**И.В.ТРИГУБЧАК**

**Пособие-репетитор по химии**

**Пояснительная записка**

Курс «Пособие-репетитор по химии» рассчитан на два учебных года (10-й и 11-й классы). Годовой объем занятий составляет 102 ч (по три академических часа в неделю). В течение первого года обучения рассматриваются вопросы общей и неорганической химии, а также основные типы расчетных и качественных задач. В течение второго года обучения углубленно изучается органическая химия, задачи усложняются и комбинируются, формируется умение анализировать комбинированную задачу, выделять в ней отдельные фрагменты.

В настоящее время вступительные экзамены по химии в различные вузы страны проводятся в трех основных формах:*устно* (билет включает в себя теоретические вопросы, расчетные и качественные задачи), *письменно*(в форме контрольной работы) и *в форме теста*. Каждое занятие курса должно включать в себя обязательную подготовку ко всем перечисленным формам проведения экзаменов.

Для подготовки к устному ответу учащиеся получают конспекты, составленные в форме рабочей тетради. При подготовке к занятию ученик прорабатывает конспект по теме, используя дополнительную литературу (см. список рекомендуемой литературы); информацию, выделенную курсивом, ученик добавляет в конспект самостоятельно. Отметим, что каждый конспект предваряется планом и представляет собой ответ на вопрос программы для поступающих в вузы; в конспекте содержится минимум информации, необходимой абитуриенту, и для детальной проработки темы необходима дополнительная литература.

На следующем этапе подготовки к занятию ученик выполняет тест по теме. На каждый вопрос теста может быть предложен один или несколько правильных ответов; полный правильный ответ оценивается в 2 балла, неполный или полностью неправильный – в 0 баллов. При любой форме сдачи вступительных экзаменов по химии большое внимание уделяется решению расчетных и качественных задач. Все расчетные и качественные задачи, которые должен уметь решать абитуриент, разбиты на блоки. Если в блоке возможно разделение задач по уровню сложности, выделяются уровень А (средний уровень сложности) и уровень В (высокий уровень сложности). В зависимости от уровня подготовки ученика возможен дифференцированный подход к обучению решения задач. В каждом занятии к типовым задачам даются ответы, а для некоторых предлагаются развернутые решения.

Таким образом, на каждом занятии ведется целенаправленная и систематическая подготовка ко всем возможным формам сдачи вступительного экзамена по химии. Такая методика работы оправдывает себя и очень актуальна в условиях постоянно изменяющихся требований вузов.

***Литература***

Химия. Пособие-репетитор для поступающих в вузы. Под ред. А.С.Егорова. Ростов-на-Дону: Феникс, 2003;

*Пузаков С.А., Попков В.А*. Пособие по химии. М.: Высшая школа, 2004;

*Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л*. Химия. Для школьников старших классов и поступающих в вузы. М.: Дрофа, 2001;

*Левитина Т.П.* Справочник по органической химии. СПб.: Паритет, 2002;

*Хомченко Г.П., Хомченко И.Г*. Пособие по химии для поступающих в вузы. М.: Новая волна, 2000.

**Тематическое планирование курса  
«Пособие-репетитор по химии»**

**10-й класс, первый год обучения**

Занятие 1. Основные химические понятия. Тесты по теме. Задачи на определение количества вещества по базовым формулам.

Занятие 2. Основные химические законы. Тесты по теме. Задачи на основные химические законы.

Занятие 3. Современные представления о строении атома. Тесты по теме. Задачи на определение элементного состава вещества и вывод формулы сложного вещества по известному элементному составу.

Занятие 4.Строение электронной оболочки атома. Тесты по теме. Задачи на определение формулы вещества по продуктам сгорания.

Занятие 5. Периодический закон и система химических элементов Д.И.Менделеева. Тесты по теме. Задачи на изотопы и упражнения на ядерные реакции.

Занятие 6. Химическая связь. Строение вещества. Тесты по теме. Задачи на газы и газовые смеси.

Занятие 7. Гидролиз солей. Тесты по теме. Задачи и упражнения по теме «Гидролиз солей».

Занятие 8. Растворы. Тесты по теме. Задачи на основные способы выражения концентрации раствора (массовая доля, объемная доля, молярная концентрация).

Занятие 9. Теория электролитической диссоциации. Реакции ионного обмена. Тесты по теме. Задачи, связанные с понятием «степень электролитической диссоциации». Упражнения по теме «Реакции ионного обмена».

Занятие 10. Окислительно-восстановительные реакции. Тесты по теме. Упражнения по окислительно-восстановительным реакциям (электронный и электронно-ионный баланс).

Занятие 11. Электролиз. Тесты по теме. Задачи на электролиз.

Занятие 12. Классификации химических реакций. Тесты по теме. Задачи на простейшие стехиометрические расчеты, избыток-недостаток, примеси и практический выход реакции.

Занятие 13. Основы термохимии. Тепловые эффекты химических реакций. Тесты по теме. Задачи на основные термохимические расчеты.

Занятие 14. Основы химической кинетики. Состояние химического равновесия. Тесты по теме. Задачи и упражнения по химической кинетике.

Занятие 15. Оксиды. Тесты по теме. Задачи на растворимость.

Занятие 16. Основания. Тесты по теме. Задачи на смешивание растворов.

Занятие 17. Кислоты. Тесты по теме. Задачи на кристаллогидраты.

Занятие 18. Соли. Цепочки превращений веществ (генетическая связь между классами неорганических соединений).

Занятие 19. Общая характеристика металлов. Электрохимический ряд напряжений. Тесты по теме. Задачи на погружение пластинки в раствор соли.

Занятие 20. Щелочные металлы. Тесты по теме. Задачи и упражнения на щелочные металлы.

Занятие 21. Металлы IIa подгруппы. Жесткость воды. Тесты по теме. Задачи и упражнения на металлы IIa подгруппы.

Занятие 22. Алюминий и другие элементы IIIa подгруппы. Тесты по теме. Задачи на смеси.

Занятие 23. Железо и его соединения. Тесты по теме. Задачи на альтернативные реакции.

Занятие 24. Цинк и его соединения. Тесты по теме. Задачи и упражнения на амфотерные металлы.

Занятие 25. Хром и его соединения. Тесты по теме. Качественные задачи по идентификации веществ.

Занятие 26. Марганец. Перманганат калия и продукты его восстановления в различных средах. Тесты по теме. Качественные задачи на обсуждение попарного взаимодействия веществ.

Занятие 27. Водород. Пероксид водорода. Тесты по теме. Качественные задачи на разделение смесей.

Занятие 28. Кислород. Озон. Вода. Тесты по теме. Задачи на водород, кислород и их соединения.

Занятие 29. Галогены и их важнейшие соединения. Тесты по теме. Задачи и упражнения на галогены и их соединения.

Занятие 30. Сера и ее соединения. Тесты по теме. Задачи и упражнения на серу и ее соединения. Задачи на олеум.

Занятие 31. Фосфор и его соединения. Тесты по теме. Задачи и упражнения на фосфор и его соединения.

Занятие 32. Азот и его соединения. Тесты по теме. Задачи и упражнения на азот и его соединения.

Занятие 33. Углерод и его соединения. Тесты по теме. Задачи и упражнения на углерод, кремний и их соединения.

Занятие 34. Кремний и его соединения. Тест по общей и неорганической химии.

**Тематическое планирование курса   
«Пособие-репетитор по химии»**

**11-й класс, второй год обучения**

Занятие 1. Теоретические положения органической химии\*.

Занятие 2. Классификации реакций в органической химии.

Занятие 3. Алканы.

Занятие 4. Циклоалканы.

Занятие 5.Алкены.

Занятие 6. Диены. Каучуки.

Занятие 7. Алкины.

Занятие 8.Арены. Бензол.

Занятие 9. Гомологи бензола.

Занятие 10. Одноатомные спирты.

Занятие 11. Многоатомные спирты.

Занятие 12. Фенолы.

Занятие 13. Альдегиды. Кетоны.

Занятие 14. Карбоновые кислоты.

Занятие 15. Эфиры.

Занятие 16. Жиры.

Занятие 17. Углеводы. Моносахариды.

Занятие 18. Углеводы. Полисахариды.

Занятие 19. Амины.

Занятие 20. Аминокислоты.

Занятие 21. Пептиды. Белки.

Занятие 22. Понятие о гетероциклах.

Занятие 23. Нуклеиновые кислоты.

Занятие 24. Окислительно-восстановительные реакции в органической химии (обобщение).

Занятие 25–34. Обобщение изученного материала. Анализ и решение заданий вступительных экзаменов различных вузов.

**ЗАНЯТИЕ 1  
10-й класс**(первый год обучения)

***Основные химические понятия***

В предлагаемом конспекте даны определения основных химических понятий, многие из которых будут рассмотрены более подробно при изучении соответствующих тем курса.

Все окружающие нас физические тела состоят из веществ.

*Вещество* – это вид материи, который имеет массу покоя и характеризуется постоянными физическими и химическими свойствами, позволяющими отличить его от других веществ. Для сравнения: другой вид материи – поле – не имеет массы покоя.

*Физические свойства вещества* – совокупность сведений о свойствах вещества, которые можно измерить физическими методами. К ним относятся агрегатное состояние, плотность, растворимость, температуры плавления, кипения, цвет, вкус, запах и т.д.

*Химические свойства вещества*– совокупность сведений о том, с какими другими веществами и при каких именно условиях реагирует данное вещество.

*Агрегатное состояние вещества*– это физическое состояние, в котором находится вещество при определенных давлении и температуре. В настоящее время выделяют четыре основных агрегатных состояния – твердое, жидкое, газообразное и плазму. Газ характеризуется хаотическим движением слабо взаимодействующих молекул, не имеет постоянной структуры, собственной формы и объема. Жидкость обычно состоит из молекул, находящихся в постоянном тепловом движении, имеет объем, но не имеет формы. Твердое вещество отличается упругостью, имеет определенные объем и форму, может иметь как упорядоченную, так и неупорядоченную структуру, моно- или поликристаллическую. Плазма – полностью или почти полностью ионизированный газ.

*Физические явления* – явления, при которых изменяется форма или агрегатное состояние вещества или же образуются новые атомы (например, при ядерных реакциях).

*Химические явления*– явления, при которых одни вещества превращаются в другие, имеющие новый состав и свойства; состав ядер при этом не меняется. Характерными признаками, по которым можно судить о том, что имеет место химические явление (реакция), являются изменение цвета и запаха, образование осадка, выделение газа, теплоты или света.

Для выражения состава вещества в химии применяют *химические формулы.* Различают*эмпирические* *формулы* (или брутто-формулы), они показывают качественный и количественный состав вещества, и *структурные формулы*, они показывают состав и строение структурных единиц вещества.

Для отражения химических явлений (реакций) используют определенную форму записи –*химические уравнения.* Любое химическое уравнение должно быть правильно составлено в соответствии с законом сохранения массы веществ. В левой части химического уравнения записывают исходные реагенты, в правой – продукты реакции.

*Реагент* – исходное вещество, участвующее в химической реакции (может быть в виде молекул, атомов или ионов).

*Продукт реакции* – вещество, образующееся в результате химической реакции.

*Атом* (от греч. *atomos* – неделимый) – электронейтральная система взаимодействующих элементарных частиц, состоящая из ядра и электронов. Атом сохраняется во всех химических превращениях и является носителем свойств химического элемента.

К основным *элементарным частицам* относятся протоны, нейтроны, электроны (так же существуют и достаточно изучены позитрон, нейтрино и др.). Протоны и нейтроны составляют ядро атома и имеют общее название – нуклоны. Электроны движутся вокруг ядра.

Главной характеристикой любого атома является заряд ядра (*Z*), равный числу протонов. Вид атомов с одинаковым зарядом ядра и идентичными химическими свойствами называется*химическим элементом*. В настоящее время известно более 110 химических элементов, 89 из которых встречаются в природе, остальные получены искусственным путем.

*Молекула* – это электронейтральная наименьшая совокупность атомов, образующих определенную структуру посредством химических связей. Молекула сохраняет все свойства данного вещества. Если молекула состоит из атомов одного элемента, то *вещество – простое*. В*сложном веществе* молекулы состоят из атомов разных видов.

Каждый элемент образует как минимум одно простое вещество. Некоторые химические элементы проявляют способность к аллотропии.

*Аллотропия* – способность химических элементов образовывать несколько простых веществ, различающихся по строению и свойствам. Различают два вида аллотропии: первая возникает вследствие различия в составе молекул (например, кислород и озон), вторая является следствием различного строения молекул (например, алмаз, графит и карбин). Разные простые вещества, образованные одним и тем же химическим элементом, называют аллотропными модификациями. Вследствие аллотропии число известных простых веществ (~400) гораздо больше числа химических элементов.

В природе, как правило, встречаются не чистые вещества, а *смеси* – системы, возникающие в результате смешивания двух и более компонентов, сохраняющих свои свойства. Состав смеси не является постоянным. С помощью физических методов смесь можно разделить на исходные вещества. Различают гомогенные (однородные) и гетерогенные (неоднородные) смеси.

*Гомогенной* называется смесь, в которой между компонентами нет поверхности раздела (воздух, истинные растворы).

*Гетерогенной* называется смесь, в которой между компонентами есть поверхность раздела (песок и соль, вода и масло, вода и мел).

Поскольку использовать при расчетах абсолютные значения масс атомов неудобно (например, масса атома водорода 1,67•10–27 кг), в химии используют атомную единицу массы (а.е.м.).

*Атомная единица массы* (а.е.м., углеродная единица) – 1/12 часть массы атома углерода-12, 1 а.е.м. составляет примерно 1,66•10–27 кг.

*Относительная атомная масса* (*Аr*) – отношение массы атома к 1/12 части массы атома углерода-12. Величина *Аr* – безразмерная.

*Относительная молекулярная масса* (*Мr*) – отношение массы молекулы вещества к 1/12 части массы атома углерода-12. Величина *Мr* – безразмерная, она вычисляется как сумма всех *Аr*элементов, входящих в состав данной молекулы.

Единицей количества вещества в химии является моль.

*Моль*– это количество вещества, содержащее столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов и др.), сколько их содержится в 12 г углерода-12 (примерно 6,02•1023 – *число Авогадро,* *N*A).

*Молярная масса Мrвещества* – масса 1 моль вещества, отношение абсолютной массы вещества к количеству вещества, численно равна *Мr*, но измеряется в г/моль.

*Валентность*элемента – способность атома данного химического элемента образовывать определенное число химических связей с атомами других элементов. Обычно валентность равна числу неспаренных электронов на внешнем уровне атома, но возможны исключения. Так, если элемент образует ковалентные связи и по обменному, и по донорно-акцепторному механизму, его валентность определяется общим числом орбиталей на внешнем уровне (NH4+, HNO3, N2O5). Одни элементы проявляют постоянную валентность, другие – переменную. Причиной переменной валентности является возможность распаривания электронов в атомах многих элементов при переходе в возбужденное состояние.

*Степень окисления*– характеристика способности атомов химического элемента отдавать и принимать электроны. Эта величина условная, она рассчитывается из предположения, что в молекуле вещества только ионные связи. Степень окисления может принимать и положительные, и отрицательные значения, быть целочисленной, дробной, равной нулю.

*Гибридизация*– выравнивание электронных орбиталей по форме и энергии. Отдельные *s*, *p*, *d* и другие электронные орбитали какого-либо атома способны при образовании связей с другими атомами «смешиваться», образуя новые, так называемые «гибридные» орбитали.

***Тест по теме   
«Основные химические понятия»***

(Возможно несколько правильных ответов)

**1.** Объемные доли азота и этилена (С2Н4) в смеси одинаковы. Массовые доли газов в этой же смеси:

а) одинаковы; б) больше у азота;

в) больше у этилена; г) зависят от давления.

**2.** Масса 10 м3 воздуха при н.у. равна (в кг):

а) 20,15; б) 16,25; в) 14,50; г) 12,95.

**3.** 465 мг фосфата кальция содержат следующее число катионов и анионов соответственно:

а) 2,7•1021 и 1,8•1021; б) 4,5•1020 и 3,0•1020;

в) 2,7•1025 и 1,8•1025; г) 1,2•1025 и 1,1•1025.

**4.** Число моль молекул воды, содержащееся в 18,06•1022 молекулах воды, равно:

а) 0,667; б) 0,5; в) 0,3; г) 12.

**5.** Из приведенных ниже веществ к простым относятся:

а) серная кислота; б) сера;

в) водород; г) бром.

**6.** Атом, имеющий массу 2,66•10–26 кг, соответствует элементу:

а) сера; б) магний;

в) кислород; г) цинк.

**7.** Частица, являющаяся химически делимой, это:

а) протон; б) молекула;

в) позитрон; г) атом.

**8.** Об углероде как о простом веществе говорится в утверждении:

а) углерод распространен в природе в виде изотопа с массовым числом 12;

б) углерод при горении в зависимости от условий может образовывать два оксида;

в) углерод входит в состав карбонатов;

г) углерод имеет несколько аллотропных модификаций.

**9.** Валентность атома – это:

а) число химических связей, образованных данным атомом в соединении;

б) степень окисления атома;

в) число отданных или принятых электронов;

г) число электронов, недостающее до получения электронной конфигурации ближайшего инертного газа.

**10.** Какое из следующих явлений является химическим?

а) Плавление льда; б) электролиз воды;

в) возгонка йода; г) фотосинтез.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| а | г | а | в | б, в, г | в | б | б, г | а | б, г |

***Задачи на определение количества вещества  
по базовым формулам***

(По известным массе, объему, числу структурных единиц)

Уровень А

**1.** Сколько атомов хрома содержится в 2 г дихромата калия?

*Ответ*. 8,19•1021.

**2.** Каких атомов – железа или магния – больше в земной коре и во сколько раз? Массовая доля железа в земной коре составляет 5,1%, магния – 2,1%.

*Ответ*. Атомов железа больше, чем атомов магния в 1,04 раза.

**3.** Какой объем (в л) занимают:

а) 1,5•1022 молекул фтора;

б) 38 г фтора;

в) 1•1023 молекул кислорода?

*Ответ*. а) 0,558; б) 22,4; в) 3,72.

**4.** Найти массу (в г) одной молекулы: а) воды;

б) плавиковой кислоты; в) азотной кислоты.

*Ответ*. а) 2,99•10–23; б) 3,32•10–23; в) 1,046•10–22.

**5.** Сколько молей вещества содержится в:

а) 3 г трифторида бора;

б) 20 л хлористого водорода;

в) 47 мг пентаоксида фосфора;

г) 5 мл воды?

*Ответ*. а) 0,044; б) 0,893; в) 0,33; г) 0,28.

**6.** Металл массой 0,4 г содержит 6,02•1021 атомов. Определить металл.

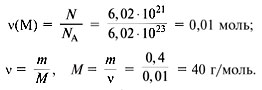
*Дано*:

*N* = 6,02•1021 атомов,  
*m*(M) = 0,4 г.

*Найти:*

*металл.*

*Решение*

**

*Искомый металл – Ca.*

*Ответ. Кальций.*

***7.****На одной чашке весов находится некоторое количество медных стружек, на другой чашке весов – порция магния, содержащая 75,25•1023 атомов магния, при этом весы находятся в состоянии равновесия. Какова масса порции медных стружек?*

*Ответ. 300 г.*

***8.****Вычислить количество вещества кальция, содержащегося в 62 кг фосфата кальция.*

*Ответ. 600 моль.*

***9.****В образце сплава меди с серебром число атомов меди равно числу атомов серебра. Вычислить массовую долю серебра в сплаве.*

*Ответ. 62,8%.*

***10.****Найти массу одной структурной единицы поваренной соли NaCl.*

*Ответ. 9,72•10–23 г.*

***11.****Найти молярную массу вещества, если масса одной его молекулы составляет 5,31•10–23 г.*

*Ответ. 32 г/моль.*

***12.****Найти молярную массу газообразного вещества, если 112 мл его при н.у. имеют массу 0,14 г.*

*Ответ. 28 г/моль.*

***13.****Найти молярную массу газообразного вещества, если при н.у. 5 г этого вещества занимают объем 56 л.*

*Ответ. 2 г/моль.*

***14.****Где содержится больше атомов водорода: в 6 г воды или в 6 г этилового спирта?*

*Ответ. В 6 г этилового спирта.*

***15.****Сколько граммов кальция содержится в 1 кг гипса?*

*Ответ. 232,5 г.*

***16.****Вычислите в соли Мора, которая имеет формулу Fe(NH4)2(SO4)2•6H2O, массовые доли (в %):*

*а) азота; б) воды; в) сульфат-ионов.*

*Ответ. а) 7,14; б) 27,55; в) 48,98.*

*Уровень В*

***1.****К 100 г 20%-го раствора соляной кислоты добавили 100 г 20%-го раствора гидроксида натрия. Сколько структурных единиц соли NaCl и молекул воды содержит полученный раствор?*

*Ответ. 5,65•1024 молекул воды и 3,01•1023  
структурных единиц соли NaCl.*

***2.****Определить массу 8,2 л газовой смеси гелия, аргона и неона (н.у.), если на один атом гелия в этой смеси приходится два атома неона и три атома аргона.*

*Ответ. 10 г.*

***3.****В каком соотношении по массе необходимо смешать 2%-е растворы хлорида калия и сульфата натрия, чтобы в итоговом растворе ионов натрия было по массе в четыре раза больше, чем ионов калия?*

*Ответ. 6,46 : 1.*

***4.****Плотность жидкого кислорода при температуре –183 °С равна 1,14 г/см3. Во сколько раз увеличится объем кислорода при переходе его из жидкого состояния в газообразное при н.у.?*

*Ответ. В 798 раз.*

***5.****Чему равна массовая доля серной кислоты в растворе, в котором числа атомов водорода и кислорода равны между собой?*

*Решение*

*Раствор H2SO4 состоит из H2SO4 и H2O. Пусть http://him.1september.ru/2005/22/nu.gif(H2SO4) = x моль, тогда http://him.1september.ru/2005/22/nu.gif(H в H2SO4) = 2xмоль;*

*http://him.1september.ru/2005/22/nu.gif(H2O) = y моль, тогда http://him.1september.ru/2005/22/nu.gif(H в H2O) = 2y моль.*

*Сумма http://him.1september.ru/2005/22/nu.gif(H в р-ре) = (2x + 2y) моль.*

*Определим количество вещества атомарного кислорода:*

*http://him.1september.ru/2005/22/nu.gif(O в H2SO4) = 4x моль, http://him.1september.ru/2005/22/nu.gif(O в H2O) = y моль.*

*Сумма http://him.1september.ru/2005/22/nu.gif(O в р-ре) = (4x + y) моль.*

*Поскольку числа атомов O и H равны между собой, то 2x + 2y = 4x + y.*

*Решая уравнение, получаем: 2x = y. Если*

*x = http://him.1september.ru/2005/22/nu.gif(H2SO4) = 1 моль, то y = http://him.1september.ru/2005/22/nu.gif(H2O) = 2 моль.*

*m(H2SO4) = http://him.1september.ru/2005/22/nu.gif(H2SO4)•M(H2SO4) = 1•98 = 98 г;*

*m(H2O) = http://him.1september.ru/2005/22/nu.gif(H2O)•M(H2O) = 2•18 = 36 г;*

*m(р-ра) = m(H2SO4) + m(H2O) = 98 + 36 = 134 г.*

*Массовая доля серной кислоты в растворе:*

*http://him.1september.ru/2005/22/26-1.jpg*

*Ответ. 73,13%.*

***6.****Вычислить объем углекислого газа (н.у.), который добавили к 5,6 л (н.у.) угарного газа, если известно, что число электронов в полученной смеси стало в 14,5 раза больше числа Авогадро.*

*Ответ. 11,2 л.*

***7.****В образце йодида кальция общее число атомов меньше, чем в 1 г хлорида натрия, но больше, чем в 1 г бромида алюминия. Определить область допустимых значений массы йодида кальция.*

*Ответ. 1,47 г < m < 3,35 г.*

***8.****Вещество Х содержит только ионы с электронной конфигурацией 1s22s22p6. Суммарное число молей ионов в три раза больше числа молей вещества Х. Массовая доля металла в веществе Х меньше 50%. Определить вещество.*

*Ответ. Фторид магния.*

***9.****Сколько молекул содержится в стакане воды емкостью 200 мл?*

*Ответ. 6,69•1024.*

***10.****Чему равна масса одного кубометра воздуха при н.у.?*

*Ответ. 1 кг 295 г.*

***11.****Вычислить массу бромид-ионов, которые попадут в организм с 10 мл микстуры, если в 200 мл микстуры содержится по 2 г бромида натрия и бромида калия.*

*Ответ. 145 мг.*

***12.****Вычислить массу нитрата хрома(III), в которой содержится 1026 протонов.*

*Ответ. 338 г.*

**ЗАНЯТИЕ 2  
10-й класс** (первый год обучения)

***Основные химические законы***

(Периодический закон Д.И.Менделеева рассматривается отдельно.)

Атомно-молекулярное учение. В 1741 г. М.В.Ломоносов впервые высказал предположения об атомно-молекулярном строении вещества, достаточно близкие к нашим представлениям. По определению Ломоносова, все вещества состоят из*элементов*(атомов), которые могут соединяться в *корпускулы* (молекулы). Позже, в 1803 г., Дж.Дальтон также приходит к выводу о существовании атомов как мельчайших частиц вещества. Таким образом, Ломоносова и Дальтона можно в полной мере считать авторами атомно-молекулярного учения, основные положения которого следующие:

|  |
| --- |
| М.В.Ломоносов (1711–1765) |
| ***М.В.Ломоносов (1711–1765)*** |

1. Все вещества состоят из молекул, т.е. химическое соединение – это совокупность одинаковых (с химической точки зрения) молекул.

|  |
| --- |
| Дж.Дальтон (1766–1844) |
| ***Дж.Дальтон (1766–1844)*** |

2. Молекулы состоят из атомов, причем молекулы простых веществ состоят из атомов одного вида (одного химического элемента), а молекулы сложных веществ – из атомов разных видов (разных химических элементов).

3. Атомы и молекулы находятся в непрерывном хаотическом движении.

Закон постоянства состава вещества (Ж.Л.Пруст, 1799 г.). Качественный и количественный состав соединений молекулярной структуры является постоянным, независимо от способа получения соединения. Закон применим к соединениям с молекулярным строением, т е. к соединениям с ковалентными связями (большинство органических соединений, неорганические кислоты, газы и т.д.).

|  |
| --- |
| Ж.Л.Пруст (1754–1826) |
| ***Ж.Л.Пруст (1754–1826)*** |

Закон сохранения массы (М.В.Ломоносов, 1748 г., А.Л.Лавуазье, 1789 г.). Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, получившихся в результате реакции. Этот закон является частным случаем общего закона природы – закона сохранения массы и энергии в закрытых системах.

|  |
| --- |
| А.Л.Лавуазье (1743–1794) |
| ***А.Л.Лавуазье (1743–1794)*** |

Закон Авогадро (А.Авогадро, 1811 г., С.Канниццаро, 1858 г.) В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.

|  |
| --- |
| А.Авогадро (1776–1856) |
| ***А.Авогадро (1776–1856)*** |

Следствия из закона Авогадро:

1) при одинаковых условиях равные количества вещества различных газов занимают одинаковые объемы;

2) при нормальных условиях, т.е. температуре (*Т* = 273 К (0 °С) и давлении *р* = 101,3 кПа (1 атм,  
760 мм рт. ст.), 1 моль любого газа занимает объем, равный 22,4 л;

|  |
| --- |
| С.Канниццаро (1826–1910) |
| ***С.Канниццаро (1826–1910)*** |

3) некоторые авторы формулируют еще одно следствие из закона Авогадро, применяемое при решении расчетных задач: относительной плотностью газа Х по газу Y называется величина, равная отношению молярной массы газа Х к молярной массе газа Y (при одинаковых условиях):

http://him.1september.ru/2006/01/8-9.jpg

Закон эквивалентов (И.В.Рихтер, 1792 г.). Массы веществ, вступающих в химическую реакцию, прямо пропорциональны их эквивалентам.

|  |
| --- |
| И.В.Рихтер (1762–1807) |
| ***И.В.Рихтер (1762–1807)*** |

*Химический эквивалент элемента* – такая его масса, которая соединяется с единицей массы водорода или с 8 единицами массы кислорода или замещает эти количества в их соединениях.

*Э* = *А*/В,

где *А* – атомная масса элемента; В – валентность элемента, например:

*Э*(О) = 16/2 = 8.

*Эквивалентный объем* любого бинарного газа равен 11,2 л/моль.

На основе закона эквивалентов выведены формулы для расчета эквивалентных масс сложных веществ:

|  |
| --- |
| Д.И.Менделеев (1834–1907) |
| ***Д.И.Менделеев (1834–1907)*** |

*Э*(оксида) = молярная масса оксида/(валентность элемента•число атомов элемента в оксиде), например:

*Э*(Al2O3) = 102/(3•2) = 17;

*Э*(кислоты) = молярная масса кислоты/основность кислоты, например:

*Э*(H2SO4) = 98/2 = 49;

*Э*(основания) = молярная масса основания/кислотность основания, например:

*Э*(Ca(OH)2) = 74/2 = 37;

*Э*(соли) = молярная масса соли/(валентность металла•число атомов металла), например:

*Э*(Na2SO4) = 142/(1•2) = 71.

Уравнение Менделеева–Клапейрона (уравнение состояния идеального газа) описывает соотношение между давлением газа, его объемом, количеством вещества и температурой:

*pV* =http://him.1september.ru/2006/01/nu.gif*RT*,

где *p* – давление, кПа; *V* – объем, л; http://him.1september.ru/2006/01/nu.gif – количество вещества газа, моль; *R* – универсальная газовая постоянная:

*R* = 8,314 Дж/(моль•К) = 0,082 л•атм/(моль•К);

*Т* – температура, К.

Объединенный газовый закон (Клапейрона):

http://him.1september.ru/2006/01/9-3.jpg

|  |
| --- |
| Б.Клапейрон (1799–1864) |
| ***Б.Клапейрон (1799–1864)*** |

***Тест по теме «Основные химические законы»***

**1.** При н.у. равное число молекул содержат 5 г водорода и объем гелия, равный (в л):

а) 22,4; б) 44,8; в) 56,0; г) 112.

**2.** Плотность паров серы по воздуху составляет 2,21. Молекула серы при этих условиях имеет следующую молекулярную формулу:

а) S; б) S2; в) S6; г) S8.

**3.** В баллоне объемом 50 л при 20 °С находится аргон под давлением 80 атм. Масса этого аргона равна (в кг):

а) 6,66; б) 8,93; в) 7,62; г) 9,13.

**4.** Масса порции карбоната натрия, в которой содержится 3,01•1023 атомов натрия, равна (в г):

а) 53; б) 26,5; в) 106; г) 41,5.

**5.** Объем (в л, н.у.) порции метана, содержащей 4,816•1023 атомов водорода, равен:

а) 4,48; б) 17,92; в) 35,84; г) 71,68.

**6.** Относительная плотность некоторого газа по воздуху равна 2. Чему равна плотность этого газа по гелию?

а) 7,25; б) 14,5; в) 29; г) 58.

**7.** Эквивалент сульфата аммония равен:

а) 132; б) 66; в) 264; г) 11,2.

**8.** При н. у. объем 10 г газообразного водорода больше объема 10 г жидкой воды приблизительно в:

а) 11 200 раз; б) 22 400 раз;

в) 44 800 раз; г) 2240 раз.

**9.** Абсолютная плотность (кг/м3) углекислого газа, измеренная при н.у., равна:

а) 1,25; б) 1,96; в) 1,429; г) 1,2506.

**10.** Соотношение масс ионов в йодиде алюминия составляет:

а) 0,54:5; б) 0,72:4,3; в) 0,54:7,62; г) 0,54:2,54.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| в | б | а | б | а | б | б | а | б | в |

***Задачи на основные химические законы***

***Закон постоянства состава вещества***

**1.** При разложении одного образца оксида ртути из 2,16 г его получили 2 г ртути, а из 2,63 г другого образца – 2,435 г ртути. Соответствует ли это закону постоянства состава?

*Ответ.*Да.

**2.** 6 г оксида кремния(IV) получено нагреванием 2,8 г кремния в токе кислорода. При сгорании силана образовалось 60 г оксида кремния(IV) и 36 г воды. При этом было израсходовано 64 г кислорода. Согласуются ли эти данные с законом постоянства состава?

*Ответ.*Да.

**3.** При окислении 6,35 г некоторого металла получено 7,95 г оксида, а при восстановлении 1 г этого оксида образовалось 0,799 г металла. Согласуются ли эти данные с законом постоянства состава?

*Ответ.*Да.

***Закон сохранения массы вещества***

**1.** Прокаливанием 100 г известняка получено 56 г оксида кальция и 22,4 л (н.у.) углекислого газа. Противоречит ли это закону сохранения массы веществ?

*Ответ.*Нет.

**2.** С целью получения сульфида алюминия была подвергнута нагреванию на воздухе смесь 27 г алюминия с 60 г серы. По окончании реакции обнаружилось, что получилось 75 г продукта реакции. Противоречит ли это закону сохранения массы веществ?

*Ответ.*Нет.

***Объединенный газовый закон  
(уравнение Менделеева–Клапейрона)***

Уровень А

**1.** 400 мл двухатомного газа при 27 °С и 133 322 Па имеют массу 0,685 г. Определить газ.

*Ответ.*О2.

**2.** Определить объем (в л), занимаемый 0,07 кг азота при 21 °С и давлении 1065 мм рт. ст.

*Ответ.*43 л.

**3.** Чему равно атмосферное давление на вершине Казбека, если при 0 °С масса 1 л взятого там воздуха составляет 700 мг? *Ответ.*54,8 кПа.

**4.** При 17 °С и давлении 780 мм рт. ст. масса 624 мл газа равна 1,56 г. Вычислить молярную массу газа.

*Ответ.*58 г/моль.

**5.** Масса колбы вместимостью 750 мл, наполненной при 27 °С кислородом, равна 83,3 г. Масса пустой колбы составляет 82,1 г. Определить давление кислорода.

*Ответ.*124,71 кПа.

**6.** 246 л хлороводорода, измеренного при температуре 27 °С и давлении 1 атм, растворены в 1 л воды. Рассчитать массовую долю (в %) соляной кислоты в полученном растворе. Сколько литров хлора можно получить при окислении этого раствора дихроматом калия?

*Ответ.*26,7%, 47,96 л.

Уровень  Б

**1.** Как изменится давление газовой смеси, состоящей из равных мольных долей азота и водорода, если 60% водорода прореагирует с образованием аммиака?

*Ответ.* Уменьшится в 1,25 раза.

**2.** К 20 мл сернистого газа добавили 30 мл углекислого газа (50 °С, 98 кПа). Во сколько раз число электронов в этой смеси будет меньше числа Авогадро?

*Дано:*

*V*(SO2) = 20 мл,

*V*(СO2) = 30 мл,

*Т* = 50 °C, или 323К,

*р* = 98 кПа.

*Найти:*

*N*A/*N*(*e*).

*Решение*

*pV* = http://him.1september.ru/2006/01/nu.gif*RT*, http://him.1september.ru/2006/01/nu.gif =*pV*/*RT*.

1) http://him.1september.ru/2006/01/nu.gif(SO2) = 98•0,02/(8,314•323) = 0,00073 моль.

1 моль SO2 содержит 32 моль *е*, поэтому:

http://him.1september.ru/2006/01/nu.gif(*e* в SO2)= 0,00073•32 = 0,02335 моль.

2) http://him.1september.ru/2006/01/nu.gif(СO2) = 98•0,03/(8,314•323) = 0,001 моль.

1 моль СO2 содержит 22 моль *е*, поэтому:

http://him.1september.ru/2006/01/nu.gif(*e* в СO2) = 0,001•22 = 0,024 моль.

http://him.1september.ru/2006/01/nu.gif(*e*в смеси) = 0,024 + 0,02335 = 0,04735 моль.

*N*A/*N*(*e* в смеси) = http://him.1september.ru/2006/01/nu.gif(*N*A)/http://him.1september.ru/2006/01/nu.gif(*e*в смеси) = 1 моль/http://him.1september.ru/2006/01/nu.gif(*e*в смеси) = 1/0,04735 = 21 раз.

*Ответ*. в 21 раз.

**3.** Газ, полученный при прокаливании 4,9 г бертолетовой соли, смешали в сосуде емкостью 4 л с газом, полученным при взаимодействии 6 г кальция с избытком воды. Определить объемные доли (в %) газов в смеси и давление в сосуде (температура 0 °С, давлением водяных паров пренебречь).

*Ответ.* 119,16 кПа, 28,6% и 71,4%.

**4.** Азот смешали с водородом в молярном соотношении 1:5 при давлении 10,13 мПа и температуре 450 °С, полученную смесь пропустили через контактный аппарат для синтеза аммиака. Объем газов, вышедших из аппарата при 450 °С и 8,78 мПа, оказался равен исходному объему газов, измеренному до реакции. Определить объемную долю аммиака в реакционной смеси и степень превращения (в %) азота в аммиак. *Ответ.* 15,4% и 40%.

**5.** Сернистый газ растворили в воде при повышенном давлении. К раствору прилили бромную воду до исчезновения окраски брома, а затем избыток хлорида бария. Отфильтрованный и высушенный осадок имел массу 23,3 г. Какой объем сернистого газа, измеренного при температуре 17 °С и давлении 120,5 кПа, был растворен в воде?

*Ответ.* 2 л.

**6.** Угарный газ смешали с водородом в соотношении 1:2,5 при давлении 98,7 кПа и температуре 300 °С. Полученную смесь пропустили через контактный аппарат для синтеза метанола. Объем газов, вышедших из аппарата при температуре 300 °С и давлении 78,9 кПа, оказался равен исходному объему газов, измеренному до реакции. Определить объемную долю паров метанола в смеси и степень превращения (в %) угарного газа в метанол.

*Ответ.* 12,5% и 35%.

**7.** В закрытый сосуд объемом 10 л при температуре 27 °С ввели 140 г угарного газа и 256 г кислорода. После нагревания до 427 °С прореагировало 50% угарного газа и установилось равновесие. Как изменилось давление в сосуде после установления равновесия? *Ответ.*Увеличилось в 2,1 раза.

***Закон эквивалентов***

**1.** При прокаливании на воздухе 5,4 г металла получено 10,2 г его оксида. Определить металл.

*Ответ.* Al.

**2.** Некоторое количество металла, эквивалент которого равен 28, вытесняет из кислоты 0,7 л водорода (н.у.). Определить массу металла.

*Ответ.*1,75 г.

**3.** При сгорании 5 г металла образуется 9,44 г его оксида. Определить металл.

*Ответ.*Al.

**4.** Определить металл, для окисления 4,17 г которого требуется 0,68 л кислорода (н.у.).

*Ответ.* Ba.

**5.** Для растворения 16,8 г металла потребовалось 14,7 г серной кислоты. Определить металл и рассчитать объем выделившегося водорода.

*Ответ.* Cd, 3,36 л.

**6.** При взаимодействии 1,28 г металла с водой выделилось 380 мл водорода, измеренного при 21 °С и давлении 104,5 кПа. Определить металл.

*Ответ*. K.

**7.** Докажите, что существуют бинарные соединения, содержащие 12,5% водорода (по массе).

*Решение*

Пусть масса образца *m*(образца) = 100 г, тогда

*m*(Н) = 12,5 г, *m*(Х) = 100 – 12,5 = 87,5 г.

Эквивалент водорода:

Э(Н) = *Ar*(H)/валентность = 1/1 = 1.

По закону эквивалентов:

*m*(Х)/*m*(Н) = Э(Х)/Э(Н).

Отсюда Э(Х) = *m*(Х)•Э(Н)/*m*(Н) = 87,5•1/12,5 = 7.

Валентность (Х) равна I Ю *Ar*(X) = 1•7 = 7 (Li), бинарное соединение LiH;

X(II) http://him.1september.ru/2006/01/str2.jpg *Ar*(X) = 14 (N), [NH2] http://him.1september.ru/2006/01/str2.jpg N2H4 (гидразин);

X(III) http://him.1september.ru/2006/01/str2.jpg *Ar*(X) = 21 (–), нет элемента, гидрид которого 21ЭН3; X(IV) http://him.1september.ru/2006/01/str2.jpg *Ar*(X) = 28 (Si), SiH4;

X(V) http://him.1september.ru/2006/01/str2.jpg *Ar*(X) = 35 (–); X(VI) Ю *Ar*(X) = 42 (–);

X(VII) http://him.1september.ru/2006/01/str2.jpg *Ar*(X) = 49 (–).

*Ответ*. LiH, N2H4, SiH4.

**8.** При взаимодействии 6,85 г металла с водой выделяется 1,12 л водорода (н.у.). Определить металл.

*Ответ.* Ba.

**9.** При взаимодействии 1,04 г некоторого металла с избытком кислоты выделилось 0,448 л водорода (н.у.). Определить металл.

*Ответ.* Cr.

**ЗАНЯТИЕ 3  
10-й класс** (первый год обучения)

***Современные представления о строении атома***

До конца XIX в. атом считали неделимой частицей, но последовавшие позже открытия (радиоактивность, фотоэффект) поколебали это убеждение. Сейчас известно, что атом состоит из элементарных частиц, основные из которых – протон, нейтрон, электрон.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Частица** | **Обозначение** | **Заряд** | **Относительная атомная масса** |
| Протон | p | + | 1 |
| Нейтрон | n | 0 | 1 |
| Электрон | e | – | 1/1840 |

После открытия основных элементарных частиц, входящих в состав атома, встал вопрос об их местонахождении, т.е. о строении атома. В 1911 г. Томсон предложил свою модель строения атома, которая получила условное название «пудинг с изюмом». Согласно этой модели атом представляет собой некую субстанцию, в которой равномерно распределены протоны, нейтроны и электроны. Число протонов равно числу электронов, поэтому атом в целом электронейтрален.

В 1913 г. Резерфорд ставит опыт, результаты которого модель Томсона объяснить не может (рис.).Это заставляет Резерфорда предложить свою модель строения атома, получившую название планетарной. Согласно этой модели атом состоит из ядра, в котором сконцентрирована основная масса атома, поскольку ядро содержит протоны и нейтроны; вокруг ядра на огромной скорости вращаются электроны. Поскольку модель Резерфорда содержала ряд противоречий, Н.Бором были введены постулаты, устраняющие эти противоречия.

|  |
| --- |
| Рис. Схема установки в опыте Резерфорда: 1 – источник -излучения; 2 – золотая фольга; 3 – экран с покрытием из сульфида цинка |
| *Рис. Схема установки в опыте Резерфорда: 1 – источник http://him.1september.ru/2006/02/alfa.gif-излучения; 2 – золотая фольга; 3 – экран с покрытием из сульфида цинка* |

1-й постулат. Электроны вращаются вокруг ядра не по произвольным, а по строго определенным, стационарным орбитам.

2-й постулат. При движении по стационарной орбите электрон не излучает и не поглощает энергию. Изменение энергии происходит при переходе электрона с одной стационарной орбиты на другую.

Но теория Резерфорда–Бора дает удовлетворительные результаты только для атома водорода. Современные представления о строении атома подчиняются *квантовой модели строения атома*, которая учитывает волновые свойства элементарных частиц. Приведем ее основные положения.

|  |
| --- |
| Э.Резерфорд (1871–1937) |
| *Э.Резерфорд (1871–1937)* |

• Электрон имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу, т.е. ведет себя и как частица, и как волна. Как частица, электрон обладает массой и зарядом; как волна, он обладает способностью к дифракции.

|  |
| --- |
| Н.Бор (1885–1962) |
| *Н.Бор (1885–1962)* |

• Для электрона невозможно одновременно точно измерить координату и скорость.

• Электрон в атоме не движется по определенным траекториям, а может находиться в любой части околоядерного пространства, однако вероятность его нахождения в разных частях этого пространства неодинакова. Область пространства, где вероятнее всего находится электрон, называется *орбиталью*\*.

• Ядра атомов состоят из протонов и нейтронов, имеющих общее название – *нуклоны*.

Параметры для характеристики атомов

*Массовое число* *А*– сумма чисел протонов и нейтронов атома.

*Заряд ядра* Z – число протонов, определяется по порядковому номеру элемента в таблице Д.И.Менделеева. В 1913 г. английским физиком Г.Мозли было установлено, что положительный заряд ядра атома (в условных единицах) равен порядковому номеру элемента в периодической системе Д.И.Менделеева.

*Число нейтронов* *N* определяется как разность между массовым числом и зарядом ядра (учитывая, что массой электрона можно пренебречь).

*Изотопы*– атомы одного элемента, имеющие одинаковый заряд ядра (следовательно, и количество электронов), но различное число нейтронов (следовательно, различные массовые числа). Например, элемент водород имеет три изотопа: протий, дейтерий и тритий. Первые два существуют в природе, тритий получен искусственным путем. Подавляющее большинство химических элементов имеет разное число природных изотопов с разным процентным содержанием каждого из них. Относительная атомная масса элемента, которая приводится в периодической системе, – это средняя величина массовых чисел природных изотопов данного элемента с учетом процентного содержания каждого из этих изотопов. Химические свойства всех изотопов одного химического элемента одинаковы. Следовательно, химические свойства элемента зависят не от атомной массы, а от заряда ядра.

Помимо изотопов существуют *изобары* – атомы разных химических элементов, которые имеют одинаковые массовые числа, и *изотоны* – атомы разных химических элементов, которые имеют одинаковое число нейтронов.

Радиоактивность. Ядерные реакции

*Радиоактивностью* называют самопроизвольное превращение неустойчивого изотопа одного химического элемента в изотоп другого элемента, сопровождающееся испусканием элементарных частиц или ядер.

*Периодом полураспада* (*Т*1/2) называется время, за которое распадается половина исходного количества радиоактивного изотопа.

http://him.1september.ru/2006/02/10-2.jpg

где *m*0 – начальная масса вещества, *m*ост – масса остатка, *t* – время процесса, *Т*1/2 – период полураспада.

К основным видам радиоактивного распада относятся:

http://him.1september.ru/2006/02/alfa.gif-*распад* (http://him.1september.ru/2006/02/alfa.gif-частица – ядро атома 42He). При испускании http://him.1september.ru/2006/02/alfa.gif-частицы ядро теряет два протона и два нейтрона, например:

http://him.1september.ru/2006/02/10-3.jpg

http://him.1september.ru/2006/02/bet.gif–-*распад* (http://him.1september.ru/2006/02/bet.gif–-частица – электрон). При испускании электрона заряд ядра увеличивается на 1, а массовое число не изменяется, например:

http://him.1september.ru/2006/02/10-4.jpg

*Позитронный*(http://him.1september.ru/2006/02/bet.gif+)*распад* (http://him.1september.ru/2006/02/bet.gif+-частица – позитрон, обладает массой электрона и положительным зарядом). Число протонов в ядре при позитронном распаде уменьшается на 1, а массовое число не изменяется, например:

http://him.1september.ru/2006/02/10-5.jpg

*Электронный захват*. При захвате ядром электрона заряд ядра уменьшается на 1, а массовое число остается прежним, например:

http://him.1september.ru/2006/02/10-6.jpg

Уравнения ядерных реакций должны удовлетворять правилу равенства сумм индексов:

а) сумма массовых чисел частиц, вступающих в реакцию, равна сумме массовых чисел частиц – продуктов реакции;

б) сумма зарядов частиц, вступающих в реакцию, и сумма зарядов образовавшихся частиц – продуктов реакции – равны между собой.

***Тест по теме  
«Современные представления о строении атома»***

**1.** Число протонов в атоме элемента, который находится в четвертом периоде и в главной подгруппе   
V группы периодической системы Д.И.Мендлеева, равно:

а) 75; б) 42; в) 33; г) 23.

**2.** Изотопы – это частицы, имеющие одинаковое число:

а) протонов; б) нейтронов;

в) нуклонов; г) электронов.

**3.** Что одинаковое в атомах126С и 146С?

а) Массовое число; б) число протонов;

в) число электронов; г) радиоактивные свойства.

**4.** Чему равен заряд ядра атома натрия?

а) 0; б) +1; в) +11; г) +23.

**5.** Чему равен заряд ядра атома азота?

а) 0; б) +7; в) +14; г) –1.

**6.** Выберите атомы, в которых число протонов равно числу нейтронов:

а) 2H; б) 11B; в) 16O; г) 38K.

**7.** Cколько протонов и электронов содержит нитрит-ион?

а) 46*р*, 46*е*; б) 23*р*, 24*е*; в) 23*р*, 23*е*; г) 46*р*, 47*е*.

**8.** В результате серии последовательных радиоактивных распадов изотоп 22888Ra превращается в устойчивый изотоп20882Pb. Сколько http://him.1september.ru/2006/02/alfa.gif- и http://him.1september.ru/2006/02/bet.gif-распадов включает эта серия ядерных превращений?

а) 10http://him.1september.ru/2006/02/alfa.gif, 6http://him.1september.ru/2006/02/bet.gif; б) 10http://him.1september.ru/2006/02/alfa.gif, 5http://him.1september.ru/2006/02/bet.gif; в) 5http://him.1september.ru/2006/02/alfa.gif, 4http://him.1september.ru/2006/02/bet.gif; г) 5http://him.1september.ru/2006/02/alfa.gif, 6http://him.1september.ru/2006/02/bet.gif.

**9.** В природе существуют два стабильных изотопа водорода и три изотопа кислорода. Сколько разных стабильных молекул воды существует в природе?

а) 5; б) 6; в) 8; г) 9.

**10.** Число элементов, образующих следующие вещества: легкая вода, тяжелая вода, сверхтяжелая вода, пероксид водорода, кислород, озон, – равно:

а) 6; б) 5; в) 3; г) 2.

***Ключ к тексту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| в | б | б, в | в | а | а, в, г | б | в | г | г |

#### Задачи на определение элементного состава вещества и вывод формулы сложного вещества по известному элементному составу

Уровень А

**1.** Вычислить, в каком из оксидов железа больше массовая доля металла.

*Ответ.*http://him.1september.ru/2006/02/o1.gif(Fe) в FeO – 77,8%.

**2.** Сколько граммов кальция содержится в 250 г известняка?

*Ответ.*100 г.

**3.** Рассчитать массу сернистого газа, в которой содержится 8 г серы.

*Ответ.*16 г.

**4.** Рассчитать массу питьевой соды, содержащую 30 г углерода.

*Ответ.*210 г.

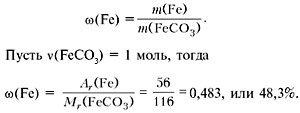
**5.** Технический хлорид алюминия содержит 98% чистого вещества, остальное составляют примеси, не содержащие хлора. Вычислить процентное содержание хлора в этом химическом продукте.

*Ответ.*78,5%.

**6.** Железные руды относятся к богатым, если содержание железа в них более 50% по массе. Определить, относится ли к богатым рудам карбонат железа(II).

*Решение*

Для FeCO3 массовая доля железа:



*Ответ*. FeCO3 не относится к богатым рудам.

**7.** Образец соединения фосфора и брома массой 81,3 г содержит 9,3 г фосфора. Определить формулу этого соединения.

*Ответ.*PBr3.

**8.** Органическое вещество содержит 82,76% углерода и 17,24% водорода; 2,74 г этого вещества при температуре 37 °С и давлении 0,5 атм занимают объем 2,4 л. Определить молекулярную формулу вещества.

*Ответ.*C4H10.

**9.** Органическое вещество содержит 40% углерода, 53,3% кислорода, 6,7% водорода; 15 г этого вещества при температуре 18 °С и давлении 610 мм рт. ст. занимают объем 14,9 л. Определить молекулярную формулу вещества.

*Ответ.*CH2O.

**10.** Найти отношения масс элементов в гидроксиде магния и в пропане.

*Ответ. m*(Mg) : *m*(O) : *m*(H) = 12 : 16 : 1,

*m*(C) : *m*(Н) = 9 : 2.

**11.** Вычислить массу нитрата серебра, содержащего столько же серебра, сколько его содержится в 696 г оксида серебра.

*Ответ.*1020 г.

**12.** Определить простейшую формулу вещества, содержащего (мол. %) 7,69% серебра, 23,08% азота, 46,15% водорода, 23,08% кислорода.

*Ответ.*AgN3H6O3.

**13.** В молекулах двух веществ соотношение чисел атомов С : Н : О = 1 : 2 : 1. Масса 100 мл паров первого из них при н.у. составляет 0,402 г. Молекулярная масса у второго вещества в два раза больше, чем у первого. Определить вещества.

*Ответ.*С3Н6О3, С6Н12О6.

**14.** Вывести молекулярную формулу вещества, имеющего состав (массовая доля в процентах):

а) натрия – 36,51, серы – 25,39, кислорода – 38,1;

б) натрия – 29,11, серы – 40,51, кислорода – 30,38;

в) калия – 26,53, хрома – 35,37, кислорода – 38,1;

г) водорода – 4,17, кремния – 29,17, кислорода – 66,67;

д) калия – 28,16, хлора – 25,63, кислорода – 46,21.

*Решение* (14б)

Представим искомую формулу в виде Na*x*S*y*O*z*. Запишем массовые доли элементов http://him.1september.ru/2006/02/o1.gif(Э) и их относительные атомные массы *Ar*(Э) в виде таблицы.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Элемент** | **http://him.1september.ru/2006/02/omega.gif** | **Ar** |
| Na | 29,11% | 23 |
| S | 40,51% | 32 |
| O | 30,38% | 165 |

http://him.1september.ru/2006/02/11-3.jpg

Разделим все три числа соотношения на наименьшее (1,266), получим простое соотношение: 1 : 1: 1,5. Умножим все три числа на 2, получим: 2 : 2 : 3. Отсюда формула вещества – Na2S2O3.

*Ответ*. а – Na2SO3, б – Na2S2O3, в – K2Cr2O7, г – H4SiO4, д – KClO4.

Уровень  Б

**1.** Определить формулу вещества, состоящего из кислорода, азота, фосфора и водорода, если известно, что оно содержит 48,5% кислорода; количество атомов азота в нем в 2 раза больше количества атомов фосфора, а количество атомов водорода – в 2,25 раза больше количества атомов кислорода. Молярная масса вещества меньше 200 г/моль.

*Ответ.*Гидрофосфат аммония (NH4)2HPO4.

**2.** Неизвестная соль содержит элемент X, а также водород, азот и кислород в следующем массовом соотношении: 12 : 5 : 14 : 48 (в порядке перечисления). Определить формулу соли.

*Ответ.*Гидрокарбонат аммония NH4HCO3.

**3.** Написать формулу углеводорода, в котором масса углерода равна массе водорода.

*Ответ.*CT4, *где*T – 31H, *тритий*.

**4.** В порции кристаллогидрата ацетата калия содержится 3,612•1023атомов углерода и 1,084•1024атомов водорода. Установить формулу кристаллогидрата.

*Ответ.*2СН3СООК•3Н2О.

**ЗАНЯТИЕ 4  
10-й класс** (первый год обучения)

***Строение электронной оболочки атома***

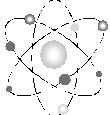
**План**

1. Квантовые числа (главное, побочное, магнитное, спиновое).

2. Закономерности заполнения электронной оболочки атома: принцип Паули, принцип наименьшей энергии, правило Клечковского, правило Гунда.

3. Определения понятий: «электронная оболочка», «электронное облако», «энергетический уровень», «энергетический подуровень», «электронный слой».

Атом состоит из ядра и электронной оболочки. *Электронная оболочка атома* – это совокупность всех электронов в данном атоме. От строения электронной оболочки атома напрямую зависят химические свойства данного химического элемента. Согласно квантовой теории каждый электрон в атоме занимает определенную орбиталь и образует *электронное облако*, которое является совокупностью различных положений быстро движущегося электрона.

Для характеристики орбиталей и электронов используют *квантовые числа*.

*Главное квантовое число n* характеризует энергию и размеры орбитали и электронного облака, принимает значения целых чисел – от 1 до бесконечности (*n* = 1, 2, 3, 4, 5, 6…). Орбитали, имеющие одинаковые значения *n*, близки между собой по энергии и по размерам, они образуют один энергетический уровень.

*Энергетический уровень* – это совокупность орбиталей, имеющих одинаковое значение главного квантового числа. Энергетические уровни обозначают либо цифрами, либо большими буквами латинского алфавита (1 –*K*, 2 –*L*, 3 –*M*, 4 –*N*, 5 –*O*, 6 –*P*, 7 –*Q*). С увеличением порядкового номера энергия орбиталей увеличивается.

*Электронный слой* – это совокупность электронов, находящихся на одном энергетическом уровне.

На одном энергетическом уровне могут находиться электронные облака, имеющие различные геометрические формы.

*Побочное (орбитальное) квантовое число* *l*характеризует формы орбиталей и облаков, принимает значения целых чисел от 0 до *n*– 1.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Энергетический уровень | Значения главного квантового числа *n* | Значения побочного квантового числа *l* |
| K | 1 | 0 (s) |
| L | 2 | 0, 1 (s, p) |
| M | 3 | 0, 1, 2 (s, p, d) |
| N | 4 | 0, 1, 2, 3 (s, p, d, f) |

Орбитали, для которых *l* = 0, имеют форму сферы и называются *s*-*орбиталями*. Они содержатся на всех энергетических уровнях, причем на *К*-уровне есть только *s*-орбиталь.

Орбитали, для которых *l* = 1, имеют форму вытянутой восьмерки и называются *р*-*орбиталями*. Они содержатся на всех энергетических уровнях, кроме первого (*К*).

Орбитали, для которых *l* = 2, называются *d*-*орбиталями*. Их заполнение электронами начинается с третьего энергетического уровня.

Заполнение *f*-*орбиталей*, для которых *l* = 3, начинается с четвертого энергетического уровня.

Энергия орбиталей, находящихся на одном энергетическом уровне, но имеющих разную форму, неодинакова: E*s*< E*p*< E*d* < E*f*, поэтому на одном уровне выделяют разные энергетические подуровни.

*Энергетический подуровень* – это совокупность орбиталей, которые находятся на одном энергетическом уровне и имеют одинаковую форму. Орбитали одного подуровня имеют одинаковые значения главного и побочного квантовых чисел, но отличаются направлением (ориентацией) в пространстве.

*Магнитное квантовое число ml* характеризует ориентацию орбиталей (электронных облаков) в пространстве и принимает значения целых чисел от –*l* через 0 до +*l*. Число значений *ml*определяет число орбиталей на подуровне, например:

*s*-подуровень: *l* = 0, *ml* = 0 – одна орбиталь;

*p*-подуровень: *l* = 1, *ml* = –1, 0, +1 – три орбитали;

*d*-подуровень: *l* = 2, *ml* = –2, –1, 0, +1, +2 – пять орбиталей.

Таким образом, число орбиталей на подуровне равно 2*l* + 1. Общее число орбиталей на одном энергетическом уровне – *n*2. Общее число электронов на одном энергетическом уровне – 2*n*2. Графически любая орбиталь изображается в виде клетки (*квантовой ячейки*).

Итак, каждая орбиталь и электрон, находящийся на этой орбитали, характеризуются тремя квантовыми числами: главным, побочным и магнитным. Электрон характеризуется еще одним квантовым числом – *спином*.

*Спиновое квантовое число ms, спин*(от англ. *spin* – кружение, вращение) – характеризует вращение электрона вокруг своей оси и принимает только два значения: +1/2 и –1/2. Электрон со спином +1/2 условно изображают так: http://him.1september.ru/2006/03/sverh.gif; со спином –1/2: http://him.1september.ru/2006/03/svniz.gif.

Заполнение электронной оболочки атома подчиняется следующим законам.

П р и н ц и п П а у л и. В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел.

П р и н ц и п н а и м е н ь ш е й э н е р г и и. Основное (устойчивое) состояние атома характеризуется минимальной энергией. Поэтому электроны заполняют орбитали в порядке увеличения их энергии.

П р а в и л о К л е ч к о в с к о г о. Электроны заполняют энергетические подуровни в порядке увеличения их энергии. Этот порядок определяется значением суммы главного и побочного квантовых чисел (*n* + *l*): 1*s*, 2*s*, 2*p*, 3*s*, 3*p*, 4*s*, 3*d*, 4*p*, 5*s*, 4*d*, 5*p*, 6*s*, 4*f*, 5*d*, 6*p*, 7*s*, 5*f*, 6*d*.

П р а в и л о Г у н д а. На одном подуровне электроны располагаются так, чтобы абсолютное значение суммы спиновых квантовых чисел (суммарного спина) было максимальным. Это соответствует устойчивому состоянию атома.

Например, электронные формулы магния, железа и теллура имеют вид:

Mg(+12) 1*s*22*s*22*p*63*s*2;

Fe(+26) 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*64*s*23*d*6;

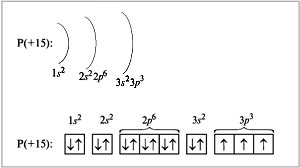
Te(+52) 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*64*s*23*d*104*p*65*s*24*d*105*p*4.

Исключения в четвертом периоде составляют атомы хрома и меди, в которых происходит проскок (переход) одного электрона с 4*s*-подуровня на 3*d*-подуровень, что объясняется большой устойчивостью образующихся при этом электронных конфигураций 3*d*5 и 3*d*10. Таким образом, электронные формулы атомов хрома и меди имеют вид:

Cr(+24) 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*64*s*13*d*5;

Cu(+29) 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*64*s*13*d*10.

Для характеристики электронного строения атома можно использовать схемы электронного строения, электронные и электронно-графические формулы, например:



***Тест по теме «Строение электронной оболочки атома»***

(Возможно несколько правильных ответов)

**1.** Элемент, невозбужденный атом которого не содержит неспаренных электронов, это:

а) магний; б) углерод; в) сера; г) цинк.

**2.** Электронная конфигурация иона Cl+ в основном электронном состоянии (этот ион образуется при действии ультрафиолетового излучения на сильно нагретый хлор) имеет вид:

а) [Ne] 3*s*23*p*5; б) [Ne] 3*s*13*p*6;

в) [Ne] 3*s*23*p*4; г) [Ne] 3*s*23*p*6.

**3.** Элементу 2-го периода для завершения внешнего уровня не хватает трех электронов. Этот элемент:

а) бор; б) углерод; в) азот; г) фосфор.

**4.** Формула высшего оксида некоторого элемента – ЭО3. Какую конфигурацию валентных электронов может иметь этот элемент в основном состоянии?

а) 4*d*6; б) 2*s*22*p*4; в) 3*s*23*p*4; г) 3*s*13*d*5.

**5.** Чему равно орбитальное квантовое число 3*р*-электрона?

а) 1; б) 3; в) 0; г) +1/2.

**6.** Число неспаренных электронов в атоме хрома в невозбужденном состоянии равно:

а) 1; б) 4; в) 5; г) 6.

**7.** Электронную конфигурацию внешнего электронного слоя 3*s*23*p*6имеют соответственно атом и ионы:

а) Ar, Cl–, S2–; б) Kr, K+, Ca2+;

в) Ne, Cl–, Ca2+; г) Ar, Cl–, Ca2+.

**8.** Число *d*-электронов у атома серы в максимально возбужденном состоянии равно:

а) 1; б) 2; в) 4; г) 6.

**9.** Распределение электронов в нормальном состоянии в атоме хрома по энергетическим уровням соответствует ряду цифр:

а) 2, 8, 12, 2; б) 2, 8, 8, 6;

в) 2, 8, 13, 1; г) 2, 8, 14, 0.

**10.** Ионы Ag+и Cs+ имеют соответственно следующие электронные формулы внешнего и предвнешнего энергетических уровней:

а) ...4*d*105*s*0 и ...5*p*66*s*1; б) ...4*d*95*s*1 и ...5*p*66*s*0;

в) ...4*d*105*s*0 и ...5*p*66*s*0; г) ...4*d*105*s*0 и ...5*p*56*s*1.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| а, г | в | в | в | а | г | а, г | б | в | в |

***Задачи на определение формулы вещества по продуктам сгорания***

**1.** При полном сгорании 0,88 г вещества образовалось 0,51 г углекислого газа и 1,49 г сернистого газа. Определить простейшую формулу вещества.

*Ответ*. CS2.

**2.** Установить истинную формулу органического вещества, если известно, что при сжигании 4,6 г этого вещества было получено 8,8 г углекислого газа и 5,4 г воды. Плотность паров этого вещества по водороду равна 23.

*Решение*

В исходном веществе присутствуют элементы С, Н и, возможно, О. Схема реакции:

http://him.1september.ru/2006/03/11-2.jpg

http://him.1september.ru/2006/03/nu.gif(СО2) = *m*(CO2)/*M*(CO2) = 8,8/44 = 0,2 моль,

http://him.1september.ru/2006/03/nu.gif(С) = http://him.1september.ru/2006/03/nu.gif(СО2) = 0,2 моль,

*m*(С) = http://him.1september.ru/2006/03/nu.gif(C)•*Ar*(C) = 0,2•12 = 2,4 г.

http://him.1september.ru/2006/03/nu.gif(Н2О) =*m*(H2O)/*M*(H2O) = 5,4/18 = 0,3 моль,

http://him.1september.ru/2006/03/nu.gif(Н) = 2http://him.1september.ru/2006/03/nu.gif(Н2О) = 0,6 моль,

*m*(Н) = http://him.1september.ru/2006/03/nu.gif(H)•*Ar*(H) = 0,6•1 = 0,6 г.

*m*(С) + *m*(Н) = 2,4 + 0,6 = 3 г – это меньше массы исходного вещества. Следовательно, в исходном веществе содержится кислород.

*m*(О) = 4,6 – 3 = 1,6 г,

http://him.1september.ru/2006/03/nu.gif(О) = *m*(О)/*Ar*(О) = 1,6/16 = 0,1 моль.

http://him.1september.ru/2006/03/nu.gif(С) : http://him.1september.ru/2006/03/nu.gif(Н) : http://him.1september.ru/2006/03/nu.gif(О) = 0,2 : 0,6 : 0,1 = 2 : 6 : 1.

Простейшая формула – С2Н6О (*М* = 46 г/моль).

Найдем молярную массу вещества, зная его относительную плотность по водороду:

*М*(в-ва) = http://him.1september.ru/2006/03/dh2.jpg•*М*(H2) = 23•2 = 46 г/моль.

Отсюда истинная формула – С2Н6О.

*Ответ*. С2Н6О.

**3.** При полном сгорании 12,3 г органического вещества образовалось 26,4 г углекислого газа, 4,5 г воды и выделилось 1,4 г азота. Определить молекулярную формулу вещества, если его молярная масса в 3,844 раза больше молярной массы кислорода.

*Ответ*. C6H5NO2.

**4.** При сгорании 20 мл горючего газа С*х*Н*y*расходуется 50 мл кислорода, а получается 40 мл углекислого газа и 20 мл водяных паров. Определить формулу газа.

*Решение*

Составим схему реакции:

http://him.1september.ru/2006/03/11-3.jpg

По третьему следствию из закона Авогадро объемы газов, участвующих в реакции, соотносятся между собой как простые целые числа, пропорциональные их объемам. Исходная схема реакции принимает вид:

2С*x*Н*y* + 5О2 http://him.1september.ru/2006/03/strpr.gif 4СО2 + 2Н2О (г.).

Отсюда находим индексы *х* и *у*: *х* = *у* = 2.

Заданный горючий газ – С2Н2.

*Ответ*. C2H2.

**5.** При сжигании 5,4 г неизвестного вещества в кислороде образовалось 2,8 г азота, 8,8 г углекислого газа и 1,8 г воды. Установить формулу вещества, если известно, что оно легче воздуха.

*Ответ*. HCN.

**6.** При сжигании 3,4 г неизвестного вещества в кислороде образовалось 2,8 г азота и 5,4 г воды. Установить формулу вещества, если известно, что оно легче воздуха.

*Ответ*. NH3.

**7.** При сжигании 1,7 г неизвестного вещества в кислороде образовалось 3,2 г сернистого газа и 0,9 г воды. Установить формулу вещества, если известно, что оно легче аргона.

*Ответ*. H2S.

**8.** Образец вещества массой 2,96 г в реакции с избытком бария при комнатной температуре дает 489 мл водорода (*Т* = 298 К, давление нормальное). При сжигании 55,5 мг того же вещества получили 99 мг углекислого газа и 40,5 мг воды. При полном испарении образца этого вещества массой 1,85 г его пары занимают объем 0,97 л при 473 К и 101,3 кПа. Определить вещество, привести структурные формулы двух его изомеров, отвечающих условиям задачи.

*Ответ*. С3Н6О2, изомеры – СН3СН2СООН  
и СН3С(О)СН2ОН.

**9.** При сгорании 2,3 г вещества образовалось 4,4 г углекислого газа и 2,7 г воды. Плотность паров этого вещества по воздуху равна 1,59. Определить молекулярную формулу вещества.

*Ответ*. С2Н6О.

**10.** Определить молекулярную формулу вещества, если известно, что 1,3 г его при сгорании образует 2,24 л углекислого газа и 0,9 г паров воды. Масса 1 мл этого вещества при н. у. равна 0,00116 г.

*Ответ.* C2H2.

**11.** При сжигании 1 моль простого вещества образовалось 1,344 м3 (н.у.) газа, который в 11 раз тяжелее гелия. Установить формулу сжигаемого вещества.

*Ответ.*С60.

**12.** При сжигании 112 мл газа было получено 448 мл углекислого газа (н.у.) и 0,45 г воды. Плотность газа по водороду составляет 29. Найти молекулярную формулу газа.

*Ответ*. С4Н10.

**13.** При полном сгорании 3,1 г органического вещества образовалось 8,8 г углекислого газа, 2,1 г воды и 0,47 г азота. Найти молекулярную формулу вещества, если масса 1 л паров его при н. у. составляет 4,15 г.

*Ответ*. C6H7N.

**14.**При сгорании 1,44 г органического вещества образовалось 1,792 л углекислого газа и 1,44 г воды. Установите формулу вещества, если его относительная плотность по воздуху составляет 2,483.

*Ответ*. С4Н8О.

**15.** При полном окислении 1,51 г гуанина образуется 1,12 л углекислого газа, 0,45 г воды и 0,56 л азота. Вывести молекулярную формулу гуанина.

*Ответ*. C5H5N5O.

**16.**При полном окислении органического вещества массой 0,81 г образуется 0,336 л углекислого газа, 0,53 г карбоната натрия и 0,18 г воды. Установить молекулярную формулу вещества.

*Ответ*. C4H4O4Na2.

**17.** При полном окислении 2,8 г органического вещества образовалось 4,48 л углекислого газа и 3,6 г воды. Относительная плотность вещества по воздуху 1,931. Установить молекулярную формулу данного вещества. Какой объем 20%-го раствора гидроксида натрия (http://him.1september.ru/2006/03/r.gif= 1,219 г/мл) необходим для поглощения выделившегося при сгорании углекислого газа? Какова массовая доля карбоната натрия в полученном растворе?

*Ответ*. С4Н8; 65,6 мл; 23,9%.

**18.** При полном окислении 2,24 г органического вещества образуется 1,792 л углекислого газа, 0,72 г воды и 0,448 л азота. Вывести молекулярную формулу вещества.

*Ответ*. C4H4N2O2.

**19.**При полном окислении органического вещества массой 2,48 г образуется 2,016 л углекислого газа, 1,06 г карбоната натрия и 1,62 г воды. Установить молекулярную формулу вещества.

*Ответ*. C5H9O2Na.

**ЗАНЯТИЕ 5  
10-й класс** (первый год обучения)

***Периодический закон и система химических элементов Д.И.Менделеева***

**План**

1. История открытия периодического закона и системы химических элементов Д.И.Менделеева.

2. Периодический закон в формулировке Д.И.Менделеева.

3. Современная формулировка периодического закона.

4. Значение периодического закона и системы химических элементов Д.И.Менделеева.

5. Периодическая система химических элементов – графическое отражение периодического закона. Строение периодической системы: периоды, группы, подгруппы.

6. Зависимость свойств химических элементов от строения их атомов.

1 марта (по новому стилю) 1869 г. считается датой открытия одного из важнейших законов химии – периодического закона. В середине XIX в. было известно 63 химических элемента, и возникла потребность в их классификации. Попытки такой классификации предпринимали многие ученые (У.Одлинг и Дж.А.Р.Ньюлендс, Ж.Б.А.Дюма и А.Э.Шанкуртуа, И.В.Деберейнер и Л.Ю.Мейер), но лишь Д.И.Менделееву удалось увидеть определенную закономерность, расположив элементы в порядке возрастания их атомных масс. Эта закономерность имеет периодический характер, поэтому Менделеев сформулировал открытый им закон следующим образом: *свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины атомной массы элемента.*

|  |
| --- |
| Д.И.Менделеев (1834–1907) |
| ***Д.И.Менделеев (1834–1907)*** |

В системе химических элементов, предложенной Менделеевым, был ряд противоречий, которые сам автор периодического закона устранить не смог (аргон–калий, теллур–йод, кобальт–никель). Лишь в начале XX в., после открытия строения атома, был объяснен физический смысл периодического закона и появилась его современная формулировка: *свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов.*

Такую формулировку подтверждает и наличие изотопов, химические свойства которых одинаковы, хотя атомные массы различны.

Периодический закон – один из основных законов природы и важнейший закон химии. С открытия этого закона начинается современный этап развития химической науки. Хотя физический смысл периодического закона стал понятен только после создания теории строения атома, сама эта теория развивалась на основе периодического закона и системы химических элементов. Закон помогает ученым создавать новые химические элементы и новые соединения элементов, получать вещества с нужными свойствами. Сам Менделеев предсказал существование 12 элементов, которые в то время еще не были открыты, и определил их положение в периодической системе. Свойства трех из этих элементов он подробно описал, и при жизни ученого эти элементы были открыты («экабор» – галлий, «экаалюминий» – скандий, «экасилиций» – германий). Кроме того, периодический закон имеет большое философское значение, подтверждая наиболее общие законы развития природы.

Графическим отражением периодического закона является периодическая система химических элементов Менделеева. Существует несколько форм периодической системы (короткая, длинная, лестничная (предложена Н.Бором), спиралеобразная). В России наибольшее распространение получила короткая форма. Современная периодическая система содержит 110 открытых на сегодняшний день химических элементов, каждый из которых занимает определенное место, имеет свой порядковый номер и название. В таблице выделяют горизонтальные ряды – периоды (1–3 – малые, состоят из одного ряда; 4–6 – большие, состоят из двух рядов; 7-й период – незавершенный). Кроме периодов выделяют вертикальные ряды – группы, каждая из которых подразделяется на две подгруппы (главную – а и побочную – б). Побочные подгруппы содержат элементы только больших периодов, все они проявляют металлические свойства. Элементы одной подгруппы имеют одинаковое строение внешних электронных оболочек, что обусловливает их схожие химические свойства.

|  |
| --- |
| Лестничная форма периодической системы элементов Д.И.Менделеева |
| ***Лестничная форма периодической системы элементов Д.И.Менделеева*** |

*Период* – это последовательность элементов (от щелочного металла до инертного газа), атомы которых имеют одинаковое число энергетических уровней, равное номеру периода.

|  |
| --- |
| Длинная форма периодической системы элементов Д.И.Менделеева |
| ***Длинная форма периодической системы элементов Д.И.Менделеева*** |

*Главная подгруппа* – это вертикальный ряд элементов, атомы которых имеют одинаковое число электронов на внешнем энергетическом уровне. Это число равно номеру группы (кроме водорода и гелия).

Все элементы в периодической системе разделяются на 4 электронных семейства (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-элементы) в зависимости от того, какой подуровень в атоме элемента заполняется последним.

*Побочная подгруппа* – это вертикальный ряд *d*-элементов, имеющих одинаковое суммарное число электронов на *d*-подуровне предвнешнего слоя и *s*-подуровне внешнего слоя. Это число обычно равно номеру группы.

Важнейшими свойствами химических элементов являются металличность и неметалличность.

*Металличность* – это способность атомов химического элемента отдавать электроны. Количественной характеристикой металличности является энергия ионизации.

*Энергия ионизации атома* – это количество энергии, которое необходимо для отрыва электрона от атома элемента, т. е. для превращения атома в катион. Чем меньше энергия ионизации, тем легче атом отдает электрон, тем сильнее металлические свойства элемента.

*Неметалличность*– это способность атомов химического элемента присоединять электроны. Количественной характеристикой неметалличности является сродство к электрону.

*Сродство к электрону* – это энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому, т. е. при превращении атома в анион. Чем больше сродство к электрону, тем легче атом присоединяет электрон, тем сильнее неметаллические свойства элемента.

Универсальной характеристикой металличности и неметалличности является электроотрицательность (ЭО) элемента.

