

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Потапов В.М., Татаринчик С.Н. **Органическая химия.** - М., Химия, 1989, 448 с.
2. Писаренко А.П., Хавин З.Я. **Курс органической химии.** - М., Высшая школа, 1985, 527 с
3. Н.М. Кузьменок, Т.С. Селиверстова. **Органическая химия. Тесты, задачи, упражнения: учеб. пособие для студентов химико-технологических специальностей /.** – Минск: БГТУ, 2008. – 225 с.

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

4. **Каток Я.М., Антоневи́ч И.П.**

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.

**Методические указания к
выполнению лабораторных работ
для студентов специальностей:
Экономика и управление на
предприятии и т.д. – Минск: БГТУ,
2009.**

Дополнительная

1. Грандберг И.И. Органическая химия. - М., Высшая школа. - 1987, 480 с.

2. Петров А.А., Бальян Х.В., Троценко А.Т. - Органическая химия. М., Высшая школа. - 1981, 592 с.

Введение. Предмет органической химии.

Химическая связь

Органическая химия, как наука, оформилась в начале XIX столетия. В истории ее развития можно выделить несколько периодов:

1. **Эмпирический** (середина XVII – конец XVIII в). Шведский химик Берцелиус дает понятие «органической химии как химии животных и растительных веществ». Он развивает теорию «**витализма**»: органические вещества не могут быть синтезированы, для их получения требуется особая *жизненная сила*.

2. Аналитический (конец XVIII – середина XIX в). Период ознаменован исследованиями по установлению состава вещества. В 1828 г. Веллер синтезировал типичное органическое соединение – *мочевину* – из неорганического – ционата аммония. Т.о. нанес удар по теории «**витализма**»

3. Структурный (вторая половина XIX– начало XX в). **А.М. Бутлеров** в 1861г. создает научную теорию строения органических веществ. С открытием данной теории органическая химия начинает развиваться как самостоятельная наука. В 1851 г. **Кекуле** определяет органическую химию как химию соединений углерода. Он развивает представление о **4**-валентном углероде. Канниццаро – об атомных и молекулярных массах, об эквивалентах.

4. Современный (с начала XX в). Формируются самостоятельные направления в органической химии: химия элементоорганических, высокомолекулярных, гетероциклических, природных соединений.

Теория строения ОС Бутлерова (1861).

Основные положения:

- 1). **Строением** (структурой) молекулы называется определенный порядок связи атомов в молекуле.
- 2). **Химические свойства** веществ определяются составом (природой атомов) и строением его молекул.

3). Вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный состав, но разное строение называются изомерами.

4). Реакционная способность отдельных атомов изменяется в зависимости от их окружения, т.е. с какими атомами они соединены.

5). Изучая химические превращения отдельных веществ, можно установить их строение.

Теория Бутлерова явилась научным фундаментом ОХ

Причины выделения ОХ в отдельную науку

1. Многочисленность и многообразие ОС: 10 млн; 15 тыс.– неорганических.

2. Многообразие их практического применения в виду их важной роли в процессах жизнедеятельности животных и растительных организмов.

3. Существенные отличия в свойствах и реакционной способности органических и неорганических соединений. Отсюда необходимость в развитии специфических методов исследования ОВ.

Взаимосвязь с: неорганической, физической химией, физикой, биологией.

Распространение ОС: в состав человеческого организма входят 24 элемента периодической системы Менделеева. Из них на долю (H,O,C,N) приходится 99% от общей массы атомов человеческого тела (70 кг) : H - 6580 г; O - 43550 г; C - 12590 г; N - 1815г.

Источники ОС: возобновляемые и невозобновляемые.

Природные: нефть, природный газ, каменный уголь, торф, горючие сланцы, древесина.

Животное сырье: белки, жиры.

Причины многообразия ОС

- 1. Четырехвалентность углерода** – возможность образования неразветвленных и разветвленных углеродных цепей.
- 2. Способность углерода** образовывать кратные связи с : C, O, N, P, S.
C=C, C=O, C=N, C=P, C=S
- 3. Малые размеры атомов C и H**, что позволяет создавать компактные молекулы с минимальным межъядерным расстоянием.

Способы изображения строения Органических соединений

Строение ОС можно описать
формулой.

Различают:

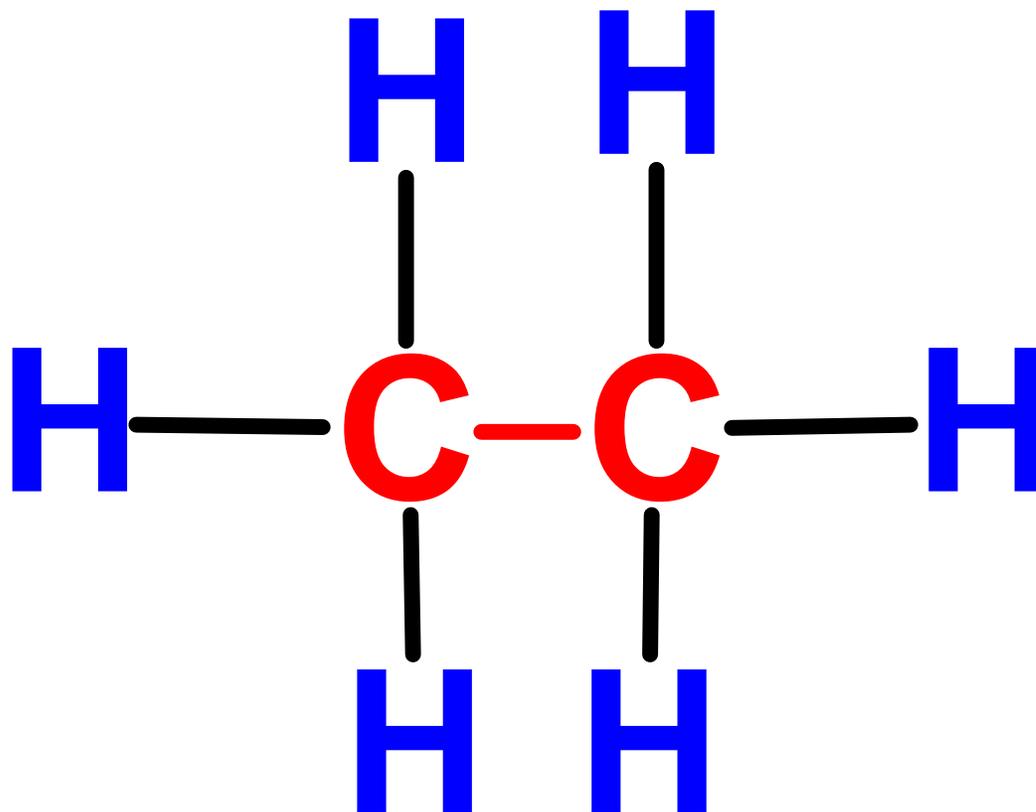
1. **Эмпирическая** – низшее
целочисленное соотношение
различных атомов в молекуле,
например: C_2H_6 (этан); $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
(уксусная кислота).

2. Молекулярная (брутто) – показывает истинное число различных атомов в молекуле:
 C_2H_6 (этан); C_2H_4 (этилен);
 $C_2H_4O_2$ (уксусная кислота).

3. Структурная – отражает не только вид и число атомов в молекуле, но и порядок связи между атомами (строение).

Структурные формулы :

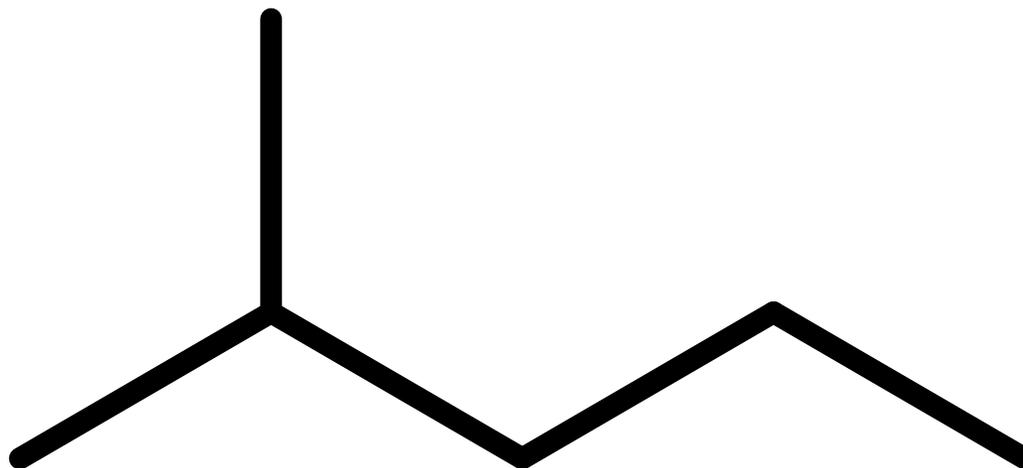
а) **развернутые:**



б) сокращенные: $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$

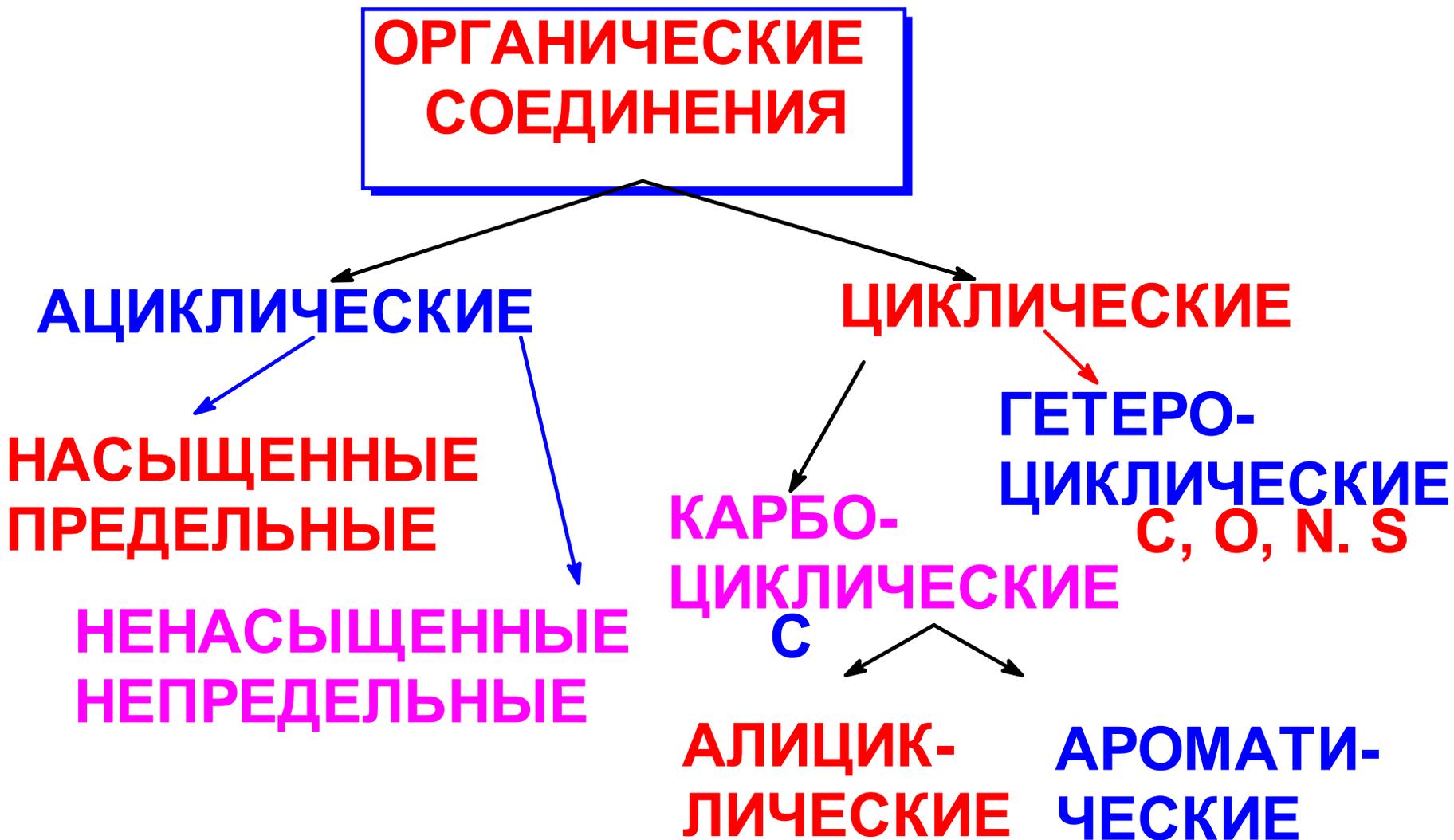
в) скелетные:

2-метилпентан



Классификация ОС

а) по строению углеродного скелета:



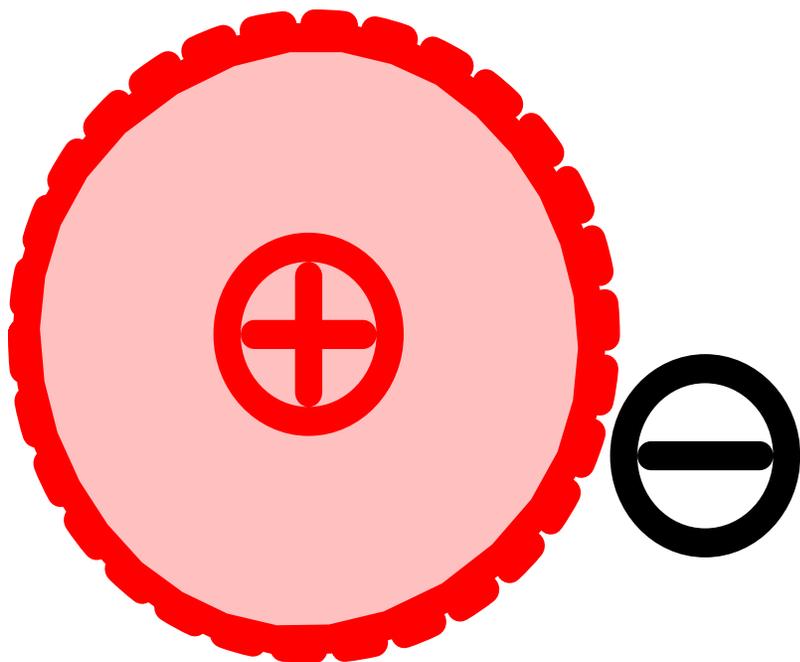
б) по характеру функциональной группы органические соединения делят на классы (см. материал ПЗ)

Функциональная группа – атом или группа атомов, которые определяют принадлежность соединения к определенному классу и отвечают за его химические свойства.

