هم کلاسی
Hamkelasi.ir

بسمه تعالی

جزوه کنکوری شیمی

ترکیبات کوالانسی

کاری از: استاد علیرضا زارع

مفهوم اولیه پیوند کووالانسی

پیوند کووالانسی: از نیروهای درون مولکولی‌است که در اثر به اشتراک گذاشته شدن دو یا چند الکترون میان اتم‌ها به وجود می‌آید.

پیوندکووالانسی؛ معمولاً بین دو نافلز و یا دو عنصر که اختلاف الکترونگاتیوی آنها، کمتر از 1/7 است، تشکیل می‌شود.

مهم‌ترین تفاوتهای بین پیوند کووالانسی و پیوند یونی

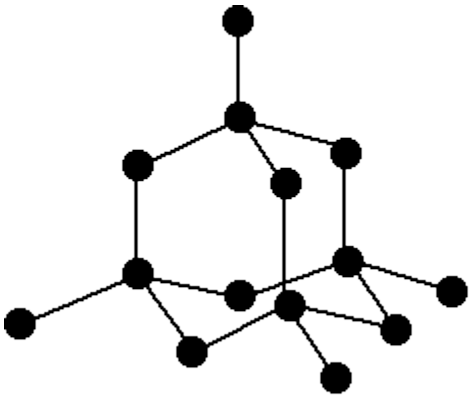
پیوند یونی	پیوند کووالانسی
1- انتقال الکترون از اتم فلزی به اتم نافلزی دیده می‌شود. مثال: $Na + Cl \rightarrow Na^{+}.Cl^{-}$	1- اشتراک الکترون بین دو اتم درگیر پیوند وجود دارد. مثال: $PCl_3, H_2O, CO_2, H_2, HF, N_2O_5, CH_4, ...$
2- معمولاً بین فلزات فعال گروه‌های 1 و 2 جدول تناوبی (به جز Be) با نافلزهای فعال گروه‌های 16 و 17 و نیتروژن (N) به وجود می‌آید. مثال: $NaCl, MgF_2, K_3N, ...$	2- معمولاً بین نافلزها و نافلزها تشکیل می‌شود. مثال: $PCl_3, H_2O, CO_2, H_2, HF, N_2O_5, CH_4, ...$
3- پیوند بین فلزهای گروه 1 و 2 با اتم H از نوع یونی است. مثال: NaH, MgH_2	3- پیوند بین فلزهای غیرفعال و نافلزها معمولاً از نوع کووالانسی است. مثال: $AlCl_3, BeF_2, ...$

پیوند کووالانسی؛ با توجه به تعداد الکترون‌های به **اشتراک گذاشته** شده به سه نوع ساده (یک جفت الکترون اشتراکی)، دوگانه (دو جفت الکترون به اشتراک گذاشته شده) و سه گانه (شش الکترون اشتراکی) طبقه‌بندی می‌شوند.

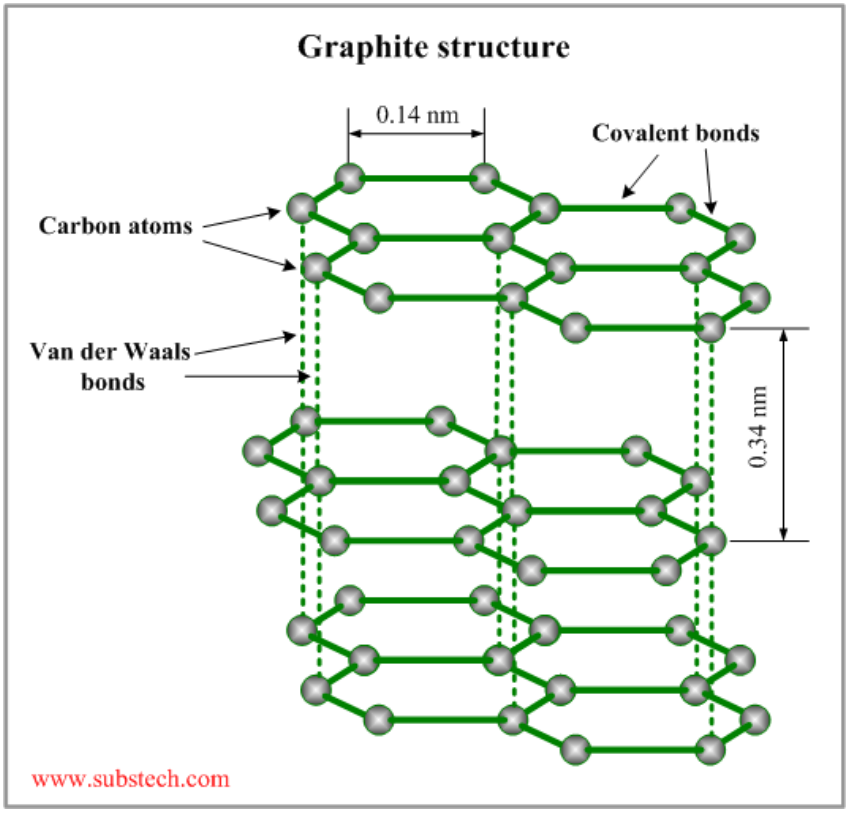
جفت الکترون‌های اشتراکی (پیوند یا مشترک) تحت تأثیر جاذبه‌ی دو هسته‌ی اتم‌های درگیر پیوند قرار دارند.

ترکیبهای مولکولی (**جامدهای مولکولی**)؛ از مولکولهای **جدا** از هم تشکیل شده‌اند. مثل: CO_2, H_2O, I_2 .

ترکیبهای کووالانسی (**جامدهای کووالانسی**)؛ ترکیبهایی هستند همه‌ی اتمها به وسیله‌ی **پیوندهای کووالانسی** به یک دیگر متصل و شبکه‌هایی **دوبعدی یا سه‌بعدی** ایجاد کرده‌اند. مثل: الماس، گرافیت، سیلیسیم (Si) و سیلیس (SiO_2).



ساختار الماس



ساختار گرافیت

هنگام تشکیل پیوند کووالانسی:

1- مجموعه‌ی نیروهای جاذبه (هسته- الکترون از دو اتم)، بر مجموع نیروهای دافعه (هسته- هسته و الکترون- الکترون) به هنگام نزدیک شدن دو اتم به هم، غلبه می‌کند که **اساس تشکیل پیوند کووالانسی** است.

2- سطح انرژی اتمها، بعد از تشکیل پیوند، **پایینتر** می‌آید. (انرژی آزاد می‌شود در نتیجه اتم در حالت پایدار قرار می‌گیرد).

3- معمولاً اتم‌ها به آرایش هشتایی گازهای نجیب می‌رسند. (در اغلب موارد).

4- معمولاً الکترونهای منفرد دو اتم تشکیل دهنده‌ی پیوند کووالانسی، جفت می‌شوند.

✓**طول پیوند؛** عبارت است از: فاصله‌ی تعادلی میان هسته‌های دو اتم درگیر پیوند (برحسب پیکومتر Pm)

انرژی پیوند؛ عبارت است از: انرژی لازم برای **شکستن پیوند** کووالانسی و تولید **اتم‌های جدا از هم و گازی شکل.**

انرژی پیوند، همواره عددی **مثبت** است (فرآیندی گرماگیر است) و مقدار آن بستگی به نوع اتمهای درگیر پیوند و مرتبه‌ی پیوند دارد.

نکته: هرچه طول پیوند کوتاهتر باشد، انرژی و قدرت پیوند، بیشتر است.

عوامل مؤثر بر طول پیوند و انرژی پیوند عبارتند از:

1- **شعاع اتمها** با طول پیوند رابطه‌ی **مستقیم** و با انرژی پیوند رابطه‌ی **عکس** دارد. مثال:

شعاع : $Br > Cl > f$

طول پیوند : $H-Br > H-Cl > H-F$

انرژی پیوند : $H-Br < H-Cl < H-F$

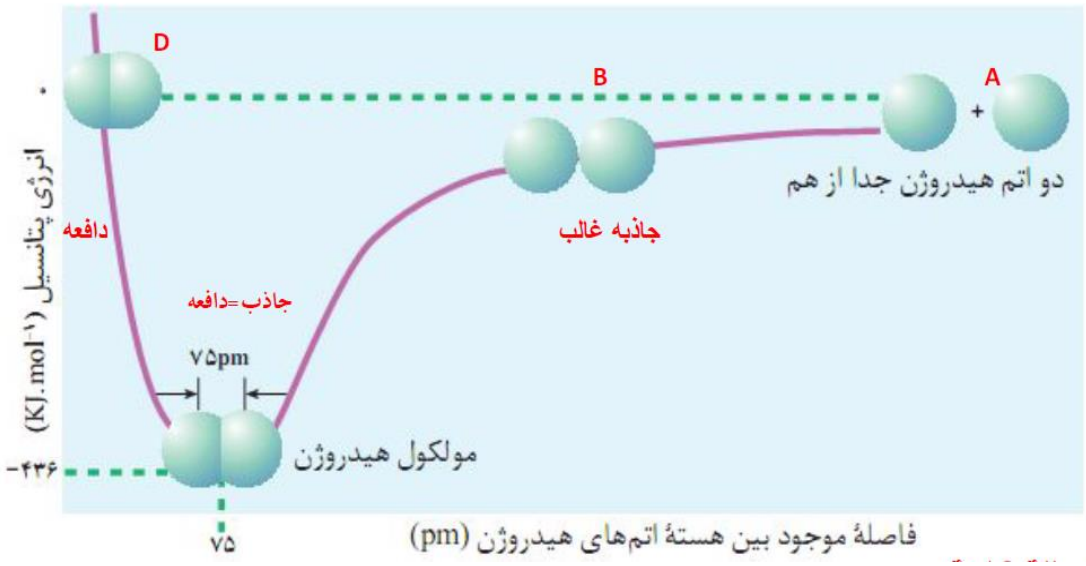
2- مرتبه‌ی پیوندها با طول پیوند رابطه‌ی **عکس** و با انرژی پیوندرابطه **مستقیم** دارد. مثال:

مرتبه ی پیوند : $C \equiv O > C = O > C-O$

طول پیوند : $C \equiv O < C = O < C-O$

انرژی پیوند : $C \equiv O > C = O > C-O$

بررسی منحنی انرژی پتانسیل دو اتم هیدروژن در فواصل مختلف



موقعیت(A) : اتم‌های H، به قدری از هم فاصله دارند که اثر جاذبه‌ی محسوسی بر روی هم نمی‌گذارند.
انرژی پتانسیل دو اتم H را در دو موقعیت(A)، به عنوان مبنا (صفر) فرض می‌کنیم.

در فواصل **دور نیروهای جاذبه غالب** است

موقعیت(B) : اثر جاذبه‌ی هسته‌ها روی الکترون‌های اتم دیگر ظاهر می‌شود. در این موقعیت مجموع نیروهای جاذبه میان دو اتم از مجموع نیروهای دافعه‌ی بین آن‌ها بیشتر است. سطح انرژی آنها پایین می‌آید اما **ناپایدار** است.
موقعیت(C) : انرژی پتانسیل به حداقل می‌رسد پیوند کووالانسی تشکیل شده و اتم‌ها به پایداری می‌رسند مجموع نیروهای جاذبه با دافعه برابر است و یک وضعیت تعادلی پایدار به وجود می آید.
موقعیت (D) : فاصله‌ی هسته‌های دو اتم هیدروژن از فاصله‌ی تعادلی (طول پیوند) کمتر بوده و اتم‌های H در موقعیت ناپایداری قرار می‌گیرند. مجموع نیروهای دافعه بر نیروهای جاذبه غلبه دارند بنابراین دو اتم H تمایل دارند از هم دیگر دورتر شوند.

در **فواصل نزدیک نیروی دافعه غالب** است.

طول پیوند بین دو اتم هیدروژن (H-H) برابر 75pm و انرژی حاصل از تشکیل این پیوند $-436KJ.mol^{-1}$ می باشند یعنی فرآیندی **گرماده** است.

نکته: انرژی پیوند H-H برابر $+436KJ.mol^{-1}$ است.

نکات کلیدی:

A) پایدارترین حالت اتم در گراف بالا حالتی است که دافعه با جاذبه **برابر** می‌شود و پیوند تشکیل شده است.

B) در فواصل **دور نیروهای جاذبه غالب** است و در **فواصل نزدیک نیروی دافعه غالب** است.

C) همواره **تشکیل** هر نوع پیوند توام با **آزاد شدن انرژی** و **شکستن** هر پیوند همراه **باصرف انرژی** است.

پیوند کووالانسی قطبی: نوعی پیوند کووالانسی بین اتم های ناجور هسته (متفاوت) است که در آن الکترون‌های پیوندی به وسیله‌ی یکی از اتم های درگیر پیوند (اتم الکترونگاتیوتر) بیشتر جذب می‌شود. مثل $C-O, H-F$.

