناوبی خواص شیمیایی خاص خود را دارد. دلیل این خواص شیمیایی ویژه، عدد اتمی آن عنصر است. به طور کلی هسته

هایی که پروتون برابر داشته باشند (طبیعی یا مصنوعی) خواص شیمیایی یکسانی دارند.

- در طبیعت و آزمایشگاه عناصری وجود دارند که با وجود تعداد پروتون یکسان (خواص شیمیایی یکسان)، تعداد نوترون های

متفاوت (عدد جرمی متفاوت) دارند. چون عناصر جدول تناوبی عناصر فقط بر حسب عدد اتمی (تعداد پروتون ها) طبقه بندی شده مبروریم

این نوع عناصر را در یک خانه جدول قرار دهیم که به آن ها ایزوتوپ یا هم مکان می گویند.

ایزوتوپ: عناصری هستند که با وجود یکسان بودن عدد اتمی ، به علت تفاوت در تعداد نوترون ها (عدد جرمی) خواص فیزیکی (پگالی و

...) متفاوتی دارند.

– بعضی از عناصر ایزوتوپ دارند. تعداد ایزوتوپ برای هر کدام از این عناصر متفاوت هستند. مثلاً کربن و هیدروژن ۳ ایزوتوپ پایدار و اورانیوم دو ایزوتوپ دارد.

– برای هر عنصر هم فراوانی ایزوتوپ ها متفاوت است. در جدول تناوبی ایزوتوپی که فراوانی و پایداری بیشتری دارد را به عنوان ایزوتوپ اصلی در نظر می گیرند و بقیه ایزوتوپ ها را نمی نویسند.

– بعضی از ایزوتوپ ها فقط در آزمایشگاه ساخته می شوند و عمر و پایداری کمی دارند.

نماد ایزوتوپ	${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$	${}^4_1\text{H}$	${}^5_1\text{H}$	${}^6_1\text{H}$	${}^7_1\text{H}$
ویژگی ایزوتوپ							
نیم عمر	پایدار	پایدار	۱۲/۳۲ سال	1.4×10^{-22} ثانیه	9.1×10^{-22} ثانیه	2.9×10^{-22} ثانیه	2.3×10^{-23} ثانیه
درصد فراوانی در طبیعت	۹۹/۹۸۸۵	۰/۰۱۱۴	ناچیز	۰ (ساختگی)	۰ (ساختگی)	۰ (ساختگی)	۰ (ساختگی)

نکات :

۱- هیدروژن بدون نوترون (${}^1_1\text{H}$) ، پایدارترین و در تنبیه فراوانترین ایزوتوپ است.

۲- هیدروژن تک نوترون (${}^2_1\text{H}$) ، فراوانی خیلی کمی دارد اما پایدار است.

۳- زمانی که تعداد نوترون ها دو یا بیشتر می شود، چون تعداد پروتون ها و الکترون ها هم پتان ثابت است، تعادل هسته اتم به هم می خورد و در طی زمانی مشخص هسته از بین می رود.

۴- هسته هایی که نسبت نوترون به پروتون بزرگتر مساوی ۱/۵ باشد ، ناپایدارند.

۵- به طور کلی هسته ایزوتوپ های ناپایدار با گذشت زمان متلاشی می شوند و انرژی آزاد می کنند.

۶- هیدروژن دو پروتونه با اینکه نیمه عمر بیش از ۱۲ سال دارد اما باز هم پایدار نیست.

رادیو ایزوتوپ : اگر ایزوتوپ ناپایدار، پرتوزا هم باشد. مثلاً هیدروژن های دو نوترونه یا بیشتر رادیو ایزوتوپ هستند.

درصد فراوانی ایزوتوپ : نسبت بین فراوانی یک ایزوتوپ یک عنصر به فراوانی کل ایزوتوپ های همان عنصر

تعداد کل عناصر : ۱۱۸ عنصر شناخته شده وجود دارد.

عناصر طبیعی: ۹۲ عنصر در طبیعت یافت می شوند

عناصر سافتگی: ۲۶ عنصر فقط در آزمایشگاه ساخته می شوند.

$$N = A - Z$$

$$A = ۹۹$$

$$Z = ۴۳$$

$$N = ۹۹ - ۴۳ = ۵۶$$

تکنسیم (Tc): عنصر ۴۳ جدول تناوبی است. یک فلز واسطه است. دوره ۵ و گروه ۷ است.

${}_{43}^{99}\text{Tc}$: تعداد نوترون های تکنسیم برابر است با ۵۶

تکنسیم نخستین عنصری است که در واکنشگاه هسته ای ساخته شد.

رادیوایزوتوپ تکنسیم در تصویر برداری کاربرد ویژه دارد اما ممکن است کاربردهای دیگری هم داشته باشد.

روش کار تکنسیم:

۱- تکنسیم یک رادیو ایزوتوپ پرتوزاست

۲- با دستگاه های مخصوصی می توان پرتوهای آن را مشاهده کرد.

۳- تکنسیم (۹۹) وارد یک یون می شود.

۴- یون حاوی تکنسیم به بدن تزریق می شد.

۵- این یون با اندازه یون یدید مشابه است

۶- غده تیروئید برای عملکرد خودش نیاز به جذب یون یدید دارد.

۷- تیروئید به علت تشابه اندازه بین یدید و یون حاوی تکنسیم نمی تواند آن ها را از هم تشخیص دهد.

۸- تیروئید به ناچار هر دو را جذب می کند. (عملیات نفوذ با موفقیت انجام شد)

۹- دستگاه آشکارگر پرتو های ساطع شده از تکنسیم را به ما نشان می دهد.

۱۰- این پرتو ها شکل دقیق غده تیروئید را به ما می دهند.

۱۱- اگر شکل داده شده شبیه پروانه بود، اندازه تیروئیدها درست است

۱۲- اگر غده تیروئید درست کار نکند اندازه آن بزرگتر یا کوچکتر از حالت طبیعی است.

همه ${}^{99}\text{Tc}$ موجود در جهان باید به طور مصنوعی و با استفاده از واکنش های هسته ای ساخته شود. از آنجا که نیم عمر آن کم است و نمی توان مقادیر زیادی از این عنصر را تهیه و برای مدت طولانی نگهداری کرد، بسته به نیاز، آن را با یک مولد هسته ای تولید و سپس مصرف می کنند.

– شناخته شدین ترین ماده پرتوزا اورانیوم است

– ایزوتوپ های اورانیوم $^{238}_{92}\text{U}$, $^{235}_{92}\text{U}$ هستند.

