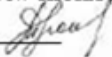


Федеральное государственное образовательное бюджетное учреждение
высшего образования
«Финансовый университет при Правительстве Российской Федерации»
(Пермский филиал)

Рассмотрено на заседании ПЦК «Общеобразовательных и гуманитарно-социальных дисциплин»

Протокол № 11 от «26» июня 2024 г.

Зав. ПЦК, к. п. н.  М. Л. Катаева

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ

**по выполнению практических работ по учебному предмету «Химия»
для специальности 38.02.01 «Экономика и бухгалтерский учет»**

Пермь - 2024

Организация-разработчик: Пермский филиал Финансового университета

Разработчик:

Шистерова Елена Алексеевна, к.п.н., педагог высшей квалификационной категории

Методические рекомендации предназначены для студентов первого года обучения на базе ООО при выполнении практических работ по дисциплине ОПБ. 08 Химия.

Рекомендации могут быть использованы преподавателями других учебных предметов при организации практических работ студентов.

В методических рекомендациях представлены различные виды практических работ, даны указания по их выполнению.

Одобрено Научно-методическим советом колледжа
Протокол № 1 (49) от «26» октября 2024г.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	4
Техника безопасности при выполнении практических работ.....	5
Тема «Строение атомов. Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева».....	6
Тема «Сравнительная характеристика химических свойств».....	8
Тема «Классификация неорганических соединений».....	10
Тема «Классификация химических реакций».....	11
Тема «Окислительно-восстановительные реакции».....	12
Тема «Номенклатура органических соединений».....	20
Тест для самопроверки по теме «Номенклатура органических соединений».....	23
Рекомендуемая литература.....	25

ВВЕДЕНИЕ

Практические работы являются одним из видов учебного эксперимента, применяемого для закрепления знаний, умений и навыков. В процессе выполнения работ у студентов возникает более глубокий интерес к явлениям и законам естествознания, что способствует развитию познавательного интереса.

Для познания студентами сущности явлений и законов студентов необходимо учить наблюдать, разъясняя цель работы, разъяснять наблюдаемые процессы и предложенные задания, правильно и грамотно оформлять и делать выводы.

Выполнение данных практических работ способствует развитию универсальных учебных действий (УУД) в соответствии с требованиями ФГОС СОО. Результатом выполнения будут следующие:

1. Личностных:

- чувство гордости и уважения к истории и достижениям отечественной химической науки; химически грамотное поведение в профессиональной деятельности и в быту при обращении с химическими веществами, материалами процессами;
- готовность к продолжению образования и повышения квалификации в избранной профессиональной деятельности и объективное осознание роли химических компетенций в этом;
- умение использовать достижения современной химической науки и химических технологий для повышения собственного интеллектуального развития в выбранной профессиональной деятельности;

2. Метапредметных:

- использование различных видов познавательной деятельности и основных интеллектуальных операций (постановки задачи, формулирования гипотез, анализа и синтеза, сравнения, обобщения, систематизации, выявления причинно-следственных связей, поиска аналогов, формулирования выводов) для решения поставленной задачи, применение основных методов познания (наблюдения, научного эксперимента) для изучения различных сторон химических объектов и процессов, с которыми возникает необходимость сталкиваться в профессиональной сфере;
- использование различных источников для получения химической информации, умение оценить ее достоверность для достижения хороших результатов в профессиональной сфере;

3. Предметных

- сформированность представлений о месте химии в современной научной картине мира; понимание роли химии в формировании кругозора и функциональной грамотности человека для решения практических задач;
- владение основополагающими химическими понятиями, теориями, законами и закономерностями; уверенное пользование химической терминологией и символикой;
- владение основными методами научного познания, используемыми в химии: наблюдением, описанием, измерением, экспериментом; умение обрабатывать, объяснять результаты проведенных опытов и делать выводы; готовность и способность применять методы познания при решении практических задач;
- сформированность умения давать количественные оценки и производить расчеты по химическим формулам и уравнениям;
- владение правилами техники безопасности при использовании химических веществ;
- сформированность собственной позиции по отношению к химической информации, получаемой из разных источников.

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ ВЫПОЛНЕНИИ ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ

1. Во время практической работы студенты должны быть максимально внимательными, дисциплинированными, строго следовать указаниям преподавателя, соблюдать тишину, поддерживать чистоту и порядок на рабочем месте.
2. Прежде, чем приступить к выполнению работы студенты должны изучить и уяснить порядок выполнения предстоящей работы.
3. Студенты обязаны внимательно выслушать инструктаж преподавателя по технике безопасности в соответствии с особенностями предстоящей работы.
4. Приступать к проведению работы студенты могут только с разрешения преподавателя.
5. По первому требованию преподавателя студенты обязаны немедленно прекратить выполнение работы. Возобновление работы возможно только с разрешения преподавателя.
6. Обо всех неполадках в работе оборудования, водопровода, электросети и т.п. студенты обязаны сообщить преподавателю. Студентам запрещается самостоятельно устранять неисправности.

7. При получении травм (порезы, ожоги и т.п.), а также при плохом самочувствии студенты должны немедленно сообщить об этом преподавателю.

8. Во время работы студентам запрещается переходить на другое рабочее место без разрешения преподавателя.

9. Студентам запрещается брать оборудование с незадействованных на данный момент рабочих мест.

10. Недопустимо во время работы перебрасывать друг другу какие-либо вещи (учебники, тетради, ручки и др.).

11. Уборка рабочих мест по окончании работы производится в соответствии с указанием преподавателя.

12. При возникновении аварийных ситуаций во время занятий в кабинете естествознания (пожар, появление посторонних запахов), не допускать паники и подчиняться только указаниям преподавателя.

Тема «Строение атомов. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева»

Цель: рассмотреть модели строения атома, изучить электронную оболочку атома, принципы заполнения атомных орбиталей; познакомиться с периодической системой Д.И.Менделеева как естественной классификацией элементов по электронным структурам атомов.

