

Министерство просвещения Приднестровской Молдавской Республики  
ГОУ СПО «Тираспольский техникум коммерции»  
ГОУ СПО «Бендерский медицинский колледж»

IV Республиканский интернет-конкурс  
«Лучшая методическая разработка»  
среди педагогических работников организаций среднего профессионального  
образования Приднестровской Молдавской Республики

Номинация «Лучшие методические рекомендации»

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ**  
**по составлению уравнений окислительно-восстановительных**  
**реакций с участием органических веществ**

Учебная дисциплина «Химия»

**Специальности и профессии, по которым ведется подготовка во всех организациях  
среднего профессионального образования (на базе 9 классов):**

- 2.19.02.10 «Технология продукции общественного питания»;
- 5.43.02.01 «Организация обслуживания в общественном питании»;
- 5.38.02.04 «Коммерция в торговле»;
- 38.02.01 «Экономика и бухгалтерский учет в торговле»;
- 5.38.02.05 «Товароведение и экспертиза качества потребительских товаров»;
- 2.19.01.17 «Повар, кондитер»;
- 3.33.02.01 «Фармация»;
- 3.34.02.01 «Сестринское дело»;
- 3.31.02.02 «Акушерское дело» и др.

**Авторы:**

*Терехова В.А., преподаватель химии высшей квалификационной категории  
ГОУ СПО «Тираспольский техникум коммерции»;*

*Наумова О.О., преподаватель химии высшей квалификационной категории  
ГОУ СПО «Бендерский медицинский колледж».*

Тирасполь  
2019

### **Аннотация к работе**

Данная работа представляет собой методические рекомендации по составлению окислительно-восстановительных реакций с участием органических веществ. Данная тема в курсе химии является весьма сложной, и многие педагоги стараются ее обходить стороной. Данный методический материал дополняет учебник по органической химии, рекомендуемый программой, и поможет всем участникам образовательного процесса лучше разобраться в данной теме.

## ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение .....	4
<b>Глава I.</b> Место и роль окислительно-восстановительных реакций в подготовке обучающихся в организациях среднего профессионального образования .....	6
<b>Глава II.</b> ОВР с участием различных классов органических соединений .....	9
Способы расстановки коэффициентов в уравнениях реакций с участием органических веществ .....	17
Окислительно-восстановительные реакции с участием различных классов органических веществ	
Алканы .....	20
Алкены .....	21
Алкины .....	23
Одноатомные спирты .....	24
Многоатомные спирты .....	26
Фенолы .....	27
Альдегиды и кетоны .....	28
Карбоновые кислоты .....	29
Амины .....	30
<b>Глава III.</b> Задачи и упражнения .....	31
Ответы к задачам и упражнениям .....	34
Заключение .....	40
Список литературы .....	41

## ВВЕДЕНИЕ

Думать легко, действовать трудно, а превратить мысль в действие – самая трудная вещь на свете.

*И. Гете*

Окислительно-восстановительные реакции изучают в обязательном курсе химии недостаточно полно. Тема «Окислительно-восстановительные реакции в органической химии» довольно сложная и вызывает много вопросов, как у преподавателей, так и у студентов. Поэтому некоторые педагоги стараются ее обойти. Без данной темы невозможно добиться глубокого и прочного понимания курса органической химии, поэтому следует обратить особое внимание обучающихся на окислительно-восстановительные процессы, происходящие с участием органических веществ. Данные методические рекомендации дополняют учебник по органической химии, рекомендуемый программой, и помогут всем участникам образовательного процесса лучше разобраться в данной теме.

В пособии рассмотрены место и роль окислительно-восстановительных реакций с участием органических веществ, их значение при подготовке специалистов среднего профессионального образования, окислительно-восстановительные реакции с участием различных классов органических веществ, приводятся примеры расстановки коэффициентов в уравнениях ОВР, задачи и упражнения для самостоятельного решения.

Содержание данного учебно-методического пособия соответствует государственным образовательным стандартам и примерной программе учебной дисциплины «Химия» для организаций начального и среднего профессионального образования, утвержденной приказом Министерства просвещения ПМР № 778 от 26.05.2014 г.

Главы учебно-методического пособия соответствуют логике изложения учебного материала и примерному календарно-тематическому плану учебной дисциплины. Методический материал содержит выводы, обобщающий учебный материал и дидактический аппарат (задачи и упражнения) для самоконтроля обучающихся, составленный по возрастающей сложности. Не секрет, что для формирования компетенций, прочного усвоения учебного материала по химии, необходима продолжительная тренировка в применении знаний и умений. Поэтому в данном методическом пособии можно найти десять вариантов типовых заданий. Первые варианты содержат наиболее полный объем информации, которую нужно использовать для решения вопроса. Следующие варианты включают меньший объем информации для решения поставленного вопроса. Обучающиеся

должны сами дополнить недостающие сведения. В последних заданиях нужная информация, как правило, отсутствует. Студентам при их выполнении необходимо переосмыслить знакомые факты и самостоятельно наметить порядок решения.

## ГЛАВА I. МЕСТО И РОЛЬ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ В ПОДГОТОВКЕ ОБУЧАЮЩИХСЯ В ОРГАНИЗАЦИЯХ СРЕДНЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ

Окружающий нас мир постоянно изменяется. С каждым годом во все области человеческой деятельности поступает огромное количество различных веществ, роль химических знаний становится очевидной, и ценность их постоянно возрастает. Именно знания о химических процессах в значительной степени могут обеспечить экологически грамотное отношение к природе и умелое обращение с веществами. Глубокое изучение основ химии очень важно специалистам большинства отраслей народного хозяйства: будущим медицинским работникам, технологам пищевой промышленности, товароведом и экспертам качества потребительских товаров, автомеханикам, агрономам, ветеринарам и т.д.

Окислительно-восстановительные процессы принадлежат к числу наиболее распространенных химических реакций и имеют огромное значение в теории и практике. Окисление-восстановление – один из важнейших процессов природы. С этими реакциями связана жизнь любого живого существа: **процессы обмена веществ в организме, фотосинтез, гниение и брожение.**

Окислительно-восстановительные реакции в организме – биохимические процессы, при которых, главным образом, происходит перенос электрона или атома водорода (иногда с сопровождающими его атомами или группами) от одной молекулы (окисляемой) к другой (восстанавливаемой). У *аэробов* – большинства животных, растений и многих микроорганизмов – конечным акцептором водорода и электронов служит кислород. Поставщиками водорода и электронов могут быть как органические, так и неорганические вещества. Завершающий этап биологического окисления – поглощение кислорода в качестве акцептора электронов, называется *тканевым дыханием*. Более 90 % поглощаемого кислорода восстанавливается до воды:



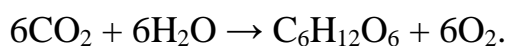
В основе жизни лежат окислительно-восстановительные процессы, происходящие при фотосинтезе, дыхании, транспорте электронов; они же обеспечивают основную часть энергопотребления человечества за счет сжигания органического топлива.

*Фотосинтез* – это образование зелеными растениями и некоторыми бактериями органических веществ с использованием энергии солнечного света. Происходит этот процесс при участии пигментов (у растений хлорофиллов). В основе фотосинтеза лежат окислительно-восстановительные реакции, в которых

электроны переносятся от донора (например,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ) к акцептору ( $\text{CO}_2$ ) с образованием восстановленных соединений (углеводов) и выделением  $\text{O}_2$  (если донор электронов  $\text{H}_2\text{O}$ ),  $\text{S}$  (если донор электронов, например,  $\text{H}_2\text{S}$ ).

Фотосинтез – один из самых распространенных процессов на Земле, обуславливает круговорот в природе углерода, кислорода и других элементов. Он составляет материальную и энергетическую основу всего живого на планете. Ежегодно в результате фотосинтеза в виде органических веществ связывается около  $8 \cdot 10^{10}$  тонн углерода и до  $10^{11}$  тонн целлюлозы. Около 7 % органических продуктов фотосинтеза человек использует в пищу, в качестве корма для животных, а также в виде топлива и строительного материала.

В связи с тем, что углеводы составляют основную массу продуктов биосинтетической деятельности растений, химическое уравнение фотосинтеза обычно упрощенно записывают в виде:



Водород, необходимый для восстановления оксида углерода (IV) до глюкозы, берется из воды, а выделяющийся в ходе фотосинтеза кислород является побочным продуктом. Процесс нуждается в энергии света, так как вода сама по себе не способна восстанавливать углекислый газ.

*Дыхание* – это совокупность процессов, обеспечивающих поступление в организм атмосферного или растворенного в воде кислорода  $\text{O}_2$ , использование его в ОВР, а также удаление из организма углекислого газа  $\text{CO}_2$  и некоторых других соединений – конечных продуктов обмена веществ. При дыхании кислород участвует главным образом в окислении органических соединений с образованием воды  $\text{H}_2\text{O}$  или пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$  (в некоторых случаях  $\text{O}_2$ ) или включается в молекулу окисляемого вещества.

Дыхание – сложный комплекс физиологических и биохимических процессов, в котором можно выделить ряд основных стадий:

1) внешнее дыхание – поступление  $\text{O}_2$  из среды в организм, осуществляемое с помощью легких;

2) транспорт  $\text{O}_2$  от легких ко всем другим органам, тканям и клеткам с помощью кровеносной системы при участии специальных белков – переносчиков кислорода (гемоглобин, миоглобин, гемоцианин и др.);

3) тканевое, или клеточное, дыхание – собственно биохимический процесс восстановления  $\text{O}_2$  в клетках при участии большого числа различных ферментов.

Окислительно-восстановительные реакции можно наблюдать при сгорании топлива, коррозии металлов, электролизе, выплавке металлов. С их помощью получают щелочи, кислоты и многие другие ценные химические вещества. Эти

же реакции лежат в основе преобразования химической энергии в электрическую энергию в гальванических и топливных элементах.

### **Окислительные процессы в пищевых продуктах**

Озон  $O_3$  и кислород  $O_2$  обуславливают окислительные процессы в продуктах питания при хранении. Окислению в них подвержены, в первую очередь, высоконепредельные (полиненасыщенные) жирные кислоты, провитамины и витамины. При этом происходят сложные химические превращения, приводящие к снижению биологической ценности продукта с одновременным накоплением в них продуктов окисления, в том числе и токсических, ведущих не только к ухудшению органолептических свойств, но и, в целом, к снижению качества продукта питания. Процесс окисления жиров пищевых продуктов называется автокаталитическим прогорканием или автоокислением. Прогоркание жиров характерно для пищевых жиров и жиросодержащих продуктов – растительного и коровьего масла, сала, маргарина, сыра, орехов и т.д.

Другим видом химической порчи пищевых продуктов является неферментативное потемнение, которое может развиваться в результате карамелизации сахаров и реакции между аминокислотами и восстановленными сахарами. Благодаря меланоидинам, изменяющим цвет продуктов, появляется посторонний вкус и запах, это также отрицательно влияет на пищевую ценность.

Этот процесс протекает при хранении многих пищевых продуктов (сушеные овощи, картофель, яичный порошок), а также при кулинарной обработке. Замедлить его можно понижением температуры хранения и переработки, а также блокированием реакционноспособных группировок главных компонентов реакции. Эффективным ингибитором этого процесса является сернистая кислота  $H_2SO_3$  или сернистый ангидрид  $SO_2$ . Они реагируют с карбонильными группами сахаров, блокируют их и выводят из цепочки реакции.

Однако, меланоидинообразование может играть и положительную роль. Меланоидины образуются при выпечке хлеба, жарке мяса и рыбы, приготовлении топленого молока, солода, пива и других продуктов. В этом случае они участвуют в создании специфического вкуса, аромата и цвета.

Таким образом, окружающий нас мир можно рассматривать как гигантскую химическую лабораторию, в которой каждую секунду протекают химические реакции, в основном окислительно-восстановительные.



## ГЛАВА II. ОВР С УЧАСТИЕМ РАЗЛИЧНЫХ КЛАССОВ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Одним из сложных вопросов курса химии, изучаемого в организациях среднего профессионального образования нашей республики, является составление уравнений окислительно-восстановительных реакций с участием органических веществ. В настоящем методическом материале систематизированы знания по окислению и восстановлению органических веществ в объеме, предусмотренном учебной программой по курсу «Химия», подробно рассмотрен метод расстановки коэффициентов в органических реакциях этого типа. Данные реакции с участием органических соединений представляют наибольший интерес, так как избирательность (селективность) перехода из одной степени окисления в другую сильно зависит от правильного выбора реагента и условий проведения реакций.

