**АОУ ВО ДПО «Вологодский институт развития образования»**

**Центр непрерывного повышения профессионального мастерства педагогических работников в г. Вологде**

«ОДОБРЕНО»

на заседании экспертной рабочей группы

по учебному предмету «Химия»

при РУМО по общему образованию

(Протокол № 6 от 21.02.2024)

**Методический кейс**

**" Задание 29 ГИА-11 по химии: методические подходы к обучению составления окислительно-восстановительных реакций и набор заданий "**

**Автор-составитель:**

**Марагаева З.С.,** старший методист сектора естественнонаучного и технологического образования

ЦНППМ в городе Вологде

АОУ ВО ДПО «ВИРО»

2024 г.

***Аннотация***

В рекомендациях представлен методический кейс учебных материалов для подготовки обучающихся к выполнению задания 29 ЕГЭ. Кейс предполагает достижение обучающимися предметных результатов освоения умения прогнозировать и составлять уравнения химических реакций и раскрывать сущность окислительно-восстановительных реакций посредством составления электронного баланса. Представлена модель задания 29 из ЕГЭ по химии, решения этих заданий, критерии оценивания и подборка таких задач. Методический кейс адресован учителям химии, работающим по программам среднего общего образования.

**Содержание**

**1.Актуальность**

Задание 29 проверяет у обучающихся сформированность умения сформированность умения определять степень окисления химических элементов в соединениях, сформированность умения раскрывать сущность окислительно- восстановительных реакций посредством составления электронного баланса этих реакций; сформированность умения применять/использовать знания о составе и свойствах веществ для проверки гипотез относительно закономерностей протекания химических реакций и прогнозирования возможностей их осуществления.

Задание требует развернутого ответа (решения задачи). Задание 29 ЕГЭ имеет высокий уровень сложности и проверяет умение задачи по химии высокого уровня сложности. Сложность этих заданий обусловлена многообразием протекающих реакций, пониманием процессом окисления и восстановления.

Средний процент выполнения этого задания составляет в 2023 г 48 % , никто из выпускников, не перешедших порог, не приступали к выполнению этого задания, 21%, получивших балл до 60, приступили к выполнению задания и смогли получить какое-то количество баллов, и 56 % высокобальников выполнили верно это задание.

*Цель рекомендаций* –  показать систему подготовки обучающихся, подходы к выполнению задания 29 ЕГЭ по химии и формирование у обучающихся планируемых предметных результатов освоения учебного предмета «Химия», включенных в задание 29 ЕГЭ.

**2. Планируемые предметные и метапредметные результаты**

Предметные результаты освоения содержания учебного предмета «Химия» на углублённом уровне ориентированы на обеспечение профильного обучения обучающихся химии. Они включают: специфические для химии научные знания, умения и способы действий по освоению, интерпретации и преобразованию знаний, виды деятельности по получению новых знаний и их применению в различных учебных, а также в реальных жизненных ситуациях. При выполнении задания № 29 обучающийся должен показать:

- сформированность умения определять степень окисления химических элементов в соединениях,

- сформированность умения раскрывать сущность окислительно- восстановительных реакций посредством составления электронного баланса этих реакций;

- сформированность умения применять/использовать знания о составе и свойствах веществ для проверки гипотез относительно закономерностей протекания химических реакций и прогнозирования возможностей их осуществления.

При выполнении задания № 29 выпускник должен владеть базовыми логическими действиями:

использовать при освоении знаний приёмы логического мышления: выделять

характерные признаки понятий и устанавливать их взаимосвязь, использовать соответствующие понятия для объяснения отдельных фактов и явлений;

устанавливать причинно-следственные связи между изучаемыми явлениями;

строить логические рассуждения (индуктивные, дедуктивные, по аналогии),

применять в процессе познания используемые в химии символические

(знаковые) модели, преобразовывать модельные представления – химический знак, символ) элемента, химическая формула, уравнение химической реакции – при решении учебных познавательных и практических задач;

осуществлять самоконтроль деятельности на основе самоанализа и самооценки.

**3. Характеристика задания № 29**

Задание 29 ЕГЭ предполагает решение задания высокого уровня сложности. Тема «Окислительно-восстановительные реакции» − одна из самых сложных и значимых в школьном курсе химии. В этом задании проверяются следующие элементы содержания из кодификатора ЕГЭ:

- степень окисления.

-окислительно-восстановительные реакции.

-поведение веществ в средах с разным значением pH.

-методы электронного баланса.

Коды требований, предъявляемых к выполнению этого задания:

-сформированность умений использовать системные химические знания для объяснения и прогнозирования явлений, имеющих естественнонаучную природу;

-сформированность умений применять знания о составе и свойствах веществ для экспериментальной проверки гипотез относительно закономерностей протекания химических реакций и прогнозирования возможностей их осуществления.

Учебный материал, включенный в задание 29, изучается на всем протяжении освоения учебного предмета «Химия» в основной и средней школе.

Уровень сложности высокий. Максимальный балл - 2 балла. Примерное время выполнения 10-15 минут.