Задание: изучить теоретический материал и выполнить задания в конце работы.

1. Строение атома Атом представляет собой сложную микросистему, состоящую из ядра и движущихся вокруг электронов. Размеры атомов и их массы очень малы. Основными характеристиками атома являются заряд его ядра и массовое число. Заряд ядра определяется числом протонов, массовое число – суммой протонов и нейтронов. Число электронов в атоме равно заряду его ядра. Свойства атомов определяются зарядом их ядер, числом электронов и их состоянием в атоме. Характеристика состояния электронов в атомах основана на положении квантовой механики о двойственной природе электрона, обладающего одновременно свойствами частицы и волны. Пространство, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называют атомной орбиталью.

Для составления электронной формулы атома данного элемента необходимо знать положение его в периодической системе. Порядковый номер элемента указывает на заряд ядра его атома, а следовательно, и на общее количество электронов в атоме. Номер периода соответствует

количеству энергетических уровней в атоме. Номер группы отвечает количеству валентных электронов (электронов, участвующих в образовании химических связей).

2. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И.Менделеева

Датой открытия периодического закона Д.И. Менделеева считают 1 марта 1869 года. Современная формулировка периодического закона следующая: свойства химических элементов, а также свойствами формы их соединений находятся в периодической зависимости от зарядов ядер атомов элементов. Периодической функцией заряда ядра являются такие характеристики элементов, как радиусы атомов и ионов, энергия ионизации (потенциал ионизации), сродство к электрону, электроотрицательность атомов, коэффициенты сжимаемости, коэффициенты расширения, температуры плавления и кипения, магнитные свойства, энергия диссоциации простых веществ, образуемых данными элементами. В периодической зависимости от заряда ядра находятся и свойства соединений, образуемых химическими элементами. Теория строения атомов показала, что физический смысл периодического закона состоит в том, что при последовательном возрастании зарядов ядер периодически повторяются сходные валентные структуры атомов. Сходство валентных структур атомов элементов одной подгруппы обуславливает общность в их свойствах.

Важной характеристикой элементов, определяющей их свойства, являются радиусы атомов или ионов, величины которых находятся в периодической зависимости от зарядов ядер атомов. В периодах слева направо радиусы атомов уменьшаются. При переходе к следующему периоду радиусы атомов возрастают за счет появления нового энергетического уровня и далее по периоду радиусы атомов снова уменьшаются.

В подгруппах элементов сверху вниз радиусы атомов и однотипных ионов в общем увеличиваются. Однако в главных подгруппах это увеличение более значительно, чем в побочных.

Окислительно-восстановительные свойства элементов определяются способностью их нейтральных изолированных атомов терять или приобретать электроны.

Для оценки способности атомов к присоединению и отдаче электронов введено понятие электроотрицательность. Под электроотрицательностью понимают величину, количественно характеризующую способность атома присоединять или отдавать электроны при образовании химической связи. Чем больше величина электроотрицательности атома элемента, тем сильнее выражены его окислительные свойства. Элемент же, имеющий наименьшее

значение электроотрицательности, наиболее активно проявляет восстановительные свойства.

В периодах с увеличением заряда ядра величины электроотрицательности элементов возрастают. В главных подгруппах с увеличением заряда ядра атомов значения величины электроотрицательности уменьшаются. Например, в подгруппе галогенов самым активным окислителем является фтор.

В целом свойства соединений элементов, как и простых веществ, являются периодической функцией зарядов ядер атомов.

Задания:

1. Составить графические электронные формулы атомов элементов II периода. В чем сходство и различие в строении их атомов?
2. Составить графические электронные формулы атомов элементов IV группы. В чем сходство и различие электронных структур атомов элементов главной и побочной подгрупп?
3. Выразить графически электронные структуры атома фосфора и ванадия, обосновать сходство и различие в их свойствах.
4. Описать структуру периодической системы.
5. Как связано положение элемента в периодической системе со строением его атома? Привести примеры.
6. В чем состоит физический смысл периодического закона?
7. Как изменяются радиусы атомов в периодах, главных и побочных подгруппах элементов?
8. Как изменяются окислительные и восстановительные свойства атомов элементов в периодах и группах?
9. Как изменяются свойства гидроксидов элементов в периодах и группах? Показать на примерах.

Тема «Сравнительная характеристика химических связей»

Цель: повторить особенности видов химических связей и выделить их общие и отличительные черты.

Задание: изучить теоретический материал и выполнить задания в конце работы.

Химическая связь - это взаимное сцепление атомов в молекуле и кристаллической решётке в результате действия между атомами электрических сил притяжения. Появление атомной модели Бора, впервые объяснившей строение электронной оболочки, способствовало созданию представления о химической связи и её электронной природе. В

соответствии с моделью Бора электроны могут занимать в атоме положения, которым отвечают определенные энергетические состояния, т. е. энергетические уровни. В 1915г. немецкий физик Коссель дал объяснение химической связи в солях, а в 1916 году американский учёный Льюис предложил трактовку химической связи в молекулах. Они исходили из представлений о том, что атомы элементов обладают тенденцией к достижению электронной конфигурации благородных газов (полного заполнения внешнего электронного слоя). Представления Косселя и Льюиса получили названия электронной теории валентности. Валентность элементов главных подгрупп Периодической системы зависит от числа электронов, находящихся на внешнем электронном слое. Поэтому эти внешние электроны принято называть валентными. Для элементов побочных подгрупп в качестве валентных электронов могут выступать как электроны внешнего слоя, так и электроны внутренних подуровней. Различают три основных типа химической связи: *ковалентную, ионную, металлическую*.

Типы химической связи и их основные отличительные признаки.