В органической химии использование обобщенной концепции окисления-восстановления и понятия о степени окисления часто малопродуктивно, особенно при незначительной полярности связей между атомами, участвующими в реакции.

Термин **окисление** можно определить как:

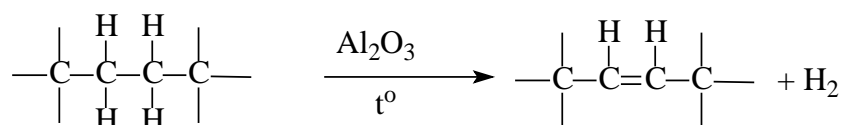
- потеря электронов веществом;
- удаление водорода из какого-либо вещества;
- присоединение кислорода к какому-либо веществу.

В окислительно-восстановительных реакциях органические вещества чаще проявляют свойства восстановителей, т.е. окисляются. В органической химии термин «реакция окисления» подразумевает, что окисляется именно *органическое* соединение, при этом окислителем в большинстве случаев является неорганический реагент.

*Окисление* – это процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом, сопровождающийся повышением степени окисления.

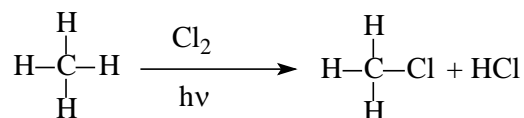
Но, следуя этому определению, очень многие органические реакции могут быть отнесены к реакциям окисления, например:

– дегидрирование алифатических соединений, приводящее к образованию двойных углерод-углеродных связей:



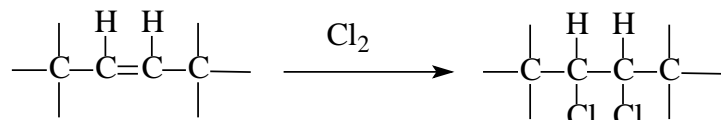
(степень окисления атома углерода, от которого уходит водород, меняется с  $-2$  до  $-1$ );

– реакции замещения алканов:



(степень окисления атома углерода меняется с  $-4$  до  $-3$ );

– реакции присоединения галогенов к кратной связи:



(степень окисления атома углерода меняется с  $-1$  до  $0$ ) и многие другие реакции.

Хотя формально эти реакции и относятся к реакциям окисления, однако, в органической химии традиционно *окисление* определяют как процесс, при котором в результате превращения функциональной группы соединение переходит из одной категории в более высокую категорию:



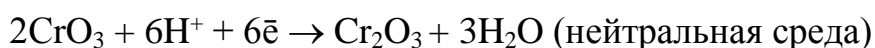
Окисление органических веществ представляет собой скрытый процесс перемещения электронной плотности от атома углерода к атому кислорода или галогенов. Большинство реакций окисления включает введение в молекулу атома кислорода или образование двойной связи с уже имеющимся атомом кислорода за счет потери атомов водорода.

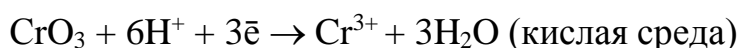
Какие же соединения способны отдавать кислород органическим веществам?

Для окисления органических веществ обычно используют соединения переходных металлов, кислород, озон, перекиси, соединения серы, селена, йода, азота и другие.

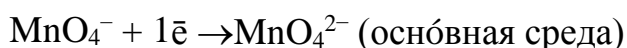
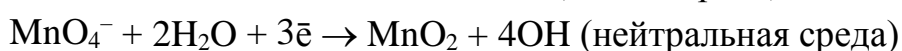
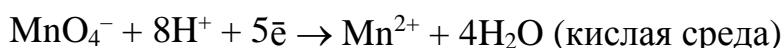
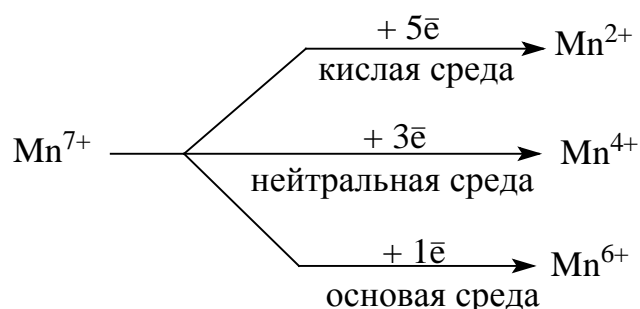
Из окислителей на основе переходных металлов преимущественно применяют соединения хрома (VI) и марганца (VII), (VI) и (IV).

Наиболее распространенные соединения хрома (VI) – это раствор дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  в серной кислоте, раствор оксида хрома (VI)  $\text{CrO}_3$  в разбавленной серной кислоте. При окислении органических веществ хром (VI) в любой среде восстанавливается до хрома (III), однако, окисление в щелочной среде в органической химии не находит практического применения.

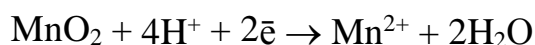
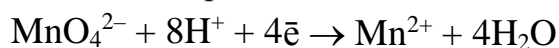




Перманганат калия  $\text{KMnO}_4$  в разных средах проявляет различные окислительные свойства, при этом сила окислителя увеличивается в кислой среде:



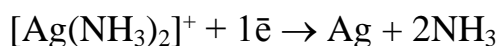
Манганат калия  $\text{K}_2\text{MnO}_4$  и оксид марганца (IV)  $\text{MnO}_2$  проявляют окислительные свойства только в кислой среде.



Гидроксид меди (II)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  обычно используется для окисления альдегидов. Реакция проводится при нагревании, при этом голубой осадок гидроксида меди (II) превращается сначала в гидроксид меди (I)  $\text{CuOH}$  осадок желтого цвета, который затем разлагается до красного осадка оксида меди (I)  $\text{Cu}_2\text{O}$ .



В качестве окислителя альдегидов также применяют аммиачный раствор гидроксида серебра  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$  (*реакция серебряного зеркала*).



Легкость окисления органических веществ зависит от доступности электронов при взаимодействии с окислителем. Все факторы, вызывающие увеличение электронной плотности в молекуле, будут повышать их способность к окислению. Поэтому при прогнозировании продуктов реакции необходимо учитывать влияние электронных эффектов в молекулах органических веществ.

Термин «**восстановление**» можно определить как:

- приобретение электронов веществом;
- присоединение водорода к какому-либо веществу;
- удаление кислорода из какого-либо вещества.

*Реакцией восстановления* в органической химии считают процесс восстановления атома углерода в органическом веществе. *Органическое* вещество вос-

становливается, если оно приобретает атом водорода и (или) теряет атом кислорода.

Наиболее распространенными восстановителями органических соединений являются:

- щелочные и щелочноземельные металлы;
- олово, цинк, железо, а также их соли в низшей степени окисления;
- гидриды бора и алюминия;
- комплексные гидриды металлов, например, алюмогидрид лития –  $\text{LiAlH}_4$ ;
- молекулярный водород в присутствии катализаторов (Ni, Pt, Pd) применяется для восстановления (гидрирования) различных органических соединений.

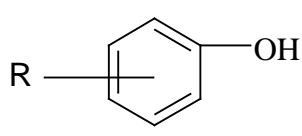
Как определить способность органического соединения к окислению или восстановлению?

Склонность органических соединений к окислению связывают с наличием:

- кратных связей (легко окисляются алкены, алкины, алкадиены);
- функциональных групп, способных легко окисляться ( $-\text{OH}$ ,  $-\text{CHO}$ ,  $-\text{NH}_2$  (табл. 1));
- активированных алкильных групп, расположенных по соседству с кратными связями или бензольным кольцом (например, пропен может быть окислен до непредельного альдегида акролеина, окисление толуола до бензойной кислоты перманганатом калия в кислой среде);
- наличие атомов водорода при атоме углерода, содержащем функциональную группу.

Таблица 1

### Функциональные группы, обуславливающие процессы окисления

Функциональная группа	Название группы	Примеры
	Фенольный гидроксил	Фенолы
$\text{R}^1-\text{O}-\text{R}$	Простая эфирная	Дифенгидрамин (димедрол)
$\text{R}-\text{CH}_2-\text{SH}$	Тиольная, сульфгидрильная, меркаптогруппа	Тиоспирты, меркаптаны
$\text{R}-\text{S}-\text{R}$	Алкилтиольная	Тиоэфиры

$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\   \\ \text{OH} \end{array}$	Карбоксильная	Карбоновые кислоты
$-\text{NO}_2$	Нитрогруппа	Нитросоединения
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\   \\ \text{H} \end{array}$	Альдегидная	Альдегиды
R - OH	Спиртовой гидроксил	Спирты
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} - \text{CH}_2\text{OH} \end{array}$	$\alpha$ -кетольная группа	Кортикостероидные гормоны

В органической химии окисление рассматривают обычно как процесс, при котором в результате перехода электронов от органического соединения к окислителю возрастает число (или кратность) кислородсодержащих связей (C–O, N–O, S–O) либо уменьшается число водородсодержащих связей (C–H, N–H, S–H), например:  $\text{RCHO} \rightarrow \text{RCOOH}$ ;  $\text{R}_2\text{CHCHR}_2 \rightarrow \text{R}_2\text{C}=\text{CR}_2$ .

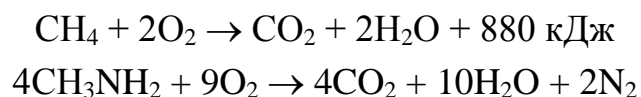
При восстановлении органических соединений в результате приобретения электронов происходят обратные процессы, например:  $\text{R}_2\text{CO} \rightarrow \text{R}_2\text{CH}_2$ .

Механизмы окислительно-восстановительных реакций весьма разнообразны. ОВР могут протекать как по гетеролитическому, так и по гомолитическому механизму. Во многих случаях начальная стадия реакции – процесс одноэлектронного переноса. *Окисление* обычно протекает по положениям с наибольшей электронной плотностью, *восстановление* – по положениям, где электронная плотность минимальна.

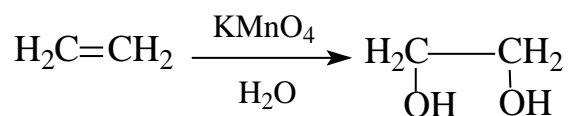
Все окислительно-восстановительные реакции с участием органических соединений можно условно разделить на три группы:

- полное окисление или горение;
- мягкое окисление;
- жесткое окисление (деструктивное окисление).

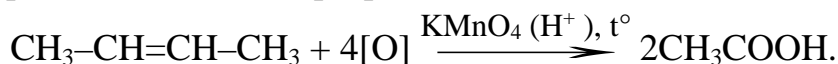
В избытке кислорода происходит *полное окисление* органических веществ до углекислого газа  $\text{CO}_2$ , где углерод имеет высшую степень окисления +4, воды  $\text{H}_2\text{O}$  и азота в свободном виде  $\text{N}_2$  (при его наличии в составе органического вещества). Горение углеводородов приводит к разрыву всех связей C–C и C–H и сопровождается выделением большого количества тепла (экзотермическая реакция):



*Мягкое окисление* проводят водным раствором перманганата калия. В случае алкенов это приводит к образованию двухатомных спиртов (реакция Вагнера).



*Жесткое окисление* проводят кипящим раствором  $\text{KMnO}_4$  в кислой среде. В случае алкенов происходит полный разрыв двойной связи:



В настоящее время для понимания протекающих процессов у обучающихся необходимо формировать умения и навыки расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях с участием органических веществ.

Сначала рассмотрим, как определяются степени окисления в органических молекулах. Степень окисления любого атома углерода в органическом веществе равна алгебраической сумме всех его связей с более электроотрицательными элементами (Cl, O, S, N и др.), учитываемых со знаком «+», и связей с атомами водорода (или другого более электроположительного элемента), учитываемых со знаком «-». При этом связи с соседними атомами углерода не учитываются.

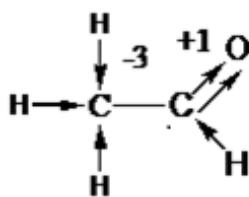
Существуют два подхода к определению степеней окисления элементов в органических веществах:

1. *Алгебраический метод* – основан на вычислении средней степени окисления атома углерода в молекуле органического соединения. При этом получаем усредненное значение степени окисления.

Такой подход оправдан, если в ходе реакции в органическом веществе разрушаются все химические связи (горение, полное разложение). Например, молекулы  $\text{C}_2^{+3}\text{H}_6$ ,  $\text{C}_3^{+4/3}\text{H}_4$ ,  $\text{C}_2^{+1}\text{H}_4^{+1}\text{O}^{-2}$  (ацетальдегид) и т.п.

