

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

شیمی عمومی

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M
پیوند

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

پیوند و انواع پیوند

■ تعریف پیوند:

پیوندهای شیمیایی که ارتباط بین اتم‌های هم نام یا غیر هم نام را برقرار می‌کنند به دلیل نزدیک شدن اتم‌ها به یکدیگر و تغییر در نحوه توزیع ابر الکترونی در پوسته خارجی آنها به وجود می‌آیند.

Ferdowsi University of M

پیوندهای کوالانسی

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

پیوند کوالانسی

■ پیوندي است که در ان الکترونهاي پیوندي از سوي اتم هاي پیوند شونده به اشتراك گذاشته مي شوند.

■ مولکول هاي بزرگ هم مجموعه اتم هايي هستند که با پیوند کوالانسي به همدیگر متصلند.

■ وقتی اتم های نافلزات به یکدیگر اثر می کنند انتقال الکترونی از اتمی به اتم دیگر رخ نمی دهد. زیرا توانایی جذب الکترون بین دو اتم غیرهمنام مشابه و بین دو اتم همنام یکسان است. به این ترتیب به جای انتقال، الکترونها پیوندي بين دو اتم قرار می گیرند و به اشتراك گذارده می شوند.

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

■ پس هرگاه اتم های نافلز با یکدیگر ترکیب شوند، مولکولهای را بوجود می آورند که در آنها اتم ها توسط پیوندهای کووالانسی به هم متصل شده اند.

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

■ پس هرگاه اتم های نافلز با یکدیگر ترکیب شوند، مولکولهای را بوجود می آورند که در آنها اتم ها توسط پیوندهای کووالانسی به هم متصل شده اند.

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

Number of Valence Electrons	1		2		3	4	5	6	7	8
Example	Hydrogen	Group 1 (Alkali metals)	Helium	Group 2 (alkali earth metals)	Group 13	Group 14	Group 15	Group 16	Group 17 (Halogens)	Group 18 except Helium (Noble Gases)
Lewis Structure (electron dot diagram)	H [•]	Li [•]	He:•	Be:•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•

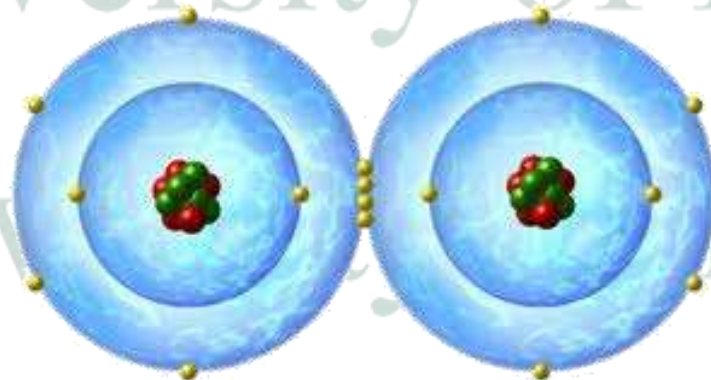
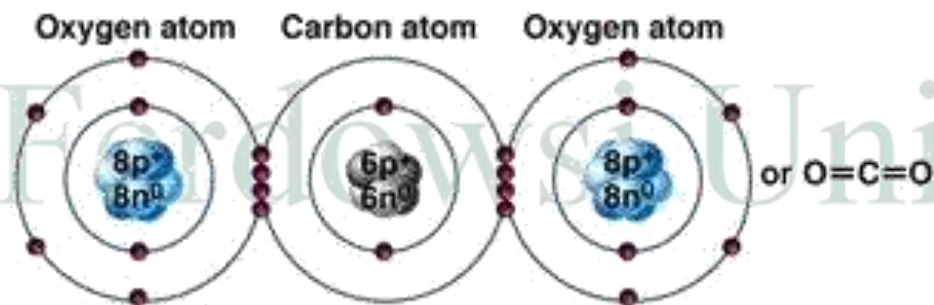
Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

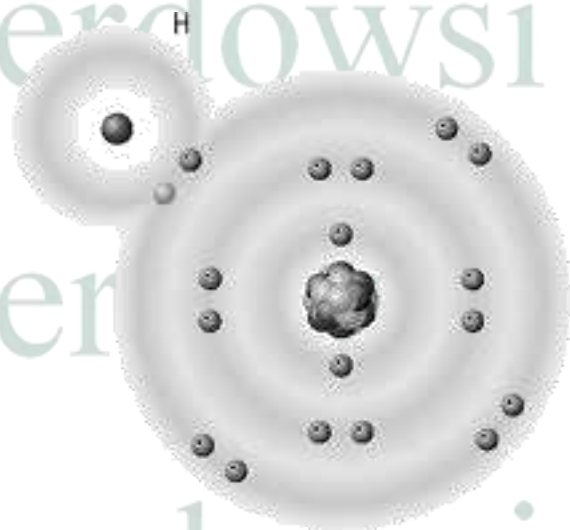
<i>Charge on Ion</i>	1+		2+	3+	4+	4-	3-	2-	1-	
<i>No. electrons gained or lost</i>	1e lost		2e lost	3e lost	4e lost	4e gained	3e gained	2e gained	1e gained	
<i>Example</i>	H ⁺	Group 1 ⁺ (Alkali metals)	Group 2 ²⁺ (alkali earth metals)	Group 13 ³⁺	Group 14 ⁴⁺	Group 14 ⁴⁻	Group 15 ³⁻	Group 16 ²⁻	Group 17 ¹⁻ (Halogens)	H ⁻ (hydride)
<i>Lewis Structure (electron dot diagram)</i>			 OR Be ²⁺							

Ferdowsi University of M

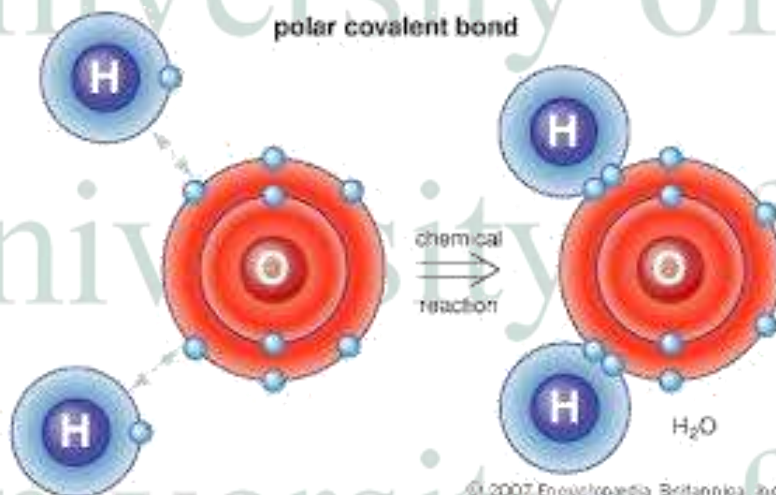
Formation of Covalent Bonds



Carbon dioxide molecule (CO_2)

