

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РФ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«САРАТОВСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ Н.Г.ЧЕРНЫШЕВСКОГО»

Институт химии

Авторы – составители:

Кожина Л.Ф., Косырева И.В., Тюрина И.В., Васильчикова О.А.

**В копилку педагогического опыта будущих
учителей химии: подготовка к ОГЭ и ЕГЭ**

Учебно-методическое пособие для студентов направления подготовки
«Педагогическое образование», профиль «Химия»

Саратов, 2019

Авторы - составители: Кожина Л.Ф., Косырева И.В., Тюрина И.В., Васильчикова О.А. В копилку педагогического опыта будущих учителей химии: подготовка к ОГЭ и ЕГЭ. Учебно-методическое пособие для студентов направления подготовки «Педагогическое образование», профиль «Химия». Электронный ресурс. Саратов- 2019. – 57с.

Учебно-методическое пособие составлено преподавателями Института химии СГУ (Кожина Л.Ф. доцент, канд. хим. наук, кафедра общей и неорганической химии, Косырева И.В, доцент, канд. хим. наук, кафедра аналитической химии и химической экологии) и председателем (Тюрина И.В., учитель химии МОУ «Гимназия № 7» г. Саратова) и заместителем председателя предметной комиссии по проверке ЕГЭ (химия) (Васильчикова О.А., учитель химии МОУ «Лицей № 4» Волжского района г. Саратова). Пособие рекомендовано для студентов Института химии СГУ, обучающихся по направлению «Педагогическое образование» профиль «Химия». В пособии рассмотрены вопросы, связанные с малой осознанностью и пониманием материала химической дисциплины при подготовке к выполнению заданий единого государственного экзамена (ЕГЭ). Рассмотрены итоги ОГЭ и ЕГЭ по химии в г.Саратове и области за 2018 год, наиболее типичные ошибки и рекомендации для улучшения качества подготовки.

Пособие составлено в доступной форме, что окажет существенную помощь студентам будущим учителям химии при прохождении педагогической практики, проведении факультативных занятий, подготовке учащихся к ОГЭ и ЕГЭ, а также олимпиадам различного уровня.

Рекомендуют:

кафедра общей и неорганической химии

Института химии СГУ

НМС Института химии СГУ

Рецензент:

к.х.н. доцент кафедры общей и неорганической химии

Акмаева Т.А.

*Ум заключается не только в знании,
но и в умении прилагать знания на деле.*

Аристотель

Химия изучает свойства большого числа химических элементов и их соединений. Чтобы разобраться в различных вопросах неорганической и органической химии необходимо помнить, что **общие периодические закономерности – это фундамент, необходимый для понимания неорганической химии**. Поэтому необходимо уделять большое внимание закономерностям в изменении реакционной способности элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в периодической системе Д.И. Менделеева.

Современный процесс подготовки учителей химии должен быть основан на разумном сочетании педагогических и химических дисциплин.

Современный преподаватель:

- ✓ четко и грамотно (с точки зрения химии) формулирует задания для учащихся;
- ✓ старается не давать учащимся новые знания в готовом виде;
- ✓ старается не исправлять ответы учащихся, а предлагает прокомментировать ответы одних учащихся другим;
- ✓ при необходимости, если учащиеся не смогли выполнить предлагаемое задание, использует возможность изменения формулировки задания и направить учащихся к решению проблемы другим путем.

В тоже время учитель будет иметь авторитет только в том случае, если он владеет глубокими знаниями предмета и может осуществить квалифицированную подготовку учащихся к основному государственному экзамену (ОГЭ) и единому государственному экзамену (ЕГЭ).

Одной из основных форм самостоятельной работы обучающихся является чтение, более точно - умение читать. Правильно читать текст умеет

далеко не каждый. Умение читать – это форма обучения, выполняемая каждым обучающимся в индивидуальном темпе с проявлением личностных качеств.

Выделяют несколько типов чтения:

- *сплошное чтение* всей информации для изучения всего текста;
- *комментированное чтение* – первый этап самостоятельной работы при выполнении учебно-исследовательской деятельности; сопровождается пояснениями, замечаниями обучающегося;
- *аналитическое чтение* представляет собой критическое изучение текста (осмысление);
- *просмотровое чтение* – беглое чтение всего текста для получения общего представления.

Неумение работать с текстом проявляется в первую очередь при решении задач. Условие каждой задачи (качественной или расчетной) содержит подсказки. Это может быть словесная подсказка на избыток-недостаток реагирующих компонентов; изменение окраски при химическом взаимодействии; выделение газов со специфическим запахом и т.п. Выработать привычку более внимательного чтения помогает подчеркивание в тексте основных слов, т.е. *комментированное чтение*.

Итоги ОГЭ

Для учащихся 9 классов итогом работы по химии является основной государственный экзамен (ОГЭ) по химии. Существует две модели для проведения ОГЭ по химии.

Экзаменационную модель 1, которая по своей структуре и содержанию включаемых в нее заданий повторяет экзаменационные работы прошлых лет.

Экзаменационная модель 2 отличается наличием задания по проведению химического эксперимента, выполняемого в течение дополнительного времени в химической лаборатории.

Министерство образования Саратовской области для проведения государственной итоговой аттестации за курс основной школы в 2018 году выбрало **экзаменационную модель 1**.

Каждый вариант представлен заданиями, расположенными в 2-х частях. Часть 1 состоит из заданий базового уровня сложности и предполагает краткий ответ. Часть 2 содержит задания повышенного уровня сложности. Задания расположены по принципу постепенного нарастания уровня сложности.

Рекомендуется следующий перевод первичных баллов в отметки по пятибалльной шкале:

Отметка по пятибалльной шкале	«2»	«3»	«4»	«5»
Общий балл	0 – 8	9 – 17	18 – 26	27 – 34

Число экзаменуемых девятиклассников увеличилось на 3,4% по сравнению с прошлым годом. Все экзаменуемые показали хорошую подготовку. Оценка – 2 отсутствует. Задания ОГЭ содержали 22 вопроса.

Выполнение заданий части 1 рассчитано на проверку усвоения значительного объема материала:

- знание химического языка и основ номенклатуры;

- знание основных понятий и законов химии;
- знание основных закономерностей изменения химических свойств (кислотно-основных и окислительно-восстановительных) простых веществ и химических соединений по периодам и группам;
- особенностей реакций ионного обмена;
- правил работы с химическими веществами в химической лаборатории.

Варианты экзаменационной работы включают пять содержательных блоков:

1. «Вещество»
2. «Химическая реакция»
3. «Элементарные основы неорганической химии. Представления об органических веществах»
4. «Методы познания веществ и химических явлений»
5. «Химия и жизнь».

На рисунке 1 представлены результаты ОГЭ по химии в сравнении с 2017 годом.

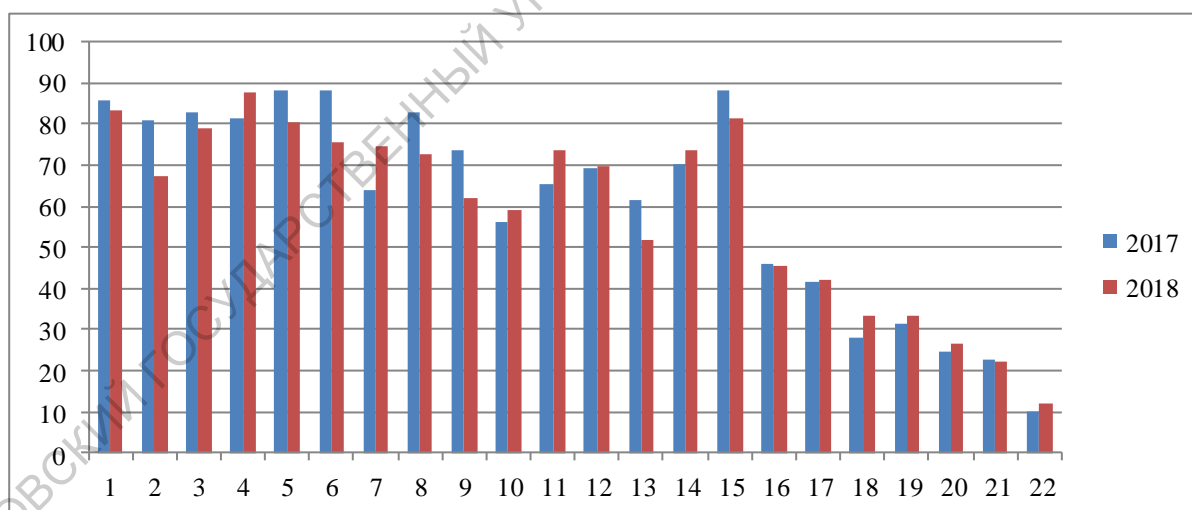


Рисунок 1. Результаты ОГЭ по химии (г. Саратов и Саратовская область)

Задания Части 1 (базового уровня) представлены заданиями двух разновидностей (1-19):

- В заданиях *множественного выбора* обучающиеся должны были выбрать один из четырех предложенных вариантов ответа.

- В заданиях на *установление соответствия*, предлагались два суждения, верность которых следовало оценить.

Выполнение заданий указанных разновидностей отличается алгоритмами поиска правильных ответов.

Выпускники 9 классов показали достаточно высокий уровень сформированности предметных результатов базового уровня сложности. Несмотря на высокий уровень выполнения заданий Части 1, наиболее трудными, как показывают результаты, оказались следующие задания:

Задание	Проверяемый элемент содержания
10	Химические свойства оксидов: основных, амфотерных и кислотных.
13	Чистые вещества и смеси. Правила безопасной работы в школьной лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование. Человек в мире веществ, материалов и химических реакций. Проблемы безопасного использования веществ и химических реакций в повседневной жизни. Разделение смесей и очистка веществ. Приготовление растворов. Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия.
16	Периодический закон Д.И. Менделеева. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в связи с положением в Периодической системе химических элементов.

17	Первоначальные сведения об органических веществах: предельных и непредельных углеводородах (метане, этане, этилене, ацетилене) и кислородсодержащих веществах: спиртах (метаноле, этаноле, глицерине), карбоновых кислотах (уксусной и стеариновой). Биологически важные вещества: белки, жиры, углеводы.
18	Определение характера среды раствора кислот и щелочей с помощью индикаторов. Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, сульфат-, карбонат-ионы, ион аммония). Получение газообразных веществ. Качественные реакции на газообразные вещества (кислород, водород, углекислый газ, аммиак).
19	Химические свойства простых веществ. Химические свойства сложных веществ.

Часть 2 ОГЭ содержала задания (20-22) повышенной сложности.

Таблица 1. Результаты выполнения заданий части 2.

