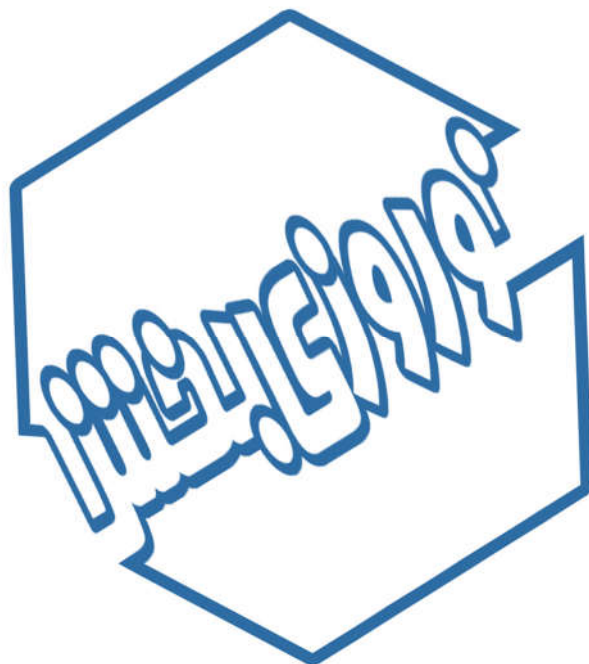




شیمی تکمیلی نهم

فصل دوم



۱۳۹۶

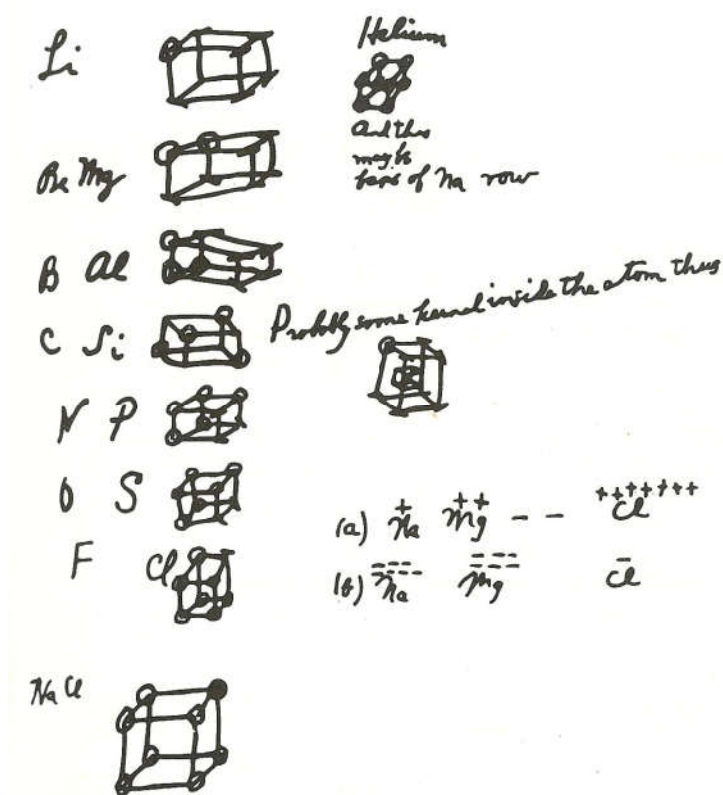
ویژه مدارس استعدادهای درخشان و مدارس خاص

رفتار اتم ها با یکدیگر

ما در دنیایی از مواد زندگی می کنیم. موادی که ویژگی های گوناگونی دارند و به حالت های مختلفی مانند جامد، مایع و گاز یافت می شوند. برخی از آن ها بلوری و برخی دیگر بی شکل اند. همه این مواد از اتم ها به دست آمده اند. در واقع اتم ها به روش های گوناگون با هم ترکیب می شوند و یونها و مولکول ها را ایجاد می کنند. آیا تا کنون به این موضوع اندیشیده اید، چگونه اتم ها با هم ترکیب می شوند؟ چرا برخی از آن ها با هم ترکیب می شوند و مولکول ها را تولید می کنند در حالی که برخی دیگر در اثر ترکیب شدن، یون ها را ایجاد می کنند

