Министерство образования Саратовской области

Государственное автономное профессиональное образовательное учреждение Саратовской области

«Губернаторский автомобильно-электромеханический техникум»

Методическое пособие

для студентов 1 курсов СПО

по дисциплине: «Химии»

Разработал:

Преподаватель химии: Комарова Светлана Валерьевна

Балаково, 2018 год

**Содержание**

Зачёт 1. «Строение атома. Строение вещества».

Тема 1. Электронное строение атома

Тема 2. Валентные возможности атомов

Тема 3. Химическая связь

Задания для самопроверки

Контрольный тест

Зачёт 2. «Химические реакции»

Тема 4. Классификация химических реакций в органической и неорганической химии

Тема 5. Скорость химической реакции. Химическое равновесие

Тема 6. Электролитическая диссоциация

Тема 7. Гидролиз

Задания для самопроверки

Контрольный тест

Зачёт 3. Металлы и неметаллы.

Тема 8. Классификация неорганических веществ

Тема 9. Классификация органических веществ

Тема 10. Металлы

Тема 11. Неметаллы

Задания для самопроверки

Контрольный тест

Зачёт 4. «Вещества, их классификация и свойства».

Тема 12. Кислоты органические и неорганические

Тема 13. Основания органические и неорганические

Тема 14. Амфотерные органические и неорганические соединения

Вопросы для самопроверки

Контрольный тест

Основные типы расчётных задач

Список литературы

**От составителя**

Данная методическая разработка предназначена для студентов 1 курсов групп СПО.

Включает в себя, согласно учебному плану, рассмотрение основных теоретических вопросов 1 курса обучения и выполнение практической части (задания для самопроверки).

Для каждой темы составлен план изучения. Рассмотрены основные типы решения задач и упражнений.

В конце каждого раздела даются контрольные вопросы, на которые учащимся необходимо ответить для закрепления и систематизации знаний, полученных в процессе обучения.

В конце пособия даётся список литературы, рекомендуемой для изучения.

Форма оформления зачётных работ и критерии выставления оценок приводятся в памятке.

**Требования к зачётам.**

***Зачёт № 1.* « Строение атома. Строение вещества».**

**-**Знать строение атомного ядра.

- Уметь вычислять протоны, нейтроны, электроны предложенных химических элементов.

- Уметь записывать электронные и электронно-графические формулы атомов химических элементов.

- Знать правила и принципы заполнения электронных оболочек.

- Уметь расставлять валентности и степени окисления элементов по электронно-графическим формулам.

- Знать определение химической связи, классификацию химической связи, основные её характеристики, агрегатные состояния веществ и типы кристаллических решеток, характерные для разных видов химической связи.

***Зачёт №2.*«Химические реакции».**

- Знать определение химической реакции, классификацию химических реакций, основные формулы скорости химической реакции, факторы, влияющие на скорость химической реакции, химическое равновесие и условия его смещения.

- Знать основные понятия теории электролитической диссоциации, универсальность ТЭД, т.е. её применимость, как для неорганических веществ, так и для органических веществ.

- Знать сущность гидролиза солей.

- Уметь составлять уравнения реакций гидролиза различных солей.

***Зачёт № 3.* «Металлы и неметаллы».**

- Знать классификацию неорганических веществ, взаимосвязь и взаимообусловленность состава, строения и свойств веществ.

- Знать классификацию органических веществ по разным признакам.

- Знать строение, свойства металлов, основные способы получения металлов, основные соединения металлов.

- Уметь записывать уравнения реакций с металлами.

- Знать особенности строения и свойства неметаллов, водородные соединения неметаллов, оксидах и гидроксидах неметаллов.

- Уметь записывать характерные уравнения реакций для неметаллов.

***Зачёт № 4.*** **«Вещества, их классификация и свойства».**

- Знать определение кислот с точки зрения ТЭД, классификацию кислот, строение и основные свойства органических и неорганических кислот.

- Знать определение оснований с точки зрения ТЭД, классификацию оснований, строение и характерные свойства.

- Уметь составлять уравнения реакций с участием амфотерных веществ.

**Тема 1. Электронное строение атомов**

***План:***

1. Квантовое число.

2. Правило Гунда.

3. Правило Кичковского.

**1.** Распределение электронов в атоме можно описать – квантовыми числами.

***Главное*** квантовое число **n**– показывает общий запас энергии электрона, а значит, его удалённость от ядра: чем выше энергия электрона, тем он дальше от ядра.

**n** – принимает целые значения от **1** до **7**, соответствует номеру энергетического уровня, на котором находится электрон.

***Побочное***(орбитальное) квантовое число **ℓ** - отражает разное энергетическое состояние электрона в пределах уровня, определяет форму орбитали, соответствует подуровню **(S,p,d,ƒ).** Принимает значение от **0** до **n-1.** Число значению **ℓ** равно числу подуровней в уровне*,****например***, при **n = 3, ℓ** принимает значение **0**; **1**; **2**– всего три значения, значит в 3 уровне три подуровня. Каждому подуровню соответствует своё численное значение:

**S -0, p -1, d – 2, ƒ -3.**

***Магнитное*** квантовое число **m1–**характеризует ориентацию орбитали в пространстве. Принимает значение от -**ℓ** через **0** до **+ℓ**. Число значений **mℓ**равно числу орбиталей в подуровне.

***Например***, **ℓ = 2**, тогда **mℓ** принимает значения: **-2; -1; 0; +1; +2** – всего пять значений. Это значит, что в **d** – подуровне **5**орбиталей.

***Спин*** электрона **S**– собственный момент импульса электрона, не связанный с движением в пространстве. Это квантовое свойство электрона, не имеющее аналогов в макромире. Для всех электронов **S = ½** . Проекция спина на ось**Z** называется магнитное спиновое число **ms**и принимает два значения : **+1/2** и **-1/2.** Для объяснения порядка заполнения электронами оболочек нужно знать следующие правила:

**1.Принцип Паули** – в атоме не может быть двух электронов, в которых все четыре квантовые числа одинаковые.

**Пример:** гелий -2 электрона всего: ↑↓

**2.** **Правило Гунда** – в пределах подуровня электроны располагаются таким образом, чтобы суммарное магнитное спиновое число было максимальным.

**Пример:** У **Р** – на внешнем уровне 5 электронов: **2- S** и **3 – р**

**|**↑ |↑ |↑ | - правильное расположение**р**-электронов.

**3.** **Правило Кичковского** – в атоме каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной. Этот принцип справедлив только для основных состояний атома и состоит из 2-х правил:

• электрон занимает подуровень с наименьшим значением суммы главного и побочного квантового чисел **(m + ℓ);**

• если эта сумма одинакова у нескольких подуровней, электрон займёт подуровень с наименьшим значением главного квантового числа.

**Тема 2. Валентные возможности атомов**

***План:***

1. Валентность.

2. Степень окисления.

**1.** ***Валентность*** – это число генетических связей, которое данный атом образует с другими атомами. Валентность определяется: 1) числом неспаренных электронов атома, в возбуждённом состоянии электроны могут распариваться и спариваться.

**Пример:** **С** |↑↓| | ↑| ↑ | | **Е** **С**\* | ↑| | ↑| ↑| ↑|

**2S 2p 2S 2p**

2) числом пустых орбиталей.

3) наличием неподелённых электронных пар.

**2.** ***Степень окисления*** – это число, которое показывает, сколько электронов от атома (+) или к атому (-), или это условный заряд, который приобрёл бы атом, если бы все связи в веществе стали ионными. Степень окисления численно совпадает с валентностью, если в веществе нет: а) неполярных связей; б) донорно-акцепторных связей.

Низкая степень окисления неметаллов определяется числом вакантных мест в незавершённом подуровне.

***Пример:*** У углерода **(С)** на внешнем уровне 4 электрона, а максимально может быть 8. Значит, его низкая степень окисления = -4.

Высшая степень окисления равна числу электронов на внешнем уровне, у **d** – элементов на последнем **S** и предпоследнем **d-** подуровнях. Промежуточные положительные степени окисления могут быть любыми от **0**до максимальной степени окисления.

***Пример:*** РСl**3** – все связи образованы по обменному механизму за счёт неспаренных электронов.

**Cl** ← **P** → **Cl**электронная плотность смещена к хлору. Степень

| окисления фосфора = -3, валентность III; хлора = - 1,

**Cl**валентность I.

**Тема 3. Химическая связь**

***План:***

1. Определение химической связи.

2. Ионная связь.

3. Ковалентная связь.

4. Металлическая связь.

5. Водородная связь.

**1.** ***Химическая связь*** – взаимодействие между атомами, приводящие к образованию устойчивой многоатомной системы – молекулы, иона, кристалла.

Причиной образования химической связи является стремление к минимуму энергии: при образовании химической связи, как правило, энергия выделяется, образующаяся система обладает меньшей энергией, чем изолированные атомы, которыми она образована. Существуют следующие виды химической связи: ионная, ковалентная, металлическая и водородная.

