**08.11.2021г.**

**Задание: Ответить на контрольные вопросы. Написать вывод.**

**Практическая работа №3**

**Тема:** Реакции, идущие с образованием газа, осадка и воды.

**Цель:** Овладение умениями проведения различных типов химических реакций, с соблюдением правил техники безопасности.

**Задача:** Закрепление знаний по теме «Химические реакции».

Реактивы и оборудование: Штатив с пробирками, держатель, растворы NaOH, H2SO4,CuSO4, Na2CO3, NH4Cl, Na2SO4, ZnSO4, BaCl2, Na и вода.

**Теоретические основы**

Необратимые реакции протекают до конца, если выполняется три условия: выпадает осадок, образуется газообразное вещество и образуется малодиссоциирующее вещество (вода).

Образование осадка.

 NaCl + AgNO3 = AgCl↓ + NaNO3 молекулярное уравнение

Na+ + Cl- + Ag+ + NO3- = AgCl↓ + Na+ + NO3— полное ионное уравнение

Ag+ + Cl- = AgCl↓ сокращенное ионное уравнение

Образование газообразного вещества.

(NH4)2S + 2HCl = 2NH4Cl + H2S↑

2NH4+ + S2- + 2H+ + 2Cl- = 2NH4+ + 2Cl- + H2S↑

2H+ + S2- = H2S↑

Образование воды.

H2SO4 + 2KOH = K2SO4 + 2H2O

2H+ + SO42- + 2K+ + 2OH- = 2K+ + SO42- + 2H2O

2H+ + 2OH- = 2H2O

**Ход выполнение работы.**

1.Реакции, идущие с образованием газа

1.1. В пробирку поместите 2 мл раствора соли NH4Cl и прилейте такое же количество щелочи NaOH. Пробирку нагрейте до появления запаха аммиака. Запишите наблюдения и химическую реакцию.

1.2. В пробирку поместите 2 мл раствора соли Na2CO3 и прилейте 1 мл раствора

серной кислоты. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции.

1.3. В пробирку поместите 2 мл воды и опустите небольшой кусочек натрия. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции.

2. Реакции, идущие с образованием осадка

2.1. В пробирку поместите 2 мл раствора соли CuSO4 и прилейте 4мл раствора NaOH.

Запишите наблюдения и уравнение химической реакции.

2.2. В пробирку поместите 2 мл раствора соли Na2SO4 и прилейте 2 мл раствора BaCl2 до образования осадка. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции.

3. Реакции, идущие с образованием воды

3.1. В пробирку поместите 2мл раствора H2SO4 и 1 каплю индикатора метилового оранжевого, затем прилейте щелочи NaOH до изменения окраски раствора. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции.

3.2. В пробирку поместите 2мл раствора ZnSO4 и по капелькам до образования осадка добавьте раствор щелочи NaOH. К полученному осадку прилейте H2SO4 до его растворения. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции.

Контрольные вопросы

1 уровень

1. При каких условиях возможны необратимые реакции?

2. Возможна ли реакция: HCl + KOH = H2O + KCl

2 уровень

1. Запишите типы химических реакций по имеющимся классификациям.

2. Допишите уравнение химической реакции: ZnCl2 + NaOH = ? +? . Почему возможна эта необратимая реакция?

3 уровень

1. Запишите типы химических реакций по имеющимся классификациям, проделанных в лабораторной работе.

2. Запишите уравнение химической необратимой реакции, которая протекает с выделением осадка.

**Вывод:**

*Время выполнения – 2часа.*

**09.11.2021г.**

**Задание: Ответить на контрольные вопросы. Написать вывод.**

**Практическая работа № 4**

**Тема:** Зависимость скорости взаимодействия соляной кислоты с металлами от ее концентрации и природы металла. Зависимость скорости взаимодействия серной кислоты с оксидом меди (II) от температуры.

**Цель:** Овладение умениями проведения химических реакций и навыками определения зависимости скорости химической реакции от концентрации, температуры и от природы вещества.

**Задача:** Закрепление знаний по теме «Химические реакции».

Оборудование и реактивы: Металлы Mg, Zn, Fe; растворы кислот 5% HCl, 10% HCl, 20% HCl, H2SO4; оксид CuO (II). Штатив с пробирками, держатель, горелка, градусник.

**Теоретические основы**

 Химические реакции происходят во времени и поэтому характеризуются той или иной скоростью. Многие химические реакции протекают мгновенно, т.е. превращение одних веществ в другие заканчивается в десятитысячные и миллионные доли секунды. Часто скорость одной и той же химической реакции изменяется в зависимости от условий.

 Чтобы судить о скорости химической реакции, надо знать, как изменяется концентрация в определенные промежутки времени. Концентрацию в данном случае выражают числом молей вещества, содержащегося в одном литре раствора. Если в течение промежутка времени (t) концентрации одного из реагирующих веществ уменьшилась от С1 до С2, то средняя скорость реакции за этот промежуток времени была:

V═

 Скорость химических реакций зависит от концентрации участвующих в них веществ, температуры, катализатора, природы реагирующих веществ,

 величии поверхности соприкосновения веществ.

 Давление влияет на скорость химических реакций не непосредственно, а

 через увеличение концентрации реагирующих веществ, находящихся в

газообразном состоянии.

 Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ. Этот закон, открытый Гульдбергом и Ваге в 1867 голу получил название закона действующих масс.

 Так для реакции: А + В = С

 V ═ K[A] · [Β], где

V – скорость;

К – коэффициент пропорциональности или константа скорости,

[A] и [Β] – концентрации веществ А и В.