– درصد فراوانی اورانیوم $^{238}_{92}\text{U}$ در هر نمونه سنگ اورانیوم بیش از ۹۹ درصد است. مقدار بسیار زیادی است.

– درصد فراوانی اورانیوم $^{235}_{92}\text{U}$ در هر نمونه سنگ اورانیوم کمتر از ۰/۷ درصد است. مقدار بسیار کمی است.

– اورانیومی که در صنعت به عنوان سوخت هسته ای کاربرد دارد ، ایزوتوپ $^{235}_{92}\text{U}$ است. که فراوانی خیلی کمی دارد. پس باید با

فرآیندی فراوانی این ایزوتوپ را افزایش دهیم که به این فرآیند سازی ایزوتوپی می گویند.

– **توده سرطانی** : بافته هایی هستند که رشد سریع و غیرعادی دارند.

– **گلوکز نشان دار** : گلوکزی که حاوی اتم پرتوزا است.

روش تشخیص توده سرطانی به کمک رادیو ایزوتوپ :

۱- گلوکز را آغشته به اتم پرتوزا می کنیم. (گلوکز نشان دار)

۲- گلوکز نشان دار را به بدن بیمار تزریق می کنیم

۳- یافته ها برای انجام سوخت و ساز به گلوکز نیاز دارند

۴- یافته های سرطانی به خاطر رشد بسیار سریع نیاز بیشتری به جذب گلوکز دارند.

۵- توده سرطانی چون تجمع تعداد زیادی یافته است پس تجمع گلوکز های معمولی و نشان دار در آن با فوق العاده است

۶- با جذب گلوکز های نشان دار توسط توده سرطانی ، به کمک دستگاه آشکار ساز پرتو می توانیم محل دقیق توده سرطانی را مشخص

کنیم.

جدول تناوبی عناصر :

– بر اساس افزایش عدد اتمی سازماندهی شده.

– تعداد کل عناصر ۱۱۸ است

– به ردیف های افقی جدول دوره و به ستون های عمودی گروه میگویند.

– عناصر موجود در هر گروه خواص شیمیایی مشابه دارند. (دوره اینگونه نیست)

– هر خانه جدول تناوبی به یک عنصر تعلق دارد.

– اگر عنصری ایزوتوپ داشته باشد، ایزوتوپی که بیشترین درصد فراوانی و پایداری داشته باشد را در فانه جدول می نویسند.
– بقیه ایزوتوپ های عنصر ، هم در همان فانه جدول قرار دارند و خواص شیمیایی یکسانی با ایزوتوپ اصلی و بقیه اعضای گروه خود دارند.

روش دانستن جایگاه عناصر در جدول :

✽ ضروری ✽

۱- حفظ عناصر از عدد اتمی ۱ تا ۱۰۶ (با چند بار تکرار حفظ می کنید)

۲- حفظ عناصر و عدد اتمی عناصر گروه (۱)

گروه ۱	
نام	عدد اتمی
H	۱
Li	۳
Na	۱۱
K	۱۹
Rb	۳۷
Cs	۵۵

به طور مثال به شما می گویند گروه و دوره عنصری با عدد اتمی ۲۰ را به دست آورید

راه حل استفاده از عناصر گروه اول :

می دانیم که پتاسیم (K) عنصر شماره ۱۹ است و در گروه اول جای دارد پس عنصر شماره ۲۰ در گروه بعدی یعنی گروه دوم قرار دارد برای مشخص نمودن دوره از اولین عنصر گروه اول می شماریم اول هیدروژن دوم لیتیم سوم سدیم و چهارم پتاسیم پس پتاسیم در گروه چهارم است و عنصر شماره ۲۰ چون بعد از پتاسیم است تنها در دوره چهارم است پس عنصری با عدد اتمی ۲۰ در دوره چهارم و گروه دوم قرار دارد.

کاتیون: زمانی که یک عنصر معمولاً فلزی برای پایدار شدن الکترون های خود را از دست بدهد و مثبت تر بشود.

آنیون: زمانی که یک عنصر معمولاً نافلزی برای پایدار شدن الکترون بگیرد و منفی تر بشود.

کاتیون ها و آنیون ها از نظر خواص شیمیایی مشابه عنصر هم الکترون خود می شوند نه عنصر اصلی و پایدار خودشان

مثلاً Al^{3+} در ابتدا ۱۳ الکترون داشته اما با از دست دادن ۳ الکترون خود پایدار می شود و خواص شیمیایی مشابه Ne پیدا می کند.

عناصر گروه ۱۸ جدول تناوبی همواره پایدار هستند، تمایلی برای انجام واکنش ندارند. گازی شکل هستند. هیچ گاه کاتیون یا آنیون نمی شوند. به همین دلیل به آن ها گازهای نجیب یا بی اثر هم گفته می شود.

اتم ها بسیار ریزند به طوری که نمی توان آنها را به طور مستقیم مشاهده و جرم آنها را اندازه گیری کرد؛ به همین دلیل دانشمندان مقیاس جرم نسبی را برای تعیین جرم اتم ها به کار می برند. مطابق این مقیاس، جرم اتم ها را با وزنه ای می سنجند که جرم آن $\frac{1}{12}$ جرم ایزوتوپ کربن -۱۲ است. به این وزنه، **یکای جرم اتمی (amu)** می گویند.

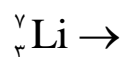
ویژگی های یکای جرم اتمی (amu):

۱- هسته اتم کربن -۱۲ (${}^{12}_6C$)، شش عدد پروتون و شش عدد نوترون دارد.

۲- هر کدام از اجزای هسته اتم کربن -۱۲ را یک واحد در نظر می گیرند.

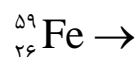
۳- جرم اتمی بقیه عناصر هم با همین نسبت به دست آمد.