ЭО элемента характеризует способность его атомов притягивать к себе электроны, которые участвуют в образовании химических связей с другими атомами в молекуле.

Чем больше металличность, тем меньше ЭО.

Чем больше неметалличность, тем больше ЭО.

При определении значений относительной ЭО по шкале Полинга за единицу принята ЭО атома лития (ЭО(Li) = 1); самым электроотрицательным элементом является фтор (ЭО(F) = 4).

В малых периодах от щелочного металла к инертному газу:

• заряд ядер атомов увеличивается;

• число энергетических уровней не изменяется;

• число электронов на внешнем уровне увеличивается от 1 до 8;

• радиус атомов уменьшается;

• прочность связи электронов внешнего слоя с ядром увеличивается;

• энергия ионизации увеличивается;

• сродство к электрону увеличивается;

• ЭО увеличивается;

• металличность элементов уменьшается;

• неметалличность элементов увеличивается.

Все *d*-элементы данного периода похожи по своим свойствам – все они являются металлами, имеют мало различающиеся радиусы атомов и значения ЭО, поскольку содержат одинаковое число электронов на внешнем уровне (например, в 4-м периоде – кроме Cr и Cu).

В главных подгруппах сверху вниз:

•  число энергетических уровней в атоме увеличивается;

• число электронов на внешнем уровне одинаково;

• радиус атомов увеличивается;

• прочность связи электронов внешнего уровня с ядром уменьшается;

• энергия ионизации уменьшается;

• сродство к электрону уменьшается;

• ЭО уменьшается;

•  металличность элементов увеличивается;

•  неметалличность элементов уменьшается.

***Тест по теме  
«Периодический закон и система химических элементов Д.И.Менделеева»***

(Возможно несколько правильных ответов)

**1.** Среди всех элементов главной подгруппы I группы элемент литий обладает:

а) наиболее выраженными металлическими свойствами;

б) самой маленькой плотностью;

в) самой большой относительной атомной массой;

г) наименьшим радиусом атома.

**2.** Гипотетическая формула высшего оксида 115-го элемента периодической системы может иметь вид:

а) ЭО2; б) Э2О5; в) ЭО4; г) Э2О115.

**3.**Порядковый номер элемента с наибольшей электроотрицательностью в 4 группе периодической системы:

а) 6; б) 72; в) 82; г) 12.

**4.** Сколько энергетических уровней заполнено электронами в ионе калия?

а) 4; б) 3; в) 6; г) 5.

**5.** При сгорании 1,86 г органического вещества образовалось 3,96 г углекислого газа и 0,54 г воды. Сколько всего атомов содержит молекула этого соединения, если известно, что его молярная масса меньше 200 г/моль?

а) 3; б) 2; в) 15; г) 13.

**6.** В каких рядах химические элементы перечислены не в порядке уменьшения их атомных радиусов?

а) Ca, Mg, Be; б) S, Cl, Br;

в) Li, Na, K; г) B, Be, Li.

**7.** В порядке возрастания энергии ионизации расположены следующие элементы:

а) Na, Mg, Al, Si; б) Na, Mg, Ca, Si;

в) Na, Ca, Mg, Si; г) Si, Al, Mg, Na.

**8.** По происхождению (этимологии) названий «лишним» в перечне элементов будет:

а) селен; б) теллур; в) ниобий; г) церий.

**9.** Одинаковое по абсолютной величине, но разное по знаку значение степени окисления в летучем водородном соединении и в высшем оксиде имеет элемент:

а) бор; б) азот; в) сера; г) углерод.

**10.** Свойства высших оксидов элементов 3-го периода изменяются следующим образом:

а) амфотерные, основные, кислотные;

б) основные, кислотные, амфотерные;

в) основные, амфотерные, кислотные;

г) кислотные, амфотерные, основные.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| б, г | б | а | б | г | б, в, г | а, в | в | г | в |

***Задачи на изотопы***

Уровень А

**1.** Рассчитать изотопный состав (в %) водорода (средняя относительная атомная масса *Ar* = 1,008) и лития (*Ar* = 6,9), предполагая, что каждый элемент состоит только из двух изотопов, относительные атомные массы которых отличаются на единицу.

*Ответ*. Водород: 1Н – 99,2% и 2Н – 0,8%;  
литий: 6Li – 10% и 7Li – 90%.

**2.** Относительная атомная масса природного водорода составляет 1,00797. Этот водород является смесью изотопов протия (*Ar* = 1,00782) и дейтерия (*Ar* = 2,0141). Какой процент дейтерия в природном водороде?

*Ответ*. 0,015%.

**3.** Среди приведенных символов элементов укажите изотопы и изобары:

http://him.1september.ru/2006/05/19-2.jpg

*Ответ*. У изотопов одинаковые химические символы,  
у изобаров одинаковые атомные массы.

**4.** Природный литий (*Ar* = 6,9) состоит из изотопов с массовыми числами 6 и 7. Сколько процентов первого изотопа\* он содержит?

*Ответ*. 10%.

**5.** Масса атома изотопа магния равна 4,15•10–23 г. Определите число нейтронов, которое содержит ядро этого атома.

*Ответ*. 13.

**6.** Медь имеет два изотопа с массовыми числами 63 и 65. Массовая доля http://him.1september.ru/2006/05/o1.gif их в природной меди составляет соответственно 73% и 27%. На основании этих данных рассчитайте среднюю относительную атомную массу природной меди.

*Дано:*

http://him.1september.ru/2006/05/o1.gif(63Cu) = 73%,

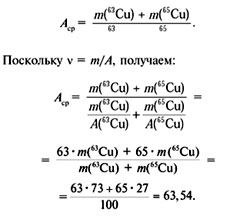
http://him.1september.ru/2006/05/o1.gif(65Cu) = 27%.

*Найти:*

*Ar*(Cu).

*Решение*

Пусть *m*(образца) = 100 г, тогда *m*(63Cu) = 73 г;*m*(65Cu) = 27 г.



*Ответ*. 63,54.

**7.** Средняя относительная атомная масса природного хлора равна 35,45. Вычислите массовые доли двух его изотопов, имеющих массовые числа 35 и 37.

*Ответ.* 77,5% и 22,5%.

**8.** Определите относительную атомную массу бора, если известны массовые доли его изотопов  
http://him.1september.ru/2006/05/o1.gif(10В) = 19,6% и http://him.1september.ru/2006/05/o1.gif(11В) = 80,4%.

*Ответ.*10,804.

**9.** Литий состоит из двух природных изотопов с массовыми числами 6 (http://him.1september.ru/2006/05/o1.gif1 = 7,52%) и   
7 (http://him.1september.ru/2006/05/o1.gif2 = 92,48%). Рассчитайте относительную атомную массу лития.

*Ответ.* 6,9248.

**10.** Рассчитайте относительную атомную массу кобальта, если известно, что в природе существуют два его изотопа: с массовыми числами 57 (http://him.1september.ru/2006/05/o1.gif1 = 0,17%) и 59 (http://him.1september.ru/2006/05/o1.gif2 = 99,83%).

*Ответ.* 58,9966.

**11.** Относительная атомная масса бора составляет 10,811. Определите процентное содержание в природном боре изотопов с массовыми числами 10 и 11.

*Ответ.* 18,9% и 81,1%.

**12.** Галлий имеет два природных изотопа с массовыми числами 69 и 71. В каком количественном соотношении находятся между собой числа атомов этих изотопов, если относительная атомная масса элемента 69,72.

*Ответ.* 1,78:1.

**13.** Природный бром имеет два изотопа с массовыми числами 79 и 81. Относительная атомная масса брома 79,904. Определите массовую долю каждого из изотопов в природном броме.

*Ответ.* 54,8% и 45,2%.

Уровень Б

**1.** Кремний имеет три стабильных изотопа – 30Si (3,05 %(мол.)), 29Si и 28Si. Вычислите содержание (в %(мол.)) самого распространенного изотопа кремния. Как будут отличаться молярные массы диоксида кремния, имеющего разный изотопный состав, если учесть, что кислород имеет три стабильных изотопа с массовыми числами 16, 17 и 18?

*Ответ.*94,55%;  
18 видов молекул диоксида кремния.

**2.** Образец состоит из смеси двух изотопов одного элемента; 30% составляет изотоп, в ядре атома которого – 18 нейтронов; 70% составляет изотоп, в ядре атома которого – 20 нейтронов. Определите порядковый номер элемента, если средняя относительная атомная масса элемента в смеси изотопов составляет 36,4.

*Ответ.* 17.

**3.** Химический элемент состоит из двух изотопов. В ядре атома первого изотопа – 10 протонов и 10 нейтронов. В ядре атома второго изотопа – нейтронов на 2 больше. На 9 атомов более легкого изотопа приходится один атом более тяжелого изотопа. Вычислите среднюю относительную атомную массу элемента.

*Ответ.* 20,2.

**4.** Изотоп 137Cs имеет период полураспада 29,7 лет. 1 г этого изотопа прореагировал со взрывом с избытком воды. Каков период полураспада цезия в образовавшемся соединении? Ответ обоснуйте.

*Ответ.* *T*1/2 = 29,7 лет.

**5.** Через сколько лет количество радиоактивного стронция-90 (период полураспада 27 лет), выпавшего с радиоактивными осадками в результате ядерного взрыва, станет менее 1,5% от того количества, которое было обнаружено в момент после ядерного взрыва?

*Ответ.* 163,35 лет.

**6.** В методе меченых атомов радиоактивные изотопы используют для того, чтобы «проследить маршрут» некоторого элемента в организме. Так, пациенту с больной поджелудочной железой вводят препарат радиоактивного изотопа йода-131 (претерпевает http://him.1september.ru/2006/05/bet.gif–-распад), что позволяет врачу проследить за прохождением йода по организму больного. Напишите уравнение радиоактивного распада и рассчитайте, через какое время количество радиоактивного йода, введенного в организм, уменьшится в 10 раз (период полураспада 8 сут).

*Ответ. http://him.1september.ru/2006/05/20-1.jpg*

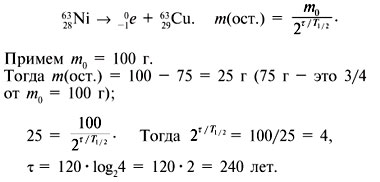
**7.** Сколько времени потребуется для того, чтобы три четверти никеля превратились в медь в результате http://him.1september.ru/2006/05/bet.gif–-распада, если период полураспада изотопа 6328Ni составляет 120 лет?

*Дано:*

*T*1/2(6328Ni) = 120 лет.

*Найти:* http://him.1september.ru/2006/05/t.gif.

*Решение*



*Ответ.* 240 лет.

**8.** Найдите массу изотопа 81Sr (период полураспада 8,5 ч), оставшуюся после 25,5 ч хранения, если первоначальная масса составляла 200 мг.

*Ответ.* 25 мг.

**9.** Вычислите процент атомов изотопа 128I (период полураспада 25 мин), оставшихся нераспавшимися после его хранения в течение 2,5 ч.

*Ответ*. 1,5625%.

**10.** Период полураспада http://him.1september.ru/2006/05/bet.gif–-радиоактивного изотопа 24Na равен 14,8 ч. Напишите уравнение реакции распада и вычислите, сколько граммов дочернего продукта образуется из 24 г этого изотопа за 29,6 ч.

*Ответ*. http://him.1september.ru/2006/05/20-3.jpg

**11.** Изотоп 210Ро, излучающий http://him.1september.ru/2006/05/alfa.gif-частицы, используется в смеси с бериллием в нейтронных источниках. Через какое время интенсивность таких источников уменьшится в 32 раза? Период полураспада изотопа равен 138 дням.

*Ответ*. 690 сут.

***Упражнения на ядерные реакции***

**1.** Сколько http://him.1september.ru/2006/05/alfa.gif- и http://him.1september.ru/2006/05/bet.gif–-частиц должно было потерять ядро 226Ra для получения дочернего элемента с массовым числом 206, принадлежащего IV группе периодической системы элементов? Назовите этот элемент.

*Ответ.* 5http://him.1september.ru/2006/05/alfa.gif, 4http://him.1september.ru/2006/05/bet.gif–, 20682Pb.

**2.** Ядро атома изотопа 23892U в результате радиоактивного распада превратилось в ядро 22688Ra. Сколько http://him.1september.ru/2006/05/alfa.gif- и http://him.1september.ru/2006/05/bet.gif–-частиц испустило при этом исходное ядро?

*Ответ.* 3http://him.1september.ru/2006/05/alfa.gif, 2http://him.1september.ru/2006/05/bet.gif–.

**3.** Изотоп 9Be, поглощая одну http://him.1september.ru/2006/05/alfa.gif-частицу и испуская нейтрон, превращается в изотоп другого элемента. Какой элемент образуется? Напишите уравнение ядерной реакции.

*Ответ.* Образуется изотоп 12С по уравнению ядерной реакции:

http://him.1september.ru/2006/05/20-4.jpg

**4.** Атомы 238U испускают http://him.1september.ru/2006/05/alfa.gif-частицы. Получающиеся при этом атомы другого элемента испускают  
http://him.1september.ru/2006/05/bet.gif–-частицы, при этом образуются атомы нового элемента, испускающие http://him.1september.ru/2006/05/bet.gif–-частицы. Определите, изотоп какого элемента образуется в результате этих последовательных превращений.

*Ответ.* 23492U.

**5.** Первой в истории искусственной ядерной реакцией была реакция изотопа 14N с http://him.1september.ru/2006/05/alfa.gif-частицами, получаемыми при распаде 210Po. В результате ядерной реакции азот превратился в изотоп кислорода 17О. Напишите уравнения происходящих ядерных превращений.

*Ответ.* http://him.1september.ru/2006/05/20-5.jpg.

**ЗАНЯТИЕ 6  
10-й класс** (первый год обучения)

***Химическая связь. Строение вещества***

**План**

1. Химическая связь:  
ковалентная (неполярная, полярная; одинарная, двойная, тройная);   
ионная; металлическая; водородная; силы межмолекулярного взаимодействия.

2. Кристаллические решетки (молекулярная, ионная, атомная, металлическая).

Разные вещества имеют различное строение. Из всех известных на сегодняшний день веществ только инертные газы существуют в виде свободных (изолированных) атомов, что обусловлено высокой устойчивостью их электронных структур. Все другие вещества (а их в настоящее время известно более 10 млн) состоят из связанных атомов.

*Химическая связь – это силы взаимодействия между атомами или группами атомов, приводящие к образованию молекул, ионов, свободных радикалов, а также ионных, атомных и металлических кристаллических решеток*. По своей природе химическая связь – это электростатические силы. Главную роль при образовании химической связи между атомами играют их *валентные электроны*, т. е. электроны внешнего уровня, наименее прочно связанные с ядром. При переходе от атомного состояния к молекулярному происходит выделение энергии, связанное с заполнением электронами свободных орбиталей внешнего электронного уровня до определенного устойчивого состояния.

Существуют различные виды химической связи.

*Ковалентная связь – это химическая связь, осуществляемая за счет обобществления электронных пар*. Теорию ковалентной связи предложил в 1916 г. американский ученый Гилберт Льюис. За счет ковалентной связи образуется большинство молекул, молекулярных ионов, свободных радикалов и атомных кристаллических решеток. Ковалентная связь характеризуется длиной (расстояние между атомами), направленностью (определенная пространственная ориентация электронных облаков при образовании химической связи), насыщаемостью (способность атомов образовывать определенное число ковалентных связей), энергией (количество энергии, которое необходимо затратить для разрыва химической связи).

Ковалентная связь может быть*неполярной* и *полярной*. *Неполярная ковалентная связь*возникает между атомами с одинаковой электроотрицательностью (ЭО) (H2, O2, N2 и т. д.). В этом случае центр общей электронной плотности находится на одинаковом расстоянии от ядер обоих атомов. По числу общих электронных пар (т.е. по кратности) различают одинарные, двойные и тройные ковалентные связи. Если между двумя атомами образуется только одна общая электронная пара, то такая ковалентная связь называется одинарной. Если между двумя атомами возникают две или три общие электронные пары, образуются кратные связи – двойные и тройные. Двойная связь состоит из одной http://him.1september.ru/2006/06/sigma.gif-связи и одной http://him.1september.ru/2006/06/pi.gif-связи. Тройная связь состоит из одной http://him.1september.ru/2006/06/sigma.gif-связи и двух http://him.1september.ru/2006/06/pi.gif-связей.

Ковалентные связи, при образовании которых область перекрывания электронных облаков находится на линии, соединяющей ядра атомов, называются http://him.1september.ru/2006/06/sigma.gif*-связями*. Ковалентные связи, при образовании которых область перекрывания электронных облаков находится по обе стороны от линии, соединяющей ядра атомов, называются http://him.1september.ru/2006/06/pi.gif-*связями*.

В образовании http://him.1september.ru/2006/06/sigma.gif-связей могут участвовать *s*- и *s-*электроны (Н2), *s*- и *p*-электроны (HCl), *р*- и  *р*-электроны (Cl2). Кроме того, http://him.1september.ru/2006/06/sigma.gif-связи могут образовываться за счет перекрывания «чистых» и гибридных орбиталей. В образовании http://him.1september.ru/2006/06/pi.gif-связей могут участвовать только *р*- и *d*-электроны.

Ниже линиями показаны химические связи в молекулах водорода, кислорода и азота:

http://him.1september.ru/2006/06/22-2.jpg

где пары точек (:) – спаренные электроны; «крестики» (х) – неспаренные электроны.

Если ковалентная связь образуется между атомами с различной ЭО, то центр общей электронной плотности смещен в сторону атома с большей ЭО. В этом случае имеет место *ковалентная полярная связь*. Двухатомная молекула, связанная ковалентной полярной связью, представляет собой диполь – электронейтральную систему, в которой центры положительного и отрицательного зарядов находятся на определенном расстоянии друг от друга.

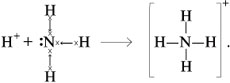
Графический вид химических связей в молекулах хлороводорода и воды следующий:

http://him.1september.ru/2006/06/22-3.jpg

где стрелками показано смещение общей электронной плотности.

Полярная и неполярная ковалентные связи образованы по обменному механизму. Кроме того, существуют *донорно-акцепторные ковалентные связи.* Механизм образования их другой. В этом случае один атом (донор) предоставляет неподеленную пару электронов, которая становится общей электронной парой между ним и другим атомом (акцептором). Акцептор при образовании такой связи предоставляет свободную электронную орбиталь.

Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи проиллюстрирован на примере образования иона аммония:

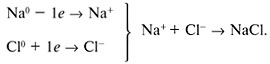


Таким образом, в ионе аммония все четыре связи являются ковалентными. Три из них образованы по обменному механизму, одна – по донорно-акцепторному. Все четыре связи равноценны, что обусловлено *sp*3-гибридизацией орбиталей атома азота. Валентность азота в ионе аммония равна IV, т.к. он образует четыре связи. Следовательно, если элемент образует связи и по обменному, и по донорно-акцепторному механизмам, то его валентность больше числа неспаренных электронов и определяется общим числом орбиталей на внешнем электронном слое. Для азота, в частности, высшая валентность равна четырем.

*Ионная связь* – *химическая связь между ионами, осуществляемая за счет сил электростатического притяжения*. Ионная связь образуется между атомами, имеющими большую разность ЭО (> 1,7); другими словами, это связь между типичными металлами и типичными неметаллами. Теория ионной связи была предложена в 1916 г. немецким ученым Вальтером Косселем. Отдавая свои электроны, атомы металлов превращаются в положительно заряженные ионы – *катионы*; атомы неметаллов, принимая электроны, превращаются в отрицательно заряженные ионы – *анионы*. Между образовавшимися ионами возникает электростатическое притяжение, которое называется ионной связью. Ионная связь характеризуется ненаправленностью и ненасыщаемостью; для ионных соединений понятие «молекула» не имеет смысла. В кристаллической решетке ионных соединений вокруг каждого иона располагается определенное число ионов с противоположным зарядом. Для соединений NaCl и FeS характерна кубическая кристаллическая решетка.

|  |
| --- |
| Ионная кристаллическая решетка сульфида железа FeS |
| ***Ионная кристаллическая решетка сульфида железа FeS*** |

Ниже показано образование ионной связи на примере хлорида натрия:



Ионная связь является крайним случаем полярной ковалентной связи. Резкой границы между ними не существует, тип связи между атомами определяется по разнице электроотрицательности элементов.

При образовании простых веществ – металлов – атомы достаточно легко отдают электроны внешнего электронного уровня. Таким образом, в кристаллах металлов часть их атомов находится в ионизированном состоянии. В узлах кристаллической решетки находятся положительно заряженные ионы и атомы металлов, а между ними – электроны, которые могут свободно перемещаться по всей кристаллической решетке. Эти электроны становятся общими для всех атомов и ионов металла и называются «электронным газом». Связь между всеми положительно заряженными ионами металлов и свободными электронами в кристаллической решетке металлов называется*металлической связью*.

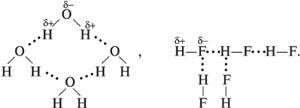
Наличием металлической связи обусловлены физические свойства металлов и сплавов: твердость, электропроводность, теплопроводность, ковкость, пластичность, металлический блеск. Свободные электроны могут переносить теплоту и электричество, поэтому они являются причиной главных физических свойств, отличающих металлы от неметаллов, – высокой электро- и теплопроводности.

*Водородная связь* возникает между молекулами, в состав которых входит водород и атомы с высокой ЭО (кислород, фтор, азот). Ковалентные связи H–O, H–F, H–N являются сильно полярными, за счет чего на атоме водорода скапливается избыточный положительный заряд, а на противоположных полюсах – избыточный отрицательный заряд. Между разноименно заряженными полюсами возникают силы электростатического притяжения – водородные связи. Водородные связи могут быть как межмолекулярными, так и внутримолекулярными. Энергия водородной связи примерно в десять раз меньше энергии обычной ковалентной связи, но тем не менее водородные связи играют большую роль во многих физико-химических и биологических процессах. В частности, молекулы ДНК представляют собой двойные спирали, в которых две цепи нуклеотидов связаны между собой водородными связями.

*Таблица*

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Особенность кристаллической решетки** | **Тип кристаллической решетки** | | | |
| **Молекулярная** | **Ионная** | **Атомная** | **Металлическая** |
| Частицы в узлах решетки | Молекулы | Kатионы и анионы | Атомы | Kатионы и атомы металлов |
| Характер связи между частицами | Силы межмолекулярного взаимодействия (в том числе водородные связи) | Ионные связи | Kовалентные связи | Металлическая связь |
| Прочность связи | Слабая | Прочная | Очень прочная | Разной прочности |
| Отличительные физические свойства веществ | Легкоплавкие или возгоняющиеся, небольшой твердости, многие растворимы в воде | Тугоплавкие, твердые, многие растворимы в воде. Растворы и расплавы проводят электрический ток | Очень тугоплавкие, очень твердые, практически нерастворимы в воде | Высокая электро- и теплопроводность, металлический блеск |
| Примеры веществ | Йод, вода, сухой лед | Хлорид натрия, гидроксид калия, нитрат бария | Алмаз, кремний, бор, германий | Медь, калий, цинк, железо |

Межмолекулярные водородные связи между молекулами воды и фтороводорода можно изобразить  (точками) следующим образом:



Вещества с водородной связью имеют молекулярные кристаллические решетки. Наличие водородной связи приводит к образованию ассоциатов молекул и, как следствие, к повышению температур плавления и кипения.

Кроме перечисленных основных видов химической связи существуют также универсальные силы взаимодействия между любыми молекулами, которые не приводят к разрыву или образованию новых химических связей. Эти взаимодействия называются вандерваальсовыми силами. Они обусловливают притяжение молекул данного вещества (или различных веществ) друг к другу в жидком и твердом агрегатном состояниях.

Различные виды химической связи обусловливают существование различных типов кристаллических решеток (табл.).

Вещества, состоящие из молекул, имеют *молекулярное строение*. К таким веществам относятся все газы, жидкости, а также твердые вещества с молекулярной кристаллической решеткой, например йод. Твердые вещества с атомной, ионной или металлической решеткой имеют*немолекулярное строение*, в них нет молекул.

|  |
| --- |
| Молекулярная кристаллическая решетка йода |
| ***Молекулярная кристаллическая решетка йода I2*** |

***Тест по теме «Химическая связь. Строение вещества»***

**1.** Сколько электронов участвует в образовании химических связей в молекуле аммиака?

а) 2; б) 6; в) 8; г) 10.

**2.** Для твердых веществ с ионной кристаллической решеткой характерна низкая:

а) температура плавления; б) энергия связи;

в) растворимость в воде; г) летучесть.

**3.** Расположите приведенные ниже вещества в порядке возрастания полярности ковалентных связей. В ответе укажите последовательность букв.

а) S8; б) SO2; в) H2S; г) SF6.

**4.** Какие частицы образуют кристалл нитрата натрия?

а) Атомы Na, N, O; б) ионы Na+, N5+, O2–;

в) молекулы NaNO3; г) ионы Na+, NO3–.

**5.** Укажите вещества, которые в твердом состоянии имеют атомные кристаллические решетки:

а) алмаз; б) хлор;

в) оксид кремния(IV); г) оксид кальция.

**6.** Укажите молекулу с наибольшей энергией связи:

а) фтороводород; б) хлороводород;

в) бромоводород; г) йодоводород.

**7.** Выберите пары веществ, все связи в которых ковалентные:

а) NaCl, HCl; б) CO2, NO;

в) CH3Cl, CH3K; г) SO2, NO2.

**8.** В каком ряду молекулы расположены в порядке увеличения полярности связей?

а) HBr, HCl, HF; б) NH3, PH3, AsH3;

в) H2Se, H2S, H2O; г) CO2, CS2, CSe2.

**9.** Вещество, в молекулах которого имеются кратные связи, – это:

а) углекислый газ; б) хлор;

в) вода; г) этанол.

**10.** На какое физическое свойство образование межмолекулярных водородных связей не оказывает влияния?

а) электропроводность;

б) плотность;

в) температура кипения;

г) температура плавления.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| б | г | а, б, в, г | г | а, в | а | б, г | а, в | а | а |

***Задачи на газы и газовые смеси***

Уровень А

**1.** Газообразный оксид серы при температуре 60 °С и давлении 90 кПа имеет плотность 2,08 г/л. Определить формулу оксида.

*Ответ*. SO2.

**2.** Найти объемные доли водорода и гелия в смеси, относительная плотность которой по воздуху равна 0,1.

*Ответ*. 55% и 45%.

**3.** Сожгли 50 л смеси сероводорода и кислорода с относительной плотностью по водороду 16,2. Полученное вещество пропустили через 25 мл 25%-го раствора гидроксида натрия (плотность раствора равна 1280 кг/м3). Определить массу получившейся кислой соли.

*Ответ*. 20,8 г.

**4.** Термически разложили смесь нитрата натрия и карбоната кальция. Полученные газы (объемом 11,2 л) в смеси имели относительную плотность по водороду 16,5. Определить массу исходной смеси.

*Ответ*. 82 г.

**5.** При каком молярном соотношении аргона и азота можно получить газовую смесь с плотностью, равной плотности воздуха?

*Решение*

В исходной смеси содержатся Ar и N2.

По условию задачи http://him.1september.ru/2006/06/r.gif(смеси) = http://him.1september.ru/2006/06/r.gif(возд.).

Отсюда:

*M*(возд.) =*M*(смеси) = 29 г/моль.

http://him.1september.ru/2006/06/25-2.jpg

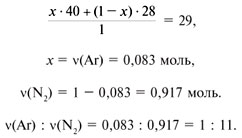
Воспользовавшись обычным соотношением:

*m* = http://him.1september.ru/2006/06/nu.gif•*M*,

получим следующее выражение:

http://him.1september.ru/2006/06/25-3.jpg

Пусть http://him.1september.ru/2006/06/nu.gif(смеси) = 1 моль. Тогда http://him.1september.ru/2006/06/nu.gif(Ar) = *х* моль, http://him.1september.ru/2006/06/nu.gif(N2) = (1 – *х*) моль.



*Ответ*. http://him.1september.ru/2006/06/nu.gif(Ar) : http://him.1september.ru/2006/06/nu.gif(N2) = 1 : 11.

**6.** Плотность газовой смеси, состоящей из азота и кислорода, равна 1,35 г/л. Найти объемные доли газов в смеси в %.

*Ответ*. 44% и 56%.

**7.** Объем смеси, содержащей водород и хлор, равен 50 мл. После образования хлороводорода осталось 10 мл хлора. Найти состав исходной смеси в % по объему.

*Ответ*. 40% и 60%.

**8.** Рассчитать, какую долю от массы реагирующих газов при синтезе хлороводорода составляет водород, учитывая, что он взят с 10%-м избытком по объему.

*Ответ*. 3%.

**9.** При добавлении какого газа к смеси равных объемов метана и углекислого газа плотность ее по водороду: а) увеличится; б) уменьшится? Привести по два примера в каждом случае.

*Ответ*.*M*(смеси СН4 и СО2) = 30 г/моль; а) Cl2 и О2; б) N2 и Н2.

**10.** Имеется смесь аммиака и кислорода. При добавлении какого газа к этой смеси ее плотность:  
а) увеличится; б) уменьшится? Привести по два примера в каждом случае.

*Ответ*.   
17 < *Mr*(смеси NH3 + O2) < 32; а) Cl2 и C4H10; б) H2 и Нe.

**11.** Какова масса 1 л смеси угарного и углекислого газов, если содержание первого газа составляет 35% по объему?

*Ответ*. 1,7 г.

**12.** 1 л смеси угарного и углекислого газов при н.у. имеет массу 1,43 г. Определить состав смеси в % по объему.

*Ответ*. 74,8% и 25,2%.

Уровень Б

**1.** Определить относительную плотность воздуха по азоту, если весь кислород, содержащийся в воздухе, превращен в озон (считать, что воздух содержит только азот и кислород).

*Ответ*. 1,03.

**2.** При введении весьма распространенного газа А в стеклянный сосуд, содержащий газ В, который имеет такую же плотность, что и газ А, в сосуде остается лишь мокрый песок. Определить газы. Написать уравнения лабораторных способов их получения.

*Ответ*. А – О2, В – SiH4.  
2NaNO3 http://him.1september.ru/2006/06/27-2.gif 2NaNO2 + O2http://him.1september.ru/2006/06/sverh.gif,  
Mg2Si + 4H2O = 2Mg(OH)2 + SiH4http://him.1september.ru/2006/06/sverh.gif.

**3.** В газовой смеси, состоящей из сернистого газа и кислорода, с относительной плотностью по водороду 24 часть сернистого газа прореагировала, и образовалась газовая смесь с относительной плотностью по водороду на 25% больше относительной плотности исходной смеси. Рассчитать состав равновесной смеси в % по объему.

*Ответ*. 50% SO3, 12,5% SO2, 37,5% O2.

**4.** Плотность озонированного кислорода по озону 0,75. Сколько литров озонированного кислорода потребуется для сгорания 20 л метана (н.у.)?

*Ответ*. 35,5 л.

**5.** Имеется два сосуда, заполненных смесями газов: а) водород и хлор; б) водород и кислород. Изменится ли давление в сосудах при пропускании через эти смеси электрической искры?

*Ответ*. а) Не изменится; б) уменьшится.

**6.** В смеси сульфита кальция и гидрокарбоната кальция число атомов кальция в 6 раз больше числа атомов серы. Вычислить плотность по воздуху газовой смеси, образующейся при обработке этой смеси избытком разбавленного раствора серной кислоты.

*Решение*

Пусть http://him.1september.ru/2006/06/nu.gif(CaSO3) = *х* моль, http://him.1september.ru/2006/06/nu.gif(Ca(НСO3)2) = *y* моль.

Тогда http://him.1september.ru/2006/06/nu.gif(Ca из СaSO3) = *х* моль;

http://him.1september.ru/2006/06/nu.gif(Ca из Са(НСO3)2) = *y* моль.

Общее количество вещества кальция:

http://him.1september.ru/2006/06/nu.gif(Ca) = (*х* + *y*) моль.

Количество вещества серы:

http://him.1september.ru/2006/06/nu.gif(S из СаSO3) = *х* моль.

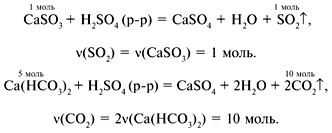
По условию 6*N*(S) = *N*(Ca).

Следовательно,

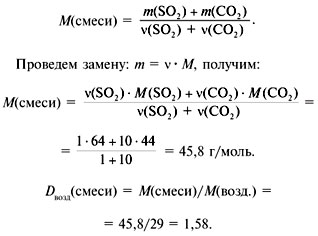
6http://him.1september.ru/2006/06/nu.gif(S) = http://him.1september.ru/2006/06/nu.gif(Са), 6*х* = *х* + *y*, 5*х* = *y*.

Пусть *х* = http://him.1september.ru/2006/06/nu.gif(CaSO3) = 1 моль,

тогда *y* = http://him.1september.ru/2006/06/nu.gif(Ca(НСO3)2) = 5 моль.



В образующейся газовой смеси присутствуют SO2 и СO2.



*Ответ*. *D*возд(смеси) = 1,58.

**7.** Объем смеси угарного газа и кислорода равен 200 мл (н.у.). После сгорания всего угарного газа и приведения к н.у. объем смеси уменьшился до 150 мл. Во сколько раз уменьшится объем газовой смеси после пропускания ее через 50 г 2%-го раствора гидроксида калия?

*Ответ*. В 3 раза.

**ЗАНЯТИЕ 7  
10-й класс** (первый год обучения)

***Гидролиз солей***

**План**

1. Определение и сущность гидролиза.

2. Гидролиз солей различных типов.

3. Обратимый и необратимый гидролиз.

Слово «гидролиз» (от греч. http://him.1september.ru/2006/08/hy.jpg – вода и http://him.1september.ru/2006/08/ly.jpg – разложение) переводится как разложение водой.

*Гидролизом соли называют взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита*. Сущность процесса гидролиза сводится к химическому взаимодействию катионов или анионов соли с гидроксид-ионами или ионами водорода из молекул воды. В результате этого взаимодействия образуется слабый электролит. Химическое равновесие процесса диссоциации воды смещается вправо, в сторону образования ионов. Поэтому в водном растворе соли появляется избыток свободных ионов Н+ или ОН–, что и определяет среду раствора соли. *При разбавлении раствора или при повышении температуры степень гидролиза увеличивается*.

Любую соль можно представить как продукт реакции нейтрализации. В зависимости от силы исходных кислоты и основания различают 4 типа солей. Гидролиз солей разных типов протекает по-разному и дает различную среду раствора.

*Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой, подвергается гидролизу по анионному типу*, среда раствора – щелочная (рН > 7), например:

СН3СООNa + HOH http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif СН3СООH + NaOH,

СН3СОО– + HOH http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif СН3СООH + OH–.

В том случае, когда соль образована слабой многоосновной кислотой и сильным основанием, гидролиз по аниону протекает ступенчато и число ступеней гидролиза зависит от основности слабой кислоты. На первых ступенях гидролиза образуется кислая соль (вместо кислоты) и сильное основание, например:

1-я ступень:

Na2SO3 + HOH http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gifNaHSO3 + NaOH,

SO32– + HOH http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif HSO3– + OH–;

2-я ступень:

NaHSO3 + HOH http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif H2SO3 + NaOH,

HSO3– + HOH http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif H2SO3 + OH–.

суммарно:

Na2SO3 + 2HOH http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif H2SO3 + 2NaOH,

SO32– + 2HOH http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif H2SO3 + 2OH–.

*Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой, подвергается гидролизу по катионному типу*, среда раствора – кислая (рН < 7), например:

NH4Br + HOH http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif NH4OH + HBr,

NH4+ + HOH http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif NH4OH + H+.

Если соль образована слабым многокислотным основанием и сильной кислотой, катионный гидролиз протекает cтупенчато в зависимости от кислотности слабого основания. Вместо основания на первых ступенях такого гидролиза образуется основная соль, например:

1-я ступень:

ZnCl2 + HOH http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif Zn(OH)Cl + HCl,

Zn2+ + HOH http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif Zn(OH)+ + H+;

2-я ступень:

Zn(OH)Cl + HOH http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif Zn(OH)2http://him.1september.ru/2006/08/svniz.gif + HCl,

Zn(OH)+ + HOH http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif Zn(OH)2http://him.1september.ru/2006/08/svniz.gif + H+.

суммарно:

ZnCl2 + 2HOH http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif Zn(OH)2http://him.1september.ru/2006/08/svniz.gif + 2HCl.

*Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой, гидролизуется одновременно и по катиону, и по аниону.* Реакция растворов этих солей может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной, в зависимости от степени диссоциации продуктов гидролиза, например:

(NH4)2CO3+ 2HOH http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif 2NH4OH + H2СО3,

2NH4+ + СО32– + 2НОН http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif 2NH4OH + H2CO3.

*Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергается*, т.к. в процессе реакции не образуется слабый электролит; среда раствора при этом нейтральная, например:

NaCl + HOH http://him.1september.ru/2006/08/31-1.jpgнет реакции.

Для большинства солей гидролиз является обратимым процессом, однако некоторые соли полностью разлагаются водой, т. е. для них гидролиз – необратимый процесс. *Необратимому гидролизу подвергаются соли, образованные слабым нерастворимым или летучим основанием и слабой нерастворимой или летучей кислотой.*Такие соли не могут существовать в водных растворах (Аl2S3, Fe2(СО3)3 и т.п.), например:

Al2S3 + 6HOH = 2Al(OH)3http://him.1september.ru/2006/08/svniz.gif + 3H2Shttp://him.1september.ru/2006/08/sverh.gif.

Из-за необратимого гидролиза в реакциях обмена между водными растворами двух солей не всегда образуются новые соли. В таких случаях необходимо учитывать реакции гидролиза исходных солей. Например, при взаимодействии водных растворов сульфида калия и хлорида алюминия сначала протекают обменные реакции исходных реагентов с водой, а потом – продуктов реакции между собой. Процесс описывается суммарным уравнением реакции:

3К2S + 2AlCl3 + 6H2O = 2Al(OH)3http://him.1september.ru/2006/08/svniz.gif + 3H2Shttp://him.1september.ru/2006/08/sverh.gif + 6KCl.

***Тест по теме «Гидролиз солей»***

**1.** Водный раствор вещества А имеет нейтральную среду, а водный раствор вещества В – кислую среду. Растворы веществ А и В взаимодействуют между собой. Укажите эти вещества:

а) А – хлорид натрия, В – нитрат серебра;

б) А – нитрат бария, В – фосфорная кислота;

в) А – хлорид меди(II), В – уксусная кислота;

г) А – фторид натрия, В – хлорид бария.

**2.** Сумма коэффициентов в уравнении реакции между водными растворами нитрата хрома(III) и сульфида натрия равна:

а) 19; б) 12; в) 6; г) 22.

**3.** Газ выделяется при смешивании растворов хлорида хрома(III) и:

а) гидросульфида аммония;

б) гидроортофосфата калия;

в) гидросульфата натрия;

г) силиката натрия.

**4.** В четырех пробирках находятся водные растворы перечисленных ниже солей. Раствор какой соли можно отличить от других с помощью лакмуса?

а) бромид алюминия; б) сульфат цинка;

в) нитрат свинца; г) силикат калия.

**5.**Гидролиз протекает при растворении в воде:

а) бромида кальция; б) фосфата кальция;

в) нитрита кальция; г) ацетата кальция.

**6.** Гидролизу по аниону подвергается соль:

а) хлорид бария; б) нитрит калия;

в) хлорид аммония; г) фосфат натрия.

**7.** Цинк будет растворяться при погружении его в раствор:

а) хлорида натрия; б) хлорида бария;

в) хлорида алюминия; г) хлорида калия.

**8.** Пара веществ, в растворе которых фиолетовый лакмус изменяет окраску на красную и синюю, соответственно:

а) карбонат натрия и сульфит калия;

б) сульфат цинка и бромид алюминия;

в) хлорид никеля(II) и нитрит бария;

г) нитрат натрия и хлорид кальция.

**9.** Гидролиз невозможен для следующей группы соединений:

а) оксиды; б) нитриды;

в) фосфиды; г) гидриды.

**10.** Подавить гидролиз сульфата магния можно:

а) разбавлением раствора;

б) нагреванием раствора;

в) добавлением раствора серной кислоты;

г) добавлением раствора гидроксида натрия.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| а, б | г | а | г | в, г | б, г | в | в | а | в |

***Задачи и упражнения по теме «Гидролиз солей»***

Упражнения

**1.** Даны соли: хлорид калия, хлорид кобальта, карбонат натрия, сульфат цезия, сульфат железа(III), нитрат рубидия, ацетат натрия, нитрат магния, гидроксонитрат никеля, йодид бария. Заполните для них таблицу «Гидролиз солей».

*Таблица*

**Гидролиз солей**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Гидролизуются соли (формулы солей)** | **Растворы с рН < 7** | **Уравнения гидролиза (молекулярные и ионные) солей с рН < 7** |
| CoCl2, ......................... | CoCl2, ....................... | CoCl2 + H2O http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif CoOHCl + HCl, |
| .................................... | .................................. | Co2+ + 2Cl– + H2O http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif |
| .................................... | .................................. | http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif CoOH+ + H+ + 2Cl–, |
| .................................... | .................................. | ................................................ |

*Решение*

Уравнения гидролиза солей с рН < 7:

Fe2(SO4)3 + 2H2O http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif 2Fe(OH)SO4 + H2SO4,

Fe3+ + H2O http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif Fe(OH)2+ + H+;

2Fe(OH)SO4 + 2H2O http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif [Fe(OH)2]2SO4 + H2SO4,

Fe(OH)2+ + H2O http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif Fe(OH)2+ + H+;

[Fe(OH)2]2SO4 + 2Н2О http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif 2Fe(OH)3http://him.1september.ru/2006/08/svniz.gif + H2SO4,

Fe(OH)2+ + Н2О http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif Fe(OH)3http://him.1september.ru/2006/08/svniz.gif + H+.

Ni(OH)NO3 + H2O http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif Ni(OH)2http://him.1september.ru/2006/08/svniz.gif + HNO3,

NiOH+ + H2O http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif Ni(OH)2http://him.1september.ru/2006/08/svniz.gif + H+.

**2.**Составьте молекулярные уравнения гидролиза солей на основании сокращенных ионных уравнений:

а) Cr3+ + H2O = CrOH2+ + H+;

б) Fe2+ + H2O = FeOH+ + H+;

в) Al3+ + H2O = AlOH2+ + H+;

г) Сu2+ + H2O = CuOH+ + H+.

*Решение*

Молекулярные уравнения гидролиза:

а) CrCl3 + H2O http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif Cr(OH)Cl2 + HCl;

б) Fe(NO3)2 + H2O http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif Fe(OH)NO3 + HNO3;

в) AlCl3 + H2O http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif Al(OH)Cl2 + HCl;

г) СuBr2 + H2O http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif Cu(OH)Br + HBr.

**3.** Опишите процессы, происходящие при сливании водных растворов следующих солей:

а) нитрат хрома(III) и сульфид натрия;

б) хлорид алюминия и сульфид натрия;

в) сульфат железа(III) и карбонат натрия;

г) сульфат алюминия и сульфид аммония;

д) хлорид железа(III) и карбонат аммония.

*Решение*

Обмен и гидролиз одновременно:

а) 2Cr(NO3)3 + 3Na2S + 6H2O = 2Cr(OH)3http://him.1september.ru/2006/08/svniz.gif + 3H2Shttp://him.1september.ru/2006/08/sverh.gif + 6NaNO3;

б) 2AlCl3 + 3Na2S + 6H2O = 2Al(OH)3http://him.1september.ru/2006/08/svniz.gif + 3H2Shttp://him.1september.ru/2006/08/sverh.gif + 6NaCl;

в) Fe2(SO4)3 + 3Na2CO3+ 3H2O = 2Fe(OH)3http://him.1september.ru/2006/08/svniz.gif + 3CO2http://him.1september.ru/2006/08/sverh.gif + 3Na2SO4;

г) Al2(SO4)3 + 3(NH4)2S + 6H2O = 2Al(OH)3http://him.1september.ru/2006/08/svniz.gif + 3H2Shttp://him.1september.ru/2006/08/sverh.gif + 3(NH4)2SO4;

д) 2FeCl3 + 3(NH4)2CO3 + 3H2O = 2Fe(OH)3http://him.1september.ru/2006/08/svniz.gif + 3CO2http://him.1september.ru/2006/08/sverh.gif + 6NH4Cl.

**4.** При добавлении к водному раствору вещества А раздельно аммиака, сульфида натрия и нитрата серебра образуются белые осадки, причем два из них – одинакового состава. Определите вещество А.

*Ответ*. Вещество А – AlCl3.

**5.** При добавлении к водному раствору вещества А раздельно сульфида калия, аммиака и хлорида бария образуются осадки. В первом и втором случае – серо-зеленого цвета одного состава, в третьем случае – белый кристаллический. Определите вещество А.

*Ответ*. Вещество А – Cr2(SO4)3.

**Задачи**

**1.** К 50 г раствора карбоната натрия с массовой долей растворенного вещества 10,6% прилили избыточное количество раствора сульфата алюминия. Какой газ выделяется при этом? Каков объем (н.у.) этого газа?

*Ответ.* СO2, 1,12 л.

**2.** Вычислите относительную плотность по воздуху и по гелию газа, выделяющегося при гидролизе нитрида магния.

*Ответ.* 0,586; 4,25.

**3.** Вычислите относительную плотность по воздуху и по неону газа, выделяющегося при гидролизе фосфида кальция.

*Ответ.* 1,17; 1,7.

**4.** Гидроксид алюминия массой 11,7 г обработали раствором серной кислоты объемом 45 мл с молярной концентрацией 5 моль/л. Какая реакция среды будет у полученного раствора?

*Решение*

2Al(OH)3 + 3H2SO4= Al2(SO4)3 + 6H2O.

*M* = 78 г/моль

http://him.1september.ru/2006/08/nu.gif(Al(OH)3) = *m*/*M* = 11,7/78 = 0,15 моль,

http://him.1september.ru/2006/08/nu.gif(H2SO4) = *с•V* = 5•0,045 = 0,225 моль.

Мольные соотношения реагентов отвечают стехиометрическим коэффициентам: 0,15/2 = 0,225/3.

Однако среда раствора не нейтральная, а кислая, т.к. протекает гидролиз соли Al2(SO4)3:

Al2(SO4)3 + 6НОН http://him.1september.ru/2006/08/strlki.gif 2Al(OН)3http://him.1september.ru/2006/08/svniz.gif + 3H2SO4.

*Ответ*. Среда кислая.

**ЗАНЯТИЕ 8  
10-й класс** (первый год обучения)

***Растворы***

**План**

1. Определение понятия «растворы».

2. Классификация растворов (по агрегатному состоянию, размерам частиц, природе растворителя, содержанию растворенного вещества).

3. Сущность процесса растворения.

4. Растворимость различных веществ. Зависимость растворимости от внешних факторов.

5. Способы выражения концентрации растворов (массовая доля, объемная доля, молярная концентрация и др.).

6. Значение растворов.

7. Понятие о коллоидах.

*Растворы* – это гомогенные системы, состоящие из двух или более компонентов и продуктов их взаимодействия. Один из этих компонентов является растворителем, остальные – растворенными веществами.

По агрегатному состоянию можно выделить твердые, жидкие и газообразные растворы. Среди них наиболее распространены жидкие растворы, которые в свою очередь могут быть трех видов: твердое в жидкости (раствор сахара в воде), жидкость в жидкости (раствор серной кислоты в воде) и газ в жидкости (раствор кислорода в воде).

По размерам частиц растворенного вещества растворы подразделяют на *истинные* (размер частиц  
< 1•10–9 м) и *коллоидные* (размер частиц от 1•10–9 до 1•10–7 м). Отдельно выделяют *суспензии*, в которых размер частиц растворенного вещества > 1•10–7 м.

В зависимости от природы растворителя выделяют водные растворы (растворитель – вода) и неводные растворы (растворители – бензин, эфир, бензол, толуол и т.д.).

По количеству растворенного вещества растворы подразделяют на ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные. В *ненасыщенном растворе* при данных условиях может раствориться еще какое-то количество вещества; в *насыщенном растворе* содержится ровно столько вещества, сколько его может раствориться при данных условиях; *пересыщенный раствор* (в нем содержание растворенного вещества выше растворимости) готовят путем охлаждения насыщенного раствора. Пересыщенные растворы неустойчивы, при их хранении избыток растворенного вещества выпадает в осадок, и раствор становится насыщенным.

Растворение – сложный физико-химический процесс. Физическая его часть – это разрушение структуры растворяемого вещества и распределение его частиц между молекулами растворителя. Химическая сторона процесса растворения – взаимодействие молекул растворителя с частицами растворенного вещества. В результате этого взаимодействия образуются *сольваты* – продукты переменного состава.

Частный случай сольватов – *гидраты* (если растворителем является вода). Процесс образования сольватов называется *сольватацией,* процесс образования гидратов – *гидратацией*.

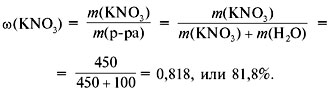
Гидраты некоторых веществ можно выделить в кристаллическом виде при выпаривании растворов. Кристаллические вещества, содержащие молекулы воды, называют кристаллогидратами: СuSО4•5H2О (медный купорос), FeSО4•7Н2О (железный купорос), Nа2SO4•10H2О (глауберова соль), Nа2CO3•10H2О (кристаллическая сода).

Впервые идею о химическом характере процесса растворения высказал Д.И.Менделеев в разработанной им химической (гидратной) теории растворов (1887). Доказательством физико-химического характера процесса растворения являются тепловые эффекты при растворении (выделение или поглощение теплоты). Тепловой эффект растворения равен сумме тепловых эффектов физического и химического процессов. Физический процесс протекает с поглощением теплоты, химический – с выделением. Если в результате сольватации выделяется больше теплоты, чем ее поглощается при разрушении структуры вещества, то растворение – экзотермический процесс (растворение NаОН, АgNО3, Н2SО4). Если при сольватации выделяется меньше теплоты, чем ее поглощается при разрушении структуры вещества, то растворение – эндотермический процесс (растворение NаNО3, КCl, NН4Сl).

*Растворимость* – величина, показывающая, сколько граммов вещества может раствориться в 100 г растворителя при данных условиях (или в 1000 мл растворителя). По растворимости в воде все вещества делятся на хорошо растворимые (более 10 г вещества на 1 л воды), малорастворимые (от 0,01 г до 10 г вещества на 1 л воды) и практически нерастворимые (менее 0,01 г вещества на 1 л воды). Растворимость веществ зависит от природы растворителя, природы растворенного вещества, температуры и давления (для газов). Растворимость большинства твердых веществ при повышении температуры увеличивается. Растворимость газов при повышении температуры уменьшается, а при повышении давления увеличивается.

Зная растворимость вещества при данных условиях, легко рассчитать его массовую долю в растворе, и наоборот.

Пример 1. Растворимость KNO3 при 30 °С составляет 450 г в 100 г воды. Отсюда массовая доля равна:



Пример 2. При 30 °C http://him.1september.ru/2006/09/o1.gif(KNO3) = 81,8%. Следовательно, в 100 г раствора содержится 81,8 г KNO3и 18,2 г H2O. Составим пропорцию:

81,8 г KNO3 – 18,2 г Н2О,

*х* г KNO3 – 10 г Н2О.

Отсюда растворимость соли KNO3 *х* = 450 г в 100 г H2O.

К основным типам выражения концентрации растворов можно отнести массовую долю, объемную долю и молярную концентрацию.

*Массовой долей* http://him.1september.ru/2006/09/o1.gif растворенного вещества называется отношение массы растворенного вещества к массе раствора:

http://him.1september.ru/2006/09/10-2.jpg

*Объемной долей* j растворенного вещества называется отношение объема вещества к объему всего раствора:

http://him.1september.ru/2006/09/10-3.jpg

*Молярной концентрацией* *с* называется отношение количества растворенного вещества (в моль) к объему раствора (в л):

http://him.1september.ru/2006/09/10-4.jpg

Помимо перечисленных основных типов выражения концентрации растворов существуют и другие.

*Мольная доля N* – отношение количества растворенного вещества к сумме количеств всех веществ, находящихся в растворе:

http://him.1september.ru/2006/09/10-6.jpg

*Моляльная концентрация*, или *моляльность*, *m* – отношение количества растворенного вещества к массе растворителя:

http://him.1september.ru/2006/09/10-7.jpg

*Нормальность* н. или *эквивалентная концентрация* *с*н – отношение числа эквивалентов Э растворенного вещества к объему раствора:

http://him.1september.ru/2006/09/10-8.jpg

*Массовая концентрация* http://him.1september.ru/2006/09/gam.jpg – отношение массы растворенного вещества к объему раствора:

http://him.1september.ru/2006/09/10-9.jpg

*Титр раствора* *Т* – масса растворенного вещества (г), содержащаяся в 1 мл раствора:

http://him.1september.ru/2006/09/10-10.jpg

Растворы имеют огромное биологическое значение, поскольку являются средой для протекания сложных физико-химических процессов в живых организмах. Растворами являются физиологические жидкости – плазма крови, лимфа, желудочный сок и др. В медицине применяют водные растворы солей, которые по составу соответствуют плазме крови (физиологический раствор). Многие медицинские препараты являются растворами различных веществ в воде или спирте.

|  |
| --- |
| Желе, кисель, сироп – коллоидные растворы |
| ***Желе, кисель, сироп – коллоидные растворы*** |

Велико также значение растворов в быту, промышленности и в технике.

*Коллоидный раствор* – высокодисперсная двухфазная система, состоящая из дисперсионной среды и дисперсной фазы, причем линейные размеры частиц последней лежат в пределах от 1 до 100 нм. Коллоид кажется однородной системой и занимает промежуточное положение между взвесью и истинным раствором. Примерами коллоидных растворов являются желе, кисель, пена, туман.

***Тест по теме «Растворы»***

**1.** Смесь хлорида бария и карбоната натрия обработали раствором гидросульфата натрия. Образовались осадок X и газ Y. Сумма молярных масс для X и Y равна (в г/моль):

а) 44; б) 277; в) 233; г) 197.

**2.** Молярность 2 л раствора, содержащего 4 г гидроксида натрия, равна (в моль/л):

а) 1; б) 2; в) 0,1; г) 0,05.

**3.** В колбе емкостью 200 мл находится раствор хлорида натрия, концентрация которого составляет 0,1 моль/л. Если из колбы отлить 50 мл, то концентрация оставшегося раствора составит (в моль/л):

а) 0,2; б) 0,1; в) 0,075; г) 0,025.

**4.** В 120 мл (http://him.1september.ru/2006/09/r.gif = 1,2 г/мл) 15%-го раствора вещества растворили еще 12 г этого же вещества. Массовая доля вещества во вновь полученном растворе составляет (в %):

а) 28; б) 23,3; в) 21,5; г) 19,8.

**5.** Слили два раствора одного и того же вещества: 160 г 15%-го и 140 г 12%-го. Массовая доля вещества во вновь полученном растворе составляет (в %):

а) 29,1; б) 25,5; в) 13,6; г) 11,2.

**6.** Для получения 15%-го раствора нужно в 365 г 5%-го раствора соляной кислоты растворить следующий объем (н.у.) хлороводорода (в л):

а) 32,46; б) 26,35; в) 15,83; г) 10,15.

**7.** В 240 мл воды растворили 69 г натрия. После окончания реакции массовая доля продукта в растворе составляет (в %):

а) 50,9; б) 38,8; в) 39,2; г) 28,7.

**8.** Смешали 730 г 30%-го раствора соляной кислоты и 400 г 20%-го раствора едкого натра. Массовые доли кислоты и соли в полученном растворе будут равны соответственно (в %):

а) 12,92 и 10,35; б)14,32 и 11,45;

в) 13,76 и 10,97; г) 11,23 и 9,85.

**9.** Для получения 8%-го раствора в 820 г 5%-го раствора сернистой кислоты нужно растворить следующий объем (н.у.) сернистого газа (в л):

а) 7,17; б) 12,42; в) 15,12; г) 20,36.

**10.** Истинный раствор не может состоять из:

а) одного компонента; б) двух компонентов;

в) трех компонентов; г) четырех компонентов.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| б | г | б | в | в | б | в | а | а | а |

***Задачи на основные способы выражения концентраций раствора  
(массовая доля, объемная доля, молярная концентрация)***

Массовая доля

**1.** Имеется смесь, содержащая серную и азотную кислоты. Определить массовую долю каждой кислоты, если на нейтрализацию 10 г этого раствора расходуется 12,5 мл 19%-го раствора гидроксида калия (http://him.1september.ru/2006/09/r.gif = 1,18 г/мл), а при добавлении к 10 г такого же раствора избытка хлорида бария образуется 2,33 г осадка.

*Ответ*. 9,8% HNO3 и 18,9% H2SO4.

**2.** К 50 г 5%-го раствора хлорида бария добавили 50 г 5%-го раствора серной кислоты. Определить массовые доли соединений, содержащихся в конечном растворе, и число молекул воды в нем.

*Ответ*. 0,9% HСl и 1,36% Ba2SO4; 3,18•1024.

**3.** Колбу наполняют сухим аммиаком (101,3 кПа, 17 °С). Затем колбу опускают в воду при тех же условиях, и вода по мере растворения аммиака полностью заполняет колбу. Определить массовую долю гидроксида аммония в полученном растворе (плотность воды при данных условиях принять  
1 г/мл).

*Ответ*. 0,147%.

**4.** Определить массовую долю ортофосфорной кислоты в растворе, полученном при растворении 35,5 г фосфорного ангидрида в 150 мл 85%-го раствора фосфорной кислоты (http://him.1september.ru/2006/09/r.gif = 1,7 г/мл).

*Ответ*. 91,5%.

**5.**Определить массовую долю сульфата меди(II) в растворе, полученном при растворении 50 г медного купороса в 450 мл воды.

*Дано:*

*m*(CuSO4•5H2O) = 50 г,

*V*(H2O) = 450 мл.

*Найти:*

http://him.1september.ru/2006/09/o1.gif(CuSO4).

*Решение*

http://him.1september.ru/2006/09/11-3.jpg

*M*(CuSO4•5H2O) = 250 г/моль;

http://him.1september.ru/2006/09/nu.gif(CuSO4•5H2O) = *m*/*M* = 50/250 = 0,2 моль;

http://him.1september.ru/2006/09/nu.gif(CuSO4) = http://him.1september.ru/2006/09/nu.gif(CuSO4•5H2O) = 0,2 моль;

*m*(CuSO4) = http://him.1september.ru/2006/09/nu.gif(CuSO4)•*M*(CuSO4) = 0,2•160 = 32 г.

*m*(H2O) = *V*(H2O)•http://him.1september.ru/2006/09/r.gif(H2O) = 450•1 = 450 г;

*m*(р-ра) = *m*(CuSO4•5H2O) + *m*(H2O) = 50 + 450 = 500 г;

http://him.1september.ru/2006/09/12-1.jpg

*Ответ*. 6,4%.

**6.** Какую массу натрия надо растворить в 500 мл воды для получения 20%-го раствора щелочи?

*Ответ*. 64,6 г.

**7.** Какой объем аммиака (н.у.) надо растворить в 200 г 10%-го раствора гидроксида аммония, чтобы получить 15%-й раствор нашатырного спирта?

*Ответ*. 6,9 л.

**8.** К 250 мл раствора едкого кали, содержащего 10% (по массе) гидроксида калия и имеющего плотность 1,08 г/мл, добавили 5,85 г калия. Определить массовую долю растворенного вещества в полученном растворе.

*Ответ*. 12,84% KOH.

Молярная концентрация

**1.** Для полного осаждения свинца в виде хлорида из раствора, содержащего 33,1 г нитрата свинца, потребовалось 50 мл соляной кислоты. Определить молярную концентрацию раствора соляной кислоты.

*Ответ*. 4 моль/л.

**2.** Плотность 26%-го раствора гидроксида калия составляет 1,24 г/мл. Определить молярную концентрацию раствора гидроксида калия.

*Ответ*. 5,76 моль/л.

**3.** Раствор гидроксида натрия объемом 8,25 л с молярной концентрацией 0,2 моль/л выпаривали до тех пор, пока плотность раствора не составила 1,1 г/см3, при этом массовая доля щелочи составила 15%. Каков объем полученного раствора?

*Дано:*

*V*1(р-ра) = 8,25 л,

*с*1 = 0,2 моль/л,

http://him.1september.ru/2006/09/r.gif2(р-ра) = 1,1 г/см3,

http://him.1september.ru/2006/09/o1.gif2(NaOH) = 15%.

*Найти:*

*V*2(р-ра).

*Решение*

*с* = http://him.1september.ru/2006/09/nu.gif/*V*;

http://him.1september.ru/2006/09/nu.gif1(NaOH) = *c*1•*V*1 = 0,2•8,25 = 1,65 моль.

*m*1(NaOH) = http://him.1september.ru/2006/09/nu.gif1(NaOH)•*M*(NaOH) = 1,65•40 = 66 г.

При выпаривании масса NaOH не изменилась, поэтому *m*2(NaOH) = *m*1(NaOH) = 66 г.

http://him.1september.ru/2006/09/12-2.jpg

*m*2(р-ра) = *m*2(NaOH)/http://him.1september.ru/2006/09/o1.gif2(NaOH) = 66/0,15 = 440 г.

*V*2(р-ра) = *m*2(р-рa)/http://him.1september.ru/2006/09/r.gif2(р-ра) = 440/1,1 = 400 см3 = 400 мл.

*Ответ*. 400 мл.

**4.** Какой объем шестимолярного раствора соляной кислоты нужно взять для приготовления 25 мл 2,5M раствора соляной кислоты?

*Ответ*. 10,4 мл.

**5.** Чему равна молярная концентрация концентрированной серной кислоты, имеющей плотность  
1,84 г/мл?

*Ответ*. 18,77 моль/л.

Другие способы выражения концентрации растворов

**1.** Для определения концентрации раствора нитрата калия 200 мл этого раствора упарили, полученный остаток высушили и прокалили до постоянной массы. При прокаливании выделилось 0,224 л газа (н.у.). Определить нормальность исходного раствора соли.

*Ответ*. 0,1н.

**2.** Имеется смесь карбоната и гидрокарбоната натрия. На нейтрализацию 20 мл раствора этой смеси пошло 5 мл однонормального раствора гидроксида натрия. После упаривания полученного раствора и высушивания остатка на воздухе до постоянной массы получено 2,86 г кристаллической соды. Найти состав исходной смеси.

*Ответ*. 44,2% NaHCO3 и 55,8% Na2CO3.

**3.** Определить титр раствора гидроксида калия, если известно, что при нейтрализации этой щелочи к 10 мл ее раствора было добавлено 15 мл 1н. раствора серной кислоты. Однако кислота оказалась в избытке, и для ее нейтрализации пришлось добавить 1 мл 0,1М раствора гидроксида натрия.

*Ответ*. 0,08344 г/мл.

**4.** Определить титр 0,1н. раствора нитрата алюминия.

*Ответ*. 0,0071 г/мл.

**ЗАНЯТИЕ 9  
10-й класс** (первый год обучения)

***Теория электролитической диссоциации.   
Реакции ионного обмена***

**План**

1. Электролиты и неэлектролиты.

2. Теория электролитической диссоциации (ТЭД) С.А.Аррениуса.

3. Механизм электролитической диссоциации электролитов с ионной и ковалентной полярной связью.

4. Степень диссоциации.

5. Кислоты, основания, амфотерные гидроксиды, соли с точки зрения ТЭД.

6. Значение электролитов для живых организмов.

7. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Среды водных растворов электролитов. Индикаторы.

8. Реакции ионного обмена и условия их протекания.

По способности проводить электрический ток в водном растворе или расплаве все вещества можно разделить на электролиты и неэлектролиты.

*Электролиты* – это вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток; в электролитах (кислоты, соли, щелочи) имеются ионные или полярные ковалентные связи.

*Неэлектролиты* – это вещества, растворы или расплавы которых не проводят электрический ток; в молекулах неэлектролитов (органические вещества, газы, вода) связи ковалентные неполярные или малополярные.

Для объяснения электропроводности растворов и расплавов электролитов Аррениус в 1887 г. создал *теорию электролитической диссоциации*, основные положения которой звучат следующим образом.

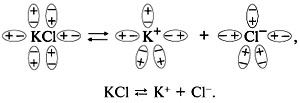
1. Молекулы электролитов в растворе или расплаве подвергаются диссоциации (распадаются на ионы). **Процесс распада молекул электролитов на ионы в растворе или расплаве называется электролитической диссоциацией**. *Ионы* – это частицы, имеющие заряд. Положительно заряженные ионы – *катионы*, отрицательно заряженные – *анионы*. Свойства ионов отличаются от свойств соответствующих нейтральных атомов, что объясняется разным электронным строением этих частиц.

2. В растворе или расплаве ионы движутся хаотически. Однако при пропускании через раствор или расплав электрического тока движение ионов становится упорядоченным: катионы движутся к катоду (отрицательно заряженному электроду), а анионы – к аноду (положительно заряженному электроду).

3. Диссоциация – обратимый процесс. Одновременно с диссоциацией идет *ассоциация* – процесс образования молекул из ионов.

4. Общая сумма зарядов катионов в растворе или расплаве равна общей сумме зарядов анионов и противоположна по знаку; раствор в целом электронейтрален.

Главной причиной диссоциации в растворах с полярным растворителем является сольватация ионов (в случае водных растворов – гидратация). Диссоциация ионных соединений в водном растворе протекает полностью (KCl, LiNO3, Ba(OH)2 и др.). Электролиты с полярной ковалентной связью могут диссоциировать частично или полностью в зависимости от величины полярности связи (H2SO4, HNO3, HI и др.). В водном растворе образуются гидратированные ионы, но для простоты записи в уравнениях изображаются ионы без молекул воды:



Одни электролиты диссоциируют полностью, другие – частично. Для характеристики диссоциации вводится понятие *степень электролитической диссоциации* alfa.gif (72 bytes). Величина alfa.gif (72 bytes) показывает отношение числа диссоциировавших молекул *n* к числу растворенных молекул *N* электролита в растворе:

alfa.gif (72 bytes) = *n*/*N*.

Степень диссоциации увеличивается при разбавлении раствора и при повышении температуры раствора. В зависимости от степени диссоциации электролиты делятся на сильные, средней силы и слабые. Сильные электролиты практически полностью диссоциируют в растворе, их степень диссоциации больше 30% и стремится к 100%. К средним электролитам относятся электролиты, степень диссоциации которых колеблется в пределах от 3% до 30%. Степень диссоциации слабых электролитов меньше 3%. К сильным электролитам относятся соли, сильные кислоты, щелочи. К слабым – слабые кислоты, нерастворимые основания, гидроксид аммония, вода.

С точки зрения теории электролитической диссоциации можно дать определения веществам разных классов.

*Кислоты* – это электролиты, образующие при диссоциации катионы водорода и анионы кислотного остатка. Число ступеней диссоциации зависит от основности кислоты, например:

HCl http://him.1september.ru/2006/11/strlki.gif H+ + Cl–,

H2CO3 http://him.1september.ru/2006/11/strlki.gif H+ + HCO3–http://him.1september.ru/2006/11/strlki.gif 2H+ + CO32–.

*Основания* – это электролиты, диссоциирующие на катионы металла и анионы гидроксигрупп. Число ступеней диссоциации зависит от кислотности основания, например:

NaOH http://him.1september.ru/2006/11/strlki.gif Na+ + 2OH–,

Ca(OH)2 http://him.1september.ru/2006/11/strlki.gif CaOH+ + OH– http://him.1september.ru/2006/11/strlki.gif Ca2+ + 2OH–.

*Амфотерные гидроксиды* – это слабые электролиты, которые при диссоциации образуют как катионы водорода, так и анионы гидроксигруппы, например:

Zn(OH)2 http://him.1september.ru/2006/11/strlki.gifZnOH+ + OH– http://him.1september.ru/2006/11/strlki.gif Zn2+ + 2OH–,

H2ZnO2 http://him.1september.ru/2006/11/strlki.gif H+ + HZnO2– http://him.1september.ru/2006/11/strlki.gif 2H+ + ZnO22–.

*Средние соли* – это электролиты, диссоциирующие на катионы металла и анионы кислотного остатка, например:

Na2SO4 http://him.1september.ru/2006/11/strlki.gif 2Na+ + SO42–.

*Кислые соли* – это электролиты, диссоциирующие на катионы металла и сложные анионы, в состав которых входят атомы водорода и кислотный остаток, например:

NaНСO3 http://him.1september.ru/2006/11/strlki.gif Na+ + НСO3–.

*Основные соли* – это электролиты, диссоциирующие на анионы кислотного остатка и сложные катионы, состоящие из атомов металла и гидроксигрупп, например:

Сu(OН)Сl http://him.1september.ru/2006/11/strlki.gif CuОН+ + Сl–.

*Комплексные соли* – это электролиты, образующие при диссоциации сложные комплексные ионы, которые довольно устойчивы в водных растворах, например:

K3[Fe(CN)6] http://him.1september.ru/2006/11/strlki.gif 3K+ + [Fe(CN)6]3–.

Электролиты являются составной частью жидкостей и тканей живых организмов. Для нормального протекания физиологических и биохимических процессов необходимы катионы натрия, калия, кальция, магния, водорода, анионы хлора, сульфат-ионы, гидрокарбонат-ионы, гидроксид-ионы и др. Концентрации этих ионов в организме человека различны. Так, например, концентрации ионов натрия и хлора весьма значительны и ежедневно пополняются. Концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов очень малы, но играют большую роль в жизненных процессах, способствуя нормальному функционированию ферментов, обмену веществ, перевариванию пищи и т.д.

Диссоциация воды.

Водородный показатель

Вода является слабым амфотерным электролитом. Уравнение диссоциации воды имеет вид:

Н2O http://him.1september.ru/2006/11/strlki.gif Н+ + ОН–

или

2Н2O http://him.1september.ru/2006/11/strlki.gif Н3О+ + ОН–.

Концентрация протонов и гидроксид-ионов в воде одинакова и составляет 10–7 моль/л при 25 °С.

Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов называется *ионным произведением воды* и при 25 °С составляет 10–14.

Среду любого водного раствора можно охарактеризовать концентрацией ионов Н+ или ОН–. Различают нейтральную, кислую и щелочную среды растворов.

В нейтральной среде раствора:

[H+] = [OH–] = 10–7 моль/л,

в кислой среде раствора:

[H+] > [OH–], т.е. [H+] > 10–7 моль/л,

в щелочной среде раствора:

[OH–] > [H+], т.е. [OH–] > 10–7 моль/л.

Для характеристики среды раствора удобно пользоваться водородным показателем рН (табл. 1, см. с. 14). *Водородный показатель* – это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода:

рН = –lg[H+].

*Таблица 1*

**Водородный показатель для различных сред растворов**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| **Характеристика раствора** | **Среда раствора** | | |
| **кислая** | **нейтральная** | **щелочная** |
| Kонцентрация ионов Н+ (моль/л) | [H+] > 10–7 | [H+] = [OH–] = 10–7 | [H+] < 10–7 |
| Водородный показатель (рН) | pH < 7 | pH = 7 | pH > 7 |

В кислой среде раствора рН < 7, в нейтральной среде рН = 7, в щелочной рН > 7. Чем меньше рН, тем больше кислотность раствора. При значениях рН > 7 говорят о щелочности раствора.

Существуют различные методы определения рН раствора. Качественно характер среды раствора определяют с помощью индикаторов. Индикаторы – вещества, которые обратимо изменяют свой цвет в зависимости от среды раствора. На практике чаще всего применяют лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин и универсальный индикатор (табл. 2).

*Таблица 2*

**Окраска индикаторов в различных средах растворов**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Среда раствора | Лакмус | Фенолфталеин | Метилоранж | Универсальный |
| Нейтральная | Фиолетовый | Бесцветный | Оранжевый | Светло-желтый |
| Kислая | Kрасный | Бесцветный | Розовый | Kрасный |
| Щелочная | Синий | Малиновый | Желтый | Синий |

Водородный показатель имеет очень важное значение для медицины, его отклонение от нормальных величин даже на 0,01 единицы свидетельствует о патологических процессах в организме. При нормальной кислотности желудочный сок имеет рН = 1,7; кровь человека имеет рН = 7,4;  
слюна – рН = 6,9.

Реакции ионного обмена и условия их протекания

Поскольку молекулы электролитов в растворах распадаются на ионы, то и реакции в растворах электролитов протекают между ионами. *Реакции ионного обмена* – это реакции между ионами, образовавшимися в результате диссоциации электролитов. Сущность таких реакций заключается в связывании ионов путем образования слабого электролита. Другими словами, реакция ионного обмена имеет смысл и протекает практически до конца, если в результате нее образуются слабые электролиты (осадок, газ, Н2О и др.). Если в растворе нет ионов, которые могут связываться между собой с образованием слабого электролита, то реакция обратима; уравнения таких реакций обмена не пишут.

При записи реакций ионного обмена используют молекулярную, полную ионную и сокращенную ионную формы. Пример записи реакции ионного обмена в трех формах:

K2SO4 + BaCl2 = BaSO4http://him.1september.ru/2006/11/svniz.gif + 2KCl,

2K++ SO42– + Ba2+ + 2Cl–= BaSO4http://him.1september.ru/2006/11/svniz.gif + 2K+ + 2Cl–,

Ba2+ + SO42– = BaSO4http://him.1september.ru/2006/11/svniz.gif.

Правила составления уравнений ионных реакций

1. Формулы слабых электролитов записывают в молекулярном виде, сильных – в ионном.

2. Для реакции берут растворы веществ, поэтому даже малорастворимые вещества в случае реагентов записывают в виде ионов.

3. Если малорастворимое вещество образуется в результате реакции, то при записи ионного уравнения его считают нерастворимым.

4. Сумма зарядов ионов в левой части уравнения должна быть равна сумме зарядов ионов в правой части.

***Тест по теме  
«Теория электролитической диссоциации.  
Реакции ионного обмена»***

**1.** Реакция, которая происходит при растворении гидроксида магния в серной кислоте, описывается сокращенным ионным уравнением:

а) Mg2+ + SO42– = MgSO4;

б) H+ + OH– = H2O;

в) Mg(OH)2 + 2H+ = Mg2+ + 2H2O;

г) Mg(OH)2 + SO42–= MgSO4 + 2OH–.

**2.** В четырех сосудах содержится по одному литру 1М растворов перечисленных ниже веществ. В каком растворе содержится больше всего ионов?

а) Сульфат калия; б) гидроксид калия;

в) фосфорная кислота; г) этиловый спирт.

**3.** Степень диссоциации не зависит от:

а) объема раствора; б) природы электролита;

в) растворителя; г) концентрации.

**4.** Сокращенное ионное уравнение

Al3+ + 3OH– = Al(OH)3

соответствует взаимодействию:

а) хлорида алюминия с водой;

б) хлорида алюминия с гидроксидом калия;

в) алюминия с водой;

г) алюминия с гидроксидом калия.

**5.** Электролит, который не диссоциирует ступенчато, – это:

а) гидроксид магния; б) фосфорная кислота;

в) гидроксид калия; г) сульфат натрия.

**6.** Слабым электролитом является:

а) гидроксид бария;

б) гидроксид алюминия;

в) плавиковая кислота;

г) йодоводородная кислота.

**7.** Сумма коэффициентов в кратком ионном уравнении взаимодействия баритовой воды и углекислого газа равна:

а) 6; б) 4; в) 7; г) 8.

**8.** В растворе не могут находиться следующие пары веществ:

а) хлорид меди и гидроксид натрия;

б) хлорид калия и гидроксид натрия;

в) соляная кислота и гидроксид натрия;

г) серная кислота и хлорид бария.

**9.** Вещество, добавление которого к воде не изменит ее электропроводности, – это:

а) уксусная кислота; б) хлорид серебра;

в) серная кислота; г) хлорид калия.

**10.** Как будет выглядеть график зависимости накала электрической лампочки, включенной в цепь, от времени, если электроды погружены в раствор известковой воды, через который длительное время пропускают углекислый газ?

а) Линейное возрастание;

б) линейное убывание;

в) сначала убывание, затем возрастание;

г) сначала возрастание, затем убывание.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| в | а | а | б | в, г | б, в | а | а, в, г | б | в |

***Задачи, связанные с понятием  
«степень электролитической диссоциации»***

**1.** В 1 л 10–3М раствора бинарного электролита AB содержится 6,041•1020недиссоциированных молекул и ионов. Определить степень диссоциации a данного электролита.

*Дано:*

*V*(р-ра) = 1 л, a.

