МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РЕПУБЛИКИ ТАТАРСТАН

Муниципальное автономное общеобразовательное учреждение

«Средняя общеобразовательная школа №34

с углубленным изучением отдельных предметов»

Муниципальное автономное общеобразовательное учреждение

«Лицей-интернат инновационных технологий №36»

**«Психолого-педагогическое исследование развития мышления на уроках химии»**

Разработал: преподаватель первой квалификационной

 категории

 Рамазанова Юлия Радиковна

Набережные Челны

2016

Содержание

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1. | Введение | 3 |
|  |  |  |
| 2. | Глава 1. Методика исследования | 5 |
|  |  |  |
| 3. | Глава 2. Анализ результативности методики | 7 |
|  |  |  |
| 4. | Заключение  | 12 |
|  |  |  |
| 5. | Литература  | 13 |
| 6. | Приложение  | 14 |

Введение

Важным психическим процессом познания является мышление. «Мышление – опосредованное, обобщенное отражение действительности человеком в ее существенных связях и отношениях» [4,с.47].

К операционным компонентам мышления относятся:

Анализ – разделение целого на части, выделение отдельных признаков, сторон целого;

Синтез – объединение отдельных элементов, которые выделены при анализе, по какому-либо признаку.

Чтобы производить анализ и синтез необходимо установить сходство и различие на основе сравнения, при этом необходимо абстрагироваться от второстепенных признаков, объединить признаки по группам (обобщение и классификация). [4,с.51].

Алгори́тм — набор [инструкций](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9E%D0%BF%D0%B5%D1%80%D0%B0%D1%82%D0%BE%D1%80_%28%D0%BF%D1%80%D0%BE%D0%B3%D1%80%D0%B0%D0%BC%D0%BC%D0%B8%D1%80%D0%BE%D0%B2%D0%B0%D0%BD%D0%B8%D0%B5%29), описывающих порядок действий исполнителя для достижения результата [решения задачи](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A0%D0%B5%D1%88%D0%B5%D0%BD%D0%B8%D0%B5_%D0%B7%D0%B0%D0%B4%D0%B0%D1%87) за конечное число действий. В современном мире алгоритм в формализованном выражении составляет основу образования на примерах, по подобию.

Метод алгоритмов можно рассматривать как один из способов реализации "педагогической технологии" [5].

Цель и задачи исследования

С целью выполнения образовательных программ мы ставили следующие задачи:

1. Образовательные:
2. формирование знаний по предмету;
3. формирование умений: решение типичных задач, определение алгоритмов действий; умение логично и полно выстраивать свой ответ.
4. Развивающие:
5. создать содержательные и организационные условия для развития умений анализировать, сравнивать познавательный объект (понятия, задачу и др.), выделять главное в познавательном объекте, классифицировать познавательные объекты.

По результатам исследования «Развития мышления на уроках химии» мы разработали методические рекомендации для проведения уроков «Метод алгоритмов в общей химии» и разработали поурочные планы.

Не менее важную роль педагога в развитии интереса к предмету «Химия», игровые и другие методы преподавания в данной работе не рассматриваются.

Глава 1. Методика исследования

Гипотеза: «предметные карточки, самостоятельные и контрольные работы являются не только средством оценивания знаний, но и показателем уровня развития мышления. Ошибки при выполнении заданий, предпочитаемый способ решения задач, могут также предоставлять информацию о пробелах в знаниях по математике и формировании «логических цепочек» при решении задач. При систематическом решении химических задач и упражнений, зная алгоритм их выполнения, можно сформировать «логические цепочки», а значит развивать мышление учащихся».

Выстраиванию «логических цепочек» способствует четко, правильно изложенный изучаемый материал в виде алгоритмов, объяснений химических явлений и процессов, с использованием междисциплинарных знаний по математике, физике и биологии.

В любой учебной дисциплине есть фундаментальные понятия и законы, оперируя которыми можно решать типичные задачи, а значит успешно выполнить образовательную программу. Сложность состоит в формировании умений применять данные понятия и законы большинством учащихся.

Алгоритмический метод преподавания фундаментальных понятий и законов позволяет сформировать «логические цепочки» у большинства учащихся, создавая структуру познания.

В структуре познания дисциплины «Общая химия» можно выделить следующие опорные элементы:

1. строение атома, изотопы, строение вещества (простые, сложные вещества), молекула, химический элемент (символ), относительная атомная и молекулярные массы;
2. валентность и степень окисления;
3. периодический закон и периодическая таблица Д.И. Менделеева;
4. уравнения химических реакций;
5. оксид, кислота, основание, соль, их химические свойства[1-3,6-10].

При построении структуры учебных занятий необходимо учитывать усвоение опорных элементов знания по дисциплине «Общая химия», формирования умений в решении типичных задач. Предметные карточки с типичными заданиями по методу алгоритмов позволят тренировать и развивать мышление учащихся.

Карточка №1 «Найти степень окисления химического элемента в молекуле; составить формулу молекулы, если известны степени окисления; найти валентность; составить формулу молекулы по известным валентностям» (4 задания).

Карточка №2 «Составить формулу соли».

Карточка №3 «Составить уравнение простейшей химической реакции: по химическим свойствам основных и кислотных оксидов, кислотам, основаниям и солям».

Карточка №4 «Решение задач по уравнениям химических реакций: на составление пропорций, если вещества даны в избытке или недостатке».

Карточка №5 «Решение задач по уравнениям химических реакций: с выходом продукта, на массовую долю вещества, примесей».

Глава 2. Анализ результативности методики

Рассмотрим предметные карточки по опорным элементам знания дисциплины «Общая химия».

 Карточка №1. Найти степень окисления серы в молекуле серной кислоты H2SO4.

Алгоритм решения: 1) сумма всех степеней окисления равна нулю;

1. сумма всех степеней окисления складывается из степени окисления каждого химического элемента умноженного на индекс (число атомов химического элемента). H2+1 SxO42-

 (+1)∙2+х+(-2)∙4=0

 2+х-8=0

 х = 8-2=+6

Для решения подобных заданий необходимо знать: понятия о степени окисления, химический элемент, формуле химического вещества, строении молекул; таблицу умножения; уметь решать уравнения с одним неизвестным.

Заучивание алгоритмов решения задания, понимание основных терминов, упражнения с контролем со стороны учителя позволило на 100% усвоить учебный материал учащимися разных возрастов (от 14 до 17 лет).

Примерные задания для закрепления умений решать подобные задачи:

1. Найти степень окисления химического элемента в молекуле: H2SеO4, H2ТеO4, H3ВO3.
2. Найти валентность: H2SеO4, К2О.
3. Составить формулу молекулы, если известны степени окисления: оксида бария, цезия, гидрид калия.
4. Составить формулу молекулы по известным валентностям: оксида бария, цезия, гидрид калия.

Карточка №2. Составить формулу соли фосфата кальция.

Алгоритм решения: 1) соль состоит из катиона металла и остатка фосфорной кислоты – Са и РО4; 2) катион кальция несет заряд +2 (таблица Д.И. Менделеева), кислотный остаток – анион, его заряд равен количеству атомов водорода в кислоте – (-3); Са2+РО43-

1. сумма всех степеней окисления равна нулю; индекс – количество атомов. 4) находим наименьшее общее кратное для зарядов (НОК):

 6

 / \

Са2+РО43-

5) находим индексы = НОК / заряд катиона и аниона Са32+(РО4)23-

Для решения подобных заданий необходимо знать: понятия о составе соли, степени окисления, зарядах, строении молекулы; таблицу умножения, уметь находить наименьшее общее кратное и вычислять индексы.