مثال: یکای جرم اتمی 7_3Li ، ${}^{59}_{26}Fe$ را به دست آورید.



$$A = 7, Z = 3$$

$$amu({}^7_3Li) = A = 7$$



$$A = 59, Z = 26$$

$$amu({}^{59}_{26}Fe) = A = 59$$

نکته تعجب: مقدار جرم اتمی نوشته شده در جدول تناوبی با مقدار یکای جرم اتمی به دست آمده ما تفاوت دارد چرا؟؟

پاسخ : ما ایزوتوپی از لیتیم را بررسی کردیم که بیشترین فراوانی (۹۴ درصد) را دارد اما باید بدانیم لیتیم ایزوتوپ دیگری هم دارد ${}^6\text{Li}$ که فراوانی کمتری (۶ درصد) دارد. مقدار جرم اتمی نوشته در جدول تناوبی میانگین وزنی همه ایزوتوپ های پایدار یک عنصر است. به همین دلیل مقدار به دست آمده توسط ما با مقدار ثبت شده اندکی تفاوت دارد

در آهن ما ایزوتوپی را انتخاب کردیم که ایزوتوپ پایداری نیست و در نتیجه جرم اتمی آن نمی تواند معیار درستی از جرم اتمی ایزوتوپ های پایدار آهن به ما بدهد به همین دلیل هم یکای جرم اتمی به دست آمده با مقدار ثبت شده در جدول تفاوت بیشتری دارد.

شمارش ذره ها از روی جرم :

در قدیم فروشنده های میوه و سبزیجات به صورت دانه ای فروش داشتند. روزی یک خانم خانه دار برای خرید سیب زمینی به مغازه ای رفت و ۵ دانه سیب زمینی خرید در راه برگشت با یکی از همسایگانش روبه رو شد که او هم ۵ دانه سیب زمینی خریده بود. اما متوجه شد که با وجود تعداد برابر سیب زمینی ها و مبلغ یکسانی که پرداخته بودند اما حجم سیب زمینی های همسایه بیشتر و دانه ها بزرگتر بودند. این گونه بشر فهمید که مقیاس دانه ای ، معیار درستی نیست.

در شیمی چون ما برای انجام واکنش ها نیاز به مقدار دقیق یک ماده داریم باز هم شمارش دانه ای میسر نیست. مناسبه با گرم هم به دلیل تفاوت تعداد ذره ها در یک گروه و تفاوت حجم بین اتم های مختلف میسر نبود. بنابراین نیاز به مقیاسی بود که بتواند نسبت درستی بین همه مواد به ما بدهد. شیمی دانان با کمک دستگاه طیف سنج جرمی ، جرم اتم ها را با دقت اندازه گیری کردند. سپس متوجه شدند که اگر تعداد ${}^{12}\text{C} \times 0.012$ / ذره از یک عنصر کنار هم داشته باشیم وزن آن برابر با عدد خاصی می شود که به آن جرم مولی می گویند و به آن بسته شامل ${}^{12}\text{C} \times 0.012$ / ذره ، یک مول می گویند

مول : یک بسته از یک ماده که دارای ${}^{12}\text{C} \times 0.012$ / ذره ، از آن عنصر است

جرم مولی : جرم یک بسته یا جرم یک مول از آن عنصر

جرم مولی را از کجا به دست بیاوریم:

– معمولا در سوالات امتحانی یا کنکور جرم مولی عناصر داده می شود. نیازی به حفظ کردن نیست.

مثال : یک مول آهن شامل چند ذره است ؟

– هر مول از هر ماده شامل ${}^{12}\text{C} \times 0.012$ / ذره ، از آن ماده است. پس فرقی نمی کند آهن یا هر عنصر دیگری باشد

مثال : اگر جرم مولی آهن ۵۶ باشد ، ۱۲ مول آهن چند گرم می شود؟

– اگر جرم مولی آهن ۵۶ باشد پس یعنی جرم یک مول آهن ۵۶ است. با تناسب می فهمیم که جرم دو مول آهن برابر با ۱۱۲ است

مثال : ۳ مول آهن شامل چند ذره است ؟

– هر مول آهن (یا هر عنصر دیگر) شامل $۶ / ۰۲ \times ۱۰^{۲۳}$ ذره ، از آن عنصر است. با تناسب می فهمیم که ۳ مول آهن ، دارای

$۱۰^{۲۳} \times ۰۶ / ۱۸$ ذره ، از آهن است.

مثال : $۱۰^{۲۳} \times ۰۸ / ۲۴$ ذره از یک آهن ، چند مول و چند گرم است؟

هر ذ $۱۰^{۲۳} \times ۰۲ / ۶ = ۱ \text{ mol Fe}$

هر ذ $۱۰^{۲۳} \times ۰۸ / ۲۴ = ? \text{ mol Fe}$

– با تناسب حل می کنیم. برابر ۴ مول است

$$\frac{1}{x} = \frac{۶ / ۰۲ \times ۱۰^{۲۳}}{۲۴ / ۰۸ \times ۱۰^{۲۳}} \Rightarrow \frac{1}{x} = \frac{1}{4} \Rightarrow x = 4 \text{ mol}$$

✳ روش مناسبه کنکوری :

در مناسبات استوکیومتری برای مقایسه دو عنصر فقط باید با مول مقایسه کرد. یعنی با به دست آوردن مول یک ماده می توانیم به مول ماده دیگر ، گرم یا تعداد ذره های آن دست یافت.

۱– اگر تعداد ذره های ماده A را دادند و مول ماده A را خواستند

– تعداد ذره ها تقسیم بر $۶ / ۰۲ \times ۱۰^{۲۳}$ ، حاصل تعداد مول ماده A می شود.

۲– اگر تعداد ذره های ماده A را دادند جرم مولی را هم دادند، جرم ماده A را به دست آورید؟

– تعداد ذره ها تقسیم بر $۶ / ۰۲ \times ۱۰^{۲۳}$ ، حاصل تعداد مول ماده A می شود. سپس تعداد مول ها را در جرم مولی ضرب کنید.

۳– اگر مول ماده A را دادند و تعداد ذره های آن را خواستند؟

– تعداد مول را در $۶ / ۰۲ \times ۱۰^{۲۳}$ ضرب می کنیم تا تعداد ذره ها به دست آید.

۴– اگر جرم ماده A را دادند، جرم مولی را هم دادند و تعداد ذره ها را خواستند؟

– جرم ماده A را تقسیم بر جرم مولی می کنیم تا مول به دست آید. سپس تعداد مول ها را ضرب در $۶ / ۰۲ \times ۱۰^{۲۳}$ می کنیم تا تعداد

ذره ها به دست آید.

