

بخش ۳ (ترکیب‌های یونی)

(قاعده هشتایی و واکنش پذیری اتم‌ها)

- * انجام شدنی‌ترین واکنشها آنهايي هستند که طی آنها اتم‌ها به آرایش هشتایی پایدار دست می‌یابند. وقتی اتمی به آرایش هشتایی پایدار می‌رسد، از واکنش پذیری آن کاسته می‌شود.
- * قاعده هشتایی یا اوکتت: تمایل اتم‌ها برای رسیدن به آرایش الکترونی گازهای نجیب (آرایش هشتایی).
- * قاعده‌ی هشتایی راهی مناسب برای سنجش میزان واکنش پذیری اتم‌ها است.
- * اتم فلزها با از دست دادن الکترون و تشکیل کاتیون (ذره‌ای با بار مثبت) به آرایش هشتایی می‌رسند و نافلزها با گرفتن الکترون و تشکیل آنیون (ذره با بار منفی) به این آرایش پایدار دست می‌یابند.
- * یونهای مثبت عنصرهای واسطه سری اول (دوره چهارم) آرایش گاز نجیب را ندارند بجز Sc^{3+} که آرایش آرگون را دارد.

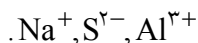
نکاتی درباره‌ی یونها:

هیدروژن تنها عنصری است که هم کاتیون (H^+) را دارد که به آن یون هیدروژن می‌گویند و هم آنیون (H^-) که به آن یون هیدرید می‌گویند البته باید دانست که H^- فقط در ترکیب هیدروژن با برخی فلزات مثل NaH و KH وجود دارد. یونهایی که اسامی آنها در کتاب درسی ذکر شده و از اهمیت بیشتری برخوردارند در جدول زیر ثبت شده اند:

نام یون	فرمول یون	نام یون	فرمول یون
یون کوپرو-یون مس (I)	Cu^+	یون هیدرید	H^-
یون کوپریک- یون مس (II)	Cu^{2+}	یون نیتريد	N^{3-}
هیپوکلریت	ClO^-	یون نیتريت	NO_2^-
کلریت	ClO_2^-	یون نیترات	NO_3^-
کلرات	ClO_3^-	یون سولفید	S^{2-}
پر کلرات	ClO_4^-	یون سولفیت	SO_3^{2-}
پر منگنات	MnO_4^-	یون سولفات	SO_4^{2-}
سیانید	CN^-	یون هیدروژن	H^+
کرومات	CrO_4^{2-}	یون کروم (II)	Cr^{2+}
هیدروژن کربنات	HCO_3^-	یون کروم (III)	Cr^{3+}
هیدروژن فسفات	HPO_4^{2-}	یون آهن (II)	Fe^{2+}
هیدروژن سولفات	HSO_4^-	یون آهن (III)	Fe^{3+}
دی کرومات	$Cr_2O_7^{2-}$	یون فریک	Fe^{3+}
پراکسید	O_2^{2-}	یون آهن (III)	Fe^{3+}
هیدروکسید	OH^-		

(یون ها و نامگذاری آنها)

* به هر یونی که از یک اتم بر اثر گرفتن یا از دست دادن یک یا چند الکترون، تشکیل می شود، یون تک اتمی گویند. مانند:



* نامگذاری کاتیون ها: کلمه یون + نام عنصر ← یون باریم (Ba^{2+})

* نامگذاری آنیون ها: کلمه یون + نام عنصر یا ریشه نام آن + پسوند «ید» ← یون نیتريد (N^{3-})

* یون هایی که کمتر متداول هستند عبارتند از: H^- یون هیدرید، N^{3-} یون نیتريد، H^+ یون هیدروژن، Sr^{2+} یون استرانسیم،



* نام قدیمی یون کروم (II): یون کرومو- یون کروم (III): یون کرومیک - یون آهن (II): یون فرو- یون آهن (III): یون فریک-

یون مس (I): یون کوپرو- یون مس (II): یون کوپریک است.

* ترکیب هایی یونی دو تایی، ترکیب های یونی که از دو عنصر تشکیل شده اند.

* در فرمول شیمیایی ترکیب های یونی دو تایی در سمت چپ نماد شیمیایی کاتیون و بعد آن نماد شیمیایی آنیون را می نویسند و

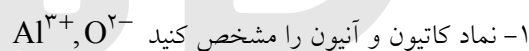
برای نامگذاری آنها نخست نام کاتیون را نوشته و سپس نام آنیون به آن افزوده می شود مانند کلسیم کلرید: $CaCl_2$

* در فرمول شیمیایی یک ترکیب یونی دو تایی، زیروندها کوچک ترین نسبت ممکن را برای کاتیون و آنیون نشان می دهند. (به این



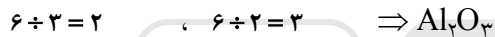
فرمول شیمیایی فرمول تجربی نیز گفته می شود.)

برای فرمول نویسی یک ترکیب یونی دو تایی:



2- نخست نماد کاتیون و سپس نماد آنیون را بنویسید.

3- کوچک ترین مضرب مشترک بارهای دو یون را بر بار هر یون تقسیم کرده تا تعداد هر یون محاسبه شود.



* یون های چند اتمی: یون هایی که از دو یا چند اتم یکسان یا متفاوت تشکیل می شوند. NH_4^+ , CO_3^{2-} , O_2^{2-}

* یون های چند اتمی می توانند مثبت (کاتیون) یا منفی (آنیون) باشند و در واکنش ها به صورت یک واحد مستقل عمل می کنند.

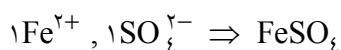
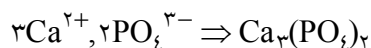
* بار مثبت یا منفی در یک یون چند اتمی به اتم خاصی تعلق ندارد بلکه مربوط به کل مجموعه می باشد.

* برای فرمول نویسی یک ترکیب یونی چند تایی:

1- بخش کاتیون و آنیون را مشخص کنید.

2- کاتیون را در سمت چپ آنیون قرار دهید.

3- باتوجه به بار هر بخش و این نکته که یک نمک خنثی است، تعداد هر بخش را بدست آورید.



* تعیین بار برخی از یون ها، به ویژه یون فلزهای واسطه، با به کار بردن قاعده ی هشتایی امکان پذیر نیست، زیرا:

(1) این یون ها بدون داشتن آرایش الکترونی گاز نجیب به پایداری می رسند. مانند $Cu^{2+}, Zn^{2+}, Fe^{3+}, Fe^{2+}$

(2) برخی از این عنصرها می توانند یون هایی با بارهای متفاوت داشته باشند. مانند یون آهن (II) و یون آهن (III)

* برای نشان دادن بار یون عنصرهایی که تنها یک نوع کاتیون تشکیل می دهند، هرگز عدد رومی استفاده نمی شود. مانند یون منیزیم

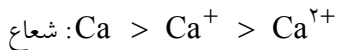
(II) و یا یون سدیم (I) که نادرست است.

(مقایسه شعاع اتمی و یونی)

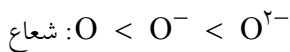
* هنگام انتقال الکترون، شعاع یون‌ها در مقایسه با شعاع اتم‌ها تغییر می‌کند: یعنی شعاع کاتیون کوچکتر از اتم و شعاع آنیون بزرگتر از اتم آن است.