Химическая связь	Связываемые атомы	Характер элементов	Процесс в электронной оболочке	Образующиеся частицы	Кристаллическая решетка	Характер вещества	Примеры
Ионная	Атом металла и атом неметалла	Электроположительный и электроотрицательный	Переход валентных электронов	Положительные и отрицательные ионы	Ионная	Солеобразный	NaCl CaO NaOH
Ковалентная	Атомы неметаллов (реже атомы металлов)	Электроотрицательный и электроположительный	Образование общих электронных пар, заполнение молекулярных орбиталей	Молекулы	Молекулярная	Летучий или нелетучий	Br ₂ CO ₂ C ₆ H ₆
				-----	Атомная	Алмазоподобный	Алмаз Si SiC
Металлическая	Атомы металлов	Электроположительный	Отдача валентных электронов	Положительные ионы и электронный газ	Металлическая	Металлическая	Металлы и сплавы

Задания:

1. Составьте схему образования хим. связей в молекулах: H₂S; SO₂; CO₂.
2. В каком соединении полярность связей наименьшая: HJ; HCl; HBr; H₂O.

3. С помощью знаков < или > покажите у какого элемента ЭО больше или меньше: С и S; S и Cl; F и Cl; O и Cl; Na и K; Sl и Ge.

4. Укажите к какому элементу смещаются электроны при образовании следующих соединений: H₂O; N₂; NH₃; HBr.

5. Определите типы хим. связи в соединениях:

1) PH₃, SO₃, Br₂. CaF₂, Li₂O, Cl₂.

2) NCl₃, LiF, K. HCl, KBr, N₂.

3) K₂P, SO₂, H₂. NO, MgF₂, i₂.

4) NaBr, Co₂, BaO. O₂, CS₂, P₄.

6. Заполните таблицу:

Виды химической связи	Механизм образования	Примеры связи	Свойства
Ионная			
Ковалентная			
Металлическая			

Тема «Классификация неорганических соединений»

Цель: обобщить и систематизировать знания об основных классах неорганических веществ, показать генетическую связь между веществами, принадлежащими к разным классам

Задание: изучить теоретический материал и выполнить задания.

1. Составить формулы оксида натрия, оксида азота(V), оксида серы(VI).

2. Разделить приведенные оксиды на основные, кислотные, амфотерные: SO₂, MgO, P₂O₅, Na₂O, SO₃, Al₂O₃.

3. Укажите, какие кислоты и основания соответствуют приведенным ниже оксидам:

а) SiO₂ – ... , P₂O₅ – ... , SO₃ – ... ,

б) MgO – ... , Na₂O – ... , Al₂O₃ –

Все ли кислоты и основания можно получить растворением этих оксидов в воде?

4. «Третий – лишний».

а) SO₂,

HCl,

Na₂O;

б)

CaO,

CO₂,

H₂CO₃;

в)

NaOH,

MgO,

SO₃;

г)

CuO,

CuSO₄,

Cu₂O;

д)

Na₂O,

CaO,

SO₂;

е) CO₂, CuO, CrO₃.

5. Закончите уравнения реакций:

- а) $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \dots$;
 б) $\text{MgO} + \text{HCl} \rightarrow \dots$;
 в) $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots$;
 г) $\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \dots$;
 д) $\text{KOH} + \text{SO}_3 \rightarrow \dots$.

Тема «Классификация химических реакций»

Цель: обобщить и систематизировать знания об химических реакциях и условиях их протекания

Задание: изучить теоретический материал и выполнить задания.

Теоретический материал представлен в таблице «Классификации химических реакция по разным основаниям»

Химические реакции	По тепловому эффекту	Экзотермические – протекают с выделением энергии $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5 + \text{Q}; \quad \text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Q}$
		Эндотермические – протекают с поглощением энергии $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O} - \text{Q}; \quad \text{C}_8\text{H}_{18} \rightarrow \text{C}_8\text{H}_{16} + \text{H}_2 - \text{Q}$
	По числу и составу исходных и образовавшихся веществ	Реакции разложения – из одного сложного вещества образуется несколько веществ: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$; $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}$
		Реакции соединения – из нескольких простых или сложных веществ образуется одно сложное: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6$
		Реакции замещения – атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе: $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow; \quad \text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$
		Реакции обмена – два сложных вещества обмениваются составными частями: $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$; $\text{HCOOH} + \text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{HCOOCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
	По агрегатному состоянию реагирующих веществ	Гетерогенные – исходные вещества и продукты реакции находятся в разных агрегатных состояниях: $\text{Fe}_{(\text{т})} + \text{CuCl}_{2(\text{р-р})} \rightarrow \text{Cu}_{(\text{т})} + \text{FeCl}_{2(\text{р-р})}$; $2\text{Na}_{(\text{т})} + 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})} \rightarrow 2\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa}_{(\text{р-р})} + \text{H}_{2(\text{т})}\uparrow$
		Гомогенные – исходные вещества и продукты реакции находятся в одном агрегатном состоянии: $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} = 2\text{HCl}_{(\text{г})}$; $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})} + \text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{ж})} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5_{(\text{ж})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
	По наличию катализатора	Каталитические $2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$; $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{C}_2\text{H}_4} \text{C}_2\text{H}_6$
		Некаталитические $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$;

	По направлению	$C_2H_2 + 2Cl_2 \rightarrow C_2H_2Cl_4$
		Необратимые – протекают в данных условиях только в одном направлении: $H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 + 2HCl$; $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$
	По изменению степени окисления атомов элементов	Обратимые – протекают в данных условиях одновременно в двух противоположных направлениях: $3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$; $C_2H_4 + H_2 \leftrightarrow C_2H_6$
		Окислительно-восстановительные – реакции, идущие с изменением степени окисления: $Fe^0 + 2H^{+1}Cl^{-1} \rightarrow Fe^{2+}Cl_2^{-}$ $H^{+1}C^0O^{-2} H^{+1} + H_2 \rightarrow C^{-}$ $2 H_3^{+1} O^{-2} H^{+1}$ Неокислительно-восстановительные – реакции, идущие без изменения степени окисления: $S^{+4}O_4^{-2} + H_2O \rightarrow H_2^{+} S^{+4}O_4^{-2}$; $CH_3NH_2 + HCl \rightarrow (CH_3NH_3)Cl$

Выполнить упражнения:

№1. К каким типам можно отнести реакции:

- а) $3H_2 + N_2 \leftrightarrow 2NH_3$
- б) $NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl \downarrow + NaNO_3$
- в) $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO - Q$
- г) $3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$
- д) $CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$

№2. Являются ли данные реакции окислительно-восстановительными или нет?