Химическая связь.

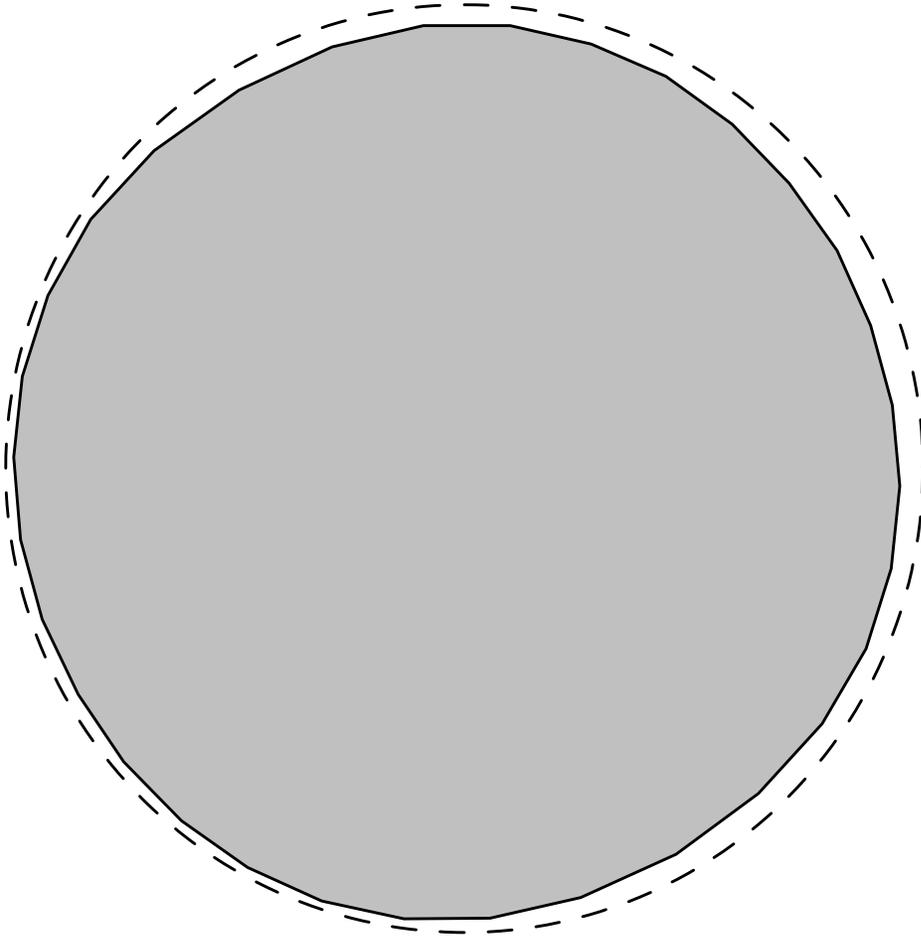
Химическая связь - совокупность сил, удерживающих два и более атома в молекуле на определенном расстоянии друг от друга.

В основе современной теории химической связи лежит **электронная теория**: **атом** – это электронейтральная частица, которая состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженного электрона.

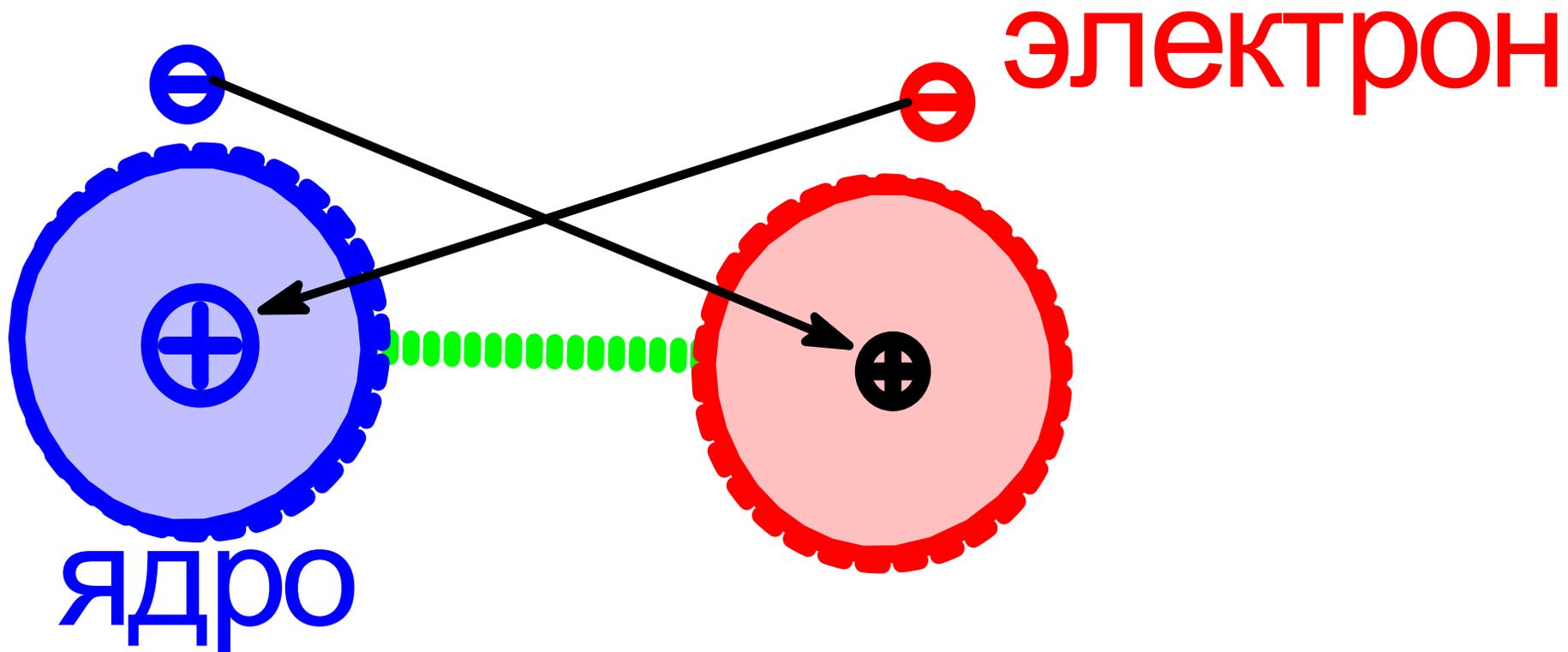


ЭЛЕКТРОН

ЯДРО



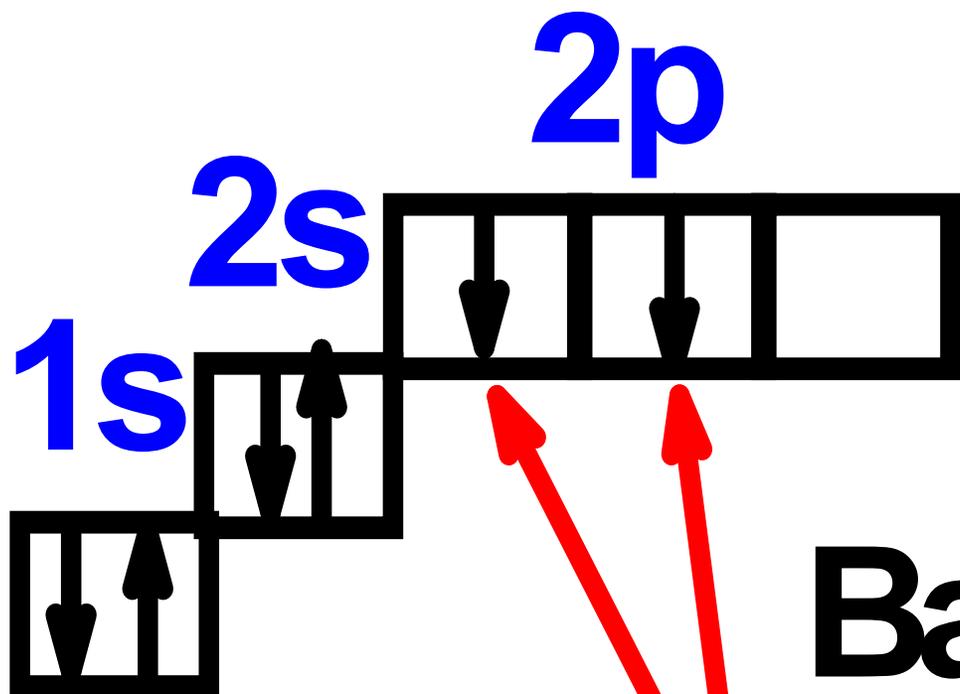
- **Причина образования химической связи:**
одновременное взаимодействие электронов с двумя и более ядрами
- **движущая сила** – выигрыш в энергии молекулы по сравнению с суммой энергий изолированных атомов.



Различают:

**металлическую,
ионную и
ковалентную**
ХИМИЧЕСКИЕ СВЯЗИ.

Ковалентной называют химическую связь, которая образуется за счет обобществления валентных электронов (**находятся на внешней электронной оболочке**) связываемых атомов.

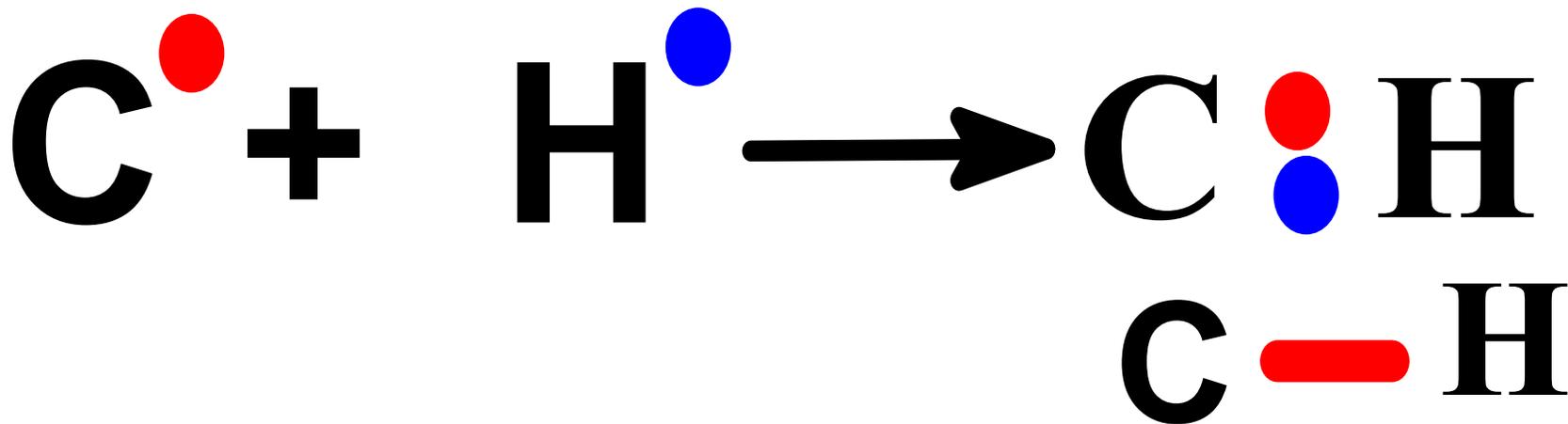


C

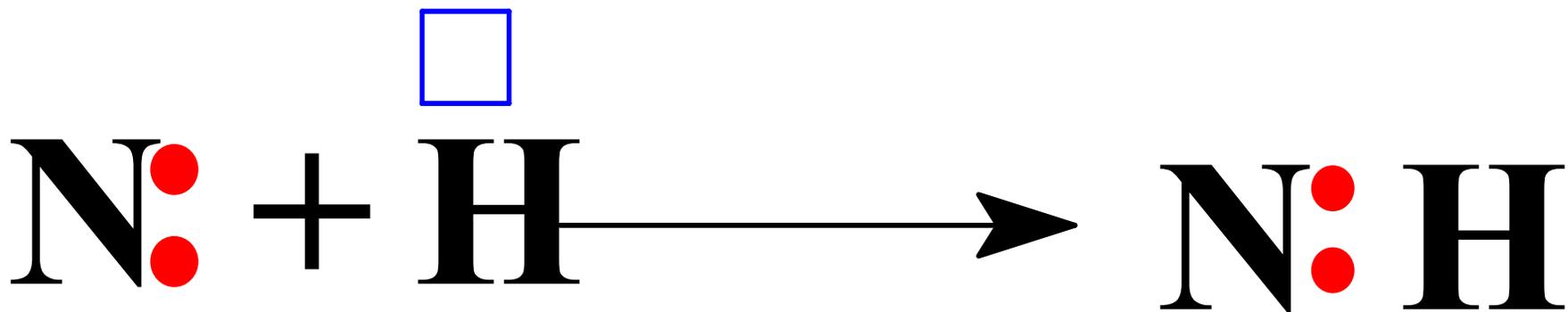
**Валентные
электроны**

Способы образования ковалентной связи:

1. Коллигация – каждый атом
предоставляет по одному
электрону:

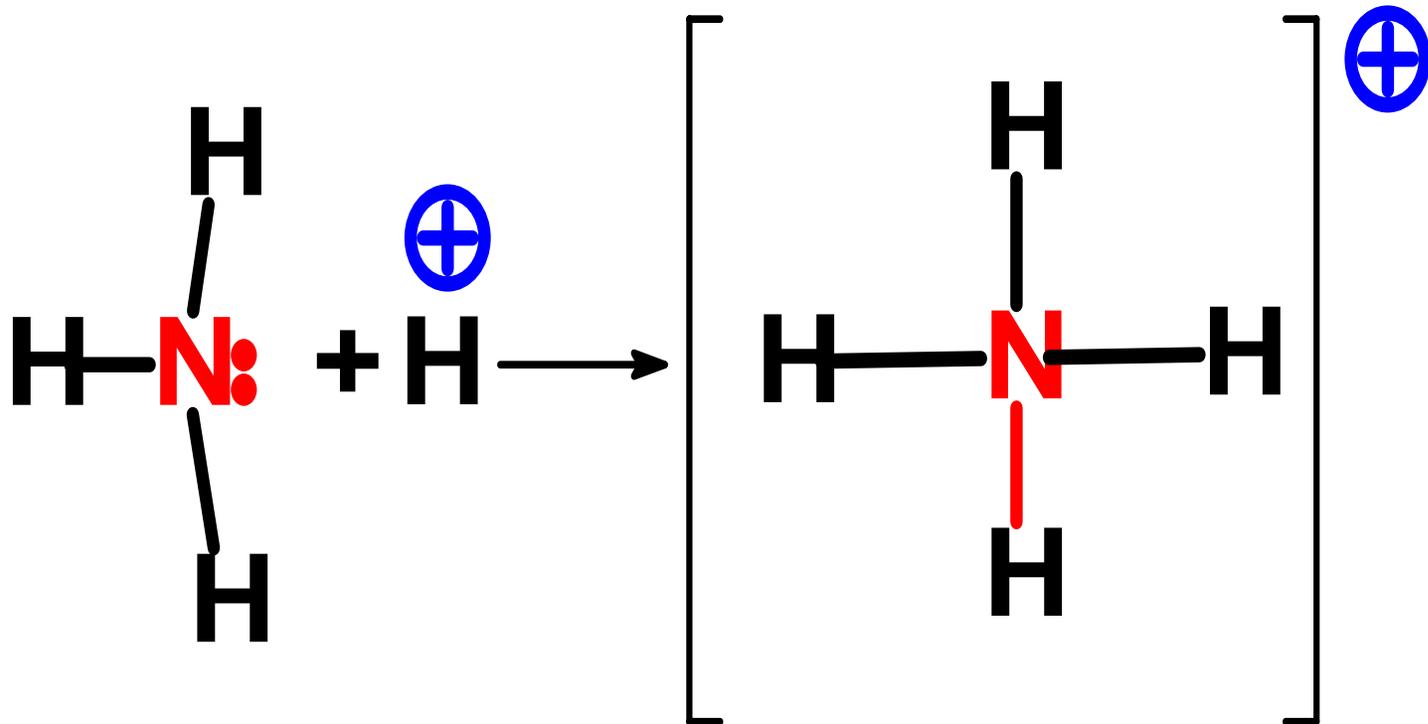


2. Координация – за счет
одностороннего предостав-
ления электронной пары
образуется **донорно-**
акцепторная связь:

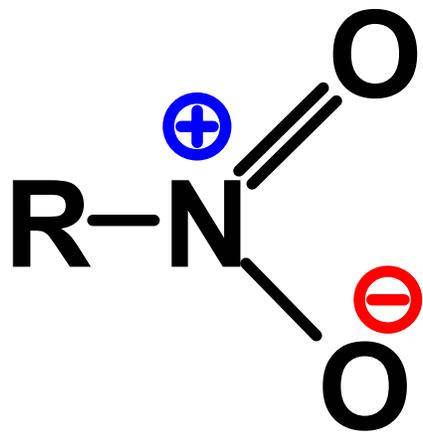
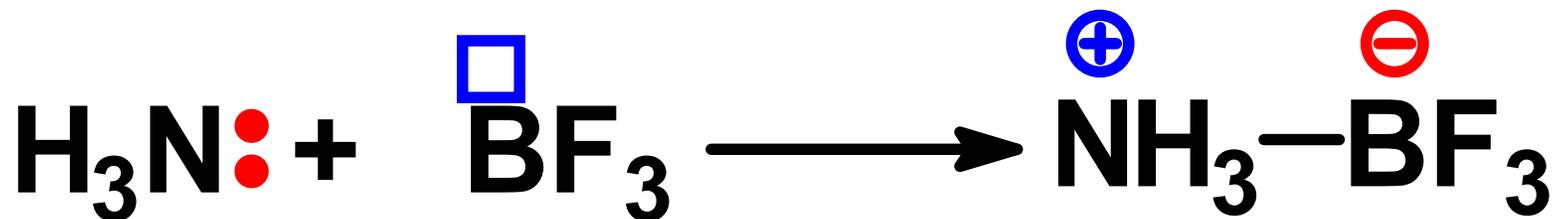


Разновидности донорно-акцепторной связи:

а) электронная пара (донор) + катион → **НОВЫЙ катион (ониевый)**



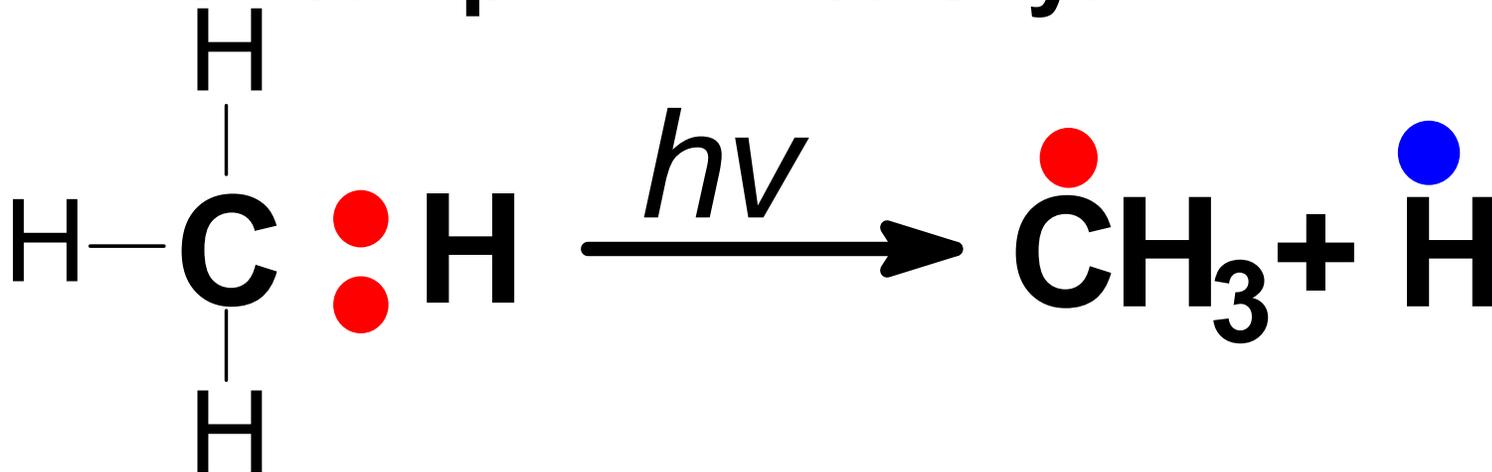
б) донор + атом со свободной орбиталью →
биполярная(семиполярная) связь

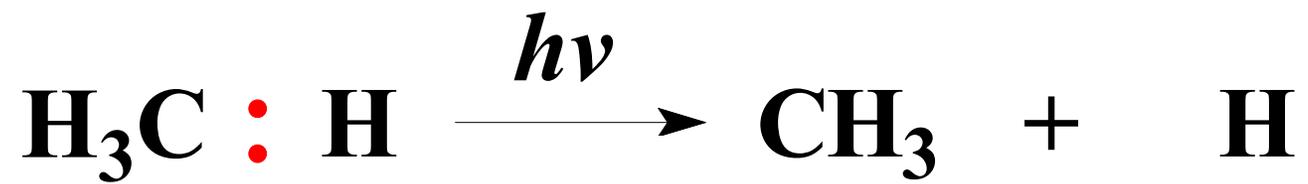


биполярные ионы

Способы разрыва ковалентной связи:

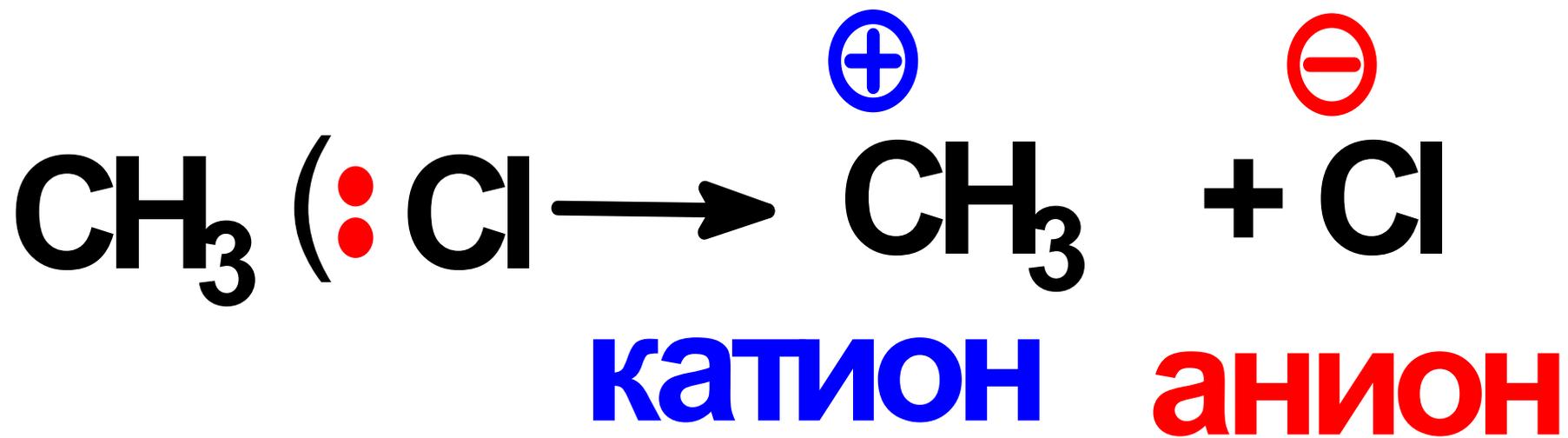
Гомолитический – каждый атом при разрыве связи забирает по одному электрону: характерен для неполярных молекул





Гетеролитический (ионный)
– приводит к образованию
заряженных частиц –
катионов и анионов.

Характерен для
сильнополярных и легко
поляризуемых молекул.

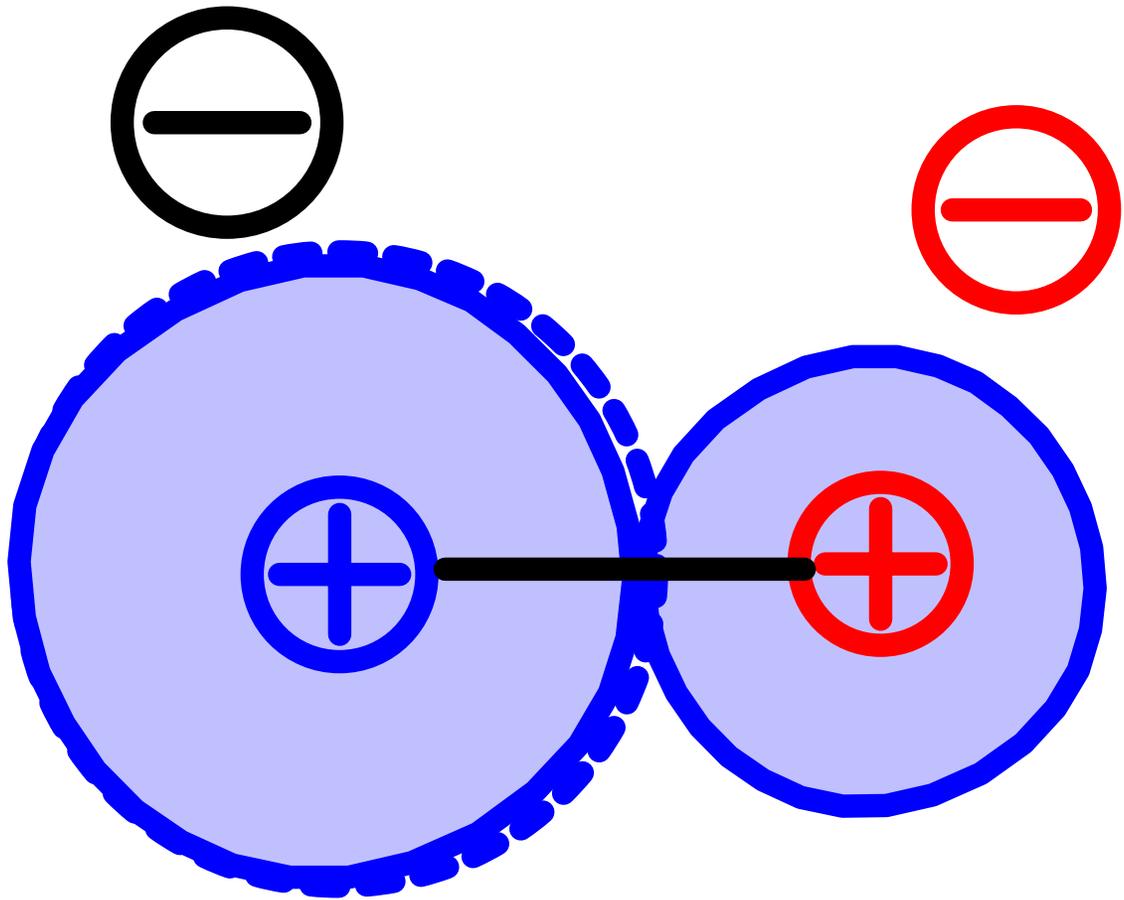


Характеристики ковалентной связи

1. Длина связи – расстояние между центрами связываемых атомов.

Для одинаковых атомов она равна сумме ковалентных радиусов.

Зависит от природы атомов и характера связи между ними (одинарная, двойная, тройная).



2. Энергия связи – энергия, которая выделяется при образовании связи, или необходимая для ее разрыва. Характеризует прочность связи: **чем больше энергия выделяется или поглощается, тем прочнее связь**

3. Полярность связи –
распределение электронной
плотности между атомами,
которое может быть
симметричным в случае
одинаковых атомов, либо
несимметричным, когда связь
образована атомами с различной
ЭО. Полярность связи
определяется величиной **ЭО**.

ЭО – способность атома в молекуле удерживать валентные электроны.

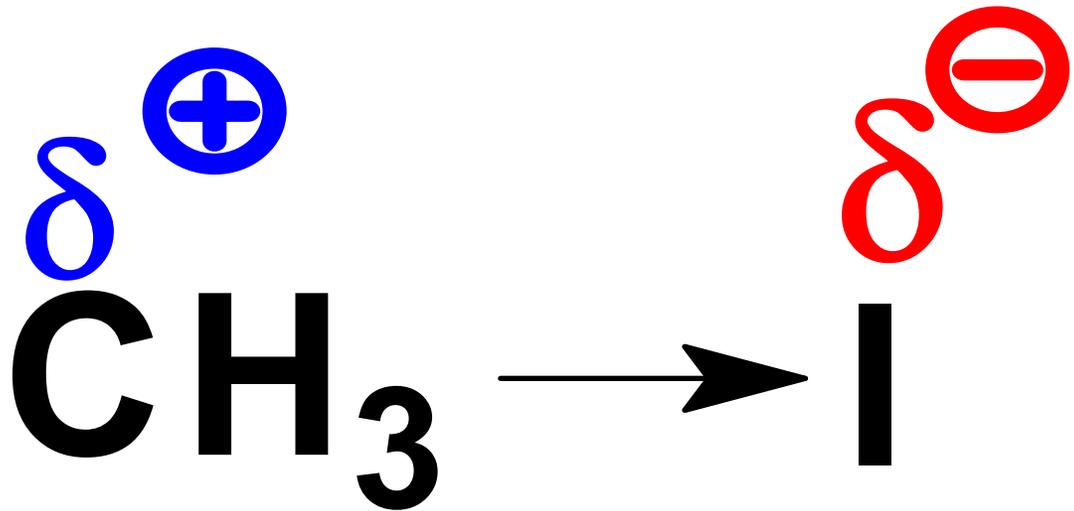
В периоде ЭО увеличивается слева направо, **в группе** – уменьшается сверху вниз.

