

ХИМИЯ

Подготовка к ОГЭ. Часть 2



Методическое пособие

Учитель биологии и химии Олейникова Виолета Викторовна

Славянский район Краснодарский край

2022

СОДЕРЖАНИЕ

Аннотация

Задание 20. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель и восстановитель.

Задание 21. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ. Реакции ионного обмена и условия их осуществления.

Задание 22. Вычисление количества вещества, массы или объёма вещества по количеству вещества, массе или объёму одного из реагентов или продуктов реакции. Вычисление массовой доли растворённого вещества в растворе.

Задание 23. Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы IV–VII групп и их соединений»; «Металлы и их соединения». Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, иодид-, сульфат-, карбонат-, силикат-, фосфат-, гидроксид-ионы; ион аммония; катионы изученных металлов, а также бария, серебра, кальция, меди и железа)

Список литературы

Аннотация

Вторая часть экзамена состоит из 5 заданий. К заданиям 20–23 следует дать полный развёрнутый ответ, включающий в себя необходимые уравнения реакций и расчёты.

Задание 24 предполагает выполнение эксперимента под наблюдением экспертов. К этому заданию следует приступать после выполнения задания 23 и не ранее, чем через 30 минут после начала экзамена.

Данное пособие предлагается учителям и ученикам для подготовки к экзамену по химии второй части.

Пособие содержит теорию и примеры разбора материала, также задания для самостоятельной работы учащихся по следующим темам:

Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель и восстановитель.

Взаимосвязь различных классов неорганических веществ. Реакции ионного обмена и условия их осуществления.

Вычисление количества вещества, массы или объёма вещества по количеству вещества, массе или объёму одного из реагентов или продуктов реакции. Вычисление массовой доли растворённого вещества в растворе.

Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы IV–VII групп и их соединений»; «Металлы и их соединения». Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, иодид-, сульфат-, карбонат-, силикат-, фосфат-, гидроксид-ионы; ион аммония; катионы изученных металлов, а также бария, серебра, кальция, меди и железа)

Так же материал может использоваться учителями на разных этапах урока: при изучении нового материала, повторении и закреплении изученного, а также при проверке и обобщении знаний.

Данный материал рекомендован к использованию в образовательных учреждениях.

Задание 20. Окислительно-восстановительные реакции.

Окислитель и восстановитель.

Для выполнения этого задания необходимо рассмотреть следующий материал.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) — реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов всех или некоторых элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

Окислением называют процесс отдачи электронов (атомов, ионов или молекул), в результате которого степень окисления повышается.

Восстановлением называют процесс присоединения электронов (атомов, ионов или молекул), в результате которого степень окисления понижается.

Окислителем называют частицы (атомы, ионы или молекулы) которые присоединяют электроны.

Восстановителем называют частицы (атомы, ионы или молекулы) которые отдаёт электроны.

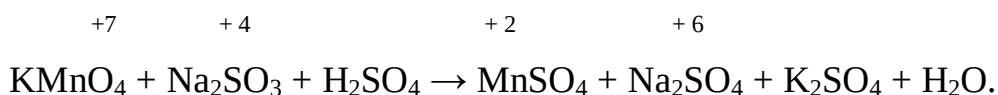
Для составления ОВР используют **метод электронного баланса**.

Рассмотрим алгоритм составления уравнений методом электронного баланса на примере.

1) Записываем схему реакции:



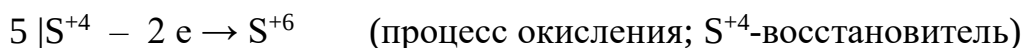
2) Определяем степени окисления у атомов элементов, изменяющих ее величину:



3) Составляем схему электронного баланса. Для этого записываем химические знаки элементов, атомы которых изменяют степень окисления, и определяем, сколько электронов отдают или присоединяют соответствующие атомы или ионы.

Указываем процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель.

Уравниваем количество отданных и принятых электронов и, таким образом, определяем коэффициенты при восстановителе и окислителе (в данном случае они соответственно равны 5 и 2):



4) Далее остальные элементы уравниваем обычным путем и заменяем стрелку в схеме на знак равенства в уравнении реакции:



5) Если водород и кислород не меняет своих степеней окисления, то их количество подсчитывают в последнюю очередь и добавляют нужное количество молекул воды в левую или правую часть уравнения.

Рассмотрим несколько примеров к заданию 20.

Пример № 1.

Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении реакции, схема которой: $MnO_2 + HBr \rightarrow MnBr_2 + Br_2 + H_2O$. Определите окислитель и восстановитель.

Элементы ответа:

1) Составлен электронный баланс:



2) Расставлены коэффициенты в уравнении реакции:



Оценивание: ответ правильный и полный, содержит все названные выше элементы, 3 балла.

Пример № 2.

Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении реакции, схема которой: $HNO_3 + I_2 \rightarrow HIO_3 + NO + H_2O$

Определите окислитель и восстановитель.

Элементы ответа:

1) Составлен электронный баланс:



2) Расставлены коэффициенты в уравнении реакции:



Оценивание: ответ правильный и полный, содержит все названные выше элементы, 3 балла.