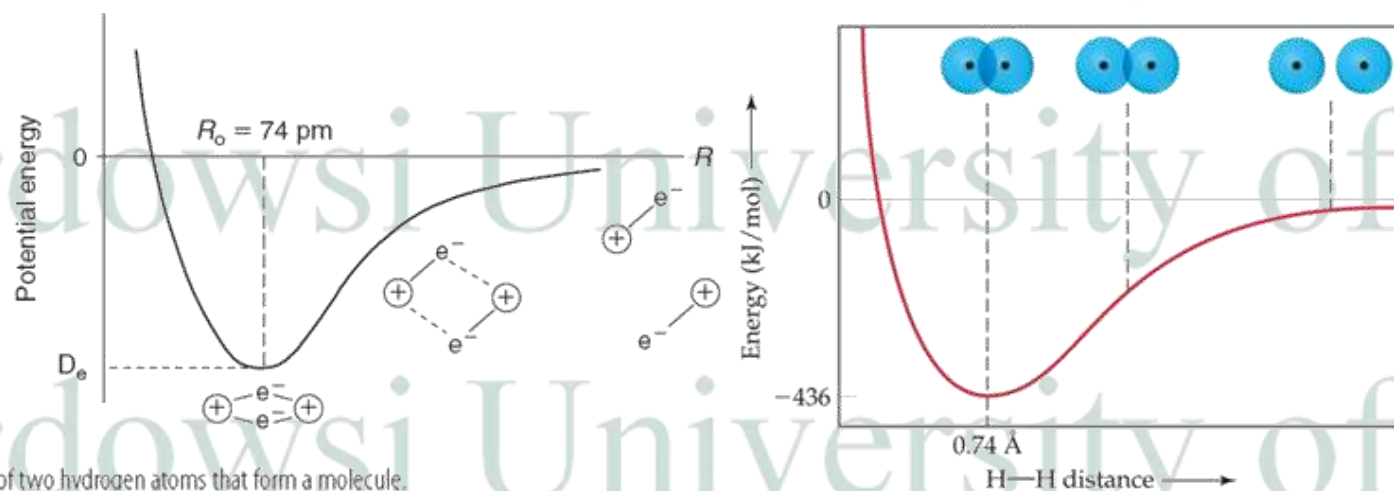


Robin Storesund



Ferdowsi University of M

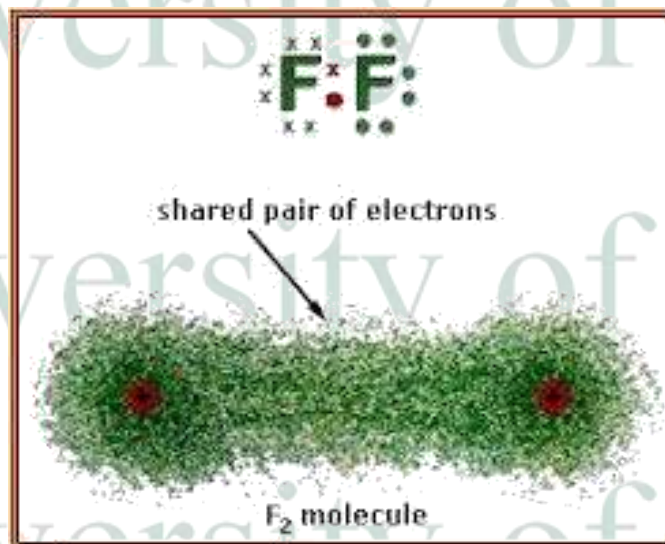
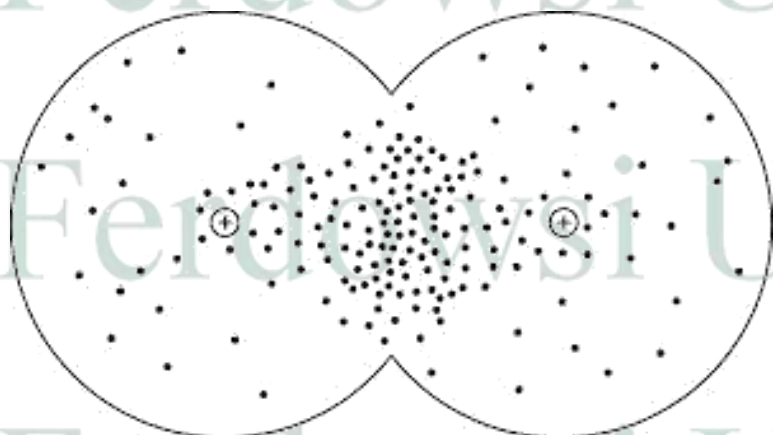
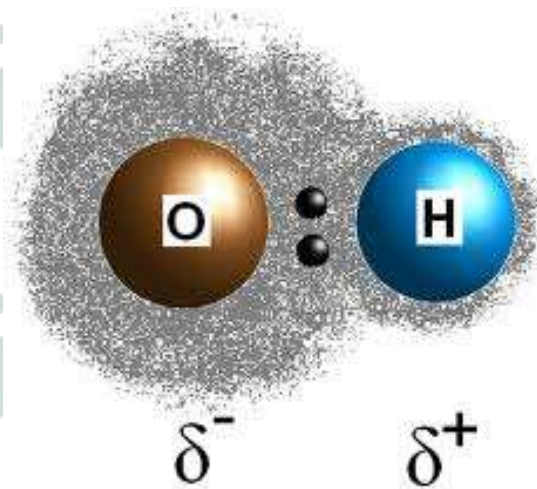
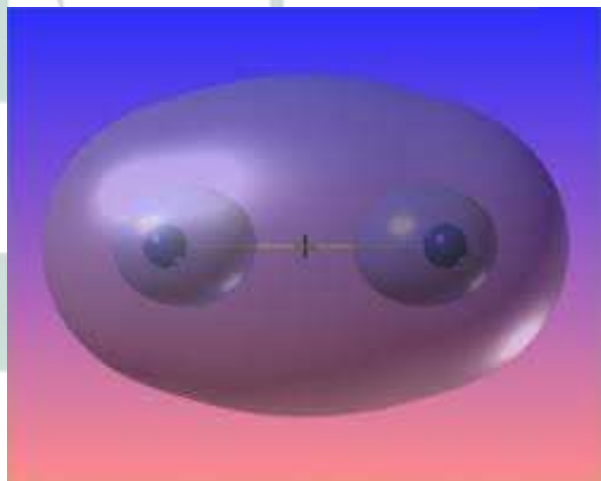
در عمل از برخورد اتمها با انرژی و جهت مناسب با یکدیگر اختلاط ابر الکترونی حاصل شده و در یک فاصله مناسب تعادلی نسبت به یکدیگر قرار می گیرند. انرژی آزاد شده ، انرژی پیوند و فاصله پیمینه طول پیوند می باشد.

