**Элективный курс подготовки к ЕГЭ по химии**

**Содержание**

|  |  |
| --- | --- |
| **Название раздела** | **Стр.** |
| Пояснительная записка | 3-4 |
| Этапы подготовки учащихся к ЕГЭ по химии | 4-6 |
| План подготовки к ЕГЭ по химии | 6-7 |
| Тематический план элективного курса | 8 |
| Методическое содержание тем элективного курса:  Тема №1. «Электролиз»  Тема №2. «Растворы»  Тема №3. «Генетическая связь между классами соединений»  Тема №4. «Вывод химических формул»  Тема №5. «Окислительно-восстановительные реакции» | 9-18  18-32  32-36  36-44  44-54 |
| Заключение | 55 |
| Список литературы | 56 |

**Пояснительная записка**

ЕГЭ по химии в современных условиях совмещает в себе две функции: итоговую аттестацию выпускников за курс средней общеобразовательной школы и представление им возможности продолжить образование по избранной специальности в высшей школе. Анализ результатов экзамена, проводимого в рамках эксперимента в разных регионах России, свидетельствует о том, что его успешная задача зависит от степени владения учащимся теоретическими знаниямиза курс средней школы и умениями их использовать в нестандартных ситуациях.

Опыт проведения ЕГЭ свидетельствует о том, что выпускники не достаточно успешно справляются с такой формой проведения экзамена. Для повышения эффективности результатов необходимо осуществлять так же и дополнительную подготовку учащихся к экзамену.

Поверхностное изучение химии не облегчает, а затрудняет ее усвоение. К тому же не все темы, усвоение которых необходимо для успешной сдачи экзамена достаточно и полно рассматриваются в рамках школьной программы. Особенно это касается заданий части С. В связи с этим, элективный курс, предназначенный для учащихся 11 классов, подается на более глубоком уровне и направлен, прежде всего, на расширение, обобщение и пополнение знаний школьников по химии.

Данный элективный курс предназначен для учащихся 11-ых классов и рассчитан на 34 часа (1 час в неделю). Элективный курс может быть реализован за счёт часов школьного компонента учебного плана и может быть использован с целью подготовки учащихся к Единому Государственному экзамену по химии.

**Цель**: разработка элективного курса для дополнительной подготовки выпускников к выполнению заданий ЕГЭ по химии (преимущественно заданий части С).

**Задачи:** 1**.** Подготовить выпускников к единому государственному экзамену по химии;

2. Развить умения самостоятельно работать с литературой, систематически заниматься решением задач, работать с тестами различных типов.

3. Выявить основные затруднения и ошибки при выполнении заданий ЕГЭ по химии.

4. Подобрать задания, преимущественно части С, вызывающие наибольшие затруднения у учащихся при сдаче ЕГЭ по химии, включая задания, недостаточно изучаемых в рамках школьной программы.

5. Проводить информационную работу с учащимися и их родителями.

**Этапы подготовки учащихся к ЕГЭ по химии:**

1. Особую роль имеет **информационная беседа с учениками и их родителями** в начале учебного года. В ходе этой беседы необходимо объяснить, что ЕГЭ по химии является, по сути, вступительным испытанием в ВУЗ на определенные специальности. Так как федеральный стандарт базового уровня не предусматривает своей целью подготовки учащихся к поступлению в ВУЗ по данному направлению, то ученик, выбирающий этот экзамен, должен планировать большой объем самостоятельной работы по предмету. Родителям и учащимся необходимо рекомендовать конкретные дополнительные пособия для такой работы.

**2. Индивидуальный подход на уроках** позволяет частично реализовать задачи подготовка к ЕГЭ небольшой группы учащихся (профильная группа в составе не более 5-7 человек). Для этих учеников задания подбираются более высокого уровня, чем для учащихся общеобразовательной группы в формате ЕГЭ. Эти задания особенно рекомендованы тем, кто готовится к ЕГЭ. В качестве дополнительного свободного домашнего задания предлагаются параграфы и номера заданий из пособий для абитуриентов, обращая внимание на их значимость для подготовки к ЕГЭ.

**3. Самостоятельная работа учащихся** заключается в более глубоком изучении курса органической химии и общей химии, большем объеме тренировке по применению и закреплению получаемых знаний. Успешность такой работы проверяется подборками тестов и задач, и короткими собеседованиями с учителем. Такие занятия имеются в пособиях для подготовке к ЕГЭ по химии.

Часть тестов для самостоятельной работы дается ученикам с готовыми ответами. Выполняя такие тесты, ученик сверяет свои ответы с «ключом», отмечает допущенные ошибки. Затем он должен проанализировать их. Особым значком отмечаются ошибки, допущенные по невнимательности, особым – те, которые удалось исправить с помощью пособия, особым – те, которые ученик не смог понять. Результаты этого разбора ученик показывает учителю на собеседованиях-консультациях или в любое удобное время.

**4. Использование тестов на уроках.** Для успешной работы при сдаче ЕГЭ и на других видах контроля в аналогичном формате, учащиеся ознакомлены и знают основные виды тестовых заданий, ориентируются в их структуре, понимают, в какой форме нужно давать ответ в разных частях работы (А,B,C). Этим обусловлена необходимость использования тестовых заданий на уроках химии, начиная с основной школы.

При ответе на часть А используется метод «Ответ с комментариями». Ученик, устно или письменно выполняя задание теста, не просто указывает правильный ответ, но и комментирует его, дает мотивировку своего выбора. При устной фронтальной работе, каждый ученик комментирует свое задание.

**5. Дополнительная подготовка к ЕГЭ по химии,** которая, в дополнение к базовому курсу, посвящена более глубокому изучению курса общей химии. Она проходит в форме *элективного курса и предполагает, прежде всего, успешное решение заданий части С.* Именно задания этой части слабо изучаются в рамках школьной программы, вызывают затруднения у учащихся и требуют дополнительные объяснения со стороны учителя.

Наличие элективного курса не исключает необходимости самостоятельной работы учащихся, делая ее более регулярной и организованной. Тесты и задания, выполненные в ходе самостоятельной работы, вопросы, возникшие при этом, также обсуждаются на занятиях элективного курса, в том числе и при работе в парах сменного состава.

Подготовка к ЕГЭ не сводиться только к работе с тестами. Рассмотрение теоретического материала, свойств отдельных элементов и их соединений проводятся при помощи опорных схем, презентаций, лекций. Чтобы за формулами и уравнениями школьники не потеряли связь с реальными веществами и их свойствами, используется демонстрационный эксперимент, видеозаписи опытов, интерактивные динамические модели.

Во фронтальной работе с классом используются компьютерные тренажеры, интерактивные тесты-презентации и т.п. Большую помощь в самостоятельной работе учеников оказывают электронные пособия и ресурсы Интернета.

**План подготовки к ЕГЭ по химии**

1. Объяснение учащимся целей ЕГЭ:

2. Оценить знания учащихся по предмету за курс полной средней школы;

3. Определить рейтинг среди абитуриентов, которые будут участвовать в конкурсных экзаменах в одинаковые вузы *(сентябрь).*

1. Объяснение нормативной базы ЕГЭ по химии, структуры тестов и типы проверочных заданий *(сентябрь).*
2. Более глубокое изучение курса химии в рамках элективного курса.

Включает задания, вызывающие наибольшие трудности у учащихся (преимущественно части С), составлены с учетом анализа ошибок, допускаемых учащимися.

Включает темы:

- «Электролиз»,

- «Растворы»,

- «Генетическая связь между классами неорганических и органических соединений»,

- «Вывод химических формул»

- «ОВР»  
 *(сентябрь-апрель).*

6. Использование интернет-технологий и предоставление возможности выпускникам работать с образовательными сайтами: mioo.ru, ege.edu.ru, rustest.ru, ed.gov.ru. Работа с демонстрационными версиями ЕГЭ, кодификаторами и спецификацией тестов по химии. Заполнение бланков

*(в течение года).*

1. Проведение диагностических контрольных работ в формате ЕГЭ в системе СтатГрад *(апрель, май)* и анализ ошибок каждого учащегося.

**Тематический план элективного курса**

**«Подготовка учащихся к ЕГЭ по химии»**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **№ п\п** | **Тема занятия** | **кол-во часов** |
| **Тема №1. «Электролиз»** | | |
| 1.1. | Выполнение упражнений по теме «Электролиз» (инертные электроды) | 2 |
| 1.2. | Решение задач по теме «Электролиз» | 3 |
| **Тема №2. «Растворы»** | | |
| 2.1. | Определение концентрации растворенного вещества в растворе с определенной концентрацией | 1 |
| 2.2. | Приготовление раствора определенной концентрации | 2 |
| 2.3. | Разбавление (концентрирование) растворов. | 2 |
| 2.4. | Смешивание растворов одного и того же вещества. | 2 |
| 2.5. | Смешивание растворов различных веществ, приводящее к протеканию химической реакции | 2 |
| 2.6. | Вычисления, связанные с понятием «растворимость вещества» | 2 |
| **Тема №3. Генетическая связь между классами соединений.** | | |
| 3.1. | Генетическая связь между классами неорганических соединений. | 3 |
| 3.2. | Генетическая связь между классами органических соединений | 3 |
| **Тема №4. Вывод химических формул** | | |
| 4.1. | Нахождение простейшей химической формулы вещества по массовым долям элементов | 1 |
| 4.2. | Нахождение молекулярной формулы газообразного вещества по массовым долям и относительной плотности его по другому газу | 2 |
| 4.3. | Установление молекулярной формулы газообразного вещества по продуктам сгорания | 2 |
| **Тема №5. Окислительно-восстановительные реакции** | | |
| 5.1. | Определение степени окисления в химических соединениях | 1 |
| 5.2. | Составление уравнений химических реакций методом электронного баланса | 3 |
| 5.3. | Составление уравнений химических реакций методом полуреакции | 3 |
| **ИТОГО: 34 часа** | | |

**Приложение**

**Методическое содержание тем элективного курса**

**Тема №1. «Электролиз»**

Электролиз – окислительно-восстановительные реакции, протекающие под действием электрического тока.

**Анод** – положительно заряженный электрод. В процессе электролиза около анода накапливаются отрицательно заряженные ионы (анионы). На аноде проходят процессы окисления (переход электронов на анод).

**Катод** – отрицательно заряженный электрод. В процессе электролиза около катода накапливаются положительно заряженные ионы (катионы). На катоде происходят процессы восстановления (переход электронов с катода).

Электролиз позволяет проводить самопроизвольно протекающие реакции в обратном направлении без повышения температуры, однако одной из основных электрохимических задач является увеличение скорости электролиза и уменьшение энергетических затрат.

Электролиз впервые был изучен Фарадеем, который установил два закона электролиза.

*1. Закон*. Масса вещества выделяющаяся на электроде прямо пропорциональна количеству электричества проходящего через электролит.

m – Q m=I\*t, Q (Кл, А\*с, А\*ч).

Где, m – количество электричества,

I – сила тока,

t - время.

*2. Закон*. Одно и то же количество электричества выделяет у электродов различные вещества в массах прямо пропорционально их химическим эквивалентам.

m=Эт\*Q или m=Эт\*I\*t

При прохождении через раствор 1 Кулона (А\*с) электричества из раствора выделяется 1 химический эквивалент вещества.

При прохождении через раствор количества электричества равного 96500 Кл или 26,8 (А\*ч) на электроде выделяется масса вещества равная эквивалентной массе вещества.

Выход по току (n\*m) – это процентное отношение полученного вещества к теоретически определенной массе по закону Фарадея.

n = (m практ) 100 %

(m теорет)

При электролизе расплавов электролитов в процессе принимают участие ионы, на которые распадается электролит в процессе электролитической диссоциации. При высокой температуре расплавы солей и щелочей хорошо диссоциируют на ионы, такие ионы более подвижны чем гитратированные, поэтому сопротивление расплавов мало. Активность продуктов электролиза расплавов велика. Они могут взаимодействовать с газами воздуха, с электролитом, с материалом электрохимической ванны, поэтому продукты электролиза расплавов должны быть полностью разделены и все используемые вещества не должны содержать примеси. С целью понижения температуры в электролит добавляют специальные вещества.

При электролизе растворов электролитов в процессе могут принимать участие ионы электролита, молекулы воды, материал анода.

Растворимый (активный) анод – это анод, который способен растворяться (отдавать электроны) в процессе электролиза.

Растворимый анод металлический.

2+ 2-

Cu SO4 Cu + SO4

2+ - 0

Kt(-) Cu + 2e Cu

0 0 - 2+

An(+) An(Cu) Cu – 2e Cu

Нерастворимый (инертный) анод не способен растворяться в процессе электролиза. Он изготовлен из платины, золота, угля, различных органических полимерных материалов.

Электролиз растворов электролитов.

n+ n-

MX M + X

n+ n-

(M – ион металла или водорода; X – анион кислотного остатка).

n-

Анод (А): накапливаются анионы X и молекулы воды.

Электродные процессы:

m+

1. Растворение анода / если анод растворим) A – me A

2. Если анод нерастворим, а анионы остатки безкислородных кислот или

- -

групп OH (кроме F), то идет процесс окисления анионов электролита.

n- - 0

X - ne X

- -

4OH – 4e O2 + 2H2O

3. Если анод нерастворим, а анион – остаток кислородосодержащей кислоты

+

или F , то идет процесс окисления молекул воды:

- +

2H2O – 4e O2 + 4H

m+

Катод (К): накапливаются катионы M и молекул воды.

Электродные процессы:

1. Восстановление катиона металла или иона водорода, (если металл в ряду напряжений стоит после олова):

n+ - 0

M – ne M

+ -

2H – 2e H2

2. Восстановление молекул воды, (если металл в ряду напряжений стоит до алюминия):

- -

2H2O + 2e H2 + 2HOH

1. Если металл в ряду активностей стоит между оловом и алюминием, то процесс 1 и 2 идут одновременно.

**Упражнения по электролизу**

**Задание №1**

Напишите уравнение реакций, протекающих на аноде и катоде и общее уравнение электролиза расплава хлорида магния.

