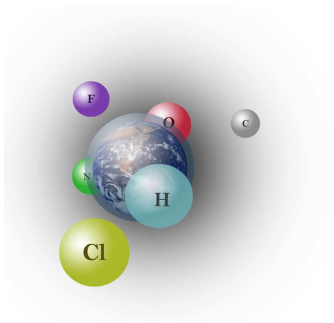
سرشاخ شدن با کنکور
konkoori.blog.ir

سرشاخ شدن با کنکور

- خلاصه مطالب دروس
- جزوات برترین اساتید
- ارایه نکات کنکوری
- مشاوره کنکور
- اخبار کنکوری ها

«همه‌وهمه در سرشاخ شدن با کنکور»

www.konkoori.blog.ir

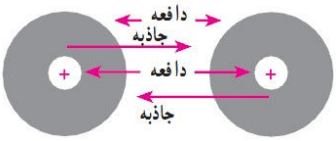


ترکیب های کووالانسی

پیوند کووالانسی

۱- در این پیوند بین دو اتم نافلز دو یا چند الکترون به اشتراک گذاشته می شود.

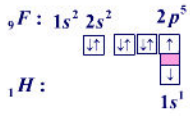
۲- برای تشکیل پیوند کووالانسی بین دو اتم شرط اصلی این است که اثر نیروهای جاذبه ای بسیار بیشتر از مجموع نیروهای دافعه ای میان دو هسته و بین دو الکترون باشد.



۳- پیوند کووالانسی ناشی از همپوشانی دو اوربیتال نیمه پر است.

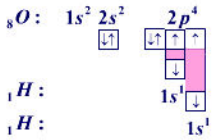
٤- هر اتم، با سایر اتم ها تعدادی الکترون به اشتراک می گذارد که با تعداد اوربیتال های تک الکترونی لایه ظرفیت برابر است و در اصطلاح به آن ظرفیت کووالانسی می گویند.

نمایش پیوند کووالانسی در HF :



$H-F$ $\quad H:\ddot{F}:$

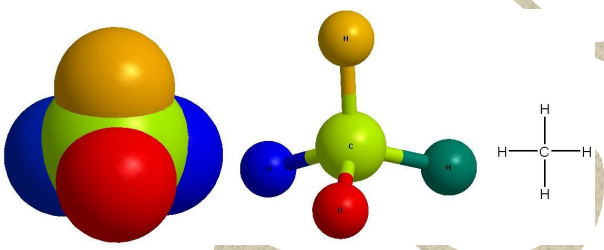
نمایش پیوند کووالانسی در H_2O :

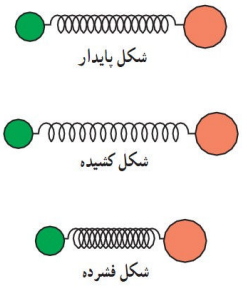


$H-O-H$ $\quad H:\ddot{O}:H$

۵- پیوند کووالانسی هنگامی تشکیل می شود که اتم ها به تعداد برابر الکترون به اشتراک بگذارند.

٦- پیوند های کووالانسی انعطاف پذیرند. اگر فشرده یا کشیده شوند، در نهایت به اندازه اولیه خود باز می گردند. (مانند یک فنر)

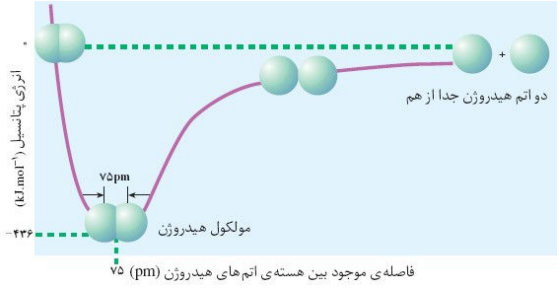


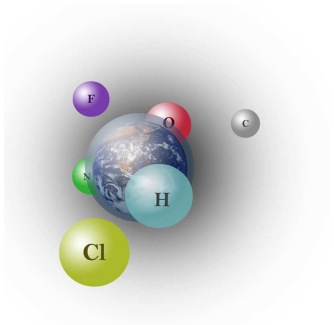


نمودار انرژی پتانسیل

۱- هر چه انرژی پتانسیل ذره ای بیشتر باشد، پایداری آن کمتر است.