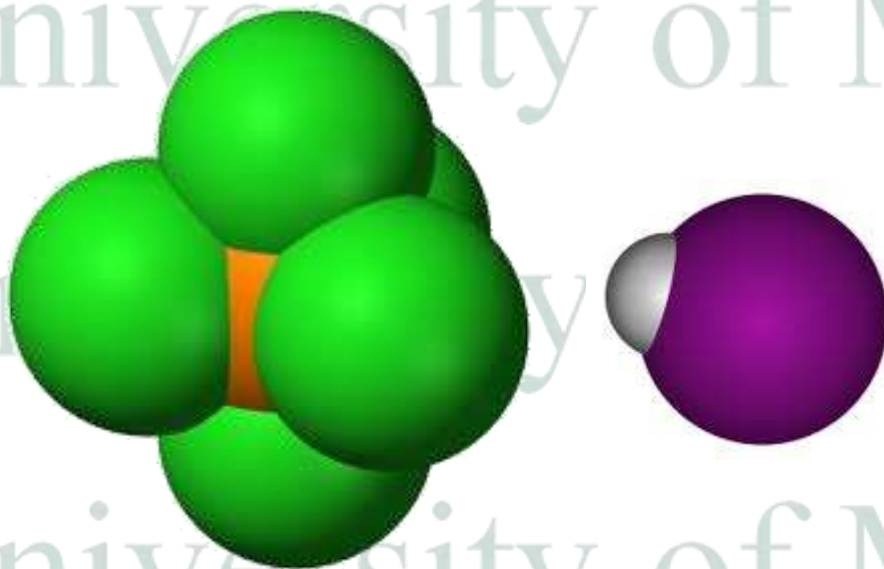
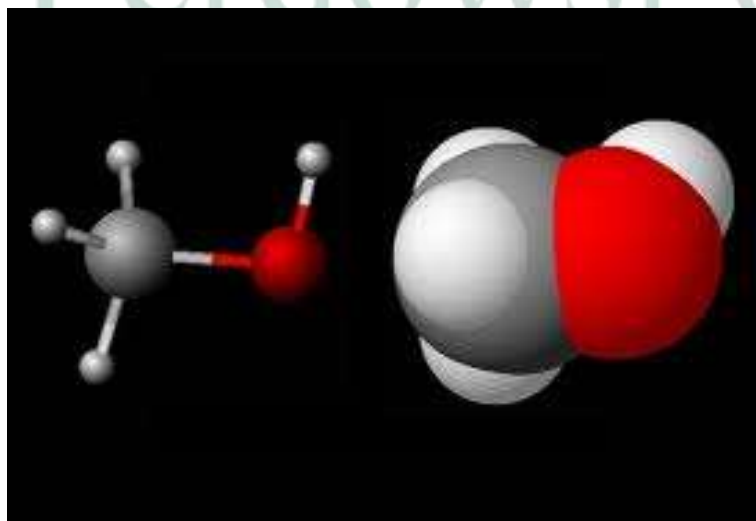
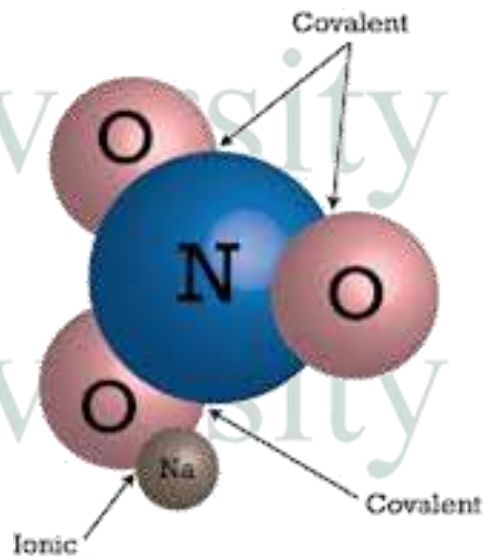
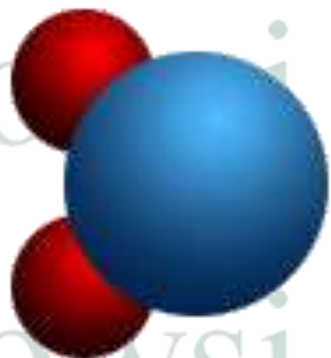


The interaction of two hydrogen atoms that form a molecule.

نکته: ظرفیت کووالانسی: تعداد پیوندهای هر اتم در یک مولکول

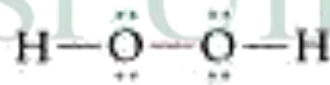
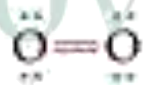
نکته: در یک مولکول منظور از اتم مرکزی اتمی است که بیشترین پیوند را دارد.





Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M



Bond length: 121 pm

148 pm

110 pm

145 pm

Bond strength: 498 kJ/mol

213 kJ/mol

945 kJ/mol

275 kJ/mol

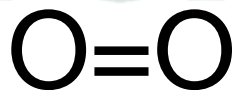
Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

■ در پیوند ساده کووالانسی ، یک جفت الکترون بین دو اتم به اشتراک گذارده می شود ولی در پیوند دو گانه کووالانسی، تعداد الکترونهاي اشتراکي دو جفت و در یک پیوند سه گانه کووالانسی تعداد آنها سه جفت است

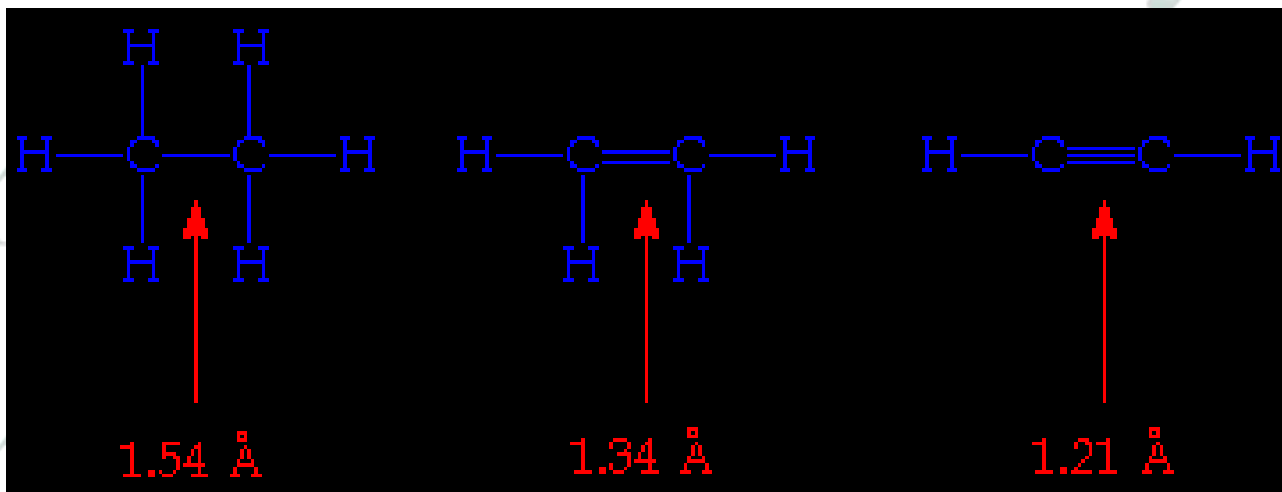


Ferdowsi University of M

■ اتم هاي بسياري از نافلزات در هنگام تشكيل پيوند کووالانسي در مولكول يا يون چند اتمي ، به آرايش الكتروني گاز نجيب مي رسند.

■ دو الكترون براي هيدروژن ($2S$) و هشت الكترون براي ساير عناصر نافلز ($2S^6P$) و پايدار مي شوند.

■ هنگام شمارش الکترونها در يك ساختار کووالانسي دو يا چند اتمي، الکترونهاي پيوندي دو مرتبه به حساب مي آيند، يعني هر مرتبه براي يکي از دو اتم پيوند شده است.



■ هرگاه پیوند کووالانسی بین دو اتم همنام ایجاد شود، ابر الکترونی حول محور پیوند بصورت یکنواخت توزیع می شود و پیوند را **کووالانسی غیر قطبی** می گویند

مثل N_2 ، O_2 ، H_2 و . . .

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

■ اما اگر این پیوند بین دو اتم غیر همنام
ایجاد شود، آنرا **پیوند کووالانسی قطبی**
می خوانند.

مثل CN و HN، HC و NO و . . .

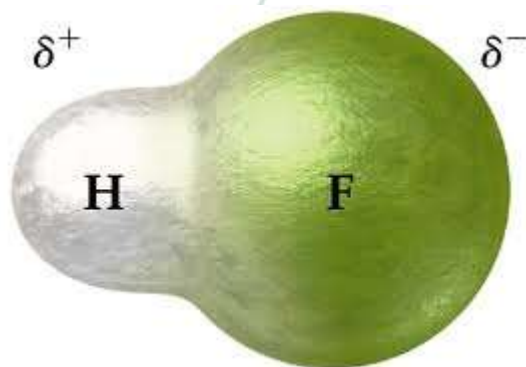
Ferdowsi University of M



electrons are evenly distributed



electron cloud



Electrons are polarized toward Cl.

