

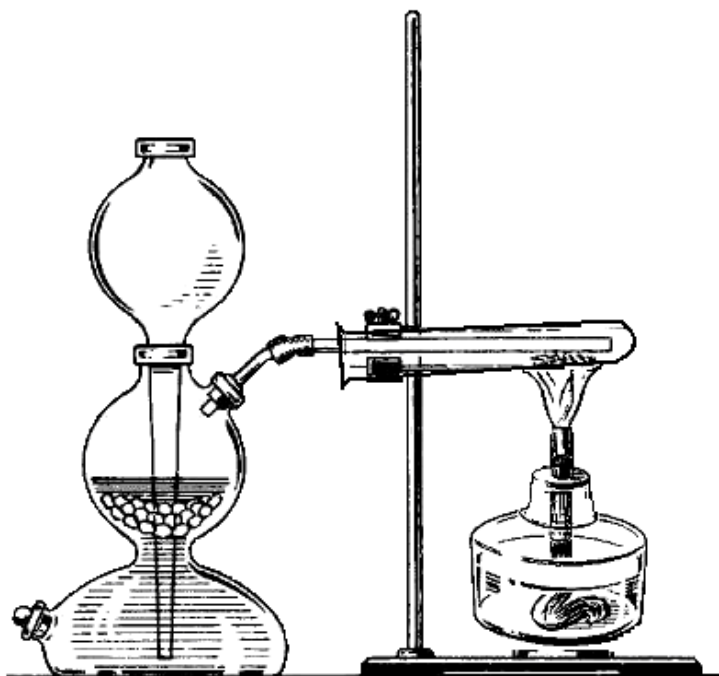
ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

РАБОЧАЯ ТЕТРАДЬ

ЧАСТЬ I

студента _____

группы _____



Челябинск
2017

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«ЮЖНО-УРАЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ГУМАНИТАРНО-ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ
ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

РАБОЧАЯ ТЕТРАДЬ

ЧАСТЬ I

Челябинск
2017

УДК 54(076)

ББК 24.1я7

Л 12

Лабораторный практикум по общей и неорганической химии [Текст]: рабочая тетрадь: в 2 ч. / сост. И.Г. Карпенко. – Челябинск: Изд-во Юж.-Урал. гос. гуман.-пед. ун-та, 2017. – Ч. 1. – 136 с.

Практикум содержит описания лабораторных работ по общей и неорганической химии, включая экспериментальную часть, заготовки таблиц, необходимых для оформления и объяснения результатов, полученных в ходе выполнения работы в лаборатории. Каждое задание сопровождается вопросами, которые требуют обобщения и конкретизации знаний по дисциплине, приложениями общих понятий к частным процессам и явлениям.

Материал рабочей тетради может быть использован в период прохождения педагогической практики. Практикум поможет школьным учителям химии при проведении уроков, факультативных занятий, будет полезен педагогам, работающим в классах с углубленным изучением химии, так как содержит практические работы разного уровня сложности.

Издание предназначено для самостоятельной аудиторной и внеаудиторной работы студентов педагогических вузов, обучающихся по профилю «Химия. Биология».

Рецензенты: Е.Г. Антошкина, канд. техн. наук, доцент

А.А. Сутягин, канд. хим. наук, доцент

© И.Г. Карпенко, составление, 2017

© Издательство Южно-Уральского государственного гуманитарно-педагогического университета, 2017

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Практикум предназначен для организации и проведения лабораторных занятий по основам общей химии, теоретическим основам неорганической химии и ее экспериментальным методам, а также по химии элементов Периодической системы Д.И. Менделеева.

Лабораторные работы помогают усвоить основные понятия и законы химии, получить необходимые сведения о свойствах химических элементов и их соединений, познакомиться в ходе работы с лабораторным оборудованием, химической посудой и овладеть техникой проведения важнейших лабораторных операций. Выполнение лабораторных работ будет успешным, если студент обладает прочными знаниями теоретического материала и методики эксперимента. Поэтому к каждому лабораторному занятию нужно готовиться, предварительно прорабатывая теоретический материал по теме работы. В процессе выполнения особое внимание обращается на получение студентами навыков самостоятельной работы в химической лаборатории. Опыт, приобретенный в ходе лабораторного практикума, дает возможность успешно выполнять задания последующих дисциплин химического блока.

Практикум включает методику выполнения лабораторной работы, теоретические вопросы, требующие объяснения, уточнения и конкретизации результатов опыта, и состоит из двух частей. Первая часть посвящена общей химии и ставит своей целью изучение и практическое применение основных законов этой науки. Вторая часть содержит описания лабораторных работ, выполняемых при изучении химии элементов и их важнейших соединений.

В связи с большим разнообразием опыты проводятся по вариантам, указанным преподавателем. Списки опытов, соответствующих номеру варианта, приведены в конце пособия.

ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ

лабораторных работ по общей и неорганической химии

1. Получить новые знания, расширить и закрепить прежние, полученные студентами при изучении теоретической части данной темы.
2. Приобрести практические навыки работы в химической лаборатории.
3. Применять теоретические положения при решении конкретных практических задач.
4. Научиться критически оценивать результаты работы и делать выводы по проведенному эксперименту.
5. Способствовать формированию компетенций, заложенных в целях курсов по общей и неорганической химии.

Таблица 1

№ п/п	Компетенция (содержание и обозначение в соответствии с ФГОС ВО и ОПОП)	Конкретизированные цели освоения дисциплины		
		знать	уметь	владеть
1	ОК-3: способность использовать естественнонаучные и математические знания для ориентирования в современном информационном пространстве	– Принципы обоснования свойств элементов и их соединений на основе взаимосвязи состава, строения и свойств	– Проводить эксперимент с неорганическими веществами	– Навыками использования учебной и научной литературы по предмету. – Навыками работы в лаборатории неорганической химии на учебной и научной аппаратуре в соответствии с методикой проведения лабораторных работ
2	ОК-6: способность к самоорганизации и самообразованию	– Основные методы и средства, способы самообразования при изучении общей и неорганической химии	– Работать с различными учебными и справочными источниками информации по общей и неорганической химии	– Навыками планирования самостоятельной деятельности во время аудиторных занятий и во внеаудиторной самостоятельной работе по общей и неорганической химии. – Владеть методами самостоятельного планирования и проведения химических экспериментов, соблюдая правила безопасной работы с веществами и лабораторным оборудованием
3	ПК-4: способность использовать возможности образовательной среды для достижения личностных, метапредметных и предметных результатов обучения и обеспечения качества учебно-воспитательного процесса средствами преподаваемых предметов	– Содержание основных теорий, законов, понятий и фактов курса общей и неорганической химии. – Структуру действий по выполнению химического эксперимента	– Исследовать свойства неорганических веществ, объяснять закономерности протекания химических реакций, прогнозировать возможность их осуществления	– Умениями выдвигать гипотезы на основе знаний о составе, строении вещества и основных химических законах, проверять их экспериментально, формулируя цель исследования
4	ПК-12: способность руководить учебно-исследовательской деятельностью обучающихся	– Свойства основных классов химических соединений. – Правила безопасного обращения с химическими веществами, лабораторной посудой и оборудованием.	– Провести лабораторный эксперимент в соответствии с требованиями охраны труда в химической лаборатории. – Оказать первую помощь при несчастном случае в лаборатории.	– Навыками проведения лабораторного химического эксперимента. – Навыками обращения с химическими реактивами и оборудованием. – Навыками оказания первой помощи при несчастном случае в химической лаборатории.
5	ОПК-6: готовность к обеспечению охраны жизни и здоровья обучающихся	– Правила оказания первой помощи при несчастном случае в химической лаборатории.		

ОБЩИЕ УКАЗАНИЯ к выполнению лабораторных работ

1. Соблюдать правила внутреннего распорядка в лаборатории.
2. Соблюдать правила техники безопасности при работе с электроприборами и реактивами в химической лаборатории.
3. До выполнения лабораторной работы необходимо внимательно прочитать указания к проведению опыта.
4. После окончания занятия оформить результаты опыта в рабочей тетради, ответить на приведенные вопросы, выполнить теоретические задания к работе.
5. При изучении окислительно-восстановительных процессов, идущих в водном растворе, следует привести электронно-ионные уравнения; для твердофазных или газофазных реакций – уравнения электронного баланса. Для обменных процессов в водных растворах следует написать уравнения в молекулярном и сокращенном ионном виде.

ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ

Техника безопасности при работе с реактивами в химической лаборатории

Студент допускается на занятие в лабораторном халате и чистой обуви; должен занимать постоянное место работы, соблюдать чистоту, тишину и порядок; бережно относиться к оборудованию, посуде и реактивам.

При работе с реактивами **нельзя** переставлять или выносить вещества из учебной аудитории, пробовать их на вкус; растворы кислот, оснований и ядовитых веществ недопустимо засасывать ртом, их следует набирать специально оборудованными пипетками; работу с вредными ядовитыми газами, огнеопасными и взрывчатыми веществами, выпаривание и прокаливание летучих соединений проводить только в вытяжном шкафу; сухой реагент брать только сухим и чистым шпателем или ложечкой; отработанные растворы соединений серебра, ртути, сильнодействующих веществ, органические растворители сливать в отдельные сосуды; нюхать выделяющиеся газы следует издали, слегка направляя поток воздуха от сосуда на себя; во избежание попадания брызг не наклоняться над сосудом с кипящей жидкостью, при нагревании жидкости в пробирке ее отверстие держать от себя и работающих рядом.

Все опыты с применением концентрированных кислот и щелочей, а также работы с вредными веществами проводить только в вытяжном шкафу при включенной вентиляции.

Запрещается: работать с незаземленными приборами; перемещать и оставлять включенный прибор (водяные бани, спиртовки) без присмотра; принимать пищу в химической лаборатории; проводить опыты, не предусмотренные планом работы.

При воспламенении летучих жидкостей засыпать их песком, затем песок удалить, поверхность промыть.

В случае ожога (нагретым предметом или пламенем) обожженное место обработать крепким раствором перманганата калия, смазать синтомициновой эмульсией (из аптечки).

При попадании на кожу брызг кислоты или щелочи, необходимо тотчас смыть их большим количеством воды. Затем пораженный участок кожи обработать раствором пищевой соды (в случае попадания кислоты) или раствором борной кислоты (в случае попадания щелочи).

Обязанности дежурных

1. Получить у лаборантов необходимые для занятия учебные пособия, реактивы, приборы и другое оборудование.

2. Следить за чистотой и порядком в лаборатории, наличием дистиллированной воды и реактивов.

3. По окончании работы принять от студентов учебные пособия, приборы, проверить чистоту рабочих мест и посуды, выключить электроприборы, закрыть водопроводные краны, сдать аудиторию лаборанту.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

1. ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДОВ

1.1. Получение кислотного оксида

Опыт выполняется под тягой!

Немного серы в ложечке для сжигания внести в пламя спиртовки и после загорания – в широкогорлую колбу. Отверстие колбы прикрыть стеклом или пробкой. Что наблюдается?

После окончания горения в колбу налить немного воды (5–10 мл), перемешать, добавить несколько капель лакмуса или метилового-оранжевого. Каков характер среды в растворе? Какое вещество образовалось?

Написать уравнения реакций в молекулярной форме и уравнение диссоциации полученного соединения.

1.2. Получение основного оксида

Опыт выполняется за стеклом тяги!

Немного стружек магния в ложечке для сжигания внести в пламя спиртовки и после загорания – в широкогорлую колбу. Отверстие колбы прикрыть стеклом или пробкой. Что наблюдается?

После окончания горения в колбу налить немного воды (5-10 мл), перемешать, добавить несколько капель лакмуса или метилового-оранжевого. Каков характер среды в растворе? Какое вещество образовалось?

Написать уравнения реакций в молекулярной форме и уравнение диссоциации полученного соединения.

2. СВОЙСТВА КИСЛОТ

2.1. Взаимодействие кислоты с металлом

Подобрать из предложенного набора веществ металл, способный реагировать с разбавленной серной кислотой. Обосновать свой выбор.

Провести реакцию между металлом и разбавленной серной кислотой. Что наблюдаете? Записать уравнение реакции.

Как доказать, какой газ выделяется?

2.2. Взаимодействие кислоты с основным оксидом

Подобрать из предложенного набора веществ основной оксид, способный реагировать с соляной кислотой и дающий в результате реакции окрашенный раствор. Записать предполагаемые признаки реакции.

Провести реакцию между основным оксидом и 1 М соляной кислотой. Что наблюдаете? Записать уравнение реакции.

2.3. Взаимодействие кислоты с основанием

Слить равные объемы растворов растворимого основания и разбавленной серной кислоты. Наблюдаются ли какие-либо изменения в реакционной смеси?

Как изменить опыт, чтобы пронаблюдать внешние признаки взаимодействия?

Описать процесс. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

2.4. Взаимодействие кислоты с солью

Положить в пробирку немного сухого ацетата натрия и смочить его несколькими каплями 50–70%-ной серной кислоты. Определить по запаху, какое вещество образовалось.

В отверстие пробирки внести, не прикасаясь к стенкам, влажную универсальную индикаторную бумажку. Что наблюдается?

Написать уравнение реакции в молекулярной форме.

3. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

3.1. Получение нерастворимых оснований

Подобрать из предложенного набора веществ растворы двух солей, которые при взаимодействии со щелочью образуют нерастворимые в воде основания.

Получить основания, отметить их окраску. Написать уравнения реакций в молекулярной форме.

Формула основания	Окраска	Уравнение реакции

Предположить, какие из полученных гидроксидов обладают амфотерными свойствами. Описать ход опыта, подтверждающего эти предположения.

Написать уравнения реакций в молекулярной форме, характеризующие амфотерность гидроксида.

3.2. Получение растворимых оснований

Предложить два способа получения гидроксида кальция. Написать уравнения реакций в молекулярной форме.

Одним из способов с использованием имеющихся в лаборатории реактивов получить раствор гидроксида кальция.

Испытать индикатором реакцию среды. Записать свои наблюдения и уравнение диссоциации полученного соединения.

4. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА СОЛЕЙ

4.1. Получение средней соли

а) Предложить два способа получения сульфата цинка. Нужно подобрать такие реактивы, чтобы реакция протекала необратимо и в растворе образовалась бы только одна соль – сульфат цинка. Написать уравнения реакций в молекулярной форме.

Одним из способов с использованием реактивов из предложенного набора веществ получить *сульфат цинка*. Записать наблюдения и уравнение реакции.

б) Предложить три способа получения карбоната бария.

Одним из способов с использованием имеющихся в лаборатории реактивов получить *карбонат бария*. Записать наблюдения и уравнение реакции.

4.2. Получение кислой соли

Налить в пробирку 3-4 мл известковой воды и пропустить через нее из аппарата Кипа или прибора для получения газов ток оксида углерода (IV) до полного растворения образовавшегося вначале осадка. Записать наблюдения и уравнения всех протекающих в ходе опыта реакций.

4.3. Получение основной соли

В пробирку с раствором хлорида кобальта прибавить по каплям немного разбавленного раствора щелочи. Какого цвета осадок выпадает?

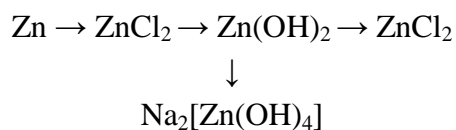
К полученному осадку добавить избыток раствора щелочи. Какую окраску приобрел осадок?

Какое соединение выпало в осадок первым (при недостатке щелочи), каков состав осадка при избытке щелочи?

Записать уравнения всех протекающих в ходе опыта реакций.

5. ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Написать уравнения реакций для осуществления приведенной цепочки превращений.



Провести указанные превращения по следующим указаниям, записать уравнения реакций.

В пробирку поместить 1 гранулу цинка, прилить 2-3 мл 1 Н раствора соляной кислоты. Какие происходят изменения?

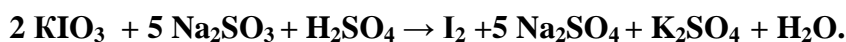
К полученному раствору хлорида цинка прилить по каплям щелочь до выпадения осадка. Отметить вид и цвет осадка.

Полученный осадок встряхнуть, смесь разлить в две пробирки. В первую – прилить избыток щелочи; во вторую – соляную кислоту. Записать наблюдения.

Какие свойства гидроксида цинка доказываются этим опытом?

СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Зависимость скорости реакции от концентрации и температуры исследуется на примере взаимодействия иодата калия KIO_3 с сульфитом натрия Na_2SO_3 , в раствор которого добавлен крахмал по уравнению



Скорость реакции характеризуется временем, которое проходит от начала реакции до появления окраски.

По уравнению реакции определить окислитель и восстановитель.

Предположить, по каким признакам можно судить о протекании данной реакции.

Предсказать, как изменение концентрации реагентов повлияет на скорость реакции.

Предсказать, как повлияет на скорость реакции повышение температуры.

1. ВЛИЯНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ НА СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ

Поместить в пронумерованные демонстрационные пробирки (№ 1, 2, 3, 4) с помощью мерной пробирки по 5 мл раствора Na_2SO_3 , подкисленного серной кислотой.

Отмерить с помощью шприца в четыре *другие* пронумерованные пробирки (А, В, С, D) соответственно 1 мл, 2 мл, 3 мл, 5 мл раствора иодата калия и довести эти объемы дистиллированной водой в первых трех случаях до 5 мл.

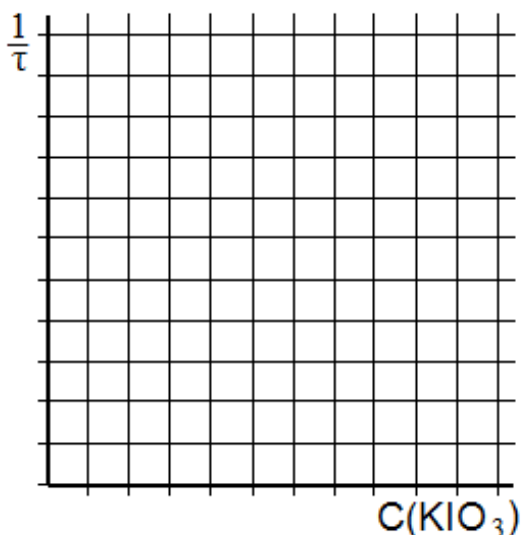
Добавить полученные растворы соответственно в пробирки № 1, 2, 3, 4. Сделать это последовательно и сразу же после смешивания с помощью секундомера определить время в секундах, через которое произойдет изменение окраски в каждом из четырех случаев.

Результаты эксперимента записать в таблицу.

№ пробирки	Объем р-ра KIO_3 , мл	Условная концентрация KIO_3	Время протекания реакции τ , с	Скорость реакции, $(v=1/\tau)$, s^{-1}
1	1	1V		
2	2	2V		
3	3	3V		
4	5	5V		

Построить график зависимости скорости реакции от концентрации, отложив на оси абсцисс условные концентрации KIO_3 , а на оси ординат – скорости реакции $v = 1/\tau$.

Сформулировать полученную в эксперименте закономерность (как зависит скорость реакции от концентрации реагирующих веществ).



2. ВЛИЯНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ НА СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ

Поместить в пронумерованные демонстрационные пробирки (№ 1, 2, 3, 4) с помощью мерной пробирки по 5 мл раствора Na_2SO_3 , подкисленного серной кислотой.

Отмерить с помощью шприца в четыре другие пробирки по 3 мл раствора иодата калия и довести эти объемы дистиллированной водой до 5 мл.

Разделить пробирки на четыре пары: по пробирке с раствором Na_2SO_3 и KIO_3 в каждой паре.

Измерить температуру воздуха в лаборатории, слить вместе растворы первой пары пробирок и определить время (в секундах), через которое произойдет изменение окраски.

Две другие пробирки поместить в химический стакан с водой и нагреть до температуры на $10^\circ C$ выше комнатной. Слить содержимое этих пробирок и также определить время.

Выполнить опыт с оставшимися парами пробирок, повысив температуру на $20^\circ C$ и $30^\circ C$ соответственно.

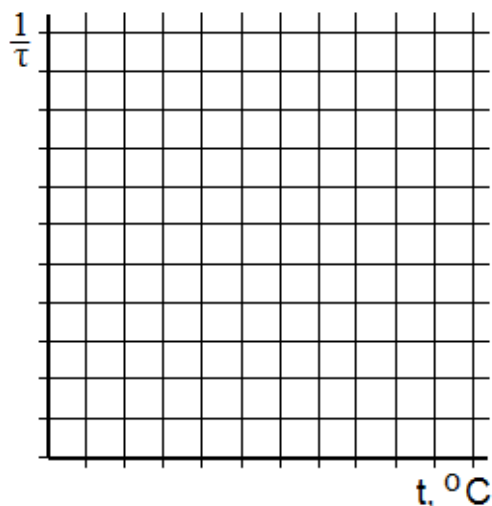
Результаты эксперимента записать в таблицу:

№ пары пробирок	Температура, $^\circ C$	Время протекания реакции τ , с	Скорость реакции, $(v=1/\tau)$, c^{-1}
1			
2			
3			
4			

Рассчитать значение температурного коэффициента для данной химической реакции.

Построить график зависимости скорости реакции от температуры, отложив на оси абсцисс температуру, а на оси ординат – скорости реакции $v = 1/\tau$.

Сформулировать полученную в эксперименте закономерность (как зависит скорость реакции от температуры).



3. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ И ЕГО СМЕЩЕНИЕ ПРИ ИЗМЕНЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИЙ ВЕЩЕСТВ

Направление смещения химического равновесия исследуется на примере обратимой реакции взаимодействия растворов хлорида железа (III) FeCl_3 и роданида калия KSCN .

Закончить уравнение реакции



Состояние равновесия в системе характеризуется интенсивностью окраски раствора, т.е. изменением концентрации роданида железа (III) $\text{Fe}(\text{SCN})_3$.

Записать уравнение реакции в полной ионной и сокращенной ионной формах, учитывая, что образующийся роданид железа (III) является малодиссоциирующим веществом.

Составить выражение константы равновесия для данной реакции.

Указать окраску исходных веществ и продуктов реакции в данной системе.

Вещество	Окраска в растворе
FeCl_3	
KSCN	
$\text{Fe}(\text{SCN})_3$	
KCl	

Предсказать, как повышение концентрации каждого вещества повлияет на смещение равновесия.

Предположить, как можно определить знак теплового эффекта прямой реакции, используя понятие о равновесии.

В небольшом стаканчике смешать 3 мл 0,1 М раствора хлорида железа (III) FeCl_3 и 9 мл 0,1 М роданида калия KSCN. Разбавить смесь водой таким образом, чтобы раствор имел отчетливую красную окраску, но при этом был прозрачным.

Полученный раствор разлить примерно поровну в пять пробирок.

Одну пробирку оставить для сравнения.

Одну пробирку оставить для эксперимента определения знака теплового эффекта прямой реакции.

Продолжать работать с оставшимися тремя пробирками.

В первую пробирку добавить немного концентрированного раствора хлорида железа (III). Отметить изменение интенсивности окраски и направление смещения равновесия.

Во вторую добавить концентрированный раствор роданида калия. Отметить изменение интенсивности окраски и направление смещения равновесия.

В третью внести немного кристаллического хлорида калия. Отметить изменение интенсивности окраски и направление смещения равновесия.

Объяснить изменение цвета на основании закона действия масс, принципа Ле-Шателье.

Предположить, сместится ли равновесие при разбавлении полученных растворов? Ответ обосновать.

Предложить ход эксперимента для определения знака теплового эффекта прямой реакции.

Провести предложенный эксперимент. Описать результат, сделать вывод, является ли реакция эндо- или экзотермической.

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ

1. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ С ЗАДАННОЙ МАССОВОЙ ДОЛЕЙ ВЕЩЕСТВА В РАСТВОРЕ

1.1. Из безводного твёрдого вещества и воды

Приготовить _____ г _____ %-го раствора из хлорида натрия и воды в соответствии с вариантом, представленным в таблице.

Вариант	Объем раствора, мл	Массовая доля, %
1	70,0	18
2	75,0	16
3	80,0	20
4	85,0	16
5	90,0	14
6	95,0	18

Рассчитать, какая масса соли требуется для приготовления раствора.

Рассчитать объем воды, необходимой для растворения взятой навески.

Взвесить рассчитанную массу измельченной соли в предварительно взвешенном стаканчике (тигле) на весах с точностью до 0,1–0,01 г.

Отмерить мерным цилиндром необходимый объем воды.

Перенести взятую навеску в колбу (стакан), перелить в неё воду из цилиндра, растворить навеску соли (помешивая стеклянной палочкой).

С помощью ареометра измерить плотность полученного раствора. Определить массовую долю хлорида натрия в полученном растворе, используя справочные материалы.

Готовый раствор перелить в приготовленную склянку с этикеткой.

По результатам работы заполнить таблицу.

Формула исходного вещества	
Формула растворенного вещества	
m навески, г	
V воды, мл	
Используемая посуда	
ω теоретическая, %	
ρ теоретическая, г/мл	
ρ полученного раствора, г/мл	
ω реальная, %	

1.2. Из кристаллогидрата и воды

Приготовить _____ г _____ %-го раствора _____ из предложенного кристаллогидрата и воды в соответствии с вариантом, представленным в таблице.

Вариант	Вещество	Объем раствора, мл	Массовая доля, %
1	$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$	70,0	2
2	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$	75,0	4
3		80,0	3
4		85,0	4
5		90,0	3
6		95,0	5

Дать определение кристаллогидрата: _____

Рассчитать, какая масса соли требуется для приготовления раствора.

Рассчитать объем воды, необходимой для растворения взятой навески.

Взвесить рассчитанную массу измельченной соли в предварительно взвешенном стаканчике (тигле) на весах с точностью до 0,1–0,01 г.

Отмерить мерным цилиндром необходимый объем воды.

Перенести взятую навеску в колбу (стакан), перелить в неё воду из цилиндра, растворить навеску соли (помешивая стеклянной палочкой).

С помощью ареометра измерить плотность полученного раствора. Определить массовую долю вещества в полученном растворе, используя справочные материалы.

Готовый раствор перелить в приготовленную склянку с этикеткой.

По результатам работы заполнить таблицу.

Формула исходного вещества	
Формула растворенного вещества	
m навески, г	
V воды, мл	
Используемая посуда	
ω теоретическая, %	
ρ теоретическая, г/мл	
ρ полученного раствора, г/мл	
ω реальная, %	

1.3. Из концентрированного раствора и воды

Приготовить _____ г _____ %-го раствора из раствора хлорида натрия и воды в соответствии с вариантом.

Вариант	Объем раствора, мл	Массовая доля, %
1	85,0	2
2	90,0	4
3	95,0	6
4	70,0	3
5	75,0	5
6	80,0	7

Определить с помощью ареометра плотность исходного раствора хлорида натрия, предложенного для работы.

Используя справочные материалы, определить ω (%) раствора соли, отвечающую найденной плотности.

Рассчитать, массу и объем исходного раствора соли, необходимого для приготовления заданного раствора.

Рассчитать объем воды, необходимой для приготовления раствора.

Отмерить мерным цилиндром этот объем воды и перелить в стакан.

Отмерить мерным цилиндром рассчитанный объем раствора соли, перелить его в воду и тщательно перемешать раствор стеклянной палочкой.

С помощью ареометра измерить плотность полученного раствора. Определить массовую долю вещества в полученном растворе, используя справочные материалы.

Готовый раствор перелить в приготовленную склянку с этикеткой.

По результатам работы заполнить таблицу.

ρ исходного раствора, г/мл	
ω вещества в исходном растворе, %	
V исходного раствора, мл	
V воды, мл	
Используемая посуда	
ω теоретическая, %	
ρ теоретическая, г/мл	
ρ полученного раствора, г/мл	
ω реальная, %	

2. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА ОПРЕДЕЛЕННОЙ МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

Приготовить 100 мл _____ М раствора из предложенного вещества и воды в соответствии с вариантом, предложенном в таблице.

Вариант	Вещество	Молярность, моль/л
1		
2		
3		
4		
5		
6		

Рассчитать, какая масса соли требуется для приготовления раствора.

Рассчитать объем воды, необходимой для растворения взятой навески.

Взвесить рассчитанную массу измельченной соли в предварительно взвешенном стаканчике (тигле) на весах с точностью до 0,1–0,01 г.

В мерную колбу нужной емкости налить небольшой объем дистиллированной воды, высота слоя не должна превышать 1 см.

Взятую навеску перенести через воронку в подготовленную мерную колбу. Тщательно смыть в ту же колбу с воронки и тигля оставшуюся на них соль дистиллированной водой.

Навеску в колбе растворить в произвольном объеме воды (1/2–2/3 объема колбы). До-
 лить в колбу воды до метки. Закрывать пробкой и хорошо перемешать.

С помощью ареометра измерить плотность полученного раствора. Определить моляр-
 ную концентрацию вещества в полученном растворе, используя справочные материалы.

Готовый раствор перелить в приготовленную склянку с этикеткой.

По результатам работы заполнить таблицу.

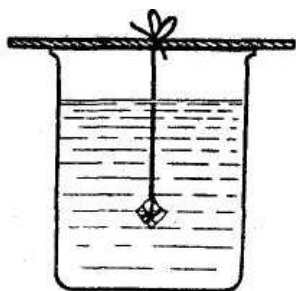
Формула исходного вещества	
Формула растворенного вещества	
m навески, г	
Используемая посуда	
C_M теоретическая, моль/л	
ρ теоретическая, г/мл	
ρ полученного раствора, г/мл	
C_M реальная, моль/л	

3. ПРИГОТОВЛЕНИЕ НАСЫЩЕННЫХ РАСТВОРОВ. ВЫРАЩИВАНИЕ КРИСТАЛЛОВ

Приготовить насыщенный раствор соли _____ массой 50 г при температуре
 ____°С.

Рассчитать, какая масса соли требуется для приготовления раствора. Для расчета ис-
 пользовать данные по растворимости солей (рис. 2).

Рассчитать объем воды, необходимый для растворения взятой навески.



Взвесить рассчитанную массу измельченной соли в предвари-
 тельно взвешенном стаканчике (тигле) на весах с точностью до 0,1–
 0,01 г.

Отмерить мерным цилиндром необходимый объем воды.

Перенести взятую навеску в колбу (стакан), перелить в неё
 воду из цилиндра, растворить навеску соли (помешивая стеклянной
 палочкой).

К середине стеклянной палочки привязать шерстяную (капроновую) нить. Положить палочку на верх стакана, а свободный конец нити опустить в раствор почти до дна сосуда в соответствии с рисунком. Чтобы в стакан не попала пыль, его накрыть марлей или бумагой.

Стакан поставить туда, где не наблюдается резкого колебания температур (в вытяжной шкаф). При стоянии из стакана испаряется вода; избыточное количество соли осажается на кристалле, и он растет.

Нельзя ставить стакан около батарей центрального отопления, на окне, так как при повышении температуры увеличивается растворимость и кристалл, вместо того чтобы расти, начнет растворяться.

Через 1-2 дня осмотреть нить и снять с нее все кристаллики, кроме одного – самого крупного и самой правильной формы.

Операцию проводить до получения крупного кристалла.

