

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ
федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
КРАСНОЯРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ им. В.П. АСТАФЬЕВА
(КГПУ им. В.П. Астафьева)

ФАКУЛЬТЕТ БИОЛОГИИ, ГЕОГРАФИИ И ХИМИИ
Кафедра химии

Киселёва Юлия Владимировна

ВЫПУСКНАЯ КВАЛИФИКАЦИОННАЯ РАБОТА

**ИЗУЧЕНИЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ
В ШКОЛЬНОМ КУРСЕ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ. СОСТАВЛЕНИЕ
УРАВНЕНИЙ ОВР С УЧАСТИЕМ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ**

Направление подготовки 44.03.05 – Педагогическое образование
(с двумя профилями подготовки)

Профиль «Химия и экология»

ДОПУСКАЮ К ЗАЩИТЕ
Зав. кафедрой химии, д.х.н., профессор
Горностаев Л. М.

25.05.2016

(дата, подпись)

Руководитель ст. преподаватель Халявина Ю.Г.

25.05.2016

(дата, подпись)

Дата защиты _____

Обучающийся Киселёва Ю.В.

25.05.2016

(дата, подпись)

Оценка _____

(прописью)

Красноярск
2016

Реферат

выпускной квалификационной работы Киселёвой Юлии Владимировны «Изучение окислительно-восстановительных реакций в школьном курсе органической химии. Составление уравнений ОВР с участием органических веществ»

Данная работа посвящена изучению окислительно-восстановительных реакций в школьном курсе органической химии, а также поиску наиболее оптимальных методов составления уравнений ОВР с участием органических веществ. В ходе анализа литературы, посвященной теме исследования, были выделены и проанализированы основные закономерности расстановки коэффициентов в ОВР с помощью различных методов. К наиболее удобным и востребованным можно отнести следующие методы расстановки коэффициентов: метод электронного баланса, метод полуреакций, кислородно-водородный метод и метод макроподстановки.

Автором были разработаны методические рекомендации для формирования навыков составления ОВР с участием органических веществ. Данные разработки в качестве модуля «Окислительно-восстановительные реакции» вошли в элективный курс «Подготовка учащихся к ЕГЭ по химии» для учащихся 11 класса фаначетской СОШ №9 и были апробированы.

Объем выпускной квалификационной работы составляет 94 страницы, содержит 7 таблиц, 2 рисунка, 3 приложения, использовано 38 литературных источников.

Оглавление

Введение	5
Глава 1. Изучение окислительно-восстановительных реакций в школьном курсе органической химии.....	8
Часть 1.1. Основные положения теории окислительно- восстановительных процессов.....	10
Часть 1.2. Закономерности образования продуктов окисления органических веществ различных классов в зависимости от условий протекания реакции и природы окислителя.....	21
§1.2.1. Алканы.....	23
§1.2.2. Алкены.....	23
§1.2.3. Алкины.....	26
§1.2.4. Арены.....	27
§1.2.5. Спирты.....	29
§1.2.6. Алдегиды и кетоны.....	30
§1.2.7. Карбоновые кислоты.....	32
Глава 2. Составление уравнений ОВР с участием органических веществ.....	34
Часть 2.1. Способы расстановки коэффициентов в ОВР с участием органических веществ.....	37
§2.1.1. Метод электронного баланса.....	37
§2.1.2. Кислородно-водородный метод расстановки коэффициентов в ОВР.....	39
§2.1.3. Метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций).....	40
§2.1.4. Метод макроподстановки.....	44
Часть 2.2. Анализ учебной и методической литературы по теме «Окислительно-восстановительные реакции с участием органических веществ».....	

Часть 2.2. Разработка методических рекомендаций по формированию навыков составления уравнений ОВР с участием органических веществ в рамках факультативного курса «Подготовка учащихся к ЕГЭ по химии».	46
Урок 1	55
Урок 2	62
Урок 3	69
Урок 4	74
Урок 5	80
Урок 6	86
Заключение (выводы)	89
Список литературы	90
Приложение	94

Введение

Окислительно-восстановительные процессы издавна интересовали химиков и даже алхимиков. Среди химических реакций, происходящих в природе, быту и технике, огромное множество составляют окислительно-восстановительные: сгорание топлива, окисление питательных веществ, тканевое дыхание, фотосинтез, порча пищевых продуктов и т.д. В таких реакциях могут участвовать как неорганические вещества, так и органические. Однако если в школьном курсе неорганической химии разделы, посвященные окислительно-восстановительным реакциям, занимают значительное место, то в курсе органической химии этому вопросу уделено недостаточно внимания.

Особенно важным является изучение данной темы в связи с требованиями к выполнению некоторых заданий ЕГЭ, где требуется составить уравнение реакции с участием органических веществ, а не просто схему окислительно-восстановительных процессов. Реагент должен указываться не над стрелкой, а являться полноценным компонентом реакции; обязательна расстановка коэффициентов перед формулами всех веществ.

В связи с этим поиск наиболее оптимальных методов составления уравнений ОВР и расстановки коэффициентов в ОВР с участием органических веществ является весьма актуальным.

Цель работы – формирование у учащихся навыков составления уравнений окислительно-восстановительных реакций с участием органических веществ и поиск наиболее оптимальных методов расстановки коэффициентов в данных реакциях.

Для реализации поставленной цели были сформулированы следующие задачи:

1. Изучение литературы по теме окислительно-восстановительные реакции в школьном курсе химии.

2. Исследование различных методов расстановки коэффициентов в ОВР с участием органических веществ и выбор оптимального метода.
3. Анализ учебной и методической литературы по окислительно-восстановительным реакциям с участием органических веществ.
4. Разработка и апробация методических рекомендаций для формирования навыков составления уравнений окислительно-восстановительных реакций с участием органических веществ в рамках факультативного курса «Подготовка учащихся к ЕГЭ по химии».

Научная новизна. Наиболее оптимальными методами составления уравнений ОВР и расстановки коэффициентов в ОВР с участием органических веществ были признаны методы: метод электронного баланса, метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций), кислородно-водородным метод и метод макроподстановки. Выбор используемого метода расстановки коэффициентов в ОВР зависит от характера окислительно-восстановительного процесса и конкретных условий протекания реакции.

Практическая значимость. Автором были разработаны методические рекомендации для формирования навыков составления ОВР с участием органических веществ. Данные разработки в качестве модуля «Окислительно-восстановительные реакции» вошли в элективный курс «Подготовка учащихся к ЕГЭ по химии» для учащихся 11 класса Фаначетской СОШ №9.

Апробация работы. Результаты исследовательской работы были представлены в виде устного доклада на VIII Межрегиональной научно-практической конференции «Химическая наука и образование Красноярья», г. Красноярск, 20-22 мая 2015 года, а также при участии в работе VIII Всероссийской (с международным участием) научно-методической конференции «Инновации в естественнонаучном образовании», г. Красноярск, 12 ноября 2015 года, по материалам которых имеются соответствующие публикации.

Публикации. По теме ВКР опубликованы материалы 2-х докладов (приложения 1-2). Достижения в области научно-исследовательской и учебной деятельности представлены на сайте КГПУ им. В.П. Астафьева в разделе «Портфолио»: <http://portfolio.kspu.ru/#/profile/5667>.

Глава 1. Изучение окислительно-восстановительных реакций в школьном курсе органической химии

Согласно Федеральному Государственному образовательному стандарту от «17» декабря 2010 г. №1897 [1], при изучении естественнонаучных предметов, а конкретно химии, необходимо:

1. формирование первоначальных систематизированных представлений о веществах, их превращениях и практическом применении; овладение понятийным аппаратом и символическим языком химии;
2. осознание объективной значимости основ химической науки как области современного естествознания, химических превращений неорганических и органических веществ как основы многих явлений живой и неживой природы; углубление представлений о материальном единстве мира;
3. овладение основами химической грамотности: способностью анализировать и объективно оценивать жизненные ситуации, связанные с химией, навыками безопасного обращения с веществами, используемыми в повседневной жизни; умением анализировать и планировать экологически безопасное поведение в целях сохранения здоровья и окружающей среды;
4. формирование умений устанавливать связи между реально наблюдаемыми химическими явлениями и процессами, происходящими в микромире, объяснять причины многообразия веществ, зависимость их свойств от состава и строения, а также зависимость применения веществ от их свойств;
5. приобретение опыта использования различных методов изучения веществ: наблюдения за их превращениями при проведении несложных химических экспериментов с использованием лабораторного оборудования и приборов;

6. формирование представлений о значении химической науки в решении современных экологических проблем, в том числе в предотвращении техногенных и экологических катастроф.

Как известно, раздел «Окислительно-восстановительные реакции в школьном курсе химии трудно переоценить, однако не секрет, что примеры для изучения данного раздела знаний черпаются (предлагаются) практически лишь из неорганической химии. Что касается органической химии, то на использовании реакций этого курса химии изучение данного раздела не строится. А между тем, примеры реакций из органической химии более сложны и интересны тем, что атомы углерода в окисляющемся соединении, чаще всего находятся в разной степени окисления, к тому же, в этом соединении могут присутствовать и атомы других химических элементов, подвергающихся окислению.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – одна из наиболее трудных тем школьного курса химии. Особенно много вопросов возникает, когда в ОВР принимают участие органические вещества. В заданиях ЕГЭ требуется составить уравнение реакции с участием органических веществ, а не просто схему окислительно-восстановительных процессов. Реагент должен указываться не над стрелкой, а являться полноценным компонентом реакции; обязательна расстановка коэффициентов перед формулами всех веществ [2].

В связи с этим, изучение удобных методов расстановки коэффициентов в уравнениях реакций с участием органических веществ является весьма актуальным.

Часть 1.1. Основные положения теории окислительно-восстановительных процессов (основные понятия, правила по определению степени окисления элементов в соединениях, типичные окислители и восстановители)

Реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов всех или некоторых элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называют **окислительно-восстановительными**.

Окисление – процесс отдачи электронов атомом, ионом или молекулой. Окисление сопровождается повышением степени окисления атомов.

Восстановление – процесс присоединения электронов атомом, ионом или молекулой.

Восстановителями называют атомы, ионы или молекулы, отдающие электроны. В процессе реакции восстановители окисляются.

Окислителями называют атомы, ионы или молекулы, присоединяющие электроны. В процессе реакции окислители восстанавливаются. [2].

Степень окисления – это условный заряд атома в соединении, вычисленный в предположении, что все связи в этом соединении ионные (т. е. все связывающие электронные пары полностью смещены к атому более электроотрицательного элемента).

Степень окисления атома элемента в простом веществе или в соединении можно определить, руководствуясь **следующими правилами**.

1. Степень окисления атомов в составе **простого вещества** равна нулю, например: H_2^0 , P_4^0 , Zn^0 , и т. п.

2. Степень окисления **одноатомных ионов** совпадает с их зарядом: Mg^{2+} , S^{2-} и т. п.

3. Атомы некоторых элементов проявляют в составе соединений **постоянную степень окисления**. Нужно запомнить, что

- *щелочные металлы* (Li, Na, K, Rb, Cs) проявляют в соединениях степень окисления **+1**;
- *щелочно-земельные металлы* (Ca, Sr, Ba), а также другие *металлы II группы* (Be, Mg, Zn, Cd) имеют степень окисления **+2**;
- *алюминий* в соединениях проявляет степень окисления **+3**;
- *фтор* наиболее электроотрицательный элемент во всех соединениях проявляет степень окисления **-1**.

4. *Кислород* в большинстве соединений имеет степень окисления **-2**. Однако в составе пероксидов его степень окисления равна -1 (например, $\text{H}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$), а в соединениях с более электроотрицательным элементом – фтором – степень кислорода положительна: $\text{O}_2^{+1}\text{F}_2^{-1}$.

5. Для водорода наиболее характерна степень окисления **+1**, но в соединениях с металлами (NaNH , CaH_2 и т. п.), а также в соединениях с менее электроотрицательными кремнием и бором. (SiH_4 , B_2O_6) его степень окисления равна **-1**.

6. В молекуле алгебраическая сумма значений степеней окисления всех образующих её атомов равна нулю, а в многоатомном ионе – заряду иона.

Для тех элементов, атомы которых могут проявлять различные степени окисления в зависимости от того, в состав каких соединений они входят, можно определить *высшую и низшую степень окисления*. Для большинства элементов **высшая степень окисления совпадает с номером группы** периодической системы, в которой они располагаются.

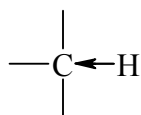
Низшие отрицательные степени окисления характерны только для неметаллов. Их значения определяются числом электронов, которые может принять атом неметалла до достижения им электронной конфигурации благородного газа. Таким образом низшую степень окисления элемента можно найти по формуле: (№ группы периодической системы – 8) [2].

Правила определения степени окисления атомов углерода в молекулах

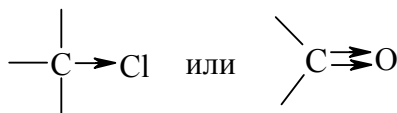
В отличие от валентности, значение которой для углерода всегда постоянно и равно четырем, степень окисления углерода в органических соединениях может принимать различные значения от -4 до +4.

При определении степени окисления углерода необходимо учитывать значения относительной электроотрицательности атомов, непосредственно связанных с углеродом.

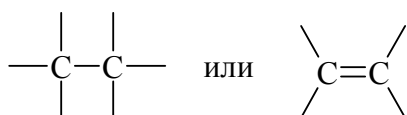
1) Если электроотрицательность у атома, связанного с углеродом ниже, чем у самого атома углерода, то электронная пара смещается к атому углерода:



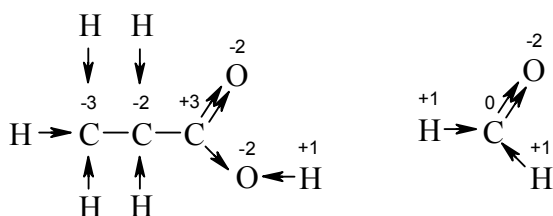
2) Если электроотрицательность у атома, связанного с углеродом выше, чем у самого атома углерода, то электронная пара смещается от атома углерода:



3) Между двумя атомами углерода смещения электронных пар не происходит:



Степень окисления атомов углерода определяется по разности между числом электронных пар, смещенных к атому углерода, и числом электронных пар, оттянутых от него. При этом степень окисления разных атомов углерода в одной молекуле органического вещества может иметь различные значения.

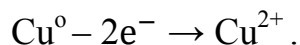
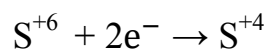


Типы окислительно-восстановительных реакций

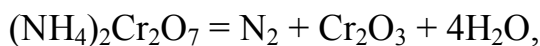
Выделяют три типа окислительно-восстановительных реакций. Чаще всего встречаются реакции **межмолекулярного окисления – восстановления**. В этом случае атом-окислитель и атом восстановитель входят в состав разных веществ. Например, в реакции взаимодействия меди с концентрированной серной кислотой



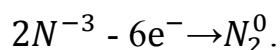
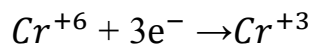
окислителем является серная кислота (за счёт S^{+6}), а восстановителем медь:



В реакциях **внутримолекулярного окисления – восстановления** атом окислитель и атом восстановитель входят в состав молекулы одного и того же вещества. К этому типу относится, например, реакция разложения дихромата аммония

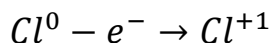
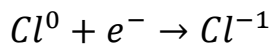
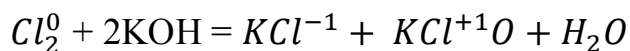


в которой восстановителем является атом азота, а окислителем – атом хрома, до начала реакции находившиеся в составе одного вещества:



В реакциях **диспропорционирования (или самоокисления – самовосстановления)** в роли окислителя и восстановителя выступают атомы одного и того же элемента, находившиеся до начала реакции в одной степени окисления. Например, при взаимодействии Cl_2 с холодным раствором

гидроксида калия один из атомов выступает в роли окислителя, понижая свою степень окисления, другой атом хлора является восстановителем, повышая свою степень окисления:



Реакции диспропорционирования являются частным случаем внутримолекулярных окислительно-восстановительных реакций [2].

Окислительно-восстановительные свойства веществ

Зная какие степени окисления могут принимать атомы, входящие в состав вещества, можно прогнозировать его поведение в окислительно-восстановительных реакциях.

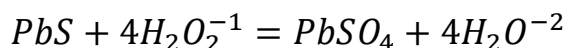
Атомы, находящиеся в высшей степени окисления, могут быть только окислителями, поскольку способны принимать, но не отдавать электроны. Например, сера в составе H_2SO_4 находится в своей высшей степени окисления +6, и, следовательно, может проявлять только окислительные свойства.

Атомы, находящиеся в низшей степени окисления, могут быть только восстановителями, поскольку способны отдавать, но не принимать электроны. Поэтому только восстановительные свойства проявляют, например, сера в составе H_2S и сульфидов, азот в составе NH_3 , NH_4^+ и нитридов, хлор в составе HCl и хлоридов и т. д.

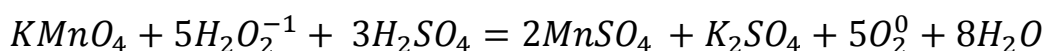
Атомы, находящиеся в промежуточной степени окисления, могут принимать и отдавать электроны. Вещества, содержащие такие атомы, обладают *окислительно-восстановительной двойственностью*: они выступают в роли окислителя или восстановителя в зависимости от свойств реагента, с которым взаимодействуют, и от условий проведения реакции.

Например, в молекуле пероксида водорода H_2O_2 кислород находится в промежуточной степени окисления -1 ; следовательно, это вещество может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

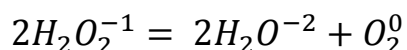
Окислительные свойства H_2O_2 преобладают и проявляются со многими типичными восстановителями, например с сульфидом свинца:



Однако при действии на H_2O_2 ещё более энергичного окислителя, чем он сам, например, перманганата калия, пероксид водорода выступает в роли восстановителя:



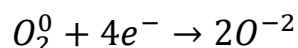
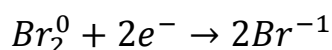
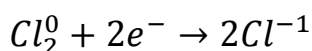
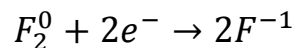
Наконец, вещества, содержащие элементы в промежуточной степени окисления, способны к реакциям *диспропорционирования*. К этому типу реакций относится разложение пероксида водорода на воду и кислород:



Приведённые выше правила позволяют предсказать окислительно-восстановительные возможности веществ, однако на их основании нельзя сделать вывод о том, насколько сильно будут проявляться эти свойства и какие продукты образуются в результате реакции. Для ответа на эти вопросы нужно знать конкретные химические свойства веществ, участвующих в рассматриваемой реакции.

Важнейшие окислители

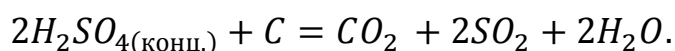
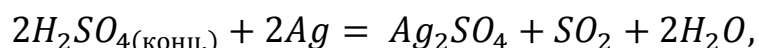
1. *Простые вещества, образованные атомами с высокой электроотрицательностью:* F_2 , Cl_2 , Br_2 , O_2 и т. п. Принимая электроны, они восстанавливаются до низших степеней окисления:



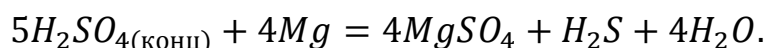
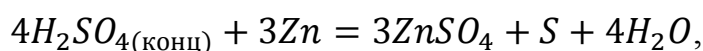
В ряду галогенов от фтора к бромю окислительные свойства ослабевают, окислительные свойства йода значительно слабее, чем у остальных галогенов.

2. Среди кислородсодержащих кислот к важнейшим окислителям относятся *азотная и концентрированная серная кислоты*.

Концентрированная серная кислота по свойствам резко отличается от разбавленной. Обладая сильными окислительными свойствами, концентрированная H_2SO_4 окисляет некоторые металлы, расположенные в ряду напряжений после водорода, а также многие неметаллы и сложные вещества:



Чаще всего продуктом восстановления серной кислоты является SO_2 . Однако в зависимости от условий проведения реакции и силы восстановителя можно получить и другие продукты – серу и сероводород:



Азотная кислота, особенно концентрированная и дымящаяся – сильный окислитель. Она взаимодействует с многими неметаллами и сложными веществами, окисляя большинство элементов до их высших степеней окисления:

При взаимодействии с металлами окислителем является атом азота, находящийся в степени окисления +5. Поэтому водород в таких реакциях практически не выделяется, а образуются различные продукты восстановления нитрат-иона, в зависимости от концентрации кислоты, активности металла и некоторых других факторов.