Задание	Проверяемые элементы содержания	Макс. балл	Результат выполнения заданий по баллам (%)					
			0	1	2	3	4	5
20	Степень окисления химических элементов. Окислитель и восстановитель. Окислительно-восстановительные реакции.	3	20,1	13,9	16,9	49,1	—	—

21	Вычисление массовой доли растворенного вещества в растворе. Вычисление количества вещества, массы или объема вещества по количеству вещества, массе или объему одного из реагентов или продуктов реакции.	3	33,4	13,6	12,3	40,7	–	–
22	Химические свойства простых веществ. Химические свойства сложных веществ. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ. Реакции ионного обмена и условия их осуществления.	5	40,1	3,4	7,4	11,1	11,1	26,9

Как видно из приведенных данных, выполнение заданий повышенного уровня сложности, показывает далеко не хорошие результаты. Значительная часть учащихся показало нулевые результаты (от 20 до 40 %) (табл. 1). Это должно ориентировать преподавателей на изменение методического подхода при изучении указанных разделов химии и проверяемых элементов содержания. Наибольшие затруднения у экзаменуемых возникают при работе с заданиями на *свойства неорганических соединений и взаимосвязь их между собой*. **Наибольшее число нулевых результатов присутствует при выполнении этого задания.**

Задание 20. Направлено на выявление знаний по теме «Окислительно-восстановительные реакции». В задании приводится схема реакции (т. е. указаны формулы реагирующих веществ и продуктов реакции), требуется указать степени окисления элементов, принимающих участие в окислительно-восстановительном процессе и составить уравнение электронного баланса с указанием окислителя и восстановителя.

Степень окисления элемента – условная величина, которая рассчитывается из предположения, что связь в соединении чисто ионная и каждый атом имеет целочисленный положительный или отрицательный заряд, и в целом частица электронейтральна.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – реакции, которые протекают с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

Необходимо учитывать, что:

- степень окисления атома (молекулы) в свободном состоянии равна нулю (0);
- алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле сложного соединения нулю (0);
- щелочные металлы во всех соединениях имеют степень окисления +1, щелочноземельные металлы +2, алюминий +3, цинк +2;
- степень окисления фтора в соединениях равна –1;
- кислород в соединениях проявляет степень окисления равную -2 (кроме пероксидов, например, Na_2O_2 ; фторида кислорода OF_2);
- водород в соединениях с неметаллами имеет степень окисления +1, а с металлами -1 (CaH_2 , NaH).

Высшая степень окисления элемента равна номеру группы, в которой находится элемент. Минимальная степень окисления металлов равна нулю, неметаллов - (N-8), где N – номер группы, в которой находится элемент.

Определение степени окисления элемента в какой-либо молекуле сводится к простой арифметической операции, т.к. сумма всех степеней

окисления атомов всех элементов, входящих в состав молекулы, равна нулю. Алгоритм вычисления неизвестной степени окисления элемента в молекуле сводится к следующему:

- обозначить известные степени окисления элементов;
- устно (письменно) составить уравнение суммы степеней окисления всех элементов, входящих в состав молекулы, учитывая число атомов каждого элемента;
- определить неизвестную степень окисления, решив уравнение.

Пример: Определить степень окисления марганца в соединении KMnO_4 .

$$\text{Решение: } \overset{+1}{\text{K}} \overset{x}{\text{Mn}} \overset{-2}{\text{O}_4} \quad +1 + x + 4(-2) = 0; \quad x = +8 - 1 = +7$$

Степень окисления марганца в соединении равна +7.

Степень окисления элемента в ионе определяется с учетом заряда иона.

Пример: Определить степень окисления азота в ионе NO_3^- .

$$\text{Решение: } (\overset{x}{\text{N}} \overset{-2}{\text{O}_3})^- \quad x + 3(-2) = -1 \quad x = -1 + 6 = +5$$

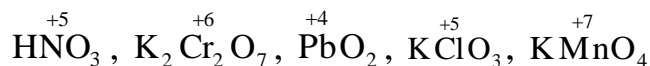
Степень окисления атома азота в указанном ионе равна +5.

Окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов: *окисления* и *восстановления*. Эти два процесса протекают одновременно: одни атомы, молекулы или ионы окисляются, другие восстанавливаются.

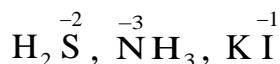
Окисление – процесс отдачи атомом, молекулой или ионом электронов, при этом степень окисления элемента повышается:

Восстановление – процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом, при этом степень окисления элемента понижается:

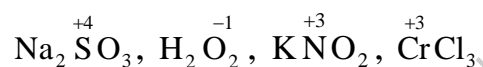
Окислителями являются атомы, молекулы или ионы, которые принимают электроны, восстанавливаются. Соединения, в состав которых входят элементы в максимальной степени окисления, могут только восстанавливаться, выступая в качестве окислителей:



Восстановителями являются атомы, молекулы или ионы, которые отдают электроны, окисляются. Соединения, содержащие элементы в минимальных степенях окисления выступают только в качестве восстановителей, например:



Вещества, содержащие элементы в промежуточной степени окисления, способны проявлять окислительно-восстановительную двойственность:



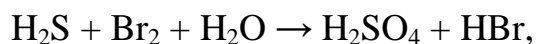
Электронные уравнения отражают процессы окисления восстановителя и восстановления окислителя. В электронном уравнении на основании изменения степени окисления элемента необходимо указать количество участвующих в процессе электронов и направление их перехода.

При этом необходимо учитывать:

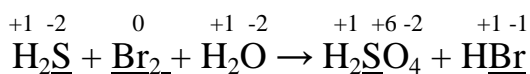
- отдача электронов приводит к повышению степени окисления элемента;
- отдача электронов нейтральным атомом приводит к возникновению положительной степени окисления;
- присоединение электронов приводит к понижению степени окисления элемента;
- присоединение электронов нейтральным атомом приводит к возникновению отрицательной степени окисления.

Основное правило метода электронного баланса: число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем.

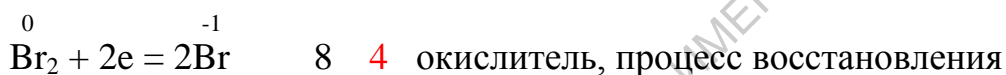
Рассмотрим алгоритм выполнения задания 20. Записав схему указанного химического взаимодействия, например,



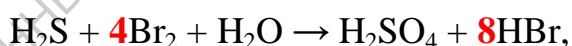
учащиеся определяют элементы, степени окисления которых изменились в ходе химического взаимодействия (для наглядности их лучше подчеркнуть):



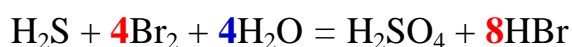
Затем необходимо составить уравнение электронного баланса, соблюдая общую закономерность: *в левой части уравнения электронного баланса указывают элементы, которые в схеме реакции были записаны слева, в правой части – те, что были записаны справа, как продукты реакции.*



С учетом уравнения электронного баланса, необходимо расставить коэффициенты в уравнение реакции. Коэффициент **4** должен быть у вещества Br_2 и **8** перед веществом HBr , чтобы число атомов брома было равно 8 в каждой части уравнения:



затем проверяем число атомов кислорода в левой и правой частях уравнения и вводим коэффициент **4** перед веществом H_2O :



Аналогичным образом проверяем число атомов водорода. Уравнение реакции составлено правильно. Отдельной строкой указываем вещество окислитель и вещество восстановитель:



Задание 21. Решение расчетных задач на вычисление массовой доли растворенного вещества в растворе. Вычисление количества вещества, массы

или объема вещества по количеству вещества, массе или объему одного из реагентов или продуктов реакции. От общего числа экзаменуемых 33,4% показали нулевые результаты. **40,7% обучающихся владеют указанными навыками.**

Количество вещества рассчитывается по формулам:

$$v = \frac{m}{M} \quad \text{или} \quad v = \frac{V}{V_m},$$

где m – масса вещества (г);

M – молярная масса вещества (г/моль);

V – объем газообразного вещества (л);

V_m – молярный объем газа (22,4 л/моль)

В зависимости от того, какие величины известны по условию задачи можно рассчитать массу вещества, объем газа.

$$m(\text{в-ва}) = v \cdot M(\text{в-ва})$$

$$V(\text{газа}) = v \cdot V_m$$

$$\omega(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{р-ра}}}$$

X – неизвестное вещество;

m – масса вещества в растворе или в смеси (г)

$m(\text{р-ра})$ - масса раствора состоит из массы растворенного вещества и растворителя, чаще всего это вода; масса смеси состоит из суммы масс каждого компонента смеси.

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{в-ва}) + m(\text{H}_2\text{O}),$$

$$m(\text{смеси}) = m_1(\text{в-ва}) + m_2(\text{в-ва})$$

Массу раствора можно выразить через объем раствора и его плотность (ρ):

$$m(\text{р-ра}) = V(\text{р-ра}) \cdot \rho(\text{р-ра})$$

Массовая доля вещества в насыщенном растворе связана с его растворимостью следующим соотношением:

$$\omega = S / (S + 100),$$

где S – растворимость вещества при определенной температуре, г/100 г воды. Следовательно, S – масса растворенного вещества, а $(S + 100)$ – масса раствора.

Приведенные формулы позволяют решать разнообразные задачи.

И в химии и в математике используется принцип пропорциональности. Однако успешное решение в математике заданий с использованием этого принципа не всегда дает положительный результат при решении химических задач. Решение задач в химии связано с логикой качественно-количественных взаимоотношений между компонентами изучаемой системы с учетом природы реагирующих веществ. Качественно-количественные отношения в химических задачах задаются по горизонтальной составляющей - по уравнению реакции, которое отражает качественно-количественные закономерности химического взаимодействия реагирующих веществ.

Для проведения расчетов используют уравнения химических реакций. Решение задач сводится к использованию следующего алгоритма:

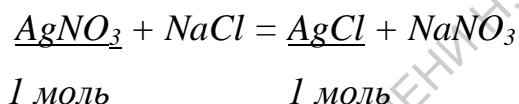
1. Записать уравнение химической реакции (расставить коэффициенты).
2. В уравнении реакции подчеркнуть формулу вещества, масса (или объем) которого указана в условии задачи и формулу вещества, массу (или объем) которого необходимо вычислить.
3. Под формулами подчеркнутых веществ указать количества веществ (число молей) согласно уравнению реакции (эти числа соответствуют коэффициентам, стоящим перед формулами веществ в уравнении реакции).

В зависимости от способа решения задачи сделать дополнительные подписи в уравнении реакции. Если задача решается через количество

вещества, то по массе или объему вещества в соответствии с условием задачи рассчитать количество вещества и полученное значение указать над формулой этого вещества. Над формулой вещества, масса (или объем) которого необходимо определить указывается x (моль). Далее составляется и решается пропорция.

Пример: Вычислите массу нитрата серебра, необходимого для взаимодействия с хлоридом натрия, если при этом образуется осадок массой 1,435 г.