۲- پیش از تشکیل پیوند، نیروهای جاذبه زیاد است. با نزدیک شدن هسته ها به هم انرژی پتانسیل کاهش و پایداری افزایش می یابد. این روند تا تشکیل پیوند ادامه می یابد. پس از تشکیل پیوند، نزدیک تر شدن هسته ها سبب افزایش نیروی دافعه، افزایش انرژی پتانسیل و در نتیجه کاهش پایداری می گردد.





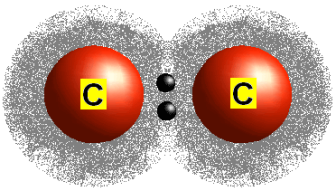
ترکیب های کووالانسی

۳- به فاصله تعادلی میان هسته های دو اتم درگیر در پیوند، طول پیوند می گویند. طول پیوند نشان دهنده جایگاه اتم ها در پایین ترین سطح انرژی یا پایدارترین حالت است.

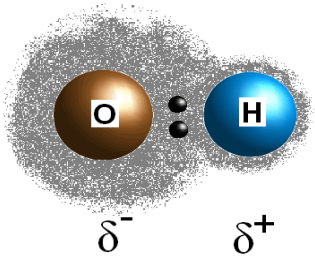
٤- انرژی پیوند، انرژی لازم برای شکستن پیوند کووالانسی و تولید اتم های جدا از هم است.

پیوند کووالانسی را از نظر قطبیت به دو دسته تقسیم می کنند

۱- پیوند کووالانسی ناقطبی نوعی پیوند کووالانسی است که در آن الکترون های پیوندی به طور یکسان بین دو اتم متصل به هم توزیع شده باشد. به عبارت دیگر، پیوندی است که در آن دو اتم از یک جنس باشند.



۲- پیوند کووالانسی قطبی نوعی پیوند کووالانسی است که در آن الکترون های پیوندی به وسیله یکی از اتم های متصل به هم بیشتر جذب شود. به عبارت دیگر، پیوندی است که در آن دو اتم یک جنس نباشند.



۳- هر چه اختلاف الکترونگاتیوی بین دو اتم بیشتر باشد، قطبیت پیوند نیز بیشتر خواهد بود.

٤- هر چه طول پیوند کووالانسی کوتاه تر باشد، انرژی آن بیشتر است و پیوند قوی تر خواهد بود.

طول پیوند : H-F < H-Cl < H-Br < H-I

انرژی پیوند : H-F > H-Cl > H-Br > H-I

۵- میزان قطبی بودن یک پیوند کووالانسی قطبی را تفاوت الکترونگاتیوی اتم های درگیر در آن پیوند تعیین می کند.

الف- اگر اختلاف الکترونگاتیوی بین دو اتم کمتر از ۰/۴ باشد ← پیوند کووالانسی ناقطبی است.

ب- اگر اختلاف الکترونگاتیوی بین دو اتم در گستره ۰/۴ تا ۱/۷ باشد ← پیوند کووالانسی قطبی است.

پ- اگر اختلاف الکترونگاتیوی بین دو اتم بیشتر از ۱/۷ باشد ← پیوند یونی است.

٦- به جفت الکترون به اشتراک گذاشته شده در یک پیوند کووالانسی جفت الکترون پیوندی می گویند.

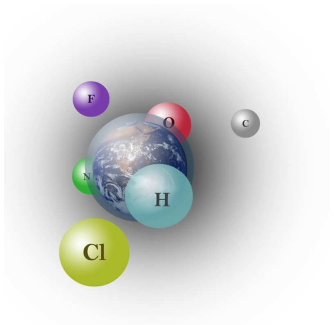
۷- جفت الکترون ناپیوندی، جفت الکترونی است که در تشکیل پیوند کووالانسی شرکت نمی کند و فقط به یکی از اتم ها تعلق دارد.