Пример № 3.

Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении реакции, схема которой:



Определите окислитель и восстановитель.

Элементы ответа:

1) Составлен электронный баланс:



2) Расставлены коэффициенты в уравнении реакции:



Оценивание: ответ правильный и полный, содержит все названные выше элементы, 3 балла.

Пример № 4.

Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в уравнении реакции, схема которой: $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

Определите окислитель и восстановитель.

Элементы ответа:

3) Составлен электронный баланс:



4) Расставлены коэффициенты в уравнении реакции:

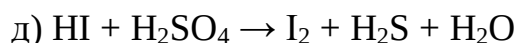
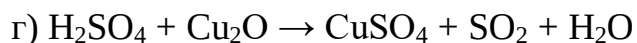
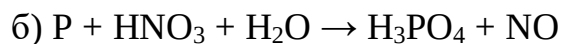
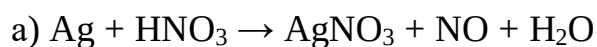


Оценивание: ответ правильный и полный, содержит все названные выше элементы, 3 балла.

Для закрепления материала выполните следующие задания.

Самостоятельная работа

Используя теоретический материал и примеры разбора, попробуйте расставить коэффициенты в уравнениях химических реакций, методом электронного баланса.

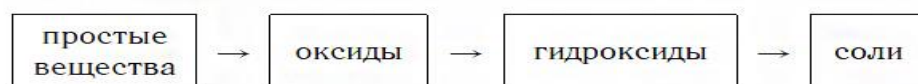


Задание 21. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ. Реакции ионного обмена и условия их осуществления.

Для выполнения этого задания необходимо рассмотреть следующий материал.

Связь между классами неорганических соединений, которая основана на получении веществ одного класса из веществ другого класса, *называется генетической*.

Переходы от веществ одних классов к веществам других классов условно изображены стрелками:



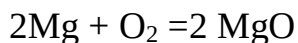
Из этой схемы видно, что простые вещества, оксиды, гидроксиды и соли последовательно получают друг друга, образуют ряд взаимосвязанных между собой веществ.

Известны следующие виды рядов:

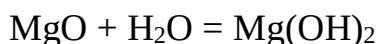
1) Ряд металлов и их соединений.

Металл → основной оксид → основание → соль.

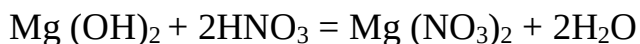
Для получения оксида магния из чистого металла, осуществим реакцию взаимодействия с кислородом.



При взаимодействии основного оксида с водой, в частности оксида магния, получим основание – гидроксид магния.



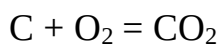
Для получения соли из нерастворимого основания, необходимо добавить кислоту.



2) Ряд неметаллов и их соединений.

Неметалл → кислотный оксид → кислота → соль.

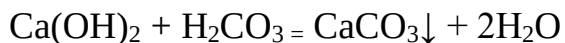
Для получения оксида углерода осуществим реакцию взаимодействия с кислородом – горение. Протекает с выделением энергии.



При взаимодействии кислотного оксида с водой, в частности оксида углерода, получим угольную кислоту.



Для получения соли из кислоты, необходимо добавить основание.

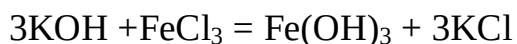


Для составления генетических цепочек необходимо знать химические свойства каждого класса неорганических соединений, а также валентные возможности того элемента, который лежит в основе генетического ряда.

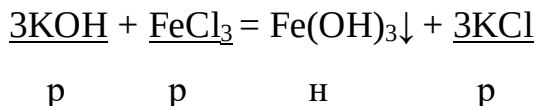
Реакции, протекающие между ионами, **называют ионными реакциями.**

Правила составления уравнений реакций ионного обмена.

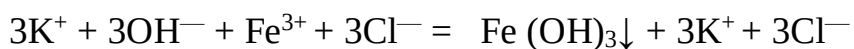
1. Записываем молекулярное уравнение реакции, не забывая расставить коэффициенты:



2. С помощью таблицы растворимости определяем растворимость каждого вещества. Подчеркиваем вещества, которые мы будем представлять в виде ионов.

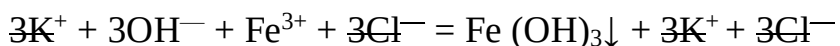


3. Составляем полное ионное уравнение. Сильные электролиты записываем в виде ионов, а слабые электролиты, малорастворимые вещества и газообразные вещества записываем в виде молекул.

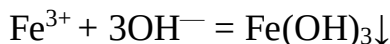


Важно помнить: Заряд иона записывается: SO_4^{2-} , K^+ . Степень окисления химического элемента: C^{+4} , O^{-2} .

4. Находим одинаковые ионы (они не приняли участия в реакции в левой и правой частях уравнения реакции) и сокращаем их слева и справа.



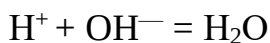
5. Составляем сокращенное ионное уравнение (выписываем формулы ионов или веществ, которые приняли участие в реакции).