* به طور کلی اتم فلزات با از دست دادن الکترون و تبدیل شدن به یون مثبت یک لایه الکترونی از دست می‌دهند و شعاع آن‌ها کوچکتر می‌شود. هم‌چنین هر مقدار الکترون بیشتری از دست دهند شعاع آن‌ها بیشتر کاهش می‌یابد.



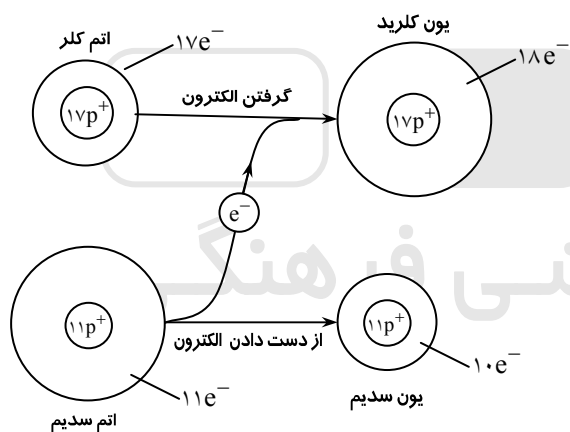
* به‌طور کلی اتم نافلزات با دریافت الکترون به یون منفی تبدیل می‌شوند و افزایش شعاع می‌دهند ولی تعداد لایه الکترونی در آن‌ها تغییر نمی‌کند. هم‌چنین هر مقدار اتم نافلز الکترون بیشتری بگیرد شعاع آن بیشتر افزایش می‌یابد.

**(ترکیب فلز سدیم و نافلز کلر)**

* سدیم فلزی نرم و بسیار واکنش پذیر و به گروه ۱ جدول تناوبی عنصرها تعلق دارد، از طرفی دیگر، کلر، یک نافلز است که به صورت مولکول دو اتمی و گازی شکل وجود دارد. کلر گازی سمی و خورنده و نیز بسیار واکنش پذیر است. کلر به گروه ۱۷ جدول تناوبی عنصرها تعلق دارد.

* وقتی این دو عنصر در کنار هم قرار گیرند در شرایط مناسب با انجام یک واکنش شدید و گرماده، ترکیب سفیدرنگی بر جای می‌گذارند که همان نمک خوراکی است.

* سدیم کلرید بیش از ۶٪ ذره‌های حل شده در پلاسماهای خون بدن انسان را تشکیل می‌دهد.



* تمامی نمک‌ها از ذره‌های باردار تشکیل شده‌اند که در نتیجه داد و ستد الکترون به وجود آمده‌اند، سدیم کلرید مثال مناسبی برای شرح چگونگی تشکیل این نوع پیوند است و توجه به خواص این نمک بر مبنای اهمیت چنین پیوندی انجام می‌شود. بلورهای مکعبی شکل سدیم کلرید سخت و شکننده‌اند. در دمای ۸۰۱°C سدیم کلرید ذوب و در دمای ۱۴۱۳°C به جوش می‌آید. سدیم کلرید مانند بسیاری از نمک‌های دیگر در آب حل می‌شود و به صورت محلول یا در حالت مذاب جریان برق را از خود عبور می‌دهد.

نکاتی درباره‌ی ترکیب‌های یونی:

(۱) از بریلیم (Be) و بور (B) ترکیبی با پیوند یونی مشاهده نشده است. پیوند بریلیم یا بور با سایر عنصرها بیشتر خصلت کووالانسی دارد پس پیوندهای موجود در BeF_2 و $BeCl_2$ و BF_3 و BCl_3 ... را کووالانسی می‌دانیم.

(۲) آلومینیم در ترکیب با فلئوئور، اکسیژن و برخی بنیان‌های اکسیژن دار تشکیل پیوند یونی می‌دهد (به دلیل اینکه چگالی بار سطحی بر روی Al^{3+} نسبتاً زیاد است) به عبارت دیگر آلومینیم در برخی ترکیب‌ها مانند AlF_3 و Al_2O_3 و $Al(NO_3)_3$ و $Al_2(SO_4)_3$ و $AlPO_4$ پیوند یونی تشکیل می‌دهد.

(۳) پیوند فلزهای واسطه با نافلزها بسیار متنوع است در برخی موارد این پیوندها یونی و در برخی موارد کووالانسی به شمار می‌رود.

۴) به طور کلی می توان بسیاری از اکسیدهای فلزی، بازها، نمکها و نیز هیدریدهای فلزی را دارای پیوند یونی دانست و آنها را از مواد یونی به شمار آورد.

۵) مواد یونی دارای شبکه‌ی سه بعدی و غول آسا می باشند که یونهای مثبت و منفی در کنار هم قرار گرفته اند، این مواد فاقد مولکولهای مجزا هستند، کوچکترین جزء این ترکیبات سلول واحد نامیده می شود که ساده ترین بخش شبکه بلور یک ماده یونی است.

(پیوند یونی، ماده یونی)

- * پیوند یونی پیوندی است که بر اثر جاذبه‌ی میان یونهایی با بار ناهمنام تشکیل می شود، که این نیروی جاذبه تنها محدود به یک کاتیون و یک آنیون نیست بلکه در تمام جهات و میان همه یونهای ناهمنام مجاور و در فواصل مختلف وجود دارد.
- * هر ترکیب شیمیایی که یونهای با بار مخالف ذره‌های سازنده‌ی آن هستند یک ترکیب یونی یا نمک نامیده می شود. ترکیب یونی، ماده‌ای خنثی است. نمکها فاقد یونهای OH^- و O^{2-} و H^- هستند.
- * به تعداد نزدیکترین یونهای ناهمنام موجود پیرامون هر یون عدد کوئوردیناسیون آن یون گویند. به عنوان مثال عدد کوئوردیناسیون یون سدیم و یون کلر در بلور سدیم کلرید برابر شش است.
- * در یک ماده یونی نیروی جاذبه بین یونهای با بار ناهمنام خیلی بیشتر از نیروی دافعه‌ی بین یونهای بار هم نام است. نیروی جاذبه‌ی حاصل در NaCl در مجموع حدود $1/76$ برابر نیروی جاذبه موجود میان یک جفت یون Cl^- و Na^+ تنها است.

