



Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Кафедра биологии растений и химии

ХИМИЯ

**Теоретический раздел
Лекция
Теоретические основы органической химии**



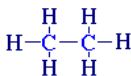
1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

1.1. Предмет органической химии

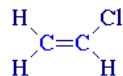
Органические вещества являются материальными носителями жизни на Земле. Каждая живая клетка содержит десятки органических соединений, в том числе таких сложных, как липиды, белки, углеводы, нуклеиновые кислоты, гормоны, витамины, которые находятся в постоянных взаимопревращениях, обеспечивая жизнедеятельность растений. В сложном комплексе физико-химических процессов, протекающих в организме и составляющих основу жизни, участвуют преимущественно органические вещества. Изучение химического состава органических веществ и живых организмов, а также закономерностей химических реакций, лежащих в основе биохимических превращений, дает возможность управлять процессами жизнедеятельности с целью повышения производства в овощеводстве и растениеводстве.

Органическая химия – это раздел химической науки, в котором изучаются соединения углерода – их строение, свойства, способы получения и практического использования. Соединения, в состав которых входит углерод, называются органическими. Кроме углерода, они почти всегда содержат водород, довольно часто – кислород, азот и галогены, реже – фосфор, серу и другие элементы. Однако сам углерод и некоторые простейшие его соединения, такие как оксид углерода(II), оксид углерода(IV), угольная кислота, карбонаты, карбиды и т. п., по характеру свойств относятся к неорганическим соединениям. Поэтому часто используется и другое определение.

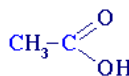
Органические соединения – это углеводороды (соединения углерода с водородом) и их производные. Благодаря особым свойствам элемента углерода, органические соединения очень многочисленны. Сейчас известно свыше 20 миллионов синтетических и природных органических веществ, и их число постоянно возрастает. Сырьевые источники органических веществ: нефть, природный газ, попутные нефтяные газы, каменный и бурый угли, горючие сланцы, торф, древесина и сельскохозяйственные растения. Критерием деления соединений на органические и неорганические служит их элементный состав. К органическим соединениям относятся химические вещества, содержащие в своем составе углерод, например:



Этан



Винилхлорид



Уксусная
кислота

Органические соединения отличаются от неорганических рядом характерных особенностей:

- почти все органические вещества горят или легко разрушаются при нагревании с окислителями, выделяя CO_2 (по этому признаку можно установить принадлежность исследуемого вещества к органическим соединениям);
- в молекулах органических соединений углерод может быть соединен почти с любым элементом Периодической системы;
- органические молекулы могут содержать последовательность атомов углерода, соединенных в цепи (открытые или замкнутые);
- молекулы большинства органических соединений не диссоциируют на достаточно устойчивые ионы;
- реакции органических соединений протекают значительно медленнее и в большинстве случаев не доходят до конца;
- среди органических соединений широко распространено явление изомерии;
- органические вещества имеют более низкие температуры фазовых переходов (точка кипения, точка плавления).

Органическая химия имеет исключительно важное научное и практическое значение. Объектом ее исследований в настоящее время являются более 20 миллионов соединений синтетического и природного происхождения. Поэтому органическая химия стала крупнейшим и наиболее важным разделом современной химии.

Природные органические вещества и их превращения лежат в основе явлений жизни. Поэтому органическая химия является химическим фундаментом биологической химии и молекулярной биологии – наук, изучающих процессы, происходящие в клетках организмов на молекулярном уровне. Исследования в этой области позволяют глубже понять суть явлений живой природы.

Множество синтетических органических соединений производится промышленностью для использования в самых разных отраслях человеческой деятельности. Это – нефтепродукты, горючее для различных двигателей, полимерные материалы (каучуки, пластмассы, волокна, пленки, лаки, клеи и т. д.), поверхностно-активные вещества, красите-



ли, средства защиты растений, лекарственные препараты, вкусовые и парфюмерные вещества и т. п. Без знания основ органической химии современный человек не способен экологически грамотно использовать все эти продукты цивилизации. Стремительное развитие методов синтеза и исследований органических соединений открывает широкие возможности для получения веществ и материалов с заданными свойствами.

1.2. Классификация органических соединений

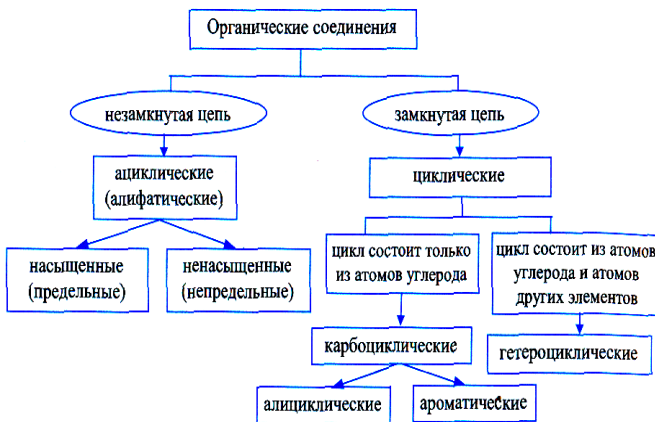
Многочисленность и разнообразие органических соединений требует особого внимания к их классификации. В основу этой классификации положены два главных структурных признака молекул:

- строение углеродной цепи;
- наличие и природа функциональной группы.

Углеродная цепь (углеродный скелет молекулы) – последовательность химически связанных между собой атомов углерода. Функциональная группа – атом или группа атомов, определяющая химические свойства соединения и его принадлежность к конкретному классу (прил. 2, табл. 1,2).

В зависимости от строения углеродной цепи органические соединения делят на ациклические и циклические.

Классификация соединений по строению углеродной цепи





Ациклические соединения – соединения с открытой (незамкнутой) углеродной цепью. Эти соединения называются также алифатическими. Среди ациклических соединений различают предельные (насыщенные), содержащие в скелете только одинарные связи C–C и непредельные (ненасыщенные), включающие кратные связи C=C и C≡C.

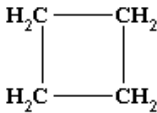
Ациклические соединения подразделяют также на соединения с неразветвленной и разветвленной цепью. В этом случае учитывается число связей атома углерода с другими углеродными атомами.

Циклические соединения – соединения с замкнутой углеродной цепью. В зависимости от природы атомов, составляющих цикл, различают карбоциклические и гетероциклические соединения.

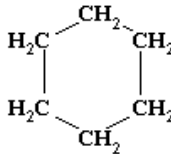
Карбоциклические соединения содержат в цикле только атомы углерода. Они делятся на две существенно различающиеся по химическим свойствам группы: алифатические циклические – сокращенно алициклические – и ароматические соединения.

Карбоциклические соединения

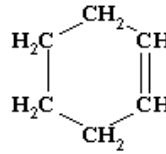
алициклические



Циклобутан

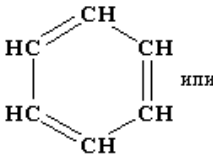


Циклогексан

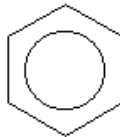


Циклогексен

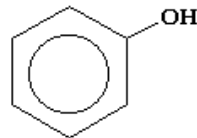
ароматические



Бензол



или

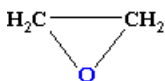


Фенол



Гетероциклические соединения содержат в цикле, кроме атомов углерода, один или несколько атомов других элементов – гетероатомов: кислород, азот, серу и др.

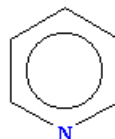
Гетероциклические соединения



Этиленоксид
(эпоксид)



Тиофен



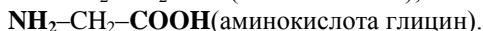
Пиридин

Соединения, в состав которых входят только углерод и водород, называются углеводородами. Другие более многочисленные, органические соединения можно рассматривать как производные углеводородов, которые образуются при введении в углеводороды функциональных групп, содержащих другие элементы. В зависимости от природы функциональных групп органические соединения делят на классы (прил. 2, табл. 4). Некоторые наиболее характерные функциональные группы и соответствующие им классы соединений приведены в таблице.

Важнейшие функциональные группы

Функциональная группа		Класс соединения
Обозначение	Название	
$-F, -Cl, -Br, -I$	Галоген	Галогенопроизводные углеводородов
$-OH$	Гидроксил	Спирты, фенолы
$>C=O$	Карбонил	Альдегиды, кетоны
$-COOH$	Карбоксил	Карбоновые кислоты
$-NH_2, >NH, >N-$	Аминогруппа	Амины
$-NO_2$	Нитрогруппа	Нитросоединения
$-SO_3H$	Сульфогруппа	Сульфокислоты

В состав молекул органических соединений могут входить две или более одинаковые или различные функциональных групп. Например:





Все классы органических соединений взаимосвязаны. Переход от одних классов соединений к другим осуществляется в основном за счет превращения функциональных групп без изменения углеродного скелета. Соединения каждого класса составляют гомологический ряд.