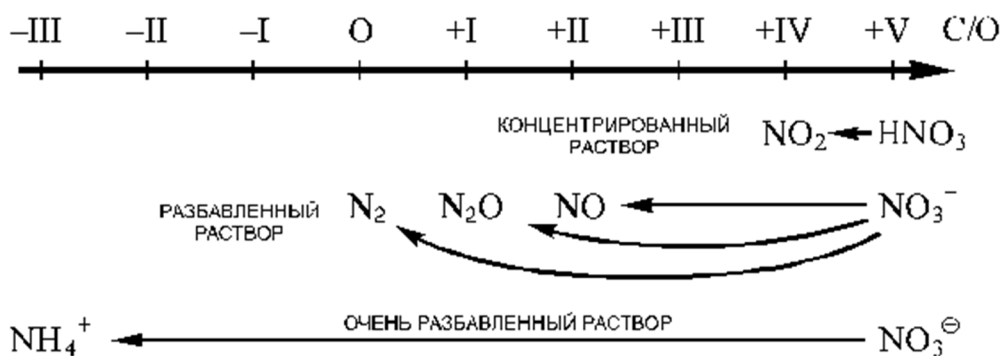


Рис 1. Схема восстановления азотной кислоты в зависимости от её концентрации в растворе.

При взаимодействии горячей концентрированной азотной кислоты с металлами и неметаллами в большинстве случаев выделяется бурый газ . При взаимодействии разбавленной 30–35%-й на малоактивные металлы в основном образуется оксид азота (II). Сильно разбавленная азотная кислота при действии на активные металлы (Mg, Zn, Ca) может восстанавливаться до иона аммония, образующего с нитрат аммония.

Примеры реакций:

3. **Перманганат калия** KMnO_4 проявляет сильные окислительные свойства за счёт атома марганца в степени окисления +7. Продукты его восстановления, образующиеся при взаимодействии с одними и теми же

реагентами, зависят от характера среды (кислотной, нейтральной, щелочной), в которой протекает реакция.

В *кислотной среде* KMnO_4 восстанавливается до катиона Mn^{2+} , в *нейтральной* до оксида марганца (IV), а в *щелочной* до манганата калия K_2MnO_4 ;

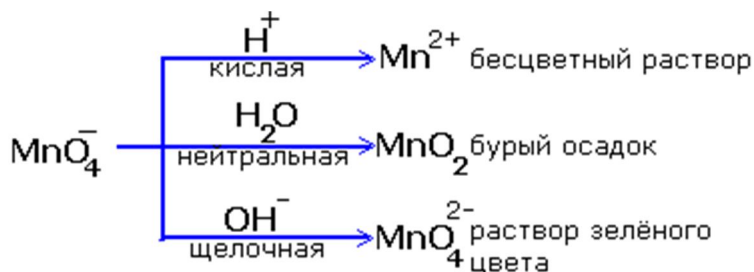


Рис 2. Схема восстановления перманганат иона в зависимости от кислотности среды в растворе.

Примеры реакций:

Кислотная среда

Нейтральная среда

Щелочная среда

4. **Хромат и дихромат калия** (K_2CrO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) проявляют окислительные свойства за счёт атома хрома, находящегося в степени окисления +6. Эти окислители используют чаще всего в кислотной среде, продуктом их восстановления является обычно ион Cr^{3+} , например:

5. **Кислородсодержащие соединения галогенов** (NaClO , KClO_3 , HClO_4 , KBrO_3 и т. д.) содержат атомы галогенов в неустойчивых положительных степенях окисления и проявляют за счёт этого сильные окислительные свойства. Атомы галогенов, как правило,

восстанавливаются до наиболее устойчивой для них степени окисления – 1, например:

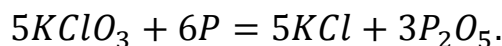
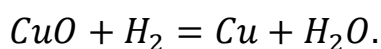
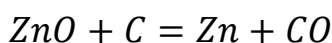
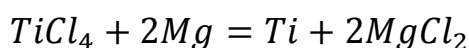
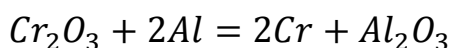


Таблица 1. Некоторые важнейшие окислители и продукты их восстановления.

Окислители	Преимущественно, образующиеся продукты восстановления
$H_2SO_{4(конц.)}$	H_2S, S, SO_2 (в зависимости от силы восстановителя)
HNO_3	$NH_4^+, N_2, N_2O, NO, NO_2$ (в зависимости от силы восстановителя и концентрации кислоты)
$KMnO_4$ перманганат калия	$Mn^{2+}, MnO_2, MnO_4^{2-}$ (в зависимости от характера среды)
$K_2Cr_2O_7$ дихромат калия	Cr^{3+}
MnO_2	Mn^{2+}
Кислородсодержащие соединения галогенов $KClO_3, KClO, HClO_4, KBrO_3$ и т. д.	Cl^-, Br^-

Важнейшие восстановители

- Простые вещества, образованные атомами с низкой электроотрицательностью:** металлы (Na, Ca, Mg, Al и т. п.), углерод, водород. Эти восстановители часто используют в процессах получения металлов, протекающих при высоких температурах, например:



- Сложные вещества, содержащие атом в низшей степени окисления:** HI, KI, H_2S , NH_3 , PH_3 , и т. п.

3. Сложные вещества, содержащие **катионы металлов**, заряд которых может возрасти, например, Fe^{2+} , Cr^{2+} .
4. Сложные вещества, содержащие атомы в промежуточной степени окисления, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Однако для некоторых из них, таких, как **угарный газ CO, сульфиты, нитриты**, восстановительные свойства преобладают над окислительными, поэтому их часто используют в промышленности и лабораторной практике в качестве восстановителей. Нитриты обычно окисляются до нитратов, а сульфиты – до сульфатов. Примеры реакций:

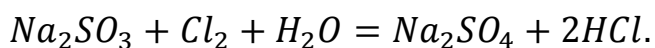
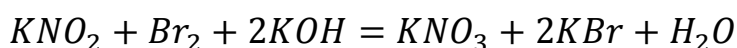
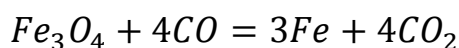


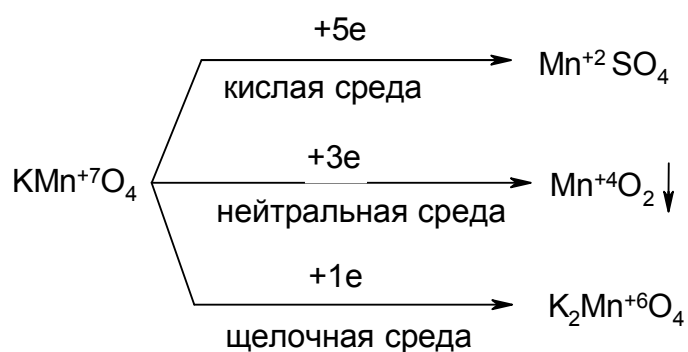
Таблица 2. Некоторые важнейшие восстановители и продукты их окисления.

Восстановители	Преимущественно образующиеся продукты окисления
HI, KI	I ₂
H ₂ S, Na ₂ S, ZnS	S, SO ₂ , SO ₄ ²⁻ (в зависимости от силы окислителя и условий среды)
NH ₃	N ₂ , NO (в зависимости от условий реакции)
PH ₃	PO ₄ ³⁻
Fe ²⁺ , FeO	Fe ³⁺ , Fe ₂ O ₃ (в зависимости от условий реакции)
Cu ₂ O, Cu ₂ S	Cu ²⁺ , CuO (в зависимости от условий реакции)
KNO ₂	KNO ₃
K ₂ SO ₃	K ₂ SO ₄

Часть 1.2. Закономерности образования продуктов окисления органических веществ различных классов в зависимости от условия протекания реакции и природы окислителя

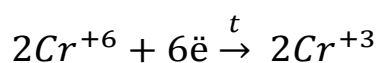
Для окисления органических веществ применяют кислород, озон, галогены, соединения переходных металлов и др. Среди наиболее распространенных окислителей, являющихся соединениями переходных металлов, чаще всего используют перманганат калия. KMnO_4 в различных средах и дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в кислой среде. Для создания кислой среды обычно применяют серную кислоту H_2SO_4 , щелочная среда создается добавлением гидроксида натрия или калия.

Продукт восстановления перманганата калия зависит от среды, в которой протекает реакция, - кислой, нейтральной или щелочной:

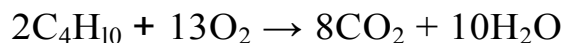


Отметим, что наиболее сильные окислительные свойства перманганат калия KMnO_4 проявляет в кислой среде.

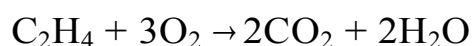
Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, как и перманганат калия KMnO_4 , является сильным окислителем в кислой среде (как правило, в присутствии серной кислоты) и восстанавливается при этом до Cr^{+3} , образуя сульфат хрома (III) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$:



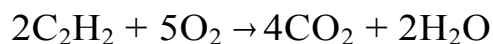
Рассматривая наиболее типичные реакции окисления органических веществ, отметим, прежде всего, *реакцию горения*, которая приводит к их *полному окислению*. В результате полного сгорания органических веществ образуются углекислый газ и вода, например:



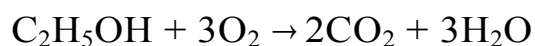
бутан



этен



этин



этанол

При сгорании азотсодержащих веществ выделяется также азот N_2 :



метиламин

Горение хлорпроизводных углеводородов сопровождается выделением хлороводорода HCl :



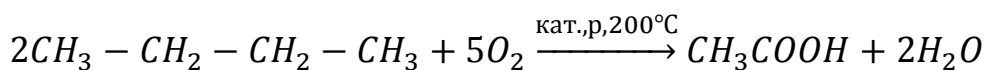
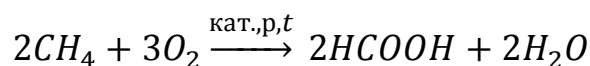
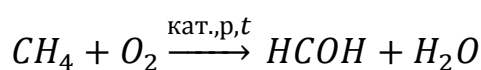
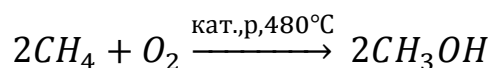
хлор этан

А теперь рассмотрим закономерности образования тех или иных продуктов окисления органических веществ различных классов в зависимости от условий протекания реакции и природы окислителя [3].

§1.2.1. Алканы

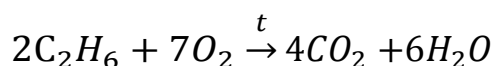
При обычных условиях алканы устойчивы к действию таких окислителей, как растворы $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$.

В результате контролируемого каталитического окисления алканов кислородом в определенных условиях, т. е. при различных температурах и давлении, можно получить спирты, альдегиды, кетоны и карбоновые кислоты, например:



Обратите внимание на то, что реакция каталитического окисления бутана используется в промышленности для получения уксусной кислоты.

В жестких условиях при сжигании в кислороде происходит полное окисление алканов с образованием углекислого газа и воды, например:

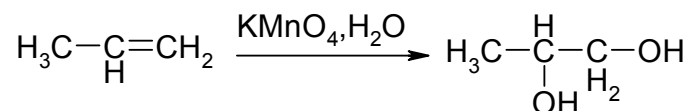


§1.2.2. Алкены

В отличие от алканов, алкены легко окисляются. В зависимости от природы окислителя и условий протекания реакции образуются различные продукты: двухатомные спирты, эпоксиды, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты.

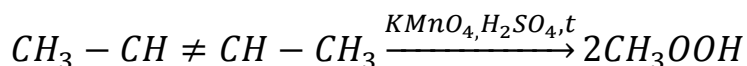
При окислении алкенов водным раствором перманганата калия $KMnO_4$ при комнатной температуре происходит разрыв π -

связи и образуются двухатомные спирты. При этом происходит обесцвечивание раствора перманганата калия и выпадение бурого осадка MnO_2 (реакция Вагнера). Схема реакции окисления пропена перманганатом калия в водном растворе выглядит следующим образом:

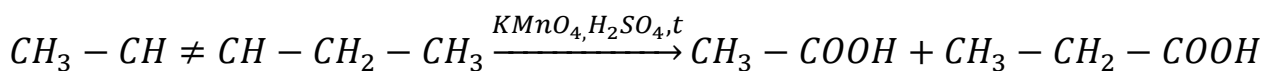


Окисление алкенов концентрированным раствором перманганата калия $KMnO_4$ или дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ в кислой среде сопровождается разрывом не только по π -связи, но и по σ -связи. В зависимости от строения алкена в результате этой реакции образуются карбоновые кислоты и кетоны. С помощью этой реакции по продуктам его окисления можно определить положение двойной связи в молекуле алкена.

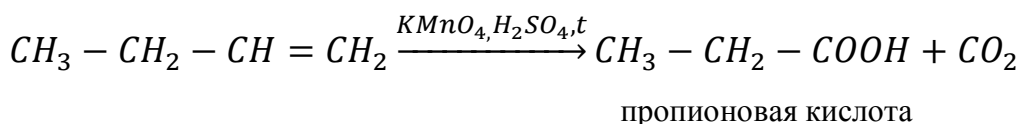
Так, окисление бутена-2, молекула которого имеет симметричное расположение двойной связи, приводит к образованию только одной кислоты - уксусной:



При окислении пентена-2, имеющего несимметричное строение, образуется смесь кислот - уксусной и пропионовой:

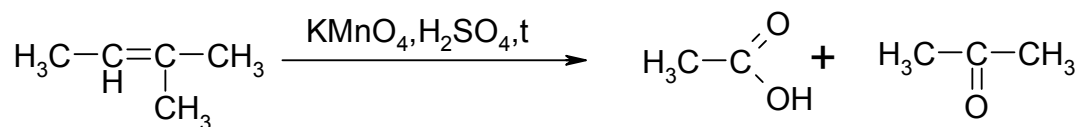


Если алкен содержит двойную связь у крайнего атома углерода, например, бутен-1, то в результате его окисления образуются карбоновая кислота и углекислый газ:

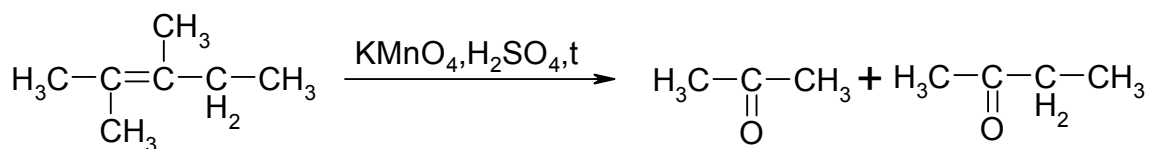


Алкены разветвленного строения, содержащие углеводородный радикал у атома углерода, соединенного двойной связью, при окислении образуют смесь карбоновой кислоты и кетона. Например,

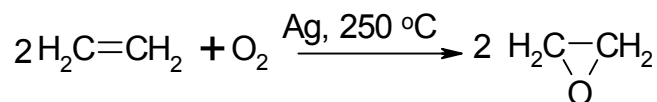
при окислении 2-метилбутена-2 перманганатом калия в кислой среде образуется смесь уксусной кислоты и пропанона (ацетона):



Алкены разветвленного строения, содержащие углеводородные радикалы у обоих атомов углерода, соединенных двойной связью, при окислении образуют смесь кетонов. Например, при окислении 2,3-диметилпентена-2 перманганатом калия в кислой среде образуется смесь пропанона (ацетона) и бутанона:

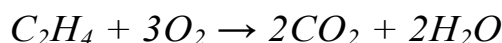


в результате каталитического окисления алкенов кислородом воздуха получают эпоксиды:



Продукт реакции каталитического окисления этилена - оксид этилена является важнейшим сырьем для производства моющих средств, синтетических волокон, фармацевтических препаратов, косметических средств, парфюмерии, антифризов, пластификаторов и других разнообразных товаров народного потребления.

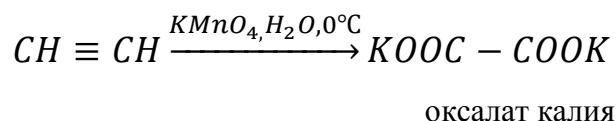
В жестких условиях при сжигании на воздухе алкены, как и другие углеводороды, сгорают с образованием углекислого газа и воды:



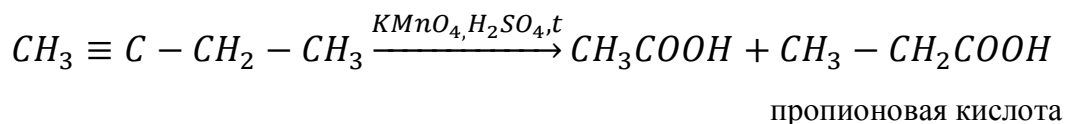
§1.2.3. Алкины

Алкины легко окисляются такими окислителями, как перманганат калия $KMnO_4$ и дихромат калия $K_2Cr_2O_7$. Окисление алкинов, как и алкенов, происходит по месту кратной связи. Водный раствор перманганата калия обесцвечивается под действием алкинов (качественная реакция на кратную связь).

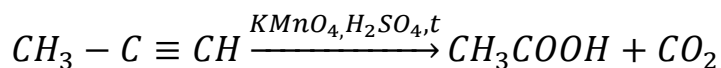
При взаимодействии *ацетилен* с *водным раствором перманганата калия* образуется соль щавелевой кислоты - оксалат калия:



Окисление алкинов *перманганатом калия в кислой среде при нагревании* сопровождается разрывом углеродной цепи по месту тройной связи и приводит к образованию кислот. Например, при окислении пентина-2 образуется смесь уксусной и пропионовой кислот:



Окисление алкинов, содержащих тройную связь у крайнего атома углерода, сопровождается в этих условиях образованием карбоновой кислоты и выделением углекислого газа. Так, окисление пропина приводит к образованию уксусной кислоты и углекислого газа:

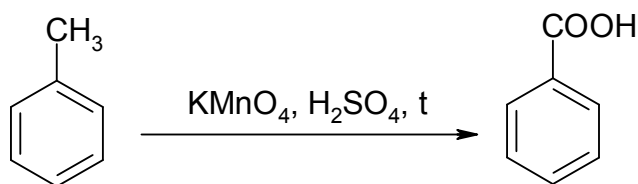


§1.2.4. Арены

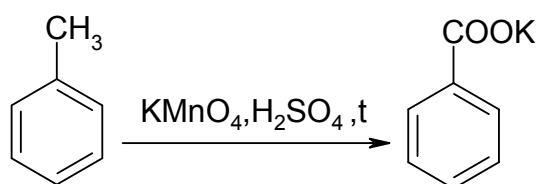
Ароматический цикл достаточно устойчив к действию окислителей. Бензол устойчив к окислителям при комнатной температуре и не реагирует с водными растворами перманганата калия, дихромата калия и других окислителей.

В отличие от бензола, его *гомологи окисляются относительно легко*. При этом окислению подвергается боковая цепь, в случае толуола - метильная группа.

