



МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное учреждение
высшего образования
«ЮЖНО-УРАЛЬСКИЙ-ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ГУМАНИТАРНО-ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ФГБОУ ВО «ЮУрГПУ»)

ФАКУЛЬТЕТ ЕСТЕСТВЕННО-ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ
КАФЕДРА ХИМИИ, ЭКОЛОГИИ И МЕТОДИКИ ОБУЧЕНИЯ ХИМИИ

**Развитие системы понятий об окислительно-восстановительных
реакциях в школьном курсе химии**

**Выпускная квалификационная работа по направлению
44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)**

Направленность программы бакалавриата

**«Биология. Химия»
Форма обучения очная**

Проверка на объем заимствований:

62,91 % авторского текста

Работа рекомендована к защите
рекомендована/не рекомендована

«16» мал 2024 г.

зав. кафедрой Химии, экологии и
методики обучения химии

(название кафедры)

Ср Сутягин А.А.

Выполнил:

Студент группы ОФ-501/068-5-1
Штыка Данил Алексеевич *Штыка*

Научный руководитель:

канд. пед. наук., доцент

Лисун Лисун Наталья Михайловна

Челябинск
2024

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	3
ГЛАВА 1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ АСПЕКТЫ ИЗУЧЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ В ШКОЛЬНОМ КУРСЕ ХИМИИ .	5
1.1 История возникновения системы понятий об окислительно-восстановительных реакциях	5
1.2 Изучение окислительно-восстановительных реакций в содержании школьного курса химии.....	12
Выводы по первой главе.....	20
ГЛАВА 2. МЕТОДИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ РАЗЛИЧНЫХ ПРИЕМОВ И МЕТОДОВ ИЗУЧЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ В ШКОЛЬНОМ КУРСЕ ХИМИИ	22
2.1 Методический анализ приемов и методов изучения окислительно-восстановительных реакций в 8 классе.....	22
2.2 Методический анализ приемов и методов изучения окислительно-восстановительных реакций в 9 классе.....	29
2.3 Анализ эффективности внедрения различных приемов и методов изучения окислительно-восстановительных реакций в ходе педагогического эксперимента	39
Выводы по второй главе	46
ЗАКЛЮЧЕНИЕ	48
СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ	50
ПРИЛОЖЕНИЕ 1 Примеры интеллект-карт.....	56
ПРИЛОЖЕНИЕ 2 Комплект опорных конспектов	58
ПРИЛОЖЕНИЕ 3 Проверочная работа «Общая характеристика химических элементов и химических реакций»	66
ПРИЛОЖЕНИЕ 4 Проверочная работа «Металлы».....	69
ПРИЛОЖЕНИЕ 5 Результаты проверочных работ	72

ВВЕДЕНИЕ

Окислительно-восстановительные процессы принадлежат к числу наиболее распространённых химических реакций. Окисление-восстановление – один из важнейших процессов природы, так как с ним связана жизнь любого живого существа: процессы обмена веществ в организме, дыхание, фотосинтез, брожение, гниение. Дыхание и фотосинтез – это два взаимосвязанных процесса, которые обеспечивают жизнедеятельность растений и животных. Брожение может осуществляться под воздействием дрожжей, о значении которых всем известно: достаточно остановиться на хлебопечении. Также окислительно-восстановительные процессы можно наблюдать при рассмотрении процесса коррозии или изучая промышленное применение электролиза. Тема «Окислительно-восстановительные реакции» очень важна и интересна своей практической направленностью.

В школьном курсе окислительно-восстановительные процессы рассматриваются в течение всего периода изучения химии. Начиная в 8 классе с формирования основных понятий и заканчивая интеграцией данных понятий в 11 классе. Данная тема встречается как в Основном государственном экзамене, так и в Едином государственном экзамене. Особенно тяжелые задания встречаются в части с развернутым ответом, где школьнику попадают окислительно-восстановительные реакции с участием органических веществ. Следовательно, для формирования более целостного представления о процессах окисления-восстановления требуется большой промежуток времени, но на изучение химии в 8–9 классах отводится 2 час. в неделю, а на 10–11 классы базового уровня отводится всего 1 час в неделю. Из-за дефицита времени перед педагогами встает проблема осуществления качественного обучения школьников.

Все это требует поиска новых, нестандартных решений, оптимизации способов подачи материала.

Целью данной работы является экспериментально проверить влияние различных методов и приемов, направленных на развитие умений и навыков составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, в ходе педагогического эксперимента с обучающимися 9 класса при изучении раздела «Металлы».

В работе определены следующие задачи:

1. Рассмотреть историю возникновения системы понятий об окислительно-восстановительных реакциях и провести анализ содержания данной темы в школьном курсе.

2. Подобрать различные методы и приемы изучения окислительно-восстановительных реакций в школьном курсе химии.

3. Апробировать данные методы и приемы в ходе педагогического эксперимента с обучающимися 9 класса при изучении раздела «Металлы».

Объект исследования – процесс обучения химии в общеобразовательной школе.

Предмет исследования – степень обученности обучающихся 9 класса знаниям, умениям и навыкам составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Для решения поставленных задач использовался комплекс взаимодополняющих методов исследования:

1. Теоретические: анализ научно-методической литературы, сравнение, классификация, обобщение.

2. Эмпирические: наблюдение, эксперимент, описание, обработка результатов эксперимента.

ГЛАВА 1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ АСПЕКТЫ ИЗУЧЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ В ШКОЛЬНОМ КУРСЕ ХИМИИ

1.1 История возникновения системы понятий об окислительно-восстановительных реакциях

История окислительно-восстановительных реакции (ОВР) начинается еще в далекой древности, когда первобытные люди получили огонь. Реакция горения – один из самых первых физико-химических процессов, освоенных человеком. Немецкий химик И. Бехер подробно занимался изучением данного процесса. В 1667 г. был введен термин «флогистон», под которым понимали некую материю, которая содержится во всех горючих веществах. Так, химики пришли к теории флогистона, которая говорила о том, что при сжигании вещества, содержащаяся в нем «огненная субстанция» высвобождается и смешивается с воздухом. Но данная теория была опровергнута, поскольку при горении металлов, а в то время металлами считали соединения земли с «флогистоном», предполагалось, что их масса должна была уменьшаться, поскольку идет потеря материи, но в ходе экспериментов масса увеличивалась. Эти факты привели к тому, что теория флогистона не получила своего дальнейшего развития [24].

Чуть позже в 1777 г., во Франции, ученый А. Л. Лавуазье создает кислородную теорию горения. Он делает выводы о том, что кислород является неотъемлемой частью воздуха, а процесс горения – взаимодействие кислорода воздуха с веществом. Например, процесс горения магния на воздухе описывается уравнением (1):



Позже реакцию горения стали рассматривать как частный случай реакции окисления. Примером является взаимодействие меди с кислородом. Данный процесс протекает по уравнению (2):



Медь не горит, а окисляется кислородом до оксида меди (II). Кислород в данном случае играет роль окислителя. Так, появилось определение процесса окисления: Окисление – это взаимодействие вещества с кислородом, в результате которого образуется оксид или несколько оксидов.

Что касается процесса восстановления, то до работ А. Л. Лавуазье восстановлением считался любой процесс образования простого вещества. Но после того, как было сформировано представление о процессе окисления, восстановление стали понимать как процесс отщепления кислорода из оксида, приводящий к образованию простого вещества. Как пример, можно привести реакцию взаимодействия оксида меди (II) с водородом, который отщепляет атомы кислорода от оксида. Водород в данном случае играет роль восстановителя. Данный процесс протекает по уравнению (3):



Таким образом, благодаря работам А. Л. Лавуазье, были впервые сформированы понятия о процессах окисления и восстановления. Химики стали считать окислением взаимодействие веществ с кислородом, а восстановлением их превращения под действием водорода [23].

Но уже чуть позже, в начале XIX в. представления об процессах окисления и восстановления были расширены. Выяснилось, что восстановление может протекать без отщепления атомов кислорода, например, реакция взаимодействия железа с сульфатом меди. Данная реакция описывается уравнением (4):



Произошло восстановление меди, но при этом в состав ни одного из участников реакции не входят атомы кислорода. В данной реакции роль окислителя принадлежит меди, а восстановителем является железо.

Также выяснилось, что вещества могут гореть не только в атмосфере кислорода, например, натрий горит в атмосфере хлора. Данный процесс протекает по уравнению (5):



И при этом образуется не оксид, а соль – хлорид натрия.

Таким образом, именно кислородная теория горения А. Л Лавуазье послужила началом окислительно-восстановительных реакций, сформировав первые представления о понятиях окисления и восстановления. Уже в XX в. данные понятия получили свое полное развитие и обогащение.

Для формирования понимания сущности окислительно-восстановительных процессов, обучающийся должен владеть понятиями «валентность» и «степень окисления».

Под валентностью понимается способность атомов элемента образовывать определенное количество химических связей. Валентность является одним из ключевых понятий в химии, поскольку на его основе можно установить состав соединения, образуемое химическим элементом. Владея данным понятием, ученые могли проводить химические исследования, например, предвидеть состав синтезируемого вещества.

Изучение явления валентности началось в XIX в. В данный исторический период развивалась физика как наука, а конкретно один из ее разделов – механика, которая занималась рассмотрением движения тел и силой взаимодействия между ними. Поскольку атом является частицей, которая находится в постоянном движении, начали возникать следующие вопросы: с какой силой атомы соединяются между собой? Как называется эта сила? Так, ученые химики начали заниматься вопросом открытия понятия «валентность» [40].

Считается, что первым термин «валентность» ввёл в употребление в 1868 г. немецкий химик К. Вихельхаус, однако сама идея о наличии такой силы в химических взаимодействиях связывается с именем английского химика Э. Франкленда, который впервые высказал её в 1852 г.

Рассматривая формулы неорганических соединений, Э. Франкленд выявил закономерность у атомов элементов окружать себя определённым числом других атомов в зависимости от природы самого атома: атом азота

соединяется только с тремя атомами водорода, а углерода – с четырьмя. Атом кислорода, соединяясь с двумя атомами водорода, образует молекулу воды.

Опираясь на эти факты, можно было предположить, что такое поведение атомов является проявлением конкретного индивидуального свойства, которое Э. Франкленд в 1852 г. первоначально назвал «соединительной силой», затем его назвали «степенью соединения», «соединительным числом», «основностью», «атомностью», «эквивалентностью» и наконец «валентностью». Известно, что в Британскую энциклопедию этот термин вошёл в 1876 г. [4].

Теория валентности была в дальнейшем усовершенствована немецким химиком Ф. А. Кекуле, который следовал по пути, указанному Франклендом. Так, в 1858 г. он, рассматривая формулы органических соединений, таких как: хлористый углерод, хлористый метил, хлороформ, пришел к следующим выводам:

– атом углерода всегда связывает четыре атома одноатомного, или два атома двухатомного элемента;

– сумма химических единиц элементов, связанных с атомом углерода, равна 4.

Таким образом, именно Ф. А. Кекуле установил четырехвалентность углерода [41].

В настоящее время, пользуясь Периодической системой химических элементов Д. И. Менделеева, можно объяснить строение атома, объяснять закономерности изменения физических свойств, определять химические свойства элемента, объяснять закономерности изменения свойств атома, а также, зная определение вторичной периодичности, объяснять немонотонное изменение свойств атома как по периоду, так и по подгруппе. Всему этому послужило открытие понятия «валентность». Именно благодаря данной способности атома образовывать химические связи была установлена классификация химических элементов в Периодической

системе, поскольку элементы были систематизированы по группам по признаку их высшей валентности. Также был открыт Периодический закон, который установил зависимость свойств элементов от атомной массы. Таким образом, термин «валентность» сыграл важную роль в развитии Периодической системы химических элементов [24].

Также открытие данного понятия позволило ученым развивать химию как науку, что позволило в дальнейшем осуществлять синтез различных веществ, и использовать их в практической деятельности человека, например, развивать промышленность и медицину.

Но развитие данного понятия не остановилось на этом. Чуть позже в XX в. появились новые характеристики данного понятия, такие как «ковалентность» и «гетеровалентность». Под ковалентностью стали понимать количественную характеристику валентности атома, а гетеровалентность представляла собой характеристику валентности атомов в соединениях с ионной связью [30].

Под ковалентной связью стали понимать химическую связь, осуществляемую парой электронов, каждый из которых ранее был во владении отдельных атомов. Приставка *ко-* в слове «ковалентная» придает слову «валентность» новый смысл: *ко-* значит обобществлённая, взаимно принадлежащая двум связанным атомам. Ковалентная – это связь, обобществившая валентные электроны. Под ионной связью понимали связь за счёт электростатического взаимодействия противоположно заряженных ионов, которые образуются при полном или почти полном переходе электронов одного атома к другому [41].

Поскольку химическая связь в любом соединении имеет единую природу – электростатическое взаимодействие между заряженными частицами, чуть позже возникло предложение ввести ещё одну величину для характеристики валентного состояния элементов в соединениях с любым типом химической связи. Её называли окислительным числом, а позже степенью окисления.

В 1938 г. У. Латимер в книге «Степени окисления элементов и их потенциалы в водном растворе» ввел термин степень окисления, который становится основным при определении процессов окисления и восстановления и расстановке коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций [42].

Под степенью окисления (СО) стали понимать заряд, условно приписываемый атому по следующим правилам:

- в ионных соединениях СО совпадает с зарядом иона;
- в ковалентных соединениях степень окисления принято считать равным заряду, который получил бы атом, если бы все пары электронов, осуществляющие связь, были целиком смещены к более электроотрицательному атому.

Степень окисления является условной величиной, которая не всегда идентична величине заряда иона. В связи с этим, для разделения этих понятий их численные величины выражают разными формами. При обозначении степени окисления указывается сначала знак условного заряда, а затем его численная величина. При обозначении заряда иона форма записи обратная [31].

Довольно часто обучающиеся путают данные понятия. Это происходит из-за того, что численно они могут совпадать, но суть их разная. Валентность отображает число ковалентных связей, которыми данный атом соединён с другими атомами в молекуле, а степень окисления отображает количество отданных или принятых электронов данным атомом.

Разница между валентностью и степенью окисления заключается в следующем:

- валентность не имеет знака и не может быть нулевой, тогда как степень окисления обязательно характеризуется знаком и может иметь значение, равное нулю;
- валентность – это реальная величина, у неё есть физический смысл (число связей), а степень окисления является условной величиной, которая

показывает, какой заряд приобрёл бы атом, если бы все образованные им связи были ионными.

В России первым, кто начал рассматривать вопросы изучения окислительно-восстановительных процессов, был С. В. Даин, преподаватель Томского технологического института. Так, в 1914 г. он описал особенности данных процессов и систематизировал методы их изучения. Параллельно с ним особый вклад в развитие окислительно-восстановительных реакций внесли русские ученые Я. И. Михайленко и Л. В. Писаржевский. В 1914 г. они впервые предложили электронную теорию окислительно-восстановительных процессов. Основные положения данной теории представлены в таблице 1.

Таблица 1 – Основные положения электронной теории окислительно-восстановительных реакций

Понятие	Определение по электронной теории ОВР
<i>1</i>	<i>2</i>
Окисление	Процесс отдачи электронов
Восстановление	Процесс присоединения электронов
Окислитель	Вещество, атом или ионы которого присоединяют электроны Окислителями могут быть: а) нейтральные атомы, способные к присоединению электронов. Наиболее сильными окислителями являются элементы седьмой и шестой главных подгрупп – элементы, обладающие большим сродством к электрону; б) положительно заряженные ионы металлов и неметаллов, способные принимать электроны.
Восстановитель	Вещество, атомы или ионы которого отдают электроны Восстановителями могут быть: а) нейтральные атомы всех элементов, кроме атомов инертных газов и фтора. Наиболее сильными восстановителями являются атомы элементов, которые легко теряют электроны, т.е. атомы с малым значением потенциала ионизации; б) отрицательно заряженные ионы, так как они могут терять свои избыточные электроны, причем их восстановительная способность при одинаковом заряде возрастает с увеличением радиуса иона. Например, ион иода (I^-) является более сильным восстановителем, чем ион брома (Br^-) и хлора (Cl^-); в) заряженные положительно ионы металлов и неметаллов, так как они способны переходить из иона низшей в ион высшей положительной зарядности, например, восстановителями могут быть ионы Fe^{2+} , Sn^{2+} .

