

## خواص اتم و پیوند یونی :

\* چگونگی واکنش یک اتم به بار هسته، آرایش الکترون و اندازه موثر اتم بستگی دارد.

\* در یک گروه از جدول تناوبی از بالا به پایین شعاع اتمی افزایش می یابد. زیرا از بالا به پایین وقتی از یک اتم

به اتم پایین تر گروه می رویم، لایه الکترون دیگری به اتم اضافه می شود.

بار مؤثر هسته (effective nuclear charge): مقدر بار مثبتی که یک الکترون در هر فاصله از هسته، احساس می کند.

\* بار مؤثر هسته در یک گروه از جدول تناوبی از بالا به پایین کم می شود و در یک ردیف از جدول تناوبی از چپ به راست زیاد می شود.

\* هر چه بار مؤثر هسته بیشتر باشد، الکترون ها بار مثبت بیشتری احساس می کنند و بیشتر جذب هسته می شوند.

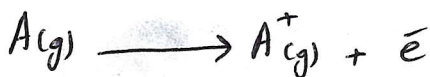
\* شعاع اتمی در یک ردیف از جدول تناوبی از چپ به راست کم می شود، زیرا در ردیف از جدول تناوبی

از چپ به راست بار مؤثر هسته بیشتر می شود بنابراین الکترون ها بیشتر جذب هسته می شوند و اندازه شعاع اتمی

کمتر می شود.

انرژی یونش (First Ionization energy): انرژی لازم برای جدا کردن یک الکترون از یک اتم.

مول اتم گازی شکل و تبدیل آن به یک مول یون گازی یک بار مثبت می باشد.



\* فرایند یونش گرماگیر است بنابراین علامت انرژی یونش، همواره مثبت است. و یکای آن  $\text{kJ/mol}$  است.



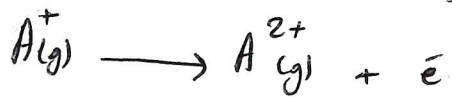
\* به طور کلی انرژی یونش در یک تناوب از چپ به راست افزایش می یابد، زیرا از چپ به راست بار مؤثر هسته زیاد می شود.

بنابراین اندازه اتم کوچک تر می شود و جدا کردن الکترون از آن ها بیش از حد دشوار می شود.

\* به طور کلی انرژی یونش در یک گروه از جدول تناوبی از بالا به پایین کاهش می یابد، زیرا وقت در یک گروه از بالا به پایین از اتمی به اتم دیگر می رود، اتم بزرگتر می شود و الکترون از لایه های بالاتر و بالاتر می رود، جدا کردن الکترون آسان تر می شود و انرژی یونش کاهش می یابد.

\* اتم فلزات، میل به از دست دادن الکترون در واکنش های شیمیایی و تشکیل یون مثبت دارند و برای نافلزات چنین نیست بنابراین فلزات عناصری با انرژی یونش نسبتاً پایین هستند و نافلزات نیز عناصری با انرژی یونش بالا به شمار می روند.

**دومین انرژی یونش (Second ionization energy):** مقدار انرژی لازم برای جدا کردن یک مول الکترون از یک مول یون گاز یک بار مثبت و تبدیل آن به یک مول یون گاز دو بار مثبت می باشد.



**سومین انرژی یونش (Third ionization energy):** مقدار انرژی لازم برای جدا کردن یک مول الکترون از یک مول یون گاز دو بار مثبت و تبدیل آن به یک مول یون گاز سه بار مثبت می باشد.

• جدا کردن الکترون از یک گونه یار دار مثبت (کاتیون) به مراتب مشکل تر از جدا کردن الکترون از اتم خنثی می باشد و هر چه یار کاتیون بیشتر شود جدا کردن الکترون از آن مشکل تر می شود، بنابراین ترتیب افزایش انرژی یونش به صورت زیر است:

$$\text{انرژی سومین یونش} < \text{انرژی دومین یونش} < \text{انرژی نخستین یونش}$$

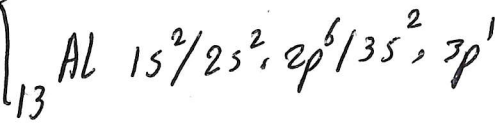
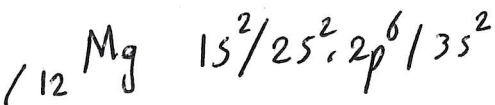
\* انرژی های یونش بالاتر از سومین انرژی یونش برای تمام عناصر بسیار بالاست، یون های دارای بار بزرگتر از 3+ به ندرت در شرایط معمولی به وجود می آیند.

\* در بررسی انرژی یونش نخستین در یک ردیف از جدول تناوبی می بینیم که انرژی یونش نخستین یونش عنصر گروه دوم از عنصر گروه سوم اصلی و همچنین انرژی یونش نخستین یونش عنصر گروه پنجم اصلی از عنصر گروه ششم اصلی بیشتر می باشد که این

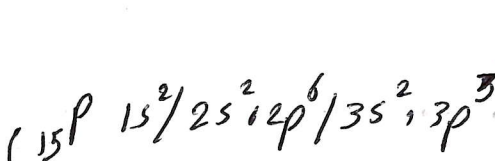
به آرایش الکترون آن ها مربوط می شود.

آرایش یابیدارتر

گروه دوم اصل

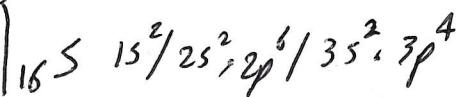


گروه سوم اصل



گروه پنجم اصل

آرایش یابیدارتر



گروه ششم اصل

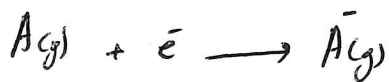
\* هر چه آرایش الکترون یابیدارتر باشد، انرژی یونش نیز بیشتر می شود. آرایش های  $ns^2 np^6$  (گازها نجیب)

$ns^2$  (Be, Mg, Zn, Cd, Hg) و  $ns^2 np^3$  که کایه فرعی p نیمه پر است (N, P, As)

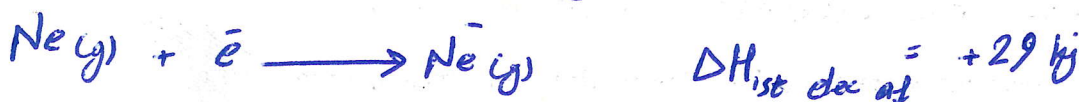
آرایش های یابیدار هستند

اولین الکترون خواهی (First electron affinity): تغییر انرژی مربوط به فرایند افزودن یک مول الکترون به یک مول اتم

گاز، شکل و تبدیل آن به یک مول یون گاز، شکل با بار منفی (آنیون).



\* این فرایند اغلب (ولی نه همیشه) با آزاد شدن انرژی همراه است.



\* ترکیب شدن الکترون به یک اتم خنثی با جذب آن الکترون به وسیله هسته و دفع آن به وسیله الکترون های آن اتم

همراه است. اگر جاذبه بیشتر از دفع باشد شکل یون منفی با آزاد شدن انرژی همراه است. در صورتی که دفع

بیشتر از جاذبه باشد، بار تشکیل یون منفی باید انرژی صرف شود.

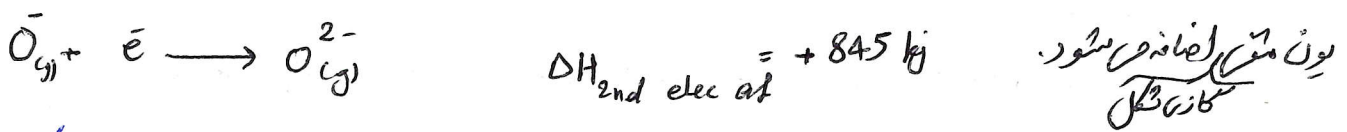


\* در اینجا نیز هر چه آرایش الکترون پایدارتر باشد میل به گرفتن الکترون کمتر می شود مانند Be (لایه های فرعی 25 پر شده است) نیتروژن (5-ه فرعی 25 نیمه پر شده است) و تنون (تمام لایه های فرعی پر شده اند).

\* در هر تناوب اتم که بیشترین میل الکترون گیری (بزرگترین مقدار منفی) را داشته باشد به گروه VIIA (هالوژن ها F, Cl, Br, I, At) تعلق دارد.

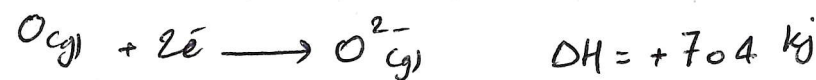
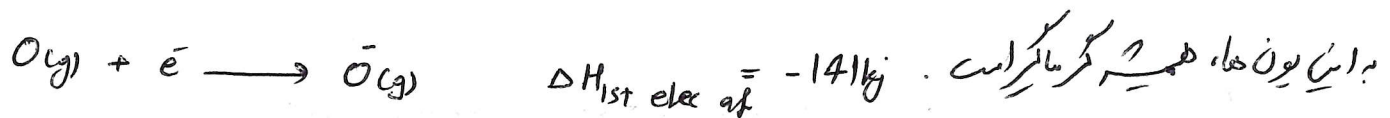
\* تغییر الکترون خواص عناصر در یک گروه جدول تناوبی روند مشخص ندارد.

دومین الکترون خواص (second electron affinity): به فرآیند اتمی که دارد که در آن یک مول الکترون به یک مول



\* تمام مقادیر دومین الکترون خواص دارای علامت مثبت است، زیرا یک یون منفی الکترون هم دیگر را دفع می کند و این فرآیند به انرژی نیاز دارد.

\* در محاسبات مربوط به تولید یک یون دارای چند بار منفی باید تمام الکترون خواص های مربوط را در نظر گرفت. اثر کلی مربوط



سوال \* اولین الکترون خواص گوگرد 200- kJ/mol است. انرژی مورد نیاز برای اضافه شدن دو الکترون به اتم گوگرد چقدر است؟

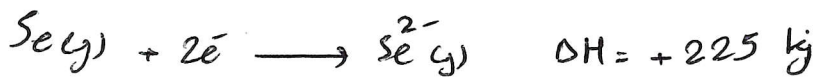
دومین الکترون خواص گوگرد چقدر است؟

$$\Delta H_{1\text{st elec af}} + \Delta H_{2\text{nd elec af}} = \Delta H$$

$$-200 + \Delta H_{2\text{nd elec af}} = +322 \Rightarrow \Delta H_{2\text{nd elec af}} = +522 \text{ kJ/mol}$$



\* از افزودن یک الکترون به اتم سلنیم (Se)  $195 \text{ kJ/mol}$  انرژی آزاد می شود. اتمی از دو الکترون به اتم سلنیم مستلزم  $225 \text{ kJ/mol}$  انرژی است. اولین و دومی مقدار الکترون خواهی سلنیم چقدر است؟



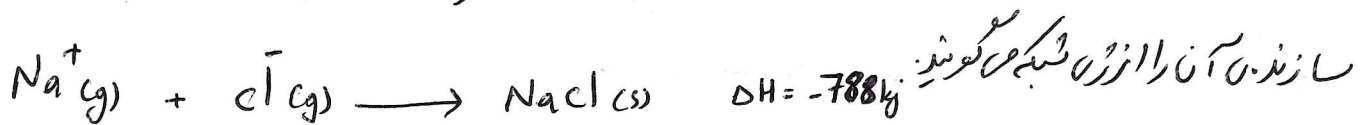
پیوند یونی (Ionic bonding): پیوندی که بواسطه جاذبهی الکترواستاتیکی بین یون های مثبت (کاتیون) و یون های منفی (آن یون ها) تشکیل می شود. مانند



عدد کوآرדיناسیون (Coordination number in a crystal): به تعداد یون های با بار مخالف که اطراف یک یون در شبکه بلور یک جامد یونی قرار دارند. عدد کوآرדיناسیون گویند.