Решение: Запишем уравнение происходящего химического взаимодействия:



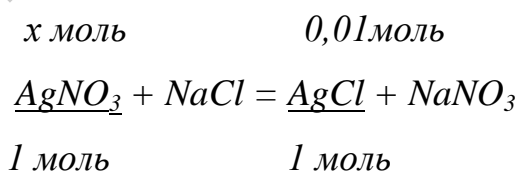
Для решения задачи необходимо вычислить:

$$M(\text{AgCl}) = 143,5 \text{ г/моль}; M(\text{AgNO}_3) = 170 \text{ г/моль}.$$

Используя условие задачи, определим количество вещества осадка AgCl :

$$n = 1,435 \text{ г} / 143,5 \text{ г/моль} = 0,01 \text{ моль}$$

Над формулой вещества AgCl запишем найденную величину, а над формулой вещества AgNO_3 - x :



Получаем пропорцию: 1 моль AgNO_3 ----- 1 моль AgCl

$$x \text{ моль } \text{AgNO}_3 \text{ ----- } 0,01 \text{ моль } \text{AgCl}$$

Решение пропорции, дает количество вещества AgNO_3 0,01 моль, которое необходимо для осуществления указанного взаимодействия.

$$\text{Масса } \text{AgNO}_3 \text{ составит } 0,01 \text{ моль} * 170 \text{ г/моль} = 1,7 \text{ г}.$$

Задание 22. Ориентировано на знания взаимосвязи различных классов неорганических веществ, реакций ионного обмена и условий их

осуществления. При выполнении этого задания необходимы знания о свойствах простых веществ металлов и неметаллов; оксидов (основных, амфотерных, кислотных); гидроксидов (основных, кислотных, амфотерных), солей; умения составления уравнения реакций их взаимодействия с учетом необратимых процессов диссоциации в растворах; условий необратимого протекания реакций ионного обмена.

Данная задание в экзаменационной модели 2 выполняется учащимися экспериментально, а экзаменационной модели 1 предусмотрено лишь составление двух уравнений реакций с указанием признаков химического взаимодействия и написания одной из реакций в сокращенном ионном виде.

Рассмотренные задания (20-22) являются основой успешного изучения химии в старших классах. И если материал, умения и навыки этих разделов оказались недостаточно изученными и отработанными, то это закладывает незнание и неумения, необходимые при сдаче ЕГЭ по химии.

Рекомендации для учителей химии при подготовке учащихся к ОГЭ:

- ориентировать учащихся на осознанный подход к выбору экзамена по химии;
- грамотно и рационально планировать учебный материал, как на уроках, так и на специальных курсах для учащихся по химии;
- использовать оптимальные методики, подходы для более глубокого усвоения учебного материала;
- осваивать новые (инновационные) технологии при подготовке учащихся к сдаче экзамена;
- регулярно решать типовые и тренировочные задания (пособия по ОГЭ или на сайтах) с выявлением имеющихся пробелов в знаниях учащихся;
- работать с тестами различного уровня сложности во время текущего и итогового контроля, обращать особое внимание на подбор различных видов

тестовых вопросов, таких, как выбор правильного ответа, где предложены два суждения и т.п.;

– грамотно и систематически проводить практические и лабораторные работы, число которых с каждым годом уменьшается;

– более глубоко прорабатывать демонстрационные, лабораторные и практические работы с акцентом на названия лабораторного оборудования и области применения данного оборудования;

– отрабатывать технику безопасности при выполнении различного рода лабораторных работ по химии;

– грамотно строить учебные занятия при подготовке учащихся к сдаче ОГЭ по химии, где связываются важные понятия «химия в быту» или «химия в нашей жизни»;

– усилить работу с заданиями по органической химии при подготовке к экзамену;

– обратить внимание на правильность оформления ответов в задании 20 (прописывать и правильно рассчитывать степени окисления атомов химических элементов, правильно указывать окислитель и восстановитель, обратить внимание на правильную расстановку коэффициентов в химической реакции);

– отрабатывать с учащимся правила заполнения бланков ответов;

– учить извлекать как можно больше информации из условия задания, особенно это касается задания 22;

– проводить детальный анализ пробного материала экзамена.

Итоги ЕГЭ

Выбор экзамена по химии у большинства выпускников школы был достаточно осознанным, что косвенным образом подтверждается положительной динамикой результатов экзамена в целом. Средний балл 2017 г – 56,6 балла; средний балл 2018 г – 60,8 балла.

Таблица 2. Количество экзаменуемых и число учащихся, которые не смогли преодолеть нижний пороговый уровень

Год ЕГЭ	Число участников ЕГЭ	Ниже порогового балла (36)
2018	1353	статистические данные отсутствуют
2017	1176	127 (10,8%)
2016	1267	167 (13,2%)
2015	1334	111 (8,3%)
2014	1318	147 (11,2%)
2013	1710	181 (10,6%)

Число выпускников 2017 года - 9274 человека. Сдавали химию 1176 человек. Это составило 12,7% , что несколько превышает среднюю величину по РФ 11,1%. Число выпускников 2018 года – 9500 человек. В целом по РФ увеличилось число обучающихся, которые выбрали ЕГЭ по химии на 1,1% .

В 2017 году по сравнению с предыдущим годом (г.Саратов и область). 2017 - 100 баллов – 1 человек. 2018 – 100 баллов – 1 человек. Число экзаменуемых, набравших 81-100 баллов по годам: 2015 – 8,67%; 2016 – 5,76%; 2017 – 4,68%; 2018 - статистические данные отсутствуют %.

В экзаменационной работе 2018 года по сравнению с работой 2017 года введены следующие изменения:

- в целях более чёткого распределения заданий по отдельным тематическим блокам и содержательным линиям незначительно изменён порядок следования

заданий базового и повышенного уровней сложности в части 1 экзаменационной работы.

- увеличено общее количество заданий с 34 (в 2017 г.) до 35 за счёт увеличения числа заданий части 2 экзаменационной работы с 5 (в 2017 году) до 6 заданий. Это достигнуто посредством введения заданий с единым контекстом. В частности, в данном формате представлены задания № 30 и № 31, которые ориентированы на проверку усвоения важных элементов содержания: «Реакции окислительно-восстановительные» и «Реакции ионного обмена».

Экзаменационная работа по химии содержала две части – Часть 1 и Часть 2. Каждый вариант содержал 35 заданий, из них 29 - с кратким ответом: 21 задание базового уровня сложности и 8 заданий повышенного уровня сложности. Количество заданий той или иной группы в общей структуре вариантов заданий определено с учётом следующих факторов:

- глубины изучения проверяемых элементов содержания учебного материала, как на базовом, так и на повышенном уровнях;
- требования к планируемым результатам обучения: предметным знаниям, предметным умениям и видам учебной деятельности.

Задания *базового уровня сложности* с кратким ответом проверяют усвоение значительного количества (42 из 56) элементов содержания важнейших разделов школьного курса химии: «Теоретические основы химии», «Неорганическая химия», «Органическая химия», «Методы познания в химии. Химия и жизнь». Согласно требованиям стандарта к уровню подготовки выпускников эти знания являются обязательными для освоения каждым обучающимся.

Задания Части 1 (базового уровня) представлены заданиями двух разновидностей:

- в заданиях *множественного выбора* обучающиеся должны были выбрать один из четырех предложенных вариантов ответа;

- в заданиях на *установление соответствия*, предлагались два суждения, верность которых следовало оценить.

Выполнение заданий указанных разновидностей отличается *алгоритмами поиска правильных ответов*.

Задания повышенного уровня сложности Части 1 – это задания 8, 9, 16, 17, 22-25.

Задания *повышенного уровня* сложности с кратким ответом, который устанавливается в ходе выполнения задания и записывается согласно указаниям в виде определённой последовательности четырёх цифр, ориентированы на проверку усвоения обязательных элементов содержания основных образовательных программ по химии не только базового, но и углубленного уровня. В сравнении с заданиями предыдущей группы они предусматривают *выполнение* большего разнообразия действий по применению знаний в изменённой, нестандартной ситуации (например, для анализа сущности изученных типов реакций), а также сформированность умений *систематизировать и обобщать* полученные знания.

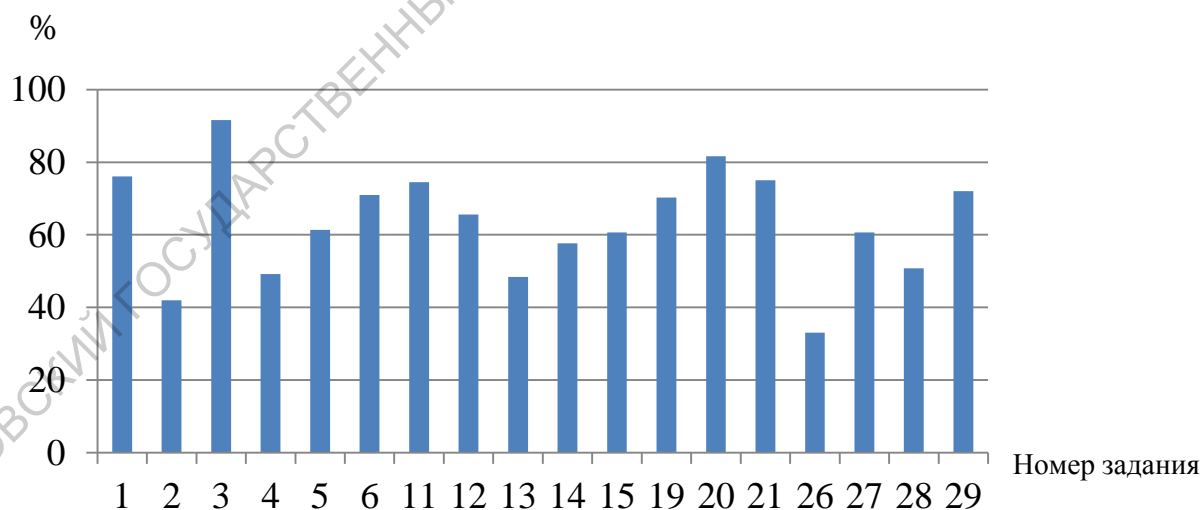


Рисунок 2. Результаты ЕГЭ по химии (г. Саратов и Саратовская область)

Учитывая результаты выполнения заданий Части 1, можно отметить достаточно хороший уровень базовой подготовки выпускников. Подтверждением этого является и средний балл. Проведем сравнение результатов выполнения заданий.

Часть 2 содержала 6 заданий высокого уровня сложности: задания 30 – 35. В 2018 году в развернутой Части 2 появилось задание на составление уравнений реакций ионного обмена (задание 31). Содержание остальных заданий аналогично предыдущему году. Изменилась форма представления заданий аналогичных по содержанию.

Задания с развёрнутым ответом ориентированы на проверку умений:

- *объяснять* обусловленность свойств и применения веществ их составом и строением, характер взаимного влияния атомов в молекулах органических соединений, взаимосвязь неорганических и органических веществ, сущность и закономерность протекания изученных типов реакций;
- *проводить* комбинированные расчёты по химическим уравнениям.

Таблица 3. Результаты выполнения заданий Части 2 по баллам в % (2017 год)

Задание	0	1	2	3	4	5
30	11,9	12,8	26,1	49,2	-	-
31	39,3	11,5	17,4	12,0	19,8	-
32	31,9	9,6	8,2	10,9	18,4	21,0
33	73,6	14,6	5,9	3,9	2,0	-
34	42,3	36,5	6,8	7,6	6,8	-

Таблица 4. Результаты выполнения заданий Части 2 по баллам в % (2018 год)

Задание	0	1	2	3	4	5
30	41,8	13,6	44,6			
31	38,1	8,6	53,3			
32	32,3	15,3	10,8	17,6	24,0	
33	48,9	6,1	6,0	8,9	10,8	19,3
34	61,9	14,5	11,6	4,2	7,9	
35	57,1	24,9	1,0	17,0		

Сравнение результатов работы за последний год показывает, в основном, увеличение качества обучения. Однако, радужную картину омрачают результаты выполнения Части 2 – высокого уровня сложности, которая для экзаменуемых представляет наибольшую сложность. Рассмотрим более детально содержание каждого из заданий высокого уровня сложности.

