**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 № 5 от 20.12.2023)

**Методические рекомендации по обучению обучающихся составлению окислительно-восстановительных реакций при подготовке к ОГЭ и ЕГЭ по учебному предмету «Химия»**

**Автор-составитель:**

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

ЦНППМПР АОУ ВО ДПО «ВИРО»

2023 г.

***Аннотация.***

В рекомендациях представлены методические подходы к изучению окислительно-восстановительных реакций при подготовке в ОГЭ и ЕГЭ, раскрываются вопросы предметного содержания для изучения особенностей свойств веществ окислителей и восстановителей, разбираются примеры заданий ОГЭ и ЕГЭ, вызвавшие трудности у выпускников при решении этих заданий на экзамене. Методические рекомендации адресованы учителям химии, работающим по ФГОС ООО и ФГОС СОО, и учитывают требования Федеральной рабочей программы по химии.

**Содержание**

**1.Актуальность**

Задания на понимание процессов окисления и восстановления, составлению окислительно – восстановительных реакций, расстановке коэффициентов с помощью электронного баланса являются одними из сложных и эти вопросы проверяются на экзамене на базовом, повышенном и высоком уровне сложности. Вопросы данной тематики отражены в заданиях 4,15, 20 ОГЭ и в заданиях 3,7,8, 19,29 ЕГЭ.

*Цель рекомендаций* –  повысить качество выполнения заданий ОГЭ и ЕГЭ, направленных на проверку понимания окислительно-восстановительных реакций.

**2. Основные подходы к составлению 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, встречаются также окислительно-восстановительные реакции в 7 и 8 задании. 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.

**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 № 16).

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 30 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.

**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

Одним из нововведений в ЕГЭ в 2020 году было введение в задания 30 характеристики протекаемой реакции, например, изменение цвета раствора, выделение газа с определенным запахом, выделение осадка. Таким образом, для успешного выполнения задания 30 необходимо не только знать общие принципы и закономерности протекания окислительно-восстановительных реакций, но и особенности реагентов и продуктов реакции. В Приложении 1 приведены тривиальные названия и характерные признаки соединений, знание которых позволит учащимся выполнить задания ЕГЭ высокого уровня сложности.

1. **Примеры заданий.**

Пример 1.

Для выполнения задания 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 задания 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 задания 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 задания 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

Пример 5.

Для выполнения задания используйте следующий перечень веществ:

Сульфат аммония, гидроксид калия, перманганат калия, соляная кислота, нитрит калия, оксид меди (II). Допустимо использование водных растворов веществ.

Из предложенного перечня веществ выберите вещества, между которыми возможна окислительно-восстановительная реакция, и запишите уравнение этой реакции. Известно, что в результате реакции образуется бесцветный раствор, выделяется газ без цвета и запаха, но осадок при этом не образуется. В ответе запишите уравнение только одной из возможных окислительно-восстановительных реакций с участием выбранных веществ. Составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

Пример 6.

Для выполнения задания используйте следующий ряд химических элементов:

1) Be, 2) S, 3) Mg, 4) C, 5) Ca.

Выберите два элемента, которые в соединениях могут иметь степень окисления –2.

Запишите в поле ответа номера выбранных элементов в порядке возрастания.

Пример 7.

Установите соответствие между формулой иона и окислительно-восстановительными свойствами, которые он способен проявлять: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

|  |  |
| --- | --- |
| ФОРМУЛА ИОНА | СВОЙСТВО ИОНА |
| А) K+ | 1) может быть только восстановителем |
| Б) Cu+ | 2) может быть как окислителем, так и восстановителем |
| В) CrO2- | 3) не проявляет окислительно-восстановительных свойств |
|  | 4) может быть только окислителем |

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

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

**Заключение**

Таким образом, обучение школьников процессам окисления и восстановления необходимо включать следующие этапы:

1. Определение возможных степеней окисления по положению химического элемента в Периодической таблице химических элементов Д.И.Менделеева
2. Понятия «окислитель» и «восстановитель», «окисление» и «восстановление»
3. Разбор реакций с участием окислителей и восстановителей по готовым уравнениям реакций;
4. Прогнозирование реакций с участием веществ окислителей и восстановителей.

Использованная литература

1. Добротин Д.Ю. Методические материалы для председателей и членов предметных комиссий субъектов Российской Федерации по проверке выполнения заданий с развернутым ответом экзаменационных работ ЕГЭ [**https://fipi.ru/ege/analiticheskie-i-metodicheskie-materialy#!/tab/173737686-4**](https://fipi.ru/ege/analiticheskie-i-metodicheskie-materialy#!/tab/173737686-4)
2. Еремин В.В. Диагностические работы в формате ЕГЭ М.: МЦНМО, 2018

Методические рекомендации по подготовке обучающихся общеобразовательных организаций Вологодской области к ГИА в 2023 году по учебному предмету «Химия» (Комплекс мер по повышению качества обучения по учебному предмета «Химия»)[**https://vmk.ooo.viro.edu.ru/?page\_id=208**](https://vmk.ooo.viro.edu.ru/?page_id=208)

1. Открытый банк заданий ЕГЭ и ОГЭ;[**https://fipi.ru/ege/otkrytyy-bank-zadaniy-ege**](https://fipi.ru/ege/otkrytyy-bank-zadaniy-ege)
2. Профильная подготовка учащихся. Элективные курсы по химии/ авт.-сост. Н. А. Шириков , О. И. Шириков а. - Вологда: Русь, 2007. - 53 с.