نور ، کلید شناخت جهان :

– دمای نورشید و دیگر سیارات را به علت دوری نمی توانیم بفهمیم. در ضمن دمای نورشید آن قدر بالاست که هیچ دماسنجی نمی تواند آن را اندازه گیری کند. پس با چه راهی می توانیم دمای آن ها را به دست آوریم

نور ، امکان یافتن پاسخ این پرسش ها را فراهم می آورد. نوری که از ستاره یا سیاره ای به ما می رسد، نشان می دهد که آن ستاره یا سیاره از چه ساخته شده و دمای آن چقدر است؟ دانشمندان با دستگاہی به نام **طیف سنج** می توانند از پرتوهای گسیل شده از مواد گوناگون، اطلاعات ارزشمندی درباره آنها به دست آورند. اینکه نور چیست؟ چگونه تولید می شود؟ حامل چه اطلاعاتی است؟ پرسش های مهمی است که در ادامه، پاسخ آنها را خواهید یافت. نور خورشید، اگرچه سفید به نظر می رسد اما با عبور از قطره های آب موجود در هوا، که پس از بارش هنوز در هوا پراکنده است، تجزیه می شود و گستره ای پیوسته از رنگ ها را ایجاد می کند. این گستره رنگی، شامل بی نهایت طول موج از رنگ های گوناگون است.

– نور نورشید محدوده وسیعی از پرتوها را شامل می شود.

– این پرتوها از نوع الکترومغناطیس است.

امواج الکترومغناطیس انرژی با خود حمل می کنند.

– هرچه طول موج کوتاه تر باشد، بسامد بیشتر است و در نتیجه انرژی بیشتری با خود حمل می کنند و همچنین دمای آن پرتو بیشتر است.

گستره مرئی : چشم ما فقط می تواند محدوده کمی از نور را ببیند که از رنگ قرمز با طول موج ۷۰۰ نانومتر تا رنگ بنفش با طول موج ۴۰۰ نانومتر پیوسته است.

– رنگ قرمز در دامنه طیف مرئی بیشترین طول موج و کمترین بسامد را دارد.

– رنگ بنفش در دامنه طیف مرئی کمترین طول موج و بیشترین بسامد را دارد.

ترتیب رنگ ها در طیف مرئی : قرمز ، نارنجی ، زرد ، سبز ، آبی ، نیلی و بنفش

رنگ شعله ها :

مس : ترکیبات نمکی مس رنگ آبی شعله را به رنگ سبز درمی آورند.

سدیم : ترکیبات نمکی سدیم رنگ آبی شعله را به رنگ زرد در می آورند.

لیتیم: ترکیبات نمکی لیتیم رنگ آبی شعله را به رنگ قرمز در می آورند.

– نکات بالا عکسشان هم می تواند درست باشد یعنی اگر دیدیم رنگ شعله زرد شد امکان دارد در آن عنصر سدیم وجود داشته باشد.

نشر: فرآیندی که ماده شیمیایی انرژی (گرما) می گیرد و از خود پرتوهای الکترومغناطیسی خارج می کند.

– برای هر عنصر پس از دریافت انرژی، پرتو الکترومغناطیسی خاصی ساطع می کند و این پرتو برای هر عنصر منحصر بفرد است.

کشف سافتار اتم:

نیلز بور دانشمندی دانمارکی بود. پس از مشاهد طیف نشری خطی هیدروژن و چهار نوار رنگی روی آن که هر کدام طول موج و انرژی

مشخصی دارند، به این فکر افتاد که احتمالاً بین سافتار اتم هیدروژن و طیف نشری خطی هیدروژن ارتباطی وجود دارد. پس از پژوهش های

زیاد او توانست طیف نشری خطی هیدروژن را توجیه کند

– بور توانست با مدل پیشنهادیش طیف نشری خطی دیگر عناصر را توجیه کند. در نتیجه مدل اتمی دیگری ارائه شد.

ویژگی های مدل اتمی جدید:

۱– هسته در مرکز اتم است

۲– حجم هسته در مقایسه با حجم اتم بسیار کوچکتر است

۳– الکترون ها در تمامی فضاهای خالی درون اتم و اطراف هسته قرار می گیرند.

۴– اتم ها سافتار لایه ای دارند و هر لایه یک شماره دارد

۵– شماره هر کدام از این لایه ها را با n نشان می دهند.

۶– از نزدیکترین لایه ها به هسته تا دورترین لایه از $n=1$ تا حداکثر $n=7$ ادامه دارد

۷– n را عدد کوانتومی اصلی می نامند.

۸– در سافتار اتم، بخش هایی وجود دارد که الکترون بیشتر وقت خود را در آن مکان ها سپری می کند. البته الکترون در هر مکانی

پیرامون هسته می تواند باشد اما احتمال حضورش در آن بخش ها بیشتر است.

۹– در این مدل انرژی به صورت کوانتومی مبادله می شود.

کوانتوم یعنی بسته

مبادله کوانتومی : الکترون هنگام انتقال از یک لایه به لایه دیگر ، فقط مقدار معینی انرژی مبادله می کند. به طور مثال اگر برای جابجایی از یک لایه به ۱۰۰ ژول انرژی نیاز باشد حتی اگر ۹۹/۹ ژول انرژی به الکترون بدهیم ، الکترون از لایه خودش جابجا نمی شود.

۱- هر چه شماره لایه بیشتر شود، سطح انرژی هم بالاتر می رود. پس :

– الکترون با گرفتن انرژی از لایه های پایین تر به لایه های بالاتر می رود.

– الکترون با آزاد کردن انرژی از لایه های بالا تر به لایه های پایین تر می رود.

مدل اتمی جدید را مدل کوانتومی اتم می نامند.

در حالت $n=1$ الکترون در کمترین سطح انرژی است و به آن حالت پایدار می گویند.

در این ساختار ، با دور شدن الکترون از هسته، انرژی الکترون افزایش می یابد و در حالت های غیر از حالت پایه ، الکترون در حالت

برانگیخته قرار دارد. این حالت برانگیخته ناپایدار است و الکترون تلاش می کند تا دوباره با از دست دادن انرژی به همان حالت پایه $n=1$

برگردد. الکترون ها انرژی خود را به صورت پرتوهایی با طول موج معین نشر می دهند.

– جابجایی بین هر دو لایه متفاوتی ، مقدار انرژی خاصی را مبادله می کند. هر کدام از این جابجایی طول موج ویژه خود را آزاد می کنند.

☼ پس آن نوارهای رنگی با طول موج های متفاوت هر کدام مربوط به جابجایی الکترون از یک لایه به لایه ای دیگر است. چون انرژی

لایه های الکترونی هر اتم با اتم دیگر تفاوت دارد پس طیف نشری خطی هر اتم با دیگر اتم ها متفاوت است.

توزیع الکترون ها در لایه ها و زیر لایه ها :

– الکترون های هر اتم ابتدا سعی می کنند لایه های کم انرژی تر را پر کنند و سپس به ترتیب وارد لایه های بالاتر می شوند.