\* در بلور NaCl سدیم کلرید، هر یون سدیم به وسیلهی شش یون کلرید و هر یون کلرید به وسیلهی شش یون سدیم احاطه شده است. بنابراین عدد کوآرדיناسیون سدیم و کلرید در شش می شود.

انرژی شبکه (Lattice energy): انرژی آزاد شده به هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از یون های گازی.



\* اهمیت انرژی شبکه را می توان با استفاده از روشی تحلیلی که توسط ماکس بورن (Max Born) و فریتس هابر

(Fritz Haber) به طور مستقل از یکدیگر، در سال ۱۹۱۸ بیان شده بوده درک کرد.

\* تحلیل بورن-هاپر بر قانون هس استوار است.

\* تغییر آنتالپی مربوط به تهیه یک مول  $\text{NaCl(s)}$  در یک مرحله از  $\text{Na(s)}$  و  $\text{Cl}_2(\text{g})$  را آنتالپی تشکیل این ترکیب

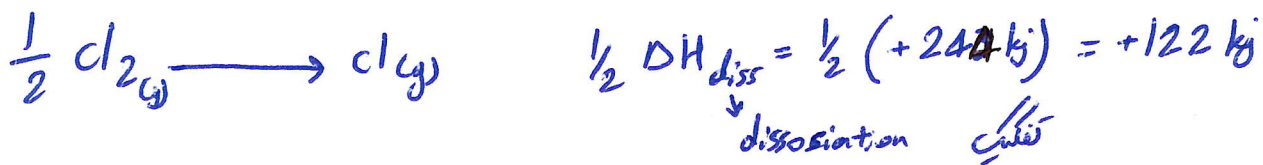


می توان تصور کرد که یک مول  $\text{NaCl(s)}$  طی مراحل از  $\text{Na(s)}$  و  $\text{Cl}_2(\text{g})$  به وجود آورده باشد. مجموع مقادیر  $\Delta H$  برای این مراحل باید برابر با قانون هس، برابر با آنتالپی تشکیل  $\text{NaCl(s)}$  باشد که مقدار  $\Delta H$  تشکیل مرحله ابر است.

۱. فلز سدیم به صورت اتم های سدیم گازی در می آید:



۲. نصف مول از مولکول های گاز کلر به یک مول اتم های کلر گازی تبدیل می شود.



۳. اتم های سدیم گازی به یون های سدیم گازی یونیده می شوند.



۴. اتم های کلر گازی، با گرفتن الکترون به یون های کلر گازی تبدیل می شوند.



\* این مرحله اولین مرحله ای است که انرژی آزاد می کند. لذا انرژی آزاد می کند. در این مرحله برای تأمین انرژی از مرحله قبل در مراحل قبل کافی نیست.

۵. در مرحله آخر یون های گازی به صورت یک مول سدیم کلرید بلوری فراهم می شوند. تغییر آنتالپی مربوط به این فرایند، با انرژی شبکه  $\text{NaCl(s)}$  برابر  $-788 \text{ kJ/mol}$  است.

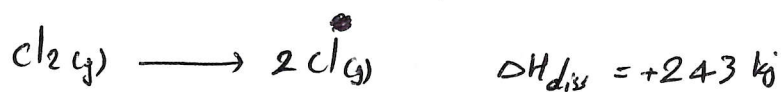
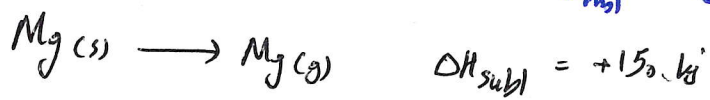


$$\Delta H_f^\circ = \Delta H_{\text{subl}} + \frac{1}{2} \Delta H_{\text{diss}} + \Delta H_{\text{ion en}} + \Delta H_{\text{elec af}} + \Delta H_{\text{lat en}}$$

$$\Delta H_f^\circ = +108 + 122 + 496 - 349 - 788 = -411 \text{ kJ}$$

مثال \* انرژی شبکه  $MgCl_2$  را می‌توانیم پیدا کنیم. آن شبکه تصعید، اولین انرژی یونش و دومین انرژی یونش برابر می‌شود، به عبارت دیگر:

$+15 \frac{kJ}{mol}$ ،  $+738 \frac{kJ}{mol}$  و  $+1450 \frac{kJ}{mol}$  است. انرژی تشکیل و اولین انرژی یونش  $Cl$  نیز  $+243$  و  $-349 \frac{kJ}{mol}$  است. آن شبکه تشکیل  $MgCl_2$  نیز  $-642 \frac{kJ}{mol}$  است.

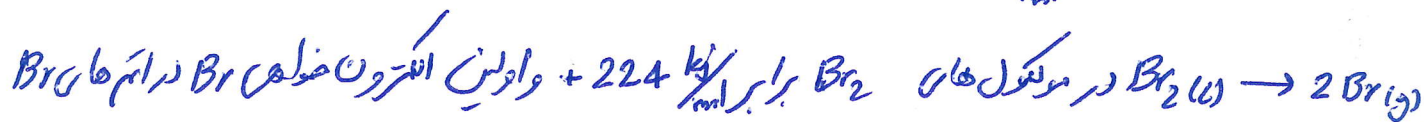


$$\Delta H_f^\circ = \Delta H_{subl} + \Delta H_{1st \ ion \ en} + \Delta H_{2nd \ ion \ en} + \Delta H_{diss} + \Delta H_{elec \ af} + \Delta H_{lat \ en}$$

$$-642 = +1883 + \Delta H_{lat \ en} \Rightarrow \Delta H_{lat \ en} = -2525 \frac{kJ}{mol}$$

مثال \* با استفاده از داده‌های زیر انرژی شبکه  $KBr$  را می‌توانیم پیدا کنیم. آن شبکه تشکیل  $KBr$   $-392 \frac{kJ}{mol}$  است.

آن شبکه تصعید  $K$   $+89 \frac{kJ}{mol}$  و اولین انرژی یونش آن  $+418 \frac{kJ}{mol}$  است. تغییر آن شبکه مربوط به تبدیل



$$\frac{kJ}{mol} -325 \text{ است.}$$

\* انرژی شبکه  $MgCl_2$   $-2525 \frac{kJ}{mol}$  و انرژی شبکه  $NaCl$   $-788 \frac{kJ}{mol}$  می‌باشند که این تفاوت عمدتاً ناشی از

بار کاتیون‌های این دو ترکیب نامی می‌شود.



به طور کلی، بزرگی انرژی شبکه به دو عامل بستگی دارد:

۱. **بار یون ها**. هر چه قدر مطلق بارها یک یون بیشتر باشد، یون ها با نیروی بیشتری جذب یون های

عکس خواهند نمود بنابراین انرژی شبکه بیشتر می شود.

۲. **اندازه یون ها**. هر چه دوبار مخالف بیشتر به یکدیگر نزدیک شوند، نیروی جاذبه ی قوی تر است به وجود خواهد آمد.

در نتیجه از تشکیل بلور به وسیله ی یون های کوچکتر انرژی بیشتری آزاد می شود تا از یون های بزرگ تر به همین اندازه.

بار یونی ترکیب را می توان به این صورت نوشت:

**مثال** انرژی شبکه ی  $NaBr$ ،  $Na_2S$  و  $MgS$  را در نظر بگیرید. این ترکیب ها را بر اساس اقتراس مقدار انرژی

آزاد شده مرتب کنید. در مورد علت انتخاب این ترتیب توضیح دهید.



~~در مورد انرژی شبکه~~ زیرا هر چه قدر مطلق بار یون ها بیشتر باشد، یون ها بیشتر جذب یکدیگر می شوند و انرژی شبکه

بیشتر می شود.

**تمرین** انرژی شبکه ی  $FeO$ ،  $FeCl_2$ ،  $FeCl_3$  و  $Fe_2O_3$  را در نظر بگیرید. این ترکیب ها را بر اساس اقتراس مقدار

انرژی آزاد شده مرتب کنید. در مورد علت انتخاب این ترتیب توضیح دهید.

\* در تشکیل یون هیچگاه بیشتر از سه الکترون رد و بدل نمی شوند. مقادیر انرژی لازم برای جدا شدن یا گرفتن بیش

از سه الکترون در دست نیست. ترکیب های با فرمول  $TiCl_4$ ،  $SnBr_4$ ،  $SF_6$ ،  $PCl_5$  و  $SiO_2$  یون نیستند.

\* **یون ها را بر مبنای آرایش الکترونی و توان به چند نوع تقسیم کرد:**

۱. یون های گازها را نجیب. این یون ها با گازها را نجیب هم الکترون اند. تمام آن یون ها یک ایمان در این دسته قرار دارند.

دو نوع یون گاز نجیب وجود دارد: الف) یون های  $s^2$ ، این یون ها با هلیوم (آرایش الکترون  $1s^2$ ) هم الکترون اند. فقط

به یون  $s^2$  داریم:  $H^-$ ،  $Li^+$  و  $Be^{2+}$  (یعنی یون های  $s^2 p^6$ ). اغلب یون های گاز نجیب از این نوع اند.

2. یون های  $d^1$ . مانند یون  $Zn^{2+}$

3. یون های  $s^2 d^1$ . مانند  $Sn^{2+}$

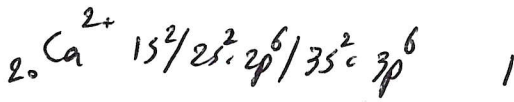
4. یون های دیگر. درواکشی های مربوط به فلزات واسطه. الکترون های داخلی را نمی توانست

الکترون های بیرون  $s$  جدا شوند. اما فریب الکترون های بیرون  $s$  آن تر است.