**2.** ***Ионная связь*** – это электростатическое притяжение между ионами:

- возникает между атомами, имеющими большую разность электроотрицательности;

- образуется между атомами наиболее активных металлов и неметаллов;

- при образовании ионной связи атом металла отдаёт свои электроны атому неметалла, при этом каждый из атомов получает завершённый энергетический уровень.

**Пример: Li** +3 **) )** -1ē → [**Li** +3 **)** ] + катион

2 1 2

К веществам с ионной связью относятся: щёлочи, соли, некоторые оксиды, гидриды активных металлов. Вещества с ионной связью при обычных условиях находятся в твёрдом состоянии и образуют кристаллы с ионной решёткой.

**3.** ***Ковалентная связь*** – это связь между атомами, возникающая за счёт образования общих электронных пар.

Может образовываться:

- по обменному механизму, когда каждый атом представляет в общую электронную пару один неспаренный электрон;

**Пример: Н** • • **Н**

- по донорно-акцепторному механизму, когда один атом представляет электронную пару (донор), а другой – пустую орбиталь (акцептор),

**Пример:** **Н +** + **NН3** → [ **Н**□ **NН3** ] + или [ **Н** ← **NH3**] +

□ ион аммония

Число общих электронных пар равно числу связей между двумя атомами или кратности связи.

- ***Простая связь*** образуется за счёт перекрывания электронных облаков на линии, соединяющей центры атомов. Такая связь обозначается буквой сигма **δ**. Виды **δ**-связей:

**δ s - s** (**H2**) **δp – p**

**Cl2**

**δ** **s – p**

**(НСl)**

- ***Двойная связь***содержит **δ** и **π -** связи. **π** – связи образуются за счёт бокового перекрывания **р** и **d**облаков, например:

**π** **р-р** **π** **р – d** **π** **d-d**

**- *Тройная связь*** содержит **δ** и две **π-** связи.

Вещества с ковалентной связью бывают при обычных условиях: - газами, жидкостями, твёрдыми. При кристаллизации веществ с ковалентной связью образуется два типа кристаллических решёток:

• атомная (алмаз, графит, бор, карборунд…) - твёрдые, тугоплавкие, нелетучие, нерастворимые в воде;

• молекулярная (**Cl, O2, N2, CO2**– газы, жидкости – вода, спирты, кислоты, реже - твёрдые вещества.

**4*. Металлическая связь*** - существует в кристаллах металлов и их сплавов, осуществляется свободными электронами, общими для всего кристалла.

Металлы при нормальных условиях являются твёрдыми веществами (кроме ртути) и образуют металлические кристаллические решётки.

**5.** ***Водородная связь*** – это электростатическое притяжение между положительно поляризованными атомами водорода одной молекулы (или её части) и отрицательно поляризованными атомами **(F, O, N)** другой молекулы (или другой части этой же молекулы).

R — Н **δ** +…. Э**δ¯** — R

Механизм образования водородной связи близок к донорно-акцепторному.

Водородная связь бывает:

- межмолекулярная – значительно влияет на агрегатное состояние, плотность, температуры кипения и плавления, теплоту парообразования;

- внутримолекулярная – играет большую роль в формировании вторичной структуры белков, поддержании двойной спирали ДНК, сложной формы Т – РНК.

**Задания для самопроверки**

1. Составьте электронную формулу элемента с порядковым номером 31 в периодической системе. Сделайте вывод о принадлежности этого элемента к металлам или неметаллам. Запишите формулы его высшего оксида и гидроксида, укажите их характер.

2. Какие химические свойства характерны для оксида элемента 2-го периода, главной подгруппы I группы периодической системы? Ответ подтвердите, написав уравнения реакций.

3. На основании положения в периодической системе расположите элементы: алюминий, калий, кальций, магний в порядке возрастания восстановленных свойств. Объясните ответ.

4. Какие химические свойства характерны для гидроксидов неметаллов? Ответ подтвердите, написав уравнения реакций.

5. Составьте схему образования соединений, состоящих из химических элементов: а) магния и фтора; б) селена и водорода. Укажите тип химической связи в каждом соединении.

6. Какую геометрическую форму имеет молекула соединения с ковалентной связью из задания 5?

7. Какой объём кислорода потребуется для полного сгорания 1кг этилена (этена)?

8. Постройте структурные формулы веществ, укажите, какие виды связей в них присутствуют: **О2F2; Na2CO3; NF3.**Какие типы кристаллических решёток будут у этих веществ?

9. Рассчитайте относительную атомную массу бора, если известно, что он имеет два изотопа **10В** и **11В**, массовые доли которых в природе соответственно составляют 19,6% и 80,4%.

10. Определите степени окисления и валентности элементов в молекулах: **СН3NН2**и **Cl2.**

**Контрольный тест по теме: «Строение атома.**

**Строение вещества»**

***Инструкция по выполнению работы.***

На выполнение работы даётся 40 минут. В работе 16 заданий, они разделены на 3части.

***Часть 1*** содержит 10 заданий (А1 – А10) обязательного уровня. К каждому из них даны 4 варианта ответа, из которых только один верный.

***Часть 2*** содержит 4 задания (В1 – В4), на которые следует дать краткий ответ.

***Часть 3*** состоит из 2 заданий (С1 – С2), по которым требуется дать развёрнутый ответ.

Внимательно прочитайте каждое задание и предлагаемые варианты ответа, если они имеются. Отвечайте только после того, как вы поняли вопрос и проанализировали все варианты ответа. Выполняйте задания в том порядке, в котором они даны. Если какое-то задание вызывает у вас затруднение, пропустите его. К пропущенным заданиям можно будет вернуться, если у вас останется время.

За выполнение различных по сложности заданий даётся один и более баллов. Баллы, полученные вами за выполненные задания, суммируются. Постарайтесь выполнить как можно больше заданий и набрать наибольшее количество баллов.

**Инструкция по проверке и оценке работ по химии**

**Часть 1.**

|  |  |
| --- | --- |
| ***Вопрос.*** | ***Максимальный бал.*** |
| **А 1А 2А 3А 4А 5А 6А 7А 8А 9А 10** | **1****1****1****1****1****1****1****1****1****1****Всего: 10** |

**Часть 2.**

|  |  |
| --- | --- |
| **В 1****В 2****В 3****В 4** | **2****2****2****2****Всего: 8** |

**Часть3.**

|  |  |
| --- | --- |
| **С 1****С 2** | **3****3****Всего: 6****Итого: 24** |

**Выполненная часть.**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ***Баллы.*** | **%** | ***Оценка.*** |
| **0 - 11****12 - 18****19 - 22****23 - 24** | **50 – 77 %****78 - 90 %****91 - 100%** | **« 2 »****« 3 »****« 4 »****« 5 »** |

**Общие критерии оценки выполнения заданий с** **развёрнутым ответом**

Решение заданий ***С1 – С2*** части 3 (с развёрнутым ответом) оцениваются на основе критериев, представленных в приведённой ниже таблице, за выполнение каждого задания в зависимости от полноты и правильности данного учащимся ответа выставляется от 0 до 3 баллов.

|  |  |
| --- | --- |
| ***Общие критерии оценки выполнения химических заданий с развёрнутым ответом.*** | ***Баллы.*** |
| Приведено полное правильное решение, включающее следующие элементы:- представлен (в случае необходимости) не содержащий ошибок схематический рисунок, отражающий условие задачи;- верно, записаны формулы, выражающие химические законы, уравнения реакций, применение которых необходимо для решения задачи выбранным способом;- проведены необходимые математические преобразования и расчёты, приводящие к правильному числовому ответу, при этом допускается решение по «частям» (с промежуточными вычислениями). | **3** |
| Приведено неполное решение:- в необходимых математических преобразованиях и вычислениях допущена ошибка, приводящая к неверному числовому ответу;- правильно записаны необходимые формулы, представлена правильная схема (рисунок), записан правильный ответ, но не представлены преобразования, приводящие к ответу;- представлено правильное решение, только в общем виде, без каких-либо числовых вычислений. | **2** |
| Приведено частичное решение:- допущена ошибка в определении исходных данных, рисунке, таблице и т.д., остальное решение выполнено полно и без ошибок;- записаны и использованы не все формулы, необходимые для решения задачи;- в одной из формул, необходимой для решения, допущена ошибка;- представлен (в случае необходимости) только правильный рисунок, схема и т.д. | **1** |
| Все случаи решения, которые не соответствуют вышеуказанным критериям выставления оценок в 1, 2, 3 балла. | **0** |

**Часть А.**

**А1**. Электронная конфигурация **1S2 2S2 2p6 3S2 3p3**соответствует атому:

а) алюминия; б) азота;

в) фосфора; г) серы.

**А2.** Укажите схему, соответствующую распределению электронов по энергетическим уровням в мышьяке:

а) +33 **) ) ) )** б) +33 **)** **) ) ) )**

2 8 8 15 2 8 8 10 5

в) +33 **) ) ) )** г) +33 **) ) ) )**

2 8 18 5 2 8 10 13

**А3.** К семейству **S-** элементов относится:

а) кислород; б) гелий;

в) хром; г) неодим.