2. *Графический метод* – основан на определении степени окисления атома углерода в каждом фрагменте структуры молекулы. Для этого необходимо осуществить следующий порядок действий:

- 1) пишется полная структурная формула вещества;
- 2) по каждой связи стрелкой показывается смещение электронной плотности к наиболее электроотрицательному элементу;
- 3) все связи С–С считаются неполярными;
- 4) подсчет: сколько стрелок направлено к атому углерода, столько «-», сколько от атома углерода – столько «+». Сумма «-» и «+» определяет степень окисления атома.



Наиболее часто применяется графический метод. На его основе составлена табл. 2, показывающая наиболее характерные степени окисления атома углерода в органических соединениях.

Органические вещества, в молекулах которых содержатся атомы углерода с максимальными («-» и «+») значениями степени окисления (-4, -3, +2, +3), вступают в реакцию полного окисления-горения, но устойчивых к воздействию мягких окислителей и окислителей средней силы.

Вещества, в молекулах которых содержатся атомы углерода в степени окисления -1, 0, +1, окисляются легко, восстановительные способности их близки, поэтому их неполное окисление может быть достигнуто за счет одного из известных окислителей малой и средней силы. Эти вещества могут проявлять двойственную природу, выступая и в качестве окислителя, подобно тому, как это присуще неорганическим веществам.

Таблица 2

### Изменение степени окисления атомов углерода в молекулах органических соединений

Класс органических соединений	Степень окисления атома углерода							
	-4/-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4
Алканы	CH <sub>4</sub> CH <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub>   CH <sub>3</sub> -C-H-CH <sub>3</sub>	CH <sub>3</sub>   CH <sub>3</sub> -C-CH <sub>3</sub>   CH <sub>3</sub>	-	-	-	-
Алкены	-	CH <sub>2</sub> =CH <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> -CH=CH <sub>2</sub>		-	-	-	-
Алкины	-	-	CH=CH	CH <sub>3</sub> -C≡CH	-	-	-	-
Спирты	-	-	H <sub>3</sub> C-CH <sub>2</sub> -OH	H <sub>3</sub> C-C(H)-CH <sub>3</sub>   OH	CH <sub>3</sub>   H <sub>3</sub> C-C-CH <sub>3</sub>   OH	-	-	-
Галогеналканы	-	-	H <sub>3</sub> C-CH <sub>2</sub> -Cl	H <sub>3</sub> C-C(H)-CH <sub>3</sub>   Cl	CH <sub>3</sub>   H <sub>3</sub> C-C-CH <sub>3</sub>   Cl	-	-	-
Альдегиды и кетоны	-	-	-	-	H <sub>3</sub> C-CH=O	H <sub>3</sub> C-COCH <sub>3</sub>	-	-
Карбоновые кислоты	-	-	-	-	-	-	H <sub>3</sub> C-COOH	-
Продукты полного окисления	-	-	-	-	-	-	-	CO <sub>2</sub>

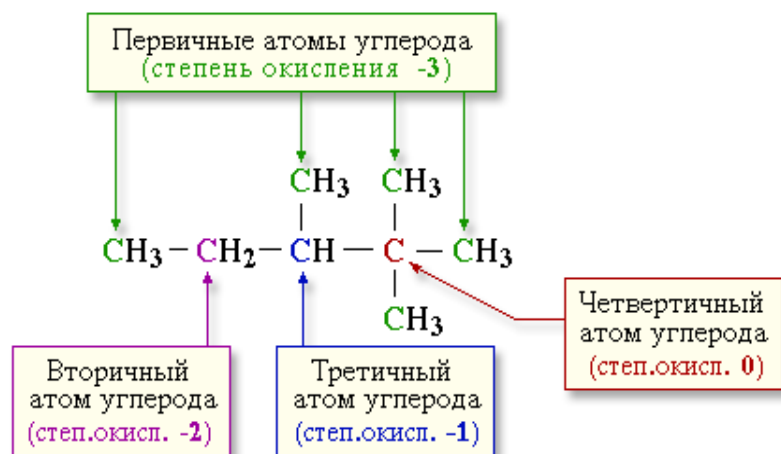


Рис. 1. Типы атомов углерода в зависимости от строения углеродной цепи

Как отмечалось выше, наличие функциональных групп, в основном кислородсодержащих, обуславливает способность органических соединений легко окисляться. В табл. 3 приведена зависимость окислительно-восстановительных свойств кислородсодержащих органических соединений от степени окисления углерода в них.

Таблица 3

### Окислительно-восстановительные свойства кислородсодержащих соединений

Число С-С связей окисляемого С-атома	окисление			
	СПИРТ	КАРБОНИЛЬНОЕ СОЕДИНЕНИЕ	КАРБОНОВАЯ КИСЛОТА	УГЛЕКИСЛЫЙ ГАЗ
0	$\text{H}_3\text{C}-\text{OH}$ метанол	$\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$ формальдегид	$\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ кислота муравьиная	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$ углекислый газ
1	$\text{R}_1-\text{CH}_2-\text{OH}$ первичный	$\text{R}_1-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$ альдегид	$\text{R}_1-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ кислота карбоновая	—
2	$\text{R}_1-\underset{\text{R}_2}{\text{CH}}-\text{OH}$ вторичный	$\text{R}_1-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}_2$ кетон	—	—
3	$\text{R}_1-\underset{\text{R}_2}{\overset{\text{R}_3}{\text{C}}}-\text{OH}$ третичный	—	—	—



## Способы расстановки коэффициентов в уравнениях реакций с участием органических веществ

В современной органической химии для расстановки коэффициентов в уравнениях реакций с участием органических веществ используются различные способы. Рассмотрим их *на примере реакции Вагнера*.

Впервые с реакциями окисления при изучении органической химии знакомятся на примере окисления этилена (реакция Вагнера). В учебниках данная реакция представлена в виде схемы:



или

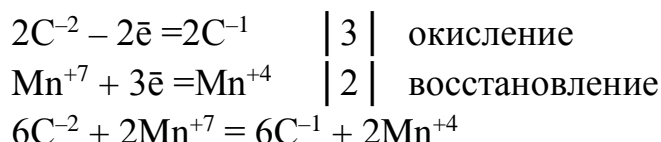


### 1. Способ электронного баланса

По смещению электронной плотности определяем степень окисления атома углерода в исходном веществе – этилене. Она равна  $-2$ . В продукте реакции – этиленгликоле степень окисления углерода равна  $+1$ . В окислителе перманганате калия степень окисления марганца равна  $+7$ , в продукте оксиде марганца (IV) равна  $+4$ .



Составляем баланс:



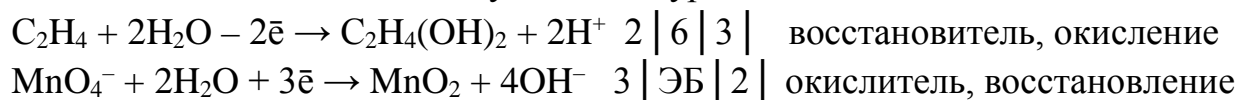
Расставляем коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:



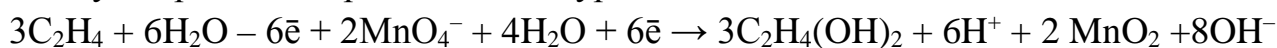
### 2. Способ ионно-электронного баланса

Этилен окисляется в этой реакции до этиленгликоля, а перманганат-ионы восстанавливаются с образованием диоксида марганца.

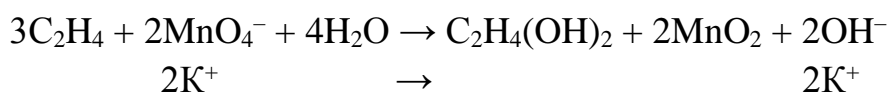
Составляем схемы соответствующих полуреакций:



Суммарное электронно-ионное уравнение:



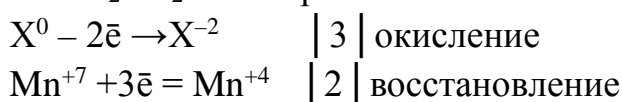
После сокращения  $6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 6\text{H}^+ + 6\text{OH}^-$  получаем:



### 3. Способ макроподстановки

Выделяем общий фрагмент в молекулярной формуле исходного органического вещества и продукта. В данном примере это  $\text{C}_2\text{H}_4$ , обозначаем этот фрагмент за X. Тогда полуреакция будет выглядеть так:  $\text{X} \rightarrow \text{XO}_2\text{H}_2$ .

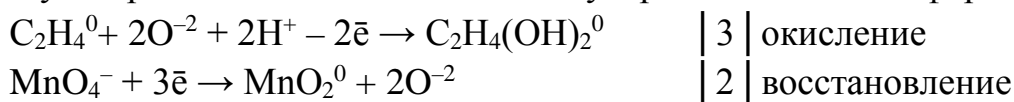
Рассчитываем суммарную степень окисления X в реагенте и в продукте  $\text{X}^0 \rightarrow \text{X}^{+2}\text{O}_2^{-2}\text{H}_2^{+1}$ . Она равна  $-2$ . Составляем баланс:



Расставляем коэффициенты согласно электронному балансу.

### 4. Способ протонно-кислородного баланса

В уравнениях полуреакций окисления и восстановления исходные вещества и продукты реакции записываем в молекулярной или ионной формах.



Расставляем коэффициенты согласно балансу.

### 5. Способ по числу связей

Посчитаем число связей в исходном веществе и конечных продуктах согласно таблице:

Виды связей	Число связей в исходном веществе	Число связей в продуктах реакции	Потеряно связей	Всего
C-C	2	1	1	1 связь или $\bar{e}$
C-H	4	4		

Определяем степень окисления другого вещества, участвующего в ОВР и составляем баланс:



Расставляем коэффициенты согласно балансу.

Рассмотрим *этапы составления уравнения реакции окисления пентадиена-1,4 перманганатом калия в кислой среде.*

1. Определяем окислитель и среду протекания реакции:

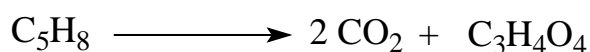
– среда кислая, окислитель  $\text{KMnO}_4$ .

2. Проанализировав структуру окисляемого соединения, определяем продукты реакции в данной среде и записываем схему реакции:

– в окисляемой молекуле две концевых двойных связи, следовательно, образуются две молекулы углекислого газа. Углеродный скелет не разветвленный, поэтому при окислении 2-го и 4-го углеродных атомов образуются карбоксильные группы:



3. Записываем схему полуреакции окисления, используя для большей наглядности молекулярные формулы исходного вещества и продуктов реакции:

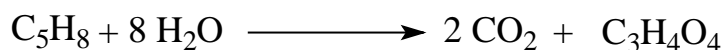


4. Проанализируем число атомов кислорода до и после реакции:

– в исходном соединении атомов кислорода нет, продукты реакции содержат суммарно 8 атомов кислорода.

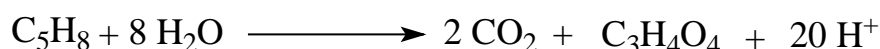
5. Так как реакция проводится в кислой среде, то в кислой среде уравниваем число атомов кислорода, добавляя исходному веществу столько молекул воды, сколько атомов кислорода не хватает в левой части реакции.

– добавляем со стороны продуктов реакции 8 молекул воды.