*с* = 10–3 моль/л,

*N* = 6,041•1020.

*Найти:*

http://him.1september.ru/2006/11/alfa.gif

*Решение*

АВ http://him.1september.ru/2006/11/strlki.gif А+ + В–.

В исходном растворе в предположении, что сначала нет диссоциации:

[AB] = *c*M, [А+] = [В–] = 0.

В растворе после диссоциации:

[AB] = *c*M –*c*M•http://him.1september.ru/2006/11/alfa.gif,

[А+] =*c*M•http://him.1september.ru/2006/11/alfa.gif, [В–] =*c*M•http://him.1september.ru/2006/11/alfa.gif.

Суммарная концентрация молекул и ионов такова:

*c*M –*c*M•http://him.1september.ru/2006/11/alfa.gif +*c*M•http://him.1september.ru/2006/11/alfa.gif +*c*M•http://him.1september.ru/2006/11/alfa.gif =*c*M +*c*M•http://him.1september.ru/2006/11/alfa.gif = *c*M(1 + http://him.1september.ru/2006/11/alfa.gif).

Молярная концентрация: *с* = http://him.1september.ru/2006/11/nu.gif/*V*.

Отсюда http://him.1september.ru/2006/11/nu.gif(исх.) = *V*•*c* = 1•10–3 = 10–3 моль.

Пусть *N*(исх.) – число молекул в исходном растворе до диссоциации:

*N*(исх.) = http://him.1september.ru/2006/11/nu.gif(исх.)•*N*A = 10–3•6,02•1023= 6,02•1020.

Степень диссоциации a равна отношению числа диссоциированных молекул к общему числу молекул в растворе:

http://him.1september.ru/2006/11/alfa.gif = (*N – N*(исх.))/*N*(исх.) = (6,041•1020 – 6,02•1020)/(6,02•1020) = 0,0035, или 0,35%.

*Ответ.* 0,35%.

**2.** В 1 л 10–4М раствора уксусной кислоты содержится 6,26•1019 ее молекул и ионов. Определить степень диссоциации кислоты в этом растворе.

*Ответ.* 3,99%.

**3.** 100 мл 0,01М раствора азотистой кислоты содержит 6,15•1020 растворенных частиц. Определить степень диссоциации азотистой кислоты в этом растворе.

*Ответ.* 2,16%.

**4.** В 100 мл 0,1М раствора муравьиной кислоты содержится 6,82•1021 недиссоциированных молекул и ионов. Вычислить степень диссоциации кислоты в этом растворе.

*Ответ.* 13,3%.

**5.** При растворении слабого бинарного электролита (количество вещества 0,25 моль) на ионы распалось 0,02 моль. Чему равна степень диссоциации электролита в этом растворе?

*Ответ.* 8%.

**6.** Найти степень диссоциации:

а) в 0,1М растворе уксусной кислоты, если константа диссоциации равна 1,75•10–5;

б) в 0,001М растворе хлорноватистой кислоты, если константа диссоциации равна 5•10–8;

в) в 0,05М растворе циановодородной кислоты, если константа диссоциации равна 7,9•10–10.

*Ответ.* а) 1,32%; б) 0,71%; в) 0,0126%.

**7.** Константа диссоциации сероводородной кислоты по первой ступени равна 1,1•10–7. Найти степень диссоциации сероводородной кислоты по этой ступени в 0,1М растворе.

*Ответ.* 0,105%.

**8.** Определить концентрацию гидроксид-ионов в 0,01М растворе гидроксида аммония, если константа диссоциации равна 1,77•10–5.

*Ответ.* 0,42•10–3 моль/л.

**9.** Определить концентрацию протонов в 1М растворе муравьиной кислоты, если константа диссоциации равна 1,77•10–4.

*Ответ.* 0,0133 моль/л.

**10.** Вычислить концентрацию протонов в 0,1М растворе фосфорной кислоты, предполагая, что диссоциация происходит по первой ступени и константа диссоциации равна 7,11•10–3.

*Ответ.* 2,66•10–2 моль/л.

**11.** В 1 л раствора хлорида бария содержится 2,64 моль ионов бария и хлора. Рассчитать молярную концентрацию хлорида бария в растворе, если степень диссоциации равна 88%.

*Дано:*

*V*(р-ра) = 1 л,

http://him.1september.ru/2006/11/nu.gif(Ba2+) + http://him.1september.ru/2006/11/nu.gif(Cl–) = 2,64 моль,

http://him.1september.ru/2006/11/alfa.gif = 88%, или 0,88.

*Найти:*

*с*(BaCl2).

*Решение*

BaCl2 http://him.1september.ru/2006/11/strlki.gif Ba2+ + 2Cl–,

http://him.1september.ru/2006/11/nu.gif(Ba2+) = 2,64/3 = 0,88 моль,

http://him.1september.ru/2006/11/nu.gif(Cl–) = 2http://him.1september.ru/2006/11/nu.gif(Ba2+) = 1,76 моль.

Найдем количество вещества BaCl2, распавшегося на ионы:

http://him.1september.ru/2006/11/nu.gif(BaСl2) = http://him.1september.ru/2006/11/nu.gif(Ba2+) = 0,88 моль.

Составим пропорцию и найдем общее количество вещества *х* моль BaСl2 в растворе:

0,88 моль – 88%,

*х* моль – 100%.

Отсюда *x* = 1 моль.

*с*(BaСl2) = http://him.1september.ru/2006/11/nu.gif/*V* = 1 моль/1 л = 1 моль/л.

*Ответ.* 1 моль/л.

**12.** В 1 л раствора содержится 1 моль хлорида кальция, степень диссоциации которого составляет 75%. Какая масса электролита диссоциировала на ионы?

*Ответ.* 83,25 г.

**13.** В 1 л водного раствора ортофосфата натрия с концентрацией 0,3 моль/л содержится 0,27 моль ионов натрия. Рассчитать степень диссоциации соли.

*Ответ.* 30%.

**14.**Рассчитать количество вещества катионов (в моль) в 1430 г 10%-го раствора гидроксида натрия, если степень диссоциации составляет 90%.

*Ответ.* 3,2175 моль.

**15.** 41,6 г хлорида бария растворили в воде. В полученном растворе содержится 0,35 моль хлорид-ионов. Рассчитать степень диссоциации хлорида бария.

*Ответ.* 87,5%.

***Упражнения по теме «Реакции ионного обмена»***

**1.** Привести молярные уравнения реакций, соответствующих представленным ионным уравнениям:

а) H+ + OH–= H2O;

б) 3Ca2+ + 2PO43– = Ca3(PO4)2;

в) Ba2+ + SO42– = BaSO4;

г) CO32– + 2H+ = CO2 + H2O.

*Решение*

а) HCl + NaOH = NaCl + H2O;

б) 3CaCl2 + 2Na3PO4 = Ca3(PO4)2http://him.1september.ru/2006/11/svniz.gif + 6NaCl;

в) BaCl2 + K2SO4 = BaSO4http://him.1september.ru/2006/11/svniz.gif + 2KCl;

г) Na2CO3+ 2HCl = 2NaCl + CO2http://him.1september.ru/2006/11/sverh.gif + H2O.

**2.** Написать в молекулярном и ионном видах уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

а) оксид железа(III) http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif хлорид железа(III) http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif нитрат железа(III) http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif гидроксид железа(III) http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif  
http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif оксид железа(III) http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif сульфат железа(III) http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif ацетат железа(III) http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif гидроксоацетат железа(III);

б) медь http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif хлорид меди(II) http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif гидроксид меди(II) http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif сульфат меди(II) http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif сульфид меди(II) http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif  
http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif нитрат меди(II) http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif гидроксонитрат меди(II);

в) фосфат магния http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif сульфат магния http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif хлорид магния http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif карбонат магния http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif  
http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif оксид магния http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif магний http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif нитрат магния http://him.1september.ru/2006/11/strpr.gif гидроксонитрат магния.

**3.** Составить молекулярные и ионные уравнения реакций между:

а) уксусной кислотой и гидроксидом бария;

б) карбонатом кальция и азотной кислотой;

в) азотной кислотой и гидроксидом аммония;

г) гидроксидом кальция и соляной кислотой.

Ответ дать в виде суммы коэффициентов в сокращенных ионных уравнениях.

*Ответ.*

а) H+ + OH– = H2O;

б) CaCO3+ 2H+ = Ca2+ + H2O + CO2http://him.1september.ru/2006/11/sverh.gif;

в), г) H+ + OH– = H2O.

Сумма коэффициентов в сокращенных   
ионных уравнениях: а, в, г – 3, б – 6.

**4.**Какие два вещества вступили в реакцию, если в результате образовались приведенные ниже вещества? (Все продукты указаны без коэффициентов.)

а) Карбонат бария + вода;

б) карбонат бария + поваренная соль;

в) карбонат бария + карбонат кальция + вода.

*Ответ.*

а) Ba(OH)2 + CO2 = BaCO3http://him.1september.ru/2006/11/svniz.gif + H2O;

б) BaCl2 + Na2CO3= BaCO3http://him.1september.ru/2006/11/svniz.gif + 2NaCl;

в) Ba(OH)2 + Ca(HCO3)2 = BaCO3http://him.1september.ru/2006/11/svniz.gif + CaCO3http://him.1september.ru/2006/11/svniz.gif + 2H2O.

**5.** Привести пример вещества, которое может реагировать в водном растворе с каждым из перечисленных веществ:

а) азотная кислота, гидроксид натрия, хлор;

б) нитрат кальция, гидроксид бария, соляная кислота;

в) йодоводородная кислота, гидроксид натрия, нитрат серебра.

*Ответ*. а) CuI2; б) CuF2; в) PbCl2.

**6.** Могут ли в растворе одновременно находиться следующие пары веществ:

а) гидроксид натрия и пентаоксид фосфора;

б) гидроксид бария и углекислый газ;

в) гидроксид калия и гидроксид натрия;

г) гидросульфат натрия и хлорид бария;

д) соляная кислота и нитрат алюминия?

Ответ мотивировать.

*Решение*

а) NaOH и P2O5 не могут находиться в одном растворе, т.к. они взаимодействуют:

6NaOH + P2O5 = 2Na3PO4 + 3H2O;

б) Ba(OH)2 и СО2 не могут сосуществовать в растворе, т.к.:

Ba(OH)2 + СО2 = BaСО3http://him.1september.ru/2006/11/svniz.gif + Н2О;

в) KOH и NaOH могут быть в одном растворе, т.к. у них одинаковые анионы, нечем обмениваться;

г) NaHSO4 и BaCl2 не могут находиться в одном растворе из-за реакции:

NaHSO4 + BaCl2 = BaSO4http://him.1september.ru/2006/11/svniz.gif + NaCl + HCl;

д) HCl и Al(NO3)3 могут совместно находиться в растворе , т.к. в результате реакции обмена не образуют слабых электролитов.

*Ответ*. а) – нет; б) – нет; в) – да; г) – нет; д) – да.

**7.** К раствору смеси двух солей добавили избыток соляной кислоты. После окончания реакции в растворе кроме протонов и хлорид-ионов оказались только катионы натрия. Какие соли могли находиться в исходном растворе?

*Ответ*. Na2CO3 и Na2S.

**8.** К раствору, содержащему смесь сульфита калия и хлорида натрия, добавили сначала избыток соляной кислоты, а затем нитрата серебра. Какие ионы остались в растворе? Ответ подтвердить уравнениями реакций.

*Ответ.*

а) K2SO3 + 2HCl = 2KCl + H2O + SO2http://him.1september.ru/2006/11/sverh.gif,

NaCl + HCl http://him.1september.ru/2006/11/nerav.gif ;

б) KCl + AgNO3 = AgClhttp://him.1september.ru/2006/11/svniz.gif + KNO3,

NaCl + AgNO3 = AgClhttp://him.1september.ru/2006/11/svniz.gif + NaNO3,

HCl + AgNO3 = AgClhttp://him.1september.ru/2006/11/svniz.gif + HNO3.

В растворе остались ионы:

K+, NO3–, Na+, H+, Ag+ (изб. AgNO3).

**ЗАНЯТИЕ 10  
10-й класс** (первый год обучения)

***Окислительно-восстановительные реакции***

**План**

1. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР), степень окисления.

2. Процесс окисления, важнейшие восстановители.

3. Процесс восстановления, важнейшие окислители.

4. Окислительно-восстановительная двойственность.

5. Основные типы ОВР (межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирование).

6. Значение ОВР.

7. Методы составления уравнений ОВР (электронный и электронно-ионный баланс).

Все химические реакции по признаку изменения степеней окисления участвующих в них атомов можно разделить на два типа: ОВР (протекающие с изменением степеней окисления) и не ОВР.

*Степень окисления* – условный заряд атома в молекуле, рассчитанный, исходя из предположения, что в молекуле существуют только ионные связи.

П р а в и л а  д л я  о п р е д е л е н и я  с т е п е н е й  о к и с л е н и я

Степень окисления атомов простых веществ равна нулю.

Сумма степеней окисления атомов в сложном веществе (в молекуле) равна нулю.

Степень окисления атомов щелочных металлов +1.

Степень окисления атомов щелочно-земельных металлов +2.

Степень окисления атомов бора, алюминия +3.

Степень окисления атомов водорода +1 (в гидридах щелочных и щелочно-земельных металлов –1).

Степень окисления атомов кислорода –2 (в пероксидах –1).

Любая ОВР представляет собой совокупность процессов отдачи и присоединения электронов.

Процесс отдачи электронов называют *окислением.* Частицы (атомы, молекулы или ионы), отдающие электроны, называют *восстановителями.* В результате окисления степень окисления восстановителя увеличивается. Восстановителями могут быть частицы в низшей или промежуточной степенях окисления. Важнейшими восстановителями являются: все металлы в виде простых веществ, особенно активные; C, CO, NH3, PH3, CH4, SiH4, H2S и сульфиды, галогеноводороды и галогениды металлов, гидриды металлов, нитриды и фосфиды металлов.

Процесс присоединения электронов называют *восстановлением.* Частицы, принимающие электроны, называют *окислителями.* В результате восстановления степень окисления окислителя уменьшается. Окислителями могут быть частицы в высшей или промежуточной степенях окисления. Важнейшие окислители: простые вещества-неметаллы, обладающие высокой электроотрицательностью (F2, Cl2, O2), перманганат калия, хроматы и дихроматы, азотная кислота и нитраты, концентрированная серная кислота, хлорная кислота и перхлораты.

Вещества, содержащие частицы в промежуточной степени окисления, могут выступать как в роли окислителей, так и в роли восстановителей, т.е. проявляют*окислительно-восстановительную двойственность.*Это сернистая кислота и сульфиты, хлорноватистая кислота и гипохлориты, пероксиды и др.

Различают три типа окислительно-восстановительных реакций.

*Межмолекулярные* ОВР – окислитель и восстановитель входят в состав различных веществ, например:

http://him.1september.ru/2006/13/12-2.jpg

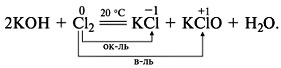
*Внутримолекулярные*ОВР– окислитель и восстановитель входят в состав одного вещества. Это могут быть разные элементы, например:

http://him.1september.ru/2006/13/12-3.jpg

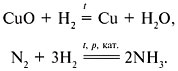
или один химический элемент в разных степенях окисления, например:

http://him.1september.ru/2006/13/12-4.jpg

*Диспропорционирование (самоокисление-самовосстановление)* – окислителем и восстановителем является один и тот же элемент, находящийся в промежуточной степени окисления, например:

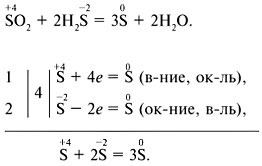


ОВР имеют огромное значение, поскольку большинство реакций, протекающих в природе, относятся к этому типу (процесс фотосинтеза, горение). Кроме того, ОВР активно используются человеком в его практической деятельности (восстановление металлов, синтез аммиака):

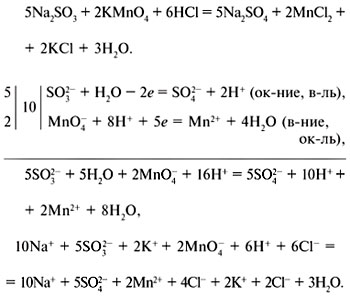


Для составления уравнений ОВР можно использовать метод электронного баланса (электронных схем) или метод электронно-ионного баланса.

*Метод электронного баланса:*



*Метод электронно-ионного баланса:*

**

***Тест по теме «Окислительно-восстановительные реакции»***

**1.** Дихромат калия обработали сернистым газом в сернокислом растворе, а затем водным раствором сульфида калия. Конечным веществом Х является:

а) хромат калия; б) оксид хрома(III);

в) гидроксид хрома(III); г) сульфид хрома(III).

**2.** Какой продукт реакции между перманганатом калия и бромоводородной кислотой может реагировать с сероводородом?

а) Бром; б) бромид марганца(II);

в) диоксид марганца; г) гидроксид калия.

**3.** При окислении йодида железа(II) азотной кислотой образуются йод и монооксид азота. Чему равно отношение коэффициента при окислителе к коэффициенту при восстановителе в уравнении этой реакции?

а) 4 : 1; б) 8 : 3; в) 1 : 1; г) 2 : 3.

**4.** Степень окисления атома углерода в гидрокарбонат-ионе равна:

а) +2; б) –2; в) +4; г) +5.

**5.** Перманганат калия в нейтральной среде восстанавливается до:

а) марганца; б) оксида марганца(II);

в) оксида марганца(IV); г) манганата калия.

**6.** Сумма коэффициентов в уравнении реакции диоксида марганца с концентрированной соляной кислотой равна:

а) 14; б) 10; в) 6; г) 9.

**7.** Из перечисленных соединений только окислительную способность проявляют:

а) серная кислота; б) сернистая кислота;

в) сероводородная кислота; г) сульфат калия.

**8.** Из перечисленных соединений окислительно-восстановительную двойственность проявляют:

а) пероксид водорода; б) пероксид натрия;

в) сульфит натрия; г) сульфид натрия.

**9.** Из перечисленных ниже типов реакций окислительно-восстановительными являются реакции:

а) нейтрализации; б) восстановления;

в) диспропорционирования; г) обмена.

**10.** Степень окисления атома углерода численно не совпадает с его валентностью в веществе:

а) тетрахлорид углерода; б) этан;

в) карбид кальция; г) угарный газ.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| в | а | а | в | в | г | а, г | а, б, в | б, в | б, в |

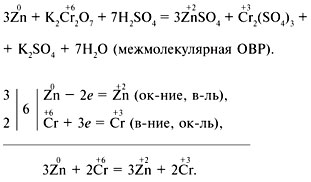
***Упражнения по окислительно-восстановительным реакциям  
(электронный и электронно-ионный баланс)***

***Задание 1.****Составить уравнения ОВР с помощью метода электронного баланса, определить тип ОВР.*

**1.** Цинк + дихромат калия + серная кислота = сульфат цинка + сульфат хрома(III) + сульфат калия + вода.

*Решение*

Электронный баланс:



**2.** Сульфат олова(II) + перманганат калия + серная кислота = сульфат олова(IV) + сульфат марганца + сульфат калия + вода.

**3.** Йодид натрия + перманганат калия + гидроксид калия = йод + манганат калия + гидроксид натрия.

**4.** Сера + хлорат калия + вода = хлор + сульфат калия + серная кислота.

**5.** Йодид калия + перманганат калия + серная кислота = сульфат марганца(II) + йод + сульфат калия + вода.

**6.** Сульфат железа(II) + дихромат калия + серная кислота = сульфат железа(III) + сульфат хрома(III) + сульфат калия + вода.

**7.** Нитрат аммония = оксид азота(I) + вода.

**8.** Фосфор + азотная кислота = фосфорная кислота + оксид азота(IV) + вода.

**9.** Азотистая кислота = азотная кислота + оксид азота(II) + вода.

**10.** Хлорат калия + соляная кислота = хлор + хлорид калия + вода.

**11.**Дихромат аммония = азот + оксид хрома(III) + вода.

**12.**Гидроксид калия + хлор = хлорид калия + хлорат калия + вода.

**13.** Оксид серы(IV) + бром + вода = серная кислота + бромоводородная кислота.

**14.** Оксид серы(IV) + сероводород = сера + вода.

**15.** Сульфит натрия = сульфид натрия + сульфат натрия.

**16.** Перманганат калия + соляная кислота = хлорид марганца(II) + хлор + хлорид калия + вода.

**17.** Ацетилен + кислород = углекислый газ + вода.

**18.** Нитрит калия + перманганат калия + серная кислота = нитрат калия + сульфат марганца(II) + сульфат калия + вода.

**19.** Кремний + гидроксид калия + вода = силикат калия + водород.

**20.**Платина + азотная кислота + соляная кислота = хлорид платины(IV) + оксид азота(II) + вода.

**21.**Сульфид мышьяка + азотная кислота = мышьяковая кислота + сернистый газ + диоксид азота + вода.

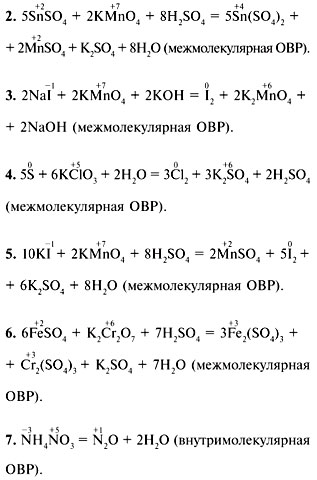
**22.** Перманганат калия = манганат калия + оксид марганца(IV) + кислород.

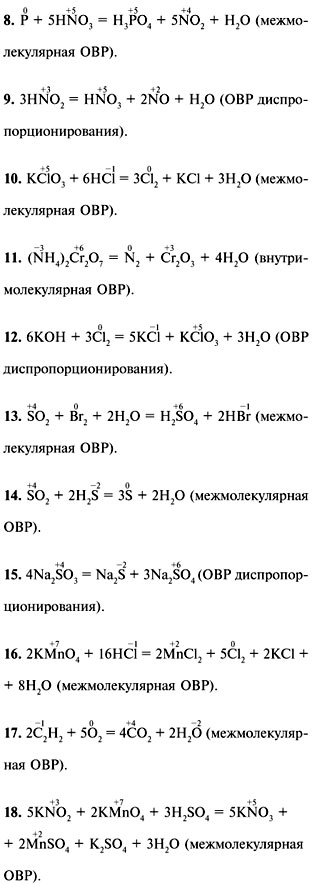
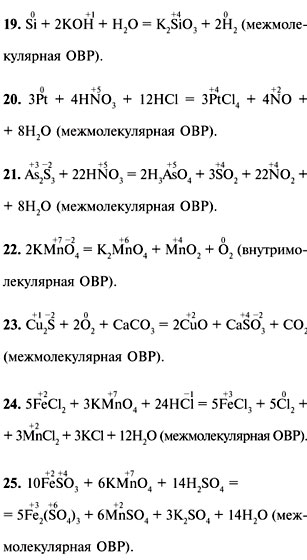
**23.** Сульфид меди(I) + кислород + карбонат кальция = оксид меди(II) + сульфит кальция +  
+ углекислый газ.

**24.** Хлорид железа(II) + перманганат калия + соляная кислота = хлорид железа(III) + хлор +  
+ хлорид марганца(II) + хлорид калия + вода.

**25.** Сульфит железа(II) + перманганат калия + серная кислота = сульфат железа(III) + сульфат марганца(II) + сульфат калия + вода.

***Ответы на упражнения задания 1***



\* \* \*

При использовании метода полуреакций (электронно-ионный баланс) следует иметь в виду, что в водных растворах связывание избыточного кислорода и присоединение кислорода восстановителем происходит по-разному в кислой, нейтральной и щелочной средах. В кислых растворах избыток кислорода связывается протонами с образованием молекул воды, а в нейтральных и щелочных – молекулами воды с образованием гидроксид-ионов. Присоединение кислорода восстановителем осуществляется в кислой и нейтральной средах за счет молекул воды с образованием ионов водорода, а в щелочной среде – за счет гидроксид-ионов с образованием молекул воды.

Нейтральная среда:

окислитель + Н2О = … + ОН–,

восстановитель + Н2О = … + Н+.

Щелочная среда:

окислитель + Н2О = … + ОН–,

восстановитель + ОН– = … + Н2О.

Кислая среда:

окислитель + Н+ = … + Н2О,

восстановитель + Н2О = … + Н+.

***Задание 2.****С помощью метода электронно-ионного баланса составить уравнения ОВР, протекающих в определенной среде.*

В  н е й т р а л ь н о й  с р е д е

**1.** Сульфит натрия + перманганат калия + вода = ...................... .

**2.** Гидроксид железа(II) + кислород + вода = ............................... .

**3.** Бромид натрия + перманганат калия + вода = ......................... .

**4.** Сероводород + бром + вода = серная кислота + ...................... .

**5.** Нитрат серебра(I) + фосфин + вода = серебро + фосфорная кислота + .............................. .

В  щ е л о ч н о й  с р е д е

**1.** Сульфит натрия + перманганат калия + гидроксид калия = ...................... .

**2.** Бромид калия + хлор + гидроксид калия = бромат калия + ...................... .

**3.** Сульфат марганца(II) + хлорат калия + гидроксид калия = манганат калия + ...................... .

**4.** Хлорид хрома(III) + бром + гидроксид калия = хромат калия + ...................... .

**5.** Оксид марганца(IV) + хлорат калия + гидроксид калия = манганат калия + ...................... .

В  к и с л о й  с р е д е

**1.** Сульфит натрия + перманганат калия + серная кислота = ...................... .

**2.** Нитрит калия + йодид калия + серная кислота = оксид азота (II) + ...................... .

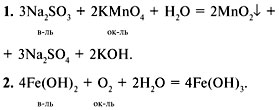
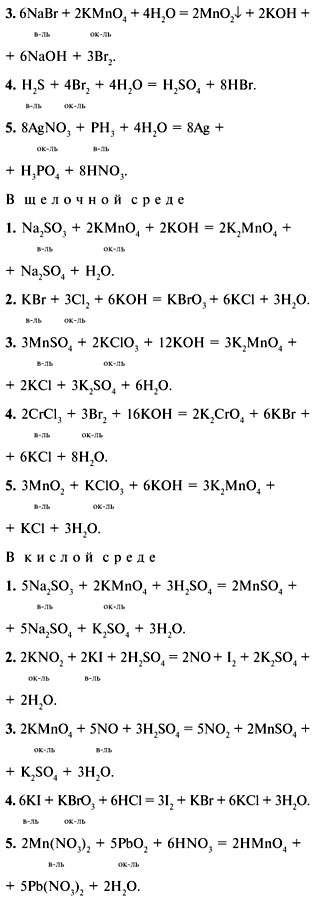
**3.** Перманганат калия + оксид азота(II) + серная кислота = оксид азота(IV) + ...................... .

**4.** Йодид калия + бромат калия + соляная кислота = ...................... .

**5.** Нитрат марганца(II) + оксид свинца(IV) + азотная кислота = марганцовая кислота +  
+ ...................... .

***Ответы на упражнения задания 2***

В  н е й т р а л ь н о й  с р е д е

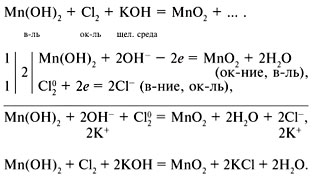
  
******

***Задание 3.****С помощью метода электронно-ионного баланса составить уравнения ОВР.*

**1.** Гидроксид марганца(II) + хлор + гидроксид калия = оксид марганца(IV) + ...................... .

*Решение*

Электронно-ионный баланс:



**2.** Оксид марганца(IV) + кислород + гидроксид калия = манганат калия +...................... .

**3.** Сульфат железа(II) + бром + серная кислота = ...................... .

**4.** Йодид калия + сульфат железа(III) = ....................... .

**5.** Бромоводород + перманганат калия = ............................. .

**6.** Хлороводород + оксид хрома(VI) = хлорид хрома(III) + ...................... .

**7.** Аммиак + бром = ...................... .

**8.** Оксид меди(I) + азотная кислота = оксид азота(II) + ...................... .

**9.** Сульфид калия + манганат калия + вода = сера + ...................... .

**10.**Оксид азота(IV) + перманганат калия + вода = ...................... .

**11.** Йодид калия + дихромат калия + серная кислота = ............................. .

**12.** Сульфид свинца(II) + пероксид водорода = ............................ .

**13.** Хлорноватистая кислота + пероксид водорода = соляная кислота + ...................... .

**14.** Йодид калия + пероксид водорода = .............................. .

**15.** Перманганат калия + пероксид водорода = оксид марганца(IV) + ................................... .

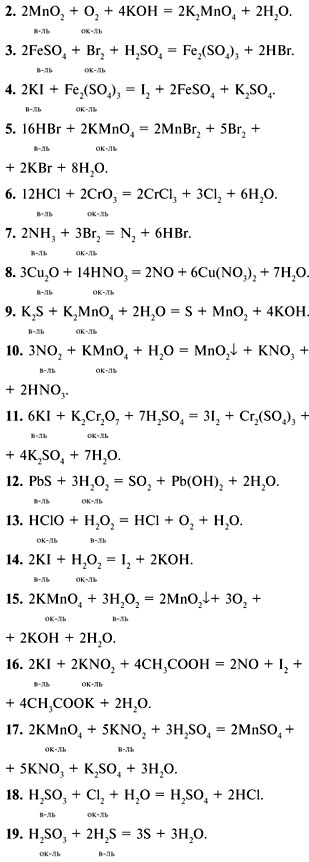
**16.** Йодид калия + нитрит калия + уксусная кислота = оксид азота(II) + ............................... .

**17.** Перманганат калия + нитрит калия + серная кислота = ................................. .

**18.** Сернистая кислота + хлор + вода = серная кислота + ...................... .

**19.** Сернистая кислота + сероводород = сера + ............................. .

***Ответы на упражнения задания 3***



**ЗАНЯТИЕ 10  
10-й класс** (первый год обучения)

***Электролиз***

**План**

1. Определение сущности процесса электролиза.

2. Правила для определения результатов электролиза:

а) процессы на катоде;

б) процессы на аноде.

3. Закон Фарадея.

4. Области использования электролиза.

Движение ионов в растворе или расплаве электролита является хаотическим, беспорядочным. Но если в раствор или расплав электролита опустить электроды и пропустить постоянный электрический ток, то ионы будут двигаться упорядоченно к электродам: катионы – к катоду, анионы – к аноду. На катоде идет процесс восстановления, катионы принимают электроны. На аноде идет процесс окисления, анионы отдают электроны. Это явление называется электролизом.

*Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах в растворах или расплавах электролитов*при пропускании электрического тока. Сущность электролиза заключается в том, что за счет электрической энергии осуществляется химическая реакция, которая не может протекать самопроизвольно.

Для определения результатов электролиза существует ряд правил.

П р о ц е с с ы  н а  к а т о д е (восстановление).

•*В расплавах* катионы металла восстанавливаются до свободного металла:

М*n*+ + *nе* = М0.

• *В растворах* процесс на катоде н е  з а в и с и т от материала катода, а зависит от активности восстанавливаемого металла.

а) Если металл расположен в ряду напряжений от Li до Al включительно, то на катоде идет процесс восстановления воды:

2Н2О + 2*e* = H20http://him.1september.ru/2006/15/sverh.gif + 2OH–.

б) Если металл расположен в ряду напряжений между Al и H2, то на катоде идут одновременно процессы восстановления воды и катионов металла:

2Н2О + 2*e* = H20http://him.1september.ru/2006/15/sverh.gif + 2OH–,

М*n*+ + *nе* http://him.1september.ru/2006/15/strpr.gif М0.

в) Если металл расположен в ряду напряжений после Н2, то на катоде идет процесс восстановления катионов металла:

М*n*+ + *nе* = М0.

При электролизе растворов кислот идет процесс восстановления ионов водорода:

2Н+ + 2*е* = H20http://him.1september.ru/2006/15/sverh.gif.

П р о ц е с с ы  н а  а н о д е (окисление).

• *В расплавах* анионы бескислородных кислот (кроме фторидов) окисляются до соответствующего простого вещества, например:

2Cl– – 2*е* = Cl20http://him.1september.ru/2006/15/sverh.gif.

Кислородсодержащие анионы выделяют кислород и превращаются в один из оксидов:

SO42– – 2*e* = SO20http://him.1september.ru/2006/15/sverh.gif + O20http://him.1september.ru/2006/15/sverh.gif.

• *В растворах* процесс на аноде зависит от материала анода и от природы аниона. Аноды могут быть двух видов – растворимые (железо, медь, цинк, серебро и все металлы, которые окисляются в процессе электролиза) и нерастворимые, или инертные (уголь, графит, платина, золото).

а) Если анод растворимый, то независимо от природы аниона всегда идет окисление металла анода, например:

Cu0 – 2*e* = Cu2+.

б) Если анод инертный, то в случае бескислородных анионов (кроме фторидов) идет окисление анионов:

2Cl– – 2*е* = Cl20http://him.1september.ru/2006/15/sverh.gif.

В случае кислородсодержащих анионов и фторидов идет процесс окисления воды, анион при этом не окисляется и остается в растворе:

2H2O – 4*e* = O20http://him.1september.ru/2006/15/sverh.gif + 4H+.

При электролизе растворов щелочей идет окисление гидроксид-ионов:

4OH– – 4*e* = O20http://him.1september.ru/2006/15/sverh.gif + 2H2O.

Количественная характеристика процессов электролиза определяется з а к о н о м  Ф а р а д е я: масса электролита, подвергшегося превращению при электролизе, а также массы образующихся на электродах веществ прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита, и эквивалентным массам соответствующих веществ.

Закон электролиза в математической форме:

*m* = http://him.1september.ru/2006/15/8-3.jpg

где *Э* – эквивалент вещества (г/моль), *I* – сила тока (А), *t* – продолжительность процесса электролиза (с), *F* – постоянная Фарадея (*F* = 96 500 Кл/моль).

Электролиз широко используют в промышленности для выделения и очистки металлов, получения щелочей, хлора, водорода. Алюминий, магний, натрий, кадмий получают только электролизом. Важной областью применения электролиза является защита металлов от коррозии. При этом на поверхности металлических изделий электрохимическим методом наносят тонкий слой другого металла, устойчивого к коррозии.

***Тест по теме "Электролиз"***

**1.** При электролизе раствора сульфата цинка с инертными электродами на аноде выделяется:

а) цинк; б) кислород;

в) водород; г) сера.

**2.** Объем кислорода (в л, н.у.), выделившегося на инертном аноде при пропускании электрического тока силой 20 А в течение 2,5 ч через раствор сульфата калия, равен:

а) 10,4; б) 11,2; в) 6,8; г) 20,6.

**3.** При электролизе 240 г 15%-го раствора гидроксида натрия на аноде выделилось 89,6 л (н.у.) кислорода. Массовая доля вещества в растворе после окончания электролиза равна (в %):

а) 28,1; б) 32,1; в) 37,5; г) 40,5.

**4.** При электролизе раствора хлорида натрия образуются:

а) натрий и хлор;

б) гидроксид натрия, хлор и водород;

в) кислород и хлор;

г) натрий, хлор и соляная кислота.

**5.** При электролизе расплава гидроксида натрия на аноде выделяется:

а) натрий; б) водород; в) кислород; г) вода.

**6.** При электролизе раствора хлорида кальция на катоде выделилось 5,6 г водорода. Какова масса (в г) вещества, выделившегося на аноде?

а) 198,8; б) 99,4; в) 89,6; г) 44,8.

**7.** Медный купорос массой 100 г растворили в воде и провели электролиз до обесцвечивания раствора. Объем (в л, н.у.) собранного газа равен:

а) 2,24; б) 4,48; в) 11,2; г) 22,4.

**8.** Платиновый электрод:

а) инертный;

б) растворимый;

в) расходуется в процессе электролиза;

г) не расходуется в процессе электролиза.

**9.** Процесс на катоде при электролизе растворов солей зависит от:

а) природы катода;

б) активности металла;

в) состава аниона;

г) не зависит от перечисленных факторов.

**10.** При электролизе раствора нитрата меди(II) с медными электродами на аноде будет происходить:

а) выделение диоксида азота;

б) выделение монооксида азота;

в) растворение анода;

г) выделение кислорода.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| б | а | в | б | в, г | а | б | а, г | б | в |

***Задачи на электролиз***

Уровень А

**1.** При электролизе раствора хлорида меди(II) на аноде выделилось 560 мл газа (н.у.). Найти массу меди, выделившейся на катоде.

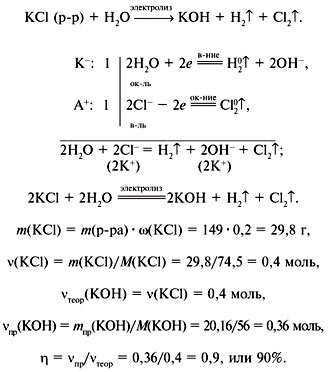
*Ответ*. 1,6 г.

**2.** При электролизе расплава хлорида натрия массой 70,2 г получен хлор, занимающий при н.у. объем 10,08 л. Найти долю выхода хлора.

*Ответ*. 75%.

**3.** При электролизе 149 г 20%-го раствора хлорида калия получен гидроксид калия массой 20,16 г. Найти долю выхода продукта реакции.

*Решение*



*Ответ*. 90%.

**4.** При электролизе водного раствора хлорида калия выделилось 7,2 л водорода (н.у.). Найти массу и количество вещества гидроксида калия, образовавшегося в результате электролиза.

*Ответ*. 36 г и 0,64 моль.

**5.** Какие вещества и в каких количествах образуются при электролизе 234 г расплава хлорида натрия? Какая масса железа может вступить в реакцию с веществом, выделившимся на аноде?

*Ответ*. 4 моль Na и 2 моль Cl2; 74,7 г Fe.

**6.** Ток одной и той же силы пропущен в течение одинакового времени через растворы нитрата серебра и сульфата меди. В результате выделилось 0,64 г меди. Найти массу выделившегося серебра.

*Ответ*. 2,16 г.

**7.** При электролизе раствора, содержащего 2,22 г соли двухвалентного металла, на аноде выделилось 0,448 л хлора (н.у.). Определить, какая соль была подвергнута электролизу. Написать уравнение реакции электролиза.

*Ответ*. Хлорид кальция.

http://him.1september.ru/2006/15/9-2.jpg

**8.** Ток силой 6 А пропустили через водный раствор серной кислоты в течение 1,5 ч. Вычислить массу разложившейся воды и объем выделившихся газов (н.у.).

*Ответ*. 3,02 г Н2О; 3,76 л Н2 и 1,88 л О2.

**9.** Сколько времени потребуется для разложения 2 моль воды током силой 2 А?

*Ответ*. 53,6 ч.

**10.** Найти объем кислорода (н.у.), который выделится при пропускании тока силой 6 А в течение 30 мин через водный раствор гидроксида калия.

*Ответ*. 627 мл.

**11.** При электролизе водного раствора сульфата хрома(III) током силой 2 А масса катода увеличилась на 8 г. В течение какого времени проводили электролиз?

*Ответ*. 6,18 ч.

**12.** Через расплав оксида алюминия пропускали постоянный ток силой 16 А в течение 3 ч. Вычислить массу алюминия, выделившегося на катоде.

*Ответ*. 16,1 г.

Уровень Б

**1.** При пропускании тока силой 2,5 А через раствор электролита за 30 мин выделилось 2,77 г металла. Определить металл.

*Ответ*. Олово.

**2.** При пропускании через раствор соли некоторого металла тока силой 1,5 А в течение 30 мин на катоде выделилось 1,071 г металла. Определить металл.

*Ответ*. Индий.

**3.** Через 300 г 10%-го раствора хлорида натрия пропустили ток. Спустя некоторое время ток выключили. Объем газа, выделившегося на аноде, при давлении 1 атм и температуре 27 °С равен  
1 л. Найти массовые доли веществ, находящихся в растворе после выключения тока, если доля выхода продуктов электролиза составляет 91% от теоретически возможного.

*Ответ*. 8,36% NaCl и 1,2% NaOH.

**4.** Газ, выделившийся на аноде при электролизе 200 г 20%-го раствора хлорида натрия, пропустили через 400 г 30%-го раствора бромида калия. К полученному раствору добавили избыток раствора нитрата серебра. Определить количественный состав выпавшего осадка.

*Ответ*. 59,4 г AgBr и 98,15 г AgCl.

**5.** Через 800 г 10%-го водного раствора хлорида натрия пропустили ток. После окончания процесса электролиза соли весь выделившийся на аноде газ поглотили горячим раствором, получившимся в результате электролиза. Найти массовые доли веществ, содержащихся в растворе после поглощения газа.

*Ответ*. 8,35% NaCl и 3,03% NaClO3.

**6.** Через 50 г 10%-го раствора сульфата натрия некоторое время пропускали ток. Когда процесс прервали, объем выделившегося на аноде газа составил 10 л (давление 1 атм, температура 20 °С). Найти массовую долю сульфата натрия в растворе после прекращения электролиза.

*Ответ*. 14,28%.

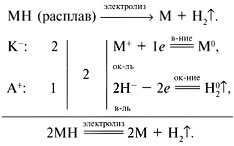
**7.** Некоторое количество нитрида натрия обработали избытком воды и получили газ А. Оставшееся в растворе вещество выделили и при электролизе в расплаве получили газ В на аноде. Смесь А и В пропустили над нагретой платиной, и газы вступили в реакцию без остатка. Найти долю выхода вещества А, если выход газа В можно считать количественным.

*Ответ*. http://him.1september.ru/2006/15/h3.jpg(NH3) = 60%.

**8.** При электролизе расплава 8 г соединения одновалентного металла на аноде выделилось   
11,2 л водорода (н.у.). Определить соединение. Можно ли подвергнуть электролизу его водный раствор?

*Решение*

Водород на аноде может выделяться только при электролизе расплавов гидридов металлов МН:



http://him.1september.ru/2006/15/nu.gif(H2) = *V*(H2)/*V*M = 11,2/22,4 = 0,5 моль,

http://him.1september.ru/2006/15/nu.gif(МH) = 2http://him.1september.ru/2006/15/nu.gif(H2) = 1 моль,

*M*(MH) = *m*(MH)/http://him.1september.ru/2006/15/nu.gif(MH) = 8/1 = 8 г/моль.

Искомый гидрид – LiH.

Подвергнуть электролизу водный раствор LiH невозможно, т.к. он разлагается водой:

LiH + H2O = LiOH + H2http://him.1september.ru/2006/15/sverh.gif.

*Ответ*. LiH.

**9.**Водный раствор каустической соды подвергали электролизу током 10 А в течение 268 ч. После окончания электролиза осталось 100 г 24%-го раствора гидроксида натрия. Найти первоначальную концентрацию раствора.

*Ответ*. 2,4%.

**10.** При пропускании постоянного тока силой 6,4 А в течение 30 мин через расплав хлорида неизвестного металла на катоде выделилось 1,07 г металла. Определить состав соли, подвергшейся электролизу.

*Ответ*. Хлорид алюминия.

**ЗАНЯТИЕ 10  
10-й класс** (первый год обучения)

***Классификации химических реакций***

**План**

1. Химическая система.

2. Классификация химических реакций по:

а) изменению состава реагентов и продуктов;

б) изменению степеней окисления атомов элементов, входящих в состав реагентов;

в) тепловому эффекту;

г) участию катализатора;

д) направлению протекания;

е) агрегатному состоянию участвующих в реакции веществ.

*Химическая система* – это совокупность частиц и существующих между ними взаимодействий. Система является изолированной (замкнутой), если между ней и прилегающими системами отсутствует обмен как веществами, так и энергией.

Химические реакции можно классифицировать по различным признакам.

• П о и з м е н е н и ю  с о с т а в а  р е а г е н т о в  и  п р о д у к т о в  р а з л и ч а ю т:

*реакции соединения* – из нескольких веществ более простого строения образуется одно – более сложного строения, например:

SO3 + H2O = H2SO4;

*реакции разложения* – одно сложное вещество разлагается на несколько веществ более простого строения, например:

СaCO3 http://him.1september.ru/2006/16/t-1.gif CaO + CO2http://him.1september.ru/2006/16/sverh.gif;

*реакции замещения* – реагируют простое и сложное вещества, в ходе реакции атомы простого вещества замещают часть атомов в сложном веществе, например:

Zn + 2HCl = ZnCl2 + H2http://him.1september.ru/2006/16/sverh.gif;

*реакции обмена* – два сложных вещества обмениваются своими составными частями, например:

NaOH + HCl = NaCl + H2O.

• П о  и з м е н е н и ю  с т е п е н е й  о к и с л е н и я  а т о м о в  э л е м е н т о в,  в х о д я щ и х  
в  с о с т а в  р е а г е н т о в,  р а з л и ч а ю т:

*окислительно-восстановительные реакции*(ОВР), протекающие с изменением степеней окисления атомов элементов, входящих в состав окислителя и восстановителя, например:

2NaNO3 http://him.1september.ru/2006/16/t-1.gif 2NaNO2 + O2http://him.1september.ru/2006/16/sverh.gif;

*реакции, протекающие без изменения степеней окисления*, например:

H2SO4 + Сa(OH)2 = CaSO4 + 2H2O.

• П о  т е п л о в о м у  э ф ф е к т у  р е а к ц и и  р а з л и ч а ю т:

*экзотермические реакции* – идут с выделением теплоты, например:

С + О2 http://him.1september.ru/2006/16/t-1.gif СО2 + *Q*;

*эндотермические реакции* – идут с поглощением теплоты, например:

N2 + О2http://him.1september.ru/2006/16/t-1.gif 2NO – *Q*.

• П о  у ч а с т и ю  к а т а л и з а т о р а  р а з л и ч а ю т:

*каталитические реакции*– протекают с участием катализатора, например:

http://him.1september.ru/2006/16/8-2.jpg

*некаталитические реакции* – протекают без участия катализатора, например:

2Н2 + О2 http://him.1september.ru/2006/16/t-1.gif 2Н2О.

• П о  н а п р а в л е н и ю  п р о т е к а н и я   р е а к ц и й  р а з л и ч а ю т:

*обратимые реакции* – в зависимости от условий могут протекать как в прямом, так и в обратном направлении, например:

СО2 + H2О http://him.1september.ru/2006/16/strlki.gif H2СО3;

*необратимые реакции* – протекают только в прямом направлении, завершаются полным превращением реагентов в продукты, например:

Na2CO3 + 2HCl = 2NaCl + Н2О + CO2http://him.1september.ru/2006/16/sverh.gif.

• П о  а г р е г а т н о м у  с о с т о я н и ю   у ч а с т в у ю щ и х  в  р е а к ц и и  в е щ е с т в  
р а з л и ч а ю т:

*гомогенные реакции*, в которых реагирующие частицы не отделены друг от друга какими-либо граничными поверхностями, а составляют единое целое, например:

2СО + О2 = 2СО2;

*гетерогенные реакции*, в которых реагирующие вещества разделены граничными поверхностями, например:

2Na + 2H2O = 2NaOH + H2http://him.1september.ru/2006/16/sverh.gif.

***Тест по теме «Классификации химических реакций»***

**1.** Неверными являются утверждения, что получение аммиака из азота – это процесс:

а) разложения;

б) каталитический;

в) обратимый;

г) эндотермический.

**2.** Верно утверждение, что реакция нейтрализации – это реакция:

а) окислительно-восстановительная;

б) обмена;

в) всегда обратимая;

г) каталитическая.

**3.** Хлорид железа(II) нельзя получить реакцией:

а) соединения; б) разложения;

в) замещения; г) обмена.

**4.** Укажите верное утверждение:

а) все реакции замещения являются окислительно-восстановительными;

б) все реакции обмена не являются окислительно-восстановительными;

в) если в реакции разложения образуется хотя бы одно простое вещество, то это окислительно-восстановительная реакция;

г) если в реакции соединения участвует хотя бы одно простое вещество, то это окислительно-восстановительная реакция.

**5.** К реакциям ионного обмена относится реакция между:

а) гидроксидом калия и соляной кислотой;

б) магнием и серой;

в) цинком и соляной кислотой;

г) хлоридом бария и сульфатом натрия.

**6.** Реакцию разложения пероксида водорода можно ускорить, используя:

а) нагревание; б) охлаждение;

в) диоксид марганца; г) кванты света.

**7.**Обратимой является реакция:

а) разложения угольной кислоты;

б) получения сернистой кислоты;

в) разложения гидроксида меди(II);

г) получения аммиака из простых веществ.

**8.** В реакции гидрирования этилена катализатором может выступать:

а) диоксид марганца;

б) платина;

в) никель;

г) реакция протекает без катализатора.

**9.** Электролиз – это реакция:

а) обмена; б) окислительно-восстановительная;

в) каталитическая; г) соединения.

**10.** Из перечисленных ниже процессов к химическим реакциям относятся:

а) горение; б) кипение;

в) возгонка; г) ржавление.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| а, г | б | б | а–г | а, г | в, г | а, б, г | б, в | б | а, г |

***Задачи на простейшие стехиометрические расчеты***

**1.** Рассчитать массу фосфина, которую можно получить при гидролизе 1,75 г фосфида кальция.

*Решение*

http://him.1september.ru/2006/16/9-3.jpg

http://him.1september.ru/2006/16/nu.gif(Сa3P2) = *m*(Сa3P2)/*M*(Сa3P2) = 1,75/182 = 0,0096 моль;

http://him.1september.ru/2006/16/nu.gif(РН3) = 2http://him.1september.ru/2006/16/nu.gif(Сa3P2) = 0,0192 моль;

*m*(РН3) = http://him.1september.ru/2006/16/nu.gif(РН3)•*М*(РН3) = 0,0192•34 = 0,65 г.

*Ответ*. 0,65 г.

**2.**Вычислить объем (н.у.) аммиака, который получается при нагревании 160,5 г хлорида аммония с избытком гидроксида кальция.

*Ответ*. 67,2 л.

**3.** Хлорид алюминия можно получить, пропуская хлороводород над алюминиевой стружкой. Вычислить массы реагентов и продуктов реакции, в результате которой выделилось 3,36 л (н.у.) водорода. Сколько объемов хлороводорода потребуется для получения 5 объемов водорода?

*Ответ*. 2,7 г Al, 10,95 г HCl, 13,35 г AlCl3,  
0,3 г H2; 10 объемов, или 6,72 л HCl.

**4.** Какой объем газов (при 300 °С и нормальном давлении) выделится при полном разложении 3,33 г основного карбоната меди?

*Ответ*. 1,41 л.

**5.** Какой объем (н.у.) сернистого газа выделится при нагревании 6,16 г железа с избытком концентрированной серной кислоты?

*Ответ*. 3,7 л.

**6.** Хватит ли 50 мл 15%-го раствора уксусной кислоты (http://him.1september.ru/2006/16/r.gif = 1,02 г/мл) для растворения 4,8 г магния? Ответ подтвердить расчетами.

*Ответ*. Не хватит.

**7.** При прокаливании 15,6 г гидросульфита натрия масса твердого остатка составила 11,5 г. Какая часть соли разложилась?

*Ответ.* 66,7%.

**8.** Какие объемы (н.у.) кислорода и воздуха необходимы для сжигания 168 л угарного газа?

*Ответ.* 84 л и 400 л.

**9.** Какую массу соляной кислоты необходимо взять для получения 215,25 г хлорида серебра?

*Ответ.*54,75 г.

**10.** Сколько литров (н.у.) водорода выделится при взаимодействии 10 г сплава, содержащего 28% меди, 48% магния и 24% цинка (по массе) с соляной кислотой?

*Ответ.* 5,3 л.

**11.** Какой объем (н.у.) кислорода можно получить при термическом разложении навески бертолетовой соли, в которой содержится 18,06•1022 атомов кислорода?

*Ответ.* 3,36 л.

***Задачи на избыток-недостаток одного из реагентов***

**1.** Смешали 7,3 г хлороводорода с 4 г аммиака. Какая масса соли при этом образуется?

*Ответ.*10,7 г.

**2.** К 250 г 12%-го раствора нитрата серебра добавили 300 г 4%-го раствора хлорида натрия. Вычислить массу образовавшегося осадка.

*Ответ.* 25,3 г.

**3.** Раствор, содержащий 26,1 г нитрата бария, смешали с 52 мл 26%-го раствора сульфата натрия  
(http://him.1september.ru/2006/16/r.gif = 1,3 г/мл). Какие вещества и в каких количествах остались в растворе после того, как осадок был отфильтрован?

*Ответ.* 0,2 моль NaNO3 и 0,02 моль Na2SO4.

**4.** Смешали 100 мл 20%-го раствора серной кислоты (http://him.1september.ru/2006/16/r.gif = 1,14 г/мл) и 400 г 5,2%-го раствора хлорида бария. Определить количество осадка и концентрации веществ, находящихся в растворе после отделения осадка.

*Ответ.*0,1 моль BaSO4; 2,6%-й р-р Н2SO4  
и 1,5%-й р-р HCl.

**5.** Взаимодействие 13 г цинка и 0,3 моль концентрированной серной кислоты проходит с выделением сероводорода. Сколько моль концентрированной серной кислоты расходуется на солеобразование, а сколько – на окислительно-восстано- вительный процесс?

*Решение*

http://him.1september.ru/2006/16/10-1.jpg

http://him.1september.ru/2006/16/nu.gif(Zn) = *m*(Zn)/*M*(Zn)= 13/65 = 0,2 моль;

0,2/4 < 0,3/5 http://him.1september.ru/2006/16/str2.jpg Zn в недостатке.

На взаимодействие с 0,2 моль Zn расходуется 0,25 моль Н2SO4, значит, http://him.1september.ru/2006/16/nu.gif(Н2SO4) = 5/4http://him.1september.ru/2006/16/nu.gif(Zn).

Из 5 частей Н2SO4 4 части идет на солеобразование (0,2 моль), 1 часть – на окислительно-восстановительный процесс (0,05 моль); 0,05 моль Н2SO4 остается в избытке.

*Ответ*. 0,2 и 0,05 моль.

**6.**К 101 мл 20%-го раствора хлорида аммония (http://him.1september.ru/2006/16/r.gif = 1,06 г/мл) добавили 125 мл 18%-го раствора гидроксида натрия (http://him.1september.ru/2006/16/r.gif = 1,2 г/мл) и полученный раствор прокипятили. Вычислить массовые доли веществ, содержащихся в конечном растворе, если потерями воды можно пренебречь.

*Ответ*. 9,35% NaCl, 4,4% NaOH.

**7.** К 250 мл 0,1М раствора нитрата магния добавили 194 мл 4,3%-го раствора гидроксида бария   
(http://him.1september.ru/2006/16/r.gif = 1,03 г/мл). Определить молярные концентрации соединений, содержащихся в растворе, если суммарный объем раствора после отделения осадка уменьшился на 4 мл.

*Ответ*. По 0,057 моль/л Ba(NO3)2 и Ba(OH)2.

**8.** К 90,1 мл 12%-го раствора аммиачной селитры (http://him.1september.ru/2006/16/r.gif = 1,11 г/мл) прибавили 75 г 25%-го раствора гидроксида калия. Раствор выпарили, остаток прокалили. Рассчитать массы веществ в твердом остатке после прокаливания.

*Ответ*. 12,75 г KNO2 и 10,36 г KOH.

**9.** К 100 мл 10,6%-го раствора хлорида кальция (http://him.1september.ru/2006/16/r.gif = 1,05 г/мл) добавили 100 мл 38,55%-го раствора карбоната натрия (http://him.1september.ru/2006/16/r.gif = 1,1 г/мл). Определить массовые доли соединений в полученном растворе.

*Ответ*. 5,7% NaCl и 15,5% Na2CO3.

***Задачи на примеси и практический выход в реакции***

**1.** Какой объем (н.у.) углекислого газа выделится при обработке 15 г карбоната натрия, содержащего 15% примесей, избытком соляной кислоты?

*Ответ*. 2,69 л.

**2.** Какую массу кислорода можно получить при нагревании 20 г перманганата калия, если реакция разложения протекает с выходом 86%?

*Ответ*. 1,74 г.

**3.** При обработке соляной кислотой 100 г стали, содержащей в виде примесей сульфид железа(II), выделился сероводород, на поглощение которого было затрачено 22,7 г 10%-го раствора нитрата свинца. Вычислить массовую долю серы в стали.

*Ответ*. 0,22%.

**4.** Какую массу кальция можно получить из 120 г карбоната кальция с помощью двухстадийного процесса, если выход продукта на каждой стадии составляет 90%?

*Ответ*. 38,88 г.

**5.** При обжиге 100 г известняка получили 40 г углекислого газа. Считая, что весь карбонат кальция разложился, найти его содержание в данном образце известняка.

*Ответ*. 90,9%.

**6.** Рассчитать, какую массу питьевой соды необходимо взять для погашения уксусной кислоты, чтобы получить 112 л (н.у.) углекислого газа, если массовая доля гидрокарбоната натрия в соде составляет 92%.

*Ответ*. 456,52 г.

**7.** При взаимодействии 380 г свинцового блеска с соляной кислотой образовалось 51 г сероводорода. Определить массовую долю примесей в свинцовом блеске.

*Ответ*. 5,66%.

**8.** Из 70 г негашеной извести получили 90 г гашеной извести. Определить массовую долю выхода продукта реакции по сравнению с теоретически возможным.

*Решение*

http://him.1september.ru/2006/16/11-1.jpg

http://him.1september.ru/2006/16/nu.gif(СаО) = *m*(СаО)/*M*(СаО)= 70/56 = 1,25 моль;

http://him.1september.ru/2006/16/nu.gifтеор(Ca(OH)2) = http://him.1september.ru/2006/16/nu.gif(СаО) = 1,25 моль;

http://him.1september.ru/2006/16/nu.gifпр(Ca(OH)2) = *m*пр(Ca(OH)2)/*M*(Ca(OH)2) = 90/74 = 1,216 моль;

http://him.1september.ru/2006/16/h3.jpg = http://him.1september.ru/2006/16/nu.gifпр/http://him.1september.ru/2006/16/nu.gifтеор = 0,973, или 97,3%.

*Ответ*. 97,3%.

**9.** Определить объем (н.у.) аммиака, который можно получить действием гидроксида натрия на хлорид аммония массой 120 г, если производственные потери аммиака составляют 25%.

*Ответ*. 37,7 л.

**10.** Какое количество вещества серной кислоты прореагировало с гидроксидом калия, если в результате реакции образовалось 78 г сульфата калия, что составляет 90% от теоретически возможного?

*Ответ*. 0,5 моль.

**ЗАНЯТИЕ 10  
10-й класс** (первый год обучения)

***Основы термохимии. Тепловые эффекты химических реакций***

**План**

1. Экзо- и эндотермические реакции.

2. Тепловой эффект химической реакции. Понятие об энтальпии.

3. Термохимические уравнения.

4. Закон Гесса и следствия из него.

Химические реакции протекают с выделением или поглощением энергии (обычно в виде теплоты). **Химические реакции, протекающие с выделением теплоты, называются экзотермическими, а реакции, протекающие с поглощением теплоты, – эндотермическими.**

Например:

С + О2 http://him.1september.ru/2006/18/t-1.gif CO2 + *Q*,

СaCO3 http://him.1september.ru/2006/18/t-1.gif CaO + CO2 – *Q*.

**Количество теплоты, которое выделяется или поглощается в результате химической реакции, называется тепловым эффектом реакции (*Q*).**

Тепловой эффект выражается в кДж или ккал

(1 ккал = 4,187 кДж). Для экзотермических реакций *Q* > 0, для эндотермических *Q* < 0.

Уравнения химических реакций, в которых записывается тепловой эффект реакции, называют *термохимическими уравнениями*. Величина *Q* указывается в правой части уравнения со знаком «+» в случае экзотермической реакции и со знаком «–» в случае эндотермической реакции. В термохимическом уравнении принято указывать агрегатные состояния реагентов и продуктов реакции, т.к. тепловой эффект реакции зависит от агрегатных состояний реагирующих веществ. По термохимическим уравнениям можно проводить различные расчеты, поскольку тепловой эффект реакции относится к мольным количествам исходных веществ и продуктов реакции. Также термохимические уравнения можно записывать с величиной изменения энтальпии (http://him.1september.ru/2006/18/3.gif*Н*).

*Энтальпия* – термодинамическая функция, определяющая общий запас энергии системы (энергетическое состояние вещества), включая энергию, затрачиваемую на преодоление внешнего давления. *Q* = –http://him.1september.ru/2006/18/3.gif*H*. Размерность энтальпии – Дж/моль.

Например:

С + О2 http://him.1september.ru/2006/18/t-1.gif CO2 – http://him.1september.ru/2006/18/3.gif*Н*,

СaCO3http://him.1september.ru/2006/18/t-1.gif CaO + CO2 + http://him.1september.ru/2006/18/3.gif*Н*.

Основной закон термохимии установлен русским ученым Г.И.Гессом в 1840 г. (закон Гесса):

**тепловой эффект химической реакции зависит только от начального и конечного состояний веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса.**

Например:

С + 1/2О2 http://him.1september.ru/2006/18/t-1.gif CO + *Q*1,

СO + 1/2О2 http://him.1september.ru/2006/18/t-1.gif CO2 + *Q*2,

С + О2 http://him.1september.ru/2006/18/t-1.gif CO2 + *Q*3;

*Q*3 = *Q*1 +*Q*2.

*Первое следствие из закона Гесса:*

**тепловой эффект реакции равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом сумм теплот образования исходных веществ** (с учетом коэффициентов):

*Q*р-ции= *Q*обр. прод – *Q*обр. реаг.

*Теплота образования* (*Q*обр) – это теплота, которая выделяется или поглощается при образовании  
1 моль сложного вещества из простых веществ при стандартных условиях. Теплоты образования простых веществ приняты равными нулю.

*Стандартные условия* – давление 1 атм (101,3 кПа), *Т* = 298К (25 °С).

*Второе следствие из закона Гесса:*

**тепловой эффект химической реакции равен сумме теплот сгорания исходных веществ за вычетом суммы теплот сгорания продуктов реакции** (с учетом коэффициентов):

*Q*р-ции = *Q*сгор. реаг – *Q*сгор. прод.

*Теплота сгорания* (*Q*сгор) – это теплота, выделяющаяся при сгорании 1 моль вещества в кислороде при стандартных условиях с образованием оксида элемента в высшей степени окисления. Теплоты сгорания негорючих веществ равны нулю.

Теплоты сгорания и образования – справочные величины, они приводятся в справочных термодинамических таблицах при стандартных условиях.

***Тест по теме  
«Основы термохимии. Тепловые эффекты химических реакций»***

**1.** При стандартных условиях теплота образования равна 0 для:

а) водорода;

б) воды;

в) пероксида водорода;

г) алюминия.

**2.** Реакция, уравнение которой

N2 + O2 = 2NO – *Q*,

относится к реакциям:

а) эндотермического соединения;

б) экзотермического соединения;

в) эндотермического разложения;

г) экзотермического разложения.

**3.** При взаимодействии 10 г натрия с водой выделяется 36,46 кДж теплоты. Какое количество теплоты (в кДж) выделилось, если в результате реакции образовалось 200 г гидроксида натрия?

а) 838; б) 209,5; в) 364,6; г) 419.

**4.** Эндотермической является реакция:

а) горения водорода; б) разложения воды;

в) горения углерода; г) горения метана.

**5.** Известны тепловые эффекты следующих процессов:

2С2Н2 (г.) + 5О2 (г.) = 4СО (г.) + 2Н2О (ж.) + 2600 кДж,

Н2О (ж.) = Н2О (г.) – 40 кДж.

Какую массу воды (в г), находящейся при температуре кипения, можно испарить за счет теплоты, полученной при полном сгорании 89,6 л (н.у.) ацетилена?

а) 72; б) 1170; в) 2340; г) 4680.

**6.** Какое определение неверно для данной реакции:

2NaNO3 (тв.) = 2NaNO2 (тв.) + O2 (г.) – *Q*?

а) Гомогенная;

б) эндотермическая;

в) реакция соединения;

г) окислительно-восстановительная.

**7.** Даны теплоты реакций:

С + 1/2О2 = СО + 110 кДж,

2СО + О2 = 2СО2 + 566 кДж.

Определить теплоту образования углекислого газа из простых веществ (в кДж/моль).

а) 346; б) 786; в) 503; г) 393.

**8.** Дано термохимическое уравнение:

2SO2 + O2 = 2SO3 + 198 кДж.

В результате реакции выделилось 495 кДж теплоты. Какая масса (в г) сернистого газа прореагировала с кислородом?

а) 160; б) 640; в) 320; г) 320.

**9.** Теплота сгорания ацетилена – 1300 кДж/моль. Какое количество теплоты (в кДж) выделится при сгорании 1л ацетилена (в пересчете на н.у.)?

а) 58; б) 116; в) 1300; г) 58 000.

**10.** Основным законом термохимии является закон:

а) Гей-Люссака; б) Гесса;

в) Авогадро; г) Пруста.

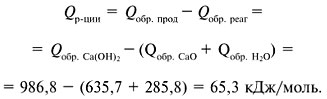
***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| а, г | а | г | б | в | а, в | г | в | а | б |

***Задачи на основные термохимические расчеты***

**1.**Вычислить теплоту реакции получения гидроксида кальция из оксида кальция и воды, если теплота образования оксида кальция равна +635,7 кДж/моль, теплота образования воды равна +285,8 кДж/моль, а теплота образования гидроксида кальция равна +986,8 кДж/моль.

*Решение*



*Ответ*. 65,3 кДж/моль.

**2.** Найти теплоту образования угарного газа, если теплота образования углекислого газа равна +393,8 кДж/моль, а теплота реакции получения углекислого газа из угарного газа и кислорода равна +283,2 кДж/моль.

*Ответ*. +110,6 кДж/моль.

**3.**Теплота сгорания графита составляет +393,8 кДж/моль, а теплота сгорания алмаза равна  
+395,7 кДж/моль. Определить теплоту превращения графита в алмаз.

*Ответ*. –1,9 кДж/моль.

**4.** Теплота образования бромоводорода равна +36 кДж/моль, теплота образования йодоводорода равна +12,6 кДж/моль. Рассчитать тепловой эффект реакции взаимодействия йодоводорода с бромом.

*Ответ*. +23,4 кДж/моль.

**5.**Теплота образования углекислого газа равна +393,8 кДж/моль, теплота образования воды равна  
+285,8 кДж/моль, теплота сгорания этилена равна +1402 кДж/моль. Вычислить теплоту образования этилена.

*Ответ*. –42,8 кДж/моль.

**6.**Определить тепловой эффект реакции разложения 1 моль известняка, если при образовании 10 г карбоната кальция из оксида кальция и углекислого газа выделяется 16 кДж теплоты.

*Ответ*. –160 кДж/моль.

**7.** Термохимическое уравнение реакции горения метана имеет вид:

СН4 (г.) + 2О2 (г.) = СО2 (г.) + 2Н2О (г.),

http://him.1september.ru/2006/18/3.gif*Н* = –802,2 кДж.

Найти, какое количество теплоты выделится при сгорании 44,8 л (н.у.) метана.

*Ответ*. 1604,4 кДж.

**8.** При соединении 11,16 г железа с серой выделилось 20,06 кДж теплоты. Определить теплоту образования сульфида железа.

*Ответ*. 100,3 кДж/моль.

**9.** Термохимическое уравнение реакции окисления водорода имеет вид:

Н2 (г.) + 1/2О2 (г.) = Н2О (г.),

http://him.1september.ru/2006/18/3.gif*Н* = –241,8 кДж.

Определить количество теплоты, выделяющейся при взрыве 8,4 л (н.у.) гремучего газа.

*Ответ*. 60,45 кДж.

**10.** При сгорании этилена выделилось 6226 кДж теплоты. Найти объем (н.у.) кислорода, вступившего в реакцию, если тепловой эффект данной реакции составляет 1410,9 кДж. *Ответ*. 296,5 л.

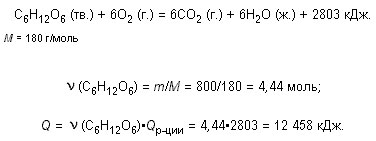
**11.**Окисление глюкозы в организме может протекать по реакции:

С6Н12О6 (тв.) + 6О2 (г.) = 6СО2 (г.) + 6Н2О (ж.),

http://him.1september.ru/2006/18/3.gif*Н* = –2803 кДж.

Какое количество теплоты выделится при окислении 800 г глюкозы?

*Решение*



*Ответ*. 12 458 кДж.

**12.** При стандартных условиях теплота полного сгорания белого фосфора равна 760,1 кДж/моль, а теплота полного сгорания черного фосфора равна 722,1 кДж/моль. Определить теплоту превращения черного фосфора в белый при стандартных условиях.

*Ответ.* –38 кДж/моль.

**13.** При сжигании уксусной кислоты в кислороде выделилось 235,9 кДж теплоты и осталось 10 л непрореагировавшего кислорода (измерено при давлении 104,1 кПа и температуре 40 °С). Рассчитать массовые доли компонентов в исходной смеси, если теплоты образования углекислого газа, паров воды и уксусной кислоты равны соответственно 393,5 кДж/моль, 241,8 кДж/моль и  
484,2 кДж/моль.

*Ответ.* 36% СН3СООН и 64% О2.

**14.** 48 г минерала, содержащего 46,7% железа и 53,3% серы по массе, сожгли в избытке кислорода, а твердый продукт сгорания прокалили с 18,1 г алюминия. Какое количество теплоты выделилось в результате каждого из этих процессов, если известно, что реакции проводились при постоянной температуре, а теплоты образования при данной температуре таковы: сульфид железа – 174 кДж/моль, оксид железа(III) – 824 кДж/моль, сернистый газ – 297 кДж/моль, оксид алюминия – 1675 кДж/моль?

*Ответ*. 332,8 кДж и 170,2 кДж.

**15.** Тонко измельченную смесь алюминия и железной окалины (термит) применяют для сварки металлических изделий, поскольку при ее поджигании выделяется большое количество теплоты и развивается высокая температура. Рассчитать минимальную массу термитной смеси, которую необходимо взять для того, чтобы выделилось 665,3 кДж теплоты в процессе алюмотермии, если теплоты образования железной окалины и оксида алюминия равны 1117 кДж/моль и 1670 кДж/моль соответственно.

*Ответ*. 182,4 г.

**ЗАНЯТИЕ 10  
10-й класс** (первый год обучения)

***Основы химической кинетики.  
Состояние химического равновесия***

**План**

1. Химическая кинетика и область ее изучения.

2. Скорость гомогенной и гетерогенной реакции.

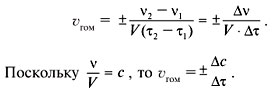
3. Зависимость скорости реакции от различных факторов: природы реагирующих веществ, концентрации реагентов (закон действующих масс), температуры (правило Вант-Гоффа), катализатора.

4. Обратимые и необратимые химические реакции.

5. Химическое равновесие и условия его смещения. Принцип Ле Шателье.

Раздел химии, изучающий скорости и механизмы протекания химических реакций, называется химической кинетикой. Одним из основных в этом разделе является понятие скорости химической реакции. Одни химические реакции протекают практически мгновенно (например, реакция нейтрализации в растворе), другие – в течение тысячелетий (например, превращение графита в глину при выветривании горных пород).

**Скорость гомогенной реакции – это количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени в единице объема системы:**



Другими словами, скорость гомогенной реакции равна изменению молярной концентрации какого-либо из реагирующих веществ за единицу времени. Скорость реакции – величина положительная, поэтому в случае выражения ее через изменение концентрации продукта реакции ставят знак «+», а при изменении концентрации реагента знак «–».

**Скорость гетерогенной реакции – это количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени на единице поверхности фазы:**

http://him.1september.ru/2006/22/16-3.jpg

Важнейшие факторы, влияющие на скорость химической реакции, – природа и концентрация реагентов, температура, присутствие катализатора.

Влияние *природы реагентов* проявляется в том, что при одних и тех же условиях различные вещества взаимодействуют друг с другом с разной скоростью, например:

http://him.1september.ru/2006/22/16-4.jpg

При увеличении *концентрации реагентов* увеличивается число столкновений между частицами, что приводит к увеличению скорости реакции. Количественно зависимость скорости реакции от концентрации реагентов выражается з а к о н о м д е й с т в у ю щ и х  м а с с (К.М.Гульдберг и П.Вааге, 1867 г.; Н.И.Бекетов, 1865 г.). **Скорость гомогенной химической реакции при постоянной температуре прямо пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам**(концентрации твердых веществ при этом не учитываются), например:

http://him.1september.ru/2006/22/16-5.jpg

где А и В – газы или жидкости,*k –* константа скорости реакции, равная скорости реакции при концентрации реагентов 1 моль/л. Константа *k* зависит от свойств реагирующих веществ и температуры, но не зависит от концентрации веществ.

Зависимость скорости реакции от *температуры* описывается экспериментальным п р а в и л о м   
В а н т-Г о ф ф а (1884 г.). **При повышении температуры на 10°, скорость большинства химических реакций увеличивается в 2–4 раза:**

http://him.1september.ru/2006/22/16-6.jpg

где http://him.1september.ru/2006/22/gam.jpg – температурный коэффициент.

*Катализатором* называется вещество, изменяющее скорость химической реакции, но не расходующееся в результате этой реакции. Различают положительные катализаторы (специфические и универсальные), отрицательные (ингибиторы) и биологические (ферменты, или энзимы). Изменение скорости реакции в присутствии катализаторов называется *катализом*. Различают гомогенный и гетерогенный катализ. Если реагенты и катализатор находятся в одном агрегатном состоянии, катализ является гомогенным; в разных – гетерогенным.

Гомогенный катализ:

http://him.1september.ru/2006/22/17-1.jpg

гетерогенный катализ:

http://him.1september.ru/2006/22/17-2.jpg

Механизм действия катализаторов является очень сложным и не изученным до конца. Существует гипотеза об образовании промежуточных соединений между реагентом и катализатором:

А + кат. strpr.gif (62 bytes) [A кат.],

[A кат.] + В strpr.gif (62 bytes) АВ + кат.

Для усиления действия катализаторов применяют промоторы; существуют также каталитические яды, ослабляющие действие катализаторов.

На скорость гетерогенной реакции влияют *величина поверхности раздела фаз* (степень измельченности вещества) и скорость подвода реагентов и отвода продуктов реакции от поверхности раздела фаз.

Все химические реакции делятся на два типа: обратимые и необратимые.

**Необратимыми называются химические реакции, протекающие только в одном направлении**, т.е. продукты этих реакций не взаимодействуют друг с другом с образованием исходных веществ. Условия необратимости реакции – образование осадка, газа или слабого электролита. Например:

BaCl2 + H2SO4= BaSO4http://him.1september.ru/2006/22/svniz.gif + 2HCl,

K2S + 2HCl = 2KCl + H2Shttp://him.1september.ru/2006/22/sverh.gif,

HCl + NaOH = NaCl + H2O.

**Обратимыми называются реакции, протекающие одновременно в прямом и обратном направлениях**, например:

http://him.1september.ru/2006/22/17-3.jpg

При протекании обратимой химической реакции скорость прямой реакции вначале имеет максимальное значение, а затем уменьшается вследствие уменьшения концентрации исходных веществ. Обратная реакция, наоборот, в начальный момент времени имеет минимальную скорость, которая постепенно увеличивается. Таким образом, в определенный момент времени наступает *состояние химического равновесия*, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции. Состояние химического равновесия является динамическим – продолжают протекать как прямая, так и обратная реакции, но поскольку скорости их равны, то концентрации всех веществ в реакционной системе не изменяются. Эти концентрации называются равновесными.



**Отношение констант скоростей прямой и обратной реакций является постоянной величиной и называется константой равновесия (*К*р)**. Концентрации твердых веществ не входят в выражение константы равновесия. Константа равновесия реакции зависит от температуры и давления, но не зависит от концентрации реагирующих веществ и от присутствия катализатора, который ускоряет ход как прямой, так и обратной реакции. Чем больше *К*р, тем выше практический выход продуктов реакции. Если *К*р > 1, то в системе преобладают продукты реакции; если *К*р < 1, в системе преобладают реагенты.

Химическое равновесие является подвижным, т.е. при изменении внешних условий может увеличиваться скорость прямой или обратной реакции. Направление смещения равновесия определяется п р и н ц и п о м, сформулированным французским ученым Ле Шателье в 1884 г.**Если на равновесную систему оказывается внешнее воздействие, то равновесие смещается в сторону той реакции, которая противодействует этому воздействию**. На смещение равновесия влияют изменения концентрации реагентов, температуры и давления.

Увеличение концентрации реагентов и вывод продуктов приводят к смещению равновесия в сторону прямой реакции.

При нагревании системы равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, при охлаждении – в сторону экзотермической.