**А4.** В каком из числовых рядов наблюдается периодичность:

а) 8, 2, 10, 4, 6, 12; б) 2, 4, 6, 8, 10, 12;

в) 2, 4, 6, 2, 4, 6; г) 12, 2, 10, 4, 8, 6.

**А5.** Напишите формулу высшего оксида хлора. Этому оксиду соответствует гидроксид с формулой:

а) **HClO;** б) **HClO2;** в) **HClO3;** г) **HClO4**

**А6.** Между атомами, каких элементов химическая связь будет иметь ионный характер?

а) **N** и **О**; б) **Si** и **Cl**; в) **Nа** и **О;** г) **Р** и **Br.**

**А7.** Какая их электронных конфигураций наиболее устойчива?

а) **1S1**; б) **1S22S23S23p64S24d10;**

в) **1S22S22p63S2;**г) **1S22S22p6.**

**А8.** Какое из веществ характеризуется ковалентной неполярной связью?

а) тетрахлорметан; б) оксид серы (IV);

в) белый фосфор; г) метаналь.

**А9.** Большинство из перечисленных простых веществ: ртуть, олово, алмаз, кобальт, медь, кислород характеризуются химической связью:

а) ионной; б) ковалентной;

в) металлической; г) водородной.

**А10.** Укажите название вещества, молекулы которого способны к образованию водородных связей:

а) метанол; б) этан;

в) гидрид кальция; г) водород.

**Часть В.**

**В1.** Порядковый номер химического элемента в периодической системе численно равен …1 и совпадает с …2. Номер периода, в котором расположен элемент, указывает на…3.

**В2**. Атомы, имеющие одинаковое число протонов в ядре, но различные массовые числа, называются…. Атомы с одинаковыми массовыми числами, содержащие различное число протонов в ядре, называются….

**В3.** С атомами К° — х → К +произошло превращение. Как называется частица **х** , которую отдал атом калия, превращаясь в катион?

**В4.** Назовите вещество из числа предложенных, в котором атом неметалла имеет неподелённую электронную пару: **Н2, NН3, СН4, С2Н6.**

**Часть С.**

**С1.** Охарактеризуйте химический элемент №31 на основании его положения в периодической таблице по следующему плану: состав и заряд ядра изотопа 71 Э ; общее число электронов в атоме, их распределение по энергетическим 31 уровням и подуровням (электронная формула); семейство элементов; металл или неметалл; максимальная и минимальная степени окисления; формула водородного соединения; формула и тип высшего оксида; формула и характер соответствующего ему гидроксида.

**С2.** Объясните образование ковалентных связей в молекулах **СН4, NН3** и в ионе NН3+, с помощью электронно-графических формул. Могут ли существовать ионы**СН5+**и **NН52+**? Почему?

**Тема 4 Классификация химических реакций в органической**

**и неорганической химии**

***План:***

1.Понятие о химических реакциях.

2. Классификация химических реакций.

**1.** ***Химическая реакция*** – это такое изменение веществ, при котором разрываются старые и образуются новые химические связи между частицами (атомами, ионами), из которых построены вещества.

**2.** ***Химические реакции классифицируются:***

соединения

● по числу и составу разложения

реагентов и продуктов замещения

обмена

● по тепловому эффекту эндотермические

экзотермические

● по изменению степени

окисления (с.о.) элементов, окислительно-восстановительные

образующих реагенты и продукты без изменения степени окисления

● по фазе галогенные

гетерогенные

● по использованию катализатора каталитические

некаталитические

● по направлению обратимые

необратимые

Примеры: 1) ***реакции замещения*** (взаимодействие простого вещества со сложным):

CuSO4 + Fe → FeSO4 + Cu

2Na + 2H2O → 2 NaOH + H2 ↓

2C2H5OH + 2Na → 2C2H5ONa + H2 ↑

2)***реакции соединения*** (прибавление чего-то меньшего к чему-то главному, или сочетание равнозначимых фрагментов):

Р + О2 ↑→ Р2О5

С + 2Н2 ↔ СН4

С2Н4+ Н2О → С2Н5ОН

3)***реакции разложения*** (сложное вещество разлагается на простые вещества):

2КМnO4 → K2MnO4 + MnO2 + O2↑

C2H5OH **H2SO4**C2H4 + H2O

4) ***реакции изомеризации*** (при которых исходное органическое соединение сохраняет свой молекулярный состав, но у него изменяется строение):

СН3 ─ СН2 ─ СН2 ─ СН3**AlCl3**CH3 ─ СН ─ СН3

н – бутан |

‌‌‌ ‌‌‌‌‌‌‌‌‌‌‌‌‌‌‌‌‌‌‌‌‌‌ СН3 изобутан

5) ***реакции обмена*** (между двумя сложными веществами, в результате которой они обмениваются своими составными частями):

CuO + H2SO4 → CuSO4 + H2O

6) ***реакции, идущие с изменение с.о***

+2 -2 +1 0O -2 +1 -2 +1

Fe° + S° → FeS; H ─ C +H2° → CH3OH

H+1

7) ***реакции, идущие без изменения с.о.:***

Cu(OH)2→ CuO + H2O; CH3NH2 + HCl → [CH3NH3] Cl

8) ***экзотермические*** (с выделением теплоты):

2Мg + O2 → 2MgО; СН4 + 2О2 → СО2 + 2Н2О

9) ***эндотермические***(с поглощением теплоты):

2Н2О → 2Н2 + О2; С8Н18 → С4Н10 + С4Н8

10) ***необратимые***(образование Н2О, газа, осадка):

2КОН + Н2SО4 → К2SО4 + 2Н2О

Na2CO3 + 2HCl → 2NaCl + H2O + CO2↑

11) ***обратимые:***

гидрирование ↔ дегидрирование

гидратация ↔ дегидратация

12) ***галогенные*** (одинакового агрегатного состояния вещества)

2СО(г) + О2(г) = 2СО2(г)

С2Н5ОН(ж) + СН3СООН(ж) → СН3СООС2Н5(ж) + Н2О(ж)

13) ***гетерогенные*** ( разного агрегатного состояния вещества):

Fe(т) + CuSO4(p-p) → Cu(г) + FeSO4(р-р)

2 Na(т) + 2C2H5OH(ж) → 2C2H5ONa(p-p) + H2↑(г)

14) ***некаталитические***(без участия катализатора):

С + О2 → СО2; НС ≡ СН + 2Сl2 → CHCl2─ CHCl2

15) ***каталитические***(с участие катализатора):

2Н2О2 **MnO2** 2Н2О + О2; С2Н4 + Н2 **Ni** С2Н6

**Тема 5 Скорость химической реакции. Химическое равновесие**

***План:***

1. Скорость химической реакции.

2. Химическое равновесие.

**I.**В процессе реакции изменяются количества веществ, как реагентов, так и продуктов. А по скорости этих изменений определяют **скорость химической** **реакции.**Учение о скоростях химических реакций или химическая кинетика, являются очень важной областью химии.

Математическое выражение для скорости химической реакции:

**υ** =

где **υ**– скорость реакции; ∆n – изменение количества вещества (моль); ∆t – время (с, мин.), за которое произошло изменение.

**υ гомогенной реакции**определяется изменением количества вещества в единицу времени в единице объёма (V).

**υ** =  , где ∆**υ** / **V** = ∆**C** (изменение концентрации).

**υ** =

**υ** гетерогенной реакции – определяется изменением количества вещества в единицу времени на единице поверхности сопротивления веществ (**S**):

**υ** = , где ∆n – изменение количества вещества (реагента или продукта), моль; t - интервал времени (с, мин).

2. Факторы, влияющие на **υ** (количество соударений частиц и их эффективность):

1) природа реагентов: состав, строение → энергия активации **Е**а

**Е**а – избыток энергии (по сравнению со средней), необходимый для эффективного соударения реагирующих частиц.

• Чем меньше **Е**а, тем больше **υ**.

• **υ** р ионного обмена большая, так как **Е**а мала.

• **υ**(N2 + H2) мала, так как **Е**а велика. 2) температура: при ↑t на каждый 10° , **υ**↑ в 2-4 раза (правило Вант-Гоффа). При ↑ t, увеличивается количество активных частиц и их активных соударений.

3) концентрация: чем больше, тем чаще происходят соударения и **υ**↑. При постоянной t для реакции **mA + nB = D**, происходящей в одну стадию, **υ** = R \* С**Аm \* CBn** (закон действующих масс)

R – константа скорости, R = **υ** при САm \* CBn =1( C-const твёрдое вещество и входит в R).

4) катализаторы – вещества, которые изменяют механизм реакции, уменьшают **Е**а → **υ** ↑.

• Катализаторы остаются неизменными по окончании реакции.

• Катализ – влияние катализатора на **υ.**

**Механизм действия катализатора:**

• Без катализатора (К) А+ В → АВ\* → АВ, υ1

• С участием катализатора (К)

А + В + К → АВК\* → АВ + К, υ2

Еа2 Еа1, υ2 υ1

**II.** **Химическое равновесие.**

1) Необратимые реакции протекают только в одном направлении (реакции ионного обмена, реакции горения и др.).