Mg Cl2 – расплав

2+ -

Mg Cl2 → Mg + 2Cl

K(-) A(+)

2+ -

Mg 2Cl

2+ - 0

Mg + 2e → Mg

- 0

2Cl - 2e → Cl2

элек-з

Mg Cl → Mg + Cl2

**Задание №2**

Напишите уравнение реакций, протекающих на аноде и катоде и общее уравнение электролиза расплава бромида натрия.

Na Br – расплав

+ -

2Na Br → 2Na + 2Br

K(-) A(+)

+ -

2Na 2Br

+ - 0

2Na + 2e → 2Na

- - 0

2Br – 2e → Br2

Эл-з

2Na Br → 2Na + Br2

**Задание №3**

Напишите уравнение реакций, протекающих на аноде и катоде и общее уравнение электролиза расплава хлорида натрия.

Na Cl – расплав

- +

2Na Cl → 2Na + 2Cl

K(-) A(+)

+ -

2Na 2Cl

+ - 0

2Na + 2e → 2Na

- - 0

2Cl – 2e → Cl2

Эл-з 0 0

2Na Cl 2Na + Cl2

**Задание №4**

Напишите уравнение реакций, протекающих на аноде и катоде, и общее уравнение электролиза расплава бромида калия.

K Br – расплав

+ -

2K Br→2K + 2Br

K(-) A(+)

+ -

2K 2Br

+ - 0

2K + 2e → 2K

- - 0

2Br – 2e → Br2

Эл-з 0 0

2K Br→ 2K + Br2

**Задание №5**

Напишите уравнение реакций, протекающих на аноде и катоде, и общее уравнение электролиза расплава хлорида бария.

Ba Cl2 – расплав

2+ -

Ba Cl2 Ba + 2Cl

K(-) A(+)

2+ -

Ba 2Cl

2+ - 0

Ba + 2e → Ba

- - 0

2Cl – 2e→ Cl2

Эл-з 0 0

Ba Cl2 → Ba + Cl2

**Задание №6**

Напишите уравнение реакций, протекающих на аноде и катоде, и общее уравнение электролиза водного раствора бромида лития на инертных электродах.

2Li Br – раствор

+ -

2Li Br→ 2Li + 2Br

- -

на катоде: 2H2O + 2e→ H2 + 2OH

- - 0

на аноде: 2Br – 2e → Br2

Эл-з

общее уравнение электролиза: 2Li Br + 2H2O→ 2Li OH + Br2 + H2

**Задание №7**

Напишите уравнение реакций, протекающих на аноде и катоде, и общее уравнение электролиза водного раствора нитрата серебра на инертных электродах.

Ag NO3 – раствор

+ -

4Ag NO3→ 4Ag + 4NO3

+ - 0

на катоде: 4Ag + 4e→ 4Ag

- +

на аноде: 2H2O – 4e → O2 + 4H

Эл-з

Общее уравнение электролиза: 4Ag NO3 + 2H2O → 4NO3 + 4Ag + O2

**Задание №8**

Напишите уравнение реакций, протекающих на аноде и катоде, и общее уравнение электролиза водного раствора бромида алюминия на инертных электродах.

Al Br3 – раствор

3+ -

2Al Br3 → 2Al + 6Br

на катоде:

- - 0

на аноде: 6Br – 6e → 3Br2

Эл-з

общее уравнение электролиза: 2Al Br3 + 6H2O → 2Al(OH)3 + 3Br2 + 3H2

**Задание №9**

Напишите уравнение реакций, протекающих на аноде и катоде, и общее уравнение электролиза водного раствора нитрата кальция на инертных электродах.

Ca(NO3)2 – раствор

2+ -

2Ca(NO3)2 → 2Ca + 4NO3

- - - -

На катоде: 2H2O + 2e → H2 + 2OH / 2H2O + 4e → 2H2 + 4OH

- +

На аноде: 2H2O – 4e → O2 + 4H

Эл-з - +

Общее уравнение электролиза: 6H2O → 2H2 + 4OH + O2 + 4H

Эл-з

2H2O → 2H2 + O2

**Задание №10**

Напишите уравнение реакций, протекающих на аноде и катоде, и общее уравнение электролиза водного раствора ортофосфата натрия на инертных электродах.

Na3 PO4 – раствор

+ 3-

4Na3 PO4 → 2Na + 4PO4

- - - -

На катоде: 2H2O + 2e → H2 + 2OH / 4H2O + 4e → 2H2 + 4OH

- +

На аноде: 2H2O – 4e → 4H + O2

Эл-з + -

Общее уравнение электролиза: 6H2O → 2H2 + O2 + 4H + 4OH

Эл-з

2H2O → 2H2 + O2

**Задание №11**

Напишите уравнение реакций, протекающих на аноде и катоде, и общее уравнение электролиза водного раствора бромида натрия на инертных электродах.

**Задание №12**

Напишите уравнение реакций, протекающих на аноде и катоде, и общее уравнение электролиза водного раствора бромида бария на инертных электродах.

**Задание №13**

Напишите уравнение реакций, протекающих на аноде и катоде, и общее уравнение электролиза водного раствора сульфата меди на инертных электродах.

**Задание №14**

Напишите уравнение реакций, протекающих на аноде и катоде, и общее уравнение электролиза водного раствора сульфата никеля на инертных электродах.

**Задание №15**

Напишите уравнение реакций, протекающих на аноде и катоде, и общее уравнение электролиза водного раствора ортофосфата калия на инертных электродах.

**Задачи по электролизу**

**Задача №1**

В результате электролиза 1000 грамм 5% раствора сульфата натрия на аноде выделилось 112 л кислорода, измеренного при н.у. Как изменится процентная концентрация раствора после электролиза?

Дано: Решение:

+ 2-

mр-ра (Na2SO4)=1000г 2Na2SO4 → 4Na + 2SO4

w = 5% K(-) A(+)

+ 2-

V(O2)=112л (н.у.) 4Na 2SO4

- - - -

w - ? 2H2O+2e → H2+2OH / 4H2O+4e → 2H2+4OH

- +

2H2O – 4e → O2 + 4H

Эл-з + -

6H2O → 2H2 + O2 + 4H + 4OH

Эл-з 112л

2H2O → 2H2 + O2

22,4

v(O2) = 112л . = 5моль

22,4 л/моль

v(H2O) = 2vO2 = 10моль

m(H2O) = 18г/моль \* 10моль = 180г

mр-ра Na2SO4 = 1000 – 180 = 820(г)

m(Na2SO4) = (1000 \* 5%) / 100% = 50г

w = 50г / 820г \* 100% = 6,09%

масса w(Na2SO4), т.е. концентрация увеличилась.

Ответ: w = 6,09%

**Задача №2**

При электролизе 1000г 5% раствора нитрата натрия на аноде выделилось 80 литров кислорода, измеренного при 25 0С и давлении p=1,24\*105 Па. Рассчитайте массовую долю нитрата натрия в растворе после проведения электролиза.

Дано: Решение:

mр-ра (NaNO3) = 1000г NaNO3 – раствор

w = 5% 4NaNO3+ → 4Na + 4NO3-

V(O2) = 80л K(-) A(+)

t = 25 0C = 298K 4Na+ 4NO3-

p = 1,24\*105 Па 2H2O+2e- → H2 +2OH- / 4H2O+4e- → 2H2 +4OH-

w - ? 2H2O – 4e- → O2 + 4H+

6H2O Эл-з 2H2 + O2 + 4OH- + 4H+

2H2OЭл-з 2H2 + O2

pV = vRT

v = pV / RT

v = (1,24\*105 Па \* 80л) / (8,31\*103 Па/моль\*К 298К) = 4моль

v(H2O) = 2vO2 = 8моль

m(H2O) = 8моль \* 18 г/моль = 144г

m0 р-ра (NaNO3) = 1000 – 144 = 856г

m (NaNO3) = (1000\*5%) / 100% = 50г

w = (50 / 856) \* 100% = 5,84%

Ответ: w = 5,84%

**Задача №3**

На заводе подвергли электролизу раствор, содержащий 468 кг NaCl. Полученные газы были использованы для синтеза НС1, которые растворили в 78л воды. Рассчитайте массовую долю (%) хлороводорода в полученной соляной кислоте.

Дано: Решение:

m (NaCl) = 468кг NaCl – раствор

V(H2O) = 708л 2NaCl+ → 2Na + 2Cl-

w(HCl) - ? K(-) A(+)

2Na+ 2Cl-

2H2O + 2e- → H2 + 2OH-

2Cl- – 2e- → Cl20

468кг Эл-з

2NaCl + 2H2O → H2 + Cl + 2NaOH

58 кг/к моль

v(NaCl) = 468кг / 58 кг/к моль = 8моль

v(H2) = v(Cl2) = ½ v(NaCl) = 4моль

H2 + Cl2 2HCl

v(HCl) = 8 моль

m(HCl) = 8моль \* 36б5 кг/к моль = 292кг

m(H2O) = V p = 708 \* 1 = 708 (кг)

m(р-ра) = 1000кг

w(HCl) = (292 \* 100) / 1000 = 29,2%

Ответ: w(HCl) = 29,2%

**Задача №4**

При электролизе 472г 16,95% раствора KNO3 на катоде выделилось количество водорода оказавшееся достаточным для получения 256г меди при восстановлении ее из оксида меди (II). Вычислить процентное содержание KNO3 после проведения электролиза.

Дано: Решение:

mр-ра (KNO3) = 472г KNO3 – раствор

w = 16,95% 4KNO3 → 4K+ + 4NO3-

m(Cu) = 256г K(-) A(+)

w - ? 2H2O + 2e- →H2 + 2OH- / 4H2O + 4e- → 2H2 + 4OH-

2H2O – 4e- → O2 + 4H+

6H2O → 2H2 + O2 + 4H+ + 4OH-

2H2O → 2H2 + O2 (I)

256г

CuO + H2 → Cu + H2O (II)

64 г/моль

v(Cu) = 256г / 64 г/моль = 4моль

v(Cu) = v(H2) = 4моль (из II)

v(H2) = v(H2O) = 4моль (из I)

m (р-ра KNO3) = 472 – 72 = 400г

m (KNO3) = (472 \* 16,95%) / 100% = 80г

w = (80 / 400) \* 100% = 20%

Ответ: w = 20%

**Задание №5**

При пропускании постоянного тока силой 6,4А в течение 30 минут через расплав соли трехвалентного металла на катоде выделилось 1,07г металла, а на аноде 1,344г газа, имеющего плотность по гелию 17,75. определите состав соли, которую подвергли электролизу.

Дано: Решение:

I = 6,4A D(Hl) = Mr(г) / Mr(Hl) = Mr / 4

t = 30м = 1800с Mr(г) = 4\*D(Hl) = 4\*17,75 = 71, Это Cl2

m(на Me Kt) = 1,07г MeCl3 – расплав

V(An) = 1,344г 2MeCl3 → 2Me2+ + 6Cl-

D(He) = 17,75 K(-) A(+)

Формула соли -? 2Me+ 6Cl-

2Me3+ + 6e- → 2Me0

6Cl- – 6e- → 3Cl20

Эл-з

2MeCl3 → 2Me + 3Cl2

m = (Э\*I\*t) / F F = 96500Кл

9 = (m\*I) / (I\*t) = (1,07г\*96500) / (6,4А\*1800с) = 8,963 = 9

Ar(Me) = Э\*В Ar = 9\*3 = 27

Простейшая формула AlCl3

v(Al) = 1,07 / 27 = 0,04 (моль)

v(Cl2) = 1,334 / 22,4 = 0,06 (моль)

v(Al) : v(Cl) = 0,04 : 0,12 = 1 : 3

Истинная формула AlCl3

**Задача №6**

После полного электролитического разложения хлорида кальция 27,75г полученный металл растворили в воде. При добавлении к этому раствору оксида фосфора (V) из него выпал осадок, который при дальнейшем прибавлении оксида фосфора (V) вновь растворяется. Найти массу оксида, необходимого для осуществления перечисленных процессов.

Ответ: m(P2O5) = 35,5г

**Тема №2 «Растворы»**

**Растворы** – однородные системы переменного состава, состоят из растворителя и растворенного вещества. Если вещество имеет ограниченную растворимость в растворителе, оно образует насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы.

**Ненасыщенный раствор** – раствор, в котором концентрация растворенного вещества меньше, чем в насыщенном растворе в котором при данных условиях можно растворить еще некоторое его количество.

**Насыщенный раствор** – раствор, содержащий максимально возможное количество растворенного вещества при данных условиях.

Такие растворы применяют сравнительно редко. В большинстве случаев пользуются ненасыщенными растворами, содержащие меньше растворенного вещества, чем его содержит при данной температуре ненасыщенный раствор.

Состав раствора может выражаться разными способами – как с помощью безразмерных единиц, так и через размерные величины – концентрации.

В химической практике наиболее употребительны следующие величины, выражающие содержание растворенного вещества в растворе.

1. **Массовая доля** – отношение массы растворенного вещества к массе раствора.

2**. Молярная доля** – отношение количества растворенного вещества (или растворителя) к сумме количеств всех веществ, составляющих раствор.

В случае раствора одного вещества в другом, молярная доля растворенного вещества (N2) равна:

N2 = n2(n1 + n2),

а молярная доля растворителя (N1):

N1 = n1 / (n1 + n2),

где n1 и n2 – соответственно количество вещества растворителя и растворенного вещества.

3. **Молярная концентрация или моляльность** – это отношение количества растворенного вещества к массе растворителя. Обычно моляльность обозначается буквой m. Моляльность раствора в отличие от его молярности не изменяется при изменении температуры.

4. **Молярная концентрация или молярность** – отношение количества растворенного вещества к объему раствора.

Обозначается См или М.

5. **Эквивалентная, или нормальная концентрация** – отношение числа эквивалентов растворенного вещества к объему раствора. Обозначается Сн или буквой Н.

Объемы растворов, реагирующих веществ обратно пропорциональны их нормальностям.

**Пересыщенный раствор** – раствор, содержащий при данных условиях больше растворенного вещества, чем в насыщенном растворе, избыток вещества легко выпадает в осадок.

Характеристика ненасыщенных растворов – концентрация (определяет соотношение растворенного вещества и растворителя).