ساختار لوویس

از جایی که در انجام واکنشهای شیمیایی و تشکیل ترکیبات لایه آخر الکترونی نقش دارند، از نمایش لوویس برای نشان دادن اتمها استفاده می شود. گیلبرت نیوتون لوویس شیمی دان آمریکایی بود که در حوزه های متعدد علم شیمی به فعالیت پرداخت. کارهای او در زمینه اسیدها و بازها و همین طور پیوندهای شیمیایی از بارزترین پژوهش های علمی وی است. او باور داشت الکترون های یک اتم در گوشه های مکعب هایی با اندازه های متفاوت پیرامون هسته آن اتم جای دارند



در ساختار لوویس الکترونی‌های لایه آخر اتم بصورت نقاطی در اطراف نماد شیمیایی عنصر نوشته می‌شوند. جدول زیر ساختار لوویس برای اتمهای گروههای اصلی جدول تناوبی را نشان می‌دهد.

I	II	III	IV	V	VI	VII	0
H •							He ••
Li •	• Be •	• B •	• C •	• N •	• O •	• F •	• Ne ••
Na •	• Mg •	• Al •	• Si •	• P •	• S •	• Cl •	• Ar ••
K •	• Ca •	• Ga •	• Ge •	• As •	• Se •	• Br •	• Kr ••
Rb •	• Sr •	• In •	• Sn •	• Sb •	• Te •	• I •	• Xe ••
Cs •	• Ba •	• Tl •	• Pb •	• Bi •	• Po •	• At •	• Rn ••

قاعده هشت تایی

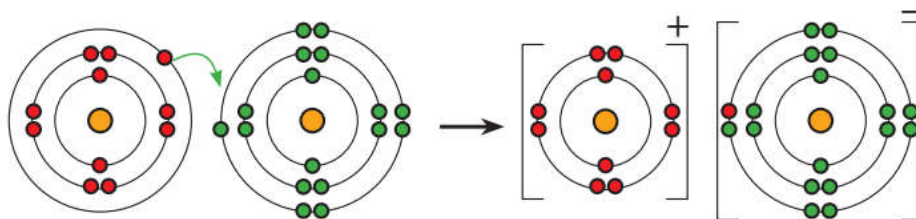
قاعده هشتایی یا اوکتت یک قاعده سرانگشتی شیمیایی است که بیان می‌کند اتم‌ها تمایل دارند ۸ الکترون در لایه ظرفیت (آخرین لایه الکترونی هر اتم) خود داشته باشند و به آرایش گازهای نجیب برسند. اتم‌هایی مانند هیدروژن و لیتیم از قاعده دوتایی پیروی می‌کنند تا آرایش اتمی لایه آخرشان مانند هلیم شود.

پیوند یونی، ترکیبات یونی

اتمها میتوانند با کسب الکترون و تبدیل شدن به یون منفی یا آنیون، یا با از دست دادن الکترون و تبدیل شدن به یون مثبت یا کاتیون، به هدفی که لوویس پی برد، برسند. در فلزها، از دست دادن الکترون، سریعترین راه برای رسیدن به هدف است و برای نافلزها، این موضوع برعکس است. میدانیم که هر عنصر با یک نماد شیمیایی مشخص میشود. این نمادها از یک یا دو حرف انگلیسی تشکیل شده‌اند، مثلاً H و He. نمادهایی که تا الآن استفاده شده‌اند، به اتمهای خنثی مربوط هستند، اما برای نشان دادن یونها، بار یون در گوشه سمت راست بالای نماد شیمیایی آن نوشته می‌شود. (از نوشتن عدد ۱ اجتناب می‌کنیم).