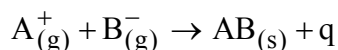
(ویژگی‌های مواد یونی)

- * شبکه بلور به آرایش سه بعدی و منظم اتمها، مولکولها یا یونها در بلور گفته می شود که این آرایش سه بعدی از تکرار ذره‌ها در سراسر بلور، حاصل می شود. آرایش یونها در بلور یک نمک بسته به اندازه‌های نسبی کاتیون و آنیون از الگوی خاصی پیروی می کند که این الگو در سراسر بلور تکرار می شود.
- * خواص جامدهای یونی عبارت اند از: ۱- حل شدن در حلالهای قطبی ۲- شکنندگی ۳- رسانایی در حالت محلول و مذاب ۴- دمای ذوب و جوش بالا ۵- داشتن ساختار شبکه بلوری.
- * برای هدایت جریان برق، یک جسم باید ذره‌های باردار داشته باشد و این ذره‌ها بتوانند آزادانه حرکت کنند. گفتنی است که ذره‌های تشکیل دهنده یک جامد یونی (یونها) جز حرکت ارتعاشی حرکت دیگری ندارند از این رو در حالت جامد رسانا نیستند ولی چون در حالت مذاب و محلول یونها آزادانه حرکت می کنند رسانای خوبی برای جریان الکتریسیته میشوند.
- * آب خالص تقریباً رسانای الکتریسیته نیست ولی اگر به آن مقداری سدیم کلرید بیافزاییم محلولی رسانا تشکیل می شود.
- * بسیاری از مواد یونی در آب که حلال قطبی است می توانند حل شوند. مانند $\text{Na}_2\text{SO}_4 - \text{NaOH} - \text{NaCl}$
- * در یک ماده یونی جمع بارهای مثبت و منفی با یکدیگر برابر و ماده خنثی است ولی تعداد یونهای مثبت و منفی لزوماً برابر نیست. $\text{MgCl}_2, \text{NaCl}$ هر دو موادی خنثی هستند در حالیکه تعداد یونهای مثبت و منفی در آنها برابر نیست.



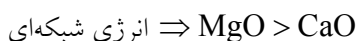
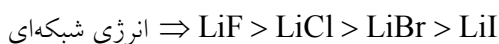
(انرژی شبکه و نقطه ذوب و جوش)

* انرژی شبکه: مقدار انرژی آزاد شده به هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از یونهای گازی سازنده‌ی آن است:



* انرژی شبکه معیار خوبی برای اندازه‌گیری قدرت پیوند در ترکیبهای یونی است.

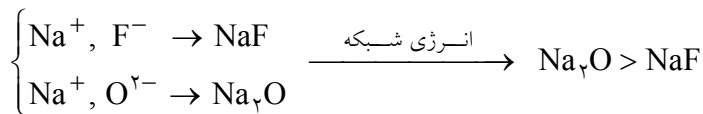
* انرژی شبکه با بار آنیون و کاتیون رابطه مستقیم و با شعاع آنیون و کاتیون رابطه عکس دارد:



* نقطه‌ی ذوب و جوش بیشتر ترکیبهای یونی زیاد است. (بین نقطه‌ی ذوب و انرژی شبکه یک ترکیب یونی رابطه مستقیم برقرار است)

* یک ترکیب یونی سخت است، زیرا برای شکستن همه پیوندهای میان یون‌های آن انرژی زیاد لازم است. همچنین یک ترکیب یونی شکننده است زیرا با وارد شدن ضربه بر آن بارهای همنام مجاور هم قرار گرفته و اثر دافعه متقابل میان آن‌ها، شبکه بلور را به هم می‌ریزد. هرچه انرژی شبکه بلور یک ترکیب یونی، بیش تر و منفی تر باشد پایداری آن ماده بیش تر خواهد بود. به طور کلی هر چه انرژی شبکه بیشتر باشد نقطه ذوب و جوش ترکیب یونی بالاتر است ولی گاهی برخی عوامل دیگر ممکن است این قاعده را بر هم بزنند مثلاً پایداری یک شبکه بلوری در یک ماده ممکن است به طور غیرمنتظره نقطه ذوب و جوش آن را بالا ببرد مثلاً با اینکه انرژی شبکه‌ای در Al_2O_3 از MgO بیشتر است نقطه ذوب و جوش آن از MgO کمتر است. در بررسی انرژی شبکه در پیوندهای یونی باید به دو نکته توجه کرد:

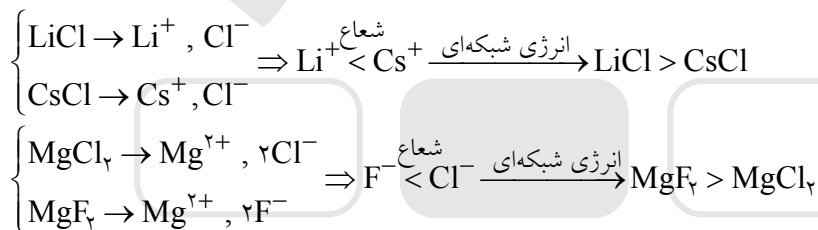
۱- مقدار باریونها: هرچه بار یون‌های تشکیل دهنده ماده بیشتر باشد انرژی شبکه بیشتر و در نتیجه دمای ذوب و جوش بالاتر خواهد بود.



همانطور که در این مثال مشاهده می‌کنید چون O^{2-} نسبت به F^- شعاع کمتر و نیز بار بیشتر دارد انرژی شبکه‌ای و نقطه ذوب و نقطه جوش در Na_2O بیش از NaF است. همچنین انرژی شبکه‌ای در MgO از $MgCl_2$ بیشتر است چون O^{2-} از Cl^- نیز شعاع کمتر و بار بیشتر دارد.

۲- اگر در دو ترکیب بار یونهای مشابه مساوی باشد به شعاع یونها توجه می‌کنیم هرچه شعاع کمتر باشد انرژی شبکه بیشتر است.

به‌طور کلی چگالی بار یونها یعنی $\frac{\text{بار یون}}{\text{شعاع یون}}$ در انرژی شبکه‌ای مؤثر است که هرچه بیشتر باشد انرژی شبکه‌ای افزایش می‌یابد.

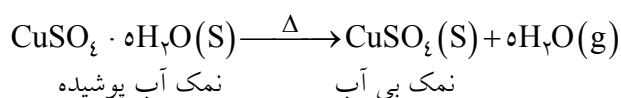


(مواد متبلور یا آب‌پوشیده)

* نمک‌های آب پوشیده (نمک متبلور): هرگاه یون‌های موجود در یک نمک با مولکول‌های آب پیوند برقرار کرده و این مولکول را در شبکه خود به دام بیندازند، نمک آب‌پوشیده تشکیل می‌شود. مس (II) سولفات بی‌آب یک گرد سفید است که با افزوده شدن آب به بلورهای آب‌پوشیده $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ تبدیل می‌شود که به رنگ آبی می‌باشد.

سدیم کربنات، کلسیم سولفات، کبالت (II) کلرید، منیزیم کلرید و باریم کلرید، موادی هستند که با گرفتن آب به صورت ماده متبلور در می‌آیند.

مواد متبلور در مقابل حرارت آب از دست می‌دهند و برعکس اگر به ماده غیر متبلور آن‌ها دوباره آب افزوده شود ضمن دریافت مجدد آب گرما آزاد می‌کنند.



با توجه به کاهش جرم در یک نمونه از یک ماده متبلور می‌توان به جرم آب جدا شده پی برد و سپس به تعداد آب تبلور برای آن ماده براساس آزمایش دست یافت.

مثال : ۵ گرم کات کبود را به طور کامل حرارت می دهیم $1/8$ گرم از جرم آن کاسته می شود. تعداد آب تبلور را معلوم کنید.

