

ایزوتوپ ها و رادیو اکتیویته - منبع کتاب آموزش شیمی کمبریج

چگونه یک اتم شناسایی می شود: (یادآوری)

فقط اتم سدیم ۱۱ پروتون دارد. شما می توانید یک اتم را به وسیله تعداد پروتون های آن شناسایی کنید.

ایزوتوپی تمام اتم های کربن، هر کدام دارای ۶ پروتون هستند. اما همه اتم های کربن مثل هم نیستند. برخی از آن ها، تعداد بیشتری نوترون نسبت به بقیه دارند.



بیشتر اتم های کربن، دارای ۱۲ نوکلئون (پروتون + نوترون) هستند. حدوداً از هر ۱۰۰ اتم کربن، یک اتم، تعداد ناچیزی از اتم های کربن، دارای ۱۳ نوکلئون است، و در مجموع، ۸ نوترون هستند. و در مجموع ۱۴ نوکلئون دارد. آن ها کربن - ۱۳ نامیده می شوند. بنابر این، به آن ها کربن - ۱۲ گفته می شوند. که آن ها را کربن - ۱۴ می نامند.

این سه نوع اتم کربن، ایزوتوپ های کربن نامیده می شوند.

ایزوتوپ ها، اتم های یک عنصر مشابه هستند که، تعداد نوترون های آن ها متفاوت است.

بیشتر عنصرها دارای چند ایزوتوپ هستند. برای مثال کلسیم دارای شش ایزوتوپ، منیزیم دارای سه ایزوتوپ، آهن دارای چهار ایزوتوپ و کربن دو ایزوتوپ دارد.

برخی ایزوتوپ ها رادیواکتیو هستند

اتم کربن - ۱۴ رفتاری غیر عادی دارد. این اتم رادیواکتیو است. به این معنا که هسته آن ناپایدار می باشد. اتم آن به طور طبیعی می شکند یا واپاشی می کند، و تابش هایی به صورت امواج و ذرات نشر می دهد، و مقدار زیادی انرژی آزاد می کند.

مشابه کربن، تعدادی از عنصرهای دیگر ایزوتوپ های رادیواکتیو - یا رادیو ایزوتوپ دارند، که به طور طبیعی وجود دارند، و سرانجام واپاشی می کنند. اما دو ایزوتوپ دیگر کربن (مانند بیشتر ایزوتوپ های دیگر) رادیواکتیو نیستند.

واپاشی یک فرایند تصادفی است

ما نمی توانیم بگوییم، اتم کربن - ۱۴ پس از چند ثانیه، یا در مدت چند سال واپاشی می کند. اما می توانیم مشخص کنیم، چه مدت طول می کشد تا نیمی از نمونه رادیوایزوتوپ واپاشی کند. این مدت را نیمه عمر می گویند.

نیمه عمر کربن - ۱۴ برابر با ۵۷۳۰ سال است. چنان چه اگر شما تعداد ۱۰۰ اتم کربن - ۱۴ داشته باشید، ۵۰ تا از این اتم ها در مدت ۵۷۳۰ سال واپاشی می کنند.

نیمه عمر مواد رادیواکتیو بسیار متغیر است، برای مثال:

برای رادون - ۲۲۰	۵۵/۵ ثانیه
برای کُبالت - ۶۰	۵/۲۶ سال
برای پتاسیم - ۴۰	۱۳۰۰ میلیون سال



➤ رادیو ایزوتوپ ها خطرناک هستند. دانشمندان برای ایمنی، از یک اتاقک محافظ و دستکش استفاده می کنند.

تابش های رادیواکتیو دارای اجزای زیر هستند

- ذرات آلفا - از دو پروتون و دو نوترون ساخته شده اند
- ذرات بتا - الکترون هایی که با سرعت زیاد حرکت می کنند
- نوترون ها
- امواج گاما - امواج با انرژی زیاد

تابش هایی که می تواند به شما آسیب برساند

اگر تابش نشر شده از یک رادیو ایزوتوپ به بدن شما بتابد، می تواند موجب مرگ سلول های بدن شما شود. بیماری که در اثر برخورد تابش ها با بدن ایجاد می شود. ایجاد حالت تهوع، و احساس خستگی. ریزش موها، خونریزی لثه ها، و مرگ پس از چند هفته. حتی اگر مقدار تابش کم باشد، در مدت طولانی، موجب سرطان می شود.



➤ کنترل تابش های رادیواکتیو به وسیله کنتور گایگر. میزان تابش را نشان می دهد، و ممکن است صدای اخطار را بشنوید.

استفاده از رادیو ایزوتوپ ها

رادیو ایزوتوپ ها خطرناک

هستند - اما، می توانند مفید نیز باشند. برای مثال: کنترل نشت، مهندسی می توانند با افزودن رادیو ایزوتوپ ها، نشت در لوله های نفت و گاز را کنترل کنند. اگر یک کنتور گایگر تابش رادیواکتیو را در اطراف لوله انتقال نفت و گاز نشان دهد، محل نشت مشخص می شود. از رادیو ایزوتوپ ها در روشی که به آن ردیابی گفته می شود، استفاده می شوند.



درمان سرطان رادیو ایزوتوپ ها می توانند سرطان را باشند. اما از آن ها در رادیوتراپی برای درمان بیماری سرطان استفاده می شود - زیرا تابش پرتوهای گاما، بیش از آن که به سلول های سالم آسیب برساند، سلول های سرطانی را می کشد. معمولاً از رادیو ایزوتوپ کبالت - ۶۰ برای این کار استفاده می شود. باریکه پرتوهای گاما با دقت روی سلول های سرطانی در بدن هدف گیری می شوند.

کشتن میکرب ها و باکتری ها اشعه گاما، می تواند میکرب ها را بکشد. به همین دلیل

برای استریلیزه کردن سرنگ ها و دیگر تجهیزات پزشکی استفاده می شود. اشعه گاما، همچنین می تواند باکتری هایی را که موجب فاسد شدن غذا می شوند، از بین ببرد. به همین دلیل در برخی کشورها، مواد غذایی مانند، سبزیجات، میوه ها، ادویه و گوشت، به مقدار کم در معرض تابش قرار می گیرند. برای این کار از رادیو ایزوتوپ کبالت - ۶۰ و رادیو ایزوتوپ سزیم - ۱۳۷ استفاده می شود.

➤ از رادیو ایزوتوپ ها به عنوان سوخت در نیروگاه های هسته ای استفاده می شود، زیرا هنگامی که تجزیه می شوند، مقدار زیادی انرژی آزاد می کنند.



کاربرد دیگر رادیو ایزوتوپ ها، تعیین سن به وسیله کربن است. در بدن ما مقداری کربن - ۱۴ از طریق خوردن غذا وارد می شود. پس از مرگ، دیگر کربن - ۱۴ وارد بدن نمی شود. اما اتم های کربن - ۱۴ شروع به واپاشی می کنند. به همین دلیل دانشمندان می توانند سن اجسام باستانی را به وسیله اندازه گیری رادیواکتیویته در آن ها، تعیین کنند. سن این مومیایی حدود ۵۳۰۰ سال تعیین شده است.

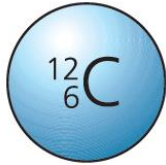
تمرین های پایانی درس

- ۱ ایزوتوپی را تعریف کنید.
- ۲ نام سه ایزوتوپ کربن را بنویسید و نماد هر یک را مشخص کنید.
- ۳ ایزوتوپ کربن - ۱۴ رادیواکتیو است. مفهوم این جمله چیست.
- ۴ رادیو ایزوتوپ چیست؟ دو مثال برای آن بنویسید.
- ۵ رادیو اکتیوی می تواند موجب مرگ ما شود. دلیل آن چیست؟
- ۶ چه تفاوتی بین واکنش هسته ای با واکنش شیمیایی وجود دارد؟
- ۷ نوکلئوتیدها چه هستند؟ چه رابطه ای بین تعداد پروتون ها و عدد اتمی وجود دارد؟ چه رابطه ای بین تعداد پروتون ها، تعداد نوترون ها و عدد جرمی وجود دارد؟

جرم اتم ها، مولکول ها و یون ها - منبع کتاب آموزش شیمی کمبریج

جرم اتمی نسبی اندازه گیری وزن یک اتم بسیار مشکل است. شما نمی توانید از مقیاس های وزنی برای آن استفاده کنید. اما دانشمندان نیاز دارند تا جرم اتم ها را مقایسه کنند. اما این کار چگونه انجام می گیرد.

دانشمندان نخست، اتم کربن - ۱۲ را به عنوان اتم استاندارد انتخاب کردند. دانشمندان، جرم این اتم را دقیقاً برابر با ۱۲ واحد جرم اتمی انتخاب کردند. (اتم کربن - ۱۲ دارای ۶ پروتون، ۶ نوترون است که در زیر نمایش داده شده است. آن ها جرم الکترون ها را در نظر نگرفتند.) سپس دانشمندان، جرم تمام اتم های دیگر را با استفاده از طیف سنج جرمی، با جرم اتمی استاندارد مقایسه کردند، و جرم هر یک از اتم های دیگر را مشخص کردند.



۶ پروتون
۶ نوترون
۶ الکترون

یک اتم کربن - ۱۲، ایزوتوپ اصلی کربن است.



جرم اتم هیدروژن فقط یک دوازدهم
جرم اتم کربن - ۱۲ است. بنابر این، جرم
اتمی آن ۱ واحد جرم اتمی می باشد.

اتم استاندارد $^{12}_6\text{C}$ یا کربن - ۱۲. جرم
آن دقیقاً ۱۲ واحد جرم اتمی در نظر
گرفته می شود.

اتم منیزیم، دو بار سنگین تر از اتم کربن - ۱۲
است. به همین دلیل جرم آن ۲۴ واحد جرم
اتمی می باشد.

جرم یک اتم، با جرم اتم کربن - ۱۲ مقایسه می شود، که به آن جرم نسبی اتم می گویند.

برای اتم هیدروژن برابر با ۱ است، برای اتم منیزیم Ar برابر
با ۲۴ می باشد.

جرم نسبی و ایزوتوپ ها

می دانیم که اتم های یک عنصر، یکسان نیستند. برخی از آن ها نوترون
های اضافی دارند. اتم های متفاوت یک عنصر، ایزوتوپ نامیده می شوند.
کلر دارای دو ایزوتوپ است.

برای محاسبه جرم اتمی نسبی، به جرم تمام ایزوتوپ های یک عنصر نیاز داریم. برای این کار از فرمول زیر استفاده می کنیم.

$$\dots = (\text{جرم اتمی ایزوتوپ دوم} \times \text{فراوانی}) + (\text{جرم اتمی ایزوتوپ اول} \times \text{فراوانی}) = \text{جرم اتمی نسبی یک عنصر}$$

(... و به همین ترتیب، برای تمام ایزوتوپ های آن عنصر)

نام	پروتون	نوترون	عدد جرمی	درصد فراوانی این نوع اتم کلر
کلر - ۳۵	۱۷	۱۸	۳۵	۷۵٪
کلر - ۳۷	۱۷	۲۰	۳۷	۲۵٪

از فرمول بالا برای محاسبه جرم اتمی کلر استفاده می کنیم. مشاهده می کنید، جرم اتمی کلر ۳۵/۵ به دست آمده است.

جرم اتمی یک عنصر، میانگین جرم ایزوتوپ های آن در مقایسه با جرم اتم کربن - ۱۲ است.

برای بیشتر عناصرها، جرم اتمی نسبی، بسیار به عدد صحیح نزدیک است. جرم اتمی نسبی معمولاً به عدد صحیح گرد کی شود، تا محاسبات ساده تر شود.

جرم اتمی میانگین کلر

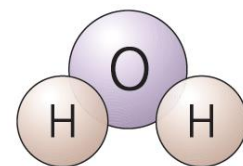
$$\begin{aligned} & (37) \times (35) + (25\% \times \\ & = (75\% \\ & (37) \times \frac{25}{100} (35) + (\times \\ & \frac{75}{100} = \\ & = 26/25 + 9/25 \end{aligned}$$

جرم اتمی نسبی برخی عناصرهای رایج

عنصر	نماد	جرم اتمی نسبی	عنصر	نماد	جرم اتمی نسبی
هیدروژن	H	۱	کلر	Cl	۳۵/۵
کربن	C	۱۲	پتاسیم	K	۳۹
نیتروژن	N	۱۴	کلسیم	Ca	۴۰
اکسیژن	O	۱۶	آهن	Fe	۵۶
سدیم	Na	۲۳	مس	Cu	۶۴
منیزیم	Mg	۲۴	روی	Zn	۶۵
گوگرد	S	۳۲	ید	I	۱۲۷

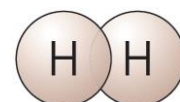
پیدا کردن جرم مولکول ها و یون ها

با استفاده از جرم اتمی نسبی، به دست آوردن جرم مولکول ها یا یون های چند اتمی آسان است. متن درون صفحه آبی مقابل را بخوانید، سپس مثال زیر را ببینید.



فرمول آب H_2O است. هر مولکول آب دارای ۲ اتم هیدروژن و ۱ اتم اکسیژن است. بنابر این جرم مولکول آب ۱۸ می شود.

$$(2 \times 1 + 16 = 18)$$



گاز هیدروژن از یک مولکول ساخته شده است. هر مولکول دارای ۲ اتم هیدروژن است. بنابر این، جرم مولکول هیدروژن ۲ می باشد. $(2 \times 1 = 2)$

پیدا کردن جرم یک یون

$23 =$ جرم اتمی سدیم (Na).

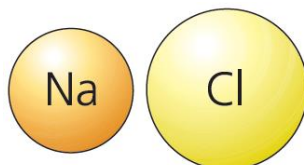
بنابر این

$23 =$ جرم یون سدیم (Na^+)

به دلیل این که، یون سدیم، فقط یک اتم سدیم است که یک الکترون آن جدا شده است (جرم الکترون قابل صرف نظر کردن است).

جرم یک یون، مشابه جرم اتمی می باشد که از آن ساخته شده است.

جرم یون ها = جرم اتم ها



سدیم کلرید $(NaCl)$ ، یک ساختار غول پیکر دارد که در آن به ازای هر یون سدیم، یک یون کلرید وجود دارد. بنابر این، جرم یک واحد سدیم کلرید $58/5$ است. $(23 + 35/5 = 58/5)$

اگر ماده ای از مولکول ها ساخته شده باشد، جرمی که برای آن به دست می آید، جرم مولکولی نسبی نامیده می شود. بنابر این جرم مولکولی نسبی هیدروژن (H_2) برابر با ۲ و جرم مولکولی نسبی آب (H_2O) برابر با ۱۸ است.

اما اگر ماده ای از یون ها تشکیل شده باشد، جرم آن، جرم نسبی فرمولی نامیده می شود. بر این اساس، جرم فرمولی نسبی $NaCl$ برابر با ۵۸/۵ می باشد.

در جدول زیر، دو مثال برای محاسبه جرم مولکولی آورده شده است.

ماده	فرمول	تعداد اتم ها در فرمول	جرم نسبی اتم ها	جرم مولکولی
آمونیاک	NH_3	۱N ۳H	N = ۱۴ H = ۱	$1 \times 14 = 14$ $3 \times 1 = 3$ جمع = ۱۷
منیزیم نیترات	$Mg(NO_3)_2$	۱Mg ۲N ۶O	Mg = ۲۴ N = ۱۴ O = ۱۶	$1 \times 24 = 24$ $2 \times 14 = 28$ $6 \times 16 = 96$ جمع = ۱۴۸

تمرین های پایان درس

۱. (آ) مفهوم جرم اتمی نسبی چیست؟
(ب) چرا در بیان جرم اتمی، از کلمه نسبی استفاده می شود؟
۲. جرم نسبی یون یدید (I^-) چقدر است؟
۳. چه تفاوتی بین جرم نسبی مولکولی و جرم نسبی فرمولی وجود دارد؟
۴. جرم نسبی هر یک از ذرات زیر را حساب کنید و بگویید، کدام یک جرم نسبی مولکولی و کدام جرم نسبی فرمولی است؟
(آ) اکسیژن (O_2)
(ب) ید (I_2)
(پ) متان (CH_4)
(ت) کلر (Cl_2)
(ث) بوتان (C_4H_{10})
(ج) اتانول (C_2H_5OH)
(چ) آمونیوم سولفات $(NH_4)_2SO_4$

مول و جرم مولی - منبع کتاب شیمی عمومی Burdge

اتم ها به قدری کوچک هستند که حتی کمترین مقدار ماده دارای تعداد زیادی از آن ها است. به هر حال، این برای یک شیمی دان مهم است که بداند در یک نمونه چند اتم وجود دارد. واضح است که، یک روش مناسب که به وسیله آن بتوانید در آزمایشگاه تعداد اتم ها را بشمارید وجود ندارد. به همین دلیل، شیمی دان ها از یکای اندازه گیری به نام مول استفاده می کنند.

مول (The Mole)

اگر شما برای خودتان نان شیرینی بخرید، احتمالاً به طور مجزا می خرید، اما اگر شما برای تمام دانش آموزان در کلاس شیرینی بخرید، احتمالاً یک دوجین شیرینی خرید می کنید. یک دوجین نان شیرینی شامل ۱۲ نان شیرینی است. در حقیقت، یک دوجین همیشه ۱۲ شئی را نشان می دهد. برای نمونه، ۱۲ مداد درون یک جعبه، همچنین ۱۲ جعبه که می تواند در کتاب فروشی، درون یک جعبه بزرگ تر قرار گیرد. جعبه بزرگ تر دارای ۱۲ دوجین (۱۴۴ عدد) مداد است، که یک گروس مداد گفته می شود. در هر صورت، یک دوجین یا یک گروس، کمیت هایی مناسب، و مخصوص، برای نشان داده تعداد اشیاء هستند.

