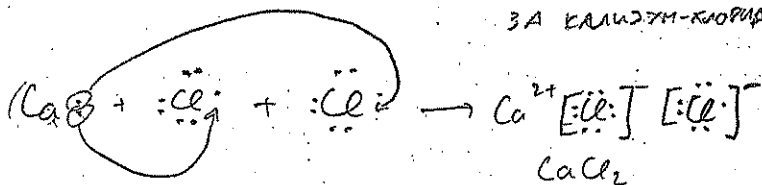
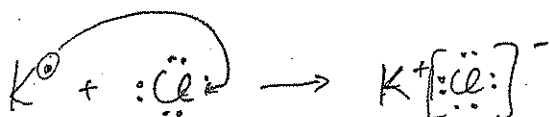


- ЛУИСОВЕ СТРУКТУРЕ -

- Хемиска веза се формира ако резултатна распора атома има мала енергија од одвоених атома.

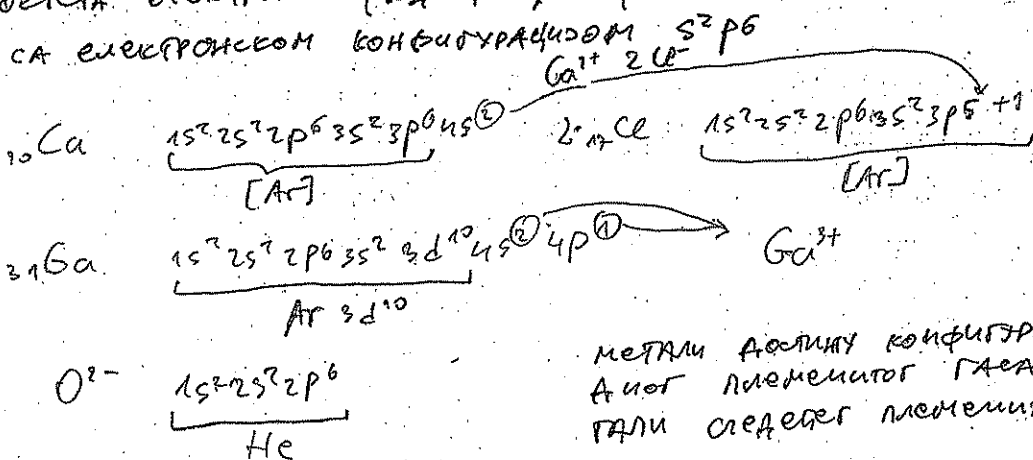
- Све енергетске промене које се догађају када се формира веза проузроковане су променом локације валентних електрона из слободних лужки атома. Очекујемо, дакле, да ћемо моћи објаснити формирање везе на основу електронске структуре атома. Како је електронска структура атома повезана с положајем атома у т.е. периодичном предвидљиво способност атома да гради везу на основу његове групе и периода.

- Јонска веза -



← ЛУИСОВА ФОРМУЛА ЗА КАЛЦИЈУМ-ХЛОРИД

У свим случајевима трансфер електрона резултате формирање октета електрона (код H, Li, Be, B атома зор се за n=1 макс зе) са електронском конфигурацијом $s^2 p^6$



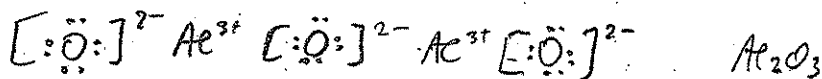
МЕТАЛИ АСОЛНИ КОНФИГУРАЦИЈУ ПРЕКО АНОГ ПЛЕМЕНОГ ГРАА, А НЕМЕТАЛИ ОДЕДЕТ ПЛЕМЕНОГ ГРАА.