Если различие в ЭО атомов **больше величины 2**, то возникает **ионная связь**, **если меньше величины 2** – **полярная ковалентная**, **равна нулю** – **ковалентная неполярная**.

Мерой полярности связи служит
дипольный момент μ (дебай Д)

$\mu = qr$ где q – величина заряда,
 r – расстояние между центрами

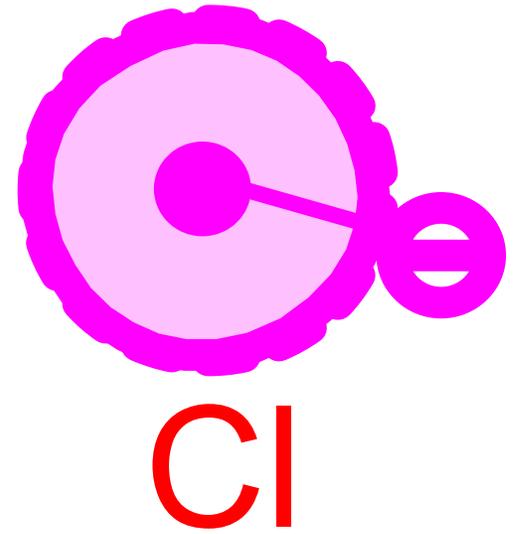
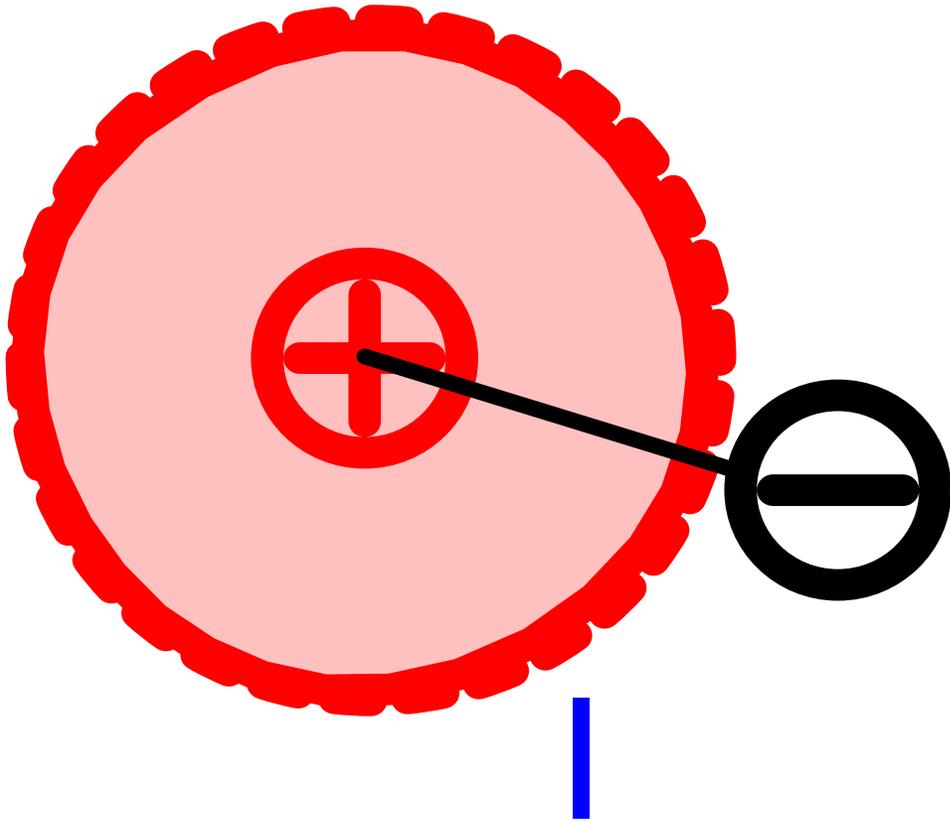
связи



4. Поляризуемость –
способность связи
увеличивать свою
полярность под
действием внешнего
поля (реагент,
растворитель)

Поляризуемость зависит от:

- размера электронной оболочки атомов: с увеличением размера атома внешние электроны, которые образуют связь, дальше расположены от ядра и испытывают меньшее притяжение к нему – **поляризуемость** увеличивается.

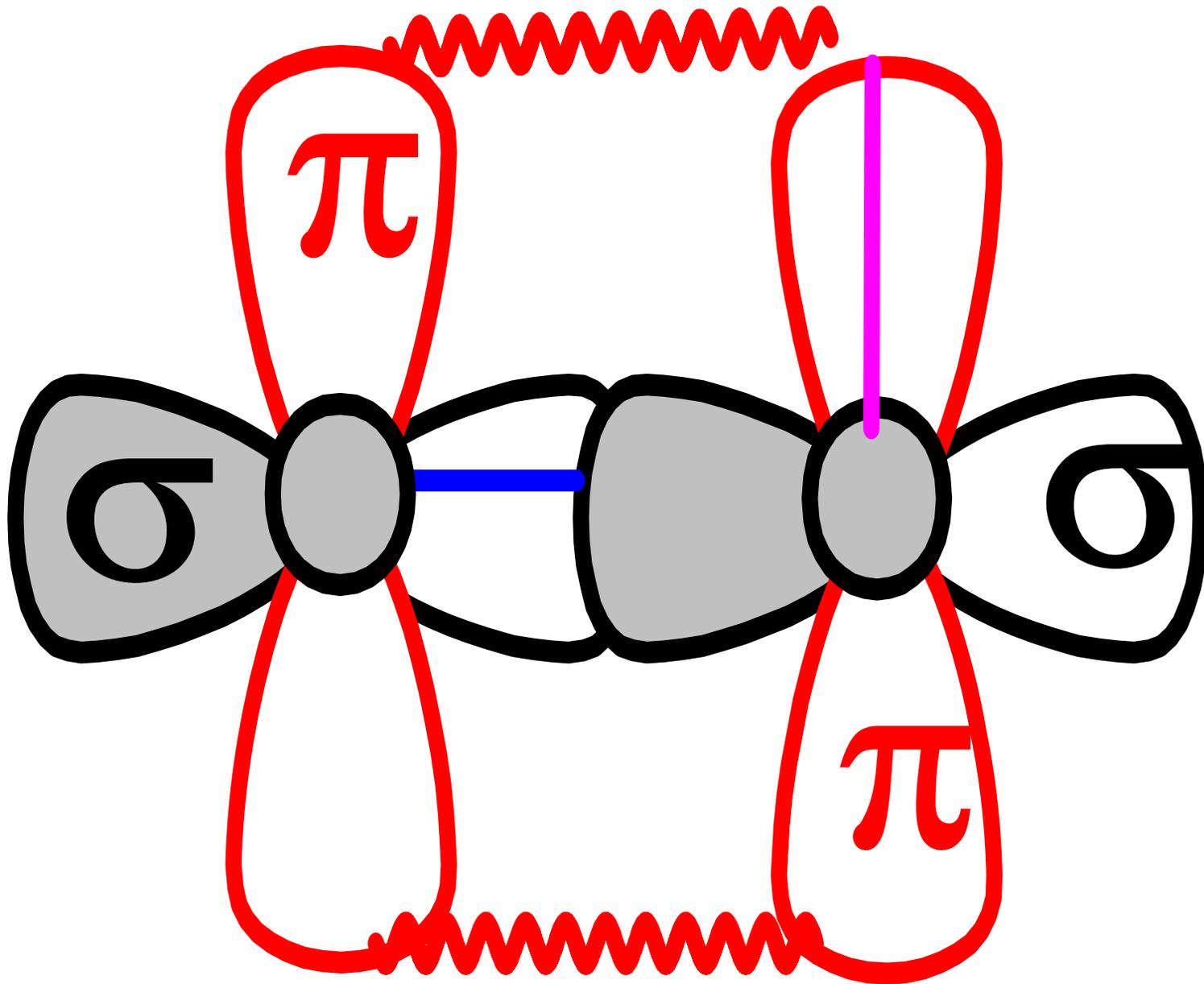


Поляризуемость зависит от:

ТИПА СВЯЗИ – π -СВЯЗЬ

обладает большей
поляризуемостью, чем

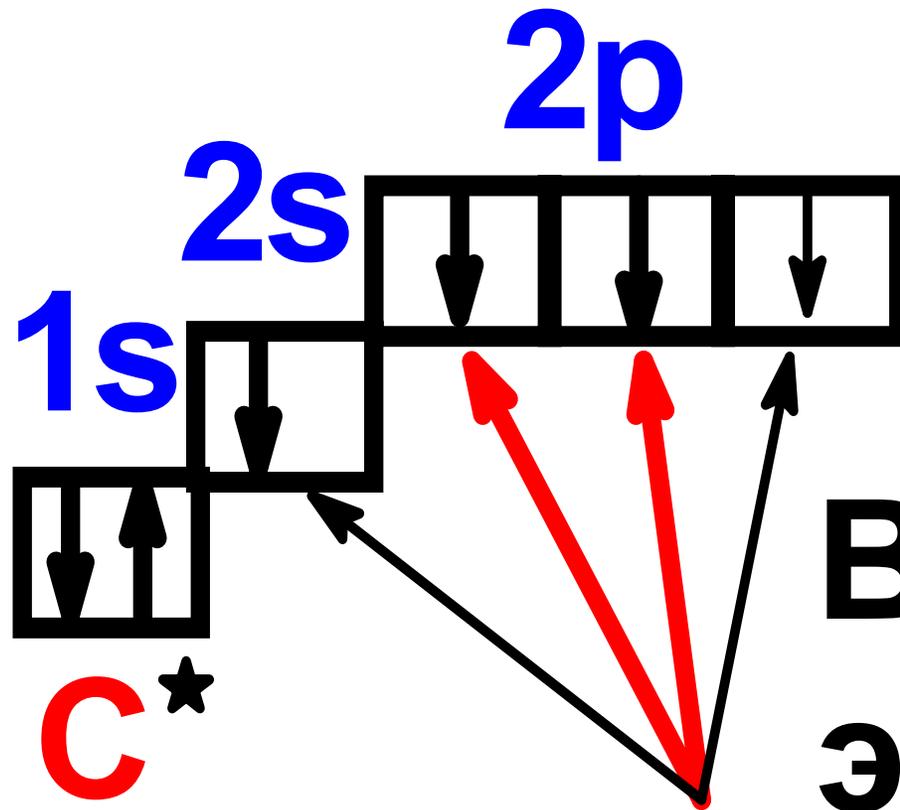
σ -СВЯЗЬ, т.к. **π -электроны**
более удалены от ядра,
более подвижны.



5. Направленность связи — определяет геометрию молекул и определяется типом гибридизации атома углерода.

Гибридизация — усреднение длины связи, формы орбитали. Гибридная связь более прочная, т.к. сильнее перекрываются атомные орбитали.

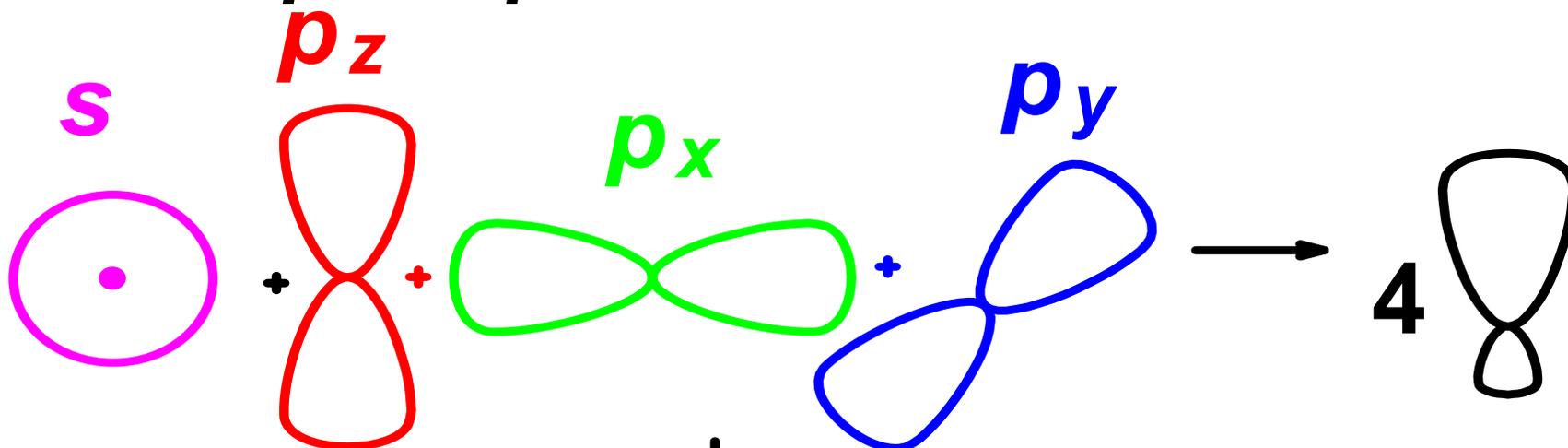
Атом **углерода** в возбужденном состоянии