Важно помнить: При наличии коэффициентов в сокращенном ионном уравнении их необходимо сократить.



Записываем сокращенное ионное уравнение.



К условиям возникновения и протекания химической реакции относится: приведение реагирующих веществ в соприкосновение; нагревание до определённой температуры; освещение.

Признаками химических реакций являются: образование или растворение осадка, выделение или поглощение газа, изменение цвета, выделение или поглощение теплоты.

Рассмотрим несколько примеров к заданию 21.

Пример № 1.

t

Дана цепочка превращений: $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4$.

Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Для третьего превращения составьте сокращённое ионное уравнение.

Элементы ответа:

Написаны уравнения реакций, соответствующие схеме превращений:

- 1) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$
- 2) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{AgNO}_3 = 3\text{NaCl} + \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$

Составлено сокращённое ионное уравнение третьего превращения:

- 4) $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$

Оценивание: ответ правильный и полный, содержит все названные элементы, составляет 4 балла.

Пример № 2.

Дана схема превращений: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{X} \xrightarrow{\quad} \text{Fe}_2\text{O}_3$

Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Для первого превращения составьте сокращённое ионное уравнение реакции.

Элементы ответа:

Написаны уравнения реакций, соответствующие схеме превращений:

- 1) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaNO}_3$
- 2) $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$

t

- 3) $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

Составлено сокращённое ионное уравнение первого превращения:

- 4) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$

Оценивание: ответ правильный и полный, содержит все названные элементы, 4 балла.

Пример № 3.

HCl HNO₃

Дана цепочка превращений: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \xrightarrow{\text{HCl}} \text{X}_1 \xrightarrow{\text{HNO}_3} \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{X}_2$.

Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Для первого превращения составьте сокращённое ионное уравнение.

Элементы ответа:

Написаны уравнения реакций, соответствующие схеме превращений:

- 1) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
- 2) $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{CaCO}_3 + 2\text{HNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

Составлено сокращённое ионное уравнение первого превращения:

- 4) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

Оценивание: ответ правильный и полный, содержит все названные элементы, 4 балла.

Пример № 4.

Дана схема превращений: $\text{Na} \xrightarrow{+\text{H}_2\text{O}} \text{X} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$

Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Для последнего превращения составьте сокращённое ионное уравнение реакции.

Элементы ответа:

Написаны уравнения реакций, соответствующие схеме превращений:

- 1) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$
- 2) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{BaSO}_4\downarrow$

Составлено сокращённое ионное уравнение последнего превращения:

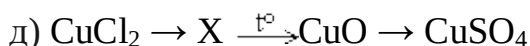
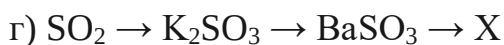
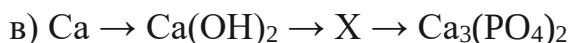
- 4) $\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4\downarrow$

Оценивание: ответ правильный и полный, содержит все названные элементы, 4 балла.

Для закрепления материала выполните следующие задания.

Самостоятельная работа

Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Для реакций ионного обмена составьте сокращённые ионные уравнения реакций.



Задание 22. Вычисление количества вещества, массы или объёма вещества по количеству вещества, массе или объёму одного из реагентов или продуктов реакции. Вычисление массовой доли растворённого вещества в растворе.

Для решения этого задания необходимо рассмотреть следующий материал.

Моль – это количество вещества, содержащее столько же частиц (атомов, молекул и др.), сколько содержится атомов углерода в 0,012 кг углерода, масса которого равна 12 а.е.м.

Количество вещества ν (ню), выражается в моль.

$$\nu = m / M$$

где **M** – молярная масса вещества, **ν** – количество вещества, **m** – масса вещества.

Молярная масса – величина постоянная. Численное значение молярной массы соответствует значению относительной атомной или относительной молекулярной массы.

Массовая доля ω (омега) – это отношение массы растворенного вещества к массе раствора.

$$\omega = \frac{m(v - va)}{m(p - pa)} \cdot 100\%$$

Она выражается в долях единицы или в процентах.

Масса раствора складывается из массы растворенного вещества и растворителя, как правило воды: $m(p - pa) = m(v - va) + m(H_2O)$

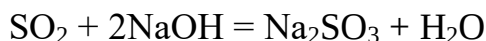
Рассмотрим несколько примеров к заданию 22.

Пример № 1.

После пропускания через раствор гидроксида натрия 2,24 л сернистого газа (н.у.) получили 252 г раствора Na_2SO_3 . Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.

Элементы ответа:

1) Составлено уравнение реакции:



2) Рассчитано количество вещества сернистого газа:

$$\nu(SO_2) = V(SO_2) / V_m = 2,24 : 22,4 = 0,1 \text{ моль}$$

3) По уравнению реакции рассчитано количество сульфита натрия

$$\nu(Na_2SO_3) = \nu(SO_2) = 0,1 \text{ моль}$$

3) Определена масса сульфита натрия в растворе:

$$m(Na_2SO_3) = \nu(Na_2SO_3) \cdot M(Na_2SO_3) = 0,1 \cdot 126 = 12,6 \text{ г}$$

4) Определена массовая доля сульфита натрия в растворе:

$$\omega(Na_2SO_3) = m(Na_2SO_3) \cdot 100\% : m(p - pa) = 12,6 \cdot 100\% : 252 = 5\%$$

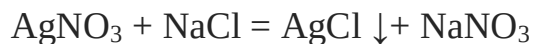
Оценивание: Ответ правильный и полный, содержит все названные элементы, 3 балла.