${}_{12}\text{Mg}:2/8/2 \Rightarrow {}_{12}\text{Mg}^{2+}:2/8/0$ منیزیم	${}_{11}\text{Na}:2/8/1 \Rightarrow {}_{11}\text{Na}^{1+}:2/8/0$ سدیم
${}_{8}\text{O}:2/6 \Rightarrow {}_{8}\text{O}^{2-}:2/8$ اکسیژن	${}_{17}\text{Cl}:2/8/7 \Rightarrow {}_{17}\text{Cl}^{1-}:2/8/8$ کلر

بین کاتیون و آنیون جاذبه ای از نوع جاذبه الکترواستاتیک بوجود می آید که به آن پیوند یونی می گویند. برای مثال فرایند تبدیل اتمهای سدیم و کلر به شکل زیر است که طی آن نمک خوراکی (سدیم کلرید) بوجود می آید. فلز براق سدیم که از اتمهای سدیم تشکیل شده است، با مولکولهای گاز کلر واکنش داده و نمک سدیم کلرید تولید میشود. در این تغییر شیمیایی، گاز زردرنگ و سمی کلر و فلز خطرناک سدیم، به سدیم کلرید سفیدرنگ تبدیل شده اند. در این نمک یونهای مثبت و منفی کنار هم قرار گرفته اند



یونهای تک اتمی

یون تک اتمی کاتیون یا آنیونی است که تنها از یک اتم تشکیل شده است. بسیاری از عنصرهای گروه های اصلی جدول تناوبی با از دست دادن یا به دست آوردن یک یا چند الکترون یونهایی با آرایش گاز نجیب تشکیل میدهند. برای مثال فلزهای گروه یک با از دست دادن یک الکترون، کاتیونی با بار + ۱ و فلزهای گروه دو با از دست دادن دو الکترون کاتیونی با بار + ۲ تولید میکنند. در سمت راست جدول تناوبی، نافلزهای گروه شانزده با به دست آوردن دو الکترون آنیونی با بار - ۲ و نافلزهای گروه هفده با به دست آوردن یک الکترون آنیونی با بار - ۱ تولید میکنند

به هر یونی که از یک اتم، آن هم بر اثر گرفتن یا از دست دادن یک یا چند الکترون تشکیل میشود یون تک اتمی

میگویند. برای نشان دادن یک یون تک اتمی باید هم نماد شیمیایی عنصری که یون از اتم آن ایجاد شده است و هم نوع و میزان بار آن را بنویسیم. فهرستی از نشانه شیمیایی و بار چندین یون تک اتمی در جدول صفحه بعد آمده است. برای نامیدن کاتیونهای تک اتمی، پیش از نام عنصر کلمه یون را اضافه میکنیم، مانند یون سدیم و یون منیزیم برای نامیدن یک آنیون تک اتمی، افزون بر به کار بردن کلمه یون پیش از نام آنیون، به انتهای نام نافلز (یا ریشه نام آن) پسوند ید اضافه میکنیم، مانند یون کلرید یون سولفید و یون نیتريد.

بار مثبت	نام یون	نشانه شیمیایی	بار منفی	نام یون	نشانه شیمیایی
۱+	یون هیدروژن*	H ⁺	۱-	یون هیدرید*	H ⁻
	یون لیتیم	Li ⁺		یون فلوئورید	F ⁻
	یون سدیم	Na ⁺		یون کلرید	Cl ⁻
	یون پتاسیم	K ⁺		یون برمید	Br ⁻
	یون سزیم	Cs ⁺		یون یدید	I ⁻
	یون نقره	Ag ⁺			
۲+	یون منیزیم	Mg ^{۲+}	۲-	یون اکسید	O ^{۲-}
	یون کلسیم	Ca ^{۲+}		یون سولفید	S ^{۲-}
	یون استرانسیم*	Sr ^{۲+}			
	یون باریم	Ba ^{۲+}			
	یون روی	Zn ^{۲+}			
۳+	یون آلومینیم	Al ^{۳+}	۳-	یون نیتريد*	N ^{۳-}

برخی از عناصرها میتوانند یونهایی با بارهای متفاوت داشته باشند بار این یونها با عدد رومی در داخل پرانتز نشان داده شده است