$\chi = 2.1$

$\chi = 3.0$

■ مولکول هیدروژن را می توان با نماد $H:H$ یا $H-H$ نشان داد. در ساختار اول جفت الکترون مشترک با دو نقطه و در ساختار دوم با یک خط کوتاه نشان داده شده است. این جفت الکترون پیوندی به کل مولکول هیدروژن تعلق دارد. به عبارت دیگر در پیوندهای کووالانسی الکترونهای پیوندی دو بار به حساب می آیند یعنی برای هر یک از اتم های پیوند شده یکبار.

نکته

■ نوشتن فرمولهایی از قبیل Na_2Cl_2 یا Na_3Cl_3 نادرست است.

زیرا چنین واحدهای مستقل مجزای مولکولی در بلور سدیم کلرید وجود ندارد این فرمول ها ساده ترین نسبت یونی را نیز باین نمی کنند.

■ اما برای مواد کووالانسی فرمولهایی
مثل H_2O_2 می تواند درست باشد این
فرمول بیانگر واحدهای مستقل و
مجزای آب اکسیژنه است که دو اتم H و
دو اتم O دارد

ساختار لوئیس

■ ساختار مولکول ها را با استفاده از نماد عنصر به همراه نقطه هایی که نشان دهنده تعداد الکترونهاي ظرفیت هستند نشان مي دهند اين فرمولها را ساختار **پیوند** **ظرفیت** یا **ساختار لوئیس** مي نامند.

■ نظریه لوئیس به این نکته تأکید دارد در اتم ها برای رسیدن به آرایش الکترونی گازهای نجیب ، پیوند کووالانسی تشکیل می دهد و مولکول ها را بوجود می آورد. برای بیشتر اتم ها مفهوم این گفته رسیدن به آرایش هشت تایی لوویس است ولی برای هیدروژن آرایش دو الکترونی هلیوم پایدار است.

■ دقت کنید هر اتم هیدروژن را می توان با پوسته $n=1$ کامل دانست. در حالی که بقیه اتم ها با ساختار هشت تایی گاز نجیب کامل می شوند.

Ferdowsi University of M



Ferdowsi University of M



Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M



Ferdowsi University of M



Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

ساختار لوئیس

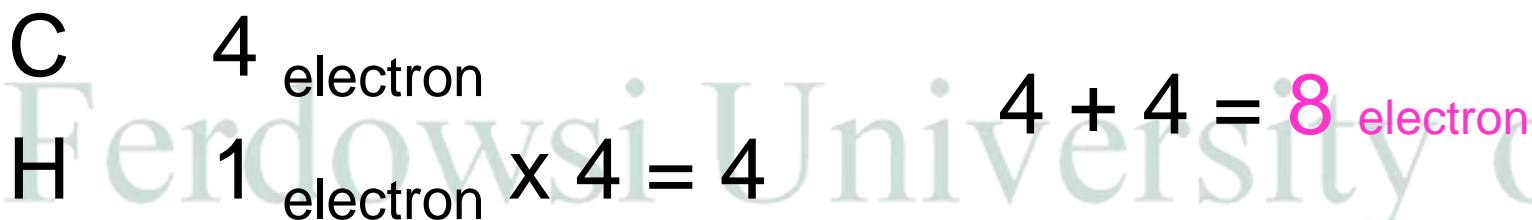
یکی از بهترین روش ها برای نمایش ساختار ترکیبات کوالانسی ساختار لوئیس می باشد.



در این روش با کمک محاسبات ساده ، تعداد الکترونها در پیوند و الکترونها غیر پیوندی تعیین و ساختار هائی پیشنهاد می گردد و در نهایت با استفاده از قواعد پایداری ، ترتیب اهمیت آنها از نظر پایداری تعیین می شود .

■ مثال: ساختار لوئیس مولکول CH_4 را رسم کنید.

۱- تعیین تعداد کل الکترونهاي ظرفیت در مولکول





۲- تعیین تعداد الکترونهاي لازم براي همه اتم ها

$$= (\text{تعداد دسایر اتم ها} \times 8) + (\text{تعداد H} \times 2)$$

$$\text{تعداد کل الکترون ها} = 16 + (8 \times 1) + (2 \times 4)$$



۳- تعیین تعداد الکترونهاي پیوندی

■ مرحله (۱) - مرحله (۲) = تعداد الکترونهاي پیوندي

تعداد کل الکترونها

تعداد الکترونهاي ظرفیت

$$8 = 16 - 8 = 8 \text{ = تعداد الکترونهاي پیوندي}$$



۴- تعیین تعداد پیوندها (هر پیوند با دو الکترون ایجاد می شود)

$\div 2 =$ تعداد الکترونهاي پیوندي = تعداد پیوندهاي دو الکتروني
(مرحله ۳)

$$\text{تعداد پیوندها} = 8 \div 2 = 4$$



۵- تعیین تعداد الکترونهاي غير پيوندی

تعداد الکترونهاي پيوند - تعداد الکترونهاي ظرفيت = تعداد الکترونهاي غير پيوندي

مرحله (۳) - مرحله (۱) = تعداد الکترونهاي غير پيوندي

$$0 = 8 - 8 = \text{تعداد الکترونهاي غير پيوندي}$$



■ ۶- پیشنهاد ساختار

الف – تعیین عنصر مرکزی (الکترونگاتیویته)

ب – در نظر گرفتن حد اکثر ظرفیت هر عنصر که بیانگر تعداد پیوند برقرار شده می باشد.

ج – رسم شکل های پیشنهادی با الکترونهاى پیوندی و سپس نمایش الکترونهاى غیر پیوندی با کمک قانون هشت تائی

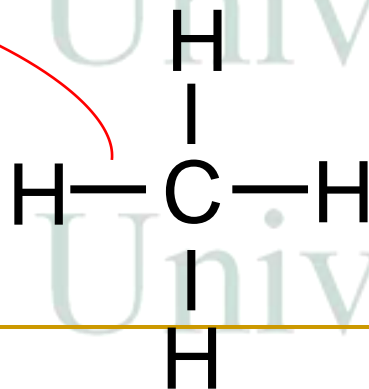


۶- پیشنهاد ساختار

الف - تعیین عنصر مرکزی (الکترونگاتیویته)

ب - در نظر گرفتن حد اکثر ظرفیت هر عنصر که بیانگر تعداد پیوند برقرار شده می باشد.

ج - رسم شکل های پیشنهادی با الکترونهاى پیوندی و سپس نمایش الکترونهاى غیر پیوندی با کمک قانون هشت تائی



دقت شود ساختار لوئیس
آرایش فضائی را در نظر
نمی گیرد.