Пример № 2.

170 г раствора нитрата серебра смешали с избытком раствора хлорида натрия. Выпал осадок массой 8,61 г. Вычислите массовую долю соли в растворе нитрата серебра.

Элементы ответа:

1) Составлено уравнение реакции:



2) Рассчитано количество вещества хлорида серебра:

$$\nu(\text{AgCl}) = m(\text{AgCl}) : M(\text{AgCl}) = 8,61 : 143,5 = 0,06 \text{ моль}$$

3) Рассчитано количество вещества нитрата серебра по уравнению реакции:

$$\nu(\text{AgNO}_3) = \nu(\text{AgCl}) = 0,06 \text{ моль}$$

4) Рассчитана масса нитрата серебра, содержащегося в исходном растворе:

$$m(\text{AgNO}_3) = \nu(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{AgNO}_3) = 0,06 \cdot 170 = 10,2 \text{ г}$$

5) Определена массовая доля нитрата серебра в растворе:

$$\omega(\text{AgNO}_3) = m(\text{AgNO}_3) \cdot 100\% : m_{\text{р-ра}}(\text{AgNO}_3) = 10,2 \cdot 100\% : 170 = 6\%$$

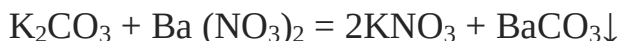
Оценивание: Ответ правильный и полный, содержит все названные элементы, 3 балла.

Пример № 3.

При взаимодействии избытка раствора карбоната калия с 10%-ным раствором нитрата бария выпало 3,94 г осадка. Определите массу взятого для опыта раствора нитрата бария.

Элементы ответа:

1) Составлено уравнение реакции:



2) Рассчитано количество вещества карбоната бария:

$$\nu(\text{BaCO}_3) = m(\text{BaCO}_3) : M(\text{BaCO}_3) = 3,94 \text{ г} : 197 \text{ г/моль} = 0,02 \text{ моль}$$

3) Рассчитано количество вещества нитрата бария по уравнению реакции:

$$\nu(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = \nu(\text{BaCO}_3) = 0,02 \text{ моль}$$

4) Рассчитана масса растворённого вещества нитрата бария:

$$m(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = \nu(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) \cdot M(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 0,02 \text{ моль} \cdot 261 \text{ г/моль} = 5,22 \text{ г}$$

4) Рассчитана масса раствора нитрата бария:

$$m_{\text{р-ра}}(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = m(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) : \omega \cdot 100\% = 5,22 \text{ г} : 10\% \cdot 100\% = 52,2 \text{ г}$$

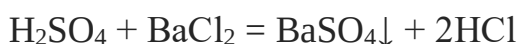
Оценивание: Ответ правильный и полный, содержит все названные элементы, 3 балла.

Пример № 4.

При добавлении к раствору серной кислоты с массовой долей 10% избытка раствора хлорида бария образовался осадок массой 34,95 г. Определите массу исходного раствора серной кислоты.

Элементы ответа:

1) Составлено уравнение реакции:



2) Определено количество вещества серной кислоты:

$$\nu(\text{BaSO}_4) = m(\text{BaSO}_4) : M(\text{BaSO}_4) = 34,95 : 233 = 0,15 \text{ моль}$$

3) Рассчитано количество вещества серной кислоты по уравнению реакции:

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \nu(\text{BaSO}_4) = 0,15 \text{ моль}$$

4) Рассчитано масса растворённого вещества серной кислоты:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \nu(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,15 \cdot 98 = 14,7 \text{ г}$$

3) Определена масса раствора серной кислоты:

$$m_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) : \omega \cdot 100\% = 14,7 : 10\% \cdot 100\% = 147 \text{ г.}$$

Оценивание: Ответ правильный и полный, содержит все названные элементы, 3 балла.

Для закрепления материала выполните следующие задания.

Самостоятельная работа

Вычислите массовую долю растворённого вещества в растворе.

а) При растворении 10 г технического цинка в избытке разбавленной соляной кислоты выделилось 3,1 л (н.у.) водорода. Определите массовую долю примесей в этом образце цинка.

б) При взаимодействии 30,93 г руды, содержащей карбонат железа(II), с избытком соляной кислоты выделилось 4,48 л углекислого газа. Определите массовую долю примесей в руде.

Вычислите объём вещества по массе одного из реагентов реакции.

в) Определите объём (н.у.) углекислого газа, выделяющегося при растворении 110 г известняка, содержащего 92% карбоната кальция, в избытке азотной кислоты.

Вычислите массу по объёму одного из продуктов реакции.

г) При растворении в разбавленной серной кислоты образца цинка, содержащего 4,5% нерастворимых примесей, выделилось 2,24 л (н.у.) водорода. Определите массу образца металла.