به همین صورت، شیمی دان ها، عددی را در نظر گرفته اند تا به طور ساده تعداد اتم ها را در یک نمونه ماکروسکوپی از یک ماده معین بیان کند. اگرچه، اتم ها بسیار کوچک تر از نان شیرینی یا مداد هستند، عددی که شیمی دان ها استفاده می کنند، بسیار بزرگ تر از دوجین یا گروس است. کمیتی که شیمی دان ها استفاده می کنند، مول (mole , mol)، نام دارد، که این گونه تعریف می شود: مقداری از ماده که دارای تعداد ذرات مستقل (برای مثال اتم) است که این تعداد اتم ها دقیقاً در ۱۲ گرم کربن - ۱۲ هستند. تعداد اتم ها در ۱۲ گرم کربن - ۱۲، که از طریق آزمایش مشخص شده اند، عدد آووگادرو (N_A)، به احترام دانشمند ایتالیایی آمدئو آووگادرو نامیده شده است. عدد آووگادرو به صورت رایج

6.0221418×10^{23} پذیرفته شده است. اگرچه معمولاً این عدد به صورت گرد شده 6.022×10^{23} بیان می شود. بنابر این، یک دوجین نان شیرینی، ۱۲ عدد نان شیرینی، یک گروس مداد، ۱۴۴ عدد مداد؛ و یک مول گاز هلیوم، که در دمای اتاق و فشار معمولی، می تواند کمی بیش از نصف یک مخزن ۱۰ گالنی را پر کند، دارای 6.022×10^{23} اتم هلیوم است. شکل مقابل، نمونه هایی دارای یک مول از هر یک از مواد نشان داده شده در شکل را نمایش می دهد. توجه داشته باشید که عدد آووگادرو یکا ندارد. وقتی مول و تعداد اتم ها را به هم تبدیل می کنیم، در حقیقت از ثابت آووگادرو استفاده می کنیم، که دارای یکای بر مول: 10^{23} mol^{-1} $6.0221418 \times$ می باشد.

یک مول از هر یک از مواد، از چپ به راست: آلومینیم (Al)، مس (Cu)، آب (H_2O)، نمک (NaCl) و شکر ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) و (درون بادکنک) هلیوم.

نمونه حل شده زیر، تبدیل بین مول و تعداد اتم ها را نشان می دهد.

نمونه حل شده

کلسیم یک فلز با فراوانی زیاد در بدن انسان است. معمولاً در بدن یک انسان تقریباً ۳۰ مول کلسیم وجود دارد. تعیین کنید:

(آ) تعداد اتم های Ca را در ۳۰/۰۰ مول کلسیم



ب) در یک نمونه دارای $10^{20} \times 1/100$ اتم کلسیم، چند مول Ca وجود دارد؟

راهکار از ثابت آووگادرو برای تبدیل مول به اتم و اتم به مول استفاده کنید.

شروع وقتی تعداد مول ها داده شده است، آن را در ثابت آووگادرو ضرب می کنیم تا به تعداد اتم ها تبدیل شود. هنگامی که تعداد اتم ها داده شده باشد، آن را به ثابت آووگادرو تقسیم می کنیم تا تعداد مول ها به دست آید.

راه حل

$$\text{a) } 10^{20} \times 1/100 \text{ mol Ca} \times \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ Ca}_{\text{اتم}}}{1 \text{ mol Ca}} = 1/807 \times 10^{25} \text{ Ca}_{\text{اتم}}$$

$$\text{b) } 10^{20} \times 1/100 \text{ Ca}_{\text{اتم}} \times \frac{1 \text{ mol Ca}}{6.02 \times 10^{23} \text{ Ca}_{\text{اتم}}} = 1/66 \times 10^{-4} \text{ mol Ca}$$

تمرین پتاسیم (با نماد شیمیایی K نشان داده می شود)، عنصری است که از نظر فراوانی در بدن انسان، در جایگاه دوم قرار دارد. حساب کنید

(آ) تعداد اتم های K در $7/31$ مول پتاسیم چقدر است.

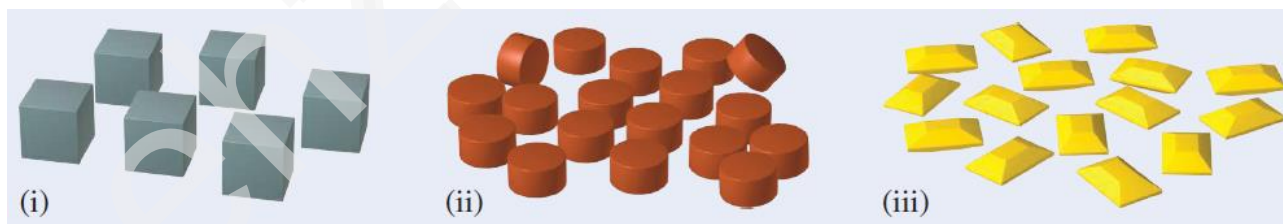
ب) تعداد مول های K در نمونه ای شامل $8/91 \times 10^{25}$ اتم پتاسیم چقدر است.

تمرین حساب کنید

(آ) تعداد $10^{-6} \times 1/05$ اتم هلیوم (با نماد شیمیایی He، نشان داده می شود)، چند مول He است.

ب) در چند مول هلیوم، تعداد $2/33 \times 10^{21}$ اتم He وجود دارد.

تمرین شکل زیر، تعدادی شئی را نشان می دهد. توضیح دهید برای هر شکل، چگونه تعداد آن ها را بر حسب دوجین و گروس تعیین می کنید.



جرم مولی

دوجین را در نظر بگیرید، که برای اندازه گیری کمیت های خاص استفاده می شود، و برای شمارش تعداد مداد مناسب است. مول برای شمارش کمیت تعداد اتم ها مناسب است. بر خلاف دوجین که برای شمارش اشیاء مناسب است، مول نمی تواند برای شمارش اشیاء مناسب باشد.

تعداد اتم ها در یک نمونه از ماده ماکروسکوپی واقعاً بسیار بزرگ تر از آن است که می پنداریم. تعداد اتم ها در یک نمونه از ماده مشابه وزن کردن میخ های درون جعبه ها، مطابق شکل زیر تعیین می شود.



مسلماً، تعداد میخ های مورد نیاز برای ساختن یک حصار یا یک خانه زیاد است. بنابر این، وقتی میخ ها برای چنین کارهای خریداری می شوند، شمارش نخواهند شد؛ بلکه میخ ها برای تعیین تعدادشان، وزن می شوند. با توجه به اندازه و نوع آن ها. چه تعداد میخ در این جا جمع آوری شده است.

توجه داشته باشید، انواع متفاوت میخ با جرم یکسان، دارای تعداد متفاوت میخ است. در هر مورد، تعداد میخ ها به وسیله وزن کردن نمونه ای از میخ ها تعیین می شود، و تعداد میخ ها با داشتن وزن آن ها، به نوع میخ ها بستگی دارد. به همین صورت، تعداد اتم ها، به وسیله وزن کردن نمونه ای از آن ها تعیین می شود؛ و همچنین، تعداد اتم ها به ازای واحد جرم به نوع اتم ها در نمونه وابسته است.

جرم مولی (M) یک ماده، جرم یک مول از آن ماده بر حسب گرم، است. بر اساس این تعریف، جرم یک مول کربن -۱۲، دقیقاً ۱۲ گرم می باشد. توجه کنید، جرم مولی کربن -۱۲، از نظر عددی، با جرم اتمی آن برابر است.

جرم یک اتم کربن -۱۲: دقیقاً ۱۲ amu

جرم یک مول کربن -۱۲: دقیقاً ۱۲ g

جرم مولی کربن طبیعی، که دارای مقدار کمی کربن -۱۳ است، از نظر عددی برابر با جرم اتمی متوسط کربن: ۱۲/۰۱ g می باشد. به همین ترتیب، جرم اتمی متوسط هلیوم ۴/۰۰۳ amu و جرم مولی آن ۴/۰۰۳ g؛ جرم اتمی متوسط کلسیم ۴۰/۰۸ amu و جرم مولی آن ۴۰/۰۸ g می باشد. در واقع، جرم مولی هر عنصری بر حسب گرم، از نظر عددی با جرم اتمی متوسط آن بر حسب واحد جرم اتمی برابر است.

اگرچه عبارت جرم مولی، تصریح می کند که جرم یک مول از ماده، بر حسب گرم بیان می شود، معمولاً، برای آسان شدن حذف یکا در محاسبات، جرم مولی را بر حسب واحد گرم بر مول (g/mol) بیان می کنیم.

نمونه حل شده زیر، نشان می دهد چگونه از جرم مولی برای تبدیل بین جرم و مول استفاده می شود.

نمونه حل شده

تعیین کنید (آ) تعداد مول های C در ۲۵/۰۰ گرم کربن چقدر است.

(ب) تعداد مول های H در ۱۰/۵۰ گرم هلیوم چقدر است.

(پ) تعداد مول های Na در ۱۵/۷۵ گرم سدیم چقدر است.

راهکار جرم مولی هر یک از این عناصرها از نظر عددی با جرم اتمی میانگین آن ها برابر است. از جرم مولی هر عنصر برای تبدیل جرم به مول استفاده می کنیم.

شروع (آ) جرم مولی کربن 12.01 g.mol^{-1} می باشد. (ب) جرم مولی هلیوم 4.003 g.mol^{-1} می باشد.

(پ) جرم مولی سدیم 22.99 g.mol^{-1} است.

راه حل

$$\text{a) } 25.00 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 2.082 \text{ mol C}$$

$$\text{b) } 10.50 \text{ g He} \times \frac{1 \text{ mol He}}{4.003 \text{ g He}} = 2.623 \text{ mol He}$$

$$\text{c) } 15.75 \text{ g Na} \times \frac{1 \text{ mol Na}}{22.99 \text{ g Na}} = 0.6851 \text{ mol Na}$$

تمرین تعیین کنید، تعداد مول ها را در؛

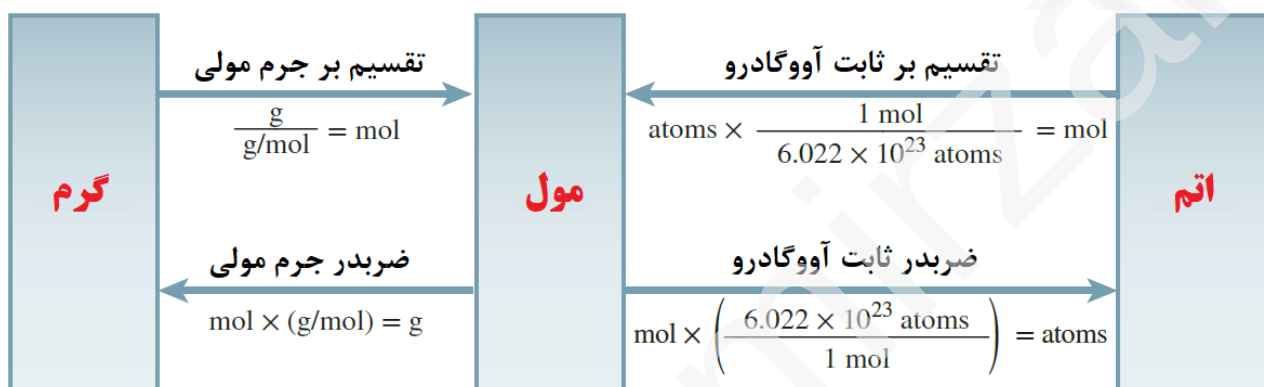
(آ) ۱۲/۲۵ گرم آرگون Ar (ب) ۰/۳۳۸ گرم طلا Au (پ) ۵۹/۸ گرم جیوه Hg

تمرین تعیین کنید، جرم بر حسب گرم را در؛

(آ) ۲/۷۵ مول کلسیم Ca (ب) ۰/۰۷۵ مول هلیم He (پ) $۱/۰۵۵ \times ۱۰^{-۴}$ مول پتاسیم K

رابطه های تبدیل جرم، مول و تعداد اتم ها

جرم مولی یک ضریب تبدیل است که از آن برای تبدیل جرم (m) به مول (n)، و برعکس استفاده می کنیم. از ثابت آووگادرو برای تبدیل تعداد مول ها (n) به تعداد اتم ها (N)، و برعکس استفاده می کنیم. نمودار گردشی زیر، خلاصه عملیات برای این تبدیل ها را نشان می دهد.



نمونه حل شده زیر شما را در مورد این تبدیل ها راهنمایی می کند.

نمونه حل شده

تعیین کنید؛ (آ) تعداد اتم های C در ۰/۵۱۵ گرم کربن (ب) جرم نمونه ای از He، شامل $۶/۸۹ \times ۱۰^{۱۸}$ اتم هلیم

راهکار از نمودار گردشی بالا استفاده کنید. (آ) برای تبدیل گرم، به مول، به اتم (ب) برای تبدیل اتم، به مول، به گرم

شروع (آ) جرم مولی کربن $12.01 g.mol^{-1}$ است.

$$N_A = 6.022 \times 10^{23}$$

(ب) جرم مولی هلیم $4.003 g.mol^{-1}$ است.

راه حل

$$a) ۰/۵۱۵ g C \times \frac{1 mol C}{12.01 g C} \times \frac{6.02 \times 10^{23} C_{اتم}}{1 mol C} = ۲/۵۸ \times ۱۰^{۲۲} C_{اتم}$$

$$b) ۶/۸۹ \times ۱۰^{۱۸} He_{اتم} \times \frac{1 mol He}{6.02 \times 10^{23} He_{اتم}} \times \frac{4.003 g He}{1 mol He} = ۴/۵۸ \times ۱۰^{-۵} g He$$

تمرین تعیین کنید

(آ) تعداد اتم ها در نمونه ای از Au به جرم ۱۰۵/۵

(ب) جرم کلسیم در نمونه ای شامل $۸/۰۷۵ \times ۱۰^{۱۲}$ اتم Ca

تمرین (آ) جرم کلسیم را در نمونه ای از Ca که تعداد اتم های آن با تعداد اتم ها در ۸۱/۰۶ گرم هلیم برابر است، را حساب کنید.

(ب) تعداد اتم های طلا در نمونه ای از Au که جرم آن با جرم $۷/۰۹۵ \times ۱۰^{۳۱}$ اتم آرگون برابر باشد.

تمرین هایی برای مرور

- (۱) $6/50$ گرم As ، چند مول آرسنیک است؟
 (آ) 487 مول
 (ب) $8/68 \times 10^{-2}$ مول
 (پ) $11/5$ مول
 (ت) $0/163$ مول
 (ث) $2/05 \times 10^{-3}$ مول
 (۲) $3/559 \times 10^{-6}$ مول کریپتون، دارای چند اتم Kr است؟
 (آ) $1/691 \times 10^{29}$ اتم
 (ب) $2/143 \times 10^{17}$ اتم
 (پ) $5/912 \times 10^{-30}$ اتم
 (ت) $2/143 \times 10^{18}$ اتم
 (ث) $4/666 \times 10^{-19}$ اتم
 (۳) در $30/1$ گرم منیزیم، چند اتم Mg وجود دارد؟
 (آ) $4/41 \times 10^{26}$ اتم
 (ب) $1/21 \times 10^{-21}$ اتم
 (پ) $2/06 \times 10^{-24}$ اتم
 (ت) $7/46 \times 10^{22}$ اتم
 (ث) $7/46 \times 10^{23}$ اتم
 (۴) جرم جیوه، که تعداد اتم های آن با تعداد اتم ها در $90/15$ گرم هلیوم، برابر است، چقدر می باشد؟
 (آ) $8/91$ گرم
 (ب) $4/518 \times 10^3$ گرم
 (پ) $0/112$ گرم
 (ت) $7/24 \times 10^4$ گرم
 (ث) $1/80$ گرم

تمرین های پایان درس

- ۱ جرم مولکولی (با یکای amu) هر یک از مواد زیر را حساب کنید.
 (آ) CH_3Cl (ب) N_2O_4 (پ) SO_2 (ت) C_6H_{12}
 (ث) H_2O_2 (ج) $C_6H_{12}O_6$ (چ) NH_3
 ۲ جرم مولکولی (با یکای amu) هر یک از مواد زیر را حساب کنید.
 (آ) CH_4 (ب) NO_2 (پ) SO_3 (ت) C_6H_6
 (ث) NaI (ج) K_2SO_4 (چ) $Ca_3(PO_4)_2$ (ح) $Fe(NO_3)_3$
 ۳ چند مول اتم گوگرد (S)، در $5/10$ مول گوگرد وجود دارد؟
 ۴ چند گرم فلز طلا (Au)، در $15/3$ مول طلا وجود دارد؟
 ۵ جرم یک اتم از هر یک از عنصرهای (آ) Ag (ب) K را بر حسب گرم محاسبه کنید.
 ۶ جرم (بر حسب گرم) تعداد $1/00 \times 10^{12}$ اتم سرب (Pb) را محاسبه کنید.
 ۷ حساب کنید، در $25/85$ گرم فلز مس (Cu)، چند اتم مس وجود دارد؟
 ۸ در کدام یک تعداد اتم بیشتری وجود دارد: $0/302$ گرم اتم هیدروژن (H) یا $14/7$ گرم اتم های کروم (Cr)
 ۹ کدام یک جرم بیشتری دارد: دو اتم سرب (Pb) یا $5/1 \times 10^{-23}$ مول هلیوم (He)
 ۱۰ جرم مولی ترکیبی را به دست آورید که $0/372$ مول آن، 152 گرم جرم داشته باشد.
 ۱۱ تعداد اتم های C ، H و O را در $1/50$ گرم گلوکز ($C_6H_{12}O_6$)، به دست آورید.

عددهای کوانتومی (متن درسنامه از شیمی عمومی Burdge گرفته شده، و برای همخوانی با کتاب درسی شیمی دهم، تغییراتی در متن اصلی داده شده است، همچنین به بررسی مطالب سطح بالاتر مثل بی قاعدگی ها در آرایش الکترونی پرداخته نشده است.)
در مدل اتمی بور برای اتم هیدروژن، فقط یک عدد کوانتومی، n ، برای توصیف مکان الکترون لازم است. در مکانیک کوانتومی، سه عدد کوانتومی برای توصیف، توزیع چگالی الکترون در اتم لازم است. این عددهای کوانتومی از حل معادله شرودینگر برای اتم هیدروژن به دست آمده اند. در این نوشتار، از این سه عدد کوانتومی، عدد کوانتومی اصلی و عدد کوانتومی فرعی بررسی می شوند.

عدد کوانتومی اصلی (n)

عدد کوانتومی اصلی (n) اندازه لایه را تعیین می کند. مقدار n بزرگتر، فاصله میانگین بزرگتری برای یک الکترون در لایه از هسته و بنابر این لایه بزرگتر را نشان می دهد. عدد کوانتومی اصلی می تواند مقدارهای صحیح از ۱، ۲، ۳ و بالاتر را داشته باشد، و با عددهای کوانتومی در مدل بور برای اتم هیدروژن مشابه است.

عدد کوانتومی فرعی (l)

عدد کوانتومی فرعی (l) شکل زیر لایه های اتمی را توصیف می کند. مقدارهای l مقادیر صحیح وابسته به مقدار عدد کوانتومی اصلی n هستند. برای یک مقدار معین n ، مقدارهای ممکن l از ۰ تا $n-1$ می باشند. اگر $n=1$ باشد، برای l فقط یک مقدار وجود دارد؛ $l=0$ است. (در حالتی که $n=1$ است، $n-1$ برابر با صفر می شود). اگر $n=2$ باشد، l دو مقدار ۰ و ۱ را می گیرد. اگر $n=3$ باشد، l سه مقدار ۰ و ۱ و ۲ را دارد. مقدارهای l به وسیله حروف s, p, d و f مشخص می شوند.