**Концентрированный раствор** – раствор хорошо растворимого вещества, содержащий растворенного вещества в количестве близком к насыщению.

Способы выражения концентрации веществ.

**Массовая доля** (процентная концентрация)

w = m(вещества) / m(раствора) \* 100%

Массовая доля определяет массу вещества, растворенного в 100г раствора.

**Молярная концентрация**

См или С = m(вещества) / (m(вещества) \* V(раствора))

Молярная концентрация определяет количество вещества растворенного в 1л раствора (Объем выражается в литрах).

Характеристика насыщенных растворов – растворимость определяет максимально возможную концентрацию вещества при данной температуре.

**Задачи на растворы**

**2.1. Определение концентрации растворенного вещества в растворе с определенной концентрацией**

**Задача №1**

25г хлороводорода растворили в 75г воды. Определите массовую долю хлороводорода в полученном растворе.

Дано: Решение:

m(HCl) = 25г w(HCl) = m(HCl) / m(раствора) \* 100%

m(H2O) = 75г m(раствора) = m(HCl) + m(H2O) = 75+25=100г

w(HCl) - ? w(HCl) = (25\*100) / 100 = 25%

Ответ: w(HCl) = 25%

**Задача №2**

В 200мл раствора содержится 3,6г хлороводорода. Определите молярную концентрацию полученного раствора.

Дано: Решение:

V(раствора) = 200мл=0,2л См(HCl) = m(HCl) / (M(HCl) \* V(раствора))

M(HCl) = 3,6г Cм(HCl) = 3,6 / (3,6 \* 0,2) = 0,5(моль/л)

См(HCl) = ? Ответ: 0,5(моль/л)

**Задача №3**

Какая масса уксусной кислоты содержится в 200мл 0,2М раствора?

Дано: Решение:

См(CH3COOH) = 0,2M См(CH3COOH) = m(CH3COOH) .

V(раствора) = 200мл=0,2л M(CH3COOH) \* V(рас-ра)

m(CH3COOH) - ? М(CH3COOH) = 604 г/моль

m(CH3COOH) = См \* М(CH3COOH) \*V(рас-ра)=

= 0,2М \* 0,2л \* 604 г/моль = 2,4г

Ответ: 2,4г

**Задача №4**

В 150г раствора содержится 15г карбоната натрия. Определите массовую долю карбоната натрия в растворе. (Ответ: 10%)

**Задача №5**

Какая масса нитрата калия содержится в 25г 15% раствора?

(Ответ:3,75г)

**Задача №6**

Какая масса азотной кислоты содержится в 10г 30% раствора?

(Ответ: 3г)

**Задача №7**

Какая масса сульфата натрия содержится в 550г 15% раствора?

(Ответ: 82,5г)

**Задача №8**

Из 2,65г карбоната натрия приготовили 250мл раствора. Определите его молярную концентрацию раствора. (Ответ: 0,1 моль/л)

**2.2. Приготовление раствора определенной концентрации**

При экспериментальном приготовлении растворов с определенной массовой долей взвешивают на весах рассчитанное количество вещества, отмеряют необходимое количество воды (плотность воды равна 1 г/см3, значит, 1г воды имеет объем 1мл) и смешивают компоненты в химической склянке или стакане.

При приготовлении растворов определенной молярной концентрации взвешивают на весах рассчитанное количество вещества, растворяют его в небольшом количестве воды, а затем переносят в мерную посуду (цилиндр, мерный стакан, мерную колбу) и осторожно прибавляют воду до требуемого объема.

**Задача №1**

Сколько хлорида бария и воды надо взять для приготовления 150г 20% раствора?

Дано: Решение:

w(BaCl2) = 20% w(BaCl2) = m(BaCl2) / m(раствора) \* 100%

m(раствора) = 150г m(BaCl2) = (w(BaCl2) \* m(раствора) / 100%=

m(BaCl2) - ? = 20 \* 150 / 100 = 30г

m(H2O) - ? m(раствора) = m(BaCl2) + m(H2O)

m(H2O) = m(раствора) - m(BaCl2) = 150 – 30 = 120(г)

Ответ: m(BaCl2) = 30г, m(H2O) = 120г

**Задача №2**

Какую массу нитрата натрия и воды надо взять для приготовления 2кг 10% раствора?

Дано: Решение:

m(раствора) = 2кг=2000г w(NaNO3) = m(NaNO3) / m(раствора) \* 100%

w(NaNO3) = 10% m(NaNO3) = w(NaNO3) \* m(раствора) / 100%=

m(NaNO3) - ? = 10 \* 2000 / 100 = 200г

m(H2O) - ? m(раствора) = m(NaNO3) + m(H2O)

m(H2O) = m(раствора) - m(NaNO3) = 2000 – 200 = 1800г

Ответ: m(NaNO3) = 200г, m(H2O) = 1800г

**Задача №3**

Какую массу нитрата аммония NH4NO3 надо взять для приготовления 5л 2М раствора?

Дано: Решение:

См = 2М См = m(вещества) / (М (вещества) \* V(раствора))

V(раствора) = 5л См = m (NH4NO3) / (M(NH4NO3) \* V(раствора))

m(NH4NO3) - ? m(NH4NO3) = См \* М(NH4NO3) \* V(раствора) =

= 2 \* 80 \* 5 = 800г

М(NH4NO3) = 80 г/моль

Ответ: m(NH4NO3) = 800г

**Задача №4**

Какую массу кристаллогидрата CaCl2 \* 6H2O и какую массу воды надо взять для приготовления 300г 15% раствора CaCl2 ?

Дано: Решение:

m(раствора) = 300г w(CaCl2) = m(CaCl2) / m(раствора) \* 100%

w(CaCl2) = 15% m(CaCl2) = w(CaCl2) \* m(раствора) / 100%=

m(CaCl2 \* 6H2O) - ? = 15 \* 300 / 100 = 45г

m(H2O) - ? М(CaCl2) = М(Ca) + 2M(Cl) = 40 + 2\*35 = 110 г/моль

М(CaCl2 \* 6H2O) = 110 + 18\*6 = 218 г/моль

Xг 45г

СаСl2 \* 6H2O CaCl2

1 моль 1 моль

218 г/моль 110 г/моль

X / 218 = 45 / 110

X = 218 \* 45 / 110 = 89,2 (г)

Следовательно для приготовления раствора нужно взять 89,2г CaCl2 \* 6H2O

m(раствора) = m(CaCl2 \* 6H2O) + m(H2O)

m(H2O) = m(раствора) - m(CaCl2 \* 6H2O) = 300 – 89,2 = 210,8 (г)

Ответ: m(CaCl2 \* 6H2O) = 89,2г ; m(H2O) = 210,8г

**Задача №5**

Сколько кристаллогидрата Na2SO4\*10H2O и сколько воды надо взять для приготовления 500г 10% раствора NaSO4 ?

Дано: Решение:

m(раствора) = 500г w (Na2SO4) = m(Na2SO4) / m(раствора) \* 100%

w(Na2SO4) = 10% m(Na2SO4) = w(Na2SO4) \* m(раствора) \* 100%=

m(H2O) - ? = 500\*10 / 100 = 50г

m(Na2SO4\*10H2O) - ? M(Na2SO4) = 142 г/моль

М (Na2SO4\*10H2O) = 142 + 10\*18 = 322 г/моль

Xг 50г

Na2SO4\*10H2O Na2SO4

1 моль 1 моль

322 г/моль 142 г/моль

X / 322 = 50 / 142

X = 322\*50 / 142 = 113,4 (г)

Следовательно для приготовления раствора надо взять 113,4г Na2SO4\*10H2O

m (раствора) = m(H2O) + m(Na2SO4\*10H2O)

m(H2O) = m(раствора) – m(Na2SO4\*10H2O) = 500 – 113,4 = 386,6г

Ответ: m(Na2SO4\*10H2O) = 113,4г ; m(H2O) = 386,6г

**Задача №6**

Какую массу хлорида хрома (III) и воды надо взять для приготовления 600г 30% раствора?

(Ответ: 180г CrCl3 и 420г H2O)

**Задача №7**

Какую массу сульфата натрия надо взять для приготовления 200мл 0,01 М раствора?

(Ответ: 0,284г)

**Задача №8**

Сколько кристаллогидрата щавелевой кислоты H2C2O4\*2H2O надо взять для приготовления 200мл 0,1 М раствора H2C2O4 ?

(Ответ: 2,52г)

**Задача №9**

Сколько кристаллогидрата ZnCl2\*6H2O и сколько воды надо взять для приготовления 2кг 20% раствора ZnCl2 ?

(Ответ: 690,4г ZnCl2\*6H2O и 1309,6г H2O)

**Задача №10**

Какую массу фосфорной кислоты надо взять для приготовления 450мл 0,02 М раствора ?

(Ответ: 0,882г)

**2.3. Разбавление (концентрирование) растворов**

При добавлении к раствору воды (разбавлении) или упаривании раствора (концентрировании) изменяется общее количество раствора (масса, объем), а количество растворенного вещества остается неизменным.

**Задача №1**

К 200г 15% раствора хлорида натрия прилили 50г воды. Определите концентрацию полученного раствора.

Дано: Решение:

m(раствора) = 200г w(NaCl) = m(NaCl) / m(раствора) \* 100%

w(NaCl) – 15% m(NaCl) до разбавления:

m(H2O) = 50г m(NaCl) = w(NaCl) \* m(раствора) / 100%

w2(NaCl) - ? m(NaCl) = 15 \* 200г / 100 = 30г

m(NaCl) после разбавления:

m2(раствора) = m1(раствора) + m(H2O) = 200 + 50 = 250 (г)

w2(NaCl) после разбавления:

w2(NaCl) = m(NaCl) / m2(раствора) \* 100% = 30\*100 / 250 = 12%

Ответ: w2(NaCl) = 12%

**Задача №2**

500мл 2% раствора сульфата цинка упарили до объема 200мл. Определите молярную концентрацию раствора.

Дано: Решение:

V1(раствора)=500мл=0,5л n(ZnSO4) = m(ZnSO4) / M(ZnSO4)

C1M(ZnSO4) = 2M CM(ZnSO4)=m(ZnSO4) / M(ZnSO4)\*V(раствора)=

V2(раствора) =200мл=0,2л = n(ZnSO4) / V(раствора)

С2М(ZnSO4) - ? n(ZnSO4) = C1M(ZnSO4) \* V1(раствора) =

= 2\*0,5=1(моль)

СM2(ZnSO4) = n(ZnSO4) / V2(раствора) = 1 / 0,2 = 5 (моль/л)

Ответ: С2М(ZnSO4) = 5 моль/л

**Задача №3**

К 350г 25% раствора соленой кислоты добавили 150г воды. Найти массовую долю соляной кислоты в полученном растворе.

Дано: Решение:

m(раствора) = 350г w(HCl) = m(HCl) / m1(раствора)

m(H2O) = 150г m(HCl) = w(HCl)\*m(раствора) / 100% =

w1(HCl) = 25% = 25\*350 / 100 = 85,5г

w2(HCl) - ? m2(раствора) = m1(раствора)+m(H2O) = 350+150=500г

w2(HCl) = m(HCl) / m2(раствора) \* 100% =

= 85,5\*100 / 500 = 17,5%

Ответ: w2(HCl) = 17,5%

**Задача №4**

Из 500г 17% раствора серной кислоты упариванием удали 300г воды. Найдите массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

Дано: Решение:

m(раствора) = 500г w(H2SO4) = m(H2SO4) / m(раствора) \* 100%

m(H2O) = 300г m(H2SO4) = w(H2SO4)\*m(раствора) / 100% =

w1(H2SO4) = 17% = 17\*500 / 100 = 85г

w2(H2SO4) - ? m2(раствора) = m1(раствора) – m(воды) =

= 500 – 300 = 200г

w2(H2SO4) = 85 / 200 \* 100% = 42,5%

Ответ: w2(H2SO4) = 42,5%

**Задача №5**

200мл 1,5М раствора хлорида бария разбавили до объема 300мл. Определите молярную концентрацию полученного раствора.

Дано: Решение:

V1(раствора) = 200мл = 0,2л n(BaCl2) = m(BaCl2) / M(BaCl2)

C1M(BaCl2) = 1,5M CM(BaCl2)=m(BaCl2) / M(BaCl2)\*V(раствора)=

V2(раствора) = 300мл=0,3л = n(BaCl2) / V(раствора)

C2M(BaCl2) - ? n(BaCl2) = C1M(BaCl2)\*V1(раствора) =

= 1,5М \* 0,2л = 0,3 моль

С2M(BaCl2) = n(BaCl2) / V2(раствора) = 0,3 / 0,3 = 1 (моль/л)

Ответ: С2М(BaCl2) = 1 (моль/л)

**Задача №6**

К 2г 25% раствора гидроксида натрия добавили 500г воды. Найдите массовую долю гидроксида натрия в полученном растворе.

(Ответ: 200%)

**Задача №7**

Из 170г 30% раствора нитрата меди упариванием удалили 30г воды. Найдите массовую долю нитрата меди в полученном растворе.

(Ответ: 36,4%)

**Задача №8**

500мл 3М раствора гидроксида калия разбавили до объема 2л. Определите молярную концентрацию полученного раствора.

(Ответ: 0,75М)

**Задача №9**

0,5л 0,2М раствора сульфата натрия упарили до объема 200мл. Определите молярную концентрацию полученного раствора.

(Ответ: 0,5М)

**2.4. Смешивание растворов одного и того же вещества**

При смешивании раствора одного вещества разной концентрации изменяется не только общая масса раствора, но и масса растворимого вещества. Масса вещества после смешивания растворов вычисляется как сумма масс вещества в растворах с различной концентрацией. Правило «креста» для смешивания растворов с известной массовой долей.

Для приготовления 23% раствора за счет смешивания 20% и 30% растворов надо взять:

w1 20% 7 7 частей 20% раствора (по массе)

23%

w2 30% w3 3 3 части 30% раствора (по массе)

w1 и w2 – концентрации (массовые доли) растворов, взятые для смешивания.

w3 – концентрация после смешивания растворов.