۷- تعیین بار قرار دادی

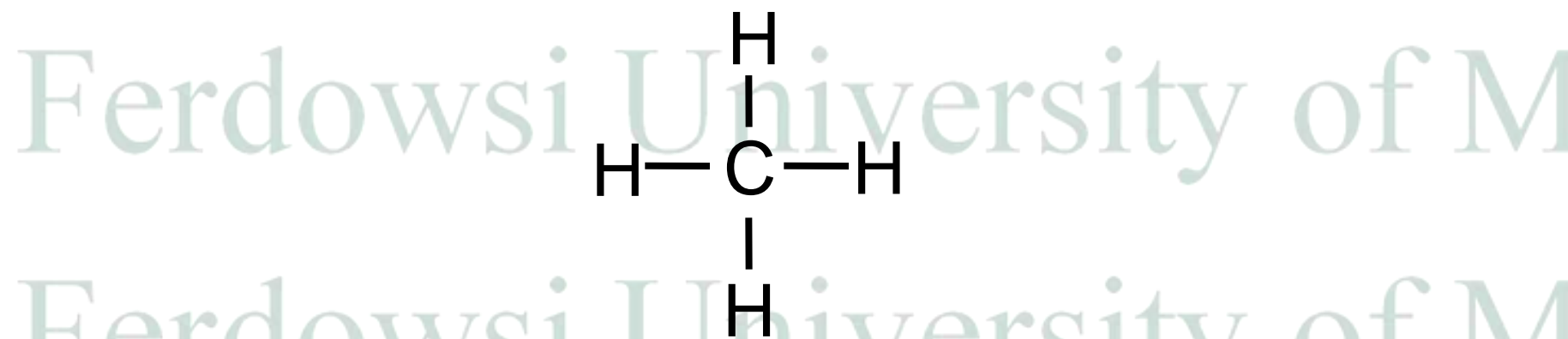
کل الکترونهاي غير پيوندي- نصف کل الکترونهاي پيوندي - تعداد الکترونهاي ظرفيت اتم مرکزي = تعداد بار قرار دادی

مرحله (۵)- نصف مرحله (۳) - تعداد الکترونهاي ظرفيت اتم مرکزي = تعداد بار قرار دادی

$$\text{تعداد بار قرار دادی} = 4 - 8/2 - 0 = 0$$

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M



Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

■ مثال: ساختار لوئیس مولکول HNO_3 را رسم کنید.

Ferdowsi University of M
تمرین کلاسی

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M



■ مثال: ساختار لوئیس مولکول HNO_3 را رسم کنید.

۱- تعیین تعداد کل الکترونهاي ظرفیت در مولکول

N 5 electron

O 6 electron $\times 3 = 18$

H 1 electron

$$1 + 5 + 18 = 24 \text{ electron}$$



۲- تعیین تعداد الکترونهاي لازم براي همه اتم ها

$$= (\text{تعداد ساير اتم ها } \times 8) + (\text{تعداد H } \times 2)$$

$$\text{تعداد كل الکترون ها } = 34 = (8 \times 4) + (2 \times 1)$$



۳- تعیین تعداد الکترونهاي پیوندی

■ مرحله (۱) - مرحله (۲) = تعداد الکترونهاي پیوندي

تعداد کل الکترونها

تعداد الکترونهاي ظرفیت

$$\text{تعداد الکترونهاي پیوندي} = 34 - 24 = 10$$



۴- تعیین تعداد پیوندها (هر پیوند با دو الکترون ایجاد می شود)

تعداد الکترونهاي پیوندي = تعداد پیوندهاي دو الکتروني
(مرحله ۳)

$$\text{تعداد پیوندها} = 10 \div 2 = 5$$



۵- تعیین تعداد الکترونهاي غير پيوندی

تعداد الکترونهاي پيوند - تعداد الکترونهاي ظرفيت = تعداد الکترونهاي غير پيوندي

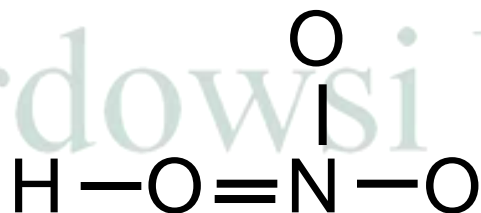
مرحله (۳) - مرحله (۱) = تعداد الکترونهاي غير پيوندي

$$14 = 24 - 10 = \text{تعداد الکترونهاي غير پيوندي}$$

هفت جفت الکترون غير پيوندی

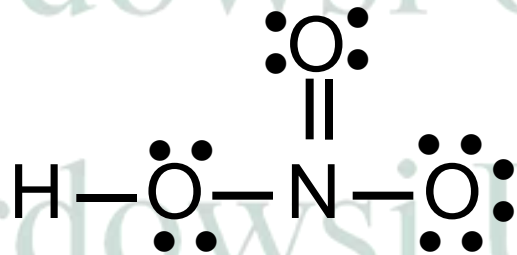
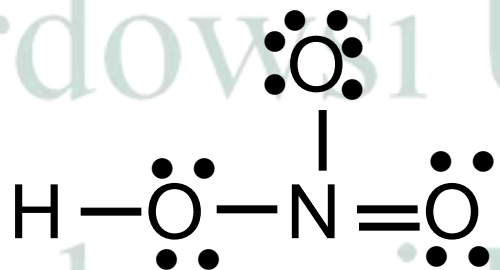
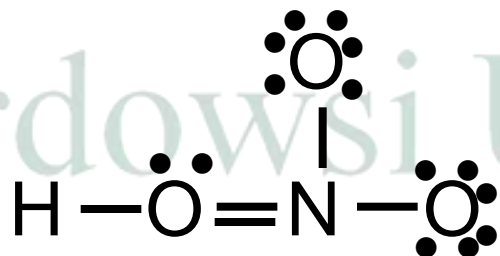


۶- پیشنهاد ساختار





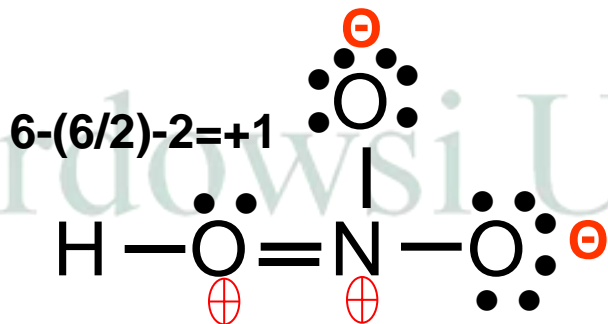
■ قرار دادن جفت الکترونها با قاعده هشت تایی





$6 - (2/2) - 6 = -1$

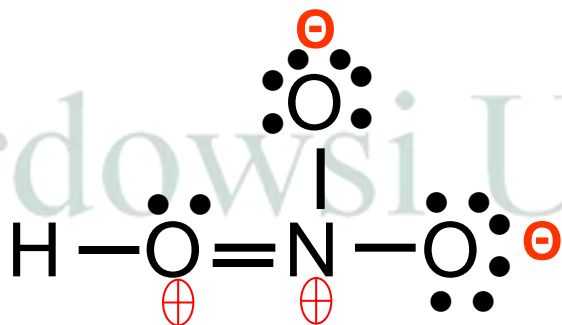
۷- تعیین بار قرار دادی ■



$5 - (8/2) - 0 = +1$

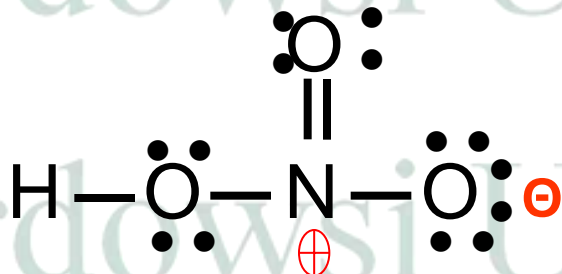
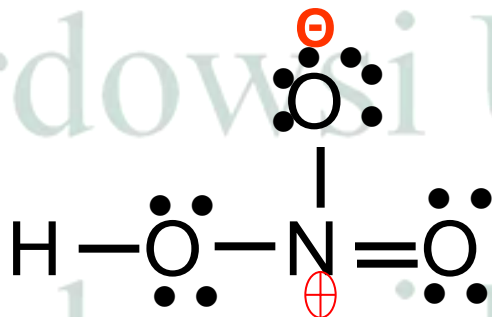


۷- تعیین بار قرار دادی



نکته

در یونهای منفی بازای هر بار منفی به تعداد کل



■ نکته

در یون های منفی بازای هر بار منفی به تعداد کل الکترون های ظرفیت یک الکترون اضافه می شود.