Условие для выполнения заданий 30 и 31 – *одинаково*: текстовый перечень неорганических соединений, для которых нужно составить одно окислительно-восстановительное уравнение реакции и одно уравнение кислотно-основного взаимодействия. Особенность – **формулы веществ нужно составить по названию соединения** (иногда, тривиального). Таким образом, учащиеся должны владеть более глубокими знаниями *вопросов химической номенклатуры*.

Таблица 5. Тривиальные названия веществ и смесей:

<i>Вещество (смесь)</i>	<i>Название</i>
Na ₂ O	Натр
NaOH	Каустик, каустическая сода
NaNO ₃	Чилийская селитра

Na_2CO_3	Кальцинированная сода, стиральная сода
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Глауберова соль
NaOH , Cl_2 , NaCl , NaClO	Лабарракова вода
NaCl	Поваренная соль, пищевая соль
NaHCO_3	Бикарбонат, питьевая сода, двууглекислая сода
KOH	Кали едкое
K_2CO_3	Поташ
KNO_3	Индийская селитра
KClO_3	Бертоллегова соль
KOH , Cl_2 , KCl , KClO	Жавелевая вода
$2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	Алебастр, гипс жженный
Ba(OH)_2	Барит едкий, баритовая вода
CaO	Негашеная известь
Ca(OH)_2	Гашеная известь, вода известковая
MgO	Магнезия жжёная
$\text{Ca(NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$	Селитра норвежская
$\text{Mg SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Английская соль, горькая соль
Ca(ClO)_2 , CaCl_2 , Ca(OH)_2 , H_2O	Известь белильная (хлорная)
CaO , Ca(OH)_2 , NaOH	Известь натронная
суспензия Ca(OH)_2 в известковой воде	Молоко известковое

Задание 30. Основано на знании окислительно-восстановительных процессов; только **44,6%** из числа экзаменующихся получили максимальный балл.

Навыками определения степеней окисления элементов в соединениях, изменения степеней окисления в процессах окисления и восстановления, составления уравнений электронного баланса и составления уравнений

окислительно-восстановительных процессов владеет менее 50% экзаменуемых.

Сравнение результатов выполнения аналогичных заданий в ОГЭ и ЕГЭ показало, что освоение темы «Окислительно-восстановительные реакции» стабильно держится на уровне не более 50%.

Основные проблемы: учащиеся не владеют знаниями о процессах окисления и восстановления (изменения степеней окисления в этих процессах); влияния процесса комплексообразования и кислотности среды на силу окислителя и восстановителя. И поэтому учащиеся не могут предсказать продукты реакций в каждом конкретном случае. Типичные ошибки, совершаемые экзаменуемымися такие же, как и в прошлом году:

- *ошибки в нахождении степеней окисления атомов элементов в соединении; небрежность в записи величины степени окисления над символом элемента: вначале указывается знак «+» или «-», а затем цифра.*

- *ошибки при определении продуктов реакции (окисленной или восстановленной формы) в зависимости от кислотности среды, а также побочных продуктов (например, в щелочной среде в качестве продукта не могут образовываться кислоты или кислотные оксиды, а в кислой среде – основания, основные оксиды); окислитель и восстановитель являются реагентами (находятся в левой части уравнения реакции); обращать внимание на **число** атомов элемента в составе окислителя или восстановителя и учитывать это число в электронном балансе.*

Предлагаем следующую последовательность выполнения задания этого типа.

Прежде чем приступить к составлению уравнения химического взаимодействия, **необходимо:**

- записать формулы указанных соединений;
- указать степени окисления атомов;

- определить, какие свойства характерны для каждого соединения: кислотно-основные или окислительно-восстановительные.

Например, для выполнения заданий предлагаются вещества: *дихромат калия, иодид калия, серная кислота, оксид магния, железо.*

Формула вещества	Класс вещества	Кислотно-основные свойства	Окислительно-восстановительные свойства
$K_2Cr_2O_7$	Соль	Реакции ионного обмена с образованием осадка	Окислитель, т.к. хром имеет максимальную степень окисления +6
KI	Соль	Реакции ионного обмена с образованием осадка	Восстановитель, т.к. иод имеет минимальную степень окисления -1
H_2SO_4	Кислотный гидроксид	Общие кислотные свойства, если кислота разбавленная	Окислительные свойства, если кислота концентрированная
MgO	Основной оксид	Основные свойства	Окислительные свойства при получении металла из этого оксида
Fe	Простое вещество - металл	Общие свойства металлов	Восстановительные свойства

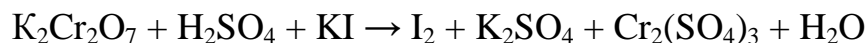
После этого можно приступать к составлению уравнения окислительно-восстановительного взаимодействия, учитывая, что одни вещества взаимодействуют с другими, отличающимися (противоположными) по свойствам.

Окислитель («грабитель») – частица, которая присоединяет электроны и при этом, *степень окисления атома уменьшается*; *восстановитель* – частица,

которая отдает электрон, *степень окисления увеличивается*. Для дихромата калия окислительные свойства наиболее сильно выражены в кислой среде.

В данном случае можно предложить два уравнения:

схема, отражающее химическое взаимодействие:



Коэффициенты, указанные в уравнении электронного баланса, в первую очередь переносятся в правую часть уравнения (где указаны продукты реакции). Перед формулой I_2 , исходя из сказанного, необходимо поставить коэффициент **3**.



Чтобы число атомов иода было одинаковым в правой и левой частях уравнения, необходим коэффициент перед веществом KI , равный 6



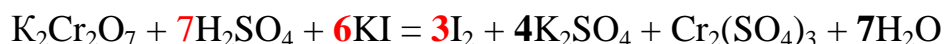
Число атомов калия, в левой части уравнения составляет величину 8, поэтому нужно поставить коэффициент 4 перед формулой вещества K_2SO_4 :



Подсчитаем число сульфат-ионов в правой части уравнения, оно равно 7, следовательно, перед формулой вещества H_2SO_4 необходим коэффициент 7:

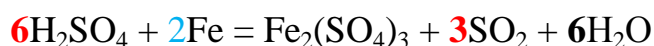


Далее уравниваем число атомов водорода, введением коэффициента 7 перед молекулой воды:

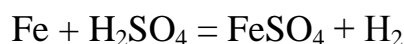


И в последнюю очередь проверяем число атомов кислорода, не связанных в сульфат-ион (оно равно 7).

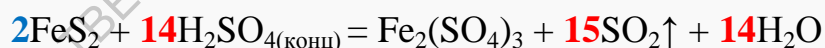
Исходя из перечня веществ, можно предложить и другое уравнение химической реакции; необходимо только указать условия реакции: кислота *концентрированная* и наличие *температуры*:



И как самый простой вариант окислительно-восстановительного процесса, можно предложить следующее взаимодействие железа с разбавленной серной кислотой:



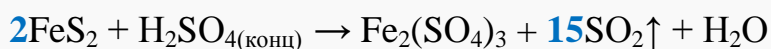
Проблемы с написанием реакций окислительно-восстановительного (ОВР) типа возникают, если в процессе принимают участие, например два восстановителя: взаимодействие пирита с концентрированной серной кислотой выражается уравнением реакции:



В соответствии с уравнением электронного баланса, коэффициент **2** необходим перед веществом FeS_2 , при этом продуктом реакции окисления является SO_2 с коэффициентом **4**:



Серная кислота в данном процессе является одновременно и окислителем, и создает среду, т.е. принимает участие в реакции солеобразования: в соответствии с уравнением электронного баланса, образуется **11** формульных единиц SO_2 , и суммарный коэффициент равен **15**.



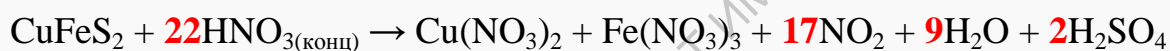
Учитывая общее число атомов серы (**18**) в правой части уравнения, перед веществом H_2SO_4 необходим коэффициент 14.



В последнюю очередь уравниваем число атомов водорода:



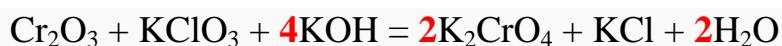
Рассмотрим в качестве примера взаимодействие смешанного сульфида CuFeS_2 с концентрированной азотной кислотой:



В реакции имеется два восстановителя, атомы железа (Fe) и серы (S). Число атомов серы в составе исходного реагента равно 2, учитываем это при написании уравнения электронного баланса. Азотная кислота проявляется двойственные функции – окислитель, и вещество, создающее среду.

Значительные затруднения проявляются, когда в ОВР принимают участие соединения переходных металлов в промежуточной степени окисления.

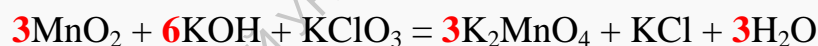
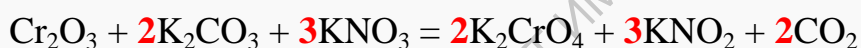
Например, переход соединений хрома (+3) в соединения хрома (+6); соединений марганца из низшей степени окисления в манганаты; превращение соединений железа (+3) в ферраты: общим для этих процессов является осуществление взаимодействия в **сильно щелочной среде в присутствии сильного окислителя**. Например,



Исходное вещество Cr_2O_3 содержит в своем составе 2 атома хрома, следовательно, 2 атома должно и образоваться в продуктах реакции:



Коэффициент 2 появляется перед продуктом реакции K_2CrO_4 . Число атомов хлора равно 1 и в правой и в левой частях уравнения; следовательно, общее количество атомов калия в правой части равно 5, что и требует введение коэффициента 4 перед формулой вещества KOH . Число атомов водорода в левой части схемы реакции равно 4, что вызывает необходимость введения коэффициента 2 перед H_2O .



При составлении окислительно-восстановительных реакций с участием переходных элементов необходимо использовать общую закономерность:

чем выше степень окисления элемента в соединении, тем в большей степени выражены окислительные свойства вещества.