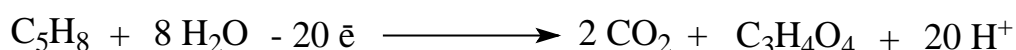
6. В кислой среде уравниваем число атомов водорода добавлением необходимого числа протонов:

– слева 24 атома водорода, справа – 4, следовательно, к продуктам реакции надо добавить 20 протонов:

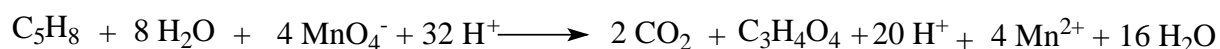
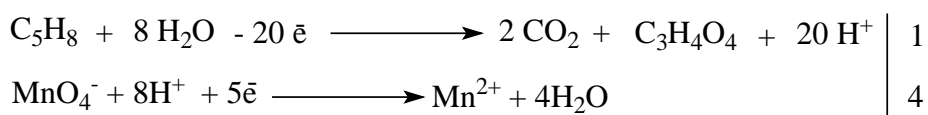


7. Подсчитываем суммарный заряд исходных веществ и суммарный заряд продуктов реакции, уравниваем, отнимая необходимое число электронов:

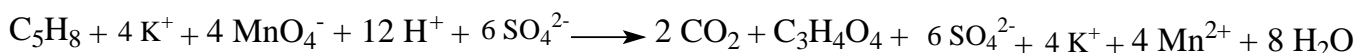
– слева все молекулы электронейтральны, суммарный заряд равен 0. Среди продуктов реакции заряд несут только протоны – суммарный заряд +20. Следовательно, из левой части надо вычесть 20 электронов:



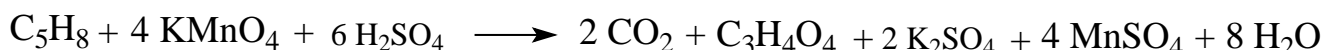
8. Записываем уравнение полуреакции восстановления, уравниваем число принятых и отданных электронов, суммируем две полуреакции с учетом найденных коэффициентов:



9. Сокращаем одинаковые частицы справа и слева, подписываем противоионы:



10. Записываем полное уравнение реакции:



11. Проверяем, подсчитывая число атомов кислорода слева и справа. Если числа равны, то коэффициенты расставлены правильно.

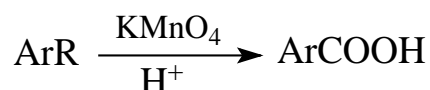
## Окислительно-восстановительные реакции с участием различных классов органических веществ

### Алканы

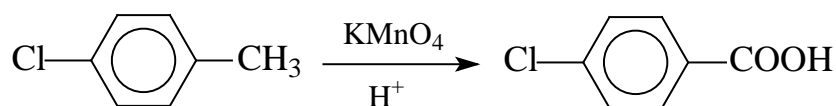
Учитывая состав алканов ( $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ ), можно сделать вывод об их неспособности вступать в реакции восстановления, но возможности участвовать в реакциях окисления.

**Ох.** Окисление алканов до карбоновых кислот проводят в промышленном масштабе с использованием катализаторов. В большинстве случаев эти реакции сопровождаются образованием ряда побочных продуктов и не могут быть использованы в качестве лабораторного метода получения карбоновых кислот. Более широко известным вариантом окисления углеводородов является окисление боковых цепей ароматических соединений.

Алкильные цепи, соединенные с ароматическими кольцами, окисляются до карбоксильных групп  $-\text{COOH}$  под действием таких окислителей, как азотная кислота, дихромат калия в кислой среде и перманганат калия.



Чаще всего окисляют метильные группы, хотя в реакцию можно вводить и соединения с более длинными цепями. При этом вторичные группы окисляются легче, чем первичные, а третичные группы устойчивы к окислению.



Не следует забывать, что при проведении реакции окисления перманганатом калия в щелочной среде, продуктом реакции является не свободная кислота, а ее калиевая соль.

**Red.** Реакции *восстановления* углеводородов можно разделить на два типа:

- 1) Присоединение водорода по кратным связям.
- 2) Реакции с водородом, сопровождающиеся расщеплением углерод-углеродных связей (деструктивное гидрирование или гидрогенолиз). К этим реакциям способны углеводороды с открытой цепью, ароматические соединения с боковой цепью.

При гидрогенолизе алканов может происходить разрыв любых связей С–С в молекулах. Содержание метана в продуктах реакции значительно возрастает с увеличением степени разветвления углеводорода.



### Алкены

**Ох.** Процессы *окисления* зависят от строения алкена и среды протекания реакции.

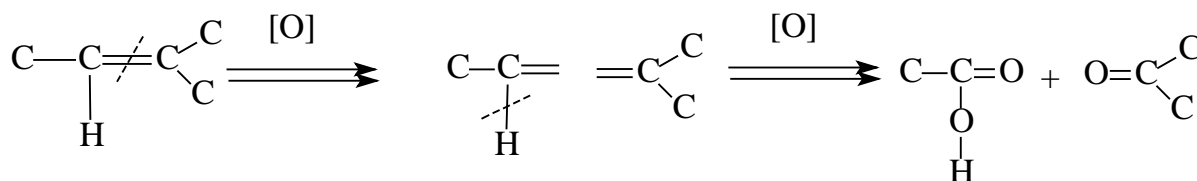
Окисление алкенов, в зависимости от используемых реагентов и условий реакции, может происходить как с сохранением углеродного скелета (гидроксилирование), так и с разрывом С=С-связи (окислительное расщепление).

Окисление алкенов	
В жестких условиях (KMnO <sub>4</sub> в кислой среде)	В мягких условиях (KMnO <sub>4</sub> в нейтральной и слабощелочной средах)
разрыв σ- и π-связей	разрыва σ-связи не происходит
образуются: – карбоновые кислоты; – кетоны; – углекислый газ	образуются: – диолы

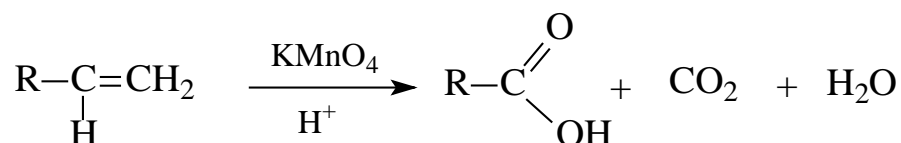
1. При окислении алкенов концентрированным раствором перманганата калия KMnO<sub>4</sub> в кислой среде (жесткое окисление) происходит разрыв σ- и π-связей с образованием карбоновых кислот, кетонов и оксида углерода (IV). Эта реакция используется для определения положения двойной связи.

Концевая двойная связь	Атомы углерода при двойной связи содержат радикалы	Молекула симметрична
– карбоновая кислота – оксид углерода (IV) – вода	– карбоновая кислота и кетон – два кетона	Одна кислота

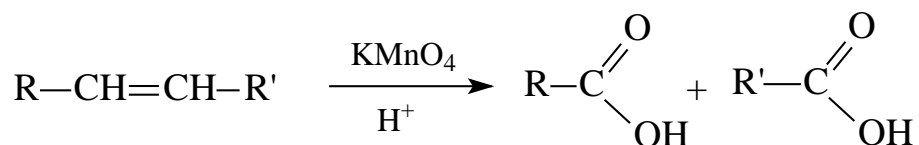
Чтобы изобразить продукты реакции окисления алкена в жестких условиях, следует выполнить следующую последовательность действий: разорвать двойную связь; по месту двойной связи написать атомы кислорода, а также внедрить атомы кислорода по всем имеющимся при двойной связи связям C–H:



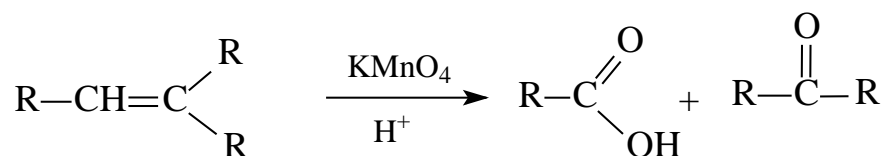
Так при окислении монозамещенных алкенов образуется карбоновая кислота и углекислый газ:



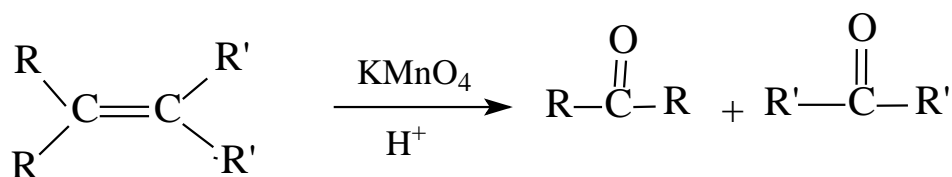
Дизамещенные алкены, содержащие разные алкильные группы у двух атомов углерода двойной связи при окислении дают смесь карбоновых кислот:



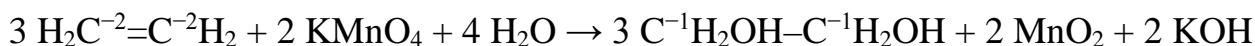
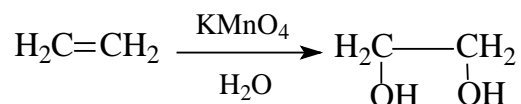
Окисление тризамещенных алкенов приводит к смеси карбоновой кислоты и кетона:



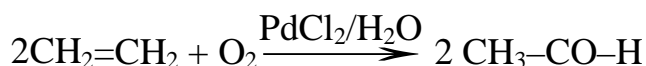
Тетразамещенные симметричные алкены при окислительном расщеплении образуют две молекулы кетона, а несимметричные – смесь двух разных кетонов:



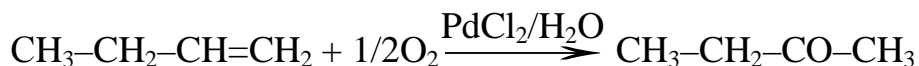
2. В нейтральной или слабощелочной средах окисление сопровождается образованием диолов (двухатомных спиртов), причем гидроксильные группы присоединяются к тем атомам углерода, между которыми существовала двойная связь. В ходе этой реакции происходит обесцвечивание фиолетовой окраски водного раствора  $\text{KMnO}_4$ , поэтому она используется как качественная реакция на алкены (реакция Вагнера).



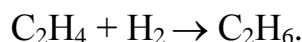
3. Окисление алкенов в присутствии солей палладия (Вакер-процесс) приводит к образованию альдегидов и кетонов:



Гомологи окисляются по менее гидрированному атому углерода:



**Red.** Восстановление алкенов до соответствующих алканов происходит под действием молекулярного водорода в присутствии катализатора (Ni, Pt, Pd):

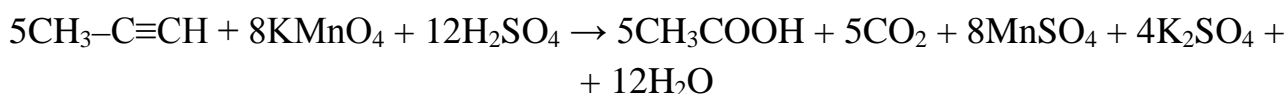
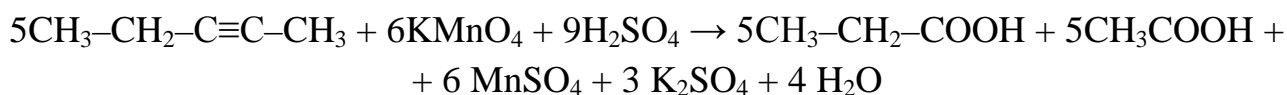


### Алкины

**Ох.** Окисление ацетилен и его гомологов протекает в зависимости от того, в какой среде происходит процесс.

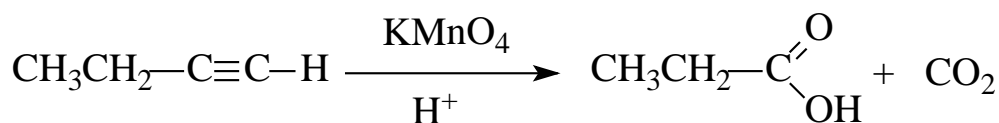
Окисление алкинов	
кислая среда	нейтральная и слабощелочная среды
образуются карбоновые кислоты	образуются соли карбоновых кислот

1. В кислой среде процесс окисления сопровождается образованием карбоновых кислот.

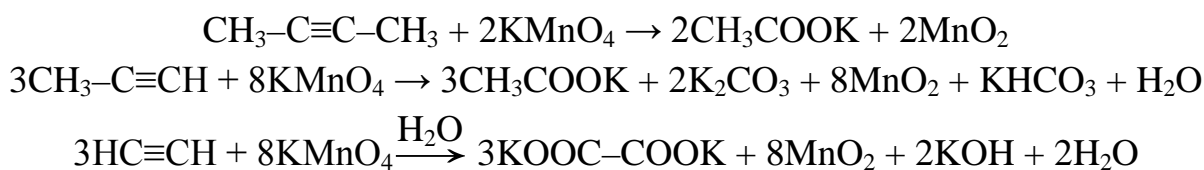


Реакция используется для определения строения алкинов по продуктам окисления.

