

به نام خدا



مرکز دانلود رایگان
مهندسی متالورژی و مواد

www.Iran-mavad.com



فصل سوم

ساختار هندسی مولکولها

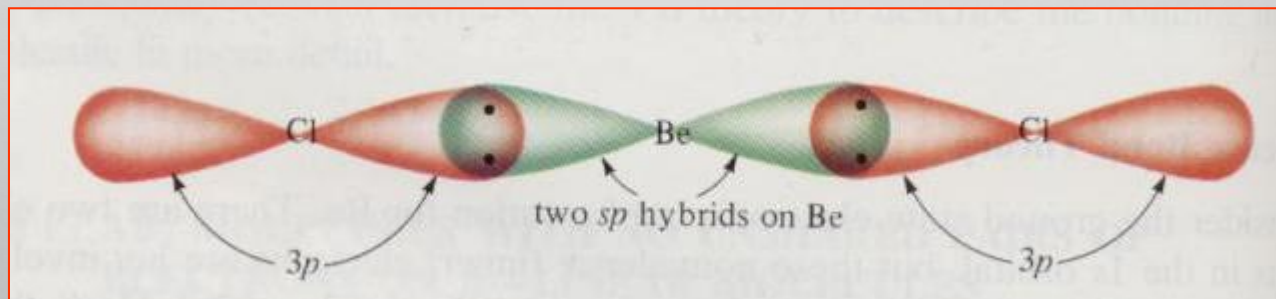
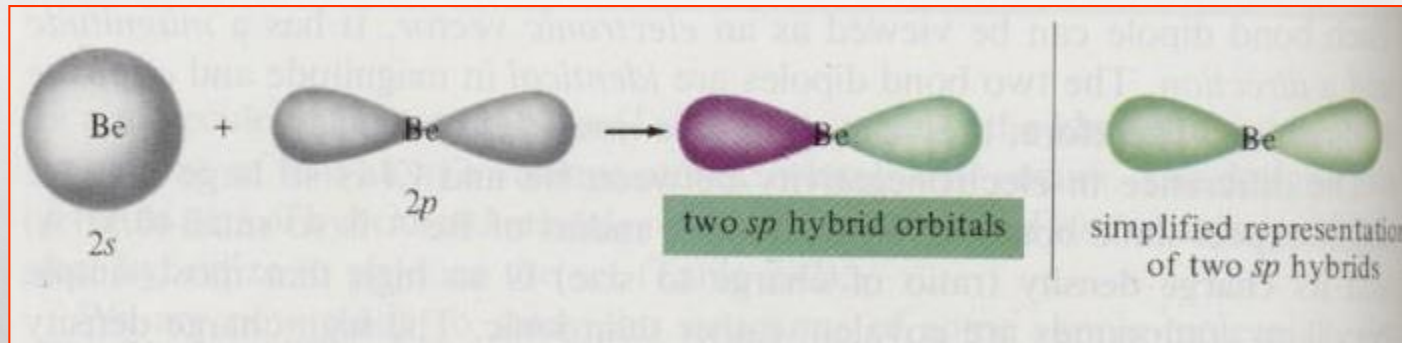
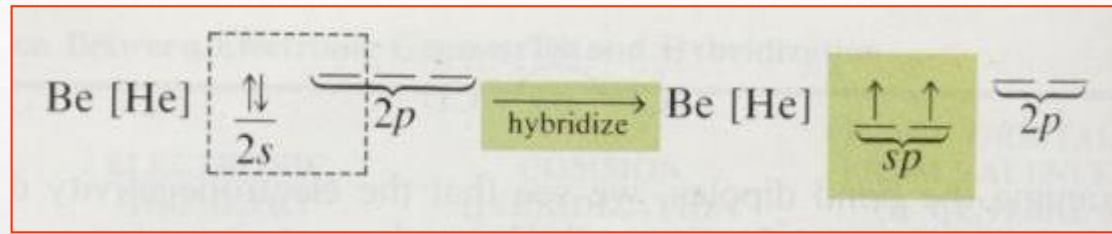
تمامی نکات و خلاصه مباحث تئوری عمومی مورتنبر

گروه آموزشی شیمی ناحیه ۲ ری

این مبحث را با بررسی شکل هندسی کلرید برلیم آغاز می‌کنیم.

در ابتدا اتم برلیم ($\text{Be: } 1s^2 2s^2$) مقدار کمی انرژی می‌گیرد و به حالت برانگیخته ($\text{Be: } 1s^2 2s^1 2p^1$) می‌رود. حال برلیم با توجه به داشتن دو الکترون منفرد می‌تواند با دو اتم کلر واکنش دهد ولی چون در تشکیل این دو پیوند از دو اربیتال مختلف استفاده شده پس باید دو پیوند در مولکول کلرید برلیم با یکدیگر اختلاف داشته باشند. ولی در مولکول کلرید برلیم هر دو پیوند کاملاً یکسان می‌باشند. یکسان بودن دو پیوند را می‌توانیم به این صورت توجیه نمایم که توابع موج اربیتالهای $2s$ و $2p$ اتم برلیم با یکدیگر ترکیب شده و در اربیتال هیبریدی sp بوجود می‌آورند.

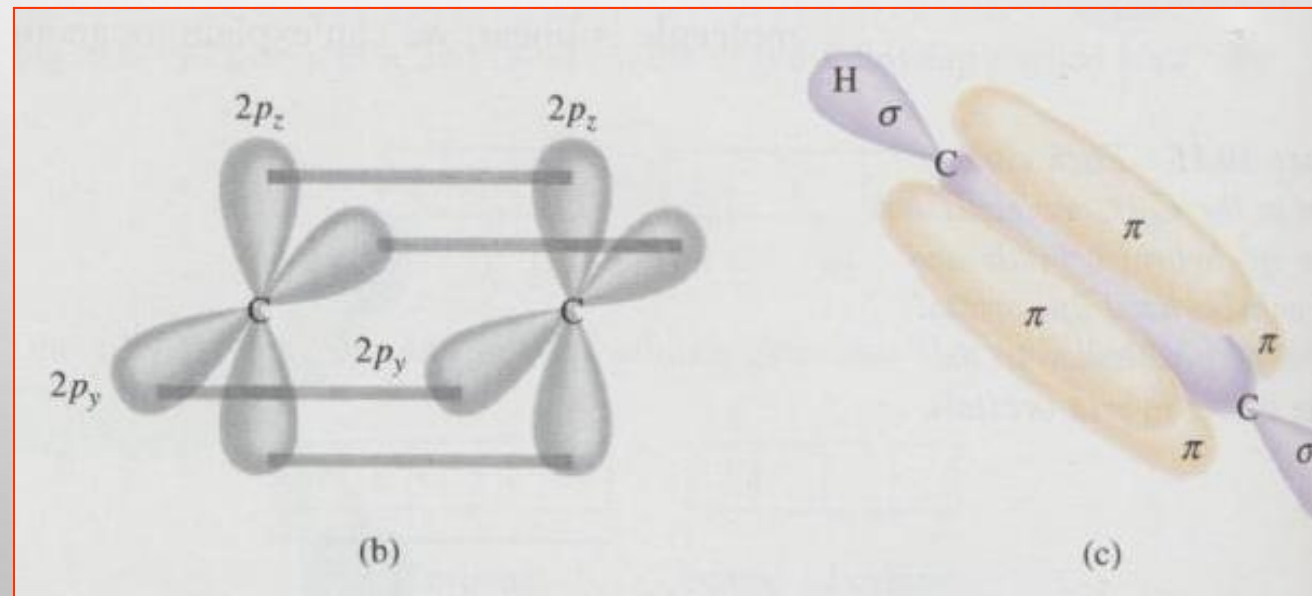
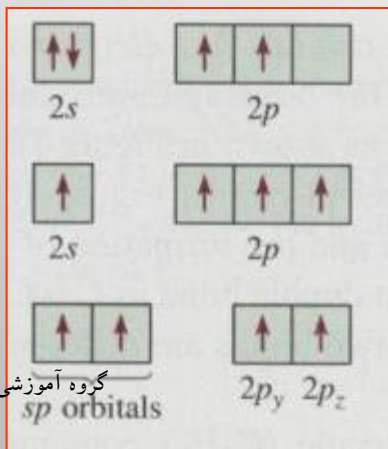
فرآیند هیبرید شدن و شکل اربیتالهای هیبریدی sp در شکل زیر نشان داده شده است. دو اربیتال هیبریدی sp از هر نظر با هم یکسان می باشند و با یکدیگر زاویه 180° می سازند بنابراین مولکول خطی خواهد شد.



مثال: هیبرید شدن اربیتالهای اتم کربن را برای تشکیل مولکول استیلن بررسی نمائید.



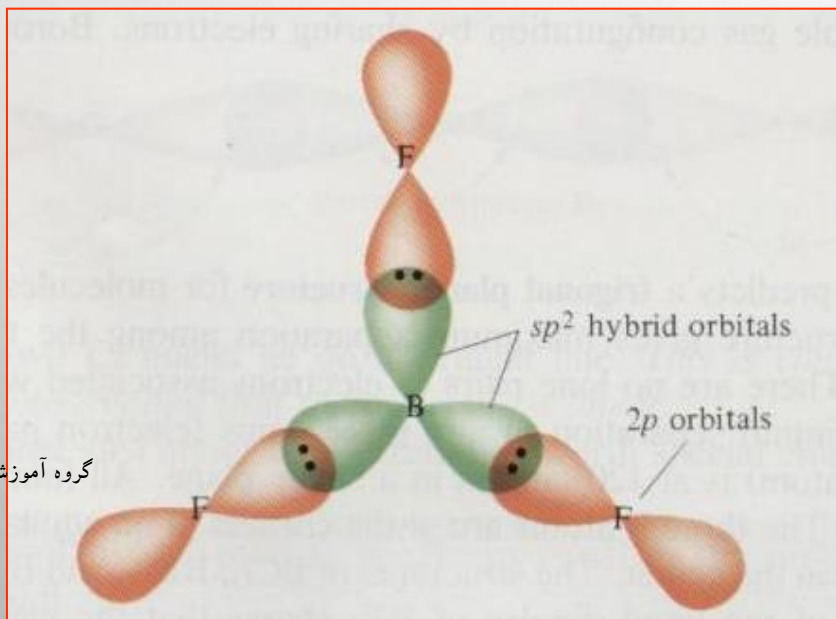
اتم کربن در این ترکیب از هیبرید sp استفاده می‌کند ولی چون دو اربیتال P از هر اتم در هیبریداسیون شرکت نمی‌کند می‌توانند از پهلو با یکدیگر همپوشانی کرده و دو پیوند π را ایجاد نمایند. روش هیبرید شدن در استیلن در شکل زیر مشاهده می‌گردد.



مثال: شکل هندسی و هیبریداسیون مولکول BF_3 را بررسی نمائید.