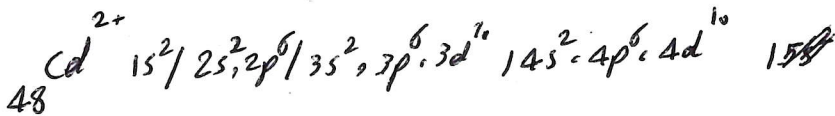
\* بسیاری از فلزات واسطه به این ترتیب نوع کاتیون تشکیل می دهند. مانند  $Cu^+$  و  $Cu^{2+}$ ،  $Cr^{2+}$ ،  $Cr^{3+}$ ،  $Fe^{2+}$  و  $Fe^{3+}$

\* در سری یون های زیر یون های دارای آرایش الکترون  $s^2$ ،  $s^2 p^6$ ،  $d^1$  و  $s^2 d^1$  را مشخص کنید

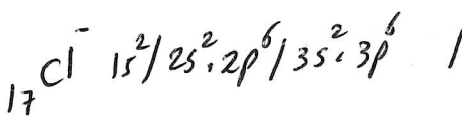
$Ca^{2+}$ ،  $Ca^{2+}$ ،  $Ca^+$ ،  $Ga^{3+}$ ،  $Ga^{2+}$ ،  $Cl^-$ ،  $Cs^+$ ،  $Cu^+$



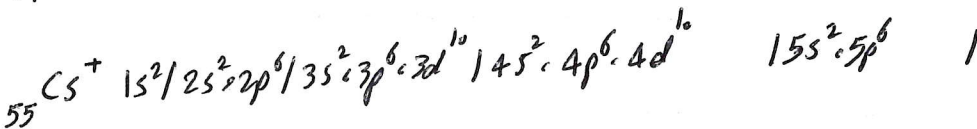
$s^2 p^6$



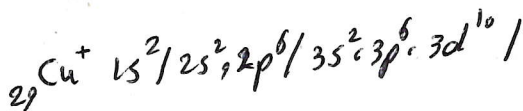
$d^{10}$



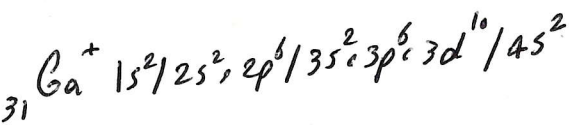
$s^2 p^6$



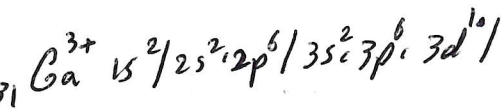
$s^2 p^6$



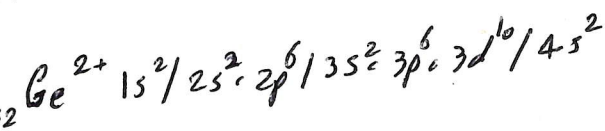
$d^{10}$



$d^{10} s^2$



$d^{10}$



$d^{10} s^2$

\* در سری یون های زیر یون های دارای آرایش الکترون  $s^2$ ،  $s^2 p^6$ ،  $d^1$  و  $s^2 d^1$  را مشخص کنید

$Br^-$ ،  $Bi^{3+}$ ،  $Be^{2+}$ ،  $Ba^{2+}$ ،  $Au^+$ ،  $As^{3+}$ ،  $Al^{3+}$ ،  $Ag^+$

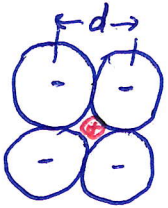
شعاع یونی، (ionic radius): فاصله بین مراکز دو یون مجاور در یک بلور را می‌گویند با پراش اشعه ایکس

$$(n\lambda = 2d \sin \theta) \quad \text{(قانون برagg)}$$

تعریف کرد

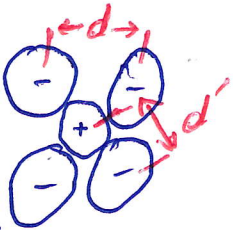
\* اگر بلور از کاتیون‌ها و بیایون‌ها تشکیل شده باشد با پراش اشعه X می‌توان شعاع آنیون و از آنجا شعاع

کاتیون را تعیین کرد



①

\* اما در اغلب بلورها، یون‌ها به یکدیگر چسبیده‌اند، در نتیجه فاصله d را نمی‌توان برابر بدست آوردن شعاع یون به کار برد.



②

مثال

\* اگر شکل مربوط به NaI باشد و در آن  $d = 432 \text{ pm}$  باشد و شکل 2 مربوط به KI و  $d' = 349 \text{ pm}$  باشد شعاع  $I^-$  و  $K^+$  را محاسبه کنید.

در شکل 1 فرض می‌شود که یون‌های  $I^-$  به یکدیگر چسبیده‌اند بنابراین: شعاع  $I^- = 432/2 = 216 \text{ pm}$

و در شکل 2، شعاع  $K^+$  و  $I^-$  در مجموع برابر  $349 \text{ pm}$  باشند که با کم کردن شعاع  $I^-$  می‌توان شعاع  $K^+$  را محاسبه کرد:

$$349 \text{ pm} = 216 \text{ pm} + \text{شعاع } K^+ \Rightarrow \text{شعاع } K^+ = 133 \text{ pm}$$

\* یک یون مثبت، همیشه کوچکتر از اتم به وجود می‌آورد.

\* یک یون منفی، همیشه بزرگتر از اتم به وجود می‌آورد.

نامگذاری ترکیب = یون

۱. کاتیون‌ها: اغلب کاتیون‌ها، یون‌های یک اتمی تشکیل می‌دهند و از اتم‌ها می‌آیند. اگر فلز فقط یک نوع کاتیون تشکیل

دهد نام یون و نام فلز یک خواهد بود: یون آلومینیم  $Al^{3+}$  یون سدیم  $Na^+$

یون منیزیم  $Mg^{2+}$



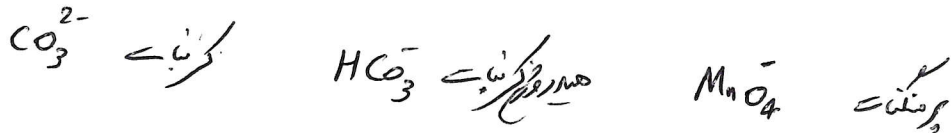
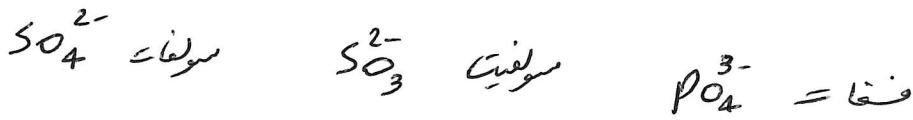
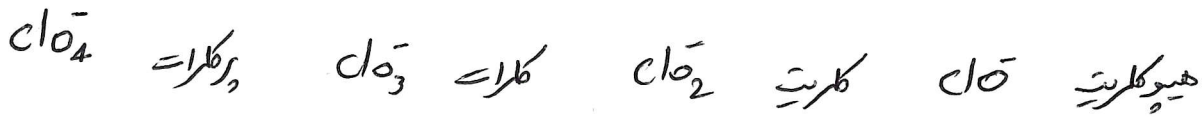
برخی فلزات، بیش از یک نوع کاتیون تشکیل می دهند در این صورت باید بار کاتیون با عدد اتمی در داخل پرانتز مشخص شود.

یون مس (I)  $Cu^+$

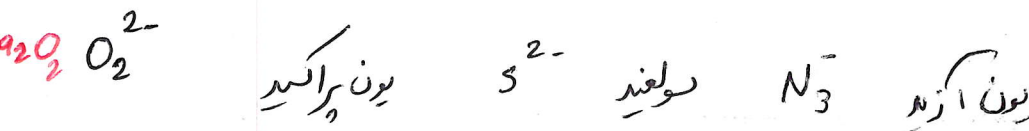
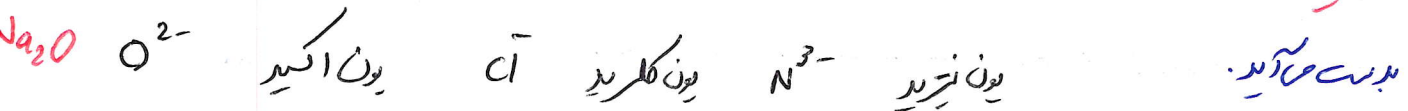
یون مس (II)  $Cu^{2+}$

**یون چند اتمی:** از چندین اتم به هم پیوسته با پیوندهای کووالانسی به وجود آمده است.

فهرست از یون های چند اتمی مهم در زیر مشاهده می شود:



**2. آنیون:** آنیون های یک اتمی از اتم نافلزات به وجود می آیند. نام این آنیون ها از نام نافلزات یک پسوند «ید» می آید.



**مثال:** فرمول ترکیب زیر را بنویسید: الف) آمونیوم استات ب) آمونیوم سولفات ج) لیتیم اکسید د) نقره نیتريت



\* فرمول ترکیب زیر را بنویسید: (الف) سرب (II) سولفید (ب) نیاسیم نترید (ج) سدیم پرانگید (د) مس (I) کلرید

Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> ۱۸. PbCrO<sub>4</sub> (- Mg(OH)<sub>2</sub> (نہ) ۱۹ ۲۰ ۲۱ ۲۲ ۲۳ ۲۴ ۲۵ ۲۶ ۲۷ ۲۸ ۲۹ ۳۰ ۳۱ ۳۲ ۳۳ ۳۴ ۳۵ ۳۶ ۳۷ ۳۸ ۳۹ ۴۰ ۴۱ ۴۲ ۴۳ ۴۴ ۴۵ ۴۶ ۴۷ ۴۸ ۴۹ ۵۰ ۵۱ ۵۲ ۵۳ ۵۴ ۵۵ ۵۶ ۵۷ ۵۸ ۵۹ ۶۰ ۶۱ ۶۲ ۶۳ ۶۴ ۶۵ ۶۶ ۶۷ ۶۸ ۶۹ ۷۰ ۷۱ ۷۲ ۷۳ ۷۴ ۷۵ ۷۶ ۷۷ ۷۸ ۷۹ ۸۰ ۸۱ ۸۲ ۸۳ ۸۴ ۸۵ ۸۶ ۸۷ ۸۸ ۸۹ ۹۰ ۹۱ ۹۲ ۹۳ ۹۴ ۹۵ ۹۶ ۹۷ ۹۸ ۹۹ ۱۰۰ ۱۰۱ ۱۰۲ ۱۰۳ ۱۰۴ ۱۰۵ ۱۰۶ ۱۰۷ ۱۰۸ ۱۰۹ ۱۱۰ ۱۱۱ ۱۱۲ ۱۱۳ ۱۱۴ ۱۱۵ ۱۱۶ ۱۱۷ ۱۱۸ ۱۱۹ ۱۲۰ ۱۲۱ ۱۲۲ ۱۲۳ ۱۲۴ ۱۲۵ ۱۲۶ ۱۲۷ ۱۲۸ ۱۲۹ ۱۳۰ ۱۳۱ ۱۳۲ ۱۳۳ ۱۳۴ ۱۳۵ ۱۳۶ ۱۳۷ ۱۳۸ ۱۳۹ ۱۴۰ ۱۴۱ ۱۴۲ ۱۴۳ ۱۴۴ ۱۴۵ ۱۴۶ ۱۴۷ ۱۴۸ ۱۴۹ ۱۵۰ ۱۵۱ ۱۵۲ ۱۵۳ ۱۵۴ ۱۵۵ ۱۵۶ ۱۵۷ ۱۵۸ ۱۵۹ ۱۶۰ ۱۶۱ ۱۶۲ ۱۶۳ ۱۶۴ ۱۶۵ ۱۶۶ ۱۶۷ ۱۶۸ ۱۶۹ ۱۷۰ ۱۷۱ ۱۷۲ ۱۷۳ ۱۷۴ ۱۷۵ ۱۷۶ ۱۷۷ ۱۷۸ ۱۷۹ ۱۸۰ ۱۸۱ ۱۸۲ ۱۸۳ ۱۸۴ ۱۸۵ ۱۸۶ ۱۸۷ ۱۸۸ ۱۸۹ ۱۹۰ ۱۹۱ ۱۹۲ ۱۹۳ ۱۹۴ ۱۹۵ ۱۹۶ ۱۹۷ ۱۹۸ ۱۹۹ ۲۰۰ ۲۰۱ ۲۰۲ ۲۰۳ ۲۰۴ ۲۰۵ ۲۰۶ ۲۰۷ ۲۰۸ ۲۰۹ ۲۱۰ ۲۱۱ ۲۱۲ ۲۱۳ ۲۱۴ ۲۱۵ ۲۱۶ ۲۱۷ ۲۱۸ ۲۱۹ ۲۲۰ ۲۲۱ ۲۲۲ ۲۲۳ ۲۲۴ ۲۲۵ ۲۲۶ ۲۲۷ ۲۲۸ ۲۲۹ ۲۳۰ ۲۳۱ ۲۳۲ ۲۳۳ ۲۳۴ ۲۳۵ ۲۳۶ ۲۳۷ ۲۳۸ ۲۳۹ ۲۴۰ ۲۴۱ ۲۴۲ ۲۴۳ ۲۴۴ ۲۴۵ ۲۴۶ ۲۴۷ ۲۴۸ ۲۴۹ ۲۵۰ ۲۵۱ ۲۵۲ ۲۵۳ ۲۵۴ ۲۵۵ ۲۵۶ ۲۵۷ ۲۵۸ ۲۵۹ ۲۶۰ ۲۶۱ ۲۶۲ ۲۶۳ ۲۶۴ ۲۶۵