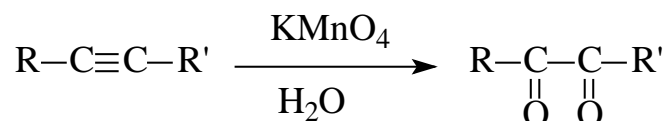
Окислительное расщепление алкинов проводят теми же реагентами, что и в случае алкенов, но в более жестких условиях. При этом образуются карбоновые кислоты. При окислении концевой тройной связи выделяется углекислый газ:



2. В *нейтральной и слабощелочной средах* окисление ацетилена сопровождается образованием соответствующих оксалатов (солей щавелевой кислоты), а окисление гомологов – разрывом тройной связи и образованием солей карбоновых кислот:



Внутренние алкины можно осторожно *окислить* до  $\alpha$ -дикетон $\alpha$  действием перманганата калия в нейтральной среде:

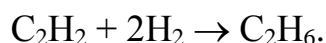


3. *Полное окисление (горение)*. При сгорании алкинов происходит их полное окисление до оксида углерода (IV) и воды:



Горение ацетилена сопровождается выделением большого количества тепла ( $Q = 1300$  кДж/моль). Температура ацетиленово-кислородного пламени достигает  $2800\text{--}3000$  °С, в связи с чем ацетилен применяют для сварки и резки металла. Ацетилен с воздухом и кислородом образует взрывоопасные смеси.

**Red.** Полное *гидрирование* алкинов обычно осуществляется в мягких условиях ( $25$  °С,  $1\text{--}5$  атм) на палладиевых, платиновых и активных никелевых катализаторах. При этом образуются алканы:



### Одноатомные спирты

**Оx.** Легкость *окисления* спиртов уменьшается в ряду:

первичные  $\geq$  вторичные  $\geq$  третичные.

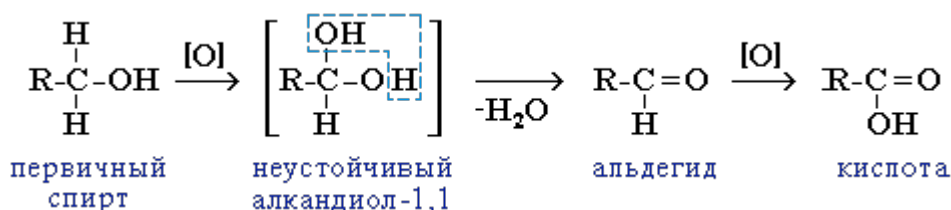
Окисление одноатомных спиртов		
Первичный спирт + $\text{KMnO}_4$	КОН	Альдегид
	$\text{H}_2\text{SO}_4$	
Вторичный спирт + $\text{KMnO}_4$	КОН	Кетон



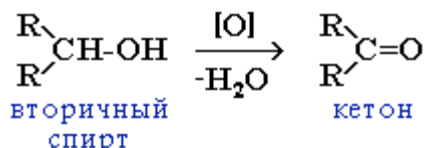
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	
Первичный спирт + KMnO <sub>4</sub> (изб.)	Нейтральная среда	Соль карбоновой кислоты
	KOH	Соль карбоновой кислоты
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Карбоновая кислота

1. В присутствии окислителей [O] – дихромата калия K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> или перманганата калия KMnO<sub>4</sub> спирты окисляются до карбонильных соединений.

*Первичные спирты* при окислении образуют альдегиды, которые затем легко окисляются до карбоновых кислот:

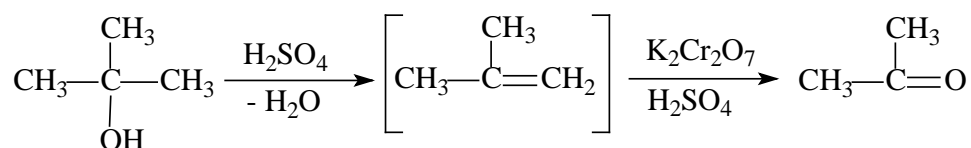


При окислении *вторичных спиртов* образуются кетоны.

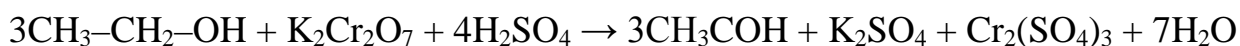
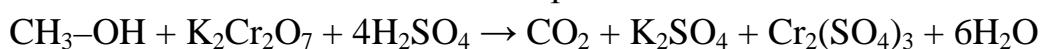


*Третичные спирты* более устойчивы к действию окислителей. Они окисляются только в жестких условиях (кислая среда, повышенная температура), что приводит к разрушению углеродного скелета молекулы и образованию смеси продуктов (карбоновых кислот и кетонов с меньшей молекулярной массой).

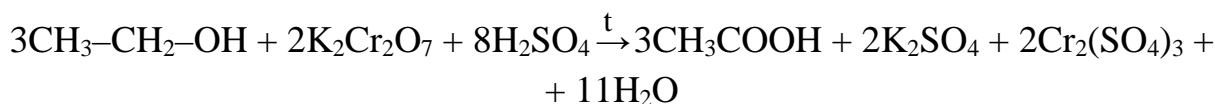
Если в третичном спирте у атома углерода, соседнего с C–OH-группой, есть атом водорода, то такие спирты окисляются в кислой среде с отщеплением воды, образованием в качестве промежуточного продукта алкена и разрывом углерод-углеродной связи:



*В кислой среде:* для первичных и вторичных одноатомных спиртов качественной реакцией является взаимодействие их с кислым раствором дихромата калия. Оранжевая окраска гидратированного иона Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> исчезает и появляется зеленоватая окраска, характерная для иона Cr<sup>3+</sup>. Эта смена окраски позволяет определять даже следовые количества спиртов.



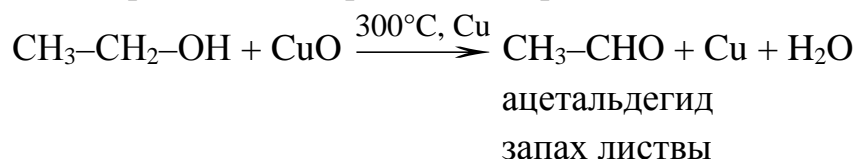
В более жестких условиях окисление первичных спиртов идет сразу до карбоновых кислот:



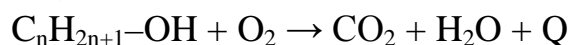
Третичные спирты устойчивы к окислению в щелочной и нейтральной среде. В жестких условиях (при нагревании, в кислой среде) они окисляются с расщеплением связей С–С и образованием кетонов и карбоновых кислот.

В нейтральной среде:  $\text{CH}_3\text{-OH} + 2\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ , а остальные спирты до солей соответствующих карбоновых кислот.

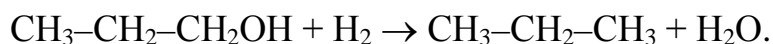
### 2. Качественная реакция на первичные спирты!



3. Горение (с увеличением массы углеводородного радикала – пламя становится всё более коптящим):

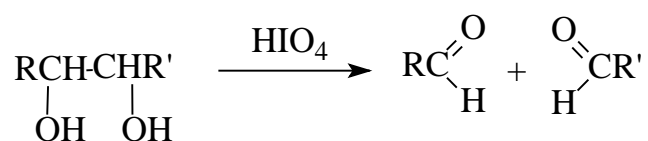


**Red.** Спирты весьма устойчивы к действию восстановителей. Для каталитического восстановления спиртов используют никель Ренея, медные и железные катализаторы при температуре 250–300 °С:



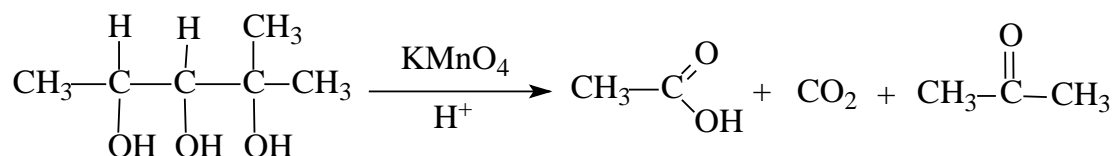
## Многоатомные спирты

**Ох.** 1,2-гликоли (двухатомные спирты) легко расщепляются в мягких условиях при действии йодной кислоты  $\text{HIO}_4$ . В зависимости от строения исходного гликоля, продуктами окисления могут быть альдегиды или кетоны:



Если три или более гидроксильных групп связаны с соседними атомами углерода, то при окислении йодной кислотой средний атом или средние атомы превращаются в муравьиную кислоту.

Окисление многоатомных спиртов перманганатом калия в кислой среде проходит аналогично окислительному расщеплению алкенов и также приводит к образованию кислот или кетонов в зависимости от строения исходного спирта.



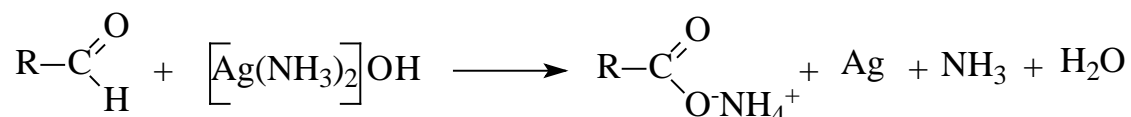


## Альдегиды и кетоны

**Ох.** Альдегиды очень легко окисляются до карбоновых кислот с тем же числом атомов углерода в цепи. Окисление можно проводить на холоде раствором перманганата калия, раствором оксида хрома (VI) в серной кислоте, гидроксидом меди (II), а также аммиачным раствором гидроксида серебра (реакция «серебряного зеркала»). Окисление происходит по связи C–H в альдегидной группе –CH=O, которая превращается при этом в карбоксильную группу –COOH.

Окисление альдегидов		
Альдегиды + KMnO <sub>4</sub>	Нейтральная среда	Карбоновая кислота + соль карбоновой кислоты
	KOH	Соль карбоновой кислоты
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Карбоновая кислота

1. Реакция «серебряного зеркала» – окисление аммиачным раствором оксида серебра (реактив Толленса):

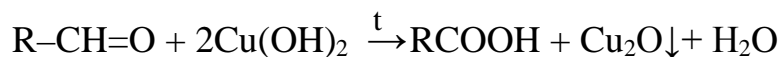


*Качественная реакция на альдегидную группу.*

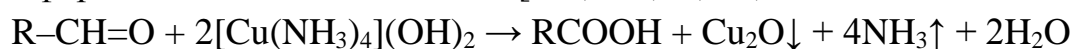
**Особое внимание!!!** Окисление метанала аммиачным раствором оксида серебра приводит к образованию карбоната аммония, а не муравьиной кислоты.

2. Окисление гидроксидом меди (II):

а) в виде свежеприготовленного осадка Cu(OH)<sub>2</sub> при нагревании.



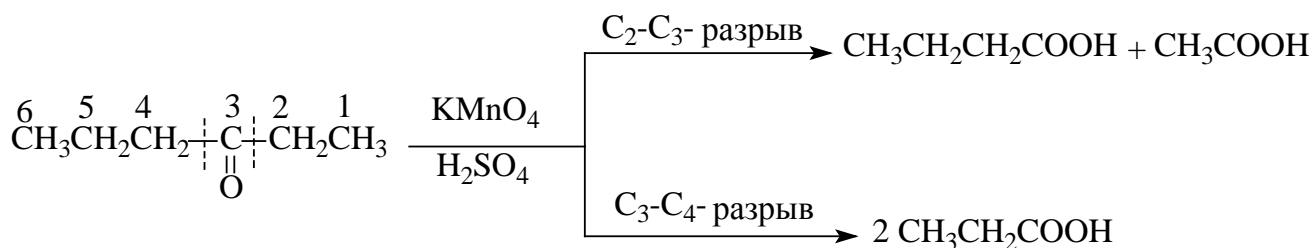
б) в форме комплекса с аммиаком [Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>](OH)<sub>2</sub>.



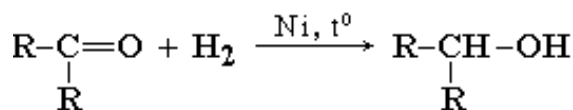
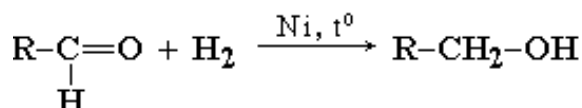
в) в составе комплекса с солью винной кислоты (реактив Фелинга).