С подобными заданиями справились 91,7% учащихся. Сложным задание оказалось для учащихся классов «коррекции» (педагогически запущенных детей и детей, изучающих предметы на родном языке).

Карточка №3. Составить уравнение химической реакции серной кислоты с гидроксидом кальция.

Алгоритм решения: 1) кислота + основание = соль + вода

H2SO4+ Са(ОН)2 = соль+Н2О

1. составим формулу соли, состоящую из катиона Са2+ и аниона SO42-
2. H2SO4 + Са(ОН)2 = СаSO4 + Н2О, расставим коэффициенты (сумма атомов химических элементов, вступающих в реакцию равна сумме химических элементов, получающихся в результате реакции).

При формировании умений составлять простейшие уравнения химических реакций, необходимо обладать определенным уровнем знаний по составу и химическим свойствам оксидов, кислот, оснований и солей, степени окисления, индексам и коэффициентам; уметь составлять формулы солей.

С подобным заданием справились 73,1% учащихся. Сложным задание оказалось для учащихся классов «коррекции» (педагогически запущенных детей и детей, изучающих предметы на родном языке).

Карточка №4. Найти объем водорода, выделяющегося при взаимодействии серной кислоты с 20г цинка (задача на составление пропорции по уравнению химической реакции).

Алгоритм решения: 1) составить уравнение химической реакции; над формулами записать данные по условиям задачи, под формулами – количество вещества, молярные массы и объемы:

20г хл

Zn + H2SO4 = ZnSO4 + H2↑

65г/моль 22,4л/моль

2) составить пропорцию:

для получения 22,4л H2 нужно 65г Zn для получения хл H2 – 20г Zn

х = $\frac{20г×22,4л/моль}{65г/моль}$=6,89л водорода.

Данную задачу можно решить несколькими способами. При формировании умений решать типичные химические задачи необходимо знать: состав и химические свойства оксидов, кислот, оснований и солей, степени окисления, индексы и коэффициенты; уметь составлять формулы солей, уравнения химических реакций, составлять пропорции.

С подобными заданиями справились 70,2% учащихся. Способность решать типичные задачи развивается после усвоения и отработки выше перечисленных знаний и умений.

Карточка №5. Найти объем водорода, выделяющегося при взаимодействии серной кислоты с 20г цинка, если ВП составляет 65% (задача по уравнениям химических реакций: с выходом продукта).

Алгоритм решения: 1) составить уравнение химической реакции; над формулами записать данные по условиям задачи, под формулами – количество вещества, молярные массы и объемы:

20г хл

Zn + H2SO4 = ZnSO4 + H2↑

65г/моль 22,4л/моль

2) составить пропорцию:

для получения 22,4л H2 нужно 65г Zn для получения хл H2 – 20г Zn

х = $\frac{20г×22,4л/моль}{65г/моль}$=6,89л водорода 3) полученный объем кислорода теоретически возможен при полном взаимодействии кислоты с металлом, но по условиям задачи выход продукта составляет 65%, (можно составить вторую пропорцию):

ВП (H2) = 6,89л∙0,65 = 4,48л

Для решения подобных заданий необходимо знать: состав и химические свойства оксидов, кислот, оснований и солей, степени окисления, индексы и коэффициенты; уметь составлять формулы солей, уравнения химических реакций, составлять пропорции, знать понятие выход продукта, доля примесей, проценты. С подобными заданиями справились 70% учащихся.

Эффективность усвоения учебного материала учащимися зависит: от логически структурированного его изложения, постепенного усложнения тем, объяснения основных понятий, явлений, процессов и законов, алгоритмического метода решения практических задач, систематического выполнения упражнений. Обучение учащихся в индивидуальном порядке значительно повышает эффективность данного метода. Общий уровень знаний снизился с 2002г. по 2016г. на 17,25% (таб.1).

Таб. 1. Эффективность метода алгоритмов при усвоении учебного материала

|  |  |
| --- | --- |
| Учебные заведения | Эффективность усвоения, % |
| 2002-2004 | 2004-2006 | 2006-2008 | 2008-2010 | 2010-2012 | 2012-2014 | 2014-2016 |
| Общеобразовательная школа | 78 | 77 |  |  |  |  | 48 |
| Индивидуальные занятия | 100 | 100 | 100 | 100 | 100 | 100 |  |
| Лицей  |  |  |  |  |  |  | 76 |
| Колледж НПО |  |  |  | 63 | 58 | 57 |  |
| Институт НПО |  |  |  |  |  | 60 |  |

Результаты исследования показали, что метод алгоритмов позволяет выполнить образовательную программу на высоком уровне у ≈ 79,7% учащихся. Использование междисциплинарных знаний, систематическое выполнение упражнений, как «прямых» так и «обратных задач», решение задач разными способами способствует развитию мышления, лучшему пониманию явлений, понятий, используемых при изучении физики и биологии.

Заключение

 По результатам исследования мы можем утверждать, что гипотеза: «предметные карточки и другие проверочные работы являются не только средством оценивания знаний, но и показателем уровня развития мышления. При систематическом решении химических задач и упражнений, зная алгоритм их выполнения, можно развивать мышление учащихся» подтверждается.

По результатам психолого-педагогического исследования «Развития мышления на уроках химии» мы разработали методические рекомендации для проведения уроков «Метод алгоритмов в общей химии». Метод алгоритмов позволяет выполнить образовательную программу на высоком уровне у ≈ 79,7% учащихся, использование междисциплинарных знаний, систематическое выполнение упражнений, особенно «обратных задач», решение задач разными способами способствует развитию мышления, лучшему пониманию явлений, понятий, используемых при изучении физики и биологии.

Для эффективной реализации программы обучения дисциплины «Химия» недостаточно использовать один из методов преподавания. Для развития ценностных отношений учащихся к окружающей действительности, воспитания потребностей личности и ценностной ориентации необходимо применять разнообразные методы преподавания и средства обучения.

В приложении мы предоставили план занятий с использованием алгоритмического метода преподавания химии отстающим студентам в индивидуальном порядке. Отдельные занятия можно проводить как обобщающие уроки по соответствующим разделам химии в общеобразовательных учреждениях. Алгоритмы решения задач, упражнения помогут в усвоении учебного материала при самоподготовке учащихся.

