МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего профессионального образования

«Тихоокеанский государственный университет»

Факультет естественных наук, математики и информационных технологий

Кафедра биологии, экологии и химии

Направление 44.03.05 «Педагогическое образование» с …..

Профиль Биология. Химия.

ВЫПУСКНАЯ КВАЛИФИКАЦИОННАЯ РАБОТА (бакалаврская работа)

Тема «Изучение окислительно-восстановительных реакций в школьном курсе химии»

	Фамилия имя отчество	Подпись	Дата	Всего листов ТД
Студент	Константинова Александра Гавриловна			50
Руководитель	Панченко Татьяна Александровна			
Завкафедрой	Цыренова Дулмажаб Юндуновна			

Хабаровск – 2021 г.

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего профессионального образования

«Тихоокеанский государственный университет»

Факультет естественных наук, математики и информационных технологий

Кафедра биологии, экологии и химии

Направление 44.03.05 «Педагогическое образование» с

Профиль Биология. Химия.

ДОПУСТИТЬ К ЗАЩИТЕ

Завкафедрой _____ Цыренова Д.Ю.
подпись ФИО

_____
дата

ВЫПУСКНАЯ КВАЛИФИКАЦИОННАЯ РАБОТА

Тема «Изучение окислительно-восстановительных реакций в школьном курсе химии»

-

Студент _____ Константинова А.Г
подпись ФИО

_____
дата

Руководитель работы _____ Панченко Т.А.
подпись ФИО

_____
дата

Нормоконтролёр _____ Панченко Т.А.
подпись ФИО

_____
дата

ВКР. 153002294. ТД

Хабаровск – 2021 г.

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего профессионального образования
«Тихоокеанский государственный университет»

Факультет естественных наук, математики и информационных технологий

Кафедра биологии, экологии и химии

Направление 44.03.05 «Педагогическое образование» с

Профиль Биология. Химия.

УТВЕРЖДАЮ

Завкафедрой _____ Цыренова Д.Ю.
подпись

«____» _____2021 г.

З А Д А Н И Е

на выпускную квалификационную работу

Студенту Константиновой Александре Гавриловне

1. Тема работы «Изучение окислительно-восстановительных реакций в школьном курсе химии»

Утверждена приказом по университету № 018/1219 от 02.11.2020 г.

2. Срок сдачи студентом выпускной квалификационной работы 22.02.2021 г.

3. Исходные данные к работе В условиях сокращения отведенного времени на изучение химии в 8-9-х классах до 2-х часов в неделю, а в 10-11-х классах базового уровня до 1 часа в неделю остро возникает проблема осуществления качественного и эффективного обучения каждого ученика. Изучение окислительно-восстановительных реакций вызывает у учащихся определенные трудности и это требует от педагогов поисков новых, нестандартных решений, оптимизации способов подачи материала. В связи с этим, возникает потребность во внедрении элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции» при изучении химии в 9-ом классе.

4. Перечень подлежащих разработке в выпускной квалификационной работе вопросов

1. Окислительно-восстановительные реакции. 2. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. 3. Элективный курс «Окислительно-восстановительные реакции». 4. Изучение влияния внедрения элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции» на степень обученности учащихся знаниям, умениям и навыкам составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. 5. Организация педагогического эксперимента. 6. Анализ результатов педагогического эксперимента.

5. Перечень графического материала

Приложение А Тест по теме «Окислительно-восстановительные реакции»;

Приложение Б Тест «Ядро. Прокариоты. Эукариоты»

Руководитель работы

	Цыренова Д. Ю.
подпись	ФИО
дата	

Задание принял к исполнению студент

	Ю. В. Иванова
подпись	ФИО
дата	

ВКР. 153002294. ТД

РЕФЕРАТ

Выпускная квалификационная работа содержит 45 страниц текстового документа формата А4, включающего 6 таблиц, 15 рисунков, 31 использованных источников и 2 приложения.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ, ЭЛЕКТРОН, ОКИСЛЕНИЕ, ВОССТАНОВЛЕНИЕ, ЭЛЕКТИВНЫЙ КУРС, МЕТОД ЭЛЕКТРОННОГО БАЛАНСА, ИОННО-ЭЛЕКТРОННЫЙ МЕТОД, СТЕПЕНЬ ОБУЧЕННОСТИ.

Цель выпускной квалификационной работы – изучение влияния внедрения элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции» на степень обученности учащихся 9-го класса знаниям, умениям и навыкам составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Объект исследования – процесс обучения химии в школе. Предметом исследования является анализ изменения степени обученности учащихся 9-го класса знаниям, умениям и навыкам составления уравнений окислительно-восстановительных реакций в 9-ом в результате внедрения элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции» в процесс изучения химии.

В ходе работы проводился теоретический анализ литературных источников по предмету исследования, был проведен педагогический эксперимент по изучению степени обученности учащихся знаниям, умениям и навыкам составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Представлен разработанный элективный курс «Окислительно-восстановительные реакции» для учащихся 9-го классов.

Практическая значимость заключается в возможности использования учителями разработанного элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции» в процессе обучения химии.

ВКР. 153002294. ТД

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	5
1 Литературный обзор по теме исследования	
1.1 Окислительно-восстановительные реакции	
1.2 Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций	
2 Элективный курс «Окислительно-восстановительные реакции»	
2.1 Пояснительная записка	
2.2 Учебно-тематический план	
2.3 Содержание курса	
3 Изучение влияния внедрения элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции» на степень обученности учащихся знаниям, умениям и навыкам составления уравнений окислительно-восстановительных реакций	
3.1 Организация педагогического эксперимента	
3.2 Анализ результатов педагогического эксперимента	
Заключение	
Список использованных источников	
Приложение А ……	
Приложение Б …….	4
Диск DVD	В конверте на обороте обложки

ВВЕДЕНИЕ

Актуальность. Химия – фундаментальная наука, тесно связанная с материальным миром знакомство с химией как с наукой начинается со школьного урока. Именно на уроке впервые зарождается интерес к науке химии, именно на уроке ребята учатся писать первые химические формулы и уравнения реакций, именно на уроке начинают понимать химическую картину мира.

Окислительно-восстановительные процессы принадлежат к числу наиболее распространенных химических реакций и имеют огромное значение в теории и практике. Окисление-восстановление – один из важнейших процессов природы. С этими реакциями связана жизнь любого живого существа: процессы обмена веществ в организме, фотосинтез, гниение и брожение. Окислительно-восстановительные реакции можно наблюдать при сгорании топлива, коррозии металлов, электролизе и выплавке металлов. С их помощью получают щелочи, кислоты и многие другие ценные химические вещества. Эти же реакции лежат в основе преобразования химической энергии в электрическую энергию в гальванических и топливных элементах. Таким образом, окружающий нас мир можно рассматривать как гигантскую химическую лабораторию, в которой ежесекундно протекают химические реакции в основном окислительно-восстановительные [10].

При изучении школьного курса химии основной из задач учителя является формирование ключевых понятий (информационных, интеллектуальных, организационных, социальных, жизненных, предметных: обобщенно-теоретических и прикладных) у учащихся.

Если понятия не сформированы, то не могут быть усвоены ни законы, ни теории, поэтому данная проблема находится в центре внимания методистов и учителей [20].

В условиях сокращения отведенного времени на изучение химии в 8-9-х классах до 2-х часов в неделю, а в 10-11-х классах базового уровня до 1-го часа в

неделю остро возникает проблема осуществления качественного и эффективного обучения каждого ученика [11].

Изучение окислительно-восстановительных реакций вызывает у учащихся определенные трудности и это требует от педагогов поисков новых, нестандартных решений, оптимизации способов подачи материала [14].

В связи с выше изложенным возникает потребность во внедрении элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции» при изучении химии в 9-ом классе.

Объект исследования – процесс обучения химии в школе.

Предмет исследования – анализ изменения степени обученности учащихся 9-го класса знаниям, умениям и навыкам составления уравнений окислительно-восстановительных реакций в 9-ом в результате внедрения элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции» в процесс изучения химии.

Гипотеза исследования заключается в предположении, что внедрение элективного курса по теме «Окислительно-восстановительные реакции» будет способствовать повышению уровня обученности учащихся 9-го класса знаниям, умениям и навыкам составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Цель исследования – изучение влияния внедрения элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции» на степень обученности учащихся 9-го класса знаниям, умениям и навыкам составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Задачи исследования:

1. Изучение и анализ литературы по теме «Окислительно-восстановительные реакции» в школьном курсе химии;
2. Разработка элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции» для учащихся 9-го классов;

3. Проведение педагогического эксперимента по оценке уровня обученности учащихся 9-го класса знаниям, умениям и навыкам составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Для решения поставленных задач использовались такие методы исследования, как теоретический анализ литературных источников по проблеме исследования; тестирование; диагностика степени обученности по методике В.П. Симонова.

Новизна исследования состоит в авторской разработке элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции» для изучения в 9-ом классе.

Практическая значимость заключается в возможности использования учителями разработанного элективного курса по теме «Окислительно-восстановительные реакции» в процессе обучения химии в школе.

Апробация результатов исследования. Апробация введения элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции» в процесс обучения химии была проведена на базе МКОУ СОШ Аркинского сельского поселения Охотского района Хабаровского края среди учащихся 9-го класса во время прохождения производственной педагогической практики.

1 ЛИТЕРАТУРНЫЙ ОБЗОР ПО ТЕМЕ ИССЛЕДОВАНИЯ

1.1 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительными реакциями называются химические реакции, в ходе которых происходит изменение степеней окисления атомов реагирующих веществ [12].

Основные понятия и определения. Степенью окисления (СО) называется формальный заряд атома в веществе, рассчитанный, исходя из предположения, что все полярные связи имеют чисто ионный характер.

Абсолютное значение этой величины обычно трактуют как число электронов, смещенных или от данного атома к его партнеру по химической связи, или от партнера к данному атому. Например, при образовании ковалентной полярной связи H–Cl в молекуле хлороводорода обобществленная электронная пара смещена в сторону атома хлора, т.к. его электроотрицательность (3,16 по Полингу) больше, чем электроотрицательность водорода (2,20 по Полингу). Можно считать, что электрон, предоставленный в обобществленную пару атомом водорода, смещен от последнего в сторону атома хлора, или, что то же самое, к атому хлора смещен один электрон, первоначально принадлежавший атому водорода. Поэтому абсолютное значение СО обоих атомов в данном случае равно 1 [29].

Электроотрицательностью (ЭО) называют способность атома в веществе смещать к себе электроны от партнера по химической связи [15].

Знак степени окисления определяется соотношением величин электроотрицательностей данного атома и его партнеров по химическим связям в конкретном веществе. В случае бинарных соединений, т.е. образованных атомами двух элементов, атом с меньшим значением электроотрицательности приобретает положительную СО, а с большим – отрицательную. В нашем примере СО(H) = +1,

а CO(Cl) = –1. Обозначают степень окисления в виде верхнего или правого верхнего индекса при химическом знаке элемента, причем вначале ставят знак, а затем цифру (заряды ионов наоборот): $H^{+1}Cl^{-1}$ или $H^{+}Cl^{-}$ (в этом тексте используется второй способ обозначения).