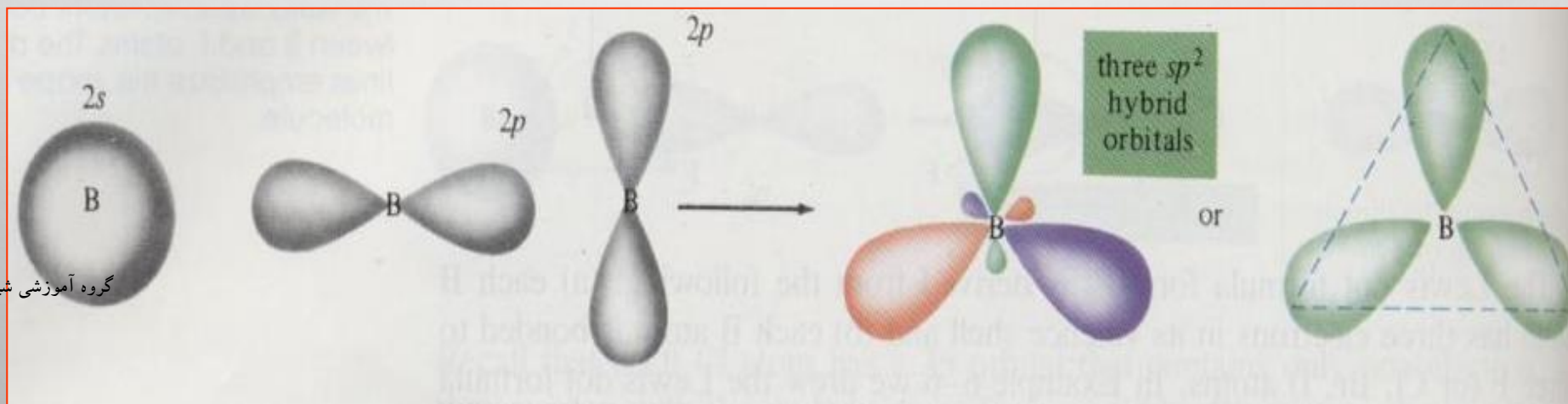
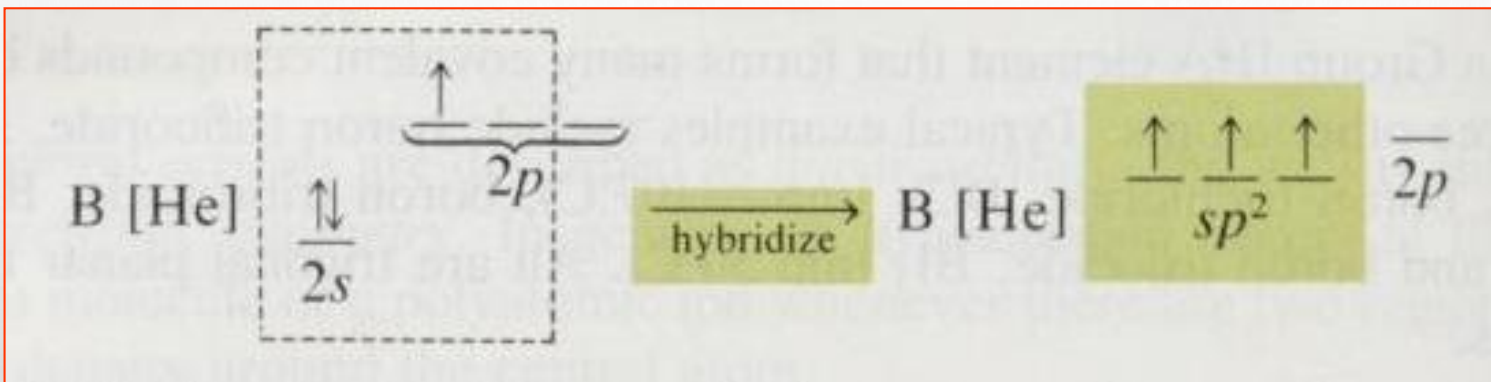
$5\text{B}: 1\text{S}^2 2\text{S}^2 2\text{P}^1$

اتم بور در ابتدا با گرفتن انرژی به حالت برانگیخته ($2\text{S}^1 2\text{P}^2$) در می آید سپس توابع موج اربیتال 2S و دو اربیتال 2P با یکدیگر ترکیب شده و سه اربیتال هیبریدی SP^2 را بوجود می آورند.



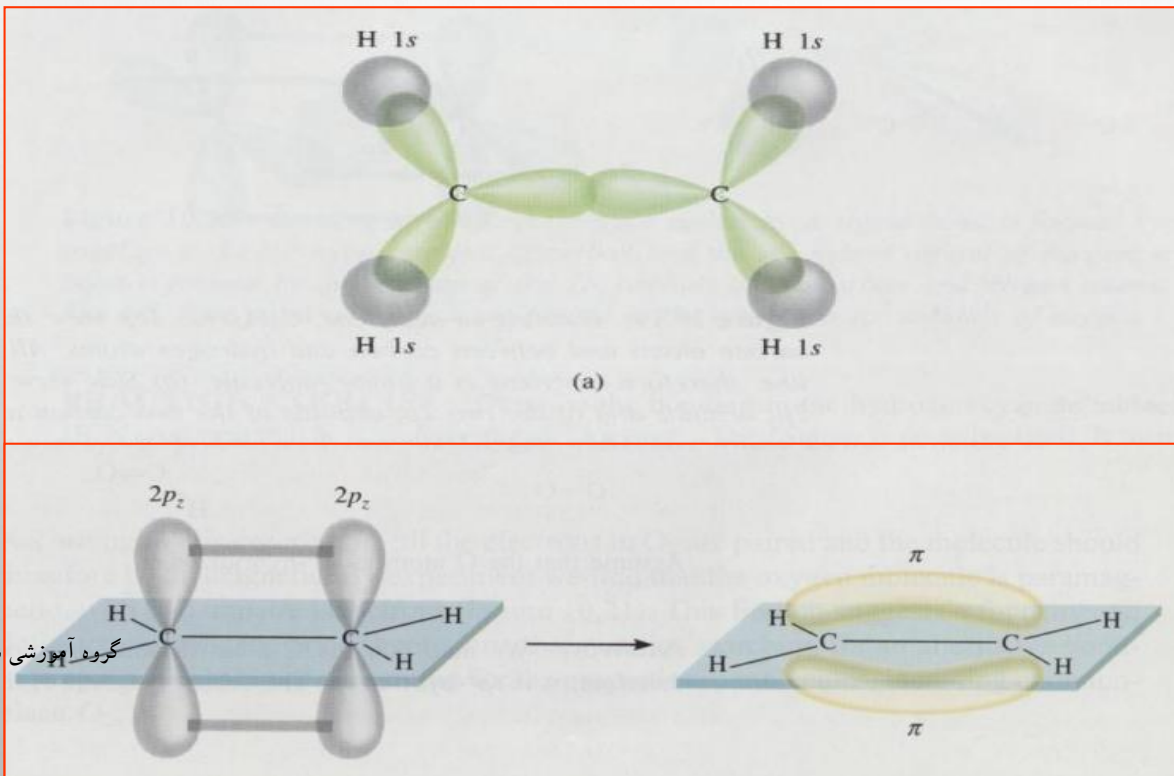
**مولکول BF_3 مثلث مسطح می باشد
و هر سه پیوند کاملا یکسان بوده و
با یکدیگر زاویه 120° می سازند.**

این سه اربیتال از هر نظر با هم یکسان بوده و در يك صفحه دارند و با یکدیگر زاویه 120° می‌سازند. تشکیل اربیتالهای هیبریدی sp^2 در زیر نشان داده شده است.



مثال: هیبرید شدن کربن را در اتیلن بررسی نمائید.

اربیتال 2S و دو اربیتال 2P از اتم کربن با یکدیگر هیبرید شده و 3 اربیتال هیبریدی SP^2 را مطابق شکل زیر ایجاد می‌نمایند. سومین اربیتال 2P کربن‌ها از پهلو با یکدیگر همپوشانی کرده و یک پیوند π را تشکیل می‌دهند.

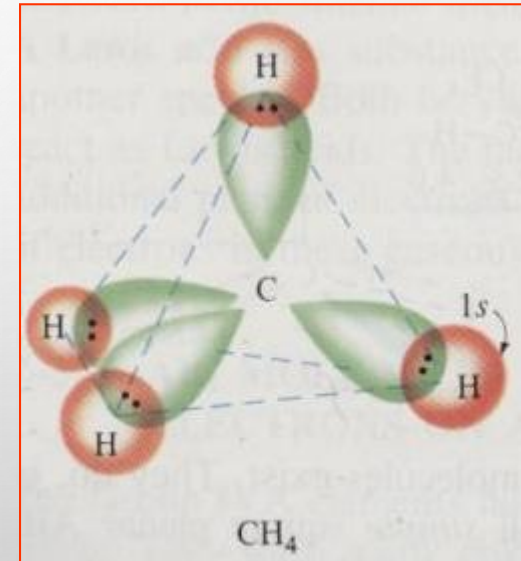
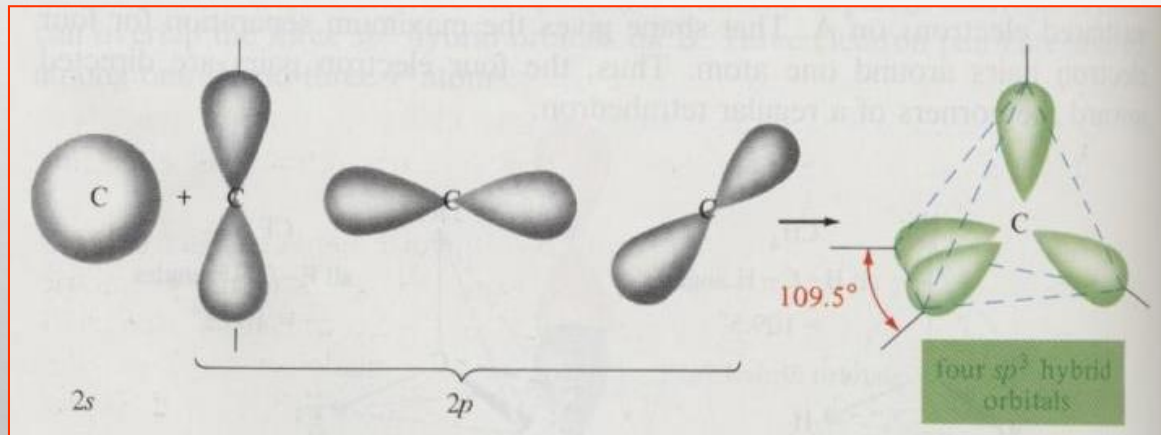
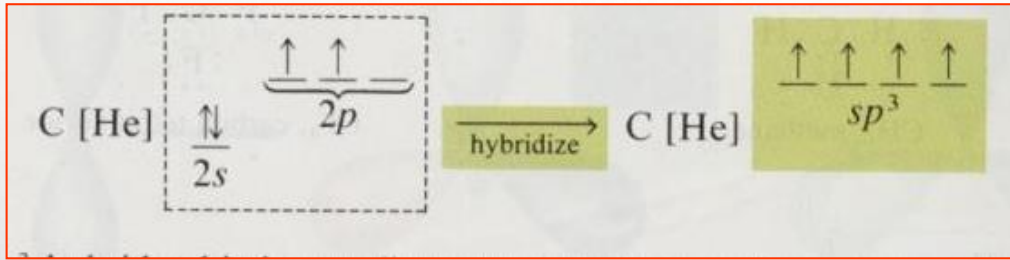


روش هیبرید شدن در
اتیلن در شکل روبرو
مشاهده می‌گردد.