Литература

1. Габриелян, О.С. Химия. 8 класс: Учеб. для общеобразоват. учеб. Заведений / О.С. Габриелян. – 5-е изд., испр. – М.: Дрофа, 2001. – 208с.
2. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия. Учебник для вузов. / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – М.: Химия, 1994. – 592с.
3. Макареня, А.А. Повторим химию: Для поступающих в вузы: Практ. пособие / А.А. Макареня. – М.: Высш.шк., 1989. – 271с.
4. Обозов, Н.Н. Психология субъекта познания / Н.Н. Обозов. – СПб., Академия психологии, предпринимательства и менеджмента. Изд-во «Облик», 1998. – 94с.
5. Психология и педагогика. Режим доступа: <http://www.ido.rudn.ru/ffec/psych/ps13.html> / (дата обращения: 11.09.2015).
6. Рудзитис, Г.Е. Химия: Неорган. химия: Учеб. для 8 кл. общеобразоват. учреждений / Г.Е. Рудзитис, Ф.Г. Фельдман. – М.: Просвещение, 2000. –158с.
7. Рудзитис, Г.Е. Химия: Неорган. химия: Учеб. для 11 кл. общеобразоват. учреждений / Г.Е. Рудзитис, Ф.Г. Фельдман. – М.: Просвещение, 1990. – 160с.
8. Химия: Справ. материалы: Кн. для учащихся / Ю.Д. Третьяков, Н.Н. Олейников, Я.А. Кеслер, И.В. Казимирчик. . – М.: Просвещение, 1988. –224с.
9. Ходаков, Ю.В. Неорганическая химия: учеб. для 9 кл. сред. шк./ Ю.В. Ходаков, Д.А. Эпштейн, П.А. Глориозов. – М.: Просвещение, 1988. –176с.
10. Хомченко, Г.П. Задачи по химии для поступающих в вузы: Учеб. пособие. / Г.П. Хомченко, И.Г. Хомченко. – М.: Высш.шк., 1987. – 238с.

Приложение

**занятие №1 «Основные понятия и законы химии»**

Атомно-молекулярное учение

1. Все вещества состоят из атомов.

Атом – система взаимодействующих элементарных частиц, состоящая из ядра и электронов.

Элементарные частицы: n, e-, p+ (таб.1).

Ядро состоит из протонов и нейтронов.

Таб. 1 Характеристика элементарных частиц

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Элементарные частицы | Написание | Заряд | Относительная масса |
| Электрон | e- | -1 | 0 |
| Нейтрон | n | 0 | 1 |
| Протон | p+ | +1 | 1 |

Химический элемент – образован атомами с одним и тем же зарядом ядра. Каждый химический элемент имеет свой символ, состоящий из первой или первой и последующих букв латинского названия химического элемента. Например, О – «Оксигениум», кислород; Н – «Гидрогениум», водород; С – углерод, Са – кальций.

1. Атомы каждого химического элемента одинаковы между собой, но отличаются от атомов любого другого химического элемента.
2. При взаимодействии атомов образуются молекулы. Существуют вещества немолекулярного строения.

Молекула – нейтральная по заряду совокупность атомов, связанных в определенном порядке (т.е. имеет определенную структуру).

О2, Н2О, СО2,

1. При химических взаимодействиях (реакциях) образуются новые вещества из тех же самых атомов, из которых состояли первоначальные вещества.

Вещество – определенная совокупность атомов и молекул, находящихся в любом из трех агрегатных состояний: твердом, жидком или газообразном.

Простое вещество состоит из атомов одного и того же химического элемента; сложное – из двух и более химических элементов.

1. Между молекулами имеются промежутки, размеры которых зависят от агрегатного состояния вещества и температуры.

Промежутки между молекулами в твердых веществах намного меньше, чем у газов, поэтому они почти не сжимаются.

1. Молекулы находятся в непрерывном движении, скорость которого зависит от температуры и чем выше температура, тем выше скорость движения молекул.
2. Между молекулами существуют силы взаимного притяжения и отталкивания, которые наиболее выражены в твердых веществах.
3. У веществ с молекулярным строением в твердом состоянии в узлах кристаллических решеток находятся молекулы.

Связи между молекулами слабые и при нагревании разрываются, поэтому у веществ с молекулярным строением низкие температуры плавления.

1. У веществ с немолекулярным строением в твердом состоянии в узлах кристаллических решеток находятся атомы или другие частицы [8, с.17].

Связи между атомами (ионами) сильные и для их разрушения требуется много энергии, поэтому температуры плавления у таких веществ высокие.

Химическая формула, как в азбуке буква – символ химического элемента, отражающий состав химического вещества.

Химическая формула сложного вещества отражает не только элементный состав, но и количественное соотношение между числом атомов различных элементов в молекуле: Н2О, Р2О5. С помощью химической формулы можно записать уравнение химической реакции, отражающей все превращения: Н2 + О2 = Н2О.

Закон постоянства состава веществ молекулярной структуры: каждое химически чистое соединение независимо от способа его получения имеет определенный состав.

С +О2 = СО2 2 СО + О2 = 2 СО2 СаСО3 = СО2 + СаО

Закон Авогадро:

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое количество молекул.

Относительные атомная и молекулярная массы

У каждого атома химического элемента своя масса. Абсолютная атомная масса очень мала, поэтому применять ее при решении учебных задач сложно: mA(C) = 2,0\*10-23 г.

Относительная атомная масса химического элемента – (Ar) это отношение массы атома химического элемента к 1/12 массе атома углерода (изотопа) С12.

Относительная молекулярная масса химического элемента – (Mr) это отношение массы молекулы химического вещества к 1/12 массе атома углерода (изотопа) С12.

Валентность

Валентность – свойство атомов одного химического элемента присоединять определенное число атомов других химических элементов.

Некоторые химические элементы имеют постоянную валентность, а у некоторых – переменная валентность (таб. 2)

Таб.2 Примеры валентности химических элементов

|  |  |
| --- | --- |
| Постоянная валентность  | Переменная валентность |
| I | H, Na | II | C, Fe, Cu |
| II | O, Ca, Zn | III | Fe, V, Co, Ni |
| III | Al, B | IV | C, S, Pb, Sn |
|  |  | V | V, P |
|  |  | VI | S, Cr |

**занятие №2 «Решение задач на количество вещества, валентность»**

Количество вещества. Моль. Молярная масса.

Моль – это такое количество вещества, в котором содержится 6×1023 молекул этого вещества.

Молярная масса – это отношение массы вещества к количеству вещества, т.е.

M(X) = $\frac{m(X)}{n(X)}$(1.1)

где M(X) – молярная масса вещества X; m(X) – масса вещества X; n(X) – количество вещества X.

1. Вычисление количества вещества по массе

1.Какое количество вещества алюминия содержится в образце этого металла массой 10,8г.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Дано: | Формула | Решение: |
| m(Al) = 10,8г | n(Al) = $\frac{m(Al)}{M(Al)}$, (1.2) | 1. Молярная масса алюминия составляет: M(Al) = 27г/моль
2. По уравнению (1.2) определяем количество вещества алюминия в образце: (Al) = $\frac{m(Al)}{M(Al)}$;

 n(Al) = $\frac{10,8г}{27г/моль}$ = 0,4 моль |
| Найти: n(Al) |
| Ответ: количество вещества алюминия 0,4 моль |

2.Какое количество вещества содержится в оксиде серы (VI) массой 12г?