– هر لایه ظرفیت محدودی دارد. مثلا لایه اول فقط دو الکترون می پذیرد و لایه دوم هشت الکترون می پذیرد.

– هر لایه خود می تواند دارای چند بخش کوچکتر باشد که به آن ها زیر لایه می گویند.

– لایه اول یک زیر لایه، لایه دوم دو زیر لایه ، لایه سوم سه زیر لایه دارد. پس شماره لایه هر عددی باشد به همان اندازه زیر لایه داریم.

عدد کوانتومی اصلی	تعداد زیر لایه	عدد کوانتومی فرعی	نماد زیر لایه
$n=1$	۱	$l=0$	۱s
$n=2$	۲	$l=0$	۲s
		$l=1$	۲p
$n=3$	۳	$l=0$	۳s
		$l=1$	۳p
		$l=2$	۳d

- انواع زیرلایه ها :

نام زیر لایه	حداکثر ظرفیت	عدد کوانتومی فرعی (l)
s	۲ الکترون	$l=0$
p	۶ الکترون	$l=1$
d	۱۰ الکترون	$l=2$
f	۱۴ الکترون	$l=3$

قاعده آفبا :

هنگام پر شدن اتم از الکترون، نخست زیرلایه $1s$ و سپس زیرلایه های $2s$ و $2p$ از الکترون پر می شود؛ با این توصیف باید در اتم عنصرهای دوره سوم زیرلایه های $3s$ ، $3p$ و $3d$ پر شود. از این رو انتظار می رود که این دوره شامل ۱۸ عنصر باشد؛ اما دوره سوم دارای ۸ عنصر است. در واقع در این اتم ها تنها دو زیرلایه $3s$ و $3p$ در حال پر شدن است و زیرلایه $3d$ در دوره بعد شروع به پر شدن می کند. این روند نشان می دهد که پر شدن زیرلایه ها تنها به عدد کوانتومی اصلی (n) وابسته نیست بلکه از یک قاعده کلی به نام **قاعده آفبا** پیروی می کند.

توضیح قاعده آفبا: همان گونه که در قبل گفتیم الکترون ها ابتدا لایه های با انرژی پایین تر را اشغال می کنند و سپس به سمت لایه های بالاتر می روند. اما حالا که با مفهوم زیرلایه آشنا شدیم صرف خود را تکمیل می کنیم که الکترون ها ابتدا از زیرلایه های کم انرژی شروع می کنند و به سمت زیرلایه های پر انرژی تر می روند. پس ابتدا زیرلایه های نزدیک به هسته پر می شوند و بعد به سراغ زیرلایه های دور تر می روند.

سوال: چگونه سطح انرژی هر زیرلایه را بفهمیم؟

- کفایت بدانیم آن زیر لایه در کدام لایه و از چه نوعی است. یعنی مقدار n و مقدار l را بدانیم. سطح انرژی نسبی جمع n و l است

$$n+l = \text{سطح انرژی نسبی هر زیرلایه}$$

مثال: دو زیر لایه داریم **A** و **B** مشخصات هر کدام در جدول زیر آمده است. تعیین کنید کدامیک زودتر توسط الکترون اشغال می شود؟

زیر لایه اول	لایه چهارم	A
زیر لایه سوم	لایه سوم	B

– پاسخ اشتباه: چون **B** در لایه سوم است زودتر پر می شود.

– پاسخ صحیح: باید مقادیر **n** و **l** را به دست بیاریم و جمع کنیم تا سطح انرژی نسبی را به دست آوریم. سپس می توانیم بگوییم هر

زیر لایه ای که سطح انرژی نسبی کمتری دارد سریع تر اشغال می شود.

$l=0$	$n=4$	A
$l=2$	$n=3$	B

$$A: E = n_A + l_A \Rightarrow E = 4 + 0 = 4$$

$$B: E = n_B + l_B \Rightarrow E = 3 + 2 = 5$$

$$E_A < E_B$$

پس زیر لایه **A** زودتر اشغال می شود چون سطح انرژی کمتری دارد.

• اگر دو زیر لایه سطح انرژی نسبی یکسانی داشتند چه کار کنیم؟

– در این حالت، زیر لایه ای که **n** کمتری دارد سطح انرژی کمتری دارد و زودتر اشغال می شود.

نوشتن آرایش الکترونی:

– از اولین لایه شروع می کنیم و زیر لایه ها را به ترتیب افزایش سطح انرژی می نویسیم

– به ترتیب الکترون ها را در زیر لایه ها جای می دهیم

مثال: نیتروژن با عدد اتمی 7 داریم. آرایش الکترونی آن چگونه است؟

در لایه اول تمام ظرفیت زیر لایه **s** را پر کردیم. به لایه دوم رفتیم (دو زیر لایه دارد). تمام ظرفیت زیر لایه **s** را پر کردیم و سپس به سراغ زیر لایه

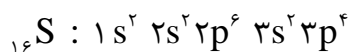
p رفتیم. این زیر لایه حداکثر 6 الکترون می تواند بگیرد. اما ما فقط 3 الکترون دیگر داریم. پس فقط نیمی از ظرفیت این زیر لایه را الکترون

اشغال می کند.

$$N: 1s^2 2s^2 2p^3$$

مثال : گوگرد با عدد اتمی ۱۶ داریم. آرایش الکترونی آن چگونه است ؟

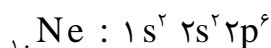
در لایه اول تمام ظرفیت زیر لایه **s** را پر کردیم. به لایه دوم رقتیم (دو زیر لایه دارد). تمام ظرفیت زیر لایه **s** را پر کردیم و سپس به سراغ زیر لایه **p** رقتیم. این زیر لایه را هم کاملاً پر کردیم در لایه سوم (سه زیر لایه دارد) ابتدا زیر لایه **s** را پر کردیم و سپس به سراغ زیر لایه **p** می رویم. این زیر لایه حداکثر ۶ الکترون می تواند بگیرد. اما ما فقط ۴ الکترون دیگر داریم. پس فقط بخشی از ظرفیت این زیر لایه را الکترون اشغال می کند.



در لایه سوم زیر لایه **d** هم داریم اما چون تعداد الکترون ها کم بود به آن زیر لایه نرسیدیم پس نیازی به نوشتن آن نیست.