گرم نمک بی آب $5 - 1/8 = 3/2$

$\text{CuSO}_4 = 160$

گرم نمک بی آب آب

$3/2$

$1/8$

۱۶۰

$x = 90$

گرم آب

$90 \div 18 = 5$ تعداد مولهای آب تبلور $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

اگر جرم نمک پوشیده را a گرم در نظر بگیریم و جرم نمک را پس از حرارت دادن کامل b گرم بدست آید بدیهی است از اختلاف این دو عدد جرم آب که جدا شده است بدست می آید، اگر یک مول نمک بدون آب نیز M گرم باشد با کمک رابطه زیر نیز می توان تعداد آب متبلور را در هر ماده بدست آورد.

$$n = \frac{M(a-b)}{18b} \Rightarrow n = \frac{160(5-3/2)}{18 \times 3/2} = 5$$

گزینه دو



مؤسسه آموزشی فرهنگی

بخش چهارم (ترکیب‌های کووالانسی)

ترکیب‌های کووالانسی

(پیوند کووالانسی)

* پیوند کووالانسی: پیوند میان دو اتم که از به اشتراک گذاشتن الکترون‌ها به وجود می‌آید و ممکن است از نیروی میان یک جفت کاتیون و آنیون بیش‌تر باشد.

* ترکیب مولکولی: (ماده مولکولی) ترکیبی است که از مولکول‌های جدا از هم تشکیل شده است و یا کوچکترین جزء آن مولکول است. در هنگام تشکیل پیوند کووالانسی، اثر نیروهای جاذبه‌ای بیش‌تر از مجموع نیروهای دافعه‌ای میان دو هسته و بین دو الکترون است و پس از تشکیل پیوند نیروهای دافعه و جاذبه برابر شده و اتم‌ها در فاصله‌ای تعادلی نسبت به هم قرار می‌گیرند.

* پیوندهای کووالانسی انعطاف‌پذیرند و اتم‌ها در امتداد محور پیوند نوسان دارند، اما به گونه‌ای که همواره هسته‌های آنها در یک فاصله‌ی تعادلی از یکدیگر قرار می‌گیرند. یعنی پیوند کووالانسی را می‌توان مانند یک فنر در نظر گرفت.

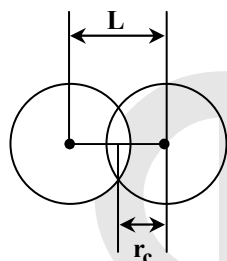
* طول پیوند، فاصله تعادلی میان هسته‌های دو اتم درگیر در پیوند می‌باشد.

* طول پیوند، نشان دهنده‌ی جایگاه اتم‌ها در پایین‌ترین سطح انرژی یا پایدارترین حالت است. طول پیوند با انرژی پیوند (انرژی لازم برای شکستن پیوند کووالانسی و تولید اتم‌های جدا از هم) نسبت عکس دارد. طول پیوند I-I بیشتر از Cl-Cl و انرژی آن کمتر است.

انرژی پیوند را با واحد $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ می‌سنجند.

* شعاع کووالانسی: نصف طول پیوند کووالانسی یگانه (ساده) میان دو اتم از یک عنصر در مولکول دو اتمی را

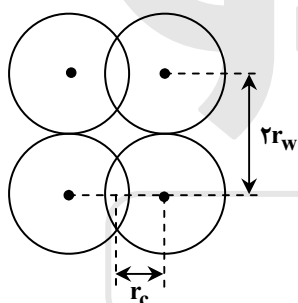
شعاع کووالانسی (r_c) یا شعاع اتمی گویند.



* نصف فاصله هسته دو اتم نافلز را از دو مولکول مجاور یکدیگر در بلور آن ماده شعاع واندروالسی

(r_w) می‌نامند.

* معمولاً شعاع واندروالسی بزرگ‌تر از شعاع اتمی یا کووالانسی است.



* در بلور یک فلز، نصف فاصله بین هسته دو اتم را شعاع اتمی آن گویند.

* به علت اینکه مرزهای توده ابر مانند اتم‌ها، نامشخص و نیز متغیر است اندازه‌گیری شعاع و ابعاد اتم‌ها دشوار است و چون با شیوه‌های مختلف اندازه‌گیری می‌شود اندکی نیز متغیر است.

طول و انرژی برخی پیوندهای کووالانسی

پیوند	طول پیوند (pm)	انرژی پیوند
H-H	۷۵	۴۳۶
H-C	۱۰۹	۴۱۲
H-Cl	۱۲۷	۴۳۲
H-Br	۱۴۲	۳۶۶
C-O	۱۴۳	۳۶۰
C-C	۱۵۴	۳۴۸
H-I	۱۶۱	۲۹۸
C-Cl	۱۷۷	۳۳۸
C-Br	۱۹۴	۲۷۶
Cl-Cl	۱۹۹	۲۴۳
Br-Br	۲۲۹	۱۹۳
I-I	۲۶۶	۱۵۱

(انواع پیوند کووالانسی)

- * پیوند کووالانسی ناقطبی: هنگامی است که توزیع الکترونیهای پیوندی روی کل پیوند یکنواخت بوده و هیچجا تراکم یا کمبود الکترون مشاهده نشود که این پیوند را کووالانسی ناقطبی می‌نامیم. مانند پیوند بین دو اتم کلر با یکدیگر (Cl-Cl) یا H-H و O=O و.....
- * همواره پیوند کووالانسی بین دو اتم یکسان (جور هسته) ناقطبی خواهد بود. (دو اتم با الکترونگاتیوی یکسان)
- * با اتصال دو اتم با الکترونگاتیوی متفاوت یک پیوند کووالانسی قطبی بوجود می‌آید به طوری که قطب منفی این پیوند را اتم الکترونگاتیوتر تشکیل می‌دهد. در پیوند کووالانسی قطبی الکترون‌های پیوندی به وسیله یکی از اتم‌های متصل به هم بیش تر جذب می‌شود.
- * هرچه اختلاف الکترونگاتیوی بین دو اتم کمتر باشد پیوند بیش تر خصلت کووالانسی دارد و هرچه این اختلاف بیش تر شود پیوند بیش تر خصلت قطبی و یونی خواهد داشت.
- * میزان قطبی بودن یک پیوند کووالانسی قطبی را تفاوت الکترونگاتیوی اتم‌های درگیر در آن پیوند تعیین می‌کنند:

$Cl_2 \Rightarrow$ پیوند کووالانسی ناقطبی $\Rightarrow 0/4 <$ تفاوت الکترونگاتیوی

$HCl \Rightarrow$ پیوند کووالانسی قطبی $\Rightarrow 1/7 <$ تفاوت الکترونگاتیوی $< 0/4$

$NaCl \Rightarrow$ پیوند یونی $\Rightarrow 1/7 >$ تفاوت الکترونگاتیوی

بطور کلی اگر تفاوت الکترونگاتیوی دو اتم در یک پیوند بزرگ تر از $1/7$ باشد اغلب پیوند یونی می‌شود. اختلاف الکترونگاتیوی سزیم و فلئور $3/3$ است و پیوند بین آنها یونی است.

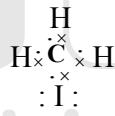
(بررسی ساختار لوویس)

- * جفت الکترون پیوندی (مشترک): جفت الکترون به اشتراک گذاشته شده در پیوند کووالانسی را جفت الکترون پیوندی می‌نامند.
- * جفت الکترون ناپیوندی (غیرمشترک): جفت الکترونی که در تشکیل پیوند کووالانسی شرکت نکرده و فقط به یکی از اتم‌ها تعلق دارد.
- * ساختار لوویس (مدل الکترون - نقطه): در این ساختار، هسته و الکترون‌های لایه درونی به وسیله نماد شیمیایی عنصر، پیوند کووالانسی به وسیله جفت نقطه یا خط کوتاه و جفت الکترون ناپیوندی به وسیله جفت نقطه‌هایی کنار نماد شیمیایی عنصر، نشان داده می‌شوند.