Выращенные кристаллы лучше хранить в прозрачных закрытых сосудах, снабдив их этикетками.

Зарисовать полученные кристаллы, сравнить формы крупных и мелких кристаллов одного и того же вещества и формы кристаллов различных веществ.

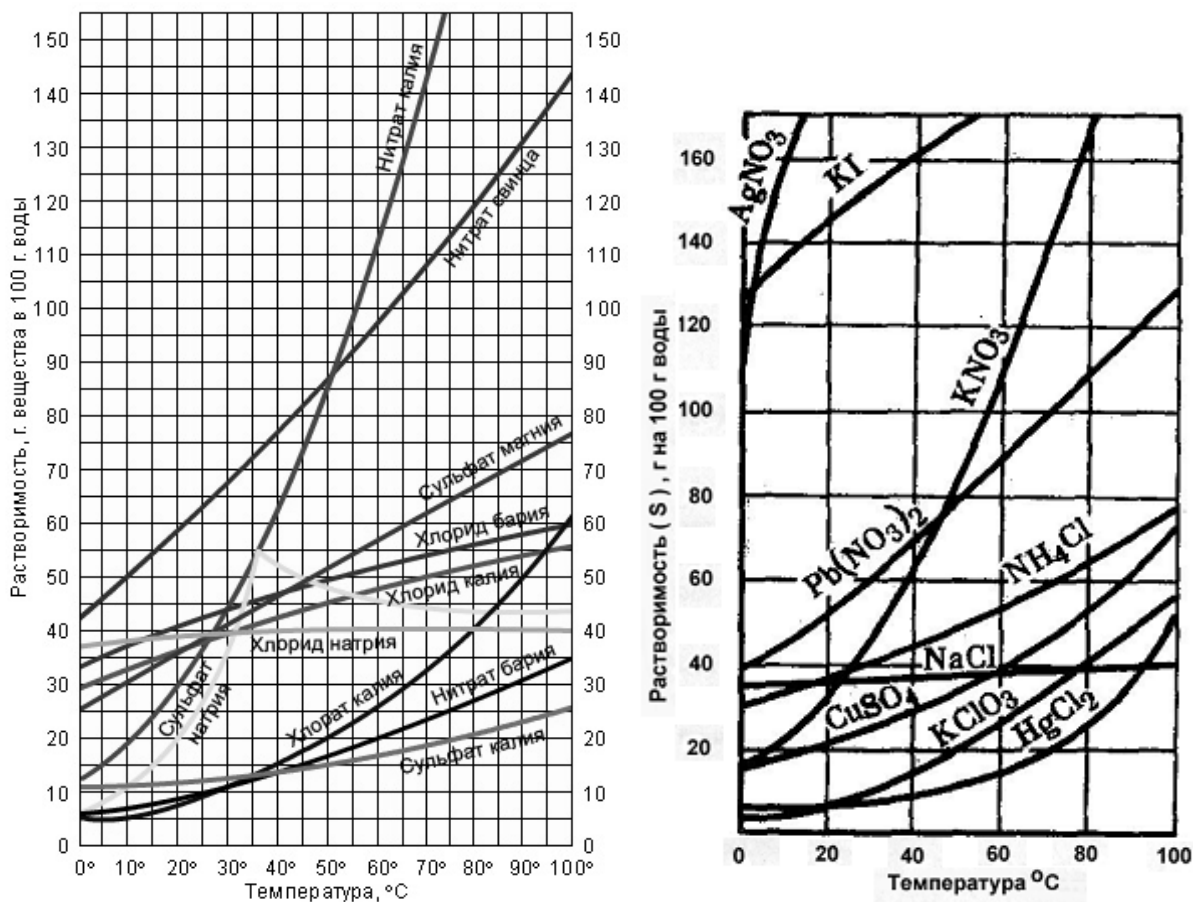
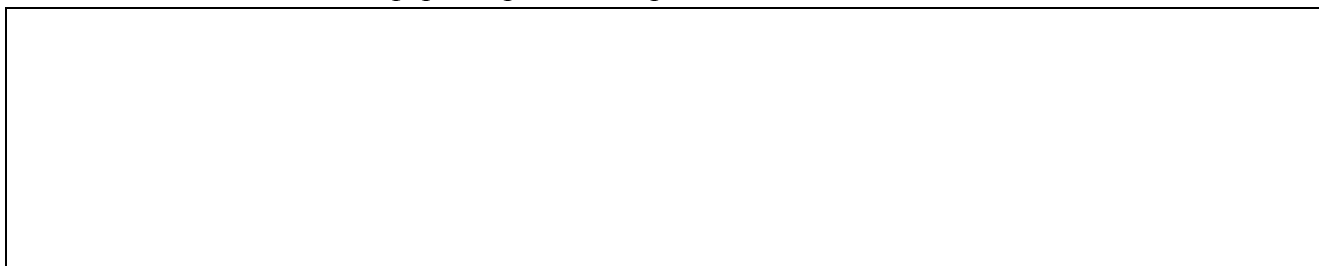


Рис. 1. Растворимость веществ в зависимости от температуры

ОПРЕДЕЛЕНИЕ КРИСТАЛЛИЗАЦИОННОЙ ВОДЫ В КРИСТАЛЛОГИДРАТЕ СУЛЬФАТА МЕДИ (II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$

Взятие навески

Тигель, в котором будет производиться взвешивание, необходимо тщательно вымыть, высушить в сушильном шкафу и поставить в эксикатор на 20 мин в весовой комнате.

При высушивании и охлаждении бюкс должен быть открыт, а при взвешивании – закрыт крышкой.

После этого взвесить тигель с крышкой на аналитических весах.

Взять на технических весах грубую навеску сульфата меди (II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ около 1,5 г и поместить ее в тигель, закрыть его крышкой и взвесить на аналитических весах.

$m(\text{тигля с крышкой}) = \underline{\hspace{2cm}} \text{ г.}$

$m(\text{тигля с крышкой и навеской}) = \underline{\hspace{2cm}} \text{ г.}$

$m(\text{навески}) = \underline{\hspace{4cm}} \text{ г.}$

Высушивание

Перевернув крышку тигля на ребро, поставить его на полку сушильного шкафа.

Закрывать дверцу шкафа и держать в нем тигель в течение часа при температуре 120–125⁰С.

По истечении этого времени тигельными щипцами переместить тигель вместе с крышкой в эксикатор и поставить его в весовой комнате для охлаждения. Через 20 мин закрыть тигель крышкой и взвесить на аналитических весах.

Далее снова поставить тигель с солью в сушильный шкаф и продержать его там 30 мин, снова охладить в эксикаторе и взвесить.

Если второе взвешивание дало тот же результат, что и первое, или отличается от него не более чем на 0,0002 г, то кристаллизационная вода удалена практически полностью.

Если второе взвешивание отличается от первого более чем на 0,0002 г, то высушивание необходимо продолжать до получения постоянной массы.

Записать цифровые данные всех повторных взвешиваний.

$m(\text{тигля с крышкой и навеской после высушивания})_1 = \underline{\hspace{2cm}} \text{ г.}$

$m(\text{тигля с крышкой и навеской после высушивания})_2 = \underline{\hspace{2cm}} \text{ г.}$

$m(\text{тигля с крышкой и навеской после высушивания})_3 = \underline{\hspace{2cm}} \text{ г.}$

Вычисление содержания кристаллизационной воды (в процентах)

По полученным данным рассчитать массовую долю кристаллизационной воды в кристаллогидрате сульфата меди (II).

$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}) = \underline{\hspace{2cm}} \text{ г}$	
$m(\text{CuSO}_4) = \underline{\hspace{2cm}} \text{ г}$	
$\omega(\text{H}_2\text{O}) = ?$	

Проверка точности проведенного анализа

Рассчитать теоретическую массовую долю кристаллизационной воды в кристаллогидрате сульфата меди (II).

$\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$	
$\omega_{\text{ТЕОР}}(\text{H}_2\text{O}) = ?$	

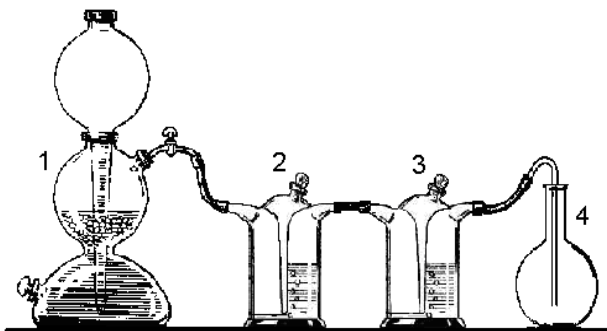
Посчитать абсолютную и относительную ошибку измерения.

$$D_{\text{АБС}} = \omega - \omega_{\text{ИСТ}} = \underline{\hspace{10em}}$$

$$D_{\text{ОТН}} = \frac{|D|}{\omega_{\text{ТЕОР}}} \cdot 100\% = \underline{\hspace{10em}}$$

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОТНОСИТЕЛЬНОЙ МОЛЕКУЛЯРНОЙ МАССЫ ОКСИДА УГЛЕРОДА (IV)

Установка состоит из аппарата Кипа (1), заряженного кусками мрамора и соляной кислотой, двух последовательно соединенных склянок Тищенко (склянка 2 заполнена водой для очистки проходящего оксида углерода (IV) от хлороводорода и от механических примесей, склянка 3 – серной кислотой для осушки газа) и колбы (4) емкостью 250 мл для собирания оксида углерода (IV).



Проведение опыта

Вымыть и высушить колбу. Подобрать к ней пробку.

Взвесить колбу с пробкой с точностью до 0,01 г. Данные записать.

Наполнить колбу оксидом углерода (IV), опустив газоотводную трубку до дна колбы (≈ 1 мин).

Закрывать колбу пробкой (она должна входить на ту же глубину, что и при взвешивании колбы) и вновь взвесить. Чтобы быть уверенным в том, что воздух из колбы полностью вытеснен и она целиком наполнена оксидом углерода (IV), надо, взвесив колбу, еще раз на минуту опустить в нее газоотводную трубку, пропустить газ и вновь взвесить, повторяя эту операцию до получения постоянной массы колбы с газом. Значение массы колбы с оксидом углерода (IV) записать.

Определить объем колбы: наполнить ее водой, а затем вытеснить лишнюю воду пробкой; затем измерить объем воды мерным цилиндром и записать результаты.

Отметить и записать показания термометра и барометра во время опыта.

Запись наблюдений

1. Масса колбы (с пробкой) с воздухом – _____ г.
2. Масса колбы (с пробкой) с CO_2 – _____ г.
3. Объем колбы – _____ мл.
4. Температура – _____ °С.
5. Давление – _____ кПа.

Обработка результатов

1. Объем воздуха в колбе привести к нормальным условиям:

$$V_0(\text{возд.}) = \underline{\hspace{15cm}}$$

2. Вычислить массу воздуха, который находился в колбе, зная, что масса 1 л воздуха при нормальных условиях – 1,29 г.

$$m(\text{возд.}) = \underline{\hspace{15cm}}$$

3. Вычислить массу оксида углерода (IV) в колбе:

$$m(\text{CO}_2) = \underline{\hspace{15cm}}$$

4. Вычислить плотность оксида углерода (IV) по воздуху:

$$D_{\text{возд.}}(\text{CO}_2) = \underline{\hspace{15cm}}$$

5. Вычислить относительную молекулярную массу оксида углерода (IV):

$$M(\text{CO}_2) = \underline{\hspace{15cm}}$$

6. Вычислить относительную ошибку опыта в процентах по формуле:

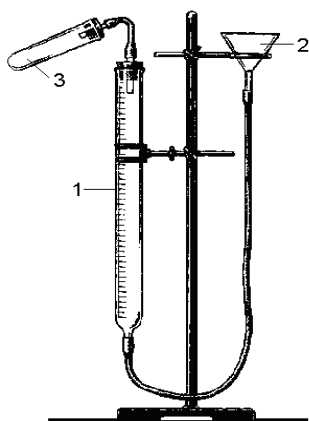
$$L = (M_{\text{ТЕОР.}} - M_{\text{ЭКСПЕР.}}) : M_{\text{ТЕОР.}}$$

$$L = \underline{\hspace{15cm}}$$

Записать уравнение протекающей реакции:

Сделать вывод, можно ли вместо соляной кислоты в данном опыте воспользоваться серной кислотой? Ответ обосновать.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ МАССЫ МАГНИЯ (ЦИНКА) МЕТОДОМ ВЫТЕСНЕНИЯ



Собрать прибор по рисунку. Прибор, состоящий из бюретки (1) (емкостью 50 мл), соединенной посредством резиновых трубок с воронкой (2) и пробиркой (3), укрепить в штативе. Бюретку и пробирку плотно закрыть пробками, через которые проходят стеклянные трубки.

Перед началом опыта проверить прибор на герметичность. Для этого необходимо в бюретку налить воду, которая заполняет также и резиновую трубку, соединяющую бюретку с воронкой. Затем бюретку закрыть пробкой, соединить с пробиркой и заметить уровень воды в бюретке. Опусканием кольца штатива переместить воронку вниз. Если прибор герметичен, то в первый момент при опускании воронки уровень воды в бюретке немного понижается, но потом остается постоянным. Если же уровень воды будет понижаться непрерывно, это означает, что прибор пропускает воздух и следует исправить дефекты, допущенные при его сборке.

Проведение опыта

Взвесить кусочек ленты магния (цинка) около 0,03 г.

Вынуть пробку из пробирки и передвижением воронки установить уровень воды в бюретке на нулевом делении или немного ниже.

Отмерить мерной пробиркой 5 мл разбавленной серной кислоты и влить в пробирку через воронку.

Положить кусочек металла на сухую стенку пробирки так, чтобы он не соприкасался с кислотой.

Присоединить пробирку к прибору, плотно закрыв ее пробкой.

Затем передвижением воронки привести воду в бюретке и в воронке к одинаковому уровню.

Отметить и записать уровень воды в бюретке, произведя отсчет по нижнему мениску жидкости с точностью до 0,1 мл.

Стряхнуть магний (цинк) в серную кислоту. Что происходит?

По окончании реакции дать пробирке остыть до комнатной температуры, отметить и записать уровень воды в бюретке.

Отметить и записать показания комнатного термометра и барометра (1 мм рт. ст. = 133,3 Па) во время опыта.

Запись наблюдений

1. Масса магния – _____ г.
2. Температура – _____ °С.
3. Атмосферное давление – _____ кПа.
4. Давление насыщенного водяного пара при данной температуре – _____ кПа.

Давление насыщенного водяного пара при различных температурах

Температура, °С	Давление, кПа	Температура, °С	Давление, кПа	Температура, °С	Давление, кПа
14	1,598	19	2,189	24	2,902
15	1,705	20	2,339	25	3,170
16	1,817	21	2,486	26	3,362
17	1,935	22	2,643	27	3,561
18	2,061	23	2,841	28	3,779

5. Уровень воды в бюретке до реакции – _____ мл.

6. Уровень воды в бюретке после реакции – _____ мл.

Обработка результатов

1. Записать математическое выражение закона эквивалентов. Выразить, чему равна молярная масса эквивалента магния (цинка):

2. Вычислить объем водорода (в мл), вытесненного магнием (цинком) при температуре _____ °С и давлении _____ кПа.

$V(\text{H}_2) =$ _____

3. Вычислить парциальное давление водорода:

$p(\text{H}_2) =$ _____

4. Привести найденный объем водорода к нормальным условиям, используя объединенное уравнение газового состояния. Следует учесть, что водород собран над водой, поэтому в уравнение вместо p следует поставить $p(\text{H}_2)$:

$V_0(\text{H}_2) =$ _____

5. Вычислить массу выделившегося водорода:

$m(\text{H}_2) =$ _____

6. Рассчитать эквивалентную массу магния (цинка):

$M(1/2 \text{Zn}) =$ _____

7. Определить относительную ошибку опыта по формуле:

$$L = (M_{\text{ЭКВ. ТЕОР.}} - M_{\text{ЭКВ. ЭКСПЕР.}}) : M_{\text{ЭКВ. ТЕОР.}}$$

$L =$ _____

Написать уравнение протекающей реакции:

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. КАТАЛИЗ

1. ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ ОТ КОНЦЕНТРАЦИИ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ

1.1. К 1 Н раствору тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ прилить 2 Н раствор серной кислоты H_2SO_4 .

Наблюдать помутнение раствора, которое вызвано взаимодействием тиосульфата натрия и серной кислоты с выделением свободной серы.

Время, которое проходит от начала реакции до заметного помутнения раствора, характеризует скорость реакции.

Дописать уравнение реакции, учитывая, что одним из продуктов реакции является оксид серы (IV):



1.2. В три большие нумерованные пробирки налить раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (1 : 200) и воду:

Реактив	1 пробирка	2 пробирка	3 пробирка
раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	5 мл	10 мл	15 мл
вода	10 мл	5 мл	—

Принять концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в первой пробирке за 1С, рассчитать условную концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ во второй и третьей пробирках, записать в таблицу.

В три другие пробирки налить по 5 мл разбавленной (1:200) серной кислоты.

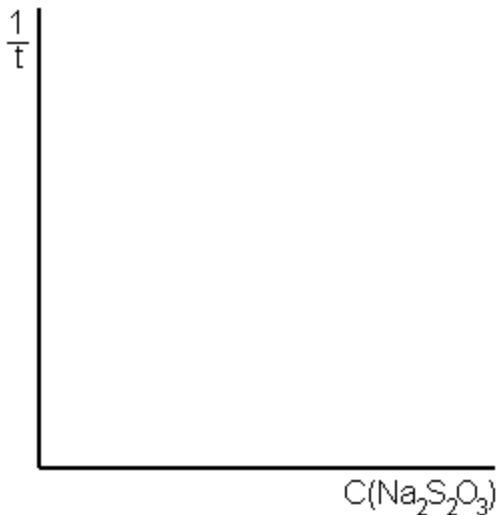
Одновременно в каждую пробирку с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ добавить при помешивании приготовленную H_2SO_4 и определить время с момента добавления кислоты до помутнения раствора в каждой пробирке.

Рассчитать скорость реакции в условных единицах по тиосульфату натрия при постоянной концентрации серной кислоты.

Записать результаты в таблицу.

№ пробирки	Условная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время (τ) протекания реакции, сек	Скорость реакции в условных единицах
1	1С		
2			
3			

Те же результаты изобразить графически, отложив на оси абсцисс условные концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а на оси ординат – скорости реакции $V = \frac{1}{\tau}$



Написать математическое выражение закона действия масс для данной реакции:

Определить порядок реакции по $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Согласуются ли данные опыта с законом действия масс?

Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

2. ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ ОТ ТЕМПЕРАТУРЫ

Для опыта взять разбавленные (1:200) растворы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 .

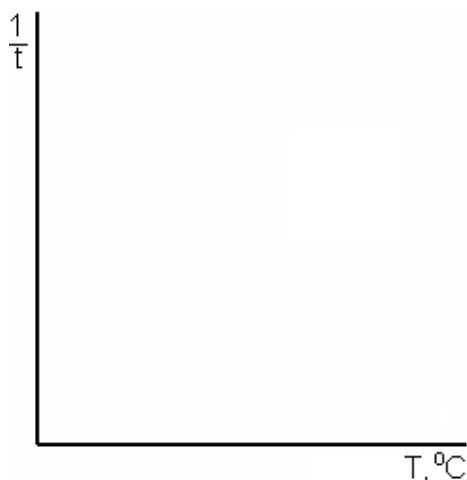
Налить в три большие пронумерованные пробирки по 10 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другие три пробирки – по 10 мл раствора серной кислоты и разделить их на три пары: по пробирке с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 в каждой паре.

Отметить температуру воздуха в лаборатории, слить вместе растворы первых двух пробирок, встряхнуть и определить время с момента добавления кислоты до помутнения раствора.

Две другие пробирки поместить в химический стакан с горячей водой и нагреть до температуры на 10°C выше комнатной. За температурой следить по термометру, опущенному в одну из пробирок. Слить содержимое пробирок, встряхнуть и отметить время от сливания до появления мути.

Повторить опыт с оставшимися двумя пробирками, нагрев их в том же стакане с водой до температуры на 20°C выше комнатной. Записать результаты в таблицу.

№ пары пробирок	Температура, °С	Время до появления мути, сек	Скорость реакции в условных единицах
1	—		
2	— + 10		
3	— + 20		



Рассчитать значение температурного коэффициента для данной химической реакции по данным опыта:

$$\gamma_1 = \underline{\hspace{10em}}$$

$$\gamma_2 = \underline{\hspace{10em}}$$

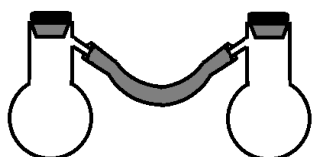
$$\gamma_{\text{CP}} = \underline{\hspace{10em}}$$

Составить график, иллюстрирующий зависимость скорости реакции от температуры реакции для данного опыта. Для этого на оси абсцисс нанести в определенном масштабе значения температуры опытов, а на оси ординат – величины скорости: $V = \frac{1}{\tau}$.

Сделать вывод о зависимости скорости химической реакции от температуры.

3. СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ ПРИ ИЗМЕНЕНИИ ТЕМПЕРАТУРЫ

3.1. Смещение равновесия в системе $\text{NO}_2 - \text{N}_2\text{O}_4$



Собрать прибор по рисунку. В одну из колб поместить небольшой кусочек медной проволоки и несколько капель концентрированной азотной кислоты. Слегка приоткрыв пробку в противоположной колбе, дождаться окончания реакции между медью и азотной кислотой.

Написать уравнение реакции, подобрать коэффициенты методом электронного баланса.

Покачивая колбы относительно друг друга, добиться равномерного заполнения колен диоксидом азота (окраска должна быть одинаковой).

Диоксид азота существует в виде смеси бесцветного мономера NO_2 и димера N_2O_4 , имеющего бурю окраску. При изменении температуры наблюдается изменение их

количественного соотношения, сопровождающееся изменением окраски от бледно-желтого до бурого.

Написать уравнение протекающей обратимой реакции и выражение константы равновесия для нее.

Одну колбу опустить в стакан с горячей водой, другую – в стакан с холодной водой. Наблюдать изменение цвета смеси газов в колбах.

Отметить направление смещения равновесия в каждой колбе.

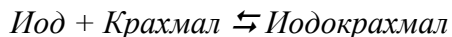
Вынуть колбы из стаканов, отметить изменение окраски в этом случае.

Объяснить результаты наблюдений, исходя из принципа Ле-Шателье. На основании проведенного эксперимента определить знак теплового эффекта данной реакции. Ответ обосновать.

Привести и обосновать структуру молекулы NO_2 . Какие особенности строения молекулы диоксида азота обуславливают его способность к образованию димера?

3.2. Смещение равновесия в системе I₂ – иод-крахмальный комплекс

В опыте используется реакция взаимодействия иода и крахмала, в результате которой образуется *иодокрахмал*, имеющий характерную синюю окраску. Иодокрахмал представляет вещество с достаточно сложной формулой, поэтому уравнение протекающей реакции представим условной схемой:



В пробирку налить 4-5 мл раствора крахмала и добавить 3-4 капли раствора иода. Наблюдать окраску образовавшегося комплекса иода и крахмала. Отметить цвет образовавшегося комплекса _____

Пробирку нагреть на пламени газовой горелки до изменения окраски (обычно требуется довести жидкость до кипения), записать наблюдения.

Затем оставить пробирку в штативе на 3-4 минуты для охлаждения. Если после этого окраска не восстановится, дополнительно охладить пробирку под струей воды из водопроводного крана.

По изменению окраски указать в обоих случаях направление сдвига равновесия при воздействии каждого фактора и записать результаты наблюдений в таблицу.

Фактор влияния на реакцию	Наличие окраски (бесцветный или синий раствор)	Направление смещения равновесия (вправо, влево)
<i>нагревание</i>		
<i>охлаждение</i>		

Сделать вывод о влиянии фактора изменения температуры на направление сдвига равновесия.

Объяснить результаты наблюдений, исходя из принципа Ле-Шателье. На основании проведенного эксперимента определить знак теплового эффекта данной реакции. Ответ обосновать.

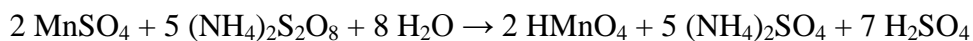
4. ГОМОГЕННЫЙ КАТАЛИЗ

4.1. Поместить в две пробирки по 3-4 мл раствора сульфата или нитрата марганца (II) и подкислить таким же объемом 2 Н раствора HNO_3 .

В одну из пробирок добавить 1 каплю раствора AgNO_3 .

Внести в обе пробирки по глазной лопаточке кристаллического персульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$.

Поместить обе пробирки в стакан с горячей водой.



Признак реакции – _____ обусловлен наличием _____ иона.

Сравнить скорость появления окраски.

В качестве промежуточных, быстро протекающих процессов происходит восстановление ионов серебра ионами Mn^{2+} и обратное окисление персульфатом аммония.

Чем является нитрат серебра в данной реакции?

4.2. В стакан с емкостью 100 мл налить 3 мл 30%-го раствора пероксида водорода. Обратить внимание на скорость разложения пероксида водорода (быстро, медленно, заметно, незаметно и т.д.) _____

Написать уравнение разложения пероксида водорода, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

Прилить в стакан 3 мл 0,5 Н раствора дихромата калия. Записать наблюдения, написать уравнения реакций разложения пероксида водорода в присутствии катализатора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

5. ГЕТЕРОГЕННЫЙ КАТАЛИЗ

5.1. Сравнение каталитического действия

Налить в три пробирки по 10 капель индигокармина. Цвет раствора – _____

В первую добавить немного оксида марганца (IV), во вторую – столько же оксида свинца (IV), третью оставить в качестве эталона.

В трех других пробирках приготовить по 3 мл 30%-го раствора H_2O_2 и быстро перелить их в каждую из пробирок с красителем. Встряхнуть пробирки.

Последовательность обесцвечивания индигокармина:

Какое вещество обесцвечивает краситель? В результате какой реакции оно образуется?

Написать уравнение разложения пероксида водорода, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

Сделать вывод о сравнительном каталитическом действии взятых катализаторов.

5.2. Каталитическое окисление аммиака

В сухую коническую колбу емкостью 0,5-1 л влить 10-15 мл 30%-го раствора аммиака. Закрыть колбу пробкой, наклоняя колбу, тщательно смочить раствором стенки колбы.

Остаток раствора аммиака вылить обратно в склянку.

В железной ложечке сильно прокалить оксид хрома (III) Cr_2O_3 , а затем небольшими порциями сбросить в колбу с аммиаком.

Написать уравнение разложения окисления аммиака кислородом воздуха, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

Записать наблюдения, объяснить наблюдаемое явление, основываясь на известных из теории свойствах катализаторов.

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

1. ДИССОЦИАЦИЯ СОЛЕЙ

Взять немного безводного хлорида меди (II) и отметить цвет твердой соли:

Одну часть соли растворить в ацетоне, а другую – в воде. Окраска раствора в ацетоне – _____ Окраска раствора в воде – _____

Написать уравнение реакции гидратации и диссоциации хлорида меди (II).

Дать объяснение.

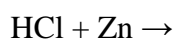
Какой цвет имеет гидратированный катион меди (II)? _____

2. СРАВНЕНИЕ ХИМИЧЕСКОЙ АКТИВНОСТИ СИЛЬНЫХ И СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

2.1. В две пробирки поместить по одинаковому кусочку цинка и добавить примерно равный объем 0,1 Н растворов соляной и уксусной кислот.

Когда установится равномерное выделение водорода, сравнить скорости взаимодействия с цинком соляной и уксусной кислот одинаковой концентрации.

Написать уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионной формах:



Написать кинетическое уравнение скорости взаимодействия цинка с кислотами.

Объяснить наблюдаемые явления, пользуясь данными о степени диссоциации (см. справочные данные) соляной и уксусной кислот в их 0,1 Н растворах.

2.2. Налить в две пробирки раствор хлорида кальция.

В одну пробирку добавить 2 Н раствор гидроксида натрия, а в другую – такой же объем 2 Н раствора аммиака.

Что наблюдается?

Пробирка 1: _____

Пробирка 2: _____

Написать уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионной формах:

$\text{CaCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$	$\text{CaCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$

Объяснить причину различного действия на хлорид кальция взятых оснований.

3. ОКРАСКА ИНДИКАТОРОВ

Налить в три пробирки по 3 мл дистиллированной воды и прибавить по 2 капли раствора одного из индикаторов: лакмуса, метилового оранжевого и фенолфталеина.

Отметить в таблице их цвет в нейтральной среде.

В каждую пробирку прибавить по 5-7 капель раствора какой-либо кислоты. Наблюдать изменения окраски и записать их в соответствующие графы таблицы.

К полученному раствору понемногу добавлять раствор щелочи, наблюдая изменение окраски индикатора. Необходимо зафиксировать окраску, соответствующую нейтральной среде, и относительно этой точки добавить избыток щелочи. Отметить в таблице цвет индикаторов в щелочной среде.

Среда	Лакмус	Метилоранжевый	Фенолфталеин
Нейтральная			
Кислая			
Щелочная			

4. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

4.1. В три пробирки налить по несколько капель насыщенного раствора хлорида кобальта (II) CoCl_2 . Окраска исходного раствора – _____

1. В первую пробирку внести несколько капель концентрированной HCl .

Отметить изменение окраски раствора: _____

2. Во вторую добавить несколько кристаллов CoCl_2 .

Изменение окраски раствора: _____

3. В третью добавить спирт.

Изменение окраски раствора: _____

4. К раствору, находящемуся в первой пробирке, добавить несколько капель воды до изменения окраски раствора, затем снова добавить концентрированной HCl .

Что наблюдается? _____

Написать уравнение реакции диссоциации CoCl_2 :

Объяснить изменение окраски растворов во всех случаях, исходя из того, что гидратированный ион кобальта (II) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ имеет розовую окраску, а молекулы CoCl_2 синюю.

1.

2.

3.

4.2. Налить в пробирку 5 мл воды и две капли фенолфталеина.

Окраска исходного раствора _____

Внести в пробирку одну каплю концентрированного раствора аммиака.

Как изменилась окраска фенолфталеина? _____

Какова реакция среды раствора аммиака? _____, pH _____

Написать уравнения обратимых процессов, происходящих при растворении аммиака в воде:

Разлить содержимое пробирки пополам и к одной части добавить щепотку хлорида аммония NH_4Cl .

Перемешать раствор стеклянной палочкой и сравнить окраску растворов в двух пробирках: _____

Написать, выражение константы его диссоциации. _____

Объяснить смещение равновесия процесса диссоциации гидроксида аммония при добавлении NH_4Cl .

5. ИОННЫЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

5.1. Прodelать качественную реакцию на хлорид-ионы, взяв для исследования разбавленный раствор соляной кислоты и растворы хлоридов различных металлов.

Признаком качественной реакции на хлорид-ионы является _____

Каким сокращенным ионным уравнением можно выразить все проведенные реакции?