1.3. Основные положения теории химического строения А.М.Бутлерова

Основой современной органической химии является **ТЕОРИЯ СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**, созданная на базе теории химического строения А.М. Бутлерова и электронных (квантовохимических) представлений о строении атома и природе химической связи.

Основные положения теории химического строения А.М. Бутлерова:

1. Атомы в молекулах соединены друг с другом в определенной последовательности согласно их валентностям. Последовательность межатомных связей в молекуле называется ее химическим строением и отражается одной структурной формулой (формулой строения).

2. Химическое строение можно устанавливать химическими методами. (В настоящее время используются также современные физические методы).

3. Свойства веществ зависят от их химического строения.

4. По свойствам данного вещества можно определить строение его молекулы, а по строению молекулы – предвидеть свойства.

5. Атомы и группы атомов в молекуле оказывают взаимное влияние друг на друга.

Теория Бутлерова явилась научным фундаментом органической химии и способствовала быстрому ее развитию. Опираясь на положения теории, А.М. Бутлеров дал объяснение явлению изомерии, предсказал существование различных изомеров и впервые получил некоторые из них. Развитию теории строения способствовали работы Кекуле, Кольбе, Купера, Жерара и Вант-Гоффа. Однако их теоретические положения не носили общего характера и служили главным образом целям объяснения экспериментального материала.

Современная теория строения позволяет предсказывать основные химические и физические свойства органических соединений, исходя из их химического, пространственного и электронного строения. Теория строения играет ключевую роль в изучении и систематизации



огромного фактического материала органической химии и открывает широкие возможности для получения веществ с заданными свойствами.

Наиболее распространенные в органических соединениях элементы (элементы-органогены) относятся в основном ко 2-му (C, N, O) и 3-му (P, S, Cl) периодам Периодической системы. Валентными электронами этих элементов являются $2s$ -, $2p$ - и $3s$ -, $3p$ -электроны соответственно.

В органических соединениях ковалентная связь является основной. Ковалентная связь возникает между атомами с относительно малыми различиями в электроотрицательностях ($\Delta\chi < 2$), например, C и H, C и O, C и N, C и Cl, N и O и т.п., которые образуют химическую связь за счет общей электронной пары:



Неполярная (симметричная) ковалентная связь – связь между атомами с равной электроотрицательностью ($\Delta\chi = 0$) и, следовательно, равномерным распределением электронной плотности между ядрами атомов: H–H, F–F, Cl–Cl, O = O, N \equiv N и т.п. (прил. 1).

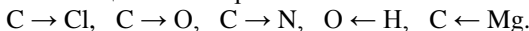
Неполярными являются также связи между одинаковыми атомными группировками. Например, связь C–C в молекуле $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$. Дипольный момент неполярных связей равен 0.

Связи между одинаковыми атомами, имеющими различное окружение, к неполярным не относятся. Например: $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{O}$ (ацетальдегид), $\text{H}_3\text{C}-\text{COOH}$ (уксусная кислота), (дипольные моменты связей C–C 2,7D и 1,7 D соответственно). Связь C–H в предельных углеводородах (например, в CH_4) считается практически неполярной, так как $\Delta\chi = 2,5(\text{C}) - 2,1(\text{H}) = 0,4$ (дипольный момент связи 0,2 D). Следует отметить, что в непредельных углеводородах ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$, $\text{CH}\equiv\text{CH}$, $\text{RC}\equiv\text{CH}$ и т.п.) электроотрицательность углерода выше и связь C–H более полярна (особенно, если атом H связан с углеродом, имеющим тройную связь: H–C \equiv C–H, RC \equiv C–H).

Полярная ковалентная связь Полярная (несимметричная) ковалентная связь – связь между атомами с различной электроотрицательностью ($2 > \Delta\chi > 0,5$) и несимметричным распределением общей электронной пары. Электронная плотность такой связи смещена в сторону более электроотрицательного атома, что приводит к появлению на нем частичного отрицательного заряда δ^- (дельта минус), а на менее электроотрицательном атоме – частичного положительного заряда δ^+ (дельта плюс): $\text{C}^{\delta+}-\text{Cl}^{\delta-}$, $\text{C}^{\delta+}-\text{O}^{\delta-}$, $\text{C}^{\delta+}-\text{N}^{\delta-}$, $\text{O}^{\delta-}-\text{H}^{\delta+}$, $\text{C}^{\delta-}-\text{Mg}^{\delta+}$.

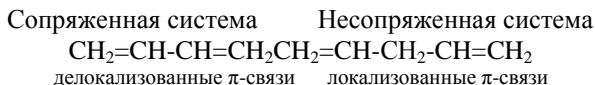


Направление смещения электронов обозначается также стрелкой:

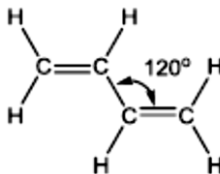


Чем больше различие в электроотрицательности связываемых атомов, тем выше полярность связи и больше ее дипольный момент. Между противоположными по знаку частичными зарядами действуют дополнительные силы притяжения, увеличивая прочность связи. Полярность связей влияет на химические и физические свойства соединений. От полярности связи зависит механизм реакции и даже реакционная способность соседних связей. Полярность связей может привести к полярности молекул и таким образом повлиять на физические свойства вещества (температуры плавления и кипения, растворимость).

Делокализованные π -связи. Сопряжение. Ковалентная связь считается локализованной, если ее электронная пара находится в поле двух ядер и связывает только два атома. Делокализованная связь – связь, электронная пара которой рассредоточена между несколькими (более 2) ядрами атомов (подобие металлической связи). Такая делокализация (рассредоточение) электронов характерна для сопряженных π -связей, т. е. кратных связей, чередующихся с одинарными.



Рассредоточение электронов – энергетически выгодный процесс, так как приводит к снижению энергии молекулы. Необходимым условием делокализации π -электронов является π -перекрывание p -АО соседних sp^2 - или sp -атомов, лежащих в одной плоскости. С помощью атомно-орбитальной модели можно показать, как происходит делокализация π -связей в молекуле бутадиена:



Все четыре атома углерода в молекуле находятся в состоянии sp^2 -гибридизации. Три гибридные орбитали каждого атома углерода располагаются в одной плоскости под углом 120° . Таким образом, ато-

мы в молекуле бутадиена-1,3 располагаются в одной плоскости, валентные углы равны 120° .

Негибризованные p -орбитали каждого атома углерода располагаются перпендикулярно плоскости молекулы и параллельны друг другу, что создает условия для их взаимного перекрывания. При перекрывании негибризованных p -орбиталей образуются π -связи:

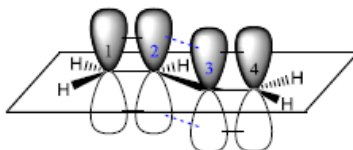
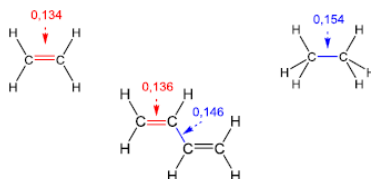


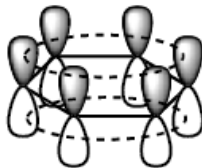
Рис.1.1. Схема образования π -связей в молекуле бутадиена-1,3

Из рис.1.1 видно, что перекрывание негибризованных p -орбиталей происходит между связанными двойными связями атомами углерода $C(1)=C(2)$ и $C(3)=C(4)$. Но кроме того в данной молекуле имеется перекрывание p -орбиталей между *вторым* и *третьим* атомами углерода. Таким образом, π -связи в молекуле бутадиена-1,3 не являются изолированными, они образуют единую *сопряженную* систему, охватывающую все четыре атома углерода. Другими словами, π -электроны в молекуле бутадиена не принадлежат отдельным связям. В этом случае говорят, что π -электроны *делокализованы*.

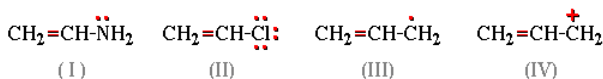
Сопряжение приводит к некоторому выравниванию длин двойных и одинарных связей в молекуле бутадиена-1,3:



Делокализация π -электронов приводит к тому, что в сопряженной системе связи становятся нецелочисленными (дробными), т.е. ни двойными или тройными, ни одинарными. Иначе говоря, связи имеют нецелочисленный порядок. Соответственно, длины делокализованных связей имеют промежуточные значения между длинами одинарных и кратных связей. Типичным примером делокализации связей в циклической молекуле является бензол C_6H_6 .