نام قدیمی	نام جدید	فرمول یون	عنصر
یون کرومو	یون کروم (II) *	Cr^{2+}	کروم
یون کرومیک	یون کروم (III)	Cr^{3+}	
	یون منگنز (II)	Mn^{2+}	منگنز
	یون منگنز (III) *	Mn^{3+}	
یون فرو	یون آهن (II)	Fe^{2+}	آهن
یون فریک	یون آهن (III)	Fe^{3+}	
	یون کبالت (II)	Co^{2+}	کبالت
	یون کبالت (III) *	Co^{3+}	
یون کوپرو	یون مس (I)	Cu^+	مس
یون کوپریک	یون مس (II)	Cu^{2+}	

یونهای چند اتمی

ترکیبهای یونی دیگری مانند سدیم سولفات، پتاسیم کربنات و آمونیوم نترات وجود دارند که یک یا هر دو یون سازنده آنها از دو یا چند اتم یکسان یا متفاوت تشکیل شده است. به این یونها چند اتمی میگویند. در ساختار یونهای چند اتمی آنها با یکدیگر پیوند کووالانسی دارند و در واکنشها به صورت یک واحد مستقل عمل میکنند. این یونها میتوانند آنیون یا کاتیون باشند

نام یون	فرمول یون	بار الکتریکی	نام یون	فرمول یون	بار الکتریکی
نترات	NO_3^-	۱-	کربنات	CO_3^{2-}	۲-
نیتريت	NO_2^-		دی کرومات	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	
هیدروژن کربنات	HCO_3^-		سولفات	SO_4^{2-}	
هیدروژن سولفات	HSO_4^-		سولفیت	SO_3^{2-}	
هیدروکسید	OH^-		فسفات	PO_4^{3-}	
		آمونیوم	NH_4^+		۱+

فرمول نویسی ترکیبات یونی

برای نوشتن فرمول یک ترکیب یونی مراحل زیر را دنبال می‌کنیم:

۱- ابتدا نماد کاتیون سپس نماد آنیون را می‌نویسیم

۲- بار آنیون را به عنوان زیروند کاتیون و بار کاتیون را به عنوان زیروند آنیون در نظر می‌گیریم

۳- زیروندها را با هم ساده می‌کنیم

تمرین:

ویژگیهای ترکیب های یونی

ترکیبهای یونی در مجموع از نظر بار الکتریکی خنثی هستند. ترکیب های یونی شکننده هستند و در اثر ضربه خرد میشوند. این مواد در حالت جامد رسانای جریان الکتریکی نیستند. اغلب ترکیبهای یونی در آب حل میشوند. انحلال ترکیب های یونی در آب سبب ایجاد خواص کولیگاتیو در آب می شود که شامل صعود نقطه جوش و نزول نقطه انجماد است. به بیان دیگر انحلال ترکیب یونی در آب محدوده مایع بودن آب را بزرگتر می کند. مواد یونی الکترولیت هستند به این معنی که بر اثر انحلال در آب محلول رسانا تولید می کنند.

نکته: هرچه تعداد ذرات آزاد شده بر اثر انحلال یک ماده یونی در آب بیشتر باشد، خاصیت الکترولیت (رسانایی محلول) و خواص کولیگاتیو نیز بیشتر می شوند.

اشتراک الکترونی

اگرچه درک ساختار الکترونی اتم از اهمیت بسیاری برخوردار است، با این حال بیشتر شیمیدانها علاقه زیادی به یک اتم تنها ندارند.