$K_2Cr_2O_7$  (د)  $Li_2SO_3$  (ه)  
 سُورِیم ھیدروکسائیڈ سرب (II) کرومائیٹ  
 آئن (II) سولفات تھیم (دھات) لیتھیم سولفات

☆ ترکیب = زیر نام گذاشتند: (الف)  $Ni(CN)_2$  (ب)  $ZnCO_3$  (ج)  $SrF_2$

$$\text{NaClO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \quad (2)$$

پیوند کووالانسی (Covalent bond): پیوندی است که در به اشتراک گذاشتن الکترون برپا می‌آید. این پیوند معمولاً بین نافلزها به وجود می‌آید.

☆ وقت دوام نافله بیکه تر در یک می شوند، بین اکثرین ها و همه ها آن دافعه به وجود می آید زیرا بارها هم نام، بیکه تر  
را دفع می کنند، ولی بین همه و هر کدام با اکثرین های دیگر جاذبه نیز وجود دارد، در ابتدا به هنگام نزدیک شدن آن ها  
جاذبه، قوی تر از دافعه است بنابراین دوام به بیکه تر نزدیک می شوند، پس در موقعی جاذبه و دافعه با بیکه تر برابر می شوند، این  
مکان، جایی است که بین دوام پیوند کووالانسی شکل شده است. وجه فاصله بین همه و دوام در این موقعیت طول پیوند  
گفته می شود. این موقعیت باید از رزنی حالت بین دوام است. و اگر دوام نخواهند از این فاصله به بیکه تر نزدیک می شوند دافعه  
بین آن ها بیشتر می شود

ساختار لوویس (Lewis structure): در این ساختار مولکول، عناصر را با نماد شیمیایی نشان می‌دهند و الکترون‌ها را با نقطه‌ها در اطراف آن‌ها نشان می‌دهند. مانند

$\text{H} \cdot \cdot \text{H}$	$:\ddot{\text{O}}: \cdot \cdot \text{H}$
$\text{H} - \text{H}$	$:\ddot{\text{O}} - \text{H}$

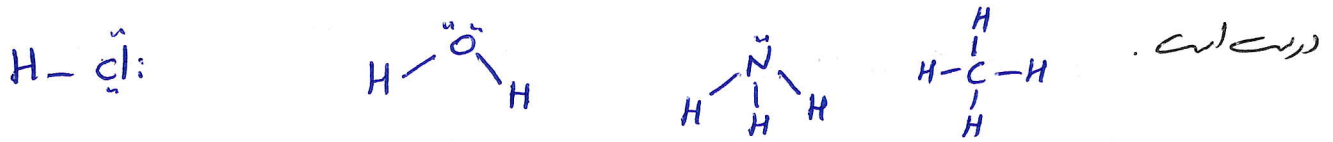
\* تحریریں لوہیں برہنہ اتم ہا بہ آرائی الکترون گماز نجیب در سوکول ہاں کووالانس ٹانگہ دارد۔ بران اغلب اتم ہا  
انکلام برہنہ برہنہ ہستہاں است، اما بران ہیدروجن با برہنہ بہ آرائی دو الکترون ہلیم، یا دیگر برہنہ شود۔

\* در محاسبه هشتای مربوط به هراتم، الکترون های پیوند را دوباره به صاحب آن آوریم، یک بار برای هراتم.

\* چون در نافلزات، تعداد الکترون های ظرفیت برابر شمارش گروه است. مثلا  $VI A$  پس یعنی اگر در عناصر گروه  $VI A$

برابر رسیدن به آرایش هشتای پایدار، یک پیوند کووالانسی، عناصر گروه  $III A$  دو پیوند کووالانسی، عناصر گروه  $IV A$

$V A$  سه پیوند کووالانسی و عناصر گروه  $VI A$  چهار پیوند کووالانسی تشکیل دهند که این پس بهر در بسیار از ترکیبات



\* دوام ممکن است پس از یک زوج الکترون به اشتراک بگذارند و تشکیل پیوند چندگانه دهند. مثلا پیوند دوگانه

شامل چهار الکترون مشترک و پیوند سه گانه شامل شش الکترون مشترک است.



\* پیوند ششایی در بیشتر ترکیبات، از نظر خلقت، حد واسطه بین پیوند کووالانسی خالص و پیوند یونی خالص است.

بجای مثال پیوند یونی در ترکیبات مشاهده می شود که لیزیک فلز با از ریزش بسیار پایین و یک نافلز با میل شدید برای

گرفتن الکترون تشکیل دهنده مانند  $CF_4$ ، پیوند کووالانسی خالص در مولکول های تشکیل دهنده از دوام کم

مانند  $Cl_2$ ، مشاهده می شود. حالت پیوند در اغلب ترکیبات شیمیایی، بین این دو حالت حد قرار دارد.

\* یکی از روش های مطالعه پیوندهای دارای خلقت بینابین بر وایچیوش یون (Ion distortion) استوار است

به این معنا که هر چه وایچیوش کاتیون بیشتر باشد، خلقت کووالانسی ترکیب بیشتر است:

1. **کاتیون ها:** وایچیوش یک کاتیون به اندازه و بار آن بستگی دارد. هر چه اندازه کاتیون بزرگتر باشد و بار مثبت آن

بیشتر باشد، وایچیوش آن کمتر است. مثلا یون  $Li^+$  راحت تر از  $Fe^{2+}$  وایچیده می شود و یون  $Li^+$

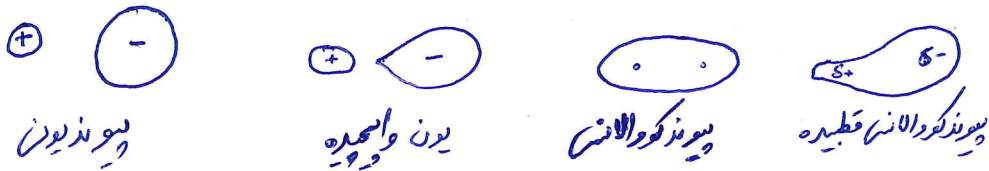
از یون  $Al^{3+}$  وایچیده می شود.

2. **کاتیون:** وایچیوش یک کاتیون توسط یک کاتیون به اندازه و بار کاتیون نیز بستگی دارد. هر چه اندازه کاتیون کوچکتر باشد

و بار مثبت کاتیون بیشتر باشد آن کمتر می تواند کاتیون را وایچیده کند.



\* در هر گروه از فلزات جدول تناوبی، فلزی که کوچکترین کاتیون را به وجود می آورد، میل بیشتری برای تشکیل پیوندهای باخصلت کووالانسی بالتر دارد. تمام ترکیب به برنیم ( $B^{2+}$ )، کوچکترین کاتیون گروه (II A) خصلت کووالانسی قابل توجهی دارند. بور (کوچکترین عضو گروه III A) فقط ترکیب = کووالانسی شکل می دهد.



الکترونگاتیوی (electronegativity): میزان توانایی نسبی یک اتم برای جذب الکترون در یک مولکول است.

\* به طور کلی، الکترونگاتیوی در یک گروه از بالا به پایین و در یک ردیف از چپ به راست، افزایش می یابد. فلزات، الکترونگاتیوی کمتری دارند که عدد اختیاری 4 را به آن نسبت داده اند.

\* هرچه تفاوت بین الکترونگاتیوی دو اتم بیشتر باشد، پیوندی که آن دو اتم، قطبی تر خواهد بود.

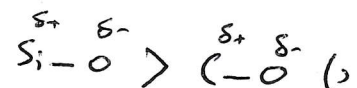
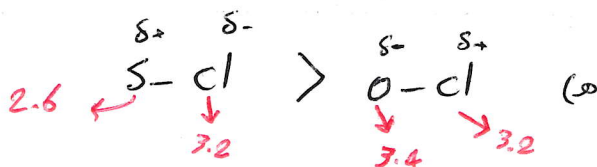
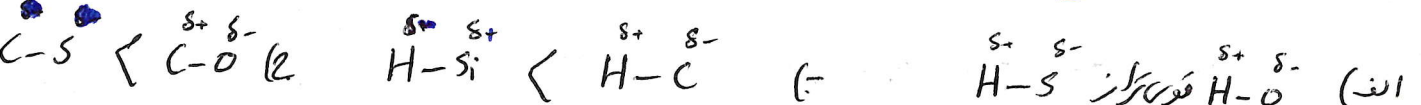


\* مفهوم الکترونگاتیوی نادقیق است، زیرا این خاصیت نه فقط به ساختار اتم مورد نظر بلکه به تعداد و ماهیت اتم ها

متصل به آن نیز بستگی دارد. در نتیجه الکترونگاتیوی یک اتم مقدار ثابتی نیست بلکه براساس الکترونگاتیوی متغیر در  $PF_5$

با الکترونگاتیوی آن در  $PF_5$  تفاوت دارد. بنابراین مقادیر الکترونگاتیوی، تقریبی اند.