Задание 23. Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы IV–VII групп и их соединений»; «Металлы и их соединения». Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, иодид-, сульфат-, карбонат-, силикат-, фосфат-, гидроксид-ионы; ион аммония; катионы изученных металлов, а также бария, серебра, кальция, меди и железа)

Для выполнения этого задания необходимо изучить следующий материал. Рассмотрим химические свойства основных классов неорганических соединений.

Химические свойства основных оксидов

1. Взаимодействие с водой.

С водой способны реагировать оксиды тех металлов, которым соответствуют растворимые гидроксиды, т.е. реагируют только оксиды щелочных и щелочноземельных металлов.

Формула: основной оксид + вода = основание

Пример: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$

Оксид магния взаимодействует с водой только при нагревании.

2. Взаимодействие с кислотными оксидами и кислотами.

Основные оксиды, соответствующие щелочам, взаимодействуют со всеми кислотными оксидами и кислотами.

Формула: основной оксид + кислотный оксид = соль

Пример: $\text{BaO} + \text{SO}_3 = \text{BaSO}_4$

Формула: основной оксид + кислота = соль + вода

Пример: $\text{MgO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$

3. Взаимодействие с амфотерными оксидами.

В эту реакцию могут вступать только основные оксиды щелочных или щелочноземельных металлов. При сплавлении двух оксидов образуется соль.

Формула: основной оксид + амфотерный оксид = соль

Пример: $\text{Na}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{NaAlO}_2$

Химические свойства кислотных оксидов

1. Взаимодействие с водой.

Кислотные оксиды взаимодействуют с водой с образованием соответствующих кислот. За исключением SiO_2 , которому соответствует нерастворимая кремниевая кислота.

Формула: кислотный оксид + вода = кислота

Пример: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$

2. Взаимодействия с основными оксидами и щелочами.

Кислотные оксиды сильных кислот способны взаимодействовать с любыми основными оксидами или основаниями.

Формула: кислотный оксид + основной оксид = соль

Пример: $\text{SO}_3 + \text{CuO} = \text{CuSO}_4$

Формула: кислотный оксид + основание = соль + вода

Пример: $\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Химические свойства амфотерных оксидов

1. Взаимодействие с водой.

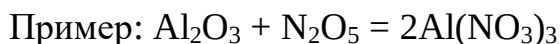
Амфотерные оксиды не взаимодействуют с водой — даже при нагревании!

Формула: амфотерный оксид + вода $\neq$

2. Взаимодействие с кислотными оксидами и кислотой.

Амфотерные оксиды взаимодействуют только с сильными и средними кислотами и их оксидами.

Формула: амфотерный оксид + кислотный оксид = соль, где амфотерный оксид играет роль основного оксида



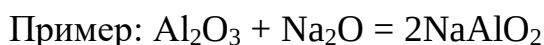
Формула: амфотерный оксид + кислота = соль + вода



3. Взаимодействие с основными оксидами.

Амфотерные оксиды взаимодействуют только с теми оксидами, которые соответствуют щелочам. Реакция протекает только в расплаве, так как в растворе такие оксиды взаимодействуют преимущественно с водой с образованием щелочей.

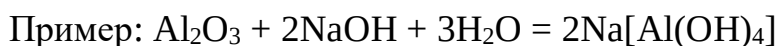
Формула: амфотерный оксид + основной оксид (расплав) = соль, где амфотерный оксид играет роль кислотного оксида



4. Взаимодействие со щелочами.

Продукты взаимодействия амфотерных оксидов со щелочами зависят от условий проведения реакции. В растворе образуются комплексные соли, а при сплавлении – средние соли.

Формула: амфотерный оксид + щелочь (р-р) + вода = комплексная соль, где амфотерный оксид играет роль кислотного оксида



Формула: амфотерный оксид + щелочь (расплав) = средняя соль + вода, где амфотерный оксид играет роль кислотного оксида



Химические свойства оснований

1. Взаимодействие с кислотами.

Щелочи вступают в реакцию со всеми кислотами, реакция нейтрализации. Нерастворимые основания могут взаимодействовать только с сильными кислотами.

Формула: основание + кислота = соль + вода



2. Взаимодействие с кислотными оксидами.

Щелочи вступают в реакцию с любыми кислотными оксидами. Нерастворимые основания взаимодействуют только с кислотными оксидами, которые соответствуют сильным кислотам.

Формула: кислотный оксид + основание = соль + вода



3. Взаимодействие с солями.

В результате такой реакции должен выделяться осадок или газ.

Формула: основание 1 + соль 1 = основание 2 + соль 2, ($\downarrow$, $\uparrow$)



4. Термическое разложение.

При нагревании нерастворимые основания разлагаются на соответствующий оксид (степень окисления металла остается неизменной) и воду.

t°

Формула: нерастворимое основание = основной оксид + вода

t°

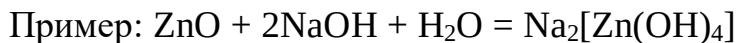


5. Взаимодействие с амфотерными оксидами. Продукты реакции зависят от условий ее проведения.