۳	۲	۱	۰	l
F	d	p	s	زیر لایه معین

بنابر این، اگر $l=0$ باشد، زیر لایه s را داریم؛ اگر $l=1$ باشد، زیر لایه p را داریم؛ و به همین ترتیب.
مجموعه ای از زیر لایه ها با عددهای کوانتومی اصلی مشابه، لایه نامیده می شوند. برای مثال، لایه ای که برای آن $n=2$ است، از دو زیر لایه: $l=0$ و $l=1$ تشکیل شده است (مقادیر مجاز برای l وقتی $n=2$ باشد). این زیر لایه ها به نام های $2s$ و $2p$ نامیده می شوند، که ۲ شماره لایه n را نشان می دهد، و s و p نیز مقدارهای l را مشخص می کنند.

مقدارهای مجاز عددهای کوانتومی n و l	
وقتی n برابر باشد	l می تواند باشد
۱	فقط ۰
۲	۰ یا ۱
۳	۰، ۱ یا ۲
۴	۰، ۱، ۲ یا ۳
...	...

تمرین های مرور

عددهای کوانتومی

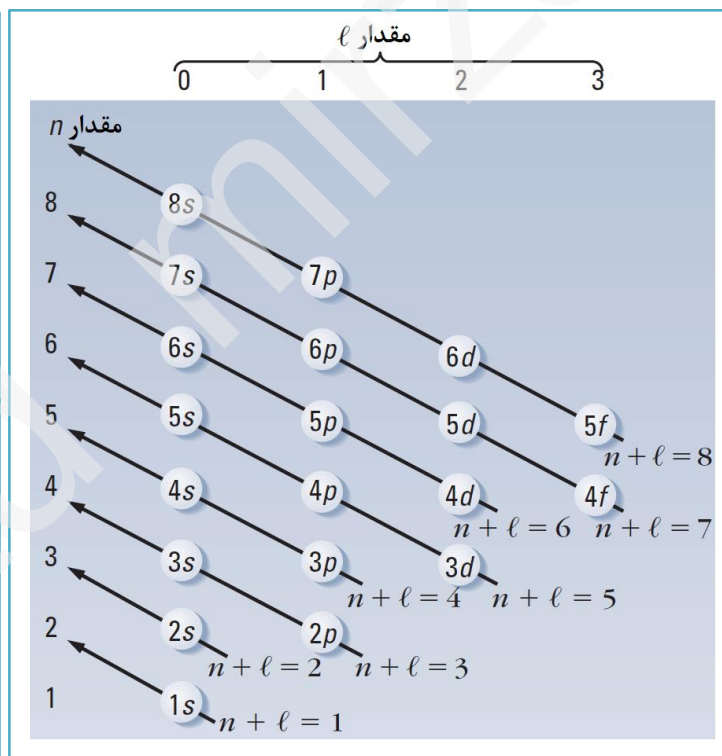
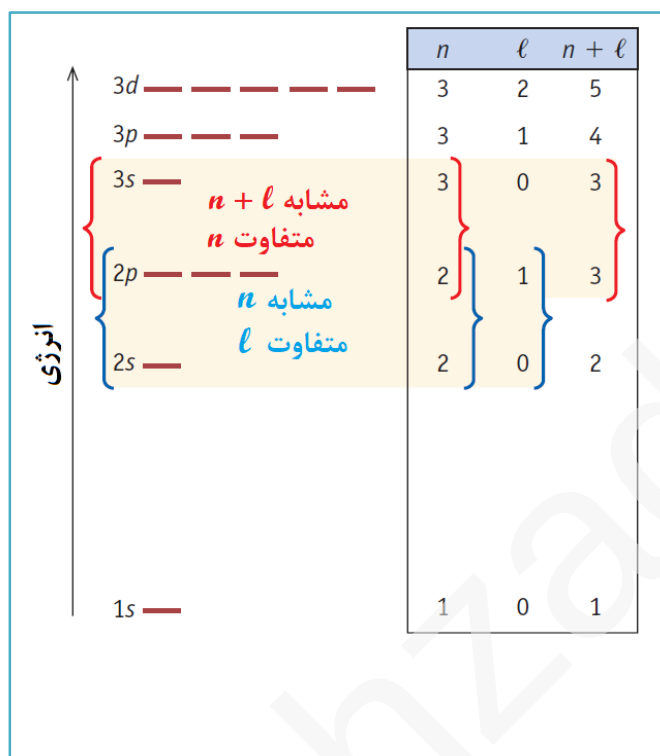
- بیشترین تعداد الکترون در زیر لایه ای با عددهای کوانتومی $n=3$ و $l=2$ ، چند است؟
 ۱) ۲ ۲) ۳ ۳) ۵ ۴) ۷ ۵) ۱۰
- لایه ای با $n=3$ ، چند زیر لایه دارد؟
 ۱) ۱ ۲) ۲ ۳) ۳ ۴) ۶ ۵) ۹

آرایش الکترونی

اتم هیدروژن فقط دارای یک الکترون است. این الکترون می تواند در زیر لایه ۱s قرار داشته باشد (در حالت پایه)، و یا می تواند در زیر لایه هایی با انرژی بالاتر قرار بگیرد (حالت برانگیخته). در اتم های چند الکترونی، نیاز داریم، بدانیم که آرایش الکترونی حالت پایه چگونه است، و الکترون ها به چه صورت در زیر لایه ها توزیع شده اند. برای این کار، نیاز داریم انرژی وابسته به هر زیر لایه در اتم های چند الکترونی را بدانیم، که با آن چه در مورد اتم تک الکترونی هیدروژن وجود دارد، متفاوت است.

انرژی زیر لایه ها در اتم های چند الکترونی

در اتم هیدروژن، انرژی زیر لایه ها فقط به عدد کوانتومی اصلی n وابسته است. در اتم های چند الکترونی، انرژی زیر لایه ها به هر دو عدد کوانتومی n و l وابسته است. برای مثال، انرژی زیر لایه ۳s و زیر لایه ۳p با هم متفاوت است. در اتم های چند الکترونی، برای یک مقدار معین n ، انرژی زیر لایه ها، با افزایش مقدار l افزایش می یابد. بر اساس شکل های زیر و توضیحاتی که برای هر یک نوشته شده است، انرژی زیر لایه ها در اتم های چند الکترونی مقایسه می شوند.

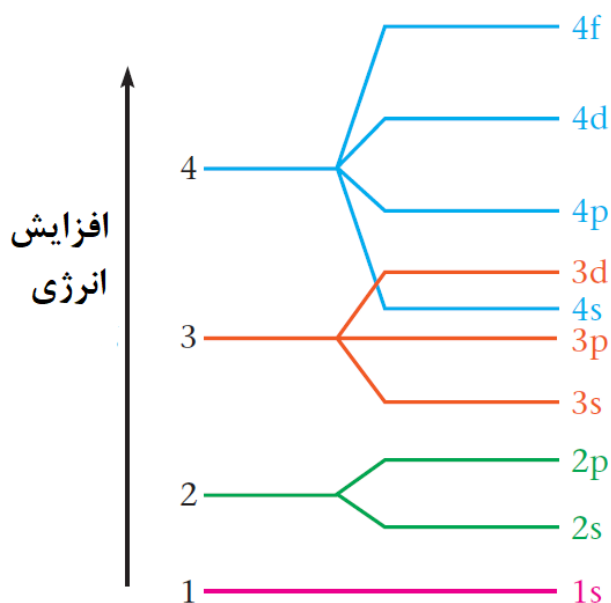


انرژی زیر لایه ها ترتیب انرژی زیر لایه ها در یک اتم چند الکترونی. انرژی لایه های الکترونی با افزایش n ، افزایش می یابد، و در یک لایه، انرژی زیر لایه ها با افزایش l ، زیاد خواهد شد. منبع شیمی عمومی کاتز

ترتیب پر شدن زیر لایه ها با افزایش n ، انرژی لایه های الکترونی نیز افزایش می یابد. انرژی زیر لایه های مربوط به یک لایه، با افزایش l ، افزایش خواهد یافت. زیر لایه ها وابسته به افزایش $n + l$ پر می شوند. هنگامی که دو زیر لایه مقدار $n + l$ برابر دارند، زیر لایه با مقدار n کوچکتر، زودتر پر می شود. منبع شیمی عمومی مور

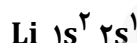
نمودار زیر، انرژی زیر لایه ها را در اتم های چند الکترونی نشان می دهد. یک نتیجه مهم در انرژی زیر لایه ها، انرژی وابسته به زیر لایه d در یک لایه و زیر لایه s لایه بالاتر آن است. بر اساس نمودار زیر، زیر لایه ۴s انرژی کمتری نسبت به زیر لایه ۳d دارد. به همین صورت، انرژی زیر لایه ۵s نسبت به زیر لایه ۴d کمتر است. این واقعیت هنگامی اهمیت دارد که می خواهیم ترتیب پر شدن زیر لایه های اتمی توسط الکترون ها را تعیین کنیم.

قاعده آفبا

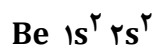


می توانیم این فرایند را برای رسم آرایش الکترونی عناصر بر اساس انرژی زیر لایه ها ادامه دهیم. این فرایند بر اساس قاعده آفبا است، که به ما امکان می دهد جدول دوره ای عناصر را بسازیم و آرایش الکترونی را مرحله به مرحله تعیین کنیم. در هر مرحله یک پروتون به هسته اضافه می شود و یک الکترون در زیر لایه مناسب قرار می گیرد. به این وسیله اطلاعاتی در مورد آرایش الکترونی عناصر به دست می آوریم. همچنان که در فصل های بعد خواهیم دید، آرایش الکترونی به ما کمک می کند تا بتوانیم در مورد خواص عناصر اطلاعاتی داشته و پیش بینی هایی انجام دهیم. هم چنین توضیح می دهد که چگونه عناصر در جدول دوره ای در مکان های معین قرار می گیرند.

پس از هلیوم، عنصر بعدی در جدول دوره ای عناصر، لیتیم است، که سه الکترون دارد. زیر لایه $1s$ حداکثر دو الکترون جای می گیرد، بنابراین، الکترون سوم نمی تواند در این زیر لایه قرار گیرد. در عوض، این الکترون باید در زیر لایه ای با کمترین انرژی ممکن قرار قرار گیرد. بر طبق نمودار مربوط به انرژی زیر لایه ها، این زیر لایه $2s$ می باشد. بنابراین، آرایش الکترونی لیتیم به صورت زیر است.



به طور مشابه می توانیم آرایش الکترونی برلیم را به صورت زیر بنویسیم.



با پر شدن هر دو زیر لایه $1s$ و $2s$ ، الکترون بعدی در آرایش الکترونی عنصر بور باید به زیر لایه $2p$ وارد شود.



بر اساس مثال های بالا، می توانیم از قاعده کلی زیر برای تعیین موقعیت الکترون ها در آرایش الکترونی عناصر استفاده کنیم.

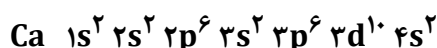
الکترون ها در زیر لایه هایی قرار می گیرند که کمترین انرژی ممکن را داشته باشد

مثال زیر روند تعیین آرایش الکترونی حالت پایه برای یک اتم را نشان می دهد.

تمرین آرایش الکترونی اتم کلسیم Ca با عدد اتمی $(Z = 20)$ را بنویسید.

راهکار از قاعده آفبا برای ساختن آرایش الکترونی اتم کلسیم استفاده می کنیم.

راه حل چون $Z = 20$ ، می دانیم که اتم کلسیم ۲۰ الکترون دارد. این الکترون ها، زیر لایه ها را بر اساس نمودار بالا پر می کنند. طبق نمودار ترتیب پر شدن زیر لایه ها به صورت: $1s$ ، $2s$ ، $2p$ ، $3s$ ، $3p$ ، $4s$ می باشد. هر زیر لایه s می تواند حداکثر ۲ الکترون جای بگیرد، در حالی که هر زیر لایه p حداکثر ۶ الکترون جای می گیرد.



پاسخ

تمرین آرایش الکترونی اتم روبیدیم (Rb) را بنویسید. $(Z = 37)$

تمرین آرایش الکترونی اتم برم (Br) را بنویسید. $(Z = 35)$

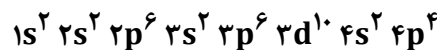
تمرین های مرور

آرایش الکترونی

۱ کدام یک از آرایش های الکترونی زیر برای یک اتم درست است؟ (تمام آرایش های درست را انتخاب کنید)

- ا) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$ ب) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
پ) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4d^1$ ت) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$
ث) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

۲ کدام عنصر دارای آرایش الکترونی نشان داده شده در زیر است؟



ث) 52Te

ت) 34Se

پ) 32S

ب) 33As

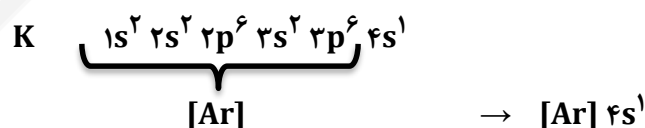
آ) 35Br

آرایش الکترونی و جدول دوره ای

آرایش الکترونی تمام عنصرها به جز هیدروژن و هلیم می تواند با استفاده از هسته گاز نجیب (آرایش الکترونی فشرده) نشان داده شود که در آن، لایه های درونی پر عنصر مورد نظر، به وسیله گاز نجیب قبل آن در جدول تناوبی، درون کروشه نشان داده می شود، و پس از آن، آرایش الکترونی زیر لایه های بیرونی که الکترون دارند، نشان داده می شود.

در جدول تناوبی روند مشابهی در آرایش الکترونی عنصرهای لیتیم ($Z = 3$) تا نئون ($Z = 10$) و پس از آن سدیم ($Z = 11$) تا عنصر آرگون ($Z = 18$)، وجود دارد. هر دو عنصر F و Cl آرایش الکترونی $ns^2 np^5$ دارند، در حالی که عنصر F در تناوب $n = 2$ و عنصر Cl در تناوب $n = 3$ قرار دارند.

همچنان که قبلاً گفته شد، در اتم های چند الکترونی زیر لایه $4s$ پیش از زیر لایه $3d$ پر می شود. بنابر این، آرایش الکترونی پتاسیم ($Z = 19$) به صورت $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ است. آرایش الکترونی آرگون ($Z = 18$) به صورت $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ است. بنابر این، می توانیم آرایش الکترونی پتاسیم را به صورت ساده شده $[Ar] 4s^1$ که در آن $[Ar]$ ، مشخص کننده آرایش الکترونی آرگون است نشان دهیم.



قرار گرفتن الکترون های خارجی در زیر لایه $4s$ (پیش از آن که $3d$ پر شود) در اتم پتاسیم، قویاً توسط آزمایش های تجربی تأیید شده است. خواص فیزیکی و شیمیایی پتاسیم بسیار به لیتیم و سدیم، نخستین دو فلز قلیایی شبیه است. در هر دو عنصر لیتیم و سدیم، الکترون خارجی در زیر لایه s قرار دارد (در این جا تردیدی برای قرار گرفتن الکترون خارجی در زیر لایه s وجود ندارد، زیرا زیر لایه های $1d$ و $2d$ وجود ندارند). بر اساس مشابهت با فلزهای قلیایی دیگر، انتظار داریم، پتاسیم نیز آرایش الکترونی مشابه آن ها داشته باشد؛ ما انتظار داریم آخرین الکترون در اتم پتاسیم، زیر لایه $4s$ را اشغال کند، پیش از آن که زیر لایه $3d$ توسط الکترون اشغال شود.



❖ ترتیب پر شدن زیر لایه ها، در عنصرهای جدول تناوبی (منبع شیمی عمومی گیلبرت)

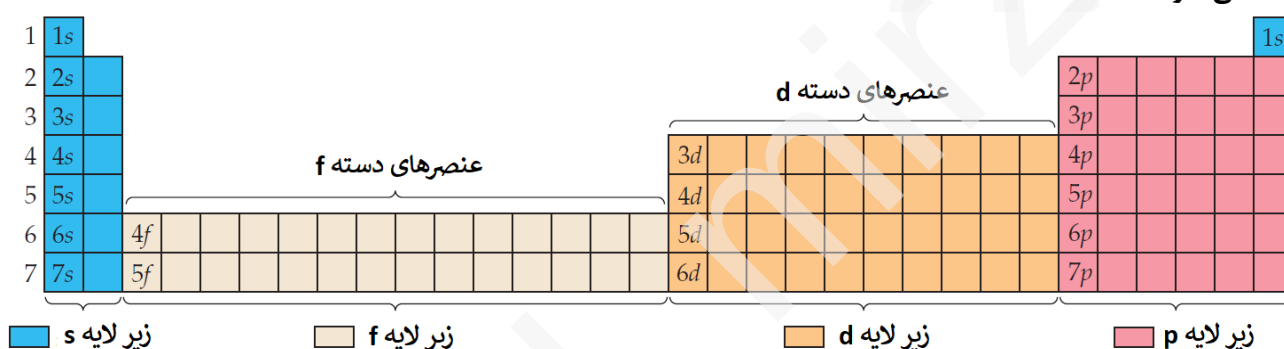
																17	18				
																1 H	2 He				
1	2															1s					
3 Li	4 Be															5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
2s																2p					
11 Na	12 Mg															13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
3s		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	3p									
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	*24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	*29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr				
4s		3d										4p									
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	*41 Nb	*42 Mo	43 Tc	*44 Ru	*45 Rh	*46 Pd	*47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe				
5s		4d										5p									
55 Cs	56 Ba	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	*78 Pt	*79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn				
6s		5d										6p									
87 Fr	88 Ra	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 —	114 —	115 —	116 —	117 —	118 —				
7s		6d																			
6	*57 La	*58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	*64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb							
4f																					
7	*89 Ac	*90 Th	*91 Pa	*92 U	*93 Np	94 Pu	95 Am	*96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No							
5f																					

spdf

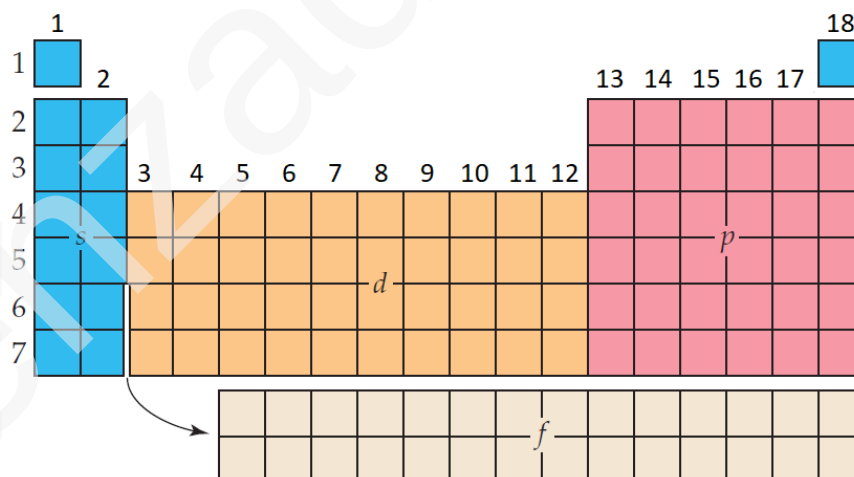
عنصرهای گروه ۳ تا گروه ۱۲ را عنصرهای دسته d می نامند. در این عنصرها زیر لایه d در حال پر شدن است (از d^1 تا d^{10}). نخستین سری فلزهای دسته d، عنصر اسکاندیم ($Z = 21$) تا عنصر روی ($Z = 30$) را در بر می گیرد. الکترون های افزوده شده در زیر لایه d ۳ وارد می شوند. اما، در این جا دو استثناء وجود دارد. آرایش الکترونی کروم ($Z = 24$) به صورت $[Ar] 4s^1 3d^5$

می باشد، و آرایش $4f^2 3d^4 [Ar]$ را که ما انتظار داریم ندارد. به طور مشابه، در الگوی آرایش الکترونی این بی قاعدگی در آرایش الکترونی اتم مس نیز دیده می شود، که آرایش الکترونی آن به جای $4f^1 3d^9 [Ar]$ به صورت $4f^1 3d^9 [Ar]$ است. دلیل این استثنایها در آرایش الکترونی کروم و مس، پایداری کمی بیشتر وابسته به آرایش نیم پر ($3d^5$) یا آرایش پر ($3d^{10}$) زیر لایه d است. برای عنصرهای گالیم Ga ($Z = 31$) تا کریپتون Kr ($Z = 36$)، زیر لایه $4p$ پر می شود. با رسیدن به عنصر روبیدیم Rb ($Z = 37$)، الکترون ها وارد سطح انرژی ($n = 5$) لایه می شوند.