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Дано: | Формула | Решение: |
| m(SO3) = 12г | n(SO3) = $\frac{m}{M}$$\frac{m(SO3)}{n(SO3}    $$ $$\frac{m}{n}$$\frac{m}{n}$, (1.2) | 1. Молярная масса оксида серы (VI) составляет: M(SO3) = M(S) + M(O); M(SO3) = (32+3×16) г/моль = 80 г/моль
2. По уравнению (1.2) определяем количество вещества оксида серы (VI): n(SO3) = $\frac{m(SO3)}{M(SO3)}$ = $\frac{12г}{80г/моль}$ = 0,15моль
 |
| Найти: n(SO3) |
| Ответ: количество вещества оксида серы (VI) 0,15 моль [10, с.6-7]. |

1. Вычисление массы по количеству вещества
2. Определите массу карбоната натрия количеством вещества 0,25 моль.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Дано: | Формула | Решение: |
| n(Na2CO3) = 0,25 моль | m = n × M (1.3) | 1. Молярная масса карбоната натрия составляет: M(Na2CO3) =

2M(Na) + M(C) + 3M(O); M(Na2CO3) = (23×2+12+3×16) г/моль = 106 г/моль,1. По уравнению (1.3) определяем массу карбоната натрия:

m(Na2CO3) = n × M = 0,25×106 = 26,5г |
| Найти: m(Na2CO3) |
| Ответ: масса карбоната натрия составляет 26,5г [3, с.19]. |

1. Вычисление структурных единиц по массе

4. Сколько структурных единиц содержится в молекулярном йоде массой 50,8г?

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Дано: | Формула | Решение: |
| m (I2) = 50,8г  | n(I2) = $\frac{m}{M}$$\frac{m(SO3)}{n(SO3}    $$ $$\frac{m}{n}$$\frac{m}{n}$;N(I2) = n(I2) × NA (1.4)NA = 6.02×1023 1/ моль | 1. Молярная масса йода составляет: M(I2) = 2× Ar(I2) = 2×127 = 254г/моль,
2. Определяем количество вещества молекулярного йода:

n(I2) = $\frac{m}{M}$$\frac{m(SO3)}{n(SO3}    $$ $$\frac{m}{n}$$\frac{m}{n}$; n(I2) = $\frac{50,8г}{254г/моль}$= 0,2 моль1. Определить число структурных единиц можно по формуле (1.4)

N(I2) = n(I2) × NA , N(I2) = 0,2×6.02×1023 = 1,2×1023 моль  |
| Найти: N(I2) |
| Ответ: в молекулярном йоде массой 50,8г содержится 1,2×1023 структурных единиц |

Определение валентности по формулам. Составление химических формул по валентности.

I. Определение валентности по формулам

Правила: 1) валентность химического элемента можно найти, если известна валентность другого химического элемента в составе бинарного соединения (т.е. состоящего из двух химических элементов).

 2) молекулу сложного вещества можно условно разделить на две части: число единиц валентности всех атомов одного химического элемента равно числу единиц валентности всех атомов другого химического элемента.

1. Найти валентность серы в его оксиде SO2.

Алгоритм решения:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1. | Записать формулу вещества, отметить валентность известного элемента |  x II  S O2 |
| 2. | Найти общее число валентностей известного элемента (наименьшее общее кратное) – число атомов кислорода умножаем на его валентность |  4 ∕ \ x II S O2 |
| 3. | Найти валентность серы: наименьшее общее кратное делим на число атомов серы (единицу не пишем) |  4 ∕ \ 4= x II S O2 |

II. Составление химических формул по валентности

Алгоритм решения:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1. | Записать химические символы элементов, входящих в состав бинарного соединения, кислород в оксидах пишется на втором месте |  Al O |
| 2. | Расставить валентности над химическими элементами  |  III II Al O |
| 3. | Найти наименьшее общее кратное для чисел 2 и 3  |  6 ∕ \ III II Al O |
| 4. | Найти индексы (число атомов элемента): наименьшее общее кратное делим на валентность соответствующего элемента |  6 ∕ \ III II Al2 O3  |

**занятие №3 «Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и строение атома»**

Атом – сложная частица, состоящая из ядра (протоны и нейтроны) и электронной оболочки. Атом в целом электронейтрален, поэтому число электронов равно числу протонов (порядковому номеру химического элемента).

Изотопы – разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковое число протонов в ядре, но разную массу.

**Правила заполнения энергетических уровней электронами.**

1. Орбиталь (электронное облако) – пространство вокруг ядра, в котором вероятность нахождения электрона достаточно велика.

Разные орбитали имеют разные формы:

s – орбиталь имеет сферическую форму и она одна.

p – орбиталь имеет форму гантели, их три.

d – орбиталь и f–орбиталь имеют более сложные формы и соответственно их 5 и 7.

2. Каждый электрон обладает собственной энергией. Чем меньше энергия электрона, тем ближе к ядру он находится, тем прочнее он с ним связан и труднее электрон отнять. Электроны, движущиеся вблизи ядра, экранируют ядро от других электронов, которые притягиваются к ядру слабее и движутся на большем удалении от него. Так возникают электронные слои (энергетические уровни), на которых движутся электроны с близкими значениями энергии.

3. В периодической таблице Д.И. Менделеева 7 периодов, которым соответствует 7 энергетических уровней. Все элементы II периода имеют два энергетических уровня, элементы III периода – три энергетических уровня.

4. Каждый энергетический уровень начинается с s–орбитали, т.к. ему соответствует самый низкий уровень энергии, а электроны стремятся занять самые стабильные орбитали. Энергия увеличивается от s–орбитали к p –, d –, и f – орбиталям.

5. На одной орбитали не может находиться более двух электронов с разным спином вращения: по часовой стрелке и против часовой стрелки.

6. Число электронов на внешнем энергетическом уровне химического элемента для элементов главных подгрупп равно номеру группы, в которой находится данный элемент. У кислорода 6 электронов, у алюминия – 3, у водорода – 1.

7. Так как электроны стремятся заполнить наиболее стабильные положения орбиталей, то вначале p–, d–, и f–электроны по одному заполняют все свободные p–, d–, и f–орбитали, и только затем эти орбитали заполняются вторым электроном. Спаренные электроны имеют разный спин вращения.

Рассмотрим строение электронных оболочек элементов I и II периодов.

Н 1s1 He 1s2

↑↓

↓

1. Валентные электроны – это неспаренные электроны. Например, у кислорода – 2, у водорода – 1.
2. Одинаковое строение внешних энергетических уровней периодически повторяются, поэтому и повторяются и свойства химических элементов: у инертных газов на внешнем энергетическом уровне находится максимальное число электронов – 8, у гелия – 2, поэтому они с трудом вступают в химические реакции; у активных щелочных металлов на внешнем энергетическом уровне – 1 неспаренный электрон. Щелочным металлам до завершения электронной оболочки как у инертных газов не хватает 7 электронов, поэтому им легче отдать один электрон, чем присоединить 7 – они проявляют восстановительные свойства.
3. В пределах периода с ростом заряда ядра, числа внешних электронов металлические свойства химических элементов уменьшаются, а неметаллические усиливаются.

В пределах одной и той же группы главной подгруппы металлические свойства усиливаются сверху вниз, а неметаллические уменьшаются, т.к. увеличивается заряд ядра, число электронов на внешнем уровне остается постоянным, а число энергетических уровней увеличивается, растет радиус атомов.

В пределах одного и того же периода металлические свойства уменьшаются слева направо, так как увеличиваются заряды ядра, растет число электронов на внешнем энергетическом уровне, число энергетических уровней остается постоянным и радиус атомов уменьшается».