میزان قطبی‌بودن یک پیوند کووالانسی به میزان تفاوت الکترونگاتیوی اتم های درگیر پیوند بستگی دارد.

هر چه اختلاف الکترونگاتیوی بین دو اتم، بیشتر باشد، پیوند میان دو اتم قطبی‌تر است.

مرز بین پیوند های کووالانسی و یونی با نکات زیر مشخص می‌شود:

- هرچه اختلاف الکترونگاتیوی دو عنصر بیشتر باشد، پیوند بین آنها قطبی‌تر خواهد بود. هرگاه اختلاف الکترونگاتیوی دو عنصر در حدود 1.7 باشد، خصلت یونی نسبی پیوند بیش از 50% است.
- اگر اختلاف الکترونگاتیوی صفر و یا خیلی کوچک باشد، پیوند غیر قطبی است. هرچه اختلاف الکترونگاتیوی بیشتر باشد، پیوند کووالانسی قطبی‌تر خواهد بود. در این پیوندها ، اتمی که الکترونگاتیوی بیشتری دارد، بار منفی جزئی را خواهد داشت.

در یک تناوب هرچه فاصله‌ی بین دو اتم درگیر پیوند بیشتر باشد، پیوند بین آنها، قطبی‌تر است.

نکته مهم: تفاوت الکترونگاتیوی O و Si برابر 1/7 است. این تفاوت، پیوند Si-O را در آستانه‌ی پیوندهای یونی قرار می‌دهد. در تستهای کنکور پیوند Si-O را کووالانسی قطبی یا در آستانه‌ی یونی شدن (50% یونی) در نظر می‌گیریم.

جفت الکترونهای پیوندی (مشترک): جفت الکترونی است که مربوط به دو اتم درگیر پیوند بوده و در پیوند شرکت می‌کند.

جفت الکترون ناپیوندی (غیرمشترک): جفت الکترونی است که در تشکیل پیوند کووالانسی شرکت نمی‌کند و فقط مربوط به یک اتم می‌باشد.

پیوند داتیو (پیوند کووالانسی کئوردینانسی):

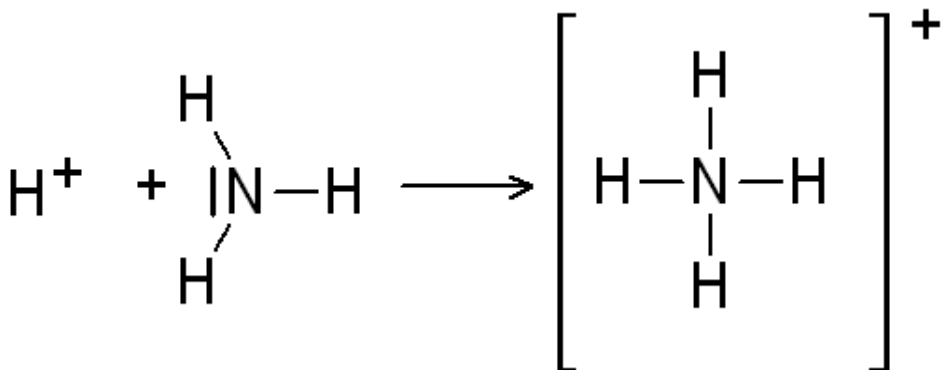
نوعی پیوند کووالانسی است که در آن، جفت الکترون پیوندی از طرف یکی از اتمهای درگیر پیوند، تأمین می‌شود.

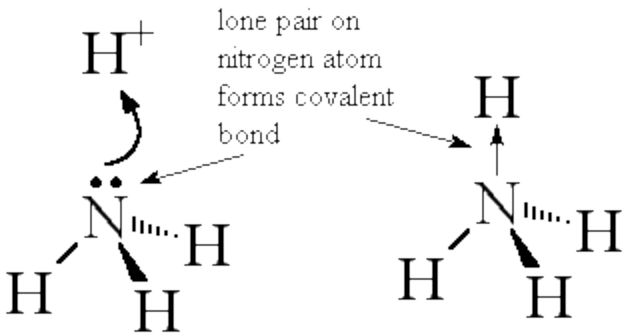
✓**شرایط تشکیل پیوند داتیو:**

1- وجود دست کم یک جفت الکترون ناپیوندی روی یک اتم

2- وجود اوربیتال خالی در اتم دیگر.

به تشکیل پیوند داتیو در یون آمونیم توجه کنید:





پیوند داتیو بعد از تشکیل، از سایر پیوندهای مشابه قابل تشخیص **نیست**، به عنوان مثال در یون آمونیم، تمام پیوندهای **N-H** از لحاظ **طول پیوند و انرژی پیوند** کاملاً مشابه هستند.

ترکیبهای دارای یون آمونیم مانند NH_4Cl, NH_4NO_3 **و ... دارای سه نوع پیوند یونی، کووالانسی معمولی و داتیو هستند.**

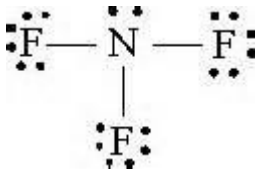
نکته: آنیونهای $ClO^-, OH^-, NO2^-$ **فاقد پیوند داتیو هستند.**

ساختار لوویس، شکل هندسی و زوایای پیوندی

رسم ساختار لوویس

ساختار لوویس (مدل الکترون نقطه‌ای): در این ساختار هسته و الکترونهای درونی به وسیله‌ی نماد شیمیایی عنصر، پیوندهای کووالانسی به وسیله‌ی خط کوتاه (–) و جفت الکترونهای ناپیوندی عنصر به وسیله‌ی نقطه‌هایی کنار نماد شیمیایی عنصر، نشان می‌دهند.

مثال: در مولکول نیتروژن تری فلوئورید (NF_3)؛ 10 جفت الکترون ناپیوندی و سه جفت الکترون پیوندی وجود دارد.



ساختار لوویس نیتروژن تری فلوئورید

ساختار لوویس یک گونه، **افزون بر نوع**، **تعداد و شیوه‌ی اتصال اتم ها، آرایش الکترونی گونه را بر مبنای قاعده ی هشتایی** نمایش می‌دهد.

چگونگی رسم ساختار لوویس: (مثال: مراحل رسم ساختار لوویس CO_2)

1- شمارش الکترونهای ظرفیتی اتم‌های موجود در آن مولکول یا یون:

مجموع الکترونهای ظرفیتی $CO_2 = 1C + 2O = 4 + 2(6) = 16e$

2- تعیین اتم مرکزی و طرز قرار گرفتن اتمهای پیرامون اتم مرکزی: اتم کربن مرکزی است.

نکته: اتم مرکزی اتمی است که الکترونگاتیویته کمتر و تعداد کمتری دارد. اتم H هیچ وقت اتم مرکزی قرار نمی گیرد، و اتم های هالوژنها هم معمولاً به عنوان مرکزی وجود ندارند.

اتم مرکزی را به یکی از روشهای زیر، مشخص می کنیم:

1- اتمی که تعداد کمتری دارد، معمولاً مرکزی است. به طور مثال، در SO_3 اتم **S** مرکزی است.

استثناء: در مولکول N_2O یکی از اتمهای **N** مرکزی است.

2- اگر تعداد برابر بودند اتمی که شماره‌ی گروه کمتری دارد، به طورمثال در HCN، اتم **C** که شماره‌ی گروه کمتری از **N** دارد، اتم مرکزی است.

چند مثال خاص: درمولکولهای **HOl, HOBr, HOF, HClO** اتم **O** **مرکزی** است.

3- هشتایی کردن تمام اتمهای مولکول(جز هیدروژنها که با 2 الکترون کامل می‌شود):

تعداد کل الکترونها: [تعداد اتمهای غیر هیدروژن×8]+[تعداد اتمهای هیدروژن× 2]

CO_2 الکترونهای به کاررفته در =24e

نکته: اتم H، اتمهای فلزی و عنصرهای گروه 13 از قاعده هشت تایی شدن مستثنی هستند.

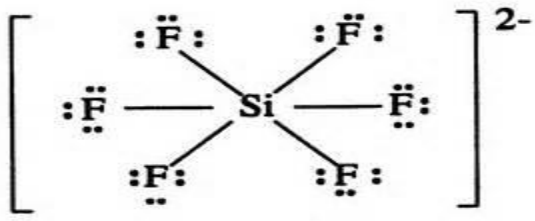
4- مقایسه‌ی تعداد الکترونهای به کار رفته برای هشتایی کردن با تعداد الکترونهای ظرفیتی اتمها:

24≠16

5- در صورت مازاد بودن الکترونهای به کار رفته برای هشتایی کردن، با تشکیل پیوندهای دو گانه یا سه گانه تعداد الکترونها را به حد الکترونهای ظرفیتی می‌رسانیم.

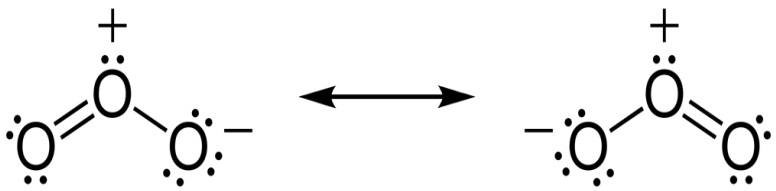
6- الکترونهای پیوندی را به صورت خط کوتاه (-) نشان می دهیم.

نکته: ساختار لوویس یونها را درون کروشه قرار داده و بار یون را به صورت توان کروشه می‌نویسیم.



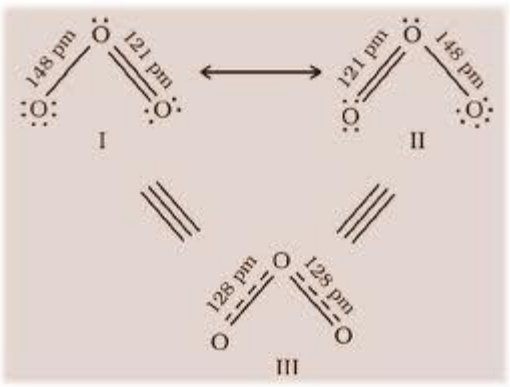
برخی مولکولها بیش از یک ساختار لوویس دارند، این ساختارها تنها در **نحوه‌ی توزیع الکترونها** باهم تفاوت دارند.

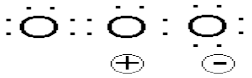
نکته: ساختارهای متفاوت لوویس یک مولکول را **ساختارهای رزونانسی** می‌گویند، مثال: اوزون (O_3) دارای دو ساختار رزونانسی زیر است:



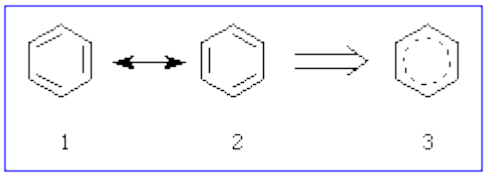
یک مولکول واقعی اوزون، هیچ یک از ساختارهای رزونانسی فوق را ندارد. مولکول واقعی، دارای ساختاری میانگین ساختارهای رزونانسی به نام هیبرید رزونانس است. ساختار واقعی (هیبرید رزونانسی) اوزون به صورت زیر است.

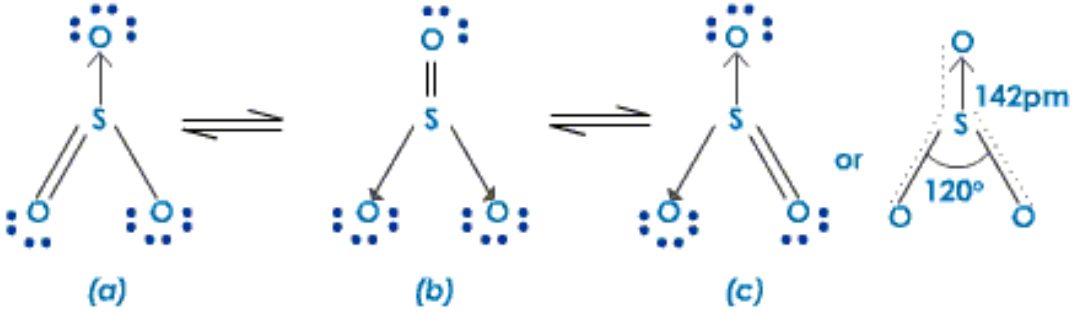
طول پیوند در ساختارهای رزونانسی حدواسط طول پیوندهای یگانه و دوگانه است.

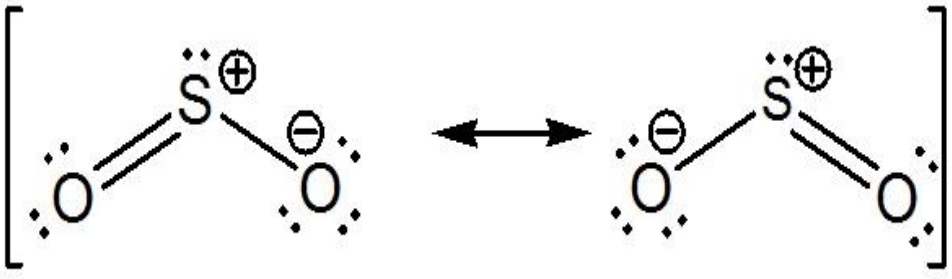




مولکولهایی مثل: SO_2, SO_3، بنزن، نفتالن و ... دارای ساختارهای رزونانسی هستند.