7 частей 20% раствора и 3 части 30% раствора – массовые части исходных растворов, которые надо взять для получения растворов нужной концентрации (получены путем вычитания вдоль проведенных диагоналей).

**Задача №1**

Смешали 200г 15% раствора NaCl и 300г 10% раствора этого же вещества. Определите концентрацию полученного раствора.

Дано: Решение:

Раствор NaCl w(NaCl) = m(NaCl) / m(раствора) \* 100%

m1(раствора) = 200г m1(NaCl) = w1(NaCl)\*m1(раствора) / 100% =

w1 = 15% = 15\*200 / 100 = 30г

m2(раствора) = 300г m2(NaCl) = w2(NaCl)\*m1(раствора) / 100% =

w2 = 10% = 10\*300 / 100 = 30г

w3 - ?

После смешивания двух растворов изменилась не только общая масса раствора, но и масса растворенного вещества.

Найдем массу NaCl в растворе после смешивания:

m3(NaCl) = m1(NaCl) + m2(NaCl) = 30 + 30 = 60 (г)

Найдем массу раствора после смешивания:

m3(раствора) = m1 + m2 = 200 + 300 = 500г

Найдем массовую долю NaCl в растворе после смешивания:

w3(NaCl) = m3(NaCl) / m3(раствора) \* 100% = 60\*100 / 500 = 12%

Ответ: w3(NaCl) = 12%

**Задача №2**

Смешали 15г 5% раствора серной кислоты и 35г 86% раствора этого же вещества. Определите массовую долю полученного раствора.

Дано: Решение:

Раствор H2SO4 w1(H2SO4) = m(H2SO4) / m(раствора) \* 100%

m1(раствора) = 15г m1(H2SO4) = w1(H2SO4) \* m(раствора) / 100% =

w1 = 5% = 15\*5 / 100 = 0,75г

m2(раствора) = 35г m2(H2SO4) = w2(H2SO4) \* m2(раствора) / 100% =

w2 = 86% = 86\*35 / 100 = 30,1г

w3 - ? m3(H2SO4) = m1(H2SO4)+m2(H2SO4) = 0,75+30,1=30,85г

m3(раствора) = m1(раствора)+m2(раствора) = 15+35 = 50г

w3 = m3(H2SO4) / m3(раствора) \* 100% = 30,85\*100 / 50 = 61,7%

Ответ: w3 = 61,7%

**Задача №3**

В лаборатории имеются растворы с массовой долей хлорида натрия 10% и 20%. Какую массу каждого раствора надо взять для получения 300г раствора с массовой долей хлорида натрия 12%?

Дано: Решение:

w1(NaCl) = 10% 20 2 части 20% раствора (NaCl)

w2(NaCl) = 20% 12

w3(NaCl) = 12% 10 8 частей 10% раствора (NaCl)

m3(раствора) = 300г Всего надо взять 8 + 2 = 10 частей растворов

m1(раствора) - ? Определим массу раствора (w1(NaCl) = 10%

m2(раствора) - ? 10 частей – 300г

8 частей – xг

10 / 8 = 300 / x ; x = 8\*300 / 10 = 240г

Определим массу раствора w2(NaCl) = 20%

m2(раствора) = 300 – m1(раствора) = 300 – 240 = 60г

Ответ: 240г 10% раствора и 60г 20% раствора

**Задача №4**

В каком соотношении (по массе) надо смешать 15% и 30% растворы хлорида натрия для получения 18% раствора?

(Ответ: 12 частей 15% раствора и 3 части 30% раствора).

**Задача № 5**

В каком соотношении (по массе) надо смешать безводную (100%) серную кислоту и ее 10% раствор для получения 48% раствора серной кислоты?

(Ответ: 38 частей безводной кислоты и 52 части 10% раствора).

**Задача №6**

Сколько 12% и 15% растворов нитрата магния (по массе) надо взять для того, чтобы приготовить 300г 14% раствора?

(Ответ: 100г 12% раствора; 200г 15% раствора).

**Задача №7**

Сколько 60% и 40% растворов азотной кислоты (по массе) надо взять для того, чтобы приготовить 1кг 55% раствора?

(Ответ: 750г 60% раствора; 250г 40% раствора).

**Задача №8**

Смешали 5л 0,1М раствора гидроксида бария и 3л 0,02М раствора этого же вещества. Определите молярную концентрацию полученного раствора.

(Ответ: 0,07М).

**Задача №9**

Смешали 2кг 35% раствора гидроксида натрия и 1кг 10% раствора этого же вещества. Определите массовую долю полученного раствора.

(Ответ: 26,7%).

**Задача №10**

Смешали 300г 17% раствора фосфорной кислоты и 500г 20% раствора этого же вещества. Определите массовую долю полученного раствора.

(Ответ: 18,9%).

**2.5. Смешивание растворов разных веществ, приводящее к протеканию химической реакции.**

Задачи данного типа связаны концентрацией растворов и различными расчетами по химическим уравнениям.

Если в условии задачи даны массы раствора и его массовая доля или объем раствора и его молярная концентрация, начните решение задачи с определения массы вещества, вступающего в реакцию.

**Задача №1**

Какая масса осадка образуется при взаимодействии 20г 15% раствора хлорида натрия с избытком раствора нитрата серебра?

Дано: Решение:

m(раствора)(NaCl) = 20г w(NaCl) = m(NaCl) / m(раствора) \* 100%

w(NaCl) = 15% m(NaCl) = w(NaCl) \* m(раствора) / 100% =

AgNO3 = 15 \* 20 / 100 = 3 (г)

m(осадка) - ? M(NaCl) = 58 (г/моль)

М(AgNO3) = 143 (г/моль)

3г xг

NaCl + AgNO3 → AgCl + NaNO3

1 моль 1 моль

58 г/моль 143 г/моль

3 / 58 = x / 143 ; x = 3\*143 / 58 = 7,4 (г)

Ответ: m(AgCl) = 7,4 (г)

**Задача №2**

Какой объем 0,2М раствора сульфата меди требуется для реакции с 10,35г хлорида бария?

Дано: Решение:

См(CuSO4) = 0,2M CuSO4 + BaCl2 → BaSO4 + CuCl2

M(BaCl2) = 10,35г М(СuSO4) = 160 г/моль

V(раствора)(СuSO4) - ? М(BaCl2) = 207 г/моль

Xг 10,35г

СuSO4 + BaCl → BaSO4 + CuCl2

1 моль 1 моль

160 г/моль 207 г/моль

x / 160 = 10,35 / 207; x = 160\*10,35 / 207 = 8 (г)

См(СuSO4) = m(CuSO4) / M(CuSO4) \* V(раствора)

V(раствора) = m(CuSO4) / M(CuSO4) \* См(CuSO4) =

= 8 / 160\*0,2 = 0,25 (л)

Ответ: V(раствора) = 0,25л

**Задача №3**

Какая масса 15% раствора карбоната натрия требуется для реакции с 200г 10% раствора хлорида кальция?

Дано: Решение:

w(Na2CO3) = 15% w(CaCl2) = m(CaCl2) / m(раствора) \* 100%

m(раствора)(СaCl2) = 200г m(CaCl2) = w(CaCl2)\*m(раствора) / 100% =

w(CaCl2) = 10% = 10\*200 / 100 = 20 (г)

m(раствора)(Na2CO3) - ? М(CaCl2) = 110 (г/моль)

M(Na2CO3) = 106 (г/моль)

Xг 20г

Na2Co3 + CaCl2 → CaCO3 + 2NaCl

1 моль 1 моль

106 г/моль 110 г/моль

x / 106 = 20 / 110; x = 106\*20 / 110 = 19,3 (г)

w(Na2CO3) = m(Na2CO3) / m(раствора) \* 100%

m(раствора) = m(Na2CO3)\*100% / w(Na2CO3) = 19,3\*100 / 15 = 128,5 (г)

Ответ: m(Na2CO3) = 128,5г

**Задача №4**

Смешали 300г 15% NaOH и 200г 20% раствора серной кислоты. Вычислите массу образовавшейся соли.

Дано: Решение:

m(раствора)(NaOH) = 300г w(NaOH)=m(NaOH) / m(раствора)(NaOH)\*100%

w(NaOH) = 15% m(NaOH)=w(NaOH)\*m(раствора)(NaOH) / 100%=

m(раствора)(H2SO4)=200г = 15\*300 / 100 = 45 (г)

w(H2SO4) = 20% m(H2SO4)=w(H2SO4)\*m(раствора)(H2SO4) /100% =

m(соли) - ? = 20\*200 /100 = 40 (г)

45г 40г Xг

2NaOH + H2SO4 → Na2SO4 + 2H2O

2 моль 1 моль

2\*40 г/моль 98 г/моль

М(H2SO4) = 98 г/моль

М(NaOH) = 40 г/моль

45 / 2\*40 = X / 98; X = 45\*98 / 2\*40 = 55,125г

Для реакции с 45г NaOH требуется 55,125г H2SO4 , по условию дано только 40г H2SO4, следовательно, NaOH – в избытке. Все расчеты ведутся по массе вещества, находящегося в недостатке (H2SO4).

Определим массу соли (Na2SO3), используя массу H2SO4 , находящейся в недостатке:

М(Na2SO4) = 142 г/моль

40г Xг

2NaOH + H2SO4 → Na2SO4 + 2H2O

1 моль 1моль

98 г/моль 142 г/моль

40 / 98 = X / 142; X = 40\*142 / 98 = 57,96 (г)

Ответ: m(соли) = 57,96 (г)

**Задача №5**

Какая масса воды образуется при взаимодействии 150г 12% раствора фосфорной кислоты с избытком раствора гидроксида натрия?

(Ответ: 9,9г)

**Задача№6**

Какой объем (н.у.) газа выделится при взаимодействии цинка с 20г 12% раствора соляной кислоты?

(Ответ: 0,75л)

**Задача№7**

Какая масса 3% раствора уксусной кислоты требуется для реакции с 10г 15% раствора карбоната натрия?

(Ответ: 56,6г)

**Задача №8**

Какая масса 10% раствора нитрата серебра требуется для реакции с 25г 4% раствора соляной кислоты?

(Ответ: 47,2г)

**Задача №9**

Смешали 300мл 2М раствора уксусной кислоты и 120г 15% раствора гидроксида калия. Вычислите массу образовавшейся соли.

(Ответ: 31,5г)

**Задача №10**

Смешали 20г 15% раствора сульфата меди и 30г 10% раствора гидроксида калия. Вычислите массу образовавшегося осадка.

(Ответ: 1,8г)

**2.6. Вычисления, связанные с понятием «растворимость вещества»**

Коэффициент растворимости (растворимость) – масса растворенного вещества, приходящаяся на 100г воды в насыщенном при данной температуре растворе.

**Задача №1**

Массовая доля хлорида меди(II) в насыщенном растворе равна 42,7%. Определите коэффициент растворимости этой соли.

Дано: Решение:

w(CuCl2) = 42,7% Пусть m(раствора) = 100г, тогда

k - ? m(CuCl2) = 42,7г и m(воды) = 100 – 42,7 = 57,3 (г)

57,3г H2O – 42,7г CuCl2

100г H2O – Xг CuCl2

57,3 / 100 = 42,7 / X ; X = 42,7\*100 / 57,3 = 74,5г

Ответ: k = 74,5г

**Задача №2**

Коэффициент растворимости соли при температуре 800С равен 50г, а при 200С – 20г. Определите массу осадка, полученного из 700г насыщенного при 800С раствора при его охлаждении до 200С.

Дано: Решение:

k1 = 50г на 100г воды Определим массы соли и воды

k2 = 20г на 100г воды в 700г раствора при 800С:

m(раствора) = 700г 100г H2O – 50г соли – 150г раствора

m(соли) - ? xг H2O – yг соли – 700г раствора

100 / x = 150 / 700; x = 100\*700 / 150 = 466,7 (г) воды

50 / y = 150 / 700; y = 50\*700 / 150 = 233,3 (г) соли

При охлаждении раствора от 800С до 200С выпал осадок соли, при этом массы раствора и соли в растворе уменьшаются, но масса воды остается неизменной. Определим массу соли в растворе при 200С, зная ее коэффициент растворимости при этой температуре (k2 = 20г на 100г воды):

В 100г H2O – 20г соли

В 466,7 H2O – xг соли

100 / 466,7 = 20 / x ; x = 466,7\*20 / 100 = 93,3 (г) соли

При температуре 800С в 466,7г воды может раствориться 233,3г соли, а при температуре 200С – только 93,3г соли. При охлаждении избыток соли выпадает в осадок.

Находим массу осадка:

m(соли) = 233,3 – 93,3 = 140 (г)

Ответ: m(соли) = 140г

**Задача №3**

Растворимость сероводорода при температуре 00С равна 4,62мл на 1мл воды. Найдите массовую долю и молярную концентрацию вещества. (p (раствора) = 1 г/моль)

Дано: Решение:

k(H2S) = 4,62мл/1мл H2O Согласно закону Авогадро

t = 00C 1 моль H2S (34г) занимает при (н.у.) объем 22,4л

р(раствора) = 1 г/моль 34г H2S – 22400мл

См(H2S) - ? w(H2S) - ? xг – 4,62мл

34 / x = 22400 / 4,62 ; x = 34\*4,62 / 22400 = 0,007г

то есть 1мл или 1г воды растворяет (н.у.) 0,007г H2S.

Масса раствора равна сумме масс растворителя и растворенного вещества:

m(раствора) = 1 + 0,007 = 1,007 (г)

w(H2S) = m(H2S) / m(раствора) \* 100% = 0,007\*100 / 1,007 = 0,69 (%)

Так как плотность раствора равна 1 г/моль, то можно сказать, что 1,007мл раствора содержит 0,007г H2S.

Cм раствора рассчитываем:

См(H2S) = m(H2S) / M(H2S)\*V(раствора) = 0,007 / 34\*0,001007 = 0,2 (моль/л)

Ответ: См(H2S) = 0,2M ; w(H2S) = 0,69%

**Задача №4**

При температуре 200С в 50г воды растворяется 18,1г сульфата магния. Вычислите коэффициент растворимости соли.