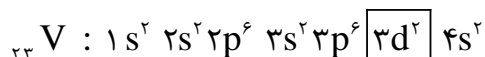
مثال : نئون با عدد اتمی ۱۰ داریم. آرایش الکترونی آن چگونه است ؟

در لایه اول تمام ظرفیت زیر لایه **s** را پر کردیم. به لایه دوم رقتیم (دو زیر لایه دارد). تمام ظرفیت زیر لایه **s** را پر کردیم و سپس به سراغ زیر لایه **p** رقتیم. این زیر لایه را هم کاملاً پر کردیم



عناصر گروه ۱۸ جدول تناوبی همگی آخرین زیر لایه تمام پر دارند و به np^6 ختم می شوند.

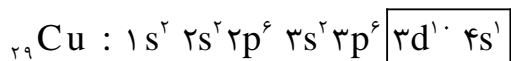
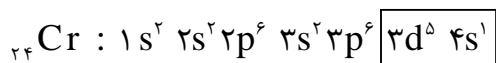
مثال : وانادیوم با عدد اتمی ۲۳ داریم. آرایش الکترونی آن چگونه است ؟



روش جایگیری الکترون ها مانند مثال های قبل است با این تفاوت که چون سطح انرژی نسبی زیر لایه (**۳d**) کمتر از سطح انرژی زیر لایه (**۳d**) است. پس الکترون ها ابتدا وارد زیر لایه (**۳d**) می شوند و پس از پر کردن آن وارد زیر لایه (**۴s**) می شوند.

❖ استثنا : دانشمندان به کمک روش های طیف سنجی پیشرفته متوجه شدند که اتم های کروم و مس از قاعده آفبا پیروی نمی

کنند. آرایش الکترونی به دست آمده برای این دو عنصر آورده شده است. می توانید دلیل این استثنا را بگویید.؟؟



پاسخ : به نظر من الکترون ها طبق همان روش آفبا ابتدا وارد زیر لایه **s** شدند و بعد بقیه الکترون ها وارد زیر لایه **d** شدند. اما وقتی وارد

شدند یاد یکی از رسومات قدیمی قوم الکترون ها می افتند که از قدیم میگفتن یک زیر لایه پر بهتر از یک زیر لایه نیم پر و یک زیر لایه

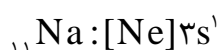
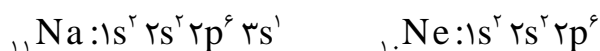
نیم پر بهتر از یک زیر لایه شلوغ و بی نظمه. پس برای رعایت این رسم قدیمی به یکی از الکترون های زیر لایه کم انرژی تر **s** این افتتار

رو میدن که بیاد توی یک سطح بالاتر تا هم زیر لایه **s** به تعادل برسه و هم زیر لایه **d** نیم پر یا پر بشه و به تعادل برسه.

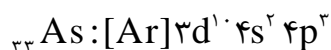
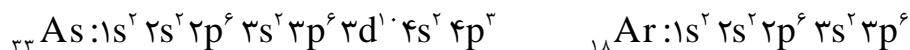
آرایش الکترونی فشرده :

د راین روش به جای اینکه تمام لایه ها و زیر لایه را بنویسیم، ابتدا با توجه عدد اتمی آن عنصر به دنبال اولین گاز نجیب قبل از آن می رویم و چون می دانیم آرایش گاز نجیب همواره به یک لایه پر ختم می شود فقط اسم آن گاز نجیب را نوشته و فقط زیر لایه های باقیمانده را می نویسیم.

مثال : برای سدیم با عدد اتمی ۱۱ آرایش الکترونی عادی و فشرده را بنویسید.



مثال : برای آرسنیک با عدد اتمی ۳۳ آرایش الکترونی عادی و فشرده بنویسید



لایه ظرفیت : آخرین لایه در حال پر شدن یا پر شده هر الکترون است. تعداد این الکترون ها ، رفتارهای شیمیایی اتم را تعیین می کند.

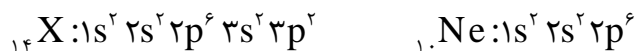
تعیین دوره و گروه عنصر به کمک آرایش الکترونی :

– ابتدا آرایش الکترونی را به صورت فشرده می نویسیم

– آخرین شماره لایه نوشته شده دوره آن عنصر است

– مجموع الکترون های زیر لایه باقیمانده. گروه آن عنصر است

مثال : دوره و گروه عنصری با عدد اتمی ۱۴ را مشخص کنید.



$$\text{dore} : 3 \quad \text{group} : 2 + 2 = 4$$

دسته های عنصر :

دسته	توضیح	گروه
دسته s	عناصری که آخرین زیرلایه در حال پرشدن یا پر شده آن ها s باشد	گروه ۱ و گروه ۲
دسته d	عناصری که آخرین زیرلایه در حال پرشدن یا پر شده آن ها d باشد	گروه ۳ تا گروه ۱۰
دسته p	عناصری که آخرین زیرلایه در حال پرشدن یا پر شده آن ها p باشد	گروه ۱۱ تا گروه ۱۸

به نظر شما نئیب بودن گازهای گروه ۱۸ و عدم شرکت آن ها در واکنش ها ارتباطی با الکترون های لایه ظرفیتشان دارد؟

– چون لایه ظرفیت عناصر گروه ۱۸ کاملا پر است و پایدار هستند. این عناصر نه علاقه ای به الکترون گرفتن دارند و نه علاقه به الکترون

دادن در نتیجه نیازی به شرکت در واکنش ها برای پایداری ندارند و خودشان پایدارند

☼ نکته مهم: از توضیحات بالا فهمیدیم که عناصر مختلفی که لایه ظرفیتشان پر نیست سعی می کنند با مبادله الکترون خودشان را شبیه

عناصر گروه ۱۸ بکنند و پایدار شوند.

قاعده هشت تایی: همه عناصر دسته s و دسته p مایل دارند با از دست دادن الکترون یا گرفتن الکترون به آرایش گاز نئیب برسند و

پایدار شوند

مدل الکترون – نقطه ای:

در این مدل فقط الکترون های ظرفیت را دور تادور نماد شیمیایی عناصر می گذاریم و به ازای هر الکترون یک نقطه می گذاریم.

روش کار:

۱- ابتدا تعداد الکترون های لایه ظرفیت را مشخص می کنیم.

سوال: آیا راهی سریع تر وجود دارد که تعداد الکترون های لایه ظرفیت را بدانیم و دیگر آرایش

الکترونی ننویسیم؟

– بله به شرطی که شما اعضای گروه ۱۸ جدول را با شماره عدد اتمی یاد بگیرید.

در این صورت هر عنصر یا عدد اتمی که دادند ابتدا تعیین می کنیم که بین کدام دو عنصر گاز نئیب

است. سپس عدد اتمی عنصر داده شده را از عدد گاز نئیب قبل از خود کم می کنیم. مقدار باقیمانده

همان الکترون های لایه ظرفیت است.