**Кетоны** более устойчивы к окислению, но при действии сильных окислителей в жестких условиях происходит окислительная деструкция молекулы кетона, т.е. разрываются углерод-углеродные связи соседних с карбонильным атомом углерода, и происходит окисление остатков до карбоновых кислот с более короткой углеродной цепью:



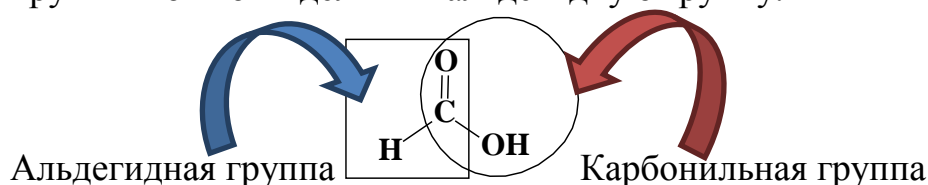
**Red.** Альдегиды при взаимодействии с водородом в присутствии Ni-катализатора или алюмогидрида лития  $\text{LiAlH}_4$  образуют первичные спирты, кетоны - вторичные:



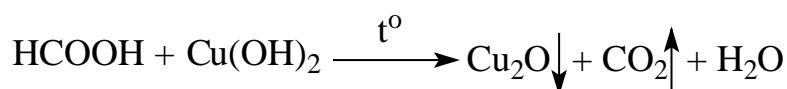
### Карбоновые кислоты

Конечным продуктом окисления многих органических соединений являются карбоновые кислоты. А окисляются ли сами карбоновые кислоты?

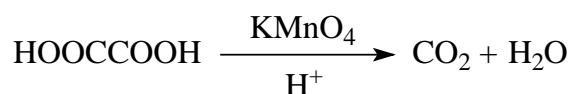
**Ох.** Среди предельных одноосновных кислот легко окисляется только муравьиная кислота. Это связано с тем, что в муравьиной кислоте кроме карбоксильной группы можно выделить и альдегидную группу.



Поэтому эта кислота может быть окислена теми же соединениями, что и обычные альдегиды: аммиачным раствором оксида серебра, гидроксидом меди (II) и другими. Продуктом окисления муравьиной кислоты является угольная кислота, распадающаяся до углекислого газа и воды.

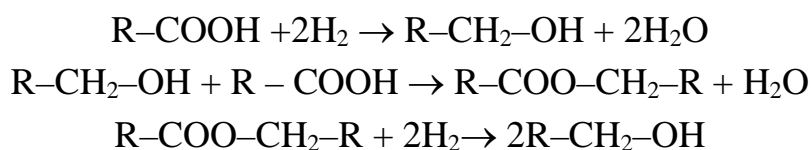


Среди двухосновных кислот наиболее легко окисляется щавелевая кислота.



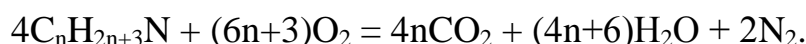
**Red.** Восстановление карбоксильной группы возможно до спиртов и углеводов. Гидрирование кислот проводят при температурах 100–300 °С и дав-

лении 200–300 атмосфер на оксидных катализаторах. При этом образуются сложные эфиры, восстановление которых протекает гораздо легче:



### Амины

**Ох.** Окисление алифатических аминов происходит под действием сильных окислителей. При горении (*полном окислении*) они образуют углекислый газ, воду и азот:

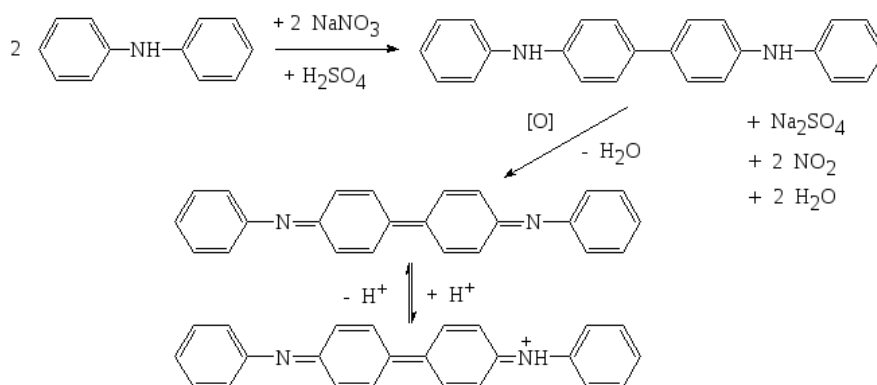


Уравнение реакции горения метиламина имеет следующий вид:



Ароматические амины легко окисляются даже кислородом воздуха. Являясь в чистом виде бесцветными веществами, они на воздухе темнеют. Неполное окисление ароматических аминов используется в производстве красителей. Эти реакции довольно сложные.

Например, действием на дифениламин кислотой азотной или азотистой в присутствии кислоты серной концентрированной получают краситель бензидиновый синий. Данная реакция используется в экологии для определения нитратов и нитритов (качественная реакция на нитрат- и нитрит-ионы).

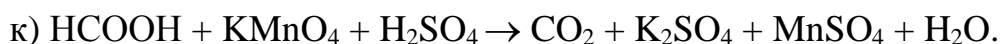
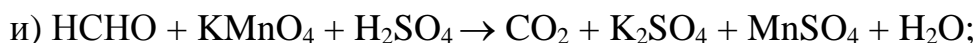
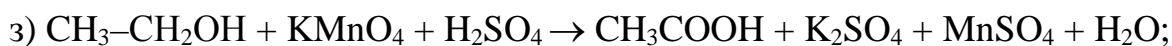
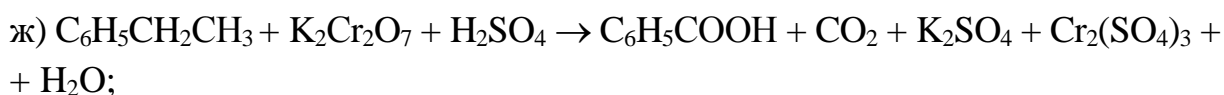
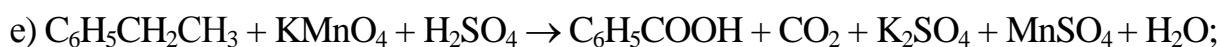
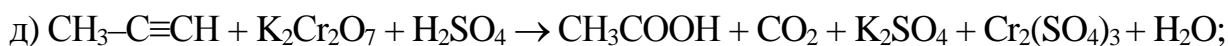
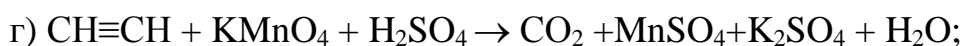
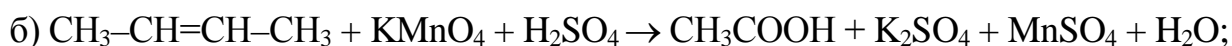


Амины – самая восстановленная форма азотсодержащих соединений, поэтому в реакции *восстановления* они не вступают.

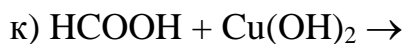
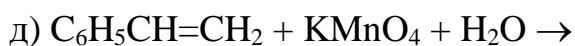
### ГЛАВА III. ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Напишите уравнения реакции горения: а) метана; б) этана; в) пропана; г) бутана; д) этена; е) пропена; ж) этина; з) пропины; и) бензола; к) метилбензола.

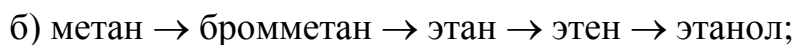
2. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции. Укажите окислитель и восстановитель:



3. Составьте уравнения реакций по следующим схемам, расставьте коэффициенты:

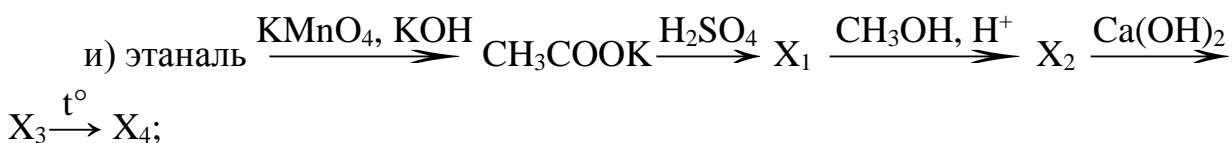
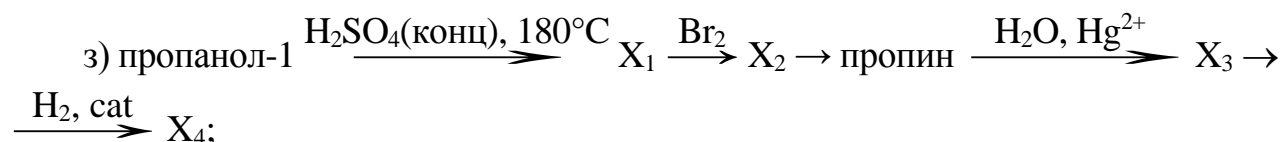
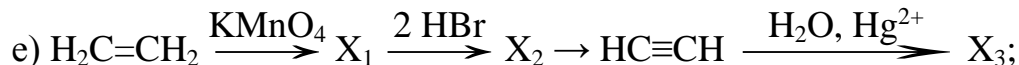
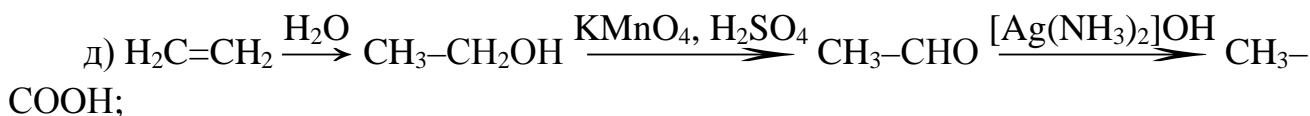
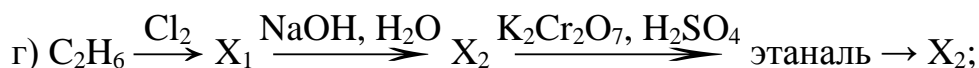
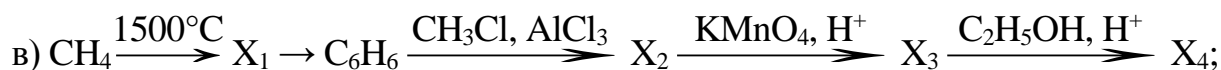
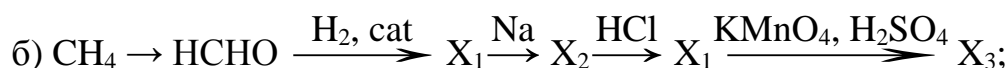
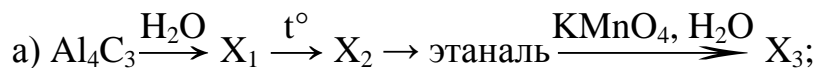


4. Напишите уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



- е) этан → бромэтан → бутан → 2-хлорбутан → бутен-2 → этановая кислота;  
 ж) пропан → пропен → 1,2-дибромпропан → пропиен → углекислый газ;  
 з) 1-хлорпропан → гексан → бензол → метилбензол → бензойная кислота;  
 и) этанол → этен → бромэтан → этен;  
 к) уксусный альдегид → этиловый спирт → этилен → ацетилен → уксусный альдегид.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



6. Какой объем воздуха, измеренный при нормальных условиях, потребуется для полного сгорания 10 литров пропана?

7. Какой объем воздуха потребуется для сжигания смеси метана объемом 5 л с этаном объемом 2 л (нормальные условия)? Объемная доля кислорода в воздухе составляет 21 %.



8. Рассчитайте объем продукта, который образуется при каталитическом гидрировании 2-метилпропена массой 11,2 г (н.у.).

9. Какой объем воздуха, измеренный при нормальных условиях, потребуется для полного сгорания 1,2-диметилбензола массой 5,3 г? Объемная доля кислорода в воздухе составляет 21 %.

10. При нагревании предельного одноатомного спирта массой 12 г с концентрированной серной кислотой образовался алкен массой 6,3 г. Выход продукта составил 75 %. Определите формулу исходного спирта.

11. При окислении паров спирта массой 2,3 г над избытком оксида меди (II) получили альдегид и медь массой 3,2 г. Какой альдегид получен?

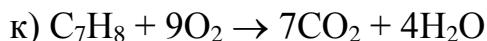
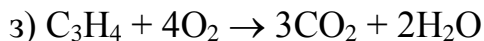
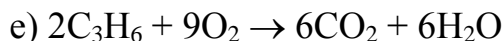
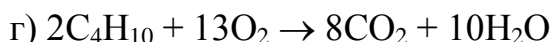
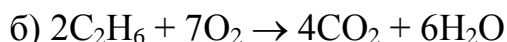
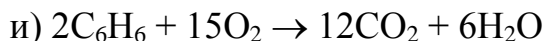
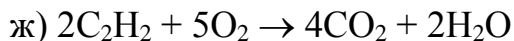
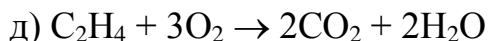
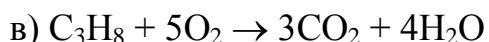
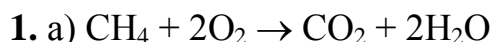
12. Какая масса серебра будет получена в результате реакции «серебряного зеркала», если к избытку аммиачного раствора гидроксида серебра добавить водный раствор массой 50 г с массовой долей пропаналя 11,6 %.