\* کدام پیوند قطبی تر است؟ و در هر مورد سر پیوند را برای بار مثبتی متعادل کننده (الف)  $H-S$ ،  $H-O$



H 2.1

\* مقادیر الکترونیگاتیویته برای بعضی عناصر:

Li 1.0 Be 1.6 B 2.0 C 2.6 N 3.0 O 3.4 F 4.0

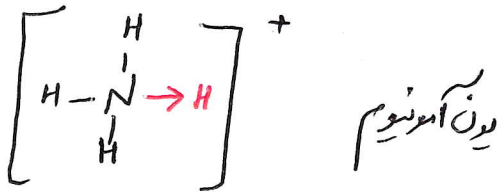
Na 0.9 Mg 1.3 Al 1.6 Si 1.9 P 2.2 S 2.6 Cl 3.2

K 0.8

Br 3.0

I 2.7

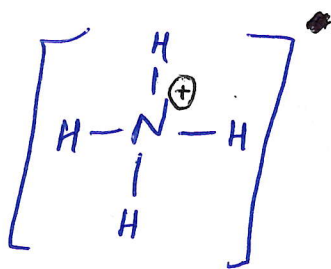
پیوندهای یونی یا پیوند کووالانسی: در این پیوند دو الکترون از یک اتم به اشتراک گذاشته می شود.



همان طور که قبلاً ذکر شد، اتم N با سه پیوند کووالانسی به آرایش هشتایی می رسد و در این یون اتم N چهار پیوند کووالانسی تشکیل داده است که این تفاوت با استفاده از بار قراردادی توضیح داده می شود.

بار قراردادی (Formal charge):

(تعداد الکترون های یونی + تعداد الکترون های مشترک  $\times \frac{1}{2}$ ) - تعداد الکترون های ظرفیتی = بار قراردادی



برای اتم N:

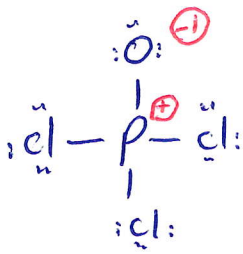
$$\text{بار قراردادی} = 5 - (4 + 0) = +1$$

برای اتم های هیدروژن:

$$\text{بار قراردادی} = 1 - (1 + 0) = 0$$

بنابراین یک اتم N<sup>+</sup> فرض می تواند چهار الکترون ظرفیتی داشته باشد و چهار پیوند کووالانسی تشکیل دهد از طرف دیگر یک اتم H بدون بار دارای پنج الکترون ظرفیتی است و فقط می تواند سه پیوند کووالانسی تشکیل دهد.

\* مثال 2، می‌توانیم بار قراردادی اتم‌ها:  $POCl_3$



برای اتم P:  $+1 = 5 - (4 + 0) =$  بار قراردادی

برای اتم O:  $-1 = 6 - (1 + 6) =$  بار قراردادی

برای اتم‌های Cl:  $0 = 7 - (1 + 6) =$  بار قراردادی

\* مجموع بار قراردادی یک مولکول برابر صفر است و برای یک یون برابر با بار یون می‌باشد.

\* در یک ساختار لوویس، اتم‌هایی که تعداد پیوندهای آن‌ها برابر با شماره گروه آن‌ها باشند، بار قراردادی ندارند. در صورت امکان باید ساختار لوویس را چنان نوشت که تعداد پیوندهای هر اتم برابر با شماره گروه آن باشد.

\* علامت بار قراردادی توانم که در ساختار به یکدیگر متصل شده‌اند، نباید یک بار باشد، زیرا دفعه‌ای بیش از یک بارها می‌تواند پیوند داشته‌باشد. یک ساختار لوویس که در آن بارهای هفتم کنار یکدیگر باشند، معمولاً نمایش صحیح از آن مولکول یا یون نخواهد بود.

\* شیوه‌ی نوشتن ساختارهای لوویس:

1. تعداد کل الکترون‌های ظرفیت تمام اتم‌ها را در ساختار پیدا کنید. تعداد الکترون‌های هر عنصر خانواده A برابر با شماره گروه اصلی آن عنصر است.

\* برای یک یون منفی بار یون را به این عدد اضافه می‌کنیم و برای یک یون مثبت بار یون را از این عدد کم می‌کنیم.

2. تعداد الکترون‌های لازم برای این که به هر اتم هیدروژن دو الکترون و به سایر اتم‌ها هر یک هشت الکترون برسد را پیدا کنید:

$$(\text{تعداد سایر اتم‌ها} \times 8) + (\text{تعداد اتم‌های H} \times 2) = \text{تعداد الکترون‌های حرام}$$

3. عدد بدست آمده در مرحله 2، نشان عدد بدست آمده در مرحله 1 برابر است با تعداد الکترون‌هایی که باید در ساختار

نمایش داده شود.

$$(\text{تعداد کل الکترون‌ها}) - (\text{تعداد الکترون‌های حرام از اتم‌ها}) = \text{تعداد الکترون‌های پیوندی}$$



4. تعداد پیوندهای کووالانسی برابر است با نصف الکترون های پیوندی (مرحله 3) می باشد.

5. غار غنای موجود در ساختار به هم صریح که دارد، نگه است را بنویسید.

6. پیوندهای دو الکترونی با یک خط تیره بهنج عادهها قرار میگیرد، ابتدا بهنج هر زوج اتم یک پیوند قرار دهید و پس الکترون های

باقیمانده را که در مرحله 4 تعداد آن ها بدست آمده است، برای تکمیل پیوندهای دوگانه به کار گیرید.

7. تعداد کل الکترون ها (مرحله یک) معادل تعداد الکترون های پیوندی (مرحله 3) برابر تعداد الکترون های ناپیوندی است.

$$\text{تعداد الکترون های پیوندی} - \text{تعداد کل الکترون ها} = \text{تعداد الکترون های ناپیوندی}$$

هستای الکترون هراتم (میزان اتم ها H) را با اضافه کردن نقطه برای نمایی الکترون های ناپیوندی کامل کنید.

8. با برقراردادی اتم ها را برای ارزیابی ساختارهای بر روی آن ها مشخص کنید.

ساختار یونیون  $\text{ClO}_3^-$  کلریت را رسم کنید.

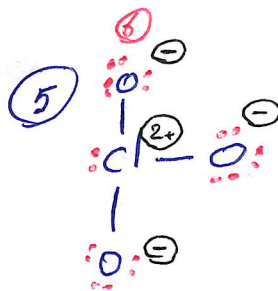
①  $26 = 1 + (3 \times 6) + 7 = \text{تعداد کل الکترون ها}$

②  $32 = 4(8) = \text{تعداد الکترون ها برای هر یک از اتم ها}$

③  $32 - 26 = 6$

تعداد الکترون های پیوندی

④  $\frac{6}{2} = 3$  تعداد پیوندهای کووالانسی



⑤  $26 - 6 = 20$  تعداد الکترون های ناپیوندی

⑦  $-1 = 6 - (7) =$  بار کلرین

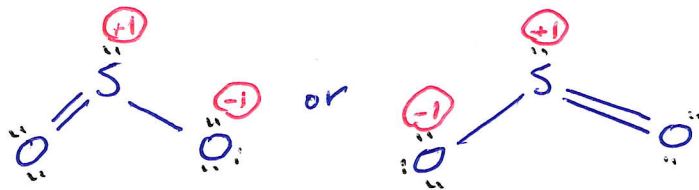
بار کلرین =  $7 - 5 = +2$

مثال \* ساختار لوویس مولکول  $SO_2$  را رسم کنید.

$$\text{تعداد کل الکترون ها} = 6 + (2 \times 6) = 18$$

$$\text{تعداد الکترون ها برای هر یک از اتم ها} = 3 \times 8 = 24$$

$$\text{تعداد الکترون ها پیوندی} = 24 - 18 = 6 \quad \text{تعداد پیوندها کووالانسی} = \frac{6}{2} = 3$$



$$\text{تعداد الکترون ها ناپیوندی} = 18 - 6 = 12$$

$$\text{بار قراردادی S} = 6 - 5 = +1$$

$$\text{بار قراردادی O تکانه} = 6 - 7 = -1$$

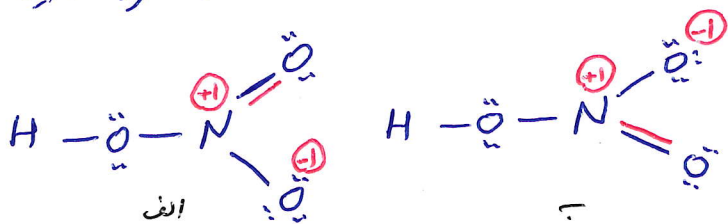
$$\text{بار قراردادی O دوگانه} = 6 - 6 = 0$$

مثال \* ساختار لوویس ترکیب اسید  $HNO_3$  را رسم کنید.

$$\text{تعداد کل الکترون ها} = 1 + 5 + (3 \times 6) = 24$$

$$\text{تعداد الکترون ها برای هر یک از اتم ها} = 2 + (4 \times 8) = 34$$

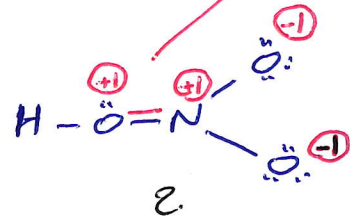
$$\text{تعداد الکترون ها پیوندی} = 34 - 24 = 10$$



$$\text{تعداد الکترون ها ناپیوندی} = 24 - 10 = 14$$

بارها و همنام نشانگر کمترین بار برای اتم ها ساختار صحیح نیست.

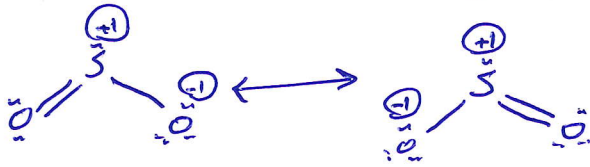
$$\text{تعداد پیوندها کووالانسی} = \frac{10}{2} = 5$$



\* ساختارهای لوویس را برای مولکول‌های زیر رسم کنید (تساوی با برقرار دادن): (الف)  $\text{PH}_4^+$  (ب)  $\text{BH}_4^-$

(ج)  $\text{HCN}$  (د)  $\text{CH}_3\text{OH}$  (ه)  $\text{H}_3\text{O}^+$

رزونانسی (Resonance): در برخی موارد خواص یک مولکول یا یون را نمی‌توان با یک ساختار لوویس نمایش داد. مانند



\* طول پیوند، دوگانه کوتاه‌تر از طول پیوند تکانه و باید در صورتی که در مولکول  $\text{SO}_2$  طول دو پیوند تکانه است. همچنین در ساختارها

بالا یک الزام‌های اکسیداسیون متغیر را ذکر کرده است در صورتی که در دو اتم اکسیداسیون الزامی لحاظ نمی‌کند. فرم‌های بالا، فرم‌های رزونانسی  $\text{SO}_2$  هستند. ساختار واقعی  $\text{SO}_2$  به هیچ کدام از فرم رزونانسی به تنهایی مربوط نیست بلکه ساختار واقعی بین این دو فرم است.

