

الکترونهاى والانس و قاعده هشتايى (اکت)

هر چند که مسئله ميل ترکیبى مواد با يکديگر و حتى تعيين ميزان نسبى ميل ترکیبى مواد با يکديگر، قبل از 1800 مورد بحث و بررسى قرار گرفته بود، اما در آن زمان، مسئله چگونگى ترکیب شدن مواد با يکديگر و يا ماهيت اتصال و پيوند اتمها با يکديگر بر کسى روشن نبود. حتى دالتون، در نظريه اتمى خود، چگونگى ترکیب شدن عناصر با يکديگر در تشکیل مواد مرکب را مطرح نکرده بود. تا اينکه اولين بار ديوى با استفاده از اولين نوع پيل الکتروشيميايى که توسط ولتا در سال 1800 اختراع شده بود، در همان سال پديده الکتروليز را کشف کرد و با توجه به اينکه نيروى الکتريکى مى تواند عاملى براى جدا کردن عناصر تشکیل دهنده مواد از يکديگر و تجزيه شدن مواد، باشد، پى برده بود که پيوند بين اتمها در ترکیبات، بايد ماهيت الکتريکى داشته باشد. وى در نظريه الکتروشيميايى خود، ترکیب شدن عناصر با يکديگر را در اثر برخورد آنها با يکديگر، ظاهر شدن بارهاى الکتريکى مخالف در آنها و در نتيجه ايجاد نيروى جاذبه الکتريکى بين آنها، معرفى کرد. برزليوس، شيميدان مشهور آن زمان، نيز در نظريه الکتروشيميايى خود که در سال 1811 ارائه داده بود، بر ماهيت الکتريکى پيوند بين اتمها صحنه گذاشت.

مى دانيد که بوهر دانشمند دانمارکى در سال 1913 با ارائه نظريه اتمى معروف خود، ساختار الکترونى اتم را کشف کرد و لوئيس، براساس نظريه بور، بى اثر بودن گازهاى کيمياى هوا (هليم، نئون، آرگون، کريپتون و زنون را که بين سالهاى 1894 تا 1898 توسط رايله، رامسى و تراورس کشف شدند) را به وجود ترازهاى الکترونى پر در لايه خارجى اتم آنها نسبت داد. يعنى وى دريافته بود که لايه خارجى

اتم گازهای بی‌اثر (غیر از هلیم) دارای 8 الکترون و کاملاً پر است و وضعیت بسیار پایدار و عدم تمایل به ترکیب شدن آنها با یکدیگر و با عناصر دیگر را، برای آنها فراهم می‌کند. به عقیده وی، میل ترکیبی اتمهای عناصر دیگر با یکدیگر (که چنین آرایش الکترونی پایدار را ندارند) چیزی جز دستیابی به آرایش الکترونی گاز بی‌اثر (دارا شدن 8 الکترون در لایه خارجی خود (قاعده هشتایی لوئیس)) نمی‌باشد.

با استفاده از نظریه‌های لوئیس، در سال 1916 کاسل شیمیدان آلمانی، اولیه نظریه الکترونی در مورد ترکیب شدن عناصر را بنام نظریه پیوند یونی ارائه داد.

براساس این نظریه، وقتی دو اتم به یکدیگر نزدیک می‌شوند، یکی از آنها که تعداد الکترونهاى لایه خارجی آن یک، دو، سه و یا حداکثر 4 است، این الکترونها را از دست می‌دهد و به یون مثبتی تبدیل می‌شود که آرایش الکترونی گاز بی‌اثر دوره ماقبل خود در جدول تناوبی را دارد و اتم دیگر که تعداد الکترونهاى لایه خارجی آن بین 4 تا 7 است، تعداد معینی الکترون جذب می‌کند و به یون منفی با آرایش گاز بی‌اثر هم‌دوره خود در جدول تناوبی تبدیل می‌شود. یونهاى غیرهمنامی که به این ترتیب حاصل می‌شوند، تحت تأثیر نیروی جاذبه الکتروستاتیکی، یکدیگر را جذب می‌کنند (یا با یکدیگر ترکیب می‌شوند).

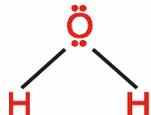
قابل توجه است که به نظر کاسل، این تنها روش ترکیب اتمها با یکدیگر است. اما هنگامی که براساس نظریه مولکولی آووگادرو روشن شد که گازهایی مانند اکسیژن، هیدروژن، کلر و غیره دارای مولکول دو اتمی هستند. نظریه پیوند یونی در توجیه چگونگی تشکیل پیوند بین دو اتم همانند، با نارسایی روبرو شد و همین‌طور در مورد بسیاری از ترکیبات دیگر. از این رو، لوئیس و لانگمیر در سال 1919 برای توجیه چگونگی تشکیل پیوند بین اتمهایی که امکان برقراری پیوند یونی بین آنها وجود

ندارد، روش دیگری را در مورد ترکیب اتمها با یکدیگر پیشنهاد کردند و آن، به اشتراک گذاشته شدن الکترونها بین دو اتم و رسیدن هر یک از آنها به آرایش الکترونی گاز بی اثر است که به پیوند کوالانسی موسوم شده است.

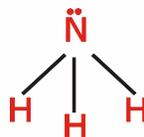
براساس نظریه لوئیس - لانگمیر، هر پیوند کوالانسی که معادل یک جفت الکترون مشترک (پیوندی) است، در مدل نقطه‌ای با دو الکترون و در مدل ساختاری با یک خط واصل (-) نشان داده می‌شود. تعداد پیوندهایی که هر اتم در یک مولکول تشکیل می‌دهد، ظرفیت کوالانسی آن و اتمی که در یک ترکیب، بالاترین تعداد پیوندهای کوالانسی را دارد، اصطلاحاً اتم مرکزی نامیده می‌شود. ساختاری که در آن تعداد پیوندهای کوالانسی و چگونگی توزیع آنها مشخص شده باشد، به ساختار پیوند ظرفیت موسوم است. برای نمونه در زیر ساختار پیوند ظرفیت چند ماده کوالانسی داده شده است:



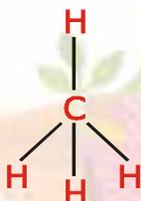
کلر



آب



آمونیاک



متان

این نوع پیوند کوالانسی که در آن هر یک از دو الکترون پیوندی به یکی از دو اتم تشکیل دهنده

آن پیوند تعلق دارد، اصطلاحاً پیوند کوالانسی معمولی نامیده می شود.