در یون های مثبت بازای هر بار مثبت از تعداد کل الکترون های ظرفیت یک الکترون کم می شود.

Ferdowsi University of M

■ مثال: ساختار لوئیس مولکول CO_3^{2-} را رسم کنید.

■ مثال: ساختار لوئیس مولکول NH_4^+ را رسم کنید.

Ferdowsi University of M

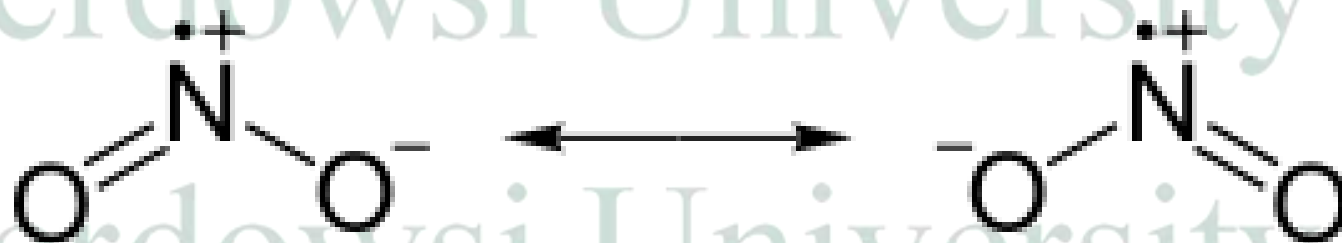
Ferdowsi University of M

رزونانس

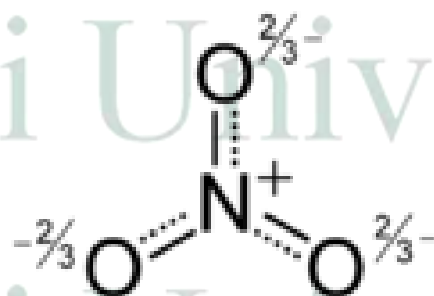
■ در برخی مواد خواص مولکول‌ها یا یون‌های کووالانسی به گونه‌ای است که نمی‌توان آنها را فقط با یک ساختار لوئیس توضیح داد. در این گونه موارد، دو یا چند ساختار مختلف موسوم به شکل‌های رزونانسی در مجموعه‌ای به نام هیبرید رزونانس برای نشان دادن ساختار حقیقی مولکول بکار می‌رود.

Ferdowsi University of M

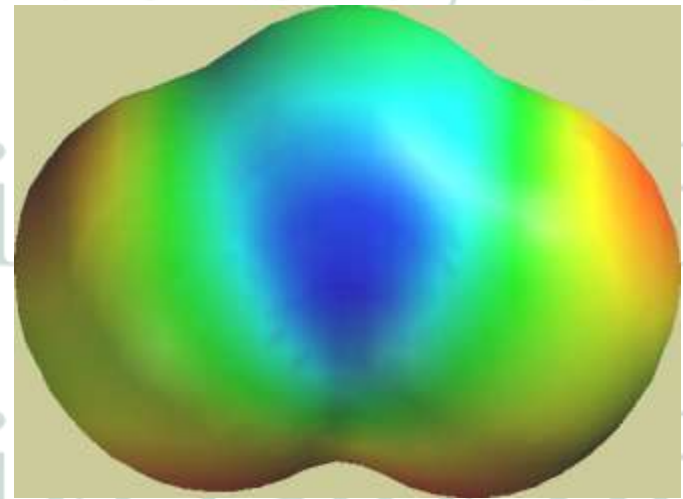
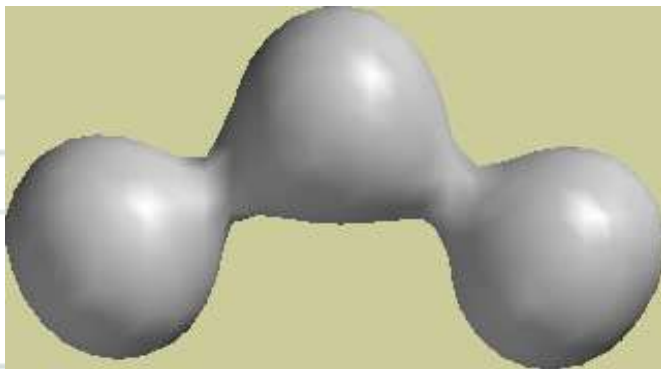
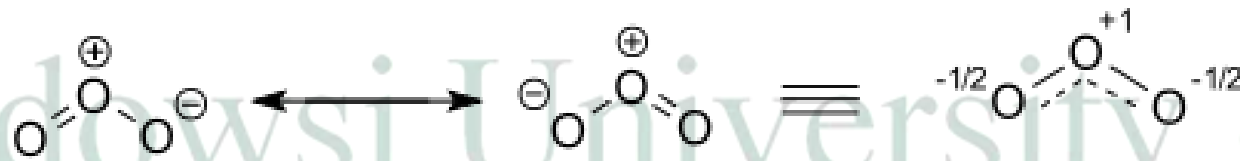
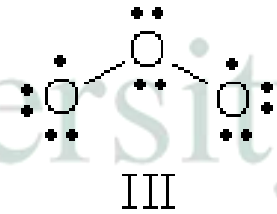
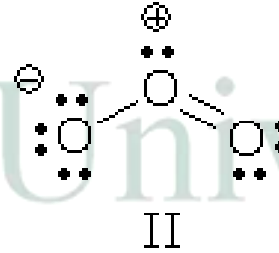
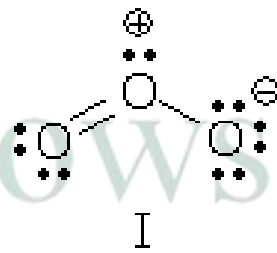
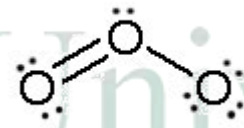
Ferdowsi University of M