Cr^0	Cr^{+2}	Cr^{+3}	Cr^{+6}
Восстановительные свойства	Окислительно-восстановительная двойственность с преобладанием восстановительных свойств	Окислительно-восстановительная двойственность	Окислительные свойства
	Растворы голубого цвета под слоем органического растворителя	Растворы фиолетово-зеленого цвета	Хроматы – желтого цвета Дихроматы – оранжевые
Минимальная степень окисления элемента	Промежуточная степень окисления элемента		Максимальная степень окисления элемента

Окислительные свойства хрома Cr (VI) в наибольшей степени проявляются в кислой среде; при этом хром восстанавливается до солей хрома Cr (III) с образованием соли той, кислоты, которая создает среду:



В нейтральной или слабощелочной среде дихроматы проявляют более слабые окислительные свойства, продуктом восстановления хрома Cr (VI) является гидроксид Cr(OH)₃:



KMnO ₄ Фиолетово-малиновый раствор	H ₂ SO ₄ (кислая среда)	MnSO ₄ Раствор бесцветный
	H ₂ O (нейтральная среда)	MnO ₂ Раствор бурый
	KOH (щелочная среда)	K ₂ MnO ₄ Раствор зеленый

Окислительно-восстановительная характеристика анионов

<i>Анион</i>	<i>Окислительно-восстановительные свойства</i>
Фторид-ион (F ⁻)	Восстановительные свойства при электролизе в расплаве, т.к. электрический ток самый сильный окислитель
Хлорид-ион (Cl ⁻)	Восстановительные свойства в составе концентрированной соляной кислоты; при электролизе в расплаве и растворе
Бромид-ион (Br ⁻) Иодид-ион (I ⁻)	Восстановительные свойства
Сульфид-ион (S ²⁻)	Восстановительные свойства
Сульфит-ион (SO ₃ ²⁻)	Окислительно-восстановительная двойственность, восстановительные свойства преобладают
Сульфат-ион (SO ₄ ²⁻)	Окислительные свойства проявляются в концентрированной серной кислоте и при сплавлении солей с сильными восстановителями: $\text{BaSO}_4 + 4\text{C} = \text{BaS} + 4\text{CO}$
Нитрат-ион (NO ₃ ⁻)	Окислительные свойства в составе кислоты и солей
Нитрит-ион (NO ₂ ⁻)	Окислительно-восстановительная двойственность, окислительные и восстановительные свойства выражены в равной степени в составе солей
Фосфат-ион (PO ₄ ³⁻)	В растворах не проявляет окислительно-восстановительных свойств. Окислительные свойства проявляются только при сплавлении

	солей с сильными восстановителями: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 5\text{C} + 3\text{SiO}_2 = 3\text{CaSiO}_3 + 2\text{P} + 5\text{CO}$
Карбонат-ион (CO_3^{2-})	Не проявляет окислительно-восстановительных свойств.
Гипохлорит-ион (ClO^-)	Сильные окислительные свойства в составе кислоты и солей
Хлорит-ион (ClO_2^-)	Окислительно-восстановительная двойственность, в большей степени характерны окислительные свойства
Хлорат-ион (ClO_3^-)	Окислительно-восстановительная двойственность, в большей степени характерны окислительные свойства
Перхлорат-ион (ClO_4^-)	Окислительные свойства проявляются в малой степени
Перманганат-ион (MnO_4^-)	Окислительные свойства, наиболее сильно проявляются в кислой среде
Манганат-ион (MnO_4^{2-})	Окислительно-восстановительная двойственность
Дихромат-ион ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) Хромат-ион (CrO_4^{2-})	Окислительные свойства, наиболее сильно проявляются в кислой среде

Следует отметить, что высшая степень окисления центрального атома кислоты не всегда обуславливает проявление сильных окислительных свойств. Например, H_3PO_4 , H_2WO_4 , $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.})$, H_2CO_3 и кремниевые кислоты окислительных свойств в растворах практически не проявляют.

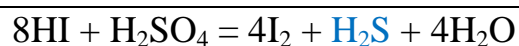
Необходимо обратить внимание на изменение окислительной способности в ряду кислородсодержащих кислот хлора. Казалось бы, с увеличением степени окисления атома хлора должна увеличиваться

способность к присоединению электронов. В действительности окислительные свойства увеличиваются в обратном порядке: $HClO > HClO_2 > HClO_3 > HClO_4$. Связано это с тем, что в процессе восстановления должно происходить отщепление атомов кислорода, которое происходит тем труднее, чем выше степень окисления атома хлора.

К типичным окислителям относится концентрированная серная кислота. Концентрированная серная кислота *пассивирует* на холоду металлы: алюминий, хром, железо, никель. Растворение металлов происходит только при нагревании. С золотом и платиной реакция химического взаимодействия *невозможна* ни при каких условиях. У школьников часто возникают проблемы с определением природы продукта восстановления серной кислоты.

Надеемся, что ниже приведенная таблица поможет в решении этих проблем:

<p>Концентрированная серная кислота H_2SO_4</p>	<i>Активные металлы (в ряду активности до железа) (H_2S или S)</i>
	$4Zn + 5H_2SO_4 = 4ZnSO_4 + H_2S + 4H_2O$
	$8Al + 15H_2SO_4 = 4Al_2(SO_4)_3 + 3H_2S + 12H_2O$
	<i>Металлы железо Fe – серебро Ag (SO_2)</i>
	$2Fe + 6H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$
	$Cu + 2H_2SO_4 = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$
	<i>Кислота + неметалл (SO_2)</i>
	$C + 2H_2SO_4 = CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$
	$S + 2H_2SO_4 = 3SO_2 + 2H_2O$
	$2P + 5H_2SO_4 = 2H_3PO_4 + 5SO_2 + 2H_2O$
	<i>Кислота + сложное вещество – восстановитель (H_2S, S, SO_2)</i>
	$3H_2S + H_2SO_4 = S + 4H_2O$
	$2HBr + H_2SO_4 = Br_2 + SO_2 + 2H_2O$



При написании химических процессов необходимо руководствоваться общим правилом: чем выше концентрация серной кислоты, выше температура при которой протекает реакция и выше сила восстановителя, тем глубже протекает процесс восстановления серной кислоты, и тем ниже степень окисления атома серы в продуктах восстановления серной кислоты.

Типичным окислителем является также азотная кислота. Концентрированная азотная кислота *пассивирует* на холоду поверхность металлов: алюминия Al, хрома Cr, железа Fe, кобальта Co, никеля Ni.

Чем меньше концентрация азотной кислоты, тем сильнее выражены окислительные свойства кислоты. Общая закономерность: чем меньше концентрация азотной кислоты, сильнее восстановитель и выше температура, при которой протекает химическая реакция, тем глубже происходит восстановление азотной кислоты и ниже степень окисления атома азота в продуктах восстановления азотной кислоты:

Окислитель	Число принятых электронов	Продукт восстановления
HNO_3	$\text{N}^{+5} + 1\text{e} = \text{N}^{+4}$	NO_2
	$\text{N}^{+5} + 3\text{e} = \text{N}^{+2}$	NO
	$\text{N}^{+5} + 4\text{e} = \text{N}^{+1}$	N_2O
	$\text{N}^{+5} + 5\text{e} = \text{N}^0$	N_2
	$\text{N}^{+5} + 8\text{e} = \text{N}^{-3}$	NH_4NO_3

Особенности взаимодействия азотной кислоты с *металлами*:

<i>Концентрированная</i> азотная кислота HNO_3	<i>Металлы до Al</i> (N_2O , NO)
	$3\text{Ca} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
	<i>Тяжелые металлы</i> (NO_2)
	$\text{Cu} + 4\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
<i>Разбавленная</i> азотная кислота HNO_3	$4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3 = 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$
	$8\text{Al} + 30\text{HNO}_3 = 8\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NH}_4\text{NO}_3 + 9\text{H}_2\text{O}$
	$3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
<i>Au и Pt не реагируют с HNO_3 ни при каких условиях</i>	

Взаимодействие азотной кислоты с *неметаллами*:

Взаимодействие <i>концентрированной</i> азотной кислоты с неметаллами (NO_2 + оксид неметалла или кислота)	$\text{C} + 4\text{HNO}_3 = \text{CO}_2 + 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
	$\text{P} + 5\text{HNO}_3 = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	$\text{S} + \text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
	$\text{I}_2 + \text{HNO}_3 = 2\text{HIO}_3 + 10\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие <i>разбавленной</i> азотной кислоты с неметаллами (NO + оксид неметалла или кислота)	$3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}$
	$\text{S} + 2\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}$

Взаимодействие <i>концентрированной</i> азотной кислоты со сложными веществами - восстановителями	$\text{H}_2\text{S} + 2\text{HNO}_3 = \text{S} + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
	$\text{Na}_2\text{S} + 4\text{HNO}_3 = \text{S} + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaNO}_3$
	$\text{CuS} + 8\text{HNO}_3 = \text{CuSO}_4 + 8\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
	$\text{HI} + 6\text{HNO}_3 = \text{HIO}_3 + 6\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
	$2\text{KI} + 4\text{HNO}_3 = \text{I}_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{KNO}_3$
	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 4\text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
	$\text{SO}_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}_2$

Соли азотной кислоты – нитраты термически неустойчивы:

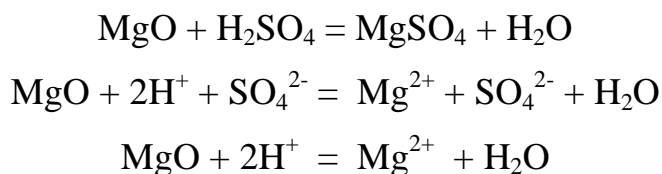
<i>Нитрат металла*</i>	<i>Положение металла в ряду напряжений</i>	<i>Продукты разложения</i>
$+5$ $Me(NO_3)_n$	До магния	$+3$ $Me(NO_2)_n + O_2$
	Магний – медь	$+4$ $Me_xO_y + NO_2 + O_2$
	После меди	$+4$ $Me + NO_2 + O_2$

*если нитрат образован металлом в низшей положительной степени окисления, то его оксид обладает восстановительными свойствами, и продуктом разложения нитрата является оксид в более высокой устойчивой степени окисления (например, $4Fe(NO_3)_2 = 2Fe_2O_3 + 8NO_2 + O_2$)

Задание 31. Изучаемый раздел: электролитическая диссоциация в водных растворах. Сильные и слабые электролиты. Реакции ионного обмена.

Правильность полного выполнения предлагаемого задания оценивается максимальным баллом 2. Результаты ЕГЭ показывают, что осознанными знаниями данного раздела химии владеет несколько большее число экзаменуемых - **53,3%**.

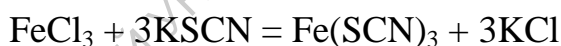
Учитывая указанные химические вещества в условии задания, приведенного ранее в качестве примера, можно составить уравнение ионного обмена:



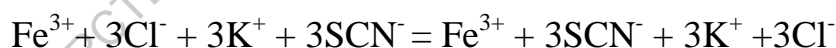
Основные проблемы, возникающие при выполнении задания: понятие слабых и сильных электролитов у экзаменуемых в основном основано на

данных таблицы растворимости. К сожалению, обучающиеся считают, что если вещество растворимо в воде, то раствор этого вещества является электролитом. Растворимость вещества не является показателем силы электролита. Сила электролита (кислоты или основания) оценивается величиной константы диссоциации; если $K_d \gg 1$, то раствор кислоты или щелочи (основного гидроксида) является сильным электролитом и происходит смещение равновесия процесса диссоциации в сторону прямой реакции – образования ионов. Если $K_d \ll 1$, то раствор вещества является слабым электролитом и в растворе происходит смещение равновесия процесса диссоциации в сторону обратной реакции. На наш взгляд, необходимо введение в школьный курс химии табличных справочных данных о сильных и слабых электролитах.

Среди солей также имеются соединения, которые растворимы в воде, но не являются электролитами, например раствор соли $HgCl_2$ (вещество молекулярного строения) не проводит электрический ток; раствор роданида железа, образующегося по качественной реакции:

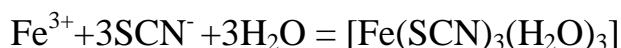
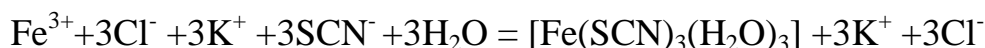
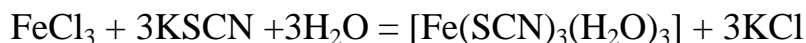


Если бы взаимодействие происходило по указанному уравнению реакции, то раствор продуктов реакции не обладал бы окраской:



В растворе присутствовала бы смесь ионов.