تناوب ششم از جدول دوره ای با عنصر سزیم Cs ($Z = 55$) شروع می شود، پس از آن باریوم Ba ($Z = 56$) است، که آرایش الکترونی آن ها به ترتیب به صورت $6s^1 [Xe]$ ، $6s^2 [Xe]$ و می باشد. پس از باریوم، یک فاصله در جدول تناوبی وجود دارد که به لانتانیدها (خاک های کمیاب) تعلق دارد. لانتانیدها ۱۴ عنصر هستند که زیر لایه $4f$ و یا $5d$ آن ها در حال پر شدن است در جدول دوره ای عنصرها، لانتانیدها (و آکتینیدها که در ادامه بررسی می شوند)، در پایین جدول نشان داده می شوند تا جدول شکل عریض پیدا نکند. (برخی آرایش های الکترونی در عنصرهای تناوب های پایین جدول دارای بی قاعدگی هایی هستند، که در این بحث به آن ها پرداخته نمی شود).



❖ شکل عریض جدول تناوبی در صورتی که عنصرهای دسته f در متن جدول قرار گیرند (منبع شیمی عمومی براون)



❖ عنصرهای دسته f از متن جدول به پایین انتقال داده شده اند. (منبع شیمی عمومی براون)

پس از آن که زیر لایه $4f$ از الکترون پر شد، الکترون بعدی وارد زیر لایه $5d$ در اتم لوتسیم Lu ($Z = 71$) می شود. در این سری از عنصرها، که اتم های لوتسیم، هافنیم Hf ($Z = 72$) تا جیوه Hg ($Z = 80$) را شامل می شوند، زیر لایه $5d$ در حال پر شدن است. پس از آن زیر لایه $6p$ پر می شود، که تا عنصر رادون ($Z = 86$) را در بر می گیرد.

آخرین دوره عنصرها با فرانسیم Fr ($Z = 87$) شروع می شود که آرایش الکترونی $7s^1 [Rn]$ دارد سپس، رادیم Ra ($Z = 88$) با آرایش الکترونی $7s^2 [Rn]$ ، و پس از آن سری آکتینیدها با آکتینیم Ac ($Z = 89$) شروع شده و با نوبلیوم No ($Z = 102$) پایان

می یابند. بیشتر آکتینیدها در طبیعت یافت نمی شوند اما به صورت مصنوعی در واکنش های هسته ای ساخته می شوند. در سری آکتینیدها زیر لایه ۵f/ویا ۶d در حال پر شدن است.

1s			1s
2s			2p
3s			3p
4s		3d	4p
5s		4d	5p
6s	4f	5d	6p
7s	5f	6d	7p

❖ دسته بندی عنصرها در جدول دوره ای بر اساس نوع زیر لایه ای که در حال پر شدن است.

در شکل بالا، عنصرها بر اساس نوع زیر لایه ای که الکترون های خارجی آن ها درون آن جای می گیرد، دسته بندی شده اند. عنصرهایی که الکترون خارجی آن ها در زیر لایه s قرار گیرد، عنصرهای دسته s نامیده می شوند، عنصرهایی که الکترون خارجی آن ها در زیر لایه p قرار گیرد، عنصرهای دسته p نام دارند و به همین ترتیب عنصرهای دسته d و عنصرهای دسته f.

تمرین آرایش الکترونی اتم عنصر آرسنیک ($Z = 33$) را در حالت پایه رسم کنید.

راهکار از ترتیب پر شدن زیر لایه ها استفاده می کنیم و زیر لایه های مناسب به ترتیب از الکترون اشغال می شوند.

راه حل از گاز نجیب آرگون ($Z = 18$) Ar استفاده می کنیم زیر لایه هایی که پس از این گاز نجیب پر می شوند، ۴s، ۳d و ۴p هستند. در این سه زیر لایه، باید ۱۵ الکترون قرار گیرد زیرا: $15 = 18 - 3$ الکترون پس از گاز نجیب قرار می گیرند.

پاسخ $[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^3$

تمرین آرایش الکترونی اتم رادیم ($Z = 88$) را در حالت پایه رسم کنید.

تمرین با استفاده از جدول دوره ای عنصرها، تعیین کنید کدام عنصر دارای آرایش الکترونی $[Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^1$ است؟

تمرین های مرور

آرایش الکترونی و جدول تناوبی

۱ کدام آرایش الکترونی زیر برای اتم نقره ($Z = 47$)، درست است؟

(آ) $[Kr] 5s^2 4d^9$ (ب) $[Kr] 5s^2 4d^{10}$ (ب) $[Kr] 5s^1 4d^{10}$

(ت) $[Kr] 4s^2 3d^9$ (ث) $[Kr] 4s^1 3d^{10}$

۲ آرایش الکترونی کدام عنصر به صورت $[Kr] 5s^2 4d^{10} 5p^1$ نشان داده می شود؟

(آ) ^{43}Tc (ب) ^{35}Br (پ) ^{53}I (ت) ^{54}Xe (ث) ^{52}Te

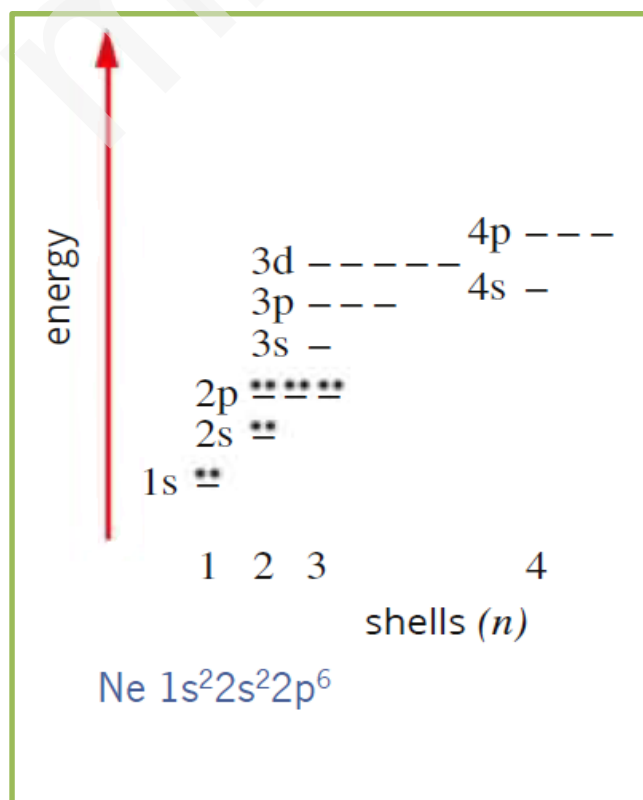
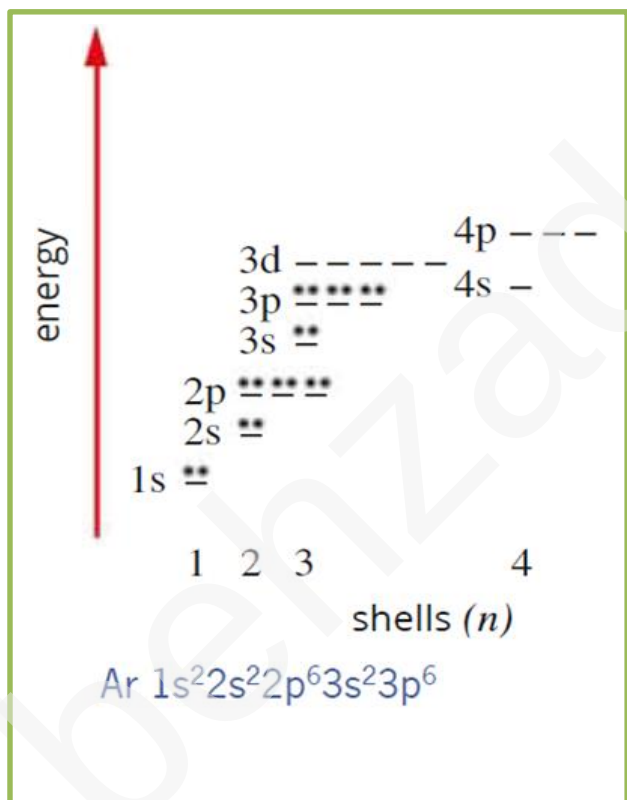
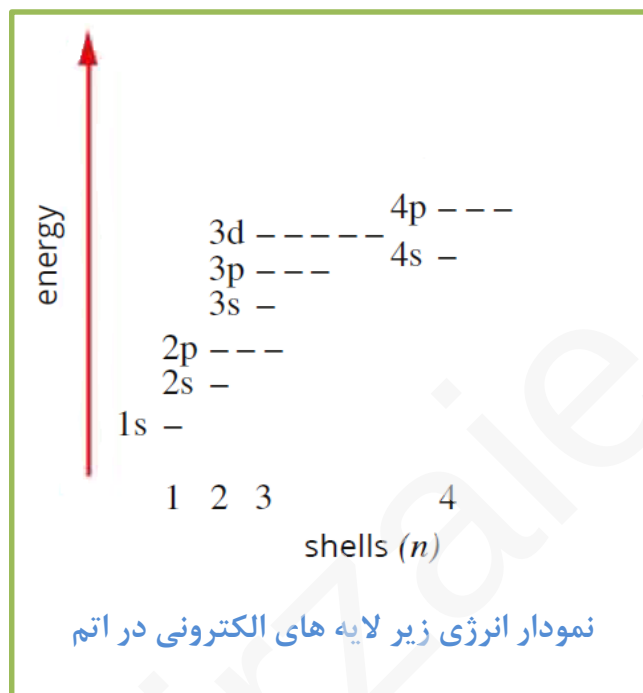
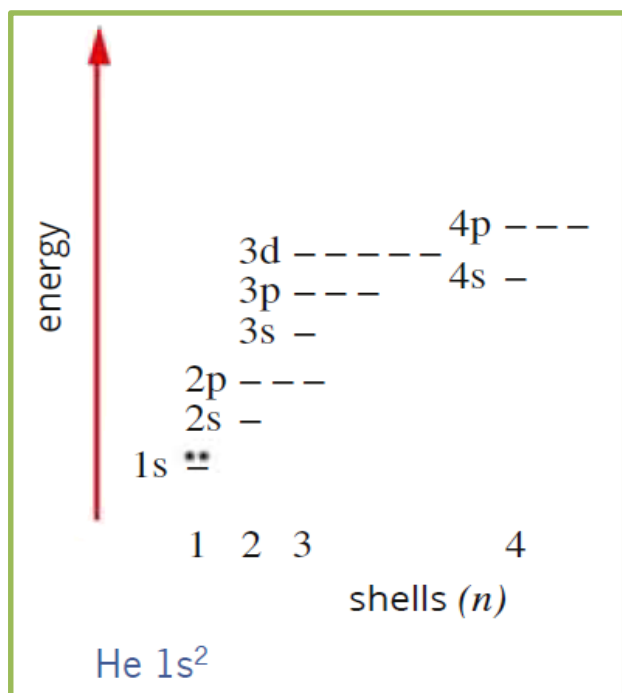
۳ کدام عنصر (ها) در دسته d قرار دارند؟ (تمام گزینه های درست را انتخاب کنید)

(آ) ^{51}Sb (ب) ^{79}Au (پ) ^{20}Ca (ت) ^{30}Zn (ث) ^{92}U

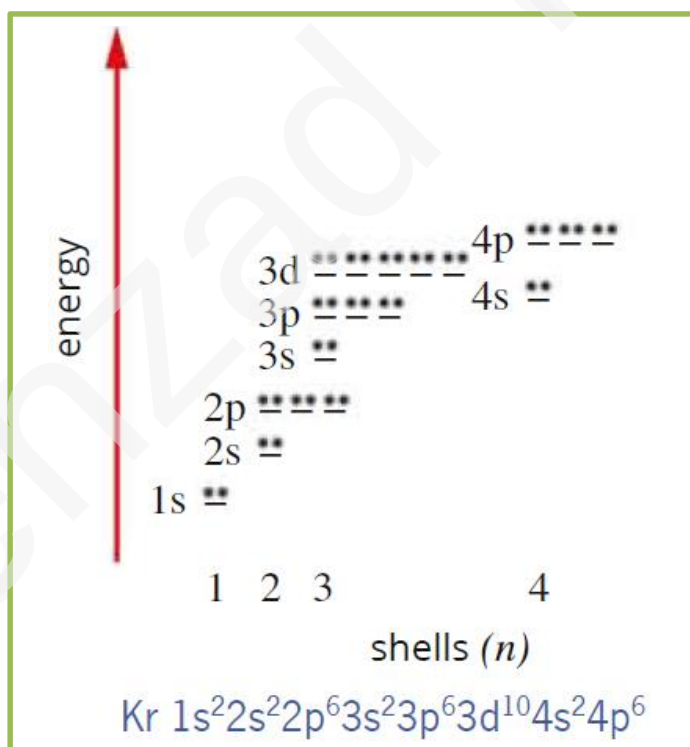
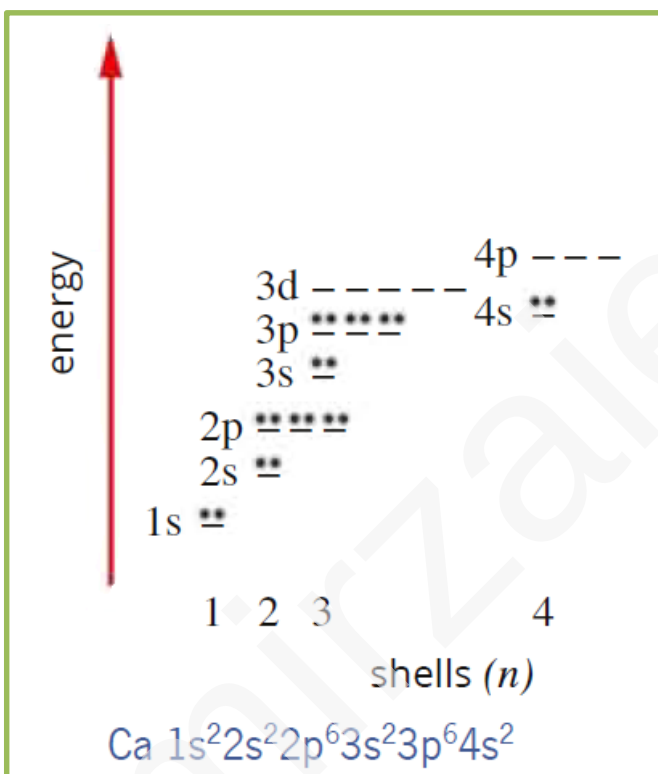
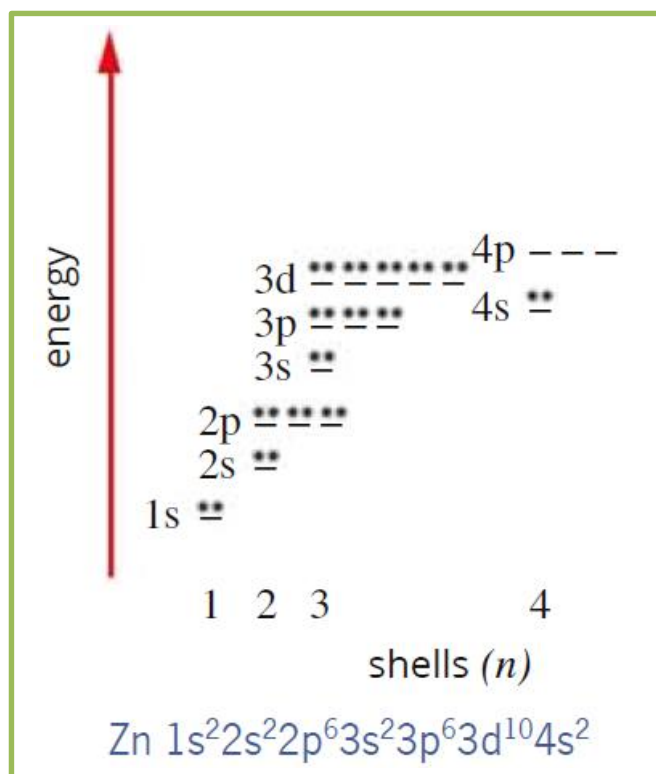
۴ کدام عنصر (ها) در دسته p قرار دارند؟ (تمام گزینه های درست را انتخاب کنید)

(آ) ^{82}Pb (ب) ^6C (پ) ^{38}Sr (ت) ^{54}Xe (ث) ^{11}Na

در زیر نمودار ترتیب پر شدن زیر لایه ها به همراه آرایش الکترونی چند عنصر آورده شده است. (منبع شیمی هایمن)



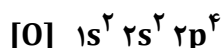
افزودن الکترون در زیر لایه های الکترونی، در اتم هایی با بیش از ۲۰ الکترون



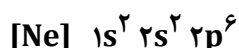
یون های ساده – منبع کتاب شیمی عمومی مایر

واکنش پذیری شیمیایی

برخی عناصر واکنش پذیری زیادی دارند، در صورتی که برخی دیگر این گونه نیستند. برای مثال، واکنش پذیری بین اکسیژن و نئون را در شکل زیر مقایسه کنید. توجه کنید که اکسیژن به آسانی با منیزیم واکنش می دهد، اما نئون با منیزیم واکنش ندارد. چرا اکسیژن تا این حد واکنش پذیر است، اما نئون تمایل به انجام واکنش ندارد؟ تا چه اندازه در عناصر واکنش پذیری به آرایش الکترونی اتم ها وابسته است؟ آرایش الکترونی اکسیژن را بررسی کنید.