5.2. Испытать действие раствора нитрата серебра на раствор хлората калия KClO_3 и хлороформ CHCl_3 . Что наблюдается? _____

Дать объяснение:

РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

1. РЕАКЦИЯ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ

1.1. Взаимодействие сильной кислоты и сильного основания

Налить в фарфоровую чашку 5 мл 2 Н раствора HCl и прибавлять к нему по каплям 2 Н раствор NaOH .

Раствор перемешивать стеклянной палочкой и испытывать его действие на индикатор, перенося каплю раствора на лакмусовую или универсальную бумажку. Нужно добиться нейтральной реакции.

При $pH = 7$ лакмус – _____, универсальный индикатор – _____

Полученный раствор выпарить досуха.

Что образовалось? _____

Написать молекулярное и сокращенное ионное уравнения реакций.

Обратима ли данная реакция? Почему?

1.2. Взаимодействие слабой кислоты и сильного основания

Налить в пробирку 2 мл 2 Н раствора щелочи и добавить одну каплю фенолфталеина.
Цвет раствора _____

Добавлять по каплям 2 Н раствор уксусной кислоты до обесцвечивания раствора.
Написать молекулярное и сокращенное ионное уравнения реакции.

В каком направлении сдвигается равновесие ионной реакции, в которой принимает участие слабый электролит (уксусная кислота)? Объяснить.

2. АМФОТЕРНОСТЬ

Из имеющихся в лаборатории реактивов получить осадок гидроксида цинка.

Цвет и характер осадка – _____

Написать молекулярное и сокращенное ионное уравнения реакции.

Взболтать полученный осадок и отлить его небольшие количества в две пробирки.

В одну из пробирок добавить раствор HCl , в другую – 10%-ый раствор $NaOH$ (в избытке). Что наблюдается?

Написать молекулярные и сокращенные ионные уравнения реакций.

--	--

3. ДЕЙСТВИЕ СИЛЬНОЙ КИСЛОТЫ НА СОЛЬ СЛАБОЙ КИСЛОТЫ

В две пробирки налить по 5 мл 2 Н раствора соляной кислоты и опустить в каждую из них по одинаковому кусочку цинка.

Наблюдения:

--

Уравнение реакции в молекулярном и сокращенном ионном виде:

--

Когда в обеих пробирках установится равномерное выделение водорода, добавить в одну из них 5 мл 2 Н раствора ацетата натрия CH_3COONa , а в другую – 5 мл воды. Что наблюдается?

1.

--

2.

Применяя закон действия масс, объяснить, почему добавление соли слабой кислоты к раствору сильной кислоты уменьшает реакционную способность последней. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций.

--

--

4. ОБРАЗОВАНИЕ ТРУДНОРАСТВОРИМЫХ СОЛЕЙ

Приготовить три пробирки, заполнить их по схеме.

№ пробирки	I раствор 2–3 мл	II раствор 2–3 мл	Наблюдения
1	CaCl_2	SrSO_4 насыщ.	
2	SrCl_2	CaSO_4 насыщ.	

Написать молекулярные и сокращенные ионные уравнения реакций.

1.

2.

Объяснить наблюдаемые явления, используя данные по ПР.

5. ЗАВИСИМОСТЬ РАСТВОРИМОСТИ ОСАДКОВ ТРУДНОРАСТВОРИМЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ ОТ ВЕЛИЧИНЫ ИХ ПРОИЗВЕДЕНИЯ РАСТВОРИМОСТИ

Получить осадки сульфидов железа (II) и меди (II).

Написать молекулярные и сокращенные ионные уравнения реакций.

Воздействовать на полученные осадки 2 Н раствором соляной кислоты.

Какой из осадков растворился? _____ Написать молекулярное и сокращенное ионное уравнения реакций.

Объяснить различие в растворимости осадков, используя значения произведений растворимости.

6. РЕАКЦИИ, ИДУЩИЕ С ОБРАЗОВАНИЕМ ЛЕТУЧЕГО СОЕДИНЕНИЯ

В пробирку налить немного раствора какой-нибудь соли аммония.

Прибавить 1-2 мл раствора NaOH и нагреть до кипения.

В выделяющиеся пары внести влажную красную лакмусовую бумажку. Что наблюдается? _____

Написать уравнения реакций в молекулярном и сокращенном ионном виде.

Будет ли данная реакция обратимой? Дать объяснение.

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH РАСТВОРА С ПОМОЩЬЮ УНИВЕРСАЛЬНОЙ ИНДИКАТОРНОЙ БУМАГИ

Получить у преподавателя раствор, pH которого нужно определить. _____

Ознакомиться с инструкцией, которая помещена на обложке книжки с универсальной индикаторной бумагой.

Проделать опыт согласно инструкции, сделать вывод о величине pH исследуемого раствора. Указать реакцию среды и вычислить концентрацию ионов водорода.

Цвет раствора _____, pH = _____.

$[H^+] =$ _____

2. РЕАКЦИЯ СРЕДЫ РАСТВОРОВ СОЛЕЙ ПРИ ГИДРОЛИЗЕ

Из имеющихся в лаборатории реактивов подобрать растворы солей, образованных:

1) слабой одноосновной кислотой и сильным основанием _____

2) слабой многоосновной кислотой и сильным основанием _____

3) сильной кислотой и слабым основанием _____

4) сильной кислотой и сильным основанием _____

Исследовать реакцию среды растворов, нанося стеклянной палочкой каплю раствора на индикаторную бумажку. Используется индикатор _____

Формула соли	Окраска индикатора	Реакция среды	Значение pH в растворе
1.			
2.			
3.			
4.			

Написать молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза взятых солей.

1.	2.

3.	4.

Какие ионы обусловили изменение цвета индикатора? _____

В результате какого процесса эти ионы появились? _____

3. ИССЛЕДОВАНИЕ ПРОДУКТОВ ГИДРОЛИЗА

Налить в пробирку немного раствора хлорида железа (III) FeCl_3 и испытать его действие на индикаторную бумажку. Индикатор – _____. Цвет исходного раствора _____, pH _____.

Написать уравнение реакции гидролиза FeCl_3 по первой ступени в молекулярной и ионной формах.

В раствор FeCl_3 внести немного порошка магния. Какой газ выделяется?

С чем взаимодействует магний? Написать уравнение реакции.

Как изменяется цвет и вид раствора?

Как добавление магния влияет на равновесие гидролиза FeCl_3 ? Дать объяснение.

Написать уравнение полного гидролиза FeCl_3 в молекулярной и ионной формах.

I ст.	II ст.
III ст.	

4. ВЛИЯНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ НА СТЕПЕНЬ ГИДРОЛИЗА

Смешать в пробирке по 3 мл растворов хлорида железа (III) и ацетата натрия.

Цвет исходных растворов: FeCl_3 _____, CH_3COONa _____

Заметны ли внешние признаки протекания химической реакции?

Нагреть жидкость до кипения. Что наблюдается? _____

Написать уравнения реакций образования ацетата железа (III) и его гидролиза в молекулярной и ионной формах.

Как и почему нагревание смещает равновесие гидролиза?

5. ВЛИЯНИЕ РАЗБАВЛЕНИЯ РАСТВОРА НА СТЕПЕНЬ ГИДРОЛИЗА

Налить в пробирку 1 мл раствора хлорида сурьмы (III) и добавить в него по каплям дистиллированную воду до образования осадка. Вид осадка –

Написать уравнения реакций гидролиза, считая, что до разбавления гидролиз практически протекает по первой ступени. После разбавления усиливается вторая ступень гидролиза и образуется SbOCl (продукт разложения хлорида дигидрокосурьмы (III) $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$).

I ст.	II ст.

Изобразить структурные формулы.

хлорид дигидроксурьмы (III)	оксохлорид сурьмы (III)

Как и почему разбавление смещает равновесие гидролиза?

Раствор с полученным осадком сохранить для следующего опыта.

6. ОБРАТИМОСТЬ ГИДРОЛИЗА

6.1. К раствору с осадком, полученному в опыте 5, прилить по каплям 0,1 Н раствор HCl до растворения осадка, затем снова добавить воду.

Наблюдения:

Как влияет изменение концентрации ионов водорода в данном случае на равновесие гидролиза? Дать объяснение наблюдаемым явлениям.

6.2. Написать уравнение реакции гидролиза ацетата натрия CH_3COONa в молекулярной и ионной формах, указать характер среды и pH.

К раствору CH_3COONa добавить 2-3 капли фенолфталеина.

Отметить интенсивность окраски. _____

Половину полученного раствора отлить в другую пробирку и оставить для сравнения, а оставшийся раствор нагреть до кипения.

Как меняется интенсивность окраски? _____

Охладить раствор и сравнить его с контрольным образцом.

Дать объяснение наблюдаемым явлениям.

7. ПОЛНЫЙ ГИДРОЛИЗ

К раствору соли алюминия в пробирке добавить раствор карбоната натрия.
Заметны ли внешние признаки протекания химической реакции?

Нагреть пробирку. Наблюдения:

Отфильтровать образовавшийся осадок и промыть его на фильтре горячей водой для удаления избытка Na_2CO_3 .

Доказать опытным путем, что полученный осадок является не солью угольной кислоты, а гидроксидом алюминия.

Почему в данном случае не образуется карбонат алюминия?

Составить уравнения реакций образования и гидролиза карбоната алюминия в молекулярной и ионной форме.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

1. ТИПИЧНЫЕ ОКИСЛИТЕЛИ

1.1. Перманганат калия

(Опыт выполняется демонстрационно)

В сильнокислотной среде

К 1-2 мл раствора перманганата калия прилить равный объем разбавленной серной кислоты, а затем добавить немного кристаллического сульфита натрия до обесцвечивания.

Что наблюдается? _____

Чем обусловлено обесцвечивание раствора? _____

Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом. Обосновать возможность протекания реакций.

В сильнощелочной среде

К 1-2 мл раствора перманганата калия прилить 5 мл концентрированного раствора гидроксида натрия (или поместить в раствор одну гранулу) и добавить немного кристаллического сульфита натрия.

Раствор должен приобрести зеленый цвет, обусловленный образованием манганат-ионов.

Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом. Обосновать возможность протекания реакций.

В нейтральной (слабощелочной, слабокислотной) среде

К 1-2 мл раствора перманганата калия добавить немного кристаллического сульфита натрия. Что наблюдается? _____

Какое вещество выделилось в виде коричневого осадка? _____

В какой среде перманганат калия является наиболее сильным окислителем?

Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом. Обосновать возможность протекания реакций.

1.2. Серная кислота (концентрированная)

(Опыт выполняется демонстрационно)

Внимание! Работать в вытяжном шкафу при включенной вентиляции.

1.2.1. Налить в пробирку 6 капель концентрированной серной кислоты и внести гранулу меди, осторожно нагреть содержимое пробирки (отверстием в сторону от работающих, т.к. возможен выброс реакционной смеси).

Что наблюдается? _____

После отстаивания взвешенных частиц отметить цвет раствора: _____

Какими ионами обусловлено окрашивание раствора? _____

Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом. Обосновать возможность протекания реакций.

1.2.2. Налить в пробирку 6 капель концентрированной серной кислоты и внести немного цинковой пыли, осторожно нагреть содержимое пробирки (отверстием в сторону от работающих, т.к. возможен выброс реакционной смеси).

Что наблюдается? _____

Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом. Обосновать возможность протекания реакций.

1.3. Дихромат калия

1.3.1. Раствор дихромата калия (1-2 мл) в пробирке подкислить равным объемом разбавленной серной кислоты и добавить немного кристаллического сульфита натрия до изменения окраски смеси.

Что наблюдается? _____

Чем обусловлено изменение окраски раствора? _____

Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом. Обосновать возможность протекания реакций.

1.3.2. К 1-2 мл раствора дихромата калия добавить равный объем разбавленной серной кислоты и по каплям приливать раствор сульфата железа (II).

Что наблюдается? _____

Чем обусловлено изменение окраски раствора? _____

Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом. Обосновать возможность протекания реакций.

1.4. Азотная кислота

Внимание! Работать в вытяжном шкафу при включенной вентиляции.

В две пробирки внести по грануле меди (можно использовать отрезок медной стружки или проволоки) и прилить по 1-2 мл азотной кислоты: в первую пробирку – концентрированной, во вторую – разбавленной. Смесь осторожно нагреть.

Что наблюдается? _____

Какова окраска выделившихся газов в каждом случае? Необходимо рассматривать газ, еще не соприкоснувшийся с воздухом, то есть цвет выделяющихся пузырьков.

До каких продуктов восстанавливается азотная кислота (концентрированная и разбавленная)? Как влияет на ОВР нагревание?

2. ТИПИЧНЫЕ ВОССТАНОВИТЕЛИ

2.1. Металлы

2.1.1. Внести в пробирку гранулу алюминия и прилить 1-2 мл разбавленной хлороводородной кислоты. Подогреть содержимое пробирки (отверстием в сторону от работающих, т.к. возможен выброс реакционной смеси).

Что наблюдается? _____

Какой газ выделяется? _____

Какой продукт образуется при окислении алюминия? _____

Будет ли идти аналогичная реакция, если:

вместо алюминия взять медь _____

вместо хлороводородной кислоты – разбавленную серную кислоту _____

Написать уравнение реакции взаимодействия алюминия с соляной кислотой, расставить коэффициенты электронно-ионным методом. Обосновать возможность протекания реакций.

2.1.2. Внести в пробирку гранулу алюминия и прилить 1-2 мл раствора гидроксида натрия. Подогреть содержимое пробирки (отверстием в сторону от работающих, т.к. возможен выброс реакционной смеси).

Что наблюдается? _____

Какой газ выделяется? _____

Какой продукт образуется при окислении алюминия в щелочной среде?

Приведите еще два примера металлов, реагирующих с водой в щелочной среде:

Написать уравнение реакции взаимодействия алюминия с гидроксидом натрия, расставить коэффициенты электронно-ионным методом. Обосновать возможность протекания реакций.

2.2. Сероводород и сульфиды

Внимание! *Опыты выполнять в вытяжном шкафу при включенной вентиляции: сероводород ядовит!*

К 1-2 мл раствора дихромата калия добавить равный объем разбавленной серной кислоты и раствор сульфида натрия до изменения окраски смеси.

Что наблюдается? _____

Чем обусловлено это изменение? _____

Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом. Обосновать возможность протекания реакций.

2.3. Органические вещества

2.3.1. Налить в пробирку 1-2 мл раствора перманганата калия, прибавить равный объем разбавленной серной кислоты и 1-2 мл раствора щавелевой кислоты, затем нагреть смесь до обесцвечивания.

Что наблюдается? _____

Какой газообразный продукт выделяется в результате окисления щавелевой кислоты? _____

Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом. Обосновать возможность протекания реакций.

2.3.2. К 1-2 мл раствора дихромата калия прилить 5 капель концентрированной серной кислоты и 5 капель этанола. Нагреть содержимое пробирки.

Что наблюдается? _____

Появление специфического запаха связано с образованием уксусного альдегида CH_3CHO .

Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом. Обосновать возможность протекания реакций.

3. ВЕЩЕСТВА, ПРОЯВЛЯЮЩИЕ И ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ И ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА

3.1. Нитрит калия

3.1.1. К 1-2 мл раствора нитрита калия прилить равный объем разбавленной серной кислоты и 1-2 мл раствора иодида калия.

Как изменяется цвет раствора? _____

Какой газ выделяется? _____

Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом. Обосновать возможность протекания реакций.

3.1.2. К 1-2 мл раствора перманганата калия прилить равный объем разбавленной серной кислоты и раствор нитрита калия или натрия до обесцвечивания смеси.

Что наблюдается? _____

Какой продукт образуется в результате окисления нитрит-иона? _____

Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом. Обосновать возможность протекания реакций.

3.2. Пероксид водорода

3.2.1. К 1-2 мл раствора иодида калия прилить равный объем разбавленной серной кислоты и несколько капель раствора пероксида водорода.

Что наблюдается? _____

Какой окрашенный продукт образовался? _____

Что получилось в результате восстановления пероксида водорода?

Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом. Обосновать возможность протекания реакций.

3.2.2. К 1-2 мл раствора перманганата калия прилить равный объем разбавленной серной кислоты и раствор пероксида водорода до обесцвечивания смеси.

Какой газ выделяется? _____

Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом. Обосновать возможность протекания реакций.

3.2.3. К 1-2 мл раствора пероксида водорода прилить 2 капли разбавленной азотной кислоты и внести стеклянным шпателем немного оксида свинца (IV).

Что наблюдается? _____

Какой газ выделяется? _____

Почему для создания кислотной среды использована азотная кислота, а не серная или хлороводородная? _____

После окончания реакции и охлаждения содержимого пробирки дать осадку отстояться. Затем отделить пипеткой раствор и перенести его в другую пробирку.

Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом. Обосновать возможность протекания реакций.

Доказать присутствие в этом растворе катионов свинца (II), добавив в пробирку 1-2 капли раствора иодида калия (иодид свинца PbI_2 – малорастворимое вещество ярко-желтого цвета).

Что наблюдается? _____

Написать уравнение обменной реакции в молекулярной и ионной форме.

4. ТВЕРДОФАЗНЫЕ РЕАКЦИИ

Внимание! *Опыты выполнять в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!*

Немного тригидрата нитрата меди (II) $Cu(NO_3)_2 \cdot 3 H_2O$ поместить в пробирку, закрепить ее в штативе и осторожно нагреть в пламени спиртовки.

Наблюдать обезвоживание и последующее разложение соли. Записать последовательность изменения цвета соли: _____

Какие соединения содержатся в пробирке на каждом этапе?

Какое соединение меди получилось при прокаливании? _____

Какие газообразные продукты выделяются при разложении соли?

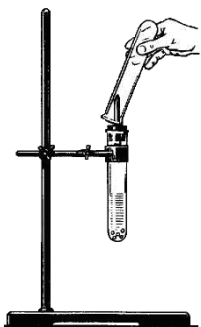
Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты методом электронного баланса.

ВОДОРОД, КИСЛОРОД И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

Правила работы с водородом

При опытах с водородом нельзя поджигать водород, выходящий из прибора, не убедившись предварительно в его чистоте, иначе внутри прибора может произойти взрыв и разорвать его.

1. ПОЛУЧЕНИЕ ВОДОРОДА ДЕЙСТВИЕМ МЕТАЛЛА НА КИСЛОТУ



Собрать прибор, состоящий из пробирки с пробкой, через которую проходит стеклянная трубка с оттянутым концом.

Положить в пробирку несколько кусочков цинка и добавить на 1/3 пробирки разбавленную H_2SO_4 .

Плотно вставить пробку с оттянутой трубкой и укрепить пробирку вертикально в зажиме штатива.

Наблюдать выделение газа: _____

Уравнение реакции получения водорода:

Убедиться, что выходящий через трубку водород не содержит примеси воздуха. Для этого надо на газоотводную трубку надеть перевернутую вверх дном пробирку, через полминуты снять и, не переворачивая, поднести к пламени горелки. Если в пробирку поступил чистый водород, он загорается спокойно (при загорании слышен слабый звук). При наличии в пробирке с водородом примеси воздуха происходит небольшой взрыв, сопровождающийся резким звуком. В этом случае испытание газа на чистоту следует повторить, взяв чистую пробирку. Убедившись, что из прибора идет чистый водород, зажечь его у отверстия оттянутой трубки.

Подержать над пламенем водорода сухую пробирку. Наблюдения:

Написать уравнение реакции горения водорода.

2. ПОЛУЧЕНИЕ ВОДОРОДА ДЕЙСТВИЕМ МЕТАЛЛА НА ЩЕЛОЧЬ

В пробирку прибора, описанного в предыдущем опыте, всыпать немного алюминиевых стружек и налить 2-3 мл раствора гидроксида натрия.

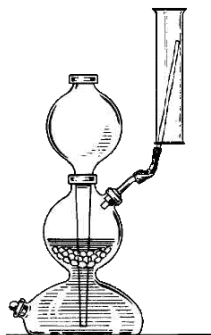
Наблюдать выделение газа.

Если реакция идет медленно, осторожно подогреть.

Закрывать пробирку пробкой с оттянутой трубкой и, убедившись в полноте вытеснения воздуха из пробирки (как в предыдущем опыте), поджечь выделяющийся газ.

Написать уравнение реакции в молекулярной и сокращенной ионной формах.

3. ПЕРЕЛИВАНИЕ ВОДОРОДА



Методом вытеснения воздуха наполнить цилиндр (или пробирку) водородом из аппарата Киппа, закрыть ее пробкой или стеклом.

Объяснить, почему цилиндр-приемник расположен вверх дном.



Рассчитать относительную плотность водорода по воздуху.

$D_{\text{возд}}(\text{H}_2) =$ _____

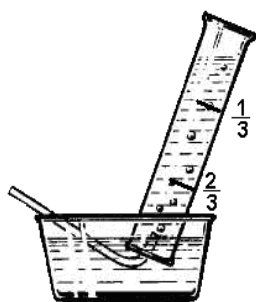
Показать на рисунке направление перетекания водорода.

Затем медленно переливать водород в другой цилиндр (пробирку) несколько меньшего размера.

Поднося осторожно к огню поочередно оба цилиндра, установить, в каком из них больше водорода.

Чистый ли водород в пробирке-приемнике? Почему?

4. ВЗРЫВ ГРЕМУЧЕГО ГАЗА



Небольшой цилиндр (или пробирку), на которой карандашом по стеклу нанесены деления, наполнить доверху водой и, закрыв стеклянной пластинкой, опрокинуть в кристаллизатор с водой.

Наполнить цилиндр на $\frac{1}{3}$ кислородом (из газометра или подушки) и на $\frac{2}{3}$ водородом (из аппарата Киппа) методом вытеснения воды.

Вынуть цилиндр из кристаллизатора, держа его вверх дном и закрыв предварительно его отверстие под водой стеклянной пластинкой.

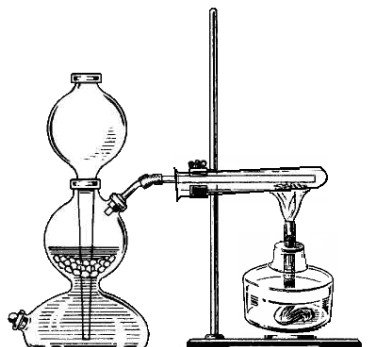
Обернуть цилиндр полотенцем и, открыв отверстие, осторожно поднести его к пламени горелки.

Наблюдения:

Уравнение реакции:

Объяснить объемные отношения исходных газов.

5. ВОССТАНОВЛЕНИЕ ВОДОРОДОМ ОКСИДА МЕДИ (II)



Собрать прибор, состоящий из: аппарата Киппа, сухой пробирки, укрепленной в лапке штатива. В пробирку положить небольшое количество оксида меди (II) (со спичечную головку) и укрепить ее в штативе в слегка наклонном положении с несколько приподнятым дном. Вместо аппарата Киппа можно воспользоваться ППГ.

Водород, идущий из аппарата Киппа, проверить на чистоту, как в опыте 1.

Убедившись в чистоте водорода, газоотводную трубку от аппарата Киппа поместить в пробирку и пропускать водород над оксидом меди (II) сначала при комнатной температуре, а затем подогреть пробирку с оксидом меди (II) спиртовкой.

Признаки реакции:

Написать уравнение реакций получения водорода в аппарате Киппа и восстановления оксида меди (II).

Почему пробирку в штативе следует укреплять с приподнятым дном?

Для данной реакции рассчитать ΔG реакции и определить возможность самопроизвольного протекания процесса при 25°C и при 250°C.

$\Delta H_{\text{р-ции}} =$ _____

$\Delta S_{\text{р-ции}} =$ _____

$\Delta G_{\text{р-ции}}^{25} =$ _____

$\Delta G_{\text{р-ции}}^{250} =$ _____

6. ВОССТАНОВЛЕНИЕ ПЕРМАНГАНАТА КАЛИЯ АТОМАРНЫМ ВОДОРОДОМ (В МОМЕНТ ВЫДЕЛЕНИЯ)

В разбавленный раствор серной кислоты добавить несколько капель раствора перманганата калия и разлить смесь в две пробирки.

Цвет исходной смеси – _____

В одну из них бросить кусочек цинка, в другую пропустить водород из аппарата Киппа.

Наблюдения:

Сравнить скорость изменения цвета раствора в пробирках.

Объяснить разницу в скорости изменения цвета.

Написать уравнение реакции восстановления перманганата калия атомарным водородом, расставить коэффициенты электронно-ионным методом.

Написать уравнение реакции образования атомарного водорода. Устойчиво ли данное вещество?

7. ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОРОДА

7.1. Для опыта берут хорошо измельченные $KClO_3$ и MnO_2 .

С бертолетовой солью надо обращаться осторожно, так как в присутствии малейших примесей горючих веществ (бумаги, угля и т.д.) она при трении или нагревании может дать сильный взрыв. Следует также иметь в виду, что MnO_2 иногда бывает загрязнен органическими веществами. Для удаления их MnO_2 предварительно прокаливают.

Поместить в чистую, сухую пробирку около 0,3 г (глазную лопаточку) $KClO_3$ и укрепить ее вертикально в зажиме штатива.

Нагревать дно пробирки сначала слабо и осторожно, затем сильнее. Когда соль расплавится, испытать, загорается ли внесенная в пробирку тлеющая лучинка. Сделать вывод, интенсивно ли идет разложение бертолетовой соли.

Написать уравнение реакции разложения бертолетовой соли при нагревании. Уравнять методом электронного баланса.

Определить тип реакции. _____

Отставить горелку, тотчас же всыпать в пробирку немного заранее приготовленного порошка MnO_2 . Снова опустить в пробирку, не касаясь соли, тлеющую лучинку.

Наблюдения:

Составить уравнение реакции разложения бертолетовой соли в присутствии MnO_2 . Уравнять методом электронного баланса.

Определить тип реакции. _____

Какую роль в этой реакции выполняет MnO_2 ? _____

7.2. Укрепить вертикально в зажиме штатива сухую пробирку с 0,5 г кристаллического $KMnO_4$ и нагреть.

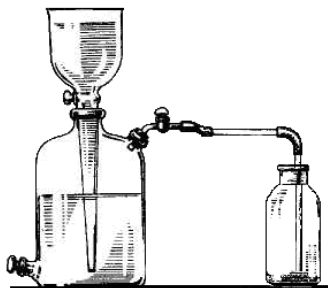
Какие изменения происходят с кристаллами?

Испытать выделяющийся газ тлеющей лучинкой.

Написать уравнение реакции. Уравнять методом электронного баланса.

Определить тип реакции. _____

8. ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА КИСЛОРОДА



Для опыта собрать кислород в банку из газометра или подушки методом вытеснения воздуха. Для опыта **8.4** на дно банки предварительно насыпать немного песка.

Пронаблюдать горение вещества в воздухе и кислороде.

Для опытов **8.1, 8.2, 8.3**: Сравнить интенсивность горения вещества в воздухе и кислороде. _____



Объяснить разницу, используя кинетическое уравнение реакции горения:

8.1. В железную ложечку положить небольшой кусочек серы.

Зажечь его в пламени горелки и внести в сосуд с кислородом, постепенно опуская ложечку.

Наблюдения: _____

Уравнение реакции:

После сжигания влить в сосуд немного воды, закрыть сосуд и хорошо взболтать, чтобы растворить продукт горения в воде.

К какому классу соединений относится продукт горения серы в кислороде?

Что образуется при взаимодействии этого вещества с водой? Проверить сделанное предположение с помощью индикаторов.

Написать соответствующее уравнение реакции в молекулярной и сокращенной ионной формах.

8.2. Прodelать такой же опыт, взяв вместо серы немного красного фосфора.

Наблюдения:

Уравнение реакции:

После сжигания влить в сосуд немного воды, закрыть сосуд и хорошо взболтать, чтобы растворить продукт горения в воде.

К какому классу соединений относится продукт горения фосфора в кислороде?

Что образуется при взаимодействии этого вещества с водой? Проверить сделанное предположение с помощью индикаторов.

Написать соответствующее уравнение реакции в молекулярной и сокращенной ионной формах.

8.3. Прodelать такой же опыт, взяв вместо серы предварительно зажженную ленту магния, держа ее железными щипцами. *(Не смотреть долго на горящий магний: это вредно для глаз!)*

Наблюдения:

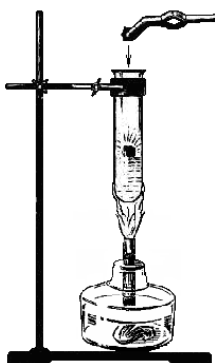
Уравнение реакции:

После сжигания влить в сосуд немного воды, закрыть сосуд и хорошо взболтать, чтобы растворить продукт горения в воде.

К какому классу соединений относится продукт горения магния в кислороде?

Что образуется при взаимодействии этого вещества с водой? Проверить сделанное предположение с помощью индикаторов.

Написать соответствующее уравнение реакции в молекулярной и сокращенной ионной формах.



8.4. На конце тонкой стальной проволоки, прикрепленной к лучинке, укрепить маленький кусочек угля.

Раскалить уголь в пламени горелки и затем внести в сосуд с кислородом.

Отметить, как горит железо в кислороде.

Написать уравнение этой реакции, учитывая, что образуется Fe_3O_4 .
Расставить коэффициенты методом электронного баланса.

8.5. Взять сухую пробирку и заполнить ее на $1/5$ KNO_3 .

Укрепить ее в штативе вертикально над металлической подставкой и нагревать до расплавления соли (нитраты щелочных и щелочноземельных металлов, плавясь, разлагаются на нитриты и кислород.)

Когда из расплавленной массы начнут выделяться пузырьки газа, накаливать в пламени горелки кусочек угля, держа его щипцами, и бросить в пробирку.

Нагревание прекратить.

Наблюдать (*осторожно!*), как происходит горение угля в выделяющемся кислороде.

Когда уголь сгорит, бросить в пробирку кусочек серы. Отметить отличие горения серы в молекулярном и атомном кислороде.

Написать уравнения реакции разложения селитры при нагревании и горения угля и серы в атомарном кислороде. Уравнять методом электронного баланса.

8.6. Обменной реакцией получить в пробирке осадок гидроксида марганца (II).

Обратить внимание на его цвет. _____

Медленно пропускать в полученную суспензию ток кислорода из газометра до изменения цвета осадка.

Написать уравнение реакции. Уравнять методом электронного баланса.

В чем состоит разница между процессами горения и медленного окисления?

9. ОБНАРУЖЕНИЕ ПЕРОКСИДА ВОДОРОДА

9.1. Налить в пробирку на 1/3 воды, добавить 2-3 капли раствора $K_2Cr_2O_7$ и столько же капель разбавленного раствора H_2SO_4 . Цвет раствора _____.

Добавить 0,5 мл диэтилового эфира и немного 3%-го раствора H_2O_2 . Смешать жидкости, встряхивая пробирку.

В результате обменной реакции получается непрочный пероксид хрома CrO_5 . Наблюдать окрашивание эфирного слоя пероксидом хрома.

Цвет эфирного слоя _____

Написать уравнение реакции образования CrO_5 из $K_2Cr_2O_7$.

Составить структурную формулу пероксида хрома и расставить степени окисления элементов в структурной формуле.