Формула: амфотерный оксид + щелочь (расплав) = соль + вода



Формула: амфотерный оксид + щелочь (р-р) = комплексная соль



6. Взаимодействие с амфотерными гидроксидами. Продукты реакции зависят от условий ее проведения.

При сплавлении двух оснований:

Формула: амфотерный гидроксид (тв) + щелочь (тв) = средняя соль + вода



Если реакция проводится в растворе:

Формула: амфотерный гидроксид (p-p) + щелочь (p-p) = комплексная соль

Пример: $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{KOH} = \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$

7. Способность щелочей окрашивать индикаторы.

Индикаторы:

лакмус из фиолетового становится синим;

метилоранж из оранжевого становится желтым;

фенолфталеин из бесцветного становится малиновым.

Химические свойства кислот

1) Взаимодействие с основаниями.

Взаимодействие кислот с основаниями называют реакцией нейтрализации.

Формула: основание + кислота = соль + вода

Пример: $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

2) Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами.

Кислоты вступают в реакцию с основными и амфотерными оксидами (последние ведут себя как основные оксиды).

Формула: основной оксид + кислота = соль + вода

Пример: $2\text{HCl} + \text{MgO} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Формула: амфотерный оксид + кислота = соль + вода

Пример: $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

3) Взаимодействие с солями.

Сильные кислоты вытесняют слабые из растворов их солей, образуются новая соль и новая кислота. Одним из продуктов реакции должны быть нерастворимая соль или слабая кислота, вода или газ.

Формула: кислота 1 + соль 1 = соль 2 + кислота 2, ($\downarrow$, $\uparrow$)

Пример: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$

$2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

4) Разлагаются при нагревании.

Для разложения некоторых кислот необходимо нагревание или излучение (HCl, HNO₃, H₃PO₄) другие же разлагаются самопроизвольно в момент образования (H₂CO₃, H₂SO₃, HNO₂).

Кислородсодержащие кислоты при разложении образуют кислотный оксид и воду.

Формула: кислота = кислотный оксид + вода
 t°

Пример: $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Бескислородные кислоты при разложении образуют простые вещества.

Формула: кислота = неметалл + металл

Пример: $2\text{HCl} = \text{H}_2 \uparrow + \text{Cl}_2 \uparrow$

5) Взаимодействие с металлами.

Формула: металл + кислота = соль + водород

Пример: $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$

6) Способность кислот окрашивать индикаторы.

Способность изменять окраску индикаторов является общим свойством кислот.

Индикаторы:

лакмус (в нейтральной среде – фиолетовый), в кислой – красный;

метилоранж (в нейтральной среде – оранжевый), в кислой – красный;

фенолфталеин (в нейтральной среде – бесцветный), в кислой – бесцветный.

Химические свойства солей

1) Растворимые соли являются электролитами, следовательно, могут распадаться на ионы. Средние соли диссоциируют сразу:



2) Термическое разложение:

Формула: соль = основной оксид + кислотный оксид
 t°

Пример: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$

3) Взаимодействие с металлами. Более активные металлы вытесняют менее активные металлы из растворов солей. Для это используем электрохимический ряд активности металлов (ряд напряжений).

Формула: соль 1 + металл 1 = соль 2 + металл 2

Пример: $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

4) Взаимодействие с кислотами.

Одним из продуктов реакции должны быть нерастворимая соль или слабая кислота, вода или газ.

Формула: соль 1 + кислота 1 = соль 2 + кислота2, ($\downarrow$, $\uparrow$)

Пример: $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

5) Взаимодействие с щелочью.

Одним из продуктов реакции должны быть нерастворимая соль или нерастворимое основание.

Формула: соль 1 + щелочь = соль 2 + основание, ($\downarrow$, $\uparrow$)

Пример: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaNO}_3$

6) Взаимодействие с солями.

Одним из продуктов реакции должны быть нерастворимая соль.

Формула: соль 1 + соль 2 = соль 3 + соль 4, ($\downarrow$, $\uparrow$)

Пример: $\text{CuSO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + \text{CuCl}_2$

Таблица 1.

<i>Катион</i>	<i>Реагент или воздействие</i>	<i>Признаки реакции</i>	<i>Уравнения реакции</i>
H^+	Индикаторы	лакмус - покраснеют, метиловый оранжевый—порозовеет	Не записываем
Na^+	Пламя	Окраска пламени становится равномерно желтой.	Не записываем
K^+	Пламя	Окраска пламени становится равномерно фиолетовой.	Не записываем