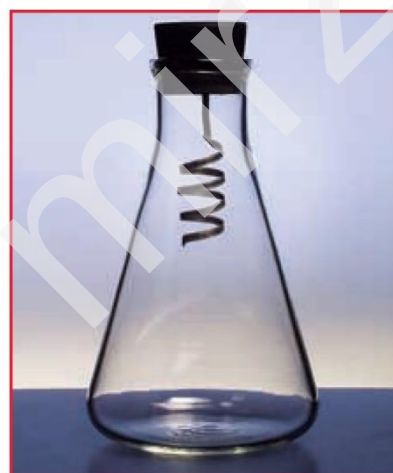
به زیر لایه $2p$ توجه کنید، این زیر لایه می تواند شش الکترون داشته باشد، اما در اتم اکسیژن، فقط چهار الکترون دارد. آرایش الکترونی نئون در زیر نشان داده شده است.



مشاهده می کنید در اتم نئون زیر لایه $2p$ با شش الکترون پر شده است.



a منیزیم در اکسیژن



b منیزیم در نئون

(a) به دلیل آرایش الکترونی اتم اکسیژن، اکسیژن به سادگی با منیزیم واکنش می دهد.

(b) در مقایسه، آرایش الکترونی نئون آن را واکنش ناپذیر می سازد.

گازهای نجیب عنصرهایی با کمترین واکنش پذیری هستند.

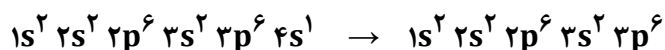
نئون جزو گروه گازهای نجیب است، که در گروه ۱۸ جدول تناوبی قرار دارند. گازهای نجیب تقریباً از خود واکنش پذیری نشان نمی دهند. به دلیل همین خاصیت، این گازها کاربردهای به خصوصی دارند. برای مثال، از هلیوم در پر کردن بالون ها استفاده می شود، که بیشتر بالون های هوایی کوچک هستند. همانند نئون، هلیوم با اکسیژن هوا واکنش نمی دهد. آرایش الکترونی اتم هلیوم به صورت $1s^2$ است. وجود دو الکترون در سطح انرژی نخست (لایه اول)، هلیوم را پایدار می کند.

در سایر گازهای نجیب نیز، سطح انرژی بیرونی پر شده است. این آرایش الکترونی را می توان به صورت $ns^2 np^6$ نوشت، که n سطح انرژی بیرونی را نشان می دهد. توجه داشته باشید این سطح انرژی هشت الکترون دارد. این هشت الکترون زیر لایه های s و p را پر می کنند، و گازهای نجیب را پایدار می سازند. در بیشتر واکنش های شیمیایی، اتم ها تمایل دارند با پر کردن زیر لایه های s و p ، به آرایش گاز های نجیب برسند. این تمایل قاعده هشتایی نامیده می شود.

فلزهای قلیایی و هالوژن ها عنصرهایی با بیشترین واکنش پذیری هستند

بر اساس قاعده هشتایی، یک اتم که زیر لایه های s و p لایه بیرونی آن، همانند آرایش الکترونی گازهای نجیب نیست، در واکنش های شیمیایی، با گرفتن یا از دست دادن الکترون، زیر لایه های بیرونی خود را پر می کند. این پیش بینی برای فلزهای قلیایی، که عنصرهایی با بیشترین واکنش پذیری هستند، درست است. شکل زیر نشان می دهد که چگونه وقتی آب با پتاسیم، یک فلز قلیایی، واکنش می دهد. به سرعت یک واکنش انفجاری با تولید نور و گرما رخ می دهد.

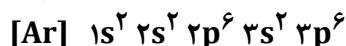
عنصرهای گروه ۱، فلزهای قلیایی، فقط یک الکترون در سطح انرژی بیرونی (لایه بیرونی) خود دارند. هنگامی که پتاسیم با آب واکنش می دهد، اتم پتاسیم این الکترون را از دست می دهد. به این ترتیب، اتم پتاسیم به آرایش گاز نجیب در زیر لایه های s و p خود می رسد.



هالوژن ها نیز بسیار واکنش پذیر هستند. این عنصرها که در گروه ۱۷ قرار دارند، هفت الکترون در لایه بیرونی خود دارند. با گرفتن فقط یک الکترون، یک هالوژن به آرایش الکترونی گاز نجیب در زیر لایه های s و p می رسد. برای مثال، کلر با گرفتن یک الکترون، به آرایش الکترونی $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ می رسد.

الکترون های لایه ظرفیت (والانس)

آرایش الکترونی پتاسیم پس از جدا شدن یک الکترون و کلر بعد از گرفتن یک الکترون، با هم مشابه اند. همچنین هر دو آرایش الکترونی، شبیه آرایش الکترونی گاز نجیب آرگون می باشند.



پس از واکنش، پتاسیم و کلر، هر دو پایدار می شوند. اتم بسیاری از عنصرها با رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب، پایدار می شوند. این الکترون ها که در سطح انرژی بیرونی اتم قرار دارند، الکترون های ظرفیت (والانس) نامیده می شوند.



فلزهای قلیایی مثل پتاسیم به آسانی با برخی مواد مثل آب واکنش می دهند.

جدول تناوبی، تعداد الکترون های لایه ظرفیت یک اتم را نشان می دهد

پیدا کردن تعداد الکترون های لایه ظرفیت یک اتم ساده است. شما همیشه باید جدول تناوبی را بررسی کنید. برای مثال، در شکل زیر اتم منیزیم Mg هایلایت شده است. آرایش الکترونی فشرده منیزیم به صورت زیر است.



این آرایش الکترونی نشان می دهد، اتم منیزیم در لایه ظرفیت خود دو الکترون در زیر لایه $3s$ دارد. حالا آرایش الکترونی فسفر را بررسی می کنیم، که آن هم در جدول تناوبی زیر، هایلایت شده است.



این آرایش الکترونی نشان می دهد، اتم فسفر پنج الکترون در لایه ظرفیت خود دارد. دو الکترون ظرفیت در زیر لایه $3s$ و سه الکترون ظرفیت در زیر لایه $3p$.

Group 1							Group 18
Hydrogen H							Helium He
	Group 2	Group 13	Group 14	Group 15	Group 16	Group 17	
Lithium Li	Beryllium Be	Boron B	Carbon C	Nitrogen N	Oxygen O	Fluorine F	Neon Ne
Sodium Na	Magnesium Mg	Aluminum Al	Silicon Si	Phosphorus P	Sulfur S	Chlorine Cl	Argon Ar

❖ جدول تناوبی آرایش الکترونی هر عنصر را نشان می دهد. تعداد الکترون ها در بیرونی ترین سطح انرژی، تعداد الکترون های لایه ظرفیت را نشان می دهند.

اتم ها با گرفتن یا از دست دادن الکترون به یون پایدار تبدیل می شوند

دیدیم که پتاسیم با از دست دادن یک الکترون لایه ظرفیت خود، به آرایش الکترونی گاز نجیب رسید. اما چرا اتم پتاسیم برای پایدار شدن، هفت الکترون نمی گیرد؟ دلیل این موضوع به انرژی مربوط است. جدا شدن یک الکترون به انرژی به مراتب کمتری نیاز دارد تا گرفتن هفت الکترون.

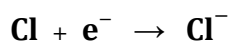
هنگامی که پتاسیم یک الکترون می دهد تا پایداری بیشتری پیدا کند، در اتم پتاسیم تغییراتی نیز ایجاد می شود. به خاطر داشته باشید که همه اتم ها از نظر بار الکتریکی خنثی هستند، زیرا، تعداد پرتون ها و الکترون های آن ها برابر است. برای مثال، یک اتم پتاسیم، ۱۹ پروتون و ۱۹ الکترون دارد. با از دست دادن یک الکترون، پتاسیم هنوز ۱۹ پروتون دارد اما فقط ۱۸ الکترون برای آن باقی می ماند. چون تعداد پروتون ها و الکترون ها برابر نیست، بنابر این، اتم پتاسیم به یونی با بار +۱ تبدیل شده است، که در شکل زیر مشاهده می شود. معادله زیر نشان می دهد که چگونه یک اتم پتاسیم به یون تبدیل می شود.



یک یون با بار مثبت، کاتیون نامیده می شود. کاتیون پتاسیم دارای آرایش الکترونی درست، مثل گاز نجیب آرگون است.

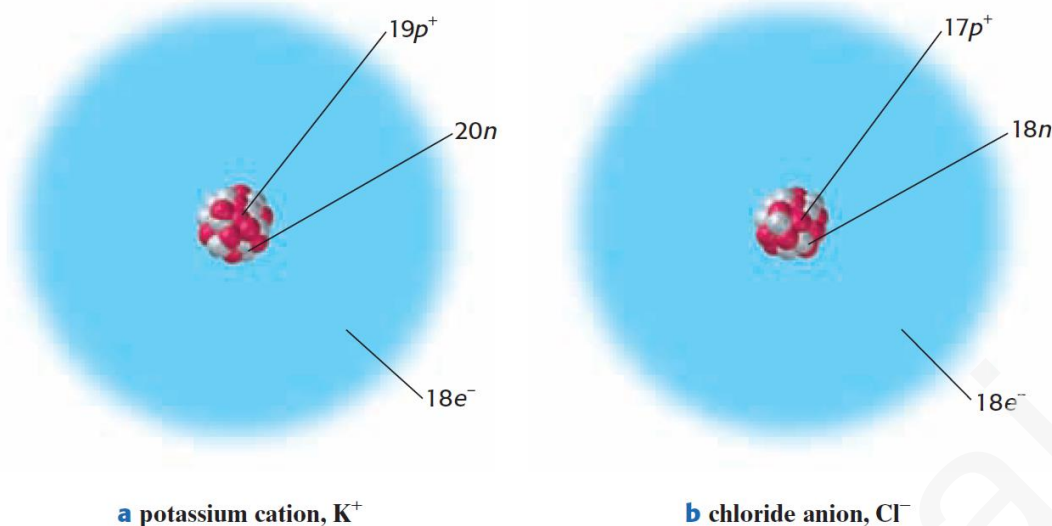


در مورد اتم کلر، گرفتن یک الکترون نسبت به از دست دادن هفت الکترون لایه ظرفیت، به انرژی بسیار کمتری نیاز دارد. کلر با گرفتن یک الکترون به پایداری بیشتری می رسد، و اتم کلر به یونی با بار -۱ تبدیل می شود، که در شکل زیر نشان داده شده است. در زیر معادله تشکیل یون کلرید، از اتم کلر نشان داده شده است.



یون دارای بار منفی، آنیون نامیده می شود. آنیون کلرید، دارای آرایش الکترونی درست، مثل گاز نجیب آرگون است.





- (a) اتم پتاسیم با از دست دادن یک الکترون به کاتیون پتاسیم با بار $+1$ تبدیل می شود.
(b) پس از گرفتن یک الکترون، اتم کلر به آنیون کلرید با بار -1 تبدیل می شود.

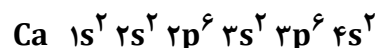
ویژگی های یون های پایدار

چگونه یک اتم با یونی که با گرفتن یا از دست دادن الکترون تشکیل شده، مقایسه می شود؟ از نام های مشابه برای اتم ها و یون هایی که از همان اتم ها که دارای هسته مشابه هستند، استفاده کنید. اتم و یونی که از آن تشکیل شده است، هر دو تعداد پروتون ها و نوترون های برابر دارند. وقتی یک اتم به یون تبدیل می شود، فقط الکترون گرفته یا از دست داده و تعداد الکترون های آن تغییر می کند.

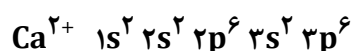
یاد آوری می کنیم خواص شیمیایی یک اتم به تعداد و آرایش الکترون های آن وابسته است. به همین دلیل، یک اتم و یون تشکیل شده از آن، خواص شیمیایی متفاوت دارند. برای مثال، تعداد الکترون ها در کاتیون پتاسیم، با تعداد الکترون ها در اتم پتاسیم متفاوت است، اما با تعداد الکترون ها در اتم آرگون مشابه می باشد. همچنین تعداد الکترون ها در یون کلرید، با الکترون ها در اتم آرگون یکسان است. به هر حال، این مهم است که بدانیم یک یون کاملاً با اتم گاز نجیب تفاوت دارد. یک یون دارای بار الکتریکی است، بنابر این می تواند ترکیب تشکیل دهد، و همچنین وقتی در آب حل شود، رسانایی الکتریکی دارد. گازهای نجیب بسیار واکنش ناپذیر هستند و هیچ یک از خواصی که برای یون ها گفته شد را ندارند.

برخی یون های پایدار با آرایش الکترونی گاز نجیب

پتاسیم و کلر، تنها اتم هایی نیستند که با هشتایی شدن الکترون های ظرفیت، یون پایدار تشکیل می دهند. جدول بالا مثال هایی از اتم هایی که با تشکیل یون به آرایش هشتایی می رسند را نشان می دهد. برای مثال، تشکیل یون پایدار در اتم کلسیم Ca را بررسی می کنیم. آرایش الکترونی اتم کلسیم در زیر نوشته شده است.



اتم کلسیم با از دست دادن دو الکترون ظرفیت خود در زیر لایه $4s$ کاتیونی با بار $+2$ تشکیل می دهد، که آرایش الکترونی آن شبیه گاز نجیب آرگون است.



در جدول زیر، چند مثال از یون های پایدار که آرایش الکترونی شبیه گازهای نجیب دارند، نشان داده شده است. هر رنگ، یون ها و گاز نجیبی را که آرایش مشابه دارند، مشخص می کند.

برخی یون ها با آرایش گاز نجیب

		Group 18 Noble Gases				
Group 1	Group 2					
Li⁺ 1s ²	Be²⁺ 1s ²					
Na⁺ [He]2s ² 2p ⁶	Mg²⁺ [He]2s ² 2p ⁶					
K⁺ [Ne]3s ² 3p ⁶	Ca²⁺ [Ne]3s ² 3p ⁶	Sc³⁺ [Ne]3s ² 3p ⁶	Al³⁺ [He]2s ² 2p ⁶	P³⁻ [Ne]3s ² 3p ⁶	S²⁻ [Ne]3s ² 3p ⁶	Cl⁻ [Ne]3s ² 3p ⁶
Rb⁺ [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶	Sr²⁺ [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶	Y³⁺ [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶	As³⁻ [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶	Se²⁻ [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶	Br⁻ [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶	Krypton Kr [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶
Cs⁺ [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶	Ba²⁺ [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶	La³⁺ [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶	Te²⁻ [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶	I⁻ [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶	Xenon Xe [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶	

برخی یون های پایدار که آرایش گاز نجیب ندارند

همه اتم ها، یون پایدار با آرایش الکترونی مشابه گاز نجیب تشکیل نمی دهند. در شکل زیر مشاهده می کنید که فلزهای واسطه اغلب یون هایی تشکیل می دهند که به آرایش هشتایی نرسیده اند. توجه داشته باشید که تمام این یون ها پایدار هستند. همچنین توجه کنید که برخی از این عناصر، بیشتر عنصرهای واسطه، می توانند چندین نوع یون با بارهای متفاوت تشکیل دهند. برای مثال، مس Cu ، با از دست دادن یک الکترون کاتیون Cu^+ تولید کند. همچنین با جدا شدن دو الکترون، کاتیون Cu^{2+} می سازد. هر دو یون Cu^+ و Cu^{2+} پایدار هستند، با این که هیچ کدام آرایش گاز نجیب را ندارند.

یون های پایدار تشکیل شده توسط فلزهای واسطه و برخی فلزهای دیگر

Group 4	Group 5	Group 6	Group 7	Group 8	Group 9	Group 10	Group 11	Group 12	Group 13	Group 14
Ti²⁺ Ti³⁺	V²⁺ V³⁺	Cr²⁺ Cr³⁺	Mn²⁺ Mn³⁺	Fe²⁺ Fe³⁺	Co²⁺ Co³⁺	Ni²⁺	Cu⁺ Cu²⁺	Zn²⁺	Ga²⁺ Ga³⁺	Ge²⁺
		Mo³⁺	Tc²⁺			Pd²⁺	Ag⁺ Ag²⁺	Cd²⁺	In⁺ In²⁺ In³⁺	Sn²⁺
Hf⁴⁺			Re⁴⁺ Re⁵⁺			Pt²⁺ Pt⁴⁺	Au⁺ Au³⁺	Hg²⁺ Hg²⁺	Tl⁺ Tl³⁺	Pb²⁺

اتم ها و یون ها

برخی اتم ها یون های پایدار تشکیل می دهند که آرایش گاز نجیب دارند. مهم است که به خاطر داشته باشیم عملاً این عناصر به گاز نجیب تبدیل نشده اند. داشتن آرایش الکترونی یکسان، این مفهوم را ندارد که کاتیون سدیم، اتم نئون است. کاتیون سدیم همانند اتم سدیم قبل از تشکیل یون، ۱۱ پروتون و ۱۲ نوترون دارد. اما مانند یک اتم گاز نجیب، یون سدیم هیچ تمایلی به گرفتن یا از دست دادن الکترون های بیشتر را ندارد.