Через 5 минут от начала реакции обратить внимание на окраску нижнего водного слоя. Она принадлежит образовавшемуся сульфату хрома (III)

Написать уравнение реакции восстановления $K_2Cr_2O_7$ пероксидом водорода в кислой среде, расставить коэффициенты электронно-ионным методом.

9.2. Налить в пробирку 1 мл 3%-го раствора H_2O_2 , добавить 1-2 капли раствора KI и несколько капель разбавленной H_2SO_4 .

Наблюдения:

Добавить к смеси 1-2 мл крахмального клейстера.

Наблюдать изменение окраски. _____

Какое вещество образовалось в результате реакции? _____

Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом.

10. КАТАЛИТИЧЕСКОЕ РАЗЛОЖЕНИЕ ПЕРОКСИДА ВОДОРОДА

Налить в пробирку 1-2 мл 3%-го раствора H_2O_2 , всыпать немного порошка MnO_2 .

Наблюдения:

Выделяющийся газ испытать тлеющей лучинкой.

Написать уравнение реакции разложения пероксида водорода. Уравнять методом электронного баланса.

Какую роль выполняет MnO_2 в этой реакции?

11. ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ПЕРОКСИДА ВОДОРОДА

11.1. К 2 мл раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ добавить равный объем раствора Na_2S , нагреть до кипения. Наблюдения:

Слить раствор с осадка. Прилить к осадку 3 мл 3%-го раствора H_2O_2 и слегка нагреть.

Как изменяется окраска осадка? _____

Написать уравнение реакции. Уравнять методом электронного баланса.

Какую роль выполняет в этой реакции H_2O_2 ? _____

11.2. К 2 мл раствора $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ (цвет раствора _____) добавлять раствор NaOH до растворения первоначально образовавшегося осадка.

Цвет осадка _____. Цвет полученного раствора _____.

Составить уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

К полученному раствору добавить раствор пероксида водорода.

Наблюдать изменение окраски раствора за счет перехода тетрагидроксохромата (III) натрия в хромат натрия. _____

Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом.

Какую роль в этой реакции выполняет H_2O_2 ? _____

12. ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ПЕРОКСИДА ВОДОРОДА

12.1. Налить в пробирку 2-3 мл раствора AgNO_3 и добавлять по каплям раствор аммиака (не брать избытка!) до исчезновения образовавшейся мути.

Цвет осадка _____. Цвет полученного раствора _____.

Составить уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

--	--

К полученному раствору прилить 3%-й раствор H_2O_2 . Наблюдения:

Испытать тлеющей лучинкой выделяющийся газ. _____.

Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом.

Какую роль в этой реакции выполняет H_2O_2 ? _____.

12.2. Налить в пробирку 1 мл концентрированного раствора $KMnO_4$, 2 мл раствора H_2SO_4 . Добавить 1-2 мл раствора H_2O_2 .

Наблюдать изменение цвета раствора. _____.

Испытать тлеющей лучинкой выделяющийся газ. _____.

Составить уравнение реакции, расставить коэффициенты электронно-ионным методом.

Какую роль в этой реакции выполняет H_2O_2 ? _____.

13. ОТБЕЛКА ПЕРОКСИДОМ ВОДОРОДА

Немного темной шерсти обработать для удаления жира разбавленным раствором щелочи и погрузить в пробирку с 3%-м раствором H_2O_2 .

Наблюдать в конце занятия изменение цвета шерсти.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ ВНЕАУДИТОРНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ

Дисциплина «Основы общей химии», «Введение в химию»

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

Вариант 1

1. Составить структурные формулы веществ: H_3PO_4 ; HClO_3 ; OF_2 ; $\text{Al}(\text{OH})_3$; SO_3 .
2. Рассчитать относительную молекулярную массу, молярную массу и массу в кг одной молекулы серной кислоты.
3. Определить объем, который займут при нормальных условиях (н.у.) один миллион молекул углекислого газа.
4. Рассчитать, сколько атомов содержится в 1 г оксида железа (III).
5. Вычислить массовую долю хрома в химически чистом дихромате калия.
6. Какую массу имеют при н.у. 1 м³ водорода, 1 л метана?
7. Определить состав молекул газообразного углеводорода, если его плотность при н.у. равна 1,0714 г/л, а отношение масс водорода и углерода 1:6.
8. Определить формулу водородного соединения азота, если его относительная плотность по воздуху равна 1,1034, а массовые доли азота составляет 87,5 %.
9. Рассчитать, какой объем кислорода понадобится для сжигания этана объемом 10 л.

Вариант 2

1. Составить структурные формулы веществ: H_2CO_3 ; H_3BO_3 ; P_2O_5 ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; CO_2 .
2. Определить состав молекул газообразного фтороводорода, если его относительная плотность по водороду равна 20, а отношение масс водорода и фтора 1:19.
3. Определить формулу оксида азота, если его плотность при н.у. равна 4,1 г/л, а массовые доли азота и кислорода соответственно равны 0,3 и 0,7.
4. Рассчитать относительную молекулярную массу, молярную массу и массу в кг одной молекулы ортофосфорной кислоты.
5. Какой объем займет при н.у. 1 г водорода, 48 г кислорода?
6. Сколько молекул в 1 л азота?
7. Определить массу одного миллиона молекул углекислого газа.

8. Записать уравнения всех возможных солей серной кислоты и гидроксида алюминия. (Можно с уравнениями реакций.)

9. Осуществить следующие превращения:

Нитрат магния \rightarrow гидроксид магния \rightarrow нитрат гидроксомагния \rightarrow нитрат магния.

Вариант 2

1. Составить формулы оксидов, определить их характер. Записать уравнения возможных реакций с водой. Для оксидов, не реагирующих с водой, показать формулу соответствующих им гидроксидов.

оксид хрома (II)

оксид хрома (VI)

оксид хлора (I)

оксид хрома (III)

оксид хлора (VII)

оксид хлора (III)

оксид азота (II)

2. Какие оксиды соответствуют следующим гидроксидам: HNO_3 , H_3PO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, H_5IO_6 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, KOH . Назвать эти оксиды.

3. С какими из приведенных ниже оксидов может взаимодействовать разбавленная серная кислота?

TeO_3 , Na_2O , MnO , Mn_2O_7 , ZnO , Sc_2O_3 .

Написать соответствующие уравнения реакций.

4. Записать возможные уравнения взаимодействия:

а) гидроксида калия и соляной кислоты;

б) гидроксида кальция и углекислого газа;

в) гидроксида натрия и сульфата железа (III).

5. Назвать кислоты, указать формулы соответствующих им оксидов. Для любой орто-кислоты записать уравнения диссоциации, назвать анионы, записать формулы возможных кальциевых солей.

HAsO_2 ; H_3AsO_3 ; H_3AsO_4 ; HNO_3 .

6. Написать уравнения диссоциации гидроксида железа (III), назвать все катионы. Составить формулы возможных карбонатов.

7. Написать формулы солей, показать, как эти соли диссоциируют. Записать уравнения реакций между кислотой и основанием, приводящих к получению каждой соли.

сульфат железа (III);

дигидрофосфат кальция;

сульфат дигидроксида железа (III).

8. Записать уравнения всех возможных солей ортоборной (H_3BO_3) кислоты и гидроксида бария. (Можно с уравнениями реакций.)

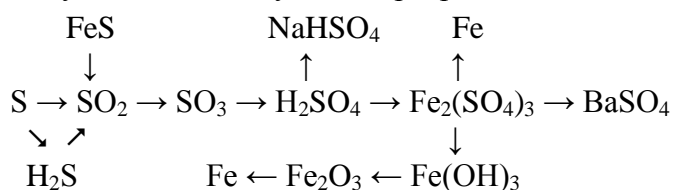
9. Осуществить следующие превращения:

Гидроксид хрома (III) \rightarrow сульфат гидроксохрома (III) \rightarrow

\rightarrow сульфат хрома (III) \rightarrow гидросульфат хрома (III).

Дополнительные задания

1. Осуществить следующие превращения:



2. Даны следующие вещества: медь, соляная кислота, хлор, кислород. Как, используя только эти вещества, получить хлорид меди (II) двумя способами?

СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

Вариант 1

1. Чем отличаются друг от друга ядра ^{235}U и ^{238}U ?
2. Вычислить среднюю относительную атомную массу природной смеси изотопов ^{65}Cu (31%) и ^{63}Cu (69%).
3. Средняя относительная атомная масса природной смеси изотопов сурьмы 121,75. Определить массовую долю изотопов ^{121}Sb и ^{123}Sb .
4. Написать все допустимые значения квантовых чисел для электрона, находящегося на подуровне 5g ($l = 4$).
5. Обосновать максимально возможное число орбиталей и электронов на подуровне 6d.
6. Сравнить запас энергии электронов и расположить в порядке заполнения подуровни: 5p, 5d, 6s, 6p, 6d. Объяснить.
7. Пояснить, что общего и чем отличаются электроны, находящиеся на подуровнях:
а) 5p и 6p; б) 5s и 5d.
8. Как будут располагаться 6 электронов на d-подуровне в нормальном состоянии? Почему?
9. Написать электронные формулы и графические схемы атомов элементов № 4, 7, 14, 17, 28, 35. Подчеркнуть валентные электроны, определить семейство. Определить ковалентность атомов в нормальном и всех возможных возбужденных состояниях.
10. Объяснить явление «проскока» электрона на примере молибдена.
11. Определить максимально активный восстановитель в главной подгруппе VII группы. Объяснить.
12. Определить наиболее и наименее активный окислитель в V периоде. Обосновать.
13. В каждой паре указать элемент с большим радиусом атома, ответ обосновать: Li – K; Si – S; Ti – Mn.

14. Написать электронные формулы и схемы атомов серы и углерода, получить из них ионы: S^{2-} ; S^{6+} ; S^{4+} ; C^{4-} ; C^{4+} . Написать для них электронные формулы и схемы. Определить, какая (какие) из этих частиц имеет повышенную устойчивость. Почему?

15. Составить уравнения реакций азота с а) литием; б) фтором; в) бором. Определить окислитель и восстановитель. Обосновать по положению элементов в ПС, подтвердить числовыми данными.

Вариант 2

1. Чем отличаются друг от друга ядра ^{32}S и ^{34}S ?

2. Вычислить среднюю относительную атомную массу природной смеси изотопов ^{35}Cl (75,53%) и ^{37}Cl (24,47%).

3. Средняя относительная атомная масса природной смеси изотопов брома 80,48. Определить массовую долю изотопов ^{79}Br и ^{82}Br .

4. Написать все допустимые значения квантовых чисел для электрона, находящегося на подуровне 6f.

5. Обосновать максимально возможное число орбиталей и электронов на подуровне 5f.

6. Сравнить запас энергии электронов и расположить в порядке заполнения подуровни: 6s, 6p, 6d, 7s, 7p. Объяснить.

7. Пояснить, что общего и чем отличаются электроны, находящиеся на подуровнях:
а) 4s и 6s; б) 5s и 5p.

8. Как будут располагаться 8 электронов на f-подуровне в нормальном состоянии? Почему?

9. Написать электронные формулы и графические схемы атомов элементов № 3, 6, 15, 18, 25, 34. Подчеркнуть валентные электроны, определить семейство. Определить ковалентность атомов в нормальном и всех возможных возбужденных состояниях.

10. Объяснить явление «проскока» электрона на примере серебра.

11. Определить максимально активный восстановитель в главной подгруппе IV группы. Объяснить.

12. Определить наиболее и наименее активный окислитель в III периоде. Обосновать.

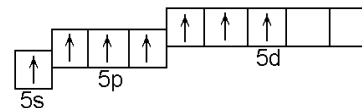
13. В каждой паре указать элемент с большим радиусом атома, ответ обосновать:
F – Cl; P – Cl; Sc – Co.

14. Написать электронные формулы и схемы атомов фосфора и брома, получить из них ионы: P^{3+} ; P^{5+} ; Cl^- ; Cl^{7+} ; Cl^{3+} . Написать для них электронные формулы и схемы. Определить, какая (какие) из этих частиц имеет повышенную устойчивость. Почему?

15. Составить уравнения реакций серы с а) кальцием; б) фтором; в) водородом. Определить окислитель и восстановитель. Обосновать по положению элементов в ПС, подтвердить числовыми данными.

Дополнительные задания

1. Для каких атомных орбиталей сумма главного и орбитального квантовых чисел равна 8? Есть ли такие элементы в периодической системе?
2. Определить период, группу, подгруппу и порядковый номер элемента, если:
 - а) валентные электроны: $\dots 5d^2 6s^2$;
 - б) валентные электроны: $\dots 5s^2 5p^4$;
 - в) внешний и предвнешний слой: $\dots 4s^2 4p^6 5s^2$;
 - г) в электронной конфигурации содержится: $4d^6$;
 - д) внешний слой в возбужденном состоянии имеет вид:
3. Объяснить, почему радиус атома калия больше радиуса атома меди.



ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Вариант 1

1. Определить тип связи и тип кристаллической решетки для веществ:



Определить степень окисления каждого элемента и его валентность в данном соединении. Построить структурные формулы, показать смещение электронной плотности по каждой связи.

2. Определить пространственную структуру молекул, полярность связей, полярность подчеркнутых молекул: POCl_3 ; AlCl_3 ; COF_2 ; GeF_4 ; CO_2 .

3. Описать механизм образования связи: $\text{BF}_3 + \text{F}^- \rightarrow [\text{BF}_4]^-$;

4. Привести примеры, когда один и тот же элемент в разных соединениях образует различные виды связи:

- а) ионную;
ковалентную полярную;
ковалентную неполярную;
водородную.
- б) вещества с различным типом кристаллической решетки.

5. Учитывая положение элементов в периодической системе элементов (П.С.), определить, какая из связей более прочная. Ответ обосновать.

- а) Si – H или S – H;
- б) S – H или Se – H;
- в) S = O или S – O.

6. Составить структурные формулы, определить ковалентность каждого атома: $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$, Si_2H_6 , NaH_2BO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})\text{NO}_2$, C_2H_4 .

7. Сравнить вещества по свойствам, сделать вывод о типе кристаллической решетки. Охарактеризовать структуру кристалла: песок (SiO_2) и углекислый газ (CO_2).

Вариант 2

1. Определить тип связи и тип кристаллической решетки для веществ:



Определить степень окисления каждого элемента и его валентность в данном соединении. Построить структурные формулы, показать смещение электронной плотности по каждой связи.

2. Определить пространственную структуру молекул, полярность связей, полярность подчеркнутых молекул: SO₂; BCl₃; NOF; SiCl₄; COCl₂.

3. Описать механизм образования связи: $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow [\text{NH}_4]^+$;

4. Привести примеры, когда один и тот же элемент в разных соединениях образует различные виды связи:

а) металлическую;

ионную;

ковалентную полярную.

б) вещества с различным типом кристаллической решетки.

5. Учитывая положение элементов в П.С., определить, какая из связей более прочная. Ответ обосновать.

а) Cl – H или P – H;

б) Se – H или Te – H;

в) P = O или P – O.

6. Составить структурные формулы, определить ковалентность каждого атома: Na₂SO₃, C₂H₆, Na₂HBO₃, Ba(OH)ClO₃, C₂H₂.

7. SnCl₄ образует кристаллическую решетку молекулярного типа, а SnCl₂ – атомную. Показать, чем должны отличаться физические свойства этих веществ. Охарактеризовать строение каждого кристалла.

Дополнительные задания

1. Описать механизм образования связи: $\text{Al(OH)}_3 + \text{OH}^- \rightarrow [\text{Al(OH)}_4]^-$.

ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ РЕАКЦИЙ

Вариант 1

1. $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2610 \text{ кДж}$

Рассчитать, какое количество теплоты выделится при взаимодействии:

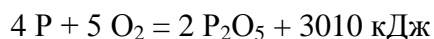
а) 1 моль C₂H₂;

б) 1,12 л C₂H₂;

в) 13 г C₂H₂.

2. При горении серы образовалось 32 г оксида серы (IV) и выделилось 146,3 кДж тепла. Определить тепловой эффект реакции и составить ТХ уравнение.

3. Термохимическое уравнение горения фосфора имеет вид:



а) Какое кол-во теплоты выделится при сгорании 3,1 кг фосфора?

б) Определить массу фосфора и объем затраченного воздуха (н.у.) для получения 3,01 кДж теплоты.

4. Во сколько раз изменится скорость реакции при понижении температуры на 20°C, если при повышении температуры на 10° скорость возрастает в 2,8 раза?

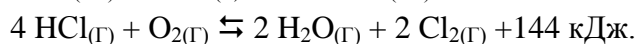
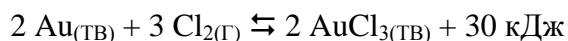
5. Записать выражения для K_p систем:



Как повлияет на состояние равновесия в данных системах

а) повышение давления; б) повышение температуры.

6. Как повысить выход хлора в приведенных системах? Ответ обосновать.



7. Реакция протекает по уравнению $\text{A} + 2 \text{B} \rightarrow 3 \text{C} + \text{D}$. Реакция гомогенная, идет в растворе. Начальные концентрации веществ А и В составляли по 3 моль/л. Через 1 минуту в системе образовалось 0,6 моль/л вещества С. Рассчитать концентрации всех веществ в этот момент времени, среднюю скорость реакции по веществам А и С.

Вариант 2

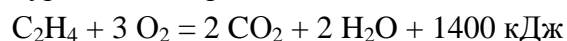


Рассчитать какое количество теплоты выделится при взаимодействии:

а) 1 моль O_2 ; б) 1,12 л O_2 ; в) 16 г O_2 .

2. При горении серы образовалось 5,6 л оксида серы (IV) и выделилось 73,15 кДж тепла. Определить тепловой эффект реакции и составить ТХ уравнение.

3. Термохимическое уравнение горения этилена имеет вид:

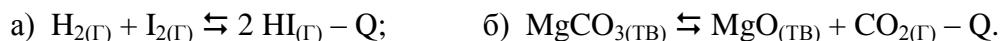


а) Какое кол-во теплоты выделится при сгорании 5,6 л (н.у.) этилена?

б) Определить массу водяных паров и объем затраченного воздуха (н.у.), если при реакции горения выделилось 70 кДж теплоты.

4. Во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры на 30°C, если при повышении температуры на 10° скорость возрастает в 2,5 раза?

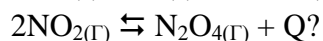
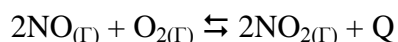
5. Записать выражения для K_p систем:



Как повлияет на состояние равновесия в данных системах

а) понижение давления; б) понижение температуры.

6. Каким способом можно повысить выход NO_2 в предложенных реакциях. Ответ обосновать.



7. Реакция протекает по уравнению $2A + B \rightarrow 2C + 3D$. Реакция гомогенная, идет в растворе. Начальные концентрации веществ А и В составляли по 4 моль/л. Через 10 минут в системе образовалось 0,6 моль/л вещества С. Рассчитать концентрации всех веществ в этот момент времени, среднюю скорость реакции по веществам А и С.

Дополнительные задания

1. При сгорании 0,033 л (н.у.) метана по ТХ уравнению $CH_4 + 2O_2 = 2CO_2 + 2H_2O + 878 \text{ кДж}$ теплоты хватило на образование йодоводорода массой 6,4 г. Предположив, что вся выделившаяся при горении метана теплота расходуется на образование йодоводорода, составить ТХ уравнение взаимодействия йода с водородом.

2. Реакция протекает по уравнению $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O + 63,6 \text{ кДж}$. Рассчитать, какое количество теплоты выделится при растворении 20 г оксида меди (II) в растворе, содержащем 18,3 г хлороводорода.

3. Реакция протекает по уравнению $CO_{(г)} + 2H_{2(г)} \rightleftharpoons CH_3OH_{(г)}$. Начальные концентрации исходных веществ: $(CO)_0 = 0,05 \text{ моль/л}$; $(H_2)_0 = 0,02 \text{ моль/л}$. К моменту наступления равновесия прореагировало 60 % водорода. Рассчитать равновесные концентрации (константу равновесия).

СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ

Вариант 1

1. Рассчитать массу $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ необходимого для приготовления 150 г 2%-ного раствора $CuSO_4$. Сколько воды необходимо взять для приготовления этого раствора?

2. Какой объем раствора фосфорной кислоты с молярной концентрацией 0,2 моль/л можно приготовить из 120 мл 30%-ного раствора плотностью 1,19 г/мл.

3. Определить молярную концентрацию 2,6%-ного раствора $Na_2B_4O_7$ плотностью 1,02 г/мл.

4. Определить массовую долю ортофосфорной кислоты в растворе с молярной концентрацией 6,65 моль/л, плотность раствора 1,33 г/мл.

5. Какой будет массовая доля хлорида натрия в растворе, полученном при сливании 150 г 0,9%-ого и 75 г 5%-ого растворов?

6. Какой объем 23%-ного раствора аммиака плотностью 0,916 г/мл потребуется для взаимодействия с 750 мл раствора серной кислоты с молярной концентрацией 6 моль/л. Определить массу образовавшегося сульфата аммония.

7. Растворимость $KClO_3$ при $70^{\circ}C$ равна 30,2 г, а при $30^{\circ}C$ 10,1 г в 100 г H_2O . Сколько граммов $KClO_3$ выделится из 70 г насыщенного при $70^{\circ}C$ раствора, если его охладить до $30^{\circ}C$?

8. Будет ли 50%-ный раствор сахара насыщенным при $45^{\circ}C$, если растворимость сахара при этой температуре 245 г на 100 г воды?

Вариант 2

1. Рассчитать массу $\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, необходимого для приготовления 250 г 5%-ного раствора BaCl_2 . Сколько воды необходимо взять для приготовления этого раствора?
2. Какой объем 30%-ного раствора фосфорной кислоты плотностью 1,19 г/мл необходим для приготовления 300 мл раствора с молярной концентрацией 0,2 моль/л.
3. Определить молярную концентрацию 10%-ного раствора аммиака плотностью 0,96 г/мл.
4. Определить массовую долю азотной кислоты в растворе с молярной концентрацией 4,5 моль/л, плотность раствора 1,15 г/мл.
5. Какой будет молярная концентрация хлорида натрия в растворе, полученном при сливании 300 мл 0,5 М и 55 мл 5 М растворов?
6. Какой объем 9%-ного раствора гидроксида натрия плотностью 1,1 г/мл потребуется для взаимодействия с 200 мл раствора ортофосфорной кислоты с молярной концентрацией 2 моль/л. Определить массу образовавшегося ортофосфата натрия.
7. Растворимость нитрата калия при 45°C равна 73 г, а при 30°C 45 г в 100 г H_2O . Сколько граммов KNO_3 выделится из 170 г насыщенного при 45°C раствора, если его охладить до 30°C ?
8. Будет ли 33,3%-ный раствор хлорида бария насыщенным при 65°C , если его растворимость при этой температуре 20,3 г на 100 г воды?

Дополнительные задания

1. Какова должна быть массовая доля сахарозы ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) в растворе, чтобы в нем на 30 молей воды приходилось 1 моль сахара?
2. Рассчитать массу осадка, выпадающего при сливании раствора ортофосфата натрия объемом 100 мл с $\omega(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 10\%$ плотностью 1,1 г/мл и раствора хлорида бария объемом 30 мл с молярной концентрацией BaCl_2 0,5 моль/л.
3. В 50 г насыщенного при 40°C раствора содержится 6,5 г сульфата калия. Определить растворимость этой соли, массовую долю и молярную концентрацию раствора, если его плотность 1,2 г/мл.

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Вариант 1

1. Даны растворы одинаковой концентрации ацетата натрия и уксусной кислоты. В каком из них концентрация ацетат-анионов выше? Объяснить.
2. Написать уравнения диссоциации веществ, назвать все ионы:
 - борная кислота;
 - гидроксид железа (III);
 - хлорид гидроксожелеза (III);
 - гидрокарбонат кальция.

7. Степень гидролиза формиата калия в 0,05 М растворе равна 0,0033%. Рассчитать концентрацию гидроксид-анионов, ионов водорода, рН в данном растворе.

8. Написать все возможные реакции в молекулярной и ионной формах. Все вещества назвать: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al}(\text{OH})_3$.

9. Написать возможные уравнения гидролиза. Указать характер среды. Как можно усилить и подавить гидролиз хлорида железа (II)? Назвать все соли.



Дополнительные задания

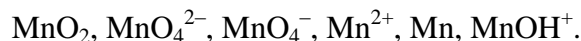
1. Концентрации ионов водорода и ацетат-анионов в растворе составляют 0,00132 моль/л. Вычислить степень диссоциации, константу диссоциации, рН и концентрацию гидроксид-анионов в данном растворе, если раствор 0,1 М.

2. Имеется 3 кг 10%-ного раствора сульфата натрия. Сколько граммов кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ выпадет при медленном испарении этого раствора?

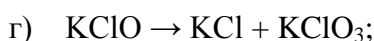
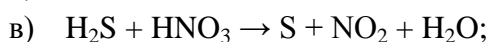
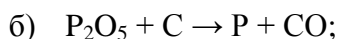
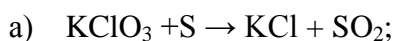
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

Вариант 1

1. Определить, какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляют следующие частицы:



2. Расставить коэффициенты методом электронного баланса, указать окислитель и восстановитель, определить тип окислительно-восстановительных реакций:



3. Написать схемы электролиза:

а) AlF_3 расплав на инертных электродах;

б) раствор на инертных электродах: ● AgNO_3 ; ● H_2SO_4 ; ● KOH ;

● NaNO_3 ; ● CuCl_2 ;

в) CuCl_2 раствор на медных электродах.

4. Вычислить объем газа (н.у.), выделившегося при полном электролизе 5%-го раствора сульфата натрия.

5. Определить порядок восстановления металлов при электролизе водного раствора смеси солей: Na^+ , Cu^{2+} , Ni^{2+} , Pb^{2+} .

6. Как изменится рН у электродов при электролизе водного раствора KNO_3 . Указать окраску метилового-оранжевого в приэлектродном пространстве.

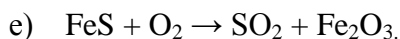
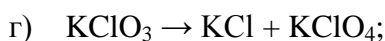
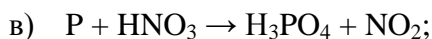
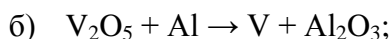
7. Составить схему кадмий-никелевого гальванического элемента. Указать электродные процессы, подписать катод и анод.

Вариант 2

1. Определить, какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляют следующие частицы:



2. Расставить коэффициенты методом электронного баланса, указать окислитель и восстановитель, определить тип окислительно-восстановительных реакций:



3. Написать схемы электролиза:

а) CaCl_2 расплав на инертных электродах;

б) раствор на инертных электродах: ● $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; ● HCl ; ● $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
● $\text{Na}_2(\text{SO}_4)$; ● HgCl_2 ;

в) FeCl_3 раствор на железном электроде.

4. Вычислить объем газа (н.у.), выделившегося при электролизе раствора нитрата меди (II), если при этом на катоде образовалось 16 г меди.

5. Определить порядок восстановления металлов при электролизе водного раствора смеси солей: Ag^+ , Ca^{2+} , Fe^{2+} , Cu^{2+} .

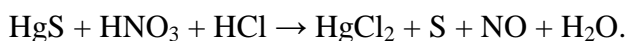
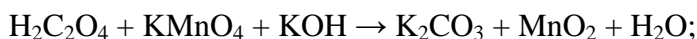
6. Как изменится pH у электродов при электролизе водного раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Указать окраску лакмуса в приэлектродном пространстве.

7. Составить схему медно-никелевого гальванического элемента. Указать электродные процессы, подписать катод и анод.

Дополнительные задания

1. Направление окислительно-восстановительных реакций во многом зависит от характера среды. В каком направлении будет смещаться равновесие в системе $3\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HIO}_3 + 5\text{HI}$ при добавлении: а) кислоты; б) щелочи.

2. Расставить коэффициенты методом электронного баланса, указать окислитель и восстановитель:



КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Вариант 1

1. Назвать следующие оксиды: TiO_2 ; TiO ; P_2O_3 ; Te_2O_7 . Написать формулы соответствующих им гидроксидов (оснований, кислот). Определить характер оксида (основный, кислотный или амфотерный). Какие из этих оксидов способны взаимодействовать с водой? Написать уравнения реакций.

2. Написать формулы оксидов, которые можно получить при разложении следующих кислот: H_4SnO_4 ; H_2SnO_3 . Указать степень окисления олова в кислотах и оксидах.

3. Назвать приведенные ниже кислоты: H_2SnO_2 ; H_2SnO_3 ; H_4SnO_4 . Написать уравнения ступенчатой диссоциации H_2SnO_3 . Подчеркнуть все кислотные остатки и назвать их.

4. Написать формулы гидроксидов: калия, магния, железа (III). Показать, как они диссоциируют. Подчеркнуть все катионы и назвать их. Написать уравнения всех возможных реакций, протекающих между вторым из приведенных здесь гидроксидов и соляной кислотой.

5. Назвать следующие соли: $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; NaH_2AsO_4 ; $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$. Показать, как они диссоциируют. Написать уравнения реакций между кислотой и основанием, приводящие к образованию каждой соли.

6. Получить сульфат магния, исходя из: а) магния; б) оксида магния; в) гидроксида магния; г) карбоната магния.

Вариант 2

1. Назвать следующие оксиды: V_2O_5 ; VO_2 ; V_2O_3 ; SO_3 . Написать формулы соответствующих им гидроксидов (оснований, кислот). Определить характер оксидов (основный, кислотный или амфотерный). Какие из этих оксидов способны взаимодействовать с водой? Написать уравнения реакций.

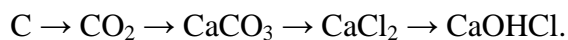
2. Написать формулы оксидов, которые можно получить при разложении следующих кислот: H_2SeO_3 ; H_2SeO_4 . Указать степень окисления селена в кислотах и оксидах.

3. Какая из приведенных ниже формул соответствует ортомышьяковой кислоте: HAsO_3 ; H_3AsO_4 ; H_3AsO_3 ? Написать уравнения ступенчатой диссоциации этой кислоты. Подчеркнуть все кислотные остатки и назвать их.

4. Написать формулы гидроксидов: рубидия, кобальта (II), алюминия. Показать, как они диссоциируют. Подчеркнуть все катионы и назвать их. Написать уравнения всех возможных реакций, протекающих между вторым из приведенных здесь гидроксидов и соляной кислотой.

5. Назвать следующие соли: $\text{K}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$; CaCrO_4 ; CrOHSO_4 . Показать, как они диссоциируют. Написать уравнения реакций между кислотой и основанием, приводящие к образованию каждой соли.

6. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Вариант 3

1. Назвать следующие оксиды: Mn_2O_3 ; SnO ; SeO_2 ; WO_3 . Написать формулы соответствующих им гидроксидов (оснований, кислот). Определить характер оксида (основный, кислотный или амфотерный). Какие из этих оксидов способны взаимодействовать с водой? Написать уравнения реакций.

2. Написать формулы оксидов, которые можно получить при разложении следующих кислот: H_3SbO_4 , $HSbO_2$. Указать степень окисления сурьмы в кислотах и оксидах.