**занятие №4 «Решение задач на составление схем строения атомов химических элементов»**

1. Составьте схемы строения атомов химических элементов 2-4 периодов.

Примеры: 1s 2s 2p

 Li 1s2 2s1

↑

↑↓

B 1s2 2s2 2p1  1s 2s 2p

↓

↑↓

↑↓

 K 1s2 2s2 2p6 3s2 3p6 3d0 4s1

 1s 2s 2p 3s 3p

↑↓

↑↓

↑↓

↑↓

↑↓

↑↓

↑↓

↑↓

↑↓

 3d 4s 4p

↓

 4d

«Провал» внешнего s – электрона на предшествующую d – оболочку наблюдается у меди, хрома, золота. Состояния 3– d и 4– s близки по энергии, и добавление электронов в 3– d оболочку может вызвать перемену взаимного расположения этих подуровней.

Характеристика химического элемента

Дайте характеристику химического элемента натрий.

Алгоритм решения:

1. Для элементов главных подгрупп число электронов на внешнем энергетическом уровне соответствует номеру группы:

Натрий расположен в первой группе, главной подгруппе таблице Д.И. Менделеева, у него на внешнем энергетическом уровне находится 1 электрон.

1. Число электронов, которых не хватает до завершения внешнего энергетического уровня для элементов главных подгрупп, можно найти по формуле: 8 – № группы (кроме первого периода). Если у атома химического элемента на внешнем энергетическом уровне находится более 3-4 электронов, то он проявляет окислительные свойства, т.к. ему проще присоединить 1-3 электрона, чем отдать 4-7 электронов.

У натрия до завершения внешнего энергетического уровня не хватает 8 – 1 = 7 электронов. Натрию легче отдать 1 электрон, чем присоединить 7, поэтому он проявляет восстановительные свойства.

1. Данный химический элемент является металлом (неметаллом).
2. Число неспаренных электронов (валентность), начиная с 4 группы для элементов главных подгрупп и кроме первого периода, можно найти по формуле: 8 – № группы. Для первого, второго и третьего периода Число неспаренных электронов (валентность) равно номеру группы.

У натрия 1 неспаренный электрон, валентность I.

1. Формулы соединений с кислородом, водородом:

Na2O, NaH, соответствует основание.

**занятие №5 «Решение задач на массовую долю растворов, объемную долю газов»**

Массовая доля вещества – отношение массы данного вещества в системе к массе всей системы, т.е.

ω (X) = $\frac{m(X)}{m}$, (1.4)

где ω (X) – массовая доля вещества (X), m(X) – масса вещества X; m – масса всей системы.

Массовая доля – безмерная величина, ее выражают в долях от единицы или в процентах.

1. Вычислите массовую долю углерода в карбиде кальция CaC2

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Дано: | Формула | Решение: |
| CaC2 | m = n × M (1.3)ω (X) = $\frac{m(X)}{m}$, (1.4) | 1. По формуле вещества мы можем найти молярные массы карбида кальция и углерода: M(С) = 24г/моль, M(CaC2) = 64г/моль
2. При отсутствии данных о массе и количестве вещества, мы берем для расчетов 1 моль карбида кальция
 |
| Найти: ω (С) |

1. Находим массу образца количеством вещества 1 моль:

m (CaC2) = n × M (1.3) = 1 моль × 64г/моль = 64г

4. Из формулы карбида кальция следует, что на 1 атом Ca приходится 2 атома C, т.е. n(C) = 2моль.

5. Определяем массу углерода:

m(C) = n(C)× M(C) = 2×12 = 24г.

6. Находим массовую долю углерода в карбиде

7. ω (C) = $\frac{m(C)}{m(CaC2)}$= = 0,375

Ответ: массовая доля углерода в карбиде кальция составляет 37,5%.

Молярный объем газа равен отношению объема газа к количеству вещества этого газа: Vm$=\frac{V (X)}{n (X)}$, (1.5.) где V(X) – объем газа X; n(X) – количество вещества

газа X; Vm – молярный объем газа – постоянная величина для любого газа при данных условия; при нормальных условиях (н.у.) Vm = 22,4л/моль для любого газа.

Объемная доля компонентов газовой смеси – отношение объема данного компонента (V(X)) к общему объему смеси (V):

φ (X) = $\frac{V (X)}{V}$, (1.6)

2. Найти массу 44,8л водорода (Н2) при н.у.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Дано: | Формула | Решение: |
| V(Н2) = 44,8лVm = 22,4л/моль | m = n × M (1.3)Vm$=\frac{V (X)}{n (X)}$, (1.5.)n = $\frac{V (X)}{Vm}$ | 1. Найдем количество вещества из преобразованной формулы:

n = $\frac{V (X)}{Vm}$ = $\frac{44,8л}{22,4л/моль}$ = 2 моль1. Молярная масса водорода:

М (Н2) = 2× Ar(Н) = 2×1=2г/моль |
| Найти: m (Н2) |

1. Найдем массу водорода по формуле (1.3): m (Н2) = n × M =

= 2 моль × 2г/моль = 4г

Ответ: масса водорода объемом 44,8л составляет 4г.

3.Найти массу и объем, который займут 18×1023 молекул сероводорода H2S, при н.у.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Дано: | Формула | Решение: |
| N (Н2S) = 18×1023 молекул NA = 6×1023 1/ моль | m = n × M (1.3)Vm$=\frac{V (X)}{n (X)}$, (1.5.)n = $\frac{N}{NA}$ | 1. Найдем количество вещества из формулы:

n = $\frac{N}{NA}$= $\frac{44,8л}{22,4л/моль}$$\frac{18\*1023}{6\*1023}$ = 3 моль |
| Найти: m (Н2S) и V (Н2S) |

1. Молярная масса сероводорода: М(Н2S) = 2×Ar(Н)+Ar(S)= 2×1+32 =34г/моль
2. m (Н2S) = n × M = 3моль × 34г/моль = 102г
3. V (Н2S) = n × Vm = 3 моль × 22,4л/моль = 67,2л

Ответ: m (Н2S) =102г, V (Н2S) = 67,2 [3, с.20].

1. Какой объем занимает кислород в смеси воздуха объемом 1000л, если объемная доля его составляет 21%.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Дано: | Формула | Решение: |
| V (возд) = 1000л φ (O2) = 21% = 0,21 | φ (X) = $\frac{V (X)}{V}$, (1.6)$\frac{N}{NA}$ | Найдем объем кислорода из преобразованной формулы: V (O2) = V (возд) × φ (O2) = 1000л × 0,21 = 210л |
| Найти: V (O2) |

Ответ: V (O2) = 210л.

1. В 150г воды растворили 50г соляной кислоты. Найти массовую долю кислоты в полученном растворе.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Дано: | Формула | Решение: |
| m (Н2О) = 150г m (HCl) = 50г | ω (X) = $\frac{m(X)}{m}$,m (р-ра) = m (HCl) + m (Н2О) | 1.Найдем массу раствора: m (р-ра) = 150+50 = 200г2.ω (HCl) = $\frac{m(X)}{m}$ = $\frac{50}{200}$ = 0,25 или 25% |
| Найти: ω (HCl) |

Ответ: ω (HCl) = 25%.