مثال: هیبرید شدن را در مولکول متان بررسی نمائید. $C:1S^2_1 2S^2 2P^2$

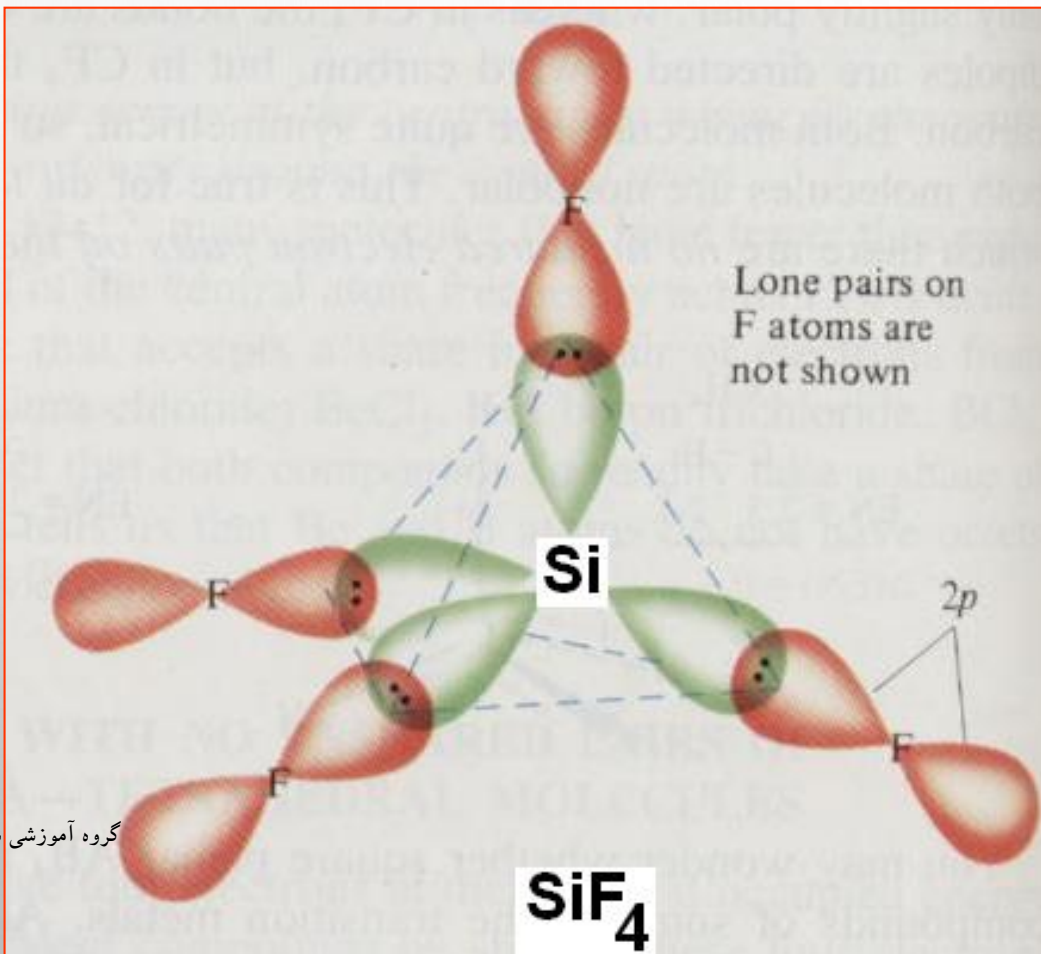
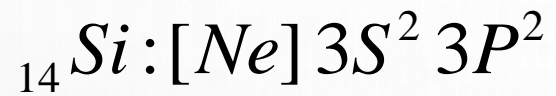
در ابتدا اتم کربن برانگیخته می‌شود ($2S^1 2P^3$) سپس توابع موج اوربیتال $2s$ و سه اوربیتال $2p$ با یکدیگر ترکیب شد (مطابق شکل زیر) و چهار اوربیتال

هیبریدی sp^3 ایجاد می‌کنند.



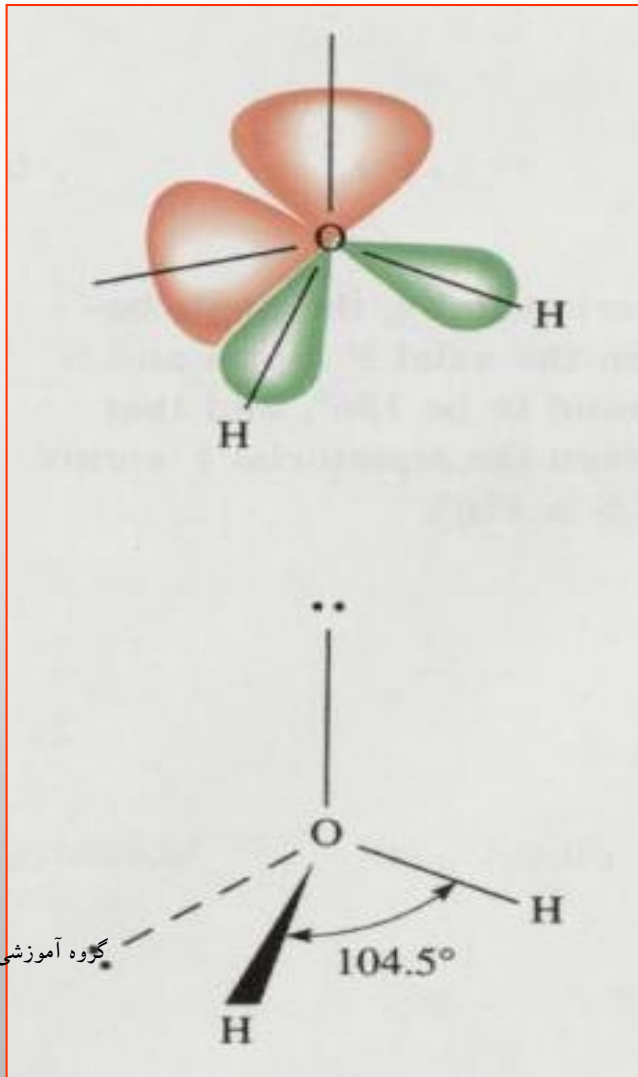
اوربیتالهای sp^3 به طرف رئوس يك چهار وجهي منظم جهت‌گیری کرده زاویه بین آنها گروه آموزشی شیمی ناحیه ۲ ری 109.5° می‌باشد.

مثال: هیبرید شدن سیلیسیم را در مولکول SiF_4 بررسی نمائید.



با توجه به آرایش
الکترونی اتم Si، هیبرید
شدن این اتم از نوع
 sp^3 و شکل هندسی آن
چهار وجهی می باشد.

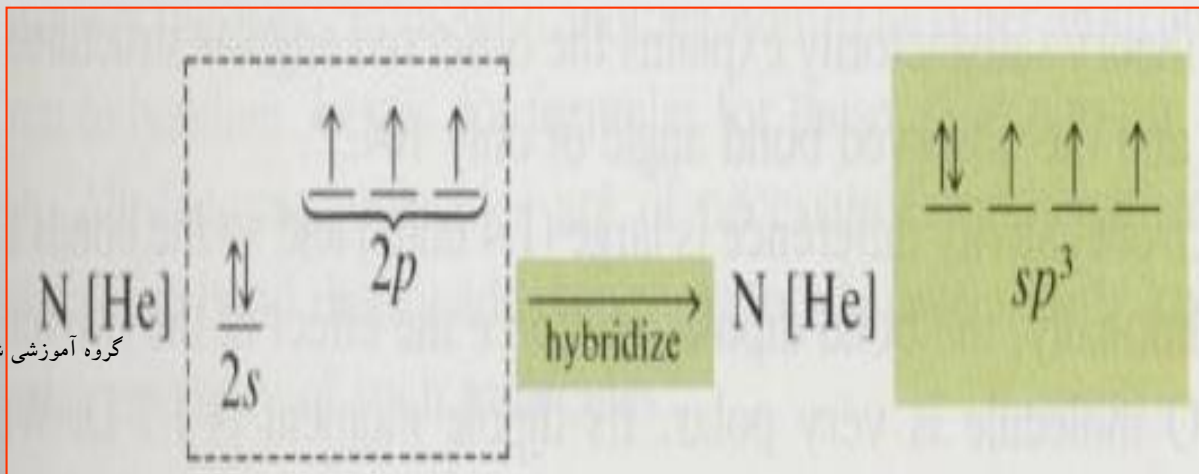
مثال: شکل هندسی و نوع هیبرید شدن اکسیژن در آب را بررسی نمائید.



اکسیژن در این مولکول از هیبریداسیون sp^3 استفاده می‌کند ولی باید توجه کرد الکترونهاي موجود در دو اربیتال هیبریدی بصورت جفت شده می‌باشند و دو اربیتال هیبریدی باقیمانده بصورت تک الکترونی می‌باشند که با دو اتم هیدروژن وارد واکنش شده و مولکول آب را به وجود می‌آورند.

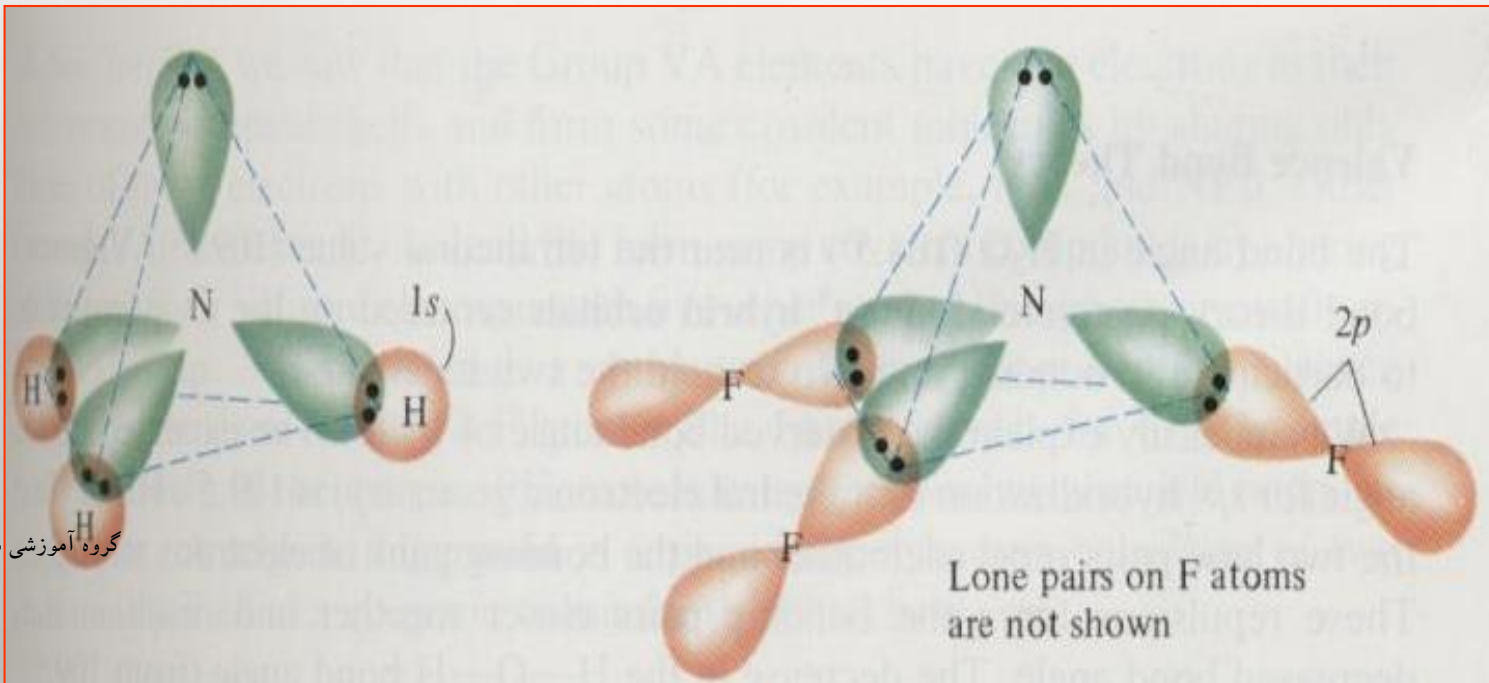
همانطور که در شکل مشاهده می‌کنیم، دافعه الکتریکی بین زوج الکترونیهای غیر پیوندی روی اتم اکسیژن باعث می‌شود که زاویه پیوندی از 109.5° به 104.5° برسد بنابراین شکل هندسی مولکول نیز خمیده یا زاویه‌دار می‌باشد.

مثال: شکل هندسی و هیبرید شدن نیتروژن را در مولکول NH_3 بررسی نمائید.



اتم نیتروژن در آمونیاک
به صورت روبرو از
هیبرید sp^3 استفاده
می‌نماید

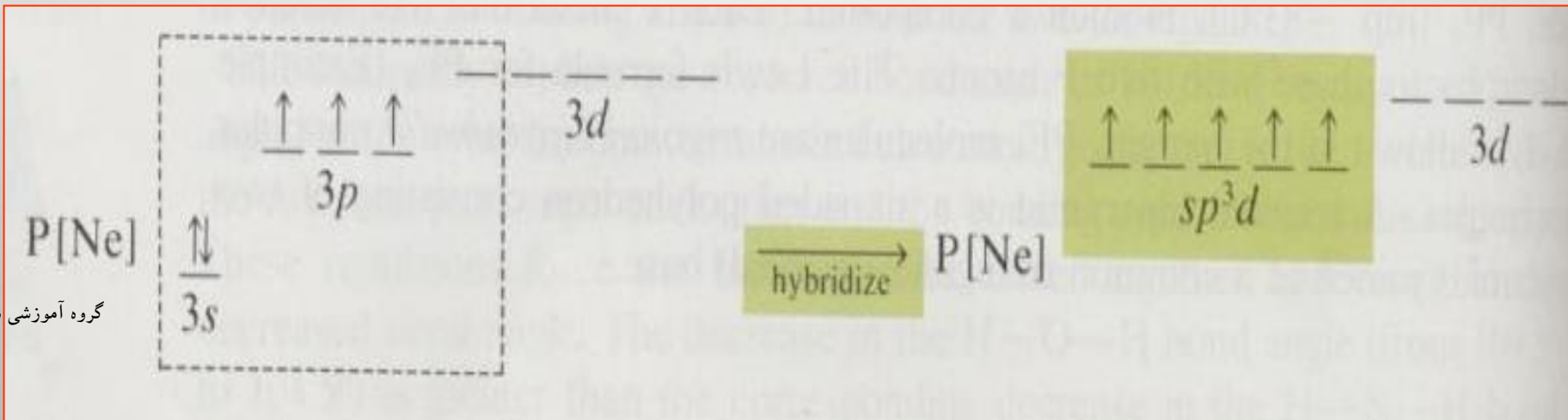
همانطور که در شکل زیر مشاهده می‌شود، یکی از اربیتال‌های هیبریدی توسط یک جفت الکترون غیر پیوندی اشغال می‌گردد. دافعه الکتریکی موجود بین زوج الکترون ناپیوندی و زوج الکترونها پیوندی باعث می‌گردد که زاویه پیوندی از 109.5° به 107° درجه برسد. بنابراین شکل هندسی مولکول آمونیاک، هرمی شکل می‌شود.