3. Какая из приведенных ниже формул соответствует метателлуровой кислоте: H_6TeO_6 ; H_2TeO_3 ; H_2TeO_4 ? Написать уравнения ступенчатой диссоциации этой кислоты. Подчеркнуть все кислотные остатки и назвать их.

4. Написать формулы гидроксидов: цезия, свинца (II), хрома (III). Показать, как они диссоциируют. Подчеркнуть все катионы и назвать их. Написать уравнения всех возможных реакций, протекающих между вторым из приведенных здесь гидроксидов и соляной кислотой.

5. Назвать следующие соли: K_3AsO_4 ; $Ba(HSO_4)_2$; $MnOHCl$. Показать, как они диссоциируют. Написать уравнения реакций между кислотой и основанием, приводящие к образованию каждой соли.

6. Написать уравнения реакций, при помощи которых можно из натрия, серы, кислорода и водорода получить 3 средние соли, 3 кислые соли, 3 кислоты.

Вариант 4

1. Назвать следующие оксиды: FeO ; Fe_2O_3 , Cl_2O_7 , MoO_3 . Написать формулы соответствующих им гидроксидов (оснований, кислот). Определить характер оксида (основный, кислотный или амфотерный). Какие из этих оксидов способны взаимодействовать с водой? Написать уравнения реакций.

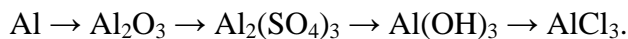
2. Написать формулы оксидов, которые можно получить при разложении следующих кислот: HPO_3 , $H_4P_2O_7$. Указать степень окисления фосфора в кислотах и оксидах.

3. Какая из приведенных ниже формул соответствует триметаборной кислоте: HBO_2 , $H_3(BO_2)_3$, H_3BO_3 ? Написать уравнения ступенчатой диссоциации этой кислоты. Подчеркнуть все кислотные остатки и назвать их.

4. Написать формулы гидроксидов: натрия, олова (II), олова (IV). Показать, как они диссоциируют (ступенчато). Написать уравнения всех возможных реакций, протекающих между вторым из приведенных здесь гидроксидов и соляной кислотой.

5. Назвать следующие соли: $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaHS , CuOHNO_3 . Показать, как они диссоциируют. Написать уравнения реакций между кислотой и основанием, приводящие к образованию каждой соли.

6. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Вариант 5

1. Назвать следующие оксиды: Cu_2O , CuO , As_2O_5 , MnO_3 . Написать формулы соответствующих им гидроксидов (оснований, кислот). Определить характер оксида (основный, кислотный или амфотерный). Какие из этих оксидов способны взаимодействовать с водой? Написать уравнения реакций.

2. Написать формулы оксидов, которые можно получить при разложении следующих кислот: H_3BO_3 ; HBO_2 . Указать степень окисления бора в кислотах и оксидах.

3. Какая из приведенных ниже формул соответствует ортойодной кислоте: HIO_3 ; HIO_4 ; H_5IO_6 ? Написать уравнения ступенчатой диссоциации этой кислоты. Подчеркнуть все кислотные остатки и назвать их.

4. Написать формулы гидроксидов: серебра (I), бария, марганца (IV). Показать, как они диссоциируют. Подчеркнуть все катионы и назвать их. Написать уравнения всех возможных реакций, протекающих между вторым из приведенных здесь гидроксидов и соляной кислотой.

5. Назвать следующие соли: $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, CaHPO_4 , K_2S . Показать, как они диссоциируют. Написать уравнения реакций между кислотой и основанием, приводящие к образованию каждой соли.

6. Написать уравнения реакций, с помощью которых, имея хлорид алюминия, серную кислоту и гидроксид натрия, можно получить 6 солей и кислоту.

Вариант 6

1. Написать формулы оксидов, которые можно получить при разложении следующих кислот: HMnO_4 , HReO_4 . Указать степени окисления металлов в оксидах и кислотах.

2. Назвать приведенные ниже кислоты: H_3PO_4 , H_3PO_3 , H_3PO_2 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$, $\text{H}_3\text{P}_3\text{O}_9$, $\text{H}_2\text{PO}_3\text{F}$. Написать уравнения ступенчатой диссоциации H_3PO_3 . Подчеркнуть все кислотные остатки и назвать их.

3. Назвать следующие соли: $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, BiOCl , $\text{Na}_2\text{SeO}_3\text{Cl}$, CoSO_2 , Ba_2XeO_6 , $\text{Mg}_2\text{S}_3\text{O}_8$. Написать уравнения реакций диссоциации каждой из этих солей.

4. Написать уравнения реакций получения хлорида меди (I) всеми возможными способами.

ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ

Вариант 1

1. Вычислить массу 1 л водорода при температуре 10°C и давлении 96 кПа.
2. 0,111 г некоторого газа заняли объем 25 мл при 17°C и давлении 104 кПа. Вычислить молярную массу газа.
3. Смешаны 10 л углекислого и 15 л угарного газа. Вычислить массовую долю каждого газа в смеси.
4. Вычислить среднюю молярную массу и относительную плотность по водороду газовой смеси, состоящей из одной объемной части аммиака и двух объемных частей угарного газа.
5. Вычислить при нормальных условиях массу 1 л газовой смеси, состоящей из 1 моль оксида углерода (II) и 2 моль молекулярного азота (генераторный газ).

Вариант 2

1. Вычислить массу 8 литров кислорода при температуре 18°C и давлении 104 кПа.
2. Написать уравнение реакции разложения бертолетовой соли KClO_3 . Рассчитать, сколько литров кислорода при температуре 21°C и давлении 104,5 кПа выделится при разложении 490 г бертолетовой соли.
3. Смешаны 4 г метана и 24 г кислорода. Вычислить объемную долю каждого газа в смеси.
4. Вычислить среднюю молярную массу и плотность по водороду газовой смеси, состоящей из 80 % азота, 10 % кислорода и 10 % оксида серы (IV) (по объему).
5. Вычислить при нормальных условиях массу 1 л следующей газовой смеси:
5 моль C_2H_2 + 3 моль CH_4 + 5 моль CO .

Вариант 3

1. Вычислить массу 22,4 л углекислого газа при температуре 27°C и давлении 152 кПа.
2. Сколько граммов кальция вступило в реакцию с водой, если объем выделившегося водорода при температуре 25°C и давлении 99,3 кПа равен 480 мл?
3. Смешаны при нормальных условиях по 5,6 л метана и молекулярного кислорода. Вычислить массовую долю каждого газа в смеси.
4. Вычислить среднюю молярную массу и плотность по воздуху газовой смеси, имеющей следующий состав (по объему): 28 % метана, 48 % этилена и 24 % пропана.
5. Вычислить массу 1 л следующей газовой смеси:
3 моль O_2 + 2 моль N_2 + 4 моль HCl .

Вариант 4

1. Написать уравнение реакции взаимодействия алюминия с соляной кислотой. Какой объем водорода выделится при растворении в кислоте 1 кг алюминия при температуре 0°C и давлении 101,3 кПа?
2. Смешаны 5 л угарного газа и 15 л азота. Выразить состав газовой смеси в процентах по массе.
3. Масса 327 мл газа при температуре 13°C и давлении 104 кПа равна 0,828 г. Вычислить относительную плотность газа по воздуху.
4. Вычислить среднюю молярную массу газовой смеси:
3 моль CO + 5 моль N_2 + 2 моль He .
5. Смешаны равные по массе количества газов: водорода, метана и азота. Вычислить массу 1 л смеси при нормальных условиях.

Вариант 5

1. Вычислить объем, занимаемый 5,5 г углекислого газа при температуре 11°C и давлении 102,7 кПа.
2. Вычислить плотность паров жидкости по воздуху, зная, что масса 456 мл пара при температуре 102°C и давлении 93,3 кПа равна 1,45 г.
3. Вычислить среднюю молярную массу газовой смеси, имеющей следующий состав: 4 моль CH_4 + 2 моль C_2H_2 + 5 моль H_2 .
4. Дана газовая смесь состава: 3 моль CO + 7 моль CO_2 . Вычислить:
 - а) среднюю молярную массу смеси;
 - б) массу 1 л смеси при нормальных условиях;
 - в) относительную плотность смеси по водороду и воздуху.
5. Сколько процентов (по объему) оксида углерода (II) содержится в газовой смеси состава: 3 моль CO + 5 моль N_2 + 2 моль CO_2 ?

Вариант 6

1. В химической лаборатории в баллоне черного цвета объемом 50,0 л под давлением 0,506 кПа осталось 0,575 кг газа. Определить, какой газ находится в баллоне.
2. Рассчитать, во сколько раз объем приходящегося на молекулу в газообразном состоянии диоксида серы больше, чем в жидкости, у которой плотность равна $1,4619 \text{ г/см}^3$.
3. Образец газообразного соединения массой 0,524 г занимает при 25°C и давлении 100,413 кПа объем 0,129 л. Количественный химический анализ показал содержание следующих элементов в % (масс. дол.): С-23,5; F-74,5 и остальное – водород. Определить формулу этого газа.
4. В эвдиометре смешали 15 мл воздуха с 7,5 мл водорода. После сгорания смеси объем оставшихся газов составил 13,1 мл. Определить объемную долю кислорода в воздухе.

5. Пары белого фосфора массой $3,243 \cdot 10^{-2}$ г находятся в 50 мл колбе объемом 50 мл при температуре 550°C и давлении 35,72 кПа. Определить молярную массу газообразного фосфора. Какие выводы можно сделать по этим расчетам?

6. Одна молекула гемоглобина присоединяет 4 молекулы кислорода. Если 1,0 г гемоглобина при температуре человеческого тела и нормальном давлении присоединяет 1,53 мл кислорода, то какова молярная масса гемоглобина человека?

ХИМИЧЕСКИЙ ЭКВИВАЛЕНТ

Вариант 1

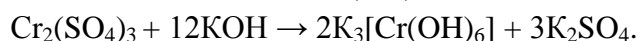
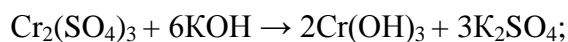
1. При взаимодействии образца металла массой 0,432 г с хлором образовалось 0,574 г соединения. Вычислить молярную массу эквивалентов металла, если молярная масса эквивалентов хлора в данном соединении равна 35,5 г/моль.

2. Элемент находится в одной группе с магнием и образует оксид, с массовой долей кислорода 12,46 %. Элемент применяется при изготовлении проводов как примесь к элементу I группы, так как он существенно не уменьшает высокой электропроводности последнего элемента, сильно повышая его прочность. Определить оба элемента (при решении использовать закон эквивалентов).

3. Двухвалентный металл массой 0,48 г вытесняет из разбавленной серной кислоты 0,474 л водорода при температуре 290 К и давлении 99 975 Па. Определите молярную массу эквивалентов и относительную атомную массу металла.

4. Найти молярную массу эквивалентов следующих соединений: HNO_3 ; H_3AsO_3 ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$ в реакциях обмена.

5. Найти молярную массу эквивалентов сульфата хрома (III) в реакциях, уравнения которых приведены ниже:



Вариант 2

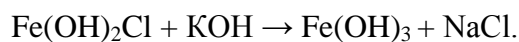
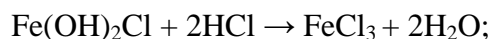
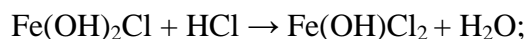
1. Четырехвалентный металл массой 1 г соединяется с 0,27 г кислорода. Вычислить молярную массу эквивалентов и относительную атомную массу металла.

2. Один из оксидов элемента, принадлежащего к VI группе, содержит 50 % кислорода по массе. Определить, какой это элемент. Задачу решить, используя закон эквивалентов.

3. Молярная масса эквивалентов металла равна 9 г/моль. Образец данного металла вытесняет из соляной кислоты 5 л водорода при температуре 300 К и давлении 10 2641 Па. Определить массу образца металла.

4. Вычислить молярную массу эквивалентов следующих соединений: HCN ; H_2SiF_6 ; BaSO_4 ; KOH в реакциях обмена.

5. Найти молярную массу эквивалентов хлорида дигидроксожелеза (III) в реакциях, описываемых уравнениями:



Вариант 3

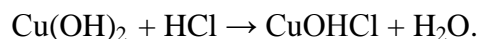
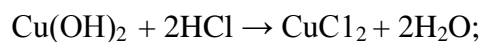
1. При разложении образца оксида серебра образовалось металлическое серебро массой 2,158 г и кислород массой 0,16 г. Рассчитать молярную массу эквивалентов серебра в оксиде. Чему равна относительная атомная масса серебра, если валентность серебра в оксиде равна 1?

2. Элемент образует водородное соединение состава ЭН₄. Высший солеобразующий оксид данного элемента содержит 53,3 % кислорода. Определить, какой это элемент. Задачу решить, используя закон эквивалентов.

3. Вычислить молярную массу эквивалентов металла, если образец металла массой 6,08 г вытесняет из серной кислоты 6,027 л водорода при температуре 300 К и давлении 102,1 кПа.

4. Вычислить молярную массу эквивалентов следующих соединений: Al₂O₃; H₄P₂O₇; H₃[Fe(CN)₆] в реакциях обмена.

5. Найти молярную массу эквивалентов гидроксида меди (II) в реакциях, уравнения которых приведены ниже:



Вариант 4

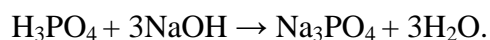
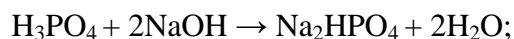
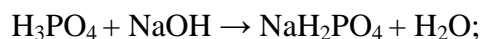
1. Образец двухвалентного металла массой 2 г вытесняет из кислоты 1,12 л водорода (н.у.). Вычислить молярную массу эквивалентов и относительную атомную массу металла.

2. Высший оксид некоторого элемента имеет формулу ЭО₃. Водородное соединение данного элемента содержит 2,4 % водорода. Определить, какой это элемент. Задачу решить, используя закон эквивалентов.

3. Вычислить молярную массу эквивалентов металла, если образец данного металла массой 0,45 г вытесняет из кислоты 624 мл водорода при температуре 300 К и давлении 98,7 кПа.

4. Вычислить молярную массу эквивалентов следующих соединений: Ag₂O; Ba(OH)₂; Ba(OH)₂·7H₂O в реакциях обмена.

5. Найти молярную массу эквивалентов фосфорной кислоты в реакциях, уравнения которых приведены ниже:



Вариант 5

1. При взаимодействии с водой образца некоторого металла массой 0,10 г выделился водород массой 0,005 г. Найти молярную массу эквивалентов металла. Определить, какой это металл, если он обладает постоянной валентностью.

2. На осаждение хлорид-анионов, содержащихся в образце некоторой соли массой 0,3333 г, израсходовали нитрат серебра массой 0,5440 г. Вычислить молярную массу эквивалентов данной соли.

3. Определить молярную массу эквивалентов металла, если образец данного металла массой 0,425 г вытесняет из воды 256 мл водорода, объём которого измерен при температуре 292 К и давлении 99,5 кПа.

4. Вычислить молярную массу эквивалентов следующих соединений: MgO ; $\text{Mg}_2\text{S}_2\text{O}_7$; $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ в реакциях обмена.

5. Найти молярную массу эквивалентов сульфата марганца (II) в реакциях, уравнения которых приведены ниже:



Вариант 6

1. Определить фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента октадекагидрата сульфата алюминия при реакции с избытком гидроксида калия.

2. Соль содержит 31,8 % калия и 39,2 % кислорода (по массе), остальное – неизвестный элемент. Найти формулу соли.

3. На нейтрализацию $0,942 \cdot 10^{-3}$ кг фосфористой кислоты израсходовано $1,288 \cdot 10^{-3}$ кг гидроксида калия. Вычислить молярную массу эквивалентов кислоты.

4. При восстановлении оксида трехвалентного металла массой $10,2 \cdot 10^{-3}$ кг образовалось $5,4 \cdot 10^{-3}$ кг воды. Определить молярную массу эквивалентов металла и его относительную атомную массу.

5. Молярная масса эквивалентов некоторого элемента равна 24,99 г/моль. Вычислить массовую долю кислорода, содержащегося в оксиде этого элемента. Какое количество водорода потребуется для восстановления $5,6 \cdot 10^{-3}$ кг этого соединения?

**СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН
И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА**

Часть 1. Строение атомного ядра. Ядерные реакции

Вариант 1

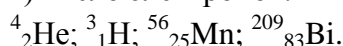
1. Указать для каждого из нижеприведенных изотопов:

а) общее число протонов и нейтронов;

б) число протонов;

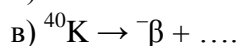
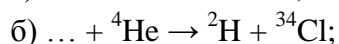
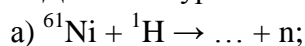
в) число нейтронов;

г) число электронов:



2. В природе таллий содержится в виде смеси двух изотопов: ${}^{203}\text{Tl}$ и ${}^{205}\text{Tl}$ (соотношение числа атомов равно 3:7). Вычислить среднюю атомную массу таллия.

3. Дописать уравнения ядерных реакций:



Вариант 2

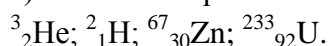
1. Указать для каждого из нижеприведенных изотопов:

а) общее число протонов и нейтронов;

б) число протонов;

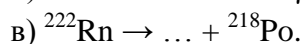
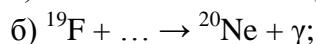
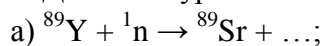
в) число нейтронов;

г) число электронов:



2. Средняя атомная масса природной смеси изотопов европия равна 152. Смесь содержит изотопы ${}^{151}\text{Eu}$ и ${}^{153}\text{Eu}$. Найти молярную долю каждого изотопа в смеси (%).

3. Дописать уравнения ядерных реакций:



Вариант 3

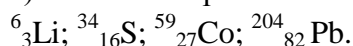
1. Указать для каждого из нижеприведенных изотопов:

а) общее число протонов и нейтронов;

б) число протонов;

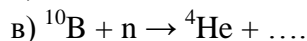
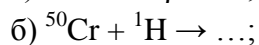
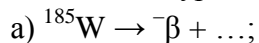
в) число нейтронов;

г) число электронов:



2. Природная смесь изотопов брома содержит 50,52% изотопа ^{79}Br , остальное – ^{81}Br . Вычислить среднюю атомную массу брома.

3. Дописать уравнения ядерных реакций:



Вариант 4

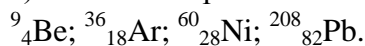
1. Указать для каждого из нижеприведенных изотопов:

а) общее число протонов и нейтронов;

б) число протонов;

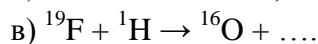
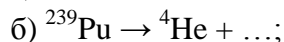
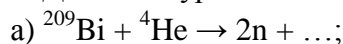
в) число нейтронов;

г) число электронов:



2. Природная смесь изотопов сурьмы содержит ^{121}Sb и ^{123}Sb . Средняя атомная масса сурьмы равна 121,75. Найти молярную долю каждого изотопа (%).

3. Дописать уравнения ядерных реакций:



Вариант 5

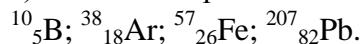
1. Указать для каждого из нижеприведенных изотопов:

а) общее число протонов и нейтронов;

б) число протонов;

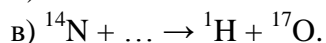
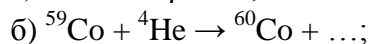
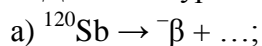
в) число нейтронов;

г) число электронов:



2. Вычислить среднюю атомную массу природной смеси изотопов иридия: ^{191}Ir (37,3%) и ^{193}Ir (62,7%).

3. Дописать уравнения ядерных реакций:

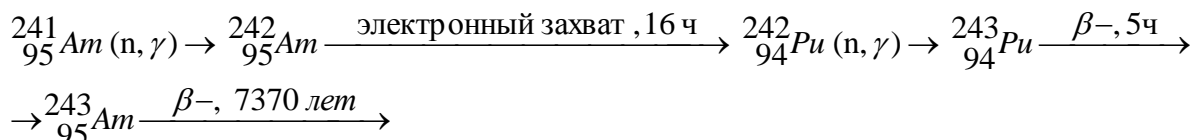


Вариант 6

1. В лаборатории имеются два образца воды с относительной молекулярной массой 19. Первый обогащен дейтерием, а второй стабильным изотопом кислорода ^{18}O . Рассчитать изотопный состав элементов и массовые доли различных молекул каждого образца.

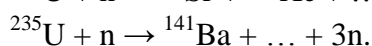
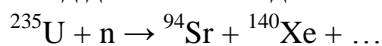
2. Дать объяснения следующему факту: относительная атомная масса кислорода меньше 16, хотя в природе существуют только изотопы с массовым числом больше 16 (^{17}O , ^{18}O).

3. Написать уравнения реакций получения одного из трех ядерных изомеров америция – 241, описываемые схемой:



Что такое ядерные изомеры?

4. Под действием медленных нейтронов могут происходить реакции:



Вставить пропущенные частицы и числа.

В первой реакции неустойчивые продукты деления подвергаются серии β -распадов, давая Zr и Se. Написать уравнение суммарной ядерной реакции и рассчитать выделившуюся энергию (в МэВ).

$$1 \text{ МэВ} = 1,602 \cdot 10^{-13} \text{ Дж} = 0,001 \text{ а.е.м.}$$

Часть 2. Строение электронных оболочек атомов

Вариант 1

1. Написать все допустимые значения квантовых чисел для электрона, находящегося на подуровне 5f.

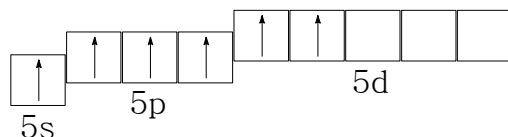
2. Обосновать максимально возможное число электронов на подуровне 6p.

3. Расположить в порядке возрастания энергии подуровни: 5p, 5d, 6s, 6p, 6d.

4. Написать электронные формулы атомов элементов: ${}_3\text{Li}$, ${}_7\text{N}$, ${}_{28}\text{Ni}$, ${}_{31}\text{Ga}$. Определить, к какому семейству относится каждый из этих элементов. Указать валентные электроны и определить ковалентность атомов каждого из этих элементов (для s- и p-элементов в нормальном и всех возможных возбужденных состояниях, для d-элементов – только максимальную ковалентность).

5. Даны элементы ${}_{55}\text{Cs}$, ${}_{57}\text{La}$, ${}_{82}\text{Pb}$. Не записывая электронной формулы, указать, сколько энергетических уровней занято электронами в атоме каждого элемента; к какому электронному семейству должен относиться каждый из этих элементов; записать электронную конфигурацию валентных электронов для каждого из атомов.

6. Определить период, группу, подгруппу и порядковый номер элемента, если:
- а) конфигурация валентных электронов следующая: $\dots 4s^2 4p^4$;
 - б) конфигурация валентных электронов следующая: $\dots 5d^2 6s^2$;
 - в) конфигурация внешнего и предвнешнего энергетического уровня следующая: $\dots 4s^2 4p^6 5s^2$;
 - г) электронная формула атома элемента включает электронную конфигурацию: $\dots 4d^5$;
 - д) валентные электроны в атоме элемента в возбужденном состоянии располагаются следующим образом:



Вариант 2

1. Какими квантовыми числами характеризуются $4p_x$, $4p_y$, $4p_z$ орбитали? Изобразить пространственное расположение орбиталей.

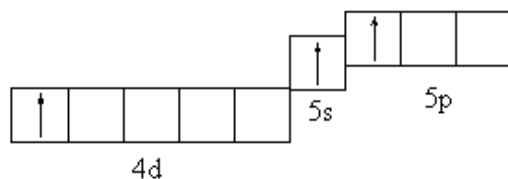
2. Обосновать максимально возможное число электронов на подуровне 5f.

3. Найти, какие подуровни могут характеризоваться суммой $n + l = 5$. Объяснить, в какой последовательности происходит заполнение этих подуровней электронами.

4. Написать электронные формулы атомов элементов $_{11}\text{Na}$, $_{13}\text{Al}$, $_{23}\text{V}$, $_{32}\text{Ge}$. Определить, к какому семейству относится каждый из этих элементов. Указать валентные электроны и определить ковалентность атомов каждого из этих элементов (для s- и p-элементов – в нормальном и всех возможных возбужденных состояниях, для d-элементов – только максимальную ковалентность).

5. Даны элементы: $_{20}\text{Ca}$, $_{40}\text{Zr}$, $_{51}\text{Sb}$. Не записывая электронной формулы, указать, сколько энергетических уровней занято электронами в атоме каждого из данных элементов; к какому электронному семейству должен относиться каждый из этих элементов; записать конфигурацию валентных электронов для каждого из атомов.

6. Определить период, группу, подгруппу и порядковый номер элемента, если:
- а) конфигурация валентных электронов следующая: $\dots 6s^2 6p^6$;
 - б) конфигурация валентных электронов следующая: $\dots 3d^7 4s^2$;
 - в) конфигурация внешнего и предвнешнего энергетических уровней следующая: $\dots 5s^2 5p^6 5d^5 6s^2$;
 - г) электронная формула включает электронную конфигурацию: $\dots 6p^4$;
 - д) валентные электроны в атоме элемента в возбужденном состоянии располагаются следующим образом:



Вариант 3

1. Охарактеризовать подуровни 3s, 4s, 5p набором квантовых чисел. Сколько орбиталей может находиться на каждом подуровне?

2. Обосновать максимально возможное число электронов на подуровне 4d.

3. Имеются орбитали 3d, 4s, 4p. Определить для них сумму $n + l$. Найти, в какой последовательности изменяется энергия этих орбиталей.

4. Написать электронные формулы атомов элементов ${}_{12}\text{Mg}$, ${}_{14}\text{Si}$, ${}_{27}\text{Co}$, ${}_{34}\text{Se}$. Определить, к какому электронному семейству относится каждый из этих элементов. Указать валентные электроны и определить ковалентность атома каждого элемента (для s- и p-элементов – в нормальном и всех возможных возбужденных состояниях, для d-элементов – только максимальную ковалентность).

5. Даны элементы: ${}_{74}\text{W}$, ${}_{83}\text{Bi}$, ${}_{87}\text{Fr}$. На основании положения элемента в периодической системе, не записывая электронной формулы, указать, сколько энергетических уровней занято электронами в атомах данных элементов; к какому электронному семейству должен относиться каждый из этих элементов; записать конфигурацию валентных электронов для атомов каждого из элементов.

6. Определить период, группу, подгруппу и порядковый номер элемента, если:

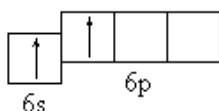
а) конфигурация валентных электронов следующая: $\dots 6s^2 6p^1$;

б) конфигурация валентных электронов следующая: $\dots 4d^2 5s^2$;

в) конфигурация внешнего и предвнешнего энергетического уровня следующая: $\dots 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2$;

г) электронная формула атома элемента включает электронную конфигурацию: $\dots 5d^6$;

д) валентные электроны в атоме элемента в возбужденном состоянии располагаются следующим образом:



Вариант 4

1. Какому значению орбитального квантового числа соответствуют f-орбитали? При каком значении главного квантового числа возможны f-орбитали? Сколько f-орбиталей на подуровне? Почему?

2. Обосновать максимально возможное число электронов на любой атомной орбитали.

3. Имеются орбитали 5f, 5p, 7s. Найти сумму $n + l$ для каждой орбитали. Объяснить, в какой последовательности изменяется энергия орбиталей.

4. Написать электронные формулы атомов: ${}_{11}\text{Na}$; ${}_{21}\text{Sc}$; ${}_{33}\text{As}$; ${}_{40}\text{Zr}$. Определить, к какому семейству относится каждый из этих элементов. Указать валентные электроны и определить ковалентность атома каждого из элементов (для s- и p-элементов – в нормальном и всех возможных возбужденных состояниях, для d-элементов – только максимальную ковалентность).

5. Даны элементы ${}_{56}\text{Ba}$, ${}_{43}\text{Tc}$, ${}_{49}\text{In}$. Не записывая электронной формулы, указать, сколько энергетических уровней занято электронами в атоме каждого из данных элементов; к какому

электронному семейству должен относиться каждый из этих элементов; записать конфигурацию валентных электронов для каждого из атомов.

б. Определить период, группу, подгруппу и порядковый номер элемента, если:

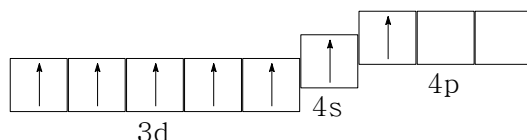
а) конфигурация валентных электронов следующая: $\dots 5s^2 5p^3$;

б) конфигурация валентных электронов следующая: $\dots 4d^7 5s^1$;

в) конфигурация внешнего и предвнешнего энергетических уровней следующая: $\dots 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^4$;

г) электронная формула атома элемента включает электронную конфигурацию: $\dots 5d^2$;

д) валентные электроны в атоме элемента в возбужденном состоянии располагаются следующим образом:



Вариант 5

1. Какими квантовыми числами характеризуются 3s, 4s, 5s-орбитали? Какова форма этих орбиталей? Чем они отличаются друг от друга?

2. Обосновать максимально возможное число электронов на подуровне 6d.

3. Имеются орбитали 6s, 6p, 6d. Найти для них сумму $n + l$ и показать, в какой последовательности изменяется энергия этих орбиталей.

4. Написать электронные формулы атомов элементов: ${}_{4}\text{Be}$, ${}_{15}\text{P}$, ${}_{22}\text{Ti}$; ${}_{36}\text{Kr}$. Определить, к какому семейству относится каждый из этих элементов. Указать валентные электроны и определить ковалентность атома каждого элемента (для s- и p-элементов – в нормальном и всех возможных возбужденных состояниях, для d-элементов – только максимальную ковалентность).

5. Даны элементы: ${}_{38}\text{Sr}$, ${}_{50}\text{Sn}$, ${}_{76}\text{Os}$. Не записывая электронной формулы, указать, сколько энергетических уровней занято электронами в атоме каждого из данных элементов; к какому электронному семейству должен относиться каждый из этих элементов. Записать конфигурацию валентных электронов для атомов каждого из элементов.

6. Определить период, группу, подгруппу и порядковый номер элемента, если:

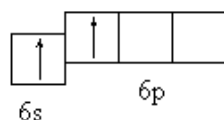
а) конфигурация валентных электронов следующая: $\dots 5s^2 5p^5$;

б) конфигурация валентных электронов следующая: $\dots 4d^5 5s^2$;

в) конфигурация внешнего и предвнешнего энергетических уровней следующая: $\dots 4s^2 4p^6 4d^5 5s^1$;

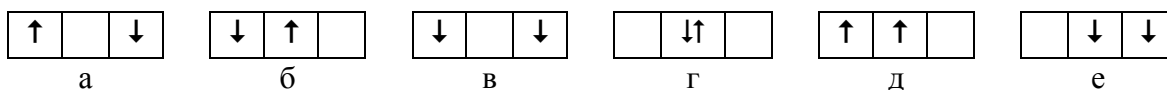
г) электронная формула атома элемента включает в себя электронную конфигурацию: $\dots 5p^1$;

д) валентные электроны в атоме элемента в возбужденном состоянии располагаются следующим образом:



Вариант 6

1. Какие варианты заполнения р-орбиталей атома углерода возможны в основном состоянии:



2. Почему в атоме водорода орбитали 4s, 4p, 4d и 4f имеют одинаковую энергию и почему у них различная энергия в многоэлектронных атомах?