ЛУИСОВ ~~СИМБОЛ~~
 СИМБОЛ - ХЕМИСКИ СИМБОЛ И ГИЧКА ЗА СВАСКИ ВАЛЕНТИ Е-

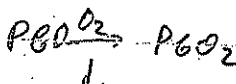
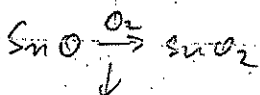
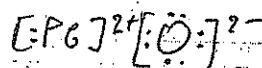
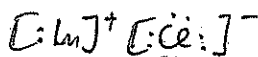
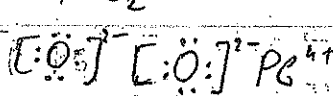
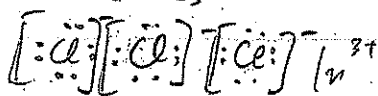
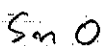
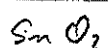
→ ВИЗУЕЛНИ РЕЗИМЕ КОНФИГУРАЦИЈЕ ВАЛЕНТИХ ЕЖЕ. НЕПАРЕНИ Е СПАРЕНИ Е + ОРБИТАЛИ

H[∘] | Li[∘] Be[∘] B[∘] C[∘] N[∘] O[∘] F[∘] Ne[∘]

• Формиране оокских веза прѢдстава се Лисолым снгомолнна прѢко гѢбелла или доволла електронна (глн ку) сѢе дѢк ове вѢсе не поспгнн електронскн октет (дѢбелет).



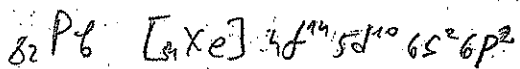
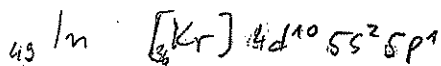
* ВАРУВАВНА ВЛЕИНОСТ



ЛАКО СЕ ОКСИДАЦИЈЕ

ДОСТА РИМЕ

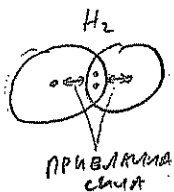
- формиране оокна са две зѢдннцѢ нелектронска матѢе него ко се очекује на основу грѢпе назнва се ефектом ннорног лнра



(вншн) - нншнм пернодана влентн 5 електронн нмају ^{знатно} нншн енергнју ~~($4f^{14} 5d^{10} 6s^2$)~~ оа р електронн (кода неле- тронске н закљочкѢ), на могу остату безанн за атоот.

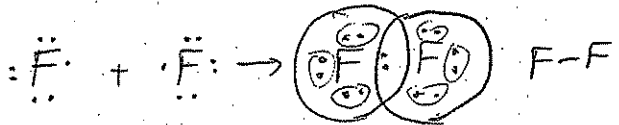
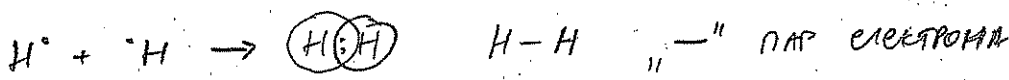
КОВАЛЕНТНА ЗЕДНУВАЊА

Неметали се комбинираат меѓусебно илшо, така велике енергиске зонизации, не можат обрзговати зедноатомске катјоне.



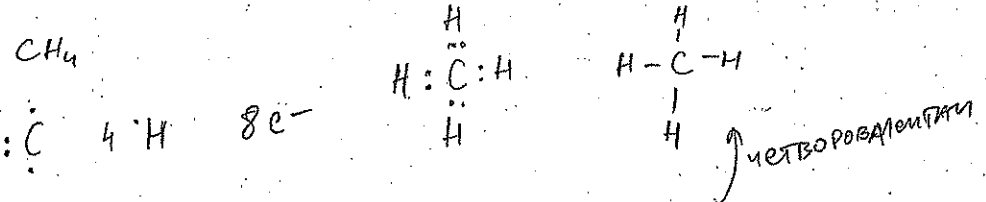
- Приближавањем атома нивове орбитале се мешаат и е⁻ се ставаат
- 2 е⁻ (због Паулиевог принципа ст 2) се подреднаат во привучена резгрима и подвешена измеѓу нив
- Електронска густина измеѓу резграда се веќеа него са спротивних страна
- ише потребно да се доведе остна енергиса зонизации пер атоми не отпучаат потрча е⁻, а веќеа електрона одговара делицином отпучаањем електрона.