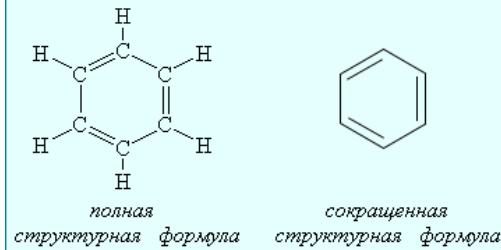
Система сопряжения может быть открытой или замкнутой и содержать атом (C, N, O, S, Cl и т.д.) с неподеленной электронной парой (формулы I, II), с неспаренным электроном (III) или с вакантной р-АО (IV):



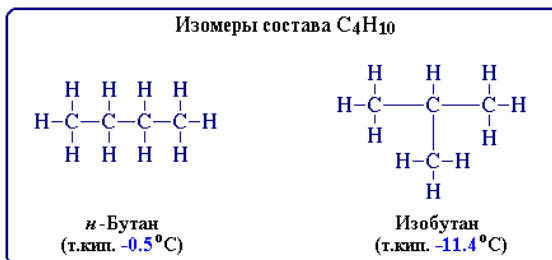
Формула строения (структурная формула) описывает порядок соединения атомов в молекуле, т.е. ее химическое строение. Химические связи в структурной формуле изображают черточками. Связь между водородом и другими атомами обычно не указывается (такие формулы называются сокращенными структурными формулами). Например, полная (развернутая) и сокращенная структурные формулы изобутана C_4H_{10} имеют вид:



Часто используется еще более краткая запись формулы, когда не изображают не только связи с атомом водорода, но и символы атомов углерода и водорода. Например, строение бензола C_6H_6 отражают формулы:



Структурные формулы отличаются от молекулярных (брутто) формул, которые показывают только, какие элементы и в каком соотношении входят в состав вещества (т.е. качественный и количественный элементный состав), но не отражают порядка связывания атомов. Например, *n*-бутан и изобутан имеют одну молекулярную формулу C_4H_{10} , но разную последовательность связей. Таким образом, различие веществ обусловлено не только разным качественным и количественным элементным составом, но и разным химическим строением, которое можно отразить лишь структурными формулами.



1.4. Типы изомерии. Виды пространственной и структурной изомерии

Еще до создания теории строения были известны вещества одинакового элементного состава, но с разными свойствами. Такие вещества были названы изомерами, а само это явление – изомерией. В основе изомерии, как показал А.М. Бутлеров, лежит различие в строении молекул, состоящих из одинакового набора атомов. **Изомеры** – это вещества, имеющие одинаковый качественный и количественный состав (одинаковую формулу), но разное строение



Таким образом, изомерия – это явление существования соединений, имеющих одинаковый качественный и количественный состав, но разное строение и, следовательно, разные свойства. В зависимости от характера отличий в строении изомеров различают структурную и пространственную изомерию.

Типы изомерии:

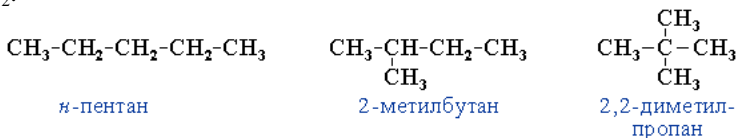
1. Структурная.

2. Пространственная: а) геометрическая; б) оптическая.

Структурные изомеры – соединения одинакового качественного и количественного состава, отличающиеся порядком связывания атомов, т. е. химическим строением. Следовательно, структурные изомеры имеют одну и ту же молекулярную формулу, но различные структурные формулы.

Типы структурной изомерии

Изомерия углеродного скелета. Например, структурные изомеры C_5H_{12} :



Изомерия положения:

а) кратных связей



б) функциональной группы

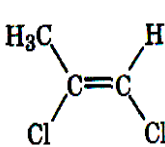


Межклассовая изомерия (изомерия функциональных групп)

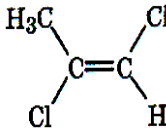




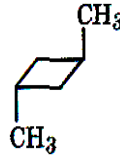
Пространственные изомеры (стереоизомеры) при одинаковом составе и одинаковом химическом строении различаются пространственным расположением атомов в молекуле. Пространственными изомерами являются *оптические* и *цис-транс* изомеры (шарики разного цвета обозначают разные атомы или атомные группы):



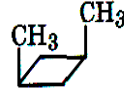
цис-1,2-дихлорпропен



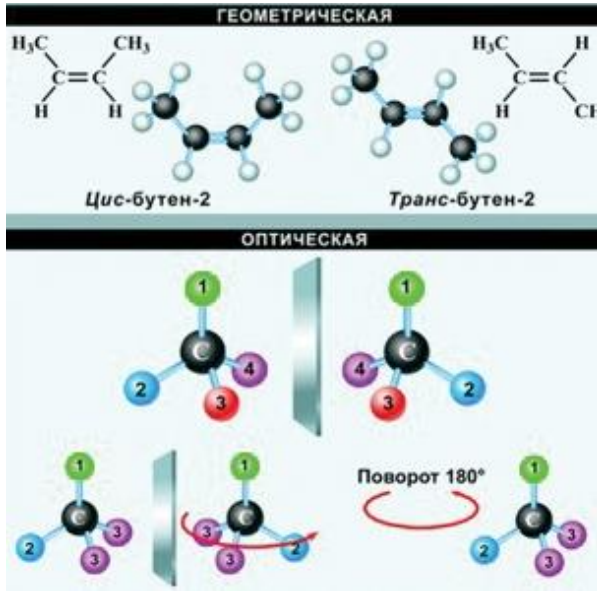
транс-1,2-дихлорпропен



транс-1,3-диметилциклобутан



цис-1,3-диметилциклобутан



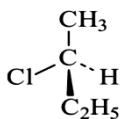
Молекулы таких изомеров несовместимы в пространстве. Наглядное представление о пространственном строении молекул дают их трехмерные модели. Для графического изображения стереоизомеров используются стереохимические и проекционные формулы. Стереои́зомерия играет важную роль в органической химии. Подробнее эти



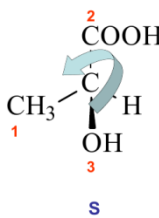
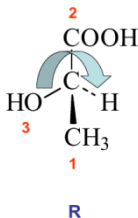
вопросы рассматриваются при изучении соединений отдельных классов.

Изомеры, образующиеся за счет свободного вращения вокруг простых связей, носят название **конформеров**. Небольшие молекулы могут принимать в растворе множество конформаций. В представленных конформерах янтарная кислота имеет такое же расположение атомов, как в фумаровой или малеиновой кислотах. Возможно существование обеих форм, причем конформация 1 из-за сильного отталкивания двух COOH-групп является предпочтительной и поэтому встречается чаще. Макромолекулы такие, как белки и нуклеиновые кислоты имеют вполне определенные конформации, стабилизированные благодаря внутримолекулярным взаимодействиям.

Еще один вид изомерии возникает в том случае, когда в молекуле имеется хиральный центр. Молекула в целом является хиральной. Хиральность (от греч. *cheir* – рука) служит причиной образования структур, которые нельзя совместить, поскольку они являются зеркальными изображениями друг друга (**зеркальная изомерия**). Наиболее частая причина хиральных свойств – присутствие **асимметричного атома углерода**, т.е. атома с *четырьмя различными* заместителями. В этом случае образуются две формы (энантимеры) с различной конфигурацией. Чаще всего энантимеры носят название L- и D-формы. Для указания абсолютной конфигурации асимметричного атома пользуются *R/S-номенклатурой*



R/S номенклатура энантимеров



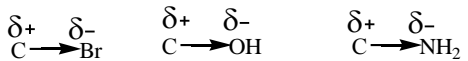


химическим, электронным и пространственным строением молекул.

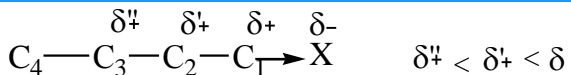
Подавляющее большинство биомолекул являются производными более простых соединений четырех химических элементов-неметаллов: *кислорода* (O), *азота* (N), *серы* (S) и *фосфора* (P). Многие биохимически важные соединения кислорода, азота и серы могут рассматриваться как производные водорода (H_2O , NH_3 , H_2S). В биологических системах фосфор встречается главным образом в форме производных фосфорной кислоты H_3PO_4 .