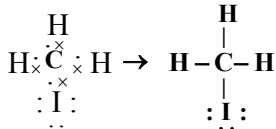
* برای رسم ساختار لوویس باید به مفاهیم و نکات زیر توجه داشت: (پیوند کووالانسی) جفت الکترون پیوندی \rightarrow جفت الکترون ناپیوندی
 ۱- شمارش تعداد کل الکترون‌های لایه ظرفیت اتمها؛ به‌عنوان مثال برای مولکول CH_3I خواهیم داشت:

کربن گروه ۴ و هیدروژن گروه اول و ید در گروه هفتم است. $4 = 1 \times 3 + 7 = 14$ جمع الکترون‌های لایه آخر

۲- نوشتن نماد شیمیایی اتم‌ها به گونه‌ای که چگونگی اتصال به هم را نشان دهد و توزیع الکترونهای ظرفیت با رعایت قاعده هشتایی (جز در مورد هیدروژن که حداکثر دو الکترون دارد)



- ۳- مقایسه تعداد الکترون‌های به کار رفته در ساختار با تعداد الکترون‌های موجود در مرحله ۱
- ۴- نشان دادن هر جفت نقطه (نمایان گر یک پیوند) با یک خط کوتاه.



۵- بررسی دوباره قاعده هشتایی در مورد تمام اتم‌ها، به استثنای هیدروژن.

- * در رسم ساختار لوویس برای مولکول‌های چند اتمی باید توجه داشت که:
- (۱) اتم‌های هیدروژن و هالوژن تنها با یک اتم دیگر پیوند می‌دهند و معمولاً پیرامون اتم مرکزی قرار می‌گیرند.
- (۲) معمولاً اتمی که الکترونگاتیوی آن از همه کمتر است، اتم مرکزی در نظر گرفته می‌شود.
- (۳) وقتی در مولکولی، از یک عنصر بیش از یک اتم وجود داشته باشد، این اتم‌ها غالباً در اطراف اتم مرکزی قرار می‌گیرند.
- * پیوند یگانه یا ساده (H-H)، دوگانه (O=O) و سه گانه (N≡N) به ترتیب از به اشتراک گذاشتن یک جفت، دو جفت و سه جفت الکترون بین دو اتم حاصل می‌شوند.

مثال ۱: CH_3Cl (دی کلرومتان)

الف: جمع الکترون‌های لایه ظرفیت اتم‌ها (کربن در گروه ۱۴ (IV A) و کلر در گروه ۱۷ (VII A) قرار دارد)



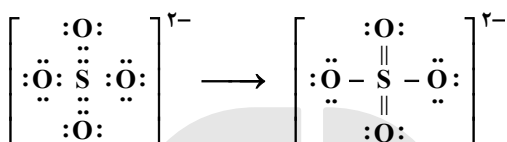
در این مرحله تعداد الکترون‌هایی را که روی شکل با کمک نقطه نشان داده‌اید با جمع فوق مقایسه کنید که باید یکسان باشد.

مثال ۲: SO_4^{2-} (یون سولفات)

در ذراتی که به صورت یون باشند به‌ازای هر بار مثبت، یک الکترون از مجموع الکترون‌ها کم می‌کنیم و به‌ازای ذراتی که بار منفی داشته باشند به‌ازای هر بار منفی، یک الکترون به مجموع الکترون‌ها اضافه می‌کنیم.

الف) جمع الکترون‌های لایه ظرفیت اتم‌های گوگرد و اکسیژن، هر دو در گروه ۱۶ (VI A) قرار دارند.

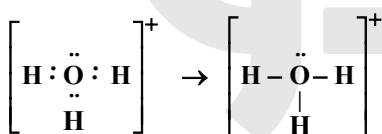
$$\text{S} + 4\text{O} + 2 = 6 + 4(6) + 2 = 32$$



مثال ۳: H_3O^+ (یون هیدرونیوم)

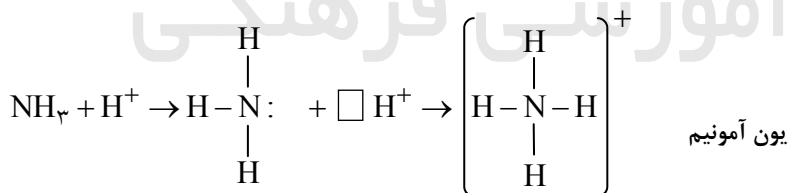
الف: جمع الکترون‌های لایه ظرفیت اتم‌ها

$$3\text{H} + 1\text{O} - 1 = 3(1) + 8 - 1 = 10$$



(پیوند داتیو)

- پیوند داتیو نوع خاصی از پیوند کووالانسی است که بین ذراتی همچون NH_3 و H^+ از طریق در اختیار گذاشتن جفت الکترون‌های ناپیوندی اتم نیتروژن روی H^+ صورت می‌گیرد. این پیوند را داتیو یا کووالانسی کوئوردینانسی می‌نامند که پس از تشکیل از سایر پیوندهای کووالانسی قابل تشخیص نیست. این پیوند می‌تواند بین بسیاری از ذراتی که اوربیتال خالی دارند با ذراتی که جفت الکترون ناپیوندی دارند برقرار شود. NH_3 دارای جفت الکترون ناپیوندی بر روی اتم N می‌باشد و H^+ یا BF_3 و... نیز دارای اوربیتال خالی هستند (این پیوند به پیوند کووالانسی کوئوردینانسی نیز مرسوم است).



آمونیم کلرید یک ماده یونی است که از یون‌های NH_4^+ ، Cl^- تشکیل شده است. این ماده را می‌توان دارای پیوند یونی، کووالانسی و داتیو دانست.

(نام گذاری ترکیب‌های مولکولی)

۱) با استفاده از پیش‌وند، ریشه‌ی نام عنصر و پس‌وند (معمولاً نخست نام عنصری گفته می‌شود که الکترون‌گاتیوی کمتری دارد).

۲) با استفاده از عدد اکسایش (بار الکتریکی ظاهری نسبت داده شده به هر اتم با فرض انتقال کامل بار روی اتم‌ها)

در نام‌گذاری ترکیب‌های مولکولی نکات زیر را مدنظر داشته باشید:

۱- عدد اکسایش هر عنصر در حالت آزاد (خارج از ترکیب) برابر صفر است.

۲- عدد اکسایش هیدروژن در ترکیب‌های آن برابر (+۱) است به‌جز در هیدریدهای فلزی که در آنها (-۱) است، چون هیدروژن نسبت به

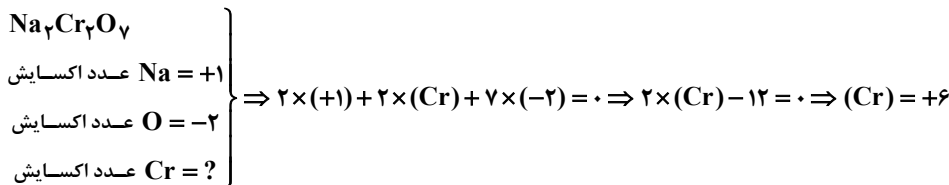
فلزات الکترون‌گاتیوتر است. مانند: NaH .