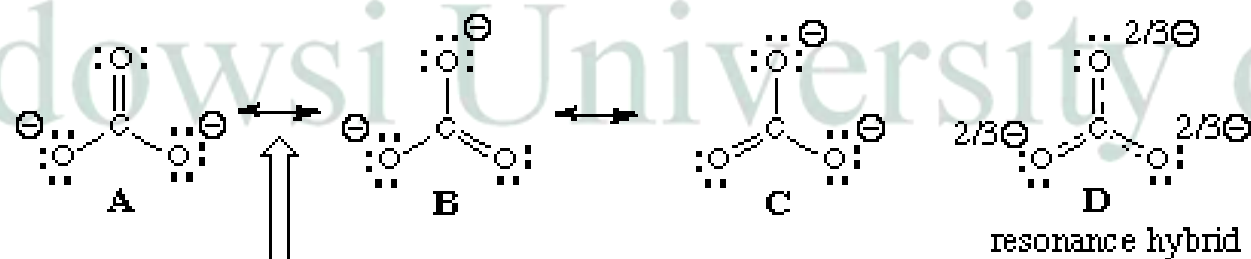
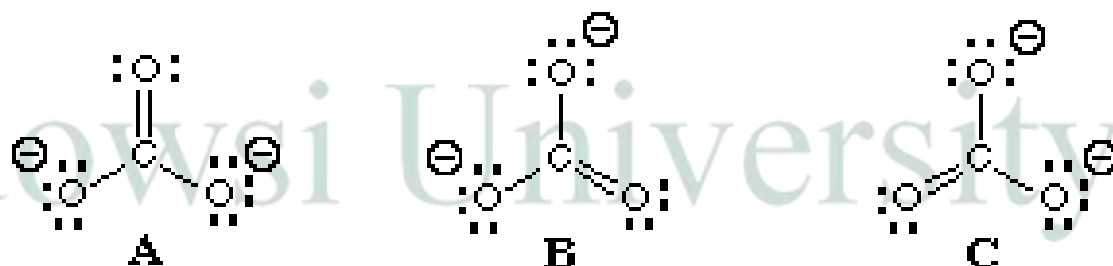
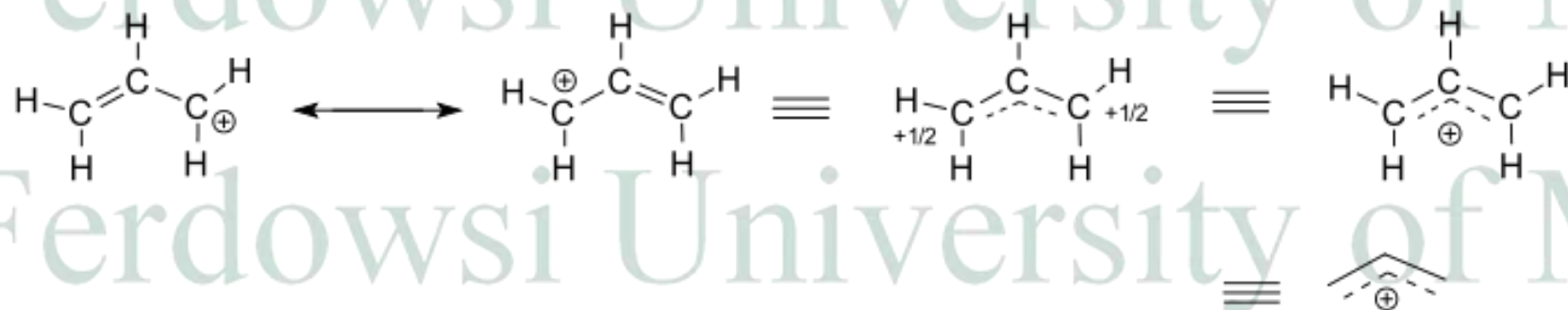
Ferdowsi University of M



Ferdowsi University of M



Ferdowsi University of M



Double-headed arrow indicates these are contributing resonance structures.

Ferdowsi University of M

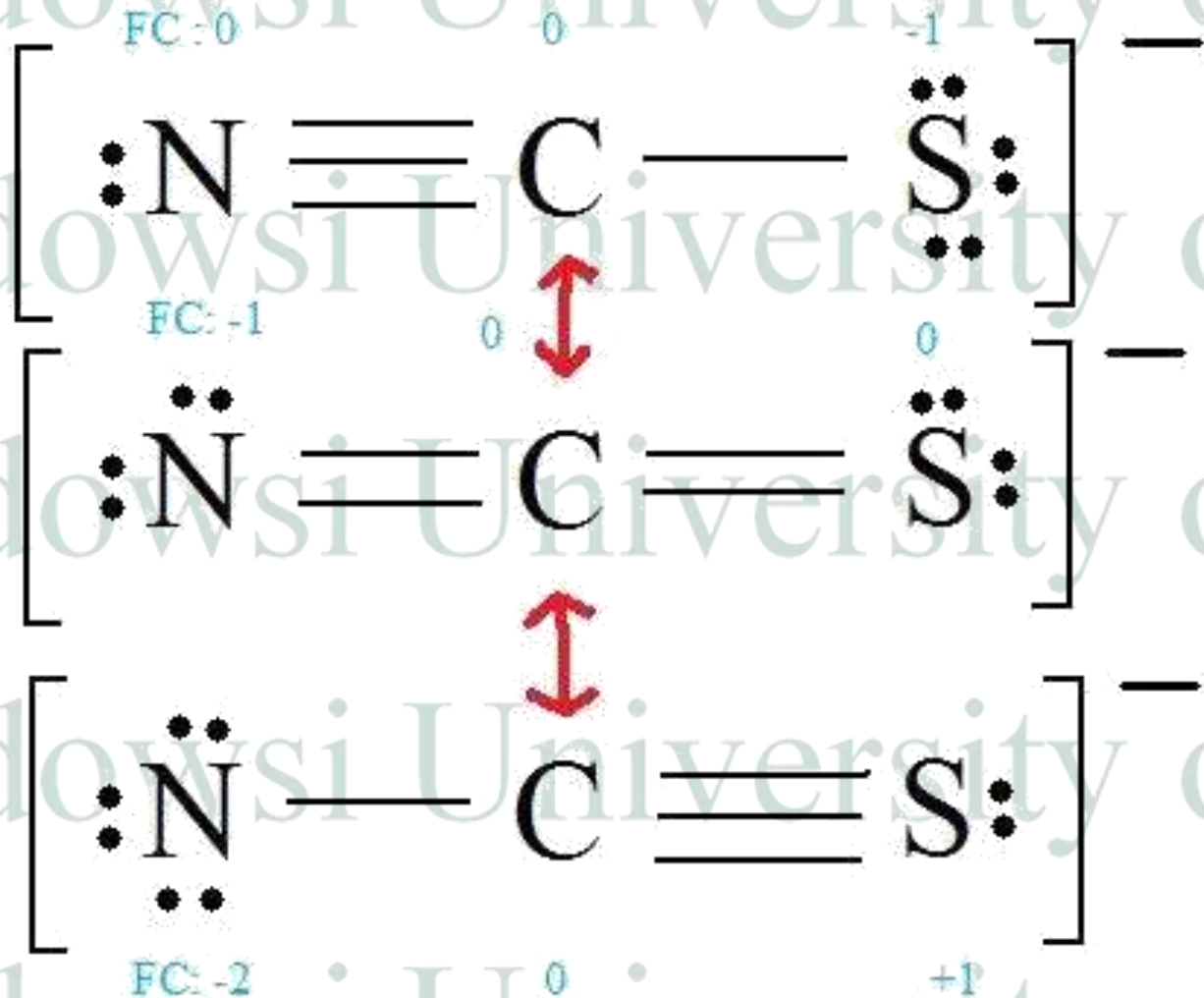
■ ملاحظات زیر را باید در مورد شکل های رزونانس در نظر گرفت.

■ ۱- قرارگیری اتم ها در تمام شکل های رزونانسی يك مولکول یا یون باید یکجور باشد.

■ ۲- دو اتمی که با یکدیگر پیوند دارند نباید بارهای قراردادی همنام (هر دو مثبت یا هر دو منفی) داشته باشند.

■ ۳- شکل های رزونانسی مهم يك هیبرید رزونانس، آنهایی هستند که تعداد بارهای قراردادی شان کمتر است و مقدار بارهایی که دارند نیز کم است. در واقع آنها که اصلاً بار قراردادی ندارند مهمترین هستند.

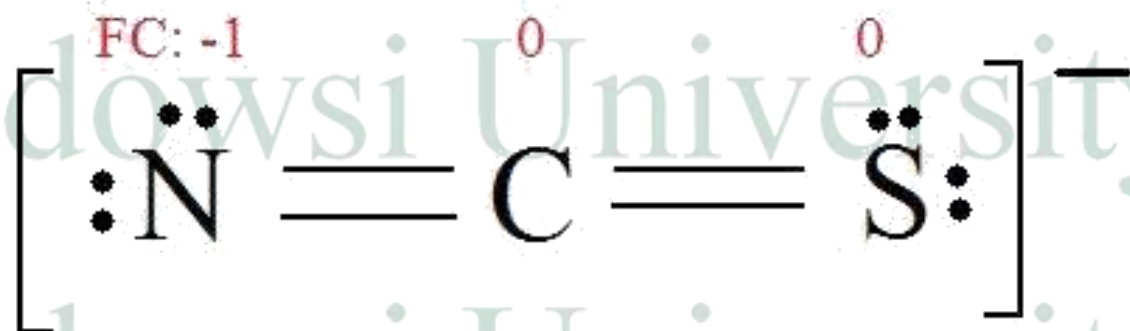
Ferdowsi University of M



Ferdowsi University of M



and



are the most ideal structures because of their minimal formal charges.