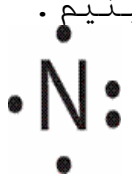




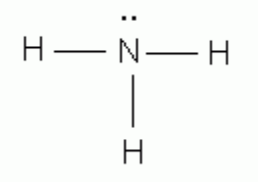
روش ترسیم و تشخیص ساختارهای مولکولها در کنکور

گام اول: اتم مرکزی به طریق گفته شده مشخص کرده و الکترونهای لایه ظرفیت آنرا دور آن می چینیم.

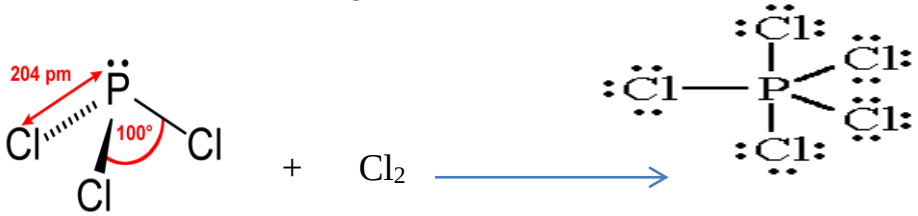
مثال:



نکته اول: اگر در اطراف اتم مرکزی هالوژن یا هیدروژن داشته باشیم آنها را با پیوند یگانه به اتم مرکزی متصل می کنیم.

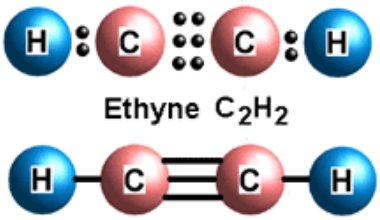


نکته دوم: اگر در اطراف اتم مرکزی هم الکترون منفرد و هم جفت الکترون ناپیوندی داشته باشیم ،و هالوژن به مقدار کافی داشته باشیم ،ابتدا الکترونهای منفرد با هالوژنها پیوند یگانه کوالانسی داده و در مرحله بعد هالوژنها با بر انگیخته کردن جفت الکترونهای ناپیوندی آنها را شکسته و دو پیوند یگانه کوالانسی نیز با آنها تشکیل می‌دهند:



توجه: برانگیخته کردن الکترونهای ناپیوندی فقط و فقط از هالوژنها بر می‌آید.

نکته سوم: اگر بیش از یک اتم نقش اتم مرکزی را داشت، ابتدا اتمهای کناری را به اتم مرکزی متصل نموده و در مرحله بعد دو اتم مرکزی را به نحوی که قاعده اکتت رعایت شود با پیوندهای یگانه یا دو گانه یا سه گانه بهم متصل می‌کنیم:



گام دوم:اکسیژن و گوگردبه دو صورت در اطراف اتم مرکزی رفتار می‌کنند:

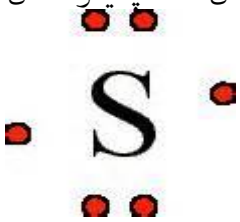
الف) اگر اتم مقابل الکترون منفرد داشته باشد با دو الکترون منفرد خود یک پیوند دوگانه را با آن تشکیل می-دهند:

مثلا در مولکولCS_2مشخص است که اتم مرکزی بر اساس موارد گفته شده کربن است که آرایش الکترونهای لایه‌ی والانس آن دارای الکترونهای منفرد است .

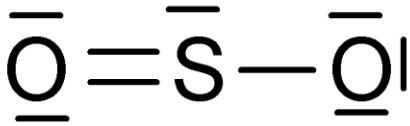
بنابراین دو اتم اکسیژن با برقراری دو پیوند دوگانه کوالانسی به آن متصل می‌شوند:

ب) اگر اتم مقابل جفت الکترون ناپیوندی داشته باشد با جفت کردن دو الکترون منفرد خود یک اوربیتال خالی برای پذیرش پیوند داتیو می‌سازند:

مثلا در مولکول اتم مرکزی گوگرد است که دارای الکترونهای منفرد در کنار الکترونهای ناپیوندی است:



بنابراین ابتدا پیوندهای دوگانه میان اکسیژن و یا گوگرد با آن تشکیل و در ادامه پیوند داتیو تشکیل می‌شود:



نکته: اگر اتم مرکزی هم الکترون منفرد و هم ناپیوندی داشت ابتدا پیوندهای دوگانه میان اکسیژن و یا گوگرد با آن تشکیل و در ادامه پیوند داتیو تشکیل می‌شود.

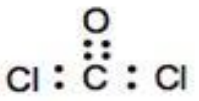
گام سوم: اگر در اطراف اتم مرکزی اکسیژن یا گوگرد به همراه هالوژن و هیدروژن داشتیم، ابدا هالوژن و هیدژنها را با پیوند یگانه کوالانسی به اتم مرکزی متصل کرده و اگر اتم مرکزی الکترون منفرد داشت ، اکسیژن یا گوگرد را با پیوند دوگانه به آن وصل می‌کنیم و اگر اتم مرکزی جفت الکترون ناپیوندی داشت ، اکسیژن و یا گوگرد را با پیوند داتیو به اتم مرکزی متصل می‌کنیم.

1) The total number of valence electrons in COCl2 is _24___.

note: C has 4, O has 6, and each Cl has 7 valence electrons
4 + 6 + 7 x 2 = 24

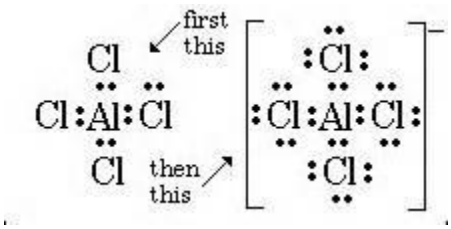
2)

3)

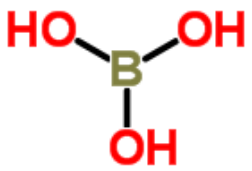


4)

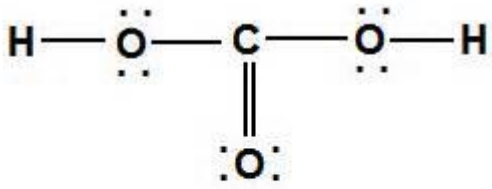
گام چهارم: برای رسم ساختار لوویس یونها ،بار منفی را به اتم الکترونگاتیوتر و بار مثبت را به اتم با الکترونگاتیویته کمتر می‌دهیم و کلا همانطور که قبلا اشاره شد بار کل مولکول را در داخل کروشه قرار می‌دهیم:



گام پنجم: برای رسم ساختار اسیدهای اکسیژن دار(اکسی اسیدها)، ابتدا اتم مرکزی را تعیین کرده و سپس به تعداد هیدروژنهای اسیدی گروه OH به اتم مرکزی وصل می‌کنیم. اگر بازهم اکسیژنی باقی ماند، به اتم مرکزی نگاه می‌کنیم. اگر الکترون منفرد داشت اکسیژن مورد نظر را با پیوند دوگانه به آن وصل می‌کنیم و اگر جفت الکترون ناپیوندی داشت اتصال را از طریق پیوند داتیو انجام می‌دهیم:
مثال:



H_3BO_3 (Boric acid)



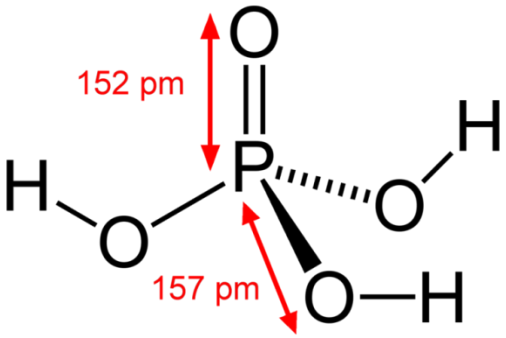
Carbonic acid (H_2CO_3)

نکته طلایی: هیدروژن اسیدی هیدروژنی است که به اتمهای الکترونگاتیو مثل O, S, I, Br, Cl, F, N متصل باشد.

گام ششم: برای رسم اکسی اسیدهای فسفر باید بدانیم تعداد هیدروژنهای اسیدی برابر تعداد اکسیژنهای آنها منهای یک است. سپس اتم مرکزی را تعیین کرده و سپس به تعداد

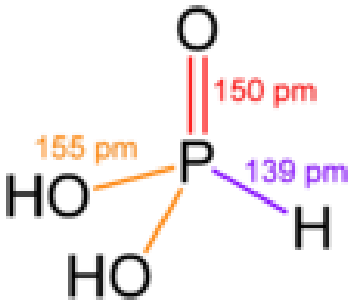
هیدروژنهای اسیدی گروه OH به اتم مرکزی وصل می‌کنیم. اگر بازهم اکسیژنی باقی ماند، به اتم مرکزی نگاه می‌کنیم. اگر الکترون منفرد داشت اکسیژن مورد نظر را با پیوند دوگانه به آن وصل می‌کنیم و اگر جفت الکترون ناپیوندی داشت اتصال را از طریق پیوند داتیو انجام می‌دهیم. درصورتی که هیدروزن باقی ماند با یک پیوند یگانه کوالانسی به اتم مرکزی متصل می‌شود:

H_3PO_4=4-1=3 دارای 3 هیدروژن اسیدی است.



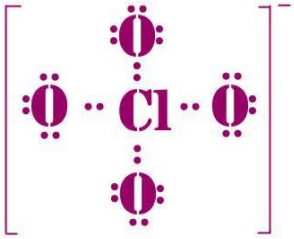
دارای دو هیدروژن اسیدی است.

H_3PO_3=3-1=2

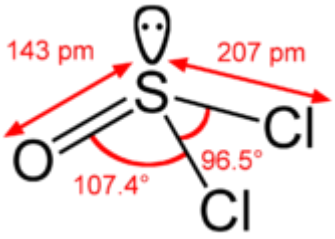


گام هفتم: برای رسم بنیانهای(به ساختارهای باقیمانده از یک اسید در اثر جدا شدن هیدروژنهای اسیدی بنیان گفته می-شود.) اسیدهای اکسیژن دار ابتدا هیدروژن یا هیدروژنهای اسیدی را جدا کرده و به تعداد آنها بار منفی به بنیان می-دهیم. سپس از قوانین بالا برای ترسیم ساختار لوویس استفاده می‌کنیم:

$HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$

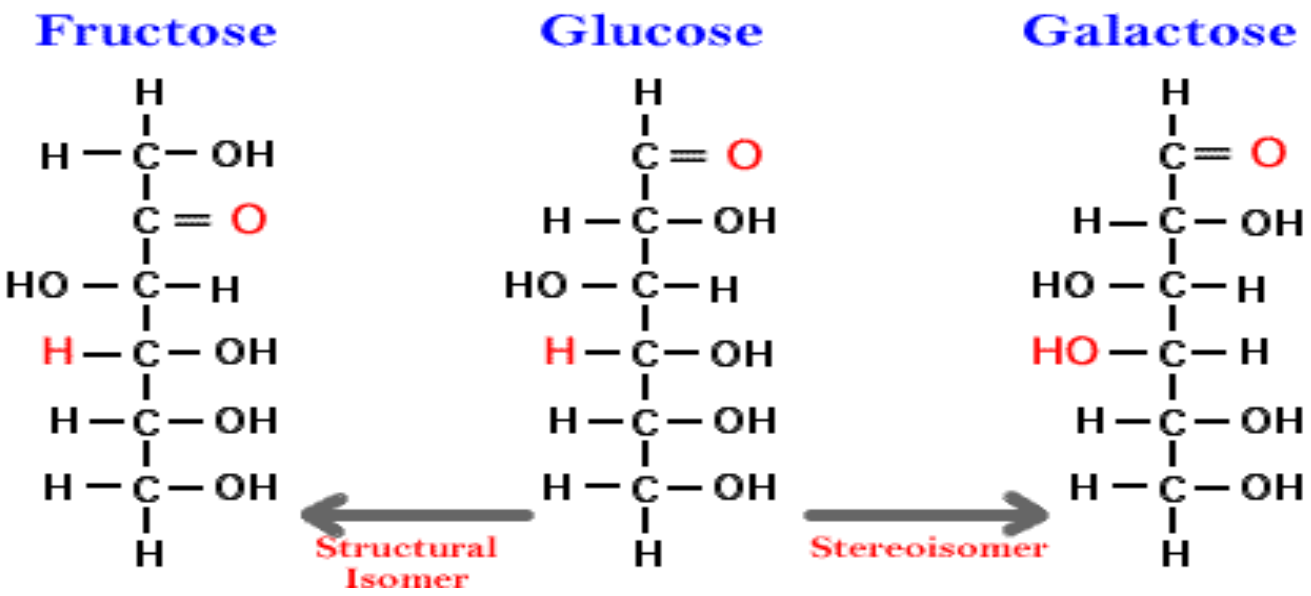


روشهای متفاوت نمایش مولکولها در جدول زیر آمده است.