(Ответ: 36,2)

**Задача №5**

Растворимость в воде хлорида бария при температуре 600С равна 46,5г на 100г воды. Какая масса BaCl2\*2H2O может быть растворена в 400г воды?

(Ответ: 185,6г)

**Задача №6**

Коэффициент растворимости K2Cr2O7 при температуре 200С равен 11,1г. Какая масса соли выпадет в осадок при охлаждении до 200С 1кг раствора K2Cr2O7 (w K2Cr2O7 = 40%)?

(Ответ: 333,3г)

**Задача №7**

Коэффициент растворимости соли при температуре 500С равен 40г, а при температуре 100С – 15г. Определите массу осадка, полученного из 70г насыщенного при 500С раствора при его охлаждении до 100С.

(Ответ: 12,5г)

**Задача №8**

При нормальных условиях растворимость сероводорода в спирте составляет 10мл H2S в 1мл спирта (р = 0,8 г/мл). Вычислите массовую долю сероводорода а растворе.

(Ответ: 1,84%)

**Тема 3. «Генетическая связь между классами соединений»**

**3.1. Генетическая связь между классами неорганических соединений**

Составление цепочек химических превращений веществ (как органических, так и неорганических) требует знаний химических свойств основных классов неорганических и органических соединений, а также специфических свойств отдельных химических соединений и их способов получения.

**1. Осуществите следующие превращения:**

Na→ NaOH→ NaHCO3 → NaCO3→ NaSO4 → NaCl → Na

Решение:

1. Натрий взаимодействует с образованием гидроксида натрия:

2Na + 2H2O→ 2NaOH + H2

2. При пропускании избытка оксида углерода (IV) через раствор гидроксида натрия можно получить гидрокарбонат натрия:

NaOH + CO2 → NaHCO3

3. Карбонат натрия получается при нагревании гидрокарбоната натрия:

2NaHCO3 → NaCO3 + CO2 + H2O

4. Сульфат натрия можно получить действуя сильной серной кислотой на соль слабой угольной кислоты (сильная кислота вытесняет слабую из ее солей):

Na2CO3 + H2SO4 → Na2SO3 + CO2 + H2O

5. Приливая раствор хлорида бария к раствору сульфата натрия, получим в растворе хлорид натрия:

Na2SO4 + BaCl2 →2NaCl + BaSO4

6. Более активный металл калий вытесняет натрий из его солей:

K + NaCl →Na + KCl (в расплаве)

Возможно также получить металлический натрий электролизом расплава NaCl:

2NaCl Электролиз 2Na + Cl2

**2. Осуществите следующие превращения**

Zn → K2[Zn(OH)4] → ZnCl2 → Zn(OH)2 ZnO Na2ZnO2

1. Цинк – металл, проявляющий амфотерные свойства, растворяется в щелочи с образованием гидроксосолей и водорода:

Zn + 2KOH + 2H2O K2[Zn(OH)4] + 2H2

2. Соли, образованные амфотерными металлами в форме аниона, разлагаются сильными кислотами:

K2[Zn(OH)4] + 4HCl 2KCl + ZnCl2 + 4H2O

3. Осадок Zn(OH)2 выдает при действии недостатка щелочи на его соли:

ZnCl2 + 2NaOH Zn(OH)2 + 2NaCl

4. Основания при нагревании разлагаются:

Zn(OH)2 t ZnO + H2O

5. Оксосоли амфотерных металлов при сплавлении их оксидов или оснований с оксидами или основаниями щелочных и щелочноземельных металлов:

ZnO + Na2O t Na2ZnO2 или

ZnO + 2NaOH t Na2ZnO2 + H2O

**3. Осуществите следующие превращения**

Cr HCl A NaOH(изб)B BrNaOH C

1. Хром – металл, стоящий в ряду напряжений до водорода, растворятся в кислотах с образованием соли и воды:

2Cr + 6HCl 2CrCl3 + 3H2 (A = CrCl)

2. Действие избытка NaOH на соли хрома в водном растворе приводит к образованию гидроксосоли:

CrCl3 + 6NaOH Na3[Cr(OH)6] + 3NaCl (B = Na3[Cr(OH)6]

3. При действии окислителей (Br2) степень окисления хрома (+3) переходит в степень окисления (+6). В щелочной среде образуются хроматы (окислительно–восстановительная реакция):

Na3[Cr(OH)6] + Br2 + NaOH Na2CrO4 + NaBr + H2O

(окислитель) Br20 + 2e- 2Br -1 (восстановление) / 3

(восстановитель) Cr+3 – 3e - Cr+6 (окисление) / 2

2Na3[Cr(OH)6] + 3Br2 + 4NaOH 2Na2CrO4 + 6NaBr + 8H2O (C = Na2CrO4)

**4.** **Осуществите следующие превращения**

Pb(NO3)2 PbO Pb(NO3)2 PbSO4

1. Pb(NO3)2 + H2SO4 PbSO4 + 2HNO3

2. 2Pb(NO3)2 t 2Pb + 4NO2 + O2

3. PbO + 2HCl PbCl + H2O

4. PbCl2 + 2NaOH 2NaCl + Pb(OH)2

5. PbO + 2HNO3 Pb(NO3)2 + H2O

1. **Осуществите следующие превращения**

CaO Ca(OH)2 CaCl2 Ca(OH)

CaCO3 Ca(HCO3)2

1. CaO + H2O Ca(OH)2

2. Ca(OH)2 + 2HCl CaCl2 + 2H2O

3. CaCl2 + 2NaOH Ca(OH)2 + 2NaCl

4. Ca(OH)2 + CO2 CaCO3 + H2O

5. CaCO3 + H2O + CO2 Ca(HCO3)2

**6. Осуществите следующие превращения**

CuO CuSO4 Cu(OH)2 CuO Cu

1. CuCl2 Cu(OH)2 CuSO4 Cu CuO

2. Fe FeSO4 Fe(OH)2 FeCl2

3. FeCl3 Fe(OH)2 Fe2O3 Fe

4. Fe(NO3)3 Fe2O3 FeCl3 Fe(OH)3 FeO3 Fe

5. MgCO3 MgO MgCl2 Mg(OH)2 Mg(NO3)2 MgCO3

6. Mg MgO Mg(OH)2 MgSO4 Mg(OH)2 MgO

**3.2. Генетическая связь между классами органических соединений**

**1. Осуществите следующие превращения органических соединений:**

СH4 C2H2 C2H4Br2 C2H4 C2H5Br CuH10

1. При высоких температурах крекинг метана идет с образованием ацетилена:

2CH4 1500 C C2H2 + 3H2

2. Непредельные соединения (ацетилен) вступают в реакции присоединения с галогенводородами (по тройной связи присоединяются две молекулы HBr);

C2H2 + 2HBr C2H4Br2

3. В спиртовых растворах щелочей идет отщепление галоинид-иона с образованием непредельных соединений;

C2H4Br2 + 2KOH C2H5OH C2H2 + 2KBr + 2H2O

4. Приготовление ацетилена проходит при повышенной температуре на никелевом катализаторе:

C2H2 + H2 Ni, t C2H4

5. присоединение галогеноводородов к непредельным соединениям:

C2H4 + HBr C2H5Br

6. Взаимодействие галогенпроизводных углеводородов с металлическим натрием приводит отщеплению галогенит-иона и удлинению углеродной цепи:

2C2H5Br + 2Na 2NaBr + C4H10

**2.** **Осуществите следующие превращения**

метан 1500 С A H2O, Hg B Ag2O, NH3 C Cl, свет D KOH, NH3 E HCl F

1. При нагревании метана получают ацетилен:

2CH4 1500 C C2H2 + 3H2 (A = C2H4)

2. Гитратацией ацетилена в присутствии солей ртути (II) получают искусный альдегид:

С2H2 + H2O HgSO4 CH3COH (B = CH3COH)

H2SO4

3. Уксусный альдегид окисляется аммиачным раствором оксида серебра до уксусной кислоты:

CH3CHO + Ag2O аммиачный раствор СH3COOH + 2Ag (C = CH3COOH)

4. Хлорирование уксусной кислоты на свету приводит к замещению монохлоруксусной кислоты:

CH3COOH + Cl2 свет ClCH2COOH + HCl (D = ClCH2COOH)

5. В присутствии аммиака в щелочной среде идет замещение атомов хлора на аминогруппу с образованием калиевой соли аминоуксусной кислоты (глицина):

СlCH2COOH + NH3 + 2KOH CH2 – COOK + KCl + H2O

NH2 (E=NH2-CH2COOK)

6. Глицерин проявляет амфотерные свойства. Он реагирует с соляной кислотой с образованием соли:

СH2 – COOK + 2HCl CH2 – COOH + KCl (F = CH2 – COOH)

NH2 NH3+ Cl- NH3+ Cl-

**3. Осуществите следующие превращения**

CH3COOK CH3COOH этилацетат ацетат натрия NaOH A этин

1. CH3COOK + H2SO4 t CH3COOH + KHSO4

2. CH3COOH + C2H5OH t, H2SO4 CH3COOC2H5 + H2O

3. CHCOOC2H5 + NaOH t CH3COONa + C2H5OH

4. CH3COONa + NaOH сплавление Na2CO3 + CH4

5. 2CH4 t C2H2 + 3H2

**4. Осуществите следующие превращения**

этин этанол KMnO4H X1 Cl, P X2 NH3 X3

1. C2H2 + H2O HgSO4, H2SO4 CH3COOH

2. 5CH3COOH + 2KMnO4 + 3H2SO4 5CH3COOH + K2SO4 + 2MnSO4 + 3H2O

(допустимы и другие окислители, например, K2Cr2O7, кроме аммиачного раствора Ag2O) (X1 = CH3COOH)

3. CH3COOH + Cl2 ClCH2COOH + HCl (X2 = ClCH2COOH)

4. ClCH2COOH + 2NH3 NH2CH2COOH + NH4Cl (X3 = NH2CH2COOH)

**5. Осуществите следующие превращения**

C2H4Br2 C2H2 CH3COH KMnO4, H CH3COOH X NH2CH2COOH

1. C2H4Br + 2KOH C2H5OH C2H2 + 2KBr + 2H2O

2. C2H2 + H2O Hg CH3COH

3. 5CH3COH + 2KMnO4 + 3H2SO4 5CH3COOH + K2SO4 + 2MnSO4 + 3H2O

4. CH3COOH + Cl2 свет ClH2COOH + HCl (X = ClH2COOH)

5. ClH2COOH + 2NH3 NH2CH2COOH + NHCl

**6. Осуществите следующие превращения**

C2H2 CH3COH KMnO4, H CH3COOH CH3COONa CH4 CO2

7. C2H4 C2H5Cl C2H5OH C2H5Cl C4H10 CH3COOH

8. этанол этан Cl2 A этиленгликоль динитрат этиленгликоля

9. пропанол-1 H2SO4(K) CH3 – CH=CH2 Br2 X1 KON, C2H5OH X2 H2Hg X3 H2, KON X4

10. бензол нитробензол анилин хлорид фени-аммония

11. C2H2 C, 600 C A H2, Hg B Ag2O, NH3 C CH3OH, H2SO4  D

**Тема № 4. «Вывод химических формул»**

Формулы веществ показывают, какие элементы и в каком количестве входят в состав вещества. При выводе формул исходят из положения атомно-молекулярного учения о неделимости атомов в химических реакциях. В состав молекулы может входить только целое число атомов каждого элемента.

Индексы, определяющие количество атомов элементов в молекуле, это небольшие целые числа.

Отношение индексов элементов в молекуле пропорционально отношению количества вещества каждого элемента. Простейшее соотношение индексов элементов в молекуле определяет простейшую формулу вещества.

Истинная (молекулярная) формула определяет число атомов каждого элемента, приходящееся на одну молекулу вещества.

**М = x \* M(прост)**

М – молярная масса вещества;

М(прост) – молярная масса простейшей формулы;

X – число повторений простейший формулы вещества в молекуле.

Истинная молярная масса вещества определяются по закону Авогадро или с использованием относительных плотностей газов.

Для вывода простейшей формулы вещества достаточно знать его состав и относительные атомные массы образующих данное вещество элементов. Для нахождения молекулярной формулы надо знать еще и относительную молекулярную массу этого соединения.

Активизации познавательной деятельности учащихся при решении расчетных задач на нахождение молекулярной формулы способствует выбор рациональных приемов решения задач.

Учитывая, что решение задач на установление молекулярной формулы органического вещества, как правило, представляет трудности для учащихся, важно выделить этапы деятельности учащихся.

Первый этап. Анализ задачи. Внимательно прочитав условия задачи, установить ее части и вычленить все отношения, которыми они связаны, установить, что требуется в задаче.

Второй этап. План решения задачи.

Третий этап. Осуществление найденного плана. Необходимо убедиться, что получаемый результат правильный. Поэтому при решении задачи предусматривается ее проверка.

Четвертый этап. Анализ решения. Оно особо важно при обучении решению задачи, так как анализ позволяет выявить недостатки решения, найти рациональный способ решения, установить и закрепить в памяти приемы использованные при решении. Результат решения задач, требующих творческого, комплексного применения ранее полученных знаний, следует обсудить, сравнивая при этом различные способы решения, показать их правомерность и выделить наиболее оригинальные из них.

Трудности, возникающие в ходе решения, обусловлены неумением устанавливать связи между данными условия задачи. Для преодоления этих трудностей используются всевозможные схемы и чертежи.

Решение задач на нахождение молекулярной формулы связано с применением учащимися знаний о некоторых физических величинах: массе (m), объеме (V), количестве вещества (n), относительно молекулярной массе (Mr), молярной массе (M), плотности (р), относительной плотности по водороду (DH2), относительной плотности по воздуху (D возд), массовой доле химического элемента (w).

**Задачи на вывод химических формул.**

**4.1. Нахождение простейшей химической формулы вещества по массовым долям элементов.**

**Задача №1**

Вывести простейшую формулу соединения, содержащего (масс. доли, %) натрия – 42,1, фосфора – 18,9, кислорода – 39,0.