Окончание таблицы 1

1	2
Основные схемы	
Схема окислительно-восстановительной реакции	Реакция вытеснения металлов из растворов их солей другими металлами: $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$
Схема процесса перемещения электронов	$\text{Zn}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^{+2}$ $\text{Cu}^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0$ <p>Данная реакция протекает с изменением степени окисления цинка и меди. Атом цинка теряет два электрона и становится двухзарядным положительно, в то время как ион меди, имевший два положительных заряда, приобретает два электрона и становится нейтральным атомом. В реакции атом цинка окисляется, а сам является восстановителем, ион меди, в свою очередь, восстанавливается и выполняет роль окислителя</p>

В настоящее время основные положения электронной теории окислительно-восстановительных процессов используют для объяснения данных реакций в школьном курсе химии. О роли окислительно-восстановительных реакций в содержании школьного курса пойдет речь в следующем параграфе выпускной квалификационной работы.

1.2 Изучение окислительно-восстановительных реакций в содержании школьного курса химии

Самой распространенной авторской линией учебников по химии является линия О. С. Габриеляна. По данной программе окислительно-восстановительные процессы рассматриваются на протяжении всего периода изучения химии. Понятие «окислительно-восстановительная реакция» является сквозным, так как отрабатывается при изучении большинства тем школьного курса химии.

Первые представления об окислительно-восстановительных процессах обучающиеся получают в конце 8 класса. Подробно ознакомившись с понятием «степень окисления» и подробно изучив классы неорганических

соединений, обучающиеся узнают, что химические реакции можно разделить на два типа:

- реакции, протекающие без изменения степени окисления атомов, составляющих реагирующие вещества;

- реакции, которые изменяют степень окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Данные реакции называют окислительно-восстановительными [3].

Но чтобы подвести обучающихся к изучению данной темы, с самого начала изучения химии в 8 классе постепенно вводится понятие «химическая реакция», изучается его определение, дается классификация.

Изначально рассматриваются физические и химические явления, их отличия. После учитель подводит школьников к идентичности понятий «химическое явление» и «химическая реакция». Далее все стороны системы понятий о химической реакции расширяются и дополняются новыми данными, начинается этап накопления знаний.

При изучении темы «Химическая связь» дается более полное определение понятию «химическая реакция» [8]. У обучающихся формируется представление о том, что химическая реакция представляет собой процесс разрушения старых связей и образования новых. Тут же вводится понятие «степень окисления», которое является ключевым при изучении окислительно-восстановительных процессов [10].

Сформировав у обучающихся понятия «химическая реакция» и «степень окисления», педагог переходит к рассмотрению классификации химических реакций. Он подводит обучающихся к тому, что изменение степени окисления у атомов элементов является одним из признаков классификации химических реакций. Таким образом, у обучающихся формируется понимание того, что окислительно-восстановительная реакция представляет собой процесс, в ходе которого происходит изменение степени окисления элементов [9]. При этом обучающиеся используют следующие мыслительные приемы: сравнение, анализ, синтез, обобщение [43].

Далее подробно рассматриваются основные понятия окислительно-восстановительного процесса, к которым относят: окислитель, восстановитель, окисление и восстановление.

Также очень важно на данном этапе изучения химии сформировать у обучающегося навык уравнивания коэффициентов в схеме окислительно-восстановительного процесса. Для этого очень подробно изучается метод электронного баланса. Данный способ уравнивания коэффициентов рассматривается на протяжении всего периода изучения окислительно-восстановительных реакций.

Чтобы овладеть методом электронного баланса, необходимо владеть определенным набором навыков и умений, которые уже сформированы у обучающегося за период обучения в основной школе. Сюда относят, в первую очередь, математические умения [11]. Выполняя алгоритм по составлению электронного баланса, школьнику необходимо правильно определить наименьшее общее кратное (НОК), существует множество химических реакций, где с определением данного показателя возникают трудности, самым известным примером – реакция обжига пирита, где обучающийся сталкивается с двумя восстановителями и одним окислителем и начинает искать наименьшее общее кратное неправильно, не сложив количество отданных электронов [15]. Также обучающемуся необходимо правильно находить дополнительные множители [18].

Рассмотрение электронного баланса является последним этапом изучения окислительно-восстановительных реакций в курсе 8 класса, так как перед этим у школьника должны быть сформированы химические умения. Он должен оперировать частицами, рассматриваемых при изучении электронного баланса. Для этого должны быть сформированы понятия «атом», «молекула», «протон», «электрон». Он должен уметь определять окислитель и восстановитель, распознавать процесс окисления и восстановления. Для этого ему необходим навык определения степеней окисления атомов химических элементов в соединениях.

На этом заканчивается изучение окислительно-восстановительных реакции в 8 классе. Изучение данного типа химических реакций продолжается в 9 классе. Тут обучающиеся сталкиваются с процессами окисления и восстановления в течение всего периода изучения химии элементов.

В 9 классе происходит закрепление понятия «окислительно-восстановительная реакция». При изучении раздела «Металлы», у обучающихся формируются представления о их восстановительных свойствах. При изучении раздела «Неметаллы», обучающиеся знакомятся с их окислительными свойствами и узнают о том, что неметаллы могут играть роль как окислителя, так и восстановителя [5].

Если в 8 классе у обучающихся сформировано представление о понятиях «окислитель» и «восстановитель», как о частицах, которые понижают и повышают свою степень окисления в ходе химической реакции, то при изучении химии элементов формируется целостное представление того, какие элементы являются типичными окислителями, а какие элементы являются типичными восстановителями. Это связано с изменением свойств атомов химических элементов.

Также в 8 классе обучающиеся знакомятся со свойствами атомов. Рассматривая при изучении химии элементов строение атомов, затрагивается вопрос: какие свойства проявляет атом, восстановительные и окислительные? Отвечая на него, у обучающегося формируется зависимость изменения окислительных и восстановительных свойств по подгруппе и периоду в Периодической системе химических элементов. Так, обучающиеся приходят к выводу о том, что неметаллы, а конкретно галогены, являются самыми сильными окислителями, а металлы являются самыми сильными восстановителями. Оперируя изменением окислительных и восстановительных свойств по периоду и подгруппе, обучающиеся понимают, что фтор является самым сильным окислителем, а самыми сильными восстановителями являются щелочные металлы.

На этапе изучения химии элементов обучающиеся работают с понятием «электрохимический ряд напряжений». Не проработав данное понятие, обучающиеся не смогут в дальнейшем предсказывать продукты окислительно-восстановительных реакций, а также понять тему «Электролиз», где ряд напряжений имеет ключевое значение при рассмотрении анодных и катодных процессов. Изучая понятие «ряд напряжений металлов», происходит развитие представлений о восстановительных свойствах металлов [13].

Рассматривая способы получения некоторых металлов, а конкретно все щелочные металлы и алюминий, школьники узнают о процессе электролиза, о котором уже было сказано чуть выше, но более детально ознакомятся с данным понятием лишь в 11 классе, при изучении общей химии.

При рассмотрении способов получения и химических свойств конкретного элемента, отрабатывается умение составлять электронный баланс, полученное в конце 8 класса.

В 10 классе окислительно-восстановительные реакции рассматриваются не так подробно, как в курсе основной школы. Это связано с тем, что сформированный у обучающихся ключевой признак окислительно-восстановительной реакции – степень окисления, не имеет значения при рассмотрении органических соединений [36].

В курсе органической химии важна не степень окисления атома, а смещение электронной плотности, в результате которого на атомах появляются частичные заряды, никак не согласующиеся со значениями степеней окисления. Например, в молекуле хлорметана в силу полярности связи «C–Cl», на метильной группе возникает положительный эффективный заряд, в то же время степень окисления элемента углерода в этом соединении имеет отрицательное значение. В силу того, что реакционная способность соединений зависит от строения и природы химической связи, а степень окисления – это величина условная, то она не может использоваться в качестве характеристики, определяющей механизм реакции.

Благодаря полярности связи «C–Cl», хлоралканы легко гидролизуются с образованием спиртов. Однако их образование невозможно объяснить, если исходить из отрицательного значения степени окисления углерода в данном соединении. Из этого можно сделать вывод об ограниченности действия понятия «степень окисления» при изучении органических веществ [44].

Тем не менее, ключевые понятия, изученные в курсе химии основной школы, такие как окислитель, восстановитель, окисление и восстановление продолжают свое развитие в курсе органической химии [6].

При переходе к рассмотрению окислительно-восстановительных реакций с участием органических соединений происходит полное формирование и развитие данных понятий, поскольку окисление рассматривают как процесс, в результате которого возрастает число кислородсодержащих связей, либо уменьшается число водородсодержащих связей. При восстановлении, наоборот, уменьшается число кислородсодержащих связей и увеличивается число водородсодержащих связей.

Большинство реакций в органической химии можно отнести к окислительно-восстановительным. Горение органических соединений является примером окислительно-восстановительного процесса, поскольку продуктами реакции являются углекислый газ, со степенью окисления атома углерода +4, и вода, где атом кислорода находится в степени окисления –2, а поскольку в исходных веществах находится молекула кислорода, у которой степень окисления равна 0, то будет происходить изменение степени окисления у атомов элементов реагирующих веществ. Реакции галогенирования и гидрирования также относятся к окислительно-восстановительным реакциям.

И тут же встает вопрос: как уравнивать коэффициенты в схеме окислительно-восстановительного процесса? Не все реакции в курсе органической химии можно уравнивать методом электронного баланса. Поскольку большинство органических соединений являются слабыми электролитами, чтобы уравнивать коэффициенты в схеме окислительно-восстановительного

процесса, можно показать обучающимся электронно-ионный метод, основанный на том, что в отличие от метода электронного баланса, здесь оперируют реальными частицами, которые участвуют в растворе – ионы.

Очень важно уделять внимание развитию у обучающихся навыка определения степеней окисления у атомов химических элементов в формулах органических соединений [14].

Таким образом, в 10 классе обучающиеся знакомятся с окислительно-восстановительными процессами с участием органических веществ.

При изучении общей химии в 11 классе происходит повторение и углубление знаний об окислительно-восстановительных процессах [7].

– рассматриваются закономерности изменения окислительно-восстановительных свойств;

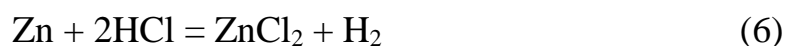
– протекание окислительно-восстановительных реакций в растворах электролитов;

– электролиз растворов и расплавов;

– коррозия металлов;

При углубленном изучении химии можно рассмотреть классификацию окислительно-восстановительных реакций. Тогда у обучающихся сформируется представление о следующих типах реакций:

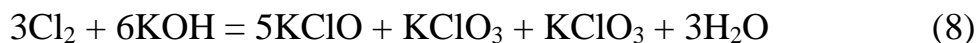
1. Межмолекулярные реакции – реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов в разных молекулах. Например, реакция взаимодействия цинка с соляной кислотой. Данный процесс протекает по уравнению (6):



2. Внутримолекулярные реакции – реакции, в которых атомы, изменяющие свои степени окисления, находятся в одной молекуле. Например, реакция разложения хлората калия. Данный процесс протекает по уравнению (7):



3. Реакции диспропорционирования – реакции, которые идут с изменением степеней окисления атомов одного и того же элемента. Например, реакция взаимодействия хлора с раствором щелочи. Данный процесс протекает по уравнению (8):



4. Реакции конпропорционирования – реакции, в которых окислитель и восстановитель являются одним и тем же элементом в разных веществах с разными степенями окисления. Например, реакция взаимодействия сероводорода с сернистым газом. Данный процесс протекает по уравнению (9):



Также иногда рассматривается влияние среды на характер окислительно-восстановительных реакций, например, когда в качестве окислителя используется перманганат калия – KMnO_4 . Здесь удобно познакомить обучающихся с методом полуреакций. Но, к сожалению, в школьном курсе химии данный метод уравнивания коэффициентов в схемах окислительно-восстановительных процессов практически не рассматривается.

Следующим этапом изучения окислительно-восстановительных процессов является изучение тем «Электролиз» и «Коррозия металлов». Именно изучая данные темы, у школьников формируется целостное представление о том, какое практическое значение имеют окислительно-восстановительные процессы, поскольку электролиз имеет важное значение в промышленности, а коррозия является процессом, который разрушает металлы при взаимодействии с окружающей средой.

При рассмотрении темы «Коррозия» обучающиеся изучают виды коррозии, способы защиты от нее, также приобретают навык составления схем протекающих окислительно-восстановительных процессов.

При изучении темы «Электролиз» обучающиеся изучают катодные и анодные процессы, составляют уравнения окислительно-восстановительных процессов, предполагают продукты электролиза, владея понятием

«электрохимический ряд напряжений металлов» и изучив правила катодных и анодных процессов.

Завершая изучение темы «Окислительно-восстановительные реакции» в курсе общей химии, подробно рассматривается роль таких реакций в природе и технике.

Таким образом, в курсе общей химии происходит интеграция понятий. Все полученные знания и умения повторяются, систематизируются и углубляются [45].

Выводы по первой главе

1. История окислительно-восстановительных процессов начинается еще с тех времен, когда человек освоил получение огня. Изначально под горением понималась некая «огненная субстанция», которая называлась флогистоном, но в 1777 г. А. Л. Лавуазье создает кислородную теорию горения. Это послужило началом представлений об окислительно-восстановительных реакциях.

В России особый вклад в развитие окислительно-восстановительных реакций внесли русские ученые Я. И. Михайленко и Л. В. Писаржевский. В 1914 г. они впервые предложили электронную теорию окислительно-восстановительных процессов. Основные положения данной теории в настоящее время используются для объяснения окислительно-восстановительных процессов в школьном курсе химии.

2. Тема «Окислительно-восстановительные реакции» в школьном курсе изучается на протяжении всего периода обучения химии. Первые представления об окислительно-восстановительных процессах обучающиеся получают в конце 8 класса. В 9 классе на протяжении всего периода обучения происходит повторение и расширение знаний об окислительно-восстановительных процессах. В 10 классе у обучающихся формируются представления об окислительно-восстановительных процессах с участием органических веществ. При изучении общей химии в 11 классе происходит

повторение и углубление знаний об окислительно-восстановительных процессах. В курсе общей химии происходит интеграция понятий. Все полученные знания и умения повторяются, систематизируются и углубляются.

ГЛАВА 2. МЕТОДИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ РАЗЛИЧНЫХ ПРИЕМОВ И МЕТОДОВ ИЗУЧЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ В ШКОЛЬНОМ КУРСЕ ХИМИИ

2.1 Методический анализ приемов и методов изучения окислительно-восстановительных реакций в 8 классе

В первой главе было рассмотрено, что изучение окислительно-восстановительных процессов начинается в 8 классе. На начальном этапе у обучающихся формируется фундаментальное понятие «степень окисления» [29].

Оно вводится в теме «Химическая связь». На его основе анализируются изучаемые обучающимися реакции разных типов, доказывая, что среди них можно найти и окислительно-восстановительные.

Выделяются основные признаки нового типа реакций – изменение степени окисления элементов реагирующих веществ. На основе этого признака раскрывается содержание основных понятий и дается определение окислительно-восстановительной реакции как процесса, в ходе которого происходит изменение степени окисления элементов вследствие полного или частичного смещения электронов [21].

И тут перед обучающимся встает вопрос, как правильно запомнить степени окисления элементов, если данное понятие имеет множество характеристик: переменная, высшая, низшая и постоянная. Запомнить степень окисления каждого элемента может составить школьнику затруднение [26]. Здесь педагогу удобно использовать такой прием структурирования информации, как интеллект-карты или ментальные карты.

Суть данного метода обобщения информации состоит в том, что в центре ментальной карты располагается ключевое понятие, от которого отходят главные составные части, соединенные между собой структурными связями. Составные части могут делиться, в свою очередь, на подпункты до

тех пор, пока информация о ключевом понятии не будет полностью структурирована.

Интеллект-карты помогают школьникам в обучении следующим образом:

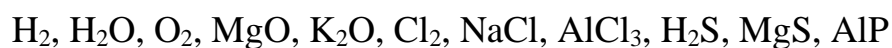
- располагают информацию в обобщенную структуру, что позволяет обучающимся легче запоминать учебный материал;
- изображения вызывают более точные ассоциации, что способствует более упрощенному запоминанию информации;
- экономят время восприятия, поскольку схемы и таблицы обучающиеся анализируют медленнее;
- помогают развивать познавательный интерес обучающихся [35].

Главное достоинство интеллект-карт – универсальность и простота их составления. Нами были разработаны интеллект-карты, которые можно использовать при изучении окислительно-восстановительных процессов. Они представлены на рисунках 1.1 и 1.2 (Приложение 1).