Не следует отождествлять степень окисления и реальный заряд, существующий на атоме в соединении. Так, величина эффективного заряда диполя H–Cl составляет всего 0,17 от элементарного (заряда электрона), а вовсе не 1. Степень окисления – формальный показатель, который, однако, содержит важную химическую информацию, характеризующую возможное поведение атома при различных взаимодействиях.

Правила определения степени окисления

1. В простых веществах степени окисления атомов равны нулю. Например: Cu^{0}, S_8^{0}, He^{0}, O_2^{0}, C^{0}.

2. Атомы элементов главной подгруппы I группы, II и III групп периодической системы (кроме B и Tl) в соединениях имеют постоянные степени окисления, равные номеру группы, взятому со знаком (+). Например, $K^{+}OH$, $Ca^{+2}O$.

3. Степени окисления, равные номеру группы, взятому со знаком (+). Например, K^{+}, $Ca^{+2}O$.

4. Атомы водорода, обычно, имеют CO = +1, например: $H_2^{+}S$, KOH^{+}. В тех случаях, когда они связаны с атомами элементов главной подгруппы I группы, II и III групп, а также с B и Si степень окисления = –1, например, LiH^{-}, MgH_2^{-}.

5. Атомы кислорода в соединениях имеют степень окисления равную –2, например: CuO^{-2}, HNO_3^{-2}. Исключение составляют соединения со фтором, например, $O^{+2}F_2$; пероксиды, например, $H_2O_2^{-1}$; надпероксиды, например, $CsO_2^{-1/2}$ и озониды, например, $RbO_3^{-1/3}$.

6. Атомы элементов главной подгруппы VII группы в соединениях имеют степень окисления равную –1. У атома фтора – всегда, а у остальных галогенов, кроме соединений с N, O, F и между собой. Например: $Ca^{+2}F_2^{-}$, $Cl^{+5}F_5^{-}$.

7. Сумма степеней окисления всех атомов в формульной единице вещества равна нулю. Это правило обычно используют для определения неизвестной степени окисления. Например, определим степень окисления кислорода в выше приведенных надпероксиде цезия и озониде рубидия:

$$Cs^{+1}O_2^{x},\ (+1)\cdot 1 + x\cdot 2 = 0,\ x = -1/2;$$
$$Rb^{+1}O_3^{y},\ (+1)\cdot 1 + y\cdot 3 = 0,\ y = -1/3.$$

Как видно, степень окисления может быть дробной, что еще раз показывает формальный характер этой величины.

8. Сумма степеней окисления всех атомов в сложном ионе равна его электрическому заряду. Это правило также обычно используют для определения неизвестной степеней окисления.

Например, определим степень окисления фосфора в фосфинат-ионе $PH_2O_2^-$

$$(P^zH_2^+O_2^{-2})^-,\ z\cdot 1 + (+1)\cdot 2 + (-)\cdot 2 = -1,\ z = +1\ [25].$$

Возможные степени окисления атомов. Для большинства химических элементов характерно наличие у их атомов нескольких возможных значений степеней окисления. Атомы практически всех элементов (кроме He, Ne и Ar) по современным представлениям обладают, как минимум, двумя возможными значениями степеней окисления (нулевой – в простых веществах и отличной от нуля – в сложных). В зависимости от того, в какой из возможных степеней окисления находится атом, его окислительно-восстановительные возможности резко изменяются [30].

Представим себе, что данный атом в соединении «отдал» все электроны, которые возможно «отдать» при его электронной конфигурации. Напомним, что в простейших случаях речь идет об электронах внешнего энергетического уровня, застройка которого у атома происходит «сверх» электронной конфигурации

благородного газа, завершающего предыдущий период таблицы Менделеева. Например, атом углерода, электронная формула которого $1s^2 2s^2 2p^2$, «отдал» четырем атомам хлора все четыре своих валентных электрона (ЭО(C) = 2.55; ЭО(Cl) = 3.16). С точки зрения теории ОВР это означает, что в соединении CCl_4 степень окисления углерода равна +4. Нетрудно понять, что более глубокое окисление углерода не происходит, так как атому C^{+4} больше нечего «отдавать», он уже приобрел электронное строение гелия. Иначе говоря, существование степени окисления, большей чем +4, для атома углерода невозможно. Такую степень окисления называют высшей (ВСО) или максимальной. Очевидно, что в любой ОВР с участием CCl_4 атом углерода может только «присоединять» электроны, т.е. способен быть только окислителем. В общем виде это положение может быть сформулировано так: находясь в высшей степени окисления, атом способен только восстанавливаться, т.е. проявляет только окислительные свойства [22].

Теперь представим себе соединение, в котором данный атом «присоединил» все электроны, которые возможно «присоединить» при его электронной конфигурации. В простейших случаях речь идет об электронах, которых не хватает для завершения внешнего энергетического уровня атома, т.е. для того, чтобы атом приобрел электронное строение благородного газа (октет электронов на внешнем уровне [дуэт на первом]), завершающего данный период таблицы Менделеева. Применительно к атому углерода, которому до октета не хватает четырех электронов (8 – 4 = 4), таким соединением является, например, метан CH_4. В этой молекуле четыре атома H «отдают» атому углерода по одному электрону (ЭО(H) = 2.20; ЭО (C) = 2.55). С точки зрения теории ОВР это означает, что в соединении CH_4 степень окисления атома углерода равна –4. Более глубокое восстановление углерода не происходит, так как атом C^{-4} больше не может «присоединить» ни один электрон, он уже приобрел электронное строение неона. Иначе говоря, существование степени окисления, меньшей чем минус 4, для атома углерода невозможно. Такую степень окисления называют

низшей (НСО) или минимальной. Очевидно, что в любой ОВР с участием CH_4 атом углерода может только «отдавать» электроны, т.е. способен быть только восстановителем. В общем виде это положение может быть сформулировано так: находясь в низшей степени окисления, атом способен только окисляться, т.е. проявляет только восстановительные свойства.

А теперь представим себе такое соединение, в котором атом углерода находится в степени окисления, большей чем –4, но меньшей чем +4, например, формальдегид $C^0H_2^+O^{-2}$. Такую степень окисления называют промежуточной. В этом случае возможно как «присоединение» электронов атомом углерода, так и их «отдача» в ходе ОВР. В общем виде это положение может быть сформулировано так: находясь в промежуточной степени окисления, атом способен и восстанавливаться, и окисляться, т.е. может проявлять и окислительные, и восстановительные свойства. (Конкретное проявление свойств зависит от партнера по реакции). Говорят, что такие атомы обладают окислительно-восстановительной двойственностью.

Высшая степень окисления, как правило, равна номеру группы, в которой находится элемент. Исключения – f-элементы.

Низшая степень окисления для s- и d-элементов, а также для p-элементов IIIA группы, как правило, равна нулю, а для остальных p-элементов может быть найдена по формуле: НСО = (№ группы – 8). Исключения – f-элементы [16].

Понятие окислительно-восстановительные реакции. Окисление и восстановление. Окислитель и восстановитель. Окислительно-восстановительными называются химические реакции, в ходе которых происходит изменение степеней окисления атомов. Физически такое изменение соответствует перемещению электронов от одних атомов к другим. При этом происходит перестройка электронных конфигураций и химических связей таким образом, что изменяется число электронов, принадлежащих данному атому. Окислительно-восстановительная реакция – единая реакция, которая может быть условно разбита на две полуреакции: окисление и восстановление.

Окисление – это процесс повышения степени окисления атома (говорят, что атом при окислении «отдает» электроны).

Восстановление – это процесс понижения степени окисления атома (говорят, что атом при восстановлении «присоединяет» электроны). Отметим, что степень окисления повышается на число «отданных» электронов и понижается на число «присоединенных». Полуреакции условно изображают с помощью электронных уравнений.

Например, реакции образования сульфида бария из простых веществ [28]:

$$Ba^{0} + S^{0} = Ba^{+2}S^{-2}$$

соответствуют электронные уравнения полуреакций следующего вида:

$$Ba^{0} - 2e = Ba^{+2} \text{ – окисление;}$$
$$S^{0} + 2e = S^{-2} \text{ – восстановление;}$$

а реакции взаимодействия углекислого газа с раскаленным углем:

$$C^{+4}O_2^{-2} + C^{0} = 2C^{+2}O^{-2}$$

соответствуют электронные уравнения полуреакций следующего вида:

$$C^{0} - 2e = C^{+2} \text{ – окисление;}$$
$$C^{+4} + 2e = C^{+2} \text{ – восстановление.}$$

Запись « – 2e » обозначает «отдачу» двух электронов, а « + 2e » «присоединение». Вещество, в составе которого имеются атомы, повышающие свою степень окисления («отдающие» электроны), называется восстановителем. Сами атомы тоже называют восстановителями. В наших примерах – это

металлический барий и атомы бария в нулевой степени окисления Ba^0, уголь и атомы углерода в нулевой степени окисления C^0.

Вещество, в составе которого имеются атомы, понижающие свою степень окисления («присоединяющие» электроны), называется окислителем. Сами атомы тоже называют окислителями. В наших примерах это элементарная сера S и атомы серы в нулевой степени окисления S^0, углекислый газ CO_2 и атомы углерода в степени окисления +4 – C^{+4}.

В ходе ОВР восстановитель окисляется, а окислитель восстанавливается. Также можно сказать, что восстановитель окисляется окислителем, а окислитель восстанавливается восстановителем. Обе эти формулировки означают, что в процессе ОВР происходит перемещение электронов от атомов-восстановителей к атомам-окислителям. Подчеркнем еще раз, что деление единой реакции на полуреакции носит условный характер, оно помогает понять сущность процесса. Окисление невозможно без восстановления, а восстановление – без окисления [17].

Энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность, радиус атома. Такие свойства атомов, как их размер, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность, связаны с электронной конфигурацией атома. В их изменении с увеличением порядкового номера элемента наблюдается периодичность.

Радиус атома – важная характеристика. Чем больше атомный радиус, тем слабее удерживаются внешние электроны. И, наоборот, с уменьшением атомного радиуса электроны притягиваются к ядру сильнее.

В периоде атомный радиус в общем уменьшается слева направо. Это объясняется ростом силы притяжения электронов с ростом заряда ядра. В подгруппах сверху вниз атомный радиус возрастает, так как в результате прибавления дополнительного электронного слоя увеличивается объем атома, а значит, и его радиус.

Энергия ионизации – это энергия, необходимая для отрыва наиболее слабо связанного электрона от атома. При отрыве электрона от атома образуется соответствующий катион.

Энергия ионизации для элементов одного периода возрастает слева направо с возрастанием заряда ядра. В подгруппе она уменьшается сверху вниз вследствие увеличения расстояния электрона от ядра.

Атомы могут не только отдавать, но и присоединять электроны. При этом образуется соответствующий анион. Энергия, которая выделяется при присоединении к атому одного электрона, называется сродством к электрону [25].

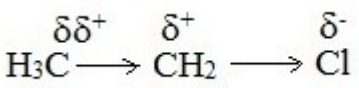
Смещение электронной плотности при взаимодействии атомов. Вследствие различия в электроотрицательности атомов и благодаря динамичности электронного облака происходит перестройка электронной плотности в молекуле, которая преобразует все ее параметры с тем, чтобы обеспечить максимальную термодинамическую стабильность. Электронные смещения различным образом передаются по σ-связям и сопряженнным π-связям и подразделяются на два эффекта: индуктивный и мезомерный (или эффект сопряжения).