۳- عدد اکسایش اکسیژن در اغلب ترکیبها مانند اکسیدها برابر (-۲) است به جز در پراکسیدها (با بنیان O_2^{2-}) که (-۱) است و همچنین در سوپراکسیدها (با بنیان O_2^-) که $(-\frac{1}{2})$ است و همچنین در ترکیب O با F مثل OF_2 و O_2F_2 که به ترتیب (+۲) و (+۱) است. چون فلوتور تنها عنصر الکتروننگاتیوتر از O است.

۴- عدد اکسایش فلوتور در تمام ترکیبها (-۱) است چون الکتروننگاتیوترین عنصر است.

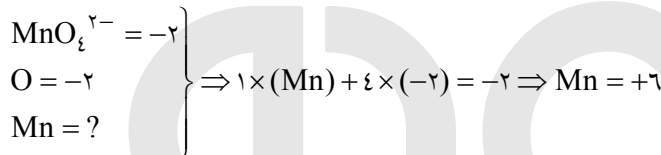
۵- عدد اکسایش فلزات در ترکیب همیشه مثبت بوده که معمولاً از نظر عددی با ظرفیت آنها شباهت دارد.

۶- در یک مولکول جمع جبری اعداد اکسایش کلیه اتمهای آن برابر صفر است و این خود روشی برای به دست آوردن عدد اکسایش عنصر موردنظر است مانند:

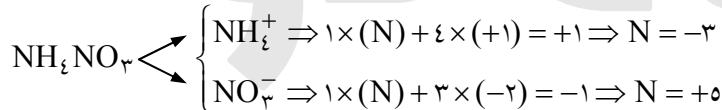


۷- عدد اکسایش یونهای تک اتمی با بار الکتریکی آنها برابر است مانند Na^+ که عدد اکسایش (+۱) دارد.

۸- در یک یون چند اتمی نیز باریون با جمع جبری اعداد اکسایش اتمهای آن برابر است که این مورد هم خود روشی برای بدست آوردن عدد اکسایش اتمهای موجود در یون است.



۹- ترکیبهایی مانند NH_4NO_3 که دارای یونهای چند اتمی هستند و در هر کدام از آنها عنصری یکسان تکرار شده (N) باید عدد اکسایش آنها را جداگانه حساب کرد، چون به یکدیگر ارتباطی ندارند.



۱۰- بالاترین عدد اکسایش نافلزات = (شماره گروه اصلی (قدیم))
پایین ترین عدد اکسایش نافلزات = - (ظرفیت نافلز)

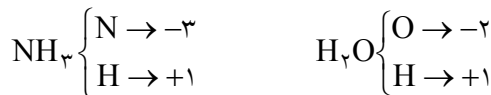
کلر $\begin{cases} +7 \text{ بالاترین عدد اکسایش} \\ -1 \text{ کمترین عدد اکسایش} \end{cases}$

۱۱- بالاترین عدد اکسایش فلزات = (ظرفیت فلز)
پایین ترین عدد اکسایش فلزات = صفر

آهن $\begin{cases} +3 \text{ بالاترین عدد اکسایش آهن} \\ 0 \text{ پایین ترین عدد اکسایش آهن} \end{cases}$

* روشی که برای اعداد اکسایش حداکثر و حداقل در شماره ۱۰ و ۱۱ مطرح شده است در بیشتر عنصرهای فلزی و نافلزی صدق می کند هرچند در مواردی مانند F و O درست نیست.

۱۲- اتمها تمایل دارند عددهای اکسایشی داشته باشند که با نوع و میزان بار آنها در ترکیبهای یونی شباهت داشته باشد و معمولاً برای رسیدن به آرایش هشتایی، به گرفتن یا از دست دادن همین تعداد الکترون نیاز دارند



۱۳- جمع جبری عددهای اکسایش در یک ترکیب خنثی برابر صفر و در یک یون چند اتمی برابر بار یون می باشد.

(نمایش فرمولهای شیمیایی)



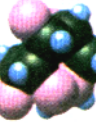
* فرمول تجربی: ساده ترین فرمول که شامل نماد شیمیایی عنصرها همراه با زیروندهایی است که کوچک ترین نسبت صحیح اتمها را مشخص می کند.

* فرمول مولکولی: نوع و تعداد واقعی اتمها را در مولکولهای سازندهی یک ترکیب مولکولی به دست می دهد.

* فرمول تجربی و مولکولی می توانند یکسان یا متفاوت باشند: فرمول مولکولی = (فرمول تجربی) $\times x$ ← یک عدد کامل

$$x = \frac{\text{جرم فرمول مولکولی}}{\text{جرم فرمول تجربی}}$$

جدول مقایسه‌ی فرمول تجربی و فرمول مولکولی

طرز نمایش	جرم مولی $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$	فرمول مولکولی	فرمول تجربی	ترکیب
	۳۰/۰۳	CH_2O (یک برابر فرمول تجربی)	CH_2O	فرمالدهید
	۶۰/۰۶	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ (دو برابر فرمول تجربی)	CH_2O	استیک اسید
	۱۸۰/۱۸	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (شش برابر فرمول تجربی)	CH_2O	گلوکوز

- * فرمول ساختاری: افزون بر نوع، تعداد عنصرها و تعداد اتم‌های هر عنصر، شیوه‌ی اتصال اتم‌ها را به یکدیگر در مولکول نشان می‌دهد.
- * ممکن است مواد مختلفی فرمول تجربی یکسان داشته باشند مانند فرمالدهید، استیک اسید و گلوکوز که فرمول تجربی آنها CH_2O و فرمول مولکولی آنها به ترتیب HCHO ، CH_3COOH و $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ است.

(ایزومری)

- * ایزومر (هم‌پار): ترکیب‌هایی که فرمول مولکولی یکسان و فرمول ساختاری متفاوت دارند، مانند: اتانول ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) و دی‌متیل اتر ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) خواص فیزیکی ایزومرها با یکدیگر متفاوت است، مانند: نقطه ذوب، نقطه جوش و چگالی

فرمول ساختاری	فرمول مولکولی	ترکیب
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	اتانول
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	دی‌متیل اتر

- فرمول ساختاری افزون بر نوع، تعداد عنصرها و تعداد اتم‌های هر عنصر، شیوه اتصال اتم‌ها به یکدیگر را در مولکول نشان می‌دهد (شکل هندسی مولکول عامل بسیار مهمی در تعیین خواص شیمیایی آن است).

جدول مقایسه‌ی ۱- بوتانل و دی‌اتیل اتر

چگالی ($\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$)	نقطه‌ی جوش ($^{\circ}\text{C}$)	نقطه‌ی ذوب ($^{\circ}\text{C}$)	فرمول ساختاری	فرمول مولکولی	فرمول تجربی	ترکیب
۰/۸۱۰	۱۱۷	-۹۰	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$	$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$	۱- بوتانل
۰/۷۱۳	۳۴/۶	-۱۱۶/۳	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$	$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$	دی‌اتیل اتر

(قلمروهای الکترونی)

* قلمرو الکترونی: ناحیه ای در اطراف اتم مرکزی که الکترون‌ها (صرف نظر از تعداد) در آن جا حضور دارند. (پیوندهای یگانه، دوگانه یا سه گانه یک قلمرو به‌شمار می‌آیند).