Сильные окислители - перманганат калия в *кислой среде* или хромовая смесь при нагревании - окисляют метильную группу до карбоксильной. Так, при окислении метилбензола образуется бензойная кислота:

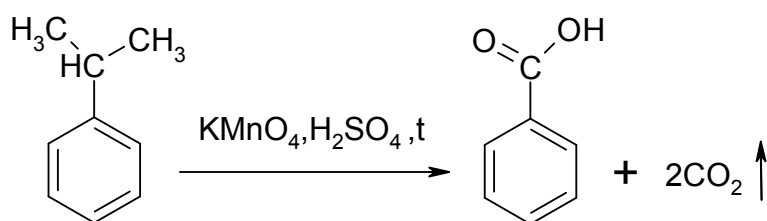
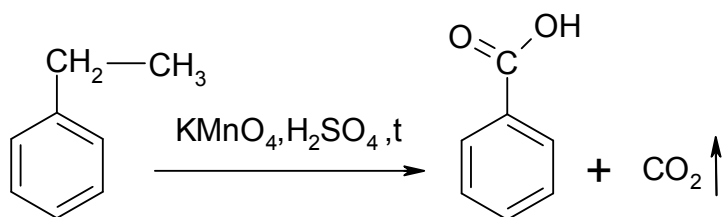


В нейтральной или слабощелочной среде при окислении метилбензола образуется не сама бензойная кислота, а ее соль бензоат калия:



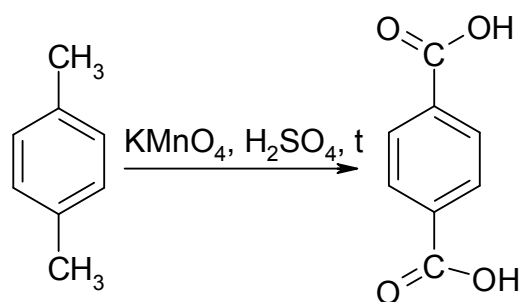
При действии на *гомологи бензола* сильных окислителей - перманганата калия KMnO_4 или хромовой смеси ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4$) - происходит окисление боковых цепей. При этом независимо от строения боковой цепи она разрушается, за исключением атома углерода, непосредственно связанного с бензольным ядром, который окисляется в карбоксильную группу. Окисление любого гомолога бензола с одной боковой цепью перманганатом калия в кислой среде

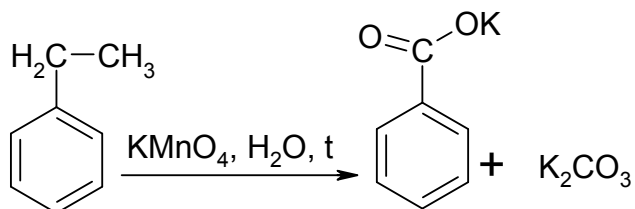
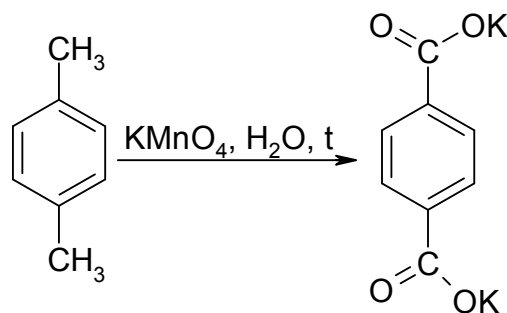
или хромовой смесью приводит к образованию бензойной кислоты. Остальные атомы углерода в боковой цепи окисляются до углекислого газа CO_2 .



Гомологи бензола, содержащие несколько боковых цепей, окисляются до соответствующих многоосновных ароматических кислот.

При этом следует учесть, что в нейтральной или слабощелочной среде при окислении гомологов бензола перманганатом калия образуются не сами карбоновые кислоты, а их соли, а также не углекислый газ, а карбонат калия.

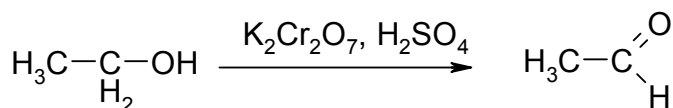
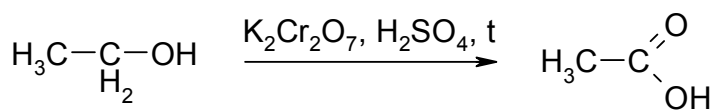




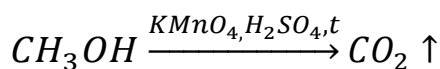
§1.2.5. Спирты

Наиболее подходящими окислителями для первичных и вторичных спиртов являются перманганат калия, хромовая смесь, кислород в присутствии катализатора, а также хлор и бром.

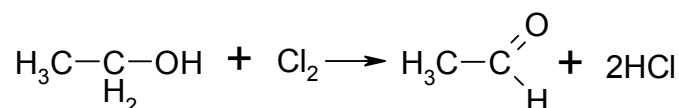
При окислении *первичных спиртов, кроме метанола*, образуются альдегиды или (при более глубоком окислении) карбоновые кислоты. Например, при окислении этанола дихроматом калия в кислой среде при нагревании образуется уксусная кислота, а без нагревания, при комнатной температуре - уксусный альдегид.



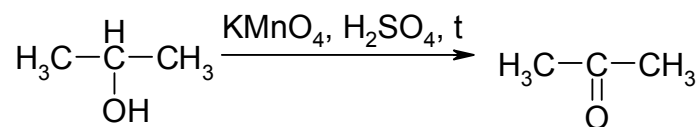
При окислении *метанола* образуется углекислый газ:



Под действием хлора этанол окисляется до уксусного альдегида:



Окисление *вторичных спиртов* приводит к образованию кетонов:

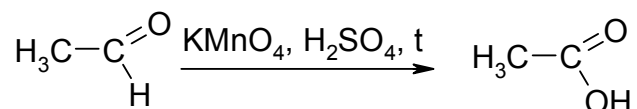


Образующиеся в результате реакции кетоны могут далее окисляться с разрывом *c-c* связей.

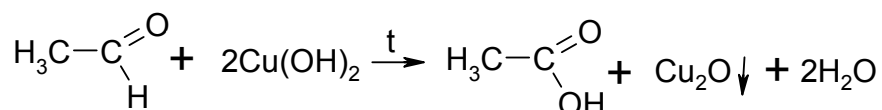
По сравнению с первичными и вторичными спиртами, *третичные спирты окисляются значительно труднее*. Окисление происходит в более жестких условиях под действием сильных окислителей, сопровождается разрывом углеродного скелета и приводит к образованию кислот и кетонов. Последние далее окисляются до кислот.

§1.2.6. Алдегиды и кетоны

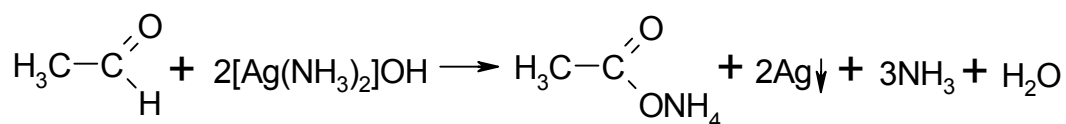
Альдегиды легко подвергаются окислению, при этом альдегидная группа окисляется до карбоксильной:



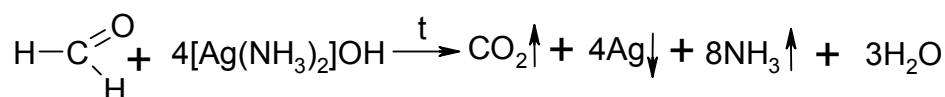
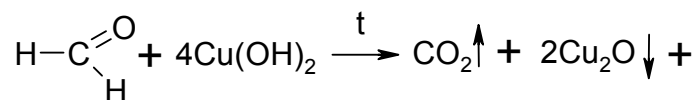
Реакции окисления альдегидов гидроксидом меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и аммиачным раствором оксида серебра (I) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ (Реакция «серебряного зеркала») являются качественными на альдегиды:



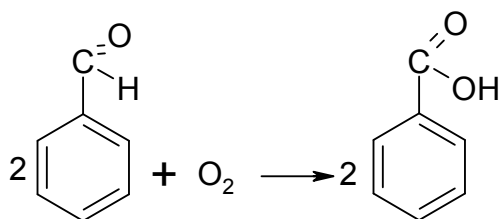
Обратите внимание на то, что в реакции «серебряного зеркала» образуется не сама кислота, а ее соль - ацетат аммония.



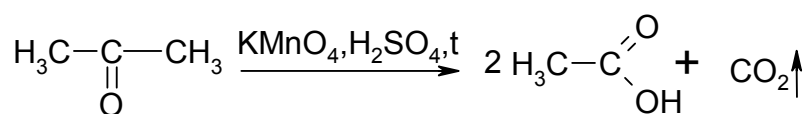
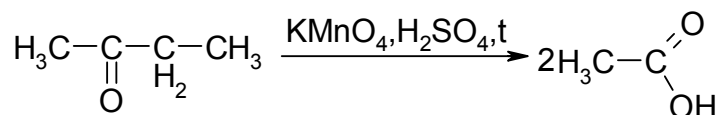
Метаналь окисляется до углекислого газа.



Ароматические альдегиды легко окисляются даже кислородом воздуха. Так, бензальдегид превращается на воздухе в бензойную кислоту.

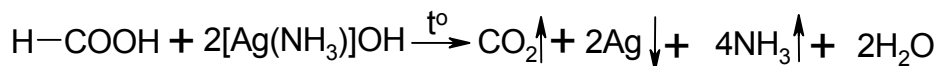
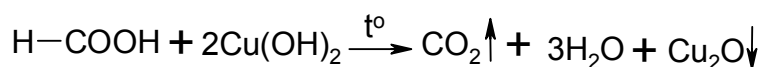


Кетоны, в отличие от альдегидов, окисляются с трудом, слабые окислители на них не действуют. Под действием сильных окислителей происходит разрыв *углерод-углеродных* связей по обе стороны карбонильной группы и в зависимости от строения кетона образуется смесь кислот (или кетонов) с меньшим числом атомов углерода, чем в исходном соединении. Например, при окислении бутанона образуется уксусная кислота. При окислении пропанона образуются уксусная кислота и углекислый газ:



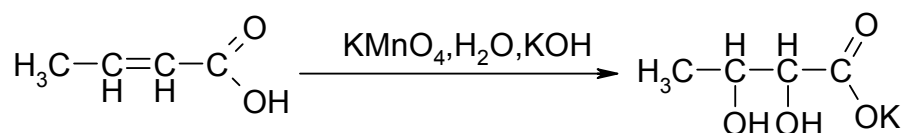
§1.2.7. Карбоновые кислоты

Среди одноосновных карбоновых кислот легко окисляется только *муравьиная кислота*. Это связано с тем, что молекула муравьиной кислоты помимо карбоксильной группы содержит также альдегидную. Именно поэтому муравьиная кислота, как и альдегиды, окисляется гидроксидом меди (II) и аммиачным раствором оксида серебра (I). Продуктом окисления муравьиной кислоты является угольная кислота, которая разлагается на углекислый газ и воду:

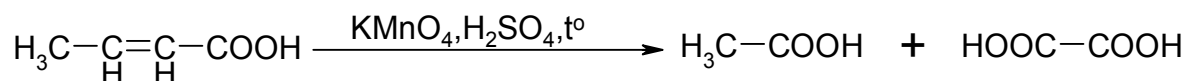


Так же легко, как и алкены, окисляются *непредельные карбоновые кислоты*.

Продуктом их окисления перманганатом калия в слабощелочной среде являются соли дигидроокси кислот:

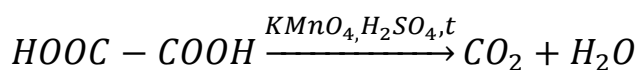


В кислой среде окисление сопровождается разрывом углеродного скелета по месту двойной связи C=C и приводит к образованию смеси кислот. Например, при окислении 2-бутеновой кислоты образуется смесь одноосновной уксусной и двухосновной щавелевой кислоты:



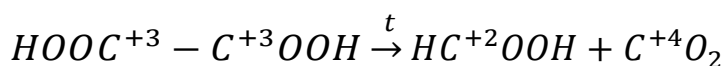
Среди двухосновных карбоновых кислот полному окислению под действием перманганата калия в кислой среде при нагревании

легко подвергается *щавелевая кислота*. Продуктами ее окисления в этих условиях являются углекислый газ и вода:

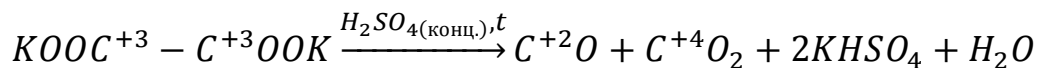
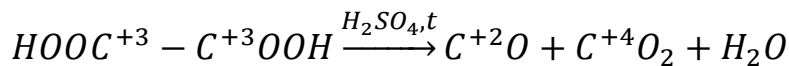


Это свойство щавелевой кислоты используется в аналитической химии (метод перманганатометрии).

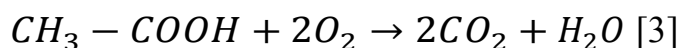
При нагревании щавелевая кислота подвергается декарбонизации, образуя муравьиную кислоту и углекислый газ. Эта реакция может быть отнесена к реакциям диспропорционирования:



В присутствии концентрированной серной кислоты при нагревании щавелевая кислота и ее соли (оксалаты) разлагаются с выделением оксида углерода(II) и углекислого газа. Эти реакции, как и предыдущая, являются реакциями диспропорционирования:



Все карбоновые кислоты, сгорая в кислороде, подвергаются полному окислению, образуя углекислый газ и воду, например:



Глава 2. Составление уравнений ОВР с участием органических веществ

Одной из сложных тем школьного курса химии является составление уравнений реакций окисления органических веществ. Задания №38 части 2 требуют составления уравнений, а это значит, что необходимо не только записать продукты реакции, но и расставить коэффициенты. Примерно треть из числа экзаменуемых не знает, как расставлять коэффициенты, или забывает это сделать. По данным Красноярского Центра оценки качества образования результат выполнения данного задания низкий, правильно смогли решить лишь 8,59% участников (в 2012 году — 8,87%, в 2013 году — 15,6%) [4]. Сравнивая результаты учащихся моей школы, которые сдавали ЕГЭ по химии, можно сказать, что ни один сдававший не получил максимальный балл за это задание. Одной из причин низкого выполнения является то, что в школьном курсе учащиеся, записывают не уравнения самих реакций, а приводят схемы.

Для успешного выполнения заданий такого рода первоначально необходимо обучить школьников правилам расстановки степени окисления в органических соединениях [6-7].

Во многих случаях степень окисления атома элемента не совпадает с числом образуемых им связей, т.е. не равна валентности данного элемента. Особенно наглядно это видно на примере органических соединений. Известно, что в органических соединениях валентность углерода равна четырём (образует четыре связи), однако степень окисления углерода, как легко подсчитать, в метане CH_4 равна «-4», метаноле CH_3OH «-2», в формальдегиде CH_2O «0», в муравьиной кислоте HCOOH «+2», в CO_2 «+4». Валентность измеряется только числом ковалентных химических связей, в том числе возникших и по донорно-акцепторному механизму.

Для определения степени окисления (СО) атомов в молекулах органических веществ существуют разные приёмы. Ниже перечислены

основные правила для определения степени окисления атома углерода в органических соединениях:

1. Более электроотрицательный атом, смещая к себе одну электронную пару, приобретает заряд «-1», две электронных пары – заряд «-2».
2. Связь между одинаковыми атомами не дает вклада в степень окисления. Таким образом, связь между атомами С-С соответствует нулевой степени их окисления.
3. В связи С-Н углероду как более электроотрицательному атому соответствует заряд «-1», а в связи С-О заряд углерода (менее электроотрицательного) равен «+1».
4. Степень окисления атома в молекуле подсчитывается как алгебраическая сумма зарядов, которые дают все связи данного атома.

Для закрепления умений определять степень окисления атома углерода в органических соединениях можно использовать следующие примеры.

Пример №1. Определить степень окисления атома углерода в молекуле CH_3Cl .

Решение: В молекуле CH_3Cl три связи С-Н дают суммарный заряд на атоме С, равный -3, а связь С-Cl - заряд +1. Следовательно, степень окисления атома углерода в этом соединении равна: $-3 + 1 = -2$.

Пример №2. Определить степени окисления (СО) атомов углерода в молекуле этанола: $\text{C}^{-3}\text{H}_3 - \text{C}^{-1}\text{H}_2 - \text{OH}$.

Решение: Три связи С-Н дают суммарный заряд на атоме С, равный $(\text{C}^0 + 3\text{e}^- \rightarrow \text{C}^{-3})$ -3. Две связи С-Н дают заряд на атоме С, равный -2, а связь С→О заряд +1, следовательно, суммарный заряд на атоме С, равен $(-2 + 1 = -1)$ -1.

Пример №3. Определить СО атомов углерода в молекуле уксусной кислоты: $\text{C}^{-3}\text{H}_3 - \text{C}^{+3}\text{O} - \text{OH}$.

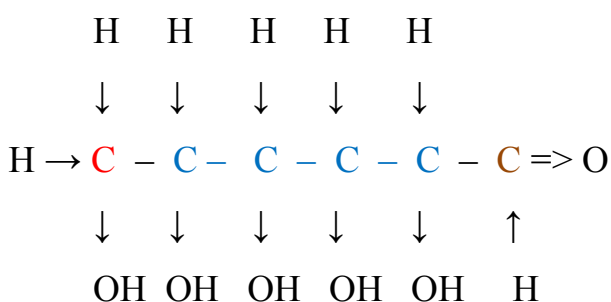
Решение: Три связи C-H дают суммарный заряд на атоме C, равный $(C^0+3e^- \rightarrow C^{-3})$ -3. Двойная связь C=O (кислород как более электроотрицательный, забирает электроны у атома углерода) даёт заряд на атоме C, равный +2 $(C^0-2e^- \rightarrow C^{+2})$, а связь C→O заряд +1, следовательно, суммарный заряд на атоме C, равен $(+2+1=+3)$ +3.

Пример №4. Определить СО атомов углерода в молекуле уксусного альдегида: $C^{-3}H_3 - C^{+1}O - H$

Решение: Три связи C-H дают суммарный заряд на атоме C, равный $(C^0+3e^- \rightarrow C^{-3})$ -3. Двойная связь C=O (кислород как более электроотрицательный, забирает электроны у атома углерода) даёт заряд на атоме C, равный +2 $(C^0-2e^- \rightarrow C^{+2})$, а связь C-H заряд -1, следовательно, суммарный заряд на атоме C, равен $(+2-1=+1)$ +1.

Пример №5. Определить СО атомов углерода в молекуле глюкозы $C_6H_{12}O_6$.

Решение:



C^{-1} (принимает электроны у двух атомов водорода $C^0+2e^- \rightarrow C^{-2}$ и отдаёт один электрон атому кислорода $C^0-1e^- \rightarrow C^{+1}$)

C^0 (принимает электрон у атома водорода $C^0+1e^- \rightarrow C^{-1}$ и отдаёт один электрон атому кислорода $C^0-1e^- \rightarrow C^{+1}$)

C^{+1} (принимает электроны у атома водорода $C^0+1e^- \rightarrow C^{-1}$ и отдаёт два электрона атому кислорода $C^0-2e^- \rightarrow C^{+2}$) [3].

Часть 2.1. Методы расстановки коэффициентов в ОВР с участием органических веществ

Анализ учебной и научно-методической литературы [6-16] показал, что наиболее удобными и востребованными методами расстановки коэффициентов в ОВР с участием органических веществ являются следующие четыре метода:

- Метод электронного баланса;
- Кислородно-водородный метод;
- Метод ионно-электронно баланса;
- Метод макроподстановки.

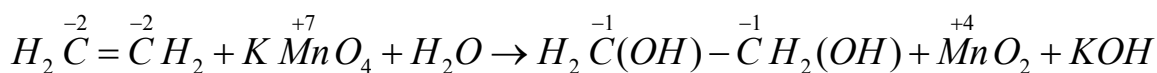
Для выбора оптимального метода расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях рассмотрим порядок действий при решении задания №1 с использованием всех выбранных методов.

§2.1.1. Метод электронного баланса

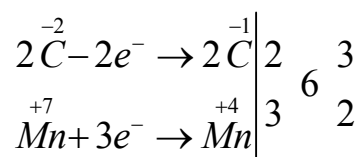
Задание №1. Расставить коэффициенты в уравнении реакции окисления этилена водным раствором перманганата калия.

Решение:

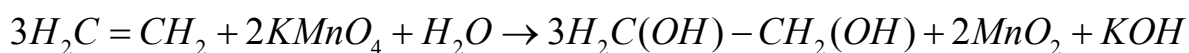
1. Составим схему реакции, обозначим степени окисления тех атомов, которые изменяют значение степени окисления в процессе реакции.



2. Составим схему электронного баланса реакции с учетом того, что степень окисления изменяет не один, а два атома углерода.



3. Расставим коэффициенты перед формулами соединений, содержащих атомы, изменяющие степень окисления. Для этого используем домножающие коэффициенты из схемы электронного баланса.



4. Расставим коэффициенты перед остальными формулами соединений, содержащих атомы, не изменяющие степень окисления.



5. Проверим правильность расстановки коэффициентов по числу атомов кислорода в левой и правой частях уравнения реакции.

Достоинством метода электронного баланса является его универсальность. Он может быть использован для расстановки коэффициентов в уравнениях ОВР, протекающих в растворах, расплавах, между веществами в твердом состоянии, при сплавлении, горении и т. д.

Однако из-за условного характера понятия «степень окисления» схемы электронного баланса также являются формальными и не отражают реально протекающих в них процессов. Кроме того, если изменение степени окисления происходит сразу у нескольких атомов углерода, использование метода электронного баланса становится громоздким и неудобным.