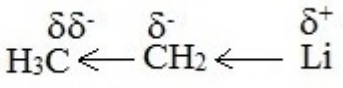
Индуктивный (индукционный) эффект (I) – это смещение электронной плотности вдоль σ–связи от одного атома к другому вследствие разной электроотрицательности. При этом происходит поляризация связи.

Наличие в молекуле полярной σ-связи вызывает поляризацию ближайших двух-трех σ–связей и ведет к возникновению частичных зарядов δ+ (дельта плюс) или δ– (дельта минус) на соседних атомах.

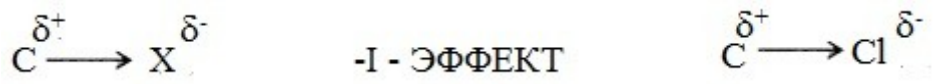
Направление смещения электронной плотности всех σ-связей обозначается прямыми стрелками (по линии связи) и символами частичных зарядов.

Из-за слабой поляризуемости σ-связей I-эффект быстро затухает с удалением от заместителя и через 3-4 связи становится практически равным нулю.

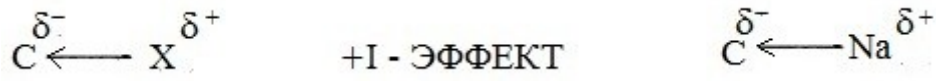




Атомы и группы атомов, электроотрицательность которых больше электроотрицательности атома углерода, в связах с ним оттягивают на себя электроны связи и обладают отрицательным индуктивным эффектом –I (электроноакцепторы). При этом заместитель приобретает частичный отрицательный заряд (δ-), а атом углерода – частичный положительный заряд (δ+).



Атомы и группы атомов с меньшей электротрицательностью отталкивают от себя электроны в связях с углеродом и обладают положительным индуктивным эффектом +I (электронодоноры). При этом заместитель приобретает частичный положительный заряд (δ+), а атом углерода частичный отрицательный заряд (δ–).



Заместители, вызывающие отрицательный индуктивный эффект:

$–NO_2$, –CN, –COOH, –F, –Cl, –Br, –I, –COOR, –COR, –OR, –OH, $–NH_2$.

Заместители, вызывающие положительный индуктивный эффект:

$–CR_3$, $–CHR_2$, $–CH_2R$, $–CH_3$.

Мезомерный эффект (М) – это поляризующее влияние атомов или группы атомов, проявляющееся в смещении электронов π-связей или неподеленных электронных пар отдельных атомов (O, S, N) в сторону атомов с недостроенной до октета электронной оболочкой. В результате на противоположных концах системы появляются одинаковые по величине, но разные по знаку заряды.

Мезомерный эффект (эффект сопряжения) характерен для соединений с сопряженными связями, в которых простые связи чередуются с кратными связями или (и) с атомами, имеющими неподеленные электронные пары (O, S, N).

Мезомерный эффект проявляется лишь в том случае, когда заместитель включен в сопряженную систему молекулы.

Благодаря подвижности π-электронов мезомерный эффект передаётся по системе сопряжённых связей без эффекта затухания.

Направление смещения электронной плотности под влиянием *М*-эффекта обозначается изогнутыми стрелками.

Положительным М-эффектом обладают заместители, которые смещают электронную плотность по системе сопряжения от себя (повышают электронную плотность в сопряженной системе). К ним относятся группы, которые содержат атомы с неподеленной парой электронов, способные к передаче этой пары электронов в общую систему сопряжения.

Заместители, вызывающие положительный мезомерный эффект (электронодоноры): $–NH_2$, –OH.

Отрицательный М-эффект проявляют заместители с электроотрицательными атомами и смещающие электронную плотность на себя (понижают электронную плотность в сопряженной системе).

Заместители, вызывающие отрицательный мезомерный эффект (электроноакцепторы): –CH=O, $–NO_2$, –COOH. Эти группы имеют неподеленные электронные пары, но пространственное расположение орбиталей с этими электронами не позволяет им вступать в систему сопряжения. Поэтому, в этом

случае, заместитель оттягивает электроны из общей системы сопряжения за счет своей более высокой электроотрицательности [25].

Классификация окислительно-восстановительных реакций. Окислительно-восстановительные реакции обычно разделяют на четыре типа: межмолекулярные, внутримолекулярные, реакции диспропорционирования и реакции конпропорционирования [17].

Межмолекулярные реакции протекают с изменением степени окисления элементов из разных реагентов. При этом образуются разные продукты процессов окисления и восстановления.

$$2Al^{0} + Fe^{+3}{}_{2}O_{3} \rightarrow Al^{+3}{}_{2}O_{3} + 2Fe^{0},$$

$$C^{0} + 4HN^{+5}O_{3(конц)} = C^{+4}O_{2}\uparrow + 4N^{+4}O_{2}\uparrow + 2H_{2}O.$$

Внутримолекулярные реакции – реакции, когда разные элементы из одного реагента превращаются в разные продукты.

$$(N^{-3}H_{4})_{2}Cr^{+6}{}_{2}O_{7} \rightarrow N_{2}{}^{0}\uparrow + Cr^{+3}{}_{2}O_{3} + 4\ H_{2}O,$$

$$2\ NaN^{+5}O^{-2}{}_{3} \rightarrow 2\ NaN^{+3}O_{2} + O^{0}{}_{2}\uparrow.$$

Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления) – в таких реакциях окислитель и восстановитель – один и тот же элемент одного из реагентов, переходящий при этом в разные продукты реакции.

$$3Br_{2}{}^{0} + 6KOH \rightarrow 5KBr^{-} + KBr^{+}O + 3H_{2}O.$$

Реакции репропорционирования (конпропорционирования) – реакции, в которых окислитель и восстановитель является одним и тем же элементом,

переходящим в один продукт из разных реагентов. Реакция обратная диспропорционированию:

$$2H_2S^{-2} + S^{+4}O_2 = 3S^0 + 2H_2O.$$

1.2 МЕТОДЫ СОСТАВЛЕНИЯ УРАВНЕНИЙ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Метод электронного баланса. Расставить коэффициенты в уравнениях многих ОВР можно с помощью метода электронного баланса. Он основан на том, что общее число электронов, «отдаваемых» восстановителем и «принимаемых» окислителем в одной и той же реакции должно быть одинаковым. Метод электронного баланса рассматривает, как правило, не реально существующие частицы, а условные ионы, т.е. атомы, взятые в данной степени окисления. Поэтому он, с одной стороны, носит формальный характер, а, с другой, может применяться для различных ОВР. При этом рекомендуется определенная последовательность действий. Рассмотрим ее на примере ОВР, схема которой:

$$Na_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O.$$

1. Для заданной схемы реакции находим, какое вещество является восстановителем, а какое – окислителем. С этой целью необходимо определить Степени окисления атомов в исходных веществах и в продуктах реакции:

$$Na_2^{+}S^{+4}O_3^{-2} + K_2^{+}Cr_2^{+6}O_7^{-2} + H_2^{+}S^{+6}O_4^{-2} \rightarrow Na_2^{+}S^{+6}O_4^{-2} + Cr_2^{+3}(S^{+6}O_4^{-2})_3 +$$
$$+ K_2^{+}S^{+6}O_4^{-2} + H_2^{+}O^{-2}.$$

Видно, что Na_2SO_3 является восстановителем за счет атома серы, степень окисления которого повышается с +4 до +6, а $K_2Cr_2O_7$ – окислителем за счет атомов хрома, понижающих степень окисления с +6 до +3.

2. Составляем электронные уравнения процессов окисления и восстановления:

$$S^{+4} - 2e = S^{+6}$$

$$Cr^{+6} + 3e = Cr^{+3}.$$

Число электронов в этих уравнениях и знаки перед ними, т.е. «+» или «–» определяются из закона сохранения заряда (заряд электрона равен –1):

$$(+4) - x = (+6) \Rightarrow x = -2;$$

$$(+6) - y = (+3) \Rightarrow y = +3.$$

3. Находим наименьшее общее кратное (НОК) для чисел «отданных» и «присоединенных» электронов и с его помощью определяем множители для обоих электронных уравнений: для 2 и 6 равно 6. Множитель для первого уравнения 6 : 2 = 3; множитель для второго уравнения 6 : 6 = 1. Обычно это записывают так:

Восстановитель $S^{+4} - 2e = S^{+6}$ 2 | 3 Окисление

НОК = 6

Окислитель $2Cr^{+6} + 6e = 2Cr^{+3}$ 6 | 1 Восстановление.

Схему подобного типа называют схемой электронного баланса или просто электронным балансом.

4. Составляем суммарное уравнение электронного баланса с учетом закона сохранения массы (число атомов каждого элемента слева и справа от знака равенства должно быть одинаково). Коэффициенты в этом уравнении – это множители, полученные в п.3, а электроны должны сократиться:

$$3S^{+4} + 2Cr^{+6} = 3S^{+6} + 2Cr^{+3}.$$

5. Подставляем коэффициенты в уравнение реакции к формулам восстановителя, окислителя, продуктов окисления и восстановления, перенося туда коэффициенты из суммарного уравнения электронного баланса, деленные на индексы при атомах-восстановителях:

$$3Na_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow 3Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O.$$

6. Подбираем остальные коэффициенты в следующем порядке:

– перед формулами соединений содержащих атомы металлов (в нашем случае 1 перед K_2SO_4 и 3 перед Na_2SO_4);

– перед формулой вещества, создающего кислую или щелочную среду в растворе (в нашем случае перед формулой H_2SO_4 необходим коэффициент 4, так как на связывание образующихся в реакции катионов хрома(III), калия и натрия идет 4 молекул кислоты);

– перед формулой воды (в нашем случае все атомы водорода из H_2SO_4 перешли в H_2O, а индексы при атомах водорода в обеих молекулах совпадают, следовательно коэффициент перед формулой воды равен 4).

7. Проверяем правильность расстановки коэффициентов, подсчитав суммарное число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения.

Чаще всего ограничиваются подсчетом числа атомов кислорода в исходных веществах и продуктах.

Окончательный вид уравнения:

$$3Na_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 = 3Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 4H_2O.$$

Рассмотрим еще один пример [24].

Схема реакции:

$$FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2.$$

Определяем степени окисления атомов во всех участниках реакции:

$$Fe+2S_2^{-}+ O_2^0 \rightarrow Fe_2^{+3} O_3^{-2} + S^{+4}O_2^{-2}.$$

Находим восстановитель и окислитель. Видно, что FeS_2 является восстановителем за счет атомов обоих элементов, входящих в его состав. При этом атом железа повышает свою степень окисления от +2 до +3, а атомы серы – от –1 до +4.

Окислителем является O_2 за счет атомов кислорода, понижающих свою степень окисления от 0 до –2.

1. Составляем электронные уравнения процессов окисления и восстановления:

$$Fe^{+2} – e = Fe^{+3}$$
$$S^{-1} – 5e = S^{+4}$$
$$O^0 + 2e = O^{-2}.$$

2. Составляем схему электронного баланса. При этом, поскольку атомы-восстановители здесь являются атомами различных элементов, но входят в состав одного вещества, то необходимо, чтобы в схему вошло суммарное электронное уравнение окисления формульной единицы FeS_2 как единого целого.

Схема электронного баланса:

Восстановитель $Fe^{+2} – 1e = Fe^{+3}$ | 4 Окисление

Восстановитель $2S_2^{-1} – 10e = 2S^{+4}$ } – 11e | НОК = 44

Окислитель $O^0 + 2e = O^{-2}$ } + 4e | 11 Восстановление.