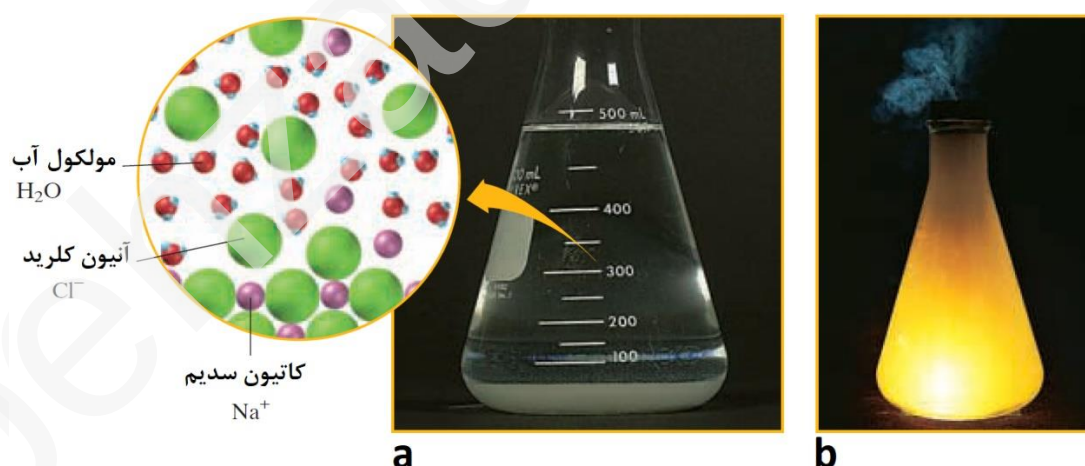
اتم ها، با یون هایی که از آن ها به دست می آیند، خواص متفاوتی دارند

همانند پتاسیم و دیگر فلزهای قلیایی گروه ۱، سدیم به شدت واکنش پذیر است. وقتی سدیم در آب قرار گیرد، یک واکنش انفجاری رخ می دهد که با تولید نور و گرما همراه است. مشابه با همه هالوژن های گروه ۱۷، کلر واکنش پذیری شدیدی دارد. در واقع، اتم کلر با یک کلر دیگر واکنش می دهد تا مولکول کلر Cl_2 ، یک گاز سمی زرد مایل به سبز را بسازد. همانند یک عنصر خالص، کلر تقریباً همیشه در طبیعت به صورت مولکول های Cl_2 وجود دارد، نه به شکل اتم های منفرد Cl .

چون هر دو اتم سدیم و کلر به شدت واکنش پذیر هستند، شما انتظار دارید وقتی این دو عنصر در کنار هم قرار گیرند، یک واکنش انفجاری رخ دهد. این درست همان چیزی است که انتظار دارید. اگر یک قطعه کوچک سدیم درون یک فلاسک که با گاز کلر پر شده قرار گیرد، بین آن ها واکنش انفجاری که با تولید نور و گرما همراه است، انجام می گیرد.

پس از این که واکنش کامل شد، یک جامد سفید رنگ باقی می ماند. با این که، این جامد سفید رنگ از دو عنصر سمی و خطرناک تشکیل شده است، شما احتمالاً هر روز آن را به عنوان نمک خوراکی مصرف می کنید.

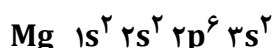
شیمی دان ها این نمک را سدیم کلرید می نامند. سدیم کلرید از کاتیون های سدیم و آنیون های کلرید ساخته شده است. همانطور که در شکل زیر مشاهده می کنید، این یون ها دارای خواص متفاوتی نسبت به اتم های اولیه خود هستند. به همین دلیل نمکی که در منزل استفاده می کنیم، همانند عنصرهای سازنده آن خطرناک نیست. نمک خوراکی همانند سدیم با آب واکنش نمی دهد زیرا، از یون های پایدار سدیم تشکیل شده است، نه از اتم های به شدت واکنش پذیر سدیم.



- (a) سدیم کلرید با تولید کاتیون های سدیم و آنیون های کلرید واکنش ناپذیر در آب حل می شود.
(b) در مقابل، عنصرهای سدیم و کلر وقتی در کنار هم قرار گیرند، به شدت واکنش می دهند.

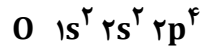
اتم های فلزی و نافلز، یون های متفاوت می سازند

تقریباً تمام فلزها کاتیون تشکیل می دهند، تشکیل کاتیون توسط فلزها را به وسیله آرایش الکترونی آن ها می توان بررسی کرد. برای مثال، آرایش الکترونی منیزیم Mg در گروه ۲ را ملاحظه کنید.



برای رسیدن به آرایش گاز نجیب، اتم منیزیم باید شش الکترون بگیرد و یا دو الکترون از دست بدهد. از دست دادن دو الکترون انرژی کمتری نیاز دارد تا به دست آوردن شش الکترون. به طور مشابه، برای تمام فلزها، انرژی مصرف شده برای جدا شدن الکترون ها از اتم و تشکیل یون با آرایش گاز نجیب همیشه به انرژی کمتری نیاز دارد. در نتیجه اتم فلزها، کاتیون تشکیل می دهند.

در مقابل، اتم عنصرهای نافلزی آنیون می سازند. به عنوان مثال اکسیژن را در نظر بگیرید، که آرایش الکترونی آن در زیر نشان داده شده است.



برای رسیدن به آرایش گاز نجیب، یک اتم اکسیژن باید دو الکترون بگیرد یا شش الکترون از دست بدهد. به دست آوردن دو الکترون انرژی کمتری نسبت به از دست دادن شش الکترون مصرف می کند. برای نافلزهای دیگر، انرژی جذب شده برای افزودن الکترون ها به اتم نافلز آنچنان که یونی با آرایش گاز نجیب تشکیل شود، همیشه به انرژی کمتری نیاز دارد، تا جدا شدن الکترون ها. در نتیجه، اتم عنصرهای نافلزی آنیون تشکیل می دهند.

تمرین های پایان درس

- توضیح دهید چرا گازهای نجیب واکنش پذیر نیستند.
 - الکترون های ظرفیت در اتم ها، کدام هستند.
 - چه تفاوتی بین کاتیون و آنیون وجود دارد.
 - قاعده هشتایی را تعریف کنید.
 - چرا خواص یک یون با خواص اتم اولیه آن تفاوت دارد.
 - توضیح دهید چرا فلزهای قلیایی واکنش پذیری زیادی دارند.
 - چگونه می توانید تعداد الکترون های ظرفیت (والانس) را در یک اتم تعیین کنید.
 - توضیح دهید چرا، تقریباً تمام فلزها کاتیون تشکیل می دهند.
 - توضیح دهید چرا یک عنصر خالص مثل اکسیژن، معمولاً در طبیعت به صورت O_2 یافت می شود.
 - چگونه هر یک از اتم های زیر با انجام واکنش به آرایش گاز نجیب می رسند؟
- | | | | |
|----|-----------|---------|---------|
| a | b | c | d |
| ید | استرانسیم | نیتروژن | کریپتون |
- آرایش الکترونی هر یک از یون های زیر را بنویسید.
- | | | | |
|-----------|-----------|-----------|-----------|
| a | b | c | d |
| Al^{3+} | Se^{2-} | Sc^{3+} | As^{3-} |
- یک یون در چه مواردی به اتم اولیه خود شباهت دارد؟
 - برای رسیدن به آرایش گاز نجیب، اتم فسفر آنیون P^{3-} تشکیل می دهد، یا کاتیون P^{5+} چرا؟

ترکیب های یونی: فرمول نویسی و نام گذاری- منبع کتاب شیمی عمومی ترو

ترکیب های یونی در سرتاسر پوسته زمین در کانی ها و سنگ ها و جود دارند. برای مثال، سنگ آهک (CaCO_3)، نوعی سنگ رسوبی؛ گیبسیت $[\text{Al}(\text{OH})_3]$ ، یک کانی؛ و خاکستر قلیا (Na_2CO_3)، یک ماده معدنی است. ما همچنین می توانیم ترکیب های یونی را در غذایی که می خوریم پیدا کنیم. برای مثال، سدیم کلرید (NaCl)، که نمک خوراکی است؛ کلسیم کربنات (CaCO_3)، منشاء کلسیم مورد نیاز برای سالم بودن استخوان ها؛ و پتاسیم کلرید (KCl)، تامین کننده پتاسیم مورد نیاز برای تعادل مایعات در بدن و عملکرد درست ماهیچه ها. ترکیب های یونی معمولاً بسیار پایدارند زیرا، جاذبه بین کاتیون و آنیون در ترکیب های یونی قوی هست و هر یون با تعدادی یون های با بار مخالف خود، در شبکه بلور یونی جاذبه برقرار می کند.



❖ کلسیت (سمت چپ)، سازنده سنگ آهک، سنگ مرمر و شکل دیگر کلسیم کربنات (CaCO_3) که در پوسته زمین به فراوانی وجود دارد. ترونا (سمت راست) شکل بلوری سدیم کربنات هیدراته ($\text{Na}_2\text{H}(\text{CO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$).

نوشتن فرمول ترکیب های یونی

از آن جایی که ترکیب های یونی از نظر بار الکتریکی خنثی هستند، و چون بسیاری از عناصرها فقط به صورت یک نوع یون با بار معین وجود دارند، می توانیم فرمول بسیاری از ترکیب های یونی را بر اساس عناصرهای سازنده آن ها تعیین کنیم. برای مثال، فرمول ترکیب یونی حاصل از سدیم و کلر باید NaCl باشد زیرا، در ترکیب ها همیشه Na به شکل کاتیون با بار $1+$ و Cl همیشه به صورت آنیون با بار $1-$ وجود دارند. در این حالت، NaCl ، از نظر الکتریکی خنثی خواهد بود، چون به ازای یک کاتیون Na^+ ، یک آنیون Cl^- دارد. به همین شکل، فرمول ترکیب یونی بین کلسیم و کلر، CaCl_2 خواهد بود زیرا، کلسیم کاتیونی با بار $2+$ و کلر آنیونی با بار $1-$ دارند. و برای خنثی بودن این ترکیب یونی حاصل، باید به ازای یک کاتیون Ca^{2+} دو آنیون Cl^- داشته باشد.

خلاصه روش فرمول نویسی ترکیب های یونی:

- ❖ ترکیب های یونی همواره شامل یون های مثبت و منفی هستند.
- ❖ در فرمول شیمیایی، حاصل جمع بار یون های مثبت (کاتیون ها)، باید با حاصل جمع بار یون های منفی (آنیون ها) برابر باشد.
- ❖ فرمول ترکیب یونی کوچک ترین اعداد صحیح را برای نسبت یون ها نشان می دهد.

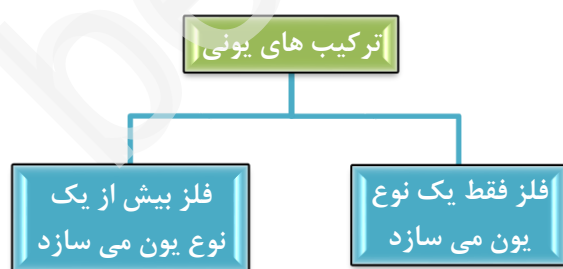
برای نوشتن فرمول یک ترکیب یونی، از قواعد نوشته شده در زیر پیروی می کنیم.

مثال	مثال	مراحل نوشتن فرمول ترکیب های یونی
نوشتن فرمول ترکیب های یونی روش نوشتن فرمول ترکیب یونی برای کلسیم و اکسیژن	نوشتن فرمول ترکیب های یونی روش نوشتن فرمول ترکیب یونی برای آلومینیم و اکسیژن	
$\text{Ca}^{2+} \quad \text{O}^{2-}$	$\text{Al}^{3+} \quad \text{O}^{2-}$	۱ نماد کاتیون فلزی و بار آن، و نماد آنیون نافلزی و بار آن را بنویسید. بار هر یون را از شماره گروه عنصر در جدول تناوبی به دست آورید.
$\text{Ca}^{2+} \quad \text{O}^{2-}$ ↓ CaO	$\text{Al}^{3+} \quad \text{O}^{2-}$ ↓ Al_2O_3	۲ برای موازنه بار کلی ترکیب، بار هر کاتیون و آنیون را به صورت زیر نویس تنظیم کنید.
بار کاتیون ها $2+$ بار آنیون ها $2-$ از نظر بار خنثی است.	بار کاتیون ها $2(3+) = 6+$ بار آنیون ها $3(2-) = 6-$ از نظر بار خنثی است.	۳ کنترل کنید که حاصل جمع بار کاتیون ها با حاصل جمع بار آنیون ها برابر باشد.
تمرین فرمول ترکیب یونی را برای پتاسیم و گوگرد بنویسید	تمرین فرمول ترکیب یونی را برای آلومینیم و نیتروژن بنویسید	

نام گذاری ترکیب های یونی

برخی ترکیب های یونی همچون NaCl (نمک خوراکی) و NaHCO_3 (جوش شیرین)، نام های متداول دارند، که کنیه از دسته ای که به وسیله خانواده آن شناخته می شوند، هستند. به هر حال، شیمی دان ها روش نام گذاری سیستماتیک برای انواع مختلف ترکیب های یونی ایجاد کرده اند. حتی اگر شما ندانید یک ترکیب به کدام گروه تعلق دارد، می توانید با استفاده از روش نام گذاری، نام ترکیب را از فرمول شیمیایی آن مشخص کنید. همچنین می توانید با داشتن نام ترکیب، فرمول آن را نتیجه بگیرید.

نخستین مرحله برای نام گذاری ترکیب یونی، شناخت آن است. به خاطر دارید که ترکیب های یونی معمولاً از ترکیب فلزها و نافلزها ساخته می شوند؛ هرگاه شما در یک فرمول شیمیایی، یک فلز و یک یا بیشتر از نافلزی را کنار هم دیدید، یک ترکیب یونی دارید. ترکیب های یونی را می توان در دو گروه دسته بندی کرد، که این دسته بندی به نوع فلز وابسته است.



گروه نخست دارای فلزی هستند که بار کاتیون آن ها از ترکیبی به ترکیب دیگر ثابت است. هنگامی که در این نوع ترکیب های یونی، فلز یون تشکیل دهد، بار یون همیشه ثابت است.

چون، بار فلز در این نوع ترکیب یونی همیشه ثابت است، نیاز نیست، بار کاتیون در ترکیب مشخص شود. برای مثال، سدیم در تمام ترکیب های خود بار $1+$ دارد.

در جدول زیر برخی از فلزهای که فقط یک نوع یون تشکیل می دهند آورده شده است؛ بار این یون ها را می توان از شماره گروه آن ها در جدول تناوبی تعیین کرد.

1																	18	
1	1 H																2 He	
2	3 Li 1+	4 Be											13 B	14 C	15 N	16 O	17 F	10 Ne
3	11 Na 1+	12 Mg 2+	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al 3+	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K 1+	20 Ca 2+	21 Sc 3+	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn 2+	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb 1+	38 Sr 2+	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag 1+	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs 1+	56 Ba 2+	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113	114 Fl	115	116 Lv	117	118

❖ **فلزهای با بار ثابت کاتیون** فلزهای هایلایت شده در این جدول، در تمام ترکیب های خود کاتیون های با بار یکسان می سازند. (توجه داشته باشید که نقره برخی اوقات ترکیب هایی با بار کاتیون دیگری تشکیل می دهد، اما این گونه ترکیب ها بسیار کمیاب هستند.

نوع دوم ترکیب های یونی، شامل فلزهایی هستند که بار آن ها در ترکیب های مختلف، متفاوت است. به بیان دیگر، فلز در این نوع ترکیب های یونی، بیش از یک نوع کاتیون (وابسته به نوع ترکیب)، تشکیل می دهد، و بنابر این، باید بار کاتیون برای ترکیب مشخص شود. برای مثال، آهن در برخی ترکیب های خود بار $2+$ و در برخی ترکیب های دیگر بار $3+$ دارد. اغلب فلزهای واسطه در این دسته قرار می گیرند. در هر حال، برخی فلزهای واسطه همچون **Zn** و **Ag**، در تمام ترکیب های خود فقط یک نوع بار دارند، و برخی فلزهای گروه های اصلی جدول تناوبی، مانند **Sn** و **Pb**، بیش از یک نوع تشکیل می دهند.

نام گذاری ترکیب های یونی دوتایی، شامل فلزی که فقط یک نوع یون تشکیل می دهد

برخی آنیون های نافلزی متداول			
نافلز	نماد یون	نام ریشه	نام آنیون
فلوئور	F^-	فلوئور	فلوئورید
کلر	Cl^-	کلر	کلرید
برم	Br^-	برم	برومید
ید	I^-	ید	یدید
اکسیژن	O^{2-}	اکس	اکسید
سولفور	S^{2-}	سولف	سولفید
نیتروژن	N^{3-}	نیترو	نیتريد
فسفر	P^{3-}	فسف	فسفید

ترکیب های دوتایی، فقط دارای دو نوع عنصر هستند. نام گذاری ترکیب های یونی دوتایی به صورت زیر است.

ریشه نام آنیون (نافلز) + ید

نام کاتیون (فلز)

ریشه نام چند نافلز که در ترکیب های یونی بیشتر متداول هستند، در جدول روبرو آورده شده است.

برای مثال، نام **KCl** تشکیل می شود از نام کاتیون، پتاسیم، به دنبال آن ریشه نام آنیون، کلر، با پسوند - ید. نام **KCl**، پتاسیم کلرید است.

پتاسیم کلرید **KCl**

نام **CaO** تشکیل شده از نام کاتیون، کلسیم، به دنبال آن ریشه نام آنیون، اکس، با پسوند - ید. نام **CaO**، کلسیم اکسید است.

کلسیم اکسید **CaO**

تمرین نام ترکیب CaBr_2 را بنویسید.

راه حل در این ترکیب کاتیون کلسیم است. آنیون از برم گرفته شده است، که برومید نام دارد.
نام درست این ترکیب کلسیم برومید می باشد.

برای مرور نام ترکیب Ag_3N را بنویسید.

برای مرور فرمول شیمیایی رویدیم سولفید را بنویسید.

تمرین های پایانی درس

۱ نوع و تعداد اتم ها را در هر یک از فرمول های زیر تعیین کنید.

(آ) $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ (ب) BaCl_2 (پ) $\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$ (ت) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

۲ فرمول شیمیایی هر یک از مدل های مولکولی زیر را بنویسید. (راهنمایی: آبی؛ نیتروژن - سیاه؛ کربن - سفید؛ هیدروژن - زرد؛ گوگرد - قرمز؛ اکسیژن)



a.



b.



c.

۳ ترکیب های زیر را در دو دسته یونی و مولکولی تقسیم بندی کنید.

(آ) CO_2 (ب) NiCl_2 (پ) NaI (ت) PCl_3 (ث) CF_2Cl_2

(ج) CCl_4 (چ) PtO_2 (ح) SO_3

۴ فرمول ترکیب یونی بین هر جفت عنصر را بنویسید.

(آ) کلسیم و اکسیژن (ب) روی و گوگرد (پ) روییدیم و بروم (ت) آلومینیم و اکسیژن
(ث) نقره و کلر (ج) سدیم و گوگرد (چ) آلومینیم و گوگرد (ح) پتاسیم و کلر

۵ نام هر یک از ترکیب های یونی زیر را بنویسید.