Более правильной является запись химического взаимодействия в следующем виде:



Продукт реакции вещество-неэлектролит $[Fe(SCN)_3(H_2O)_3]$, вещество находится в растворе в виде нейтральных молекул.

Подготовку учащихся к выполнению задания указанного раздела химии необходимо проводить, основываясь на современных положениях теории электролитической диссоциации, на знании количественных характеристик процесса диссоциации, теории строения химических соединений (вещества с атомной, молекулярной и ионной кристаллической решеткой).

Наиболее *типичные ошибки и затруднения* при работе над этим типом задания:

- при написании ионов не учитывают различие в записи степени окисления и заряда иона: правильная запись степени окисления атомов элементов - над символом элемента указывают знак «+» или «-» и цифру;

- отсутствуют навыки составления уравнений химических реакций с участием кислых и основных солей; с участием комплексных соединений и водного раствора аммиака.

В воде растворимы оксиды, которым по таблице растворимости соответствуют растворимые *основные гидроксиды* – основания (исключение гидрат аммония) - символы «р» или «м».

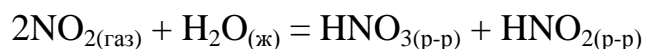
Кислотно-основные свойства оксидов обусловлены их отношением к воде. Кислотные оксиды, растворимые в воде с образованием кислот, называют *ангидридами*.

Оксиды взаимодействуют с веществами, противоположными им по свойствам:

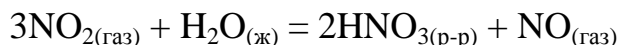
<i>Оксиды</i>	<i>Химические свойства</i>
Основной оксид	Взаимодействие с водой (при комнатных условиях): $\text{Na}_2\text{O}_{(\text{тв})} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}_{(\text{р-р})}$ $\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{тв})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = \text{реакция не идет}$ $\text{CuO}_{(\text{тв})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = \text{реакция не идет}$ Взаимодействие с кислотными оксидами: $\text{CaO}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{2(\text{газ})} = \text{CaCO}_{3(\text{тв})}$

	$3\text{Na}_2\text{O}_{(\text{тв})} + \text{P}_2\text{O}_{5(\text{тв})} = 2\text{Na}_3\text{PO}_{4(\text{тв})}$ <p>Взаимодействие с кислотами:</p> $\text{MgO}_{(\text{тв})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{р-р})} = \text{MgSO}_{4(\text{р-р})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ $\text{CuO}_{(\text{тв})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{р-р})} = \text{CuSO}_{4(\text{р-р})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
Кислотный оксид	<p>Взаимодействие с водой:</p> $\text{CO}_{2(\text{газ})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = \text{H}_2\text{CO}_{3(\text{р-р})}$ $\text{SiO}_{2(\text{тв})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = \text{реакция не идет}$ <p>Взаимодействие с основными оксидами:</p> $\text{CO}_{2(\text{газ})} + \text{CaO}_{(\text{тв})} = \text{CaCO}_{3(\text{тв})}$ $\text{SiO}_{2(\text{тв})} + \text{CaO}_{(\text{тв})} = \text{CaSiO}_{3(\text{тв})} \text{ (при нагревании)}$ <p>Взаимодействие со щелочами:</p> $\text{SO}_{2(\text{газ})} + 2\text{NaOH}_{(\text{р-р})} = \text{Na}_2\text{SO}_{3(\text{р-р})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ $\text{SO}_{2(\text{газ})} + \text{NaOH}_{(\text{р-р})} = \text{NaHSO}_{3(\text{р-р})}$ $\text{SiO}_{2(\text{тв})} + 2\text{NaOH}_{(\text{р-р})} = \text{Na}_2\text{SiO}_{3(\text{р-р})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
Амфотерный оксид	<p>Взаимодействие с водой:</p> <p>Все амфотерные оксиды нерастворимы в воде</p> $\text{ZnO}_{(\text{тв})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = \text{реакция не идет}$ <p>Взаимодействие с основными оксидами:</p> $\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{тв})} + \text{Na}_2\text{O}_{(\text{тв})} = 2\text{NaAlO}_{2(\text{тв})} \text{ (при сплавлении)}$ <p>Взаимодействие с кислотными оксидами:</p> $\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{тв})} + 3\text{SO}_3 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{тв})}$ <p>Взаимодействие с кислотами:</p> $\text{ZnO}_{(\text{тв})} + 2\text{HCl}_{(\text{р-р})} = \text{ZnCl}_{2(\text{р-р})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ $\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{тв})} + 3\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{р-р})} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{р-р})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ <p>Взаимодействие с растворами щелочей:</p> $\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{тв})} + 2\text{NaOH}_{(\text{р-р})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]_{(\text{р-р})}$ $\text{ZnO}_{(\text{тв})} + 2\text{NaOH}_{(\text{р-р})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]_{(\text{р-р})}$ $\text{ZnO}_{(\text{тв})} + 2\text{NaOH}_{(\text{тв})} \xrightarrow{\text{сплавление}} \text{Na}_2\text{ZnO}_{2(\text{тв})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{газ})}$

Кислотный оксид NO_2 не имеет кислоты со степенью окисления атома азота +4; при взаимодействии с водой на холоду происходит реакция образования смеси двух кислот:



или при нагревании:



Чем активнее металл, тем сильнее выражены основные свойства его оксида и гидроксида. С увеличением номера периода происходит медленное ослабление кислотных и увеличение основных свойств высших оксидов и гидроксидов

Кислородсодержащие кислоты получили название *кислотные гидроксиды*, им соответствую кислотные оксиды.

У одного и того же элемента низшие оксиды являются менее кислотными, чем высший оксид. В качестве примера, можно рассмотреть низший оксид серы SO_2 и высший оксид SO_3 , которым соответствуют средней силы кислота H_2SO_3 и сильная кислота H_2SO_4 .

Один и тот же элемент, например, хром, образует несколько оксидов: CrO - основной оксид; Cr_2O_3 – амфотерный и CrO_3 – кислотный.

С ростом степени окисления элемента происходит увеличение кислотных свойств оксидов.

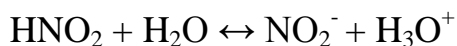
При обычных условиях кислоты могут быть твердыми (фосфорные), жидкими (серная) или растворами газов в воде (сернистая).

Общие химические (кислотные) свойства кислот обусловлены ионами водорода H^+ (H_3O^+ - гидроксония), образующимися в растворе. Растворы кислот имеют кислый вкус, разъедают растительные и животные ткани.

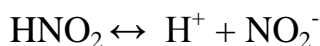
1. Диссоциация в воде на ионы:



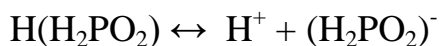
одноосновные кислоты:



часто используют упрощенные реакции диссоциации кислот:



$\text{H}_3\text{PO}_2 - \text{H}(\text{H}_2\text{PO}_2)$ фосфорноватистая кислота



двухосновные кислоты:



$\text{H}_3\text{PO}_3 - \text{H}_2(\text{HPO}_3)$ фосфористая кислота



Число атомов водорода в составе кислоты не всегда соответствует основности кислоты: это видно из уравнений диссоциации фосфорноватистой и фосфористой кислот. Этот факт необходимо учитывать при составлении ионных уравнений реакций. Кроме того, слабые электролиты, диссоциация которых происходит обратимо, записывают в ионных уравнениях в молекулярной форме.

Необходимо отметить, что бескислородные кислоты (HCl , H_2S и др.), а также органические карбоновые кислоты (например, уксусная кислота CH_3COOH) обладают общими *кислотными* свойствами за счет наличия в растворах катионов водорода H^+ :



Растворы солей, среда которых имеет кислотную или щелочную среду в результате процесса гидролиза, проявляют кислотные или основные свойства

Химические свойства солей определяются природой катионов и анионов, образующих соль. **Средние соли** содержат средние кислотные остатки кислородсодержащих кислот, например, K_2CO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, Na_2SO_4 ,

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и бескислородных кислот: KCl , NaCl . Основная часть средних солей в растворе существует в виде ионов, поэтому их свойства обусловлены свойствами присутствующих в растворе катионов и анионов.

Реакции ионного обмена в растворах протекают с наибольшей скоростью; равновесие всегда смещено в сторону образования более слабого электролита.

В осадок в первую очередь выпадает вещество с наименьшей растворимостью.

Задание 32. Ориентировано на составление реакций, которые подтверждают взаимосвязь различных классов *неорганических* веществ, по словесному описанию химического взаимодействия. Другими словами - задание данного типа являются цепочками превращений в виде текста - составление четырех уравнений химических реакций. Подсказкой в этом случае являются характерные свойства соединений: образование раствора или осадка определенного цвета; специфическая растворимость вещества; специфический запах выделяющихся газов. Этому заданию отведена роль «мысленного эксперимента». Данный вид заданий основан на знании практических навыков проведения эксперимента. К большому сожалению, основная часть экзаменуемых при изучении химии в школе не проводят лабораторные работы и не имеют визуальных представлений о признаках химических реакций. Их знания основаны на запоминании теоретического описания химического процесса. А как известно, увиденное глазами остается в памяти на более длительное время. К большому сожалению, количество заданий, выполненных на **максимальный балл**, равно всего лишь **24%**.

Полученные результаты указывают на необходимость систематической работы по подготовке экзаменуемых по овладению знаниями и умениями изучаемого раздела химии. Основная часть материала изучаемого раздела осваивается учащимися в 9 классе, в течение 11 класса происходит

систематизация, обобщение и углубление ранее освоенного материала. Многие обучающиеся наивно полагают, что этот материал им знаком и они владеют необходимыми навыками работы, и поэтому уделяют недостаточное внимание на отработку приемов работы с комбинированными заданиями повышенной сложности.

Выполнение заданий, основанных на реакциях, учитывающих взаимосвязь различных классов неорганических веществ, традиционно является для экзаменуемых наиболее сложным: необходимы знания химии простых веществ (металлов и неметаллов), а также большого числа сложных веществ: оксидов, гидроксидов (основных, кислотных, амфотерных), солей (основных, кислых, комплексных) и бинарных соединений. При этом учащимся необходимы знания кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств различных соединений. К сожалению, основная часть экзаменуемых пытается работать на память (механически заучивать необходимый материал), это не позволяет им увидеть логику химической науки (вопросы химической связи, закономерности изменения кислотно-основных свойств соединений по таблице Д.И.Менделеева, алгоритм составления окислительно-восстановительных уравнений реакций).

Основные проблемы такие же, что и при выполнении двух предыдущих заданий.