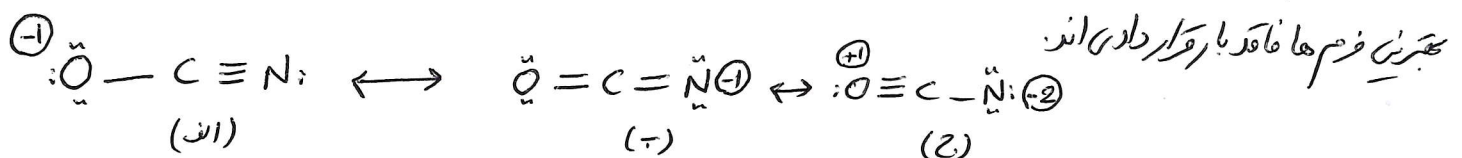
\* در برخی از هیبریدهای رزونانسی، تمام فرم‌ها هم ارز نیستند، برخی از فرم‌ها ممکن است انرژی کمتری نسبت به فرم‌های دیگر داشته باشند و سهم اصلی در هیبرید رزونانسی را به خود اختصاص دهند. انرژی فرم‌های دیگر ممکن است چنان بالا باشد که سهم اندکی در هیبرید رزونانسی پیدا کنند. بنابراین برای مشخص کردن سهم هر یک فرم رزونانسی باید همه آن‌ها را در نظر بگیریم.

\* در بررسی فرم‌های رزونانسی به نکات زیر باید دقت شود:

۱. آرایش‌هسته‌ها در تمام فرم‌های رزونانسی یک مولکول یا یون باید یکسان باشد. مثلاً یون سیاناید به صورت  $\text{O} \equiv \text{C} \text{N}^-$  باشد و فرم‌های  $\text{NO}^-$  و  $\text{CN}^-$  مربوط به فرم‌های رزونانسی یون سیاناید نیست.

۲. دو اتم متصل به یکدیگر نباید بار قرار داده می‌شوند.

۳. بهترین فرم‌های رزونانسی یک هیبرید رزونانسی دارای کوچکترین تعداد بارهای تکرار داری و یا بیشترین تعداد بارهای مثبت و یا بیشترین تعداد بارهای منفی هستند.



\* فرم (ج) سهم چندانی در هیبرید رزونانسی ندارد زیرا تعداد بارهای آن بالا تر از سایر فرم‌هاست.



4. تعداد الکترون‌های به اشتراک گذاشته شده در اغلب فرم‌های رزونانسی یک هیبرید رزونانسی برابر است و بیشترین تعداد ممکن است.

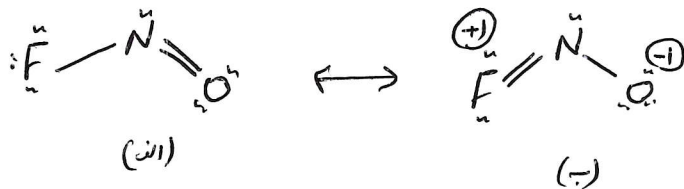


فرم دوم، سهم معنی در هیبرید رزونانسی یون دیناگ نخواهد داشت

برای هم فقط زوج الکترون در این ساختار به اشتراک گذاشته شده اند و هم تعداد بارهای قراردادی زیاد باشد.

5. در معنای فرم‌های رزونانسی یک هیبرید رزونانسی، توزیع بارهای قراردادی مثبت و منفی باید با الکترونگاتیویته‌ها سازگار باشد.

مثال در مولکول FNO:



فرم (ب) هم معنی در هیبرید رزونانسی نخواهد داشت زیرا هم به اتم الکترونگاتیو F بار مثبت تعلق گرفته است و هم تعداد بار قراردادی

آن از فرم (الف) بیشتر است.

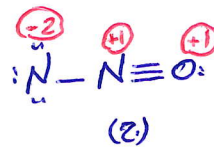
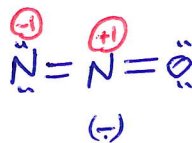
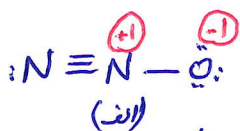
مثال  
\* نمودار فرم‌های رزونانسی مولکول  $\text{N}_2\text{O}$  را رسم کنید.

$$\text{تعداد کل الکترون‌ها} = (2 \times 5) + 6 = 16$$

$$\text{تعداد الکترون‌ها برای هر یک از اتم‌ها} = 3 \times 8 = 24$$

$$\text{تعداد الکترون‌های پیوندی} = 24 - 16 = 8$$

$$\text{تعداد پیوندهای کووالانسی} = \frac{8}{2} = 4$$



$$\text{تعداد الکترون‌های ناپیوندی} = 16 - 8 = 8$$

در ساختار (ج) بارهای همسان کنار یکدیگر قرار دارند و بارهای متضاد نیز زیاد است بنابراین ساختار را باید کنار گذاشت.

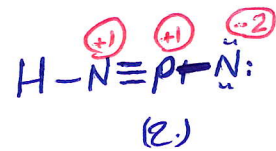
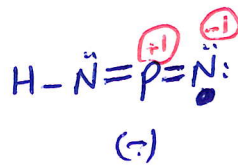
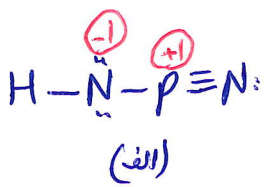
$$\text{تعداد کل الکترون‌ها} = 1 + 5 + 5 + 5 = 16$$

\* نمودار فرم‌های رزونانسی مولکول HNPN را رسم کنید.

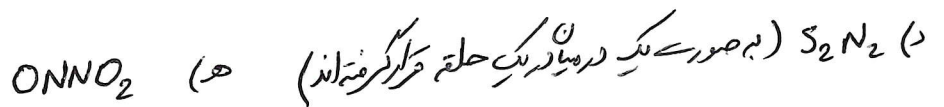
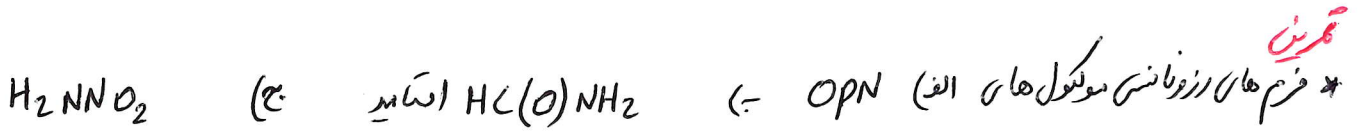
$$\text{تعداد الکترون‌ها برای هر یک از اتم‌ها} = 2 + (3 \times 8) = 26$$

$$\text{تعداد الکترون‌های پیوندی} = 26 - 16 = 10$$

$$\text{تعداد پیوندهای کووالانسی} = \frac{10}{2} = 5$$

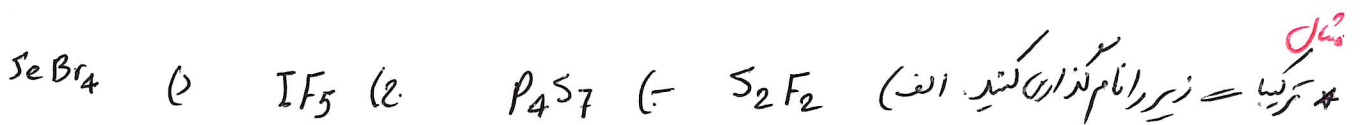


در فرم (ج) بارهای همیام مجاور یکدیگر دارند و تعداد بارها نیز زیاد می باشد بنابراین فرم (ج) را کنار می گذاریم.



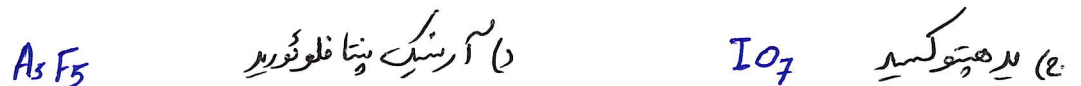
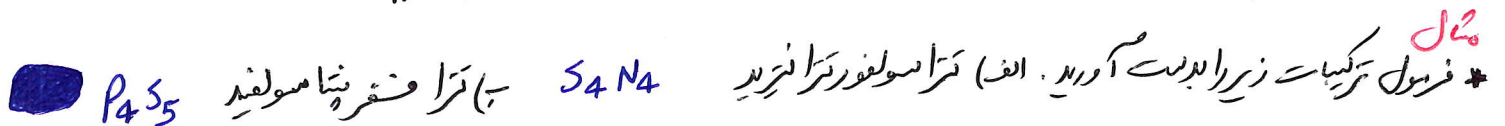
\* نام یک ترکیب معدنی کووالانسی (و نامی را الزام عناصر تشکیل دهنده، مولکول، با قرار دادن نام عنصر دارای الکترونهای کمتر در ابتدا، بدست می آوریم. نام عنصر الکترونهای کمتر را در آخر می آوریم و پیوند «ید» را به جای پیوند معمولی نام عنصر قرار می دهیم. از پیوندهای یونانی، برای مشخص کردن تعداد اتم های هر یک از عناصر تشکیل دهنده، مولکول استفاده می کنیم.

مونو - دی - تری - ترا - پنتا - هکزا - هپتا - اکتا - نونا - دکا



(الف) دی سولفور دی فلوئورید (ب) تترافلورو هپتامولفید (ج) پنتا فلورید (د) سلیسیم تترابرید

(ه) تری فلوئور نیتروژن (و) گزنون تترافلورید



\* فرمول ترکیب = زیر را بدست آورید: (الف) دی نیتریکسید (ب) تترافلورو کسید

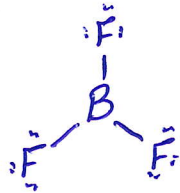
(ج) دی کلر هکزا کسید (د) سولفور تتراکلرید (ه) گزنون تری اکسید

شکل هندسی :

شکل مولکول را مشخص نمی‌کند  
 مشکل = نظریه لوویس > برخی با خطاها را بر مبنای قاعده هشت تایی (اکتت) نمی‌توان توصیف کرد.

استثنا های قاعده هشت تایی : تعداد الکترون های ظرفیتی برخی مولکول ها مانند  $NO$  و  $NO_2$  فرد است بنابراین تقسیم تعداد الکترون ها به گونه ای که به هر یک ازام ها، هشت الکترون برسد، غیر ممکن است. ( اجزای مولکول با الکترون های فرد معمولاً بسیار واکنش پذیرند و در نتیجه بسیار کوتاه عمرند.)