3. Представить, что при заполнении электронами атомных оболочек не соблюдаются правила Клечковского. Какие бы порядковые номера имели благородные газы в 3 и 4 периодах?

Часть 3. Свойства атомов элементов периодической системы Д.И. Менделеева

Вариант 1

1. Объяснить, почему радиус атома меди (135 пм) меньше, чем радиус атома калия (236 пм).

2. На основании электронных формул ионов Cl^- и Cl^{7+} определить, какой из этих ионов имеет больший радиус.

3. Исходя из положения элементов в периодической системе Д.И. Менделеева, объяснить характер изменения величины энергии ионизации для элементов главной подгруппы VIII группы. Привести соответствующие числовые данные.

4. На основании положения в периодической системе Д.И. Менделеева определить, какой из элементов – кислород или фтор – является более активным окислителем. Вывод подтвердить величинами энергии сродства к электрону.

5. Составить уравнения реакций взаимодействия азота:

- а) с фтором;
- б) с водородом;
- в) с кислородом.

Определить, в каких случаях азот является окислителем, в каких – восстановителем и почему. Указать степень окисления азота в каждом из получившихся соединений.

6. Энергия ионизации атома бора равна 8,30 эВ/атом. Выразить энергию ионизации в кДж/моль и Дж/атом.

Вариант 2

1. Как изменяются радиусы атомов элементов побочной подгруппы VI группы? Почему? Привести соответствующие числовые данные.

2. На основании электронных формул ионов S^{2-} , S^{4+} , S^{6+} определить, какой из этих ионов имеет наибольший радиус.

3. Объяснить порядок изменения энергии ионизации у атомов 3 периода периодической системы Д.И. Менделеева. У какого из элементов в наименьшей степени выражены восстановительные свойства? Привести соответствующие числовые данные.

4. Исходя из положения бора и углерода в периодической системе, определить, какой из этих элементов является более сильным окислителем. Вывод подтвердить величинами энергии сродства к электрону.

5. Составить уравнения реакций взаимодействия мышьяка:

- а) с водородом;
- б) с кислородом;
- в) с магнием.

Определить, в каких случаях мышьяк является окислителем, в каких – восстановителем и почему. Указать степень окисления мышьяка в каждом из получившихся соединений.

6. Средняя арифметическая величина энергии ионизации на один валентный электрон у атома натрия составляет 5,09 эВ, а у атома хлора 58,33 эВ. Какая энергия (кДж/моль) затрачивается на полное окисление атомов Na и Cl, взятых в количествах, равных 1 моль?

Вариант 3

1. Исходя из положения элементов в периодической системе Д.И. Менделеева, указать, какой из элементов IV периода имеет наибольший радиус атома. Ответ обосновать.

2. Написать электронные формулы ионов Mg^{2+} и Na^+ . На основании положения элементов в периодической системе Д.И. Менделеева установить, какой из ионов имеет больший радиус.

3. Объяснить порядок изменения энергии ионизации у элементов побочной подгруппы II группы. Ответ подтвердить числовыми данными.

4. Какой из элементов – кислород или сера – является более сильным окислителем? Вывод подтвердить величинами энергии сродства к электрону.

5. Составить уравнения реакций взаимодействия серы:

- а) с кислородом;
- б) с водородом;
- в) с медью.

Определить, в каких случаях сера является окислителем, в каких – восстановителем. Почему? Указать степень окисления серы в каждом из получившихся соединений.

6. Атом натрия ионизируется, поглощая квант света с длиной волны 242 нм. Рассчитать энергию ионизации для первого электрона в атоме натрия в Дж/атом, кДж/моль, эВ/атом.

Вариант 4

1. Исходя из положения элементов в периодической системе Д.И. Менделеева, определить, какой из элементов главной подгруппы III группы имеет наименьший радиус атома.

2. Написать электронные формулы ионов Mg^{2+} и Ca^{2+} . На основании положения элементов Mg и Ca в периодической системе определить, какой из ионов имеет меньший радиус.

3. Какой из d-элементов 4 периода является наиболее активным восстановителем? Почему? Ответ подтвердить числовыми данными.

4. Исходя из положения хлора и серы в периодической системе элементов Д.И. Менделеева, определить, какой из этих элементов является более сильным окислителем. Ответ подтвердить числовыми данными.

5. Составить уравнения реакций водорода:

а) с натрием;

б) с азотом;

в) с хлором.

Указать, в каких случаях водород является окислителем, в каких – восстановителем. Почему? Указать степень окисления водорода в каждом из получившихся соединений.

6. Для атома калия $I_1 = 4,34$ эВ, $I_2 = 31,82$ эВ. Выразить энергию в кДж/моль и Дж/атом. На основании вышеприведенных данных обосновать число валентных электронов в атоме калия.

Вариант 5

1. В каждой из нижеприведённых пар элементов указать элемент, имеющий больший радиус атома: F–Cl; Li–K; Si–S; Ti–Mn. Объяснить выбор с точки зрения положения этих элементов в периодической системе Д.И. Менделеева.

2. Радиусы ионов F^- и O^{2-} равны 133 и 140 пм соответственно. Написать электронные формулы атомов и ионов этих элементов, объяснить различие в размерах этих ионов.

3. Объяснить порядок изменения энергии ионизации и восстановительных свойств атомов элементов побочной подгруппы V группы. Ответ подтвердить числовыми данными.

4. Исходя из положения элементов брома и йода в периодической системе элементов, определить, какой из этих элементов является более сильным окислителем. Ответ подтвердить числовыми данными.

5. Составить уравнения реакций взаимодействия кислорода:

а) с натрием;

б) с фтором;

в) с водородом.

Определить, в каких случаях кислород является окислителем, в каких – восстановителем. Почему? Определить степень окисления кислорода в каждом из получившихся соединений.

6. Энергия ионизации 2p-электрона атома углерода равна 11,24 эВ, а энергия ионизации 1s-электрона равна 487,4 эВ. Выразить эти величины в кДж/моль. Какой из названных электронов относится к числу валентных?

Вариант 6

1. Предсказать, в какой последовательности уменьшаются радиусы следующих частиц: P^{3-} , Ca^{2+} , Cl^- , Ar, Sc^{3+} , K^+ , S^{2-} .
2. Рассчитать энергию ионизации атома водорода из данных атомного спектра (постоянная Ридберга $10967759,6 \text{ м}^{-1}$).
3. Объяснить причины различия первых потенциалов ионизации у следующих элементов: а) Li и He; б) Li и Be; в) Be и B; г) N и O.
4. Рассчитать сумму первых потенциалов ионизации для элементов третьего периода, у которых общее число валентных электронов равно восьми. Какие выводы можно сделать на основании этих расчетов?

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ

Вариант 1

1. На основании величин электроотрицательности (ЭО) определить тип химической связи в молекулах: $SnCl_4$; $SiCl_4$; ClF_3 ; IBr ; KF . Расположить молекулы в порядке увеличения полярности связи. Написать графические (структурные) формулы молекул и показать направление смещения общего электронного облака.
2. Длина диполя в молекуле HF равна 40 пм. Вычислить дипольный момент.
3. Энергия связи в молекуле HCl равна 4,43 эВ/связь. Выразить эту энергию в кДж/моль.
4. Объяснить, как образуется химическая связь при взаимодействии:
 $BCl_3 + Cl^- \rightarrow [BCl_4]^-$.
5. Объяснить электронное и пространственное строение молекул NCl_3 , BCl_3 , $NOCl$. Будут ли полярны связи $B-Cl$, $N-Cl$, молекулы NCl_3 , BCl_3 ?
6. С помощью метода МО ЛКАО объяснить образование и свойства молекулы O_2 , молекулярных ионов O_2^- , O_2^{2-} , O_2^+ . Определить магнитные свойства этих частиц. Предсказать, как должны изменяться энергия и длина связи в ряду: O_2^{2-} ; O_2^- ; O_2 ; O_2^+ .
7. На основании нижеприведенных данных предсказать тип кристаллической решетки и характер химической связи между частицами в кристалле.

Вещество	TeF_6	SbF_5	SnF_4	InF_3
$t_{пл.} \text{ } ^\circ\text{C}$	-39	8	400	1172

Охарактеризовать строение кристаллов каждого типа.

8. Объяснить изменение температур кипения в ряду.

Вещество	BF_3	BCl_3	BBr_3	BI_3
$t_{кип.} \text{ } ^\circ\text{C}$	172	286	364	483

Будут ли молекулы полярны? Какие (какой) типы ММВ существуют между молекулами каждого из данных веществ?

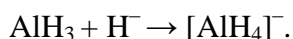
Вариант 2

1. На основании величин электроотрицательности элементов определить тип химической связи в молекулах: PH_3 , PCl_3 , Na_3P , PBr_3 . Расположить молекулы в порядке увеличения полярности связи. Указать степень окисления каждого атома во всех молекулах.

2. Дипольный момент молекулы NO равен $0,05 \cdot 10^{-29}$ Кл·м, длина связи 115 пм. Вычислить эффективный заряд каждого атома в молекуле и сделать вывод о характере связи.

3. Длины связей C-C и Cl-Cl равны соответственно 154 и 199 пм. Вычислить длину связи C-Cl .

4. Объяснить, как образуется химическая связь при взаимодействии:



5. Описать электронное и пространственное строение молекул: SnCl_2 , HgCl_2 , COS . Будут ли полярны связи Sn-Cl и Hg-Cl , молекулы SnCl_2 , HgCl_2 ?

6. Построить энергетические диаграммы для молекул HHe , Na_2 (по методу МО ЛКАО). Охарактеризовать свойства молекул.

7. Объяснить увеличение температур кипения в ряду:

Вещество	Ar	CO	HCl	NH_3	H_2O
$T_{\text{кип}}$, К	76	86	188	239	373

8. На основании величин температур плавления кристаллов определить тип кристаллической решетки и характер связи в кристалле.

Вещество	B	Al	BF_3	InF_3	BN
$t_{\text{пл}}$, °C	1075	660	-127	1172	3000

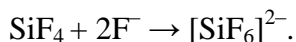
Вариант 3

1. На основании величин электроотрицательности элементов определить тип химической связи в молекулах: NaCl ; MgCl_2 ; AlCl_3 ; SiCl_4 ; PCl_5 ; SCl_6 ; Cl_2 . Какая связь наиболее полярна, наименее полярна? Указать степень окисления каждого из атомов в данных молекулах.

2. Дипольный момент молекулы HBr равен $0,266 \cdot 10^{-29}$ Кл·м. Вычислить длину диполя.

3. Энергия последовательного отрыва атомов водорода от молекулы NH_3 составляет 439; 376 и 347 кДж/моль. Вычислить среднюю энергию связи в кДж/моль и эВ/связь.

4. Объяснить, как возникает химическая связь при взаимодействии:



5. Описать электронное и пространственное строение молекул GeF_2 ; SiF_4 ; иона $[\text{SiF}_6]^{2-}$. Будут ли полярны связи Ge-F ; Si-F и молекулы GeF_2 ; SiF_4 ?

6. На основании метода МО ЛКАО построить энергетическую диаграмму молекулы BF . Охарактеризовать свойства молекулы. Объяснить, почему энергия связи в молекуле (753 кДж/моль) выше, чем средняя энергия связи B-F в молекуле BF_3 (389 кДж/моль).

7. Объяснить, какие из нижеприведенных веществ должны иметь более высокие температуры кипения: C_5H_{12} ; $C_4H_9NH_2$; C_4H_9OH ; C_4H_9SH . Расположить эти вещества в порядке возрастания температур кипения.

8. Фосфор существует в виде нескольких аллотропных модификаций, в том числе белый фосфор ($t_{пл.} = 44^{\circ}C$) и красный фосфор ($t_{возг.} = 423^{\circ}C$). Предсказать тип кристаллической структуры красного и белого фосфора и характер связи между частицами в кристалле.

Вариант 4

1. На основании величин электроотрицательности элементов определить тип химической связи в молекулах: Li_2O , BeO , B_2O_3 , CO_2 , N_2O_5 , Cl_2O_7 . Изобразить структурные формулы молекул и указать направление смещения общих электронных пар в каждой молекуле.

2. Длина диполя связи O–H равна 31,5 пм. Вычислить дипольный момент связи.

3. На основании длин связей C–C (154 пм) и Si–Si (234 пм) вычислить длину связи Si–C.

4. Объяснить, как образуется химическая связь при взаимодействии: $PH_3 + H^+ \rightarrow PH_4^+$.

5. Описать электронное и пространственное строение молекул: SCl_2 ; $SOCl_2$, иона PH_4^+ . Будут ли полярны связи S–Cl, S–O, молекулы SCl_2 , $SOCl_2$?

6. На основании метода МО ЛКАО построить энергетическую диаграмму для иона CN^- . Охарактеризовать свойства иона. Указать, какая из молекул – N_2 , O_2 или F_2 – должна быть наиболее близка к этому иону по величине энергии и длине связи.

7. Объяснить, какие виды взаимодействия могут осуществляться между молекулами: H_2 и O_2 ; H_2 и H_2O ; H_2O и NH_3 ; NF_3 и BF_3 ; HF и HF (химические связи в молекулах не разрушаются).

8. На основании нижеприведенных данных охарактеризуйте типы кристаллических структур для теллура и его соединений: Te (серебристо-белый, температура плавления равна $450^{\circ}C$); H_2Te (температура плавления равна $-49^{\circ}C$); TeO_2 (температура плавления равна $733^{\circ}C$); TeF_6 (температура плавления равна $-38^{\circ}C$). Укажите тип связи в кристалле каждого вещества.

Вариант 5

1. На основании величин электроотрицательности элементов указать, как должен изменяться тип химической связи в ряду: NaF ; AlF_3 ; CF_4 ; NF_3 ; F_2O . Указать степень окисления атомов в каждой из данных молекул.

2. Дипольный момент молекулы KF равен $2,43 \cdot 10^{-29}$ Кл·м, длина связи 217 пм. Вычислить эффективный заряд каждого атома в молекуле. Сделать вывод о характере химической связи в данной молекуле.

3. Молекула HI распадается на атомы при поглощении кванта света с длиной волны $\lambda = 207$ нм. Вычислить энергию связи в молекуле (кДж/моль).

4. Объяснить, как образуется химическая связь при взаимодействии:
 $\text{AlCl}_3 + \text{Cl}^- \rightarrow [\text{AlCl}_4]^-$.

5. Описать электронное и пространственное строение молекулы Cl_2O , ионов $[\text{AlCl}_4]^-$; NO_2^- . Будет ли полярной связь Cl–O; молекула Cl_2O ?

6. На основании метода МО ЛКАО рассмотреть возможность существования молекулы Ne_2 , иона Ne_2^+ . Если существование возможно, охарактеризовать свойства данной частицы.

7. Объяснить изменение температур кипения в ряду.

вещество	CF_4	CCl_4	CBr_4	CI_4
$T_{\text{кип.}}, \text{K}$	90	250	350	440

8. Исходя из типа химической связи в молекуле, предсказать возможные типы кристаллических решеток для веществ, указанных в задаче 1. Какие физические свойства должны проявлять вещества в зависимости от типа кристаллической решетки?

Вариант 6

1. Почему молекула COCl_2 полярна, а CO_2 неполярна?

2. Сравнить строение AlF_3 и AlCl_3 . Объяснить резкое различие в температурах плавления ($t_{\text{пл.}}(\text{AlF}_3) = 1290^\circ\text{C}$; $t_{\text{пл.}}(\text{AlCl}_3) = 193^\circ\text{C}$) и растворимости в воде.

3. Температура кипения у NF_3 составляет -129°C , а у NH_3 равна -33°C . Аммиак является основанием Льюиса, а NF_3 – нет. Экспериментальное значение дипольного момента $\text{NF}_3 = 0,24\text{D}$ и значительно меньше, чем для NH_3 ($1,46\text{D}$), несмотря на то, что фтор значительно более электроотрицателен, чем водород. Объяснить различие в температурах кипения и основности этих соединений. Объяснить низкую величину дипольного момента у NF_3 .

4. Описать электронное и пространственное строение молекул и ионов: SF_4 и IF_4^- ; BrF_3 и ICl_2^- ; XeF_5^+ и XeF_3^+ .

ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ

Вариант 1

1. Термохимическое уравнение реакции разложения карбоната кальция:
 $\text{CaCO}_3(\text{тв.}) = \text{CaO}(\text{тв.}) + \text{CO}_2(\text{г.}) - 177 \text{ кДж}$. Определить, какое количество теплоты затрачивается на разложение 1 кг карбоната кальция.

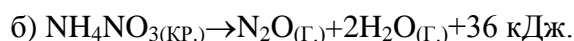
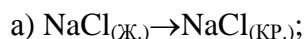
2. На основе тепловых эффектов реакций:



вычислить тепловой эффект реакции: $2\text{H}_2\text{O}_{2(\text{Ж.})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{Ж.})} + \text{O}_{2(\text{ГАЗ})}$.

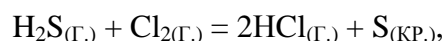
3. Рассчитать ΔH^0 для реакции $\text{CaO}_{(\text{КР.})} + \text{SiO}_{2(\text{КР.})} = \text{CaSiO}_{3(\text{КР.})}$, если стандартные энтальпии образования $\Delta H^0_{\text{f},298}$ для CaO , SiO_2 , CaSiO_3 равны соответственно: -636 ; -908 и -1582 кДж/моль.

4. Не проводя расчетов, определить, возможно ли и при каких условиях самопроизвольное протекание процессов:



5. Вычислить стандартную теплоту образования для NO , если энергии связи в молекулах N_2 , O_2 и NO соответственно равны 940 ; 494 и 678 кДж/моль.

6. На основе стандартных величин $\Delta G^0_{\text{f},298}$ образования химических соединений рассчитать ΔG^0_{298} для реакции



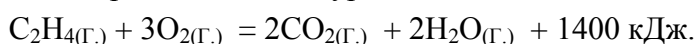
если $\Delta G^0_{\text{f},298}(\text{HCl}) = -95,4$ кДж/моль, $\Delta G^0_{\text{f},298}(\text{H}_2\text{S}) = -33,8$ кДж/моль.

7. Рассчитать ΔG^0 реакции: $4\text{HCl}_{(\text{Г.})} + \text{O}_{2(\text{Г.})} \rightarrow 2\text{Cl}_{2(\text{Г.})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{Г.})}$

при $T = 1000 \text{ К}$. Необходимые для расчета значения $\Delta H^0_{\text{f},298}$ и S^0_{298} взять из справочника. Может ли эта реакция протекать самопроизвольно при данной температуре?

Вариант 2

1. Вычислить, сколько тепла выделится при сгорании 336 л этилена (н.у.), если соответствующее термохимическое уравнение имеет вид:

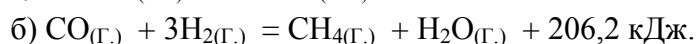


2. Вычислить ΔH^0_{298} реакции: $\text{CaO}_{(\text{ТВ.})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{Ж.})} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{КР.})}$, если при растворении 1 моль $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в воде выделяется $11,7 \text{ кДж}$ тепла, а при растворении 1 моль CaO выделяется $76,7 \text{ кДж}$.

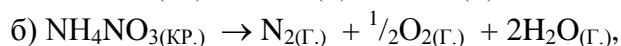
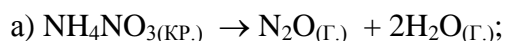
3. При сгорании 1 моль H_2S с образованием газообразной воды и оксида серы (IV) выделяется 518 кДж тепла. Вычислить $\Delta H^0_{\text{f},298}$ для H_2S , если $\Delta H^0_{\text{f},298}$ для $\text{H}_2\text{O}_{(\text{Г.})}$ и $\text{SO}_{2(\text{Г.})}$ равны соответственно -242 и -297 кДж/моль.

4. Вычислить ΔH^0_{298} для процесса: $\text{H}_{(\text{Г.})} + \text{Cl}_{(\text{Г.})} = \text{HCl}_{(\text{Г.})}$, если $\Delta H^0_{\text{f},298}(\text{HCl}) = -92,4$ кДж/моль, а энергии связей в молекулах H_2 и Cl_2 равны соответственно 434 и 243 кДж/моль.

5. Не проводя расчетов, определить, возможно ли и при каких условиях самопроизвольное протекание следующих процессов:



6. Рассчитать ΔH_{298}^0 и ΔG_{298}^0 реакций:



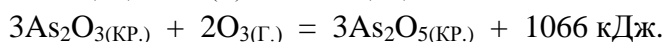
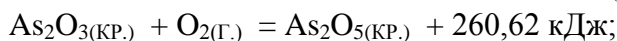
если $\Delta H_{f,298}^0$ для $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{кр.}); \text{N}_2\text{O}(\text{г.})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{г.})$ равны соответственно $-365; 82$ и -242 кДж/моль, а $\Delta G_{f,298}^0$ равны соответственно $-184; 104$ и -229 кДж/моль.

7. Рассчитать ΔS^0 реакции: $2\text{C}_{(\text{ГРАФИТ})} + \text{H}_2(\text{ГАЗ}) = \text{C}_2\text{H}_2(\text{ГАЗ})$, если S_{298}^0 для графита, H_2 и C_2H_2 соответственно равны $5,7; 130,5; 201,0$ Дж/моль·К. Рассчитать $\Delta G_{f,298}^0$ образования ацетилена, если $\Delta H_{f,298}^0$ равна -226 кДж/моль.

Вариант 3

1. Найти количество тепла, выделяющееся при взрыве 8,4 л гремучего газа. Значение $\Delta H_{f,298}^0$ для воды найти в учебнике (справочнике).

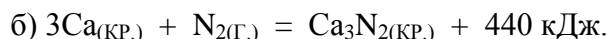
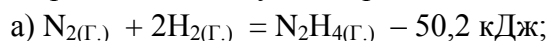
2. Вычислить тепловой эффект реакции $3\text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{O}_3(\text{г.})$ по следующим данным:



3. Вычислить $\Delta H_{f,298}^0$ для $\text{PbO}(\text{кр.})$, если тепловой эффект реакции $\text{PbS}(\text{кр.}) + \frac{3}{2}\text{O}_2(\text{г.}) = \text{PbO}(\text{кр.}) + \text{SO}_2(\text{г.})$ равен $+475,3$ кДж, а $\Delta H_{f,298}^0$ для $\text{PbS}(\text{кр.})$ и $\text{SO}_2(\text{г.})$ соответственно равны -101 и -297 кДж/моль.

4. Вычислить тепловой эффект реакции: $\frac{1}{2}\text{H}_2(\text{г.}) + \frac{1}{2}\text{Br}_2(\text{г.}) = \text{HBr}(\text{г.})$, если $\Delta H_{f,298}^0(\text{HBr}) = -36$ кДж/моль, а ΔH^0 парообразования брома равна $31,0$ кДж/моль.

5. Не производя расчетов, определить, возможно ли и при каких условиях самопроизвольное протекание следующих реакций:



6. Возможно ли при стандартных условиях самопроизвольное протекание реакции: $\text{WO}_3(\text{кр.}) + 3\text{Ca}(\text{кр.}) = \text{W}(\text{ТВ.}) + 3\text{CaO}(\text{кр.})$, если $\Delta G_{f,298}^0$ для WO_3 и CaO равны соответственно: -765 и -603 кДж/моль.

7. Рассчитать ΔS^0 и ΔG^0 реакции $\text{KClO}_3(\text{кр.}) = \text{KCl}(\text{кр.}) + \frac{3}{2}\text{O}_2(\text{г.}) + 422$ кДж при стандартных условиях, если S_{298}^0 для KClO_3 , KCl и O_2 равны соответственно $82,6; 143,1; 205,2$ Дж/моль·К.

Вариант 4

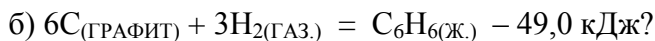
1. При сжигании 6,08 г магния выделилось 152,5 кДж тепла. Определить теплоту образования оксида магния.

2. Определить ΔH_{298}^0 растворения в воде твердого $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, если ΔH_{298}^0 растворения твердого $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ равно $-91,4$ кДж/моль, а ΔH_{298}^0 реакции $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2(\text{ТВ.}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{Ж.}) = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}(\text{ТВ.})$ составляет $-109,1$ кДж.

3. Вычислить ΔH_{298}^0 реакции превращения глюкозы в организме: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{ТВ.}) = 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{Ж.}) + 2\text{CO}_2(\text{Г.})$, если $\Delta H_{f,298}^0$ для $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ и CO_2 соответственно равны $-1273; -278$ и -394 кДж/моль.

4. Энергии связей в молекулах N_2 и H_2 равны соответственно 940 и 434 кДж/моль, $\Delta H_{f,298}^0(NH_3) = -46,2$ кДж/моль. Вычислить ΔH_{298}^0 реакции $N + 3H = NH_3$ и среднюю энергию связи N–H в молекуле NH_3 .

5. Не производя вычислений, определить, как изменяется энтропия в реакциях:



Могут ли и при каких условиях эти реакции протекать самопроизвольно?

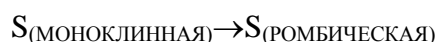
6. Рассчитать ΔG_{298}^0 реакции: $Pb(NO_3)_{2(кр.)} = PbO_{(кр.)} + 2NO_{2(г.)} + \frac{1}{2}O_{2(г.)}$ при стандартных условиях, если $\Delta G_{f,298}^0$ для $Pb(NO_3)_2$, PbO и NO_2 равны соответственно -257 ; -189 и $+51,6$ кДж/моль.

7. Рассчитать ΔH^0 и ΔS^0 реакции: $2CuO_{(кр.)} = Cu_2O_{(кр.)} + \frac{1}{2}O_{2(г.)}$, если $\Delta H_{f,298}^0$ для CuO и Cu_2O равны соответственно -155 и -172 кДж/моль; S_{298}^0 для CuO , Cu_2O и O_2 равны соответственно 43; 93 и 205 Дж/моль·К. Найти температуру, при которой $\Delta G^0(\text{реакции}) = 0$.

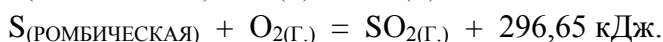
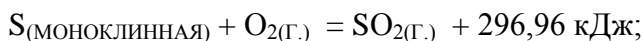
Вариант 5

1. Вычислить теплоту сгорания 1 м^3 (н.у.) газа, содержащего 26 % CO , 70 % N_2 , 4 % CO_2 , если тепловой эффект реакции $CO_{(г.)} + \frac{1}{2}O_{(г.)} = CO_{2(г.)}$ равен 284 кДж.

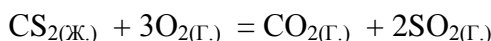
2. Вычислить тепловой эффект перехода:



на основании следующих данных:



3. Вычислить $\Delta H_{f,298}^0$ для CS_2 , если для реакции:

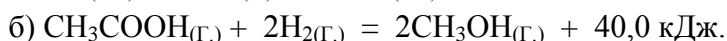
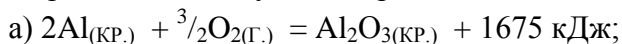


$\Delta H^0 = -1102$ кДж, а $\Delta H_{f,298}^0(CO_2) = -394$ кДж/моль,

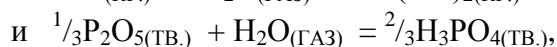
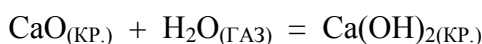
$\Delta H_{f,298}^0(SO_2) = -297$ кДж/моль.

4. Вычислить тепловой эффект реакции: $\frac{1}{2}H_{2(г.)} + F_{(г.)} = HF_{(г.)}$, если $\Delta H_{f,298}^0(HF) = -270$ кДж/моль, а энергия связи в молекуле F_2 равна 159 кДж/моль.

5. Не производя расчетов, определить, возможно ли и при каких условиях самопроизвольное протекание следующих процессов:



6. На основании расчетов ΔG^0 реакций:



учитывая, что $\Delta G_{f,298}^0(CaO) = -604$ кДж/моль, $\Delta G_{f,298}^0(H_2O) = -229$ кДж/моль, $\Delta G_{f,298}^0(P_2O_5) = -1500$ кДж/моль, $\Delta G_{f,298}^0(H_3PO_4) = -1120$ кДж/моль, сделать вывод, какое из веществ – CaO или P_2O_5 – лучше поглощает водяные пары.

7. Вычислить ΔS^0 для реакции образования KNO_3 из простых веществ, если S^0_{298} для $\text{K}_{(\text{кр.})}$, $\text{N}_{2(\text{газ.})}$, $\text{O}_{2(\text{газ.})}$, $\text{KNO}_{3(\text{кр.})}$ равны соответственно 64,7; 191,6; 205,2; 133,2 Дж/моль·К.

Вариант 6

1. Определить энергию связи О–Н в молекуле воды, если энергия связи Н–Н равна 435,9 кДж/моль, энергия связи в молекуле O_2 равна 498,1 кДж/моль, а при сгорании 2 молей диводорода в кислороде выделяется 483,7 кДж теплоты.

2. При сжигании 2,24 л (н.у.) смеси оксида углерода (II) и кислорода выделяется 11,32 кДж теплоты, а плотность продуктов реакции в 1,25 раза больше, чем исходная плотность газов. При сжигании того же объема смеси оксида азота (I) и оксида углерода (II) выделяется 0,925 кДж теплоты, а плотность продуктов в 1,25 раза меньше плотности исходной смеси. Определить:

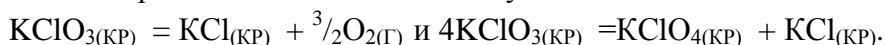
- тепловой эффект образования оксида азота (I) из простых веществ;
- составы газовых смесей, используемых при сжигании (в процентах по объему);
- тепловой эффект сгорания оксида углерода (II) в кислороде.

3. При взаимодействии 1 г $\text{Na}_{(\text{кр.})}$ с водой выделяется 8,05 кДж теплоты, а при взаимодействии 5 г $\text{Na}_2\text{O}_{(\text{кр.})}$ 18,23 кДж теплоты. Рассчитать $\Delta H^0_{f,298}$ для Na_2O . Принять $\Delta H^0_{f,298}(\text{H}_2\text{O}) = 285,84$ кДж/моль.

4. Указать, какое значение (больше или меньше нуля) имеет изменение стандартной энтропии реакций:

- | | |
|---|---|
| а) $2\text{O}_{3(\text{г.})} = 3\text{O}_{2(\text{г.})}$ | б) $\text{HgBr}_{2(\text{кр.})} = \text{Hg}_{(\text{ж.})} + \text{Br}_{2(\text{ж.})}$ |
| в) $\text{Cl}_{2(\text{ж.})} + 5\text{F}_{2(\text{г.})} = 2\text{ClF}_{5(\text{г.})}$ | г) $1/2\text{I}_{2(\text{г.})} = \text{I}_{(\text{г.})}$ |
| д) $\text{SO}_{2(\text{ж.})} + \text{H}_2\text{S}_{(\text{ж.})} = 2\text{S}_{(\text{кр.})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}$ | |

5. Разложение хлората калия возможно по двум схемам:

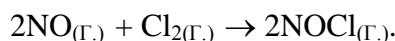


Какой процесс более вероятен и как он зависит от условий?