Укажите окислитель и восстановитель, составьте электронный баланс,

Расставьте коэффициенты.

- а) $NH_3 + SO_2 \rightarrow N_2 + S + H_2O$
- б) $NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$
- в) $Zn + HNO_{3(конц.)} \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$
- г) $ZnSO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 + ZnCl_2$

№3. Дайте характеристику реакциям

- а) $Cl_2 + HJ \rightarrow J_2 + HCl + Q$;
- б) $Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2$.

Тема «Окислительно-восстановительные реакции»

1 вариант

Цель: рассмотреть отличительные особенности окислительно-восстановительных реакций, их направленность и закономерности протекания.

План занятия

1. Ознакомиться с отличительными особенностями ОВР.
2. Выполнить упражнения.

Отличительные особенности окислительно-восстановительных реакций

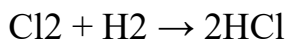
Различают две группы химических реакций: реакции, протекающие без изменения степени окисления, и реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов элементов.

Реакции, идущие с изменением степени окисления, называют окислительно-восстановительными.

Изменение степени окисления атомов элементов вызывается переходом электронов от одних атомов или ионов к другим, или смещением электронов.

При окислительно-восстановительных реакциях всегда изменяется степень окисления атомов элементов, а валентность может меняться или оставаться без изменений.

Так, например, в результате реакции



валентность атомов хлора и водорода не изменяется, а степень окисления изменяется. В реакции



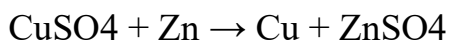
изменяется валентность и степень окисления атомов марганца, изменяется степень окисления атомов хлора, но не изменяется их валентность.

Окисление какого-либо атома в молекуле характеризуется повышением его степени окисления, и, наоборот, восстановление атома – уменьшением его степени окисления.

Вещество, атомы или ионы которого отдают электроны, т. е. окисляются, называются восстановителем.

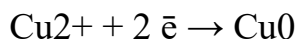
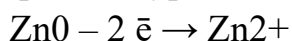
Вещество, атомы или ионы которого присоединяют электроны, т. е. восстанавливаются, называют окислителем.

Окисление невозможно без протекающего одновременно с ним восстановления, и восстановление одного вещества невозможно без одновременного окисления другого вещества. Примером процессов окисления-восстановления могут служить реакции вытеснения металлов из растворов их солей другими металлами, например:



В этой реакции атомы цинка теряют 2 электрона, в то время как ионы меди (II) приобретают 2 электрона, переходя в электронейтральные атомы.

Процесс перемещения электронов можно представить с помощью электронных уравнений (схемы электронного баланса):



В этой реакции атом цинка окисляется, являясь восстановителем, ион же меди восстанавливается и играет роль окислителя.

Восстановителями могут быть:

а) нейтральные атомы всех элементов, кроме атомов фтора и некоторых инертных газов. Наиболее энергичными восстановителями из них являются атомы с малым ионизационным потенциалом;

б) атомы неметаллов в отрицательной степени окисления; их восстановительная способность при одинаковой степени окисления возрастает с увеличением условного радиуса иона. Так, в ряду Cl^- , Br^- , I^- восстановительная активность растет;

в) атомы элементов в промежуточной положительной степени окисления, например Fe^{+2} , Sn^{+2} и др.

Окислителями могут быть:

а) нейтральные атомы неметаллов. Наиболее сильными окислителями являются элементы главных подгрупп VII и VI групп, т. е. элементы, атомы которых обладают большим сродством к электрону;

б) атомы элементов в промежуточной положительной степени окисления;

в) атомы элементов в высшей положительной степени окисления.

Для составления уравнений реакций окисления-восстановления необходимо знать формулы веществ, участвующих и получающихся в результате реакции.

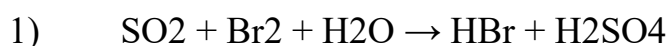
Задания

1. Указать, какие из следующих реакций являются окислительно-восстановительными:



Могут ли быть окислительно-восстановительными реакции разложения, соединения, замещения и обмена?

2. Подобрать коэффициенты в приводимых ниже уравнениях и указать окислитель и восстановитель:



3. Подобрать коэффициенты в уравнениях:

- 1) $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{HNO}_3 + \text{Cd} \rightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{HNO}_3 + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

4. Подобрать коэффициенты в уравнениях:

- 1) $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4$
- 2) $\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$

2 вариант

Цель: рассмотреть отличительные особенности окислительно-восстановительных реакций, их направленность и закономерности протекания.

План занятия

1. Ознакомиться с отличительными особенностями ОВР.
2. Выполнить упражнения.

Отличительные особенности окислительно-восстановительных реакций

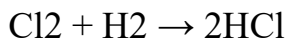
Различают две группы химических реакций: реакции, протекающие без изменения степени окисления, и реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов элементов.

Реакции, идущие с изменением степени окисления, называют окислительно-восстановительными.

Изменение степени окисления атомов элементов вызывается переходом электронов от одних атомов или ионов к другим, или смещением электронов.

При окислительно-восстановительных реакциях всегда изменяется степень окисления атомов элементов, а валентность может меняться или оставаться без изменений.