Критерии оценивания задания 29:

|  |  |
| --- | --- |
| Критерии оценивания выполнения задания | Баллы |
| Ответ правильный и полный, содержит следующие элементы:  • выбраны вещества, и записано уравнение окислительно-  восстановительной реакции;  • составлен электронный баланс, указаны окислитель и восстановитель | 2 |
| Правильно записан один элемент ответа | 1 |
| Все элементы ответа записаны неверно | 0 |
| Максимальный балл | 2 |

**4. Методические особенности изучения учебного материала, необходимого для решения задания на протекание окислительно-восстановительных реакций:**

В КИМ ОГЭ и ЕГЭ заданиям, касающихся ОВР, отводится значительное место, так согласно спецификации ОГЭ это задания 4,15,20, а в ЕГЭ – 3,19,29. В данных заданиях проверяются умения определять степень окисления, находить окислитель и восстановитель, понимать процессы окисления и восстановления, уметь составлять электронный баланс и с помощью его расставлять коэффициенты. В кодификаторе этих заданий заложены следующие требования к уровню подготовки выпускников: определять

степень окисления химических элементов в соединении, применять основные положения химических теорий для анализа строения и свойств веществ, объяснять сущность окислительно-восстановительных реакций, составлять уравнения химических реакций.

Изучение окислительно-восстановительных реакций вызывает у учащихся определенные трудности. При изучении химии в 8-9 классе у обучающихся должны быть сформированы умения определять степени окисления по готовым формулам, понимание процессов окисления и восстановления. Изучение представлений об окислительно-восстановительных реакциях (ОВР) в школьном курсе химии проходит в несколько этапов, которые тесно связаны с формированием системы понятий о химических реакциях.

В силу того, что понятие химическая реакция является достаточно сложным и многогранным, сформировать полное представление обо всех его сторонах, данное понятие формируется на протяжении всего курса обучения химии.

При изучении понятий осуществляется систематический мониторинг, в основу которого положен уровневый подход;

***1 уровень*** – ученик владеет знаниями об отдельных понятиях и их признаках;

***2 уровень*** – ученик знает о связях и отношениях между понятиями, умеет воспроизвести их и применить в типичных заданиях;

***3 уровнь*** - знания уже представляют целостные системы, не связанные между собой;

***4 уровнь*** - знания представляют собой систему в высшей степени развития, характеризуются новым качеством – действенностью: ученик может предсказывать неизвестные факты, выводить "новые" на основе усвоенных, творчески применять изученное.

Овладеть понятием «химическая реакция» - значит усвоить основные законы превращения веществ и, основываясь на этом, осмысленно составлять уравнения химических реакций.

Усвоить систему понятий об окислительно-восстановительных реакциях - значит выработать у учащихся умения, каждое из которых соответствует определенному понятию темы. Структура взаимосвязи понятий и умений представлена в таблице:

Таблица 1. Структура взаимосвязи понятий и умений.

|  |  |
| --- | --- |
| Понятие | Умения |
| 1. Химическая реакция. | Определять признаки химических реакций. |
| 2.Окислительно-восстановительная реакция. | Распознавать окислительно-восстановительный процесс, отличать его от других типов химических реакций, определять признаки ОВР. |
| 3. Степень окисления: положительная, отрицательная, промежуточная минимальная, максимальная. | Определять степени окисления атомов на основе их строения, положения в периодической системе Д.И. Менделеева;  определять степени окислении элементов, входящих в состав соединения; предсказывать окислительно-восстановительные свойства атомов, молекул, ионов на основе значения степени окисления. |
| 4. Процессы окисления, восстановления, ЭО. | Уравнения полуреакций. Окислители и восстановители. Окисленная и восстановленная формы. Электронный баланс. Определять, составлять, записывать уравнения ОВ процессов с участием атомов, молекул или ионов; определять окислитель, восстановитель, а также окисленную и восстановленную формы;  составлять уравнения полуреакций; определять направление "движения" электронов, подсчитывать их число, т.е. составлять электронный баланс. |
| 5. Двойственность свойств, сильный, слабый окислитель, восстановитель, элемент вещество, ион. | Характеризовать окислительно-восстановительные свойства атомов, ионов и веществ, а также их силу на основе знаний о строении и периодичности и по положению в периодической таблице. |
| 6. Электрохимический ряд напряжений металлов. | Составлять уравнения окислительно-восстановительных процессов в растворах с участием металлов; предсказывать протекание процесса, силу восстановительных свойств металлов. |
| 7. Электронодонорные и электроностатические реакции. | Классифицировать, выделять, определять и приводить примеры различным видам ОВР. |
| 8. Метод электронного баланса. | Подбирать коэффициенты, определять степени окисления, окислитель, восстановитель, составлять уравнения полуреакций, подсчитывать электронный баланс. |
| 9. Коррозия | Определять виды коррозии, составлять схемы протекающих процессов. |
| 10. Электролиз | Составлять ОВР электролиза растворов и расплавов веществ, предполагать продукты процесса. |

**Определение возможных степеней окисления по положению химического элемента в Периодической таблице химических элементов Д.И.Менделеева**

1. Для элементов **главных подгрупп высшая (максимальная) степень окисления** равна номеру группы, за исключением фтора, который не имеет положительных степеней окисления.
2. Для элементов **побочных подгрупп высшая (максимальная) степень окисления** равна, как правило, тоже равна номеру группы, в которой находится элемент в периодической таблице Д.И. Менделеева, исключением составляют элементы VIII Б группы и медь. Из изучаемых элементов VIII Б надо помнить, что железо имеет высшую степень окисления +6. Медь имеет высшую степень окисления +2.
3. **Низшая (минимальная) степень окисления** металлов равна нулю. Низшая степень окисления неметаллов обычно равна: 8 – номер группы, в которой находится элемент.