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Вариант 1

1. Написать кинетическое уравнение для одностадийной реакции:



Как изменится скорость реакции, если:

- увеличить концентрацию NO в 2 раза;
- увеличить концентрацию Cl_2 в 2 раза;
- увеличить концентрацию NOCl в 2 раза;
- повысить общее давление в системе в 2 раза?

2. При изучении скорости реакции $\text{CH}_3\text{CHO}_{(г.)} \rightarrow \text{CH}_4_{(г.)} + \text{CO}_{(г.)}$ получены следующие данные о влиянии концентрации CH_3CHO на скорость реакции:

CH_3CHO , моль/л	0,2	0,4	0,6	0,8
$\nu_{р-ции}$, моль/л мин	$1,8 \cdot 10^{-2}$	$7,2 \cdot 10^{-2}$	$16,2 \cdot 10^{-2}$	$28,8 \cdot 10^{-2}$

Написать кинетическое уравнение для данной реакции. Определить порядок реакции. Будет ли эта реакция протекать в одну стадию?

3. Температурный коэффициент скорости равен 3. Как изменится скорость реакции при повышении температуры от 80 до 130⁰С?

4. Какая из приведенных ниже реакций имеет наибольшую энергию активации.

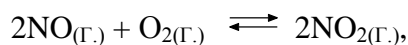
- а) $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$;
- б) $\text{Na} + \text{CH}_3\text{Cl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{}^*\text{CH}_3$;
- в) $\text{}^*\text{Cl} + \text{}^*\text{Cl} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Cl}_2$;
- г) $\text{Cl}_2 + \text{M}(\text{постор. частица}) \rightarrow \text{}^*\text{Cl} + \text{}^*\text{Cl} + \text{M}$.

5. Вывести константы равновесия для следующих систем:

- а) $2\text{SO}_{2(г.)} + \text{O}_{2(г.)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(г.)}$;
- б) $\text{CaCO}_{3(кр.)} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(кр.)} + \text{CO}_{2(г.)}$.

6. Какими способами можно сместить вправо равновесие в системе: $2\text{NO}_{(г.)} + \text{O}_{2(г.)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(г.)} + \text{Q}$? Ответ обосновать.

7. Вычислить константу равновесия для обратимой реакции:



если в состоянии равновесия $[\text{NO}] = 0,056$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,028$ моль/л; $[\text{NO}_2] = 0,044$ моль/л. Рассчитать исходные концентрации оксида азота (II) и кислорода.

Вариант 2

1. Реакция $2\text{NO}_{2(г.)} \rightarrow \text{N}_2\text{O}_{4(г.)}$ протекает в одну стадию. Как изменяется скорость реакции, если:

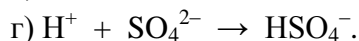
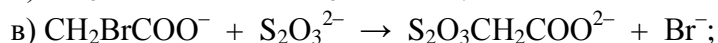
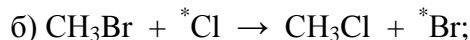
- а) увеличить концентрацию NO_2 в 3 раза;
- б) увеличить концентрацию N_2O_4 в 3 раза;
- в) уменьшить объем системы в 3 раза?

2. При изучении кинетики реакции $\text{A} + \text{B} + 2\text{D} = \text{F}$ было обнаружено, что при увеличении концентрации **A** в 2 раза скорость реакции возрастет в 4 раза, скорость реакции не зависит от концентрации **B** и возрастает в 3 раза при увеличении концентрации **D** в 3 раза. Написать кинетическое уравнение для данной реакции. Определить порядки реакции по веществам **A**, **B**, **D**.

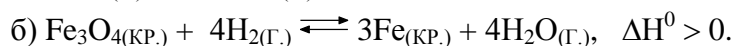
3. При 30⁰С скорость химической реакции равна 0,01 моль/л·мин. Какова будет скорость реакции: а) при 60⁰С; б) при 0⁰С, если при повышении температуры на 10⁰С скорость реакции возрастает в 3 раза?

4. Какая из нижеприведенных реакций должна иметь:

а) наибольшую энергию активации; б) наименьшую скорость:



5. Вывести выражения для констант равновесия следующих систем:



6. Как повлияет:

а) повышение температуры,

б) понижение давления на равновесие в системах (из задания 5)?

7. В состоянии равновесия обратимой реакции: $\text{PCl}_{5(\text{г.})} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(\text{г.})} + \text{Cl}_{2(\text{г.})}$ концентрации веществ были: $[\text{PCl}_5] = 0,005$ моль/л; $[\text{PCl}_3] = 0,060$ моль/л; $[\text{Cl}_2] = 0,080$ моль/л. Вычислить равновесные концентрации этих веществ после сдвига равновесия вследствие увеличения концентрации хлора в 2 раза.

Вариант 3

1. Реакция протекает по уравнению: $2\text{NO}_{(\text{г.})} + \text{O}_{2(\text{г.})} \rightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г.})}$.

Концентрация исходных веществ до начала реакции составляла $[\text{NO}] = 0,4$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,3$ моль/л. Во сколько раз изменится скорость реакции по сравнению с первоначальной в тот момент, когда успеет прореагировать половина NO ?

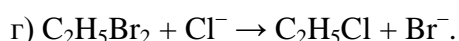
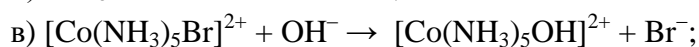
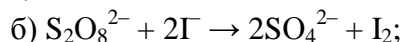
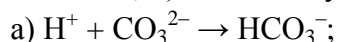
2. При изучении зависимости скорости реакции $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{D}$ от концентрации получены следующие результаты:

C_A , моль/л	0,1	0,2	0,3	0,2	0,3
C_B , моль/л	0,1	0,1	0,1	0,2	0,3
$v_{\text{р-ции}}$, моль/л·мин.	$2 \cdot 10^{-3}$	$8 \cdot 10^{-3}$	$18 \cdot 10^{-3}$	$8 \cdot 10^{-3}$	$18 \cdot 10^{-3}$

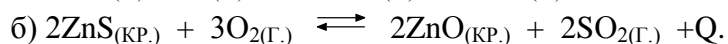
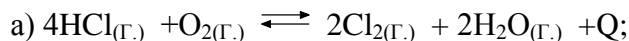
Написать кинетическое уравнение данной реакции. Определить порядки реакций по веществам **A** и **B**.

3. Вычислить температурный коэффициент скорости некоторой реакции, если при 120°C константа скорости равна $5,88 \cdot 10^{-4}$, а при 170°C она равна $7 \cdot 10^{-2}$.

4. Какая из нижеприведенных реакций должна иметь: а) наибольшую энергию активации $E_{\text{акт.}}$; б) наименьшую энергию активации; в) наибольшую скорость:



5. Вывести выражения для констант равновесия следующих систем:



6. Каким образом можно сместить вправо равновесие в системах, указанных в задании 5?

7. При некоторой температуре концентрации веществ в равновесной системе $N_2O_{4(г.)} \rightleftharpoons 2NO_{2(г.)}$ составили: $[N_2O_4] = 0,0055$ моль/л; $[NO_2] = 0,189$ моль/л. Вычислить константу равновесия и исходную концентрацию тетраоксида азота.

Вариант 4

1. Гомогенная одностадийная реакция протекает по уравнению: $2A_{(г.)} + B_{(г.)} \rightarrow A_2B_{(г.)}$. Во сколько раз следует увеличить давление газовой смеси, чтобы скорость реакции возросла в 1000 раз?

2. Для определения порядка окислительно-восстановительной реакции $S_2O_8^{2-} + 2I^- \rightarrow 2SO_4^{2-} + I_2$ изучали скорость процесса при различных концентрациях. Получили следующие результаты:

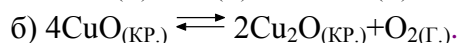
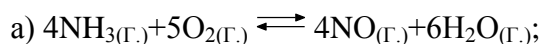
$C(S_2O_8^{2-}),$ моль/л	0,032	0,016	0,008	0,032	0,016
$C(I^-),$ моль/л	0,032	0,032	0,032	0,016	0,008
Относительная скорость реакции	4	2	1	2	1

Определить порядки реакции по $S_2O_8^{2-}$, I^- .

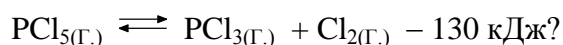
3. На сколько градусов нужно повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции возросла в 30 раз, если температурный коэффициент $\gamma = 2,5$?

4. Чем отличаются механизмы ускорения реакций при повышении температуры и ускорения реакций с помощью катализатора? Какие преимущества имеет ускорение реакций с помощью катализаторов перед ускорением реакций путем повышения температуры?

5. Вывести выражения для констант равновесия следующих систем:



6. Какими способами можно повысить выход PCl_3 в реакции:



7. При некоторой температуре равновесные концентрации веществ, участвующих в обратимой химической реакции $2A_{(г.)} + B_{(г.)} \rightleftharpoons 2C_{(г.)}$, составляли: $[A] = 0,04$ моль/л; $[B] = 0,06$ моль/л; $[C] = 0,02$ моль/л. Вычислить константу равновесия и исходные концентрации веществ **A** и **B**.

Вариант 5

1. Для гомогенной одностадийной реакции $A_{(г.)} + 2B_{(г.)} \rightleftharpoons 2C_{(г.)}$ начальные концентрации веществ равны: $[A] = 0,3$ моль/л; $[B] = 0,5$ моль/л. Константа скорости реакции равна 0,4. Найти начальную скорость реакции и скорость по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества **A** уменьшится на 0,1 моль/л.

2. Для газофазной реакции $2\text{NO}_{(\text{г.})} + \text{O}_{2(\text{г.})} \rightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г.})}$ измерена скорость реакции при различных концентрациях реагирующих веществ:

$C(\text{NO}), \text{моль/л}$	0,010	0,010	0,030
$C(\text{O}_2), \text{моль/л}$	0,010	0,020	0,020
$v_{\text{р-ции}}, \text{моль/л}\cdot\text{с}$	$2,5 \cdot 10^{-3}$	$5 \cdot 10^{-3}$	$45 \cdot 10^{-3}$

Определить порядок реакции по оксиду азота (II) и кислороду. Написать кинетическое уравнение для данной реакции. Вычислить константу скорости реакции.

3. Две реакции протекают при 25°C с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости для первой реакции равен 2,0, для второй 2,5. Найти отношение скоростей этих реакций при 95°C .

4. Реакция $\text{CH}_{4(\text{г.})} + \text{Cl}_{2(\text{г.})} \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl}_{(\text{г.})} + \text{HCl}_{(\text{г.})}$ на свету протекает по цепному механизму, причем в ней принимают участие атомы хлора и радикалы $^*\text{CH}_3$. Какая (какие) из приведенных ниже реакций имеет наименьшую энергию активации (ответ обосновать):

- $^*\text{CH}_3 + ^*\text{CH}_3 + \text{M}(\text{постор. частица}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 + \text{M}$;
- $^*\text{CH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CH}_4 + ^*\text{Cl}$;
- $^*\text{CH}_3 + ^*\text{Cl} + \text{M} \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{M}$;
- $^*\text{Cl} + ^*\text{Cl} + \text{M} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{M}$.

Указать стадии обрыва цепи.

5. Вывести выражения для констант равновесия следующих систем:

- $\text{H}_{2(\text{г.})} + \text{S}_{(\text{кр.})} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}_{(\text{г.})} + 18 \text{ кДж}$;
- $\text{TiCl}_{4(\text{г.})} \rightleftharpoons \text{Ti}_{(\text{кр.})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г.})} - 762 \text{ кДж}$.

6. Как повлияет а) повышение давления; б) повышение температуры на равновесие систем из задания 5?

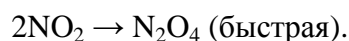
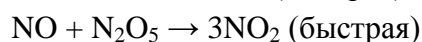
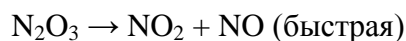
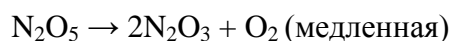
7. Исходные концентрации оксида азота (II) и хлора в системе $2\text{NO}_{(\text{г.})} + \text{Cl}_{2(\text{г.})} \rightleftharpoons 2\text{NOCl}_{(\text{г.})}$ составляют соответственно 0,5 моль/л и 0,2 моль/л. Вычислить константу равновесия, если к моменту его установления прореагировало 20 % оксида азота (II).

Вариант 6

1. Определить константу скорости реакции между веществами **A** и **B**, если из эксперимента известно, что их начальные концентрации 1 моль/л и за одну секунду в акте химического взаимодействия участвует 10% каждого из веществ. При повышении температуры на $32,7^\circ$ скорость реакции возросла в 7,3 раза. Вычислить температурный коэффициент данной реакции.

2. Во сколько раз изменится скорость реакции разложения $2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{N}_2\text{O}_4 + \text{O}_2$ при:

- увеличении концентрации N_2O_5 в три раза;
- увеличении в закрытой системе давления в 3 раза, если известно, что реакция протекает по стадиям:



3. При 2000°C водяной пар на 1 % разлагается на водород и кислород. Вычислить константу равновесия этой обратимой реакции, считая, что исходная концентрация водяного пара 1 моль/л.

4. Для некоторой температуры можно записать уравнение реакции: $2\text{TaCl}_{4(\text{кр.})} + 27 \text{кДж} \rightleftharpoons \text{TaCl}_{3(\text{кр.})} + \text{TaCl}_{5(\text{кр.})}$.

Каким образом можно сместить равновесие вправо?

СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ

Вариант 1

1. Сколько граммов серной кислоты содержится в 400 мл раствора, если молярная концентрация эквивалента $C_n(^{1/2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,2$ моль/л?

2. Определить молярную, молярно-эквивалентную и массовую концентрацию 27,1%-ного раствора хлорида аммония плотностью 1,075 г/мл.

3. Определить массу воды, которую нужно прибавить к 100 мл 27%-ного раствора гидроксида калия плотностью 1,25 г/мл, чтобы получить раствор с массовой долей щелочи, равной 3 %.

4. Вычислить, какой объем 1 Н раствора соляной кислоты можно приготовить из 20 мл 20%-ного раствора плотностью 1,1 г/мл.

5. Для нейтрализации 30 мл 0,05 Н раствора щелочи потребовалось 12 мл раствора кислоты. Определить молярную концентрацию эквивалента кислоты в растворе.

6. Какой объем 23%-ного раствора аммиака плотностью 0,916 г/мл потребуется для взаимодействия с 750 мл 6 Н раствора соляной кислоты? Какова масса хлорида аммония, образовавшегося при этом?

7. Составить и решить задачу на изменение растворимости нитрата свинца (II) при уменьшении температуры. Расчет вести на 50 г раствора. Количественные данные по растворимости взять из графика кривых растворимости.

Вариант 2

1. Сколько граммов гидроксида кальция содержится в 500 мл его раствора, если молярная концентрация равна 0,02 моль/л?

2. Вычислить молярную, молярно-эквивалентную и массовую концентрацию раствора хлорида натрия, если массовая доля растворенного вещества составляет 20 %, а плотность раствора 1,2 г/мл.

3. Сколько мл 40%-ного раствора ортофосфорной кислоты плотностью 1,25 г/мл потребуется для приготовления 400 мл 0,25 Н раствора?

4. Смешаны 300 мл 40%-ного раствора серной кислоты плотностью 1,125 г/мл и 700 мл 10%-ного раствора той же кислоты плотностью 1,07 г/мл. Найти массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

5. Вычислить объем 0,5 Н раствора щелочи, который потребуется для реакции с 15 мл 1,2 Н раствора хлорида меди (II).

6. Какой объем 27%-ного раствора гидроксида калия плотностью 1,25 г/мл потребуется для взаимодействия с 200 мл 40%-ного раствора ортофосфорной кислоты плотностью 1,26 г/мл? Реакция протекает с образованием гидрофосфата калия.

7. Составить и решить задачу на изменение растворимости хлорида бария при изменении температуры. Расчет вести на 80 г раствора. Количественные данные по растворимости взять из графика.

Вариант 3

1. Сколько граммов нитрата алюминия содержится в 3 л раствора, если молярная концентрация эквивалента $C_n(^{1/3}\text{Al}(\text{NO}_3)_3) = 0,01$ моль/л?

2. Определить молярную, молярно-эквивалентную и массовую концентрацию 37%-ного раствора гидроксида натрия плотностью 1,4 г/мл.

3. Необходимо приготовить раствор серной кислоты, в котором молярная концентрация эквивалента $C_n(^{1/2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1$ моль/л. Какой объем этого раствора можно приготовить из 70 мл 50%-ного раствора серной кислоты плотностью 1,4 г/мл?

4. Из 750 кг 48%-ного раствора серной кислоты выпарили 300 кг воды. Определить массовую долю кислоты в полученном растворе.

5. Какой объем 0,5 Н раствора гидроксида натрия потребуется для взаимодействия с 20 мл раствора хлорида железа (III), если $C_n(^{1/3}\text{FeCl}_3) = 1,6$ моль/л?

6. Сколько граммов нитрата серебра потребуется для взаимодействия с 60 мл 12,2%-ного раствора соляной кислоты плотностью 1,06 г/мл?

7. Составить и решить задачу по изменению растворимости пентагидрата сульфата меди (II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ при изменении температуры. Расчет вести на 80 г раствора. Количественные данные по растворимости взять из графика.

Вариант 4

1. Найти массу нитрата натрия, необходимого для приготовления 300 мл 0,2 М раствора.

2. Определить объем 8 Н раствора гидроксида натрия, который можно приготовить из 1 л 42%-ного раствора плотностью 1,45 г/мл.

3. Определить молярную, молярно-эквивалентную и массовую концентрацию 2,6%-ного раствора буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ плотностью 1,02 г/мл.

4. Сколько миллилитров 95,6%-ного раствора серной кислоты плотностью 1,84 г/мл нужно взять для приготовления 1 л аккумуляторной кислоты плотностью 1,18 г/мл, если массовая доля серной кислоты в этом растворе составляет 25 %?

5. На реакцию с хлоридом калия, содержащимся в 10,0 мл раствора, израсходовано 45,0 мл 0,02 Н раствора нитрата серебра. Определить молярную концентрацию эквивалента раствора хлорида калия.

6. Вычислить массу дигидрата хлорида бария $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, который потребуется для реакции с 75 мл 2,3%-ного раствора сульфата натрия (плотность раствора ≈ 1 г/мл).

7. Составить и решить задачу на изменение растворимости нитрата калия с понижением температуры. Расчет вести для 50 г раствора. Данные по растворимости соли при различных температурах взять из графика кривых растворимости.

Вариант 5

1. Сколько граммов сульфата меди (II) содержится в 500 мл раствора, если молярная концентрация эквивалента $C_n(^{1/2}\text{CuSO}_4) = 0,05$ моль/л?

2. Вычислить молярную, молярно-эквивалентную и массовую концентрацию 50%-ного раствора азотной кислоты плотностью 1,310 г/мл.

3. Какой объем 0,5 Н раствора ортофосфорной кислоты можно приготовить из 120 мл 30%-ного раствора плотностью 1,19 г/мл?

4. Сколько граммов хлорида калия следует прибавить к 450 г 8%-ного раствора той же соли для получения 12%-ного раствора?

5. Какой объем 0,4 Н раствора серной кислоты можно нейтрализовать прибавлением 300 мл 0,25 Н раствора гидроксида натрия?

6. Имеется раствор серной кислоты, молярная концентрация эквивалента в котором $C_n(^{1/2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 8$ моль/л. Какой объем этого раствора потребуется для взаимодействия с 2,65 л 18%-ного раствора карбоната натрия плотностью 1,2 г/мл? Какой объем займет выделившийся при этом газ (н.у.)?

7. Составить и решить задачу на изменение растворимости хлорида калия при изменении температуры. Расчет вести на 200 г раствора. Количественные данные по растворимости взять из графика кривых растворимости.

Вариант 6

1. К 20 г смеси железного и медного купоросов, в которых содержание воды составляет 40 % от массы, добавили 400 г воды. Определите концентрацию сульфат-ионов в полученном растворе.

2. Сколько граммов медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) необходимо взять для приготовления 1,5 л раствора с молярной концентрацией эквивалента сульфата меди (II) 0,02 моль/л?

3. Вычислить молярную, молярно-эквивалентную и массовую концентрацию раствора гидроксида кальция, полученного растворением 0,084 г гидрида кальция в 1 л воды.
4. Рассчитать массовую концентрацию серной кислоты в растворе, полученном при полном термическом разложении железного купороса.
5. Рассчитать объем раствора аммиака ($\omega = 28,2\%$, $\rho = 0,890 \text{ г}\cdot\text{см}^{-3}$), который потребуется для приготовления 1 л 1,0 М раствора.

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Вариант 1

1. Написать уравнения для процесса электролитической диссоциации йодноватистой кислоты НЮ, гидроксида меди (I), ортомышьяковистой кислоты (H_3AsO_3), гидроксида меди (II). Записать выражения для констант диссоциации.
 2. Определить степень диссоциации α , концентрацию ионов водорода $[\text{H}^+]$ и pH для 0,2 М раствора цианистой кислоты HCN. Как изменится $[\text{H}^+]$ и pH при введении в раствор 0,5 моль/л цианида калия?
 3. Вычислить концентрацию ионов водорода $[\text{H}^+]$ и pH в 0,001 М растворе азотной кислоты. Сколько единичных ионов H^+ находится в 1 мл такого раствора?
 4. Вычислить, образуется ли осадок хлорида свинца (II), если к 0,05 М раствору нитрата свинца (II) прибавить равный объем 0,2 М раствора хлорида натрия.
 5. Вычислить pH раствора, в котором $[\text{OH}^-] = 5 \cdot 10^{-6}$ моль/л.
 6. Закончить уравнения реакций, написать ионные уравнения:

а) $\text{AlBr}_3 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$;	б) $\text{NaClO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$;
в) $\text{AgBr} + \text{NaI} \rightarrow$;	г) $\text{HClO} + \text{KOH} \rightarrow$.
- Определить, обратимы или необратимы эти реакции. Для обратимых реакций указать, в какую сторону смещено равновесие. Ответ подтвердить количественными данными.
7. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: а) нитрат калия; б) нитрит натрия; в) бромид цинка; г) сульфид калия. Для этих солей написать ионные и молекулярные уравнения гидролиза, указать характер среды и pH.
 8. Указать факторы, усиливающие гидролиз соли бромида цинка.
 9. Рассчитать константу и степень гидролиза сульфита натрия по I ступени. Концентрация соли равна 0,01 моль/л.

Вариант 2

1. Написать уравнения для процесса диссоциации: хлористой кислоты HClO_2 , кремниевой кислоты H_2SiO_3 , гидроксида марганца (II); гидроксида золота (I). Записать выражения для констант диссоциации.

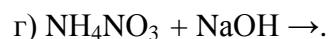
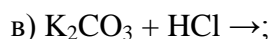
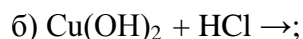
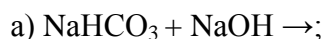
2. Вычислить степень диссоциации (α), концентрацию ионов водорода ($[\text{H}^+]$) и pH в 0,4 М растворе муравьиной кислоты. Сколько граммов формиата натрия HCOONa следует добавить к 1 л такого раствора, чтобы pH стало равно 3?

3. Вычислить концентрацию ионов водорода, концентрацию гидроксид-анионов и pH 0,001 Н раствора гидроксида калия.

4. Определить число единичных ионов водорода, содержащихся в 1 мл раствора, для которого $\text{pH} = 13$?

5. Растворимость карбоната кальция при 35°C равна $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислить произведение растворимости этой соли.

6. Закончить уравнения реакций, записать ионные уравнения:



Определить, обратимы или необратимы эти реакции. Для обратимых реакций указать, в какую сторону смещено равновесие. Ответ подтвердить количественными данными.

7. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу:

а) нитрат аммония; б) хлорид хрома (III); в) арсенат натрия; г) бромид лития? Для этих солей записать ионные и молекулярные уравнения гидролиза, указать характер среды и pH.

8. Как изменится степень гидролиза солей при повышении температуры? Почему?

9. Вычислить константу и степень гидролиза ацетата натрия (CH_3COONa) в 0,01 М растворе.

Вариант 3

1. Написать уравнения для процесса диссоциации: метамышьяковой кислоты (HAsO_3), селенистой кислоты (H_2SeO_3), гидроксида магния, гидроксида аммония. Записать выражения для констант диссоциации этих соединений.

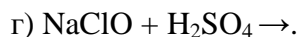
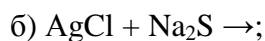
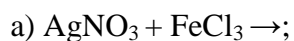
2. Вычислить степень диссоциации, концентрацию ионов водорода и pH в 0,01 М растворе циановодородной кислоты. Как изменится $[\text{H}^+]$ и pH при добавлении в раствор 0,1 моль/л цианида калия?

3. Имеется два раствора, для которых $\text{pH} = 6$ и $\text{pH} = 10$. В каком растворе концентрация ионов водорода $[\text{H}^+]$ больше и во сколько раз? Чему равна концентрация гидроксид-анионов $[\text{OH}^-]$ в каждом растворе?

4. Сколько единичных ионов водорода содержится в 1 л чистой воды? Сколько недиссоциированных молекул воды приходится на 1 ион водорода?

5. К 0,01 Н раствору серной кислоты добавляют медленно раствор, содержащий 0,01 моль/л хлорида кальция и 0,001 моль/л хлорида стронция. Будут ли выпадать осадки сульфатов кальция и стронция? Если да, то какой осадок выпадет раньше?

6. Закончить уравнения реакций, записать ионные уравнения:



Определить, обратимы или необратимы эти реакции. Для обратимых указать, в какую сторону смещено равновесие. Ответ подтвердить количественными данными.

7. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: а) нитрат кальция; б) цианид кальция; в) сульфат меди (II); г) сульфид лития? Для гидролизующихся солей записать ионные и молекулярные уравнения гидролиза. Указать характер среды и pH.

8. Указать, не производя расчетов, в каком из растворов солей – нитрата кальция или цианида кальция – с одинаковой молярной концентрацией больше pH и почему?

9. Вычислить константу и степень гидролиза гипохлорита натрия (NaClO) в 0,1 М растворе.

Вариант 4

1. Написать уравнения для процесса диссоциации азотистой кислоты, ортомышьяковой кислоты, гидроксида висмута (III). Написать выражения для констант диссоциации.

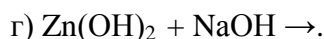
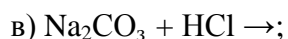
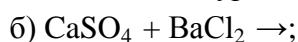
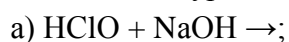
2. Вычислить степень диссоциации и концентрацию гидроксид-анионов в 0,1 М растворе гидроксида аммония. Найти массу хлорида аммония, который следует прибавить к 1 л такого раствора, чтобы концентрация гидроксид-анионов стала равной 10^{-5} моль/л.

3. Чему равна концентрация ионов водорода и pH в растворе, в котором концентрация гидроксид-анионов равна 10^{-5} моль/л?

4. Найти количество единичных ионов водорода H^+ и гидроксид-анионов в 1 мл раствора, в котором концентрация гидроксид-анионов равна 10^{-5} моль/л.

5. Будет ли выпадать осадок при смешении 100 мл 0,02 М раствора нитрата свинца (II) с 200 мл 0,2 М раствора серной кислоты?

6. Закончить уравнения реакций, написать ионные уравнения:



Определить, обратимы или необратимы эти реакции. Для обратимых реакций указать, в какую сторону смещено равновесие. Ответ подтвердить количественными данными.

7. Какие из перечисленных ниже солей подвергаются гидролизу: а) бромид аммония; б) нитрат никеля (II); в) сульфат натрия; г) сульфит натрия? Для гидролизующихся солей записать ионные и молекулярные уравнения гидролиза, указать характер среды и pH.

8. Какими способами можно уменьшить степень гидролиза нитрата никеля? Ответ обосновать.

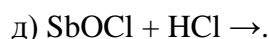
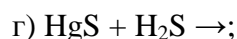
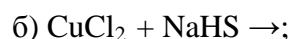
5. В венозной крови растворенный углекислый газ образует угольную кислоту, которая диссоциирует по уравнению: $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$.

Найдите отношение концентраций $[\text{HCO}_3^-] : [\text{H}_2\text{CO}_3]$, если pH крови равно 7,4.

6. Навеску слабой одноосновной кислоты массой 4,14 г растворили в 100 мл воды и получили раствор с плотностью $1,03 \text{ г/см}^3$, в котором суммарное число ионов водорода и кислотного остатка оставляет $15,36 \cdot 10^{20}$. Степень диссоциации кислоты в растворе равна 1,42 %. На основании этих данных установите молярную массу кислоты, приведите ее формулу и вычислите константу диссоциации.

7. Значение pH 0,226%-ного водного раствора одноосновной кислоты равно 2,536. После двукратного разбавления (по отношению к первоначальному объему) значение возросло до 2,692. Рассчитать константу диссоциации кислоты, молярную концентрацию кислоты в исходном растворе, молярную массу и формулу кислоты, если ее плотность равна 1 г/см^3 .

8. Закончить уравнения реакций, записать ионные уравнения:



ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

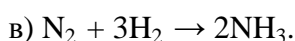
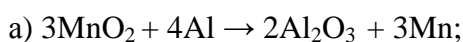
Вариант 1

1. Определить степень окисления:

а) сурьмы в соединениях, представленных формулами: H_3SbO_4 ; H_7SbO_6 ; HSbO_2 ;

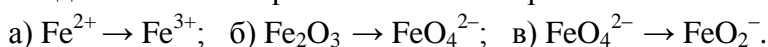
б) кобальта в ионах: $[\text{CoF}_6]^{3-}$; CoOH^+ ; $\text{Co}(\text{OH})_2^+$.

2. Определить, какие из приведенных ниже реакций являются окислительно-восстановительными:

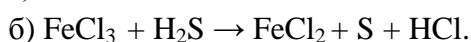


3. Определить степень окисления железа в следующих частицах: Fe ; $(\text{FeO}_2)^-$; $(\text{FeOH})^+$; $(\text{FeO}_4)^{2-}$. Указать, в какой из данных частиц железо должно проявлять свойства только восстановителя; только окислителя; и окислителя, и восстановителя. Ответ обосновать.