Дано: Решение:

Ar(NaO) = 2 Обозначим числа атомов натрия, фосфора,

Ar(P) = 18,9 кислорода в простейшей формуле соответственно

Ar(O) = 39,0 через x, y, z.

w(Na) = 42,1% Тогда формула будет иметь вид: NaxPyOz

w(P) = 18,9% На основе закона постоянства состава можно записать

w(O) = 39,0% 23x : 31y : 16z = 42,1 : 18,9 : 39,0

найти простейшую отсюда x : y : z = 42,1 / 23 : 18,9 / 31 : 39,0 / 16, или

формулу вещества x : y : z = 1,83 : 0,61 : 2,24

Полученные числа 1,83 : 0,61 : 2,24 выражают количественное отношение между атомами элементов. Но отношение между атомами могут быть целочисленными. Поэтому наименьшие из полученных чисел (0,61) принимаем за единицу и делим на него все остальные:

x : y : z = 1,83 / 0,61 : 0,61 / 0,61 : 2,44 / 0,16

x : y : z = 3 : 1 : 4

простейшая формула вещества Na3PO4

Ответ: Na3PO4

**Задача №2**

Соединение содержит водород (массовая доля – 6,33%), углерод (массовая доля – 15,19%), кислород (массовая доля – 60,76%) и еще один элемент, число атомов которого в молекуле равно числу атомов углерода. Определите, что это за соединение и к какому классу оно относится.

Дано: Решение:

w(H) = 6,33% 1. Обозначим неизвестный элемент буквой X,

w(C) = 15,19% а формулу вещества запишем HaCbOcXd

w(O) = 60,76% Массовая доля неизвестного элемента будет равна

вывести формулу w(X) = 100 – (6,33 + 15,19 + 60,76)% = 17,72%

вещества 2. Находим отношение числа атомов элементов:

а : b : c = 6,33 / 1 : 15,19 / 12 : 60,76 / 16 = 6,33 : 1,27 : 3,8

Меньшее число (1,27) принимаем за единицу и находим следующее отношение: а : b : c

3. Находим неизвестный элемент. По условию задачи число атомов элемента X равно числу атомов углерода, значит:

17,72 / Ar(X) = 15,19 / 12 , откуда Ar(X) = 14

Неизвестный элемент – азот.

Простейшая формула вещества запишется следующим образом:

NH5CO3, или NH4HCO3 – гидрокарбонат аммония (кислая соль).

Ответ: простейшая формула вещества NH4HCO3

(гидрокарбонат аммония, кислая соль)

**Задача №3**

Вещество содержит 75% углерода и 25% водорода. Определите простейшую формулу вещества.

Дано: Решение:

w(C) = 75% n(C) = w(C) / M(C) = 75 / 12 = 6,25 (моль);

w(H) = 25% n(H) = w(H) / M(H) = 25 / 1 = 25 (моль);

Простейшая Для получения целочисленных индексов разделим

формула - ? на наименьшее число – 6,25:

n(C) : n(H) = 6,25 / 6,25 : 25 / 6,25 = 1 : 4

Следовательно, атом углерода имеет индекс 1, а атом водорода – 4. Простейшая формула – CH4

Ответ: CH4

**Задача№4**

В состав химического соединения входят 34,6% натрия, 23,3% фосфора и 42,1% кислорода. Определите простейшую формулу вещества.

Дано: Решение:

w(Na) = 34,6% n(Na) = w(Na) / M(Na) = 36,4 / 23 = 1,5 (моль);

w(P) = 23,3% n(P) = w(P) / M(P) = 23,3 / 31 = 0,75 (моль);

w(O) = 42,1% n(O) = w(O) / M(O) = 42,1 / 16 = 7,63 (моль);

Простейшая Отношение количеств веществ:

формула - ? n(Na) : n(P) : n(O) = 1,5 : 0,75 : 2,63

Разделим на наименьшее – 0,75:

n(Na) : n(P) : n(O) = 2 : 1 : 3,5

Так как коэффициенты в формулах обычно целочисленные, умножим на 2 (возьмем удвоенные числа в отношении индексов):

n(Na) : n(P) : n(O) = 4:2:7

Следовательно, простейшая формула – Na4P2O7.

Ответ: Na4P2O7

**Задача №5**

Вещество содержит 17,56% натрия, 39,69% хрома и 42,75% кислорода. Определите простейшую формулу вещества.

Дано: Решение:

w(Na) = 17,56% n(Na) = w(Na) / M(Na) = 17,56 / 23 = 0,76 (моль);

w(Cr) = 39,69% n(Cr) = w(Cr) / M(Cr) = 39,69 / 52 = 0,76 (моль);

w(O) = 42,75% n(O) = w(O) / M(O) = 42,75 / 16 = 2,67 (моль);

простейшая Отношение количеств веществ:

формула - ? n(Na) : n(Cr) : n(O) = 0,76 : 0,76 : 2,67

Разделим на наименьшее – 0,76:

n(Na) : n(Cr) : n(O) = 1 :1 : 3,5

Так как коэффициенты в формулах обычно целочисленные, умножим на 2 (возьмем удвоенные числа в отношении индексов):

n(Na) : n(Cr) : n(O) = 2 : 2 : 7

Следовательно, простейшая формула – Na2Cr2O7

Ответ: Na2Cr2O7

**Задача №6**

Вещество содержит 53,8% Al и 46,2% О. Определите простейшую формулу вещества. (Ответ: Al2O3)

**Задача №7**

Вещество содержит 1% H, 35% Cl и 64% О. Определите простейшую формулу вещества. (Ответ: HClO4)

**Задача №8**

Вещество содержит 43,4% Na, 11,3% C и 45,3% О. Определите простейшую формулу вещества. (Ответ: Na2CO3)

**Задача №9**

Вещество содержит 36,8% Fe, 21,1% S и 42,1% O. Определите простейшую формулу вещества. (Ответ: FeSO4)

**Задача №10**

Вещество содержит 5,88% водорода и 94,12% серы. Определите простейшую формулу вещества. (Ответ: H2S)

**4.2. Нахождение молекулярной формулы газообразного вещества по массовым долям элементов и относительной плотности его по другому газу**

**Задача №1**

Вывести молекулярную формулу углеводорода по данным: массовая доля углерода – 65,7%, относительная плотность по воздуху Dвозд = 1,45.

Дано: Решение:

w(C) = 65,7% 1. Найдем массовую долю водорода в данном

Dвозд = 1,45 веществе CxHy;

Ar(C) = 12 w(H) = 100% - 85,7% = 14,3% (0,143)

Ar(H) = 1 2. Определим относительную молекулярную

Вывести молекулярную массу углеводорода, зная его относительную

формулу. плотность по воздуху;

Mr(CxHy) = 29 \* Dвозд = 29 \* 1,45 = 42

3. Рассчитаем число атомов (x) в молекуле. Для этого запишем выражение для нахождения массовой доли углерода в веществе:

w(C) = x\*Ar(C) / Mr(CxHy) , отсюда получаем выражение для x:

x = w(C) \* Mr(CxHy) / Ar(C); x = 0,857 \* 42 / 12 = 3 (атома C).

4. Аналогично находим число атомов водорода (y):

y = w(H) \* Mr(CxHy) / Ar(H); y = 0,143 \* 42 / 1 = 6 (атомов H).

Ответ: молекулярная формула вещества C3H5

**Задача №2**

Вещество содержит 85,71% С и 14,29% Н. Относительная плотность паров вещества по водороду равна 14. Определите молекулярную формулу вещества.

Дано: Решение:

w(C) = 85,71% 1. Найдем простейшую формулу вещества.

w(H) = 14,29% n(C) = w(C) / M(C) = 85,71 / 12 = 6,25 (моль);

DH2 = 14 n(H) = w(H) / M(H) = 14,29 / 1 = 14,29 (моль);

Молекулярная n(C) : n(H) = 7,14 : 14,29 = 1 : 2

формула - ? Простейшая формула – CH2.

DH2 = M / M(H2); M = DH2 - M(H2) = 14\*2 = 28 (г/моль)

2. найдем молярную массу простейшей формулы:

M(прост) = М(CH2) = M(C) + 2M(H) = 12 + 2\*1 = 12 + 2 = 14 (г/моль)

3. Найдем число повторений простейшей формулы вещества в молекуле:

М = x \* M(прост) = x \* M(CH2)

28 = x \* 14, x = 2

Истинная формула – (СH2)2 или С2H4

Ответ: С2H4

**Задача №3**

Вещество содержит 30,4% N и 69,6% О. Плотность паров этого вещества по азоту равна 3,285. Определите молекулярную формулу вещества.

Дано: Решение:

w(N) = 30,4% 1. Найдем простейшую формулу вещества:

w(O) = 69,6% n(N) = w(N) / M(N) = 30,4 / 14 = 2,17 (моль);

DN2 = 3,285 n(O) = w(O) / M(O) = 69,6 / 16 = 4,35 (моль);

Молекулярная n(N) : n(O) = 2,17 : 4,35 = 1 : 2

формула - ? Простейшая формула NO2

DN2 = M / M (N2); M = DN2 \* M(N2) = 3,285 \* 28 = 91,98 (г/моль)

2. Найдем молярную массу простейшей формулы:

М(прост) = M(NO2) = M(N) + 2M(O) = 14 + 2\*16 = 46 (г/моль)

3. Найдем число повторений простейшей формулы вещества в молекуле.

М = x \* M(прост) = x \* M(NO2)

91,98 = x \* 46; x = 2

Истинная формула – (NO2)2 или N2O4

Ответ: N2O4

**4.3. Установление молекулярной формулы газообразного вещества по продуктам сгорания**

**Задача №1**

При сгорании вещества массой 2,3г образовался оксид углерода (IV) массой 4,4г вода массой 2,7г. Относительная плотность паров этого вещества по воздуху Dв = 1,59. Из каких элементов состоит это соединение? Какова его молекулярная формула?

Дано: Решение:

m(вещества) = 2,3г Необходимо учесть состав продуктов сгорания -

m(CO2) = 4,4г оксида углерода (IV) и воды. В них углерод и m(H2O) = 2,7г водород могли перейти только из сгоревшего

Dв = 1,59 соединения. Кислород же мог войти как из этого

Молекулярная соединения, так и из воздуха. Первоначально формула - ? необходимо определить массы углерода в оксиде

Углерода (IV) и водорода в воде.

1. Определяют массу углерода. М(CO2) = 44 г/моль. M(CO2) = 44г.

В оксиде углерода (IV) массой 44г углерода 12г. При сгорании образовался CO2 массой 4,4г, что соответствует 0,1 моль. Следовательно, масса углерода 1,2г.

2. Аналогично вычисляют массу водорода. Масса воды равна 18г, а водорода 2г. В 2,7г воды находится:

2г \* 2,7г / 18г = 0,3 (H).

3. Сумма масс углерода и водорода составляет (1,2 + 0,3) = 1,5г. Следовательно, если соединение сгорело 2,3г, то разность 2,3г – 1,5г = 0,8г показывает массу кислорода.

4. Формула соединения: CxHyOz.

Отношение числа атомов элементов:

x : y : z = 1,2 / 12 : 0,3 / 1 : 0,8 / 16 или x : y : z = 0,1 : 0,3 : 0,05

Приняв наименьшее число за единицу, находят что:

x : y : z = 0,1 / 0,05 : 0,3 / 0,05 : 0,05 / 0,05 = 2 : 6 : 1

Таким образом, простейшая формула соединения должна иметь вид C2H6O с относительной молекулярной массой, равной 46. Истинную относительную молекулярную массу определяют, зная, что относительная плотность соединения по воздуху Dв = 1,59, тогда Mr = 1,59 \* 29 = 46,1.

5.Сравнение относительных молекулярных масс показывает, что простейшая молекулярная формулы здесь совпадают. Отсюда следует, что C2H6O представляет собой и молекулярную формулу вещества.

Ответ: C2H6O

**Задача №2**

При сжигании 112мл газа было получено 448мл углекислого газа и 0,45 воды. Относительная плотность газа по водороду составляет 29(н.у.). Найти молекулярную массу газа.

Дано: Решение:

V(газа) = 112мл = 0,112л 1. Определим относительную

V(CO2) = 448мл = 0,448л молекулярную массу газа:

m(H2O) = 0,45г Mr(газа) = 2DH2 \* Mr(газа) = 2\*29 = 58

DH2 (газа) = 29 2. Найдем массу 112мл (0,112л) газа:

Mr(H2O) = 18 58г газа при н.у. занимают объем 0,112л;

Vm = 22,4 л/моль xг газа при н.у. занимают объем 0,112л;

Найти молекулярную Составляем пропорцию:

формулу газа. 58г : xг = 22,4л : 0,112л;

x = 58г\*0,112л / 22,4л = 0,29г (газа),

или используя формулу m = v\*M = V / Vm \* M, находим

m = 0,112л / 22,4 л/моль \* 58 г/моль = 0,29г.

3. Вычитаем массы углерода и водорода, содержащихся в веществе:

xг 0,448л

C CO2 ;

12г 22,4л

22,4л CO2 содержат 12г углерода С;

0,448л CO2 содержат xг углерода С;

22,4л : 0,448л = 12г : xг;

x = 0,448\*12г / 22,4л = 0,24г (С)

yг 0,45г

2Н Н2О

2г 18г

в 18г Н2О содержится 2г водорода (Н);

в 0,45г Н2О содержится yг водорода;

y = 0,45г\*2г / 18г = 0,05г (Н).

4. Определим, входит ли в состав данного газа элемент кислород. Сумма масс углерода и водорода в сожженном газе составляет:

m(C) + m(H) = 0,24г + 0,05г = 0,29г

Значит, газ состоит только из углерода и водорода, CxHy.

5.Находим отношение числа атомов элементов в сгоревшем веществе:

x : y = m(C) / Ar(C) : m(H) / Ar(H) = 0,24 / 12 : 0,05 / 1

x : y = 0,02 : 0,05 = 2 : 5

Простейшая формула вещества C2H5 (Mr = 29).

6. Находим, во сколько раз истинная молекулярная масса вещества больше вычисленной по его простейшей формуле:

Mr(CxHy) / Mr(C2H5) = 58 / 29 = 2

Значит, число атомов в простейшей формуле увеличиваем в 2 раза:

(C2H5)2 = C4H10 – бутан.