نوع فرمول	مثال:	چه اطلاعاتی از ترکیب به ما می-دهد؟
فرمول تجربی	CH_2O	نوع عنصرها، تعداد عنصرها (تعداد انواع عنصرها) کوچکترین نسبت صحیح بین تعداد اتمها
فرمول مولکولی	$C_2H_4O_2$	نوع عنصرها، تعداد عنصرها، تعداد واقعی اتمهای هر عنصر
فرمول ساختاری		نوع عنصرها، تعداد عنصرها، تعداد دقیق اتمهای هر عنصر، شیوه‌ی اتصال اتمها، تعداد و نوع پیوندها

نکته1: برخی از ترکیبهای شیمیایی، فرمول تجربی و فرمول مولکولی یکسان دارند مثل آب (H_2O)، آمونیاک (NH_3)، و متان (CH_4).
نکته2: فرمول ساختاری یک ترکیب همان ساختار لوویس است البته منهای جفت الکترونهای ناپیوندی.

✓**ایزومر (همپار):** ترکیبهایی که **<u>فرمول مولکولی یکسان</u>** و **<u>فرمول ساختاری متفاوت دارند</u>**، ایزومر می‌گویندکه به دو دسته ساختاری و فضایی تقسیم می‌شوند.



تشابه ایزومرها	تفاوت ایزومرها
فرمول مولکولی تعداد و نوع عنصرها جرم مولکولی (مولی)	فرمول ساختاری نحوه ی اتصال اتم ها خواص شیمیایی و فیزیکی مثل: نقطه ی ذوب، جوش وغیره

چهار دسته ایزومرهای ساختاری مهم در کتابهای شیمی دبیرستان عبارتند از:

الکلها و اترهای همکربن
آلدهیدها و کتونهای همکربن
استرها و اسیدهای کربوکسیلیک همکربن
آلکنها و سیکلو آلکانها همکربن

در فصل بعد به تفصیل در مورد هر یک از این ایزومرها بحث خواهد شد.

شکل هندسی و زوایای پیوندی

✓**شکل هندسی:** نشاندهنده‌ی جهتگیری فضایی یا آرایش هندسی مولکولهاست. شکل هندسی یک مولکول، عامل بسیار مهمی در تعیین **خواص شیمیایی** آن است.

✓**زاویه‌ی پیوندی:** زاویه‌ای است که سه اتم متصل بهم با یکدیگر می‌سازند. اندازه‌ی بزرگترین زاویه‌ی پیوندی، حداکثر 180^o می‌باشد.

نظریه (VSEPR): مدلی برای پیش بینی شکل هندسی مولکول است. مطابق این نظریه، نیروهای **دافعه‌ی الکتروستاتیک** بین جفت الکترونهای پیوندی یا ناپیوندی موجود درلایه ظرفیت یک مولکول، موجب می‌شود که این جفت الکترونها تا حد امکان از یک دیگر فاصله بگیرند به گونه‌ای که پایدارترین آرایش هندسی برای مولکول ایجاد شود.

قلمرو الکترونی: به ناحیه‌ای در اطراف اتم مرکزی گفته می شود که الکترونها، صرف نظر از تعداد، در آن جا حضور دارند.

پیوندهای ساده، دوگانه، سه گانه، تک الکترون ناپیوندی، جفت الکترون ناپیوندی اطراف اتم مرکزی، هرکدام یک قلمرو الکترونی محسوب می‌شوند.

شکل هندسی یک مولکول طی مراحل زیر، پیش بینی می‌شود:

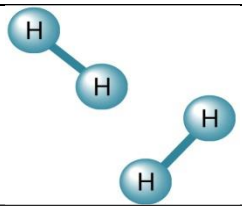
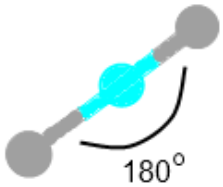
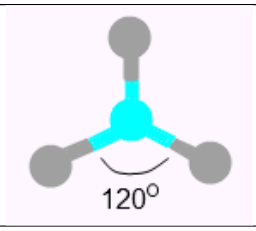
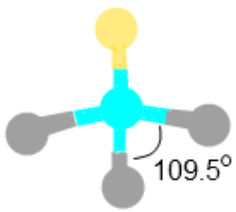
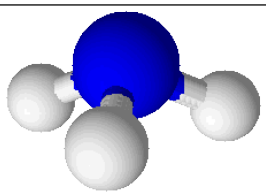
1- رسم ساختار لوویس مولکول.

2- شمارش تعداد قلمروهای الکترونی پیرامون اتم مرکزی.

3- پیش بینی شکل هندسی مولکول یا یون، براساس تعداد قلمروهای الکترونی و جدول مقایسه‌ای شکلهای هندسی

4- در صورت وجود الکترونهای ناپیوندی روی اتم مرکزی، زوایای پیوندی را طوری تنظیم می‌کنیم تا برای قلمروهای الکترونی مربوط به الکترونهای ناپیوندی، فضای بزرگتری باز شود.

برای درک بهتر این مطلب به جدول صفحه ی بعد توجه کنید.

مدل	تعداد قلمرو الکترونی	نام شکل هندسی	مدل گلوله ومیله	اندازه ی تقریبی زاویه پیوندی	نمونه های معروف
A_2	-	میله ای (خطی دو اتمی)		-	$N_2, O_2, HCl, HF, F_2, H_2$
AB_2	2	خطی سه اتمی		180^o	$ZnCl_2, CS_2, BeF_2, HCN, CO_2$
AB_3	3	سه‌ضلعی مسطح		120^o	$CH_2O, CO_3^{2-}, NO_3^-, BF_3, SO_3$
AB_2E^*	3	خمیده (شکلV)		کمتر از 120^o	$NO_2, SnCl_2, SO_2, O_3$
AB_4	4	چهاروجهی		$109/5^o$	$SO_4^{2-}, NH_4^+ SiCl_4, CF_4, CH_4$
AB_3E	4	هرمی (هرم با قاعده سه ضلعی)		کمتر از $109/5^o$	PH_3, PCl_3, NF_3, NH_3 زاویه‌ی پیوندی در NH_3 حدود 107^o است.
AB_2E_2	4	خمیده (V شکل)		کمتر از $109/5^o$	H_2S, OF_2, H_3O زاویه پیوندی در H_2O حدود $104/5^o$ است.

E^* در مدلهای فوق، نماینده‌ی جفت الکترون‌های ناپیوندی روی اتم مرکزی است.

مقایسه‌ی زوایای بین جفت الکترونها به صورت زیر است:

پیوندی- پیوندی > ناپیوندی- پیوندی> ناپیوندی- ناپیوندی

عوامل زیر بر شکل هندسی و اندازه‌ی زوایای پیوندی یک گونه تأثیر گذار هستند:

1- **تعداد قلمروهای الکترونی:** تعداد قلمرو **کمتر** باعث بزرگتر بودن اندازه‌ی زاویه‌ی پیوندی می‌شود.

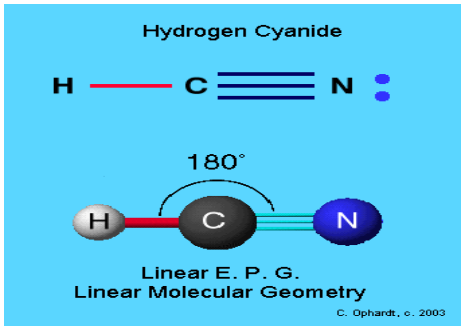
2- **وجود جفت و یا تک‌الکترونهای ناپیوندی روی اتم مرکزی:** باعث **کوچک شدن اندازه‌ی زاویه‌ی پیوندی می‌شود.**

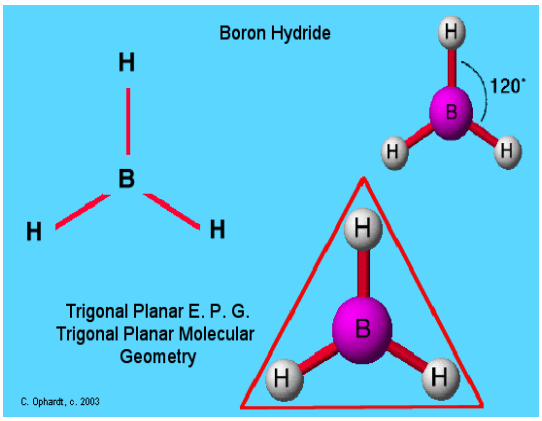
3- **وجود پیوندهای دوگانه متصل به اتم مرکزی:** در صورت **نداشتن** هیبرید رزونانس باعث تغییر اندازه‌ی زوایا می‌شود.

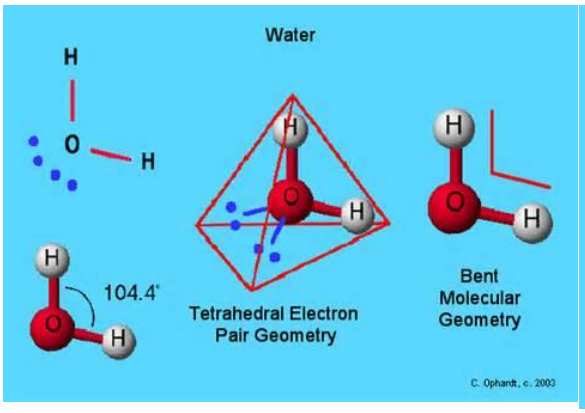
4- **یکسان نبودن اتمهای پیرامون اتم مرکزی:** باعث تغییر در اندازه‌ی زوایای پیوندی می‌شود.

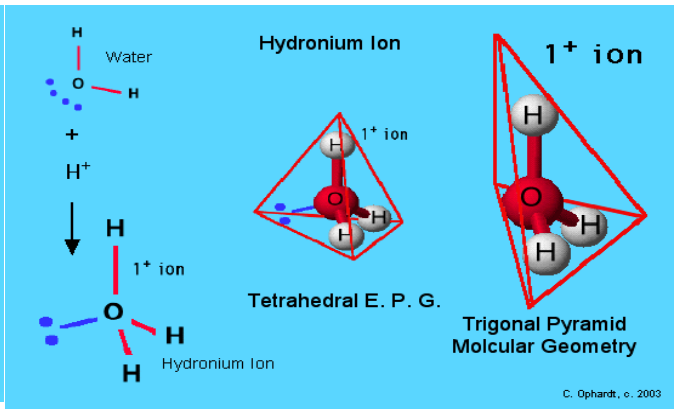
مثالهای مهم کنکوری

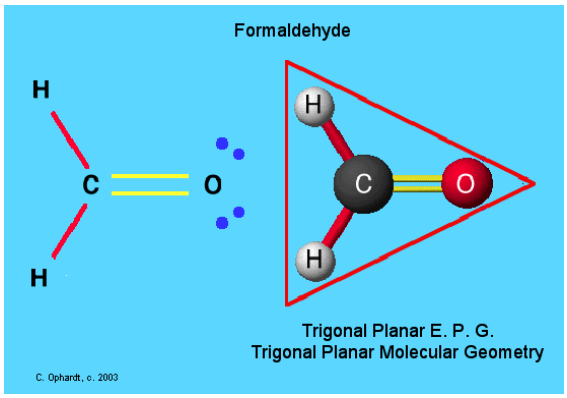
در این بخش برای تبیین بیشتر مطالب گفته شده به بررسی مولکولهای مهم و شکل آنها می‌پردازیم.