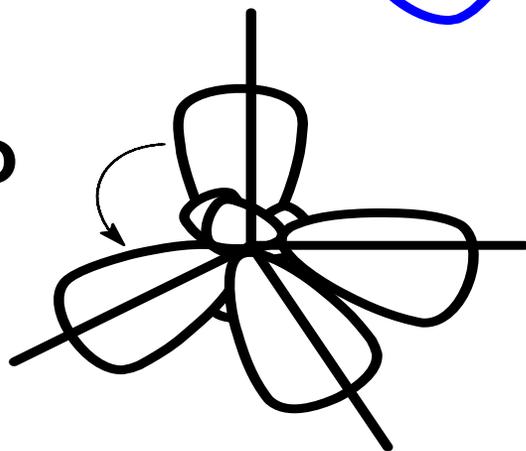
**Валентные
электроны**

ОБРАЗОВАНИЕ sp^3 - ГИБРИДНОЙ ОРБИТАЛИ

$$1s + 3p = 4sp^3$$



109°

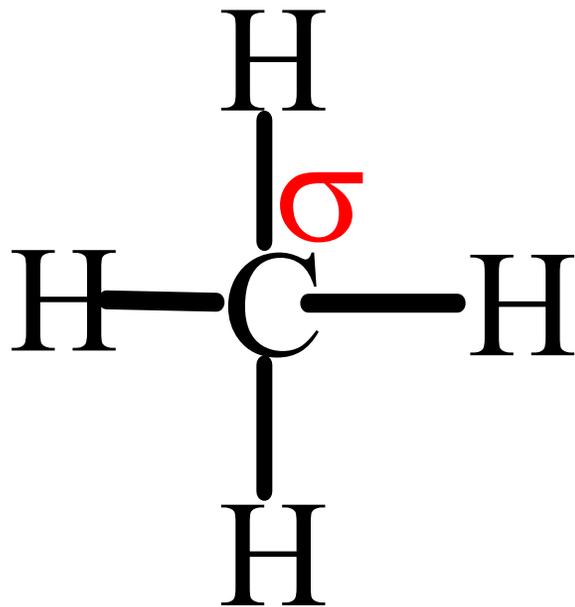


Структурная формула молекулы

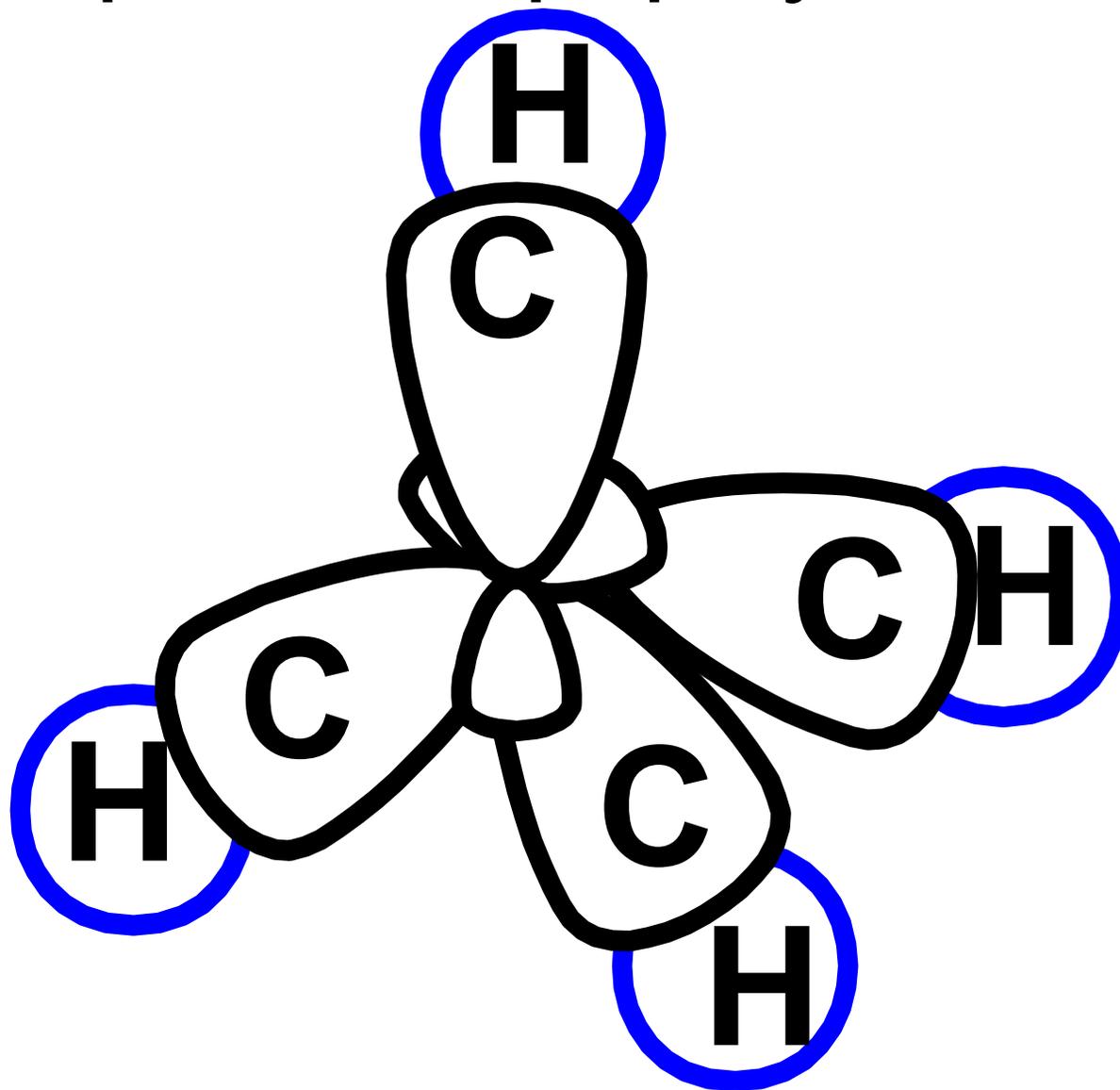
метана:

Гибридное состояние атома С в метане

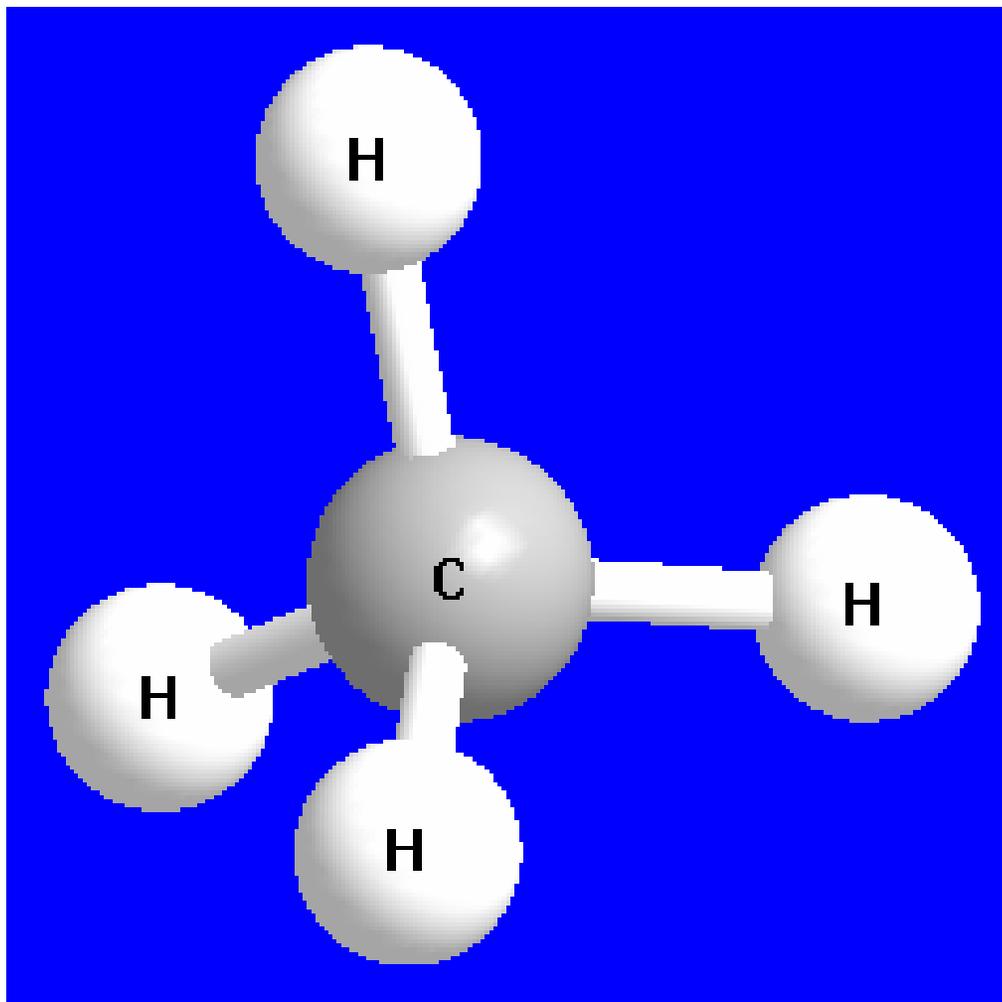
sp^3 :



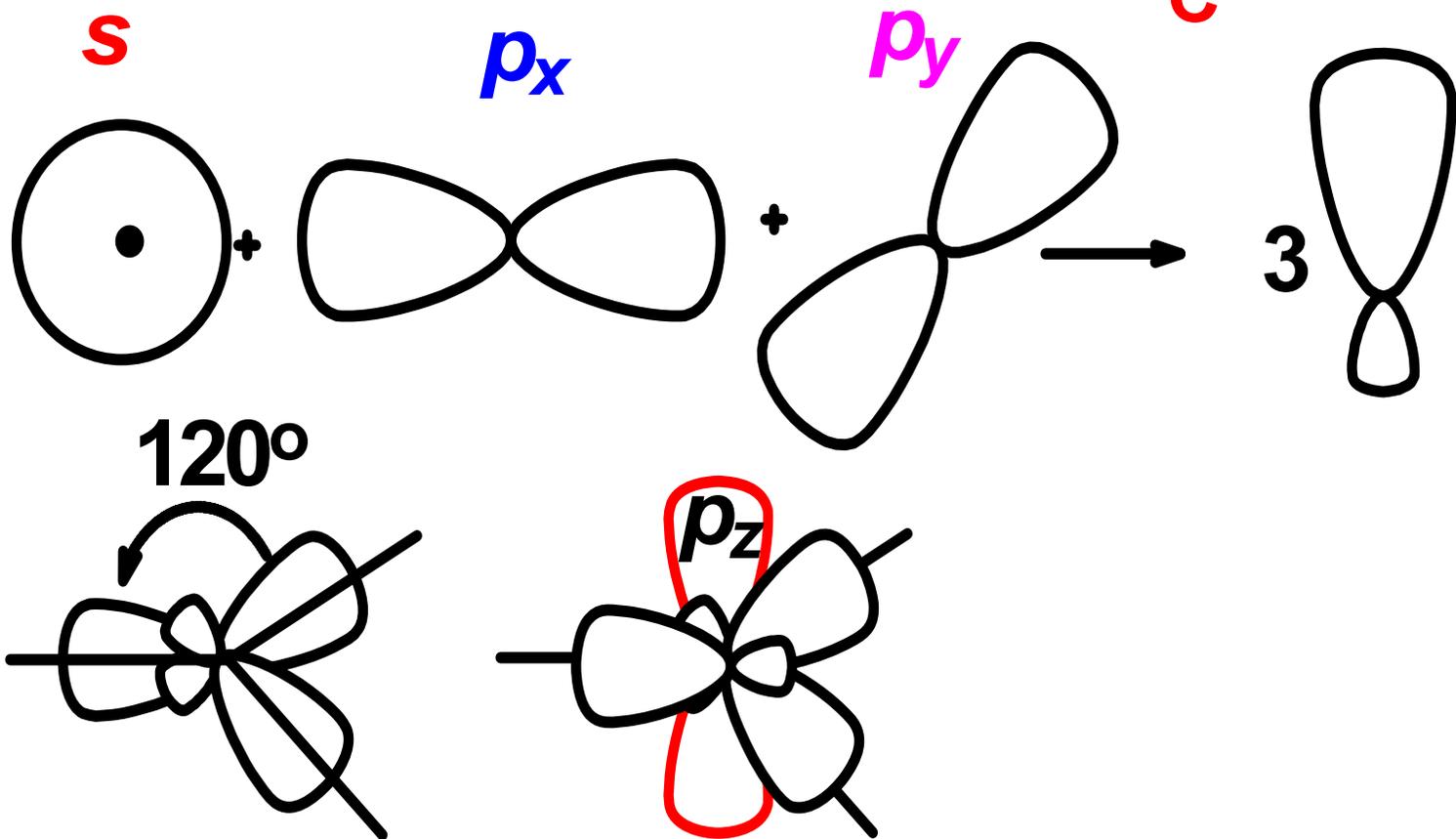
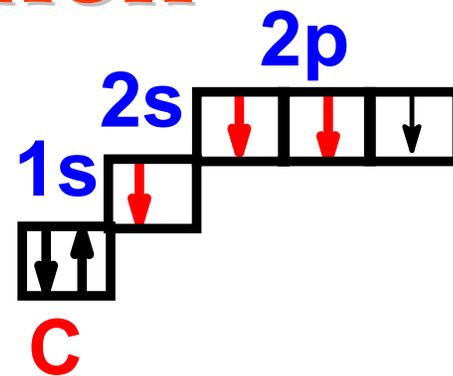
Электронная формула метана



Молекула метана в пространственном изображении

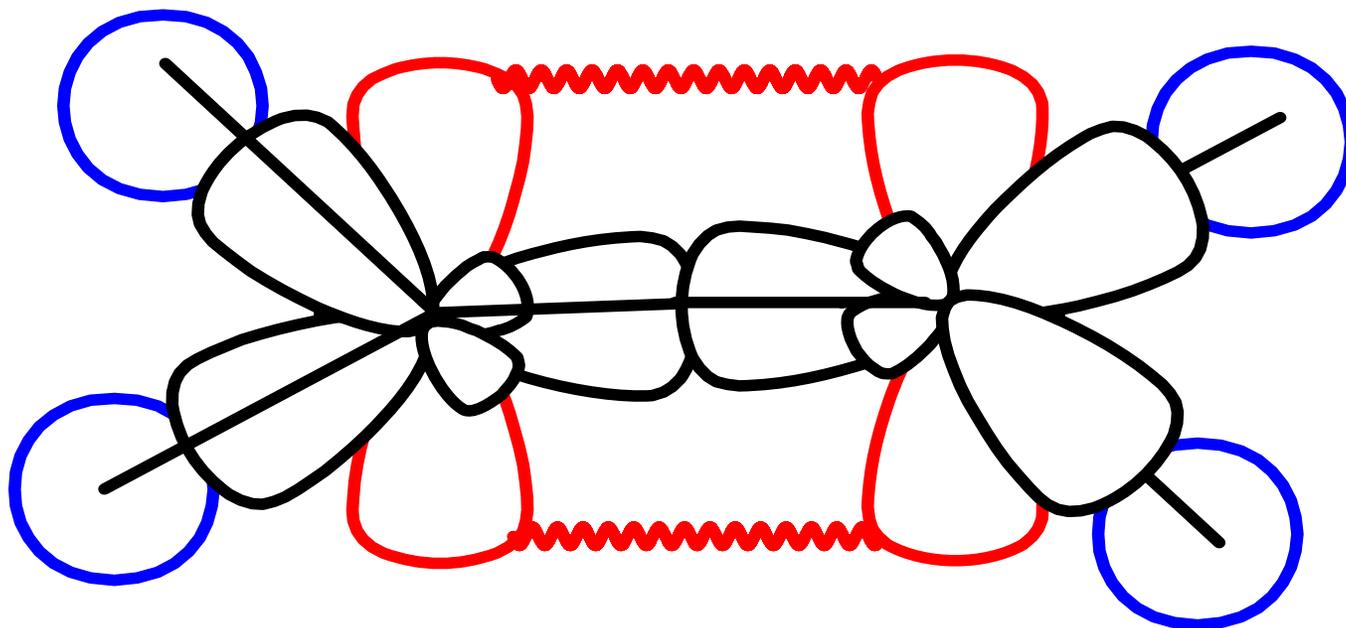
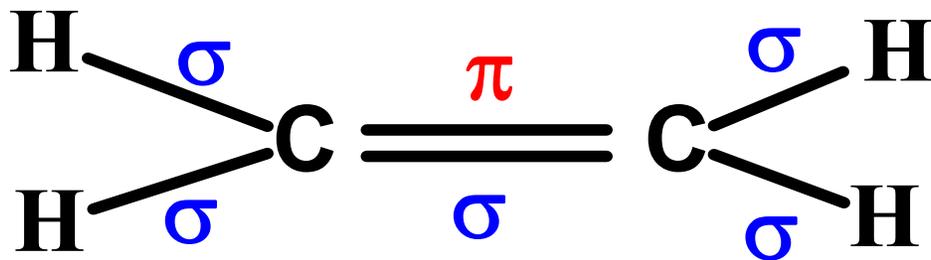