Обратимые реакции при одних и тех же условиях протекают в противоположных направлениях:

Н2 + I2 прямая 2НI

обратимая

2) Состояние обратимой реакции, при которой υ = υ → **химическое равновесие.**

Химическое равновесие ― динамическое. Концентрация всех веществ неизменные или равновесные.

При данной t и р R[Н2] \* [ I2] = R[HI]2 → константа равновесия Кр.

Кр = , чем больше Кр, тем больше выход продукта.

**Способы смещения равновесия.**

Принцип Ле Шатенье: если на систему, находящуюся в состоянии равновесия оказать внешнее воздействие (изменить t, р, с), то равновесие сместится в ту сторону, которая ослабит это воздействие.

Равновесие смещается:

1) при ↑ С реагентов, при ↑ С продуктов ← ;

2) при ↑ Р (для газов) – в сторону меньшего V,

при ↓ Р – в сторону большего V;

3) при ↑ t – в сторону эндотермической реакции,

при ↓ t – в сторону экзотермической реакции.

Катализатор не смещает равновесие, но ускоряет его достижение (t2 1).

**Тема 6 Электролитическая диссоциация**

***План:***

1.Определение электролитической диссоциации.

2. Основные положения электролитической диссоциации (С.Аррениус).

3. Диссоциация кислот, оснований, щелочей.

**1).** Электролиты состоят из положительно и отрицательно заряженных ионов, обладающих подвижностью; за счёт подвижности ионов электролиты проводят электрический ток. Процесс образования электролита называется**электролитической диссоциацией.**

**2).** С.Аррениус – основные положения теории электролитической диссоциации:

- электролиты в растворах и расплавах распадаются на ионы;

- если через раствор или расплав электролита пропустить постоянный электрический ток, то положительные ионы катионы будут двигаться к отрицательно заряженному электроду (катоду), отрицательные анионы – к положительно заряженному электроду (аноду);

- диссоциация обратимый процесс;

- ионы и катионы одних и тех же элементов отличаются друг от друга по строению и свойствам.

**3).** Механизм диссоциации веществ с ионной связью:

а) NaCl ↔ Na + Cl¯;

б) CuSO4 ↔ Cu 2+ + SO42¯;

в) NaOH ↔ Na+ + OH¯.

Механизм диссоциации веществ с ковалентной полярной связью.

Диссоциация растворов одноосновных кислот происходит по донорно-акцепторному механизму:

HCl ↔ H+ + Cl¯

HNO3 ↔ H+ +NO3¯

Для многоосновных кислот диссоциация идёт ступенчато:

I ступень H2SO4 ↔ H+ + HSO4¯

II ступень HSO4 ↔ H+ + SO42¯

--------------------------------------------------------------------------

Cуммарное H2SO4 ↔ 2H+ + SO42¯

Аналогично происходит диссоциация многоосновных оснований:

I ступень Са(ОН)2 ↔ Са(ОН)+ + ОН¯

II ступень Са(ОН)2 ↔ Са2+ + ОН¯

-----------------------------------------------------------------------------

Суммарное Са(ОН)2↔ Са2+ + 2ОН¯

Сильные электролиты диссоциируют практически полностью. Равновесие в их растворах смещено в сторону образования ионов.

В растворах слабых электролитов равновесие смещено в сторону образования молекул. Для них используют такую характеристику, как ***константа диссоциации*** **КД** – отношение произведения концентраций катиона и аниона к концентрации непродиссоциировавшего вещества:

К + А¯ ↔ К + + А¯

**КД** =

Константа диссоциации зависит от природы электролита, растворителя, от температуры, но не зависит от концентрации раствора, в отличие от степени диссоциации.

**Тема 7 Гидролиз**

***План:***

1. Определение гидролиза.

2. Вещества, подвергающие гидролизу и неподвергающиеся гидролизу.

3. Гидролиз органических веществ.

4. Гидролиз неорганических веществ.

**1. Гидролиз**– процесс обменного взаимодействия сложных веществ с водой.

При гидролизе степени окисления элементов сохраняются, на основании чего и составляются уравнения гидролиза:

**Ху+хУх-у + (у \* х) Н+ОН¯ → уХ+х (ОН)х1¯ + хН+уУ-у**

**2.** **Гидролизу подвергаются:**

1) солеподобные вещества: нитриды, фосфиды, силициды, карбиды:

Са3+2Р2¯3 + 6Н+ОН¯ → 3Са(ОН)2 ↓ + 2РН3↑;

Са+2С2¯1+ 2Н+ОН¯ → Са(ОН)2↓ + С2Н2↑;

2) некоторые соединения неметаллов между собой:

Р+5Сl5¯1 + 4Н+ОН¯ → 5Н+Сl¯ + Н3+5РО4

SiCl4 + 3HOH → 4HCl + H2SiO3↓;

3) соли:

а) растворимые соли в состав которых входит хотя бы один слабый ион (Na2CO3, CuSO4, NH4F и т.д.), это обратимый гидролиз;

б) соли, напротив которых в таблице растворимости стоит прочерк, необратимо гидролизуются:

Al2S3 + 6H2O → 2Al(OH)3↓ + 3H2S↑.

При составлении уравнений обратимого гидролиза следует придерживаться следующего ***алгоритма:***

1) записать уравнение диссоциации соли:

Na2CO3 ↔ 2Na+ + CO32¯― слабый

2) выбрать слабый ион;

3) записать его взаимодействие с водой:

СО32¯ + Н+ОН ↔ НСО3¯ + ОН¯ щелочная среда;

4) определить среду раствора.

**Гидролизу не подвергаются:**

1) соли, нерастворимые в воде;

2) растворимые соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием (например: NaCl2, K2SO4, LiNO3, BaBr2, CaI2 и т.д.)

**3**. **Гидролиз органических веществ.**

1) Галогеналканы

С2Н5Br + H2O ↔ C2H5OH + HBr получение спиртов.

2) Сложные жиры

О О

СН3 − С + Н2О ↔ С2Н5ОН + СН3 − С

ОС2Н5+ ОН

Трижды сложные эфиры:

СН2 − О − СО − R CH2 − OH

| |

CH − O − CO − R + 3H2O ↔ CH − OH + 3R − COOH

| |

CH2 − O − CO − R CH2 − OH высшие

«омыление» глицерин жирные карбоновые

кислоты

**жиры**

**пищи**

**глицерин,**

**карбоновые жирные к-ты ккккислоты кислоты**

**новые**

**жиры**

**жиры в живом гидролиз синтез организме ферменты**

↓

**гидролиз** **запас**

→ **окисление**СО2 + Н2О + Q

3) углеводы: С12Н22О11 + Н2О ОН¯, t С6Н12О6 + С6Н12О6

сахароза глюкоза фруктоза

(С6Н10О5)n + nН2О ОН¯, t nС6Н12О6

крахмал глюкоза

целлюлоза

Крахмал в живом организме:

крахмал гидролиз **глюкоза**окисление СО2 + Н2О + Q

пищи ферменты | ↑

поликонденсация окисление

↓ |

гликоген, гидролиз глюкоза

запас ферменты

4) Белки в живом организме:

белки гидролиз α - аминокислоты

пищи ферменты

поликонденсация окисление

белки организма СО2, Н2О, NН3, Q

5) Аденозинтрифосфорная кислота:

АТФ + Н2О → Н3РО4 + АДФ + энергия для биохимических процессов.

**4. Гидролиз неорганических веществ (солей).**

1)Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой (КСN, НСООNa, Ba(NO2)2 и др.

→ КОН К2СО3 → 2К + СО32¯

К2СО3 сильное

→ Н2SO3 НОН ↔ ОН¯ + Н+

слабая

2К+ + СО32¯ + НОН ↔ 2К+ + ОН¯ + НСО3¯

СО32¯(слабая) + Н+ОН¯ ↔ НСО3¯ + ОН¯ (щелочная среда)

2) Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой (AlCl3, NH4NО3, FeSO4 и др.)

→ Сu(OH)2 CuCl2 → Cu2+ + 2Cl¯

СuCl2 слабое

→ HCl HOH ↔ OH¯ + H+

(cильная)

Cu2+ + 2Cl¯ + HOH ↔ CuOH+ + H+ + 2Cl¯

Cu2+(слабая) + НО¯Н+ ↔ Сu(OH)+ + H+ (кислотная среда)

3) Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой ((NH4)2S, (CH3COO)2Cu, Cr2S3 и др.)

NH4CN → NH4+ + CN¯

HOH ↔ OH¯ + H¯

соединяются: NH3 \* H2O и HCN − слабые электролиты

а) NH4+ + CN¯ + HOH ↔ NH3 \* H2O + HCN – нейтральная среда,

б) Al2S3 + 6H2O → 2Al(OH)3↓ + 3H2S↑- необратимый гидролиз.

4) Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, не гидролизуются

(NaCl, K2SO4, Ca(NO3)2, BaI2 и др.)

Обратимый гидролиз усиливается при ↑↓ и разбавлении (принцип Ле Шателье).