3. Суммарное уравнение электронного баланса:

$$2Fe^{+2}S_2^{-1} + 11O^0 = 2Fe^{+3} + 4S^{+4} + 11O^{-2}.$$

4. Поставим коэффициенты в уравнение реакции перед формулами восстановителя (2), окислителя (11 : 2 = 5.5; 2 – индекс в молекуле кислорода при атоме-окислителе), продуктов окисления (2 : 2 = 1; 2 – индекс в формуле продукта окисления Fe^{+2} при атоме-продукте окисления; 4 : 1 = 4; 1 – индекс в молекуле продукта окисления S^{-1} при атоме – продукте окисления) и восстановления (т.к. атомы O^{-2} входят в состав обоих продуктов окисления, то коэффициенты, относящиеся к кислороду, получаются автоматически из предыдущего):

$$2FeS_2 + 5.5O_2 = Fe_2O_3 + 4SO_2.$$

Поскольку коэффициенты в обычных уравнениях должны быть натуральными, то необходимо левую и правую части умножить на 2.

Окончательный вид уравнения:

$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2.$$

Ионно-электронный метод (метод полуреакций). Ионно-электронный метод применяется для ОВР, протекающих в водных растворах с участием электролитов. Он основан на составлении ионно-молекулярных уравнений с участием электронов для процессов окисления и восстановления с последующим их суммированием в общее ионно-молекулярное уравнение. Как и в методе электронного баланса, общее число электронов, «отдаваемых» восстановителем и «принимаемых» окислителем в одной и той же реакции должно быть одинаковым. Метод полуреакций рассматривает реальные частицы, существующие в растворе, поэтому он не столь формален, как предыдущий, но зато он неприменим для газофазных ОВР и реакций, протекающих на границе раздела между твердыми и газообразным веществами. Отметим также, что определение коэффициентов с помощью ионно-электронного метода не нуждается в понятии степень окисления [31].

Влияние среды на характер окислительно-восстановительных реакций

В зависимости от pH среды меняется характер протекания окислительно-восстановительного процесса между одними и теми же регентами. Например, взаимодействие восстановителя сульфита натрия (Na_2SO_3) с окислителем перманганатом калия ($KMnO_4$) в кислой (pH < 7), нейтральной (pH = 7) и щелочной (pH >7) среде приводит к образованию различных продуктов:

$$5Na_2SO_3 + 2K\underline{MnO_4} + 3H_2SO_4 \rightarrow 5Na_2SO_4 + 2\underline{Mn}SO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O \text{ (pH <7);}$$

$$3Na_2SO_3 + 2K\underline{MnO_4} + H_2O \rightarrow 3\,Na_2SO_4 + 2\underline{MnO_2} + 2KOH \text{ (pH =7);}$$

$$2Na_2SO_3 + 2K\underline{MnO_4} + KOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2K_2\underline{MnO_4} + H_2O \text{ (pH >7).}$$

Получение различных продуктов объясняется различным поляризующим действием протона H^+, полярных молекул воды и гидроксид-аниона OH^-. Максимальное поляризующее действие оказывает протон: внедряясь в анион MnO_4^- ослабляет связь между марганцем и кислородом, усиливая действие восстановителя, при этом степень окисления марганца изменяется в большей степени от +7 до +2.

Поляризующее влияние диполей воды слабее, чем у протона, а гидроксид-анионы, имея большой радиус иона и малый заряд, практически не оказывают поляризующего действия [23].

Последовательность действий согласно методу полуреакций рассмотрим на примере приведенной ОВР:

$$Na_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O + Na_2SO_4.$$

1. Составляем полную, а затем краткую ионно-молекулярные схемы реакции (без каких бы то ни было коэффициентов). Напомним, что в диссоциированной форме, т.е. в виде формул ионов, в этих уравнениях

записываются только формулы сильных электролитов, которые хорошо растворимы в воде. Формулы неэлектролитов, слабых электролитов и малорастворимых веществ в этих уравнениях записываются в недиссоциированной форме.

Полная схема:

$$Na^+ + SO_3^{2-} + K^+ + Cr_2O_7^{2-} + H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow Na^+ + Cr^{3+} + SO_4^{2-} + K^+ + H_2O.$$

Краткая схема:

$$SO_3^{2-} + Cr_2O_7^{2-} + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + SO_4^{2-} + H_2O.$$

2. Составим ионно-электронные уравнения (уравнения полуреакций) процессов окисления и восстановления. Учтем, что в кислой среде во взаимодействие с частицами-восстановителями и окислителями могут вступать ионы H^+ и молекулы H_2O, в нейтральной – только молекулы H_2O, а в щелочной – ионы OH^- и молекулы H_2O. В нашем примере среда кислая, т.к. реакция протекает в растворе серной кислоты. Последовательность написания уравнений полуреакций:

$$SO_3^{2-} + H_2O - 2e \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+;$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O.$$

3. Находим наименьшее общее кратное (НОК) для чисел «отданных» и «присоединенных» электронов и с его помощью рассчитываем множители для

обоих ионно-электронных уравнений: НОК для 2 и 6 равно 6; множитель для первого уравнения 6 : 2 = 3; множитель для второго уравнения 6 : 6 = 1.

Восстановитель $SO_3^{2-} + H_2O - 2e \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+$ 2 | 3 Окисление

НОК = 6

Окислитель $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e = 2Cr^{3+} + 7H_2O$ 6 | 1 Восстановление.

Схему подобного типа называют схемой баланса полуреакций или ионно-электронным балансом.

4. Составляем краткое ионное уравнение ОВР с учетом закона сохранения массы (число атомов каждого элемента слева и справа от знака равенства должно быть одинаково). Для этого умножаем уравнения полуреакций на множители, рассчитанные в п.3., и складываем полученные уравнения между собой (электроны должны сократиться):

$$3SO_3^{2-} + 3H_2O + Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ = 3SO_4^{2-} + 6H^+ + 2Cr^{3+} + 7H_2O.$$

5. Составляем молекулярное уравнение ОВР. Для этого в левой части ионно-молекулярного уравнения к каждой формуле аниона добавляем соответствующие формулы катионов, и наоборот. Число противоионов при этом должно быть таким, чтобы нейтрализовать заряд всех ионов левой части. Затем те же формулы противоионов в таком же количестве добавляем к правой части.

$$3Na_2SO_3 + K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 = 3Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 4H_2O.$$

Видно, что независимо от применяемого метода коэффициенты в уравнении реакции получаются одни и те же [19].

2 ЭЛЕКТИВНЫЙ КУРС «ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ»

2.1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Элективный курс по выбору для учащихся 9-х классов посвящен окислительно-восстановительным реакциям и носит предметно-ориентированный характер, рассчитан на 8 часов. Проведение курса рекомендуется в первом учебном полугодии 9-го класса. Данный курс составлен на основе авторской программы С.В. Павленко [8].

Актуальность. Тема «Окислительно-восстановительные реакции» традиционно важна, и в то же время ее изучение вызывает у учащихся определенные трудности и требуют углубления и систематизации. Элективный курс «Окислительно-восстановительные реакции» позволит не только ликвидировать пробелы в знаниях обучающихся, но и расширить и углубить систему знаний об окислительно-восстановительных реакциях [27].

Исходными документами для составления примера рабочей программы явились:

1. Закон РФ «Об образовании» [1];
2. Приказ Минобразования РФ от 05.03.2004 г. № 1089 «Об утверждении федерального компонента государственных образовательных стандартов начального общего, основного общего, и среднего (полного) общего образования» [2];
3. Письмо Минобразования РФ от 20.02.2004г. №03-51-10/14-03 «О введении федерального компонента государственных образовательных стандартов начального общего, основного общего и среднего (полного) общего образования» [3];
4. Приказ Минобразования РФ от 09.03.2004 г. № 1312 «Об утверждении федерального базисного учебного плана и примерных учебных планов для

общеобразовательных учреждений РФ, реализующих программы общего образования» [4];

5. Федеральный компонент государственного стандарта общего образования, утвержденный приказом Минобразования РФ №1089 от 09.03.2004 [5];

6. Федеральный базисный учебный план для основного общего образования, утвержденный приказом Минобразования РФ №1312 от 05.03. 2004 [6];

7. Учебный план МКОУ СОШ Аркинского сельского поселения Охотского района Хабаровского края на 2020-2021 учебный год [7].

Цель курса – систематизировать и углубить знания учащихся о сущности окислительно-восстановительных реакций, их роли в природе и практическом применении.

Задачи курса

1. Углубить знания учащихся о методах расстановки коэффициентов и влиянии среды на течение ОВР.

2. Расширить знания учащихся о распространении ОВР в природе и практической деятельности человека.

3. Развивать у учащихся общеучебные умения и навыки (наблюдения, планирования, обобщения, анализа, синтеза), творческие способности.

4. Научить решению задач с использованием ОВР.

По окончании курса учащиеся должны:

Знать:

1. Понятия степеней окисления и валентности атомов в соединениях.

2. Отличия окислительно-восстановительных реакций от реакций обменного типа.

3. Классификацию окислительно-восстановительных реакций.

4. Важнейшие окислители и восстановители.

5. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Уметь:

1. Составлять окислительно-восстановительные уравнения реакций методом электронного баланса и методом ионно-электронного баланса. Определять продукты реакций с учетом влияния среды.

2. Самостоятельно пополнять и систематизировать свои знания, пользоваться учебником и дополнительной литературой, пользоваться приемами сравнения, обобщения, делать выводы, грамотно оформлять отчеты и творческие задания.

Программа курса построена по следующей схеме:

– теоретические основы по разделу;

– отработка упражнений по разделу;

– контроль знаний и умений.

Методические рекомендации

Основные формы проведения занятий – лекция, семинар, тестирование. Вводное занятие предусматривает анкетирование с целью выявления причин выбора данного курса, а также вводную лекцию о сущности окислительно-восстановительных реакций, их роли в природе и практическое значение, о важнейших окислителях и восстановителях, о влиянии среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций.

Семинарские занятия носят повторительно-обобщающий характер и выступают в виде итогового контроля по отдельным темам курса. Промежуточный контроль проводится в форме тестирования.

Использование различных методов обучения: репродуктивный, частично-поисковый, творческий – позволяет оптимизировать учебный процесс и стимулировать дальнейшую исследовательскую деятельность учащихся [8].

2.2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН

Таблица 1 – Учебно-тематический план элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции»

№ п/п	№ Тема занятия	Количество часов, ч	В том числе		Форма контроля
			лекция	семинар	
1	Введение. Электроотрицательность. Степень окисления. Валентность	1	0,5	0,5	Выполнение упражнений
2	Понятие ОВР. Классификация ОВР. Важнейшие восстановители и окислители	2	1	1	Выполнение упражнений
3	Методы составления ОВР	2	1	1	Выполнение упражнений
4	Влияние среды на течение ОВР	1	0,5	0,5	Выполнение упражнений
5	Окислительно-восстановительные процессы вокруг нас.	1	–	1	Защита презентаций
6	Итоговый контроль. Подведение итогов	1	–	1	Итоговый контроль

2.3 СОДЕРЖАНИЕ ПРОГРАММЫ

Тема 1. Введение. 1 час.