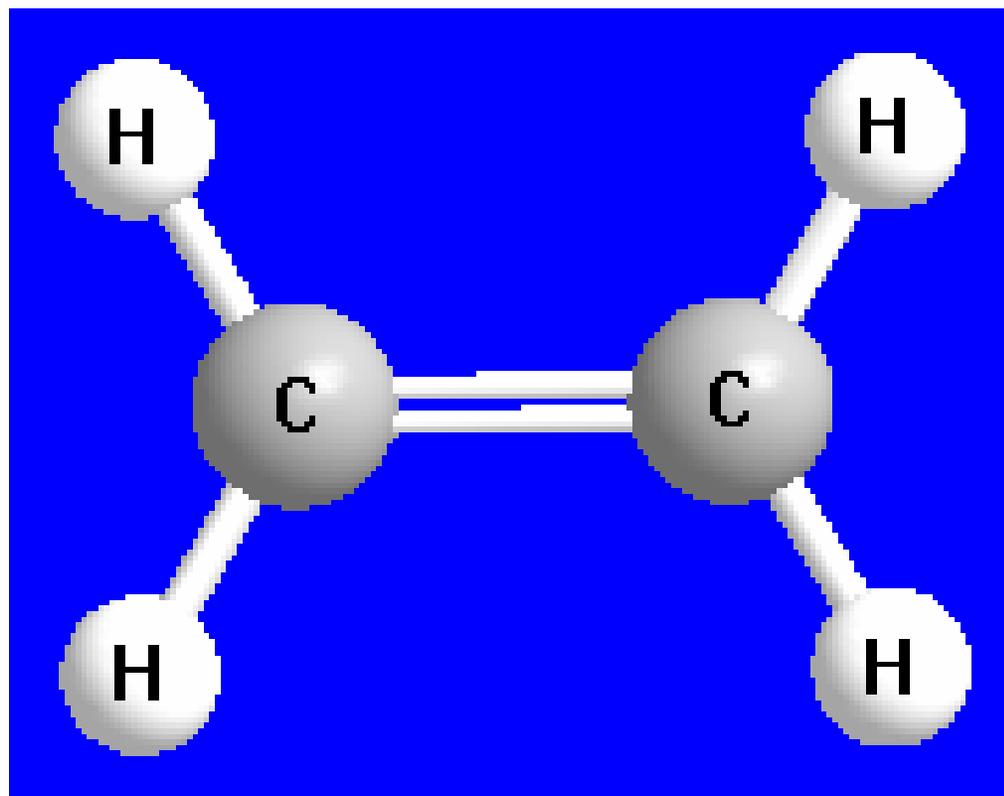
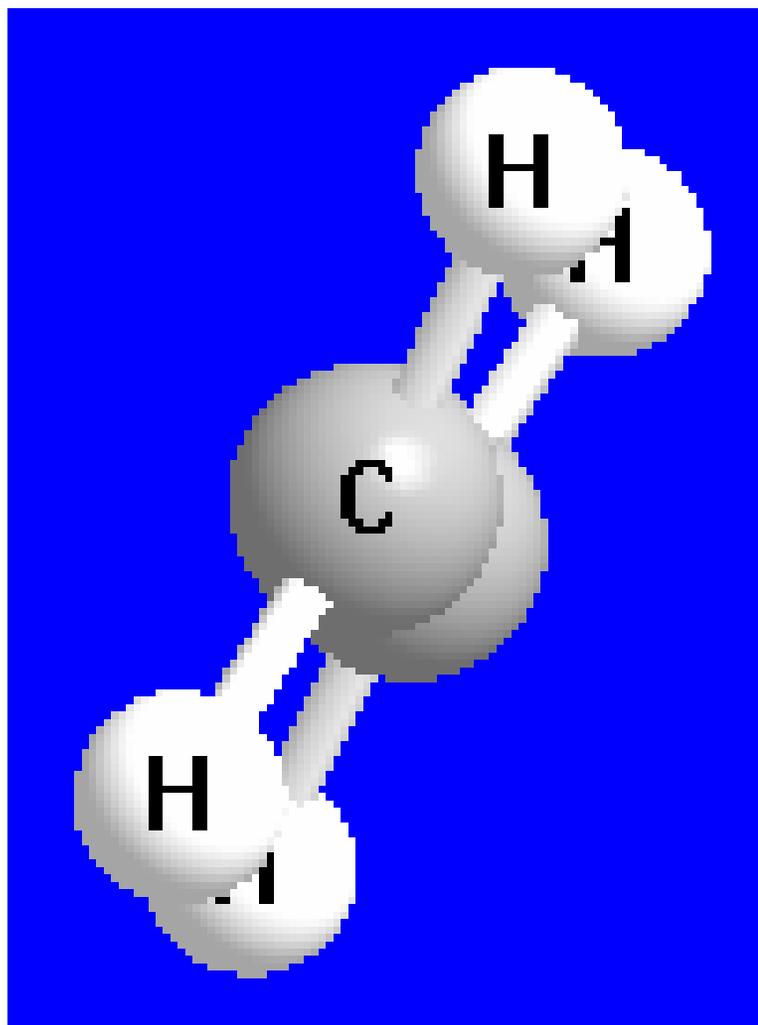
ОБРАЗОВАНИЕ sp^2 - ГИБРИДНОЙ ОРБИТАЛИ $1s + 2p = 3sp^2$



Структурная и электронная формула молекулы этилена:

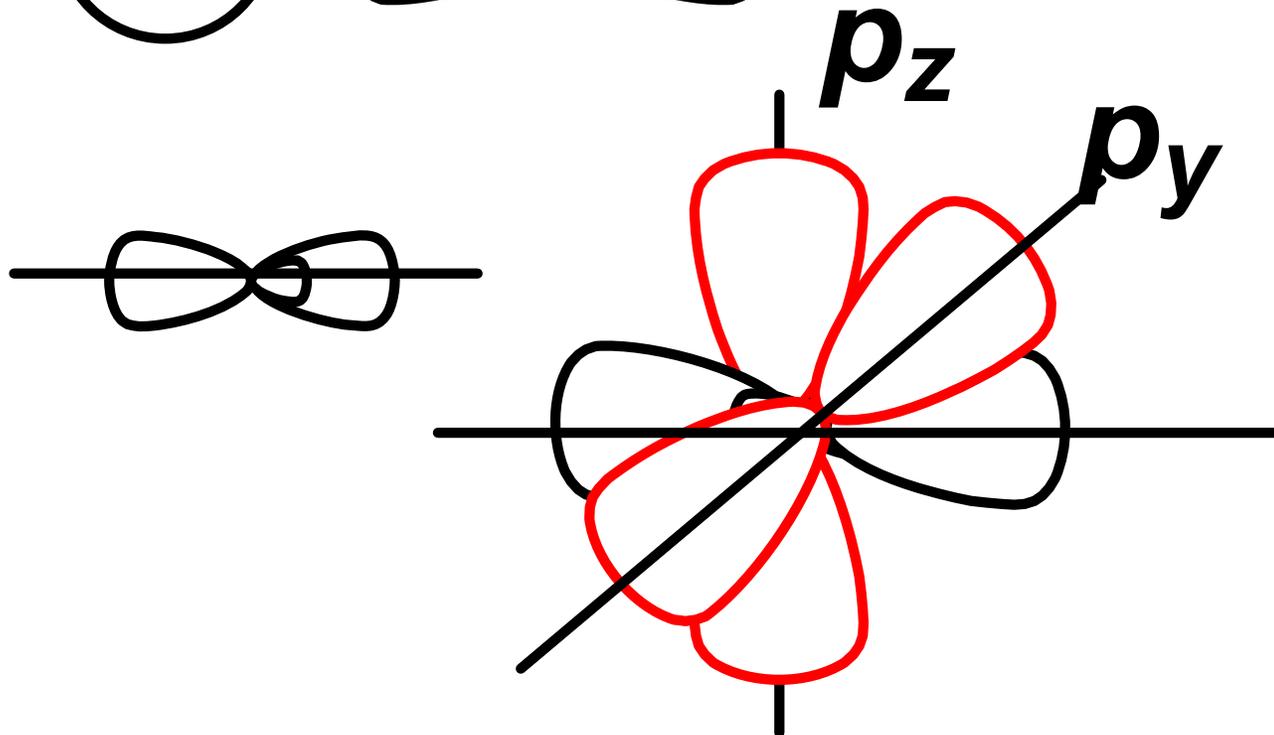
Гибридное состояние атома С в этилене sp^2 :