آنها به مطالعه گروههای دوتایی یا چندتایی از اتمها و نیروهایی علاقه مند هستند که آنها را کنار هم نگاه میدارد. نوعی از این نیروها

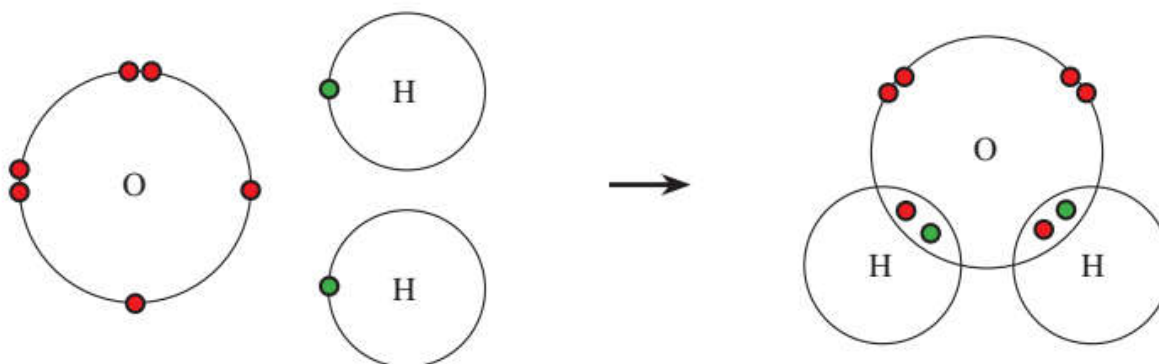
که پیوند کووالانسی نامیده میشود، نیرویی است که اتمها را به یکدیگر محکم متصل کرده، مولکولها را به وجود می آورد. مطالعه

ویژگیهای این نوع پیوندها درک ساختار و رفتار بسیاری از مواد شیمیایی را آسان میکند و پرده از دنیای شگفت انگیز مولکولها برمیدارد.

برای توضیح خواص ترکیب هایی مانند ید به الگوی تازه ای برای تشکیل پیوند نیاز داریم. در این الگو برخلاف تشکیل پیوند یونی، اتمها برای رسیدن به آرایش گاز نجیب به جای ازدست دادن یا پذیرفتن الکترون، آنها را میان خود به اشتراک می گذارند. در این حالت میان دو اتم پیوندی به وجود می آید که پیوند کووالانسی گفته میشود. نیرویی که دو اتم را در یک پیوند کووالانسی به هم متصل نگه میدارد، ممکن است از نیروی موجود میان یک جفت کاتیون و آنیون قویتر باشد. اما، در مولکولی مانند مولکول ید، تنها دو اتم ید با پیوند کووالانسی به یک دیگر متصل شده اند و با دیگر اتم های ید پیوندی ندارند.

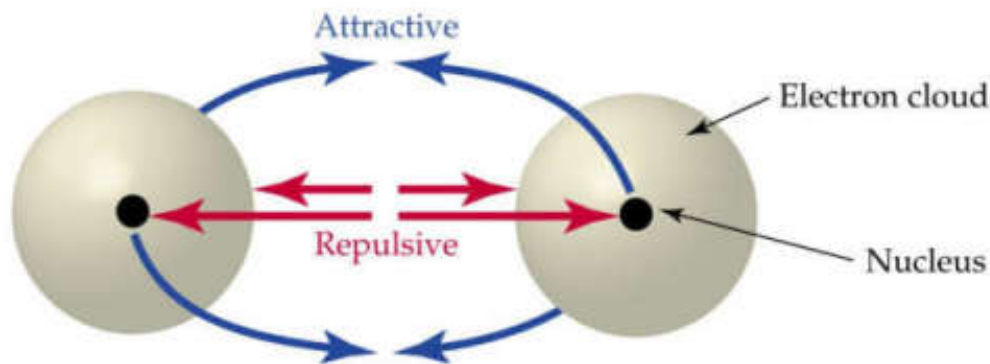
ید و نمک خوراکی هر دو جامدند اما، ید از گرد هم آیی مولکولهای دو اتمی و جدا از هم I_2 تشکیل شده است، درحالیکه $NaCl$ از تجمع تعداد برابری از یونهای سدیم و کلرید ساخته شده است. از آنجا که ترکیب هایی مانند ید اغلب از مولکولهای جدا از هم تشکیل شده اند، آنها را ترکیبهای مولکولی می نامند.