**Задания для самопроверки**

1. Дайте характеристику реакции по всем изученным классификационным признакам:

3Н2 + N2 ↔ 2NH3 + Q

2. Рассмотрите уравнение

Cu + HNO3 → Cu(NO3)2 + NO + H2O с точки зрения ОВР.

3. В каком направлении произойдёт смещение равновесия в системах:

а) Н2(г) + О2(г) ↔ 2Н2О(г) + Q;

б) Fe(т) + 4Н2О(г) ↔ Fe3О4(г) − Q

в случае увеличения концентрации водорода, понижения концентрации водяного пара, повышения давления?

4. При повышении температуры на 60ºС скорость реакции возросла в 64 раза. Чему равен температурный коэффициент?

5. Какие из следующих жидкостей проводят электрический ток: формалин, раствор медного купороса, этанол, соляная кислота?

6. Приведите по два примера веществ, образующих при диссоциации SO42¯ и Na+. Запишите уравнения их диссоциации.

7. Какие изменения происходят в пробирке с раствором хлорида меди (II) при последующем добавлении гидроксида калия, а затем раствора серной кислоты?

8. Укажите среду водных растворов следующих солей:

а) карбоната натрия;

б) хлорида калия;

в) нитрата цинка.

Напишите гидролиз соли, имеющей кислотную среду.

9. Напишите уравнение гидролиза крахмала. Укажите условия протекания реакции и дайте названия продуктам.

10. Допишите краткие ионные уравнения реакций гидролиза солей:

а) Fe3+ + Н2О ↔ … + ….

б) SiO32¯+ Н2О ↔ …. + ….

Составьте молекулярные уравнения, укажите среду раствора.

**Контрольный тест по теме: «Химическое равновесие»**

*Инструкцию по выполнению смотрите на стр.*

**Часть А.**

**А1.** Взаимодействие натрия с водой относится к реакциям:

а) соединения; б) разложения;

в) замещения; г) обмена.

**А2.** При окислении муравьиного альдегида до муравьиной кислоты степень окисления углерода изменится:

а) от 0 до +2; б) от +2 до +4;

в) от 0 до +4; г) от −4 до 0.

**А3**. Укажите классификационные характеристики реакции, уравнение которой: Сu(OH)2CO3 → 2CuO + СО2 +Н2О.

Признак 1.

I) соединение; II) разложение;

III) замещение; IV) обмен.

Признак 2.

А) окислительно-восстановительная; Б) без изменения степени окисления.

Признак 3.

1) обратимая; 2) необратимая.

Признак 4.

а) экзотермическая; б) эндотермическая.

**А4.** Во сколько раз надо увеличить концентрацию кислорода в реакции, уравнение которой 2SO2 + O2 → 3SO3,

чтобы при уменьшении концентрации сернистого газа в 5 раз скорость реакции не изменилась:

а) в 10 раз; б) в 2,5 раза; в) в 5 раз; г) в 25 раз?

**A5**. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов надо уменьшить температуру, чтобы скорость реакции уменьшилась в 16 раз?

а) на20ºС; б) на 30ºС; в) на 40ºС; г) на 50ºС.

**А6.** Выражение константы диссоциации фтороводородной кислоты имеет вид:

а) К = ; б) К = ; в) К = ; г) К = .

**А7.** Сумма коэффициентов в сокращённом ионном уравнении реакции сероводородной кислоты с раствором сульфата меди(II) составляет:

а) 2; б) 3; в) 4; г) 5.

**А8.** Какой из электронов диссоциирует ступенчато?

а) AlCl3; б) H3PO4; в) Mg(NO3)2; г) HCOONa.

**А9.** Укажите формулу соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием:

а) KClO4; б) Na2SiO3; в) FeBr3; г) Cs2SO4.

**А10.** Для какой из солей гидролиз по I ступени выражается ионным уравнением: М2+ + НОН ↔ МОН+ + Н+?

а) CaCl2; б) MgSO4; в) Ba(NO3)2; г) Sr(CH3COO)2

**Часть В.**

**В1.** Дана цепочка превращений:

С2Н2 → С6Н6 → С6Н5NO2 → С6Н5NН2 → [С6Н5NH3]+Cl¯

Напишите реакции веществ, полученного по реакции замещения.

**В2.** На скорость гомогенной газофазной реакции оказывают влияние природа реагирующих веществ, давление (и, следовательно, концентрация веществ), присутствие катализатора?

**В3.** Как называются вещества, водные растворы которых проводят электрический ток (напишите термин во множественном числе)?

**В4.**Приведены названия десяти неорганических и органических веществ: йодид калия, нитрат железа(III), сульфит натрия, сульфат аммония, хлорид серебра, сахароза, этаналь, олеат натрия, этилацетат, глицерин. Сколько из них способны гидролизоваться?

**Часть С.**

**С1.** Допишите левые части уравнений химических реакций. Расставьте коэффициенты:

а) …. → СаСО3+ 2 NaCl;

б) …. → Fe2(SO4)3 + Cr2(SO4)3 + K2SO4 + H2O;

О

в) …. → СН3 − СН2 − СН3 + СН3СООН;

О

г) … → СН3 − СН − СН − СН3 + NaBr

| |

СН2 СН3

**С2.** Для реакции, уравнение которой

О

СН3ОН → Н − С + Н2 − Q

Н

напишите выражение константы равновесия. Укажите все известные вам способы смещения равновесия в сторону образования метаналя.

**Тема 8 Классификация неорганических веществ**

***План:***

1. Общая классификация веществ по составу.

2. Классификация простых веществ.

3. Классификация сложных веществ.

**1.**Классификация неорганических веществ, построена по принципу сходства состава, строения и свойств веществ.

**Неорганические вещества**

**простые сложные**

**2.** В основу классификации положены признаки

**простые вещества**

**металлы благородные газы неметаллы**

• по совокупности всех характеристик простые вещества делят на три группы;

• первоначально в основу этой классификации были положены физические свойства простых веществ, а по мере развития химии стали учитывать строение атомов элементов, образующих эти вещества, строение простых веществ и, конечно, их свойства.

**3.** **Сложные вещества**

**оксиды основания амфотерные кислоты соли**

**гидроксиды**

Рассмотрение сложных веществ по плану:

а) определение;

б) внутренняя классификация (если есть);

в) строение веществ, физические свойства;

г) значение некоторых веществ в повседневной жизни.

Оксиды − это сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления −2.

Формула общая: **ЭmOn.**

Делятся на две неравные группы:

а) солеобразующие − соответствуют гидроксиды и соли с элементом в той

же степени окисления, что и в оксиде;

б) несолеобразующие − не соответствующих им гидроксидов и солей; их

немного: СО, NOSiO, N2O.

**оксиды ЭmOn**

**несолеобразующие солеобразующие**

**основные амфотерные кислотные**

**основные основания**

**амфотерные соответствуют амфотерные**

**гидроксиды**

**кислотные кислоты**

**Основные оксиды**− образуют металлы с небольшими степенями окисления +1, +2. Пример: Na2o, CaO, CuO. Это твёрдые вещества.

**Амфотерные оксиды**− образуют металлы со степенями окисления +2, +4, а также Be, Zn, Sn,Pb со степенью окисления +2.

Пример: Al2O3, Fe2O3, ZnO, BeO, PbO2, TiO2.

**Кислотные оксиды** − образуют неметаллы, а также металлы со степенью окисления больше чем +4.

Пример: Р2О5, SO3, CO2, Mn2O7, CrO3.

**Основания**− это сложные вещества, состоящие из катионов металла и одного или нескольких гидроксид-ионов.

Пример: NaOH, Ba(OH)2, Fe(OH)2

Общая формула оснований: **М+n(OH)n**

**Основания**

**щёлочи нерастворимые основания**

**Кислоты**− это сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на атомы металла и кислотных остатков.

Пример: HCl, H2SO4, HNO3.

Общая формула кислот: **Н+ХАС¯Х**, где АС− кислотный остаток.

**Кислоты**

**бескислородные кислородосодержащие**

HCl, HBr, HI H2SO4, HNO3, H3PO4и т.д.

**Амфотерные гидроксиды** − это сложные вещества, которые имеют и свойства кислот и свойства оснований, поэтому их формулы можно записать двояко:

Zn(OH)2 = H2ZnO2.

формула основания формула кислоты

Амфотерные гидроксиды твёрдые, нерастворимые в воде вещества.

**Соли**− это сложные вещества, состоящие из катионов металла и анионов кислотных остатков.

Пример: Na2CO3, CuSO4, AlCl.3.

**соли**

средние кислые основные комплексные

Все соли кристаллические вещества.

**Тема 9 Классификация органических веществ**

***План:***

1. Относительность деления веществ на органические и неорганические .

2. Признаки классификации органических веществ.

3. Классификация органических веществ.

**1.** – Нет резких границ между органическими и неорганическими веществами.

− Понятие «Органические вещества» относится не только к соединениям присутствующим в живых организмах (алканы, алкины и т.д.).

− Общепринятым является отнесение к органическим веществам углеводородов и их производных. Это оставляет в стороне аллотропные модификации углерода, карбонаты, гидрокарбонаты, оксиды углерода, карбиды.