Октетно правило - атоми деле електронска резрима да бидат обрзвени са 8 електронска (код Н са 2)



- ОСТА ОСТАТОВА СЛОБОДНИХ ЕЛЕКТРОНСКИХ ПАРОВА (МАЛИ РАДИИУС F) ГАС F₂ SE ДАКО РЕАКТИВНИ.

- У вишеатомским молекулама сваки атом компетира своо октет (дуфлет) а елеџи парове електронска са своим непосредним соседима, сваки зедноатомски пар се раична као ковалентна веза и представа се цртицом измеѓу атома.

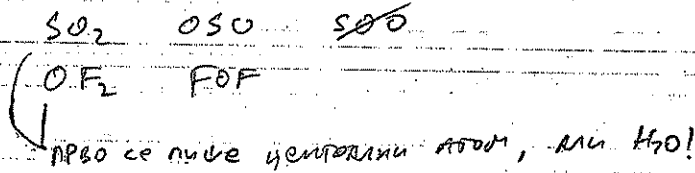


- Валентност - број валентних веза

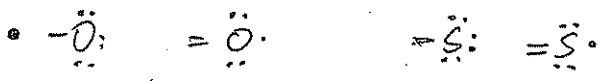
- 1 заданички електронски пар чини дијастројку везу (и дијастројка и дијастројка) $C-C$
- 2 ===== двостројка везу $C=C$
- 3 ====||==== тројструјка везу $C\equiv C$

Орденационална Правила:

- Централни атом се атом с највишом енергијом
- Брзина преба највише енергије за Δ елемента
- Поставити атоме симетрично око централног атома

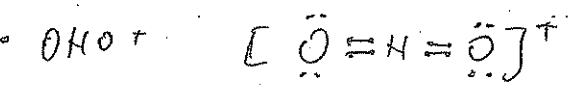
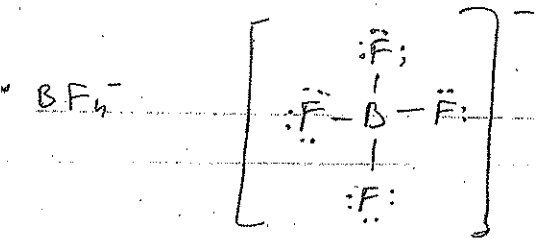
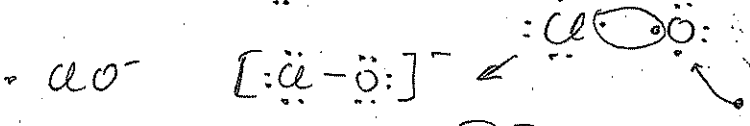
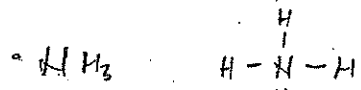


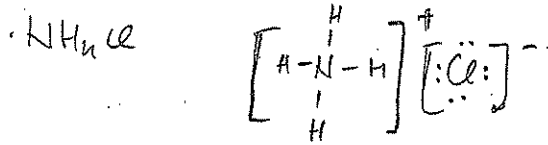
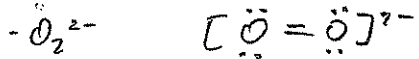
- Халогени елементи граде редом везу и остатак им 3 остатка пара електрона