آب یک ترکیب مولکولی است. برای تشکیل مولکول آب اتمهای هیدروژن و اکسیژن با هم پیوند کووالانسی تشکیل می دهند. در طی این فرایند هر دو اتم هیدروژن و اکسیژن به آرایش الکترونی گاز نجیب می رسند.



تشکیل پیوند کووالانسی

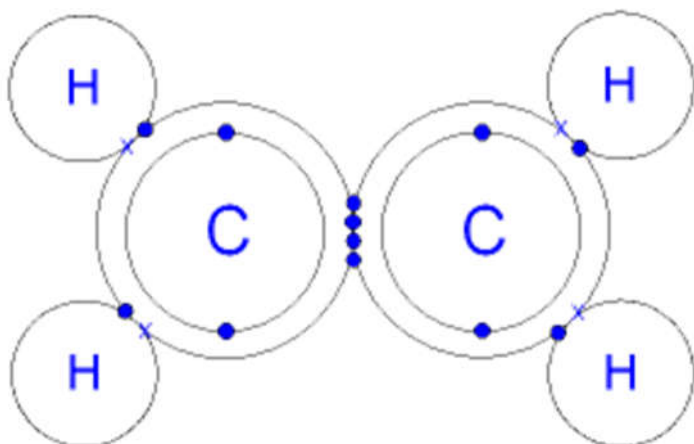
اما چرا اتمها با پیوند کووالانسی به یکدیگر متصل میشوند و مولکولها را ایجاد میکنند؟ برای پاسخ دادن به این پرسش، تشکیل پیوند کووالانسی ساده بین دو اتم هیدروژن را در نظر بگیرید. با نزدیک شدن اتم های هیدروژن به یک دیگر میان الکترون یک اتم هیدروژن و هسته اتم هیدروژن دیگر، یک نیروی جاذبه ای قوی ایجاد میشود. از طرف دیگر، بین الکترون ها و همچنین بین هسته های آنها نیز یک نیروی دافعه ای قدرتمند به وجود می آید. در ابتدا ممکن است تصور کنید که این نیروهای جاذبه ای و دافعه ای یکدیگر را خنثی می کنند و موجب میشوند که این دو اتم همچنان جدا از هم باقی بمانند. اما میدانیم که هیدروژن از مولکولهای دو اتمی H_2 تشکیل شده است. وقتی دو اتم هیدروژن در تماس با یکدیگر قرار می گیرند، بین ذره های موجود در یک اتم و ذره های اتم دیگر اثرهای جاذبه ای و دافعه ای به وجود می آید. تشکیل پیوند نتیجه تأثیر این نیروها بر یکدیگر است



در هنگام تشکیل پیوند کووالانسی، اثر نیروهای جاذبه ای بسیار بیشتر از مجموع نیروهای دافعه ای میان دو هسته و بین دو الکترون است. این نیروی جاذبه اضافی دو اتم هیدروژن را به سوی یکدیگر می کشاند و اساس تشکیل پیوند کووالانسی بین آنها به شمار می آید. اگرچه پس از تشکیل پیوند کووالانسی نیروهای دافعه و جاذبه برابر میشوند و اتمها در فاصله ای تعادلی نسبت به هم قرار می گیرند.

دو اتم میتوانند بیش از یک جفت الکترون به اشتراک بگذارند

از آنجا که کربن در بیرونی ترین لایه الکترونی خود چهار الکترون ظرفیت دارد، حداکثر میتواند با چهار اتم پیوند تشکیل دهد. در مولکول اتان، C_2H_6 هر اتم کربن به یک اتم کربن دیگر و سه اتم هیدروژن متصل است بین هر

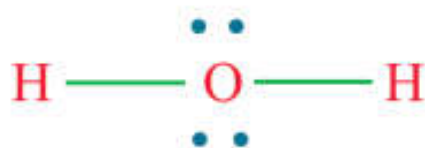


اتم هیدروژن و کربن و همچنین بین دو اتم کربن یک جفت الکترون مشترک وجود دارد. مولکول اتیلن شامل دو اتم کربن و چهار اتم هیدروژن است. در این مولکول دو اتم کربن با پیوند دو گانه به یک دیگر متصل شده اند