Предлагаем некоторые основные подходы для формирования понятия «степень окисления»

1. Высшая –это максимальная степень окисления, которую может иметь атом, низшая – это минимальная степень окисления. Значения степеней окисления элемента между высшей и низшей степенями окисления называются **промежуточными.** Обычно при определении промежуточных степеней окисления стоит руководствоваться правилом, которое работает для элементов главных подгрупп: если элемент находится в нечетной группе, то промежуточные степени окисления будут тоже нечетными, а если в четной, то промежуточные тоже будут четными. Исключение составляет азот, у которого будут все степени окисления от +1 до +5, и углерод, у которого положительные степени окисления будут от +1 до +4, а отрицательные от -1 до -4.
2. В **простых веществах** степень окисления элементов равна нулю.
3. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в нейтральной молекуле равна нулю, а в сложном ионе – заряду.
4. Некоторые элементы во всех сложных соединениях имеют **постоянную степень окисления:**

Щелочные металлы: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr - +1

Все элементы II группы, кроме Hg: Be, Mg, Ca, Sc, Ba, Ra, Zn, Cd - +2

Алюминий Al - +3

Фтор F - -1.

1. Водород и кислород в большинстве сложных соединений имеют постоянные степени окисления, но есть исключения:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Элемент | Степень окисления в большинстве соединений | Исключения |
| Водород (Н) | +1 | Гидриды активных металлов: LiH, NaH, KH, CaH2 и др. – степень окисления водорода равна -1 |
| Кислород (О) | - 2 | Пероксиды водорода и металлов: H2O2, Na2O2, BaO2 и др. – степень окисления кислорода равна -1.  Фторид кислорода OF2 – степень окисления кислорода равна +2 |

1. Возможные степени окисления химических элементов, которые используются в экзаменационных заданиях и на них стоит обратить внимание в школьном курсе химии:

|  |  |
| --- | --- |
| **Элемент** | **Возможные степени окисления** |
| Азот | +1, +2, +3, +4, +5, 0, -2, -3 |
| Углерод | +1, +2, +3, +4, 0, -1, -2, -3, -4 |
| Фосфор | +1, +3, +5, 0, -3 |
| Хлор, бром, йод | +1, +3, +5, +7, 0, -1 |
| Сера | +2, +4, +6, 0, -1, -2 |
| Водород | +1, 0, -1 |
| Кислород | +2, 0, -2 |
| Марганец | 0, +2, +4, +6, +7 |
| Хром, железо | 0, +2, +3, +6 |
| Медь | 0,+1, +2 |

**Примеры заданий:**

Пример 1. Для выполнения заданий 1–3 используйте следующий ряд химических элементов. Ответом в заданиях 1–3 является последовательность цифр, под которыми указаны химические элементы **в данном ряду**.

Элементы: 1) Li, 2) Ca, 3) Cs, 4) N, 5) K

Выберите два элемента, которые в соединениях могут проявлять степень окисления +2.

Пояснение: из предложенных химических элементов Са имеет постоянную степень окисления +2, а второй элемент – азот имеет промежуточную степень окисления +2, например, в соединении NO.

Ответ: 24.

Пример 2.Для выполнения заданий 1–3 используйте следующий ряд химических элементов. Ответом в заданиях 1–3 является последовательность цифр, под которыми указаны химические элементы в данном ряду.

1) Sn 2) Fe 3) C 4) Pb 5) Cr

Из указанных в ряду элементов выберите два элемента, которые в соединениях могут проявлять степень окисления +6.

Пояснение: в предложенных вариантах химических элементов оба элемента имеют высшую степень окисления, не очень характерную для металлов, +6 – это хром и железо.

например, в солях K2CrO4, K2FeO4.

Ответ: 25.

Пример 3. Для выполнения заданий 1–3 используйте следующий ряд химических

элементов. Ответом в заданиях 1–3 является последовательность цифр, под

которыми указаны химические элементы в данном ряду.

1. B 2) Al 3) F 4) Fe 5) N

Из числа указанных в ряду элементов выберите два элемента, которые

проявляют в оксидах степень окисления как +2, так и +3.

Пояснение: в предложенных вариантах химических элементов оба элемента имеют промежуточные степени окисления, причем один металл, другой неметалл – это железо и азот, например, NO, HNO2, FeO, Fe2O3.

Ответ: 4,5

**Понятия «окислитель» и «восстановитель», «окисление» и «восстановление»**

Перед тем, как составлять электронный баланс и учить писать окислительно-восстановительные реакции, необходимо сформировать понятия **«**окислитель» и «восстановитель», «окисление» и «восстановление». При введении высшей и низшей степени окисления дать понимание окислителей и восстановителей, разобрать, что

процесс окисления всегда сопровождается процессом восстановления.

Вещества в высшей степени окисления могут быть только окислителями, в низшей степени окисления – только восстановителями, а в промежуточной – и окислителями, и восстановителями.

Пример задания ОГЭ (задание № 15).