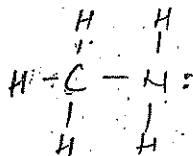
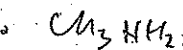
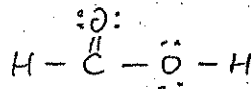
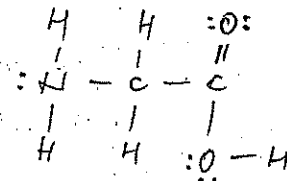
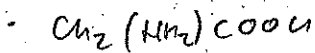
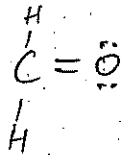
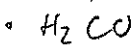
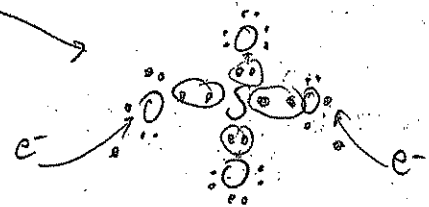
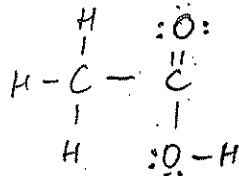
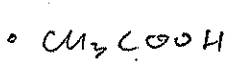
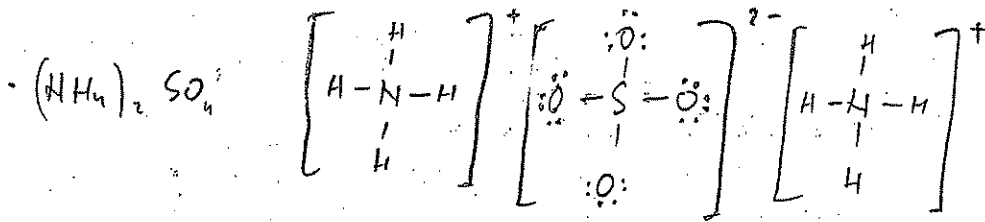
Дијастројка веза и 3 пара остатних e^- или двостројка веза и 2 пара остатних e^- .

- код карбона одзетим тачкама за свако T
- код азота додатим тачкама за свако $-$



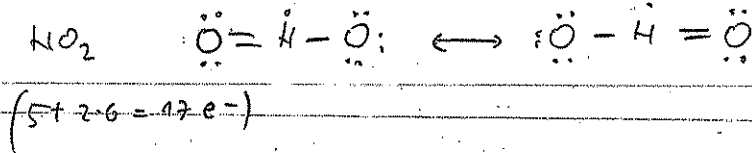
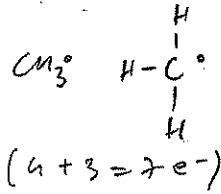


Катодне и анодне
погледавамо
да видимо

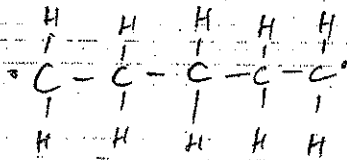


- ОАСТАПКАЕ ОД ОКРЕСНОГ ПРАВИЛА

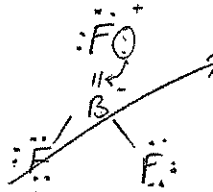
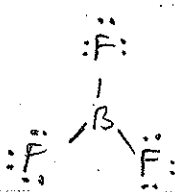
• Слободни радикали (са непарним бројем e^-):



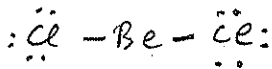
• Бирадикали (са два неспарена e^-):



• Мали атоми (B, Be, Ae):

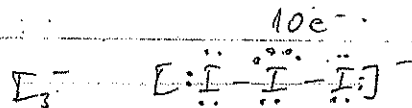
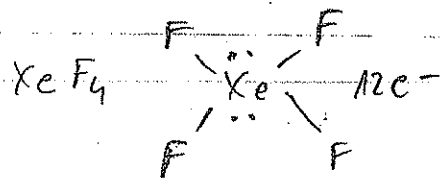
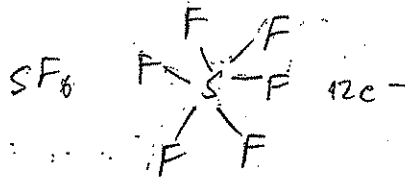
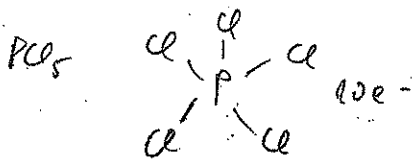


не зато што B може има негативно А флуор позитивно партиципно интеракције, што даје + склади са експонентивности.