گروه ۱۸	
نام	عدد اتمی
He	۲
Ne	۱۰
Ar	۱۸
Kr	۳۶

X: 20

مثال: تعداد الکترون های لایه ظرفیت عنصری با عدد اتمی 20 را به دست آورید

 ${}_{18}\text{Ar} < {}_2\text{X} < {}_{36}\text{Kr}$ $20 - 18 = 2$

zarfiat: 2

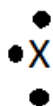
۱- نماد شیمیایی عنصر را می نویسیم. مثلا اگر آهن بود **Fe** و اگر کلسیم بود **Ca**

۲- به اندازه تعداد الکترون های ظرفیت نقطه اطراف نماد می گذاریم.

-روش قرار دادن نقاط:

چهار مکان برای نقطه داریم (بالا، پایین، چپ و راست)

ابتدا در هر مکان فقط یک نقطه می گذاریم.

مثلا اگر سه الکترون ظرفیت برای اتم **X** داشتیم. در سه طرف **X** به انتساب نمودمان یک نقطه می گذاریم

اگر پنج الکترون یا بیشتر داشتیم ابتدا در چهار طرف نماد یک الکترون می گذاریم و سپس بقیه الکترون ها را کنار الکترون های قبلی

جای می دهیم. در هیچ سمتی بیشتر از 2 الکترون نمی توانیم بگذاریم.



مثلا اتمی با 6 الکترون ظرفیت به شکل روبه رو است.

* به طور کلی اگر بیش از 4 الکترون باشد حداقل یکی از جهات دو الکترون دارد و بقیه هم باید حداقل یک الکترون داشته باشند.

** رسم ساختار لوویس فقط برای عناصر دسته **s** و دسته **p** است. برای عناصر دسته **d** تعریف نمی شود.

*** هیدروژن از قاعده هشتایی پیروی نمی کند و در هر حالتی فقط یک الکترون ظرفیت دارد

P: 15

مثال: برای دو عنصر فسفر با عدد اتمی 15 و اکسیژن با عدد اتمی 8 ساختار لوویس را رسم کنید

 ${}_{10}\text{Ne} < {}_{15}\text{P} < {}_{18}\text{Ar}$ $15 - 10 = 5$

zarfiat: 5



O: 8

 ${}_{2}\text{He} < {}_{8}\text{O} < {}_{10}\text{Ne}$ $8 - 2 = 6$

zarfiat: 6



تمرین : آرایش الکترونی ، گسترده و الکترون قطه ای را برای عناصر ۱ تا ۱۶ جدول تناوبی انجام دهید.

– گفتیم که رفتار شیمیایی اتم ها به تعداد الکترون های لایه ظرفیت آن ها بستگی دارد. گاهی دو اتم متفاوت با هم قراردادی می بندند. طبق مفاد این قرارداد اتمی که الکترون اضافه دارد و می خواهد پایدار شود با اتم دیگری که الکترون کم دارد و می خواهد پایدار شود مبادله الکترون انجام می دهند

✳ اتمی که الکترون می دهد معمولا فلز است.

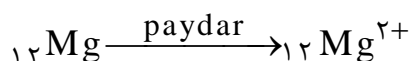
– عناصر گروه اول ، یک الکترون می دهند و گروه دوم دو الکترون می دهند تا پایدار شوند.

– از عناصر گروه ۱۳ آلومینیوم ۱۳ الکترون می دهد.

– اتم ها پس از دادن الکترون هایشان تبدیل به کاتیون همان فلز می شوند.

مثال : منیزیم پس از مبادله الکترون هایش به کاتیون پایدار تبدیل می شود.

پاسخ : منیزیم در گروه ۱۲ قرار دارد پس فقط ۲ الکترون ظرفیت دارد که با از دست دادن آن پایدار می شود. چگونه ؟

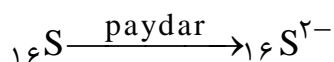


✳ اتمی که الکترون می گیرد معمولا نافلز است.

– عناصر گروه ۱۵ هم ۳ الکترون می گیرد. گروه ۱۶ ، دو الکترون و گروه ۱۷ فقط یک الکترون می گیرند.

– اتم ها پس از گرفتن الکترون تبدیل به آنیون همان فلز می شوند.

مثال : گوگرد پس از مبادله الکترون هایش به آنیون پایدار تبدیل می شود. چگونه ؟



– گوگرد عنصری از گروه ۱۶ است و برای پایدار شدن فقط دو الکترون نیاز دارد.

یون :

– اتم ها پس از دادن الکترون هایشان تبدیل به کاتیون همان فلز می شوند.

– اتم ها پس از گرفتن الکترون تبدیل به آنیون همان فلز می شوند.

ترکیب های یونی دوتایی :

– هر کاتیون و آنیون در صورت فراهم بودن شرایط ، می توانند یک ترکیب یونی بسازند. در این ترکیب بار الکتریکی فنتی است چون مجموع بار الکتریکی کاتیون ها با مجموع بار الکتریکی آنیون ها برابر است.

سوال: لکر بار کاتیون و آنیون برابر نباشد، چگونه بار الکتریکی مجموع فنتی می شود؟

- با یک مثال توضیح می دهیم. مثلا کاتیون ما Al^{3+} و آنیون O^{2-} باشد. اگر یک کاتیون و یک آنیون داشته باشیم به خاطر اختلاف

بین دو بار، ترکیب یونی فنتی نمی شود. پس باید از یون های آلومینیوم و اکسیژن به تعدادی برداریم که مجموع

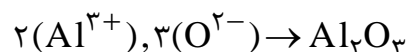
$Al^{3+} : +3$ $2Al^{3+} : 2(+3) = 6 \checkmark$ بارهایشان مساوی باشد.

- تعداد یون ها را افزایش می دهیم و بارهایشان را حساب می کنیم تا وقتی که به مضاربی برسیم که

$3Al^{3+} : 3(+3) = 9$ $O^{2-} : -2$ تعداد کاتیون و آنیون برابر باشد. در این مثال باید ۲ کاتیون آلومینیوم و ۳ آنیون اکسیژن وارد محیط واکنش

کنیم تا ترکیب یونی فنتی برقرار شود. سپس تعداد هر یون را به عنوان زیروند آن یون می نویسیم.

$2O^{2-} : 2(-2) = -4$ $3O^{2-} : 3(-2) = -6 \checkmark$



مثال: ترکیب یونی دو تایی برای کلر و منیزیم را بنویسید.