**2.**Особенности состава и строения органических соединений:

• способность атомов углерода образовывать разного вида цепи, а также разные по кратности связи;

• наличие функциональных групп;

Органические соединения с открытыми (прямыми и разветвлёнными) углеродными цепями называют**ациклическими (или алифатическими)** в отличие от **циклических,** имеющих замкнутые углеродные цепи.

Алифатические: алканы, алкены, алкины, амины, спирты, альдегиды, карбоновые кислоты.

Циклические: циклоалканы, арены, гетероциклические.

**3.** Классификация органических соединений.

1) **Предельные:** а) алканы **СnH2n+2;**

б) циклоалканы **СnH2n.**

2) **Непредельные:** а) алкены **CnH2n**;

б) алкадиены **CnH2n-2;**

в) алкины **СnH2n-2**

г) ароматические (арены) **CnH2n-6.**

3) **Кислородосодержащие:** а) спирты

− одноатомные **R − OH[CnH2n+2O]**

− многоатомные **[СnH2n+2-m(OH)m]**

б) фенолы **CnH2n-6O**

**O**

в) альдегиды **R − C [CnH2nO]**

**O H**

г) кетоны **R1 − C [CnH2nO]**

**R2O**

д) карбоновые кислоты **R − C [CnH2nO2]**

**OH**

е) простые эфиры**R1 − O − R2 [ CnH2n+2O]**

**O**

ж) сложные эфиры **R1 − C [CnH2nO2) ]**

**O − R2**

з) жиры **СН2 − О − СО − R**

**|**

**СН − О − СО − R**

**|**

**CH2 − O − CO − R**

**Кислородосодержащие углеводы:**

а) моносахариды

- альдегидоспирт

- кетоноспирт **Cn(H2O)m;**

б) дисахариды

- остатки от глюкозы и фруктозы;

в) полисахариды

- остатки от α- глюкозы

- остатки от β – глюкозы.

**Азотосодержащие:** а) нитросоединения

**R − NO2 [CnH2n+1NO2];**

б) амины(первичные)

**R − NH2[CnH2n+3N];**

в) аминокислоты

**R − CH − COOH**

**|**

**NH2 [CnH2n+1NO2]**

**Тема 10 Металлы**

***План:***

1. Элементы.

2. Простые вещества.

3. Физические свойства.

4.Химические свойства.

**1.** Атомы элементов – металлов отдают электроны внешнего (предвнешнего) электронного слоя, превращаясь в положительные ионы, так как имеют малое количество **ē**на внешнем слое (в основном от 1 до 3) и сравнительно большие радиусы.

**В главной подгруппе:**

− число **ē**на внешнем слоене изменяется;

− радиус атома увеличивается;

− электроотрицательность уменьшается;

− восстановительные свойства усиливаются;

− металлические свойства усиливаются.

**В природе:**

− заряд ядра увеличивается;

− радиус атома уменьшается;

− число **ē**на внешнем слое увеличивается;

− электроотрицательность увеличивается;

− восстановительные свойства уменьшаются;

− металлические свойства ослабевают.

**2.** Металлическая связь → металлическая кристаллическая решётка.

Полиморфизм (аллотропия) − свойство металлов существовать в нескольких кристаллических формах (серое и белое олово).

**3.** Физические свойства (общие): пластичность, металлический блеск, твёрдость (кроме Hg), электропроводность ( ↓ с ↑t ), теплопроводность, непрозрачность.

**4.** Химические свойства: М° − nē = М n+, т.е. М(металлы) − восстановители, окислители − неметаллы.

1) 2Na° + O2° → Na2+1O2¯1

2Ca + O2 → 2CaO

4Al + 3O2 → 2Al2O3

2) Mg + Cl2 → MgCl2

Zn + Br2 → ZnBr2

3) Fe + S → FeS

4) Ca + H2 → CaH2

5) 6Li + N2 → 2Li3N

Окислители − сложные вещества.

В водной среде → необходимо смотреть электрохимический ряд напряжения металлов.

1) Металлы до **Н** взаимодействуют с Н2О:

2Na + H2O → H2↑ + 2NaOH;

Ba + 2H2O → H2↑ + Ba(OH)2;

при **t** Mg + 2H**2**O → H**2**↑ + Mg(OH)2;

3Fe + 4H2O → 4H2↑ + (FeFe2)O4.

2) Металлы до **Н** взаимодействуют с кислотами:

Zn + 2HCl → ZnCl2 + H2↑.

3) С менее активными металлами в растворе:

Fe + CuSO4 → Cu + FeSO4.

4) Металлы, гидролизы которых амфотерны, взаимодействуют с щелочами в растворе:

2Al + 2KOH + 6H2O → 2K[Al(OH)4] + 3H2.

5) С органическими веществами:

2С2Н − ОН + 2Na → 2C2H5ONa + H2↑.

**Тема 11 Неметаллы.**

***План:***

1. Элементы.

2. Простые вещества (физические свойства).

3. Химические свойства.

**1.** Для атомов элементов – неметаллов характерна способность удерживать «свои» электроны и принимать «чужие» до завершения внешнего слоя. Так как атомы имеют сравнительно малые радиусы.

**В природе:**

− заряд ядра увеличивается:

− радиус атома уменьшается;

− число электронов на внешнем слое увеличивается;

− электроотрицательность увеличивается;

− окислительные свойства усиливаются;

− усиливаются неметаллические свойства.

**В главной подгруппе:**

− заряд ядра уменьшается;

− радиус атома уменьшается;

− число электронов на внешнем слое не изменяется;

− электроотрицательность увеличивается;

− окислительные свойства усиливаются;

− усиливаются неметаллические свойства.

**2.** **Простые вещества с ковалентными неполярными связями**

молекулярного строения: атомного строения:

H2, N2, O2, F2, Cl2, C, B, Si, Se и др. – твёрдые,

O3 – газы, имеют высокие t плавления, и

I2, P4, S8 – твёрдые, t кипения.

Br2 – жидкость.

Общее: летучие, в твёрдом состоянии легкоплавкие.

**3. Химические свойства.**

− Окислительные:

а) с металлами 2Na + S → Na2S;

б) с водородом H2+ S → H2S;

в) с менее электроотрицательным (ЭО) неметаллом

ЭО(Р) ЭО(S) 2Р + 5S →P2S5;

г) со сложными веществами

СН4 + Сl2 → CH3Cl + HCl;

FeCl2 + Cl2 → 2FeCl3.

− Восстановительные:

а) с фтором Si + 2F2 → SiF4;

б) с кислородом С + О2→ СО2;

в) с более ЭО неметаллом

ЭО(S) ЭО(С) С + 2S → CS2;

г) со сложными веществами

О

Н2 + Н − С → СН3ОН;

Н

6Р + 5КСlO3 → 5KCl + 3P5O5.

**Задания для самопроверки**

**1.** К каким классам неорганических соединений относят вещества, формулы которых:

Cr(OH)3, HClO4, HBr, Na2HPO4, SO2, Cu(OH)2, Cu2O?

Назовите их.

**2.** Предложите не менее трёх различных способов получения хлорида меди(II). Запишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

**3.** Какие из кислот, формулы которых HI, H2Se, H2SO3, CH3COOH, H3PO4образуют кислые соли? Составьте формулы кислых солей, дайте им названия.

**4.** Укажите для веществ, формулы которых приведены ниже, классы соединений и назовите их:

О О

а) СН3 − С б) СН3 − СН2 − С

О − С2Н5Н

О

в) СН3 − СН = СН2г) С3Н7 − С

ОН

**5.** Приведите два примера веществ, обладающих одновременно свойствами двух классов соединений. Запишите их структурные формулы и назовите эти вещества.

**6.** Осуществите превращения, в результате которых гибридизация электронных орбиталей атома углерода изменяется по схеме:

Sp3 → Sp → Sp2.

Запишите уравнения соответствующих реакций.

**7.** Запишите электронную формулу цинка. Составьте формулы высшего оксида и гидроксида этого химического элемента, укажите их характер.

**8.** Осуществите превращения:

Al 1 Al2O3 2 AlCl3 3 Al(NO3)3 4 Al(OH)3.

**9.** Составьте электронную формулу атома брома, запишите формулы его водородного соединения и высшего оксида.

**10.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

S 1 SO2 2 SO3 3 H2SO4 4 H2S 5 S.

**Контрольный тест по теме: «Металлы и неметаллы».**

*Инструкцию по выполнению смотрите на стр.*

**Часть А.**

**А1.** Какое из соединений не является оксидом?

а) К2О; б) Мn2O7; в) Н2О2; г) Sb2O5.

**А2.** Исключите лишнее вещество:

а) К2СО3; б) Аl(ОН)3; в) МgOHCl; г) NH4HCO3.

**А3.** Массовые доли элементов в соли равны: натрий – 18,78%, хлор – 28,98%, кислород − 52,24%. Относительная молекулярная масса этого вещества равна:

а) 74,5; б) 90,5; в) 106,5; г) 122,5.

**А4.** Углерод, имеющий формулу С3Н4, является:

а) предельным; б) непредельным;

в) запредельным; г) беспредельным.