1. Сколько граммов воды и хлорида натрия нужно взять, чтобы приготовить 200г 10% раствора.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Дано: | Формула | Решение: |
| m (р-ра) = 200г ω (NaCl) = 10% | m (в-во) = ω × m (р-ра)m (Н2О) = m (р-ра) ― m (в-во) | 1.Найдем массу хлорида натрия: m (в-во) = ω × m (р-ра) = 200× 0,1 = 20г2. m (Н2О) = m (р-ра) –m (в-во) = 200–20= 180г |
| Найти: m (Н2О), m (NaCl) |

Ответ: m (NaCl) = 20г, m (Н2О) = 180г.

**занятие №6 «Классификация неорганических соединений и их свойства»**

**Строение вещества**

Ионы – заряженные частицы, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов.

Катионы – положительно заряженные ионы, образующиеся в результате отдачи одного или нескольких электронов.

Анионы – отрицательно заряженные ионы, образующиеся в результате присоединения одного или нескольких электронов.

Таб. 3 Классификация ионов

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Признаки классификации | Группы ионов | Примеры  |
| По знаку заряда | 1. Катионы
2. Анионы
 | Na+, Ca2+F- , SO4- |
| Состав  | 1. Простые
2. Сложные
 | Na+, F-SO4- |
| Наличие гидратной оболочки | 1. Гидратированные
2. Негидратированные
 | SO4-× Н2ОSO4- |

Химическая связь – результат действия электрических сил.

Электроотрицательность – способность атомов оттягивать общие электронные пары.

Оксиды

Оксиды – сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, одним из которых является кислород.

Общая формула: ЭО-2

Таб. 5 Классификация оксидов

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Признаки классификации | Группы оксидов | Примеры  |
| Способность образования солей | 1. Солеобразующие
2. Несолеобразующие
 | Na2O, K2O, N2O5, SO3 N2O, NO, CO |
| Химические свойства | 1. Основные
2. Амфотерные
3. Кислотные
 | Na2O, K2O, Ba(OH)2Al2O3N2O5, SO3 |

Несолеобразующие оксиды не взаимодействуют ни с кислотами, ни со щелочами и не образуют солей: N2O, NO, CO.

Солеобразующие оксиды взаимодействуют с кислотами или основаниями с образованием соли и воды.

Основные оксиды – это оксиды, которым соответствуют основания.

Зависимость характера оксида от степени окисления образующего его металла. Химические свойства основных оксидов

1. Основный Оксид + Кислота = Соль + Н2О
2. Основный Оксид + Кислотный Оксид = Соль
3. Основный Оксид + Н2О = Щелочь

Примеры: 1) Na2O + 2 HCl = 2 NaCl + Н2О

 2) Na2O + SO3 = Na 2SO4

 3) Na2O + Н2О = 2 NaOH

Кислотные оксиды – это оксиды, которым соответствуют кислоты.

Химические свойства кислотных оксидов

1. Кислотный Оксид + Основание = Соль + Н2О
2. Кислотный Оксид + Основный Оксид = Соль
3. Кислотный Оксид + Н2О = Кислота [2, с.162-165]

 Примеры: 1) SO3 + 2 NaOH = Na 2SO4 + Н2О

 2) SO3 + Na2O = Na 2SO4

 3) SO3 + Н2О = H2SO4

Основания

Основания – сложные вещества, состоящие из ионов металлов и гидроксид-ионов.

Общая формула: Меn+(OH)-n

Таб. 6 Классификация оснований

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Признаки классификации | Группы оснований | Примеры  |
| Растворимость в воде | 1. растворимые (щелочи);
2. нерастворимые
 | NaOH, KOH, Ca(OH)2, Ba(OH)2Fe(OH)2, Cu(OH)2 |
| Степень электролитической диссоциации | 1. Сильные (α → 1) – щелочи;
2. Слабые (α → 0) – нерастворимые основания
 | NaOH, KOH, Ca(OH)2, Ba(OH)2Fe(OH)2, Cu(OH)2NO3\*H2O |
| Кислотность (число гидроксогрупп) | 1. Однокислотные
2. Двухкислотные
 | NaOH, КOHFe(OH)2, Cu(OH)2 |

Химические свойства оснований:

1. Основание + Кислота = Соль + H2O
2. Основание + Кислотный Оксид = Соль + H2O
3. Щелочь + Соль = новое Основание + новая Соль

Реакция происходит только, если образуется осадок или газ.

1. Разложение нерастворимых в воде оснований на оксид и воду [2, с.160-161].

Примеры: 1) NaOH + HCl = NaCl + Н2О

 2) 2 NaOH + SO3 = Na 2SO4 + Н2О

 3) Ba(OH)2 + Na2CO3 = Ba CO3↓ + 2 NaOH

 4) Cu(OH)2 → Cu2O + Н2О

Кислоты

Кислота – сложное вещество, состоящее из ионов водорода и кислотного остатка.

Общая формула: H+A-, где А – кислотный остаток

Таб. 7 Классификация кислот

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Признаки классификации | Группы кислот | Примеры  |
| Наличие кислорода в кислотном остатке | 1. Кислородные
2. Бескислородные
 | HNO3, H2SO4, H2CO3H2S, HCl |
| Основность | 1. Одноосновные
2. Двухосновные
3. Трехосновные
 | HNO3, HNO2, HClH2S, H2SO4, H2CO3H3PO4 |
| Растворимость в воде | 1. Растворимые;
2. Нерастворимые
 | HNO3, H2SO4, H2CO3H2SiO3 |
| Степень электролитической диссоциации | 1. Сильные (α → 1)
2. Слабые (α → 0)
 | HNO3, H2SO4, HClH2CO3, H2S, HNO2 |

Химические свойства кислот

1. Кислота + Основание = Соль + H2O
2. Кислота + Оксид Ме = Соль + H2O
3. Кислота + Ме = Соль + H2

Металл должен находится в ряду напряжений металлов до водорода; должна получиться растворимая соль; кислота должна быть растворимой в воде.

1. Кислота + Соль = другая Соль + другая Кислота

Реакция происходит только, если образуется осадок или газ [2, с.157-159].

Примеры: 1) HCl + NaOH = NaCl + Н2О

 2) 2 HCl + Na2O = 2 NaCl + Н2О

1. 2 HCl + Са = СаCl2 + H2
2. ВаCl2 + H2SO4 = ВаSO4↓+ 2 HCl

Особенности взаимодействия металлов с концентрированной серной и азотной кислотами

1. Cu + 4 HNO3 → Cu(NO3)2 + 2 NO2↑ + 2 Н2О

 (конц)

1. 3 Cu + 8 HNO3 → 3 Cu(NO3)2 + 2 NO↑ + 4 Н2О

 (разб)

1. Cu + 2 H2SO4 → CuSO4 + SO2↑ + 2 Н2О

 (конц)

Соли

Соли – сложные вещества, состоящие из ионов металлов и кислотных остатков.

Таб. 8 Классификация солей

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Признаки классификации | Группы солей | Примеры  |
| Продукты замещения | 1. Кислые
2. Основные
3. Средние
 | NaHCO3, Ca(HCO3)2(CuOH)2CO3NaCl, ВаSO4 |

Средние (нормальные) соли – это продукты полного замещения атомов водорода в кислоте на металл.