رسم ساختار لوویس (مدل الکترون - نقطه)

۱- تعداد کل الکترون های ظرفیتی تمام اتم ها را در ساختار پیدا کنید.

الف- برای یک یون منفی، بار یون را به این عدد اضافه کنید.

ب- برای یک یون مثبت، بار یون را از این عدد کم کنید.



ترکیب های کووالانسی

۲- تعداد الکترون های لازم برای آن که به هر اتم هیدروژن دو الکترون و به سایر اتم ها هر یک هشت الکترون برسد را پیدا کنید.

(تعداد سایر اتم ها) ۸ + (تعداد اتم های H) ۲ = تعداد الکترون های هر اتم

۳- تعداد الکترون های پیوندی را از کم کردن عدد های دو مرحله قبل به دست آورید.

(تعداد کل الکترون ها) - (تعداد الکترون های هر یک از اتم ها) = تعداد الکترون های پیوندی

۴- (تعداد الکترون های پیوندی) ÷ ۲ = تعداد پیوند های دو الکترونی

۵- (تعداد الکترون های پیوندی) - (تعداد کل الکترون ها) = تعداد الکترون های نا پیوندی

نکات مربوط به رسم ساختارهای لوویس برای مولکول های چند اتمی

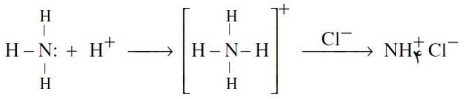
۱- اتم های هیدروژن و هالوژن ها تنها با یک اتم دیگر پیوند می دهند و معمولاً در پیرامون اتم مرکزی قرار می گیرند.

۲- معمولاً اتمی که الکترونگاتیوی آن از همه کمتر است، اتم مرکزی در نظر گرفته می شود.

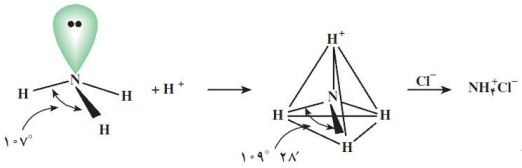
۳- وقتی در مولکولی از یک عنصر بیش از یک اتم وجود داشته باشد، این اتم ها اغلب در اطراف اتم مرکزی قرار می گیرند.

پیوند داتیو نوع خاصی از پیوند کووالانسی است

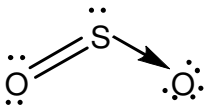
۱- پیوند داتیو (کووالانسی کوئوردیناسی) پیوندی است که در آن جفت الکترون ناپیوندی از سوی یک عنصر در اختیار اوربیتال خالی عنصر دیگر قرار می گیرد.



۲- پیوند داتیو پس از تشکیل همان پیوند کووالانسی است.



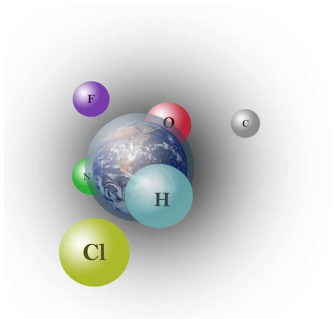
۳- اکسیژن در گرفتن پیوند داتیو مهارت دارد.



نامگذاری ترکیب های مولکولی

۱- با استفاده از پیشوند، ریشه نام عنصر و پسوند معمولاً ابتدا نام عنصری گفته می شود که الکترونگاتیوی آن کمتر است و سپس نام عنصر با الکترونگاتیوی بیشتر آورده می شود.

گوگرد دیوکسید	SO_2	کربن مونوکسید	CO
گوگرد تریوکسید	SO_3	کربن دیوکسید	CO_2
بورتری‌کلرید	BCl_3	نیتروژن دیوکسید	NO_2
فسفر پنتا کلرید	PCl_5	دی‌نیتروژن تتروکسید	N_2O_4
گوگرد هگزا فلوئورید	SF_6	دی نیتروژن پنتوکسید	N_2O_5



ترکیب های کووالانسی

توجه کنید که اگر تعداد عنصر اول بیش از یک نباشد، پیشوند مونو آورده نمی شود. برای مثال در CO، برای کربن پیشوند مونو نمی آوریم و فقط برای اکسیژن پیشوند مونو قرار می دهیم.