Понятие «степень окисления» вводится в сопоставлении с уже известным понятием валентность. Очень часто обучающиеся путают данные понятия, поскольку у большинства соединений в курсе неорганической химии значения валентности и степени окисления равны, из-за этого очень многие школьники приходят к выводу об идентичности данных понятий [1]. Чтобы сформировать у обучающегося умение различать данные понятия, предлагается выполнение следующих заданий:

Задание 1. Изобразите структурные формулы следующих молекул: O_2 , H_2O , OF_2 , H_2O_2 . Определите валентности и степени окисления кислорода в этих молекулах.

Задание 2. Основываясь на положении элементов в Периодической системе, обоснуйте расстановку степеней окисления в формулах веществ, приведённых ниже:



Выполняя данные задания, у обучающегося развивается навык различать понятие степени окисления от понятия валентность. Также формируется представление об важнейшем признаке окислительно-восстановительной реакции – изменение степени окисления.

Следующим этапом изучения окислительно-восстановительных реакций является раскрытие содержания следующих понятий: окисление, восстановление, окислитель, восстановитель [28]. Развивать представления о данных понятиях можно при помощи опорных конспектов.

Их использование позволяет обучающимся запомнить большой объем информации в более легкой и доступной форме, что способствует качественному усвоению учебного материала. Опорные конспекты улучшают доступ к информации, помогая запоминать и вспоминать ее более эффективно и быстро. Важной составляющей этой системы является рефлексия, которая повышает понимание и осмысление учебного материала. Полученные результаты помогают настраивать темпы усваивания материала и его структуру в соответствии с индивидуальными особенностями обучающегося [25].

Важной чертой данного метода является акцент на развитие независимости мышления обучающихся, побуждая их искать решения задач самостоятельно, а не следовать стандартным алгоритмам [16]. Ключевым понятием в опорном конспекте является опорный сигнал [38].

Опорный сигнал – это ассоциативный символ, который заменяет некое смысловое значение. Он способен мгновенно восстановить в памяти известную и ранее понятую информацию.

Под опорным конспектом понимается «системный набор опорных сигналов, структурно связанных между собой и представляющих собой наглядную конструкцию, замещающую систему значений, понятий, идей как взаимосвязанных элементов» [25].

На рисунке 1 приведен пример опорного конспекта, направленного на развитие представлений о процессах окисления и восстановления.

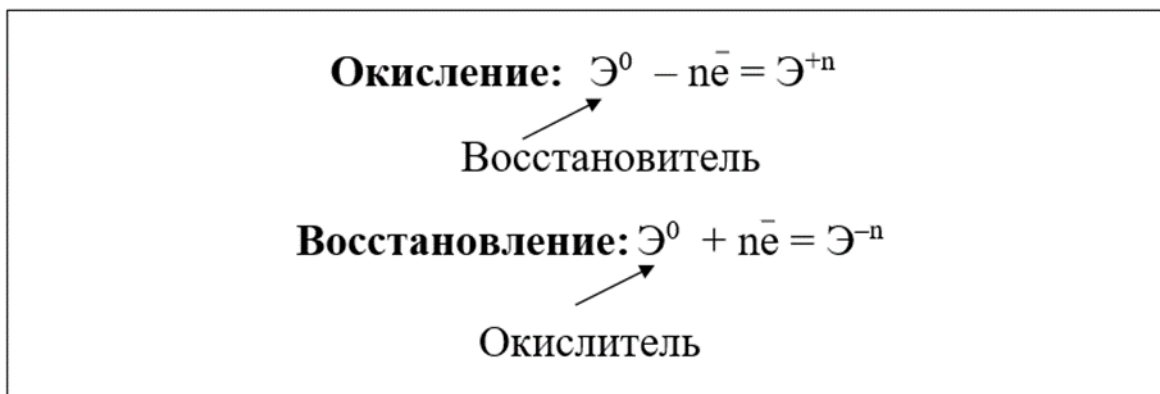


Рисунок 1 – Опорный конспект «Процессы окисления и восстановления»

Работая с данным опорным конспектом, у школьников происходит целостное представление о процессах окисления и восстановления и о частицах, которые участвуют в данном процессе.

Также у обучающегося должно быть сформировано понимание того, что любая окислительно-восстановительная реакция представляет собой совокупность двух взаимосвязанных процессов – окисления и восстановления. Чтобы школьнику было легче понять суть данных процессов, предлагается использовать в качестве опорных конспектов так называемые оси степеней окисления. На рисунке 2 представлен пример одной из осей степеней окисления, которую можно использовать при изучении процессов окисления и восстановления.

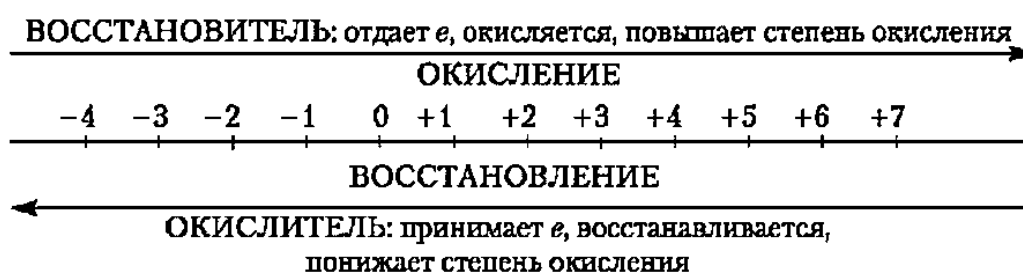


Рисунок 2 – Опорный конспект «Ось степеней окисления»

Использование данного опорного конспекта формирует у обучающихся устойчивое понимание того, что окислитель в ходе реакции понижает

свою степень окисления и восстанавливается, а восстановитель, наоборот, в ходе химической реакции повышает свою степень окисления и окисляется.

Таким образом, для развития системы понятий об окислительно-восстановительных реакциях очень удобно использование опорных конспектов. Нами были разработаны примеры опорных конспектов, которые приведены на рисунках 2.1–2.13 (Приложение 2). Данные конспекты можно использовать на уроках химии, при рассмотрении окислительно-восстановительных процессов.

Для того чтобы сформировать у обучающегося более полное представление об окислительно-восстановительных процессах, удобно использовать приемы мнемотехники. Мнемотехника или мнемоника – это совокупность приёмов, увеличивающих объём памяти и облегчающих запоминание информации.

Мнемонические приемы можно разделить следующим образом:

1. Образование смысловых фраз из начальных букв запоминанием информации:

Отдать – Окислиться, Взять – Восстановиться

Как видно слова начинаются с одинаковых букв. Данный прием упрощает запоминание процессов окисления и восстановления.

2. Рифмизация или ритмизация – представляет собой перевод информации в слова, связанные с определенным ритмом или рифмой:

– окислитель – грабитель (в процессе окислительно-восстановительной реакции окислитель присоединяет электроны);

– восстановитель – это тот, кто электроны отдает. Сам отдает грабителю, злодею-окислителю.

Также рифмизацию можно использовать при рассмотрении понятия «валентность»:

– натрий, калий, серебро – одновалентное добро;

– магний, кальций, цинк и барий – их валентность равна паре;

– калий, натрий, серебро с водородом заодно.

В качестве домашнего задания можно предложить школьникам сочинить собственные стихи или строки, что способствует развитию творческого мышления.

3. Использование буквенный код:

– ВОО – восстановитель – отдал – окислился;

– ОВВ – окислитель – взял – восстановился;

– восстановитель поВышает степень окисления (есть буква В в слове, восстановитель тоже начинается на букву В);

– окислитель понижает степень окисления (в слове понижает нет буквы В).

4. Нахождение ярких необычных ассоциаций. На рисунке 3 предложен вариант ассоциации для формирования понятия «окислитель» и «восстановитель»:

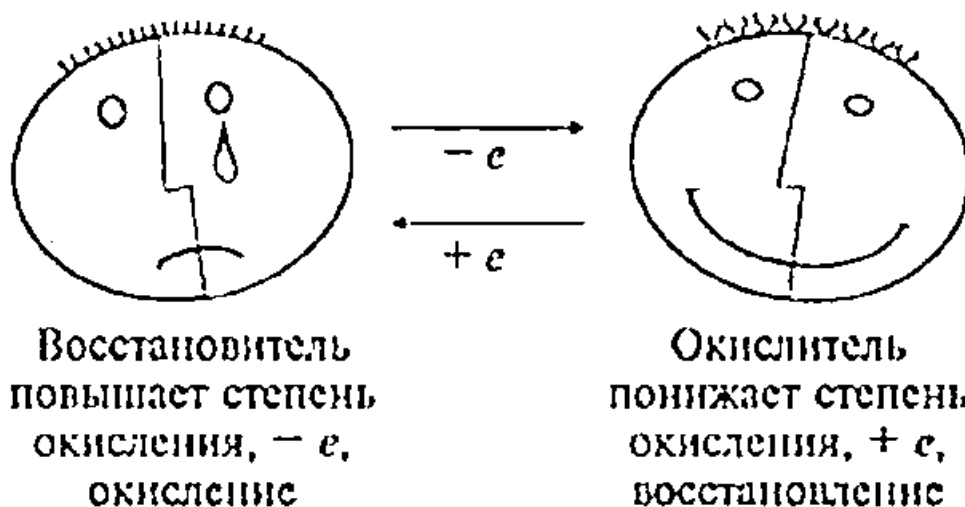


Рисунок 3 – Ассоциативная картинка «Восстановитель и окислитель»

Мнемонические приемы помогают обучающемуся облегчить запоминание нужной информации и увеличивают объем памяти путем ассоциативного мышления [20].

Последним этапом при изучении окислительно-восстановительных реакций в курсе 8 классе является формирование навыка уравнивания коэффициентов в схеме окислительно-восстановительных процессов. Здесь

учитель знакомит школьников с методом электронного баланса. В ходе рассмотрения данного метода, целесообразно организовывать работу, обучающихся с опорой на таблицу, в которой прописан алгоритм действия при составлении электронного баланса [32]. В таблице 2 представлен пример алгоритма метода электронного баланса.

Таблица 2 – Алгоритм метода электронного баланса

№ действия	Действие
1	Запишите схему реакции (формулы исходных веществ и продуктов реакции)
2	Определите и сравните степени окисления элементов до и после реакции
3	Выберите (подчеркните) элементы, степени окисления которых изменяются
4	Выпишите эти элементы
5	Определите, отдал или принял элемент электроны и их количество
6	Определите окислитель и восстановитель
7	Выпишите то количество электронов, которое определили. Найдите для этих чисел наименьшее кратное
8	Определите коэффициенты, разделив поочередно наименьшее кратное на количество электронов
9	Определите процесс окисления или восстановления
10	Расставьте коэффициенты перед формулами восстановителя и окислителя методом электронного баланса
11	Уравняйте правую и левую части уравнения
12	Устно проверьте правильность составленного уравнения

Отрабатывая навык составления электронного баланса, обучающиеся вырабатывают правило: число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, приобретенных окислителем. Ниже приведен пример задания на уравнивание коэффициентов методом электронного баланса:

Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции по схеме (уравнение (10)):



Определите окислитель и восстановитель.

Подобное задание может попасться школьнику при сдаче основного государственного экзамена (ОГЭ). В ходе выполнения данного задания школьник определяет окислитель и восстановитель, составляет схемы процессов окисления и восстановления, расставляет коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции [33].

В ходе рассмотрения метода электронного баланса у школьника развивается умение преобразовывать словесную информацию о химических явлениях в язык символов и знаков, что является одним из требований к планируемым результатам освоения учебного предмета «Химия».

В целом на данном этапе заканчивается формирование системы понятий об окислительно-восстановительных реакциях в 8 классе [2]. По итогу школьнику сформированы следующие умения:

- распознавать окислительно-восстановительный процесс, отличать его от других типов химических реакций;
- определять степень окисления;
- определять окислитель и восстановитель;
- составлять схемы процессов окисления и восстановления;
- уравнивать коэффициенты в схеме окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса.

Следующим этапом изучения окислительно-восстановительных реакций является совершенствование умений по уравниванию коэффициентов методом электронного баланса, решение проблемных задач. Данные умения формируются на следующем этапе в 9 классе при изучении химии элементов.

2.2 Методический анализ приемов и методов изучения окислительно-восстановительных реакций в 9 классе

В 9 классе окислительно-восстановительные реакции встречаются почти в каждой теме, на протяжении всего курса химии элементов. Переходя к рассмотрению способов получения и химических свойств

конкретного элемента, обучающиеся сталкиваются с процессами окисления и восстановления.

На данном этапе у обучающихся формируется понимание о зависимости окислительно-восстановительных свойств элементов от строения атома. Обучающиеся приходят к выводу о том, что элементы в низшей степени окисления повышают ее путем отдачи электронов и являются активными восстановителями, а элементы в высшей степени окисления понижают ее путем принятия электронов и являются активными восстановителями. Изучая химию элементов, обучающиеся рассматривают два раздела: неметаллы и металлы. Изучая, неметаллы обучающиеся сталкиваются с тем, что они могут играть как роль восстановителя, так и роль окислителя.

Чтобы применить полученные знания для объяснения свойств как простых веществ, так и соединений элементов обучающимся можно предложить выполнить следующие задания:

Задание 1. Почему азотистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Составьте уравнения реакций HNO_2 : а) с бромной водой; б) с HI .

Задание 2. Какие соединения и простые вещества могут проявлять только окислительные свойства? Выберите такие вещества из предложенного перечня: NH_3 , CO , SO_2 , Cl_2 , HNO_3 .

В ходе выполнения выше приведенных заданий у обучающихся полностью формируется представление о том, что неметаллы могут являться как восстановителями, так и окислителями. На данном этапе изучения окислительно-восстановительных процессов у обучающихся происходит развитие понятий «окислитель» и «восстановитель». Формируется целостное представление о типичных окислителях и восстановителях. Также повторяется и углубляется понятие «степень окисления», поскольку школьник оперирует понятиями «высшая степень окисления», «низшая степень окисления» и «промежуточная степень окисления».

В 9 классе также удобно применение опорных конспектов при изучении химии элементов, поскольку школьник работает с большим количеством информации, и задача учителя помочь ему грамотно структурировать ее.

При изучении соединений неметаллов, учащиеся сталкиваются с тем, что один и тот же элемент проявляет разные степени окисления. Для формирования более целостного представления о степенях окисления элементов удобно снова использовать опорные конспекты с применением осей степеней окисления, рассмотренные еще в 8 классе. На рисунке 4 представлен пример опорного конспекта «Оси степеней окисления неметаллов».

п/г элемент	I	II	III	IV	V	VI	VII	Примечание
	H		B	C, Si	N, P	O, S	F, Cl	
Шкала								<div style="display: flex; flex-direction: column; align-items: center;"> <div style="margin-bottom: 10px;">↑ Окислительные</div> <div style="margin-bottom: 10px;">- e⁻</div> <div style="margin-bottom: 10px;">+</div> <div style="margin-bottom: 10px;">e⁻</div> <div style="margin-bottom: 10px;">↓ Восстановительные</div> </div>
+7							+7	
6								
5								
4								
3			+3		+3		+3	
2				+2	+2	+2		
1	+1				+1		+1	
0	0	0	0	0	0	0	0	
-1	-1				-1	-1	-1	
-2				-2	-2	-2		
-3			-3		-3			
-4				-4				

Рисунок 4 – Опорный конспект «Ось степеней окисления неметаллов»

Подобную ось степеней окисления можно использовать и при изучении металлов. На рисунке 5 приведен пример опорного конспекта «Оси степеней окисления металлов».

п/г элемент	I		II		III		IV		V		VI		VII		Примечание
	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	
	Na	Cu	Mg	Zn	Al	Sc	Sn	Ti	H	V	.	Cr	.	Mn	Свойства:
Шкала															Восстановительные ↓ - ок ↑ окислительные + ок
+7															
0															

Рисунок 5 – Опорный конспект «Ось степеней окисления металлов»

Используя данные конспекты, у обучающихся полностью формируется понимание того, как происходит изменение степени окисления элемента в ходе окислительно-восстановительной реакции. Также возможно использование осей степеней окисления при рассмотрении конкретного элемента. Например, при изучении раздела «Неметаллы», рассматривая соединения фосфора и азота, обучающиеся сталкиваются с разнообразием степеней окисления данных элементов. На рисунке 6 представлен пример опорного конспекта «Ось степеней окисления фосфора».