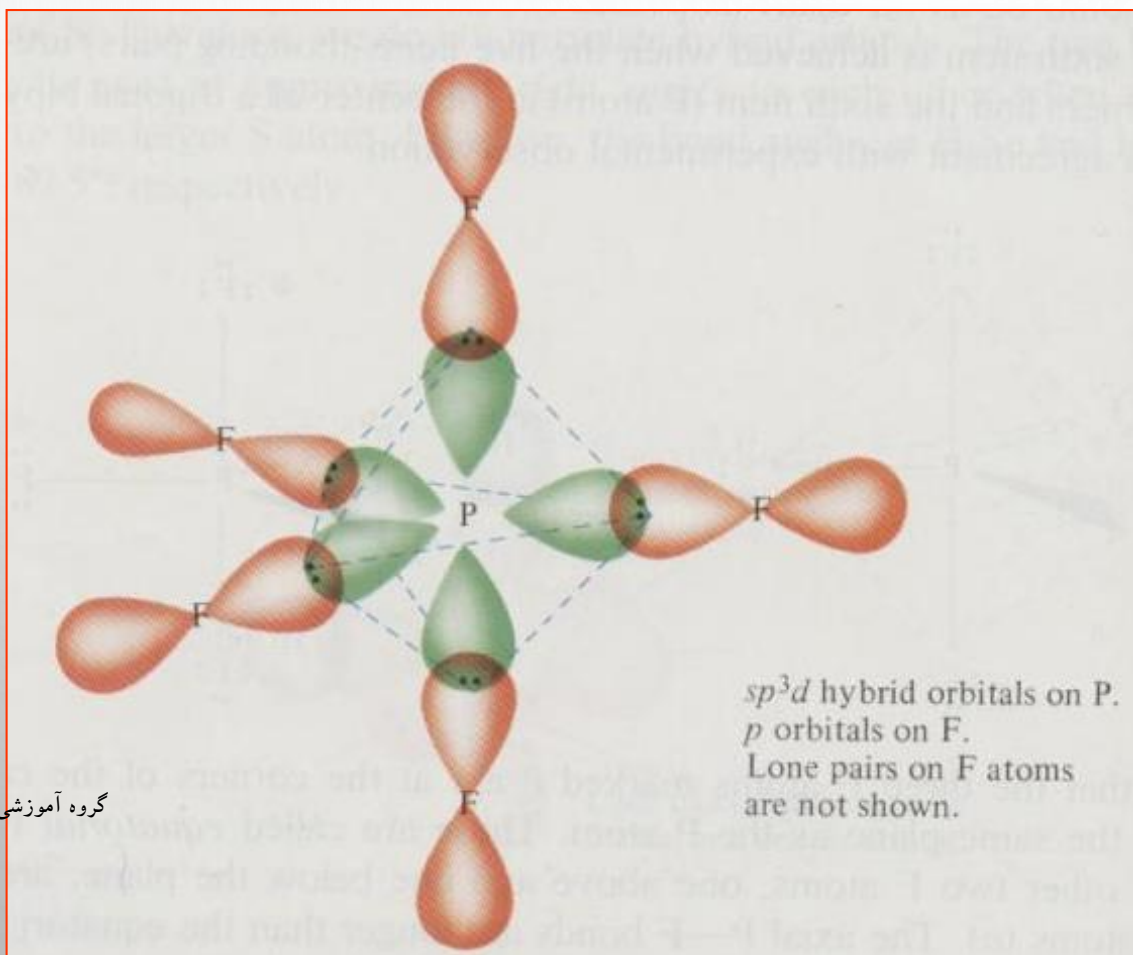
مثال: هیبرید شدن و شکل هندسی مولکول PCL_5 را بررسی نمائید.



در ابتدا اتم فسفر به حالت برانگیخته ($3S^1 3P^3 3D^1$) در می آید سپس توابع موج یک اوربیتال S، سه اوربیتال P و یک اوربیتال D با یکدیگر ترکیب شده و پنج اوربیتال هیبریدی SP^3D را به وجود می آورند. **چگونگی تشکیل این اوربیتالها در شکل زیر نمایش داده شده است.**

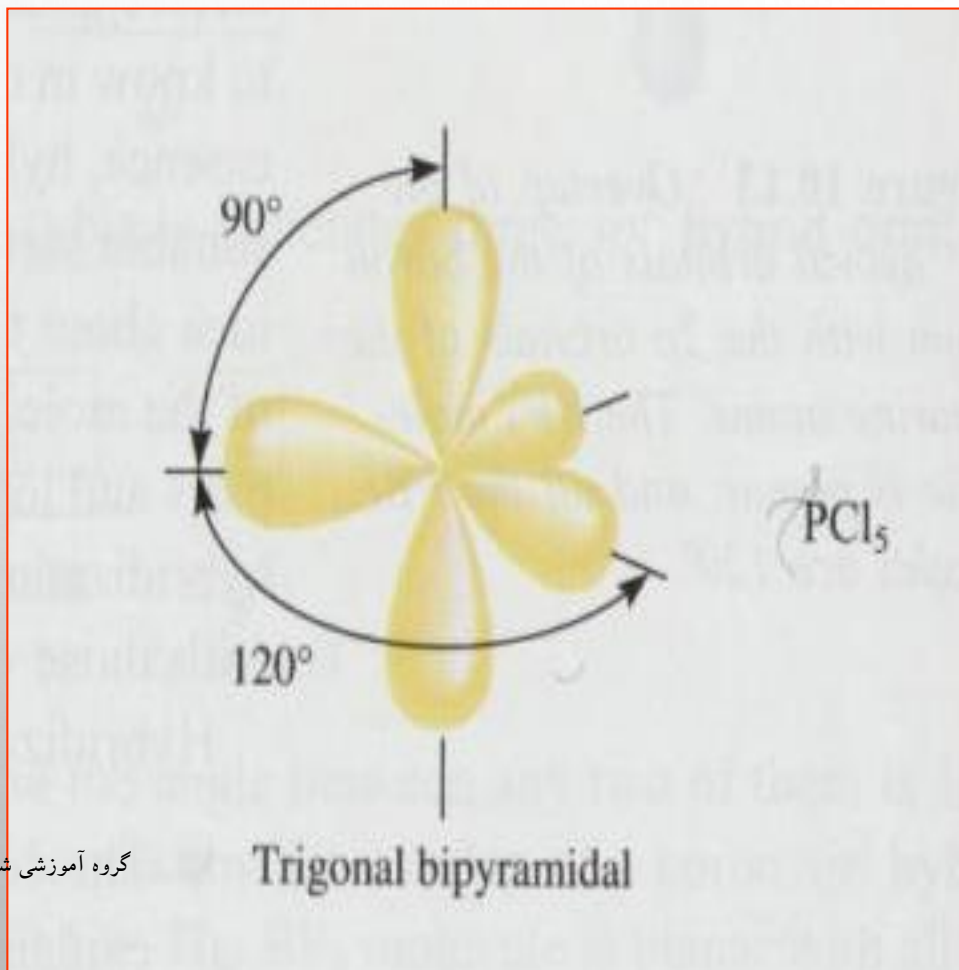


در کلیه هیبرید هایی بررسی شده، همه اربیتالهای هیبریدی یکسان بودند ولی در هیبرید شدن SP^3D هر پنج اربیتال هیبریدی یکسان نمی باشد و به دو دسته دوتایی و سه تایی تقسیم می شوند. شکل هندسی دو هرمی مثلثی در زیر مشاهده می گردد.



در این ساختار سه اتم کلر با اتم مرکزی فسفر در یک صفحه قرار دارند و زاویه بین این اتمها 120° می باشد. این سه اتم کلر اتم های استوائی نامیده می شوند. دو اتم دیگر که

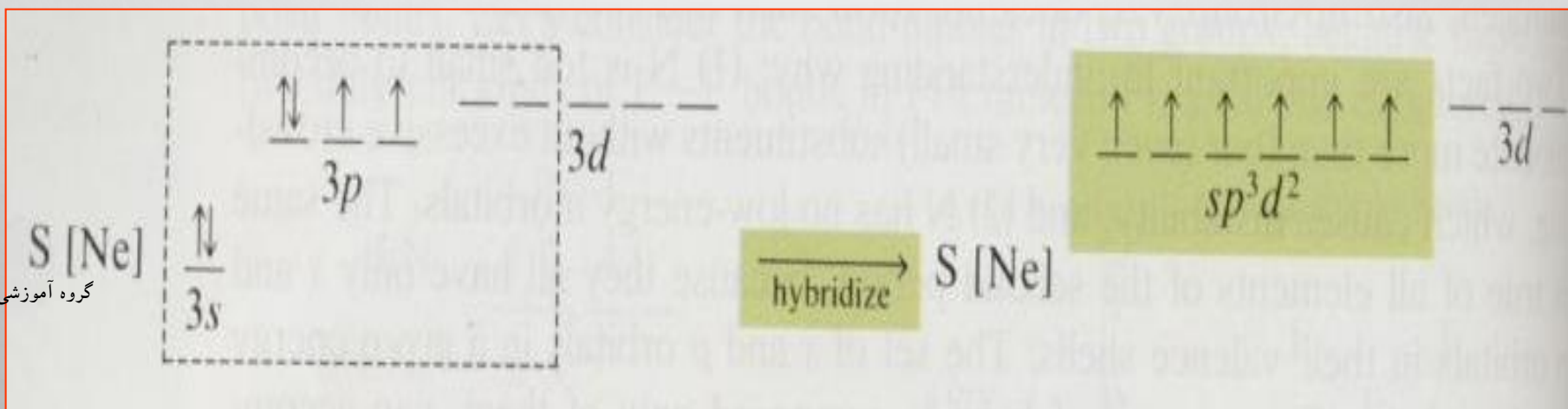
اتم های محوری نامیده می شوند در بالا و پایین این صفحه قرار دارند. طول پیوندهای محوری (2.19\AA) اندکی از طول پیوندهای استوائی (2.19\AA) بیشتر است.