\* برخی مولکول ها، دارای تعداد الکترون های ظرفیتی زوج هستند ولی شامل اتم های با لایه ظرفیتی کمتر یا بیشتر از هشت الکترون هستند. مانند مولکول  $Si_6$ ،  $PCl_5$ ،  $BF_3$



\* عناصر ردیف دوم فقط چهار اوربیتال پیوندی ( $2s$  و  $2p$ ) دارند. بنابراین حداکثر چهار پیوند کووالانسی می‌توانند تشکیل دهند.

۱. عناصر تناوب سوم و تناوب های بعدی اوربیتال های بیشتر در لایه ظرفیتی خود دارند بنابراین می‌توانند بیشتر از چهار پیوند کووالانسی تشکیل دهند بنابراین در رسم ساختار عناصر تناوب سوم و تناوب های بعدی، قاعده هشت تایی اغلب نقض می‌شود. ظاهراً معیار تشکیل پیوند کووالانسی باید بر زوج الکترون استوار باشد نه بر دست یابی به هشت تایی الکترون.

دافعه زوج الکترون و شکل هندسی مولکول :

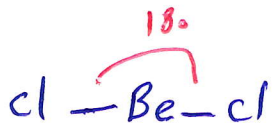
پایه ای هندسی اتم ها در یک مولکول باید به گونه ای است که کمترین دافعه بین زوج الکترون لایه ظرفیتی وجود داشته باشد.  
 (نظریه دافعه زوج الکترون لایه ظرفیتی (VSEPR))  
 Valence-shell electron-pair repulsion





در این مولکول زاویه پیوند  $180^\circ$  است تا کمترین دافعه بین زوج الکترون‌ها پیوندی وجود داشته باشد

مولکول‌هایی که اتم مرکزی آن‌ها دارای دو زوج الکترون پیوندی (و فاقد زوج الکترون ناپیوندی) (در لایه ظرفیت) باشند همه خطی اند

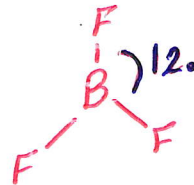


بریلیم، روی، کادمیوم و سرب و ... چنین مولکول‌هایی تشکیل می‌دهند.



\* **سه زوج الکترون اطراف اتم مرکزی:** اگر سه زوج الکترون به صورت الکترون‌ها پیوندی باشند برای اتم مرکزی دافعه

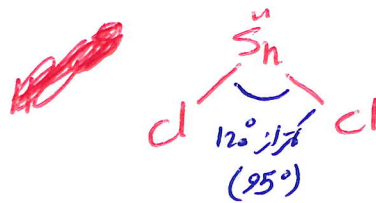
بین زوج الکترون‌ها پیوندی به وجود آید زاویه پیوندی  $120^\circ$  در بر می‌خورد و شکل هندسی مولکول مثلثی مسطح می‌شود.



\* اگر دو زوج الکترون و یک زوج ناپیوندی اطراف اتم مرکزی قرار گیرد مولکول به صورت  $\text{CH}_2\text{O}$  در می‌آید و شکل هندسی آن

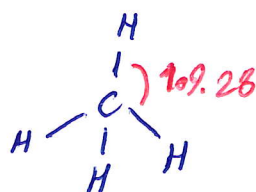
در این جا زاویه پیوندی کمتر از  $120^\circ$  در بر می‌آید زیرا دافعه بین زوج الکترون ناپیوندی و زوج پیوندی بیشتر از

دافعه بین دو زوج الکترون پیوندی است.

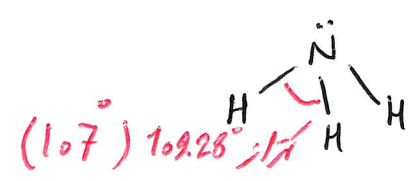


\* **چهار زوج الکترون اطراف اتم مرکزی:** اگر هر چهار زوج الکترون به صورت الکترون‌ها پیوندی باشند شکل هندسی مولکول به

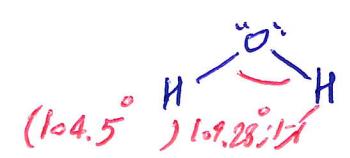
صورت چهار وجهی خواهد بود زاویه پیوندی  $109.28^\circ$  می‌شود تا کمترین دافعه به وجود آید.



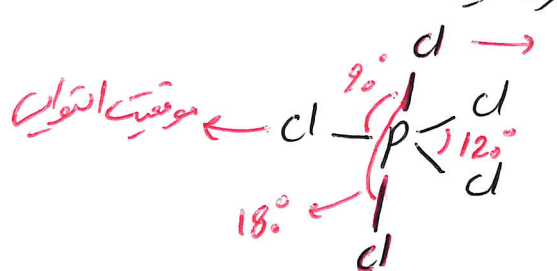
\* اگر سه زوج پیوندی و یک زوج ناپیوندی باشد شکل هندسی مولکول به صورت هرمی مثلث القاعده خواهد بود و زاویه پیوندی کمتر از  $109.28^\circ$  می شود.



\* اگر دو زوج پیوندی و دو زوج ناپیوندی در اطراف اتم مرکزی وجود داشته باشد. شکل هندسی مولکول خمیده و زاویه پیوندی کمتر از  $109.28^\circ$  خواهد بود.

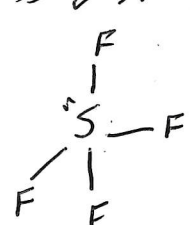


\* پنج زوج الکترون اطراف اتم مرکزی: اگر پنج زوج الکترون پیوندی باشد، شکل هندسی مولکول دو هرمی مثلثی خواهد بود مانند  $PCl_5$

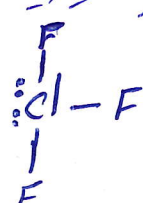


\* طول پیوند محوری کمی بیشتر از طول پیوند استوایی است.

\* اگر چهار زوج پیوندی و یک زوج الکترون ناپیوندی اطراف اتم مرکزی قرار گیرد، زوج الکترون ناپیوندی در موقعیت استوایی قرار می گیرد زیرا جای بیشتری برای موقعیت برای آن ها وجود دارد. بنابراین شکل هندسی مولکول چهار وجهی نامنظم خواهد بود و زاویه پیوندی کمتر از قبل (زمانی که پنج زوج الکترون پیوندی باشند) می شود. زاویه بین دو پیوند محوری کمتر از  $180^\circ$  و زاویه بین پیوند های استوایی کمتر از  $120^\circ$  و زاویه بین یک پیوند محوری و یک پیوند استوایی کمتر از  $90^\circ$  می شود.



\* اگر سه زوج پیوندی و دو زوج ناپیوندی اطراف اتم مرکزی قرار گیرد، زوج های ناپیوندی در موقعیت های استوایی قرار می گیرند و شکل هندسی مولکول به صورت T شکل می شود، زاویه های پیوندی بین یک پیوند محوری و یک پیوند استوایی کمتر از  $90^\circ$  و زاویه بین پیوند های محوری کمتر از  $180^\circ$  خواهد شد.



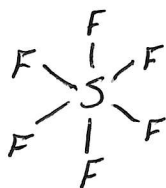
$90^\circ$  و زاویه بین پیوند های محوری کمتر از  $180^\circ$  خواهد شد.

\* اگر دو زوج الکترون و یک زوج ناپیوندی اطراف اتم مرکزی قرار گیرند. زوج های ناپیوندی در موقعیت های استواری قرار می گیرند. شکل هندسی مولکول خطی خواهد بود.

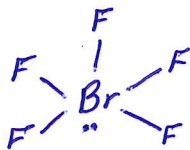


## شش زوج الکترون اطراف اتم مرکزی قرار گیرد:

\* اگر شش زوج الکترون به صورت دو پیوندی اطراف اتم مرکزی قرار گیرند. شکل هندسی مولکول هشت وجهی منظم (اکتاهedral) خواهد بود. در این ساختار تمام پیوندها هم ارزند و طول یکسان دارند و زاویه بین پیوندها  $90^\circ$  است.

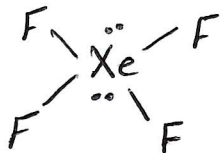


\* اگر پنج زوج الکترون و یک زوج ناپیوندی اطراف اتم مرکزی قرار گیرند. شکل هندسی مولکول هم مربعی القاعده خواهد بود.



زاویه بین پیوندها کمتر از  $90^\circ$  خواهد بود.

\* اگر چهار زوج الکترون و دو زوج ناپیوندی اطراف اتم مرکزی قرار گیرند. شکل هندسی مولکول مربع منظم خواهد بود و زوج الکترون های ناپیوندی برای این که دافعه زوج الکترون ها کمتر شود، موقعیت های مقابل یکدیگر را اشغال می کنند. زوایای پیوندها کمتر از  $90^\circ$  خواهند بود.

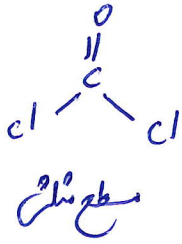
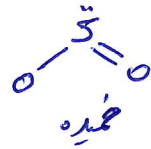
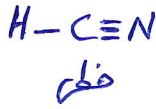
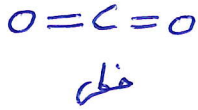


\* اگر سه زوج الکترون و سه زوج ناپیوندی اطراف اتم مرکزی قرار گیرند. شکل هندسی مولکول هم مثلثی القاعده خواهد بود و زوایای پیوندها کمتر از  $90^\circ$  خواهند بود.





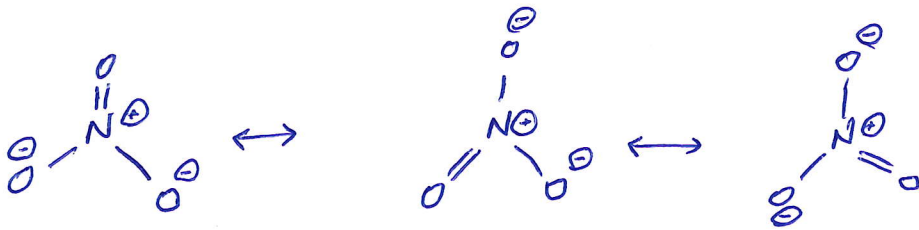
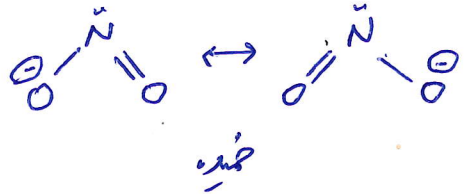
\* پیوندهای چندگانه یک قلمرو الکترونی محسوب می شوند. مانند



\* یک پیوند سه گانه بیشتر از یک پیوند دوگانه و یک پیوند دوگانه بیشتر از یک پیوند یک گانه  
مقاومت اشیال را می کند. بنابراین مثلاً در مولکول روبرو پیوند دوگانه گروه کربیدیل فضای بیشتر

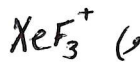
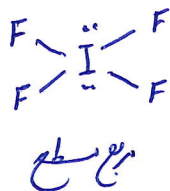
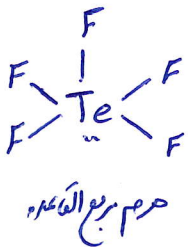
اشغال می کند و باعث کم شدن زاویه پیوند  $Cl-C-Cl$  می شود. بنابراین، این زاویه کوچکتر از  $120^\circ$  می باشد.