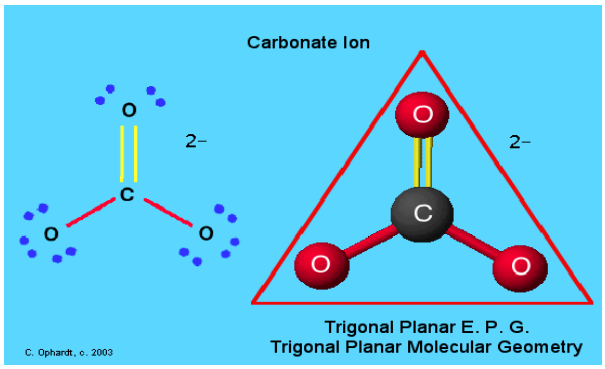


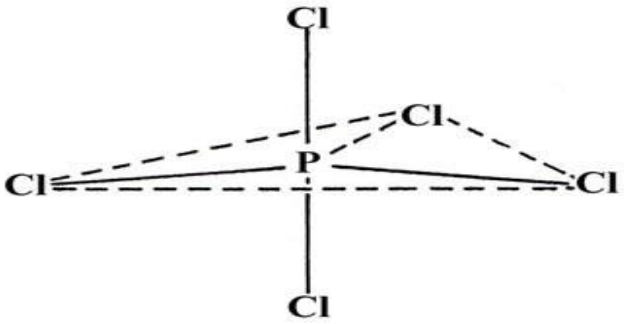


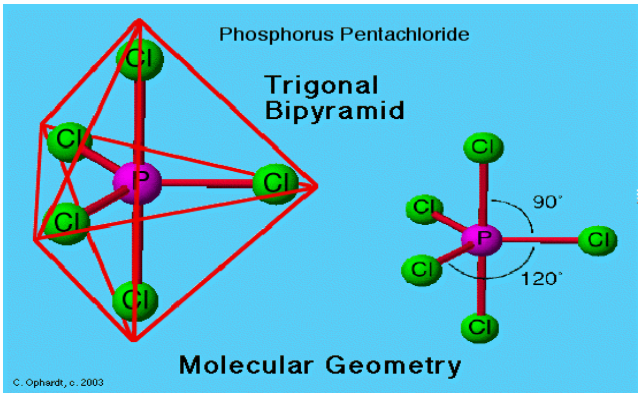

Water
H
O
H
H
O
104.4°
H
Tetrahedral Electron
Pair Geometry
H
O
H
Bent
Molecular
Geometry
C. Ophardt, c. 2003


H
Water
O
H
+
H+
H
1+ ion
O
H
Hydronium Ion
Hydronium Ion
1+ ion
H
O
H
H
Tetrahedral E. P. G.
1+ ion
H
O
H
H
Trigonal Pyramid
Molcular Geometry
C. Ophardt, c. 2003


Formaldehyde
H
C
O
H
H
C
O
H
Trigonal Planar E. P. G.
Trigonal Planar Molecular Geometry
C. Ophardt, c. 2003


Carbonate Ion
O
2–
C
O
O
O
2–
C
O
O
Trigonal Planar E. P. G.
Trigonal Planar Molecular Geometry
C. Ophardt, c. 2003





مولکولهای قطبی و ناقطبی و نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی

مولکولهای چند اتمی، **بسته به میزان قطبی بودن پیوندها و جهت گیری اتمها در فضا**، می‌توانند **قطبی** و **ناقطبی** باشند.

برای قطبی بودن یک مولکول، دو شرط لازم است:

1- وجود پیوندهای قطبی در مولکول

2- صفر نبودن برآیند دو قطبی‌های الکتریکی پیوندها (مراکز بارهای مثبت و منفی بر یکدیگر منطبق نباشند و مولکول دارای مرکز تقارن نباشد.)

نکته: مولکول‌های قطبی در "میدان الکتریکی" جهتگیری می‌کنند اما مولکولهای ناقطبی در میدان الکتریکی جهت گیری نمی‌کنند.

هرچه قطبیت مولکولی بیشتر باشد، دمای ذوب، جوش و گرمای تبخیر بالاتری دارد و نیروی جاذبه ی بین مولکولی در آن هم قویتر است.

✓**نکته**:عوامل مؤثر بر میزان نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی عبارتند از:

1- قطبیت مولکول 2- جرم مولکولی 3- حجم مولکولی 4- شکل هندسی مولکول

جدول مقایسه‌ای مولکولهای قطبی و ناقطبی

مولکول‌های ناقطبی	مولکول‌های قطبی
1- مولکول‌هایی که از یک عنصر تشکیل شده‌اند. مثال: $\ldots, S_8, P_4, Cl_2, N_2, F_2, O_2, H_2$ استثناء: O_3 با این که هیچ پیوند قطبی ندارد اما به علت وجود جفت الکترون ناپیوندی روی اتم مرکزی، شکل مولکول آن خمیده بوده و قطبی است. 2- مولکول‌هایی که دارای مرکز تقارن هستند مثل: $BeF_2, CCl_4, SiCl_4, CF_4, CH_4$ SO_3, AlF_3, BF_3, CO_2 $C_2H_2, C_2H_4, C_2H_6, \ldots$	1- کلیه‌ی مولکولهای دو اتمی که از دو عنصر متفاوت تشکیل شده‌اند. مثل: $\ldots, ClO, NO, CO, HI, HCl, HF$ 2- مولکول‌هایی که در آنها ، اتم مرکزی دارای جفت الکترون یا تک الکترون ناپیوندی باشد. مثل: NH_3, H_20 3- مولکول‌هایی که در آنها، گروه‌های متصل به اتم مرکزی یکسان نباشند. مثل: HCN, CH_2Cl_2, CH_3I $\ldots, SiH_2F_2, CH_3OH, CH_2O, CF_3Cl$

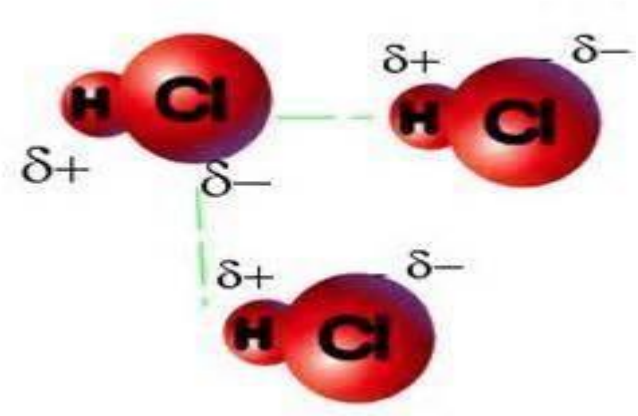
بیشتر بدانیم

اولین بار "**یوهانس واندروالس**" در سال 1873 وجود **نیروهای جاذبه بین مولکولی** در میان مولکولهای گاز را مطرح کرد. توضیح منشأ این نیروهای بین مولکولی توسط "**فرتینر لاندن**" در **1930** پیشنهاد شد. امروزه نیروهای بین مولکولی را بصورت عام **نیروهای واندروالس** و نیروهای پراکندگی بین **مولکولهای غیرقطبی** را نیروهای **لاندن** می‌نامند. (**نیروهای ضعیف بین موکلول‌ها را مجموعا نیروهای واندروالس می‌گوییم.**)

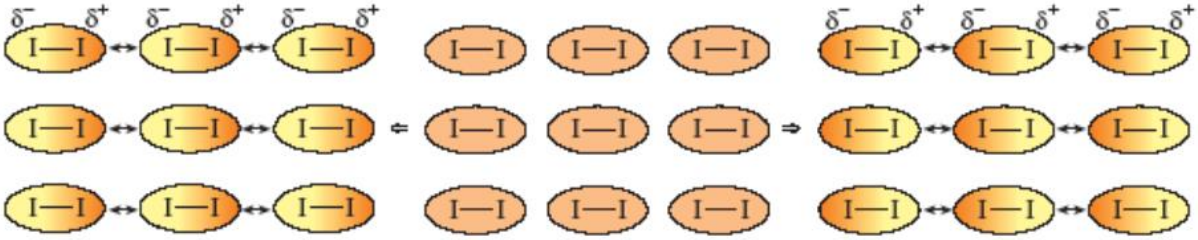
نیروهای بین مولکولی مولکولهای قطبی با غیرقطبی تفاوت دارند. وجود **نیروهای واندروالسی** در بین مولکولها باعث می‌شود که یک ترکیب **جامد مولکولی** شکل معینی داشته باشد و با غلبه بر این نیروها بتوان آن را به حالت مایع درآورد.

انواع نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی (نیروهای واندروالسی):

1- نیروی دو قطبی - دو قطبی مثل نیرویی که بین دو مولکول قطبی به وجود می‌آید. HCl-HCl

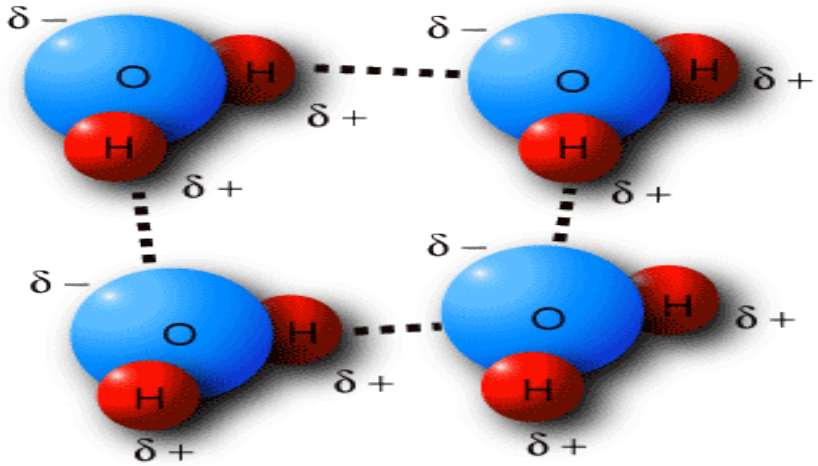


2- نیروی دو قطبی لحظه‌ای- دو قطبی لحظه‌ای (نیروی جاذبه‌ای پراکندگی لاندن) مثل نیروهای بین مولکولهای ناقطبی ید



3- پیوند هیدروژنی مثل:

$HF...HF\,,NH_3...NH_3\,,H_2O...H_2O$



از میان نیروهای فوق، معمولاً **پیوند هیدورژنی** **قویترین** جاذبه‌ی بین مولکولی و **نیروی لاندن** **ضعیفترین** جاذبه‌ی بین مولکولی محسوب می‌شوند.
نیروی لوندون: تنها نیروی جاذبه‌ی بین مولکولی، در مواد **ناقطبی** به حساب می‌آید.

نکته: هرچه مولکولی **سنگینتر و حجیمتر** باشد، نیروی لوندون و سایر نیروهای بین مولکولی در آن قویتر است. $I_2 > Br_2 > Cl_2 > F_2$: نیروی لاندن

پیوند هیدروژنی، پیوندی است که بین هیدروژن متصل به **F,O,N** از یک مولکول با عنصرهای **F, O, N** از مولکول دیگر، برقرار می‌شود.

توجه: مواد زیر از جمله موادی هستند که در آنها، پیوند هیدورژنی وجود دارد.
آب (H_2O)، آمونیاک (NH_3)، هیدروفلوئوریک اسید (HF)، اتیل الکل (اتانول C_2H_5OH)، شکر (ساکاروز)، کربوکسیلیک اسیدها (R- COOH)، آمینو اسیدها $(H_2N-\underset{\displaystyle R}{\underset{|}{C}}H-COOH)$ و ...

وجود پیوند هیدروژنی در مواد، باعث **بالا بردن نقطه‌ی ذوب و جوش، گرمای ویژه و گرمای تبخیر** آنها می‌شود.

در یخ، هر مولکول H_2O با **4** مولکول دیگر، **4** پیوند هیدروژنی برقرار می کند. در آب مایع هر مولکول H_2O حداکثر **2** یا **3** پیوند هیدروژنی با مولکول‌های مجاور خود، برقرار می‌کند.
قدرت هر پیوند هیدروژنی در مواد به **میزان الکترونگاتیوی** عنصر متصل به اتم H بستگی دارد.
پیوند هیدروژنی در HF نسبت به H_2O و در H_2O نسبت به NH_3 قویتر است.

نقطه‌ی جوش H_2O از HF بالاتر است که به دلیل زیاد بودن تعداد پیوندهای هیدروژنی در آب است.
نقطه‌ی جوش : $H_2O > HF > NH_3$

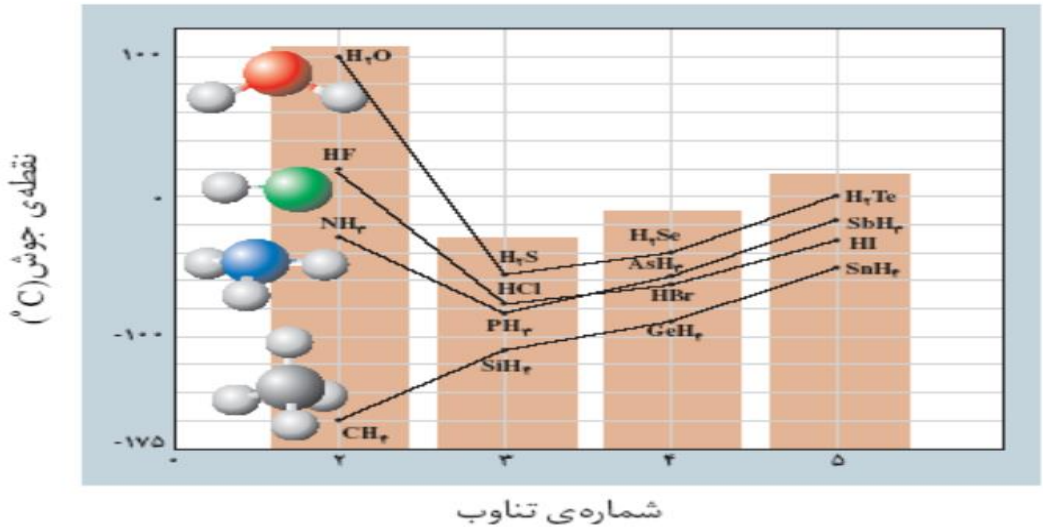
چه گازهایی آسانتر مایع می‌شوند؟
به طور کلی هر چه **دمای جوش** بالاتر باشد، گاز آسانتر مایع می‌شود که عبارتند از:
1- گازهایی که پیوند هیدروژنی تشکیل می‌دهند، مثل: $NH_3 > N_2$: دمای جوش

2- گازهایی که قطبی هستند مثل: $CO > O_2$:دمای جوش

3- با قطبیت یکسان گازهایی که مولکولهای حجیم‌تر دارند مثل: $Cl_2 > O_2 > F_2 > H_2$:دمای جوش

نیروی بین مولکولی O_2 از F_2 قویتر است بنابراین گاز O_2 سریعتر از F_2 مایع می‌شود. علت این پدیده زیادتر بودن **شعاع و حجم** مولکول O_2 نسبت به F_2 است.