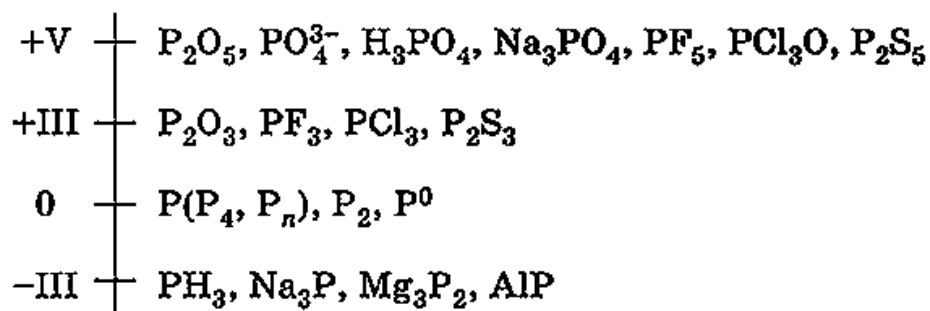


Рисунок 6 – Опорный конспект «Ось степеней окисления фосфора»

Также использовать опорные конспекты можно при изучении восстановительных свойств металлов, рассматривая понятие «электрохимический ряд напряжений». Выучить все реакции наизусть невозможно.

Но зная положение металла в электрохимическом ряду напряжений, обучающиеся могут предсказать протекание реакций с его участием [19]. Например, при рассмотрении реакции взаимодействия металлов с концентрированной серной кислотой и азотной кислотой, не нужно рассматривать каждую реакцию отдельно и запоминать ее. Намного удобнее составить общие схемы данных процессов и показать их в опорном конспекте. Именно тогда у обучающегося сформируется целостное представление о данных процессах и произойдет облегченное запоминание информации путем ассоциативного мышления.

Ниже приведены задания, которые можно использовать для развития понятия «электрохимический ряд напряжений»:

Задание 1. Некоторый металл вступает в реакцию с раствором нитрата серебра, но не реагирует с разбавленной серной кислотой. Какой это металл?

Задание 2. Определите металлы, которые: а) вытесняют и медь, и железо из водных растворов их солей; б) вытесняют медь, но не вытесняют железо из водных растворов их солей; в) не вытесняют ни медь, ни железо.

В ходе выполнения данных заданий у обучающегося развивается полное представление о восстановительных свойствах металлов, формируется навык предсказания продуктов окислительно-восстановительной реакции. Выполнение данных операций способствует глубокому пониманию сущности окислительно-восстановительных процессов и развитию химического мышления.

В силу того, что на изучении химии в 9 классе выделяется очень малое количество времени (до 2 час. в неделю), удобно рассматривать окислительно-восстановительные процессы во внеурочной деятельности. Здесь можно рассматривать задания, которые вызывают у школьников определенные трудности.

Очень часто обучающиеся сталкиваются с проблемой определения степени окисления у элементов, поскольку данное понятие носит

формальный (условный) характер [27]. Ниже приведен пример проблемной задачи, в ходе которой обучающиеся сталкиваются с трудностями при расставлении степени окисления:

Задание 1. Во время оказания «первой помощи» была испачкана йодом белая салфетка. Ее погрузили в раствор тиосульфата натрия, после чего произошло мгновенное исчезновение коричневых пятен йода. Данный процесс можно описать следующим уравнением:

Определите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты в схеме окислительно-восстановительной реакции.

В данном случае школьники сталкиваются с проблемной задачей, так как сера не может иметь степень окисления +2,5. Перед обучающимися встает вопрос «что делать»? Учитель подводит обучающихся, к тому, что данная реакция протекает в растворе, а значит, нужно написать уравнение в ионном виде:

При внимательном рассмотрении участвующих и полученных в результате реакции частиц, школьники находят и подчеркивают те, которые изменили свой состав или поменяли степень окисления.

В школьном курсе химии в основном знакомят только с одним методом расстановки коэффициентов – методом электронного баланса. Но не всегда данный метод эффективен при уравнивании коэффициентов [12]. Здесь нужно познакомить обучающихся с еще одним методом расстановки коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций – электронно-ионным методом или методом полуреакций. Именно при решении данного задания, педагог может познакомить обучающихся с электронно-ионным методом для расстановки коэффициентов в схеме окислительно-восстановительной реакции [17].

В ходе уравнивания коэффициентов методом полуреакций у обучающихся развивается навык составления схем процессов окисления и восстановления, развивается навык расстановки коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительных реакций. Также изучая данный

метод, у школьника формируется умение оперировать частицами, участвующих в окислительно-восстановительном процессе. Если в методе электронного баланса рассматриваются частицы (атом, молекула), которые понижают или повышают свою степень окисления. При методе полу-реакции рассматриваются ионы, которые реально участвуют в реакции.

Таким образом, можно сделать вывод, что электронно-ионный метод развивает у обучающихся более глубокое представление о взаимодействиях, протекающих при процессах окисления-восстановления, развивает способность к анализу химической ситуации. Подробно данный метод можно рассматривать при изучении окислительно-восстановительных процессов с участием органических веществ.

При этом в ходе изучения химии элементов обучающиеся часто используют метод электронного баланса, изученный в 8 классе. Здесь у обучающихся развивается полное представление о данном способе уравнивания коэффициентов. Иногда обучающиеся сталкиваются с такими реакциями, при составлении электронного баланса которых возникают определенные трудности. Самым известным примером такой реакции является обжиг пирита [34], который также рассматривается в школьном курсе. Данный процесс протекает по схеме (уравнение (11)):



В приведенной схеме обучающиеся сталкиваются с проблемной ситуацией, путаясь в двух схемах процесса окисления, начинают неправильно находить наименьшее общее кратное (НОК), вследствие чего не могут уравнивать коэффициенты в схеме окислительно-восстановительной реакций. Учитель доносит до школьников, что нужно сложить количество электронов, отданных восстановителями, и направляет их на правильное нахождение наименьшего общего кратного. Также у обучающихся может возникнуть трудность с определением степени окисления у атомы серы в молекуле пирита, поскольку в школьном курсе не изучаются соединения серы S^{-1} , а школьники знакомы лишь с соединениями серы S^{-2} [37].

Исходя из этого, метод электронного баланса в ходе изучения химии элементов также может получить свое полное развитие. Таким образом, в 9 классе удобно использовать два подхода уравнивания коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций: метод электронного баланса и метод полуреакций (электронно-ионный).

Можно рассматривать реакций с участием смешанных оксидов. Определить степень окисления у атома химического элемента в смешанном оксиде составляет для обучающихся трудность. Не определив степень окисления или определив ее неправильно, школьник не сможет составить электронный баланс или составит его неверно. К таким реакциям относится образование железной окалины – Fe_3O_4 . Например, при высокой температуре раскаленное железо реагирует с перегретым водяным паром. Данный процесс протекает по схеме (уравнение (12)):



Задача учителя состоит в том, чтобы донести до обучающегося, что в данном соединении атомы железа имеют разную степень окисления. Нужно показать обучающимся как еще можно расписать формулу железной окалины – $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$. Тут у школьника формируется понимание того, что в данном соединении два атома железа имеют степень окисления +3 и один атом +2. И тут перед обучающимся встает сложность с составлением электронного баланса. Нужно показать школьникам, как правильно составить схемы процессов окисления и восстановления – показать переход электронов от Fe^0 к Fe^{+2} и Fe^{+3} и донести до школьников, что суммарное количество отданных электронов равно 8. Найдя количество принятых электронов, обучающиеся смогут правильно найти наименьшее общее кратное и расставить коэффициенты в схеме окислительно-восстановительной реакции.

Таким образом, при изучении окислительно-восстановительных реакций в школьном курсе химии рационально рассматривать примеры,

которые вызывают затруднения у школьников. Сталкиваясь с проблемными заданиями, у школьника формируются следующие навыки и умения:

- фиксировать затруднения в собственной деятельности и выявлять причины в этих затруднениях;

- осуществлять поиск информации, необходимой для решения проблемной задачи, в ходе чего развиваются мыслительные приемы: анализ, синтез, обобщение.

Также очень важно показывать, что химические эксперименты протекают по уравнениям окислительно-восстановительных реакций. Задания № 23–24 Основного государственного экзамена по химии подразумевают под собой проведения мысленного и реального эксперимента. В этих заданиях попадаются окислительно-восстановительные реакции. Ниже приведен пример подобного задания.

Задание 1. Дан раствор серной кислоты, а также набор следующих реактивов: цинк, соляная кислота, растворы гидроксида натрия, сульфата меди (II), хлорида магния. (Возможно использование индикаторной бумаги или раствора фенолфталеина). Запишите молекулярные уравнения двух реакций, которые характеризуют химические свойства серной кислоты, и укажите признаки их протекания. Используйте только вещества из приведенного выше перечня. Какие правила техники безопасности нужно соблюдать при проведении данных опытов?

Выполняя данное задание, обучающиеся подходят к тому, что первое молекулярное уравнение (взаимодействие цинка и серной кислоты) относится к окислительно-восстановительной реакции. У школьника формируется представление о том, что некоторые химические эксперименты относятся к процессам окисления и восстановления. Также мысленный эксперимент направлен на развитие следующих навыков у умений:

- структурирование знаний, обучающиеся на основе уже имеющихся у них знаний могут мысленно представить протекание химического эксперимента;

– развитие абстрактного мышления, так как обучающиеся владеют многими мыслительными операциями, такими, как анализ, синтез, сравнение, абстракция.

Тема «Окислительно-восстановительные реакции» интересна своей практической значимостью. В 9 классе рассматривается окислительно-восстановительный процесс – коррозия. Изучая данное явление, у школьников формируется представление о химических и электрохимических процессах, осуществляемых в промышленности. Для формирования более целостного представления о практической значимости процессов окисления и восстановления обучающимся можно предложить ситуационные задачи практико-ориентированной направленности [39].

Ситуационная задача – методический прием, состоящий из совокупности условий, направленных на решение лично значимых ситуаций с целью формирования компонентов содержания школьного образования. Практико-ориентированные задачи выполняют ряд функций:

- развитие познавательного интереса школьников к обучению химии;
- обеспечение формирования функциональной грамотности, под которой понимается сформированность умений решать стандартные жизненные задачи на основе преимущественно прикладных знаний;
- преодоление формализма в обучении, наполняя процесс учения реальным смыслом [22].

Пример ситуационной задачи практико-ориентировочного содержания по теме «Коррозия»:

Условия задачи. Коррозия металлов – разрушение металлов вследствие химического или электрохимического взаимодействия их с внешней (коррозионной) средой. В результате коррозии ежегодно теряется от 1 % до 1,5 % всего металла, накопленного и эксплуатируемого человечеством.

Вопросы:

1) имеются два железных гвоздя, помещенных в стакан с водой. К одному из них прикручена медная проволока, а к другому – цинковая. Какой из гвоздей быстрее заржавеет? Обоснуйте свой ответ;

2) составьте уравнения электрохимических процессов, протекающих на поверхностях цинка и железа при погружении железного гвоздя с цинковой проволокой в воду; при погружении железного гвоздя с медной проволокой в воду.

Решая данную задачу, у обучающегося развивается навык работы с понятием «электрохимический ряд напряжений». Формируется представление о том, что процесс коррозии является окислительно-восстановительным. Развиваются навыки составления схем процессов окисления и восстановления.

Показывая практическое применение процессов окисления-восстановления, заканчивается этап формирования системы понятий об окислительно-восстановительных реакциях в школьном курсе неорганической химии. Обучающиеся усваивают важнейшие понятия, решают проблемные задания, закрепляют навык уравнивания коэффициентов в схемах окислительно-восстановительных процессов.

2.3 Анализ эффективности внедрения различных приемов и методов изучения окислительно-восстановительных реакций в ходе педагогического эксперимента

Педагогический эксперимент проводился на базе МБОУ «СОШ № 6» г. Чебаркуль. Участие в эксперименте принял 51 обучающийся 9 классов.

Осуществление педагогического эксперимента проходило в несколько этапов:

1. Подготовительный этап:

– разработка дидактических комплектов к урокам по главам раздела «Металлы» для 9 классов;

– формирование контрольной и экспериментальной групп по результатам входной диагностической работы (Приложение 3).

2. Экспериментальный этап:

– проведение уроков с включением в них различных методов и приемов, направленных на развитие системы понятий об окислительно-восстановительных реакциях;

– проведение итоговой контрольной работы по пройденному материалу (Приложение 4);

– оценка результатов педагогического эксперимента.

На подготовительном этапе проведена подготовка дидактических материалов: заданий, направленных на развитие системы понятий об окислительно-восстановительных реакциях, проверочных работ. Составлена входная диагностическая работа для выявления первоначального уровня обученности обучающихся 9 класса умениям и навыкам составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Входная диагностическая проверочная работа проводилась перед изучением раздела «Металлы» в 9 классах. Работа была предназначена для закрепления знаний обучающихся по разделу «Общая характеристика химических элементов и химических реакций». Также она была направлена на выявление начального уровня подготовки обучающихся и на выявление класса, которым станет экспериментальным в ходе педагогического эксперимента. Стоит отметить, что для эксперимента были отобраны классы с примерно одинаковым уровнем успеваемости.

Задания диагностической работы были сформированы по трем видам уровня сложности:

– уровень А – простой, включает в себя тестовые задания базового уровня;

– уровень В – средней сложности, включает в себя задания на соотнесение, для выполнения которых обучающемуся необходимо

использовать некоторые приёмы умственной деятельности, такие как анализ, синтез, сравнение;

– уровень С – сложный, включает в себя задание, при выполнении которого необходимо логически обосновать решение поставленной задачи.

Для количественной оценки полученных результатов в ходе педагогического эксперимента использовалась методика поэлементного анализа сформированности полноты умений А.В. Усовой.

Работы учащихся анализируются поэлементно по действиям, которые должны быть сформированы и рассчитываются значения коэффициента полноты сформированности умений выполнять тот или иной вид деятельности. Для полного усвоения темы «Окислительно-восстановительные реакции» обучающийся должен владеть следующими умениями:

- расставить степени окисления элементов;
- определить окислитель и восстановитель;
- определить процесс окисления и восстановления;
- составить электронный баланс;
- расставить коэффициенты в схеме окислительно-восстановительной реакции.

Ниже приведены формулы для расчёта коэффициента полноты сформированности умений для каждого обучающегося индивидуально и для всего класса:

1) формула (1) расчета коэффициента полноты сформированности умений у конкретного обучающегося :

$$K_i = \frac{X_i}{X_0}, \quad (1)$$

где K_i – коэффициент полноты сформированности умений обучающегося;

X_i – число умений, сформированных у учащегося во время эксперимента;

X_0 – число умений, которые должны сформироваться во время эксперимента.

2) формула (2) расчета коэффициента полноты сформированности умений для всего класса:

$$K = \frac{\sum x_i}{N_{x_0}}, \quad (2)$$

где K – коэффициент полноты сформированности умений класса;
 $\sum x_i$ – сумма всех правильных ответов в классе;
 N_{x_0} – число обучающихся в классе.

Собранные в процессе проведения мероприятия обрабатываются и данные вносятся в таблицы 5.1–5.4 (Приложение 5) для дальнейшего расчета коэффициента полноты сформированности умений.

Поэлементный анализ входной диагностической работы показал, что оба класса владеют примерно одинаковым уровнем обученности составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Для класса 1 коэффициент полноты сформированности умения составил 47,2 %, а для класса 2 он составил 50,0 %.

Поэлементный анализ входной диагностической работы для класса 1 и для класса 2 представлен на рисунке 7.