* نظریه نیروی دافعه‌ی جفت الکترونی‌های لایه‌ی ظرفیت (VSEPR): مدلی است برای پیش بینی شکل مولکول براین اساس که جفت‌های الکترونی پیرامون اتم مرکزی، تا آن جا که امکان داشته باشد، دور از یکدیگر جهت گیری می‌کنند. به گونه‌ای که پایدارترین آرایش هندسی برای مولکول ایجاد می‌شود.

(شکل هندسی مولکولها)

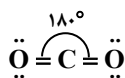
* برای تعیین شکل هندسی مولکول از روی ساختارهای لوویس:

(۱) ساختار لوویس مولکول را رسم کنید.

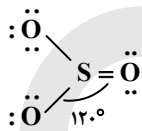
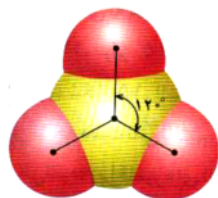
(۲) تعداد قلمروهای الکترونی در اطراف اتم را معین کنید.

آرایش هندسی مناسب را براساس تعداد قلمروهای الکترونی، به‌صورت زیر نتیجه بگیرید:

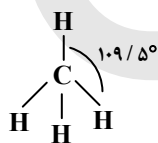
دو قلمرو الکترونی: ساختار خطی با زاویه پیوندی 180°



سه قلمرو الکترونی: ساختار سه ضلعی مسطح با زاویه پیوندی 120°



چهار قلمرو الکترونی: ساختار چهار وجهی با زاویه پیوندی 109.5°

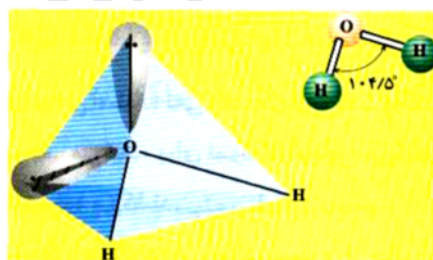
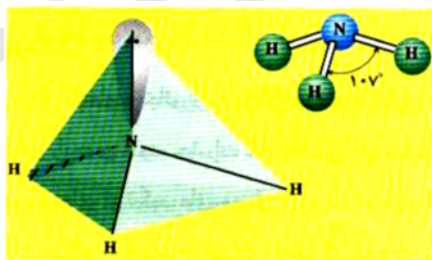


(۴) در صورت وجود جفت الکترون‌های ناپیوندی زوایای پیوند را طوری تنظیم کنید تا برای قلمروهای الکترونی مربوط به جفت‌های ناپیوندی فضای بزرگ‌تر باز شود.

مقایسه زاویه بین جفت الکترون‌ها: پیوندی - پیوندی > ناپیوندی - پیوندی > ناپیوندی - ناپیوندی

در مولکول آب ۴ قلمرو الکترونی بوده، مولکول آن خمیده و دارای زاویه 104.5° است. ۲ قلمرو در مولکول آب ناپیوندی است.

در مولکول آمونیاک نیز ۴ قلمرو الکترونی بوده، مولکول آن هرم مثلثی و دارای زاویه 107° است. یک قلمرو در مولکول آمونیاک جفت الکترون ناپیوندی است.



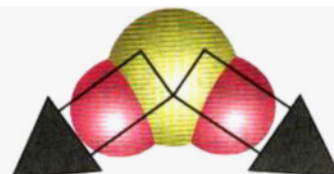
مولکول‌های قطبی و ناقطبی:

(۱) مولکول ناقطبی: مولکولی که ابر الکترونی آن متقارن باشد و یا مرکز اثر بارهای مثبت و منفی در آن بر هم منطبق باشد.

(۲) مولکول قطبی: مولکولی که ابر الکترونی آن نامتقارن بوده و یا مرکز اثر بارهای مثبت و منفی در آن بر هم منطبق نباشد. در این حالت مولکول دارای دو سر بوده که یکی سر مثبت و طرف دیگر سر منفی مولکول می‌باشد.



CO_2 (مولکول ناقطبی)



SO_2 (مولکول قطبی)

برای تشخیص قطبی یا غیر قطبی بودن مولکول‌ها آن‌ها را به صورت‌های زیر تقسیم می‌کنیم:

۱- ماده‌ی تک اتمی: در ماده‌های تک اتمی که در واقع گازهای نجیب می‌باشند، ابر الکترونی متقارن و ناقطبی بوده که این گازها عبارتند از: Xe, Kr, Ar, Ne, He

۲- مولکول‌های دو اتمی:

الف) مولکول‌های دو اتمی جور هسته (A_2): در این مولکول‌ها که از دو اتم یکسان تشکیل شده است و الکترونگاتیوی آن‌ها یکسان است، پیوند میان دو اتم کووالانسی ناقطبی بوده و ابرالکترونی پیوند و مولکول، یکسان و متقارن است، پس مولکول نیز متقارن و ناقطبی است. مانند: O_2, H_2, Cl_2, \dots

ب) مولکول‌های دو اتمی ناجور هسته (AB): در این مولکول‌ها اگر اختلاف الکترونگاتیوی بین دو اتم بیش از 0.4 باشد پیوند میان اتم‌ها کووالانسی قطبی بوده و ابر الکترونی پیوند که ابرالکترونی مولکول نیز می‌باشد نامتقارن بوده، بنابراین مولکول نامتقارن و قطبی است. مانند: NO, HCl, HF, \dots

۳- مولکول‌های چند اتمی:

مولکول‌های چند اتمی بسته به میزان قطبی بودن پیوندها و جهت گیری اتم‌ها در فضا (آرایش هندسی مولکول) می‌توانند قطبی یا ناقطبی باشند.

الف) مولکول‌های چند اتمی که اتم‌های یکسان دارند: در این مولکول‌ها پیوند میان اتم‌ها از نوع کووالانسی ناقطبی بوده و مولکول‌ها نیز متقارن و ناقطبی هستند. نظیر: S_8 و P_4 .

نکته: اوزون با فرمول مولکولی O_3 اتم‌های یکسان داشته و پیوندهای آن ناقطبی می‌باشد، ولی ماده قطبی است.

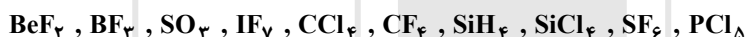
ب) مولکول‌های چند اتمی که اتم‌های یکسان ندارند: در مولکول‌های چند اتمی شکل فضایی یا شکل هندسی مولکول در قطبی بودن و یا ناقطبی بودن آن موثر است. برای تشخیص قطبی یا ناقطبی بودن این دسته از مولکول‌ها به اتم مرکزی توجه می‌کنیم.