**А5.** К углеводам относится соединение, имеющее формулу:

а) С6Н12О; б) С6Н12О2; в) С6Н6О; г) С6Н12О6.

**А6.** Железную пластинку поместили в раствор сульфата меди (II). Через некоторое время масса пластинки увеличилась на 1,6г. Масса меди, выделившейся на пластинке равна:

а) 1,6г; б) 6,4г; в) 12,8г; г) 14,4г.

**А7.** При выплавке чугуна в доменной печи не используется:

а) железная руда; б) кокс; в) флюс; г) катализатор.

**А8.** Химическое взаимодействие возможно между:

а) серебром и хлороводородной кислотой;

б) кобальтом и хлоридом магния;

в) цинком и нитратом олова (II);

г) свинцом и раствором серной кислоты.

**А9.** Окислительные свойства ослабевают в ряду:

а) Cl − Br − Se − As;

б) Te − Se − S − O;

в) Br − I − Te − Se;

г) Si − P − S − Cl.

**А10.** Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию, схема которой:

Si + NaOH + H2O → Na2SiO3 + …..,

методом электронного баланса. Сумма коэффициентов в обеих частях уравнения равна:

а) 5; б) 6; в) 7; г) 9.

**Часть В.**

**В1.** Циклические органические соединения делятся на две группы: ….(1) и ….(2).

**В2.**Функциональная группа спиртов называется …. (1). Если ОН связана непосредственно с ароматическим радикалом, соединение относится к классу … (2).

**В3.** Жёсткость воды определяется наличием в ней … и … .

**В4.** С увеличением степени окисления неметалла в оксиде его кислотный характер … .

**Часть С.**

**С1.** Что такое сплавы? Как их получают? Почему в технике чаще используют сплавы, а не индивидуальные металлы?

**С2.** Расскажите о закономерностях изменения свойств элементов-неметаллов (число электронов на внешнем слое, электроотрицательность, окислительные свойства, радиус атома) с ростом заряда ядра в периодах и главных подгруппах Периодической системы.

**Тема 12 Кислоты органические и неорганические.**

***План:***

1. Определение кислот.

2. Общие свойства кислот.

3. Особые свойства кислот.

**1.** Существует несколько теорий кислот. По структурной теории, кислоты – это сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на металл, и кислотного остатка.. По теории электролитической диссоциации, кислоты – это электролиты, образующие при диссоциации в качестве катионов только катионы водорода:

HCl ↔ H++ Cl¯

По протолитической теории (Бренстеда – Лоури), кислоты – доноры протона:

HCl + H2O → Cl¯ + H3O+

По теории Льюиса, кислоты – акцепторы электронной пары, то есть вещества, имеющие свободную орбиталь:

NH3 + BF3 → NH3BF3 кислота Льюиса.

Наиболее близки между собой первые три теории, в большинстве случаев мы используем представления именно этих теорий.

**2.**Органические и неорганические кислоты обладают общими свойствами за счёт атомов водорода, способных замещаться на атомы металла.

Общие свойства:

− диссоциация и изменение окраски индикаторов;

− взаимодействие с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода;

− взаимодействие с некоторыми солями (Nа2СО3);

− вступает в реакции этерификации:

О О

СН3 − С + С2Н5ОН Н2SO4(к) СН3С + Н2О

ОН О − С2Н5

СН2 − ОН СН2 − О − NO2

| + 2НО − NO2 Н2SO4(к) | + 2Н2О

СН2 − ОН СН2 − О − NO2

С2Н5ОН + Н2SO4 → C2H5 − O O

S + Н2О

НО О

**3.**Особые свойства кислот определяются строением кислотного остатка.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| №**п\п** | **Органические кислоты.** | **Неорганические кислоты.** |
| 1.2.3.4. | Предельные кислоты вступают в реакцию замещения:СН3СООН + Сl2→ ClCH2 − COOH + HClНепредельные кислоты вступают в реакции присоединения:О OСН2=СН− + Br2→ CH2−CH−CОН | | OHBr BrАроматические кислоты вступают в реакции замещения и присоединения:СООН FeBr3 COOH| |+ Br2 + HBrBrCOOH COOH| |+ 3H2 →Особые свойства у муравьиной кислоты, т.к. у неё нет радикала:О + Сl2 → СО2 + 2НСlН − СН + Ag2O→2Ag + CO2 + H2Oвосстановитель | Качественные реакции на анионы:SO42¯ + Ba2+ →BaCl2Окислительные свойства аниона:Сu + 4HNO3 → Cu(NO3)2 + 2NO2 + +2H2OЦентральный атом находится в высшей степени окисления.Восстановительные свойства:4НСl + MnO2 → MnCl2 + Cl2 + +2H2OЭлемент находится в высшей степени окисления.Если центральный атом находится в промежуточной степени окисления, кислота проявляет окислительно-восстановительную двойственность:Н2SO3+ H2O2 → H2SO4 + H2OвосстановительН2SO3 + 2H2S → 3S↓ + 3Н2Оокислитель. |

**Тема 13 Основания органические и неорганические.**

***План:***

1. Определение оснований.

2. Химические свойства оснований.

1.**Основание** − это сложные вещества, в состав которых входят атомы металла. Связанные с одной или несколькими гидроксогруппами (в зависимости от степени окисления металла) с точки зрения электролитической диссоциации.

**Основание** − это электролиты, которые при диссоциации образуют в качестве отрицательных ионов только гидроксид – анионы.

Наконец, в свете протолитической теории Бренстеда – Лоури: основание − это молекулы или ионы, которые служат акцепторами катионов водорода Н+(протонов).

Последнее определение более полное, так как оно позволяет включить в класс оснований фторид-ион, аммиак, амины и другие вещества.

**2.** Химические свойства:

• Общим химическим свойством всех оснований является взаимодействие с кислотами:

NaOH + HCl → NaCl + H2O

C6H5NH2 + HCl → [C6H5 − NH3]+ Cl¯

− нерастворимые и малорастворимые основания разлагаются при нагревании:

Cu(OH)2→ Cuo + H2O

− аммиак и амины хорошие восстановители:

4NH3 + 5O2 → HNO + 6H2O

4CH3NH2 + 9O2 → 4CO2 + 10H2O + 2N2

− участвуют в реакциях комплексообразования в качестве лигандов:

Сu(OH)2 + 4NH3 → [Cu(NH3)4](OH)2

− аммиак и растворимые амины изменяют окраску индикаторов в растворе:

NH3 + H2O ↔ NH4+ + OH¯

CH3NH2+ H2O ↔ CH3NH3+ + OH¯

• Свойства щелочей многочисленны:

− они диссоциируют в растворах и изменяют окраску индикаторов:

NaOH ↔ Na + + OH¯

− реагируют с кислотными оксидами:

Са(ОН)2 + СО2 → СаСО3 + Н2О

− реагируют с амфотерными оксидами в растворе и при спекании:

ZnO + 2NaOH → Na2ZnO2 + H2O

ZnO + NaOH + H2O → Na2[Zn(OH)4]

− реагируют с амфотерными гидроксидами:

Zn(OH)2 + 2NaOH → Na2ZnO2 + 2H2O

− реагируют с некоторыми солями:

FeCl3 + 3NaOH → Fe(OH)3 + 3NaCl

− вступают в реакции щелочного гидролиза:

CH3COOC2H5 + NaOH → CH3COONa + C2H5OH

PCl5 + 8NaOH → Na3PO4 + 5NaCl + 4H2O

CH3Br + NaOH → CH3OH + NaBr

− реагируют с фенолами:

− ОН + NaOH → − ONa + H2O

− взаимодействуют с кислотными оксидами, образуя средние и кислые соли в зависимости от основности кислоты, соответствующей этому оксиду:

NaOH + CO2→ NaHCO3.

**Тема 14 Амфотерные органические и неорганические** **соединения.**

План: (смотри тему 13).

1. Амфотерными – называют соединения, которые в зависимости от условий могут быть как донорами катионов водорода и проявлять кислотные свойства, так и их акцепторами, то есть проявлять основные свойства.

2. Химические свойства:

- амфотерные гидроксиды реагируют как с кислотами, так и основаниями

2Al(OH)3 + 6HCl → 2AlCl3 + 6H2O

2Al(OH)3 + NaOH → Na [AlOH4]

- амфотерные гидроксиды разлагаются на воду и оксид:

2Al(OH)3 → Al2O3 + 3H2O

- взаимодействуют с сильными кислотами

Zn(OH)2 + 2HCl → ZnCl2 +2H2O

Среди органических веществ амфотерными свойствами обладают аминокислоты:

- по карбоксильной группе они проявляют свойства, характерные для кислот (реагируют с металлами, основными оксидами, щелочами, некоторыми солями, вступают в реакции этерификации).