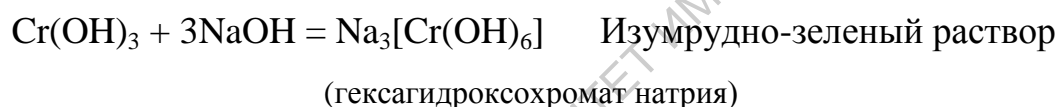
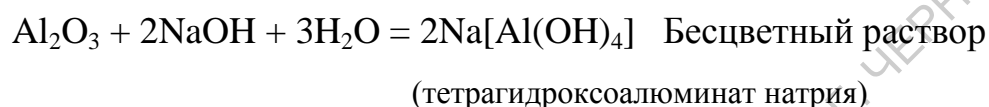
Кроме того, полученные результаты показали, что наибольшее количество ошибок было допущено по следующим вопросам:

- взаимодействие алюминия с растворами щелочей;
- действие на алюминаты слабых кислот (пропуская через раствор тетрагидроксиалюмината калия углекислый газ, можно получить кристаллический осадок гидроксида алюминия, при этом допустимо образование K_2CO_3 или $KHCO_3$);

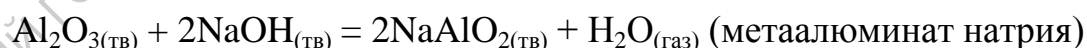
- совместный гидролиз – взаимодействие растворов солей с противоположным типом гидролиза (взаимодействие гидрокарбоната калия и сульфата железа (III));

- свойства соединений хрома.

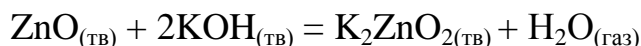
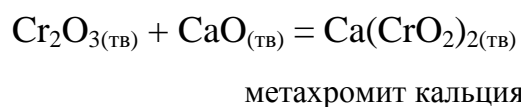
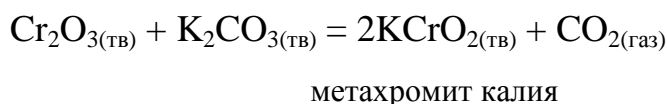
Кроме этого, возникают затруднения при составлении реакций, основанных на знании кислотных свойств амфотерных оксидов и гидроксидов. Продукты реакций зависят от условий проведения реакции: в растворах образуются гидроксокомплексы:

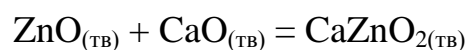


При сплавлении происходит образование других соединений; для определения аниона, входящего в состав соли удобно воспользоваться записью – $\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{H}_3\text{AlO}_3$, алюминиевая кислота неустойчива, при дегидратации образуется более устойчивое соединение метаалюминиевая кислота HAlO_2 , соль этой кислоты и образуется при сплавлении:



Аналогично для соединений хрома и цинка:





При выполнении заданий 32 также необходимы знания о способности веществ к проявлению окислительно-восстановительных свойств. При выполнении таких заданий в наибольшей степени проявляются навыки и умения экзаменуемых ориентироваться в свойствах большого числа неорганических соединений.

Необходимость приобретения учащимися навыков и умений экспериментальной работы, способности к наблюдениям за признаками химических явлений остается актуальной и в настоящее время. Этот пробел можно ликвидировать только в результате широкого использования демонстрационного химического эксперимента на уроках; ученического эксперимента во время лабораторных и практических работ; при выполнении индивидуальных и групповых работ учебно-исследовательской деятельности.

Задание 33. Реакции, подтверждающие взаимосвязь органических соединений (цепочка превращений). Как видно из приведенных данных, почти половина экзаменуемых полностью не владеет изучаемым материалом (**нулевые результаты отмечены у 48,8%** от общего числа экзаменуемых). Эта величина значительно превышает число экзаменуемых, которые показали аналогичные нулевые результаты предыдущего задания. При этом, почти **20%** справились с предлагаемыми заданиями такого типа, получив максимальный балл.

Многие из выпускников считают, что материал органической химии является более структурированным и логичным по сравнению с неорганической химией, содержащей большее число исключений из общих закономерностей. Однако результаты ЕГЭ по химии показывают наличие значительных трудностей у экзаменуемых в изучении свойств и взаимосвязи органических соединений.

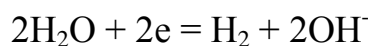
Основные проблемы: составление структурных формул, написание уравнений электролиза с участием анионов карбоновых кислот, окислительно-восстановительных реакций с участием органических соединений.

Рассмотрим в качестве примера электролиз водного раствора ацетата натрия:

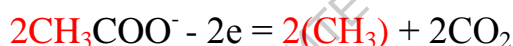
в растворе происходит процесс диссоциации соли:



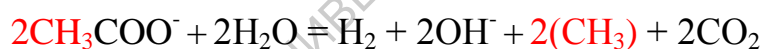
катод (-): около катода находятся частицы воды H_2O и катион натрия Na^+ . Катион натрия не может разряжаться на катоде, т.к. натрий - металл, растворимый в воде. Поэтому на катоде принимает участие H_2O :



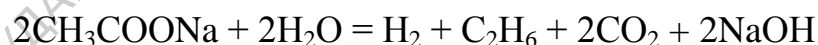
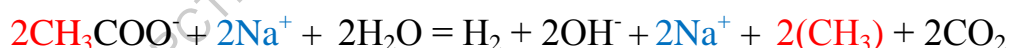
анод (+): около анода находятся молекулы воды и ионы CH_3COO^- . Ацетат-ионы принимают участие в процессе на аноде:



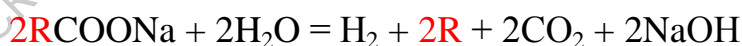
Суммарное уравнение процесса при электролизе на катоде и аноде:



Ионы натрия не принимают участие в процессе электролиза, но находятся в растворе, поэтому полное ионно-молекулярное уравнение процесса электролиза имеет вид:



В общем виде для солей любых карбоновых кислот - электролитов можно записать уравнение процесса электролиза:



Продуктом реакции является алкан **R-R**

Ошибки, допускаемые учащимися:

- наличие неправильной записи или полное отсутствие формул органических соединений в структурном виде;

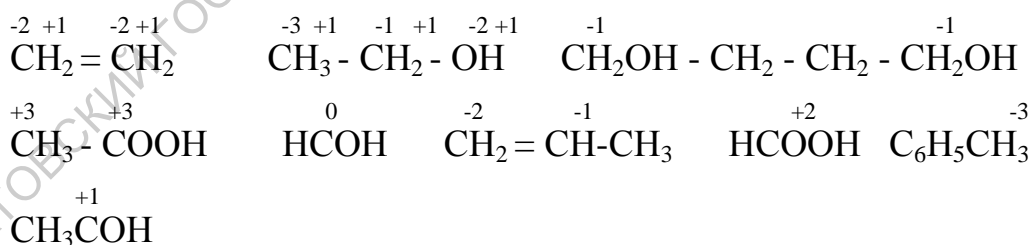
- представление схем химических реакций вместо уравнений химических реакций: отсутствуют формулы побочных продуктов и коэффициенты перед исходными реагентами или продуктами реакций;
- окисление гомологов бензола раствором перманганата калия в нейтральной или щелочной средах;
- пиролиз кальциевых солей карбоновых кислот;
- «мягкое» окисление алкенов (взаимодействие с перманганатом калия в нейтральной или слабощелочной среде без нагревания).

При составлении структурных формул органических соединений нужно пользоваться общими закономерностями:

- валентность атома углерода в органических соединениях всегда равна 4;
- углеродная цепь – это последовательность соединения атомов углерода между собой;
- изомерия углеродной цепи; изомерия межклассовая – общая молекулярная формула;
- знание формы записи функциональных групп.

Значительные проблемы возникают при определении степеней окисления атомов углерода в органических соединениях и при составлении уравнений электронного баланса.

Определение степени окисления тех атомов углерода, которые непосредственно принимают участие в окислительном процессе:

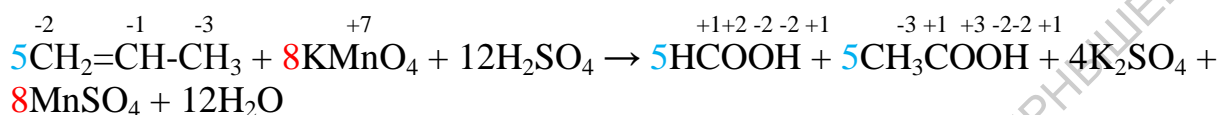


Окисление алкенов в *мягких условиях* раствором перманганата калия: продукты реакции двухатомные спирты (диолы)

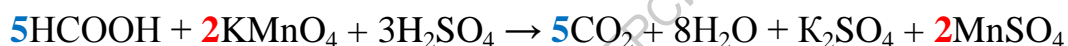




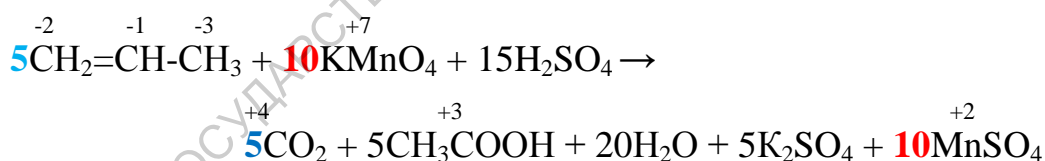
Окисление алкенов в *жестких условиях* (перманганат калия в *кислой среде и при нагревании*) вызывает окислительное расщепление двойной связи и образование карбоновых кислот:



Муравьиная кислота легко окисляется до углекислого газа и воды

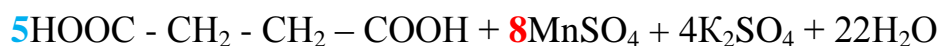


и суммарное уравнение реакции принимает вид:

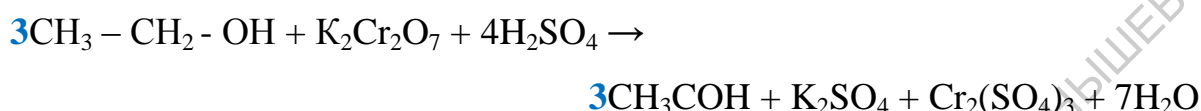


Окисление диолов в жестких условиях приводит к образованию двух основных карбоновых кислот:

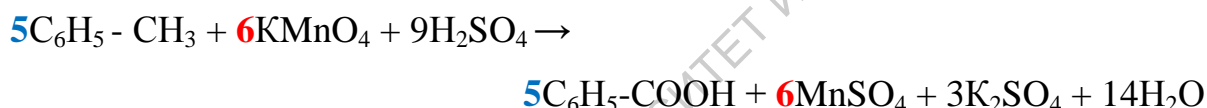




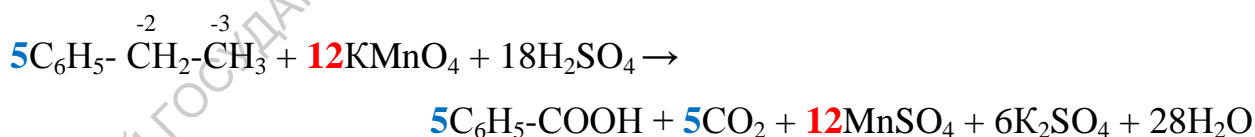
Окисление первичных предельных одноатомных спиртов приводит к образованию альдегидов или карбоновых кислот:



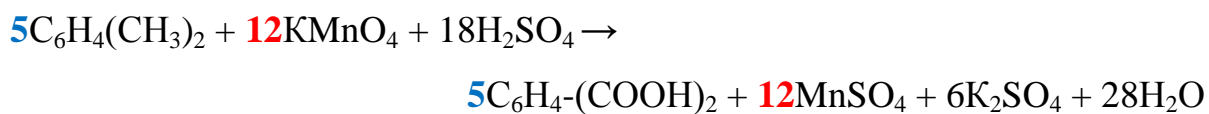
Процессы окисления гомологов бензола имеют свои особенности:



При наличии в радикале одного атома углерода продуктом окисления толуола является бензойная кислота.