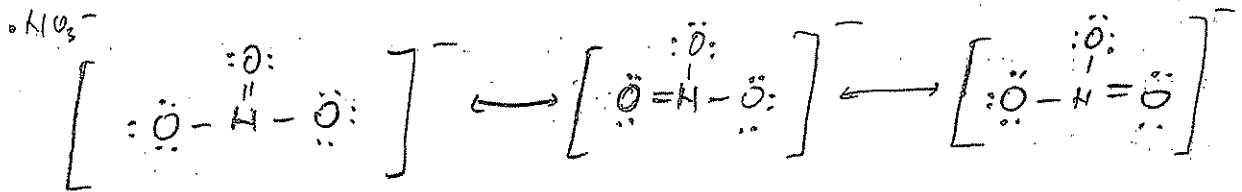
дејно објашњено (не бив. прецизно):

• Велики атоми (S, P) код којих имамо празне d орбитале



↓
 ИЗ НИШТО
 ПОКРИЈЕ ДА С
 ЧАЕО 6 ОРБИТАЛА
 ЗАКО МАЛУ -
 ЗАПРАВО НОМО
 ДЕ НЕВЕЗДУХА
 ОРБИТАЛА НАКЛИ-
 ЗОВАНА ИА F
 АТОМИМА, ПА
 ЗАПРАВО P ЧИМА
 8 ВЛЕКТИКА e^- .

Резонанција:

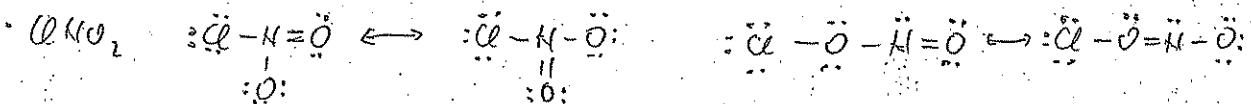
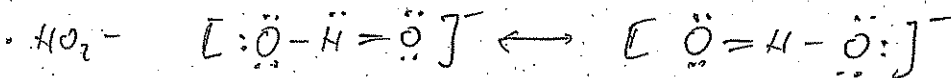
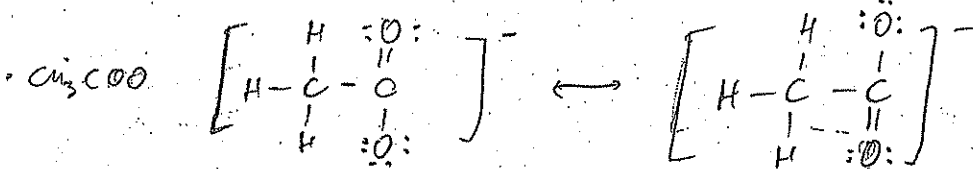
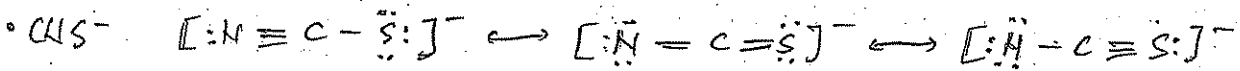
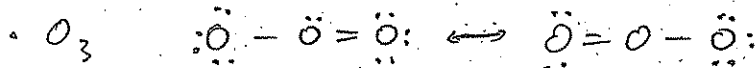
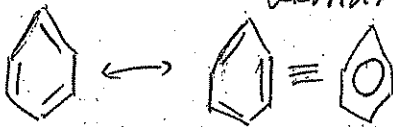


Све три структуре имају исту енергију, све три су исправне, али ниједна сама за себе не представља верно структуру NO_3^- :
 Експериментално се показало да су све три везе једнаке и да им се дужина измеђ једнострже и двострже везе.