При замене одного или нескольких атомов водорода в указанных выше соединениях на группировку R, например, на алкильную группу, получают производные типа $R-XH_{n-1}$, $R-XH_{n-2}-R'$ и т.д. Так, например, спирты ($R-OH$) и простые эфиры ($R-O-R'$) формально можно рассматривать как производные воды, первичные ($R-NH_2$), вторичные ($R-NH-R'$) и третичные ($R-N=R'R''$) амины – как производные аммиака, а тиоспирты ($R-SH$) – как производные сероводорода. Многие органические вещества содержат полярные группировки, такие, как $-OH$ и $-NH_2$. Поскольку эти группировки существенно более реакционно-способны по сравнению с углеводородными боковыми цепями, они носят название **функциональных групп**. Новые функциональные группы образуются при окислении приведенных выше соединений. Так, при окислении тиоспиртов образуются дисульфиды ($R-S-S-R'$), при окислении первичных спиртов (RCH_2-OH) – альдегиды ($R-CO-H$), а затем карбоновые кислоты ($R-COOH$), а при окислении вторичных спиртов – кетоны ($R-CO-R'$). Для этих кислородсодержащих соединений характерно наличие карбонильной группы ($C=O$).

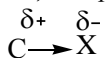
Составляющие молекулу атомы испытывают взаимное влияние, передающееся с помощью электронных и пространственных эффектов. Если, например, C-атом связан с более электроотрицательным атомом – азотом, кислородом, галогенами, то на нем возникает дефицит электронной плотности, обозначаемый « δ^+ », а на гетероатоме – избыток электронной плотности, обозначаемый « δ^- »:



Полярность одной связи передается по механизму электростатической индукции по цепи σ -связей, что и обуславливает, так называемый, *индуктивный эффект* (*I-эффект*). Передача происходит с постепенным затуханием и через три-четыре связи уже не проявляется:



Графически индуктивный эффект изображают знаком \rightarrow по линии ковалентной связи, острием направленным в сторону более электроотрицательного атома. Направление индуктивного эффекта заместителя качественно оценивают, сравнивая его влияние на электронное облако связи с практически неполярной связью С-Н и, полагая, что *I-эффект атома водорода равен нулю*. Если заместители смещают электронную плотность σ -связей *к себе* сильнее, чем атом водорода, то они проявляют *отрицательный индуктивный эффект (-I-эффект)*. Такие заместители снижают электронную плотность в системе σ -связей и их называют *электроноакцепторными*:

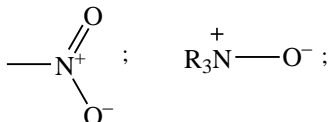


-I-эффект проявляют:

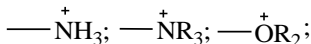
а) электроотрицательные атомы и группы:

F > Cl > Br > I; OH, NH₂ и другие;

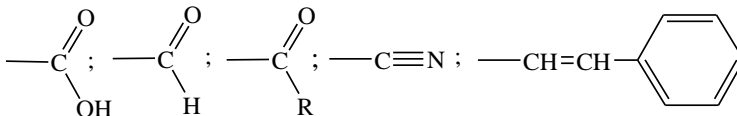
б) группы с семиполярными связями:



в) ониевые и катионные заместители:



г) ненасыщенные и ароматические заместители:



Заместители, *отталкивающие электроны от себя*, проявляют *положительный индуктивный эффект (+I-эффект)* и называются *электронодонорными*.

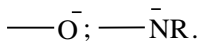


+I-эффект проявляют:

а) алкильные группы:



б) анионные заместители:

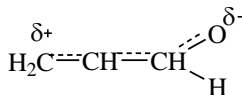
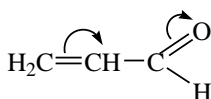


Мезомерный эффект или эффект сопряжения (М-эффект) – это электронные смещения по системе полярных делокализованных π -связей.

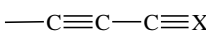
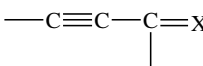
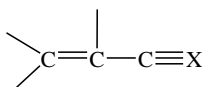
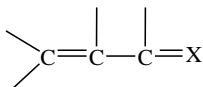
В результате проявления заместителем мезомерного эффекта распределение электронной плотности в сопряженной открытой углеродной цепи или в ароматической системе отличается от того распределения, которое имело бы место в отсутствие этого заместителя. Мезомерный эффект в отличие от индуктивного передается по сопряженной системе без затухания.

Заместители, смещающие электронную плотность в сопряженной системе к себе, проявляют *отрицательный мезомерный эффект (–М-эффект)* и являются *электрооакцепторными*.

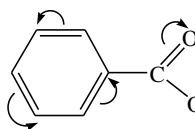
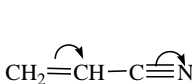
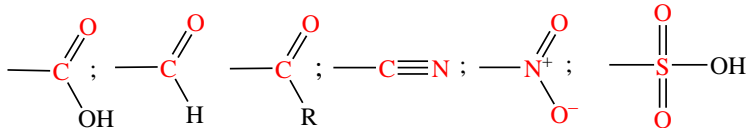
–М-эффект изображается изогнутой стрелкой от π -связи на атом следующим образом:



–М-эффект проявляется в несимметричных π, π -сопряженных системах:



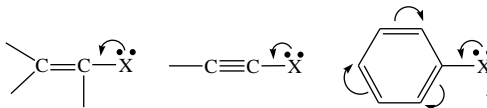
Группы, обладающие –М-эффектом:



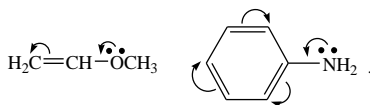
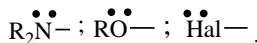


Заместители, смещающие электронную плотность *от себя в сторону сопряженной системы*, проявляют *положительный мезомерный эффект (+M-эффект)*. К ним относятся заместители, содержащие гетероатом с неподеленной парой электронов или имеющие отрицательный заряд. Эти заместители являются *электронодонорными* и за счет включения в состав сопряженной системы своей пары электронов создают избыточность электронной плотности в цепи сопряжения.

+M-эффект проявляется в p,π-сопряженных системах:



Группы, обладающие +M-эффектом:



Чтобы установить, имеется ли M-эффект необходимо:

- выделить в молекуле сопряженную систему связей;
- если система симметрична – M-эффекта нет;
- если имеется *p,π*-сопряженная система, то имеется *+M*-эффект, а если несимметричная *π,π*-сопряженная система, то *-M*-эффект.

Электронные эффекты заместителей

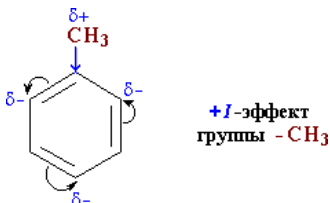
Электронные эффекты	Заместители
$+I (M = 0)$	Алкильные заместители ($-R$)
$+I, +M$	$-O^{\ominus}, -S^{\ominus}$
$+I, -M$	$-C_6H_5$
$-I, +M$	$-OH^*, -OR^*, -SH, -SR, -F, -Cl, -Br, -NH_2^*, -NHR^*, -NR_2^*$
$-I, -M$	$-\overset{+}{N}R_3, -NO_2, -SO_3H, -C(=O)H, -C(=O)R, -C\equiv N, -COOH$

* У заместителя мезомерный эффект преобладает над индуктивным эффектом.

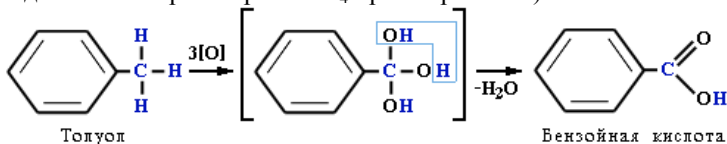
В толуоле ярко проявляется взаимное влияние атомов в молекуле на реакционную способность вещества. С одной стороны, метильная



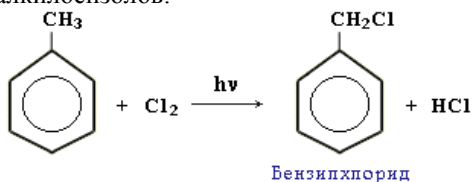
группа CH_3 (за счет $+I$ -эффекта) повышает электронную плотность в бензольном кольце в положениях 2, 4 и 6 и облегчает замещение именно в этих положениях.



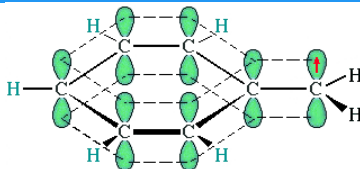
Взаимное влияние атомов определяет направление реакций электрофильного замещения в гомологах бензола и его производных – правила ориентации. С другой стороны, под влиянием бензольного кольца метильная группа CH_3 в толуоле становится более активной в реакциях окисления и радикального замещения по сравнению с метаном CH_4 . Толуол в отличие от метана окисляется в мягких условиях (обесцвечивает подкисленный раствор KMnO_4 при нагревании):



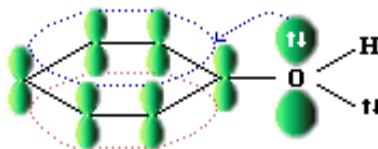
Легче, чем в алканах, протекают реакции радикального замещения в боковой цепи алкилбензолов:



Это объясняется тем, что на лимитирующей стадии легко (при невысокой энергии активации) образуются устойчивые промежуточные радикалы. Например, в случае толуола образуется радикал бензил $\text{CH}_2\text{-C}_6\text{H}_5$. Он более стабилен, чем алкильные свободные радикалы (CH_3 , CH_2R), так как его неспаренный электрон делокализован за счет взаимодействия с π -электронной системой бензольного кольца:



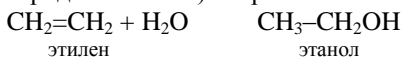
В фенолах под влиянием π -электронной системы бензольного кольца для атома кислорода предпочтительней sp^2 -гибридизация. При этом одна из неподеленных электронных пар находится на негибридной p-орбитали и может участвовать в сопряжении с ароматической π -системой.