В таком случае применяют упрощенный **кислородно-водородный метод** расстановки коэффициентов в ОВР, в котором нет необходимости определять степени окисления атомов углерода в молекулах органических веществ.

§2.1.2. Кислородно-водородный метод

Кислородно-водородный метод основан на следующих закономерностях:

1. **Окисление** органических веществ сопровождается:

- а) введением в молекулу атома кислорода, что равноценно потере 2 электронов;
- б) отщеплением атома водорода, что равноценно потере 1 электрона.

2. **Восстановление** органических веществ сопровождается:

- а) отщеплением атома кислорода, что равноценно приобретению 2 электронов;
- б) присоединением атома водорода, что равноценно приобретению 1 электрона.

Теперь рассмотрим способ решения задания №1 с использованием кислородно-водородного метода расстановки коэффициентов.

Задание №1. Расставить коэффициенты в уравнении реакции окисления этилена водным раствором перманганата калия.

Решение:

1. Составим схему окислительно-восстановительной реакции.

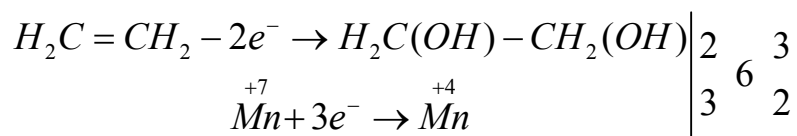


2. Составим схему процесса окисления. При окислении одна молекула этилена превращается в одну молекулу этиленгликоля. В продуктах окисления содержится на 2 атома кислорода и на 2 атома водорода больше, чем в молекуле этилена. Следовательно, молекула этилена отдает $2 \cdot 2 - 2 \cdot 1 = 2$ электрона.

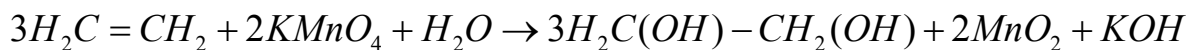


3. Составим схему процесса восстановления. Марганец Mn^{+7} восстанавливается до Mn^{+4} , присоединяя 3 электрона: $Mn^{+7} + 3e^- \rightarrow Mn^{+4}$.

4. Составим схему электронного баланса.



5. Расставим коэффициенты перед формулами соединений, участвующих в схеме электронного баланса.



6. Определим коэффициенты перед остальными формулами соединений.



7. Проверим правильность расстановки коэффициентов по числу атомов кислорода в левой и правой частях уравнения реакции.

Как видим, последние три действия в кислородно-водородном методе и методе электронного баланса аналогичны.

§2.1.3. Метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций)

При использовании **метода полуреакций** расстановки коэффициентов (или *метода ионно-электронного баланса*) в уравнениях ОВР рассматриваются изменения, происходящие с реально существующими в растворах частицами – молекулами и ионами.

Преимуществом метода полуреакций является отсутствие необходимости нахождения степеней окисления атомов углерода в органических веществах и всех других элементов. С помощью этого метода можно расставить стехиометрические коэффициенты в уравнении ОВР, даже не зная всех продуктов реакции.

Однако метод полуреакций не применяют для расстановки коэффициентов в ОВР, протекающих не в водной среде.

При использовании метода полуреакций с участием органических веществ пользуются всеми теми же принципами, что и в случае реакций с неорганическими веществами.

Уравнивание числа атомов кислорода в левой и правой частях схемы полуреакции проводят в зависимости от среды – кислой, нейтральной или щелочной. При этом необходимо помнить использовать **правила составления полуреакций с участием кислородсодержащих частиц**:

1. В водном растворе могут свободно существовать частицы: H_2O , H^+ , OH^- .
2. В кислой среде молекулы H_2O добавляют в ту часть полуреакции, где содержится меньшее число атомов кислорода, в другую часть полуреакции добавляют ионы H^+ .
3. В нейтральной и щелочной среде молекулы H_2O добавляют в ту часть полуреакции, где содержится большее число атомов кислорода, в другую часть полуреакции добавляют ионы OH^- .

Рассмотрим порядок действий при решении задания №1 с использованием метода полуреакций.

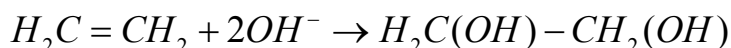
Задание №1. Расставить коэффициенты в уравнении реакции окисления этилена водным раствором перманганата калия.

Решение:

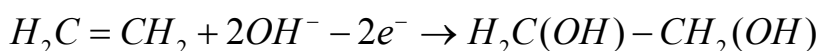
1. Составим схему полуреакции окисления.



- a) Уравниваем число атомов кислорода и водорода в левой и правой частях полуреакции с учетом нейтральной среды.

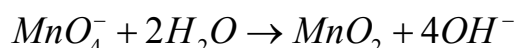


- б) Уравниваем число электронов в левой и правой частях полуреакции.

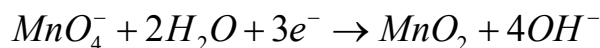


2. Составим схему процесса восстановления: $MnO_4^- \rightarrow MnO_2$

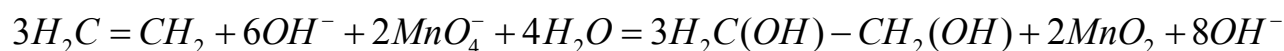
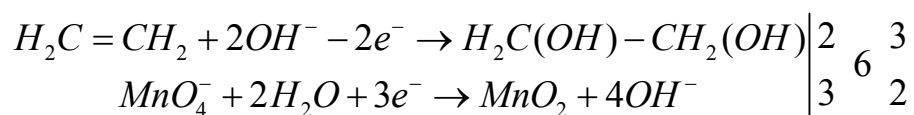
а) Уравняем число атомов кислорода и водорода в левой и правой частях полуреакции с учетом нейтральной среды.



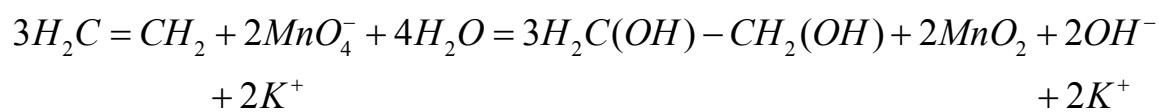
б) Уравняем число электронов в левой и правой частях полуреакции.



3. Суммируем уравнения полуреакций процессов окисления и восстановления с учетом домножающих коэффициентов.



4. Приведем подобные члены уравнения. Прибавим в каждую часть сокращенного ионного уравнения равное количество необходимых противоионов. Получается полное ионное уравнение реакции.

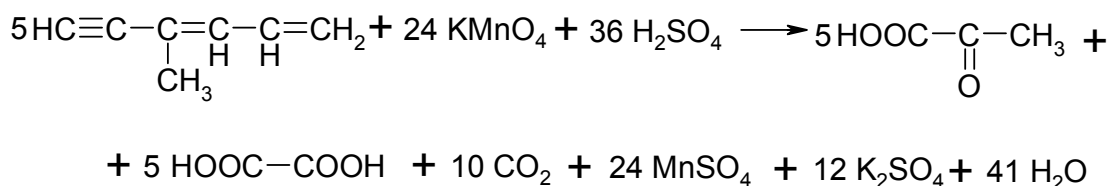
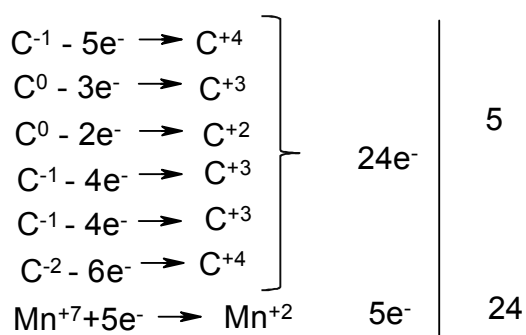
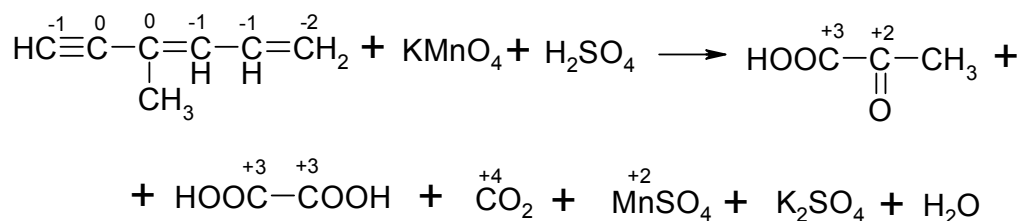
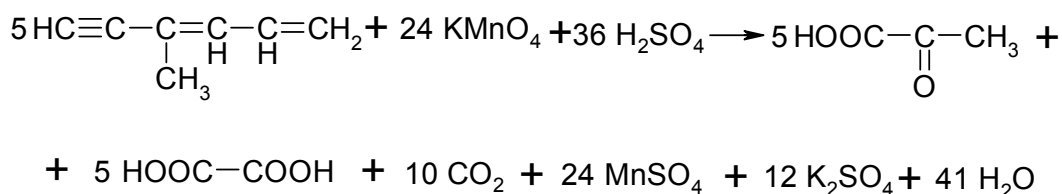


5. Проверим правильность расстановки коэффициентов по числу атомов кислорода в левой и правой частях уравнения реакции.

Сравнительный анализ методов методов электронного и электронно-ионного баланса (метода полуреакций)

При расстановке коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях с участием органических веществ использование метода электронного баланса, метода полуреакций, достаточно трудоёмко, поскольку в большинстве таких реакций в качестве окислителя или восстановителя выступают несколько атомов в разных степенях окисления. Так, при окислении 3-метилгексадиен-3,5-ина-1 подкисленным раствором перманганата калия окисляются шесть атомов углерода, разрываются все

кратные связи и образуется кетокислота, дикарбоновая кислота и углекислый газ. Если расставить коэффициенты методом электронного баланса, то следует определить степень окисления каждого атома углерода до и после процесса, далее для тех атомов, которые изменили свою степень окисления, составить уравнения полуреакций и рассчитать общее число электронов, отданных всеми атомами. В нашем случае это шесть полуреакций для разных атомов углерода:

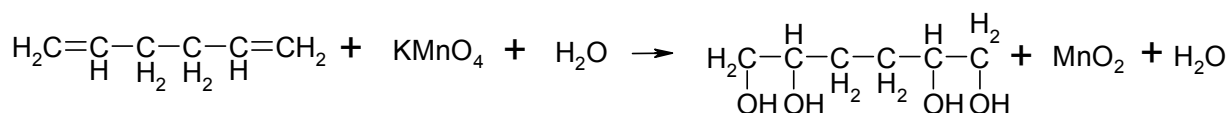


Такой путь достаточно сложен, требует пристального внимания и аккуратности, а необходимость выполнения большого количества действий увеличивает вероятность ошибки. Поэтому удобнее будет пользоваться приёмом макроподстановки.

§2.1.4. Метод макроподстановки

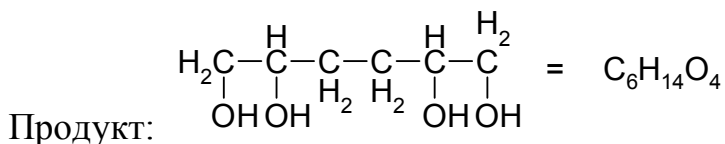
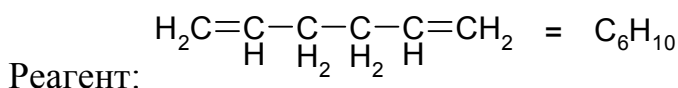
Макроподстановка – замена фрагмента в молекулярной формуле вещества или в суммарной молекулярной формуле веществ одним символом. Такая замена позволяет оперировать неизменной (устойчивой) группой атомов как индивидуальным атомом [8].

Задание 1. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции:

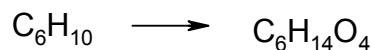


Программа деятельности при использовании «метода макроподстановки»

1. Составьте молекулярные формулы органического реагента и продукта.

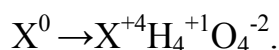
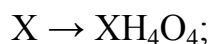


2. Сравните составленные формулы. Найдите постоянный (неизменяемый) фрагмент – группу атомов, присутствующую в каждом из соединений. Обозначьте этот фрагмент буквой X.

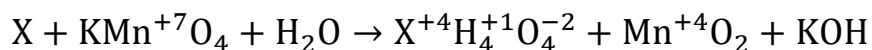


Постоянный фрагмент – $\text{C}_6\text{H}_{10} - \text{X}$.

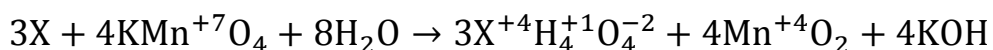
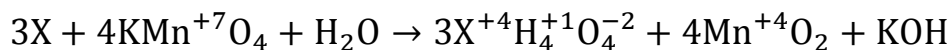
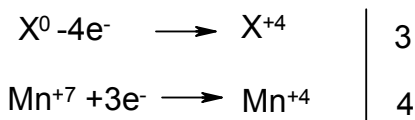
3. Выполните макроподстановку – запишите формулы соединений, заменяя постоянный фрагмент буквой X. Рассчитайте суммарную степень окисления X в реагенте и продукте по составленным формулам.



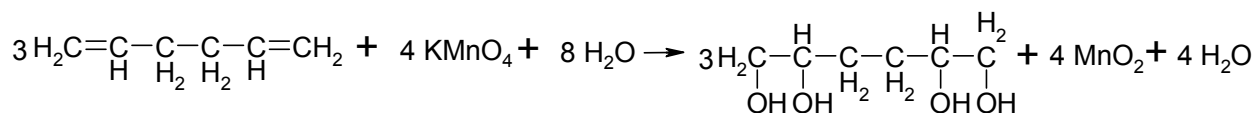
4. Запишите уравнения реакции с использованием полученных формул.



5. Расставьте коэффициенты в этом уравнении традиционными методами (электронного или электронно-ионного баланса).



6. Перенесите найденные коэффициенты в исходное уравнение.



С помощью данного метода можно составлять ОВР с участием органических веществ, содержащий несколько атомов углерода, изменяющих степень окисления в процессе реакции.

Часть 2.2. Анализ учебной и методической литературы по теме

«Окислительно-восстановительные реакции с участием органических веществ»

Таблица 3. Анализ учебников по теме «Окислительно-восстановительные реакции» [17-29].

№	Автор	Учебник	Тема
1	И. И. Новошинский, Н. С. Новошинская	Химия: учебник для 9 класса общеобразовательных учреждений, 2011.	<p>§1 «Понятие об окислительно-восстановительных реакциях», § 2 «Окислители и восстановители. Окислительно – восстановительная двойственность», § 3 «Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций», §8 «Свойства и применение водорода», § 12 «Вода», § 13 «Общая характеристика галогенов», § 14 «Хлор», § 15 «Хлороводород и соляная кислота» § 16 «Фтор, бром, йод», § 18 «Скорость химических реакций», § 20 «Кислород», § 21 «Озон. Аллотропия», § 22 «Сера», § 23 «Сероводород», § 24 «Оксид серы (IV). Сернистая кислота», § 25 «Оксид серы (VI). Серная кислота», § 27 «Подгруппа азота», § 28 «Аммиак. Соли аммония», § 29 «Оксиды азота», § 30 «Азотная кислота и её соли», § 32 «Фосфор и его соединения», § 33 «Подгруппа углерода», § 34 «Кислородные соединения углерода», § 36 «Кремний и его соединения», § 37 «Сравнение свойств водородных соединений неметаллов IV-VII групп», § 38 «Общая характеристика металлов. Получение и физические свойства металлов», § 39 «Химические свойства металлов», § 41 «Алюминий», § 42 «Магний и кальций», § 44 «Щелочные металлы», § 45 «Железо», § 46 «Соединения и сплавы железа», § 47 «Коррозия металлов».</p> <p>Органические соединения</p> <p>§ 49 «Углеводороды. Предельные углеводороды – алканы» § 50 «Непредельные углеводороды – алкены», § 53 «Уксусная кислота».</p>
2	И. И. Новошинский, Н. С. Новошинская	Органическая химия. 10(11) класс. Профильный уровень: учебник для общеобразовательных учреждений, 2013 г.	Отсутствуют

3	И. И. Новошинский, Н. С. Новошинская	Органическая химия. 10(11) класс. Базовый уровень: учебник для общеобразовательных учреждений, 2011 г.	Отсутствуют
4	О. С. Габриелян	Химия. 10 класс: Учеб. для общеобразоват. учреждений, 2002 г.	Отсутствуют
5	О. С. Габриелян	Химия. 9 класс: учеб. для общеобразоват. учреждений, 2006 г.	§ 2 «Характеристика химического элемента по кислотно-основным свойствам образуемых им соединений. Амфотерные оксиды и гидроксиды», § 8 «Химические свойства металлов», § 10 «Коррозия металлов», § 11 «Щелочные металлы», § 12 «Бериллий, магний и щелочноземельные металлы», § 13 «Алюминий», § 14 «Железо», § 17 «Водород», § 18 «Галогены», § 19 «Соединения галогенов», § 20 «Получение галогенов. Биологическое значение и применение галогенов и их соединений», § 22 «Сера», § 23 «Соединения серы», § 28 «Фосфор и его соединения», § 30 «Кислородные соединения углерода».
6	Н. Е. Кузнецова, И. М. Титова, Н. Н. Гара	Химия: 9 класс: учебник для учащихся общеобразовательных учреждений, 2013 г.	§ 4 «Ионы – переносчики электрических зарядов», § 8 «Реакции электролитов в водных растворах и их уравнения», § 9 «Кислоты как электролиты», § 10 «Основания как электролиты», § 11 «Соли как электролиты», § 15 «Общая характеристика элементов подгруппы кислорода и их простых веществ», § 20 «Кислородсодержащие соединения серы (VI)», § 24 «Оксиды азота», § 25 «Азотная кислота и её соли», § 26 «Фосфор как элемент и простое вещество», § 30 «Адсорбция. Химические свойства углерода», § 34 «Кремний и его свойства. Соединения кремния», § 48 «Химические свойства металлов», § 49 «Сплавы», § 51 «Металлы IIА-группы периодической системы Д. И. Менделеева и их важнейшие соединения», § 53 «Алюминий», § 54 «Металлы, принадлежащие к d-элементам. Железо и его важнейшие соединения».
7	Н. С. Ахметов	Химия: Учеб. для 10 – 11 кл. общеобразоват. учреждений, 1998 г.	§ 49 «Окислительно-восстановительные реакции», § 50 «Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций исходя из степеней окисления элементов», § 51 «Сравнение химической активности металлов», § 52 «Ионно-электронный метод составления уравнений окислительно-восстановительных реакций», § 53 «Направление окислительно-восстановительных реакций»,

			§ 54 «Гальванический элемент», § 55 «Топливный элемент», § 56 «Аккумулятор» § 57 «Электролиз воды», § 58 «Коррозия металлов».
8	Н. С. Ахметов	Химия: Учеб. для 9 кл. общеобразовательных учреждений, 1999 г.	§ 6 «Оксиды азота», § 8 «Окислительные свойства азотной кислоты», § 28 «Гальванический элемент. Превращение химической энергии в электрическую», § 30 «Электролиз. Химическое действие электрического тока», § 38 «Общая характеристика d-элементов».
9	Гузей Л. С., Суровцева Р. П.	Химия. 10 класс: Учеб. для общеобразоват. учеб. заведений, 2001 г.	§ 23.4. «Окислительно-восстановительные реакции», § 23.5. «Оксокислоты хлора и их соли», § 24.5. «Пероксиды», § 24.11. «Соединения серы (IV)», § 25.2. «Степень окисления», § 25.4. «Соединения азота», § 28.2. «Ряд активности металлов», § 28.3. «Электролиз», § 29.2. «IV группа», § 29.4. «Хром и марганец».
10	Е. Е. Минченков, А. А. Журин, П. А. Оржековский.	Химия. 9 класс: Учеб. для общеобразоват. учреждений, 2010 г.	§ 3 «Ионная связь», § 10 «Окислительно-восстановительные реакции», § 23 «Неметаллы главной подгруппы VI группы», § 24 «Соединения серы», § 25 «Неметаллы главной подгруппы V группы», § 26 «Аммиак, соли аммония», § 27 «Азотная кислота и нитраты», § 29 «Неметаллы главной подгруппы IV группы».
11	Н. Е. Кузнецова, Н. Н. Гара.	Химия: 10 класс: базовый уровень: учебник для учащихся общеобразовательных учреждений, 2012 г.	Отсутствуют
12	Н. Е. Кузнецова, Н. Н. Гара, И. М. Титова.	Химия: 10 класс: профильный уровень: учебник для учащихся общеобразовательных учреждений, 2011 г.	§ 9 «Классификация органических реакций».
13	Л. С. Гузей, В. В. Сорокин, Р. П. Суворовцева.	Химия. 9 класс: Учеб. для общеобразоват., 2003 г.	§ 17. 1. «Электролиты и неэлектролиты» § 17. 2. «Кислоты и основания» § 17.6. «Кислоты как электролиты» § 19.8. «Азотная кислота».