۲- نامگذاری با استفاده از عدد اکسایش در اتم هایی که پیوند کووالانسی بین آنها قطبی است، توزیع الکترون ها بین دو اتم یکسان نیست. درست است که این اتم ها مانند یون ها بار کامل مثبت یا منفی ندارند ولی اتمی که دارای الکترونگاتیوی بیشتری است، جفت الکترون پیوندی را بیشتر به سمت خود می کشد و چگالی ابر الکترونی در اطراف آن بیشتر بوده، دارای مقدار جزیی بار منفی (δ^-) می شود. به همین ترتیب اتمی که الکترونگاتیوی آن کم است، مقدار جزیی بار مثبت (δ^+) پیدا می کند. به این بار الکتریکی که به هر اتم نسبت داده می شود، عدد اکسایش آن اتم می گویند.

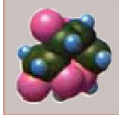
نیتروژن (II) اکسید	NO	فسفر (III) کلرید	PCl_3
نیتروژن (IV) اکسید	NO_2	فسفر (V) کلرید	PCl_5

چگونه فرمول های شیمیایی را نمایش می دهند؟

۱- فرمول تجربی ساده ترین فرمول برای نمایش یک ترکیب معین که شامل نماد شیمیایی عنصرها همراه با زیروندهایی است که کوچک ترین نسبت صحیح اتم ها را مشخص می کند را فرمول تجربی می نامند.

۲- فرمول مولکولی فرمول مولکولی نوع وتعداد واقعی اتم ها را در مولکول های سازنده یک ترکیب مولکولی به دست می دهد.

۳- برای بعضی از مولکول ها مانند CO_2، H_2O و NH_3 فرمول مولکولی با فرمول تجربی یکسان است. اما در مورد بسیاری از ترکیب ها این دو با یکدیگر متفاوت هستند.

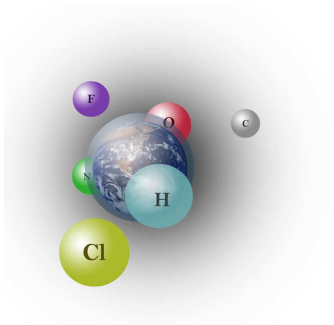
ترکیب	فرمول تجربی	فرمول مولکولی	جرم مولی $g.mol^{-1}$	طرز نمایش
فرمالدهید	CH_2O	CH_2O (یک برابر فرمول تجربی)	۳۰/۰۳	
استیک اسید	CH_2O	$C_2H_4O_2$ (دو برابر فرمول تجربی)	۶۰/۰۶	
گلوکوز	CH_2O	$C_6H_{12}O_6$ (شش برابر فرمول تجربی)	۱۸۰/۱۸	

٤- فرمول مولکولی مضربی از فرمول تجربی است.

X در این رابطه یک عدد کامل است

فرمول مولکولی = (فرمول تجربی) X

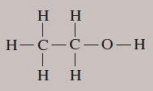
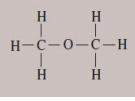
$$X = \frac{\text{جرم فرمول مولکولی}}{\text{جرم فرمول تجربی}}$$



ترکیب های کووالانسی

۵- فرمول ساختاری فرمول ساختاری افزون بر نوع، تعداد عنصرها و تعداد اتم های هر عنصر، شیوه اتصال اتم ها به یکدیگر را در مولکول نشان می دهد.

٦- در فرمول ساختاری جفت الکترون های ناپیوندی نشان داده نمی شوند.