Гидроксигруппа проявляет отрицательный индуктивный эффект ($-I$ -эффект) по отношению к углеводородному радикалу и в спиртах выступает как электроноакцепторный заместитель. В фенолах, где OH -группа находится при sp^2 -атоме углерода, кроме того она проявляет положительный мезомерный эффект ($+M$), предоставляя неподеленную электронную пару кислорода в π -систему сопряжения бензольного кольца. Вследствие большей подвижности p-электронов $+M$ -эффект сильнее, чем $-I$ -эффект, т.е. гидроксигруппа в фенолах является электронодонорным заместителем (отрицательный заряд на атоме кислорода в феноле ниже, чем в предельных одноатомных спиртах).

1.6. Понятие о механизме реакции

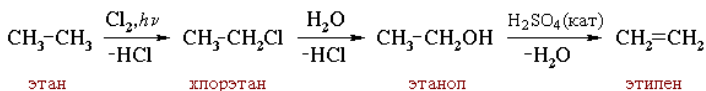
Многочисленные реакции, протекающие в живой клетке или в пробирке, разделяются на несколько классов по их механизму. На простых примерах здесь показано значение разных типов реакций в органической химии. На схеме приведены лишь исходные соединения и конечные продукты реакции. В реакциях органических соединений, как правило, изменения затрагивают только часть молекулы, ее основная конструкция (углеродный скелет) сохраняется. Например:





В случае неорганических реакций более характерен распад соединения на ионы или атомы, из которых образуются совершенно новые конструкции: Большинство органических реакций протекают значительно медленнее реакций неорганических веществ и обычно не завершаются полностью вследствие их обратимости. Многие органические реакции включают несколько элементарных стадий. Последовательность нескольких реакций принято изображать в виде схемы превращений, в которой действующий на органическое соединение реагент записывается над стрелкой, а выделяющийся побочный продукт – под стрелкой со знаком «минус»:

Пример записи схемы превращений



Многие органические реакции являются сложными и идут в несколько элементарных стадий (последовательных или параллельных). Общая скорость сложной химической реакции определяется скоростью ее наиболее медленной (лимитирующей) стадии. Лимитирующей является стадия с более высокой энергией активации E_a' . В случае сложных реакций на некоторых стадиях образуются нестабильные промежуточные частицы – органические ионы или свободные радикалы. Их относительная устойчивость и следовательно, вероятность образования растут с увеличением возможности делокализации (распределения) заряда в ионе или неспаренного электрона в радикале.

Классификацию органических реакций проводят на основе общих для всех реакций признаков: строение и состав исходных и конечных продуктов; изменение степеней окисления реагирующих частиц; тепловой эффект реакции; ее обратимость и т.п. Наиболее часто органические реакции классифицируют по следующим признакам:

по конечному результату реакции (на основе сопоставления строения исходных и конечных продуктов);

по минимальному числу частиц, участвующих в элементарной реакции;

по механизму разрыва ковалентных связей в реагирующих молекулах.



Тип многостадийных реакций определяют по самой медленной (лимитирующей) стадии. Различные способы классификации часто сочетаются друг с другом.

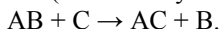
В основе этой классификации лежит сопоставление числа, состава и строения исходных и конечных продуктов по уравнению реакции. В соответствии с конечным результатом различают следующие типы органических реакций:

- замещение;
- присоединение;
- отщепление (элиминирование);
- изомеризация (перегруппировка);
- разложение.

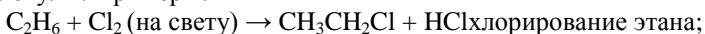
Если процесс сопровождается изменением степени окисления атома углерода в органическом соединении, то выделяют также реакции окисления и восстановления. Окисление и восстановление органических веществ может проходить по какому-либо из названных выше типов реакций.

Реакции замещения.

Атом или атомная группировка в молекуле органического соединения замещается на другой атом (или атомную группировку):



Реакции этого типа можно рассматривать как реакции обмена, но в органической химии предпочтительней термин «замещение», поскольку в обмене участвует (замещается) лишь меньшая часть органической молекулы. Примеры:

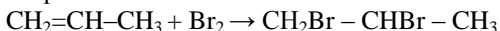


$CH_3CH_2Cl + KOH \text{ (водн. р-р)} \rightarrow CH_3CH_2OH + KCl$ щелочной гидролиз хлорэтана.

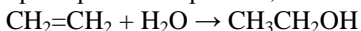
Реакции присоединения.

В реакциях присоединения молекула органического соединения и молекула простого или сложного вещества соединяются в новую молекулу, при этом другие продукты реакции не образуются: $A + B \rightarrow C$.

Примеры:



бромирование пропена;



гидратация этилена.

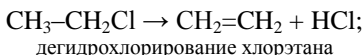


К реакциям присоединения относятся также реакции полимеризации: $nA \rightarrow A_n$. Например, образование полиэтилена: $n\text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$.

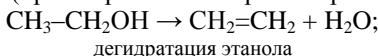
Реакции отщепления.

В реакции отщепления (элиминирования) происходит отрыв атомов или атомных групп от молекулы исходного вещества при сохранении ее углеродного скелета. $A \rightarrow B + C$. Например:

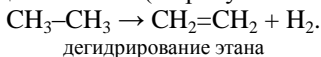
отщепление хлороводорода (при действии на хлоралкан спиртовым раствором щелочи)



отщепление воды (при нагревании спирта с серной кислотой)



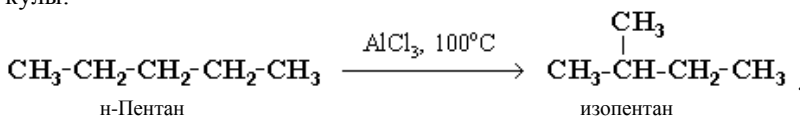
отщепление водорода от алкана (в присутствии катализатора)



Реакции изомеризации или перегруппировки.

В органическом соединении происходит переход (миграция) отдельных атомов или групп атомов от одного участка молекулы к другому без изменения ее качественного и количественного состава: $A \rightarrow B$.

В этом случае исходное вещество и продукт реакции являются изомерами (структурными или пространственными). Например, в результате перегруппировки может изменяться углеродный скелет молекулы:

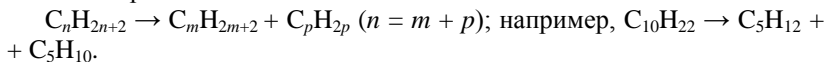


Реакции разложения.

В результате реакции разложения из молекулы сложного органического вещества образуется несколько менее сложных или простых веществ: $A \rightarrow B + C + \dots$



К этому типу реакций относится процесс крекинга – расщепление углеродного скелета крупных молекул при нагревании и в присутствии катализаторов:



Реакции разложения при высокой температуре называют пиролизом, например:

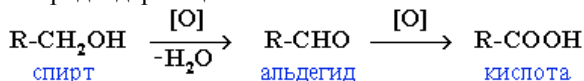


Реакции окисления и восстановления.

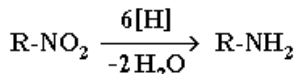
Окислительно-восстановительные реакции – реакции, в ходе которых меняется степень окисления атомов, входящих в молекулу. Для органических реакций этого типа применимы те же законы, что и для неорганических. Отличием является то, что в органической химии окислительно-восстановительные процессы рассматриваются, прежде всего, по отношению к органическому веществу и связываются с изменением степени окисления углерода, являющегося реакционным центром молекулы. Эти реакции могут проходить по типу реакций присоединения, отщепления, замещения и т.п. Если атом углерода в органической молекуле окисляется (отдает электроны более электроотрицательному атому), то этот процесс относят к реакциям окисления, так как продукт восстановления окислителя (обычно неорганическое вещество) не является конечной целью данной реакции. И наоборот, реакцией восстановления считают процесс восстановления атома углерода в органическом веществе.

Часто в органической химии ограничиваются рассмотрением реакций окисления и восстановления как реакций, связанных с потерей и приобретением атомов водорода и кислорода.