Перечень методической литературы, направленной на формирование навыков составления ОВР с участием органических веществ приведен в списке литературы [6-16].

Часть 2.3. Разработка методических рекомендаций по формированию навыков составления уравнений ОВР с участием органических веществ и расстановки коэффициентов в рамках факультативного курса «Подготовка учащихся к ЕГЭ по химии»

То, что выпускники не справляются с заданием №38 части 2 на ЕГЭ по химии, отмечается и в аналитических справках экспертов, проверяющих экзаменационные работы, так и учителями химии. Учителя связывают это с сокращением часов, отведенных на изучение химии, а также с тем, что кроме электронного баланса, учащиеся практически не знакомы с другими приемами расстановки коэффициентов. Проходя педагогическую практику в Фаначетской СОШ №9, мною были проведены несколько факультативных занятий по подготовке к ЕГЭ в 11 классе и я столкнулась с этой проблемой лично.

Факультативные занятия – форма организации учебных занятий во внеурочное время, направленное на расширение, углубление и коррекцию знаний учащихся по учебным предметам в соответствии с их потребностями, запросами, способностями и склонностями, а также на активизацию познавательной деятельности.

Цели факультативных занятий:

- повышение качества образования учащихся;
- углубление изучения отдельных учебных предметов;
- подготовка старшеклассников к централизованному тестированию;
- подготовка одаренных детей к олимпиадам;
- формирование профориентационной компетентности учащихся базовой школы;
- общекультурное развитие учеников;
- приобщение учащихся к исследовательской деятельности;
- коррекция пробелов в знаниях и умениях учащихся и др.

Задачи факультативного курса:

- способствовать профессиональной ориентации ученика;
- создать положительную мотивацию обучения на планируемом профиле;
- способствовать удовлетворению познавательных потребностей учащихся;
- повысить информационную и коммуникативную компетентность учащихся;
- активизировать познавательную деятельность школьников.

Принципы факультативных занятий:

- самоопределения учащихся;
- учета возрастных особенностей, познавательных интересов учащихся
- ресурсной обеспеченности;
- вариативности форм обучения;
- доступности;
- индивидуализации обучения;
- занимательности в организации факультативных занятий;
- без отметочного обучения.

По форме на факультативных занятиях, как и на уроках, применяются индивидуальные, парные, групповые и коллективные формы работы. Но здесь необходимо широкое применение практических форм работы: тренингов, практикумов, лабораторных работ, исследований, экскурсий и т. п. Возможны разнообразные внешние формы организации: проведение факультативных занятий на базе одного класса или параллели; в разновозрастных группах (для факультативов общекультурной или профориентационной направленности); межшкольные факультативы, с учреждениями производственной сферы.

По продолжительности возможно и целесообразно организовывать факультативные курсы в течение учебного года, полугодия, четверти. Выбор продолжительности проведения факультатива зависит от темы и содержания, интереса учащихся. Факультативы профориентационной направленности рекомендуется делать непродолжительными.

Факультативные занятия существенно отличаются от обычных уроков. На факультативах у учащихся больше свободы, возможностей для инициативы, проявления творчества, самостоятельности, личностной самореализации. При организации занятий акцент делается на самоанализ и самооценку.

Предполагается высокий уровень самостоятельности учебной деятельности детей, высокий уровень обобщения. Отдается предпочтение поисковым методам и исследованиям. Организуется интерактивное общение и взаимообучение.

Учитель во взаимной деятельности формирует опыт работы с информацией, опыт практического использования знаний.

Расширяется опыт познавательной деятельности и развития познавательного интереса и др.

Факультативный курс «Подготовка учащихся к ЕГЭ по химии»

(составитель: учитель химии и биологии Филиппова Г. А.).

Пояснительная записка

ЕГЭ по химии в современных условиях совмещает в себе две функции: итоговую аттестацию выпускников за курс средней общеобразовательной школы и представление им возможности продолжить образование по избранной специальности в высшей школе. Анализ результатов экзамена, проводимого в рамках эксперимента в разных регионах России, свидетельствует о том, что его успешная задача зависит от степени владения

учащимся теоретическими знаниями за курс средней школы и умениями их использовать в нестандартных ситуациях.

Опыт проведения ЕГЭ свидетельствует о том, что выпускники не достаточно успешно справляются с такой формой проведения экзамена. Для повышения эффективности результатов необходимо осуществлять так же и дополнительную подготовку учащихся к экзамену.

Поверхностное изучение химии не облегчает, а затрудняет ее усвоение. К тому же не все темы, усвоение которых необходимо для успешной сдачи экзамена достаточно и полно рассматриваются в рамках школьной программы. Особенно это касается заданий части 2. В связи с этим, факультативный курс, предназначенный для учащихся 11 классов, подается на более глубоком уровне и направлен, прежде всего, на расширение, обобщение и пополнение знаний школьников по химии.

Данный курс предназначен для учащихся 11-х классов и рассчитан на 34 часа (1 час в неделю).

Цель: разработка факультативного курса для дополнительной подготовки выпускников к выполнению заданий ЕГЭ по химии (преимущественно заданий части 2).

Задачи:

1. Подготовить выпускников к единому государственному экзамену по химии;
2. Развить умения самостоятельно работать с литературой, систематически заниматься решением задач, работать с тестами различных типов.
3. Выявить основные затруднения и ошибки при выполнении заданий ЕГЭ по химии.
4. Подобрать задания, преимущественно части 2, вызывающие наибольшие затруднения у учащихся при сдаче ЕГЭ по химии, включая задания, недостаточно изучаемых в рамках школьной программы.

**Тематический план факультативного курса
«Подготовка учащихся к ЕГЭ по химии»**

№ п/п	Тема занятия	кол-во часов
Модуль №1. «Теоретические основы химии. Общая химия» <u>6 часов</u>		
1.1.	Химический элемент и химическая связь.	1
1.2.	Решение задач по теме: «Химический элемент и химическая связь».	1
1.3.	Химическая кинетика.	1
1.4.	Решение задач по теме «Химическая кинетика».	1
1.5.	Теория электролитической диссоциации.	1
1.6.	Решение задач по теме: «Теория электролитической диссоциации».	1
Модуль №2. «Неорганическая химия» <u>10 часов</u>		
2.1.	Характеристика металлов главных подгрупп и их соединений.	1
2.2.	Решение задач по теме: «Щелочные и щелочноземельные элементы и их соединения, алюминий и его соединения».	1
2.3.	Характеристика неметаллов главных подгрупп и их соединений (галогены, подгруппа кислорода, водород).	1
2.4.	Решение задач по теме: «Галогены».	1
2.5.	Решение задач по теме: «Подгруппа кислорода, водород».	1
2.6.	Характеристика неметаллов главных подгрупп и их соединений (подгруппа азота, подгруппа углерода).	1
2.7.	Решение задач по теме: «Подгруппа азота».	1
2.8.	Решение задач по теме: «Подгруппа углерода».	1
2.9.	Характеристика металлов побочных подгрупп и их соединений.	1
2.10.	Решение задач по теме: «Характеристика металлов побочных подгрупп и их соединений».	1
Модуль №3. «Органическая химия» <u>8 часов</u>		
3.1.	Теория строения органических соединений. Изомерия.	1
3.2.	Углеводороды – алканы, алкены, циклоалканы, алкины, алкадиены.	1
3.3.	Решение задач по теме: «Предельные углеводороды».	1
3.4.	Решение задач по теме: «Непредельные углеводороды».	1
3.5.	Ароматические углеводороды.	1
3.6.	Кислородсодержащие органические соединения (сравнительная характеристика спиртов, альдегидов и карбоновых кислот).	1
3.7.	Азотсодержащие органические соединения и биологически важные вещества.	1
3.8.	Решение задач	1
Модуль №4. «Вывод химических формул» <u>4 часа</u>		
4.1.	Нахождение простейшей химической формулы вещества по массовым долям элементов	2
4.2.	Нахождение молекулярной формулы газообразного	1

	вещества по массовым долям и относительной плотности его по другому газу	
4.3.	Установление молекулярной формулы газообразного вещества по продуктам сгорания	1
Модуль №5. «Окислительно-восстановительные реакции» 6 часов		
5.1.	Определение степени окисления в химических соединениях	2
5.2.	Составление уравнений химических реакций методом электронного баланса.	1
5.3.	Составление уравнений химических реакций методом полуреакции	1
5.4.	Составление уравнений химических реакций кислородно-водородным методом	1
5.5.	Составление уравнений химических реакций методом макроподстановки.	1
ИТОГО: 34 часа		

Модуль №5 «Окислительно-восстановительные реакции» данного факультативного курса, объемом 6 часов, был доработан Кислёмой Юлией Владимировной и апробирован в период прохождения педагогической практики в ноябре-декабре 2015-2016 учебного года в Фаначетской СОШ №9 для учащихся 11 класса.

**Методические рекомендации к проведению уроков
Модуля №5 «Окислительно-восстановительные реакции»**

Урок 1.

Тема: *«Окислительно-восстановительные реакции».*

Тип урока: Изучение нового материала.

Вид урока: Комбинированный урок.

Цель урока: Формирование знаний об основных понятиях темы «Окислительно-восстановительные реакции».

Задачи:

Образовательные:

1. Повторить основные понятия о процессах окисления и восстановления, степени окисления, окислителях и восстановителях;
2. Дать представления о процессах окисления и восстановления в живой природе;
3. Закрепить умения определения степени окисления элементов в соединениях.

Развивающие:

1. В ходе урока продолжить развитие мышления (анализ, синтез, обобщение);
2. Формирование памяти в ходе практической работы;
3. Продолжить развитие общеучебных умений заполнения схем и таблиц.

Воспитательные:

1. Воспитание коммуникативных качеств – участвовать в общей беседе, соблюдая правила речевого поведения.
2. Воспитание личностных качеств – целостно воспринимать окружающий мир.

Методы:

1. Словесные (беседа, описание, объяснение).

2. Наглядные (Использование ЦОР [31-33], проведение практической работы).

Оборудование: Мел, доска, компьютер с выходом в интернет, периодическая система Д. И. Менделеева, дидактический материал «Классификация ОВР», учебники, дидактические карточки, тетради, пробирки, пипетки.

Реактивы: Раствор перманганата калия, раствор серной кислоты, раствор сульфита натрия, вода.

Ход урока

1. Организационный момент.

Добрый день, ребята! Девиз нашего урока: «Кто-то теряет, а кто-то находит...»! Но так как мы на уроке химии, речь пойдет не о людях, а о химических элементах. Скажите, что могут потерять (или приобрести) атомы химических элементов? (Ответ: электроны) Как называются частицы, которые потеряли (или приобрели) электроны? (Ответ: окислители и восстановители). Именно окислители и восстановители, а также реакции между ними будут темой нашего занятия.

2. Актуализация знаний.

Посмотрите на Периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева. Представьте себе, что Вы стоите перед домом, где живут удивительные существа. О ком же сейчас идёт речь? (о металлах и неметаллах). Каждый житель – химический элемент имеет свою квартиру, живет на определенном этаже и в определенном подъезде. Представители высшего общества инертные газы занимают элитный 8 подъезд, они держатся особняком, в контакты ни с кем не вступают и очень самодостаточны. Почему? (их электронные оболочки из валентных электронов являются «полными», тем самым позволяя участвовать лишь в очень малом количестве химических реакций) Все остальные жители очень хотят быть похожими на них. Для этого одни отдают, а другие принимают

электроны. В этом случае атомы превращаются в ионы, которые имеют такую же электронную конфигурацию, как ближайшие к ним инертные газы.

Как мы сказали, у атомов химических элементов в сложных веществах появляются условные заряды-степени окисления.

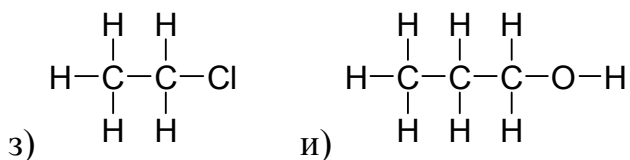
Давайте повторим определение степени окисления атома химического элемента в соединении?

Степень окисления - это условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что молекула состоит из ионов и в целом электронейтральна (условный заряд атома, который мы приписываем ему в случае принятия или отдачи электронов). [ЦОР – определение «степень окисления» <http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/f69a43f1-638e-4961-95e0-54bce432df00/78.swf>].

Задание № 1.

Определите степень окисления атомов элементов в следующих веществах:

а) H_3PO_4 ; б) P_2O_5 ; в) PH_3 ; г) Na_3P ; д) Na_2SO_4 ; ж) P



3. Изучение нового материала.

Окислительно-восстановительные реакции самые распространенные и играют большую роль в природе и технике. Они являются основой жизни на Земле, так как с ними связаны дыхание и обмен веществ в живых организмах, гниение и брожение, фотосинтез в зеленых частях растений и нервная деятельность человека и животных. Их можно наблюдать при сгорании топлива, в процессах коррозии металлов и при электролизе. Они лежат в основе металлургических процессов и круговорота элементов в природе. [ЦОР – фотосинтез - <http://files.school->

collection.edu.ru/dlrstore/bb14522c-aae7-11db-abbd-0800200c9a66/ch08_02_17.swf].

Давайте повторим основные термины.

Что такое процесс окисления? *Окисление – это процесс отдачи электронов, степень окисления при этом повышается.*

Какой процесс называется восстановлением? *Восстановление – это процесс присоединения электронов, степень окисления при этом понижается.*

Как называются частицы, отдающие электроны? *Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, окисляются; являются восстановителями.*

Как называются частицы, принимающие электроны? *Атомы, ионы или молекулы, принимающие электроны, восстанавливаются; являются окислителями.*

Типичные восстановители:

- атомы металлов с большими атомными радиусами (I-A, II-A группы), а так же Fe, Al, Zn
- простые вещества-неметаллы: водород, углерод, бор;
- отрицательно заряженные ионы: Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , N^{3-} . Не являются восстановителем фторид- ионы F^- .
- ионы металлов в низшей с.о.: Fe^{2+} , Cu^+ , Mn^{2+} , Cr^{3+}
 - сложные ионы и молекулы, содержащие атомы с промежуточной с.о.: SO_3^{2-} , NO_2^- ; CO, MnO_2 и др.

Типичные окислители:

- атомы неметаллов VII-A, VI-A, V-A группы в составе простых веществ
- ионы металлов в высшей с.о.: Cu^{2+} , Fe^{3+} , Ag^+ ...
- сложные ионы и молекулы, содержащие атомы с высшей и высокой с.о.: SO_4^{2-} , NO_3^- , MnO_4^- , ClO_3^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, SO_3 , MnO_2 и др.

Проблема: Я готовила к уроку раствор перманганата калия («марганцовка»), пролила стакан с раствором и испачкала свой любимый химический халат. Предложите (проделав практическую работу) вещество, с помощью которого можно очистить халат.

Практическая работа: (правила техники безопасности).

В четыре пронумерованные пробирки налито по 1-2 мл разбавленного раствора перманганата калия. В первую пробирку добавьте несколько капель раствора серной кислоты, во вторую – воду, в третью – гидроксид калия, четвертую пробирку оставьте в качестве контрольной. Затем в первые три пробирки прилейте, осторожно взбалтывая, раствор сульфита натрия. Отметьте, как изменяется окраска раствора в каждой пробирке.

Результаты практической работы:

Продукты восстановления KMnO_4 (MnO_4^-):

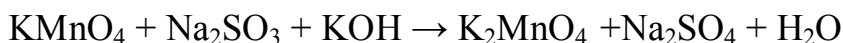
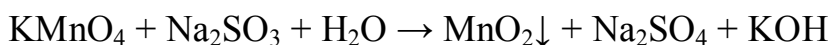
в кислой среде – Mn^{+2} (соль), бесцветный раствор;

в нейтральной среде – MnO_2 , бурый осадок;

в щелочной среде – MnO_4^{2-} , раствор зеленого цвета.

[ЦОР – тестовые задания <http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/16306bf8-a50e-4e60-83a7-972ea7385944/80.swf>].

Задание. Даны схемы реакций:

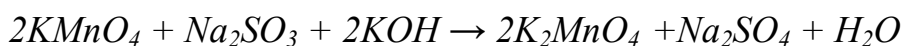
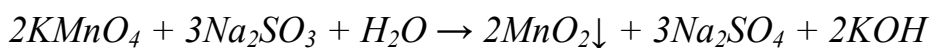
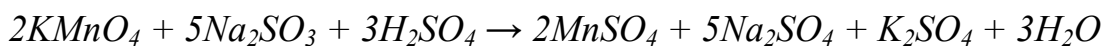


Задание разноуровневое: сильные учащиеся записывают продукты реакции самостоятельно:



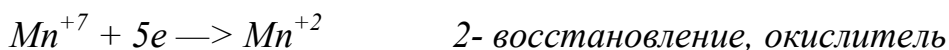
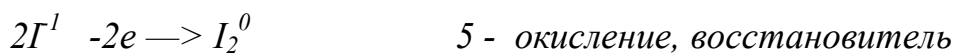
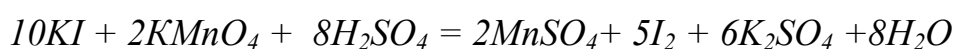
Подберите коэффициенты методом электронного баланса по алгоритму (Приложение 1). Укажите окислитель и восстановитель.

Ответ:



Вы проделали лабораторный опыт, предложите вещество, с помощью которого можно очистить халат.

Ответ: т.к в результате реакции получается Mn^{+2} , следовательно процесс протекает в кислой среде с участием серной кислоты и образуется сульфат калия.



4. Закрепление.

В качестве закрепления пройденного материала предлагаю тестовые задания.

Вариант 1

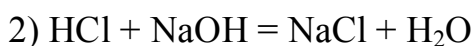
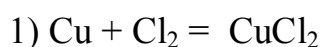
1. Какой из неметаллов является сильным окислителем?

1) фтор 2) сера 3) озон 4) кремний

2. Степень окисления серы в сульфате калия равна

1) +6 2) +4 3) 0 4) -2

3. В каком из приведенных реакций атом хлора выступает в роли восстановителя



4. Установите соответствие между уравнением реакции и изменением степени окисления окислителя в данной реакции:

Уравнение реакции

Изменение степени окисления окислителя

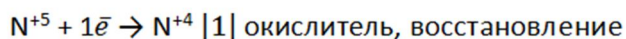
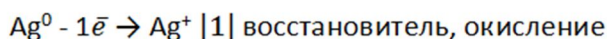
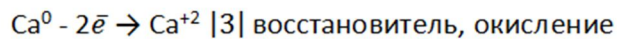
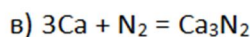
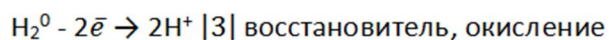
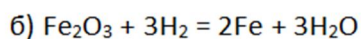
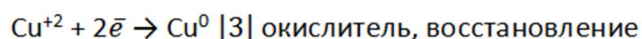
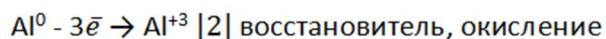
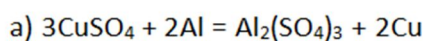
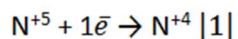
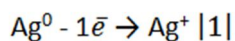
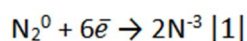
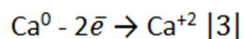
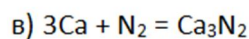
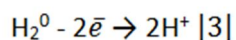
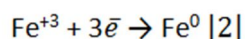
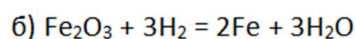
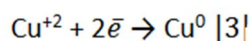
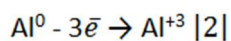
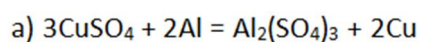
- | | |
|--|------------------------|
| A) $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 = \text{SO}_3 + \text{NO}$ | 1) $-1 \rightarrow 0$ |
| Б) $2\text{NH}_3 + 2\text{Na} = 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2$ | 2) $0 \rightarrow -2$ |
| В) $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$ | 3) $+4 \rightarrow +2$ |
| Г) $4\text{NH}_3 + 6\text{NO} = 5\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ | 4) $+1 \rightarrow 0$ |
| | 5) $+2 \rightarrow 0$ |
| | 6) $0 \rightarrow -1$ |

5. Домашнее задание

Работа с карточками (каждый ученик выполняет задание индивидуально).