 Константа скорости – величина постоянная для данной реакции. Она не зависит от времени и концентрации, а зависит от природы реагирующих веществ и температуры.

 Известно, что многие химические процессы значительно ускоряются при повышении температуры, рост которой усиливает скорость движения молекул, увеличивая тем самым число столкновений между ними.

 Как правило, в большинстве случаев повышение температуры на 100 скорость увеличивается от двух до четырех раз (правило Вант – Гоффа). Число, характеризующее ускорение реакции при нагревании на 100, называется температурным коэффициентом скорости.

Vt ═ Vt1 · γ , где Vt1 – скорость реакции после повышения температуры до t2

Vt – начальная скорость реакции при температуры t1

γ – температурный коэффициент реакции, т.е. число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры реагирующих веществ на 10 градусов.

В обратимых реакциях, когда скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции называется химическим равновесием. Переход из одного состояния равновесие в другое называется смещением химического равновесия. Правило смещения химического равновесия под влиянием давления, температуры и концентрации веществ сформулировал Ле-Шателье ( принцип Ле-Шателье): Если на систему, находящуюся в равновесии, произвести внешнее воздействие, то равновесие сместится в сторону, препятствующее этому воздействию.

**Выполнение работы:**

1. Зависимость скорости взаимодействия соляной кислоты с металлами от их природы.

1.1. В пробирку поместите небольшое количество порошка Mg и прилейте 2мл

раствора HCl. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции.

1.2. В пробирку поместите гранулу Zn и прилейте 2мл раствора HCl. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции.

1.3. В пробирку поместите небольшое количество опилок Fe и прилейте 2мл раствора HCl. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции. Сформулируйте зависимость скорости химической реакции от природы вещества.

2. Зависимость скорости взаимодействия цинка с соляной кислотой от ее концентрации.

В три пробирки налить растворы: в первую 3мл серной кислоты, во вторую 2мл серной кислоты и 1мл воды, в третью 1мл кислоты и 2мл воды. В каждую пробирку опустить гранулу цинка.

Запишите наблюдения. Сформулируйте зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

3. Зависимость скорости взаимодействия серной кислоты с оксидом меди (II) от температуры.

В две пробирки поместите небольшое количество порошка CuO и прилейте 2мл раствора H2SO4 в каждую пробирку. Одну из пробирок нагрейте. Запишите наблюдения и уравнение химической реакции. Сформулируйте зависимость скорости химической реакции от температуры реагирующих веществ.

**Контрольные вопросы:**

1 уровень

1. Дайте определение скорости химической реакции?

2. Перечислите факторы, влияющие на скорость химической реакции.

3. Запишите выражение для скорости прямой и обратной реакции в химическом уравнении: 2SO2 + O2 ↔ 2SO3

2 уровень

1. Дайте определения закона действия масс.

2. Во сколько раз увеличится скорость в химической реакции

2SO2 + O2 ↔ 2SO3, если концентрацию реагирующих веществ увеличить в 3 раза?

3. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.

3 уровень

1. Когда наступает химическое равновесие в обратимых реакциях?

2. Перечислите факторы, влияющие на смещение химического равновесия.

3. Определите, в какую сторону сместится равновесие в реакции

2SO2 + O2 ↔ 2SO3 +Q, если увеличить давление реагирующих веществ уменьшить температуру.

**Вывод:**

*Время выполнения – 2часа.*

**12.11.2021г.**

**Тема: Использование энергии химической реакции в энергетике и технике.**

**Задание: Написать доклад.**

***Время выполнения 2 часа.***

**Доклад**– вид самостоятельной работы, используется в учебных и внеклассных занятиях, способствует формированию навыков исследовательской работы, расширяет познавательные интересы, приучает практически мыслить. При написании доклада по заданной теме следует составить план, подобрать основные источники. Работая с источниками, следует систематизировать полученные сведения, сделать выводы и обобщения. К докладу по крупной теме привлекается несколько студентов, между которыми распределяются вопросы выступления. В учебных заведениях доклады содержательно практически ничем не отличаются от рефератов и являются зачётной работой.

**Реферат**– краткое изложение в письменном виде или в форме публичного доклада содержания научного труда или трудов, обзор литературы по теме. Это самостоятельная научно-исследовательская работа студента, в которой раскрывается суть исследуемой проблемы. Изложение материала носит проблемно-тематический характер, показываются различные точки зрения, а также собственные взгляды на проблему. Содержание реферата должно быть логичным. Объём реферата, как правило, от 5 до 15 машинописных страниц. Перед началом работы над рефератом следует наметить план и подобрать литературу. Прежде всего, следует пользоваться литературой, рекомендованной учебной программой, а затем расширить список источников, включая и использование специальных журналов, где имеется новейшая научная информация.

Структура реферата:

* Титульный лист.
* Оглавление.
* Введение (дается постановка вопроса, объясняется выбор темы, её значимость и актуальность, указываются цель и задачи реферата, даётся характеристика используемой литературы).
* Основная часть (состоит из глав и подглав, которые раскрывают отдельную проблему или одну из её сторон и логически являются продолжением друг друга).
* Заключение (подводятся итоги и даются обобщённые основные выводы по теме реферата, делаются рекомендации).
* Список литературы.

В списке литературы должно быть не менее 8–10 различных источников.

Допускается включение таблиц, графиков, схем, как в основном тексте, так и в качестве приложений.

Критерии оценки реферата/доклада: соответствие теме; глубина проработки материала; правильность и полнота использования источников; владение терминологией и культурой речи; оформление реферата.

**Выполненное задание присылать на почту:** **kseniya.voronova87@bk.ru**