ترکیب	فرمول تجربی	فرمول مولکولی	فرمول ساختاری	نقطه‌ی جوش (°C)	چگالی ($g.cm^{-3}$)
اتانول	C_2H_6O	C_2H_6O		۷۸/۰	۰/۸۱۶
دی متیل اتر	C_2H_6O	C_2H_6O		-۲۴/۵	۰/۶۶۱

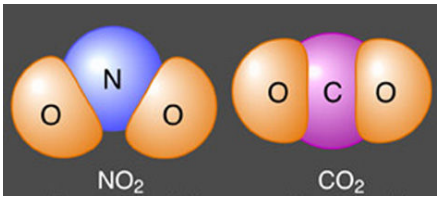
۷- به ترکیب هایی که فرمول مولکولی یکسانی دارند اما فرمول ساختاری آنها با یکدیگر تفاوت می کند ایزومر یا همپار می گویند.

اتانول و دی متیل اتر ایزومر یکدیگر هستند.

تعیین شکل هندسی مولکول ها

۱- شکل هندسی مولکول عامل بسیار مهمی در تعیین خواص شیمیایی آن است.

۲- معمولاً بین فرمول مولکولی یک ترکیب و شکل هندسی آن رابطه روشنی وجود ندارد. برای مثال، مولکول CO_2 و NO_2 هر دو از سه اتم تشکیل شده اند اما شکل هندسی آنها متفاوت است.



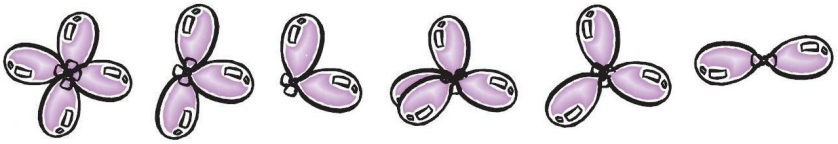
خمیده خطی

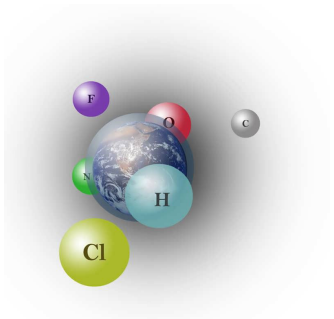
نظریه نیروی دافعه جفت الکترون های لایه ظرفیت (VSEPR) و قلمرو الکترونی

۱- نیروهای دافعه الکتروستاتیک موجود بین جفت الکترون های پیوندی یا ناپیوندی موجود در یک مولکول، موجب می شود که این جفت الکترون ها تا آن جا که امکان داشته باشد، از یکدیگر فاصله بگیرند.

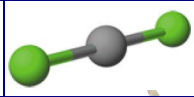
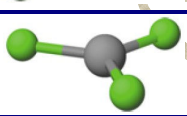
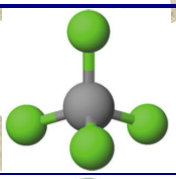
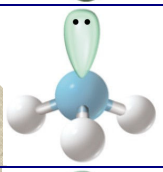
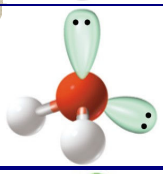
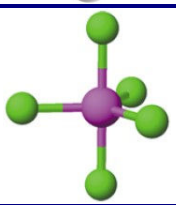
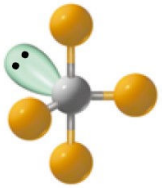
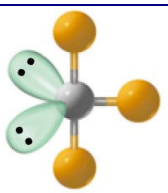
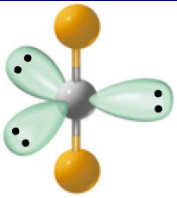
۲- جهت گیری جفت الکترون ها به گونه ای است که پایدارترین آرایش هندسی را برای مولکول فراهم می کند.

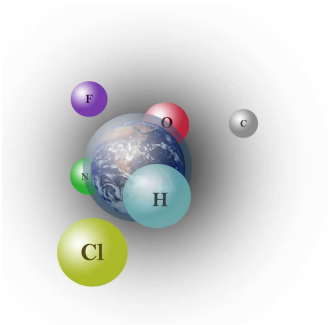
۳- قلمرو الکترونی به ناحیه ای در اطراف اتم مرکزی گفته می شود که الکترون ها در آن جا حضور دارند (جفت الکترون ناپیوندی، پیوند های یگانه، دوگانه یا سه گانه یک قلمرو به شمار می آید).