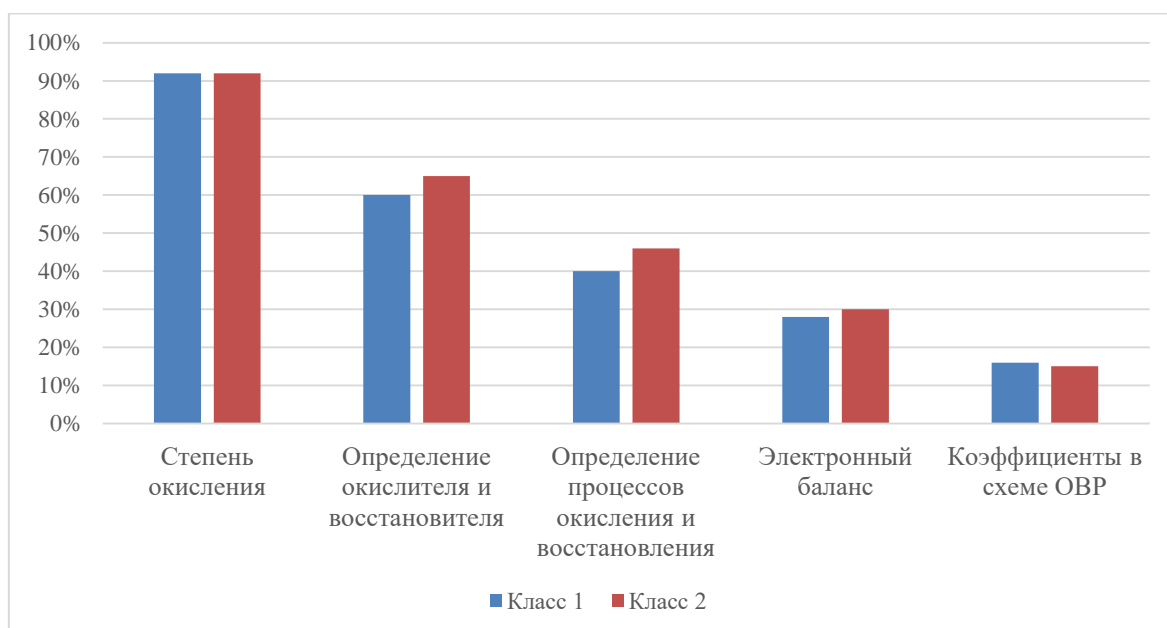


Рисунок 7 – Поэлементный анализ входной диагностической работы

Как видно из приведённых выше графиков, расставить степени окисления в схеме окислительно-восстановительного процесса в обоих классах смогло одинаковое количество обучающихся – 92 %. Определить окислитель и восстановитель смогли 60 % обучающихся, в классе 2 чуть больше обучающихся справилась с данной операцией – 65 %. Написать схему процессов окисления и восстановления смогли меньше половины класса 1 – 40 %, в классе 2 чуть больше – 46 % обучающихся. Составить электронный баланс в 1 классе смогли меньше трети обучающихся – 28 %, в классе 2 чуть больше – 30 %. Расставить коэффициенты в схеме окислительно-восстановительной реакции в обоих классах смогло примерно одинаковое количество обучающихся – 16 %. Из всего выше сказанного, можно сделать вывод, что в классе 2 обучающиеся справились с входной диагностической проверочной работой чуть лучше, чем класс 1.

Таким образом, по результатам входной диагностической работы класс 1 выбран в качестве экспериментального класса, поскольку набрал несколько меньшие показатели, чем класс 2, который, в свою очередь, был выбран в качестве контрольного класса. Количество обучающихся экспериментального класса – 25 человек, контрольного класса – 26 человек.

На подготовительном этапе были отобраны темы, в рамках изучения которых есть возможность включения в содержание вопросов изучения окислительно-восстановительных реакций. В 9 классе это темы «Коррозия», «Щелочные металлы», «Бериллий, магний и щелочноземельные металлы», «Алюминий» и «Железо», при изучении которых, при рассмотрении способов получения и химических свойств конкретного элемента, непосредственно рассматриваются окислительно-восстановительные процессы.

В экспериментальном классе в содержание изучаемых тем были включены различные методы и приемы изучения окислительно-восстановительных реакций. Сюда входят: использование интеллект-карт и опорных конспектов, внедрение приемов мнемотехники, решение ситуационных задач, решение проблемных заданий, алгоритм метода

электронного баланса. На всех уроках внедрялись опорные конспекты, интеллект-карты и приемы мнемотехники. При изучении темы «Железо» были рассмотрены реакции обжига пирита и образования железной окарины, как пример проблемных заданий. При изучении темы «Коррозия» была внедрена ситуационная задача. При изучении щелочноземельных металлов рассмотрена задача с мысленным экспериментом. На каждом уроке отрабатывался алгоритм метода электронного баланса.

Обработка полученных данных – влияние внедрения в учебный процесс методов и приемов, направленных на развитие системы понятий об окислительно-восстановительных реакциях, на изменение уровня обученности навыкам и умениями составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. В контрольном классе уроки проводились с использованием традиционных методов и форм обучения.

По итогам изучения данных тем проведена итоговая проверочная работа, которая показала лучшие результаты, по сравнению с входной диагностической работой. Результаты итоговой проверочной работы для экспериментального класса представлены на рисунке 8.

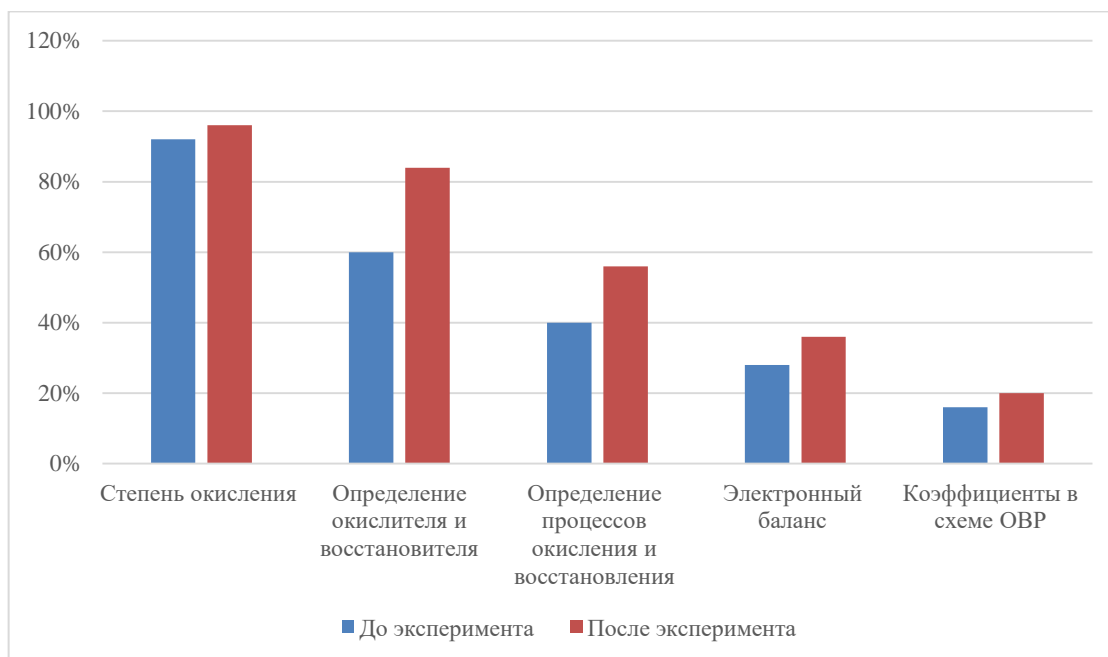


Рисунок 8 – Сравнение результатов поэлементного анализа входной диагностической работы с результатами итоговой проверочной работы для экспериментального класса

Результаты итоговой проверочной работы для контрольного класса представлены на рисунке 9.

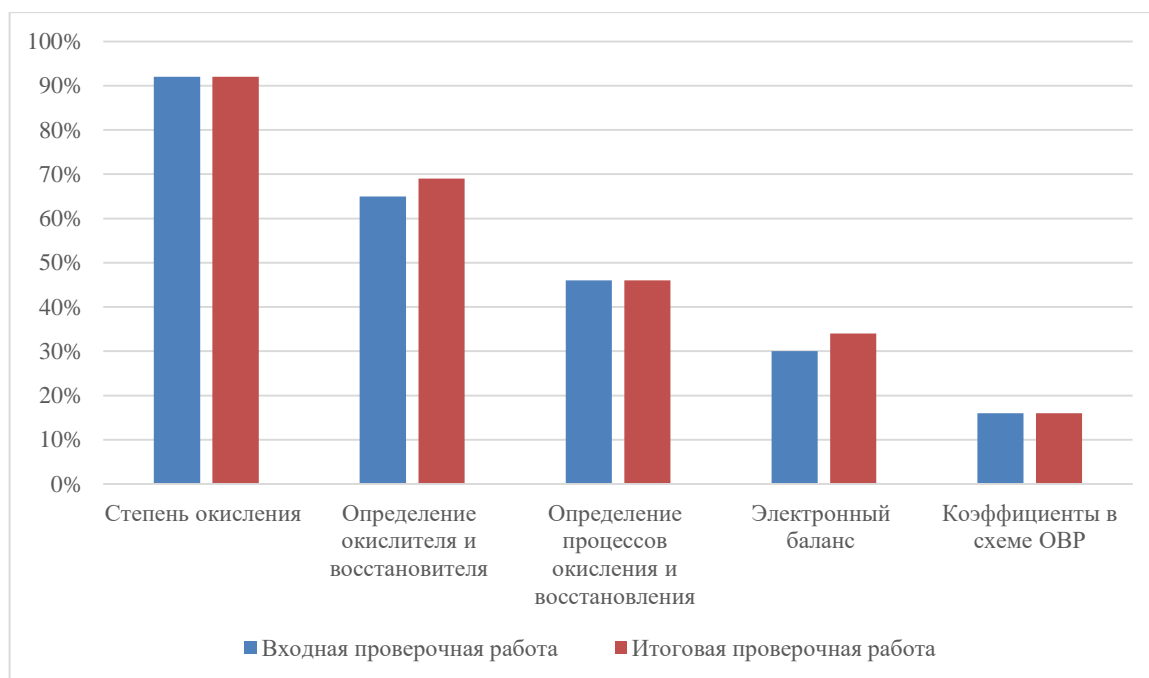


Рисунок 9 – Сравнение результатов поэлементного анализа входной диагностической работы с результатами итоговой проверочной работы для контрольного класса

Как видно из приведённых выше графиков, в экспериментальном классе после педагогического эксперимента у обучающихся развились умения определять окислитель и восстановитель, увеличились показатели по выполнению операции «Определение процессов окисления и восстановления». С электронным балансом справилось на 8 % больше обучающихся, по сравнению с входным контролем. В контрольном классе показатели примерно остались на том же уровне.

Коэффициент полноты сформированности умений для экспериментального класса повысился на 11,2 % и составил 58,4 %. В контрольном классе данный коэффициент остался почти на том же уровне, что был при проведении входной диагностической работы (повысился всего на 1,5 %). На рисунке 10 представлен анализ изменения коэффициента полноты сформированности умений для обоих классов до и после эксперимента.

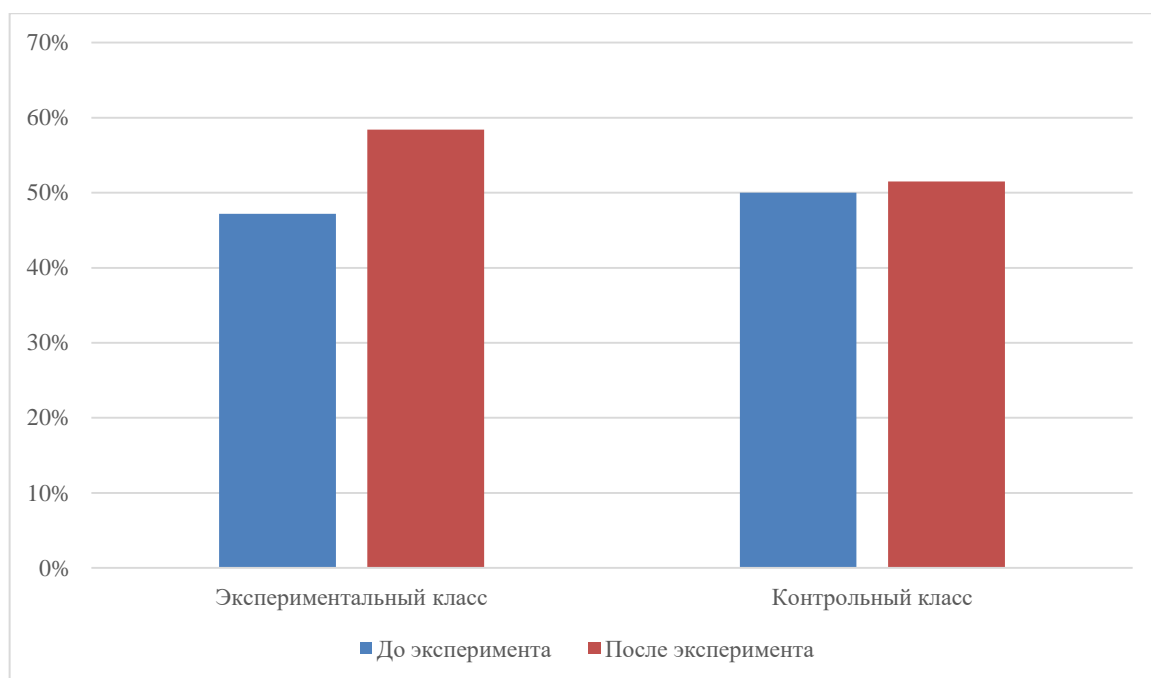


Рисунок 10 – Сравнение коэффициентов полноты сформированности умений экспериментального класса и контрольного класса до и после эксперимента

Таким образом, результаты педагогического эксперимента, позволяют сделать вывод о том, что предложенные методы и приемы положительно влияют на динамику уровня обученности умениям и навыкам составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Выводы по второй главе

1. В ходе написания второй главы рассмотрены различные методы и приемы изучения окислительно-восстановительных реакций в школьном курсе химии. К ним были отнесены: использование интеллект-карт, использование опорных конспектов, применение приемов мнемотехники, алгоритм метода электронного баланса, решение ситуационных задач, мысленный эксперимент, решение проблемных заданий.

2. Данные методы и приемы были апробированы в ходе педагогического эксперимента с обучающимися 9 класса. Сравнение результатов итоговой проверочной работы с входной диагностической работой позволило сделать вывод о том, что внедрение в учебный процесс

предложенных методов и приемов, благоприятно влияет на степень обученности навыкам и умениям составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Целью нашего исследования являлось экспериментально проверить влияние различных приемов и методов, направленных на развитие умений и навыков составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, в ходе педагогического эксперимента с обучающимися 9 класса.

В ходе проведенного исследования можно сделать следующие выводы:

1. Рассмотрен исторический аспект возникновения системы понятий об окислительно-восстановительных реакциях. Проведен подробный анализ содержания темы «Окислительно-восстановительные реакции» в школьном курсе химии.

2. К различным приемам и методам изучения окислительно-восстановительных реакций были отнесены: работа с интеллект-картами, приемы мнемотехники (мнемоника), работа с опорными конспектами, решение ситуационных задач, мысленный эксперимент. Был подробно рассмотрен алгоритм метода расстановки коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций – метод электронного баланса, а также некоторые задания, вызывающие трудности у обучающихся при рассмотрении процессов окисления и восстановления.

3. Педагогический эксперимент показал, что при систематическом использовании отобранных приемов и методов на отдельных этапах уроках происходит развитие системы понятий об окислительно-восстановительных реакциях. О чем свидетельствует динамика изменения степени обученности знаниям, умениям и навыкам составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Проведенный поэлементный анализ по методике А. В. Усовой показал, что после внедрения в экспериментальный класс предложенных методов и приемов, степень обученности составления уравнений окислительно-восстановительных реакций выросла на 11,2 %, по сравнению с входным контролем. В контрольном классе степень

обученности осталась примерно на том же уровне (повысилась всего на 1,5 %). Это говорит о положительном влиянии предложенных приемов и методов на степень обученности знаниям, умениям и навыкам составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Таким образом, следует считать, что задачи выпускной работы полностью выполнены и цель достигнута.

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННЫХ ИСТОЧНИКОВ

1. Ахметов М.А. К методике формирования понятия «уравнение химической реакции» / М.А. Ахметов // Химия в школе. – 2014. – № 9. – С. 29–32.
2. Ахметов Н.К. Как мы составляем уравнения окислительно-восстановительных реакций / Н.К. Ахметов, А.Р. Нурахметова, А.Е. Сагимбаева // Химия в школе. – 2014. – № 9. – С. 38–40.
3. Башимова А.М. Системное изучение раздела «Окислительно-восстановительные реакции» в школьном курсе химии / А.М. Башимова // Инновационные процессы в системе образования : материалы региональной научно-практической конференции. – Карачаевск : Карачаево-Черкесский государственный университет имени У.Д. Алиева, 2018. – С. 15–16.
4. Волков В.А. Выдающиеся химики мира : учебное пособие / В.А. Волков., Е.В. Вонский., Г.И. Кузнецова. – Москва : Высшая школа, 1991. – 655 с. – ISBN 978-5-060-01568-8.
5. Габриелян О.С. Химия. 9 класс : учебник для школы / О.С. Габриелян, Н.Г. Остроумов. – Москва : Просвещение, 2010. – 235 с. – ISBN 978-5-090-07-71608-6.
6. Габриелян О.С. Химия. 10 класс. Базовый уровень : учеб. для общеобразоват. учреждений / О.С. Габриелян. – Москва : Дрофа, 2014. – 191 с. – ISBN 978-5-358-12216-0.
7. Габриелян О.С. Химия. 11 класс. Базовый уровень : учеб. для общеобразоват. учреждений / О.С. Габриелян. – Москва : Дрофа, 2014. – 223 с. – ISBN 978-5-358-13067-8.
8. Габриелян О.С. Химия. 8 класс : учеб. для общеобразоват. учреждений / О.С. Габриелян. – Москва : Дрофа, 2011. – 270 с. – ISBN 978-5-358-09573-1.