Так, например, в результате реакции



валентность атомов хлора и водорода не изменяется, а степень окисления изменяется. В реакции



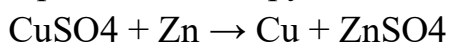
изменяется валентность и степень окисления атомов марганца, изменяется степень окисления атомов хлора, но не изменяется их валентность.

Окисление какого-либо атома в молекуле характеризуется повышением его степени окисления, и, наоборот, восстановление атома – уменьшением его степени окисления.

Вещество, атомы или ионы которого отдают электроны, т. е. окисляются, называются восстановителем.

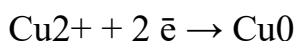
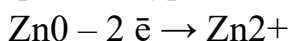
Вещество, атомы или ионы которого присоединяют электроны, т. е. восстанавливаются, называют окислителем.

Окисление невозможно без протекающего одновременно с ним восстановления, и восстановление одного вещества невозможно без одновременного окисления другого вещества. Примером процессов окисления-восстановления могут служить реакции вытеснения металлов из растворов их солей другими металлами, например:



В этой реакции атомы цинка теряют 2 электрона, в то время как ионы меди (II) приобретают 2 электрона, переходя в электронейтральные атомы.

Процесс перемещения электронов можно представить с помощью электронных уравнений (схемы электронного баланса):



В этой реакции атом цинка окисляется, являясь восстановителем, ион же меди восстанавливается и играет роль окислителя.

Восстановителями могут быть:

а) нейтральные атомы всех элементов, кроме атомов фтора и некоторых инертных газов. Наиболее энергичными восстановителями из них являются атомы с малым ионизационным потенциалом;

б) атомы неметаллов в отрицательной степени окисления; их восстановительная способность при одинаковой степени окисления возрастает с увеличением условного радиуса иона. Так, в ряду Cl^- , Br^- , I^- восстановительная активность растет;

в) атомы элементов в промежуточной положительной степени окисления, например Fe^{+2} , Sn^{+2} и др.

Окислителями могут быть:

а) нейтральные атомы неметаллов. Наиболее сильными окислителями являются элементы главных подгрупп VII и VI групп, т. е. элементы, атомы которых обладают большим сродством к электрону;

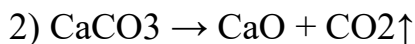
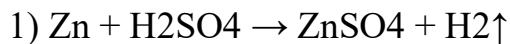
б) атомы элементов в промежуточной положительной степени окисления;

в) атомы элементов в высшей положительной степени окисления.

Для составления уравнений реакций окисления-восстановления необходимо знать формулы веществ, участвующих и получающихся в результате реакции.

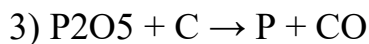
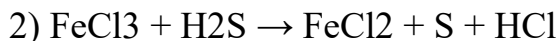
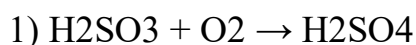
Задания

1. Указать, какие из следующих реакций являются окислительно-восстановительными:

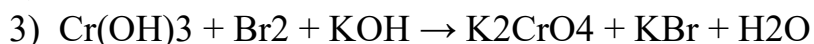


Могут ли быть окислительно-восстановительными реакции разложения, соединения, замещения и обмена?

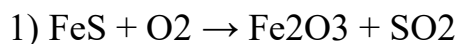
2. Подобрать коэффициенты в приводимых ниже уравнениях и указать окислитель и восстановитель:



3. Подобрать коэффициенты в уравнениях:



4. Подобрать коэффициенты в уравнениях:



3 вариант

Цель: рассмотреть отличительные особенности окислительно-восстановительных реакций, их направленность и закономерности протекания.

План занятия

1. Ознакомиться с отличительными особенностями ОВР.

2. Выполнить упражнения.

Отличительные особенности окислительно-восстановительных реакций

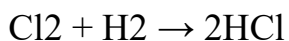
Различают две группы химических реакций: реакции, протекающие без изменения степени окисления, и реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов элементов.

Реакции, идущие с изменением степени окисления, называют окислительно-восстановительными.

Изменение степени окисления атомов элементов вызывается переходом электронов от одних атомов или ионов к другим, или смещением электронов.

При окислительно-восстановительных реакциях всегда изменяется степень окисления атомов элементов, а валентность может меняться или оставаться без изменений.

Так, например, в результате реакции



валентность атомов хлора и водорода не изменяется, а степень окисления изменяется. В реакции



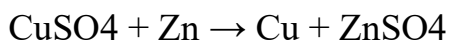
изменяется валентность и степень окисления атомов марганца, изменяется степень окисления атомов хлора, но не изменяется их валентность.

Окисление какого-либо атома в молекуле характеризуется повышением его степени окисления, и, наоборот, восстановление атома – уменьшением его степени окисления.

Вещество, атомы или ионы которого отдают электроны, т. е. окисляются, называются восстановителем.

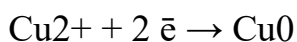
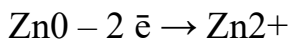
Вещество, атомы или ионы которого присоединяют электроны, т. е. восстанавливаются, называют окислителем.

Окисление невозможно без протекающего одновременно с ним восстановления, и восстановление одного вещества невозможно без одновременного окисления другого вещества. Примером процессов окисления-восстановления могут служить реакции вытеснения металлов из растворов их солей другими металлами, например:



В этой реакции атомы цинка теряют 2 электрона, в то время как ионы меди (II) приобретают 2 электрона, переходя в электронейтральные атомы.

Процесс перемещения электронов можно представить с помощью электронных уравнений (схемы электронного баланса):



В этой реакции атом цинка окисляется, являясь восстановителем, ион же меди восстанавливается и играет роль окислителя.