Для реакций, в которых принимают участие газообразные вещества, повышение давления смещает равновесие в сторону реакции, протекающей с уменьшением числа молекул газа. Если реакция протекает без изменения числа молекул газообразных веществ, то изменение давления никак не влияет на смещение равновесия.

***Тест по теме «Основы химической кинетики.  
Состояние химического равновесия»***

**1.** В некоторой реакции температурный коэффициент равен 2. При повышении температуры от 0 до 50 °С скорость этой реакции увеличится в число раз:

а) 4; б) 16; в) 32; г) 64.

**2.** При повышении давления в 5 раз скорость реакции образования йодоводорода из простых веществ возрастет в число раз:

а) 5; б) 10; в) 25; г) 125.

**3.** Реакция при температуре 20 °С протекает за 6 мин 45 с. При температуре 60 °C (коэффициент Вант-Гоффа для данной реакции равен 3) эта же реакция закончится через (в с):

а) 5; б) 15; в) 20; г) 25.

**4.** Реакция при температуре 30 °С протекает за 2 мин 40 с, а при температуре 70 °С эта же реакция протекает за 10 с. Температурный коэффициент данной реакции равен:

а) 1,5; б) 2; в) 2,5; г) 3.

**5.** Из перечисленных реакций выбрать ту, которая протекает с максимальной скоростью.

а) Образование хлорида серебра из нитрата серебра и хлорида натрия в растворе;

б) окисление этанола в организме человека;

в) брожение глюкозы;

г) коррозия железа во влажном воздухе.

**6.** На смещение равновесия в ходе реакции восстановления оксида железа(III) водородом оказывает влияние:

а) изменение давления;

б) введение катализатора;

в) удаление из сферы реакции образующихся продуктов;

г) изменение температуры.

**7.** Катализ может быть:

а) окислительно-восстановительным;

б) биологическим;

в) гомогенным;

г) гетерогенным.

**8.** Ингибитором называют:

а) биологический катализатор;

б) отрицательный катализатор;

в) положительный катализатор;

г) совсем не катализатор.

**9.** Для какой из перечисленных реакций давление не влияет на смещение равновесия?

а) Образование воды из простых веществ;

б) образование аммиака из простых веществ;

в) образование метана из простых веществ;

г) образование бромоводорода из простых веществ.

**10.** Две реакции протекают с одинаковой скоростью при 30 °С, коэффициенты Вант-Гоффа для этих реакций 3 и 5 соответственно. Отношение скоростей этих реакций, протекающих при 60 °С, равно:

а) 5,0; б) 4,63; в) 1,67; г) 0,22.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| в | в | а | б | а | в, г | б, в, г | б | г | г |

***Задачи и упражнения по химической кинетике***

*Скорость химической реакции. Закон действующих масс (закон Гульдберга и Вааге)*

**1.** Как изменится скорость образования диоксида азота в реакции оксида азота(II) с кислородом, если давление в системе увеличить в 3 раза, а температуру оставить неизменной?

*Ответ*. Возрастет в 27 раз.

**2.** Как изменится скорость элементарной реакции А2 + 2В2 = 2АВ2, протекающей в газовой фазе в закрытом сосуде, если увеличить давление в 6 раз?

*Решение*

Для реакции, описываемой уравнением:

А2 + 2В2 = 2АВ2,

скорость реакции:

http://him.1september.ru/2006/22/v.gif1 = *k*•[A2]•[B2]2.

При увеличении давления в сосуде в 6 раз концентрации всех веществ также возрастут в 6 раз. Выражение для скорости реакции примет вид:

http://him.1september.ru/2006/22/v.gif2 = *k*•6[A2]•(6[B2])2 = 216*k*•[A2]•[B2]2.

*Ответ.* Возрастет в 216 раз.

**3.** Определить среднюю скорость химической реакции восстановления углекислого газа водородом до угарного газа и воды, если через 80 с после начала реакции молярная концентрация воды была равна 0,24 моль/л, а через 2 мин 7 с стала равна 0,28 моль/л.

*Ответ*. 0,051 моль/(л•мин).

**4.** Как изменится скорость реакции получения аммиака из простых веществ, если при неизменной температуре уменьшить объем газовой смеси в 3 раза?

*Ответ*. Увеличится в 81 раз.

**5.**Во сколько раз изменится скорость химической реакции 2А + В = А2В, если концентрацию вещества А увеличить в 2 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 2 раза?

*Ответ*. Возрастет в 2 раза.

*Правило Вант-Гоффа*

**1.** Во сколько раз увеличится скорость химической реакции образования йодоводорода из простых веществ при повышении температуры от 20 °С до 170 °С, если при повышении температуры на каждые 25 °С скорость реакции увеличивается в 3 раза?

*Ответ*. Увеличится в 716 раз.

**2.** Коэффициент Вант-Гоффа для некоторой реакции равен 2,5. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции при повышении температуры от 10 °С до 55 °С?

*Решение*

Выражение для скорости реакции http://him.1september.ru/2006/22/v.gif2 по сравнению со скоростью реакции http://him.1september.ru/2006/22/v.gif1 при изменении температуры http://him.1september.ru/2006/22/3.gif*Т* имеет вид:

http://him.1september.ru/2006/22/19-1.jpg

*Ответ*. Возрастет в 61,76 раза.

**3.** Скорость некоторой реакции возрастает в 3,5 раза при повышении температуры на каждые 20 °C. Как изменится время протекания данной реакции при повышении температуры от 20 °C до 85 °С?

*Ответ*. Уменьшится в 58,475 раза.

**4.**Растворение образца цинка в соляной кислоте при 20 °С заканчивается через 27 мин, а при 40 °С такой же образец металла растворяется за 3 мин. За какое время данный образец цинка растворится при 55 °С?

*Ответ*. За 34,6 с.

**5.** Растворение образца железа в серной кислоте при 20 °С заканчивается через 15 мин, а при 30 °С такой же образец металла растворяется за 6 мин. За какое время данный образец железа растворится при 35 °С?

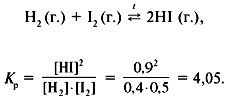
*Ответ*. За 3,8 мин.

*Состояние равновесия. Равновесные концентрации*

**1.** Равновесие реакции образования йодоводорода из простых веществ установилось при следующих концентрациях: [H2] = 0,4 моль/л, [I2] = 0,5 моль/л, [HI] = 0,9 моль/л. Определить исходные концентрации водорода и йода и рассчитать константу равновесия данной реакции.

*Решение*

Для реакции образования йодоводорода:



Равновесные концентрации:

[H2] = 0,4 моль/л, [I2] = 0,5 моль/л, [HI] = 0,9 моль/л.

Прореагировало в объеме: 0,45 моль/л Н2 и 0,45 моль/л I2, получилось 0,9 моль/л HI.

Исходные концентрации:

*с*0(H2) = 0,4 + 0,45 = 0,85 моль/л,

*с*0(I2) = 0,5 + 0,45 = 0,95 моль/л.

*Ответ.* *с*0(Н2) = 0,85 моль/л,*с*0(I2) = 0,95 моль/л, *К*р = 4,05.

**2.** В реакции А + В = С + D смешали по 1 моль всех веществ A–D. После установления равновесия в смеси оказалось 1,5 моль вещества С. Определить константу равновесия данной реакции.

*Ответ*. *К*р = 9.

**3.** Равновесие реакции образования аммиака из простых веществ устанавливается при следующих концентрациях: [N2] = 0,01 моль/л, [Н2] = 2 моль/л, [NН3] = 0,4 моль/л. Вычислить константу равновесия и исходные концентрации азота и водорода.

*Ответ*. *К*р = 2, *с*0(N2) = 0,21 моль/л,*с*0(Н2) = 2,6 моль/л.

**4.** Равновесие реакции образования диоксида азота из монооксида и кислорода установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: оксида азота(II) – *а* моль/л, кислорода – *в* моль/л, оксида азота(IV) – *с* моль/л. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций, если уменьшить объем, занимаемый газами, в 2 раза? Сместится ли при этом равновесие?

*Ответ*. Возрастут в 8 и 4 раза,  
равновесие сместится вправо.

**5.** Исходные концентрации азота и водорода в реакционной смеси для получения аммиака составляли 4 и 10 моль/л соответственно. Вычислить равновесные концентрации компонентов смеси и константу равновесия данной реакции, если к моменту наступления равновесия прореагировало 50% азота.

*Ответ*. Равновесные концентрации:  
[N2] = 2 моль/л,  
[Н2] = [NН3] = 4 моль/л, *К*р = 1/8.

*Принцип Ле Шателье*

**1.** Какие факторы способствуют смещению равновесия в эндотермической реакции восстановления углекислого газа до угарного с помощью углерода в сторону образования продукта реакции?

*Ответ*. Для реакции

СО2 (г.) + С (тв.) strlki.gif (62 bytes) 2СО (г.) – *Q*

смещению равновесия вправо способствуют:  
а) нагревание; б) понижение давления;  
в) увеличение концентрации СО2;  
г) вывод СО из сферы реакции.

**2.** Какие факторы способствуют смещению равновесия в эндотермической реакции восстановления оксида железа(III) с помощью водорода в сторону прямой реакции?

*Ответ*. Для реакции

Fe2О3 (тв.) + 3Н2 (г.) strlki.gif (62 bytes) 2Fe (тв.) + 3Н2О (г.) – *Q*

смещению равновесия вправо способствуют:  
а) нагревание; б) увеличение концентрации Н2; в) вывод Н2О из реакции.

**3.** Какие факторы способствуют смещению равновесия в экзотермической реакции образования сероводорода из простых веществ в сторону образования продукта реакции?

*Ответ*. Для реакции

Н2 (г.) + S (тв.) strlki.gif (62 bytes) Н2S (г.) + *Q*

смещению равновесия в сторону образования Н2S способствуют:  
а) охлаждение; б) увеличение концентрации Н2; в) вывод Н2S из реакции.

**4.** Для каких из указанных реакций повышение давления приведет к смещению равновесия в том же направлении, что и понижение температуры?

а) N2 + O2 strlki.gif (62 bytes) 2NO – *Q*;

б) CO2 + C strlki.gif (62 bytes) 2CO – *Q*;

в) 2CO + O2 strlki.gif (62 bytes) 2CO2 + *Q*;

г) CO + H2O (г.)strlki.gif (62 bytes) CO2 + H2 + *Q*.

*Ответ*. б, в.

*Комбинированные задачи повышенной сложности*

**1.** Один моль смеси пропена с водородом, имеющей плотность по водороду 15, нагрели в замкнутом сосуде с платиновым катализатором при 320 °С, при этом давление в сосуде уменьшилось на 25%. Рассчитать выход продукта гидрирования в процентах от теоретического.

*Ответ*. 83,3%.

**2.** Пары этаналя смешали с водородом в молярном отношении 1:2 при давлении 300 кПа и температуре 400 °С в замкнутом реакторе, предназначенном для синтеза этанола. После окончания процесса давление газов в реакторе при неизменной температуре уменьшилось на 20%. Определить объемную долю паров этанола в реакционной смеси и процент превращения уксусного альдегида в этанол.

*Ответ*. Объемная доля паров этанола  
в конечной реакционной смеси – 25%,  
степень превращения альдегида в этанол – 60%.

**3.** При нагревании до некоторой температуры 36 г уксусной кислоты и 7,36 г безводного этанола в присутствии серной кислоты получена равновесная смесь. Эта смесь при действии избытка раствора хлорида бария образует 4,66 г осадка, а при действии избытка раствора гидрокарбоната калия выделяет 12,1 л углекислого газа (н.у.). Найти количество сложного эфира в равновесной смеси.

*Ответ*. 0,1 моль.

**4.** Угарный газ смешали с водородом в молярном соотношении 1:4 при давлении 10 МПа и температуре 327 °С в замкнутом реакторе, предназначенном для синтеза метанола. После окончания процесса давление газов в реакторе при неизменной температуре уменьшилось на 10%. Определить объемную долю паров метанола в реакционной смеси и процент превращения угарного газа в метанол.

*Ответ*. Объемная доля паров метанола  
в конечной реакционной смеси – 5,55%,  
степень превращения угарного газа в метанол – 25%.

**ЗАНЯТИЕ 15  
10-й класс** (первый год обучения)

***Оксиды***

**План**

1. Определение, строение молекулы (графические формулы).

2. Классификации (по агрегатному состоянию, по валентности, по химическим свойствам).

3. Химические свойства кислотных и осн**о**вных оксидов.

4. Методы получения.

5. Области применения.

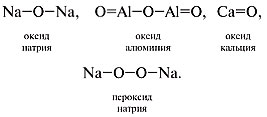
6. Формулы и тривиальные названия некоторых оксидов.

*Оксиды* – это бинарные соединения, содержащие кислород в степени окисления –2 (для сравнения: пероксиды – бинарные соединения, содержащие кислород в степени окисления –1).

Например:

http://him.1september.ru/2007/03/o-2.jpg – оксид водорода, http://him.1september.ru/2007/03/o-1.jpg – пероксид водорода.

При составлении графических формул оксидов нужно учесть, что атомы кислорода соединяются только через атомы элемента (в пероксидах атомы кислорода соединены напрямую, образуя пероксидную группу –О–О–). Приведем графические формулы оксидов и пероксида:



К л а с с и ф и к а ц и и  о к с и д о в

*По агрегатному состоянию* оксиды делятся на твердые (CaO), жидкие (SO3) и газообразные (СО2).

*По валентности* различают высшие (Р2О5) и низшие (Р2О3) оксиды.

*По химическим свойствам* оксиды подразделяют на солеобразующие (например, К2О, SO3) и несолеобразующие (безразличные, или индифферентные, например CO, SO, NO). Солеобразующие оксиды в свою очередь подразделяют на кислотные, основные и амфотерные.

*Кислотные оксиды* – продукты полной дегидратации кислот – сохраняют химические свойства кислот. Примеры кислотных оксидов и соответствующих им кислот:

http://him.1september.ru/2007/03/3-3.jpg

*Осн****о****вные оксиды* – продукты полной дегидратации оснований – сохраняют химические свойства оснований. Примеры осн**о**вных оксидов и соответствующих им оснований:

Na2O http://him.1september.ru/2007/03/strpr.gif NaOH, CaO http://him.1september.ru/2007/03/strpr.gif Ca(OH)2, FeO http://him.1september.ru/2007/03/strpr.gif Fe(OH)2.

*Амфотерные оксиды* – продукты полной дегидратации амфотерных гидроксидов – сохраняют химические свойства амфотерных гидроксидов. В зависимости от условий амфотерные оксиды проявляют свойства основных или кислотных оксидов. Примеры амфотерных оксидов и соответствующих им гидратов:

Al(OH)3 http://him.1september.ru/2007/03/strpr.gif Al2O3 http://him.1september.ru/2007/03/strpr.gif HAlO2,

Zn(OH)2 http://him.1september.ru/2007/03/strpr.gif ZnO http://him.1september.ru/2007/03/strpr.gif H2ZnO2.

Химические свойства кислотных и основных оксидов отличаются друг от друга.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а  к и с л о т н ы х  о к с и д о в

Кислотные оксиды элементов, находящихся в промежуточной степени окисления, реагируют с кислородом:

2SO2 + O2 http://him.1september.ru/2007/03/t-1.gif 2SO3.

Известны примеры реакций кислотных оксидов с активными металлами, например:

СO2 + Mg http://him.1september.ru/2007/03/t-1.gif MgO + CO.

Многие кислотные оксиды реагируют с водой, образуя кислоты:

P2O5 + 3H2O = 2H3PO4,

СO2 + H2O http://him.1september.ru/2007/03/strlki.gif H2CO3,

но:

SiO2 + H2O http://him.1september.ru/2007/03/31-1.jpg  (нет реакции).

Реакция с осн**о**вными оксидами:

СO2 + СаO http://him.1september.ru/2007/03/t-1.gif CaCO3.

Взаимодействие с основаниями:

СO2 + 2NaOH = Na2CO3 + H2O.

Некоторые кислотные оксиды реагируют с солями по типу реакции замещения:

http://him.1september.ru/2007/03/4-1.jpg

Кислотные оксиды не реагируют с водородом, неметаллами, другими кислотными оксидами и кислотами-неокислителями, не действуют на индикаторы.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а  о с н **о** в н ы х  о к с и д о в

Водород восстанавливает металлы (от цинка и правее в ряду напряжений металлов) из их оксидов:

СuO + H2 http://him.1september.ru/2007/03/t-1.gif Cu + H2O.

Оксиды металлов с меньшей валентностью окисляются в высшие оксиды:

4FeO + O2 http://him.1september.ru/2007/03/t-1.gif 2Fe2O3.

Активные металлы реагируют с оксидами менее активных металлов:

2Al + 3CuO http://him.1september.ru/2007/03/t-1.gif Al2O3 + 3Cu.

Некоторые неметаллы восстанавливают металлы из их оксидов:

2Fe2O3 + 3С http://him.1september.ru/2007/03/t-1.gif 4Fe + 3CO2.

Оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов с водой образуют щелочи:

Na2O + H2O = 2NaOH.

Осн**о**вные оксиды реагируют с кислотными оксидами с образованием солей:

СаО + СО2 http://him.1september.ru/2007/03/t-1.gif CaCO3.

Взаимодействие с кислотами:

Na2O + 2HCl = 2NaCl + H2O,

CuO + 2HCl = CuCl2 + 2H2O.

Некоторые осн**о**вные оксиды термически неустойчивы:

2HgO http://him.1september.ru/2007/03/t-1.gif 2Hg + O2http://him.1september.ru/2007/03/sverh.gif.

Основные оксиды не реагируют между собой, с основаниями и солями, не действуют на индикаторы.

М е т о д ы  п о л у ч е н и я  о к с и д о в

Окисление простых веществ:

С + О2 http://him.1september.ru/2007/03/t-1.gif CO2,

4Al + 3O2 http://him.1september.ru/2007/03/t-1.gif 2Al2O3.

Окисление сложных веществ:

CH4 + 2O2 http://him.1september.ru/2007/03/t-1.gif CO2 + 2H2O.

Разложение сложных веществ (кислот, оснований, солей):

Н2SiO3 http://him.1september.ru/2007/03/t-1.gif H2O + SiO2,

Cu(OH)2http://him.1september.ru/2007/03/t-1.gif CuO + H2O,

2KMnO4 http://him.1september.ru/2007/03/t-1.gif K2MnO4 + MnO2 + O2http://him.1september.ru/2007/03/sverh.gif.

Оксиды применяют в химическом синтезе, в технике, в быту, в пищевой отрасли промышленности.

Формулы и тривиальные названия оксидов, которые необходимо запомнить:

СаО – негашеная известь;

СО – угарный газ;

СО2 – углекислый газ, твердый СО2 – сухой лед;

Fe3O4 (FeO•Fe2O3) – смешанный оксид железа;

SiO2 – песок, кремнезем, горный хрусталь;

N2O – веселящий газ;

SO2– сернистый газ;

Al2O3 – глинозем.

***Тест по теме «Оксиды»***

**1.** Амфотерный оксид и гидроксид образует:

а) цинк; б) магний;

в) калий; г) бериллий.

**2.** Алюминий из глинозема в промышленности получают:

а) термическим разложением;

б) электролизом;

в) восстановлением углем;

г) восстановлением водородом.

**3.** Кислотными являются оксиды:

а) оксид хрома(III) и оксид серы(II);

б) оксид серы(IV) и оксид хрома(VI);

в) оксид натрия и оксид цинка;

г) углекислый газ и речной песок.

**4.** Из перечисленных соединений к оксидам относятся:

а) Na2O; б) H2O2; в) KO2; г) H2O.

**5.** Оксид азота(III) является ангидридом кислоты:

а) азотной; б) азотистой; в) синильной;

г) вообще не является ангидридом.

**6.** Соль, при прокаливании которой нельзя получить оксид, это:

а) перманганат калия; б) нитрат натрия;

в) карбонат кальция; г) карбонат калия.

**7.** Наиболее ярко выражены основные свойства у оксида:

а) бериллия; б) магния;

в) бария; г) цинка.

**8.** Непосредственно друг с другом не взаимодействуют:

а) кислород и натрий; б) кислород и медь;

в) кислород и хлор; г) кислород и аммиак.

**9.** Кислотный оксид можно получить в результате реакции разложения:

а) основания; б) гидроксида;

в) кислоты; г) соли.

**10.** Объем (н.у.) порции сернистого газа, содержащей 4,515•1023 атомов кислорода, составляет  
(в л):

а) 16,8; б) 22,4; в) 5,6; г) 8,4.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| а, г | б | б, г | а, г | б | б, г | в | в | б, в, г | г |

***Задачи на растворимость***

У р о в е н ь  А

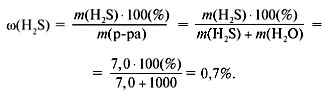
**1.** Растворимость сероводорода при 0 °С составляет 4,62 л на 1 л воды. Какой массовой доле, молярной и нормальной концентрации будет соответствовать полученный раствор? (Плотность раствора можно принять за 1 г/мл.)

*Решение*

Масса сероводорода:

*m*(H2S) =(*V*(H2S)/*V*M)•*M*(H2S) = (4,62/22,4)•34 = 7,0 г.

Найдем массовую долю (в %) сероводорода:



Рассчитаем количество вещества и молярную концентрацию сероводорода:

http://him.1september.ru/2007/03/nu.gif(H2S) = 4,62/22,4 = 0,2 моль,

*с*(H2S) = http://him.1september.ru/2007/03/nu.gif(H2S)/*V*(р-ра) = 0,2/1,007 = 0,2 моль/л.

Определим эквивалент двухосновной сероводородной кислоты:

Э(H2S) = *М*/основность = 34/2 = 17.

Число эквивалентов кислоты H2S:

*N*(экв.) = *m*/Э = 7,0/17 = 0,4125.

Нормальная концентрация (нормальность) кислоты равна:

*N*(экв.)/*V*(р-ра) = 0,4125/1,007 = 0,4 н.

*Ответ.* http://him.1september.ru/2007/03/o1.gif(H2S) = 0,7%, *c*(H2S) = 0,2 моль/л,  
нормальность = 0,4 н.

**2.**При 60 °С насыщенный раствор нитрата калия содержит 52,4% соли. Найти растворимость нитрата калия при этой температуре.

*Ответ.* 110 г KNO3 в 100 г воды.

**3.** 50 г насыщенного при 40 °С раствора содержат 6,5 г сульфата калия. Определить массовую долю соли в растворе и ее растворимость при этой температуре.

*Ответ.* http://him.1september.ru/2007/03/o1.gif(K2SO4) = 13%,  
растворимость – 14,9 г соли в 100 г воды.

**4.** Растворимость хлорида натрия при 25 °С составляет 36 г в 100 г воды. Определить массовую долю соли в насыщенном растворе при этой температуре.

*Ответ.* 26,47%.

**5.** Массовая доля нитрата серебра в насыщенном при 20 °С водном растворе составляет 69,5%. Определить растворимость соли при данных условиях (на 100 г воды).

*Ответ.*228 г AgNO3 в 100 г воды.

**6.** При 20 °С и атмосферном давлении в одном объеме воды растворяется 450 объемов хлороводорода. Вычислить массовую долю вещества в насыщенном при этой температуре растворе (изменением объема раствора пренебречь). Как получить более концентрированный раствор?

*Ответ.*http://him.1september.ru/2007/03/o1.gif(HCl) =42,3%; повысить давление.

У р о в е н ь  Б

**1.** В 100 г воды при 20 °С растворяется 74,5 г хлорида кальция. Растворимость его гексагидрата при 0 °С составляет 36,3 г на 100 г воды. Вычислить массовую долю хлорида кальция в растворе при 0 °С и массу кристаллов, которые выделятся из 250 г насыщенного при 20 °С раствора при охлаждении его до 0 °С.

*Ответ.* http://him.1september.ru/2007/03/o1.gif(CaCl2) = 13,5% (0 °С), *m*(крист. CaCl2•6Н2О) = 195,9 г.

**2.** 99,8 г медного купороса растворено при 80 °С в 164 мл воды. Раствор охладили до 10 °С, при этом в осадок выпало 30 г медного купороса. Был ли сульфат меди чистым веществом или содержал примеси? Растворимость сульфата меди при 10 °С составляет 17,4 г.

*Ответ.*Купорос содержал примеси.

**3.** При охлаждении 300 г 15%-го раствора часть растворенного вещества выпала в осадок, и массовая доля для второго раствора составила 8%. Рассчитать массу осадка.

*Ответ.*22,8 г.

**4.** Определить массу осадка, выпавшего при охлаждении насыщенного раствора хлорида натрия от 80 °С до 0 °С, если масса первого раствора 600 г; растворимость хлорида натрия при 80 °С составляет 38 г, а при 0 °С – 35,8 г на 100 г воды.

*Ответ.* 9,6 г.

**5.** Какая масса нитрата бария выделится из раствора, насыщенного при 100 °С и охлажденного до 0 °С, если во взятом растворе было 50 мл воды? Растворимость нитрата бария при 0 °С составляет  
5 г, а при 100 °С – 34,2 г на 100 г воды.

*Ответ.*14,6 г.

**6.** Для приготовления насыщенного при 50 °С раствора нитрата никеля было взято 100 г воды. После охлаждения раствора до 25 °С выпало 152 г гексагидрата нитрата никеля, а концентрация соли в растворе стала равна 50%. Определить концентрацию исходного раствора нитрата никеля, насыщенного при 50 °С.

*Ответ.* 58%.

**7.** При охлаждении 300 г насыщенного при 60 °С раствора нитрата меди(II) (растворимость соли –  
181,7 г на 100 г воды) до 25 °С выпало 75 г кристаллогидрата нитрата меди, а концентрация соли в растворе стала равна 60,1%. Установить формулу кристаллогидрата.

*Ответ.* Cu(NO3)2•3H2O.

**8.** При охлаждении 200 г насыщенного при 40 °С раствора фосфата натрия (растворимость соли – 23,3 г на 100 г воды) до 25 °С выпало 40,92 г кристаллогидрата, а концентрация фосфата натрия в растворе стала равна 12,66%. Установить формулу кристаллогидрата.

*Ответ.* Na3PO4•12H2O.

**9.** При охлаждении 300 г насыщенного при 40 °С раствора сульфата железа(II) (растворимость соли – 40,1 г на 100 г воды) до 20 °С выпал гептагидрат сульфата железа, а концентрация соли в растворе стала равна 20,82%. Определить массу выпавшего кристаллогидрата.

*Ответ.*69,1 г.

**10.** В 100 г воды при 0 °С растворяется 127 г бромида марганца. Массовая доля этой соли в насыщенном при 40 °С растворе составляет 62,8%. Насыщенный при 0 °С раствор массой 250 г нагрели до 40 °С. Какую массу бромида марганца можно дополнительно растворить в этом растворе?

*Решение*

В насыщенном при 0 °С растворе массовая доля бромида марганца:

http://him.1september.ru/2007/03/o1.gif1(MnBr2) = 127/227 = 0,56.

В 250 г этого раствора содержится:

*m*1(MnBr2) = 0,56•250 = 140 г.

При 40 °С для насыщения этого раствора добавили *m*доп(MnBr2), массовая доля соли стала:

http://him.1september.ru/2007/03/o1.gif2(MnBr2) = *m*2(MnBr2)/*m*2(р-ра) = (140 + *m*доп(MnBr2))/(250 + *m*доп(MnBr2)) = 0,628.

Отсюда*m*доп(MnBr2) = 45,7 г.

*Ответ.*45,7 г.

**ЗАНЯТИЕ 17  
10-й класс** (первый год обучения)

***Кислоты***

(Кислоты-окислители подробнее рассматриваются отдельно.)

**План**

1. Определение, строение молекулы (графические формулы).

2. Классификации (по основности, по силе электролитической диссоциации, по содержанию кислорода).

3. Физические свойства.

4. Химические свойства.

5. Методы получения кислородсодержащих, бескислородных кислот и кремниевой кислоты.

6. Области применения.

*Кислоты* – сложные вещества, состоящие из атомов водорода и простого или сложного кислотного остатка. Валентность кислотного остатка определяется числом атомов водорода в формульной единице кислоты:

http://him.1september.ru/2007/07/10-2.jpg

При составлении графических формул кислот необходимо помнить, что в кислородсодержащих кислотах атом кислотообразующего элемента связывается с атомами водорода через атомы кислорода. Так, графические формулы кислот HCl, H2SO4, H3PO4 следующие:

http://him.1september.ru/2007/07/10-3.jpg

К л а с с и ф и к а ц и я  к и с л о т

• *По основности* кислоты бывают одноосновные (HCl), двухосновные (H2SO4), трехосновные (H3PO4), четырехосновные (H4P2O7) – по числу атомов водорода в кислоте.

• *По силе электролитической диссоциации* кислоты подразделяют на сильные и слабые электролиты. Ряд активности кислот выглядит следующим образом:

сильные – HI, HBr, HСlO4, HCl, H2SO4, HMnO4, HNO3, H2Cr2O7;

средние – H2CrO4, H2SO3, H3PO4, HF, HNO2;

слабые – CH3COOH, H2CO3, H2S, H3BO3;

очень слабые – HCN, H2SiO3.

• *По содержанию кислорода* различают кислородсодержащие кислоты (HNO2) и бескислородные (HBr).

Ф и з и ч е с к и е  с в о й с т в а

Кислоты могут быть твердыми (ортофосфорная, борная, йодная) и жидкими (серная, азотная). Кремниевая кислота – гелеобразная. Большинство кислот хорошо растворимы в воде. Растворы кислот едкие, кислые на вкус.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а  к и с л о т   
(не окислителей)

Диссоциация, например:

HCl http://him.1september.ru/2007/07/strlki.gif H+ + Cl–.

С водородом и кислородом кислоты не взаимодействуют.

Металлы, расположенные в ряду напряжений левее водорода, вытесняют его из растворов кислот, например:

2HCl + Zn = ZnCl2 + H2http://him.1september.ru/2007/07/sverh.gif.

Неметаллы обычно не реагируют с кислотами, например:

Н2SO4 + Cl2 http://him.1september.ru/2007/07/nerav.gif ... .

Однако в специфических случаях подобные реакции возможны, например:

2HBr + Cl2 = 2HCl + Br2.

Кислоты не реагируют с водой, кислотными оксидами и другими кислотами.

Кислоты взаимодействуют с основными оксидами и с основаниями, например:

2HCl + СаО = СaCl2 + H2O,

2HCl + Са(ОН)2 = СaCl2 + 2H2O.

Кислоты взаимодействуют с солями по типу реакции обмена в тех случаях, когда выделяется газ, получается вода или образуется осадок, например:

Na2CO3 + 2HCl = 2NaCl + H2O + CO2http://him.1september.ru/2007/07/sverh.gif,

BaCl2 + H2SO4 = BaSO4http://him.1september.ru/2007/07/svniz.gif + 2HCl.

При нагревании кислоты разлагаются, например:

H2SiO3 http://him.1september.ru/2007/07/t-1.gif H2O + SiO2.

Индикаторы изменяют окраску в растворах кислот.

М е т о д ы  п о л у ч е н и я кислот различаются в зависимости от наличия или отсутствия кислорода в кислоте.

Кислородсодержащие кислоты получают взаимодействием соответствующего кислотного оксида с водой, например:

SO3 + H2O = H2SO4.

Исключение составляет кремниевая кислота, которую получают реакцией обмена:

Na2SiO3 + 2HCl = 2NaCl + H2SiO3http://him.1september.ru/2007/07/svniz.gif.

Бескислородные кислоты получают реакцией между соответствующими простыми веществами и последующим растворением полученного вещества в воде (физический процесс), например:

H2 + S http://him.1september.ru/2007/07/t-1.gif H2S.

При растворении газа H2S в воде получается раствор сероводородной кислоты.

О б л а с т и  п р и м е н е н и я. Кислоты применяют в технике, в пищевой отрасли промышленности, в медицине, для производства товаров бытовой химии, в химическом синтезе для получения новых веществ.

***Тест по теме «Кислоты»***

**1.** Укажите самую слабую из перечисленных кислот:

а) сероводородная; б) серная;

в) селеновая; г) сернистая.

**2.** Среди перечисленных наборов веществ укажите тот, в котором есть вещества, реагирующие друг с другом:

а) сульфид железа(II) и сульфид свинца;

б) сульфат натрия и хлорид бария;

в) гидроксид калия и гидроксид железа(II);

г) карбонат калия и серная кислота.

**3.** Формула высшего оксида элемента Х2О3. Какая из перечисленных кислот может соответствовать этому оксиду?

а) Н2Х4О7; б) Н2Х2О3; в) Н2ХО4; г) Н4Х2О6.

**4.** Какое вещество под действием соляной кислоты превращается в хлорид меди(II)?

а) медь; б) бромид меди(II);

в) оксид меди(II); г) сульфат меди(II).

**5.** Ортофосфорная кислота реагирует с:

а) медью при нагревании;

б) аммиаком;

в) гидроксидом калия;

г) нашатырным спиртом.

**6.** Кислота, которая не может образовывать кислые соли, это:

а) сернистая; б) уксусная;

в) угольная; г) азотистая.

**7.** Простое вещество содержит элемент Х, входящий в состав щитовидной железы. При взаимодействии Х с газообразным веществом Y образуется сильная кислота Z. Эта кислота вступает в реакцию обмена с нитратом драгоценного металла с образованием желтого осадка. Кислота Z называется:

а) сероводородная; б) хлороводородная;

в) йодоводородная; г) бромоводородная.

**8.** В четырех пробирках находятся водные растворы сульфита, сульфида, сульфата и силиката натрия. С помощью какого одного реактива можно определить эти вещества?

а) Гидроксид натрия; б) соляная кислота;

в) хлорид бария; г) фенолфталеин.

**9.**В состав средства для удаления накипи («антинакипина») входят:

а) щелочи; б) пищевая сода;

в) кислоты; г) все перечисленное.

**10.** Смешали 0,5 л 7%-й серной кислоты (http://him.1september.ru/2007/07/r.gif = 1,046 г/мл) и 150 г 25%-й серной кислоты. Массовая доля (в %) кислоты в полученном растворе составляет:

а) 10; б) 11; в) 40; г) 48.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| а | б, г | а | в | б, в, г | б, г | в | б | в | б |

***Задачи на кристаллогидраты***

У р о в е н ь  А

**1.** 5 г медного купороса растворили в 5 моль воды. Рассчитать массовую долю соли в полученном растворе.

*Дано:*

*m*(CuSO4•5H2O) = 5 г,

http://him.1september.ru/2007/07/nu.gif(H2O) = 5 моль.

*Найти:*

http://him.1september.ru/2007/07/o1.gif(CuSO4).

*Решение*

http://him.1september.ru/2007/07/nu.gif(CuSO4•5H2O) = *m*(CuSO4•5H2O)/*M*(CuSO4•5H2O) = 5/250 = 0,02 моль,

http://him.1september.ru/2007/07/nu.gif(CuSO4) = http://him.1september.ru/2007/07/nu.gif(CuSO4•5H2O) = 0,02 моль;

*m*(CuSO4) = http://him.1september.ru/2007/07/nu.gif(CuSO4)*М*(CuSO4) = 0,02•160 = 3,2 г;

http://him.1september.ru/2007/07/o1.gif(CuSO4) = *m*(CuSO4)/*m*(р-ра) = http://him.1september.ru/2007/07/12-1.jpg = 0,0337, или   
3,37%.

*Ответ*. 3,37%.

**2.** Для приготовления 5%-го раствора сульфата магния взято 400 г его гептагидрата. Найти массу полученного раствора.

*Ответ*. 3,9 кг.

**3.** Определить массовую долю сульфата меди в растворе, полученном при растворении 50 г медного купороса в 450 г воды.

*Ответ*. 6,4%.

**4.** В какой массе воды нужно растворить 25 г медного купороса для получения 8%-го раствора соли?

*Ответ*. 175 г.

**5.** Какую массу декагидрата сульфата натрия нужно растворить в 800 г воды, чтобы получить 10%-й раствор соли?

*Ответ*. 234,6 г.

**6.** Определить формулу кристаллогидрата хлорида кальция, если 2,22 г безводной соли образует с водой 4,38 г кристаллогидрата.

*Ответ*. Гексагидрат CaCl2•6H2O.

**7.** Содержание кристаллизационной воды в кристаллогидрате сульфата железа(II) составляет 45,32% его массы. Определить формулу этого кристаллогидрата.

*Ответ*. Гептагидрат FeSO4•7H2O.

**8.** Какова процентная концентрация раствора хлорида кальция, полученного растворением 21,9 г его гексагидрата в 100 мл воды?

*Ответ*. 9,1%.

**9.** Определить состав кристаллогидрата сульфата натрия, если известно, что при нагревании 80,5 г кристаллогидрата до 300 °С масса испарившейся воды составила 45 г. Какова массовая доля раствора, полученного при растворении 80,5 г данного криталлогидрата в 2 л воды?

*Ответ*. Декагидрат Na2SO4•10H2O; http://him.1september.ru/2007/07/o1.gif = 1,7%.

У р о в е н ь  Б

**1.** 27,84 г частично обезвоженной кристаллической соды с избытком соляной кислоты выделяет 2,683 л (н.у.) углекислого газа. Найти формулу частично обезвоженной соды. Определить, сколько процентов воды потеряла кристаллическая сода при частичном обезвоживании.

*Ответ*. Гептагидрат Na2CO3•7H2O; 18,9%.

**2.** При растворении 28 г неизвестного металла в разбавленной серной кислоте выделяется 11,2 л газа и образуется сульфат металла, из которого получается 139 г кристаллогидрата. Определить формулу полученного кристаллогидрата.

*Ответ*. Гептагидрат FeSO4•7H2O.

**3.** Смесь кристаллогидратов медного и железного купоросов массой 3,89 г растворили в воде и добавили к раствору избыток хлорида бария. Выпало 3,5 г осадка. Определить состав исходной смеси.

*Ответ*. 64,3% CuSO4•5H2O   
и 35,7% FeSO4•7H2O.

**4.** Из 500 г 40%-го раствора сульфата железа(II) при охлаждении выпало 100 г его гептагидрата. Какова массовая доля вещества в оставшемся растворе?

*Ответ*. 36,3%.

**5.** Какую массу тетрагидрата нитрата кальция нужно растворить в 75 г 2%-го раствора нитрата кальция для получения раствора с молярной концентрацией 0,948 моль/л (http://him.1september.ru/2007/07/r.gif = 1,11 г/мл)?

*Ответ*. 16,2 г.

**6.** К 400 мл раствора дихромата натрия с концентрацией 0,238 моль/л (http://him.1september.ru/2007/07/r.gif = 1,041 г/мл) добавили 40 г кристаллогидрата этой соли. Массовая доля соли в растворе стала равна 13,17%. Установить состав кристаллогидрата.

*Ответ*. Дигидрат Na2Cr2O7•2H2O.

**7.** Необходимо приготовить 1 кг 20%-го раствора соли. Сколько граммов ее кристаллогидрата и воды потребуется для этого, если известно, что в кристаллогидрате соли содержится на 79,5% больше, чем воды?

*Ответ*. 222,84 г кристаллогидрата   
и 777,15 г воды.

**8.** К 15%-му раствору ацетата свинца добавили 20 г кристаллогидрата этой соли. Полученный раствор имел массу 150 г и содержал 24,43% ацетата свинца. Установить формулу кристаллогидрата.

*Ответ*. Тригидрат Pb(CH3COO)2•3H2O.

**9.** К 200 г 20%-го раствора нитрата цинка добавили 40 г кристаллогидрата этой соли. Концентрация соли в полученном растворе составила 27,27%. Установить формулу кристаллогидрата.

*Ответ*. Гексагидрат Zn(NO3)2•6H2O.

**10.**Дана смесь, в которой количества веществ хлорида натрия и кристаллогидрата бромида натрия равны между собой. Массовая доля поваренной соли в смеси составляет 29,6%. Установить состав кристаллогидрата.

*Ответ*. Дигидрат NaBr•2H2O.

**11.** Чтобы получить смесь оксида хрома(III) и кристаллогидрата сульфата хрома(III) с равными массовыми долями этих двух соединений, количество вещества оксида было взято в 4,71 раза больше, чем кристаллогидрата. Установить состав кристаллогидрата.

*Решение*

Рассчитаем молярные массы оксида и кристаллогидрата:

*M*1(Cr2O3) = 152 г/моль,

*M*2(Cr(SO4)3•*n*H2O) = (392 + 18*n*) г/моль.

По условию задачи:

http://him.1september.ru/2007/07/o1.gif1(Cr2O3) = http://him.1september.ru/2007/07/o1.gif2(Cr2(SO4)3•*n*H2O).

Значит,

*m*1(Cr2O3) = *m*2(Cr2(SO4)3•*n*H2O).

Пусть *m*1 = 152 г, тогда *m*2 = *m*1 = 152 г,

http://him.1september.ru/2007/07/nu.gif1 = *m*1/*M*1 = 152/152 = 1 моль.

По условию задачи:

при http://him.1september.ru/2007/07/nu.gif1 = 1 моль http://him.1september.ru/2007/07/nu.gif2 = 1/4,71 = 0,2123 моль.

Тогда

*M*2 = *m*2/http://him.1september.ru/2007/07/nu.gif2 = 152/0,2123 = 716 г/моль,

*m*(H2O) = 716 – 392 = 324 г,

*n* =*m*(H2O)/*M*(H2O) = 18.

*Ответ*. Формула кристаллогидрата – Cr2(SO4)3•18H2O.

**12.** К 2%-му раствору хлорида алюминия добавили 100 г гексагидрата этой соли. Найти концентрацию полученного раствора, объем которого составил 1047 мл, а плотность равна 1,07 г/мл.

*Ответ*. 6,75%.

**13.** Какой объем 5%-го раствора сульфата натрия надо взять, чтобы растворение в нем 150 г декагидрата сульфата натрия привело к образованию 14%-го раствора? Плотности растворов равны соответственно 1,044 г/мл и 1,131 г/мл.

*Ответ*. 480,5 мл.

**ЗАНЯТИЕ 18  
10-й класс** (первый год обучения)

***Соли***

П л а н

1. Определение понятия «соли», строение солей (графические формулы).

2. Kлассификации: по растворимости в воде, по силе электролитической диссоциации, по составу, по свойствам.

3. Физические свойства.

4. Химические свойства.

5. Методы получения.

6. Области применения.

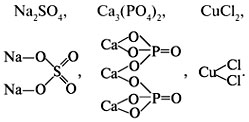
7. Формулы и тривиальные названия некоторых солей.

*Соли* (средние) – сложные вещества, состоящие из катионов металлов (или ионов аммония) и анионов (кислотных остатков):

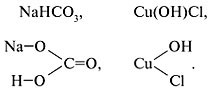
Na2SO4, CuCl2, (NH4)3PO4.

При составлении графических формул средних солей сначала составляют графическую формулу кислоты, от которой образована соль, затем атомы водорода замещают на соответствующий металл или ионы аммония.

Например:



Составляя графические формулы кислых солей, за основу берут графическую формулу соответствующей кислоты. При записи графических формул основных солей исходят из соответствующего основания. Например:



K л а с с и ф и к а ц и и  с о л е й

*По растворимости в воде* все соли делятся на хорошо растворимые в воде (NaCl), малорастворимые (CaSO4) и практически нерастворимые (AgCl).

*По силе электролитической диссоциации* соли подразделяют на сильные (хорошо растворимые в воде) и слабые (мало- или практически нерастворимые в воде) электролиты.

*По составу* различают соли, образованные:

а) сильным основанием и сильной кислотой (NaCl);

б) сильным основанием и слабой кислотой (Na2CO3);

в) слабым основанием и сильной кислотой (NH4Cl);

г) слабым основанием и слабой кислотой (CuF2).

*По свойствам* выделяют следующие виды солей.

• Средние соли – продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на металл или ионы аммония.

Например:

H2SO4 + 2NaOH = Na2SO4 + 2H2O.

• Kислые соли – продукт неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл или ионы аммония. Kислые соли образуют только многоосновные кислоты.

Например:

H2SO4 + NaOH = NaНSO4+ H2O.

• Основные соли – продукт неполного замещения гидроксигрупп основания на кислотные остатки. Основные соли образуются только многокислотными основаниями.

Например:

Cu(OH)2 + HCl = Cu(OH)Cl + H2O.

• Двойные соли – соли, содержащие два металла, например KBaPO4.

• Смешанные cоли – соли, содержащие два кислотных остатка, например Al(SO4)Cl.

• Kомплексные соли, например K3[Fe(CN)6].

• Kристаллогидраты, например CuSO4•5H2O.

Ф и з и ч е с к и е  с в о й с т в а

Большинство солей – твердые кристаллические вещества белого цвета. Некоторые соли имеют окраску: соли хрома окрашены в желтый или оранжевый цвет, соли меди(II) – в голубой, соли железа(III) – в бурый, соли кобальта – в розовый, твердые сульфиды – в черный, перманганат калия – в фиолетовый.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а  с р е д н и х  с о л е й

Диссоциация:

Na2SO4 http://him.1september.ru/2007/10/strlki.gif 2Na+ + SO42–.

Сульфиды металлов при обжиге на воздухе превращаются в оксиды:

2СuS + 3O2 http://him.1september.ru/2007/10/t-1.gif 2CuO + 2SO2.

Активные металлы, не реагирующие при 25 °С с водой, вытесняют менее активные металлы из растворов их солей:

CuCl2 + Zn = ZnCl2 + Cu.

Любой активный металл вытесняет менее активный металл из расплава его соли:

http://him.1september.ru/2007/10/19-1.jpg

Активные галогены вытесняют менее активные галогены из растворов солей галогеноводородных кислот:

CuBr2 + Cl2 = CuCl2 + Br2.

Нелетучие кислотные оксиды при сплавлении реагируют с солями летучих кислот:

http://him.1september.ru/2007/10/19-2.jpg

Соли, которым соответствуют нерастворимые основания, реагируют со щелочами:

FeCl2 + 2NaOH = Fe(OH)2http://him.1september.ru/2007/10/svniz.gif + 2NaCl.

Сильные кислоты реагируют с солями относительно слабых кислот:

Na2CO3 + 2HCl = 2NaCl + H2O + CO2http://him.1september.ru/2007/10/sverh.gif.

Две растворимые соли взаимодействуют между собой, если при этом образуется нерастворимая соль:

BaCl2 + Na2SO4 = BaSO4http://him.1september.ru/2007/10/svniz.gif + 2NaCl.

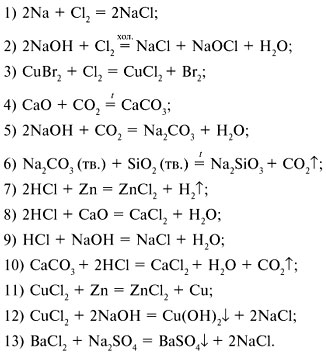
Термическое разложение солей:

СaCO3 http://him.1september.ru/2007/10/t-1.gif CaO + CO2http://him.1september.ru/2007/10/sverh.gif,

2NaNO3http://him.1september.ru/2007/10/t-1.gif 2NaNO2 + O2http://him.1september.ru/2007/10/sverh.gif.

**Методы получения средних солей  
взаимодействием двух реагентов**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **1-й реагент** | **2-й реагент и № реакции (см. далее)** | | | |
| **Металл** | **Основный оксид** | **Основание** | **Соль** |
| Неметалл | 1 | – | 2 | 3 |
| Kислотный оксид | – | 4 | 5 | 6 |
| Kислота | 7 | 8 | 9 | 10 |
| Соль | 11 | – | 12 | 13 |



Kроме того, соли можно получить термическим разложением других солей:

14) 2KMnO4 http://him.1september.ru/2007/10/t-1.gif K2MnO4 + MnO2 + O2http://him.1september.ru/2007/10/sverh.gif,

2NaHCO3 http://him.1september.ru/2007/10/t-1.gif Na2CO3 + H2O + CO2http://him.1september.ru/2007/10/sverh.gif;

а также из соответствующих кислых или основных солей:

15) NaHSO4 + NaOH = Na2SO4 + H2O,

Cu(OH)Cl + HCl = CuCl2 + H2O.

О б л а с т и  п р и м е н е н и я

Соли применяют в технике, в пищевой отрасли промышленности, в сельском хозяйстве, в медицине, для производства товаров бытовой химии и минеральных удобрений, в химическом синтезе для получения новых веществ.

Ф о р м у л ы  и  т р и в и а л ь н ы е  н а з в а н и я некоторых солей, которые необходимо запомнить:

селитры – название нитратов аммония, щелочных и щелочно-земельных металлов (NH4NO3 – аммиачная селитра, KNO3 – калийная селитра и т.д.),

NH4Cl – нашатырь,

CaCO3 – мел, мрамор, известняк,

NaCl – поваренная соль, каменная соль,

AgNO3 – ляпис,

MgCO3 – магнезит,

KMnO4 – марганцовка,

NaHCO3 – пищевая сода,

Na2CO3 – техническая сода,

K2CO3 – поташ,

HgCl2 – сулема,

ZnS – цинковая обманка,

PbS – свинцовый блеск.

***Тест по теме «Соли»***

**1.**Медь не взаимодействует с:

а) разбавленной азотной кислотой;

б) разбавленной серной кислотой;

в) разбавленной соляной кислотой;

г) концентрированной серной кислотой.

**2.**В схеме превращений

http://him.1september.ru/2007/10/20-3.jpg

буквами Х и Y обозначены вещества:

а) оксид кальция и соляная кислота;

б) гидроксид кальция и поваренная соль;

в) фторид кальция и углекислый газ;

г) хлорид кальция и углекислый газ.

**3.** Вещество Ca(H2PO4)2 называется:

а) гидрофосфат кальция;

б) дигидрофосфат кальция;

в) фосфат кальция;

г) дигидроксифосфат кальция.

**4.** Соединению, имеющему формулу NaHCO3, не соответствуют названия:

а) питьевая сода;

б) кристаллическая сода;

в) каустическая сода;

г) гидрокарбонат натрия.

**5.**При взаимодействии избытка углекислого газа с «известковой водой» образуется:

а) кислая соль;

б) средняя соль;

в) осн**о**вная соль;

г) комплексная соль.

**6.** Из приведенных солей полностью гидролизуется в водном растворе:

а) сульфат алюминия;

б) сульфид алюминия;

в) фосфат алюминия;

г) хлорид алюминия.

**7.** Массовая доля кислорода в дихромате калия составляет:

а) 62%; б) 5,4%; в) 35%; г) 38%.

**8.** При электролизе раствора хлорида натрия образуются:

а) натрий и хлор;

б) гидроксид натрия, хлор и водород;

в) натрий и вода;

г) раствор хлорида натрия не подвергается электролизу.

**9.** Kакое из перечисленных веществ при взаимодействии с водой образует раствор, в котором  
рН > 7?

а) Углекислый газ;

б) фосфат калия;

в) гидрид калия;

г) нитрат алюминия.

**10.** Соль образует пентагидрат синего цвета, использующийся в сельском хозяйстве. В безводном состоянии соль бесцветна и используется в качестве дегидратирующего агента. Определите, о какой соли идет речь:

а) сульфат железа(II);

б) сульфат меди(II);

в) хлорид меди(II);

г) перманганат калия.

***Kлюч к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| б, в | г | б | б, в | а | б | г | б | б, в | б |

**Цепочки превращений веществ**

***(генетическая связь между классами неорганических соединений)***

**1.** Натрий http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гидроксид натрия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif сульфат натрия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif нитрат натрия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif азотная кислота http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif нитрат натрия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif нитрит натрия.

*Решение*

Запишем цепочку химических превращений, используя формулы веществ, и пронумеруем стрелки:

http://him.1september.ru/2007/10/20-4.jpg

Составим уравнения реакций для каждого «шага» схемы.

1) 2Na + 2H2O = 2NaOH + H2http://him.1september.ru/2007/10/sverh.gif;

2) 2NaOH + H2SO4 = Na2SO4 + 2H2O;

3) Na2SO4 + Ba(NO3)2 = BaSO4 http://him.1september.ru/2007/10/svniz.gif + 2NaNO3;

4) NaNO3 + H2SO4 http://him.1september.ru/2007/10/t-1.gif NaНSO4 + HNO3http://him.1september.ru/2007/10/sverh.gif;

5) HNO3 + NaOH = NaNO3 + H2O;

6) 2NaNO3 http://him.1september.ru/2007/10/t-1.gif 2NaNO2 + O2http://him.1september.ru/2007/10/sverh.gif.

**2.** Алюминий http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif оксид алюминия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif алюминат натрия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif хлорид алюминия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гидроксид алюминия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif сульфат алюминия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гидроксид алюминия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif оксид алюминия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif алюминий.

**3.** Сера http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif диоксид серы http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif сульфит натрия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif сернистый газ http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif триоксид серы http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif серная кислота http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif сульфат натрия.

**4.**Фосфор http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif пентаоксид фосфора http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif ортофосфорная кислота http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif дигидрофосфат кальция http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif     
ортофосфорная кислота http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гидрофосфат кальция.

**5.** Натрий http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гидроксид натрия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гидрокарбонат натрия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif карбонат натрия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif сульфат натрия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gifхлорид натрия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif натрий.

**6.** Цинк http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif тетрагидроксоцинкат калия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif хлорид цинка http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гидроксид цинка http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif оксид цинка http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif  
цинкат натрия.

**7.** Железо http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif хлорид железа(II) http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гидроксид железа(II) http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гидроксид железа(III) http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif оксид железа(III) http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif железо.

**8.** Хлор http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif хлороводород http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif поваренная соль http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif хлор http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif белильная известь.

**9.** Сера http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif сульфид цинка http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif сероводород http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif сернистый газ http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif сернистая кислота http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif сульфит натрия.

**10.** Алюминий http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif хлорид алюминия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гексагидроксоалюминат натрия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif нитрат алюминия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gifалюминий.

**11.** Углекислый газ http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif карбонат кальция http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гидрокарбонат кальция http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif карбонат кальция http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif оксид углерода(IV) http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif угарный газ http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif углерод.

**12.** Цинк http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif оксид цинка http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif сульфат цинка http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif хлорид цинка http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif нитрат цинка http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif сульфид цинка http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gifоксид цинка http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif цинкат калия.

**13.** Медь http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif нитрат меди(II) http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гидроксид меди(II) http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif сульфат меди(II) http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif нитрат меди(II) http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif оксид меди(II) http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гидроксид меди (II) http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif оксид меди(II) http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif медь.

**14.** Напишите уравнения реакций, протекающих без изменения степеней окисления элементов, по схеме: гидроксид http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif карбонат http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif сульфат http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif хлорид http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif нитрат (все вещества растворимы в воде).

**15.** Составьте уравнения реакций, протекающих без изменения степеней окисления элементов, по схеме: основание-1 http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif основание-2 http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif основание-3 http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif соль-1 http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif соль-2 http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif соль-3 http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif кислота-1 http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gifкислота-2 http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif кислота-3.

**16.** Kальций http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif негашеная известь http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гашеная известь http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif нитрат кальция http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif фосфат кальция.

**17.** Углерод http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif углекислый газ http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif угольная кислота http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif карбонат натрия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif карбонат бария http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gifуглекислый газ.

**18.** Kарбонат бария http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гидрокарбонат бария http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif карбонат бария http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif оксид бария http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif барий.

**19.** Медь http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif сульфат меди(II) http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гидроксид меди(II) http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif оксид меди(II) http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif медь http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif хлорид меди(II).

**20.** Оксид алюминия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif хлорид алюминия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гидроксохлорид алюминия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif дигидроксохлорид алюминия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гидроксид алюминия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif оксид алюминия.

**21**. Фосфор http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif пентаоксид фосфора http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif ортофосфорная кислота http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif дигидрофосфат кальция http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gifгидрофосфат кальция http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif фосфат кальция.

**22.** Алюминий http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif сульфат алюминия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif нитрат алюминия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gif гидроксонитрат алюминия http://him.1september.ru/2007/10/strpr.gifгидроксид алюминия.

**ЗАНЯТИЕ 19  
10-й класс** (первый год обучения)

***Общая характеристика металлов.  
Электрохимический ряд напряжений металлов***

П л а н

1. Деление химических элементов на металлы и неметаллы.

2. Особенности строения атомов металлов.

3. Общие физические свойства металлов.

4. Общие химические свойства металлов.

5. Электрохимический ряд напряжений металлов.

6. Общие методы получения металлов.

Все химические элементы и образуемые ими простые вещества можно разделить на металлы и неметаллы. К металлам относятся все *s*-элементы (кроме водорода и гелия), *d*-элементы и  
*f*-элементы. Среди *p*-элементов есть как металлы, так и неметаллы, число элементов-металлов увеличивается с увеличением номера периода. Деление элементов на металлы и неметаллы объясняется различием в строении их атомов.

Атомы большинства металлов на внешнем электронном уровне имеют от 1 до 3 электронов. Исключения составляют атомы германия, олова, свинца (4*е*), сурьмы и висмута (5*е*), полония (6*е*).

Атомы металлов имеют меньший заряд ядра и больший радиус по сравнению с атомами неметаллов данного периода. Таким образом, атомы металлов легко отдают валентные электроны, превращаясь в положительно заряженные ионы.

Ф и з и ч е с к и е  с в о й с т в а

Простые вещества-металлы при обычных условиях являются твердыми кристаллическими веществами (кроме ртути). Кристаллическая решетка металлов образуется за счет металлической связи.

Самые мягкие металлы – калий и натрий, самый твердый – хром. Для всех металлов характерны металлический блеск и непрозрачность, тепло- и электропроводность, пластичность, упругость и прочность; они способны изменять свою форму, не разрушаясь.

Температуры плавления и плотности металлов изменяются в широких пределах. Самый легкоплавкий металл – ртуть, самый тугоплавкий – вольфрам; самый легкий металл – литий, самый тяжелый – осмий.

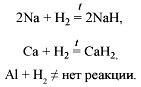
По способности к намагничиванию все металлы можно разделить на три группы.*Ферромагнитные металлы*способны намагничиваться даже под действием слабых магнитных полей (железо, кобальт, никель). *Парамагнитные металлы* проявляют слабую способность к намагничиванию (алюминий, хром, титан). *Диамагнитные металлы* не притягиваются к магниту, даже слегка отталкиваются от него (олово, медь, висмут).

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

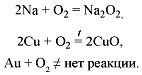
Все металлы характеризуются небольшой величиной *энергии ионизации* (энергии, необходимой для отрыва электрона от атома и превращения его в катион). Атомы металлов легко отдают валентные электроны, но не могут их присоединять. Поэтому в реакциях металлы являются только восстановителями и в соединениях имеют только положительные степени окисления. Восстановительная активность различных металлов неодинакова: в периодах слева направо она уменьшается, а в главных подгруппах сверху вниз – увеличивается. Восстановительная активность металла в химических реакциях, протекающих в водных растворах различных веществ, характеризуется положением металла в электрохимическом ряду напряжений (ряд стандартных электродных потенциалов).

*Уравнения реакций металлов*

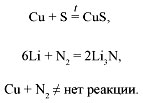
H2 (+/–)\*:



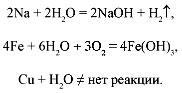
О2 (+/–):



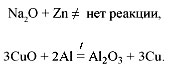
Другие неметаллы (+/–):

http://him.1september.ru/2007/11/4-4.jpg  


Н2О (+/–):



Основные оксиды (–/+):



Основания (–/+):

http://him.1september.ru/2007/11/5-4.jpg

Кислоты (+/–):

http://him.1september.ru/2007/11/5-5.jpg

Соли (+/–):

http://him.1september.ru/2007/11/5-6.jpg

Э л е к т р о х и м и ч е с к и й  р я д   н а п р я ж е н и й  м е т а л л о в

(ряд стандартных электродных потенциалов)

При погружении металлической пластины (электрода) в раствор соли данного металла может происходить один из двух процессов:

1. Если металл является активным восстановителем (т.е. легко теряет электроны), то под действием диполей воды некоторая часть атомов металла оставляет свои электроны на электроде и переходит в раствор в виде катионов:

M0 = M*n*+ + *ne*.

В результате этого процесса окисления металлическая пластина заряжается отрицательно. Катионы металла притягиваются к ней, и поэтому прилегающий к пластине слой раствора заряжается положительно. Таким образом, на границе металл–раствор возникает *двойной электрический слой* (ДЭС) (рис. 1).

|  |
| --- |
| Рис. 1. Образование двойного электрического слоя на границе металл-раствор соли MmAn в результате перехода ионов металла в раствор |
| ***Рис. 1. Образование двойного электрического слоя на границе металл–раствор соли MmAn в результате перехода ионов металла в раствор*** |

2. Если сам металл является слабым восстановителем, то его ионы, содержащиеся в растворе соли, являются сильными окислителями. Некоторая часть этих ионов подходит к поверхности металлической пластины и восстанавливается за счет имеющихся в ней свободных электронов:

M*n*+ + *ne*= M0.

В результате осаждения катионов пластина металла заряжается положительно и притягивает к себе отрицательно заряженные анионы соли, находящиеся в растворе. Прилегающий к пластине слой раствора заряжается отрицательно, и в этом случае также возникает ДЭС (рис. 2).

|  |
| --- |
| Рис. 2. Образование двойного электрического слоя на границе металл-раствор соли MmAn результате перехода ионов металла из раствора |
| ***Рис. 2. Образование двойного электрического слоя на границе металл–раствор соли MmAn в результате перехода ионов металла из раствора*** |

Разность потенциалов, возникающая в двойном электрическом слое на границе металл–раствор, называется *электродным потенциалом*.

Непосредственно измерить потенциал отдельного металла невозможно, поэтому электродные потенциалы измеряют относительно *стандартного водородного электрода*, потенциал которого принимают равным нулю. Потенциал каждого электрода (металла) зависит от природы металла, концентрации его ионов в растворе, температуры.

Разность потенциалов между металлом, погруженным в раствор своей соли с концентрацией ионов металла 1 моль/л, и стандартным водородным электродом при стандартных условиях называется *стандартным электродным потенциалом металла*(*Е*°).

Металлы, расположенные в порядке возрастания значения их стандартного электродного потенциала, составляют *электрохимический ряд напряжений*.

Необходимо отметить, что положение металлов в электрохимическом ряду напряжений не вполне соответствует их положению в периодической системе. Это объясняется тем, что при измерении электродных потенциалов учитывается не только энергия ионизации, но и энергия, которая затрачивается на разрушение кристаллической решетки, а также энергия, выделяющаяся при гидратации ионов. Так, натрий является более активным металлом, чем литий, но в водных растворах литий проявляет б**о**льшую восстановительную активность.

Электродные потенциалы щелочных и щелочно-земельных металлов рассчитываются теоретически, т.к. в водных растворах эти металлы взаимодействуют с водой. Значение электродного потенциала количественно характеризует восстановительные свойства металла, т.е. его химическую активность. Слева направо в ряду напряжений восстановительная активность металлов в водных растворах уменьшается, а окислительная способность катионов увеличивается. На основании ряда напряжений можно сделать выводы о химической активности металлов.

• Каждый металл вытесняет из солей другие металлы, имеющие большие значения *Е*°, т.е. являющиеся менее сильными восстановителями.

• Металлы, имеющие отрицательные значения *Е*°, способны вытеснять водород из кислот.

• Металлы, имеющие очень низкие значения *Е*°, т.е. являющиеся сильными восстановителями (с лития по натрий), в любых водных растворах взаимодействуют прежде всего с водой.

Эти правила имеют ряд исключений.

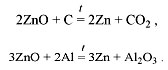
• Алюминий и магний часто не могут вытеснять менее активные металлы из-за наличия на их поверхности защитной пленки оксида. Если же эту пленку разрушить, то металлы начинают реагировать с водой.

• Для вытеснения металлов не используют молекулярный водород (водородный электрод работает только в присутствии платины).

• Свинец не вытесняет водород из растворов соляной и серной кислот, т.к. на поверхности металла образуется пленка малорастворимых хлорида и сульфата, пассивирующих дальнейшую реакцию.

Большинство металлов встречается в природе в виде различных соединений, только наименее активные металлы встречаются в природе в самородном, свободном состоянии. Получить металлы из соединений можно, применяя различные *металлургические процессы*, причем любой из них сводится к восстановлению ионов металла с помощью восстановителей. В зависимости от способа проведения металлургического процесса различают пирометаллургию, гидрометаллургию и электрометаллургию.

*Пирометаллургия* – это получение металлов из их соединений при высоких температурах с помощью различных восстановителей (C, CO, H2, Al, Mg и др.). Частным случаем пирометаллургии является *алюмотермия*. Например:

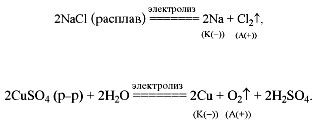


*Гидрометаллургия*– это получение металлов, которое состоит из двух процессов: сначала природное соединение металла (оксид) растворяют в кислоте, в результате чего получают соль металла. Затем из полученного раствора необходимый металл вытесняют более активным металлом. Например:

CuO + H2SO4 = CuSO4 + H2O,

CuSO4 + Zn = ZnSO4 + Cu.

*Электрометаллургия* – это получение металлов при электролизе растворов или расплавов их соединений. Роль восстановителя при этом играет электрический ток. Например:



***Тест по теме «Общая характеристика металлов.   
Электрохимический ряд напряжений»***

**1.** Какая из следующих групп химических элементов содержит только металлы?

а) Cs, Be, B; б) K, Ca, Sr;

в) H, Li, Na; г) Bi, W, Po.

**2.** Какое физическое свойство не является общим для всех металлов?

а) Электропроводность;

б) теплопроводность;

в) твердое агрегатное состояние при стандартных условиях;

г) металлический блеск.

**3.** Натрий и калий можно хранить под слоем керосина, а литий – только под слоем вазелинового масла, т.к.:

а) литий реагирует с керосином;

б) в ряду напряжений литий находится левее натрия и калия;

в) литий более активен, чем калий и натрий;

г) плотность лития меньше плотности керосина.

**4.** При электролизе водного раствора хлорида натрия на катоде выделяется:

а) натрий; б) хлор;

в) водород; г) кислород.

**5.** Наибольшее значение энергии ионизации имеет атом элемента:

а) Ca; б) Mg; в) Si; г) O.

**6.** Масса карбида кальция, в которой содержится 5,418•1024 атомов всех образующих это соединение элементов, составляет (в г):

а) 19,2; б) 192; в) 57,6; г) 576.

**7.** Какие из перечисленных веществ реагируют с водой с образованием раствора сильного электролита, в котором лакмус приобретает синюю окраску?

а) Na; б) SO3; в) KH; г) Mg.

**8.** Какое из соединений кальция входит в состав земной коры?

а) Оксид; б) нитрид; в) карбид; г) карбонат.

**9.** Какой объем (л) газа (н.у.) выделится при взаимодействии 6,48 г серебра с избытком разбавленной азотной кислоты?

а) 4,032; б)1,344; в) 0,448; г) 22,4.

**10.** Какой металл нельзя получить электролизом водного раствора его соли?

а) Цинк; б) калий; в) медь; г) литий.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| б, г | в | г | в | а | б | а, в | г | в | б, г |

***Задачи на погружение пластинки в раствор соли***

(ряд напряжений металлов)

**1.** Масса железной пластинки составляет 5 г. Рассчитать, как изменится масса пластинки после выдерживания ее в растворе медного купороса, содержащего 1,6 г сульфата меди(II).

*Дано:*

*m*0(Fe) = 5 г,

*m*(CuSO4) = 1,6 г.

*Найти:*

http://him.1september.ru/2007/11/3.gif*m* = *m*(Cu) –*m*(Fe).

*Решение*

CuSO4 + Fe = FeSO4 + Cu.

Количества вещества участников реакции одинаковы.

http://him.1september.ru/2007/11/nu.gif(Cu) = http://him.1september.ru/2007/11/nu.gif(Fe) = http://him.1september.ru/2007/11/nu.gif(CuSO4) = *m*(CuSO4)/*M*(CuSO4) = 1,6/160 = 0,01 моль;

http://him.1september.ru/2007/11/3.gif*m*= http://him.1september.ru/2007/11/nu.gif(Cu)•*M*(Cu) – http://him.1september.ru/2007/11/nu.gif(Fe)•*M*(Fe) = 0,01•64 – 0,01•56 = 0,08 г.

*Ответ*. Масса пластинки увеличится на 0,08 г.

**2.** Железная пластинка массой 40 г была погружена в раствор сульфата меди(II), затем промыта водой и высушена. Масса ее оказалась равной 41,6 г. Сколько граммов металлической меди выделилось из раствора на пластинку? Какой объем 96%-го раствора азотной кислоты (http://him.1september.ru/2007/11/r.gif = 1,5 г/мл) необходимо затратить для снятия медного покрытия с пластинки?

*Ответ*. 12,8 г Cu; 35 мл 96%-й HNO3.

**3.**Железную пластинку массой 6,35 г поместили в 200 г 20%-го раствора сульфата меди(II). Через некоторое время масса пластинки увеличилась до 7,1 г. Определить количества вещества сульфатов меди(II) и железа(II) в полученном растворе.

*Ответ*. 0,15625 моль CuSO4  
и 0,09375 моль FeSO4.

**4.** Железную пластинку погрузили в 400 г 0,08%-го раствора сульфата меди(II). После выделения всей меди на пластинке ее масса увеличилась на 4%. Какой была масса пластинки?

*Ответ*. 0,4 г.

**5.** Порошок магния массой 40 г поместили в 596 г раствора сульфата цинка. Затем порошок отфильтровали и высушили. Его масса увеличилась на 16 г. Определить состав конечного раствора (массовую долю сульфата магния).

*Дано:*

*m*0(Mg) = 40 г,

*m*(р-ра ZnSO4) = 596 г,

http://him.1september.ru/2007/11/3.gif*m =*16 г.

*Найти:*

http://him.1september.ru/2007/11/o1.gif(MgSO4).

*Решение*

ZnSO4 + Mg = MgSO4 + Zn.

Изменение массы порошка в смеси:

http://him.1september.ru/2007/11/3.gif*m = m*(Zn) + *m*(Mg).

Пусть http://him.1september.ru/2007/11/nu.gif(Zn) = http://him.1september.ru/2007/11/nu.gif(Mg) = *х* моль,

тогда http://him.1september.ru/2007/11/3.gif*m =* 65*х* – 24*х* = 16 г.

Отсюда *х* = 0,39 моль.

Массовая доля сульфата магния в конечном растворе:

http://him.1september.ru/2007/11/o1.gif(MgSO4) = *m*(MgSO4)/*m*1(р-ра) = 0,39•120/(596 – 16) = 0,0807, или 8,07%.

*Ответ*. http://him.1september.ru/2007/11/o1.gif(MgSO4) = 8,07%.

**6.** В раствор хлорида металла I группы периодической системы (масса ионов металла в составе соли составляет 3,2 г) поместили железную пластинку массой 50 г. После полного выделения металла масса пластинки увеличилась на 0,8%. Определить, хлорид какого металла был взят.

*Ответ*. Хлорид меди(II).

**7.** Смешали 300 г 16%-го раствора сульфата меди(II) и 100 г 7,8%-го раствора сульфида натрия. В полученный раствор опустили железную пластинку. Через некоторое время пластинку вынули, высушили и взвесили, ее масса увеличилась на 0,8 г. Определить массовые доли веществ в конечном растворе.

*Ответ*. 0,39% FeSO4 и 0,41% CuSO4.

**8.** В раствор, содержащий 14,64 г хлорида кадмия(II), погрузили цинковую пластинку. Масса ее увеличилась на 3,29 г. Определить степень выделения кадмия, а также состав солей и их количества вещества в конечном растворе.

*Ответ*. Степень выделения кадмия 87,5%;  
http://him.1september.ru/2007/11/nu.gif(ZnCl2) = 0,07 моль, http://him.1september.ru/2007/11/nu.gif(CdCl2) = 0,01 моль.

**9.** В раствор, содержащий 14,1 г нитрата меди(II) и 14,625 г нитрата ртути(II), погрузили кадмиевую пластинку массой 50 г. На сколько процентов увеличилась масса пластинки после полного выделения меди и ртути из раствора?

*Ответ*. 0,81%.

**10.** Медную пластинку массой 100 г поместили в раствор массой 131,5 г с массовой долей нитрата ртути Hg2(NO3)2 20%. Определить массу пластинки после окончания реакции.

*Ответ*. 116,9 г.

**11.** Образец цинка массой 60 г поместили в раствор массой 200 г с массовой долей нитрата свинца(II) 6,62%. Определить массу образца металла после окончания реакции, считая, что весь выделившийся из раствора металл остался на образце.

*Ответ*. 65,68 г.

**12.** В раствор массой 50 г с массовой долей сульфата олова 21,5% поместили железные опилки массой 3,36 г. После окончания реакции металлический осадок собрали. Определить массу этого осадка.

*Ответ*. 6,51 г.

**13.** Железную пластинку массой 20 г поместили в раствор массой 80 г с массовой долей нитрата серебра 12%. Через некоторое время массовая доля нитрата серебра в растворе составила 8%. Определить массу пластинки после окончания реакции, считая, что весь металл из раствора выделился на ней.

*Ответ*. 20,78 г.

**14.** В раствор нитрата ртути Hg2(NO3)2 массой 200 г поместили железные опилки. Массовая доля растворенного вещества первоначально составляла 20%. Через некоторое время массовая доля нитрата ртути в растворе стала равна 10%. Какая масса ртути получена в результате реакции?

*Ответ*. 16,34 г.

**15.** После погружения цинковой пластинки массой 6 г в 100 г 2%-го раствора сульфата меди(II) количество вещества сульфата меди(II) в растворе уменьшилось в 4 раза. Определить концентрации веществ в полученном растворе и найти, какой стала масса пластинки.

*Ответ*. 0,5% CuSO4, 1,51% ZnSO4,  
5,99 г.

**16.** После погружения железной пластинки массой 10 г в 100 г 5%-го раствора сульфата меди(II) количество вещества ионов меди в растворе уменьшилось в 10 раз. Определить концентрации веществ в полученном растворе и найди, какой стала масса пластинки.

*Ответ*. 0,5% CuSO4, 4,28% FeSO4,   
10,225 г.

**17.** Железную пластинку поместили в 150 г раствора сульфата меди(II). Через некоторое время пластинку вынули, промыли и взвесили. Масса пластинки оказалась на 0,4 г больше, чем до погружения в раствор. Концентрация сульфата меди(II) в образовавшемся растворе стала равной 3%. Найти концентрацию исходного раствора сульфата меди.

*Ответ.* 8,32%.

**18.** Железную пластинку массой 10 г опустили в раствор нитрата серебра, содержащий 4% соли. Через некоторое время пластинку вынули, промыли и высушили. Масса пластинки оказалась равна 12,4 г, а концентрация нитрата серебра в растворе уменьшилась в 4 раза. Определить массу исходного раствора.

*Ответ*. 169,2 г.

**19.** В 200 г 5%-го раствора хлорида меди(II) погрузили цинковую пластинку. Пластинка растворилась полностью. Концентрация хлорида меди(II) в растворе уменьшилась в 5 раз. Определить массу растворенной цинковой пластинки.

*Ответ*. 3,88 г.

**20.** Никелевую пластинку массой 25,9 г опустили в 555 г раствора сульфата железа(III) с массовой долей соли 0,1. После некоторого выдерживания пластинки в растворе ее вынули, при этом оказалось, что массовая доля сульфата железа(III) в растворе стала равна массовой доле образовавшейся соли никеля(II). Определить массу пластинки после того, как ее вынули из раствора.

*Ответ*. 21,74 г.

**ЗАНЯТИЕ 20  
10-й класс** (первый год обучения)

***Щелочные металлы***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Краткая история открытия и происхождение названия.

3. Физические свойства.

4. Химические свойства.

5. Важнейшие соединения: оксиды, пероксиды, гидроксиды, соли.

6. Качественные реакции на катионы щелочных металлов.

7. Нахождение в природе.

8. Основные методы получения.

П о л о ж е н и е  в  т а б л и ц е  Д. И. М е н д е л е е в а,  
с т р о е н и е  а т о м а

К щелочным металлам относят элементы Ia группы периодической системы Д.И.Менделеева: литий, натрий, калий, рубидий, цезий, франций. Свое название эти металлы получили потому, что при взаимодействии с водой они и их оксиды образуют щелочи. Щелочные металлы относятся к *s*-элементам и имеют один валентный электрон на внешнем уровне (*ns*1). Сверху вниз в подгруппе радиус атома увеличивается, энергия ионизации уменьшается, способность отдавать валентный электрон увеличивается, поэтому восстановительная способность также увеличивается. Самым активным из щелочных металлов является франций (радиоактивен). Все щелочные металлы хранят под слоем керосина или минерального масла из-за их высокой реакционной способности. В соединениях щелочные металлы всегда проявляют степень окисления +1, преобладающий тип связи – ионная.