Ответ: C4H10

**Задача №3**

При сгорании 1,45г органического вещества образовалось 2,2г оксида углерода (IV) и 0,9г воды. Плотность паров этого вещества по водороду равна 45. Определите молекулярную формулу вещества.

Дано: Решение:

m(в-ва) = 1,45г Составляем схему и определяем массу углерода

m(CO2) = 2,2г содержащегося в веществе:

mг 2,2г

m(H2O) = 0,9г С СО2

12г 44г

DH2 = 45 В 44г СО2 содержится 12г С;

Mr(CO2) = 44 В 2,2г СО2 содержится mг С;

Mr(H2O) = 18 m(C) = 2,2г\*12г / 44г = 0,6г

Mr(H2) = 2 2. Образование воды в продуктах сгорания вещества

Найти молярную свидетельствует о наличии в нем атомов водорода:

mг 0,9г

формулу. 2Н Н2О m(H) = 2г\*0,9г / 18г = 0,1г

2г 18г

3. Определим, входит ли в состав вещества кислород:

m(O) = m(в-ва) – [m(C) + m(H)],

m(O) = 1,45г – (0,6г + 0,1г) = 0,75г

4. Представим формулу вещества как CxHyOz

x : y : z = m(C) / Ar(C) : m(H) / Ar(H) : m(O) / Ar(O),

x : y : z = 0,6 / 12 : 0,1 / 1 : 0,75 / 16 = 0,05 : 0,1 : 0,05

x : y : z = 1 : 2 : 1

Простейшая формула вещества CH2O

5. Находим относительные молекулярные массы простейшей формулы и искомого вещества и сопоставляем их:

Mr(CH2O) = 30; Mr(CxHyOz) = 2 \* DH2 = 2 \* 45 = 90

Mr(CxHyOz) / Mr(CH2O) = 90 / 30 = 3

Значит, число атомов каждого элемента в простейшей формуле нужно увеличить в 3 раза:

(СH2O)3 = C3H6O3 – истинная формула.

Ответ: C3H6O3

**Задача №4**

При сгорании 1,96г вещества образовалось 1,743г СО2 и 0,712г Н2О. При обработке 0,06г этого вещества азотной кислотой и нитратом серебра образовалось 0,173г AgCl. Молярная масса вещества равна 99 г/моль. Определите его молекулярную формулу.

(Ответ: C2H4Cl2)

**Задача №5**

При полном сгорании 1,5г вещества получено 4,4г оксида углерода (IV) и 2,7г воды. Масса 1л (н.у) этого вещества в газообразном состоянии равна 1,34г. Определите молекулярную формулу вещества.

(Ответ: C2H6)

**Тема №5. Окислительно-восстановительные реакции**

Окислительно-восстановительными реакциями (ОВР) называют реакции, в ходе которых происходит изменение степеней окисления (с.о.) элементов, образующих реагирующие вещества.

Окислитель – вещество (элемент, в составе этого вещества), принимающее электроны. Само оно при этом восстанавливается.

Восстановитель - вещество (элемент, в составе этого вещества), отдающее электроны.

Следует помнить, что к ОВР относятся все реакции замещения (для неорганических веществ), а также те реакции соединения и разложения, в которых участвует хотя бы одно простое вещество. Ориентиром для отнесения конкретной реакции к ОВР служит наличие формулы простого вещества в схеме или уравнении химической реакции.

 Типичные окислители

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | **Группа окислителей** | **Химические элементы** | **Примеры веществ** |
| 1 | Электрический ток на аноде |  |  |
| 2 | Галогены в высших положительных степенях окисления | Cl+7, Br+7, I+7 | HClO4, HBrO4, HIO4 |
| 3 | Галогены в промежуточных положительных степенях окисления | Cl+1, Cl+3, Cl+5, Br+5, I+5… | KClO3, HClO, NaBrO3 |
| 4 | Халькогены и другие неметаллы в положительных степенях окисления | S+6, S+4, N+5 | H2SO4, SO2, HNO3 |
| 5 | Неметаллы – простые вещества (нулевая степень окисления). | F, Cl, O, S, Br | F2, Cl2, O3, O2, S, Br2 |
| 6 | Неметаллы в промежуточных отрицательных степенях окисления. | O-1, N-2 | H2O2, BaO2, N2H4 |
| 7 | Металлы в высших положительных степенях окисления. | Mn+7, Cr+6, Sn+4 | KMnO4, K2CrO4, H2Cr2O7, SnCl4 |
| 8 | Металлы в промежуточных положительных степенях окисления. | Fe+2, Cu+1, Sn+2 | FeCl2, Cu2Cl2, SnSO4 |
| 9 | Органические нитросоединения | N+5 | CH(NO2)3,  CH2ONO2-CH2ONO2 |

**Типичные восстановители**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | **Группа восстановителей.** | **Химические элементы** | **Примеры веществ** |
| 1 | Электрический ток на катоде |  |  |
| 2 | Металлы – простые вещества (нулевая степень окисления). | Na, Ca, Fe | Na, Ca, Fe |
| 3 | Неметаллы в низшей отрицательной степени окисления. | Cl-1, N-3, S-2 | HCl, NH3, ZnS |
| 4 | Металлы в промежуточной положительной степени окисления. | Fe+2, Cr+2, Cu+1 | FeSO4, CrCl2, Cu2Cl2 |
| 5 | Неметаллы в промежуточной отрицательной степени окисления. | O-1, N-2 | H2O2, N2H4 |
| 6 | Неметаллы – простые вещества | S, P, C, I | S, P4, C, I2 |
| 7 | Неметаллы в промежуточной положительной степени окисления. | P+3, S+4, C+2 | PCl3, SO2, CO |
| 8 | Углеводороды и многие другие органические вещества | С-4, С-2 и др. | CnH2n+2, CnH2n-6,  спирты, углеводы |

Различают три основных типа окислительно-восстановительных реакций:

1) Реакции *межмолекулярного*  окисления-восстановления (когда окислитель и восстановитель – разные вещества);

2) Реакции *диспропорционирования*(когда окислителем и восстановителем может служить одно и то же вещество);

3) Реакции *внутримолекулярного* окисления-восстановления (когда одна часть молекулы выступает в роли окислителя, а другая – в роли восстановителя).

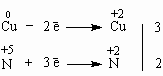
Рассмотрим примеры реакций трех типов.

1. Реакциями *межмолекулярного*окисления-восстановления являются все уже рассмотренные нами в этом параграфе реакции.

Рассмотрим несколько более сложный случай, когда не весь окислитель может быть израсходован в реакции, поскольку часть его участвует в обычной – не окислительно-восстановительной реакции обмена:

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 0 |  | +5 |  | +2 |  | +2 |  |  |
| Cu | + | HNO3 | = | Cu(NO3)2 | + | NO | + | H2O |

Часть частиц NO3- участвует в реакции в качестве окислителя, давая оксид азота NO, а часть ионов NO3- в неизменном виде переходит в соединение меди Cu(NO3)2. Составим электронный баланс:



Поставим найденный для меди коэффициент 3 перед Cu и Cu(NO3)2. А вот коэффициент 2 следует поставить только перед NO, потому что весь имеющийся в нем азот участвовал в окислительно-восстановительной реакции. Было бы ошибкой поставить коэффициент 2 перед HNO3, потому что это вещество включает в себя и те атомы азота, которые не участвуют в окислении-восстановлении и входят в состав продукта Cu(NO3)2 (частицы NO3- здесь иногда называют “ионом-наблюдателем”).

Остальные коэффициенты подбираются без труда по уже найденным:

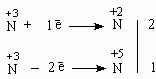
**3**Cu + 8HNO3 = **3**Cu(NO3)2 + **2**NO + 4H2O

2. Реакции *диспропорционирования* происходят тогда, когда молекулы одного и того же вещества способны окислять и восстанавливать друг друга. Это становится возможным, если вещество содержит в своем составе атомы какого-либо элемента в промежуточной степени окисления. Следовательно, степень окисления способна как понижаться, так и повышаться. Например:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| +3 |  | +5 |  | +2 |  |  |
| HNO2 | = | HNO3 | + | NO | + | H2O |

Эту реакцию можно представить как реакцию между HNO2 и HNO2 как окислителем и восстановителем и применить метод электронного баланса:

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| +3 |  | +3 |  | +5 |  | +2 |  |  |
| HNO2 | + | HNO2 | = | HNO3 | + | NO | + | H2O |



Получаем уравнение:

2HNO2 + 1HNO2 = **1**HNO3 + **2**NO + H2O

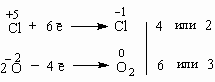
Или, складывая вместе моли HNO2:

3HNO2 = HNO3 + 2NO + H2O

3. Реакции *внутримолекулярного* окисления-восстановления происходят тогда, когда в молекуле соседствуют атомы-окислители и атомы-восстановители. Рассмотрим разложение бертолетовой соли KClO3 при нагревании:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| +5 |  | –1 |  | 0 |
| KClO3 | = | KCl | + | O2 |

Это уравнение также подчиняется требованию электронного баланса:



Здесь возникает сложность – какой из двух найденных коэффициентов поставить перед KClO3 – ведь эта молекула содержит и окислитель и восстановитель? В таких случаях найденные коэффициенты ставятся перед продуктами:

KClO3 = 2KCl + 3O2

Теперь ясно, что перед KClO3 надо поставить коэффициент 2.

2KClO3 = 2KCl + 3O2

Внутримолекулярная реакция разложения бертолетовой соли при нагревании используется при получении кислорода в лаборатории.

Мы рассмотрели важнейшие типы окислительно-восстановительных реакций и метод электронного баланса, но пока не касались вопроса составления уравнений таких реакций. Распространенное заблуждение заключается в том, что вы можете сразу предсказать продукт (или продукты) окислительно-восстановительной реакции. Это не так. Лишь по мере накопления опыта, особенно в лаборатории, вы сможете делать все больше и больше правильных предсказаний. А пока следует научиться уравнивать реакции, реагенты и продукты которых заранее известны.

* 1. **Определение степени окисления в химических соединениях.**

Степень окисления – это условный заряд атома в молекуле или кристалле. Его определяют, условно считая все полярные связи полностью ионнымии.

Степень окисления выражают числом частично или полностью смещенных электронов от одного атома к другому в их соединении.

Если атом отдал электроны, его степени окисления приписывается знак “+”, а если атом принял электроны, то знак “-”. Возможна и нулевая степень окисления атома в молекуле, если электроны никуда не смещались или число отданных и принятых электронов одинаково.

Степень окисления - очень важная величина, относящаяся к основным понятиям химии. Фактически, степень окисления описывает состояние атома в соединении.

Есть несколько полезных правил, которые касаются степеней окисления:

1) Степень окисления атома любого элемента в свободном состоянии равна нулю.

Это связано с тем, что в чисто ковалентных двухатомных молекулах электроны не смещены ни к одному из атомов. Если вещество находится в атомном состоянии, то степень окисления его атомов также равна нулю. Примеры молекул, где степени окисления атомов равны нулю: H2, Fe, F2, Na, O2, N2, Ar.

2) Степень окисления любого простого одноатомного иона равна его заряду. Примеры:

H+ (+1),

Fe3+ (+3),

F– (-1),

Na+ (+1).

3) Степень окисления водорода в его соединениях с другими элементами равна +1.

Примеры молекул, где водород имеет степень окисления +1: H2O, NH3, CH4, HF, HCl. Исключение составляют довольно редкие соединения - гидриды металлов (например, LiH), в которых степень окисления водорода равна -1, потому что электроотрицательность металлов меньше, чем у водорода.

4) Степень окисления кислорода равна -2 во всех соединениях, где кислород не образует простой ковалентной связи О—О.

Примеры молекул, где кислород имеет степень окисления –2 (таких соединений кислорода – подавляющее большинство): H2O, SO2, SO3, NO2. Положительную степень окисления кислород проявляет только в соединениях с фтором (например, в соединении OF2, где степень окисления кислорода равна +2).

5) Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в формуле нейтрального соединения всегда равна нулю.

6) Если в ходе химической реакции степень окисления атома повышается, то говорят, что он ОКИСЛЯЕТСЯ. Если же степень окисления понижается, то говорят, что он ВОССТАНАВЛИВАЕТСЯ.

* 1. **Составление уравнений химических реакций методом электронного баланса**

В этом методе сравнивают степени окисления атомов в исходных и конечных веществах, руководствуясь правилом: число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, присоединенных окислителем. Для составления уравнения надо знать формулы реагирующих веществ и продуктов реакции. Последние определяются либо опытным путем, либо на осно­ве известных свойств элементов. Рассмотрим применение этого метода на примерах.

*1. Какие из указанных ниже соединений могут проявлять только окислительные свойства?*

CrSO4 ; K2CrO4 ; NaCrO2 .

Решение.

Из предложенных соединений только окислительными свойствами обладает K2CrO4, так как Сr в данном соединении проявляет[высшую степень окисления](http://www.chem-astu.ru/chair/study/genchem/move.php?term=gfhhrggfq2775893gdfdd35d5e6t7hjhGsaaQ) + 6 и, следовательно, может только принимать электроны. В соединениях CrSO4 ; NaCrO2 хром проявляет [промежуточные степени окисления](http://www.chem-astu.ru/chair/study/genchem/move.php?term=gfhhrggfq2775893gdfdd35d5e6t7hjhGsaaQ) +2 и +3 соответственно и может выполнять как функцию окислителя, так и функцию восстановителя.

Ответ: K2CrO4 .

2. Укажите, какие из приведенных процессов являются процессами окисления:

а) SO2  → S2– ;

б) ClO– → Cl– ;

в) CrO2– → CrO42– .

Решение.