نمودار خیلی مهم: توصیه می‌شود روندهای تغییر نقطه‌ی جوش ترکیب‌های هیدروژن دار گروه‌های 14 تا 17 جدول تناوبی که در نمودار زیر نمایش داده شده است رابه خاطر بسپارید:



دمای جوش عناصرگروه 14:

$SnH_4 > GeH_4 > SiH_4 > CH_4$

دمای جوش عناصرگروه 15:

$SbH_3 > NH_3 > AsH_3 > PH_3$

دمای جوش عناصرگروه 16:

$H_2O > H_2Te > H_2Se > H_2S$

دمای جوش عناصرگروه 17:

$HF > HI > HBr > HCl$

دلیل بی‌نظمی در روند تغییرات نقطه‌ی‌جوش ترکیبهای هیدروژن‌دار گروه‌های **15 و 16 و 17** توانایی **تشکیل پیوند هیدروژنی** در مولکول‌های H_2O, NH_3 و HF است.

قواعد تعیین عدد اکسایش و نام‌گذاری ترکیبهای مولکولی

به مجموع بارهای الکتریکی نسبت داده شده به هر اتم در ترکیب، به فرض این که، الکترون به طور کامل به روی اتم الکترونگاتیوتر منتقل شده است، **عدد اکسایش** می‌گویند.

برای تعیین عدد اکسایش یک عنصر در یک ترکیب، می‌توان به دو روش عمل کرد:

روش اول: تعیین عدد اکسایش به کمک ساختار لوویس و رابطه‌ی زیر:

$$OX = B - A$$

OX=عدد اکسایش هر اتم

A=تعداد الکترونهای نسبت داده شده به اتم در ترکیب

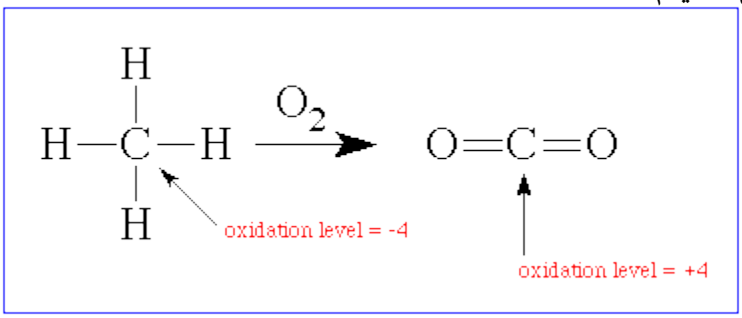
B=شماره‌ی گروه اصلی اتم

برای محاسبه‌ی تعداد الکترون‌های نسبت داده شده به هر اتم در یک ترکیب، پس از رسم ساختار لوویس ترکیب:

1- جفت الکترون‌های پیوندی بین دو اتم را به اتم الکترونگاتیوتر نسبت می‌دهیم.

2-جفت الکترون‌های پیوندی بین دو اتم مشابه (مثل C-C) را بین دو اتم تقسیم می‌کنیم.

3- جفت الکترون‌های ناپیوندی مربوط به هر اتم را به همان اتم نسبت می‌دهیم.



از آنجایی که روش گفته شده طولانی و در عین حال توام با بروز خطا می‌باشد از روش دیگری که مبتنی بر ارایه قواعدی مشخص است استفاده می‌کنیم.

روش دوم: تعیین عدد اکسایش عنصرها به کمک حفظ قواعد زیر:

1- عدد اکسایش عنصرهای گروه های 1، 2، 13 جدول تناوبی به ترتیب +1 ، +2، +3 در نظر می‌گیریم.

2- عدد اکسایش یون‌های تک اتمی را برابر با بار یون در نظر می‌گیریم. مثل:

عدد اکسایش $Fe^{3+} = +3$

عدد اکسایش $O^{2-} = -2$

3- عدد اکسایش عنصرها در حالت آزاد مثل: $P_4, S_8, H_2, O_2, Zn, Fe$ را صفر درنظر می‌گیریم.

4- عدد اکسایش هیدروژن در ترکیب‌ها معمولاً **+1** است. در ترکیب هیدریدهای گروه 1و2 جدول تناوبی مثل NaH و MgH_2 عدد اکسایش هیدروژن برابر **-1** است.

5- عدد اکسایش اکسیژن در ترکیبها معمولاً **-2** است. به جز در موارد زیر:

نوع ترکیب	OF_2	O_2F_2	HOF	اوزونیدها مثل: KO_3	سوپراکسیدها مثل: KO_2	پراکسیدها مثل: H_2O_2 و K_2O_2
عدد اکسایش اکسیژن	+2	1+	0	$-\frac{1}{3}$	$-\frac{1}{2}$	-1

6- عدد اکسایش هالوژنها در ترکیبها معمولاً **-1** است. عدد اکسایش هالوژنها در ترکیب با عنصرهای الکترونگاتیوتر از آنها، عددی مثبت **مثل 1+، 3+، 5+ یا 7+** می‌باشد.

7- مجموع اعداد اکسایش عنصرهای موجود در یک ترکیب مولکولی برابر صفر و در یک یون برابر با بار یون است.

جمع بندی قواعد

شماره	قاعده/کاربرد	عدد اکسایش
1	جمع اعداد اکسایش همه اتمهای موجود در گونه‌ها برابر با بار کلی گونه مربوطه است.	_
2	برای اتمها در شکل عنصری	**0**
3	برای عناصرگروه **I**	**1+**
4	برای عناصرگروه **II**	**2+**
5	برای عناصرگروه **III** به غیر از **B**	**3+** برای M^{+3} و **1+** برای M^{+1}
6	برای عناصرگروه **IV** به غیر از **C** و **Si**	**4+** برای M^{+4} و **2+** برای M^{+2}
7	برای هیدروژن	**1+** در ترکیب با غیرفلزات و **1-** در ترکیب با فلزات

8	برای فلوئور	-1در همه ترکیبات
9	برای Cl , Br , I	-1مگر در ترکیب با اکسیژن
10	برای اکسیژن	-2مگر در ترکیب با F که 2 است، در پراکسیدها (O^{-2}_2) ، -1/2 در سوپراکسیدها (O^{-}_2) -1/3 در اوزونیدها (O^{-}_3)

تست نمونه

عدد اکسایش اتم مرکزی در کدام ترکیب **بزرگتر** است؟ (سراسری تجربی 89)

1) SF_6 2) $KMnO_4$ 3) H_2SO_4 4) $Cr_2O_7^{2-}$

پاسخ: گزینه‌ی «2»

1) $SF_6 = 1S + 6F = 0 \rightarrow S + 6(-1) = 0 \rightarrow S = +6$

2) $KMnO_4 = 1K + Mn + 4O = 0 \rightarrow 1(1) + Mn + 4(-2) = 0 \rightarrow Mn = +7$

3) $H_2SO_4 = 2H + S + 4O = 0 \rightarrow 2(1) + S + 4(-2) = 0 \rightarrow S = +6$

4) $Cr_2O_7^{2-} = 2Cr + 7O = -2 \rightarrow 2Cr + 7(-2) = -2 \rightarrow Cr = +6$

نامگذاری ترکیبهای مولکولی

1- استفاده از روش پیش وند- پس وند:

نام عنصر سمت چپ + تعداد (به یونانی) و نام یا ریشه عنصر سمت راست+ ید

مثال: CO_2کربن‌دی‌اکسید، NO_2 نیتروژن دی اکسید، PCl_3 فسفر تری کلرید.

نکته: در صورتی که تعداد اتمهای عنصر سمت چپ از یک بیشتر بود، آن را با پیشوندهای یونانی مشخص می‌کنیم.

مثال: N_2O_5دی نیتروژن پنتوکسید، NO_2 دی نیتروژن مونوکسید و P_4O_{10} تترا فسفر دکا اکسید.

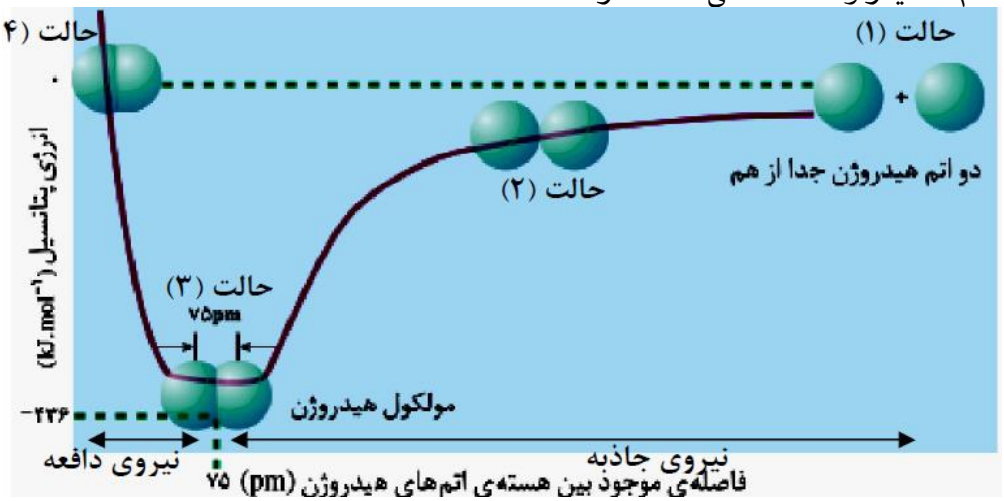
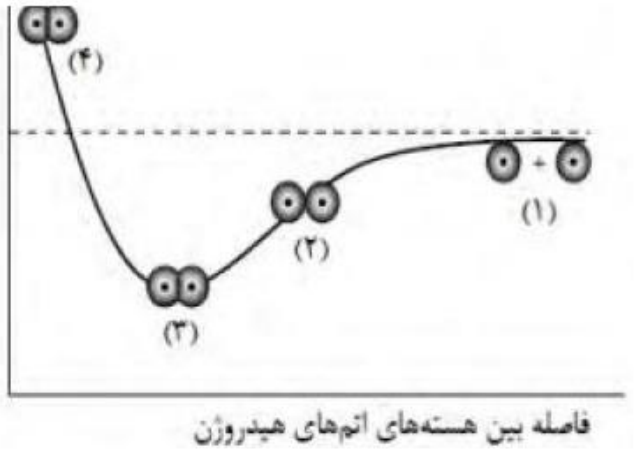
2- استفاده از عدد اکسایش:

ابتدا عدد اکسایش عنصر سمت چپ را مشخص کرده و سپس به کمک رابطه‌ی زیر آن را نام گذاری می‌کنیم.