Лекция (0,5 ч). Теория ОВР (повторение и обобщение изученного в обязательном курсе химии). Вспомнить понятия электроотрицательности, валентности, степени окисления, их общие черты и различия.

Семинар (0,5 ч). Решение задач на определение степени окисления, валентности.

Тема 2. Понятие ОВР. Классификация ОВР. Важнейшие окислители и восстановители – 2 часа.

Лекция (1ч). Изменение окислительно-восстановительных свойств в периодах и главных подгруппах. Классификация ОВР. Примеры некоторых восстановителей и окислителей, имеющих большое значение в технике и лабораторной практике. Приемы работы со сводной таблицей важнейших окислителей и восстановителей.

Семинар (1ч). Определение окислительных и восстановительных свойств веществ. Выполнение упражнений по определению типов окислительно-восстановительных реакций.

Тема 3. Методы составления ОВР. 2 часа.

Лекция (1ч). Метод электронного баланса. ОВР с несколькими окислителями и несколькими восстановителями. Метод ионно-электронного баланса.

Семинар (1ч). Выполнение упражнений по составлению окислительно-восстановительных уравнений реакций методом электронного баланса и методом ионно-электронного баланса.

Тема 4. Влияние среды на течение ОВР. 1 час.

Лекция (0,5 ч). Влияние среды (кислой, нейтральной, щелочной) среды на характер протекания реакции, изменение степеней окисления атомов. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца в различных средах, окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в различных средах.

Семинар (0,5 ч). Решение упражнений на определение продуктов реакций.

Тема 5. Окислительно-восстановительные реакции вокруг нас. 1час.

Защита презентаций «Окислительно-восстановительные реакции вокруг нас».

Тема 6. Итоговый контроль по теме «Окислительно-восстановительные реакции». 1 час.

Итоговое тестирование. Подведение итогов.

Разработка элективного занятия на тему «Влияние среды на течение окислительно-восстановительных реакций»

Цель занятия: расширить и углубить знания об окислительно-восстановительных реакциях; совершенствовать умения и навыки в составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса; понимать сущность составления уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса; закрепить понятия «окислитель», «восстановитель», процесс окисления, процесс восстановления; дать учащимся представление о составлении реакций электронно-ионным методом (методом полуреакций).

Задачи: рассмотреть правила и алгоритмы составления уравнений ОВР; научить учащихся определять возможность протекания реакции между данными веществами; научить определять продукты реакции с опорой на схемы; раскрыть сущность метода полуреакций; научить применять знания для решения конкретных задач.

Тип занятия: комбинированный.

Формы обучения: объяснение, рассуждение.

Методы обучения: наглядные (ТСО), словесные (диалог), практические (упражнения).

Оборудование: штативы с пробирками, раствор перманганата калия, раствор серной кислоты, раствор едкого кали, вода, раствор сульфита натрия.

Ход урока.

1. Организационный момент.

– Здравствуйте, на наших уроках химии мы с вами уже познакомились с методом расстановки коэффициентов в схеме ОВР – методом электронного баланса, но это не единственный метод, с помощью которого можно расставлять

коэффициенты и также можно определять продукты в уравнениях ОВР. Но сначала давайте вспомним, что мы знаем об ОВР.

2. Устный опрос.

– Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
– Что называется процессом окисления/восстановления?
– Как изменяется степень окисления элемента при восстановлении/окислении?
– Какие типы ОВР вам знакомы?
– В чем состоит суть метода электронного баланса?

3. Изложение нового материала.

– Сегодня на занятии мы с вами познакомимся со способами определения продуктов в уравнениях ОВР и еще одним методом расстановки коэффициентов в схеме реакций – ионно-электронным методом (методом полуреакций).

Чтобы приступить к написанию схемы реакции, необходимо ответить на вопрос: а возможна ли ОВР между данными веществами? Здесь необходимо помнить о том, что во время протекания любой ОВР один из участников реакции окисляется (степень окисления его при этом повышается), а другой – восстанавливается (степень окисления при этом понижается). Исходя из этого, следует, что если оба участника реакции находятся в состояниях с наиболее высокой или, наоборот, наиболее низкой степенью окисления, то реакция между ними невозможна.

Для составления схемы реакции необходимо учитывать влияние среды на характер протекания ОВР и на особенности некоторых соединений в этих реакциях. Мы с вами это рассмотрим на примере перманганата калия, который, как вы знаете, является сильным окислителем. Марганец в этом соединении находится в высшей степени окисления +7. Следовательно, перманганат калия всегда является окислителем и в ходе реакции восстанавливается, но в

зависимости от среды, в которой протекает реакция, продукты этой реакции могут быть разные.

Проецируется на доску приведенная ниже схема:

MnO_4^- → MnO_4^{2-} (щелочная среда)

MnO_4^- → Mn^{2+} (кислая среда)

MnO_4^- → MnO_2 (нейтральная среда)

– Как видите, продукты реакции получаются разные. Сейчас вы сами проделаете соответствующие опыты и увидите, что в разной среде получаются разные продукты реакции.

4. Выполнение лабораторного опыта.

Учитель напоминает правила техники безопасности при проведении химического эксперимента.

– В четыре пронумерованные пробирки налейте по 2-3 мл разбавленного раствора перманганата калия.

– В первую пробирку добавьте несколько капель раствора серной кислоты, во вторую – воду, в третью – раствор гидроксида 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.

Учащиеся в тетрадях фиксируют происходящие в пробирках изменения: в кислой среде идет обесцвечивание раствора; в нейтральной – выпадение осадка; в щелочной среде раствор меняет окраску с малиновой на зеленую.

Учитель записывает на доске схемы уравнений реакций без коэффициентов.

$$KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Na_2SO_4 + K_2SO_4 + H_2O;$$

$KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow MnO_2\downarrow + Na_2SO_4 + KOH;$

$KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow Na_2SO_4 + K_2MnO_4 + H_2O.$

– Вот эти реакции мы сейчас с вами проделали, запишите их тетрадь, пожалуйста. А коэффициенты к этим реакциям мы расставим новым для вас методом ионно-электронного баланса, его еще называют методом полуреакций.

Электронно-ионный метод или метод полуреакций основан на составлении уравнений для процессов окисления и восстановления реально существующих ионов с последующим их суммированием в общее уравнение. Ионы, которые не изменяются в ходе реакции, в уравнениях полуреакций не рассматриваются. Этот метод дает в конечном итоге выйти практически на все коэффициенты уравнения.

Так как большинство ОВР протекают в растворах, среда может быть разной (щелочной, нейтральной или кислотной). Все вещества в растворах находятся в виде анионов и катионов, т.к. вещества диссоциируют. В схеме баланса записывают не отдельные элементы, а катионы и анионы, в состав которых они и входят (сильные электролиты). Слабые электролиты (газы, нерастворимые вещества) записываются в виде молекул. Необходимым условием является подсчет атомов кислорода в этих частицах и среда, в которой протекает ОВР.

Алгоритм оформления уравнений ОВР, протекающих в кислотной среде.

1) Записываем схему реакции.

2) Записываем в ионном виде полуреакции окисления и восстановления. Слабые электролиты, твердые и газообразные вещества записываем в молекулярном виде.

3) Соблюдаем баланс веществ и баланс зарядов (закон сохранения массы и энергии).

4) Для уравнивания числа атомов кислорода в полуреакции в ту часть, где он в избытке, добавляем столько катионов водорода H+, чтобы, связавшись с атомами кислорода, образовалась молекула воды:

– добавляем Н+ в ту часть полуреакции, где избыток кислорода;

– в противоположную часть добавляем H_2O;

– уравниваем атомы кислорода, затем атомы водорода;

– подсчитываем заряды в полуреакциях, уравниваем заряд, для этого отнимаем или добавляем электроны.

5) Уравниваем число отданных и принятых электронов в полуреакциях.

6) Суммируем сначала левые, а затем правые части полуреакций, не забывая предварительно умножить множитель на коэффициент, если он стоит перед формулой. Результат – суммарное ионное уравнение.

7) Сокращаем в правой и левой части одинаковые молекулы и ионы.

8) Добавляем недостающие катионы или анионы. Следует учесть, что количество добавляемых ионов в правую и левую части ионного уравнения должно быть одинаковым.

1. $KMn^{+7}O_4 + H_2SO_4 + Na_2S^{+4}O_3 \rightarrow$

   ок-ль среда вос-ль

   Записывается общий ионный вид:

   $SO_3^{2-} + MnO_4^- + 2H^+ \rightarrow SO_4^{2-} + Mn^{2+} + H_2O$

   недост «О» избыт «О» среда $+5e^-$

   $MnO_4^- + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ 2

   (-1+8=+7) +2

   $-2e^-$ 10

   $SO_3^{2-} + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+$ 5

   (–2+0= –2) (–2+2=0)

   $2MnO_4^- + 16H^+ + 5SO_3^{2-} + 5H_2O \rightarrow 2Mn^{2+} 8H_2O + 5SO_4^{2-} + 10H^+ + 6H^+ 3H_2O$

   Полученные таким образом коэффициенты переносятся в уравнение:

   $2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5Na_2SO_3 \rightarrow 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 5Na_2SO_4 + 3H_2O$

К доске вызываются учащиеся и записывают на доске алгоритм оформления уравнений ОВР, протекающих в щелочной и нейтральной среде, с помощью учителя, остальные фиксируют в тетрадях.

2. $KMnO_4 + KOH + Na_2SO_3 \rightarrow$
3. $KMnO_4 + H_2O + Na_2SO_3 \rightarrow$

Далее закрепление материала, вопросы.

Оцениваются результаты деятельности учащихся на занятии.

Список рекомендуемой литературы для учащихся

1. Воробьёва Н.И. «Классификация химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции» // Химия для школьников. – 2008.
2. Журнал «Химия в школе» №5,2002г.; №2, 2004 г.
3. Кудрявцев А.А. «Составление химических уравнений», М., – 1997.
4. Медведев Ю.Н. Валентность. Валентные возможности атомов. Степень окисления // Химия для школьников. – 2009.
5. Молчанова Г. Н., Снастина М.Г. Окислительно-восстановительные реакции // Химия для школьников. – 2014.
6. Стаханова С. В., Свириденкова Н. В. Окислительно-восстановительные реакции // Химия для школьников. – 2013.
7. Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов [электронный ресурс] // http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/16306bf8-a50e-4e60-83a7-972ea7385944/80.swf

Список литературы для учителя

1. Ахметов Н. С. Химия: Учебник для 10-11 классов общеобразовательных учреждений. – М.: Просвещение. – 1998.

2. Дерябина Н.Е. Методика формирования умения определять степень окисления атома // Химия в школе. – 2007.

3. Мычко Д.И. Как быстро расставить коэффициенты в уравнениях окислительно восстановительных реакций // Хімія: праблемы выкладання. – 2009.

4. Приложение к газете «Первое сентября» , изд. Химия. № 2, 2003 г., №44, 2002 г.

5. Химический энциклопедический словарь. М., 1983 г.

6. Хомченко Г.П. «Окислительно-восстановительные реакции» .М. , 1999 г. 8.Энциклопедия школьника « Неорганическая химия» М., 1985 г.

7. Хомченко Г.П., Севастьянова К.И. Окислительно-восстановительные реакции. – М.: Просвещение. – 1989.