Вещество окисляется, если оно теряет атомы Н и (или) приобретает атомы О. Кислородсодержащий окислитель обозначают символом [O]:



Вещество восстанавливается, если оно приобретает атомы Н и (или) теряет атомы О. Восстановитель обозначают символом [H]:



Степень окисления углерода в его соединениях изменяется в диапазоне от -4 (например, в метане CH_4) до $+4$ (в CO_2). В органических

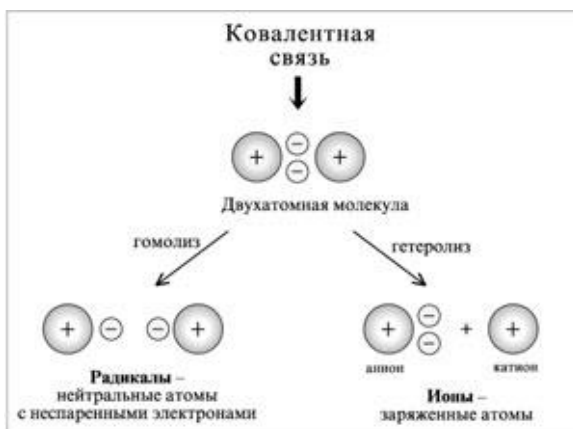


соединениях атомы углерода в одной и той же молекуле могут иметь разные степени окисления: $^{-3}\text{CH}_3$ – $^{-1}\text{CH}_2$ –ОН.

Классификация реакций по механизму разрыва связей

В зависимости от способа разрыва ковалентной связи в реагирующей молекуле органические реакции подразделяются на радикальные и ионные реакции. Ионные реакции в свою очередь делятся по характеру реагента, действующего на молекулу, на электрофильные и нуклеофильные. Разрыв ковалентной связи может происходить двумя способами, обратными механизмам ее образования.

Рассматривая механизм реакции, прежде всего, обращают внимание на способ разрыва ковалентной связи в реагирующей молекуле. Таких способов два – **гомолитический** и **гетеролитический**.



Разрыв связи, при котором каждый атом получает по одному электрону из общей пары, называется **гомолитическим**. В результате гомолитического разрыва образуются сходные по электронному строению частицы, каждая из которых имеет неспаренный электрон. Такие частицы называются свободными радикалами.

Если при разрыве связи общая электронная пара остается у одного атома, то такой разрыв называется **гетеролитическим**. В результате образуются разноименно заряженные ионы – катион и анион. Если заряд иона сосредоточен на атоме углерода, то катион называют карбокатионом, а анион – карбанионом.

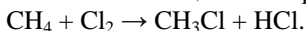


Гомолитический разрыв более характерен для неполярных и слабополярных связей, а гетеролитический – для полярных.

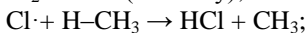
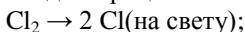
Органические катионы, анионы и свободные радикалы являются неустойчивыми промежуточными частицами. Они возникают при разрыве ковалентных связей на некоторых стадиях в сложных реакциях и сразу же вступают в дальнейшие превращения. Относительная устойчивость и следовательно, вероятность образования той или иной частицы определяются возможностью рассредоточения (делокализации) заряда в ионе или неспаренного электрона в радикале. Чем больше рассредоточен заряд в ионе или неспаренный электрон в радикале, тем меньшим запасом энергии обладают эти частицы и тем они стабильнее. Возможность делокализации электронов в ионе или радикале зависит от их строения и определяется влиянием атомов и атомных групп (электронными эффектами заместителей), связанных с атомом, несущим заряд или неспаренный электрон.

От устойчивости промежуточных частиц зависит направление реакции. Чем ниже энергия промежуточной частицы (т.е. больше устойчивость), тем меньше энергия активации ее образования. Это в значительной степени определяет направление реакции в соответствии с правилом: реакция идет через образование наиболее устойчивых промежуточных частиц.

Реакции, в которых происходит гомолитический разрыв связей и образуются свободно-радикальные промежуточные частицы, называются радикальными реакциями. Пример – реакция радикального замещения при хлорировании метана. Общая схема реакции:



Стадии процесса:



Механизм радикального замещения обозначается символом S_R (по первым буквам английских терминов: S – substitution [замещение], R – radical [радикал]).

Реакции с участием свободных радикалов характерны для соединений с неполярными и слабополярными связями. Такие связи (например, C–C, C–H, Cl–Cl, O–O и т.п.) склонны к гомолитическому разрыву.

Условия проведения радикальных реакций:

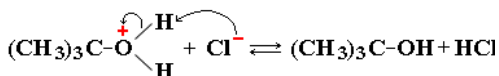
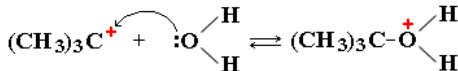
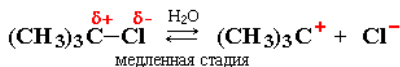


- повышенная температура (часто реакцию проводят в газовой фазе);
- действие света или радиоактивного излучения;
- присутствие соединений – источников свободных радикалов (инициаторов);
- присутствие неполярных растворителей.

Реакции, в которых происходит гетеролитический разрыв связей и образуются промежуточные частицы ионного типа, называются ионными реакциями. Такие реакции характерны для соединений с полярными связями (C–O, C–N, C–Cl) и связями с высокой поляризуемостью (C=C, C=C–C=C, C=O и т.п.), благодаря их склонности к гетеролитическому разрыву. Пример ионной реакции – гидролиз 2-метил-2-хлорпропана (триметилхлорметана, трет-бутилхлорида).

Общая схема реакции: $(\text{CH}_3)_3\text{C}-\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow (\text{CH}_3)_3\text{C}-\text{OH} + \text{HCl}$.

Стадии процесса:



Органические катионы и анионы – неустойчивые промежуточные частицы. В отличие от неорганических ионов, постоянно присутствующих в водных растворах и расплавах, они возникают только в момент реакции и сразу же вступают в дальнейшие превращения. Условия ионных реакций:

- невысокая температура;
- полярные растворители, способные к сольватации образующихся ионов.

Действие света или радиоактивного излучения не влияет на скорость ионных реакций.

По характеру реагента, действующего на молекулу, ионные реакции делятся на электрофильные и нуклеофильные.

Электрофильные реакции.

Электрофильной называется реакция, в которой молекула органического вещества подвергается действию электрофильного реагента.

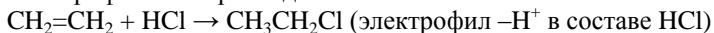


Электрофильные («любящие электроны») реагенты или электрофилы – это частицы (катионы или молекулы), имеющие свободную орбиталь на внешнем электронном уровне. Примеры электрофильных частиц:

H^+ , CH_3^+ и другие карбокатионы, NO_2^+ , ZnCl_2 , AlCl_3 .

Незаполненность внешнего электронного уровня в электрофиле показана на примере AlCl_3 .

Электрофильное присоединение:

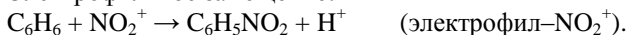


Стадии:



Механизм электрофильного присоединения обозначается символом Ad_E (по первым буквам английских терминов: Ad – addition [присоединение], E – electrophile [электрофил]).

Электрофильное замещение:



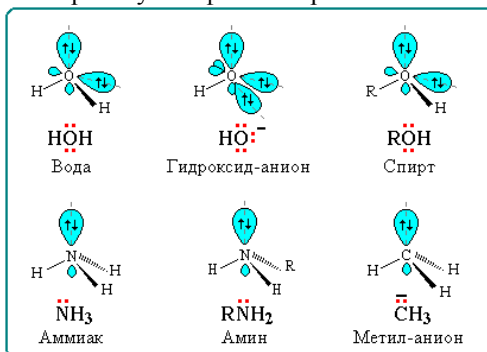
Катион NO_2^+ образуется в смеси конц. кислот HNO_3 и H_2SO_4 .

Обозначение механизма – S_E (S – substitution [замещение]).

Нуклеофильные реакции.

Нуклеофильной называется реакция, в которой молекула органического вещества подвергается действию нуклеофильного реагента. Нуклеофильные («любящие ядро») реагенты, или нуклеофилы – это частицы (анионы или молекулы), имеющие неподеленную пару электронов на внешнем электронном уровне. Примеры нуклеофильных частиц: H^- , Cl^- , Br^- , CN^- , H_2O , CH_3OH , NH_3 .