Восстановителями могут быть:

а) нейтральные атомы всех элементов, кроме атомов фтора и некоторых инертных газов. Наиболее энергичными восстановителями из них являются атомы с малым ионизационным потенциалом;

б) атомы неметаллов в отрицательной степени окисления; их восстановительная способность при одинаковой степени окисления

возрастает с увеличением условного радиуса иона. Так, в ряду Cl^- , Br^- , I^- восстановительная активность растет;

в) атомы элементов в промежуточной положительной степени окисления, например Fe^{+2} Sn^{+2} и др.

Окислителями могут быть:

а) нейтральные атомы неметаллов. Наиболее сильными окислителями являются элементы главных подгрупп VII и VI групп, т. е. элементы, атомы которых обладают большим сродством к электрону;

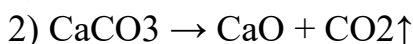
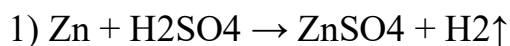
б) атомы элементов в промежуточной положительной степени окисления;

в) атомы элементов в высшей положительной степени окисления.

Для составления уравнений реакций окисления-восстановления необходимо знать формулы веществ, участвующих и получающихся в результате реакции.

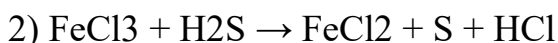
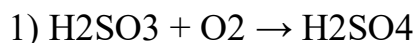
Задания

1. Указать, какие из следующих реакций являются окислительно-восстановительными:

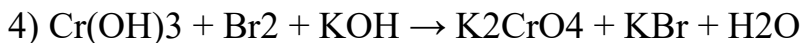
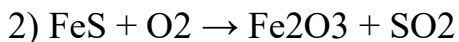
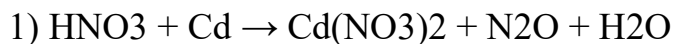


Могут ли быть окислительно-восстановительными реакции разложения, соединения, замещения и обмена?

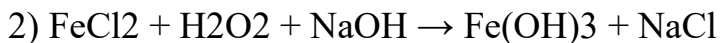
2. Подобрать коэффициенты в приводимых ниже уравнениях и указать окислитель и восстановитель:



3. Подобрать коэффициенты в уравнениях:



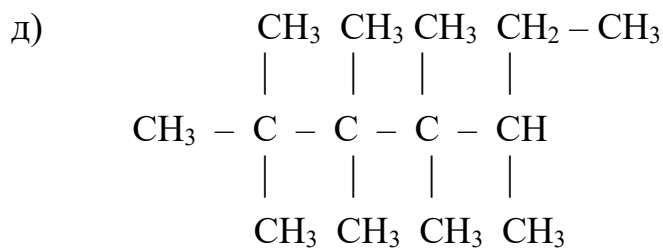
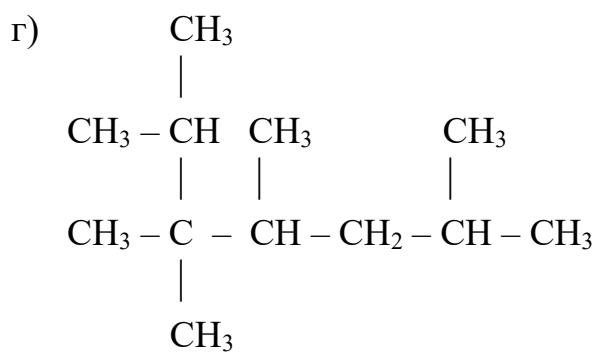
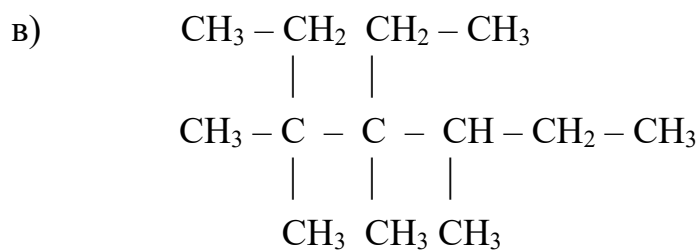
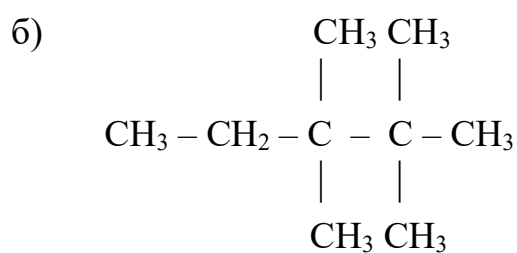
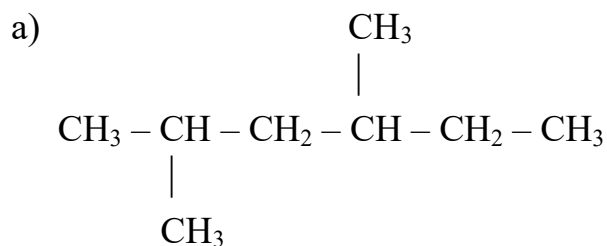
4. Подобрать коэффициенты в уравнениях:



Тема «Номенклатура органических соединений»

Вариант 1

1. Назовите приведенные ниже углеводороды по международной номенклатуре IUPAC:

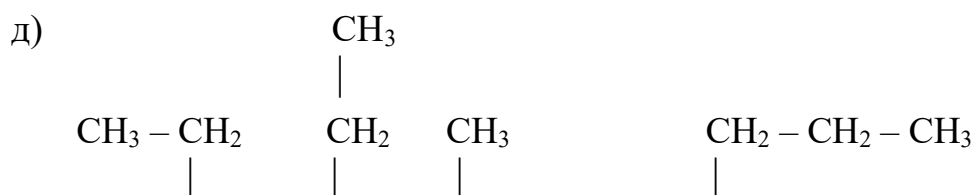
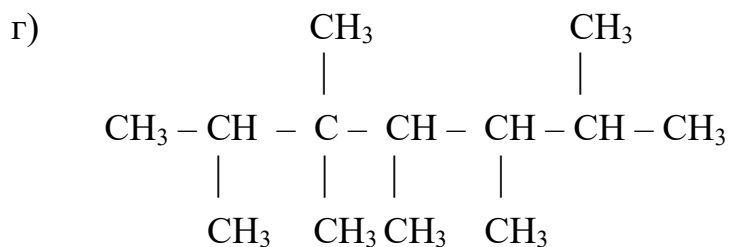
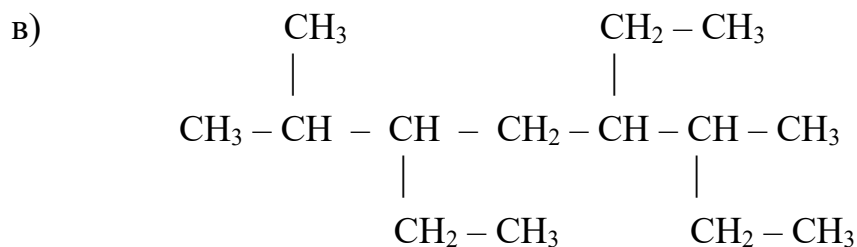
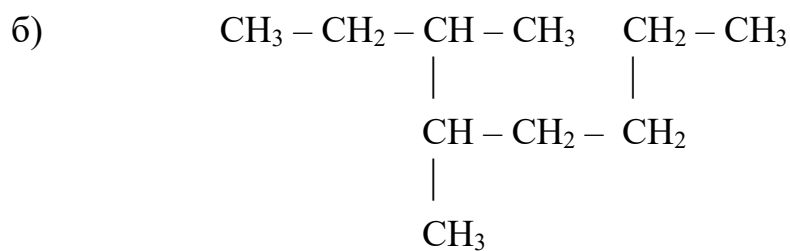
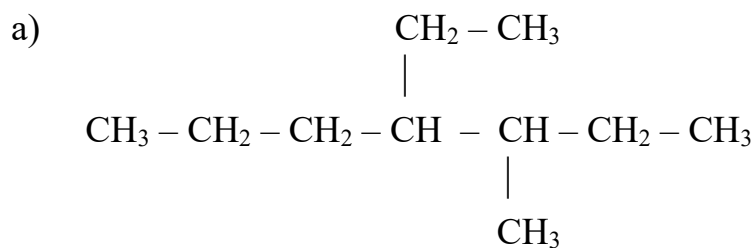


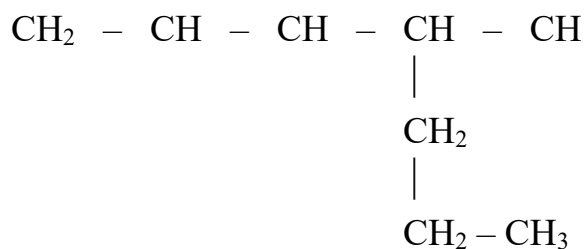
2. Напишите структурные формулы соединений по их названиям:

- а) 2,4–диметилгексан;
- б) 2–метил–3,5–дипропилнонан;
- в) 2–бром–3–метил–3,4–диэтилоктан;
- г) 2,4–дихлор–2,3,4,5–тетраметил–3–бутилгептан.

Вариант 2

1. Назовите приведенные ниже углеводороды по международной номенклатуре IUPAC:



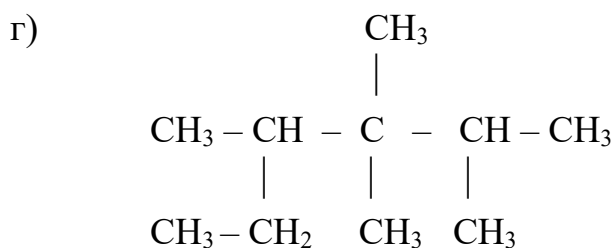
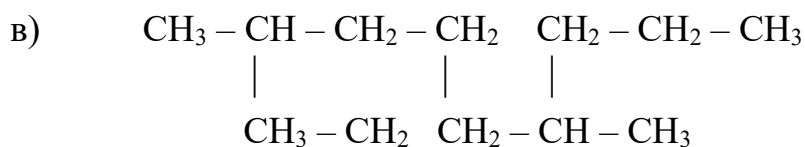
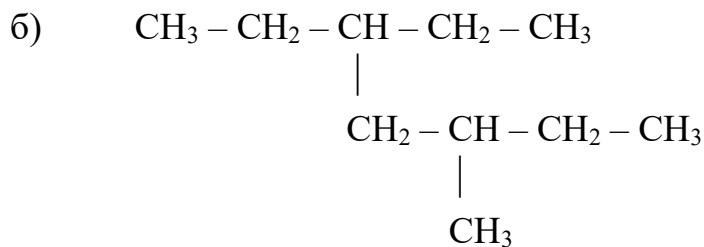
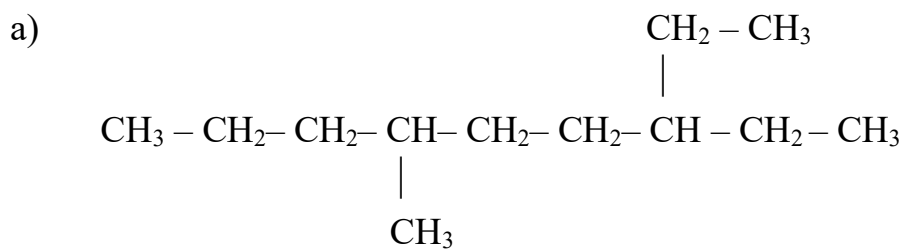


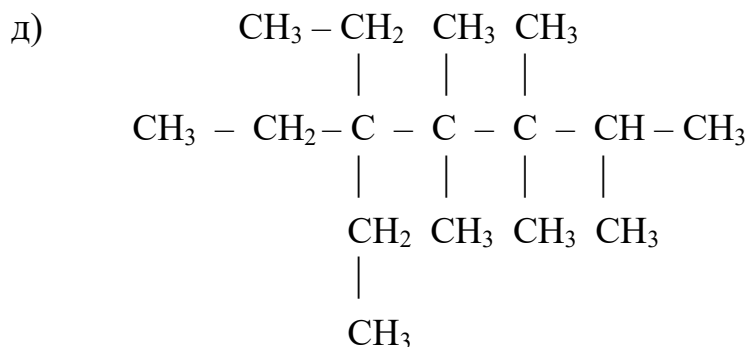
2. Напишите структурные формулы соединений по их названиям:

- а) 2,2,3,3-тетраметилбутан;
- б) 3-метил-3,5-диэтилгексан;
- в) 3-бром-2,3,4-триметилнонан;
- г) 4-хлор-3,4,5,5,6,7-гексаметил-2-бутилдекан.