• Нитратни јон је комбинација 3 Луисове структуре -
 та појава се назива РЕЗОНАНЦИЈА, а његова структура се РЕЗОНАНТНИ ХИБРИД индивидуалних структура.

• Резонанција је ментални модел којим описујемо делокализацију електрона у молекулу, онај када једна Луисова структура не може описати резултате измеђ суседних атома.
 електрони се делокализују и не само измеђ 2, него више атома.

• Резонанција стабилизује молекулу снижавајући њу укупну енергију - објашњење: квантна механика



ФОРМИЛНО НАЕЛЕКТРИСАЊЕ:

Укључно иелектрисање вишеатомског јонга припада јонга и целим. Међутим, могуће је еквивалентно поделити уједињено иелектрисање и ковалентни резултат у парцијална иелектрисања, да бисмо вероватнијим кола од резултатних структура је надалимитија (која иако је доприноси структура). Иста свра могуће брадити и за неједнаке молекуле.

$$FC = V - \left(L + \frac{1}{2} S \right)$$

→ број електрона у једињеном електронском ауреовија
 → број електрона који се дели
 → број валентних е⁻ у слободном атому

ФОРМИЛНО ИЕЛЕКТРИСАЊЕ - КОРЕКЦИЈА ЧИСУ КОВАЛЕНТНОГ КАРАКТЕРА ВЕЗЕ

Лусове структуре имају највишу енергију када су формална иелектрисања индивидуалних неметалних атома икоближе нули - атоми су у тим структурама претрпели највиши редистрибуцију електрона у односу на слободне атоме.

ЗАДАТАК. Одредити формално иелектрисање и стабилност структура.

1) H_2N_2 $\begin{array}{c} \text{H}^0 \quad \text{H}^0 \\ | \quad | \\ \text{N}^0 - \text{N}^0 \\ | \quad | \\ \text{H}^0 \quad \text{H}^0 \end{array}$ 2) CO_2 $\begin{array}{c} \text{O}^0 \\ || \\ \text{C}^0 \\ || \\ \text{O}^0 \end{array}$ 3) HNO_3 $\begin{array}{c} \text{H}^0 \\ | \\ \text{H}^0 - \text{O}^0 \\ | \\ \text{H}^0 \end{array}$ 4) C_6H_6

5) SO_2 $\begin{array}{c} \text{O}^{-1} \\ || \\ \text{S}^{+1} \\ || \\ \text{O}^0 \end{array}$ 6) SO_3 $\begin{array}{c} \text{O}^0 \\ || \\ \text{S}^0 \\ || \\ \text{O}^0 \end{array}$ 7) $\text{Fe}^0 - \text{Xe}^0 - \text{Fe}^0$ 8) HSO_4^- $\begin{array}{c} \text{O}^0 \\ | \\ \text{O}^0 = \text{S}^{+1} = \text{O}^0 \\ | \\ \text{O}^{-1} \end{array}$ 9) H_2SO_4 $\begin{array}{c} \text{H}^0 \\ | \\ \text{O}^0 = \text{S}^{+2} = \text{O}^0 \\ | \\ \text{O}^{-1} \end{array}$ 10) $\text{N}^0 = \text{N}^0 = \text{O}^0$ 11) PO_4^{3-} $\begin{array}{c} \text{O}^0 \\ | \\ \text{O}^0 = \text{P}^0 = \text{O}^0 \\ | \\ \text{O}^{-1} \end{array}$

Notes: "у вде N има негативниот карек. у односу на O", "вишак елект. у односу на O", "СТАБ.", "САМООЗНАЧ", "СТАБ."

Линсова структура показва приближни локълни електри-
ни и топлинни парова х молекули. Като се има само дво-
димензиони диграм карта измест атом, на основ
то не можено закълтири. Искатъ се небулоби площта
атом и просторъ. Да видимо како можено предвидети
спирни облик молекула?