9. Габриелян О.С. Методическое пособие к учебнику О.С. Габриеляна «Химия». 8 класс / О.С. Габриелян. – Москва : Дрофа, 2018. – 109 с. – ISBN 978-5-358-19619-3.

10. Габриелян О.С. Химия. Примерные рабочие программы. Предметная линия учебников О.С. Габриеляна, И.Г. Остроумова, С.А. Сладкова. 8-9 классы : учеб. пособие для общеобразоват. организаций / О.С. Габриелян, С.А. Сладков. – Москва : Просвещение, 2021. – 80 с. – ISBN 978-5-09-078327-9.

11. Габриелян О.С. Химия. Примерные рабочие программы. Предметная линия учебников О.С. Габриеляна, И.Г. Остроумова, С.А. Сладкова. 10-11 классы : учеб. пособие для общеобразоват. организаций : базовый уровень / О.С. Габриелян, С.А. Сладков. – 2-е изд. – Москва : Просвещение, 2021. – 64 с. – ISBN 978-5-09-078328-6.11.

12. Гареев И.Н. Выбор оптимального метода составления окислительно-восстановительных реакций при изучении курса «общая химия» / И.Н. Гареев // Проблемы и перспективы развития образования : материалы Международной научной конференции, Пермь, 20 апреля 2011 г. – Пермь : Альметьевский государственный нефтяной институт, 2011. – С. 58–60.

13. Глинка Н.Л. Общая химия : учеб. пособие / Н.Л. Глинка. – Москва : КноРус, 2024. – 749 с. – ISBN 978-5-406-12565-6.

14. Гуревич П.А. Органическая химия : полезные сведения для школьников и учителей-история, теория, задачи и решения / П.А. Гуревич, М.А. Кабешов. – Казань : Школа, 2003. – 339 с.

15. Девяткин В.В. Химия для любознательных, или, о чем не узнаешь на уроке / В.В. Девяткин, Ю.М. Ляхова. – Ярославль : Академия холдинг, 2000. – 237 с. – ISBN 978-5-928-50120-7.

16. Дусавицкий А.К. Урок в развивающем обучении : книга для учителя / А.К. Дусавицкий, Е.М. Кондратюк, И.Н. Толмачева, З.И. Шилкунова. – Москва : ВИТА-ПРЕСС, 2008. – 231 с. – ISBN 978-5-775-51880-6.

17. Елфимов В.И. Некоторые новые подходы к составлению уравнений окислительно-восстановительных реакций / В.И. Елфимов, Е.М. Мясоедов, И.В. Степина // Вестник МГСУ. – 2015. – № 3. – С. 108–118.
18. Зайцева В.А. Проблема изучения темы «Валентность и степень окисления» в курсе химии 8 класса / В.А. Зайцева // Вестник магистратуры. – 2022. – № 5. – С. 6–7.
19. Иванова Р.Г. Общая методика обучения химии в школе / Р.Г. Иванова. – Москва : Дрофа, 2008. – 319 с. – ISBN 978-5-358-02030-6.
20. Киселева А.Ю. Мнемонические приемы при развитии понятийного мышления в решении химических задач / А.Ю. Киселева // Наука, образование и культура. – 2022. – № 4 – С. 14–15.
21. Коровин Н.В. Общая химия: учебник для вузов / Н.В. Коровин. – Москва : Высш.шк., 2010. – 560 с. – ISBN 978-5-060-04403-3.
22. Кошкарева П.Г. Практико-ориентированный подход к обучению химии как способ формирования естественнонаучной грамотности у обучающихся 9 класса : дисс. магистр. 44.04.01 / Кошкарева Полина Григорьевна ; науч. рук. Ю. Г. Ромашкова ; КГПУ им. В.П. Астафьева. – Красноярск, 2020. – 116 с.
23. Кузнецов В.И. Общая химия. Тенденция развития : учебник для вузов / В.И. Кузнецов. – Москва : Высшая школа, 1989. – 287с. – ISBN 978-5-060-00666-2.
24. Куринной В.И. Очерк развития химической атомистики в XIX веке / В.И. Куринной. – Москва : Изд-во Акад. наук СССР, 1960. – 158 с.
25. Маратова М.Е. Применение технологии опорных схем на уроках химии / М.Е. Маратова // Актуальные проблемы гуманитарных и естественных наук. – 2015. – № 5 – С. 15–16.
26. Мартынова О.А. К вопросу о формировании интереса обучающихся к химии в средней школе / О.А. Мартынова, А.В. Кострикин // Наука и образование. – 2022. – № 2. – С. 25–26.

27. Матюшкин А.М. Проблемные ситуации в мышлении и обучении / А.М. Матюшкин. – Москва : Педагогика, 1972. – 322 с.

28. Медведев Ю.Н. Контрольные измерительные материалы: реальность и перспективы / Ю.Н. Медведев., С.В. Стаханова // Химия в школе. – 2018. – № 1 – С. 23-29.

29. Методика формирования и оценивания базовых навыков, компетенций обучающихся по программам основного общего образования по химии, необходимых для решения практико-ориентированных задач // 57 ФИПИ [сайт]. – 2021. – URL: https://doc.fipi.ru/metodicheskayakopilka/metodika-otsenivaniya-bazovykh-navykov/khimiya_metodika.pdf (дата обращения 14.05.2024).

30. Миттова И.Я. История химии с древнейших времен до конца XX века: в 2 т. Т. 1 : учебное пособие / И.Я. Миттова, А.М. Самойлов. – Долгопрудный : Интеллект, 2009. – 416 с. – ISBN 978-5-915-59115-7.

31. Михайлов О.В. О целесообразности использования понятия «степень окисления атома» при подборе стехиометрических коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций / О. В. Михайлов // Российский химический журнал. – 2015. – Т. 59. – № 5–6. – С. 74–84.

32. Николукин М.С. Разработка алгоритма поиска стехиометрических коэффициентов химических уравнений / М. С. Николукин // Современные наукоемкие. – 2019. – № 1. – С. 99–103.

33. Новошинский И.И. Готовимся к Основному государственному экзамену : учебное пособие для 8-9 классов / И.И. Новошинский., Н. С. Новошинская. – Москва : ООО «Русское слово – учебник», 2023. – 104 с. – ISBN 978-5-533-02771-7.

34. Пичугина Г.В. Повторяем химию на примерах из повседневной жизни / Г.В. Пичугина. – Москва : [б.и.], 1999. – 172 с. – ISBN 978-5-894-15041-8.

35. Ратайко К.В. Ментальные карты, как способ изложения темы «Окислительно-восстановительные реакции» / К.В. Ратайко // Устойчивое развитие науки и образования. – 2021. – № 4 – С. 6–7.

36. Сабирова Л.М. Развитие системы понятий об окислительно-восстановительных реакциях в школьном курсе органической химии / Л. М. Сабирова // Science time. – 2021. – № 5. – С. 4–5.

37. Салпагарова З.И. Развитие системы понятий об окислительно-восстановительных реакциях в школьном курсе химии / З.И. Салпагарова // Тенденции и перспективы развития естественно-научных исследований в современных условиях : сборник научных трудов II Международной научно-практической конференции, Карачаевск, 15 декабря 2023 г. – Карачаевск : Карачаево-Черкесский государственный университет имени У.Д. Алиева, 2023. – С. 5–6.

38. Сечко О.И. Химия.9 класс. Опорные конспекты, схемы и таблицы: методическое пособие / О.И. Сечко – Москва : Педагогика, 2022. – 45 с. – ISBN 978-985-19-7329-9.

39. Скаткин М.Н. Проблемы современной дидактики / М. Н. Скаткин. – Москва : Педагогика, 1980. – 214 с.

40. Соловьев Ю.И. История химии в России: учебник для вузов / Ю.И. Соловьев. – Москва : Наука, 1985. – 415 с.

41. Фигуровский Н.А. История химии : учебное пособие / Н. А. Фигуровский. – Москва : Просвещение, 1979. – 311с.

42. Худойназарова Г.А. Методика проведения урока «Степень окисления и окислительно-восстановительные реакции» / Г. А. Худойназарова, М.Б. Гулямова, М.С. Избуллаева //Наука. Мысль. – 2014. – № 4. – С. 2–4.

43. Чернобельская Г.М. Методика обучения химии в средней школе : учебник для студентов высших учебных заведений / Г.М. Чернобельская. – Москва : ВЛАДОС, 2000. – 336 с. – ISBN 978-5-691-00492-1.

44. Шалашова М.М. Непрерывность и преемственность в развитии системы понятий об окислительно-восстановительных реакциях в школьном курсе органической химии: автореф. дис. ... канд. пед. наук : 13.00.02 / Шалашова Мария Михайловна, Нижегородский пед. ун-т. – Москва, 1998. – 17 с.

45. Шамова Т.И. Активизация учения школьников / Т.И. Шамова. – Москва : Педагогика, 1982. – 208 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

Примеры интеллект карт



Рисунок 1.1 – Интеллект карта «Степени окисления»



Рисунок 1.2 – Интеллект-карта «Окислительно-восстановительные реакции»

ПРИЛОЖЕНИЕ 2

Комплект опорных конспектов

При определении степени окисления нужно руководствоваться следующими правилами:

- 1) СО атома ХЭ в простом веществе равна 0
$$\text{H}_2^0, \text{N}_2^0, \text{O}_2^0, \text{F}_2^0, \text{Cl}_2$$
- 2) СО атома ХЭ в форме одноатомного иона в веществе, имеющем ионное строение, равна заряду данного иона;
- 3) Алгебраическая сумма всех степеней окисления атомов ХЭ в нейтральной молекуле равна 0, а в сложном ионе-заряду иона;
- 4) Постоянные СО в соединениях имеют:
 - щелочные Me (Li, Na, K, Rb, Cs), почти всегда Ag : +1;
 - все элементы II группы (кроме ртути): +2;
 - фтор F: -1
 - кислород O: -2(за исключением $\text{OF}_2^{(+2)}$, $\text{O}_2\text{F}_2^{(+1)}$; пероксидов H_2O_2 и $\text{Na}_2\text{O}_2^{-1}$, супероксидов $\text{KO}_2^{-1/2}$)
 - водород в соединениях с неметаллами: +1;
в соединениях с металлами: -1;
- 5) Максимальная положительная степень окисления атома ХЭ равна номеру группы (кроме фтора, кислорода, элементов IV – группы и большинства элементов VIII группы).
- 6) Минимальная отрицательная степень окисления атомов неметаллов вычисляется по формуле: $\boxed{N-8}$, где N- номер группы

Например,

Азот – элемент V группы, его максимальная СО = +5;
минимальная СО: $5-8= -3$

Хлор – элемент VII группы, его максимальная СО = +7;
минимальная СО: $7-8= -1$

Рисунок 2.1 – Опорный конспект «Правила определения степеней окисления»

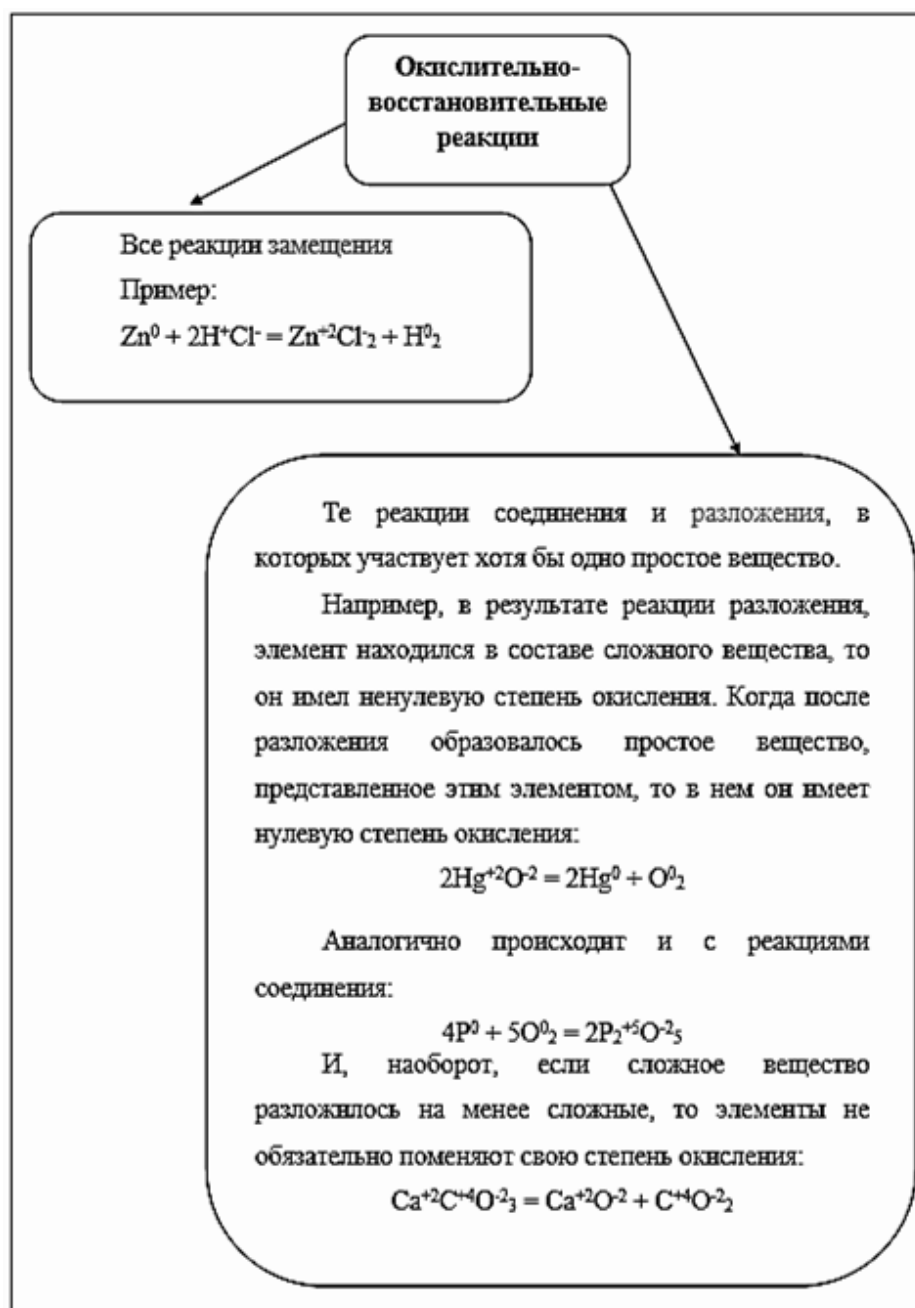


Рисунок 2.2 – Опорный конспект «Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным?»