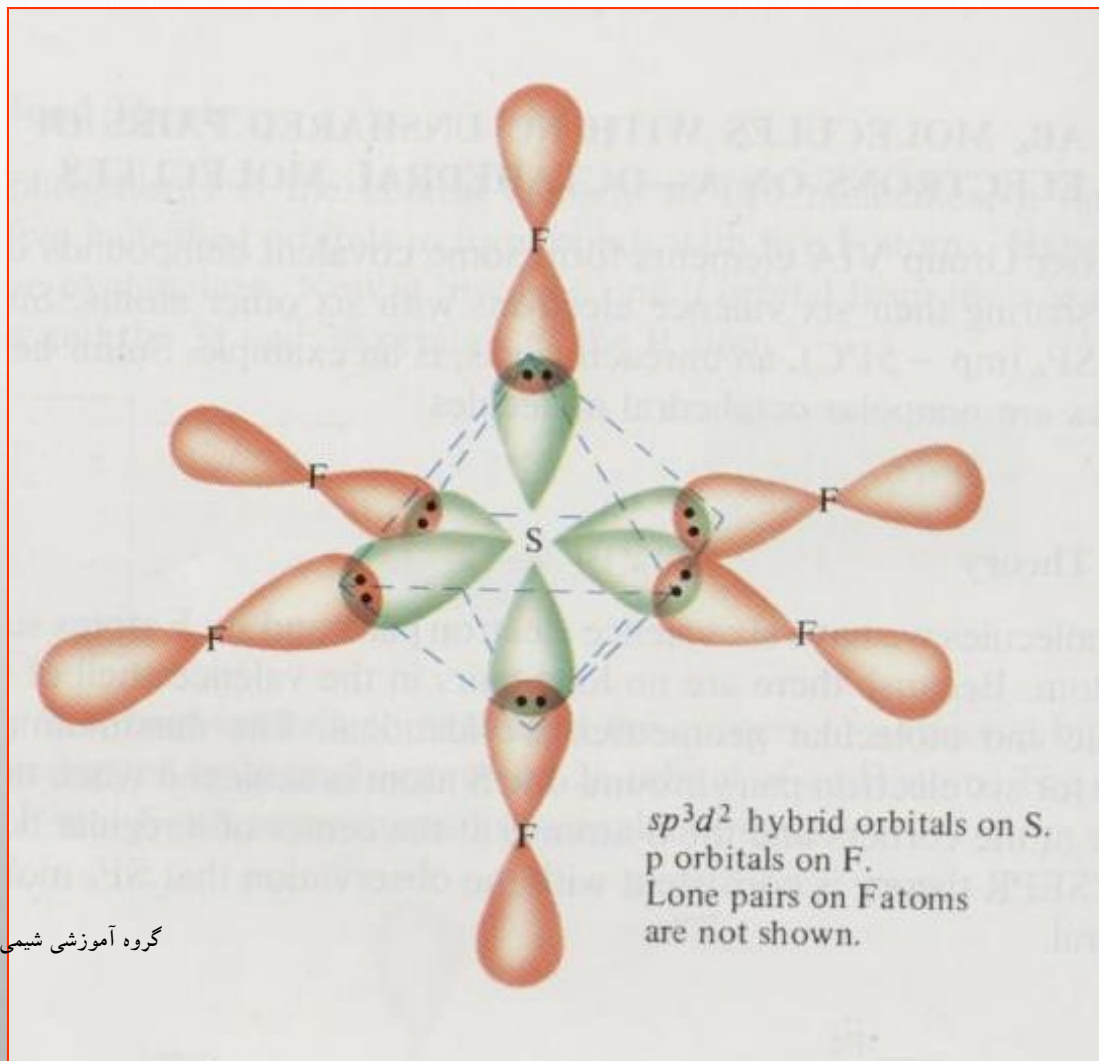
مثال: هیبرید شدن و شکل هندسی مولکول SF_6 را بررسی نمائید.



در ابتدا اتم گوگرد به حالت برانگیخته ($3s^1 3p^3 3d^2$) می‌رود. سپس توابع موج یک اربیتال S، سه اربیتال P و دو اربیتال D با یکدیگر ترکیب شده و شش اربیتال هیبریدی sp^3d^2 را مطابق شکل زیر ایجاد می‌نماید.



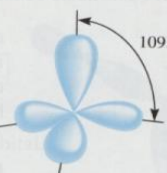
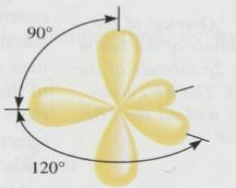
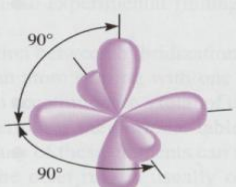


هرشش اربیتال هیبریدی sp^3d^2 با همدیگر یکسان می باشد و
زاویه بین آنها نیز 90 درجه می باشد.



ساختار هندسی مولکول به
صورت یک هشت وجهی
منظم می باشد و تمام زوایای
FSF، 90 درجه می باشند.

مثال : شکل هندسی یون Ni(CN)_4^{2-} را بررسی نمائید.

Pure atomic orbitals of the central atom	Hybridization of the central atom	Number of hybrid orbitals	Shape of hybrid orbitals	Examples
s, p	sp	2	 Linear	BeCl_2
s, p, p	sp^2	3	 Planar	BF_3
s, p, p, p	sp^3	4	 Tetrahedral	$\text{CH}_4, \text{NH}_4^+$
s, p, p, p, d	sp^3d	5	 Trigonal bipyramidal	PCl_5
s, p, p, p, d, d	sp^3d^2	6	 Octahedral	SF_6

گروه آموزشی شیمی ناحیه ۲ ری

هیبرید شدن در Ni(CN)_4^{2-} از نوع dsp^2 می باشد زاویه بین پیوندی 90 درجه می باشد و کلیه پیوندها یکسان می باشند و شکل هندسی یون مربع مسطح می باشد. جدول روبرو خلاصه مطالب گفته شده در مورد هیبرید شدن را نشان می دهد.

تئوری دافعه زوج الکترونی و شکل هندسی مولکول (VSEPR)

- طبق این تئوری مناسب ترین ساختار هندسی برای یک مولکول ساختاری است که در آن زوج الکترونها حداکثر فاصله ممکن را از یکدیگر داشته باشند و طرز قرار گرفتن آنها نسبت به یکدیگر شکل هندسی را مشخص می کند . اکنون با مشخص کردن شکل هندسی چند مولکول، این تئوری را بررسی می کنیم .

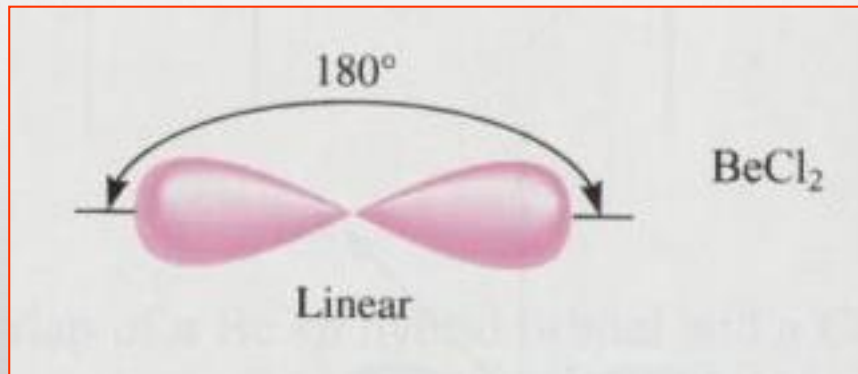
مثال: شکل هندسی BeH_2 را طبق روش دافعه زوج الکترونی مشخص کنید.

- برای مشخص کردن شکل هندسی مولکولها در این تئوری باید تعداد زوج الکترون موجود در اطراف اتم مرکزی را طبق رابطه زیر مشخص کنیم .

2/ (تعداد اتمهای متصل به اتم مرکزی + ظرفیت اتم مرکزی) = تعداد زوج الکترون در اطراف اتم مرکزی

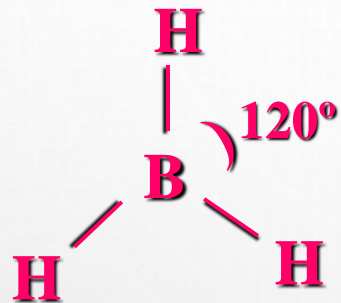
زوج 2 = $(2 + 2) / 2$ = تعداد زوج الکترون اطراف Be

دو زوج باید طوری در اطراف اتم مرکزی قرار گیرند که حداکثر فاصله را داشته باشند. پس بنابراین شکل هندسی مولکول خطی می شود با زاویه 180° .

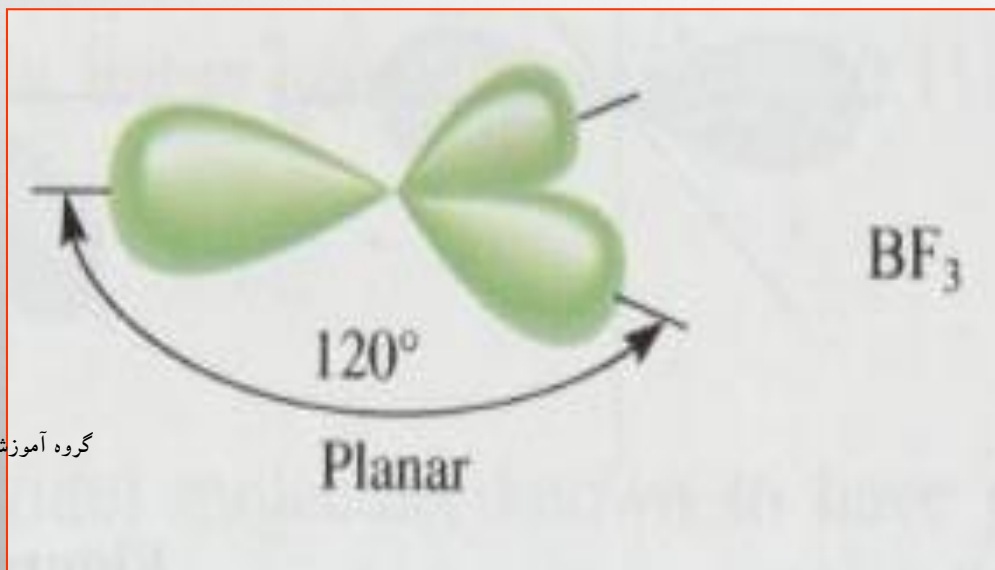


مثال: شکل هندسی BH_3 را طبق تئوری دافعه زوج الکترونها مشخص نمایند.

زوج $3 = (3+3) / 2 =$ تعداد زوج الکترون اطراف B

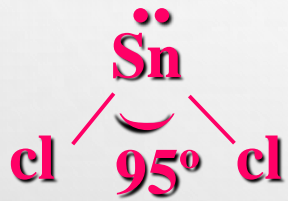


اگر سه زوج در یک صفحه قرارگیرند و زاویه بین آنها 120° باشد، میزان دافعه بین آنها حداقل است پس شکل هندسی این مولکول مثلث مسطح خواهد شد.



مثال: شکل هندسی SnCl_2 را طبق تئوری دافعه زوج الکترونی مشخص کنید.

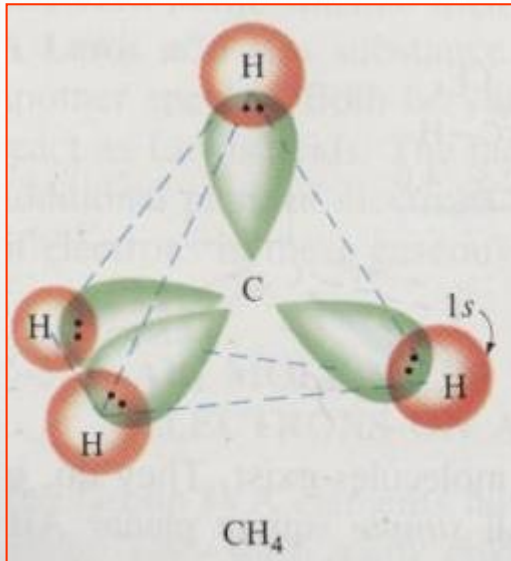
$$\text{زوج} = 3 = (4+2) / 2 = \text{تعداد زوج الکترون اطراف Sn}$$



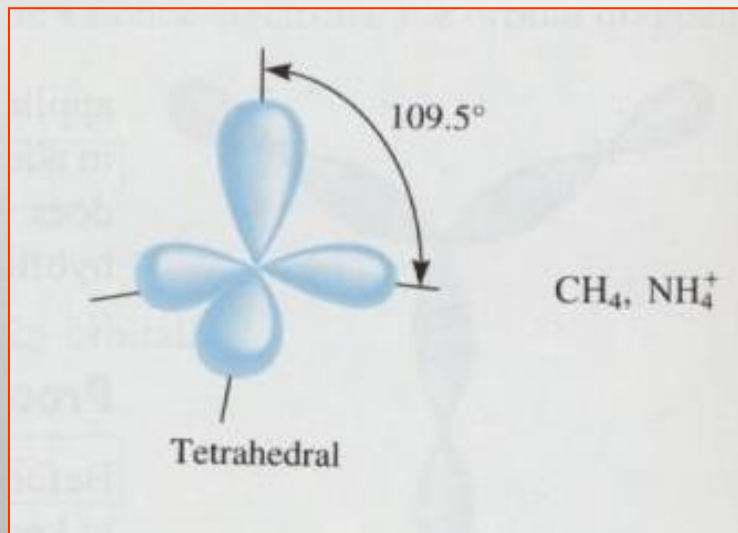
سه زوج الکترون در اطراف قلع وجود دارد ولی یکی از آنها ناپیوندی است و دافعه بین زوج الکترون ناپیوندی و زوج الکترون پیوندی باعث خواهد شد که زاویه پیوند از 120° به 95° رسیده است و شکل هندسی خمیده یا زاویه دار می باشد.