Посмотрите на схемы окислительно-восстановительного процесса, укажите процессы окисления и восстановления.

Ответ:



Выводы:

1. Окислительно-восстановительные реакции – единство двух противоположных процессов – окисления и восстановления.
2. Суть ОВР – переход электронов от одних атомов, молекул или ионов к другим.
3. Окислительно-восстановительные реакции чрезвычайно распространены.

Урок 2

Тема: «Метод электронного баланса»

Тип урока: Изучение нового материала.

Вид урока: Комбинированный урок.

Цель урока: Углубление знаний по составлению уравнений ОВР методом электронного баланса.

Задачи:

Образовательные:

4. Формирование у учащихся знаний о определении степени окисления в органических соединениях;
5. Закрепление навыков расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса;
6. Продолжить общеучебные умения заполнения схем.

Развивающие:

4. В ходе урока продолжить развитие мышления (анализ, синтез, обобщение);
5. Формирование памяти в ходе решения задания из ЕГЭ;
6. Усвоение новых знаний с применением имеющихся знаний и умений с последующим обобщением и систематизацией.

Воспитательные:

3. Воспитание коммуникативных качеств – участвовать в общей беседе, соблюдая правила речевого поведения.
4. Воспитание личностных качеств – целостно воспринимать окружающий мир.

Методы:

3. Словесные (беседа, описание, объяснение).
4. Наглядные (Использование ЦОР [34-37], таблицы).

Оборудование: Мел, доска, компьютер с выходом в интернет, периодическая система Д. И. Менделеева учебники, дидактические карточки, тетради,

дидактический материал «Алгоритм составления уравнений ОВР методом электронного баланса».

Ход урока

1. Организационный момент.

Здравствуйтесь, ребята! Сегодня мы поговорим о знакомом вам ранее методе расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях, о «методе электронного баланса».

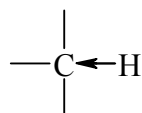
2. Актуализация знаний.

Перед тем как приступить к выполнению заданий на расстановку коэффициентов в ОВР методом электронного баланса, давайте повторим пройденный материал. На прошлом занятии я вам дала задание на определение степени окисления в органических соединениях, которое вызвало затруднение у многих из вас. Чтобы научиться определять степень окисления в органических соединениях, нужно знать правило расстановки степени окисления в органических соединениях.

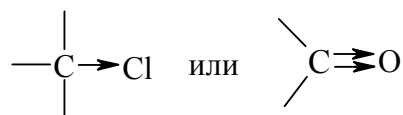
В отличие от валентности, значение которой для углерода всегда постоянно и равно четырем, степень окисления углерода в органических соединениях может принимать различные значения от -4 до +4.

При определении степени окисления углерода необходимо учитывать значения относительной электроотрицательности атомов, непосредственно связанных с углеродом.

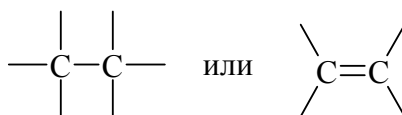
1) Если электроотрицательность у атома, связанного с углеродом ниже, чем у самого атома углерода, то электронная пара смещается к атому углерода:



2) Если электроотрицательность у атома, связанного с углеродом выше, чем у самого атома углерода, то электронная пара смещается от атома углерода:

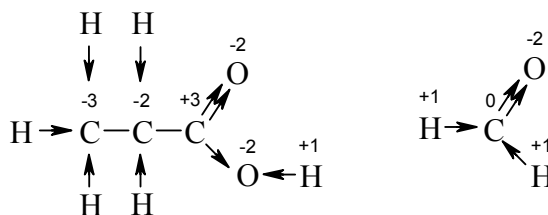


3) Между двумя атомами углерода смещения электронных пар не происходит:



Степень окисления атомов углерода определяется по разности между числом электронных пар, смещенных к атому углерода, и числом электронных пар, оттянутых от него. При этом степень окисления разных атомов углерода в одной молекуле органического вещества может иметь различные значения.

Например:



Итак, предлагаю решить ряд заданий.

1. Определите валентность и степени окисления элементов в следующих соединениях:

CH_4 , Cl_2 , CO_2 , NH_3 , C_2H_4 , CH_3COOH , V_2O_5 , $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, KClO_4 , K_2HPO_4 , $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Ответ:

IV I I IV II III I IV I IV I IV II II I V II

$\text{C}^{-4}\text{H}^{+1}_4$, Cl^0_2 , $\text{C}^{+4}\text{O}^{-2}_2$, $\text{N}^{-3}\text{H}^{+1}_3$, $\text{C}^{-2}_2\text{H}^{+1}_4$, $\text{C}^{-3}\text{H}^{+1}_3\text{C}^{+3}\text{O}^{-2}\text{O}^{-2}\text{H}^{+1}$, $\text{V}^{+5}_2\text{O}^{-2}_5$,

I VII II I I V II I VI II

$\text{K}^{+1}\text{Cl}^{+7}\text{O}^{-2}_4$, $\text{K}^{+1}_2\text{H}^{+1}\text{P}^{+5}\text{O}^{-2}_4$, $\text{Na}^{+1}_2\text{Cr}^{+6}_2\text{O}^{-2}_7$.

3. Выпишите из представленного ряда типичные окислители и типичные восстановители: Al, Cu, N, NO₂, F₂, Mg, CO, HI, KMnO₄, Na, K, SO₂, C, FeSO₄, KOH, H₂O, Na₂SO₄, KI, H₂S, O₂.

Учащиеся выполняют задание и сдают работу учителю.

3. Изучение нового материала.

Итак, мы повторили предыдущий материал, научились определять степень окисления атома углерода в органических соединениях, предлагаю вспомнить алгоритм расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса (ЦОР –метод электронного баланса <http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/01c8297c-968f-4e32-b9de-dc5d908bb3d2/79.swf>), затем раздаю дидактический материал «Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций (ОВР) с участием органических соединений методом электронного баланса»).

Достоинством метода электронного баланса является его универсальность. Он может быть использован для расстановки коэффициентов в уравнениях ОВР, протекающих в растворах, расплавах, между веществами в твердом состоянии, при сплавлении, горении и т. д.

Задание №1. Расставить коэффициенты в уравнении реакции окисления этилена водным раствором перманганата калия.

Таблица 4. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций (ОВР) с участием органических соединений методом электронного баланса.

Программа деятельности при использовании «метода электронного баланса» I. Научитесь составлять уравнения ОВР	
<p>Окислительно-восстановительными реакциями называют реакции, идущие с изменением степеней окисления элементов. Степень окисления (СО) – это условный заряд атома в химическом соединении, вычисленный из предположения, что электронные пары, которыми данный атом связан с другими атомами в этом соединении, полностью смещены к более электроотрицательным атомам, а электронные пары, принадлежащие одинаковым атомам, поделены между ними.</p>	
Алгоритм	
1. Составим схему реакции, обозначим степени окисления тех атомов, которые изменяют значение степени окисления в процессе реакции.	$\begin{array}{l} \overset{-2}{\text{H}}_2 \overset{-2}{\text{C}} = \overset{-2}{\text{C}} \text{H}_2 + \overset{+7}{\text{K}} \overset{+7}{\text{Mn}} \text{O}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \\ \rightarrow \overset{-1}{\text{H}}_2 \overset{-1}{\text{C}}(\text{OH}) - \overset{-1}{\text{C}} \text{H}_2(\text{OH}) + \overset{+4}{\text{Mn}} \text{O}_2 + \text{KOH} \end{array}$
2. Составим схему электронного баланса реакции с учетом того, что степень окисления изменяет не один, а два атома углерода.	$\begin{array}{l} \overset{-2}{2\text{C}} - 2e^- \rightarrow \overset{-1}{2\text{C}} \quad \left \begin{array}{l} 2 \\ 3 \end{array} \right. \quad \begin{array}{l} 3 \\ 2 \end{array} \\ \overset{+7}{\text{Mn}} + 3e^- \rightarrow \overset{+4}{\text{Mn}} \quad \left \begin{array}{l} 2 \\ 3 \end{array} \right. \quad \begin{array}{l} 6 \\ 2 \end{array} \end{array}$
3. Расставим коэффициенты перед формулами соединений, содержащих атомы, изменяющие степень окисления. Для этого используем домножающие коэффициенты из схемы электронного баланса.	$\begin{array}{l} 3\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2 + 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \\ \rightarrow 3\text{H}_2\text{C}(\text{OH}) - \text{CH}_2(\text{OH}) + 2\text{MnO}_2 + \text{KOH} \end{array}$
4. Расставим коэффициенты перед остальными формулами соединений, содержащих атомы, не изменяющие степень окисления.	$\begin{array}{l} 3\text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2 + 2\text{KMnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \\ \rightarrow 3\text{H}_2\text{C}(\text{OH}) - \text{CH}_2(\text{OH}) + 2\text{MnO}_2 + 2\text{KOH} \end{array}$
5. Проверим правильность расстановки коэффициентов по числу атомов кислорода в левой и правой частях уравнения реакции.	
6. Сделать вывод	<p>Взаимодействие этилена с водным раствором перманганата калия, записанное уравнением</p> $\begin{array}{l} \text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \\ \rightarrow \text{H}_2\text{C}(\text{OH}) - \text{CH}_2(\text{OH}) + \text{MnO}_2 + \text{KOH} \end{array}$ <p>- окислительно-восстановительная реакция</p>

Справка

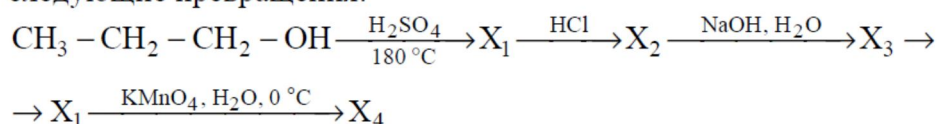
1. Степень окисления атомов в **простых** веществах равна **нулю**.
2. Для составления схемы электронного баланса необходимо учесть то, что **число** электронов, отданных восстановителем, **равно числу** электронов, принятых окислителем.
3. Восстановитель – вещество, атомы или ионы которого **отдают** электроны и **повышают** свою степень окисления. Окислитель – вещество, атомы или ионы которого **принимают** электроны и **понижают** свою степень окисления.
Число атомов каждого элемента в **левой** части уравнения реакции **равно числу атомов** соответствующих элементов в **правой** части.

4. Закрепление.

На закрепление предлагаю выполнить задание №38 из демонстрационного вариант ЕГЭ 2016 г. Химия, 11 класс.

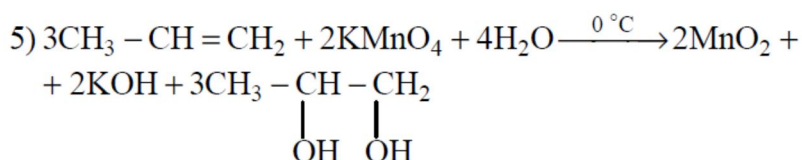
38

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



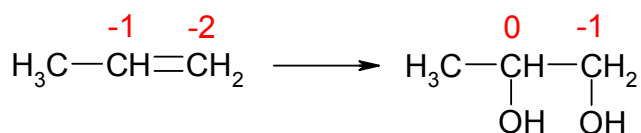
При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

Содержание верного ответа (из демонстрационного варианта):



Способ электронного баланса

а) Определим степени окисления атомов углерода в исходном веществе (пропилен) и в продукте реакции (1,2-пропандиол).

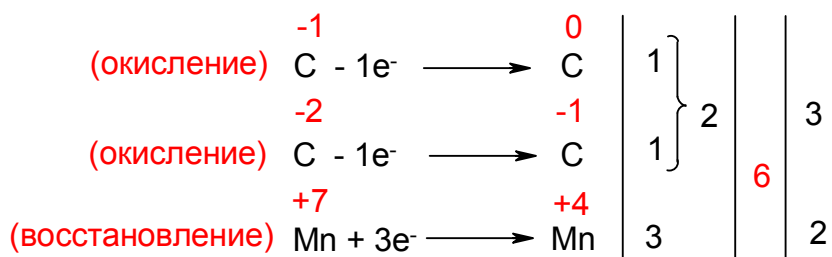


б) Определим степени окисления атомов марганца в исходном веществе (KMnO₄) и

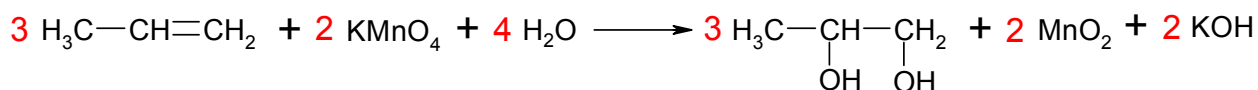
в продукте реакции (MnO₂):

$$\overset{+7}{\text{KMnO}_4} \longrightarrow \overset{+4}{\text{MnO}_2}$$

в) Составим баланс:

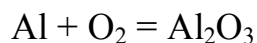


г) Подставим полученные коэффициенты перед формулами окислителя и восстановителя, остальные коэффициенты получим методом подбора:

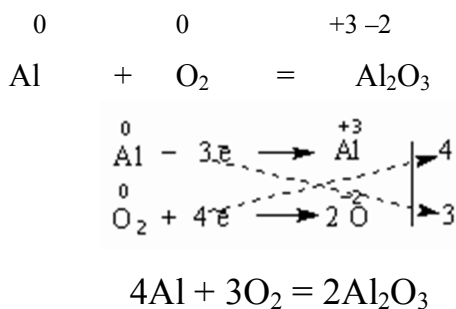


Домашнее задание

1. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции:

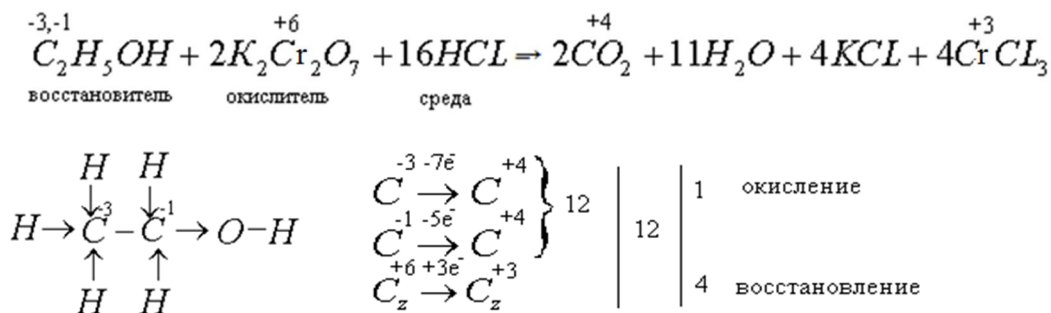


Ответ:



2*. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции:

Ответ:



Урок 3

Тема: «Кислородно-водородный метод»

Тип урока: Изучение нового материала.

Вид урока: Комбинированный урок.

Цель урока: Познакомиться с кислородно-водородным методом расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях.

Задачи:

Образовательные:

1. Формирование у учащихся знаний о кислородно-водородном методе;
2. Формирование навыков расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях кислородно-водородным методом;
3. Продолжить общеучебные умения заполнения схем.

Развивающие:

1. В ходе урока продолжить развитие мышления (анализ, синтез, обобщение);
2. Формирование памяти в ходе решения задания из ЕГЭ;
3. Развивать интерес к предмету.

Воспитательные:

1. Воспитание коммуникативных качеств – участвовать в общей беседе, соблюдая правила речевого поведения.
2. Воспитание личностных качеств – целостно воспринимать окружающий мир.
3. Формирование нравственного и эстетического представления, системы взглядов на мир, способность следовать нормам поведения.

Методы:

1. Словесные (беседа, описание, объяснение).

2. Наглядные (таблицы, раздаточный дидактический материал [38]).

Оборудование: Мел, доска, компьютер с выходом в интернет, периодическая система Д. И. Менделеева учебники, дидактические карточки, тетради, раздаточный дидактический материал «Алгоритм составления уравнений ОВР кислородно-водородным методом».

Ход урока

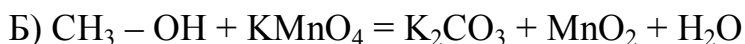
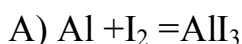
1. Организационный момент.

Здравствуйте, ребята! Сегодня мы познакомимся с новым кислородно-водородным методом расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях, решим задание №38 из ЕГЭ данным методом.

2. Актуализация знаний.

Перед тем как приступить к выполнению заданий на расстановку коэффициентов в ОВР кислородно-водородным методом, давайте повторим пройденный материал.

Расставьте коэффициенты в ОВР методом электронного баланса.



3. Изучение нового материала.

Кислородно-водородный метод расстановки коэффициентов в ОВР, является упрощённым методом, в котором нет необходимости определять степени окисления атомов углерода в молекулах органических веществ.

Кислородно-водородный метод основан на следующих закономерностях:

1. **Окисление** органических веществ сопровождается:

- а) введением в молекулу атома кислорода, что равноценно потере 2 электронов;
- б) отщеплением атома водорода, что равноценно потере 1 электрона.

2. **Восстановление** органических веществ сопровождается:

- а) отщеплением атома кислорода, что равноценно приобретению 2 электронов;
- б) присоединением атома водорода, что равноценно приобретению 1 электрона.

Теперь рассмотрим способ решения задания №1 с использованием кислородно-водородного метода расстановки коэффициентов.

Задание №1. Расставить коэффициенты в уравнении реакции окисления этилена водным раствором перманганата калия.

Таблица 5. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций (ОВР) с участием органических соединений кислородно-водородным методом.

Программа деятельности при использовании «кислородно-водородного метода»	
<p style="text-align: center;"><i>1. Научитесь составлять уравнения ОВР</i></p> <p>Окислительно-восстановительными реакциями называют реакции, идущие с изменением степеней окисления элементов. Степень окисления (СО) – это условный заряд атома в химическом соединении, вычисленный из предположения, что электронные пары, которыми данный атом связан с другими атомами в этом соединении, полностью смещены к более электроотрицательным атомам, а электронные пары, принадлежащие одинаковым атомам, поделены между ними.</p>	
Алгоритм	
1. Составить схему окислительно-восстановительной реакции.	$H_2C = CH_2 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow$ $\rightarrow H_2C(OH) - CH_2(OH) + MnO_2 + KOH$
2. Составить схему процесса окисления.	<p>При окислении одна молекула этилена превращается в одну молекулу этиленгликоля. В продуктах окисления содержится на 2 атома кислорода и на 2 атома водорода больше, чем в молекуле этилена. Следовательно молекула этилена отдает $2 \cdot 2 - 2 \cdot 1 = 2$ электрона.</p> $H_2C = CH_2 - 2e^- \rightarrow H_2C(OH) - CH_2(OH)$

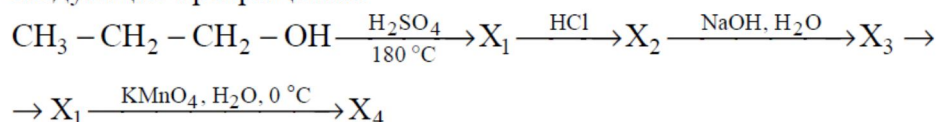
3. Составить схему процесса восстановления.	Марганец Mn^{+7} восстанавливается до Mn^{+4} , присоединяя 3 электрона: $Mn^{+7} + 3e^{-} \rightarrow Mn^{+4}$
4. Составить схему электронного баланса.	$H_2C = CH_2 - 2e^{-} \rightarrow H_2C(OH) - CH_2(OH)$ $Mn^{+7} + 3e^{-} \rightarrow Mn^{+4}$ <div style="text-align: right; margin-right: 20px;"> $\left. \begin{array}{l} 3 \\ 2 \end{array} \right$ </div>
5. Расставить коэффициенты перед формулами соединений, участвующих в схеме электронного баланса.	$3H_2C = CH_2 + 2KMnO_4 + H_2O \rightarrow$ $\rightarrow 3H_2C(OH) - CH_2(OH) + 2MnO_2 + KOH$
6. Расставить коэффициенты перед остальными формулами соединений.	$3H_2C = CH_2 + 2KMnO_4 + 4H_2O \rightarrow$ $\rightarrow 3H_2C(OH) - CH_2(OH) + 2MnO_2 + 2KOH$
7. Проверить правильность расстановки коэффициентов по числу атомов кислорода в левой и правой частях уравнения реакции.	
8. Сделать вывод	Взаимодействие этилена с водным раствором перманганата калия, записанное уравнением $H_2C = CH_2 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow$ $\rightarrow H_2C(OH) - CH_2(OH) + MnO_2 + KOH$ - окислительно-восстановительная реакция
Справка 1. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю . 2. Для составления схемы электронного баланса необходимо учесть то, что число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем. 3. Восстановитель – вещество, атомы или ионы которого отдают электроны и повышают свою степень окисления. Окислитель - вещество, атомы или ионы которого принимают электроны и понижают свою степень окисления. Число атомов каждого элемента в левой части уравнения реакции равно числу атомов соответствующих элементов в правой части.	