(آ) Mg_3N_2 (ب) KF (پ) Na_2O (ت) Li_2S (ث) CsF (ج) KI

نمایش مولکول ها و یون ها با ساختار لوویس - منبع کتاب شیمی عمومی سیلبربرگ

ساختار لوویس مشتمل بر ساختاری دو بعدی است که نمادهای الکترون - نقطه برای هر اتم و همسایگان آن، جفت های پیوندی که اتم ها را به هم نگاه داشته است، جفت های ناپیوندی که لایه بیرونی هر اتم را پر می کند، نشان می دهد.

استفاده از قاعده هشتایی برای نوشتن ساختار لوویس

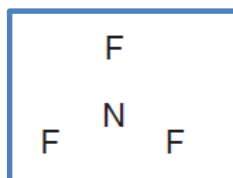
برای نوشتن ساختار لوویس، موقعیت نسبی اتم ها را در مولکول (یا یون چند اتمی) تعیین می کنیم. به عبارت دیگر اتم های مجاور را که به هم متصل اند مشخص می کنیم و سپس الکترون های ظرفیت را به صورت جفت های پیوندی و ناپیوندی توزیع می نماییم. از ساختارهای لوویسی شروع می کنیم که از قاعده هشتایی تبعیت می کنند، یعنی آنهایی که لایه بیرونی هر اتم آن با هشت الکترون (یا دو الکترون برای هیدروژن) پر می شود. در طرح زیر مراحل نوشتن ساختار لوویس به ترتیب آورده شده است.



مثال رسم ساختار لوویس مولکول های با پیوند یگانه NF₃

مرحله ۱. اتم ها را نسبت به هم قرار دهید. برای فرمول مولکولی AB_n، اتمی با شماره گروه کمتر را در مرکز قرار دهید. زیرا برای هشتایی شدن به تعداد الکترون بیشتری نیاز دارد. اتم N در مولکول NF₃ پنج الکترون دارد و برای هشتایی شدن به سه الکترون نیاز دارد. در حالی که هر اتم F با داشتن سه جفت الکترون فقط به یک الکترون نیاز دارد. بنابراین N در مرکز و اتم های F در اطراف آن قرار می گیرند

اگر اتم ها در یک گروه هستند، مانند SO₃ و ClF₃، اتمی با دوره تناوبی بیشتر را در مرکز قرار دهید. چون اتم هیدروژن H فقط یک پیوند تشکیل می دهد، هرگز نمی تواند اتم مرکزی باشد.

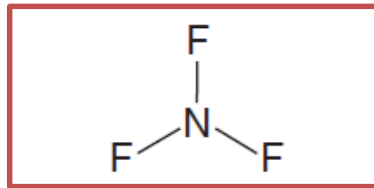


مرحله ۲. تعیین تعداد کل الکترون های ظرفیت موجود برای یک مولکول، تعداد الکترون های ظرفیت تمام اتم های آن را جمع کنید. (به خاطر داشته باشید که تعداد الکترون های ظرفیت با رقم یکان شماره گروه اصلی برابر است). در مولکول NF_3 ، اتم N پنج الکترون ظرفیت و هر اتم F هفت الکترون ظرفیت دارد.

$$e^- \text{ ظرفیت } 26 = 5e^- + 3 \times 7e^- = [1 \times N(5e^-)] + [3 \times F(7e^-)]$$

در یون های چند اتمی، یک e^- به ازای هر بار منفی یون اضافه، یا یک e^- به ازای هر بار مثبت کم کنید.

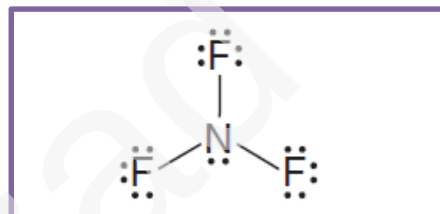
مرحله ۳. از اتم مرکزی به هر اتم مجاور آن یک پیوند یگانه وصل کنید و به ازای هر پیوند یگانه دو الکترون ظرفیت کم کنید. حداقل باید یک پیوند یگانه بین دو اتم پیوندی وجود داشته باشد.



به ازای هر پیوند یگانه $2e^-$ از کل تعداد الکترون های ظرفیت موجود (مرحله ۲) کم کنید تا تعداد الکترون های باقی مانده به دست آید.

$$\text{باقی مانده } 20e^- = 26e^- - 6e^- \rightarrow 3 \times 2e^- = 6e^- \text{ پیوند } N - F$$

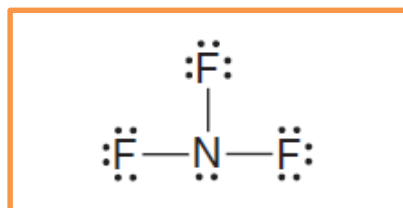
مرحله ۴. الکترون های باقی مانده را به صورت جفت بر روی اتم ها طوری توزیع کنید که هر اتم هشت الکترونی (برای H دو الکترونی) شود. ابتدا جفت های ناپیوندی را بر روی اتم های اطراف قرار دهید تا همه آن ها هشتایی شوند. اگر الکترونی باقی ماند آن را بر روی اتم مرکزی بگذارید. سپس مطمئن شوید که همه اتم ها $8e^-$ دارند.



این ساختار لوئیس NF_3 است. همیشه کنترل کنید که تعداد کل الکترون ها (پیوندی و ناپیوندی) با جمع الکترون های ظرفیت برابر باشد:

$$6e^- \text{ در سه پیوند به اضافه } 20e^- \text{ در ده جفت ناپیوندی با } 26 \text{ الکترون ظرفیت برابر می باشد.}$$

این نحوه قرار گرفتن اتم های F در اطراف اتم N به شکل مولکول NF_3 شباهت دارد. از آنجایی که ساختار لوئیس شکل را مشخص نمی کند، ساختار لوئیس صحیح دیگر برای NF_3 از این قرار است.



می توانید با استفاده از این چهار مرحله ساختار لوئیس هر مولکول با پیوندهای یگانه که اتم مرکزی آن C، N یا O باشد و همچنین بعضی از مولکول های دیگر که اتم مرکزی تناوب بیشتری دارد (هم گروه این اتم ها باشند) را رسم کنید. به خاطر داشته باشید که:

تقریباً در تمام ترکیب ها

- ✓ اتم هیدروژن یک پیوند تشکیل می دهد.
- ✓ اتم کربن چهار پیوند دارد.
- ✓ اتم نیتروژن سه پیوند تشکیل می دهد.
- ✓ اتم اکسیژن دو پیوند دارد.
- ✓ هالوژن ها هنگامی که در اطراف هستند یک پیوند تشکیل می دهند. اتم فلئور همیشه در اطراف قرار می گیرد.

رسم ساختار لوویس برای مولکول هایی با پیوند چند گانه

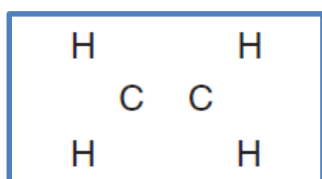
پس از انجام مراحل ۱ تا ۴ متوجه می شوید که اتم مرکزی (یا یکی از اتم های مرکزی) برای هشتایی شدن الکترون کافی ندارند. این معمولاً به معنای آن است که یک پیوند چندگانه وجود دارد و مرحله ۵ لازم می باشد.

مرحله ۵. حالتی که پیوندهای چند گانه دخالت دارند. اگر اتم مرکزی بعد از مرحله ۴ هنوز هشت الکترونی نیست، با تغییر یک جفت ناپیوندی از یکی از اتم های اطراف به جفت پیوندی با اتم مرکزی، یک پیوند چند گانه تشکیل می دهد.

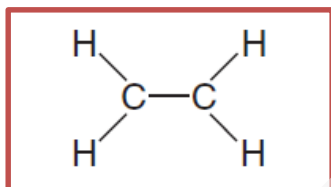
ساختار لوویس اتین (C_2H_2). مراحل ۱ تا ۴ را نشان دهید.

$$[2 \times C(4e^-)] + [2 \times H(1e^-)] = 8e^- + 2e^- = 10e^- \text{ ظرفیت}$$

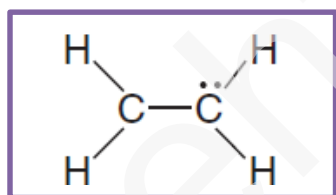
(۱) شمردن الکترون های ظرفیت



(۲) قرار دادن اتم ها (چینش اتم ها)



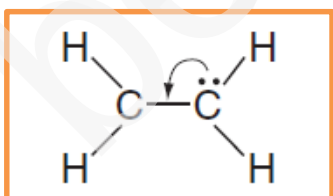
(۳) رسم کردن پیوندهای یگانه



(۴) توزیع الکترون های ظرفیت باقی مانده به صورت جفت برای رسیدن به هشتایی

$$10e^- - 2e^- = 8e^- \text{ باقی مانده} \rightarrow 10e^- - 2e^- = 8e^-$$

بعد از مراحل ۱ تا ۴ برای C_2H_2 چنین خواهیم داشت.

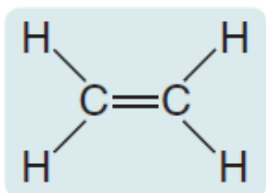


(۵) کربن سمت چپ در شکل مقابل هشتایی نشده، بنابر این یک جفت

الکترون ناپیوندی روی کربن سمت راست را بین دو اتم کربن برای تشکیل پیوند دوگانه انتقال می دهیم.

هر اتم کربن ۴ پیوند دارد و به هر کربن در پیوند دوگانه $4e^-$ می رسد، شش پیوند

حاصل از $10e^-$ ظرفیت اتم ها در ساختار لوویس وجود دارد.



ساختارهای لوویس – استثنا از قاعده هشتایی

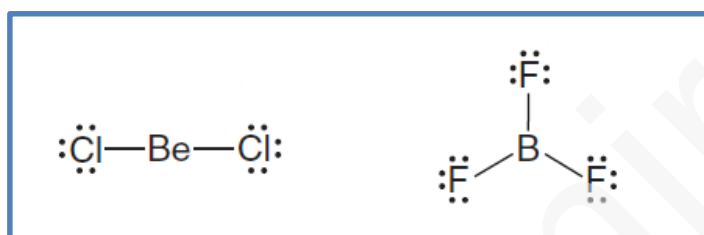
قاعده هشتایی برای بیشتر مولکول ها و یون هایی که اتم مرکزی آنها در تناوب دوم قرار دارد دیده می شود اما نه برای همه آنها، همچنین در تعدادی از مولکول ها و یون هایی که اتم مرکزی در دوره سوم و بالاتر باشد قاعده هشتایی رعایت نمی شود. سه استثنای مهم برای مولکول ها عبارتند از:

(۱) اتم های دارای کمبود الکترون

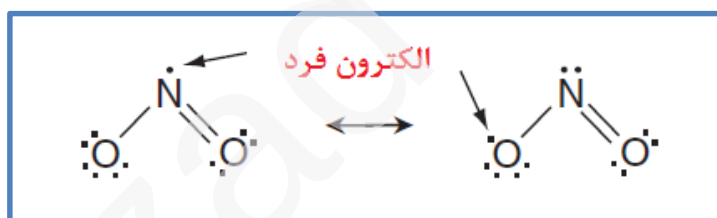
(۲) اتم های دارای الکترون فرد

(۳) اتم های با الکترون های ظرفیت توسعه یافته

مولکول های با کمبود الکترون مولکول های گازی که دارای هر یک از اتم های برلیم Be یا بور B به عنوان اتم مرکزی باشند کمبود الکترون دارند. اطراف این دو اتم کمتر از هشت الکترون وجود دارد.

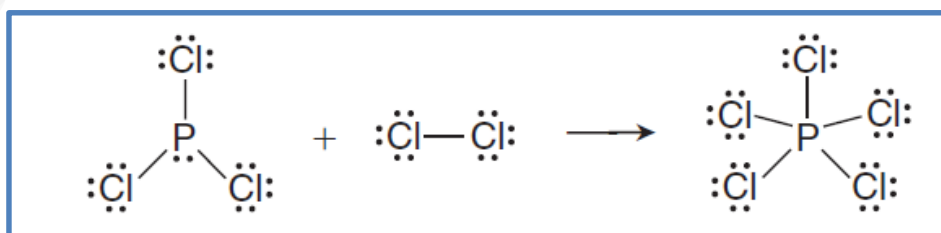


مولکول های با الکترون فرد در تعداد کمی از مولکول ها اتم مرکزی الکترون فرد دارد، همچنین آنها نمی توانند الکترون های فرد خود را جفت کنند. N در گروه (۱۵) و Cl در گروه (۱۷) از این نوع اتم ها هستند. NO و NO₂ مثال هایی از این مولکول ها هستند که در آن ها اتم مرکزی N یک الکترون فرد دارد.



لایه ظرفیت توسعه یافته برخی مولکول ها و یون ها دارای بیش از هشت الکترون در اطراف اتم مرکزی خود هستند. اتم مرکزی باید بزرگ و دارای زیر لایه های خالی برای انتقال الکترون باشد. از این رو توسعه لایه ظرفیت فقط در اتم های نافلز دوره سوم و بالاتر رخ می دهد که زیر لایه d در دسترس دارند. این اتم مرکزی می تواند با چهار یا بیشتر و یا کمتر از چهار اتم پیوند دهد.

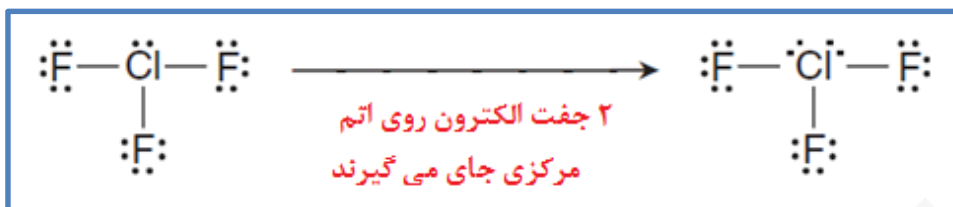
۱- اتم مرکزی با بیش از چهار اتم پیوند دهد. اتم فسفر در فسفر تری کلرید PCl₃ آرایش هشتایی دارد، وقتی PCl₃ با گاز کلر واکنش می دهد، اتم های کلر Cl دو پیوند اضافی با اتم مرکزی فسفر P تشکیل می دهند و اتم P الکترون های لایه ظرفیت خود را تا ۱۰e⁻ توسعه می دهد.



۲- اتم مرکزی چهار یا کمتر از چهار پیوند تشکیل می دهد. یک مثال در این مورد اتم کلر Cl در کلر تری فلوئورید ClF_3 است. در مولکول ClF_3 تعداد $28e^-$ ظرفیت وجود دارد.

$$e^- \text{ ظرفیت } = 21e^- + 7e^- = 28e^- \quad [3 \times F(7e^-)] + [1 \times Cl(7e^-)]$$

تعداد $6e^-$ در سه پیوند یگانه $\text{Cl} - \text{F}$ شرکت می کنند و $20e^-$ الکترون نیز برای همه اتم ها هشتایی را کامل می کند. $2e^-$ باقی مانده از آن اتم مرکزی Cl است که موجب می شود اتم Cl دارای $6e^-$ در لایه ظرفیت توسعه یافته شود.



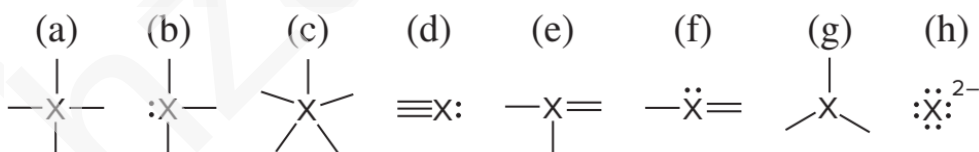
به صورت کلی، مشابه با مولکول ClF_3 الکترون های ظرفیت باقی مانده پس از هشتایی شدن همه اتم ها **(هیدروژن دوتایی می شود)**، روی اتم مرکزی جای می گیرند.

تمرین های پایانی درس

توضیح در مورد تمرین های انتخابی: در کتاب درسی شیمی دهم ساختارهای لوویس برای مولکول هایی که اتم مرکزی آن ها از آرایش هشتایی پیروی نکند، گفته نشده است. همچنین به ساختار لوویس یون های چند اتمی و قلمروهای الکترونی اطراف اتم مرکزی اشاره نشده است. اما با توجه به این که در تست های شیمی کنکور سال ۹۹ ساختارهای لوویس فراتر از کتاب درسی داده شده بود، تمرین هایی در همین مورد در این بخش آورده شده است.

۱ کدام یک از اتم های زیر نمی تواند در ساختارهای لوویس به عنوان اتم مرکزی باشد؟ توضیح دهید.
(آ O (ب He (پ F (ت H (ث P

۲ در کدام یک از ساختارهای زیر، اتم مرکزی X به آرایش هشتایی رسیده است؟



۳ ساختار لوویس ترکیب های: (آ SiF_4 (ب SeCl_2 (پ COF_2 (C اتم مرکزی است.) را رسم کنید.

۴ ساختار لوویس ترکیب های: (آ PH_4^+ (ب C_2F_4 (پ SbH_3 را رسم کنید.

۵ ساختار لوویس ترکیب های: (آ PF_3 (ب H_2CO_3 (هر دو اتم H با اتم های O پیوند دارند) (پ CS_2 را رسم کنید.

۶ ساختار لوویس ترکیب های: (آ CH_4S (یک اتم H به اتم S پیوند دارد) (ب S_2Cl_2 (پ CHCl_3 را رسم کنید.

۷ ساختار لوویس ترکیب های: (آ IF_5 (اتم مرکزی I به آرایش بیشتر از هشتایی می رسد) (ب AlH_4^- را رسم کنید.

۸ در ذرات زیر آرایش هشتایی رعایت نشده است. ساختار لوویس هر کدام را رسم کنید.

(آ BH_3 (ب AsF_4^- (پ SeCl_4

درسنامه تکمیلی رسم ساختارهای لوویس – منبع کتاب شیمی عمومی Burdge

اگرچه قاعده هشتایی و ساختارهای لوویس به تنهایی تصویر کاملی از پیوند کووالانسی ارائه نمی دهند، آن ها به ما کمک می کنند بعضی خواص مولکول ها و یون های چند اتمی را بیان کنیم. در ادامه، ساختارهای لوویس به عنوان یک نقطه شروع برای تئوری پیوند بررسی می شوند. این روش بسیار تعیین کننده است، بنابراین، شما یک روش سیستمی برای رسم درست ساختارهای لوویس برای مولکول ها و یون های چند اتمی می آموزید. قواعد به ترتیب در زیر آورده شده اند:

۱ تعداد کل الکترون های ظرفیت را حساب کنید. به یاد داشته باشید شماره گروه هر اتم تعداد کل الکترون های ظرفیت اتم شرکت کننده را می دهد. [در جدول های دوره ای که گروه ها از ۱ تا ۱۸ شماره گذاری شده اند، تعداد الکترون های ظرفیت هر اتم با رقم یکان شماره گروه برابر است، به جز هلیوم. (این قسمت در کتاب مرجع گفته نشده و برای همخوانی با شیمی دهم اضافه شده است).] برای یون های چند اتمی، به تعداد کل الکترون های حساب شده، برای بارهای منفی الکترون اضافه کنید (هر بار منفی یک الکترون)؛ برای بارهای مثبت از تعداد کل الکترون های حساب شده، الکترون کم کنید (هر بار مثبت یک الکترون).