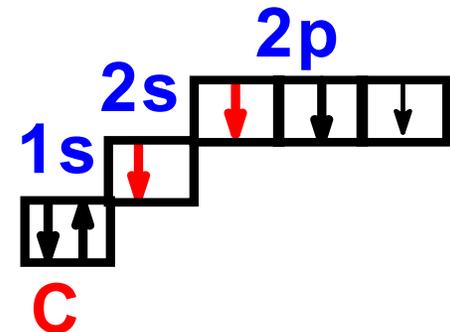


ОБРАЗОВАНИЕ sp - ГИБРИДНОЙ ОРБИТАЛИ

$1s + 1p = 2sp$

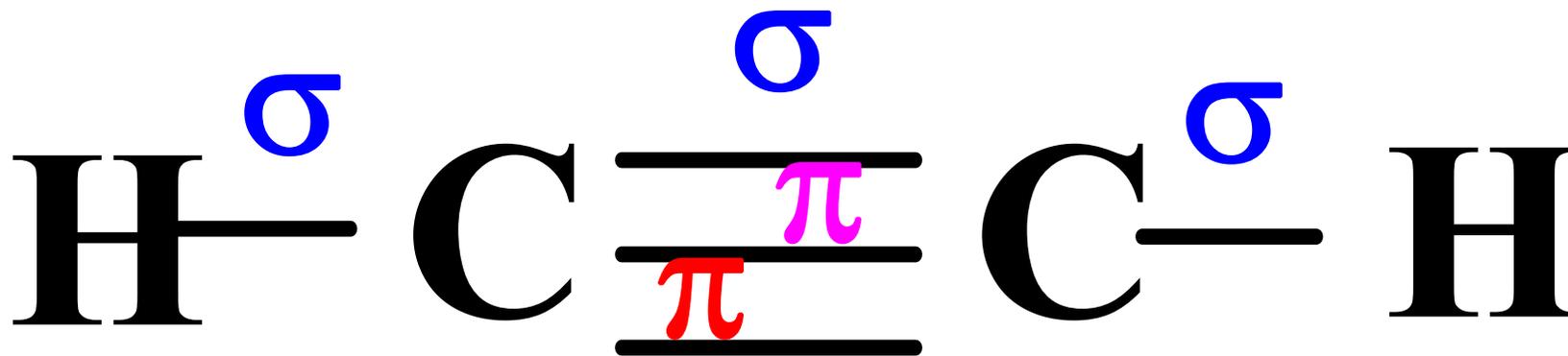


180°

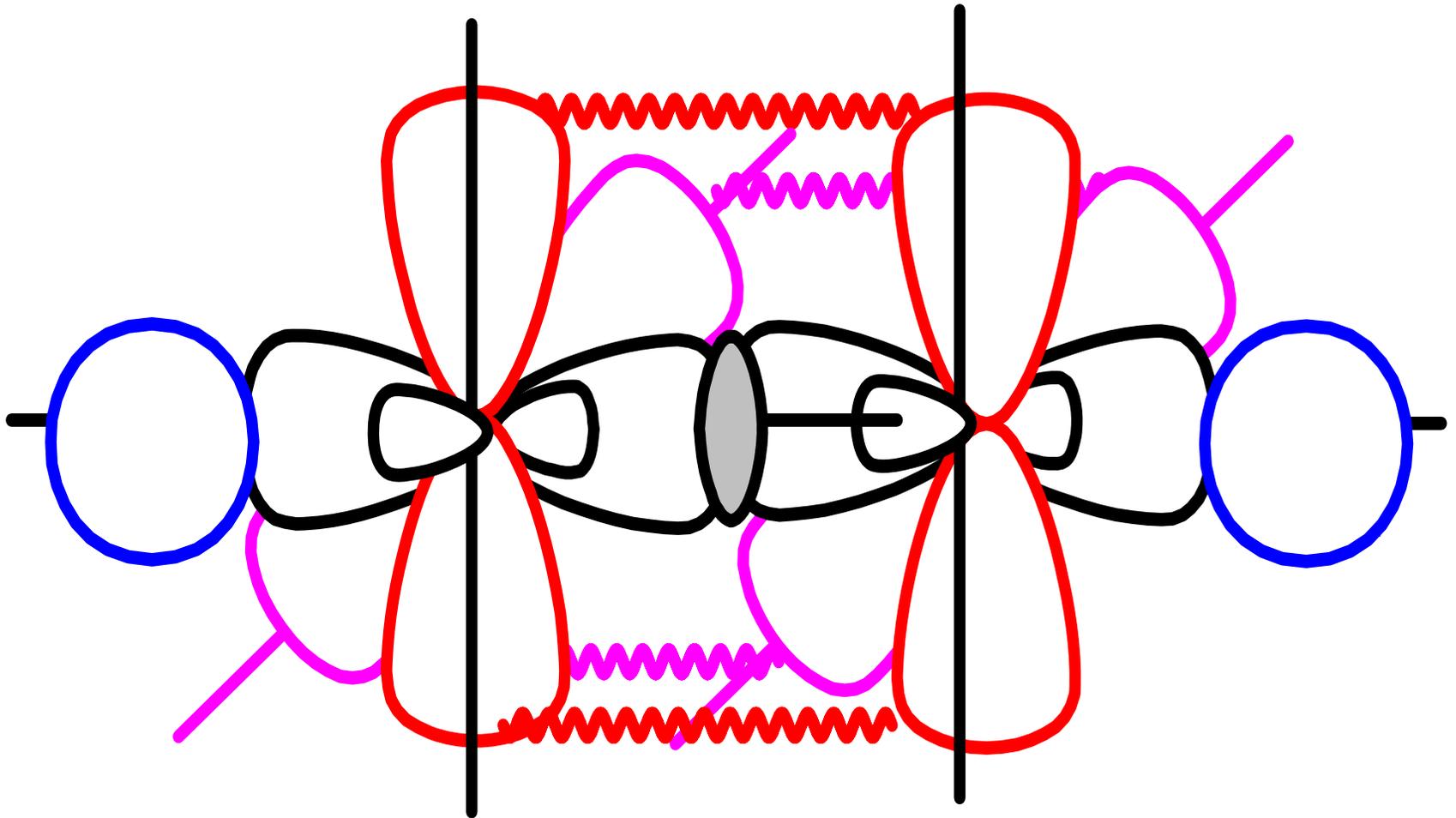


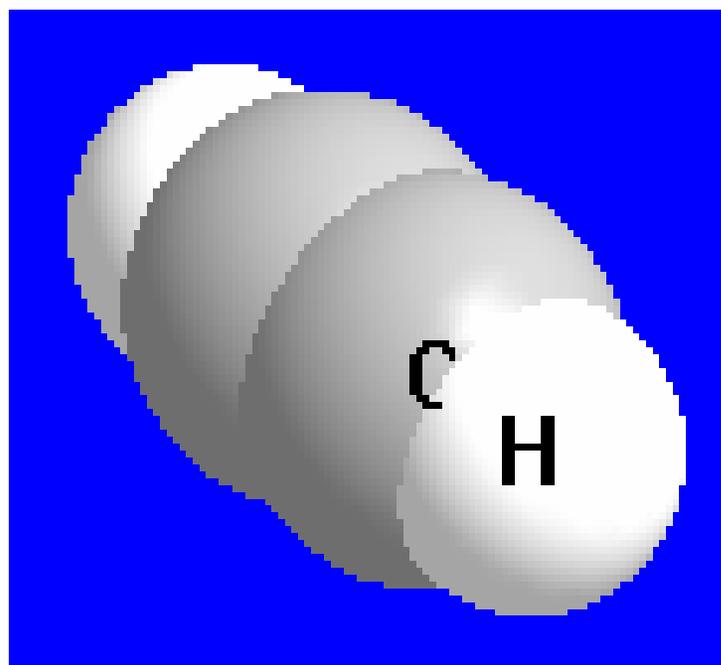
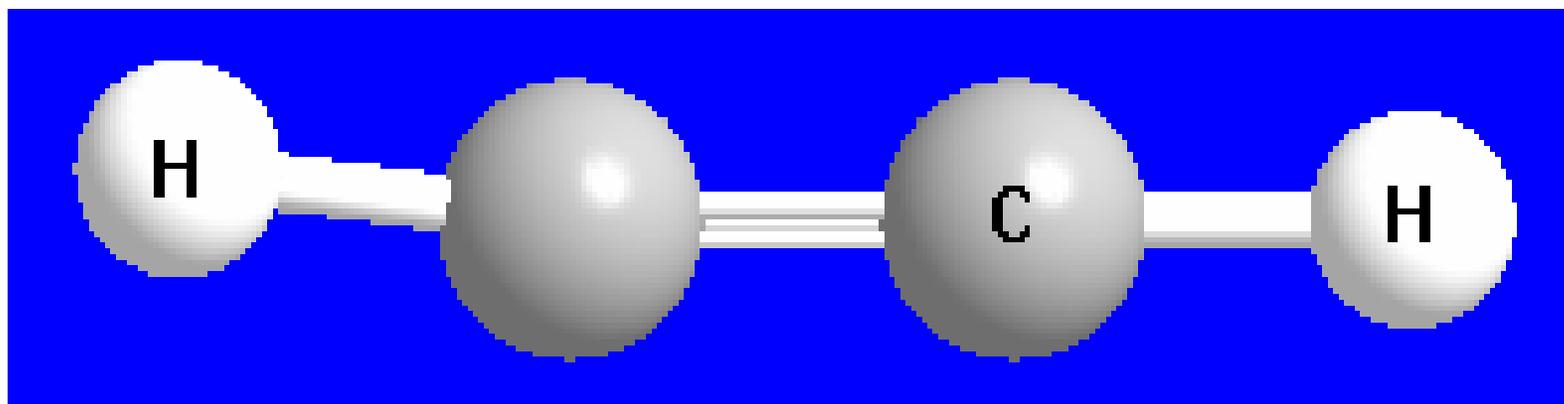
**Структурная формула
молекулы ацетилена:
Гибридное состояние атома С:**

sp



Электронная формула ацетилена





Основные характеристики ковалентных связей

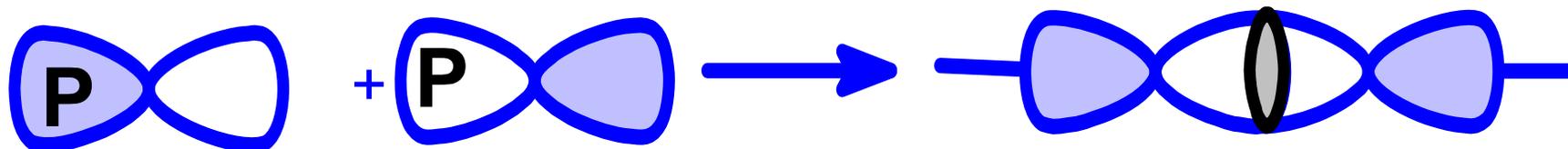
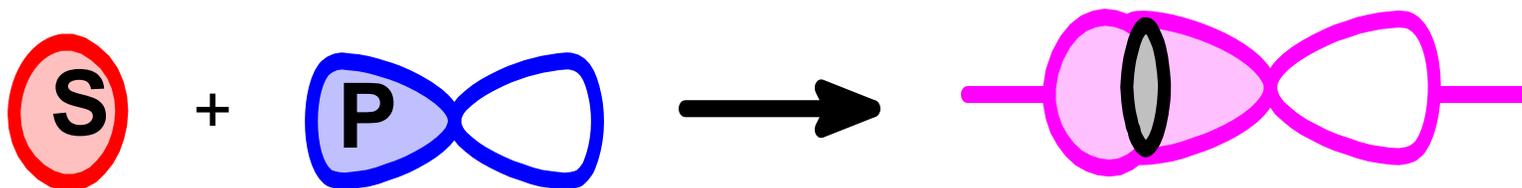
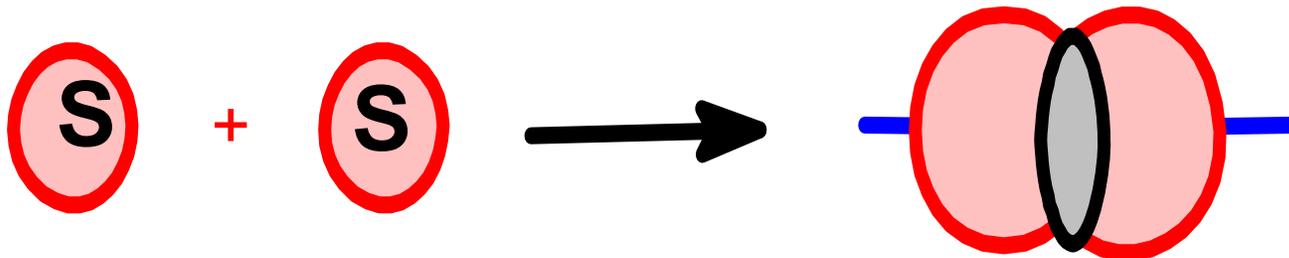
| Тип связи | Длина нм | Энергия кДж/моль | Полярность D | Поляризуемость см ³ |
|-----------|----------|------------------|--------------|--------------------------------|
| C – H | 0,109 | 415 | 0,4 | 1,7 |
| C – C | 0,154 | 348 | 0 | 1,3 |
| C = C | 0,133 | 620 | 0 | 4,2 |
| C ≡ C | 0,120 | 810 | 0 | 6.2 |
| C – O | 0,143 | 340 | 0,7 | 1,5 |
| C = O | 0,121 | 710 | 2,4 | 3,3 |
| O – H | 0,096 | 465 | 1,5 | 1,7 |

Типы химической связи:

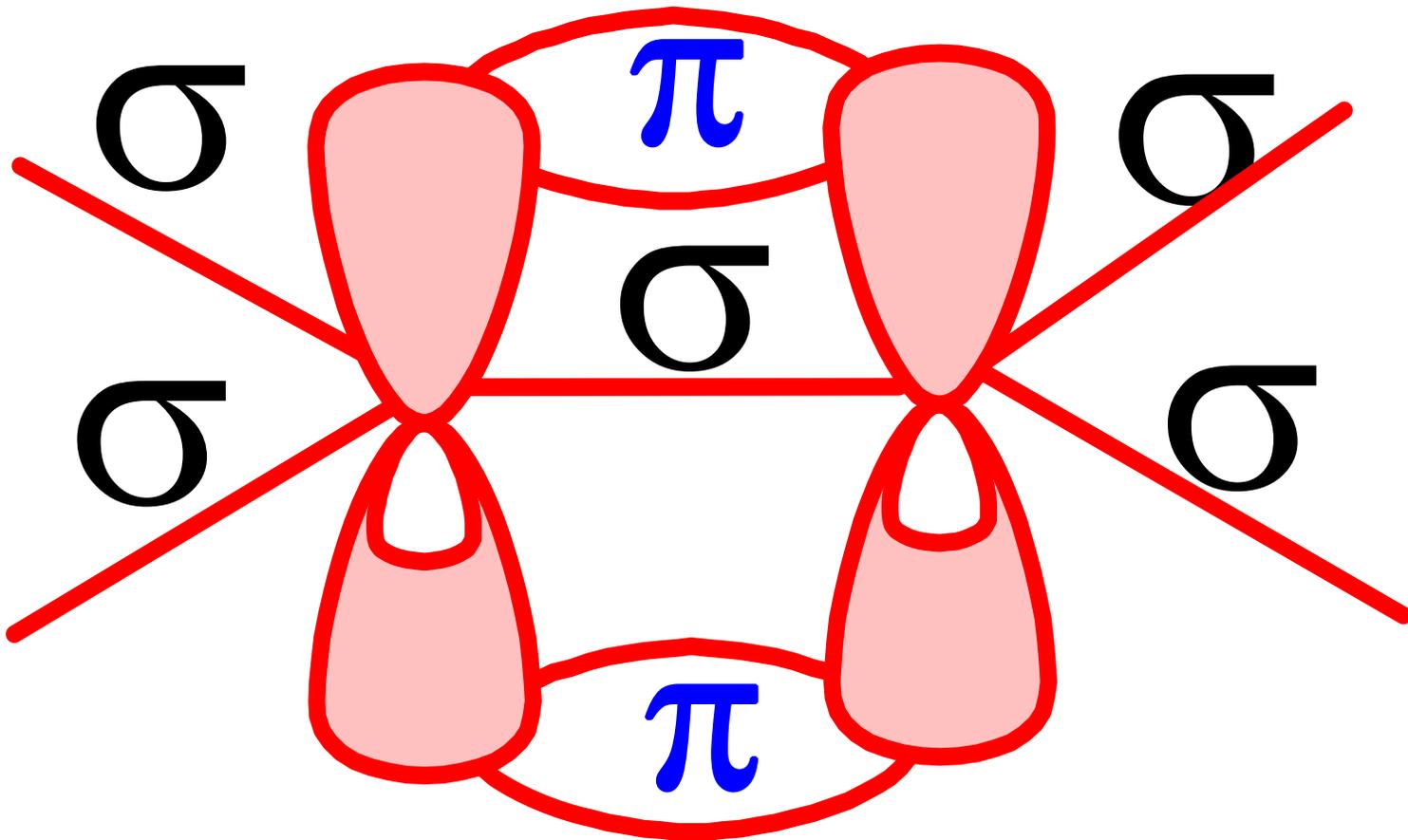
σ – СВЯЗЬ – одинарная

ковалентная связь, которая образуется при перекрывании АО по прямой, соединяющей ядра атомов с максимумом перекрывания на этой прямой (осевое перекрывание).

Образование σ -связи



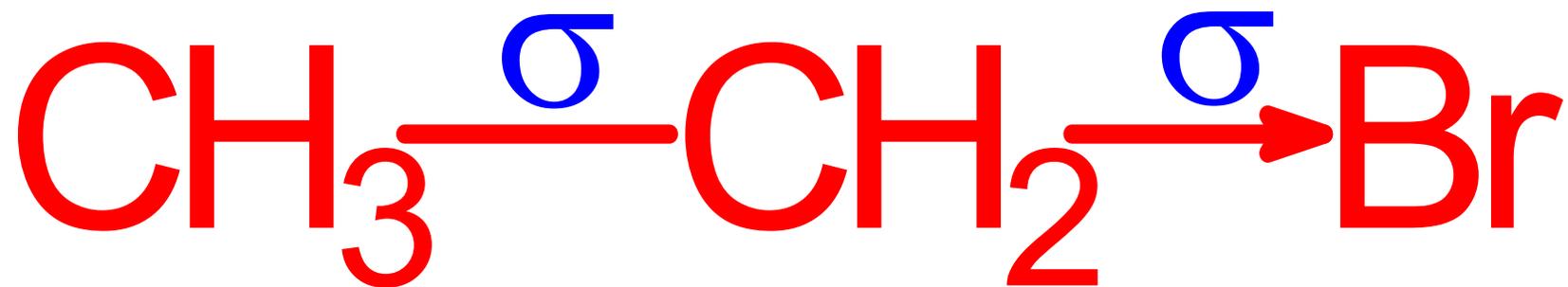
π - СВЯЗЬ образуется при боковом перекрывании негибридизованных p -АО с максимумом перекрывания над и под линией, соединяющей центры атомов (бокловое перекрывание)



Делокализованные связи

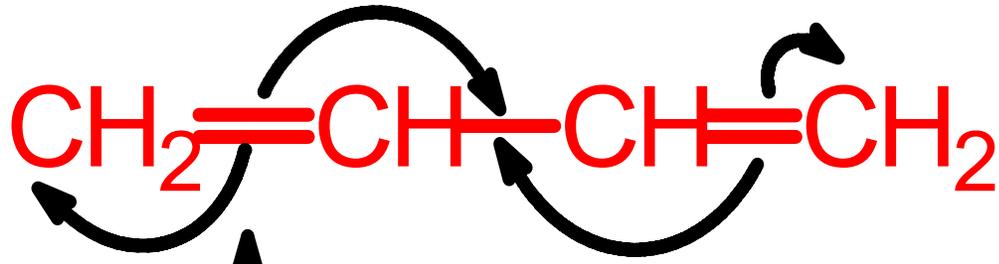
Ковалентная связь может быть локализованной и делокализованной.