نام عنصر سمت چپ و عدد اکسایش آن (به رومی) نام یا ریشه عنصر سمت راست+ ید

به مثال‌های زیر توجه کنید:

فرمول	SO_3	N_2O_4	IF_7
عدد اکسایش عنصر سمت چپ	6	4	7
نام به روش عدد اکسایش	گوگرد (VI) اکسید	نیتروژن (V) اکسید	ید (VII) فلوئورید
نام به روش پیشوند-پسوند	گوگرد تری اکسید	دی نیتروژن تتراکسید	ید هپتا فلوئورید

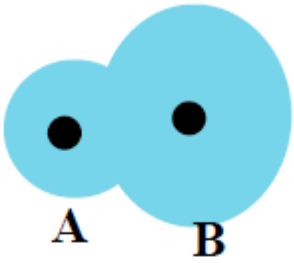
شماره تست	بخش چهارم شیمی 2: ترکیب های کووالانسی تعداد تست ها: 58	کنکور
1	در توجیه روند تغییر انرژی پتانسیل نسبت به فاصله بین هسته ای ضمن تشکیل مولکول H_2، مطابق شکل زیر کدام نیرو، نقشی ندارد؟  1) دافعه بین هسته ای دو اتم 2) دافعه بین الکترون های دو اتم 3) جاذبه بین هسته و الکترون در هر اتم 4) جاذبه بین هسته یک اتم و الکترون اتم دیگر	تجربی - 86
2	با توجه به شکل روبه رو، در کدام موقعیت دو اتم هیدروژن پایدارترین وضعیت را دارند؟  1) 1 2) 2 3) 3 4) 4	تجربی - 84

3	..... تشکیل پیوند کووالانسی، اثر نیروهای جاذبه ای ..... مجموع نیروی دافعه ای میان دو هسته و بین دو الکترون است. 1) پس از- بسیار بیش تر از 2) در هنگام- برابر 3) در هنگام- بسیار بیش تر از 4) پس از- کمتر از	تالیفی
4	از بین عناصر Rb, Na, K, Cl, Br کدام یک خصلت یونی بیشتری دارد؟ 1) $NaBr$ 2) $RbBr$ 3) KCl 4) $RbCl$	تالیفی
5	کدام گزینه خصلت کووالانسی بیش تری دارد؟ 1) Cr_2O_3 2) CrO 3) CrO_3 4) CrO_2	تالیفی
6	اگر W, X, Y, Z چهار عنصر از جدول تناوبی باشند که الکترونگاتیوی آن ها در جدول زیر داده شده است، کدام گزینه درباره نوع پیوند بین اتم های آن درست است؟ 1) W-Y: یونی؛ X-Z: یونی؛ W-X: کووالانسی ناقطبی 2) Z-X: یونی؛ W-X: کووالانسی ناقطبی؛ W-Y: یونی 3) W-Z: یونی؛ W-Y: کووالانسی قطبی؛ W-X: کووالانسی قطبی 4) X-Y: کووالانسی قطبی؛ W-Z: یونی؛ W-X: کووالانسی ناقطبی عنصر | W | X | Y | Z الکترونگاتیوی | 0/7 | 1 | 2/1 | 3/8	ریاضی- 91
7	اگر طول پیوند دو گانه ی $C=O$ برابر $1/34A^o$ و انرژی آن برابر $734Kj.mol^{-1}$ در نظر گرفته شود، کدام داده ها را می توان به ترتیب برای طول (بر حسب A^o) و انرژی (برحسب $Kj.mol^{-1}$) برای پیوند یگانه C-O در نظر گرفت. (عددها را از راست به چپ بخوانید) 1) 360 -1/12 2) 360 -1/43 3) 805 -1/12 4) 805 -1/43	تجربی- 91

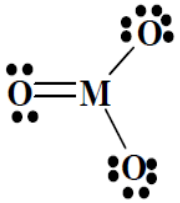
8	اگر طول پیوند دو گانه ی $C=O$ برابر $1/22A^o$ و انرژی آن برابر $704Kj.mol^{-1}$ در نظر گرفته شود. کدام داده ها را می توان به ترتیب برای طول (برحسب A^o) و انرژی (برحسب $Kj.mol^{-1}$) برای پیوند یگانه $C-O$ در نظر گرفت. (عددها را از راست به چپ بخوانید) 1) 360 -1/13 2) 840 -1/13 3) 360 -1/43 4) 840 -1/43	تجربی- 89
9	اگر طول پیوندهای $P-I$، $P-P$ و $C-I$ بر حسب آنگستروم به ترتیب برابر با 2/43، 2/20، 2/10 باشد، طول پیوند $C-P$ حدود چند آنگستروم است؟ 1) 1/63 2) 1/62 3) 1/74 4) 1/87	ریاضی- 88
10	با توجه به داده های جدول زیر، پیوند بین کدام دو اتم خصلت یونی بیش تر و پیوند بین کدام دو اتم خصلت کووالانسی بیش تری دارد؟ 1) Ca و O، N و Cl 2) Ca و Cl، N و P 3) Ca و Cl، P و Be 4) Ca و O، P و Cl	تجربی- 89
11	با توجه به داده های جدول زیر، پیوند بین کدام دو اتم خصلت یونی بیش تر و پیوند بین کدام دو اتم خصلت کووالانسی بیش تری دارد؟ 1) F و O، P و Mg 2) F و Li ، N و S 3) F و N،O و S 4) F و Li، P و Li	تجربی- 88

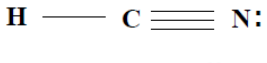
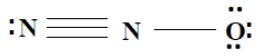
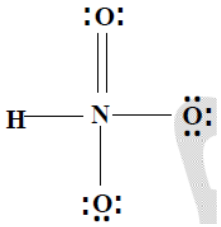
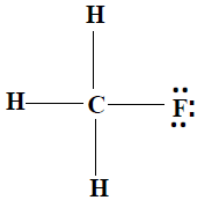
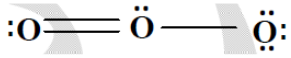
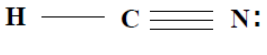
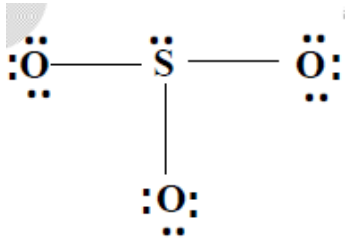
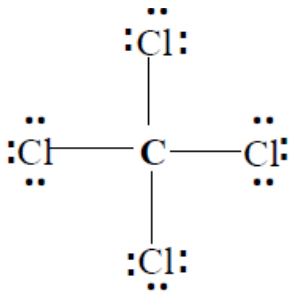
عنصر	Be	Ca	N	P	Cl	O
الکترونگاتیوی	1/5	1	3	2/1	3	3/5

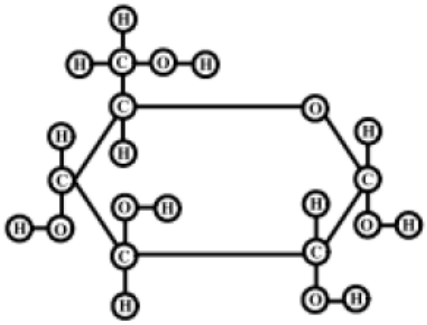
عنصر	Li	Mg	P	S	N	O	F
الکترونگاتیوی	1	1/2	2/1	2/8	3	3/5	4

12	با توجه به داده های جدول زیر، کدام مطلب درست است؟ (عنصر: الکترونگاتیوی) O: 3/5 — Cl: 3 — Br: 2/8 — C: 2/5 — Ni: 1/9 — Sr: 1 1) خصلت یونی پیوند Ni با Br در مقایسه با پیوند Sr با Cl بیش تر است. 2) Sr و Br در واکنش با یکدیگر، جامد یونی تشکیل می دهند. 3) پیوند C-Br، کووالانسی قطبی است. 4) پیوند Cl-O، کووالانسی ناقطبی است.	ریاضی خارج از کشور- 92
13	خصلت کووالانسی پیوند در کدام گزینه بیشتر است؟ 1) SCl_2 2) $SiCl_4$ 3) PCl_3 4) $AlCl_3$	تالیفی
14	با توجه به شکل مقابل کدام گزینه نادرست است؟  1) اتم A دارای بار جزئی مثبت و اتم B دارای بار جزئی منفی می باشد. 2) تفاوت الکترونگاتیوی بین دو اتم بیش از 1/7 است. 3) الکترونگاتیوی اتم B از اتم A بیش تر است. 4) پیوند بین دو اتم A و B کووالانسی قطبی می باشد.	تالیفی
15	در مولکول کدام ترکیب، نسبت شمار جفت الکترون های ناپیوندی لایه ی ظرفیت اتم ها به شمار جفت الکترون های پیوندی، از سه ترکیب دیگر بیش تر است؟ 1) گوگرد (IV) فلوئورید 2) نیتروژن تری فلوئورید 3) گوگرد تری اکسید 4) کربن دی سولفید	ریاضی- 93

16	کدام یک از ترکیب های داده شده، به ترتیب از راست به چپ، دارای بیشترین و کمترین نسبت مجموع جفت الکترون های ناپیوندی به مجموع جفت الکترون های پیوندی اند؟ a) نیتریک اسید b) $COBr_2$ c) ICl_2^- d) بور هیدروکسید 1) b, a 2) c, a 3) d , b 4) d , c	تجربی- 93
17	در کدام دو مولکول، شمار جفت الکترون های ناپیوندی، دو برابر شمار جفت الکترون های پیوندی است؟ 1) PCl_3, ClF_3 2) $COCl_2, NO_2Cl$ 3) $COCl_2, SO_2Cl_2$ 4) NO_2Cl, SO_2Cl_2	ریاضی- 89
18	تعداد الکترون های ظرفیت اتم های شرکت کننده در کدام مولکول بیش تر است؟ 1) SiH_4 2) $HClO$ 3) CH_3OH 4) O_3	تالیفی
19	مولکول گوگرد دی اکسید در مجموع چند جفت الکترون ناپیوندی دارد؟ 1) 4 2) 5 3) 6 4) 7	تالیفی
20	با توجه به این که در یون $[N \equiv N - N \equiv N - N]^q$ همه اتم ها از قاعده هشتایی پیروی می کنند، بار الکتریکی این یون (q) کدام است؟ 1) −2 2) +1 3) −1 4) +2	ریاضی- 88
21	کدام مطلب درباره یون $[N \equiv N - N \equiv N - N]^q$ درست است؟ (همه اتم ها از قاعده هشتایی پیروی می کنند). 1) مقدار بار الکتریکی آن (q) برابر 2− است. 2) پیوندهای یگانه بین اتم های نیتروژن 2 و 3 و نیز 4 و 5 از نوع داتیو است. 3) اتم نیتروژن شماره ی 5، دارای بار الکتریکی 1− است. 4) اتم نیتروژن شماره ی 3، دارای بار الکتریک 2+ است.	ریاضی خارج از کشور- 88

22	با توجه به ساختار لوویس زیر اتم M متعلق به کدام گروه است و در لایه ی ظرفیت خود چند الکترون و در میان آنها چند الکترون جفت شده در اوربیتال ها جای دارند؟  1) 6-4-2 2) 16-4-2 3) 6-4-6 4) 16-6-2	تالیفی
23	شمار پیوندهای کووالانسی داتیو، در ساختار مولکول کدام ترکیب کمتر است؟ 1) SO_3 2) H_3PO_4 3) N_2O_4 4) $HClO_4$	ریاضی خارج از کشور- 90
24	کدام عبارت درباره اوزون درست است؟ 1) مولکول آن، ساختار خطی دارد و ناقطبی است. 2) طول دو پیوند «اکسیژن- اکسیژن» در مولکول آن، برابر است. 3) مولکول آن ساختار خمیده دارد و از مولکول اکسیژن پایدارتر است. 4) آلوتروپی از اکسیژن است و هر اتم اکسیژن در آن دو جفت الکترون ناپیوندی دارد.	ریاضی- 92
25	اگر طول پیوند C با O در $CO_2, CO, CH_3OH, CO_3^{-2}$، به ترتیب L_1, L_2, L_3, L_4 باشد کدام مقایسه درست است؟ 1) $L_3 > L_1 = L_4 > L_2$ 2) $L_1 > L_2 > L_4 = L_3$ 3) $L_3 > L_4 > L_1 > L_2$ 4) $L_4 = L_3 > L_2 > L_1$	تالیفی
26	نام دیگر نیتروژن (V) اکسید و فسفر (V) اکسید، کدام است؟ 1) نیتروژن پنتا اکسید، فسفر پنتا اکسید 2) نیتروژن پنتا اکسید، تترا فسفر دکا اکسید 3) دی نیتروژن پنتا اکسید، ترافسفر دکا اکسید 4) دی نیتروژن پنتا اکسید، دی فسفر پنتا اکسید	تجربی- 93

27	نام کدام ترکیب درست است و ساختار لوویس آن نادرست رسم شده است؟ 1) HCN ، هیدروژن سیانید،  2) N_2O ، نیتروژن (II) اکسید،  3) HNO_3 ، نیتریک اسید،  4) CH_3F ، فلوئورید متان، 	تالیفی
28	نام و ساختار لوویس کدام مولکول به طور کامل درست است؟ 1) O_3 ، اوزون،  2) HCN ، هیدروژن سیانید،  3) SO_3 ، گوگرد (III) اکسید،  4) CCl_4 ، متان تتراکلرید، 	تجربی - 85