Кислые соли – это продукты неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл. NaHCO3, Ca(HCO3)2

Основные соли – это продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток. (CuOH)2CO3

Химические свойства солей

1. Соль + Кислота = другая Соль + другая Кислота

Реакция происходит только, если образуется осадок или газ.

1. Соль + Щелочь = новое Основание + новая Соль

Реакция происходит только, если образуется осадок или газ.

1. Соль1 + Соль2 = Соль3 + Соль4

 Реакция происходит только, если образуется осадок.

1. Соль + Ме = другая Соль + другой Ме

Обе соли должны быть растворимыми, металл не должен взаимодействовать с водой (исключаем металлы I, II группы, Ca). Каждый металл вытесняет из растворов солей все другие металлы, расположенные правее его в ряду напряжений металлов [1, с.166-169].

Примеры: 1) ВаCl2 + H2SO4 = ВаSO4↓+ 2 HCl

 2) Na2CO3 + Ba(OH)2 = BaCO3↓ + 2 NaOH

 3) Na2CO3 + ВаCl2 = BaCO3↓ + 2 NaCl

 4) CuSO4 + Fe → FeSO4 + Cu

**занятие №8 «Решение задач на степень окисления»**

1. Нахождение степени окисления по формуле
2. Найдите степень окисления химического элемента в соединениях К2О, Mn2O7, Al2O3.

Представим себе, что молекула вещества состоит из двух частей: отрицательной и положительной – кислород несет отрицательный заряд, а калий – положительный, в сумме заряд молекулы равен нулю. Для того, чтобы определить степень окисления калия (марганца, алюминия), необходимо найти наименьшее общее кратное (НОК): НОК = степень окисления хим. элемента × число атомов этого элемента. Далее находим неизвестную степень окисления хим. элемента: x = НОК / число атомов этого элемента.

 x 2 **-2** x 14 **-2** x 6 **-2**

 К2 **О** (+1), Mn2**O**7 (+7), Al2**O**3 (+3)

 НОК = (-2)×1= 2 НОК = (-2)×7= 14 НОК = (-2)×3= 6

ст. ок. К = 2/2= +1 ст. ок. Mn = 14/2= +7 ст. ок. Al = 6/2= +3

1. Найдите степень окисления химического элемента в кислоте: HClO3, H2TeO3.

Расставим степени окисления элементов. Для того, чтобы найти неизвестную степень окисления, необходимо составить уравнение, где мы суммируем степени окисления всех хим. элементов. Сумма степеней окисления равна нулю, т.к. молекула в целом электронейтральна. Если в молекуле содержится несколько атомов какого-то химического элемента, то степень окисления умножаем на соответствующий индекс.

+1 x -2 +1 x -2

HClO3 H2TeO3

(+1) + x + (-2)×3 =0 (+1) ×2 + x + (-2)×3 =0

1 + x – 6 = 0 2 + x – 6 = 0

x = 6 – 1 = +5 x = 6 – 2 = +4

1. Составление формул веществ по известной степени окисления
2. Составьте формулы веществ: оксида цезия (I), оксида марганца (III), гидрида алюминия, если известны степени окисления.

Наименьшее общее кратное двух чисел – это самое маленькое число кратное двум числам, т.е. оно делится и на первое число и на второе без остатка. Нам необходимо найти индексы, чтобы составить формулы веществ. Индексы отражают число атомов хим. элемента и равны – НОК / степень окисления элемента.

 +1 2 **-2** +36 **-2** +3 3 -1

Cs O Mn O Al H

НОК = 2 НОК = 6 НОК = 3

Cs = 2/(+1) = 2 Mn = 6/(+3) = 2 Al = 3/(+3) = 1

O = 2/(-2) = 1 O = 6/(-2) = 3 H = 3/(-1) = 3

 Cs2O Mn2O3 Al H3

 4. Составление формул солей.

Вспомним что такое соли, как их получают? Запишем общие формулы средней соли и кислоты. Чему равен заряд кислотного остатка?

Me A Hn A n-

 H Cl 1-

 H2 SO42-

 H3 PO43-

Таб. 9 Составление формулы соли

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Me \ кисл.ост. | Cl 1- | SO42- | PO43- |
| K1+ | **K**1+ **Cl**1- | **K2**1+ **SO4**2- | **K3**1+ **PO4**3- |
| Ca2+ | **Ca**2+ **Cl2** 1- | **Ca**2+ **SO4**2- | **Ca3**2+ **(PO4**3-**)2** |
| Al3+ | **Al**3+ **Cl3** 1- | **Al2**3+ **(SO4**2-**)3** | **Al**3+ **PO4**3- |

Эта таблица заполняется постепенно: K1+ Cl1- находим наименьшее общее кратное двух чисел: 1+ и 1- и индексы (см. упр.2).

1. Составление простейших уравнений химических реакций

Вспомним определения оксидов, гидроксидов, кислот и средних солей. В каких химических реакциях они участвуют, и что образуется в результате реакции?

Для того, чтобы составить уравнения химических реакций, необходимо знать химические свойства класса веществ, уметь находить степени окисления и составлять формулы солей. Необходимо расставить коэффициенты в химических реакциях: число атомов химических элементов, вступивших в химическую реакцию равно числу атомов химических элементов, полученных в результате реакции.

 Рассмотрим примеры составления уравнений химических реакций.

1. **Основный оксид**  **+** **кислотный оксид** **=** **соль**

 Na2O + SO3 = Na2 SO4

 MgO + N2O5 = Mg(NO3)2

1. **Основание + кислота = соль + вода**

 2NaOH + H2 SO4 =Na2 SO4 + H2O

 Al(OH)3 + 3 HCl = AlCl3 + 3H2O

1. **Основный оксид**  **+** **кислота = соль + вода**

 Na2O + H2SO4 = Na2 SO4 + H2O

 MgO + 2 HCl = MgCl2 + H2O

1. **Соль + Щелочь = новое Основание + новая Соль**

 CuCl2 + NaOH = Cu(OH)2↓ + NaCl

 Na2SO4 + Ba(OH)2 = 2NaOH + ВаSO4↓

1. **Соль + Ме = другая Соль + другой Ме**

 CuCl2 + Sn = SnCl2 + Cu

 CuSO4 + Sn = SnSO4 + Cu

**занятие №9-10**

**Тема 1.6. Химические реакции**

Таб.10 Классификация химических реакций

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Признаки классификации | Типы химических реакций | Общая схема превращений | Примеры  |
| Состав и число веществ, вступивших в реакцию и продуктов | 1. Разложения
2. Соединения
3. Замещения
4. Обмена
 | AB → A+BA+B→ ABAB + C → A + BCAB + CD = AD+BC  | 2Н2О→H2+O2H2+O2→2Н2ОCuSO4 +Fe→ FeSO4+CuВаCl2+H2SO4 = ВаSO4↓+2HCl |
| Обратимость  | 1. Обратимые
2. Необратимые
 | AB ⇆ A+BAB + CD = AD↑++ BC↓ | 2Н2О⇆H2+O22HCl +Са →СаCl2 + H2↑ |
| Изменение степени окисления | 1.Без изменения степени окисления2.С изменением степени окисления | Ва2+Cl2-+ H+2SO42-= Ва2+SO42-+2 H+Cl-Cu2+SO42-+ Fe0 → Fe2+SO42-+ Cu0 |

Реакция разложения – химическая реакция, в которой из одного сложного вещества получается два или несколько простых или сложных веществ.