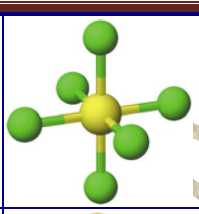
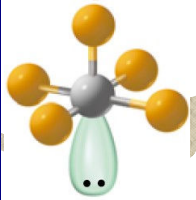
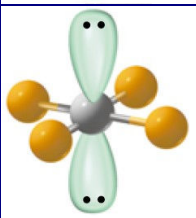


ترکیب های کووالانسی

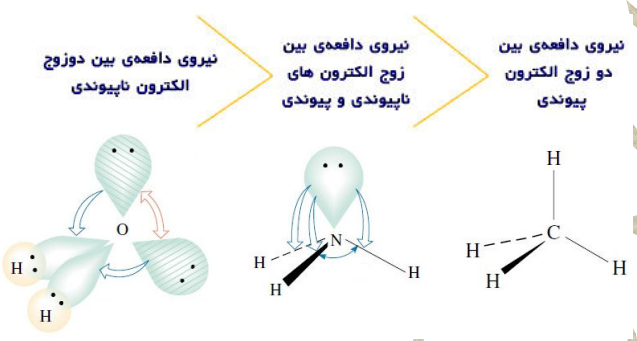
مثال	شکل هندسی	زاویه پیوندی	شکل مولکول	فرمول	جفت الکترون ناپیوندی	جفت الکترون پیوندی	آرایش	تعداد قلمرو الکترونی
CO_2 HCN BeF_2		۱۸۰	خطی	AX_2	۰	۲	خطی	۲
BF_3 SO_3		۱۲۰	مثلث مسطح	AX_3	۰	۳	سه ضلعی مسطح	۳
SO_2 $SnCl_2$		کمتر از ۱۲۰	خمیده	AX_2	۱	۲		
CH_4 NH_4^+ P_4		۱۰۹/۵	چهاروجهی	AX_4	۰	۴	چهاروجهی	۴
NH_3 H_3O^+ PH_3		۱۰۷	هرم مثلثی	AX_3	۱	۳		
H_2O H_2S SCl_2		۱۰۴/۵	خمیده	AX_2	۲	۲		
PCl_5 $SbCl_5$			دو هرمی با قاعده مثلث	AX_5	۰	۵	دو هرمی با قاعده مثلث	۵
SF_4 $TeCl_4$			چهاروجهی نامنظم	AX_4	۱	۴		
ClF_3 BrF_3			T شکل	AX_3	۲	۳		
ICl_2^- I_3^-			خطی	AX_2	۳	۲		



ترکیب های کووالانسی

SF_6			هشت وجهی	AX_6	۰	۶		
ClF_5 BrF_5			هرم با قاعده مربع	AX_5	۱	۵	هشت وجهی	۶
ICl_4^- BrF_4^-			مربع مسطح	AX_4	۲	۴		

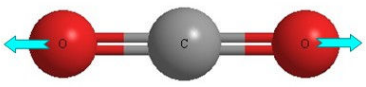
مقایسه نیروی دافعه میان جفت الکترون ها

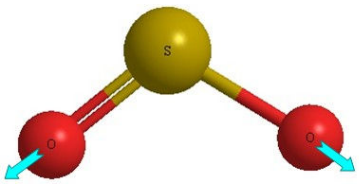


مولکول های قطبی و ناقطبی

۱- در پیوند های قطبی ابر الکترونی به طور نابرابر بین دو اتم تقسیم شده است و الکترون ها بیشتر وقت خود را نزدیک اتم الکترونگاتیوتر می گذرانند.

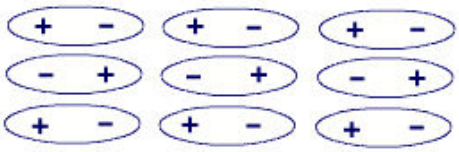
۲- توزیع ناهمگون (نابرابر) الکترون ها یک مولکول دواتمی را به یک دوقطبی تبدیل می کند (مولکول قطبی).