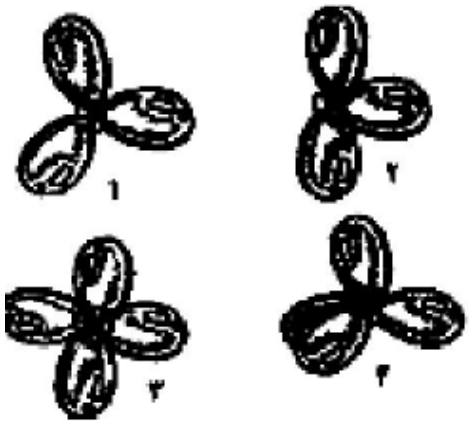
29	شکل روبه رو، مدل ..... مولکول ..... را نشان می دهد و وجود ..... گروه هیدروکسیل را در این مولکول تأیید می کند.  1) گلوله و میله- گلوکوز- پنج 2) گلوله و میله- گلیسیرین- سه 3) ساختاری گسترده- گلوکوز- پنج 4) ساختاری گسترده- گلیسیرین- سه	ریاضی- 92
30	فرمول تجربی ترکیبی CH و جرم مولی آن $78g.mol^{-1}$ می باشد، فرمول مولکولی آن کدام است؟ 1) C_2H_2 2) C_6H_6 3) C_2H_6 4) C_2H_4	تالیفی
31	به کدام ترکیب زیر فرمول تجربی نمی توان گفت؟ 1) CH_4 2) HNO_3 3) CH_3COOH 4) KF	تالیفی
32	فرمول تجربی ترکیبی CH_2O و جرم مولی آن $180g.mol^{-1}$ می باشد، فرمول مولکولی آن کدام است؟ 1) C_2H_5OH 2) $C_2H_4O_6$ 3) $C_6H_{12}O_6$ 4) CH_2O	تالیفی
33	کدام مطلب درباره ی یون CH_3COO^-، درست است؟ 1) طول هر دو پیوند کربن- اکسیژن در آن برابر است. 2) عدد اکسایش اتم های در آن برابر است. 3) شمار قلمروهای الکترونی پیرامون هر دو اتم کربن در آن یکسان است. 4) مجموع شمار جفت الکترون های پیوندی و ناپیوندی لایه ی ظرفیت اتم ها در آن برابر است.	تجربی- 92

34	یون NO_2^+ از نگاه ..... با مولکول های هیدروژن سیانید و کربن سولفید مشابه است و از نگاه ..... با هر دوی آن ها تفاوت دارد. 1) شکل هندسی- قطبیت 2) وجود پیوند سه گانه- قطبیت 3) شکل هندسی- عدد اکسایش اتم مرکزی 4) وجود پیوند سه گانه- عدد اکسایش اتم مرکزی	تجربی- 92
35	پیوند بین اتم های ..... و ..... در مولکول ..... که ساختار ..... دارد، قطبی است و در آن جفت الکترون های پیوندی به اتم ..... نزدیک ترند. 1) NCl_3, Cl, N ، سه ضلعی مسطح، Cl 2) SO_3, O, S ، سه ضلعی مسطح، S 3) $BeCl_2, Be, Cl$ ، خطی، Cl 4) OF_2, F, O ، خمیده، O	تجربی- 92
36	یون های $PO_4^{3-}, SO_4^{2-}, ClO_4^-$ به ترتیب از کدام نظر متفاوت و از کدام نظر مشابه اند؟ 1) شمار پیوندهای داتیو، طول پیوند بین اتم ها 2) شمار پیوندهای داتیو، قدرت بازی 3) عدد اکسایش اتم مرکزی، شکل هندسی 4) عدد اکسایش اتم مرکزی، میزان قطبیت پیوندها	تجربی- 91
37	اگر مولکول AB_4 ساختار چهاروجهی <u>نداشته</u> باشد، کدام مطلب درباره آن <u>نادرست</u> است؟ 1) A ممکن است عنصری از گروه 18 باشد. 2) A ممکن است عنصری از گروه VIA باشد. 3) اتم مرکزی در آن دارای چهار قلمرو الکترونی است. 4) اتم مرکزی در آن دارای الکترون های ناپیوندی است.	ریاضی- 91
38	در کدام گونه شیمیایی، اتم مرکزی دارای چهار قلمرو الکترونی است و در آن شمار جفت الکترون های ناپیوندی آن کمتر است؟ 1) $_{17}ClF_3$ 2) $_{33}AsF_3$ 3) $_{16}SF_4$ 4) $_{8}OCl_2$	ریاضی- 90

39	در مولکول ..... «قاعده هشتایی پایدار» رعایت نشده است و شکل هندسی آن ..... است. 1) BH_3 – مسطح مثلثی 2) NH_3 – هرم با قاعده سه ضلعی 3) SiF_4 – چهاروجهی منتظم 4) SF_4 – چهاروجهی منتظم	ریاضی- 89
40	در کدام ردیف جدول زیر، تمام داده ها درباره مولکول پیشنهاد شده درست است؟	تجربی 89

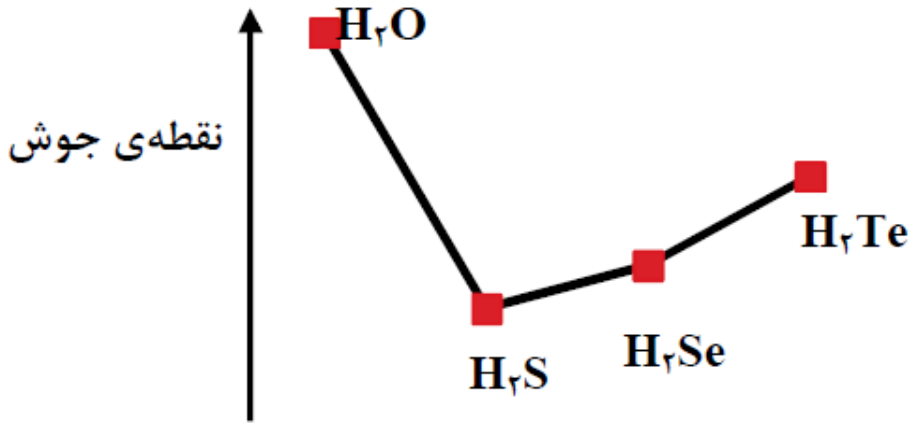
ردیف	مولکول	شمار قلمروهای الکترونی پیرامون اتم مرکزی	شکل هندسی	زاویه پیوندی	شمار جفت الکترون اتمی ناپیوندی لایه ظرفیت اتم ها
1	NH_3	3	هرمی	$107/5^o$	1
2	SiH_4	4	چهاروجهی	$109/5^o$	0
3	SO_3	3	مسطح مثلثی	120	6
4	H_2O	4	خطی	$104/5^o$	2

1) ردیف 1 2) ردیف 2
3) ردیف 3 4) ردیف 4

41	شکل شماره ..... می تواند طرحی از آرایش اتم ها در مولکول ..... باشد که پیرامون اتم مرکزی در آن ..... قلمرو الکترونی وجود دارد.  1) 1- آمونیاک- 1 2) 2- گوگرد تری اکسید- 3 3) 3- متان- 4 4) 4- متان- 4	ریاضی - 87
42	شکل هندسی کدام دو مولکول، یکسان و شمار الکترون های ناپیوندی لایه ی ظرفیت اتم های آن ها، با هم برابر است؟ 1) N_2O, CS_2 2) SO_3, NO_2 3) SO_2, NCl_3 4) $OCl_2, BeCl_2$	ریاضی خارج از کشور - 90
43	کدام مقایسه درباره ی اندازه ی زاویه ی پیوندی در مولکول های پیشنهاد شده، درست است؟ 1) $CO_2 > SO_3 > NH_3 > H_2O$ 2) $CH_4 > NH_3 > H_2O > SO_3$ 3) $CO_2 > CH_4 > SO_3 > NH_3$ 4) $CH_4 > SiH_4 > NH_3 > SO_3$	ریاضی خارج از کشور - 87

44	شکل ..... می تواند طرحی از آرایش اتم ها در مولکول ..... باشد و پیرامون اتم مرکزی در این مولکول ..... قلمرو الکترونی وجود دارد. 1) 1- آمونیاک- سه 2) 3- متان- چهار 3) 2- گوگرد تری اکسید- سه 4) 4- آب-چهار	ریاضی خارج از کشور- 86
45	وجود جفت الکترون ناپیوندی روی اتم مرکزی در یک مولکول، در کدام ویژگی آن اثر کمتری دارد؟ 1) قطبیت مولکول 2) زاویه ی پیوندی 3) شکل هندسی 4) طول پیوند	کنکور ریاضی- 93
46	درباره مولکول های PCl_3, H_2S و $SiCl_4$، به ترتیب از راست به چپ: 1) اتم مرکزی آن ها به ترتیب 2، 1 و 1 جفت الکترون ناپیوندی است. 2) اتم مرکزی آن ها، دارای 2، 3 و 4 قلمرو الکترونی است. 3) دارای شکل خمیده، هرم با قاعده مثلثی و چهار وجهی اند. 4) قطبی، ناقطبی و ناقطبی اند.	ریاضی 92
47	این واقعیت که $BeCl_2$ ترکیبی ناقطبی است، نشان می دهد که ..... است. 1) مولکول آن خمیده 2) قطبیت پیوندها در آن، ناچیز 3) مولکول آن خطی متقارن 4) هر دو پیوند در مولکول آن ناقطبی	تجربی- 91

48	دلیل اصلی ناقطبی بودن مولکول BF_3 که ساختاری مشابه مولکول SO_3 دارد، کدام است؟ 1) زیاد بودن شمار الکترون های ناپیوندی لایه ظرفیت اتم های فلوئور 2) یکسان بودن پیوندها 3) نبودن جفت الکترون ناپیوندی روی اتم مرکزی و ساختار مسطح مثلثی 4) ناقطبی بودن پیوندها	ریاضی-90
49	کدام مولکول ساختار خطی دارد و ناقطبی است؟ 1) CS_2 2) N_2O 3) NO_2 4) $HClO$	ریاضی - 90
50	در کدام گزینه هر دو مولکول ناقطبی و شمار جفت الکترون های پیوندی آن ها برابر است؟ 1) SF_4, SiF_4 2) CF_4, SO_3 3) $SOCl_2, HCN$ 4) C_2H_2, CO_2	تجربی - 90
51	کدام مولکول، قطبی و دارای ساختار خمیده است و اتم مرکزی آن در لایه ظرفیت خود، الکترون جفت نشده دارد؟ 1) CS_2 2) N_2O 3) NO_2 4) SO_2	تجربی - 88
52	نام CCl_4 تترا ..... متان است و مولکول آن ساختار ..... با زاویه پیوندی ..... درجه دارند و ..... است. 1) کلرو- چهاروجهی- 109/5- ناقطبی 2) کلرید- چهاروجهی- 109/5- قطبی 3) کلرو- هرم مثلثی- 107- قطبی 4) کلرید- چهاروجهی- 109/5- ناقطبی	تجربی - 88

53	کدام عبارت درست است؟ 1) یون سولفیت همانند گوگرد تری اکسید، دارای سه قلمرو الکترونی و ناقطبی است. 2) اتانول و دی متیل اتر، نقطه جوش و چگالی متفاوت اما فرمول ساختاری یکسانی دارند. 3) استیک اسید عامل ترش بودن سرکه است و فرمول تجربی آن CH_2O_2 است. 4) روند مشاهده شده در تغییر نقطه جوش هیدریدهای گروه 14 در مقایسه با هیدریدهای گروه های 15، 16 و 17 تفاوت دارد.	تجربی - 90
54	با توجه به شکل روبه رو، کدام مطلب نادرست است؟  1) بیش تر بودن نقطه جوش آب به وجود پیوند هیدروژنی قوی بین مولکولی در آن مربوط است. 2) افزایش نقطه جوش از H_2S به H_2Te، به افزایش جرم مولکولی آن مربوط است. 3) تفاوت زیاد نقطه جوش آب و هیدروژن سولفید، به تفاوت قطبیت مولکول آن ها بستگی دارد. 4) پایین بودن دمای جوش H_2Te، H_2Se و H_2S، نشانه عدم امکان تشکیل پیوند هیدروژنی در آن هاست.	تجربی - 88
55	کدام مقایسه درباره ی نقطه ی جوش چهار ترکیب پیشنهاد شده درست است؟ 1) $H_2O > HF > NH_3 > CH_4$ 2) $CH_4 > NH_3 > H_2O > HF$ 3) $HF > H_2O > CH_4 > NH_3$ 4) $CH_4 > NH_3 > HF > H_2O$	ریاضی - 85

56	کدام مقایسه درباره ی نقطه ی جوش ترکیب های پیشنهاد شده درست است؟ 1) $I_2 > Br_2 > F_2 > Cl_2$ 2) $HI > HBr > HCl > HF$ 3) $H_2O > H_2Te > H_2Se > H_2S$ 4) $NH_3 > PH_3 > AsH_3 > SbH_3$	ریاضی - 83
57	در بین هالیدهای هیدروژن، ..... کمترین و ..... بیشترین نقطه ی جوش را دارند. 1) $HF,\ HI$ 2) $HI,\ HF$ 3) HI, HCl 4) HF, HCl	تالیفی
58	در کدام یک از موارد زیر با افزایش جرم مولی نقطه ی جوش به طور مرتب تغییر نمی کند؟ 1) I_2, Br_2, Cl_2, F_2 2) HF, HCl, HBr, HI 3) Kr, Ar, Ne, He 4) Rb, K, Na, Li	تالیفی

To judge about your achievement, think about what you earned instead of what you lost.

برای قضاوت در مورد موفقیت خودت ببین چه بدست آورده ای و در قبال آن چه از دست داده ای.