Установите соответствие между схемой процесса, происходящего в окислительно-восстановительной реакции и названием этого процесса:

к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

|  |  |
| --- | --- |
| СХЕМА ПРОЦЕССА | НАЗВАНИЕ ПРОЦЕССА |
| А)S–2 → S0 | 1) окисление |
| Б) H20 → 2H+ | 2) восстановление |
| В) Cr+6 → Cr+3 |  |

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| А | Б | В |
|  |  |  |

Пример задания ЕГЭ (задание № 21).

Установите соответствие между уравнением реакции и формулой вещества, являющегося окислителем в данной реакции: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

|  |  |
| --- | --- |
| УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ | ОКИСЛИТЕЛЬ |
| А) 2NH3 + 2Na = 2NaNH2 + H2 | 1) NH3 |
| Б) 4NO2 + O2 + 2H2O = 4HNO3 | 2) O2 |
| В) 4NH3 + 6NO = 5N2 + 6H2O | 3) NO2 |
|  | 4) NO |
|  | 5) H2O |
|  | 6) Na |

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| А | Б | В |
|  |  |  |

Для выполнения заданий высокого уровня сложности: задание 20 ОГЭ и задание 29 ЕГЭ важно понимать суть окислительно-восстановительных процессов, умения определять степени окисления и составлять электронный баланс. Важно научить ученика понимать влияние степени окисления на определения окислителя и восстановителя, влияние среды на продукты реакции. В приведенных таблицах сгруппированы восстановители и окислители, приведены примеры перехода степеней окисления, примеры реакций.

Необходимо также усвоить, что процесс окисления всегда сопровождается процессом восстановления, и наоборот. А можно ли определить саму возможность протекания ОВР? Как предсказать продукты реакции? Направление протекания ОВР можно определить, сравнивая значения стандартных электродных потенциалов различных электрохимических систем, учитывая при этом многие факторы, в том числе температуру и кислотность среды. Однако на экзамене нет возможности воспользоваться значениями стандартных потенциалов. Как же быть? Во многих случаях полезно и без предварительного теоретического обоснования

Суметь предвидеть ход окислительно-восстановительной реакции и определить ее продукты. Для этого следует руководствоваться накопленным опытом и обобщениями, которые охватывают свойства относительно небольшого числа окислителей и восстановителей.

Приступая к составлению окислительно-восстановительной реакции, в первую очередь необходимо уяснить, какие вещества могут играть в ней роль

окислителя, какие − восстановителя, какими могут быть возможные продукты реакции, как влияют на направление протекания процесса температура, концентрация реагирующих веществ, характер среды – кислой, нейтральной или щелочной.

В связи с этим рассмотрим важнейшие типы окислителей и восстановителей и возможные продукты их превращения в различных средах.

Прежде всего обратите внимание, что в зависимости от значения степени окисления элементы могут проявлять различные окислительно- восстановительные свойства.

Только окислителями могут быть элементы, находящиеся в высшей степени окисления, так как их атомы способны лишь принимать электроны (только восстанавливаться). Например: азот в степени окисления +5 (НNO3 и нитраты); сера в степени окисления +6 (H2SO4), хром в степени окисления +6

(хроматы и бихроматы), марганец в степени окисления +7 (KMnO4), свинец в

степени окисления +4 (PbO2) и др.

Только восстановителями могут быть элементы, находящиеся в низшей степени окисления, так как их атомы могут только отдавать электроны (только окисляться). Например: азот в степени окисления −3 (NH3 и его производные), сера в степени окисления −2 (H2S и сульфиды), иод в степени окисления −1 (HI и иодиды), простые вещества-металлы.

Окислительно-восстановительной двойственностью обладают вещества, в состав которых входит элемент с промежуточной степенью окисления, так как его атомы способны как принимать, так и отдавать электроны. Например: сера в степени окисления +4 (SO2 и сульфиты), марганец в степени окисления +4 (MnO2), простые вещества-неметаллы (N2,P, C, S и др.) и др.

Рассмотрим важнейшие окислители и восстановители и продукты их

превращения в зависимости от условий протекания реакции.

**Важнейшие окислители:**

Cl2, Br2, HNO3, H2SO4(конц.), KMnO4, MnO2, K2Cr2O7,

K2CrO4, KClO, KClO3, H2O2, (O2, SO2, соединения Fe(III))

**Важнейшие восстановители:**

металлы, неметаллы: S, P, C;

сульфиды, иодиды, бромиды, а также H2S, HI, HBr, HCl, NH3, PH3; нитриты, сульфиты, SO2, соединения Fe(II), Cr(III) (Н2, C, СО, соединения Cr(II), Cu(I),H2O2)

Вещества, которые могут быть и окислителями, и восстановителями

H2O2, Na2SO3, NaNO2, SO2 и др.