4. Для ниже приведенных реакций указать тип процесса (окисление или восстановление) и число отдаваемых или принимаемых электронов:



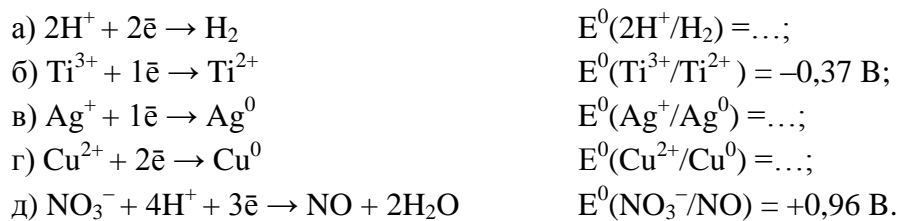
5. Подобрать коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:



6. Подобрать коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции ионно-электронным методом:



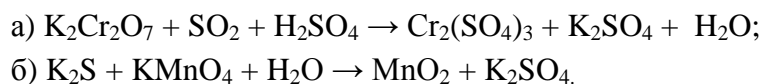
7. Какой (какие) из следующих процессов можно использовать для окисления Γ до I_2 ($E^0(\text{I}_2/2\Gamma) = +0,53 \text{ В}$):



Недостающие значения E^0 найти в справочнике.

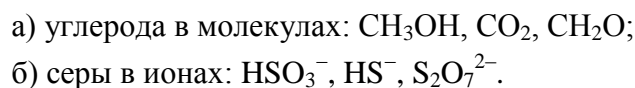
8. Написать процессы, идущие на электродах, при электролизе водного раствора нитрата серебра на серебряных электродах.

9. Расставить коэффициенты электронно-ионным методом, обосновать возможность самопроизвольного протекания процесса:

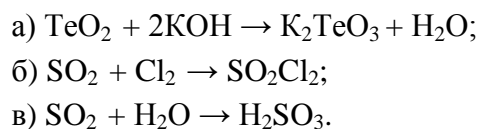


Вариант 2

1. Определить степень окисления:

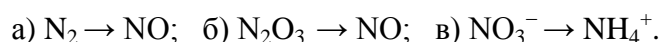


2. Определить, какие из нижеприведенных реакций являются окислительно-восстановительными:

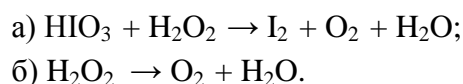


3. Определить степень окисления азота в следующих частицах: N_2 ; $(\text{NO}_2)^-$; $(\text{NH}_4)^+$; $(\text{NO}_3)^-$. Указать, в какой из данных частиц азот должен проявлять только восстановительные свойства; только окислительные свойства; свойства и окислителя, и восстановителя. Ответ обосновать.

4. Для нижеприведенных реакций указать тип процесса (окисление или восстановление) и число отдаваемых или принимаемых электронов:



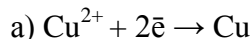
5. Подобрать коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:



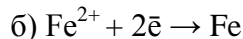
6. Подобрать коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции ионно-электронным методом:



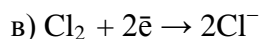
7. Какой из нижеприведенных процессов можно использовать для окисления Sn^{2+} до Sn^{4+} , если $E^0(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = +0,15 \text{ В}$:



$$E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = \dots;$$



$$E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = \dots;$$



$$E^0(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = +1,36\text{В};$$

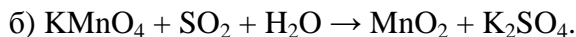
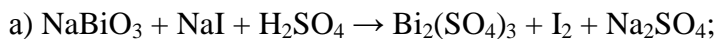


$$E^0(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = +1,51\text{В}.$$

Недостающие значения E^0 найти в справочнике.

8. Написать процессы, идущие на электродах, при электролизе водного раствора гидроксида калия на инертных электродах.

9. Расставить коэффициенты электронно-ионным методом, обосновать возможность самопроизвольного протекания процесса:

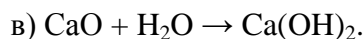
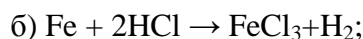
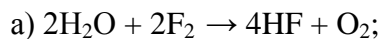


Вариант 3

1. Определить степень окисления:

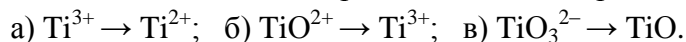


2. Определить, какие из приведенных ниже реакций относятся к окислительно-восстановительным:



3. Определить степень окисления титана в следующих частицах: Ti ; $(\text{TiO})^{2+}$; $(\text{TiOH})^{2+}$; $(\text{TiO}_3)^{2-}$. Указать, в какой из данных частиц титан должен проявлять свойства только восстановителя; только окислителя; и восстановителя, и окислителя.

4. Для нижеприведенных реакций указать тип процесса (окисление или восстановление) и число отдаваемых или принимаемых электронов:



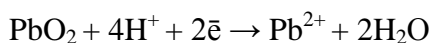
5. Подобрать коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:



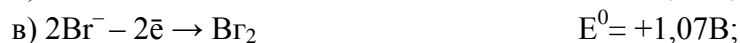
6. Подобрать коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции ионно-электронным методом:



7. Определить, какие из галогенид-ионов могут быть окислены оксидом свинца (IV) в кислой среде, если для процесса:



стандартный электродный потенциал $E^0 = +1,45\text{В}$, а для процессов:



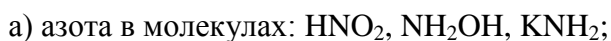
8. Написать процессы, идущие на электродах, при электролизе водного раствора нитрата серебра на инертных электродах.

9. Расставить коэффициенты электронно-ионным методом, обосновать возможность самопроизвольного протекания процесса:

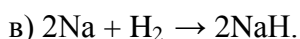
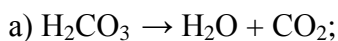


Вариант 4

1. Определить степень окисления:

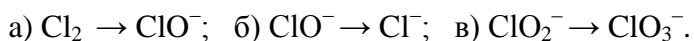


2. Определить, какая (какие) из приведенных ниже реакций относится к окислительно-восстановительным:

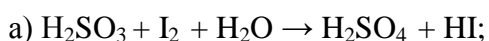


3. Определить степень окисления хлора в следующих частицах: Cl^- , Cl_2 , $(\text{ClO}_2)^-$, $(\text{ClO}_4)^-$. Указать, в какой из данных частиц хлор должен проявлять свойства только окислителя; только восстановителя; и окислителя, и восстановителя. Ответ обосновать.

4. Для нижеприведенных реакций указать тип процесса (окисление или восстановление) и число отданных или принятых электронов:



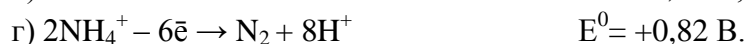
5. Подобрать коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:



6. Подобрать коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции ионно-электронным методом:



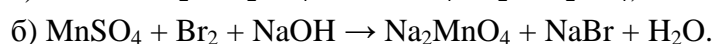
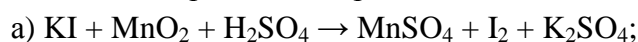
7. Какой (какие) из ионов: Br^- ; Sn^{2+} ; Ti^{2+} или NH_4^+ можно использовать для восстановления иона водорода ($2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$), если:



Недостающее значение E^0 найти в справочнике.

8. Написать процессы, идущие на электродах, при электролизе водного раствора сульфата натрия на инертных электродах.

9. Расставить коэффициенты электронно-ионным методом, обосновать возможность самопроизвольного протекания процесса:



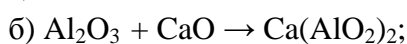
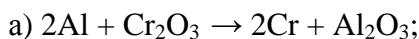
Вариант 5

1. Определить степень окисления:

а) йода в соединениях: HI ; H_5IO_6 ; HIO_3 ;

б) марганца в ионах: MnO_4^{4-} ; MnO_4^- ; MnO_4^{2-} .

2. Определить, какие из ниже приведенных реакций относятся к окислительно-восстановительным:

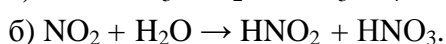


3. Определить степень окисления селена в следующих частицах: H_2Se , Se , $(\text{SeO}_4)^{2-}$, $(\text{SeO}_3)^{2-}$. Указать, в какой из данных частиц селен должен проявлять свойства только окислителя; только восстановителя; и окислителя, и восстановителя. Ответ обосновать.

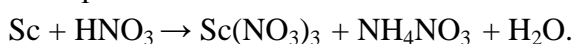
4. Для нижеприведенных реакций указать тип процесса (окисление или восстановление) и число отданных или принятых электронов:



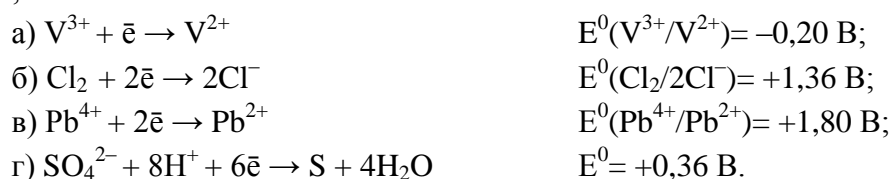
5. Подобрать коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса:



6. Подобрать коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции ионно-электронным методом:



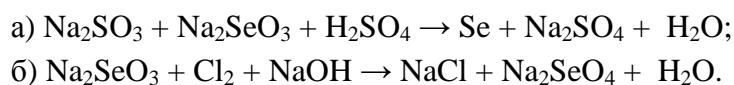
7. Какие из окислителей: V^{+3} , Cl_2 , Pb^{+4} , SO_4^{2-} можно использовать для окисления Fe^{+2} до Fe^{3+} , если:



Электродный потенциал для процесса окисления Fe^{+2} до Fe^{3+} приведен в справочнике.

8. Написать процессы, идущие на электродах, при электролизе водного раствора сульфата никеля на никелевых электродах.

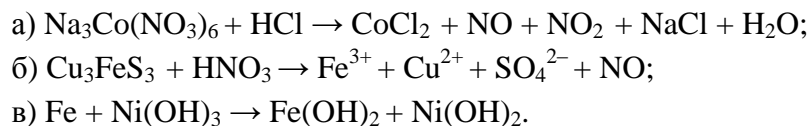
9. Расставить коэффициенты электронно-ионным методом, обосновать возможность самопроизвольного протекания процесса:



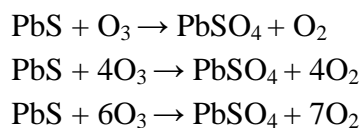
Вариант 6

1. Определите степени окисления в следующих соединениях фосфора: P_4 , PH_3 , H_3PO_2 , $P(C_6H_5)_5$, $P(NCS)_3$, $P(NH_2)_3$, P_4S_5 , $(NPCl_2)_3$. Какими свойствами (окислительными или восстановительными) обладает фосфор в этих соединениях.

2. Подобрать коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительных реакций ионно-электронным методом:

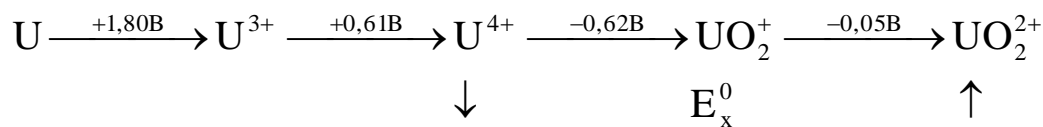


3. Реакция взаимодействия сульфида свинца с озоном может быть записана множеством уравнений:



Какое из этих уравнений записано правильно?

4. Найдите неизвестный окислительно-восстановительный потенциал (E_x^0) в 1 М растворе по схеме:



ВОДОРОД. КИСЛОРОД

Вариант 1

1. Назвать оксиды FeO, WO₃, P₂O₅, CO. Определить тип каждого оксида. Написать формулы соответствующих им гидроксидов (оснований, кислот).
2. Используя справочные данные, определить тепловой эффект реакции горения H₂. Рассчитать количество теплоты, выделяемой при сгорании:
 - а) 1 кг топлива;
 - б) 1 кг смеси топлива и окислителя (в эквивалентном соотношении).
3. Написать уравнение реакции восстановления оксида свинца (II) водородом. Используя справочные данные, рассчитать, возможна ли эта реакция при стандартных условиях.
4. Рассчитать массы 3%-го раствора H₂O₂ и кристаллического KMnO₄, вступивших в реакцию, если в результате выделилось 1,12 мл кислорода (объем измерен при н.у.).
5. Закончить уравнения реакций, подобрать коэффициенты:
 - а) методом электронного баланса:
$$\text{O}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$$
 - б) электронно-ионным методом:
$$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \dots$$
6. Используя метод МО ЛКАО, построить энергетические диаграммы для молекулы O₂ и иона O₂²⁻. Дать сравнительную характеристику этих частиц по энергии и длине химической связи, магнитным свойствам.

Вариант 2

1. Назвать оксиды V₂O₅, CaO, NO, SiO₂. Определить тип каждого оксида. Написать формулы соответствующих им гидроксидов (оснований, кислот).
2. Используя справочные данные, определить тепловой эффект реакции горения водорода во фторе. Рассчитать количество теплоты, выделяемой при сгорании:
 - а) 1 кг топлива;
 - б) 1 кг смеси топлива и окислителя (в эквивалентном соотношении).
3. Написать уравнение реакции восстановления оксида железа (II) водородом. Используя справочные данные, рассчитать, возможна ли эта реакция при стандартных условиях.
4. Определить объем кислорода (н.у.), выделяющегося при разложении пероксида водорода, содержащегося в 1 кг 4%-го раствора.
5. Закончить уравнения реакций, подобрать коэффициенты:
 - а) методом электронного баланса:
$$\text{O}_3 + \text{NO}_2 \rightarrow \dots$$
 - б) электронно-ионным методом:
$$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KCrO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$$

6. Используя метод МО ЛКАО, построить энергетические диаграммы для молекулы O_2 и иона O_2^+ . Дать сравнительную характеристику этих частиц по энергии и длине химической связи, магнитным свойствам.

Вариант 3

1. Назвать оксиды Li_2O , SO_2 , PbO_2 , SiO . Определить тип каждого оксида. Написать формулы соответствующих им гидроксидов (оснований, кислот).

2. Используя справочные данные, определить тепловой эффект реакции горения SiH_4 . Рассчитать количество теплоты, выделяемой при сгорании:

а) 1 кг топлива;

б) 1 кг смеси топлива и окислителя (в эквивалентном соотношении).

Учесть, что $\Delta H_{f,298}^0(SiH_4) = 30,5$ кДж/моль.

3. Написать уравнение реакции восстановления оксида магния водородом. Используя справочные данные, рассчитать, возможна ли эта реакция при стандартных условиях.

4. Определить объем водорода, выделяющийся при взаимодействии с водой гидроксида кальция массой 5,5 г. Объем измерен при н.у.

5. Закончить уравнения реакций, подобрать коэффициенты:

а) методом электронного баланса:



б) электронно-ионным методом:

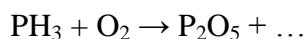


6. Используя метод МО ЛКАО, построить энергетические диаграммы для молекулы He_2 и иона He_2^+ . Дать сравнительную характеристику этих частиц по энергии и длине химической связи, магнитным свойствам.

Вариант 4

1. Назвать оксиды La_2O_3 , Cl_2O , Nb_2O_5 , CO . Определить тип каждого оксида. Написать формулы соответствующих им гидроксидов (оснований, кислот).

2. Используя справочные данные, определить тепловой эффект реакции



Рассчитать количество теплоты, выделяемой при сгорании:

а) 1 кг топлива;

б) 1 кг смеси топлива и окислителя (в эквивалентном соотношении).

3. Написать уравнение реакции восстановления оксида титана (II) водородом. Используя справочные данные, рассчитать, возможна ли эта реакция при стандартных условиях.

4. Рассчитать массы BaO_2 и 20%-го раствора H_2SO_4 , которые потребуются для получения 120 кг 30%-го раствора H_2O_2 .

5. Закончить уравнения реакций, подобрать коэффициенты:

а) методом электронного баланса:



б) электронно-ионным методом:



6. Используя метод МО ЛКАО, построить энергетические диаграммы для молекулы He_2 и иона He_2^+ . Дать сравнительную характеристику этих частиц по энергии и длине химической связи, магнитным свойствам.

Вариант 5

1. Назвать оксиды SrO , As_2O_5 , MnO_3 , ZnO . Определить тип каждого оксида. Написать формулы соответствующих им гидроксидов (оснований, кислот).

2. Используя справочные данные, определить тепловой эффект реакции горения $\text{B}_2\text{H}_6(\text{ГАЗ})$. Рассчитать количество теплоты, выделяемой при сгорании:

а) 1 кг топлива;

б) 1 кг смеси топлива и окислителя (в эквивалентном соотношении).

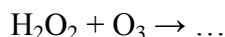
Учесть, что $\Delta H_{f,298}^0(\text{B}_2\text{H}_6(\text{ГАЗ})) = + 31,4 \text{ кДж/моль}$.

3. Написать уравнение реакции восстановления водородом оксида алюминия. Используя справочные данные, рассчитать, возможна ли эта реакция при стандартных условиях.

4. Определить массу хлората калия (содержащего 4% примесей), необходимую для получения 25 л кислорода при н.у.

5. Закончить уравнения реакций, подобрать коэффициенты:

а) методом электронного баланса:



б) электронно-ионным методом:



6. Используя метод МО ЛКАО, построить энергетические диаграммы для молекулы O_2 и иона O_2^- . Дать сравнительную характеристику этих частиц по энергии и длине химической связи, магнитным свойствам.

Вариант 6

1. Назвать оксиды TiO_2 , SnO_2 , N_2O_4 , XeO_3 , ClO_2 , Br_3O_8 . Определить тип каждого оксида. Написать формулы соответствующих гидроксидов.

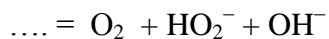
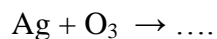
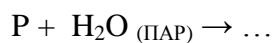
2. При 1279 К константа равновесия процесса $\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$ равна 1. Определить равновесное содержание водорода (в %).

3. Определить массовые доли оксида и пероксида кальция в смеси, если при обработке навески массой 362 г эквивалентным количеством H_2SO_4 получилось 100 г раствора пероксида водорода с массовой долей H_2O_2 3 %.

4. Закончить уравнения реакций, подобрать коэффициенты методом электронного баланса:

1) указать, какое из уравнений реально описывает окисление сульфида свинца озонем;

2) восстановить левую часть уравнений:



Написать полное уравнение.

5. Построить диаграмму энергетических уровней молекулы H_2O , распределить электроны по орбиталям и записать электронную формулу этой молекулы.

6. Построить энергетическую диаграмму для первого и второго возбужденных состояний молекулы кислорода.

7. Для какой молекулы – O_2 или O_3 – величина энергии сродства к электрону выше? Ответ обосновать.

8. Смесь, содержащую равное количество оксидов двухвалентных металлов, восстановили при нагревании водородом. Масса смеси уменьшилась на 78,45 г. Определить состав смеси оксидов.

ТАБЛИЦА ВАРИАНТОВ РАБОТ ПО ТЕМАМ

Получение и свойства основных классов неорганических соединений

№ варианта	Номера опытов				
I	1.1	2.2	3.1	4.1.2	5
II	1.2	2.3	3.2	4.2	5
III	2.1	2.4	4.1.1	4.3	5

Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Катализ

№ варианта	Номера опытов				
I	1	2	3.1	4	5.1
II	1	2	3.2	4	5.2
III	1	2	3.1	4	5.1
IV	1	2	3.2	4	5.2
V	1	2	3.1	4	5.1
VI	1	2	3.2	4	5.2
VII	1	2	3.1	4	5.1
VIII	1	2	3.2	4	5.2

Электролитическая диссоциация

№ варианта	Номера опытов				
I	1	2.1	3	4.1	5.1
II	1	2.2	3	4.2	5.2
III	1	2.1	3	4.1	5.1
IV	1	2.2	3	4.2	5.2
V	1	2.1	3	4.1	5.1
VI	1	2.2	3	4.2	5.2
VII	1	2.1	3	4.1	5.1
VIII	1	2.2	3	4.2	5.2

Реакции в растворах электролитов. Производство растворимости. Гидролиз солей

№ варианта	Номера опытов											
	Реакции в растворах электролитов					Гидролиз солей						
I	1.1	3	4	5	6	1	2	3	4	5	6	7
II	1.2	3	4	5	6	1	2	3	4	5	6	7
III	2	3	4	5	6	1	2	3	4	5	6	7
IV	1.1	3	4	5	6	1	2	3	4	5	6	7
V	1.2	3	4	5	6	1	2	3	4	5	6	7
VI	2	3	4	5	6	1	2	3	4	5	6	7
VII	1.2	3	4	5	6	1	2	3	4	5	6	7
VIII	2	3	4	5	6	1	2	3	4	5	6	7

Окислительно-восстановительные процессы

№ варианта	Номера опытов								
I	1.1	1.2.1	1.2.2	1.3.1	2.1.1	2.3.1	3.1.1	3.1.2	
II	1.1	1.2.1	1.2.2	1.3.2	2.1.2	2.3.2	3.2.1	3.2.2	
III	1.1	1.2.1	1.2.2	1.4	2.2	3.2.1	3.2.3	4	

Водород, кислород и их соединения

№ варианта	Номера опытов												
I	1	2	3	4	5	6	7.1	8.1	9	10	11.1	12.1	13
II	1	2	3	4	5	6	7.2	8.2	9	10	11.2	12.2	13
III	1	2	3	4	5	6	7.1	8.3	9	10	11.1	12.1	13
IV	1	2	3	4	5	6	7.2	8.4	9	10	11.2	12.2	13
V	1	2	3	4	5	6	7.1	8.5	9	10	11.1	12.1	13
VI	1	2	3	4	5	6	7.2	8.6	9	10	11.2	12.2	13
VII	1	2	3	4	5	6	7.1	8.1	9	10	11.1	12.1	13
VIII	1	2	3	4	5	6	7.2	8.2	9	10	11.2	12.2	13

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Абрамычева Н.Л. Практикум по общей химии [Электронный ресурс]: учебное пособие / Н.Л. Абрамычева, Л.М. Азиева, О.В. Архангельская. – Электрон. текстовые данные. – М.: Московский гос. ун-т им. М.В. Ломоносова, 2005. – 336 с. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/13106>.
2. Аликберова Л.Ю. Практикум по общей и неорганической химии: учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / Л.Ю. Аликберова, Р.А. Лидин, В.А. Молочко [и др.]. – М.: Владос, 2004. – 320 с.
3. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник / Н.С. Ахметов – СПб.: Лань, 2014. – 752 с.
4. Воробьев А.Ф. Практикум по неорганической химии / А.Ф. Воробьев, С.И. Дракин. – М.: АЛЪЯНС, 2004. – 249 с.
5. Воскресенский П.И. Техника лабораторных работ / П.И. Воскресенский. – М.: Химия, 1973. – 717 с.
6. Захаров Л.Н. Начала техники лабораторных работ / Л.Н. Захаров. – Л.: Химия, 1981. – 192 с.
7. Карапетьянц М.Х. Общая и неорганическая химия / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – М.: Химия, 2000.
8. Коровин Н.В. Общая химия / Н.В. Коровин. – М.: Высш. шк., 2007. – 557 с.
9. Костоусова О.Ю. Лабораторный практикум по общей химии / О.Ю. Костоусова, Л.С. Малофеева. – М.: Форум, 2008. – 143 с.
10. Краткий справочник физико-химических величин / под ред. А.А. Равделя и А.М. Пономаревой. – СПб.: Специальная литература, 1999.
11. Лидин Р.А. и др. Справочник по неорганической химии. Константы неорганических веществ / Р.А. Лидин, Л.Л. Андреева, В.А. Молочко; под ред. Р.А. Лидина. – М.: Химия, 1996.
12. Лидин Р.А. Справочник по общей и неорганической химии / Р.А. Лидин. – М.: Просвещение: уч. лит., 1997.
13. Маренкова Л.И. Руководство к лабораторно-практическим занятиям по общей химии [Электронный ресурс]: учебное пособие для студентов / Л.И. Маренкова, О.И. Бибик, Н.Г. Демидова. – Электрон. текстовые данные. – Кемерово: Кемеровская государственная медицинская академия, 2008. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/6210>.
14. Некоторые вопросы общей химии: методические рекомендации / сост. Н.А. Бахарев [и др.]. – Челябинск: ЧГПУ, 2006. – 115 с.

15. Павлов Н.Н. Общая и неорганическая химия [Текст] учебник для вузов / Н.Н. Павлов. – Изд. 3-е, испр. и доп. – СПб.: Лань, 2011.
16. Практикум по неорганической химии: учеб. пособие для студентов пед. ин-тов / Л.В. Бабич, С.А. Балезин, Ф.Б. Гликина [и др.]. – 4-е изд. перераб. – М.: Просвещение, 1991.
17. Пресс И.А. Основы общей химии [Электронный ресурс]: учебное пособие / И.А. Пресс. – Электрон. текстовые данные. – СПб.: ХИМИЗДАТ, 2014. – 352 с. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/22542>.
18. Рабинович В.А. Краткий химический справочник / В.А. Рабинович, З.Я. Хавин. – Л.: Химия, Ленинградское отделение, 1991.
19. Свердлова Н.Д. Общая и неорганическая химия: Экспериментальные задачи и упражнения: учеб. пособие / Н.Д. Свердлова. – СПб.: Лань, 2013. – 352 с.
20. Справочные материалы по химии / сост. Е.Г. Турбина, В.А. Сычев, С.Г. Левина [и др.]. – 2-е изд., испр. и доп. – Челябинск: Изд-во ЧГПУ, 2004. – 140 с.
21. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия / Я.А. Угай. – М.: Высш. шк., 2007. – 356 с.
22. Юстратов В.П. Лабораторный практикум по неорганической химии [Электронный ресурс] / В.П. Юстратов, Л.А. Сенчурава, И.В. Проскунов. – Электрон. текстовые данные. – Кемерово: Кемеровский технолог. институт пищевой промышленности, 2007. – 106 с. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/14371>.

СОДЕРЖАНИЕ

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА	3
ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ лабораторных работ по общей и неорганической химии	3
ОБЩИЕ УКАЗАНИЯ к выполнению лабораторных работ	5
ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ	5
Техника безопасности при работе с реактивами в химической лаборатории	5
Обязанности дежурных	6
ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ	
ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ.....	7
1. Получение оксидов.....	7
2. Свойства кислот.....	8
3. Получение и свойства оснований.....	9
4. Получение и свойства солей.....	10
5. Генетическая связь между классами неорганических соединений.....	12
СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ.....	13
1. Влияние концентрации на скорость реакции.....	13
2. Влияние температуры на скорость реакции.....	14
3. Химическое равновесие и его смещение при изменении концентраций веществ.....	15
ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ.....	18
1. Приготовление растворов с заданной массовой долей вещества в растворе...	18
2. Приготовление раствора определенной молярной концентрации.....	21
3. Приготовление насыщенных растворов. Выращивание кристаллов.....	22
ОПРЕДЕЛЕНИЕ КРИСТАЛЛИЗАЦИОННОЙ ВОДЫ В КРИСТАЛЛОГИДРАТЕ СУЛЬФАТА МЕДИ (II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$	24
ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОТНОСИТЕЛЬНОЙ МОЛЕКУЛЯРНОЙ МАССЫ ОКСИДА УГЛЕРОДА (IV)	25
ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТНОЙ МАССЫ МАГНИЯ (ЦИНКА) МЕТОДОМ ВЫТЕСНЕНИЯ	27
СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. КАТАЛИЗ	29
1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ	29
2. Зависимость скорости реакции от температуры	30
3. Смещение химического равновесия при изменении температуры.....	31
4. Гомогенный катализ	34
5. Гетерогенный катализ	34

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ.....	36
1. Диссоциация солей	36
2. Сравнение химической активности сильных и слабых электролитов	36
3. Окраска индикаторов	37
4. Химическое равновесие в растворах электролитов	38
5. Ионные реакции в растворах электролитов	39
РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ.....	39
1. Реакция нейтрализации	39
2. Амфотерность	40
3. Действие сильной кислотой на соль слабой кислоты	41
4. Образование труднорастворимых солей	41
5. Зависимость растворимости осадков труднорастворимых электролитов от величины их произведения растворимости	42
6. Реакции, идущие с образованием летучего соединения	42
ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.....	43
1. Определение рН раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги	43
2. Реакция среды растворов солей при гидролизе	43
3. Исследование продуктов гидролиза	44
4. Влияние температуры на степень гидролиза	45
5. Влияние разбавления раствора на степень гидролиза	45
6. Обратимость гидролиза	46
7. Полный гидролиз	47
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ.....	48
1. Типичные окислители.....	48
2. Типичные восстановители.....	52
3. Вещества, проявляющие и окислительные и восстановительные свойства.....	54
4. Твердофазные реакции.....	57
ВОДОРОД, КИСЛОРОД И ИХ СОЕДИНЕНИЯ.....	58
1. Получение водорода действием металла на кислоту	58
2. Получение водорода действием металла на щелочь	58
3. Переливание водорода	59
4. Взрыв гремучего газа	59
5. Восстановление водородом оксида меди (II)	60
6. Восстановление перманганата калия атомарным водородом (в момент выделения)	61

7. Получение кислорода	61
8. Окислительные свойства кислорода	63
9. Обнаружение пероксида водорода	66
10. Каталитическое разложение пероксида водорода	67
11. Окислительные свойства пероксида водорода	68
12. Восстановительные свойства пероксида водорода	68
13. Отбелка пероксидом водорода	69

ЗАДАНИЯ ДЛЯ ВНЕАУДИТОРНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ

ДИСЦИПЛИНЫ «ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ». «ВВЕДЕНИЕ В ХИМИЮ»

Основные понятия и законы химии.....	70
Классы неорганических соединений. Генетическая связь между ними.....	71
Строение атома. Периодический закон.....	73
Химическая связь.....	75
Закономерности протекания реакций.....	76
Способы выражения состава растворов.....	78
Растворы электролитов.....	79
Окислительно-восстановительные процессы.....	81

ДИСЦИПЛИНА «ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Классификация и номенклатура неорганических соединений.....	83
Газовые законы.....	86
Химический эквивалент.....	88
Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.....	91
Химическая связь и строение молекул.....	100
Основы химической термодинамики.....	103
Химическая кинетика и химическое равновесие.....	107
Способы выражения состава растворов.....	112
Растворы электролитов.....	115
Окислительно-восстановительные реакции.....	119
Водород. Кислород.....	125

ТАБЛИЦА ВАРИАНТОВ РАБОТ ПО ТЕМАМ.....	129
---------------------------------------	-----

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА	131
--------------------------------	-----

Учебное издание

**ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ
ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

**РАБОЧАЯ ТЕТРАДЬ
Часть I**

Составитель:

Карпенко Ирина Геннадьевна

Работа рекомендована РИСом университета.

Протокол № 13 (пункт 11) от 19.12.2016 г.

Экспертиза В.А. Сычев

Издательство ЮУрГГПУ

454080, г. Челябинск, пр. Ленина, 69

Редактор О.В. Угрюмова

Компьютерная верстка О.М. Нежиренко

Бумага типографская

Объем 5,23 уч.-изд. л. (8,5 п. л.)

Формат 60x84/8

Подписано в печать 09.01.2017

Тираж 100 экз.

Заказ №

Отпечатано с готового оригинал-макета

в типографии ЮУрГГПУ

454080, г. Челябинск, пр. Ленина, 69