Реакция соединения – химическая реакция, в которой

замещения, обмена.

Окислительно-восстановительные реакции – процессы, в результате которых происходит смещение или переход валентных электронов от атомов с меньшей электроотрицательностью к атомам с большей электроотрицательностью.

Восстановление – процесс присоединение электронов.

Окисление – процесс отдачи электронов.

Окислитель – атом или ион, который присоединяет электрон.

Восстановитель – атом или ион, который отдает электрон.

**Решение задач по уравнениям химических реакций. Окислительно-восстановительные реакции.**

1. Окислительно-восстановительные реакции.
2. Расставьте коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса: С + HNO3 → CO2 + NO + Н2О

Алгоритм решения:

 0 +1 +5 -2 +4 -2 +2-2 +1 -2

1. Расставить степени окисления: С + HNO3 → CO2 + NO + Н2О;
2. степень окисления простых веществ равна нулю;
3. сумма всех степеней окисления элементов в сложном веществе равна нулю (CO2: С+4 О-2×2= – 4, +4 +(– 4) = 0);
4. Найти восстановителя и окислителя: С – отдает 4 валентных электрона, поэтому является восстановителем; HNO3 – окислитель. Составляем схемы передачи электронов, учитывая, что сумма отданных восстановителем электронов равна сумме принятых окислителем электронов:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  0 +4 | НОК | коэффициенты |
| С – 4 е- → С |  | 3 |
| +5 +2 | 12 |  |
| N + 3 е- → N  |  | 4 |

1. Расставить коэффициенты при окислителе и восстановителе и их продуктах в реакции: 0 +5 +4 +2

3С + 4HNO3 → 3CO2 + 4NO + Н2О

1. Число атомов химических элементов, вступивших в реакцию равно числу атомов химических элементов, полученных в результате реакции. Проверим одинаково ли количество атомов каждого химического элемента слева и справа, подбираем коэффициент для молекулы воды:

 3С + 4HNO3 → 3CO2 + 4NO + 2Н2О

1. Решение задач по уравнениям химических реакций

Вычисление масс и объемов веществ, при известном количестве одного из вступающих или получающихся в реакции веществ

1. Какая масса осадка получиться при взаимодействии 0,5 моль хлорида калия с избытком раствора нитрата серебра?

Алгоритм решения:

|  |  |
| --- | --- |
| Дано:n(KCl) = 0,5 моль | Решение: 1) Записать уравнение химической реакции и расставить коэффициенты:0,5 моль хгKCl + AgNO3 = AgCl↓ + KNO3 1 моль 143,5г  |
| m(AgCl) – ? |

2)Над веществами в уравнении записываем то, что дано по условиям задания; под веществами в уравнении записываем данные из формулы веществ (количество вещества, молярные массы и объемы)

1. Составляем пропорции: из 1 моль KCl получают 143,5г AgCl

 из 0,5 моль KCl – хг AgCl

 m(AgCl) = $\frac{0,5 моль\*143,5г}{1 моль}$ = 71,75г

Ответ: m(AgCl) = 71,75г.

1. Какой объем водорода потребуется для полного восстановления 3 моль оксида меди (II)?

 Алгоритм решения:

|  |  |
| --- | --- |
| Дано:n(CuO) = 3 моль | Решение: 1) Записать уравнение химической реакции и расставить коэффициенты:3 моль xл CuO + H2 = Cu + Н2О 1 моль 22,4л  |
| V(H2) – ? |

2)Над веществами в уравнении записываем то, что дано по условиям задания; под веществами в уравнении записываем данные из формулы веществ (количество вещества, молярные объемы)

3) Составляем пропорции:

для восстановления 1 моль CuO нужно 22,4л H2 для восстановления 3 моль CuO – хл H2

 V(H2) = $\frac{3 моль\*22,4л}{1 моль}$ = 67,2л

Ответ: V(H2) = 67,2л [4, с.21].

Расчеты по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ, дано в избытке

1. Сколько получится чистой меди при восстановлении 160г оксида меди (II) водородом объемом 50л?

Алгоритм решения:

|  |  |
| --- | --- |
| Дано:n(CuO) = 3 моль | Решение: 1) Записать уравнение химической реакции и расставить коэффициенты:3 моль xл CuO + H2 = Cu + Н2О 1 моль 22,4л  |
| V(H2) – ? |

2)Над веществами в уравнении записываем то, что дано по условиям задания; под веществами в уравнении записываем данные из формулы веществ (количество вещества, молярные объемы)

3) Составляем пропорции:

для восстановления 1 моль CuO нужно 22,4л H2 для восстановления 3 моль CuO – хл H2

 V(H2) = $\frac{3 моль\*22,4л}{1 моль}$ = 67,2л

Ответ: V(H2) = 67,2л [4, с.23].

Расчеты по химическим уравнениям с выходом продукта

1. Каков выход продукта, если при взаимодействии 34г нитрата натрия с концентрированной серной кислотой получили 22,7г азотной кислоты?

Алгоритм решения:

|  |  |
| --- | --- |
| Дано:m (NaNO3) = 34гmпракт(HNO3)= 22,7г | Решение:  34г xг2 NaNO3 + H2SO4 = Na2SO4 + 2 HNO3 2\* 85 г/моль 2\* 63 г/моль М (NaNO3) = 85г/моль; М (HNO3) = 63г/моль  |
| ω вых (HNO3) – ? |

 а) Составляем пропорции для нахождения теоретического выхода азотной кислоты:

из (2моль\*85г/моль) 170г NaNO3 можно получить (2\*63 г/моль) 126г HNO3 из 34г NaNO3 – Хг HNO3

 mтеор(HNO3) = $\frac{34г\*126г}{170г}$ = 25,2г;

б) Находим ω HNO3  от теоретически возможного выхода продукта:

ω вых (HNO3) = $\frac{m практ(HNO3)}{m теор(HNO3)}$ = 0,9 или 90%

Ответ: ω вых (HNO3) = 90% [3, с.24].

Вычисление масс и объемов продуктов реакции по массе (объему) исходного вещества, содержащего примеси

1. Какая масса оксида кальция, содержащего 15% примесей, потребуется для получения 800г карбида кальция?

|  |  |
| --- | --- |
| Дано:ω (прим.) = 15%m (CaC2) = 800г | Решение:  CaO + C = CaC2 + CO 56 г 64 г М (CaO) = 56г/моль; М (CaC2) = 64г/моль  |
| m (CaO) – ? |

 а) Находим чистую массу оксида кальция по уравнению реакции, составляя пропорции:

для получения 64 г CaC2 необходимо 56г CaO

для получения 800г CaC2 – Хг CaO

 m чист(CaO)= $\frac{34г\*126г}{170г}$$ \frac{800г\*56г}{64г}$ = 700г;

б) Находим m (CaO) с учетом содержания примесей:

100% – 15% примесей = 85% чистого вещества CaO

 700г CaO составляет 85% от чистого вещества

Необходимо взять Хг CaO – 100%

m (CaO) с учетом примесей = $\frac{700г\*100\%}{85\%}$ = 823,53г

Ответ: m (CaO) с учетом примесей = 823,53г [3, с.25].