8. Уравнения окислительно-восстановительных реакций [электронный ресурс]. – Режим доступа: http://www.hemi.nsu.ru/ucheb158.htm. [8]

3 ИЗУЧЕНИЕ ВЛИЯНИЯ ВНЕДРЕНИЯ ЭЛЕКТИВНОГО КУРСА «ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ» НА СТЕПЕНЬ ОБУЧЕННОСТИ УЧАЩИХСЯ ЗНАНИЯМ, УМЕНИЯМ И НАВЫКАМ СОСТАВЛЕНИЯ УРАВНЕНИЙ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

3.1 ОРГАНИЗАЦИЯ ПЕДАГОГИЧЕСКОГО ЭКСПЕРИМЕНТА

Программа изучения химии в 9-м классе Аркинского сельского поселения Охотского района Хабаровского края предполагает изучение химии на базовом уровне и рассчитана на 2 часа в неделю (68 часов в год). В целях реализации данной задачи образовательным учреждением выбрана авторская программа курса химии для 8 – 9-х классов общеобразовательных учреждений Н.Н. Гара, разработанная к учебникам авторов Г. Е. Рудзитиса и Ф. Г. Фельдмана для 8-9 классов общеобразовательных организаций [9]. Данная программа имеет гриф «Соответствует федеральному компоненту государственного стандарта», составлена на основании примерных программ. Для реализации содержания программы имеется учебно-методический комплекс для учащихся и учителя. Преподавание осуществляется в специализированном кабинете химии.

Теме «Окислительно-восстановительные» реакции отведено 2 часа, в ходе которых обобщаются понятия степени окисления, окислительно-восстановительные реакции, окислитель, восстановитель, процесс окисления, процесс восстановления, метод электронного баланса. Рассматриваются основные окислители и восстановители, классификация окислительно-восстановительных реакций, зависимость продуктов окислительно-восстановительных реакций от кислотности среды, температуры и концентрации. Контроль знаний осуществляется методом тестирования.

Этого времени недостаточно для рассмотрения многих вопросов: предсказание продуктов реакции, определение степени окисления, разнообразие

окислительно-восстановительных реакций. На уроке большая часть времени уходит на изучение теоретических основ темы «Окислительно-восстановительные реакции», а отработке навыков составления уравнений химических реакций и расстановке коэффициентов, к сожалению, не хватает времени.

Нами был проведен эксперимент, направленный на выявление влияния внедрения элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции» на развитие у учащихся навыков составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

В ходе изучения данного курса более подробно разбираются такие понятия как электроотрицательность, степень окисления, зависимость окислительно-восстановительных свойств от положения элемента в периодической таблице, классификация и количественная характеристика реакций, методы уравнивания окислительно-восстановительных реакций, условия, влияющие на прохождение этих реакций (активность веществ, концентрацию раствора, характер среды) [21].

В эксперименте принимали участие ученики 9-го класса МКОУ СОШ Аркинского сельского поселения Охотского района Хабаровского края. В девятом классе обучается 15 человек (6 девочек и 9 мальчиков).

В начале первого полугодия 2020-2021 учебного года в 9-м классе был введен элективный курс по выбору «Окислительно-восстановительные реакции», носящий предметно-ориентированный характер и рассчитанный на 8 часов (1час в неделю). Элективный курс посещало 7 учащихся (2 девочки и 5 мальчиков), которые составили экспериментальную группу. Остальные учащиеся – 8 человек (контрольная группа) – изучали тему «Окислительно-восстановительные реакции» только в рамках базового курса химии.

В данной части исследования было выделено три этапа.

Первый этап – констатирующий – заключался в тестировании учащихся обеих групп (контрольной и экспериментальной) после изучения темы «Окислительно-восстановительные реакции» с целью выявления полученных знаний.

Второй этап – обучающий. На данном этапе учащиеся экспериментальной группы занимались по программе элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции».

Третий этап – контрольный. На данном этапе определялась эффективность обучения при внедрении элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции».

Для контроля эффективности обучения мы взяли критерий уровня обученности по В.П. Симонову [24].

По данной методике при определении уровня обученности учащихся выделяется следующие уровни обученности: первый – высший (процент обученности от 64 до 100 %), второй – средний (процент обученности выше 36 до 64 %) и третий – низкий, имеет процент обученности до 36 %.

В основу контроля эффективности процесса обученности берутся пять последовательных показателей:

Различие (распознавание) – I;

запоминание – II;

понимание – III;

умение и навыки (простейшие) – IV;

перенос – V.

Показатель I – различие. Характеризует низшую степень обученности. Обучающийся лишь отличает данное явление (объект) от их аналогов, показывая при этом формальное знакомство с ним, с его поверхностными характеристиками. Узнавание - это процесс восстановления в памяти мысленного образа явления (объекта) в результате повторного воздействия этого явления (объекта) на человека. Практически это может выглядеть так: например, формулы производных и первообразных, обучающийся только отличает друг от друга, но написать и объяснить их не может, а тем более применить при решении задачи.

Показатель II – запоминание. При этом уровне обученности обучающийся способен рассказать содержание текста, правила, дать определение закона. Этот показатель нельзя принимать за высокий уровень обученности.

Запоминание – это количественный, а не качественный показатель. Смысловая сторона информации при этом не всегда адекватно отражается. Запоминание может быть просто зазубриванием. Обучающийся на этом уровне обученности отвечает на вопросы только репродуктивного плана и только при определенной последовательности, отражающей текст учебника.

Показатель III – понимание. На этом уровне обучающийся находит существенные признаки и связи изучаемых явлений, предметов на основе анализа, синтеза, логического умозаключения, определяет сходство, сопоставляет полученную информацию с имеющимися знаниями.

Показатель IV – простейшие умения и навыки. На этом уровне обученности обучающийся умеет применять в практической деятельности свои теоретические знания, может решать задачи с применением усвоенных ранее знаний, выявляет причинно-следственные связи при изучении теоретического материала, умеет находить в окружающей действительности изучаемые законы, явления и т.д. Это соответствует довольно высокому уровню обученности.

Показатель V – перенос. Целью всякого обучения является широкий перенос усвоенных обучающимя действий в новые условия. Обучающийся на этом уровне умеет обобщать и творчески использовать полученные в ходе обучения знания в новой нестандартной ситуации, находит оригинальные решения поставленной перед ним задачи.

Формально придерживаясь одних и тех же критериев оценки преподаватели, отмечает в своих исследованиях В.П. Симонов, работают фактически на трех различных уровнях требований. Если выполняются требования на первом (высшем) уровне, то преподаватель оценку «отлично» выставляет за 100 % степень обученности. Оценка «хорошо» выставляется за

64 % степени обученности, «удовлетворительно» ставится за 36 % степени обученности [24].

На втором (среднем) уровне требований преподаватель берет за верхний предел «отлично» простейшие умения и навыки (IV), а за «удовлетворительно» принимает запоминание (II). Значит, оценка «отлично» ставится за 64 % обученности, «хорошо» – за 36 % обученности, а «удовлетворительно» – за 16 % обученности.

На третьем (низшем) уровне требований преподаватель «отлично» ставит за понимание (III) – 36 % обученности, «хорошо» за запоминание (II) – 16 % обученности, а «удовлетворительно» за различие (I) – 4 % обученности.

Результаты смещения уровней требований со стороны преподавателя при проверке и оценке степени обученности обучающихся приводит к снижению уровня обученности. Для практического определения степени обученности обучающихся (СОУ) используется формула:

$$СОУ = \frac{К1 + 0{,}64К2 + 0{,}36К3 + 0{,}04К4}{N} * 100\%,$$

где : К1 – количество обучающихся данного класса, имеющихза контролируемый период оценку «5».

К2 – количество обучающихся данного класса, имеющих за контролируемый период оценку «4».

К3 – количество обучающихся данного класса, имеющих за контролируемый период оценку «3».

К4 – количество обучающихся данного класса, имеющих за контролируемый период оценку «2».

N – общее число обучающихся, которые были аттестованы у данного учителя по данному предмету, включая и оценку «2» за контролируемый период.

Степень обученности, выраженная в процентах, позволяет установить уровень обученности. Наряду с рассмотренной системой из трех уровней обученности в педагогической практике используют четыре уровня:

Низкий уровень 0 – 49 %; критический уровень 50-63 %; допустимый уровень 64-79 %; оптимальный 80-100 % [24].

3.2 АНАЛИЗ РЕЗУЛЬТАТОВ ПЕДАГОГИЧЕСКОГО ЭКСПЕРИМЕНТА

Было проведено тестирование учеников для выявления текущего уровня усвоения знаний и сформированности умений и навыков составления уравнений окислительно-восстановительных реакций по разработанным нами тестовым заданиям по теме «Окислительно-восстановительные реакции». Тест состоял из 12 заданий, рассчитанных на учащихся 9-го класса. Вопросы теста приведены в приложении А.

Оценку результатов тестирования знаний проводили в соответствии с требованиями к оцениванию знаний, умений и навыков по химии. Оценка «отлично» ставится при выполнении теста на 90-100 %, оценка «хорошо» выставляется при выполнении работы на 70-89 %, «удовлетворительно» при выполнении на 50-69 %, при выполнении работы от 50 % и ниже ставится оценка «неудовлетворительно» (пятибалльная система оценки успеваемости учащихся). [

Результаты контроля остаточных знаний у учащихся контрольной и экспериментальной групп на констатирующем этапе эксперимента представлены в таблице 2.

Таблица 2 – Результаты контроля остаточных знаний на констатирующем этапе эксперимента

Учащиеся	Экспериментальная группа	Контрольная группа
Учащийся 1	4	4
Учащийся 2	3	5
Учащийся 3	3	4

Учащийся 4	4	3
Учащийся 5	4	3
Учащийся 6	3	3
Учащийся 7	3	3
Учащийся 8	–	3

На основании протокола усвоения знаний учащимися обеих групп (экспериментальной и контрольной) выполнены диаграммы, представленные на рисунках 1 и 2.

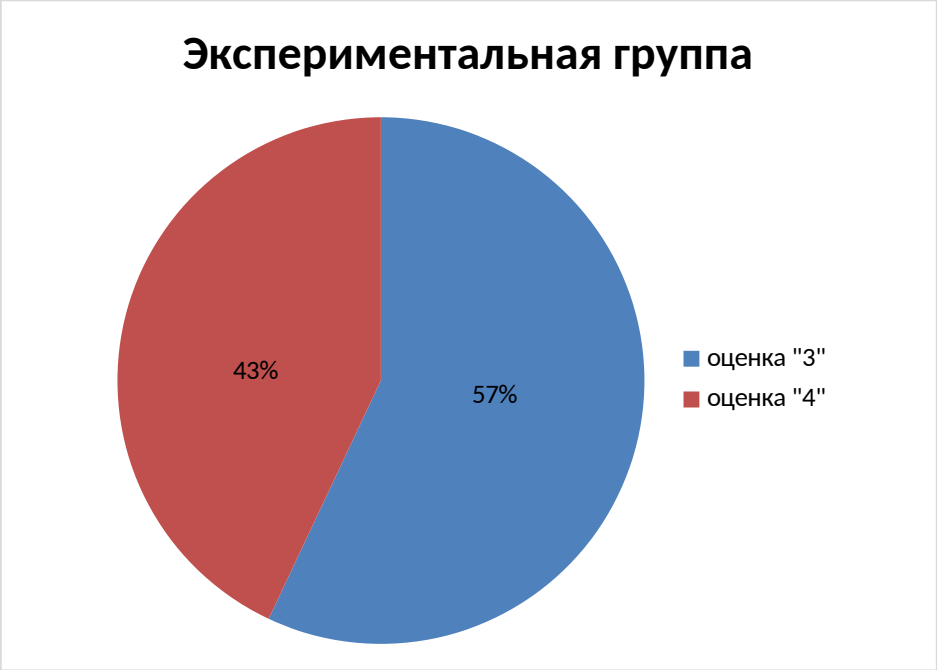


Рисунок 1 – Представление результатов тестирования учащихся экспериментальной группы до проведения эксперимента



Рисунок 2 – Представление результатов тестирования учащихся контрольной группы до проведения эксперимента

В таблице 3 представлено распределение оценок по количеству учащихся их получивших.