К р а т к а я  и с т о р и я  о т к р ы т и я   
и  п р о и с х о ж д е н и е  н а з в а н и я

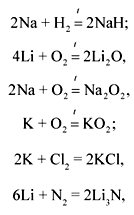
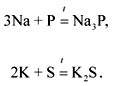
Название лития произошло от греческого слова «камень», поскольку впервые он был обнаружен в виде гидроксида в составе минерала (камня). Название натрия происходит от древнеегипетского «натрон», так называли любую щелочь. Название калия происходит от арабского названия щелочей – «алкали», ранее калий называли «поташ», но это название не прижилось. Рубидий получил свое название из-за цвета спектральных линий (лат. «рубидус» – красный). Цезий также обязан своим названием цвету линии спектра – латинским словом «цезиус» (голубой, светло-серый) в древности обозначали голубизну ясного неба. Франций был назван французской исследовательницей М.Перей, открывшей этот элемент, в честь ее родины.

Ф и з и ч е с к и е  с в о й с т в а

Все щелочные металлы – мягкие серебристые вещества с характерным блеском на свежесрезанной поверхности. Они имеют низкие температуры плавления и кипения, хорошо проводят тепло и электрический ток. Литий, натрий и калий легче воды. Сверху вниз по подгруппе плотность металлов увеличивается, а температуры плавления уменьшаются.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

Все щелочные металлы отличаются высокой реакционной способностью. Они реагируют с водородом, кислородом и другими неметаллами:

Щелочные металлы реагируют с водой, образуя щелочи:

2Na + 2H2O = 2NaOH + H2http://him.1september.ru/2007/21/sverh.gif.

Натрий и другие щелочные металлы вытесняют водород из кислот-неокислителей:

2Na + 2HCl = 2NaCl + H2http://him.1september.ru/2007/21/sverh.gif.

C кислотами-окислителями образуются другие продукты восстановления:

8Na + 5H2SO4 (конц.) = 4Na2SO4 + H2Shttp://him.1september.ru/2007/21/sverh.gif + 4H2O,

8Na + 10HNO3 (конц.) = 8NaNO3 + N2Ohttp://him.1september.ru/2007/21/sverh.gif + 5H2O,

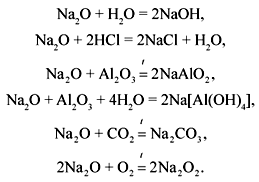
8Na + 9HNO3 (разб.) = 8NaNO3 + NH3http://him.1september.ru/2007/21/sverh.gif + 3H2O,

8Na + 10HNO3 (оч. разб.) = 8NaNO3 + NH4NO3 + 3H2O.

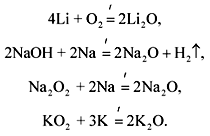
Металлический натрий вытесняет калий из расплава KCl при 450 °С:

KCl + Na = NaCl + K.

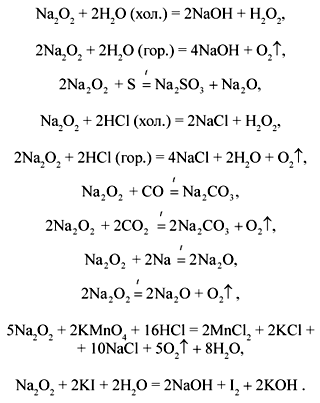
О к с и д ы  щ е л о ч н ы х  м е т а л л о в – твердые вещества белого (оксиды лития и натрия), желтого (оксиды калия и рубидия) и оранжевого (оксид цезия) цвета. Они обладают ярко выраженными осн**о**вными свойствами. Эти оксиды реагируют с водой, кислотами, амфотерными и кислотными оксидами, кислородом:



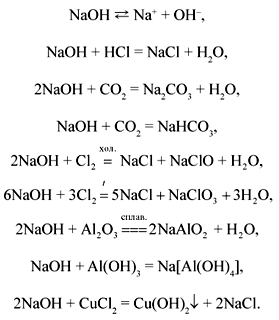
Оксид лития получают прямым взаимодействием простых веществ, остальные оксиды получают другими способами – при нагревании смеси гидроксида, пероксида и надпероксида с избытком соответствующего металла в отсутствие кислорода, например:



П е р о к с и д ы  щ е л о ч н ы х  м е т а л л о в – желтовато-белые порошки. Они реагируют с водой, неметаллами, кислотами, угарным и углекислым газами. В ОВР пероксиды проявляют окислительно-восстановительную двойственность, например:



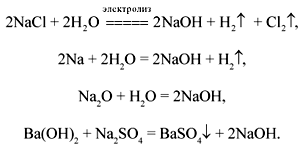
Г и д р о к с и д ы  щ е л о ч н ы х  м е т а л л о в – твердые белые вещества, хорошо растворимые в воде. Щелочи проявляют ярко выраженные осн**о**вные свойства. При движении вниз по подгруппе от Li к Fr растворимость в воде их щелочей и сила оснований увеличиваются. Эти гидроксиды являются сильными электролитами, реагируют с кислотами, кислотными оксидами, некоторыми неметаллами, амфотерными оксидами и гидроксидами, солями:



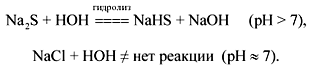
Все гидроксиды щелочных металлов, кроме гидроксида лития, термически устойчивы. Гидроксид лития при прокаливании разлагается на оксид и воду:

http://him.1september.ru/2007/21/16-2.gif

Гидроксиды щелочных металлов можно получить электролизом водных растворов хлоридов, взаимодействием металла или его оксида с водой или некоторыми обменными реакциями:



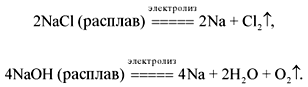
Большинство с о л е й  щ е л о ч н ы х  м е т а л л о в хорошо растворимы в воде, исключение составляют некоторые соли лития. Растворы солей щелочных металлов, образованных слабыми кислотами, имеют щелочную реакцию среды вследствие гидролиза. Cоли, образованные сильными кислотами, не гидролизуются, например:



Соли и другие соединения щелочных металлов изменяют окраску пламени, что используется в химическом анализе. Ионы лития окрашивают пламя в карминово-красный цвет, ионы калия – в фиолетовый, ионы натрия – в желтый, ионы рубидия – в беловато-розовый, ионы цезия – в фиолетово-красный цвет.

В  п р и р о д е щелочные металлы встречаются только в виде соединений вследствие своей высокой химической активности. Важнейшие соединения: поваренная соль NaCl, сильвинит NaCl•KCl, мирабилит, или глауберова соль, Na2SO4•10H2O, селитры – NaNO3, KNO3.

Щ е л о ч н ы е  м е т а л л ы  п о л у ч а ю т электролизом расплавов солей (чаще хлоридов) или щелочей, например:



Тривиальные названия распространенных солей: поваренная (каменная) соль NaCl, кальцинированная сода Na2CO3, каустическая сода NaOH, кристаллическая сода Na2CO3•10H2O, питьевая сода NaHCO3; марганцовка KMnO4, бертолетова соль KClO3, глауберова соль Na2SO4•10H2O, калийная селитра KNO3, поташ K2CO3, растворимое стекло или силикатный клей – смесь силикатов натрия, калия.

***Тест по теме «щелочные металлы»***

**1.** В промышленности металлический натрий может быть получен:

а) взаимодействием раствора хлорида натрия с металлическим калием;

б) электролизом расплава гидроксида натрия;

в) восстановлением оксида натрия водородом;

г) электролизом раствора гидроксида натрия.

**2.** Какой металл может плавать на поверхности воды? (возможно более одного варианта ответа.)

а) Осмий; б) алюминий;

в) литий; г) калий.

**3.** Из перечисленных солей выберите ту, которая гидролизуется с образованием раствора, имеющего рН > 7:

а) сульфид свинца; б) нитрит свинца;

в) йодид натрия; г) сульфид калия.

**4.** Ионы калия придают окраске пламени цвет:

а) желтый; б) фиолетовый;

в) карминово-красный; г) оранжевый.

**5.** При электролизе раствора фосфата калия образуются следующие продукты реакции:

а) на катоде – водород, на аноде – кислород, в растворе – фосфат калия;

б) на катоде – калий, на аноде – фосфорная кислота, в растворе – вода;

в) на катоде – водород, на аноде – фосфорная кислота, в растворе – гидроксид калия;

г) на катоде – калий и водород, на аноде – кислород, в растворе – фосфорная кислота.

**6.** Какой объем раствора хлорида натрия с молярной концентрацией 3 моль/л и плотностью 1,12 г/мл надо прилить к воде массой 200 г, чтобы получить раствор с массовой долей поваренной соли 10%?

а) 56,7 мл; б) 200 мл; в) 94,2 мл; г) 315 мл.

**7.** Сумма коэффициентов в реакции взаимодействия калия с избытком сильно разбавленного раствора азотной кислоты равна:

а) 30; б) 29; в) 7; г) 12.

**8.** При растворении 10,8 г гидрида щелочного металла в воде выделяется 10,08 л газа (н.у.). Металл, входящий в состав гидрида, – это:

а) литий; б) натрий;

в) калий; г) рубидий.

**9.** Коэффициент перед восстановителем в ОВР между нитритом калия и дихроматом калия в сернокислом растворе равен:

а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.

**10.** Какое вещество является природным источником калия?

а) надпероксид калия; б) гидроксид калия;

в) нитрат калия; г) гидрид калия.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| б | в, г | г | б | а | г | а | б | в | в |

***Задачи и упражнения по теме «Щелочные металлы»***

*Цепочки превращений*

**1.** Хлорид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif карбонат натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif хлорид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидроксид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gifнатрий http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif сульфат натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif хлорид натрия.

**2.** Калий http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидроксид калия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидрокарбонат калия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif карбонат калия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif сульфат калия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif хлорид калия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидросульфат калия.

**3.** Хлорид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидроксид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif карбонат натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидрокарбонат натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif нитрат натрия.

**4.** Хлорид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидроксид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif карбонат натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидроксид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif натрий http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gifнитрат натрия.

**5.** Гидроксид калия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif хлорид калия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif нитрат калия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif нитрит калия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif хлорид калия.

**6.** Натрий http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif пероксид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif оксид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидроксид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif хлорат натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif хлорид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif нитрат натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif нитрит натрия.

**7.** Хлорид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif натрий http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидрид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидроксид натрия http://him.1september.ru/2007/21/strpr.gif гидросульфит натрия.

У р о в е н ь  А

**1.** Образец бинарного соединения натрия с элементом пятой группы содержит 4,14 г натрия и 4,5 г другого элемента. Назовите это соединение.

*Ответ.* Арсенид натрия Na3As.

**2.** При действии избытка воды на 1,38 г металла выделился газ, занимающий при н.у. объем 672 мл. Определите металл.

*Дано:*

*m*(M) = 1,38 г,

*V*(газа) = 0,672 л.

*Найти:*

M и *Ar*(M).

*Решение*

По закону эквивалентов:

http://him.1september.ru/2007/21/17-1.gif

где газ – водород, Э(М) – эквивалент металла.

http://him.1september.ru/2007/21/17-2.gif

Если валентность металла I, то *Ar*(M) = 23, металл – натрий Na.

Если валентность металла II, то *Ar*(M) = 46, такого металла нет.

*Ответ.* Натрий.

**3.** Найдите массу соли, образующейся при сжигании 11,2 г лития в 20 л хлора (н.у.).

*Ответ*. 68 г.

**4.** Через склянку, содержащую раствор гидроксида натрия массой 80 г, пропустили избыток углекислого газа, в результате чего масса раствора увеличилась на 8,8 г. Найдите массовую долю гидроксида натрия в исходном растворе.

*Ответ*. 10%.

**5.** Какая масса 40%-го раствора гидроксида натрия необходима для получения 212 г карбоната натрия, если доля выхода продукта реакции составляет 80% от теоретически возможного?

*Ответ*. 500 г.

**6.** При электролизе 400 г 20%-го раствора хлорида калия получен раствор гидроксида калия. Через этот раствор пропустили избыток углекислого газа. Найдите массу соли, образовавшейся в растворе, если доли выхода продуктов описанных реакций составляют 80% и 75% от теоретически возможного.

*Ответ*. 64,43 г.

У р о в е н ь  Б

**1.** Масса щелочного металла, необходимого для получения его бромида, в 1,395 раза больше, чем масса этого металла, необходимая для получения его йодида. Определите металл, если известно, что массы полученных галогенидов одинаковы.

*Ответ*. Калий.

**2.** Образец натрия массой 2,3 г опустили в 5%-й раствор гидроксида натрия. После окончания реакции массовая доля гидроксида натрия в растворе стала равна 10%. Найдите массу 5%-го раствора гидроксида натрия.

*Ответ*. 75,6 г.

**3.** При добавлении смеси лития с гидридом лития к 200 г 5%-го раствора гидроксида лития образовался 10%-й раствор гидроксида лития. Найдите массу смеси лития с гидридом лития, если известно, что количества веществ ее компонентов одинаковы.

*Решение*

200 г 5%-го раствора LiOH содержат *m*0(LiOH) = 10 г и 190 г H2O.

Уравнения протекающих реакций:

а) 2Li + 2H2O = 2LiOH + H2http://him.1september.ru/2007/21/sverh.gif;

б) LiH + H2O = LiOH + H2http://him.1september.ru/2007/21/sverh.gif.

Обозначим http://him.1september.ru/2007/21/nu.gif(Li) = http://him.1september.ru/2007/21/nu.gif(LiH) за *x* моль.

Массовая доля полученного раствора http://him.1september.ru/2007/21/o1.gif1(р-ра) = 10%, или 0,1; http://him.1september.ru/2007/21/o1.gif1(р-ра) =*m*1(LiOH)/*m*0(р-ра).

Общая масса гидроксида лития: *m*1(LiOH) = *m*0(LiOH) (10 г) + *m*a(LiOH) (в реакции а, 24*х* г) +  
+ *m*б(LiOH) (в реакции б, 24*х* г).

Масса нового раствора: *m*1(р-ра) = *m*(Li) (7*х* г) + *m*(LiH) (8*х* г) + *m*0(р-ра) (200 г) – *m*(Н2)  
(в реакции а, 0,5*х* г) – *m*(Н2) (в реакции б, 0,5*х* г).

http://him.1september.ru/2007/21/18-1.gif

Отсюда *х* = 0,2146 моль.

*m*(Li) = http://him.1september.ru/2007/21/nu.gif•*M*(Li) = 0,2146•7 = 1,5 г,

*m*(LiH) = http://him.1september.ru/2007/21/nu.gif•*M*(LiH) = 0,2146•8 = 1,7 г.

Масса исходной смеси Li и LiH:

1,5 + 1,7 = 3,2 г.

*Ответ*. 3,2 г.

**4.** При действии избытка углекислого газа на 32,9 г неизвестного соединения металла с кислородом образовалось твердое вещество А и выделился газ В. Вещество А растворили в воде и добавили избыток раствора нитрата бария, при этом выпало 27,58 г осадка. Газ В пропустили через трубку с раскаленной медью, масса трубки при этом увеличилась на 6,72 г. Установите формулу исходного соединения.

*Ответ*. RbO2.

*Качественные задачи*

**1.** В четырех пробирках находятся водные растворы сульфида, сульфита, сульфата и силиката натрия. Как с помощью одного реактива можно распознать содержимое каждой пробирки? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

*Ответ*. Реактив – кислота HCl.

**2.**Простое вещество, газ А желто-зеленого цвета с резким запахом реагирует с серебристо-белым металлом В, плотность которого меньше плотности воды. В результате образуется вещество С, окрашивающее пламя в коричнево-красный цвет. При действии на твердое вещество С концентрированной серной кислотой при нагревании выделяется бесцветный газ D с резким запахом, хорошо растворимый в воде. Определите вещества А, В, С, D, напишите уравнения перечисленных реакций.

*Ответ*. А – Cl2, B – Li, C – LiCl, D – HCl.

**3.** В четырех пробирках находятся растворы веществ: техническая сода, растворимое стекло (или силикатный клей), каустическая сода, серная кислота. Предложите наиболее рациональный путь определения каждого из этих веществ.

*Ответ*. Определить среду растворов универсальным бумажным индикатором,  
а затем к щелочным растворам добавить кислоту HCl.

**4.** С какими из данных веществ будет взаимодействовать оксид калия: сернистый газ, вода, ортофосфорная кислота, гидроксид натрия, сульфат железа(III), йодоводородная кислота. Напишите уравнения возможных реакций.

*Ответ*. Оксид K2O реагирует с SO2, H2O, H3PO4 и HI.

**5.** Вещество А – мягкий серебристо-белый металл, легче воды. При взаимодействии вещества А с простым веществом В образуется соединение С, растворимое в воде с образованием щелочного раствора. При обработке вещества С соляной кислотой выделяется газ D с неприятным запахом и образуется соль, окрашивающая пламя горелки в фиолетовый цвет. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. А – K, B – S, C – K2S, D – H2S.

**Занятие 21  
10-й класс**(первый год обучения)

***Металлы IIa подгруппы. Жесткость воды***

***Металлы IIа подгруппы***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Происхождение названия.

3. Физические свойства.

4. Химические свойства.

5. Важнейшие соединения: оксиды, гидроксиды, соли.

6. Качественные реакции.

7. Нахождение в природе.

8. Основные методы получения.

В состав IIа подгруппы периодической системы входят бериллий, магний, щелочно-земельные металлы – кальций, стронций, барий, а также радий – радиоактивный элемент, не имеющий стабильных изотопов. Бериллий по своим свойствам похож на алюминий, а магний – на литий (проявление диагонального сходства). Свое название щелочно-земельные металлы получили потому, что их гидроксиды обладают щелочными свойствами, а оксиды по тугоплавкости похожи на оксиды тяжелых металлов, которые раньше называли «землями». На внешнем уровне атомы элементов IIа подгруппы содержат два валентных *s*-электрона; вниз по подгруппе увеличивается радиус атома, уменьшается энергия ионизации, что приводит к усилению металлических свойств и восстановительной активности металлов.

Металлы IIa подгруппы проявляют в соединениях валентность II и степень окисления +2; они легко отдают два валентных электрона, превращаясь в катион M+2. Преобладающий тип связи в соединениях – ионная, хотя для соединений бериллия и некоторых соединений магния характерен ковалентный полярный тип связи, что объясняется сравнительно высокой электроотрицательностью этих металлов.

Бериллий получил свое название от греч. *beryllos* (по зеленой окраске минерала изумруд, в состав которого входит бериллий). Название магния образовано от названия минерала гидромагнезит, содержащего этот металл и найденного греками около г. Магнезия в Малой Азии (ныне г. Манис в Турции). Кальций в переводе с латинского означает камень, известняк. Стронций получил свое название в честь деревни Строншиан в шотландском графстве Аргайлл, где впервые был обнаружен минерал стронцианит, содержащий этот металл. Название бария произошло от греческого слова *barys* (тяжелый) благодаря большой плотности минерала барита (BaSO4). Название радия связано с его радиоактивностью и происходит от латинского слова*radius* (луч).

Металлы IIа подгруппы имеют серебристо-белый цвет, они хорошие проводники тепла и электричества; их температуры плавления и плотности выше, чем у щелочных металлов. Металлы IIа подгруппы тверже и тяжелее, чем щелочные (самый мягкий из них – барий – по твердости близок к свинцу). Однако у всех этих металлов, кроме радия, плотность менее 5 г/см3, поэтому они считаются легкими.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

Металлы IIа подгруппы являются активными металлами и сильными восстановителями.

*Уравнения реакций*

H2(+/–):\*

http://him.1september.ru/2008/02/5-2.jpg

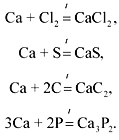
Be + H2 http://him.1september.ru/2008/02/nerav.gif нет реакции.

O2(+):

http://him.1september.ru/2008/02/5-3.jpg

Металлы (–).

Неметаллы (+):



H2O (+/–):

Ca + 2H2O = Ca(OH)2 + H2http://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif,

http://him.1september.ru/2008/02/6-2.jpg

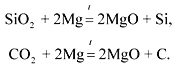
Be + H2O http://him.1september.ru/2008/02/nerav.gif нет реакции.

Основные оксиды (–/+):

CuO + Ca http://him.1september.ru/2008/02/nerav.gif нет реакции,

http://him.1september.ru/2008/02/6-3.jpg

Кислотные оксиды (–/+):



Основания (–/+):

Ca + NaOH http://him.1september.ru/2008/02/nerav.gif нет реакции,

Be + 2NaOH + 2H2O = Na2[Be(OH)4] + H2http://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif.

Кислоты-неокислители (+):

Mg + 2HCl = MgCl2+ H2http://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif.

Кислоты-окислители (+/–):

4Mg + 10HNO3 (конц.) = 4Mg(NO3)2+ N2Ohttp://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif + 5H2O,

4Mg + 10HNO3 (оч. разб.) = 4Mg(NO3)2+ NH4NO3+ 3H2O,

4Mg + 9HNO3 (разб.) = 4Mg(NO3)2+ NH3http://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif + 3H2O,

4Mg + 5H2SO4 (конц.) = 4MgSO4+ H2Shttp://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif + 4H2O,

http://him.1september.ru/2008/02/6-1.gif

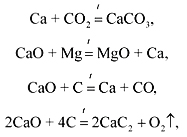
Соли (+/–):

Mg + CuCl2 = Cu + MgCl2,

Mg + NaCl http://him.1september.ru/2008/02/nerav.gif нет реакции.

В а ж н е й ш и е  с о е д и н е н и я

Оксиды – белые тугоплавкие вещества ионного (кроме ВеО) строения, обладают основными свойствами (ВеО – амфотерными), реагируют с кислотами, кислотными оксидами, некоторыми металлами и неметаллами, водой (оксиды Be и Mg не взаимодействуют с водой на холоде, но взаимодействуют с водяным паром):

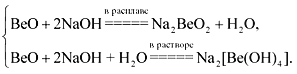
CaO + 2HCl = CaCl2 + H2O,  


CaO + H2O = Ca(OH)2,

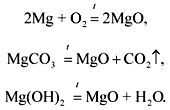
MgO + H2O (пар) = Mg(OH)2.

Оксид бериллия обладает амфотерными свойствами:

BeO + 2HCl = BeCl2 + H2O,



Получают оксиды окислением металлов или (чаще) термическим разложением карбонатов и гидроксидов:



*Гидроксиды* – белые порошкообразные вещества с ионным типом связи (кроме гидроксида бериллия), плохо растворимые в воде (кроме гидроксида бария), проявляют основные свойства (гидроксид бериллия амфотерен). При нагревании они разлагаются, взаимодействуют с кислотами, кислотными оксидами, солями:

http://him.1september.ru/2008/02/7-3.jpg

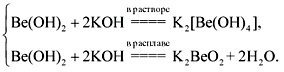
Ca(OH)2 + 2HCl = CaCl2 + 2H2O,

Ca(OH)2 + CO2 = CaCO3http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif + H2O,

Ca(OH)2 + CuCl2 = Cu(OH)2http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif + CaCl2.

Гидроксид бериллия проявляет амфотерные свойства:

Be(OН)2 + 2HCl = BaCl2 + 2H2O,



Гидроксиды магния и бериллия получают обменной реакцией соли со щелочью:

MgCl2 + 2NaOH = Mg(OH)2http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif + 2NaCl.

Гидроксиды щелочно-земельных металлов получают растворением соответствующего оксида в воде:

CaO + H2O = Ca(OH)2.

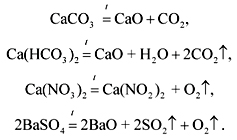
Кроме того, для получения гидроксидов элементов IIа подгруппы можно использовать реакции гидролиза гидридов, карбидов и других бинарных соединений соответствующего элемента:

CaH2 + 2HOH = Ca(OH)2 + 2H2http://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif,

CaC2 + 2HOH = Ca(OH)2 + C2H2http://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif.

*Соли* – хлориды, бромиды и нитраты хорошо растворимы в воде. Соли, образованные слабой кислотой, имеют щелочную реакцию среды вследствие гидролиза; соли, образованные сильной кислотой, не гидролизуются. Некоторые соли щелочно-земельных металлов разлагаются при нагревании, например:

Ca(HCO3)2 + HOH = Ca(OH)2 + H2O + 2CO2http://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif,

CaCl2 + HOH http://him.1september.ru/2008/02/nerav.gif не гидролизуется,  


К а ч е с т в е н н ы е  р е а к ц и и  н а  и о н ы  м е т а л л о в  
II а  п о д г р у п п ы

Наличие иона магния можно определить с помощью гидроксид-иона или карбонат-иона:

Mg2+ + 2OH– http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif Mg(OH)2http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif,

Mg2+ + http://him.1september.ru/2008/02/co23.gif http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif MgCO3http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif.

Наличие иона кальция можно определить с помощью карбонат-иона или по изменению окраски пламени на темно-оранжевую:

Ca2+ + http://him.1september.ru/2008/02/co23.gif http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif CaCO3http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif.

Наличие иона стронция можно определить по изменению окраски пламени на красно-малиновую.

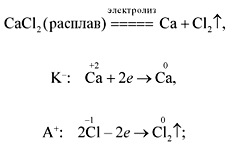
Наличие иона бария можно определить с помощью сульфат-иона или по изменению окраски пламени на зеленую:

Ba2+ + http://him.1september.ru/2008/02/so24.jpg http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif BaSO4http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif.

В природе металлы IIа подгруппы встречаются только в виде соединений, важнейшими из которых являются: доломит (CaCO3•MgCO3), магнезит (MgCO3), гипс (CaSO4•2H2O), барит (BaSO4), мел, мрамор, известняк (CaCO3), фосфорит (Ca3(PO4)2), стронцианит (SrCO3).

П о л у ч е н и е

Чистые металлы получают электролизом расплавов солей:



восстановлением из оксидов:

http://him.1september.ru/2008/02/8-2.jpg

Стронций и барий получают чаще всего алюмотермией:

http://him.1september.ru/2008/02/8-3.jpg

Эти соединения надо з а п о м н и т ь: негашеная известь – CaO, гашеная известь – Ca(OH)2, известковая вода – Ca(OH)2 (насыщ. р-р), баритова вода – Ba(OH)2, мел, мрамор, известняк –   
CaCO3, горькая (английская) соль – MgSO4•7H2O, гипс CaSO4•2H2O.

***Жесткость воды и способы ее устранения***

П л а н

1. Жесткость воды.

2. Временная (карбонатная) жесткость и способы ее устранения.

3. Постоянная жесткость. Известково-содовый и катионитный способ устранения постоянной жесткости.

4. Количественное выражение общей жесткости.

5. Характеристика воды по степени жесткости.

6. Свойства жесткой воды.

*Жесткость воды – это совокупность свойств, обусловленных содержанием в воде катионов кальция и магния.* Анионами растворимых солей кальция и магния могут быть гидрокарбонат-ионы, сульфат-ионы и хлорид-ионы. Различают временную (карбонатную) и постоянную жесткость.

*Временная жесткость* обусловлена содержанием в воде гидрокарбонатов кальция и магния. Временная жесткость легко устраняется кипячением:

http://him.1september.ru/2008/02/8-4.jpg

*Постоянная жесткость*обусловлена наличием в воде сульфатов, хлоридов и других солей кальция и магния. Постоянную жесткость можно устранить, используя следующие способы.

а) *Известково-содовый способ* – к воде добавляют смесь гашеной извести и соды. При этом временная жесткость воды устраняется гашеной известью, а постоянная – содой:

Ca(HCO3)2 + Ca(OH)2 = 2CaCO3http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif + 2H2O,

CaCl2 + Na2CO3 = CaCO3http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif + 2NaCl.

б) *Катионитный способ* – воду пропускают через колонку, заполненную катионитом (катиониты – твердые вещества, содержащие в своем составе подвижные катионы, способные обмениваться на ионы внешней среды) Na2R, где R – анион. На катионите задерживаются ионы кальция и магния, а в раствор переходят ионы натрия, в результате чего жесткость воды уменьшается:

Na2R + Ca2+http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif CaR + 2Na+,

Na2R + Mg2+http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif MgR + 2Na+.

Через определенное время катионит необходимо регенерировать, т.е. восстановить первоначальные свойства. Для этого через катионообменные колонки пропускают насыщенный раствор поваренной соли, при этом происходят обратные процессы:

CaR + 2NaCl http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif Na2R + CaCl2,

MgR + 2NaCl http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif Na2R + MgCl2.

После такой промывки катионит снова можно использовать для умягчения воды.

Сумма временной и постоянной жесткости составляет общую жесткость воды, которая количественно выражается числом ммоль эквивалентов ионов кальция и магния, содержащихся  
в 1 л воды (таблица).

http://him.1september.ru/2008/02/9-3.jpg

*Таблица*

**Характеристика воды по степени жесткости**

|  |  |
| --- | --- |
| **Характеристика воды  по жесткости** | **Общая жесткость, ммоль экв/л** |
| Очень мягкая вода | Не более 1,5 |
| Мягкая вода | От 1,5 до 4 |
| Вода средней жесткости | От 4 до 8 |
| Жесткая вода | От 8 до 12 |
| Очень жесткая вода | Свыше 12 |

В жесткой воде плохо развариваются продукты, т.к. катионы кальция образуют нерастворимые соединения, взаимодействуя с белками пищи; плохо завариваются чай, кофе; плохо мылится мыло из-за присутствия мало растворимых в воде стеаратов кальция и магния. Постоянное употребление жесткой воды может привести к отложению солей в организме человека.

***Тест по теме «Металлы   
IIа подгруппы. Жесткость воды»***

**1.** Соединение Ca(OH)2 называют:

а) известняком;

б) хлорной известью;

в) гашеной известью;

г) негашеной известью.

**2.** Какие из перечисленных веществ при взаимодействии с водой образуют раствор, в котором лакмус имеет синюю окраску?

а) Гидроксид кальция; б) оксид фосфора(V);

в) карбонат калия; г) барий.

**3.** В образце известняка содержится 4,8 г атомов кислорода. Количество вещества (в моль) известняка составляет:

а) 3; б) 0,3; в) 0,9; г) 0,1.

**4.** На смесь оксида и пероксида бария подействовали избытком серной кислоты. После отделения осадка было получено 300 мл раствора, к пробе которого объемом 3 мл по каплям добавляли раствор перманганата калия до прекращения выделения кислорода. Объем кислорода составил  
67,2 мл. Молярная концентрация (в моль/л) полученного раствора пероксида водорода равна:

а) 1; б) 100; в) 0,01; г) 0,03.

**5.** Временная жесткость воды обусловлена наличием ионов:

а) Ca2+;б) http://him.1september.ru/2008/02/so24.jpgв) http://him.1september.ru/2008/02/hco3.gifг) Mg2+.

**6.** Сумма всех коэффициентов в реакции взаимодействия кальция с избытком разбавленной азотной кислоты равна:

а) 42; б) 21; в) 5; г) 22.

**7.** Расположите данные химические элементы в порядке возрастания энергии ионизации:

а) бериллий; б) кальций;

в) калий; г) алюминий.

**8.** Индивидуальным веществом является:

а) негашеная известь; б) баритова вода;

в) стекло; г) гидроксид кальция.

**9.** Общую жесткость воды можно устранить:

а) кипячением;

б) известково-содовым способом;

в) катионитным способом;

г) декантацией.

**10.** Исключите «лишний» элемент в ряду:

а) магний; б) кальций;

в) стронций; г) барий.

*Ключ к тесту*

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| в | а, в, г | г | а | а, в, г | б | г, а, б, в | а, г | б, в | а |

***Задачи и упражнения на металлы IIа подгруппы***

*Цепочки превращений*

**1.** Карбонат кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif оксид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif гидроксид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif карбонат кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gifнитрат кальция.

**2.** Магний http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif сульфат магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif нитрат магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif оксид магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif ацетат магния.

**3.** Хлорид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif сульфат кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif сульфид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif сульфат кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gifгидроксид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif оксид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif гидрокарбонат кальция.

**4.** Магний http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif оксид магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif гидроксид магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif хлорид магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif гидроксокарбонат магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gifсульфат магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif гидроксид магния.

**5.** Сульфид магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif оксид магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif … http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif гидроксид магния http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif … http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif нитрат магния.

**6.** Кальций http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif гидроксид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif карбонат кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif оксид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif карбид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif  
гидроксид кальция http://him.1september.ru/2008/02/strpr.gif гидрокарбонат кальция.

*Расчетные задачи*

У р о в е н ь  А

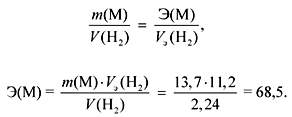
**1.** При взаимодействии 13,7 г металла с водой выделяется 2,24 л газа (н. у.). Определите металл. Какой осадок и в каком количестве образуется, если к полученному раствору прибавить избыток сульфата натрия?

|  |  |
| --- | --- |
| *Дано:*  *m*(M) = 13,7 г,  *V* = 2,24 л. | Найти:  *Ar*(M);  *m*. |

*Решение*

Газ (H2) выделяется при взаимодействии M Ia и IIa подгрупп с водой.

По закону эквивалентов:



Если М Ia подгруппы, то

*Ar*(M) = Э•валентность = 68,5 (нет такого металла).

Если М IIa подгруппы, то

*Ar*(M) = Э•валентность = 137 (Ba).

Ba + 2H2O = Ba(OH)2 + H2http://him.1september.ru/2008/02/sverh.gif,

Ba(OH)2 + Na2SO4= BaSO4http://him.1september.ru/2008/02/svniz.gif + 2NaOH,

http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(BaSO4) = http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(Ba(OH)2) = http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(Ba) = http://him.1september.ru/2008/02/10-2.jpg = 0,1 моль,

*m*(BaSO4) = http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif•*M*= 0,1•233 = 23,3 г.

*Ответ*. Металл – Ba; *m*(BaSO4) = 23,3 г.

**2.** Какой объем 0,5М раствора гидроксида кальция необходимо добавить к 81 г 10%-го раствора (плотность 1 г/см3) гидрокарбоната кальция для полноты образования осадка? Определите массу осадка.

*Ответ*. 100 мл Ca(OH)2, 10 г СaCO3.

**3.** На раствор, содержащий 23,3 г смеси сульфата и хромата калия, подействовали избытком хлорида бария. Осадок отфильтровали, промыли, а затем к нему добавили избыток соляной кислоты. Часть осадка растворилась, оставшуюся часть отфильтровали, промыли и просушили. Масса осадка после просушивания составила 23,3 г. Определите состав исходной смеси.

*Ответ*. 17,4 г K2SO4 и 5,9 г K2CrO4.

**4.** Имеется смесь кальция, оксида кальция и карбида кальция с молярным соотношением компонентов 1:3:4 (в порядке перечисления). Какой объем воды может вступить в химическое взаимодействие с 35 г такой смеси?

*Ответ*. 17,568 мл.

**5.** Растворимость гидроксида стронция в воде при 100 °С равна 28 г, а при 25 °С – 1 г на 100 г воды. 200 г раствора гидроксида стронция, насыщенного при 100 °С, охладили до 25 °С. Найдите массу октагидрата гидроксида стронция, выпавшего в осадок при охлаждении раствора.

*Ответ*. 93,08 г Sr(OH)2•8H2O.

У р о в е н ь  Б

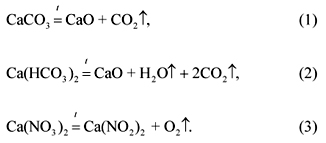
**1.** Некоторую массу кристаллогидрата карбоната магния прокаливали до прекращения выделения газов. Последние были пропущены через промывные склянки с концентрированной серной кислотой и известковой водой. Масса первой склянки увеличилась на 1,8 г, а во второй выпало 2 г осадка. Определите состав исходного кристаллогидрата и его массу.

*Ответ*. Пентагидрат MgCO3•5H2O; 3,48 г.

**2.** Молярное соотношение карбоната, гидрокарбоната и нитрата кальция в смеси массой 100 г равно 1:2:3 (в порядке перечисления). Какой объем при 1200 °С и нормальном давлении займут газообразные продукты разложения этой смеси?

*Решение*

Уравнения реакций разложения компонентов смеси:



По условию задачи:

http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(CaCO3) : http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(Ca(HCO3)2) : http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(Ca(NO3)2) = 1 : 2 : 3.

Пусть http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(CaCO3) = *x* моль.

Тогда http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(Ca(HCO3)2) = 2*x*;

http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(Ca(NO3)2) = 3*x*;

100*х* + 162•2*х +*164•3*х =*100,

*х*http://him.1september.ru/2008/02/rav.gif 0,109 моль.

При *р* = 101,3 кПа и *t* = 1200 °C в газообразном состоянии выделяется:

СО2 по уравнению (1):

http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif1(CO2) = http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(CaCO3) = *x* = 0,109 моль;

H2O, СО2 по уравнению (2):

http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif2(H2O) = http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(Ca(HCO3)2) = 2*x* = 0,218 моль,

http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif2(CO2) = 2http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(Ca(HCO3)2) = 4*x* = 0,436 моль;

О2 по уравнению (3):

http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif3(O2) = http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif(Ca(NO3)2) = 3*x* = 0,327 моль.

Суммарное количество молей газообразных продуктов разложения:

http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif = 0,109 + 0,218 + 0,436 + 0,327 = 1,09 моль (н.у.).

Из уравнения состояния идеальных газов находим объем:

*pV* = http://him.1september.ru/2008/02/nu.gif*RT*,

http://him.1september.ru/2008/02/11-2.jpg

*Ответ*. *V* = 131,8 л.

**3.** Смесь равных количеств гидроксида и карбоната двухвалентного металла прокалили. Масса твердого остатка оказалась меньше массы исходной смеси в 1,775 раза. К этому остатку добавили в 10 раз большую массу 5%-го раствора серной кислоты. Рассчитайте массовые доли веществ в образовавшемся растворе.

*Ответ*. 6% MgSO4.

**4.** При обработке водой смеси гидрида и нитрида двухвалентного металла с равными массовыми долями образовалась газовая смесь с плотностью по водороду 2,658. Установите металл, входящий в состав соединений (при расчетах цифры не округлять!).

*Ответ*. Кальций.

**5.** Магниевую пластинку массой 16 г опустили в 16%-й раствор сульфата меди(II) массой 350 г. Когда пластинку извлекли, массовые доли содержащихся в растворе солей оказались одинаковыми. Во сколько раз увеличилась масса пластинки?

*Ответ.* В 4,5 раза.

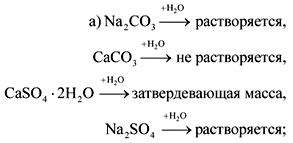
*Качественные задачи*

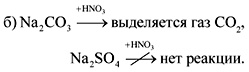
**1.** С какими из данных веществ будет взаимодействовать гидроксид магния: соляная кислота, азотная кислота, углекислый газ, хлорид натрия, гидроксид бария, серная кислота, оксид меди(II)?

*Ответ*. HCl, HNO3, H2SO4.

**2.** В склянках без этикеток находятся сода, мел, гипс и сульфат натрия. Как с помощью воды и азотной кислоты можно распознать эти вещества?

*Ответ*.





**3.** Вещество А – легкий, довольно твердый серебристо-белый металл. При взаимодействии вещества А с В, являющимся простым газообразным веществом, образуется соединение С, растворимое в воде с образованием щелочного раствора. При обработке вещества С серной кислотой образуется соль, кристаллогидрат которой применяется в медицине для наложения фиксирующих повязок при переломах. Приведите уравнения реакций.

*Ответ*. А – Ca; B – H2; С – CaH2;  
кристаллогидрат – CaSO4•2H2O.

**4.** Вещество А – оксид, растворимый в воде с образованием щелочного раствора. Соединение В, находящееся в таком растворе, реагирует с газом С, не имеющим запаха, с образованием белого осадка, который постепенно растворяется по мере дальнейшего пропускания газа С. Приведите уравнения реакций, идентифицируйте вещества.

*Ответ*. А – CaO, BaO; B – Ca(OH)2, Ba(OH)2; С – CO2.

**5.** Вещество А, входящее в состав одного из самых распространенных в земной коре минералов, разлагается при высокой температуре на два оксида, один из которых В всегда образуется в процессе жизнедеятельности. При взаимодействии вещества В с графитом при нагревании получается токсичный для теплокровных животных газ С, без цвета и запаха, горючий. Приведите уравнения реакций, идентифицируйте вещества.

*Ответ*. А – CaСO3; B – CO2; С – CO.

**ЗАНЯТИЕ 22**

**10-й класс** (первый год обучения)

***Алюминий и другие элементы IIIa подгруппы***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Происхождение названий элементов подгруппы.

3. Нахождение алюминия в природе.

4. Физические свойства алюминия.

5. Химические свойства (на примере алюминия).

6. Важнейшие соединения алюминия: оксид, гидроксид.

7. Качественный реагент на алюминий.

8. Основные методы получения алюминия.

В главную подгруппу III группы периодической системы входят бор, алюминий, галлий, индий и таллий. Все эти элементы, кроме бора, проявляют металлические свойства. Бор является неметаллом, повторяя свойства кремния (правило диагонали). На внешнем энергетическом уровне атомы этих элементов содержат два *s*-электрона и один *р*-электрон. При движении вниз по подгруппе радиус атома увеличивается, энергия ионизации уменьшается, способность отдавать электроны увеличивается, восстановительная способность и металлические свойства усиливаются. В реакциях атомы элементов IIIа подгруппы являются восстановителями, за исключением бора, который проявляет неметаллические свойства и окислительно-восстановительную двойственность. Высшая степень окисления этих элементов в соединениях +3. Они образуют оксиды Э2О3 и гидроксиды Э(ОН)3, проявляющие амфотерные свойства. При движении вниз по подгруппе основные свойства оксидов и гидроксидов усиливаются, а кислотные свойства ослабляются.

Название бора произошло от латинского слова *borаx* (бура, белый металл) – по белому цвету минералов, содержащих бор. Алюминий получил свое название от латинского *alumen* – так назывались алюминиевые квасцы еще за 500 лет до н.э. Галлий назван от латинского *gallia* – в честь древнего названия Франции. Индий получил свое название по цвету спектральной линии (индиго – ярко-синяя краска). Таллий также обязан своим названием зеленому цвету спектральной линии (греческое*thallos* – молодая зеленая ветка).

Алюминий является самым распространенным металлом в п р и р о д е и третьим по распространенности среди всех элементов (после кислорода и кремния), алюмосиликаты составляют большую часть массы земной коры. Общее содержание алюминия в земной коре составляет 8,05%. В свободном виде не встречается. Важнейшие соединения: алюмосиликаты (Na2OF•Al2O3F•2SiO2 и K2OF•Al2O3F•2SiO2), бокситы (Al2O3F•*n*H2O), корунд (Al2O3), криолит (3NaF•AlF3).

Алюминий – серебристо-белый, легкий, пластичный металл, обладающий хорошей тепло- и электропроводностью. Температура плавления 660 °С. Природный алюминий состоит из одного изотопа.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

Алюминий проявляет постоянную валентность, равную III, соответствующую возбужденному состоянию атома (Al\*):

http://him.1september.ru/2008/07/20-2.jpg

Алюминий весьма активный металл, но на воздухе он устойчив из-за тонкой, но очень прочной оксидной пленки, покрывающей поверхность. Очищенный от оксидной пленки, алюминий проявляет высокую реакционную способность.

Н2 (–) (гидрид алюминия получают косвенным путем).

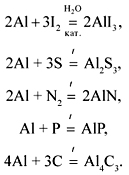
О2 (+):

4Al + 3O2http://him.1september.ru/2008/07/t-1.gif2Al2O3 + *Q*.

Металлы (+/–)\*. Возможно образование интерметаллических соединений:

3Al + Ni http://him.1september.ru/2008/07/t-1.gif NiAl3.

Неметаллы (+):



Н2О (+):

2Al + 6H2O = 2Al(OH)3http://him.1september.ru/2008/07/svniz.gif + 3H2http://him.1september.ru/2008/07/sverh.gif.

Основные оксиды (+/–):

3CuO + 2Al http://him.1september.ru/2008/07/t-1.gif Al2O3 + 3Cu,

Na2O + Al http://him.1september.ru/2008/07/nerav.gif нет реакции.

Кислотные оксиды (–).

Основания (+/–):

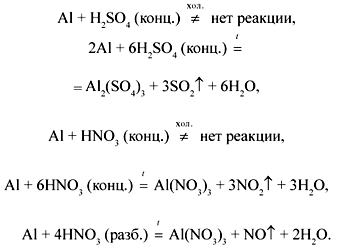
2Al + 2NaOH + 6H2O = 2Na[Al(OH)4] + 3H2http://him.1september.ru/2008/07/sverh.gif,

Al + NH4OH http://him.1september.ru/2008/07/nerav.gif нет реакции.

Кислоты-неокислители (+):

2Al + 6HCl = 2AlCl3 + 3H2http://him.1september.ru/2008/07/sverh.gif.

Кислоты-окислители (+/–):



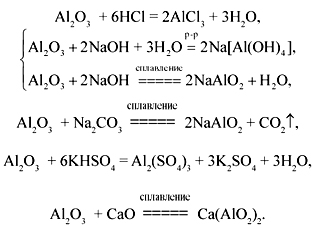
Соли (+/–):

2Al + 3CuSO4 = Al2(SO4)3 + 3Cu,

Al + CaCl2 http://him.1september.ru/2008/07/nerav.gif нет реакции.

В а ж н е й ш и е  с о е д и н е н и я  а л ю м и н и я

*Оксид алюминия* – белое тугоплавкое вещество (*t*пл = 2050 °С). В природе встречается в виде минерала корунда (корунд с примесью хрома – рубин, с примесью титана или железа – сапфир). Оксид алюминия не растворяется в воде и разбавленных растворах кислот и щелочей. Проявляет амфотерные свойства, взаимодействуя с более концентрированными кислотами и основаниями, а также с растворами карбонатов, имеющими щелочную реакцию, и с кислыми солями; при сплавлении с основными оксидами образует метаалюминаты, например:



Получить оксид алюминия можно прямым окислением алюминия или термическим разложением гидроксида или нитрата алюминия:

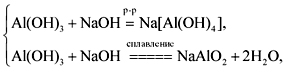
4Al + 3O2 http://him.1september.ru/2008/07/nerav.gif 2Al2O3,

2Al(OH)3 http://him.1september.ru/2008/07/nerav.gif Al2O3 + 3H2O,

4Al(NO3)3 http://him.1september.ru/2008/07/nerav.gif 2Al2O3 + 12NO2http://him.1september.ru/2008/07/sverh.gif + 3O2http://him.1september.ru/2008/07/sverh.gif.

*Гидроксид алюминия* – белое кристаллическое вещество, нерастворимое в воде. Проявляет амфотерные свойства, легко растворяясь как в кислотах, так и в щелочах. При высокой температуре разлагается на оксид алюминия и воду.

Al(OH)3 + 3HCl = AlCl3 + 3H2O,



2Al(OH)3 http://him.1september.ru/2008/07/nerav.gif Al2O3 + 3H2O.

Гидроксид алюминия можно получить обменной реакцией солей алюминия с гидроксидом аммония (щелочи для осаждения гидроксида алюминия не применяют из-за возможного образования растворимых комплексов) или в результате необратимого гидролиза некоторых солей алюминия, например:

AlCl3 + 3NH4OH = Al(OH)3http://him.1september.ru/2008/07/svniz.gif + 3NH4Cl,

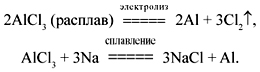
Al2S3 + 6HOH = 2Al(OH)3http://him.1september.ru/2008/07/svniz.gif + 3H2Shttp://him.1september.ru/2008/07/sverh.gif.

Аналитическим р е а г е н т о м на катион алюминия является *ализарин* – органический краситель, который при взаимодействии с алюминием образует комплексное соединение ярко-красного цвета.

Чистый алюминий п о л у ч а ю т электролизом оксида алюминия (боксита) в расплаве криолита (добавление криолита понижает температуру плавления боксита). Процесс сводится к разложению оксида алюминия электрическим током:

http://him.1september.ru/2008/07/22-3.jpg

Можно также получать алюминий электролизом расплавов его солей или сплавлением солей с металлическим натрием:



П р и м е н е н и е алюминия и его соединений в машиностроении, авиастроении, судостроении обусловлено легкостью металла и его сплавов и значительной коррозионной стойкостью. Алюминиевой посудой широко пользуются в быту.

***Тест по теме «Алюминий и другие элементы IIIa подгруппы»***  
(правильными могут быть один или несколько вариантов ответов)

**1.** Выберите варианты правильного соответствия между формулами и характером свойств веществ:

а) KOH, Al(OH)3 – основание, амфотерный гидроксид;

б) H2SO4, Be(OH)2 – кислота, амфотерный гидроксид;

в) Cu(OH)2, H2CrO4 – амфотерный гидроксид, кислота;

г) HMnO4, Ba(OH)2 – кислота, основание.

**2.** Гидроксид алюминия реагирует с каждым из веществ в группе:

а) соляная кислота, фосфат натрия, углекислый газ;

б) гидроксид бария, серный ангидрид, уксусная кислота;

в) серная кислота, диоксид кремния, негашеная известь;

г) серная кислота, азотная кислота, гидроксид натрия.

**3.** При повышении температуры с 20 до 60 °С скорость некоторой гомогенной реакции увеличилась в 81 раз. Температурный коэффициент скорости этой реакции равен:

а) 1,5; б) 2; в) 3; г) 4.

**4.** Одним из продуктов гидролиза сульфата алюминия является:

а) гидроксид алюминия;

б) серная кислота;

в) гидросульфат алюминия;

г) гидроксосульфат алюминия.

**5.** Некоторый элемент образует все три типа оксидов (основный, амфотерный и кислотный). Степень окисления этого элемента в амфотерном оксиде будет:

а) минимальной;

б) максимальной;

в) промежуточной между минимальной и максимальной;

г) для разных элементов по-разному.

**6.** При взаимодействии 2 моль гидроксида алюминия с раствором, содержащим 1 моль серной кислоты, образуется соль:

а) средняя;

б) кислая;

в) основная;

г) комплексная.

**7.** Домашняя хозяйка, хорошо знающая основы химии, не будет в алюминиевой кастрюле:

а) готовить кислые щи;

б) кипятить молоко;

в) мариновать мясо для шашлыка;

г) кипятить раствор соды.

**8.** Число анионов, образующих 102,6 г сульфата алюминия, составляет:

а) 1,806•1023;

б) 5,418•1023;

в) 3,612•1023;

г) 3.

**9.** 1710 г 3%-го раствора баритовой воды **максимально** могут поглотить объем углекислого газа (н.у.), равный (в л):

а) 224; б) 448; в) 6,72; г) 13,44.

**10.** Фенолфталеин изменит окраску в растворе соли:

а) хлорида натрия;

б) нитрита натрия;

в) хлорида алюминия;

г) сульфида калия.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| а, б, г | б, г | в | а, б, г | в | в | а, в, г | б | г | б, г |

***Задачи на смеси*** *Задачи на смеси, не разделяемые в ходе химической реакции*

**1.** Имеется смесь сульфида меди(II) и сульфида железа(II). При добавлении к 9 г этой смеси избытка соляной кислоты выделилось 2,24 л газа. Определите состав смеси.

*Ответ.* В смеси 2,4 г CuS и 6,6 г FeS.

**2.** Определите состав смеси метанола и этанола (в % мас.), если известно, что при действии избытка металлического натрия на 11 г этой смеси выделилось 3,36 л водорода.

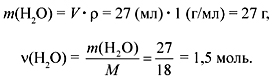
*Ответ*. В смеси 58,2% CH3OH и 41,8% C2H5OH.

**3.** Смесь ацетилена и водорода массой 27 г сожгли в кислороде. После охлаждения продуктов сгорания до комнатной температуры сконденсировалось 27 мл воды. Определите состав газовой смеси.

*Решение*

С2H2 + 2,5O2http://him.1september.ru/2008/07/t-1.gif 2CO2http://him.1september.ru/2008/07/sverh.gif + H2O, (1)

2H2 + O2http://him.1september.ru/2008/07/t-1.gif 2H2O. (2)



Пусть в уравнении (1): http://him.1september.ru/2008/07/nu.gif(C2H2) = *х* моль, тогда http://him.1september.ru/2008/07/nu.gif(H2O) = *х* моль;

в уравнении (2): http://him.1september.ru/2008/07/nu.gif(H2) = *y* моль, тогда http://him.1september.ru/2008/07/nu.gif(H2O) = *y* моль.

Составим систему уравнений:

http://him.1september.ru/2008/07/23-4.jpg

откуда

*x* = 1,

*y* = 0,5.

*m*(С2H2) = http://him.1september.ru/2008/07/nu.gif(С2H2)•*M*(С2H2) = 1F•26 = 26 г,

*m*(H2) = http://him.1september.ru/2008/07/nu.gif(H2)•*M*(H2) = 0,5F•2 = 1 г.

http://him.1september.ru/2008/07/o1.gif(С2H2) = 26/27 = 0,963, или 96,3%.

http://him.1september.ru/2008/07/o1.gif(H2) = 1/27 = 0,037, или 3,7%.

*Ответ*. В смеси 96,3% C2H2 и 3,7% H2.

**4.** При термическом разложении 8,06 г смеси перманганата калия и бертолетовой соли выделилось 1,568 л кислорода (н.у.). Определите состав исходной смеси.

*Ответ*. В смеси 3,16 г KMnO4 и 4,9 г KClO3.

**5.** При сливании раствора, содержащего 2,66 г смеси хлоридов калия и натрия, с избытком раствора нитрата серебра выпало 5,74 г осадка. Определите состав смеси хлоридов в массовых долях.

*Ответ*. В смеси 56% KCl и 44% NaCl.

**6.** Сплав содержит цинк и алюминий. При обработке некоторого количества этого сплава избытком соляной кислоты выделилось 0,224 л водорода (н.у.) и образовалось 1,25 г безводных солей. Определите состав сплава в массовых долях (при расчетах значения не округлять!).

*Ответ*. В сплаве 92,2% Zn и 7,8% Al.

**7.** К 3 г смеси медного купороса и глауберовой соли прилили избыток раствора хлорида бария. При этом выпало 2,33 г осадка. Определите массовые доли безводных солей в исходном растворе.

*Ответ.* 16% CuSO4 и 33,13% Na2SO4.

**8.** Смесь кальция и магния массой 44 г прореагировала с избытком брома. Масса образовавшихся солей составила 284 г. Какова масса каждого из металлов в исходной смеси?

*Ответ.*В смеси 20 г Ca и 24 г Mg.

**9.** При растворении 3 г сплава серебра и меди в разбавленной азотной кислоте получено 7,34 г смеси нитратов меди и серебра. Определите процентный состав исходного сплава.

*Ответ.* В сплаве 36% Ag и 64% Cu.

*Задачи на смеси, разделяемые в ходе химической реакции*

**1.** Смесь кальция и оксида кальция массой 3 г обработали водой, при этом выделилось 1,12 л газа. Определите состав исходной смеси.

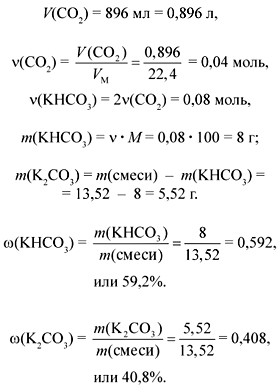
*Ответ*. В смеси 66,7% Ca и 33,3% CaO.

**2.** При нагревании 13,52 г смеси карбоната и гидрокарбоната калия образовалось 896 мл углекислого газа. Определите состав исходной смеси.

*Решение*

K2CO3 http://him.1september.ru/2008/07/nerav.gif нет реакции,

2KHCO3http://him.1september.ru/2008/07/t-1.gif K2CO3 + H2O + CO2http://him.1september.ru/2008/07/sverh.gif.



*Ответ.* В смеси 59,2% KHCO3 и 40,8% K2CO3.

**3.** 10 г смеси оксида алюминия и оксида марганца(IV) обработали концентрированной соляной кислотой, в результате чего выделилось 1,12 л газа. Определите состав исходной смеси оксидов.

*Ответ.* В смеси 56,5% Al2O3 и 43,5% MnO2.

**4.** При обработке 17,4 г смеси меди, железа и алюминия избытком концентрированной азотной кислоты выделилось 4,48 л газа, а при действии на ту же смесь избытка хлороводородной кислоты – 8,96 л газа (н.у.). Определите состав исходной смеси.

*Ответ.* В смеси 36,8% Cu, 32,2% Fe, 31% Al.

**5.** На смесь кремния, алюминия и оксида магния массой 4 г подействовали избытком раствора соляной кислоты. При этом выделилось 1,344 л (н.у.) газа, а масса нерастворившегося остатка составила 2 г. Определите состав исходной смеси.

*Ответ*. В смеси 50% Si, 27% Al, 23% MgO.

**6.** 20 г смеси железа, алюминия и меди обработали избытком соляной кислоты. При этом выделилось 5,6 л газа (н.у.) и не растворилось 9 г вещества. Определите состав исходной смеси металлов.

*Ответ*. В смеси 48% Fe, 7% Al, 45% Cu.

**7.** Имеется смесь твердых солей: сульфата, карбоната и нитрата натрия. При добавлении к 5,6 г смеси избытка хлороводородной кислоты выделилось 0,224 л газа (н.у.), а при обработке такого же количества смеси избытком раствора хлорида бария выпало 4,66 г осадка. Определите состав исходной смеси солей.

*Ответ.* В  смеси 29,3% Na2SO4, 18,9% Na2CO3, 51,8% NaNO3.

**8.** 2 г смеси хлорида и йодида калия растворили в воде. Через раствор пропустили хлор в избытке, после чего раствор выпарили, а остаток прокалили. Масса прокаленного остатка оказалась равна 1,78 г. Определите состав исходной смеси солей.

*Ответ.* В смеси 80% KCl и 20% KI.

**9.** При взаимодействии избытка соляной кислоты со смесью кальция, оксида кальция и карбоната кальция выделилось 8,96 л газообразных веществ (н.у.). После полного сжигания газовой смеси и приведения продуктов к нормальным условиям объем газа стал равным 5,6 л. Определите состав исходной смеси, если известно, что при прокаливании такой же навески смеси в присутствии кислорода масса оксида кальция возрастает до 100 г.

*Ответ*. В смеси 5,5% Ca, 71,5% CaO и 23% CaCO3.

**10.** Определите состав смеси сульфида железа(II) и сульфида алюминия(III), если при обработке 238 г этой смеси водой выделилось 67,2 л газа.

*Ответ*. В смеси 63% Al2S3 и 37% FeS.

**ЗАНЯТИЕ 23**

**10-й класс** (первый год обучения)

***Железо и его соединения***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Происхождение названия.

3. Физические свойства.

4. Химические свойства.

5. Нахождение в природе.

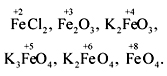
6. Основные методы получения.

7. Важнейшие соединения железа.

• Оксид и гидроксид железа(II), их свойства.   
• Оксид и гидроксид железа(III), их свойства.   
• Смешанный оксид железа и его свойства.

8. Качественные реакции на ионы двух- и трехвалентного железа.

Железо находится в побочной подгруппе VIII группы периодической системы Д.И.Менделеева. Элементы данной подгруппы образуют два семейства: семейство железа (железо, кобальт, никель) и семейство платиновых металлов. Железо относится к *d*-элементам; его электронная формула: 1*s*22*s*2*p*63*s*2*p*6*d*64*s*2. Атом железа содержит восемь валентных электронов, что объясняет широкий спектр возможных степеней окисления в соединениях: +2, +3, +4, +5, +6 и +8, например:



Наиболее характерные степени окисления +2 и +3.

По электроотрицательности железо занимает промежуточное значение между типичными металлами и неметаллами. Проявляет амфотерные свойства, металлические (основные) доминируют над неметаллическими (кислотными). В соединениях чаще находится в виде катиона, но может входить в состав аниона (реже), например:

Fe(NO3)2, K2FeO3.

Латинское название железа *(Ferrum)* связано, вероятно, с греко-латинским *fars* («быть твердым»), которое происходит от санскритского «меч»\*.

Ф и з и ч е с к и е  с в о й с т в а

Серебристо-белый, пластичный, тугоплавкий металл, обладает хорошей электро- и теплопроводностью, является ферромагнетиком. Из-за большого числа валентных электронов металлическая связь в железе более прочная, чем в щелочных, щелочно-земельных металлах и в алюминии. Поэтому железо имеет более высокие температуры кипения и плавления по сравнению с этими металлами. Железо относится к группе тяжелых металлов (плотность 7,874 г/см3). Для железа известны две аллотропные модификации (http://him.1september.ru/2008/11/alfa.gif и http://him.1september.ru/2008/11/gam.jpg).

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

Чистое железо химически устойчиво на воздухе и в воде, но «обычное» железо содержит примеси и во влажной атмосфере быстро ржавеет.

Железо находится в середине электрохимического ряда напряжений металлов, является металлом средней активности. Восстановительная способность железа увеличивается при нагревании; но при комнатной температуре железо не взаимодействует даже с самыми активными окислителями (галогенами, кислородом).

Н2 (–).

О2 (+):

4Fe + 3O2http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif 2Fe2O3.

Металлы (–).

Неметаллы (+):

2Fe + 3Cl2http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif 2FeCl3,

Fe + Shttp://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif FeS,

3Fe + Chttp://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif Fe3C,

3Fe + 2Phttp://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif Fe3P2.

Н2О (+/–)\*\* в присутствии кислорода или при очень высокой температуре:

4Fe + 3O2 + 6H2O = 4Fe(OH)3,

3Fe + 4H2Ohttp://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif Fe3O4 + 4H2http://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif.

Основные оксиды (–).

Кислотные оксиды (–).

Основания (+/–) только при нагревании с концентрированными растворами щелочей:

2Fe + 6NaOH (конц.) + 6H2O = 2Na3[Fe(OH)6] + 3H2http://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif.

Кислоты-неокислители (+):

Fe + 2HCl = FeCl2 + H2http://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif.

Соли (+/–):

Fe + CuSO4 = Cu + FeSO4,

Fe + NaClhttp://him.1september.ru/2008/11/nerav.gif реакция не идет.

Кислоты-окислители (+/–):



Fe + 6HNO3(конц.) http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif Fe(NO3)3 + 3NO2http://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif + 3H2O,

Fe + 4HNO3(р-р) http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif Fe(NO3)3 + NOhttp://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif + 2H2O,

2Fe + 6H2SO4(конц.)http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif Fe2(SO4)3 + 3SO2http://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif + 6H2O.

В п р и р о д е элемент железо представлен четырьмя изотопами с массовыми числами 54, 56, 57 и 58. По распространенности в природе железо является вторым среди металлов (после алюминия) и четвертым среди всех элементов. В свободном состоянии железо встречается только в метеоритах. К наиболее важным природным соединениям железа относятся: бурый железняк (Fe2O3•3H2O), красный железняк (Fe2O3), магнитный железняк (Fe3O4), железный колчедан, или пирит (FeS2). Железо присутствует во всех живых организмах (входит в состав хлорофилла, гемоглобина, ферментов, витаминов).

О с н о в н ы е  м е т о д ы  п о л у ч е н и я

• Из оксида железа(III) восстановлением Н2:

http://him.1september.ru/2008/11/7-2.jpg

• Восстановлением оксидных руд углеродом в доменных печах.

Практически все железо, получаемое в промышленности этим методом, содержит углерод, который существенно изменяет свойства железа: понижает температуру плавления, повышает твердость и хрупкость. В зависимости от содержания в железе углерода различают *чугуны* (> 2,06% углерода) и *стали* (0,2% – 2,06% углерода).

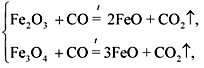
*Химизм доменного процесса:*

а) получение восстановителя:

С + O2 http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif CO2,

СO2 + C http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif 2CO;

б) восстановление руды:



FeO + CO http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif Fe + CO2http://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif;

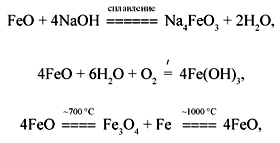
в) науглероживание железа – растворение углерода в железе с образованием чугуна.

Основное количество чугуна перерабатывается в сталь. Выплавка стали проводится в конвертерных или мартеновских печах. Отрасль промышленности по производству чугуна, стали и других сплавов железа называется*черной металлургией*.

В а ж н е й ш и е  с о е д и н е н и я  ж е л е з а

*Оксид железа(II)* – FeO. Черное кристаллическое вещество, молекула имеет ионное строение. Проявляет основные свойства (хотя взаимодействует с расплавами щелочей, проявляя слабую амфотерность). Не взаимодействует с водой при обычных условиях, но в присутствии кислорода воздуха при слабом нагревании медленно реагирует с парами воды. Проявляет свойства слабого восстановителя. При нагревании разлагается, но при дальнейшем нагревании образуется снова. Взаимодействует с кислотами. Окисляется кислородом до смешанного оксида железа. Восстанавливается водородом, углеродом, угарным газом:

FeO + 2HCl = FeCl2 + H2O,



6FeO + O2 http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif 2Fe3O4,

FeO + H2 http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif Fe+ H2O,

FeO + C http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif Fe + COhttp://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif,

FeO + CO http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif Fe + CO2http://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif.

Получают FeO восстановлением смешанного оксида железа угарным газом или разложением соединений двухвалентного железа в инертной атмосфере:

Fe3O4 + CO http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif 3FeO + CO2http://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif,

Fe(OH)2 http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif FeO + H2O,

FeCO3 http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif FeO + CO2http://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif.

*Гидроксид железа(II)* – Fe(OH)2. Белый порошок (иногда с голубовато-зеленоватым оттенком), связи в молекуле ковалентные. Не растворяется в воде. Термически неустойчив. Легко окисляется на воздухе, особенно во влажном состоянии (темнеет). Проявляет основные свойства (может взаимодействовать с концентрированными растворами щелочей, показывая слабую амфотерность). Реагирует с растворами кислот:

Fe(OH)2 http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif FeO + H2O,

4Fe(OH)2 + 2H2O + O2 = 4Fe(OH)3,

http://him.1september.ru/2008/11/8-2.jpg

Fe(OH)2 + 2HCl = FeCl2 + 2H2O.

Образуется гидроксид железа(II) при взаимодействии растворов соли железа(II) и щелочи:

FeCl2 + 2NaOH = Fe(OH)2http://him.1september.ru/2008/11/svniz.gif + 2NaCl.

*Оксид железа(III)* – Fe2O3. Порошок красно-бурого цвета, молекула имеет ионное строение. Обладает слабыми амфотерными свойствами с преобладанием основных. Не реагирует с водой. Термически устойчив, при сильном нагревании превращается в смешанный оксид, а затем в оксид Fe(II). Термическая устойчивость оксидов железа повышается в ряду:

Fe2O3 http://him.1september.ru/2008/11/t1.jpg Fe3O4 http://him.1september.ru/2008/11/t1.jpg FeO.

Fe2O3 медленно реагирует с кислотами и щелочами, сплавляется с карбонатами. Восстанавливается до свободного металла или до других оксидов.

6Fe2O3 http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif 4Fe3O4 + O2http://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif,

Fe2O3 + 6HCl = 2FeCl3 + 3H2O,



Fe2O3 + 3COhttp://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif2Fe + 3CO2http://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif,

Fe2O3 + COhttp://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif2FeO + CO2http://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif.

Оксид железа(III) получают окислением пирита или термическим разложением гидроксида железа(III) и нитрата железа(III):

4FeS2 + 11O2http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif2Fe2O3 + 8SO2http://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif,

2Fe(OH)3http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gifFe2O3 + 3H2O,

4Fe(NO3)3http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif2Fe2O3 + 12NO2http://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif + 3O2http://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif.

*Гидроксид железа(III)* – Fe(OH)3. Вещество бурого цвета, выпадающее в осадок при взаимодействии растворов солей железа(III) и щелочи (или раствора аммиака).

FeCl3 + 3NH4OH = Fe(OH)3http://him.1september.ru/2008/11/svniz.gif + 3NH4Cl.

Проявляет амфотерные свойства с преобладанием основных. Разлагается при нагревании. Легко взаимодействует с кислотами. Реакции с концентрированными растворами щелочей протекают при длительном нагревании, при этом образуются устойчивые гидроксокомплексы с координационными числами 4 и 6; возможно сплавление со щелочами, например:

2Fe(OH)3http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gifFe2O3 + 3H2O,

Fe(OH)3 + 3HCl = FeCl3 + 3H2O,

Fe(OH)3 + 3NaOH (конц.)http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gifNa[Fe(OH)4],

Fe(OH)3 + 3NaOH (конц.)http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gifNa3[Fe(OH)6],

http://him.1september.ru/2008/11/9-2.jpg

*Смешанный оксид железа* – Fe3O4 (FeO•Fe2O3, железная окалина). Порошок черного цвета, молекула имеет ионное строение. Термически устойчив. Не взаимодействует с водой. Реагирует с кислотами, восстанавливается до низшего оксида или до свободного металла:

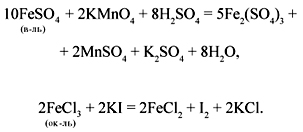
Fe3O4 + 8HCl = FeCl2 + 2FeCl3+ 4H2O,

Fe3O4 + 10HNO3 (конц.)http://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif3Fe(NO3)3+ NO2http://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif + 5H2O,

Fe3O4 + COhttp://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif3FeO + CO2http://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif,

Fe3O4 + 4COhttp://him.1september.ru/2008/11/t-1.gif3Fe + 4CO2http://him.1september.ru/2008/11/sverh.gif.

Соединения, в состав которых входит ион железа в степени окисления +2, проявляют восстановительные свойства; соединения, содержащие ион железа в степени окисления +3, проявляют окислительные свойства, например:



К а ч е с т в е н н ы е  р е а к ц и и

Качественной реакцией на к а т и о н  ж е л е з а (+2) являются реакции:

а) с гексацианоферратом(III) калия (*красной кровяной солью*). О присутствии ионов двухвалентного железа судят по образованию темно-синего осадка т у р н б у л е в о й  с и н и:

http://him.1september.ru/2008/11/10-2.jpg

б) с раствором щелочей (образуется белый осадок, который на воздухе буреет):

FeCl2 + 2NaOH = Fe(OH)2http://him.1september.ru/2008/11/svniz.gif + 2NaCl,

4Fe(OH)2 + 2H2O + O2= 4Fe(OH)3.

Качественными реакциями на  к а т и о н  ж е л е з а (+3) являются реакции:

а) с гексацианоферратом(II) калия (*желтой кровяной солью*). Образуется темно-синий осадок   
б е р л и н с к о й  л а з у р и:

http://him.1september.ru/2008/11/10-3.jpg

б) с роданидом аммония; образуется роданид железа(III) кроваво-красного цвета:

FeCl3 + 3NH4CNS = Fe(CNS)3 + 3NH4Cl;

в) с растворами щелочей; образуется бурый осадок гидроксида железа(III):

FeCl3 + 3NaOH = Fe(OH)3http://him.1september.ru/2008/11/svniz.gif + 3NaCl.

Соединения, которые н е о б х о д и м о з а п о м н и т ь: берлинская лазурь (Fe4[Fe(CN)6]3, железный колчедан (пирит) (FeS2), железный купорос (FeSO4•7H2O), желтая кровяная соль  
(K4[Fe(CN)6]), красная кровяная соль (K3[Fe(CN)6]), магнитный железняк (смешанный оксид железа) (Fe3O4).

***Тест по теме «Железо и его соединения»***

**1.** Сумма коэффициентов в уравнении термического разложения нитрата железа(III) равна:

а) 9; б) 13; в) 17; г) 21.

**2.** Железную стружку можно отделить от алюминиевой, используя (без нагревания):

а) раствор аммиака;

б) раствор гидроксида натрия;

в) раствор азотной кислоты;

г) концентрированный раствор соляной кислоты.

**3.** Уравнению

S–2 + H+ = H2S

соответствует реакция между:

а) пиритом и концентрированной азотной кислотой;

б) сульфидом натрия и концентрированной соляной кислотой;

в) сероводородом и разбавленной азотной кислотой;

г) сульфидом калия и разбавленной серной кислотой.

**4.** В железной цистерне можно хранить:

а) разбавленную серную кислоту;

б) олеум;

в) плавиковую кислоту;

г) хлорную воду.

**5.** Рассчитайте тепловой эффект реакции (в кДж) взаимодействия раскаленного железа с водяным паром по следующим данным:

2H2O = 2H2 + O2 – 484 кДж;

3Fe + 2O2 = Fe3O4 + 1118 кДж.

а) 1118; б) 634; в) 150; г) –634.

**6.** В белом чугуне весь углерод содержится в виде цементита Fe3C. Рассчитайте массовую долю цементита в чугуне, если массовая доля углерода составляет 2,2%.

а) 33%; б) 2,2%; в) 99%; г) 11%.

**7.** Хлорид железа(II) **не** может быть получен при взаимодействии:

а) раствора хлорида меди(II) и железа;

б) железа и хлора;

в) железа и соляной кислоты;

г) железа и серной кислоты.

**8.** С наименьшей скоростью протекает реакция между:

а) железным гвоздем и 4%-м раствором CuSO4;

б) железной стружкой и 4%-м раствором CuSO4;

в) железным гвоздем и 10%-м раствором CuSO4;

г) железной стружкой и 10%-м раствором CuSO4.

**9.** Для увеличения скорости взаимодействия железа с соляной кислотой не следует:

а) добавлять ингибитор;

б) понижать температуру;

в) повышать степень раздробленности железа;

г) увеличивать концентрацию соляной кислоты.

**10.** Найдите объем (в мл) 3%-го раствора пероксида водорода (плотность раствора 1009,5 г/л),   
который потребуется для взаимодействия со 100 мл 0,1М раствора сульфата железа(II) в кислой среде.

а) 0,02; б) 5613; в) 0,0119; г) 5,6.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| г | б | б, г | б | в | а | б, г | а | а, б | г |

***Задачи на альтернативные реакции***

У р о в е н ь  А

**1.** Через 100 мл раствора фосфорной кислоты, содержащего 17,8% кислоты и имеющего плотность 1,1 г/мл, пропустили 3,36 л (н.у.) аммиака. Определите концентрации веществ в полученном растворе.

*Решение*

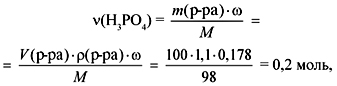
При взаимодействии H3PO4 и NH3возможно протекание трех реакций:

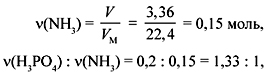
H3PO4 + NH3= NH4H2PO4,   (1)

H3PO4 + 2NH3= (NH4)2HPO4,   (2)

H3PO4 + 3NH3= (NH4)3PO4.   (3)

По условию задачи:





т.е. H3PO4дана в избытке.

Следовательно, идет реакция (1).

*m*(р-ра) = *m*(р-ра H3PO4) + *m*(NH3) = (100•1,1) + (0,15•17) = 112,55 г.

В конечном растворе:

http://him.1september.ru/2008/11/nu.gif(H3PO4) = 0,2 – 0,15 = 0,05 моль,

*m*(H3PO4) = http://him.1september.ru/2008/11/nu.gif(H3PO4)•*M*(H3PO4) = 0,05•98 = 4,9 г.

http://him.1september.ru/2008/11/11-4.jpg

*m*(NH4H2PO4) = http://him.1september.ru/2008/11/nu.gif(NH4H2PO4)•*M*(NH4H2PO4) = 0,15•115 = 17,25 г,

http://him.1september.ru/2008/11/11-5.jpg

*Ответ*. 4,35% H3PO4, 15,3% NH4H2PO4.

**2.** Через 350 г 10%-го раствора гидроксида натрия было пропущено 11,2 л (н.у.) сероводорода. Определите массу воды в полученном растворе.

*Ответ.*330,75 г.

**3.** Продукты полного сгорания 11,2 л (н.у.) сероводорода в избытке кислорода поглощены 200 мл 20%-го раствора едкого кали, имеющего плотность 1,173 г/мл. Определите концентрации веществ в полученном растворе.

*Ответ.* 7% KHSO3 и 19,5% K2SO3.

**4.** Через 200 мл 20%-го раствора едкого натра (плотность раствора 1,22 г/мл), пропустили 8,96 л (н.у.) сероводорода. Определите концентрации веществ в полученном растворе.

*Ответ.* 6,5% NaOH и 12,1% Na2S.

**5.** В 980 г раствора фосфорной кислоты с массовой долей 2% добавили 37,6 г оксида калия. Определите концентрации веществ в полученном растворе.