مثال: شکل هندسی CH_4 را با استفاده از تئوری دافعه زوج الکترونی مشخص کنید.

$$\text{زوج } 4 = (4+4) / 2 = \text{تعداد زوج الکترون اطراف C}$$

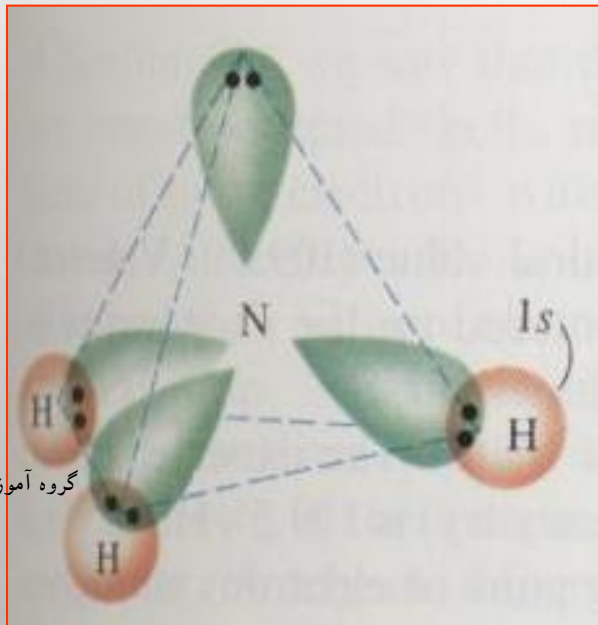
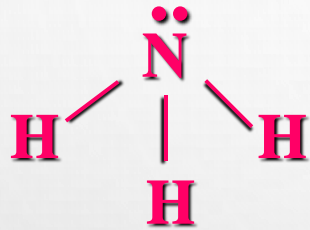


اگر چهار زوج الکترون به طرف رنوس یک چهار وجهی منظم جهت گیری کنند، حداکثر فاصله را از یکدیگر بدست می آورند. پس شکل هندسی چهار وجهی منظم می باشد و زاویه بین پیوند نیز 109.5° می باشد.



مثال: شکل هندسی NH_3 را طبق تئوری دافعه زوج الکترونی مشخص نمایید.

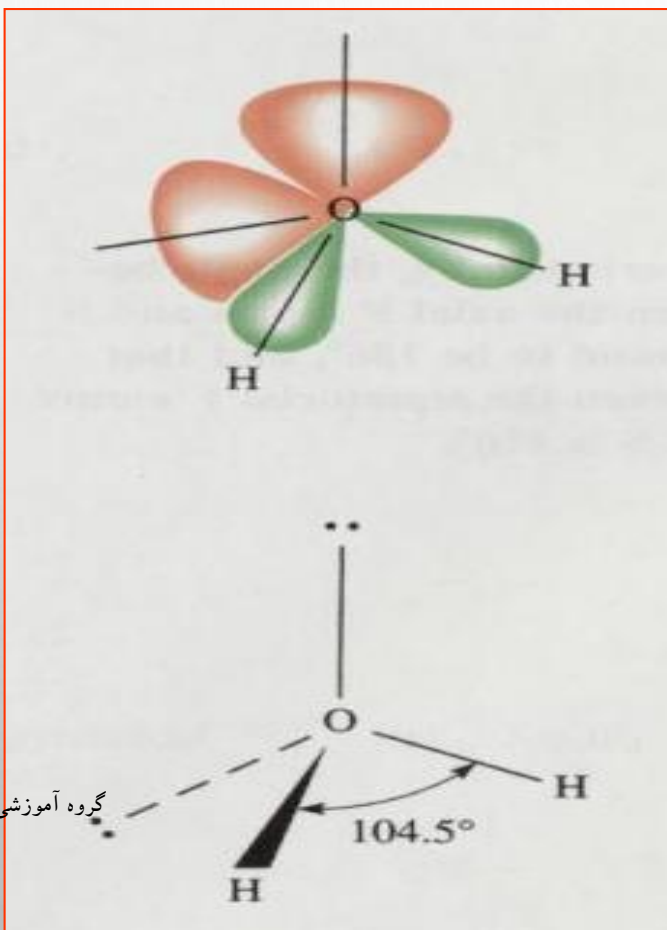
$$\text{زوج } 4 = (5+3) / 2 = \text{تعداد زوج الکترون اطراف N}$$



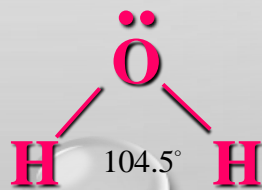
یکی از این چهار زوج الکترون ناپیوندی و سه زوج دیگر پیوندی می باشند. این چهار زوج به طرف رئوس یک چهار وجهی جهت گیری می کنند ولی چون طرز قرارگرفتن آنها نسبت به یکدیگر شکل هندسی را مشخص می کند، شکل هندسی آمونیاک هرمی شکل می باشد. بدلیل دافعه بین زوج الکترون ناپیوندی و زوج الکترونها پیوندی زاویه از 109.5° به حدود 107° می رسد.

مثال: شکل هندسی مولکول H_2O را طبق تئوری دافعه زوج الکترونی مشخص کنید.

زوج $4 = (6+2) / 2 =$ تعداد الکترون اطراف O



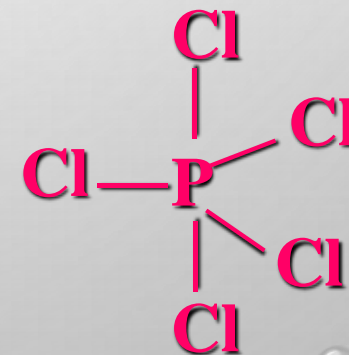
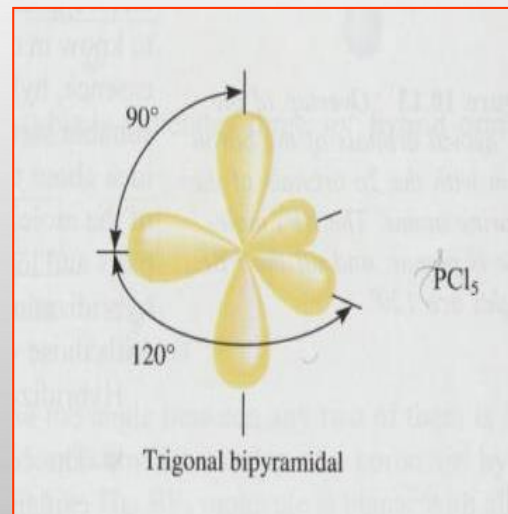
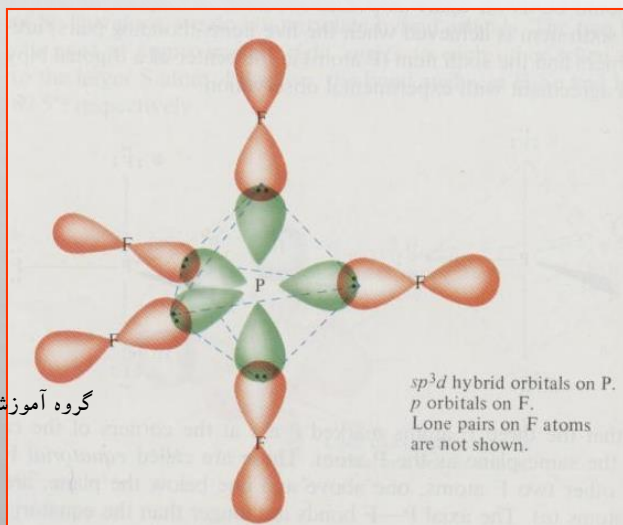
دو زوج پیوندی و دو زوج ناپیوندی در اطراف اتم اکسیژن وجود دارد. شکل هندسی خمیده یا زاویه دار می باشد و بدلیل دافعه بین زوج الکترونهاى ناپیوندی و پیوندی مقدار زاویه از 109.5° به حدود 104.5° می رسد.



مثال: شکل هندسی مولکول PCl_5 را طبق تئوری دافعه زوج الکترونی مشخص نمایید.

$$\text{زوج } 5 = (5+5) / 2 = \text{تعداد زوج الکترون اطراف P}$$

این پنج زوج الکترون اگر آرایش دو هرمی مثلثی را به خود بگیرند، بیشترین فاصله ممکن را از یکدیگر می گیرند. کلرهای موجود درقاعده به کلرهای استوایی و کلرهای موجود دربالا وپائین قاعده مثلث به کلرهای محوری مشهور می باشند.



مثال: شکل هندسی مولکول SF_4 را بررسی نمائید.

زوج $5 = (6+4) / 2 =$ تعداد زوج الکترون اطراف S

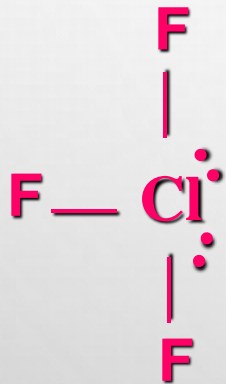


چهار زوج پیوندی و یک زوج ناپیوندی . درحالتی که در اطراف اتم مرکزی پنج زوج الکترون قرار گرفته باشد، زوج الکترونها ناپیوندی حتماً باید در موقعیت استوائی قرار گیرند چون در این موقعیت آنها بهتر می توانند به اتم مرکزی نزدیک گردند بنابراین شکل هندسی مولکولی چهار وجهی تغییر شکل یافته می باشد.

مثال: شکل هندسی مولکول ClF_3 بررسی نمایید.

$$\text{زوج} = 5 = (7+3) / 2 = \text{تعداد زوج الکترونی اطراف Cl}$$

سه زوج الکترون پیوندی و دو زوج الکترون ناپیوندی در اطراف کلر قرار می گیرند. زوجهای ناپیوندی در موقعیت استوانی قرار می گیرند و مولکول شکل هندسی تی شکل را به خود می گیرند.