۲ از فرمول مولکولی، ساختار اسکلتی ترکیب را رسم کنید. از نمادهای شیمیایی استفاده کنید و بین هر اتم با اتم های دیگر پیوند قرار دهید. برای ترکیب های ساده، این قسمت انصافاً راحت است. در اینجا اغلب یک اتم مرکزی وجود دارد که به وسیله گروه دیگری از اتم های همسان احاطه شده است. در حالت کلی، اتمی که کمترین الکترونگاتیوی را دارد اتم مرکزی خواهد بود. بین اتم مرکزی و هر یک از اتم های پیرامون آن پیوند کووالانسی یگانه (خط تیره) رسم کنید. (برای ترکیب های پیچیده تر ممکن است ساختار آن ها معلوم نباشد، و شما به اطلاعات بیشتری از فرمول مولکول نیاز داشته باشید).

❖ یادداشت: اتم H نمی تواند اتم مرکزی باشد، زیرا فقط یک پیوند کووالانسی می دهد.

۳ برای هر پیوند (خط تیره) در ساختار اسکلتی، دو الکترون از کل الکترون های ظرفیت (الکترون های تعیین شده از مرحله ۲) کم کنید تا تعداد الکترون های باقی مانده به دست آید.

۴ از الکترون های باقی مانده برای هشتایی شدن اتم ها (اتم هایی که با اتم مرکزی پیوند داده اند) به وسیله جایگزین کردن جفت الکترون ها روی هر اتم استفاده کنید. به یاد داشته باشید هر اتم H فقط دو الکترون برای کامل شدن لایه ظرفیت خود نیاز دارد. اگر بیش از یک نوع اتم برای توزیع الکترون ها وجود دارد، نخست اتم هایی را هشتایی کنید که الکترونگاتیوی بیشتری دارند.

۵ اگر از مرحله ۴ تعدادی الکترون باقی ماند، آن ها را به صورت جفت الکترون روی اتم مرکزی جایگزین کنید.

۶ اگر اتم مرکزی پس از کامل شدن مراحل ۱ تا ۵ کمتر از هشت الکترون داشت، یک یا بیشتر از جفت الکترون های توزیع شده روی اتم های پیوندی را به پیوند چندگانه بین اتم مرکزی و اتم پیوندی تبدیل کنید.

❖ خلاصه مراحل رسم ساختار لوویس

خلاصه مراحل رسم ساختار لوویس

۱. محاسبه جمع الکترون های والانسی
۲. رسم ساختار اسکلتی مولکول
۳. کم کردن دو الکترون به ازای هر پیوند
۴. هشتایی شدن برخی اتم های پیوندی که امکان پذیر است.
۵. جایگزین کردن الکترون های باقی مانده روی اتم مرکزی
۶. تشکیل پیوندهای چندگانه اگر لازم باشد تا همه اتم ها هشتایی شوند.

مراحل رسم ساختار لوویس					
مرحله	CH ₄	CCl ₄	H ₂ O	O ₂	CN ⁻
1	8	32	8	12	10
2	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{Cl}-\text{C}-\text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array}$	H—O—H	O—O	C—N
3	8 - 8 = 0	32 - 8 = 24	8 - 4 = 4	12 - 2 = 10	10 - 2 = 8
4	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} :\text{Cl}: \\ \\ :\ddot{\text{C}}-\text{C}-\ddot{\text{C}}: \\ \\ :\text{Cl}: \end{array}$	H—O—H	$:\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{O}}:$	$:\text{C}-\ddot{\text{N}}:$
5	—	—	H— $\ddot{\text{O}}$ —H	—	—
6	—	—	—	$:\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{O}}:$	$[\text{C}\equiv\text{N}]^-$

❖ یادداشت: مشابه با نمادهای لوویس برای آنیون های چند اتمی، ساختار لوویس آنیون های چند اتمی درون کروشه جای می گیرد.

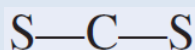
تمرین ساختار لوویس را برای کربن دی سولفید (CS₂) رسم کنید.

راهکار از فرایند شرح داده شده در مراحل ۱ تا ۶ برای رسم ساختار لوویس استفاده می کنیم.

راه حل

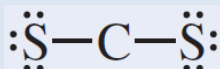
مرحله ۱: تعداد کل الکترون های ظرفیت برابر ۱۶ می باشد. هر اتم گوگرد ۶ الکترون و اتم کربن ۴ الکترون $[2(6) + 4 = 16]$.

مرحله ۲: کربن و گوگرد الکترون گاتیوی برابر دارند. ساختار اسکلتی را با اتم منفرد کربن C به عنوان اتم مرکزی رسم می کنیم.



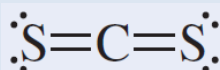
مرحله ۳: برای تشکیل پیوندها در ساختار اسکلتی ۴ الکترون کم می کنیم، ۱۲ الکترون برای توزیع باقی می ماند.

مرحله ۴: تعداد ۱۲ الکترون باقی مانده را به صورت ۳ جفت ناپیوندی روی هر اتم S توزیع می کنیم.



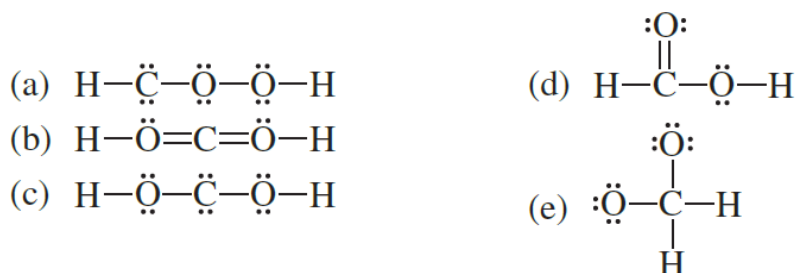
مرحله ۵: در مرحله ۴ هیچ الکترونی باقی نمانده است، بنابراین این مرحله ۵ اجرا نمی شود.

مرحله ۶: برای کامل کردن هشتایی شدن اتم کربن، از هر اتم S یک جفت ناپیوندی استفاده می کنیم تا اتم کربن پیوند دوگانه تشکیل دهد.



مرور رسم ساختارهای لوویس

ساختار لوویس درست را برای فورمیک اسید (HCOOH) تعیین کنید.



ساختار لوویس درست را برای هیدروژن پراکسید (H_2O_2) تعیین کنید.



استثناها از قاعده هشتایی

تقریباً همیشه قاعده هشتایی برای عنصرهای دومین دوره در جدول تناوبی درست است. استثناهای قاعده هشتایی در سه دسته زیر طبقه بندی می شوند.

۱. اتم مرکزی به دلیل نقصان الکترونی کمتر از هشت الکترون دارد.

۲. اتم مرکزی به دلیل داشتن تعداد الکترون های فرد کمتر از هشت الکترون دارد.

۳. اتم مرکزی بیشتر از هشت الکترون دارد.

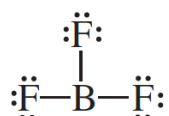
کامل نشدن هشتایی

در برخی ترکیب ها، تعداد الکترون های اطراف اتم مرکزی در یک مولکول پایدار کمتر از هشت است. برای مثال، برلیم، که در گروه ۲A (۲) عنصرهای دوره دوم قرار دارد، دارای آرایش الکترونی $[\text{He}]2s^2$ است. بنابر این، دو الکترون در لایه ظرفیت در اوربیتال (زیرلایه) ۲s دارد. در فاز گازی، برلیم هیدرید (BeH_2) به صورت مولکولی های جدا از هم موجود دارد. ساختار لوویس BeH_2 به صورت زیر است.

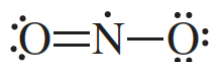


فقط چهار الکترون اطراف اتم برلیم وجود دارد، بنابر این قاعده هشتایی برای اتم برلیم در این ترکیب اجرا نمی شود.

همچنین عنصرهای گروه ۳A (۱۳) تمایل دارند ترکیب هایی تشکیل دهند که اطراف آن ها کمتر از هشت الکترون وجود دارد. برای مثال، بور، آرایش الکترونی $[\text{He}]2s^2 2p^1$ دارد، بنابر این فقط سه الکترون ظرفیت دارد. بور با هالوژن ها واکنش می دهد تا ترکیب هایی با فرمول کلی BX_3 بسازد، که X یک اتم هالوژن است. از این رو، در این جا فقط شش الکترون اطراف اتم بور در بور تری فلوئورید قرار می گیرد.

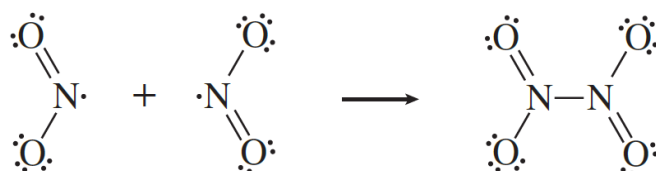


تعداد الکترون های فرد



برخی مولکول ها، مثل نیتروژن دی اکسید (NO_2)، دارای یک الکترون فرد هستند.

از آن جایی که ما به تعداد الکترون های زوج برای هر اتم در مولکول نیاز داریم تا هشتایی کامل شود، قاعده هشتایی نمی تواند برای همه اتم ها در این مولکول اجرا شود. مولکول هایی با تعداد الکترون های فرد برخی اوقات یک رادیکال آزاد را نشان می دهند (یا فقط رادیکال). بیشتر رادیکال ها فعالیت بالایی دارند، زیرا الکترون جفت نشده تمایل دارد با الکترون جفت نشده مولکول های دیگر پیوند کوالانسی تشکیل دهد. برای مثال، وقتی دو مولکول نیتروژن دی اکسید با هم برخورد می کنند، دی نیتروژن تترا اکسید تشکیل می شود، مولکولی که در آن قاعده هشتایی برای هر دو اتم N و O اجرا شده است.



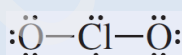
تمرین ساختار لوویس کلر دی اکسید (ClO_2) را رسم کنید.

راهکار ساختار اسکلتی به صورت زیر است.



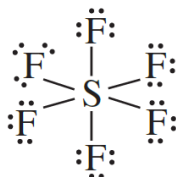
اتم تنهای کلر، Cl، در مرکز قرار می گیرد و اتم های با الکترونگاتیوی بیشتر O به آن متصل می شوند.

راه حل تعداد ۱۹ الکترون ظرفیت کل وجود دارد (۷ الکترون از Cl و ۶ الکترون از هر اتم O). برای تشکیل دو پیوند در ساختار اسکلتی ۴ الکترون کم می کنیم، ۱۵ الکترون باقی می ماند که به صورت زیر توزیع می شود: روی هر اتم O سه جفت الکترون ناپیوندی، روی اتم Cl یک جفت الکترون ناپیوندی، و همچنین یک الکترون باقی مانده روی اتم Cl قرار می گیرند.

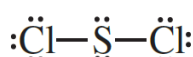


بیشتر از هشتایی

اتم عنصرهای دوره دوم نمی توانند در اطراف خود بیشتر از هشت الکترون ظرفیت داشته باشند، اما اتم عنصرهای دوره سوم و پایین تر در جدول تناوبی این توانایی را دارند. در عنصرهای تناوب سوم اوربیتال های (زیرلایه های) $3s$ و $3p$ و همچنین اوربیتال (زیرلایه) $3d$ اضافه شده اند و می تواند در پیوند شرکت کند. این اوربیتال ها (زیرلایه ها) می توانند در اتم حالت بیشتر از هشتایی را بسازند. یک ترکیب که آرایش بیشتر از هشتایی می سازد، گوگرد هگزا فلئورید است، که یک ترکیب بسیار پایدار است. آرایش الکترونی گوگرد $[\text{Ne}]3s^2 3p^4$ است. در SF_6 ، گوگرد با هر ۶ الکترون ظرفیت خود با اتم های فلئور پیوند کوالانسی می سازد، پس ۱۲ الکترون اطراف اتم مرکزی گوگرد وجود دارد.



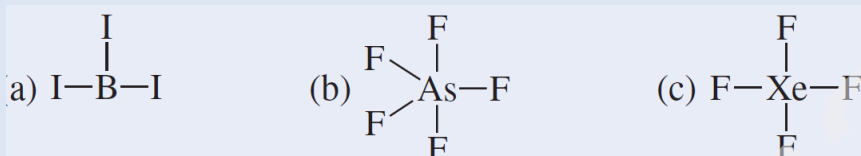
گوگرد همچنین ترکیب هایی می سازد که در آن ها قاعده هشتایی اجرا می شود. برای نمونه در گوگرد دی کلرید، اطراف اتم گوگرد ۸ الکترون وجود دارد.



هنگامی که ساختار لوویس ترکیب هایی که اتم مرکزی آن ها از دوره سوم و پایین تر از آن هستند را رسم می کنید، برخی اوقات ممکن است مولکول هایی را پیدا کنید که در آن ها قاعده هشتایی برای همه اتم های پیوندی اجرا شده باشد، قبل از این که تمام الکترون های ظرفیت توزیع شده باشند. در این حالت، الکترون های اضافی به صورت جفت های ناپیوندی روی اتم مرکزی جایگزین می شوند. تمرین زیر این حالت را نشان می دهد. در این تمرین قاعده هشتایی برای ترکیب های داده شده دیده نمی شود.

تمرین ساختار لوویس ترکیب های: (a) بور تری یدید (BI_3)، (b) آرسنیک پنتافلوئورید (AsF_5) و (c) زنون تترافلوئورید (XeF_4) را رسم کنید.

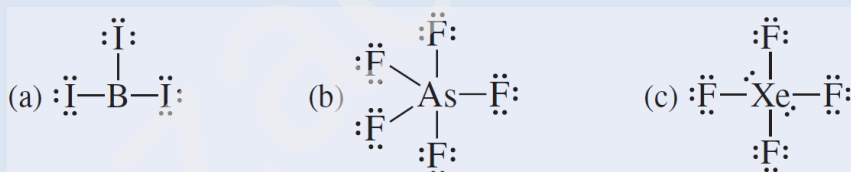
راهکار فرایند رسم ساختار لوویس را مرحله به مرحله دنبال می کنیم. ساختار اسکلتی این ترکیب ها عبارتند از



توجه کنید در ساختار اسکلتی بیش از هشت الکترون در اطراف اتم As وجود دارد.

مراحل (a) در مولکول BI_3 تعداد ۲۴ الکترون ظرفیت وجود دارد (۳ الکترون اتم B و ۷ الکترون برای هر اتم I). برای تشکیل سه پیوند تعداد ۶ الکترون کم می شود، ۱۸ الکترون باقی مانده به صورت جفت های ناپیوندی روی اتم I قرار می گیرند. (b) تعداد ۴۰ الکترون ظرفیت کل (۵ الکترون اتم As (گروه ۱۵) و ۷ الکترون برای هر یک از پنج اتم F (گروه ۱۷). به ازای پنج پیوند ۱۰ الکترون کم می کنیم، ۳۰ الکترون باقی می ماند. سپس، روی هر اتم F سه جفت الکترون ناپیوندی برای هشتایی شدن همه آن ها قرار می گیرد. (c) تعداد ۳۶ الکترون ظرفیت کل دارد (۸ الکترون از اتم Xe و ۷ الکترون برای هر اتم F). تعداد ۸ الکترون برای چهار پیوند کم می کنیم، ۲۸ الکترون باقی می ماند. ابتدا هشتایی شدن همه اتم های F را اجرا می کنیم. پس از انجام آن، چهار الکترون باقی می ماند، که به صورت دو جفت الکترون ناپیوندی روی اتم Xe قرار می گیرند.

راه حل



مرور استثناها از قاعده هشتایی

(۱) در کدام یک از ذره های زیر اتم مرکزی از قاعده هشتایی پیروی نمی کند؟

HCN (d)

BrO_3^- (a)

ICl_4^- (e)

ClO_3^- (b)

CO_2 (c)

(۲) کدام عنصر نمی تواند بیش از هشت الکترون در اطراف خود داشته باشد؟

Br (d)

N (a)

O (e)

C (b)

S (c)

۳) در BBr_3 چند الکترون اطراف اتم مرکزی وجود دارد؟

- (a) ۴
(b) ۶
(c) ۸
(d) ۱۰
(e) ۱۲

۴) در ICl_2^- چند جفت الکترون ناپیوندی اطراف اتم مرکزی وجود دارد؟

- (a) ۰
(b) ۱
(c) ۲
(d) ۳
(e) ۴

تمرین های پایانی درس

۱) نماد نقطه ای لوویس را برای هر یک از اتم های زیر رسم کنید.

K, Be, Ca, Ga, O, Br, N, I, As, F

۲) نماد نقطه ای لوویس را برای هر یک از یون های زیر رسم کنید.

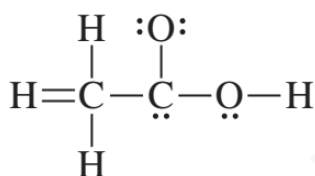
N^{3-} , Sr^{2+} , S^{2-} , Cl^- , Li^+

۳) در ساختار لوویس هر یک از اتم هایی که زیر آن ها خط کشیده شده است، چند جفت الکترون ناپیوندی دارند.

HBr , H_2S , CH_4

۴) در هر یک از پیوندهای یگانه، دوگانه و سه گانه، چند الکترون اشتراکی وجود دارد.

۵) در زیر ساختار مولکولی آستیک اسید نشان داده شده است. اما برخی پیوندها و جفت الکترون های ناپیوندی در آن اشتباه رسم شده اند.



(آ) تعیین کنید، کدام پیوندها اشتباه رسم شده اند. برای پاسخ خود دلیل بیاورید.

(ب) ساختار لوویس صحیح این مولکول را رسم کنید.

۶) در زیر ساختار مولکولی چند ترکیب شیمیایی نشان داده شده است. اما برخی پیوندها و جفت الکترون های ناپیوندی در آن اشتباه رسم شده اند.

(آ) تعیین کنید، کدام پیوندها اشتباه رسم شده اند. برای پاسخ خود دلیل بیاورید.

(ب) ساختار لوویس صحیح این مولکول را رسم کنید.