پاسخ: می دانیم کلر گروه ۱۷ و هفت الکترون ظرفیت دارد پس یک الکترون برای پایدار شدن نیاز دارد. Cl^{-}



منیزیم گروه ۲ و دو الکترون ظرفیت دارد پس برای پایدار شدن، ۲ الکترون از دست می دهد. Mg^{2+}

$Mg^{2+} : +2 \checkmark$

باید یک کاتیون منیزیم و دو آنیون کلر وارد محیط واکنش شوند تا یک ترکیب یونی فنتی برقرار

$2Mg^{2+} : 2(+2) = 4$

شود.

$3Mg^{2+} : 3(+2) = 6$

$Cl^{-} : -1$



$2Cl^{-} : 2(-1) = -2 \checkmark$

- زیروند یک را معمولا نمی نویسند.

تمرین: فرمول شیمیایی کلسیم کلرید، سدیم نیتريد، منیزیم اكسید و آلومینیوم برمید را بنویسید؟

تبدیل اتم ها به مولکول : بسیاری از ترکیب های شیمیایی یونی نیستند یعنی حاصل ترکیب کاتیون و آنیون دو عنصر جداگانه نیستند. در

این ترکیب ها دو اتم هر کدام حداقل یک الکترون میذارن وسط تا پیوند کووالانسی بین دو الکترون و در نهایت بین دو اتم شکل

بگیرد. این پیوند ها را کووالانسی یا اشتراکی هم می گویند.

✱ ناملزها با پیوندهای کووالانسی می توانند مولکول های دو یا چند اتمی بسازند.

✱✱ فلزها معمولا پیوند کووالانسی نمی دهند. چون الکترون ها در آن حرکت آزادانه دارند و نمی توان آن ها را در پیوند اشتراکی وارد کرد

روش رسم آرایش الکترون نقطه ای مولکول ها :

حالت اول : اتم ها یکسان باشد

۱- آرایش الکترون نقطه ای هر کدام از اتم ها را می نویسیم

۲- اتم ها را از سمتی که فقط یک الکترون داشته باشند به هم نزدیک می کنیم

۳- حالا به جای تک الکترون های اشتراک گذاشته شده یک خط سم می کنیم. خط نماد پیوند است. در این حالت پیوند یگانه داریم.

۴- حال اگر باز هم در هر اتم یک الکترون تنها داشتیم از هر اتم یک الکترون به اشتراک می گذاریم و یک خط دیگر روی خط قبلی رسم

می کنیم. در این حالت پیوند دوگانه داریم.

۵- اگر باز هم تک الکترون تنها روی دو اتم باقی مانده بود ، آن ها را به اشتراک می گذاریم و یک خط سوم روی دو خط دیگر رسم می

کنیم

حالت دوم : اتم ها یکسان نباشند

۱- آرایش الکترون نقطه ای هر کدام از اتم ها را می نویسیم

۲- یک اتم را به عنوان اتم مرکزی انتخاب می کنیم و دیگر اتم ها را جانبی در نظر می گیریم

اتم مرکزی : اتمی که تعداد کمتری دارد هم چنین هیدروژن نباشد. ترجیحا ناملز باشد و در جدول تناوبی سمت راست تر از بقیه باشد.

۳- یکی یکی اتم های جانبی را به اتم مرکزی نزدیک می کنیم. جهت حرکت باید به گونه ای باشد که تک الکترون اتم جانبی به

سمت تک الکترون اتم مرکزی برود.

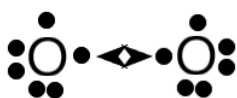
۴- حالا به جای تک الکترون های اشتراک گذاشته شده یک خط رسم می کنیم. خط نماد پیوند است. در این حالت پیوند یگانه داریم.

۵- سپس اتم های دیگر را نزدیک می کنیم و همین روند را ادامه می دهیم تا تمام اتم ها متصل شوند.

مثال برای حالت اول: آرایش الکترون نقطه ای برای گاز اکسیژن را بنویسید.



ابتدا آرایش الکترون نقطه ای را بر هر اتم جداگانه رسم می کنیم



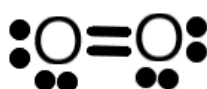
دو اتم را از طرف الکترون های تنها به هم نزدیک می کنیم



دو اتم تنها از هر کدام از اتم ها در کنار هم یک زوج می سازند

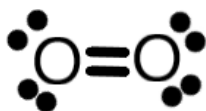


دو الکترون تنها برای هر کدام از اتم ها مانده است. آن ها را هم به اشتراک می گذاریم



به ازای هر دو الکترون اشتراکی یک خط رسم می کنیم. ۴ الکترون اشتراکی

داریم. پس دو خط رسم می کنیم. این به معنای پیوند دوگانه است



چون دیگر الکترون تنها روی اتم ها نداریم. پیوندها همان تعداد می ماند. برای اینکه

تعادل بین زوج الکترون های باقیمانده برقرار شود، کمی جایشان را تغییر می دهیم

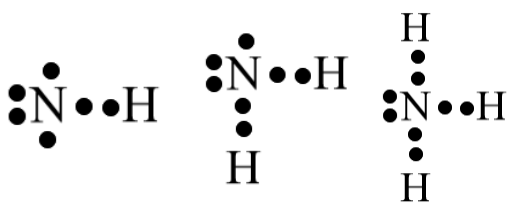
مثال برای حالت دوم: آرایش الکترون نقطه ای برای گاز آمونیاک را بنویسید.



ابتدا آرایش الکترون نقطه ای را بر هر اتم جداگانه رسم می کنیم

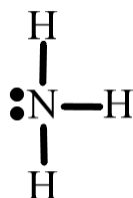


اتم نیتروژن را به عنوان اتم مرکزی انتخاب می کنیم چون همه شرایط را دارد



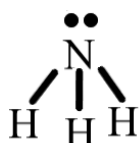
یکی یکی اتم های جانبی را به اتم مرکزی نزدیک می کنیم. جهت حرکت باید به

گونه ای باشد که تک الکترون اتم جانبی به سمت تک الکترون اتم مرکزی برود



به ازای هر دو الکترون اشتراکی یک خط رسم می کنیم. این به معنای پیوند یگانه

است



چون دیگر الکترون تنها روی اتم ها نداریم. پیوندها همان تعداد می ماند. برای اینکه

تعادل بین زوج الکترون های باقیمانده برقرار شود، کمی جایشان را تغییر می دهیم