مثال: شکل هندسی مولکول XeF_2 را مشخص کنید.

$$\text{زوج} = 5 = (8+2) / 2 = \text{تعداد الکترون اطراف Xe}$$

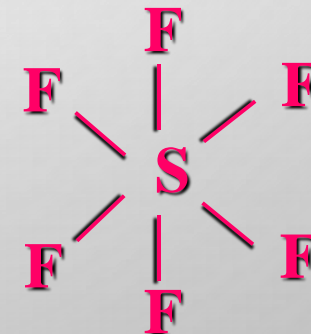
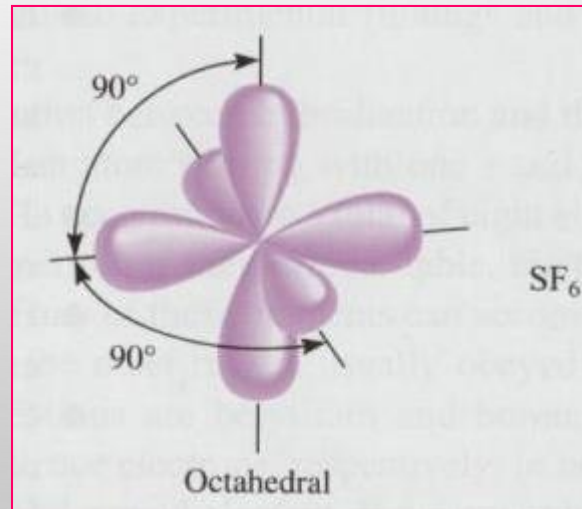
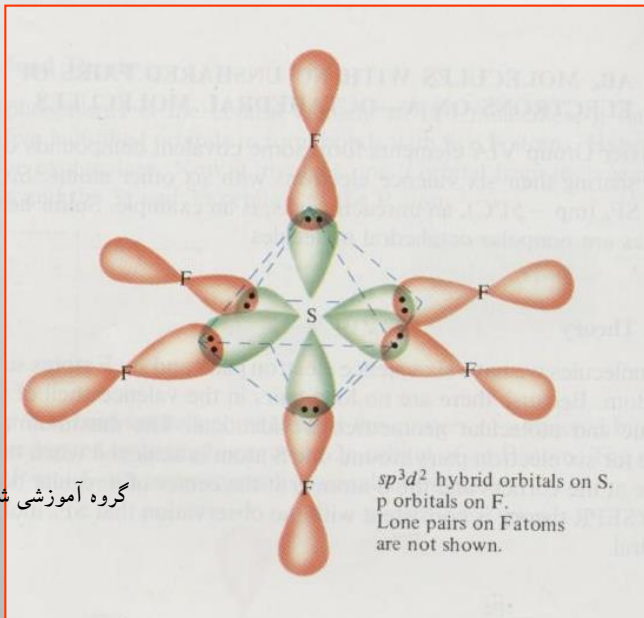
در این مولکول سه زوج الکترون ناپیوندی داریم که در موقعیتهای استوائی قرار می‌گیرند و مولکول شکل خطی به خود می‌گیرد.



مثال: شکل هندسی مولکول SF_6 را بررسی نمایید .

زوج $6 = (6+6) / 2 =$ تعداد زوج الکترونی اطراف S

اگر شش زوج الکترون به طرف رئوس یک هشت وجهی منظم جهت گیری نمایند، حداکثر فاصله ممکن (حداقل دافعه) را از یکدیگر بدست می آورند پس شکل هندسی در این حالت هشت وجهی منظم می باشد.



مثال: شکل هندسی IF_5 را مشخص نمائید .

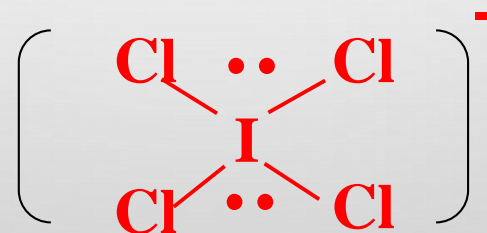
زوج $6 = (7+5) / 2 =$ تعداد الکترون اطراف I

یک زوج ناپیوندی در اطراف اتم مرکزی قرار دارد و باعث می شود مولکول شکل یک هرم مربع القاعده را به خود بگیرد.



مثال: شکل هندسی یون ICl_4^- را مشخص نمایید.

چون یون دارای یک بار منفی می باشد باید یک الکترون به مجموع الکترونها اضافه گردد پس تعداد زوج الکترونها محاسبه گردد. در این حالت دو زوج الکترون ناپیوندی داریم که باید تا حد ممکن از یکدیگر دور گردند و این باعث می شود که یون بصورت یک مربع مسطح درآید.



قطبیت پیوند- ممان دوقطبی

- اکثر پیوندهائی که وجود دارند حد واسط پیوندهای یونی و کووالانسی می باشند . به عبارت دیگر زوج الکترون به اشتراک گذاشته شده بین دو اتم به طور مساوی بین دو هسته توزیع نشده است . این نوع پیوند را کووالانسی قطبی می گوئیم . به عنوان مثال پیوند کووالانسی بین هیدروژن و کلر را در نظر می گیریم، چون الکتونگاتیوی کلر از هیدروژن بیشتر است ، الکترونهاى مشترک بیشتر به سمت کلر متمایل می باشند و در نتیجه کلر نسبت به هیدروژن دارای مقدار جزئی بار منفی (Δ^-) شده و هیدروژن نسبت به کلر دارای مقدار جزئی بار مثبت (Δ^+) می شود.

در نتیجه گفته می شود که HCL دارای ممان دو قطبی می باشد.



هرگاه دو بار یکسان δ به فاصله l از یکدیگر قرار داشته باشند، یک ممان دو قطبی (μ) ایجاد می شود.
هرچه ممان دو قطبی یک مولکول بیشتر باشد مولکول قطبی تر خواهد بود. اگر اندازه دو بار

4.8×10^{-10} esu باشد و فاصله بین آنها 1 \AA باشد

مقدار ممان دو قطبی برابر خواهد بود با :

$$\mu = \delta \times l = 4.8 \times 10^{-10} \times 1 \times 10^{-8} = 4.8 \times 10^{-18} \text{ esu.cm}$$

واحد ممان دو قطبی $ESU.CM$ می باشد ولی با واحد دبای (D) نیز سنجیده می شود. وبه وسیله رابطه زیر به یکدیگر تبدیل می گردند .

$$1 \times 10^{-18} ESU.CM = 1 D$$

با استفاده از ممان دو قطبی یک پیوند می توانیم، درصد قطبیت را حساب کنیم.

مثال: ممان دو قطبی مولکول کلرید هیدرژن $1.03 D$ می باشد. در صورتیکه طول پیوند در این مولکول 1.27 \AA باشد، درصد قطبیت پیوند را محاسبه نمایید.

برای این محاسبه در ابتدا بار جزئی منتقل شده (δ) را حساب می کنیم. گروه آموزشی شیمی ناحیه ۲ ری

$$\delta = \mu / l = 1.03 \times 10^{-18} / 1.27 \times 10^{-8} = 0.81 \times 10^{-10} \text{ esu}$$

$$\text{درصد قطبیت پیوند} = \delta / q_e \times 100$$

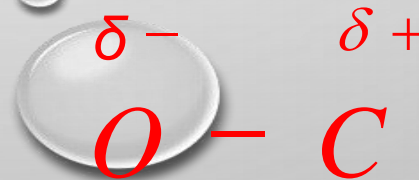
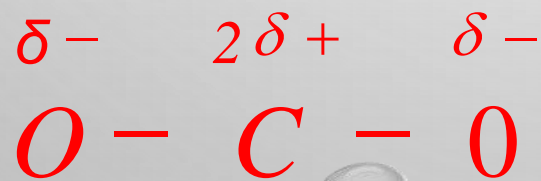
$$= (0.81 \times 10^{-10} / 4.8 \times 10^{-10}) \times 100 = 17\%$$

تمام هالیدهای هیدروژن بدلیل اختلاف الکترونگاتیوی موجود بین هالوژن و هیدروژن قطبی می باشند و چون در یک گروه از بالا به پائین الکترونگاتیویته کاهش می یابد پس ممان دو قطبی نیز باید با افزایش عدد اتمی هالوژن کاهش یابد.

جدول زیر ممان دوقطبی بعضی از مولکولها را بر حسب دبای نشان می دهد.

HF	1.98	H₂O	1.86	NH₃	1.47
HCl	1.03	H₂S	1.1	PH₃	0.55
HBr	0.79	H₂Ge	0.4	AsH₃	0.22
HI	0.38	H₂Te	<0.2	SbH₃	0.12
NO	0.16	N₂O	0.14	ClF	0.88
CO	0.13	NO₂	0.3	ClBr	0.57

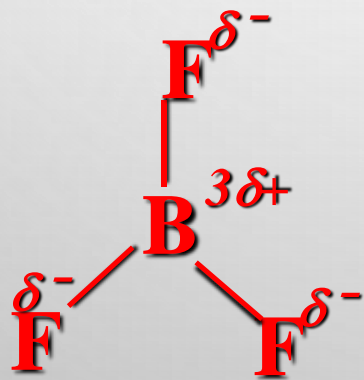
اندازه گیری ممان دوقطبی می تواند درپیش بینی ساختار هندسی ترکیبات مختلف به کار رود . به عنوان مثال مولکول CO دارای ممان دوقطبی است ولی مولکول CO₂ غیر قطبی می باشد. و این نشان دهنده این است که CO₂ باید دارای ساختار خطی باشد. که دراین ساختار قطبیت دویپوند CO اثر یکدیگر را خنثی می کنند(مرکز بارهای مثبت و منفی روی هم واقع شده است).



درحالیکه پیوند بین بور و فلوئور قطبی می باشد ولی ترکیب BF_3 غیر قطبی می باشد. غیر

قطبی بودن مولکول تنها با در نظر گرفتن شکل هندسی متقارن مثلث مسطح قابل توجیه است

زیرا در این حالت مرکز بارهای مثبت و منفی روی یکدیگر واقع است.



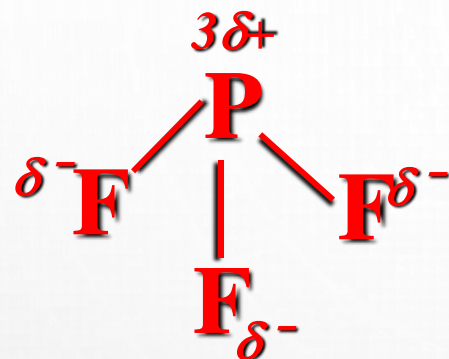
مثال: کدام یک از ترکیبات زیر دارای ممان دوقطبی می باشند؟ چرا؟

CH_4 , CH_3Cl , CH_2Cl_2 , CHCl_3 , CCl_4

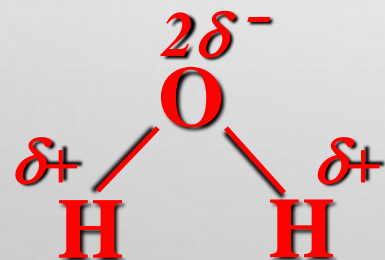
CH_2Cl_2 , CH_3Cl و CHCl_3 دارای ممان دوقطبی می باشند زیرا در این مولکولها مرکز بارهای مثبت و منفی روی هم واقع نمی گردند.

مولکول PF_3 قطبی می باشد پس بنابراین شکل هندسی آن نیز باید

هرمی شکل باشد.



مولکول H_2O قطبی می باشد پس باید شکل هندسی آن خمیده باشد.



با اندازه گیری میزان هدایت الکتریکی یک ماده خالص می توانیم میزان یونی بودن پیوند را اندازه گیری بکنیم . جدول زیر هدایت اکی والان کلریدهای مذاب بعضی از ترکیبات را برحسب ohm^{-1} نشان می دهد.

CCl_4	0	BCl_3	0	BeCl_2	0.086	LiCl	165
SiCl_4	0	AlCl_3	1.5×10^{-5}	MgCl_2	29	NaCl	134
TiCl_4	0	ScCl_3	0	CaCl_2	52	KCl	104

دمای جوش نیز میزان یونی بودن یک ترکیب را نشان می دهد.
هرچه میزان یونی بودن ترکیب بیشتر باشد، دمای جوش
ترکیب بالاتر می باشد. جدول زیر دمای جوش بعضی از کلریدها
برحسب درجه سانتیگراد نشان می دهد.

CCl_4	76	BCl_3	12.5	BeCl_2	490	LiCl	1380
SiCl_4	57	AlCl_3	183	MgCl_2	1400	NaCl	1440
TiCl_4	136	ScCl_3	1000	CaCl_2	1600	KCl	1380

انواع جامدات بلوری

- جامدات بلوری برحسب نوع ذرات تشکیل دهنده آنها به پنج دسته تقسیم می شود: بلورهای یونی، بلورهای مولکولی غیر قطبی، بلورهای مولکولی قطبی، بلورهای شبکه کووالانسی و بلورهای فلزی.