Локализованной называют связь, электроны которой распределены между двумя связываемыми ядрами:

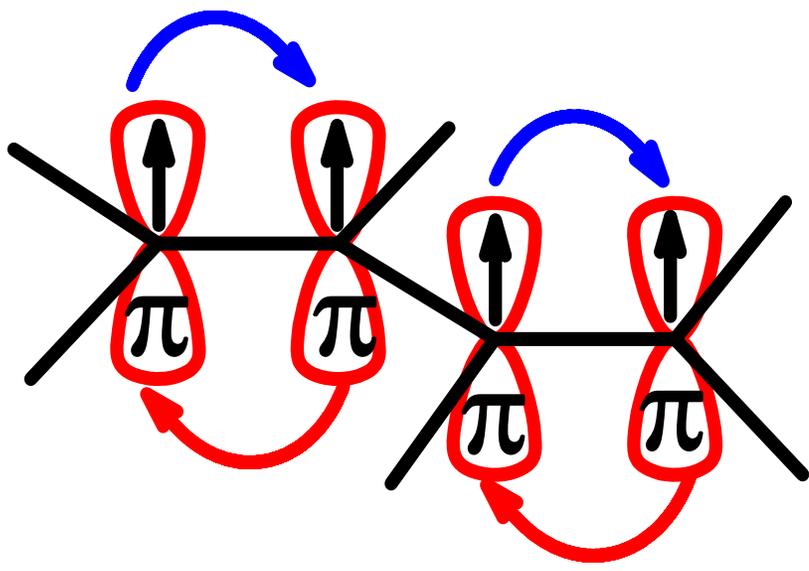


Делокализованной называют связь, электроны которой распределены на трех и более ядрах связываемых атомов.

1. Делокализация возможна в сопряженных молекулах, где идет чередование π и σ связей (π - π сопряжение):



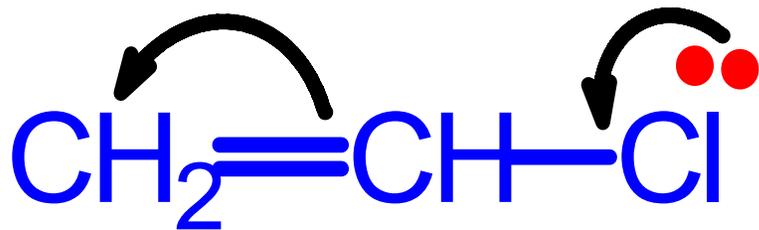
делокализация π -электронов на 4-х центрах



2. Делокализация

возможна в сопряженных молекулах, где идет чередование электронов π -связи и n (невалентных) электронов

(n - π сопряжение):

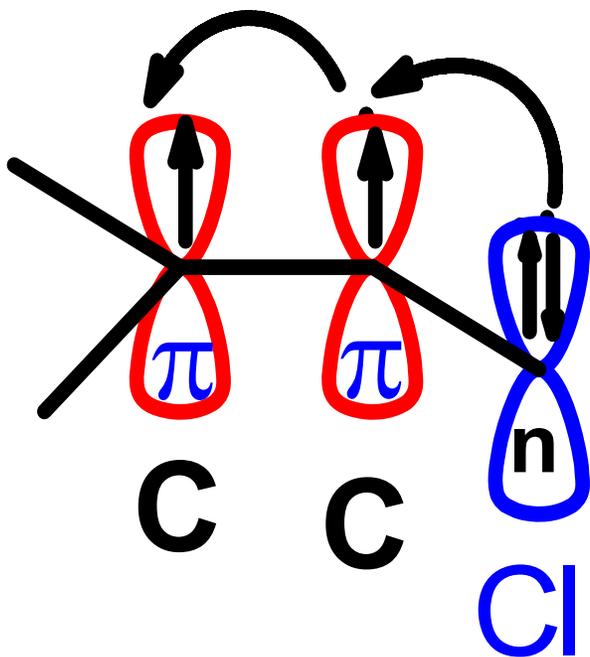


ВИНИЛХЛОРИД

делокализация

n и *π*-электронов

на 3-х центрах



Для наличия в молекуле

сопряжения: (π - π

сопряжение) или (n - π

сопряжение) необходимо:

**1. Атомы углерода должны
находиться в sp^2 -
гибридизации - т.е лежать в
одной плоскости**

2. Негибридизованные орбитали должны быть строго параллельны между собой. В делокализованной молекуле выравниваются межъядерные расстояния и снижается энергия молекулы. Величина, на которую снижается энергия молекулы называют **энергией сопряжения или энергией стабилизации.**

**Вывод: молекула с
делокализованными
связями более стабильна
чем
с неделокализованными.**

Электронные смещения в молекулах

Свойства химических соединений изменяются в зависимости от характера соседних групп, которые могут вызывать электронные смещения в молекуле.

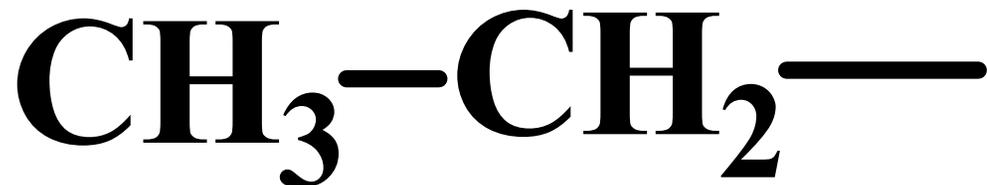
Различают два типа электронных смещений:

Индуктивный эффект
– передача электронного влияния заместителей по цепи σ -связей к более ЭО атому:



+I эффект – обладают
атомы и группы атомов,
которые отдают электроны
сильнее чем атом водорода.

Алкильные радикалы:

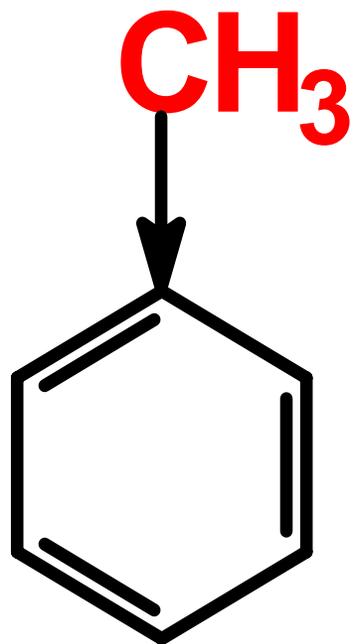


-I эффект – обладают
атомы и группы атомов,
которые притягивают
электроны сильнее чем
атом водорода

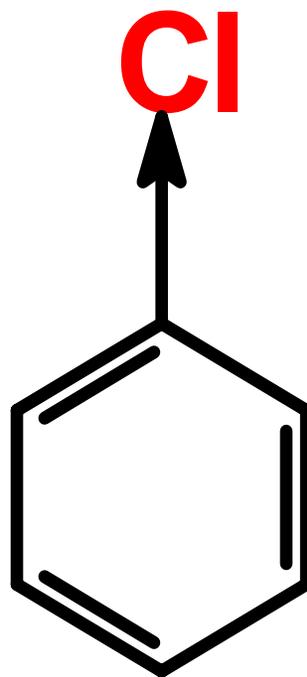
-Cl, -Br, -I

-OH, -NH₂, -CCl₃

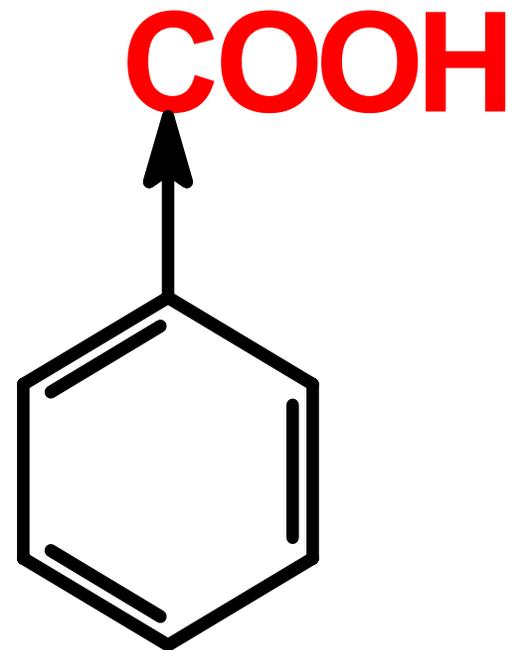
-COH, -COOH, -NO₂



+ |



- |

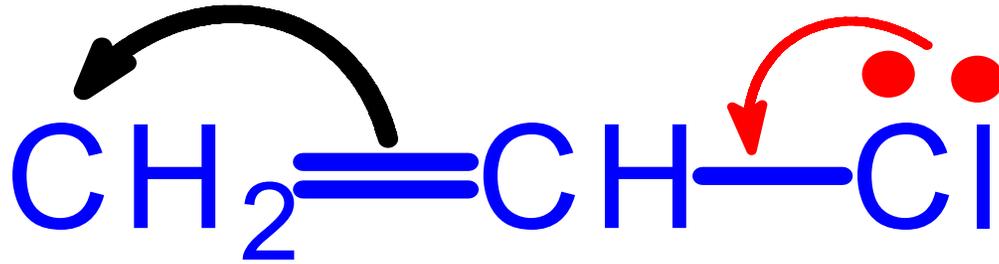


- |

Мезомерный эффект

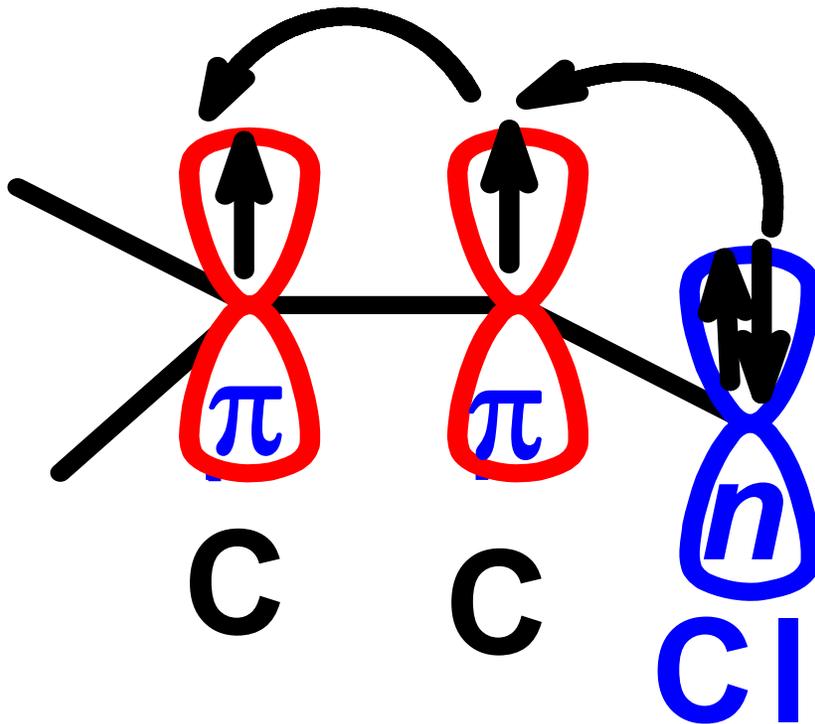
М - вид электронных смещений в несимметричных сопряженных системах в сторону более **ЭО** атома.

+M эффект – обладают
группы атомов, которые
подают электроны в
направлении двойной
связи: **n-π сопряжение**

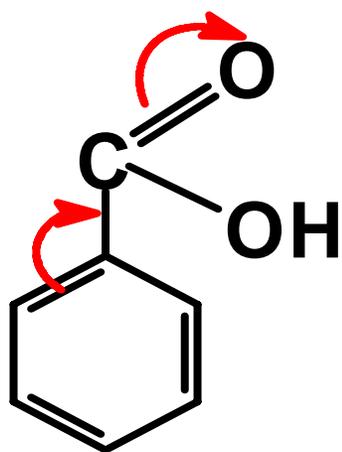


+ M

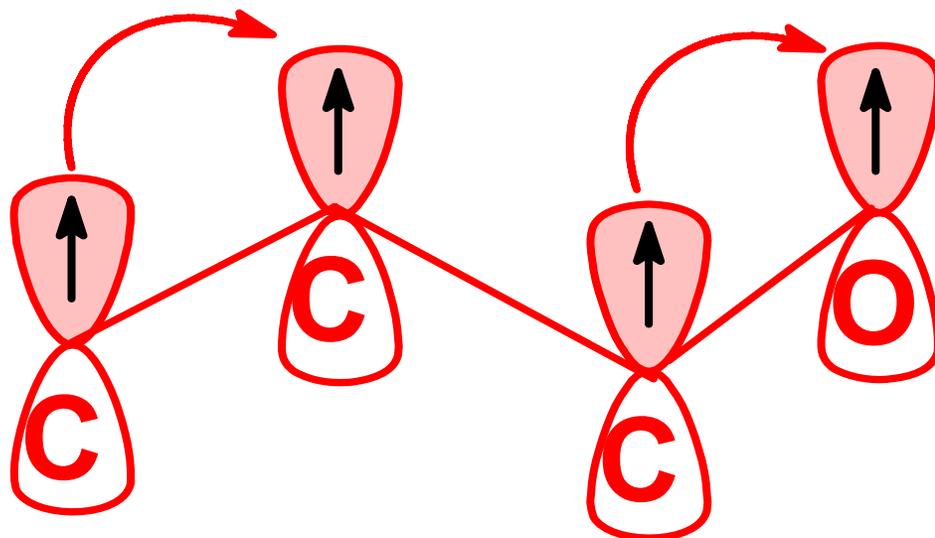
ВИНИЛХЛОРИД



-M эффект – обладают
группы атомов, которые
оттягивают электроны
от двойной связи: π - π
сопряжения



-M



π -электроны