Важнейшие окислители и восстановители:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Степень окисления | высшая | низшая |
|  | Только окислители | Только восстановители |
| Примеры | N+5: HNO3  и нитраты;  S+6: H2SO4  и сульфаты;  Cr+6: хроматы К2CrO4  и бихроматы K2Cr2O7;  Mn+7: KMnO4 | N-3: NH3 и его производные;  S-2: H2S и сульфиды;  Cl-1, Br-1, I-1: HCl, HBr, HI и соответствующие галогениды |

**Примеры реакций с участием окислителей**

|  |  |
| --- | --- |
| **Окислитель** | **Продукты реакции. Примеры** |
| |  | | --- | |  |   Концентрированная азотная кислота НNO3 | |  | | --- | | С малоактивными металлами и с неметаллами преимущественно образуется NO2 (бурый газ):  Cu + 4HNO3(конц.) = Cu(NO3)2 + 2NO2 + 2H2O  P + 5HNO3(конц.) = H3PO4 + 5NO2 + H2O | |
| |  | | --- | |  |   Разбавленная азотная кислота НNO3 | С малоактивными металлами преимущественно образуется NO:  Сu + 8HNO3(разб.) = 3Cu(NO3)2 + 2NO + 4H2O  С активными металлами преимущественно образуется N2O или N2:  4Zn + 10HNO3(разб.) = 4Zn(NO3)2 + N2O + 5H2O  5Zn + 12HNO3(разб.) = 5Zn(NO3)2 + N2 + 6H2O |
| |  | | --- | |  |   Очень разбавленная азотная кислота НNO3 | С активными металлами возможно образование NH3  (NH4NO3):  4Mg + 10HNO3(оч.разб.) = 4Mg(NO3)2 + NH4NO3 + 3H2O |
| Нитрат-ион NO3- | В растворах под действием активных металлов — NH3,  в расплавах – соответствующие нитриты:  в растворе:  4Zn + KNO3 + 7KOH + 6H2O = 4K2[Zn(OH)4] + NH3  в расплаве:  Zn + NaNO3 + 2NaOH = Na2ZnO2 + NaNO2 + H2O |
| Концентрированная серная кислота H2SO4 | С малоактивными металлами (Cu, Ag и др.), HBr и некоторыми неметаллами (С, S) — SO2:  2Ag + 2H2SO4(конц.) = Ag2SO4 + SO2 + 2 H2O  2HBr + H2SO4 (конц.) = Br2 + SO2 + 2 H2O  C + 2 H2SO4 (конц.) = CO2 + 2 SO2+ 2 H2O  С активными металлами (Zn, Mg, Al, Ca и др.) — свободная сера S или сероводород H2S:  3Mg + 4H2SO4 (конц.) = 3MgSO4 + S + 4H2O  8Al + 15H2SO4 (конц.) = 4Al2(SO4)3 + 3H2S + 12H2O |
| Перманганат калия KMnO4,  манганат калия K2MnO4,  оксид марганца(IV) MnO2 | В кислой среде — соли Мn2+ (обесцвечивание):  2K MnO4 + 5K2SO3 + 3H2SO4 = 2MnSO4 + 6K2SO4 + 3H2O  K2MnO4 + 2K2S + 4 H2SO4 = MnSO4 + 2S + 3K2SO4 + 4 H2O  MnO2 + 2Fe(NO3)2 + 4HNO3 = Mn(NO3)2 + 2Fe(NO3)3 + 2 H2O  В нейтральной или слабощелочной среде KMnO4 и K2MnO4 восстанавливаются до MnO2 (бурый осадок)  2KMnO4 + 3NaNO2 + H2O = 2MnO2 + 3NaNO3 +2KOH  K2MnO4 + K2S + 2 H2O = S + MnO2 + 4KOH  В сильнощелочной среде — K2MnO4 (раствор зеленого цвета):  2KMnO4 + Na2SO3 + 2KOH = 2K2MnO4 + Na2SO4 + H2O |
| Хроматы K2CrO4 и бихроматы K2Cr2O7 | кислой среде — соединения Cr+3 (соответствующие соли):  K2Cr2O7 + 3H2S + 4 H2SO4= Cr2(SO4)3 + 3S + K2SO4 + 7 H2O |
| Кислородсодержащие кислоты хлора и брома (HClO, HClO3, HClO4, HBrO3) и их соли | Ионы Cl‾ и Br‾:  HClO3 + S + H2O = HCl + H2SO4  3KClO4 + 8Al + 12 H2SO4 = 3KCl + 4Al2(SO4)3 + 12 H2O  KBrO + MnCl2 + 2KOH = KBr + MnO2 + 2KCl + H2O |
| Кислородсодержащие кислоты иода (HIO3, HIO4) и их соли | Иод I2, под действием более сильных восстановителей образует иодид-ион I‾:  HIO3 + 5HI = 3I2 + 3H2O  7KI + KIO4 + 4 H2SO4 = 4I2 + 4 K2SO4 + 4 H2O  HIO3 + 3H2S = HI + 3S + 3 H2O |
| Катионы металлов в высшей степени окисления (Fe3+, Cu2+) | Ионы с более низкой степенью окисления:  2CuSO4 + 4KI = 2CuI + I2 + 2K2SO4  2FeCl3 + H2S = 2FeCl2 + S + 2HCl |



Важно, чтобы продукты реакции были выбраны с учетом характера среды.