Ag^+	Раствор с анионом Cl^-	Выпадает белый творожистый осадок, не растворимый в азотной кислоте, чернеющий на свету.	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$
NH_4^+	Раствор щелочи при нагревании	Запах аммиака. Влажная индикаторная бумага дает изменение как на ион OH^-	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
Cu^{2+}	Раствор щелочи	Осадок синего цвета	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$
Ba^{2+}	1) пламя; 2) раствор с анионом SO_4^{2-}	1) Окраска пламени становится равномерно желто-зеленой; 2) выпадает белый осадок, который в кислотах не растворяется.	1) Не записываем; 2) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$
Fe^{2+}	Красная кровяная соль $\text{K}_3(\text{Fe}(\text{CN})_6)$	Выпадает темно-синий осадок.	$\text{K}^+ + \text{Fe}^{2+} + (\text{Fe}(\text{CN})_6)^{3-} = \text{KFe}(\text{Fe}(\text{CN})_6) \downarrow$
Ca^{2+}	Пламя	Окраска пламени становится равномерно кирпично-красной.	Не записываем
Fe^{3+}	1) Желтая кровяная соль $\text{K}_4(\text{Fe}(\text{CN})_6)$; 2) роданид-ион SCN 3) раствор щелочи	1) Выпадает синий осадок; 2) кроваво-красное окрашивание раствора; 3) выпадает бурый осадок.	1) $\text{K}^+ + \text{Fe}^{3+} + (\text{Fe}(\text{CN})_6)^{4-} = \text{KFe}(\text{Fe}(\text{CN})_6) \downarrow$ 2) не записываем 3) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$

Качественные реакции на катионы (положительно заряженный ион)

Таблица 2.

Анион	Реагент	Признаки реакции	Уравнения реакции
OH^-	Индикаторы	универсальный индикатор и лакмус - посинеют, метиловый оранжевый—пожелтеет.	Не записываем
Cl^-	Раствор с катионом Ag^+	Выпадает белый творожистый осадок, не растворимый в азотной кислоте, чернеющий на свету.	$\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgCl} \downarrow$

Br^-	Раствор катионом Ag^+	с	Выпадение светло-желтого осадка, который растворяется в азотной кислоте и темнеет на свету.	$\text{Br}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgBr} \downarrow$
I^-	Раствор катионом Ag^+	с	Выпадение желтого осадка, который растворяется в азотной кислоте и темнеет на свету.	$\text{I}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgI} \downarrow$
S^{2-}	Раствор катионом Pb^{2+}	с	Выпадает черный осадок.	$\text{S}^{2-} + \text{Pb}^{2+} = \text{PbS} \downarrow$
SO_4^{2-}	Раствор катионом Ba^{2+}	с	Выпадает белый осадок, который в кислотах не растворяется.	$\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4 \downarrow$
SO_3^{2-}	Раствор катионом H^+	с	Выделяется газ, имеющий запах жженой спички.	$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$
CO_3^{2-}	Раствор катионом Ca^{2+}	с	Выпадает белый осадок, который в кислотах растворяется с выделением газа без цвета и запаха.	$\text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+} = \text{CaCO}_3 \downarrow$
PO_4^{3-}	Раствор катионом Ag^+	с	Выпадает желтый осадок, который растворяется в азотной кислоте.	$\text{PO}_4^{3-} + 3\text{Ag}^+ = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$

Качественные реакции на анионы (отрицательно заряженный ион)

Рассмотрим несколько примеров к заданию 23.

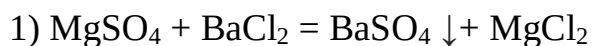
Пример № 1.

Дан раствор сульфата магния, а также набор следующих реактивов: цинк; соляная кислота; растворы гидроксида натрия, хлорида бария и нитрата калия.

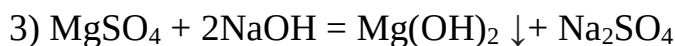
Используя только реактивы из перечня, запишите молекулярные уравнения двух реакций, которые характеризуют химические свойства сульфата магния, и укажите признаки их протекания (наличие/отсутствие запаха у газа, цвет осадка или раствора).

Элементы ответа:

Составлены уравнения двух реакций и указаны признаки их протекания:



2) выпадение белого осадка;



4) выпадение белого осадка

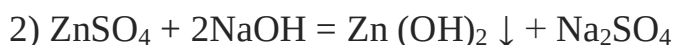
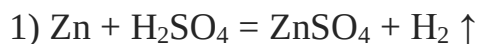
Оценивание: Ответ правильный и полный, содержит все названные элементы, 4 балла.

Пример № 2.

Даны вещества: Zn, H_2SO_4 (разб.), Fe, Cu, NaOH, CuSO_4 . Используя воду и необходимые вещества только из этого списка, получите в две стадии гидроксид цинка(II). Опишите признаки проводимых реакций. Для реакции ионного обмена напишите сокращённое ионное уравнение реакции.

Элементы ответа:

Составлены два уравнения реакции:



Описаны признаки протекания реакций:

3) для первой реакции: выделение бесцветного газа;

4) для второй реакции: образование белого аморфного осадка.

Составлено сокращённое ионное уравнение второй реакции:



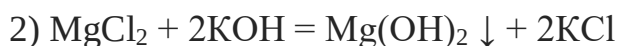
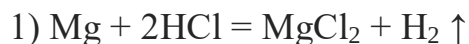
Оценивание: Ответ правильный и полный, содержит все названные элементы, 4 балла.

Пример № 3.

Даны вещества: Mg, HCl (разб.), Fe, Al, KOH, CuSO_4 . Используя воду и необходимые вещества только из этого списка, получите в две стадии гидроксид магния(II). Опишите признаки проводимых реакций. Для реакции ионного обмена напишите сокращённое ионное уравнение реакции.