Таблица 3 – Представление распределения оценок

Оценка	Количество учащихся, получивших данную оценку	
	Экспериментальная группа	Контрольная группа
«3»	4	2
«4»	3	5
«5»	–	1

Мы проанализировали успеваемость учащихся по формуле степени обученности учащихся (далее СОУ) В.П. Симонова.

$$СОУ = \frac{К1 + 0{,}64К2 + 0{,}36К3 + 0{,}04К4}{N} * 100\ \%$$

Представление вычисления степени обученности до проведения эксперимента по формуле В.П. Симонова в экспериментальной группе:

$$СОУ = \frac{0 + 0{,}64*3 + 0{,}36*4 + 0{,}04*0}{7} * 100\ \% = 48\ \%$$

Представление вычисления степени обученности до проведения эксперимента по формуле В.П. Симонова в контрольной группе:

$$СОУ = \frac{1 + 0{,}64*2 + 0{,}36*5 + 0{,}04*0}{7} * 100\ \% = 49\ \%$$

Проанализировав результаты, мы сделали вывод о том, что степень обученности учащихся по химии в 2-х группах (экспериментальной и контрольной) достоверных различий не имеет. Результаты представлены на рисунке 3.3

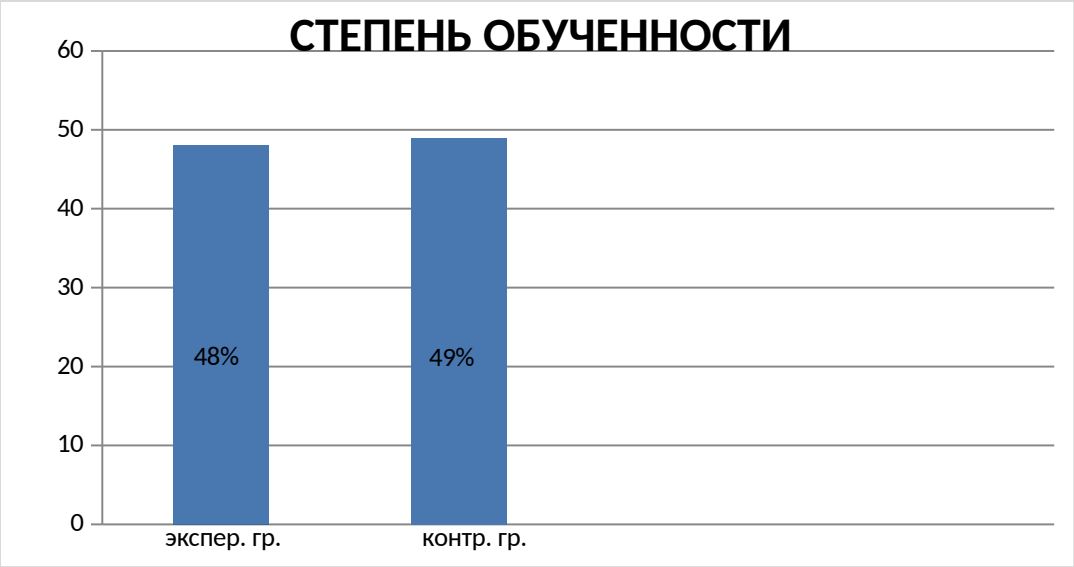


Рисунок 3 – Сравнение степени обученности учащихся двух групп (экспериментальной и контрольной) до проведения эксперимента

Оценка эффективности внедрения элективного курса осуществлялась посредством повторного идентичного тестирования, направленного на выявление усвоения знаний после проведения эксперимента. Тест состоял из 12 заданий, рассчитанных на учащихся 9 класса. Вопросы теста приведены в приложении А.

Таблица 4 – Результаты усвоения знаний на контрольном этапе

Учащиеся	Экспериментальная группа	Контрольная группа
Учащийся 1	4	4
Учащийся 2	3	5
Учащийся 3	3	4
Учащийся 4	4	3
Учащийся 5	4	3
Учащийся 6	3	3
Учащийся 7	3	3
Учащийся 8	–	3

На основании протокола усвоения знаний учащимися обеих групп мы представили данные на рисунках 4 и 5.



Рисунок 4 – Представление результатов тестирования учащихся экспериментальной группы после проведения эксперимента

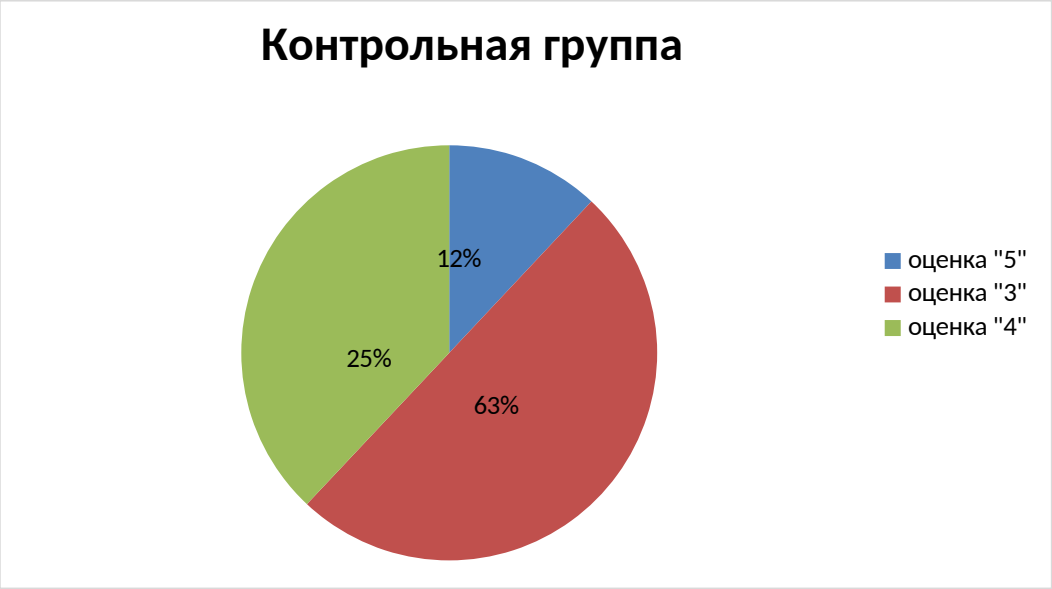


Рисунок 5 – Представление результатов тестирования учащихся контрольной группы после проведения эксперимента

Таблица 5 – Представление распределения оценок

Оценка	Количество учащихся, получивших данную оценку	
	Экспериментальная группа	Контрольная группа
«3»	2	4
«4»	4	3
«5»	1	1

Представление вычисления степени обученности учащихся после проведения эксперимента по формуле В. И. Симонова в контрольном классе:

$$СОУ = \frac{1+0{,}64*4+0{,}36*2+0{,}04*0}{7} * 100\ \% = 61\ \%$$

Представление вычисления степени обученности учащихся после проведения эксперимента по формуле В. П. Симонова в экспериментальном классе:

$$СОУ = \frac{1 + 0{,}64*3 + 0{,}36*4 + 0{,}04*0}{8} * 100\ \% = 54\ \%$$

Проанализировав результаты, мы сделали вывод о том, что степень обученности учащихся 2-х групп имеет достоверные различия. Результаты представлены на рисунке 6.

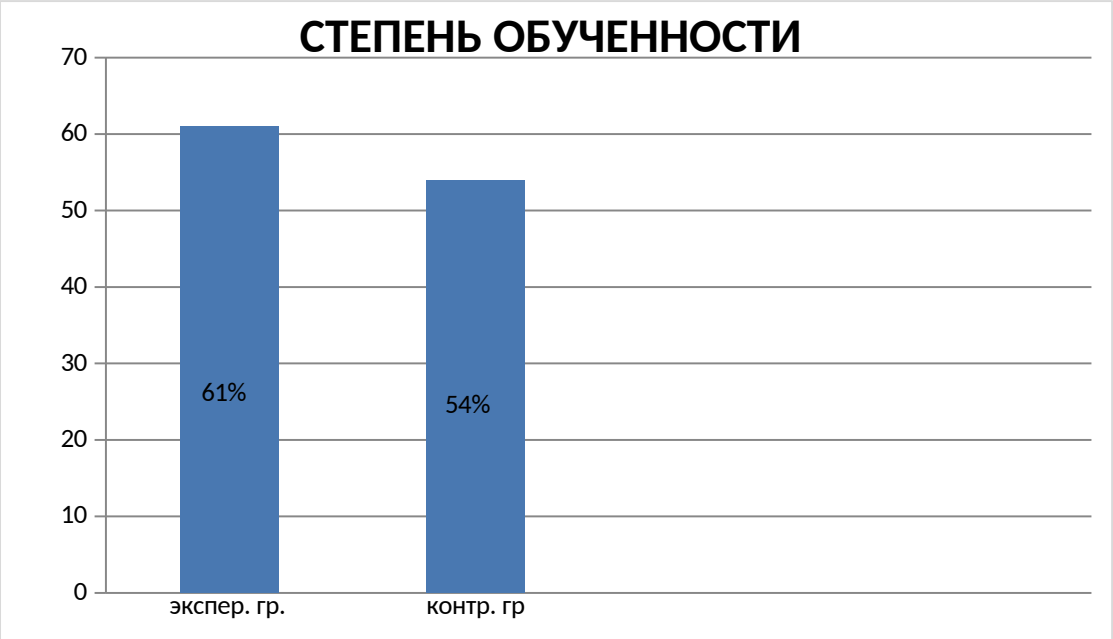


Рисунок 6 – Сравнение степени обученности учащихся двух групп (экспериментальной и контрольной) после проведения эксперимента

Таким образом, для контроля знаний учащихся и дальнейшего анализа полученных результатов, мы провели тестирование на предмет влияния элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции» на развитие у учащихся навыков составления уравнений окислительно-восстановительных реакций до и после проведения эксперимента.

До проведения эксперимента степень обученности учащихся в обеих группах находилась примерно на одном уровне. После проведения эксперимента степень обученности учащихся в экспериментальной группе стала значительно выше. Таким образом, гипотеза исследования о том, что внедрение элективного курса способствует лучшему усвоению учебного материала, достоверна.

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

В настоящее время целый ряд разделов школьной программы химии рассматривается в рамках основной школы поверхностно.

Так, в курсе химии, изучаемом в школе, предусмотрено лишь краткое знакомство с одной из важнейших тем – особенностями окислительно-восстановительных объектов и процессов. Поэтому учащиеся не понимают, как можно применить полученные в курсе химии знания в области окислительно-восстановительных реакций [26].