اگر اتم مرکزی دارای جفت الکترون ناپیوندی باشد، مولکول قطبی می‌شود و در واقع در این مولکول‌ها مرکز اثر بارهای مثبت و منفی در مولکول بر یکدیگر منطبق نبوده و مولکول نامتقارن و قطبی می‌شود و چنان چه اتم مرکزی فاقد جفت الکترون ناپیوندی باشد، مرکز اثر بارهای مثبت و منفی در مولکول بر یکدیگر منطبق شده و مولکول متقارن و ناقطبی می‌شود، البته به شرطی که اتم‌های متصل به اتم مرکزی همگی از یک نوع باشند. چنان چه اتم‌های نام برده از یک نوع نباشند باز هم مولکول نامتقارن گشته و قطبی می‌گردد، پس می‌توان گفت اگر در مولکول سه نوع اتم وجود داشته باشد، مولکول قطبی می‌گردد.

تذکر: روش فوق در بیش‌تر مولکول‌هایی که با آن زیاد سر و کار دارید صادق است، هر چند در مواردی نیز این روش صدق نمی‌کند، مثلا در XeF_4 اتم مرکزی Xe دارای جفت الکترون‌های ناپیوندی بوده ولی ناقطبی است. چون شکل هندسی مولکول متقارن است.



در مثال‌های روبرو اتم مرکزی فاقد جفت الکترون ناپیوندی بوده و مولکول ناقطبی است.



در موارد روبرو اتم مرکزی دارای جفت الکترون ناپیوندی بوده و قطبی هستند.



در این مثال‌ها اتم مرکزی فاقد جفت الکترون ناپیوندی است ولی چون اتم‌های متصل به آن مشابه نیستند مولکولها قطبی هستند.



(نیروهای میان مولکولها)

* به‌جز نیروهای جاذبه‌ای میان یون‌های ناهم نام، بقیه برهم کنش‌های جاذبه‌ای میان مولکول - مولکول یا یون - مولکول را نیروهای وان‌دروالس می‌گویند.

* به نیروهای جاذبه‌ای میان مولکول‌های قطبی، نیروهای دو قطبی - دو قطبی می‌گویند. مانند نیروی میان مولکولها در HCl.

* وجود دو قطب مثبت و منفی در مولکول‌های قطبی بر نیروهای جاذبه‌ای موجود میان مولکول‌ها، نیروی جاذبه‌ای قوی را اضافه می‌کند، در حالیکه مولکولهای ناقطبی فاقد این نیروها هستند. مقدار این نیروها با افزایش جرم مولکولی افزایش می‌یابد.

* این نیروها روی حالت فیزیکی و یا کیفیت تغییر حالت فیزیکی مواد نقش دارد.

کربن مونوکسید (CO) و نیتروژن (N_2) گازهایی با جرم مشابه هستند ولی CO ماده‌ای قطبی و N_2 ناقطبی است، از این رو CO به‌علت نیروهای میان مولکولی قویتر، آسان‌تر به مایع تبدیل می‌شود. به‌همین ترتیب O_2 و F_2 هر دو ناقطبی و دارای نیروی لاندون بین مولکولهای خود هستند، ولی به‌علت بیشتر بودن جرم مولکولی در O_2 نیروهای جاذبه‌ای قویتری بین مولکولهای آن پدید می‌آید، از این رو آسان‌تر به مایع تبدیل می‌شود.

پیوند هیدروژنی:

اگر هیدروژن که کوچک ترین اتم شناخته شده است به اتم‌های فلئور، اکسیژن یا نیتروژن که کوچک ترین و الکترونگاتیو ترین اتم‌ها هستند متصل شود پیوندی بسیار قطبی ایجاد می‌شود که بار جزئی دو اتم درگیر پیوند، به ویژه اتم هیدروژن، در آن بسیار چشم گیر است. از این رو بین مولکولهای حاصل نیروی جاذبه دو قطبی - دو قطبی بسیار قوی تشکیل می‌شود که به علت استحکام زیاد به آن پیوند هیدروژنی گویند و نوعی نیروی جاذبه دوقطبی - دو قطبی است.

* δ نمادی برای نمایش مقدار بار الکتریکی جزئی است، باری کمتر از واحد بار الکتریکی.

* واژه پیوند هیدروژنی گمراه کننده است زیرا این نیروی جاذبه مانند دیگر نیروهای بین مولکولی بسیار ضعیف تر از پیوندهای کووالانسی بین اتم‌هاست.

* پیوند هیدروژنی نقطه جوش را به طور غیر منتظره نسبت به موارد مشابه خود بالا می‌برد. H_2S ترکیبی مشابه آب، قطبی و دارای پیوند کووالانسی است، ولی H_2S فاقد پیوند هیدروژنی است. (O و S در یک گروه جدول تناوبی هستند) تأثیر پیوند هیدروژنی را روی نقطه جوش آب نسبت به هیدروژن سولفید مشاهده می‌کنید.

ویژگی‌های آب و هیدروژن سولفید

جسم	نقطه‌ی ذوب (°C)	نقطه‌ی جوش (°C)
H_2O	۰/۰	۱۰۰/۰
H_2S	-۸۵/۵	-۶۰/۳

* مقایسه قدرت پیوند هیدروژنی در H_2O ، HF و NH_3 : پیوند هیدروژنی در HF نسبت به H_2O قوی تر است زیرا اختلاف الکترونگاتیوی F با

H نسبت به O با H بیش تر بوده و قطبیت پیوند بیش تر شده و پیوند هیدروژنی ناشی از H و F در بین مولکولهای HF قوی تر می‌شود.

مشابه همین دلیل برای NH_3 و H_2O نیز صادق است ($NH_3 < H_2O$). پس قدرت پیوند هیدروژنی در این سه ماده به این صورت زیر است:



* مقایسه نقطه جوش HF ، H_2O ، NH_3 : تصور می‌شود که برطبق مطلب فوق نقطه جوش HF از دو ماده‌ی دیگر بالاتر باشد در صورتی‌که

اینگونه نیست و قدرت پیوند هیدروژنی به تنهایی تعیین کننده‌ی نقطه جوش نیست بلکه تعداد پیوند هیدروژنی که هر مولکول با مولکول‌های اطراف خود برقرار می‌کند نیز تعیین کننده است. چون هر مولکول H_2O با مولکول‌های اطراف حداکثر ۴ پیوند هیدروژنی برقرار می‌کند و در شبکه بلوری یخ تعداد پیوند هیدروژنی هر مولکول آب برابر ۴ می‌باشد، که بیش از HF و NH_3 است، از این رو نقطه جوش آب بیش تر است.

* علت بالاتر بودن نقطه جوش در HF و H_2O نسبت به ترکیب‌های مشابه و هم گروه خود، وجود پیوندهای هیدروژنی در آن‌هاست. از این رو

در ترکیب‌های هیدروژن دار گروه‌های ۶ و ۷، بیش ترین نقطه جوش مربوط به ترکیبات هیدروژن دار اولین عنصر گروه و کمترین نقطه جوش

مربوط به دومین ترکیب گروه است چون کمترین جرم را دارند مثلاً در بین ترکیب‌های هیدروژن دار گروه هفتم، HF بیش ترین و HCl کمترین نقطه جوش را دارند. طول پیوند هیدروژنی نسبت به پیوند کووالانسی بزرگ تر بوده و انرژی آن کم تر است.

* جدول تغییر نقطه جوش عناصر هم گروه