13. При восстановлении нитробензола массой 73,8 г получили анилин массой 48,0 г. Определите выход продукта реакции.

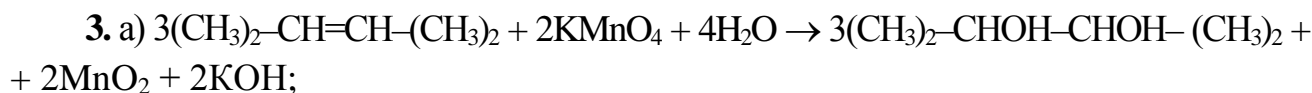
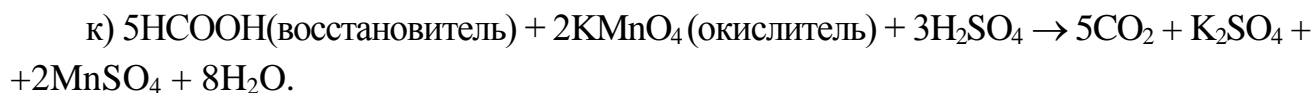
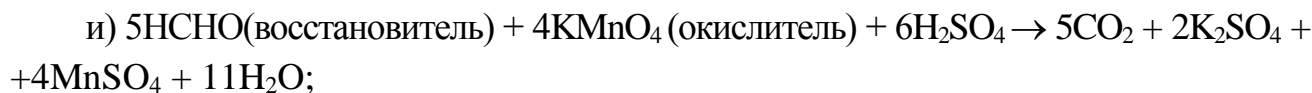
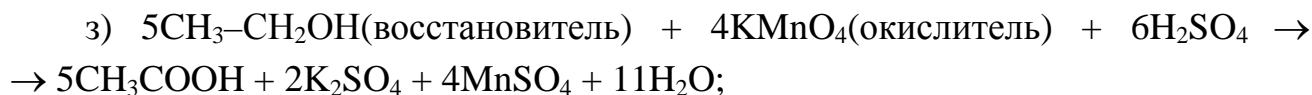
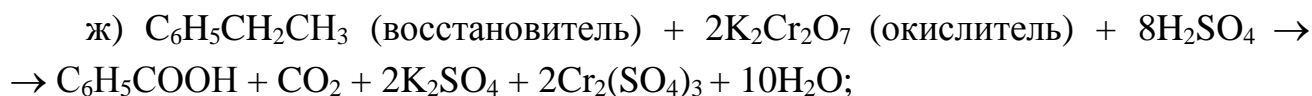
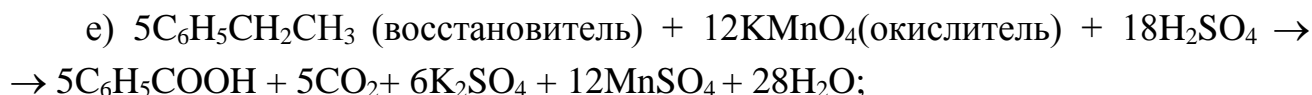
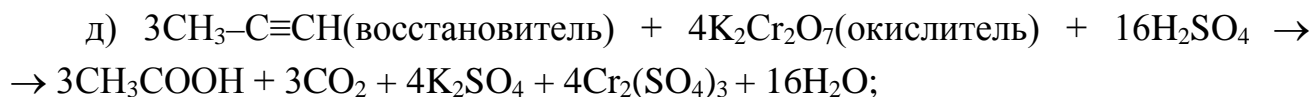
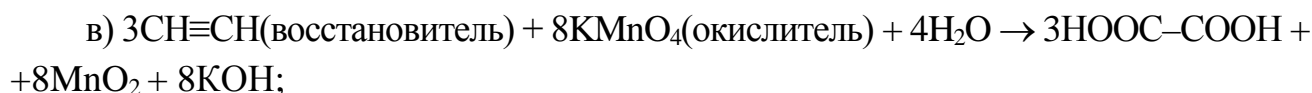
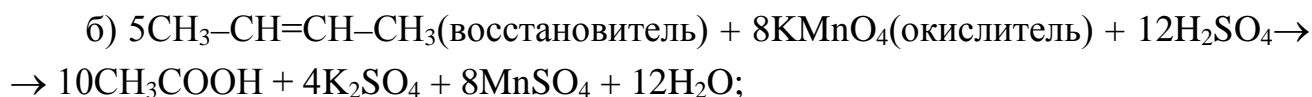
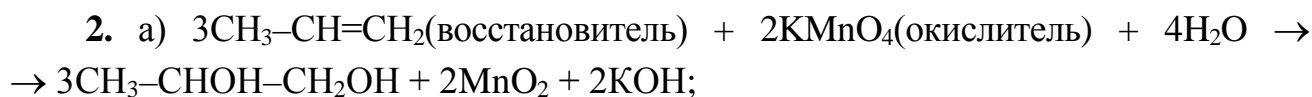
14. Какой объем азота (при нормальных условиях) образуется при сгорании этиламина массой 5,4 г?

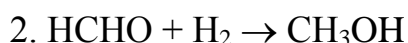
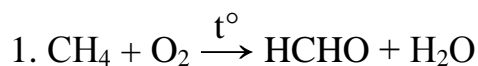
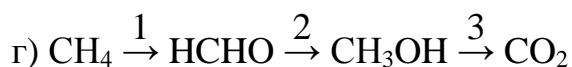
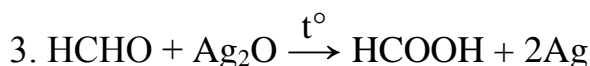
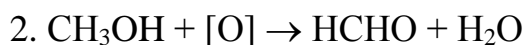
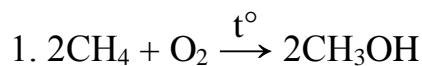
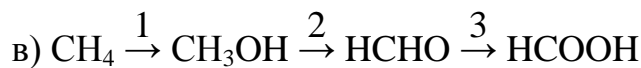
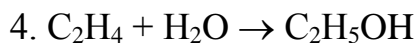
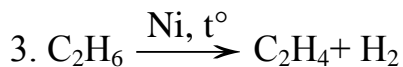
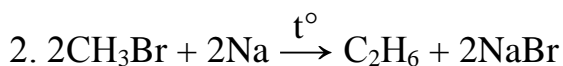
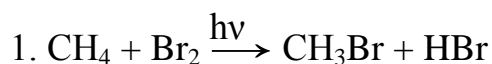
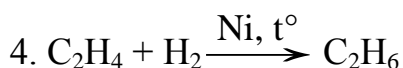
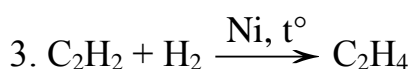
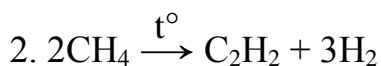
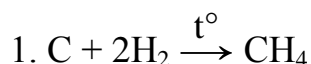
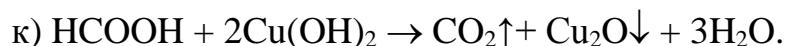
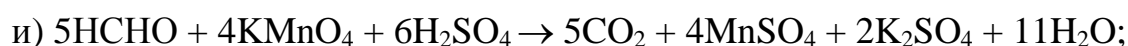
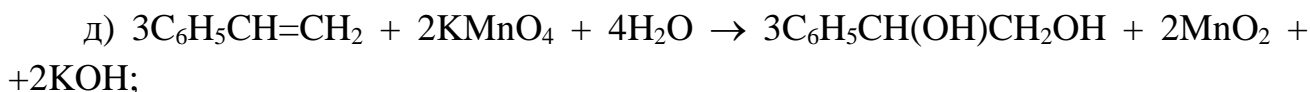
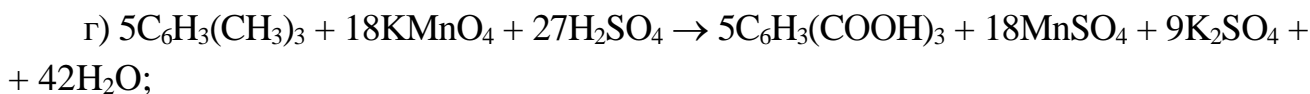
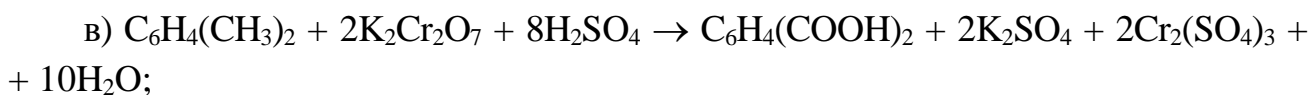
15. Какой объем воздуха потребуется для полного сгорания метиламина объемом 5,6 л (при нормальных условиях)? Объемная доля кислорода в воздухе составляет 21 %.

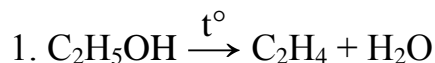
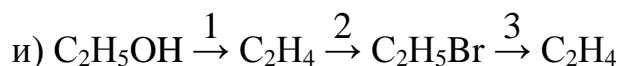
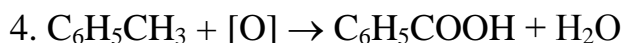
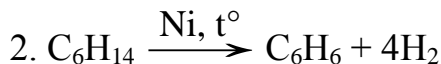
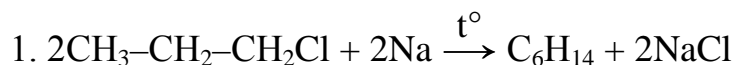
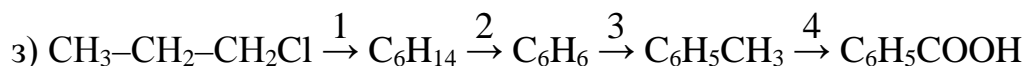
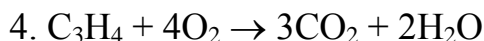
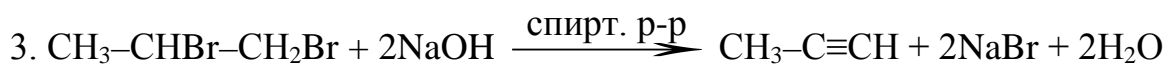
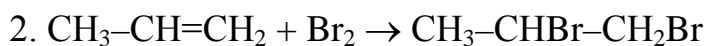
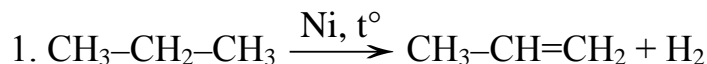
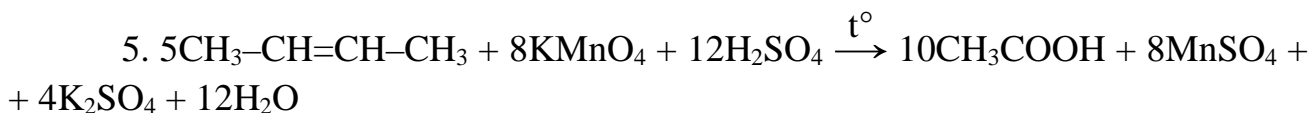
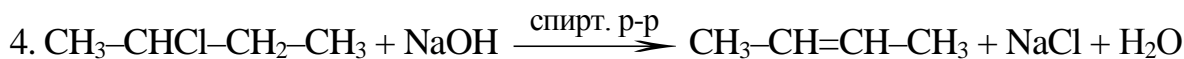
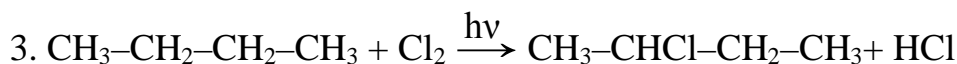
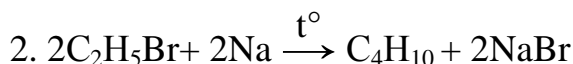
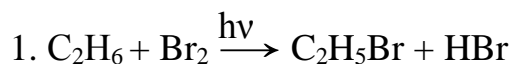
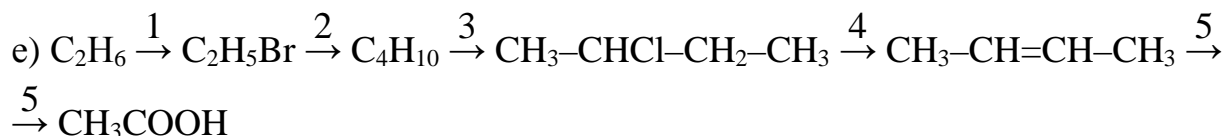
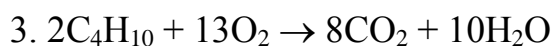
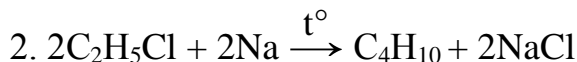
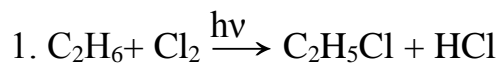
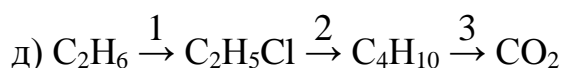
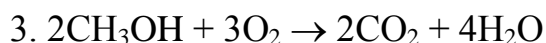
## ОТВЕТЫ К ЗАДАЧАМ И УПРАЖНЕНИЯМ