\* نظریه VSEPR را برای ساختارهای رزونانسی نیز می توان به کار برد. مانند

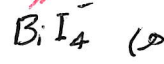


مسطح مثلثی

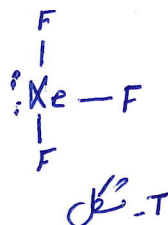
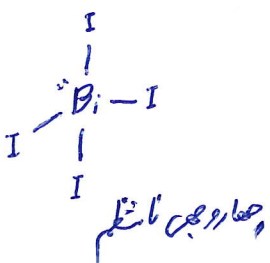
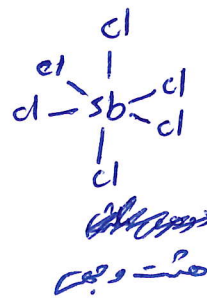
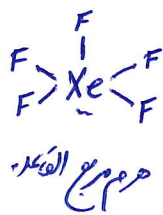
\* با استفاده از نظریه VSEPR، شکل یون‌های زیر را پیش بینی کنید. (الف)  $TeF_5^-$  (ب)  $IF_4^-$  (ج)  $XeF_5^+$



مگرو 5



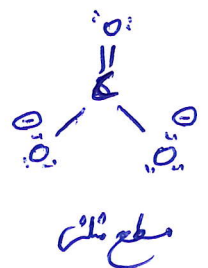
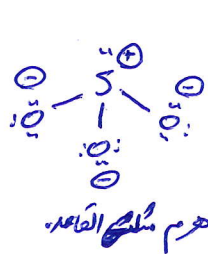
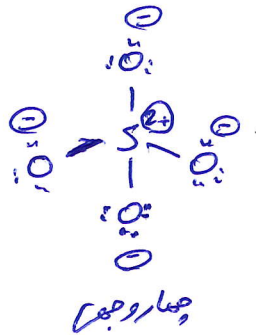
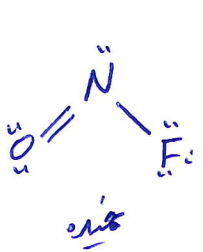
مگرو 5



با استفاده از نظریه VSEPR شکل هندسی مولکول‌ها و یون‌ها را پیش‌بینی کنید. (الف)  $AsF_5$  (ب)  $GeF_3$



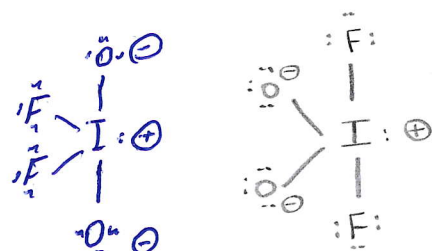
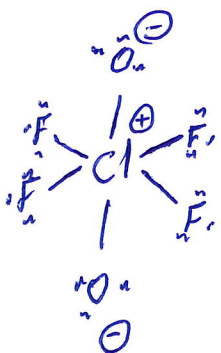
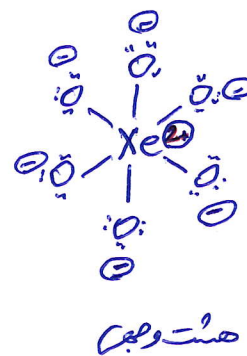
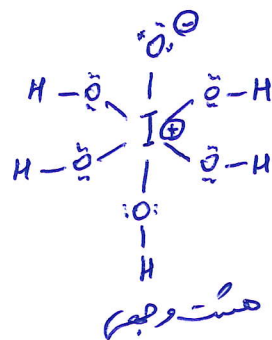
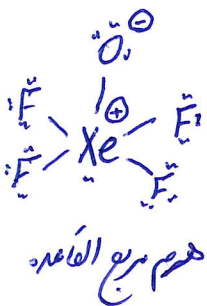
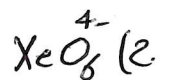
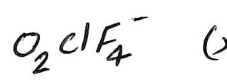
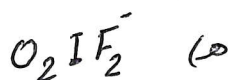
ساختارهای لوویس و شکل مولکولی (الف)  $ONF$  (ب)  $SO_4^{2-}$  (ج)  $SO_3^{2-}$  (د)  $CO_3^{2-}$  را بنویسید.



ساختار لوویس و حرکت از مولکول‌ها را رسم کنید و با استفاده از نظریه VSEPR شکل هندسی آن‌ها را پیش‌بینی کنید.



ساختار نقطه‌ای مولکول‌ها و یون‌ها را رسم کنید و با استفاده از نظریه VSEPR شکل هندسی آن‌ها را پیش‌بینی کنید. (الف)  $OxFe_4$  (ب)  $(HO)_5IO$



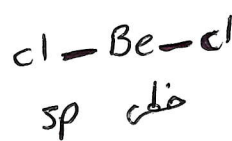
اتم‌های اکسیژن و فلوئور باید در موقعیت محوری قرار گیرند

\* ساختار نقطه لیس مولکول ها و یون ها زیر را که در آن ها اتم مرکزی از قاعده هشتای تبعیت نمی کند (گروه سار اتم ها تبعیت کنند) رسم کنید. شکل هندسی حرکت را پیش بینی کنید. (تمام پیوندها را با دوتایک بکشید)  $OSF_4$  (-)  $FOSF_5$  (اف)

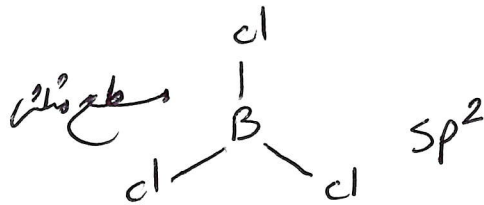


اوربیتال های هیبریدی (Hybrid orbitals): در مولکول  $CH_4$  اتم کربن دارای آرایش الکترون  $1s^2 2s^2 2p^2$

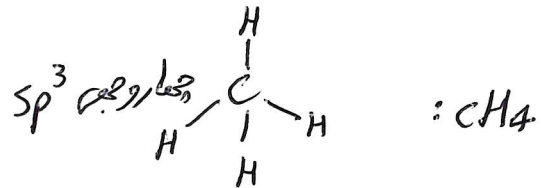
می باشد که دارای دو الکترون تنها در دو اوربیتال  $p$  می باشد برای این که اتم کربن با چهار اتم هیدروژن تشکیل پیوند هیدروژن دهد و باید چهار اوربیتال دارای یک الکترون داشته باشد بنابراین یکس از الکترون های  $2s$  برانگیخته می شود و وارد اوربیتال  $p$  خالی می شود بنابراین آرایش آن به صورت  $1s^2 2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$  می شود پس در این مولکول یک اوربیتال  $s$  و سه اوربیتال  $p$  از اتم کربن پیوند داده اند بنابراین پیوندهای این مولکول هیبریدی از یک اوربیتال  $s$  و سه اوربیتال  $p$  خواهد بود بنابراین هیبریدایون این مولکول  $sp^3$  می باشد.



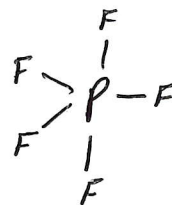
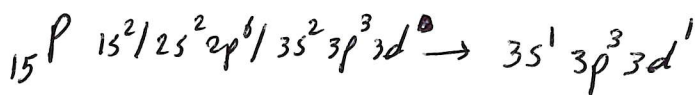
\* هیبریدایون  $BeCl_2$ :



$BCl_3$ :

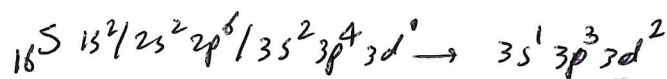


$CH_4$ :



$PF_5$ :

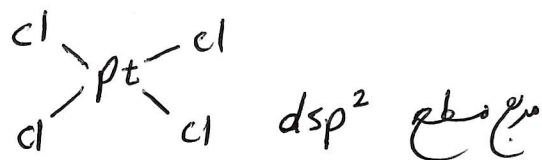
دو وجهی مثلثی  
 $sp^3d$  یا  $dsp^3$



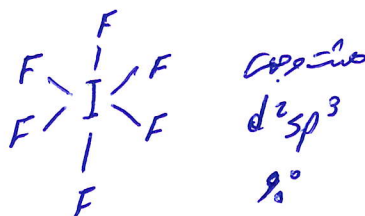
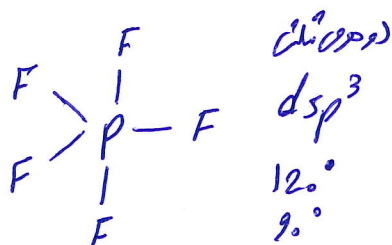
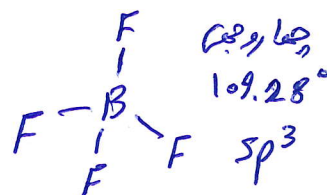
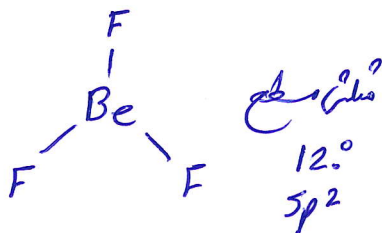
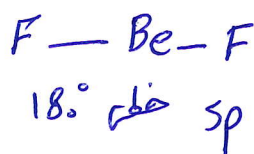
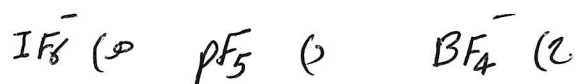
$SF_6$ :

هشت وجهی  
 $sp^3d^2$   
 $d^2sp^3$

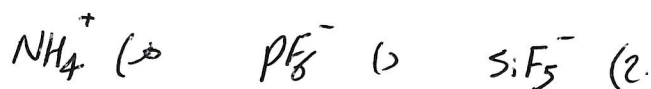




\* زوایای پیوندی و نوع اوربیتال های هیبریدی اتم مرکزی را در حرکت از ایزلاری زیر تعین کنید: (الف)  $BeF_2$  (-)  $BeF_3^-$  (ج)

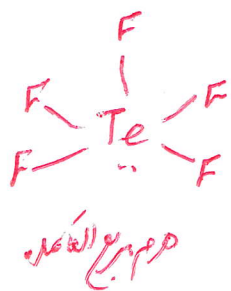


\* زوایای پیوندی و نوع اوربیتال های هیبریدی اتم مرکزی را در حرکت از ایزلاری زیر تعین کنید: (الف)  $BF_3$  (-)  $CF_4$  (ب)



3

15. با استفاده از نظریه VSEPR، شکل دین‌ها را زیر را پیش‌بینی کنید. (الف)  $\text{TeF}_5^-$  (ب)  $\text{IF}_4^-$  (ج)  $\text{SbCl}_5$



برای سطح

6