Элементы ответа:

Составлены два уравнения реакции:

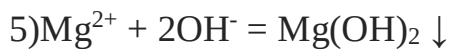


Описаны признаки протекания реакций:

3) для первой реакции: выделение бесцветного газа;

4) для второй реакции: образование белого аморфного осадка.

Составлено сокращённое ионное уравнение второй реакции:



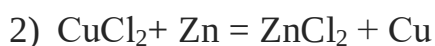
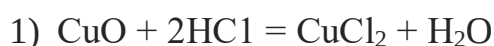
Оценивание: Ответ правильный и полный, содержит все названные элементы, 4 балла.

Пример № 4.

Даны вещества: Zn, HCl(разб.), NaCl, K₃PO₄, NaOH, CuO. Используя воду и необходимые вещества только из этого списка, получите в две стадии медь. Опишите признаки проводимых реакций. Для реакции замещения напишите сокращённое ионное уравнение.

Элементы ответа:

Составлены два уравнения реакции:

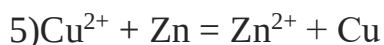


Описаны признаки протекания реакций:

3) для первой реакции: растворение осадка и появление синевато-зелёной окраски раствора;

4) для второй реакции: цементация на цинке красного осадка меди.

Составлено сокращённое ионное уравнение второй реакции:



Оценивание: Ответ правильный и полный, содержит все названные элементы, 4 балла

Для закрепления материала выполните следующие задания.

Самостоятельная работа.

Используя только реактивы из приведённого перечня, запишите молекулярные уравнения двух реакций, которые характеризуют химические свойства веществ и укажите признаки их протекания (наличие/отсутствие запаха у газа, цвет осадка или раствора). Для реакции замещения (обмена) запишите сокращённое ионное уравнение.

а) Даны вещества: CaCO_3 , CuO , растворы HNO_3 , K_2SO_4 , NaOH , H_2O_2 . Используя воду и необходимые вещества только из этого списка, получите в две стадии гидроксид меди(II). Опишите признаки проводимых реакций. Для реакции ионного обмена напишите сокращённое ионное уравнение.

б) Даны вещества: Fe , CuO , растворы H_2O_2 , CuSO_4 , H_2SO_4 , NaOH . Используя воду и необходимые вещества только из этого списка, получите в две стадии гидроксид меди(II). Опишите признаки проводимых реакций. Для первой реакции напишите сокращённое ионное уравнение.

в) Даны реактивы: алюминий, карбонат натрия и растворы соляной кислоты, хлорида алюминия и гидроксида натрия. Требуется получить гидроксид алюминия в результате проведения двух последовательных реакций. Составьте схему превращений, в результате которых можно получить указанное вещество. Запишите уравнения двух реакций. Опишите признаки проводимых реакций. Для первой реакции составьте сокращённое ионное уравнение.

г) Даны реактивы: магний, медь, карбонат натрия и растворы соляной кислоты, гидроксида натрия и фосфорной кислоты. Требуется получить гидроксид магния в результате проведения двух последовательных реакций. Составьте схему превращений, в результате которых можно получить указанное вещество. Запишите уравнения двух реакций. Опишите признаки проводимых реакций. Для реакции ионного обмена составьте сокращённое ионное уравнение.

Список литературы

1. И.И. Новошинский, Н.С. Новошинская учебник для общеобразовательных организаций. 9 класс. Москва. «Русское слово» 2013 г.
2. Г.Е. Рудзитис Ф.Г. Фельдман учебник для общеобразовательных организаций. 8 класс. Москва. «Просвещение» 2017 г.
3. Г.Е. Рудзитис Ф.Г. Фельдман учебник для общеобразовательных организаций. 9 класс. Москва. «Просвещение» 2018 г.
4. <https://nsportal.ru/shkola/khimiya/library/2014/03/02/sostavlenie-uravneniy-ovr-metodom-elektronnogo-balansa>
5. https://prosto-o-slognom.ru/chimia_ovr/08_metod_elektronnogo_balansa.html
6. <https://profmeter.com.ua/communication/learning/course/course6/lesson326/>
7. <https://himi4ka.ru/arhiv-urokov/urok-42-vzaimosvjaz-mezhdu-klassami-neorganicheskikh-veshchestv.html>
8. <https://chemege.ru/reakcii-ionnogo-obmena/>
9. <https://natalibrilenova.ru/protekanie-himicheskikh-reaktsij/>
10. <https://gomolog.ru/reshebnyki/9-klass/gabrielyan-2018/41/ispol-2.html>
11. <https://chemege.ru/real-var-oge-po-ximii-2021-6/>
12. <https://infourok.ru/shemi-prevrascheniy-po-neorganicheskoy-himii-271085.html>
13. https://neznaika.info/oge/chem_oge/
14. <https://nsportal.ru/shkola/khimiya/library/2012/01/15/kachestvennye-reaktsii-na-iony-tablitsy>
15. <https://skysmart.ru/articles/chemistry/oksidy>