4. Закрепление

Задание №38 из демонстрационного вариант ЕГЭ 2016 г. Химия, 11 класс

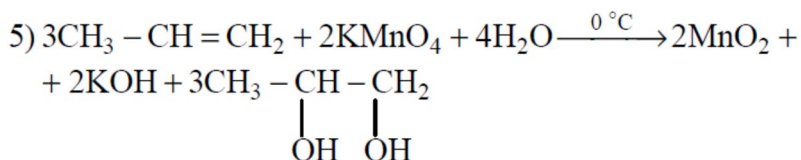
38

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



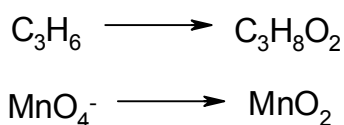
При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

Содержание верного ответа (из демонстрационного варианта):

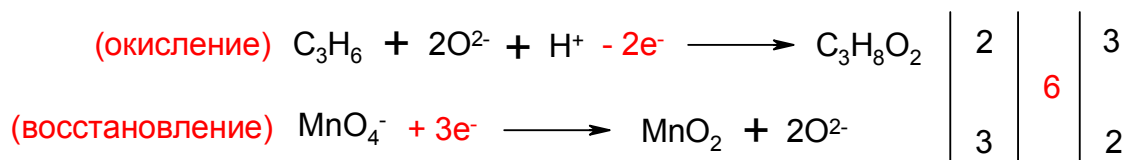


Способ кислородного-водородного баланса

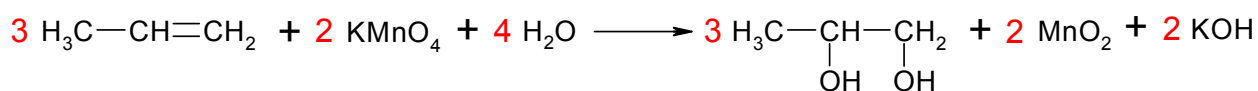
а) Пропилен окисляется до пропиленгликоля, перманганат-ионы MnO_4^- восстанавливаются до оксида марганца (IV) MnO_2 .



б) Составляем полуреакции окисления и восстановления, используя для уравнивания ионы кислорода « O^{2-} » и протоны водорода « H^+ »:

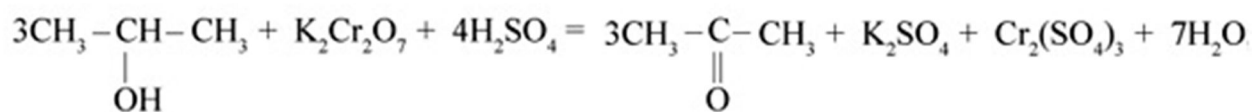


в) Подставим полученные коэффициенты перед формулами окислителя и восстановителя, остальные коэффициенты получим методом подбора:



5. Домашнее задание.

Расставьте коэффициенты кислородно-водородным методом:



Урок 4

Тема: «Метод электронно-ионного баланса»

Тип урока: Изучение нового материала.

Вид урока: Комбинированный урок.

Цель урока: Познакомиться с методом электронно-ионного баланса и его применение в неорганической и органической химии.

Задачи:

Образовательные:

1. Формирование у учащихся знаний о методе электронно-ионного баланса;
2. Формирование навыков расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронно-ионного баланса;
3. Продолжить общеучебные умения заполнения схем.

Развивающие:

1. В ходе урока продолжить развитие мышления (анализ, синтез, обобщение);
2. Развить навыки в использовании метода электронно-ионного баланса для различных типов задач, упражнений, тестов;
3. Развивать интерес к предмету.

Воспитательные:

1. Воспитание коммуникативных качеств – участвовать в общей беседе, соблюдая правила речевого поведения.
2. Воспитание личностных качеств – целостно воспринимать окружающий мир.
3. Формирование нравственного и эстетического представления, системы взглядов на мир, способность следовать нормам поведения.

Методы:

1. Словесные (беседа, описание, объяснение).
2. Наглядные (таблицы, раздаточный дидактический материал).

Оборудование: Мел, доска, компьютер с выходом в интернет, периодическая система Д. И. Менделеева учебники, дидактические карточки, тетради, раздаточный дидактический материал «Алгоритм составления уравнений ОВР методом электронно-ионного баланса».

Ход урока

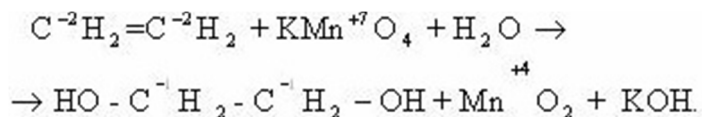
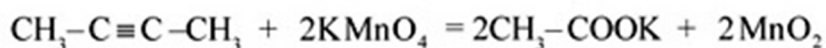
1. Организационный момент.

Здравствуйте, ребята! Сегодня мы познакомимся с новым методом расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях, решим задание №38 из ЕГЭ данным методом.

2. Актуализация знаний.

Перед тем как приступить к выполнению заданий на расстановку коэффициентов в ОВР методом электронно-ионного баланса, давайте повторим пройденный материал.

Расставьте коэффициенты в ОВР известными вам методами:



3. Изучение нового материала.

При использовании **метода электронно-ионного баланса** расстановки коэффициентов в уравнениях ОВР рассматриваются изменения, происходящие с реально существующими в растворах частицами – молекулами и ионами.

Преимуществом метода полуреакций является отсутствие необходимости нахождения степеней окисления атомов углерода в органических веществах и всех других элементов. С помощью этого метода можно расставить стехиометрические коэффициенты в уравнении ОВР, даже не зная всех продуктов реакции.

Однако метод полуреакций не применяют для расстановки коэффициентов в ОВР, протекающих не в водной среде.

При использовании метода полуреакций с участием органических веществ пользуются всеми теми же принципами, что и в случае реакций с неорганическими веществами.

Уравнивание числа атомов кислорода в левой и правой частях схемы полуреакции проводят в зависимости от среды – кислой, нейтральной или щелочной. При этом необходимо помнить следующие правила:

1. В водном растворе могут свободно существовать частицы: H_2O , H^+ , OH^- .
2. В кислой среде молекулы H_2O добавляют в ту часть полуреакции, где содержится меньшее число атомов кислорода, в другую часть полуреакции добавляют ионы H^+ .
3. В нейтральной и щелочной среде молекулы H_2O добавляют в ту часть полуреакции, где содержится большее число атомов кислорода, в другую часть полуреакции добавляют ионы OH^- .

Рассмотрим порядок действий при решении *задания №1* с использованием метода полуреакций.

Задание №1. Расставить коэффициенты в уравнении реакции окисления этилена водным раствором перманганата калия.

Таблица 6. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций (ОВР) с участием органических соединений методом электронно-ионного баланса.

Программа деятельности при использовании «метода электронно-ионного баланса»	
<i>1. Научитесь составлять уравнения ОВР</i>	
Окислительно-восстановительными реакциями называют реакции, идущие с изменением степеней окисления элементов. Степень окисления (СО) – это условный заряд атома в химическом соединении, вычисленный из предположения, что электронные пары, которыми данный атом связан с другими атомами в этом соединении, полностью смещены к более электроотрицательным атомам, а электронные пары, принадлежащие одинаковым атомам, поделены между ними.	
Алгоритм	
1. Составим схему полуреакции окисления.	$H_2C = CH_2 \rightarrow H_2C(OH) - CH_2(OH)$
a) Уравняем число атомов кислорода и водорода в левой и правой частях полуреакции с учетом нейтральной среды.	$H_2C = CH_2 + 2OH^- \rightarrow$ $\rightarrow H_2C(OH) - CH_2(OH)$
б) Уравняем число электронов в левой и правой частях полуреакции.	$H_2C = CH_2 + 2OH^- - 2e^- \rightarrow$ $\rightarrow H_2C(OH) - CH_2(OH)$
2. Составим схему процесса восстановления.	$MnO_4^- \rightarrow MnO_2$
a) Уравняем число атомов кислорода и водорода в левой и правой частях полуреакции с учетом нейтральной среды.	$MnO_4^- + 2H_2O \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$
б) Уравняем число электронов в левой и правой частях полуреакции.	$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$
3. Суммируем уравнения полуреакций процессов окисления и восстановления с учетом домножающих коэффициентов.	$\begin{array}{r l} H_2C = CH_2 + 2OH^- - 2e^- \rightarrow H_2C(OH) - CH_2(OH) & 2 \quad 3 \\ MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 4OH^- & 3 \quad 2 \\ \hline 3H_2C = CH_2 + 6OH^- + 2MnO_4^- + 4H_2O = & \\ = 3H_2C(OH) - CH_2(OH) + 2MnO_2 + 8OH^- & \end{array}$
4. Приведем подобные члены уравнения.	Прибавим в каждую часть сокращенного ионного уравнения равное количество необходимых противоионов. Получается полное ионного уравнение реакции.

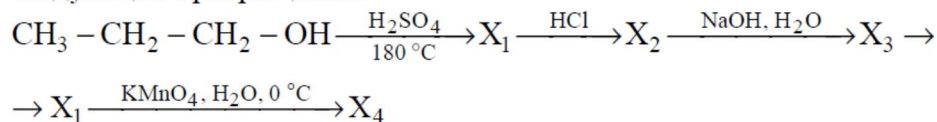
	$\frac{3H_2C=CH_2 + 2MnO_4^- + 4H_2O = 3H_2C(OH)-CH_2(OH) + 2MnO_2 + 2OH^- + 2K^+}{+ 2K^+}$ $3H_2C=CH_2 + 2KMnO_4 + 4H_2O = 3H_2C(OH)-CH_2(OH) + 2MnO_2 + 2KOH$
5. Проверим правильность расстановки коэффициентов по числу атомов кислорода в левой и правой частях уравнения реакции.	
6. Сделать вывод	<p>Взаимодействие этилена с водным раствором перманганата калия, записанное уравнением – окислительно-восстановительная реакция</p> $H_2C=CH_2 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow H_2C(OH)-CH_2(OH) + MnO_2 + KOH'$
Справка	
<ol style="list-style-type: none"> 1. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю. 2. Для составления схемы электронного баланса необходимо учесть то, что число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем. 3. Восстановитель – вещество, атомы или ионы которого отдают электроны и повышают свою степень окисления. Окислитель – вещество, атомы или ионы которого принимают электроны и понижают свою степень окисления. <p>Число атомов каждого элемента в левой части уравнения реакции равно числу атомов соответствующих элементов в правой части.</p>	

4. Закрепление.

Задание №38 из демонстрационного вариант ЕГЭ 2016 г. Химия, 11 класс

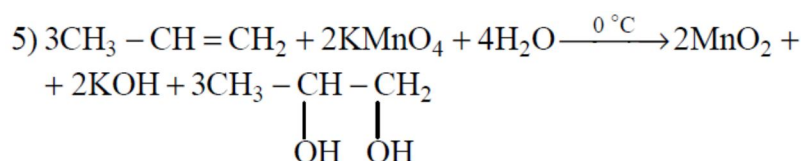
38

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



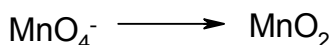
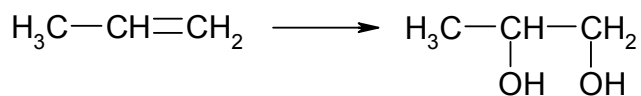
При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

Содержание верного ответа (из демонстрационного варианта):

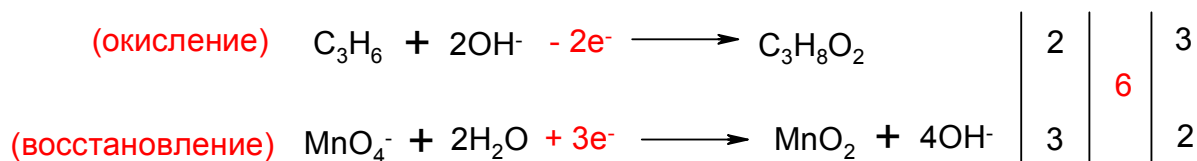


Метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций)

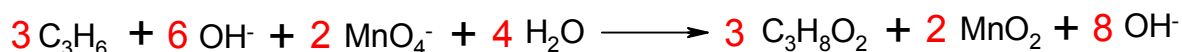
а) Пропилен окисляется до пропиленгликоля (1,2-пропандиол), а перманганат-ионы MnO_4^- восстанавливаются с образованием оксида марганца (IV) MnO_2 .



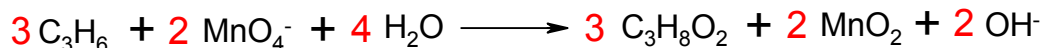
б) Составляем схемы полуреакций:



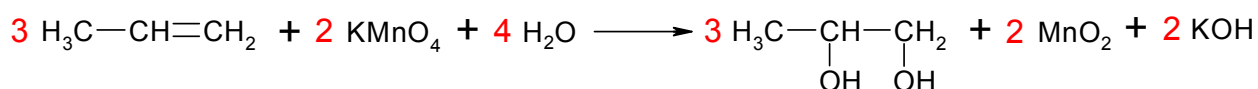
в) Складываем полуреакции с учетом домножающих коэффициентов и получаем суммарное электронно-ионное уравнение:



г) Приводим подобные (сокращаем ионы, имеющиеся в обеих частях):

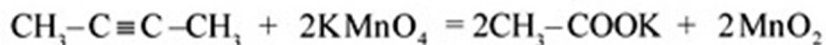


д) Составляем молекулярное уравнение реакции (добавляем в обе части равное количество противоионов):



5. Домашнее задание.

Расставьте коэффициенты в ОВР известными вам методами:



Урок 5

Тема: «Метод макроподстановки».

Тип урока: Изучение нового материала.

Вид урока: Комбинированный урок.

Цель урока: Познакомиться с методом макроподстановки и научиться применять его для расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях с участием органических веществ.

Задачи:

Образовательные:

1. Познакомить учащихся с методом макроподстановки;
2. Формирование у учащихся знаний методе макроподстановки;
3. Формирование навыков расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом макроподстановки.

Развивающие:

1. В ходе урока продолжить развитие мышления (анализ, синтез, обобщение);
2. Формирование памяти в ходе решения задания из ЕГЭ;
3. Развивать интерес к предмету.

Воспитательные:

1. Воспитание коммуникативных качеств – участвовать в общей беседе, соблюдая правила речевого поведения.
2. Воспитание личностных качеств – целостно воспринимать окружающий мир.

Методы:

1. Словесные (беседа, описание, объяснение).
2. Наглядные (демонстрация раздаточного дидактического материала).

Оборудование: Мел, доска, компьютер, периодическая система Д. И. Менделеева, раздаточный дидактический материал «Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций (ОВР) с участием органических

соединений методом макроподстановки», учебники, дидактические карточки, тетради.

Ход урока

1. Организационный момент.

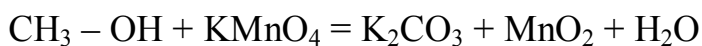
Добрый день, ребята! Вы уже знаете три метода расстановки коэффициентов в ОВР с участием органических и неорганических веществ. Давайте их назовём! (*метод электронного баланса, кислородно-водородный метод, метод электронно-ионного баланса*).

2. Актуализация знаний.

Итак, мы изучили три метода расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях. Предлагаю показать свои умения на практике.

(Трое учащихся выходят к доске)

Задание будет таким «Расставьте коэффициенты в ОВР», первый ученик использует метод электронного баланса, второй, кислородно-водородный метод, третий, метод электронно-ионного баланса. (доска делится на три части, учащиеся выполняют задание).

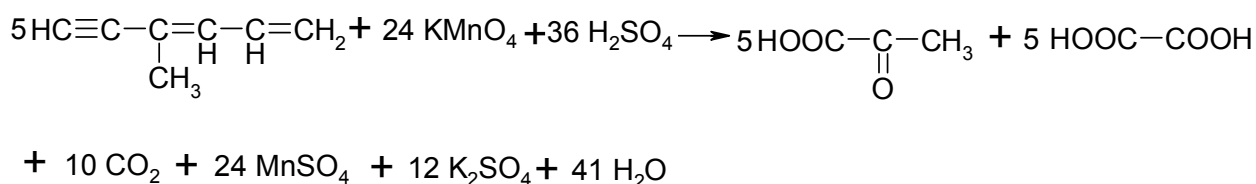
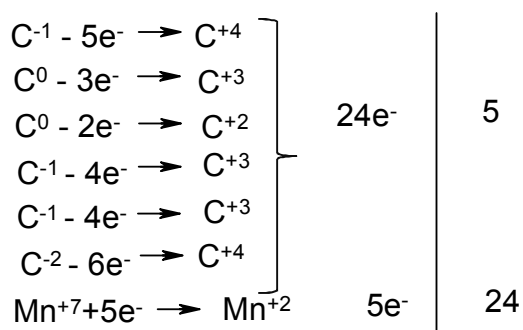
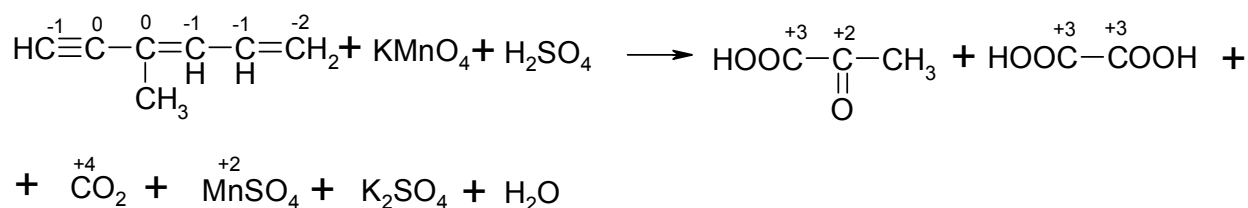
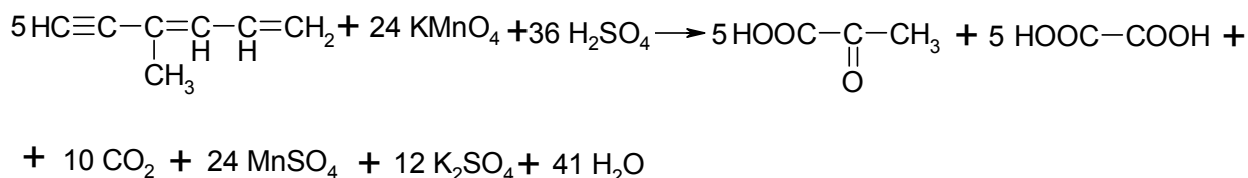


3. Изучение нового материала.

Молодцы, ребята! Сегодня мы познакомимся ещё с одним методом расстановки коэффициентов в ОВР.

При расстановке коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях с участием органических веществ использование метода электронного баланса, метода полуреакций, достаточно трудоёмко, поскольку в большинстве таких реакций в качестве окислителя или восстановителя выступают несколько атомов в разных степенях окисления. Так, при окислении 3-метилгексадиен-3,5-ина-1 подкисленным раствором перманганата калия окисляются шесть атомов углерода, разрываются все кратные связи и образуется кетокислота, дикарбоновая кислота и углекислый газ. Если расставить коэффициенты методом электронного баланса, то

следует определить степень окисления каждого атома углерода до и после процесса, далее для тех атомов, которые изменили свою степень окисления, составить уравнения полуреакций и рассчитать общее число электронов, отданных всеми атомами. В нашем случае это шесть полуреакций для разных атомов углерода:



Такой путь достаточно сложен, требует пристального внимания и аккуратности, а необходимость выполнения большого количества действий увеличивает вероятность ошибки. Поэтому удобней будет пользоваться приёмом макроподстановки.