۳- وجود دو قطب مثبت و منفی دایمی در مولکول های قطبی بر نیروهای جاذبه ای موجود میان مولکول ها، نیروی جاذبه ای قوی تری را اضافه می کند.

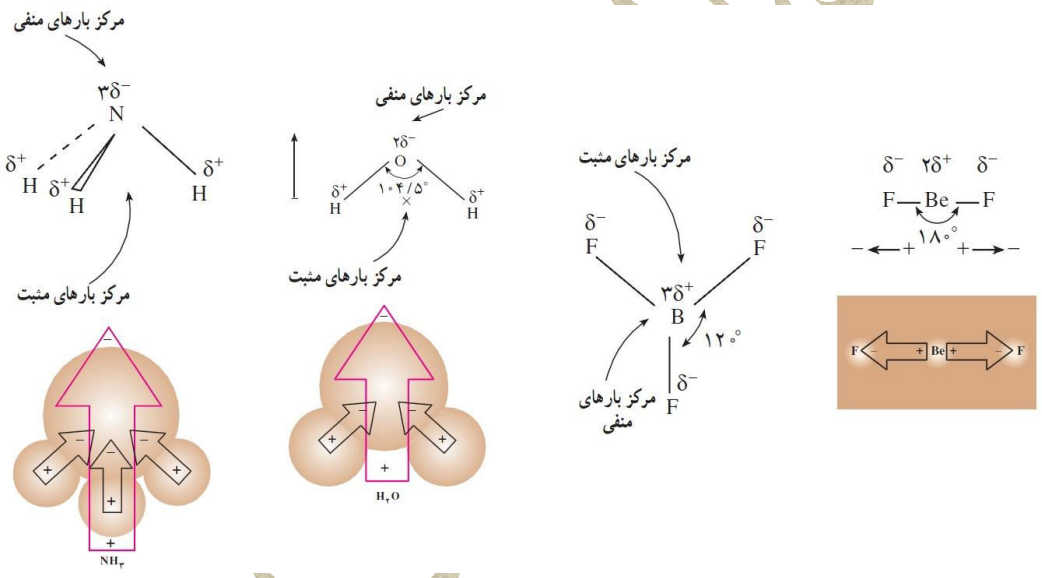
٤- به نیروهای جاذبه ای میان مولکول های قطبی نیروهای دوقطبی – دوقطبی می گویند.



٥- مولکول هایی که در آنها ابر الکترونی به صورت متقارن توزیع شده است، جور هسته بوده و از جمله مولکول های ناقطبی به شمار می آیند.

٦- قطبی بودن یک مولکول به دو دلیل می تواند باشد: الف- وجود جفت الکترون ناپیوندی روی اتم مرکزی مانند NH_3

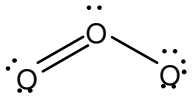
ب- یک جنس نبودن اتم های متصل به اتم مرکزی مانند $CHCl_3$



تشخیص قطبی یا ناقطبی بودن مولکول ها

١- کلیه مولکول های ساده (مولکول هایی که از یک نوع عنصر تشکیل شده اند) ناقطبی هستند. مانند O_2، H_2، F_2، P_4، S_8 و...

* اوزون (O_3) مولکولی قطبی است.

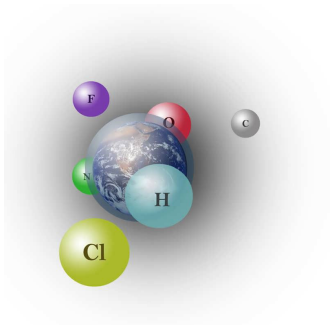


٢- کلیه مولکول های دواتمی که دو اتم آنها غیر یک جنس هستند، قطبی می باشند. مانند HCl، CO، NO و ...

٣- اگر اتم های متصل به اتم مرکزی یک جنس نباشند، مولکول قطبی است. مانند $CHCl_3$، CF_2Cl_2، $POCl_3$، HCN

٤- اگر تعداد اتم های اطراف با شماره گروه اتم مرکزی برابر باشد اتم مرکزی فاقد جفت الکترون ناپیوندی بوده لذا مولکول ناقطبی می شود. اما اگر شماره گروه اتم مرکزی با تعداد اتم های اطراف برابر نباشد، یعنی اتم مرکزی الکترون ناپیوندی دارد لذا مولکول قطبی می باشد.