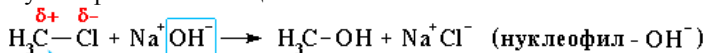
Строение некоторых нуклеофильных реагентов





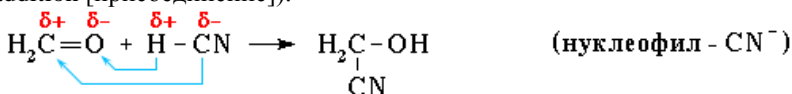
Благодаря подвижности π -электронов, нуклеофильными свойствами обладают также молекулы, содержащие π -связи: $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$, C_6H_6 и т.п. Это объясняет, почему этилен $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ и бензол C_6H_6 , имея неполярные углерод-углеродные связи, вступают в ионные реакции с электрофильными реагентами. Примеры нуклеофильных реакций

Нуклеофильное замещение:



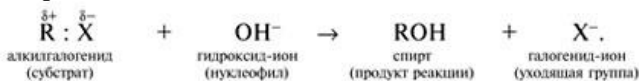
Механизм нуклеофильного замещения обозначается символом S_N (по первым буквам английских терминов: S – substitution [замещение], N – nucleophile [нуклеофил]).

Нуклеофильное присоединение: Обозначение механизма $-Ad_N$ (Ad – addition [присоединение]).

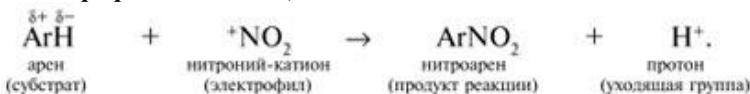


Примеры ионных реакций разных типов.

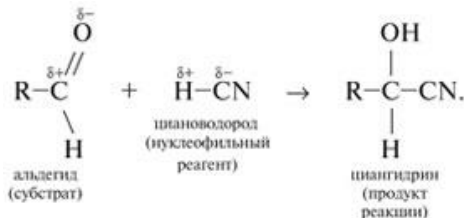
Нуклеофильное замещение:



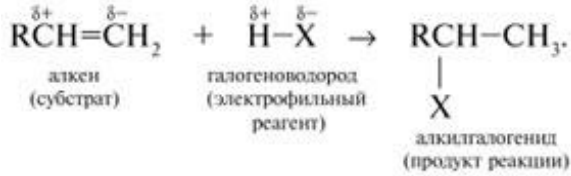
Электрофильное замещение:



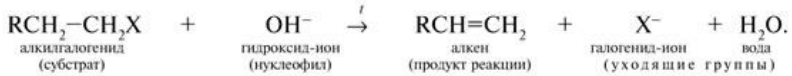
Нуклеофильное присоединение (сначала присоединяется CN^- , потом H^+):



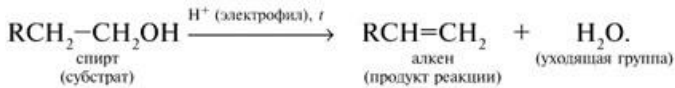
Электрофильное присоединение (сначала присоединяется H^+ , потом X^-):



Элиминирование при действии нуклеофилов (оснований):



Элиминирование при действии электрофилов (кислот):





Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Мерой полярности связи является *электрический момент диполя* – ЭДМ- μ , представляющий собой произведение длины диполя l на абсолютный эффективный заряд g : $\mu = g \cdot l$. Электрический момент диполя обычно выражают в дебаях (D): $1D = 3,33 \cdot 10^{-30}$ Кл·м.)

Некоторые характеристики простейших связей

Связь	Энергия, кДж/моль	Длина, нм	Полярность μ		Поляризуемость $a \cdot 10^{-24}$, см ³
			10^{30} . Кл · м	D	
C–C	339	0,154	0	0	1,3
C=C	611	0,133	0	0	4,2
C≡C	833	0,120	0	0	6,2
H–C	414	0,109	1,33	0,4	1,7
C–N	305	0,147	4,00	1,2	1,5
C=N	595	0,127	4,34	1,3	3,8
C≡N	888	0,115	13,36	4,0	4,8
C–O	368	0,143	5,34	1,6	1,5
C=O	724	0,121	10,68	3,2	3,3
C–F	427	0,140	7,68	2,3	1,7
C–Cl	326	0,176	7,68	2,3	6,5
C–Br	272	0,191	7,34	2,2	9,6
C–I	238	0,212	6,68	2,0	14,6
H–O	460	0,096	5,01	1,5	1,9
H–N	389	0,101	4,34	1,3	1,8
N–N	160	0,147			
N≡N	946	0,110			
N=O	678	0,115			

Приложение 2

Номенклатура органических соединений

В настоящее время международный союз теоретической и прикладной химии (ИЮПАК) рекомендовал для использования номенклатуру, получившую название *номенклатура ИЮПАК*.

Таблица 1. Названия предельных углеводородов

Формула углеводорода	Название	Формула углеводорода	Название
C ₅ H ₁₂	Пентан	C ₁₁ H ₂₄	Ундекан
C ₆ H ₁₄	Гексан	C ₁₂ H ₂₆	Додекан
C ₇ H ₁₆	Гептан	C ₁₃ H ₂₈	Тридекан
C ₈ H ₁₈	Октан	C ₁₄ H ₃₀	Тетрадекан
C ₉ H ₂₀	Нонан
C ₁₀ H ₂₂	Декан	C ₂₀ H ₄₂	Эйкозан



Таблица 2. Названия важнейших заместителей

Заместитель	Название	Заместитель	Название
CH_3-	метил	CH_3	
CH_3-CH_2-	этил		
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	n-пропил	$\text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_2-$	неопентил
$\text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3$ 	изопропил (пропил-2)		
CH_3		CH_3	
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	n-бутил		трет-пентил
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}-$ 	втор-бутил	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}-$	
CH_3			
$\text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_2-$ 	изобутил (2-метил-пропил-1)	CH_3	
CH_3		$\text{CH}_2=$	метилен
CH_3		$\text{CH}\equiv$	метин
$\text{CH}_3-\text{C}-$	трет-бутил	$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2$	этилен
		$-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	этилен
CH_3		$-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$	триметилен
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2-$	n-пентил	$\text{CH}_2=\text{CH}-$	винил
		$\text{HC}\equiv\text{C}-$	этинил
$\text{CH}_3\text{CHCH}_2\text{CH}_2-$ 	изопентил	$\text{CH}_2=\text{C}-$	изопренил
CH_3			
C_6H_5-	фенил	CH_3	
$\text{CH}_3-\text{C}_6\text{H}_4-$	толил (n-изомер)	$\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_2-$	1-бутенил
$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2-$	бензил	$\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_2-$	2-бутенил
$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}=\text{CH}-$	стирил	$\text{CH}_2=\text{C}-\text{CH}_2-$	метилаллил (металлил)
$(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{CH}-$	бензгидрил (дифенил-метил)		
$(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{C}-$	тритил	CH_3	
$\text{CH}_2=\text{C}=\text{CH}-$	винилиден	$\text{CH}_3-\text{C}=\text{O}$	ацетил
$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-$	аллил		
$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-$	пропенил	$\text{C}_6\text{H}_5-\text{C}=\text{O}$	бензоил
$\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_2-$	ацетонил		
$\text{CH}_3-\text{O}-$	метокси	$-\text{O}-\text{CH}_2-\text{O}-$	метилендиокси
$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-$	этокси		



Простейшие спирты можно называть по соответствующему радикалу: метильный спирт CH_3OH , изопропиловый спирт $(\text{CH}_3)_2\text{CHOH}$ (но не изопропанол), трет-бутиловый спирт $(\text{CH}_3)_3\text{COH}$.

За некоторыми спиртами сохраняются тривиальные названия:

Аллиловый спирт	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2\text{OH}$;
Бензиловый спирт	$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2\text{OH}$;
Фенилэтиловый спирт	$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$;
Этиленгликоль	$\text{HOCH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$;
Пропиленгликоль	$\text{CH}_3-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_2\text{OH}$;
Глицерин (глицерол)	$\text{CH}_2(\text{OH})-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_2(\text{OH})$.

Для альдегидов допускаются тривиальные названия, если соответствующая кислота имеет тривиальное название:

Формальдегид	CH_2O ;
Ацетальдегид	CH_3-CHO ;
Пропиональдегид	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CHO}$;
Бутиральдегид	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CHO}$;
Изобутиральдегид	$(\text{CH}_3)_2\text{CH}-\text{CHO}$;
Валеральдегид	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_3-\text{CHO}$;
Изовалеральдегид	$(\text{CH}_3)_2\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CHO}$;
Акролеин (акриальдегид)	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CHO}$;
Кронональдегид	$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CHO}$;
Бензальдегид	$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CHO}$.

Имеются исключения, например глиоксаль $\text{O}=\text{CH}-\text{CH}=\text{O}$.

Для некоторых кетонов допускаются тривиальные названия:

ацетон	$\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$;
окись мезитила	$(\text{CH}_3)_2\text{C}=\text{CH}-\text{CO}-\text{CH}_3$;
диацетил	$\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CO}-\text{CH}_3$;
бензил (или дибензоил)	$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CO}-\text{CO}-\text{C}_6\text{H}_5$.