Для начала запишем определение:

Макроподстановка – замена фрагмента в молекулярной формуле вещества или в суммарной молекулярной формуле веществ одним символом. Такая замена позволяет оперировать неизменной (устойчивой) группой атомов как индивидуальным атомом.

Задание 1. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции:

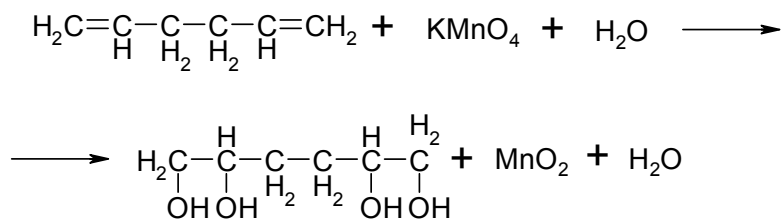


Таблица 7. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций (ОВР) с участием органических соединений методом макроподстановки

Программа деятельности при использовании метода макроподстановки	
<i>1. Научитесь составлять уравнения ОВР</i>	
<p>Окислительно-восстановительными реакциями называют реакции, идущие с изменением степеней окисления элементов. Степень окисления (СО) – это условный заряд атома в химическом соединении, вычисленный из предположения, что электронные пары, которыми данный атом связан с другими атомами в этом соединении, полностью смещены к более электроотрицательным атомам, а электронные пары, принадлежащие одинаковым атомам, поделены между ними.</p>	
Алгоритм	
1. Составьте молекулярные формулы органического реагента и продукта.	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}=\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}=\text{CH}_2 \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H}_2 \quad \text{H}_2 \quad \text{H} \end{array} = \text{C}_6\text{H}_{10}$ <p>Реагент:</p> $\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \\ \text{OH} \text{OH} \quad \text{H}_2 \quad \text{H}_2 \quad \text{OH} \text{OH} \end{array} = \text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_4$ <p>Продукт:</p>
2. Сравните составленные формулы.	<p>Найдите постоянный (неизменяемый) фрагмент – группу атомов, присутствующую в каждом из соединений.</p> <p>Обозначьте этот фрагмент буквой X.</p> $\text{C}_6\text{H}_{10} \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_4$ <p>Постоянный фрагмент – C₆H₁₀ – X.</p>
3. Выполните макроподстановку	<p>Запишите формулы соединений, заменяя постоянный фрагмент буквой X. Рассчитайте суммарную степень окисления X в реагенте и продукте по составленным формулам.</p> $\text{X} \rightarrow \text{XH}_4\text{O}_4; \quad \text{X}^0 \rightarrow \text{X}^{+4}\text{H}_4^{+1}\text{O}_4^{-2}.$

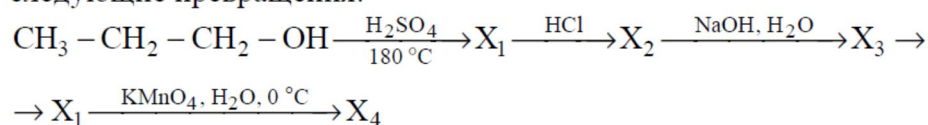
4. Запишите уравнения реакции с использованием полученных формул.	
5. Расставьте коэффициенты в этом уравнении традиционными методами (электронного или электронно-ионного баланса).	$\begin{array}{l l} X^0 - 4e^- \longrightarrow X^{+4} & 3 \\ Mn^{+7} + 3e^- \longrightarrow Mn^{+4} & 4 \end{array}$
6. Перенесите найденные коэффициенты в исходное уравнение.	$3 \begin{array}{c} H_2C=C-C-C=CH_2 \\ \quad \quad \quad \\ H \quad H_2 \quad H_2 \quad H \end{array} + 4 KMnO_4 + 8 H_2O \longrightarrow$ $\longrightarrow 3 \begin{array}{c} H \quad H_2 \\ \quad \\ H_2C-C-C-C-C-C \\ \quad \quad \quad \quad \quad \\ OH \quad OH \quad H_2 \quad H_2 \quad OH \quad OH \end{array} + 4 MnO_2 + 4 H_2O$
<p>Справка</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю. 2. Для составления схемы электронного баланса необходимо учесть то, что число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем. 3. Восстановитель – вещество, атомы или ионы которого отдают электроны и повышают свою степень окисления. Окислитель - вещество, атомы или ионы которого принимают электроны и понижают свою степень окисления. <p>Число атомов каждого элемента в левой части уравнения реакции равно числу атомов соответствующих элементов в правой части.</p>	

4. Закрепление.

Чтобы лучше усвоить новый материал, попробуем расставить коэффициенты из задания №38 из демонстрационного вариант ЕГЭ 2016 г. Химия, 11 класс.

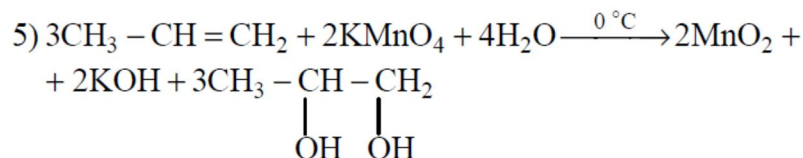
38

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



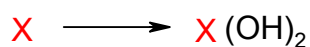
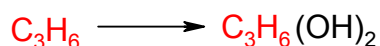
При написании уравнений реакций используйте структурные формулы органических веществ.

Содержание верного ответа (из демонстрационного варианта):

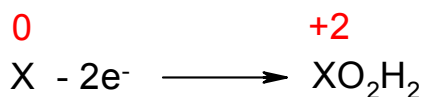


Ответ:

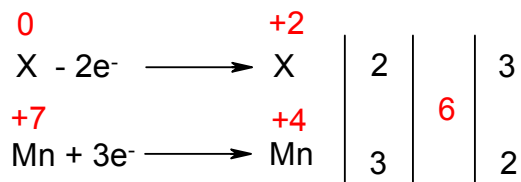
1) Выделим общий фрагмент в молекулярной формуле исходного органического вещества (пропилен) и продукта реакции (1,2-пропандиол) и обозначим этот фрагмент (C_3H_6) за X (макроподстановка).



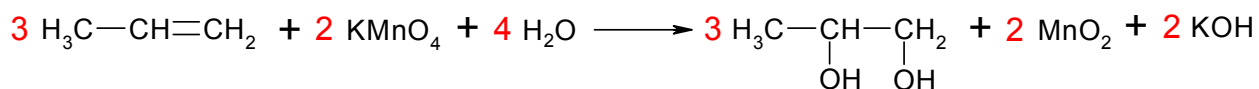
2) Рассчитаем суммарную степень окисления X в исходном веществе и в продукте реакции и составим полуреакцию с участием X:



3) Составим баланс:



4) Подставим полученные коэффициенты перед формулами окислителя и восстановителя, остальные коэффициенты получим методом подбора:



5. Домашнее задание.

Расставьте коэффициенты в уравнении ОВР методом макроподстановки.

Урок 6

Тема: «Скорый поезд ОВР».

Тип урока: применение знаний на практике.

Вид урока: урок-игра.

Цель урока: Применение знаний на практике.

Задачи:

Образовательные:

1. Научить применять полученные знания по теме «Окислительно-восстановительные реакции» на практике;
2. Закрепить умения и навыки расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях различными методами;

Развивающие:

1. В ходе урока продолжить развитие мышления (анализ, синтез, обобщение);
2. Формирование памяти в игровой деятельности;
3. Совершенствовать умения работы с источниками знаний.

Воспитательные:

1. Воспитание коммуникативных качеств – участвовать в общей беседе, соблюдая правила речевого поведения;
2. Воспитание личностных качеств – целостно воспринимать окружающий мир;
3. Вовлечь в активную деятельность каждого ученика.

Методы:

1. Словесные (беседа, описание, объяснение).
2. Наглядные (Использование карточек с заданиями, вагоны поезда).

Оборудование: Мел, доска, компьютер, периодическая система Д. И. Менделеева, дидактические карточки с заданиями.

Ход урока:

- 1. Организационный момент.**

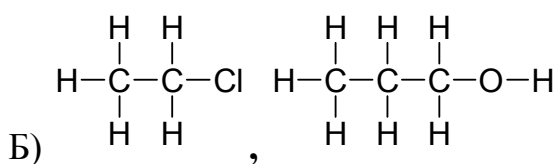
Добрый день, ребята! Сегодня у нас необычный день, мы закончили большую и очень важную тему в курсе химии «Окислительно-восстановительные реакции». И сегодня, я приглашаю вас прокатиться на скором поезде. Скором, потому что по правилам нашей сегодняшней игры, каждый из вас, работая индивидуально, посетит каждый вагон нашего поезда «Окислительно-восстановительных реакций». Выполнять задания нужно за определённое время, то есть на скорость. Всего у нас пять вагонов со своим заданием, где в качестве помощи вас ждёт периодическая система Д. И. Менделеева. За каждое верно выполненное задание вы получаете жетончики, от того сколько жетонов соберете, зависит ваша отметка по пройденной теме. В каждом вагоне есть чистые листочки, на которых вы будете писать решения, обязательно подписывайте свои листочки. Как только прозвучит сигнал, вы должны сдать листочки мне на стол. Итак, всем удачи и хорошего настроения!!!

2. **Ход игры.** Учащиеся заходят в первый вагон, где их ждёт задание и инструкция по выполнению данного задания (включая отведённое время на выполнение данного задания).

Первый вагон «Степень окисления»

Задание: *Определите степень окисления элементов в соединениях.*

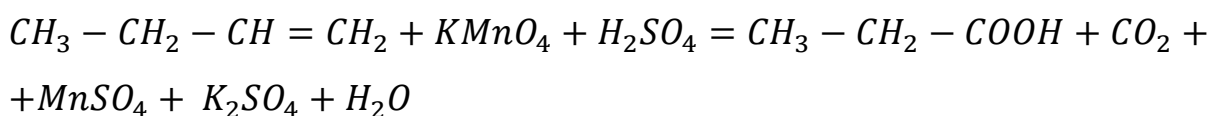
А) MnO_2 , H_2SO_4 , K_2SO_3 , H_2S , $KMnO_4$.



На выполнение задания даётся 3 минуты.

Второй вагон «Метод электронного баланса»

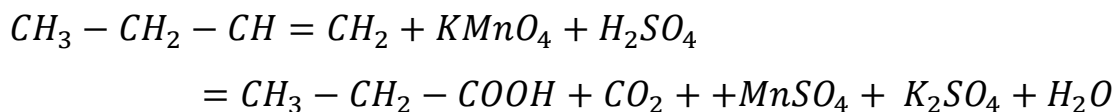
Задание: *Расставьте коэффициенты в ОВР методом электронного баланса.*



На выполнение задания даётся 10 минут

Третий вагон «Кислородно-водородный метод»

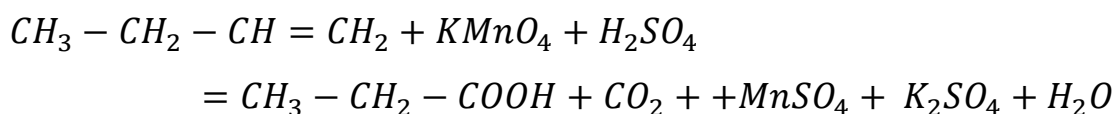
Задание: Расставьте коэффициенты в ОВР кислородно-водородным методом.



На выполнение задания даётся 10 минут.

Четвёртый вагон «Метод электронно-ионного баланса»

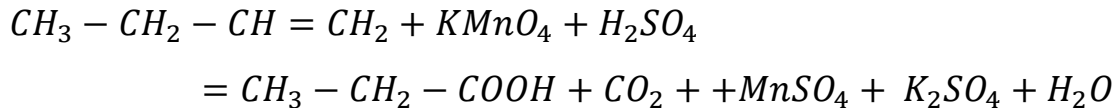
Задание: Расставьте коэффициенты в ОВР методом электронно-ионного баланса (методом полуреакций).



На выполнение задания даётся 12 минут.

Пятый вагон «Метод макроподстановки».

Задание: Расставьте коэффициенты в ОВР кислородно-водородным методом.



На выполнение задания даётся 10 минут.

3. Подведение итогов и выставление оценок.

Время истекло, давайте посмотрим у кого сколько жетончиков вышло, для этого давайте сравним ваши работы с правильным решением. (на экране показаны верно решённые задания).

4. Выводы.

Итак, в ходе наших занятий мы научились:

- 1) Определять степень окисления элементов в органических и неорганических соединениях.
- 2) Научились расставлять коэффициенты в ОВР различными методами.

Заключение

По проделанной работе можно сделать следующие выводы:

1. Проведен анализ учебной и методической литературы по теме «Окислительно-восстановительные реакции с участием органических веществ».
2. Рассмотрены различные методы расстановки коэффициентов в ОВР с участием органических веществ и даны рекомендации по выбору оптимального метода.
3. Разработан и апробирован Модуль №5 «Окислительно-восстановительные реакции», содержащий методические рекомендации для формирования навыков составления уравнений ОВР с участием органических веществ в рамках факультативного курса «Подготовка учащихся к ЕГЭ по химии» для учащихся 11 класса.

Список литературы

1. Митрохин Р.В. – Лабораторный практикум по методике обучения химии; учебное пособие; Краснояр. гос. пед. ун-т им. В.П. Астафьева. – Красноярск, 2015. – 276 с.
2. Стаханова С. В., Свириденкова Н. В. Окислительно-восстановительные реакции // Химия для школьников. - 2013. - № 1. - С. 2-16.
3. Асанова Л. И. Ещё раз об окислительно-восстановительных реакциях с участием органических веществ // Химия для школьников. 2014. - №5. - С. 3-25.
4. Красноярский Центр оценки качества образования [электронный ресурс]. – Режим доступа: <http://cok.cross-edu.ru>.
5. Степень окисления в органических соединениях [электронный ресурс]. – Режим доступа: <https://sites.google.com/site/himulacom/zvonok-na-urok/11-klass---cetveertyj-god-obucenia/urok-no7-valentnost-valentnye-vozmoznosti-i-razmery-atomov-himiceskih-elementov/stepen-okislenia-atomov-v-molekulah-organiceskih-vesestv>.
6. Медведев Ю.Н. Валентность. Валентные возможности атомов. Степень окисления // Химия для школьников. - 2009. - N 4. - С. 8-21.
7. Дерябина Н.Е. Методика формирования умения определять степень окисления атома // Химия в школе. - 2007. - N 7. - С. 24-27.
8. Дерябина Н.Е. Приём макроподстановки как способ определения коэффициентов в уравнениях ОВР // Химия в школе. – 2007. – № 10. – С. 40-43.
9. Молчанова Г.Н. Реакции окисления в органической химии // Химия для школьников. – 2010. – № 1. – С. 22-30.
10. Молчанова Г. Н., Снастина М.Г. Окислительно-восстановительные реакции // Химия для школьников. – 2014. – № 3. – С. 36-42.

11. Хомченко Г.П., Севастьянова К.И. Окислительно-восстановительные реакции. – М.: Просвещение, 1989. – 141 с.
12. Воробьёва Н.И. Классификация химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции // Химия для школьников. – 2008. – № 4. – С. 39-47.
13. Мычко Д.И. Как быстро расставить коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций // Хімія: проблеми викладання. 2009. - № 11. - С. 33-38.
14. Кузнецова Л.В., Пашкова Л.И., Власенко К.К. Особенности окислительно-восстановительных реакций в органической химии. Алканы. Алкены // Химия в школе. – 2012. - №9. С. 26-31.
15. Кузнецова Л.В., Пашкова Л.И., Власенко К.К. Особенности окисления углеводородов: алкинов, алкадиенов, аренов и циклоалканов // Химия в школе. – 2014. - №4. С. 7-13.
16. Окислительно-восстановительные реакции: Методические указания к лабораторной работе по химии для студентов дневного и заочного обучения / Каз. гос. арх.–строит. академия; Сост. В.А. Бойчук, Н.С. Громаков, Казань, 2004.-17 с.
17. Химия: учебник для 9 класса общеобразовательных учреждений / И. И. Новошинский, Н. С. Новошинская. – 6-е изд. – М.: ООО «Русское слово – учебник», 2011. – 256 с.: ил.
18. Органическая химия. 10(11) класс. Профильный уровень: учебник для общеобразовательных учреждений / И. И. Новошинский, Н. С. Новошинская.- 6-е изд. – М.: ООО «Русское слово – учебник», 2013. – 368с.
19. Органическая химия. 10(11) класс. Базовый уровень: учебник для общеобразовательных учреждений / И. И. Новошинский, Н. С. Новошинская.- 5-е изд. – М.: ООО «Русское слово – учебник», 2011. – 176 с.

20. Химия. 10 класс: Учеб. для общеобразоват. учреждений / О. С. Габриелян, Ф. Н. Маскаев, С. Ю. Пономорёв, В. И. Теренин; Под ред. В. И. Теренина. – 3-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2002. – 304 с.: ил.
21. Химия. 9 класс: учеб. для общеобразоват. учреждений / О. С. Габриелян. – 11-е изд., испр. – М.: Дрофа, 2006 – 267, [5] с. ил.
22. Химия: 9 класс: учебник для учащихся общеобразовательных учреждений / Н. Е. Кузнецова, И. М. Титова, Н. Н. Гара; под ред. Н. Е. Кузнецовой. – 4-е изд. перераб. – М. : Вентана-Граф, 2013. – 288 с. : ил.
23. Ахметов Н. С. Химия: Учеб. для 10 – 11 кл. общеобразоват. учреждений. – М.: Просвещение, 1998. – 256 с.: ил.
24. Ахметов Н. С. Химия: Учеб. для 9 кл. общеобразоват. учреждений. – 2-е изд., с испр. – М.: Просвещение 1999. – 175 с.: ил.
25. Гузей Л. С., Суровцева Р. П. Химия. 10 класс: Учеб. для общеобразоват. учеб. заведений. – 4-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2001. – 240 с.: ил.
26. Химия. 9 класс: Учеб. для общеобразоват. учреждений / Е. Е. Минченков, А. А. Журин, П. А. Оржековский. – М. : Мнемозина, 2010. – 192 с. : ил.
27. Химия: 10 класс: базовый уровень: учебник для учащихся общеобразовательных учреждений / Н. Е. Кузнецова, Н. Н. Гара. – М.: Вентана-Граф, 2012. – 288 с.: ил.
28. Химия: 10 класс: профильный уровень: учебник для учащихся общеобразовательных учреждений / Н. Е. Кузнецова, Н. Н. Гара, И. М. Титова / под ред. проф. Н. Е. Кузнецовой. – 3-е изд., перераб. – М.: М Вентана-Граф, 2011. – 384 с.: ил.
29. Химия. 9 класс: Учеб. для общеобразоват. учреждений / Л. С. Гузей, В. В. Сорокин, Р. П. Суворовцева. – 7-е изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2003. – 288с.: ил.

30. Федеральный институт педагогических измерений. Единый государственный экзамен по химии. Демонстрационный вариант контрольных измерительных материалов Единого государственного экзамена 2015 года по химии // Химия для школьников. – 2014. – № 4. – С. 3-18.
31. Уравнения окислительно-восстановительных реакций [электронный ресурс]. – Режим доступа: <http://www.hemi.nsu.ru/ucheb158.htm>.
32. Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов [электронный ресурс] // <http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/16306bf8-a50e-4e60-83a7-972ea7385944/80.swf> упражнения по овр
33. Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов [электронный ресурс] // <http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/01c8297c-968f-4e32-b9de-dc5d908bb3d2/79.swf> метод электронного баланса
34. Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов [электронный ресурс] // <http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/f69a43f1-638e-4961-95e0-54bce432df00/78.swf> определение овр
35. Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов [электронный ресурс] // http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/617fdbdf-8cff-11db-b606-0800200c9a66/ch08_43_02.swf Электронный баланс с озвучкой
36. Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов [электронный ресурс] // http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/bb14522c-aae7-11db-abbd-0800200c9a66/ch08_02_17.swf -фотосинтез
37. Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов [электронный ресурс] // http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/617fdbde-8cff-11db-b606-0800200c9a66/ch08_43_01.swf - тест по овр.
38. Полный курс. Самостоятельная подготовка к ЕГЭ / Р.А. Лидин. – М.: Издательство «Экзамен», 2016. – 351с.

Приложения