*Ответ.* 1,1% KOH и 4,17% K3PO4.

**6.** Углекислый газ, полученный при полном сгорании 4,48 л метана (н.у.), полностью поглощен 200 г 7%-го раствора гидроксида натрия. Определите состав полученного раствора.

*Ответ.* 2% NaHCO3 и 7,6% Na2CO3.

**7.** 10,08 л сероводорода (н.у.) пропустили через 280 мл 10%-го раствора гидроксида натрия (плотность раствора 1,11 г/мл). Определите состав полученного раствора.

*Ответ.* 2,1% NaHS и 7,82% Na2S.

**8.** Смешали 92,2 мл 20%-го (по массе) раствора аммиака с плотностью 0,92 г/мл и 56,6 мл 40%-го раствора серной кислоты (плотность раствора 1,3 г/мл). Определите концентрации веществ в полученном растворе.

*Ответ.* 4,3% NH3 и 25% (NH4)2SO4.

**9.** Через 500 г раствора гидроксида калия с массовой долей 5,6% пропустили 8,4 л (н.у.) углекислого газа. Вычислите концентрации веществ в полученном растворе.

*Ответ.* 3,3% K2CO3 и 4,84% KHCO3.

**10.** 11,2 л аммиака (н.у.) были пропущены в раствор, содержащий 24,5 г ортофосфорной кислоты. Какая соль и в каком количестве образовалась при этом?

*Ответ.* 0,25 моль гидрофосфата аммония.

**11.** Через раствор, содержащий 7,4 г гидроксида кальция, пропустили 3,36 л (н.у.) углекислого газа. Найдите общую массу солей, образовавшихся в результате реакции.

*Ответ.* 13,1 г.

У р о в е н ь  Б

**1.** Объем смеси угарного газа и кислорода равен 300 мл (н.у.). После сгорания всего угарного газа и приведения к н.у. объем смеси уменьшился до 250 мл. Полученную смесь пропустили через 100 г 4%-го раствора гидроксида натрия. Определите концентрации веществ в полученном растворе.

*Ответ.* 0,475% Na2CO3и 3,63% NaOH.

**2.** Для сжигания 1 л (н.у.) смеси оксидов углерода необходимо 0,25 л (н.у.) кислорода. Определите состав исходной газовой смеси в объемных процентах. Какая масса соли образуется, если полученный газ пропустить через раствор, содержащий 2,5 г гидроксида калия?

*Ответ.*50% CO, 50% CO2 и 4,46 г KHCO3.

**3.** Фосфорный ангидрид, полученный при сжигании 6,2 г фосфора, растворили в 75 мл раствора едкого натра, содержащего 25% чистого вещества и имеющего плотность 1,28 г/мл. Определите состав полученной соли и ее концентрацию в растворе.

*Ответ.* 29,8% фосфата натрия.

**4.** Фосфор, количественно выделенный из 31 г фосфата кальция, окислен в атмосфере кислорода, полученный препарат растворен в 200 мл 1,5М раствора гидроксида калия. Какие соли и в каких количествах содержатся в полученном растворе?

*Ответ.*Кислые соли (K2HPO4 и KH2PO4),  
по 0,1 моль.

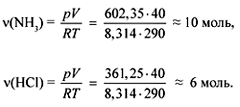
**5.** Реактор объемом 80 л разделен герметической перегородкой на две равные части. Одна половина заполнена аммиаком под давлением 602,35 кПа, вторая – хлороводородом под давлением 361,25 кПа, температура обоих газов 17 °С. Перегородку убрали. Оставшийся после окончания реакции газ был полностью поглощен 932 г 21%-го раствора ортофосфорной кислоты. Определите состав полученного раствора.

*Решение*

По условию:

http://him.1september.ru/2008/11/nu.gif(части реактора) = 80 (л)/2 = 40 л.

Найдем количество вещества NH3и HCl, используя уравнение газового состояния:



Уравнение реакции:

NH3 + HCl = NH4Cl.

Исходя из полученных данных и уравнения реакции, заключаем, что HCl находится в недостатке.

Избыток NH3:

10 – 6 = 4 моль.

При взаимодействии избытка NH3 с раствором H3PO4возможны три реакции:

NH3 + H3PO4 = NH4H2PO4, (1)

2NH3 + H3PO4 = (NH4)2HPO4, (2)

3NH3 + H3PO4 = (NH4)3PO4. (3)

http://him.1september.ru/2008/11/13-1.jpg

http://him.1september.ru/2008/11/nu.gif(NH3) : http://him.1september.ru/2008/11/nu.gif(H3PO4) = 4 : 2 = 2 : 1.

Следовательно, идет реакция (2).

http://him.1september.ru/2008/11/nu.gif((NH4)2HPO4) = http://him.1september.ru/2008/11/nu.gif(H3PO4) = 2 моль,

*m*((NH4)2HPO4) = http://him.1september.ru/2008/11/nu.gif• *M* = 2•132 = 264 г.

*m*(р-ра) = *m*(р-ра H3PO4) + *m*(NH3) = 932 + (4•17) = 1000 г.

http://him.1september.ru/2008/11/13-2.jpg

*Ответ*. 26,4% (NH4)2HPO4.

**6.**К 0,5 мл 6М раствора фосфорной кислоты добавили 10 г насыщенного раствора гидроксида бария (растворимость 3,89 г на 100 г воды). Вычислите количества веществ образовавшихся соединений бария.

*Ответ.*0,8 ммоль Ba(H2PO4)2  
и 1,4 ммоль BaHPO4.

**7.** К 2 г смеси гидрофосфата калия и дигидрофосфата калия, в которой массовая доля фосфора составляет 20%, добавили 20 г 2%-го раствора фосфорной кислоты. Вычислите массовые доли веществ в полученном растворе.

*Ответ.*1,94% K2HPO4 и 9,03% KH2PO4.

**8.** Газ, полученный при сжигании 5,6 л (н.у.) смеси этана и пропана, плотность которой по водороду равна 19,9, пропустили через 160 г 20%-го раствора едкого натра. Определите массы веществ в образовавшемся растворе.

*Ответ.* 13,25 г Na2CO3 и 46,2 г NaHCO3.

**ЗАНЯТИЕ 24**

**10-й класс** (первый год обучения)

***Цинк и его соединения***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Происхождение названия.

3. Физические свойства.

4. Химические свойства.

5. Нахождение в природе.

6. Основные методы получения.

7. Оксид и гидроксид цинка – свойства и методы получения.

Цинк расположен в побочной подгруппе II группы таблицы Д.И.Менделеева. Его электронная формула 1*s*22*s*2*p*63*s*2*p*6*d*104*s*2. Цинк является *d*-элементом, проявляет в соединениях единственную степень окисления +2 (т.к. третий энергетический уровень в атоме цинка полностью заполнен электронами). Являясь амфотерным элементом с преобладанием металлических свойств, в соединениях цинк чаще входит в состав катиона, реже – аниона. Например,

http://him.1september.ru/2008/18/18-2.jpg

Предполагают, что название цинка происходит от древнегерманского слова «цинко» (белый, бельмо). В свою очередь, это слово восходит к арабскому «харасин» (металл из Китая), что указывает на место выработки цинка, завезенного в средние века в Европу из Китая.

Ф и з и ч е с к и е  с в о й с т в а

Цинк – металл белого цвета; на воздухе покрывается оксидной пленкой, и его поверхность тускнеет. На холоде это довольно хрупкий металл, но при температуре 100–150 °С цинк легко обрабатывается, образует сплавы с другими металлами.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

Цинк – металл средней химической активности, однако он более активен, чем железо. Цинк после разрушения оксидной пленки проявляет следующие химические свойства.

Н2 (+):

Zn + H2http://him.1september.ru/2008/18/t-1.gif ZnH2.

О2 (+):

2Zn + O2http://him.1september.ru/2008/18/t-1.gif 2ZnO.

Металлы (–).

Неметаллы (+):

Zn + Cl2http://him.1september.ru/2008/18/t-1.gif ZnCl2,

Zn + Shttp://him.1september.ru/2008/18/t-1.gif ZnS,

3Zn + 2Phttp://him.1september.ru/2008/18/t-1.gif Zn3P2.

Н2О (+):

Zn + 2H2Ohttp://him.1september.ru/2008/18/t-1.gif Zn(OH)2 + H2http://him.1september.ru/2008/18/sverh.gif.

Основные оксиды (–).

Кислотные оксиды (–).

Основания (+):

Zn + 2NaOH + 2H2O = Na2[Zn(OH)4] + H2http://him.1september.ru/2008/18/sverh.gif,

Zn + 2NaOH (расплав) = Na2ZnO2 + H2http://him.1september.ru/2008/18/sverh.gif.

Кислоты-неокислители (+):

Zn + 2HCl = ZnCl2 + H2http://him.1september.ru/2008/18/sverh.gif.

Кислоты-окислители (+):

3Zn + 4H2SO4 (конц.) = 3ZnSO4 + S + 4H2O.

4Zn + 5H2SO4 (конц.) = 4ZnSO4 + H2Shttp://him.1september.ru/2008/18/sverh.gif + 4H2O,

4Zn + 10HNO3 (оч. разб.) = 4Zn(NO3)2 + NH4NO3 + 3H2O.

Соли (+/–):\*

Zn + CuCl2= Cu + ZnCl2,

Zn + NaCl http://him.1september.ru/2008/18/nerav.gif нет реакции.

В  п р и р о д е  цинк встречается в виде соединений, важнейшими из которых являются сфалерит, или цинковая обманка (ZnS), смитсонит, или цинковый шпат (ZnCO3), красная цинковая руда (ZnO).

В промышленности д л я п о л у ч е н и я цинка производят обжиг цинковой руды с целью получения оксида цинка, который затем восстанавливают углеродом:

2ZnS + 3O2http://him.1september.ru/2008/18/t-1.gif2ZnO + 2SO2,

2ZnO + Chttp://him.1september.ru/2008/18/t-1.gif2Zn + CO2.

К важнейшим соединениям цинка относятся его о к с и д (ZnO) и г и д р о к с и д (Zn(OH)2). Это кристаллические вещества белого цвета, проявляют амфотерные свойства:

ZnO + H2SO4 = ZnSO4 + H2O,

ZnO + 2NaOH + H2O = Na2[Zn(OH)4],

http://him.1september.ru/2008/18/19-2.jpg

Zn(OH)2 + 2HCl = ZnCl2 + 2H2O,

Zn(OH)2 + 2NaOH = Na2[Zn(OH)4].

Оксид цинка можно получить окислением цинка, разложением гидроксида цинка или обжигом цинковой обманки:

2Zn + O2http://him.1september.ru/2008/18/t-1.gif2ZnO,

Zn(OH)2http://him.1september.ru/2008/18/t-1.gifZnO + H2O,

2ZnS + 3O2http://him.1september.ru/2008/18/t-1.gif2ZnO + 3SO2http://him.1september.ru/2008/18/sverh.gif.

Гидроксид цинка получают реакцией обмена между раствором соли цинка и щелочи:

ZnCl2 + 2NaOH (недостаток) = Zn(OH)2http://him.1september.ru/2008/18/svniz.gif + 2NaCl.

Эти соединения н а д о  з а п о м н и т ь: цинковая обманка (ZnS), цинковый купорос (ZnSO4•7H2O).

***Тест по теме «Цинк и его соединения»***

**1.** Сумма коэффициентов в уравнении реакции цинка с очень разбавленной азотной кислотой:

а) 20; б) 22; в) 24; г) 29.

**2.** Цинк из концентрированного раствора карбоната натрия вытесняет:

а) водород; б) угарный газ;

в) углекислый газ; г) метан.

**3.** Растворы щелочей могут реагировать со следующими веществами (возможно несколько правильных ответов):

а) сульфатом меди и хлором;

б) оксидом кальция и медью;

в) гидросульфатом натрия и цинком;

г) гидроксидом цинка и гидроксидом меди.

**4.** Плотность 27,4%-го раствора гидроксида натрия составляет 1,3 г/мл. Молярная концентрация щелочи в этом растворе составляет:

а) 0,0089 моль/мл; б) 0,0089 моль/л;

в) 4 моль/л; г) 8,905 моль/л.

**5.** Для получения гидроксида цинка необходимо:

а) по каплям приливать раствор гидроксида натрия к раствору хлорида цинка;

б) по каплям приливать раствор хлорида цинка к раствору гидроксида натрия;

в) прилить избыток раствора гидроксида натрия к раствору хлорида цинка;

г) по каплям добавлять раствор гидроксида натрия к раствору карбоната цинка;

**6.** Исключите «лишнее» соединение:

а) H2ZnO2; б) ZnCl2; в) ZnO; г) Zn(OH)2.

**7.** Сплав меди и цинка массой 24,12 г обработали избытком разбавленной серной кислоты. При этом выделилось 3,36 л газа (н.у.). Массовая доля цинка в этом сплаве равна (в %):

а) 59,58; б) 40,42; в) 68,66; г) 70,4.

**8.** Гранулы цинка будут взаимодействовать с водным раствором (возможно несколько правильных ответов):

а) соляной кислоты; б) азотной кислоты;

в) гидроксида калия; г) сульфата алюминия.

**9.** Углекислый газ объемом 16,8 л (н.у.) был поглощен 400 г 28%-го раствора гидроксида калия. Массовая доля вещества, находящегося в растворе, составляет (в %):

а) 34,5; б) 31,9; в) 69; г) 63,7.

**10.** Масса образца карбоната цинка, в котором содержится 4,816•1024 атомов кислорода, равна (в г):

а) 1000; б) 33,3; в) 100; г) 333,3.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| б | а | а, в | г | а | б | б | а, б, в, г | б | г |

***Задачи и упражнения на амфотерные металлы***

*Цепочки превращений*

**1.** Цинк —> оксид цинка  —> гидроксид цинка   —> сульфат цинка  —> хлорид цинка   —> нитрат цинка  —>  сульфид цинка   —> оксид цинка  —> цинкат калия.

**2.** Оксид алюминия  —> тетрагидроксоалюминат калия  —> хлорид алюминия  —> гидроксид алюминия  —> тетрагидроксоалюминат калия.

**3.** Натрий  —> гидроксид натрия  —> гидрокарбонат натрия  —> карбонат натрия   —> гидроксид натрия  —> гексагидроксохромат(III) натрия.

**4.** Хром  —> хлорид хрома(II)  —> хлорид хрома(III)  —> гексагидроксохромат(III) калия + бром + гидроксид калия  —> хромат калия   —> дихромат калия  —> оксид хрома(VI).

**5.** Сульфид железа(II)  —> X1  —> оксид железа(III)  —> X2  —> сульфид железа(II).

**6.** Хлорид железа(II)  —> А  —> Б  —> В  —> Г  —> Д  —> хлорид железа(II) (все вещества содержат железо; в схеме только три окислительно-восстановительные реакции подряд).

**7.** Хром  —> Х1  —> сульфат хрома(III)  —> Х2  —> дихромат калия   —> Х3  —> хром.

У р о в е н ь  А

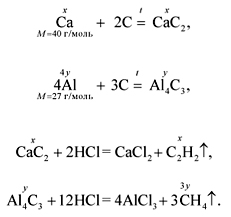
**1.** Для растворения 1,26 г сплава магния с алюминием использовано 35 мл 19,6%-го раствора серной кислоты (плотность – 1,14 г/мл). Избыток кислоты вступил в реакцию с 28,6 мл раствора гидрокарбоната калия с концентрацией 1,4 моль/л. Определите состав исходного сплава и объем газа (н.у.), выделившегося при растворении сплава.

*Ответ.*57,6% Mg;42,4% Al; 1,34 л H2.

**2.** Смесь кальция и алюминия массой 18,8 г прокалили без доступа воздуха с избытком порошка графита. Продукт реакции обработали разбавленной соляной кислотой, при этом выделилось 11,2 л газа (н.у.). Определите состав исходной смеси.

*Решение*

Уравнения реакций:



Пусть http://him.1september.ru/2008/18/nu.gif(Ca) = *x* моль, http://him.1september.ru/2008/18/nu.gif(Al) = 4*y* моль.

Тогда: 40*x* + 4•27*y* = 18,8.

По условию задачи:

*v*(С2Н2 + СH4) = 11,2 л.

Следовательно,

http://him.1september.ru/2008/18/nu.gif(С2Н2 + СH4) = 11,2/22,4 = 0,5 моль.

По уравнению реакции:

http://him.1september.ru/2008/18/nu.gif(С2Н2) = http://him.1september.ru/2008/18/nu.gif(СaC2) = http://him.1september.ru/2008/18/nu.gif(Сa) = *х* моль,

http://him.1september.ru/2008/18/nu.gif(СH4) = 3/4http://him.1september.ru/2008/18/nu.gif(Al) = 3*y* моль,

*x* + 3*y* = 0,5.

Решаем систему:

http://him.1september.ru/2008/18/20-3.jpg

*x* = 0,2, *y* = 0,1.

Следовательно,

http://him.1september.ru/2008/18/nu.gif(Ca) = 0,2 моль,

http://him.1september.ru/2008/18/nu.gif(Al) = 4•0,1 = 0,4 моль.

В исходной смеси:

*m*(Ca) = 0,2•40 = 8 г,

http://him.1september.ru/2008/18/o1.gif(Ca) = 8/18,8 = 0,4255, или 42,6%;

*m*(Al) = 0,4•27 = 10,8 г,

http://him.1september.ru/2008/18/o1.gif(Al) = 10,8/18,8 = 0,5744, или 57,4%.

*Ответ*. 42,6% Ca; 57,4% Al.

**3.** При взаимодействии 11,2 г металла VIII группы периодической системы с хлором образовалось 32,5 г хлорида. Определите металл.

*Ответ*. Железо.

**4.** При обжиге пирита выделилось 25 м3 сернистого газа (температура 25 °С и давление 101 кПа). Вычислите массу образовавшегося при этом твердого вещества.

*Ответ.* 40,8 кг Fe2O3.

**5.** При прокаливании 69,5 г кристаллогидрата сульфата железа(II) образуется 38 г безводной соли. Определите формулу кристаллогидрата.

*Ответ.* Гептагидрат FeSO4•7H2O.

**6.** При действии избытка соляной кислоты на 20 г смеси, содержащей медь и железо, выделился газ объемом 3,36 л (н.у.). Определите состав исходной смеси.

*Ответ.* 58% Cu; 42% Fe.

У р о в е н ь  Б

**1.** Какой объем 40%-го раствора гидроксида калия (плотность – 1,4 г/мл) следует добавить к 50 г 10%-го раствора хлорида алюминия для того, чтобы первоначально выпавший осадок полностью растворился?

*Ответ.* 15 мл.

**2.** Металл сожгли в кислороде с образованием 2,32 г оксида, для восстановления которого до металла необходимо затратить 0,896 л (н.у.) угарного газа. Восстановленный металл растворили в разбавленной серной кислоте, полученный раствор дает синий осадок с красной кровяной солью. Определите формулу оксида.

*Ответ:*Fe3O4.

**3.**Какой объем 5,6 М раствора гидроксида калия потребуется для полного растворения 5 г смеси гидроксидов хрома(III) и алюминия, если массовая доля кислорода в этой смеси равна 50%?

*Ответ.* 9,3 мл.

**4.** К 14%-му раствору нитрата хрома(III) добавили сульфид натрия, полученный раствор отфильтровали и прокипятили (без потери воды), при этом массовая доля соли хрома уменьшилась до 10%. Определите массовые доли остальных веществ в полученном растворе.

*Ответ.* 4,38% NaNO3.

**5.** Смесь хлорида железа(II) с дихроматом калия растворили в воде и подкислили раствор соляной кислотой. Через некоторое время к раствору по каплям добавили избыток раствора гидроксида калия, выпавший осадок отфильтровали и прокалили до постоянной массы. Масса сухого остатка равна 4,8 г. Найдите массу исходной смеси солей, учитывая, что массовые доли хлорида железа(II) и дихромата калия в ней относятся как 3:2.

*Ответ.* 4,5 г.

**6.** 139 г железного купороса растворили в воде при температуре 20 °С и получили насыщенный раствор. При охлаждении этого раствора до 10 °С выпал осадок железного купороса. Найдите массу выпавшего осадка и массовую долю сульфата железа(II) в оставшемся растворе (растворимость сульфата железа(II) при 20 °С равна 26 г, а при 10 °С – 20 г).

*Ответ.* 38,45 г FeSO4•7H2O; 16,67%.

*Качественные задачи*

**1.** Серебристо-белое легкое простое вещество А, обладающее хорошей тепло- и электропроводностью, реагирует при нагревании с другим простым веществом В. Образующееся твердое вещество растворяется в кислотах с выделением газа С, при пропускании которого через раствор сернистой кислоты выпадает осадок вещества В. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ.*Вещества: А – Al, В – S, C – H2S.

**2.**Имеются два газа – А и В, молекулы которых трехатомны. При добавлении каждого из них к раствору алюмината калия выпадает осадок. Предложите возможные формулы газов А и В, учитывая, что эти газы бинарны. Напишите уравнения реакций. Как химическим путем можно различить эти газы?

*Решение*

Газ А – СО2; газ В – Н2S.

2KAlO2 + СO2 + 3H2O = 2Al(OH)3svniz.gif (64 bytes) + K2CO3,

2KAlO2 + H2S + 2H2O = 2Al(OH)3svniz.gif (64 bytes) + K2S.

**3.** Нерастворимое в воде соединение А бурого цвета при нагревании разлагается с образованием двух оксидов, один из которых – вода. Другой оксид – В – восстанавливается углеродом с образованием металла С, вторым по распространенности в природе среди металлов. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ.*Вещества: А – Fe(OH)3,  
В – Fe2O3, C – Fe.

**4.** Соль А образована двумя элементами, при обжиге ее на воздухе образуются два оксида: В – твердый, бурого цвета, и газообразный. Оксид В вступает в реакцию замещения с серебристо-белым металлом С (при нагревании). Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ.*Вещества: А – FeS2, В – Fe2O3, C – Al.

**ЗАНЯТИЕ 25**

**10-й класс**(первый год обучения)

***Хром и его соединения***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Происхождение названия.

3. Физические свойства.

4. Химические свойства.

5. Нахождение в природе.

6. Основные методы получения.

7. Важнейшие соединения хрома:

а) оксид и гидроксид хрома(II);

б) оксид и гидроксид хрома(III), их амфотерные свойства;

в) оксид хрома(VI), хромовая и дихромовая кислота, хроматы и дихроматы.

9. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома.

Хром расположен в побочной подгруппе VI группы таблицы Д.И.Менделеева. При составлении электронной формулы хрома необходимо вспомнить, что в связи с большей устойчивостью конфигурации 3*d*5 у атома хрома наблюдается проскок электрона и электронная формула имеет вид: 1*s*22*s*2*p*63*s*2*p*64*s*13*d*5. В соединениях хром может проявлять степени окисления +2, +3 и +6 (степень окисления +3 является наиболее устойчивой):

http://him.1september.ru/2008/19/16-2.jpg

Хром получил свое название от греческого слова *chroma* (цвет, краска) из-за яркой разнообразной окраски его соединений.

Хром – белый блестящий металл, очень твердый, хрупкий, тугоплавкий. Устойчив к коррозии. На воздухе покрывается оксидной пленкой, из-за чего поверхность становится матовой.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

При обычных условиях хром – неактивный металл и реагирует только со фтором. Но при нагревании оксидная пленка хрома разрушается, и хром реагирует со многими простыми и сложными веществами (аналогично Al).

Н2 (–).

О2 (+):

4Cr + 3O2http://him.1september.ru/2008/19/t-1.gif2Cr2O3.

Металлы (–).

Неметаллы (+):

2Cr + 3Cl2http://him.1september.ru/2008/19/t-1.gif2CrCl3,

2Cr + 3F2 = 2CrF3,

2Cr + 3Shttp://him.1september.ru/2008/19/t-1.gifCr2S3,

2Cr + N2http://him.1september.ru/2008/19/t-1.gif2CrN.

Н2О (+/–):\*

2Cr + 3H2O (пар)http://him.1september.ru/2008/19/t-1.gifCr2O3 + 3H2http://him.1september.ru/2008/19/sverh.gif.

Основные оксиды (–).

Кислотные оксиды (–).

Основания (+/–):

2Cr + 6NaOH + 6H2O = 2Na3[Cr(OH)6] + 3H2http://him.1september.ru/2008/19/sverh.gif.

Кислоты-неокислители (+).

Cr + 2HCl = CrCl2 + H2http://him.1september.ru/2008/19/sverh.gif.

Кислоты-окислители (–). Пассивация.

Соли (+/–):

2Cr + 3CuSO4 = Cr2(SO4)3 + 3Cu,

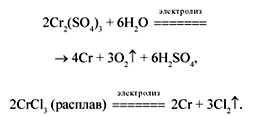
Cr + CaCl2 http://him.1september.ru/2008/19/nerav.gif нет реакции.

В п р и р о д е элемент хром представлен четырьмя изотопами с массовыми числами 50, 52, 53 и 54. В природе хром встречается только в виде соединений, важнейшими из которых являются хромистый железняк, или хромит (FeOжCr2O3) и свинцовая красная руда (PbCrO4).

Металлический хром получают: 1) из его оксида с помощью алюмотермии:

Cr2O3 + 2Alhttp://him.1september.ru/2008/19/t-1.gif 2Cr + Al2O3,

2) электролизом водных растворов или расплавов его солей:



Из хромистого железняка в промышленности получают сплав железа с хромом – феррохром, широко используемый в металлургии:

FeO•Cr2O3 + 4Chttp://him.1september.ru/2008/19/t-1.gifFe + 2Cr + 4COhttp://him.1september.ru/2008/19/sverh.gif.

В а ж н е й ш и е  с о е д и н е н и я  х р о м а

Хром образует три оксида и соответствующих им гидроксида, характер которых закономерно изменяется с увеличением степени окисления хрома:

http://him.1september.ru/2008/19/17-2.jpg

*Оксид хрома*(II) (CrO) – твердое, не растворимое при обычных условиях в воде вещество ярко-красного или коричнево-красного цвета, типичный основной оксид. Оксид хрома(II) легко окисляется на воздухе при нагревании, восстанавливается до чистого хрома.

CrO + 2HCl = CrCl2 + H2O,

4CrO + O2http://him.1september.ru/2008/19/t-1.gif2Сr2O3,

CrO + H2http://him.1september.ru/2008/19/t-1.gifСr + H2O.

Получают оксид хрома(II) прямым окислением хрома:

2Cr + O2http://him.1september.ru/2008/19/t-1.gif2СrO.

*Гидроксид хрома*(II) (Cr(OH)2) – нерастворимое в воде вещество желтого цвета, слабый электролит, проявляет основные свойства, хорошо растворяется в концентрированных кислотах; легко окисляется в присутствии влаги кислородом воздуха; при прокаливании на воздухе разлагается с образованием оксида хрома(III):

Cr(OH)2 + 2HCl = CrCl2 + 2H2O,

4Cr(OH)2 + O2+ 2H2O = 4Cr(OH)3,

4Cr(OH)2 + O2http://him.1september.ru/2008/19/t-1.gif2Сr2O3 + 4H2O.

Получают гидроксид хрома(II) реакцией обмена между солью хрома(II) и раствором щелочи в отсутствие кислорода:

CrCl2 + 2NaOH = Cr(OH)2http://him.1september.ru/2008/19/svniz.gif + 2NaCl.

*Оксид хрома*(III) (Cr2O3) проявляет амфотерные свойства. Это тугоплавкий (по твердости сравним с корундом) порошок зеленого цвета, не растворяется в воде. Канцероген! Получают его при разложении дихромата аммония, гидроксида хрома(III), восстановлением дихромата калия или прямым окислением хрома:

(NH4)2Cr2O7http://him.1september.ru/2008/19/t-1.gifN2 + Cr2O3 + 4H2O,

2Cr(OH)3http://him.1september.ru/2008/19/t-1.gifCr2O3 + 3H2O,

2K2Cr2O7 + 3Сhttp://him.1september.ru/2008/19/t-1.gif2Cr2O3 + 2K2CO3 + СO2http://him.1september.ru/2008/19/sverh.gif,

4Cr + 3O2http://him.1september.ru/2008/19/t-1.gif2Cr2O3.

При обычных условиях оксид хрома(III) плохо растворяется в кислотах и щелочах; амфотерные свойства он проявляет при сплавлении со щелочами или с карбонатами щелочных металлов (образуя хромиты); при высоких температурах оксид хрома(III) можно восстановить до чистого металла:

Cr2O3 + 2KOH http://him.1september.ru/2008/19/18-1.jpg 2KCrO2 + H2O,

Cr2O3 + Na2CO3http://him.1september.ru/2008/19/18-1.jpg 2NaCrO2 + CO2http://him.1september.ru/2008/19/sverh.gif,

Cr2O3 + 6HCl = 2CrCl3 + 3H2O,

2Cr2O3 + 3Сhttp://him.1september.ru/2008/19/t-1.gif4Cr + 3СO2http://him.1september.ru/2008/19/sverh.gif.

*Гидроксид хрома*(III) (Cr(OH)3) осаждается при действии щелочей на соли трехвалентного хрома (серо-зеленый осадок):

CrCl3 + 3NaOH (недостаток) = Сr(OH)3http://him.1september.ru/2008/19/svniz.gif + 3NaCl.

Он проявляет амфотерные свойства, растворяясь как в кислотах, так и в избытке щелочей; термически неустойчив:

Cr(OH)3 + 3HCl = CrCl3 + 3H2O,

Cr(OH)3 + 3KOH = K3[Cr(OH)6],

Cr(OH)3 + KOH http://him.1september.ru/2008/19/18-1.jpg KCrO2 + 2H2O,

2Cr(OH)3http://him.1september.ru/2008/19/t-1.gifCr2O3 + 3H2O.

*Оксид хрома*(VI) (CrO3) – кристаллическое вещество темно-красного цвета, ядовит, проявляет кислотные свойства. Хорошо растворим в воде, при растворении этого оксида в воде образуются хромовые кислоты; как кислотный оксид CrO3 взаимодействует с основными оксидами и со щелочами; термически неустойчив; является сильнейшим окислителем:

CrO3 + H2O = http://him.1september.ru/2008/19/18-2.jpg

2CrO3 + H2O = http://him.1september.ru/2008/19/18-3.jpg

CrO3 + K2Ohttp://him.1september.ru/2008/19/t-1.gifK2CrO4,

CrO3 + 2NaOH = Na2CrO4 + H2O,

4CrO3http://him.1september.ru/2008/19/t-1.gif2Cr2O3 + 3O2http://him.1september.ru/2008/19/sverh.gif,

http://him.1september.ru/2008/19/18-4.jpg

Получают этот оксид взаимодействием сухих хроматов и дихроматов с концентрированной серной кислотой:

K2Cr2O7 + H2SO4(конц.)http://him.1september.ru/2008/19/t-1.gif2CrO3 + K2SO4+ H2O,

K2CrO4 + H2SO4(конц.)http://him.1september.ru/2008/19/t-1.gifCrO3 + K2SO4+ H2O.

*Хромовая*и *дихромовая кислоты*существуют только в водных растворах, но образуют устойчивые соли – *хроматы* и *дихроматы*. Хроматы и их растворы имеют желтую окраску, а дихроматы – оранжевую. Хромат-ионы и дихромат-ионы легко переходят друг в друга при изменении среды раствора. В *кислой среде* хроматы переходят в дихроматы, раствор приобретает оранжевую окраску; *в щелочной среде* дихроматы переходят в хроматы, раствор становится желтым:

2K2CrO4 + H2SO4 )http://him.1september.ru/2008/19/strlki.gifK2Cr2O7+ K2SO4+ H2O,

K2Cr2O7 + 2KOH )http://him.1september.ru/2008/19/strlki.gif2K2CrO4+ H2O.

Ион http://him.1september.ru/2008/19/cro24.jpg устойчив в щелочной среде, а http://him.1september.ru/2008/19/cro27.jpg – в кислой.

О к и с л и т е л ь н о–в о с с т а н о в и т е л ь н ы е  с в о й с т в а   
с о е д и н е н и й   х р о м а

Из всех соединений хрома наиболее устойчивыми являются соединения со степенью окисления хрома +3. Соединения хрома со степенью окисления +2 являются сильными восстановителями и легко окисляются до +3:

4Cr(OH)2 + O2 + 2H2O = 4Cr(OH)3,

4CrCl2 + 4HCl + O2 = 4CrCl3 + 2H2O.

Соединения, содержащие хром в степени окисления +6, являются сильными окислителями, хром при этом восстанавливается от +6 до +3:

K2Cr2O7 + 3H2S + 4H2SO4= 3S + Cr2(SO4)3+ K2SO4 + 7H2O.

Для обнаружения спирта в выдыхаемом воздухе используется реакция, основанная на окислительной способности оксида хрома(VI):

4CrO3 + 3С2H5OH http://him.1september.ru/2008/19/19-2.jpg 2Cr2O3 + 3CH3COOH + 3H2O.

Раствор дихромата калия в концентрированной серной кислоте называют *хромовой смесью* и используют для очистки химической посуды.

***Тест по теме «Хром и его соединения»***

**1.** Некоторый элемент образует все три типа оксидов (основный, амфотерный и кислотный). Степень окисления элемента в амфотерном оксиде будет:

а) минимальной;

б) максимальной;

в) промежуточной между минимальной и максимальной;

г) может быть любой.

**2.** При взаимодействии свежеприготовленного осадка гидроксида хрома(III) с избытком раствора щелочи образуется:

а) средняя соль; б) основная соль;

в) двойная соль; г) комплексная соль.

**3.** Общее число электронов на предвнешнем уровне атома хрома составляет:

а) 12; б) 13; в) 1; г) 2.

**4.** Какой из оксидов металлов относится к кислотным?

а) Оксид меди(II); б) оксид хрома(VI);

в) оксид хрома(III); г) оксид железа(III).

**5.** Какая масса дихромата калия (в г) необходима для окисления 11,2 г железа в сернокислом растворе?

а) 58,8; б) 14,7; в) 294; г) 29,4.

**6.** Какую массу воды (в г) необходимо выпарить из 150 г 10%-го раствора хлорида хрома(III) для получения 30%-го раствора этой соли?

а) 100; б) 20; в) 50; г) 40.

**7.** Молярная концентрация серной кислоты в растворе равна 11,7 моль/л, а плотность раствора составляет 1,62 г/мл. Массовая доля серной кислоты в этом растворе равна (в %):

а) 35,4; б) 98; в) 70,8; г) 11,7.

**8.** Число атомов кислорода в 19,4 г хромата калия равно:

а) 0,602•1023; б) 2,408•1023;

в) 2,78•1023; г) 6,02•1023.

**9.** Лакмус покажет красную окраску в водном растворе (возможно несколько правильных ответов):

а) хлорида хрома(III); б) хлорида хрома(II);

в) хлорида калия; г) соляной кислоты.

**10.** Переход хромата в дихромат происходит в … среде и сопровождается процессом:

а) кислая, процесс восстановления;

б) кислая, не происходит изменения степеней окисления;

в) щелочная, процесс восстановления;

г) щелочная, не происходит изменения степеней окисления.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| в | г | б | б | г | а | в | б | а, б, г | б |

***Качественные задачи по идентификации веществ*1.** Водный раствор некоторой соли разделили на две части. Одну из них обработали избытком щелочи и нагрели, выделившийся газ изменил цвет красного лакмуса на синий. Другую часть обработали соляной кислотой, выделившийся газ вызвал помутнение известковой воды. Какую соль подвергли анализу? Подтвердите свой ответ уравнениями реакций.

*Ответ*. Карбонат аммония.

**2.** При добавлении к водному раствору вещества А (раздельно) аммиака, сульфида натрия и нитрата серебра образуются белые осадки, причем два из них — одинакового состава. Что собой представляет вещество А? Напишите уравнения реакций.

*Решение*

Вещество А – AlCl3.

AlCl3+ 3NH4OH = Al(OH)3http://him.1september.ru/2008/19/svniz.gif + 3NH4Cl,

2AlCl3+ 3Na2S + 6H2O http://him.1september.ru/2008/19/20-2.jpg 2Al(OH)3http://him.1september.ru/2008/19/svniz.gif + 3H2Shttp://him.1september.ru/2008/19/sverh.gif + 6NaCl,

AlCl3+ 3AgNO3 = 3AgClhttp://him.1september.ru/2008/19/svniz.gif + Al(NO3)3.

*Ответ*. Хлорид алюминия.

**3.** При сгорании в присутствии кислорода бесцветного газа А с резким характерным запахом образуется другой газ В, без цвета и запаха, реагирующий при комнатной температуре с литием с образованием твердого вещества С. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Решение*

Вещество А – NH3,

вещество В – N2,

вещество С – Li3N.

4NH3+ 3O2http://him.1september.ru/2008/19/t-1.gif2N2 + 6H2O,

N2 + 6Li = 2Li3N.

*Ответ*. NH3, N2, Li3N.

**4.** Бесцветный газ А с характерным резким запахом реагирует с другим бесцветным газом В, имеющим запах тухлых яиц. В результате реакции образуется простое С и сложное вещество. Вещество С взаимодействует с медью с образованием соли черного цвета. Идентифицируйте вещества, приведите уравнения реакций.

*Ответ*. SO2, H2S, S.

**5.** Бесцветный газ А с резким характерным запахом, легче воздуха, реагирует с сильной кислотой В, при этом образуется соль С, водный раствор которой не образует осадков ни с хлоридом бария, ни с нитратом серебра. Идентифицируйте вещества, приведите уравнения реакций (один из возможных вариантов).

*Ответ*. NH3,HNO3, NH4NO3.

**6.** Простое вещество А, образованное атомами второго по распространенности элемента земной коры, реагирует при нагревании с оксидом железа(II), в результате чего образуется соединение В, нерастворимое в водных растворах щелочей и кислот (кроме плавиковой). Вещество В при сплавлении с негашеной известью образует нерастворимую соль С. Идентифицируйте вещества, приведите уравнения реакций (один из возможных вариантов).

*Ответ*. Si, SiO2, CaSiO3.

**7.** Нерастворимое в воде соединение А бурого цвета при нагревании разлагается с образованием двух оксидов, один из которых – вода. Другой оксид В восстанавливается углем с образованием металла С, вторым по распространенности в природе металлом. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Fe(OH)3, Fe2O3, Fe.

**8.** Вещество А, входящее в состав одного из самых распространенных минералов, при обработке соляной кислотой образует газ В. При взаимодействии вещества В при нагревании с простым веществом С образуется только одно соединение – горючий газ без цвета и запаха. Идентифицируйте вещества, приведите уравнения реакций.

*Ответ*. CaCO3, CO2, C.

**9.** Легкий металл А, реагирующий с разбавленной серной кислотой, но не реагирующий на холоде с концентрированной серной кислотой, взаимодействует с раствором гидроксида натрия, при этом образуются газ и соль В. При добавлении к веществу В соляной кислоты образуется соль С. Идентифицируйте вещества, приведите уравнения реакций.

*Ответ*. Al, NaAlO2, NaCl.

**10.** Вещество А представляет собой мягкий, хорошо режущийся ножом серебристо-белый металл, легче воды. При взаимодействии вещества А с простым веществом В образуется соединение С, растворимое в воде с образованием щелочного раствора. При обработке вещества С соляной кислотой выделяется газ с неприятным запахом и образуется соль, окрашивающая пламя горелки в фиолетовый цвет. Идентифицируйте вещества, приведите уравнения реакций.

*Ответ*. K, S, K2S.

**11.** Бесцветный газ А с резким характерным запахом окисляется кислородом в присутствии катализатора в соединение В, представляющее собой летучую жидкость. Вещество В, вступая в реакцию с негашеной известью, образует соль С. Идентифицируйте вещества, приведите уравнения реакций.

*Ответ*. SO2, SO3, CaSO4.

**12.** Простое вещество А, жидкое при комнатной температуре, реагирует с серебристо-белым легким металлом В, образуя соль С, которая при обработке раствором щелочи дает белый осадок, растворяющийся в избытке щелочи. Идентифицируйте вещества, приведите уравнения реакций.

*Ответ*. Br2, Al, AlBr3.

**13.** Твердое простое вещество А желтого цвета реагирует с серебристо-белым легким металлом В, в результате чего образуется соль С, полностью гидролизующаяся в водном растворе с образованием белого осадка и ядовитого газа с неприятным запахом. Идентифицируйте вещества, приведите уравнения реакций.

*Ответ*. S, Al, Al2S3.

**14.**Простое неустойчивое газообразное вещество А превращается в другое простое вещество В, в атмосфере которого сгорает металл С; продуктом этой реакции является оксид, в котором металл находится в двух степенях окисления. Идентифицируйте вещества, приведите уравнения реакций.

*Ответ*. O3, O2, Fe.

**15.** Кристаллическое вещество темно-фиолетового цвета А при нагревании разлагается с образованием простого газообразного вещества В, в атмосфере которого сгорает простое вещество С, образуя бесцветный газ без запаха, входящий в небольших количествах в состав воздуха. Идентифицируйте вещества, приведите уравнения реакций.

*Ответ*. KMnO4, O2, C.

**16.** Простое вещество А, являющееся полупроводником, реагируя с простым газообразным веществом В, образует соединение С, не растворяющееся в воде. При сплавлении со щелочами вещество С образует соединения, называемые растворимыми стеклами. Идентифицируйте вещества, приведите уравнения реакций (один из возможных вариантов).

*Ответ*. Si, O2, SiO2.

**17.** Ядовитый бесцветный газ А с неприятным запахом разлагается при нагревании на простые вещества, одно из которых В представляет собой твердое вещество желтого цвета. При сгорании вещества В образуется бесцветный газ С с неприятным запахом, обесцвечивающий многие органические краски. Идентифицируйте вещества, приведите уравнения реакций.

*Ответ*. H2S, S, SO2.

**18.** Летучее водородное соединение А сгорает в воздухе, образуя вещество В, растворимое в плавиковой кислоте. При сплавлении вещества В с оксидом натрия образуется растворимая в воде соль С. Идентифицируйте вещества, приведите уравнения реакций.

*Ответ*. SiH4, SiO2, Na2SiO3.

**19.** Труднорастворимое в воде соединение А белого цвета в результате прокаливания при высокой температуре с углем и песком в отсутствие кислорода образует простое вещество В, существующее в нескольких аллотропных модификациях. При сгорании этого вещества в воздухе образуется соединение С, растворяющееся в воде с образованием кислоты, способной образовывать три ряда солей. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Ca3(PO4)2, P, P2O5.

**ЗАНЯТИЕ 26**

**10-й класс**(первый год обучения)

***Марганец. Перманганат калия и продукты его восстановления   
в различных средах***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, возможные валентности и степени окисления.

2. Краткая история открытия и происхождение названия.

3. Физические и химические свойства.

4. Нахождение в природе и основные методы получения.

5. Важнейшее соединение марганца – перманганат калия. Продукты его восстановления в зависимости от среды раствора.

Марганец расположен в побочной подгруппе VII группы периодической системы Д.И. Менделеева. Это элемент, обладающий переменной валентностью. В соединениях марганец проявляет степени окисления +2, +3, +4, +6, +7, основными из которых являются степени окисления +2 и +4.

http://him.1september.ru/2008/21/24-2.jpg

Марганец был открыт в 1774 г. шведскими химиками К.Шееле и Ю.Ганном при прокаливании минерала пиролюзита (MnO2) с углем. Название элемента, вероятно, представляет собой искаженное слово «манганес», что означает «обесцвечиваю, навожу блеск». Это название имеет ремесленное происхождение и связано с обесцвечивающим действием пиролюзита на стекло при плавлении.

Ф и з и ч е с к и е и х и м и ч е с к и е с в о й с т в а

Марганец – серебристый, довольно тугоплавкий металл. На воздухе и в воде он пассивируется, но в мелкораздробленном состоянии может быть окислен и взаимодействует с водой с образованием гидроксида. В целом марганец можно охарактеризовать как достаточно активный металл (особенно в мелкодисперсном состоянии).

Н2 (–).

О2 (+):

Mn + O2 MnO2 (*t* = 400 °C).

Металлы (–).

Неметаллы (+):

Mn + Cl2 MnCl2,

Mn + S MnS,

3Mn + N2 Mn3N2.

Н2О (+/–):\*

http://him.1september.ru/2008/21/24-3.jpg

Основные оксиды (–).

Кислотные оксиды (–).

Основания (–).

Кислоты-неокислители (+):

Mn + 2HCl = MnCl2 + H2.

Кислоты-окислители (+):

Mn + 2H2SO4(конц.) = MnSO4+ SO2 + 2H2O,

3Mn + 8HNO3(р-р) = 3Mn (NO3)2 + 2NO + 4H2O,

Mn + 4HNO3(конц.) = Mn (NO3)2 + 2NO2 + 2H2O.

Соли (+/–):

Mn + CuCl2 = MnCl2 + Cu,

Mn + CаCl2  реакция не идет.

В п р и р о д е марганец в основном встречается в виде оксидов, поэтому основным промышленным м е т о д о м п о л у ч е н и я марганца является его восстановление (обычно с помощью кремния, углерода или алюминия):

MnO2 + C  Mn + CO2,

http://him.1september.ru/2008/21/25-2.jpg

Кроме того, марганец получают, проводя электролиз растворов его солей, например:

http://him.1september.ru/2008/21/25-3.jpg

***Важнейшее соединение марганца – перманганат калия.  
Продукты его восстановления в зависимости от среды раствора***

Перманганат калия (KMnO4) – соль марганцовой кислоты HMnO4. Марганцовая кислота является очень сильной, существует только в водном растворе. Перманганат калия – самая известная и широко применяемая соль этой кислоты. Это кристаллическое вещество темно-фиолетового, почти черного цвета, умеренно растворимое в воде. Растворы перманганата калия слабой концентрации имеют малиновый цвет, при повышении концентрации цвет становится фиолетовым (такая окраска свойственна перманганат-иону). В водных растворах эта соль не подвергается гидролизу, т.к. образована сильным основанием и сильной кислотой. При нагревании перманганат калия легко разлагается с образованием манганата калия, оксида марганца(IV) и кислорода:

2KMnO4 K2MnO4+ MnO2 + O2.

Перманганат калия является сильным окислителем за счет перманганат-иона, содержащего марганец в высшей степени окисления +7. Характер продуктов восстановления KMnO4 зависит от того, в какой среде происходит реакция.

*В кислой среде*перманганат-ионы восстанавливаются до ионов Mn2+. За счет образования неокрашенных солей марганца цвет раствора меняется от фиолетового до бесцветного.

http://him.1september.ru/2008/21/25-4.jpg

2KMnO4 + 5Na2SO3 + 6HCl = 2MnCl2+ 5Na2SO4+ 2KCl + 3H2O.

*В* *нейтральной среде* перманганат-ионы восстанавливаются до оксида марганца(IV), выпадает бурый осадок MnO2, степень окисления марганца понижается от +7 до +4.

http://him.1september.ru/2008/21/25-5.jpg

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

*В щелочной среде* перманганат-ионы восстанавливаются до манганат-ионов. В результате раствор приобретает зеленый цвет; степень окисления марганца понижается от +7 до +6.

http://him.1september.ru/2008/21/25-6.jpg

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

Как окислитель перманганат калия широко применяется в лабораторной практике. Кроме того, марганцовку широко применяют в медицине в качестве антисептического средства. Находит применение перманганат калия и как твердый источник для получения кислорода.

***Тест по теме «Марганец и его соединения»***

**1.**Какой из оксидов является кислотным?

а) MnO; б) Mn2O3;

в) MnO2; г) Mn2O7.

**2.** Соединение, содержащее http://him.1september.ru/2008/21/25-7.jpg, в среде с рН < 7 восстанавливается до:

http://him.1september.ru/2008/21/25-8.jpg

**3.** В реакции окисления сульфата железа(II) перманганатом калия в сернокислой среде сумма коэффициентов перед реагентами равна:

а) 11; б) 15; в) 16; г) 20.

**4.** В каком из перечисленных соединений атом марганца имеет максимально возможную степень окисления?

а) Перманганат калия; б) манганат калия;

в) сульфид марганца; г) марганцовая кислота.

**5.** В каком из оксидов марганца максимальна массовая доля кислорода?

а) MnO; б) Mn2O3; в) MnO2; г) Mn2O7.

**6.** Плотность 36,2 %-го раствора серной кислоты составляет 1,27 г/мл. Рассчитайте молярную концентрацию (в моль/л) кислоты в этом растворе.

а) Недостаточно данных для решения задачи;

б) 4,7; в) 36,2; г) 0,0047.

**7.** Сколько электронов содержит перманганат-ион?

а) 25; б) 57;

в) 58; г) 120.

**8.** Какую массу йодида калия (в г) окислили перманганатом калия в солянокислом растворе, если при этом образовалось 6,3 г соли марганца?

а) 8,3; б) 4,15; в) 16,6; г) 41,5.

**9.** Сумма всех коэффициентов в реакции окисления свежеосажденного гидроксида железа(II) перманганатом калия в водном растворе составляет:

а) 5; б) 6; в) 8; г) 11.

**10.** Число -связей в молекуле марганцовой кислоты равно:

а) 5; б) 3; в) 6; г) 0.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| г | в | г | а, г | г | б | в | г | г | б |

***Качественные задачи на обсуждение  
попарного взаимодействия веществ***

Задачи данного типа удобно решать с помощью решетки Плетнера. При этом необходимо учитывать возможность протекания альтернативных реакций (в случае образования кислых и средних солей, в случае неизвестной концентрации кислот-окислителей и т.д.).

**1.** Обсудите возможность попарного взаимодействия между следующими веществами: соляная кислота, хлорид кальция, нитрат серебра, карбонат калия, гидроксид натрия, хлор. Напишите уравнения реакций.

*Решение*

Решаем с помощью решетки Плетнера.

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Вещества | HCl | CaCl2 | AgNO3 | K2CO3 | NaOH | Cl2 |
| HCl | – | – | + (1-е уравнение) | + (2-е уравнение) | + (3-е уравнение) | – |
| CaCl2 | – | – | + (4-е уравнение) | + (6-е уравнение) | + (7-е уравнение) | – |
| AgNO3 | + (1-е уравнение) | + (4-е уравнение) | – | + (5-е уравнение) | + (8-е уравнение) | – |
| K2CO3 | + (2-е уравнение) | + (6-е уравнение) | + (5-е уравнение) | – | – | – |
| NaOH | + (3-е уравнение) | + (7-е уравнение) | + (8-е уравнение) | – | – | + (9-е и 10-е уравнения) |
| Cl2 | – | – | – | – | +  (9-е и 10-е уравнения) | – |

1) HCl + AgNO3 = AgCl + HNO3.

2) 2HCl + K2CO3 = 2KCl + H2O + CO2.

3) HCl + NaOH = NaCl + H2O.

4) CaCl2 + 2AgNO3 = 2AgCl + Ca(NO3)2.

5) 2AgNO3 + K2CO3 = Ag2CO3 + 2KNO3.

6) CaCl2 + K2CO3 = CaCO3 + 2KCl.

7) CaCl2 + 2NaOH = Ca(OH)2 + 2NaCl.

8) 2AgNO3 + 2NaOH = Ag2O + 2NaNO3 + H2O.

9) 2NaOH + Cl2http://him.1september.ru/2008/21/27-1.jpg NaCl + NaClO + H2O.

10) 6NaOH + 3Cl2 http://him.1september.ru/2008/21/27-2.jpg 5NaCl + NaClO3 + 3H2O.

*Ответ.* 9 вариантов возможных попарных  
взаимодействий (10 уравнений реакций).

**2.** Какие из перечисленных веществ будут реагировать между собой: медь, концентрированная азотная кислота, углерод, сера, алюминий, хлорид железа(III), карбонат натрия? Напишите уравнения реакций.

*Ответ*. 14 вариантов возможных попарных  
взаимодействий (14 уравнений реакций).

**3.** Определите, какие вещества могут взаимодействовать между собой: цинк, хлор, угарный газ, оксид натрия, гидроксид натрия, азотная кислота, хлорид меди(II). Напишите уравнения реакций.

*Ответ*. 12 вариантов возможных попарных  
взаимодействий (15 уравнений реакций).

**4.** Какие из перечисленных веществ могут взаимодействовать между собой: бром, гидроксид калия, аммиак, соляная кислота, йодид калия, цинк. Напишите уравнения реакций.

*Ответ*. 8 вариантов возможных попарных  
взаимодействий (10 уравнений реакций).

**5.** Определите, какие вещества могут взаимодействовать между собой: кальций, вода, оксид меди(II), водород, гидроксид кальция, концентрированная серная кислота, йодид натрия. Напишите уравнения реакций.

*Ответ*. 7 вариантов возможных попарны  
взаимодействий (7 уравнений реакций).

**6.** Обсудите возможность попарного взаимодействия между следующими веществами: сульфат натрия, ацетат свинца(II), сульфид калия, хлорид алюминия, нитрат бария. Напишите уравнения реакций.

*Ответ*. 5 вариантов возможных попарных  
взаимодействий (5 уравнений реакций).

\*Знак (+/–) означает, что данная реакция протекает не со всеми реагентами или в специфических условиях.

**ЗАНЯТИЕ 27**

**10-й класс**(первый год обучения)

***Водород. Пероксид водорода***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома, изотопы.

2. Краткая история открытия и происхождение названия.

3. Физические свойства.

4. Химические свойства.

5. Качественная реакция на водород.

6. Нахождение в природе.

7. Основные методы получения и области применения.

8. Пероксид водорода.

Водород – элемент с порядковым номером 1, имеет *Аr* = 1, электронная формула 1*s*1. Атом водорода наименьший по размерам и самый легкий из всех элементов Периодической системы. Условно водород размещают в Ia и в VIIa группах. Подобно щелочным металлам, атом водорода способен отдавать 1 электрон, превращаясь при этом в положительно заряженный ион (протон). В то же время атом водорода может принимать 1 электрон для завершения своего внешнего уровня, превращаясь в отрицательно заряженный гидрид-ион Н– (аналогично галогенам). По электроотрицательности водород занимает промежуточное положение между типичными металлами и типичными неметаллами. В соединениях водород проявляет степень окисления +1, реже –1, и может входить как в состав катионов, так и в состав анионов:

29-2.jpg (9579 bytes)

Природный водород содержит три изотопа: 29-3.jpg (3875 bytes) протий ,  http://him.1september.ru/2009/01/23-4.jpgдейтерий , http://him.1september.ru/2009/01/29-5.jpg тритий . Протий и дейтерий являются стабильными изотопами, тритий – радиоактивный (период его полураспада составляет 12,26 года), на Земле его содержится около 300 кг. Водород – единственный химический элемент, изотопы которого получили свои персональные названия. Поскольку в естественной смеси изотопов преобладает протий, можно утверждать, что свойства природного водорода обусловлены в основном его свойствами.

Первооткрывателем водорода считается Г.Кавендиш. В 1766 г. он собрал и исследовал газ, выделяющийся при действии кислот на металлы, и назвал его «горючий воздух». В 1787 г. А.Лавуазье определил «горючий воздух» как новый химический элемент и дал ему современное название, которое в переводе с греческого означает «рождающий воду».

Ф и з и ч е с к и е  с в о й с т в а

Молекула водорода двухатомна, образована за счет ковалентной неполярной одноцентровой связи (Н–Н). Водород – бесцветный, очень легкий (плотность равна 0,09 г/л – самое легкое вещество на Земле), термически устойчивый газ (переходит в атомарное состояние при 2000 °С). Мало растворим в воде и в органических растворителях, не имеет запаха. При высоких температурах проявляет уникальное физическое свойство – растворяется во многих металлах (никель, платина, палладий). Такая отличительная черта обусловлена способностью молекул водорода диффундировать через кристаллическую решетку металла. Наибольшая растворимость отмечена для палладия (850 объемов водорода на один объем металла).

Смесь 2-х объемов водорода и 1-го объема кислорода получила название «гремучий газ». Водород обладает высокой теплопроводностью (в семь раз больше, чем у воздуха), т.к. его легкие молекулы движутся с огромной скоростью.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

Из-за высокой прочности ковалентной неполярной связи молекулярный водород химически малоактивен. При обычной температуре водород реагирует только со фтором и, при освещении, с хлором. Но реакционная способность водорода значительно повышается при нагревании, а также в присутствии таких катализаторов, как никель, платина или палладий (растворяясь в этих металлах, молекулы водорода распадаются на атомы, а атомарный водород обладает значительной химической активностью). Кроме того, большой химической активностью обладает атомарный водород в момент выделения. В реакциях водород чаще всего выступает в роли восстановителя, реже окислителя.

Н2 (–).

О2 (+):

2H2 + O2 http://him.1september.ru/2009/01/t-1.gif 2H2O.

Металлы (+/–):\*

2Na + H2 http://him.1september.ru/2009/01/t-1.gif 2NaН,

Ca + H2 http://him.1september.ru/2009/01/t-1.gif CaH2,

Cu + H2 http://him.1september.ru/2009/01/nerav.gif реакция не идет.

Неметаллы (+/–):

H2+ F2 = 2HF (и с другими галогенами при разных условиях),

http://him.1september.ru/2009/01/30-1.jpg

Н2О (–).

С оксидами водород вступает в реакции восстановления.

Основные оксиды (+/–):

CuO + H2 http://him.1september.ru/2009/01/t-1.gifCu + H2O,

Na2O + H2http://him.1september.ru/2009/01/nerav.gif реакция не идет.

Кислотные оксиды (–/+):

СO2 + H2http://him.1september.ru/2009/01/t-1.gifСO + H2O.

Основания (–).

Кислоты (–).

Соли (–).

К а ч е с т в е н н о й  р е а к ц и е й  на водород является его сгорание с характерным «хлопком». Горит водород бесцветным пламенем.

По данным современной космохимии, водород – наиболее распространенный элемент Вселенной (в состав космической материи входит 63% водорода, 36% гелия и 1% всех остальных элементов). На Земле водород встречается в основном в связанном виде (вода, нефть, уголь, минералы, живые организмы). В виде простого вещества водород находится в незначительных количествах в верхних слоях атмосферы.

О с н о в н ы е  м е т о д ы  п о л у ч е н и я    
и  о б л а с т и  п р и м е н е н и я

*Лабораторные методы получения водорода:*

взаимодействие металлов, стоящих в ряду напряжения до водорода, с растворами кислот-неокислителей:

Zn + 2HCl = ZnCl2 + H2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif;

взаимодействие амфотерных металлов и кремния с растворами щелочей:

2Al + 2NaOH + 6H2O = 2Na[Al(OH)4] + 3H2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif,

Si + 2NaOH + H2O = Na2SiO3 + 2H2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif;

взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой:

2Na + 2H2O = 2NaOH + H2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif,

Ca + 2H2O = Сa(OH)2+ H2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif;

взаимодействие гидридов активных металлов с водой:

NaH + H2O = NaOH + H2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif.

*В промышленности* водород получают, используя следующие методы:

электролиз разбавленных растворов щелочей, серной кислоты, хлоридов щелочных металлов:

2H2O http://him.1september.ru/2009/01/electroliz.jpg 2H2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif + O2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif,

2NaCl + 2H2O http://him.1september.ru/2009/01/electroliz.jpg H2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif + Cl2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif + 2NaOH;

восстановление водяного пара металлами (магний, цинк, железо):

http://him.1september.ru/2009/01/31-1.jpg

восстановление водяного пара раскаленным коксом:

http://him.1september.ru/2009/01/31-2.jpg

конверсия метана:

http://him.1september.ru/2009/01/31-3.jpg

крекинг углеводородов:

http://him.1september.ru/2009/01/31-4.jpg

*Области применения водорода:*

• в химической отрасли промышленности – сырье для производства аммиака, хлороводорода, метанола;

• в пищевой отрасли промышленности для гидрогенизации растительных масел при производстве маргарина;

• в металлургии для восстановления металлов из их оксидов;

• для заполнения аэростатов, воздушных шаров, зондов;

• использование «водородной горелки» для сварки и резки металлов;

• жидкий водород – один из наиболее эффективных видов ракетного топлива;

• большую актуальность в настоящее время имеет вопрос о применении водорода как экологически чистого топлива.

К важнейшим соединениям водорода относятся вода и пероксид водорода.

П е р о к с и д  в о д о р о д а – тяжелая, взрывоопасная жидкость голубоватого цвета. В лабораторной практике и в быту обычно используют 30%-й раствор пероксида водорода (пергидроль) или его 3%-й раствор (перекись). Получают пероксид водорода при взаимодействии пероксидов активных металлов с сильными кислотами:

BaO2 + H2SO4 = BaSO4http://him.1september.ru/2009/01/svniz.gif + H2O2.

Раствор пероксида водорода имеет кислую реакцию среды, т.е. пероксид водорода можно рассматривать как слабую двухосновную кислоту H–O–O–H:

http://him.1september.ru/2009/01/31-5.jpg

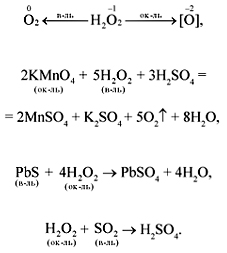
Взаимодействует с основаниями (реакция протекает без изменения пероксидной группировки):

H2O2 + Ba(OH)2 = BaO2 + 2H2O.

Разлагается на свету и под действием катализаторов (катализатор – диоксид марганца или ферменты крови):

http://him.1september.ru/2009/01/31-6.jpg

В реакциях пероксид водорода проявляет окислительно-восстановительную двойственность за счет иона кислорода (О–):



Пероксид водорода применяется в основном для получения антисептических средств, а также для реставрации живописи на основе свинцовых белил. Практическое применение нашли пероксиды щелочных металлов – их используют для получения кислорода на космических кораблях и подводных лодках.

***Тест по теме «Водород. Пероксид водорода»***

**1.** Какая связь в молекуле водорода?

а) водородная; б) ковалентная;

в) неполярная; г) полярная.

**2.** Молекулярный водород легче метана в:

а) 8 раз; б) 3 раза;

в) 32 раза; г) тяжелее метана.

**3.** Земная кора и гидросфера содержат около 48% кислорода и 1% водорода. Сколько атомов кислорода приходится на один атом водорода?

а) 48; б) 6,02•1023; в) 6; г) 3.

**4.** Смесь равных объемов двух газов имеет плотность по воздуху, в 10 раз меньшую такой же величины для этана. В смеси находятся:

а) водород; б) гелий;

в) кислород; г) этан.

**5.**Число атомов в молекуле пероксида водорода равно:

а) 2; б) 1; в) 4; г) 6,02•1023.

**6.** Степень окисления кислорода в молекуле пероксида водорода равна:

а) –1; б) –2; в) 0; г) +1.

**7.** 30%-й раствор пероксида водорода в воде называется:

а) перекись; б) нашатырный спирт;

в) пергидроль; г) формалин.

**8.**При взаимодействии хлорида золота(III) c пероксидом водорода в щелочной среде образовалось 5,863 г золота. Определите, какой газ при этом выделился, и рассчитайте его объем.

а) Хлор; б) 22,4 л; в) кислород; г) 1 л.

**9.** Коэффициент перед восстановителем в реакции задания 8 равен:

а) 3; б) 2; в) 1; г) 6.

**10.** Исключите лишнее название:

а) протий; б) дейтерий;

в) протон; г) тритий.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| б, в | а | г | а, б | в | а | в | в, г | а | в |

***Качественные задачи на разделение смесей***

**1.** В четырех пробирках находятся водные растворы сульфида, сульфита, сульфата и силиката натрия. Используя один реактив, распознайте содержимое каждой пробирки. Напишите уравнения реакций, укажите их признаки.

*Решение*

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Раствор  Реактив | Na2S | Na2SO3 | Na2SO4 | Na2SiO3 |
| HCl | H2Shttp://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif | SO2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif | – | H2SiO3http://him.1september.ru/2009/01/svniz.gif |

**2.**В четырех пробирках находятся водные растворы следующих веществ: технической соды, растворимого стекла, каустической соды, серной кислоты. Приведите наиболее рациональный способ определения содержимого каждой пробирки. Напишите уравнения соответствующих реакций.

К пробам растворов из каждой пробирки добавим индикатор для определения раствора H2SO4(pH < 7). В трех других пробирках индикатор покажет щелочную среду: pH > 7.

К пробам оставшихся трех растворов добавим раствор HCl. Определим:

Na2CO3+ 2HCl = 2NaCl + H2O + CO2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif,

Na2SiO3+ 2HCl = 2NaCl + H2SiO3http://him.1september.ru/2009/01/svniz.gif.

В пробирке с раствором NaOH при добавлении HCl произойдет экзотермическая реакция нейтрализации (пробирка нагреется).

**3.** Как можно установить в сульфате бария примесь: хлорида бария, карбоната бария, сульфида бария?

Напишите уравнения соответствующих реакций.

*Ответ*. Добавить AgNO3, HCl, HCl соответственно.

**4.** Кислород, получаемый в промышленности ректификацией жидкого воздуха, часто бывает загрязнен примесями. Опишите метод ректификации и предложите химический способ очистки кислорода от примеси углекислого газа.

*Ответ*. Добавить Ca(OH)2.

**5.** Не используя другие реактивы, распознайте растворы следующих веществ: хлорида кальция, хлорида меди(II), гидроксида натрия, хлорида цинка, соляной кислоты, карбоната натрия. Составьте план проведения анализа и напишите уравнения реакций.

**6.** В шести пронумерованных пробирках находятся водные растворы веществ: сульфата железа(II), нитрата свинца, нитрата марганца(II), пероксида водорода, серной кислоты, гидроксида натрия. Определите содержимое каждой пробирки, не используя дополнительных реактивов. Напишите уравнения соответствующих реакций.

*Решение*

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Раствор | CaCl2 | CuCl2 | NaOH | ZnCl2 | HCl | Na2CO3 |
| CaCl2 | – | – | – | – | – | CaCO3http://him.1september.ru/2009/01/svniz.gif |
| CuCl2 | – | – | Cu(OH)2http://him.1september.ru/2009/01/svniz.gif | – | – | CuCO3http://him.1september.ru/2009/01/svniz.gif |
| NaOH | – | Cu(OH)2http://him.1september.ru/2009/01/svniz.gif | – | Zn(OH)2http://him.1september.ru/2009/01/svniz.gif | – | – |
| ZnCl2 | – | – | Zn(OH)2http://him.1september.ru/2009/01/svniz.gif | – | – | ZnCO3http://him.1september.ru/2009/01/svniz.gif |
| HCl | – | – | ; | – | – | – | CO2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif |
| Na2CO3 | CaCO3http://him.1september.ru/2009/01/svniz.gif | CuCO3http://him.1september.ru/2009/01/svniz.gif | – | ZnCO3http://him.1september.ru/2009/01/svniz.gif | CO2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif | – |  |

П л а н а  а н а л и з а

1) Сливая попарно пробы, определяем раствор H2O2 (нет реакций).

2) С раствором Mn(NO3)2 – одна реакция с NaOH.

3) Добавляя раствор NaOH в оставшиеся пробирки, определяем растворы FeSO4 и Pb(NO3)2.

4) Оставшийся раствор – Н2SO4 – проверяем с помощью раствора Pb(NO3)2.

**7.** Используя только индикатор, определите водные растворы следующих солей: нитрата натрия, силиката натрия, хлорида аммония. Объясните свой выбор, напишите уравнения реакций.

*Ответ*.

NaNO3 + HOH http://him.1september.ru/2009/01/nerav.gif (pH http://him.1september.ru/2009/01/rav.gif 7),

Na2SiO3+ 2HOH = 2NaOH + H2SiO3http://him.1september.ru/2009/01/svniz.gif (pH > 7),

NH4Cl+ HOH = NH4OH + HCl (pH < 7).

**8.** Имеется смесь кремния, графита и серы. Предложите наиболее рациональный способ выделения из этой смеси кремния.

*Решение*

Кремний можно выделить в одну стадию, добавив к смеси концентрированную серную кислоту:

Si + Н2SO4 (конц.) реакция не идет,

С + 2Н2SO4 (конц.) http://him.1september.ru/2009/01/t11.jpg CO2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif + 2SO2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif + 2H2O,

S + 2Н2SO4 (конц.) = 3SO2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif + 2H2O.

**9.**Предложите ход экспериментальных действий, позволяющих подтвердить качественный состав карбоната аммония и выделить каждый элемент в виде простого вещества.

*Решение*

Качественная реакция на http://him.1september.ru/2009/01/co23.gif:

(NH4)2CO3 + 2HCl = 2NH4Cl + H2O + CO2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif,

CO2+ 2Mg http://him.1september.ru/2009/01/t-1.gif C + 2MgO.

Качественная реакция на http://him.1september.ru/2009/01/nh4.gif:

(NH4)2CO3 + Ca(OH)2 2NH3http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif + CaCO3http://him.1september.ru/2009/01/svniz.gif + 2H2O,

4NH3+ 3O2 http://him.1september.ru/2009/01/t-1.gif 2N2 + 6H2O,

2H2O http://him.1september.ru/2009/01/electroliz.jpg 2H2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif + O2http://him.1september.ru/2009/01/sverh.gif.

\* Знак +/– означает, что данная реакция протекает не со всеми реагентами или в специфических условиях.

**ЗАНЯТИЕ 28**

**10-й класс**(первый год обучения)

***Водород. Пероксид водорода***

П л а н

1. Положение кислорода в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Происхождение названия.

3. Аллотропия кислорода.

4. Кислород (дикислород): физические и химические свойства, получение, значение.

5. Озон (трикислород): физические и химические свойства, нахождение в природе, получение и значение.

6. Вода: строение молекулы, физические и химические свойства, аномалии воды.

Кислород находится в главной подгруппе VI группы периодической системы. Он относится к халькогенам («образующие руды»). Электронная формула атома кислорода 1*s*22*s*2*p*4, это *р*-элемент. Кислород является наиболее электроотрицательным элементом после фтора и проявляет высокую окислительную способность. Кислород проявляет постоянную валентность, равную двум (на втором энергетическом уровне отсутствует *d*-подуровень, поэтому невозможен переход атома кислорода в возбужденное состояние). Устойчивая степень окисления кислорода в соединениях –2, редко возможны степени окисления +2 (оксид фтора) и –1 (пероксиды), например:

http://him.1september.ru/2009/03/15-2.jpg

Природный кислород cостоит из трех изотопов: 16О (основная часть), 17О и 18О (незначительные примеси). Кислород проявляет типичные неметаллические свойства, образует соединения со всеми элементами, кроме гелия, неона и аргона.

Название кислороду дал А.Лавуазье, изучавший его свойства. Поскольку кислород входит в состав кислот, он назвал его *oxygene*, т.е. «образующий кислоты» (от греч. *oxys* – кислый, *gennao* – рождаю). Отсюда и русское «кислород», хотя это название не совсем точно отражает действительность, поскольку известны бескислородные кислоты.

Кислород образует две аллотропные модификации: дикислород (кислород О2) и трикислород (озон О3).

К и с л о р о д

Простое вещество кислород является устойчивой аллотропной модификацией этого элемента. Это газ без цвета, вкуса и запаха. Тяжелее воздуха, в воде мало растворим. Связь в молекуле ковалентная, неполярная, двухцентровая. Жидкий кислород голубого цвета, твердый – синего. Кислород обладает магнитными свойствами – жидкий кислород притягивается магнитом. Газообразный кислород поддерживает горение и дыхание. Простейшая качественная реакция – вспыхивание тлеющей лучинки в атмосфере кислорода. Он является составной частью воздуха (20,9 % по объему или 23,2 % по массе). Убыль кислорода в атмосфере в результате процессов горения, гниения и дыхания компенсируется за счет фотосинтеза. При вдыхании воздуха в легкие человека и животных кислород связывается с гемоглобином крови и переносится в клетки. Там происходит окисление органических веществ кислородом; этот процесс обеспечивает организм жизненной энергией. Кислород как химический элемент входит в состав различных природных соединений (вода, минеральные соли).

Кислород образует соединения со всеми химическими элементами, кроме легких инертных газов. Практически со всеми простыми веществами (кроме фтора, хлора, золота и платиновых металлов) кислород реагирует непосредственно. Реакции кислорода с галогенами возможны, но требуют особых условий (электрический разряд, очень высокие температуры) и проходят с низким выходом. Реакционная способность кислорода резко возрастает при повышении температуры. Во всех реакциях кислород играет роль окислителя.

H2 (+):

2H2+ O2 http://him.1september.ru/2009/03/t-1.gif 2H2O.

O2 (+):

http://him.1september.ru/2009/03/16-1.jpg

Металлы (+/–)\*:

4Li + O2 = 2Li2O,

2Na + O2 = Na2O2,

2Cu + O2 http://him.1september.ru/2009/03/t-1.gif 2CuO,

Au, Pt не взаимодействуют.

Неметаллы (+/–):

S + O2 http://him.1september.ru/2009/03/t-1.gif SO2,

http://him.1september.ru/2009/03/16-2.jpg

с галогенами напрямую не взаимодействует.

Н2О (–).

Основные оксиды (+/–):

4FeO + O2http://him.1september.ru/2009/03/t-1.gif 2Fe2O3,

2Na2O + O2 http://him.1september.ru/2009/03/t-1.gif 2Na2O2,

CuO + O2http://him.1september.ru/2009/03/nerav.gif реакция не идет.

Кислотные оксиды (+/–):

2SO2 + O2http://him.1september.ru/2009/03/t-1.gif 2SO3,

SO3 + O2http://him.1september.ru/2009/03/nerav.gif реакция не идет.

Основания (–).

Кислоты (–).

Соли (+/–):

4FeS2 + 11O2 http://him.1september.ru/2009/03/t-1.gif 2Fe2O3 + 8SO2,

NaNO3 + O2http://him.1september.ru/2009/03/nerav.gif реакция не идет.

*Основные способы****получения****кислорода.*

• Ректификация воздуха (фракционная перегонка) – метод основан на разнице температур кипения азота и кислорода. При нагревании жидкого воздуха первым переходит в газообразное состояние азот (*t*кип. = –196 °С); оставшаяся жидкость представляет собой в основном кислород (*t*кип. = –183 °С).

• Электролиз водных растворов щелочей или кислородсодержащих солей:

2H2O http://him.1september.ru/2009/03/electroliz.jpg 2H2http://him.1september.ru/2009/03/sverh.gif + O2http://him.1september.ru/2009/03/sverh.gif,

2CuSO4 + 2H2O http://him.1september.ru/2009/03/electroliz.jpg 2Cu + O2http://him.1september.ru/2009/03/sverh.gif + 2H2SO4.

• Разложение пероксидов щелочных металлов(используется для регенерации воздуха в замкнутых помещениях):

2K2O2 + 2CO2 = 2K2CO3 + O2http://him.1september.ru/2009/03/sverh.gif.

• Термическое разложение кислородсодержащих веществ:

2KMnO4 http://him.1september.ru/2009/03/t-1.gif K2MnO4 + MnO2 + O2http://him.1september.ru/2009/03/sverh.gif,

2NaNO3 http://him.1september.ru/2009/03/t-1.gif 2NaNO2 + O2http://him.1september.ru/2009/03/sverh.gif,

2HgO http://him.1september.ru/2009/03/t-1.gif 2Hg + O2http://him.1september.ru/2009/03/sverh.gif,

2KClO3 http://him.1september.ru/2009/03/t-1.gif 2KCl + 3O2http://him.1september.ru/2009/03/sverh.gif,

2H2O2 http://him.1september.ru/2009/03/16-3.jpg 2H2O + O2http://him.1september.ru/2009/03/sverh.gif,

2BaO2 http://him.1september.ru/2009/03/t-1.gif 2BaO + O2http://him.1september.ru/2009/03/sverh.gif.

О з о н

Вторая аллотропная модификация кислорода – озон (О3). Это неустойчивая аллотропная форма. При нормальных условиях (н.у.) озон – светло-синий газ с характерным запахом «послегрозовой свежести», тяжелее воздуха, токсичен. Жидкий озон имеет фиолетовый цвет, твердый – черную окраску. Молекула озона полярна (единственный пример полярной молекулы простого вещества), имеет строение незавершенного треугольника:

http://him.1september.ru/2009/03/17-1.jpg

Озон малорастворим в воде, но его растворимость значительно выше, чем растворимость в воде кислорода. Он существует в верхних слоях атмосферы, образуя «озоновый слой», защищающий планету от губительных УФ-лучей. Разлагается под действием УФ-излучения, катализаторов и оксидов азота. Устойчив в смеси с кислородом (озонированный кислород). Отделить озон от кислорода можно сильным охлаждением их смеси (озон сжижается раньше). Озон является сильным окислителем, занимая промежуточное положение между атомарным и молекулярным кислородом. Из трех атомов кислорода в озоне роль окислителя выполняет чаще всего только один, поэтому одним из продуктов реакции обычно является молекулярный кислород, например:

PbS + 2O3 = PbSO4 + O2,

NH3 + 3O3 = HNO2 + 3O2 + H2O,

2Ag + O3 = Ag2O + О2,

2KI + O3 + H2O = I2 + 2KOH + O2  
(качественная реакция),

K + O3 = KO3,

2NO + O3 = N2O5.