ساختار لوویس مولکول‌ها

به ابتکار جناب آقای لوویس، روشی برای ترسیم سریع و ساده ساختار مولکول‌های مختلف ابداع شد. در این روش از دستورات عمل زیر پیروی می‌کنیم:

- ۱- برای نمایش هسته هر اتم و تمام الکترون‌های مدارهای درونی، فقط از نماد آن عنصر استفاده می‌کنیم.
- ۲- الکترون‌های مدار بیرونی اتم‌ها را به شکل نقطه‌هایی در چهار طرف نماد آن اتم مینویسیم.
- ۳- هر جفت الکترون مشترک بین دو اتم را به شکل یک خط نشان می‌دهیم



تمرین: ساختار لوویس چهار مورد از مولکول‌های شناخته شده را رسم کنید

نظریه دافعه جفت الکترونهاي لایه ظرفیت (VSEPR)

بر اساس این نظریه، شکل فضایی مولکول‌ها با تعداد زوج الکترون‌های لایه ظرفیت اتم مرکزی ارتباط دارد و با دانستن زوج الکترون‌های اتم مرکزی می‌توان شکل فضایی مولکول را پیدا کرد. دافعه میان این زوج الکترون‌ها (که همه بار منفی دارند) موجب می‌شود تا برای کم کردن نیروی وارد به هم بیشترین فاصله ممکن را از هم بگیرند.

	Bonding Pair	Lone Pair	H ₂ O	F ₂ O	SCl ₂	NH ₂ ⁻	Geometry	2 bond pair 2 lone pair Bond angle - 104.5° Bent ✓	
ELECTRON	2	2							
CHARGE	4	3	1	NH ₃	PH ₃	SO ₃ ²⁻	ClO ₃ ⁻	Geometry	3 bond pair 1 lone pair Bond angle - 107° Trigonal Pyramidal ✓
CENTER	4	0	CH ₄	NH ₄ ⁺	BH ₃	PCl ₄ ⁺	Geometry	4 bond pair Bond angle - 109.5° Tetrahedral ✓	

قانون پایستگی جرم

قانون پایستگی جرم می‌گوید: مجموع جرم واکنشده‌ها در ابتدای یک واکنش برابر با مجموع جرم فراورده‌ها در پایان واکنش است. این قانون برای اولین بار در سال ۱۷۷۴ میلادی توسط دانشمند فرانسوی به نام آنتوان لاونوازیه بیان شد. او برای بار نخست متوجه شد که در واکنشهای مختلف، پایستگی جرم وجود دارد و یافته علمی خود را به نام «قانون پایستگی جرم» مطرح کرد. در سال ۱۸۰۵ میلادی جان دالتون نظریه اتمی خود را ارائه کرد. یکی از بخشهای نظریه دالتون این بود که «اتمها نه به وجود می‌آیند و نه از بین می‌روند و نه به هم تبدیل میشوند».

موازنه واکنش‌های شیمیایی

می‌دانید که در واکنش‌های شیمیایی نه اتمی به وجود می‌آید و نه اتمی از بین می‌رود؛ بلکه پس از انجام واکنش همان اتم‌ها به شیوه‌های دیگری به هم متصل می‌شوند. بنابراین می‌توان نتیجه گرفت که همه واکنش‌های شیمیایی از قانون پایستگی ماده یا قانون پایستگی جرم پیروی می‌کنند. برای انجام موازنه مراحل زیر را دنبال می‌کنیم:

۱- ابتدا پراتم‌ترین ترکیب را انتخاب کرده و به آن ضریب ۱ می‌دهیم

۲- اتم‌های ترکیب پراتم را یک به یک موازنه می‌کنیم

۳- سایر اتم‌ها را موازنه می‌کنیم

۴- ضرایب را به اعداد صحیح تبدیل می‌کنیم

۵- موازنه را امتحان می‌کنیم

با چند مثال شیوه موازنه واکنش‌ها را می‌آموزیم.