Однако окислительно-восстановительные реакции изучают в обязательном курсе химии недостаточно полно: не рассматривается их классификация, составление уравнений методом электронно-ионного баланса, количественные

характеристики окислительно-восстановительных процессов; мало внимания уделяется влиянию среды на характер протекания этих реакций, окислительно-восстановительным свойствам соединений серы, марганца, хрома, пероксида водорода. Тема «Окислительно-восстановительные реакции» традиционно важна, но зачастую ее изучение вызывает у учащихся определенные трудности. И, конечно, особенно недостаточно дается материал для учащихся, проявляющих повышенный интерес к изучению данной науки и предполагающих связать свою будущую профессию с химией, биологией, медициной, строительством, сельским хозяйством и т. д.

Данная работа была посвящена изучению влияния внедрения элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции» для учащихся 9-го класса. Курс направлен на ликвидацию указанных выше пробелов в подготовке выпускников, выработку у школьников навыка составления окислительно-восстановительных реакций и поиска ответов на сложные вопросы неорганической химии.

Во время исследования был проведен эксперимент среди учащихся 9 класса.

Для контроля знаний учащихся и дальнейшего анализа полученных результатов, мы провели тестирование на предмет усвоения изученного материала до и после проведения эксперимента.

До проведения эксперимента степень обученности учащихся в обеих группах находилась примерно на одном уровне. После проведения эксперимента степень обученности учащихся в экспериментальной группе стала выше, чем в контрольной. Нами была проведена математическая обработка данных, из чего следует, что гипотеза исследования о том, что внедрение элективного курса способствует лучшему усвоению учебного материала, достоверна.

На основании проведенного исследования были сделаны следующие выводы:

1. Теоретический анализ литературных источников по проблеме исследования показал, что окислительно-восстановительные реакции

рассматриваются при изучении многих тем школьного курса химии, что свидетельствует о значимости темы «Окислительно-восстановительные реакции», в то же время на изучение данной темы отводится недостаточно времени.

2. Разработан элективный курс «Окислительно-восстановительные реакции» для учащихся 9-го класса, направленный на расширение знаний и отработку навыков решения уравнений окислительно-восстановительных реакций.

3. После внедрения элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции», исходя из результатов математической обработки данных, степень обученности в экспериментальной группе повысилась, что свидетельствует о подтверждении нашей гипотезы.

Таким образом, благодаря внедрению элективного курса «Окислительно-восстановительные реакции», направленного на расширение знаний и отработку навыков решения уравнений окислительно-восстановительных реакций, удалось существенно повысить степень обученности учащихся по данной теме.

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ

1. Федеральный закон "Об образовании в Российской Федерации" от 29.12.2012 N 273-ФЗ (последняя редакция) [Электронный ресурс] URL: http://www.consultant.ru/document/cons_doc_LAW_140174/ (дата обращения: 10.02.2021)

2. Приказ Минобразования РФ от 5 марта 2004 г. N 1089"Об утверждении федерального компонента государственных образовательных

стандартов начального общего, основного общего и среднего (полного) общего образования" [Электронный ресурс] URL: https://base.garant.ru/6150599/ (дата обращения: 10.02.2021)

3. МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ ПИСЬМО от 2 февраля 2004 года N 03-51-10ин/14-03 О введении федерального компонента государственных образовательных стандартов начального общего, основного общего и среднего (полного) общего образования [Электронный ресурс] URL: http://docs.cntd.ru/document/901891803 (дата обращения: 10.02.2021)

4. Приказ Минобразования РФ от 09.03.2004 г. № 1312 «Об утверждении федерального базисного учебного плана и примерных учебных планов для общеобразовательных учреждений РФ, реализующих программы общего образования» [Электронный ресурс] URL: https://shirin-sch.edu.yar.ru/rabochie_programmi_2014_minus_2015gg__41/nemikina_l_dot_a_dot_/rus_yaz-4kl.docx (дата обращения: 10.02.2021)

5. Федеральный компонент государственного стандарта общего образования, утвержденный приказом Минобразования РФ №1089 от 09.03.2004 [Электронный ресурс] URL: http://www.nevarono.spb.ru/documents/load/roo/3%20-%20Federalnij_komponent.pdf (дата обращения: 10.02.2021)

6. Федеральный базисный учебный план для основного общего образования, утвержденный приказом Минобразования РФ №1312 от 05.03. 2004 [Электронный ресурс] URL: https://dokipedia.ru/document/1722215 (дата обращения: 10.02.2021)

7. Учебный план МКОУ СОШ Аркинского сельского поселения Охотского района Хабаровского края на 2020-2021 учебный год [Электронный ресурс] URL: https://mou-ark.ippk.ru/index.php/obrazovanie (дата обращения: 10.02.2021)

8. 9 класс: сборник элективных курсов / сост. В. Г. Денисова. – Волгоград: Учитель, 2006 (Саратов : Саратовский полиграфкомбинат). - 166 с.

9. Химия. 8-9 классы. Рабочие программы. Предметная линия учебников Г.Е. Рудзитиса и др. ФГОС Редактор: Кузнецова Л.Н. Издательство: Просвещение. – 2020 г.

10. Андриенко А.Л. Формирование понятий об окислении-восстановлении в курсе неорганической химии средней школы. В сб.: Вопросы преподавания химии в средней школе. Ульяновск. – 1975.

11. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – М.: Высш. шк.; 2002. – 743 с.: ил.

12. Береснева Е.В. Методика формирования системы знаний о химической реакции при углубленном изучении химии в средней школе: Автореферат диссертации к.п.н. СПб, 1992.

13. Гара Н.Н. Программы и учебники по химии: реальность и перспективы // Химия в школе, 2016, № 4 с. 2-11.

14. Герус С.А. Теория и практика рационализации процесса обучения химии в средней школе: Монография. – СПб.: Изд-во РГПУ им.А.И. Герцена, 2003. – 160 с.

15. Единая коллекция цифровых образовательных ресурсов [электронный ресурс] URL: http://files.school-collection.edu.ru/dlrstore/16306bf8-a50e-4e60-83a7-972ea7385944/80.swf упражнения по овр(дата обращения: 10.02.2021)

16. Жуков С.Т. Аликберов Л.Ю. Окислительно-восстановительные реакции. Часть 5. Природа вещества и процессы окисления – восстановления // Химия в школе. – 2005. – №1 с.36-42.

17. Кудрявцев А.А. Составление химических уравнений. Учебное пособие для высших технических учебных заведений. 6-е изд., перераб. и доп. М.: Высшая школа, 1991, с. 75, 136.

18. Мандрюк, О. А. О структуре учебно-методического комплекта для элективного курса [Текст] / О. А. Мандрюк, Г. И. Штремплер, Г. А. Пичугина // Химия в школе. – 2010 –№ 7 – С. 30-31 : схема .

19. Митрохин Р.В. – Лабораторный практикум по методике обучения химии; учебное пособие; Краснояр. гос. пед. ун-т им. В.П. Астафьева. – Красноярск, 2015 – 276 с.

20. Новые образовательные стандарты по химии // Химия: Методика преподавания. – 2014. - № 7 – С.3-8.

21. Пильникова Н. Н. Изучение хроматографии на занятиях элективного курса [Текст] / Н. Н. Пильникова // Химия в школе. –2012 – № 5 – С. 53-57.

22. Полный курс. Самостоятельная подготовка к ЕГЭ / Р.А. Лидин. – М.: Издательство «Экзамен», 2016. – 351с.

23. Савинкина Елена Владимировна. История химии. Элективный курс [Текст] : учебное пособие / Е. В. Савинкина, Г. П. Логинова, С. С. Плоткин. - М. : Бином. Лаборатория Знаний. – 2007.

24. Симонов В.П.Диагностика степени обученности учащихся / Учебно справочное пособие. – М. : MRA, 1999 – С. 12-20.

25. Стаханова С. В., Свириденкова Н. В. Окислительно-восстановительные реакции // Химия для школьников. – 2013 – № 1 –С. 2-16.

26. Степень окисления в органических соединениях [электронный ресурс]. URL: 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. (дата обращения: 10.02.2021).

27. Суматохин С.В. О приоритетных направлениях развития общего химического образования и использование учебных заданий по химии в 2005/06 уч. году // Химия: Методика преподавания. – 2005. – №5 – . 20-27.

28. Федеральный институт педагогических измерений. Единый государственный экзамен по химии. Демонстрационный вариант контрольных измерительных материалов Единого государственного экзамена 2019 года по химии // Химия для школьников. – 2014 – № 4 – С. 3-18.

29. Хомченко Г.П., Хомченко И.Г. Сборник задач по химии. – М.: РИА «Новая Волна», 2008., –278 с.

30. Хомченко Г.П. Севастьянова К.И. Окислительно-восстановительные реакции: Книга для внеклассного чтения учащихся 8-10 кл. сред. шк. – 3-е изд., перераб. – М.: Просвещение, 1989. – 141 с.

31. Чертков И.Н Методика формирования у учащихся основных понятий органической химии: Пособие для учителя. – 2-е изд., перераб. – М.: Просвещение, 1990. – 191с.: ил.

32. Чернобельская Г. М. Методика обучения химии в средней школе: Учеб. для студ. высш. учеб. заведений. – М.: .: Гуманит. изд. центр ВЛАДОС, 2000. – 336 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ А

(обязательное)

Тест по теме «Окислительно- реакции»восстановительные

1. Реакции, в которых изменяются степени окисления элементов, называются:

а) соединения; б) разложения;

в) окислительно-восстановительные; г) окисления.

2. Присоединение электронов сопровождается:

а) понижением степени окисления элемента;

б) повышением степени окисления элемента;

в) не изменяется степень окисления элемента.

3. Частица, повышающая свою степень окисления, называется:

а) окислитель; б) восстановитель; в) кислород.

4. Атомы металлов являются только восстановителями, так как:

а) могут только отдают электроны;

б) могут только принимают электроны;

в) могут отдавать и присоединять электроны.

5. Отдача электронов сопровождается:

а) повышением степени окисления;

б) не изменяется степень окисления;

в) понижается степень окисления.

6. Выберите формулы веществ, которые являются окислителями:

а) O_2; б) HNO_3; в) H_2; г) $KMnO_4$.

Продолжение приложения А

7. Выберите реакции являющиеся окислительно-восстановительными:

а) $H_2 + CI_2 = HCI$; б) $Cu + O_2 = CuO$;

в) $NH_4CI = NH_3 + HCI$; г) $CaO + CO_2 = CaCO_3$.

8. Степень окисления азота в соединениях N_2O_5; HNO_3; $NaNO_3$; $Fe(NO_3)_3$ равна:

а) – 2; б) +2; в) +5; г) 0.

9. Степень окисления кислорода равна –2 во всех соединениях ряда:

а) H_2O_2; OF_2; CO; б) O_2; CuO; H_2O;

в) AI_2O_3; O_2; CO_2 г) WO_3; CO; H_2CO_3.

10. Сумма коэффициентов в уравнении $Cu + HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O$ равна:

а) 4; б) 6; в) 8; г) 10.

11. Укажите схемы окислительно-восстановительных реакций, в которых вода является окислителем:

а) $CaO + H_2O \rightarrow$; б) $H_2O + CI_2 \rightarrow$; в) $K + H_2O \rightarrow$; г) $KH + H_2O \rightarrow$.

12. Восстановителями из перечисленных ионов могут быть:

а) Cu^{2+}; б) CI^{-}; в) S^{-2}; г) AI^{+3}.