2NH2 − CH2 − COOH + Mg → (NH2 − CH2 − COO)2Mg +H2

2NH2 − CH2 − COOH + CaO → (NH2 − CH2 − COO)2Ca +H2

NH2 − CH2 − COOH + NaOH → NH2 − CH2 − COONa + H2O

NH2 − CH2 − COOH + Na2CO3 → NH2 − CH2 − COONa +CO2↑ + H2O

O

NH2 − CH2 − COOH + C2H5OH → NH2 − CH2 − C + H2O

O − C2H5

- по аминогруппе идут реакции, характерные для оснований (аминов). Это взаимодействие с кислотами, азотистой кислотой, комплексообразование, алкинирования.

NH2 − CH2COOH +HCl → [NH3CH2COOH]+Cl¯

O

HO − C −CH2 − NH2 → N2 + H2O + CH2 − COOH

|

OH

O

CH2 − NH2 + Cu(OH)2 → CH2 − NH2O − C + 2H2O

| O | O

2C C Cu

OH O NH2 − CH2

- карбоксильная и аминогруппа реагируют друг с другом:

O O

R − CH − C ↔ R − CH − C

| OH | O¯

NH2NH2+

(биполярный ион или внутренняя соль).

**Вопросы для самоконтроля**

1. Докажите тремя реакциями с разными классами веществ восстановительные свойства магния.

2.Осуществить превращения:

N2 → NH3 → NO → NO2 → HNO3 → NH4NO3.

3. Сколько грамм оксида меди (II) получится при разложении такого же количества гидроксида меди (II), на растворение которого затратилось 19,6г 20%-го раствора серной кислоты?

4. Из веществ, формулы которых S, Ca, SO2, H2SO4, BaSO4, SO3, Na2SO3? Составьте генетический ряд.

5. Составьте схему получения хлорида железа (III) из оксида железа (II). Над стрелками переходов напишите формулы необходимых веществ и условия проведения реакции.

6. Из веществ, формулы которых:

СН3 − СН2 − СН2 − С = О, С4Н10, С4Н5ОН, С4Н9Сl,

|

ОН

СН3 − СН2 − СН2 − С = О

|

Н

составьте генетический ряд. Напишите уравнения реакции второго превращения полученного генетического ряда.

7. Вычислите объём водорода (н.у.), полученного при взаимодействии 6,75г алюминия с избытком соляной кислоты.

8. В схеме реакции

Н2О + Р + НNO3 → H3PO4 + NO.

расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.

9. Составьте уравнения реакций по следующей схеме:

Fe 1 FeCl2 2 Fe(OH)2 3 Fe(OH)34Fe2O3 5 Fe.

10. По термохимическому уравнению реакции

С + О2 → СО2↑ + 402 кДж

вычислите количество теплоты, выделившейся при сгорании 1кг угля.

**Контрольный тест по теме: «Вещества, их классификация**

**и свойства».**

*Инструкцию по выполнению смотри на стр.*

**Часть А.**

**А1.** Какое из веществ, формулы которых приведены ниже, не проявляют кислотных свойств? O

а) Н2SeO4; б) C6H5OH; в) CH5C ; г) H2Te.

H

**А2.** Какое из свойств акриловой кислоты СН2 = СН − СООН обусловлено наличием карбоксильной группы?

а) способность обесцвечивать бромную воду;

б) способность образовывать сложные эфиры;

в) склонность к полимеризации;

г) присоединение бромоводорода по правилу Марковникова.

**А3.** «Царской водкой» называют:

а) смесь концентрированных азотной и соляной кислот (1:3);

б) смесь концентрированных азотной и серной кислот (1:3);

в) смесь концентрированных серной и соляной кислот (3:1);

г) смесь этанола и высшей степени очистки воды (2:3).

**А4.**Гидроксид натрия можно получить:

а) взаимодействием натрия с водой;

б) взаимодействием гидроксида натрия с водой;

в) электролизом водного раствора хлорида натрия;

г) всеми перечисленными выше способами.

**А5.** В щелочах не растворяется следующее простое вещество:

а) кремний; б) алюминий; в) сера; г) углерод.

**А6.** Какое из оснований при взаимодействии с серной кислотой способно образовывать кислые соли?

а) LiOH; б) NH3; в) CH3NH2; г) все приведённые выше ответы верны.

**А7.** Укажите формулу амфотерного оксида:

а) Na2O; б) CaO; в) Al2O3; г) SO2.

**А8.** Какое из соединений является комплексным?

а) KAl(SO4)2; б) (− CH2 − CH2 − )n; в) Na[Cr(OH)4]; г) H4SiO4.

**А9.** Гидроксид меди (II) растворяется:

а) в растворе КОН; в) в растворе NH3;

б) в растворе Н2SO4; г) все приведённые выше ответы верны.

**А10.** Поликонденсация α- аминокислот приводит к образованию полипептидов. Обратная реакция называется:

а) деполиконденсацией; б) деполимеризацией;

в) гидролизом; г) гидратацией.

**Часть В.**

**В1.** Вещества, имеющие неподелённые электронные пары, донируя которые они могут образовать ковалентные связи с каким либо атомом, молекулой или ионом называются

**В2.** Поскольку вода может в одних случаях донировать протон, а в других – акцентировать его, то её иногда называют … .

**В3.** Энергия, выделяющаяся при присоединении протона с молекулой воды, называется …

**В4.** … мылкие на ощупь, одинаково изменяют окраску индикаторов.

**Часть С.**

**С1.** Приведите примеры уравнений реакций взаимодействия концентрированной серной кислоты с неорганическими веществами (металлами и неметаллами) и одним из органических веществ.

**С2.** Составьте уравнения реакций по цепочке превращений:

N2 → NH3 → NH4NO3 → NH3 → CH3NH2 → [CH3NH3+]Cl¯

**Основные типы расчётных задач.**

1. Решение задач по химической кинетике.

**Задача 1.** Вычислите скорость химической реакции, протекающей по уравнению **2А(газ) + В(газ) → 2АВ**, если исходная концентрация вещества **А** – 0,05моль/л, **В** – 0,03моль/л, а константа скорости реакции 1л/моль\*с.

***Решение:***

Выразим скорость реакции 2А + В → 2 АВ в общем виде согласно закону действующих масс:

V = К \* [А]2 \* [В]

После подстановки в формулу значений К, [А], [В], получаем значение скорости:

V = 1 \* 0,052 \* 0,03 = 7,5 8 10-5 моль/л\*с

Ответ: скорость данной химической реакции 7,5 \*10-5 моль/л\*с.

**Задача 2.** Как изменится скорость реакции А(газ) + 2В(газ) = С(газ) при повышении концентрации **А** в 2раза, давления в 2 раза?

***Решение:*** Согласно закону действующих масс, скорость данной реакции можно вычислить по формуле:

V1 = К \* [А] \* [В]2

а) Если повысить концентрацию **А** в 2 раза, то скорость будет равна:

V2 = К \* [2А] \* [В]2, скорость увеличится в 2 раза.

б) Если повысить давление в 2 раза, то при этом концентрация каждого из реагирующих веществ повысится в 2 раза:

V3 = К \* [ 2А] \* [2В]2 = К \* [А] \* [ В]2 \*2 \* 4 = 8К \* [А] \* [В]2

Ответ: скорость увеличится в 8 раз.

**Задача 3.**Скорость некоторой реакции при 0°С равна 1моль/л\*ч, температурный коэффициент реакции равен – 3. Какой будет скорость данной реакции при 30°С?

***Решение:*** по правилу Вант – Гофора

V2 = V \* γ , подставим значение в формулу

V2 = 1\*3  = 1 \* 33 = 27 моль/л\*ч.

Ответ: при 30°С скорость данной реакции станет 27 моль\л\*ч.

**Задача 4.** Сколько теплоты выделится при сгорании 1кг угля, если тепловой эффект этой реакции 393,5 кДж?

***Решение:*** запишем пирмо уравнение реакции, внесём в него данные из условия задачи:

1000г Х кДж

С + О2 → СО2 + 393,5 кДж

1 моль

12 г/моль

12г

Составим пропорцию:

при сгорании 12г **С** выделяется 393,5кДж тепла4

при сгорании 1000г **С** выделяется Х кДж тепла

Х = 1000 \* 393,5 : 12 = 32800

Ответ: при сгорании 1кг угля выделится 32800 кДж тепла.

**Задача 5.** Напишите кинетическое уравнение А(г) + В(г) = С , если известно, что она осуществляется по стадиям : А → 2D; 2D+ В → С, а превращение по второй стадии идёт с меньшей скоростью.

***Решение:*** V = R C2D CВ– кинетическое уравнение 2-ой стадии и всей реакции.

**Список использованной литературы:**

1. О.С. Габриелян, Ф.Н. Маскаев, С.Ю. Пономарёв, В.И. Терешин «Химия 11 класс» Дрофа, Москва. 20010г.

2. О.С. Габриелян, И.Г. Остроумов «Химия 11класс. Методическое пособие».

Дрофа, Москва, 2010г.

3. Н.Б. Ковалевская, «Химия 10 – 11 класс. Определения, строения, свойства». Издательство – Школа, Москва, 2003г.

4.Л.Ю. Тарасова: «Химия. Способы решения основных типов задач, предлагаемых на экзаменах». Волгоград, Издательство «Учитель», 2005г.