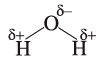
В природных условиях озон образуется при грозовых разрядах в атмосфере, а также вырабатывается смолой хвойных деревьев. В лабораторных условиях озон **получают** с помощью специальных приборов – озонаторов.

Применяется для дезинфекции питьевой воды, для отбеливания тканей, а также как реагент в химическом синтезе.

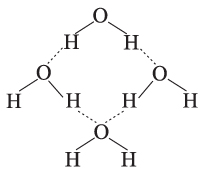
В о д а

Вода, или оксид водорода (H2O), – важнейший из природных оксидов, самое распространенное на Земле вещество, единственное, встречающееся в природе сразу в трех агрегатных состояниях. Вода – основа жизни, и ее роль для жизнедеятельности живых организмов трудно переоценить. Чистой воды в природе не существует, ее получают перегонкой, и такая вода, очищенная от примесей, называется дистиллированной.

По своему строению молекула воды представляет собой диполь, где на атоме кислорода сконцентрирован частичный отрицательный заряд, а на атомах водорода – частичный положительный:



Различными физико-химическими методами исследований установлено наличие между молекулами воды особого типа связей – водородных. Этот факт объясняет многие аномалии воды (плотность льда меньше, чем плотность воды в жидком состоянии; слишком высокие для веществ с подобной молярной массой температуры плавления и кипения).



Плотность воды при 4 °С принимается равной 1 г/мл, поэтому для воды объем (в мл) равен массе (в г).

В химическом отношении вода является очень реакционноспособным веществом:

H2 (–).

O2 (–).

Металлы (+/–):

2Na + 2H2O = 2NaOH + H2http://him.1september.ru/2009/03/sverh.gif,

Ca + 2H2O = Сa(OH)2 + H2http://him.1september.ru/2009/03/sverh.gif,

Cu + H2Ohttp://him.1september.ru/2009/03/nerav.gif реакция не идет.

Неметаллы (+/–):

C + H2O (пар) http://him.1september.ru/2009/03/strlki.gif СО + Н2,

Cl2 + H2O http://him.1september.ru/2009/03/strlki.gif HCl + НClO,

S + H2Ohttp://him.1september.ru/2009/03/nerav.gif реакция не идет,

N2 + H2Ohttp://him.1september.ru/2009/03/nerav.gif реакция не идет.

Н2О (–).

Основные оксиды (+/–):

Na2O + H2O = 2NaOH,

CuO + H2Ohttp://him.1september.ru/2009/03/nerav.gif реакция не идет.

Кислотные оксиды (+/–):

SO3 + H2O = H2SO4,

CO2 + H2O http://him.1september.ru/2009/03/strlki.gif H2CO3,

SiO2 + H2Ohttp://him.1september.ru/2009/03/nerav.gif реакция не идет.

Основания (–).

Кислоты (–).

Соли (+/–):

Na2CO3 + 2HOH http://him.1september.ru/2009/03/18-2.jpg 2NaOH + H2O + СO2http://him.1september.ru/2009/03/sverh.gif,

CuCl2 + 2HOH http://him.1september.ru/2009/03/18-2.jpg Cu(OH)2http://him.1september.ru/2009/03/svniz.gif + 2HCl,

Al2S3 + 6HOH http://him.1september.ru/2009/03/18-2.jpg 2Al(OH)3http://him.1september.ru/2009/03/svniz.gif + 3H2Shttp://him.1september.ru/2009/03/sverh.gif,

NaCl + HOHhttp://him.1september.ru/2009/03/nerav.gif не гидролизуется.

Вода является слабым электролитом, не проявляет выраженных кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств, но обладает уникальной способностью вызывать распад веществ на ионы – диссоциацию.

***Тест по теме «Кислород. Озон. Вода»***

**1.** Какое из перечисленных соединений позволяет получить больший объем кислорода при прокаливании равных количеств каждого из них?

а) Бертолетова соль;

б) марганцовка;

в) калийная селитра;

г) выделяются равные объемы кислорода.

**2.** С какими металлами кислород непосредственно не взаимодействует?

а) Золото; б) серебро;

в) платина; г) медь.

**3.** Качественным реагентом для обнаружения озона является:

а) нитрат калия; б) йодид калия;

в) хлорид калия; г) гидрид калия.

**4.** Ион кислорода О2– содержит следующее число протонов и электронов:

а) 8*р*, 8*е*; б) 6*р*, 8*е*;

в) 8*р*, 10*е*; г) 10*р*, 8*е*.

**5.** В молекуле воды атомы связаны связью:

а) ковалентной неполярной;

б) ковалентной полярной;

в) ионной;

г) водородной.

**6.** Рассчитайте объем кислорода и объем воздуха (в л), необходимые для сжигания 100 л природного газа, содержащего 80% метана. Содержание О2 в воздухе считать равным 21%.

а) 160; б) 762; в) 200; г) 100.

**7.** Выберите свойства, характеризующие озон.

а) Бесцветный; б) токсичный;

в) хороший окислитель; г) не имеет запаха.

**8.** Выберите свойства, характеризующие молекулярный кислород.

а) Бесцветный; б) токсичный;

в) хороший окислитель; г) не имеет запаха.

**9.** Кислород можно получить электролизом:

а) раствора едкого натра;

б) раствора серной кислоты;

в) раствора хлорида натрия;

г) раствора сульфата натрия.

**10.** Число неспаренных электронов на внешнем уровне атома кислорода равно:

а) 6; б) 4; в) 0; г) 2.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| а | а, в | б | в | б | а, б | б, в | а, в, г | а, б, г | г |

***Задачи и упражнения на водород, кислород и их соединения***

Ц е п о ч к и  п р е в р а щ е н и й

**1.** Водород —> гидрид натрия —> водород —> сероводород —> вода —> фосфин —> водород.

**2.** Перманганат калия —> кислород —> вода —> кислород —> озон —> гидроксид калия —> карбонат калия —> гидрокарбонат калия —> углекислый газ.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь А |

**1.** При взрыве смеси хлора с водородом образовался хлороводород, занимающий при нормальных условиях (н.у.) объем 0,08 м3. Найдите объемы газов, вступивших в реакцию.

*Ответ*. По 0,04 м3.

**2.** Плотность смеси хлора с водородом при давлении 0,2 атм и температуре 27 °С равна 0,0894 г/л. Хлороводород, полученный при взрыве 100 л (н.у.) такой смеси, растворили в 500 г 10%-го раствора соляной кислоты. Найдите массовую долю кислоты в полученном растворе.

*Ответ*. 17%.

**3.** Найдите массовые доли газов в смеси кислорода и озона, если объемные доли компонентов смеси равны между собой. Какова относительная плотность такой смеси по воздуху?

*Ответ*. 40% и 60%; 1,38.

**4.** Воздух, находящийся в сосуде под давлением 100 кПа и температуре 27 °С, содержит 5,11 л кислорода, 19,57 л азота, 1,25 л углекислого газа и 1,25 л аргона. Определите, сколько атомов кислорода содержится в сосуде.

*Ответ*. 3,07•1023.

**5.** Плотность смеси озона и кислорода по гелию равна 10. Рассчитайте объемные доли газов в этой смеси.

*Ответ*. По 50%.

**6.** Одно из кислородных соединений водорода содержит 94,12% кислорода. Установите формулу соединения.

*Ответ*. Пероксид водорода H2O2.

**7.** При полном разложении нитрата щелочного металла масса выделившегося кислорода составила 8,2% от исходной массы нитрата. Установите формулу нитрата.

*Ответ*. Нитрат цезия CsNO3.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь Б |

**1.** Плотность смеси хлора с водородом (н.у.) равна 0,25 г/л. Хлороводород, полученный при взрыве 10 г такой смеси, пропустили через 10%-й раствор соляной кислоты и получили ее 20%-й раствор. Найдите массу полученного раствора.

*Ответ*. 61,1 г.

**2.** После нагревания 22,12 г перманганата калия образовалось 21,16 г твердой смеси. Какой максимальный объем хлора можно получить при действии на образовавшуюся смесь 36,5%-м раствором соляной кислоты (плотность 1,18 г/мл)? Какой объем раствора кислоты при этом израсходуется?

*Ответ*. 6,496 л Cl2; 84,75 мл HCl.

**3.** В процессе синтеза триоксида серы из сернистого газа и кислорода в замкнутом сосуде давление в реакционной смеси упало на 20% (при постоянной температуре). Определите состав образовавшейся газовой смеси (в % по объему), если в исходной смеси содержалось 50% диоксида серы по объему.

*Решение*

Уравнение реакции:

2SO2 + O2 http://him.1september.ru/2009/03/strlki.gif 2SO3.

Пусть в исходной смеси было 1 моль SO2 (50%) и 1 моль O2 (50%).

Пусть прореагировало *х* моль O2, тогда по уравнению реакции http://him.1september.ru/2009/03/nu.gif(SO2) = 2 *х* моль, http://him.1september.ru/2009/03/nu.gif(SO3) = 2 *х* моль.

По условию давление в смеси уменьшилось на 20%, следовательно, суммарное количество вещества образовавшейся смеси также уменьшилось на 20%.

Тогда

http://him.1september.ru/2009/03/nu.gif(обр. смеси) = http://him.1september.ru/2009/03/nu.gif(исх. смеси) – (http://him.1september.ru/2009/03/nu.gif(исх. смеси)•0,2) = 2 – 0,4 = 1,6 моль.

Полученная смесь состоит из образовавшегося SO3, остатка SO2и остатка O2:

1,6 = 2*x* + (1 – 2*х*) + (1 – *х*),

*х* = 0,4 моль.

Тогда в образовавшейся смеси:

http://him.1september.ru/2009/03/nu.gif(SO3) = 2*x* = 0,8 моль,

http://him.1september.ru/2009/03/j.gif(SO3) = 0,8/1,6 = 0,5, или 50%;

http://him.1september.ru/2009/03/nu.gif(SO2) = 1 – 2*x* = 0,2 моль,

http://him.1september.ru/2009/03/j.gif(SO2) = 0,2/1,6 = 0,125, или 12,5%;

http://him.1september.ru/2009/03/nu.gif(O2) = 1 – *x* = 0,6 моль,

http://him.1september.ru/2009/03/j.gif(O2) = 0,6/1,6 = 0,375, или 37,5%.

*Ответ*. 50% SO3; 12,5% SO2; 37,5% О2.

**4.** Определите объем озонированного кислорода, массовая доля озона в котором составляет 5%, необходимого для сжигания 1,68 л бутена (н.у.).

*Ответ*. 9,912 л.

**5.** 33,8 г пероксида бария обработали раствором серной кислоты, осадок отфильтровали и фильтрат (его оказалось 20 г) оставили на свету. Через некоторое время к 10 г фильтрата добавили раствор йодида калия, в результате выделилось 2,54 г йода. Определите, как изменилась концентрация вещества в фильтрате.

*Ответ*. Уменьшилась в 10 раз.

К а ч е с т в е н н ы е  з а д а ч и

**1.** Бесцветный газ А с резким запахом хорошо растворяется в воде. При взаимодействии водного раствора этого газа с цинком выделяется горючий газ В, который при пропускании над твердым веществом С черного цвета превращает его в простое вещество красного цвета. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – HCl; B – H2; С – CuO.

**2.** Твердое кристаллическое соединение, состоящее из одновалентного металла и одновалентного неметалла, энергично реагирует с водой и водными растворами кислот с выделением водорода. При взаимодействии с водой 2,4 г этого вещества выделился водород объемом 2630 мл (измерено при 37 °С и 98 кПа), а раствор приобрел щелочную реакцию. Определите состав вещества и напишите уравнения его реакций с водой, соляной кислотой и хлором.

*Ответ*. NaH.

**3.** Для качественного обнаружения озона газ пропускают через водный раствор йодида калия. Запишите уравнение этой реакции.

*Ответ*. 6KI + 3H2O + O3 = 6KOH + 3I2.

**4.** Простое неустойчивое газообразное вещество А превращается в другое простое вещество В, в атмосфере последнего сгорает металл С. Продуктом этой реакции является оксид, в котором металл находится в двух степенях окисления. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – O3; В – O2; С – Fe; оксид – F3O4.

**5.** Кристаллическое вещество А темно-фиолетового цвета при нагревании разлагается с образованием простого газообразного вещества В, в атмосфере которого сгорает простое вещество С, образуя бесцветный газ без запаха, входящий в небольших количествах в состав воздуха. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – KMnO4; В – O2; С – С.

\* Знак +/– означает, что данная реакция протекает не со всеми реагентами или в специфических условиях.

**ЗАНЯТИЕ 29**

**10-й класс**(первый год обучения)

***Галогены и их важнейшие соединения***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Происхождение названий.

3. Физические свойства.

4. Химические свойства (на примере хлора).

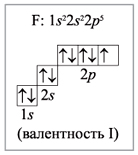
5. Нахождение в природе.

6. Основные методы получения (на примере хлора).

7. Хлороводород и хлориды.

8. Kислородсодержащие кислоты хлора и их соли.

Галогены («солероды») расположены в VIIа подгруппе периодической системы. K ним относятся фтор, хлор, бром, йод и астат. Все галогены относятся к *р*-элементам, имеют конфигурацию внешнего энергетического уровня *ns*2*p*5. Поскольку на внешнем уровне атомов галогенов находится 1 неспаренный *р*-электрон, характерная валентность равна I. Kроме фтора, у атомов всех галогенов в возбужденном состоянии может увеличиваться число неспаренных электронов, поэтому возможны валентности III, V и VII.



Cl: 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*53*d*0(валентность I),

Cl\*: 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*43*d*1(валентность III),

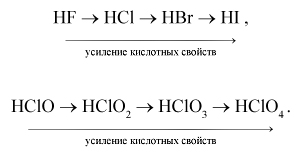
Cl\*\*: 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*33*d*2(валентность V),

Cl\*\*\*: 1*s*22*s*22*p*63*s*13*p*33*d*3(валентность VII).

Галогены являются типичными неметаллами, проявляют окислительные свойства. Степень окисления галогенов в соединениях с металлами и водородом –1; во всех кислородсодержащих соединениях галогены (кроме фтора) проявляют степени окисления +1, +3, +5, +7, например:

http://him.1september.ru/2009/10/25-2.jpg

Вниз по подгруппе изменяется агрегатное состояние галогенов, уменьшается растворимость в воде, увеличивается радиус атома, уменьшаются электроотрицательность, неметаллические свойства и окислительная способность (фтор – самый сильный окислитель). Для соединений галогенов: от Cl– к I–увеличивается восстановительная способность галогенид-ионов. В ряду бескислородных и кислородсодержащих кислот происходит усиление кислотных свойств:



Название фтора произошло от греческого слова http://him.1september.ru/2009/10/ph-1.jpg – разрушающий, поскольку плавиковая кислота, из которой пытались получить фтор, разъедает стекло. Хлор получил свое название благодаря окраске от греческого слова http://him.1september.ru/2009/10/cl.jpg – желто-зеленый – цвет увядающей листвы. Бром назван по запаху жидкого брома от греческого слова http://him.1september.ru/2009/10/br-1.jpg – зловонный. Название йода произошло от греческого слова http://him.1september.ru/2009/10/i-1.jpg – фиолетовый – по цвету парообразного йода. Радиоактивный астат назван от греческого слова http://him.1september.ru/2009/10/as-1.jpg – неустойчивый.

По  ф и з и ч е с к и м  с в о й с т в а м   фтор – трудносжижаемый газ светло-зеленого цвета, хлор – легко сжижающийся газ желто-зеленого цвета, бром – тяжелая жидкость красно-бурого цвета, йод – твердое кристаллическое вещество темно-фиолетового цвета с металлическим блеском, легко подвергается возгонке (сублимации). Все галогены, кроме йода, обладают резким удушливым запахом, токсичны.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

Все галогены проявляют высокую химическую активность, которая уменьшается при переходе от фтора к йоду. Химические свойства галогенов рассмотрим на примере хлора:

Н2 (+):

http://him.1september.ru/2009/10/25-4.jpg

(F2 – со взрывом; Br2, I2 – на свету и при повышенной температуре.)

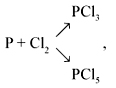
О2 (–).

Металлы (+):

2Na + Cl2 = 2NaCl;

2Fe + 3Cl2http://him.1september.ru/2009/10/t-1.gif 2FeCl3.

Неметаллы (+/–):\*



N2 + Cl2 http://him.1september.ru/2009/10/nerav.gif реакция не идет.

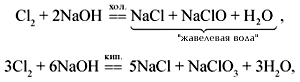
Н2О (+):

http://him.1september.ru/2009/10/25-5.jpg

Основные оксиды (–).

Kислотные оксиды (–).

Основания (+/–):



Kислоты (+/–):

2HBr + Cl2 = 2HCl + Br2,

HCl + Br2 http://him.1september.ru/2009/10/nerav.gif реакция не идет.

Соли (+/–):

2KBr + Cl2 = 2KCl + Br2,

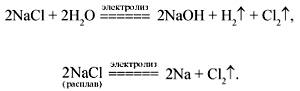
KCl + Br2 http://him.1september.ru/2009/10/nerav.gif реакция не идет.

В  п р и р о д е в свободном виде галогены не встречаются из-за высокой химической активности. Среди наиболее распространенных соединений хлора можно выделить каменную или поваренную соль (NaCl), сильвинит (KCl•NaCl), карналлит (KCl•MgCl2). Большое количество хлоридов содержится в морской воде. Хлор входит в состав хлорофилла. Природный хлор состоит из двух изотопов 35Cl и37Cl. Подчеркнем, что в случае хлора число нейтронов в атоме возможно рассчитать только для каждого изотопа в отдельности:

35Cl, *p* = 17, *e* = 17, *n* = 35 – 17 = 18;

37Cl, *p* = 17,*e* = 17, *n* = 37 – 17 = 20.

В  п р о м ы ш л е н н о с т и  хлор получают электролизом водного раствора или расплава хлорида:



Л а б о р а т о р н ы е м е т о д ы получения (действие концентрированной соляной кислоты на различные окислители):

MnO2 + 4HCl (конц.) = MnCl2 + Cl2http://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif + 2H2O,

2KMnO4 + 16HCl (конц.) = 2MnCl2http://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif + 5Cl2 + 2KCl + 8H2O,

KClO3 + 6HCl (конц.) = KCl + 3Cl2http://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif + 3H2O,

K2Cr2O7 + 14HCl (конц.) = 2CrCl3 + 3Cl2http://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif + 2KCl + 7H2O,

Ca(ClO)2 + 4HCl (конц.) = CaCl2 + 2Cl2http://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif + 2H2O.

Х л о р о в о д о р о д  и  х л о р и д ы

*Хлороводород* (HCl) – бесцветный газ с резким запахом, тяжелее воздуха, хорошо растворим в воде (в 1 объеме воды растворяется 450 объемов хлороводорода). Молекула образована по типу ковалентной полярной связи. Водный раствор хлороводорода называется соляной кислотой. Kонцентрированная соляная кислота «дымит» на воздухе, максимальная концентрация хлороводорода в растворе составляет 35–36 %. Это сильная кислота, проявляющая все характерные свойства кислот:

HCl http://him.1september.ru/2009/10/strlki.gif H+ + Cl–,

2HCl + Zn = ZnCl2 + H2http://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif,

HCl + Cu http://him.1september.ru/2009/10/nerav.gif реакция не идет,

2HCl + CaO = CaCl2 + H2O,

HCl + NaOH = NaCl + H2O,

2HCl + Na2CO3 = 2NaCl + H2O + CO2http://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif.

Kачественной реакцией на соляную кислоту и ее соли (хлориды) является реакция с раствором нитрата серебра:

Ag+ + Cl– —> AgClhttp://him.1september.ru/2009/10/svniz.gif,

AgNO3 + NaCl —> AgClhttp://him.1september.ru/2009/10/svniz.gif + NaNO3.

Хлороводород можно получить:

• прямым синтезом из водорода и хлора (синтетический способ):

http://him.1september.ru/2009/10/27-2.jpg

• действием концентрированной серной кислоты на твердые хлориды – сульфатный способ (аналогично можно получить HF, но нельзя получить HBr и HI):

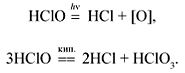
NaCl (тв.) + H2SO4 (конц.) = HClhttp://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif + NaHSO4.

С ростом степени окисления хлора сила кислот резко возрастает. Так, хлорноватистая кислота очень слабая (слабее угольной), а хлорная кислота – самая сильная из всех известных кислот.

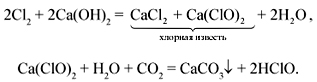
K и с л о р о д с о д е р ж а щ и е  к и с л о т ы  х л о р а и  и х  с о л и

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Kислотные оксиды | Cl2O | Cl2O3 | Cl2O5 | Cl2O7 |
| Kислоты | HClO Хлорноватистая | HClO2  Хлористая | HClO3Хлорноватая | HClO4Хлорная |
| Графические формулы кислот | H–O–Cl | H–O–Cl=O | http://him.1september.ru/2009/10/27-6.jpg | http://him.1september.ru/2009/10/27-7.jpg |
| Названия и примеры солей | Гипохлорит натрия NaClO | Хлорит натрия NaClO2 | Хлорат натрия NaClO3 | Перхлорат натрия NaClO4 |

*Хлорноватистая кислота* (HClO) – слабая, очень неустойчивая.



Соли этой кислоты (гипохлориты) являются очень сильными окислителями. Наибольшее применение находит смешанная соль соляной и хлорноватистой кислот – хлорид-гипохлорит кальция (хлорная известь):



*Хлорноватая кислота*(HClO3) – существует только в разбавленных растворах. Сама кислота и ее соли (хлораты) являются сильными окислителями. Наиболее известной солью этой кислоты является хлорат калия (бертолетова соль).

5KClO3 + 6P = 3P2O5 + 5KCl,

KClO3 + 3MnO2 + 6KOH = KCl + 3K2MnO4 + 3H2O,

4KClO3 + 3K2S = 4KCl + 3K2SO4.

Многие соли кислородсодержащих кислот хлора термически неустойчивы, например:

2KClO3 http://him.1september.ru/2009/10/27-5.jpg 2KCl + 3O2,

4KClO3 http://him.1september.ru/2009/10/t-1.gif 3KClO4 + KCl (без катализатора),

3KClO http://him.1september.ru/2009/10/t-1.gif KClO3 + 2KCl,

KClO4 http://him.1september.ru/2009/10/t-1.gif KCl + 2O2http://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif.

***Тест по теме «Галогены и их важнейшие соединения»***

**1.** Газ имеет плотность 3,485 г/л при давлении 1,2 атм и температуре 25 °С. Установите формулу газа.

а) Фтор; б) хлор;

в) бромоводород;

г) хлороводород.

**2.** Явление перехода вещества из твердого состояния в газообразное, минуя жидкое, называется:

а) конденсация; б) сублимация;

в) возгонка; г) перегонка.

**3.** Природный хлор представляет собой смесь изотопов с массовыми числами 35 и 37. Рассчитайте изотопный состав хлора, приняв его относительную атомную массу за 35,5.

а) 75 % и 25 %;

б) 24,4 % и 75,8 %;

в) 50 % и 50 %;

г) недостаточно данных для решения задачи.

**4.** Хлор можно получить, проводя электролиз:

а) расплава хлорида калия;

б) раствора хлорида калия;

в) расплава хлорида меди;

г) раствора хлорида меди.

**5.**Раствор фтороводорода в воде называют:

а) жавелевой водой;

б) плавиковой кислотой;

в) белильной известью;

г) фтороводородной кислотой.

**6.** Оксид хлора(V) является ангидридом следующей кислоты:

а) хлорноватистой; б) хлорноватой;

в) хлористой; г) хлорной.

**7.** При прокаливании бертолетовой соли в присутствии диоксида марганца в качестве катализатора образуются:

а) хлорид калия и кислород;

б) перхлорат калия и хлорид калия;

в) перхлорат калия и озон;

г) гипохлорит калия и хлор.

**8.** K подкисленному раствору, содержащему 0,543 г некоторой соли, в состав которой входят литий, хлор и кислород, добавили раствор йодида натрия до прекращения выделения йода. Масса выделившегося йода составила 4,57 г. Название исходной соли:

а) гипохлорит лития; б) хлорит лития;

в) хлорат лития; г) перхлорат лития.

**9.** В молекулах галогенов химическая связь:

а) ковалентная полярная;

б) ковалентная неполярная;

в) ионная;

г) донорно-акцепторная.

**10.** Хлор, **в отличие от фтора**, при определенных условиях может реагировать с:

а) водой; б) водородом;

в) медью; г) гидроксидом натрия.

***Kлюч к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| б | б, в | а | а, б, в, г | б, г | б | а | в | б | г |

***Задачи и упражнения на галогены и их соединения***

Ц е п о ч к и  п р е в р а щ е н и й

**1.** Хлорид калия —> хлор —> хлороводород —> хлорид кальция —> хлороводород —> хлор —> хлорат калия.

**2.** Хлор —> бертолетова соль —> хлорид калия —> соляная кислота + диоксид марганца + вода —> хлор —> хлорид меди(II) —> хлор.

**3.** Хлорид калия —> хлор —> хлорат калия —> хлорид калия —> калий.

**4.** Хлорид калия —> хлор —> хлороводород —> хлор —> гипохлорит калия.

**5.** Хлорид натрия —> хлороводород —> хлор —> бертолетова соль —> хлорид калия —> гидроксид калия —> гипохлорит калия.

**6.** Хлорат калия —> А —> В—> С —> А —> нитрат калия (вещества А, В, С содержат хлор, первые три превращения – окислительно-восстановительные реакции).

**7.** Оксид кальция —> гидроксид кальция —> белильная известь —> хлорид кальция —> кальций.

**8.** Бромид натрия —> хлорид натрия —> хлор —> хлорная известь —> карбонат кальция —> гидрокарбонат кальция —> углекислый газ.

**9.** Йодид натрия —> йод —> йодид калия —> йодид серебра.

**10.** Гипохлорит калия —> хлорат калия —> перхлорат калия —> хлорид калия.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь А |

**1.** Сосуд с 200 г хлорной воды выдержали на прямом солнечном свету и собрали выделившийся газ, объем которого при н.у. составил 0,18 л. Определите состав хлорной воды (массовую долю хлора).

*Ответ.*0,57 %.

**2.** Газ, полученный прокаливанием 9,8 г бертолетовой соли, смешан с газом, полученным на аноде в результате полного электролиза расплава 22,2 г хлорида кальция. Полученную смесь газов пропустили через 400 г 2%-го горячего раствора гидроксида натрия. Определите состав полученного раствора.

*Ответ*. 2,38 % NaCl; 0,84 % NaClO3.

**3.** Рассчитать массу соли и объем газа (н.у.), образовавшихся при разложении 17 г соли, окрашивающей пламя горелки в желтый цвет и содержащей 27,06 % металла, 16,47 % азота и 56,47 % кислорода. Kакая масса бертолетовой соли потребуется для получения такого же количества газа?

*Ответ*. 13,8 г NaNO2; 2,24 л O2; 8,13 г KClO3.

**4.** Kакой объем хлора (н.у.) можно получить из 1 м3 раствора (плотность 1,23 г/см3), содержащего 20,7 % хлорида натрия и 4,3 % хлорида магния?

*Ответ*. 61,2 м3.

**5.** Газ, выделившийся на аноде при электролизе 200 г 20%-го раствора хлорида натрия, пропустили через 400 г 30%-го раствора бромида калия. K полученному раствору добавили избыток раствора нитрата серебра. Определите количественный состав выпавшего осадка.

*Ответ*. 59,4 г AgBr; 98,154 г AgCl.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь Б |

**1.** Через трубку с порошкообразной смесью хлорида и йодида натрия массой 3 г пропустили 1,3 л хлора при температуре 42 °С и давлении 101,3 кПа. Полученное в трубке вещество прокалили при 300 °С, при этом осталось 2 г вещества. Определите массовые доли солей в исходной смеси.

*Ответ*. 45,3 % NaCl; 54,6 % NaI.

**2.** Смесь йодида магния и йодида цинка обработали избытком бромной воды, полученный раствор выпарили. Масса сухого остатка оказалась в 1,445 раза меньше массы исходной смеси. Во сколько раз масса осадка, полученного после обработки такой же смеси избытком карбоната натрия, будет меньше массы исходной смеси?

*Ответ.* В 2,74 раза.

**3.** Для окисления 2,17 г сульфита щелочно-земельного металла добавили хлорную воду, содержащую 1,42 г хлора. K полученной смеси добавили избыток бромида калия, при этом выделилось 1,6 г брома. Определите состав осадка, содержащегося в смеси, и рассчитайте его массу.

*Решение*

Уравнение реакции:

http://him.1september.ru/2009/10/29-1.jpg

Далее с избытком KBr из полученной смеси (HCl, MSO4, избыток Cl2 или избыток MSO3) с выделением Br2 может реагировать только Cl2:

2KBr + Cl2 = 2KCl + Br2, (2)

http://him.1september.ru/2009/10/nu.gif(Br2) = *m*(Br2)/*M*(Br2) = 1,6/160 = 0,01 моль.

По уравнению реакции (2):

http://him.1september.ru/2009/10/nu.gif(Cl2) = http://him.1september.ru/2009/10/nu.gif(Br2) = 0,01 моль.

Суммарно в двух реакциях израсходовано хлора:

http://him.1september.ru/2009/10/nu.gif(Cl2) = *m*(Cl2)/*M*(Cl2) = 1,42/71 = 0,02 моль.

Следовательно, в реакции (1) прореагировало:

0,02 – 0,01 = 0,01 моль Cl2.

По уравнению реакции (1):

http://him.1september.ru/2009/10/nu.gif(MSO3) = n(Cl2) = 0,01 моль;

*M*(MSO3) = *m*(MSO3)/http://him.1september.ru/2009/10/nu.gif(MSO3) = 2,17/0,01 = 217 г/моль.

Таким образом, соль, участвующая в реакции, – сульфит бария BaSO3.

Уравнение реакции (1):

BaSO3 + Cl2 + H2O = 2HCl + BaSO4http://him.1september.ru/2009/10/svniz.gif.

http://him.1september.ru/2009/10/nu.gif(BaSO4) = http://him.1september.ru/2009/10/nu.gif(BaSO3) = 0,01 моль,

*m*(BaSO4) = http://him.1september.ru/2009/10/nu.gif(BaSO4)•*M*(BaSO4) = 0,01•233 = 2,33 г.

*Ответ*. 2,33 г BaSO4.

**4.**Через 800 г 10%-го водного раствора хлорида натрия пропустили ток. После окончания процесса электролиза соли весь выделившийся на аноде газ поглотили горячим раствором, получившимся в результате электролиза. Определите состав раствора, полученного после поглощения газа.

*Ответ*. В растворе 8,35 % NaCl и  
3,03 % NaClO3.

**5.** Плотность смеси хлора с водородом при давлении 0,2 атм и температуре 27 °С равна 0,0894 г/л. Хлороводород, полученный при взрыве 100 л (н.у.) такой смеси, растворили в 500 г 10%-й соляной кислоты. Найдите массовую долю хлороводорода в полученном растворе.

*Ответ*. 17 %.

K а ч е с т в е н н ы е  з а д а ч и

**1.** Назовите вещества А, В и С, если известно, что они вступают в реакции, описываемые приведенными ниже схемами; напишите полные уравнения реакций этих схем:

А + Н2 —> В,

А + Н2О http://him.1september.ru/2009/10/strlki.gif В + С,

А + Н2О + SО2 —> В + … ,

С —> В + … .

*Ответ*. Вещества: А – Сl2,  
B – HCl; С – HClO.

**2.** Газ А под действием концентрированной серной кислоты превращается в простое вещество В, которое реагирует с сероводородной кислотой с образованием простого вещества С и раствора исходного вещества А. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

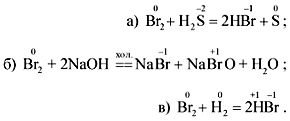
*Ответ.*Вещества: А – HBr; B – Br2; С – S.

**3.** При пропускании хлора через раствор сильной кислоты А выделяется простое вещество В и раствор приобретает темную окраску. При дальнейшем пропускании хлора вещество В превращается в кислоту С и раствор обесцвечивается. Назовите вещества А, В и С, напишите уравнения реакций.

*Ответ.*Вещества: А – HI; B – I2, C – HIO3.

**4.** Приведите примеры реакций, в ходе которых происходит полное восстановление свободного брома: а) в кислом водном растворе; б) в щелочном водном растворе; в) в газовой фазе.

*Ответ.*Уравнения реакций:



**5.** Kакие вещества вступили в реакцию и при каких условиях, если в результате образовались следующие вещества (указаны все продукты без коэффициентов): а) хлорид бария и гидроксид калия; б) бромид кальция и бромоводород; в) хлорид калия и пентаоксид фосфора. Напишите полные уравнения реакций.

*Ответ.*Уравнения реакций:

а) Ba(ClO)2 + 2KH = BaCl2 + 2KOH;

б) CaH2 + 2Br2 = CaBr2 + 2HBr;

в) 5KClO3 + 6P http://him.1september.ru/2009/10/t-1.gif 5KCl + 3P2O5.

**6.** Для дегазации необходимо 254 г хлорной извести. В лаборатории имеются: кальций, диоксид марганца, натрий, цинк, хлорид натрия, серная кислота, вода, фосфор, сера, сульфат бария. Kакие реагенты и в каком количестве потребуются? Напишите полные уравнения реакций.

*Ответ.*142 г Ca; 830,7 г NaCl; 308,85 г MnO2;  
1391,6 г H2SO4.

Уравнения реакций:

Ca + 2H2O = Ca(OH)2 + H2http://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif,

NaCl (тв.) + H2SO4 (конц.) = HClhttp://him.1september.ru/2009/10/sverh.gif + NaHSO4,

MnO2 + 4HCl = Cl2 + MnCl2 + 2H2O,

2Cl2 + 2Ca(OH)2 http://him.1september.ru/2009/10/30-2.jpg Ca(ClO)2 + CaCl2 + 2H2O.

**7.** K водному раствору йодида калия по каплям приливают свежеприготовленную хлорную воду. Объясните, почему вначале появляющаяся окраска раствора затем исчезает. Подтвердите свой ответ уравнениями реакций.

*Ответ.*Уравнения реакций:

2KI + Cl2 = 2KCl + I2,

I2 + 5Cl2 + 6H2O = 2HIO3 + 10HCl.

\* Знак +/– означает, что данная реакция протекает не со всеми реагентами или в специфических условиях.

**ЗАНЯТИЕ 30**

**10-й класс**(первый год обучения)

***Сера и ее соединения***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Происхождение названия.

3. Физические свойства.

4. Химические свойства.

5. Нахождение в природе.

6. Основные методы получения.

7. Важнейшие соединения серы (сероводород, сероводородная кислота и ее соли; сернистый газ, сернистая кислота и ее соли; триоксид серы, серная кислота и ее соли).

В периодической системе сера находится в главной подгруппе VI группы (подгруппа халькогенов). Электронная формула серы 1*s*22*s*2*p*63*s*2*p*4, это *р*-элемент. В зависимости от состояния сера может проявлять валентность II, IV или VI:

S: 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*43*d*0 (валентность II),

S\*: 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*33*d*1 (валентность IV),

S\*\*: 1*s*22*s*22*p*63*s*13*p*33*d*2 (валентность VI).

Характерные степени окисления серы –2, +2, +4, +6 (в дисульфидах, содержащих мостиковую связь –S–S– (например, FeS2), степень окисления серы равна –1); в соединениях входит в состав анионов, с более электроотрицательными элементами – в состав катионов, например:

http://him.1september.ru/2009/11/18-2.jpg

***Сера***– элемент с высокой электроотрицательностью, проявляет неметаллические (кислотные) свойства. Имеет четыре стабильных изотопа с массовыми числами 32, 33, 34 и 36. Природная сера на 95 % состоит из изотопа 32S.

Русское название серы произошло от санскритского слова *cira* – светло-желтый, по цвету природной серы. Латинское название *sulfur* переводится как «горючий порошок».1

Ф и з и ч е с к и е   с в о й с т в а

Сера образует три *аллотропные модификации*: *ромбическая*(http://him.1september.ru/2009/11/alfa.gif-сера), *моноклинная* (http://him.1september.ru/2009/11/bet.gif-сера) и*пластическая*, или каучукоподобная. Наиболее устойчива при обычных условиях ромбическая сера, а выше 95,5 °С стабильна моноклинная сера. Обе эти аллотропные модификации имеют молекулярную кристаллическую решетку, построенную из молекул состава S8, расположенных в пространстве в виде короны; атомы соединены одинарными ковалентными связями. Различие ромбической и моноклинной серы состоит в том, что в кристаллической решетке молекулы упакованы по-разному.

Если ромбическую или моноклинную серу нагреть до точки кипения (444,6 °С) и полученную жидкость вылить в холодную воду, то образуется пластическая сера, по свойствам напоминающая резину. Пластическая сера состоит из длинных зигзагообразных цепей. Эта аллотропная модификация неустойчива и самопроизвольно превращается в одну из кристаллических форм.

Ромбическая сера – твердое кристаллическое вещество желтого цвета; в воде не растворяется (и не смачивается), но хорошо растворяется во многих органических растворителях (сероуглерод, бензол и т.д.). Сера обладает очень плохой электро- и теплопроводностью. Температура плавления ромбической серы +112,8 °С, при температуре 95,5 °С ромбическая сера переходит в моноклинную:

http://him.1september.ru/2009/11/18-3.jpg

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

По своим химическим свойствам сера является типичным активным неметаллом. В реакциях может быть как окислителем, так и восстановителем.

Н2 (+):

http://him.1september.ru/2009/11/19-1.jpg

О2 (+):

S + O2http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif SO2.

Металлы (+):

2Na + S = Na2S,

2Al + 3S http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif Al2S3,

Fe + S http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif FeS,

Hg + S = HgS.

Неметаллы (+/–)\*:

С + 2S http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif CS2,

2P + 3S http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif P2S3,

S + Cl2 = SCl2,

S + 3F2 = SF6,

S + N2 http://him.1september.ru/2009/11/nerav.gif реакция не идет.

Н2О (–). сера не смачивается водой.

Основные оксиды (–).

Кислотные оксиды (–).

Основания (+/–):

http://him.1september.ru/2009/11/19-2.jpg

S + Cu(OH)2http://him.1september.ru/2009/11/nerav.gif реакция не идет.

Кислоты (не окислители) (–).

Кислоты-окислители (+):

S + 2H2SO4 (конц.) = 3SO2 + 2H2O,

S + 2HNO3 (разб.) = H2SO4 + 2NOhttp://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif,

S + 6HNO3 (конц.) = H2SO4 + 6NO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + 2H2O.

Соли (–).

В п р и р о д е сера встречается как в самородном состоянии, так и в виде соединений, важнейшими из которых являются пирит, он же железный, или серный, колчедан (FeS2), цинковая обманка (ZnS), свинцовый блеск (PbS), гипс (CaSO4•2H2O), глауберова соль (Na2SO4•10H2O), горькая соль (MgSO4•7H2O). Кроме того, сера входит в состав каменного угля, нефти, а также в различные живые организмы (в составе аминокислот). В организме человека сера концентрируется в волосах.

Серу, содержащуюся в свободном состоянии в горных породах, выплавляют из них в автоклавах с помощью водяного пара.

В  л а б о р а т о р н ы х  у с л о в и я х серу можно получить, используя окислительно-восстановительные реакции (ОВР), например:

H2SO3 + 2H2S = 3Shttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + 3H2O,

2H2S + O2 2Shttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + 2H2O.

В а ж н е й ш и е  с о е д и н е н и я  с е р ы

***Сероводород***(H2S) – бесцветный газ с удушающим неприятным запахом тухлых яиц, ядовит (соединяется с гемоглобином крови, образуя сульфид железа). Тяжелее воздуха, малорастворим в воде (2,5 объема сероводорода в 1 объеме воды). Связи в молекуле ковалентные полярные, *sp*3-гибридизация, молекула имеет угловое строение:

http://him.1september.ru/2009/11/19-3.jpg

В химическом отношении сероводород достаточно активен. Он термически неустойчив; легко сгорает в атмосфере кислорода или на воздухе; легко окисляется галогенами, диоксидом серы или хлоридом железа(III); при нагревании взаимодействует с некоторыми металлами и их оксидами, образуя сульфиды:

http://him.1september.ru/2009/11/20-1.jpg

2H2S + O2 http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif 2Shttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + 2H2O,

2H2S + 3O2 http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif 2SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + 2H2O,

H2S + Br2 = 2HBr + Shttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif,

2H2S + SO2 http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif 3Shttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + 2H2O,

2FeCl3 + H2S = 2FeCl2 + Shttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + 2HCl,

H2S + Zn http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif ZnS + H2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif,

H2S + CaO http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif CaS + H2O.

В лабораторных условиях сероводород получают действием на сульфиды железа или цинка сильных минеральных кислот или необратимым гидролизом сульфида алюминия:

ZnS + 2HCl = ZnCl2 + H2Shttp://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif,

Аl2SO3 + 6HOH  http://him.1september.ru/2009/11/20-2.jpg 2Al(OH)3http://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + 3H2Shttp://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif.

Раствор сероводорода в воде – ***сероводородная вода,*** или ***сероводородная кислота***. Слабый электролит, по второй ступени практически не диссоциирует. Как двухосновная кислота образует два типа солей – *сульфиды и гидросульфиды*:

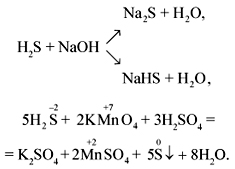
http://him.1september.ru/2009/11/20-3.jpg

например, Na2S – сульфид натрия, NaHS – гидросульфид натрия.

Сероводородная кислота проявляет все общие свойства кислот. Кроме того, сероводород, сероводородная кислота и ее соли проявляют сильную восстановительную способность. Например:

H2S + Zn = ZnS + H2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif,

H2S + CuO = CuShttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + H2O,



*Качественной реакцией на сульфид-ион* является взаимодействие с растворимыми солями свинца; при этом выпадает осадок сульфида свинца черного цвета:

Pb2+ + S2–—> PbShttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif,

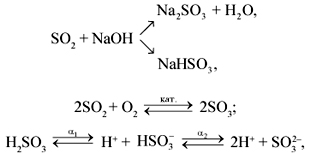
Pb(NO3)2 + Na2S = PbShttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + 2NaNO3.

***Оксид серы(IV)*** SO2 – ***сернистый газ, сернистый ангидрид*** – бесцветный газ с резким запахом, ядовит. Кислотный оксид. Связи в молекуле ковалентные полярные, *sp*2-гибридизация. Тяжелее воздуха, хорошо растворим в воде (в одном объеме воды – до 80 объемов SO2), образует при растворении ***сернистую кислоту***, существующую только в растворе:

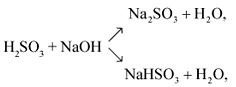
H2O + SO2 http://him.1september.ru/2009/11/strlki.gif H2SO3.

По кислотно-основным свойствам сернистый газ проявляет свойства типичного кислотного оксида, сернистая кислота также проявляет все типичные свойства кислот:

SO2 + CaO http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif CaSO3,



H2SO3+ Zn = ZnSO3+ H2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif,



H2SO3 + CaO = CaSO3 + H2O.

По окислительно-восстановительным свойствам сернистый газ, сернистая кислота и сульфиты могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность (с преобладанием восстановительных свойств). С более сильными восстановителями соединения серы(IV) ведут себя как окислители:

http://him.1september.ru/2009/11/21-2.jpg

С более сильными окислителями они проявляют восстановительные свойства:

http://him.1september.ru/2009/11/21.jpg

В*промышленности* диоксид серы получают:

• при горении серы:

S + O2 http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif SO2;

• обжигом пирита и других сульфидов:

4FeS2 + 11O2http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif 2Fe2O3 + 8SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif,

2ZnS + 3O2http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif 2ZnO + 2SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif.

К*лабораторным методам* получения относятся:

• действие сильных кислот на сульфиты:

Na2SO3 + 2HCl = 2NaCl + SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + H2O;

• взаимодействие концентрированной серной кислоты с тяжелыми металлами:

Cu + 2H2SO4 (конц.) = СuSO4 + SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + 2H2O.

*Качественные реакции на сульфит-ион* – обесцвечивание «йодной воды» или действие сильных минеральных кислот:

Na2SO3 + I2 + 2NaOH = 2NaI + Na2SO4 + H2O,

Ca2SO3 + 2HCl = CaCl2 + H2O + SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif.

***Оксид серы(VI)*** SO3 – ***триоксид серы, или серный ангидрид***, – это бесцветная жидкость, которая при температуре ниже 17 °С превращается в белую кристаллическую массу. Ядовит. Существует в виде полимеров (мономерные молекулы существуют только в газовой фазе), связи в молекуле ковалентные полярные, *sp*2-гибридизация. Гигроскопичен, термически неустойчив. С водой реагирует с сильным экзо-эффектом. Реагирует с безводной серной кислотой, образуя *олеум*. Образуется при окислении сернистого газа:

http://him.1september.ru/2009/11/21-3.jpg

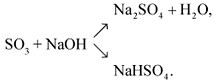
SO3 + H2O = H2SO4 + *Q*,

*n*SO3 + H2SO4 (конц.) = H2SO4•*n*SO3.

По кислотно-основным свойствам является типичным кислотным оксидом:

SO3 + H2O = H2SO4,

SO3 + CaO = CaSO4,



По окислительно-восстановительным свойствам выступает сильным окислителем, обычно восстанавливаясь до SO2 или сульфитов:

http://him.1september.ru/2009/11/21-5.jpg

В чистом виде практического значения не имеет, является промежуточным продуктом при производстве серной кислоты.

***Серная кислота*** – тяжелая маслянистая жидкость без цвета и запаха. Хорошо растворима в воде (с большим экзо-эффектом). Гигроскопична, ядовита, вызывает сильные ожоги кожи. Является сильным электролитом. Серная кислота образует два типа солей: *сульфаты* и *гидросульфаты*, которые проявляют все общие свойства солей. Сульфаты активных металлов термически устойчивы, а сульфаты других металлов разлагаются даже при небольшом нагревании:

Na2SO4 http://him.1september.ru/2009/11/t11.jpg не разлагается,

ZnSO4http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif ZnO + SO3,

4FeSO4 http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif 2Fe2O3 + 4SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + O2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif,

Ag2SO4 http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif 2Aghttp://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + O2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif,

HgSO4 http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif Hg + SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + O2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif.

Раствор с массовой долей серной кислоты ниже 70 % обычно считается разбавленным; выше 70 % – концентрированным; раствор SO3 в безводной серной кислоте называется олеум (концентрация триоксида серы в олеуме может достигать 65 %).

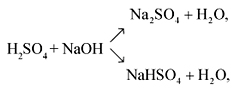
*Разбавленная* серная кислота проявляет все свойства, характерные для сильных кислот:

Н2SO4http://him.1september.ru/2009/11/strlki.gif 2H+ + SO42–,

Н2SO4+ Zn = ZnSO4 + Н2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif,

Н2SO4 (разб.) + Cu http://him.1september.ru/2009/11/nerav.gif реакция не идет,

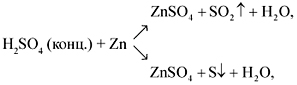
Н2SO4+ CaO = CaSO4 + H2O,



CaCO3 + Н2SO4= CaSO4 + H2O + CO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif.

*Концентрированная* серная кислота является сильным окислителем, особенно при нагревании. Она окисляет многие металлы, неметаллы, а также некоторые органические вещества. Не окисляются под действием концентрированной серной кислоты железо, золото и металлы платиновой группы (правда, железо хорошо растворяется при нагревании в умеренно концентрированной серной кислоте с массовой долей 70 %). При взаимодействии концентрированной серной кислоты с другими металлами образуются сульфаты и продукты восстановления серной кислоты.

2Н2SO4 (конц.) + Cu = CuSO4 + SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + 2H2O,



5Н2SO4 (конц.) + 8Na = 4Na2SO4 + H2Shttp://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + 4H2O,

Н2SO4 (конц.) пассивирует Fe, Al.

При взаимодействии с неметаллами концентрированная серная кислота восстанавливается до SO2:

5Н2SO4 (конц.) + 2Р = 2H3PO4 + 5SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + 2H2O,

2Н2SO4 (конц.) + C = 2H2O + CO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + 2SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif.

*Контактный метод получения*серной кислотысостоит из трех стадий:

1) обжиг пирита:

4FeS2 + 11O2 http://him.1september.ru/2009/11/t-1.gif 2Fe2O3 + 8SO2http://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif;

2) окисление SO2 в SO3 в присутствии катализатора – оксида ванадия:

http://him.1september.ru/2009/11/22-3.jpg

3) растворение SO3в серной кислоте с получением олеума:

SO3 + H2O = H2SO4 + *Q*,

*n*SO3 + H2SO4 (конц.) = H2SO4•*n*SO3.

*Качественная реакция на сульфат-ион* – взаимодействие с катионом бария, в результате чего выпадает белый осадок BaSO4.

Ba2+ + SO42– —> BaSO4http://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif,

BaCl2 + Na2SO4 = BaSO4http://him.1september.ru/2009/11/svniz.gif + 2NaCl.

***Тест по теме «Сера и ее соединения»***

**1.**Сера и кислород – это:

а) хорошие проводники электричества;

б) относятся к подгруппе халькогенов;

в) хорошо растворимы в воде;

г) имеют аллотропные модификации.

**2.** В результате реакции серной кислоты с медью можно получить:

а) водород; б) серу;

в) сернистый газ; г) сероводород.

**3.** Сероводород – это:

а) ядовитый газ;

б) сильный окислитель;

в) типичный восстановитель;

г) один из аллотропов серы.

**4.** Массовая доля (в %) кислорода в серном ангидриде равна:

а) 50; б) 60; в) 40; г) 94.

**5.** Оксид серы(IV) является ангидридом:

а) серной кислоты;

б) сернистой кислоты;

в) сероводородной кислоты;

г) тиосерной кислоты.

**6.** На сколько процентов уменьшится масса гидросульфита калия после прокаливания?

а) на 22,6;

б) на 41,1;

в) гидросульфит калия термически устойчив;

г) на 34,2.

**7.**Сместить равновесие в сторону прямой реакции окисления сернистого газа в серный ангидрид можно:

а) используя катализатор;

б) увеличивая давление;

в) уменьшая давление;

г) понижая концентрацию оксида серы(VI).

**8.**При приготовлении раствора серной кислоты необходимо:

а) наливать кислоту в воду;

б) наливать воду в кислоту;

в) порядок приливания не имеет значения;

г) серная кислота не растворяется в воде.

**9.** Какую массу (в г) декагидрата сульфата натрия необходимо добавить к 100 мл 8%-го раствора сульфата натрия (плотность равна 1,07 г/мл), чтобы удвоить массовую долю соли в растворе?

а) 100; б) 1,07; в) 30,5; г) 22,4.

**10.** Для определения сульфит-иона в качественном анализе можно использовать:

а) катионы свинца;

б) «йодную воду»;

в) раствор марганцовки;

г) сильные минеральные кислоты.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| б, г | в | а, в | б | б | г | б, г | а | в | б, г |

***Задачи и упражнения на серу и ее соединения***

Ц е п о ч к и  п р е в р а щ е н и й

**1.** Сера —> сульфид железа(II) —> сероводород —> сернистый газ —> триоксид серы > серная кислота > оксид серы(IV).

**2.**  http://him.1september.ru/2009/11/23-3.jpg

**3.** Серная кислота —> сернистый газ —> сера —> диоксид серы —> триоксид серы —> серная кислота.

**4.** Сернистый ангидрид —> сульфит натрия —> гидросульфит натрия —> сульфит натрия —> сульфат натрия.

**5.** Пирит —> сернистый газ —> серный ангидрид —> серная кислота —> оксид серы(IV) —> сульфит калия —> сернистый ангидрид.

**6.**Пирит > сернистый газ —> сульфит натрия —> сульфат натрия —> сульфат бария —> сульфид бария.

**7.** Сульфид натрия —> А —> В —> С —> D —> сульфат бария (все вещества содержат серу; первая, вторая и четвертая реакции – ОВР).

|  |
| --- |
| У р о в е н ь А |

**1.** Через раствор, содержащий 5 г едкого натра, пропустили 6,5 л сероводорода. Определите состав полученного раствора.

*Ответ.* 7 г NaHS, 5,61 г H2S.

**2.** Какую массу глауберовой соли необходимо добавить к 100 мл 8%-го раствора сульфата натрия (плотность раствора равна 1,07 г/мл), чтобы удвоить массовую долю вещества в растворе?

*Ответ.* 30,5 г Na2SO4•10H2O.

**3.** К 40 г 12%-го раствора серной кислоты добавили 4 г серного ангидрида. Вычислите массовую долю вещества в образовавшемся растворе.

*Ответ.* 22 % H2SO4.

**4.** Смесь сульфида железа(II) и пирита, массой 20,8 г, подвергли длительному обжигу, при этом образовалось 6,72 л газообразного продукта (н.у.). Определите массу твердого остатка, образовавшегося при обжиге.

*Ответ.* 16 г Fe2O3.

**5.** Имеется смесь меди, углерода и оксида железа(III) с молярным соотношением компонентов 4:2:1 (в порядке перечисления). Какой объем 96%-й серной кислоты (плотность равна 1,84 г/мл) нужен для полного растворения при нагревании 2,2 г такой смеси?

*Ответ.*4,16 мл раствора H2SO4.

**6.** Для окисления 3,12 г гидросульфита щелочного металла потребовалось добавить 50 мл раствора, в котором молярные концентрации дихромата натрия и серной кислоты равны 0,2 моль/л и 0,5 моль/л соответственно. Установите состав и массу остатка, который получится при выпаривании раствора после реакции.

*Ответ*. 7,47 г смеси сульфатов хрома (3,92 г) и натрия (3,55 г).

|  |
| --- |
| У р о в е н ь Б |

(задачи на олеум)

**1.**Какую массу триоксида серы надо растворить в 100 г 91%-го раствора серной кислоты, чтобы получить 30%-й олеум?

*Решение*

По условию задачи:

*m*(H2SO4) = 100•0,91 = 91 г,

*m*(H2O) = 100•0,09 = 9 г,

http://him.1september.ru/2009/11/nu.gif(H2O) = 9/18 = 0,5 моль.

Часть добавленного SO3 (*m*1) пойдет на реакцию с H2O:

H2O + SO3 = H2SO4.

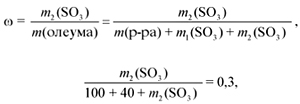
По уравнению реакции:

http://him.1september.ru/2009/11/nu.gif(SO3) = http://him.1september.ru/2009/11/nu.gif(H2O) = 0,5 моль.

Тогда:

*m*1(SO3) = 0,5•80 = 40 г.

Вторая часть SO3 (*m*2) пойдет на создание концентрации олеума. Выразим массовую долю олеума:



*m*2(SO3) = 60 г.

Суммарная масса триоксида серы:

*m*(SO3) = *m*1(SO3) + *m*2(SO3) = 40 + 60 = 100 г.

*Ответ*. 100 г SO3.

**2.** Какую массу пирита необходимо взять для получения такого количества оксида серы(VI), чтобы, растворив его в 54,95 мл 91%-го раствора серной кислоты (плотность равна 1,82 г/см3), получить 12,5%-й олеум? Выход серного ангидрида считать за 75 %.

*Ответ*. 60 г FeS2.

**3.** На нейтрализацию 34,5 г олеума расходуется 74,5 мл 40%-го раствора гидроксида калия (плотность равна 1,41 г/мл). Сколько молей серного ангидрида приходится на 1 моль серной кислоты в этом олеуме?

*Ответ*. 0,5 моль SO3.

**4.** При добавлении оксида серы(VI) к 300 г 82%-го раствора серной кислоты получен олеум с массовой долей триоксида серы 10%. Найдите массу использованного серного ангидрида.

*Ответ*. 300 г SO3.

**5.** При добавлении 400 г триоксида серы к 720 г водного раствора серной кислоты получен олеум с массовой долей 7,14 %. Найдите массовую долю серной кислоты в исходном растворе.

*Ответ*. 90 % H2SO4.

**6.** Найдите массу 64%-го раствора серной кислоты, если при добавлении к этому раствору 100 г триоксида серы получается олеум, содержащий 20 % триоксида серы.

*Ответ*. 44,4 г раствора H2SO4.

**7.** Какие массы триоксида серы и 91%-го раствора серной кислоты необходимо смешать для получения 1 кг 20%-го олеума?

*Ответ*. 428,6 г SO3 и 571,4 г раствора H2SO4.

**8.** К 400 г олеума, содержащего 20 % триоксида серы, добавили 100 г 91%-го раствора серной кислоты. Найдите массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

*Ответ*. 92 % H2SO4 в олеуме.

**9.** Найдите массовую долю серной кислоты в растворе, полученном при смешивании 200 г 20%-го олеума и 200 г 10%-го раствора серной кислоты.

*Ответ*. 57,25 % H2SO4.

**10.** Какую массу 50%-го раствора серной кислоты необходимо добавить к 400 г 10%-го олеума для получения 80%-го раствора серной кислоты?

*Ответ*. 296,67 г 50%-го раствора H2SO4.

**11.** К 10%-му олеуму добавили 200 г 20%-го раствора серной кислоты и получили 50%-й раствор серной кислоты. Найдите массу использованного олеума.

*Ответ*. 114,83 г олеума.

К а ч е с т в е н н ы е  з а д а ч и

**1.** Бесцветный газ А с резким характерным запахом окисляется кислородом в присутствии катализатора в соединение В, представляющее собой летучую жидкость. Вещество В, соединяясь с негашеной известью, образует соль С. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – SO2, B – SO3, C – CaSO4.

**2.** При нагревании раствора соли А образуется осадок В. Этот же осадок образуется при действии щелочи на раствор соли А. При действии кислоты на соль А выделяется газ С, обесцвечивающий раствор перманганата калия. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – Ca(HSO3)2, B – CaSO3, C – SO2.

**3.** При окислении газа А концентрированной серной кислотой образуется простое вещество В, сложное вещество С и вода. Растворы веществ А и С реагируют между собой с образованием осадка вещества В. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – H2S, B – S, C – SO2.

**4.** В реакции соединения двух жидких при обычной температуре оксидов А и В образуется вещество С, концентрированный раствор которого обугливает сахарозу. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – SO3, B – H2O, C – H2SO4.

**5.**В вашем распоряжении имеются сульфид железа(II), сульфид алюминия и водные растворы гидроксида бария и хлороводорода. Получите из этих веществ семь различных солей (без использования ОВР).

*Ответ*. Соли: AlCl3, BaS, FeCl2, BaCl2, Ba(OH)Cl, Al(OH)Cl2, Al(OH)2Cl.

**6.** При действии концентрированной серной кислоты на бромиды выделяется сернистый газ, а на йодиды – сероводород. Напишите уравнения реакций. Объясните разницу в характере продуктов в этих случаях.

*Ответ*. Уравнения реакций:

2H2SO4(конц.) + 2NaBr = SO2 + Br2 + Na2SO4+ 2H2O,

5H2SO4(конц.) + 8NaI = H2Shttp://him.1september.ru/2009/11/sverh.gif + 4I2 + 4Na2SO4+ 4H2O.

1См.: *Лидин Р.А.* «Справочник по общей и неорганической химии». М.: Просвещение, 1997.

\* Знак +/– означает, что данная реакция протекает не со всеми реагентами или в специфических условиях.

**ЗАНЯТИЕ 30**

**10-й класс**(первый год обучения)

***Фосфор и его соединения***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Краткая история открытия и происхождение названия.

3. Физические свойства.

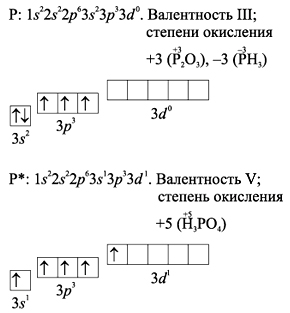
4. Химические свойства.

5. Нахождение в природе.

6. Основные методы получения

7. Важнейшие соединения фосфора.

Фосфор находится в главной подгруппе V группы периодической системы Д.И.Менделеева. Его электронная формула 1*s*22*s*2*p*63*s*2*p*3, это *р*-элемент. Характерные степени окисления фосфора в соединениях –3, +3, +5; наиболее устойчивой является степень окисления +5. В соединениях фосфор может входить как в состав катионов, так и в состав анионов, например:



Фосфор получил свое название благодаря свойству белого фосфора светиться в темноте. Греческое слово http://him.1september.ru/2009/16/fhosfor.jpg переводится как «несущий свет». Этим названием фосфор обязан своему первооткрывателю – алхимику Бранду, который, завороженный свечением белого фосфора, пришел к выводу, что получил философский камень.

Фосфор может существовать в виде нескольких аллотропных модификаций, наиболее устойчивыми из которых являются белый, красный и черный фосфор.

Молекула ***белого фосфора*** (наиболее активного аллотропа) имеет молекулярную кристаллическую решетку, в узлах которой находятся четырехатомные молекулы Р4 тетраэдрического строения.

Белый фосфор мягкий, как воск, плавится и кипит без разложения, обладает чесночным запахом. На воздухе белый фосфор быстро окисляется (светится зеленоватым цветом), возможно самовоспламенение мелкодисперсного белого фосфора. В воде нерастворим (хранят под слоем воды), но хорошо растворяется в органических растворителях. Ядовит (даже в малых дозах, ПДК = 0,03 мг/м3). Обладает очень высокой химической активностью. При нагревании без доступа воздуха до 250–300 °С превращается в красный фосфор.

***Красный фосфор*** – это неорганический полимер; макромолекулы Р*n* могут иметь как циклическое, так и ациклическое строение. По свойствам резко отличается от белого фосфора: не ядовит, не светится в темноте, не растворяется в сероуглероде и других органических растворителях, не обладает высокой химической активностью. При комнатной температуре медленно переходит в белый фосфор; при нагревании до 200 °С под давлением превращается в черный фосфор.

***Черный фосфор*** по виду похож на графит. По структуре – это неорганический полимер, молекулы которого имеют слоистую структуру. Полупроводник. Не ядовит. Химическая активность значительно ниже, чем у белого фосфора. На воздухе устойчив. При нагревании переходит в красный фосфор.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

Наиболее активным в химическом отношении является белый фосфор (но на практике предпочитают работать с красным фосфором). Он может проявлять в реакциях свойства как окислителя, так и восстановителя, например:

Н2 (+):

http://him.1september.ru/2009/16/19-1.jpg

О2 (+):

4Р + 3О2http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif 2Р2О3,

4Р + 5О2http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif 2Р2О5.

Металлы (+/–)\*:

3Ca + 2Phttp://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif Ca3P2,

3Na + Phttp://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif Na3P,

Cu + P http://him.1september.ru/2009/16/nerav.gif реакция не идет.

Неметаллы (+):

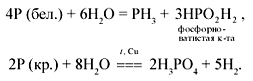
http://him.1september.ru/2009/16/19-2.jpg

но

2Р + 3Ihttp://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif 2PI3,

6P + 5N2http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif 2P2N5.

Н2О (+):



Основные оксиды (–).

Кислотные оксиды (–).

Щелочи (+):

http://him.1september.ru/2009/16/19-6.jpg

Кислоты (не окислители) (–).

Кислоты-окислители (+):

3P (кр.) + 5HNO3 (разб.) + 2H2O =  3H3PO4 + 5NOhttp://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif,

P (кр.) + 5HNO3 (конц.) http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif H3PO4 + 5NO2http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif + H2O,

2P (кр.) + H2SO4 (конц.) http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif 2H3PO4 + 5SO2http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif + 2H2O.

Соли (–)\*\*.

В п р и р о д е фосфор встречается в виде соединений (солей), важнейшими из которых являются фосфорит (Ca3(PO4)2), хлорапатит (Ca3(PO4)2•CaCl2) и фторапатит (Ca3(PO4)2•CaF2). Фосфат кальция содержится в костях всех позвоночных животных, обусловливая их прочность.

Фосфор п о л у ч а ю т в электропечах, сплавляя без доступа воздуха фосфат кальция, песок и уголь:

Сa3(PO4)2 + 3SiO2 + 5C http://him.1september.ru/2009/16/19-4.jpg 2P + 5CO + 3CaSiO3.

К важнейшим соединениям фосфора относятся: фосфин, оксид фосфора(III), оксид фосфора(V), фосфорные кислоты.

Ф о с ф и н

Это водородное соединение фосфора, бесцветный газ с чесночно-рыбным запахом, очень ядовит. Плохо растворим в воде, но хорошо растворим в органических растворителях. Гораздо менее устойчив, чем аммиак, но является более сильным восстановителем. Практического значения не имеет.

Для п о л у ч е н и я фосфина обычно не используют реакцию прямого синтеза из простых веществ; наиболее распространенный способ получения фосфина – гидролиз фосфидов:

Сa3P2 + 6HOH = 3Ca(OH)2 + 2PH3http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif.

Кроме того, фосфин можно получить реакцией диспропорционирования между фосфором и растворами щелочей:

4P + 3KOH + 3H2O http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif PH3http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif + KPO2H2,

или из солей фосфония:

PH4I http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif PH3http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif + HI,

PH4I + NaOH http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif PH3http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif + NaI + H2O.

Химические свойства фосфина целесообразно рассматривать с двух сторон.

*Кислотно-основные свойства.* Фосфин образует с водой неустойчивый гидрат, проявляющий очень слабые основные свойства:

PH3 + H2O http://him.1september.ru/2009/16/strlki.gif PH3•H2O (PH4OH),

PH3 + HCl http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif PH4Cl,

2PH3+H2SO4 http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif (PН4)2SO4.

*Окислительно-восстановительные свойства*. Фосфин – сильный восстановитель:

2PH3 + 4O2http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif P2O5+ 3H2O,

PH3 + 8AgNO3 + 4H2O = H3PO4+ 8Ag + 8HNO3.

О к с и д  ф о с ф о р а(III)

*Оксид*Р2О3 (истинная формула – Р4О6) – белое кристаллическое вещество, типичный кислотный оксид. При взаимодействии с водой на холоде образует фосфористую кислоту (средней силы):

P2O3 + 3H2O = 2H3PO3

http://him.1september.ru/2009/16/20-1.jpg

Поскольку фосфористая кислота является двухосновной, при взаимодействии триоксида фосфора со щелочами образуется два типа солей – гидрофосфиты и дигидрофосфиты.

Например:

P2O3 + 4NaOH = 2Na2HPO3+ H2O,

P2O3 + 2NaOH + H2O = 2NaH2PO3.

Диоксид фосфора Р2О3 окисляется кислородом воздуха до пентаоксида:

P2O3 + O2http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif P2O5.

Триоксид фосфора и фосфористая кислота являются достаточно сильными восстановителями. Получают оксид фосфора(III) медленным окислением фосфора в недостатке кислорода:

4P + 3O22P2O3.

О к с и д  ф о с ф о р а(V) и  ф о с ф о р н ы е  к и с л о т ы

*Пентаоксид фосфора* Р2О5 (истинная формула – Р4О10) – белое гигроскопичное кристаллическое вещество. В твердом и газообразном состояниях молекула существует в виде димера, при высоких температурах мономеризуется. Типичный кислотный оксид. Очень хорошо растворяется в воде, образуя ряд фосфорных кислот:

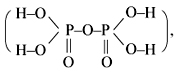
*метафосфорную*:

P2O5 + H2O= 2HPO3

http://him.1september.ru/2009/16/20-2.jpg

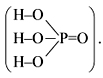
*пирофосфорную (дифосфорную)*:

P2O5 + 2H2O= H4P2O7



*ортофосфорную (фосфорную)*:

P2O5 + 3H2O= 2H3PO4

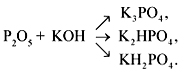


Пентаоксид фосфора проявляет все свойства, характерные для кислотных оксидов, например:

P2O5 + 3H2O= 2H3PO4,

P2O5 + 3CaOhttp://him.1september.ru/2009/16/19-4.jpg 2Ca3(PO4)2;

может образовывать три типа солей:



Окислительные свойства для него не характерны, т.к. степень окисления +5 является для фосфора очень устойчивой. Получают пентаоксид фосфора при горении фосфора в достаточном количестве кислорода:

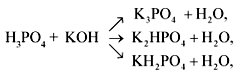
4P + 5O2http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif 2P2O5.

*Ортофосфорная кислота* Н3РО4 – бесцветное кристаллическое вещество, очень хорошо растворимое в воде, гигроскопична. Это трехосновная кислота средней силы; не обладает выраженными окислительными свойствами. Проявляет все химические свойства, характерные для кислот, образует три типа солей (фосфаты, гидрофосфаты и дигидрофосфаты):

2H3PO4 + 3Ca = Ca3(PO4)2+ 3H2http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif,

H3PO4 + Cu http://him.1september.ru/2009/16/nerav.gif ,

2H3PO4 + 3CaO = Ca3(PO4)2+ 3H2O,



2H3PO4 + K2CO3 = 2KH2PO4+ CO2http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif + H2O.

В промышленности фосфорную кислоту п о л у ч а ю т экстракционным:

Ca3(PO4)2+ 3H2SO4 = 2H3PO4+ 3CaSO4,

а также термическим методом:

Ca3(PO4)2+ 3SiO2 + 5C http://him.1september.ru/2009/16/19-4.jpg 3СaSiO3+ 2P + 5COhttp://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif,

4P + 5O2http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif 2P2O5,

P2O5+ 3H2O = 2H3PO4.

К лабораторным методам получения ортофосфорной кислоты относят действие разбавленной азотной кислоты на фосфор:

3Р (кр.) + 5HNO3 (разб.) + 2Н2О = 3H3PO4 + 5NOhttp://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif,

взаимодействие метафосфорной кислоты с водой при нагревании:

HPO3 + H2Ohttp://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif H3PO4.

В организме человека ортофосфорная кислота образуется при гидролизе аденозинотрифосфорной кислоты (АТФ):

АТФ http://him.1september.ru/2009/16/strlki.gif АДФ + H3PO4.

*Качественной реакцией на фосфат-ион* является реакция с катионом серебра; образуется осадок желтого цвета, не растворимый в слабокислых средах:

3Ag+ + http://him.1september.ru/2009/16/po43.gif= Ag3PO4http://him.1september.ru/2009/16/svniz.gif,

3AgNO3 + K3PO4 = Ag3PO4http://him.1september.ru/2009/16/svniz.gif + 3KNO3.

Кроме вышеперечисленных фосфорных кислот (содержащих фосфор в степени окисления +5), для фосфора известно много других кислородсодержащих кислот. Приведем некоторые из важнейших представителей.

*Фосфорноватистая* (НРО2Н2) – одноосновная кислота средней силы. Второе ее название – фосфиновая:

http://him.1september.ru/2009/16/22-2.jpg

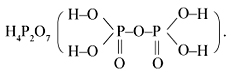
Соли этой кислоты называют гипофосфитами, или фосфитами, например KРО2Н2.

*Фосфористая* (Н3РО3) – двухосновная кислота средней силы, немного слабее фосфорноватистой. Также имеет второе название – фосфоновая:

http://him.1september.ru/2009/16/22-3.jpg

Ее соли называются фосфиты, или фосфонаты, например K2РО3Н.

*Дифосфорная* *(пирофосфорная)* (Н4Р2О7) – четырехосновная кислота средней силы, чуть сильнее ортофосфорной:



Соли – дифосфаты, например K4P2O7.

***Тест по теме «Фосфор и его соединения»***

**1.** Исключите «лишний» элемент из перечисленных по принципу возможности образования аллотропных модификаций:

а) кислород; б) азот;

в) фосфор; г) сера.

**2.** При взаимодействии 42,6 г фосфорного ангидрида и 400 г 15%-го раствора гидроксида натрия образуется:

а) фосфат натрия;

б) гидрофосфат натрия;

в) смесь фосфата и гидрофосфата натрия;

г) смесь гидро- и дигидрофосфата натрия.

**3.** Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации фосфата калия равна:

а) 5; б) 3; в) 4; г) 8.

**4.** Число электронов на внешнем уровне атома фосфора:

а) 2; б) 3; в) 5; г) 15.

**5.** Фосфор, полученный из 33 г технического фосфата кальция, сожгли в кислороде. Образовавшийся оксид фосфора(V) прореагировал с 200 мл 10%-го раствора гидроксида натрия (плотность – 1,2 г/мл) с образованием средней соли. Масса примесей в техническом образце фосфата кальция (в г) составляет:

а) 3,5; б) 1,5; в) 2; г) 4,8.

**6.** Число http://him.1september.ru/2009/16/sigma.gif-связей в молекуле пирофосфорной кислоты:

а) 2; б) 12; в) 14; г) 10.

**7.** Число атомов водорода, содержащихся в 4,48 л (н.у.) фосфина равно:

а) 1,2•1023; б) 0,6•1023;

в) 6,02•1023; г) 3,6•1023.

**8.** При температуре 30 °С некая реакция протекает за 15 с, а при 0 °С – за 2 мин. Коэффициент Вант-Гоффа для данной реакции:

а) 2,4; б) 2; в) 1,8; г) 3.

**9.** Ортофосфорная кислота может реагировать со следующими веществами:

а) оксид меди(II); б)гидроксид калия;

в) азотная кислота; г) цинк.

**10.** Сумма коэффициентов в реакции между фосфором и бертолетовой солью равна:

а) 9; б) 6; в) 19; г) такая реакция невозможна.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| б | в | а | в | в | б | г | б | а, б ,г | в |

***Задачи и упражнения на фосфор и его соединения***

Ц е п о ч к и  п р е в р а щ е н и й:

**1.**Фосфор —> пентаоксид фосфора —> ортофосфорная кислота —> фосфат кальция ® фосфорная кислота.

**2.** Фосфат кальция —> фосфор —> фосфид кальция —> фосфин —> пентаоксид фосфора —> фосфорная кислота —> дигидрофосфат кальция.

**3.** Фосфат кальция —> А —> В —> С —> Д —> Е —> фосфат кальция. Все вещества содержат фосфор, в схеме три ОВР подряд.

**4.** Фосфор —> пентаоксид фосфора —> фосфат кальция —> фосфор —> фосфин —> фосфорная кислота —> дигидрофосфат кальция.

**5.** Фосфид кальция (+ р-р соляной кислоты) —> А (+ кислород) —> В (+ гидроксид натрия, недостаток) —> С (+ гидроксид натрия, избыток) —> Д (+ гидроксид кальция) —> Еhttp://him.1september.ru/2009/16/svniz.gif.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь А |

**1.** При полном сгорании 6,8 г вещества получили 14,2 г пентаоксида фосфора и 5,4 г воды. К полученным продуктам реакции добавили 37 мл 32%-го раствора едкого натра (плотность 1,35 г/мл). Установите формулу исходного вещества и определите концентрацию полученного раствора.

*Решение*

Уравнение реакции:

http://him.1september.ru/2009/16/23-2.jpg

http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(P2O5) = 0,1 моль, http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(H2O) = 0,3 моль.

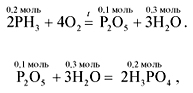
http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(P) = 0,2 моль, http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(H) = 0,6 моль.

*m*(P) = 6,2 г, *m*(H) = 0,6 г.

http://him.1september.ru/2009/16/summa.jpg*m* = 6,8 г.

http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(P) : http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(Н) = 0,2 : 0,6 = 1 : 3.

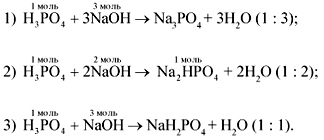
Следовательно, формула исходного вещества – PH3, а уравнение реакции:



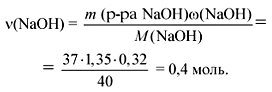
тогда фосфорной кислоты образуется:

http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(H3PO4) = 2http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(P2O5) = 0,2 моль.

Со щелочью фосфорная кислота может реагировать следующим образом:



Определим по условию задачи количество вещества NaOH:



http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(Н3PO4) : http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(NaOН) = 0,2 : 0,4 = 1 : 2,

следовательно, идет реакция 2.

http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(Na2HPO4) = http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(Н3PO4) = 0,2 моль;

*m*(Na2HPO4) = *M*(Na2HPO4)•http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(Na2HPO4) = 142•0,2 = 28,4 г;

*m*(р-ра) = *m*(Р2О5) +*m*(Н2О) + *m*(р-ра NaOH) =14,2 + 5,4 + 37•1,35 = 69,55 г.

http://him.1september.ru/2009/16/o1.gif(Na2HPO4) =*m*(Na2HPO4)/*m*(р-ра) = 28,4/69,55 = 0,4083, или 40,83 %.