البته به هنگام استفاده از این نکته هر اتم اکسیژن یا گوگرد را به عنوان دو اتم در نظر می گیریم. زیرا این دو عنصر دوظرفیتی بوده و دو الکترون اتم مرکزی را در اختیار می گیرند.

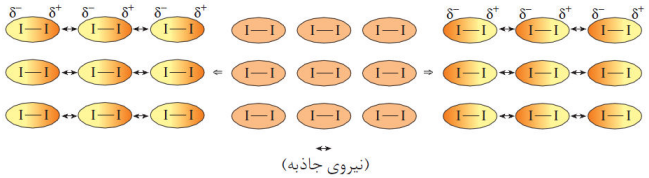


ترکیب های کووالانسی

نیروهای لاندن

۱- به جز نیروهای جاذبه ای میان یون های ناهمنام بقیه برهمکنش ها جاذبه ای میان مولکول- مولکول یا یون- مولکول را نیروهای واندروالس می نامند.

۲- مقدار این نیروها با افزایش جرم مولکول ها افزایش می یابد ($I_2 > Br_2 > Cl_2$).



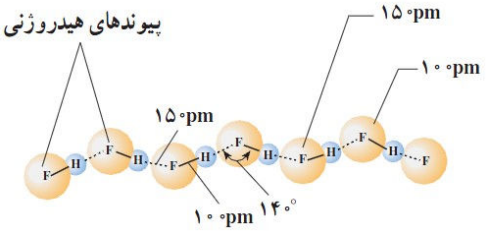
۳- خواص فیزیکی یک ماده به قدرت نیروهای جاذبه ای میان ذره های سازنده آن بستگی دارد.

٤- هر چه نیروهای جاذبه ای بین مولکولی بیشتر باشد، مایع کردن گازها آسان تر خواهد بود.

پیوند هیدروژنی

۱- پیوند هیدروژنی نوعی نیروی جاذبه دوقطبی – دوقطبی قوی است.

۲- این پیوند میان کوچک ترین اتم شناخته شده (یعنی هیدروژن) و سه اتم فلوئور، اکسیژن و نیتروژن، یعنی الکترونگاتیوترین اتم ها به وجود می آید.



۳- این سه اتم (F, O, N) { ۱- الکترونگاتیوی بسیار زیادی دارند. ۲- دارای حجم بسیار کوچک هستند.

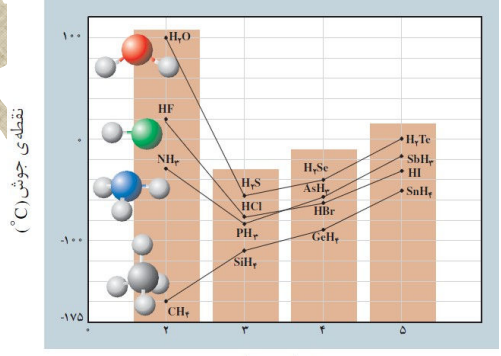
٤- نقطه های ذوب و جوش بسیار بالای آب نشان می دهد که نیروهای جاذبه دوقطبی – دوقطبی در مولکول های آب باید خیلی قوی تر از نیروهای جاذبه ای مشابه بین مولکول های H_2S باشد.

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

۵- پیوند هیدروژنی نیز مانند دیگر نیروهای جاذبه بین مولکولی، بسیار ضعیف تر از پیوند کووالانسی بین اتم ها است.

مقایسه نقطه جوش ترکیب های هیدروژن دار

$H_2O > HF > NH_3 > CH_4$



شماره‌ی تناوب

$H_2O > H_2Te > H_2Se > H_2S$

$HF > HI > HBr > HCl$

$SbH_3 > NH_3 > AsH_3 > PH_3$

$SnH_4 > GeH_4 > SiH_4 > CH_4$