Протекание ОВР с участием KMnO4 зависит от среды:

- в кислой среде Mn+7 переходит в Mn+2:

2KMnO4 + 5Na2SO3 + 3H2SO4 = 2MnSO4 + 5Na2SO4 + K2SO4 +3H2O

- в щелочной среде Mn+7 переходит в Mn+6:

2KMnO4 + Na2SO3 + 2KOH = 2K2MnO4 + Na2SO4 + H2O

- в нейтральной среде Mn+7 переходит в Mn+4:

2KMnO4 + 3Na2SO3 + H2O = 2MnO2 + 3Na2SO4 + 2KOH

Дихроматы чаще используют в кислой среде, восстановление протекает до соединений Cr(III):

K2Cr2O7+ 6KBr +7 H2SO4→ Cr2(SO4)3+3Br2+ 4K2SO4 + 7H2O

В нейтральной среде:

K2Cr2O7 + 3KNO2+ 4H2O= 2Cr(OH)3+ 3KNO3+ 2KOH

или K2Cr2O7 + 3KNO2+ 4H2O= 2K[Cr(OH)4] + 3KNO3

Хроматы работают в щелочной среде:

2K2СrO4+ 3Zn+ 8KOH+ 8H2O= 2K3[Cr(OH)6] + 3K2[Zn(OH)4]

2K2СrO4+ 3K2S + 8H2O = 2Cr(OH)3 + 3S + 10KOH

**Примеры реакций с участием восстановителей**

|  |  |
| --- | --- |
| **Восстановитель** | **Продукты реакции. Примеры** |
| Бескислородные кислоты (HCl, HBr, HI, H2S) и их соли | Нейтральные атомы или молекулы, способные в некоторых случаях к дальнейшему окислению:  8KI + 9H2SO4 = H2S + 4I2 + 8KНSO4 + 4H2O  H2S + 4Cl2 + 4H2О = 8HCl + H2SO4 |
| Активные металлы | В кислой среде — соответствующие катионы (соли):  2AI + 3H2SO4(разб.) = AI2(SO4)3 + 3H2  щелочной среде металлы Zn и Al — соответственно гидроксоцинкаты или гидроксоалюминаты:  4Zn + NaNO3 + 7NaOH + 6H2O = NH3 + 4Na2[Zn(OH)4]  2Al + 2NaOH + 6H2O = 2Na[Al(OH)4] + 3H2 |
| Неметаллы | C + 4HNO3( конц.) = CO2 + 4NO2 + 2H2O  Фосфор под действием сильных окислителей окисляется до Н3РО4:  P + 5HNO3(конц.) = H3PO4 + 5NO2 + H2O |
| Катионы металлов в низшей степени окисления (Fe2+, Cu+, Sn2+ и др.) | Соединения с более высокой степенью окисления металла:  6CuCl + K2Cr2O7 + 14HCl(разб.) = 6CuCl2 + 2CrCl3 + 2KCl + 7H2O  6FeSO4 + KClO3 + 3H2SO4 = 3Fe2(SO4)3 + KCl + 3H2O |
| Cоли Cr+3 | Катион Cr3+ проявляет сильную восстановительную активность в щелочной среде, окисляясь до хромат-иона CrO42- (но не до бихромат-иона Cr2O72-!):  Сr2(SO4)3 + 16NaOH + 3Br2 = 2Na2CrO4 + 6NaBr + 3Na2SO4 + 8H2O |

**Окислительно-восстановительная двойственность**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Вещество или ион** | **Окислитель** | **восстановитель** |
| Перекись водорода Н2О2 | Восстанавливается до кислорода O-2:  4 Н2О2 + PbS = PbSO4 + 4H2O | Окисляется до кислорода О2:  3 Н2О2 + 2KMnO4 = 3O2 + 2MnO2 + 2KOH + 2 H2O |
| Азотистая кислота НNO2 и нитриты | Под действием сильных восстановителей (H2S, HI, KI) восстанавливаются, как правило, до NO (иногда — до других соединений азота в более низких степенях окисления):  2HNO2 + 2HI = 2NO + I2 + 2H2O | Под действием сильных окислителей (KMnO4, K2Cr2O7, KClO3 и др.) окисляются до азотной кислоты HNO3 или её солей:  5NaNO2 + 2KMnO4 + 3H2SO4 = 5NaNO3 +  + 2MnSO4 + K2SO4 + 3H2O |
| Иод в свободном состоянии | Восстанавливается до I¯1:  I2 + H2S = S + 2HI  3I2 + 2P = 2PI3  I2 + Fe + = FeI2 | Под действием сильных окислителей (Сl2, HNO3, KBrO3 и др.) окисляется до иодноватой кислоты НIO3 или её солей:  I2 + 5Cl2 + 6H2O = 2HIO3 + 10HCl  I2 + 2KBrO3 = 2KIO3 + Br2 |
| SO2, H2SO3 и сульфиты | Сероводородом Н2S, углеродом С, активными металлами восстанавливаются до S0 или S-2:  Н2SO3 + 2H2S = 3S + 3H2O  SO2 + C = S + CO2  Na2SO3 + 3Zn + 8HCl = H2S +  + 3ZnCl2 + 2NaCl + 3H2O | Под действием сильных окислителей (О2, KClO3, HClO4, KMnO4, K2Cr2O7, конц. HNO3 и др.) окисляются до S+6:  SO2 + 2HNO3(конц.) = H2SO4 + 2NO2  3K2SO3 + K2Cr2O7 + 4H2SO4= 4K2SO4 + Cr2(SO4)3 + 4H2O |