*Ответ.* PH3; http://him.1september.ru/2009/16/o1.gif(Na2HPO4) = 40,83 %.

**2.** При полном электролизе 1 кг раствора сульфата железа(II) на катоде выделилось 56 г металла. Какая масса фосфора может вступить в реакцию с веществом, выделившимся на аноде, и каков будет состав соли, если полученный продукт реакции растворить в 87,24 мл 28%-го раствора гидроксида натрия (плотность раствора 1,31 г/мл)?

*Ответ.* 12,4 г фосфора; гидрофосфат натрия.

**3.** 20 г смеси, состоящей из сульфата бария, фосфата кальция, карбоната кальция и фосфата натрия, растворили в воде. Масса нерастворившейся части составила 18 г. При действии на нее соляной кислоты выделилось 2,24 л газа (н.у.) и масса нерастворимого остатка составила 3 г. Определите состав исходной смеси солей по массе.

*Ответ.*Na3PO4 – 2 г; BaCO3 – 3 г;  
CaCO3 – 10 г; Ca3(PO4)3 – 5 г.

**4.** Сколько кг фосфора может быть получено из 1 т фосфорита, содержащего 40 % примесей? Какой объем при н.у. займет фосфин, полученный из этого фосфора?

*Ответ.* 120 кг P; 86,7 м3 PH3.

**5.** 40 г минерала, содержащего 77,5 % фосфата кальция, смешали с избытком песка и угля и нагрели без доступа воздуха в электрической печи. Полученное простое вещество растворили в 140 г 90%-й азотной кислоты. Определите массу гидроксида натрия, который потребуется для полной нейтрализации продукта окисления простого вещества.

*Ответ.* 24 г NaOH.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь Б |

**1.** Для полной нейтрализации раствора, полученного при гидролизе 1,23 г некоторого галогенида фосфора, потребовалось 35 мл 2М раствора гидроксида калия. Определите формулу галогенида.

*Ответ.*Трифторид фосфора.

**2.** Пробу безводного этанола, содержащего в качестве примеси 0,5 % оксида фосфора(V), сожгли в достаточном количестве кислорода. Образовавшиеся газы отделили, а полученный раствор нагрели до прекращения выделения газа, после чего к нему добавили равный по массе 0,5%-й раствор гидроксида калия. Определите массовые доли веществ в полученном растворе.

*Ответ.* K2HPO4 – 0,261 %;  
KH2PO4 – 0,204 %.

**3.** К 2 г смеси гидрофосфата и дигидрофосфата калия, в которой массовая доля фосфора равна 20 %, добавили 20 г 2%-го раствора фосфорной кислоты. Вычислите массовые доли веществ в полученном растворе.

*Ответ.*KH2PO4 – 9,03 %;  
K2HPO4 (ост.) – 1,87 %.

**4.** При обработке водой смеси гидрида и фосфида щелочного металла с равными массовыми долями образовалась газовая смесь с плотностью по азоту 0,2926. Установите, какой металл входил в состав соединений.

*Ответ.*Натрий.

**5.** 50 г смеси фосфата кальция и карбонатов кальция и аммония прокалили, в результате получили 25,2 г твердого остатка, к которому добавили воду, а затем пропустили избыток углекислого газа. Масса нерастворившегося остатка составила 14 г. Определите массу карбоната аммония в исходной смеси.

*Решение*

При прокаливании смеси идут следующие процессы:

1) Ca3(PO4)2 http://him.1september.ru/2009/16/t11.jpg;

2)  http://him.1september.ru/2009/16/24-1.jpg

3) (NH4)2CO3http://him.1september.ru/2009/16/t-1.gif 2NH3http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif + СO2http://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif + H2Ohttp://him.1september.ru/2009/16/sverh.gif.

В твердом остатке – Са3(PO4)2 и CaO.

После добавления воды:

4) Ca3(PO4)2+ H2Ohttp://him.1september.ru/2009/16/nerav.gif;

5) СаО + H2O = Ca(OH)2.

После пропускания углекислого газа:

6) Са(ОН)2 + H2O + CO2 = Ca(HСО3)2.

Нерастворившийся остаток – Ca3(PO4)2, следовательно, *m*(Ca3(PO4)2) = 14 г.

Находим массу CaO:

*m*(CaO) = 25,2 – 14 = 11,2 г.

http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(CaO) = 11,2/56 = 0,2 моль,

http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(CaCO3) = http://him.1september.ru/2009/16/nu.gif(CaO) = 0,2 моль,

тогда

*m*(CaCO3) = 0,2•100 = 20 г.

*m*(NH4)2CO3= *m*(смеси) – *m*(Ca3(PO4)2) – *m*(CaCO3) = 50 – 14 – 20 = 16 г.

*Ответ*. *m*(NH4)2CO3= 16 г.

К а ч е с т в е н н ы е  з а д а ч и

**1.** Твердое, белое, хорошо растворимое в воде соединение А представляет собой кислоту. При добавлении к водному раствору А оксида В образуется белое нерастворимое в воде соединение С. В результате прокаливания при высокой температуре вещества С в присутствии песка и угля образуется простое вещество, входящее в состав А. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – H2PO4, В – CaO,  
C – Ca3(PO4)2.

**2.** Смесь двух твердых веществ красного цвета (А) и белого цвета (В) воспламеняется при слабом трении. В результате реакции образуются два твердых вещества белого цвета, одно из которых (С) растворяется в воде с образованием кислого раствора. Если к веществу С добавить оксид кальция, образуется белое нерастворимое в воде соединение. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – P (кр.), В – KClO3,  
C – P2O5.

**3.** Нерастворимое в воде соединение А белого цвета в результате прокаливания при высокой температуре с углем и песком в отсутствии кислорода образует простое вещество В, существующее в нескольких аллотропных модификациях. При сгорании вещества В образуется соединение С, растворяющееся в воде с образованием кислоты Е, способной образовывать три типа солей. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – Ca3(PO4)2, В – P,  
C – P2O5, Е – H3PO4.

\* Знак +/– означает, что данная реакция протекает не со всеми реагентами или в специфических условиях.

\*\* Интересной является окислительно-восстановительная реакция (ОВР), протекающая при зажигании спичек:

http://him.1september.ru/2009/16/19-5.jpg

**ЗАНЯТИЕ 32**

**10-й класс** (первый год обучения)

***Азот и его соединения***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Краткая история открытия и происхождение названия.

3. Физические свойства.

4. Химические свойства.

5. Нахождение в природе.

6. Основные методы получения.

7. Важнейшие соединения азота (аммиак, соли аммония, оксиды и кислоты азота).

Азот N – элемент главной подгруппы V группы периодической системы. Это типичный неметалл с высокой электроотрицательностью (ЭО = 3,0). Электронная формула атома азота имеет вид 1*s*22*s*22*p*3, это *р*-элемент. Поскольку азот находится во втором периоде, для его атома невозможен переход в возбужденное состояние и распаривание электронов, поэтому азот никогда не проявляет валентность, равную пяти. Степени окисления лежат в широком диапазоне от –3 до +5, например:

http://him.1september.ru/2009/21/20-2.jpg

В соединениях азот чаще всего входит в состав анионов, но образует также катион аммония:

http://him.1september.ru/2009/21/20-3.jpg

Русское название азота произошло от греческого *a* – частица отрицания и *zoos*– живой – «нежизненный» и является исторически сложившимся, хотя и неверным. Название «азот» предложено А.Лавуазье, чтобы отразить основное свойство элемента – его непригодность для дыхания и жизни. Это название сохранилось в русском и французском языках. Латинское название азота *nitrogenium*переводится как «рождающий селитру».

Ф и з и ч е с к и е  с в о й с т в а

Молекула простого вещества азота – N2. Это газ без цвета, вкуса и запаха, немного легче воздуха, плохо растворяется в воде, не поддерживает горения и дыхания. Конденсируется при –196 °С в бесцветную жидкость. Атомы в молекуле азота связаны очень прочной тройной ковалентной связью. Природный азот состоит из двух изотопов с массовыми числами 14 и 15.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

При обычных условиях азот является химически инертным соединением за счет очень прочной связи, образованной тремя парами электронов. Большинство химических реакций с участием азота протекают при повышенной температуре, например:

Н2 (+):

N2 + 3Н2http://him.1september.ru/2009/21/20-4.jpg 2NH3.

О2 (+/–)\*:

N2 + О2http://him.1september.ru/2009/21/20-5.jpg 2NО.

Металлы (+):

6Li + N2 = 2Li3N,

2Al + N2http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2AlN.

Неметаллы (+/–):

N2 + 3F2http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2NF3,

N2 + 2Сhttp://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif (СN)2,

N2 + S http://him.1september.ru/2009/21/nerav.gif реакция не идет.

Н2О (–).

Основные оксиды (–).

Кислотные оксиды (–).

Основания (–).

Кислоты-неокислители (–).

Кислоты-окислители (–).

Соли (–).

В виде простого вещества азот является основной составной частью воздуха (78 % по объему). В связанном виде азот находится в п р и р о д е в виде нитратов (селитр), а также входит в состав аминокислот, белков и других органических и неорганических соединений.

В п р о м ы ш л е н н о с т и азот получают ректификацией жидкого воздуха (азот испаряется при более низкой температуре, чем кислород).

В л а б о р а т о р н ы х у с л о в и я х азот получают термическим разложением нитрита аммония:

NH4NO2http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif N2 + 2H2O

или дихромата аммония:

(NH4)2Cr2O7 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif Cr2O3+ N2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 4H2O.

Кроме того, азот в лаборатории можно получить при взаимодействии некоторых металлов с азотной кислотой:

5Mg + 12HNO3 = 5Mg(NO3)2 + N2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 6H2O,

а также некаталитическим окислением аммиака:

4NH3 + 3O2 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2N2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 6H2O.

Очень чистый азот получают термическим разложением азидов (солей азотистоводородной кислоты) натрия или бария:

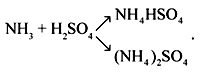
2NaN3 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2Na + 3N2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif.

В а ж н е й ш и е  с о е д и н е н и я а з о т а

А м м и а к NH3 – бесцветный газ с резким характерным запахом, ядовит, хорошо растворим в воде. Раствор аммиака в воде называется аммиачной водой или нашатырным спиртом (не путайте с нашатырем NH4Cl). В жидком состоянии молекулы аммиака связаны между собой водородными связями. Степень окисления азота в молекуле аммиака –3, валентность – III. В химическом отношении аммиак достаточно активен, склонен к реакциям присоединения, проявляет слабые осно'вные свойства, например:

NH3 + Н2О = NH4OH,

NH3 + НCl = NH4Cl,



Аммиак также можно рассматривать как очень слабую кислоту, например:

2NH3 (ж.) + 2Na = 2NaNH2 + H2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif.

В окислительно-восстановительных реакциях аммиак может проявлять только восстановительные свойства:

http://him.1september.ru/2009/21/21-2.jpg

Благодаря наличию неподеленной электронной пары у атома азота аммиак является хорошим лигандом и легко образует комплексные соединения, например:

4NH3 + CuSO4 = [Cu(NH3)4]SO4.

*Для получения* *аммиака* в *промышленности* используют синтез Габера–Боша:

N2 + 3Н2http://him.1september.ru/2009/21/21-3.jpg 2NH3.

К *лабораторным методам получения аммиака* относят:

• взаимодействие солей аммония с сильными основаниями:

NH4Cl + KOH = KCl + NH3http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + H2O,

• гидролиз нитридов:

Mg3N2 + 6Н2O = 3Mg(OH)2 + 2NH3http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif.

*В природе*аммиак выделяется при гниении веществ белковой природы.

Катион аммония http://him.1september.ru/2009/21/nh4.gifобразуется по донорно-акцепторному механизму. Степень окисления азота –3, валентность – IV:



Г и д р о к с и д  а м м о н и я является слабым летучим основанием:

OH– + http://him.1september.ru/2009/21/nh4.gif http://him.1september.ru/2009/21/strlki.gif NH4OH http://him.1september.ru/2009/21/strlki.gif NH3•H2O.

Гидроксид аммония удобно использовать для осаждения амфотерных гидроксидов из растворов солей амфотерных металлов (щелочи в этом случае могут взаимодействовать с образующимся гидроксидом):

AlCl3 + 3NH4OH = Al(OH)3http://him.1september.ru/2009/21/svniz.gif + 3NH4Cl,

AlCl3 + 4NaOH (изб.) = Na[Al(OH)4] + 3NaCl.

Все с о л и а м м о н и я хорошо растворимы в воде и проявляют общие свойства солей. К особым свойствам солей аммония относятся реакции их термического разложения, например:

(NH4)2CO3 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2NH3http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif+ СО2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + H2O,

(NH4)2SO4 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif NH3http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif+ NH4HSО4,

NH4NO3 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif N2O+ 2H2O,

NH4NO2 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif N2+ 2H2O.

*Качественной реакцией на аммиак* является взаимодействие его с парами концентрированной соляной кислоты с образованием белого дыма NH4Cl:

NH3 + HCl = NH4Cl.

*Качественной реакцией на катион аммония* является взаимодействие с растворами щелочей при нагревании:

2NH4Cl + Ca(OH)2http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif CaCl2+ 2NH3http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 2H2O.

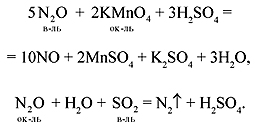
О к с и д ы  а з о т а.

Известны следующие оксиды азота: несолеобразующие – N2O, NO; солеобразующие – N2O3, NO2(N2O4), N2O5. Все они, кроме N2O, ядовиты. Все оксиды азота термически неустойчивы и при нагревании разлагаются с выделением кислорода. NO и NO2 являются одними из основных загрязнителей атмосферы.

О к с и д а  з о т а (I) N2O – бесцветный газ со слабым запахом и сладковатым вкусом, хорошо растворим в воде (без взаимодействия). В смеси с воздухом возбуждающе действует на нервную систему человека («веселящий газ»). Его также применяют в медицине в качестве анестезирующего средства. При высокой температуре разлагается:

2N2O http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2N2 + O2.

Этот оксид несолеобразующий, при обычных условиях проявляет малую реакционную способность. В зависимости от условий может проявлять слабые окислительные или восстановительные свойства (окислительные свойства выражены сильнее), например:



Получить оксид азота(I) можно термическим разложением нитрата аммония:

NH4NO3 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif N2O + 2H2O.

О к с и д а з о т а (II) NO – бесцветный газ без запаха, плохо растворим в воде. Несолеобразующий оксид. На воздухе легко окисляется:

2NO + O2 = 2NO2,

димеризуется при охлаждении:

2NO http://him.1september.ru/2009/21/strlki.gif N2O2.

*Получают монооксид азота* следующими способами:

• при непосредственном взаимодействии азота и кислорода:

N2 + O2 http://him.1september.ru/2009/21/25-2.jpg 2NO;

• взаимодействием неактивных металлов с разбавленной азотной кислотой:

3Cu + 8HNO3 (разб.) = 3Cu(NO3)2 + 2NOhttp://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 4H2O;

• каталитическим окислением аммиака:

4NH3 + 5O2 http://him.1september.ru/2009/21/25-3.jpg 4NOhttp://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 6H2O.

О к с и д а  з о т а (III) N2O3 – легкокипящая (3,5 °С) жидкость синего цвета, хорошо растворимая в воде (с образованием азотистой кислоты). Термически очень неустойчив, уже при 25 °С и нормальном давлении 90 % его молекулы распадаются:

N2O3 = NO + NO2.

Проявляет свойства, характерные для кислотных оксидов, например:

N2O3 + H2O = 2HNO2,

N2O3 + 2KOH (разб.) = 2KNO2 + H2O,

2N2O3 + O2 = 4NO2.

О к с и д  а з о т а (IV) NO2 – при комнатной температуре бурый газ (в промышленности получил название «лисий хвост») с характерным запахом; очень токсичен, его присутствие в атмосфере вызывает отек легких; с понижением температуры димеризуется и превращается в жидкий бесцветный димер (*тетраоксид диазота*). Хорошо растворим в воде. Смешанный оксид, которому условно отвечают две кислоты – азотная и азотистая:

2NO2 + H2O = HNO2 + HNO3.

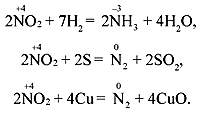
Похожим образом протекают реакции со щелочами:

2NO2 + 2NaOH = NaNO2 + NaNO3+ H2O.

При взаимодействии NO2 с водой в присутствии кислорода образуется только азотная кислота:

4NO2 + 2H2O + О2 = 4HNO3.

Диоксид азота является хорошим окислителем, например:



*Получают диоксид азота* следующими способами:

• окислением оксида азота(II):

2NO + O2 = 2NO2;

• взаимодействием неактивного (по положению в ряду напряжений) металла с концентрированной азотной кислотой:

Cu + 4HNO3 (конц.) = Cu(NO3)2 + 2NO2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 2H2O;

• термическим разложением нитратов металлов средней активности:

2Pb(NO3)2 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2PbO + 4NO2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + O2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif.

О к с и д а з о т а (V) N2O5 – бесцветное кристаллическое вещество, при комнатной температуре разлагается, хорошо растворяется в воде с образованием азотной кислоты:

N2O5 + H2O = 2HNO3.

Термически неустойчивый оксид:

2N2O5http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 4NO2 + O2.

Проявляет свойства кислотного оксида, является сильным окислителем, например:

3N2O5+ Al2O3 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2Al(NO3)3,

N2O5+ NaOH (разб.) = 2NaNO3 + H2O,

http://him.1september.ru/2009/21/24-1.jpg

Получают этот оксид взаимодействием пентаоксида фосфора и азотной кислоты:

2HNO3 + P2O5 = N2O5 + 2HPO3

или окислением моно- и диоксида азота озоном:

2NO2 + O3 = N2O5 + O2.

А з о т с о д е р ж а щ и е  к и с л о т ы.

А з о т и с т а я  к и с л о т а – HNO2 – слабая, неустойчивая кислота, существующая при низких температурах только в разбавленных растворах, при нагревании разлагается:

2HNO2 http://him.1september.ru/2009/21/24-2.jpg NO + NO2 + H2O.

Азотистая кислота проявляет все свойства, характерные для слабых кислот, например:

HNO2http://him.1september.ru/2009/21/strlki.gif H+ + http://him.1september.ru/2009/21/no2.gif,

2HNO2+ Ca = Ca(NO2)2 + H2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif,

2HNO2+ CuO = Cu(NO2)2 + H2O,

HNO2+ NaOH = NaNO2 + H2O.

Азотистая кислота образует только один тип солей – нитриты. Нитриты в отличие от самой кислоты термически устойчивы, исключение составляет нитрит аммония:

NH4NO2 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif N2 + 2H2O.

В небольших дозах нитриты безвредны (например, их используют при производстве колбасных изделий), однако в больших дозах они ядовиты.

В окислительно-восстановительных реакциях азотистая кислота и ее соли проявляют окислительно-восстановительную двойственность, например:

2HNO2+ 2HI = I2http://him.1september.ru/2009/21/svniz.gif + 2NOhttp://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 2H2O,

HNO2+ H2O2 = HNO3 + H2O,

2NaNO2 + Na2S + 2H2SO4 = 2Na2SO4 + S + 2NO + 2H2O,

5KNO2 + 2KMnO4 + 3H2SO4 = 5KNO3 + K2SO4 + 2MnSO4 + 3H2O.

А з о т н а я  к и с л о т а HNO3 – бесцветная (при хранении желтеет) жидкость с резким запахом, гигроскопична. Безводная азотная кислота «дымит» на воздухе. С водой смешивается в любых соотношениях. Термически неустойчива, состав продуктов разложения зависит от температуры, например:

2HNO3http://him.1september.ru/2009/21/24-2.jpg N2O5 + H2O (расплавление),

4HNO3http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 4NO2 + О2 + 2H2O (*t* = 86 °C).

Составляя структурную формулу молекулы азотной кислоты, необходимо помнить, что одна из общих электронных пар азота и кислорода в равной степени распределена между двумя связями:

http://him.1september.ru/2009/21/25-1.jpg

По кислотно-основным свойствам азотная кислота является одной из наиболее сильных кислот, в водных растворах полностью диссоциирует на ионы и проявляет многие свойства, характерные для кислот, например:

HNO3http://him.1september.ru/2009/21/strlki.gif H+ + http://him.1september.ru/2009/21/no3.gif,

2HNO3+ ZnO = Zn(NO3)2 + H2O,

HNO3+ NaOH = NaNO3 + H2O,

2HNO3+ Na2CO3 = 2NaNO3 + H2O + CO2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif.

В то же время азотная кислота является одним из наиболее сильных окислителей. Продукты ее восстановления лежат в широком диапазоне и зависят от природы восстановителя, участвующего в реакции, и от концентрации кислоты. Окислительные свойства азотной кислоты очень сильно зависят от температуры и резко усиливаются при нагревании. Металлы в реакциях с азотной кислотой любой концентрации окисляются, как правило, до нитратов, а неметаллы – до своих высших гидроксидов.

Азотная кислота любой концентрации не реагирует с золотом, платиной, вольфрамом. Золото и платина растворяются в «царской водке» – смеси концентрированных азотной и соляной кислот в объемном соотношении 1:3:

Au + HNO3 (конц.) + 4HCl (конц.) = H[AuCl4] + NOhttp://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 2H2O.

Концентрированная HNO3при взаимодействии с наиболее активными металлами (до алюминия) восстанавливается до N2O, например:

4Mg + 10HNO3 (конц.) = 4Mg(NO3)2 + N2Ohttp://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 5H2O.

Концентрированная HNO3при взаимодействии с менее активными металлами и с неметаллами восстанавливается до NO2,например:

Cu + 4HNO3 (конц.) = Cu(NO3)2 + 2NO2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 2H2O,

C + 4HNO3 (конц.) = CO2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 4NO2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 2H2O.

Концентрированная HNO3 пассивирует алюминий, хром и железо, однако при очень сильном нагревании реакции с этими металлами возможны.

Разбавленная HNO3 с активными металлами, а также с железом и цинком образует NH3 (очень разбавленная – NH4NO3), например:

4Mg + 9HNO3 (разб.) = 4Mg(NO3)2+ NH3http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 3H2O,

4Mg + 10HNO3 (оч. разб.) = 4Mg(NO3)2+ NH4NO3+ 3H2O.

Разбавленная HNO3 c менее активными металлами и с неметаллами восстанавливается до NO, например:

3Cu + 8HNO3 (разб.) = 3Cu(NO3)2+ 2NOhttp://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 4H2O,

3C + 4HNO3 (разб.) = 3CO2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif+ 4NOhttp://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 2H2O.

*Способы получения азотной кислоты:*

• вытеснение из солей с помощью концентрированной серной кислоты:

KNO3 (тв.) + H2SO4(конц.) = KHSO4 + HNO3http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif;

• дуговой способ – продувание воздуха через электрическую дугу и дальнейшее превращение NO в азотную кислоту:

N2 + O2 http://him.1september.ru/2009/21/25-2.jpg 2NO,

2NO + O2 = 2NO2,

4NO2 + O2 + 2H2O = 4HNO3;

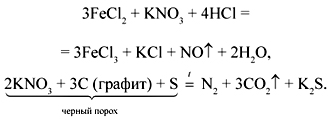
• аммиачный способ:

4NH3 + 5O2 http://him.1september.ru/2009/21/25-3.jpg 4NO + 6H2O,

2NO + O2 = 2NO2,

4NO2 + O2 + 2H2O = 4HNO3.

Соли азотной кислоты – нитраты, или селитры, – хорошо растворимы в воде, проявляют все свойства, характерные для солей. Как и азотная кислота, нитраты являются сильными окислителями (в кислой среде окислительная способность нитратов сопоставима с разбавленной азотной кислотой), например:



При нагревании нитраты разлагаются, причем продукты разложения зависят от активности металла, входящего в состав нитрата.

Нитраты щелочных металлов (кроме лития) разлагаются с образованием нитрита и кислорода, например:

2NaNO3 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2NaNO2+ O2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif.

Нитраты лития и большинства металлов (от щелочно-земельных до меди включительно) разлагаются при нагревании с образованием оксида металла, диоксида азота и кислорода, например:

4LiNO3 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2Li2O + 4NO2 + O2,

2Cu(NO3)2 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2CuO + 4NO2 + O2.

Нитраты неактивных металлов (после меди) разлагаются с образованием металла, диоксида азота и кислорода, например:

Hg(NO3)2 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif Hg + 2NO2 + O2 (выше 100 °С).

Нитрат аммония разлагается с образованием оксида азота(I) и воды:

NH4NO3 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif N2O + 2H2O.

***Тест по теме «Азот и его соединения»***

**1.** В молекуле азота атомы связаны…

а) двумя http://him.1september.ru/2009/21/pi.gif- и одной http://him.1september.ru/2009/21/sigma.gif-связью;

б) двумя http://him.1september.ru/2009/21/sigma.gif- и одной http://him.1september.ru/2009/21/pi.gif-связью;

в) двумя http://him.1september.ru/2009/21/pi.gif- и одной водородной связью;

г) ковалентными связями по донорно-акцепторному механизму.

**2.** В лаборатории азот можно получить прокаливанием:

а) нитрата аммония; б) нитрита аммония;

в) дихромата аммония; г) сульфата аммония.

**3.** Какое количество азота можно получить из 1м3 воздуха?

а) 22,4 моль;

б) 1000 моль;

в) 34,86 моль;

г) азот нельзя получить из воздуха.

**4.** Валентность азота численно равна его степени окисления в молекуле:

а) азота; б) азотной кислоты;

в) аммиака; г) оксида азота(II).

**5.** При взаимодействии некоторого металла массой 2,64 г с азотом образовался нитрид металла массой 2,92 г. Неизвестный металл – это:

а) алюминий; б) литий;

в) стронций; г) натрий.

**6.** Валентность и степень окисления азота в ионе аммония соответственно равны:

а) IV и +3; б) IV и –3;

в) III и +3; г) III и –3.

**7.** При взаимодействии разбавленной азотной кислоты с медью получают:

а) водород;

б) оксид азота(II);

в) оксид азота(IV);

г) медь не реагирует с азотной кислотой.

**8.** Какие металлы не реагируют с концентрированной азотной кислотой на холоде?

а) алюминий; б) золото;

в) платина; г) серебро.

**9.** Какой объем диоксида азота (в л) выделится при взаимодействии азотной кислоты, полученной аммиачным способом из 112 л аммиака (н.у.) с медью?

а) 112; б) 28; в) 224; г) 56.

**10.** Сумма коэффициентов в реакции термолиза нитрата свинца равна:

а) 8; б) 4; в) 9; г) 7.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| а | б, в | в | в, г | в | б | б | а, б, в | г | в |

***Задачи и упражнения на азот и его соединения***

Ц е п о ч к и  п р е в р а щ е н и й

**1.** Диоксид азота —> А —> В —> С —> D —> В —> монооксид азота. Все вещества содержат азот, в схеме пять окислительно-восстановительных реакций (ОВР).

**2.** Аммиак —> оксид азота(II) —> оксид азота(IV) —> азотная кислота —> диоксид азота —> нитрат натрия —> сульфат натрия.

**3.** Нитрит аммония —> азот —> нитрид магния —> аммиак —> азот —> монооксид азота —> диоксид азота —> нитрат калия —> азотная кислота.

**4.** Нитрид кальция —> А —> В —> С —> D —> азотная кислота. Все вещества содержат азот, все превращения (кроме первого) – ОВР.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь А |

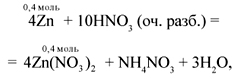
**1.** Смесь, содержащую 13,2 г сульфата аммония и 17 г нитрата натрия, прокалили до постоянной массы. Определите состав и массу соединения, оставшегося после прокаливания.

*Ответ*. 14,2 г Na2SO4.

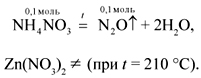
**2.** На смесь, содержащую цинк и оксид цинка, подействовали очень разбавленной азотной кислотой, полученный раствор выпарили и сухой остаток прокалили при температуре 210 °С. При этом выделилось 2,24 л газа (н.у.) и осталось 113,4 г сухого вещества. Определите состав исходной смеси.

*Решение*

Исходная смесь реагирует по следующим схемам:

  
http://him.1september.ru/2009/21/27-3.jpg

Прокаливание сухого остатка:



Следовательно, сухое вещество – Zn(NO3)2;

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(Zn(NO3)2) = 113,4/189 = 0,6 моль.

Газ – N2O; http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(N2O) = 2,24/22,4 = 0,1 моль.

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(NH4NO3) = n(N2O) = 0,1 моль, следовательно

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(Zn) = 4http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(NH4NO3) = 0,4 моль.

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif1(Zn(NO3)2) = 0,4 моль,

тогда http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif2(Zn(NO3)2) = 0,6 – 0,4 = 0,2 моль.

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(ZnO) = http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif2(Zn(NO3)2) = 0,2 моль.

Находим массы исходных веществ:

*m*(Zn) = http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(Zn)•*M*(Zn) = 0,4•65 = 26 г;

*m*(ZnO) = http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(ZnO)•*M*(ZnO) = 0,2•81 = 16,2 г.

*Ответ*. 26 г Zn; 16,2 г ZnO.

**3.** Какой объем раствора азотной кислоты с массовой долей 55 % и плотностью 1,34 г/см3 можно получить из 1 м3 аммиака, если выход при каталитическом окислении аммиака составляет 98 %, а выход кислоты в поглотительных колоннах – 94 %?

*Ответ*. 3515 мл р-ра HNO3.

**4.** Смешали 92,2 мл 20%-го раствора аммиака (плотность раствора – 0,92 г/мл) и 56,6 мл 40%-го раствора серной кислоты (плотность – 1,3 г/мл). Определите концентрации веществ в полученном растворе.

*Ответ*. 4,3 % NH3; 25 % (NH4)2SO4.

**5.** При обработке 50 г смеси порошков серебра, алюминия и оксида магния избытком концентрированной азотной кислоты образовалось 4,48 л (н.у.) газа. При взаимодействии такой же массы исходной смеси с избытком гидроксида бария выделилось 6,72 л (н.у.) газа. Определите массовые доли веществ в исходной смеси.

*Ответ*. 43,2 % Ag; 10,8 % Al; 46 % MgO.

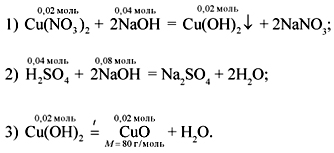
**6.** 3 г сплава меди с серебром растворили в концентрированной азотной кислоте. Раствор выпарили досуха. Сухой остаток растворили в воде и к раствору добавили избыток хлорида натрия. Выпавший осадок отделили от раствора, высушили и взвесили. Масса осадка составила 1,435 г. Определите массовые доли металлов в сплаве.

*Ответ*. 64 % Cu; 36 % Ag.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь Б |

**1.** Известно, что 40 мл раствора, содержащего нитрат меди(II) и серную кислоту, может прореагировать с 25,4 мл 16%-го раствора гидроксида натрия (плотность раствора – 1,18 г/мл), а прокаливание выпавшего при этом осадка дает 1,6 г твердого вещества. Вычислите молярные концентрации нитрата меди(II) и серной кислоты в исходном растворе, а также объем газа (н.у.), который выделяется при внесении 2,5 г порошкообразной меди в 40 мл этого раствора.

*Решение*



http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(CuO) = 1,6/80 = 0,02 моль, следовательно http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(Cu(OH)2) = http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(CuO) = 0,02 моль;

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif1(NaOH) = 2http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(Cu(OH)2) = 0,04 моль (в реакции 1);

Всего взято NaOH:

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(NaOH) = (25,4•1,18•0,16)/40 = 0,12 моль, тогда

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif2(NaOH) = 0,12 – 0,04 = 0,08 моль (в реакции 2).

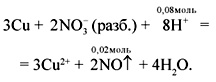
http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(Cu(NO3)2) = 0,5http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif1(NaOH) = 0,02 моль,

*с*(Cu(NO3)2) = http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif/*V*= 0,02/0,04 = 0,5 моль/л.

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(H2SO4) = 0,5http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif2(NaOH) = 0,04 моль,

*с*(H2SO4) = http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif/*V*= 0,04/0,04 = 1 моль/л.

Cu может реагировать только с Cu(NO3)2,поскольку раствор H2SO4– разбавленный; кислые растворы нитратов ведут себя так же, как разбавленная HNO3.



http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(Cu) = 2,5/64 = 0,039 моль;

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(H+) = 2n(H2SO4) = 0,08 моль,

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif= 2http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(Cu(NO3)2) = 0,04 моль.

Составим пропорцию:

http://him.1september.ru/2009/21/28-3.jpg

Следовательно, H+ в недостатке.

http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(NO) = 2/8 http://him.1september.ru/2009/21/nu.gif(Н+) = 0,02 моль,

откуда *V*(NO) = 0,448 л.

*Ответ*. *с*(Cu(NO3)2) = 0,5M;

*с*(H2SO4) = 1M;*V*(NO) = 0,448 л.

**2.** При прокаливании смеси нитрата натрия с нитратом неизвестного металла (степень окисления +3, в ряду напряжений находится между магнием и медью) образовалось 27,3 г твердого остатка и выделилось 34,72 л (н.у.) смеси газов. После пропускания газов через раствор гидроксида натрия образовались две соли, а объем газов сократился до 7,84 л. Определите неизвестный металл.

*Ответ*. Алюминий.

**3.** В процессе синтеза аммиака давление в реакторе упало на 10 %. Определите состав полученной после реакции газовой смеси (в об. %), если в исходной смеси содержание азота и водорода отвечало стехиометрическому соотношению.

*Ответ*. 22,2 % N2; 66,7 % Н2; 11,1 % NH3.

**4.** Смесь нитратов калия и серебра прокалили. При обработке твердого остатка водой объемом 124,2 мл часть его растворилась и был получен 10%-й раствор с плотностью 1,2 г/мл. Масса нерастворившегося в воде остатка составила 7,2 г. Рассчитайте суммарный объем газов (н.у.), образовавшихся при прокаливании исходной смеси.

*Ответ*. *V* = 4 л.

**5.** Определите массу нитрида магния, полностью подвергшегося разложению водой, если для полного солеобразования с продуктами гидролиза потребовалось 150 мл 4%-го раствора соляной кислоты плотностью 1,02 г/мл.

*Ответ*. *m*(Mg3N2) = 2 г.

К а ч е с т в е н н ы е  з а д а ч и

**1.** При растворении в кислоте Х металлической меди могут образоваться газы А или В. Газ А на воздухе переходит в газ В, а последний, в свою очередь, при взаимодействии с сернистым газом переходит в газ А. Определите указанные вещества, напишите уравнения реакций. Рассчитайте, какие объемы 40%-го раствора (плотность – 1,25 г/мл) и 60%-го раствора (плотность – 1,375 г/мл) кислоты Х потребуются для растворения 6,4 г меди.

*Ответ*. Х – HNO3, А – NO, В – NO2;  
*V*1(р-ра HNO3) = 33,6 мл;  
*V*2(р-ра HNO3) = 30,5 мл.

**2.** В двух сосудах находятся газы А и В. Оба бесцветны, имеют неприятный запах. Их общая масса 17 г. Горение газа А сопровождается образованием воды (13,5 г) и газа С без цвета и запаха. Горение газа В сопровождается образованием воды и газа D, способного обесцветить 40 г брома. При пропускании газа В через раствор нитрата свинца образуется 60 г черного осадка. Масса 11,2 л смеси газов С и D равна 23 г. Идентифицируйте вещества, проведите необходимые расчеты, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. А – NH3, B – H2S, С – N2, D – SO2.

**3.** Предложите химический способ разделения смеси, состоящей из кислорода и аммиака (газы необходимо выделить в чистом виде). Подтвердите свой ответ уравнениями реакций.

*Ответ*. 1) Смесь поджечь:

4NH3 + 3O2 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2N2 + 6H2O,

O2 http://him.1september.ru/2009/21/nerav.gif … ;

2) N2 и О2разделить ректификацией;

3) N2 + 3H2http://him.1september.ru/2009/21/tpk.jpg 2NH3.

**4.** В трех пробирках без этикеток находятся концентрированные растворы кислот – серной, азотной, соляной. Как с помощью одного реактива определить содержимое каждой пробирки?

*Ответ*. К содержимому каждой  
пробирки прибавить Cu.

**5.** При сгорании в присутствии кислорода бесцветного газа А, обладающего резким характерным запахом, образуется газ В без цвета и запаха. Газ В реагирует при комнатной температуре с литием с образованием твердого вещества С. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. А – NH3, B – N2, C – Li3N;

4NH3+ 3O2 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2N2http://him.1september.ru/2009/21/sverh.gif + 6H2O;

N2+ 6Li = 2Li3N.

**6.** Бесцветный газ А с резким характерным запахом, легче воздуха, реагирует с сильной кислотой В, при этом образуется соль С, водный раствор которой не образует осадков ни с хлоридом бария, ни с нитратом серебра. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. А – NH3, B – HNO3, C – NH4NO3.

**7.** В атмосфере бурого газа А сгорает простое вещество В. При этом образуются два газообразных вещества – сложное С и простое D, которые входят в состав воздуха. Вещество D при нагревании вступает в реакцию с магнием. Идентифицируйте вещества, напишите уравнения реакций.

*Ответ*. А – NO2, B – C, C – CO2, D – N2;

2NO2+ 2C http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif 2CO2+ N2;

3Mg + N2 http://him.1september.ru/2009/21/t-1.gif Mg3N2.

\* Знак +/– означает, что данная реакция протекает не со всеми реагентами или в специфических условиях.

**ЗАНЯТИЕ 33**

**10-й класс** (первый год обучения)

***Углерод и его соединения***

П л а н

1. Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Краткая история открытия и происхождение названия.

3. Физические свойства. Аллотропные модификации углерода.

4. Химические свойства.

5. Нахождение в природе.

6. Основные методы получения.

7. Важнейшие соединения углерода (угарный газ, углекислый газ, угольная кислота и ее соли).

Углерод находится в главной подгруппе IV группы периодической системы химических элементов. Электронная формула атома углерода имеет вид 1*s*22*s*2*p*2, это *р*-элемент, проявляющий неметаллические свойства. В невозбужденном состоянии углерод проявляет валентность II, при переходе в возбужденное состояние – IV. Характерные степени окисления в соединениях –4, +2, +4, например: http://him.1september.ru/2010/01/12-2.jpg.

С: 1*s*22*s*22*p*2(валентность II),

http://him.1september.ru/2010/01/12-3.jpg

С\*: 1*s*22*s*12*p*3(валентность IV).

http://him.1september.ru/2010/01/12-4.jpg

Характерной особенностью углерода является его способность к образованию углерод-углеродных цепей, что обуславливает существование органических молекул. Для органических соединений понятие степени окисления является очень условным, например:

http://him.1september.ru/2010/01/12-5.jpg

Русское название углерода означает “рождающий уголь”. Латинское название *carboneum* также означает “уголь”.

Ф и з и ч е с к и е  с в о й с т в а

Химический элемент ***углерод*** в виде простого вещества образует несколько аллотропных модификаций.

***Алмаз*** – аллотропная модификация углерода, существующая в природе и полученная искусственным путем. По внешнему виду это прозрачные кристаллы высокой твердости. После обработки природных алмазов получают драгоценный камень – бриллиант. Кристаллическая решетка алмаза имеет тетраэдрическое строение, расстояние между всеми атомами углерода одинаковое, что обусловлено их *sp*3-гибридизацией. В кристаллической решетке алмаза отсутствуют свободные электроны, поэтому алмаз не проводит электрического тока. Химическая активность алмаза ниже активности другой аллотропной модификации углерода – графита.

***Графит***– мягкое темно-серое вещество с металлическим блеском, жирное на ощупь. Графит легко измельчается (порошок графита называется сажей). Кристаллическая решетка графита имеет слоистое строение и состоит из слоев правильных шестиугольников, конденсированных по всем сторонам. Атомы углерода в графите находятся в состоянии *sp*2-гибридизации. В образовании химических связей участвуют три электрона атома углерода, а четвертый электрон остается относительно свободным, что обеспечивает высокую электропроводность графита.

***Карбин*** – аллотропная модификация углерода, очень редко встречающаяся в природе. Это полимер, состоящий из линейных макромолекул, атомы углерода находятся в состоянии *sp*-гибридизации. Карбин – прозрачное и бесцветное вещество, полупроводник. В химическом отношении менее активен, чем графит. Широкого применения не имеет.

***Фуллерен*** – порошок темного цвета (после очистки перекристаллизацией – желтые кристаллы), полупроводник. В природе эта аллотропная модификация углерода не встречается, получена искусственным путем, в настоящее время изучаются свойства фуллерена. Состоит из молекул состава С60 или С70, атомы углерода находятся в состоянии *sp*2-гибридизации. Объемная молекула фуллерена имеет полициклическое строение, по внешнему виду напоминает футбольный мяч.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

В химическом отношении углерод при обычных условиях малоактивен, но при нагревании реагирует со многими простыми и сложными веществами. В реакциях углерод может быть как восстановителем, так и окислителем.

Н2 (+/–)\*:

C + 2H2http://him.1september.ru/2010/01/13-1.jpg CH4.

О2 (+):

C + O2 http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif CO2,

2C + O2 http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif 2CO.

Металлы (+/–):

4Al + 3C http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif Al4C3,

2C + Ca  http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif CaC2,

Ag, Au, Pt + http://him.1september.ru/2010/01/ps.gif реакция не идет.

Неметаллы (+/–):

С + 2Shttp://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif CS2,

C + 2F2 http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif CF4.

Н2О (+):

С + Н2О (г. ) http://him.1september.ru/2010/01/13-2.jpg CO + H2.

Основные оксиды (+):

2PbO + C http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif 2Pb + CO2,

CaO + C http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif Ca + CO,

или

CaO + 3C (кокс) http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif CaC2 + CO.

Кислотные оксиды (–).

Основания (–).

Кислоты-неокислители (–).

Кислоты-окислители (+):

С + 2H2SO4 (конц.) = CO2http://him.1september.ru/2010/01/sverh.gif + 2SO2http://him.1september.ru/2010/01/sverh.gif + 2H2O,

С + 4HNO3 (конц.) = CO2http://him.1september.ru/2010/01/sverh.gif + 4NO2http://him.1september.ru/2010/01/sverh.gif + 2H2O,

3С + 4HNO3 (разб.) = 3CO2http://him.1september.ru/2010/01/sverh.gif + 4NOhttp://him.1september.ru/2010/01/sverh.gif + 2H2O.

Соли (+):

http://him.1september.ru/2010/01/13-3.jpg

В природе углерод встречается как в виде простого вещества (см. аллотропные модификации), так и в виде соединений, важнейшими из которых являются: мел, мрамор, известняк (CaCO3), доломит (CaCO3•MgCO3) и др. В атмосфере углерод содержится в виде угарного и углекислого газов. Соединения углерода – основные компоненты природного топлива. Кроме того, все органические соединения являются соединениями углерода.

В а ж н е й ш и е  с о е д и н е н и я у г л е р о д а

***Оксид углерода(II), или угарный газ* (СО)*.*** Газ без цвета, вкуса и запаха, легче воздуха, плохо растворим в воде, токсичен. Термически устойчив. Атомы в молекуле угарного газа связаны двумя видами ковалентной связи: ковалентной полярной и донорно-акцепторной (кислород является донором, углерод – акцептором):

http://him.1september.ru/2010/01/13-4.jpg

По химическим свойствам угарный газ является несолеобразующим оксидом, химически достаточно пассивен. При повышенной температуре оксид углерода(II) взаимодействует с кислородом и оксидами металлов, являясь сильным восстановителем, например:

2CO + O2 http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif 2CO2,

CO + MgOhttp://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif Mg + CO2.

При пропускании смеси угарного газа и хлора через слой активированного угля можно получить ядовитый газ фосген (химическое оружие, вызывает паралич дыхательных путей):

CO + Cl2http://him.1september.ru/2010/01/tk.jpg COCl2.

При нагревании монооксида углерода с водородом в присутствии катализатора при повышенном давлении образуется метиловый спирт:

CO + 2H2 http://him.1september.ru/2010/01/14-1.jpg CH3OH.

При пропускании угарного газа через расплав щелочи при высоком давлении образуется соль муравьиной кислоты, поэтому формально монооксид углерода можно рассматривать как ангидрид муравьиной кислоты:

CO + KOH (расплав) http://him.1september.ru/2010/01/14-2.jpg HCOOK.

Лабораторный метод получения угарного газа – разложение муравьиной кислоты при нагревании в присутствии дегидратирующего агента:

HCOOH  http://him.1september.ru/2010/01/14-3.jpg CO + H2O.

Кроме того, угарный газ можно получить неполным сжиганием кокса или восстановлением углекислого газа раскаленным коксом (*t* > 1000 °С):

2C + O2 http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif 2CO,

CO2 + Сhttp://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif 2CO.

***Оксид углерода(IV), или углекислый газ*(СО2)*.***Газ без цвета, вкуса и запаха, тяжелее воздуха, растворим в воде (88 объемов углекислого газа в 100 объемах воды), не поддерживает горения и дыхания (правда, в атмосфере углекислого газа могут гореть некоторые активные металлы, отнимая кислород, например магний):

CO2 + 2Mg http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif 2MgO + C.

В молекуле CO2атом углерода образует две http://him.1september.ru/2010/01/pi.gif-связи c атомами кислорода. В образовании http://him.1september.ru/2010/01/sigma.gif-связей принимают участие две гибридные *sp*-орбитали. Поэтому молекула углекислого газа имеет линейное строение, неполярна:

http://him.1september.ru/2010/01/14-4.jpg

В химическом отношении диоксид углерода проявляет все свойства кислотного оксида:

CO2 + H2O http://him.1september.ru/2010/01/strlki.gif H2CO3,

CO2 + CaO http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif CaCO3,

CO2 + 2NaOH = Na2CO3 + H2O

или

CO2 + NaOH = NaHCO3.

*Качественная реакция на углекислый газ*– пропускание его через известковую или баритовую воду:

Ca(OH)2 + CO2 = CaCO3http://him.1september.ru/2010/01/svniz.gif + H2O,

http://him.1september.ru/2010/01/14-5.jpg

аналогично протекает реакция с Ba(OH)2.

Углекислый газ можно получить разложением известняка:

CaCO3 http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif CaO + CO2http://him.1september.ru/2010/01/sverh.gif,

действием на карбонаты металлов растворами сильных минеральных кислот:

CaCO3 + 2HCl = CaCl2 + H2O + CO2http://him.1september.ru/2010/01/sverh.gif,

при полном сжигании кокса:

C + O2 http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif CO2.

***Угольная кислота*(H2CO3)*и ее соли.***Угольная кислота – слабая двухосновная кислота, в свободном виде не получена, существует только в растворе. Молекула имеет полярное строение, атомы углерода в *sp*2-гибридизации. Термически неустойчива, проявляет все свойства, характерные для слабых кислот (даже органические кислоты вытесняют угольную из ее солей):

H2CO3http://him.1september.ru/2010/01/strlki.gif H2O + CO2,

H2CO3 + Zn = ZnCO3 + H2http://him.1september.ru/2010/01/sverh.gif,

H2CO3 + CaO = CaCO3 + H2O.

Угольная кислота, как двухосновная, образует два типа солей: *карбонаты* и *гидрокарбонаты:*

http://him.1september.ru/2010/01/15-2.jpg

Все карбонаты, кроме карбонатов щелочных металлов, разлагаются при нагревании, например:

MgCO3 http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif MgO + CO2,

но Na2CO3 http://him.1september.ru/2010/01/1.jpg .

*Качественной реакцией* на карбонаты и гидрокарбонаты является их взаимодействие с растворами сильных минеральных кислот, например:

Na2CO3 + 2HCl = NaCl + H2O + CO2http://him.1september.ru/2010/01/sverh.gif,

NaHCO3 + HCl = NaCl + H2O + CO2http://him.1september.ru/2010/01/sverh.gif.

***Тест по теме “Углерод и его соединения”***

**1.** Углерод восстанавливает концентрированную азотную кислоту до соединения:

а) азот;

б) оксид азота(II);

в) оксид азота(IV);

г) аммиак.

**2.** При насыщении известковой воды углекислым газом вначале выпадает осадок массой 20 г, который затем полностью растворяется. Минимальный объем (в л) газа при н.у., который необходим для этого, равен:

а) 4,48; б) 22,4; в) 11,2; г) 8,96.

**3.**Углерод может необратимо взаимодействовать с:

а) кальцием; б) оксидом кальция;

в) водородом; г) серой.

**4.** Сколько электронов участвует в образовании химических связей в молекуле углекислого газа?

а) 8; б) 6; в) 4; г) 2.

**5.** Какие газы тяжелее воздуха?

а) Угарный газ; б) углекислый газ;

в) фосген; г) метан.

**6.**Сумма коэффициентов в уравнении реакции взаимодействия углерода с концентрированной серной кислотой равна:

а) 6; б) 8; в) 5; г) реакция невозможна.

**7.** Какие кислоты способны вытеснить угольную кислоту из раствора ее соли?

а) Соляная; б) уксусная;

в) дихромовая; г) кремниевая.

**8.**Образец газа массой 112 г при н.у. занимает объем 89,6 л. Определите газ.

а) Кислород; б) азот;

в) углекислый газ; г) угарный газ.

**9.** В молекуле угольной кислоты число http://him.1september.ru/2010/01/sigma.gif-связей равно:

а) 1; б) 3; в) 5; г) 6.

**10.** В результате реакции

MgCO3 = MgO + CO2 – 102 кДж

поглотилось 5,1 кДж теплоты. Объем (в л) выделившегося углекислого газа (н.у.) равен:

а) 11,2; б) 1,12; в) 2,24; г) 22,4.

***Ключ к тесту***

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| в | г | а, б, г | а | б, в | б | а, б, в | б, г | в | б |

***Задачи и упражнения на углерод и его соединения***

Ц е п о ч к и  п р е в р а щ е н и й

**1.** Углерод —> метан —> угарный газ —> углекислый газ —> карбонат кальция —> гидрокарбонат кальция —> углекислый газ —> угарный газ.

**2.** Оксид кальция —> карбид кальция —> гидроксид кальция —> гидрокарбонат кальция —> карбонат кальция —> оксид кальция.

**3.** Угольная кислота —> углекислый газ —> угарный газ (+ оксид железа(II)) —> А (+ вода, + карбонат бария) —> В —> углекислый газ.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь А |

**1.** Рассчитайте среднюю молярную массу и плотность по диоксиду углерода смеси газов, содержащей по объему 38 % фосгена и 62 % углекислого газа (н.у.).

*Ответ*. *M*(смеси) = 64,9 г/моль; *D*CO2= 1,475.

**2.** После прокаливания смеси карбонатов магния и кальция масса выделившегося газа оказалась в 1,1 раза меньше массы твердого остатка. Определите массовые доли веществ в исходной смеси.

*Ответ*. http://him.1september.ru/2010/01/o1.gif(MgCO3) = 43,3 %;   
http://him.1september.ru/2010/01/o1.gif(CaCO3) = 56,7 %.

**3.** Через известковую воду пропустили 1,344 л (н.у.) смеси оксидов углерода. Выпавший осадок отфильтровали и прокалили. Масса полученного вещества составила 1,4 г. Определите массу исходной газовой смеси и ее относительную плотность по воздуху.

*Решение*

При пропускании смеси СО и СО2 через раствор Са(ОН)2

СО не реагирует с Са(ОН)2:

http://him.1september.ru/2010/01/16-2.jpg

СО2образует осадок СаСО3:

http://him.1september.ru/2010/01/16-3.jpg

При прокаливании СаСО3образуется СаО:

http://him.1september.ru/2010/01/16-4.jpg

Количество вещества в смеси СО и СО2:

http://him.1september.ru/2010/01/nu.gif(смеси) = *V*/*V*M = 1,344 / 22,4 = 0,06 моль;

http://him.1september.ru/2010/01/nu.gif(СaO) = *m*(CaO) / *M*(CaO) = 1,4 / 56 = 0,025 моль.

Из уравнений (2) и (3) следует:

http://him.1september.ru/2010/01/nu.gif(СaO) = http://him.1september.ru/2010/01/nu.gif(СaCO3) = http://him.1september.ru/2010/01/nu.gif(СO2).

Количество взятого СO2 (реакция 2) составляет:

http://him.1september.ru/2010/01/nu.gif(СO2) = 0,025 моль, тогда

http://him.1september.ru/2010/01/nu.gif(СO) = 0,06 – 0,025 = 0,035 моль.

*m*(CO2) = *M*(CO2) • http://him.1september.ru/2010/01/nu.gif(СO2) = 44?0,025 = 1,1 г,

*m*(CO) = *M*(CO) • http://him.1september.ru/2010/01/nu.gif(СO) = 28?0,035 = 0,98 г,

*m*(смеси СО и CO2) = 1,1 + 0,98 = 2,08 г.

Определим *M*ср смеси СО и CO2:

*M*ср =*m*(смеси) / • http://him.1september.ru/2010/01/nu.gif(смеси) = 2,08 / 0,06 = 34,7 г/моль.

Откуда

*D*возд = *M*ср / *M*возд= 34,7 / 29 = 1,195.

*Ответ*. *m*(смеси) = 2,08 г;*D*возд = 1,195.

**4.** Углекислый газ, полученный при полном сгорании 4,48 л метана (н.у.), полностью поглотили 200 г 7%-го раствора гидроксида натрия. Определите состав полученного раствора.

*Ответ*. NaHCO3– 2 %; Na2CO3– 7,6 %.

**5.** 400 г смеси карбоната и гидрокарбоната натрия прокалили при 300 °С до постоянной массы, равной 276 г. Определите массовые доли веществ в исходной смеси.

*Ответ*. Na2CO3– 16 %; NaHCO3– 84 %.

**6.** Вычислите объем углекислого газа, который добавили к 5,6 л угарного газа, если известно, что число электронов в полученной смеси стало в 14,5 раз больше числа Авогадро. Объемы газов измерены при н.у.

*Ответ*. *V*(CO2) = 11,2 л.

**7.** При разложении смеси карбонатов магния и кальция массой 14,2 г выделилось 3,36 л (н.у.) углекислого газа. Определите массовые доли карбонатов в исходной смеси.

*Ответ*. MgCO3– 29,6 %; CaCO3– 70,4 %.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь Б |

**1.** Растворение образца карбоната кальция в соляной кислоте при 18 °С заканчивается через 90 с, а при 38 °С такой же образец соли растворяется за 10 с. За какое время данный образец карбоната кальция растворится при 48 °С?

*Ответ*. Зa 3,3 с.

**2.** Углекислый газ, образовавшийся при сжигании 15 г угля, содержащего 20 % негорючих примесей, пропущен через 480 г 10%-го раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массовые доли образовавшихся в растворе солей.

*Ответ*. NaHCO3– 13,6 %; Na2CO3– 4,3 %.

**3.** Для полного осаждения карбоната кальция к 100 г 10,6%-го раствора карбоната натрия добавили 22,2%-й раствор хлорида кальция. Какую массу воды необходимо удалить из фильтрата, чтобы получить 20%-й раствор хлорида натрия?

Р е ш е н и е

Уравнение протекающей реакции:

Na2CO3 + CaCl2 = CaCO3http://him.1september.ru/2010/01/svniz.gif + 2NaCl.

Определим количество вещества исходного Na2CO3:

http://him.1september.ru/2010/01/nu.gif(Na2CO3) = *m*(р-ра Na2CO3)•http://him.1september.ru/2010/01/o1.gif(Na2CO3) / *M*(Na2CO3) = 100•0,106/106 = 0,1 моль.

Из уравнения реакции:

http://him.1september.ru/2010/01/nu.gif(CaCl2) = http://him.1september.ru/2010/01/nu.gif(Na2CO3) = 0,1 моль,

http://him.1september.ru/2010/01/nu.gif(CaCO3) = 0,1 моль, http://him.1september.ru/2010/01/nu.gif(NaCl) = 0,2 моль.

*m*(СaCl2) = http://him.1september.ru/2010/01/nu.gif(CaCl2)•*M*(CaCl2) = 0,1•111 = 11,1 г.

Найдем массу добавленного раствора CaCl2:

*m*(р-ра CaCl2) = *m*(CaCl2) / http://him.1september.ru/2010/01/o1.gif(CaCl2) = 11,1 / 0,222 = 50 г.

*m*(NaCl) = http://him.1september.ru/2010/01/nu.gif(NaCl)•*M*(NaCl) = 0,2•58,5 = 11,7 г.

По условию задачи в полученном растворе:

http://him.1september.ru/2010/01/o1.gif(NaCl) = 0,2 = *m*(NaCl) / *m*(р-ра),

следовательно,

*m*(р-ра) = 11,7 / 0,2 = 58,5 г.

*m*(р-ра) = *m*(р-ра Na2CO3) +*m*(р-ра CaCl2) – *m*(CaCO3) – *m*(H2O);

*m*(CaCO3) = http://him.1september.ru/2010/01/nu.gif(CaCO3)•*M*(CaCO3) = 0,1•100 = 10 г.

Определяем массу удаленной воды:

58,5 = 100 + 50 – 10 – *m*(H2O),

*m*(H2O) = 81,5 г.

*Ответ*. 81,5 г воды.

**4.** Найдите массу раствора с массовой долей карбоната натрия 5 % и массу декагидрата карбоната натрия, которые потребуются для приготовления 200 г 10%-го раствора карбоната натрия.

*Ответ*. 5%-й раствор Na2CO3– 168,75 г; Na2CO3•10H2O – 31,25 г.

**5.** Плотности по воздуху паров хлорида и бромида одного и того же элемента равны соответственно 5,31 и 11,45. Какой элемент входит в указанные галогениды?

*Ответ*. Углерод.

**6.** При длительном прокаливании некоторой массы гидрокарбоната двухвалентного металла выделилось 17,92 л газа (н.у.), а масса оставшегося вещества составила 31,8 г. Определите состав и массу исходного гидрокарбоната.

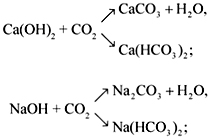
*Ответ*. Cu(HCO3)2 – 74,4 г.

К а ч е с т в е н н ы е  з а д а ч и

**1.** С какими из перечисленных ниже соединений будет реагировать углекислый газ: негашеная известь, гашеная известь, каустическая сода, кристаллическая сода, магний, серная кислота, серный ангидрид. Подтвердите свой ответ уравнениями реакций.

*Ответ*. Уравнения реакций:

CaO + CO2 http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif СaCO3;



Na2CO3•10H2O + СО2 —> NaHCO3;

Mg + CO2 http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif MgO + CO;

H2SO4 + CO2http://him.1september.ru/2010/01/ps.gif...;

SO3 + CO2http://him.1september.ru/2010/01/ps.gif....

**2.** Вещество А, входящее в состав одного из самых распространенных в земной коре минералов, разлагается при высокой температуре на два оксида, один из которых В всегда образуется в процессе жизнедеятельности. При взаимодействии вещества В с графитом при нагревании получается токсичный для теплокровных животных газ С, без цвета и запаха, горючий. Идентифицируйте вещества, составьте уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – СaCO3, В – СО2, C – CO.

Уравнения реакций:

СaCO3http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif CaO + CO2,

CO2 + C http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif 2CO.

**3.** При пропускании бесцветного газа А без запаха над простым веществом В при высокой температуре образуется только одно вещество С, которое восстанавливает оксид D черного цвета до красного металла Е. Идентифицируйте вещества, составьте уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – CO2, В – С,

C – CO, D – CuO, E – Cu.

Уравнения реакций:

CO2+ C http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif 2CO,

CuO + CO http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif Сu + CO2.

**4.** При нагревании соли А, используемой в пищевой отрасли промышленности, образуется соль В и бесцветный газ без запаха С. При действии на соль В соляной кислоты выделяется газ С. Идентифицируйте вещества, составьте уравнения реакций.

*Ответ*. Вещества: А – NaHCO3,

В – Na2CO3, С – CO2.

Уравнения реакций:

2NaHCO3http://him.1september.ru/2010/01/t-1.gif Na2CO3 + H2O + CO2http://him.1september.ru/2010/01/sverh.gif,

Na2CO3 + 2HCl = 2NaСl + H2O + CO2http://him.1september.ru/2010/01/sverh.gif.

\* Знак +/– означает, что данная реакция протекает не со всеми реагентами или в специфических условиях.

**ЗАНЯТИЕ 34**

**10-й класс** (первый год обучения)

В этом номере заканчивается публикация курса “Пособие-репетитор по химии” первого года обучения (10-й класс). Публикация курса для второго года обучения (11-й класс) будет продолжена в нашей газете в 2010 г.

***Кремний и его соединения***

П л а н

1.Положение в таблице Д.И.Менделеева, строение атома.

2. Происхождение названия.

3. Физические свойства, аллотропные модификации кремния.

4. Химические свойства.

5. Нахождение в природе.

6. Основные методы получения.

7. Важнейшие соединения кремния (кремнезем, кремниевая кислота и ее соли, силан).

Кремний находится в главной подгруппе IV группы периодической системы Д.И.Менделеева, является аналогом углерода. Электронная формула кремния 1*s*22*s*22*p*63*s*2*p*2, это *р*-элемент. Как и углерод, кремний является неметаллом, по электроотрицательности он близок к водороду. Характерные степени окисления кремния в соединениях +4 и –4, степень окисления +4 является наиболее устойчивой:

Si: 1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*2

http://him.1september.ru/2010/03/11-4.jpg

Si\*: 1*s*22*s*22*p*63*s*13*p*3

http://him.1september.ru/2010/03/11-5.jpg

http://him.1september.ru/2010/03/11-2.jpg

Русское название этого элемента образовано от слова “кремень” – твердый камень для высекания огня; латинское название – *silicium*– происходит от слова *“silex”* – кремень.

Ф и з и ч е с к и е  с в о й с т в а

Наиболее распространены две аллотропные модификации кремния – аморфный и кристаллический.*Аморфный кремний* – бурый тугоплавкий порошок, часто имеет желто-коричневый оттенок из-за присутствующих примесей. На воздухе покрыт прочной оксидной пленкой, устойчив, не реагирует с водой. Химически более активен, чем кристаллический кремний.

*Кристаллический кремний* – твердое вещество темно-серого цвета со слабым металлическим блеском, обладает тепло- и электропроводностью. Кристаллический кремний очень хрупкий, непрозрачный, тугоплавкий, типичный полупроводник. Проводимость кремния возрастает при освещении и нагревании. Структура кристаллического кремния аналогична структуре алмаза, но ковалентные связи в кристалле кремния значительно слабее, чем в алмазе; это обусловливает наличие свободных электронов, обеспечивающих небольшую электропроводность. При освещении, нагревании или при наличии некоторых примесей увеличивается число разрушенных связей, соответственно увеличивается число свободных электронов и возрастают проводниковые свойства.

Х и м и ч е с к и е  с в о й с т в а

По химическим свойствам кремний является аналогом углерода. В реакциях может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. При обычных условиях довольно инертен, при комнатной температуре взаимодействует только со фтором. При нагревании химическая активность возрастает.

Н2 (–).

О2 (+):

Si + O2 http://him.1september.ru/2010/03/t-1.gif SiO2.

Металлы (+/–)\*:

http://him.1september.ru/2010/03/11-3.jpg,

c Zn, Al, Sn, Pb образует сплавы.

Неметаллы (+/–):

Si + 2Cl2 http://him.1september.ru/2010/03/t-1.gif SiCl4,

Si + 2S http://him.1september.ru/2010/03/t-1.gif SiS2,

Si + C http://him.1september.ru/2010/03/t-1.gif SiC,

Si + P http://him.1september.ru/2010/03/ps.gif нет реакции.

Н2О (+/–):

Si + 2H2O (пар) http://him.1september.ru/2010/03/t-1.gif SiO2 + 2H2http://him.1september.ru/2010/03/sverh.gif.

Основные оксиды (+/–):

2MgO + 3Si http://him.1september.ru/2010/03/t-1.gif Mg2Si + 2SiO,

CuO + Si http://him.1september.ru/2010/03/ps.gif нет реакции.

Кислотные оксиды (–).

Основания (+/–):

Si + 2NaOH + Н2О = Na2SiO3 + 2H2http://him.1september.ru/2010/03/sverh.gif,

Si + Cu(OH)2 http://him.1september.ru/2010/03/ps.gif нет реакции.

Кислоты-неокислители (–/+):

Si + HCl http://him.1september.ru/2010/03/ps.gif нет реакции,

Si + 6HF (конц.) = Н2[SiF6] + 2H2http://him.1september.ru/2010/03/sverh.gif,

Si + 4HF (г.) = SiF4 + 2H2http://him.1september.ru/2010/03/sverh.gif.

Кислоты-окислители (+/–).

В отличие от углерода, кремний очень тяжело реагирует с концентрированной серной и азотной кислотами из-за образующейся на поверхности кремния пленки оксида. Поэтому на практике обычно применяют смесь концентрированной азотной и плавиковой кислот:

3Si + 4HNO3 + 12HF = 3SiF4http://him.1september.ru/2010/03/sverh.gif + 4NOhttp://him.1september.ru/2010/03/sverh.gif + 8H2O.

Соли (–).

Н а х о ж д е н и е  в  п р и р о д е

Кремний – один из самых распространенных элементов в земной коре (содержание – более 25 % по массе). Если углерод является основным элементом живой природы, то кремний играет такую же роль в неживой природе. В свободном виде не встречается. Среди соединений кремния распространены алюмосиликаты (соединения, содержащие оксид алюминия). Среди алюмосиликатов наибольшее распространение имеют белая глина (Al2O3•2SiO2•2H2O), полевой шпат (K2O•Al2O3•6SiO2), слюда (K2O•Al2O3•6SiO2•H2O). Многие природные силикаты в чистом виде являются драгоценными камнями (аквамарин, изумруд, топаз и др.).

Также кремний встречается в природе в виде своего диоксида SiO2. В общей сложности более 50 % земной коры состоит из этого соединения. Очень чистый кристаллический оксид кремния – это горный хрусталь и кварц. Диоксид кремния, окрашенный различными примесями, образует драгоценные и полудрагоценные камни (агат, аметист, яшма и др.).

М е т о д ы  п о л у ч е н и я

Кремний – основной материал для электроники и солнечной энергетики.

И в промышленности, и в лаборатории кремний получают реакциями восстановления. В промышленности кремний восстанавливают из песка с помощью кокса:

SiO2 + 2C http://him.1september.ru/2010/03/t-1.gif 2CO + Si.

В лаборатории в качестве восстановителя используют магний или алюминий:

3SiO2 + 4Al http://him.1september.ru/2010/03/t-1.gif 2Al2O3 + 3Si,

SiO2 + 2Mg http://him.1september.ru/2010/03/t-1.gif 2MgO + Si.

Наиболее чистый кремний можно получить, восстанавливая тетрахлорид кремния цинком или водородом:

SiCl4 + 2Zn http://him.1september.ru/2010/03/t-1.gif Si + 2ZnCl2,

SiCl4 + 2H2 http://him.1september.ru/2010/03/t-1.gif Si + 4HCl.

В а ж н е й ш и е  с о е д и н е н и я  к р е м н и я

***Диоксид кремния*SiO2*(кремнезем).***Твердое тугоплавкое вещество белого цвета. Кислотный оксид, ангидрид кремниевой кислоты. Не реагирует с водой:

SiO2 + H2O http://him.1september.ru/2010/03/ps.gif нет реакции.

В остальном проявляет все свойства, характерные для кислотных оксидов, например:

SiO2 + CaO  http://him.1september.ru/2010/03/13-2.jpg CaSiO3,

SiO2 + 2NaOH = Na2SiO3 + H2O,

SiO2 + Na2CO3 http://him.1september.ru/2010/03/13-2.jpg Na2SiO3 + CO2http://him.1september.ru/2010/03/sverh.gif.

Характерна реакция взаимодействия диоксида кремния с плавиковой кислотой, которая используется при “травлении” стекла:

SiO2 + 4HF = SiF4 + 2H2O.

При нагревании диоксид кремния энергично взаимодействует с сильными восстановителями, например:

SiO2 + 2C http://him.1september.ru/2010/03/t-1.gif Si + 2CO,

3SiO2 + 4Al http://him.1september.ru/2010/03/t-1.gif 3Si + 2Al2O3.

***Кремниевая кислота*H2SiO3.**Очень слабая кислота (слабее угольной), в воде практически не растворима, но легко образует коллоидные растворы. При легком нагревании кремниевая кислота разлагается на оксид кремния и воду, но в обратном направлении реакция не идет:

H2SiO3 http://him.1september.ru/2010/03/t-1.gif H2O + SiO2.

Кремниевую кислоту можно получить, действуя на растворимые силикаты более сильными кислотами, эта же реакция является качественной на ион :

Na2SiO3 + 2HCl = 2NaCl + H2SiO3http://him.1september.ru/2010/03/svniz.gif.

Из солей кремниевой кислоты растворимыми являются только силикаты натрия и калия, называемые “жидким стеклом”. Водные растворы этих солей имеют сильнощелочную реакцию среды вследствие гидролиза:

Na2SiO3 + 2HOH http://him.1september.ru/2010/03/13-3.jpg 2NaOH + H2SiO3.

На воздухе растворы силикатов постепенно мутнеют, т.к. находящийся в воздухе углекислый газ вытесняет кремниевую кислоту:

Na2SiO3 + CO2 + H2O = Na2CO3 + H2SiO3http://him.1september.ru/2010/03/svniz.gif.

***Силан (моносилан)*** **SiH4.** Ядовитый газ с неприятным запахом плесени, легко самовоспламеняется на воздухе.

SiН4 + 2О2http://him.1september.ru/2010/03/t-1.gif SiO2 + 2H2O.

Получают силан гидролизом силицидов металлов, например:

Ca2Si + 4H2О= 2Ca(OH)2 + SiH4http://him.1september.ru/2010/03/sverh.gif.

Гидролиз усиливается в присутствии кислот.

В отличие от метана, силан взаимодействует с растворами щелочей, например:

SiH4 + 2KOH + H2O = K2SiO3 + 4H2http://him.1september.ru/2010/03/sverh.gif.

При температуре выше 400 °С силан распадается на кремний и водород, но эта реакция не является обратимой:

SiH4http://him.1september.ru/2010/03/t-1.gif Si + 2H2.

Как и углеводороды, силаны образуют гомологический ряд: моносилан SiH4, дисилан Si2H6, трисилан Si3H8, тетрасилан Si4H10 и т.д. Полисиланы имеют общую формулу Si*n*H2*n*+2. В свободном виде выделены силаны до Si6H14 включительно.

**Тесты по материалу общей и неорганической химии**

|  |
| --- |
| У р о в е н ь А |

*В каждом задании выберите только один правильный ответ.*

**1.** Массовая доля азота наибольшая в нитриде:

а) бария; б) кальция;

в) бериллия; г) магния.

**2.** Смесь, в отличие от чистых веществ, – это:

а) едкий натр; б) питьевая сода;

в) бромная вода; г) гашеная известь.

**3.** Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации сульфата хрома(III) равна:

а) 3; б) 4; в) 5; г) 6.

**4.** Число атомов хлора в 63,4 г хлорида хрома(III) равно:

а) 8•1022; б) 2,4•1023; в) 4,8•1023; г) 7,2•1023.

**5.** Общее число всех элементов, атомы которых образуют гидросульфат натрия, равно:

а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.

**6.** Электронная конфигурация

1*s*22*s*22*p*63*s*23*p*64*s*23*d*104*p*65*s*14*d*4

соответствует атому элемента:

а) молибден; б) ниобий;

в) ванадий; г) стронций.

**7.** В какую сторону сместится равновесие системы при синтезе аммиака из водорода и азота при повышении давления?

а) Влево;

б) вправо;

в) не сместится.

**8.** Какой элемент окисляется при термическом разложении пищевой соды?

а) Натрий; б) водород;

в) углерод; г) никакой.

**9.** Кислую среду имеет раствор:

а) ацетата натрия; б) хлорида цинка;

в) карбоната натрия; г) фосфата натрия.

**10.** Наибольшее число молекул содержится при н.у. в 1 л:

а) сероводорода; б) хлороводорода;

в) водорода; г) воды.

|  |
| --- |
| У р о в е н ь В |

*В каждом задании выберите один или несколько правильных ответов.*

**1.** Углекислый газ выделяется в ходе реакции:

а) нагревания карбоната калия;

б) взаимодействия карбоната калия и серной кислоты в водном растворе;

в) сплавления карбоната калия с речным песком;

г) взаимодействия карбоната калия с хлоридом бария в водном растворе.

**2.** На катоде выделяется только водород при электролизе водного раствора:

а) хлорида калия; б) сульфата меди(II);

в) нитрата натрия; г) фторида серебра.

**3.** Из приведенных ниже формул выберите формулы кислотных оксидов.

а) V2O5; б) MnO3; в) As2O5; г) Mn2O7.

**4.** Оксид фосфора(V) реагирует с:

а) хлоридом кальция; б) диоксидом кремния;

в) оксидом кальция; г) гидроксидом кальция.

**5.** Только окислительные свойства в реакциях с другими веществами проявляют:

а) перманганат калия; б) дихромат натрия;

в) йодоводород; г) азотная кислота.

**6.** Металлический кальций можно получить:

а) восстановлением оксида кальция водородом;

б) электролизом расплава хлорида кальция;

в) электролизом раствора хлорида кальция;

г) электролизом расплава гидроксида кальция.

**7.** Относительная плотность газообразного азота по воздуху составляет:

а) 0,48; б) 0,97; в) 1,04; г) 28.

**8.** Какая соль полностью гидролизуется в водном растворе?

а) Сульфат меди(II); б) сульфид алюминия;

в) сульфат алюминия; г) карбонат алюминия.

**9.** Какое твердое вещество состоит из двухатомных молекул?

а) Йод; б) хлорид калия;

в) фосфор; г) бром.

**10.** При восстановлении перманганата калия в щелочной среде образуется:

а) диоксид марганца; б) манганат калия;

в) хлорид калия; г) соль марганца(II).

|  |
| --- |
| У р о в е н ь C |

*Выполните задания и решите предложенные задачи.*

**1.** К водному раствору, содержащему 42,6 г нитрата алюминия, прилили раствор, содержащий 37,2 г карбоната натрия. Осадок прокалили. Определите массу (в г) остатка после прокаливания.

**2.** Какую массу 5%-го раствора щелочи необходимо добавить к 200 г 40%-го раствора, чтобы получить 25%-й раствор щелочи?

**3.** При сжигании в токе хлора смеси цинковых и кадмиевых опилок массой 11 г образовалось 20,3 г смеси хлоридов металлов. Определите массу цинка в исходной смеси.

**4.**Определите сумму всех коэффициентов в молекулярном уравнении реакции:

Na2SO3 + KMnO4 + H2O = …

**5.** При сгорании антрацита массой 30 г получено 53,2 л (н.у.) углекислого газа. Определите массовую долю (в %) углерода в антраците.

**6.** Известны тепловые эффекты следующих процессов:

2C2H2(г.) + 5O2(г.) = 4CO2(г.) + 2H2O (ж.) + 2600 кДж;

H2O (ж.) = H2O (г.) – 40 кДж.

Какую массу воды (в г), находящейся при температуре кипения, можно испарить за счет теплоты, полученной при полном сгорании 89,6 л (н.у.) ацетилена?

**7.**Простое газообразное вещество А желто-зеленого цвета с резким запахом реагирует с серебристо-белым металлом В, плотность которого меньше плотности воды. В результате реакции образуется вещество С, окрашивающее пламя горелки в фиолетовый цвет. При действии на твердое вещество С концентрированным раствором серной кислоты выделяется бесцветный газ D, хорошо растворимый в воде. Идентифицируйте вещества А, В, С, D.

**8.** Сульфид железа(II) обработали азотной кислотой, а затем – водным раствором карбоната калия. Напишите формулу вещества, которое в результате этих процессов выпадет в осадок.

***Ключ к тестам***

Часть А

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| в | в | г | г | г | б | б | г | б | г |

Часть В

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 |
| б, в | а, в | б, в, г | в, г | а, б, г | б, г | б | б, г | а | б |

Часть С

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 |
| 10,2 | 150 | 5 | 13 | 95 | 2340 | Cl2, K, KCl, HCl | Fe(OH)3 |

\* Знак +/– означает, что данная реакция протекает не со всеми реагентами или в специфических условиях.