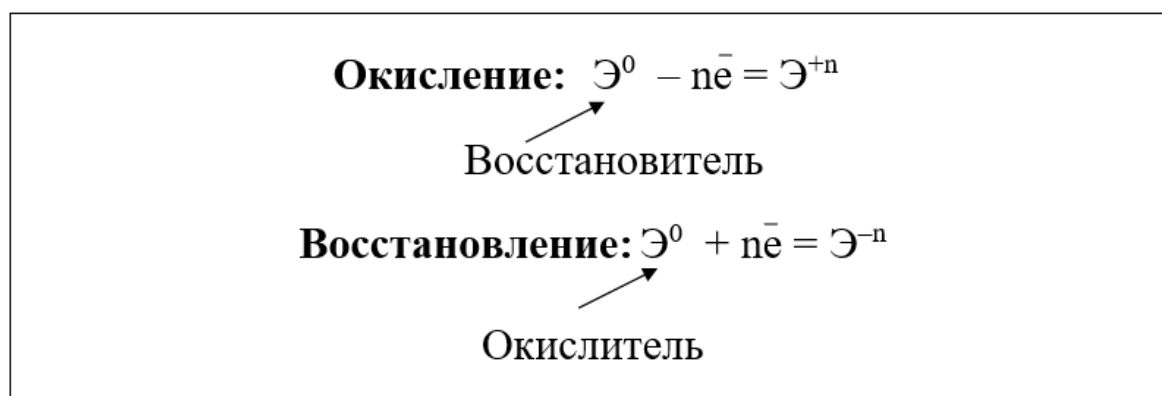


Рисунок 2.3 – Опорный конспект «Процессы окисления и восстановления»

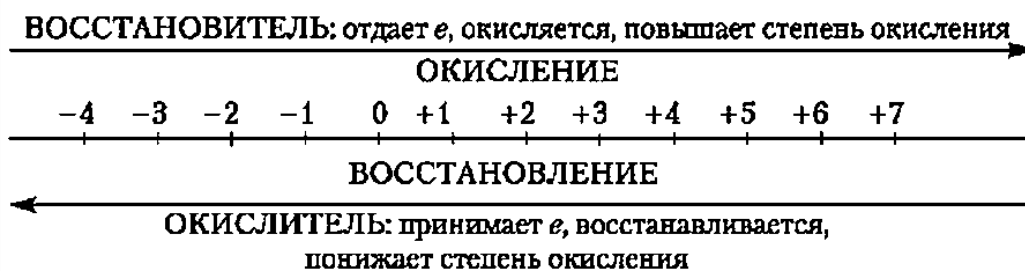


Рисунок 2.4 – Опорный конспект «Ось степеней окисления»

п/г элемент	I		II		III		IV		V		VI		VII		Примечание
	H				B		C, Si		N, P		O, S		F, Cl		
Шкала															Окислительные ↑ - e ↓ + e Восстановительные
+7															
6															
5															
4															
3															
2															
1															
0															
-1															
-2															
-3															
-4															

Рисунок 2.5 – Опорный конспект «Ось степеней окисления неметаллов»

п/г элемент	I		II		III		IV		V		VI		VII		Примечание
	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	
	Na	Cu	Mg	Zn	Al	Sc	Sn	Ti	H	V	-	Cr	-	Mn	
Шкала															Окислительные ↑ - e ↓ + e Восстановительные
+7															
6															
5															
4															
3															
2															
1															
0															

Рисунок 2.6 – Опорный конспект «Ось степеней окисления металлов»

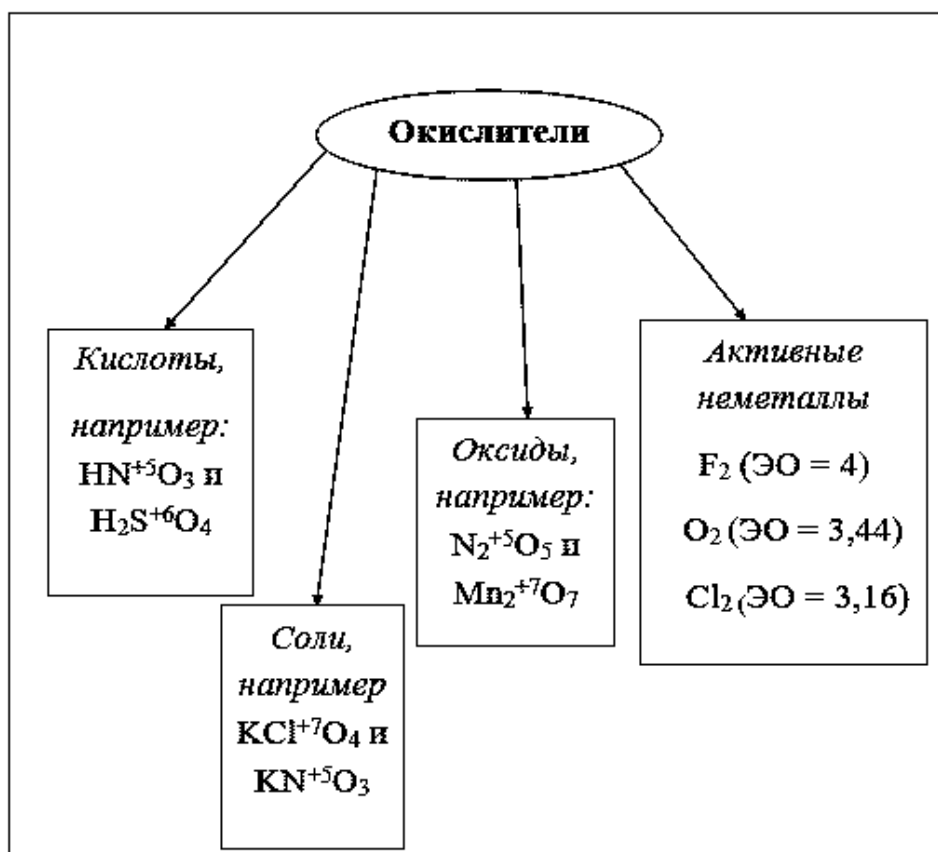


Рисунок 2.7 – Опорный конспект «Типичные окислители»



Рисунок 2.8 – Опорный конспект «Типичные восстановители»

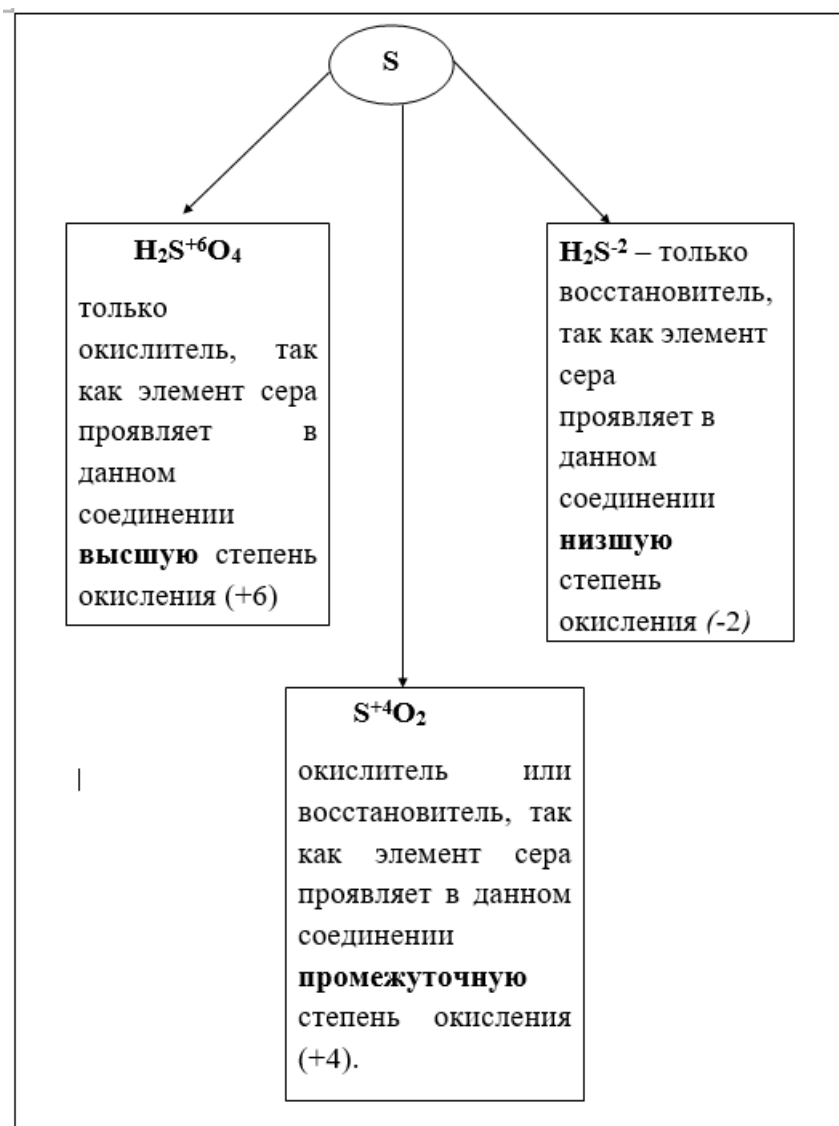


Рисунок 2.9 – Опорный конспект «Неметаллы – окислители и восстановители»

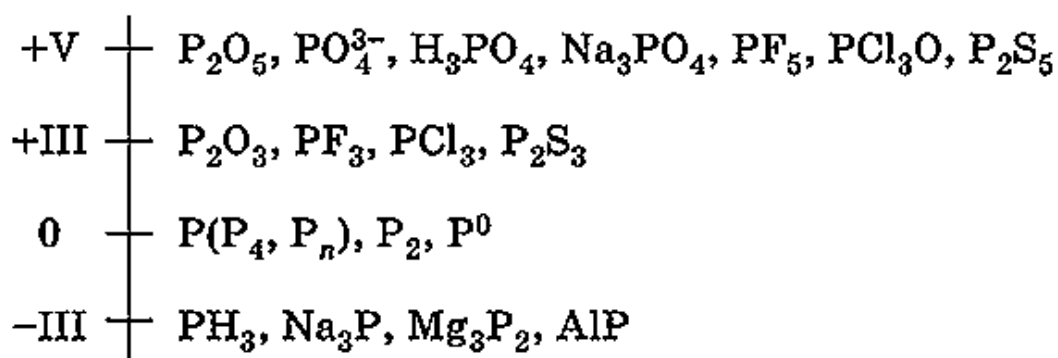


Рисунок 2.10 – Опорный конспект «Ось степеней окисления фосфора»

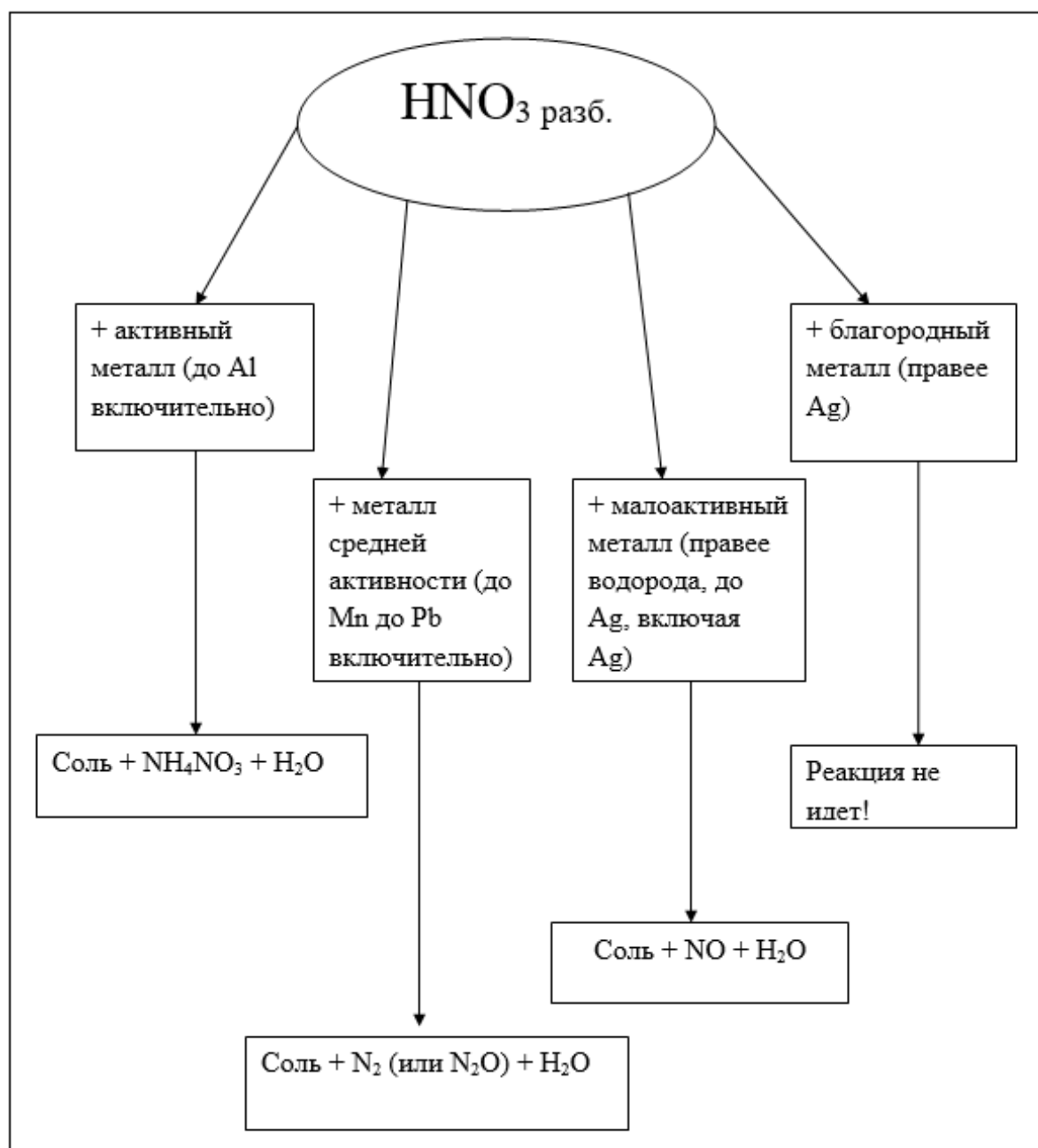


Рисунок 2.11 – Опорный конспект «Восстановительные свойства металлов. Взаимодействие металлов с азотной разбавленной кислотой»

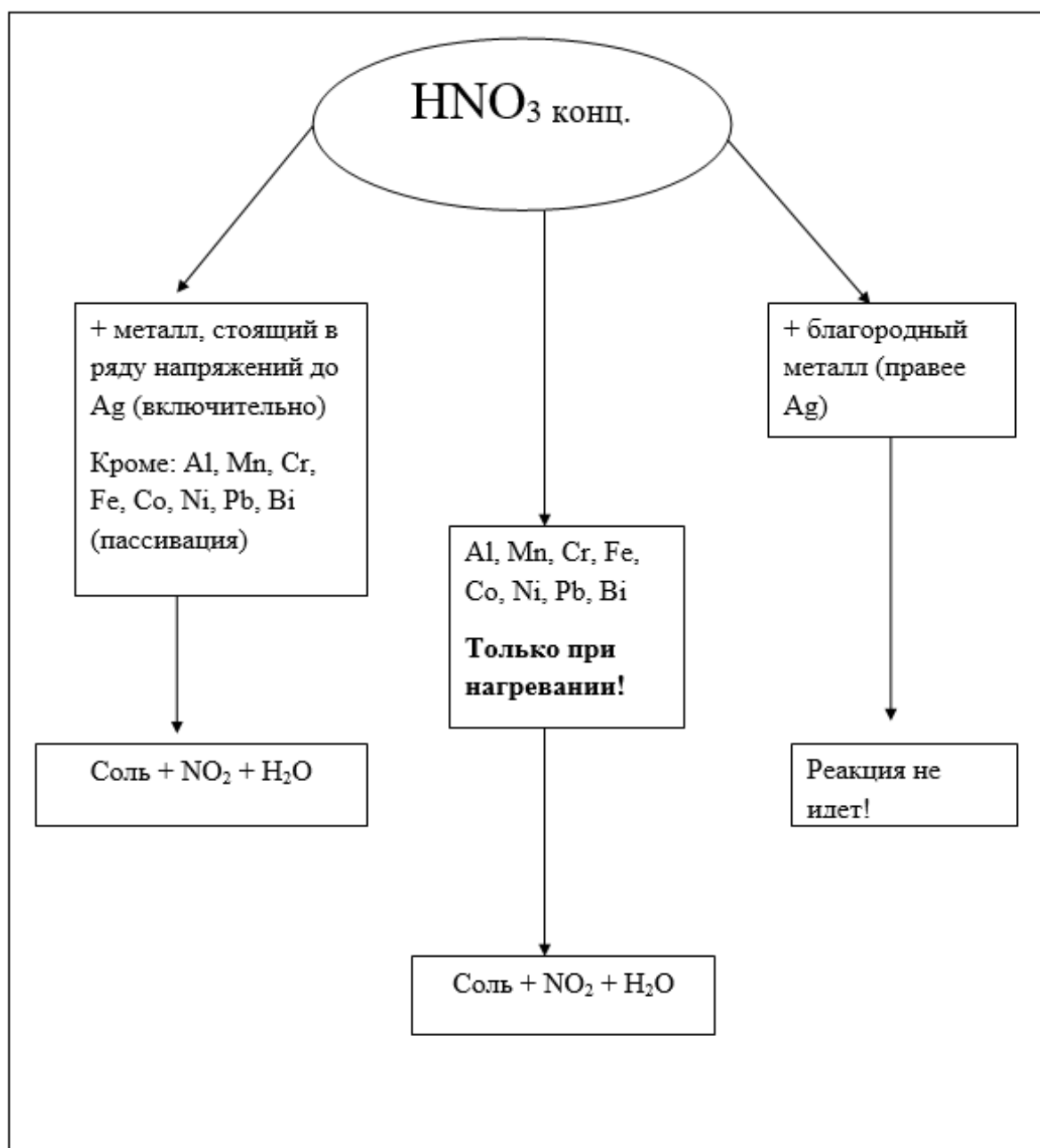


Рисунок 2.12 – Опорный конспект «Восстановительные свойства металлов. Взаимодействие металлов с азотной концентрированной кислотой»