Процессом [окисления](http://www.chem-astu.ru/chair/study/genchem/move.php?term=fgep9466275395628hft56393fdsSe34iJJkiyuUU) называется отдача атомом электронов, сопровождающаяся повышением его [степени окисления](http://www.chem-astu.ru/chair/study/genchem/move.php?term=hgfghyggfrtu6783nnbcfdgrh5jhGgffF). В данном случае таким процессом будет процесс : CrO2– → CrO42–. В этом превращении у хрома степень окисления меняется следующим образом:  Сr3+– 3e- → Cr6+ , а в других случаях:

а) S4++ 6e- → S2– ;  б) Cl+ + 2e- → Cl–

Ответ: в)

3. Укажите, какие из реакций являются окислительно-восстановительными:

а) 2Al + Cr2O3 → Al2O3 + 2Cr ;

б) Al2(SO4)3 + 6 NaOH → 2Al(OH)3 + 3Na2SO4 ;

в) Al(OH)3 + NaOH → Na[Al(OH)4] .

Решение.

[Окислительно-восстановительными](http://www.chem-astu.ru/chair/study/genchem/move.php?term=sdasSSSeqwppotunmHHHjufur67295623rdSS) называются такие реакции, в результате которых изменяется [степень окисления](http://www.chem-astu.ru/chair/study/genchem/move.php?term=fgep9466275395628hft56393fdsSe34iJJkiyuUU) одного или нескольких участвующих в реакции элементов.

В случае а) меняется степень окисления у двух элементов Al и Cr, в случаях б) и в) элементы, участвующие в реакциях, не меняют свою степень окисления.

Ответ: а).

4. Уравняйте методом электронного баланса уравнения окислительно-восстановительных реакций и укажите количество молекул окислителя:

Na2MoO4 + HCl + Al → MoCl2 + AlCl3 + NaCl + H2O

Решение.

В данном процессе [степень окисления](http://www.chem-astu.ru/chair/study/genchem/move.php?term=fgep9466275395628hft56393fdsSe34iJJkiyuUU) меняют два элемента: Mo и Al:

Mo6+→ Mo2+;Al0 → Al3+

Записываем для этих элементов уравнения [электронного баланса](http://www.chem-astu.ru/chair/study/genchem/move.php?term=kjiooup0899576753546288dffDSerewqtGFGF) и подбором коэффициентов уравниваем число отданных и принятых электронов (коэффициенты записываются справа от уравнений за вертикальной чертой):

|  |  |
| --- | --- |
| Mo6+ + 4e- → Mo2+ | 3 восстановление окислителя (Na2MoO4) |
| Al0 – 3e- → Al3+ | 4 окисление восстановителя (Al) |

Из уравнений электронного баланса переносим коэффициенты в уравнение окислительно-восстановительной реакции:

3Na2MoO4 + HCl + 4Al → 3MoCl2 + 4AlCl3 + NaCl + H2O,

затем выравниваем число остальных атомов, кроме водорода и кислорода:

3Na2MoO4 + 24HCl + 4Al → 3MoCl2 + 4AlCl3 + 6NaCl + H2O,

выравниваем число атомов водорода:

3Na2MoO4 + 24HCl + 4Al → 3MoCl2 + 4AlCl3 + 6NaCl + 12H2O,

проверяем уравнение по кислороду (в левой и правой части уравнения число атомов кислорода должно быть одинаково).

[Окислителем](http://www.chem-astu.ru/chair/study/genchem/move.php?term=fgep9466275395628hft56393fdsSe34iJJkiyuUU) в данной реакции является Na2MoO4.

Ответ: 3.

**Решение заданий.**

**Задание 1.** Составление уравнения реакции меди с раствором нитрата палладия (II). Запишем формулы исходных и конечных веществ реакции и покажем изменения степеней окисления:

Медь, образуя ион меди, отдает два электрона, ее степень окисления повы­шается от 0 до +2. Медь - восстановитель. Ион палладия, присоединяя два электрона, изменяет степень окисления от +2 до 0. Нитрат палладия (II) -окислитель. Эти изменения можно выразить электронными уравнениями

из которых следует, что при восстановителе и окислителе коэффициенты равны 1. Окончательное уравнение реакции:

Cu + Pd(NO3)2 = Cu(NO3)2 + Pd

Как видно, в суммарном уравнении реакции электроны не фигурируют.

Чтобы проверить правильность составленного уравнения, подсчитываем число атомов каждого элемента в его правой и левой частях. Например, в правой части 6 атомов кислорода, в левой также 6 атомов; палладия 1 и 1; меди тоже 1 и 1. Значит, уравнение составлено правильно.

Переписываем это уравнение в ионной форме:

Cu + Pd2+ + 2NO3- = Cu2+ + 2NO3- + Рd

И после сокращения одинаковых ионов получим

Cu + Pd2+ = Cu2+ + Pd

**Задание 2.** Составление уравнения реакции взаимодействия оксида марганца (IV) с концентрированной соляной кислотой (с помощью этой реакции в лабораторных условиях получают хлор).

Запишем формулы исходных и конечных веществ реакции:

НCl + МnО2 → Сl2 + MnСl2 + Н2О

Покажем изменение степеней окисления атомов до и после реакции:

Эта реакция окислительно-восстановительная, так как изменяются степени окисления атомов хлора и марганца. НCl - восстановитель, MnО2 — окисли­тель. Составляем электронные уравнения: и находим коэффициенты при восстановителе и окислителе. Они соответствен­но равны 2 и 1. Коэффициент 2 (а не 1) ставится потому, что 2 атома хлора со степенью окисления -1 отдают 2 электрона. Этот коэффициент уже стоит в электронном уравнении:

2НСl + MnO2 → Сl2 + MnСl2 + Н2О

Находим коэффициенты для других реагирующих веществ. Из электрон­ных уравнений видно, что на 2 моль HCl приходится 1 моль MnО2. Однако, учитывая, что для связывания образующегося двухзарядного иона марганца нужно еще 2 моль кислоты, перед восстановителем следует поставить коэффициент 4. Тогда воды получится 2 моль. Окончательное уравнение имеет вид

4НCl + МnО2 = Сl2 + MnСl2 + 2Н2О

Проверку правильности написания уравнения можно ограничить подсчетом числа атомов одного какого-либо элемента, например хлора: в левой части 4 и в правой 2 + 2 = 4.

Поскольку в методе электронного баланса изображаются уравнения реакций в молекулярной форме, то после составления и проверки их следует написать в ионной форме.

Перепишем составленное уравнение в ионной форме:

4Н+ + 4Сl- + МnО2 = Сl2 + Мn2+ + 2Сl- + 2Н2О

и после сокращения одинаковых ионов в обеих частях уравнения получим

4Н+ + 2Cl- + MnO2 = Сl2 + Mn2+ + 2Н2О

**Задание 3.** Составление уравнения реакции взаимодействия сероводорода с подкисленным раствором перманганата калия.

Напишем схему реакции - формулы исходных и полученных веществ:

Н2S + КМnO4 + Н2SО4 → S + МnSО4 + К2SO4 + Н2О

Затем покажем изменение степеней окисления атомов до и после реакции:

Изменяются степени окисления у атомов серы и марганца (Н2S - восстанови­тель, КМnО4 - окислитель). Составляем электронные уравнения, т.е. изображаем процессы отдачи и присоединения электронов:

И наконец, находим коэффициенты при окислителе и восстановителе, а затем при других реагирующих веществах. Из электронных уравнений видно, что надо взять 5 моль Н2S и 2 моль КМnО4, тогда получим 5 моль атомов S и 2 моль МnSО4. Кроме того, из сопоставления атомов в левой и правой частях уравнения, найдем, что образуется также 1 моль К2SО4 и 8 моль воды. Окончательное уравнение реакции будет иметь вид

5Н2S + 2КМnО4 + ЗН2SО4 = 5S + 2МnSО4 + К2SО4 + 8Н2О

Правильность написания уравнения подтверждается подсчетом атомов одного элемента, например кислорода; в левой части их 2.4 + 3.4 = 20 и в правой части 2.4 + 4 + 8 = 20.

Переписываем уравнение в ионной форме:

5Н2S + 2MnO4- + 6H+ = 5S + 2Мn2+ + 8Н2О

Известно, что правильно написанное уравнение реакции является выражением закона сохранения массы веществ. Поэтому число одних и тех же атомов в исходных веществах и продуктах реакции должно быть одинаковым. Должны сохраняться и заряды. Сумма зарядов исходных веществ всегда должна быть равна сумме зарядов продуктов реакции.

* 1. **Составление уравнений химических реакций методом полуреакции**

**Алгоритм написания окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций**

* Найти окислитель и восстановитель.
* Определить, какие ионы реально существуют.
* Записать полуреакции окисления и восстановления.
* Сбалансировать число атомов в каждой, добавляя *Н+* или *Н2О*– в кислой среде,   *ОН-* или *Н2О* – в щелочной среде.
* Уравнять количество электронов (зарядов).
* Суммировать полуреакции в полное электронно-ионное уравнение (электроны сокращаются).
* Записать уравнение в молекулярном виде с коэффициентами.

Как показывает самоназвание, этот метод основан на составлении ионных уравнений для процесса окисления и  процесса восстановления с последующим  суммированием их в общее уравнение.

В  качестве примера составим уравнение той же реакции, которую использовали при объяснении метода  электронного баланса. При пропускании сероводорода Н2S через подкисленный раствор перманганата калия КМnО4 малиновая окраска исчезает и раствор мутнеет. Опыт показывает, что помутнение раствора происходит в результате образова­ния элементной серы,т.е. протекания процесса:

Н2S → S + 2H+

Эта схема уравнена по числу атомов. Для уравнивания по числу зарядов надо от левой части схемы отнять два электрона, после чего можно стрелку заменить на знак равенства:

Н2S - 2е- = S + 2H+

Это первая полуреакция - процесс окисления восстановителя Н2S.

Обесцвечивание раствора связано с переходом иона MnO4- (он имеет малиновую окраску) в ион Mn2+ (практически бесцветный и лишь при большой концентрации имеет слабо-розовую окраску), что можно выразить схемой

MnO4-→ Mn2+

В кислом растворе кислород, входящий в состав ионов МnО4, вместе с ионами водорода в конечном итоге образует воду. Поэтому процесс перехода записыва­ем так:

MnO4- + 8Н+→ Мn2+ + 4Н2О

Чтобы стрелку заменить на знак равенства, надо уравнять и заряды. Посколь­ку исходные вещества имеют семь положительных зарядов (7+), а конечные - два положительных(2+), то для выполнения условия сохранения зарядов надо к левой части схемы прибавить пять электронов:

MnO4-+ 8Н+ + 5e-= Mn2+ + 4Н2О

Это вторая полуреакция - процесс восстановления окислителя, т.е. перманганат-иона

Для составления общего уравнения реакции надо уравнения полуреакций почленно сложить, предварительно уравняв числа отданных и полученных электронов. В этом случае по правилам нахождения наименьшего кратного определяют соответствующие множители, на которые умножаются уравнения полуреакций.Сокращенно запись проводится так:

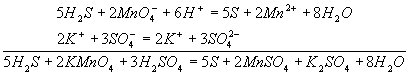


И, сократив на 10Н+, окончательно получим

5Н2S + 2MnO4- + 6H+= 5S + 2Mn2+ + 8Н2О

Проверяем правильность составленного в ионной форме уравнения: число атомов кислорода в левой части 8, в правой 8; число зарядов: в левой части (2-)+(6+) = 4+, в правой 2(2+) = 4+. Уравнение составлено правильно, так как атомы и заряды уравнены.

Методом полуреакций составляется уравнение реакции в ионной форме. Чтобы от него перейти к уравнению в молекулярной форме, поступаем так: в левой части ионного уравнения к каждому аниону подбираем соответствующий катион, а к каждому катиону - анион. Затем те же ионы в таком же числе записываем в правую часть уравнения, после чего ионы объединяем в молеку­лы:



Таким образом, составление уравнений окислительно-восстановительных реакций с помощью метода полуреакций приводит к тому результату, что и метод электронного баланса.

Сопоставим оба метода. Достоинство ыметода полуреакций по срав­нению с методом электронного баланса в том. что в нем применяются не гипотетические ионы,а реально существующие. В самом деле, в растворе нет ионов 111_373724715а есть ионы 112_643750508

При методе полуреакций не нужно знать степень окисления атомов. Написание отдельных ионных уравнений полуреакций необхо­димо для понимания химических процессов в гальваническом элементе и при электролизе. При этом методе видна роль среды как активного участника всего процесса.

Наконец,при использовании метода полуреакций не нужно знать все получающиеся вещества, они появляются в уравнении реакции при выводе его. Поэтому методу полуреакций следует отдать предпочтение и применять его при состав­лении уравнений всех окислительно-восстановительных реакций, про­текающих в водных растворах.

**Заключение**

В результате, анализируя методику предложенного элективного курса, можно сделать следующие выводы:

1. Элективный курс в современных условиях представляет собой наиболее оптимальную форму для организации дополнительной подготовки учащихся к ЕГЭ по химии;

2. Анализ результатов ЕГЭ по химии позволяет сделать вывод, что затруднения у выпускников вызывает выполнение части С, а именно, задания на темы: «Электролиз», «Растворы», «Генетическая связь между классами неорганических и органических соединений», «Вывод химических формул», «ОВР». Поэтому следует обращать внимание на изучение этих тем при подготовке учащихся к экзамену;

3. Составленный перечень заданий соответствует содержанию и структуре ЕГЭ по химии и отвечает требованиям, предъявляемым к выпускникам. В них включены как задания с рассмотрением решения, так и задания, предназначенные для самостоятельной работы.

**Список литературы**

1. Ахметов М.А. ЕГЭ по химии: результаты и методика подготовки выпускников. – Ульяновск: УИПК ПРО, 2004.- 150с.
2. ЕГЭ – 2012. Химия. Тематические тренировочные задания/ И.А. Соколова – М.: АСТ: Астрель, 2012. – 286с.
3. Ковальчукова О.В. Учись решать задачи по химии. – М.: Поматур, 1999. – 175с.
4. Репетитор по химии/ Н.А. Белов – М.: АСТ: Астрель, 2011. – 294с.
5. Химия: Полный справочник для подготовки к ЕГЭ/ Р.А. Лидин – М.: АСТ: Астрель, 2009. – 286, (2)с.
6. Хомченко Г.П. Пособие по химии для поступающих в ВУЗы.- М.: Новая волна, 1996.-462с.
7. Чернобельская Г.М. Методика обучения химии в средней школе. –М.: Владос, 2000.- 335с.