**Отношение оксидов переходных металлов**

**к кислотам-окислителям и кислотам восстановителям**

**на примере оксидов и гидроксидов железа**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Оксид** | **Кислота - восстановитель** | **Кислота - окислитель** |
| FeO | Степень окисления железа не изменяется  FeO +2HI = FeI2 + H2O | Степень окисления железа повышается  FeO + 4k.HNO3 = Fe(NO3)3 + NO2 +2H2O |
| Fe2O3 | Степень окисления железа понижается  Fe2O3 + 6HI = 2FeI2 + I2+ 3H2O | Степень окисления железа не изменяется  Fe2O3+6 HNO3 =2 Fe(NO3)3 + 3H2O |
| Fe(OH)2 | Fe(OH)2 + 2HI = FeI2 +2 H2O | Fe(OH)2 + 4.HNO3 = Fe(NO3)3 + NO2 +3H2O |
| Fe(OH)3 | 2Fe(OH)3 + 6HI =2FeI2 + I2+ 6H2O | Fe(OH)3 + 3.HNO3 = Fe(NO3)3 +3H2O |

Но надо помнить, что соляная кислота – это слабый восстановитель и реакции с оксидами и гидроксидами железа не сопровождаются процессами окисления и восстановления.

FeO + 2HCI = FeCI2 + H2O

Fe2O3 + 6HCI = FeCI3 + 3H2O

**Примеры заданий.**

Пример 1.

Для выполнения заданий 29 используйте следующий перечень веществ:

иодид калия, сульфат натрия, гидроксид железа(II), иодоводородная кислота, гидроксид железа(III). Допустимо использование водных растворов этих веществ. Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми может протекать окислительно-восстановительная реакция с образованием простого вещества. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель в этой реакции.

Пояснение: среди веществ предложены 2 сильнейших восстановителя: иодид калия и иодоводородная кислота. Для реакции надо подобрать окислитель, который находится в высшей степени окисления или в промежуточной и может её понизить. По этим критериям походят два вещества: сульфат натрия и гидроксид железа(III). Теперь надо сделать выбор пары веществ: сульфат натрия довольно устойчивое соединение и не вступит в окислительно-восстановительную реакцию. Оставшееся вещество – нерастворимый гидроксид железа(III) не будет реагировать с солью. В результате анализа получилась пара веществ: иодоводородная кислота и гидроксид железа(III).

Элементы ответа:

1) Выбраны вещества, и записано уравнение окислительно-восстановительной реакции:

2Fe(OH)3 + 6HI = 2FeI2 + I2 + 6H2O

2) Составлен электронный баланс, указаны окислитель и восстановитель:

Fe+3 + 1ē → Fe+2 2

2I–1 – 2ē → I20 1

Иод в степени окисления –1 (или иодоводородная кислота) является восстановителем.

Железо в степени окисления +3 (или гидроксид железа(III)) – окислителем.

Пример 2.

Для выполнения заданий 29 используйте следующий перечень веществ:

дихромат калия, серная кислота, сульфат меди(II), сульфид аммония, нитрат алюминия. Допустимо использование водных растворов веществ. Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, приводящая к образованию простого вещества желтого цвета, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

Пояснение: среди предложенных веществ имеется сильный окислитель – бихромат калия. Для реакции требуется среда, бихромат работает только в кислой среде, выбираем серную кислоту, как среду. Остается выбрать восстановитель. Нам нужно вещество, в котором элемент находиться в низшей степени окисления, таких веществ два – сульфид аммония и соляная кислота, но, поскольку в результате реакции должно получиться простое вещество желтого цвета подходит только сульфид аммония.

3(NH4)2S + K2Cr2O7 + 7H2SO4 = 3S + Cr2(SO4)3 + K2SO4 +3 (NH4)2SO4 +7 H2O

S-2 – 2e→ S0  2 3 восстановитель

6

2Cr+6 +3e\*2 →2Cr+3 6 1 окислитель

Пример 3.

Для выполнения заданий 29 используйте следующий перечень веществ:

сульфат железа(II), серная кислота, пероксид водорода, карбонат натрия, хлорид магния. Допустимо использование водных растворов веществ. Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, протекающая с выделением двух газов, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

Пояснение: среди предложенных веществ имеется перекись водорода, которая может быть и окислителем, и восстановителем. Подбираем ей пару: среди веществ находим сильные окислители – серную кислоту и перманганат калия, значит, перекись водорода будет восстановителем. При реакции с перманганатом калия выделиться только один газ – кислород, а в условии сказано, что должно выделиться два газа, таким образом, в качестве окислителя выбираем серную кислоту.

Н2О2 + Н2SO4 = SO2 + O2 + 2H2O

Пример 4.

Для выполнения заданий 29 используйте следующий перечень веществ: сульфид серебра(I), азотная кислота, сульфат аммония, ацетат стронция, нитрат железа(III), хлорид лития. В ходе реакции выделяется бурый газ, образования простого вещества не происходит. Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

При решении этого задания могут быть два варианта:

Ag2S + 10HNO3=2AgNO3 + H2SO4+ 8NO2+ 4H2O

Ag2S + 8HNO3= Ag2SO4+ 8NO2+ 4H2O

**Задания для самостоятельного решения:**

1. Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми протекает окислительно-⁠восстановительная реакция: бромная вода, хлорид кальция, разбавленная азотная кислота, нитрат серебра, сульфат цинка и карбонат натрия. Допустимо использование воды в качестве среды для протекания реакции. Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми окислительно-восстановительная реакция протекает с изменением цвета раствора. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.
2. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: пероксид водорода, сульфид цинка, гидроксид калия, гидроксид хрома(III), сульфат аммония, хлорид бария. Допустимо использование водных растворов веществ. Из предложенного перечня выберите вещества, в результате окислительно-восстановительной реакции между которыми образуется раствор жёлтого цвета. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.
3. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: гидроксид бария, сероводород, аммиак, оксид серы(IV), перманганат натрия, дигидрофосфат натрия. Допустимо использование водных растворов веществ. Из предложенного перечня выберите вещества, в результате окислительно-восстановительной реакции между которыми образуется простое газообразное вещество. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.
4. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: сульфат хрома (III), нитрат бария, гидроксид калия, пероксид водорода, хлорид серебра. Допустимо использование водных растворов веществ. Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.
5. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: сероводород, карбонат аммония, сульфат хрома(II), серная кислота, хлорид натрия, дихромат калия. Допустимо использование водных растворов веществ. Из предложенного перечня выберите вещества, окислительно- восстановительная реакция между которыми приводит к образованию в растворе двух солей. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс (запишите уравнения процессов окисления и восстановления), укажите окислитель и восстановитель.
6. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: цинк, фосфат натрия, гидроксид калия, нитрат калия, хлорид натрия, перманганат калия. Допустимо использование водных растворов веществ. Из предложенного перечня выберите вещества, окислительно- восстановительная реакция между которыми приводит к образованию газообразного вещества. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс (запишите уравнения процессов окисления и восстановления), укажите окислитель и восстановитель.
7. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: Нитрит калия, перманганат калия, серная кислота, гидроксид калия, нитрат аммония, сульфид железа(II). Допустимо использование воды в качестве среды для протекания реакции. Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми окислительно-восстановительная реакция ,если образуется раствор зеленого цвета, не образуется осадок, не выделяется газ.
8. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: Перманганат калия, соляная кислота, сульфит калия, нитрат бария, гидросульфат аммония, йод. Допустимо использование воды в качестве среды для протекания реакции. Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми окислительно-восстановительная реакция , если образуется осадок и бесцветный раствор, не выделяется газ.
9. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: Сульфит бария, гидроксид натрия, перманганат натрия, серная кислота, нитрит натрия, гидрокарбонат магния. Допустимо использование воды в качестве среды для протекания реакции. Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми окислительно-восстановительная реакция протекает, если образуется бесцветный раствор, не образуется осадок, не выделяется газ.
10. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: Оксид серы(IV), пероксид натрия, гидрофосфат натрия, аммиак, йодоводород, гидроксид натрия. Допустимо использование воды в качестве среды для протекания реакции. Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми окислительно-восстановительная реакция, если одна молекула восстановителя отдает три электрона.
11. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: Гидроксид бария, сероводород, аммиак, оксид серы(IV), перманганат натрия, дигидрофосфат натрия. Допустимо использование воды в качестве среды для протекания реакции. Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми окислительно-восстановительная реакция, если одна молекула восстановителя отдает три электрона.
12. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: Гидрокарбонат магния, оксид кремния, нитрат аммония, серная кислота, графит, фосфин. Допустимо использование воды в качестве среды для протекания реакции. Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми окислительно-восстановительная реакция, если образуется два газа.
13. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: Азотная кислота, оксид меди(I), оксид марганца(IV), хлорид железа(III), сера, фторид аммония. Допустимо использование воды в качестве среды для протекания реакции. Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми окислительно-восстановительная реакция, если образуется только кислота, выделяется газ.
14. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: Перманганат калия, гидрокарбонат натрия, сульфит натрия, сульфат бария, гидроксид калия, пероксид водорода. Допустимо использование воды в качестве среды для протекания реакции. Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми окислительно-восстановительная реакция, если происходит изменение цвета раствора, не образуется осадок, не выделяется газ.
15. Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ: Хлор, оксид серы(IV), бромоводородная кислота, перманганат калия, гидроксид железа(II), нитрит кальция. Допустимо использование воды в качестве среды для протекания реакции. Из предложенного перечня выберите вещества, между которыми окислительно-восстановительная реакция, если образуется в растворе две соли и кислота.

**Источники**

1. Открытый банк заданий ЕГЭ <https://fipi.ru/ege/otkrytyy-bank-zadaniy-ege#!/tab/173765699-4>
2. **Методические рекомендации для учителей, подготовленные на основе анализа типичных ошибок участников ЕГЭ 2023 года** <https://fipi.ru/ege/analiticheskie-i-metodicheskie-materialy#!/tab/173737686-4>
3. Демоверсия, спецификация, кодификатор ЕГЭ 2024 <https://fipi.ru/ege/demoversii-specifikacii-kodifikatory#!/tab/151883967-4>
4. Сайт Сдам ГИА/Решу ЕГЭ <https://chem-ege.sdamgia.ru/prob-catalog>
5. Сайт Наука для тебя <https://scienceforyou.ru/trenirovochnye-varianty-dlja-podgotovki-k-egje>
6. Всероссийский проект «ЕГЭ 100 БАЛЛОВ» vk.com/ege100ballov
7. Л.И. Асанова, Е.Н. Стрельникова Окислительно-восстановительные реакции : практикум по химии. 8–11 классы /– 2-е изд. – Москва : ВАКО, 2019. –112 с.