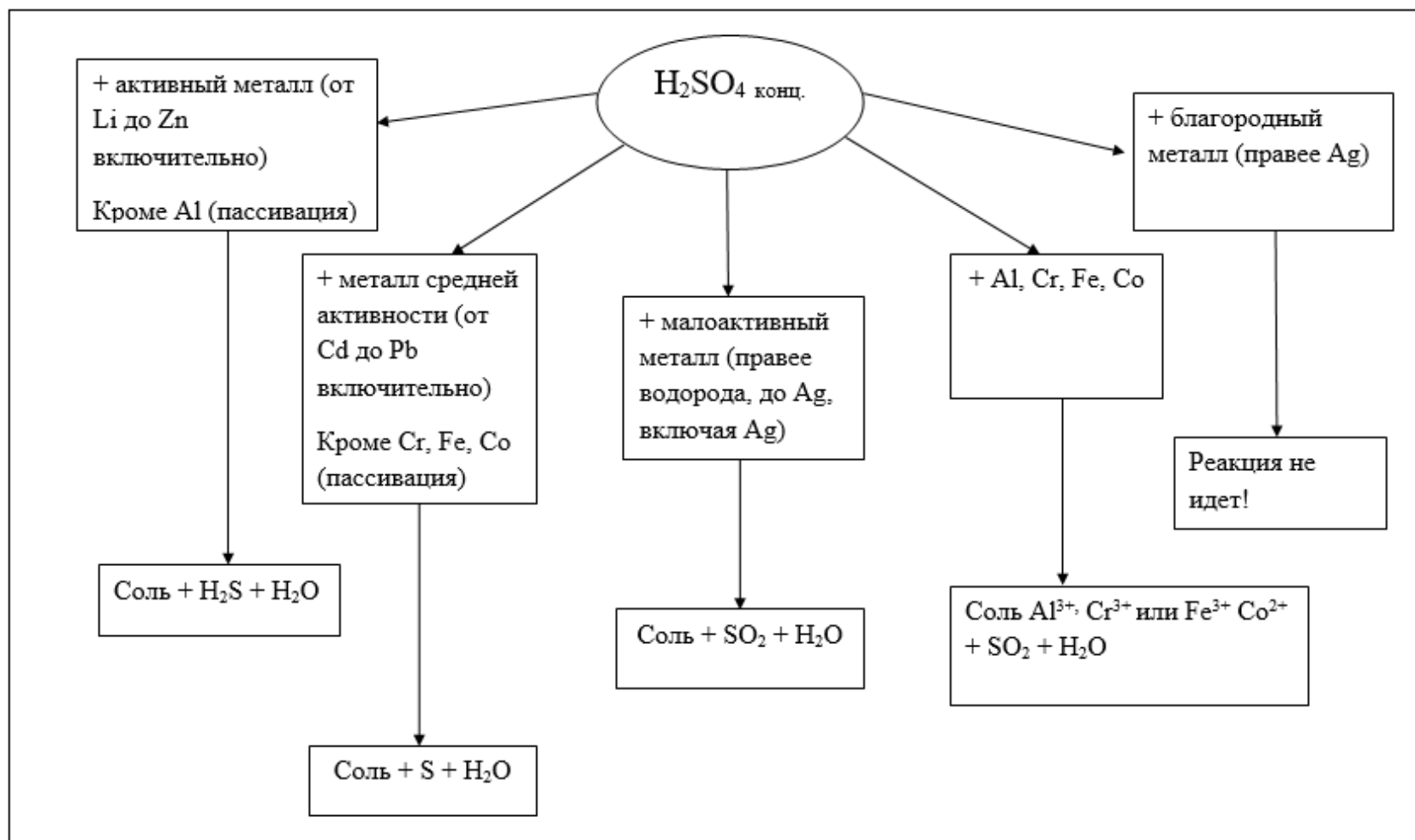


Рисунок 2.13 – Опорный конспект «Восстановительные свойства металлов. Взаимодействие металлов с серной концентрированной кислотой»

ПРИЛОЖЕНИЕ 3

Проверочная работа «Общая характеристика химических элементов и химических реакций»

Часть 1

При выполнении заданий этой части выберите один правильный ответ.

A1. Химический элемент, в атоме которого электроны распределены по слоям так: 2,8,8,1, в периодической системе находится:

- 1) в 4 периоде, I группе побочной подгруппе,
- 2) в 4 периоде, II группе главной подгруппе,
- 3) в 4 периоде, I группе главной подгруппе,
- 4) в 1 периоде, IV группе побочной подгруппе.

A2. Элемент с наиболее ярко выраженными окислительными свойствами:

- 1) кислород,
- 2) сера,
- 3) селен,
- 4) теллур.

A3. Элемент с наиболее ярко выраженными восстановительными свойствами:

- 1) кислород,
- 2) сера,
- 3) селен,
- 4) теллур.

A4. Укажите химическую реакцию, которая относится к реакциям соединения:

- 1) $Zn + HCl = ZnCl_2 + H_2$;
- 2) $P + O_2 = P_2O_5$;
- 3) $Ba(NO_3)_2 + H_2SO_4 = BaSO_4 + HNO_3$;
- 4) $Cu(NO_3)_2 = CuO + NO_2 + O_2$.

A5. К химическим явлениям относится процесс:

- 1) испарения бензина,
- 2) запотевания стекол в автомобиле,
- 3) плавления олова,
- 4) образования накипи в чайнике.

A6. Уравнению реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ соответствует схема превращения:

- | | |
|--|--|
| 1. $\text{S}^{+4} \rightarrow \text{S}^{-2}$ | 3. $\text{S}^{+4} \rightarrow \text{S}^{+6}$ |
| 2. $\text{S}^{+2} \rightarrow \text{S}^{+6}$ | 4. $\text{S}^{+4} \rightarrow \text{S}^0$ |

A7. Из предложенного перечня веществ в реакцию с раствором хлорида меди (II) вступают:

- а) Fe,
- б) SiO_2 ,
- в) HCl,
- г) H_2S ,
- д) K_2SO_4 ,
- е) AgNO_3 .

Выберите ответ с соответствующим набором букв:

- 1) вгд,
- 2) абд,
- 3) аге,
- 4) бвд.

Часть 2

Ответами к заданиям В1 и В2 является последовательность букв, которая соответствует буквам правильных ответов (В1), либо буквам абв, расположенным в левом столбце (В2). Запишите полученные цифры в соответствующем порядке.

В1. В ряду химических элементов $\text{S} \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{Si}$ происходит следующее:

- а) число протонов в ядре атома уменьшается,
- б) число электронных слоев увеличивается,

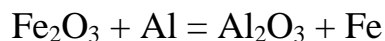
- в) радиус атома уменьшается,
- г) металлические свойства увеличиваются,
- д) кислотный характер высших оксидов уменьшается.

В2. Найдите соответствие между элементом и степенями окисления, характерными для данного элемента:

ЭЛЕМЕНТ	СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ
А. F	1) -1, 0, +1
Б. Cl	2) -1, 0, +5, +7
В. N	3) -1, 0
	4) 0, +1, +2, +3

Часть 3

С1. В приведенной схеме:



Определите степень окисления каждого элемента, укажите окислитель и восстановитель. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

ПРИЛОЖЕНИЕ 4

Проверочная работа «Металлы»

Часть 1

При выполнении заданий этой части выберите один правильный ответ.

A1. Группа периодической системы химических элементов, в которой все элементы относятся к металлам:

- 1) I,
- 2) II,
- 3) III,
- 4) IV.

A2. Валентность III в соединениях могут проявлять оба элемента:

- 1) Be и Ga,
- 2) B и C,
- 3) Al и Fe,
- 4) Ag и Al.

A3. Металл, проявляющий переменную степень окисления в соединениях:

- 1) алюминий,
- 2) барий,
- 3) железо,
- 4) калий.

A4. Металл, который не взаимодействует с соляной кислотой:

- 1) кальций,
- 2) ртуть,
- 3) цинк,
- 4) железо.

A5. Вещество, которое может восстановить медь из её оксида, – это:

- 1) водород,
- 2) азот,
- 3) соляная кислота,
- 4) оксид углерода (IV).

A6. Алюминий взаимодействует с каждым из двух веществ:

- 1) сера, концентрированная азотная кислота,
- 2) бром, концентрированная серная кислота,
- 3) соляная кислота, оксид железа (III),
- 4) оксид углерода (IV), азот.

A7. Железо взаимодействует с каждым из двух веществ:

- 1) соляная кислота и хлор,
- 2) хлорид лития и гидроксид калия,
- 3) серная кислота и оксид алюминия,
- 4) сульфат меди (II) и карбонат кальция.

Часть 2

Ответами к заданиям В1 и В2 является последовательность букв, которая соответствует буквам правильных ответов (В1), либо буквам абв, расположенным в левом столбце (В2). Запишите полученные цифры в соответствующем порядке.

В1. Химический элемент, в атоме которого распределение электронов по слоям 2, 8, 1:

- а) имеет ярко выраженные восстановительные свойства,
- б) проявляет в соединениях только отрицательную степень окисления,
- в) с неметаллами образует соединения с ковалентной связью,
- г) образует высший оксид с ярко выраженными основными свойствами,
- д) образует летучее водородное соединение.

В2. Установите соответствие между схемой реакции и свойством атома железа в этой реакции: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

СХЕМА РЕАКЦИИ

СВОЙСТВО АТОМА ЖЕЛЕЗА

А. $\text{FeO} + \text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{KCl}$ 1) является восстановителем

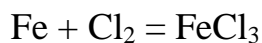
Б. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} = \text{FeO} + \text{CO}_2$ 2) является окислителем

В. $\text{FeO} = \text{Fe} + \text{Fe}_2\text{O}_3$ 3) является и окислителем, и восстановителем

4) не проявляет окислительно-восстановительных свойств

Часть 3

С1. В приведенной схеме:



Определите степень окисления каждого элемента, укажите окислитель и восстановитель. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

ПРИЛОЖЕНИЕ 5

Результаты проверочных работ

Таблица 5.1 – Результаты входной диагностической работы класса 1

Ученик	Умение					Σ	К _i , %
	расставить степени окисления элементов	определить окислитель и восстановитель	определение процесса окисления и восстановления	составить электронный баланс	расставить коэффициенты в схеме ОВР		
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>5</i>	<i>6</i>	<i>7</i>	<i>8</i>
Ученик 1	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 2	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 3	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 4	1	1	1	1	1	5	100
Ученик 5	1	1	1	1	1	5	100
Ученик 6	1	1	1	0	0	3	60
Ученик 7	1	1	1	0	0	3	60
Ученик 8	0	0	0	0	0	0	0
Ученик 9	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 10	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 11	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 12	1	1	1	1	0	4	80
Ученик 13	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 14	1	1	1	0	0	3	60
Ученик 15	1	1	1	1	0	4	80
Ученик 16	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 17	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 18	0	0	0	0	0	0	0
Ученик 19	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 20	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 21	1	1	1	1	0	4	80
Ученик 22	1	1	0	0	0	2	40

Окончание таблицы 5.1

<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>5</i>	<i>6</i>	<i>7</i>	<i>8</i>
Ученик 23	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 24	1	1	1	1	1	5	100
Ученик 25	1	1	1	1	1	5	100
Σ	23	15	10	7	4	59	47,2

Таблица 5.2 – Результаты итоговой проверочной работы класса 1

Ученик	Умение					Σ	К _i , %
	расставить степени окисления элементов	определить окислитель и восстановитель	определение процесса окисления и восстановления	составить электронный баланс	расставить коэффициенты в схеме ОВР		
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>5</i>	<i>6</i>	<i>7</i>	<i>8</i>
Ученик 1	1	1	1	1	0	4	80
Ученик 2	1	1	1	1	0	4	80
Ученик 3	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 4	1	1	1	1	1	5	100
Ученик 5	1	1	1	1	1	5	100
Ученик 6	1	1	1	0	0	3	60
Ученик 7	1	1	1	0	0	3	60
Ученик 8	0	0	0	0	0	0	0
Ученик 9	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 10	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 11	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 12	1	1	1	1	1	5	100
Ученик 13	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 14	1	1	1	0	0	3	60
Ученик 15	1	1	1	0	0	3	60
Ученик 16	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 17	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 18	1	0	0	0	0	1	20

Окончание таблицы 5.2

<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>5</i>	<i>6</i>	<i>7</i>	<i>8</i>
Ученик 19	1	1	1	0	0	3	60
Ученик 20	1	1	1	1	0	4	80
Ученик 21	1	1	1	1	0	4	80
Ученик 22	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 23	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 24	1	1	1	1	1	5	100
Ученик 25	1	1	1	1	1	5	100
Σ	24	21	14	9	5	73	58,4

Таблица 5.3 – Результаты входной диагностической работы класса 2

Ученик	Умение					Σ	К _i , %
	расставить степени окисления элементов	определить окислитель и восстановитель	определение процесса окисления и восстановления	составить электронный баланс	расставить коэффициенты в схеме ОВР		
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>5</i>	<i>6</i>	<i>7</i>	<i>8</i>
Ученик 1	1	1	1	1	0	4	80
Ученик 2	1	1	1	1	1	5	100
Ученик 3	1	1	1	0	0	3	60
Ученик 4	1	1	1	1	1	5	100
Ученик 5	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 6	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 7	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 8	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 9	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 10	1	1	1	1	0	4	80
Ученик 11	1	1	1	0	0	3	60
Ученик 12	1	1	1	0	0	3	60
Ученик 13	0	0	0	0	0	0	0
Ученик 14	1	1	0	0	0	2	40

Окончание таблицы 5.3

<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>5</i>	<i>6</i>	<i>7</i>	<i>8</i>
Ученик 15	1	1	1	1	1	5	100
Ученик 16	1	1	1	1	0	4	80
Ученик 17	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 18	0	0	0	0	0	0	0
Ученик 19	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 20	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 21	1	1	1	0	0	3	60
Ученик 22	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 23	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 24	1	1	1	1	1	5	100
Ученик 25	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 26	1	1	1	1	0	4	80
Σ	24	17	12	8	4	65	50

Таблица 5.4 – Результаты итоговой проверочной работы класса 2

Ученик	Умение					Σ	К _і , %
	расставить степени окисления элементов	определить окислитель и восстановитель	определение процесса окисления и восстановления	составить электронный баланс	расставить коэффициенты в схеме ОВР		
<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>5</i>	<i>6</i>	<i>7</i>	<i>8</i>
Ученик 1	1	1	1	1	0	4	80
Ученик 2	1	1	1	1	1	5	100
Ученик 3	1	1	1	0	0	3	60
Ученик 4	1	1	1	1	1	5	100
Ученик 5	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 6	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 7	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 8	1	0	0	0	0	1	20

Окончание таблицы 5.4

<i>1</i>	<i>2</i>	<i>3</i>	<i>4</i>	<i>5</i>	<i>6</i>	<i>7</i>	<i>8</i>
Ученик 9	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 10	1	1	1	1	0	4	80
Ученик 11	1	1	1	0	0	3	60
Ученик 12	1	1	1	0	0	3	60
Ученик 13	0	0	0	0	0	0	0
Ученик 14	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 15	1	1	1	1	1	5	100
Ученик 16	1	1	1	1	0	4	80
Ученик 17	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 18	0	0	0	0	0	0	0
Ученик 19	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 20	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 21	1	1	1	1	0	4	80
Ученик 22	1	1	0	0	0	2	40
Ученик 23	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 24	1	1	1	1	1	5	100
Ученик 25	1	0	0	0	0	1	20
Ученик 26	1	1	1	1	0	4	80
Σ	24	18	12	9	4	67	51,5