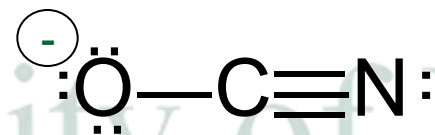
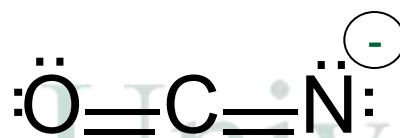
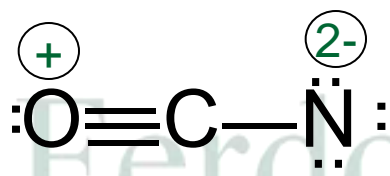
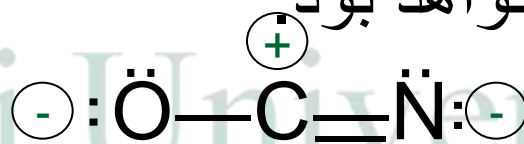


Electronegativity values:

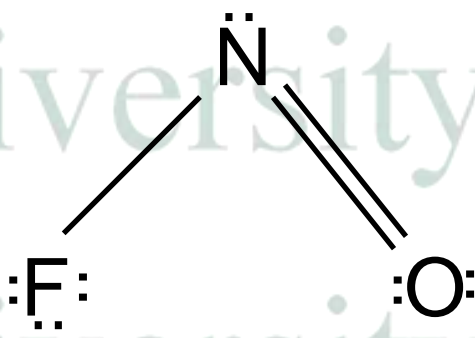
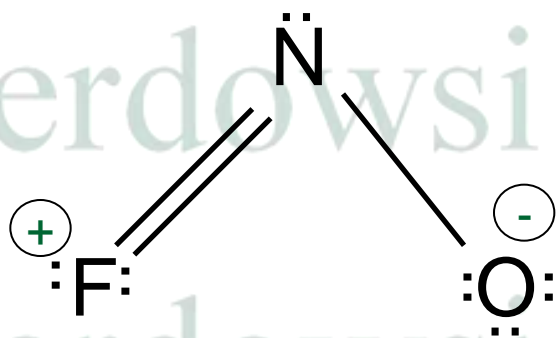
N: 3.0 (-1) C: 2.5 S: 2.5

Is the "correct" Lewis structure out of all the other resonances because of the electronegativity values.

۴- معمولاً در شکل های رزونانس يك هبیرید رزونانسی، هر چه تعداد یکسان الکترونهاي پیوندي بیشتر باشد اهمیت شکل رزونانسی بیشتر خواهد بود.



۵- در ساختارهای رزونانسی مهم يك هیبرید رزونانسی ، توزیع بارهای مثبت و منفي قرار دادي باید با الکترونگاتیوي اتم ها هماهنگي داشته باشد اتم داراي الکترونگاتیو بالاتر، نباید حاصل بار مثبت باشد.



Ferdowsi University of M

■ مثال: شکل رزونانسی مولکول N_2O را رسم کنید.

دی نیتروژن اکسید مولکول خطی است و اتم های آن به

ترتیب NNO قرار گرفته اند.

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

نامگذاری ترکیبات کووالانسی

■ اول نام عنصر الکترونگاتیو کمتر بعد نام عنصر با الکترونگاتیو بیشتر + پسوند «ید»

■ برای نشان دادن تعداد اتم های هر عنصر از پسوند های یونانی استفاده می شود و معمولاً پیشوند مونو حذف می شود.

۱ مونو

۲ دي

۳ تري

۴ تترا

۵ پنتا

۶ هگزا

۷ هپتا

۸ اکتا

۹ نونا

۱۰ دكا

دي نيتروژن اكسيد N_2O

نيتروژن اكسيد NO

دي نيتروژن تري اكسيد N_2O_3

دي اكسيد نيتروژن NO_2

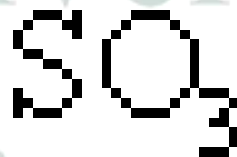
carbon **d**ioxide:



tetraphosphorus **d**ecoxide:



sulfur **t**rioxide:



dinitrogen **t**etroxide:



Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

■ برخی ترکیبات دوتایی بی قاعده

Ferdowsi University of M

■ آب (H_2O)

■ آمونیاک (NH_3)

Ferdowsi University of M

■ هیدرازین (N_2H_4)

■ فسفین pH_3

Ferdowsi University of M

Ferdowsi University of M

Molecule	prefix	First Non-Metal	Prefix	1st Part of Non-Metal	-ide	Final Name
----------	--------	-----------------	--------	-----------------------	------	------------

Ferdowsi University of M

CO_2	(none)	Carbon	di-	Ox-	-ide	Carbon Dioxide
---------------	--------	--------	-----	-----	------	----------------

Ferdowsi University of M

N_2O_4	di-	Nitrogen	tetra-	Ox-	-ide	Dinitrogen Tetroxide
------------------------	-----	----------	--------	-----	------	----------------------

Ferdowsi University of M

P_4O_{10}	tetra-	Phosphorus	deca-	Ox-	-ide	Tetraphosphorus Decaoxide
---------------------------	--------	------------	-------	-----	------	------------------------------

Ferdowsi University of M

Nonmetal

First part of
nonmetal

Nonmetals with -ide

Bromine

Brom-

Bromide

Carbon

Carb-

Carbide

Chlorine

Chlor-

Chloride

Fluorine

Fluor-

Fluoride

Iodine

Iod-

Iodide

Nitrogen

Nitr-

Nitride

Oxygen

Ox-

Oxide

Phosphorus

Phosph-

Phosphide

Selenium

Selen-

Selenide

Silicone

Silic-

Silicide

Sulfur

Sulf-

Sulfide

Tellurium

Tellur-

حالت گذار بین پیوند یونی و کووالانسی

■ حالت پیوند در بیشتر ترکیبها رفتاری بین حالت کووالانسی خالص و یونی خالص دارد.

نگرش اول

■ عقیده بر این است که کاتیون مثبت ابرالکترونی آنیون منفی را بطرف خود جذب می کند و آن را از شکل کروی و متقارن خود خارج می کند این تغییر شکل نحوه توزیع یکنواخت ابرالکترونی بین کاتیون و آنیون را در پیوند بر هم می زند و خصلت کووالانسی جزئی در آن ایجاد می کند. هنگامی که این تغییر شکل خیلی زیاد باشد خصلت کووالانسی خصلت غالب در پیوند خواهد بود

نگرش دوم

■ پیوند کووالانسی ایجاد شده بین دو اتم مختلف قطبی است یعنی یکی سر پیوند منفی تر از سر دیگر آن می شود. اتمی که جاذبه بیشتری برای جذب الکترون های پیوند دارد از اتم دیگر، الکترون خواه تر است. از سوی دیگر هرگاه اختلاف قدرت جذب الکترون بین اتم های یک پیوند خیلی بزرگ باشد، جفت الکترون پیوندی را یکی از دو اتم کاملاً بسوی خود می کشد و پیوند یونی را بوجود می آورد.