При наличии в радикале двух атомов углерода, атом углерода, непосредственно связанный с бензольным кольцом, превращается в карбоксильную группу; а другие образуют углекислый газ.

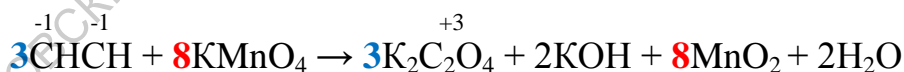


При наличии у бензольного кольца двух радикалов продуктом окисления являются две карбоксильные группы.

При окислении альдегидов в мягких условиях (нейтральная среда) продуктом реакции является соль карбоновой кислоты, кислота и диоксид марганца. Необходимо учитывать, что образующаяся кислота взаимодействует с КОН – продуктом восстановления KMnO_4 с образованием соли:



Продуктом окисления ацетилена в нейтральной среде является щавелевая двухосновная кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ($\text{HOOC} - \text{COOH}$), которая взаимодействует с КОН, продуктом восстановления KMnO_4 , с образованием соли оксалата калия.



При выполнении заданий такого типа проявляется недостаточная степень освоения материала по вопросам номенклатуры веществ, типах химических реакций; свойствах органических соединений и их зависимости от условий протекания реакций.

Задание 34. Расчёты массы (объёма, количества вещества) продуктов реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеет примеси), если одно из веществ дано в виде раствора с определённой массовой долей растворенного вещества. Расчёты массовой или объёмной доли выхода продукта реакции от теоретически возможного. Расчёты массовой доли (массы) химического соединения в смеси.

Для учащихся наиболее трудным было именно это задание. Только экзаменуемые с высоким уровнем подготовки справились с выполнением задания полностью.

Выполнение заданий такого типа основано на **проведении количественных расчетов при решении комбинированных задач.** Из приведенных данных видно, что основная часть экзаменуемых не владеет навыками решения задач: только незначительная часть учащихся имеет навыки практического использования теоретических знаний для решения проблемных ситуаций. Одним из факторов, влияющих на низкий уровень подготовки экзаменуемых, является малое число учебных часов, отведенное на изучение химии в старших классах. Именно этот раздел знаний был недостаточно отработан и усвоен школьниками, как видно из результатов ОГЭ и ЕГЭ.

Значительные проблемы имеются у обучающихся, основанных на расчетах в растворах.

При охлаждении насыщенного раствора из-за уменьшения растворимости вещества происходит образование осадка. Масса воды

остается постоянной (если соль не образует кристаллогидрата), масса раствора и масса растворенного вещества уменьшаются.

Пример: вычислите массу нитрата калия, который выпадает в осадок, если 100 г насыщенного при температуре 70 °С раствора его охладить до температуры 0 °С. Растворимость нитрата калия составляет 138 г при температуре 70 °С и 13,3 г при температуре 0 °С.

Решение: массовая доля растворенного вещества в растворе при 70 °С рассчитывается по формуле: $w^{70} = (s^{70} / m_{р-ра}^{70})100 = (138/100+138)100 = (138/238)100 = 57,98$ (%); масса растворенного вещества в этом растворе составляет 57,98 г;

Массовая доля растворенного вещества в растворе при 0 °С рассчитывается по формуле: $w^0 = (s^0 / m_{р-ра}^0)100 = (13,3 / 100 + 13,3)100 = (13,3/113,3)100 = 11,74$ (%).

Пусть масса вещества, выпавшего в осадок равна x (г), тогда $w^0 = (m_{в-ва} - x) / (m_{р-ра} - x)$; $0,1174 = (57,98 - x) / (100 - x)$; $x = 52,39$ (г)

Ответ: масса нитрата калия, выпавшего в осадок равна 52,39 г.

При добавлении к раствору какой-то массы растворенного вещества, происходит одновременное увеличение общей массы вещества и раствора. Это приводит к увеличению концентрации полученного раствора. Массовая доля вещества в полученном растворе определяется по формуле:

$$w = (m_{в-ва} + x) / (m_{р-ра} + x), \text{ где } x - \text{масса добавляемого вещества}$$

Пример: к раствору гидроксида натрия массой 250 г с $w = 10\%$ добавили 40 г гидроксида натрия. Рассчитайте массовую долю гидроксида натрия в полученном растворе.

Решение: рассчитаем массу вещества в исходном растворе:
 $m_{в-ва} = w^1 \cdot m_{р-ра} = 0,1 \cdot 250 = 25$ г; Тогда $w^2 = (25+40) / (250+40) = 65 / 290 = 0,2241 = 22,41$ (%)

При выпаривании раствора (при удалении воды из раствора) уменьшается масса раствора, а масса растворенного вещества остается постоянной. При этом происходит увеличении концентрации раствора.

Массовая доля вещества в полученном растворе увеличивается:

$$w = (m_b - w_a) / (m_p - p_a - x), \text{ где } x = \text{масса удаляемой воды}$$

Использование принципа пропорциональности вызывает затруднения при решении задач типа «избыток-недостаток». Во многих случаях реакция химического взаимодействия между реагентами протекает в условиях избытка одного из реагентов. Поэтому по завершении реакции некоторая часть таких реагентов остается неизрасходованной или взаимодействует с одним из продуктов реакции. Количество образующегося вещества определяется количеством того из реагентов, который полностью расходуется в реакции. Он называется *лимитирующим* реагентом. Лимитирующим реагентом является тот, который дает минимальное количество продукта реакции.

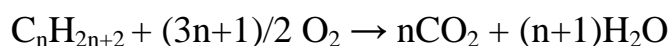
Задание 35. Установление молекулярной и структурной формулы вещества, на основе количественных расчетов и свойств соединения.

Как видно из приведенных данных, *более 50% учащихся полностью не владеют навыками установления молекулярной и структурной формулы вещества на основе химических свойств соединений с применением количественных расчетов. Менее 1/5 части экзаменуемых способно к проявлению навыков практического использования ранее полученных знаний.*

Вызывают затруднения задачи, в которых используются реакции сгорания органических веществ с написанием реакций в общем виде и последующем использовании принципа пропорциональности.

Например, при сгорании алкана массой 7,2 г получено 11,2 л газа (н.у.). Определите формулу вещества.

Решение: Запишем уравнение реакции сгорания алкана:



При н.у. газом является CO_2 , объем которого по условию задачи составляет 11,2 л; Количество вещества CO_2 можно рассчитать, оно равно

$$V/V_m = 11,2 \text{ л} / 22,4 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} = 0,5 \text{ моль}$$

$M(C_nH_{2n+2}) = 14n + 2$, тогда количество вещества органического соединения, принимающего участие в реакции, можно представить следующим образом:

$$n(C_nH_{2n+2}) = 7,2 / (14n + 2)$$

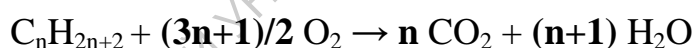
Используя уравнение химической реакции, составим пропорцию:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ моль } C_nH_{2n+2} \text{ ----- } n \text{ моль } CO_2 \\ n(C_nH_{2n+2}) \text{ моль ----- } 0,5 \text{ моль } CO_2 \\ \{7,2 / (14n + 2)\} n = 0,5 \end{array}$$

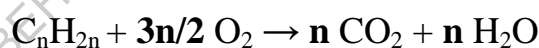
Решение этой пропорции, показывает, что $n = 5$. Следовательно, вещество является пентаном или его изомером.

Ниже приведены обобщенные уравнения реакций горения органических соединений:

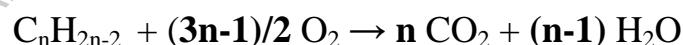
Алканы:



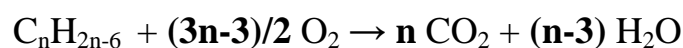
Алкены и циклоалканы (межклассовые изомеры):



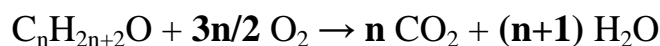
Алкины и диены (межклассовые изомеры):



Арены:



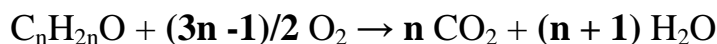
Спирты, простые эфиры (межклассовые изомеры):



Кислоты (предельные одноосновные карбоновые), сложные эфиры (межклассовые изомеры):



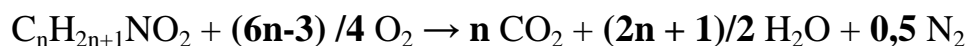
Альдегиды и кетоны:



Амины:



Аминокислоты и нитросоединения (межклассовые изомеры):



Сравнивая результаты работы экзаменуемых по химии, можно отметить, что круг вопросов, представляющих значительную трудность для учащихся, практически не претерпел изменений по сравнению с 2017 годом, перечень проверяемых элементов содержания аналогичный. Материал химии, усвоенный в незначительной степени в 8-9 классах, и требующий систематизации и углубления при изучении в старших классах, остается **мало осознанным**.

В целом результаты по химии по сравнению с прошлым годом лучше.

Подготовка обучающихся к экзамену по химии не должна сводиться к «натаскиванию» на решение типичных заданий, а должна предусматривать формирование у учащихся системы знаний, поэтому целесообразно большее количество учебного времени уделять вопросам систематизации знаний, решению заданий с развернутым ответом. При выполнении заданий с развернутым ответом учащиеся максимально полно демонстрируют не только теоретическую подготовку, но и уровень владения предметом в практической ситуации. Работа по формированию практических навыков должна стать частью самостоятельной подготовки обучающихся. Необходимо обучать учащихся извлекать как можно больше информации из условия задания: внимательно читать условие задания, выделять химическую составляющую; по стадиям проводить необходимые расчеты с указанием математических формул в общем виде. Такой подход позволяет достаточно быстро определять

ошибки и отрабатывать элементы работы, в ходе которой были допущены эти ошибки.

Осуществляя подготовку школьников к ЕГЭ, необходимо уделять внимание и школьникам, которые не выбрали в качестве дополнительного экзамена химию. Т.к. значительная часть таких школьников в дальнейшем становится студентами факультетов, где на 1 курсе изучается дисциплина «Химия». При обучении студентов практически любой технической направленности входит набор обязательных предметов, среди которых присутствует химия.

Литература

1. Л.Ф. Кожина, И.В. Тюрина, И.В. Косырева. Анализ результатов ЕГЭ по химии в 2017 году в г. Саратове и Саратовской области. Учебно-методическое пособие для студентов направления подготовки «Педагогическое образование» профиль «Химия». Электронный ресурс. Саратов. 2017. – 48с. http://elibrary.sgu.ru/uch_lit/1847.pdf
2. sarrco.ru/uploads/docs/599d137b24ee0/pdf. Оценка качества образования в Саратовской области по результатам сдачи ЕГЭ в 2017 году: Сборник статистических материалов. Часть 1. Саратов: ГАУ СО «РЦОКО», 2017.- 201 с.