Сохраняются тривиальные названия заместителей:

ацетонил $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_2-$, феноцил $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CO}-\text{CH}_2-$.

Таблица 3. Названия некоторых кислот и их радикалов

Название кислоты		Название радикала	Формула радикала
тривиальное	систематическое		
1	2	3	4
Предельные алифатические монокарбоновые кислоты			
Метановая	Муравьиная	Формил	$\text{HCO}-$
Этановая	Уксусная	Ацетил	$\text{CH}_3-\text{CO}-$
Пропановая	Пропионовая	Пропионил	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CO}-$
Бутановая	Масляная	Бутирил	$\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{CO}-$
2-Метилпропановая	Изомасляная	Изобутирил	$(\text{CH}_3)_2\text{CH}-\text{CO}-$
Пentanовая	Валериановая	Валерил	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3-\text{CO}-$
3-Метилбутановая	Изовалериановая	Изовалерил	$(\text{CH}_3)_2\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CO}-$
Гептановая	Энантовая	Энантоил	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_5-\text{CO}-$
Октадекановая	Стеариновая	Стеароил	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}-\text{CO}-$
Гексадекановая	Пальмитинов.	Пальмитоил	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}-\text{CO}-$




1	2	3	4
Предельные алифатические дикарбоновые кислоты			
Этандиовая Пропандиовая Бутандиовая Пентандиовая Гександиовая	Щавелевая Малоновая Янтарная Глутаровая Адипиновая	Оксалил Малонил Сукцинил Глутарил Адилоил	$-\text{OC}-\text{OC}-$ $-\text{OC}-\text{CH}_2-\text{CO}-$ $-\text{OC}-(\text{CH}_2)_2-\text{CO}-$ $-\text{OC}-(\text{CH}_2)_3-\text{CO}-$ $-\text{OC}-(\text{CH}_2)_4-\text{CO}-$
Непредельные алифатические кислоты			
Пропеновая Пропиновая 2-Метилпропеновая транс-Бутен-2-овая цис-Бутен-2-овая цис-Октадецен-9-овая	Акриловая Пропиоловая Метакриловая Кротоновая Изокротоновая Олеиновая	Акрилоил Пропилоил Метакрилоил Кротоноил Изокротоноил Олеоил	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CO}-$ $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CO}-$ $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{CO}-$ $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCO}-$ — " — $\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{CH}_3$ \parallel $\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{CO}-$
цис-Бутен-2-диовая транс-Бутен-2-диовая	Малеиновая Фумаровая	Малеолил Фумароил	$-\text{OC}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CO}-$ — " —
Карбоциклические кислоты			
Бензолкарбоновая Метилбензол- карбоновая 1,2-Бензолди- карбоновая 1,4-Бензолдикарбоновая транс-3-Фенилпропеновая	Бензойная Толуиловая (о-, м-, п-) Фталевая Терефталевая Коричная	Бензоил Толуил (о-, м-, п-) Фталоил Терефталоил Циннамоил	$\text{C}_6\text{H}_5-\text{CO}-$ $\text{CH}_3-\text{C}_6\text{H}_4-\text{CO}-$  $-\text{OC}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{CO}-$ $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}=\text{CH}-\text{CO}-$

Таблица 4. Старшинство основных функций,
обозначаемых суффиксами (по убывающему старшинству)

№п/п	Класс	Префикс	Суффикс
1	Катионы	онио-	-оний (но –карбений C^+H_3)
2	Карбоновые кислоты $-\text{COOH}$	карбокци-	-овая кислота (карбоновая кислота)
3	Нитрилы — $\text{C}\equiv\text{N}$	циано-	-нитрил (карбонитрил)
4	Альдегиды — CHO	формил-	аль- (карбальдегид)
5	Кетоны $>\text{C}=\text{O}$	оксо-	-он
6	Спирты — OH	гидрокци-	-ол
7	Тиолы — SH	меркапто-	-тиол
8	Амины	амино-	-амин
9	Двойная связь (\equiv)	—	-ен
10	Тройная связь (\equiv)	—	-ин
11	Группы всегда выступающие в качестве заместителей	$-\text{Br}$, $-\text{I}$, $-\text{Cl}$, $-\text{F}$, $-\text{NO}$, $-\text{NO}_2$, $-\text{O}-\text{R}$, $-\text{S}-\text{R}$, $-\text{N}_3$, $-\text{S}-\text{S}-\text{R}$, $-\text{SO}_2\text{R}$, $-\text{O}-\text{S}-\text{R}$, $-\text{OON}$.	



ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2006. – 743. .
2. Барковский, Е. В. Аналитическая химия: Учеб. пособие/ Е. В. Барковский. – Мн.: Высш. шк., 2004. – 351 с.
3. Барковский, Е. В. Введение в химию биогенных элементов и химический анализ: Учеб. пос./ Е. В. Барковский, С. В. Ткачев и др. – М.: Высш. шк., 1997. –126 с.
4. Болдырев, А. И. Физическая и коллоидная химия. – М.: Высш. шк., 1983.
5. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие/ З. Е. Гольбрайх.–М.:ООО «Издательство Астрель»,2004.–383с
6. Грандберг, И.И. Органическая химия: Учеб. для студ. вузов обучающихся на агрономических специальностях/ И. И. Грандберг. – М.: Дрофа, 2004. –672 с.
7. Князев Д. А. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Д. А. Князев, С. Н. Смарыгин. – М.: Высш. шк., 1990. – 430 с.
8. Руководство к изучению курса “Общая и неорганическая химия”: Пособие для студентов нехимических специальностей / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. И.Е. Шимановича. – 3-е изд. – Минск: РИВШ, 2008. – 112 с.
9. Химия. Лабораторный практикум: учеб. пособие/А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная, И. В. Ковалева, Т. В. Булак.–Минск: ИВЦ Минфина, 2015. – 320 с.
10. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов/ Я. А. Угай. 4-е изд. – М.: Высш. шк., 2004. – 440 с.
11. Химия: учебно-методический комплекс: Учебно-методическое пособие / О. В. Поддубная, И.В. Ковалева и др. – Горки: БГСХА, 2011. – 452 с. ISBN 978-985-467-359-2
12. Хмельницкий, Р. А. Физическая и коллоидная химия: Учебник для вузов/ Р. А. Хмельницкий. – М.: Высш. шк., 1988.
13. Цитович, Н. К. Курс аналитической химии: Учебник для вузов/ Н. К. Цитович. – М.: Высш. шк., 1987. – 403 с.
14. Цыганов, А. Р. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие / А. Р. Цыганов, О. В. Поддубная. – Минск: ИВЦ Минфина, 2013. – 236 с.
15. Щербина, А.Э. Органическая химия. Задачи и упражнения: Учеб. пособие / А.Э. Щербина, Л.Г. Матусевич, И.В. Сенько. – Минск : Новое знание, 2007. – 304 с.

Дополнительная

1. Белясова, Н.А. Биохимия и молекулярная биология: Учеб. пособие/ Н.А. Белясова. – Минск: Книжный дом, 2004. – 416 с.
2. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии: Учеб. пособие / В.В. Свиридов, Г.А.Попкович и др. – Мн : Высш. шк., 2003. – 96 с.
3. Дорохова, Е. Н. Аналитическая химия. Физико-химические методы анализа: Учебник для почвенно-агрохимических специальностей / Е. Н. Дорохова, Г. В. Прохорова. – М.: Высш. шк., 1991. – 354 с.
4. Жарский, И. М. Теоретические основы химии: сборник задач: Учеб. пособие. – Минск.: Аверсев, 2004. – 397 с.
5. Практикум по общей и биоорганической химии: Учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / под ред. В. А. Попкова. – 3-е изд. – М.: Изд. центр «Академия», 2008. – 240 с.
6. Слесарев, В. И. Химия: основы химии живого: Учебник для вузов / В. И. Слесарев. – СПб: Химиздат, 2001. – 784 с.
7. Степин, Б. Д. Неорганическая химия: Учебник для вузов/ Б. Д. Степин, А.А.



Учреждение образования
«Белорусская государственная
орденов Октябрьской Революции
и Трудового Красного Знамени
сельскохозяйственная академия»



Цветков. – М.: Высш. шк., 1994. – 608 с.

Справочники:

1. Краткий химический справочник. – М.: Химия, 1977.
2. Кольман, Я. Наглядная биохимия: Пер. с нем/ Я.Кольман, К.Г. Рем. – М.: Мир, 2000. – 469 с.
3. Лидин, Р.А. Химические свойства неорганических веществ/ Под ред. Р.А. Лидина. – 5-е изд., стер. – М.: КолосС, 2008, – 480 с.

Составители

Поддубная Ольга Владимировна
Ковалева Ирина Владимировна
Мохова Елена Владимировна