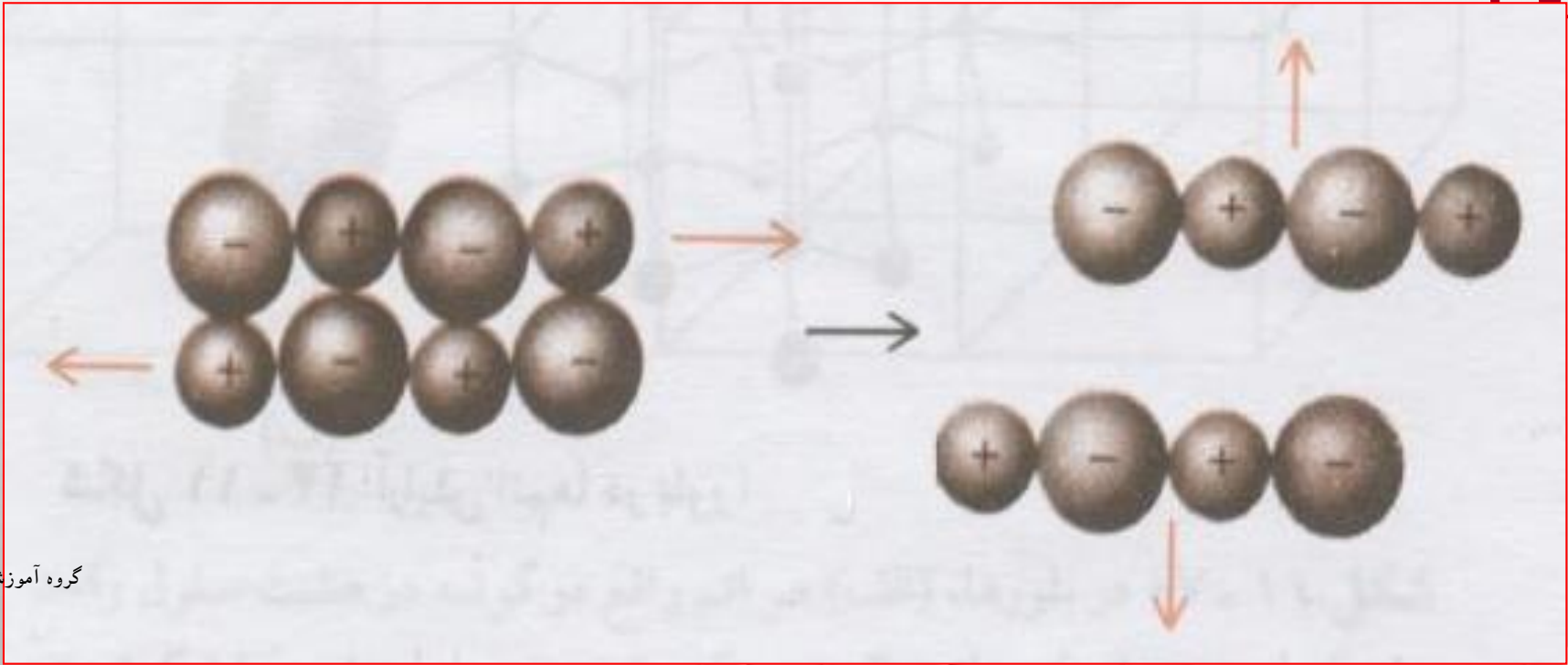
بلورهای یونی:

یک بلور یونی از تکرار واحدهائی بنام سلول واحد در سه بعد فضا تشکیل می شود. در این بلورها کاتیونها به وسیله آنیونها و آنیونها بوسیله کاتیونها احاطه شده اند. نیروی بین یونها، نیروی جاذبه الکترواستاتیک می باشد و چون این نیروها قوی می باشند، بلورهای حاصل از آنها نیز سخت می باشد و بنابراین دمای ذوب آنها بالا می باشد.

اگر قسمتی از شبکه بلور نسبت به قسمت دیگری از آن جابجا شود
یونهای دارای بار یکسان روبروی هم قرار گرفته و بلور دچار تغییر

شکل وشکستن خواهد شد(شکل

ز)



بلورهای یونی درحالت جامد، هادی جریان الکتریسیته نمی باشند ولی چنانچه آنها را ذوب نمائیم و یا درآب حل نمائیم می توانند جریان الکتریسیته را از خود عبور دهند. نیروی جاذبه بین یونها از فرمول ($F = q_1 q_2 / D r^2$) محاسبه می گردد. دراین فرمول q_1 و q_2 بار دو ذره، r فاصله بین آنها و D ثابت دی الکتریک محیطی می باشد که این یونها درآن قرار دارند. بنابراین ترکیبات یونی درحلالهای با ثابت دی الکتریک بالا بیشتر حل خواهند شد. زیرا دراین حلالها نیروی جاذبه بین یونها ضعیفتر خواهد بود.

ترکیبهای مولکولی غیر قطبی

مولکولهایی که در آنها مرکز بارهای مثبت و منفی روی هم واقع است جزو این گروه از ترکیبات می باشند . این مواد به دودسته تقسیم می شوند:

الف) مولکولهایی که فقط شامل پیوندهای کووالانسی غیر قطبی هستند مثل O_2 , H_2 و S_8 .

ب) مولکولهایی که دارای پیوند کووالانسی قطبی هستند ولی به دلیل تقارن مولکول غیر قطبی می باشند مثل CCl_4 , SF_6 و

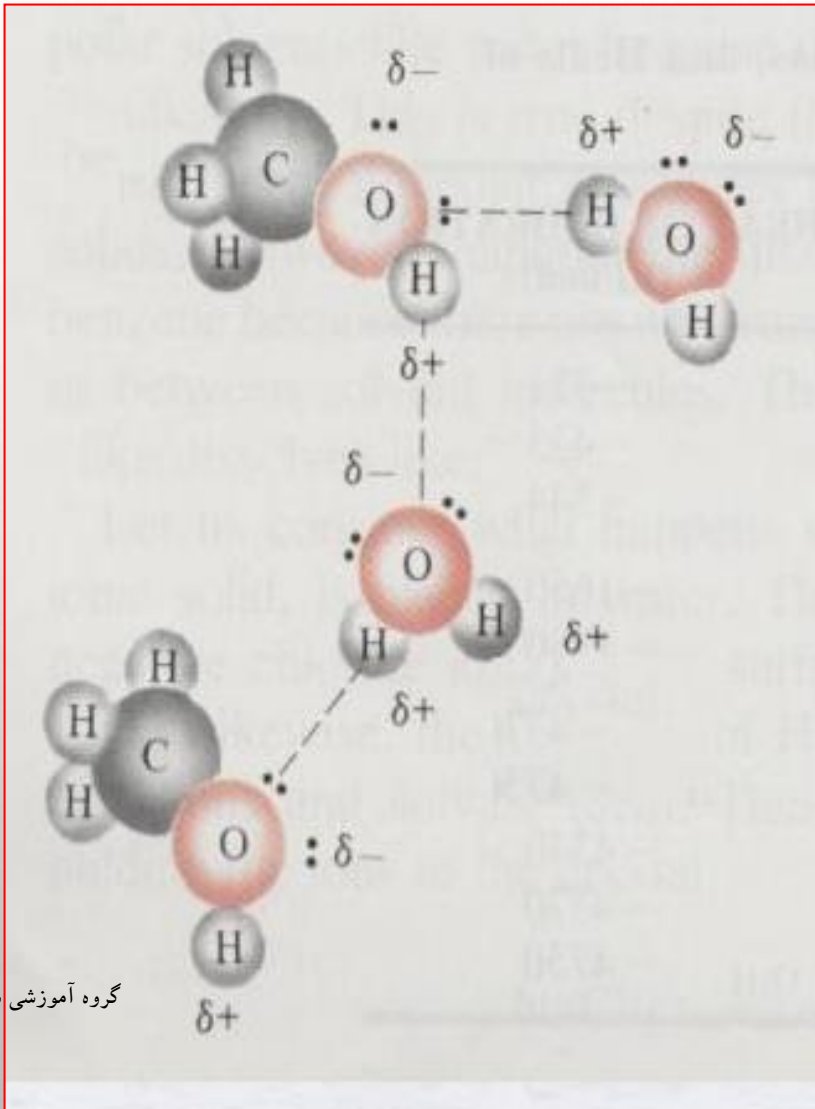
GeH_4 .

• تنها نیروی موجود بین این مولکولها، نیروهای ضعیف لاندن یا واندروالس می باشند بنابراین این مواد خیلی نرم می باشند و دمای ذوب و جوش آنها پائین می باشد. این مواد چه در حالت جامد و چه در حالت مذاب، قابلیت هدایت الکتریکی ندارند.

ترکیبهای مولکولی قطبی

قطبیت مولکولهای چند اتمی نتیجه قطبی بودن پیوندهای تشکیل دهنده آن و همچنین نامتقارن بودن مولکول می باشد. به عبارت دیگر، مراکز ثقل بارهای مثبت و منفی مولکول بر هم منطبق نیست. چنین مولکولهایی را دو قطبی می نامند.

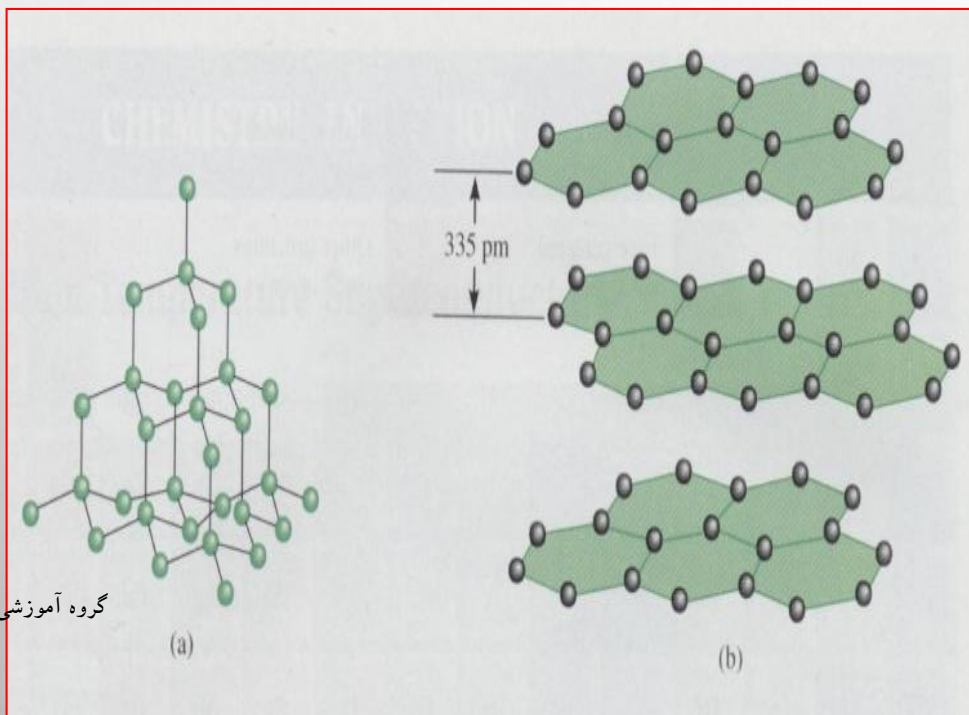
هر قدر قطبیت مولکولها بیشتر باشد، نیروی حاصل از تأثیرات متقابل دوقطبی ها بر یکدیگر بیشتر می باشد.



• درحالتی که مولکولهای قطبی دارای اتم هیدروژن متصل به یک اتم الکترونگاتیو مانند نیتروژن، اکسیژن و فلورین باشند، بین مولکولها پیوند هیدروژنی ایجاد می گردد که باعث افزایش نیروهای بین مولکولی می گردد. شکل روبرو تشکیل پیوند بین آب و متانل را نشان می دهد.

جامدات کووالانسی

در این ترکیبات اتمها بوسیله پیوندهای کووالانسی به یکدیگر متصل می شوند و تشکیل یک شبکه سه بعدی را می دهند. چون تبخیر و ذوب کردن جامدات کووالانسی مستلزم شکستن تعداد زیادی پیوندهای کووالانسی قوی می باشد، این ترکیبها سختی زیاد و دمای ذوب بالائی دارند.



این شبکه سه بعدی را در شکل زیر در بلور الماس (a) و کوارتز مشاهده می کنیم. در بعضی از مواد مثل گرافیت (شکل b) پیوندهای کووالانسی در سطوح دو بعدی تشکیل می گردد.

بلورهای فلزی

- فلزات تدلیل داشتن الکترونهاى نامستقر خواص ویژه ای از قبیل:
قابلیت جکش خواری، قابلیت شکل پذیری، قابلیت هدایت الکتریسیته
و حرارت را دارا می باشند. دمای ذوب نسبتا بالائی دارند. تغییر شکل
یک فلز در زیر نشان داده شده است.