Вариант 3

1. Назовите приведенные ниже углеводороды по международной номенклатуре IUPAC:



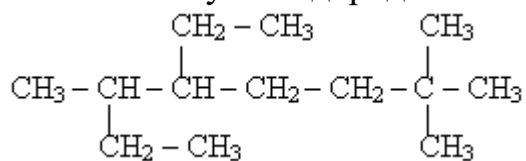


2. Напишите структурные формулы соединений по их названиям:

- а) 2,3-диметилпентан;
- б) 2-иод-4-метил-3-этилдекан;
- в) 1-бром-2,3-диметилбутан;
- г) 4-хлор-2,2,3,3,5-пентаметилнонан.

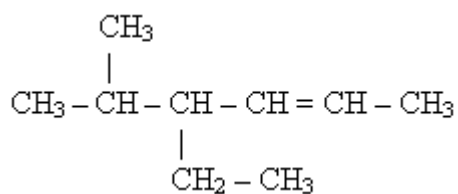
Тест для самопроверки по теме «Номенклатура органических веществ»

1. Название углеводорода



- ☐ 2,2,-диметил-5,6-диэтилгептан
- ☐ 2,2,-диметил-5,6-диэтилоктан
- ☐ 2,3-диэтил-6,6-диметилгептан
- ☐ 2,2,-диметил-5,6-диэтилгексан
- ☐ 2,2,-диметил-4,5-диэтилгептан
- ☐ 2,2,6-триметил-5-этилоктан

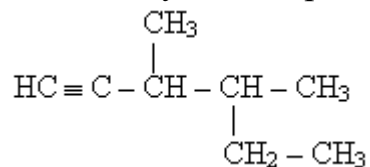
2. Название углеводорода



- ☐ 2-метил-3-этил-4-гексен
- ☐ 3-этил-2-метил-5-гексен
- ☐ 4-этил-5-метил-2-гексен

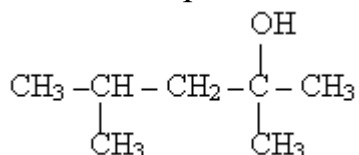
- ☐ 5-метил-4-этил-2-гексен
- ☐ 2-метил-3-этил-5-гексен

3. Название углеводорода



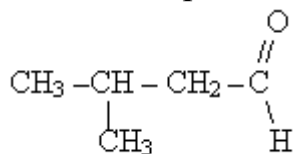
- ☐ 3-метил-4-этил-1-гептен
- ☐ 3,4-диметил-5-гексин
- ☐ 3,4-диметил-1-гексин
- ☐ 3,4-диметил-1-гексен
- ☐ 3-метил-4-этил-1-гептин

4. Название органического соединения



- ☐ 2,4-диметилпентанон-2
- ☐ 2,4-диметилпентанон-4
- ☐ 2,3-диметилпентанон-2
- ☐ 2,4-диметилпентанол-4
- ☐ 2,4-диметилпентанол-2
- ☐ 2,3-диметилпентанол-2
- ☐ 2,3-диметилпентанол-4

5. Название органического соединения



- ☐ 3-метилбутанон
- ☐ 3-метилбутанол
- ☐ 3-метилбутаналь
- ☐ 2-метилбутаналь
- ☐ 2-метилбутанон

- ☐ 2-метилпропаналь
- ☐ 2-метилпропанол

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

Основная

Химия, 10 класс, Колсвич Т.А., Матулис В.Э., Матулис В.Э., Варакса И.Н., 2021

Химия, 10 класс, Колсвич Т.А., Матулис В.Э., Матулис В.Э., Варакса И.Н., 2021

Дополнительная

Габриелян О. С., Остроумов И. Г. Химия для профессий и специальностей технического профиля: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. - М., 2014.

Габриелян О. С., Остроумов И. Г. Химия для профессий и специальностей социально-экономического и гуманитарного профилей: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. - М., 2014.

Габриелян О. С., Остроумов И. Г., Сладков С. А., Дорофеева Н.М. Практикум: учеб. Пособие для студ. учреждений сред. проф. образования. - М., 2014.

Габриелян О. С., Лысова Г. Г. Химия. Тесты, задачи и упражнения: учеб. пособие для студ. учреждений сред. проф. образования. - М., 2014.

Ерохин Ю.М. Сборник тестовых заданий по химии: учеб. пособие для студ. Учреждений сред. проф. образования. - М., 2014.

Интернет-ресурсы

www.hemi.wallst.ru (Образовательный сайт для школьников «Химия»).

www.alhimikov.net (Образовательный сайт для школьников).

www.chem.msu.su (Электронная библиотека по химии).

<https://globallab.org/ru/project/catalog/#.YRZb6NQS8sY> (ГлобалЛаб (GlobalLab) – проекты по химии для разных возрастных категорий)

<https://lecta.rosuchebnik.ru/> (портал ЛЕКТА)

www.hvsh.ru (журнал «Химия в школе»).

www.hij.ru (журнал «Химия и жизнь»).

www.chemistry-chemists.com (электронный журнал «Химики и химия»)