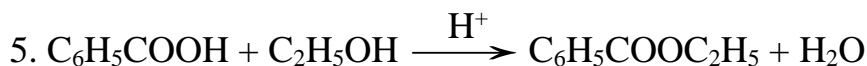
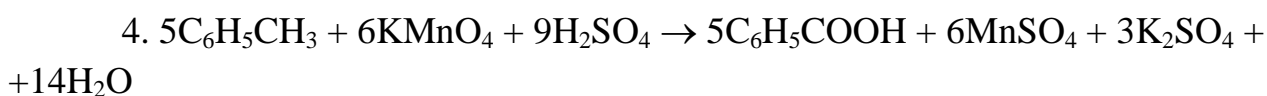
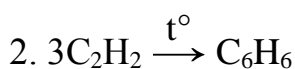
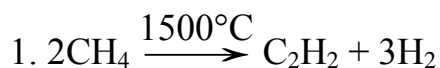
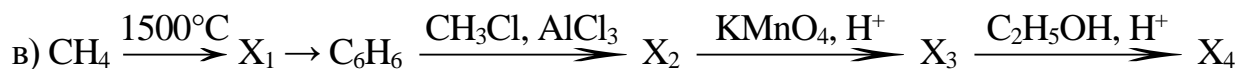
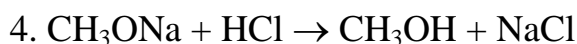
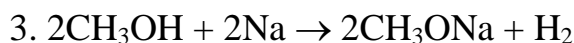
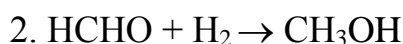
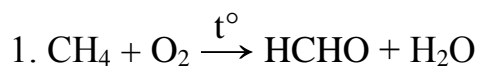
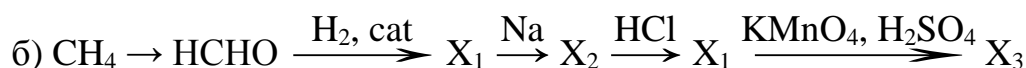
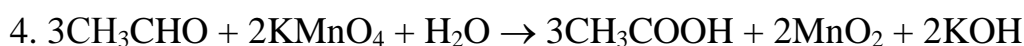
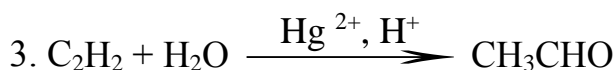
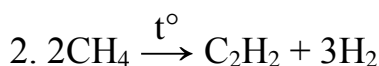
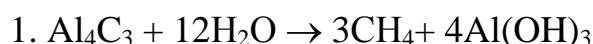
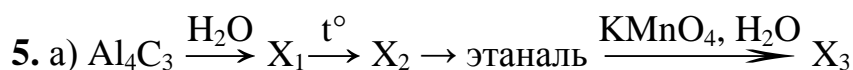
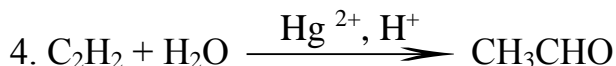
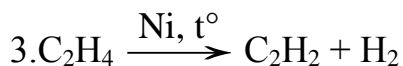
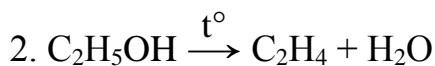
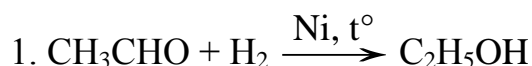
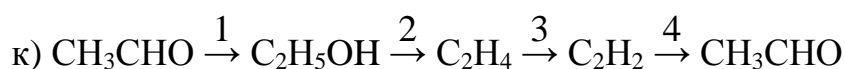


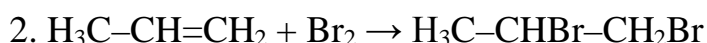
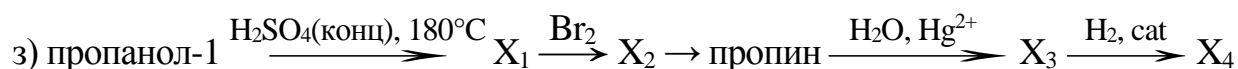
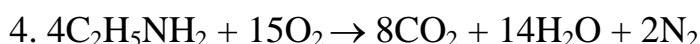
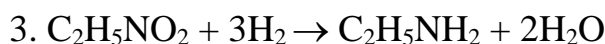
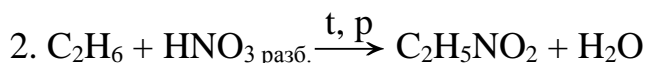
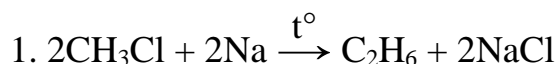
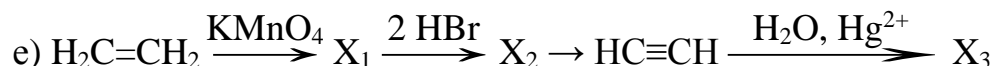
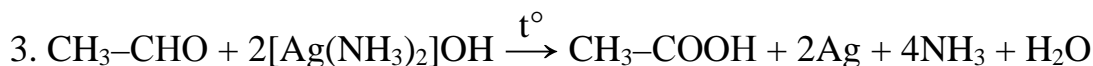
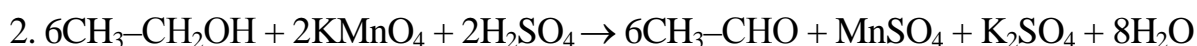
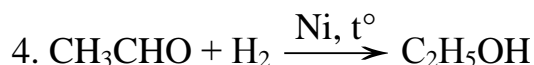
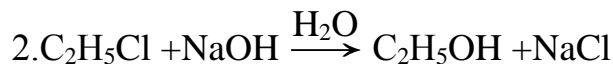
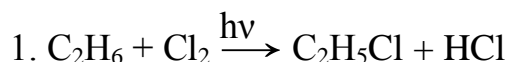
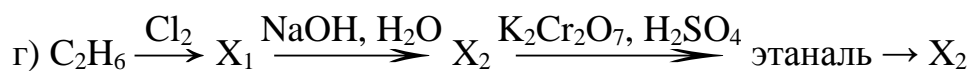
Перед формулой углеводорода в реакциях горения может быть коэффициент 1 (мы его не пишем, но подразумеваем) или 2. Как определить какой? Если при делении количества атомов водорода на 2 получается четное число – то коэффициент 1, а если нечетное – 2.

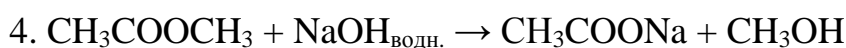
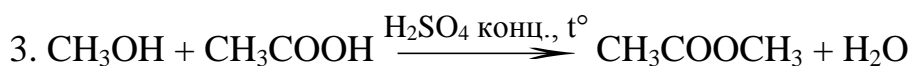
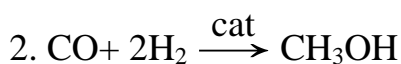
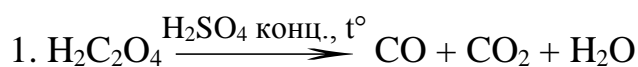
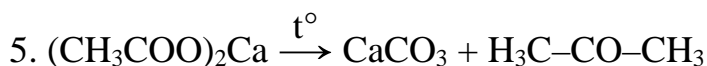
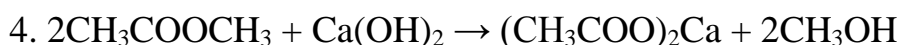
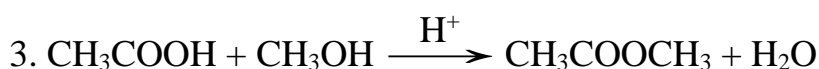
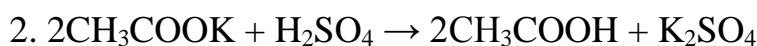
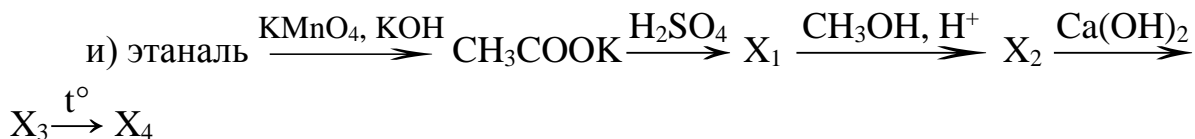
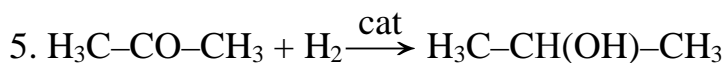












6. 238,1 л.

7. 80,95 л.

8. 4,48 л.

9. 56 л.

10.  $n = 3$ ,  $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ , пропанол.

11.  $\text{CH}_3\text{CHO}$ , этаналь, уксусный альдегид, ацетальдегид.

12. 21,6 г.

13. 86,02 %.

14. 1,344 л.

15. 60 л.

## ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Процесс составления уравнений окислительно-восстановительных реакций с участием органических веществ и расстановка в них коэффициентов являются довольно сложными. Данные методические рекомендации содержат оригинальные цепочки превращений органических веществ разных видов, предназначенные для изучающих органическую химию на базовом и профильном уровнях. Решать предлагаемые задания удобно с помощью теоретического материала, содержащего систематизированную информацию о химических свойствах органических веществ, изложенную в пособии. Для расстановки коэффициентов в таких уравнениях используются различные способы.

Надеемся, что методические рекомендации помогут всем участникам образовательного процесса лучше разобраться в реакциях ОВР с участием органических веществ. И вопросы курса органической химии станут не такими уж и сложными. А наилучший вариант использования материалов представленного пособия может быть найден только в процессе творческой работы педагога.



## СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Дерябина Н.Е. Прием макроподстановки как способ определения коэффициентов в реакциях ОВР // Химия в школе. 2007. № 9.
2. Дерябина Н.Е. 300 попроще и 300 посложнее: задания-цепочки по органической химии. – М.: ИПО «У Никитских ворот», 2011.
3. Дерябина Н.Е. Органическая химия. Кн. 1. Углеводороды и монофункциональные производные». – М.: ИПО «У Никитских ворот», 2012.
4. Доронькин В.Н., Бережная А.Г. Химия. Подготовка к ЕГЭ–2013. – Ростов-на-Дону: Легион, 2013.

### *Электронные ресурсы*

1. Бурякова Г.А. Способы расстановки коэффициентов в реакциях окисления органических веществ. – Режим доступа: <https://docplayer.ru/39859235-Sposoby-rasstanovki-koefficientov-v-reakciyah-okisleniya-organicheskikh-veshchestv.html>
2. Егорова В.П. Восстановление органических соединений. – Режим доступа: <http://docplayer.ru/47591168-Vosstanovlenie-organicheskikh-soedineniy.html>
3. Мартынюк К.П. Уравнивание окислительно-восстановительных реакций с участием органических веществ методом электронного баланса. – Режим доступа: <http://mendelei.ru/ege/item/10597>
4. Молчанова Г.Н. Реакции окисления в органической химии. – Режим доступа: [uch.znate.ru/docs/4503/index-2421.html](http://uch.znate.ru/docs/4503/index-2421.html)
5. <http://cnit.ssau.ru/organics/chem4/o344.htm>
6. <http://orgchem.ru/>
7. <https://studfiles.net/preview/3719179>